DICTIONNAIRE

DE CHIMIE

Ref
QD5
V3

LIBRERIA Francesa,
Española Inglesa é Italiana,
DE MASSONÉ HIJO,
Calle de Erfurth, Nº 3.
EN PARIS.

Ref.

DICTIONNAIRE
DE CHIMIE.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Ref QD6 V3

Cet ouvrage se trouve aussi :

A PARIS,

Chez URBAIN CANEL, rue Saint-Germain-des-Prés, n° 12.
PONTHIEU, Palais-Royal, galerie de bois.
CHARLES BÉCHET, quai des Augustins, n. 57.

A L'ÉTRANGER.

A MONS, chez Leroux.
A GAND, chez Dujardin.
A LIÉGE, chez Desoër.
A GENÈVE, chez Paschoud et Cherbuliez.
A LAUSANNE, chez Rouillez et Corbaz.
A MILAN, chez Bocca.
A TURIN, chez Bocca.

EN FRANCE,

DANS LES DÉPARTEMENS.

AGEN, Noubel.
AIX, Terris.
BESANÇON, Bintot.
BREST, Hébert.
BOULOGNE-SUR-MER, Griset, aîné.
BORDEAUX, Lawalle, Gassiot, Mad. v^e. Bergeret.
BOURGES, Gilles.
CAEN, Manoury.
CALAIS, Leleu.
CHALONS-SUR-MARNE, Delespinasse.
DIJON, Gaulard - Marin.
HAVRE, Chapelle.
LYON, Targe, Chambet, père, Lusy.
MANS, Pesche, Belon.
MARSEILLE, Camoins, Chaix, Masvert, Mossy.
MONTPELLIER, Sevalle.
NANTES, Mellinet - Malassy.
NISMES, Gaude.
ROUEN, Frère, Gaudin, Vallée, v^e Renault.
SAINTES, Charrier.
SAINT-ÉTIENNE, Motte.
SEDAN, Javaux.
STRASBOURG, Heitz.
TOULON, Bellue.
TOULOUSE, Sénac, Dagallier.
VALENCIENNES, Lemaître.

Paris, imprimerie de MARCHAND DU BREUIL, rue de la Harpe, n° 80.

DICTIONNAIRE
DE CHIMIE,

CONTENANT

LES PRINCIPES, LES THÉORIES NOUVELLES DE CETTE SCIENCE, ET SES APPLICATIONS AUX ARTS, AUX MANUFACTURES ET A LA MÉDECINE.

PAR

G. L. BRISMONTIER, H. LE COQ ET A. BOISDUVAL.

AVEC UNE LETTRE APPROBATIVE

A L'UN DES AUTEURS

PAR M. VAUQUELIN,

Membre de l'Ordre royal de la Légion-d'Honneur, de l'Ordre royal de Saint-Michel, directeur de l'École de pharmacie de Paris, professeur de chimie au Jardin du Roi, membre de l'institut, de l'Académie royale de médecine, etc. etc.

A PARIS,

Chez { AUDIN, Libraire, quai des Augustins, n° 25;
CREVOT, Libraire, rue de l'École de Médecine, n° 25, près celle de la Harpe.

1826.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Sous-presse,

DU MÊME AUTEUR:

PHARMACIE ÉLÉMENTAIRE EN 24 LEÇONS, ou Manuel de l'élève en pharmacie, 1 gros vol. in-12. 7 fr. 50 c.

Paris, le 31 juillet 1825.

Monsieur,

J'ai lu quelques articles de l'ouvrage que vous vous proposez de publier, & j'ai remarqué que les faits y sont exposés avec clarté & méthode, & qu'à en juger par ce que j'ai vu, l'ouvrage est au niveau de la science; enfin je pense qu'il pourra être utile aux commençans.

Agréez, Monsieur,
mes très-humbles salutations,

Vauquelin.

A M. BRISMONTIER,
à Paris.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTRODUCTION.

La Chimie en vingt-six leçons de M. Payen, publiée par notre éditeur, avait obtenu un si honorable succès, tant à cause de la clarté avec laquelle ce chimiste a résumé cette science, que par la méthode dont il s'est servi pour en faciliter l'étude aux gens du monde, que nous avons cru devoir, sous une autre forme, en offrir, comme lui, une histoire succincte et complète.

On s'étonnera peut-être de voir, réduits sous un aussi mince format, les dictionnaires compacts qui ont traité le même sujet; on se demandera si, malgré son exiguité, notre livre a tout réuni; ou bien encore si ce resserrement n'a pas nui à la clarté de nos développemens? C'est à notre ouvrage à répondre à ces questions; toutefois disons d'avance que nous ne craignons pas qu'on puisse nous faire le reproche d'avoir rien omis, peut-être même nous accusera-t-on plutôt d'avoir été trop exacts à reproduire les anciens noms qu'employaient les chimistes pour avoir occa-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

sion d'indiquer ceux sous lesquels ils sont maintenant connus : quant à la clarté nous croyons en avoir autant mis qu'en supportait l'explication des théories que nous avons indiquées, soigneux encore de renvoyer aux ouvrages plus étendus, lorsque nous avons supposé qu'ils pouvaient devenir utiles à nos éclaircissemens par l'importance du sujet dont nous traçions l'histoire et les phénomènes.

Quels qu'aient été nos soins, il ne faut pas cependant croire que notre dictionnaire puisse suffire à celui qui désirerait pénétrer dans toutes les profondeurs de la chimie; chacun sait qu'aucune science, qu'aucune langue ne peut être apprise seulement avec le secours d'un dictionnaire; l'ordre alphabétique dans lequel ce genre d'ouvrage est disposé s'oppose à ce qu'on procède méthodiquement à leur étude; mais il devient indispensable aux ouvrages élémentaires en ce sens qu'il facilite les recherches des élèves et d'un seul coup d'œil fixe leurs regards sur les propriétés des corps dont l'histoire est décrite. Autre chose est des gens du monde. Un dictionnaire scientifique et portatif devient leur unique *Vade mecum*; peu leur importe d'arriver par degrés à la connaissance de telle substance ou de telle combinaison; leur intention est d'en embrasser à-la-fois l'histoire en entier, pourvû que cette histoire rapide ne fatigue pas leur mémoire ou ne lasse pas leur curiosité. On n'arrive

pas à ce but avec les ouvrages élémentaires. Les plus méthodiques, les mieux divisés, transportent en dix, quinze, vingt endroits différens d'un ouvrage de quatre ou cinq volumes, l'histoire d'un corps : ainsi par exemple : qu'il s'agisse d'un métal; son extraction, ses propriétés physiques et chimiques, ses combinaisons diverses, les préparations qu'on lui fait subir, deviendront l'objet de chapitres différens qui mettront le lecteur, tant soit peu curieux, dans la nécessité d'ouvrir et de compulser tous les volumes afin d'avoir des notions exactes et précises.

Par ce que nous venons de dire, nous croyons avoir justifié la nécessité de notre travail: ne demeure-t-il pas en effet constant qu'il doit être utile aux élèves autant qu'indispensable aux gens du monde? ne tend-il pas à faciliter en outre l'étude de la chimie? Ces considérations ont dirigé nos efforts et fait éclore notre triple association. Nous avons pensé que dans le temps où nous vivons; que dans un siècle devenu raisonneur et savant, nos soins ne seraient pas inutiles: nous avions d'ailleurs pour garans de cette prévision les succès toujours croissans des ouvrages qui répandent le goût de la science, et les sciences elles-mêmes dans toutes les classes de la société. Cette disposition de notre âge n'est-elle pas bien naturelle? Quel plus noble usage l'homme peut-il faire de son intelligence que de l'appliquer à la connaissance de tout ce

qui l'environne? La chimie que l'on peut mettre en tête de toutes les sciences utiles, en raison des services qu'elle rend aux arts et à l'industrie, récompense avec usure du temps qu'on lui a consacré; aussi devient-elle chaque jour l'objet des récréations du savant et de l'observateur. Dépouillée des erreurs qui en rendaient, il y a trente ans encore, l'étude si difficile et si peu satisfaisante, elle peut maintenant devenir l'objet de toutes les investigations. La nature, si nous osons le dire, n'a plus de secrets pour le chimiste; il surprend la cause des phénomènes qui s'opèrent en ses atômes, il en calcule les effets, en trace les bornes, en isole les principes. Tels sont les heureux et rapides résultats de l'expérience, lorsque, dans un siècle de lumières, un demi-jour vient jeter quelques clartés sur le côté le plus obscur des connaissances humaines.

Un mot encore sur l'utilité de cet ouvrage. Le lecteur pressent bien que le langage chimique a dû subir les révolutions qui s'étaient opérées dans la science: en effet rien de plus grotesque que les noms qu'avaient donnés aux différentes préparations chimiques, les anciens auteurs: tantôt le nom de l'inventeur, tantôt l'aspect du produit, quelquefois ses propriétés avaient fait assigner à ces produits des noms plus ou moins bizarres; quelques-uns en comptaient jusqu'à cinq: l'élève se perdait dans cet amas de qualifications,

d'autant plns difficiles à retenir qu'elles ne disaient rien à son intelligence. Aussitôt que la chimie eut posé sur quelque chose de vrai, on s'est hâté de réformer ce langage, et c'est dans ces derniers temps seulement qu'il a pu définitivement être arrêté. Ce prodigieux amas de dénomination a fait sentir la nécessité de synonymies, ce vide a été rempli, mais au lieu d'un dictionnaire synonymique, on a divisé scientifiquement des listes où chaque corps a été rangé d'après sa nature et sa composition. Notre travail nous a conduits tout naturellement à en agir autrement: l'ordre alphabétique facilitant encore ce genre de recherches, nous avons relaté les noms anciens en renvoyant chaque fois, pour leur histoire, aux noms nouveaux, et autant que possible, nous avons agi, quand cela était utile, dans le sens contraire.

Du reste, nous ne terminerons pas une introduction que notre cadre nous a forcés de circonscrire, sans nous plaire à reconnaître que le mérite de notre travail est dû aux savans professeurs dont les recherches et les expériences nous ont été d'un si puissant secours; on remarquera d'ailleurs que dans aucuns cas nous n'avons indiqué de théories, tracé de préceptes, sans citer les auteurs auxquels nous les avions empruntés. La critique pourra reprocher à notre style quelque négligence, c'est ici un écueil que l'abondance des matières ne nous a pas toujours permis d'éviter; mais si

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

cette édition est jugée digne de remplir le but qui a dirigé nos efforts, nous nous proposons de profiter dans une édition suivante, de la bienveillance de ses conseils.

DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

A

Absorption. Phénomène qui a lieu dans les appareils, lorsque le vase distillatoire, qui est ordinairement une cornue, vient à se refroidir. La pression intérieure, qui auparavant surpassait celle de l'atmosphère, devient moindre, et force le liquide, dans lequel plongeait le tube, à remonter jusque dans la cornue; ce qui occasione souvent la rupture des vases et même la perte du produit. On remédie à ces inconvéniens par le moyen des tubes de sûreté. Les uns, dits tubes de Welter, sont à boule, et peuvent seuls s'opposer à l'ascension du liquide contenu dans le premier flacon, dans la cornue à laquelle il communique; les autres sont droits et s'adaptent généralement aux flacons plus ou moins nombreux qui terminent l'appareil de Woulf (v. *Appareil*). Ils ne doivent plonger que d'une très-petite dimension dans le liquide de ces flacons, et l'on doit observer que chacun de ces tubes garantit seulement le vase qui le porte de l'absorption du liquide contenu dans celui qui le suit.

Acétates. Combinaisons de l'acide acétique avec les bases salifiables. Ces sels offrent pour caractères d'être décomposables au feu, comme les sels végétaux; mais ils donnent la plupart, dans leur décomposition, un pro-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

cette édition est jugée digne de remplir le but qui a dirigé nos efforts, nous nous proposons de profiter dans une édition suivante, de la bienveillance de ses conseils.

DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

A

Absorption. Phénomène qui a lieu dans les appareils, lorsque le vase distillatoire, qui est ordinairement une cornue, vient à se refroidir. La pression intérieure, qui auparavant surpassait celle de l'atmosphère, devient moindre, et force le liquide, dans lequel plongeait le tube, à remonter jusque dans la cornue; ce qui occasione souvent la rupture des vases et même la perte du produit. On remédie à ces inconvéniens par le moyen des tubes de sûreté. Les uns, dits tubes de Welter, sont à boule, et peuvent seuls s'opposer à l'ascension du liquide contenu dans le premier flacon, dans la cornue à laquelle il communique; les autres sont droits et s'adaptent généralement aux flacons plus ou moins nombreux qui terminent l'appareil de Woulf (v. *Appareil*). Ils ne doivent plonger que d'une très-petite dimension dans le liquide de ces flacons, et l'on doit observer que chacun de ces tubes garantit seulement le vase qui le porte de l'absorption du liquide contenu dans celui qui le suit.

Acétates. Combinaisons de l'acide acétique avec les bases salifiables. Ces sels offrent pour caractères d'être décomposables au feu, comme les sels végétaux; mais ils donnent la plupart, dans leur décomposition, un pro-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

duit particulier auquel on a donné le nom d'esprit pyro-acétique (v. *ce mot*). Ce produit se forme en quantité d'autant plus grande, que l'acide a plus d'affinité pour la base, et *vice versâ*. Aussi l'acétate d'argent n'en donne pas, celui de cuivre en donne peu, et ceux de zinc, de manganèse en fournissent-ils une grande quantité. Or, comme cet esprit pyro-acétique est toujours formé aux dépens de la quantité d'acide acétique que l'on obtiendrait, on a soin de choisir pour la préparation de cet acide des acétates facilement décomposables par la chaleur, comme celui de cuivre. Le résidu de la décomposition est le métal réduit ou oxidé, selon son degré d'affinité pour l'oxigène, plus une certaine quantité de charbon. La plupart des acides minéraux décomposent les acétates : aucun n'est absolument insoluble dans l'eau : la solution de ceux qui sont très-solubles se décompose à la longue et donne lieu à des carbonates. D'après M. Berzelius, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 6,414. Nous ne ferons que citer les acétates de magnésie, de baryte, de strontiane, de cinchonine et de quinine.

Acétate d'alumine. Sel incristallisable employé dans la teinture. On l'obtient de la décomposition de l'alun, par l'acétate de plomb. La liqueur contient l'acétate d'alumine et un acétate alcalin de potasse ou d'ammoniaque : on l'emploie dans cet état. D'après M. Gay-Lussac, l'alun, les sulfates de magnésie, de soude et d'ammoniaque, l'hydro-chlorate de soude, le nitrate de potasse, peuvent le décomposer, tandis qu'il n'en est pas de même des chlorures de calcium, de barium, du nitrate de baryte et de l'acétate de plomb.

Acétate d'ammoniaque. Incristallisable : se prépare

en saturant par l'acide acétique le sous-carbonate d'ammoniaque bien pur, ou l'ammoniaque liquide. Il diffère de ce que l'on appelait en pharmacie esprit de mindérérus. Ce dernier se préparait en saturant par le vinaigre distillé le sous-carbonate d'ammoniaque huileux, qui provenait de la distillation de la corne de cerf. Il existe un acétate acide volatil qui cristallise en prismes déliés.

Acétate de chaux. Cristallise facilement en prismes allongés ; se prépare directement. On l'emploie comme réactif pour reconnaître la présence de l'acide oxalique : on le prépare en grand dans la purification de l'acide pyro-ligneux.

Acétate de cuivre. Le sous-deutacétate est connu sous les noms de *verdet*, *vert de gris* : il se prépare, dans quelques départemens du midi, en mettant en contact des lames de cuivre avec du marc de raisin : il faut éviter de le confondre avec celui que l'on observe souvent sur le cuivre et le bronze ; c'est toujours un carbonate. Le deutacétate neutre, connu sous le nom de *cristaux de Vénus*, se prépare en dissolvant le verdet dans le vinaigre, à l'aide de la chaleur. On laisse déposer ; on décante pour séparer de petits morceaux de cuivre ; on fait évaporer la liqueur, et les cristaux, qui sont des prismes rhomboïdaux, se déposent sur des bâtons fendus en croix que l'on a placés dans le liquide. Il se dissout dans l'eau et dans l'alcool : sa solution précipite en brun-maron par l'hydro-ferro-cyanate de potasse ; en bleu-clair par l'ammoniaque, et le précipité se redissout dans un excès de ce liquide ; en brun-noirâtre par l'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfures ; et si l'on y plonge une lame de fer, elle ne tarde pas à se couvrir d'une couche de cuivre métallique.

Acétate de fer. Il en existe trois; le tritacétate est le seul que l'on emploie dans la teinture : il est acide, rouge, incristallisable ; on le prépare en traitant, soumis au contact de l'air, la tournure de fer avec le vinaigre ou l'acide pyro-acétique.

Acétate de mercure. Le protacétate est le seul employé ; il est peu soluble dans l'eau froide, l'est davantage dans l'eau chaude ; il cristallise en petites paillettes brillantes ; on l'obtient par double décomposition, en versant, dans une solution neutre de proto-nitrate de mercure, une solution également neutre d'acétate de potasse : il est employé en pharmacie.

Acétate de morphine. Cristallise en aiguilles rayonnées, est peu soluble dans l'eau, mais s'y dissout facilement par l'addition d'une petite quantité d'acide acétique. Exposé à l'action de la pile, la morphine se porte au pôle négatif et l'acide acétique au pôle positif : il se comporte avec les réactifs à peu près comme la morphine ; il exerce une forte action sur l'économie animale. On le prépare directement, en combinant la morphine à l'acide acétique étendu d'eau distillée, et faisant évaporer la dissolution à une douce chaleur.

Acétate de plomb. L'acétate neutre est un sel blanc, sucré qui cristallise en prismes allongés quadrilatères, terminés par une pointe à deux faces. Il est efflorescent ; et l'eau qui en est saturée bout à la même température que l'eau pure. Il contient environ quatorze centièmes d'eau de cristallisation. On le connaît sous le nom de *sel de saturne*, *sucre de saturne*. On le prépare en grand dans les arts, en combinant directement la litharge au vinaigre de bois. Il jouit de la singulière propriété de dissoudre une certaine qualité de litharge, et

de se transformer en sous-acétate. C'est par ce procédé que l'on prépare ce dernier sel.

Le *sous-acétate* est connu sous le nom d'*extrait de saturne*. Il est susceptible de cristalliser, rougit le papier de curcuma, est moins soluble que l'acétate neutre. Tous les sels neutres peuvent décomposer sa solution, en donnant lieu à des sous-sels de plomb insolubles. Presque toutes les matières animales et végétales le décomposent aussi. Ces deux sels précipitent en blanc par l'acide carbonique, mais le précipité qui se forme dans le sous-acétate est bien plus abondant ; en noir par les hydro-sulfures alcalins ; en jaune serein par l'acide chromique ; en blanc par l'acide sulfurique, l'acide hydrochlorique et le carbonate de soude ; en blanc jaunâtre par la teinture de noix de galle.

Acétate de potasse. Il était connu autrefois sous le nom de *terre foliée de tartre*. C'est un sel blanc très-déliquescent, qui ne cristallise qu'en petites paillettes. Il est employé en médecine. Pour sa préparation, on choisit du sous-carbonate de potasse bien pur ; on met du vinaigre distillé dans un vase de bois, de faïence ou d'argent. On verse dans ce vinaigre, et par petites portions, le sous-carbonate de potasse en solution ; on agite, et l'on cesse lorsque la liqueur est encore légèrement acide. Alors on laisse déposer, on filtre pour séparer un peu de silice, que le sous-carbonate de potasse laisse toujours déposer, et l'on fait évaporer la liqueur presqu'à siccité. Il est nécessaire que l'acide soit un peu en excès, parce qu'il s'en évapore toujours une petite quantité pendant l'évaporation. La potasse alors serait prédominante, pourrait agir sur une matière végétale que contient le vinaigre, et colorerait la liqueur. C'est précisément pour

cette raison qu'il n'est pas indifférent de verser le vinaigre sur la potasse; car la portion de celle-ci, qui n'est pas carbonatée, agit sur la matière végétale du vinaigre et colore le sel; ce qui ne peut avoir lieu en versant peu à peu l'alcali dans l'acide. Si on veut obtenir ce sel parfaitement blanc, on le fond dans une bassine d'argent et on le coule. Il est alors entièrement noir, à cause d'un peu de charbon qui s'est formé aux dépens de l'acide acétique. On l'emploie dans cet état pour rectifier l'alcool; mais pour les usages de la médecine, on dissout cette masse noire dans l'eau distillée, on filtre la solution, on s'assure si elle est neutre, on y remédie, dans le cas où elle ne le serait pas, et l'on évapore doucement jusqu'à siccité, dans un bassin d'argent.

Acétate de soude. Il se prépare comme celui de potasse, mais il cristallise assez facilement. Ses cristaux ressemblent un peu à ceux du sulfate de soude dont on a troublé la cristallisation. Mais en versant dessus un peu d'acide sulfurique concentré, il est facile de les distinguer. On pourrait le confondre avec l'acétate de potasse, pourtant il en diffère en ce qu'il est toujours mieux cristallisé et qu'il est inaltérable à l'air. L'hydro-chlorate de platine peut aussi les faire distinguer, et dans le cas où l'on aurait un mélange des deux acétates, on pourrait encore les séparer par l'alcool à 40°, qui dissoudrait l'acétate de potasse, et n'attaquerait pas, du moins sensiblement, le sel à base de soude.

Acétites. Voy. *Acétates*.

Acides. Ce sont des composés, qui pour la plupart rougissent les couleurs bleues végétales, offrent une saveur plus ou moins aigre, se rendent au pôle positif de la pile, quand ils ne sont pas décomposés, et qui jouissent

tous de la propriété de se combiner aux oxides métalliques, à l'ammoniaque et aux bases salifiables végétales, de les neutraliser et de donner naissance à des composés nommés sels. Tous les acides sont plus ou moins solubles dans l'eau. On les a distingués en acides binaires, qui sont le résultat de la combinaison d'un corps combustible simple avec l'oxigène ou l'hydrogène, et les acides ternaires, qui résultent de la combinaison de plus de deux corps. Chacune de ces deux divisions a été elle-même partagée en deux sections. Dans la première division, on trouve les oxacides ou produits de la combinaison d'un corps simple avec l'oxigène, et les hydracides ou produits de la combinaison d'un corps simple avec l'hydrogène. On a subdivisé la seconde division en acides végétaux et en acides animaux. Tous ces acides, tantôt gazeux, tantôt liquides ou solides, présentent des caractères trop différens pour qu'il soit possible d'en offrir un tableau général.

Acide acéteux. Voy. *Acide acétique*.

Acide acétique. De tous les acides végétaux, l'acide acétique est le plus généralement répandu, le mieux connu, et celui dont les usages sont les plus multipliés. Également produit par la nature et par l'art, on le trouve dans un grand nombre de végétaux et de parties de végétaux. C'est un des produits principaux de la fermentation acide. On connaît sous le nom de vinaigre un mélange de cet acide avec une plus ou moins grande quantité d'eau, plus une matière muqueuse végétale, une petite quantité d'alcool et plusieurs sels en solution dans l'eau. Celui qui vient de la fermentation du vin contient une certaine quantité de tartrate acide de potasse que l'on peut obtenir par l'évaporation.

L'acide acétique pur cristallise ou plutôt se prend en une masse cristalline à 13° au-dessus de 0. Sa densité est de 1,063 à la température de 16°. Il est volatil. M. Mollerat, à qui l'on doit un travail très-intéressant sur cet acide, le regarde à 1,063 de densité, comme un composé de 11,92 d'eau et de 88,08 d'acide réel. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, il est composé de carbone 50,224, oxigène 44,147; hydrogène 5,629, ou bien en volume de 3 vol. d'oxigène, de 4 vol. de vapeur de carbone, et de 6 volumes d'hydrogène. On le retire ordinairement de l'acétate de cuivre, nommé cristaux de Vénus. A cet effet, on introduit ce sel dans une cornue de grès, on adapte une allonge et un récipient d'où part un tube qui s'engage sous l'eau. On chauffe lentement d'abord, et l'on augmente le feu progressivement. Il passe dans le récipient de l'acide acétique coloré en vert par une petite portion d'acétate qu'il a entraîné. Avant de l'employer, on le distille de nouveau, mais dans une cornue de verre. Il reste dans la cornue de grès une poudre d'un brun foncé, qui paraît être un mélange de cuivre métallique très-divisé avec un peu de charbon, et peut-être un peu de protoxide de cuivre. Dans les arts, on le retire aussi de l'acétate de soude; mais comme ce sel est assez difficile à décomposer, on aide sa décomposition par une quantité déterminée d'acide sulfurique qui donne lieu à du sulfate de soude. On l'obtient encore en purifiant l'acide pyro-liqueux ou acide acétique empyreumatique, qui provient de la carbonisation du bois en vaisseaux clos. On sépare d'abord l'huile ou le goudron liquide qui surnage le produit acide, et on sature ce dernier par la chaux. On obtient un acétate de chaux qui, par double décomposition avec le sulfate de soude, donne

lieu à du sulfate de chaux qui se précipite, et à un acétate de soude. On évapore la liqueur, et on obtient une masse cristalline imprégnée d'une assez grande quantité de goudron. On la purifie en chauffant assez fortement pour brûler le goudron, on délaye la matière brûlée dans l'eau, on filtre et l'on fait cristalliser. Il est souvent nécessaire de réitérer la cristallisation : pour obtenir des cristaux suffisamment purs, on les traite par l'acide sulfurique. L'acide acétique ainsi obtenu contient ordinairement une assez grande quantité d'acétate de soude, qui s'en sépare par la suite. On prépare un sel connu sous le nom de sel de vinaigre, en imprégnant des cristaux de sulfate de potasse, d'acide acétique concentré.

Acide aérien. Voy. *Acide carbonique.*

Acide allantoïque. Nom donné par M. Lassaigne à l'acide amniotique.

Acide ambréique. MM. Pelletier et Caventou ont découvert cet acide dans l'ambre gris. Il est jaune en masse, blanc quand il est divisé. Il fond au-dessus de 100°, ne donne pas d'ammoniaque dans sa décomposition, est peu soluble dans l'eau froide, se dissout plus facilement dans l'alcool et l'éther. L'ambréate de potasse précipite en jaune les sels solubles de chaux, de fer, de cuivre, de baryte, l'acétate de plomb, le nitrate d'argent, les chlorures d'étain, de mercure et d'or.

Acide amniotique. Cet acide, d'après MM. Vauquelin et Buniva, auxquels on en doit la découverte, est blanc solide, susceptible de cristalliser en aiguilles brillantes. Il donne, en se décomposant par la chaleur, tous les produits des matières azotées. Il offre, à un faible degré, les propriétés des acides. Il s'unit cependant à tous les alcalis, et donne lieu à des sels solubles dans l'eau. Il existe dans

l'eau de l'amnios ou peut-être dans l'eau de l'allantoïde de la vache.

ACIDE ANTIMONIEUX, ACIDE ANTIMONIQUE. Voyez *Oxides d'antimoine.*

ACIDE ARSENIEUX. Voy. *Oxide d'arsenic (Deuto).*

ACIDE ARSENIQUE. Blanc, solide, incristallisable, déliquescent, et par conséquent très-soluble. Il n'est pas volatil, rougit fortement la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique est 3,391. Il forme des sels solubles avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Les eaux de baryte, de chaux, forment dans sa solution des précipités blancs d'arseniates insolubles, mais solubles dans un excès d'acide arsenique. Il forme, dans les hydro-sulfates sulfurés, un précipité de soufre d'un blanc jaunâtre; dans le nitrate d'argent, un précipité d'un rouge-brique foncé, qui est de l'arseniate d'argent. L'acide arsénique n'exerce aucune action ni sur l'hydro-chlorate, ni sur l'acétate de cobalt; mais il précipite en rose, l'hydro-chlorate de cobalt ammoniacal : ce précipité est de l'arseniate de cobalt. Pour l'obtenir, on doit se servir d'une solution concentrée d'acide arsénique, et on ne doit en employer que 5 ou 6 gouttes; en effet si l'eau était peu chargée d'acide, le précipité serait bleu, légèrement violacé ou bleu rose, parce que l'hydro-chlorate de cobalt ammoniacal, susceptible de donner par l'eau des précipités de ces couleurs, serait décomposé par la grande quantité de ce liquide contenu dans la dissolution : d'une autre part, si on employait beaucoup trop d'acide, le précipité se redissoudrait à mesure qu'il serait formé. (Orfila, Toxic. générale, p. 237.)

On prépare l'acide arsénique en introduisant dans une cornue de verre assez grande, 1 partie d'arsenic blanc (deutoxide d'arsenic) avec 2 parties d'acide hydro-chlorique liquide, et 4 parties d'acide nitrique concentré. On adapte une allonge et un récipient, et on chauffe graduellement jusqu'à ce que le liquide soit en ébullition. On maintient la température jusqu'à ce qu'il soit en consistance sirupeuse; on le verse alors dans une capsule, et on le fait évaporer à siccité.

ACIDE BENZOÏQUE. Solide, blanc, volatil, susceptible de cristalliser en prismes allongés satinés; inodore lorsqu'il est pur, soluble dans 24 parties d'eau bouillante et 200 parties d'eau froide, dans 1 partie d'alcool bouillant, et dans 2 parties d'alcool à la température ordinaire; également soluble, sans se décomposer, dans l'acide nitrique. Il est composé, d'après M. Berzélius, de carbone 74,71, oxigène 20,02, hydrogène 5,27, ou bien en volume de vapeur de carbone 5 volumes, oxigène 1, hydrogène 4. Il existe dans les baumes, les urines des animaux ruminans, les fleurs de mélilot, le castoréum, la vanille, etc. L'art n'a pas encore pu le créer. On l'extrait rarement des urines des animaux herbivores, quoiqu'on puisse le faire avec assez d'économie. C'est ordinairement du benjoin qu'on le retire. On prend une terrine dans laquelle on met du benjoin en poudre, on la recouvre d'une autre terrine dont les bords ont été usés par le frottement, et à laquelle on a pratiqué un petit trou pour donner issue aux gaz. On colle une bande de papier sur la jonction des deux terrines, et on chauffe modérément. L'acide ne tarde pas à se sublimer et à venir s'attacher à la terrine supérieure. Il existe un autre procédé plus prompt, mais on ne l'emploie généralement que pour épuiser les résidus du benjoin, qui ont fourni la majeure partie de leur acide par la sublimation. Il consiste à pulvériser le benjoin ou ses résidus, et à les faire bouillir pen-

dant quelque temps avec un lait de chaux peu chargé. On décante le liquide bouillant, on lave le résidu pour enlever ce qu'il pourrait retenir, et l'on verse dans le liquide de l'acide hydro-chlorique, qui forme avec la chaux un hydro-chlorate soluble, tandis que l'acide peu soluble se précipite en entraînant une certaine quantité de résine. Quand la liqueur est refroidie, on recueille le dépôt qui a une forte odeur de vanille; on le fait sécher, et on le sublime en y mêlant un peu de sable ou de charbon. Si on voulait l'avoir entièrement privé de résine, il faudrait le chauffer dans une cornue de verre, avec un poids égal au lieu d'acide nitrique à 25°, jusqu'à ce que la masse soit entièrement sèche. La résine alors serait détruite, et il suffirait de le dissoudre dans l'eau bouillante, pour obtenir de beaux cristaux par le refroidissement.

Acide bombique. Acide retiré du ver à soie, par M. Chaussier. Ne serait-ce pas de l'acide acétique?

Acide boracique. Voy.

Acide borique. Solide, incolore, inodore, fusible au-dessus de la chaleur, rouge, non volatil (excepté cependant dans quelques cas, voy. *Tartrate acide de potasse*). Il offre à un degré peu marqué les caractères des acides. On le connaissait autrefois sous le nom de *sel sédatif de Hombert*, *sel narcotique*. MM. Gay-Lussac et Thénard parvinrent à le décomposer, et démontrèrent qu'il était la combinaison de l'oxigène avec un principe particulier qu'ils nommèrent *bore*. Il paraît d'après ces chimistes, que le potassium et le sodium sont à peu près les seuls corps qui puissent décomposer l'acide borique; et encore cette décomposition n'a-t-elle lieu qu'à une température très-élevée. Il est formé d'un atome de bore et de deux atomes d'oxigène; ce qui donne,

pour le poids de l'atome d'acide borique, 2,696. Il est peu soluble dans l'eau froide, l'est davantage dans l'eau chaude, et cristallise par le refroidissement en paillettes nacrées; aspect qui, selon M. Robiquet, est dû à une matière grasse que retient le borate de soude. C'était avec ce dernier corps que l'on préparait autrefois tout l'acide borique; maintenant on le trouve en assez grande quantité dans les eaux de certains lacs. Il suffit, pour l'extraire du sous-borate de soude, de faire fondre ce sel à chaud, dans sept ou huit parties d'eau. On verse dans la liqueur un blanc d'œuf délayé dans un peu d'eau ou écume, et l'on passe à travers une toile; quand la liqueur est à demi refroidie, on y verse, par kilogramme de sel, environ 750 grammes d'acide sulfurique : on a soin de l'ajouter par petites portions. On laisse refroidir la liqueur, et quand elle est complètement froide, on décante celle qui surnage; on lave l'acide avec de l'eau froide, que l'on verse sur une écumoire pour en adoucir la chute; on réunit les eaux mères et les eaux de lavage; on les fait évaporer et cristalliser; on étend l'acide sur des claies garnies de papier, et on le fait sécher à une douce chaleur : c'est ainsi qu'on l'emploie en médecine. Comme il retient dans cet état un peu d'acide sulfurique et un peu de matière grasse, il faut, si l'on veut l'obtenir bien pur, le fondre dans un creuset, le dissoudre dans l'eau, le faire cristalliser, le fondre de nouveau, le couler et le conserver dans un flacon bouché.

Acide butyrique. Découvert par M. Chevreuil dans le beurre, qui en contient une petite quantité à l'état libre. On l'obtient en traitant le butyrate de baryte par l'acide sulfurique. C'est un liquide presque incolore, odorant, dont la densité à 10° est de 0,9675 : il n'est pas

solidifié à — 9°, et ne bout pas à 100° : il se dissout en toute proportion dans l'eau, s'enflamme facilement par l'approche d'un corps en combustion, forme avec les bases, des sels neutres dans lesquels la quantité d'oxigène de la base, est à celle de l'acide, dans le rapport de 1 à 3, et à l'acide même, dans le rapport de 10,3 à 100.

Acide camphorique. Solide, susceptible de cristalliser en cristaux plumeux, d'une saveur amère, peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, les huiles volatiles et les acides minéraux : c'est toujours un produit de l'art et le résultat de l'action de l'acide nitrique sur le camphre, en employant toutefois une assez grande quantité d'acide : 14 parties à 25° pour 1 de camphre.

Acide caprique. Se trouve dans le savon du beurre de vache ; il est sous forme de petites aiguilles incolores à la température de 16,5 au-dessus de 0 ; il est liquide à 18° ; sa densité est 0,9103 ; très-soluble dans l'alcool, à peine l'est-il dans l'eau : son odeur rappelle un peu celle du bouc ; il s'unit aux bases salifiables, et forme des sels neutres dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide, est à la quantité d'acide, dans le rapport de 5,89 à 100.

Acide caproïque. Existe dans le savon des beurres de vache et de chèvre, se rapproche beaucoup du précédent par ses propriétés, mais il est liquide ; il se dissout de même dans l'alcool et non dans l'eau ; il peut également se combiner aux bases salifiables, et dans les sels qui en résultent, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide, dans le rapport de 7,5 à 100.

Acide carbo-muriatique. Voy. *Acide chloroxi-carbonique*.

Acide carbonique. Connu autrefois sous les noms d'*acide crayeux*, d'*acide aérien*, d'*air vicié*, etc.

L'*acide carbonique* est maintenant parfaitement connu ; il est un des principes constituans du carbonate de chaux, qui forme à lui seul tantôt des couches immenses, tantôt des chaînes de montagne ; il existe dissous dans les eaux d'un grand nombre de fontaines, et l'air atmosphérique en contient toujours une certaine quantité. On sait qu'il est formé en volumes, d'un volume de vapeur de carbone et d'un volume d'oxigène condensés en un seul, ou bien en poids, de 27,67 de carbone et de 72,33 d'oxigène : sa densité est de 1,5245 ; il est par conséquent bien plus pesant que l'air atmosphérique. En effet, on peut le transvaser à la manière des liquides, et il se rassemble toujours dans les lieux bas et profonds, comme les grottes et les galeries des mines dans lesquelles l'air ne peut se renouveler. C'est un gaz incolore d'une odeur un peu piquante. On est parvenu à le liquéfier, en l'exposant en même temps à un froid et à une pression assez considérables. Il peut se dissoudre dans l'eau ; on parvient même, par le moyen d'une pompe foulante, à charger l'eau de plusieurs fois son volume de gaz, et l'on imite par ce procédé les eaux minérales naturelles. L'eau qui en contient même une très-petite quantité, précipite en blanc, si l'on y verse de l'eau de chaux. Le précipité de carbonate de chaux qui se forme, est redissous par un excès d'acide. Cette eau a une saveur aigrelette, et laisse dégager, sous forme de bulles, tout l'acide qu'elle contient, si on la soumet à une température un peu élevée. Le gaz acide carbonique éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, le potassium et le sodium le décomposent, le premier avec dégagement de calorique et de lumière, le second avec dégagement de calo-

rique seulement. Le métal s'oxide et le carbone est mis à nu. L'acide est entièrement décomposé quand le métal est en excès; dans le cas contraire, il est en partie absorbé.

On se procure l'acide carbonique, soit en calcinant un carbonate, soit en le dégageant de ses combinaisons, par le moyen d'un acide. On choisit ordinairement le marbre blanc comme étant le carbonate de chaux le plus pur, et l'on verse dessus de l'acide sulfurique ou de l'acide hydro-chlorique étendus d'eau. Le premier est préférable, en ce qu'il n'est pas volatil, et par conséquent n'est pas entraîné par le dégagement du gaz; mais il a l'inconvénient de former autour des morceaux de marbre une couche de sulfate de chaux qui diminue son action. Il faut agiter de temps en temps et avoir soin de laver le gaz avant de le recueillir.

Acide caséique. Il est d'une couleur jaunâtre, d'une consistance syrupeuse, d'une saveur de fromage amer et acide à la fois. L'acide nitrique se transforme en acide oxalique : il donne de l'ammoniaque à sa distillation. Le chlore, l'eau de chaux, l'hydro-chlorate d'étain, l'acétate de plomb, ne le troublent pas. La décoction de noix de galle y produit un précipité blanc épais. Il précipite l'hydro-chlorate d'or en jaune et le nitrate d'argent en blanc. Ce précipité passe au jaune; puis il prend une teinte rouge. Il forme avec l'ammoniaque un sel incristallisable. Il existe en grande quantité dans les fromages faits, et c'est à lui qu'ils doivent leur saveur. Voy. pour sa préparation le Mémoire de M. Proust (Ann. de chimie et de physique, t. x, p. 29).

Acide cévadique. Sous forme d'aiguilles ou de concrétions cristallines, d'un beau blanc, soluble dans

l'eau, d'une odeur analogue à celle de l'acide butyrique, fondant à 20° + 0, et pouvant se sublimer sans décomposition, à une douce chaleur. Soluble dans l'éther et l'alcool, il forme, avec les bases, des sels qui sont peu odorans. Le cévadate d'ammoniaque précipite en blanc les sels de tritoxide de fer. L'acide cévadique s'obtient en traitant, par la potasse, la matière grasse que l'on sépare de la cévadille par l'éther; il se forme une masse savonneuse qui, étant délayée dans l'eau et précipitée dans l'acide tartrique, fournit un liquide dans lequel se trouve l'acide cévadique. On distille ce liquide; l'acide passe dans le récipient; on le sature par la baryte, et l'on décompose le cévadate de baryte par l'acide phosphorique; puis on obtient l'acide par une nouvelle distillation. (Pelletier et Caventou.)

Acide chloreux. Voy. *Oxide de chlore.*

Acide chlorique. Liquide, incolore, inodore, rougit le papier de tournesol et le décolore au bout de quelques jours (M. Vauquelin); ne décolore pas l'indigo. Dissous dans l'acide sulfurique, il se décompose à une température élevée, et se transforme en chlore et en oxigène : il est aussi décomposé par les acides hydro-chlorique, hydro-sulfurique et sulfureux, même à la température ordinaire. Il n'en est pas de même de l'acide nitrique; il ne trouble pas le nitrate d'argent. Il est composé, en poids, de 100 de chlore et de 111,68 d'oxigène, ou en volume de 1 de chlore et de 2 1/2 d'oxigène. On ne le trouve pas dans la nature. On l'obtient en dissolvant le chlorate de baryte dans l'eau, y versant peu à peu de l'acide sulfurique faible, jusqu'à ce que cette liqueur ne soit plus troublée ni par cet acide, ni par la baryte; filtrant et évaporant doucement la liqueur, jusqu'à ce

qu'elle ait acquis une consistance oléagineuse. C'est M. Gay-Lussac qui est le premier parvenu à l'isoler, et c'est à lui que l'on doit l'étude de ses propriétés.

Acide chlorique oxigéné. Incolore, inodore; ne précipite pas non plus le nitrate d'argent; diffère de l'acide chlorique, en ce qu'il rougit la teinture de tournesol et ne la détruit pas, en ce qu'il n'est décomposé ni par l'acide chlorique, ni par les acides sulfureux et hydrosulfurique; il s'unit aux bases, et donne lieu à des sels particuliers. Il est composé de 100 de chlore et de 159,79 d'oxigène, ou bien en volume, de 1 de chlore et de 3 1/2 d'oxigène (M. Gay-Lussac, Ann. chim. et phys.). On l'extrait, par l'acide sulfurique, du chlorate oxigéné de potasse. Sa découverte est due à M. Frédéric Stadion.

Acide chloro-cyanique. On le connaissait sous le nom d'*acide prussique oxigéné*. Quand il est pur, il est liquide à la température ordinaire; mais quand il est mêlé à l'acide carbonique, il est gazeux. Dans cet état, il est incolore, d'une odeur très-vive, d'une densité de 2,111, soluble dans l'eau, et cette eau n'est précipitée ni par celle de baryte ni par le nitrate d'argent. Les alcalis l'absorbent; et si alors on verse un acide sur ces alcalis, il y a effervescence, dégagement d'acide carbonique, formation d'ammoniaque et d'acide hydro-chlorique. L'acide chloro-cyanique précipite en vert les dissolutions de protoxide de fer; et le précipité devient d'un beau bleu, si l'on y ajoute de l'acide sulfureux, un sulfate ou un hyponitrite; mais si l'on mêle de la potasse à l'acide chloro-cyanique, avant d'avoir ajouté le sel de fer, on n'obtient pas de précipité. On obtient cet acide, en faisant passer un courant de chlore dans une solution d'acide hydro-cyanique, jusqu'à ce que le liquide puisse décolorer l'indigo dissous dans l'acide sulfurique. On le chauffe pour en dégager l'excès de chlore, et on l'agite avec du mercure. On distille, et on obtient un mélange d'acide chloro-cyanique et d'acide carbonique. On doit sa découverte à M. Berthollet, et l'étude de ses propriétés à M. Gay-Lussac. Ce savant l'a trouvé composé de 1 volume vapeur de carbone, 1/2 volume d'azote, 1/2 volume, de chlore.

Acide chloro-phosphoreux, Acide chloro-phosphorique. Voy. *Chlorures de phosphore*.

Acide chloro-sulfurique. Voy. *Chlorure de soufre*.

Acide chloroxi-carbonique. Cet acide s'obtient en exposant au soleil un mélange de chlore et de gaz oxide de carbone bien secs. Le mélange ne tarde pas à se réduire à la moitié de son volume, et se trouve changé en un gaz incolore, d'une odeur très-forte, qui éteint les corps en combustion, rougit le tournesol, dont la densité est de 3,399 : c'est le gaz acide chloroxi-carbonique. L'étain, le zinc, l'arsenic, l'antimoine, en absorbent le chlore et mettent en liberté l'oxide de carbone. L'eau le décompose en donnant lieu à de l'acide carbonique et à de l'acide hydro-chlorique. L'alcool en dissout douze fois son volume à la température ordinaire. Il peut absorber quatre fois son volume de gaz ammoniaque, et forme alors un sel déliquescent, volatil. Il a été découvert et étudié par M. John Davy.

Acide cholestérique. Solide, jaune orangé, en masse, ou bien en aiguilles blanches, quand il provient de l'évaporation spontanée d'une solution alcoolique. Il entre en fusion à 58°, et ne donne pas d'ammoniaque dans sa décomposition. L'acide sulfurique le charbonne; l'acide nitrique le dissout à toutes les températures : il est

qu'elle ait acquis une consistance oléagineuse. C'est M. Gay-Lussac qui est le premier parvenu à l'isoler, et c'est à lui que l'on doit l'étude de ses propriétés.

Acide chlorique oxigéné. Incolore, inodore; ne précipite pas non plus le nitrate d'argent; diffère de l'acide chlorique, en ce qu'il rougit la teinture de tournesol et ne la détruit pas, en ce qu'il n'est décomposé ni par l'acide chlorique, ni par les acides sulfureux et hydrosulfurique; il s'unit aux bases, et donne lieu à des sels particuliers. Il est composé de 100 de chlore et de 159,79 d'oxigène, ou bien en volume, de 1 de chlore et de 3 1/2 d'oxigène (M. Gay-Lussac, Ann. chim. et phys.). On l'extrait, par l'acide sulfurique, du chlorate oxigéné de potasse. Sa découverte est due à M. Frédéric Stadion.

Acide chloro-cyanique. On le connaissait sous le nom d'*acide prussique oxigéné*. Quand il est pur, il est liquide à la température ordinaire; mais quand il est mêlé à l'acide carbonique, il est gazeux. Dans cet état, il est incolore, d'une odeur très-vive, d'une densité de 2,111, soluble dans l'eau, et cette eau n'est précipitée ni par celle de baryte ni par le nitrate d'argent. Les alcalis l'absorbent; et si alors on verse un acide sur ces alcalis, il y a effervescence, dégagement d'acide carbonique, formation d'ammoniaque et d'acide hydro-chlorique. L'acide chloro-cyanique précipite en vert les dissolutions de protoxide de fer; et le précipité devient d'un beau bleu, si l'on y ajoute de l'acide sulfureux, un sulfate ou un hyponitrite; mais si l'on mêle de la potasse à l'acide chloro-cyanique, avant d'avoir ajouté le sel de fer, on n'obtient pas de précipité. On obtient cet acide, en faisant passer un courant de chlore dans une solution d'acide hydro-cyanique, jusqu'à ce que le liquide puisse décolorer l'indigo dissous dans l'acide sulfurique. On le chauffe pour en dégager l'excès de chlore, et on l'agite avec du mercure. On distille, et on obtient un mélange d'acide chloro-cyanique et d'acide carbonique. On doit sa découverte à M. Berthollet, et l'étude de ses propriétés à M. Gay-Lussac. Ce savant l'a trouvé composé de 1 volume vapeur de carbone, 1/2 volume d'azote, 1/2 volume, de chlore.

Acide chloro-phosphoreux, Acide chloro-phosphorique. Voy. *Chlorures de phosphore*.

Acide chloro-sulfurique. Voy. *Chlorure de soufre*.

Acide chloroxi-carbonique. Cet acide s'obtient en exposant au soleil un mélange de chlore et de gaz oxide de carbone bien secs. Le mélange ne tarde pas à se réduire à la moitié de son volume, et se trouve changé en un gaz incolore, d'une odeur très-forte, qui éteint les corps en combustion, rougit le tournesol, dont la densité est de 3,399 : c'est le gaz acide chloroxi-carbonique. L'étain, le zinc, l'arsenic, l'antimoine, en absorbent le chlore et mettent en liberté l'oxide de carbone. L'eau le décompose en donnant lieu à de l'acide carbonique et à de l'acide hydro-chlorique. L'alcool en dissout douze fois son volume à la température ordinaire. Il peut absorber quatre fois son volume de gaz ammoniaque, et forme alors un sel déliquescent, volatil. Il a été découvert et étudié par M. John Davy.

Acide cholestérique. Solide, jaune orangé, en masse, ou bien en aiguilles blanches, quand il provient de l'évaporation spontanée d'une solution alcoolique. Il entre en fusion à 58°, et ne donne pas d'ammoniaque dans sa décomposition. L'acide sulfurique le charbonne; l'acide nitrique le dissout à toutes les températures : il est

insoluble dans l'huile d'olives, l'huile de ricin, l'huile d'amandes douces, les acides végétaux; il est assez soluble dans l'eau, pour qu'elle puisse rougir la teinture de tournesol; il est très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles. On l'obtient en traitant la cholestérine par l'acide nitrique. Voyez le Mémoire de MM. Pelletier et Caventou, auxquels est due la découverte de cet acide. (Journal de pharmacie, t. III.)

Acide chromique. Solide, d'un rouge purpurin, incristallisable quand il est pur, rougissant fortement la teinture de tournesol, attirant l'humidité de l'air, et se transformant par la chaleur en oxide de chrôme et en oxigène. L'acide sulfureux le décompose et donne lieu à un sulfate de chrôme vert. Sa découverte est due à M. Vauquelin. M. Berzélius le regarde comme composé d'un atome de chrôme et de trois atomes d'oxigène. Il existe dans la nature; mais toujours en combinaison dans le rubis spinelle, dans le chromate de plomb, que l'on n'a encore trouvé qu'en Sibérie et au Brésil. On l'extrait du chromate de baryte, que l'on dissout dans de l'acide nitrique affaibli; on y verse petit à petit de l'acide sulfurique étendu d'eau; on sépare par le filtre un précipité de sulfate de baryte, et l'on fait évaporer doucement la liqueur à siccité. L'acide nitrique se volatilise, et l'acide chromique reste dans la capsule.

Acide chromo-sulfurique. On l'obtient en faisant un mélange d'acide sulfurique et d'acide chromique. M. Gay-Lussac, qui a examiné ce composé, le regarde comme formé d'un atome d'acide chromique, et d'un atome d'acide sulfurique. Il est susceptible de cristalliser en prismes quadrangulaires; d'un rouge foncé, déliquescent. Son action sur l'alcool est des plus remarquables; quand ce dernier est concentré, il peut y avoir explosion; il se forme un peu d'éther et d'huile douce de vin, et l'acide est ramené à l'état d'oxide vert de chrôme.

Acide chyazique. Nom donné par M. Porrest à l'acide hydro-cyanique, d'après les initiales C. H. A. de carbone, hydrogène et azote qui constituent cet acide. Il a de même nommé acide chyazique ferruré, argenturé, sulfuré, l'acide hydro-ferro-cyanique, et les combinaisons de l'acide hydro-cyanique avec le soufre et l'argent.

Acide citrique. Solide, blanc, cristallisé en prismes rhomboïdaux. Si on l'expose dans une cornue à une température un peu élevée, il ne tarde pas à se décomposer, et l'on trouve dans le récipient une huile empyreumatique et de l'acide pyro-citrique. Il précipite en blanc les eaux de baryte et de strontiane, mais ces précipités se redissolvent dans un excès d'acide. Il trouble l'acétate de plomb, et ne trouble, ni le nitrate de mercure ni celui de plomb. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique. Il est composé, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de carbone 33,811, oxigène 59,859, hydrogène 6,330. Les résultats de M. Berzélius sont différens, puisqu'il a trouvé, carbone 41,40, oxigène 54,96, hydrogène 3,64. Cet acide existe libre dans un grand nombre de fruits; mais c'est toujours du suc de citron qu'on l'extrait. A cet effet on sature l'acide contenu dans le suc par du sous-carbonate de chaux; on recueille le citrate de chaux qui s'est formé; on le lave, on le décompose par l'acide sulfurique; on traite le liquide surnageant par le charbon, tout-à-fait de la même manière que pour la préparation de l'acide tartrique (v. ce mot). L'acide citrique, étant assez cher, on a trouvé facilement le moyen de le falsi-

fier, en y ajoutant une plus ou moins grande quantité d'acide tartrique. Cette fraude est facile à reconnaître, si l'on se rappelle la propriété qu'ont les tartrates avec excès d'acide, même celui de potasse, de n'être que très-peu soluble dans l'eau. Ainsi, si l'on verse une solution de potasse dans une solution d'acide citrique, il n'en résultera rien qu'un dégagement d'acide carbonique, si la potasse est carbonatée, et la liqueur restera limpide; mais si l'on verse cette même solution alcaline dans de l'acide tartrique, il en résultera de suite un tartrate acide, qui, n'étant soluble que dans une grande quantité d'eau, se précipitera.

Il faut avoir soin de ne pas mettre assez de potasse pour saturer l'acide tartrique, parce que, par exception à une loi commune à un grand nombre de sels, le tartrate neutre de potasse est plus soluble que celui qui contient un excès d'acide.

Acide colombique. C'est un des acides qui contient le moins d'oxigène. D'après M. Berzelius, sur 100 de métal, il n'en contiendrait que 5,485. Il a été découvert par M. Hatchest; il est blanc, pulvérulent, inodore, insipide, et par conséquent très-peu soluble dans l'eau; il l'est encore moins dans les acides nitrique et sulfurique; il ne se dissout bien que dans la potasse et la soude avec lesquels il forme des sels. Les acides citrique, tartrique et oxalique le dissolvent quand il est hydraté. Se trouve en combinaison, et toujours en petite quantité dans la nature.

On l'extrait de ses combinaisons avec les oxides de fer, de manganèse et d'yttria.

Acide crayeux. Nom que les anciens chimistes donnaient à l'*acide carbonique*.

Acide cyanique. Nom que MM. Gay-Lussac et Licbig donnèrent d'abord à l'acide qu'ils nomment maintenant fulminique. Voy. *Acide fulminique*.

Acide cyanique. Acide découvert dans la punaise. Ses caractères distinctifs sont mal déterminés.

Acide delphinique. Voy. *Acide phocénique*.

Acide gluique. Voy. *Acide oléique*.

Acide ellagique. On doit la découverte de cet acide à M. Chevreul. Il est sans forme, d'une poudre blanchâtre, insipide, presqu'insoluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. L'acide nitrique le décompose, le colore en rouge foncé, et le transforme en acide oxalique. Si on le chauffe dans une cornue, il donne un résidu charboneux, et une vapeur jaune, qui produit en se condensant, des cristaux aciculaires transparens. Il existe dans la noix de galle avec l'acide gallique. On l'obtient en recueillant le dépôt cristallin qui se forme dans l'infusion de noix de galle dissolvant par l'eau bouillante, l'acide qu'il contient, mettant le résidu en contact avec une solution de potasse étendue, filtrant la liqueur et l'abandonnant à elle-même avec le contact de l'air; l'acide carbonique de l'atmosphère, se combine peu à peu à la potasse, et il se forme en même temps un précipité d'ellagate de potasse. On le lave et on le traite par l'acide hydro-chlorique faible, qui s'empare de la potasse et met à nu l'acide ellagique que l'on purifie par des lavages.

Les ellagates ont été à peine étudiés. M. Thénard regarde comme ellagate neutre de potasse un sel soluble que verdit le sirop de violette, et comme ellagate, acide de potasse, un sel blanc insoluble.

Acide fluo-borique. Gaz incolore, d'une odeur très-forte, rougissant la teinture de tournesol, attirant for-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

tement l'humidité de l'air. Sa pesanteur spécifique est 2,371 ; il est extrêmement soluble dans l'eau. Celle-ci peut en dissoudre 2 fois son poids ou 700 fois son volume. L'eau qui en est saturée est fumante, très-caustique, et perd, si on la chauffe, un cinquième du gaz qu'elle contient. De tous les métaux, le potassium et le sodium peuvent seuls le décomposer à l'aide de la chaleur, avec dégagement de calorique et de lumière. Il en résulte du bore et un proto-fluate de potasse ou de soude. Il n'attaque pas le verre comme l'acide fluorique. On l'obtient en traitant par l'acide sulfurique, un mélange d'acide borique purifié et de fluate de chaux. Sa découverte, et l'étude de ses propriétés, sont dues à MM. Gay-Lussac et Thénard.

Acide fluorique. Liquide incolore, d'une odeur très-forte, rougissant fortement le tournesol. Il bout à 30°, et reste liquide à un froid de — 40°. Son action sur le potassium et le sodium est assez vive. Elle donne lieu à un grand dégagement d'hydrogène, et un proto-fluate de potasse ou de soude. Il agit de même, mais avec moins d'intensité sur le fer, le zinc et le manganèse. Quand on le mélange avec de l'eau, il faut avoir soin de n'opérer que sur de petites quantités. Son affinité pour ce liquide est telle, qu'il y aurait explosion, si l'on en mélangeait une grande quantité à la fois. Aussi le dégagement de chaleur est-il très-considérable. Il se combine facilement à la silice et à l'acide borique, et forme deux acides particuliers (V. *Acide fluo-borique* et *Acide fluorique silicé*). Sa composition n'est pas, comme un grand nombre de chimistes la regardent, un composé d'hydrogène, et d'un radical qu'ils nomment plitore ou fluor, comme l'acide hydro-phtorique ou d'hydro-fluorique ; d'autres,

dont l'autorité est également d'un grand poids, le regardent comme un oxacide. Telle est l'opinion de MM. Gay-Lussac et Thénard, auxquels on doit de savantes recherches sur cet acide, et qui les premiers parvinrent à l'obtenir sensiblement pur. On l'emploie pour graver sur le verre. On l'obtient en traitant le fluate de chaux par l'acide sulfurique.

Acide fluorique silicé. C'est un gaz incolore très-acide, d'une odeur très-piquante, dont la pesanteur spécifique est 3,573. La chaleur ne le décompose pas ; il produit des vapeurs blanches dans l'air, et forme avec le gaz ammoniac un sel entièrement volatil. Son action sur le potassium et le sodium est très-énergique (Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques, t. II, p. 55.) Dans son contact avec l'eau, cet acide se partage en un fluate insoluble qui se précipite en gelée, et en acide fluorique silicé, beaucoup plus acide, dont l'eau peut dissoudre environ 265 fois son volume à la température de + 23°. On l'obtient en traitant par l'acide sulfurique un mélange de silice et de fluate de chaux. D'après M. John Davy, il est composé de 61,4 de silice et de 38,6 d'acide borique.

Acide formique. Liquide même au-dessous de 0, incolore, d'une odeur aigre et piquante. Sa densité 1,116° à 20° est plus forte que celle de l'acide acétique. Il en diffère ensuite en ce que, mêlé à la température ordinaire avec l'acide sulfurique concentré, il se change en eau et en oxide de carbone ; et, chauffé doucement avec le nitrate de mercure ou d'argent, il ne tarde pas à les réduire, en produisant de l'eau et de l'acide carbonique. D'après M. Berzélius, il est composé de 2,86 d'hydrogène, de 64,67 d'oxigène, et 32,47 de carbone. Il existe

dans les fourmis, dont on le retire par un procédé assez compliqué. (Voy. pour plus de détails, les Annales de chimie et de physique, t. LXXXIII et t. XX.)

ACIDE FULMINIQUE. Cet acide est blanc, pulvérulent, peu soluble dans l'eau froide, et très-soluble dans l'eau bouillante. Il cristallise par le refroidissement, rougit la teinture de tournesol. Il forme, avec différentes bases, beaucoup de sels dont un grand nombre détonnent par le choc.

Pour l'obtenir, on décompose le fulminate d'argent (poudre fulminante d'argent) par la chaux. Il se forme un fulminate de chaux soluble, et un précipité d'oxide d'argent. Après avoir filtré, on concentre le liquide à une douce chaleur, et on le traite par l'acide nitrique, qui forme un nitrate de chaux qui reste dans la liqueur, tandis que l'acide se précipite. La connaissance de ce nouvel acide est due à MM. Gay-Lussac et Liebig; et il paraîtrait, d'après l'analyse qu'ils en ont faite, qu'il serait composé de cyanogène, d'oxigène, et peut-être aussi d'un peu d'oxide d'argent.

ACIDE FUNGIQUE. Découvert par M. Braconnot. Existe dans un grand nombre de champignons. Il est incolore, incristallisable, déliquescent, d'une saveur très-aigre. Il forme, avec l'ammoniaque, un fungate acide, qui peut cristalliser en prismes hexaèdres, et avec la potasse et la soude, des sels incristallisables très-solubles dans l'eau, et insolubles dans l'alcool.

ACIDE GALLIQUE. Existe principalement dans la noix de galle, où il est uni au tannin. C'est de cette substance qu'on le retire. On a indiqué plusieurs procédés pour l'obtenir : celui de M. Chevreul paraît être le plus simple. Il consiste à laisser séjourner dans un flacon bouché

et rempli aux trois quarts une infusion chargée de noix de galle. Il se forme un dépôt dont on extrait l'acide fungique (voy. ce mot). Ensuite il vient à la surface une couche de moisissures. Quand cette couche est assez avancée, on expose le flacon à une température de deux ou trois degrés au-dessus de zéro, et il se précipite une foule de petits cristaux blancs qui sont de l'acide gallique. On les sépare, on les dissout dans l'eau froide, on filtre, et l'on fait évaporer la solution qui, en se refroidissant, laisse cristalliser l'acide gallique. M. Chevreul recommande avec raison de laver le filtre avec de l'acide hydrochlorique étendu d'eau, afin de lui enlever le sous-carbonate de chaux et le peroxide de fer que le papier pourrait contenir.

L'acide gallique est en aiguilles blanches, brillantes, d'une saveur acide, soluble dans 3 parties d'eau bouillante et dans 20 parties d'eau froide, également soluble dans l'alcool, dans l'acide nitrique.... Ce dernier le rend d'abord pourpre, ensuite jaune, et finit par le transformer en acide oxalique. Il précipite en blanc verdâtre le eaux de chaux, de baryte et de strontiane; il colore en bleu foncé toutes les solutions de peroxide de fer, et précipite l'acétate de plomb en blanc. Il est formé en poids, selon M. Berzélius, de 38,36 d'oxigène, de 56,64 de carbone, et de 5 d'hydrogène.

ACIDE HIRCIQUE. Liquide à zéro plus léger que l'eau, d'une odeur de bouc et d'acide acétique, volatil, soluble dans l'alcool, et peu soluble dans l'eau; rougit la teinture de tournesol; forme avec la potasse un sel déliquescent, et avec l'ammoniaque un sel qui a une assez forte odeur de bouc. Il a été découvert par M. Chevreul, en examinant l'action des alcalis sur l'hircine, substance

qu'il a trouvée avec l'élaïne et la staéarine dans les graisses de bouc et de mouton.

Acide honigstique. Nom donné à l'*acide mellitique*. (Voy. ce mot.)

Acide hydriodique. Gaz incolore, d'une odeur très-forte, répandant des vapeurs blanches dans l'air, éteignant les corps en combustion. Sa densité est 4,4288. L'oxigène, le chlore, le potassium, le sodium et un grand nombre de métaux le décomposent; tantôt c'est l'hydrogène qui est absorbé et l'iode mis à nu, tantôt c'est l'iode qui entre en combinaison et l'hydrogène qui se dégage.

Cet acide est très-soluble dans l'eau. Les hydracides et les oxacides faibles, ne l'altèrent pas, mais il n'en est pas de même des acides nitrique et sulfurique, qui mettent l'iode à nu en engageant son hydrogène dans de nouvelles combinaisons. Les acides chlorique et iodique se comportent de la même manière. Il forme dans l'acétate de plomb un précipité jaune, dans le deuto-nitrate de mercure un précipité rouge, et dans le nitrate d'argent un précipité blanc, insoluble dans l'ammoniaque, et par conséquent iodure d'argent, puisque des divers composés de ce métal c'est le seul qui ne se dissolve pas. Dans l'ammoniaque, il se combine avec l'hydrogène proto-phosphoré. On obtient facilement cet acide en chauffant dans une petite cornue un phosphure d'iode contenant 8 parties d'iode et 1 de phosphore, l'humectant légèrement et chauffant doucement le mélange. On recueille le gaz dans un flacon plein d'air, car il se dissout dans l'eau, et se décompose sur le mercure. Il est composé de 100 parties d'iode et de 0,783 d'hydrogène; ou bien pour un volume : demi-volume de vapeur d'iode et demi-volume d'hydrogène. C'est M. Gay-

Lussac qui en a fait connaître la nature et les propriétés.

Acide hydro-chlorique. Gaz incolore, d'une odeur piquante, éteignant les corps en combustion, et dont la densité est 1,247. Il produit des vapeurs blanches dans l'atmosphère, en s'emparant de l'humidité qu'il contient. Le potassium et le sodium, en contact avec lui, sont transformés en chlorures, et l'on obtient une quantité d'hydrogène égale en volume à la moitié du gaz absorbé. (Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques.) Il en est de même du fer, de l'étain et du manganèse. L'eau en dissout 464 fois son volume à 20°, à la pression ordinaire. Cette eau ainsi chargée de gaz, en laisse dégager une grande quantité par la chaleur. Elle précipite en blanc le nitrate d'argent et les dissolutions de plomb. Le précipité que l'on obtient dans ces dernières est soluble dans 50 parties d'eau distillée, tandis que dans le premier cas elle est tout-à-fait insoluble. Elle précipite en blanc l'albumine, et ne trouble pas la solution de gélatine. Cet acide forme, avec presque toutes les bases, des combinaisons qui sont regardées comme des chlorures ou des hydro-chlorates (voy. ces mots). Il se trouve rarement libre dans la nature, mais il y forme de fréquentes combinaisons. C'est du chlorure de sodium (sel marin) dont on l'extrait dans le commerce, lors de la fabrication du sulfate de soude, pour en extraire cette dernière substance, dans les ateliers de soude artificielle. Cette décomposition se fait dans des cylindres de fonte. On y introduit le sel marin, et l'on y verse ensuite de l'acide sulfurique faible. Le gaz est reçu dans des tonneaux pleins d'eau, dont le dernier contient un lait de chaux pour absorber le gaz qui ne se serait pas dissous. On peut l'obtenir en petit, par le même procédé, en se servant

d'un matras que l'on place au bain de sable, et auquel on adapte plusieurs flacons de l'appareil de Woulf. Le premier ne sert qu'à laver le gaz, qui entraîne toujours une petite quantité d'acide sulfurique. Si on voulait l'obtenir bien pur, il faudrait le distiller de nouveau, ou mieux en dégager le gaz pour le dissoudre de nouveau, en mettant dans le vase qui doit servir à l'opération un peu de grenaille de zinc ou d'étain.

On a cru pendant long-temps que cet acide était un composé d'oxigène et d'un radical inconnu, mais les belles expériences de MM. Gay-Lussac et Thénard ont démontré qu'il pouvait exister des acides, même très-puissans, dont l'oxigène ne faisait pas partie. En effet, celui-ci est un composé de chlore et d'hydrogène : un volume de chacun de ces gaz combinés donne naissance à deux volumes de gaz acide hydro-chlorique.

Acide hydro-chloro-nitrique. Le mélange de l'acide nitrique avec l'acide hydro-chlorique était appelé autrefois *eau régale*. Ces deux acides se décomposent mutuellement, et il en résulte de l'eau de chlore et de l'acide nitreux. Cet acide est un des plus puissans dissolvans de la chimie : peu de corps échappent à son action. On peut citer parmi les métaux le chrôme, le titane, le colombium, le rhodium, l'iridium et l'argent; encore ce dernier est-il attaqué et changé en chlorure, entièrement insoluble. Cet acide est fréquemment employé dans les arts et dans la chimie. Il est toujours d'une couleur plus ou moins foncée, ce qui tient à la quantité d'acide nitreux qui s'est formé.

Acide hydro-cyanique. Liquide, incolore, d'une saveur âcre et irritante; sa densité à 7° est de 0,70583, et celle de sa vapeur est de 0,9476. Il ne rougit que faiblement la teinture de tournesol; son odeur est très-forte; il est très-volatil; bout à 26°. La pile le décompose; son hydrogène se porte au pôle négatif, et le cyanogène au pôle positif. Quand on en laisse tomber quelques gouttes sur du papier, la portion qui se vaporise produit assez de froid pour faire cristalliser l'autre. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il s'enflamme très-facilement par l'approche d'un corps en combustion. Le soufre volatilisé dans la vapeur de cet acide donne naissance à un composé solide formé de cyanogène et d'acide hydro-sulfurique. Le chlore lui enlève son hydrogène, et forme de l'acide chloro-cyanique. Le potassium et le sodium mettent son hydrogène en liberté, et forment des cyanures. L'acide hydro-cyanique précipite le nitrate d'argent en blanc. Uni à la potasse et au fer oxidé, il fournit un sel double, de couleur citrine, qui se dissout dans l'eau, et dont la dissolution précipite en bleu plus ou moins foncé les sels de fer au second et au troisième degré d'oxidation, en cramoisi un peu brunâtre les sels de cuivre au maximum, en couleur de sang les sels d'urane, et en vert-pomme ceux de nickel. (Orfila, Toxic.)

Il est formé en poids, d'après MM. Berzélius et Dulong, de 3,645 d'hydrogène, de 44,65 de carbone, et 51,705 d'azote, qui constituent 96,355 de cyanogène, ou bien en volume, 1 de vapeur de carbone, 1/2 d'hydrogène et 1/2 d'azote. La découverte de cet acide est due à Scheele, mais c'est M. Gay-Lussac qui le premier l'a obtenu à l'état de pureté, et qui de plus a fait connaître presque toutes ses propriétés. Voici le procédé par lequel ce savant chimiste est parvenu à l'obtenir pur :

On prend une cornue tubulée à laquelle on adapte une allonge pleine, moitié de marbre concassé et moitié

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN © DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

de chlorure de calcium. Il part de cette allonge un tube qui va s'engager sous une cloche plongée dans un mélange réfrigérant. On a mis dans la cornue du cyanure de mercure, et l'on verse par la tubulure une assez grande quantité d'acide hydro-chlorique pour surpasser le cyanure. On chauffe doucement afin que l'acide, en se dégageant lentement, puisse se dépouiller de l'acide hydro-chlorique et de l'eau qu'il contient, en passant successivement à travers le carbonate de chaux et le chlorure de calcium qui sont contenus dans l'allonge. Il se condense dans le récipient.

M. Vauquelin a proposé un procédé également bon pour obtenir cet acide. On dispose l'appareil de Woulf avec trois flacons. On met dans le premier du sulfure de fer, et un tube en S pour y introduire de l'acide sulfurique. On met un peu d'eau dans le second, pour laver l'hydrogène-sulfuré qui se dégagera, et le troisième est plein aux 3/4 d'une solution de 1 partie de cyanure de mercure dans 8 parties d'eau distillée. On termine l'appareil par un tube pour le dégagement du gaz excédent. On verse dans le premier flacon de l'acide sulfurique étendu d'eau. L'eau se décompose, il se forme de l'oxide, puis du sulfate de fer, et il se dégage de l'acide hydro-sulfurique qui, après s'être lavé, va se rendre dans la solution de cyanure. Il se forme de l'acide hydro-cyanique et du sulfate de mercure. Quand l'hydrogène sulfuré est en excès, on filtre le liquide contenu dans ce vase, afin d'en séparer le sulfure noir de mercure. On obtient une solution d'acides hydro-cyanique et hydro-sulfurique. On agite cette solution avec du carbonate de plomb qui décompose ce dernier acide, on la laisse en contact avec le carbonate pendant quelques jours, on filtre et on obtient

l'acide hydro-cyanique à 0,900 de densité. Comme cet acide agit sur l'économie animale avec une violence extrême, on doit toujours prendre toutes les précautions possibles dans sa préparation et dans son emploi.

Acide-hydro-ferro-cyanique. Il paraîtrait, d'après les recherches de MM. Gay-Lussac, Robiquet et Porrest, que le fer et le cyanogène pourraient se combiner dans les proportions de 1 atome de fer et 3 atomes de cyanogène, de manière à former un nouveau corps, qui serait le radical de cet acide. L'opinion de ces chimistes acquiert encore plus de poids, si l'on considère que le soufre et l'argent peuvent aussi remplacer le fer dans ce composé, et former avec l'hydrogène des acides que M. Porrest a désignés sous les noms de chyazique ferruré, argenturé, sulfuré.... Nous renverrons les personnes qu voudraient plus de renseignemens sur cet objet, aux mémoires de ces savans, l'étendue de cet ouvrage ne nous permettant que de donner quelques caractères de l'acide hydro-ferro-cyanique.

Il est en petits cristaux blancs, qui deviennent bleuâtres quand on les expose au contact de l'air; soluble dans l'eau et dans l'alcool, ne communiquant aucune couleur à ces liquides, mais une saveur acide, qui n'est pas la même que celle de l'acide hydro-cyanique ordinaire. La solution aqueuse versée sur le tritoxide de fer donne tout-à-coup du bleu de Prusse, qui est un hydro-ferro-cyanate de peroxide de fer.

Acide hydro-muriatique. Voy. *Acide hydro-chlorique*.

Acide hydro-sélénique. Gaz incolore, d'une odeur analogue à celle de l'hydrogène sulfuré, et dont l'action sur l'économie animale est des plus délétères; il est so-

luble dans l'eau, rougit la teinture de tournesol, et tache la peau en brun. On l'obtient en traitant le selénète de fer par l'acide hydro-chlorique liquide. Il a été découvert et étudié par M. Berzélius.

Acide hydro-sulfurique. Gaz très-fétide, incolore, brûlant dans l'air avec une flamme bleuâtre. Sa pesanteur spécifique est de 1,1912; il ne rougit que faiblement la teinture de tournesol, est décomposé par un grand nombre de corps simples; le chlore en précipite sur-le-champ le soufre à la température ordinaire. L'iode agit de même, surtout s'il est humide. La plupart des métaux en absorbent le soufre, et mettent l'hydrogène en liberté. Mis en contact à chaud, avec le potassium et le sodium, il se forme un composé qui résulte de la combinaison du métal avec du soufre, et une certaine quantité d'hydrogène sulfuré. Une portion de l'hydrogène est mise en liberté. (Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques.) Plusieurs acides décomposent l'acide hydro-sulfurique à la température ordinaire; c'est toujours en s'emparant de son hydrogène. Tels sont les acides chlorique, nitrique, nitreux, sulfureux, sulfurique. L'eau en dissout près de 3 fois son volume à 11, et à la pression ordinaire. Dans cet état, elle précipite en jaune-clair la solution de deutoxide d'arsenic, et en noir les solutions de plomb, de cuivre et de bismuth. Elle laisse dégager par la chaleur le gaz qu'elle contient. Ce gaz contient un volume d'hydrogène égal au sien; il est composé en poids de 100 de soufre, et de 6,13 d'hydrogène. On le prépare en traitant à une douce chaleur le sulfure de fer par de l'acide sulfurique étendu d'eau, ou bien le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique. Il faut éviter, autant que possible, de le respirer; car il offre à un haut degré les propriétés vénéneuses, communes à presque toutes les combinaisons binaires de l'hydrogène.

Acide hydro-xauthique. Nom composé par M. C. Zeise, pour désigner la combinaison de l'hydrogène avec le soufre et le carbone, combinaison qu'il regarde comme un acide particulier.

Acide hypo-nitreux. M. Gay-Lussac nomme ainsi un acide composé de 100 d'azote et de 150 d'oxigène, acide que l'on n'est pas encore parvenu à isoler, parce qu'il se détruit dès que l'on cherche à le séparer de la potasse, qui est la seule base avec laquelle il ait encore été combiné.

Acide hypo-phosphoreux. Liquide, incristallisable, très-sapide, se décomposant facilement par la chaleur. Si on fait l'opération dans une cornue, on obtiendra de l'hydrogène phosphoré, du phosphore et de l'acide phosphorique. Il est extrêmement soluble dans l'eau, et communique cette propriété à tous les sels qu'il forme. D'après M. Dulong, à qui l'on doit la découverte de cet acide, il est composé de 100 de phosphore, et de 37,44 d'oxigène. On l'obtient en délayant dans l'eau le phosphore de barium. Il en résulte un hypo-phosphite de baryte soluble, dont on précipite la base par une quantité convenable d'acide sulfurique. Il suffit alors de filtrer la liqueur, et de la concentrer par une évaporation ménagée.

Acide hypo-phosphorique. Liquide, visqueux, très-sapide, ayant un peu l'odeur du phosphore, se décomposant par la chaleur, et se transformant en acide phosphorique et en hydrogène phosphoré, qui s'enflamme à l'issue du vase dont on se sert, si l'ouverture en est étroite. Il se

décompose également dès qu'on le met en contact avec une base salifiable, et se change en acide phosphoreux, et en acide phosphorique, ce qui a fait penser à M. Dulong qu'il pourrait bien n'être qu'une combinaison de ces deux acides. On l'obtient en brûlant lentement des cylindres de phosphore dans l'air humide. D'après M. Thénard, cet acide est formé de 100 de phosphore et de 110,39 d'oxigène.

Acide hypo-sulfureux. Composé de 100 de soufre, et de 50 d'oxigène ; il n'existe qu'en combinaison.

Acide hypo-sulfurique. Composé de 100 de soufre, et de 125 d'oxigène. Sa découverte et l'étude de ses propriétés sont dues à M. Gay-Lussac et Welter. C'est un liquide incolore, inodore, retenant toujours une certaine quantité d'eau. Quand il en contient le moins possible, sa densité est de 1,347, et déjà il commence à se transformer en acides sulfureux et sulfurique. Il se combine très-bien aux bases salifiables. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau qui tient en suspension du peroxide de manganèse. Il se produit à froid une dissolution neutre d'hypo-sulfate et de sulfate de manganèse. On traite la dissolution par de la baryte en poudre, on chauffe, on filtre, on fait passer un courant d'acide carbonique ; on filtre de nouveau après l'avoir fait bouillir. On fait cristalliser l'hypo-sulfate ; on le redissout et on en précipite la baryte par une addition ménagée d'acide sulfurique. On concentre l'acide sous le récipient de la machine pneumatique.

Acide igazurique. Cet acide s'offre sous forme de petites aiguilles blanches, très-légères, très-acides, et aussi très-solubles dans l'eau et dans l'alcool. L'igazurate d'ammoniaque forme, avec le sulfate de cuivre,

une belle couleur verte, et donne lieu à un précipité grenu et cristallin. On en doit la connaissance à MM. Pelletier et Caventou. Il existe aussi dans la fève de Saint-Ignace, la noix vomique, et probablement aussi dans les autres espèces du genre *strychnos*.

Acide iodeux. Liquide, d'un jaune d'ambre, d'une consistance oléagineuse, d'une odeur analogue à celle de l'oxide de chlore ; il rougit la teinture de tournesol, se volatilise à 50°, est soluble dans l'eau et dans l'alcool. L'acide sulfureux le décompose et en précipite l'iode. On l'obtient en triturant un mélange d'iode et de chlorate de potasse, introduisant le mélange dans une cornue, et chauffant avec une lampe à esprit-de-vin. L'acide iodeux se dégage sous forme de vapeurs jaunes, qui se condensent dans le récipient : il y a en même temps dégagement d'oxigène, et il se volatilise une petite quantité d'iode. Cet acide a été découvert et étudié par M. Sementini.

Acide iodique. Solide, inodore, blanc, translucide, détruit les couleurs bleues végétales qu'il commence par rougir ; sa densité surpasse celle de l'acide sulfurique. A une température élevée, il se transforme en iode et en gaz oxigène. La plupart des acides forts le décomposent, excepté cependant les acides sulfurique et phosphorique, qui paraissent former avec lui des combinaisons : il produit une détonation, si on le chauffe avec du soufre ou du charbon. Cet acide est formé de 100 d'iode et de 31,927 d'oxigène. Le poids d'un atome est de 20,625. On l'obtient en traitant l'iode par le protoxide de chlore. Sa découverte est due à M. Gay-Lussac.

Acide iodo-sulfurique. On peut nommer ainsi le composé cristallin, d'un jaune pâle, que l'on obtient

décompose également dès qu'on le met en contact avec une base salifiable, et se change en acide phosphoreux, et en acide phosphorique, ce qui a fait penser à M. Dulong qu'il pourrait bien n'être qu'une combinaison de ces deux acides. On l'obtient en brûlant lentement des cylindres de phosphore dans l'air humide. D'après M. Thénard, cet acide est formé de 100 de phosphore et de 110,39 d'oxigène.

Acide hypo-sulfureux. Composé de 100 de soufre, et de 50 d'oxigène ; il n'existe qu'en combinaison.

Acide hypo-sulfurique. Composé de 100 de soufre, et de 125 d'oxigène. Sa découverte et l'étude de ses propriétés sont dues à M. Gay-Lussac et Welter. C'est un liquide incolore, inodore, retenant toujours une certaine quantité d'eau. Quand il en contient le moins possible, sa densité est de 1,347, et déjà il commence à se transformer en acides sulfureux et sulfurique. Il se combine très-bien aux bases salifiables. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau qui tient en suspension du peroxide de manganèse. Il se produit à froid une dissolution neutre d'hypo-sulfate et de sulfate de manganèse. On traite la dissolution par de la baryte en poudre, on chauffe, on filtre, on fait passer un courant d'acide carbonique ; on filtre de nouveau après l'avoir fait bouillir. On fait cristalliser l'hypo-sulfate ; on le redissout et on en précipite la baryte par une addition ménagée d'acide sulfurique. On concentre l'acide sous le récipient de la machine pneumatique.

Acide igazurique. Cet acide s'offre sous forme de petites aiguilles blanches, très-légères, très-acides, et aussi très-solubles dans l'eau et dans l'alcool. L'igazurate d'ammoniaque forme, avec le sulfate de cuivre,

une belle couleur verte, et donne lieu à un précipité grenu et cristallin. On en doit la connaissance à MM. Pelletier et Caventou. Il existe aussi dans la fève de Saint-Ignace, la noix vomique, et probablement aussi dans les autres espèces du genre *strychnos*.

Acide iodeux. Liquide, d'un jaune d'ambre, d'une consistance oléagineuse, d'une odeur analogue à celle de l'oxide de chlore ; il rougit la teinture de tournesol, se volatilise à 50°, est soluble dans l'eau et dans l'alcool. L'acide sulfureux le décompose et en précipite l'iode. On l'obtient en triturant un mélange d'iode et de chlorate de potasse, introduisant le mélange dans une cornue, et chauffant avec une lampe à esprit-de-vin. L'acide iodeux se dégage sous forme de vapeurs jaunes, qui se condensent dans le récipient : il y a en même temps dégagement d'oxigène, et il se volatilise une petite quantité d'iode. Cet acide a été découvert et étudié par M. Sementini.

Acide iodique. Solide, inodore, blanc, translucide, détruit les couleurs bleues végétales qu'il commence par rougir ; sa densité surpasse celle de l'acide sulfurique. A une température élevée, il se transforme en iode et en gaz oxigène. La plupart des acides forts le décomposent, excepté cependant les acides sulfurique et phosphorique, qui paraissent former avec lui des combinaisons : il produit une détonation, si on le chauffe avec du soufre ou du charbon. Cet acide est formé de 100 d'iode et de 31,927 d'oxigène. Le poids d'un atome est de 20,625. On l'obtient en traitant l'iode par le protoxide de chlore. Sa découverte est due à M. Gay-Lussac.

Acide iodo-sulfurique. On peut nommer ainsi le composé cristallin, d'un jaune pâle, que l'on obtient

quand on verse goutte à goutte de l'acide sulfurique dans une solution chaude et concentrée d'acide iodique. Ces petits cristaux paraissent contenir de l'eau. Mis en contact avec la potasse ou la soude, ils forment un iodate et un sulfate. Les acides nitrique et phosphorique forment, avec l'acide iodique, des composés analogues.

Acide jatrophique. Nom donné par MM. Pelletier et Caventou à un acide liquide, incolore, d'une odeur forte, volatil, très-soluble dans l'eau, qu'ils ont trouvé dans l'huile du jatropha carcas.

Acide kabarique. C'est l'*acide succinique*. Voyez ce mot.

Acide kinique. Blanc, solide, cristallin, très-acide, rougit fortement la teinture de tournesol, n'offre pas de saveur amère. La chaleur le décompose, et donne naissance à de l'acide pyro-kinique également cristallisable. L'acide kinique n'a encore été trouvé que dans le quinquina uni à la chaux, et peut-être aussi à un peu de quinine et de cinchonine. On l'extrait du kinate de chaux, en précipitant la base par l'acide oxalique. Il a été découvert par M. Vauquelin.

Acide kinovique. Nom donné par MM. Pelletier et Caventou à un acide qu'ils ont trouvé dans l'écorce du kina nova : il se rapproche un peu des acides gras; il est blanc, léger, floconneux, à peine soluble dans l'eau, et au contraire très-soluble dans l'éther et l'alcool.

Acide kramérique. M. Peschier a trouvé cet acide dans la racine du ratanhia. Après plusieurs essais, il l'a enfin obtenu cristallisé sous forme de prismes allongés, d'une saveur très-stiptique. Cet acide est remarquable, en ce qu'il a une telle affinité pour la baryte, qu'il l'enlève à l'acide sulfurique. Les kraméríates neutres précipitent en jaune les sels de fer, et en blanc ceux de plomb. On l'obtient en précipitant par la gélatine le tannin d'une décoction de ratanhia, filtrant et saturant la dissolution, qui est un peu acide, par le sulfate de fer qui précipite l'acide gallique. On traite alors la liqueur par le carbonate de chaux; on décompose le kraméríate de chaux par l'acétate de plomb et le kraméríate de plomb par l'acide hydro-sulfurique.

Acide luacique. Acide découvert par M. John dans la laque en bâton. Selon l'auteur, il est solide, cristallin, d'un jaune de vin très-clair, d'une saveur acide, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Il précipite en blanc les dissolutions de plomb et de mercure; mais il ne trouble pas l'eau de chaux, ni les nitrates d'argent et de baryte. Seul ou combiné, il donne un précipité blanc avec les sels de fer peroxidés.

Acide lactique. Son existence est encore incertaine. Il pourrait bien n'être que de l'acide acétique uni à une matière végétale, ou peut-être aussi le même que l'acide zumique. Scheele l'a découvert dans le petit-lait aigri. Selon M. Berzélius, il existerait aussi dans le sang. C'est un liquide épais, incristallisable, soluble dans l'eau et l'alcool, se combinant aux bases, et formant presque toujours des sels solubles. On le retire ordinairement du petit-lait.

Acide lampique. Nom donné à un produit qui se forme pendant le contact d'un fil de platine incandescent, dans la vapeur d'éther. Il paraît être composé d'acide acétique et d'un composé d'hydrogène et de carbone.

Acide lithique. Voy. *Acide urique*.

Acide locustique (de *locusta*, sauterelle). Acide

annoncé dans la sauterelle, mais qui n'est pas suffisamment connu pour être séparé de l'acide acétique.

Acide malique. Liquide, incolore, susceptible de donner lieu à des cristaux mamelonnés, d'une saveur très-acide; il se décompose par la chaleur, et donne, entre autres produits, un acide particulier nommé pyro-malique. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique. Il ne trouble pas les nitrates de plomb et d'argent. Il est composé, d'après M. Vauquelin, de 28,3 de carbone, de 54,9 d'oxigène, de 16,8 d'hydrogène en poids. C'est le même acide que celui que l'on a désigné sous le nom d'*acide sorbique*. En effet, il existe dans les baies du sorbier, dans les pommes, les groseilles et la plupart des fruits acides, dans les feuilles du *Semper virum tectorum*. C'est ordinairement de cette dernière plante qu'on l'extrait par le procédé de M. Labillardière. On sature le suc de la joubarbe par un excès de lait de chaux; on fait évaporer environ aux trois quarts la liqueur séparée de l'excès de chaux, et l'on observe qu'il se dépose, pendant l'évaporation, du sous-malate de chaux mêlé d'une matière colorante; on sépare l'eau-mère, et on lave le dépôt, à plusieurs reprises, avec de l'alcool à 12 ou 15 degrés, pour le débarrasser d'une grande partie de la matière colorante; alors on le traite par l'eau, qui dissout et transforme le sous-malate de chaux en malate soluble, et en chaux qui reste combinée avec une portion de matière colorante. On traite la dissolution de nitrate de chaux incolore par le nitrate de plomb neutre; il se forme un précipité de malate de plomb neutre, qui étant bien lavé et traité par l'acide hydro-sulfurique, donne une dissolution incolore d'acide malique. En évaporant cette dissolution, on obtient un liquide sirupeux qui laisse déposer, au bout de quelques jours, des mamelons de cristaux blanchâtres.

Acide margarique. Blanc, insipide, inodore, fond à 60°, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. La plupart des sels qu'il forme ont l'aspect nacré. Il rougit la teinture de tournesol, et décompose à chaud les sous-carbonates de potasse et de soude. Il existe dans le gras des cadavres. On l'obtient en traitant la graisse de porc, ou mieux la graisse humaine, par la potasse. D'après M. Chevreul, cet acide serait un hydrate qui contiendrait 3,52 d'eau sur 100 d'acide sec; et à l'état sec, il serait formé de 8,937 d'oxigène, de 79,053 de carbone et de 12,010 d'hydrogène.

Acide marin. Voy. *Hydro-chlorique*.

Acide marin déflogistiqué. Voy. *Chlore*.

Acide méconique. Solide, blanc, cristallin, quelquefois même en cristaux assez bien prononcés, fond et se sublime à 125°, se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Cette solution rougit le tournesol, et jouit de la propriété remarquable de se colorer en un beau rouge, sans donner lieu à aucun précipité; avec les sels de fer peroxidé, elle trouble, au bout de quelque temps, la solution de sublimé corrosif, et produit dans celle de sulfate de cuivre un dépôt pulvérulent d'un jaune pâle. Il se combine aux alcalis, et donne lieu à des sels solubles.

Cet acide a été découvert dans l'opium par M. Serturner, et l'on doit à M. Robiquet le meilleur procédé pour sa préparation. A cet effet, on fait bouillir une infusion d'opium avec une certaine quantité de magnésie, et on recueille le dépôt qui s'est formé : c'est du sous-méconate de magnésie. On le lave, on le traite par l'alcool

faible, puis par l'alcool concentré ; mais on ne peut priver entièrement le sous-méconate de toute la matière colorante qu'il contient. On verse dessus de l'acide sulfurique affaibli, on chauffe, et l'on ajoute dans la dissolution une solution d'hydro-chlorate de baryte. Il se forme un précipité de méconate et de sulfate de baryte. On lave le précipité, et on le fait digérer à chaud avec de l'acide sulfurique faible, qui finit par décomposer le méconate de baryte. Cette décomposition serait bien plus prompte, si ce méconate n'était pas enveloppé d'une matière colorante qui empêche la réaction de l'acide. On filtre, on lave le résidu dans une grande quantité d'eau, on réunit les liqueurs et on les soumet à l'évaporation. L'acide méconique se sépare, on le lave dans un peu d'eau froide, on le sèche et on le sublime à une douce chaleur.

Acide mellitique. Solide, pouvant cristalliser en petits prismes ou en aiguilles, d'une saveur aigre et amère ; soluble dans l'eau. Il forme dans les eaux de chaux, de baryte, de strontiane, des précipités blancs solubles dans les acides nitrique et hydro-chlorique. Il précipite en vert le nitrate de cuivre, en fauve-clair le nitrate de fer, et en blanc l'acétate de plomb et le nitrate de mercure. Il se combine à la potasse. Il existe dans le minéral nommé *mellite*, combiné à l'alumine. On l'obtient en traitant par l'eau bouillante ce minéral pulvérisé ; l'eau dissout l'acide et une petite portion d'alumine ; on concentre la liqueur et on précipite l'alumine par l'alcool. On filtre de nouveau, et après avoir évaporé à siccité, mais avec ménagement, on obtient une masse jaunâtre que l'on purifie par plusieurs cristallisations. C'est Klaproth qui l'a découvert.

Acide ménispermique. Extrait par M. Boullay du *menispermum cocculus*. Il lui donne pour caractères de

ne pas troubler l'eau de chaux, et de former avec la baryte un sel peu soluble ; de précipiter le nitrate de mercure en gris, le nitrate d'argent en jaune foncé, l'hydro-chlorate d'étain en jaune, l'hydro-chlorate d'or en rouge brun ; de ne point agir sur la solution de proto-sulfate de fer, et de déterminer dans celle du deuto-sulfate un précipité d'un vert-foncé ; de former un précipité abondant dans la solution de sulfate de magnésie, et de ne pas être converti en acide oxalique par l'acide nitrique. On l'obtient en traitant une forte infusion de coques du Levant par le nitrate de baryte ; traitant le menispermate de baryte précipité par l'alcool, afin de lui enlever sa matière colorante, et ensuite par l'acide sulfurique pour en obtenir l'acide.

Acide méphitique. Voy. *Acide carbonique*.

Acide molybdeux. Solide, blanc, soluble dans l'eau et les acides sulfurique, hydro-chlorique, nitrique : rougit la teinture de tournesol. Est composé de 100 de molybdène et 33,2 d'oxigène. S'obtient en triturant avec de l'eau un mélange de 1 partie de molybdène, de 2 d'acide molybdique, et en faisant bouillir la liqueur qui donne un précipité bleu.

Acide molybdique. Blanc, solide, inodore, peu sapide, par conséquent peu soluble, rougit cependant la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique est de 3,46. A une certaine température, il se volatilise ; mais si on le prive du contact de l'air, il fond et cristallise en refroidissant. La majeure partie des corps qui ont une certaine affinité pour l'oxigène, lui en enlèvent une portion et le ramènent à l'état d'acide molybdeux. Il est formé de 100 de métal et de 50 d'oxigène. Existe dans le plomb molybdaté ; mais on l'obtient toujours du sulfure

de molybdène, que l'on grille après l'avoir pulvérisé. On le chauffe ensuite avec une solution de potasse, et on décompose le molybdate qui se forme par l'acide sulfurique. L'acide molybdique se précipite.

Acide morique. Cet acide cristallise en aiguilles très-fines, d'une couleur jaunâtre, d'une saveur âcre. Il rougit la teinture de tournesol, se dissout dans l'eau et dans l'alcool. Si on le chauffe sans le contact de l'air, une portion se décompose, et donne lieu à des gaz dans lesquels l'autre portion se volatilise et se condense en cristaux prismatiques. Il forme avec la chaux un sel très-peu soluble. L'acide morique a été découvert par Klaproth. On le trouve combiné à la chaux, et formant de petits grains bruns dans l'écorce du mûrier blanc. On l'obtient en faisant bouillir l'écorce du mûrier dans une grande quantité d'eau distillée. On fait évaporer, et on obtient le morate de chaux. On le fait bouillir avec un excès d'acétate de plomb, et on décompose par l'acide hydro-sulfurique le morate de plomb qui s'est précipité.

Acide mucique. Blanc, pulvérulent, peu sapide, à peine soluble, rougit très-faiblement la teinture de tournesol. Dans sa décomposition par la chaleur, il donne lieu à un acide particulier (voy. *Acide-pyro-mucique*) susceptible de cristalliser. L'acide mucique est insoluble dans l'alcool, d'après Scheele à qui on en doit la découverte. Il précipite les eaux de chaux, de baryte, de strontiane, mais le précipité se redissout dans un excès d'acide. Il trouble aussi les nitrates d'argent, de mercure, ainsi que l'acétate, le nitrate et l'hydro-chlorate de plomb; mais il n'agit pas sur les sels de magnésie et d'alumine, sur les hydro-chlorates d'étain et de mercure, ni sur les sulfates de fer, de zinc, de manganèse et de cuivre. Cet acide est toujous un produit de l'art. On l'obtient en traitant la gomme ou le sucre de lait par l'acide nitrique; de là le nom d'*acide saccho-lactique*, sous lequel il fut d'abord connu. C'est en effet du sucre de lait dont on le retire ordinairement. Il suffit de le traiter à chaud par trois parties d'acide nitrique. On trouve, dans le fond de la cornue qui doit être assez grande, une poudre blanche qu'il suffit de laver pour l'avoir pure : c'est l'acide mucique. Il est composé de carbone 33,69, oxigène 62,69, hydrogène 3,62 en poids. (Gay-Lussac et Thénard.) Les résultats de M. Berzélius sont un peu différens.

Acide muriatique. Voy. *Acide hydro-chlorique.*

Acide muriatique flogistiqué. Voy. *Chlore.*

Acide muriatique oxigéné. Voy. *Chlore.*

Acide muriatique hyper-oxigéné. Voy. *Acide chlorique.*

Acide muriatique sur-oxigéné. Voyez *Oxide de chlore.*

Acide nancéique. Voy. *Zumique.*

Acide nitreux. Les caractères physiques de cet acide sont très-variables et très-curieux. On le regarda pendant long-temps comme un corps gazeux; mais M. Dulong, qui l'a étudié avec sa sagacité ordinaire, le regarde comme liquide à la température et à la pression de l'atmosphère. Sa couleur varie, selon le degré de chaleur auquel il est exposé de 15 à 28°. Il est orangé, d'un jaune-fauve à 0°, presqu'incolore à —10°, et tout-à-fait sans couleur à —20°; sa densité est de 1,451; il bout à 28°. Sa vapeur est rutilante; en contact avec l'oxigène et la vapeur d'eau, elle se change en acide nitrique, et les corps enflammés que l'on y plonge continuent à brûler. Il agit sur les différens corps à peu près comme l'acide nitrique. Si on

le met en contact avec l'acide hydro-sulfurique, il en précipite le soufre à la température ordinaire. Il forme avec l'acide sulfurique concentré un composé cristallin décomposable par l'eau. L'acide nitreux est composé en volume de 1 d'azote et de 2 d'oxigène, ou en poids de 100 d'oxigène et de 44,25 d'azote. On l'obtient en chauffant dans une petite cornue du nitrate neutre de plomb bien sec. On le reçoit dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant.

ACIDE NITRIQUE. Ce corps fut découvert en 1225 par Raïmond-Hille, qui le nomma *esprit de nitre*, parce qu'il l'avait obtenu en chauffant un mélange d'argile et de sel de nitre (nitrate de potasse). Il contient toujours une certaine quantité d'eau, sans laquelle il ne peut exister. La pesanteur spécifique de celui qui en contient le moins est de 1,510 à 18°, d'après M. Gay-Lussac. C'est un liquide incolore, d'une odeur particulière, d'une saveur extrêmement caustique, puisqu'il désorganise les matières animales avec lesquelles on le met en contact. Il rougit fortement la teinture de tournesol. Il bout à 86° (M. Thénard), et se décompose à une chaleur rouge. Les produits de cette décomposition sont de l'eau et de l'oxigène. Il se congèle à —50°, mais il ne devient jamais bien solide. Quand il est très-concentré, la lumière solaire le décompose comme la chaleur rouge. La plupart des corps combustibles décomposent l'acide nitrique en lui enlevant de l'oxigène; la quantité de l'oxigène absorbé varie selon l'affinité du corps pour l'oxigène, selon la température à laquelle on fait l'expérience, et suivant les quantités que l'on emploie relativement à celui de l'acide nitrique; en sorte que l'acide nitrique peut être transformé en acide nitreux, en deutoxide d'azote, en protoxide d'azote, et même en azote. Le chlore, l'iode et l'azote sont sans action sur lui, ainsi que l'or, le platine, l'iridium, le rhodium, l'osmium, le columbium, le cérium, le titane, le chrôme et le tungstène. Tous les autres élémens non métalliques et métalliques en opèrent la décomposition à diverses températures. Dans leur contact avec lui, les métaux passent à l'état d'acide ou d'oxide, et, dans ce dernier cas, presque toujours la portion d'acide nitrique non décomposée s'y unit et forme un nitrate. L'antimoine et l'étain font exception à cette règle. Dans quelques cas aussi l'eau de l'acide nitrique est décomposée et l'hydrogène, se trouvant à l'état de gaz, s'unissant avec l'azote d'une partie de l'acide nitrique, s'y combine et forme de l'ammoniaque. De là le nitrate d'ammoniaque que l'on observe dans les dissolutions de certains métaux dans cet acide. L'acide sulfurique, en s'emparant de l'eau qu'il contient, le transforme en oxigène et en acide nitreux. Il paraît pouvoir dissoudre une assez grande quantité de deutoxide d'azote. L'on obtient, dans ce cas, un mélange d'acide nitrique, d'acide nitreux, de deutoxide d'azote et d'eau. Ce mélange prend différentes couleurs, selon la quantité de deutoxide d'azote qu'on y fait passer. L'acide nitrique attaque presque toutes les substances végétales qui ne jouent pas le rôle de bases salifiables. Il leur cède toujours une certaine quantité d'oxigène, et les fait souvent passer à l'état d'acide. Son action sur les substances animales est aussi très-énergique. Il les décompose presque toujours en se décomposant lui-même, et donne naissance alors à plusieurs des composés qui peuvent résulter de l'union de l'oxigène, de l'hydrogène, du carbone et de l'azote. En effet, on trouve de l'ammoniaque, de l'acide hydro-cyanique, de l'acide nitreux, des acides

malique, acétique, oxalique, carbonique, de l'eau, des oxides d'azote, de l'azote, et un composé particulier jaune et détonnant que l'on regarde comme la combinaison de l'acide hypo-nitreux avec une matière animale. L'acide nitrique est composé de 1 volume d'azote et 2 volumes 1/2 d'oxigène, ou bien en poids de 35,12 d'azote et 100 d'oxigène. Le poids de son atome est de 6,75. On ne l'a pas encore trouvé libre dans la nature. Il existe à la vérité dans des endroits exposés continuellement à des émanations animales, dans les lieux où des matières azotées se décomposent lentement; mais toujours il s'unit à des bases, et c'est principalement à la chaux, à la magnésie et à la potasse. On le préparait autrefois en faisant un mélange de nitrate de potasse et d'argile. On mettait ce mélange dans de grandes cornues de grès nommées *cuines*. On y adaptait des récipiens en grès, et l'on plaçait ces *cuines* sous un long fourneau nommé *galère*. Il se formait une espèce de frite ou combinaison de potasse et d'alumine, et l'acide se dégageait. Il suffisait de traiter ces résidus par l'acide sulfurique, pour obtenir de l'alun. Comme l'acide sulfurique est maintenant à très-bas pris, on trouve plus avantageux de l'employer pour décomposer le nitrate de potasse. On introduit ce sel dans des tuyaux de fonte qui communiquent avec des récipiens en grès, et l'on y verse l'acide sulfurique par le moyen d'un tube, ou entre les jointures avec de l'argile. On chauffe légèrement d'abord; ensuite on augmente le feu, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien. L'acide ainsi obtenu n'est pas pur. Il est plus ou moins coloré en jaune par du deutoxide d'azote; il contient en outre un peu d'acide hydro-chlorique, une petite quantité d'acide sulfurique. On le prive de cet

acide sulfurique, en le distillant sur une petite quantité de nitrate de potasse; ensuite on le chauffe à l'air libre, pour en dégager le deutoxide d'azote et l'acide hydro-chlorique. Si on voulait employer cet acide nitrique comme réactif, il faudrait y verser goutte à goutte du nitrate de baryte, jusqu'à ce qu'il ne se formât plus de précipité; employer avec le même ménagement le nitrate d'argent; et dans la crainte qu'il ne retienne un peu de ces nitrates, qu'il est bien difficile de ne pas mettre en excès, il faudrait le distiller de nouveau : on serait sûr alors de l'avoir parfaitement pur. C'est un des acides dont les usages sont le plus multipliés. On le connait dans le commerce sous le nom d'*eau-forte*, sous celui d'*eau seconde* quand il est étendu. On l'emploie fréquemment comme réactif, et dans les pharmacies, pour préparer différens sels, l'acide oxalique, la pommade oxigénée, l'onguent citrin, etc.

Acide nitro-hydro-chlorique. Voy. *Acide hydro-chloro-nitrique.*

Acide nitro-leucique. M. Braconnot donne ce nom à la combinaison de l'acide nitrique avec la leucine. Ce serait, selon lui, un acide différent de l'acide nitro-saccharique, et susceptible de s'unir aux bases.

Acide nitro-muriatique. Voy. *Acide hydro-chloro-nitrique.*

Acide nitro-saccharique. Nom proposé par M. Braconnot pour désigner la combinaison que forme l'acide nitrique avec une matière cristalline particulière qui résulte de l'action de l'acide sulfurique sur la gélatine. Cet acide est solide, cristallise en prismes incolores et striés, fuse sur les charbons, forme avec la chaux un sel non déliquescent, peu soluble dans l'alcool, et avec l'oxide

de plomb, un sel détonnant. M. Thénard regarde, avec raison, l'acide minéral qui entre dans sa composition, comme de l'acide hypo-nitreux.

Acide oléique. La découverte de cet acide et l'étude de ses propriétés sont dues à M. Chevreul. Il est liquide, incolore, d'une consistance oléagineuse, d'une odeur et d'une saveur rances. Sa pesanteur spécifique est de 0,898 à 19°. La chaleur le décompose, excepté dans le vide, où il se volatilise. Il se congèle un peu au-dessous de 0, et se prend en une masse cristalline. L'eau ne le dissout pas. Il n'en est pas de même dans l'alcool; il s'unit aux acides stéarique et margarique; il décompose les sous-carbonates. Il existe dans le gras des cadavres. On l'obtient en traitant la graisse de porc par la potasse. Il contient 3,95 d'eau pour 100 d'acide sec. Dans l'état sec, il est composé de 7,69 d'oxigène, de 80,94 de carbone et de 11,35 d'hydrogène en poids.

Acide oxalique. Blanc, solide, cristallise en prismes déliés à quatre faces, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est très-forte; il rougit fortement la teinture de tournesol. Chauffé dans une cornue, il ne tarde pas à fondre dans son eau de cristallisation, ensuite une portion se décompose, l'autre se volatilise et se condense dans le col de la cornue. Soumis à une chaleur rouge sans le contact de l'air, il ne laisse aucun résidu de charbon. Il est soluble dans deux parties d'eau froide; se dissout moins facilement dans l'alcool. Son affinité pour la chaux est telle qu'il l'enlève à l'acide sulfurique. L'oxalate formé est insoluble dans un excès d'acide oxalique. Les chimistes modernes ne sont pas d'accord sur sa composition. MM. Gay-Lussac et Thénard le regardent comme formé en poids de carbone 26,566, oxigène 70,689, hydrogène 2,745. M. Berzélius l'a trouvé composé de carbone 33,35, oxigène 66,41 en poids, ou bien en volume de 2 de vapeur de carbone et 3 d'oxigène. M. Dulong le considère comme un composé d'acide carbonique et d'hydrogène, et M. Doebereiner pense qu'il est produit par la combinaison d'un volume d'acide carbonique avec un volume d'oxide de carbone et une proportion d'eau. On ne l'a encore trouvé dans la nature qu'en combinaison avec la potasse et la chaux. La première de ces combinaisons existe dans l'*oxalis acetosella*, la seconde dans la racine de rhubarbe. Cet acide est employé en chimie comme réactif, dans les arts pour enlever les couleurs à base de fer, et il a été récemment employé en anatomie pathologique pour démontrer la formation des fausses membranes sur les séreuses. On obtient l'acide oxalique en traitant dans une cornue le sucre ou l'amidon par l'acide nitrique. Ces substances ne sont pas ordinairement transformées en acide oxalique dès la première opération, à moins que l'acide nitrique ne soit en assez grand excès. On obtient des acides malique et acétique, que l'on transforme en acide oxalique, en les traitant par une nouvelle quantité d'acide nitrique. On l'obtient d'abord en très-gros cristaux, mais à mesure que, par des cristallisations répétées, on les prive de l'acide nitrique qu'ils contiennent, ils se présentent sous la forme de prismes de plus en plus déliés. On peut encore obtenir cet acide en décomposant l'oxalate de plomb par l'hydrogène sulfuré (acide hydro-sulfurique), filtrant la liqueur et la faisant évaporer. Les cristaux se déposent par le refroidissement.

Acide per-nitreux. Voy. *Acide hypo-nitreux.*

Acide phocénique. Il est le résultat de l'action des alcalis sur la phocénine. C'est un liquide incolore, d'une

de plomb, un sel détonnant. M. Thénard regarde, avec raison, l'acide minéral qui entre dans sa composition, comme de l'acide hy po-nitreux.

Acide oléique. La découverte de cet acide et l'étude de ses propriétés sont dues à M. Chevreul. Il est liquide, incolore, d'une consistance oléagineuse, d'une odeur et d'une saveur rances. Sa pesanteur spécifique est de 0,898 à 19°. La chaleur le décompose, excepté dans le vide, où il se volatilise. Il se congèle un peu au-dessous de 0, et se prend en une masse cristalline. L'eau ne le dissout pas. Il n'en est pas de même dans l'alcool ; il s'unit aux acides stéarique et margarique ; il décompose les sous-carbonates. Il existe dans le gras des cadavres. On l'obtient en traitant la graisse de porc par la potasse. Il contient 3,95 d'eau pour 100 d'acide sec. Dans l'état sec, il est composé de 7,69 d'oxigène, de 80,94 de carbone et de 11,35 d'hydrogène en poids.

Acide oxalique. Blanc, solide, cristallise en prismes déliés à quatre faces, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est très-forte ; il rougit fortement la teinture de tournesol. Chauffé dans une cornue, il ne tarde pas à fondre dans son eau de cristallisation, ensuite une portion se décompose, l'autre se volatilise et se condense dans le col de la cornue. Soumis à une chaleur rouge sans le contact de l'air, il ne laisse aucun résidu de charbon. Il est soluble dans deux parties d'eau froide ; se dissout moins facilement dans l'alcool. Son affinité pour la chaux est telle qu'il l'enlève à l'acide sulfurique. L'oxalate formé est insoluble dans un excès d'acide oxalique. Les chimistes modernes ne sont pas d'accord sur sa composition. MM. Gay-Lussac et Thénard le regardent comme formé en poids de carbone 26,566, oxigène 70,689, hydrogène 2,745. M. Berzélius l'a trouvé composé de carbone 33,35, oxigène 66,41 en poids, ou bien en volume de 2 de vapeur de carbone et 3 d'oxigène. M. Dulong le considère comme un composé d'acide carbonique et d'hydrogène, et M. Doebereiner pense qu'il est produit par la combinaison d'un volume d'acide carbonique avec un volume d'oxide de carbone et une proportion d'eau. On ne l'a encore trouvé dans la nature qu'en combinaison avec la potasse et la chaux. La première de ces combinaisons existe dans l'*oxalis acetosella*, la seconde dans la racine de rhubarbe. Cet acide est employé en chimie comme réactif, dans les arts pour enlever les couleurs à base de fer, et il a été récemment employé en anatomie pathologique pour démontrer la formation des fausses membranes sur les séreuses. On obtient l'acide oxalique en traitant dans une cornue le sucre ou l'amidon par l'acide nitrique. Ces substances ne sont pas ordinairement transformées en acide oxalique dès la première opération, à moins que l'acide nitrique ne soit en assez grand excès. On obtient des acides malique et acétique, que l'on transforme en acide oxalique, en les traitant par une nouvelle quantité d'acide nitrique. On l'obtient d'abord en très-gros cristaux, mais à mesure que, par des cristallisations répétées, on les prive de l'acide nitrique qu'ils contiennent, ils se présentent sous la forme de prismes de plus en plus déliés. On peut encore obtenir cet acide en décomposant l'oxalate de plomb par l'hydrogène sulfuré (acide hydro-sulfurique), filtrant la liqueur et la faisant évaporer. Les cristaux se déposent par le refroidissement.

Acide per-nitreux. Voy. *Acide hypo-nitreux.*

Acide phocénique. Il est le résultat de l'action des alcalis sur la phocénine. C'est un liquide incolore, d'une

odeur forte, qui ne bout qu'au-dessus de 100°, et reste liquide à —9°. Il se volatilise avec l'eau sans se décomposer, tandis qu'il se décomposerait si on le distillait pur. Il se rapproche encore des huiles volatiles par quelques caractères. Comme elles, il s'enflamme par l'approche d'un corps en combustion, se dissout en petite quantité dans l'eau, tandis que l'alcool le dissout en toutes proportions. M. Chevreul, à qui l'on doit la découverte de cet acide, l'a trouvé, mais toujours en petite quantité, dans les huiles de marsouin et de dauphin, ainsi que dans les baies de la viorne (*viburnum opulus*). L'acide phocénique contient 9,89 d'eau pour 100 d'acide sec. En retranchant cette eau, il est composé de carbone 66,390, oxigène 26,030, hydrogène 7,580 en poids.

Acide phosphatique. M. Dulong et quelques autres chimistes nomment ainsi l'acide que nous avons décrit sous le nom d'*hypo-phosphorique*. Cet acide a été souvent décrit sous le nom d'*acide phosphoreux*, lorsque l'acide phosphorique et lui étaient les seuls connus, des quatre que le phosphore peut former.

Acide phosphoreux. Liquide, incolore, inodore, très-acide, très-soluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, et susceptible de former avec les bases des sels qui diffèrent essentiellement des phosphates et des hypophosphates. M. Dulong le regarde comme formé de 100 de phosphore et de 74,88 d'oxigène. Le poids de son atome est de 4,67. Il est sans usage. C'est M. Davy qui l'a découvert. On l'obtient en traitant le proto chlorure de phosphore par l'eau. Il suffit de faire évaporer la liqueur pour l'obtenir pur.

Acide phosphorique. Cet acide est blanc, solide, incolore, inodore, plus pesant que l'eau, fond à la chaleur rouge en un verre incolore, se volatilise à une température très-élevée. A cette température, il est décomposé par le carbone, le potassium, le sodium, le fer, le zinc, l'étain et quelques autres métaux. Les produits que l'on obtient varient selon la quantité de métal relative à celle d'acide phosphorique. Il attaque aussi l'argent avec le contact de l'air, mais à une température assez élevée. Aucun chimiste ne s'accorde sur la composition de cet acide. Nous le regardons avec M. Dulong comme formé de 100 de phosphore et de 124,80 d'oxigène. Ses usages sont peu nombreux. On l'emploie dans quelques analyses. On peut l'obtenir en faisant brûler un morceau de phosphore sous une cloche, sur du mercure, dans l'oxigène ou dans l'air atmosphérique. L'acide qui se forme est en flocons semblables à de la neige. On le prépare ordinairement en plaçant au bain de sable une cornue tubulée, munie d'une allonge et d'un récipient sphérique terminé par deux flacons de l'appareil de Woulf. Quelquefois on n'ajoute pas ces deux flacons, et on se dispense de luter les jointures. On met dans la cornue 8 parties d'acide nitrique, que l'on porte à l'ébullition ; alors on y ajoute 1 partie de phosphore coupé par petits morceaux. Quand la moitié du liquide est distillée, on laisse refroidir l'appareil, on verse dans la cornue le produit distillé, et on continue l'opération jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. On place le liquide que contient la cornue dans un creuset de platine, et on chauffe jusqu'à ce qu'il soit vitrifié. On se procure encore l'acide phosphorique en décomposant le phosphate d'ammoniaque par la chaleur, ou le phosphate de baryte par l'acide sulfurique. L'acide phosphorique n'existe pas libre dans la nature, mais il fait partie des os des animaux, et se trouve aussi combiné à différens oxides.

Acide prussique. Voy. *Acide hydro-cyanique.*

Acide prussique oxigéné. Voy. *Acide chloro-cyanique.*

Acide pseudo-kinique. A peine connu. Découvert par M. Vauquelin dans l'écorce du strychnos-pseudo-kina.

Acide pyro-acétique. Voy. *Esprit pyro-acétique.*

Acide purpurique. Acide particulier, que l'on obtient en traitant l'acide urique par l'acide nitrique. Le nom de purpurique lui a été donné par M. Proust, qui ne l'ayant jamais obtenu pur, croyait que les sels qu'il formait étaient rouges. M. Vauquelin l'a obtenu incolore. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il cristallise difficilement, fond à une douce chaleur, devient luisant et transparent comme de la gomme; les sels qu'il forme sont incolores. Il est composé, d'après M. Vauquelin, de 37,34 de charbon, de 29,34 d'oxigène, de 17,22 d'hydrogène, et de 16,04 d'azote.

Acide pyro-ligneux. Voy. *Acide acétique.*

Acide pyro-citrique. C'est un des produits de la décomposition de l'acide citrique. Il est solide, blanc, inodore, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, rougit la teinture de tournesol, et a cela de remarquable, qu'il ne trouble aucune dissolution métallique, excepté l'acétate de plomb et le proto-nitrate de mercure. D'après M. Lassaigne, à qui l'on en doit la découverte, il est composé de 47,5 de carbone, 43,5 d'oxigène, et 9 d'hydrogène.

Acide de la punaise. Voy. *Acide cimique.*

Acide pyro-malique. C'est un des produits de l'action de la chaleur sur l'acide malique. Il est solide, susceptible de cristalliser, fond à 47,5, et cristallise par le refroidissement. Il est soluble dans dix parties d'eau, et

se dissout bien plus facilement dans l'alcool rectifié. Il se combine aux bases salifiables, et forme des sels particuliers.

Acide pyro-mucique. C'est un des produits de la distillation de l'acide mucique. Il est blanc, inodore, très-sapide, fond à 130°, se volatilise à un degré de chaleur un peu plus élevé, et se condense en refroidissant en une masse cristalline. Il est soluble dans vingt-six parties d'eau froide. L'alcool et l'eau chaude en dissolvent davantage. Il ne précipite que l'acétate de plomb. M. Houton-Labillardière, qui l'a découvert, le regarde comme formé de 52,118 de carbone, 45,806 d'oxigène, et 2,111 d'hydrogène.

Acide pyro-tartrique. On l'obtient en distillant l'acide tartrique. Il se trouve, comme les précédens, dans le produit liquide de la distillation. Il est blanc, cristallin, très-sapide, fond si on l'expose à la chaleur dans un vase fermé, se décompose en partie à une température un peu plus élevée, se dissout très-facilement dans l'eau, cristallise par l'évaporation, et se combine à différentes bases salifiables.

Acide pyro-urique. C'est un des produits de la distillation de l'acide urique. Il est blanc, cristallin, croque sous la dent, rougit la teinture de tournesol, se dissout dans quarante parties d'eau froide, et dans l'alcool concentré et bouillant; il s'en précipite par le refroidissement. La chaleur le fond et le volatilise; il se sublime en aiguilles blanches. L'acide nitrique le dissout. Il forme, avec la plupart des bases salifiables, des sels qui sont presque tous solubles. Ces sels sont décomposés par presque tous les acides, qui en précipitent l'acide sous la forme de poudre blanche. Il est composé d'oxigène 44,32,

de carbone 28,29, d'azote 16,84, d'hydrogène 10,00, en poids. Voyez pour plus de détails le mémoire de MM. Chevalier et Lassaigne, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XIII, p. 155.

ACIDE RHEUMIQUE. Acide trouvé dans les tiges de rhubarbe. C'est de l'acide oxalique.

ACIDE ROSACIQUE. Solide, d'un rouge vif, inodore, presqu'insipide, rougit le tournesol. Selon M. Vogel, l'acide sulfurique concentré le convertit en une poudre rouge, le dissout, et l'amène ensuite à l'état d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau, qui paraît être de l'acide urique. L'acide sulfureux lui donne également cette belle nuance d'un rouge vif. L'acide nitrique le transforme en acide urique. La dissolution de nitrate d'argent, dans laquelle on a délayé de l'acide rosacique, prend au bout de quelques heures une couleur d'un brun fauve; au bout de vingt-quatre heures, il reste une poudre d'un vert-bouteille. L'acide rosacique se dépose sous forme de sédiment rosacé dans les urines rendues pendant le cours de fièvres intermittentes. On lave ce dépôt, et on le traite par l'alcool bouillant, qui dissout l'acide rosacique. Il diffère très-peu de l'acide urique.

ACIDE SACCHARIN. C'est l'acide oxalique. Voyez ce mot.

ACIDE SACCHO-LACTIQUE. Voy. *Acide mucique.*

ACIDE DE LA SAUTERELLE. Voy. *Acide locustique.*

ACIDE SÉBACIQUE. Sa découverte et l'étude de ses propriétés sont dues à M. Thénard. C'est un des produits de la distillation des graisses. Il est inodore, peu sapide, plus pesant que l'eau, et susceptible de cristalliser en petites aiguilles blanches. La chaleur le fond d'abord; puis il se décompose. Il est très-soluble dans l'eau chaude,

et peu dans l'eau froide, en sorte que l'eau bouillante qui en est saturée se prend en masse par le refroidissement. Il est soluble dans l'alcool, se combine très-bien aux alcalis, et forme avec eux des sels neutres et solubles. Il ne contient pas d'azote.

ACIDE SÉLÉNIQUE. Solide, blanc, cristallin, inodore, très-sapide, rougit fortement la teinture de tournesol. La chaleur le volatilise sans le décomposer. Il attire l'humidité de l'air, se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool. Plusieurs corps combustibles peuvent le décomposer à l'aide de la chaleur. Il est composé, d'après M. Berzélius, de 100 de sélénium, et de 40,33 d'oxigène. On l'obtient, comme l'acide phosphorique, en brûlant le sélénium dans l'oxigène, ou en le traitant par l'acide nitrique. Il est sans usage.

ACIDE SORBIQUE. Voy. *Acide malique.*

ACIDE STÉARIQUE. Solide, blanc, inodore, insipide, plus léger que l'eau, fond à 70°, et dans cet état rougit la teinture de tournesol. Il cristallise par le refroidissement. Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool. L'acide nitrique le décompose. Il brûle comme de la cire quand on le chauffe exposé au contact de l'air. Ces propriétés le rapprochent beaucoup de l'acide margarique. On ne le trouve jamais dans la nature; on l'obtient en saponifiant les graisses. Il contient pour 100 parties 3,52 d'eau. Abstraction faite de cette eau, il est formé de 7,377 d'oxigène, de 80,154 de carbone, et de 12,478 d'hydrogène. Voyez pour plus de détails les recherches chimiques de M. Chevreul sur les corps gras.

ACIDE STAMNIQUE. Voy. *Oxide d'étain* (*Per*).

ACIDE SUBÉRIQUE. On l'obtient en traitant le liége par l'acide nitrique. Il est blanc, pulvérulent, offre à peine

les caractères des acides, forme cependant des combinaisons avec les alcalis. Si on l'expose à la chaleur, il ne tarde pas à fondre, et se volatilise ensuite. Il est à peine soluble dans l'eau, l'est davantage dans l'alcool. Il ne précipite ni le sulfate de cuivre ni le sulfate de zinc. Il est composé, selon M. Bussy, de 58,33 de carbone, 34 d'oxigène, et 7,67 d'hydrogène.

Acide succinique. Solide, susceptible de cristalliser en prismes aplatis, incolores, d'une saveur âcre. Il est peu soluble dans l'eau; l'eau ne l'altère pas, la chaleur en décompose une portion dans laquelle l'autre se vaporise. Il précipite les sels de fer peroxidés, et ne précipite pas ceux de protoxide de manganèse. D'après M. Berzélius, il est formé de 47,600 de carbone, 47,888 d'oxigène, et de 4,512 d'hydrogène en poids. On le trouve dans le succin et dans les térébenthines. Il est employé en médecine. On l'extrait ordinairement du succin. A cet effet, on en introduit une certaine quantité dans une cornue de grès; on y adapte une allonge et un récipient terminé par un tube. On chauffe graduellement jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien, et l'on a soin de rafraîchir de temps en temps le récipient. Une partie de l'acide se volatilise et s'attache aux parois des vases; c'est le plus pur. L'autre se trouve à l'état liquide, mélangé avec une huile d'une odeur désagréable. On sépare l'huile, et, autant que possible, on fait évaporer la liqueur à un courant d'air froid. On obtient des cristaux d'acide; on les réunit à celui qui s'est volatilisé; on les combine à la soude, et on en forme ainsi un sel soluble que l'on décompose par le nitrate de plomb. On a soin, avant d'ajouter le nitrate de plomb, de traiter la liqueur par le charbon. Enfin on décompose le succinate de plomb par

l'acide sulfurique, et on obtient l'acide succinique très-pur.

Acide sulfureux. Gaz incolore, d'une odeur forte et piquante, rougissant d'abord la teinture de tournesol, et la détruisant ensuite. Sa densité, d'après M. Thénard, est de 2,234. La chaleur seule ne peut le décomposer. Lorsqu'il est humide, un froid de —50° ne le liquéfie pas; mais M. Bussy, à qui l'on doit des observations du plus grand intérêt sur cet acide, l'a liquéfié à la pression ordinaire, en le plongeant dans un mélange réfrigérant composé de 2 parties de glace et 1 de sel marin. Il observe seulement qu'il faut que le gaz soit bien sec. Ainsi liquéfié, c'est un liquide incolore, transparent, qui bout à —10°, et dont la densité est 1,45. Il produit tant de froid en se vaporisant, que l'on peut croire que l'on parviendra à liquéfier par ce moyen, et en employant une certaine pression, tous ceux des gaz qui n'ont pas encore pu l'être. Le gaz acide sulfureux ne se combine avec l'oxigène à aucune température; mais il peut être décomposé à diverses températures (jamais à froid), par différens corps combustibles qui en absorbent l'oxigène et forment aussi quelquefois des combinaisons avec le soufre. L'hydrogène sulfuré le décompose en se décomposant lui même. De l'eau et du soufre en sont le résultat. Cette décomposition est même instantanée, si les gaz sont humides. L'eau, à la pression ordinaire et à +20°, en dissout 37 fois son volume. L'acide sulfureux renferme un volume d'oxigène sensiblement égal au sien, ou bien il est composé en poids, selon M. Berzélius, de 100 de soufre et de 99,44 d'oxigène. Son principal emploi est pour le traitement des maladies de la peau, et comme dans ce cas, il importe peu qu'il soit mêlé à de l'air

atmosphérique, on se le procure en brûlant du soufre sur un réchaud. On le prépare de la même manière pour blanchir la soie. Mais si on voulait l'obtenir pur, il faudrait traiter une matière végétale, du bois par exemple, par l'acide sulfurique concentré. On peut encore substituer le mercure au bois. L'acide sulfurique cédant de l'oxigène, se dégage à l'état d'acide sulfureux.

Acide sulfurique. Sa découverte, qui date du quinzième siècle, est due à Bazile Valentin, qui l'obtint en distillant la couperose verte (sulfate de fer). C'est un liquide incolore, inodore, d'un aspect huileux, d'une saveur excessivement caustique, et par conséquent rougissant très-fortement la teinture de tournesol. Il contient ordinairement 1/5 de son poids d'eau, et, dans cet état, sa densité, d'après M. Thénard, est de 1,842. Il se congèle à —12° quand il est concentré, et à 0° quand il est étendu d'eau. Exposé à l'action du feu, il se volatilise sans se décomposer; si cependant la température était très-élevée, il se changerait en 2 volumes d'acide sulfureux et en 1 volume d'oxigène. Il attire l'humidité de l'air, au point de doubler son poids. Un grand nombre de corps combustibles le décomposent à des températures plus ou moins élevées. Il cède alors une portion ou la totalité de son oxigène, et le soufre se comporte diversement avec les corps qui se trouvent en sa présence. L'eau qu'il contient est aussi souvent décomposée. Comme l'acide nitrique, il n'y a que quelques métaux (et ce sont les mêmes) sur lesquels il n'a pas d'action. Il attaque les substances végétales et animales, les charbonne, et donne lieu à un dégagement d'acide sulfureux. Il produit, dans son mélange avec l'eau, un grand dégagement de calorique dû à la condensation du mélange; tandis que 1 partie

d'acide et 4 de glace pilée ou de neige produisent un froid assez considérable, froid qui est dû à la prompte liquéfaction qu'éprouve la glace ou la neige. Cet acide est formé de 2 volumes d'acide sulfureux et de 1 volume d'oxigène, ou en poids de 100 de soufre et de 150 d'oxigène, abstraction faite de l'eau qu'il contient. Le poids de son atome est de 5. L'existence de l'acide sulfurique libre, dans la nature, est encore douteuse. Cependant M. de Humboldt a trouvé dans l'Amérique des eaux qui lui devaient leur acidité. On dit aussi l'avoir trouvé à l'état solide dans quelques grottes; mais il est probable qu'il était à l'état de sulfate acide de chaux. La fabrication de l'acide sulfurique est une branche de commerce très-importante. C'est principalement aux environs de Marseille qu'elle a lieu. A cet effet on chauffe dans une grande capsule, placée vers le bord d'une grande chambre en plomb, un mélange de 8 parties de soufre et de 1 partie de nitrate de potasse. Le sol de cette chambre étant couvert d'eau, toutes les conditions se trouvent remplies pour la préparation de cet acide. Le soufre et le nitre ne tardent pas à s'enflammer. Quand la combustion est finie, on retire le sulfate de potasse qui reste dans cette espèce de capsule, et on le remplace par un nouveau mélange de nitre et de soufre. On donne de l'air à la chambre en ouvrant la porte et la soupape : on la referme; on enflamme le mélange, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'acide marque 40° à l'aréomètre de Baumé : alors on le retire de la chambre par le moyen d'un syphon qui plonge dans une cavité extérieure communiquant à l'extérieur, et de là on le conduit dans des chaudières de plomb dans lesquelles on le fait chauffer jusqu'à ce qu'il marque 55° à l'aréomètre; on le place alors dans des vases de terre et de platine qui

atmosphérique, on se le procure en brûlant du soufre sur un réchaud. On le prépare de la même manière pour blanchir la soie. Mais si on voulait l'obtenir pur, il faudrait traiter une matière végétale, du bois par exemple, par l'acide sulfurique concentré. On peut encore substituer le mercure au bois. L'acide sulfurique cédant de l'oxigène, se dégage à l'état d'acide sulfureux.

Acide sulfurique. Sa découverte, qui date du quinzième siècle, est due à Bazile Valentin, qui l'obtint en distillant la couperose verte (sulfate de fer). C'est un liquide incolore, inodore, d'un aspect huileux, d'une saveur excessivement caustique, et par conséquent rougissant très-fortement la teinture de tournesol. Il contient ordinairement 1/5 de son poids d'eau, et, dans cet état, sa densité, d'après M. Thénard, est de 1,842. Il se congèle à —12° quand il est concentré, et à 0° quand il est étendu d'eau. Exposé à l'action du feu, il se volatilise sans se décomposer; si cependant la température était très-élevée, il se changerait en 2 volumes d'acide sulfureux et en 1 volume d'oxigène. Il attire l'humidité de l'air, au point de doubler son poids. Un grand nombre de corps combustibles le décomposent à des températures plus ou moins élevées. Il cède alors une portion ou la totalité de son oxigène, et le soufre se comporte diversement avec les corps qui se trouvent en sa présence. L'eau qu'il contient est aussi souvent décomposée. Comme l'acide nitrique, il n'y a que quelques métaux (et ce sont les mêmes) sur lesquels il n'a pas d'action. Il attaque les substances végétales et animales, les charbonne, et donne lieu à un dégagement d'acide sulfureux. Il produit, dans son mélange avec l'eau, un grand dégagement de calorique dû à la condensation du mélange; tandis que 1 partie

d'acide et 4 de glace pilée ou de neige produisent un froid assez considérable, froid qui est dû à la prompte liquéfaction qu'éprouve la glace ou la neige. Cet acide est formé de 2 volumes d'acide sulfureux et de 1 volume d'oxigène, ou en poids de 100 de soufre et de 150 d'oxigène, abstraction faite de l'eau qu'il contient. Le poids de son atome est de 5. L'existence de l'acide sulfurique libre, dans la nature, est encore douteuse. Cependant M. de Humboldt a trouvé dans l'Amérique des eaux qui lui devaient leur acidité. On dit aussi l'avoir trouvé à l'état solide dans quelques grottes; mais il est probable qu'il était à l'état de sulfate acide de chaux. La fabrication de l'acide sulfurique est une branche de commerce très-importante. C'est principalement aux environs de Marseille qu'elle a lieu. A cet effet on chauffe dans une grande capsule, placée vers le bord d'une grande chambre en plomb, un mélange de 8 parties de soufre et de 1 partie de nitrate de potasse. Le sol de cette chambre étant couvert d'eau, toutes les conditions se trouvent remplies pour la préparation de cet acide. Le soufre et le nitre ne tardent pas à s'enflammer. Quand la combustion est finie, on retire le sulfate de potasse qui reste dans cette espèce de capsule, et on le remplace par un nouveau mélange de nitre et de soufre. On donne de l'air à la chambre en ouvrant la porte et la soupape : on la referme; on enflamme le mélange, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'acide marque 40° à l'aréomètre de Baumé : alors on le retire de la chambre par le moyen d'un syphon qui plonge dans une cavité extérieure communiquant à l'extérieur, et de là on le conduit dans des chaudières de plomb dans lesquelles on le fait chauffer jusqu'à ce qu'il marque 55° à l'aréomètre; on le place alors dans des vases de terre et de platine qui

font l'effet de cornues, et on le chauffe jusqu'à ce qu'il marque 66° : c'est dans cet état qu'on le livre au commerce. Quoique par ces dernières opérations, on ait séparé de l'acide sulfurique différens corps qui en altéraient la pureté, tels qu'une grande quantité d'eau, de l'acide sulfureux, et une petite quantité d'acide nitrique, il retient encore du sulfate de plomb, et quelquefois des matières organiques charbonnées. On l'obtient très-pur en le distillant; mais il faut avoir soin de placer dans la cornue quelques morceaux de verre ou de porcelaine, anguleux, ainsi que quelques lits de platine qui plongent dans le liquide, et traversent la capacité du vase. Ils servent à conduire le calorique, et à établir l'équilibre entre les couches de l'acide. Il est évident qu'en brûlant un mélange de soufre et de nitrate de potasse, on obtient de l'acide sulfureux et de l'acide nitreux, ou au moins du deutoxide d'azote qui, par son contact avec l'oxigène de l'air, devient acide nitreux. Ces deux acides, qui sont sans action l'un sur l'autre quand ils sont secs, présentent, quand ils sont humides, des phénomènes remarquables. Une portion d'acide nitreux est décomposée et cède de l'oxigène à l'acide sulfureux qui passe à l'état d'acide sulfurique, se combine à une petite quantité d'eau et à de l'acide nitreux, et donne lieu à un dépôt de petits cristaux blancs. L'eau dissout l'acide sulfurique contenu dans ces cristaux, et l'acide nitreux reparaît sous forme de vapeurs rutilantes. La potasse, qui provient de la décomposition du nitre, se combine à une portion d'acide sulfurique, et forme du sulfate. On voit qu'il est nécessaire d'introduire dans la chambre de plomb, seulement du gaz acide sulfureux et du deutoxide d'azote, plus de l'air atmosphérique à cause de

l'oxigène qu'il contient ; or on parvient encore à ce résultat, en brûlant seulement du soufre dans la chambre de plomb, et se procurant le deutoxide d'azote par l'action de l'acide nitrique sur l'amidon. L'acide oxalique, qui, d'autre part, en est le résultat, rend, dans certains cas, ce procédé plus économique que l'autre. Ses usages sont très-multipliés : on l'emploie comme réactif pour reconnaître la baryte, pour préparer l'éther sulfurique, l'acide nitrique, l'acide hydro-chlorique, etc.

Acide sulfurique de Nordhausen. Quoique l'histoire de cet acide devrait être comprise dans celle de l'acide sulfurique, nous avons cru devoir en parler séparément. Ce que nous en dirons sera extrait des belles recherches de M. Bussy. C'est un liquide brun que l'on prépare principalement à Nordhausen, en distillant le sulfate de fer uni à une petite quantité de nitrate de potasse. On peut également en obtenir par la distillation des sulfates que la chaleur peut décomposer. En chauffant doucement cet acide, on en extrait une masse blanche cristalline qui est de l'acide sulfurique anhydre. Dans cet état, un peu au-dessous de 25°, il est blanc, opaque, absorbe l'humidité de l'air, fond même à la température de 25°, et forme un liquide dont la densité est de 1,57. Il dissout le soufre et se colore en brun, en vert ou en bleu. Il dissout aussi l'indigo, et la dissolution est d'une belle couleur pourpre. L'acide sulfurique de Nordhausen est une dissolution d'acide sulfureux et d'acide sulfurique ordinaire.

Acide tartarique. Voy.

Acide tartrique. Solide, incolore, inodore, cristallisable, d'une saveur fortement acide. La chaleur le décompose ; et dans sa décomposition, il donne, entre autres

produits, un acide particulier (voy. *Acide pyro-tartrique*). Mais si cette expérience se fait avec le contact de l'air, l'acide s'enflamme, donne de l'eau et de l'acide carbonique. Il est très-soluble dans l'eau, l'est beaucoup moins dans l'alcool. L'acide nitrique le change en acide oxalique. Il précipite les eaux de chaux, de baryte, de strontiane et l'acétate de plomb. Ces tartrates sont solubles dans un excès d'acide. Il n'en est pas de même des précipités qu'il forme dans la solution concentrée de potasse, de soude et d'ammoniaque. D'après les expériences de M. Soubeirean, l'acide tartrique mêlé à l'acide borique et placés dans un lieu humide, absorbent une certaine quantité d'eau, et se liquéfient; d'où il conclut qu'il peut y avoir combinaison entre eux; mais que leur affinité est très-faible. Selon MM. Gay-Lussac et Thénard, l'acide tartrique est composé, en poids de carbone, 24,050, d'oxigène 69,321, hydrogène 6,629. Il n'a pas encore été trouvé pur dans la nature, mais en combinaison avec la chaux et la potasse. C'est de cette dernière combinaison dont on l'extrait. On prend une certaine quantité de tartrate acide de potasse en poudre fine. On le dissout dans 15 ou 20 parties d'eau bouillante, et on sature l'excès d'acide par une quantité suffisante de craie en poudre (carbonate de chaux). On filtre la liqueur, et on lave le tartrate de chaux que l'on vient d'obtenir. On verse dans le liquide filtré une dissolution de chlorure de chaux. Il y a double décomposition et nouveau dépôt de tartrate de chaux. On le réunit au précédent, et on les traite par les 3/5 de leur poids d'acide sulfurique concentré, que l'on étend d'une assez grande quantité d'eau, parce que le sulfate de chaux qui se forme en solidifie une assez forte proportion. Si le tartrate de

chaux n'a pas été bien lavé, on s'en apercevra facilement aux vapeurs d'acide hydro-chlorique qui se dégageront. Lorsque le contact de l'acide sulfurique s'est prolongé sept à huit jours en remuant de temps en temps la matière, on ajoute de l'eau, on agite, on laisse déposer, on décante, on lave le résidu, on réunit les liqueurs, et on les fait évaporer. On les fait bouillir un instant sur une petite quantité de charbon animal; on les passe, et l'acide cristallise. Il ne faut pas mettre une trop grande quantité de charbon animal; car celui-ci contenant toujours du phosphate de chaux, présenterait à l'acide sulfurique contenu dans le liquide une nouvelle occasion d'exercer la force avec laquelle il réagit sur la plupart des sels. Il mettrait en liberté de l'acide phosphorique, et s'opposerait à la cristallisation de l'acide végétal. Si on voulait obtenir de l'acide parfaitement pur, il faudrait alors le faire bouillir sur de la litharge (protoxide de plomb), filtrer, y faire passer un courant d'acide hydro-sulfurique, filtrer de nouveau, et chasser, par la chaleur, l'hydrogène sulfuré qu'il pourrait contenir. L'acide tartrique est employé en médecine.

Acide tungstique. Solide jaune, inodore, insipide: mis en contact à une température élevée avec des corps désoxigénans, il leur cède une portion de son oxigène, et passe à l'état de deuto et même de protoxide. Il forme des sels solubles avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Il est composé de 100 de métal, et 25 d'oxigène: il est sans usage. On l'extrait du wolfrant (tungstate de fer et de manganèse), en le chauffant avec de l'acide hydro-chlorique qui dissout les oxides de fer et de manganèse, et n'attaque pas l'acide tungstique.

Acide urique. Blanc, insipide, inodore, plus pesant

produits, un acide particulier (voy. *Acide pyro-tartrique*). Mais si cette expérience se fait avec le contact de l'air, l'acide s'enflamme, donne de l'eau et de l'acide carbonique. Il est très-soluble dans l'eau, l'est beaucoup moins dans l'alcool. L'acide nitrique le change en acide oxalique. Il précipite les eaux de chaux, de baryte, de strontiane et l'acétate de plomb. Ces tartrates sont solubles dans un excès d'acide. Il n'en est pas de même des précipités qu'il forme dans la solution concentrée de potasse, de soude et d'ammoniaque. D'après les expériences de M. Soubeirean, l'acide tartrique mêlé à l'acide borique et placés dans un lieu humide, absorbent une certaine quantité d'eau, et se liquéfient; d'où il conclut qu'il peut y avoir combinaison entre eux; mais que leur affinité est très-faible. Selon MM. Gay-Lussac et Thénard, l'acide tartrique est composé, en poids de carbone, 24,050, d'oxigène 69,321, hydrogène 6,629. Il n'a pas encore été trouvé pur dans la nature, mais en combinaison avec la chaux et la potasse. C'est de cette dernière combinaison dont on l'extrait. On prend une certaine quantité de tartrate acide de potasse en poudre fine. On le dissout dans 15 ou 20 parties d'eau bouillante, et on sature l'excès d'acide par une quantité suffisante de craie en poudre (carbonate de chaux). On filtre la liqueur, et on lave le tartrate de chaux que l'on vient d'obtenir. On verse dans le liquide filtré une dissolution de chlorure de chaux. Il y a double décomposition et nouveau dépôt de tartrate de chaux. On le réunit au précédent, et on les traite par les 3/5 de leur poids d'acide sulfurique concentré, que l'on étend d'une assez grande quantité d'eau, parce que le sulfate de chaux qui se forme en solidifie une assez forte proportion. Si le tartrate de

chaux n'a pas été bien lavé, on s'en apercevra facilement aux vapeurs d'acide hydro-chlorique qui se dégageront. Lorsque le contact de l'acide sulfurique s'est prolongé sept à huit jours en remuant de temps en temps la matière, on ajoute de l'eau, on agite, on laisse déposer, on décante, on lave le résidu, on réunit les liqueurs, et on les fait évaporer. On les fait bouillir un instant sur une petite quantité de charbon animal; on les passe, et l'acide cristallise. Il ne faut pas mettre une trop grande quantité de charbon animal; car celui-ci contenant toujours du phosphate de chaux, présenterait à l'acide sulfurique contenu dans le liquide une nouvelle occasion d'exercer la force avec laquelle il réagit sur la plupart des sels. Il mettrait en liberté de l'acide phosphorique, et s'opposerait à la cristallisation de l'acide végétal. Si on voulait obtenir de l'acide parfaitement pur, il faudrait alors le faire bouillir sur de la litharge (protoxide de plomb), filtrer, y faire passer un courant d'acide hydro-sulfurique, filtrer de nouveau, et chasser, par la chaleur, l'hydrogène sulfuré qu'il pourrait contenir. L'acide tartrique est employé en médecine.

Acide tungstique. Solide jaune, inodore, insipide: mis en contact à une température élevée avec des corps désoxigénans, il leur cède une portion de son oxigène, et passe à l'état de deuto et même de protoxide. Il forme des sels solubles avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Il est composé de 100 de métal, et 25 d'oxigène: il est sans usage. On l'extrait du wolfrant (tungstate de fer et de manganèse), en le chauffant avec de l'acide hydro-chlorique qui dissout les oxides de fer et de manganèse, et n'attaque pas l'acide tungstique.

Acide urique. Blanc, insipide, inodore, plus pesant

que l'eau, rougit à peine le tournesol. Exposé à l'action du feu, il donne, outre les produits des matières animales, un acide particulier. (Voy. *Acide pyro-urique.*) Il est insoluble dans l'alcool, et l'eau bouillante n'en dissout pas beaucoup plus d'un millième de son poids. L'acide nitrique le transforme en acide particulier. (Voyez *Acide purpurique.*) En contact avec le chlore, il donne lieu à de l'oxalate acide, et à de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. Cet acide est formé en poids, d'après M. Bérard, de : azote 39,16, carbone 33,61, oxigène 18,39, hydrogène 8,34. Il est sans usage. On le trouve dans l'urine de l'homme, des oiseaux, des serpens, et dans un grand nombre de calculs. On l'extrait du dépôt des urines récentes, en faisant bouillir ce dépôt avec de la potasse. On décompose cet urate de potasse par l'acide hydro-chlorique, et l'acide urique se précipite.

Acide végéto-sulfurique. M. Braconnot propose d'appeler ainsi une combinaison d'acide sulfurique, ou d'acide hypo-sulfurique, avec une matière végétale. Il obtient cet acide en traitant le ligneux par l'acide sulfurique.

Acide zumique (de *zumé*, levain). Cet acide, sur l'existence duquel on peut encore élever des doutes, a été découvert par M. Braconnot dans différentes substances végétales qui avaient passé à la fermentation acide. Selon ce chimiste, c'est un liquide incristallisable, à peine coloré, d'une saveur extrêmement acide. La chaleur le décompose. Il fournit du charbon et de l'acide acétique. Il forme des sels solubles avec la plupart des bases salifiables. On obtient l'acide zumique en faisant évaporer à une douce chaleur le jus de betterave aigri. Quand il est presque soluble, on le traite par l'alcool; on filtre la dissolution, et

on la fait évaporer en consistance syrupeuse; on l'étend d'eau, et on la sature de carbonate de zinc; on filtre, on fait cristalliser le zumate de zinc, on le redissout, on le décompose par la baryte, et le zumate de baryte est à son tour décomposé par l'acide sulfurique.

Acier. C'est le proto-carbure de fer. Il présente à peu près les mêmes caractères que ce métal. Il est susceptible de recevoir un très-beau poli; et si on verse sur un morceau d'acier une goutte d'acide nitrique, elle y développera une tache noire, due à l'apparition du carbone. L'étendue de cet ouvrage ne nous permet pas de rapporter ici en détail les procédés par lesquels on obtient l'acier. On les trouvera très-bien décrits dans l'ouvrage de M. Thénard, et dans la *Sidérotechnie* de M. Hassenfratz. Nous observerons seulement qu'on n'a encore trouvé que de très-petites quantités d'acier dans la nature. Tout celui que l'on emploie dans les arts est préparé soit en chauffant la fonte grise ou blanche avec du charbon en poudre, et le produit se nomme alors acier naturel; soit en chauffant pendant long-temps des barres de fer dans du charbon, et l'on obtient alors l'acier de cémentation. On prépare une troisième variété d'acier en fondant dans un creuset l'acier naturel, qui prend alors le nom d'acier fondu. Toutes ces espèces d'acier contiennent au plus un six millième de charbon, et une petite quantité de silicium. On ajoute encore aux qualités de l'acier en lui alliant de petites quantités de platine, d'iridium, de rhodium et d'osmium. L'aluminium lui communique aussi des propriétés particulières. Il lui donne entre autres celle de se moirer par le contact de l'acide sulfurique, comme les damas de l'Inde. La trempe de l'acier est un phénomène physique que nous regrettons de ne pouvoir placer ici.

ADIPOCIRE. Voy. *Gras des cadavres.*

AFFINITÉ. Voy. *Attraction.*

AGGRÉGATION. Voy. *Attraction.*

AIMANT. C'est un minerai de fer composé de 72 de métal et 28 d'oxigène, ou bien de 69 de tritoxide et 31 de deutoxide de fer; il contient quelquefois un peu de titanate de fer. Sa pesanteur spécifique est de 4,24. Il jouit de la propriété remarquable d'attirer le fer et un certain nombre des composés dont ce métal fait partie. Un fragment détaché au hasard se trouve toujours pourvu de deux pôles; et s'il est placé sur un pivot sans y être fixé ou suspendu à un fil, l'axe de ses pôles sera constamment dirigé du nord au sud, sauf une légère déviation. Voyez, pour ses caractères chimiques, *Oxide de fer.*

AIR ATMOSPHÉRIQUE. L'atmosphère forme autour du globe une couche dont l'étendue n'est pas exactement connue. On s'accorde cependant à lui donner environ seize lieues de hauteur. Cette couche, entourant toute la surface de la terre, doit nécessairement contenir toutes les matières gazeuses qui s'en échappent, ou qui se forment par les nouvelles combinaisons que peuvent éprouver les élémens qui composent l'air atmosphérique. Cependant il fut pendant long-temps regardé comme un corps simple, et placé par les anciens chimistes avec l'eau, la terre et le feu, comme un des quatre élémens qui formaient en dernier ressort toutes les combinaisons de la nature. Cette opinion, reçue par tous les savans qui existaient à cette époque, ne fut entièrement détruite que par les expériences de Lavoisier, quoique Jean Rey, plus d'un siècle avant lui, ait tenté de la combattre. Lavoisier prouva, par des expériences auxquelles on ne pouvait rien objecter, que l'air

était composé de deux gaz qui jouissaient de propriétés bien différentes, et dont il essaya de déterminer les proportions. Quoiqu'elles n'aient pas été très-exactes, elles approchaient cependant de la vérité. D'après les expériences les plus précises des chimistes modernes, l'air est formé de 21 de gaz oxigène, et de 79 de gaz azote. Il contient en outre une quantité variable de vapeur d'eau, et au plus un millième d'acide carbonique. Les autres gaz qu'il pourrait contenir entrant facilement en combinaison, il s'ensuit qu'on ne les rencontre dans l'air que lorsque celui-ci est recueilli près des lieux où ils se produisent. D'ailleurs, leur quantité étant infiniment petite, proportionnellement à la masse de l'atmosphère, et le mélange des gaz, même de densité différente, s'opérant avec facilité, il s'ensuit qu'ils doivent être tellement disséminés que l'analyse ne peut plus les apprécier. L'acide carbonique est le seul gaz qui devrait se trouver en quantité assez grande dans l'atmosphère, puisque la combustion des matières végétales et la respiration des animaux en fournissent continuellement dans des proportions assez fortes pour altérer la pureté de l'air; mais il est aussitôt décomposé par les végetaux, qui s'en approprient tout le carbone, et dégagent presque tout l'oxigène qu'il contenait. Dans les contrées où une basse température s'oppose, pendant une partie de l'année, au développement de presque tous les végétaux, les vents qui agitent l'atmosphère, et l'extrême multiplicité des mousses et des arbres verts résineux maintiennent un équilibre continuel dans la proportion d'acide carbonique répandue dans l'atmosphère.

L'air atmosphérique est un gaz incolore, inodore, mais susceptible de transmettre les odeurs. Il est compressible, pesant. Un litre pèse 1 gr., 2991 à 0°, et a la pression de

76 centimètres. Sa densité est prise pour unité dans les gaz. Ses propriétés chimiques sont, à peu de chose près, les mêmes que celles de l'oxigène. Presque tous les corps combustibles peuvent le décomposer à des températures qui varient pour chacun d'eux. C'est toujours l'oxigène qu'il contient qui est absorbé. Un grand nombre de corps en absorbent l'humidité; les alcalis s'approprient l'acide carbonique qu'il contient, et finissent à la longue par se transformer en sous-carbonate. Ses usages sont extrêmement multipliés, puisqu'il entretient la respiration et la combustion, qu'il cède de l'oxigène à un grand nombre de corps dans des opérations chimiques. Les courans naturels qui s'y établissent sont employés comme force motrice, ainsi que la propriété qu'il possède de pouvoir être comprimé par une pression et dilaté par la chaleur.

AIR DEFFLOGISTIQUÉ. C'est l'*oxigène*.

AIR FIXE. C'est l'*acide carbonique*.

AIR INFLAMMABLE. Voy. *Hydrogène*.

AIR VICIÉ. Nom que les anciens chimistes donnèrent à l'*azote*.

AIR VITAL. C'était un des noms de l'*oxigène*.

AIRAIN. Voy. *Alliage*.

ALAMBIC. On donne ce nom à un instrument que le chimiste, et surtout le pharmacien, emploient très-souvent. Nous ne décrirons pas les formes variées et plus ou moins vicieuses qui furent données aux alambics; nous nous bornerons à décrire celui dont on se sert ordinairement. Il consiste en quatre pièces principales. La première est une espèce de chaudière destinée à recevoir les matières à distiller, si la distillation se fait à feu nu, ou bien à recevoir la seconde pièce ou *bain marie*, qui est un vase de cuivre étamé ou d'étain qui s'emboîte exactement dans la chaudière, qui se nomme *cucurbite*. C'est dans le bain marie que l'on place les matières à distiller, quand on ne veut pas qu'elles soient immédiatement en contact avec le feu; alors on met seulement de l'eau dans la cucurbite. Quelquefois le bain marie est percé comme une écumoire, et l'on n'y place que des matières solides, qui reçoivent l'eau en vapeur par les trous du vase qui les contient. La cucurbite et le bain marie (quand on l'emploie) sont recouverts par une autre pièce que l'on nomme *chapiteau*. Ce chapiteau porte à sa partie supérieure et latérale un tuyau conique qui se joint au *serpentin*. Le serpentin est un vase assez grand en cuivre ou en bois, dans lequel est placé un long tuyau d'étain tourné en spirale et attaché à trois montans de métal. Ce tuyau s'ouvre à l'extérieur à la base du serpentin, et c'est là qu'on adapte un récipient. On met dans le serpentin un liquide froid, ordinairement de l'eau, qui sert à condenser le produit de la distillation. On renouvelle cette eau quand elle est chaude, et l'on emploie à cet effet un tuyau qui plonge dans le fond du serpentin et qui s'ouvre en entonnoir à sa partie supérieure; en sorte que l'eau froide gagne le fond, et c'est toujours l'eau la plus chaude qui s'écoule par le haut. La portion supérieure et externe du chapiteau est quelquefois creuse, et l'on y place ordinairement un corps pur comme conducteur du calorique, pour que les vapeurs ne s'y condensent pas. On peut employer des chiffons de laine et du charbon pilé.

ALBUMINE. C'est une matière animale qui à l'état solide est blanche, insipide, inodore, plus pesante que l'eau, et se décompose par la chaleur en donnant du sous-carbonate d'ammoniaque, etc. Elle présente d'ailleurs à peu près les mêmes caractères que la fibrine, si ce n'est

qu'elle se dissout mieux dans la potasse et dans la soude. Mise en contact avec de l'eau, qui contient un peu de deutoxide d'hydrogène, elle n'en dégage pas d'oxigène, comme la fibrine. (M. Thénard, vol. IV, p. 359.) Si on la dessèche, elle devient dure, jaune demi-transparente, cassante; mais si on la met en contact avec l'eau, elle finit par reprendre son état ordinaire. On obtient l'albumine solide en chauffant de l'eau dans laquelle on a délayé du blanc d'œuf, et lavant le coagulum. Par l'évaporation spontanée, l'albumine de l'œuf n'éprouve pas d'altération, et peut se conserver indéfiniment. L'albumine liquide est coagulée par la chaleur, par l'alcool; elle forme, avec tous les acides un peu forts, des composés blancs, acides, peu solubles, surtout avec l'acide nitrique. L'acide phosphorique et l'acide acétique ne la troublent cependant pas; le chlore et l'iode la troublent de suite; il en est de même du tannin. La potasse et la soude empêchent qu'elle ne soit coagulée par le feu. Excepté les sels alcalins, presque tous les autres sels en solution sont décomposés par l'albumine, qui forme une combinaison avec l'oxide et une petite quantité d'acide, à moins que ce ne soit des acides hydro-chlorique ou hydriodique, car dans ce cas le précipité pourrait bien n'être que de l'albumine avec le chlorure ou l'iodure métallique. De là le fréquent usage de l'albumine dans le cas d'empoisonnement par la plupart des sels métalliques. Il faut éviter cependant de l'employer en trop grande quantité, parce qu'elle pourrait redissoudre une partie du précipité. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, l'albumine est composée de : 52,883 de carbone, 23,872 d'oxigène, 7,540 d'hydrogene, et 15,705 d'azote; plus une petite quantité de soufre. L'albumine, unie à l'eau et à quelques

sels, constitue le blanc d'œuf; elle se trouve en outre dans presque toutes les parties des animaux, surtout dans les liquides. Ses usages sont assez nombreux; mais on l'emploie principalement pour clarifier différens liquides.

ALCALI FIXE MINÉRAL. C'est la soude. Voy. *Oxide de sodium.*

ALCALI FIXE VÉGÉTAL. Voy. *Oxide de potassium.*

ALCALIGÈNE. C'était un des noms de l'azote, parce que l'on croyait qu'il entrait dans la composition de tous les alcalis.

ALCALIS. On désigne encore sous les noms d'alcalis un certain nombre d'oxides métalliques qui jouissent de propriétés particulières, ou plutôt qui présentent les caractères des oxides à un degré plus marqué que les autres. Ainsi ils s'unissent plus facilement aux acides que les autres oxides; ils rougissent le papier de curcuma, et ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides. Ils sont plus ou moins sapides, quelquefois même caustiques. Tels sont les oxides de potassium, de sodium, de calcium, de strontium, de barium, etc. (Voy. ces oxides.)

ALCALIS VÉGÉTAUX. Ce sont des principes immédiats des végétaux, remarquables en ce que c'est presque toujours à eux que les plantes doivent leurs propriétés énergiques, puisqu'ils peuvent se combiner aux acides, et former des sels particuliers qui ont souvent plus d'action sur l'économie animale, que les bases elles-mêmes; en ce qu'ils contiennent tous une certaine quantité d'azote. Plusieurs propriétés rapprochent aussi ces corps des résines. Comme ces dernières, ils sont insolubles ou très-peu solubles dans l'eau, et au contraire solubles dans l'alcool, ce qui fait penser à plusieurs chimistes que ce

n'est qu'une combinaison d'ammoniaque avec une matière résineuse modifiée, que quelques-uns nomment *sous-résine*. Comme cette hypothèse n'est pas suffisamment appuyée, nous continuerons, avec MM. Pelletier et Caventou, à les regarder comme une classe séparée dans les principes immédiats des végétaux. Le carbone est, dans leur composition, l'élément prédominant.

Alcool. Liquide incolore, très-volatil, d'une odeur forte et agréable, d'une saveur chaude, bouillant à 79°, et ne se congelant pas à un froid de —68°, dont la densité (quand il est bien pur) est de 0,7923 à 17°, d'après M. Gay-Lussac. La densité de sa vapeur est de 1,613, d'après le même savant. Une haute température le décompose complètement; il s'enflamme facilement par l'approche d'un corps en combustion ou bien par l'étincelle électrique. Le phosphore, le soufre et l'iode sont un peu solubles dans l'alcool. La vapeur de soufre forme avec lui un composé particulier. Le chlore que l'on y fait passer y détermine aussi la formation d'une matière huileuse accompagnée d'acide hydro-chlorique et d'acide carbonique. Cette matière huileuse paraît être une combinaison de chlore et d'hydrogène per-carboné. Lorsqu'on fait un mélange de parties égales d'alcool et d'eau distillée, il y a dilatation du liquide et en même temps élévation de température. La potasse, la soude, l'ammoniaque et les alcalis végétaux sont solubles dans l'alcool. Si l'on met un petit fragment de baryte dans l'alcool anhydre, il restera intact; mais il se dilatera, pour peu qu'il contienne d'eau. (Thénard, Traité de chimie, t. IV, p. 133.) L'action des acides sur l'alcool donne lieu à des corps particuliers. (Voy. *Ethers*.) L'alcool dissout en général tous les corps déliquescens, il dissout le deutochlorure de mercure, le camphre, les huiles essentielles, le sucre, la mannite, l'huile de ricin. Il ne dissout les huiles grasses qu'en petite quantité. L'alcool est composé de carbone 51,98, oxigène 34,32, hydrogène 13,70 en poids, ou bien en volume, de 1 d'hydrogène bicarboné et 1 de vapeur d'eau. L'alcool n'existe pas tout formé dans la nature : il se forme pendant la fermentation des matières sucrées; et comme il est très-volatil, on l'obtient en soumettant ces matières à la distillation. Il contient presque toujours de l'eau qu'on ne peut lui enlever qu'en le rectifiant sur des matières très-avides d'eau, comme le chlorure de calcium, l'acétate de potasse.... Dans les arts, la préparation de l'alcool se fait au moyen d'appareils très-compliqués, que nous ne pouvons pas décrire ici. L'alcool est fréquemment employé en pharmacie. On en prépare aussi des liqueurs, des vernis, etc.

Alliages. Un grand nombre de métaux peuvent se combiner entre eux, et c'est au résultat de cette combinaison que l'on donne le nom d'alliage. On les nomme amalgames, quand le mercure entre dans leur composition; alliages binaires, quand ils résultent de l'union de deux métaux; alliages ternaires, quaternaires, etc., quand ils sont composés de trois ou quatre métaux. L'affinité des métaux, les uns pour les autres, étant assez faible, il en résulte que les alliages se font en toute proportion, et que leurs propriétés diffèrent très-peu de celles des métaux qui les composent. Dans les alliages naturels, cependant, les proportions paraissent constantes, ainsi que dans quelques-uns de ceux qui sont artificiels et qui peuvent cristalliser. Ils sont en général plus cassans que les métaux; et on obtient assez souvent un alliage cassant avec deux métaux ductiles. L'inverse

n'a pas également lieu. Leur densité est tantôt moindre, et tantôt plus grande que la moyenne des deux composans. Leur fusibilité est assez souvent augmentée. On les prépare presque tous en chauffant ensemble les métaux dont on veut les former. On peut, par une chaleur ménagée, fondre un des deux composans de l'alliage, et le séparer en grande partie. C'est ainsi qu'on sépare le plomb du cuivre dans les pains de liquation ; ou bien, si le métal est volatil, on peut le chasser par une forte chaleur. C'est ainsi que l'on obtient le platine. Il est peu d'alliages naturels qui ne contiennent ou de l'arsenic, ou de l'argent, ou de l'antimoine. Les alliages employés dans les arts sont, parmi les amalgames, celui d'*étain*. On l'emploie pour étamer les glaces. A cet effet, on étend une feuille d'étain sur une table bien horizontale, on la recouvre de mercure, et l'on y glisse une glace que l'on charge de poids. Celui d'*argent* est formé de 1 d'argent et de 8 de mercure. On l'obtient en chauffant jusqu'au rouge 1 partie d'argent en grenaille, et la projetant dans une assez grande quantité de mercure (par exemple dans 16 parties) que l'on a préalablement échauffé ; on remue l'amalgame ; puis on le comprime dans une peau de chamois ; le mercure en excès s'écoule, et l'on obtient un amalgame mou qui est employé pour argenter. Celui de *bismuth*, formé de 1 de ce métal et 4 de mercure, est employé pour mettre au tain des globes de verre. Celui d'*or* se prépare comme celui d'argent : on l'emploie pour dorer le laiton. Parmi les alliages binaires, celui de 1 de cuivre avec 9 d'or : il est employé pour faire la monnaie, les vases, les bijoux en or ; celui de 1 de cuivre et 9 d'argent est aussi employé pour faire la monnaie, les vases, la vaisselle en argent..... Celui de 100 de cuivre et de 11

d'étain est employé pour les canons. Celui de 78 de cuivre et de 22 d'étain porte le nom d'airain : il est surtout employé pour les cloches... Celui de 2 de cuivre et environ 1 de zinc constitue le laiton en cuivre jaune, dont les usages sont bien connus. Celui de 1 d'étain et 2 de plomb est employé sous le nom de soudure des plombiers. Celui de 8 d'étain et 1 de fer est employé pour étamer le cuivre. C'est aussi un alliage de fer et d'étain qui constitue le fer blanc ; mais l'alliage n'a lieu qu'à la surface des feuilles de tôle. Celui de 20 d'antimoine et 80 de plomb sert à faire les caractères d'imprimerie. Parmi les alliages plus composés, il n'y a guère que celui de 8 de bismuth, de 5 de plomb et 3 d'étain, qui présente quelque propriété remarquable. Il fond dans l'eau bouillante. Si on y ajoute une petite quantité de mercure, il devient encore plus fusible, et on l'emploie assez fréquemment pour plomber les dents. On en introduit un petit fragment dans le creux de la dent ; on le fond avec une tige de métal chauffé, et l'on appuie avec le doigt garni d'un dez de gomme élastique. Ces différens alliages se préparent très-facilement. Il faut seulement avoir soin de remuer le mélange, pendant qu'il est fondu, pour qu'il ne se forme pas des couches de densités différentes.

ALLUMETTES OXIGÉNÉES. Pour préparer ces sortes d'allumettes, on broie sur un marbre 4 parties de chlorate de potasse avec 1 partie de soufre sublimé, en se servant d'une molette en bois ; on a soin d'ajouter au mélange une quantité suffisante d'eau gommée, pour éviter que le chlorate ne fasse explosion. Quand le mélange est intime et en consistance d'une pâte molle, on y trempe l'extrémité des allumettes soufrées, et on les implante sur du sable pour les faire sécher. Quelquefois on ajoute à la pâte une pe-

tite quantité de vermillon. Pour faire usage de ces allumettes, on trempe l'extrémité enduite de la pâte dans une petite fiole, ou mieux un flacon à l'émeri, contenant de l'amiante imprégnée d'acide sulfurique concentré. L'amiante est très-nécessaire pour que l'allumette ne se trouve en contact qu'avec une très-petite quantité d'acide; car si on la plongeait dans l'acide sans beaucoup de précaution, elle ne prendrait pas feu..

Alonge. C'est un vase de forme alougée, ordinairement en verre, souvent renflé dans le milieu, qui sert à éloigner le récipient du vase distillatoire.

Alquifoux. On donne ce nom au sulfure de plomb naturel.

Aludels. Ce sont des pots dont les deux bouts sont ouverts, et qui peuvent s'ajuster les uns dans les autres, pour former des tuyaux.

Alumine. Voy. *Oxide d'aluminium.*

Aluminium. Ce métal n'a pas encore été obtenu à l'état de pureté. Il paraît seulement qu'on l'a obtenu en très-petite quantité allié au fer et à l'acier; mais on n'a pu encore l'isoler. Sa combinaison (celle de l'alumine) avec l'oxigène est extrêmement répandue dans la nature, mais presque jamais non plus, à l'état de pureté. (V. *Oxide d'aluminium*).

Alun. On connait sous ce nom, un sel dont la composition varie, mais qui a toujours pour base le sulfate d'alumine uni au sulfate de potasse, au sulfate d'ammoniaque, et quelquefois à tous les deux à la fois. On pourrait, il est vrai, remplacer le sulfate d'alumine par des sulfates dont l'oxide contiendrait, comme l'alumine, 3 atomes d'oxigène pour 1 de métal; (tels sont ceux de péroxide de fer, de tritoxide de manganèse, de chrôme). Mais quoique les mêmes lois de composition existassent,

le composé ne serait plus de l'alun proprement dit. L'alun est donc un sel double ou triple, incolore, rougissant la teinture de tournesol, soluble dans son poids d'eau bouillante, et seulement dans 15 parties d'eau froide. Si on le soumet à l'action du feu, il ne tarde pas à fondre dans son eau de cristallisation; ensuite il se boursoufle, perd cette eau de cristallisation, et forme une masse blanche que l'on connaît sous le nom d'alun calciné. L'eau a peu d'action sur lui; il est employé en médecine. Si on le chauffe encore plus fortement, il ne reste que de l'alumine et du sulfate de potasse, quand l'alun n'est pas à base d'ammoniaque. L'alun cristallise ordinairement en octaèdres; mais il prend la forme cubique quand il contient un petit excès de potasse ou d'alumine. Chauffé avec du sucre ou une matière végétale riche en carbone, l'alun donne lieu à un produit connu sous le nom de pyrophore (V. ce mot). Si l'on verse dans une solution d'alun, de la potasse ou de la soude, jusqu'à ce que l'excès d'acide soit saturé, le précipité qui se forme est un sous-sulfate double. L'alun à base de potasse est formé de sulfate d'alumine 36,85, sulfate de potasse 13,15, eau 45,00. Celui à base d'ammoniaque est composé de : sulfate d'alumine 38,88, sulfate d'ammoniaque 12,96, eau 48,15. L'alun est employé en médecine et souvent dans les arts. La teinture en consomme des quantités énormes. Les blanchisseuses s'en servent pour éclaircir l'eau, les chandeliers pour donner de la solidité à leur suif, etc. L'alun se trouve rarement tout formé dans la nature; mais on y trouve souvent les élémens qui peuvent le former. Aussi il est rare qu'on le prépare directement. Quand il est tout formé comme à la solfatare, il suffit de lessiver les terres qui le contiennent, et de

faire cristalliser la liqueur. Quand sa mine est comme à la tolfa, un sous-sulfate impur de potasse et d'alumine, on la grille, on l'expose à l'air, et on en obtient l'alun comme précédemment. En France, on retire presque tout l'alun des mélanges naturels que forment les pyrites avec l'argile; mélanges qui forment des couches très-étendues dans plusieurs départemens, notamment dans ceux du nord. Il suffit d'exposer ces matières au contact de l'air, et de les entretenir légèrement humides pendant un certain temps. Il se forme bientôt du proto-sulfate de fer et du sulfate d'alumine. On lessive, on fait évaporer, on obtient des cristaux de sulfate de fer, on traite les eaux-mères par du sulfate de potasse, et l'on obtient de l'alun que l'on purifie par une nouvelle cristallisation.

Alun de roche. Voy. *Alun.*

Alun calciné. C'est l'alun ordinaire qui a été fondu et privé de son eau de cristallisation.

Amalgames. Ce sont les combinaisons de mercure avec les métaux. Voy. *Alliages.*

Amбréine. Matière d'un brun brillant, insipide, presqu'inodore, fusible à 30; se volatilise et se décompose en partie à une température supérieure à celle de l'eau bouillante. L'acide nitrique la transforme en acide ambréique (Voy. ce mot.) L'eau ne la dissout pas : il n'en est pas de même de l'éther ni de l'alcool, car c'est en traitant l'ambre gris par ce dernier liquide, que MM. Pelletier et Caventou l'ont obtenue.

Amer. On désigne sous ce nom une matière jaune que l'on obtient en traitant la chair musculaire par l'acide nitrique.

Amidine. Matière particulière qui se produit lorsqu'on abandonne à elle-même, la gelée d'amidon. On l'emploie

avec ou sans le contact de l'air. Selon M. de Saussure, elle se distingue de l'inuline, en ce qu'elle se colore en bleu comme l'amidon avec l'iode; de l'amidon, en ce que l'eau froide peut la dissoudre; qu'elle ne forme pas de gelée avec l'eau bouillante, et que sa dissolution dans la potasse n'est pas visqueuse; de la gomme artificielle, en ce qu'elle n'est pas soluble en toutes proportions dans l'eau froide; qu'elle colore en bleu la solution aqueuse d'iode, et qu'elle forme avec l'eau une solution qui est congelée par le sous-acétate de plomb.

Amidon. L'amidon, ou fécule amylacée, est un des principes que l'on rencontre le plus fréquemment dans les végétaux : il en existe donc dans un grand nombre de semences et de racines, dans la tige des palmiers.... Quand il est pur, c'est une poudre blanche, insipide, inodore, insoluble dans l'eau froide, dans l'alcool, dans l'éther; soluble au contraire dans l'eau bouillante qui, lorsqu'elle en contient suffisamment, se prend en gelée par le refroidissement. L'acide sulfurique employé à chaud et dans des proportions convenables, transforme, avec l'intermède de l'eau, l'amidon en une matière sucrée, susceptible de donner de l'alcool par la fermentation : c'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation de l'eau-de-vie de fécule. L'acide sulfurique concentré, versé sur de l'amidon, le charbonne aussitôt : l'acide nitrique le transforme en acides malique et oxalique. L'amidon se combine avec l'iode en différentes proportions. La couleur des composés, généralement bleue, varie selon les quantités d'iode; mais, dans tous les cas, on peut obtenir une belle couleur bleue, en traitant l'amidon par un excès d'iode, dissolvant le composé dans la potasse liquide, et précipitant par un acide végétal. En terréfiant lé-

gèrement l'amidon, on lui donne la propriété de se dissoudre à froid, et de présenter les propriétés de la gomme. L'amidon est composé, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de carbone 43,55, oxigène 49,68, hydrogène 6,77. M. de Saussure y a trouvé une très-petite quantité d'azote que M. Berzélius n'y a pas rencontré. On obtient ordinairement la fécule en râpant les racines qui la contiennent et l'entraînant par un courant d'eau. Comme sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de ce liquide, elle ne tarde pas à se déposer : on la lave à grande eau si c'est une fécule alimentaire comme celle de la pomme de terre, et l'on se garde de le faire si c'est une fécule médicinale, comme celle de Bryone, d'Arum. Il suffit alors de la faire sécher à une douce chaleur, et même à l'air libre. Lorsque l'amidon est enveloppé de gluten, comme dans les céréales; il faut d'abord détruire celle-ci par la fermentation, et ensuite laver le dépôt à grande eau : c'est ce qui constitue l'art de l'amidonnier.

Ammoniac (Gaz.) Le gaz ammoniac est incolore, d'une odeur excessivement piquante : sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air, est de 0,5912. Il verdit très-fortement le sirop de violettes, éteint les corps en combustion, se liquéfie quand on l'expose à un froid considérable. Exposé à une température élevée, une petite quantité seulement est décomposée; mais si à cette température il se trouve en contact avec des fils métalliques, surtout de fer et de cuivre, il est entièrement décomposé et transformé en hydrogène et en azote. Comme ces métaux n'éprouvent aucune altération, on attribue cet effet à ce que ces fils métalliques multiplient considérablement les points de contact, augmentent par

conséquent la température, et favorisent ainsi la décomposition du gaz. On obtient en effet le même phénomène, en remplaçant les fils de métal par du sable ou des fragmens de verre, de porcelaine, etc. L'oxigène décompose le gaz ammoniac à chaud; il y a formation d'une petite quantité d'acide nitrique. L'iode se combine très-bien à ce gaz; il en résulte une iodure d'ammoniaque liquide. Le chlore décompose aussi une portion de gaz ammoniac; il en résulte un hydro-chlorate d'ammoniaque, et l'azote est mis à nu. L'eau en dissout environ 430 fois son volume à la température ordinaire : on la connaît alors sous le nom de :

Ammoniaque liquide. Elle était connue autrefois sous les noms d'*alcali volatil fluor*, *d'esprit de sel ammoniac*. Elle présente à peu près les mêmes caractères que le gaz : si on la soumet à la température de 100°, elle laisse dégager le gaz qu'elle contient, ou au moins une grande quantité. Elle précipite en jaune serin par l'hydro-chlorate de platine; ne précipite pas par le nitrate d'argent, forme, dans la solution de sulfate de magnésie, un précipité blanc de sulfate ammoniaco-magnésien; donne à la solution de sulfate de cuivre une couleur d'un beau bleu, quand elle est en excès. L'ammoniaque dissout le zinc en l'oxidant et donnant lieu à un dégagement d'hydrogène qui vient d'une petite quantité d'eau décomposée. Elle dissout aussi le cuivre, sans donner lieu à aucun dégagement de gaz. La dissolution est incolore; mais si on l'expose au contact de l'air, elle ne tarde pas à en absorber l'oxigène, et à se colorer en bleu. Elle dissout aussi un grand nombre d'oxides, surtout quand ils sont hydratés. Ce sont : l'oxide d'argent, le deutoxide d'arsenic, les deuto et tritoxides d'anti-

moine, l'oxide de cadmium, le protoxide de cobalt, le proto et deutoxide de cuivre, le deutoxide d'étain, le protoxide de fer, le deutoxide de mercure, le protoxide de nikel, les deutoxides d'or et de platine, l'oxide de tellure et celui de zinc. Ces combinaisons sont des ammoniures (voy. ce mot). L'ammoniaque jouit à un haut degré des propriétés alcalines, de la potasse et de la soude; aussi elle se combine avec tous les acides, et forme des sels que la chaleur peut décomposer. L'ammoniaque est employée en médecine et en chimie comme réactif. Pour l'obtenir, on introduit dans une cornue un mélange de parties égales d'hydro-chlorate, d'ammoniaque et de chaux : mélange que l'on a humecté avec une petite quantité d'eau. On place la cornue dans un fourneau, et l'on y adapte plusieurs flacons de l'appareil de Woulf. On chauffe légèrement d'abord, puis on augmente le feu insensiblement; le gaz ammoniac se dégage, se lave dans l'eau du premier flacon, et va se dissoudre dans les autres qu'il est nécessaire de tenir à une basse température, afin que l'eau qu'ils contiennent puisse se saturer. On s'aperçoit que l'opération approche de sa fin, quand le tube qui fait communiquer les deux premiers flacons, commence à s'échauffer, ce qui est dû à de la vapeur d'eau qui se dégage. Il arrive quelquefois que l'ammoniaque contient un peu d'huile empyreumatique pyrogénée, provenant, à ce qu'il paraît, de l'hydro-chlorate d'ammoniaque qui, étant lui-même fabriqué avec des matières animales, en retient souvent une petite quantité. On s'assure de cela en y versant de l'acide sulfurique qui forme d'abord du sulfate d'ammoniaque; mais qui, étant mis en excès, charbonne cette huile et colore la liqueur. La pureté de l'ammoniaque peut encore être altérée par un peu d'acide hydro-chlorique. On le reconnaît facilement en saturant d'abord le liquide par l'acide nitrique, et en y versant du nitrate d'argent qui, dans cette circonstance, forme, avec le chlore, un composé insoluble.

Ammonium. Nom proposé par M. Davy, et adopté par M. Berzélius pour désigner ce métal, radical présumé de l'ammoniaque, dont l'hydrogène et l'azote ne seraient que des oxides.

Ammoniures. Ce sont les combinaisons des oxides métalliques, et dans quelques cas peut-être des métaux avec l'ammoniaque. On n'a encore obtenu que ceux que nous avons cités en parlant de l'ammoniaque liquide; encore n'a-t-on pas pu les obtenir tous à l'état solide, car si l'on veut faire évaporer l'ammoniaque liquide dans laquelle on a dissous des oxides métalliques, ceux-ci, pour la plupart, ne tardent pas à se précipiter à mesure que l'ammoniaque se dégage sous forme de gaz. On est cependant parvenu à obtenir solides ceux de mercure, d'antimoine, de platine, d'argent, d'arsenic et de cuivre. Excepté ces deux derniers, les autres sont détonnans, et paraissent se rapprocher par leurs propriétés des cyanates ou fulminates étudiés dans ces derniers temps par MM. Gay-Lussac et Liebig; aussi leur préparation exige-t-elle beaucoup de précautions, et ne doit elle être faite qu'en petit. Ils sont sans usage.

Analyse. C'est l'art de décomposer les corps de manière à connaître la nature de leurs composans, et même jusqu'aux proportions qui les constituent. On conçoit très-bien que, pour offrir sur cet objet des données assez étendues, il faudrait passer en revue une grande quantité de composés chimiques, et citer un très-grand nombre

moine, l'oxide de cadmium, le protoxide de cobalt, le proto et deutoxide de cuivre, le deutoxide d'étain, le protoxide de fer, le deutoxide de mercure, le protoxide de nikel, les deutoxides d'or et de platine, l'oxide de tellure et celui de zinc. Ces combinaisons sont des ammoniures (voy. ce mot). L'ammoniaque jouit à un haut degré des propriétés alcalines, de la potasse et de la soude; aussi elle se combine avec tous les acides, et forme des sels que la chaleur peut décomposer. L'ammoniaque est employée en médecine et en chimie comme réactif. Pour l'obtenir, on introduit dans une cornue un mélange de parties égales d'hydro-chlorate, d'ammoniaque et de chaux : mélange que l'on a humecté avec une petite quantité d'eau. On place la cornue dans un fourneau, et l'on y adapte plusieurs flacons de l'appareil de Woulf. On chauffe légèrement d'abord, puis on augmente le feu insensiblement; le gaz ammoniac se dégage, se lave dans l'eau du premier flacon, et va se dissoudre dans les autres qu'il est nécessaire de tenir à une basse température, afin que l'eau qu'ils contiennent puisse se saturer. On s'aperçoit que l'opération approche de sa fin, quand le tube qui fait communiquer les deux premiers flacons, commence à s'échauffer, ce qui est dû à de la vapeur d'eau qui se dégage. Il arrive quelquefois que l'ammoniaque contient un peu d'huile empyreumatique pyrogénée, provenant, à ce qu'il paraît, de l'hydro-chlorate d'ammoniaque qui, étant lui-même fabriqué avec des matières animales, en retient souvent une petite quantité. On s'assure de cela en y versant de l'acide sulfurique qui forme d'abord du sulfate d'ammoniaque; mais qui, étant mis en excès, charbonne cette huile et colore la liqueur. La pureté de l'ammoniaque peut encore être altérée par un peu d'acide hydro-chlorique. On le reconnaît facilement en saturant d'abord le liquide par l'acide nitrique, et en y versant du nitrate d'argent qui, dans cette circonstance, forme, avec le chlore, un composé insoluble.

Ammonium. Nom proposé par M. Davy, et adopté par M. Berzélius pour désigner ce métal, radical présumé de l'ammoniaque, dont l'hydrogène et l'azote ne seraient que des oxides.

Ammoniures. Ce sont les combinaisons des oxides métalliques, et dans quelques cas peut-être des métaux avec l'ammoniaque. On n'a encore obtenu que ceux que nous avons cités en parlant de l'ammoniaque liquide; encore n'a-t-on pas pu les obtenir tous à l'état solide, car si l'on veut faire évaporer l'ammoniaque liquide dans laquelle on a dissous des oxides métalliques, ceux-ci, pour la plupart, ne tardent pas à se précipiter à mesure que l'ammoniaque se dégage sous forme de gaz. On est cependant parvenu à obtenir solides ceux de mercure, d'antimoine, de platine, d'argent, d'arsenic et de cuivre. Excepté ces deux derniers, les autres sont détonnans, et paraissent se rapprocher par leurs propriétés des cyanates ou fulminates étudiés dans ces derniers temps par MM. Gay-Lussac et Liebig; aussi leur préparation exige-t-elle beaucoup de précautions, et ne doit elle être faite qu'en petit. Ils sont sans usage.

Analyse. C'est l'art de décomposer les corps de manière à connaître la nature de leurs composans, et même jusqu'aux proportions qui les constituent. On conçoit très-bien que, pour offrir sur cet objet des données assez étendues, il faudrait passer en revue une grande quantité de composés chimiques, et citer un très-grand nombre

d'exemples. Ne pouvant donner ici que quelques détails particuliers, nous nous bornerons à ceux qui sont communs à toutes les espèces d'analyses, et nous renverrons ceux qui voudront se faire une juste idée de l'analyse, au tome v du Traité de chimie de M. Thénard. Ne pensant pas que l'on ait encore développé les principes de cette science avec autant de méthode et de clarté que ce célèbre chimiste, nous ne pourrons mieux faire que de lui emprunter ici le peu de mots qu'il nous est permis d'exposer. « Lorsqu'on soumet un corps à l'analyse, et que ce corps est solide, il faut d'abord le diviser. Cette opération doit être faite au moyen de mortiers de porphyres, de limes d'une dureté bien plus grande que celle du corps même, pour que celui-ci ne puisse pas les attaquer. S'il n'en était pas ainsi, l'on déterminerait par une expérience préliminaire la quantité de matière enlevée à l'instrument dont on se servirait, et l'on en tiendrait compte. Après avoir divisé convenablement le corps, on en pèse une certaine quantité, dix grammes, par exemple. A cet effet, on ne doit employer que des balances très-sensibles. Le corps étant pesé, on le met en contact avec les agens qui doivent en opérer la dissolution totale ou partielle; après quoi, l'on verse dans la dissolution, différens réactifs pour précipiter successivement autant que possible, les substances qui s'y trouvent. Il faut toujours verser un grand excès du précipitant, à moins qu'il ne dissolve des quantités sensibles de précipité. C'est ainsi que pour extraire le deutoxide de cuivre de la dissolution de deuto-sulfate de ce métal, on ajoute beaucoup plus de solution de potasse qu'il n'en faut pour saturer l'acide; sans cela une portion de celui-ci pourrait rester unie à l'oxide; et alors le précipité, au lieu d'être de l'oxide pur, serait un sous-sulfate ou un

mélange d'oxide ou de sous-sulfate. Le précipité, quelqu'il soit, doit être lavé, jusqu'à ce que les matières qui l'altèrent soient entièrement enlevées. Le lavage se fait tantôt par décantation, au moyen d'un siphon ou d'une pipette, et tantôt par filtration. Dans tous les cas, on reconnait qu'il est terminé lorsque les eaux de lavage ne contiennent plus aucune trace des matières étrangères unies aux précipités. Par exemple, si l'on a versé de l'acide sulfurique dans une dissolution de nitrate baryte, pour en séparer cette base, on ne cessera de laver le sulfate insoluble qui ne se formera qu'à l'époque où l'eau de lavage ne sera plus troublée par le nitrate de baryte. Dans tous les cas aussi, on a soin de réunir les eaux de lavage à la liqueur même, toutes les fois qu'il reste encore en dissolution quelques matières des corps que l'on analyse. Le précipité étant lavé, on procède à sa dessication, en l'exposant d'abord à une douce chaleur dans l'étuve à quinquet; puis, lorsqu'il est amené à l'état de poudre, en le faisant rougir dans un creuset, si toutefois il est capable de résister à l'action d'une haute température : après quoi, il doit être pesé. Que si cette température pouvait en opérer la décomposition, on se contenterait de le soumettre à la chaleur de l'eau bouillante, en le remuant de temps en temps, ou bien de le placer dans le vide, sur du sable chaud, à côté d'une capsule contenant des fragmens de chlorure de calcium. Ces opérations se font diversement : 1°. Supposons que le précipité ait été séparé par décantation, et qu'on puisse le faire rougir sans le décomposer, on le mettra tout de suite dans le creuset où la calcination devra être faite. Ce creuset sera de platine ou d'argent, et pesé avant et après la calcination; la différence des poids donnera la quantité de précipité. Mais si le précipité ne

pouvait supposer une aussi haute température sans être altéré, et si par conséquent il devait être desséché par l'un des autres moyens indiqués, il serait plus commode de le mettre dans une petite capsule de porcelaine, que l'on pèserait, comme le creuset, avant et après la dessiccation ; 2°. supposons maintenant que le précipité ait été recueilli sur un filtre, il faudra, si la matière peut supporter la chaleur rouge, sans éprouver d'altération, et si les principes du filtre ne sont pas capables de l'attaquer, la mettre, ainsi que le filtre, dans le creuset ; le filtre se consumera, et la matière seule restera. Dans le cas où le précipité ne pourrait pas résister à l'action d'une chaleur rouge, on le ferait sécher sur le filtre même, que l'on étendrait sur quelques doubles de papier, et l'on déduirait du poids total, celui du filtre; ce que l'on ferait, en prenant un filtre de même poids, le desséchant bien, et le pesant ; 3°. enfin, lorsque le précipité pourra supporter une chaleur rouge, mais qu'il sera altéré par les principes du filtre, l'on étendra encore celui-ci sur des doubles de papier, et l'on enlèvera de dessus, avec un couteau d'ivoire ou de corne, le plus possible de précipité ; ou bien, après avoir plié le filtre une fois sur lui-même, on absorbera l'eau du pli supérieur, en appliquant sur celui ci deux doubles de papier non collé, que l'on pressera légèrement ; par ce moyen, la matière du pli supérieur adhérera si bien à celle du pli inférieur, qu'on pourra soulever le premier pli sans entraîner, pour ainsi dire, de matière. On fera ensuite sur le pli inférieur ce qu'on aura fait sur le filtre entier ; c'est-à-dire qu'on le pliera en deux, etc., et bientôt le précipité se trouvera rassemblé et détaché. Toute la partie enlevée sera calcinée au rouge ; quant à ce qui restera sur le

filtre, on en connaîtra la quantité comme nous venons de le dire précédemment. Il arrive assez souvent que, dans le cours d'une analyse, l'on est obligé d'évaporer certaines dissolutions jusqu'à siccité. Tant qu'il y a beaucoup de liquide, l'évaporation se fait sans qu'on puisse rien perdre; mais lorsqu'il n'en reste presque plus et que la matière commence à s'épaissir, il serait possible, si la chaleur était trop forte, qu'il y en eût de projeté çà et là, hors la capsule même. On prévient cet inconvénient en remuant la matière avec une spatule, et en diminuant un peu le feu. Si le corps était liquide, au lieu d'être solide, les mêmes opérations seraient à faire, excepté la première, c'est-à-dire la réduction en poudre.

« Il s'en rencontre aussi quelques-unes de semblables dans l'analyse des gaz ; mais il en est d'autres qui lui sont particulières. Comme on juge dans ce genre d'analyse du poids des corps par leur volume, leur pesanteur spécifique étant connue, il faut tenir compte sans cesse de la pression à laquelle ils sont soumis, et de leur température, et même, lorsqu'ils sont en contact avec l'eau, de leur état hygrométrique. Il faut aussi, pour la même raison, les mesurer avec une attention toute particulière. On peut se servir commodément pour cela d'un tube gradué contenant deux centilitres et demi, et divisé en 250 parties, de sorte que chaque partie représente un centième de centilitre. On remplira d'abord le tube d'eau ou de mercure, en ayant soin qu'il ne reste aucune portion d'air attachée à ses parois ; ensuite le tenant d'une main, l'extrémité ouverte plongée dans le liquide, l'on y fera passer le gaz par le moyen d'un petit entonnoir. A cet effet, l'on soutiendra l'entonnoir avec la main qui tiendra le tube ; l'on prendra de l'autre le vase qui renfermera le gaz, et

dont l'ouverture devra plonger dans le liquide comme celle du tube, et l'on engagera peu à peu l'ouverture de ce vase sous l'entonnoir, en inclinant doucement le vase même. Lorsque le tube contiendra la quantité de gaz convenable, l'on plongera une éprouvette à pied, dans la cuve où l'opération se fera, et lorsque cette éprouvette sera pleine, l'on y recevra le tube, et l'on enlèvera le tout. Enfin saisissant le tube, non plus avec les doigts, mais avec une pince, pour ne pas l'échauffer, on attendra qu'il soit à la même température que l'atmosphère; après quoi rendant les niveaux extérieur et inférieur égaux, c'est-à-dire élevant ou abaissant le tube de manière que le liquide qu'il contient soit à la même hauteur que celui dans lequel il plonge, ou bien sur la division du tube la quantité de gaz qu'il renfermera, et l'on notera tout de suite la pression et la température pour en tenir compte, si elle venait à varier dans le cours de l'opération. »

Supposons que l'on ait un volume de gaz égal à 100 divisions du tube dont nous venons de parler, et que la température soit + 20° et la pression 73 centimètres; il faut nécessairement ramener ce volume à 0° de température et à 76 centimètres de pression. On y parviendra facilement en établissant les deux proportions suivantes :

Températ. $287 : 267 :: 100 : x = 93{,}031$

Pression $76 : 73 :: 100 : x = 96{,}052$

Retranchant chacun des deux nombres trouvés du nombre 100, on a à retrancher des 100 volumes de gaz, pour la température, 6,969, pour la pression, 9,948. Ce qui fait en tout 10,917 à retrancher du nombre 100. Reste alors 89,083 volumes de gaz à 0° de température et à $0^m{,}76$ de pression.

Antimoine. Métal d'un blanc bleuâtre, brillant, se

ternissant peu à peu à l'air, d'une texture lamellaire, d'une densité assez grande, cassant, acquiérant de l'odeur par le frottement, et dont la densité est 6,702. Il fond au-dessous de la chaleur rouge, et quand on le laisse refroidir lentement, il offre assez souvent à sa surface des indices de cristallisation que l'on a comparés à une feuille de fougère, et qui sont les indices d'un clivage parallèle aux faces de l'octaèdre régulier, qui est la forme primitive de ce métal. Il n'est pas volatil, est sans action sur l'air et l'oxigène. Il s'oxide à peine dans ces gaz humides; mais à une certaine température, il absorbe l'oxigène et passe à l'état de deutoxide, avec dégagement de calorique et de lumière. Il se combine avec le phosphore, l'iode, le soufre, le sélénium et le chlore. Lorsqu'on projette de l'antimoine en poudre dans un flacon plein de ce dernier corps, la combinaison s'opère avec dégagement de calorique et de lumière. Il peut former, avec les autres métaux, un grand nombre d'alliages. L'acide sulfurique ne l'oxide qu'à l'aide de la chaleur. L'acide nitrique concentré l'oxide sans le dissoudre; il y a dégagement de deutoxide d'azote, formation de nitrate d'ammoniaque, et le métal passe au second degré d'oxidation. Quand l'acide nitrique est faible, il ne le transforme qu'en protoxide et le dissout. L'acide hydro-chlorique le dissout aussi. Le poids de son atome est de 5,625. L'antimoine existe dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, de sulfure et de sulfure hydraté. C'est toujours du sulfure, minerai assez abondant en France, dont on l'extrait. Comme ce sulfure est assez fusible, on se contente de chauffer la mine dans un grand creuset dont le fond percé, repose sur un autre destiné à recevoir le sulfure à mesure qu'il fond; ou bien on chauffe la mine dans un

fourneau à réverbère dont le sol est incliné, et, à mesure que la matière métallique se sépare de sa gangue, elle coule dans un bassin de réception. C'est toujours de ce sulfure dont on extrait le métal. On grille lentement le sulfure, on mêle la matière oxidée qui résulte de ce grillage avec du nitrate et du tartrate acide de potasse, et on la chauffe dans un creuset. L'antimoine métallique gagne la partie inférieure. Ses usages sont peu nombreux dans les arts. On l'emploie plus souvent pour diverses préparations pharmaceutiques.

Antimoine cru. C'est le *sulfure d'antimoine.*

Antimoniates. Antimonites. M. Berzélius nomme ainsi les combinaisons des deuto et tritoxide d'antimoine avec les bases salifiables, combinaisons qui ne sont solubles qu'autant que leur base l'est elle-même beaucoup. M. Gay-Lussac regarde ces composés comme de simples mélanges d'oxide, et il pense que la combustion qui a lieu lorsqu'on expose plusieurs d'entre eux à une température élevée, est due à un commencement de combinaison, et non pas à une combinaison plus intime, comme le pense le célèbre chimiste suédois. Du reste, la plupart des acides le décomposent. Ceux qui sont solubles, c'est-à-dire ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, s'obtiennent directement, et les autres par double décomposition.

Antimoine diaphorétique. C'est un composé de peroxide d'antimoine et de potasse, que l'on obtient en jetant par portions dans un creuset rouge 1 partie d'antimoine en poudre, et 2 parties de nitrate de potasse. On obtient une masse blanche qui contient un excès d'alcali. On la pulvérise, et on la délaye ordinairement dans l'eau; celle-ci dissout la potasse qui est en excès, et qui entraîne toujours avec elle une certaine quantité d'oxide d'antimoine. Le résidu est l'*antimoine diaphorétique lavé.* Les eaux de lavages traitées par l'acide nitrique, laissent déposer de l'oxide blanc d'antimoine, que les anciens nommaient *matière perlée de Kerkringine.* Le produit que l'on obtient en plaçant dans un vase de fonte un mélange de 3 parties de nitrate de potasse et de 1 partie de sulfure d'antimoine, et y mettant le feu avec un charbon, se nomme *fondant de Rotrou.* C'est un mélange de potasse, de sulfate de potasse et d'oxide d'antimoine. Ces différentes préparations sont employées en médecine.

Appareil. On donne en chimie le nom d'appareil à la réunion des différens vases destinés à une opération. On conçoit, d'après cela, que les appareils doivent être extrêmement variés; aussi l'on a coutume de décrire, en parlant de la préparation d'un composé, celui qui convient le mieux à l'opération que l'on pratique. Nous dirons seulement quelques mots de l'appareil de Woulf. Il consiste en une série de 2, 3, 4 et 5 flacons qui communiquent ensemble par des tubes à boule ou sans boule; mais, dans ce dernier cas, on a soin de placer à l'une des tubulures de chaque flacon un tube de sûreté droit, pour prévenir l'absorption. Ces flacons s'adaptent ordinairement à une cornue ou à un matras. Du dernier vase part un tube qui s'engage sous l'eau. Ces vases contiennent toujours un liquide que l'on veut faire traverser par un corps gazeux, en sorte que le gaz qui ne se dissout pas dans le premier flacon se rend dans le second, et ainsi de suite.

Arbre de Diane. On nomme ainsi de jolies cristallisations d'argent avec un peu de mercure, et que l'on obtient facilement en plaçant dans un bocal 7 pintes d'amalgame préparé, avec 1 d'argent et 6 de mercure,

6 parties de dissolution d'argent dans l'acide nitrique, autant de dissolution de mercure dans le même acide, et toutes deux concentrées avec les 40 pintes d'eau distillée, on ne tarde pas à apercevoir de belles végétations se former sur l'amalgame.

Arbre de saturne. Nom que l'on donne à une cristallisation métallique analogue à la précédente, mais que l'on peut obtenir plus en grand. On prend 1 partie d'acétate de plomb, on le dissout dans 30 parties d'eau distillée, et l'on verse cette solution dans un flacon à large ouverture dans lequel on a suspendu au bouchon un morceau de zinc pesant environ la moitié du poids de l'acétate de plomb employé. Bientôt la décomposition s'opère, et le plomb vient cristalliser tout autour du morceau de zinc. Il s'établit alors un élément de la pile. Le métal précipitant est toujours positif, le métal précipité toujours négatif. De là la décomposition de l'eau, du sel qui s'y trouve dissout, et réduction du métal qu'il contient qui continue à cristalliser.

Arcanum corallinum. Nom que donnaient les anciens à du deutoxide de mercure sur lequel ils avaient fait brûler de l'alcool.

Arcanum duplicatum. C'est un des anciens noms du sulfate de potasse.

Argent. Substance métallique, blanche, ductile, tenace, ne fondant qu'à une température assez élevée, dont la pesanteur spécifique est 10,39. Sa forme primitive est le cube, ses formes secondaires sont l'octaèdre et ses modifications. Si on le chauffe dans des vaisseaux fermés, il se volatilise. Si c'est avec le contact de l'air, il absorbe à une certaine température, une petite quantité d'oxigène qui s'en dégage par le refroidissement. Il peut se combiner avec le soufre, le phosphore, le chlore, l'iode. Sa combinaison avec ce dernier corps est remarquable en ce qu'elle est insoluble dans l'ammoniaque. L'acide sulfurique n'attaque l'argent qu'à l'aide de la chaleur; mais l'acide nitrique le dissout à la température ordinaire. La plupart des autres acides, même concentrés, sont sans action sur lui. On trouve souvent l'argent natif dans la nature, on l'y rencontre également sulfuré, allié à différens métaux, et en très-petite quantité, en combinaison avec le chlore. On en extrait beaucoup aussi du sulfure de plomb, et des pyrites de cuivre qui n'en renferment cependant que de petites quantités. Mais ses usages étant très-nombreux et sa valeur très-grande, il faut qu'une mine en contienne bien peu pour n'être pas exploitée. Lorsque l'argent se trouve en masses plus ou moins volumineuses, comme cela arrive souvent au Mexique, et comme on en a trouvé quelquefois dans les Vosges, à Sainte-Marie-aux-Mines, il suffit de le fondre pour l'obtenir pur. Mais dans presque tous les cas, c'est du sulfure dont on l'extrait par l'intermède du plomb et du mercure. Dans les cas où l'on emploie ce dernier métal, l'*amalgamation* ne peut avoir lieu qu'autant que l'argent n'est pas en combinaison. Il faut donc l'amener à l'état métallique; on y parvient en le grillant sur des fourneaux, après y avoir ajouté une certaine quantité de sel marin (chlorure de sodium). Il se forme un chlorure d'argent. Les minerais sont alors pulvérisés et placés dans des tonneaux qui tournent avec leur axe, et l'on y ajoute du mercure, de l'eau et des ferrailles, qui décomposent le chlorure et mettent à nu l'argent qui se combine aussitôt avec le mercure. On presse cet amalgame dans des sacs très-serrés. Une portion du mercure s'échappe. Ensuite on le

place sur des plateaux percés de trous, placés les uns sur les autres et recouverts d'une cloche en fer. On chauffe légèrement d'abord, et plus fortement ensuite, la presque totalité du mercure s'écoule et tombe dans le bas de la cloche, sur un sol couvert d'eau. On chasse le peu qui reste en tenant l'argent fondu pendant un certain temps.

ARGENT CORNÉ. Voy. *Chlorure d'argent.*

ARGENT FULMINANT. Voy. *Cyanates.*

ARSÉNIATES. Soumis à l'action du feu, tous, excepté ceux de potasse et de soude, sont décomposés. Quand le métal qu'ils contiennent a peu d'affinité pour l'oxigène, ils se transforment en oxigène, deutoxide d'arsenic et métal; mais si le métal peut passer à un degré d'oxidation plus élevé, ce phénomène aura lieu, et l'on obtiendra encore du deutoxide d'arsenic qui se volatilisera : c'est ce qui aura lieu, pour le premier cas, avec l'arséniate d'argent, et, pour le second, avec celui de protoxide de fer. La plupart des corps simples peuvent décomposer les arséniates à une température qui varie pour chacun d'eux. L'eau ne dissout que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. L'acide sulfurique les décompose à une température peu élevée; mais à une haute température, au contraire, c'est l'acide arsenique qui décompose les sulfates. 1° Les dissolutions d'arséniates précipitent en rose les sels de cobalt; le précipité formé d'acide arsenique et d'oxide de cobalt, se dissolvant dans un excès d'acide, n'aurait pas lieu dans une dissolution de cobalt très-acide. 2° Les arséniates dissous ne sont pas précipités par l'acide hydro-chlorique, tandis que les composés d'oxide blanc d'arsenic et d'un alcali (arséniates) sont précipités en blanc par cet acide. 3° Le nitrate d'argent fait naître dans les dissolutions d'arséniate un précipité

rouge-brique, composé d'oxide d'argent et d'acide arsenique. 4° Les sels de cuivre en précipitent de l'arséniate de cuivre d'un blanc bleuâtre. 5° Enfin, il suffit de les laisser en contact, pendant douze à quinze heures, avec l'acide hydro-sulfurique liquide et quelques gouttes d'un autre acide, pour les décomposer et en précipiter du sulfure jaune d'arsenic (M. Orfila, Traité de chimie, t. 1, p. 553). Dans les arséniates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 7,204. On connait aussi des sous-arséniates et des arséniates acides. Ces sels étant presque sans usage, nous ne décrirons que celui de potasse, avec lequel on peut préparer presque tous les autres par double décomposition.

ARSÉNIATE DE POTASSE, avec excès d'acide. Ce sel peut cristalliser en prismes à quatre pans : il est très-soluble dans l'eau. Si on le chauffe fortement, il fond d'abord, puis se transforme en arséniate neutre. On peut le préparer directement, comme ceux de soude et d'ammoniaque; mais on préfère chauffer au rouge, dans un creuset, un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de deutoxide d'arsenic. On dissout dans l'eau ce qui reste dans le creuset, et l'on obtient l'arséniate en faisant évaporer la liqueur.

ARSENIC. On connait sous ce nom l'arsenic métal et l'arsenic blanc ou deutoxide d'arsenic qui, à cause de sa solubilité et de son action corrosive sur l'économie animale, est regardé avec raison comme un des plus violens poisons. Nous ne décrirons ici que l'arsenic proprement dit, et nous renverrons, pour l'arsenic blanc, à l'article *Oxide d'arsenic* (*deuto*). C'est un métal d'un gris d'acier et brillant dans sa cassure fraîche; sa texture est grenue ou écailleuse; sa dureté n'est pas très-grande, mais il est

très-fragile. Sa pesanteur spécifique est de 8,3o8. Si on l'expose à l'action de la chaleur dans des vaisseaux fermés, il se sublime et cristallise en tétraëdres. Mais si on l'expose à l'air, surtout à l'air un peu humide, il perd bientôt son brillant, et se couvre d'une matière noirâtre, qui paraît être le protoxide de ce métal. Si on en jette quelques parcelles sur les charbons ardens, il absorbe aussitôt l'oxigène de l'air, et se volatilise sous forme de vapeurs blanches d'une très-forte odeur alliacée; c'est du deutoxide d'arsenic. Il s'unit à l'hydrogène, au soufre, au chlore, à l'iode, au sélénium, et peut former en outre un grand nombre d'alliages auxquels il communique sa fragilité. L'acide nitrique l'oxide à l'aide de la chaleur, et peut même le faire passer à l'état d'acide. Quoique à l'état métallique, mais pulvérisé, l'arsenic agit sur la solution de sulfate de cuivre, et y occasione la formation d'une certaine quantité d'arsénite de cuivre insoluble. On trouve fréquemment dans la nature l'arsenic à l'état d'alliage; quelquefois aussi natif, sulfuré, oxidé et même à l'état d'arséniate. Ses usages sont peu nombreux. On l'emploie en poudre pour faire mourir les mouches. On obtient l'arsenic en grillant les mines de cobalt qui en contiennent des quantités assez grandes. Comme il est très-volatil, il se vaporise et va se condenser dans des cheminées destinées à le recevoir. La majeure partie est à l'état de deutoxide, mais il s'en sublime aussi une certaine quantité à l'état métallique. Il suffit, pour l'avoir très-pur, de recueillir ce dernier, et de le sublimer dans une cornue de fonte.

Arsenic blanc. V. *Oxide d'arsenic* (*Deuto*).

Arsénites. Ce sont les combinaisons de l'acide arsénieux ou deutoxide d'arsenic avec les bases salifiables.

Ces composés se rapprochent beaucoup des arséniates. On peut les distinguer, en ce qu'ils précipitent la solution de sulfate de cuivre en vert, tandis que les arséniates la précipitent en blanc bleuâtre. Si on expose les arsénites à l'action du feu, dans des vaiseaux fermés, ils se décomposent: l'acide arsénieux se volatilise, ou bien une portion se décompose, cède de l'oxigène à l'autre, qui passe à l'état d'acide arsénique, et une portion d'arsenic métal se volatilise. Ce dernier cas n'a lieu qu'autant que la base a beaucoup d'affinité pour l'acide arsénique. Tous les arsénites, excepté ceux de potasse et de soude, sont insolubles dans l'eau; tous sont décomposés par un grand nombre d'acides. On obtient directement ceux qui sont solubles, et ceux qui ne le sont pas se préparent par double décomposition. Dans les arsénites neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 à 3. L'arsénite de cuivre est seul employé dans les arts comme couleur verte. On la connaît sous le nom de *vert de Scheele*. Elle s'obtient en décomposant le sulfate de cuivre par l'arsénite de potasse.

Asparagine. Substance végétale, incolore, d'une saveur fraîche et nauséabonde, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux. Soumise à l'action du feu, elle se boursoufle, et donne un charbon qui peut brûler sans résidu. Elle se dissout un peu dans l'eau. Cette solution n'altère pas les couleurs végétales, n'est pas troublée par l'infusion de noix de galle, par l'acétate de plomb, l'oxalate d'ammoniaque, l'hydro-chlorate de baryte, ni par l'hydro-sulfure de potasse. Elle est insoluble dans l'alcool. Sa découverte est due à MM. Vauquelin et Robiquet. Ces savans l'ont obtenue en chauffant le suc

de l'asperge pour en coaguler l'albumine, le filtrant, le faisant évaporer, et abandonnant la liqueur à elle-même pendant quinze à vingt jours : il s'y forme alors des cristaux rhomboédriques durs et cassans qui sont l'asparagine, et d'autres en aiguilles qui paraissent être de la *mannite*. On les sépare avec soin des premiers, que l'on fait cristalliser de nouveau.

Atmosphère. Voy. *Air atmosphérique*.

Atome et *Système atomistique*. On suppose que les corps sont formés de particules infiniment petites auxquelles on a donné le nom d'*atomes*. Or, on sait maintenant que toutes les combinaisons chimiques sont soumises à des lois générales pour la proportion des élémens qui les constituent, et que chaque composé résulte de la juxta-position d'un certain nombre d'atomes. Il paraît, et c'est surtout à MM. Berzélius et Dalton que l'on doit la connaissance de ces lois, qu'un atome d'un élément se réunit avec 1, 2, 3, ou un plus grand nombre d'atomes d'un autre élément. Dans le règne inorganique, on n'a pas encore observé qu'un atome d'un corps se combinât à plus de 6 atomes d'un autre corps. Ces réunions d'atomes élémentaires donnent lieu à des atomes composés binaires qui, par leur combinaison entre eux, peuvent donner lieu à des combinaisons bien plus compliquées, mais que l'on peut toujours ramener à des lois générales. La quantité d'eau que contiennent souvent les composés, complique encore davantage leurs lois de combinaison. Enfin, il peut se faire aussi que 2 atomes d'un corps se combinent à 3 atomes d'un autre, ou même 3 atomes à 4; mais la combinaison de ces atomes composés suit aussi une autre loi générale. Lorsque deux composés binaires oxigénés s'unissent entre eux, ce qui arrive très-

fréquemment en chimie et dans les combinaisons naturelles, ils s'unissent en telle proportion, que la quantité d'oxigène de l'un est toujours un multiple par 1, 2, 3 et plus de la quantité d'oxigène de l'autre. Ainsi, par exemple, dans un sel quelconque, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport que nous venons d'énoncer. Dans les combinaisons d'atomes composés, ternaires ou quaternaires, on trouve que l'oxigène de l'un des oxides est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier de l'oxigène de chacun des autres oxides : c'est ce qu'on observe dans beaucoup de minéraux. M. Berzélius pense qu'un atome ne peut pas se combiner avec plus de 12 atomes, parce qu'une sphère ne peut être touchée que par 12 sphères de la même grandeur; mais, comme nous l'avons déjà fait remarquer, il est bien peu de composés dont les atomes soient réunis dans cette proportion. Dans le percarbure de fer, cependant, ce nombre est bien surpassé; et dans les composés organiques, on trouve aussi plusieurs anomalies. M. Berzélius a pris pour unité, le poids de l'atome de l'oxigène, et l'a désigné par 100; ensuite il a déduit le poids relatif des atomes des différens corps, et les a désignés en fonctions de cette unité. Si nous prenons pour exemple le soufre, il a trouvé le poids de son atome de la manière suivante : « Lorsqu'un métal sulfuré s'oxide, et qu'il se forme un sel neutre, le soufre prend, pour composer le sulfite deux fois et pour composer le sulfate trois fois autant d'oxigène que le métal pour former l'oxide. Si donc le métal en prend un atome, le soufre en prend deux ou trois pour former le sulfite ou le sulfate; et si le métal a pris dans l'oxide, autant de particules d'oxigène qu'il en contenait précédemment de

de l'asperge pour en coaguler l'albumine, le filtrant, le faisant évaporer, et abandonnant la liqueur à elle-même pendant quinze à vingt jours : il s'y forme alors des cristaux rhomboédriques durs et cassans qui sont l'asparagine, et d'autres en aiguilles qui paraissent être de la *mannite*. On les sépare avec soin des premiers, que l'on fait cristalliser de nouveau.

Atmosphère. Voy. *Air atmosphérique*.

Atome et *Système atomistique*. On suppose que les corps sont formés de particules infiniment petites auxquelles on a donné le nom d'*atomes*. Or, on sait maintenant que toutes les combinaisons chimiques sont soumises à des lois générales pour la proportion des élémens qui les constituent, et que chaque composé résulte de la juxta-position d'un certain nombre d'atomes. Il paraît, et c'est surtout à MM. Berzélius et Dalton que l'on doit la connaissance de ces lois, qu'un atome d'un élément se réunit avec 1, 2, 3, ou un plus grand nombre d'atomes d'un autre élément. Dans le règne inorganique, on n'a pas encore observé qu'un atome d'un corps se combinât à plus de 6 atomes d'un autre corps. Ces réunions d'atomes élémentaires donnent lieu à des atomes composés binaires qui, par leur combinaison entre eux, peuvent donner lieu à des combinaisons bien plus compliquées, mais que l'on peut toujours ramener à des lois générales. La quantité d'eau que contiennent souvent les composés, complique encore davantage leurs lois de combinaison. Enfin, il peut se faire aussi que 2 atomes d'un corps se combinent à 3 atomes d'un autre, ou même 3 atomes à 4; mais la combinaison de ces atomes composés suit aussi une autre loi générale. Lorsque deux composés binaires oxigénés s'unissent entre eux, ce qui arrive très-

fréquemment en chimie et dans les combinaisons naturelles, ils s'unissent en telle proportion, que la quantité d'oxigène de l'un est toujours un multiple par 1, 2, 3 et plus de la quantité d'oxigène de l'autre. Ainsi, par exemple, dans un sel quelconque, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport que nous venons d'énoncer. Dans les combinaisons d'atomes composés, ternaires ou quaternaires, on trouve que l'oxigène de l'un des oxides est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier de l'oxigène de chacun des autres oxides : c'est ce qu'on observe dans beaucoup de minéraux. M. Berzélius pense qu'un atome ne peut pas se combiner avec plus de 12 atomes, parce qu'une sphère ne peut être touchée que par 12 sphères de la même grandeur; mais, comme nous l'avons déjà fait remarquer, il est bien peu de composés dont les atomes soient réunis dans cette proportion. Dans le percarbure de fer, cependant, ce nombre est bien surpassé; et dans les composés organiques, on trouve aussi plusieurs anomalies. M. Berzélius a pris pour unité, le poids de l'atome de l'oxigène, et l'a désigné par 100; ensuite il a déduit le poids relatif des atomes des différens corps, et les a désignés en fonctions de cette unité. Si nous prenons pour exemple le soufre, il a trouvé le poids de son atome de la manière suivante : « Lorsqu'un métal sulfuré s'oxide, et qu'il se forme un sel neutre, le soufre prend, pour composer le sulfite deux fois et pour composer le sulfate trois fois autant d'oxigène que le métal pour former l'oxide. Si donc le métal en prend un atome, le soufre en prend deux ou trois pour former le sulfite ou le sulfate; et si le métal a pris dans l'oxide, autant de particules d'oxigène qu'il en contenait précédemment de

soufre, l'acide sulfurique doit être composé d'un atome de soufre et de 3 atomes d'oxigène. On trouve que cela est en effet, puisque, à peu d'exceptions près, le degré de sulfuration qu'un métal affecte de préférence, comparé avec le degré d'oxidation qu'il est le plus apte à former, donne absolument le même rapport entre le poids du soufre et de l'oxigène qui y sont combinés, que celui qui résulte de l'analyse de l'acide sulfurique, si on le regarde comme composé d'un atome de soufre, plus 3 atomes d'oxigène. Par exemple, 100 parties d'argent se combinent avec 7,3986 d'oxigène et avec 14,9 parties de soufre; mais si ce sont autant d'atomes, le poids de l'atome de soufre sera à celui de l'atome d'oxigène, comme 100 à 201,16. Cent parties de plomb prennent 7,725 d'oxigène et donnent 146,44 de sulfate de plomb, où l'oxigène de l'acide est le triple de celui de l'oxide de plomb; en conséquence l'acide sulfurique qui s'est formé se compose de 23,175 d'oxigène et de 15,54 de soufre; mais si ces parties d'oxigène en comprennent 3 atomes, et que celles du soufre ne contiennent qu'un atome de soufre, il s'ensuivra que $\frac{23,175}{3}$: 15,54 :: 100 : 201,65. La particule de soufre pèse donc 201,165; l'acide sulfurique est formé de 1 atome de soufre, plus 3 atomes d'oxigène; et l'acide sulfureux de 1 atome de soufre, plus 2 atomes d'oxigène.» M. Dalton avait pris pour unité, dans le poids des atomes, celui de l'hydrogène, parce que ce corps est le plus léger de tous, et que par conséquent c'est lui qui se combine dans les plus petites proportions. M. Berzélius et les autres chimistes ont choisi l'oxigène comme le corps le plus fréquent dans les combinaisons. M Berzélius admet que son atome pèse 100; d'autres admettent qu'il pèse 1. Il est très-facile de ramener le poids de l'atome d'un corps, en fonctions de l'un ou l'autre de ces nombres. Il suffit de le diviser ou de le multiplier par ce même nombre 100.

Atropine. Nom donné par M. Brandt à une matière particulière qu'il a extraite de la belladone, et à laquelle il attribue des propriétés alcalines. On l'obtient en faisant digérer la décoction aqueuse de l'*atropa belladona* avec de la magnésie, et traitant le précipité par l'alcool. Par le refroidissement, elle se dépose sous forme d'aiguilles brillantes, translucides, insolubles dans l'eau froide, un peu solubles dans l'eau chaude, et à peine solubles dans l'éther. Elle forme avec les acides des sels cristallisables. Quand on fait évaporer leurs solutions, elles répandent dans l'air des vapeurs qui occasionent la dilatation de la pupille.

Attraction. C'est la base de tous les phénomènes physiques; ou c'est cette action par laquelle les corps placés à distance agissent les uns sur les autres, d'après des lois déterminées par leur masse et leur distance, en faisant abstraction de leur nature particulière. C'est encore la base de tous les phénomènes chimiques, ou cette action par laquelle les corps placés jusqu'au contact agissent les uns sur les autres d'une manière élective. Or, dans le premier de ces cas, cette force a reçu le nom d'*attraction planétaire*. En effet, c'est elle qui retient les corps célestes dans leurs ellipses, qui, par des forces combinées, les empêche de s'écarter de leur route, et qui, en un mot, maintient l'harmonie de l'univers. Dans le second cas, l'attraction n'agit plus à distance, mais seulement au point de contact, lorsque les molécules (v. ce mot) se touchent, pour ainsi dire, et reçoit alors le nom d'*attraction moléculaire*. Puisque l'attraction moléculaire est la

seule qui ait lieu entre les corps qui couvrent la surface de la terrre; puisque c'est elle qui occasione toutes combinaisons chimiques, ce sera la seule aussi dont nous nous occuperons. Lorsque l'attraction moléculaire a lieu entre des molécules de même nature, elle prend le nom de *cohésion*. Ainsi la force qui empêchera les molécules de soufre, les molécules de fer, de s'écarter, et en formera deux corps solides, sera la cohésion; mais celle qui unira le fer au soufre, ou qui retiendra les molécules du soufre rapprochées des molécules de fer, sera l'*affinité*, ou la *tendance* par laquelle les molécules d'un corps se combinent à celles de l'autre corps. Ces deux forces se trouveront alors en opposition, dès qu'on voudra opérer une combinaison. En effet, si les deux corps sont solides, il est rare que la combinaison puisse avoir lieu; si l'un d'eux est liquide, il est possible encore que la cohésion de l'autre soit un obstacle à leur combinaison; mais si tous deux sont liquides, ils s'uniront presque toujours, ou c'est que leur affinité serait extrêmement faible. Or, quand cette affinité est très-faible, le composé qui en résulte partage les propriétés des deux corps qui l'ont formé; mais si l'affinité est très-forte, le nouveau corps jouit de propriétés qui sont très-différentes de celles de ces principes constituans. On observe aussi que la combinaison est toujours favorisée par la cohésion que doit avoir le produit de cette combinaison. Ainsi, par exemple, si dans une solution de nitrate de baryte, on verse quelques gouttes d'acide sulfurique, il se formera aussitôt un composé insoluble et très-dense, qui probablement n'eût pas été formé aussi promptement, si sa densité eût été moindre. L'affinité peut être modifiée par différentes causes : la plus puissante est certainement

l'état électrique des corps; on a même pensé que l'affinité pourrait n'être qu'une modification de l'électricité et le résultat de l'état électrique des différens corps. On suppose alors qu'un corps électrisé positivement peut se combiner avec un autre corps électrisé négativement, et que, dans chaque composé binaire, il existe toujours un élément électro-positif et un élément électro-négatif; que l'élément électro-négatif peut devenir électro-positif par rapport à un autre corps, et réciproquement. Il suit de là que deux corps se combineront d'autant plus facilement, qu'ils seront plus fortement électrisés, l'un positivement et l'autre négativement.

Le calorique est aussi une des forces qui modifient le plus l'affinité. Comme il peut s'interposer entre les molécules des corps et tenir ces molécules à diverses distances, il arrive que l'on parvient, par son moyen, à opérer un grand nombre de combinaisons qui auraient vainement été tentées sans lui.

Mais si on l'interpose entre les molécules d'un corps, en telle quantité que les molécules de ce corps se trouvent à une certaine distance les uns des autres (distance que l'on nomme leur *sphère d'attraction*), il arrivera que ces molécules se sépareront et que l'affinité sera détruite : c'est ce qui a lieu dans la distillation, le grillage des minerais, etc. Ainsi le calorique favorisera la combinaison des corps solides et non volatils, et nuira, au contraire, à celle des corps gazeux, dont les molécules sont déjà trop écartées. La pression agit en raison inverse du calorique, puisqu'elle tend à rapprocher les molécules des corps; elle nuira donc à la combinaison des corps solides, et favorisera celle des corps gazeux : c'est, en effet, ce que démontre l'expérience. La quantité rela-

tive des corps que l'on veut combiner, influe beaucoup aussi sur l'affinité. Comme les corps se combinent ordinairement entre eux dans le rapport de 1 de l'un avec 1, 2, 3 ou plus de l'autre, si l'on présente à un poids donné d'un corps représenté par 1 un poids d'un autre corps représenté par 1, la combinaison s'effectuera plus facilement que si l'on présentait à ce corps un poids de l'autre corps représenté par 2, par 3 ou un plus grand nombre; et si l'on a un composé de 1 de ce corps et de 3 de l'autre, qu'on cherche à le décomposer, on verra que ce composé abandonnera facilement 1 partie du corps dont il contient 3, moins facilement 1 partie du corps dont il ne contient plus que 2, et très-difficilement la dernière portion de ce corps qui lui sera combinée; donc l'affinité d'un corps pour un autre est en raison inverse de la quantité de cet autre corps. La densité des corps est, comme nous l'avons dit en parlant de la cohésion, un obstacle à leur union; mais on peut la faire varier par le calorique et la pression. Enfin, les combinaisons dans lesquelles les corps sont engagés, nous offrent encore une cause et la plus fréquente peut-être de toutes celles qui modifient l'affinité. Il est peu de corps cependant dans lesquels le chimiste ne parvienne à vaincre cette résistance. Il emploie, à la vérité, tous les moyens que nous venons d'exposer; il peut réunir plusieurs de ces moyens, et par conséquent faire lutter plusieurs forces contre une seule, qui résistera rarement lorsque les moyens seront bien combinés. Or, on ne peut parvenir à connaître tous les procédés que l'on peut mettre en usage dans cette circonstance, que par la connaissance de l'action qu'exercent les corps les uns sur les autres, par la connaissance des phénomènes qui accompagnent cette action

et celle des composés qui en résultent : c'est ce qui constitue la chimie.

Azote. Gaz incolore, inodore, insipide, éteignant les corps en combustion, dont la pesanteur spécifique est de 0,9757. Ce corps n'a jamais pu être décomposé; il constitue un des corps simples, non métalliques. Quelques chimistes cependant l'ont regardé comme l'oxide d'un métal qu'ils ont nommé nitricum; d'autres, comme un des oxides d'un métal nommé ammonium. Comme aucune de ces hypothèses n'est fondée, l'azote doit être regardé comme un corps simple. Il peut se combiner avec l'oxigène en 5 proportions, quoique cependant son affinité pour ce corps soit très-faible. Jamais la combinaison n'a lieu en mettant simplement les deux gaz en contact. Il a également peu d'affinité pour les autres corps. La combinaison dans laquelle il paraît le plus stable est l'ammoniaque. C'est sa combinaison avec l'hydrogène. Combiné au carbone, il constitue le cyanogène. Il s'unit au chlore, à l'iode; et, parmi les métaux, il ne contracte d'union qu'avec le potassium et le sodium. L'azote forme les 4/5 de l'air atmosphérique, et forme une partie constituante des animaux. Il est presque sans usage. On lui donna autrefois les noms de *moffette atmosphérique*, d'*alcaligène*, de *nitrogène*, etc. On l'obtient en brûlant sous une cloche pleine d'air atmosphérique un corps assez combustible pour en absorber tout l'oxigène, en donnant naissance à un produit soluble dans l'eau. On emploie souvent le phosphore; mais si l'on avait besoin d'une certaine quantité d'azote, il faudrait le retirer de l'ammoniaque liquide, que l'on décomposerait par du chlore également liquide. (Voy. Thénard, *Air atmosphérique.*)

Azote carboné. Voy. *Cyanogène.*

Azote oxi-muriaté. Voy. *Chlorure d'azote.*

Azotures. On nomme azotures les combinaisons de l'azote avec les différens corps combustibles. Il existe peu de ces combinaisons, et nous les avons décrites aux articles *Ammoniaque*, *Chlorure*, *Cyanogène*, et *Iodure d'azote.* Nous dirons seulement quelques mots des azotures ammonicaux de potassium et de sodium, obtenus par MM. Gay-Lussac et Thénard, dans leurs belles observations sur ces métaux. Ils ont vu qu'en fondant le potassium et le sodium dans le gaz ammoniac, la réaction ne tardait pas avoir lieu, et que l'on obtenait une matière verte-olivâtre, très-fusible, formée de potassium et de sodium d'azote et d'ammoniaque, et un volume d'hydrogène précisément égal à celui que donne avec l'eau la quantité de potassium employé. Si on expose cette matière verte à la chaleur, elle fond d'abord, se décompose ensuite, et se convertit en azoture de potassium et de sodium. Elle absorbe l'humidité de l'air, et se change en gaz ammoniac et en potasse ou en soude; elle décompose l'eau sur-le-champ, quelquefois même avec dégagement de lumière. Les acides la décomposent de même, et forment des sels à base d'ammoniaque et de potasse ou de soude. Elle se décompose également dans l'alcool, et paraît pouvoir se conserver dans l'huile de naphte. (Voy. pour plus de détails, les Recherches physico-chimiques de MM. Gay-Lussac et Thénard.)

Azoture de carbone. Voy. *Cyanogène.*

Azoture de chlore. Voy. *Chlorure d'azote.*

Azur. L'azur n'est autre chose qu'un verre coloré en bleu par l'oxide de cobalt. On verse ce verre tout fondu dans l'eau, ensuite on le broye, on en délaye la poudre dans l'eau, et on décante cette eau au bout de quelque temps. L'azur qui s'est déposé le dernier est naturellement le plus fin et le plus beau.

B

Bain-marie. Voy. *Alambic.*

Bain de sable. Voy. *Distillation.*

Ballon. Vase en verre, d'une forme sphéroïde, terminé par un col court et cylindrique : il y en a depuis un demi-litre jusqu'à quarante. On y pratique quelquefois plusieurs ouvertures appelées tubulures. Il y en a aussi dont le col est muni d'un robinet. On en fait un fréquent usage soit pour recueillir les gaz, soit comme récipient pour la distillation.

Barium. Ce métal est à peine connu. On trouve, dans la nature, son oxide combiné aux acides sulfurique et carbonique. Il est plus pesant que l'eau, et attire très-promptement l'oxigène de l'air, et passe à l'état d'oxide. Voy. pour son extraction, *Calcium.*

Baryte. Voy. *Oxide de barium.*

Bases salifiables. On entend par ce nom toutes les substances qui, en s'unissant aux acides, peuvent former des sels, tels que l'ammoniaque, et les divers oxides métalliques.

Bases salifiables végétales. Voy. *Alcalis végétaux.*

Bassorine. Cette substance a été retirée, pour la première fois, de la gomme de Bassora. M. Pelletier l'a retrouvée depuis dans l'asa-fœtida, et M. Braconnot dans la fève Saint-Ignace. Elle a quelque rapport, pour les propriétés, avec la gomme adraganthe; comme celle-ci,

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Azote carboné. Voy. *Cyanogène.*

Azote oxi-muriaté. Voy. *Chlorure d'azote.*

Azotures. On nomme azotures les combinaisons de l'azote avec les différens corps combustibles. Il existe peu de ces combinaisons, et nous les avons décrites aux articles *Ammoniaque*, *Chlorure*, *Cyanogène*, et *Iodure d'azote.* Nous dirons seulement quelques mots des azotures ammonicaux de potassium et de sodium, obtenus par MM. Gay-Lussac et Thénard, dans leurs belles observations sur ces métaux. Ils ont vu qu'en fondant le potassium et le sodium dans le gaz ammoniac, la réaction ne tardait pas avoir lieu, et que l'on obtenait une matière verte-olivâtre, très-fusible, formée de potassium et de sodium d'azote et d'ammoniaque, et un volume d'hydrogène précisément égal à celui que donne avec l'eau la quantité de potassium employé. Si on expose cette matière verte à la chaleur, elle fond d'abord, se décompose ensuite, et se convertit en azoture de potassium et de sodium. Elle absorbe l'humidité de l'air, et se change en gaz ammoniac et en potasse ou en soude; elle décompose l'eau sur-le-champ, quelquefois même avec dégagement de lumière. Les acides la décomposent de même, et forment des sels à base d'ammoniaque et de potasse ou de soude. Elle se décompose également dans l'alcool, et paraît pouvoir se conserver dans l'huile de naphte. (Voy. pour plus de détails, les Recherches physico-chimiques de MM. Gay-Lussac et Thénard.)

Azoture de carbone. Voy. *Cyanogène.*

Azoture de chlore. Voy. *Chlorure d'azote.*

Azur. L'azur n'est autre chose qu'un verre coloré en bleu par l'oxide de cobalt. On verse ce verre tout fondu dans l'eau, ensuite on le broye, on en délaye la poudre dans l'eau, et on décante cette eau au bout de quelque temps. L'azur qui s'est déposé le dernier est naturellement le plus fin et le plus beau.

B

Bain-marie. Voy. *Alambic.*

Bain de sable. Voy. *Distillation.*

Ballon. Vase en verre, d'une forme sphéroïde, terminé par un col court et cylindrique : il y en a depuis un demi-litre jusqu'à quarante. On y pratique quelquefois plusieurs ouvertures appelées tubulures. Il y en a aussi dont le col est muni d'un robinet. On en fait un fréquent usage soit pour recueillir les gaz, soit comme récipient pour la distillation.

Barium. Ce métal est à peine connu. On trouve, dans la nature, son oxide combiné aux acides sulfurique et carbonique. Il est plus pesant que l'eau, et attire très-promptement l'oxigène de l'air, et passe à l'état d'oxide. Voy. pour son extraction, *Calcium.*

Baryte. Voy. *Oxide de barium.*

Bases salifiables. On entend par ce nom toutes les substances qui, en s'unissant aux acides, peuvent former des sels, tels que l'ammoniaque, et les divers oxides métalliques.

Bases salifiables végétales. Voy. *Alcalis végétaux.*

Bassorine. Cette substance a été retirée, pour la première fois, de la gomme de Bassora. M. Pelletier l'a retrouvée depuis dans l'asa-fœtida, et M. Braconnot dans la fève Saint-Ignace. Elle a quelque rapport, pour les propriétés, avec la gomme adraganthe; comme celle-ci,

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

elle se gonfle considérablement dans l'eau froide ou bouillante. Elle se dissout aisément dans l'eau aiguisée par l'acide nitrique. Traitée par la potasse, elle dégage de l'ammoniaque. Il est facile d'obtenir cette matière : il suffit de traiter la gomme Bassora par l'eau, l'alcool et l'éther. Comme elle ne se dissout dans aucun de ces liquides, le résidu ne contient tout au plus que quelques débris de végétaux, qu'il est aisé de séparer par des lavages réitérés. (Vauquelin.)

Benzoates. Combinaisons de l'acide benzoïque avec les bases salifiables. Ces sels sont tous décomposables par le calorique; ceux des deux premières sections sont solubles et cristallisables, ceux de zinc et de fer se comportent de la même manière. Les autres sont insolubles. Dans les benzoates, suivant M. Berzélius, l'oxigène de la base est à l'acide comme 1 à 15,098. Tous ces sels sont inusités et très-peu étudiés.

Beurre. Substance d'une couleur citrine, quelquefois blanchâtre, d'une consistance molle, d'une saveur agréable, légèrement aromatique, plus légère que l'eau, et très-facile à fondre. Le contact de l'air le fait rancir promptement, surtout en été. Pour obvier à cet obstacle, on est dans l'usage de le saler; il peut alors se conserver plusieurs mois. On ne l'a encore trouvé que dans le lait, dont il est facile de l'extraire. Ce procédé consiste à abandonner le lait à lui-même. La crême ne tarde pas à se rassembler à la partie supérieure des terrines; on l'enlève à l'aide d'une écumoire. On en remplit à moitié une baratte où on le bat à l'aide d'un disque de bois qui termine un long bâton, ou dans un cylindre, par des ailes fixées à un axe mobile. Par l'agitation, les particules de beurre se réunissent, et la crême est transformée en beurre et lait de beurre; ce dernier n'est rien autre chose que du sérum tenant en suspension encore un peu de beurre et de la matière caséeuse. Alors on cesse de le battre, on le lave à grande eau, et on le met en motte pour le verser dans le commerce. Il retient toujours de la matière caséeuse, dont on ne peut le débarrasser qu'en le faisant fondre. D'après M. Chevreul, il est composé de stéarine, d'oléine, d'acide butyrique, de butyrine et d'une petite quantité de matière colorante. On fait avec le beurre de fort bon savon.

Beurre d'antimoine. Nom que portait autrefois le proto-chlorure d'antimoine. Voy. *ce mot.*

Beurre d'arsenic. Voy. *Deuto-chlorure d'arsenic.*

Beurre de bismuth. Voy. *Chlorure de bismuth.*

Beurre d'étain. Voy. *Deuto-chlorure d'étain.*

Beurre de zinc. Voy. *Chlorure de zinc.*

Bézoard minéral. C'était sous ce nom qu'on désignait l'oxide d'antimoine précipité de ses dissolutions.

Bi-arséniates. Voy. *Arséniates.*

Bi-phosphates. Voy. *Phosphates.*

Bi-séléniates. Voy. *Séléniates.*

Bi-sulfates. Voy. *Sulfates acides.*

Bile. Liqueur amère, plus ou moins visqueuse, d'un jaune-verdâtre, plus pesante que l'eau, se rencontrant dans presque tous les animaux. La bile, soumise à la distillation, donne un produit volatil, incolore, d'une odeur nauséabonde, précipitant par l'acétate de plomb. Le résidu desséché forme environ 1/8 de la bile employée; il est un peu déliquescent et presque entièrement soluble dans l'eau et l'alcool, se décompose à une forte chaleur, donne les mêmes produits que toutes les substances animales, contient plusieurs sels, et particulièrement de la soude.

Huit cents parties de bile de bœuf sont formées, d'après M. Thénard, à peu près de : eau 700, matière résineuse 15, picromel 69, matière jaune 4, soude 4, phosphate de soude 2, chlorure de sodium et de potassium 3,5 sulfate de soude 0,8, phosphate de chaux 1,2, oxide de fer quelques traces. La bile de l'homme diffère peu de ces proportions; cependant elle contient beaucoup moins de picromel.

Bismuth. Métal d'un blanc-jaunâtre, très-cassant, d'une structure lamelleuse, cristallise en cubes, d'une pesanteur spécifique de 9,822; fond à environ 256°. Il se ternit à l'air humide. Il brûle à une température élevée, avec dégagement de lumière. Il s'allie à presque tous les métaux, ainsi qu'au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore et à l'iode. Il paraît que ce métal n'est pas très-anciennement connu; cependant Agricola a indiqué, en 1520, le moyen de l'obtenir : à cette époque, on le désignait sous le nom d'*étain de glace*. On le rencontre dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, et combiné tout à la fois au soufre et à d'autres métaux. Il est assez rare. Son extraction est des plus faciles. Il suffit d'introduire le minerai dans des tuyaux de fer qu'on dispose en travers sur un fourneau. L'une des extrémités est entièrement fermée par un couvercle, l'autre par laquelle doit s'écouler le métal doit l'être aussi en partie par un lut d'argile, dans laquelle on ménage un petit trou. On chauffe; le bismuth fond, et va se rendre dans des creusets de fer, garnis de charbon. Après l'avoir ainsi obtenu, il faut lui faire subir une haute température pour le débarrasser de l'arsenic. On s'assure de sa pureté en le traitant par l'acide nitrique : il doit s'y dissoudre entièrement; mais s'il n'est pas pur, ce qui

arrive souvent, il laisse déposer de l'arséniate de bismuth. Il est peu employé.

Bitumes. Les bitumes sont des corps ou liquides ou solides, répandant une odeur particulière plus ou moins forte; ils brûlent en laissant fort peu d'un résidu assez facile à incinérer. Le bitume liquide, ou *naphte*, est transparent, d'un blanc jaunâtre, presque sans saveur; il brûle, comme les essences, à l'approche d'un corps en combustion, en répandant une flamme blanche très-fuligineuse. Il y en a plusieurs variétés, qui diffèrent et par la consistance et par leur couleur plus ou moins foncée. Le *naphte* se rencontre sur les bords de la mer Caspienne, en Calabre, en Sicile, en Amérique, etc. Il sert dans plusieurs pays à l'éclairage.

Bitume solide ou asphalte. Il est noir, brillant, friable, insoluble dans l'alcool, acquiert de l'odeur par le frottement, brûle avec facilité.... On le trouve communément à la surface du lac Asphaltique, d'où lui vient son nom : c'est, suivant les historiens, avec ce bitume qu'étaient cimentés les murs de Babylone. Le naphte, ou bitume liquide, est formé, d'après les expériences de Théodore de Saussure, d'hydrogène 87,60, carbone 12,78. Il est utilement employé pour conserver le potassium, le sodium, le barium, etc.

Blanc de baleine. Matière grasse, onctueuse au toucher, cassante, lamelleuse, entrant très-facilement en fusion, soluble en partie dans l'alcool bouillant, se déposant par refroidissement. Soumise à la distillation, elle donne un produit solide, cristallin, presque égal à son poids. Il ne reste que fort peu de charbon. Le blanc de baleine, ou *sperma-ceti*, réside dans une membrane cérébrale qui appartient à plusieurs cétacées, surtout au

physeter macrocephalus. Il y est mêlé avec une huile liquide dont on le sépare aisément. Il ne se saponifie qu'en partie; contient, d'après M. Chevreul, cétine, une grande quantité, un peu d'huile fluide à 18°, et un principe jaune particulier. Ses principes constituans sont, suivant M. Bérard, carbone 81, oxigène 6, hydrogène 13.

Blanc de céruse. Voy. *Sous-carbonate de plomb.*

Blanc de fard. Voy. *Sous-nitrate de bismuth.*

Blanc de plomb. Voy. *Sous-carbonate de plomb.*

Bleu de cobalt. Voy. *Bleu de Thénard.*

Bleu d'outre-mer. Substance d'un bleu éclatant et d'un prix fort élevé, à cause de sa rareté. C'est du *lapis lazuli* ou *lazulite* que l'on extrait cette belle couleur. Le procédé consiste à faire chauffer fortement la pierre et à la plonger dans l'eau, pour qu'elle se fendille; à la réduire ensuite en une poudre excessivement tenue, et à en former une pâte avec un mastic composé de résine, de cire et d'huile cuite. On enferme cette pâte dans un nouet, et on la pétrit dans l'eau chaude à 40°. Assez ordinairement, la première eau ne contient que peu de bleu avec quelques impuretés; aussi on en fait peu de cas. La seconde contient le plus beau. Celui de la troisième est moins vif. La quatrième et les autres eaux de lavage donnent encore une couleur bleue, mais de plus en plus pâle, et qui est beaucoup moins précieuse. M. Vauquelin, qui en a fait l'analyse avec cette exactitude qui le caractérise, y a trouvé : alumine, silice, soude, sulfate de chaux, oxide de fer et soufre dans diverses proportions.

Bleu de prusse. Corps d'un bleu très-foncé, beaucoup plus pesant que l'eau, la retenant avec avidité. Il n'éprouve pas d'altération à une température de 135°. Si on le soumet à la distillation, dans une une cornue, à

une chaleur fort élevée, il donne de l'hydro-cyanate d'ammoniaque et du carbonate de la même base. Le bleu de Prusse desséché s'allume facilement; il laisse un résidu considérable d'oxide de fer. Le chlore le fait passer au vert; mais les corps desoxigénans lui rendent sa couleur primitive. L'eau et l'alcool sont sans action sur lui. La potasse, la soude, l'ammoniaque, la baryte, la strontiane, le chlore, la magnésie, le décomposent en formant un cyanure et un précipité. Le peroxide de fer, le deutoxide de mercure partagent aussi cette propriété. Les acides faibles lui font éprouver peu ou point d'altération. Plusieurs acides concentrés l'altèrent. Suivant M. Robiquet, l'acide sulfurique le rend blanc sans en dégager aucun gaz et sans se charger d'aucun de ses principes. Si on étend l'acide d'eau, la couleur reparaît. La découverte du bleu de Prusse est due, selon *Stahl*, à un fabricant de couleur nommé *Diesbach*, qui faisait une laque de cochenille, en mêlant la décoction de cette substance avec de l'alun et un peu de sulfate de fer, et la précipitant ensuite par un alcali. Manquant un jour de potasse, il emprunta de Dippel, dans le laboratoire duquel il travaillait, du sel de tartre sur lequel ce chimiste avait distillé plusieurs fois son huile animale. La laque qui fut précipitée par cet alcali, au lieu d'être rouge, fut d'un très-beau bleu. Dippel, à qui il fit part de ce phénomène, reconnut que cela tenait à la nature de son sel de tartre, et entreprit d'obtenir le même effet en donnant la même propriété à d'autres alcali, et dès-lors la découverte de cette substance fut constatée. Pendant longtemps ils en firent un secret. En 1724, Woodward en donna une description dans ses *Transactions philosophiques*. Beaucoup de chimistes s'en occupèrent, surtout

Macquer ; mais il était réservé à Scheele de faire la découverte de l'acide que Bergmann et Guyton y avaient soupçonné. Il a été étudié depuis par MM. Proust, Berthollet, Vauquelin, Robiquet et Berzélius. Voici le procédé usité dans les arts pour l'obtenir : On fait un mélange, à parties égales, de sang desséché ou de cornes et de potasse du commerce; on chauffe le mélange dans un grand creuset de fonte, jusqu'à ce qu'il devienne pâteux ; on le jette, lorsqu'il est froid, dans quinze fois son poids d'eau ; on remue de temps en temps, et au bout d'une heure, on filtre la liqueur, qui contient de l'hydro-ferro-cyanate de potasse, du sous-carbonate de potasse et quelques autres sels. On ajoute à cette liqueur 4 parties d'alun et 1 partie de sulfate de fer. Il se forme un précipité très-volumineux, composé d'alumine, d'hydro-ferro-cyanate de fer, et d'une petite quantité de sulfure de fer. Quand la liqueur ne se colore plus par l'addition de ces sels, on cesse l'opération. Le précipité est lavé à plusieurs eaux, que l'on renouvelle toutes les 12 heures. Il est d'abord brun, puis brun-verdâtre, brun-bleuâtre, et de cette nuance, il passe, par le contact de l'air, à une plus foncée, et ainsi de suite. On le laisse égoutter, et on le fait sécher sur des toiles. Voilà, selon M. Thénard, quels sont les phénomènes de l'opération. Par la calcination, la matière animale est décomposée ; il s'en dégage de l'eau, de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, de l'oxide de carbone, de l'huile, du gaz hydrogène carboné ; en un mot, tous les produits des matières animales. Le résidu est composé de charbon, de potasse plus ou moins carbonatée, de cyanure de potassium, de sulfure et de chlorure de potassium. En projetant le résidu dans l'eau, la potasse carbonatée, le cyanure, le sulfure

et le chlorure de potassium se dissolvent; la première reste intacte, et les trois autres décomposent l'eau ; de là de l'hydro-cyanate, au lieu de cyanure, de l'hydro-chlorate, etc. La potasse décompose l'alun en précipitant sa base et s'emparant de son acide; il en est de même du sous-carbonate et de l'hydro-sulfate de potasse, si ce n'est que ces deux derniers dégagent de l'acide carbonique et de l'acide hydro-sulfurique; l'hydro-cyanate de potasse forme, avec le proto-sulfate de fer, un précipité blanc insoluble d'hydro-ferro-cyanate de protoxide de fer, lequel entraîne de l'hydro-ferro-cyanate de potasse. Avec ce même sulfate de fer, l'hydro-sulfate de potasse forme un précipité noir d'hydrogène sulfuré et de protoxide de fer. Les lavages ne servent qu'à dissoudre les sels solubles, étrangers au bleu de Prusse, tels que le sulfate de potasse, etc., et surtout à faire passer l'oxide de fer au *summum* d'oxidation, par le moyen de l'air contenu dans l'eau. Le bleu de Prusse est donc un hydro-ferro-cyanate de potasse et de fer mélangé avec de l'alumine ; ou si l'on veut, un mélange de cyanure de potasse et de fer avec de l'eau et de l'alumine.

Bleu de Thénard ou de cobalt. Substance d'un très-beau bleu qui peut remplacer l'outremer pour la peinture à l'huile. La préparation de cette couleur se fait de la manière suivante : On prend de la mine de cobalt de Suède, que l'on grille fortement pour en séparer l'arsenic, autant que possible; on la fait dissoudre dans l'acide nitrique affaibli; on évapore la dissolution presque à siccité ; on fait chauffer le résidu avec de l'eau distillée, et on filtre la liqueur pour en séparer l'arséniate de fer qui se dépose; on y verse une dissolution de sous-phosphate de soude; il se forme un précipité violet de sous-

phosphate de cobalt; on prend 1 partie de ce précipité lavé, mais en gelée, que l'on mêle très-exactement avec 8 parties d'alumine également en gelée; on fait sécher à l'étuve, sur des assiettes; et lorsque le mélange est cassant, on le chauffe par degrés dans un creuset jusqu'au dessus du rouge cerise; on le maintient à cette température pendant une demi-heure; on retire le creuset du fourneau, et on laisse refroidir. On obtient un résultat analogue en employant une demi-partie d'arséniate de cobalt et 8 d'alumine, ou même le nitrate de cobalt avec de l'alumine ou de l'alun à base d'ammoniaque. C'est au savant professeur Thénard que les arts sont redevables de cette couleur brillante. Il la regarde comme formée de sous-phosphate de cobalt mélangé à de l'alumine.

Bois. On donne le nom de bois au tissu ligneux qui contient, entre ses fibres ou dans ses vaisseaux, diverses matières, telles que la sève, les sucs propres, les matières colorantes, etc. Le bois, séparé de ses substances et réduit à la fibre végétale, prend chimiquement le nom de *ligneux* (voy. ce mot). Tous les bois contiennent au moins 0,95 de ce ligneux dont 100 parties contiennent 52 de carbone, et 48 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire l'eau. C'est ce carbone que l'on cherche à obtenir quand on calcine le bois pour en préparer le charbon ordinaire. On dispose une aire d'une certaine dimension, dans l'endroit de la forêt où se trouve le bois à carboniser; on bat la terre à cet endroit, quand il n'a pas déjà servi à la même opération. On plante, dans le milieu, trois pieux dont la hauteur doit presque atteindre l'élévation que le tas de bois doit avoir; on place autour de ces trois pieux tous les morceaux de bois que l'on veut carboniser, en les mettant

droits les uns à côté des autres, et leur donnant cependant une légère inclinaison vers les trois pieux, ce qui laisse parmi eux un peu de vide. Quand on a ainsi rangé circulairement une quantité de bois suffisante pour former la base du tas, on range de la même manière une autre quantité de morceaux de bois au-dessus des premiers, puis encore une nouvelle quantité au-dessus des seconds, en les inclinant toujours vers l'axe où se trouvent les pieux, en sorte que le tout forme un tas circulaire dont la hauteur égale le rayon ou la moitié du diamètre du cercle, ce qui forme une demi-sphère dans le centre de laquelle on a eu soin de placer les morceaux de bois les plus gros, et les plus minces à l'extérieur; il reste, dans le milieu de la demi-sphère, un vide formé par les trois pieux que l'on a plantés en commençant; on ferme ce vide avec un large gazon, puis on recouvre le bois d'une couche bien égale de mousse et de feuilles sèches que l'on ramasse dans les environs; par-dessus cette couche de mousse qui bouche tous les petits jours restés entre les morceaux de bois, on étend bien également une couche de terre, en choisissant de préférence celle qui a déjà servi au même usage; on enlève le gazon qui recouvre le vide du centre, et l'on jette dans ce vide une certaine quantité de charbon dont une portion allumée qui ne tarde pas à embraser les autres, et à allumer la masse de bois; on bouche alors l'orifice supérieur, et l'on pratique sur les côtés un certain nombre de petites ouvertures afin de donner la quantité d'air justement nécessaire pour entretenir la combustion. Le talent du charbonnier consiste à diriger le feu, par le moyen de ces ouvertures, du côté où il est le moins actif, et à empêcher qu'il ne se manifeste de

flamme; ce à quoi il parvient en jetant de la terre sur les endroits où elle cherche à se faire jour. Au bout de 8 à 10 jours, selon la quantité de bois, on s'aperçoit à l'affaissement du tas que l'opération est terminée; on bouche toutes les ouvertures, on empêche entièrement le contact de l'air, et au bout de quelques jours encore, on enlève le charbon refroidi. Il doit être léger, sonore, cassant, et produire, dans sa cassure fraiche, une écume blanche, quand on le mouille avec la langue. On est bien loin, par ce procédé, d'obtenir tout le carbone contenu dans le bois, car on n'en obtient ordinairement que 0,17 à 0,18; et lorsque l'on est entièrement abrité du vent et du mauvais temps, 0,20 à 0,23. Il est plus avantageux, dans beaucoup de circonstances, de carboniser le bois à vaisseaux clos, dans de grandes chambres de fonte, et de recueillir l'acide acétique et l'huile empyreumatique qui sont des produits de cette carbonisation (voy. *Acide acétique*). On obtient en outre une bien plus grande quantité de charbon, lequel est pour le moins aussi bon que celui que l'on prépare dans les forêts.

Borates (neutres). Combinaison de l'acide borique avec les bases, dans laquelle les sels qui en résultent ne sont ni acides, ni alcalins. Ces sels sont fort peu connus; cependant M. Berzélius donne les proportions d'un borate de baryte : il serait formé, d'après ce savant, de deux fois autant d'acide que le sous-borate de la même base.

Borates (sous-). Combinaison de l'acide borique avec un excès de base. Ces sels sont presque tous insolubles. Il n'y a guère que ceux d'ammoniaque, de potasse, de soude..... qui soient solubles et qui cristallisent. Tous les sous-borates des 4 premières sections sont indécomposables au feu, en raison de la fixité de leur acide. Ceux des deux dernières sections, dont les métaux tiennent peu à l'oxigène, se décomposent, l'acide borique est mis à nu, le métal est réduit, et l'oxigène se dégage. Celui d'ammoniaque, dont la base est volatile, est décomposé très-facilement, l'ammoniaque est mis en liberté, et l'acide reste isolé. Les sous-borates sont décomposés par tous les sels solubles qui peuvent, avec l'acide borique, former des sels insolubles, tels que l'hydrochlorate de chaux, les nitrates de strontiane, de baryte, etc. La nature ne nous présente que des sous-borates; le sous-borate de soude ou borax, et le sous-borate de magnésie : les autres sont le produit de l'art. Dans les sous-borates, la quantité de l'oxigène et de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 à 2,696.

Borate (sous-) d'ammoniaque. Ce sel est le produit de l'art. On l'obtient en dissolvant l'acide borique dans un excès d'ammoniaque, et faisant évaporer la liqueur jusqu'à pellicule; le sel cristallise par le refroidissement. Il verdit le sirop de violettes, et se décompose à une chaleur rouge, en laissant dégager tout son ammoniaque.

Borate (sous-) de potasse. Ce sel se prépare directement en combinant la potasse à l'acide borique, dans les proportions convenables. Ce sous-borate est d'ailleurs fort peu connu.

Borate (sous-) de soude. Ce sel verdit fortement le sirop de violettes; il a une saveur alcaline; il se dissout dans 2 fois son poids d'eau bouillante; mais il faut beaucoup plus d'eau pour opérer sa solution à froid. Il cristallise en prismes hexaèdres, à sommets comprimés; il a une couleur opaline, et une cassure vitreuse; exposé au feu, il perd son eau de cristallisation et se transforme

terminée, du sous-borate de soude ou de potasse, et du bore. On détache soigneusement la matière du tube, on dissout le sel dans l'eau, et le bore se précipite. Ce corps est fort rare, à cause de sa préparation, et très-peu étudié.

Borures. Combinaison du bore avec les corps combustibles. On connaît à peine ces composés : on sait seulement qu'ils sont insolubles, cassans. On parvient à faire cette combinaison en chauffant fortement un mélange d'acide borique, de charbon, d'huile et de limaille de fer ou de platine. Le culot qui en résulte a un aspect métalloïde et est très-fragile. (Descotils.) On ne connaît que ces deux borures.

Boule d'acier ou de Nancy. Voy. *Tartrate de fer et de potasse.*

Brasque. On désigne sous ce nom, en métallurgie et en chimie, la poussière de charbon battue dont on remplit presque entièrement les creusets, lorsque l'on traite des corps qui tiennent beaucoup à l'oxigène.

Briquet phosphorique. Pour préparer ces sortes de briquets, on fait fondre, dans un flacon bouché à l'émeri, un petit cylindre de phosphore. On a soin de boucher le flacon, pour éviter l'inflammation. Quand il est fondu, on y introduit une petite broche de fer rouge, plusieurs fois de suite, pour y mettre le feu. Par ce moyen, on oxide le phosphore, et il suffit d'y plonger une allumette pour qu'elle prenne feu à l'instant. Beaucoup de personnes se contentent de faire fondre seulement le phosphore, sans l'oxider; mais on est obligé, après y avoir introduit une allumette, de la frotter sur un liége pour qu'elle s'enflamme; et un autre inconvénient non moins grave, c'est que ces briquets étant souvent débouchés, il

s'y forme de l'acide phosphatique qui rend leur usage fort désagréable, à cause de la difficulté qu'on éprouve à faire prendre feu à une allumette humectée de cet acide.

Brucine. Substance alcaline, d'un blanc nacré comme l'acide borique, quelquefois en masse spongieuse, très-peu soluble dans l'eau, surtout à froid, insoluble dans l'éther et les huiles grasses. Soumis à l'action du feu, la brucine se décompose en donnant des produits ammoniacaux. Elle forme, avec les acides, des sels acides et des combinaisons neutres. Le sulfate, l'hydro-chlorate et l'oxalate de cette base cristallisent à l'état neutre; le nitrate et le phosphate cristallisent aussi; mais il faut qu'ils contiennent un excès d'acide : l'acétate est incristallisable. Cette substance est d'une grande amertume, malgré son peu de solubilité. MM. Pelletier et Caventou ont découvert cet alcali dans l'écorce du *brucæa anti-dysentira.* Il y est uni à l'acide gallique. Elle a aussi été retrouvée dans la féve Saint-Ignace et dans la noix vomique. C'est principalement le brucæa que l'on traite, pour obtenir la brucine, parce qu'il ne contient que ce seul alcali. A cet effet, on en fait une forte décoction par l'eau; on y ajoute de l'acide oxalique, qui enlève la brucine à l'acide gallique; on évapore la liqueur en consistance extractive, et on traite ce résidu par l'alcool froid, qui dissout toute la matière, excepté l'oxalate de brucine. On recueille ce sel, et on le fait bouillir avec partie égale de magnésie, pour le décomposer. On redissout la brucine libre dans l'alcool; on filtre pour séparer l'oxalate de magnésie, et, par une évaporation lente, l'alcool laisse déposer des petits cristaux réguliers. Cette substance est très-vénéneuse, mais beaucoup moins encore que la strychnine. Un caractère qui peut servir à la distinguer, c'est la propriété qu'elle a

de devenir d'un rouge de sang lorsque l'on verse dessus quelques gouttes d'acide nitrique concentré; la morphine rougit aussi par cet acide, mais d'une manière beaucoup moins intense.

Butyrine. Substance très-fluide à 20° de chaleur, se congelant à 0°, d'une odeur de beurre fondu, tantôt jaunâtre, tantôt blanchâtre, selon l'espèce de beurre qui la fournit. Sa densité paraît être 0,908. C'est à M. Chevreul que l'on doit la connaissance de ce corps, qui existe dans le beurre uni à l'oléine, à la stéarine et à l'acide butyrique. Pour l'extraire, on prend du beurre purifié par la fusion, on le tient exposé pendant plusieurs jours à une chaleur de 19°. La majeure partie de la stéarine se dépose en petits grains cristallins. On filtre avec soin le composé huileux. On le mêle dans un ballon avec partie égale d'alcool rectifié; on expose ce mélange à une température de 19°, ayant soin d'agiter de temps en temps; on décante l'alcool de dessus la partie qui ne s'est pas dissoute; on distille, et le résidu est une huile fort riche en butyrine, qui contient en même temps un peu d'acide butyrique que l'on isole par le carbonate de magnésie. On dissout dans l'eau le butyrate formé, on fait agir une seconde fois l'alcool sur la matière grasse restante, et après la vaporisation de ce dissolvant, il ne reste que de la butyrine très-pure.

C

Cadmium. Métal presque aussi blanc que l'étain, sans saveur ni odeur, faisant entendre comme lui un petit cri lorsqu'on le ploye, plus fusible que le zinc, facile à volatiliser.... L'oxigène n'a pas d'action sur lui à la température ordinaire; mais si on le soumet à l'action du calorique, il brûle avec flamme, et forme un oxide d'un jaune orangé; il s'allie à presque tous les métaux. Le chlore, le phosphore, l'iode et le soufre sont, parmi les corps combustibles non métalliques, les seuls auxquels on l'ait combiné. M. Thénard le place dans sa troisième section. Le cadmium n'a point encore été trouvé à l'état natif: on le rencontre, dans les mines de zinc, à l'état de sulfure et d'oxide; mais en très-petites quantités. C'est à MM. Stromeyer et Hermann qu'est due la découverte de ce métal; elle date de 1818. Son extraction consiste à faire dissoudre à chaud la *calamine* dans l'acide sulfurique faible, à saturer cette dissolution par un courant d'hydrogène sulfuré; il se forme un sulfure de cadmium, un peu de sulfure de zinc, et quelquefois aussi du sulfure de cuivre, quand la mine renferme de ce dernier métal. Les différens sulfures sont redissous dans l'acide hydro-chlorique. Il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il y a formation de chlorure de cadmium et de zinc, que l'on fait évaporer jusqu'à siccité. On dissout le tout dans de l'eau; on y ajoute un excès de carbonate d'ammoniaque; il y a formation d'hydro-chlorate d'ammoniaque et précipitation de carbonate de zinc et de carbonate de cadmium: celui de zinc est dissous par l'excès de carbonate d'ammoniaque, et celui de cadmium reste seul. On filtre; le précipité lavé et séché est introduit avec un mélange de noir de fumée et d'huile, dans une cornue de grès que l'on chauffe jusqu'au rouge. Par ce moyen, le cadmium se réduit et se sublime dans le col de la cornue. On l'en détache pour le refondre dans un creuset, si on veut l'obtenir en culot. Sa pesanteur spécifique est de 8,640. Il n'est d'aucun usage, à cause de sa rareté.

de devenir d'un rouge de sang lorsque l'on verse dessus quelques gouttes d'acide nitrique concentré; la morphine rougit aussi par cet acide, mais d'une manière beaucoup moins intense.

Butyrine. Substance très-fluide à 20° de chaleur, se congelant à 0°, d'une odeur de beurre fondu, tantôt jaunâtre, tantôt blanchâtre, selon l'espèce de beurre qui la fournit. Sa densité paraît être 0,908. C'est à M. Chevreul que l'on doit la connaissance de ce corps, qui existe dans le beurre uni à l'oléine, à la stéarine et à l'acide butyrique. Pour l'extraire, on prend du beurre purifié par la fusion, on le tient exposé pendant plusieurs jours à une chaleur de 19°. La majeure partie de la stéarine se dépose en petits grains cristallins. On filtre avec soin le composé huileux. On le mêle dans un ballon avec partie égale d'alcool rectifié; on expose ce mélange à une température de 19°, ayant soin d'agiter de temps en temps; on décante l'alcool de dessus la partie qui ne s'est pas dissoute; on distille, et le résidu est une huile fort riche en butyrine, qui contient en même temps un peu d'acide butyrique que l'on isole par le carbonate de magnésie. On dissout dans l'eau le butyrate formé, on fait agir une seconde fois l'alcool sur la matière grasse restante, et après la vaporisation de ce dissolvant, il ne reste que de la butyrine très-pure.

C

Cadmium. Métal presque aussi blanc que l'étain, sans saveur ni odeur, faisant entendre comme lui un petit cri lorsqu'on le ploye, plus fusible que le zinc, facile à volatiliser.... L'oxigène n'a pas d'action sur lui à la température ordinaire; mais si on le soumet à l'action du calorique, il brûle avec flamme, et forme un oxide d'un jaune orangé; il s'allie à presque tous les métaux. Le chlore, le phosphore, l'iode et le soufre sont, parmi les corps combustibles non métalliques, les seuls auxquels on l'ait combiné. M. Thénard le place dans sa troisième section. Le cadmium n'a point encore été trouvé à l'état natif: on le rencontre, dans les mines de zinc, à l'état de sulfure et d'oxide; mais en très-petites quantités. C'est à MM. Stromeyer et Hermann qu'est due la découverte de ce métal; elle date de 1818. Son extraction consiste à faire dissoudre à chaud la *calamine* dans l'acide sulfurique faible, à saturer cette dissolution par un courant d'hydrogène sulfuré; il se forme un sulfure de cadmium, un peu de sulfure de zinc, et quelquefois aussi du sulfure de cuivre, quand la mine renferme de ce dernier métal. Les différens sulfures sont redissous dans l'acide hydro-chlorique. Il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il y a formation de chlorure de cadmium et de zinc, que l'on fait évaporer jusqu'à siccité. On dissout le tout dans de l'eau; on y ajoute un excès de carbonate d'ammoniaque; il y a formation d'hydro-chlorate d'ammoniaque et précipitation de carbonate de zinc et de carbonate de cadmium: celui de zinc est dissous par l'excès de carbonate d'ammoniaque, et celui de cadmium reste seul. On filtre; le précipité lavé et séché est introduit avec un mélange de noir de fumée et d'huile, dans une cornue de grès que l'on chauffe jusqu'au rouge. Par ce moyen, le cadmium se réduit et se sublime dans le col de la cornue. On l'en détache pour le refondre dans un creuset, si on veut l'obtenir en culot. Sa pesanteur spécifique est de 8,640. Il n'est d'aucun usage, à cause de sa rareté.

Caféine. La caféine a été regardée par quelques chimistes comme une base salifiable : mais on ne l'a pas assez étudiée, pour qu'il soit permis de prononcer sur sa nature. La caféine est soluble dans l'eau ; elle est entièrement volatile. Elle cristallise en longues aiguilles soyeuses et d'un très-beau blanc. C'est du café que l'on extrait cette substance.

Calamine. On donne ce nom à un minerai de zinc, qui est, selon M. Berzélius, un sélénite de zinc hydraté, mélangé avec le carbonate de la même base.

Calcium. Le calcium est un métal dont les propriétés sont très-peu connues. On sait cependant qu'il enlève l'oxigène à presque tous les corps, que le contact de l'air le détruit sur-le-champ, qu'il est d'une pesanteur spécifique plus grande que l'eau, qu'il est brillant comme le potassium.

On obtient ce métal en faisant une pâte avec du sulfate de chaux ou un autre sel calcaire, et en disposant cette pâte en manière de capsule, que l'on remplit de mercure, sur une plaque métallique ; on fait communiquer le fil négatif d'une pile avec le mercure, et le fil positif avec la plaque. L'acide sulfurique et l'oxigène se portent au pôle positif, tandis que le calcium se rend au fil négatif où il trouve du mercure avec lequel il s'amalgame. Il faut continuer long-temps l'opération, si on veut avoir un amalgame qui contienne un peu de calcium. On prend ensuite cet amalgame que l'on introduit dans une petite cornue avec de l'huile de naphte. On y adapte un petit récipient qu'on lutte exactement, et on procède à la distillation. L'huile en se vaporisant chasse l'air de la cornue ; le mercure se volatilise aussi en partie, et il ne reste dans la cornue que la petite quantité de

calcium qui retient encore un peu de mercure. (Obtenu par MM. Séebeck et Davy.)

Calculs biliaires. Les calculs biliaires sont des concrétions de nature onctueuse, que Fourcroy avait pris pour de l'adipocire ; elles se forment dans la vésicule de l'homme et d'autres animaux. D'après M. Chevreul, ces calculs sont presque entièrement formés de cholestérine.

Calculs urinaires. C'est le nom sous lequel on désigne des concrétions de nature différente, qui se forment dans la vessie, les reins ou les uretères. Les calculs varient et pour la forme et pour la grosseur ; les uns sont gros comme des grains de millet ; d'autres d'un tel volume, qu'ils distendent la vessie. Il y en a dont la surface est lisse et polie ; d'autres sont raboteux ou tuberculeux. Scheele avait pensé que tous les calculs étaient formés d'acide urique, et Bergmann a cru qu'il y en avait qui contenaient et de l'acide urique et du phosphate de chaux ; mais d'après les expériences de MM. Vauquelin, Fourcroy et Marcet, il est prouvé que huit autres substances peuvent aussi concourir à leur formation. Ces substances sont le phosphate ammoniaco-magnésien, la silice, l'oxalate de chaux, l'urate d'ammoniaque, l'oxide cystique et trois matières animales. Les calculs urinaires les plus fréquens sont composés d'acide urique, d'oxalate de chaux ; et les plus rares sont ceux d'urate d'ammoniaque, d'oxide xanthique, de silice, acide urique, urate ammoniacal et phosphate terreux. (Voy., pour plus de détails, le Mémoire de M. le docteur Mouet.)

Calomel, calomelas. Nom que l'on donne encore quelquefois au proto-chlorure de mercure. (Voy. ce mot.)

Calorimètre. Instrument inventé par MM. De Laplace et Lavoisier pour apprécier le calorique spécifique des

corps. Cet instrument se compose de trois capacités concentriques, en cuivre ou en fer blanc, excepté sa capacité intérieure qui est un grillage de fil de fer; le tout est recouvert de deux couvercles creux, percés de quelques trous. La capacité intérieure est destinée à mettre le corps que l'on veut examiner; la capacité intermédiaire sert à contenir de la glace; et la plus extérieure doit aussi être remplie de glace. Les deux dernières capacités sont terminées inférieurement par un robinet. L'appareil doit avoir une forme ovoïde, et représenter sur tous sens une double sphère de glace. La plus extérieure ne sert qu'à garantir l'autre de l'action de l'air ambiant; et d'après la quantité d'eau fondue dans la moyenne, on connaît la quantité de calorique que le corps a fourni, pour faire ramener à l'état liquide la glace qu'on y avait introduite à 0°.

Calorique. Le calorique est un fluide invisible, d'une ténacité extrême, élastique, susceptible de se mouvoir sous forme de rayons. On le connaît sous trois états principaux, qui sont: le calorique rayonnant, le spécifique et le latent. Le calorique rayonnant est celui qui s'élance de toutes les parties d'un corps chaud, et dont les rayons traversent l'air avec la plus grande facilité. Si ces rayons tombent sur un corps poli, il n'y en a presque pas d'absorbés, les autres sont réfléchis; mais si ce même corps offre des inégalités, alors il s'échauffe sensiblement. Ainsi quand on expose deux vases à surface très-lisse dans une même atmosphère, ils restent à la même température; vient-on à déposer l'une des deux surfaces, aussitôt celle qui présente cet état physique se chauffe en absorbant le calorique que l'autre rayonne. Il en est de cela comme de deux miroirs à concavité parabolique, traversés par un axe rationnel. Si, après les avoir éloignés de quelques pieds l'un de l'autre, on expose au foyer de l'un de ces miroirs un corps incandescent, la chaleur réfléchie sera assez forte au miroir opposé pour y enflammer un peu d'amadou ou de soufre, qui, étant moins poli que la surface du miroir, absorbera les rayons calorifiques. Le calorique spécifique est celui qu'absorbent différens corps pour s'élever au même nombre de degrés, sous un poids donné et une pression commune. MM. Lavoisier, Laplace, Black, Petit et Dulong ont prouvé que cette absorption était relative suivant les corps; que, par exemple, 1 livre de mercure à 0° et 1 d'eau à 34°, donnaient un mélange à 33°; donc que la quantité de chaleur qui élève l'eau d'un degré peut élever le mercure à 33°. Enfin le calorique latent est celui qui semble faire partie constituante des corps, et qui n'est pas sensible à nos instrumens; la fusion des métaux, la résolution de la glace en eau, en sont des preuves évidentes. Que l'on prenne 2 livres de glace en poudre, ou mieux encore de neige à 0°, et que l'on verse de plus 2 livres d'eau à 75°, on obtiendra 4 livres d'eau à une température de 0°. Cette quantité de glace a donc rendu latent tout le calorique de l'eau employée. Une propriété essentielle du calorique est la grande tendance qu'il a à se mettre en équilibre avec tous les corps; en effet, tout le monde sait que lorsque deux corps dont la température est différente sont en contact, le plus froid s'échauffe aux dépens de l'autre, jusqu'à ce que l'équilibre soit établi; de-là résultent les deux sensations que nous connaissons sous les noms de chaud et de froid. Nos organes finissent cependant à s'habituer aux sensations prolongées; car tel corps qui nous semblait très-froid ou très-chaud, finit par ne plus nous faire éprouver de sensation. C'est ce qui explique pour-

quoi les caves, où la température est en tout temps de 12°, nous paraissent plus chaudes en hiver et plus froides en été. Le calorique se propage avec assez de facilité. Si l'on soumet à l'action du feu l'extrémité d'une base de métal, les parties les plus voisines du contact avec le foyer s'échaufferont d'elles-mêmes ; de sorte que la température ira en diminuant à partir du fourneau. Si on fait l'expérience avec de la cire, du bois ou du charbon, l'extrémité opposée à celle qui sera dans le feu ne changera pas de température, tandis que l'autre sera en fusion ; ce qui prouve que tous les corps ne sont pas également bons conducteurs du calorique, et que cette propriété paraît diminuer avec la densité ; car les liquides conduisent très-mal le calorique, et les gaz paraissent ne pas être du tout conducteurs de ce fluide. Que l'on verse de l'eau bouillante dans un vase contenant du mercure, la superficie du liquide sera très-chaude, tandis que le fond du vase qui contient le métal ne se chauffera que lentement. Ceci explique pourquoi l'eau de la mer et des lacs est ordinairement plus chaude à la superficie que quelques pieds au-dessous. Cependant lorsque l'on met un liquide dans un vase sur le feu, il ne tarde point à entrer en ébullition ; c'est que la couche intérieure se chauffant avec les parois du vase, devient plus légère que les autres couches, et s'élève à la partie supérieure pour être remplacée par la seconde, et ainsi de suite ; de manière qu'il s'établit un courant ascendant et un courant descendant. Le calorique, en traversant et en s'interposant entre les molécules des corps, les dilate et les fait augmenter de volume, rend liquides ceux qui sont solides, et gazeux ceux qui sont liquides ; mais si on a soustrait ce fluide, ils reprennent leur état primitif, les molécules, qui étaient écartées, reviennent prendre leur place, et le calorique s'échappe de toutes parts. Cet article est entièrement du ressort de la physique, et nous n'en avons dit deux mots que parce que c'est un des agens qui jouent le plus grand rôle dans les combinaisons chimiques. (Voy. la Physique de M. Biot, et les Mémoires de MM. Gay-Lussac et Dulong.)

Caméléon minéral. Combinaison de la potasse avec le peroxide de manganèse. Cette composition est due à Scheele, qui la découvrit en calcinant du nitrate de potasse avec du peroxide de manganèse. Ayant dissous dans l'eau le composé qu'il obtint, il vit que la dissolution, qui d'abord était verte, prenait différentes nuances : elle devint bleue, de cette couleur elle passa au violet, du violet au rouge, et devint enfin incolore ; les acides rendaient rose celle qui était verte, et les alcalis ramenaient au vert celle qui était rouge. A cause de ces changemens de couleur, on lui donna le nom de caméléon. On obtient ce composé en calcinant fortement un mélange d'oxide de manganèse et de potasse, à parties égales, si on veut un caméléon qui colore de suite l'eau en vert ; mais si on désire en avoir un qui lui donne sur-le-champ une couleur rouge ou pourpre, il faut ajouter plus de manganèse. Ce dernier caméléon dissous dans l'eau, est assez fixe et peut cristalliser en aiguilles d'un pourpre-noirâtre. Ces aiguilles cristallines ont une saveur douceâtre ; elles sont inaltérables à l'air, et possèdent au plus haut degré des propriétés colorantes. L'acide nitrique décompose leur solution ; mélangées avec le soufre, le phosphore, l'arsenic, elles s'enflamment à un degré de chaleur pas très-élevé. D'après MM. Chevillot et Edwards (Ann. de chim. et de phys.), le caméléon paraît être un

manganésiate de potasse; car il y a évidemment absorption d'oxigène pendant sa formation.

Camphorates. Combinaison de l'acide camphorique avec les bases salifiables. Ces sels sont très-peu connus. Ceux d'ammoniaque, de soude, de potasse, d'alumine, de baryte et de chaux, sont les seuls dont nous ayons quelques notions. Ils sont tous décomposables au feu; et, selon M. Bouillon-Lagrange, l'acide se volatilise sans altération. Cependant Bucholz a obtenu, en décomposant le camphorate de chaux, de l'acide acétique et de l'huile. Ils sont le produit de l'art, et on les prépare directement.

Camphre. Le camphre est une substance végétale particulière, d'un blanc transparent lorsqu'il est purifié, se cassant facilement, d'une odeur forte qui n'a rien de désagréable; sa saveur est âcre et piquante; sa pesanteur spécifique, d'après Brislau, est de 0,9887. Le camphre est inaltérable à l'air; cependant il finit par y disparaître totalement : cela est dû à sa vaporisation, et non à une décomposition. L'alcool se dissout avec facilité. Il est soluble aussi dans l'éther, les huiles fixes, volatiles, l'acide acétique et l'acide nitrique; il brûle à la manière des huiles essentielles, en répandant une fumée noire abondante. C'est du *laurus camphora* qu'on extrait cette substance pour les besoins du commerce. A cet effet, on divise le bois de l'arbre en petits morceaux; on les introduit avec de l'eau dans de grands cucurbites de fer, surmontés de chapiteaux en terre dont l'intérieur est garni de pailles de riz. Le camphre, entraîné par la vapeur d'eau, s'attache à la paille sous forme de masses pulvérulentes grisâtres. Il est transporté en Europe dans cet état, et on le subdivise de nouveau dans des matras évasés, après l'avoir mêlé avec 1/60 de chaux vive pour

le raffiner et l'avoir dans le plus grand état de pureté. (Voy., pour sa purification, la note qu'a publiée à ce sujet M. Clémandot, dans le Journal de pharmacie, tom. III, p. 323.) M. Proust a retiré un produit cristallin de l'huile essentielle de plusieurs labiées, et il prétend que cette substance diffère peu ou point du camphre ordinaire. D'après M. Théodore de Saussure, le camphre est composé de 74,38 de carbone, de 10,67 d'hydrogène, de 14,61 d'oxigène, de 0,34 d'azote. M. Thomson a donné une analyse qui diffère essentiellement de celle-ci.

Camphre artificiel. Substance blanche, cristalline, qui a quelque analogie pour l'odeur avec le camphre, se dissolvant comme lui dans l'éther et l'alcool, plus légère que l'eau, brûlant sans résidu, et ne rougissant point le tournesol. C'est en saturant l'essence de térébenthine par un tiers de son poids de gaz acide hydro-chlorique, que Kind a découvert ce produit. L'essence doit être entourée d'un mélange frigorifique; et après avoir absorbé cette quantité d'acide, elle se prend en une masse cristalline et molle, que l'on fait égoutter pendant quelques jours entre des feuilles de papier joseph. On la purifie en l'agitant avec du sous-carbonate de potasse, la lavant à grande eau et la faisant sécher. Le camphre artificiel a été étudié par MM. Thénard, Tromsdorff, Boullay, Cluzel, Chomet et Gehlen. Les cinq derniers l'ont considéré comme composé d'acide hydro-chlorique uni à la majeure partie de l'hydrogène de l'huile et à une petite quantité de son carbone. M. Thénard le regarde comme une combinaison d'acide et d'essence. (Voy. Mémoires de la société d'Arcueil.) La quantité des principes constituans sont, d'après M. Labillardière, de 3 de vapeur d'essence et de 2 de gaz hydro-chlorique.

Cantharides. Insectes coléoptères, de la famille des vésicans. Les cantharides ont été l'objet des recherches d'un grand nombre de chimistes; mais ceux qui s'en sont occupés avec le plus de succès, sont : MM. Beaupoil et Robiquet; ce dernier surtout est parvenu à en extraire la matière vésicante pure. Il y a aussi trouvé une huile verte, une matière jaunâtre et une autre noire; de l'acide acétique, de l'acide urique, et du phosphate de magnésie. La substance active de ces insectes a été nommée cantharidine.

Caout-chouc. Substance solide, blanche lorsqu'elle est pure, sans saveur ni odeur, molle, flexible, extrêmement élastique et tenace. Le caout-chouc fond avec assez de facilité, produit un peu d'ammoniaque à la distillation; il brûle avec promptitude, et laisse très-peu de résidu; il est inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau, l'alcool, les alcalis et les acides. M. Pelletier a prouvé que l'éther en dissolvait une petite quantité. Les huiles volatiles sont le véritable dissolvant de cette substance : les huiles cuites la dissolvent aussi, suivant M. Laugier. C'est de l'*hævea caout-chouc*, du *jatropha elastica*, et autres arbres que les naturels de l'Amérique l'extraient. Celui que l'on trouve dans le commerce a une couleur brune qui ne lui appartient pas : elle vient de la fumée qui a servi à le faire sécher.

Caphopicrite. Nom que M. Henry a donné à la matière colorante de la rhubarbe.

Capsule. Segment de sphère creux dont le principal usage est pour la concentration et la vaporisation des liquides.

Le fond est tantôt arrondi, tantôt plat : il y en a en platine, en argent, en plomb, en porcelaine et en

verre; mais ces derniers sont peu employés à cause de leur fragilité.

Caput mortuum, ou Terra damnata. Nom que les anciens chimistes donnaient aux résidus fixes qui restaient dans la cornue après la distillation, parce qu'ils s'imaginaient qu'on ne pouvait plus en tirer aucun parti.

Carbo-muriates. Voy. *Chloroxi-carbonates*.

Carbonates doubles. On ne connaît guère que le carbonate de chaux qui puisse l'unir aux carbonates de magnésie, de fer et de manganèse, pour former des carbonates doubles. Celui de chaux et de magnésie est connu des minéralogistes sous le nom de *dolomie*.

Carbonates neutres. Ces sels diffèrent des sous-carbonates, en ce qu'ils contiennent le double d'acide carbonique. Ils cristallisent très-bien, verdissent un peu les couleurs bleues végétales, ont très-peu de saveur; celui de l'ammoniaque est sans odeur, suivant M. Berthollet. Exposés à l'action du feu, ils laissent dégager une partie de leur acide, et deviennent sous-carbonates. L'air ne les altère en aucune manière. Avec les acides, ils font une vive effervescence; ils précipitent la plupart des sels solubles à l'état de sous-carbonates, et il y a dégagement d'une partie de l'acide carbonique; la potasse, la soude et l'ammoniaque font seuls exception; aussi on ne connaît que les carbonates neutres ou saturés de soude de potasse et d'ammoniaque; et pour les obtenir, voici le procédé que l'on suit : on fait passer, bulle à bulle, de l'acide carbonique dans une dissolution de leurs sous-carbonates; au fur et à mesure que la saturation a lieu, le sel devenant moins soluble, cristallise. Il est alors facile de le séparer, par décantation, du sous-carbonate qui ne serait pas saturé : cette prépa-

ration demande beaucoup de temps pour en obtenir même une petite quantité. Les carbonates neutres sont composés, d'après M. Thénard : celui de potasse de 100 d'acide, et de 106,686 de base; celui de soude de 100 d'acide, et de 70,693 de base.

Carbonates (sous-). Tous ces sels, excepté ceux de potasse, soude, baryte, et peut-être de lithine, sont décomposables au feu plus ou moins facilement; l'acide se dégage entièrement, et le résidu est l'oxide du métal, ou le métal lui-même, s'il est de la série de ceux qui tiennent peu à l'oxigène. Il n'y a que les sous-carbonates de soude, potasse, lithine et ammoniaque qui soient solubles dans l'eau; beaucoup d'autres s'y dissolvent à la faveur d'un excès d'acide, tels que ceux de chaux, de magnésie, etc. Tous les acides, excepté l'acide hydro-sulfurique, l'acide hydro-sélénique et l'acide hydro-cyanique, décomposent les sous-carbonates, et s'emparent de leur base, en dégageant leur acide; tous les sous-carbonates, excepté ceux de potasse, de soude et de lithine, qui sont solubles, se préparent par double décomposition. Il en existe une assez grande quantité dans la nature.

Carbonate (sous-) d'ammoniaque. Sel blanc, caustique, d'une odeur d'ammoniaque très-prononcée; d'une saveur urineuse. Il verdit fortement le sirop de violette, se vaporise peu à peu à l'air, est soluble dans l'eau froide, et se gazéifie quand on le dissout dans l'eau bouillante. On l'obtient en mettant exactement parties égales de sous-carbonate de chaux et d'hydro-chlorate d'ammoniaque; et en introduisant ce mélange dans une cornue de grès que l'on remplit aux trois quarts; les deux sels ne tardent pas à se décomposer réciproquement; il se

forme du chlorure de calcium, et du carbonate d'ammoniaque : celui-ci étant volatil, se volatilise et passe dans un récipient large qu'on a eu soin d'ajouter à l'appareil : il faut chauffer modérément et rafraîchir le récipient avec des linges mouillés. Le sous-carbonate d'ammoniaque paraît formé de 100 de gaz ammoniac en volume, et de 50 d'acide carbonique. Il portait autrefois le nom de sel volatil d'Angleterre.

Carbonate (sous-) de baryte. Il existe dans la nature, surtout en Angleterre. Il est insoluble dans l'eau, se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence. D'après M. Clément, il est formé de 78 de baryte, et de 22 d'acide carbonique.

Carbonate (sous-) de chaux. Ce sel est le plus abondant de tous dans la nature : il constitue des montagnes énormes; on le rencontre partout : les marbres, les albâtres, les stalactites, les stalagmites, les pierres à bâtir, les pierres lithographiques, etc. etc., ne sont rien autre chose que ce sous-carbonate sous différens états; on le rencontre quelquefois cristallisé, et sous cet état, il présente beaucoup de formes qui se rapportent toutes à un rhomboïde obtus dont le grand angle au sommet est de 105°. Il est décomposable au feu, ainsi que par tous les acides un peu forts; il est trop répandu pour qu'on le prépare artificiellement, d'autant plus qu'on le trouve très-pur.

Carbonate de cuivre. Ce sel se forme naturellement à la surface des vases de cuivre qui restent exposés au contact de l'air. On le trouve dans différens états dans la nature : tantôt il est brun, formé de 78 d'oxide de cuivre, et de 22 d'acide carbonique; il ne contient pas d'eau; tantôt il est vert, compact ou terreux, cristalli-

sant, quoique très-rarement, en prismes rhomboïdaux, et contient, sur 100 parties, 72 d'oxide de cuivre, 20 d'acide carbonique, et 8 d'eau. Il est connu sous le nom de *malachite*. Il existe encore un autre carbonate de cuivre, qui est d'un beau bleu, fréquemment cristallisé en prismes rhomboïdaux obliques, et qui contient sur 100 parties oxide de cuivre 69, acide carbonique 26, eau 5. Ces divers carbonates sont des espèces distinctes pour les minéralogistes.

Carbonate (sous-) de fer. Il existe aussi dans la nature; on l'y trouve en amas ou en filons dans les terrains anciens. Sa couleur varie du blanc-jaunâtre au brunâtre; on en voit quelquefois de cristallisé régulièrement. On le prépare artificiellement dans les arts, en décomposant le sulfate de fer, par une solution de sous-carbonate de potasse ou de soude. Si on veut obtenir un sous-proto-carbonate ou sous-deuto, etc., on a soin d'employer un sel de fer qui soit au premier ou au second degré d'oxidation, suivant le sel que l'on désire; il suffit de laver le précipité, de le sécher et de le conserver dans un flacon bien bouché, parce que s'il n'était pas au dernier degré d'oxidation, il y passerait en absorbant l'oxigène de l'air.

Carbonate (sous-) de lithine. Ce sel est blanc, pulvérulent, peu soluble dans l'eau, fortement alcalin, indécomposable au feu et inaltérable à l'air; il est le produit de l'art: on l'obtient de la manière suivante: on verse de l'acétate de baryte dans une solution de sulfate de lithine, il y a précipitation de sulfate de baryte; et l'acétate de lithine reste dissous. On fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité, et on décompose l'acétate du lithine dans un creuset d'argent; il y a formation de

sous-carbonate de lithine et de charbon; il n'y a plus qu'à lessiver et faire évaporer pour avoir le sous-carbonate pur.

Carbonate (sous-) de manganèse. Il est tantôt d'un blanc nacré, tantôt de couleur rose plus ou moins prononcée. On le rencontre, dans la nature, combiné au sous-carbonate de chaux ou de fer: son obtention est la même que ceux de cuivre, de fer, etc.

Carbonate (sous-) de magnésie. Le carbonate de magnésie existe aussi dans la nature, mais jamais à l'état de pureté: il est mêlé ou avec la chaux, ou avec la silice, etc. On le prépare fréquemment dans les arts, et alors il est très-blanc, très-léger, pulvérulent, verdit le sirop de violette. Il est décomposable au feu. Pour le préparer, il faut verser dans une solution de sulfate de magnésie, du sous-carbonate de potasse; il ne tarde pas à s'y former un précipité abondant que l'on sépare à l'aide de la filtration; on lave avec soin pour enlever le sulfate de potasse qu'il pourrait avoir entraîné, et on le laisse égoutter pendant quelques jours. Quand il commence à avoir de la consistance, on le met dans de petites caisses carrées où il achève de se sécher. On fait en sorte de l'obtenir le plus léger possible.

Carbonate (sous-) de plomb. On le rencontre en beaux cristaux aiguillés, diaphanes ou d'un jaune brunâtre; il est assez rare dans la nature. Ce sous-carbonate est d'un usage très-fréquent dans les arts, où on le connaît sous les noms de *blanc de céruse*, *blanc de Kems*, *blanc de plomb*, *céruse*, etc. C'est de la manière suivante qu'on se procure tout celui qui est dans le commerce: on fait passer, à travers une dissolution de sous-acétate de plomb, un courant de gaz acide carbonique; il se

forme du sous-carbonate de plomb qui se précipite, et le sous-acétate de plomb est ramené à l'état d'acétate qu'on fait bouillir de nouveau avec de l'oxide de plomb; on sature le sous-acétate formé une seconde fois par le gaz acide carbonique, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de blanc de plomb, etc.; et l'on voit que s'il n'y avait pas toujours un peu de perte, le même acétate servirait long-temps pour la fabrication du sous-carbonate de plomb: tel est le procédé que l'on suit à *Clichy*. En Hollande, à Vienne, on suit un autre procédé qui est déjà très-ancien: on expose des lames de plomb roulées en spirale, dans des pots de terre au fond desquels on met quelques pouces d'épaisseur de mauvais vinaigre; on place ensuite ces pots dans des couches de fumier, de manière à ce qu'ils en soient presque entièrement recouverts; au bout de deux mois environ, on découvre ces pots, et on retire les lames de plomb qui sont presque entièrement attaquées et converties en sous-carbonate de plomb, et en une petite quantité d'acétate; on sépare ce dernier sel par le lavage, tout l'acétate de plomb se dissout, et le sous-carbonate se précipite.

Carbonate (sous-) de potasse. Sel très-soluble, déliquescent, verdissant fortement les couleurs bleues végétales, d'une saveur âcre, caustique, indécomposable par la plus forte chaleur. Il paraît ne pas exister dans la nature. C'est en incinérant les végétaux, et en lessivant leurs cendres, que l'on obtient toute la potasse du commerce, qui est toujours mélangée d'un peu de sulfate de potasse et de chlorure de potassium: elle contient, outre ces substances, un peu de silice, d'oxide de fer et de manganèse; ce dernier surtout lui donne souvent une couleur verte, en formant une sorte de *caméléon*.

Dans les pays où il y a une grande quantité de bois, comme en Russie, en Amérique, etc., on brûle les végétaux sur le sol, dans un lieu abrité, souvent même on pratique des fosses en terre pour opérer la combustion; on lessive les cendres qui sont formées de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, tous sels solubles, d'alumine, de silice, d'oxide de fer, de manganèse, de chaux, de sous-phosphate de chaux, d'un peu de charbon échappé à la combustion, et d'une grande quantité de sous-carbonate de potasse; on évapore la liqueur jusqu'à siccité; et le résidu, appelé *salin*, est porté dans des fours à réverbères, où il est calciné fortement, afin d'incinérer le peu de charbon qui peut avoir échappé à la combustion; on la laisse refroidir, et on l'enferme dans des bariques bien bouchées, pour être versée dans le commerce, sous le nom de *potasse*. Ce sous-carbonate n'est pas pur, et il serait très-difficile de le purifier complètement. C'est pourquoi on obtient ce sel en décomposant, à une chaleur rouge, un mélange de nitrate de potasse et de tartrate de potasse; on lessive de suite le produit, et on fait évaporer jusqu'à siccité. Il arrive souvent, suivant M. Guibourt, que ce sel contient du cyanure de potassium: c'est principalement quand on a poussé trop loin le degré de chaleur. Dans les arts, on brûle les lies de vin desséchées, qui contiennent beaucoup de tartrate de potasse, et le résidu alcalin porte le nom de *cendres gravelées*. Si on laisse du sous-carbonate de potasse exposé à l'air, il ne tarde pas à en attirer l'humidité, et devient liquide, d'une consistance oléagineuse: c'est ce qui jadis lui avait valu le nom d'*huile de tartre par défaillance*. M. Stubroni (Ann. de chim. et de phys.) est parvenu à faire cristalliser le sous-carbonate de po-

forme du sous-carbonate de plomb qui se précipite, et le sous-acétate de plomb est ramené à l'état d'acétate qu'on fait bouillir de nouveau avec de l'oxide de plomb; on sature le sous-acétate formé une seconde fois par le gaz acide carbonique, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de blanc de plomb, etc.; et l'on voit que s'il n'y avait pas toujours un peu de perte, le même acétate servirait long-temps pour la fabrication du sous-carbonate de plomb: tel est le procédé que l'on suit à *Clichy*. En Hollande, à Vienne, on suit un autre procédé qui est déjà très-ancien: on expose des lames de plomb roulées en spirale, dans des pots de terre au fond desquels on met quelques pouces d'épaisseur de mauvais vinaigre; on place ensuite ces pots dans des couches de fumier, de manière à ce qu'ils en soient presque entièrement recouverts; au bout de deux mois environ, on découvre ces pots, et on retire les lames de plomb qui sont presque entièrement attaquées et converties en sous-carbonate de plomb, et en une petite quantité d'acétate; on sépare ce dernier sel par le lavage, tout l'acétate de plomb se dissout, et le sous-carbonate se précipite.

Carbonate (sous-) de potasse. Sel très-soluble, déliquescent, verdissant fortement les couleurs bleues végétales, d'une saveur âcre, caustique, indécomposable par la plus forte chaleur. Il paraît ne pas exister dans la nature. C'est en incinérant les végétaux, et en lessivant leurs cendres, que l'on obtient toute la potasse du commerce, qui est toujours mélangée d'un peu de sulfate de potasse et de chlorure de potassium: elle contient, outre ces substances, un peu de silice, d'oxide de fer et de manganèse; ce dernier surtout lui donne souvent une couleur verte, en formant une sorte de *caméléon*.

Dans les pays où il y a une grande quantité de bois, comme en Russie, en Amérique, etc., on brûle les végétaux sur le sol, dans un lieu abrité, souvent même on pratique des fosses en terre pour opérer la combustion; on lessive les cendres qui sont formées de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, tous sels solubles, d'alumine, de silice, d'oxide de fer, de manganèse, de chaux, de sous-phosphate de chaux, d'un peu de charbon échappé à la combustion, et d'une grande quantité de sous-carbonate de potasse; on évapore la liqueur jusqu'à siccité; et le résidu, appelé *salin*, est porté dans des fours à réverbères, où il est calciné fortement, afin d'incinérer le peu de charbon qui peut avoir échappé à la combustion; on la laisse refroidir, et on l'enferme dans des bariques bien bouchées, pour être versée dans le commerce, sous le nom de *potasse*. Ce sous-carbonate n'est pas pur, et il serait très-difficile de le purifier complètement. C'est pourquoi on obtient ce sel en décomposant, à une chaleur rouge, un mélange de nitrate de potasse et de tartrate de potasse; on lessive de suite le produit, et on fait évaporer jusqu'à siccité. Il arrive souvent, suivant M. Guibourt, que ce sel contient du cyanure de potassium: c'est principalement quand on a poussé trop loin le degré de chaleur. Dans les arts, on brûle les lies de vin desséchées, qui contiennent beaucoup de tartrate de potasse, et le résidu alcalin porte le nom de *cendres gravelées*. Si on laisse du sous-carbonate de potasse exposé à l'air, il ne tarde pas à en attirer l'humidité, et devient liquide, d'une consistance oléagineuse: c'est ce qui jadis lui avait valu le nom d'*huile de tartre par défaillance*. M. Stubroni (Ann. de chim. et de phys.) est parvenu à faire cristalliser le sous-carbonate de po-

tasse en cristaux aiguillés. M. Vauquelin ayant fait l'analyse de beaucoup de sèves de végétaux, n'y a jamais trouvé de sous-carbonate de potasse, et il en conclut que celui que l'on obtient ne vient que de la décomposition des acétate, malate, tartrate, oxalate et nitrate de potasse qu'on y rencontre fréquemment.

Carbonate (sous-) de soude. Ce sel, en beaux cristaux quadrangulaires, contient 62,69 pour 100 d'eau de cristallisation; il est efflorescent, âcre, caustique, alcalin, soluble dans l'eau; mais plus à chaud qu'à froid. Le feu lui fait d'abord éprouver la fusion aqueuse, puis la fusion ignée qu'il supporte, ainsi que le précédent, sans subir aucune décomposition. Le sous-carbonate de soude existe dans beaucoup de lieux, soit en dissolution dans les eaux de certains lacs, ou effleuri à la surface de la terre, comme en Égypte, en Hongrie, en Amérique; mais il n'est jamais pur. On lui donne le nom de *natron*. Les plantes qui croissent sur le bord de la Méditerranée, en fournissent aussi une certaine quantité, tels sont les *salicornia*, les *statica*, les *sassala*, les *atriplex*. On fauche ces plantes dans le moment de leur plus grande vigueur, et on les brûle. Le produit de la combustion qui est en masses grisâtres, contenant beaucoup de substances hétérogènes, est expédié dans le commerce sous différens noms, selon le pays d'où il vient. Les soudes d'Alicante, de Carthagène, de Narbonne, et celles de vareck ou de Normandie, sont les plus connues. Elles contiennent, dans cet état, du sous-carbonate de soude, du sulfate de soude, du sulfure de sodium, du sel marin, du sous-carbonate de chaux, de l'alumine, de la silice, de l'oxide de fer, du charbon, et quelquefois de l'iodure de sodium. Maintenant on prépare artificiellement de la

soude, qui est beaucoup plus pure. A cet effet, on prend 180 parties de sulfate de soude sec, 180 de craie en poudre fine, et 110 de poussier de charbon; on en fait un mélange exact; on le jette dans un four à réverbère, dont la forme est elliptique, et dont la température est plus élevée que le rouge-cerise, et on brasse de quart-d'heure en quart-d'heure le mélange; la matière ne tarde pas à devenir pâteuse. Alors on la pétrit bien avec un ringard; puis on la retire, et on la met dans des chaudières. On laisse refroidir; on verse de l'eau froide sur cette masse; tout le carbonate formé par la décomposition de la craie se dissout, tandis que le sulfure de chaux, étant insoluble à froid, n'est pas attaqué; on réunit les diverses lessives, on fait évaporer jusqu'à siccité, et on expose à l'air, afin de la faire passer à l'état de sous-carbonate la soude qui pourrait encore être caustique; au bout de quinze à vingt jours, si le sel est efflorescent, on lessive de nouveau, et, après avoir fait évaporer convenablement, on laisse cristalliser la liqueur par refroidissement. Ce sel portait autrefois le nom de *sel de soude* ou *cristaux de soude*.

Carbonate de strontiane (sous-). Ce sel n'étant d'aucun usage, on ne le prépare jamais dans les arts; mais il se rencontre tout formé dans la nature. Il a, à très-peu de choses près, les mêmes caractères que le carbonate de baryte.

Carbonate de zinc (sous-). On le rencontre avec la calamine dans les mines de zinc; il est en petits cristaux ou en petites masses lamellaires. On peut l'obtenir artificiellement de la même manière que ceux de plomb et de fer.

Carbonates avec double excès de base (sous-). Ces

combinaisons contiennent deux fois autant de bases que les sous-carbonates; telle est la *malachite*, tels sont les mortiers des vieux édifices, selon M. Darcet.

Carbone. Le carbone est un corps simple, qui entre dans la composition de toutes les matières végétales et animales; aussi est-ce une des substances les plus répandues dans la nature. Il est toujours solide, inodore, insipide, insoluble. Le plus souvent il est noir, brillant, très-facile à réduire en poudre, tel que celui qui provient de la combustion du bois; mais, dans cet état, il est mêlé à des oxides métalliques, des sels, etc. Dans l'anthracite, il est beaucoup plus pur. On le trouve aussi très-rarement cristallisé; il constitue alors le diamant, corps si dur, qu'il raye tous les autres et n'est rayé par aucun. Ordinairement les diamans sont limpides, tantôt sans couleur, tantôt colorés en rose, en brun, en bleu-clair, en jaunâtre ou en vert-serin. L'action du feu le plus intense ne fait éprouver aucune altération au carbone à une haute température, il brûle cependant dans le gaz oxigène; mais il faut que le degré de chaleur soit d'autant plus fort que le carbone est plus dense. Le carbone ne se combine qu'à un petit nombre de corps combustibles. Une des propriétés les plus remarquables du carbone, est l'avidité avec laquelle il absorbe les différens gaz. Pour l'obtention du charbon, voyez notre article *Bois*.

Carbures. Combinaison du carbone avec les corps simples.

Carbure de chlore. Voy. *Chlorure de carbone*.

Carbure de fer (per-). Substance brillante, d'un gris-noirâtre, onctueuse au toucher, laissant des traces noires sur les corps contre lesquels on la frotte. Elle se coupe facilement au couteau, et acquiert par le frottement un brillant métallique. Elle porte le nom de *plombagine*. On la rencontre, dans les arts, surtout dans les terrains primitifs. La plombagine paraît être formée de 92 de carbone et de 8 de fer.

Carbure de fer (proto-). Voy. *Acier*.

Carbure de soufre. Combinaison du soufre avec le carbone. Ce composé est liquide, incolore, d'une odeur vive et pénétrante et d'une saveur caustique. Exposé à l'air libre, il se vaporise sans décomposition, il s'enflamme à l'approche d'un corps en combustion, et donne naissance à de l'acide carbonique, à de l'acide sulfureux, et il y a un léger dépôt de soufre. L'eau n'a aucune action sur le carbure de soufre; l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles le dissolvent. On prépare le carbure de soufre de la manière suivante : On prend un tube de porcelaine que l'on fait passer à travers un fourneau de réverbère en lui donnant une légère inclinaison; on adapte à la partie inférieure du tube une allonge qui se rend dans un ballon tubulé; de la tubulure du ballon part un tube recourbé qui plonge au fond d'un petit flacon à deux tubulures à moitié rempli d'eau, et de l'une de ces tubulures part un autre tube pour laisser sortir les gaz. On introduit ensuite du charbon fortement calciné, et on porte la température jusqu'au rouge; alors, par l'extrémité supérieure, on met de temps en temps des petits morceaux de soufre, et on rebouche soigneusement l'ouverture; le soufre se fond et se réduit en vapeur; il traverse nécessairement le charbon, avec lequel il se combine et forme un carbure de soufre qui va se condenser dans le ballon et le flacon, que l'on doit entourer de linges mouillés; le carbure occupe le fond du flacon, et on le sépare par décantation. Ce composé

a été découvert par Lampadius et étudié par MM. Clément, Desormes, Cluzel, Vauquelin, Berzélius.... 100 parties de carbure de soufre, suivant M. Vauquelin, sont formées de 14,15 de carbone, de 85 à 86 de soufre.

Castine. Voy. *Fer*.

Carmine. Substance d'un rouge très-vif, grenue, cristalline, inaltérable à l'air, fusible à 50°, destructible par l'iode et par le chlore, décomposable par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique concentrés; très-soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool, insoluble dans les huiles fixes et volatiles, et dans l'éther. L'acétate de plomb, l'hydro-chlorate d'étain, les nitrates de mercure, troublent cette solution. C'est en analysant la cochenille, que MM. Pelletier et Caventou l'ont retirée, et ce, par le procédé suivant: Ils font macérer la cochenille concassée dans l'éther, qu'ils portent au degré de l'ébullition; ils renouvellent l'éther jusqu'à ce qu'il ne se colore plus en jaune; par ce moyen, presque toute la matière grasse est enlevée. Cette cochenille est mise ensuite en contact avec l'alcool dans le digesteur de Chevreul; on réitère les digestions, et on laisse évaporer spontanément. La carmine ainsi obtenue contient encore de la matière grasse, dont on la débarrasse en la traitant encore par l'alcool très-rectifié qui ne dissout que la carmine et la matière grasse, sans attaquer le peu de matière animale. On ajoute alors autant d'éther à la liqueur qu'il y a d'alcool; le mélange se trouble, et la carmine se dépose sous la forme de petits grains brillans, tandis que toute la matière grasse reste dans l'alcool éthéré.

Carthame (couleur rouge du). Les propriétés de cette substance sont à peine connues; on sait seulement qu'elle est d'un rouge très-foncé, insoluble dans l'eau et

l'alcool, que les acides l'avivent sans l'altérer, et qu'elle se dissout dans la potasse et la soude, en prenant une teinte jaune. C'est du *carthamus tinctorius* qu'on l'extrait.

Cathartine. Nom que MM. Lassaigne et Feneulle ont donné à une substance qu'ils ont retirée du séné, et dans laquelle ils font résider le principe purgatif de ce végétal.

Caséum. Matière blanche, presque sans saveur, inodore, plus pesante que l'eau, sans action sur les couleurs bleues végétales. En décomposant cette substance au feu, elle fournit beaucoup d'ammoniaque et un charbon difficile à incinérer. Exposée à l'air, elle se décompose; il s'établit une réaction entre les principes, et elle subit une sorte de putréfaction qui constitue le fromage. La matière caséeuse est insoluble dans l'eau; mais les dissolutions alcalines, et surtout l'ammoniaque, la dissolvent aisément. La plupart des acides produisent le même effet. Il suffit, pour obtenir le caséum pur, d'abandonner du lait à lui-même jusqu'à ce qu'il soit coagulé, d'enlever la crême, et de laver le résidu à grande eau.

Cendres bleues. C'est un sous-carbonate de cuivre.

Cendres gravelées. Voy. *Sous-carbonate de potasse*.

Cendres noires. Nom que l'on donne quelquefois aux lignites décomposés.

Cendrier. Partie d'un fourneau destiné à recevoir les cendres.

Cérine. La cérine est une matière grasse analogue à la cire, que M. Chevreul a retirée du liége; cette substance est peu connue.

Cérium. Métal solide, cassant, lamelleux, d'un blanc

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ® DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

grisâtre, très-difficile à fondre, volatil à une haute température. Ce métal a été découvert en 1804 par MM. Berzélius et Hisinger. MM. Vauquelin et Klaproth ont aussi étendu l'histoire du cérium. Il est fort rare, et on ne le rencontre que combiné à la silice, à l'oxide de fer ou à la chaux, l'alumine, l'acide fluorique et l'yttria. On l'extrait en traitant son oxide purifié, par le charbon, dans un creuset brusqué à une haute température. Il n'a pas encore été obtenu en calot.

Céruse. Nom que porte dans le commerce le sous-carbonate de plomb.

Céruse d'antimoine. Quelques anciens chimistes ont donné ce nom à la matière perlée qui se sépare de l'eau des lavages de l'antimoine diaphorétique.

Cétine. M. Chevreul a donné le nom de cétine à une substance blanche, douce au toucher, cassante, insipide, très-fusible, et volatile dans le vide. Cette substance existe dans le blanc de baleine, dont elle forme la majeure partie; et pour l'obtenir, on la traite simplement par l'alcool bouillant, qui en dissout environ 2 parties 1/2. Par refroidissement la cétine se dépose sous forme de lames cristallines, très-légères. La cétine se saponifie sans former de glycérine; les produits de la saponification sont seulement composés d'éther, d'acide margarique et olicique.

Chaleur. Voy. *Calorique*.

Chalumeau. Cylindre creux de cuivre, d'argent ou de verre courbé et renflé en boule, terminé par un petit tube conique dont l'ouverture est fort petite. On se sert de cet instrument pour porter un courant d'air rapide sur la flamme d'une bougie que l'on veut diriger sur un fragment de matière que l'on veut examiner. On fait souvent usage du chalumeau pour reconnaître différens oxides métalliques, d'après la couleur qu'ils communiquent au borax.

Champignons. Plusieurs chimistes ont fait des recherches sur les champignons. Les premières expériences sont dues à M. Bouillon-Lagrange; il s'est occupé principalement de l'analyse des *boletus igniarius* et *laricis*. M. Braconnot, qui a examiné plusieurs *agaricus*, *merulius*, *peziza*, etc., a trouvé que le *boletus juglandis* est composé de : eau 1118,3, fungine 95,68, matière animale insoluble 18,00, matière animale soluble dans l'alcool 12,00, albumine 7,20, fungate de potasse 6,00, adipocire 1,20, matière huileuse 1,12, sucre de champignon 0,50, des traces de phosphate de potasse, sur 1260 parties. M. Vauquelin, qui a aussi analysé plusieurs espèces de champignons, a reconnu que l'*agaricus campestris* était composé d'eau, de partie fibreuse, d'albumine de sucre, d'huile, d'adipocire, d'osmazône, de substance animalisée insoluble et d'acétate de potasse.

Champignon philosophique. On a donné autrefois ce nom à un charbon volumineux et spongieux que l'on obtenait pour résidu de l'inflammations des huiles seccatives, par un mélange d'acide nitrique et sulfurique.

Chapiteau. Voy. *Alambic*.

Charbon animal. Substance noire, charbonneuse, très-friable, que l'on obtient en brûlant les matières animales, surtout les os, dans des vaisseaux clos. On la purifie en la lavant avec de l'acide hydro-chlorique pour enlever une portion de chaux qui s'est formée par la décomposition du carbonate de chaux contenu dans les os; on lave le charbon avec de l'eau jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus les sels d'argent. Il possède le pou-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

voir décolorant au plus haut degré; on en fait un fréquent usage dans les raffineries pour enlever la partie colorante des sucres bruts. MM. Bussy et Payen ont prouvé dans un Mémoire proposé pour sujet de prix à l'École de pharmacie, que la propriété décolorante était inhérente au carbone, et qu'elle était d'autant plus grande que le charbon, par sa division, offrait plus de surface; que le charbon animal ne remplissait mieux cette indication que parce que la matière animale isolant chaque molécule, et se trouvant détruite par la carbonisation, les empêchait de se réunir. Voyez les Mémoires publiés par les auteurs.

Charbon de bois. Voy. *Bois et Carbone.*

Charbon minéral. Charbon de terre. Voy. *Houille.*

Chaux. Voy. *Oxide de calcium.*

Chaux métalliques. Voy. *Oxides métalliques.*

Chyasates. Voy. *Hydro-ferro-cyanates et Cyanures-ferrurés.*

Chimie. C'est le nom que l'on donne à la science qui a pour objet la connaissance de l'action moléculaire et réciproque qu'exercent les corps les uns sur les autres. On fait remonter la chimie à une époque très-reculée; mais ce n'est que de nos jours qu'elle est devenue une véritable science. Elle s'est élevée sur les débris de l'alchimie, et ce sont les alchimistes eux-mêmes, en voulant parvenir à leur grande œuvre, qui ont ouvert les premiers sentiers de cette science.

Chlorates. Combinaison de l'acide chlorique avec les bases salifiables. Tous les sels qui résultent de cette combinaison sont décomposés par le feu et sont transformés, ceux de la première section, en oxigène et en chlore, et il reste l'oxide du métal; tous les autres, excepté le chlorate d'ammoniaque, en chlorure et en oxigène, et, suivant M. Vauquelin, en une petite quantité de chlore. Tous les chlorates, si on en excepte celui de mercure, sont solubles et ne troublent point les dissolutions d'argent. Tous les acides forts les décomposent, en donnant lieu à divers phénomènes, selon le degré de chaleur qui se produit. En effet, il se dégage tantôt de l'oxigène et du chlore, tantôt de l'oxide de chlore et d'oxigène Ce genre de sels a été découvert par M. Berthollet; ils sont tous le produit de l'art.

Chlorate d'ammoniaque. Il s'obtient, selon M. Vauquelin, en versant une solution de sous-carbonate d'ammoniaque dans de l'acide chlorique, et faisant évaporer très-doucement sa liqueur. Il cristallise en petites aiguilles allongées d'une saveur très-piquante. Le feu le décompose rapidement, et il se produit de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, de l'azote, de l'oxide d'azote, du chlore et de l'eau. Suivant M. Gay-Lussac, l'acide est à la base comme 1 à 2 en volume.

Chlorate d'argent. Il se prépare en versant de l'acide chlorique sur l'oxide d'argent nouvellement précipité et encore humide (Chenevix et M. Vauquelin). Ce sel cristallise en prismes, et est décomposable comme tous les chlorates.

Chlorate de baryte. Sel très-rare, cristallisant en prismes, insoluble dans l'alcool. On obtient le chlorate de baryte, selon Wheeler, en faisant dissoudre à chaud du chlorate de potasse, et en précipitant la potasse par l'acide fluorique silicé. On chauffe le mélange, et toute la potasse forme une masse gélatineuse avec l'acide fluorique silicé, tandis que l'acide chlorique et une petite quantité d'acide fluorique restent en solution; on filtre

et on sature la liqueur par du carbonate de baryte; on filtre une seconde fois pour séparer le fluorure de barium, et on fait évaporer et cristalliser.

Chlorate de chaux. Ce sel est à peine connu : on sait seulement qu'il est âcre, amer, déliquescent. Il s'obtient par une combinaison directe.

Chlorate de cuivre. Sel bleuâtre, presque incristallisable, déliquescent, rougissant les couleurs bleues végétales. Il s'obtient en combinant directement le deutoxide de cuivre avec l'acide chlorique.

Chlorate de magnésie. Ce sel a presque tous les caractères du chlorate de chaux, et s'obtient de la même manière.

Chlorate de mercure (proto-). Sel presque insoluble, d'un jaune verdâtre et d'un aspect grenu. On l'obtient facilement en versant de l'acide chlorique sur le protoxide de mercure récemment précipité du proto-nitrate.

Chlorate de mercure (deuto-). Il cristallise en aiguilles, est toujours acide, d'une saveur corrosive, analogue à celle du sublimé corrosif. C'est en faisant chauffer lentement de l'acide chlorique sur le deutoxide de mercure que l'on obtient ce sel, qui d'ailleurs est fort peu connu.

Chlorate de plomb. Sel blanc, cristallisable, d'une saveur analogue au sel de saturne. S'obtient de la même manière que le précédent.

Chlorate de potasse. Sel blanc, en écailles comme l'acide borique, d'une saveur piquante et fraîche, fusible à un faible degré de chaleur, décomposable à une chaleur rouge en oxigène et en chlorure de potassium. On obtient le chlorate de potasse en faisant passer un

grand excès de chlore à travers une dissolution de potasse à la chaux; comme il est peu soluble à froid, il se dépose au fond du vase sous forme lamelleuse. Dans cette opération, une partie de la potasse est désoxidée, et le métal réduit s'unit au chlore, forme du chlorure de potassium qui reste dissous; l'oxigène de la potasse s'unit à une autre portion de chlore pour donner naissance à de l'acide chlorique, qui se combine à la partie de potasse non décomposée (Dulong). Il est formé de 61,23 d'acide chlorique et de 38,77 de potasse.

Chlorate de soude. Il a presque toutes les propriétés du chlorate de potasse; il en a toute la saveur et la forme, mais il est beaucoup plus soluble; il se comporte de la même manière lorsqu'on le soumet à l'action du feu. C'est en saturant le sous-carbonate de soude par l'acide chlorique, et le faisant évaporer en consistance sirupeuse, que l'on obtient le chlorate de soude.

Chlorate de strontiane. Il s'obtient comme le chlorate de chaux, dont il a tous les caractères; mais il s'en distingue aisément par la propriété qu'il a de communiquer à la flamme une couleur purpurine.

Chlorate de zinc. Il cristallise en octaèdres, fuse sur les charbons en produisant une lumière jaune. Se prépare en traitant le carbonate de zinc par l'acide chlorique.

Chlorates oxigénés. Combinaison de l'acide chlorique oxigéné avec les bases. Les sels qui résultent de cette union ont été si peu étudiés, qu'il n'y a guère que le chlorate oxigéné de potasse qui soit un peu connu. Il est sans couleur, sans action sur le tournesol, inaltérable à l'air, très-peu soluble dans l'eau froide, et beaucoup au contraire dans l'eau bouillante. Il se décompose à la ma-

nière du chlorate de potasse ; il dégage de l'oxigène et se convertit en chlorure. Ces sels ont été découverts par M. le comte Stadion. On obtient le chlorate de potasse en mettant une partie de chlorate de potasse sec et pulvérisé dans 2 parties d'acide sulfurique concentré ; on remue souvent ce mélange, et on expose le vase à la chaleur du bain marie, jusqu'à ce que l'odeur et la couleur jaune aient disparu. On délaie cette matière dans l'eau ; on filtre et on lave le résidu salin qui reste sur le filtre. On le redissout dans l'eau bouillante, et le chlorate oxigéné cristallise par le refroidissement.

Chlore. Corps simple combustible non métallique. Le chlore est un gaz d'un vert jaunâtre, d'une saveur et d'une odeur fort désagréables, et tellement caractérisées qu'on ne peut confondre ce corps avec aucun autre. Sa pesanteur est de 2,4216. Il éteint les corps en combustion en faisant d'abord pâlir, puis rougir la flamme. Le chlore bien sec n'a encore pu être solidifié, ni même liquéfié, par la température la plus basse. S'il est humide, il se congèle au-dessus de zéro. La plus haute température ne lui fait éprouver aucune altération ; il se porte, comme l'oxigène, au pôle positif de la pile. L'oxigène n'a aucune action sur lui ; il n'en est pas de même s'il le rencontre à l'état naissant ; il en peut résulter quatre combinaisons différentes. L'hydrogène ne lui fait éprouver aucune altération dans un lieu obscur ; mais si on expose le mélange des deux gaz à la lumière diffuse, peu à peu les deux corps se combinent, et il en résulte un volume égal d'acide hydro-chlorique, et la couleur verdâtre du chlore disparaît. Si au lieu d'exposer le mélange d'hydrogène et de chlore à la lumière diffuse, on fait arriver dessus un rayon lumineux, il y a une détonation très-forte, et la

combinaison est rapide. Le même phénomène aura lieu si on expose l'ouverture d'un flacon rempli de ce mélange à la flamme d'une bougie, ou que l'on y plonge un corps en ignition. L'hydrogène et l'oxigène ne sont pas les seuls corps qui puissent se combiner au chlore ; l'iode, l'azote, le soufre, le phosphore et tous les métaux partagent cette propriété. L'eau dissout une fois et demi son volume de chlore. Ce corps n'existe point libre dans la nature ; on l'y rencontre toujours à l'état de combinaison. La découverte en est due à Scheele, pharmacien de Lincoping, qui le nomma *acide marin dephlogistiqué* ; il fut ensuite nommé acide *muriatique oxigéné*, *gaz oxi-muriatique*. Berthollet, Guyton et M. Chenevix ont fait quantité de recherches sur ce corps : le premier surtout en a fait les plus heureuses applications au blanchiment ; enfin MM. Gay-Lussac et Thénard l'ont soumis à des expériences si concluantes, qu'ils en ont tiré cette conséquence importante, laquelle a jeté la plus grand lumière sur l'étude de ses combinaisons, que le chlore ne pouvait être considéré que comme un corps simple. M. Davy combattit cette découverte pendant près de dix-huit mois, mais il a fini par l'adopter exclusivement. On obtient le chlore de la manière suivante : on verse 6 parties d'acide hydro-chlorique dans un matras qui contient une partie de peroxide de manganèse ; on adapte à son col un tube recourbé qui va plonger dans une cuve hydro-pneumatique ; alors on met quelques charbons allumés sous le matras, et le chlore se dégage bientôt. On le recueille, à la manière des gaz, dans des flacons pleins d'eau que l'on renverse sur la cuve. Dans cette opération, tout l'acide est décomposé ; son hydrogène s'unit à l'oxigène du peroxide de manganèse, et une portion du chlore

formé se combine au manganèse, tandis que l'autre portion de chlore se dégage; il y a donc formation d'eau, de chlorure de manganèse, et dégagement de chlore. On peut encore, pour obtenir du chlore, se servir d'un mélange de sel marin et de peroxide de manganèse, dans les proportions de 1 partie du dernier et 4 du premier. On verse sur ce mélange 2 parties d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau; on procède ensuite à l'extraction du chlore comme lorsqu'on l'obtient par le procédé ci-dessus. Les phénomènes de l'opération sont expliqués de plusieurs manières; mais voici selon nous la plus probable. L'acide sulfurique, par sa réaction sur le mélange, chasse le chlore qui était uni au sodium, et en même temps désoxide la manganèse en le ramenant à l'état de protoxide; l'oxigène s'unit au sodium et forme un protoxide de sodium. Il reste au fond de la cornue des proto-sulfates de manganèse et de sodium. Voy. le Traité de Chimie de M. Thénard.

Chlorophylle. Nom que MM. Pelletier et Caventou ont donné à la partie verte qui colore les végétaux. Ces deux savans ont fait connaître les propriétés fort intéressantes de cette matière répandue avec tant de profusion dans le règne végétal. La chlorophylle, nommée autrefois *fécule verte des plantes*, est une substance d'un vert foncé, d'une apparence résinoïde, sans odeur ni saveur, lorsqu'elle est pure, inaltérable à l'air, insoluble dans l'alcool, l'éther, les huiles.... L'acide sulfurique dissout aussi cette matière sans l'altérer, et elle peut en être précipitée sans altération, en saturant l'acide par un alcali; les alcalis se comportent de la même manière. Le chlore, l'iode font passer la couleur verte au jaune. On l'obtient en coagulant le suc vert des plantes par la chaleur, et en purifiant le coagulum par l'eau et l'alcool. (Voyez, pour

plus de détail, le Mémoire de MM. Pelletier et Caventou.)

Chloroxi-carbonate d'ammoniaque. Combinaison de l'acide chloroxi-carbonique avec l'ammoniaque, sel solide, blanc, déliquescent, volatil et piquant; il s'obtient en combinant quatre volumes de gaz ammoniac avec un volume de gaz acide chloroxi-carbonique: cette combinaison est peu connue.

Chlorures métalliques. Combinaison du chlore avec les différens métaux. Les chlorures sont des composés qui ressemblent tellement à des sels, qu'on les a connus sous ce nom jusqu'à présent: témoin le chlorure de sodium qui, dès la plus haute antiquité, portait le nom de sel, et qui maintenant n'en est plus un pour nous. Les chlorures sont, pour la plupart, cassans, solides, inodores, excepté ceux d'étain et d'arsenic qui sont liquides: Ils ont presque tous une saveur très-prononcée, et cristallisent régulièrement; tous les chlorures des cinq premières sections sont indécomposables au feu; il n'y a qu'une partie de ceux de la dernière section qui se décompose, tels que ceux d'or, de platine.... L'eau dissout tous les chlorures, excepté celui d'argent et le proto-chlorure de mercure. Beaucoup de chimistes croient qu'aussitôt que la dissolution d'un chlorure a lieu, l'eau est décomposée, et qu'il y a formation d'hydro-chlorate; ils appuyent leur théorie sur la grande affinité du chlore pour l'hydrogène, et sur celle de l'oxigène pour les métaux; d'autres pensent, avec M. Dulong, que la dissolution s'effectue sans qu'il y ait aucune décomposition, parce que le chlore a une grande affinité pour les métaux, et que pendant leur dissolution, il ne se produit aucun des phénomènes qui ont lieu pendant leur formation. Ces deux hypothèses sont d'autant plus

formé se combine au manganèse, tandis que l'autre portion de chlore se dégage; il y a donc formation d'eau, de chlorure de manganèse, et dégagement de chlore. On peut encore, pour obtenir du chlore, se servir d'un mélange de sel marin et de peroxide de manganèse, dans les proportions de 1 partie du dernier et 4 du premier. On verse sur ce mélange 2 parties d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau; on procède ensuite à l'extraction du chlore comme lorsqu'on l'obtient par le procédé ci-dessus. Les phénomènes de l'opération sont expliqués de plusieurs manières; mais voici selon nous la plus probable. L'acide sulfurique, par sa réaction sur le mélange, chasse le chlore qui était uni au sodium, et en même temps désoxide la manganèse en le ramenant à l'état de protoxide; l'oxigène s'unit au sodium et forme un protoxide de sodium. Il reste au fond de la cornue des proto-sulfates de manganèse et de sodium. Voy. le Traité de Chimie de M. Thénard.

Chlorophylle. Nom que MM. Pelletier et Caventou ont donné à la partie verte qui colore les végétaux. Ces deux savans ont fait connaître les propriétés fort intéressantes de cette matière répandue avec tant de profusion dans le règne végétal. La chlorophylle, nommée autrefois *fécule verte des plantes*, est une substance d'un vert foncé, d'une apparence résinoïde, sans odeur ni saveur, lorsqu'elle est pure, inaltérable à l'air, insoluble dans l'alcool, l'éther, les huiles.... L'acide sulfurique dissout aussi cette matière sans l'altérer, et elle peut en être précipitée sans altération, en saturant l'acide par un alcali; les alcalis se comportent de la même manière. Le chlore, l'iode font passer la couleur verte au jaune. On l'obtient en coagulant le suc vert des plantes par la chaleur, et en purifiant le coagulum par l'eau et l'alcool. (Voyez, pour

plus de détail, le Mémoire de MM. Pelletier et Caventou.)

Chloroxi-carbonate d'ammoniaque. Combinaison de l'acide chloroxi-carbonique avec l'ammoniaque, sel solide, blanc, déliquescent, volatil et piquant; il s'obtient en combinant quatre volumes de gaz ammoniac avec un volume de gaz acide chloroxi-carbonique: cette combinaison est peu connue.

Chlorures métalliques. Combinaison du chlore avec les différens métaux. Les chlorures sont des composés qui ressemblent tellement à des sels, qu'on les a connus sous ce nom jusqu'à présent: témoin le chlorure de sodium qui, dès la plus haute antiquité, portait le nom de sel, et qui maintenant n'en est plus un pour nous. Les chlorures sont, pour la plupart, cassans, solides, inodores, excepté ceux d'étain et d'arsenic qui sont liquides: Ils ont presque tous une saveur très-prononcée, et cristallisent régulièrement; tous les chlorures des cinq premières sections sont indécomposables au feu; il n'y a qu'une partie de ceux de la dernière section qui se décompose, tels que ceux d'or, de platine.... L'eau dissout tous les chlorures, excepté celui d'argent et le proto-chlorure de mercure. Beaucoup de chimistes croient qu'aussitôt que la dissolution d'un chlorure a lieu, l'eau est décomposée, et qu'il y a formation d'hydro-chlorate; ils appuyent leur théorie sur la grande affinité du chlore pour l'hydrogène, et sur celle de l'oxigène pour les métaux; d'autres pensent, avec M. Dulong, que la dissolution s'effectue sans qu'il y ait aucune décomposition, parce que le chlore a une grande affinité pour les métaux, et que pendant leur dissolution, il ne se produit aucun des phénomènes qui ont lieu pendant leur formation. Ces deux hypothèses sont d'autant plus

difficiles à préférer, que dans les hydro-chlorates, l'hydrogène et l'oxigène sont justement dans les proportions convenables pour la formation de l'eau. Tous les métaux peuvent s'unir au chlore, et former des chlorures correspondant aux oxides : de là les proto-chlorures, les deuto-chlorures, etc. La quantité de chlore, dans les chlorures, est à l'oxigène de l'oxide du métal, comme 4,388 est à 1 : ainsi, lorsqu'un métal exige 1 d'oxigène pour s'oxider, il prend 4,388 de chlore pour devenir chlorure.

Chlorures non-métalliques. Combinaison du chlore avec les corps combustibles non-métalliques.

Chlorure d'antimoine (proto-). Composé excessivement caustique, blanc, déliquescent, se décomposant dans l'eau à la manière du nitrate de bismuth : il est très-volatil, et se sépare par plusieurs procédés : le premier consiste à faire un mélange intime d'antimoine et de deuto-chlorure de mercure, à introduire ce mélange dans une cornue munie d'une allonge et d'un ballon, et à chauffer légèrement la cornue; le proto-chlorure d'antimoine étant très-volatil, se gazéifie et se condense dans le ballon; il arrive souvent qu'une partie se fige dans le col de la cornue ou dans l'allonge; on l'en détache en promenant autour un charbon allumé; il se liquéfie de suite et roule dans le récipient. On obtient encore le proto-chlorure d'antimoine en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique; l'hydrogène de l'acide s'unit au soufre de sulfure, et le chlore mis à nu se combine au métal; on évapore le chlorure jusqu'à siccité, et on le sublime pour le séparer des impuretés qui y sont toujours unies. M. Robiquet a proposé un autre procédé qui procure un chlorure très-beau : il consiste à faire dissoudre une partie d'antimoine dans un

mélange d'une partie d'acide nitrique et de quatre d'acide hydro-chlorique; à dessécher le chlorure en vaisseaux clos, et à procéder à la sublimation.

Chlorure d'antimoine (deuto-). S'obtient en traitant l'antimoine par un excès d'hydro-chloro-nitrique : il est incristallisable et se décompose en partie si on le soumet à l'action du feu. L'eau agit sur ce deuto-chlorure comme sur le nitrate de bismuth.

Chlorure d'argent. Blanc, sans saveur, fusible à une faible chaleur; il se prend en masse par refroidissement; il a alors un aspect grisâtre, est facile à couper. Il portait autrefois le nom d'*argent corné*, à cause de son apparence. Les acides sont presque sans action sur le chlorure d'argent; cependant l'acide sulfurique bouillant finit par le décomposer; l'ammoniaque le dissout complètement; on le rencontre, mais très-rarement, dans la nature. Il suffit de traiter de l'argent métallique par l'acide hydro-chlorique, ou même de décomposer un sel d'argent par du chlorure de sodium, pour obtenir un précipité cailleboté qui est le chlorure d'argent.

Chlorure d'arsenic. Il est liquide, incolore, très-caustique, très-vénéneux et très-volatil; il répand, dans l'air, des vapeurs fort épaisses. Il s'obtient, comme le proto-chlorure d'antimoine, en distillant un mélange d'arsenic métallique et de sublimé corrosif. L'arsenic jouissant de la propriété de s'enflammer lorsqu'on le projette dans un flacon plein de chlore gazeux, on pourrait également préparer le chlore en faisant passer un courant de chlore sec dans un tube qui contiendrait des fragmens d'arsenic. (Thénard.)

Chlorure d'azote. Ce chlorure est très-volatil; il

se vaporise promptement dans l'air, en répandant une odeur suffoquante; il détonne fortement à une chaleur de 30°; un petit fragment de phosphore en contact avec le chlorure d'azote détermine une violente détonation; le cuivre décompose ce chlorure, et il y a dégagement d'azote : on le conserve dans un flacon sous l'eau distillée. La préparation du chlorure d'azote n'est pas sans danger; il faut que l'azote soit à l'état de gaz naissant, pour que la combinaison ait lieu; on fait usage pour cela d'un sel ammoniacal dissous dans l'eau; dans la solution, on fait passer un courant de chlore gazeux, bulle à bulle. Le chlorure d'azote étant plus pesant que l'eau, se rassemble au fond du vase; mais il faut prendre les plus grandes précautions pour éviter d'être blessé par les détonations. Découvert par M. Dulong, en 1811, ce savant chimiste a été blessé deux fois en étudiant ce singulier composé.

Chlorure d'aluminium. Déliquescent, incolore, styptique, s'obtient en traitant l'alumine en gelée par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de barium. Très-âcre, vénéneux, cristallise en prismes à 4 pans fort larges, et se liquéfie au feu sans éprouver d'altération. On obtient le chlorure de barium en chauffant, pendant une heure, un mélange à parties égales de chlorure, de calcium et de sulfate de baryte : ces deux corps se décomposent réciproquement par la fusion; le résidu, composé de sulfate de chaux et de chlorure de barium, est délayé dans suffisante quantité d'eau, et filtré; on évapore lentement, et le chlorure de baryum cristallise par refroidissement. On peut s'assurer de la présence de ce chlorure par l'acide sulfurique ou un sulfate soluble, qui forme sur-le-champ un précipité blanc pulvérulent de sulfate de

baryte, insoluble dans l'acide nitrique. On constate la présence du chlore qui y était uni, par un fil d'argent qui forme un précipité entièrement soluble dans l'ammoniaque.

Chlorure de bismuth. Incolore, caustique, d'une apparence onctueuse; ce qui lui a valu autrefois le nom de beurre de bismuth. Il s'obtient par le mélange du métal avec le sublimé corrosif, comme pour le chlorure d'arsenic; il distille à une chaleur bien au-dessous de la température rouge.

Chlorure de calcium. Amer, déliquescent, excessivement soluble dans l'eau, cristallise, mais difficilement, en prismes à 6 pans. Si on le soumet à l'action du feu, il perd son eau de cristallisation, et éprouve la fusion ignée... Lorsque l'on verse une solution de sous-carbonate de potasse dans le chlorure de calcium liquide, il se forme aussitôt une masse solide que les anciens chimistes avaient appelée *miraculum chimicum*. Le chlorure de calcium existe dans les vieux plâtras salpétrés, dans les eaux de la mer et de plusieurs fontaines. On l'obtient très-facilement en saturant l'acide hydro-chlorique par le carbonate de chaux. Si on veut l'avoir solide, il faut évaporer la liqueur jusqu'à pellicule, et faire cristalliser. Mais comme ce composé est d'un usage très-fréquent, on l'évapore ordinairement jusqu'à siccité, et on le conserve dans des vases bien bouchés.

Chlorure de cérium (proto-). Ce chlorure, dont la découverte est due à M. Laugier, se prépare de la manière suivante : On réduit en poudre la cérite, et on la fait bouillir avec un excès d'acide hydro-chlorique; tous les principes constituans se dissolvent, excepté la silice; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, pour chasser l'ex-

cès d'acide; on dissout ensuite dans l'eau, on filtre, et on y verse de l'ammoniaque. Par ce moyen, le fer et le cérium sont précipités à l'état d'oxides; ces oxides, recueillis sur un filtre et lavés, sont traités par une solution chaude d'acide oxalique : il en résulte de l'oxalate de fer soluble et de l'oxalate de cérium insoluble. On décompose celui-ci par le calorique, et on dissout dans l'acide hydro-chlorique; on fait évaporer, et on obtient un proto-chlorure de cérium qui est déliquescent et qui cristallise difficilement.

Chlorure de cérium (deuto-). Ce chlorure, qui est peu connu, s'obtient en faisant agir l'acide hydro-chlorique sur le deutoxide à la température ordinaire; le degré de l'ébullition est suffisant pour le décomposer.

Chlorure de chaux. C'est la combinaison du chlore avec le protoxide de calcium. Cette matière est fréquemment employée dans les arts. Elle possède la propriété décolorante du chlore, et donne un moyen de conserver ce corps plus long-temps et de le transporter plus commodément. On le prépare en faisant arriver le chlore gazeux à une espèce de chambre garnie de tablettes sur lesquelles sont disposés des fragmens de chaux. M. Clément conseille d'employer à sa préparation l'acide hydro-chlorique, qui est fréquemment perdu dans les fabriques de soude artificielle. Il faudrait le recueillir lorsqu'il est obtenu de l'hydro-chlorate de soude par l'acide sulfurique, et lui faire traverser une *cascade chimique* [1] qui

[1] M. Clément donne le nom de *cascade chimique* à un cylindre creux, dont la grosseur et la longueur varient selon les circonstances. On remplit ce cylindre de diverses matières, qui ordinairement n'ont pas d'action sur les corps qui doivent les traverser, mais qui cependant peuvent en avoir comme dans le cas que nous venons de citer. Ces corps servent à augmenter considérablement la surface du liquide ou du gaz qui doit la traverser.

contienne des fragmens de peroxide de manganèse; l'acide alors se décomposerait, et arriverait à l'état de chlore dans l'endroit où se trouverait la chaux.

Chlorure de carbone. Le chlore se combine en deux proportions avec le carbone. Le proto-chlorure est liquide, incolore, se vaporise à 74, et ne se décompose pas complètement à une température très-élevée. Il est insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles. La plupart des corps combustibles le décomposent, mais à des températures diverses. Le chlore le transforme en per-chlorure. On l'obtient en décomposant le deuto-chlorure par la chaleur. Le proto-chlorure de carbone est formé de 100 de chlore et de 17,39 de carbone, ou en volume de parties égales de chlore et de vapeur de carbone. Le deuto-chlorure est solide, cristallin, incolore, d'une odeur analogue à celle du camphre, dont il offre un peu l'aspect. Il fond à 160°, et ne se vaporise qu'à 182°. A une température plus élevée, il se décompose en formant du proto-chlorure. Il n'éprouve rien de la part du chlore; mais presque tous les corps combustibles le ramènent à l'état de proto-chlorure, ou le décomposent même tout-à-fait, si le corps que l'on fait agir a beaucoup d'affinité pour le chlore. Comme le précédent, il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles. On l'obtient en traitant l'hydro-carbone de chlore par le chlore, en exposant l'appareil au soleil. On sépare par l'eau l'acide hydro-chlorique qui se forme du deuto-chlorure qui se précipite. Le deuto-chlorure de carbone

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

est formé de 100 de chlore et de 11,59 de carbone, ou de 2 volumes de vapeur de carbone et 3 volumes de chlore. Aucune de ces deux chlorures n'existe dans la nature.

Chlorure de chrôme. Vert, très-soluble dans l'eau. S'obtient en traitant le protoxide de chrôme hydraté par l'acide hydro-chlorique ; car l'acide est absolument sans action sur le protoxide sec. En versant de l'acide chromique dans de l'acide hydro-chlorique, il y a formation d'eau et de chlorure de chrôme ; ce procédé est même préférable.

Chlorure de cobalt. Bleuâtre, déliquescent, astringent, à peine cristallisable, très-soluble dans l'eau. Sa dissolution concentrée est bleue lorsqu'elle est chaude ; mais si elle est étendue d'eau, elle est rose à toutes les températures, ce qui explique parfaitement les phénomènes qui se passent dans l'emploi de l'encre de sympathie. Il se prépare de la même manière que le nitrate de cobalt. Voy. *Bleu de Thénard.*

Chlorure de columbium. Presque inconnu. Se prépare en traitant l'acide colombique par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de cuivre (proto-). Composé blanc, passant, par son contact avec l'air, à la couleur verte plus ou moins prononcée. Pour l'obtenir, on mêle parties égales de cuivre très-divisé, et de deutoxide de cuivre. On les mêle intimement, et on introduit le mélange dans un flacon contenant de l'acide hydro-chlorique, puis on évapore avec beaucoup de précaution.

Chlorure de cuivre (deuto-). Bleuâtre, d'une saveur styptique, cristallisant en aiguilles. Exposé à l'action du feu, il laisse dégager de l'eau, du chlore, et il

passe à l'état de proto-chlorure ; il est déliquescent. C'est en traitant le deutoxide de cuivre par l'acide hydro-chlorique que l'on prépare ordinairement ce chlorure. Si on ajoute à sa dissolution un excès d'acide hydro-chlorique, sa couleur prend une couleur vert-gazon.

Chlorure d'étain (proto-). Blanc, très-astringent, plus soluble à chaud qu'à froid, cristallise en petites aiguilles ; il enlève l'oxigène à une foule de composés. Mis en contact avec l'air, sa dissolution se trouble, et il se forme du deuto-chlorure et du deutoxide d'étain. Les acides molybdique, chromique, arsenique, sont précipités l'état d'oxide par la même dissolution. Elle précipite à l'état métallique les chlorures d'or, de mercure, en passant à l'état de deuto-chlorure. On obtient le proto-chlorure d'étain en traitant l'étain en grenaille par l'acide hydro-chlorique liquide ; il se dégage de l'hydrogène, et le chlore s'unit au métal. On fait évaporer la dissolution, et elle cristallise par le refroidissement. Ce composé est vénéneux et très-employé dans les arts.

Chlorure d'étain (deuto-). Liquide, transparent, limpide, volatil et d'une odeur insupportable. Exposé à l'air, il répand une fumée épaisse en absorbant l'eau de l'atmosphère. Mis en contact avec l'eau, il s'en empare avec avidité, cesse de fumer, et peut cristalliser en petites aiguilles blanches styptiques. On l'obtient, soit en faisant passer un excès de chlore dans une solution de proto-chlorure, et en concentrant la liqueur par l'évaporation, soit en amalgamant 1 partie de mercure et 3 parties d'étain, en pulvérisant l'amalgame et le mêlant intimement avec son poids de sublimé corrosif, introduisant ensuite ce mélange dans une cornue munie d'un récipient entouré de linges mouillés. Comme il est très-vo-

latil, il ne faut que quelques charbons pour sa distillation. Le deuto-chlorure d'étain a été découvert par Libavius ; d'où lui est venu le nom de *liqueur fumante de Libavius*. MM. Pelletier, Cadet, Proust et Davy ont étudié successivement ce composé.

Chlorure de fer. Verdâtre, styptique, très-soluble, cristallise facilement. Desséché et exposé à l'action du feu dans une cornue de grès, il se sublime en petites paillettes blanches. L'air agit sur le chlorure de fer à peu près comme sur le sulfate. On peut obtenir ce chlorure en mettant, dans un canon de fusil, du fer en limaille, en faisant passer sur le fer porté à la chaleur rouge, par l'une des extrémités, un courant de chlore sec, et en adaptant à l'autre bout une allonge percée d'un petit trou; c'est dans cette allonge que vient se rendre le chlorure de fer; en mêlant le chlorure de fer avec de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, on obtient un composé volatil, jaunâtre, qui portait autrefois le nom de *fleurs martiales*; ce n'est qu'un mélange intime d'hydro-chlorate de la même base et de chlorure d'ammoniaque.

Chlorure de glucinium. Incolore, cristallisable, très-soluble, et d'une saveur sucrée. S'obtient en traitant le carbonate de glucine par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure d'iode. Composé déliquescent, dont une partie est d'un jaune clair, et l'autre d'un rouge orangé. Le chlorure d'iode décompose l'eau en la transformant en acide hydro-chlorique et en acide iodique, si le composé est jaune, et iodique ioduré, s'il est rouge. L'iode se combine promptement au chlore, et il y a dégagement de beaucoup de chaleur. (Voy. le Mémoire de M. Gay-Lussac sur ce chlorure, Annales de chimie, tome XCI, page 48.)

Chlorure d'iridium. Ce chlorure n'est pas connu dans son état de pureté. Il est toujours uni à l'hydro-chlorate d'ammoniaque ou au chlorure de potassium. Pour se le procurer combiné avec le chlorure de potassium, il suffit de calciner dans un creuset de platine l'iridium en poudre avec 2 fois sonpoids de nitrate de potasse. On lessive ensuite ce produit, et on dissout le résidu dans l'acide hydro-chlorique. Ce double chlorure présente plusieurs phénomènes peu connus. Lorsqu'on le dissout, il est d'abord bleu; mais si on le fait bouillir avec un acide, il passe successivement au vert, au violet et au rouge. Voyez, pour plus de détails, le Mémoire de M. Vauquelin à ce sujet.

Chlorure de lithium. Incristallisable, déliquescent. S'obtient en traitant le sous-carbonate de lithine par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de magnésium. Incristallisable, amer, très-soluble. S'obtient comme le précédent. Ce chlorure se décompose au feu. M. Gay-Lussac a fait connaître un procédé pour s'en procurer un autre que le feu le plus violent ne saurait altérer. Il consiste à introduire dans un tube de porcelaine de la magnésie, et à y faire passer un courant de chlorure desséché; tout l'oxigène se dégage, et la combinaison se fait assez promptement.

Chlorure de manganèse. Blanc, styptique, très-soluble, déliquescent, cristallise par évaporation spontanée. S'obtient en traitant le peroxide de manganèse par un excès d'acide hydrochlorique.

Chlorure de mercure (proto-). Blanc, insipide, volatil, cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides à 4 pans. Exposé à l'air, au bout d'un certain temps, il jaunit et finit par noircir. Il est tout-à-

fait insoluble dans l'eau et l'acide hydro-chlorique; le chlore le dissout en le faisant passer à l'état de deuto-chlorure. Si on verse de l'ammoniaque, ou une solution de soude ou de potasse sur le proto-chlorure de mercure, il prend de suite une couleur noire. Ce composé est indécomposable au feu; mais l'action simultanée de l'eau et du charbon le transforme en mercure métallique, tandis que l'acide hydro-chlorique, formé par la décomposition de l'eau, se dégage. Il existe plusieurs procédés pour préparer le proto-chlorure de mercure. Les plus employés sont les suivans : 1° On verse une solution concentrée de chlorure de sodium dans une autre de proto-nitrate de mercure; il se fait aussitôt un précipité de proto-chlorure de mercure, qui portait autrefois le nom de *précipité blanc*. 2° En mêlant intimement par trituration 1 partie de sublimé corrosif, qu'on humecte légèrement avec 1 partie de mercure métallique, et soumettant ensuite ce mélange à la sublimation. 3° On fait un mélange de proto-sulfate de mercure et de chlorure de sodium, comme pour le sublimé corrosif, puis on procède à la sublimation dans un matras à fond plat : cette dernière méthode est la plus suivie.

Le proto-chlorure obtenu par tous ces procédés contient toujours un peu de sublimé corrosif qui se forme pendant l'opération; par conséquent on doit le laver à l'eau bouillante pour l'en débarrasser. Ce composé portait autrefois les noms de *mercure doux*, *mercure sublimé doux*, *aquila alba*, *panacée mercurielle*, *calomel*, *calomelas*, *draco mitigatus*, etc.

Chlorure de mercure (deuto-), ou sublimé corrosif. Blanc, cristallisable, soluble, d'une saveur styptique fort désagréable; traité par le phosphore, il est décomposé, il se forme du chlorure de phosphore, et le mercure est revivifié. Le charbon ne lui fait éprouver aucune altération même à une haute température. L'alcool, l'éther, le dissolvent avec facilité à la température ordinaire. Il se dissout dans 3 fois son poids d'eau bouillante, et cristallise par refroidissement en belles aiguilles satinées; l'ammoniaque détermine toujours, dans sa solution, un précipité blanc; la potasse, la soude et la chaux y occasionent un précipité briqueté qui ensuite devient jaune si l'alcali domine. Parties égales d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de deuto-chlorure de mercure, sublimés ensemble dans une fiole, donnent un composé qui se sublime facilement, et pour résidu, un autre beaucoup plus difficile à vaporiser. Ces deux composés ne diffèrent l'un de l'autre que par leurs principes constituans : le plus volatil, qui est un deuto-chlorure ammoniacal, était connu anciennement sous le nom de *sel alembroth*, sel de la sagesse : l'un ou l'autre de ces composés sont plus solubles dans l'eau que le sublimé corrosif. Il y a plusieurs procédés pour préparer ce deuto-chlorure; mais le plus usité est le suivant : on fait agir 5 parties d'acide sulfurique sur 4 de mercure, à l'aide de la chaleur, et l'on chauffe jusqu'à ce que le tout soit réduit à 5 parties; alors on mêle ce deuto-sulfate-acide avec 4 parties de chlorure de sodium pulvérisé, et 1 partie de peroxide de manganèse; au bout de quelques jours, on introduit 3 livres du mélange dans des petits matras, à fond plat, que l'on place sur un banc de sable; on les entoure de sable jusqu'à la naissance du col; on recouvre l'ouverture avec une petite capsule de verre, et on chauffe. La sublimation s'opère par suite de la réaction du peroxide de manganèse et

du chlorure de sodium, par le sulfate de mercure. Il se forme une masse blanche très-pesante sur les parois du vase : l'opération dure de 15 à 18 heures : il faut avoir soin de faire rougir le fond du bain de sable vers la fin, pour donner au sublimé, par un commencement de fusion, une plus grande densité.

Chlorure de molybdène. S'obtient de la même manière que le chlorure de columbium.

Chlorure de nickel. Vert-gazon quand il est hydraté, et vert-jaunâtre à l'état sec, très-soluble, sucré... Suivant M. Lassaigne, ce chlorure, chauffé fortement dans une cornue, se sublime en partie à l'état de deutochlorure insoluble, d'un jaune d'or, et le résidu fixe est un sous-chlorure ; se prépare de la même manière que le nitrate de nickel.

Chlorure d'or (deuto-). Jaune pâle, d'une saveur métallique très-désagréable, cristallise en prismes quadrangulaires. Suivant M. Vogel, desséché dans le vide, il devient vert. Soumis à l'action du feu, il se transforme en proto-chlorure, et finit par laisser dégager tout le chlore, et se réduit, il est très-soluble dans l'eau ; dissous dans ce liquide ; il est d'un jaune d'or ; il tache toutes les substances végétales et animales en rouge pourpre. Presque tous les métaux des 5 premières sections en opèrent la décomposition, ainsi que l'hydrogène, l'éther, les huiles, les acides sulfureux, phosphoreux, etc. Plusieurs sels réduisent le chlorure d'or ; le proto-sulfate de fer possède surtout cette propriété. Le proto-chlorure d'étain le réduit aussi, en le précipitant d'une belle couleur poupre connue sous le nom de *précipité pourpre de Cassius*. MM. Pelletier, Duportal, Vauquelin, Proust et Oberkampf ont fait des observations très-intéressantes

sur la manière dont les alcalis, le chlorure d'étain, le proto-sulfate de fer se comportent avec le chlorure d'or. Les alcalis versés dans une solution de ce chlorure, précipitent l'or à l'état oxidé ; mais si la dissolution est acide, il se forme un chlorure triple, quoique M. Figuier en ait contesté l'existence. Lorsqu'au lieu de potasse ou de soude, on verse de l'ammoniaque dans sa solution, il se précipite des flocons jaunes-rougeâtres. Ces flocons bien lavés constituent l'or fulminant. On obtient le chlorure d'or en traitant l'or en feuilles par l'eau régale, ou en faisant dissoudre cet or en feuilles, dans une solution de chlore, et évaporant convenablement la dissolution.

Chlorure de palladium. D'un brun fauve, cristallise difficilement. Ce composé forme, avec la potasse et la soude, des chlorures triples qui jouissent de la propriété de cristalliser. Le proto-sulfate de fer réduit sur-le-champ le chlorure de palladium. On l'obtient en dissolvant le palladium dans l'eau régale. Ce chlorure a été étudié surtout par MM. Vauquelin et Wollaston.

Chlorure de platine. D'un jaune orangé, d'une saveur styptique, assez soluble dans l'eau, et se comportant au feu comme le chlorure d'or. Lorsque dans une solution de chlorure de platine, on verse ou de la potasse ou de l'ammoniaque, il se forme un composé triple, à moins que la dissolution ne soit trop étendue. Si on emploie de la soude, il se forme aussi un chlorure triple ; mais, étant très-soluble, il reste dans la liqueur. Ces différens chlorures doubles sont indécomposables à froid, par l'alcali qui entre dans leur composition. Le chlorure de platine n'est pas aussi réductible que celui d'or ; car le proto-sulfate de fer et le proto-chlorure d'étain ne le

précipitent pas. On l'obtient en traitant le platine en éponges par l'eau régale.

Chlorure de phosphore (proto-). Liquide, incolore, transparent, plus pesant que l'eau, fumant et très-caustique; rougit la teinture de tournesol, mais n'a pas d'action sur le papier bien sec qui en est teint. Mis en contact avec l'eau, il la décompose rapidement, et se transforme en acides hydro-chlorique et phosphoreux. Il s'obtient comme le deuto-chlorure, si ce n'est que l'on suspend l'opération dès que la liqueur se trouble, en laissant déposer du deuto-chlorure. On le distille à une douce chaleur pour l'en séparer. M. Davy propose aussi un procédé qui consiste à ajouter 1 partie de phosphore sur 7 de deuto-chlorure. Le proto-chlorure de phosphore a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard. M. Dulong, qui a fait un long travail sur les chlorures, le regarde comme formé de 100 de phosphore et 327,6 de chlore.

Chlorure de phosphore (deuto-). Solide, niviforme, très-volatil, mais beaucoup moins que le précédent; colore en rouge le papier de tournesol. Il cristallise en prismes transparens. L'oxigène le décompose à la chaleur rouge. Il en est de même de l'hydrogène et des métaux. Il décompose l'eau très-promptement, et se change aussitôt en acides phosphorique et hydro-chlorique. Le deuto-chlorure s'obtient en faisant arriver dans un petit matras contenant du phosphore privé d'humidité, du chlore, jusqu'à ce que tout le phosphore se soit transformé en une matière blanche pulvérulente. Quelques chimistes ont regardé les chlorures de phosphore comme des acides, et ils leur ont donné le nom de chloro-phosphoreux pour le proto-chlorure et de chloro-phosphorique pour le deuto-chlorure. Quoi qu'il en soit, celui-ci forme avec l'ammoniaque un composé triple, fixe, insoluble et indécomposable par les alcalis, qui pourrait bien être un chloro-phosphate. Le deuto-chlorure de phosphore a été découvert par M. Davy.

Chlorure de plomb. Blanc, sucré, astringent, plus soluble à chaud qu'à froid, cristallise en prismes hexaèdres satinés. Soumis à l'action du feu, il se fond en une masse grisâtre appelée jadis *plomb corné*. A une chaleur rouge, il se volatilise sous forme de fumée fort épaisse. Tous les sulfates solubles le décomposent. Il suffit, pour obtenir ce chlorure, de traiter la litharge par l'acide hydro-chlorique bouillant, étendu de 5 à 6 fois son poids d'eau.

Chlorure de potassium. Incolore, amer, piquant, un peu deliquescent, cristallise en prismes à 4 pans, et décrépite au feu. On le rencontre dans quelques eaux, dans les végétaux et dans quelques humeurs animales. On l'obtient directement par l'acide hydro-chlorique et le sous-carbonate de potasse. On le connaissait autrefois sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius*.

Chlorure de rhodium. Ce composé est à peine connu. On l'obtiendrait facilement en traitant un des oxides de rhodium par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de sodium, *muriate de soude*, *sel marin*, *sel gemme*, etc. Transparent, cristallise en cube. Le sel marin a une saveur franche qui plaît à presque tous les animaux. Soumis à l'action du feu, il perd son eau d'interposition, et éprouve la fusion ignée au-dessus de la chaleur rouge, sans éprouver la moindre altération. Le sel marin est un des corps les plus répandus dans la nature. On l'y rencontre soit à l'état liquide ou de so-

précipitent pas. On l'obtient en traitant le platine en éponges par l'eau régale.

Chlorure de phosphore (proto-). Liquide, incolore, transparent, plus pesant que l'eau, fumant et très-caustique; rougit la teinture de tournesol, mais n'a pas d'action sur le papier bien sec qui en est teint. Mis en contact avec l'eau, il la décompose rapidement, et se transforme en acides hydro-chlorique et phosphoreux. Il s'obtient comme le deuto-chlorure, si ce n'est que l'on suspend l'opération dès que la liqueur se trouble, en laissant déposer du deuto-chlorure. On le distille à une douce chaleur pour l'en séparer. M. Davy propose aussi un procédé qui consiste à ajouter 1 partie de phosphore sur 7 de deuto-chlorure. Le proto-chlorure de phosphore a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard. M. Dulong, qui a fait un long travail sur les chlorures, le regarde comme formé de 100 de phosphore et 327,6 de chlore.

Chlorure de phosphore (deuto-). Solide, niviforme, très-volatil, mais beaucoup moins que le précédent; colore en rouge le papier de tournesol. Il cristallise en prismes transparens. L'oxigène le décompose à la chaleur rouge. Il en est de même de l'hydrogène et des métaux. Il décompose l'eau très-promptement, et se change aussitôt en acides phosphorique et hydro-chlorique. Le deuto-chlorure s'obtient en faisant arriver dans un petit matras contenant du phosphore privé d'humidité, du chlore, jusqu'à ce que tout le phosphore se soit transformé en une matière blanche pulvérulente. Quelques chimistes ont regardé les chlorures de phosphore comme des acides, et ils leur ont donné le nom de chloro-phosphoreux pour le proto-chlorure et de chloro-phosphorique pour le deuto-chlorure. Quoi qu'il en soit, celui-ci forme avec l'ammoniaque un composé triple, fixe, insoluble et indécomposable par les alcalis, qui pourrait bien être un chloro-phosphate. Le deuto-chlorure de phosphore a été découvert par M. Davy.

Chlorure de plomb. Blanc, sucré, astringent, plus soluble à chaud qu'à froid, cristallise en prismes hexaèdres satinés. Soumis à l'action du feu, il se fond en une masse grisâtre appelée jadis *plomb corné*. A une chaleur rouge, il se volatilise sous forme de fumée fort épaisse. Tous les sulfates solubles le décomposent. Il suffit, pour obtenir ce chlorure, de traiter la litharge par l'acide hydro-chlorique bouillant, étendu de 5 à 6 fois son poids d'eau.

Chlorure de potassium. Incolore, amer, piquant, un peu deliquescent, cristallise en prismes à 4 pans, et décrépite au feu. On le rencontre dans quelques eaux, dans les végétaux et dans quelques humeurs animales. On l'obtient directement par l'acide hydro-chlorique et le sous-carbonate de potasse. On le connaissait autrefois sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius*.

Chlorure de rhodium. Ce composé est à peine connu. On l'obtiendrait facilement en traitant un des oxides de rhodium par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de sodium, *muriate de soude*, *sel marin*, *sel gemme*, etc. Transparent, cristallise en cube. Le sel marin a une saveur franche qui plaît à presque tous les animaux. Soumis à l'action du feu, il perd son eau d'interposition, et éprouve la fusion ignée au-dessus de la chaleur rouge, sans éprouver la moindre altération. Le sel marin est un des corps les plus répandus dans la nature. On l'y rencontre soit à l'état liquide ou de so-

lution dans l'eau, soit à l'état solide ou de *sel gemme*.

Sel gemme. Existe dans un grand nombre de lieux, surtout en Pologne, en Moldavie, au pied des monts Krapack, où il occupe un rayon de plus de cent cinquante lieues. La Hongrie, la Transylvanie, l'Allemagne, la Suisse, l'Angleterre, l'Espagne, la Russie, l'Asie, l'Afrique et l'Amérique en possèdent aussi des mines mépuisables. On vient tout récemment d'en découvrir une en France, près de Vic, département de la Meurthe. C'est la seule que l'on connaisse dans ce royaume; mais elle est tellement riche, qu'elle seule pourrait suffire au besoin de toute l'Europe pendant plusieurs milliers d'années. Le sel gemme se trouve ordinairement au milieu des dépôts d'argile; tantôt il existe à une grande profondeur: tel est celui de Pologne, qui est à peu près à trois cents pieds au-dessous du niveau de la mer; tantôt sur le haut des montagnes, comme celui que l'on rencontre sur les Cordillères du Pérou; mais le plus ordinairement son gisement est au pied des hautes chaînes de montagnes. Le sel gemme est transparent; quelquefois il est coloré en bleu, en jaunâtre ou violacé; il suffit, pour le purifier, de le dissoudre et de le faire évaporer.

Sel marin. Se rencontre en si grande abondance dans les eaux de la mer, de certains lacs et de beaucoup de sources, que l'on tire un grand parti de ces eaux pour l'extraction d'une partie de celui qui est répandu dans le commerce. On fait usage de divers procédés, suivant les pays. Lorsque les eaux contiennent 14 ou 15 centièmes de sel, on l'extrait en concentrant ces eaux par le feu dans de vastes chaudières de fonte. Il se précipite pendant l'évaporation une matière formée de sulfate double de chaux et de soude, que les *sauniers* appellent *schlot*.

On sépare ce précipité, et on évapore le sel presque à siccité; on le fait égoutter et sécher. Dans les pays chauds, on a recours à la chaleur du soleil pour l'évaporation des eaux salées. A cet effet, on creuse sur le rivage des bassins tapissés d'argile, qu'on appelle *marais salins*. Le premier de ces bassins est un vaste réservoir qui reçoit l'eau d'un canal à l'aide d'une écluse; de là elle se distribue par une légère inclinaison dans d'autres bassins peu profonds et très-larges qui communiquent les uns avec les autres, de telle manière que l'eau avant d'y entrer parcourt une grande étendue. Aussitôt que l'eau diminue, on la remplace par de nouvelle. Quand elle est sur le point de cristalliser, ce que l'on distingue aisément à la teinte rougeâtre qu'elle prend, on la laisse déposer ses cristaux. De temps en temps on retire le sel, et on le met égoutter sur les bords des bassins, où il se dépouille des sels déliquescens. L'opération, que l'on commence en avril, est ordinairement terminée en septembre. En Normandie, on suit un procédé différent. On dresse une aire bien unie sur le rivage de la mer; on recouvre cette étendue de sable de manière à ce qu'elle puisse être baignée par l'eau des hautes marées. Les eaux s'étant écoulées, le sable se dessèche et se couvre d'efflorescences salines. On le lave avec de l'eau de la mer; on réitère plusieurs fois cette opération, et les eaux, qui se trouvent ainsi contenir beaucoup de sel, sont évaporées dans des chaudières de plomb. Dans le nord, on profite du froid pour l'extraction du sel, procédé fondé sur la propriété qu'a l'eau de se congéler à zéro quand elle est pure, et de ne congéler que bien au-dessous quand elle est chargée de sel. Ainsi en exposant dans un endroit qui offre beaucoup de surface l'eau de

la mer à un grand froid, on obtient d'une part de la glace et de l'eau fortement salée, qui, soumise à l'évaporation, ne tarde pas à donner du sel. A Lons-le-Saulnier, on évapore l'eau des sources salées dans des bâtimens de graduation où l'eau est élevée par le moyen de pompes et versée sur des fagots; en les traversant, elle se divise à l'infini, et se concentre en raison du courant d'air. Elle se rend dans un autre réservoir, où elle est reprise et versée de nouveau sur des fagots, jusqu'à ce qu'elle marque 25 degrés. L'eau concentrée de cette manière est évaporée comme ci-dessus. Le sel obtenu par tous ces procédés n'est pas très-pur; il contient des chlorures de calcium, de magnésium, dont on le débarrasse en le faisant cristalliser.

Chlorure de soufre. Liquide, brun, rougeâtre, très-volatil à la température ordinaire, d'une odeur piquante, désagréable, rougissant fortement la teinture de tournesol. Mis en contact avec l'air, il répand des vapeurs épaisses; agité avec l'eau, il y a une vive ébullition et dégagement de chaleur; un peu de soufre se dépose, et on obtient une dissolution d'acides sulfurique, sulfureux et hydro-chlorique. Il se compose de la même manière avec l'éther et l'alcool : le chlorure de soufre versé sur le mercure ternit la surface de ce métal, et il s'y forme une couche grisâtre, pulvérulente, de sulfure et de chlorure de mercure. On se procure le chlorure de soufre en faisant passer du chlore sec sur de la fleur de soufre que l'on place au fond d'une éprouvette, où le chlore arrive par le moyen d'un tube courbe. L'opération, qui est fort longue, n'est terminée que lorsque tout le soufre est disparu. C'est à M. Thomson que la science est redevable de cette découverte.

Chlorure de strontium. Incolore, âcre, irritant, soluble dans une fois et demie son poids d'eau froide, cristallise en longues aiguilles, qui, comme tous les fils de strontiane, colorent en pourpre la flamme des corps combustibles. Il s'obtient de la même manière que le chlorure de barium.

Chlorure de tellure. Incristallisable, incolore; sa solution, versée dans l'eau, laisse déposer un précipité blanc. On l'obtient en traitant le tellure par l'eau régale.

Chlorure de titane. Blanc, jaunâtre, incristallisable. On l'obtient en calcinant l'oxide de titane avec le sous-carbonate de potasse, et lessivant la masse avec soin pour enlever l'alcali, et faisant chauffer le résidu avec de l'acide hydro-chlorique concentré.

Chlorure de thorinium. Incristallisable. Ce chlorure évaporé devient insoluble et d'un blanc d'émail. Il s'obtient en dissolvant le carbonate de thorine dans l'acide hydro-chlorique.

Chlorure d'urane. Vert-jaunâtre, déliquescent, cristallise difficilement. S'obtient en traitant l'oxide d'urane par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure d'yttrium. Incolore, déliquescent, sucré, presque incristallisable. Se prend en gelée par l'évaporation. S'obtient en traitant le carbonate d'yttria par l'acide hydro-chlorique.

Chlorure de zinc. Blanc, styptique, émétique, déliquescent, volatil, d'une apparence grasse. Il s'obtient en dissolvant le métal dans l'acide hydro-chlorique, évaporant à siccité, et soumettant le résidu à la sublimation. Il était autrefois appelé *beurre de zinc*.

Chlorure de zircône. Incolore, styptique, très-

soluble, cristallise en petites aiguilles. S'obtient en traitant la zircône en gelée, par l'acide hydro-chlorique.

Cholestérates. Combinaison de l'acide cholestérique avec les bases. Tous les sels qui en résultent sont colorés ou en jaune ou en orangé. Les cholestérates de soude, de potasse et d'ammoniaque sont solubles et déliquescens; tous les autres, au contraire, sont insolubles. Tous les acides minéraux, excepté l'acide carbonique et la plupart des acides végétaux, décomposent les cholestérates.

Cholestérine. Nom que M. Chevreul a donné à la substance cristalline des calculs biliaires de l'homme. Cette matière est blanche, en écailles brillantes, insipide; se fond à 137°, et cristallise par refroidissement. L'alcool bouillant en dissout environ 18, et la laisse ensuite déposer. Distillée à feu nu, elle ne donne ni acide ni ammoniaque. Les alcalis ne donnent point de saveur avec la cholestérine; l'acide nitrique la convertit en acide cholestérique. On obtient cette substance en soumettant les calculs biliaires à l'action de l'alcool bouillant; par filtration et refroidissement, la cholestérine se sépare en belles écailles micacées, que l'on peut purifier par de nouvelles solutions.

Chrômates. Combinaison de l'acide chrômique avec les bases. Les sels qui résultent de cette union sont tous colorés. Les chrômates de la première section, pour la plupart, et ceux des quatre dernières se décomposent à une haute température. Il n'y en a qu'un petit nombre qui soient solubles. Les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, paraissent les décomposer tous à la température ordinaire. Les chrômates les plus connus sont les suivans :

Chrômate d'ammoniaque. S'obtient en traitant, à la température ordinaire, le chrômate de plomb par une dissolution de sous-carbonate d'ammoniaque, filtrant la liqueur, et la faisant évaporer convenablement.

Chrômate d'argent. D'un pourpre foncé, insoluble. S'obtient en décomposant le chrômate de potasse par le nitrate d'argent.

Chrômate de baryte. Insoluble, d'un jaune-pâle. S'obtient, comme le précédent, avec le nitrate de baryte et le chrômate de potasse.

Chrômate de chaux. Soluble, cristallisable, jaune. Se prépare en traitant l'hydrate de chaux par le chrômate de plomb.

Chrômate de mercure. Rouge, insoluble. S'obtient comme le chrômate d'argent.

Chrômate de plomb. D'un jaune très-brillant à l'état neutre et d'une belle couleur orangée à l'état de sous-sel. On l'obtient en versant une solution de chrômate de potasse dans de l'acétate neutre de plomb si on veut l'avoir jaune, et dans du sous-acétate de plomb si on désire l'avoir orangé.

Chrômate de potasse. Sel en prismes rhomboïdaux, d'un jaune citron, d'une saveur amère désagréable. Soumis à une haute température, un peu d'acide le décompose et il prend une teinte verte en se liquéfiant. Le chromate de potasse est très-soluble dans l'eau, et très-peu dans l'alcool. La potasse peut se combiner avec un excès d'acide chrômique, et le sel au lieu d'être jaune est d'un orangé très-intense. Il cristallise en larges tables rectangulaires, est inaltérable à l'air et beaucoup moins soluble que le chrômate neutre. Pour obtenir ces deux chrômates de potasse, on prend une partie de mine de chrôme en poudre fine et une partie de sel de

nitre. On en remplit un creuset aux trois-quarts ; on le place dans un fourneau à réverbère, et on le chauffe fortement pendant deux heures. Le nitrate de potasse se décompose ; il en résulte un dégagement de deutoxide d'azote, et formation de chrômate de potasse mêlé avec de l'oxide de fer et les autres substances qui faisaient partie du minérai. On traite par l'eau la matière jaunâtre, poreuse, qui reste dans le creuset ; on fait bouillir pendant un quart-d'heure, on filtre et on fait évaporer à moitié la liqueur ; alors on y ajoute de l'acide nitrique qui rend la liqueur orangée, et précipite en même temps la silice et l'alumine qui avait été dissoute par un peu d'alcali. La nouvelle liqueur étant filtrée une seconde fois, on y ajoute de l'alcali jusqu'à ce qu'elle devienne jaune; après quoi on la concentre convenablement, et tout le nitrate de potasse cristallise successivement. On concentre de nouveau, et le chrômate de potasse se cristallise à son tour. (Thénard.)

Chrômate de soude. Jaune, très-soluble, cristallise facilement ; il s'obtient comme celui de potasse, si ce n'est que l'on emploie le nitrate de soude au lieu du nitrate de potasse.

Chrômate de strontiane. Ressemble au chrômate de chaux et s'obtient de même.

Chrôme. Métal solide, fragile, d'un blanc grisâtre. Comme il est presque infusible, il n'a été obtenu qu'en masse poreuse. Sa pesanteur spécifique n'est pas bien connue. Le chrôme est inaltérable à l'air, mais à la température rouge, il absorbe l'oxigène. Sa cohésion est si forte qu'il n'est attaqué par aucun acide. Le soufre, le phosphore et le chlore sont les seuls corps combustibles, non métalliques, qui aient été unis avec ce métal.

C'est à M. Vauquelin que l'on doit la découverte du chrôme ; il la fit en analysant le chrômate de plomb de Sibérie. M. Klaproth, Gmelin et Godon, n'ont fait que répéter ses expériences et n'y ont presque rien ajouté. Le chrôme n'existe dans la nature qu'à l'état de chrômate et d'oxide. C'est de son oxide qu'on l'extrait, en calcinant cet oxide avec du charbon à une température fort élevée. M. Laugier est le premier qui ait observé le chrôme dans le fer natif et les aréolithes.

Chrysocolle. Nom que l'on donnait au Borax, à cause de son emploi pour souder l'or et les autres métaux.

Chyle. Liqueur animale, incolore, presque sans odeur ni saveur, plus pesante que l'eau, verdissant le sirop de violette. Abandonné à lui-même, le chyle se coagule à la manière du sang et se transforme en deux parties dont l'une est solide et l'autre liquide. Il s'en sépare quelquefois un peu d'huile qui se rassemble à sa surface. La partie liquide est entièrement semblable au serum du sang ; elle tient en suspension un corps gras soluble dans l'alcool et insoluble dans les alcalis. La partie solide ou caillot est un mélange de matière grasse, de fibrine et de sérum. Voyez pour plus de détails les Mémoires de M. Vauquelin et les travaux du docteur Marcet.

Chyme. Le chyme est une matière pultacée, d'une odeur propre aux animaux qui l'ont fourni. Cette substance paraît se dissoudre dans l'acide acétique, ne point contenir de gélatine, et contenir au contraire une certaine quantité d'albumine. L'analyse du chyme de l'homme n'a point encore été faite ; celui des autres animaux n'est pas non plus très-connu ; cependant, Spal-

lanzani, Scopoli, John, etc., ont étudié alternativement la nature du chyme. M. le docteur Marcet, qui récemment s'est occupé de l'analyse du chyle de la poule d'Inde, a obtenu des résultats un peu plus satisfaisans. (Voyez Ann. de Chim. phys.)

Chymie. Voy. *Chimie.*

Cinchonin, cinchonine. Substance végétale, alcaline, blanche, translucide, cristalline, très-peu soluble dans l'eau chaude, presque insoluble dans l'eau froide; sa saveur est légèrement amère; mais elle est fort prononcée lorsqu'elle est dissoute dans un acide. Le feu en décompose une partie et volatilise l'autre. La cinchonine ramène au bleu le tournesol rougi par un acide, et forme, avec les acides, des combinaisons parfaitement neutres. M. Duncan, à Édimbourg, est parvenu le premier à obtenir une substance cristalline des quinquinas: Gomez décrivit cette substance sous le nom de *cinchonin*, et M. Laubert entreprit ensuite des recherches sur cette même substance qu'il obtint assez pure; mais il était réservé à MM. Labillardière, Pelletier et Caventou, d'y constater la propriété alcaline, et ils reconnurent les premiers, que cette substance était analogue à la morphine. Ces deux derniers entreprirent l'étude des quinquinas, et y découvrirent deux bases salifiables organiques qu'ils appelèrent, l'une *cinchonine*, et l'autre *quinine*. Il paraît qu'elles existent simultanément dans tous les quinquinas; que le rouge contient autant de l'une que de l'autre; que le gris ne contient guère que de la cinchonine, et que le jaune ne renferme, pour ainsi dire, que de la quinine. Pour obtenir la cinchonine, on fait bouillir le quinquina gris réduit en poudre; dans de l'acide hydro-chlorique étendu, la liqueur filtrée est

portée à l'ébullition; on y ajoute un excès de chaux délitée; on filtre de nouveau, on lave bien le dépôt, et on le traite par l'alcool bouillant qui dissout toute la cinchonine; on fait évaporer et cristalliser. Elle est ordinairement colorée; alors on en forme un sel que l'on purifie par le charbon animal, et on en extrait ensuite la base du nouveau sel.

Cinabre. Nom que portait jadis le sulfure de mercure. (Voy. ce mot.)

Cinabre d'antimoine. Quelques anciens chimistes avaient donné ce nom au sulfure de mercure qu'ils obtenaient en distillant un mélange de sulfure d'antimoine et de sublimé corrosif. On conçoit facilement ce qui se passait dans cette opération: le proto-chlorure d'antimoine se rendait dans le récipient comme le plus volatil, et le sulfure de mercure se sublimait ensuite. Voy. *Sulfure de mercure.*

Cire. La cire pure est solide, blanche, insipide, inodore; elle entre en fusion à 68°, se dissout un peu à chaud dans l'éther et l'alcool, et se précipite à froid. Les huiles essentielles et les huiles grasses la dissolvent en toute proportion. Quelques chimistes, et particulièrement M. John, pensent que la cire est formée, comme les autres corps gras, de deux principes différens.

La cire est une substance très-répandue dans la nature; on la rencontre à la surface des feuilles des végétaux, dans le pollen des fleurs: beaucoup d'arbres en produisent abondamment, tels que les *myrica*, le *galeceroxylon andicola*, et plusieurs arbres dont les baies ou les chatons en sont presque couverts.

Puisque la cire est si répandue, il est tout naturel de croire que celle que l'on retire des abeilles n'est point

formée par ces insectes, mais bien un produit de la nature : cependant ce n'est pas l'opinion de M. Huber qui prétend que des abeilles nourries avec du sucre, produiraient également de la cire. Toutes ces différentes espèces de cires dont nous venons de parler, ne sont probablement pas identiques, quoiqu'on les emploie aux mêmes usages.

Citrates. Combinaison de l'acide citrique avec les bases salifiables. Tous les citrates se décomposent au feu, de la même manière que les tartrates. Parmi les citrates connus : il n'y a que ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie, de strontiane et de fer qui soient solubles. Les autres sont ou insolubles ou presque insolubles; mais ils se dissolvent parfaitement dans un excès d'acide; tous sont le produit de l'art. Ceux qui sont solubles s'obtiennent directement, et les autres par double décomposition. D'après M. Berzélius, dans les citrates, l'oxigène de l'oxide est à la quantité de l'acide comme 1 à 7,277. Tous ces sels sont sans usage, excepté le citrate de chaux dont on extrait l'acide citrique.

Cloche. Instrument de verre ou de cristal, creux, cylindrique, ouvert à sa base, arrondi et entièrement fermé à sa partie supérieure qui est terminée par un bouton. Il y a des cloches qui, au lieu de porter un bouton à la partie supérieure, sont garnies d'un robinet en cuivre; d'autres sont graduées en un nombre de degrés égaux. Ces différentes espèces de cloches sont d'un usage fréquent en chimie, soit pour recueillir des gaz, soit pour les transvaser ou les mesurer.

Cobalt. Métal solide, dur, cassant, magnétique, ductile à chaud; son grain est fin et serré; sa couleur est moins éclatante que celle de l'étain; sa densité paraît être de 8,5384 : sa cristallisation n'est pas encore connue. Le cobalt fond à environ 130 du pyromètre de Wedgwood. Il n'a aucune action sur le gaz oxigène, mais à une température élevée, il se combine avec ce gaz, et donne lieu à un oxide. Parmi les corps combustibles, il n'a même été uni qu'au soufre, au chlore, au phosphore et au sélenine. Les acides sulfurique et hydro-chlorique le dissolvent avec dégagement d'hydrogène : on ne l'a encore allié qu'à un petit nombre de métaux. Ce métal a été obtenu, pour la première fois, par *Brandt*, chimiste suédois.

C'est de la mine de Timabéry qu'on extrait le cobalt : on en retire le cobalt à l'état d'oxide, et on le chauffe fortement dans un creuset brusqué. M. Laugier l'a obtenu de la même manière, en employant l'oxalate de cobalt.

Cohésion. Voy. *Attraction*.

Colcothar. Nom que l'on donnait autrefois au tritoxide de fer, que l'on obtenait par la décomposition à feu nu du sulfate de fer.

Colle d'os, colle forte, colle de poisson. Voy. *Gélatine*.

Colombates. Combinaison de l'acide colombique avec les bases salifiables. Ces sels, dont la découverte est due à M. Hatchett, sont à peine connus; il n'y a guère que celui de potasse sur lequel nous ayons quelques notions; il est âcre, d'une saveur désagréable, cristallise en écailles brillantes comme l'acide borique; il est inaltérable à l'air et très-peu soluble dans l'eau. Il s'obtient en faisant bouillir un excès d'acide colombique avec de la potasse caustique. Les acides forts décomposent les colombates en s'emparant de leur base et en précipitant l'acide colombique. Aucun d'eux n'est employé.

Colombium. Métal d'un gris foncé, ressemblant un

peu au fer ; réduit en poudre, il devient presque brun. Le feu le plus violent ne fait que l'agglutiner, il a alors assez de dureté pour rayer le verre. Le colombium est inattaquable par tous les acides. Il ne peut se combiner à l'oxigène qu'en une seule proportion ; il forme un oxide blanc jouissant de propriétés acides qui a reçu le nom d'*acide colombique*. On obtient ce métal en chauffant l'acide colombique avec le charbon à la plus haute température. La découverte du colombium est due à M. Hatchett ; il la fit en analysant un minérai de fer et de manganèse venant d'Amérique ; il lui donna ce nom en l'honneur de Christophe Colomb. Quelque temps après, M. Eckeberg, en analysant des minéraux récoltés en Finlande, trouva l'oxide d'un nouveau métal qu'il nomma *Tantale*, à cause de son insolubilité dans les acides. Les propriétés du colombium et du tantale attirèrent l'attention de M. Wollaston qui, s'étant procuré des minéraux d'Amérique et de Finlande, reconnut que ces deux prétendus métaux étaient identiques.

Combinaison. Voy. *Attraction*.

Combustion. La combustion est le phénomène qui se passe lorsque l'oxigène se fixe sur un corps combustible. Tous les corps simples jouissent de la propriété de s'y unir ; ils sont donc tous susceptibles de se brûler, et sont tous pour cette raison des corps combustibles. Lorsqu'un corps se brûle, ou se combine avec l'oxigène, ce qui est la même chose ; il y a toujours dégagement de calorique, et quelquefois de lumière, mais jamais de lumière sans calorique. Avant l'illustre Lavoisier, on s'imaginait que lorsqu'un corps brûlait, il se dégageait un principe invisible et insaisissable que les chimistes du temps nommaient *phlogistique*. Toutes les fois que ce principe se dégageait d'un corps, il cessait d'être combustible ; toutes les fois au contraire qu'il était absorbé, le corps devenait combustible. Cette théorie, quoique entièrement erronée, ne mérite pas moins d'être mise au rang des grandes découvertes, et fera toujours beaucoup d'honneur à Sthaal, qui en est l'auteur. Il s'en faut cependant que la théorie de la combustion qui a remplacé celle de Sthaal soit à l'abri d'objection, et l'on paraît même porté à croire maintenant que la combustion dépend de la combinaison des deux fluides électriques. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'un charbon placé dans le vide et mis en communication avec les deux pôles d'une pile, ne tarde pas à devenir incandescent. Donc il peut y avoir combustion sans oxigène, donc cette théorie de la combustion ne vaut rien, ou elle doit au moins subir des modifications. Voyez, pour plus de détails, le Mémoire de MM. Dulong et Petit, Annales de Chimie et de Physique.

Concentration. La concentration est une opération à l'aide de laquelle on rapproche les particules des corps par la soustraction d'une substance surabondante. Ainsi, par exemple, on concentre l'acide sulfurique en évaporisant une portion de l'eau qui l'affaiblit ; une dissolution saline se concentre de la même manière ; le vinaigre se concentre par la gelée, d'où il suit que la concentration s'effectue de plusieurs manières.

Condensation. On entend par ce mot le rapprochement que l'on fait éprouver aux particules d'un corps de manière à leur faire occuper un espace moindre, sans que la pesanteur du corps n'éprouve ni augmentation ni diminution.

Corne. Substance formée, d'après les analyses de

M. Vauquelin, de mucus desséché et d'une petite quantité d'huile et de gélatine.

Cornue. Vaisseau distillatoire, dont le col est recourbé et tourné en un cylindre creux. On distingue trois parties dans une cornue ; la partie inférieure, qui est appelée *panse ;* la partie supérieure, qui porte le nom de *voûte ;* et la partie recourbée, qui prend le nom de *col*. Il y a des cornues dont la voûte est percée, et bouche hermétiquement avec un bouchon. Ces dernières sont dites cornues *à tubulures* ; il y en a en verre, en cristal, en platine, en argent, en fer, en plomb, en porcelaine et en grès.

Corps combustibles. Les corps combustibles simples sont des corps qui jusqu'ici ont résisté à tous nos moyens d'analyse, et qui ont la propriété, en se combinant à l'oxigène, de former soit des acides, soit des oxides. Dans l'état actuel de nos connaissances chimiques, nous en admettons cinquante-deux, y compris le fluore. Voyez notre article *Élémens*, où ces différens corps sont classés d'après l'ordre que M. Thénard leur a assigné, ordre fondé sur leur affinité plus ou moins grande pour l'oxigène. Nous indiquerons seulement ici la classification de M. Berzélius, qui range les corps simples de manière que l'un de ces corps soit positif à l'égard de celui qui le précède, et négatif à l'égard de celui qui le suit.

N° 1. Oxigène.
2. Soufre.
3. Azote.
4. Fluore.
5. Phosphore.
6. Sélénium.
7. Arsenic.
8. Molybdène.
9. Chrôme.
10. Tungstène.
11. Bore.
12. Carbone.
13. Antimoine.
14. Tellure.

15. Tantale.
16. Titane.
17. Silicium.
18. Osmium.
19. Hydrogène.
20. Or.
21. Iridium.
22. Rhodium.
23. Platine.
24. Palladium.
25. Mercure.
26. Argent.
27. Cuivre.
28. Nickel.
29. Cobalt.
30. Bismuth.
31. Étain.
32. Zirconium.
33. Plomb.
34. Cérium.
35. Urane.
36. Fer.
37. Cadmium.
38. Zinc.
39. Manganèse.
40. Aluminium.
41. Yttrium.
42. Glucinium.
43. Magnésium.
44. Calcium.
45. Strontium.
46. Barium.
47. Sodium.
48. Potassium.

On voit par cette liste qu'il y manque le chlore et l'iode, qui doivent prendre place immédiatement après l'oxigène. Pour le thorinium et le lithinium, on ne sait encore trop où placer ces deux métaux présumés. Cette méthode, qui fait le plus grand honneur à son auteur, ne paraît cependant pas sans quelques petits inconvéniens, car il s'en faut beaucoup que le bismuth à l'égard du cobalt, l'argent à l'égard du cuivre, soient aussi positifs que le soufre l'est relativement à l'oxigène. Malheureusement toutes les observations à cet égard n'ont point encore été assez multipliées.

Coupellation. Opération qui a pour but de laisser écouler les oxides fondus à travers une espèce de petit creuset fait avec des os calcinés, et de retenir au contraire les métaux fondus. La coupelle remplit en quel-

M. Vauquelin, de mucus desséché et d'une petite quantité d'huile et de gélatine.

Cornue. Vaisseau distillatoire, dont le col est recourbé et tourné en un cylindre creux. On distingue trois parties dans une cornue ; la partie inférieure, qui est appelée *panse ;* la partie supérieure, qui porte le nom de *voûte ;* et la partie recourbée, qui prend le nom de *col*. Il y a des cornues dont la voûte est percée, et bouche hermétiquement avec un bouchon. Ces dernières sont dites cornues *à tubulures* ; il y en a en verre, en cristal, en platine, en argent, en fer, en plomb, en porcelaine et en grès.

Corps combustibles. Les corps combustibles simples sont des corps qui jusqu'ici ont résisté à tous nos moyens d'analyse, et qui ont la propriété, en se combinant à l'oxigène, de former soit des acides, soit des oxides. Dans l'état actuel de nos connaissances chimiques, nous en admettons cinquante-deux, y compris le fluore. Voyez notre article *Élémens*, où ces différens corps sont classés d'après l'ordre que M. Thénard leur a assigné, ordre fondé sur leur affinité plus ou moins grande pour l'oxigène. Nous indiquerons seulement ici la classification de M. Berzélius, qui range les corps simples de manière que l'un de ces corps soit positif à l'égard de celui qui le précède, et négatif à l'égard de celui qui le suit.

N° 1. Oxigène.
2. Soufre.
3. Azote.
4. Fluore.
5. Phosphore.
6. Sélénium.
7. Arsenic.
8. Molybdène.
9. Chrôme.
10. Tungstène.
11. Bore.
12. Carbone.
13. Antimoine.
14. Tellure.

15. Tantale.
16. Titane.
17. Silicium.
18. Osmium.
19. Hydrogène.
20. Or.
21. Iridium.
22. Rhodium.
23. Platine.
24. Palladium.
25. Mercure.
26. Argent.
27. Cuivre.
28. Nickel.
29. Cobalt.
30. Bismuth.
31. Étain.
32. Zirconium.
33. Plomb.
34. Cérium.
35. Urane.
36. Fer.
37. Cadmium.
38. Zinc.
39. Manganèse.
40. Aluminium.
41. Yttrium.
42. Glucinium.
43. Magnésium.
44. Calcium.
45. Strontium.
46. Barium.
47. Sodium.
48. Potassium.

On voit par cette liste qu'il y manque le chlore et l'iode, qui doivent prendre place immédiatement après l'oxigène. Pour le thorinium et le lithinium, on ne sait encore trop où placer ces deux métaux présumés. Cette méthode, qui fait le plus grand honneur à son auteur, ne paraît cependant pas sans quelques petits inconvéniens, car il s'en faut beaucoup que le bismuth à l'égard du cobalt, l'argent à l'égard du cuivre, soient aussi positifs que le soufre l'est relativement à l'oxigène. Malheureusement toutes les observations à cet égard n'ont point encore été assez multipliées.

Coupellation. Opération qui a pour but de laisser écouler les oxides fondus à travers une espèce de petit creuset fait avec des os calcinés, et de retenir au contraire les métaux fondus. La coupelle remplit en quel-

que sorte les fonctions d'un filtre ; à peine un oxide est-il en fusion, qu'il en pénètre les pores, tandis que le métal reste fixe sous forme hémisphérique, à peu près comme du mercure dans un vase. Cette opération se pratique surtout pour séparer les métaux qui sont oxidables par la chaleur d'avec ceux qui ne jouissent pas de cette propriété ; c'est pourquoi on en fait un fréquent usage dans les essais des monnaies d'or et d'argent, qui sont un alliage d'argent et de cuivre, ou de cuivre et d'or.

Couperoses. Sous ce nom on désignait autrefois les sulfates de zinc, de cuivre et de fer. Le premier était appelé couperose blanche ; le second couperose bleue, et le troisième couperose verte. Ces noms étaient tirés de la couleur que présentent ces trois sels.

Craie. Voy. *Carbonate de chaux.*

Crême de chaux. Les anciens chimistes donnaient ce nom à une pellicule blanche qui se formait à la surface de l'eau de chaux, qu'on laissait exposée à l'air. Ils s'imaginaient que c'était la partie la plus atténuée de la chaux qui venait se concréter à la superficie. Il est évident maintenant que nous connaissons la grande affinité de l'acide carbonique pour la chaux ; que cette substance n'est que du carbonate de chaux qui, à cause de son insolubilité, se précipite et finit par troubler la liqueur.

Creuset. Vase d'une forme conique ou triangulaire, dont on se sert, en chimie, pour exposer à l'action du feu beaucoup de substances solides. Il y en a en grès, en porcelaine, en fer, en argent, en platine, etc. On préfère ceux qui viennent de Hesse, parce qu'ils supportent un très-fort degré de chaleur sans se briser. Ces sortes de vases sont munis d'un couvercle de même nature.

Crême de tartre. On désigne encore quelquefois sous ce nom le tartrate acide de potasse. (Voy. ce mot.)

Cristal. Voy. *Verre.*

Cristal minéral. Nom du nitrate de potasse auquel on fait éprouver la fusion pour le couler en petites tablettes de diverses grandeurs. Quelques personnes sont dans l'usage d'y faire déflagrer, au moment de la fusion, une pincée de fleur de soufre. On emploie cette préparation en médecine de la même manière que le nitrate de potasse.

Cristallisation. Nom que l'on donne aux phénomènes qui se passent lorsque les particules simillaires des corps s'accolent en raison de leur cohésion attractive, pour donner naissance à un solide régulier nommé *cristal.* Pour que la cristallisation puisse s'effectuer d'une manière régulière, il faut satisfaire à plusieurs conditions afin que les cristaux soient bien isolés. Il faut d'abord que la dissolution ne soit pas trop concentrée, parce qu'elle laisserait déposer par le refroidissement une trop grande quantité du corps qu'elle contient. On obviera à cet inconvénient en consultant la solubilité des sels à chaud et à froid. Il arrive cependant que lorsqu'un sel est déliquescent, et par conséquent très-soluble à froid, on ne peut le faire cristalliser qu'en évaporant la liqueur presque à siccité. Il faut aussi employer une certaine quantité de matière saline, si l'on veut obtenir des cristaux un peu volumineux. La solution doit être placée dans un lieu tranquille. On doit encore éviter de se servir de vases qui soient attaquables par les sels. Pour se procurer une belle cristallisation, on fait dissoudre une certaine quantité d'un sel ; on fait évaporer suffisamment si le liquide, après l'avoir filtré de la solution, n'était pas

bien limpide ; et on le place dans un lieu tranquille. Dans l'espace de 24 heures, la cristallisation s'opère, on décante la liqueur par inclinaison, et cette eau restante est connue sous le nom d'*eau mère*. On laisse égoutter les cristaux, et on les conserve dans un vase à l'abri du contact de l'air. M. Leblanc a publié, dans le tom. LVI du Journal de physique, un procédé à l'aide duquel on obtient des cristaux fort gros. Il consiste à faire dissoudre à chaud une assez grande quantité de sel ; la liqueur cristallise en refroidissant, on décante l'eau mère, on la verse dans un vaisseau à fond plat, et on l'abandonne à elle-même, à la température ordinaire. Lorqu'il s'y est formé des cristaux isolés, on prend les plus réguliers, et on les met dans d'autres vaisseaux à fond plat avec de semblables eaux mères ; on les retourne chaque jour, afin qu'ils puissent grossir également par toutes leurs surfaces, et de temps en temps on les change de solution. Quand ils ont acquis un certain volume, on les place séparément dans un vase particulier où ils achèvent de s'accroître. M. Berzélius a observé que les cristaux, quels que soient d'ailleurs les procédés qu'on ait employés pour les obtenir, contiennent presque toujours une certaine quantité d'eau, qui existe soit à l'état libre, soit à l'état de combinaison. Pour cette raison, il désigne la première sous le nom d'*eau d'interposition*, et la seconde sous celui d'*eau de cristallisation*. Il y a très-peu de sels qui soient dans le premier cas : ce sont ceux qui décrépitent en les chauffant ; mais il y en a, au contraire, beaucoup dans le second. Tous les sels déliquescens et efflorescens en sont autant d'exemples. Il est quelques solutions, malgré leur degré de concentration, qui ne cristallisent pas ; mais si on les agite, elles laissent déposer à l'instant même une grande quantité de cristaux confus. Ce phénomène est dû à ce que l'agitation, en changeant la disposition des particules, les met dans une telle circonstance, que les surfaces qui doivent concourir à la formation d'un cristal, se trouvant en présence, finissent par s'accoler. Le nitrate d'argent est dans ce cas. Quant à la cristallisation de certains corps insolubles dans l'eau, ou même quelquefois solubles dans ce véhicule, elle s'opère en détruisant leur cohésion par la fusion ou la sublimation. C'est ainsi qu'en faisant fondre du soufre, du bismuth, etc., dans un creuset, laissant refroidir tranquillement jusqu'à ce qu'il se forme une croûte à la surface, et perçant ensuite cette croûte pour décanter la partie liquide, on obtient ces corps parfaitement cristallisés.

Cristaux de Vénus. Voy. *Acétate de cuivre*.

Crocus metallorum. On connaissait autrefois sous ce nom le foie d'antimoine.

Cucurbite. Nom de la partie inférieure d'un alambic. (Voy. ce mot.)

Cuir. Le cuir est la combinaison du tannin avec la peau : c'est ce qui constitue l'art du tanneur. Nous ne dirons que quelques mots de cet art qui est détaillé assez au long dans les Mémoires de M. Seguin et dans la chimie de M. Chaptal. On commence, quand il s'agit de tanner une peau, par la nettoyer et l'écorner, ensuite on la débourre, après l'avoir laissée macérer quelques jours dans une solution d'acide ou d'alcali. L'alcali dont on se sert est la chaux, et l'acide est de l'eau aigrie par un mélange de farine ou simplement de la jusée. Quelquefois on y ajoute de l'acide sulfurique. Quand elles ont été bien débourrées sur le chevalet, on les écharne, après leur avoir fait subir une macération dans l'eau courante,

pour les ramollir et enlever le reste de la chaux. Les peaux qui doivent être employées pour faire du cuir à œuvre, sont tannées de suite; mais celles qui sont destinées à faire des cuirs forts, comme des semelles, doivent subir une longue macération que les tanneurs appellent gonflement. Ce gonflement, qui a pour but d'ouvrir les pores, afin que la peau se combine avec une plus grande quantité de tannin, s'opère en les mettant, comme la première fois, dans de l'acide ou de l'alcali; ensuite les peaux sont plongées dans une eau où on a mis tremper quelques morceaux d'écorce de chêne. Enfin, l'on procède au tannage au moyen d'écorces réduites en poudre à l'aide de moulins. C'est dans de grandes fosses à fleur de terre que se pratique cette opération. Pour cela on stratifie, couches par couches, les peaux avec du tan que l'on arrose d'eau. Quand celui-ci est épuisé du principe tannant, on retire les peaux, et on renouvelle de temps en temps les couches de tan. L'opération du tannage exige au moins un an. Plusieurs chimistes ont recommandé d'autres procédés qui sont beaucoup plus prompts, et qui sont suivis par quelques praticiens.

Cuivre. Le cuivre est un métal d'un beau rouge, très-malléable, très-fusible, plus dur que l'argent, et le plus sonore des métaux. Il répand, lorsqu'on le frotte, une odeur particulière et nauséabonde. Lorsqu'il est fondu, sa pesanteur spécifique est de 7,7880. Il fond à 27° du pyromètre de Wedgwood. Il n'est pas volatil. Le cuivre n'éprouve aucune altération de la part de l'oxigène et de l'air sec; mais s'ils sont humides, sa surface se recouvre d'oxide ou de carbonate, suivant qu'il est exposé au contact de l'un ou de l'autre de ces fluides. Chauffé au rouge,

il s'oxide, et se recouvre d'écailles brunes. Ce métal peut s'allier avec presque tous les autres, et par cette raison les anciens chimistes, prétendant qu'il se prostituait, lui donnèrent le nom de *Vénus*. Le cuivre est connu dès la plus haute antiquité, et est, après le fer, le métal le plus employé. Il sert à faire un grand nombre d'ustensiles, à couvrir des édifices, à doubler les vaisseaux, etc. Combiné à l'or ou à l'argent, il forme nos monnaies et les ornemens d'or et d'argent; allié au zinc, il constitue le similor, le cuivre jaune; combiné à l'étain, il forme les cloches, les bouches à feu, etc. On le rencontre dans la nature sous plusieurs états différens : 1°. à l'état natif; 2°. à l'état de carbonate; 3°. à l'état de sulfure; 4°. à l'état d'oxide; 5°. à l'état de sulfate; 6°. à l'état d'arséniate; 7°. à l'état de phosphate. Mais il n'y a que les minerais de cuivre désignés par les minéralogistes sous les noms de cuivre natif, cuivre oxidé, les cuivres carbonatés bleu et vert, le cuivre sulfuré, le cuivre pyriteux, et enfin les cuivres gris argentifères, qui soient exploités. Rien de plus facile que d'obtenir le métal des trois premières espèces : il suffit de les fondre avec du charbon dans un fourneau à manche. Il n'en est pas de même des travaux métallurgiques du sulfure. En effet, on est obligé de griller le minerai jusqu'à 20 fois. Pour cela, on fait le grillage sous des hangars, pour dissiper une partie du soufre et oxider le cuivre et le fer. Quand ce premier grillage est terminé, on le concasse, on le grille une seconde fois, on répète ce grillage quelquefois 4 à 5 fois avant de fondre; alors on le traite par le charbon dans un fourneau à manche. Si la gangue ne contient pas assez de silice, on y en ajoute un peu, l'on chauffe convenablement, et on obtient dans le bassin de

réception un produit composé de cuivre, de fer et de soufre, que l'on appelle *matte*. La matte est concassée et grillée 10 à 12 fois, et fondue de nouveau comme précédemment. Il en résulte une nouvelle matte appelée *cuivre noir*, et des scories d'oxide de fer et de silice; on la grille encore une fois, et on la porte au fourneau d'affinage, dont la sole est couverte d'une brasque de charbon et d'argile. Les bassins de réception communiquent à volonté au bassin du fourneau. On met sur la brasque, couverte de paille, le cuivre, que l'on chauffe jusqu'à ce qu'il soit en fusion; alors on fait arriver le vent de deux forts soufflets à la surface du bain, pour oxider le fer et brûler le soufre. Quand on a tenu le bain en cet état pendant deux heures, on fait arriver le métal fondu, par portions, dans les bassins de réception; on jette dessus un peu d'eau, à l'aide d'un balai; la surface se fige et se couvre d'aspérités. Dans cet état, il porte le nom de cuivre de rosette. On enlève ensuite la croûte avec un ringard. Quand le cuivre contient assez d'argent pour être extrait avec avantage, on le fond dans le fourneau à manche, avec 3 parties de plomb, et on coule l'alliage en disques épais. Ces disques, appelés *pains de liquation*, sont chauffés légèrement; alors le plomb se fond et entraîne l'argent, que l'on sépare par la coupellation. On expose ensuite le cuivre à une plus forte chaleur, pour le faire resuer, et on le soumet à l'affinage.

Cuivre jaune. Voy. *Alliages*.

Cuves pneumatiques. Vaisseau en partie plein d'eau ou de mercure, qui est employé pour recueillir et transvaser les gaz : celle qui contient de l'eau porte le nom d'*hydro-pneumatique*, et l'autre est appelée cuve *hydrargiro-pneumatique*; la première sert à recueillir les

gaz qui ne sont point solubles dans l'eau, et la seconde à transvaser ceux qui y sont solubles.

Cyano-ferrures. Combinaison résultant de l'action de l'acide hydro-ferro-cyanique sur les oxides. Il en est de ceux-ci comme des cyanures simples; l'opinion des chimistes n'est pas fixée à leur égard.

Cyano-ferrure de barium. Petits cristaux jaunâtres, plus solubles à chaud qu'à froid. Il s'obtient, comme celui de potassium, en faisant chauffer l'hydrate de baryte avec le bleu de Prusse.

Cyano-ferrure de chaux. D'un jaune pâle, à peine cristallisable. S'obtient comme le précédent.

Cyano-ferrure de cobalt. D'un vert foncé quand il est humide, et d'un vert clair quand il est sec. S'obtient par double décomposition, en versant une solution de cyano-ferrure de potassium dans une autre de nitrate de cobalt.

Cyano-ferrure de cuivre. Insoluble, d'un pourpre foncé. Chauffé fortement, il donne de l'hydro-cyanate et du carbonate d'ammoniaque, de l'azote; et le résidu, qui est un carbure de fer et de cuivre, s'embrase à une faible température, par son contact avec l'air.

Cyano-ferrure de fer. Voy. *Bleu de Prusse*.

Cyano-ferrure de mercure. Composé insoluble que l'on obtient en versant une solution de cyano-ferrure de potassium dans une solution de sublimé corrosif. Par son contact avec l'air, il se décompose en cyanure et en bleu de Prusse.

Cyano-ferrure de plomb. Insoluble, blanc, pulvérulent. Par la chaleur, il se décompose à la manière des précédens, et donne pour résidu un composé de 1 atome de quadri-carbure de fer et de 2 atomes de quadri-carbure

de plomb. On l'obtient en versant une solution de cyano-ferrure de potassium dans de l'acétate neutre de plomb.

Cyano-ferrure de potassium. Ce composé est d'une couleur citrine assez belle, transparent, inodore, d'une saveur salée, légèrement amère. Soumis à une chaleur de 60°, il se fond dans son eau d'interposition et devient blanc; en élevant la température jusqu'au rouge, il éprouve la fusion ignée sans subir d'altération; enfin, en le chauffant jusqu'à ramollir la cornue de verre qui le contient, il laisse dégager un peu d'azote, et la masse restante est composée de quadri-carbure de fer et de cyanure de potassium; mais la décomposition n'est jamais totale. L'acide hydro-chlorique s'empare de la potasse du cyano-ferrure, et met l'acide hydro-ferro-cyanique en liberté. L'acide sulfurique à froid dissout ce composé sans lui faire rien éprouver; mais si la température est élevée, il y a formation de sulfates de fer, de potasse et d'ammoniaque, et dégagement d'acide sulfureux, d'acide carbonique et d'azote. L'acide nitrique à chaud donne également lieu à la dissociation des principes constituans du cyano-ferrure, et il en résulte des nitrates de potasse et de fer. La solution de cyano-ferrure de potassium ne précipite pas par les alcalis et par les sels alcalins. Il n'en est pas de même avec les sels des 4 dernières sections; elle forme des précipités de couleur très-variables. Les plus remarquables sont les suivans : avec le protoxide de fer, le précipité est blanc; avec le deutoxide, d'un vert bleuâtre très-intense; avec le cuivre protoxidé, il est blanc; et avec le deutoxide, il est jaune rougeâtre. (Voy. le tableau que M. Thénard en a donné.) Le cyano-ferrure de potasse, appelé jadis *alcali prussien*, *prussiate de potasse*, s'obtient dans les laboratoires avec le bleu

de Prusse. A cet effet, on traite le bleu de Prusse du commerce par l'acide sulfurique étendu d'eau pour enlever l'alumine; on lave bien le résidu pour lui ôter le peu d'acide qu'il pourrait retenir; on ajoute ensuite ce résidu par portions dans une solution de potasse bouillante, jusqu'à ce que la liqueur cesse de prendre une teinte brunâtre; alors on filtre, et on fait évaporer et cristalliser; on le redissout, et on le fait cristalliser de nouveau pour le purifier. Dans les arts, on le prépare en grand, en calcinant du sang desséché ou autres matières animales avec du sous-carbonate de potasse, comme pour le bleu de Prusse.

Cyanogène. Le cyanogène est un gaz permanent inflammable, d'une odeur vive et piquante; sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau. Il rougit le tournesol; mais si on chauffe le papier ou la teinture rougis, la couleur bleue reparaît. Ce corps supporte une forte température sans se décomposer. M. Faradoy, en lui faisant éprouver un fort degré de froid et une forte pression, est parvenu à le liquéfier. Une bougie plongée dans ce gaz brûle avec une flamme d'un violet purpurin. L'eau, l'éther sulfurique, l'essence de térébenthine, en dissolvent 4 fois leur volume, et l'alcool peut en dissoudre jusqu'à 20 fois le sien. On obtient le cyanogène en décomposant au feu le cyanure neutre de mercure, et parfaitement sec. A cet effet, on introduit le cyanure dans une petite cornue bien desséchée, on y adapte un tube qui va plonger sous une cloche pleine de mercure, on chauffe légèrement, le cyanogène se dégage et passe sous la cloche, tandis que le mercure se condense dans le tube. C'est encore à M. Gay-Lussac que la chimie est redevable de la découverte de ce nouveau corps. Il l'a fait en analysant ce qu'on appelait alors prussiate de mercure. Le

cyanogène est formé de 2 volumes de vapeur de carbone et de 1 volume d'azote condensés en un seul.

Cyano-sulfure. Nouveau composé que l'on obtient en chauffant dans une fiole un mélange de soufre et de cyanure double de potassium et de fer. Le cyanure de fer se décompose ; il en résulte du sulfure de fer, du sulfure de carbone, et un dégagement d'azote. Les autres cyanures doubles se comportent de la même manière. (Voy., pour plus de détails, le Traité de chimie de M. Thénard.)

Cyanures. Combinaison du cyanogène avec les corps combustibles. Il en est de ces composés comme des chlorures. Des chimistes pensent, avec M. Gay-Lussac, que les cyanures alcalins ne se dissolvant pas dans l'eau, ne changent pas de nature; tandis que d'autres soutiennent, au contraire, que l'eau est décomposée, et qu'ils se transforment en hydro-cyanates. Comme ce n'est pas notre but et qu'il est au-dessus de nos facultés d'éclaircir ce point litigieux, nous les décrirons à l'article cyanures, laissant aux lecteurs le choix de l'une ou l'autre des théories, qui sont également admissibles.

Cyanure d'argent. Blanc, insoluble, décomposable au feu. S'obtient en versant une solution de cyanure de potassium dans une autre de nitrate d'argent.

Cyanure d'iode. Blanc, en longues aiguilles très-légères, d'une odeur très-forte, irritant vivement les yeux ; il est sans action sur le tournesol et sur le papier de curcuma. Le chlore n'agit pas sur ce composé ; il ne trouble nullement les dissolutions d'argent. On obtient le cyanure d'iode en chauffant dans un petit ballon deux parties de cyanure de mercure et une d'iode ; le tout doit être parfaitement sec et bien mélangé. La réaction s'opère promptement ; il en résulte du protiodure de mercure et

du cyanure d'iode très-volatil, que l'on recueille aisément en inclinant la fiole de manière à ce que la vapeur puisse se rendre dans un flacon à large ouverture. Ce nouveau composé a été découvert tout récemment par M. Sérullas.

Cyanure de mercure. Incolore, d'une saveur métallique très-prononcée, cristallise en prismes quadrangulaires ; il n'a pas d'action sur le tournesol. Le cyanure de mercure, soumis à l'action du feu dans des vaisseaux clos, se décompose en cyanogène et en mercure métallique ; il se sublime aussi un peu de cyanure, et un peu de cyanogène est réduit à ses élémens. Chauffé avec un tiers de soufre, une partie du cyanogène se dégage, et il en résulte un sulfo-cyanure de mercure. Le cyanure de mercure est soluble dans l'eau, mais plus à chaud qu'à froid. La potasse caustique le dissout, et forme un composé triple susceptible de cristalliser. La plupart des hydrocides le décompose ; il en résulte de l'acide hydrocyanique, qui se dégage, et un chlorure, un iodure de mercure, etc. Le cyanure de mercure, en solution dans l'eau, dissout une certaine quantité d'oxide de mercure, et forme un nouveau composé qui cristallise en petites houpes. Pour préparer le cyanure de mercure, on fait bouillir 1 partie de deutoxide de mercure avec 2 parties de bleu de Prusse et 8 parties d'eau. Le mélange est d'abord bleu, puis il devient jaune ; alors on filtre et on lave le précipité, on réunit les eaux du lavage, et on fait évaporer la liqueur qui, par refroidissement, donne des cristaux de cyanure. Ces cristaux sont colorés par de l'oxide de fer ; on les redissout, et on y ajoute un peu de deutoxide de mercure qui précipite tout l'oxide de fer. Si on veut avoir le cyanure bien neutre, il faut y ajouter de l'acide hy-

dro-cyanique pour saturer l'excès de mercure, et faire évaporer et cristalliser de nouveau. Sa composition en poids paraît être 100 de mercure sur 26,086 de cyanogène.

Cyanure de potassium. Composé cristallin, jaunâtre, alcalin, très-soluble dans l'eau. Il s'obtient en faisant agir le cyanogène sur le potassium, à l'aide de la chaleur, dans une petite cloche courbe sur le mercure. L'absorption est rapide, et il y a dégagement de lumière et de chaleur. On n'en fait aucun usage. On l'obtient encore en saturant la potasse pure par l'acide hydro-cyanique; il en est de même de ceux de soude, de baryte, de strontiane et de chaux, qui sont solubles et toujours alcalins. Tous les acides, même l'acide carbonique, les décomposent. Avec les sels des quatre dernières sections, ils forment des cyanures de couleurs variables, qui presque tous sont insolubles.

Cytisine. Nom proposé par MM. Chevalier et Lassaigne pour désigner une substance qu'ils ont extraite des grains du *cytisus laburnum*. Elle altère puissamment l'humidité de l'air, et a une action énergique sur l'économie animale. (Voy. Journal pharm., tom. IV, p. 340.)

D

Dalhine. Matière blanche, pulvérulente, très-ferme, découverte dans les tubercules du dalhia, par M. Payen. Cette substance se rapproche beaucoup de l'amidon : elle est cependant un peu soluble dans l'eau froide; l'alcool, l'en précipite, mais il n'en est pas de même de l'iode,

du chlore, de l'acétate de plomb, de l'hydro-chlorate de platine, du proto-sulfate et trito-sulfate de fer, du nitrate d'argent, du proto-nitrate de mercure, du proto-sulfate de cuivre : ces différens corps ne la précipitent pas. L'acide sulfurique peut la transformer en sucre.

Daphnine. Cette substance a été découverte par M. Vauquelin, dans l'écorce de plusieurs daphnés. Elle est en faisceaux prismatiques, incolores, transparens, brillans, solubles dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther. L'acide nitrique la transforme en acide oxalique, et l'acétate de plomb ne la précipite pas.

Daturine. On a encore des doutes sur l'existence de cette matière qui offre les caractères des bases salifiables. Elle a été indiquée par M. Brand dans la graine du *datura stramonium*; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, mais seulement à chaud. Les sels qu'elle forme avec les acides sont solubles dans l'eau.

Décomposition. On dit qu'un corps se décompose, lorsque, par une cause quelconque, ses élémens se désunissent, soit pour former de nouvelles combinaisons, soit pour rester isolés. C'est une opération qui se pratique continuellement en chimie, et il est bien rare que, pour former une combinaison, on n'en détruise pas une autre. La décomposition diffère de l'analyse en ce que, dans celle-ci, on recueille exactement les produits, et souvent même on tient compte de leur quantité : ainsi, on doit nommer décomposition les analyses que l'on faisait autrefois, et dans lesquelles les corps donnaient toujours pour résultat de l'air, de la terre et de l'eau, qui faisaient alors trois des quatre prétendus élémens.

Déliquescence. C'est la propriété qu'ont certains corps d'attirer l'humidité de l'air et des corps qui les en-

dro-cyanique pour saturer l'excès de mercure, et faire évaporer et cristalliser de nouveau. Sa composition en poids paraît être 100 de mercure sur 26,086 de cyanogène.

Cyanure de potassium. Composé cristallin, jaunâtre, alcalin, très-soluble dans l'eau. Il s'obtient en faisant agir le cyanogène sur le potassium, à l'aide de la chaleur, dans une petite cloche courbe sur le mercure. L'absorption est rapide, et il y a dégagement de lumière et de chaleur. On n'en fait aucun usage. On l'obtient encore en saturant la potasse pure par l'acide hydro-cyanique; il en est de même de ceux de soude, de baryte, de strontiane et de chaux, qui sont solubles et toujours alcalins. Tous les acides, même l'acide carbonique, les décomposent. Avec les sels des quatre dernières sections, ils forment des cyanures de couleurs variables, qui presque tous sont insolubles.

Cytisine. Nom proposé par MM. Chevalier et Lassaigne pour désigner une substance qu'ils ont extraite des grains du *cytisus laburnum*. Elle altère puissamment l'humidité de l'air, et a une action énergique sur l'économie animale. (Voy. Journal pharm., tom. IV, p. 340.)

D

Dalhine. Matière blanche, pulvérulente, très-ferme, découverte dans les tubercules du dalhia, par M. Payen. Cette substance se rapproche beaucoup de l'amidon : elle est cependant un peu soluble dans l'eau froide; l'alcool, l'en précipite, mais il n'en est pas de même de l'iode,

du chlore, de l'acétate de plomb, de l'hydro-chlorate de platine, du proto-sulfate et trito-sulfate de fer, du nitrate d'argent, du proto-nitrate de mercure, du proto-sulfate de cuivre : ces différens corps ne la précipitent pas. L'acide sulfurique peut la transformer en sucre.

Daphnine. Cette substance a été découverte par M. Vauquelin, dans l'écorce de plusieurs daphnés. Elle est en faisceaux prismatiques, incolores, transparens, brillans, solubles dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther. L'acide nitrique la transforme en acide oxalique, et l'acétate de plomb ne la précipite pas.

Daturine. On a encore des doutes sur l'existence de cette matière qui offre les caractères des bases salifiables. Elle a été indiquée par M. Brand dans la graine du *datura stramonium*; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, mais seulement à chaud. Les sels qu'elle forme avec les acides sont solubles dans l'eau.

Décomposition. On dit qu'un corps se décompose, lorsque, par une cause quelconque, ses élémens se désunissent, soit pour former de nouvelles combinaisons, soit pour rester isolés. C'est une opération qui se pratique continuellement en chimie, et il est bien rare que, pour former une combinaison, on n'en détruise pas une autre. La décomposition diffère de l'analyse en ce que, dans celle-ci, on recueille exactement les produits, et souvent même on tient compte de leur quantité : ainsi, on doit nommer décomposition les analyses que l'on faisait autrefois, et dans lesquelles les corps donnaient toujours pour résultat de l'air, de la terre et de l'eau, qui faisaient alors trois des quatre prétendus élémens.

Déliquescence. C'est la propriété qu'ont certains corps d'attirer l'humidité de l'air et des corps qui les en-

le peser de nouveau après l'imbibition, et ajouter au poids trouvé par le liquide déplacé celui du liquide dont il s'est imbibé. Si le corps était soluble dans l'eau, il faudrait employer un autre liquide et faire alors les corrections nécessaires dans le calcul.

Désoxigénation. C'est l'opération par laquelle on enlève de l'oxigène à un corps. Ce terme n'est presque plus employé.

Dessiccation. Voy. *Analyse.*

Deuto-chlorures. Voy. *Chlorures* (*Deuto-*).

Deutiodures. Voy. *Iodures* (*Deuto-*).

Deutoxides. Voy. *Oxides* (*Deuto-*).

Deuto-phosphures. Voy. *Phosphures* (*Deuto-*).

Deuto-sulfures. Voy. *Sulfures* (*Deuto-*).

Diamant. Voy. *Carbone.*

Dilatation. Voy. *Calorique.*

Dissolution. Chaque fois que l'on met deux corps en contact, que l'un disparaît dans l'autre sans en troubler la transparence, on opère une dissolution ou une solution. C'est une dissolution quand le corps dissous a changé de nature, et qu'on ne peut pas le retirer tel qu'on l'a mis par une évaporation ménagée. C'est une solution quand par ce même moyen on obtient le corps qui était dissous avec les mêmes caractères qu'il offrait précédemment. Ainsi on dira une solution de sucre dans l'eau et une dissolution de mercure dans l'acide nitrique.

Distillation. C'est l'épuration d'une substance volatile par le moyen de l'évaporation. La distillation est simple ou complexe. On la nomme simple quand une matière volatile n'est mêlée qu'à des matières non volatiles ou pour mieux dire à des substances qui se volatilisent très-difficilement. Elle est complexe quand la

matière que l'on distille contient plusieurs principes volatils, mais celui que l'on veut obtenir est plus volatil que les autres. Il y a dans la distillation deux opérations contraires, la vaporisation et la condensation. On a remarqué qu'il fallait que la surface du condensateur (ou serpentin, voyez *Alambic*) fût précisément la moitié de celle du vase évaporatoire ou cucurbite, en admettant toutefois que la température moyenne du bain dans lequel plongera le serpentin n'excédera pas 55°, c'est-à-dire qu'il faudra que la base soit à 0° et la surface à 100°. En chimie, où l'on emploie très-fréquemment la distillation, on se sert presque toujours de cornues. C'est ce que les anciens nommaient distillation, *per latus*, ils appelaient distillation *per ascensum*, celle que l'on pratique dans les appareils ordinaires, et *per descensum* une espèce de distillation dans laquelle ils forçaient les vapeurs à descendre.

Ductilité. C'est la propriété qu'ont certains métaux de pouvoir être réduits en fils très-déliés et en lames très-minces, en conservant encore une certaine solidité. Les anciens chimistes nommaient demi-métaux ceux qui ne possédaient pas cette propriété.

E

Eau. On la trouve le plus ordinairement sous la forme d'un liquide transparent, incolore, inodore, et pouvant mouiller et même dissoudre une très-grande quantité de corps. Un litre d'eau distillée à + 4°, ou à son maximum de condensation, pèse 1 kilogramme. Elle est élas-

le peser de nouveau après l'imbibition, et ajouter au poids trouvé par le liquide déplacé celui du liquide dont il s'est imbibé. Si le corps était soluble dans l'eau, il faudrait employer un autre liquide et faire alors les corrections nécessaires dans le calcul.

Désoxigénation. C'est l'opération par laquelle on enlève de l'oxigène à un corps. Ce terme n'est presque plus employé.

Dessiccation. Voy. *Analyse.*

Deuto-chlorures. Voy. *Chlorures* (*Deuto-*).

Deutiodures. Voy. *Iodures* (*Deuto-*).

Deutoxides. Voy. *Oxides* (*Deuto-*).

Deuto-phosphures. Voy. *Phosphures* (*Deuto-*).

Deuto-sulfures. Voy. *Sulfures* (*Deuto-*).

Diamant. Voy. *Carbone.*

Dilatation. Voy. *Calorique.*

Dissolution. Chaque fois que l'on met deux corps en contact, que l'un disparaît dans l'autre sans en troubler la transparence, on opère une dissolution ou une solution. C'est une dissolution quand le corps dissous a changé de nature, et qu'on ne peut pas le retirer tel qu'on l'a mis par une évaporation ménagée. C'est une solution quand par ce même moyen on obtient le corps qui était dissous avec les mêmes caractères qu'il offrait précédemment. Ainsi on dira une solution de sucre dans l'eau et une dissolution de mercure dans l'acide nitrique.

Distillation. C'est l'épuration d'une substance volatile par le moyen de l'évaporation. La distillation est simple ou complexe. On la nomme simple quand une matière volatile n'est mêlée qu'à des matières non volatiles ou pour mieux dire à des substances qui se volatilisent très-difficilement. Elle est complexe quand la

matière que l'on distille contient plusieurs principes volatils, mais celui que l'on veut obtenir est plus volatil que les autres. Il y a dans la distillation deux opérations contraires, la vaporisation et la condensation. On a remarqué qu'il fallait que la surface du condensateur (ou serpentin, voyez *Alambic*) fût précisément la moitié de celle du vase évaporatoire ou cucurbite, en admettant toutefois que la température moyenne du bain dans lequel plongera le serpentin n'excédera pas 55°, c'est-à-dire qu'il faudra que la base soit à 0° et la surface à 100°. En chimie, où l'on emploie très-fréquemment la distillation, on se sert presque toujours de cornues. C'est ce que les anciens nommaient distillation, *per latus*, ils appelaient distillation *per ascensum*, celle que l'on pratique dans les appareils ordinaires, et *per descensum* une espèce de distillation dans laquelle ils forçaient les vapeurs à descendre.

Ductilité. C'est la propriété qu'ont certains métaux de pouvoir être réduits en fils très-déliés et en lames très-minces, en conservant encore une certaine solidité. Les anciens chimistes nommaient demi-métaux ceux qui ne possédaient pas cette propriété.

E

Eau. On la trouve le plus ordinairement sous la forme d'un liquide transparent, incolore, inodore, et pouvant mouiller et même dissoudre une très-grande quantité de corps. Un litre d'eau distillée à + 4°, ou à son maximum de condensation, pèse 1 kilogramme. Elle est élas-

tique et compressible. Exposée à la température de 0°, ou quelques degrés en dessous, elle ne tarde pas à cristalliser. Ses cristaux, souvent confus, sont des prismes hexagonaux réguliers. Si on l'expose à l'action de la chaleur, elle se volatilise à 100°, sous la pression de 0,76, et occupe alors un volume 1700 fois plus grand. Elle conduit très-mal le fluide électrique, et réfracte fortement la lumière. L'eau dissout presque tous les gaz, mais en quantité variable; l'azote est un de ceux dont elle dissout le moins. Elle peut se charger d'une grande quantité d'oxigène, et jouit alors de propriétés très-remarquables (v. *Eau oxigénée*). L'eau agit très-diversement sur les différens corps simples ou composés; souvent elle les dissout; d'autres fois elle les décompose, ou bien elle est sans action sur eux. Comme, en parlant de chaque corps, nous exposons la manière dont il se comporte avec l'eau, nous nous abstiendrons d'en parler ici pour éviter les répétitions. On la trouve presque toujours liquide dans la nature, mais rarement pure. Pour l'avoir dans cet état, il suffit ordinairement de la distiller (v. *Eau distillée*) à l'état solide. Elle constitue d'énormes glaciers sur le sommet des montagnes et dans les contrées voisines des pôles, et elle entre dans la composition d'un grand nombre de composés. Enfin les nuages et les vapeurs répandus dans l'atmosphère, ne sont autre chose que de l'eau à l'état gazeux. Quelquefois le froid la condense, la solidifie; et devenant alors plus pesante que l'air, elle tombe sous forme de neige ou de grêlons. L'eau a été regardée pendant long-temps comme un élément; mais on sait maintenant que c'est une combinaison d'oxigène et d'hydrogène, dans les proportions de 88,90 d'oxigène et de 11,10 d'hydrogène en poids; ou bien en volume de 1

volume d'oxigène et 2 volumes d'hydrogène; ou, ce qui est la même chose, de 1 atome d'oxigène et 2 d'hydrogène; alors 1 atome d'eau pèsera 1,125, somme du poids de 1 atome d'oxigène et de 2 atomes d'hydrogène : c'est le protoxide d'hydrogène. L'eau oxigénée est le deutoxide.

Eau de baryte. C'est une solution de baryte ou d'un sel de baryte dans l'eau distillée. C'est un des réactifs les plus employés en chimie. C'est principalement pour démontrer la présence de l'acide sulfurique.

Eau céleste. C'est une solution de sulfate de cuivre, dans laquelle on a versé assez d'ammoniaque pour redissoudre le précipité qui s'était formé quand on a versé les premières portions de cet alcali. (Voy. *Sulfate de cuivre ammoniacal.*)

Eau de chaux. C'est une solution de chaux dans l'eau. Il convient, quand on la prépare, de jeter la première eau dans laquelle on a délayé la chaux, parce que la chaux contient quelquefois un peu de potasse, qu'on lui enlève par ce moyen. L'eau qui est saturée de chaux, n'en contient que 1/400. On l'emploie fréquemment comme réactif, pour reconnaître la présence de l'acide carbonique, de l'acide oxalique, etc.

Eau de cristallisation. C'est une quantité d'eau constante que retiennent un grand nombre de corps en cristallisant.

Eau distillée. On reconnaît la pureté de l'eau distillée, en ce qu'elle est sans action sur les papiers colorés, en ce qu'elle ne forme pas de précipité avec l'eau de baryte, avec le nitrate d'argent, avec le deuto-chlorure de mercure, ni avec l'acide oxalique. Comme l'eau que l'on distille peut contenir quelques traces de sels

ammoniacaux, qui passeraient avec elle dans les récipiens, il est bon d'ajouter un peu d'acide sulfurique dans l'alambic, avant de commencer l'opération.

Eau forte. Voy. *Acide nitrique*.

Eau de mer. Les eaux de la mer contiennent, outre une assez grande quantité de sel marin (chlorure de sodium) de petites portions d'hydro-chlorates de chaux, de magnésie, ainsi que des sulfates de ces deux bases, et peut-être un peu d'acide carbonique.

Eau mère. On nomme eau mère la portion d'une solution ou d'une dissolution qui reste après la cristallisation. Elle peut souvent donner de nouveaux cristaux par l'évaporation; quelquefois aussi elle est incristallisable.

Eau minérale. On donne ce nom à des eaux de source qui contiennent une certaine quantité de matières salines en solution, et qui, par cela même, peuvent agir sur l'économie animale.

Eau oxigénée. C'est le deutoxide d'hydrogène. Ce corps singulier a été découvert et étudié avec le plus grand soin par M. Thénard. Tout ce que nous en dirons sera extrait du travail de ce savant chimiste, et nous y renvoyons ceux qui voudraient connaître ce corps avec plus de détails. L'eau oxigénée s'obtient en dissolvant le deutoxide de barium dans l'acide hydro-chlorique liquide, versant dans la dissolution une certaine quantité d'acide sulfurique, répétant ensuite un grand nombre de fois ces deux opérations sur la même liqueur, puis y ajoutant du sulfate d'argent, et enfin de la baryte, et séparant successivement tous les précipités par le filtre. L'eau oxigénée paraît formée de volumes égaux d'oxigène et d'hydrogène, quand elle est le plus oxigénée possible; ce qui fait 2 atomes d'oxigène pour 1 atome d'hydrogène.

C'est un liquide incolore, inodore, d'une saveur particulière, susceptible de se vaporiser sans se décomposer. Elle détruit la couleur du tournesol et du curcuma, ne se congèle pas à un froid de —30°; sa densité est de 1,452. Les différens corps agissent très-diversement sur l'eau oxigénée. Les uns sont sans action sur elle; d'autres la rendent plus stable; d'autres enfin la décomposent. Parmi ces derniers, il en est qui la décomposent sans s'unir à l'eau ni à l'oxigène qui en résultent. La chaleur la décompose promptement; aussi ne peut-elle se vaporiser que dans le vide. La lumière n'agit qu'à la longue. Les métaux tendent, en général, à la décomposer et la ramener à l'état de protoxide. Le fer, l'étain, l'antimoine et le tellure font exception. Les plus oxigénables s'oxident, et produisent en même temps un dégagement d'oxigène. Les autres, au contraire, conservent leur éclat métallique; en sorte que l'oxigène est mis en liberté. Il est nécessaire, pour que ces phénomènes se manifestent, que les métaux soient en poudre fine. Le charbon de bois en poudre décompose le peroxide d'hydrogène, et ne change pas d'état. Les oxides métalliques tendent, en général, à le ramener à l'état de protoxide. Quelques-uns produisent cet effet en s'oxidant davantage; d'autres sans s'altérer, et en dégageant, sous forme de gaz, toute la quantité d'oxigène que l'eau absorbe pour passer à l'état de peroxide. Enfin il en est qui, tout en rendant gazeux cette quantité d'oxigène, se réduisent eux-mêmes, comme l'oxide d'argent, etc. Les acides tendent, au contraire, à donner de la stabilité à l'eau oxigénée. Il en est cependant qui ne peuvent produire cet effet, soit parce qu'ils sont trop faibles, soit parce qu'ils changent de nature en absorbant de l'oxigène. Les sels neutres

agissent à peu près comme les oxides. Aucun ne la rend plus stable; un grand nombre la décompose lentement, et quelques-uns en absorbent l'oxigène. Excepté le tournesol dans les matières végétales, et la fibrine dans les matières animales, aucune ne fait effervescence avec le peroxide d'hydrogène; mais elles agissent sur lui d'une manière différente selon leurs propriétés.

Eau régale. Voy. *Acide hydro-chloro-nitrique*.

Eau seconde. C'est pour les graveurs de l'acide nitrique étendu d'eau, et pour les peintres une solution de potasse.

Eau-de-vie. Voy. *Alcool*.

Ébullition. C'est le passage d'un liquide à l'état de vapeur, passage qui a lieu à des températures diverses pour chaque corps et qui est encore modifié par la pression. Ainsi l'eau bout à 100° quand elle est pure et à la pression de 76 centimètres. Mais ce n'est que la surface du liquide qui offre cette température. L'eau qui est dans le fond du vase, supportant outre la pression de l'atmosphère, celle du liquide supérieur, ne doit entrer en ébullition qu'à une température plus élevée.

Effervescence. C'est une espèce d'ébullition produite dans un liquide par le dégagement subit d'une certaine quantité d'un corps gazeux quelconque, mais qui n'est pas la vapeur du liquide dont il s'échappe. Ce serait alors une véritable ébullition.

Efflorescence. Propriété que possèdent certains corps, de céder à l'air et aux autres gaz une partie et même la totalité de l'eau qu'ils contiennent. Ils sont, malgré cela, très-solubles; tel est le sulfate de soude.

Elaine. Voy. *Oléine*.

Elémens. Ce sont les corps simples qui, par leurs

diverses combinaisons, peuvent former tous les composés possibles. Nous ne nous attacherons nullement à citer les opinions que les anciens avaient sur les élémens; ils finirent par en adopter quatre, qui étaient : la *terre*, le *feu*, l'*air* et l'*eau*. Nous en connaissons maintenant un bien plus grand nombre; mais il est très-possible que nos élémens aient un jour le même sort que ceux des anciens, qu'on parvienne à les décomposer, et à réduire peut-être beaucoup le nombre de ceux que nous admettons. Malgré la probabilité de ces conjectures, il serait absurde de ne pas regarder comme simples les corps qui sont sortis intacts de toutes les épreuves auxquelles les chimistes les ont soumis. On divise généralement les élémens en 3 classes : la première contient l'*oxigène*; la seconde comprend les corps combustibles non métalliques. Rangés selon leur ordre d'affinité pour l'oxigène, ce sont : l'*hydrogène*, le *bore*, le *carbone*, le *phosphore*, le *soufre*, le *selenium*, le *chlore*, l'*iode* et l'*azote*; la troisième classe, qui est la plus nombreuse, renferme tous les métaux. En les plaçant aussi selon leur degré d'affinité pour l'oxigène, ce sont le *silicium*, le *zirconium*, le *thorinium*, l'*aluminium*, l'*yttrium*, le *glucinium*, le *magnésium*, le *calcium*, le *strontium*, le *barium*, le *lithium*, le *potassium*, le *sodium*, le *manganèse*, le *zinc*, le *fer*, l'*étain*, le *cadmium*, l'*arsenic*, le *molybdène*, le *chrôme*, le *tungstène*, le *colombium*, l'*antimoine*, l'*urane*, le *cérium*, le *cobalt*, le *titane*, le *bismuth*, le *cuivre*, le *tellure*, le *nickel*, le *plomb*, le *mercure*, l'*osmium*, l'*argent*, le *palladium*, le *rhodium*, le *platine*, l'*or* et l'*iridium*. On peut encore regarder comme des corps simples le radical inconnu de l'*acide fluorique*, ainsi que

le calorique, la lumière, le fluide électrique et le fluide magnétique.

Emétine. Base salifiable, végétale, qui, lorsqu'elle est pure, est blanche ou jaunâtre, pulvérulente, fusible à + 50°, et susceptible de se colorer par le contact de l'air. Elle est très-peu soluble dans l'eau, l'éther et les huiles, mais l'alcool la dissout facilement. Elle forme, avec les acides, des sels qui ne peuvent pas cristalliser. Sa solution est précipitée en blanc par la noix de galle; mais elle n'éprouve aucun changement de la part de l'acétate de plomb, ni des oxalates et tartrates à base de potasse et de soude. C'est en cela qu'on peut la distinguer de la quinine qui précipite avec ces derniers corps. Cette substance a été découverte par M. Pelletier dans les différentes espèces d'ipécacuanha. On l'obtient en traitant la partie corticale de ces racines par l'éther, pour leur enlever une matière grasse; traitant ensuite par l'alcool absolu et bouillant, qui, en se refroidissant, laisse déposer l'émétine avec un peu de matière grasse, de cire et d'acide gallique. On ne parvient à la séparer de ces matières, qu'en la traitant successivement par l'eau, la magnésie et l'alcool rectifié. L'émétine est employée en médecine.

Emétique. Voy. *Tartrate acidule de potasse.*

Emplatre. On donne le nom d'emplâtre à des mélanges de margarate et oléate de plomb. (Voy. *Margarates*, *Oléates*, et *Saponifications.*)

Encre. L'encre ordinaire est de l'eau qui tient en supension, par l'intermède de la gomme, une combinaison de tannin, d'acide gallique et d'oxide de fer; combinaison que l'on obtient facilement en faisant macérer, dans une suffisante quantité d'eau, parties égales de noix de galle concassées et de sulfate de fer. On y ajoute ensuite la gomme dans la même proportion que les autres substances.

Encre des imprimeurs. C'est un mélange d'huile cuite et de noir de fumée.

Encre de sympathie. Ce sont des préparations avec lesquelles on écrit sur le papier, et qui ne deviennent visibles que lorsqu'on les met en contact avec un autre corps, ou bien en les chauffant. Aussi, pour le premier cas, si l'on écrit avec la solution d'un sel de plomb, et qu'on expose les caractères à une vapeur sulfureuse, ils deviendront noirs. Si, pour le second, on écrit avec une solution d'hydro-chlorate de cobalt, qui est rose, et que l'on chauffe les caractères, ils deviendront bleus.

Eprouvette. Ce sont de petites cloches ou de gros tubes fermés par un bout, dont on se sert principalement pour recueillir les gaz et les essayer.

Equivalens chimiques. Voy. *Nombres proportionnels.*

Erbue. On nomme ainsi la matière siliceuse que l'on ajoute comme fondant dans l'extraction du fer, quand ses minerais ne sont pas siliceux.

Esprit ardent. Voy. *Alcool.*

Esprit de mendérerus. Voy. *Acétate d'ammoniaque.*

Esprit de nitre fumant. Voy. *Acide nitreux.*

Esprit pyro-acétique. Liquide, incolore, d'une saveur particulière, dont l'odeur se rapproche de celle de la menthe et de celle des amandes amères. Il bout à 59°, et ne se congèle pas à — 15°. Il brûle très-facilement, et se mêle en toutes proportions avec l'eau, l'alcool, les huiles fixes et volatiles. L'acide sulfurique le décompose à froid

sans former d'éther ; il se combine à l'acide hydro-chlorique, et la présence de ce dernier n'est pas indiquée par les réactifs. La potasse ne paraît pas avoir d'action sur lui, ou du moins elle est peu sensible. L'esprit pyro-acétique dissout très-bien le camphre ; aussi, dans les pharmacies, on l'emploie pour dissoudre celui qui entre dans le vinaigre anti-septique. On l'obtient en décomposant par la chaleur des acétates dont la base a beaucoup d'affinité pour l'acide. On le rectifie sur du chlorure de calcium.

ESPRIT DE SEL. Voy. *Acide hydro-chlorique.*

ESPRIT DE SOUFRE. Voy. *Acide sulfureux.*

ESPRIT DE VIN. Voy. *Alcool.*

ESPRIT DE VÉNUS. Voy. *Acide acétique.*

ESPRIT DE VITRIOL. Voy. *Acide sulfurique.*

ETAIN. Métal blanc, brillant, malléable, dont la pesanteur spécifique est de 7,291. Il fait entendre un bruit particulier quand on le ploie. Exposé à l'action du feu, il fond à 210° ; si on élève la température et qu'il ait le contact de l'air, il s'enflamme et s'oxide. L'étain se combine facilement au phosphore, au soufre, au chlore et à l'iode. Il forme, en outre, un grand nombre d'alliages employés dans les arts. L'acide nitrique l'oxide, mais ne le dissout pas. Les dissolutions d'étain forment, avec les alcalis, un précipité blanc soluble dans un excès de potasse ou de soude. Elles ne sont pas précipitées par l'acide hydro-sulfurique ; mais les hydro-sulfates y font naître un précipité marron s'il est protoxidé, ou orangé s'il est peroxidé. L'étain ne se trouve, pour ainsi dire, dans la nature qu'à l'état d'oxide. Le sulfure est très-rare. On l'obtient en grillant cet oxide, lorsqu'il contient des sulfures ou des arséniures de fer ; le bocardant et le fondant avec du charbon dans un fourneau à manche, ou

dans un fourneau semblable, pour la forme, aux hauts fourneaux qui servent à l'extraction du fer ; seulement ils sont plus petits.

ÉTHAL. Matière grasse particulière que M. Chevreul a obtenue en traitant la cétine par la potasse. Comme sa composition est analogue à celles de l'alcool et de l'éther, il a formé son nom des deux premières syllabes *eth* et *al*. C'est une matière solide, incolore, inodore, insipide, demi-transparente, fusible à $+50^{c}$, et susceptible de se volatiliser à une température un peu plus élevée. Elle se rapproche de la cholestérine en ce que les alcalis sont sans action sur elle, mais elle en diffère par sa composition, en ce qu'elle ne donne pas d'acide cholestérique quand on la traite par l'acide nitrique.

ÉTHER. On a donné le nom générique d'*éther* aux produits qui résultent de l'action des acides sur l'alcool. Comme ces produits sont très-variés, on est convenu de désigner l'espèce par le nom de l'acide qui sert à l'obtenir ; de là les éthers sulfurique, acétique, nitrique, etc. selon qu'on emploie les acides sulfurique, acétique, nitrique, etc. Les éthers ont été divisés en trois sections d'après les élémens qui les composent. La première contient ceux qui sont formés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone ; la seconde renferme ceux qui sont formés d'alcool et de l'acide employé dans leur préparation, et l'on a placé dans la troisième section ceux qui sont produits par la combinaison de l'hydrogène deuto-carboné avec l'acide employé pour les faire. La première de ces divisions contient les éthers sulfurique, phosphorique, arsenique et fluo-borique ; la seconde, les éthers hydro-chlorique et hydriodique, et la troisième, qui est la plus nombreuse, renferme les éthers nitrique, acétique,

benzoïque, oxalique, gallique, tartrique et citrique.

Éther acétique. Liquide incolore, d'une odeur agréable, dont la pesanteur spécifique est de 0,866 à 7°. Il bout à 71° sous la pression de $0^m,75$. Il s'enflamme par l'approche d'un corps enflammé, et donne lieu à de l'acide acétique. L'eau en dissout environ le septième de son poids. Ainsi dissous, la potasse le décompose en s'emparant de son acide. Il dissout un grand nombre de corps gras, et se dissout lui-même dans l'alcool. On l'emploie en médecine. On l'obtient presque toujours en distillant jusqu'à siccité un mélange de 3 parties d'acétate de potasse, 3 parties d'alcool à 40°, et 2 parties d'acide sulfurique concentré. On mêle le produit avec le cinquième de son poids d'acide sulfurique concentré et on le distille de nouveau jusqu'à ce que l'on ait obtenu une quantité égale à celle de l'alcool employé.

Éther arsenique. Voy. *Ether sulfurique.*

Éther benzoïque. Liquide incolore, d'un aspect oléagineux, d'une saveur piquante, et dont la densité surpasse celle de l'eau. Il est soluble dans l'alcool dont il est précipité par l'eau qui ne le dissout qu'à chaud. Il bout environ à 100°. La potasse le décompose en s'emparant de son acide. Il est sans usages; on l'obtient en chauffant dans une cornue un mélange de 2 parties d'acide benzoïque, 4 parties d'alcool et 1 partie d'acide hydro-chlorique liquide concentré. La majeure partie de l'éther restera dans la cornue, dont elle occupera le fond. Elle sera recouverte par de l'alcool, de l'eau et des acides hydro-chlorique et benzoïque. On dissoudra cet éther dans l'eau chaude, que l'on versera à plusieurs reprises. Il se déposera par le refroidissement à l'état solide à cause de la combinaison qu'il aura contractée avec un peu d'acide benzoïque; on le recueillera et on enlèvera l'excès d'acide par une petite quantité d'alcali.

Éther chrômo-sulfurique. Il paraît que la combinaison que forme l'acide sulfurique avec l'acide chrômique peut, par son contact avec l'alcool, donner naissance à un éther semblable à l'éther sulfurique.

Éther citrique. Cet éther présente les mêmes propriétés que l'éther benzoïque. On l'obtient à peu près de même, seulement on emploie de l'acide sulfurique, au lieu d'acide hydro-chlorique, pour faciliter la réaction de l'acide végétal sur l'alcool.

Éther fluo-borique. Ne diffère de l'éther sulfurique qu'en ce qu'on emploie l'acide fluo-borique dans sa préparation. Voy. *Ether sulfurique.*

Éther hydriodique. Liquide, transparent, d'une odeur analogue à celle des autres éthers; sa densité est de 1,9206 à 22°. Au bout de quelques jours, il devient un peu rose, parce qu'une petite quantité d'iode est mise à nu. La potasse fait disparaître cette teinte qui n'augmente pas avec le temps. Cet éther bout à 68°8 sous la pression de 76 centimètres. Il produit des vapeurs pourpres quand on le verse goutte à goutte sur des charbons incandescens, mais il ne s'enflamme pas par l'approche d'un corps en combustion. Le potassium, la potasse, le chlore, les acides nitrique et sulfureux ne l'altèrent pas, du moins instantanément. On l'obtient en faisant un mélange en volume de 2 parties d'alcool et de 1 partie d'acide hydriodique coloré, ayant 1,7000 de densité, distillant le mélange au bain marie, et étendant d'eau le produit qui se rassemble dans le récipient. L'éther se précipite sous forme de petits globules laiteux

qui, par leur réunion, forment un liquide transparent. Sa découverte, et l'étude de ses propriétés, sont dues à M. Gay-Lussac.

Ether hydro-chlorique. A la température de + 11° et au-dessus, c'est un gaz incolore, d'une odeur très-forte, d'une saveur un peu sucrée, dont la pesanteur spécifique est 2,219, celle de l'air étant 1. Au-dessous de + 11°, il est liquide, et sa densité comparée à celle de l'eau, est de 0,874 à + 5°. Il s'enflamme très-facilement par l'approche d'un corps enflammé, et brûle avec une flamme verte. L'eau en dissout un volume égal au sien à 18°; il se dissout aussi très-bien dans l'alcool. La plupart des acides ne le décomposent qu'à chaud. Les alcalis ne le décomposent qu'au bout de quelques jours. Pour l'obtenir, on fait un mélange de parties égales d'acide hydro-chlorique liquide à 25 et d'alcool à 40°. On introduit le mélange dans une cornue de verre posée sur un bain de sable, et l'on y adapte l'appareil de Woulf. On met dans le premier flacon de l'eau à 12° ou 15°, et on laisse les autres vides. On choisit des vases beaucoup plus longs que larges, et on les entoure de glace. On distille à une douce chaleur. Le gaz éthéré se dépouille de l'acide et de l'alcool qu'il pourrait contenir dans l'eau du premier flacon, et va se condenser dans les autres. Il est employé en médecine. Il est composé de 1 volume de gaz acide hydro-chlorique et de 1 volume d'hydrogène bi-carboné, condensés en un seul. Sa découverte, et l'étude de ses propriétés, sont dues à M. Thénard.

Ether malique. Diffère à peine des éthers citrique et benzoïque. (Voy. ces mots.)

Éther nitrique. Liquide d'un blanc jaunâtre, d'une odeur très-forte, d'une saveur âcre et brûlante, plus pesant que l'alcool et moins pesant que l'eau. Il bout à 21°, et s'enflamme très-facilement. L'eau en dissout une petite quantité, mais ce n'est jamais sans en décomposer une plus grande et en vaporiser une autre. Si alors on sature cette eau par la potasse, il y a formation d'hypo-nitrite de potasse. Il est très-difficile de conserver cet éther sans altération, cependant la potasse ne le décompose pas instantanément. Il est employé en médecine. On l'obtient en distillant un mélange de parties égales, en poids, d'alcool concentré et d'acide nitrique ordinaire. La cornue communique à cinq flacons de l'appareil de Woulf, dont le premier est vide et les quatre autres à moitié pleins d'eau salée. Ces flacons sont entourés d'un mélange réfrigérent. Il faut chauffer la cornue avec beaucoup de ménagement, et dès que l'on voit quelques signes d'ébullition, on retire promptement le feu et on arrose la cornue avec de l'eau qui ne doit pas être trop froide, parce qu'elle la ferait casser. L'opération est terminée quand l'ébullition s'arrête. On purifie l'éther qui est resté dans les flacons en le mettant en contact à froid avec un peu de chaux, et le décantant au bout d'une demi-heure. Cet éther parait formé d'alcool et d'acide hypo-nitrique, ou bien d'acide nitrique et d'hydrogène bi-carboné.

Éther oxalique. Il diffère très-peu de l'acide citrique. (Voy. ce mot.)

Éther phosphorique. Voy. *Éther sulfurique.*

Éther sulfurique. Cet éther est connu depuis très-long-temps : c'est aussi celui dont on fait la plus grande consommation, surtout en médecine et dans les laboratoires des chimistes. C'est un liquide incolore, d'une

odeur forte et suave, d'une saveur chaude et piquante, qui, selon M. Gay-Lussac, ne transmet pas le fluide électrique, réfracte fortement la lumière, est d'une limpidité parfaite et d'une grande fluidité. Sa pesanteur spécifique est de 0,71192 à 24°, 77. Il bout à 35°, 66, et la densité de sa vapeur, selon le même chimiste, est de 2,586, l'air étant pris pour unité. Il ne se solidifie pas à un froid de 50°. Il s'enflamme avec la plus grande facilité; il peut dissoudre une petite quantité de phosphore et de soufre; il dissout très-bien le camphre, le caout-chouc, la plupart des corps gras, plusieurs bases salifiables organiques, les huiles grasses et les huiles volatiles. Il se dissout en petite quantité dans l'eau, et se mêle en toutes proportions avec l'alcool. Pour obtenir l'éther sulfurique, on met dans une cornue de verre tubulée, placée au bain de sable, 6 parties d'acide sulfurique concentré, et 5 parties d'alcool de 36 à 40. On met d'abord l'alcool dans la cornue, et l'on ajoute peu à peu l'acide : on adapte à la cornue un tube de verre assez long, enfermé dans un autre tube de fer blanc, et qui communique à un récipient qui est ordinairement muni d'un robinet et d'un tube récourbé pour donner issue aux gaz; on fait arriver un filet d'eau froide dans l'espace qui se trouve entre le tube de verre et le tube de fer blanc, à l'extrémité supérieure duquel se trouve une ouverture par où s'écoule l'eau à mesure qu'elle s'échauffe; on distille en ménageant le feu, surtout dans les commencemens; on ajoute, par un entonnoir dont l'extrémité va se rendre dans le fond de la cornue, 5 autres parties d'alcool, et on continue l'opération, jusqu'à ce que l'on aperçoive des vapeurs blanches dans la cornue, car on n'obtiendrait plus alors que des gaz sulfureux, un liquide particulier que l'on a nommé huile douce de vin, du gaz hydrogène carboné et de l'acide carbonique. L'éther ainsi obtenu a besoin d'être rectifié : on y parvient en le mettant d'abord en contact avec le 15e de son poids de potasse caustique, pour absorber l'acide sulfureux et s'emparer de l'huile douce qu'il contient. On le transvase, et on l'agite avec de l'eau qui retient l'alcool qui peut s'y trouver, et comme cet éther a la propriété de dissoudre une petite quantité d'eau, on la lui enlève en le distillant doucement sur du chlorure de calcium. On a cru pendant long-temps que l'acide sulfurique transformait l'alcool en éther en lui enlevant une certaine quantité d'eau, et la composition de l'éther vient tout-à-fait à l'appui de cette théorie; mais on admet maintenant la décomposition de l'acide sulfurique, et l'on croit que l'alcool se partage en deux parties; que l'une se change en éther, en abandonnant de l'eau, c'est-à-dire, de l'hydrogène et de l'oxigène, dans les proportions nécessaires pour la constituer; que l'hydrogène fait passer l'acide sulfurique à l'état d'acide hypo-sulfurique, et que l'oxigène, par son union avec l'autre portion d'alcool, forme une matière végétale particulière, qui peut se combiner avec l'acide hypo-sulfurique. L'éther est composé de 2 volumes d'hydrogène bicarboné, et de 1 volume de vapeur d'eau. Si l'on ajoute 1 volume de vapeur d'eau, on aura la composition de l'alcool. Les éthers phosphorique, arsenique, fluo-borique, offrent absolument les mêmes caractères, et s'obtiennent de même; seulement on ajoute l'alcool par petites portions dans les acides, avec un entonnoir qui plonge dans le fond de la cornue.

Éther tartrique. L'acide tartrique peut aussi se

odeur forte et suave, d'une saveur chaude et piquante, qui, selon M. Gay-Lussac, ne transmet pas le fluide électrique, réfracte fortement la lumière, est d'une limpidité parfaite et d'une grande fluidité. Sa pesanteur spécifique est de 0,71192 à 24°, 77. Il bout à 35°, 66, et la densité de sa vapeur, selon le même chimiste, est de 2,586, l'air étant pris pour unité. Il ne se solidifie pas à un froid de 50°. Il s'enflamme avec la plus grande facilité; il peut dissoudre une petite quantité de phosphore et de soufre; il dissout très-bien le camphre, le caout-chouc, la plupart des corps gras, plusieurs bases salifiables organiques, les huiles grasses et les huiles volatiles. Il se dissout en petite quantité dans l'eau, et se mêle en toutes proportions avec l'alcool. Pour obtenir l'éther sulfurique, on met dans une cornue de verre tubulée, placée au bain de sable, 6 parties d'acide sulfurique concentré, et 5 parties d'alcool de 36 à 40. On met d'abord l'alcool dans la cornue, et l'on ajoute peu à peu l'acide : on adapte à la cornue un tube de verre assez long, enfermé dans un autre tube de fer blanc, et qui communique à un récipient qui est ordinairement muni d'un robinet et d'un tube récourbé pour donner issue aux gaz; on fait arriver un filet d'eau froide dans l'espace qui se trouve entre le tube de verre et le tube de fer blanc, à l'extrémité supérieure duquel se trouve une ouverture par où s'écoule l'eau à mesure qu'elle s'échauffe; on distille en ménageant le feu, surtout dans les commencemens; on ajoute, par un entonnoir dont l'extrémité va se rendre dans le fond de la cornue, 5 autres parties d'alcool, et on continue l'opération, jusqu'à ce que l'on aperçoive des vapeurs blanches dans la cornue, car on n'obtiendrait plus alors que des gaz sulfureux, un liquide particulier que l'on a nommé huile douce de vin, du gaz hydrogène carboné et de l'acide carbonique. L'éther ainsi obtenu a besoin d'être rectifié : on y parvient en le mettant d'abord en contact avec le 15e de son poids de potasse caustique, pour absorber l'acide sulfureux et s'emparer de l'huile douce qu'il contient. On le transvase, et on l'agite avec de l'eau qui retient l'alcool qui peut s'y trouver, et comme cet éther a la propriété de dissoudre une petite quantité d'eau, on la lui enlève en le distillant doucement sur du chlorure de calcium. On a cru pendant long-temps que l'acide sulfurique transformait l'alcool en éther en lui enlevant une certaine quantité d'eau, et la composition de l'éther vient tout-à-fait à l'appui de cette théorie; mais on admet maintenant la décomposition de l'acide sulfurique, et l'on croit que l'alcool se partage en deux parties; que l'une se change en éther, en abandonnant de l'eau, c'est-à-dire, de l'hydrogène et de l'oxigène, dans les proportions nécessaires pour la constituer; que l'hydrogène fait passer l'acide sulfurique à l'état d'acide hypo-sulfurique, et que l'oxigène, par son union avec l'autre portion d'alcool, forme une matière végétale particulière, qui peut se combiner avec l'acide hypo-sulfurique. L'éther est composé de 2 volumes d'hydrogène bicarboné, et de 1 volume de vapeur d'eau. Si l'on ajoute 1 volume de vapeur d'eau, on aura la composition de l'alcool. Les éthers phosphorique, arsenique, fluo-borique, offrent absolument les mêmes caractères, et s'obtiennent de même; seulement on ajoute l'alcool par petites portions dans les acides, avec un entonnoir qui plonge dans le fond de la cornue.

Éther tartrique. L'acide tartrique peut aussi se

odeur forte et suave, d'une saveur chaude et piquante, qui, selon M. Gay-Lussac, ne transmet pas le fluide électrique, réfracte fortement la lumière, est d'une limpidité parfaite et d'une grande fluidité. Sa pesanteur spécifique est de 0,71192 à 24°, 77. Il bout à 35°, 66, et la densité de sa vapeur, selon le même chimiste, est de 2,586, l'air étant pris pour unité. Il ne se solidifie pas à un froid de 50°. Il s'enflamme avec la plus grande facilité; il peut dissoudre une petite quantité de phosphore et de soufre; il dissout très-bien le camphre, le caout-chouc, la plupart des corps gras, plusieurs bases salifiables organiques, les huiles grasses et les huiles volatiles. Il se dissout en petite quantité dans l'eau, et se mêle en toutes proportions avec l'alcool. Pour obtenir l'éther sulfurique, on met dans une cornue de verre tubulée, placée au bain de sable, 6 parties d'acide sulfurique concentré, et 5 parties d'alcool de 36 à 40. On met d'abord l'alcool dans la cornue, et l'on ajoute peu à peu l'acide : on adapte à la cornue un tube de verre assez long, enfermé dans un autre tube de fer blanc, et qui communique à un récipient qui est ordinairement muni d'un robinet et d'un tube récourbé pour donner issue aux gaz; on fait arriver un filet d'eau froide dans l'espace qui se trouve entre le tube de verre et le tube de fer blanc, à l'extrémité supérieure duquel se trouve une ouverture par où s'écoule l'eau à mesure qu'elle s'échauffe; on distille en ménageant le feu, surtout dans les commencemens; on ajoute, par un entonnoir dont l'extrémité va se rendre dans le fond de la cornue, 5 autres parties d'alcool, et on continue l'opération, jusqu'à ce que l'on aperçoive des vapeurs blanches dans la cornue, car on n'obtiendrait plus alors que des gaz sulfureux, un liquide particulier que l'on a nommé huile douce de vin, du gaz hydrogène carboné et de l'acide carbonique. L'éther ainsi obtenu a besoin d'être rectifié : on y parvient en le mettant d'abord en contact avec le 15e de son poids de potasse caustique, pour absorber l'acide sulfureux et s'emparer de l'huile douce qu'il contient. On le transvase, et on l'agite avec de l'eau qui retient l'alcool qui peut s'y trouver, et comme cet éther a la propriété de dissoudre une petite quantité d'eau, on la lui enlève en le distillant doucement sur du chlorure de calcium. On a cru pendant long-temps que l'acide sulfurique transformait l'alcool en éther en lui enlevant une certaine quantité d'eau, et la composition de l'éther vient tout-à-fait à l'appui de cette théorie; mais on admet maintenant la décomposition de l'acide sulfurique, et l'on croit que l'alcool se partage en deux parties; que l'une se change en éther, en abandonnant de l'eau, c'est-à-dire, de l'hydrogène et de l'oxigène, dans les proportions nécessaires pour la constituer; que l'hydrogène fait passer l'acide sulfurique à l'état d'acide hypo-sulfurique, et que l'oxigène, par son union avec l'autre portion d'alcool, forme une matière végétale particulière, qui peut se combiner avec l'acide hypo-sulfurique. L'éther est composé de 2 volumes d'hydrogène bicarboné, et de 1 volume de vapeur d'eau. Si l'on ajoute 1 volume de vapeur d'eau, on aura la composition de l'alcool. Les éthers phosphorique, arsenique, fluo-borique, offrent absolument les mêmes caractères, et s'obtiennent de même; seulement on ajoute l'alcool par petites portions dans les acides, avec un entonnoir qui plonge dans le fond de la cornue.

Éther tartrique. L'acide tartrique peut aussi se

combiner à l'alcool, par l'intermède de l'acide sulfurique : il en résulte un composé sirupeux qui forme, avec la potasse, un précipité abondant de tartrate acide; si on la traite ensuite par l'alcool, on obtient une matière particulière, brune et amère, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool qui précipite l'hydro-chlorate de baryte, et ne précipite pas l'hydro-chlorate de chaux.

Éthiops de mercure. Voy. *Sulfure de mercure.*

Éthiops martial. Voy. *Oxide de fer (Deuto-).*

Éthiops minéral. Voy. *Sulfure de Mercure.*

Enchlorine. Voy. *Oxide de chlore.*

Eudiomètre. C'est un instrument employé dans l'analyse des gaz, et surtout pour celle de l'air atmosphérique. Il consiste en un tube de verre assez épais, ouvert par l'une de ses extrémités, et fermé de l'autre par un bouchon de métal qui porte une petite tige surmontée d'une boule également en métal, qui sert à recevoir et à transmettre l'étincelle électrique. Il y a, dans l'intérieur du tube, un petit fil de métal roulé en spirale qui est aussi terminé par une boule. On a varié cet instrument de plusieurs manières.

Excrémens. La composition des excrémens est extrêmement variable, non-seulement dans les différentes espèces d'animaux, mais chez chaque individu. Elle est due aux alimens dont ils font usage, et à l'action des organes digestifs sur les matières qu'ils contiennent. Ceux des oiseaux contiennent une grande quantité d'acide urique; ceux des chiens sont quelquefois formés presqu'en totalité de phosphate de chaux; c'est ce que les anciens nommaient *album græcum*. Les excrémens de l'homme sont composés, selon M. Berzélius, d'une grande quantité d'eau, de débris de substances végétales

et animales, de bile, d'albumine, d'une matière extractive particulière, d'une autre matière formée par de la résine, de la bile et de la matière animale, et de quelques sels.

Extractif. Principe admis par quelques chimistes, mais qui n'a pas encore pu être isolé. Il existerait dans les infusions et décoctions des substances végétales. On lui donne pour propriété de pouvoir former des combinaisons avec beaucoup d'oxides métalliques, d'être soluble dans l'eau et dans l'alcool, de pouvoir absorber l'oxigène, et alors de perdre sa solubilité; enfin de contenir de l'azote.

Extraction des métaux. Voy. chaque métal en particulier.

Extrait de saturne. Voy. *Acétate de plomb (Sous-).*

F

Fécule. Voy. *Amidon.*

Fécule verte. Voy. *Chlorophylle.*

Fer. Métal d'un gris bleuâtre, tantôt grenu, tantôt lamelleux, très-ductile et malléable. Il est extrêmement tenace, très-magnétique : sa pesanteur spécifique est de 7,788. Le fer ne fond qu'à une température très-élevée. Son affinité pour l'oxigène est telle qu'à une température élevée, il l'enlève même au potassium et au sodium. Il peut former plusieurs oxides, même à la température ordinaire. C'est jusqu'ici le seul métal que l'on ait pu combiner avec le carbone; il constitue alors l'acier ou bien la plombagine (percarbure de fer), qui existe

en assez grande quantité dans la nature ; il se combine aussi avec la plupart des corps combustibles non métalliques, forme des alliages avec plusieurs métaux. Le fer ne décompose l'eau à la température ordinaire qu'autant que cette eau contient de l'air ou de l'oxigène ; il se forme alors un peu d'oxide qui, par son contact avec le métal, paraît développer assez d'électricité pour que la décomposition continue à avoir lieu. L'acide nitrique le dissout en donnant naissance à une certaine quantité de nitrate d'ammoniaque. La dissolution de fer protoxidé forme, avec les alcalis, un précipité blanc qui passe au vert par le contact de l'air, ensuite au vert noirâtre, enfin au rouge. Elle forme, avec l'hydro-cyanate ferruré de potasse, un précipité blanc qui passe au bleu par le contact de l'air ; enfin elle ne précipite pas par la noix de galle ; mais la liqueur se colore à l'air en bleu violet. Au second degré d'oxidation, la dissolution de fer est précipitée en vert noirâtre par les alcalis, en bleu céleste par l'hydro-cyanate de potasse, et en bleu foncé par la noix de galle. Les dissolutions de fer peroxidé précipitent en rouge ou en orangé par les alcalis, en bleu foncé par l'hydro-cyanate de potasse, et en noir par la noix de galle. On trouve le fer sous beaucoup d'états dans la nature. Les minerais qui sont exploités sont : le fer natif, le fer carbonaté, le fer oxidulé, le fer oligiste, le fer hématite, le fer hydraté limoneux, granuliforme, etc. On le rencontre très-souvent combiné au soufre, à l'arsenic et à l'état de sel ; mais ces derniers minerais ne sont pas exploités. On grille la mine quand cette opération est nécessaire, on la bocarde quand elle est terreuse, et on la traite par le charbon à une température très-élevée dans des fourneaux particuliers qui ont reçu le nom de

hauts fourneaux. Quand le minerai est siliceux, on y ajoute du carbonate de chaux que l'on nomme *cussine*, afin d'en faciliter la fusion ; si c'est au contraire la silice qui manque, on ajoute, sous le nom d'*Erbue*, un fondant argileux ; à mesure que le fer se réduit, il gagne le creuset ou la partie inférieure du haut fourneau ; et quand cette partie est pleine, on coule la matière toute fondue dans un sillon pratiqué dans le sable, et la masse allongée qui en résulte a reçu le nom de *gense* ; la gense ou la fonte est ensuite exposée à une température très-élevée, pour brûler un peu de carbone qu'elle contient, pour réduire, par le charbon de la brusque, un certaine quantité d'oxide, puis ensuite on la forge à plusieurs reprises pour en séparer le laitier qui est une matière vitrifiée, colorée en vert par l'oxide de fer.

Fer blanc. Ce sont des feuilles de tôle très-minces, dont les deux surfaces sont recouvertes d'étain qui s'est combiné avec la partie extérieure de la feuille de fer.

Ferment. C'est une matière visqueuse et floconneuse, qui se sépare quand on soumet les fruits à la fermentation. On recueille ordinairement celui qui se produit lors de la préparation de la bierre, et que l'on connaît sous le nom de *levure de bierre*. C'est une pâte d'un blanc grisâtre, d'une odeur particulière, susceptible de se dessécher et de pouvoir alors se conserver indéfiniment. Mise en contact avec l'oxigène à une température de 20°, elle se décompose et se transforme en acide carbonique. Si, à la même température, on l'abandonne à elle-même dans des vaisseaux fermés, elle se putréfie en quelques jours. Elle ne se dissout ni dans l'eau ni dans l'alcool. L'eau bouillante lui enlève la propriété d'exciter la fermentation pendant assez long-temps. Enfin, si on la sou-

met à la distillation, on en obtient tous les produits des matières animales.

Fermentation. C'est un mouvement spontané qui a lieu dans les corps; leurs élémens se dissocient, se combinent dans d'autres proportions, et donnent naissance à des composés dont souvent il n'existait pas même des traces dans les corps qui les ont fournis. Les produits de la fermentation sont très-nombreux. Ils ont servi à établir plusieurs sortes de fermentation. Aussi on a nommé fermentation *saccharine*, celle dans laquelle il se développe du sucre; fermentation *spiritueuse*, *alcoolique* ou *vineuse*, celle dans laquelle ce sucre est changé en alcool; fermentation *acide*, celle dont l'acide acétique est le principal résultat; et enfin, fermentation *putride*, celle dont les produits sont très-nombreux, et parmi lesquels il s'en trouve toujours de fétides. Les matières azotées éprouvent très-souvent cette dernière fermentation. Il est plus rare qu'une matière végétale la subisse sans avoir passé par les autres espèces de fermentation; ce qui demande un temps plus ou moins long.

Fermentation acide. Cette fermentation a lieu toutes les fois qu'une liqueur vineuse donne naissance à une certaine quantité d'acide acétique. La production de cet acide n'a lieu que très-lentement au-dessous de + 10°. La température la plus favorable est celle de + 15° à + 30°. La liqueur s'échauffe un peu, donne lieu à un dégagement d'acide carbonique, et laisse déposer une matière un peu épaisse qui est formée par le dépôt d'une grande quantité de petits filamens qui troublaient sa transparence. Il parait que la présence de l'air ou de l'oxigène n'est pas indispensable pour la formation de

l'acide; mais il se formera en quantité d'autant plus grande, que l'alcool contenu dans la liqueur sera en plus forte proportion. Il parait certain, d'après cela, que l'acide résulte d'un changement dans les proportions des principes constituans de l'alcool. Lorsque la liqueur a le contact de l'air, on peut admettre que l'alcool cède du carbone et de l'hydrogène à l'oxigène, et passe ainsi à l'état acide. C'est ce qui n'est pas prouvé; et lorsque la liqueur n'a pas le contact de l'air, on est encore plus embarrassé pour trouver une théorie satisfaisante.

Fermentation alcoolique. Cette fermentation a lieu toutes les fois qu'une liqueur qui contient du sucre et une petite quantité de ferment, est exposée à une température convenable, c'est-à-dire de + 20° à + 30°. Cette liqueur ne tarde pas à se troubler. Il s'y forme une grande quantité de petites bulles d'acide carbonique, qui s'élèvent en entraînant autour d'elles des parcelles de ferment, vont et viennent dans le liquide, et finissent par former une écume à sa partie supérieure; ensuite la liqueur laisse déposer les matières interposées qui la troublaient, et devient très-claire. Le sucre ayant disparu, on regarde comme certain qu'il a été transformé en alcool et en acide carbonique, et l'on pense que cet effet a eu lieu, parce que le ferment lui a enlevé un peu d'oxigène. Il ne peut, en effet, lui en enlever qu'un peu; car il n'y en a qu'une portion très-petite de décomposée. Elle peut suffire cependant pour changer la proportion des principes constituans du sucre, et permettre à ses élémens de se combiner dans d'autres proportions. Selon M. Gay-Lussac, en enlevant au sucre 1 volume de gaz oxigène et 1 volume de vapeur de carbone, qui, par leur réunion, constituent 1 volume d'acide carbonique, on le trans-

forme en alcool; en sorte que, en supposant que rien ne soit perdu, 100 parties de sucre doivent donner 51,34 en alcool et 48,66 en acide carbonique. Le ferment, dans ce cas, n'aurait pas sensiblement absorbé d'oxigène. L'azote de la petite portion qui est décomposée, ne s'est encore retrouvé dans aucun des produits de la fermentation.

Fermentation putride. Tant que la vie existe chez les êtres organisés, les élémens dont ces êtres sont composés restent unis d'après des lois qui dépendent du principe vital, et qui souvent sont contraires à celles de l'attraction; mais dès que la vie s'éteint, l'attraction reprend tous ses droits, et les élémens se combinent dans d'autres proportions. C'est à ce mouvement qui s'opère alors dans les élémens de ces corps, que l'on a donné le nom de fermentation putride. Elle a lieu bien plus promptement pour les matières animales que pour les matières végétales. La présence d'un air humide et stagnant, une température de + 20 à 35°, la favorisent singulièrement. Quand les végétaux privés de la vie se trouvent dans ces circonstances, ils se transforment en une matière noire à laquelle on a donné le nom de *terreau*, et fournissent en même temps un peu d'huile, de l'acide acétique, de l'eau, de l'azote, de l'hydrogène carboné et de l'acide carbonique. Si ce sont des matières animales qui se trouvent dans ces circonstances, outre la plupart des produits que nous venons de citer, elles donnent de l'ammoniaque et plusieurs principes azotés, comme un peu d'acide nitrique, peut-être un peu d'acide hydro-cyanique. Tous les gaz qui s'en dégagent, entraînent avec eux un peu de matière animale en décomposition, qui leur donne une odeur insupportable.

Fermentation saccharine. C'est celle qui a lieu toutes les fois qu'il se développe du sucre dans un corps qui n'en contenait pas. Ainsi on l'observe dans la germination d'un grand nombre de semences, lorsqu'on traite de l'amidon par l'acide sulfurique. Il paraît que, dans l'un et l'autre cas, il y a seulement une portion d'eau qui se combine à l'amidon et le transforme en sucre; car 100 parties d'amidon fournissent 110,14 de sucre; et on trouve par l'analyse comparée de ces deux substances, que les 10,14 d'augmentation ne sont que de l'oxigène et de l'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire l'eau.

Fermentation spiritueuse, Fermentation vineuse. Voy. *Fermentation alcoolique.*

Feu. Voy. *Calorique.*

Fibrine. Substance particulière très-abondante dans le règne animal; elle constitue la majeure partie de la chair musculaire, et se rencontre aussi sous un état très-divisé dans plusieurs liquides animaux, tels que le chyle, le sang. C'est une matière solide, sans odeur et sans saveur, d'une couleur jaunâtre et demi-transparente comme la gélatine, susceptible d'absorber une certaine quantité d'eau, à peu près les 4/5 de son poids, et de devenir alors blanche, flexible et élastique. L'alcool et l'éther la ramollissent et finissent par la rendre pulpeuse. Les acides agissent sur elles de différentes manières, quelquefois ils s'y combinent comme l'acide hydro-chlorique, l'acide sulfurique affaibli; d'autres fois ils la décomposent comme l'acide sulfurique concentré, l'acide nitrique. La fibrine se dissout à froid dans les alcalis, la potasse et la soude la décomposent à chaud. On l'obtient facilement en fouettant le sang récemment ex-

trait avec une poignée de petites verges après lesquelles elle s'attache. On la lave à grande eau jusqu'à ce qu'elle soit décolorée, et on la fait sécher à l'air libre. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, elle est composée de carbone 50,360, oxigène 19,685, hydrogène 7,021, azote 19,934.

Filtre. On donne le nom de *filtre* à des corps très-différens dont on se sert avec l'intention de séparer d'un liquide quelconque, un ou plusieurs corps qui n'y sont qu'en suspension. Ceux que l'on fait en papier non collé sont le plus généralement employés, mais il est certains cas où ils ne peuvent servir, soit parce que le liquide aurait de l'action sur eux, soit parce que leurs pores seraient trop facilement obstrués. On emploie des toiles, du sable, du charbon, du verre pilé, du coton, de la paille même, etc.

Flamme. La flamme est une matière gazeuze dont la température est assez élevée pour qu'elle paraisse lumineuse. Voy. *Calorique*.

Fleurs d'antimoine. C'est le protoxide d'antimoine sublimé.

Fleurs d'arsenic. C'est le deutoxide d'arsenic.

Fleurs de benjoin. Nom que l'on donne encore à l'acide benzoïque.

Fleurs martiales. Les anciens nommaient ainsi le chlorure de fer sublimé.

Fleurs de soufre. Nom que l'on donne au soufre sublimé.

Fleurs de zinc. C'est un des noms que les anciens chimistes donnaient à l'oxide de zinc.

Fluates. Nous désignons sous ce nom les combinaisons de l'acide fluorique avec les bases salifiables, combinaisons que plusieurs chimistes regardent comme des fluorures ou pthorures; mais comme l'acide fluorique se comporte presque toujours à la manière des oxides, surtout par son union avec l'acide borique, la silice, par son action sur l'alcool qui donne naissance à un éther semblable à celui que l'on obtient avec l'acide sulfurique, nous croyons devoir adopter cette hypothèse, jusqu'à ce que la décomposition de cet acide décide la question. Si l'on soumet ces sels à l'action du calorique, ils se décomposent en totalité, ou en partie s'ils contiennent de l'eau; mais s'ils n'en contiennent pas, la décomposition n'a pas lieu. L'eau ne dissout que ceux de potasse, de soude et d'argent, à moins que les autres ne soient à l'état de fluates acides. L'eau de chaux trouble toutes les solutions de fluates; l'acide sulfurique concentré met en liberté l'acide fluorique des fluates; beaucoup d'autres oxacides et tous les hydracides la décomposent également, mais toujours par l'intermède de l'eau. L'acide borique, pouvant se combiner avec l'acide fluorique, jouit de la propriété de décomposer les fluates secs à une température rouge. La silice est dans le même cas; elle favorise singulièrement la décomposition des fluates. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide, comme 1 à 1,374. Ceux qui sont solubles s'obtiennent directement, les autres par double décomposition. Nous ne parlerons en particulier que des principaux.

Fluate acide de silice, ou gaz acide fluorique silicé. Gaz incolore, d'une odeur forte, d'une saveur caustique, éteignant les corps en combustion, dont la pesanteur spécifique est 3,5735. La plus haute température ne le décompose pas; l'eau le décompose; il se

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

partage en deux portions dont l'une, contenant beaucoup de silice, se précipite à l'état de gelée, et l'autre, très-acide, se dissout. La solution est décomposée par l'acide borique qui en précipite la silice, et se combine à l'acide fluorique; les alcalis la décomposent également. Le fluate acide de silice est formé de silice 61,4, et d'acide fluorique 38,6. On l'obtient en traitant par l'acide sulfurique, un mélange de fluate de chaux et de sable.

Fluate d'ammoniaque. En versant dans de l'acide fluorique affaibli, de l'ammoniaque étendue d'eau, et faisant évaporer la liqueur avec ménagement, on obtient un sel d'une saveur piquante, cristallisant très-difficilement, et facilement décomposable par la chaleur qui en chasse une portion d'ammoniaque, et la volatilise ensuite à l'état de fluate acide. Il se comporte du reste, avec les différens corps, comme les autres fluates.

Fluate d'argent. S'obtient directement. Très-soluble, déliquescent, offre plusieurs des propriétés du nitrate d'argent, se fond facilement, tache la peau en noir. Sa dissolution se prend en masse par l'acide hydro-chlorique.

Fluate de chaux. Se trouve abondamment dans la nature, et très-souvent en cristaux cubiques très-nets, dont les couleurs sont très-variées. Il est phosphorescent par la chaleur, fond à une température assez élevée. Il est employé pour la préparation de l'acide fluorique.

Fluate de potasse. Déliquescent, très-fusible, indécomposable par la chaleur, même avec l'intermède de l'eau, mais décomposable par l'acide sulfurique à la température ordinaire : s'obtient directement.

Fluate de soude. Il n'est pas déliquescent comme le précédent; il est moins soluble, moins fusible, décrépite avant de fondre; s'obtient en saturant par la soude une dissolution de fluate acide de silice, filtrant la liqueur et la faisant évaporer. Voyez, pour plus de détails, les travaux de MM. Gay-Lussac et Thénard (Recherches physico-chimiques, tome II, et les Mémoires de M. Berzélius, Ann. de chimie et de physique.)

Fluides impondérables. On donne ce nom au calorique, à la lumière, au fluide électrique et au fluide magnétique, parce qu'ils ne pèsent rien, ou du moins ils sont tellement légers que leur poids ne peut être apprécié par nos meilleurs instrumens. Quoique ces fluides donnent lieu à beaucoup de phénomènes dans les combinaisons chimiques, nous ne pouvons nous en occuper ici, étant obligés de nous restreindre à ce qui est entièrement chimique; nous renvoyons aux traités de physique, et à notre article *Calorique* que nous n'avons pas pu omettre.

Fluo-borates. On ne connaît encore que la combinaison du gaz fluo-borique avec le gaz ammoniac. 1 volume de ce premier gaz peut se combiner avec 1,2 et 3 volumes du second, de manière à donner lieu à trois sels dont le premier seul est solide : les autres qui sont liquides se solidifient par la chaleur en perdant une portion du gaz ammoniac qu'ils contiennent.

Fluor ou phtore. Nom que l'on donne au radical présumé de l'acide fluorique.

Foie d'antimoine. C'est un mélange d'oxide et de sulfure d'antimoine, que l'on obtient en brûlant un mélange de parties égales de nitre et de sulfure d'antimoine. Il est employé dans la médecine vétérinaire.

Foie de soufre. C'est le nom que les anciens chimistes donnaient au sulfure de potasse alcalin.

Formiates. Les formiates ont été à peine étudiés. Ils sont tous solubles dans l'eau, cristallisables, et se rapprochent beaucoup des acétates par leurs propriétés. Il paraît cependant qu'ils sont différens.

Fondant de rotrou. Voy. *Antimoine diaphorétique*.

Fonte. C'est le fer qui n'a pas encore été affiné.

Fourneaux. Ce sont les instrumens dont on se sert quand on veut exposer les corps à l'action du calorique. Leurs formes sont extrêmement variées, et dépendent des usages qu'ils doivent avoir. Ceux dont on se sert le plus ordinairement sont en terre cuite; mais il y en a aussi en fonte, en maçonnerie, etc.

Fromage. On nomme ainsi de petits morceaux cylindriques en argile apyre, qui servent à élever les creusets dans les fourneaux.

Fulminates. Les fulminates sont remarquables par la propriété que possèdent plusieurs d'entre eux de détonner par le plus léger frottement, ou dès qu'on les expose à une température de 150° et même au-dessous. Celui d'argent, qui a été mieux étudié que les autres, est soluble dans 36 parties d'eau bouillante. La potasse et la soude, versées dans cette dissolution, en précipitent la moitié de la soude, et forment un sel double. La plupart des métaux qu'on y plonge se substituent à l'argent et forment d'autres fulminates dont les propriétés ne sont pas aussi bien connues. On obtient le fulminate d'argent que l'on connaît sous le nom de poudre fulminante d'argent en précipitant par l'alcool une dissolution d'argent dans l'acide nitrique; on peut obtenir presque tous les

autres de la même manière. Selon MM. Gay-Lussac et Liebig, le fulminate d'argent est composé de 77,528 d'oxide d'argent et de 20,472 d'acide fulminique.

Fungine. Nom que donne M. Braconnot à la fibre des champignons, qui diffère de la fibre ligneuse en ce qu'elle contient de l'azote. On l'obtient en faisant bouillir les champignons à plusieurs reprises dans une eau alcaline. Elle est blanche, molle, sans saveur, insoluble dans presque tous les véhicules, se dissout à chaud dans l'acide hydro-chlorique, est décomposée par l'acide nitrique, en donnant, entre autres produits, de l'acide oxalique et deux matières grasses particulières.

G

Galène. Nom que les minéralogistes donnent au sulfure de plomb.

Galère. Grand fourneau de réverbère autour duquel on dispose intérieurement un rang de vases que l'on veut chauffer en même temps, tels que des cornues, des creusets, etc. Il y a aussi des galères qui sont des fourneaux allongés recouverts d'un dôme; il y a à une des extrémités une porte pour introduire le combustible, et à l'autre est une cheminée. Comme ces fourneaux ont quelque ressemblance, tant à cause de leur disposition que par leurs ouvertures latérales, avec les vaisseaux à rames qu'on nomme *galères*, on leur a donné le même nom.

Gallates. Sels résultant de la combinaison de l'acide gallique avec les bases; ce genre est peu connu : on sait cependant que ceux d'ammoniaque, de potasse, de soude,

et ceux des bases organiques sont solubles et incolores. Le gallate (per-) de fer est bleu ; tous les gallates sont décomposables au feu. Tous les acides forts s'emparent de leur base ; celui de fer est décomposé par l'acide oxalique. Les gallates solubles se préparent directement, et ceux qui sont insolubles par la voie des doubles décompositions. Les gallates neutres de cinchonine et de quinine sont insolubles, mais ils se dissolvent dans un excès d'acide.

Gangue. On nomme ainsi les matières pierreuses et terreuses qui entourent les mines et qui font partie de leurs filons.

Gaz. Les gaz sont des corps aériformes, très-dilatables, très-compressibles, d'une pesanteur spécifique qui varie suivant leur nature et suivant la pression atmosphérique. Le pouvoir réfringent des gaz est peu considérable relativement aux liquides. Les uns sont absorbés par le charbon et les corps poreux avec une grande facilité ; d'autres ne le sont qu'en petite quantité par ce même corps. Le nombre des gaz s'élève à 26, et il est probable que dans quelques années on en connaîtra encore quelques nouveaux. Parmi ce nombre, les uns sont susceptibles de se liquéfier, soit par une forte pression, soit par un abaissement de température ; quelques-uns sont colorés, d'autres répandent des fumées blanchâtres, d'autres éteignent les corps en combustion, d'autres les rallument, d'autres sont inflammables, d'autres sont acides, d'autres sont alcalins ; quelques-uns sont délétères ou ont une odeur plus ou moins forte ; un grand nombre se dissolvent dans l'eau. Comme il est difficile d'assigner à ces corps des propriétés générales, nous décrirons à chaque gaz les propriétés qui lui sont particulières.

Gaz hydrogène. Voy. *Hydrogène.*

Gaz oléfiant. Voy. *Hydrogène bi-carboné.*

Gaz inflammable. Voy. *Hydrogène.*

Gaz nitreux. Voy. *Oxide d'azote (Deuto-).*

Gaz des marais. Voy. *Hydrogène carboné.*

Gaz déphlogistiqué. Voy. *Oxigène.*

Gelée végétale. Substance incolore, d'un aspect analogue à celui de la gomme, soluble dans l'eau chaude et presque insoluble à froid. Cette substance existe abondamment dans certains fruits, tels que les pommes, les cerises, les groseilles : il est très-difficile de l'obtenir dans son état de pureté ; elle retient toujours un peu de la matière colorante des fruits. En la laissant long-temps en contact avec l'eau bouillante, elle perd la propriété de se précipiter sous apparence gélatineuse. Elle paraît contenir un peu d'azote, ce qui provient peut-être de la petite quantité de ferment que contient la gelée.

Gentianine. Nom proposé par MM. Henri et Caventou pour désigner une substance cristallisable, d'une amertume analogue à la gentiane, n'ayant aucune action sur les papiers de tournesol et de curcuma. La gentianine est très-soluble dans l'alcool et l'éther, moins soluble dans l'eau bouillante et très-peu dans l'eau froide. On obtient la gentianine en traitant la gentiane en poudre par l'éther. La gentianine se dissout avec plusieurs autres substances d'avec lesquelles on l'isole comme il suit : on évapore la solution éthérée, et on traite le résidu par l'alcool, qui s'empare de l'acide, de la matière colorante et de la gentianine. La solution est évaporée comme précédemment ; on délaie ce nouveau résidu dans l'eau, et on y ajoute un peu de magnésie pour saturer l'acide. On évapore jusqu'à ce qu'il ne reste plus d'eau, et on dissout

et ceux des bases organiques sont solubles et incolores. Le gallate (per-) de fer est bleu ; tous les gallates sont décomposables au feu. Tous les acides forts s'emparent de leur base ; celui de fer est décomposé par l'acide oxalique. Les gallates solubles se préparent directement, et ceux qui sont insolubles par la voie des doubles décompositions. Les gallates neutres de cinchonine et de quinine sont insolubles, mais ils se dissolvent dans un excès d'acide.

Gangue. On nomme ainsi les matières pierreuses et terreuses qui entourent les mines et qui font partie de leurs filons.

Gaz. Les gaz sont des corps aériformes, très-dilatables, très-compressibles, d'une pesanteur spécifique qui varie suivant leur nature et suivant la pression atmosphérique. Le pouvoir réfringent des gaz est peu considérable relativement aux liquides. Les uns sont absorbés par le charbon et les corps poreux avec une grande facilité ; d'autres ne le sont qu'en petite quantité par ce même corps. Le nombre des gaz s'élève à 26, et il est probable que dans quelques années on en connaîtra encore quelques nouveaux. Parmi ce nombre, les uns sont susceptibles de se liquéfier, soit par une forte pression, soit par un abaissement de température ; quelques-uns sont colorés, d'autres répandent des fumées blanchâtres, d'autres éteignent les corps en combustion, d'autres les rallument, d'autres sont inflammables, d'autres sont acides, d'autres sont alcalins ; quelques-uns sont délétères ou ont une odeur plus ou moins forte ; un grand nombre se dissolvent dans l'eau. Comme il est difficile d'assigner à ces corps des propriétés générales, nous décrirons à chaque gaz les propriétés qui lui sont particulières.

Gaz hydrogène. Voy. *Hydrogène.*

Gaz oléfiant. Voy. *Hydrogène bi-carboné.*

Gaz inflammable. Voy. *Hydrogène.*

Gaz nitreux. Voy. *Oxide d'azote (Deuto-).*

Gaz des marais. Voy. *Hydrogène carboné.*

Gaz déphlogistiqué. Voy. *Oxigène.*

Gelée végétale. Substance incolore, d'un aspect analogue à celui de la gomme, soluble dans l'eau chaude et presque insoluble à froid. Cette substance existe abondamment dans certains fruits, tels que les pommes, les cerises, les groseilles : il est très-difficile de l'obtenir dans son état de pureté ; elle retient toujours un peu de la matière colorante des fruits. En la laissant long-temps en contact avec l'eau bouillante, elle perd la propriété de se précipiter sous apparence gélatineuse. Elle paraît contenir un peu d'azote, ce qui provient peut-être de la petite quantité de ferment que contient la gelée.

Gentianine. Nom proposé par MM. Henri et Caventou pour désigner une substance cristallisable, d'une amertume analogue à la gentiane, n'ayant aucune action sur les papiers de tournesol et de curcuma. La gentianine est très-soluble dans l'alcool et l'éther, moins soluble dans l'eau bouillante et très-peu dans l'eau froide. On obtient la gentianine en traitant la gentiane en poudre par l'éther. La gentianine se dissout avec plusieurs autres substances d'avec lesquelles on l'isole comme il suit : on évapore la solution éthérée, et on traite le résidu par l'alcool, qui s'empare de l'acide, de la matière colorante et de la gentianine. La solution est évaporée comme précédemment ; on délaie ce nouveau résidu dans l'eau, et on y ajoute un peu de magnésie pour saturer l'acide. On évapore jusqu'à ce qu'il ne reste plus d'eau, et on dissout

par l'éther qui laisse déposer le sel de magnésie et s'empare de la gentianine; par évaporation, on obtient de petits cristaux jaunâtres qui paraissent être dans leur état de pureté.

Glucine. Voy. *Oxide de glucinium.*

Glucinium. Ce métal n'est encore connu qu'à l'état d'oxide. Voy. *Oxide de glucinium.*

Gluten. Le gluten est mou, élastique, d'un blanc grisâtre, très-visqueux, d'une saveur presque nulle, d'une odeur spermatique. A l'état sec, plusieurs de ces propriétés disparaissent; alors il devient brun, fragile, d'une cassure vitreuse. Soumis à une forte chaleur, il se décompose comme les matières animales, et laisse un charbon brillant et volumineux. Exposé à l'air sec, il se recouvre d'une couche huileuse et devient très-dur; mais si l'air est humide, il se gonfle, se putréfie en répendant une odeur fétide analogue au fromage. Le gluten ne se dissout point dans l'eau froide; l'eau chaude, sans le dissoudre, lui fait perdre sa tenacité et son élasticité; il est insoluble dans l'alcool. Mais les acides végétaux, surtout l'acide acétique concentré, l'acide hydro-chlorique et quelques autres acides minéraux, dissolvent le gluten à l'aide d'une douce chaleur. L'acide sulfurique, le charbon et l'acide nitrique agissent sur lui comme sur la plupart des matières animales. M. Taddei ne pense pas que le gluten soit un principe immédiat; il le regarde comme formé de glaindine et d'une autre matière qu'il a appelée *zimome*. Pour obtenir le gluten, il suffit de malaxer un morceau de pâte de froment sous un filet d'eau. L'eau entraine la fécule, dissout l'albumine et le sucre qui étaient logés dans les interstices du gluten. Il est dans son état de pureté lorsqu'il ne trouble point

l'eau. C'est à Beccaria, chimiste italien, que l'on doit la connaissance de cette substance, qui joue le plus grand rôle dans la panification.

Glycérine. Nom proposé par M. Chevreul pour désigner une substance que Scheele avait regardée comme un principe immédiat, et qu'il nomme principe doux des huiles. MM. Fremy et Chevreul ont démontré qu'elle se formait par la réaction des oxides métalliques sur les corps gras. Celle que l'on obtient dans l'eau qui a servi de bain marie local, a l'emplâtre simple, est presque incolore, d'une saveur sucrée, nullement acide, et d'une densité de 1,252. Elle est formée, d'après M. Chevreul, de 100 d'oxigène, de 70,70 de carbone et de 16,99 d'hydrogène. Elle attire l'humidité de l'air, fournit de l'acide oxalique. Lorsqu'on la traite par l'acide nitrique, elle ne peut fermenter, et par conséquent ne donne point d'alcool.

Gomme. On donne le nom de gomme à un produit immédiat des végétaux, qui est incristallisable, incolore, insipide, inodore, insoluble dans l'alcool, soluble dans l'eau, et formant avec elle un composé gélatineux connu sous le nom de mucilage. La gomme ne peut pas éprouver de fermentation alcoolique. Traitée par l'acide nitrique, elle se convertit en acide mucique; soumise à l'action du feu, elle se boursouffle et donne un produit analogue aux substances végétales. Les alcalis et les acides faibles la dissolvent. L'alcool et le sous-acétate de plomb la précipitent de toutes ses dissolutions. La gomme est excessivement répandue dans la nature. On la retrouve dans toutes les parties des plantes herbacées, dans beaucoup de racines, dans tous les fruits et dans toutes les feuilles. Beaucoup d'arbres, tels que les mi-

mosa, les astragalus et tous les drupacées, secrètent naturellement de la gomme ; et toute celle que l'on rencontre dans le commerce est produite par ces différens arbres. Elle varie beaucoup pour les propriétés physiques, et quelquefois pour les propriétés chimiques, suivant l'espèce d'arbre qui l'a fournie. On la connaît alors sous différens noms, tels que *gomme arabique*, *gomme adraganthe*, *gomme jedda*, *gomme de pays*, etc. Les arts et la médecine en tirent un très-grand parti, et on en fait une très-grande consommation.

Gomme artificielle. L'amidon, torréfié convenablement, perd entièrement ses propriétés, et se transforme en une matière gommeuse soluble dans l'eau en toute proportion. La solution n'éprouve rien de la part de l'iode. Ce qui la distingue de la gomme proprement dite, c'est que sa solution n'est pas troublée par le sous-acétate de plomb, et qu'elle ne donne point d'acide mucique par l'acide nitrique (Théod. Saussure.) On emploie maintenant cette substance pour imiter le tapioka, le sagou et autres pâtes exotiques.

Gommes résines. Substances d'une couleur très-variable, assez ordinairement d'une odeur forte, d'une saveur piquante ; elles sont toutes solides, plus pesantes que l'eau qui les dissout en partie. Il en est de même de l'alcool ; la dissolution aqueuse est toujours louche. L'eau trouble la solution alcoolique en précipitant la partie résineuse. Suivant M. Hatchett, la potasse et la soude caustique dissolvent les gommes résines. Elles sont formées de plusieurs principes immédiats qui se concrètent ensemble. Elles sont contenues dans les vaisseaux mêmes des plantes, et en découlent sous un aspect laiteux. Quantité de végétaux en fournissent, surtout ceux de la famille des euphorbes et des ombillifères. Il n'y en a qu'un petit nombre d'employés, tels que l'*assa-fœtida*, l'*euphorbe*, la *gomme gutte*, la *gomme ammoniaque*, etc. (Voy. les ouvrages d'Histoire naturelle.)

Graisse. La graisse se rencontre dans un grand nombre de tissus animaux; elle existe surtout sous la peau, aux environs des reins, de l'épiploon, etc. La consistance des graisses varie suivant les animaux et les parties qui les fournissent. Il y en a depuis la consistance huileuse jusqu'à la consistance solide. La couleur et l'odeur sont variables. Elles sont ordinairement solides et blanches dans les ruminans, molles et d'une odeur forte dans les carnivores. D'après M. Chevreul, les graisses sont formées d'élaïne et de stéarine dans des proportions différentes. C'est la cause pour laquelle elles ont un degré de consistance si différent. Elles contiennent, en outre, un principe colorant. Les matières grasses possèdent généralement une saveur fade, douce; elles sont toutes plus légères que l'eau. Soumises à l'action du feu dans des vases distillatoires, les graisses fournissent un peu d'eau, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, de l'acide sébacique, une grande quantité d'hydrogène carboné et un peu de la matière grasse elle-même. Il reste un charbon très-peu volumineux et facile à incinérer. L'alcool les dissout toutes en quantité variable. Le soufre, le phosphore, jouissent de la propriété de s'y dissoudre d'une manière sensible. Exposées à l'air, elles roussissent plus ou moins promptement, en absorbant une portion d'oxigène.

Grand-OEuvre. Les alchimistes désignaient sous ce nom le prétendu procédé qui devait leur servir pour faire de l'or.

mosa, les astragalus et tous les drupacées, secrètent naturellement de la gomme ; et toute celle que l'on rencontre dans le commerce est produite par ces différens arbres. Elle varie beaucoup pour les propriétés physiques, et quelquefois pour les propriétés chimiques, suivant l'espèce d'arbre qui l'a fournie. On la connaît alors sous différens noms, tels que *gomme arabique*, *gomme adraganthe*, *gomme jedda*, *gomme de pays*, etc. Les arts et la médecine en tirent un très-grand parti, et on en fait une très-grande consommation.

Gomme artificielle. L'amidon, torréfié convenablement, perd entièrement ses propriétés, et se transforme en une matière gommeuse soluble dans l'eau en toute proportion. La solution n'éprouve rien de la part de l'iode. Ce qui la distingue de la gomme proprement dite, c'est que sa solution n'est pas troublée par le sous-acétate de plomb, et qu'elle ne donne point d'acide mucique par l'acide nitrique (Théod. Saussure.) On emploie maintenant cette substance pour imiter le tapioka, le sagou et autres pâtes exotiques.

Gommes résines. Substances d'une couleur très-variable, assez ordinairement d'une odeur forte, d'une saveur piquante ; elles sont toutes solides, plus pesantes que l'eau qui les dissout en partie. Il en est de même de l'alcool ; la dissolution aqueuse est toujours louche. L'eau trouble la solution alcoolique en précipitant la partie résineuse. Suivant M. Hatchett, la potasse et la soude caustique dissolvent les gommes résines. Elles sont formées de plusieurs principes immédiats qui se concrètent ensemble. Elles sont contenues dans les vaisseaux mêmes des plantes, et en découlent sous un aspect laiteux. Quantité de végétaux en fournissent, surtout ceux de la famille des euphorbes et des ombillifères. Il n'y en a qu'un petit nombre d'employés, tels que l'*assa-fœtida*, l'*euphorbe*, la *gomme gutte*, la *gomme ammoniaque*, etc. (Voy. les ouvrages d'Histoire naturelle.)

Graisse. La graisse se rencontre dans un grand nombre de tissus animaux; elle existe surtout sous la peau, aux environs des reins, de l'épiploon, etc. La consistance des graisses varie suivant les animaux et les parties qui les fournissent. Il y en a depuis la consistance huileuse jusqu'à la consistance solide. La couleur et l'odeur sont variables. Elles sont ordinairement solides et blanches dans les ruminans, molles et d'une odeur forte dans les carnivores. D'après M. Chevreul, les graisses sont formées d'élaïne et de stéarine dans des proportions différentes. C'est la cause pour laquelle elles ont un degré de consistance si différent. Elles contiennent, en outre, un principe colorant. Les matières grasses possèdent généralement une saveur fade, douce; elles sont toutes plus légères que l'eau. Soumises à l'action du feu dans des vases distillatoires, les graisses fournissent un peu d'eau, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, de l'acide sébacique, une grande quantité d'hydrogène carboné et un peu de la matière grasse elle-même. Il reste un charbon très-peu volumineux et facile à incinérer. L'alcool les dissout toutes en quantité variable. Le soufre, le phosphore, jouissent de la propriété de s'y dissoudre d'une manière sensible. Exposées à l'air, elles roussissent plus ou moins promptement, en absorbant une portion d'oxigène.

Grand-OEuvre. Les alchimistes désignaient sous ce nom le prétendu procédé qui devait leur servir pour faire de l'or.

Gras de cadavre. Les substances animales que l'on conserve dans la terre humide ou sous l'eau, subissent peu à peu une décomposition, et se transforment en un composé appelé *gras des cadavres*, *savon des fossoyeurs*. Fourcroy, qui avait fait quelques recherches sur ce corps, l'avait regardé comme un savon ammoniacal avec excès de graisse. Mais M. Chevreul, qui s'en est occupé tout récemment, l'a trouvé formé d'une petite quantité d'ammoniaque, de potasse, de chaux, unies à beaucoup d'acide margarique et à très-peu d'acide oléique. Fourcroy, persuadé que le blanc de baleine, la cholestérine et les gras des cadavres étaient identiques, les avait tous réunis sous les noms d'*adipocire;* mais les recherches de M. Chevreul ont prouvé, d'une manière péremptoire, qu'elles en différaient essentiellement. Le gras des cadavres se rencontre assez fréquemment dans les cimetières humides où on enfouit un grand nombre de cadavres; ce qui a été cause que quelques *personnes pieuses* ont regardé commme reliques des corps saints les cadavres qui s'étaient convertis en cette matière grasse.

Gueuse. Nom que porte dans les arts métallurgiques la fonte de fer.

Gypse. On désignait autrefois sous ce nom le sulfate de chaux.

H

Haut-Fourneau. Voy. *Fer.*

Hématine. Substance cristallisable, d'un blanc rosé, d'une saveur amère et âcre, découverte par M. Chevreul

dans le bois de campêche. Pour se procurer l'hématine, on fait digérer le campêche en poudre avec de l'eau, à la température de 50°; on filtre la liqueur, on l'évapore à siccité, et on met le résidu dans l'alcool. Au bout de deux jours, on filtre la liqueur et on la concentre par l'évaporation; on y verse une petite quantité d'eau, et on l'abandonne à elle-même. On obtient ainsi une assez grande quantité de cristaux d'hématine, qu'on purifie en les lavant dans l'alcool pur.

Hircine. Substance liquide qui existe dans les graisses de bouc et de mouton. Elle est beaucoup plus soluble dans l'alcool que l'oléine, et s'obtient par un procédé analogue. Pendant la saponification, elle se change en acide hircique.

Hordéine. Substance inodore, insipide, jaunâtre, pulvérulente, d'un aspect semblable à de la sciure de bois, que M. Proust a découverte en grande quantité dans la farine d'orge. Elle ne se dissout dans l'eau ni à chaud ni à froid. Elle se comporte de même avec l'alcool. Pour extraire l'hordéine de la farine d'orge, on malaxe sous un filet d'eau de la pâte faite avec cette substance, comme nous l'avons dit à l'article *Gluten*. L'eau entraîne l'hordéine et l'amidon, qui se déposent au fond du vase. On la sépare de celle-ci en la faisant bouillir avec une certaine quantité d'eau; l'amidon se dissout et l'hordéine se dépose. Au moyen de quelques lavages, on l'obtient dans son état de pureté. L'acide nitrique la transforme en acides oxalique et acétique.

Huile douce de vin. On désigne sous ce nom un composé huileux qui se forme lors de la préparation de l'éther. Ce n'est que vers la fin de l'opération que ce produit se manifeste. Il passe à la distillation avec de l'acide

sulfureux, de l'eau et de l'hydrogène bi-carboné. (Voy. pour plus de détails notre article *Ethers*.)

Huiles grasses. Les huiles grasses sont presque toutes fluides à la température ordinaire ; elles ont une consistance visqueuse, douées d'une saveur douce et d'une couleur jaunâtre ou jaune verdâtre. Toutes sont plus légères que l'eau, toutes sont inflammables, toutes sont solubles plus ou moins dans l'éther et l'alcool, toutes sont insolubles dans l'eau, toutes enfin peuvent se combiner plus ou moins facilement aux oxides métalliques, et former des savons qui sont solubles ou insolubles suivant la nature de l'oxide. Les huiles grasses peuvent se combiner aux huiles essentielles en toute proportion. Exposées à l'action de l'air, elles perdent peu à peu leur fluidité, finissent quelquefois par se durcir. Celles qui s'épaississent au point de ne plus tacher le papier sur lequel on les applique, sont appelées *huiles siccatives*, telles sont celles de noix, de lin, d'œillette. Celles qui ne prennent pas assez de consistance pour cela, conservent le nom d'*huiles grasses*, proprement dites. Si on soumet les huiles grasses à la distillation, elles fournissent beaucoup d'hydrogène carboné et des produits analogues aux corps gras. Le soufre et le phosphore se dissolvent sensiblement dans ces liquides à l'aide de chaleur, et s'en précipitent à froid sous forme cristalline. Presque tous les acides forts peuvent s'unir aux huiles et former avec elles des corps pâteux. D'après les expériences de M. Chevreul, toutes les huiles grasses paraissent être composées d'oléine et de stéarine dans des proportions différentes. On ne les rencontre que dans les amandes des plantes dycotilédones ; une seule est contenue dans le péricarpe, c'est l'huile d'olive.

Huile de naphte. Nom que porte une variété de bitume liquide.

Huile de soufre, huile de vitriol. On avait jadis appelé ainsi, très-mal à propos, l'acide sulfurique, probablement à cause de sa consistance oléagineuse.

Huile de tartre par défaillance. On avait autrefois donné ce nom au sous-carbonate de potasse tombé en déliquescence par l'absorption de l'humidité de l'air.

Huiles volatiles ou essentielles. Ces huiles sont âcres, caustiques, très-odorantes, sans viscosité ; plusieurs sont incolores, d'autres sont colorées tantôt en jaune, tantôt en vert, quelquefois en bleu. La plupart sont plus légères que l'eau, toutes sont volatiles, solubles en petite quantité dans l'eau, et une grande quantité dans l'éther et dans l'alcool. Les huiles volatiles sont très-inflammables ; elles brûlent en répandant beaucoup de fuliginosités. Elles absorbent l'oxigène avec assez d'avidité ; elles prennent alors plus de consistance ; il en est même qui deviennent entièrement solides. Les huiles volatiles sont capables d'absorber une assez grande quantité de gaz hydro-chlorique et d'en neutraliser une partie. Quelques-unes acquièrent même par là la propriété de former une substance cristalline, telle est surtout l'essence de térébenthine. Les huiles essentielles ne se combinent pas intimement avec les bases salifiables, il en résulte des demi-savons qui sont très-peu connus, et que l'on a désignés sous le nom de *savonules*. On ignore encore si ces huiles sont formées de deux ou plusieurs principes immédiats. Il paraît, d'après l'analyse qui a été faite de plusieurs huiles volatiles, qu'elles sont formées d'hydrogène, d'oxigène, de carbone et d'azote ; cependant M. de Saussure, qui s'est occupé de l'analyse

de plusieurs essences, n'a pas trouvé un atome d'oxigène dans celles de citron et de térébenthine. Les huiles essentielles existent dans tous les végétaux aromatiques ; elles sont contenues dans de petites utricules que l'on rencontre dans les tiges, les fleurs, les feuilles, le péricarpe et quelquefois dans la racine. Presque toutes s'obtiennent par la distillation avec de l'eau.

Hydracides. Les chimistes entendent par hydracides des composés qui résultent de la combinaison de l'hydrogène avec un corps combustible simple, et qui possèdent tous les caractères que nous avons indiqués aux acides en général. Il n'y a encore que cinq hydracides bien connus, qui sont : l'acide hydro-chlorique, l'acide hydro-sulfurique, l'acide hydriodique, l'acide hydrocyanique et l'acide hydro-sélénique. (Voyez leur article en particulier.) Suivant plusieurs chimistes, les hydracides se décomposent toutefois qu'on les unit aux oxides métalliques, c'est-à-dire que l'hydrogène de l'acide se combine pour former de l'eau à l'oxigène de l'oxide, et que les deux corps simples mis à nu à l'état naissant, forment un composé qui est un chlorure, ou un iodure, etc. suivant l'hydracide employé. D'autres, au contraire, regardent les composés qu'ils forment comme de véritables sels. Enfin, il en est quelques-uns qui pour accorder les deux partis admettent que ce sont des sels autant qu'ils sont dissous, et qu'ils cessent d'être tels lorsqu'ils sont desséchés.

Hydrates. M. Proust le premier proposa le nom d'*hydrate* pour désigner le composé qui se forme lorsque les oxides métalliques absorbent et solidifient une certaine quantité d'eau. Presque tous les hydrates perdent l'eau qu'ils ont absorbée. Ceux de potasse et de

soude ne l'abandonnent jamais, quel que soit le degré de chaleur qu'on leur fasse subir. M. Berzélius pense que dans les hydrates la quantité de l'oxigène contenu dans les oxides est égale à la quantité d'oxigène contenu dans l'eau ; et M. Thomson croit qu'il existe plusieurs hydrates du même oxide. Ces composés ont pour la plupart une couleur qui diffère de l'oxide : par exemple, l'hydrate de chaux est blanc, tandis que l'oxide est grisâtre ; celui de cuivre est bleu, tandis que le deutoxide sec est d'une couleur brune, etc. On rencontre dans la nature plusieurs hydrates tout formés, tels que l'hydrate de silice ou opale, l'hydrate d'alumine ou diaspore, et beaucoup d'autres. On obtient les hydrates dans les laboratoires, en dissolvant dans l'eau un sel dont l'oxide soit insoluble dans ce fluide, versant dans la solution un excès de soude, de potasse ou d'ammoniaque, puis lavant le précipité floconneux ou gélatineux.

Hydriodates. Sels résultant de la combinaison de l'acide hydriodique avec les bases salifiables organiques ou l'ammoniaque. Pour les hydriodates métalliques, voy. *Iodures*. Nous avons exposé, à l'article *Hydracides*, l'opinion des chimistes relativement à ces derniers.

Hydriodate d'ammoniaque. Cristallise en cubes, est volatil. Chauffé dans des vaisseaux clos, il se sublime à la manière du sel ammoniac ; mais si on chauffe le sel avec le contact de l'air, il subit un peu d'altération, et prend une teinte plus ou moins foncée qu'il doit à de l'iode. Il est composé d'un volume de gaz ammoniac et d'un volume de gaz hydriodique. Il s'obtient en combinant directement l'acide hydriodique liquide avec l'ammoniaque.

Hydriodure de carbone. Composé cristallin, blanc

et friable, que l'on obtient en exposant sous l'influence des rayons solaires du gaz hydrogène deuto-carboné avec de l'iode. Au bout d'un certain temps la combinaison s'opère. On enlève, à l'aide de solution de potasse, l'excès d'iode, que le nouveau composé aurait pu retenir. L'hydriodure de carbone n'est soluble que dans l'éther et l'alcool. M. Thénard, à cause de la grande analogie qui existe entre l'iode et le chlore, pense que c'est plutôt un hydro-carbure d'iode. Ce composé a été découvert par M. Faradory.

Hydro-carbure de chlore. Liquide, oléagineux, incolore, d'une saveur sucrée, d'une odeur éthérée, sans action sur les couleurs végétales. Ce liquide, exposé à l'action du feu dans une cornue, entre d'abord en ébullition et se colore assez promptement; lorsque, par l'approche d'un corps en ignition, on y met le feu, une portion du carbone se brûle, l'autre se dégage, et l'hydrogène et le chlore se combinent pour former de l'acide hydro-chlorique, qui apparaît sous forme de fumée blanche et piquante. MM. Robiquet et Colin, qui ont fait des recherches sur ce corps, ont trouvé qu'il avait la plus grande analogie avec l'éther hydro-chlorique, et ils le regardent comme formé à peu près de parties égales d'hydrogène bi-carboné et de chlore en volumes. Pour se procurer l'hydro-carbure de chlore, on fait arriver dans un ballon d'une grande capacité un courant de gaz hydrogène bi-carboné, et un autre courant de chlore en volumes égaux; les deux gaz s'unissent sans donner lieu à aucun autre produit. On le purifie en le lavant avec une petite quantité d'eau. La découverte en est due aux chimistes hollandais, qui, pour cette raison, appelèrent l'hydrogène bi-carbonaté *gaz oléfiant*.

Hydro-chlorates. Combinaison de l'acide hydro-chlorique avec l'ammoniaque et les bases salifiables organiques. Il en est des hydro-chlorates comme des hydriodates; c'est pourquoi, suivant l'ordre que nous avons suivi, nous renvoyons pour les hydro-chlorates métalliques aux *Chlorures*.

Hydro-chlorate d'ammoniaque. Muriate d'ammoniaque. Sel ammoniac. Sel blanc, solide, d'une saveur âcre, urineuse, piquante; il est un peu élastique, ductile, inaltérable à l'air. L'eau froide en dissout environ le tiers de son poids; l'eau bouillante en dissout une bien plus grande proportion. La solution, évaporée avec soin, cristallise en prismes aiguillés et groupés comme les barbes d'une plume. Exposé à l'action du calorique, il se sublime sous forme de rhomboïdes, si on ménage le degré de chaleur; mais si l'opération se fait promptement, il se condense en une masse plus ou moins compacte. L'hydro-chlorate d'ammoniaque, calciné avec de la chaux, donne lieu à un dégagement d'ammoniaque et à un chlorure de calcium qui reste fixe. Ce sel existe tout formé dans la fiente des chameaux, dans l'urine de l'homme; on le rencontre encore aux environs des volcans et dans quelques lacs. Celui qui nous vient d'Égypte est extrait de la manière suivante: on recueille la fiente des chameaux, on la fait sécher, on la brûle ensuite dans des cheminées un peu tortueuses; on ramasse la suie qui en provient, et on en remplit aux trois quarts et demi des matras à fond plat; on place ces matras dans un fourneau de galère de manière à ce que la partie supérieure soit en contact avec l'air froid. On ménage d'abord l'action du feu, on l'augmente graduellement, et on soutient son action pendant trois jours environ; de temps en temps on débouche

l'ouverture du ballon pour empêcher qu'il ne s'obstrue. On laisse refroidir, puis on casse les ballons, et on détache le sel ammoniac, qui occupe la partie supérieure, et qui pour cette raison a pris une forme hémisphérique. En Europe, on fait un autre procédé, et on le fabrique de toutes pièces. Ce procédé, qui est dû à Baumé, consiste à introduire de vieux chiffons de laine, de vieilles savates et autres matières animales, dans des cylindres de fonte placés horizontalement sur des fourneaux de réverbères. A une des extrémités de ces cylindres, il y a une ouverture que l'on ferme à volonté, et par laquelle on introduit les substances; à l'autre, il y a un grand tube qui plonge dans un tonneau rempli d'eau, et l'appareil est terminé par un tube droit pour le dégagement des gaz.

Les produits sont ordinairement de l'acétate et de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, de l'huile, et une grande quantité de sous-carbonate d'ammoniaque. Lorsque l'opération est terminée, on y délaie une certaine quantité de sulfate de chaux en poudre fine; on filtre même sur une couche de ce sulfate. La décomposition s'opère assez promptement; il se forme du sulfate d'ammoniaque d'une part, et du carbonate de chaux d'autre part; l'un soluble, l'autre entièrement insoluble. On verse un excès de sel marin dans la solution de sulfate d'ammoniaque; il y a sur-le-champ formation d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de sulfate de soude. On évapore ce mélange pour faire cristalliser la plus grande partie du sulfate de soude. On évapore ensuite jusqu'à siccité, et on sublime ce sel comme nous avons dit pour celui que l'on obtient en Égypte. Il est beaucoup plus blanc, et par conséquent plus pur. Cependant les chaudronniers, qui en font un fréquent usage pour décaper le cuivre, préfèrent celui qui est gris; on l'emploie aussi dans la teinture et dans la médecine.

Hydro-chlorate de cinchonine. Cristallise en petits prismes allongés; il est beaucoup plus soluble que le sulfate de la même base. Composé de cinchonine 100, et d'acide hydro-chlorique 8, 90.

Hydro-chlorate de morphine. Cristallisable, très-amer. S'obtient, ainsi que le précédent, en combinant directement la base avec l'acide étendu, et évaporant le sel à une douce chaleur.

Hydro-cyanates. Sels résultant de la combinaison de l'acide hydro-cyanique avec l'ammoniaque ou les bases végétales. Pour les hydro-cyanates métalliques, voyez *Cyanures*.

Hydro-cyanate d'ammoniaque. Cristallise en cubes ou en feuilles de fougère. Il est excessivement volatil et très-facile à décomposer par l'action du feu. Il s'obtient directement. Ce sel n'a été étudié que par M. Gay-Lussac.

Hydro-ferro-cyanates. Combinaison de l'acide hydro-ferro-cyanique avec les bases. Voy. pour les hydro-ferro-cyanates métalliques, *Cyano-ferrures*.

Hydro-ferro-cyanate d'ammoniaque. Ce sel se prépare comme le cyano-ferrure de chaux. Exposé à l'action de la chaleur dans une cornue, il laisse sublimer de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, et le résidu n'est composé que de cyanure de fer qui se décompose ensuite en gaz azote et en carbure de fer, qui s'embrase aussitôt qu'on le chauffe jusqu'au rouge. (Voy. Ann. de Chimie et de Ph. t. xv. p. 225.)

Hydrogène. Gaz incolore, insipide, inodore. Sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air, n'est que

de 0, 0688. C'est sur cette propriété qu'est fondée la théorie des ballons aérostatiques ; cette même propriété sert encore à le transverser d'une éprouvette dans l'autre, comme un liquide. Ce gaz éteint les corps en combustion, quoique par lui-même il soit très-inflammable.

Le gaz hydrogène n'éprouve aucune altération de la part de la chaleur la plus intense ; il ne fait que se dilater. A la température ordinaire, il ne se combine point à l'oxigène ; ces deux gaz peuvent même rester mêlés ensemble pendant fort long-temps sans qu'il se fasse aucune union entr'eux. Mais si la température est élevée jusqu'au rouge, la combinaison s'opère de suite dans le rapport de 2 d'hydrogène et de 1 d'oxigène, et il se forme de l'eau. La combinaison est de même instantanée, si dans un eudiomètre contenant un mélange de ces deux gaz on fait passer une étincelle électrique ; si après avoir rempli sur l'eau un flacon de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxigène, on l'enveloppe d'un linge, et que l'on présente l'ouverture du flacon à la flamme d'une bougie, il se fait une violente détonation due à la liquéfaction des deux gaz, et surtout à l'expansion de l'eau qui, se réduisant en vapeur par la température rouge, occupe beaucoup plus d'espace qu'il n'en fallait pour le mélange gazeux. Au lieu de faire le mélange des gaz dans un flacon, on peut le faire dans un mortier contenant de l'eau de savon. On introduit le mélange par le moyen d'une vessie munie d'un robinet. L'eau de savon mousse considérablement et se couvre de bulles. On y met le feu avec une longue baguette au bout de laquelle il y a une petite bougie allumée.

M. Biot a démontré que la combinaison pouvait encore s'opérer en comprimant fortement le mélange des deux gaz. Malgré la grande inflammabilité de l'hydrogène, il ne peut s'enflammer à travers une toile métallique d'un tissu très-serré. D'après cette propriété, M. Davy a imaginé une lampe qui est de la plus grande utilité pour les mineurs, en l'évitant les détonations dont ils étaient si souvent victimes. M. Dobereiner vient de découvrir tout récemment qu'en dirigeant à travers l'air atmosphérique un courant d'hydrogène sur du platine, du palladium ou du rhodium en éponges, le métal rougit à l'instant et il se forme de l'eau. L'hydrogène peut encore s'unir au soufre, au chlore, au carbone, au phosphore, au sélénium, à l'iode, à l'azote, au potassium, au tellure et à l'arsenic. Ce gaz est parmi les corps combustibles celui qui produit le plus de chaleur en brûlant. Quand on le mêle avec de l'oxigène, et que l'on en dirige la flamme à travers des toiles métalliques sur un corps quelconque, il se fond en un instant. C'est un des corps les plus répandus dans la nature, il entre dans la composition de toutes les substances animales et végétales, de l'eau, de tous les hydracides, de l'ammoniaque, etc. etc. On l'obtient de la manière suivante : On met dans un flacon à deux tubulures, du zinc en grenailles avec un peu d'eau ; à une des tubulures on adapte un tube qui va plonger dans une cuve hydropneumatique presqu'entièrement remplie d'eau ; par l'autre tubulure, on verse de l'acide sulfurique du commun, il se fait une vive effervescence par la décomposition de l'eau ; alors on bouche cette tubulure et on laisse dégager les premières portions de gaz qui sont mêlées avec l'air atmosphérique de l'appareil. On place un vase rempli d'eau sur l'entonnoir de la cuve ; le gaz,

par sa légèreté, déplace l'eau du vase et ne tarde pas à le remplir complètement. On peut aussi préparer le gaz hydrogène avec de la limaille ou de la tournure de fer. C'est même le procédé que suivent les aéronautes pour remplir leurs ballons. Le gaz a été découvert au commencement du 17^e^ siècle, et a été étudié en 1777 par Cavendish, qui le nomma *air inflammable*.

Hydrogène arseniqué. Gaz incolore, d'une odeur insupportable, d'une pesanteur de 0,5552, suivant M. Davy. Il est sans action sur les couleurs végétales : son action sur l'économie est des plus délétères. Le professeur Gehlen, ayant respiré une certaine quantité de ce gaz, fut atteint de vomissemens, de frissons, avec une faiblesse excessive; il mourut neuf jours après, dans des souffrances inexprimables. L'hydrogène arseniqué ne paraît pas se décomposer à la température ordinaire : M. Staomeher est parvenu à le liquéfier en l'exposant à un froid de trente degrés; chauffé avec une suffisante quantité de gaz oxigène, il se transforme toujours en eau et en deutoxide d'arsenic; l'eau distillée ne l'altère pas sensiblement; mais l'eau aérée le décompose. Lorsqu'on enflamme un mélange d'hydrogène arseniqué et d'oxigène dans un flacon, il y a une forte détonnation, formation d'eau, et il se dépose, ou de l'oxide d'arsenic, ou de l'hydrure d'arsenic. Le chlore le décompose rapidement : l'hydrogène s'unit au chlore sur-le-champ pour former de l'acide hydro-chlorique. Ce gaz est composé, d'après M. Stromeyer, de 10,89 d'arsenic, et de 1,24 d'hydrogène. On l'obtient en soumettant à l'action du feu à une douce chaleur un mélange de parties égales d'étain et d'arsenic, avec 4 ou 5 parties d'acide hydro-chlorique; le gaz se dégage par la décomposition de l'acide,

et il reste dans la fiole du chlorure d'étain. On le reçoit dans des flacons sur la cuve hydrargiro-pneumatique, en évitant surtout d'en respirer. Ce gaz a fait l'objet des recherches successives de Scheele, de Proust, de Tromsdorff, et principalement de M. Stromeyer.

Hydrogène carboné (deuto-). D'une odeur bitumineuse, sans couleur, insipide : il éteint les corps en combustion. Sa densité, en prenant le terme moyen des analyses qui en ont été faites par plusieurs chimistes, est de 0,9816. Ce gaz, exposé à différens degrés de chaleur, perd presque tout son carbone en augmentant graduellement sa température depuis le rouge-cerise jusqu'à la plus haute chaleur, et il présente le singulier phénomène d'augmenter successivement de volume, suivant l'intensité du calorique, de manière qu'il finit, après avoir subi le plus haut degré de température, par augmenter de 3 fois son volume. Le gaz oxigène et l'air atmosphérique sont sans action sur lui à la température ordinaire; mais si la température est élevée, et que l'oxigène soit prédominant, la combustion est complète : il se forme de l'eau et de l'acide carbonique. Si on enflamme un mélange d'hydrogène deuto-carboné et d'oxigène, dans les proportions nécessaires pour que la combustion se fasse, et que ce mélange soit renfermé dans un flacon, il se produit une détonnation bien plus forte encore que celle que l'on obtient avec l'hydrogène. Le gaz hydrogène deuto-carboné se décompose lorsque l'on fait passer à travers une série d'étincelles électriques, tout son carbone se dépose sur les parois du vase. Il est excessivement peu soluble dans l'eau. Le chlore agit sur ce gaz de plusieurs manières : lorsque l'on allume un mélange de ces deux gaz, ou qu'on l'expose aux rayons solaires, il

détonne tout à coup, se transforme en acide hydro-chlorique, et le carbone se dépose; mais si ce mélange reste exposé à la lumière diffuse, et à la température ordinaire, il se forme un composé oléagineux que nous avons fait connaître en parlant de l'*hydro-carbure de chlore*. L'iode forme aussi une combinaison que nous avons fait connaître à l'article *hydriodure de carbone*. Le gaz hydrogène deuto-carboné ne se rencontre jamais dans la nature; on se le procure en soumettant dans une cornue, à une douce chaleur, un mélange de 1 partie d'alcool, et de 4 parties d'acide sulfurique; on adapte à la cornue un tube qui s'engage sous des flacons pleins d'eau; l'alcool ne tarde pas à se décomposer, et l'hydrogène qui est le produit de cette décomposition, se dégage; il se forme aussi un peu d'acide sulfureux, d'acide carbonique, et il se dépose un peu de carbone; on purifie le gaz en l'agitant avec un peu d'eau de potasse. Il est composé de 2 volumes de vapeur de carbone, et de 2 volumes d'hydrogène. Ce gaz a été découvert par les chimistes hollandais qui lui donnèrent le nom de gaz oléfiant. MM. Henry, Berthollet, Saussure, Robiquet et Colin ont beaucoup étendu son étude. On se sert maintenant, avec le plus grand avantage pour l'éclairage, d'un gaz qui se rapproche plus ou moins de celui-ci, et qui varie pour la quantité de carbone. On l'obtient en distillant les huiles, les semences huileuses, et surtout la houille, à une température rouge: nous regrettons de ne pouvoir donner ici le procédé employé: nous renvoyons à l'ouvrage de chimie de Thomson.

Hydrogène carboné (per-), ou hydrogène quadri-carboné. On a cru pendant long-temps que l'hydrogène deuto-carboné était la combinaison gazeuse d'hydrogène et de carbone qui contenait ce corps combustible en plus grande proportion; mais on a remarqué depuis que lorsque ces corps se trouvaient dans les circonstances favorables, ils pouvaient se combiner de manière à former un gaz qui contint 4 fois autant de carbone que l'hydrogène proto-carboné: c'est ce qui a lieu quand on décompose les semences oléagineuses à une température qui n'est pas trop élevée; car l'hydrogène deuto-carboné se décomposant facilement à une température élevée, à plus forte raison le per-carboné s'y décomposerait. Il est facile de se faire une idée de ses propriétés, en connaissant celles du deuto-carboné. Il est employé avec beaucoup de succès dans l'éclairage, à cause de l'intensité de la flamme, ce qui est dû à la grande quantité de carbone qu'il contient.

Hydrogène carboné (proto-). Insipide, inodore, incolore, d'une densité de 0,5596. Mêlé à l'oxigène ou à l'air atmosphérique, il détonne à la manière du précédent; si on l'allume il brûle avec une flamme d'un jaune pâle. Le chlore le décompose à la température rouge; il est sans action à la température ordinaire. Ce gaz existe dans la vase des marais, et au fond des eaux stagnantes. De temps en temps, il s'élève à la surface de l'eau sous forme de bulles; il est le produit de la décomposition journalière des végétaux; on le rencontre fréquemment dans les houillières dont il remplit parfois les galeries, et il rendait l'exploitation de quelques-unes excessivement funeste avant la découverte de la lampe de Davy. C'est encore ce gaz qui donne lieu à ces feux que l'on rencontre en Italie sur la pente des Apennins, et que l'on observe souvent pendant les temps humides et chauds, dans les lieux marécageux. On l'obtient en agitant la vase, et en

détonne tout à coup, se transforme en acide hydro-chlorique, et le carbone se dépose; mais si ce mélange reste exposé à la lumière diffuse, et à la température ordinaire, il se forme un composé oléagineux que nous avons fait connaître en parlant de l'*hydro-carbure de chlore*. L'iode forme aussi une combinaison que nous avons fait connaître à l'article *hydriodure de carbone*. Le gaz hydrogène deuto-carboné ne se rencontre jamais dans la nature; on se le procure en soumettant dans une cornue, à une douce chaleur, un mélange de 1 partie d'alcool, et de 4 parties d'acide sulfurique; on adapte à la cornue un tube qui s'engage sous des flacons pleins d'eau; l'alcool ne tarde pas à se décomposer, et l'hydrogène qui est le produit de cette décomposition, se dégage; il se forme aussi un peu d'acide sulfureux, d'acide carbonique, et il se dépose un peu de carbone; on purifie le gaz en l'agitant avec un peu d'eau de potasse. Il est composé de 2 volumes de vapeur de carbone, et de 2 volumes d'hydrogène. Ce gaz a été découvert par les chimistes hollandais qui lui donnèrent le nom de gaz oléfiant. MM. Henry, Berthollet, Saussure, Robiquet et Colin ont beaucoup étendu son étude. On se sert maintenant, avec le plus grand avantage pour l'éclairage, d'un gaz qui se rapproche plus ou moins de celui-ci, et qui varie pour la quantité de carbone. On l'obtient en distillant les huiles, les semences huileuses, et surtout la houille, à une température rouge: nous regrettons de ne pouvoir donner ici le procédé employé: nous renvoyons à l'ouvrage de chimie de Thomson.

Hydrogène carboné (per-), ou hydrogène quadri-carboné. On a cru pendant long-temps que l'hydrogène deuto-carboné était la combinaison gazeuse d'hydrogène et de carbone qui contenait ce corps combustible en plus grande proportion; mais on a remarqué depuis que lorsque ces corps se trouvaient dans les circonstances favorables, ils pouvaient se combiner de manière à former un gaz qui contint 4 fois autant de carbone que l'hydrogène proto-carboné: c'est ce qui a lieu quand on décompose les semences oléagineuses à une température qui n'est pas trop élevée; car l'hydrogène deuto-carboné se décomposant facilement à une température élevée, à plus forte raison le per-carboné s'y décomposerait. Il est facile de se faire une idée de ses propriétés, en connaissant celles du deuto-carboné. Il est employé avec beaucoup de succès dans l'éclairage, à cause de l'intensité de la flamme, ce qui est dû à la grande quantité de carbone qu'il contient.

Hydrogène carboné (proto-). Insipide, inodore, incolore, d'une densité de 0,5596. Mêlé à l'oxigène ou à l'air atmosphérique, il détonne à la manière du précédent; si on l'allume il brûle avec une flamme d'un jaune pâle. Le chlore le décompose à la température rouge; il est sans action à la température ordinaire. Ce gaz existe dans la vase des marais, et au fond des eaux stagnantes. De temps en temps, il s'élève à la surface de l'eau sous forme de bulles; il est le produit de la décomposition journalière des végétaux; on le rencontre fréquemment dans les houillières dont il remplit parfois les galeries, et il rendait l'exploitation de quelques-unes excessivement funeste avant la découverte de la lampe de Davy. C'est encore ce gaz qui donne lieu à ces feux que l'on rencontre en Italie sur la pente des Apennins, et que l'on observe souvent pendant les temps humides et chauds, dans les lieux marécageux. On l'obtient en agitant la vase, et en

disposant au-dessus de l'eau des flacons pleins d'eau et munis d'un entonnoir.

Hydrogène phosphoré (per-). Incolore, d'une odeur alliacée, d'une saveur amère, désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 0,9022. Il peut être décomposé par une infinité de corps : à la température rouge, il laisse déposer du phosphore; une suite d'étincelles électriques opèrent aussi sa décomposition; le soufre le convertit en phosphure de soufre et en acide hydro-sulfurique; le chlore s'empare vivement de son hydrogène; il y a inflammation et formation de chlorure, de phosphore et d'acide hydro-chlorique. Plusieurs métaux jouissent aussi de la propriété de décomposer l'hydrogène phosphoré. L'air et l'oxigène présentent, avec ce gaz, des phénomènes assez remarquables : quand on remplit un tube d'un petit diamètre d'un mélange d'oxigène et d'hydrogène per-phosphoré, il se forme aussitôt des vapeurs blanches qui se dégagent abondamment, et il n'y a pas dégagement de lumière; si au contraire on fait la même opération dans un flacon ou dans un tube un peu large, la combustion est extrêmement prompte. Il en résulte de l'eau et de l'acide phosphorique. L'hydrogène phosphoré brûle spontanément dans l'air; c'est une expérience des plus curieuses, et qui réussit très-bien en plongeant dans l'eau le goulot d'un flacon plein de ce gaz, et en le faisant passer bulle à bulle à travers l'eau. Le gaz n'est pas plustôt en contact avec l'air, qu'il s'enflamme en répandant une fumée blanche d'acide phosphorique qui s'élève sous forme de couronne. L'eau, suivant MM. Henry et Davy, ne peut en dissoudre le quarantième de son volume; la solution a une saveur amère fort désagréable. Le gaz hydrogène per-phosphoré se forme assez souvent

dans les lieux où sont enfouies des matières animales, tels que dans les cimetières humides où les inflammations de ce gaz sont connues sous les noms de *feux follets*, etc. Il paraît, dans cette circonstance, que le phosphore et l'hydrogène, qui entrent comme principes constituans dans la matière cérébrale, s'unissent pendant la putréfaction, et s'échappent ensuite à travers les fissures du terrain. Dans les laboratoires, on obtient ce gaz par le procédé suivant : on fait un mélange avec une partie de phosphore pulvérisé par le moyen de l'eau, et 10 parties de chaux à qui l'on donne, par l'addition d'eau, la consistance de bouillie; on introduit ce mélange dans une fiole à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on place quelques charbons sous la fiole, et le gaz ne tarde pas à se former. On aperçoit d'abord dans la fiole des jets lumineux produits par la décomposition de l'air atmosphérique qu'elle contenait; aussitôt que cela cesse, et que le gaz qui se dégage par le bout du tube, s'enflamme, on reçoit le produit sur l'eau, dans des flacons renversés, ou sur le mercure, parce que l'eau, même quand elle est purgée d'air, attire toujours un peu le gaz hydrogène per-phosphoré. Dans cette opération, l'eau est évidemment décomposée, son hydrogène s'unit à 1 partie du phosphore, tandis que l'oxigène s'unit à une autre partie pour former de l'acide hypo-phosphoreux qui se combine à la chaux. M. Thomson recommande un autre procédé pour l'obtention du gaz hydrogène per-phosphoré. Ce procédé consiste à traiter, par l'acide hydro-chlorique étendu, le phosphure de chaux; ce qui a été découvert par Gingembre en 1783, et étudié successivement par Kriwan, Dalton, Thomson, etc.

Hydrogène phosphoré (proto-). Incolore, d'une odeur désagréable, qui approche de celle du précédent. D'après M. Thomson, sa densité est de 0,9716. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air à la température ordinaire. Il n'est point spontanément inflammable dans le gaz oxigène et l'air atmosphérique à la pression ordinaire. Un mélange d'oxigène et de ce gaz détonne fortement, en l'allumant soit par une étincelle électrique, soit par le moyen d'une bougie; il en résulte constamment de l'eau et de l'acide phosphorique. Il se comporte avec le chlore, le soufre, le potassium, etc., comme l'hydrogène per-phosphoré. M. Davy en a fait absorber à l'eau jusqu'à un huitième de son volume, à la température ordinaire. Il se forme dans la nature comme le précédent, et même plus fréquemment. On l'obtient en chauffant légèrement l'acide phosphatique ou phosphoreux dans une petite cornue, à l'aide d'une douce chaleur. Quand on obtient le gaz précédent à la fin de l'opération, celui qui passe n'est que de l'hydrogène proto-phosphoré.

Hydrogène potassié. M. Sementini a désigné ainsi un gaz qu'il croit particulier, et que l'on obtient, suivant ce chimiste, en traitant le protoxide de potassium hydraté par la tournure de fer à une haute température, comme pour l'extraction du potassium. L'existence de ce gaz nous paraît douteuse; et s'il existe, son existence n'est qu'éphémère. (Voy. pour plus de détails, l'ouvrage de M. Thénard.)

Hydrogène sulfuré. On connaissait, il n'y a pas encore très-long-temps, sous ce nom l'acide hydro-sulfurique; et ce nom est encore en usage.

Hydrogène telluré. Gaz sans couleur, d'une odeur

semblable à l'acide hydro-sulfurique; il rougit le tournesol. A l'approche d'un corps en ignition, il brûle avec dégagement de calorique et de lumière. Ce gaz se dissout dans l'eau; sa solution est rougeâtre et se décompose par le contact de l'air. Il en résulte une poudre brune qui est de l'hydrure de tellure, et il se forme de l'eau. On pourrait peut-être considérer ce gaz comme un hydracide métallique; car il jouit de la propriété de s'unir aux bases salifiables. On obtient l'hydrogène telluré en traitant d'abord par l'eau un alliage de potassium et de tellure; par la décomposition de l'eau, il se forme une combinaison d'hydrogène telluré et de potasse; on verse ensuite de l'acide hydro-chlorique, qui dégage l'hydrogène telluré de sa combinaison, en s'emparant de sa base; alors on recueille le gaz, qui se dégage dans une éprouvette, sur la cuve hydrargyro-pneumatique.

Hydro-phtorates. On avait appelé ainsi, dans ces derniers temps, la combinaison de l'acide fluorique avec les bases. On le regardait comme un hydracide, dont le prétendu radical avait reçu le nom de *phtore*.

Hydro-sulfates. Combinaison de l'acide hydro-sulfurique avec l'ammoniaque et les alcalis végétaux. Nous renvoyons, pour les hydro-sulfates métalliques, aux sulfures.

Hydro-sulfate d'ammoniaque. Sel blanc, translucide, cristallisant en lames transparentes. Il est d'une telle volatilité, qu'à la température ordinaire, il se sublime à la partie supérieure du flacon dans lequel on le conserve. Il se décompose à l'air, en absorbant l'oxigène, et il passe à l'état d'hydro-sulfate sulfuré. Ce sel se rencontre dans la nature, dans les fosses d'aisances, etc. On l'obtient, dans les laboratoires, en combinant directement le gaz

ammoniac avec l'acide hydro-sulfurique à une très-basse température. A cet effet, on fait arriver, dans un flacon à large ouverture, entouré de glace, deux tubes d'où se dégagent les deux gaz secs ; on ajoute à l'appareil un troisième tube qui va plonger sous le mercure, pour donner issue à la partie excédente des gaz, et en même temps pour empêcher le contact de l'air. Comme l'on fait souvent usage de l'hydro-sulfate d'ammoniaque pour réactif, on prépare ce dernier à l'état liquide, en saturant l'ammoniaque liquide par un courant de gaz hydro-sulfurique.

Hydro-sulfures. Voy. *Hydro-sulfates et Sulfures.*

Hydrures. On désigne sous ce nom les produits solides, non acides, formés d'hydrogène et d'une substance simple.

Hydrure ammoniacal de mercure et de potassium. MM. Thénard et Gay-Lussac ont appelé hydrure ammoniacal de mercure, un composé qui a été découvert par M. Seebeck, et qui est formé de mercure, de potassium, d'hydrogène et d'ammoniaque. Quand l'on met dans l'ammoniaque liquide, très-concentré, un amalgame liquide de mercure et de potassium ou de sodium, l'amalgame augmente de plusieurs fois son volume, prend une consistance butyreuse, et conserve l'éclat métallique. Selon MM. Thénard et Gay-Lussac, l'eau de l'ammoniaque est décomposée dans cette circonstance, son oxigène s'unit à une portion de potassium ou de sodium, pour former de la potasse ou de la soude qui se dissolvent, tandis que son hydrogène s'unit à l'amalgame pour constituer l'hydrure. (Voy., pour plus de détails, le Traité de chimie de M. Thénard.)

Hydrure d'arsenic. Brun rougeâtre, solide, inodore, insipide. Cet hydrure n'éprouve pas d'altération à

la chaleur rouge ; il absorbe l'oxigène à une haute température, et se transforme en eau et en deutoxide d'arsenic. On l'obtient en faisant passer peu à peu du chlore dans des flacons contenant de l'hydrogène arseniqué ; il y a formation subite d'acide hydro-chlorique, et il se dépose en même temps de l'hydrure d'arsenic sur les parois du vase. Découvert et étudié par MM. Thénard, Gay-Lussac et Davy.

Hydrure de potassium. Gris, solide, sans apparence métallique. Il se décompose à une faible chaleur ; tout l'hydrogène se dégage et le potassium reparaît. Le mercure, à l'aide de la chaleur, se décompose aussi très-promptement ; tout l'hydrogène se dégage, et le potassium s'amalgame au mercure. Il se comporte avec l'eau et l'air à peu près comme le potassium ; seulement il dégage beaucoup plus d'hydrogène. Découvert par MM. Thénard et Gay-Lussac. (Voy., pour sa préparation, les recherches physico-chimiques, tom. 1, p. 176.)

Hydrure de soufre. On regarde comme hydrure de soufre, un liquide épais, plus pesant que l'eau, d'une odeur et d'une saveur analogues à celles de l'hydrogène sulfuré. Il se décompose très-facilement et même spontanément à la température ordinaire. Il se transforme en soufre et en hydrogène sulfuré ; aussi plusieurs chimistes le regardent comme un composé de ces deux corps. On l'obtient en versant de l'acide hydro-chlorique dans une solution de sulfure de potassium ; le composé qui se forme est l'hydrure de soufre. Il se rassemble dans le fond du vase. On ne peut le conserver qu'en le mêlant à un peu d'acide hydro-chlorique, et le tenant dans un vase bien bouché.

Hydrure de tellure. Découvert par Ritter. On a à peine quelques notions sur cet hydrure ; on sait seulement

ammoniac avec l'acide hydro-sulfurique à une très-basse température. A cet effet, on fait arriver, dans un flacon à large ouverture, entouré de glace, deux tubes d'où se dégagent les deux gaz secs ; on ajoute à l'appareil un troisième tube qui va plonger sous le mercure, pour donner issue à la partie excédente des gaz, et en même temps pour empêcher le contact de l'air. Comme l'on fait souvent usage de l'hydro-sulfate d'ammoniaque pour réactif, on prépare ce dernier à l'état liquide, en saturant l'ammoniaque liquide par un courant de gaz hydro-sulfurique.

Hydro-sulfures. Voy. *Hydro-sulfates et Sulfures.*

Hydrures. On désigne sous ce nom les produits solides, non acides, formés d'hydrogène et d'une substance simple.

Hydrure ammoniacal de mercure et de potassium. MM. Thénard et Gay-Lussac ont appelé hydrure ammoniacal de mercure, un composé qui a été découvert par M. Seebeck, et qui est formé de mercure, de potassium, d'hydrogène et d'ammoniaque. Quand l'on met dans l'ammoniaque liquide, très-concentré, un amalgame liquide de mercure et de potassium ou de sodium, l'amalgame augmente de plusieurs fois son volume, prend une consistance butyreuse, et conserve l'éclat métallique. Selon MM. Thénard et Gay-Lussac, l'eau de l'ammoniaque est décomposée dans cette circonstance, son oxigène s'unit à une portion de potassium ou de sodium, pour former de la potasse ou de la soude qui se dissolvent, tandis que son hydrogène s'unit à l'amalgame pour constituer l'hydrure. (Voy., pour plus de détails, le Traité de chimie de M. Thénard.)

Hydrure d'arsenic. Brun rougeâtre, solide, inodore, insipide. Cet hydrure n'éprouve pas d'altération à

la chaleur rouge ; il absorbe l'oxigène à une haute température, et se transforme en eau et en deutoxide d'arsenic. On l'obtient en faisant passer peu à peu du chlore dans des flacons contenant de l'hydrogène arseniqué ; il y a formation subite d'acide hydro-chlorique, et il se dépose en même temps de l'hydrure d'arsenic sur les parois du vase. Découvert et étudié par MM. Thénard, Gay-Lussac et Davy.

Hydrure de potassium. Gris, solide, sans apparence métallique. Il se décompose à une faible chaleur ; tout l'hydrogène se dégage et le potassium reparaît. Le mercure, à l'aide de la chaleur, se décompose aussi très-promptement ; tout l'hydrogène se dégage, et le potassium s'amalgame au mercure. Il se comporte avec l'eau et l'air à peu près comme le potassium ; seulement il dégage beaucoup plus d'hydrogène. Découvert par MM. Thénard et Gay-Lussac. (Voy., pour sa préparation, les recherches physico-chimiques, tom. 1, p. 176.)

Hydrure de soufre. On regarde comme hydrure de soufre, un liquide épais, plus pesant que l'eau, d'une odeur et d'une saveur analogues à celles de l'hydrogène sulfuré. Il se décompose très-facilement et même spontanément à la température ordinaire. Il se transforme en soufre et en hydrogène sulfuré ; aussi plusieurs chimistes le regardent comme un composé de ces deux corps. On l'obtient en versant de l'acide hydro-chlorique dans une solution de sulfure de potassium ; le composé qui se forme est l'hydrure de soufre. Il se rassemble dans le fond du vase. On ne peut le conserver qu'en le mêlant à un peu d'acide hydro-chlorique, et le tenant dans un vase bien bouché.

Hydrure de tellure. Découvert par Ritter. On a à peine quelques notions sur cet hydrure ; on sait seulement

qu'il est solide et d'un aspect assez semblable à l'hydrure d'arsenic. On l'obtient, suivant l'auteur, en attachant à l'extrémité du fil négatif d'une pile, un petit fragment de tellure ; et en le plongeant dans l'eau, où se rend aussi l'extrémité du fil positif. Par la décomposition de l'eau, l'hydrogène naissant se combine tout entier au tellure.

Hyosciamine. Nom proposé par Brande pour désigner une substance qu'il a obtenue du *hyosciamus niger*, par le moyen de la potasse, et qu'il croit nouvelle et de nature alcaline.

I

Indigo. Matière colorante, solide, sans saveur et sans odeur, d'un bleu-pourpre, et susceptible de se volatiliser partiellement, à l'aide de la chaleur, sous forme de vapeurs violettes semblables à celles que produit l'iode dans les mêmes circonstances. Il ne se dissout pas dans l'eau, dans l'éther ni dans l'alcool, à moins que ce dernier ne soit chaud. Il se dissout très-bien, à l'aide d'une douce chaleur, dans l'acide sulfurique concentré. Il en est précipité par les alcalis ; et c'est en partie sur cette propriété qu'est fondé son emploi dans la teinture. L'acide nitrique le décompose promptement. Si, par différens corps désoxigénans, on enlève une portion de l'oxigène de l'indigo, il perd sa belle couleur, devient jaune, et peut alors se dissoudre très-facilement dans une eau légèrement alcaline ; et si l'on agite cette dissolution avec le contact de l'air, il reprend l'oxigène qu'il avait perdu et redevient bleu. L'acide hydro-sulfurique paraît être le

corps qui le désoxigène avec le plus de facilité. Son action a lieu à la température ordinaire. L'indigo est employé en teinture. M. Gay-Lussac l'a aussi employé pour déterminer avec précision le degré de force du chlorure de chaux. Il existe dans les feuilles de plusieurs espèces de plantes ; mais c'est principalement des espèces du genre *indigofera* dont on le retire. L'*isutis-tinctoria* en contient aussi une quantité notable. Pour l'obtenir, on fait fermenter sous l'eau, dans de grandes cuves, les feuilles des *indigofera ;* et lorsque la liqueur, devenue acide, se couvre de pellicules irisées, on la décante et on la mêle à de l'eau de chaux. Il se forme un dépôt qu'il suffit de laver et de faire sécher pour avoir l'indigo tel qu'il se trouve dans le commerce. Si on voulait l'avoir parfaitement pur, il faudrait le chauffer modérément dans un creuset d'argent bien fermé. Il ne tarde pas à se volatiliser et à se déposer en cristaux pourpres. Dans cet état, il est composé de carbone 73,26, azote 13,81, oxigène 10,43, hydrogène 2,50. (MM. Leroger et Dumas.)

Inuline. Substance végétale, blanche, pulvérulente, présentant les caractères physiques et beaucoup des caractères chimiques de l'amidon. Elle en diffère en ce que, dissoute dans l'eau chaude, elle se précipite par le refroidissement et ne devient pas bleue par l'iode. Elle a été découverte par M. Rose dans les racines de l'*inula helenium*, et a été retrouvée depuis dans celles du colchique et de plusieurs autres plantes. On l'obtient en faisant une forte décoction de ces racines, abandonnant cette décoction à elle-même, et lavant à l'eau froide le dépôt, qui est l'inuline.

Iodates. Les iodates sont peu solubles dans l'eau ; la

plupart même sont tout-à-fait insolubles ; tous sont décomposés par la chaleur rouge, par l'acide sulfureux, par l'acide hydro-sulfurique, l'acide hydro-chlorique et par les oxides puissans, si ce n'est à la température ordinaire, au moins à une température peu élevée. Ces derniers s'emparent de la base et mettent l'acide iodique en liberté ; les premiers décomposent l'acide en s'emparant de son oxigène. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 5.

Iodate d'ammoniaque. M. Gay-Lussac, à qui l'on doit sa découverte et l'étude de ses propriétés, l'a obtenu en saturant l'acide iodique par l'ammoniaque liquide. Il est précipité en petits cristaux grenus qui détonnent avec sifflement sur les charbons ardens, en répandant des vapeurs d'iode. Selon ce célèbre chimiste, il est composé de 100 d'acide iodique et de 10,94 d'ammoniaque, ou en volume de 2 de gaz ammoniac, 1 de vapeur d'iode et 2 1/2 d'oxigène.

Iodate de baryte. Blanc, pulvérulent, insoluble, avide d'eau. S'obtient par double décomposition ; est formé de 100 d'acide et de 46,34 de baryte.

Iodate de potasse. Blanc, cristallin ; fuse sur les charbons ; incandescent ; se dissout dans 14 parties d'eau froide ; est formé de 77,754 d'acide et de 22,246 de base. On l'obtient en agitant un mélange d'iode et de potasse caustique en solution dans l'eau. Il se forme un hydriodate très-soluble et l'iodate peu soluble, que l'on purifie par plusieurs lavages avec l'alcool à 36°. Si on voulait l'avoir entièrement pur, il faudrait le dissoudre dans l'eau bouillante, y verser de l'acide acétique pour saturer un excès d'alcali, le faire cristalliser, et réitérer

les lavages alcooliques, pour enlever le peu d'acétate qui peut y rester.

Iodate de soude. Cristallise en petits prismes souvent groupés, présente les mêmes caractères que le précédent, s'obtient de la même manière, est formé de 84,1 d'acide et de 15,9 de base.

Iode. Corps simple, solide, d'une odeur analogue à celle du chlore, d'un gris bleuâtre, doué de l'éclat métallique, d'une texture lamelleuse, facile à casser, dont la pesanteur spécifique est 4,946. Il tache la peau en jaune brun ; mais cette couleur disparaît bientôt, à moins que l'iode ne soit uni à un corps gras. L'iode est volatil. Si on le soumet à l'action de la chaleur, il fond à 107°, et entre en ébullition à 75°. Sa vapeur est d'un beau violet. Il offre l'état électrique de l'oxigène à un haut degré ; aussi on ne peut combiner ces deux corps directement. Son affinité pour l'hydrogène est, au contraire, très-grande, et il peut former des combinaisons avec presque tous les corps simples. Il décompose l'eau avec l'intermède d'un alcali ; décompose aussi la plupart des corps hydrogénés. Il s'unit à l'amidon en différentes proportions, et donne presque toujours une belle couleur bleue à ses combinaisons avec ce corps. La découverte de ce corps est due à M. Courtois, et l'étude de ses propriétés à M. Gay-Lussac. Il existe dans les varecs et dans les éponges, mais en très-petite quantité. On le retire des eaux mères fournies par la soude de ces varecs. Elles le renferment uni à l'hydrogène et à la potasse. On l'obtient en traitant ces eaux mères par l'acide sulfurique et le peroxide de manganèse. On introduit le mélange dans une cornue, et on chauffe légèrement ; l'iode vient s'attacher dans l'allonge et dans le col de la cornue. On le purifie

en le distillant de nouveau avec de l'eau légèrement alcaline. Il est employé en médecine, et comme réactif en chimie.

Iodure d'ammoniaque. La découverte de ce corps est due à M. Colin. C'est un liquide visqueux, d'un brun noir très-éclatant, qui, mis en contact avec l'eau, se transforme en hydriodate soluble et en iodure d'azote fulminant qui se précipite. On obtient l'iodure d'ammoniaque en faisant arriver le gaz ammoniac sur de l'iode.

Iodure d'azote. Pulvérulent, d'un brun noirâtre; détonne par le plus léger choc; s'obtient en traitant l'iode par l'ammoniaque liquide à la température ordinaire; il se forme de l'hydriodate d'ammoniaque soluble, et l'iodure se précipite. On le recueille sur un filtre; mais il faut prendre beaucoup de précautions, surtout quand il est sur le point d'être sec. Il est composé de 5,8544 d'iode et de 156,21 d'azote, ou en volume de 1 d'azote et de 3 de vapeur d'iode.

Iodure de chlore. Voy. *Chlorure d'iode.*

Iodure de phosphore. Voy. *Phosphure d'iode.*

Iodures métalliques. L'iode peut se combiner avec la plupart des métaux; cependant on est loin de connaître tous les iodures. Ayant considéré les hydro-chlorates comme des chlorures, les hydro-sulfates comme des sulfures, nous devons nécessairement considérer les hydriodates comme des iodures, et par conséquent nous allons en faire ici la description : selon M. Thénard, les iodures qui peuvent se dissoudre dans l'eau, deviennent par ce fait même hydriodates; selon M. Dulong, plusieurs iodures peuvent se dissoudre dans l'eau sans en opérer la décomposition. Les opinions de ces deux savans étant également admissibles, tous les phénomènes

que présentent ces corps pouvant très-bien s'expliquer, selon l'une ou l'autre de ces hypothèses, on peut également les admettre, et il nous arrivera même souvent, dans le cours de l'ouvrage, de donner le nom d'hydriodate aux iodures solubles.

Iodures d'antimoine. S'obtient en chauffant de l'antimoine avec un excès d'iode. Si on le met en contact avec l'eau, il la décompose, donne lieu à de l'acide hydriodique qui s'y dissout, et à de l'oxide d'antimoine qui se précipite. Le chlore le décompose à une température élevée. L'acide nitrique concentré en dégage l'iode et l'antimoine est oxidé.

Iodure d'argent. S'obtient comme le précédent, est insoluble dans l'ammoniaque, n'a aucune action sur l'eau, est de même que celui d'antimoine décomposé par le chlore, par l'acide nitrique et par l'acide sulfurique concentré.

Iodure de barium. Très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires. Exposé à une température élevée et soumis au contact de l'air, il en absorbe l'oxigène; le barium s'oxide, une portion d'iode se dégage, et il se transforme en sous-iodure de baryte. On l'obtient en agitant de l'iode dans une solution de baryte, filtrant pour séparer l'iodate insoluble; et faisant cristalliser l'iodure (ou hydriodate), on le chauffe ensuite modérément pour en chasser l'eau de cristallisation ou l'eau qui s'y trouve combinée, si on le regarde comme un hydriodate.

Iodure de bismuth. S'obtient comme celui d'antimoine, ou bien en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de nitrate de bismuth; l'acide nitrique en chasse l'iode et forme un nitrate.

en le distillant de nouveau avec de l'eau légèrement alcaline. Il est employé en médecine, et comme réactif en chimie.

Iodure d'ammoniaque. La découverte de ce corps est due à M. Colin. C'est un liquide visqueux, d'un brun noir très-éclatant, qui, mis en contact avec l'eau, se transforme en hydriodate soluble et en iodure d'azote fulminant qui se précipite. On obtient l'iodure d'ammoniaque en faisant arriver le gaz ammoniac sur de l'iode.

Iodure d'azote. Pulvérulent, d'un brun noirâtre; détonne par le plus léger choc; s'obtient en traitant l'iode par l'ammoniaque liquide à la température ordinaire; il se forme de l'hydriodate d'ammoniaque soluble, et l'iodure se précipite. On le recueille sur un filtre; mais il faut prendre beaucoup de précautions, surtout quand il est sur le point d'être sec. Il est composé de 5,8544 d'iode et de 156,21 d'azote, ou en volume de 1 d'azote et de 3 de vapeur d'iode.

Iodure de chlore. Voy. *Chlorure d'iode.*

Iodure de phosphore. Voy. *Phosphure d'iode.*

Iodures métalliques. L'iode peut se combiner avec la plupart des métaux; cependant on est loin de connaître tous les iodures. Ayant considéré les hydro-chlorates comme des chlorures, les hydro-sulfates comme des sulfures, nous devons nécessairement considérer les hydriodates comme des iodures, et par conséquent nous allons en faire ici la description : selon M. Thénard, les iodures qui peuvent se dissoudre dans l'eau, deviennent par ce fait même hydriodates; selon M. Dulong, plusieurs iodures peuvent se dissoudre dans l'eau sans en opérer la décomposition. Les opinions de ces deux savans étant également admissibles, tous les phénomènes

que présentent ces corps pouvant très-bien s'expliquer, selon l'une ou l'autre de ces hypothèses, on peut également les admettre, et il nous arrivera même souvent, dans le cours de l'ouvrage, de donner le nom d'hydriodate aux iodures solubles.

Iodures d'antimoine. S'obtient en chauffant de l'antimoine avec un excès d'iode. Si on le met en contact avec l'eau, il la décompose, donne lieu à de l'acide hydriodique qui s'y dissout, et à de l'oxide d'antimoine qui se précipite. Le chlore le décompose à une température élevée. L'acide nitrique concentré en dégage l'iode et l'antimoine est oxidé.

Iodure d'argent. S'obtient comme le précédent, est insoluble dans l'ammoniaque, n'a aucune action sur l'eau, est de même que celui d'antimoine décomposé par le chlore, par l'acide nitrique et par l'acide sulfurique concentré.

Iodure de barium. Très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires. Exposé à une température élevée et soumis au contact de l'air, il en absorbe l'oxigène; le barium s'oxide, une portion d'iode se dégage, et il se transforme en sous-iodure de baryte. On l'obtient en agitant de l'iode dans une solution de baryte, filtrant pour séparer l'iodate insoluble; et faisant cristalliser l'iodure (ou hydriodate), on le chauffe ensuite modérément pour en chasser l'eau de cristallisation ou l'eau qui s'y trouve combinée, si on le regarde comme un hydriodate.

Iodure de bismuth. S'obtient comme celui d'antimoine, ou bien en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de nitrate de bismuth; l'acide nitrique en chasse l'iode et forme un nitrate.

Iodure de calcium. Très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser, se comporte par la chaleur, comme celui du barium; s'obtient de même.

Iodure de cuivre. Peu connu; se prépare comme celui de bismuth, directement ou par double décomposition.

Iodure d'étain. Se prépare comme celui d'antimoine, et jouit des mêmes propriétés.

Iodure de fer. Brun, styptique très-soluble, peut se préparer directement, ou bien en mettant le fer et l'iode en contact à la température ordinaire, avec l'intermède de l'eau.

Iodure de mercure. Le mercure se combine en deux proportions avec l'iode : *Proto-iodure*, jaune, verdâtre, insoluble, s'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de proto-nitrate de mercure, filtrant et lavant le précipité. *Deuto-iodure*, d'un beau rouge, fusible et susceptible de se volatiliser : il est alors lamelleux et très-éclatant. On l'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de chlorure de deuto-chlorure de mercure. Il est employé en médecine.

Iodure de plomb. Peu connu; s'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution d'acétate de plomb.

Iodure de potassium. Incolore, susceptible de cristalliser, fusible et volatil au-dessous de la chaleur rouge, très-soluble dans l'eau, décomposable par l'acide nitrique, l'acide sulfurique, etc. Il est formé de 100 de métal, et de 20,425 d'iode. On l'obtient en agitant de l'iode dans une solution de potasse caustique, filtrant pour séparer l'iodate, et faisant évaporer la liqueur.

Iodure de sodium. Incolore, très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux qui contiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Exposée à l'action de la chaleur, il perd cette eau de cristallisation, entre en fusion et se volatilise. On l'obtient comme celui de potassium.

Iodure de strontium. Très-soluble, cristallise en prismes aciculaires; exposé à l'action du calorique, il se comporte comme l'iodure de barium; on l'obtient de même.

Iodure de zinc. On l'obtient en chauffant le zinc avec un excès d'iode, ou bien en faisant bouillir de l'eau avec de l'iode et un excès de ce métal, et chauffant le liquide incristallisable qui en résulte; quand il a perdu son eau de cristallisation, il se volatilise et cristallise en prismes très-fins incolores; mais si on le chauffe avec le contact de l'air, il se transforme en iode et en oxide de zinc.

Iridium. L'iridium est de tous les métaux celui qui forme le plus difficilement des combinaisons, c'est un métal blanc, infusible, dont on ignore la densité, et que l'on n'a encore pu combiner qu'à un petit nombre de corps. L'acide hydro-chloro-nitrique ne l'attaque pas; mais il est attaqué par la potasse à une température élevée. Il est très-rare; on ne l'a encore trouvé qu'en combinaison avec l'osmium dans la mine de platine. (Voyez dernier métal pour son extraction).

J

Jaune de naples. Couleur jaune employée dans la peinture à l'huile, et qui paraît n'être qu'un chlorure de

Iodure de calcium. Très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser, se comporte par la chaleur, comme celui du barium; s'obtient de même.

Iodure de cuivre. Peu connu; se prépare comme celui de bismuth, directement ou par double décomposition.

Iodure d'étain. Se prépare comme celui d'antimoine, et jouit des mêmes propriétés.

Iodure de fer. Brun, styptique très-soluble, peut se préparer directement, ou bien en mettant le fer et l'iode en contact à la température ordinaire, avec l'intermède de l'eau.

Iodure de mercure. Le mercure se combine en deux proportions avec l'iode : *Proto-iodure*, jaune, verdâtre, insoluble, s'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de proto-nitrate de mercure, filtrant et lavant le précipité. *Deuto-iodure*, d'un beau rouge, fusible et susceptible de se volatiliser : il est alors lamelleux et très-éclatant. On l'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution de chlorure de deuto-chlorure de mercure. Il est employé en médecine.

Iodure de plomb. Peu connu; s'obtient en versant une solution d'iodure de potassium dans une solution d'acétate de plomb.

Iodure de potassium. Incolore, susceptible de cristalliser, fusible et volatil au-dessous de la chaleur rouge, très-soluble dans l'eau, décomposable par l'acide nitrique, l'acide sulfurique, etc. Il est formé de 100 de métal, et de 20,425 d'iode. On l'obtient en agitant de l'iode dans une solution de potasse caustique, filtrant pour séparer l'iodate, et faisant évaporer la liqueur.

Iodure de sodium. Incolore, très-soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux qui contiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Exposée à l'action de la chaleur, il perd cette eau de cristallisation, entre en fusion et se volatilise. On l'obtient comme celui de potassium.

Iodure de strontium. Très-soluble, cristallise en prismes aciculaires; exposé à l'action du calorique, il se comporte comme l'iodure de barium; on l'obtient de même.

Iodure de zinc. On l'obtient en chauffant le zinc avec un excès d'iode, ou bien en faisant bouillir de l'eau avec de l'iode et un excès de ce métal, et chauffant le liquide incristallisable qui en résulte; quand il a perdu son eau de cristallisation, il se volatilise et cristallise en prismes très-fins incolores; mais si on le chauffe avec le contact de l'air, il se transforme en iode et en oxide de zinc.

Iridium. L'iridium est de tous les métaux celui qui forme le plus difficilement des combinaisons, c'est un métal blanc, infusible, dont on ignore la densité, et que l'on n'a encore pu combiner qu'à un petit nombre de corps. L'acide hydro-chloro-nitrique ne l'attaque pas; mais il est attaqué par la potasse à une température élevée. Il est très-rare; on ne l'a encore trouvé qu'en combinaison avec l'osmium dans la mine de platine. (Voyez dernier métal pour son extraction).

J

Jaune de naples. Couleur jaune employée dans la peinture à l'huile, et qui paraît n'être qu'un chlorure de

plomb que l'on prépare en mélangeant 200 parties de litharge avec 50 parties de sel marin, et 4 fois leur poids d'eau. Cette pâte se gonfle, prend de la consistance et blanchit. Deux ou trois jours après on la lessive pour en séparer la soude, et on fond le résidu qui acquiert une belle couleur jaune. Cette pâte est connue aussi sous le nom de *jaune minéral*.

Jupiter. C'est le nom que les anciens chimistes donnaient à l'étain.

K

Kermès minéral. Voyez *Sulfate d'antimoine hydraté*.

Kinates. Combinaison de l'acide kinique avec les bases. Ces sels sont à peine connus et sont tous inusités.

Kinine. Voy. *Quinine*.

L

Laine philosophique. Nom que les anciens chimistes donnaient à l'oxide de zinc sublimé.

Lait. Liqueur opaque, blanche, opaline, plus pesante que l'eau, et d'une saveur douce et sucrée : lorsqu'on fait évaporer cette liqueur, il se forme une pellicule qui ne tarde pas à être remplacée par une autre si on l'enlève. Si on le soumet à la distillation, il fournit un liquide qui contient une certaine quantité de lait. Le lait abandonné à lui-même, à la température ordinaire,

il se partage en serum ou petit lait, en matière caséeuse et en crême. La crême, qui contient beaucoup de beurre en raison de sa pesanteur, occupe la partie supérieure; elle est d'un blanc jaunâtre, d'une saveur douce, très-agréable. Le caséum est très-blanc, sans onctuosité, et presque sans saveur. Le petit lait est un liquide diaphane, d'un jaune-verdâtre, formé de beaucoup d'eau, de sucre, de lait et de plusieurs sels; il contient, en outre, des acides, car il jouit de la propriété de rougir le tournesol. Suivant M. Gay-Lussac, on peut conserver le lait pendant plusieurs mois en le faisant chauffer un peu tous les jours. Le lait se mêle à l'eau en toute proportion. Tous les acides un peu forts s'emparent de son caséum. C'est même sur cette propriété qu'est fondée la préparation du petit lait. L'alcool coagule aussi le lait, mais il agit d'une tout autre manière que les acides; il n'a aucune action sur la matière caséeuse; il agit seulement dans cette circonstance en s'emparant de l'eau du lait. L'acétate de plomb, et peut-être quelques autres sels, coagulent encore le lait. La potasse, la soude, l'ammoniaque, redissolvent le coagulum formé par les acides. Le lait est une liqueur qui est secrétée par les mamelles de tous les animaux connus sous le nom de *mammifères*. Il est destiné à la nutrition des petits pendant leur enfance. Il est composé, d'après Fourcroy et M. Vauquelin, d'une grande quantité d'eau, d'acide acétique, de sucre de lait, d'une matière analogue au gluten, d'hydro-chlorate et de fluate de potasse, d'hydro-chlorate de soude. MM. Deyeux et Parmentier ont aussi donné une analyse du lait qui se trouve consignée dans les Mémoires de l'institut, t. VI, p. 22. Scheele en a aussi donné une analyse. Voici celle qu'en a faite M. Ber-

zélius : Mille parties de lait dont on a enlevé la crème contiennent, d'après ce savant : Eau, 928,75 ; caséum avec quelques traces de beurre, 28,00 ; sucre de lait, 35,00 ; hydro-chlorate de potasse, 1,70 ; phosphate de potasse, 0,25 ; acide lactique, acétate de potasse avec un atôme de lactate de fer, 6,00 ; phosphate terreux, 0,5 ; toutes ces différentes analyses ont été faites sur le lait de vache comme étant le plus usité et le plus facile à se procurer.

Laitier. On appelle ainsi la matière vitrifiée qui surnage le fer en fusion.

Laiton. Alliage de cuivre et de zinc.

Lampe philosophique. Les anciens avaient donné ce nom au gaz hydrogène qu'ils faisaient dégager dans un petit matras à l'aide d'un tube droit d'un très-petit diamètre ; quand le gaz hydrogène avait chassé l'air atmosphérique du matras, ils y ajustaient le petit tube par le moyen d'un bouchon percé longitudinalement ; ils allumaient le gaz qui sortait par l'extrémité du tube, et formaient ainsi une lampe qui brûlait pendant tout le temps que le gaz se dégageait. On fait cette expérience en employant la limaille de fer et l'acide sulfurique étendu d'eau, comme pour l'obtention du gaz hydrogène.

Levure de bierre. Voy. *Ferment.*

Lessives caustiques. Voy. *Alcalis*, *Oxides de potassium et de sodium.*

Ligneux. Corps solide, d'un blanc sale, insipide, sans odeur, d'une pesanteur spécifique plus grande que celle de l'eau. Soumis à la distillation dans une cornue, il donne les mêmes produits que les matières végétales. Cette substance est très-peu soluble dans la potasse, mais elle subit une altération en la faisant chauffer avec

cet alcali. Si on chauffe fortement, dans un creuset, de la potasse à l'alcool avec de la sciure de bois, il se formera une combinaison qui sera très-soluble dans l'eau, et qui, par l'addition d'un acide, précipitera une grande quantité d'ulmine en flocons. L'acide sulfurique présente avec le ligneux, plusieurs phénomènes dont la découverte est due à M. Braconnot, si l'on met 24 grammes de toile de chanvre coupée bien menu dans un mortier de verre, et qu'on les arrose avec 34 grammes d'acide sulfurique concentré que l'on ajoutera peu à peu afin que la masse ne s'échauffe pas ; un quart-d'heure après toute la toile disparaîtra en la triturant avec le pilon, et il se sera formé une substance mucilagineuse, homogène, tenace et peu colorée que l'eau dissoudra entièrement. On obtiendra la matière gommeuse pure en la faisant dissoudre dans l'eau, en saturant l'acide sulfurique par la craie, passant avec expression la liqueur à travers un linge, faisant évaporer et précipitant la chaux qu'elle pourrait avoir retenue, par l'acide oxalique. On ajoutera ensuite un excès d'alcool qui précipitera toute la matière gommeuse. Quand, au lieu de saturer l'acide sulfurique par le carbonate de chaux, on fait bouillir pendant dix heures, la matière gommeuse se décompose et se convertit presque entièrement en sucre assez semblable à celui de raisin. On en retire le sucre en saturant l'acide comme ci-dessus, et évaporant en consistance sirupeuse. Le sucre cristallise au bout de vingt-quatre heures, et en peu de jours le sirop se prend en masse. Par ce procédé, M. Braconnot a trouvé que 20,4 grammes de chiffons secs donnaient 23,3 de matière sucrée. Pendant le traitement du ligneux par l'acide sulfurique, il se forme un acide que M. Braconnot appelle *acide*

vegeto-sulfurique, et que M. Thénard regarde comme de l'acide hypo-sulfureux uni à une matière végétale. Le ligneux est excessivement répandu et abondant dans les végétaux. Il existe dans toutes leurs parties ; dans les fleurs, dans les fruits, dans les feuilles, dans les racines et dans les tiges. Il constitue les 96 centièmes de tous les bois en général. On se le procure dans son plus grand état de pureté en traitant successivement par l'eau, l'alcool, l'acide hydro-chlorique et une faible solution de potasse, la sciure de bois à l'aide de la chaleur. On lave à grande eau pour enlever l'acide ou l'alcali que le ligneux aurait pu retenir. Il est sans usage.

Lilium de paracelse. On désignait autrefois par ce nom une solution de potasse caustique dans l'alcool ; comme cette préparation a joui pendant long-temps d'une grande célébrité, nous allons donner le procédé qui était employé pour l'obtenir. On prenait 2 parties de régule d'antimoine martial, 1 partie d'étain fin et 1 partie de cuivre de rosette. On fondait ces trois métaux ensemble dans un creuset. On pulvérisait l'alliage qui en résultait ; on le mêlait avec trois fois son poids de nitre purifié ; on projetait ce mélange à diverses reprises dans un creuset rougi, pour le faire détonner, calciner et fondre à grand feu jusqu'à ce que les métaux fussent tout-à-fait oxidés ; on retirait alors la matière du feu, on la réduisait promptement en poudre dans un mortier de fer qu'on avait fait chauffer, et on mettait la poudre toute chaude dans de l'alcool très-rectifié ; on laissait en digestion pendant quelques jours, ou jusqu'à ce que l'esprit-de-vin eût pris une couleur rouge, très-intense, on décantait la liqueur, et on la conservait dans un flacon bien bouché. Paracelse, et quelques autres, pensaient que l'alcool pouvait extraire quelque chose des métaux, et pour cette raison ils lui donnèrent le nom de *Teinture des métaux* ou *Lilium de Paracelse*. Cette erreur ne s'est pas long-temps propagée ; Baron, et surtout Baumé, démontrèrent les premiers que cette prétendue teinture métallique n'était qu'une solution de potasse pure dans l'alcool.

Liqueur fumante de boyle. On donnait autrefois ce nom au sulfure hydrogéné d'ammoniaque, à cause de la propriété qu'il a de répandre des vapeurs blanches dans l'air aussitôt qu'il est en contact avec ce fluide.

Liqueur fumante de cadet. Liquide jaune, huileux, d'une odeur insupportable, fumant, que M. Thénard regarde comme une espèce d'acétate oléo-arsenical, contenant de l'acide pyro-acétique. Cadet découvrit cette liqueur en chauffant, dans des vaisseaux fermés, parties égales d'acétate de potasse, et de deutoxide d'arsenic ; on obtient en outre, dans cette opération, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, de l'hydrogène arseniqué, et un autre produit liquide et volatil, d'un jaune brunâtre, plus léger que le premier dont il diffère aussi par l'eau et l'acide acétique qu'il renferme.

Liqueur des cailloux. Solution de potasse silicée. On prépare ce liquide de la manière suivante : on pulvérise du cristal de roche ou tout autre pierre siliceuse ; on mêle exactement la poudre avec 3 ou 4 parties de sous-carbonate de potasse ; on projette ce mélange peu à peu dans un creuset que l'on chauffe fortement ; dès que les matières qui se gonflent beaucoup, se sont affaissées, on en ajoute une nouvelle portion, et ainsi de suite. Il faut surtout éviter que les dernières portions ne soient humides, parce qu'il y aurait une explosion ;

on tient le mélange en fusion pendant une demi-heure, on le coule sur un marbre huilé, dans cet état on le conserve dans un flacon bien bouché, ou on le dissout dans l'eau, et on conserve la solution à l'abri du contact de l'air.

Liqueur d'Hoffmann. La liqueur minérale anodine d'Hoffmann n'est rien autre chose qu'un alcool éthéré que l'on prépare en mélangeant à parties égales l'alcool et l'éther sulfurique rectifié.

Liqueur de Lampadius. Voy. *Carbure de soufre.*

Liqueur de Libavius. Voy. *Deuto-chlorure d'étain.*

Litharge d'or, d'argent. Nom que portait autrefois, et sous lequel on connaît encore le deutoxide de plomb. (Voy. ce mot.)

Lithine. Voy. *Oxide de lithium.*

Lithium. Métal de lithine. M. Arfredson à qui est due la découverte de l'oxide, n'est point encore parvenu à l'obtenir à l'état métallique. M. Thénard est porté à croire que son extraction se ferait de la même manière que celle du calcium, et que ses propriétés seraient très-analogues.

Lune. Nom que l'on donnait autrefois à l'argent.

Lune cornée. Les anciens chimistes désignaient ainsi une préparation que nous connaissons sous le nom de chlorure d'argent.

Lune fixée de Ludemann. On trouve, dans quelques anciens ouvrages, l'oxide de zinc désigné par ce nom.

Lupuline. Solide, d'une saveur très-amère, d'une couleur qui ressemble à celle du lycopode; soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. La lupuline se rencontre dans les aisselles des squammes membraneuses de la fleur femelle du houblon. Cette substance a été découverte presque en même temps par Yvia, médecin à New-

Yorck, MM. Planche, Chevalier et Payen. (Voy., pour plus de détails sur cette substance, le Journal de pharmacie, tom. VIII.)

Luts. Matières que l'on applique par couches plus ou moins épaisses sur la surface des corps pour les préserver de la trop forte action du feu ou de l'air, et le plus souvent pour boucher les interstices des vases. Un lut dont on fait souvent usage, est celui de colle d'amidon et de farine de lin. On forme une pâte molle et homogène avec ces deux substances : il sert à couvrir les bouchons de liége qu'on adapte soit aux cornues, au matras, etc. Celui que l'on désigne sous le nom de lut gras se prépare en pulvérisant de la terre glaise bien sèche, et l'incorporant avec la quantité nécessaire d'huile siccative, pour en former une pâte qui sert aux mêmes usages que le lut précédent. Il résiste davantage à l'action du gaz corrosif; mais comme il a l'inconvénient de se ramollir à la chaleur, on en fait peu d'usage.

Lut d'argile et de sable. Le lut dont on enduit les cornues de verre et de grès, doit être composé à peu près de parties égales de sable et d'argile; on délaye ces matières avec de l'eau en les pétrissant avec les mains; on y ajoute aussi un peu de bourre coupée menue; on fait, avec ces matières, une pâte un peu liquide que l'on applique par couches. Le sable dans ce lut est nécessaire pour empêcher les fentes et les gerçures qu'occasione le retrait que prend l'argile en se séchant; la bourre sert aussi à lier les parties de ce lut, et à le retenir appliqué sur le vaisseau.

Lut de blanc d'oeuf et de chaux. Ce lut, dont on fait rarement usage seul, mais qu'on applique quelquefois sur les jointures des appareils revêtus des luts

on tient le mélange en fusion pendant une demi-heure, on le coule sur un marbre huilé, dans cet état on le conserve dans un flacon bien bouché, ou on le dissout dans l'eau, et on conserve la solution à l'abri du contact de l'air.

Liqueur d'Hoffmann. La liqueur minérale anodine d'Hoffmann n'est rien autre chose qu'un alcool éthéré que l'on prépare en mélangeant à parties égales l'alcool et l'éther sulfurique rectifié.

Liqueur de Lampadius. Voy. *Carbure de soufre.*

Liqueur de Libavius. Voy. *Deuto-chlorure d'étain.*

Litharge d'or, d'argent. Nom que portait autrefois, et sous lequel on connaît encore le deutoxide de plomb. (Voy. ce mot.)

Lithine. Voy. *Oxide de lithium.*

Lithium. Métal de lithine. M. Arfredson à qui est due la découverte de l'oxide, n'est point encore parvenu à l'obtenir à l'état métallique. M. Thénard est porté à croire que son extraction se ferait de la même manière que celle du calcium, et que ses propriétés seraient très-analogues.

Lune. Nom que l'on donnait autrefois à l'argent.

Lune cornée. Les anciens chimistes désignaient ainsi une préparation que nous connaissons sous le nom de chlorure d'argent.

Lune fixée de Ludemann. On trouve, dans quelques anciens ouvrages, l'oxide de zinc désigné par ce nom.

Lupuline. Solide, d'une saveur très-amère, d'une couleur qui ressemble à celle du lycopode; soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. La lupuline se rencontre dans les aisselles des squammes membraneuses de la fleur femelle du houblon. Cette substance a été découverte presque en même temps par Yvia, médecin à New-

Yorck, MM. Planche, Chevalier et Payen. (Voy., pour plus de détails sur cette substance, le Journal de pharmacie, tom. VIII.)

Luts. Matières que l'on applique par couches plus ou moins épaisses sur la surface des corps pour les préserver de la trop forte action du feu ou de l'air, et le plus souvent pour boucher les interstices des vases. Un lut dont on fait souvent usage, est celui de colle d'amidon et de farine de lin. On forme une pâte molle et homogène avec ces deux substances : il sert à couvrir les bouchons de liége qu'on adapte soit aux cornues, au matras, etc. Celui que l'on désigne sous le nom de lut gras se prépare en pulvérisant de la terre glaise bien sèche, et l'incorporant avec la quantité nécessaire d'huile siccative, pour en former une pâte qui sert aux mêmes usages que le lut précédent. Il résiste davantage à l'action du gaz corrosif; mais comme il a l'inconvénient de se ramollir à la chaleur, on en fait peu d'usage.

Lut d'argile et de sable. Le lut dont on enduit les cornues de verre et de grès, doit être composé à peu près de parties égales de sable et d'argile; on délaye ces matières avec de l'eau en les pétrissant avec les mains; on y ajoute aussi un peu de bourre coupée menue; on fait, avec ces matières, une pâte un peu liquide que l'on applique par couches. Le sable dans ce lut est nécessaire pour empêcher les fentes et les gerçures qu'occasione le retrait que prend l'argile en se séchant; la bourre sert aussi à lier les parties de ce lut, et à le retenir appliqué sur le vaisseau.

Lut de blanc d'oeuf et de chaux. Ce lut, dont on fait rarement usage seul, mais qu'on applique quelquefois sur les jointures des appareils revêtus des luts

précédens, se prépare en délayant de la chaux vive en poudre avec des blancs d'œufs; on doit lui donner une consistance très-molle, et l'appliquer aussitôt qu'il est préparé, parce qu'il se durcit très-vite. On prépare encore un très-bon lut avec la pâte d'amande commune et la colle d'amidon.

Lymphe. Liquide, opalin, d'une teinte rosée ou rougeâtre, quelquefois un peu jaunâtre. La lymphe a une saveur salée, une odeur spermatique; elle ne rougit point la teinture de tournesol, mais elle verdit un peu le sirop de violette. M. Chevreul, qui a analysé cette substance, l'a trouvée formée sur 1000 parties de 926 4 d'eau, de 004,2 de fibrine, de 061,0 d'albumine, de 006,1 d'hydro-chlorate de soude, de 001,8 de carbonate de soude, et de 000,5 de phosphate de chaux, de magnésie, et de carbone de chaux. Brandt, qui a aussi fait une analyse de la lymphe, a obtenu des résultats qui se rapprochent beaucoup de ceux-ci. La lymphe est contenue dans les vaisseaux lymphatiques, et dans le canal thoracique des animaux que l'on fait jeûner.

M

Macération. Opération qui consiste à faire tremper à froid les corps dans quelque liqueur pour les ramollir, les pénétrer, les ouvrir et en dissoudre quelques principes. Cette opération est essentiellement la même que la digestion; elle n'en diffère qu'en ce qu'elle se fait sans le secours d'aucune autre chaleur que celle qui règne dans l'atmosphère. On préfère la macération à la digestion, toutes les fois que la chaleur est inutile ou nuisible à l'opération qu'on veut faire; par exemple, lorsqu'on fait tremper des matières végétales, aromatiques, dures et ligneuses, dans l'intention de les ramollir et d'ouvrir leurs pores; cela doit se faire à froid par la macération, et non par la digestion.

Magistères. Les anciens chimistes avaient désigné ainsi des précipités de nature très-différente; par la suite, ils affectèrent ce nom à un petit nombre de précipités usités en médecine : tels étaient les magistères de corail, d'yeux d'écrevisses, de bismuth, etc.

Magistère de bismuth. Nom que portait autrefois le sous-nitrate de bismuth.

Magistère de soufre. Quelques anciens chimistes avaient donné ce nom au soufre qu'ils précipitaient en versant de l'acide acétique dans la solution d'un sulfure soluble. Le soufre, précipité de cette manière, est presque blanc, parce qu'il est en état d'hydrate, et non pas à l'état d'oxide, comme l'ont avancé quelques chimistes.

Magnésie. Voy. *Oxide de magnésium.*

Magnésie noire. Quelques anciens auteurs ont désigné ainsi l'oxide de manganèse. Dans ces derniers temps, on a aussi donné ce nom au charbon végétal pulvérisé.

Malates. Combinaison de l'acide malique avec les bases salifiables : tous les sels qui en résultent se décomposent au feu en se boursouflant beaucoup, et donnent des produits analogues aux autres matières végétales. Presque tous les malates sont solubles, ou le deviennent par un excès d'acide. Tous ces sels sont le produit de l'art, et se préparent presque tous en combinant directement l'acide malique avec les oxides métalliques. D'a-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

près M. Braconnot, dans les malates, l'oxigène de l'oxide est à l'acide comme 1 à 9,09.

Manganèse. Métal d'un gris blanchâtre, très-dur et très-cassant. Sa pesanteur spécifique est de 6,85. Le manganèse est un des métaux les plus difficiles à fondre; il n'entre en fusion qu'à 160° du pyromètre de Wedgwood. Il n'a aucune action à la température ordinaire sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène; mais si la température est élevée, il s'oxide promptement. Il ne décompose l'eau qu'à la chaleur rouge; cependant, selon M. Thénard, si on met du manganèse finement pulvérisé dans de l'eau à la température ordinaire, au bout de quelque temps le métal se ternit et il se dégage un peu d'hydrogène. L'hydrogène, l'azote, le bore et le carbone n'ont aucune action sur ce métal; on ignore encore comment le silicium et l'iode se comportent avec lui. Ce n'est qu'avec beaucoup de difficulté qu'on parvient directement à le combiner au soufre, quoiqu'il existe un sulfure naturel de ce métal. A une haute température, il se combine au phosphore, et forme un phosphure blanc et brillant qui se convertit en phosphate quand on le chauffe avec l'air ou l'oxigène. Il absorbe le chlore gazeux très-promptement, et forme un chlorure verdâtre très-soluble. Le manganèse a été découvert par Scheele en 1774; mais c'est Gahn qui, le premier, l'a obtenu à l'état métallique. Le manganèse existe abondamment dans la nature; mais on ne l'a encore rencontré qu'à l'état de phosphate, de sulfure et surtout d'oxide. C'est de l'oxide qu'on l'extrait; et pour cela, on le mêle avec partie égale de noir de fumée; on donne au mélange la consistance de pâte par l'addition d'une certaine quantité d'huile; on en forme une sorte de boule que l'on introduit dans un creuset brasqué; on

la recouvre avec de la poudre de charbon, et on met le couvercle sur le creuset; on place le creuset sur une brique où on a creusé préalablement une cavité pour le recevoir. Tout étant ainsi disposé, on met la brique et le creuset sur la grille d'un fourneau de forge; on remplit le fourneau de charbon, et on chauffe graduellement pendant une heure; ensuite on soutient le feu en donnant, pendant une heure, les trois quarts de vent du soufflet; on a soin en même temps de remplacer le charbon à mesure qu'il se consume; enfin on donne tout le vent pendant six ou sept minutes, et l'opération est finie. On retire le creuset du feu, on laisse refroidir tranquillement, et on trouve le culot métallique au milieu de la brasque (Thénard).

Mannite. La mannite est blanche, solide, inodore, d'une saveur sucrée et fraîche; elle cristallise en petites aiguilles très-rapprochées; elle est très-soluble dans l'eau; elle ne s'altère point sensiblement à l'air, cependant elle y jaunit un peu; elle se décompose au feu à la manière des matières végétales. L'acide nitrique la convertit en acide oxalique; il ne se forme pas un atome d'acide mucique. Cette substance ne peut pas fournir d'alcool par la fermentation, et n'est pas précipitée par l'acétate de plomb. La mannite existe dans la manne; Vogel l'a aussi rencontrée dans les feuilles de céleri; M. Braconnot, dans le suc fermenté de betteraves, et M. Guibourt, dans les miels. Pour l'obtenir facilement, on fait dissoudre de la manne en larmes dans de l'alcool bouillant; on filtre la liqueur toute chaude, et, par le refroidissement, la mannite se précipite; on la redissout une seconde fois pour l'avoir dans son plus grand état de pureté.

Margarates. Combinaison de l'acide margarique avec

les bases salifiables. Les sels qui résultent de cette union ont la plus grande analogie avec les stéarates, dont on les distingue à peine. La seule propriété qui les différencie, c'est que le margarate neutre et le margarate acide de potasse sont beaucoup plus solubles dans l'alcool que les stéarates de la même base. (Voy., pour plus de détails, l'ouvrage de M. Chevreul.)

Margarine. On avait d'abord donné ce nom à l'acide margarique.

Mars. Les anciens chimistes avaient donné ce nom au fer.

Massicot. On connaissait autrefois sous ce nom le deutoxide de plomb.

Matière colorante des feuilles. On fait maintenant usage, à la place de ce nom, du mot chlorophylle, qui signifie exactement la même chose.

Matières fécales. Ces matières varient beaucoup pour leur composition, en raison des alimens, de leur quantité et de la manière plus ou moins facile avec laquelle la digestion se fait. Presque toutes contiennent encore des débris des alimens non digérés. M. Berzélius, qui a eu le courage de faire l'analyse des excrémens humains, a trouvé que 100 parties de consistance moyenne étaient composées de : eau, 73,3 ; débris de végétaux et animaux, 7,0 ; bile, 0,9 ; albumine, 0,9 ; matière extractive particulière, 2,7 ; matière visqueuse, composée de résine, de bile, de matière animale particulière et de résidu insoluble, 14,0 ; sels, 1,2. Dix-sept parties de ces sels contiennent : carbonate de soude, 5 ; hydro-chlorate de soude, 4 ; sulfate de soude, 5 ; phosphate ammoniaco-magnésien, 2 ; phosphate de chaux, 4. Il y a aussi des vestiges de soufre, de phosphore, de silice et de sulfate de chaux. Macquer avait déjà reconnu la présence du soufre dans les matières fécales humaines. M. Vauquelin croit qu'elles contiennent constamment un acide libre qui leur donne la propriété de rougir le tournesol ; John, au contraire, dit y avoir trouvé un alcali libre, et M. Vogel pense qu'elles renferment du salpêtre. Suivant M. Thomson, les excrémens des chevaux contiennent plus de phosphate de chaux qu'il n'y en a dans le fourrage ; ils contiennent, en outre, de l'acide benzoïque et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. Ceux de la vache, d'après Einoff et Thaer, sont à peu près formés des mêmes substances. La fiente des chiens, ou ancien *album græcum* des pharmacopées, est presque entièrement formée de phosphate calcaire. Les excrémens des oiseaux et des reptiles qui rendent en même temps l'urine et la matière seule, renferment beaucoup d'acide urique ; tel que le *guano*, qui en contient un quart, et que les Péruviens vont chercher dans la mer du Sud, aux îles de *Chinché*, à Iza et Arieu, pour fertiliser leurs terres. Le guano est formé, suivant MM. Humboldt et Bonpland, de couches de 50 à 60 pieds d'épaisseur, que l'on exploite comme des mines de fer ochracé. Cet amas d'excrémens d'oiseaux maritimes y existe de temps immémorial, puisque, depuis trois siècles, le dépôt formé par ces mêmes oiseaux, qui viennent coucher la nuit dans ces îles, est à peine de 4 à 5 lignes d'épaisseur.

Matière perlée de kerkringius. On connaissait autrefois sous ce nom un précipité de peroxide d'antimoine, que l'on obtenait en versant de l'acide nitrique dans les eaux de lavage de l'antimoine diaphorétique ; l'acide s'emparait de la potasse, et le peroxide, mis à nu, se précipitait.

Matras. Vase de verre terminé par un long col, dont le corps est rond et quelquefois à fond plat. Les matras sont munis assez ordinairement d'une ou de plusieurs tubulures. Ces vases servent dans une infinité de circonstances.

Mellitates. Combinaison de l'acide mellitique avec les bases salifiables. Ces sels n'ont encore été étudiés que d'une manière très-imparfaite. On sait cependant que les mellitates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles et cristallisables. Le premier cristallise en longs prismes groupés, et jouit de la propriété de précipiter la solution d'alun; le second cristallise en cubes, et le mellitate d'ammoniaque en beaux prismes à six pans, qui sont d'abord transparens, mais qui deviennent d'un blanc opaque par leur exposition à l'air.

Mercure. Le mercure est un métal liquide à la température ordinaire, très-brillant, d'un reflet un peu bleuâtre; sa densité est de 13,568. Introduit dans une cornue de fonte ou de grès, il entre en ébullition à 350° du thermomètre centigrade, se réduit en vapeur, et se condense dans un récipient contenant de l'eau, que l'on adapte au col de la cornue, préalablement entourée d'un nouet de linge qui plonge dans l'eau du récipient. Il se volatilise même un peu à la température ordinaire, ainsi que l'a démontré M. Faraday. En exposant au-dessus d'un vase qui contient du mercure une feuille d'or, au bout de quelque temps l'or blanchit très-sensiblement. Exposé à un froid de 39 à 40°, le mercure se solidifie et cristallise en octaèdres. On n'y parvient facilement que dans l'hiver. A cet effet, on expose, lorsqu'il gèle et qu'il y a de la neige, une certaine quantité de chlorure de calcium en poudre dans un flacon fermé au contact de l'air

froid pendant la nuit; on prend 2 livres de chlorure de sodium avec 1 livre environ de neige, on mêle le tout exactement, et on y plonge un petit matras contenant une demi-once de mercure; le mercure, au bout de quelques minutes, s'épaissit et se solidifie complètement. Ainsi congelé, il est malléable, et on ne peut l'appliquer sur nos organes sans y déterminer une sensation aussi douloureuse que celle d'un fer rouge; le point touché blanchit, et se désorganiserait si ce contact pénible était plus long-temps prolongé. Ce métal n'a aucune action à la température ordinaire sur le gaz oxigène et sur l'air atmosphérique; mais au degré de chaleur voisin de celui où il entre en ébullition, il se convertit peu à peu en deutoxide que les anciens chimistes nommaient *Précipité perse*. Il ne se combine point à l'hydrogène, au bore, au carbone ni à l'azote; son union avec le phosphore est encore regardée comme douteuse, mais il se combine facilement au chlore, au soufre, au sélénium, à l'iode et à un grand nombre de métaux. Les alliages qu'il forme avec ceux-ci prennent le nom d'*amalgames*. La découverte du mercure remonte à la plus haute antiquité, c'est un des métaux que les alchimistes ont le plus tourmenté; ils le regardaient comme la base du grand œuvre, ils prétendaient que c'était de l'argent liquide, et qu'en le solidifiant il serait identique avec lui. Ils crurent que, pour l'épaissir et le transmuter, il fallait le chauffer pendant long-temps. Boerhaave, qui a fait sur ce métal de longs travaux avec une constance dont il y a peu d'exemples, a tenu le mercure en digestion pendant quinze années de suite sans y avoir remarqué aucun changement. Alors il leur démontra que leurs tentatives étaient inutiles. Ils le tourmentèrent d'une autre manière,

et découvrirent un assez grand nombre de médicamens héroïques qui entrèrent dans le domaine de l'art de guérir.

Les usages du mercure sont très-multipliés tant dans les arts que dans la médecine. On l'extrait de la manière suivante : on prend ordinairement pour cela le sulfure ; on trie le minerai ; on le broie avec de la chaux éteinte, et on introduit le mélange dans de grandes cornues en fonte placées sur un fourneau de galère ; au col de chaque cornue on adapte un récipient en terre rempli d'eau aux deux tiers, et l'on chauffe le fourneau avec du charbon de terre : la chaux s'empare du soufre du sulfure, le mercure se volatilise et vient se condenser dans les récipiens. C'est ce procédé que l'on suit dans le département du Mont-Tonnerre. A Almaden, en Espagne, on fait usage d'un tout autre procédé. On le pétrit avec une terre alumineuse, et on en forme de petits pains que l'on chauffe dans un fourneau dont la sole est percée de quelques trous pour livrer passage à la flamme qui est au-dessous ; les fourneaux ont des ouvertures latérales et supérieures que l'on fait communiquer à un petit bâtiment qui sert à-la-fois de récipient et de condensateur, par plusieurs files d'*aludels*. Par ce moyen le soufre se brûle et se transforme en acide sulfureux, tandis que le mercure vaporisé va se rendre dans le petit bâtiment où il se condense. Quant au mercure natif, on le distille simplement avant de le verser dans le commerce.

Mercure doux. On désigne encore quelquefois par ce nom le proto-chlorure de mercure. (Voy. ce mot.)

Mercure fulminant. C'est l'ammoniure de mercure.

Mercure soluble d'Hahnemann. Voy. *Nitrate de mercure.*

Mercurification. Ancienne opération d'alchimie, et par laquelle les sectateurs de cette science prétendaient réduire les métaux en une liqueur métallique, fluide comme le mercure, ou, selon eux, retirer des métaux leur principe mercuriel. On trouve dans les livres de quelques anciens auteurs, un grand nombre de procédés pour retirer du mercure des métaux. Juncker, Valerius et Teichmeyer ont avancé cette absurdité dans leurs ouvrages ; le dernier surtout de ces alchimistes a été jusqu'à dire que la limaille de fer, exposée pendant un an à l'air, ensuite bien triturée dans un mortier, remise encore pendant un an à l'air, et enfin soumise à la distillation dans une cornue, fournissait un peu de mercure : il cite encore beaucoup d'autres exemples aussi faux que celui-là. Ce qui a été probablement cause de cette erreur, c'est qu'il sera peut-être arrivé à un de ces alchimistes de distiller, sans le savoir, des oxides métalliques qui par hasard contenaient un peu d'oxide de mercure.

Métaux. Les métaux sont des corps élémentaires, presque entièrement opaques, très-brillans en masse, et jouissant encore de cette propriété quand ils sont en poudre grossière, susceptibles de recevoir un beau poli, et de prendre un éclat plus ou moins vif, suivant leur nature. Ils sont tous bons conducteurs du calorique et de l'électricité, capables de se combiner à l'oxigène et de former des oxides qui sont sous apparence métallique, et qui, en s'unissant aux acides, les saturent et forment des sels. De tous les corps de la nature, il n'en est aucun dont les chimistes se soient autant occupés. De combien de manières les alchimistes ne les ont-ils pas torturés ? A combien d'expériences ne les soumirent-ils pas

pour parvenir à leur grand œuvre? Ils croyaient qu'il y avait des métaux plus parfaits les uns que les autres, et que, par des procédés cachés, ils parviendraient à transformer les moins parfaits en or ou en argent; ils travaillèrent avec un tel zèle, une telle patience, que beaucoup, animés d'un courage infatigable, y sacrifièrent et leurs veilles et leur fortune. Ils regardaient cela comme le plus noble but qu'il fût possible d'atteindre, comme la véritable pierre philosophale. Ils prétendaient même découvrir l'immortalité, lorsque Paracelse, leur chef, qui se vantait d'avoir trouvé ce remède, mourut à 48 ans, du fruit de ses débauches. Ils ont obtenu de tous ces travaux quelques heureux succès; aussi la chimie métallurgique est-elle redevable de beaucoup de découvertes aux alchimistes: ils étaient loin cependant de connaître tous les métaux, car, au 15me siècle, on ne connaissait encore que l'or, l'argent, le fer, le cuivre, le plomb, le mercure et l'étain; et maintenant nous en connaissons 41. Plusieurs chimistes se sont occupés de leur classification; mais de tous, celui qui les a groupés de la manière la plus scientifique, c'est, sans contredit, M. Thénard; aussi ce que nous en dirons ne sera qu'un extrait du travail de ce savant.

TABLEAU de la Découverte des Métaux.

NOMS des MÉTAUX.	AUTEURS.	ÉPOQUE de leur découverte
Or. Fer. Argent. Cuivre. Mercure. Plomb. Étain.	Connus de toute antiquité.	
Zinc.	Découvert par Bombast Paraulo, qui mourut en.	1541.
Bismuth.	Décrit par Agricola, en.	1520.
Antimoine.	Bazile Valentin.	15e siècle
Arsenic. Cobalt.	Brandt.	1733.
Platine.	Wood, essayeur à la Jamaïque.	1741.
Nickel.	Cronstedt.	1751.
Manganèse.	Gahn, Scheele.	1774.
Tungstène.	Delhuyart.	1781.
Tellure.	Muller.	1782.
Molybdène.	Indiqué par Scheele et Bergmann, constaté par Hielm.	1782.
Titane.	Gregor.	1787.
Urane.	Klaproth.	1789.
Chrôme.	Vauquelin.	1797.
Colombium.	Hatchett.	1802.
Palladium. Rhodium.	Wollaston.	1803.
Iridium.	Descotils, Vauquelin, Fourcroy, Smithson, Tennaut.	1803.
Osmium.	Tennaut.	1803.
Cerium.	Berzélius et Hisinger.	1804.
Potassium. Sodium.	Davy.	1807.
Barium. Strontium. Calcium.	Indiqués par Davy.	1807.
Cadmium.	Hermann et Stronnger.	1818.
Lithium.	Arfwedson.	1818.
Silicium.	Berzélius.	1824.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

M. Thénard divise les métaux en six sections fondées sur leur affinité plus ou moins grande pour l'oxigène. Dans sa première section, il place ceux qui n'ont point encore été réduits, et qui ne sont admis que par analogie. Ils sont au nombre de sept : le *magnésium*, le *glucinium*, l'*yttrium*, l'*aluminium*, le *thorinium*, le *zirconium* et le *silicium* [1]. Dans la seconde section, il place ceux qui absorbent le gaz oxigène à la température la plus haute, et qui jouissent de la propriété de décomposer subitement l'eau à la température ordinaire, en s'emparant de son oxigène, et dégageant l'hydrogène avec une vive effervescence. Ces métaux sont au nombre de six : le *calcium*, le *strontium*, le *barium*, le *lithium*, le *sodium*, le *potassium*. Dans sa troisième section, il place les métaux qui absorbent l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge : cette série comprend cinq métaux qui sont : le *manganèse*, le *zinc*, le *fer*, l'*étain* et le *cadmium*. La quatrième section est composée de tous les métaux qui, comme les précédens, absorbent l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud. Cette division en comprend quinze, savoir : l'*arsenic*, le *molybdène*, le *chrôme*, le *tungstène*, le *columbium*, l'*antimoine*, l'*urane*, le *cerium*, le *cobalt*, le *titane*, le *bismuth*, le *cuivre*, le *tellure*, le *nickel* et le *plomb*. Le même chimiste forme avec ceux-ci une sous-section où il place les cinq premières qui sont acidifiables. La cinquième section est formée

[1] Ce corps a été obtenu tout récemment par M. Berzélius, et jouit des propriétés que nous ferons connaître à son article en particulier.

de ceux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène qu'à une certaine chaleur, qui ne peuvent pas décomposer l'eau, et dont les oxides se réduisent à une température élevée : deux métaux sont dans ce cas : le *mercure* et l'*osmium*. Enfin la sixième et dernière section comprend les métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène, et décomposer l'eau à aucune température, dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge. Il y a six métaux dans cette section : l'*argent*, le *palladium*, le *rhodium*, le *platine*, l'*or* et l'*iridium*.

TABLEAU des Métaux classés d'après M. Thénard.

1re. section.
1. Silicium.
2. Zirconium.
3. Thorinium.
4. Aluminium.
5. Yttrium.
6. Glucinium.
7. Magnésium.

2e. section.
1. Calcium.
2. Strontium.
3. Barium.
4. Sodium.
5. Lithium.
6. Potassium.

3e. section.
1. Manganèse.
2. Zinc.
3. Cadmium.
4. Fer.
5. Étain.

4e. section.
1. Arsenic.
2. Molybdène.
3. Chrôme.
4. Tungstène.
5. Colombium.
6. Antimoine.
7. Urane.
8. Cérium.
9. Cobalt.
10. Titane.
11. Bismuth.
12. Cuivre.
13. Tellure.
14. Plomb.
15. Nickel.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ® DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

5e. section.

1. Mercure.
2. Osmium.

6e. section.

1. Argent.
2. Palladium.
3. Rhodium.
4. Platine.
5. Or.
6. Iridium.

Les caractères physiques des métaux sont : l'*éclat*, la *dureté*, l'*opacité*, la *couleur*, la *densité*, la *ductilité*, la *malléabilité*, la *fragilité*, la *ténacité*, l'*élasticité*, la *sonorité*, la *pesanteur spécifique*, l'*odeur*, la *saveur* et la *structure*. On nomme *éclat*, la propriété qu'ont les métaux même pulvérisés de réfléchir une grande quantité de lumière : ceux qui possèdent cette propriété au premier degré sont : l'or, l'argent, le fer, le platine, le palladium, l'étain, etc. La dureté varie singulièrement dans les métaux : quelques-uns sont tellement durs qu'ils rayent presque tous les corps; d'autres au contraire sont si tendres qu'on les raye avec l'ongle. M. Thomson cite comme les plus durs : le tungstène, le palladium, le manganèse, le fer, le nickel, le platine, le cuivre, l'argent, l'or, le bismuth, le cobalt, l'étain et le plomb, etc.; d'où on pourrait presque conclure que les métaux sont d'autant plus durs qu'ils sont plus difficiles à fondre. Les métaux sont opaques en raison de leur peu de porosité : l'opacité ne paraît pas cependant être absolue, car une feuille d'or laisse passer quelques rayons lumineux, et, comme après le platine, ce métal est le plus dense, il serait permis de croire qu'aucun métal n'est entièrement opaque.

La couleur des métaux est très-différente, quoiqu'il n'y ait que deux ou trois couleurs principales. Voici le tableau de leurs nuances.

Couleurs des Métaux.

Argent	Blanc.
Étain	Blanc argentin.
Platine	*Idem.*
Palladium	*Idem.*
Nickel	Blanc pâle.
Mercure	Blanc légèrement azuré.
Iridium	*Idem.*
Tellure	*Idem.*
Cadmium	Blanc argentin.
Antimoine	*Idem* avec un reflet bleuâtre.
Cobalt	Blanc grisâtre.
Potassium, Sodium	Gris blanchâtre.
Manganèse, Arsenic	Gris d'acier poli.
Rhodium, Cerium	*Idem.*
Plomb	Blanc ardoisé.
Zinc	*Idem.*
Bismuth	Blanc jaunâtre.
Fer	Gris.
Molybdène, Urane	Gris bleuâtre foncé.
Osmium	Noir bleuâtre.
Or	Jaune.
Cuivre	Rougeâtre.
Titane	Rouge de cuivre.

La densité ou pesanteur spécifique est une propriété que l'on a crue long-temps essentielle aux métaux. Avant la découverte du potassium, on croyait encore que les

métaux étaient les plus denses, et par conséquent les plus pesans de tous les corps de la nature : à la vérité, le platine est plus de 22 fois aussi pesant que l'eau, mais le potassium est plus léger qu'elle, puisqu'il la surnage : cette propriété a donc cessé d'être caractéristique. Quoi qu'il en soit, nous allons exposer le tableau de la densité relative des métaux, telle que la donne M. Thénard.

TABLEAU de la pesanteur spécifique des Métaux.

Platine	20,98	Brisson.
Or	19,257	Brisson.
Tungstène	17,6	D'éthuyart.
Mercure	13,568	
Palladium	11,8	Wollaston.
Plomb	11,352	Brisson.
Argent	10,4743	Brisson.
Bismuth	9,822	Brisson.
Cobalt	8,5384	Haüy.
Urane	9,	Bucholz.
Cuivre	8,895	Hatchett.
Cadmium	8,6040	Stromeyer.
Arsenic	8,308	Bergmann.
Nickel	8,279	Richter.
Fer	7,788	Brisson.
Molybdène	7,400	Hielm.
Étain	7,291	Brisson.
Zinc	6,861	Brisson.
Manganèse	6,850	Bergmann.
Antimoine	6,7021	Brisson.
Tellure	6,115	Klaproth.
Sodium	0,86,507 à 15	Gay-Lussac et Thénard.
Potassium	0,97,223	

On entend par *ductilité*, la propriété qu'ont plusieurs métaux de se réduire en fils plus ou moins déliés par le moyen de la filière. Quand ils sont susceptibles de s'étendre sous le marteau, ou de se réduire en feuilles, on dit qu'ils jouissent de la *malléabilité*; propriété bien différente de la ductilité, car les métaux qui passent le plus facilement à la filière ne sont pas toujours ceux qu'on peut réduire le plus facilement en feuilles : tel est surtout le fer. Plus un métal réduit en fil soutient un poids pesant, plus sa *tenacité* est grande. Ceux qui sont doués de cette propriété à un plus haut degré, sont les suivans : le fer, le cuivre, le platine, l'argent, l'or, l'étain, le zinc. L'*élasticité* et la *sonorité* des métaux sont toujours en rapport avec leur dureté : c'est par cette même raison qu'on augmente leur sonorité et leur élasticité, en combinant avec eux des substances propres à les rendre plus durs. Par exemple, le fer, combiné avec le charbon, est plus dur et plus élastique que le fer seul; l'étain, allié au cuivre, est plus dur et plus sonore que ces deux métaux isolément. La *saveur* et l'*odeur* sont des propriétés inhérentes à quelques métaux. En effet, tout le monde sait que le cuivre a une odeur et une saveur fort désagréables; que le fer, l'étain et le plomb ont une saveur qui pourrait servir à les distinguer; que l'or et l'argent même, après avoir été frottés, sont insipides et inodores. Par *structure*, on entend la disposition ou le tissu des parties intégrantes de métal : tantôt elle est lamelleuse, comme dans le zinc, le bismuth, tantôt elle est fibreuse, quelquefois elle est grenue, etc. Les propriétés chimiques des métaux ne sont pas moins intéressantes que leurs propriétés physiques. *Action du feu :* exposés à l'action du feu, les métaux se fondent à des températu-

métaux étaient les plus denses, et par conséquent les plus pesans de tous les corps de la nature : à la vérité, le platine est plus de 22 fois aussi pesant que l'eau, mais le potassium est plus léger qu'elle, puisqu'il la surnage : cette propriété a donc cessé d'être caractéristique. Quoi qu'il en soit, nous allons exposer le tableau de la densité relative des métaux, telle que la donne M. Thénard.

TABLEAU de la pesanteur spécifique des Métaux.

Platine	20,98	Brisson.
Or	19,257	Brisson.
Tungstène	17,6	D'éthuyart.
Mercure	13,568	
Palladium	11,8	Wollaston.
Plomb	11,352	Brisson.
Argent	10,4743	Brisson.
Bismuth	9,822	Brisson.
Cobalt	8,5384	Haüy.
Urane	9,	Bucholz.
Cuivre	8,895	Hatchett.
Cadmium	8,6040	Stromeyer.
Arsenic	8,308	Bergmann.
Nickel	8,279	Richter.
Fer	7,788	Brisson.
Molybdène	7,400	Hielm.
Étain	7,291	Brisson.
Zinc	6,861	Brisson.
Manganèse	6,850	Bergmann.
Antimoine	6,7021	Brisson.
Tellure	6,115	Klaproth.
Sodium	0,86,507 à 15	Gay-Lussac et Thénard.
Potassium	0,97,223	

On entend par *ductilité*, la propriété qu'ont plusieurs métaux de se réduire en fils plus ou moins déliés par le moyen de la filière. Quand ils sont susceptibles de s'étendre sous le marteau, ou de se réduire en feuilles, on dit qu'ils jouissent de la *malléabilité*; propriété bien différente de la ductilité, car les métaux qui passent le plus facilement à la filière ne sont pas toujours ceux qu'on peut réduire le plus facilement en feuilles : tel est surtout le fer. Plus un métal réduit en fil soutient un poids pesant, plus sa *tenacité* est grande. Ceux qui sont doués de cette propriété à un plus haut degré, sont les suivans : le fer, le cuivre, le platine, l'argent, l'or, l'étain, le zinc. L'*élasticité* et la *sonorité* des métaux sont toujours en rapport avec leur dureté : c'est par cette même raison qu'on augmente leur sonorité et leur élasticité, en combinant avec eux des substances propres à les rendre plus durs. Par exemple, le fer, combiné avec le charbon, est plus dur et plus élastique que le fer seul; l'étain, allié au cuivre, est plus dur et plus sonore que ces deux métaux isolément. La *saveur* et l'*odeur* sont des propriétés inhérentes à quelques métaux. En effet, tout le monde sait que le cuivre a une odeur et une saveur fort désagréables; que le fer, l'étain et le plomb ont une saveur qui pourrait servir à les distinguer; que l'or et l'argent même, après avoir été frottés, sont insipides et inodores. Par *structure*, on entend la disposition ou le tissu des parties intégrantes de métal : tantôt elle est lamelleuse, comme dans le zinc, le bismuth, tantôt elle est fibreuse, quelquefois elle est grenue, etc. Les propriétés chimiques des métaux ne sont pas moins intéressantes que leurs propriétés physiques. *Action du feu :* exposés à l'action du feu, les métaux se fondent à des températu-

res très-variables ; quelques-uns entrent en fusion avant la chaleur rouge, d'autres un peu au-dessus de cette température ; d'autres ne sont fusibles qu'au plus haut degré de chaleur, et enfin il en est un certain nombre qui sont presque infusibles. Quand un métal est en fusion, que l'on perce la croûte qui se forme à sa surface, et que l'on décante la partie qui est encore liquide, on l'obtient cristallisé. Lorsque les métaux sont soumis à une chaleur plus élevée que celle nécessaire pour leur fusion, un petit nombre se volatilise. M. Children, qui a fait une longue série d'expériences sur l'*action de l'électricité* à l'égard des métaux, a démontré que son action avait les plus grands rapports avec le calorique ; seulement qu'elle agissait d'une manière plus énergique ; car, par ce moyen, il opère la fusion de ceux qui résistent le plus à l'action du feu ; il brûla, avec la plus grande facilité, des fils de platine, d'or, de fer, etc. L'*oxigène* présente aussi, avec les métaux, des phénomènes importans : les uns l'absorbent à la température ordinaire, les autres ne l'absorbent qu'à une température élevée ; quelquefois il y a dégagement de calorique et de lumière. Le plus ordinairement l'absorption a lieu sans cela. Enfin, il existe des métaux qui ne peuvent s'y combiner à aucune température. La plupart des corps simples non métalliques s'unissent aux métaux et forment des composés particuliers. L'immortel Lavoisier a prouvé le premier que les acides ne s'unissaient jamais avec les métaux, que cette combinaison ne pouvait avoir lieu qu'autant qu'ils étaient brûlés ; c'est-à-dire transformés en oxides. Il arrive donc que toutes les fois que l'on met un acide en contact avec un métal, le métal se brûle aux dépens de l'oxigène de l'acide ou en absorbant l'oxigène de l'eau et en dégageant l'hydrogène. Nous bornerons là nos généralités sur les métaux ; les limites de l'ouvrage ne nous permettant pas d'entrer dans un plus grand détail, nous renvoyons ceux qui désirent de plus amples renseignemens au Traité de chimie.

Miel. Le miel est une substance qui varie pour la couleur du blanc au jaune, presque brun. Sa saveur est sucrée, aromatique. Les abeilles préparent ce produit en introduisant dans leurs estomacs le suc visqueux et sucré qu'elles recueillent dans le nectaire des fleurs ; quand elles l'ont gardé quelque temps pour l'élaborer, elles le déposent dans les alvéoles de leurs gâteaux. On ignore encore si le miel est tout formé dans la nature, ou si c'est un produit de ces insectes. Ce qu'il y a de certain, c'est que les trèfles, la consoude et plusieurs autres plantes recèlent abondamment un suc mielleux au fond de leur corolle. Il arrive aussi quelquefois que le matin, au lever du soleil, certains végétaux, tels que les chênes, les poiriers et autres arbres sont recouverts d'un suc mielleux fort abondant que les abeilles recherchent beaucoup. Les miels varient considérablement pour la qualité, tant à cause de l'état de l'atmosphère que par rapport aux différentes plantes d'où les abeilles l'extraiont. Toutes les labiées, par exemple, fournissent d'excellent miel, le sarrazin en donne qui est très-mauvais, la fleur de tilleul en donne qui est bon, quoique un peu coloré ; on prétend que la jusquiame et d'autres solanées fourniraient un miel très-dangereux ; mais ce fait mérite confirmation. Les miels du mont Hymette, de Cuba, du mont Ida et de Mahon sont les plus estimés, ils ont l'apparence et la consistance du plus beau sirop de sucre. Viennent ensuite ceux de Narbonne, d'Argence

et du Gâtinais ; ils sont blancs et grenus ; enfin, le plus mauvais est celui de Bretagne, qui a une forte odeur du sarrazin et une couleur d'un rouge brun. Les miels sont composés de deux espèces de sucre, l'un liquide et l'autre cristallisable analogue au sucre de raisin. Ces deux espèces de sucre, réunis avec une substance aromatique, constituent tous les miels ; il en est qui, outre cela, contiennent de la cire, de la propolis, du couvain et une matière colorante particulière, tels sont les miels rouges. M. Guibourt croit aussi avoir trouvé de la mannite dans quelques espèces. Il arrive quelquefois dans les beaux miels d'Argence et de Narbonne, qu'il y a une telle quantité de sucre cristallisable, que celui-ci le dépose sous forme de petits grains durs et brillans. On peut l'obtenir en délayant dans l'alcool le miel qui en contient beaucoup ; il suffit de l'exprimer légèrement dans un sac de toile et de le laver une seconde fois avec l'alcool pour l'avoir dans sa grande pureté.

On extrait le miel d'une manière fort simple ; on enlève les gâteaux des ruches, en les froissant légèrement, et on les met égoutter sur des tamis à une douce chaleur, le miel s'écoule peu à peu et est extrêmement pur. Il porte le nom de *miel vierge* ou de *miel d'essaim*. Quand il cesse de s'écouler, on brise les gâteaux, on les comprime un peu avec les mains, et on les met égoutter de nouveau en ayant soin d'augmenter la chaleur ou de les exposer aux rayons du soleil. Ce miel est moins pur que le premier, il contient un peu de cire et de propolis qui viennent se rassembler à sa surface en exposant les vases qui le contiennent à la chaleur pendant quelques jours. On soumet enfin les gâteaux à la presse, et on obtient le reste du miel qu'ils pouvaient contenir. Celui-ci

est de mauvaise qualité, il contient beaucoup de couvain et de rouget et il ne s'épure jamais parfaitement. Le miel, ainsi obtenu, se prend en masse, assez ordinairement au bout de six semaines, et peut se conserver dans un lieu sec et froid pendant plusieurs années.

Mine de plomb noire. Quelques personnes ont autrefois donné ce nom au percarbure de fer.

Mine de plomb rouge, ou *minium*. Voy. *Tritoxide de plomb*.

Miraculum chimicum. Les anciens chimistes avaient donné ce nom à un composé solide qu'ils obtenaient en mêlant parties égales de sous-carbonate de potasse liquide et de chlorure de chaux tombé en déliquescence. Par leur mélange, il se forme sur-le-champ une matière dure et pierreuse. Il est évident, dans cette circonstance, qu'il y a une double décomposition ; qu'il se forme du sous-carbonate de chaux et du chlorure de potassium.

Mofette, Mofette atmosphérique. On a désigné autrefois par ce nom le *gaz azote*.

Molécules. En chimie, on entend par molécules de très-petites parties homogènes, invisibles à cause de leur grande ténuité, qui, par leur réunion, forment un corps. Quand le corps est élémentaire, toutes les molécules sont les mêmes ; elles prennent le nom de *molécules intégrantes*, d'*atomes* ou de *particules* ; ainsi, dans un morceau de soufre, toutes les molécules seront des molécules intégrantes. Il en sera de même d'un corps composé ; par exemple, un alliage de plomb et d'étain sera formé par l'assemblage de beaucoup de molécules intégrantes ; mais chacune de ces molécules sera composée de deux autres de nature différente, et renfermera une molécule de plomb et une molécule d'étain ; ces der-

nières sont appelées *molécules constituantes*. (Voy. *Atomes*, *Attraction*.)

Molybdates. Combinaison de l'acide molybdique avec les bases. Tous les sels qui résultent de cette combinaison sont décomposables par le charbon à l'aide de la chaleur; tantôt l'acide molybdique est ramené à l'état d'oxide, tantôt l'acide et l'oxide sont réduits : c'est surtout ce qui arrive aux molybdates des quatre dernières sections. Les molybdates neutres de potasse de soude et d'ammoniaque sont très-solubles; ceux de chaux, de strontiane et d'alumine le sont à peine; celui de baryte et ceux des quatre dernières sections sont insolubles toutes les fois que l'oxide d'un molybdate peut former avec les acides nitrique, hydro-chlorique, des sels solubles; ce molybdate se dissout dans un excès de ces acides. L'acide sulfurique décompose tous les molybdates et précipite l'acide molybdique. On n'a encore trouvé qu'un molybdate naturel; c'est le molybdate de plomb. Il est cristallisé en tables, d'un jaune très-pâle, d'une pesanteur spécifique de 5,486. On le rencontre en Carinthie, à Freiberg; en Saxe, à Zéezbanya; à Zimapan, au Mexique. Tous les molybdates solubles se préparent directement; tous les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Ces sels ont été découverts par Scheele, étudiés par Klaproth, Bucholz et Hachett. Dans les molybdates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide comme 1 est à 3.

Molybdate d'ammoniaque. Incristallisable, styptique, d'une saveur caustique. Soumis à l'action du feu, il laisse d'abord dégager de l'ammoniaque; si on augmente la chaleur, l'hydrogène de l'ammoniaque est brûlé par l'oxigène de l'acide molybdique, et il se dégage de l'eau

et de l'azote; on obtient pour résidu de l'oxide de molybdène. On obtient ce sel en combinant directement l'acide molybdique avec l'ammoniaque.

Molybdate de potasse. Cristallise en lames rhomboïdales luisantes; d'une saveur métallique, plus soluble à chaud qu'à froid, indécomposable au feu. S'obtient en saturant une solution de potasse par l'acide molybdique, comme pour le précédent.

Molybdate de soude. Très-soluble, indécomposable au feu, styptique, inaltérable à l'air. S'obtient comme le molybdate de potasse, et cristallise plus facilement.

Molybdène. Métal dont les propriétés physiques ne sont pas encore bien connues, à cause de la grande difficulté que l'on éprouve à le fondre. Il n'a encore été obtenu qu'en petits grains agglutinés. Hielm, qui l'obtint le premier, avait dit qu'il était jaunâtre à sa surface et verdâtre dans l'intérieur; cependant il paraît que Clarke l'a obtenu en culot à l'aide de son chalumeau à gaz, et que, dans cet état, il est très-peu brillant. Sa pesanteur spécifique, selon Hielm, est de 7,400, et selon Bucholz, de 8,611. Ce métal a été long-temps confondu avec le percarbure de fer. Cromstedt, le premier lui donna, pour le distinguer, le nom de molybdène; mais ce ne fut qu'en 1782 que Hielm obtint le métal; Pelletier et Heyer en étudièrent ensuite les propriétés. Ce métal résiste au feu des meilleurs foyers. Il n'a aucune action sur l'oxigène à la température ordinaire; mais, à la chaleur rouge, il se transforme en acide molybdique, qui se sublime. Il n'a encore été uni qu'avec le chlore, le soufre et le phosphore. Le molybdène n'existe point à l'état natif; on ne l'a encore rencontré qu'à l'état de sulfure de molybdène et de molybdate de plomb. Le premier est assez

commun dans les Alpes ; l'autre se trouve en Carinthie. Pour extraire le métal, on fait bouillir le sulfure dans l'acide nitrique ; pour acidifier le métal, on fait ensuite une pâte avec l'acide molybdique, du noir de fumée et de l'huile ; on l'introduit dans un creuset brasqué, et on procède comme pour l'extraction du manganèse, en donnant le feu le plus violent vers la fin de l'opération.

Morphine. La morphine est blanche, amère, cristallise en aiguilles qui sont des prismes à quatre pans coupés obliquement. Elle est insoluble dans l'eau froide, très-peu soluble dans l'eau bouillante ; soluble, au contraire, dans l'alcool, principalement à chaud. Soumise à l'action du feu, elle se fond en une masse rayonnée ; chauffée plus fortement, elle donne des produits azotés. L'acide sulfurique concentré, versé sur la morphine la charbonne ; l'acide nitrique l'altère, et lui donne une couleur rouge de sang ; les acides affaiblis se combinent avec elle, et forment des sels neutres. La morphine a été indiquée par M. Seguin en 1804, et découverte en 1818 par M. Sertuerner, pharmacien à Eimbeck. On ne l'a encore rencontrée que dans l'opium ; elle y existe combinée avec l'acide méconique. M. Sertuerner l'obtint en précipitant la dissolution aqueuse d'opium par l'ammoniaque. M. Robiquet a donné un procédé qui est préférable : il consiste à faire bouillir pendant un quart d'heure une infusion concentrée d'opium avec une petite quantité de magnésie pure ; à rassembler sur un filtre et à laver à l'eau froide et à l'alcool faible le précipité grisâtre qui se forme ; à faire macérer ce précipité sec avec de l'alcool rectifié et bouillant pendant quelques minutes, et à passer la liqueur toute bouillante à travers un filtre. L'alcool dissout, à l'aide de la chaleur, toute la

morphine, et ne touche nullement au méconate de magnésie ; par refroidissement, la morphine cristallise. On la purifie par des solutions réitérées, et mieux encore en ajoutant à l'alcool un peu de charbon animal. M. Pelletier l'a cherchée en vain dans l'extrait du pavot indigène, dans la jusquiame et dans quelques autres plantes. Cette substance, prise à l'état de pureté, n'a que très-peu d'action sur l'économie animale. Il n'en est pas de même lorsque cet alcali est combiné avec un acide ; il a alors toutes les propriétés vénéneuses de l'opium. Le nom de morphine lui a été donné à cause de ses propriétés somnifères ; elle est composée de : carbone 72,02, azote 5,53, hydrogène 7,01, oxigène 14,84.

Mort aux mouches. Ce nom a été donné à l'arsenic métallique réduit en poudre, à cause de la propriété qu'il a, étant délayé dans l'eau, de faire périr les mouches qui viennent goûter cette liqueur.

Mort aux rats. On désigne encore quelquefois le deutoxide d'arsenic par ce nom vulgaire.

Moufle. Espèce de petit four qui sert à contenir les coupelles que l'on introduit dans un fourneau carré appelé fourneau de coupelle.

Mortier. Vaisseau qui sert à contenir les substances que l'on veut pulvériser par le moyen du pilon. Il y a des mortiers en fer, en bronze, en cuivre, en verre, en porcelaine, en marbre, en agathe, etc. Quelques-uns sont munis d'une rigole pour verser les liquides.

Mucates. Combinaison de l'acide mucique avec les bases salifiables. Tous les sels qui en résultent sont décomposables au feu et par les acides forts. Il n'y a guère que les mucates d'ammoniaque, de potasse et de soude qui soient solubles. L'eau de chaux et de baryte les dé-

commun dans les Alpes ; l'autre se trouve en Carinthie. Pour extraire le métal, on fait bouillir le sulfure dans l'acide nitrique ; pour acidifier le métal, on fait ensuite une pâte avec l'acide molybdique, du noir de fumée et de l'huile ; on l'introduit dans un creuset brasqué, et on procède comme pour l'extraction du manganèse, en donnant le feu le plus violent vers la fin de l'opération.

Morphine. La morphine est blanche, amère, cristallise en aiguilles qui sont des prismes à quatre pans coupés obliquement. Elle est insoluble dans l'eau froide, très-peu soluble dans l'eau bouillante ; soluble, au contraire, dans l'alcool, principalement à chaud. Soumise à l'action du feu, elle se fond en une masse rayonnée ; chauffée plus fortement, elle donne des produits azotés. L'acide sulfurique concentré, versé sur la morphine la charbonne ; l'acide nitrique l'altère, et lui donne une couleur rouge de sang ; les acides affaiblis se combinent avec elle, et forment des sels neutres. La morphine a été indiquée par M. Seguin en 1804, et découverte en 1818 par M. Sertuerner, pharmacien à Eimbeck. On ne l'a encore rencontrée que dans l'opium ; elle y existe combinée avec l'acide méconique. M. Sertuerner l'obtint en précipitant la dissolution aqueuse d'opium par l'ammoniaque. M. Robiquet a donné un procédé qui est préférable : il consiste à faire bouillir pendant un quart d'heure une infusion concentrée d'opium avec une petite quantité de magnésie pure ; à rassembler sur un filtre et à laver à l'eau froide et à l'alcool faible le précipité grisâtre qui se forme ; à faire macérer ce précipité sec avec de l'alcool rectifié et bouillant pendant quelques minutes, et à passer la liqueur toute bouillante à travers un filtre. L'alcool dissout, à l'aide de la chaleur, toute la

morphine, et ne touche nullement au méconate de magnésie ; par refroidissement, la morphine cristallise. On la purifie par des solutions réitérées, et mieux encore en ajoutant à l'alcool un peu de charbon animal. M. Pelletier l'a cherchée en vain dans l'extrait du pavot indigène, dans la jusquiame et dans quelques autres plantes. Cette substance, prise à l'état de pureté, n'a que très-peu d'action sur l'économie animale. Il n'en est pas de même lorsque cet alcali est combiné avec un acide ; il a alors toutes les propriétés vénéneuses de l'opium. Le nom de morphine lui a été donné à cause de ses propriétés somnifères ; elle est composée de : carbone 72,02, azote 5,53, hydrogène 7,01, oxigène 14,84.

Mort aux mouches. Ce nom a été donné à l'arsenic métallique réduit en poudre, à cause de la propriété qu'il a, étant délayé dans l'eau, de faire périr les mouches qui viennent goûter cette liqueur.

Mort aux rats. On désigne encore quelquefois le deutoxide d'arsenic par ce nom vulgaire.

Moufle. Espèce de petit four qui sert à contenir les coupelles que l'on introduit dans un fourneau carré appelé fourneau de coupelle.

Mortier. Vaisseau qui sert à contenir les substances que l'on veut pulvériser par le moyen du pilon. Il y a des mortiers en fer, en bronze, en cuivre, en verre, en porcelaine, en marbre, en agathe, etc. Quelques-uns sont munis d'une rigole pour verser les liquides.

Mucates. Combinaison de l'acide mucique avec les bases salifiables. Tous les sels qui en résultent sont décomposables au feu et par les acides forts. Il n'y a guère que les mucates d'ammoniaque, de potasse et de soude qui soient solubles. L'eau de chaux et de baryte les dé-

compose pour former des mucates de chaux et de baryte qui sont insolubles. Les mucates solubles s'obtiennent directement, et les autres par la voie des doubles décompositions. D'après M. Berzélius, dans les mucates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 13,185.

Muriates. Avant la découverte du chlore, l'acide hydro-chlorique que l'on croyait acidifié par l'oxigène, portait le nom d'*acide muriatique*, et tous les composés qu'ils formaient, en se combinant avec les bases, étaient appelés *muriates*. (Voy. *Chlorures* et *Hydro-chlorates*.)

Muriates oxigénés, sur-oxigénés. Voy. *Chlorates* et *Chlorures*.

Myricine. Nom proposé par John, pour désigner la substance qui reste lorsque l'on traite par l'alcool bouillant la cire des abeilles ou celle des *myrica* et *ceroxylon*. Elle est solide, se fond entre 35 et 37°; elle est d'une pesanteur spécifique égale à celle de l'eau, très-peu soluble dans l'éther bouillant, se dissolvant entièrement dans les huiles volatiles.

N

Narcotine. Substance végétale, blanche, insipide, inodore, pouvant cristalliser en prismes rhomboïdaux souvent réunis. Elle donne à la distillation les mêmes produits que les matières animales, l'eau bouillante n'en dissout que $\frac{1}{400}$, l'alcool froid $\frac{1}{100}$ et l'alcool bouillant $\frac{1}{24}$; l'éther et les huiles volatiles la dissolvent à chaud, les acides la dissolvent à froid, les alcalis la précipitent des

dissolutions acides : elle a porté le nom de *sel de Desrosne*, sel d'opium, parce que c'est à Desrosne que l'on en doit la découverte. Son action sur l'économie animale n'est pas très-énergique, à moins qu'elle ne contienne de la morphine, ce qui arrive quelquefois. Elle se trouve dans l'opium du commerce. M. Robiquet a obtenu la narcotine en traitant l'opium du commerce par l'éther, jusqu'à ce qu'il fût épuisé. Cet éther, qui alors est coloré en jaune plus ou moins foncé, reste trouble pendant long-temps, enfin il s'en dépose une poudre qui donne beaucoup d'ammoniaque à la distillation; lorsque le dépôt de cette poudre est terminé, on décante l'éther et on le fait évaporer; il s'y forme des cristaux imprégnés d'une huile visqueuse qui contient de petites masses de caout-chouc que l'on peut séparer mécaniquement. On décante le liquide huileux pour séparer les cristaux et on la traite par l'alcool bouillant. Le sel de Desrosne se cristallise par le refroidissement; on le redissout dans le même véhicule, on le fait cristalliser de nouveau et on l'obtient sensiblement pur. L'opium qui a été traité aussi par l'éther donne de même de la morphine en le traitant par l'eau et la magnésie.

Natron. On donne le nom de natron au carbonate de soude naturel qui se produit abondamment dans certains lacs de l'Égypte, par le contact du chlorure de sodium sur la craie ou carbonate de chaux terreux. (Voy. *Carbonate de soude*.)

Nikel. Métal blanc, très-ductile, très-malléable dont la pesanteur spécifique est de 8,279; il attire l'aiguille aimantée; propriété qu'il ne partage qu'avec le fer et le cobalt, mais il perd cette propriété dès qu'il entre en combinaison, tandis que le fer ne la perd qu'en passant au

troisième degré d'oxidation. Il est extrêmement difficile à fondre quoique légèrement volatil; si on le chauffe avec le contact de l'air ou de l'oxigène, il absorbe ce dernier gaz à la chaleur rouge et se change en oxide vert. Il forme des combinaisons avec la plupart des corps simples, se dissout dans l'acide nitrique. Sa dissolution donne un précipité vert avec les alcalis; le nikel se trouve dans la nature à l'état d'oxide, à l'état d'arseniate et principalement allié avec l'arsenic et une petite quantité de fer, de cuivre et de cobalt. C'est de cette combinaison que les Allemands nomment *kupfednickel* que l'on extrait ordinairement ce métal; son extraction est assez compliquée il faut d'abord griller la mine pour la débarrasser de l'arsenic et d'une petite quantité de soufre, ensuite on la chauffe fortement avec la moitié de son poids de nitre qui oxide les métaux et forme avec le peu d'arsenic et de soufre qui restent de l'arseniate et du sulfate de potasse; on délaie le tout dans une grande quantité d'eau pour enlever l'excès de potasse et les sels solubles, et l'on obtient pour résidu un mélange d'oxide que l'on traite par l'acide hydro-chlorique; on chasse l'excès d'acide par l'évaporation, on dissout les chlorures dans l'eau, et l'on précipite celui de cuivre par un courant d'acide hydro-sulfurique. On précipite le fer et la majeure partie du cobalt par l'ammoniaque, et l'on traite les dissolutions de nikel et d'un peu de cobalt par la potasse qui se combine à l'acide hydro-chlorique et précipite les deux oxides mélangés. On les lave avec soin, et on les traite à chaud par une solution concentrée d'acide oxalique qui forme deux oxalates insolubles; on les lave et on les chauffe très-légèrement avec de l'ammoniaque liquide qui les dissout. On expose la liqueur à l'air, et on la décante lorsqu'elle n'a

presque plus d'odeur ammoniacale; le dépôt est entièrement formé d'oxalate double de nikel et d'ammoniaque; on le lave, et en l'exposant à une température élevée, on obtient le nikel à l'état métallique.

NIHIL ALBUM. C'est un des noms que l'on donnait autrefois à l'oxide de zinc. (Voyez ce mot.)

NITRATES. Exposés au feu, tous les nitrates sont décomposés, mais à des degrés de chaleur différens pour chacun d'eux; les uns donnent d'abord de l'oxide d'azote ou de l'acide nitreux. Quand le métal a beaucoup d'affinité pour l'oxigène, et n'est pas au dernier degré d'oxidation, il absorbe une partie de ce gaz et passe à un degré d'oxidation plus élevé; c'est ainsi qu'en chauffant le proto-nitrate de mercure on obtient du deutoxide; dans d'autres cas, la température étant trop élevée et le métal ayant peu d'affinité pour l'oxigène, le métal se réduit; enfin les métaux qui ont très-peu d'affinité pour l'oxigène, tels que l'or, le palladium, etc., forment des nitrates qui, exposés à une température peu élevée, abandonnent leur acide sans que celui-ci éprouve de décomposition, et se réduisent. Mais l'acide nitrique ne pouvant exister sans eau, il faut nécessairement que ces nitrates en contiennent une petite quantité. Les nitrates sont décomposés par la plupart des corps combustibles non métalliques; le soufre en les décomposant forme souvent un sulfate, quand l'oxide a beaucoup d'affinité pour l'acide sulfurique comme les alcalis; dans d'autres cas, il forme un sulfure, et c'est ce qui a lieu le plus généralement. Avec les nitrates dont les métaux n'ont pas encore été obtenus, il ne peut former que de l'acide sulfureux et un oxide. Le nitrate de magnésie fait exception. Si l'on chauffe les nitrates avec du charbon, il en résultera un carbonate

si l'oxide a beaucoup d'affinité pour l'acide carbonique, comme la potasse, la soude, etc., le métal sera réduit; s'il a peu d'affinité pour l'oxigène, on obtiendra ou un oxide et de l'acide carboniques, ou de l'oxide de carbone, selon la température et la quantité de charbon. Presque tous les nitrates sont solubles dans l'eau, ceux qui ne le sont pas le deviennent lorsqu'on les met en contact avec ce liquide; ils se partagent en deux parties, l'une avec excès de base qui se précipite à l'état de sous-nitrate, l'autre avec excès d'acide qui se dissout. Un grand nombre d'acides décomposent les nitrates; l'action est d'autant plus vive que la température est plus élevée; tels sont les acides sulfurique, phosphorique, arsenique, fluorique, hydro-chlorique, etc. C'est même sur la propriété qu'a l'acide sulfurique de décomposer le nitrate de potasse qu'est fondé l'art de préparer l'acide nitrique. Lorsqu'on verse dans une solution d'un nitrate métallique qui n'est pas à base de potasse, de soude ou de lithine, un sous-carbonate, un sous-phosphate, et presque toujours une solution de sulfate, fluate, arseniate, arsenite, chrômate, molybdate, tungstate, à base de potasse ou de soude, il en résulte une décomposition des deux sels, parce qu'il peut se former, d'une part, un nitrate soluble, et, d'une autre part, un sous-carbonate, un sous-phosphate, etc., insolubles. Ce ne serait que dans le cas où le nitrate serait très-acide qu'en général la décomposition n'aurait pas lieu, parce que le borate ou le phosphate, etc. qui pourrait se former, serait acide et soluble; alors il faudrait saturer l'excès d'acide par la potasse ou la soude. (M. Thénard, Traité de chimie, t. III.) Un seul nitrate existe en grande quantité dans la nature, c'est celui de potasse, mais il est

toujours disséminé; jamais on ne le trouve en grande masse. On trouve aussi dans la nature les nitrates de chaux et de magnésie, ainsi que le nitrate de soude qui a été découvert depuis peu de temps au Pérou. Il paraît que les nitrates peuvent se former lorsqu'une base salifiable assez énergique se trouve en contact avec des matières animales qui se décomposent. En effet, c'est de cette manière que se forment, sous nos yeux, les nitrates de chaux et de magnésie, le nitrate de potasse; mais on ignore la formation des grandes quantités de nitrate de potasse qui viennent s'effleurir à la surface du sol dans plusieurs contrées méridionales. Dans les nitrates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 5; mais les sous-nitrates font exception à cette loi de composition. La quantité de base qu'ils contiennent est extrêmement variable, et quelquefois même est huit fois plus considérable que celle des nitrates neutres.

Nitrate d'alumine. Sel déliquescent, très-styptique, très-soluble, rougissant la teinture de tournesol; se décompose à une température peu élevée. L'alumine est précipitée en gelée de sa solution par l'addition ménagée d'un alcali. On l'obtient directement en unissant l'acide nitrique à l'alumine en gelée. Il est sans usage.

Nitrate d'ammoniaque. Cristallise ordinairement en prismes à 6 pans qui se joignent et se groupent longitudinalement. Ils sont incolores, d'une saveur âcre et piquante, attirent un peu l'humidité de l'air. L'eau froide en dissout la moitié de son poids. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il ne tarde pas à fondre dans son eau de cristallisation; à une température un peu plus élevée, il se décompose. Cette décomposition a lieu avec dégagement

de calorique et de lumière, si on le projette sur des charbons incandescens ; de là le nom de *nitre inflammable* que lui donnaient les anciens chimistes. On obtient le nitrate d'ammoniaque en unissant directement l'ammoniaque à l'acide nitrique ; mais il faut avoir soin de mettre l'ammoniaque en excès, parce qu'une partie se volatilise pendant l'évaporation. Ce sel est formé de 100 d'acide et de 31,67 de base.

Nitrate d'argent. Incolore, amer, très-caustique, très-soluble dans l'eau. Il ne paraît pas cependant être déliquescent. On l'obtient en cristaux très-aplatis, dont la forme est difficile à déterminer. Il tache la peau en noir et la désorganise. On l'obtient en dissolvant à une douce chaleur, l'argent en grenaille dans l'acide nitrique. Dans le cas où l'on n'aurait pas d'argent pur, et où l'on serait obligé d'employer l'alliage des monnaies, on agirait de même et on séparerait autant que possible le nitrate d'argent par la cristallisation. Il resterait une liqueur bleue qui contiendrait encore de l'argent. Pour séparer ce dernier du cuivre, on y verserait une solution de chlorure de sodium qui formerait un chlorure insoluble avec l'argent. Quand il ne se formerait plus de précipité, on le laverait, puis le calcinant avec un corps gras, et le versant dans l'eau, on obtiendrait de l'argent en grenaille très-pur. On prépare, avec le nitrate d'argent, la pierre infernale ou nitrate d'argent fondu, qui est employé en médecine. A cet effet, on fond le nitrate dans un creuset d'argent, il se boursoufle, perd son eau de cristallisation, et quand il a éprouvé la fusion ignée, on le coule dans des lingotières où il prend la forme de petits cylindres noirâtres, cristallisés dans leur intérieur. Si la pierre infernale était falsifiée, on ne verrait pas

de cristaux dans l'intérieur, et elle pourrait être blanche. Mais ce dernier caractère se présente quelquefois lors même qu'elle est pure quand elle n'a pas été fondue assez long-temps. Le nitrate d'argent est formé de 100 d'acide et de 214,380 d'oxide d'argent.

Nitrate de baryte. Sel incolore, d'une saveur âcre, susceptible de cristalliser en octaèdres qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation, qui sont inaltérables à l'air, solubles dans 20 parties d'eau à 0°, et dans 3 parties seulement à 100°. La baryte formant des sels insolubles avec un grand nombre d'acides, il s'ensuit que la solution du nitrate est précipitée par un grand nombre d'entr'eux, mais principalement par les acides sulfurique et kramérique ; il paraîtrait même que ce dernier aurait encore plus de tendance que l'acide sulfurique à séparer la baryte de ses combinaisons. On obtient le nitrate de baryte en calcinant fortement dans un creuset, un mélange de charbon et de sulfate de baryte naturel. On délaie le sulfure de barium que l'on obtient dans 10 parties d'eau ; on y verse un excès d'acide nitrique ; on fait évaporer la liqueur ; on précipite, par l'eau de baryte, un peu de fer qu'elle contient ; on filtre, et l'on obtient des cristaux. Le nitrate de baryte est fréquemment employé comme réactif. On s'en sert aussi pour obtenir la baryte. Il est formé de 100 d'acide et de 141,355 de base.

Nitrate de bismuth. Se présente sous forme de cristaux assez gros ; incolore, d'une saveur d'abord astringente et ensuite caustique. Il contient beaucoup d'eau de cristallisation. On l'obtient en traitant le bismuth par l'acide nitrique. L'eau décompose ce nitrate, donne lieu à un précipité de sous-nitrate insoluble, que l'on nom-

mait autrefois *blanc de fard*, *magistère de bismuth*, et à un nitrate acide qui reste en dissolution. Cette dissolution précipite en blanc par l'ammoniaque, en noir par l'acide hydro-sulfurique, en blanc-jaunâtre ou verdâtre par l'hydro-ferro-cyanate ou ferro-cyanure de potassium, en jaune-orangé par le chrômate de potasse, en blanc par l'albumine. Le sous-nitrate insoluble peut se dissoudre dans l'acide nitrique, et présenter alors les mêmes caractères que la dissolution acide.

Nitrate de cadmium. Sel incolore, qui attire l'humidité de l'air, contenant beaucoup d'eau de cristallisation, très-soluble et susceptible de cristalliser en prismes aciculaires souvent réunis circulairement. S'obtient en traitant le cadmium par l'acide nitrique.

Nitrate de cerium. Le cerium peut former deux nitrates. Le proto-nitrate que l'on obtient en unissant le protoxide de cerium à l'acide nitrique, est incolore, d'une saveur piquante, un peu sucrée, déliquescent, et rougit la teinture de tournesol. Le deuto-nitrate que l'on obtient en traitant à l'aide de la chaleur le deutoxide de cerium par l'acide nitrique, est d'une couleur jaunâtre, de la même saveur que le précédent, et ne peut cristalliser qu'autant qu'il contient un grand excès d'acide. Ils sont sans usage.

Nitrate de chaux. Incolore, d'une saveur âcre, très-déliquescent, excessivement soluble dans l'eau, se dissout aussi dans l'alcool qui le laisse cristalliser par l'évaporation. Si l'on verse dans sa solution aqueuse concentrée une certaine quantité de potasse liquide, la chaux, mise à nu, absorbe aussitôt l'eau qui formait la solution, et forme un hydrate solide. C'est ce que l'on nommait autrefois *miraculum chimicum*. Le nitrate de chaux se rencontre fréquemment dans la nature, mais toujours en petite quantité. On le recueille, avec le nitrate de magnésie, pour préparer le nitrate de potasse. Si on voulait en avoir de bien pur, il faudrait le préparer directement en employant de la chaux, ou mieux un carbonate de chaux très-pur, comme du marbre blanc.

Nitrate de chrôme. Ce nitrate est à peine connu, on sait seulement qu'il existe.

Nitrate de cinchonine. S'obtient en unissant directement la cinchonine à l'acide nitrique étendu d'eau, et faisant évaporer la dissolution à une douce chaleur. Le nitrate s'en sépare sous forme d'un limpide huileux qui se rassemble en gouttelettes qui, bientôt après, absorbent de l'eau, et cristallisent en prismes.

Nitrate de cobalt. Sel d'un rouge violet, susceptible de donner des cristaux qui attirent l'humidité de l'air, et très-solubles dans l'eau. Le cyanure de potassium précipite cette solution en brun très-clair; le ferro-cyanure du même métal la précipite en vert-clair; mais l'acide hydro-sulfurique ne la précipite pas. Ce sel s'obtient en soumettant le cobalt arsenical à un grand nombre d'opérations successives. (Voy. *Cobalt*.)

Nitrate de cuivre. Bleu, d'une saveur âcre et caustique, cristallise en prismes souvent aciculaires. Il est très-soluble dans l'eau; sa solution est décomposée par l'acide sulfurique; le sulfate, moins soluble que le nitrate, ne tarde pas à cristalliser. La solution de nitrate de cuivre est précipitée en noir par l'acide hydro-sulfurique, en bleu par l'ammoniaque, en vert par le deutoxide d'arsenic, et en brun-marron par le ferro-cyanure de potassium. Le nitrate de cuivre s'obtient en traitant ce métal par l'acide nitrique.

Nitrate d'étain. Quand on met l'étain en contact avec l'acide nitrique concentré, l'action est très-vive, même à la température ordinaire; l'étain passe à l'état de deutoxide par la décomposition d'une partie de l'acide nitrique, et reste au fond du vase sans se combiner à la portion d'acide non décomposée; mais si on emploie l'acide nitrique étendu d'eau, il ne se formera que du protoxide qui pourra se combiner à la portion de l'acide non décomposée, et donner lieu à un proto-nitrate. Dans les deux cas, il y a formation de nitrate d'ammoniaque qui vient de ce qu'une portion de l'eau a été décomposée, et de ce que son hydrogène s'est combiné à de l'azote provenant de l'acide nitrique. Le proto-nitrate d'étain est incristallisable; sa dissolution est jaunâtre, et si on cherche à l'obtenir très-concentrée, elle se décompose en donnant lieu à un dépôt de protoxide d'étain.

Nitrate de fer. On connaît deux nitrates de fer : le deuto-nitrate et le trito-nitrate. L'acide nitrique fait passer le protoxide de fer à un plus haut degré d'oxidation. Le *deuto-nitrate* peut cristalliser; il est soluble dans l'eau; sa solution peut dissoudre une certaine quantité de deutoxide d'azote; elle est précipitée en vert bleuâtre par le cyanure de potassium, en bleu clair par le ferro-cyanure de potassium, et n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique. On obtient ce sel en projetant peu à peu du fer dans de l'acide nitrique étendu d'eau, et concentrant la dissolution à une douce chaleur. Le *trito-nitrate* est toujours acide, d'un beau rouge, et incristallisable; il est précipité en blanc foncé par le ferro-cyanure de potassium, et l'est à peine par le cyanure simple. Si l'on cherche à l'obtenir sous l'état solide par l'évaporation, il se décompose et reste à l'état de tritoxide. On l'obtient

en traitant le fer très-divisé par de l'acide nitrique étendu d'une fois son poids d'eau. Il y a toujours une portion du tritoxide foncé qui n'est pas attaqué par l'acide, et qui reste dans le fond du vase.

Nitrate de glucine. Incolore, déliquescent, incristallisable, d'une saveur sucrée; il est très-soluble dans l'eau, rougit la teinture de tournesol. Sa solution ne précipite pas par l'acide hydro-sulfurique; mais elle forme, avec la potasse et la soude, un précipité blanc qu'un excès de ces alcalis peut redissoudre. On l'obtient en traitant la glucine par l'acide nitrique, et évaporant la dissolution à siccité.

Nitrate de lithium. Incolore, très-déliquescent, peut cependant cristalliser en rhomboïdes ou en aiguilles. Sa saveur est fraîche et piquante; il fond très-facilement si on l'expose à l'action de la chaleur. On l'obtient directement.

Nitrate de magnésie. Sel incolore, d'une saveur amère; déliquescent, très-soluble, cristallise ordinairement en prismes aciculaires. La potasse et la soude en précipitent la magnésie; l'ammoniaque en précipite une partie seulement, et forme un nitrate ammoniaco-magnésien. Il existe avec les nitrates de chaux et de potasse dans les matériaux salpêtrés. On peut l'obtenir directement.

Nitrate de manganèse. On n'en connaît que le proto-nitrate. Quand on met les autres oxides en contact avec l'acide nitrique, la combinaison n'a lieu qu'autant qu'ils peuvent perdre une portion de leur oxigène pour passer à l'état de protoxide. Le proto-nitrate de manganèse est très-soluble, on parvient difficilement à l'obtenir cristallisé. Sa solution est précipitée en blanc par le cyano-

ferrure de potassium, et en jaune sale par le cyanure simple. On l'obient en traitant les oxides de manganèse par l'acide nitrique.

NITRATE DE MERCURE. Le mercure peut former deux combinaisons avec l'acide nitrique. Le *proto-nitrate*: on a été long-temps avant d'obtenir le proto-nitrate qui en effet contient souvent une petite quantité de deuto-nitrate. Pour y parvenir, il faut prendre 18 parties d'acide nitrique à 25°, 10 parties d'eau et 20 parties de mercure, puis chauffer le mélange pour favoriser la combinaison. On le préparait autrefois en chauffant du mercure avec de l'acide nitrique très-étendu d'eau; il en résultait presque toujours un deuto-nitrate, ou du moins un mélange des deux sels, en sorte que si l'on y versait une petite quantité de solution de sel marin (chlorure de sodium), il n'y avait pas de précipité, puisqu'il se formait un deuto-chlorure qui est soluble. Ce sel est blanc, très-âcre, mis en contact avec l'eau, il se décompose en sous-proto-nitrate insoluble, et en proto-nitrate acide qui se dissout. Aussi, quand on veut en opérer la solution, est-on obligé d'aciduler l'eau légèrement pour prévenir la décomposition. On reconnait que le sel est à l'état de proto-nitrate en y versant une solution de chlorure de sodium, qui, dans ce cas, doit y former un précipité blanc de proto-chlorure. S'il y a du deuto-nitrate, il doit rester en dissolution. On filtre la liqueur, et on y verse une solution de potasse; si elle contient du deutoxide, elle précipitera en jaune; si elle n'en contient pas, elle précipitera en noir. Le *deuto-nitrate* s'obtient en faisant bouillir sur du mercure un excès d'acide nitrique, jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus par la solution de chlorure de sodium. Alors on la

fait évaporer, et l'on obtient pour cristaux une masse composée d'aiguilles blanches et quelquefois jaunâtres, au moins en partie. L'eau chaude le décompose comme le proto-nitrate, et la partie insoluble que l'on obtient était connue autrefois sous le nom de *turbith nitreux*. La solution de deuto-nitrate est précipitée en jaune par la potasse, en blanc par l'ammoniaque et par le cyano-ferrure de potassium, en jaune par le cyanure de potassium. Elle n'est pas précipitée par le chlorure de sodium. L'acide hydro-sulfurique y forme un précipité orangé et quelquefois noir, qui devient blanc en peu de temps. Ce sel est employé en pharmacie pour la préparation du précipité rouge (deutoxide de mercure), de la pommade citrine, et de quelques sels mercuriels que l'on obtient par double décomposition. C'est au contraire avec le proto-nitrate que l'on obtient le *mercure soluble d'Hahnemann*, préparation dont la médecine fait un grand usage dans le nord de l'Europe. On l'obtient en versant dans une solution de ce sel de l'ammoniaque, qui y forme un précipité noir; on jette le tout sur un filtre et on précipite de nouveau par l'ammoniaque; on filtre pour séparer le précipité, et on continue à précipiter jusqu'à ce que l'ammoniaque ne forme plus de précipité, évitant de mettre l'ammoniaque en excès. Il faut au contraire que la liqueur contienne toujours du nitrate en solution.

NITRATE DE MORPHINE. Il est amer, se dissout facilement dans l'eau et peut s'obtenir en cristaux. On le prépare en traitant la morphine par l'acide nitrique, étendu d'eau, et évaporant la dissolution à une douce chaleur.

NITRATE DE NICKEL. Ce sel, d'une couleur verte,

d'une saveur d'abord sucrée et ensuite styptique, se dissout dans le double de son poids d'eau froide. En faisant évaporer la solution, il cristallise en prismes à 8 pans qui retiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Sa solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est en vert-pomme par le cyano-ferrure de potassium, et en blanc-jaunâtre, par le cyanure simple du même métal. On obtient le nitrate de nickel par le procédé que nous avons donné à l'article de ce métal. (Voy. *Nickel.*)

Nitrate d'or. Il n'y a que le deutoxide d'or qui puisse se dissoudre dans l'acide nitrique concentré, mais la combinaison est très-faible, et le nitrate est décomposé dès que l'on soumet le liquide à l'évaporation. L'eau la décompose aussi en s'emparant de l'acide nitrique.

Nitrate de palladium. A peine connu; rouge, soluble, est précipité en vert-olive par le cyano-ferrure de potassium.

Nitrate de plomb. Blanc et opaque, d'une saveur sucrée et astringente, soluble dans 8 parties d'eau à 15°. Sa solution évaporée donne lieu à des cristaux tétraèdres qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation. Si on la fait bouillir avec du plomb laminé, ce dernier absorbe une portion de l'oxigène de l'acide nitrique, et le sel est transformé en sous-hypo-nitrite. La solution de nitrate de plomb est précipitée en noir par l'acide hydro-sulfurique, et en blanc par le cyano-ferrure de potassium. On obtient ce sel en délayant de la litharge (deutoxide de plomb) dans de l'acide nitrique affaibli. Il cristallise facilement par l'évaporation.

Nitrate de potasse. C'est un sel blanc, d'une saveur fraiche et piquante, qui fuse sur les charbons incandescens. Il n'attire l'humidité de l'air que lorsque ce dernier est très-humide. On le trouve dans le commerce en masses confusément cristallisées. Si on le redissout et qu'on le fasse cristalliser de nouveau, on obtient des prismes à 6 pans terminés par des sommets dièdres. Quelquefois plusieurs d'entr'eux se réunissent et forment de longs prismes striés. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il ne tarde pas à fondre. Si dans cet état on y ajoute un seizième de soufre, et qu'on le coule, on obtiendra une masse connue sous le nom de *cristal minéral*. La fusion qu'il éprouve est la fusion ignée, car il ne contient pas d'eau de cristallisation. Le nitrate de potasse se dissout dans 4 fois son poids d'eau, et dans le 1/4 de son poids d'eau bouillante qui se prend en masse par le refroidissement. En calcinant le nitrate de potasse avec la crême de tartre (tartrate acidule de potasse), on obtient un sous-carbonate de potasse assez pur, contenant cependant un peu de chaux: on nommait autrefois ce produit *nitre fixé par le tartre*. En le calcinant avec du charbon, on obtient un sous-carbonate plus pur que le précédent, qui était connu sous le nom de *nitre fixé par le charbon*. Le nitrate de potasse est encore employé pour préparer les acides nitrique et sulfurique; il entre dans la composition de la poudre ordinaire; on en prépare une poudre fulminante, l'antimoine diaphorétique, le foie d'antimoine, etc. Il est d'un usage fréquent en médecine. On le trouve formé naturellement dans les Indes, dans quelques parties de l'Espagne. Il vient s'effleurir à la surface du sol où on le ramasse, ou bien on lessive les terrains qui en contiennent. Il existe presque toujours avec les nitrates de chaux et de magnésie dans les vieux platras qui ont été

d'une saveur d'abord sucrée et ensuite styptique, se dissout dans le double de son poids d'eau froide. En faisant évaporer la solution, il cristallise en prismes à 8 pans qui retiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Sa solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est en vert-pomme par le cyano-ferrure de potassium, et en blanc-jaunâtre, par le cyanure simple du même métal. On obtient le nitrate de nickel par le procédé que nous avons donné à l'article de ce métal. (Voy. *Nickel.*)

Nitrate d'or. Il n'y a que le deutoxide d'or qui puisse se dissoudre dans l'acide nitrique concentré, mais la combinaison est très-faible, et le nitrate est décomposé dès que l'on soumet le liquide à l'évaporation. L'eau la décompose aussi en s'emparant de l'acide nitrique.

Nitrate de palladium. A peine connu; rouge, soluble, est précipité en vert-olive par le cyano-ferrure de potassium.

Nitrate de plomb. Blanc et opaque, d'une saveur sucrée et astringente, soluble dans 8 parties d'eau à 15°. Sa solution évaporée donne lieu à des cristaux tétraèdres qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation. Si on la fait bouillir avec du plomb laminé, ce dernier absorbe une portion de l'oxigène de l'acide nitrique, et le sel est transformé en sous-hypo-nitrite. La solution de nitrate de plomb est précipitée en noir par l'acide hydro-sulfurique, et en blanc par le cyano-ferrure de potassium. On obtient ce sel en délayant de la litharge (deutoxide de plomb) dans de l'acide nitrique affaibli. Il cristallise facilement par l'évaporation.

Nitrate de potasse. C'est un sel blanc, d'une saveur fraiche et piquante, qui fuse sur les charbons incandescens. Il n'attire l'humidité de l'air que lorsque ce dernier est très-humide. On le trouve dans le commerce en masses confusément cristallisées. Si on le redissout et qu'on le fasse cristalliser de nouveau, on obtient des prismes à 6 pans terminés par des sommets dièdres. Quelquefois plusieurs d'entr'eux se réunissent et forment de longs prismes striés. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il ne tarde pas à fondre. Si dans cet état on y ajoute un seizième de soufre, et qu'on le coule, on obtiendra une masse connue sous le nom de *cristal minéral*. La fusion qu'il éprouve est la fusion ignée, car il ne contient pas d'eau de cristallisation. Le nitrate de potasse se dissout dans 4 fois son poids d'eau, et dans le 1/4 de son poids d'eau bouillante qui se prend en masse par le refroidissement. En calcinant le nitrate de potasse avec la crême de tartre (tartrate acidule de potasse), on obtient un sous-carbonate de potasse assez pur, contenant cependant un peu de chaux: on nommait autrefois ce produit *nitre fixé par le tartre*. En le calcinant avec du charbon, on obtient un sous-carbonate plus pur que le précédent, qui était connu sous le nom de *nitre fixé par le charbon*. Le nitrate de potasse est encore employé pour préparer les acides nitrique et sulfurique; il entre dans la composition de la poudre ordinaire; on en prépare une poudre fulminante, l'antimoine diaphorétique, le foie d'antimoine, etc. Il est d'un usage fréquent en médecine. On le trouve formé naturellement dans les Indes, dans quelques parties de l'Espagne. Il vient s'effleurir à la surface du sol où on le ramasse, ou bien on lessive les terrains qui en contiennent. Il existe presque toujours avec les nitrates de chaux et de magnésie dans les vieux platras qui ont été

exposés à des émanations animales, dans le sol des bergeries, des caves. On le rencontre même quelquefois sous forme de moisissure, formant des efflorescences salpêtrées sur les murs humides. En France, on le retire toujours des vieux plâtras, et c'est ce qui constitue l'art du salpêtrier. Après avoir pulvérisé grossièrement ces plâtras, on les met dans des baquets où on les lessive, faisant passer successivement l'eau qui s'écoule d'une série de baquets, sur les plâtras contenus dans la seconde, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'on ait une lessive assez chargée. On met souvent dans le fond de ces baquets une certaine quantité de cendres, afin de décomposer la majeure partie des nitrates de chaux et de magnésie, et de les transformer en nitrate de potasse. Quand on n'a pas de cendres, on lessive de même. On réunit les lessives dont le degré de force est assez considérable, et on les fait évaporer dans une chaudière de cuivre. On a soin d'enlever l'écume qui se forme à la surface, et de séparer le dépôt principalement formé de sulfate et de carbonate de chaux, qui se précipite dans le fond de cette chaudière. Alors on ajoute dans la liqueur du sous-carbonate de potasse en quantité bien plus grande quand on n'a pas mis de cendres dans les baquets que lorsqu'on a pu en employer. On peut encore décomposer les nitrates de chaux et de magnésie par le sulfate de potasse provenant des résidus de la fabrication de l'acide nitrique. Quand la réaction a eu lieu, on laisse déposer la liqueur et on la décante; on la fait évaporer de nouveau. A une certaine époque de l'opération il s'en sépare une certaine quantité de chlorure de sodium qui, n'étant pas plus soluble à chaud qu'à froid, ne peut rester en dissolution. On continue l'évaporation; on fait cristalliser

le sel, et on le purifie par de nouvelles solutions et de nouvelles cristallisations. On clarifie la solution avec de la colle, et on achève de la purifier en la mettant en contact pendant un certain temps avec une solution saturée de nitrate de potasse qui ne peut plus en dissoudre, mais qui dissout les sels étrangers qui en altèrent la pureté. Il est rare, malgré tout cela, que ce sel ne contienne pas une petite quantité de chlorure de potassium. Si on voulait l'avoir très-pur, il faudrait y verser goutte à goutte une solution de nitrate d'argent jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, en ayant bien soin de n'en pas mettre un excès. Le nitrate de potasse est formé de 100 d'acide et de 87,146 de base.

Nitrate de quinine. Le nitrate de quinine offre les mêmes phénomènes que le nitrate de cinchonine; mais la forme des cristaux est très-différente. On obtient, dans ce cas-ci, des prismes rhomboïdaux à base oblique.

Nitrate de rhodium. On sait seulement qu'il existe et qu'il est d'une couleur rouge.

Nitrate de soude. Ce sel se rapproche beaucoup du nitrate de potasse; sa saveur est la même, peut-être un peu plus amère. Ses cristaux ne contiennent pas non plus d'eau de cristallisation; ce sont des prismes rhomboïdaux, solubles dans 3 parties d'eau à 15°. On l'obtient en décomposant le sous-carbonate de soude par l'acide nitrique. On l'a découvert en grande quantité au Pérou. Il est composé de 100 d'acide et de 57,745 de base.

Nitrate de strontiane. Sel incolore, d'une saveur âcre et piquante, soluble dans son poids d'eau froide et dans la moitié de son poids d'eau bouillante; susceptible de cristalliser en octaèdres cunéiformes qui s'effleurissent à l'air.

On prépare le nitrate de strontiane comme celui de baryte.

Nitrate de tellure. Incolore; cristallise en prismes très-allongés qui se groupent ordinairement sur un seul plan. Leur solution est précipitée en brun orangé par l'acide hydro-sulfurique. On obtient le nitrate de tellure en traitant ce métal par l'acide nitrique.

Nitrate de titane. Sel blanc qui rougit la teinture de tournesol; cristallise en prismes rhomboïdaux très-aplatis. Sa solution est précipitée en rouge-brun par le cyano-ferrure de potassium, et ne l'est pas par l'acide hydro-sulfurique. Le nitrate de titane se prépare en traitant l'acide nitrique par l'oxide de ce métal, calciné avec de la potasse et ensuite lavé.

Nitrate de thorine. Très-astringent, incristallisable. Malgré sa grande solubilité, si, par une évaporation ménagée, on amène la solution de ce sel à une consistance sirupeuse, qu'on la laisse exposée à l'air et qu'on la chauffe au bain de sable, elle devient opaque et ne peut plus se dissoudre. On obtient ce nitrate en traitant par l'acide nitrique la thorine en gelée.

Nitrate d'urane. L'urane forme deux sels avec l'acide nitrique; mais le proto-nitrate est très-peu connu. Le *deuto-nitrate* est d'un jaune verdâtre clair, très-soluble dans l'eau; sa solution est précipitée par la potasse et la soude non carbonatées. Elle forme, avec le cyano-ferrure de potassium, un précipité rouge, et avec le cyanure simple, un précipité blanc jaunâtre. Si on l'expose à un certain degré de chaleur, il se transforme en sous-deuto-nitrate jaune, qui se décompose entièrement si on continue à élever la température. On obtient le nitrate d'urane en unissant directement l'acide nitrique au deutoxide, ou bien on l'extrait de l'urane phosphaté qui existe dans la nature. Dans ce cas, on calcine ce minéral avec le double de son poids de carbonate de soude, on lave à plusieurs reprises le produit que l'on obtient, on dissout le résidu dans l'acide nitrique, et on le fait cristalliser.

Nitrate d'yttria. Sel incolore, d'une saveur d'abord sucrée et ensuite astringente, déliquescent, cristallisant difficilement, rougit la teinture de tournesol. Sa solution est précipitée en blanc par la potasse et la soude. On le prépare directement.

Nitrate de zinc. Incolore, d'une saveur astringente, déliquescent, très-soluble. Sa solution évaporée donne lieu à des prismes à 4 pans, terminés par des pointes à 4 faces. Elle forme, avec le cyano-ferrure de potassium, le cyanure simple de ce métal, la potasse et la soude, des précipités blancs, dont les deux derniers peuvent se redissoudre dans un excès d'alcali. L'acide hydro-sulfurique y forme également un précipité blanc. On prépare le nitrate de zinc en traitant ce métal par l'acide nitrique affaibli.

Nitrate de zircône. Sel blanc, d'une saveur astringente, incristallisable, rougissant la teinture de tournesol, donne par l'évaporation une masse transparente visqueuse peu soluble dans l'eau. On obtient ce nitrate en délayant la zircône en gelée dans l'acide nitrique.

Nitre. Nom que l'on donne encore au nitrate de potasse.

Nitre ammoniacal. On nommait ainsi autrefois le nitrate d'ammoniaque.

Nitre calcaire. Les anciens chimistes donnaient ce nom au nitrate de chaux.

NITRE CUBIQUE. Nom que l'on donnait autrefois au nitrate de chaux.

NITRE FIXÉ PAR LE CHARBON. On donnait ce nom autrefois au produit qui résultait de la calcination du nitrate de potasse avec le charbon, et qui n'est que du sous-carbonate de potasse.

NITRE FIXÉ PAR LE TARTRE. Ancien nom du sous-carbonate de potasse, obtenu en calcinant un mélange de nitrate de potasse et de tartrate acidule de la même base.

NITRE INFLAMMABLE. C'est un des anciens noms du nitrate d'ammoniaque.

NITRE MAGNÉSIEN. Les anciens chimistes donnaient ce nom au nitrate de magnésie.

NITRIFICATION. C'est la formation des nitrates. Cette formation n'a jamais lieu que dans les cas où l'azote et l'oxigène peuvent se trouver en contact à l'état de gaz naissant, et lorsque l'acide nitrique qui doit résulter de cette combinaison peut rencontrer de suite une base salifiable à laquelle il puisse s'unir. Il est même nécessaire que cette base ait beaucoup d'affinité pour l'acide; sans cela la formation de ce dernier n'aurait pas lieu. Aussi ne trouve-t-on dans la nature que les nitrates alcalins. Comme on connait très-bien les circonstances dans lesquelles ces nitrates peuvent se former; comme on sait qu'ils ne se forment jamais que dans les lieux exposés à des émanations animales quand une humidité continuelle favorise la réaction, on a cherché à établir des *nitrières* artificielles, et l'on y a très-bien réusssi en réunissant les diverses circonstances que nous venons d'indiquer. On a soin seulement d'employer des substances terreuses ou calcaires qui ne soient pas trop denses et

qui puissent être facilement pénétrées par l'eau. Aussi les marbres, ainsi que les autres pierres calcaires compactes et tous les minéraux quartzeux, ne donneraient jamais lieu à la formation des nitrates en les plaçant dans les circonstances les plus favorables. (Voy. *Nitrate de potasse.*)

NITRITES. On ne connait pas de nitrite; quand on met l'acide nitreux en contact avec une base salifiable, il en résulte un nitrate et un hypo-nitrite.

NITRITES (HYPO-). Les hypo-nitrites offrent des caractères analogues à ceux des nitrates. Presque toutes leurs propriétés sont les mêmes. Comme eux, la chaleur les décompose, l'eau les dissout, à moins qu'ils ne soient avec excès de base. Un grand nombre d'acides peut les décomposer, et l'acide hypo-nitrique, qui ne peut pas exister seul, se transforme en acide nitrique et en deutoxide d'azote. On obtient l'hypo-nitrite de plomb en faisant bouillir le nitrate de plomb avec du plomb métallique. Il se forme alors un sous-hypo-nitrite, que l'on ramène à l'état neutre en précipitant une portion de la base par l'acide sulfurique. On peut, avec cet hypo-nitrite neutre, en obtenir plusieurs autres par double décomposition. Selon M. Berzélius, dans les hypo-nitrites neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 3; mais dans les sous-hypo-nitrites, les quantités de base peuvent varier comme dans les sous-nitrates.

NITROGÈNE. C'est un des noms qui ont été donnés à l'azote dès qu'on a su qu'il entrait dans la composition de l'acide nitrique et des nitrates.

NOMBRES PROPORTIONNELS. On donne ce nom à des nombres qui indiquent les rapports dans lesquels les

corps se combinent entre eux. Nous regrettons de ne pouvoir donner ici la liste de ces nombres; l'espace ne nous le permet pas. (Voy. l'ouvrage de M. Berzélius sur les Proportions chimiques; le Traité de chimie de M. Thénard, tom. v, pag. 249, et notre article *Atome*.)

Nomenclature chimique. La nomenclature chimique, telle qu'elle existe maintenant, est un des plus grands services que l'on ait pu rendre à la science; en effet, où en serait actuellement la chimie s'il eût fallu donner des noms arbitraires, tous plus ou moins impropres aux nombreux composés que l'on a découverts depuis quelques années, et à ceux que l'on découvre tous les jours? Quel serait le chimiste qui pourrait se rappeler cette foule de noms, et qui, même en se les rappelant, pourrait connaître la nature des corps auxquels ils ont été donnés, tandis que maintenant, le nom d'un sel, d'un oxide, d'un acide, d'un composé quelconque, donne en même temps la composition de ce corps, et rappelle par conséquent ses principales propriétés? Cette nomenclature est due à M. Guyton de Morveau. Il existe un certain nombre de corps simples. (Voyez-en la liste à l'article *Élément*), dont les noms peuvent être insignifians, pourvu qu'ils ne soient pas trop longs. Ce sont ces noms auxquels on donne différentes terminaisons qui constituent toute la nouvelle nomenclature. Ces corps simples, l'oxigène excepté, prennent aussi le nom de corps combustibles, parce que tous peuvent former des combinaisons avec l'oxigène, et prennent alors le nom général de corps brûlés, en sorte que voilà déjà deux grandes divisions, les corps simples ou combustibles, et les corps brûlés. Les corps combustibles pouvant former entre eux un grand nombre de combinaisons, ces composés ont reçu différens noms. Quand ils sont solides ou liquides, on termine le nom de l'un d'eux en *ure*, et on le fait suivre du nom de l'autre corps; ainsi on dira: iodure d'azote, sulfure de plomb, chlorure de sodium, hydrure de soufre, etc., pour désigner la combinaison de l'iode avec l'azote, du soufre avec le plomb, du chlore avec le sodium, de l'hydrogène avec le soufre... Quelquefois cependant, pour plus de simplicité, on donne des noms de corps simples à des composés binaires; ainsi on nomme *ammoniaque* l'hydrogène azoté, *cyanogène* l'azote carboné, etc.; et l'on nomme *ammoniures*, *cyanures* leurs combinaisons avec les corps combustibles. L'usage cependant l'emporte quelquefois sur les règles de la nomenclature: ainsi si la combinaison a lieu entre deux métaux, le composé prend le nom d'*alliage* ou d'*amalgame*, si le mercure est un des composans: ainsi on ne dira point un *orure de cuivre*, un *argenture de mercure*, mais un alliage d'or et de cuivre, un amalgame d'argent. Si le composé est gazeux à la température ordinaire, on nomme d'abord le corps gazeux qui entre dans sa composition, et ensuite le corps combustible qui s'y trouve combiné en le terminant en *e*: ainsi on dira: *hydrogène carboné*, *hydrogène telluré*, pour désigner la combinaison de l'hydrogène avec le carbone et le tellure. Passant ensuite aux corps brûlés, nous verrons que l'on donne le nom général d'*oxide* aux composés binaires qui résultent de l'union des corps simples avec l'oxigène, quand ces composés ne présentent pas les propriétés acides; et comme ces combinaisons peuvent avoir lieu en différentes proportions pour le même corps, on les nomme proto, deuto, trito et per-oxides, selon que le corps simple est oxidé au premier, au second, au troisième

corps se combinent entre eux. Nous regrettons de ne pouvoir donner ici la liste de ces nombres; l'espace ne nous le permet pas. (Voy. l'ouvrage de M. Berzélius sur les Proportions chimiques; le Traité de chimie de M. Thénard, tom. v, pag. 249, et notre article *Atome*.)

Nomenclature chimique. La nomenclature chimique, telle qu'elle existe maintenant, est un des plus grands services que l'on ait pu rendre à la science; en effet, où en serait actuellement la chimie s'il eût fallu donner des noms arbitraires, tous plus ou moins impropres aux nombreux composés que l'on a découverts depuis quelques années, et à ceux que l'on découvre tous les jours? Quel serait le chimiste qui pourrait se rappeler cette foule de noms, et qui, même en se les rappelant, pourrait connaître la nature des corps auxquels ils ont été donnés, tandis que maintenant, le nom d'un sel, d'un oxide, d'un acide, d'un composé quelconque, donne en même temps la composition de ce corps, et rappelle par conséquent ses principales propriétés? Cette nomenclature est due à M. Guyton de Morveau. Il existe un certain nombre de corps simples. (Voyez-en la liste à l'article *Élément*), dont les noms peuvent être insignifians, pourvu qu'ils ne soient pas trop longs. Ce sont ces noms auxquels on donne différentes terminaisons qui constituent toute la nouvelle nomenclature. Ces corps simples, l'oxigène excepté, prennent aussi le nom de corps combustibles, parce que tous peuvent former des combinaisons avec l'oxigène, et prennent alors le nom général de corps brûlés, en sorte que voilà déjà deux grandes divisions, les corps simples ou combustibles, et les corps brûlés. Les corps combustibles pouvant former entre eux un grand nombre de combinaisons, ces composés ont reçu différens noms. Quand ils sont solides ou liquides, on termine le nom de l'un d'eux en *ure*, et on le fait suivre du nom de l'autre corps; ainsi on dira: iodure d'azote, sulfure de plomb, chlorure de sodium, hydrure de soufre, etc., pour désigner la combinaison de l'iode avec l'azote, du soufre avec le plomb, du chlore avec le sodium, de l'hydrogène avec le soufre... Quelquefois cependant, pour plus de simplicité, on donne des noms de corps simples à des composés binaires; ainsi on nomme *ammoniaque* l'hydrogène azoté, *cyanogène* l'azote carboné, etc.; et l'on nomme *ammoniures*, *cyanures* leurs combinaisons avec les corps combustibles. L'usage cependant l'emporte quelquefois sur les règles de la nomenclature: ainsi si la combinaison a lieu entre deux métaux, le composé prend le nom d'*alliage* ou d'*amalgame*, si le mercure est un des composans: ainsi on ne dira point un *orure de cuivre*, un *argenture de mercure*, mais un alliage d'or et de cuivre, un amalgame d'argent. Si le composé est gazeux à la température ordinaire, on nomme d'abord le corps gazeux qui entre dans sa composition, et ensuite le corps combustible qui s'y trouve combiné en le terminant en *e*: ainsi on dira: *hydrogène carboné*, *hydrogène telluré*, pour désigner la combinaison de l'hydrogène avec le carbone et le tellure. Passant ensuite aux corps brûlés, nous verrons que l'on donne le nom général d'*oxide* aux composés binaires qui résultent de l'union des corps simples avec l'oxigène, quand ces composés ne présentent pas les propriétés acides; et comme ces combinaisons peuvent avoir lieu en différentes proportions pour le même corps, on les nomme proto, deuto, trito et per-oxides, selon que le corps simple est oxidé au premier, au second, au troisième

degré, ou le plus possible : ainsi on dit oxide de carbone, protoxide, deutoxide, trito ou per-oxide de fer. Quand l'oxigène, en s'unissant au corps simple, lui donne des propriétés particulières que nous avons exposées au mot *acide*, le composé prend le nom général d'acide; mais comme un seul corps peut former plusieurs acides, on termine le plus oxigéné en *ique*, et le moins en *eux* : ainsi on dit acide phosphorique, acide phosphoreux; s'il n'en existe qu'un, on le termine toujours en *ique;* acide carbonique. Il peut arriver cependant qu'un corps simple donne lieu à plus de deux acides; alors on se sert du mot *hypo* pour les distinguer : ainsi, en commençant par le plus oxigéné, on dira : acide *phosphorique*, acide *hypo-phosphorique*, acide *phosphoreux*, acide *hypo-phosphoreux*. Quelques chimistes cependant n'adoptent pas cette règle de nomenclature. On désigne les acides formés par l'hydrogène en les terminant en signe et plaçant devant eux le mot *hydro*. Exemple, acide hydro-chlorique, acide hydro-sulfurique. Les acides peuvent se combiner à la plupart des oxides, et former des composés auxquels on a donné le nom de sels. Pour désigner ces combinaisons, on change en *ate* la terminaison des acides en ique, et on change en *ite* celle des acides en *eux*. On dira donc sulfate de protoxide de plomb, sulfite de protoxide de potassium, ou proto-sulfate de plomb, proto-sulfite de potassium.... S'il est avec excès de base, on le nomme sous-sel; s'il est au contraire avec excès d'acide, on le nomme sur-sel, ou plus souvent sel acide; exemple : sous-nitrate de bismuth, sulfate acide d'alumine. Les substances végétales et minérales contenant toutes les mêmes principes constituans, seulement dans des proportions différentes, on ne peut

pas leur appliquer ces règles de nomenclature. On leur donne des noms radicaux arbitraires, généralement tirés cependant des végétaux ou minéraux qui les produisent, et l'on emploie les mêmes terminaisons pour désigner les acides et les sels. On emploie toujours la terminaison en *ine* pour désigner des bases salifiables organiques; mais cette terminaison a été employée aussi pour désigner plusieurs autres principes immédiats.

O

Oléates. Combinaison de l'acide oléique avec les bases salifiables; ces sels sont tous décomposables au feu, et par presque tous les acides. L'acide oléique s'unit aux bases dans différentes proportions; il en résulte tantôt des oléates acides, tantôt des oléates neutres, et quelquefois des sous-oléates. D'après les expériences de M. Chevreul, l'acide oléique possède la même capacité de saturation que les acides margarique et stéarique. Les oléates de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, de zinc, de chrôme, de cobalt, de cuivre, de nickel qui sont tous insolubles et pulvérulens, se préparent par double décomposition.

Oléate de potasse. D'une saveur amère, alcaline, pulvérulent, incolore. Ce sel est extrêmement soluble, et attire l'humidité de l'air; dissous dans deux parties d'eau distillée, il forme une gelée, et dans 4 parties, un liquide d'une consistance sirupeuse; si on le dissout dans une grande quantité d'eau, il se décompose en sur-oléate et en potasse. Presque tous les acides le décomposent; il

en est de même des eaux de chaux, de baryte, de strontiane et de la plupart des sels métalliques, autres que ceux de potasse, de soude, et peut-être de lithine. Il s'obtient en chauffant légèrement dans une capsule une partie de potasse avec une partie d'acide oléique, et 4 ou 5 parties d'eau, et faisant évaporer convenablement. L'oléate acide se prépare de la même manière, en employant une portion d'acide beaucoup plus forte, il se forme à l'instant, et se prend en masse gélatineuse.

Oléate de soude. Amer, alcalin, sans couleur, moins déliquescent que l'oléate de potasse; il se comporte avec les acides et les sels métalliques comme le précédent. Il se prépare comme l'oléate de potasse; les proportions sont : 1 partie d'acide oléique, 0,66 de soude pure dissoute dans 5 parties d'eau. On pourrait obtenir un sur-oléate de soude par le même procédé que le sur-oléate de potasse. Voyez au reste ce que M. Chevreul en a dit dans son ouvrage.

Oléine. L'oléine est une substance liquide à la température ordinaire, semblable à de l'huile; elle a une saveur douce et fade; elle est plus légère que l'eau, et sans action sur les couleurs végétales. A quelques degrés au-dessous de zéro, elle se congèle et cristallise en aiguilles; elle est volatile sous le vide, sans aucune décomposition; chauffée avec le contact de l'air, elle brûle à la manière des huiles 100 parties d'alcool bouillant d'une densité de 0,816, dissolvent 3,2 d'oléine. Elle se saponifie avec la potasse, et se convertit en acide oléique et margarique, et fournit plus de glycérine que la stéarine. Suivant M. Chevreul, l'oléine est composée de 79,030 de carbone, de 11,422 d'hydrogène, et de 9,548

d'oxigène. Elle existe dans les graisses de porc, d'homme, d'oie, de mouton, de jaguar, etc. On obtient cette substance en dissolvant une de ces graisses dans l'alcool bouillant; par le refroidissement, la stéarine se sépare; il suffit de faire évaporer l'alcool pour se procurer l'oléine dans son plus grand état de pureté.

Olivile. Substance blanche, pulvérulente, inodore, d'une saveur amère et aromatique : quelquefois l'olivile est en petits cristaux aiguillés. Exposée à une température de 70 centigrades, elle se fond et devient jaune; si on élève davantage la température, elle se décompose comme les substances végétales; elle est presque insoluble dans l'eau froide, mais l'eau bouillante en dissout un 32e de son poids; le liquide, en se refroidissant, devient laiteux par la précipitation de l'olivile, et reprend sa limpidité en le faisant bouillir de nouveau; et si l'ébullition est soutenue plus long-temps, cette substance se sépare et apparaît à la surface, sous forme d'un liquide oléagineux. L'alcool froid ne l'attaque pas sensiblement, mais à l'aide de la chaleur, il la dissout en toute proportion. L'éther ne la dissout en aucune manière; les huiles fixes et volatiles en opèrent la solution à chaud. L'acide acétique la dissout très-facilement, et la liqueur ne précipite pas par l'eau; l'acide sulfurique la charbone, et l'acide nitrique la transforme en acide oxalique. Les alcalis étendus dissolvent l'olivile, sans en détruire les propriétés; le sous-acétate de plomb et l'acétate neutre le précipitent et forment un composé soluble dans l'acide acétique. L'olivile existe dans la gomme d'olivier, d'où M. Pelletier l'a extraite de la manière suivante : On fait dissoudre la gomme d'olivier dans l'alcool très-rectifié; on abandonne la liqueur à elle-

même, et l'olivile se dépose sous forme de petites aiguilles; on la redissout de nouveau dans l'alcool pour la purifier, et on la lave avec un peu d'éther sulfurique pour enlever le reste de la matière colorante.

Opium. L'opium est un extrait gommo-résineux, en masses plus ou moins dures, d'une couleur brune, d'une odeur vireuse, *sui generis*, d'une saveur âcre, amère et nauséabonde. Il se ramollit à une douce chaleur. Exposé à l'action du feu, il se décompose comme les substances végétales. Chauffé avec le contact de l'air, il s'enflamme en absorbant l'oxigène. Il est composé, d'après MM. Robiquet et Sertuerner, de 2 d'acide méconique, 3 d'un autre acide découvert par M. Robiquet, 1 de morphine, 2 de narcotine, 5 d'une matière analogue au caoutchouc, 6 de mucilage, 7 de fécule, 8 de résine, 9 d'huile fixe, 10 d'une matière végéto-animale, 11 de débris de végétaux, de sable et autres impuretés. L'opium est le suc lactescent du *papaver somniferum*; on fait des incisions aux tiges du pavot et surtout aux capsules, et on fait épaissir le suc qui en découle. C'est de l'Abyssinie, du Bengale, de l'Egypte, de la Turquie et de quelques autres lieux de l'Orient, que nous arrive l'opium par la voie du commerce; celui que l'on obtient du pavot blanc indigène ne partage nullement les propriétés de celui-ci.

Or. Métal solide, jaune pur, très-brillant, sans aucune saveur, inodore même après avoir été frotté. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les métaux. Une once d'or peut être réduite en feuilles tellement minces, qu'elle peut couvrir un fil d'argent de 444 lieues de long. Sa tenacité est très-considérable. Sa pesanteur spécifique est de 19,257. Ce métal est moins fusible que

l'argent, il n'entre en fusion qu'à 32° du pyromètre de Wedgwood. On parvient cependant à le fondre dans un fourneau de réverbère; soumis à la plus forte chaleur, il ne se volatilise pas. Il est sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène, à toutes les températures. La plupart des chimistes prétendent même qu'il ne s'oxide pas par la plus forte décharge électrique; ils regardent la poudre rouge qui se forme dans ce cas, comme de l'or très-divisé. Il s'unit à presque tous les métaux, au chlore, au soufre, à l'iode et au phosphore. L'or est très-anciennement connu; les alchimistes l'ont regardé comme le métal le plus parfait, et ils l'ont appelé pour cette raison, *soleil* ou *roi des métaux*. On ne l'a point encore rencontré minéralisé; il existe toujours à l'état natif, ou allié avec le fer, l'argent ou le cuivre. On le trouve quelquefois cristallisé en cubes, ou en octaèdres réunis en petits groupes. Le plus ordinairement il est en petites lames, en paillettes ou en grains empâtés dans diverses gangues ou isolés. On le rencontre dans des filons de plomb, d'argent et de fer sulfurés. C'est surtout au Mexique, au Pérou, en Transylvanie et en Hongrie, que les mines de ce métal sont le plus répandues. On le rencontre encore sous forme de paillettes dans certains sables qui couvrent des espaces immenses; comme au Brésil, où il est mêlé avec le platine et le diamant. En Europe, plusieurs rivières roulent un sable aurifère. On croit aussi que celui qui est exploité en Afrique provient des sables du Kordofan et de l'Abyssinie. D'après le calcul qu'en a fait M. Humboldt, l'ancien continent en fournit chaque année 4,000 kilogrammes, tandis que le nouveau continent, beaucoup plus riche, en donne, année commune, 18,000 kilogrammes, ce qui équivaut à

54,300,000 fr. L'argent est bien moins rare, l'ancien continent en verse chaque année dans le commerce 72,500 kilogr., le nouveau-monde en produit 875,000, ce qui fait, pour les deux mondes, 189,500,000 fr. L'extraction des mines d'or se fait de la manière suivante : les orpailleurs lavent, sur des tables inclinées et recouvertes d'un drap, les sables aurifères, ils obtiennent pour résidu des sables de plus en plus riches qu'ils traitent par le mercure ; il en résulte un amalgame qu'on lave à plusieurs eaux pour le débarrasser des matières terreuses. On l'introduit dans des sacs de coutil, où on lui fait éprouver une forte pression. L'excès du mercure passe à travers les mailles du tissu, et il reste un amalgame solide, qu'il suffit de chauffer pour en obtenir l'or. Le mercure étant très-volatil se dégage en totalité. Quand l'or est en roches, on le bocarde, on le lave dans des sébilles ou sur des tables. L'or, ainsi obtenu, est purifié par le départ. Les sulfures aurifères, qui sont les mines les plus communes, et par conséquent celles que l'on exploite le plus souvent, quoique quelquefois elles ne contiennent qu'un deux cent millième d'or, sont grillés, fondus et grillés de nouveau. Les mattes sont mêlées avec du plomb et fondues une troisième fois. Il en résulte du plomb-d'œuvre que l'on affine par la coupellation. On fait aussi usage, pour les sulfures aurifères, d'un autre procédé, qui consiste à les broyer directement avec du mercure pour l'obtenir de suite à l'état d'amalgame. L'or obtenu par amalgamation, contient souvent de l'argent, et celui qui provient du traitement par le plomb, est presque toujours allié au fer, à l'étain ou à l'argent. On débarrasse l'or de l'étain et du fer en le fondant avec du nitrate de potasse, mais la séparation de l'argent ne

peut avoir lieu que par le départ. A cet effet, on essaie l'or que l'on veut purifier, pour s'assurer quelle est la quantité d'argent qu'il contient. Pour que l'opération réussisse bien, il faut que l'alliage contienne 3 parties d'argent et 1 d'or. Quand l'or n'en contient pas assez, on y en ajoute. Cette opération est connue sous le nom d'*inquartation*. On fond l'alliage dans un creuset et on le coule en grenaille. On met environ 12 livres de cette grenaille dans des pots de grès disposés sur un bain de sable ; on y verse poids égal d'acide nitrique à 25 degrés. Quand le mélange a bouilli une demi-heure, on décante et on ajoute la même quantité d'acide que l'on fait bouillir encore une demi-heure. On décante, on lave l'or et on le traite par le double de son poids d'acide sulfurique concentré. On fait bouillir pendant huit heures pour dissoudre le peu d'argent qui a échappé à l'acide nitrique ; on lave l'or qui est parfaitement pur, et on le met en lingot pour être versé dans le commerce. On verse le nitrate d'argent dans des baquets en bois ; on les laisse quelques jours en contact avec des lames de cuivre : l'argent se précipite à l'état métallique ; on décante la liqueur, et on la fait évaporer dans des chaudières de cuivre ; pour achever la précipitation, on lave cet argent qui est en poudre, et on le fond. Le sulfate d'argent doit être très-concentré dans une chaudière de plomb avant de le mettre avec des lames de cuivre. Tout le monde connaît l'usage de ce métal précieux, soit comme valeur représentative, soit pour faire des ornemens, des vases, des bijoux, etc. ; c'est avec le chlorure d'or précipité par le proto-chlorure d'étain que l'on obtient le précipité pourpre de Cassius, etc.

OR FULMINANT. Voy. *Ammoniure d'or.*

Or mussif ou musif. On donnait autrefois ce nom au deuto-sulfate d'étain.

Orate. M. Pelletier a ainsi désigné une combinaison d'oxide d'or avec la potasse. Quand on ajoute un grand excès d'alcali dans une solution de chlorure d'or, la liqueur se décolore sur-le-champ, et prend une teinte jaune-verdâtre qui disparaît en ajoutant un peu d'eau. Il se forme aussi un précipité d'oxide d'or retenant un peu de potasse, un acide fait reparaître la couleur jaune. M. Pelletier pense que l'oxide d'or hydraté joue le rôle d'acide par rapport à la potasse, et qu'il se forme un orate très-alcalin qui est soluble dans l'eau, et qu'en ajoutant un acide, il se produit un sel à base de potasse, et de l'hydro-chlorate d'or par la décomposition de l'orate de potasse. M. Thénard et quelques autres chimistes croient que ce sel n'est qu'un sel double, parce que l'hydro-chlorate d'or s'unissant à l'hydro-chlorate de potasse, forme un composé qui ne précipite pas par l'addition de l'alcali.

Orpiment. Voy. *Sulfure d'arsenic.*

Os. Les os sont solides, sans saveur, sans odeur, blancs, très-durs chez les vieillards, flexibles chez les enfans. Soumis à la distillation, ils donnent tous les produits des matières animales; chauffés sans le contact de l'air, ils constituent le *noir d'os;* brûlés à l'air, ils s'enflamment et noircissent; si on continue à chauffer, ils deviennent blancs, légers et friables; abandonnés à eux-mêmes, ils s'exfolient et finissent, au bout d'un certain temps, par tomber en poussière. Si on les fait bouillir dans la marmite de Papin, toute la gélatine se dissout, et il ne reste que la partie terreuse. Lorsque l'on fait digérer les os dans de l'acide hydro-chlorique faible, tous les

sels se dissolvent; ils sont alors flexibles, élastiques, et ne sont composés que de matières animales. Cette substance, lavée dans l'eau bouillante, peut être regardée comme de la gélatine pure. Les os varient beaucoup dans leur composition, suivant l'âge des individus et les espèces d'animaux. Fourcroy et M. Vauquelin, qui ont analysé les os humains, les ont trouvés composés de beaucoup de phosphate de chaux, d'un peu de phosphate de magnésie, de phosphate d'ammoniaque, d'oxides de fer et de manganèse, de quelques traces d'alumine et de silice, de gélatine et d'eau. MM. Proust et Hatchett y ont, en outre, constaté la présence du carbonate de chaux. M. Berzélius y a annoncé de l'acide fluorique; mais ce résultat n'a été confirmé par aucun autre. Voici, au reste, les proportions que donne ce chimiste: gélatine, 32,17; vaisseaux sanguins, 1,13; fluate de chaux, 2,00; phosphate de chaux, 11,30; phosphate de magnésie, 1,16; soude hydro-chloratée, eau, 1,20. Vogel, qui fit l'analyse des os d'un cimetière fermé depuis 1100 ans, trouva qu'ils ne contenaient plus de gélatine, mais une bien plus grande proportion de carbonate de chaux que les os frais. Les os des animaux herbivores, suivant MM. Fourcroy et Vauquelin, contiennent les mêmes principes que les os humains. M. Berzélius a retrouvé du fluate de chaux dans ceux du bœuf; et M. John y a rencontré du sulfate de chaux. M. Chevreul, qui a fait l'analyse d'os fossiles d'animaux marins, y a trouvé: sulfate de chaux uni à un peu de matière animale, 1 1/2; eau, 10 1/2; phosphate de chaux, de fer et de manganèse, 6,7; albumine, 1; carbonate de chaux, 4; fluate de chaux, des traces. M. Bouillon-Lagrange a trouvé, en faisant l'analyse de la *turquoise*, qu'elle était composée

de : phosphate de chaux, 80; carbonate de chaux, 8; phosphate de fer, 2; phosphate de magnésie, 2; albumine, 1 1/2; eau et pâte, 6 1/2. Les os des poissons paraissent être formés de mucus analogues à celui des ongles et des cheveux. M. Thénard a fait une série d'expériences très-intéressantes sur différentes parties molles susceptibles de s'ossifier. Nous allons indiquer les résultats tels que les a consignés ce savant.

	Poids du résidu.
Kyste osseux de la glande thyroïde	0,04
Idem	0,65
Idem	0,34
Plèvre ossifiée	0,14
Ossification de l'aorte	0,52
Ovaire de femme ossifié	0,55
Glande mésentérique ossifiée	0,73
Glande thyroïde ossifiée	0,66
Concrétion du foie	0,63
Concrétion osseuse trouvée au-dessus du ventricule latéral droit, dans la substance cérébrale d'une femme de trente ans	0,66

M. Thénard a indiqué seulement la quantité du résidu, qui était composé de beaucoup de phosphate de chaux, et d'un peu de carbonate de la même base. M. Laugier, qui a analysé tout récemment un kyste qui était attaché au bord libre du foie d'une femme de 70 ans, a trouvé qu'en traitant ce kyste, dont une partie était molle et l'autre dure et grumeleuse, par l'alcool bouillant, à diverses reprises, il se déposait par refroidissement une substance analogue à la cholestérine. Les grumeaux qui étaient restés donnèrent, après la calcination, un résidu de 0,78 de leur poids, qui ne contenait presque que du

phosphate de chaux. Les dents diffèrent très-peu des os pour la composition; MM. Berzélius et Morichini y admettent la présence du fluate de chaux; cependant Fourcroy, MM. Vauquelin, Wollaston, Pepys et Brande n'en ont pu découvrir aucune trace. M. Lassaigne a donné le tableau suivant de l'analyse des dents de l'homme et de quelques-uns de leurs annexes.

	NOMS DES CORPS ANALYSÉS	Matière animale.	Phosphate de chaux.	Carbonate de chaux.
100 parties.	Dents d'un homme de 81 ans	33	66	1
	Dents d'adulte	29	61	10
	Dents d'un enfant de 6 ans	28,5	60	11,5
	Dents d'un enfant de 2 ans	17,5	65	17,5
	Dents d'un enfant d'un jour	35	51	14
	Dents de momie d'Egypte	29	55	15,5
	Émail des dents de l'homme	20	72	8 [1]
	Cartilage gencival d'un enfant d'un jour	86,7	11,3	2
	Pulpe dentaire d'un enfant d'un jour	77	23	11
	Sac dentaire d'un enfant d'un jour	57	37	6
	Osselets des dents	40,5	38	21,5

Fourcroy et M. Vauquelin regardent l'ivoire comme formé des mêmes principes que les os; ils ont observé que, par la calcination, il perdait 45 p. o/o. MM. Gay-Lussac et Morichini y ont trouvé du fluate de chaux. C'est avec l'ivoire, calciné jusqu'à un certain degré, que l'on prépare ce beau noir velouté connu sous le nom de *noir d'ivoire*.

Osmazôme. Substance de consistance extractive, d'un

[1] Fourcroi et M. Vauquelin ont trouvé dans l'émail des dents humaines, un peu de sulfate de fer.

brun fauve, d'une odeur et d'une saveur agréables, semblables à celles du bouillon. Soumise à l'action du feu, elle se décompose, fournit beaucoup de sous-carbonate d'ammoniaque, et un charbon volumineux qui, par incinération, donne beaucoup de soude. Exposée à l'action de l'air, elle ne se décompose que lentement, et après qu'elle a attiré l'humidité de l'atmosphère. Elle est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa dissolution précipite abondamment par la noix de galle et le sel de plomb. L'osmazôme a été découverte par Thouvenel et étudiée par M. Thénard. Elle existe dans la chair du bœuf, dans le cerveau, dans les eaux de l'amnios et de l'allanthoïde de la vache et de la jument, dans quelques champignons et dans plusieurs autres végétaux. M. Morin, de Rouen, l'a observée dans l'humeur de la teigne. C'est à cette substance que le bouillon doit sa saveur. D'après M. Thénard, il y a dans le bouillon 7 parties de gélatine sur 1 d'osmazôme. Pour obtenir cette matière, on divise de la chair musculaire; on la fait macérer dans de l'eau froide pendant deux heures, en la malaxant de temps en temps; on retire cette première eau; on la remplace par une seconde et une troisième; l'albumine et l'osmazôme se dissolvent avec différens sels; on réunit toutes les eaux et on les fait évaporer à une douce chaleur. Par l'ébullition, l'albumine se coagule; on enlève les écumes à mesure qu'elles se forment, et quand la liqueur est limpide, on la filtre, on évapore jusqu'à consistance sirupeuse, et on traite par l'alcool concentré, qui dissout toute l'osmazôme; on filtre de nouveau, et on évapore convenablement la solution alcoolique.

Osmium. Métal solide, pulvérulent, d'une couleur noirâtre. Comme on n'a encore pu l'obtenir fondu, on

ignore ses propriétés physiques. Chauffé avec le contact de l'air, il absorbe le gaz oxigène, et se transforme en un oxide blanc volatil d'une odeur tellement piquante, qu'il fait perdre l'odorat pour quelques jours. Il n'a encore été uni qu'au chlore et à quelques métaux. Suivant M. Henri, il forme, avec l'or et l'argent, des alliages ductiles. L'osmium ne s'est encore rencontré que dans la mine de platine, combiné avec l'iridium. L'osmium a été découvert en 1803 par Tennant, examiné ensuite par Fourcroy, MM. Vauquelin, Wollaston et Laugier. Pour son extraction, voy. *Platine*.

Oxacides. On emploie quelquefois ce mot pour désigner les acides formés d'un corps combustible et d'oxigène.

Oxalates. Combinaison de l'acide oxalique avec les bases salifiables. Les oxalates sont tous décomposables au feu. Ils laissent très-peu de charbon, à cause de la grande quantité d'oxigène que contient l'acide oxalique; de telle manière que si l'oxide appartient à la seconde section, on obtient un sous-carbonate et un oxide, et le métal réduit, s'il appartient aux autres sections. Les oxalates présentent des phénomènes très-intéressans. Les oxalates neutres d'alumine, de potasse et de soude sont les seuls, parmi ceux qui ont pour bases des oxides métalliques, qui soient solubles. Presque tous les autres le deviennent par l'addition d'un excès d'acide. C'est le contraire pour les premiers; ils perdent de leur solubilité par la même addition. C'est par cette raison que lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans de l'eau de chaux ou de baryte, il se forme un précipité qui se redissout en ajoutant un excès d'acide; tandis que si on ajoute dans une solution d'oxalate de potasse un excès du même

acide, il se forme bientôt des cristaux d'oxalate acide. La chaux, la baryte, la strontiane, sont les bases qui ont le plus de tendance à s'unir à l'acide oxalique. Jusqu'à présent on n'a trouvé que quatre oxalates tout formés dans la nature; ce sont ceux de fer, de chaux, de soude et de potasse. Tous les oxalates solubles se préparent directement en combinant l'acide oxalique avec les sous-carbonates. On peut aussi en obtenir quelques-uns, de ceux qui sont solubles, par ce procédé, en faisant bouillir l'oxide ou le carbonate métallique long-temps avec l'acide oxalique; mais il vaut mieux les préparer par double décomposition. Dans les oxalates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 à 5,568; dans les oxalates acidules, comme 1 à 5,568 multiplié par 2; dans les oxalates acides, comme 1 à 5,568 multiplié par 4; et dans les sous-oxalates, comme 1 à 5,568 multiplié par 2.

Oxalate d'ammoniaque. Il cristallise en longs prismes, terminés par des sommets dièdres; il a une saveur piquante. Soumis à la distillation dans une cornue, il fournit du sous-carbonate et un peu d'oxalate d'ammoniaque qui se volatilisent; il reste très-peu de résidu. L'eau dissout ce sel avec la plus grande facilité; il est insoluble dans l'alcool. Les acides nitrique, sulfurique, hydro-chlorique, s'emparent d'une portion de sa base et la font passer à l'état d'oxalate acidule. Selon M. Planche, lorsque l'on met en contact deux solutions à parties égales de sublimé corrosif et d'oxalate d'ammoniaque, qu'on les place dans un lieu obscur, les deux sels ne subissent aucune altération pendant plusieurs jours; mais si on expose le mélange aux rayons solaires, la réaction est instantanée, la liqueur devient laiteuse, et laisse déposer

une certaine quantité de proto-chlorure de mercure, il se dégage de l'acide carbonique, et la liqueur devient claire; elle ne contient plus que de l'hydro-chlorate d'ammoniaque et un peu d'oxalate d'ammoniaque. (Journal de Pharm., tom. 1, p. 62.) On obtient l'oxalate d'ammoniaque, dans les laboratoires, en saturant une solution d'acide oxalique par l'ammoniaque, et évaporant convenablement. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 d'acide et de 47,679 de base. On en fait un fréquent usage, comme réactif, pour reconnaître la présence de la chaux. *L'oxalate acidule d'ammoniaque* est beaucoup moins soluble que l'oxalate neutre; il s'obtient de la même manière, seulement il faut employer le double d'acide pour sa préparation.

Oxalate de cinchonine. Insoluble, pulvérulent. S'obtient par double décomposition.

Oxalate de potasse. Excessivement soluble, presque incristallisable. Décomposé par le feu, on obtient pour résidu du sous-carbonate de potasse. Tous les acides forts lui enlèvent une portion de sa base et le font passer à l'état d'oxalate acide, qui se précipite si la solution est concentrée. Il précipite par tous les acides qui peuvent former des oxalates insolubles. S'obtient en saturant le sel d'oseille par la potasse. *L'oxalate acidule de potasse* cristallise en parallélipipèdes opaques et très-courts; il rougit les couleurs bleues végétales; il est moins soluble que le précédent, n'attire pas l'humidité de l'air. Soumis à l'action du feu, il se comporte comme lui, et donne du sous-carbonate de potasse pour résidu. On l'obtient très-pur en ajoutant à une solution de potasse le double de l'acide oxalique qu'elle exige pour sa saturation.

Oxalate acide de potasse, sur-oxalate de po-

acide, il se forme bientôt des cristaux d'oxalate acide. La chaux, la baryte, la strontiane, sont les bases qui ont le plus de tendance à s'unir à l'acide oxalique. Jusqu'à présent on n'a trouvé que quatre oxalates tout formés dans la nature; ce sont ceux de fer, de chaux, de soude et de potasse. Tous les oxalates solubles se préparent directement en combinant l'acide oxalique avec les sous-carbonates. On peut aussi en obtenir quelques-uns, de ceux qui sont solubles, par ce procédé, en faisant bouillir l'oxide ou le carbonate métallique long-temps avec l'acide oxalique; mais il vaut mieux les préparer par double décomposition. Dans les oxalates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 à 5,568; dans les oxalates acidules, comme 1 à 5,568 multiplié par 2; dans les oxalates acides, comme 1 à 5,568 multiplié par 4; et dans les sous-oxalates, comme 1 à 5,568 multiplié par 2.

Oxalate d'ammoniaque. Il cristallise en longs prismes, terminés par des sommets dièdres; il a une saveur piquante. Soumis à la distillation dans une cornue, il fournit du sous-carbonate et un peu d'oxalate d'ammoniaque qui se volatilisent; il reste très-peu de résidu. L'eau dissout ce sel avec la plus grande facilité; il est insoluble dans l'alcool. Les acides nitrique, sulfurique, hydro-chlorique, s'emparent d'une portion de sa base et la font passer à l'état d'oxalate acidule. Selon M. Planche, lorsque l'on met en contact deux solutions à parties égales de sublimé corrosif et d'oxalate d'ammoniaque, qu'on les place dans un lieu obscur, les deux sels ne subissent aucune altération pendant plusieurs jours; mais si on expose le mélange aux rayons solaires, la réaction est instantanée, la liqueur devient laiteuse, et laisse déposer

une certaine quantité de proto-chlorure de mercure, il se dégage de l'acide carbonique, et la liqueur devient claire; elle ne contient plus que de l'hydro-chlorate d'ammoniaque et un peu d'oxalate d'ammoniaque. (Journal de Pharm., tom. 1, p. 62.) On obtient l'oxalate d'ammoniaque, dans les laboratoires, en saturant une solution d'acide oxalique par l'ammoniaque, et évaporant convenablement. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 d'acide et de 47,679 de base. On en fait un fréquent usage, comme réactif, pour reconnaître la présence de la chaux. *L'oxalate acidule d'ammoniaque* est beaucoup moins soluble que l'oxalate neutre; il s'obtient de la même manière, seulement il faut employer le double d'acide pour sa préparation.

Oxalate de cinchonine. Insoluble, pulvérulent. S'obtient par double décomposition.

Oxalate de potasse. Excessivement soluble, presque incristallisable. Décomposé par le feu, on obtient pour résidu du sous-carbonate de potasse. Tous les acides forts lui enlèvent une portion de sa base et le font passer à l'état d'oxalate acide, qui se précipite si la solution est concentrée. Il précipite par tous les acides qui peuvent former des oxalates insolubles. S'obtient en saturant le sel d'oseille par la potasse. *L'oxalate acidule de potasse* cristallise en parallélipipèdes opaques et très-courts; il rougit les couleurs bleues végétales; il est moins soluble que le précédent, n'attire pas l'humidité de l'air. Soumis à l'action du feu, il se comporte comme lui, et donne du sous-carbonate de potasse pour résidu. On l'obtient très-pur en ajoutant à une solution de potasse le double de l'acide oxalique qu'elle exige pour sa saturation.

Oxalate acide de potasse, sur-oxalate de po-

TASSE, SEL D'OSEILLE. Ce sel est moins soluble que l'oxalate neutre et que l'oxalate acide; il cristallise très-facilement. Soumis à l'action du feu, il se comporte comme eux. Il est inaltérable a l'air. Il contient deux fois autant d'acide que l'oxalate acidule et quatre fois autant que l'oxalate neutre. Plusieurs chimistes le désignent sous le nom de *quadroxalate de potasse*. Il existe abondamment dans les *oxalis acetosella*, *comiculata*, *stricta purpurata*, *violacea*, etc., dans le *rumex acetosella*. En Suisse, on extrait ce sel de cette dernière plante. A cet effet, on la pile fortement dans des mortiers de bois, on délaie le tout dans une certaine quantité d'eau, et on le soumet à la presse après macération de quelques jours; on évapore le suc jusqu'à moitié, et on le met, avec un peu d'argile délayée, dans des caves; au bout de deux jours, il s'est clarifié; on le décante et on l'évapore dans une chaudière de cuivre. Les cristaux ne tardent pas à se former; ils sont un peu verdâtres; on les purifie par de nouvelles cristallisations. Une livre de rumex acetosella produit ordinairement un gros de sel d'oseille. En Angleterre, on le prépare avec le suc des oxalis par un procédé qui diffère peu de celui-ci. Le sel d'oseille est employé dans les arts, pour enlever les taches d'encre et de rouille sur le linge, etc. On peut le préparer de toutes pièces, en employant le double de l'acide nécessaire pour la formation de l'oxalate acidule.

OXALATE DE SOUDE. Il est en petits cristaux grenus, d'une faible saveur. Il donne, par l'action du feu et des acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique, des résultats tout-à-fait semblables à ceux que produit l'oxalate de potasse; il s'obtient de la même manière. L'*oxalate acidule de soude* est beaucoup moins soluble; il

rougit la teinture de tournesol, et s'obtient par le même procédé que l'oxalate acidule de potasse.

OXIDES MÉTALLIQUES. Les oxides métalliques sont des composés qui résultent de la combinaison de l'oxigène avec les métaux. Les anciens chimistes leur donnaient le nom de chaux métalliques; ils pensaient que c'étaient des métaux dépouillés d'un être imaginaire qu'ils appelaient *phlogistique*. Ce qui différencie surtout les oxides métalliques des autres oxides, c'est la propriété qu'ils ont de se combiner aux acides, de les neutraliser et de former des sels. Presque tous les métaux se brûlent avec l'oxigène dans des proportions différentes. Tous les oxides sont cassans, solides, ternes quand ils sont en poussière, inodores, excepté celui d'osmium, insipides, excepté ceux de la deuxième classe, celui d'osmium et d'arsenic. Tous les oxides sont plus pesans que l'eau et moins que le métal, excepté le potassium et le sodium. Aucun ne rougit la teinture de tournesol, beaucoup, au contraire, lui rendent sa couleur quand elle a été rougie par un acide. Les oxides, chauffés dans des vaisseaux fermés, se composent d'une manière différente; un petit nombre abandonnent tout leur oxigène, d'autres n'en perdent qu'une partie et passent à un autre degré d'oxidation, plusieurs le retiennent avec opiniâtreté et ne se décomposent pas. La lumière n'a pas sur eux un effet très-marqué; cependant quelques chimistes prétendent qu'elle peut réduire l'oxide d'or. Le chlore décompose plusieurs oxides, il en dégage l'oxigène, s'unit au métal et il se transforme en chlorures; il faut pour cela que la température soit élevée. Le chlore liquide ne se combine pas aux oxides, il les décompose en partie, s'unit avec la portion décomposée pour former un chlo-

rure, tandis que l'oxigène du métal se combine à une partie du chlore, d'où il résulte de l'acide chlorique qui s'unit à la portion du métal non désoxidée. Cette expérience réussit très-bien avec la potasse. L'iode agit à une haute température sur quelques oxides métalliques d'une manière analogue au chlore, c'est-à-dire qu'il se forme un iodure et qu'il se dégage de l'oxigène; mais il est sans action sur le plus grand nombre. Par l'intermède de l'eau, il décompose plusieurs oxides et donne naissance à des iodures et à des iodates. L'azote n'a d'action sur les oxides à aucune température. Le soufre décompose tous les oxides des cinq dernières sections à une température élevée; avec tous ceux des quatre dernières sections, il se dégage de l'acide sulfureux, et le métal désoxidé s'unit au soufre; avec ceux de la seconde section, il y a formation de sulfate et de sulfure. Le soufre, par l'intermède, se comporte presque de la même manière; cependant, suivant M. Thénard, l'eau se décompose avec les oxides alcalins, de manière qu'il en résulte de l'acide hypo-sulfureux et du soufre hydrogéné, qui, en s'unissant chacun avec une portion de base, forment un hypo-sulfite et un hydro-sulfure sulfuré; il faut que l'action de la chaleur favorise la réduction, quoiqu'elle s'opère à froid d'une manière sensible. Le phospore n'a pas d'action sur les oxides terreux; il décompose les oxides de la seconde section, forme des phosphates et des phosphures; avec les oxides des quatre dernières, il donne différens produits. Quand l'oxide est très-facile à réduire, il en résulte un phosphure et de l'acide phosphorique; dans le cas contraire, il y a formation de phosphure et de phosphate; il serait même possible que si le métal était très-oxidé et qu'il eût une grande affinité pour l'oxigène,

de n'obtenir qu'un phosphate. Le phosphore uni à l'eau agit d'une manière toute différente; il n'a d'action que sur les oxides alcalins et sur ceux d'une facile réduction. Dans le premier cas, il se forme un phosphate et il se dégage de l'hydrogène phosphoré; il se produira aussi un hypo-phosphite, d'où il suit que l'eau est évidemment décomposée; dans le second l'oxide sera réduit et il se formera de l'acide phosphorique. Le carbone réduit tous les oxides à une température plus ou moins élevée, excepté ceux de la première et de la seconde section; il se dégage ou de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone. L'électricité réduit tous les oxides, excepté ceux de la première section. Le sélénium, suivant M. Berzélius, se comporte avec les oxides à peu près comme le soufre. Les hydracides, en s'unissant aux oxides, les décomposent; l'oxigène de l'oxide se combine à l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau, tandis que le métal réduit s'unit au corps simple de l'hydrogène.

Oxide d'aluminium. Blanc, doux au toucher, happant à la langue, insoluble dans l'eau, formant une pâte avec elle, infusible au feu de forge, sans action sur le gaz oxigène et l'air atmosphérique, d'une pesanteur spécifique de 2,000, d'après Kirwan, il se trouve rarement pur dans la nature, et n'existe dans cet état que dans le saphir, le corindon; mais il est fréquemment mêlé avec la silice et autres matières, combiné avec l'acide sulfurique, etc. Cette substance a été découverte en 1754 par Margraff. Beaucoup de chimistes l'ont étudiée depuis et l'ont regardée comme une terre simple qu'ils ont désignée sous le nom d'*alumine*. Mais depuis la découverte des métaux alcalins on a été forcé de l'admettre, par analogie, au rang des oxides métalliques. On obtient l'alumine

de l'alun; à cet effet, on dissout de l'alun dans 20 à 25 fois son poids d'eau, et on verse de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. L'alumine entraîne beaucoup d'eau en se précipitant, ce qui lui donne l'apparence d'une gelée; on la dessèche à l'étuve après l'avoir bien lavée, ou on la conserve à l'état gélatineux, en ayant soin de l'humecter de temps en temps. M. Gay-Lussac a indiqué un autre procédé qui est très-commode et très-économique lorsqu'il n'est pas nécessaire que l'alumine soit en gelée. Il suffit de chauffer fortement l'alun à base d'ammoniaque pendant une demi-heure jusqu'au rouge dans un creuset ordinaire; toute l'ammoniaque et tout l'acide sulfurique se dégagent, il ne reste que l'alumine en poudre très-blanche.

Oxide d'antimoine (deuto-). Blanc, réductible par la pile, insoluble dans l'eau, sans action sur l'air et le gaz oxigène, indécomposable au feu. Il s'obtient en versant de l'acide nitrique étendu sur de l'antimoine en poudre, chauffant légèrement la liqueur, la remplaçant par de nouvel acide plus concentré. Le métal s'oxide sans se dissoudre et de blanc devient jaune, puis blanc par la calcination. M. Berzélius dit que cet oxide rougit le tournesol à l'état d'hydrate, et qu'il sature en partie les bases salifiables, c'est pourquoi ce chimiste le désigne sous le nom d'acide antimonieux. Suivant M. Thénard, il est composé de 26,07 d'oxigène sur 100 de métal. M. Berzélius fixe sa composition à 24,8 d'oxigène.

Oxide d'antimoine (proto-). Blanc, quelquefois grisâtre, fusible au rouge brun et se prenant par refroidissement en une masse cristalline. Il y a plusieurs procédés pour obtenir cet oxide : le premier consiste à dissoudre dans l'eau du proto-chlorure d'antimoine; il

se précipite sur-le-champ une poudre blanche connue sous le nom de *poudre d'algaroth*, qui est un sous-chlorure d'antimoine. On fait chauffer ce précipité avec une solution de potasse qui s'empare du chlore et met l'oxide en liberté; il suffit de filtrer et laver à plusieurs eaux pour avoir l'oxide parfaitement pur. On l'obtient encore par le procédé suivant : on chauffe de l'antimoine dans un long creuset en terre un peu incliné, on recouvre celui-ci de plusieurs autres creusets renversés et percés, on donne assez de chaleur pour faire rougir le métal; il se dégage une fumée blanche épaisse qui va se condenser dans les creusets supérieurs. Le protoxide que l'on se procure de cette manière est blanc et cristallisé; il portait autrefois le nom de *fleurs argentines d'antimoine*. Quoi qu'il en soit, il ne diffère pas pour sa composition du précédent, qui est grisâtre, ainsi que M. Thénard s'en est assuré. Ils contiennent l'un et l'autre 18,5 d'oxigène.

Oxide d'antimoine (trito-). Cet oxide est blanc jaunâtre, il abandonne une portion de son oxigène à une haute température et se transforme en deutoxide; il s'obtient en exposant quelque temps un mélange de 1 partie d'antimoine en poudre avec 2 de peroxide de mercure à une chaleur rouge. On forme encore cet oxide en préparant cette ancienne composition connue autrefois sous le nom d'*antimoine diaphorétique*. A cet effet, on projette, dans un creuset chauffé au rouge, parties égales de nitrate de potasse et d'antimoine. On obtient une masse composée de peroxide d'antimoine et de potasse. Dans cette expérience, l'oxigène de l'acide nitrique se porte sur l'antimoine, et la potasse s'unit en partie à l'oxide formé. En traitant cette masse par l'eau,

la plus grande partie de la potasse se dissout avec un peu de l'oxide d'antimoine, et le résidu constitue l'antimoine diaphorétique, qui est un composé de 20 parties de potasse et de 80 de tritoxide d'antimoine. En versant dans l'eau de lavage de l'antimoine diaphorétique, de l'acide nitrique, il se forme du nitrate de potasse et un précipité de tritoxide d'antimoine, qui était appelé autrefois *matière perlée de kerkingius*. M. Berzélius a remarqué que cet oxide, obtenu de cette manière, ne pouvait exister qu'à l'état d'hydrate et qu'il perdait une partie de son oxigène par la dessiccation. Suivant ce chimiste, le tritoxide ou peroxide d'antimoine est composé de 30,993 d'oxigène sur 100 de métal ; il le désigne sous le nom d'*acide antimoniac*, à cause de la propriété qu'il a de s'unir aux bases : il admet aussi un quatrième oxide d'antimoine, qu'il nomme sous-oxide et qui se forme, selon lui, en exposant l'antimoine à un courant d'air humide ou au pôle positif de la pile.

Oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux. Voy. *Foie d'antimoine.*

Oxide d'argent. Pulvérulent, d'une couleur olivâtre, insipide, sans action sur l'air et l'oxigène, altérable à la lumière, réductible à un faible degré de chaleur. Le charbon, le soufre, le phosphore et autres corps très-combustibles, s'emparent de son oxigène avec un grand dégagement de lumière. Cet oxide est un produit de l'art, il s'obtient en précipitant par la potasse ou la soude une solution de nitrate d'argent ; il suffit de filtrer et laver plusieurs fois le précipité pour avoir l'oxide d'argent parfaitement pur. Il paraît, d'après M. Samuel Lucas, que l'argent que l'on tient en fusion pendant quelque temps avec le contact de l'air absorbe de l'oxigène ; mais

cet oxide n'est que momentané, il se réduit aussitôt que l'on abaisse la température. On emploie l'oxide d'argent dans les laboratoires pour obtenir de l'oxigène pur. Suivant MM. Gay-Lussac et Thénard, il est formé de 100 de métal et de 7, 6 d'oxigène.

Oxide d'arsenic (deuto-). Cet oxide, connu sous les noms d'*arsenic blanc*, d'*arsenic*, de *mort-aux-rats* et d'*acide arsenieux*, est blanc, d'une saveur âcre, nauséabonde. Pris intérieurement, il désorganise les parties qu'il touche, les ulcère et ne tarde pas à y occasioner des perforations. C'est une des substances les plus délétères, c'est un poison qui donne la mort, pris à très-petite dose. Le deutoxide d'arsenic est volatil, propriété qu'il ne partage qu'avec l'oxide d'osmium ; lorsqu'il est vaporisé, il répand une odeur alliacée qui le rend toujours reconnaissable ; il est soluble dans l'eau d'une manière très-sensible, surtout dans l'eau bouillante ; il ne rougit pas les teintures bleues végétales, il verdit au contraire le sirop de violette. Le deutoxide d'arsenic est indécomposable au feu, sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène ; chauffé avec le soufre, il cède tout son oxigène pour brûler une partie du soufre et former avec l'autre partie un sulfure rouge d'arsenic. On le rencontre dans la nature soit en cristaux, soit sous forme pulvérulente ; mais tout celui qui est versé dans le commerce provient du grillage des mines de cobalt arsenical. Voici le procédé que l'on suit à Joachimsthal en Bohême : on grille la mine de cobalt dans un grand fourneau de réverbère terminé par une longue cheminée horizontale ; par l'action du feu l'arsenic se brûle et vient se condenser dans la cheminée ; lorsque le minerai contient du soufre, ce qui arrive presque toujours, il se sublime à la fois

du deutoxide d'arsenic, du sulfure d'arsenic et de l'arsenic métallique, qui occupent chacun une place plus ou moins rapprochée du foyer selon leur degré de volatilité. On les recueille séparément et on introduit le deutoxide, qui est plus ou moins impur dans des cucurbites de fonte surmontées d'un chapiteau conique également en fonte. On fait rougir le fond des cucurbites, l'arsenic se vaporise et se condense dans le chapiteau. Quand l'appareil est refroidi, on enlève le chapiteau et on détache l'oxide, qui est transparent comme du cristal. Il perd peu à peu sa transparence et finit par son exposition à l'air par devenir tout-à-fait opaque. M. Thénard regarde cet oxide comme formé de 100 de métal et de 32,28 d'oxigène.

Cet oxide est employé dans les arts pour la teinture, pour faire le vert de Scheele, etc.; on en fait aussi quelquefois usage en médecine; mais on doit user de cette substance avec la plus grande circonspection, à cause de ses propriétés vénéneuses. On reconnaît le deutoxide d'arsenic à la propriété qu'il a, étant projeté sur des charbons ardens, de se réduire en vapeurs et de répandre une odeur d'ail très-prononcée; sa solution aqueuse précipite en blanc par l'eau de chaux; l'hydrogène sulfuré lui donne une couleur jaune et en précipite, à l'aide de la chaleur, du sulfure jaune d'arsenic. Ce réactif est tellement fidèle, que, suivant M. Orfila, on peut découvrir un cent millième d'arsenic blanc dissous dans un liquide: les solutions de sulfure de potassium, de sulfure de sodium, précipitent aussi l'arsenic en un sulfure jaune floconneux; mais il faut y ajouter quelques gouttes d'un acide fort pour qu'il s'empare de la base du sulfure, car autrement il n'y aurait pas de précipité. C'est une erreur

qui a été répétée par plusieurs auteurs de médecine légale.

Oxide d'arsenic (proto-). Noir, pulvérulent. Si on chauffe cet oxide dans des vaisseaux fermés, il se décompose en deutoxide et en arsenic métallique, ce qui est cause que quelques chimistes ne le regardent que comme un mélange d'arsenic métallique et de deutoxide d'arsenic. Cependant M. Berzélius prétend que c'est un oxide particulier. Il s'obtient en exposant à l'air, pendant longtemps, de l'arsenic en poudre; il paraît être formé de 8 d'oxigène sur 100 de métal.

Oxide d'azote (deuto-). Gaz incolore, probablement inodore et insipide, sans action sur les couleurs végétales, d'une pesanteur spécifique de 1,0390; il éteint les corps en combustion. Le gaz absorbe l'oxigène avec une extrême avidité, tout-à-coup il devient rouge rutilant, rougit fortement le tournesol et passe à l'état d'acide nitreux: la chaleur et l'électricité le décomposent, aucun corps combustible n'a d'action sur lui à la température ordinaire, mais à la chaleur rouge, beaucoup lui enlèvent son oxigène et mettent l'azote en liberté. Le phosphore le transforme en acide phosphorique et en azote phosphoré. Le chlore est sans action sur le deutoxide d'azote quand les gaz sont bien secs, car autrement il se formerait de l'acide nitreux et de l'acide hydro-chlorique. L'iode, l'azote, ne se combinent pas avec lui; le soufre en ignition que l'on plonge dans ce gaz, s'éteint aussitôt. M. Thénard est porté à croire que le sélénium se comporterait de la même manière. L'eau en dissout à froid la vingtième partie de son volume; mais l'eau bouillante n'en dissout pas un atome. Le deutoxide d'azote est constamment un produit de l'art; pour le pré-

parer, on met dans un flacon de la tournure de cuivre, on verse dessus de l'acide nitrique, et on adapte un tube recourbé dont l'extrémité s'engage dans une cuve propre à recueillir les gaz. Il y a une telle réaction que l'acide nitrique se décompose en partie pour oxider le métal, tandis que la portion non décomposée dissout l'oxide formé; le deutoxide d'azote, mis en liberté, se dégage à l'état de gaz, et va se rendre dans un flacon ou sous une cloche pleine d'eau; on doit rejeter les premières portions de ce gaz, parce qu'elles contiennent de l'acide nitreux provenant de l'air contenu dans l'appareil. Il est formé en poids, de 100 d'azote et de 112,98 d'oxigène. Il a été découvert par Hales.

Oxide d'azote (proto-). Gaz incolore, inodore, d'une saveur sucrée, et d'une pesanteur spécifique de 1,5273. Ce gaz n'est pas permanent, M. Faraday est parvenu à le liquéfier par une forte pression. Le calorique et le fluide électrique le décomposent en azote et en deutoxide d'azote. L'air atmosphérique et le gaz oxigène, à la température ordinaire, ne lui font éprouver aucune altération. L'hydrogène, dans un eudiomètre, agit sur lui comme sur l'air atmosphérique, c'est-à-dire qu'il se forme de l'eau et que l'azote est mis à nu. Le bore s'empare aussi de l'oxigène du deutoxide d'azote à une haute température. Le soufre et le phosphore qui présentent un point en ignition, le décomposent sur-le-champ. L'iode, le chlore et l'azote n'exercent aucune action sur ce gaz. Une propriété essentielle du protoxide d'azote, c'est de rallumer les corps qui sont incandescens, comme le ferait le gaz oxigène, ce qui est dû à la grande facilité avec laquelle les corps combustibles le décomposent. L'eau en dissout à froid environ moitié de son volume. Ce gaz a été nommé *oxidule d'azote*, *oxide nitreux*, *gaz nitreux déphlogistiqué*. Des chimistes anglais annoncèrent, il y a quelques années, que ce gaz avait la singulière propriété, lorsqu'on le respirait, d'exciter sur tous les sens des sensations de plaisir et de joie. MM. Vauquelin, Gay-Lussac et Thénard, répétèrent ces expériences; mais il résulte de leurs travaux que ce gaz, au lieu d'être hilariant, peut causer des accidens très-graves, tels que vertiges, syncope, etc. Le protoxide d'azote n'existe pas dans la nature, on se le procure facilement en décomposant, à une douce chaleur, le nitrate d'ammoniaque. On introduit ce sel dans une cornue communiquant, par le moyen d'un tube recourbé, à un flacon plein d'eau. Le sel se décompose; l'oxigène de l'acide s'unit à l'hydrogène de l'ammoniaque pour former de l'eau, tandis que l'azote de l'ammoniaque forme avec le deutoxide d'azote de l'acide, du protoxide d'azote. Ce gaz a été découvert par Priestley, en 1772, et étudié successivement par MM. Davy, Vauquelin, Gay-Lussac, Thénard et Faraday.

Oxide de barium (deuto-). Gris-verdâtre, alcalin, presque sans saveur. Exposé à l'air, il laisse dégager de son oxigène, et en attire l'acide carbonique; soumis à une forte chaleur, il perd une portion d'oxigène, et est ramené à l'état de protoxide. Tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote, la plupart des métaux des quatre dernières sections, et beaucoup de corps combustibles composés, le transforment à une température élevée, en protoxide de barium. Le chlore liquide le décompose à froid; il se dégage de l'oxigène, et on obtient du chlorure de barium; chauffé fortement avec le gaz hydrogène, il y a dégagement de lumière, de chaleur,

et production d'hydrate de protoxide, par la formation de l'eau. L'eau froide a très-peu d'action sur le deutoxide de barium ; cependant elle le délite ; l'eau bouillante en dégage une partie de l'oxigène. Le deutoxide de barium n'existe pas dans la nature ; on le prépare en chauffant le protoxide avec du gaz hydrogène dans une petite cloche bien sèche ; l'opération doit être faite sur le mercure. On peut l'obtenir à l'état d'hydrate, en versant une solution concentrée de baryte dans de l'eau oxigénée acide. Il se dépose une grande quantité de paillettes brillantes ; mais on ne peut le dessécher sans qu'il ne laisse dégager du gaz oxigène. M. Thénard, qui a beaucoup étudié cet oxide, a trouvé qu'il contenait le double de l'oxigène du protoxide.

Oxide de barium (proto-), ou baryte. La baryte est d'un blanc-grisâtre, caustique, verdissant fortement le sirop de violette. Exposée à l'air, elle en attire l'humidité et l'acide carbonique ; la baryte le délite et augmente de volume. L'eau froide, suivant quelques auteurs, en dissout un vingtième, et l'eau bouillante un dixième. Lorsque l'on chauffe le protoxide de barium avec le gaz oxigène, il l'absorbe et se transforme en deutoxide ; mais si on le soumet à l'action du feu avec le contact de l'air, il se convertit en deutoxide et en proto-carbonate ; par un degré de chaleur plus élevé, il se décompose, et on n'obtient que du proto-carbonate de baryte. La baryte ne se rencontre dans la nature qu'à l'état de combinaison avec l'acide carbonique, et surtout avec l'acide sulfurique. On l'extrait de la même manière que la strontiane (voy. ce mot). On en doit la connaissance à une triple découverte de Scheele : ce pharmacien découvrit, dans une même expérience, le chlore, le manganèse et la baryte ; mais ce furent Fourcroy et M. Vauquelin qui les premiers nous la firent connaître dans son état de pureté ; on la regarda alors comme un corps simple, jusqu'au moment où M. Davy fit la découverte des métaux alcalins. Le protoxide de barium est composé de 11,669 d'oxigène, et de 100 de barium. Il n'est employé que dans les laboratoires de chimie.

Oxide de bismuth. L'oxide de bismuth est jaunâtre, sans action sur l'air et le gaz oxigène : soumis à la chaleur rouge, il entre en fusion. Quelques minéralogistes prétendent qu'il existe à la surface du bismuth natif. On se le procure facilement en faisant bouillir, avec une solution de potasse ou de soude, le sous-nitrate de bismuth ou blanc de fard : il suffit de bien laver, filtrer et calciner le précipité pour l'obtenir très-pur ; on peut aussi le préparer en chauffant le bismuth dans un têt avec le contact de l'air. Il est formé de 100 de métal et de 11,275 d'oxigène.

Oxide de bismuth. On donne quelquefois ce nom mal à propos, au sous-nitrate de bismuth.

Oxide de cadmium. Selon M. Stromeyer, l'oxide de cadmium est tantôt jaunâtre, tantôt brunâtre, et même noir. A l'état d'hydrate, il est toujours incolore : il est indécomposable à la plus forte chaleur, facilement réductible par le charbon. Il existe dans la nature, combiné avec l'acide carbonique et la silice dans les minerais de zinc. On obtient cet oxide en chauffant le métal avec le contact de l'air, on en précipite par la potasse un sel soluble de cadmium. Il est formé de 100 parties de métal, et de 14,352 d'oxigène.

Oxide de calcium (deuto-). D'une saveur faible, inodore, blanc, brillant, tantôt en petites lames satinées, tantôt en poudre. Soumis à l'action du feu, il se

change en protoxide. Il ne s'altère pas à l'air lorsqu'il est bien sec; mais s'il est humide, il abandonne une partie de son oxigène. On obtient le deutoxide de calcium en versant de l'eau oxigénée acide dans de l'eau de chaux. Il est composé, selon M. Thénard, du double de l'oxigène du protoxide.

Oxide de calcium (proto-), ou chaux. La chaux est une substance blanche, d'une saveur caustique, urineuse, verdissant le sirop de violette, d'une pesanteur spécifique de 2,3. Soumise au feu le plus violent, elle n'éprouve pas d'altération; exposée à l'air, elle en attire l'humidité et l'acide carbonique; elle se réduit en poudre, et passe à l'état de sous-carbonate; elle se combine au phosphore, à l'iode, à l'aide de la chaleur. Le soufre, le sélénium et le chlore en opèrent la décomposition. La chaux se dissout dans 700 fois son poids d'eau : elle absorbe ce fluide avec avidité, et forme avec lui un véritable hydrate; elle présente alors plusieurs phénomènes très-remarquables : lorsqu'on verse sur un morceau de chaux quelques gouttes d'eau, celle-ci est absorbée rapidement sans que la chaux paraisse avoir été mouillée; alors elle se fendille pour laisser passer la vapeur d'eau; elle se délite et tombe en poussière. Il se produit une telle chaleur qu'on peut allumer une allumette au moment où elle commence à se fendiller. Dans cette circonstance, une partie de l'eau passe à l'état solide, abandonne son calorique, et réduit en vapeur la partie de l'eau qui est liquide. Ce dégagement de vapeur est quelquefois accompagné de lumière. Cette substance est connue dès la plus haute antiquité; elle est excessivement répandue dans la nature, mais on ne la rencontre jamais à l'état de pureté; elle est toujours combinée aux acides carbonique, sulfurique et phosphorique. Combinée avec le premier, elle constitue les marbres, la craie, la pierre à bâtir; avec le second, elle forme le plâtre, et avec l'acide phosphorique, les os de tous les animaux. C'est toujours du carbonate qu'on la retire : à cet effet, on met du marbre blanc saccharoïde dans un creuset de Hesse muni de son couvercle; on expose le tout dans un fourneau de réverbère pendant deux heures à une chaleur rouge; on obtient ainsi de la chaux parfaitement pure. Mais pour le besoin des arts, on n'a pas besoin de l'avoir aussi pure; alors on prend de la pierre à chaux, on en remplit un grand fourneau vertical et cylindrique que les *chaufourniers* désignent sous le nom de *four à chaux;* à la partie inférieure de ce fourneau, il y a un dôme où l'on fait du feu avec du bois, de la bruyère ou des joncs marins; on entretient ce feu pendant trois jours et trois nuits, en augmentant graduellement jusqu'à faire rougir toute la masse; on laisse refroidir, et quand elle est assez froide pour pouvoir être retirée sans être exposée à brûler ceux qui la travaillent, on la renferme dans des tonneaux pour la priver du contact de l'air. On doit éviter de donner un trop haut degré de chaleur, parce que la pierre, contenant presque toujours de la silice, éprouverait une sorte de vitrification qui en change les propriétés : on dit vulgairement qu'elle est brûlée. On reconnaît que la chaux est calcinée convenablement, quand elle ne fait aucune effervescence avec les acides. Le protoxide de calcium est composé de 100 de métal, et de 39,063 d'oxigène. Il a été regardé comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium. La chaux est d'une très-grande utilité : on l'emploie pour la fabrication des savons, pour la construction des édifices, pour la préparation de l'ammoniaque; on l'emploie comme

change en protoxide. Il ne s'altère pas à l'air lorsqu'il est bien sec; mais s'il est humide, il abandonne une partie de son oxigène. On obtient le deutoxide de calcium en versant de l'eau oxigénée acide dans de l'eau de chaux. Il est composé, selon M. Thénard, du double de l'oxigène du protoxide.

Oxide de calcium (proto-), ou chaux. La chaux est une substance blanche, d'une saveur caustique, urineuse, verdissant le sirop de violette, d'une pesanteur spécifique de 2,3. Soumise au feu le plus violent, elle n'éprouve pas d'altération; exposée à l'air, elle en attire l'humidité et l'acide carbonique; elle se réduit en poudre, et passe à l'état de sous-carbonate; elle se combine au phosphore, à l'iode, à l'aide de la chaleur. Le soufre, le sélénium et le chlore en opèrent la décomposition. La chaux se dissout dans 700 fois son poids d'eau : elle absorbe ce fluide avec avidité, et forme avec lui un véritable hydrate; elle présente alors plusieurs phénomènes très-remarquables : lorsqu'on verse sur un morceau de chaux quelques gouttes d'eau, celle-ci est absorbée rapidement sans que la chaux paraisse avoir été mouillée; alors elle se fendille pour laisser passer la vapeur d'eau; elle se délite et tombe en poussière. Il se produit une telle chaleur qu'on peut allumer une allumette au moment où elle commence à se fendiller. Dans cette circonstance, une partie de l'eau passe à l'état solide, abandonne son calorique, et réduit en vapeur la partie de l'eau qui est liquide. Ce dégagement de vapeur est quelquefois accompagné de lumière. Cette substance est connue dès la plus haute antiquité; elle est excessivement répandue dans la nature, mais on ne la rencontre jamais à l'état de pureté; elle est toujours combinée aux acides carbonique, sulfurique et phosphorique. Combinée avec le premier, elle constitue les marbres, la craie, la pierre à bâtir; avec le second, elle forme le plâtre, et avec l'acide phosphorique, les os de tous les animaux. C'est toujours du carbonate qu'on la retire : à cet effet, on met du marbre blanc saccharoïde dans un creuset de Hesse muni de son couvercle; on expose le tout dans un fourneau de réverbère pendant deux heures à une chaleur rouge; on obtient ainsi de la chaux parfaitement pure. Mais pour le besoin des arts, on n'a pas besoin de l'avoir aussi pure; alors on prend de la pierre à chaux, on en remplit un grand fourneau vertical et cylindrique que les *chaufourniers* désignent sous le nom de *four à chaux;* à la partie inférieure de ce fourneau, il y a un dôme où l'on fait du feu avec du bois, de la bruyère ou des joncs marins; on entretient ce feu pendant trois jours et trois nuits, en augmentant graduellement jusqu'à faire rougir toute la masse; on laisse refroidir, et quand elle est assez froide pour pouvoir être retirée sans être exposée à brûler ceux qui la travaillent, on la renferme dans des tonneaux pour la priver du contact de l'air. On doit éviter de donner un trop haut degré de chaleur, parce que la pierre, contenant presque toujours de la silice, éprouverait une sorte de vitrification qui en change les propriétés : on dit vulgairement qu'elle est brûlée. On reconnaît que la chaux est calcinée convenablement, quand elle ne fait aucune effervescence avec les acides. Le protoxide de calcium est composé de 100 de métal, et de 39,063 d'oxigène. Il a été regardé comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium. La chaux est d'une très-grande utilité : on l'emploie pour la fabrication des savons, pour la construction des édifices, pour la préparation de l'ammoniaque; on l'emploie comme

engrais dans certains cantons; elle sert souvent de réactif dans les laboratoires de chimie. Quelques médecins en ont vanté l'usage dans plusieurs maladies.

Oxide de carbone. Gaz invisible, inodore, insipide, incolore comme l'air; il est impropre à la combustion; il asphyxie promptement les animaux qui le respirent. Sa pesanteur spécifique est de 0,96,783. Ce gaz supporte l'intensité de la chaleur et l'action de la pile sans se décomposer; il est également sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène. Parmi les corps combustibles, il n'y a que le chlore qui agisse sur lui : lorsque l'on mêle parties égales de chlore et de gaz oxide de carbone secs, et que l'on expose ce mélange dans un flacon sous l'influence des rayons solaires, le volume se contracte de moitié, et il en résulte un acide désigné sous le nom de *gaz chloroxi-carbonique*. Le gaz oxide de carbone est inflammable; si on en approche une bougie allumée, il brûle avec flamme, et se transforme en acide carbonique; il est presque insoluble dans l'eau. On se procure ce gaz en faisant passer dans un tube de porcelaine rempli de charbon sec, à une haute température, de l'acide carbonique : on peut aussi l'obtenir en décomposant dans une cornue, par la chaleur, de l'oxalate de plomb ou de zinc; dans tous les cas, on doit faire passer le produit gazeux au travers d'une solution de soude ou de potasse pour absorber l'acide carbonique qu'il contient toujours. Il est formé de 1 volume de vapeur de carbone, et de 1 1/2 volume d'oxigène, ou en poids de 100 d'oxigène et de 76,56 de carbone. Il fut découvert tout à la fois par M. Cruikshouk en Angleterre, et en France par MM. Clément et Desormes.

Oxide caseux. Nom donné par M. Proust à une matière blanche, insipide, inodore et spongieuse, que l'on obtient du caséum ou du gluten fermentés : cet oxide existe abondamment dans le fromage passé : c'est en employant successivement l'alcool rectifié, l'alcool faible et l'eau que l'on se procure cette substance.

Oxide de cérium. Blanc, presque infusible. Cet oxide, soumis à l'action du feu à une haute température, passe à l'état de deutoxide. Il n'a point encore été rencontré dans la nature; on se le procure aisément en décomposant le chlorure de cérium par une solution de soude ou de potasse : il suffit de laver et filtrer le précipité. Il est composé de 100 de cérium, et de 17,41 d'oxigène. Le *deutoxide* est d'un brun marron, sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène. Il existe dans les minerais de cuivre de Riddarhyta en Suède : il constitue ce que les minéralogistes ont appelé *cérite*. On l'obtient, soit en chauffant convenablement son protoxide, soit en décomposant le deuto-nitrate par la potasse de la même base. MM. Hisinger, Berzélius, Vauquelin et Laugier se sont surtout occupés de nous faire connaître la propriété de ces oxides. On doit à ce dernier chimiste un excellent procédé pour les séparer entièrement de l'oxide de fer.

Oxide de chlore. Gaz d'un vert-jaunâtre, d'une odeur qui n'a rien de désagréable et qui n'a aucune analogie avec celle du chlore. Il ne rougit pas le tournesol, mais il en détruit la couleur. Selon M. Faraday, on peut le liquéfier. Exposé à la chaleur de l'eau bouillante, il devient lumineux et détonne avec violence en occasionant la rupture du vase; le phosphore que l'on y plonge produit le même effet. L'eau le dissout très-promptement; elle acquiert une saveur corrosive fort désagréable. Cet oxide a été découvert en 1815 par M. Davy, et

étudié quelque temps après par le comte Stadion. Sa préparation est presque toujours dangereuse à cause de la détonation qui peut avoir lieu. M. Thénard conseille, pour prévenir les explosions, de le préparer de la manière suivante : on fait une pâte avec du chlorate de potasse pulvérisé et de l'acide sulfurique étendu de moitié de son poids d'eau; on en remplit presque entièrement, sans la tasser, un tube de verre scellé hermétiquement par un bout; on le place verticalement, et on y adapte un petit tube recourbé; on enfonce le bouchon jusque sur la pâte; on chauffe peu à peu à la chaleur du bain-marie; le gaz se dégage, et on le reçoit sur le mercure : il est mêlé à un vingtième d'oxigène, et à un quarantième de chlore. L'oxide de chlore est composé de 1 volume d'oxigène, et de 1 1/2 volume de chlore condensé en un seul. M. Chevreul lui a donné le nom de *chlorure d'oxigène*. En traitant le chlorate de potasse par l'acide hydro-chlorique, on obtient aussi un oxide de chlore qui a été appelé *euchlorine, acide chloreux*; mais il paraît, d'après MM. Davy et Thénard, qu'il n'est qu'un simple mélange du précédent avec une certaine quantité de chlore.

Oxide de chrôme (deuto-). Cet oxide est brun, pulvérulent, brillant, insoluble dans l'eau et dans les acides. On l'obtient en dissolvant le protoxide à l'état d'hydrate dans l'acide nitrique, évaporant la dissolution jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses. Suivant M. Berzélius, il est formé de 100 de métal et de 56,84 d'oxigène.

Oxide de chrôme (proto-). Vert, pulvérulent, infusible et indécomposable au feu de forge, sans action sur le gaz oxigène à aucune température, insoluble dans l'eau. MM. Thénard et Gay-Lussac ont obtenu, en le chauffant avec la moitié de son poids de potassium et de sodium, une masse brune qui étant refroidie brûle spontanément à l'air, et se transforme en chrômate de potasse ou de soude. On a quelquefois rencontré cet oxide à la surface du plomb chromaté : c'est lui qui colore en vert les émeraudes et plusieurs roches magnésiennes. On fait usage de plusieurs procédés pour sa préparation : le plus ordinairement on décompose le chrômate de mercure à une haute température; le mercure se dégage, et l'oxide de chrôme reste fixe. M. Lassaigne a donné un autre procédé qui consiste à chauffer jusqu'au rouge dans un creuset de Hesse un mélange de soufre et de chrômate de potasse à parties égales : il se forme du sulfure de potassium et du sulfate de potasse, qu'il est facile de séparer de l'oxide en lessivant la masse à plusieurs reprises. (Ann. de chim. et de phys., t. XIV, pag. 299.) M. Berthier donne un moyen très-économique qui peut être employé dans les arts; on fait bouillir du chrômate de potasse avec de l'acide hydro-chlorique; il se forme du chlorure de potassium et de chrôme; en versant de l'ammoniaque; l'oxide de chrôme se précipite à l'état d'hydrate; on chauffe cet hydrate, il entre en ignition, devient d'un beau vert, et cesse d'être soluble dans les acides. L'oxide de chrôme a été découvert par M. Vauquelin. Il est composé, suivant M. Berzélius, de 100 de chrôme, et de 42,633 d'oxigène. Cet oxide est employé dans les arts; c'est avec lui que l'on donne cette belle couleur verte à la porcelaine, et que l'on colore les pierres artificielles qui imitent l'émeraude. On en fait usage en chimie pour en extraire le métal.

Oxide de cobalt (deuto-). Noir, insoluble dans l'eau et les acides. Exposé à une très-forte température,

il abandonne une portion de son oxigène. Il se rencontre dans la nature, à Schneeberg, à Kamsdorf, etc., à la surface du cobalt arsenical. On l'obtient en décomposant le nitrate de cobalt par la chaleur, ou en exposant le protoxide à la température du rouge brun. Il est formé, suivant M. Proust, de 100 de métal, et 25 à 26 d'oxigène, et suivant M. Berzélius, de 40,647 d'oxigène.

Oxide de cobalt (proto-). Gris, presque infusible, bleu quand il est à l'état d'hydrate. Il absorbe l'oxigène facilement, et se transforme en peroxide. Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison. On se le procure en décomposant le chlorure de cobalt par une solution de soude ou de potasse : il se combine aux acides, et forme des dissolutions roses. Il contient, suivant M. Berzélius, sur 100 de métal, 27,097 d'oxigène. Les oxides de cobalt sont employés pour colorer en bleu le verre et les émaux; il est la base du bleu de Thénard.

Oxide de colombium. Voy. *Acide colombique*.

Oxide de cuivre (deuto-). D'un noir un peu brun, sans action sur l'air et sur le gaz hydrogène. Il n'entre en fusion qu'au-dessus de la chaleur rouge : il attire l'acide carbonique de l'air, et se transforme en vert-de-gris. On ne le trouve dans la nature qu'à l'état de combinaison. On l'obtient en décomposant le deuto-sulfate de cuivre par la potasse ou la soude : il se précipite d'abord à l'état d'hydrate bleu; mais par la dessiccation, il devient noir. Il contient, suivant M. Proust, 25 d'oxigène sur 100 de métal.

Oxide de cuivre (proto-). Rouge, orangé, fusible en une masse rougeâtre; se change en deutoxide à une chaleur peu élevée. Il existe dans la nature; on le rencontre fréquemment, soit en cristaux, soit en filets capillaires dans les dépôts de cuivre sulfuré, il y est quelquefois si abondant qu'on l'en exploite avec avantage. On l'obtient en décomposant le chlorure de cuivre par la potasse ou à la soude. Il est formé de 100 de métal, et de 12,636 d'oxigène.

Oxide de cuivre (trito-). M. Thénard a obtenu cet oxide par le moyen de l'eau oxigénée et du nitrate de cuivre. (Voy., pour plus de détails son Traité de chimie).

Oxide cystique. Nom donné par M. Wollaston à une matière particulière qu'il a rencontrée dans les calculs de la vessie. L'oxide cystique pur est en cristaux transparens, jaunâtres, insipides. Il ne rougit point le tournesol ; distillé à feu nu, il donne tous les produits des matières animales, et une huile tellement fétide que, par sa seule odeur, on le reconnaît sur-le-champ. Cette substance se dissout très-bien dans les acides nitrique, phosphorique, sulfurique, oxalique et hydro-chlorique. Elle est insoluble dans l'eau; l'alcool, le carbonate d'ammoniaque, les acides tartrique et citrique, les alcalis le dissolvent facilement. Les combinaisons de l'oxide cystique avec les acides ou les alcalis sont capables de cristalliser, et il peut en être précipité par le carbonate d'ammoniaque pour les dissolutions acides, et par les acides citrique et tartrique pour les dissolutions alcalines. Cette substance ne se rencontre que très-rarement ; cependant M. Lassaigne l'a trouvé tout récemment dans le calcul d'un chien, il en formait les 97 centièmes.

Oxide d'étain (deuto-). Blanc, indécomposable au feu, inaltérable à l'air. Cet oxide se dissout dans la potasse, propriété qui lui a fait donner par M. Berzélius le nom d'*acides tamnique*. Il existe abondamment dans la nature. On le rencontre en Angleterre, dans le comté

de Cornouailles ; à Attenberg, en Saxe; en Bohême, en Espagne et à Saint-Léonard en Limousin. Il forme aussi des mines excessivement riches en Chine, à Banca, Sumatra, Malaca, au Mexique. Cet oxide naturel est quelquefois cristallisé en prismes quadrangulaires. Il est toujours coloré par un peu d'oxide de fer. On obtient le deutoxide d'étain, dans les laboratoires, en traitant l'étain en grenaille par l'acide nitrique; l'acide se décompose et cède son oxigène au métal, qui passe à l'état de peroxide, insoluble dans l'acide nitrique. On pourrait encore se le procurer en calcinant l'étain avec le contact de l'air. Le deutoxide d'étain n'est point employé dans les arts. On faisait usage autrefois de *potée d'étain*, qui était un mélange de deutoxide de plomb et d'étain, que l'on préparait en chauffant à l'air un alliage de plomb et d'étain. Cet alliage est beaucoup plus combustible que les deux métaux isolément.

Oxide d'étain (proto-). Gris-noirâtre, réductible par la pile, insoluble dans l'eau et indécomposable au feu. Cet oxide, chauffé avec le contact de l'air, s'enflamme très-facilement et passe à l'état de deutoxide. Il s'obtient en décomposant une solution de proto-chlorure d'étain par l'ammoniaque. Il se précipite d'abord à l'état d'hydrate blanc; mais il suffit de le faire sécher à une douce chaleur pour le faire noircir. Il est composé, d'après MM. Gay-Lussac et Berzélius, de 100 de métal et de 13,6 d'oxigène. Le deutoxide est formé, suivant les mêmes chimistes, de 100 d'étain et de 27,2 d'oxigène.

Oxide de fer (deuto-). Noir, magnétique. Chauffé dans des vaisseaux clos, il se fond sans se décomposer; mais, avec le contact de l'air, il passe à l'état de tritoxide, pourvu qu'on n'élève pas trop haut le degré de tempé-

rature. Un phénomène des plus remarquables, observé par M. Gay-Lussac, c'est que, chauffé dans un tube de porcelaine avec le gaz hydrogène jusqu'au rouge blanc, il se forme de l'eau et le métal est réduit. Cette circonstance est d'autant plus surprenante, que le feu décompose l'eau à la même température. L'acide nitrique concentré, selon M. Vauquelin, le fait passer au *summum* d'oxidation, le dissout en donnant lieu à un trito-nitrate incolore. L'acide sulfurique le dissout sans l'altérer, et forme un deuto-sulfate qui varie en couleur, en raison de la quantité d'oxide dissous. Cet oxide est soluble dans un grand excès d'ammoniaque. Le deutoxide de fer se trouve abondamment dans la nature. Il est quelquefois cristallisé en octaèdres ou en dodécaèdres; tel est celui de Suède et de l'île de Corse. Il existe aussi, sous forme de sable, en France, en Italie, etc., ou en masses compactes, comme en Bohême, en Sibérie, en Norwège et en beaucoup d'autres lieux. C'est lui qui constitue l'aimant. C'est principalement de cet oxide que l'on extrait le fer. On le prépare en faisant passer de la vapeur d'eau à travers un tube de porcelaine rempli de limaille de fer, que l'on chauffe jusqu'à l'incandescence. Le deutoxide de fer est employé en médecine sous le nom d'*ethiops martial*. On l'obtient en pharmacie par le procédé suivant. Ce procédé est celui de Cavezzeli; il consiste à faire une pâte de limaille de fer avec de l'eau pure, à mettre ce mélange dans une terrine évasée, à le remuer fréquemment, ayant soin que la surface soit toujours humide. La masse ne tarde pas à se chauffer, et il s'en dégage beaucoup de gaz hydrogène, et le fer est transformé en deutoxide. M. Fabroni a conseillé une méthode plus expéditive; il ajoute à l'eau qui sert à empâter la limaille de fer, à peu près

un huitième d'acide nitrique, et il fait éprouver à la masse une chaleur de 50 à 60°. L'opération est terminée dans quelques heures; il ne suffit plus que de laver à plusieurs eaux pour avoir l'étiops parfaitement pur. Nous avons souvent fait usage de cet excellent procédé, qui donne un oxide toujours constant. Quelques pharmaciens le préparent tout d'un coup en brûlant dans un creuset de fer une pâte faite avec de la limaille de fer et de l'huile ou de la graisse; mais on doit éviter de faire usage de ce procédé, qui fournit un oxide mêlé avec le charbon provenant de la décomposition des corps gras. Il est formé, suivant M. Gay-Lussac, de 100 de fer et de 38,0 d'oxigène. MM. Dulong et Berzélius croient qu'il n'est qu'une combinaison du protoxide avec le tritoxide, et que l'un joue le rôle d'acide à l'égard de l'autre.

Oxide de fer (proto-). Cet oxide n'est connu qu'à l'état d'hydrate; alors il est blanc. On ne peut pas le dessécher sans qu'il ne passe à un degré d'oxidation supérieur; il devient verdâtre aussitôt qu'il a le contact de l'air, et prend bientôt une teinte rougeâtre en absorbant l'oxigène et l'acide carbonique. Il est insoluble dans l'eau, et n'existe dans la nature qu'en combinaison avec la silice et l'acide sulfurique. On obtient le protoxide de fer en décomposant une solution de sulfate de fer par la potasse ou la soude; on lave le précipité formé avec de l'eau privée d'air, et on le conserve dans des flacons pleins d'eau et parfaitement bouchés. Il est composé, d'après M. Gay-Lussac, de 100 de fer et de 28,3 d'oxigène. Découvert par MM. Thénard et Chenevix.

Oxide de fer (trito-). Rouge violet, plus fusible que le fer, indécomposable par la chaleur, non magnétique, insoluble dans l'eau. Il absorbe l'acide carbonique

de l'air à la température ordinaire. Le tritoxide de fer existe en grande quantité dans la nature; tels sont les *hématites*, le *fer oligiste*, la *pierre d'aigle* ou *œtite*, le *fer oxidé brun*, etc., qu'il constitue presque entièrement. On le rencontre dans beaucoup de contrées, en Norwège, en Suède, en Sibérie, dans l'île d'Elbe, etc. Ces différens minerais sont exploités avec avantage pour l'extraction du fer. C'est encore le tritoxide de fer qui colore les argiles désignés sous les noms d'*ochre jaune*, d'*ochre rouge*, de *tripoli*, de *bol d'Arménie*, de *terre sigillée*... On obtient cet oxide, qui était autrefois connu en médecine sous les noms de *colcothar; de safran mars astringent*, 1° en décomposant le nitrate de fer par la chaleur; 2° en précipitant un trito-sel de fer par la potasse ou la soude; 3° en décomposant le sulfate de fer par une forte chaleur, pour en dégager l'acide sulfurique. C'est par un procédé analogue à ce dernier qu'on se procure le *poli rouge d'Angleterre*, qui n'est que du tritoxide de fer dans un état de division extrême. A cet effet, on fait un mélange avec parties égales de sel marin et de sulfate de fer; on chauffe d'abord modérément le mélange dans un creuset; les deux sels se liquéfient dans leur eau de cristallisation, et la masse finit par se dessécher; alors on augmente la chaleur de manière à faire rougir le creuset pendant trois quarts d'heure, on le retire du feu, on le laisse refroidir, et on délaie la masse dans de l'eau distillée; le sel, qui est indécomposable au feu, se dissout, et l'oxide de fer se précipite; on laisse déposer; et après avoir lavé à plusieurs eaux, on fait sécher pour l'usage. Le tritoxide de fer est employé en médecine et le rouge d'Angleterre dans les arts.

Oxide de glucinium, ou glucine. Blanc, insipide,

sans action sur les corps simples. Exposée à une forte chaleur, la glucine se fond en un émail blanc. Elle est insoluble dans l'eau, elle attire l'acide carbonique de l'air, et jouit de la propriété de former des sels sucrés s'ils sont solubles; d'où lui est venu le nom de *glucine*. Cette substance ne s'est encore rencontrée que dans l'émeraude, l'aigue-marine et l'euclase. La glucine s'extrait de l'émeraude de la manière suivante : on traite la pierre successivement par la potasse et l'acide hydrochlorique, on évapore à siccité, on délaye le résidu dans l'eau, et on filtre; on verse dans la liqueur filtrée un excès de sous-carbonate d'ammoniaque; on filtre une seconde fois et l'on fait bouillir; le carbonate de glucine qui était rendu soluble par l'excès de sous-carbonate d'ammoniaque se dépose; on le lave et on le calcine fortement pour en dégager l'acide carbonique. La glucine a été découverte par M. Vauquelin et regardée comme un corps simple jusqu'au moment de la découverte des métaux alcalins.

Oxide d'hydrogène (deuto-). Voy. *Eau oxigénée*.

Oxide d'hydrogène (proto-). C'est le nom scientifique de l'eau, le nom chimique n'est point en usage; l'autre étant consacré par la plus haute antiquité, il serait ridicule de ne pas le conserver.

Oxide hydro-sulfuré d'antimoine. Voy. *Sulfure d'antimoine hydraté*.

Oxide d'iridium. On ne connaît pas cet oxide, parce que l'iridium est inattaquable par les acides et le gaz oxigène. On ne peut l'oxider qu'en le calcinant fortement avec le nitrate de potasse; mais il est impossible de le séparer exactement de l'alcali. Les sels d'iridium étant quelquefois rouges et quelquefois bleus, M. Vauquelin,

qui les a beaucoup étudiés, pense qu'il pourrait bien exister plusieurs oxides de ce métal.

Oxide de lithium ou lithine. La lithine est blanche, très-caustique, inodore; elle verdit fortement le sirop de violette; elle attire puissamment l'acide carbonique de l'air et le transforme en sous-carbonate, soluble dans 100 fois son poids d'eau. La lithine a de l'analogie avec la potasse et la soude; elle est beaucoup plus soluble dans l'eau que la baryte ou la strontiane. Combinée avec les acides, elle forme des sels neutres. Elle a une telle tendance à attaquer le platine, que suivant M. Berzélius, ce métal peut servir à reconnaître des traces de lithine dans un minerai. « On prend, dit ce savant, un « morceau de minéral gros comme une tête d'épingle; « on le chauffe avec de la soude en excès sur une feuille « mince de platine, et on le fait rougir une couple de « minutes. La pierre se décompose, la soude chasse « l'oxide de lithium de ses combinaisons, et l'excès qu'on « en a ajouté étant liquide à cette température se répand « sur la feuille et environne la masse décomposée. Autour « de la masse alcaline fondue, le platine prend une cou- « leur foncée, qui est d'autant plus obscure et qui forme « une bande d'autant plus large que le minerai contient « plus de lithium. L'oxidation n'a pas lieu sans l'alcali. » Le platine reprend son brillant en le lavant avec de l'eau et le faisant rougir. La lithine ne s'est encore rencontrée que dans la pétalite, la triphane, la tourmaline verte et la rubellite; cette substance n'y existe qu'en petite quantité, ce qui est cause qu'elle est encore fort rare. On l'obtient par le procédé suivant : on calcine fortement dans un creuset de platine un mélange à parties égales de carbonate de baryte et de pierre contenant la lithine,

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

on chauffe pendant au moins deux heures ; le carbonate de baryte est décomposé, et la baryte, en s'unissant à la pierre, en change la nature et la rend attaquable par les acides. On dissout, à l'aide de la chaleur, la masse dans de l'acide hydro-chlorique étendu, et on dessèche les hydro-chlorates formés ; on délaie le résidu dans l'eau, et on filtre pour en séparer la silice. La dissolution ne contient plus que les hydro-chlorates d'alumine, de baryte, de fer et de lithine ; par l'acide sulfurique, on sépare toute la baryte ; on ajoute de l'ammoniaque pour saturer l'excès d'acide ; quand la liqueur est bien neutre, on verse un excès de carbonate d'ammoniaque qui décompose tous les sels et les précipite à l'état de carbonate, excepté la lithine. Ayant eu l'attention de mettre assez d'acide sulfurique pour décomposer les hydro-chlorates, il ne reste dans la liqueur que du sulfate de lithine, d'ammoniaque, et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque ; on calcine fortement le résidu pour décomposer les sels ammoniacaux, et il ne reste que du sulfate de lithine pur. On redissout le sulfate de lithine dans l'eau distillée, et on sature l'acide sulfurique par l'eau de baryte ; il se précipite du sulfate de baryte insoluble, et le nouvel alcali reste en dissolution dans la liqueur ; on évapore celle-ci dans une cornue jusqu'à siccité pour éviter que la lithine n'absorbe l'acide carbonique de l'air. Il est préférable d'achever l'évaporation sous la machine pneumatique. D'après la loi de composition, l'oxide de lithine doit être formé de 100 de métal et de 78,25 d'oxigène. Ce nouvel alcali a été découvert, en 1818, par M. Arfwedson. M. Berzélius l'a retrouvé dans la rubellite. M. Vauquelin nous a aussi fait connaître des propriétés fort intéressantes de cette substance.

Oxide de magnésium ou magnésie. La magnésie est blanche, pulvérulente, douce au toucher, sans saveur et sans odeur ; elle verdit le sirop de violettes, sa pesanteur spécifique est de 2,3 selon Kirvan. Elle est sans action sur le gaz oxigène et les fluides impondérables ; elle est infusible au feu de forge le plus violent ; elle attire l'acide carbonique de l'air à la température ordinaire. Parmi les corps combustibles il n'y a que le chlore qui ait une action bien connue sur la magnésie.

La magnésie existe abondamment dans la nature ; mais toujours à l'état de combinaison avec les acides ou quelques oxides métalliques. On l'obtient en chauffant dans un creuset pendant une heure et demie le sous-carbonate de magnésie. Elle ne doit plus faire effervescence avec les acides. Elle est employée en médecine sous le nom de *magnésie calcinée*. D'après la loi de composition du sulfate de magnésie, cet oxide est formé de 100 de métal et de 63,159 d'oxigène. La magnésie a été indiquée par Frédéric Hoffmann, en 1722 ; mais c'est Black qui le premier l'a distinguée comme une substance particulière ; elle a ensuite été étudiée par Margraff et Bergmann, et regardée comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium.

Oxide de manganèse (deuto-). D'un brun-rouge, réductible par la pile, insoluble dans l'eau et indécomposable au feu. Cet oxide absorbe l'oxigène de l'atmosphère à la température ordinaire, surtout si l'air est humide. Mis en contact avec l'acide nitrique, il se sépare en protoxide soluble et en peroxide qui se précipite. Il existe dans la nature seulement à l'état de combinaison avec la silice. On l'obtient en calcinant fortement le pe-

roxide. Il est formé, d'après M. Arfwedson, de 100 de métal et de 37,475 d'oxigène.

Oxide de manganèse (proto-). Blanc à l'état d'hydrate, vert quand il est sec ; il attire promptement l'oxigène de l'air et devient brun ; il est réductible par la pile et indécomposable au feu. Par le moyen du chalumeau de Brook, selon Clarke, il se réduit en abandonnant son oxigène. On l'obtient en précipitant un proto-sel de manganèse par la potasse ou la soude. On le conserve comme le protoxide de fer. Il est composé de 100 de métal et de 28,1077 d'oxigène.

Oxigène de manganèse (trito- ou per-). Brun noirâtre, d'un aspect metallique quand il est en cristaux, sans action sur le gaz oxigène, réductible par la pile, insoluble dans l'eau. Chauffé fortement avec du phosphore dans un tube de porcelaine, il se transforme en phosphate de manganèse ; le soufre, dans la même circonstance, le convertit en sulfure, et il se dégage de l'acide sulfureux. Le peroxide de manganèse existe en grande quantité dans la nature. Quelquefois il est en aiguilles brillantes comme l'antimoine sulfuré, quelquefois aussi en stalactites ; mais le plus souvent en masses qui ont tantôt l'apparence métallique, tantôt une couleur terne qui varie du brun au noir. Il n'est pur que quand il est cristallisé. On en rencontre des dépôts considérables dans les terrains primitifs et secondaires ; on en trouve dans les Vosges, dans le Périgord, les Cévennes, la Saxe, la Bohême, le Hartz, etc. On peut le préparer dans les laboratoires en décomposant au feu le nitrate de manganèse. Il est composé, suivant M. Arfwedson, de 100 de manganèse et de 56,215 d'oxigène. Il est employé dans les arts pour la préparation du

chlore, et dans les laboratoires de chimie pour obtenir du gaz oxigène. M. Arfwedson admet quatre oxides de manganèse ; il en désigne un sous le nom de *tritoxide*, qui est intermédiaire entre le deutoxide et notre tritoxide. Il est, selon ce chimiste, composé de 100 de métal et de 42,016 d'oxigène ; mais la plupart des chimistes n'ont point encore constaté suffisamment l'existence de cet oxide.

Oxide de mercure (deuto-) ou précipité rouge. D'un rouge vif, jaune quand il est à l'état d'hydrate. Cet oxide est réductible par la chaleur du rouge brun ; il est sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène. A une température peu élevée il cède son oxigène à la plupart des corps combustibles. C'est toujours un produit de l'art. On l'obtient en dissolvant du mercure dans de l'acide nitrique, et décomposant ensuite le sel mercuriel à une chaleur voisine du rouge naissant ; l'acide nitrique se décompose en oxigène et en acide nitreux qui se dégage. Le deutoxide de mercure reste sous forme de belles paillettes, d'un rouge violet, et qui par le refroidissement deviennent d'un rouge orangé. L'opération est terminée quand il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses toujours faciles à reconnaître par leur couleur et par leur odeur. On peut encore se procurer le deutoxide en décomposant le deuto-nitrate ou le per-chlorure de mercure par une solution de soude ou de potasse, lavant et desséchant le précipité, ou en chauffant du mercure dans un matras pendant quinze ou vingt jours, à une température voisine de l'ébullition, avec le contact de l'air. L'oxide ainsi obtenu était autrefois désigné sous le nom de *précipité perse*. On fait rarement usage des deux derniers procédés. On appelait encore *arcanum*

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN © DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

roxide. Il est formé, d'après M. Arfwedson, de 100 de métal et de 37,475 d'oxigène.

Oxide de manganèse (proto-). Blanc à l'état d'hydrate, vert quand il est sec ; il attire promptement l'oxigène de l'air et devient brun ; il est réductible par la pile et indécomposable au feu. Par le moyen du chalumeau de Brook, selon Clarke, il se réduit en abandonnant son oxigène. On l'obtient en précipitant un proto-sel de manganèse par la potasse ou la soude. On le conserve comme le protoxide de fer. Il est composé de 100 de métal et de 28,1077 d'oxigène.

Oxigène de manganèse (trito- ou per-). Brun noirâtre, d'un aspect metallique quand il est en cristaux, sans action sur le gaz oxigène, réductible par la pile, insoluble dans l'eau. Chauffé fortement avec du phosphore dans un tube de porcelaine, il se transforme en phosphate de manganèse ; le soufre, dans la même circonstance, le convertit en sulfure, et il se dégage de l'acide sulfureux. Le peroxide de manganèse existe en grande quantité dans la nature. Quelquefois il est en aiguilles brillantes comme l'antimoine sulfuré, quelquefois aussi en stalactites ; mais le plus souvent en masses qui ont tantôt l'apparence métallique, tantôt une couleur terne qui varie du brun au noir. Il n'est pur que quand il est cristallisé. On en rencontre des dépôts considérables dans les terrains primitifs et secondaires ; on en trouve dans les Vosges, dans le Périgord, les Cévennes, la Saxe, la Bohême, le Hartz, etc. On peut le préparer dans les laboratoires en décomposant au feu le nitrate de manganèse. Il est composé, suivant M. Arfwedson, de 100 de manganèse et de 56,215 d'oxigène. Il est employé dans les arts pour la préparation du

chlore, et dans les laboratoires de chimie pour obtenir du gaz oxigène. M. Arfwedson admet quatre oxides de manganèse ; il en désigne un sous le nom de *tritoxide*, qui est intermédiaire entre le deutoxide et notre tritoxide. Il est, selon ce chimiste, composé de 100 de métal et de 42,016 d'oxigène ; mais la plupart des chimistes n'ont point encore constaté suffisamment l'existence de cet oxide.

Oxide de mercure (deuto-) ou précipité rouge. D'un rouge vif, jaune quand il est à l'état d'hydrate. Cet oxide est réductible par la chaleur du rouge brun ; il est sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène. A une température peu élevée il cède son oxigène à la plupart des corps combustibles. C'est toujours un produit de l'art. On l'obtient en dissolvant du mercure dans de l'acide nitrique, et décomposant ensuite le sel mercuriel à une chaleur voisine du rouge naissant ; l'acide nitrique se décompose en oxigène et en acide nitreux qui se dégage. Le deutoxide de mercure reste sous forme de belles paillettes, d'un rouge violet, et qui par le refroidissement deviennent d'un rouge orangé. L'opération est terminée quand il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses toujours faciles à reconnaître par leur couleur et par leur odeur. On peut encore se procurer le deutoxide en décomposant le deuto-nitrate ou le per-chlorure de mercure par une solution de soude ou de potasse, lavant et desséchant le précipité, ou en chauffant du mercure dans un matras pendant quinze ou vingt jours, à une température voisine de l'ébullition, avec le contact de l'air. L'oxide ainsi obtenu était autrefois désigné sous le nom de *précipité perse*. On fait rarement usage des deux derniers procédés. On appelait encore *arcanum*

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN © DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

coralinum du deutoxide ou oxide rouge de mercure sur lequel on brûlait de l'alcool. Cet oxide est formé de 100 de mercure et 7,9 d'oxigène. Il n'est employé qu'en médecine et dans les laboratoires de chimie.

Oxide de mercure (proto-). Cet oxide n'existe qu'à l'état de combinaison. Suivant M. Guibourt, c'est à tort que l'on avait pris pour protoxide un précipité noir que l'on obtient en décomposant le proto-nitrate de mercure par une solution de soude ou de potasse; ce prétendu protoxide que quelques chimistes avaient regardé comme pur, n'est qu'un mélange de deutoxide et de mercure très-divisé, car il suffit de le frotter entre deux corps durs pour voir de suite apparaître de petits globules de mercure métallique.

Oxide de molybdène (deuto-) ou oxide bleu. Comme cet oxide jouit de toutes les propriétés acides à un certain degré, nous renvoyons à l'article *Acide molybdeux*. Richter le désignait sous le nom de *carmin bleu*. On l'employait dans la peinture avant la découverte du bleu de Thénard.

Oxide de molybdène (proto-). D'un brun-rougeâtre, d'un aspect cristallin. Il n'existe pas dans la nature. Il a été obtenu par Bucholz en chauffant fortement dans un creuset, du molybdate d'ammoniaque pulvérisé recouvert de poussier de charbon. Il contient sur 100 de métal 16,755 d'oxigène.

Oxide de nickel (deuto-). Cet oxide a été obtenu par M. Thénard, en traitant le nitrate de nickel par l'eau oxigénée et la potasse. Ce chimiste n'ayant pas analysé cet oxide, regarde son existence comme un peu douteuse. Voyez, pour plus de détails, son Traité de chimie.

Oxide de nickel (proto-). D'un brun foncé quand il est desséché, et d'un vert-pomme à l'état d'hydrate. Le protoxide de nickel est presque infusible; il est réductible à l'aide de la chaleur par le gaz hydrogène; il n'a pas d'action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène. On l'obtient facilement en décomposant un proto-sel de nickel par la potasse ou la soude; il se précipite en flocons verdâtres. Il se dissout dans les acides et forme des dissolutions vertes. Suivant M. Berzélius, il est formé de 100 de métal et de 27,049 d'oxigène; mais M. Lassaigne ne porte la quantité d'oxigène qu'à 20.

Oxide nitreux. Voy. *Deutoxide d'azote*.

Oxide d'or (deuto-). Jaune-rougeâtre à l'état d'hydrate, brun quand il est sec. Il est très-facile à réduire par la chaleur et par la pile; il n'a pas d'action sur l'oxigène, se dissout difficilement dans les acides mêmes les plus forts, se dissout au contraire très-bien dans les alcalis, et suivant M. Pelletier, il joue le rôle d'acide à l'égard de ceux-ci. Il n'a jamais été trouvé dans la nature. Ce chimiste conseille le procédé suivant pour l'obtenir: on fait bouillir une solution de chlorure d'or avec de la magnésie; l'oxide le précipite et entraîne une partie de celle-ci; pour l'en débarrasser on fait bouillir le précipité avec de l'acide nitrique étendu qui dissout toute la magnésie sans attaquer l'oxide d'or; il reste à l'état d'hydrate; on le recueille sur un filtre, et on le fait sécher sous le récipient de la machine pneumatique. Il est formé, suivant M. Oberkampf, de 100 d'or et 10,01 d'oxigène; M. Pelletier porte la quantité d'oxigène à 10,03; M. Berzélius à 12,077.

Oxide d'or (proto-). M. Berzélius admet un oxide d'or qui, suivant lui, ne contient que le tiers de l'oxigène du précédent; mais si cet oxide existe, il se décompose

avec la plus grande facilité par la lumière. Il reste en combinaison avec l'acide hydro-chlorique lorsqu'on fait évaporer à siccité l'hydro-chlorate d'or, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore.

Oxide d'osmium. Blanc, d'une odeur qui a de l'analogie avec celle du raifort; caustique, facile à fondre et à volatiliser, réductible par la chaleur; il n'a pas d'action sur le gaz oxigène, il se combine difficilement aux acides; il se dissout très-bien au contraire dans les alcalis et se comporte à leur égard à peu près comme le deutoxide d'or. Il n'existe pas dans la nature, on l'obtient en chauffant un mélange d'osmium et de nitrate de potasse dans une cornue au col de laquelle on adapte un petit récipient pour recevoir l'oxide d'osmium qui se condense sous forme d'un liquide oléagineux et qui se prend en masse par le refroidissement. Il est inusité.

Oxide de palladium. Brun-rougeâtre à l'état d'hydrate, noir quand il est desséché. Il est toujours le produit de l'art. On l'obtient en versant dans une solution de chlorure de palladium un excès de potasse, faisant chauffer, lavant et séchant le précipité. Découvert par M. Vauquelin; il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 de métal et de 14,207 d'oxigène.

Oxides de phosphore. Quelques chimistes pensent qu'il existe deux oxides de phosphore: le premier, qu'ils nomment *oxide blanc*, se forme toutes les fois que le phosphore séjourne pendant quelque temps dans de l'eau qui a le contact de l'air. Les cylindres de phosphore se recouvrent d'une croûte blanchâtre, d'une odeur semblable au phosphore, mais moins fusible que lui. L'autre, qu'ils désignent sous le nom d'*oxide rouge*, est ce résidu que l'on obtient lorsqu'on distille du phosphore qui a

servi plusieurs fois à faire l'analyse de l'air. Le phosphore brûlé rapidement dans l'air produit un semblable résidu. Il ne paraît différer du précédent que par la couleur, et M. Thénard est porté à croire que ces deux oxides sont identiques, seulement que le premier serait à l'état d'hydrate.

Oxide de platine (deuto-). Noir, insipide, réductible par la pile et par la chaleur, décomposable par la plupart des corps combustibles. On obtient cet oxide en versant un excès de soude caustique dans une solution de chlorure de platine; on fait bouillir, une partie de l'oxide se précipite, et l'autre reste dissoute dans la liqueur à la faveur de l'alcali; ce n'est qu'après beaucoup de lavages qu'on peut le regarder comme pur. Il est formé de 100 de platine et de 16,45 d'oxigène, suivant M. Berzélius.

Oxide de platine (proto-). Il en est de cet oxide comme du protoxide d'or. Suivant M. Berzélius, il reste en combinaison avec l'acide hydro-chlorique lorsqu'on fait évaporer l'hydro-chlorate de platine jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore. M. Chenevix admet aussi cet oxide.

Oxide de plomb (proto-), ou litharge. Jaune; il entre facilement en fusion et troue promptement les creusets de terre dans lesquels on le fait fondre; il cristallise en lames jaunes par refroidissement; il est sans action sur le gaz oxigène à la température ordinaire; mais il attire un peu l'acide carbonique de l'air. A une chaleur peu élevée, il passe à un degré d'oxidation supérieure. Il n'existe dans la nature que combiné avec les acides. On le prépare dans les laboratoires en chauffant jusqu'au rouge le minium ou en décomposant le

proto-nitrate de plomb dans un creuset de platine. Cet oxide est très-répandu dans le commerce; il provient de l'exploitation des mines de plomb argentifères. Après avoir retiré l'alliage de plomb et d'argent, on le calcine à l'air libre; l'argent reste pur et tout le plomb s'oxide. Le protoxide de plomb est formé, suivant M. Berzélius, de 100 de métal et de 7,737 d'oxigène. Cet oxide est très-employé dans les arts; il sert à la confection du blanc de plomb, du jaune de Naples, de l'acétate de plomb, etc.; il fait la base des emplâtres dont la médecine fait un usage fréquent.

Oxide de plomb (per-), ou oxide puce. Brun, insoluble dans les acides, passe à l'état de protoxide par un degré de chaleur rouge. Trituré avec du soufre, il en détermine l'inflammation; il y a formation de sulfure de plomb et dégagement d'acide sulfureux. Il est sans action sur l'air et sur le gaz oxigène. Il ne se rencontre pas dans la nature, on l'obtient en mettant en contact du minium avec de l'acide nitrique concentré. Une portion d'oxigène du minium se porte sur une autre partie du minium, le protoxide, tandis que la portion, ramenée à l'état de protoxide, se dissout dans l'acide nitrique; on lave le précipité et on le conserve à l'abri du contact de l'air. Il est composé, suivant M. Berzélius, de 100 de métal et de 15,474 d'oxigène. Il est inusité.

Oxide de plomb (sous-). Gris-cendré. Cet oxide se forme, suivant M. Berzélius, en exposant le plomb à l'air à la température ordinaire ou à un degré de chaleur peu élevé. On peut obtenir cet oxide en calcinant l'oxalate de plomb (Dulong).

Oxide de plomb (deuto-). Rouge-vif. Le deutoxide de plomb est inaltérable à l'air; il est insoluble dans les

acides. Mis en contact avec l'acide nitrique, une portion se désoxide pour devenir soluble, tandis que l'autre se suroxide et se précipite à l'état de peroxide insoluble. A une chaleur rouge, cet oxide se décompose en oxigène et en protoxide jaune. Quelques minéralogistes croient qu'il existe dans la nature parmi le plomb sulfuré. On le prépare dans les arts par le procédé suivant: on calcine le plomb dans de grand fourneaux de réverbères dont l'aire est concave; de chaque côté sont deux foyers au niveau de l'aire. Le plomb entre en fusion et se recouvre bientôt d'une couche d'oxide de plomb jaune, connu sous le nom de *massicot*; on enlève cette première couche, qui est remplacée par une seconde et une troisième, qu'on enlève de même à l'aide d'un ringard. Quand tout le bain de plomb est converti en massicot, on continue la calcination pendant un certain temps en retournant la matière, afin d'oxider le plomb qui pourrait encore être à l'état métallique; on retire l'oxide du four et on le refroidit en jetant de l'eau dessus. Dans cet état, il contient encore un peu de plomb métallique; pour l'en séparer, on l'agite dans des tonneaux pleins d'eau. Le métal étant le plus pesant, se précipite au fond des tonneaux, tandis que l'oxide, très-divisé, reste en suspension dans l'eau; on décante promptement et on laisse précipiter l'oxide: on le fait sécher et on le met de nouveau dans un four chauffé jusqu'au rouge, dont on laisse la chaleur tomber peu à peu; on l'y laisse pendant deux jours, après quoi l'opération est terminée. On le retire du four, on le passe au travers d'un crible et on en remplit des barils que l'on expédie dans le commerce sous le nom de *minium* ou *mine de plomb rouge*. Dans quelques fabriques, on ajoute au bain de plomb

un peu d'étain pour enlever la petite quantité de cuivre que le plomb pourrait contenir. Le cuivre et l'étain s'oxidant avant le plomb, on rejette la première couche qui surnage le bain. On peut également séparer l'oxide de cuivre et le protoxide de plomb qui seraient mélangés au minium, en le mettant en contact pendant quelques jours avec de l'eau aiguisée de vinaigre ; les deux oxides se dissolvent, tandis que le deutoxide de plomb reste sans être attaqué. Le tritoxide de plomb est formé de 11,587 d'oxigène et de 100 de métal.

Il est employé pour vernisser les poteries, pour la fabrication du cristal et dans la peinture à l'huile. Peut-être n'est-il qu'une combinaison de proto et de tritoxide.

Oxide de potassium (deuto-). Vert-jaunâtre, très-caustique. Verdit fortement le sirop de violettes. Tous les corps simples, excepté l'azote, lui enlèvent une portion de son oxigène, et le font passer à l'état de protoxide. L'eau en opère aussi la décomposition. Il n'existe pas dans la nature ; on l'obtient en chauffant un petit morceau de potassium dans une cloche courbe avec un excès de gaz oxigène. Il faut opérer sur le mercure. Il est formé de 100 de potassium et de 60 d'oxigène. Découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.

Oxide de potassium (proto-) ou potasse. Solide, blanc, caustique, très-alcalin, d'une pesanteur spécifique plus grande que le métal, réductible par la pile surtout à l'aide du mercure, fusible à la chaleur rouge. Exposé à une haute température avec le gaz oxigène, il s'en empare et se transforme en deutoxide. Il n'éprouve aucune action de la part du bore, de l'azote, de l'hydrogène et du carbone. Le phosphore, le soufre, le sélénium, le

chlore et l'iode, agissent sur le protoxide de potassium, ainsi que nous l'avons indiqué aux *oxides métalliques*. Exposé au contact de l'air, il en attire l'humidité et l'acide carbonique, et se résout en sous-proto-carbonate liquide. A une haute température, une partie attire l'oxigène de l'air, et l'autre l'acide carbonique, d'où il résulte du deutoxide et du proto-carbonate ; mais en continuant à chauffer pendant quelque temps, toute la masse se convertit en proto-carbonate de potasse. Il s'obtient en exposant du potassium en feuilles minces dans du gaz oxigène bien sec. On doit éviter d'employer l'air atmosphérique qui contient de l'acide carbonique, et qui est toujours plus ou moins chargé d'humidité ; car il a une telle affinité pour l'eau, qu'à la plus haute température il en retient encore le quart de son poids. Dans cet état, on le connaît sous le nom *d'hydrate de protoxide de potassium ou potasse*. Cette substance est trop employée dans les arts pour que l'on puisse se la procurer par le procédé que nous venons d'indiquer ; c'est pourquoi on a recours au suivant : on projette dans une bassine de fer presque rouge un mélange de nitrate de potasse et de crême de tartre pulvérisées. Le mélange prend feu, il en résulte beaucoup de gaz azote, de l'eau et de l'acide carbonique provenant des élémens des deux acides ; tous ces produits se volatilisent, excepté l'acide carbonique qui se combine à la potasse, de manière qu'il ne reste, après la combustion, que du sous-carbonate de potasse. On dissout ce sous-carbonate de potasse dans trois fois son poids d'eau, puis on y ajoute partie égale de chaux vive délayée dans 12 fois son poids d'eau, et on fait bouillir, ayant soin d'ajouter de l'eau à mesure qu'elle s'évapore. L'acide carbonique de la potasse s'unit à la

chaux, forme du sous-carbonate de chaux insoluble, et la potasse privée d'acide carbonique reste en dissolution dans la liqueur. On continue de faire bouillir jusqu'à ce qu'une portion de liqueur étendue d'un peu d'eau ne précipite plus par l'eau de chaux. Alors on passe la solution au travers d'une toile serrée ; on lave avec de l'eau bouillante le résidu resté sur le filtre jusqu'à ce que les eaux de lavage soient presque sans saveur ; on réunit toutes ces eaux, et on les fait évaporer promptement pour qu'elles n'absorbent que le moins possible de l'acide carbonique de l'air ; on fait évaporer jusqu'à siccité, et on donne un coup de feu assez fort pour que la masse entre en fusion ; on la coule sur un marbre, et on la renferme dès qu'elle est un peu refroidie dans des flacons que l'on bouche hermétiquement. Elle prend le nom de *potasse à la chaux* ou *de pierre à cautère*. Si au lieu d'évaporer la liqueur à siccité, on la concentre seulement à 50 ou 60°, et qu'on y ajoute trois ou quatre fois son poids d'alcool rectifié, qu'on la renferme dans des flacons bien bouchés pour la laisser déposer, qu'on la décante à l'aide d'un siphon, qu'on l'évapore à grand feu dans une bassine d'argent, et qu'on la fasse fondre pour la couler comme la précédente, on obtiendra la potasse pure ou potasse à l'alcool. On l'évapore aux trois-quarts, ordinairement dans une cornue, pour recueillir l'alcool qui peut servir à la même opération, et on achève de la dessécher dans la bassine. Le plus souvent on fait usage de la potasse du commerce, qui est composée de sous-carbonate, d'hydro-chlorate et de sulfate de potasse, de silice, de chaux, d'oxides de fer et de manganèse. En la soumettant aux mêmes opérations, on parvient à la purifier aisément, à moins qu'elle ne contienne

de la soude, car il serait impossible de la séparer de la potasse. C'est toujours avec cette dernière potasse que l'on prépare la pierre à cautère qui, étant beaucoup moins caustique en raison des substances étrangères qu'elle contient, convient mieux pour l'usage de la médecine. La potasse à l'alcool, ainsi obtenue, est solide, blanche, d'une grande causticité, beaucoup plus fusible que le protoxide non hydraté ; comme lui elle est déliquescente, attire l'acide carbonique et l'humidité de l'atmosphère. Le carbone à une haute température, a une action très-prononcée sur l'hydrate de potasse : l'eau se décompose ; il se dégage de l'hydrogène carboné, et il se forme du sous-carbonate de potasse ; si la température est élevée jusqu'au rouge-blanc, il peut même, en décomposant l'eau et le protoxide, opérer la réduction du métal. Le fer et le sodium décomposent l'eau et le protoxide pourvu que la chaleur soit suffisante. Le protoxide de potassium est formé de 100 de métal et de 20 d'oxigène. L'hydrate de protoxide serait composé, suivant M. Thénard, de 25 d'eau et de 100 de protoxide. La potasse est une substance des plus employées, elle entre dans la composition du verre, des savons mous, du salpêtre, de l'alun, etc. ; elle est la base d'une infinité de sels usités en médecine ou dans les arts ; combinée avec l'eau ou à l'état d'hydrate, elle est d'un usage fréquent en chimie. Elle n'existe dans la nature qu'en combinaison avec les acides.

Oxide de rhodium (deuto-). Brun. Le deutoxide de rhodium ne se combine que très-difficilement aux acides même les plus forts. Il se comporte, à l'égard des alcalis, d'une manière analogue au deutoxide d'or. On peut l'obtenir en calcinant fortement le rhodium réduit

en limaille avec de la potasse caustique et du nitrate de potasse ; on lessive la masse, et on la met en contact avec un peu d'acide sulfurique, pour lui enlever l'alcali qu'elle contient. Suivant M. Berzélius, il est formé de 100 de rhodium, et de 13,32 d'oxigène.

Oxide de rhodium (proto-). Noir, pulvérulent ; mêlé avec un corps désoxigénant, et exposé à la chaleur, il se réduit avec détonation. On l'obtient en chauffant le rhodium avec le contact de l'air. M. Thénard observe que, d'après la propriété que possède le rhodium de s'oxider à la chaleur, il devrait peut-être faire partie des métaux de la cinquième section. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 de métal, et de 6,66 d'oxigène.

Oxide de rhodium (trito ou per-). Solide, rouge, pulvérulent : à une faible chaleur, il perd une portion de son oxigène en s'embrasant, et se convertit en protoxide noir. On se le procure en décomposant une solution de chlorure de rhodium par la potasse ou la soude. M. Berzélius admet dans sa formation trois fois autant d'oxigène que dans le protoxide : de tous ces oxides, aucun n'est employé.

Oxide de sélénium. Cet oxide, dont la connaissance est due à M. Berzélius, n'a pas encore été obtenu à l'état de pureté : on ne peut le séparer de l'air avec lequel il est mêlé. Il paraît être gazeux, incolore, sans action sur les couleurs végétales ; il a une odeur presque semblable à celle des choux pourris ; l'eau n'en dissout qu'une très-petite quantité, cependant il lui donne son odeur. Il s'obtient en brûlant du sélénium dans une petite cloche remplie d'air ou de gaz hydrogène.

Oxide de silicium ou silice. La silice est blanche, inodore, insipide, rude au toucher, infusible au feu de

forge le plus violent, sans action sur les fluides impondérables, ainsi que sur l'oxigène, l'air atmosphérique, et tous les corps combustibles non métalliques. La silice est extrêmement répandue dans la nature, tantôt à l'état de pureté, tantôt à l'état de combinaison ou de mélange avec l'alumine, le fer, le manganèse, la soude, la potasse, etc. Elle est très-pure dans le quartz hyalin, cristallise en beaux prismes à 6 pans terminés par des pyramides à 6 faces ; les sables et les grès blancs en sont entièrement formés ; elle constitue presque en totalité l'agathe, la cornaline, le silex, l'opale, la pierre meulière, etc., etc. On rencontre encore la silice en dissolution dans les eaux, dans presque tous les végétaux, etc. On obtient la silice pure dans les laboratoires par le procédé suivant : on prend 1 partie de grès ou de caillou en poudre fine, on la mêle avec 2 parties de potasse, et on chauffe le tout dans un creuset, à une température rouge pendant une heure ; la masse se boursouffle beaucoup, et finit par entrer en fusion ; on coule la matière, et on la fait bouillir dans une capsule avec 3 fois son poids d'eau ; on filtre la liqueur, et on y verse peu à peu un acide fort ; il se dégage beaucoup de gaz carbonique, il se forme un sel à base de potasse, et la silice se précipite sous forme d'hydrate gélatineux ; on décante la liqueur, on lave le précipité à plusieurs eaux, on le recueille sur un filtre, et on le fait sécher ; on calcine jusqu'au rouge, et on le conserve pour l'usage. Si on dissolvait la potasse silicée dans une trop grande quantité d'eau, il ne se formerait pas de précipité par l'addition d'un acide ; il faudrait faire évaporer la liqueur pour augmenter la cohésion de la silice. Cette substance est connue de toute antiquité ; les anciens chimistes la désignaient par le nom

de *terre vitrifiable*, parce qu'elle entre dans la composition du verre. Elle a depuis porté le nom de *silice*, puis lors de la découverte du potassium, on l'a rangée, par analogie, parmi les oxides métalliques; mais M. Berzélius vient tout récemment d'en isoler le silicium, et il paraît, d'après ce savant chimiste, qu'elle doit cesser d'être rangée parmi les oxides métallurgiques. (Voy. *Silicium*.) La silice est très-utile dans les arts; elle est la base du verre, de toutes les poteries, même de la porcelaine; elle est employée dans les travaux métallurgiques de quelques mines, telles que celles de cuivre, de fer. A l'état de pureté, on la taille pour faire des lustres, etc., etc.

Oxide de sodium (deuto-). Tout ce que nous avons dit du deutoxide de potassium peut se rapporter au deutoxide de sodium, si ce n'est qu'il contient plus d'oxigène; que d'abord il est déliquescent, et qu'ensuite il devient efflorescent par son exposition à l'air; qu'il perd une partie de son oxigène à une haute température; c'est pourquoi, pour l'obtenir, il faut, après l'avoir brûlé dans l'oxigène, le chauffer avec ce fluide, parce que la combustion est telle qu'il ne se produit que du protoxide.

Oxide de sodium (proto-), ou soude. Solide, blanc, très-caustique, verdissant fortement le sirop de violette; se comporte d'ailleurs avec les corps combustibles comme le protoxide de potassium; comme lui il est déliquescent, seulement de plus, en attirant l'acide carbonique de l'air, il devient efflorescent. Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec les acides et quelques oxides métalliques. On l'obtient en brûlant le métal dans du gaz oxigène. Le protoxide de sodium, comme celui de potassium, a une telle affinité pour l'eau, qu'il en retient toujours une certaine quantité, même à la plus haute température; c'est aussi à l'état d'hydrate de protoxide de sodium que cette substance est employée. On l'obtient de la même manière que celui de potassium, en traitant le sous-carbonate de soude successivement par la chaux et l'alcool. Il se comporte absolument de la même manière avec les corps combustibles, excepté qu'il est plus difficile à décomposer par le fer. La soude a plusieurs usages très-importans dans les arts: combinée à la silice, elle constitue le verre; unie aux huiles et aux graisses, elle forme les savons solides; avec le chlore, elle fournit le sel marin, et avec les acides une série de sels très-employés ou en médecine, ou dans les arts. Le protoxide de sodium est formé, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de 100 de métal, et de 33,995 d'oxigène. M. Berzélius porte la quantité d'oxigène à 34,372.

Oxide de strontium (deuto-.) Cet oxide n'est connu qu'à l'état d'hydrate. Dans cet état, il est en petites lames blanches, nacrées, très-peu soluble dans l'eau. Il se décompose en partie par la dessiccation; il est alcalin, verdit le sirop de violette et rougit le papier de curcuma. On obtient le deutoxide de strontium en versant de l'eau de strontiane dans de l'eau oxigénée: comme il est peu soluble, il se dépose avec facilité. On le lave par décantation, et on le conserve pour l'usage.

Oxide de strontium (proto-), ou strontiane. La strontiane est d'un gris-blanchâtre, d'une saveur amère, caustique, verdit fortement le sirop de violette, rougit le papier de curcuma. Exposée à l'air, elle se délite, attire l'acide carbonique, et passe à l'état de sous-carbonate de strontiane. L'eau bouillante en dissout plus que l'eau froide; par refroidissement, elle se dépose en cristaux lamelleux. La strontiane n'existe dans la nature

qu'à l'état de combinaison avec les acides carbonique et sulfurique, surtout avec le dernier. On obtient cette substance en décomposant le nitrate de strontiane à une chaleur rouge dans un creuset de Hesse. (Voyez ci-dessus la préparation du nitrate de strontiane.) Le protoxide de strontium est composé de 100 de métal, et de 18,273 d'oxigène. Elle a été découverte par Hope et Klaproth. Mais c'est surtout Pelletier et M. Vauquelin qui nous en ont fait connaître les propriétés : elle a été regardée comme un corps élémentaire jusqu'au moment de la découverte des métaux alcalins. Elle n'est employée qu'en chimie.

Oxide de tantale. Voy. *Oxide de colombium.*

Oxide de tellure. Blanc, entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge. L'oxigène et l'air atmosphérique ne lui font éprouver aucune altération. Les acides forts le dissolvent facilement; avec les alcalis, il joue en quelque sorte le rôle d'acide, et donne des produits très-peu solubles. Il n'existe pas dans la nature; on se le procure en décomposant le nitrate de tellure par la chaleur. Il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 de tellure, et de 24,797 d'oxigène. La découverte en est due à Klaproth.

Oxide de titane. Blanc, presque infusible, se dissout dans les acides après avoir perdu sa cohésion. L'oxide de titane se rencontre dans la nature, mais toujours dans les terrains primitifs. Il constitue l'*anatase* du Saint-Gothard, etc.; combiné avec la chaux et la silice, il forme un minéral connu sous le nom de *sphène :* le plus ordinairement on le trouve mélangé avec l'oxide de fer, la silice, etc.; tel est celui de Saint-Yriex, de Gourdon, du Valais et du Piémont. M. Laugier a donné

un excellent procédé pour obtenir l'oxide de titane : il consiste à calciner l'oxide naturel avec du sous-carbonate de potasse, à une haute température, à lessiver la masse, à dissoudre le résidu dans l'acide hydro-chlorique à l'aide d'une douce chaleur, à verser dans la liqueur de l'acide oxalique, à laver le précipité, à le faire sécher et à le calciner pour chasser le peu d'acide hydro-chlorique qu'il peut avoir retenu, et décomposer l'acide oxalique : l'oxide de titane reste pur.

Oxide de thorinium ou thorine. Blanche, sans odeur, sans saveur, infusible, irréductible par la pile et par tous les moyens connus, insoluble dans l'eau. Exposée à l'air, elle attire l'acide carbonique, et l'abandonne à la chaleur rouge. Elle se dissout dans les acides nitrique, sulfurique et hydro-chlorique, donne naissance à des sels qui ont une saveur astringente. Pour obtenir la thorine, M. Berzélius donne le procédé suivant : on fait dissoudre dans l'acide nitro hydro-chlorique, la gadolinite de Korarfvet, en poudre fine; il se forme des hydro-chlorates d'yttria, de cerium et de thorine; on en sépare le fer par le succinate acidule d'ammoniaque. Après avoir saturé l'excès d'acide de la dissolution par l'ammoniaque caustique, on filtre pour séparer le succinate de fer; on verse dans la liqueur du sulfate de potasse qui précipite le cerium; on filtre une seconde fois, et on verse un excès d'ammoniaque; l'yttria et la thorine sont précipitées; on lave à plusieurs eaux, et on redissout dans l'acide hydro-chlorique, on évapore l'hydro-chlorate à siccité, et on fait bouillir avec de l'eau qui dissout celui d'yttria et qui décompose celui de thorine presque en totalité. Il suffit de laver et dessécher le précipité pour obtenir cette substance parfaitement pure. La thorine est fort rare;

M. Berzélius ne l'a encore rencontrée que dans le *deuto-fluate neutre de ceium et d'yttria*, *et dans la gadolinite de Korarfvet.*

Oxide de tungstène. Brun-noir. Cet oxide est très-peu connu; il est inaltérable à l'air, et insoluble dans l'eau : il n'existe pas dans la nature. On se le procure en faisant passer du gaz hydrogène à travers un tube de porcelaine contenant de l'acide tungstique à une température rouge. M. Houton-Labillardière a observé que si on n'élève la température qu'à environ 300 degrés, on obtient un oxide bleu qui paraît être distinct de l'oxide brun. L'oxide de tungstène est formé de 100 de tungstène, et de 16,564 d'oxigène.

Oxide d'urane (deuto-). Jaune-citron, sans action sur le gaz oxigène et l'air atmosphérique. Soumis à l'action du feu, il abandonne une partie de son oxigène, et se transforme en protoxide. Il se rencontre dans la nature uni à l'acide phosphorique. On le prépare en décomposant le deuto-nitrate d'urane par un alcali. Il est formé, selon M. Berzélius, de 100 de métal, et de 9,529 d'oxigène. Il n'est nullement employé.

Oxide d'urane (proto-). Gris-noirâtre, presque infusible, sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène à aucune température. On l'obtient en chauffant fortement le métal avec le contact de l'air. On le rencontre dans la nature à Schenecberg en Saxe, à Joachimsthal en Bohême. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 d'urane, et de 6,360 d'oxigène. Les oxides d'urane ont été découverts par Klaproth et étudiés par Bucholz qui admet 6 oxides de ce métal.

Oxide xanthique. M. le docteur Marcet a désigné sous ce nom, une substance particulière qu'il a rencontrée dans un calcul urinaire : il lui a donné ce nom, parce qu'avec l'acide nitrique, il forme un composé jaune. (Voy., pour plus de détails, l'extrait du mémoire de l'auteur, Ann. de chim. et de phys., tom. XIII, pag. 14.)

Oxide de zinc (deuto-). Cet oxide a été découvert par M. Thénard : il l'a obtenu par le moyen de l'eau oxigénée par un procédé semblable à celui dont il fait usage pour la préparation du tritoxide de cuivre. Il est blanc, insipide, inodore; il se décompose spontanément; c'est pourquoi son existence n'est qu'éphémère. Il se dissout dans les acides en perdant une partie de son oxigène.

Oxide de zinc (proto-). Blanc, insipide, inodore, fixe très-difficile à fondre, réductible par la pile, sans action sur l'air; cependant à la température ordinaire, il absorbe un peu d'acide carbonique. Cet oxide est fort rare dans la nature; il n'a été trouvé qu'en Amérique; il ne faut pas le confondre avec la *calamine* qui est un silicate et carbonate de zinc qui existe abondamment dans l'ancien département de l'Ourthe. On obtient le protoxide de zinc en chauffant le métal fondu dans un creuset à l'air libre, à la température rouge; le zinc brûle avec une belle flamme verdâtre, et il se forme à sa surface une couche lanugineuse que l'on enlève avec une spatule au fur et à mesure : une portion de cet oxide se répand dans l'atmosphère, et ressemble à des flocons de neige. On le connaissait autrefois sous les noms de *fleurs de zinc*, d'*oxide de zinc sublimé*, de *pompholix*, *nihil album*, *laine philosophique*. Il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 de métal, et de 24,797 d'oxigène, il est employé en médecine.

Oxide de zirconium, ou zircone. Blanc, insipide, inodore, inaltérable par les fluides impondérables, ré-

M. Berzélius ne l'a encore rencontrée que dans le *deuto-fluate neutre de ceium et d'yttria*, *et dans la gadolinite de Korarfvet.*

Oxide de tungstène. Brun-noir. Cet oxide est très-peu connu; il est inaltérable à l'air, et insoluble dans l'eau : il n'existe pas dans la nature. On se le procure en faisant passer du gaz hydrogène à travers un tube de porcelaine contenant de l'acide tungstique à une température rouge. M. Houton-Labillardière a observé que si on n'élève la température qu'à environ 300 degrés, on obtient un oxide bleu qui paraît être distinct de l'oxide brun. L'oxide de tungstène est formé de 100 de tungstène, et de 16,564 d'oxigène.

Oxide d'urane (deuto-). Jaune-citron, sans action sur le gaz oxigène et l'air atmosphérique. Soumis à l'action du feu, il abandonne une partie de son oxigène, et se transforme en protoxide. Il se rencontre dans la nature uni à l'acide phosphorique. On le prépare en décomposant le deuto-nitrate d'urane par un alcali. Il est formé, selon M. Berzélius, de 100 de métal, et de 9,529 d'oxigène. Il n'est nullement employé.

Oxide d'urane (proto-). Gris-noirâtre, presque infusible, sans action sur l'air atmosphérique et le gaz oxigène à aucune température. On l'obtient en chauffant fortement le métal avec le contact de l'air. On le rencontre dans la nature à Schenecberg en Saxe, à Joachimsthal en Bohême. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 d'urane, et de 6,360 d'oxigène. Les oxides d'urane ont été découverts par Klaproth et étudiés par Bucholz qui admet 6 oxides de ce métal.

Oxide xanthique. M. le docteur Marcet a désigné sous ce nom, une substance particulière qu'il a rencontrée dans un calcul urinaire : il lui a donné ce nom, parce qu'avec l'acide nitrique, il forme un composé jaune. (Voy., pour plus de détails, l'extrait du mémoire de l'auteur, Ann. de chim. et de phys., tom. XIII, pag. 14.)

Oxide de zinc (deuto-). Cet oxide a été découvert par M. Thénard : il l'a obtenu par le moyen de l'eau oxigénée par un procédé semblable à celui dont il fait usage pour la préparation du tritoxide de cuivre. Il est blanc, insipide, inodore; il se décompose spontanément; c'est pourquoi son existence n'est qu'éphémère. Il se dissout dans les acides en perdant une partie de son oxigène.

Oxide de zinc (proto-). Blanc, insipide, inodore, fixe très-difficile à fondre, réductible par la pile, sans action sur l'air; cependant à la température ordinaire, il absorbe un peu d'acide carbonique. Cet oxide est fort rare dans la nature; il n'a été trouvé qu'en Amérique; il ne faut pas le confondre avec la *calamine* qui est un silicate et carbonate de zinc qui existe abondamment dans l'ancien département de l'Ourthe. On obtient le protoxide de zinc en chauffant le métal fondu dans un creuset à l'air libre, à la température rouge; le zinc brûle avec une belle flamme verdâtre, et il se forme à sa surface une couche lanugineuse que l'on enlève avec une spatule au fur et à mesure : une portion de cet oxide se répand dans l'atmosphère, et ressemble à des flocons de neige. On le connaissait autrefois sous les noms de *fleurs de zinc*, d'*oxide de zinc sublimé*, de *pompholix*, *nihil album*, *laine philosophique*. Il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 de métal, et de 24,797 d'oxigène, il est employé en médecine.

Oxide de zirconium, ou zircone. Blanc, insipide, inodore, inaltérable par les fluides impondérables, ré-

ductible par le potassium : on ne l'a encore rencontré que dans le zircon qui en contient 65 pour 100. Il y a deux procédés pour obtenir cette substance; mais nous ne donnerons ici que celui de MM. Dubois et Silveira comme le plus facile et le plus simple. On fait rougir pendant une heure 1 partie de zircon en poudre fine, avec 2 parties de potasse à l'alcool, dans un creuset d'argent; on délaie la masse dans l'eau distillée, on la lave et on la filtre : le résidu, resté sur le filtre, est composé de silice, de zircone et d'oxide de fer; on le traite par l'acide hydro-chlorique qui dissout le tout, excepté la silice; on filtre la nouvelle liqueur, on y verse de l'ammoniaque qui précipite la zircone et l'oxide de fer à l'état d'hydrate; on les lave bien, et on sépare celui-ci par l'acide oxalique; il se forme un oxalate de fer soluble, et un oxalate de zircone insoluble; on réitère les lavages, et on obtient, par la calcination, la zircone parfaitement pure. La zircone a été découverte par Klaproth, et étudiée successivement par MM. Guyton, Vauquelin, Chevreul, Dubois et Silveira.

Oxide d'yttrium, ou yttria. Blanche, inodore, insipide, infusible au feu de forge, inaltérable par les fluides impondérables, sans action sur le gaz oxigène et sur les corps combustibles; elle attire l'acide carbonique de l'air. On n'a encore rencontré cette substance que dans la *gadolinite*, l'*yttro-tantalite* et l'*yttro-cérite*. Sa préparation est longue et difficile; on ne parvient à l'extraire que par ce procédé : on traite la gadolinite en poudre fine par 5 à 6 fois son poids d'acide nitrique étendu; on chauffe un peu pour augmenter l'action de l'acide; tous les élémens de la pierre se dissolvent, excepté une portion d'oxide de fer qui reste avec la silice; quand la

liqueur a bouilli pendant quelque temps, on l'étend d'eau, et on la filtre; on l'évapore jusqu'à siccité pour chasser l'excès d'acide et décomposer une partie du nitrate de fer; on verse de l'eau sur la matière sèche; les nitrates d'yttria, de chaux, de cerium, de manganèse, se dissolvent à la fois; on filtre une seconde fois, et on verse dans la liqueur un grand excès de sous-carbonate d'ammoniaque qui précipite la chaux, le fer et le manganèse à l'état de sous-carbonates insolubles; on évapore, pour volatiliser, le sous-carbonate d'ammoniaque qui tenait les sous-carbonates de cerium et d'yttria en dissolution. On sépare l'yttria du cerium en dissolvant ces deux bases dans l'acide nitrique, chassant l'excès d'acide par l'évaporation, versant le tout dans environ 100 fois son poids d'eau, et mettant dans la liqueur des cristaux de sulfate de potasse; au bout de 24 heures, il s'est formé un sel double de potasse et de cerium qui, étant insoluble, se précipite; on filtre la liqueur, on y ajoute de l'ammoniaque qui précipite l'yttria qui n'a plus besoin que d'être lavée et calcinée pour être pure. L'yttria a été découverte par Gadolin en 1794, et étudiée par M. Vauquelin et par Klaproth. Comme la précédente, elle a été regardée comme un corps simple jusqu'à la découverrte du potassium et du sodium.

Oxigène. Gaz incolore, inodore, insipide, invisible comme l'air, d'une pesanteur spécifique de 1,1026, celle de l'air étant prise pour unité. Tous les efforts qu'on a faits jusqu'ici pour le liquéfier ont été vains. Comprimé fortement dans un cylindre de verre, il s'échauffe au point de devenir lumineux. D'après M. Berzélius, l'oxigène est de tous les corps connus le plus électro-résineux. Ce corps est inaltérable à la plus haute température et

par tous les agens connus. Il est indispensable à la combustion et à la respiration des animaux; il joue le plus grand rôle en chimie; c'est un des élémens de tous les acides, de tous les oxides. Mélangé avec l'azote, il constitue l'air atmosphérique; combiné à l'hydrogène, il forme l'eau; enfin c'est un des principes constituans de tous les animaux et de tous les végétaux. Il se rencontre partout, il est capable de se combiner avec tous les corps, souvent en plusieurs proportions. Le gaz oxigène fut découvert presque en même temps par trois chimistes distingués; Priestley le connut le premier, il lui donna le nom d'*air déphlogistiqué*. Scheele, sans avoir connaissance des travaux de ce chimiste, en fit la découverte quelque temps après, il l'appela *air de feu*. Enfin, l'illustre Lavoisier, après avoir étudié ses propriétés, le nomma *air éminemment respirable*, et ensuite par la propriété acidifiante qu'on lui attribuait exclusivement, il le désigna par le mot *oxigène*, composé de deux mots grecs qui signifient *j'engendre acide*. Ce nom a paru très-convenable, et a été adopté à l'unanimité; mais depuis la découverte des hydracides, qu'on a été convaincu que l'hydrogène et plusieurs autres corps pouvaient engendrer des acides sans le concours de l'oxigène, on a été forcé d'abandonner cette hypothèse générale, et on a reconnu que ce mot ne convenait plus; cependant on le conserve, parce qu'il est en quelque sorte consacré par l'usage. Quoique ce gaz soit excessivement répandu dans la nature, on ne l'y rencontre jamais à l'état de pureté, c'est par un des procédés suivans qu'on se le procure: 1°. on remplit presqu'entièrement une cornue de grès avec du péroxide de manganèse; on adapte au col de cette cornue un tube recourbé

dont l'extrémité va se rendre sous un des entonnoirs de la cuve hydro-pneumatique, puis on chauffe peu à peu la cornue de manière à la porter jusqu'au rouge; le gaz se dégage abondamment par le bout du tube, et on le recueille sous une cloche ou dans des flacons pleins d'eau, ayant soin de rejeter les premières portions qui sont mélangées avec l'air de l'appareil, et souvent avec un peu d'acide carbonique provenant de quelques carbonates qui existent dans l'oxide de manganèse. Il est même préférable de laver l'oxide avec un peu d'acide hydro-chlorique étendu d'eau et de le faire sécher avant de l'employer. On reconnait que l'opération est terminée lorsqu'à la température rouge il ne se dégage plus rien. Une livre d'oxide de manganèse du commerce fournit ordinairement de 20 à 25 litres de gaz oxigène; 2°. on peut obtenir également le gaz oxigène en traitant le peroxide de manganèse par l'acide sulfurique étendu d'eau. A cet effet, on remplit jusqu'au tiers d'oxide de manganèse, une cornue tubulée; par la tubulure, on verse de l'acide sulfurique, et on dispose l'appareil comme ci-dessus, seulement, la chaleur du bain de sable est suffisante pour que la réaction ait lieu; 3°. en décomposant à une douce chaleur du chlorate de potasse dans une petite cornue; 4°. en décomposant de la même manière de l'oxide d'argent. Ces deux derniers procédés fournissent de l'oxigène parfaitement pur. Dans le premier cas, il reste du chlorure de potassium, et dans le second, l'argent est réduit. L'oxigène pur n'est employé qu'en chimie; lors de sa découverte plusieurs médecins conçurent l'espérance d'en retirer beaucoup de succès dans la phtisie pulmonaire; mais l'expérience prouva qu'il produisait une trop forte excitation sur les organes,

par tous les agens connus. Il est indispensable à la combustion et à la respiration des animaux; il joue le plus grand rôle en chimie; c'est un des élémens de tous les acides, de tous les oxides. Mélangé avec l'azote, il constitue l'air atmosphérique; combiné à l'hydrogène, il forme l'eau; enfin c'est un des principes constituans de tous les animaux et de tous les végétaux. Il se rencontre partout, il est capable de se combiner avec tous les corps, souvent en plusieurs proportions. Le gaz oxigène fut découvert presque en même temps par trois chimistes distingués; Priestley le connut le premier, il lui donna le nom d'*air déphlogistiqué*. Scheele, sans avoir connaissance des travaux de ce chimiste, en fit la découverte quelque temps après, il l'appela *air de feu*. Enfin, l'illustre Lavoisier, après avoir étudié ses propriétés, le nomma *air éminemment respirable*, et ensuite par la propriété acidifiante qu'on lui attribuait exclusivement, il le désigna par le mot *oxigène*, composé de deux mots grecs qui signifient *j'engendre acide*. Ce nom a paru très-convenable, et a été adopté à l'unanimité; mais depuis la découverte des hydracides, qu'on a été convaincu que l'hydrogène et plusieurs autres corps pouvaient engendrer des acides sans le concours de l'oxigène, on a été forcé d'abandonner cette hypothèse générale, et on a reconnu que ce mot ne convenait plus; cependant on le conserve, parce qu'il est en quelque sorte consacré par l'usage. Quoique ce gaz soit excessivement répandu dans la nature, on ne l'y rencontre jamais à l'état de pureté, c'est par un des procédés suivans qu'on se le procure: 1°. on remplit presqu'entièrement une cornue de grès avec du péroxide de manganèse; on adapte au col de cette cornue un tube recourbé

dont l'extrémité va se rendre sous un des entonnoirs de la cuve hydro-pneumatique, puis on chauffe peu à peu la cornue de manière à la porter jusqu'au rouge; le gaz se dégage abondamment par le bout du tube, et on le recueille sous une cloche ou dans des flacons pleins d'eau, ayant soin de rejeter les premières portions qui sont mélangées avec l'air de l'appareil, et souvent avec un peu d'acide carbonique provenant de quelques carbonates qui existent dans l'oxide de manganèse. Il est même préférable de laver l'oxide avec un peu d'acide hydro-chlorique étendu d'eau et de le faire sécher avant de l'employer. On reconnait que l'opération est terminée lorsqu'à la température rouge il ne se dégage plus rien. Une livre d'oxide de manganèse du commerce fournit ordinairement de 20 à 25 litres de gaz oxigène; 2°. on peut obtenir également le gaz oxigène en traitant le peroxide de manganèse par l'acide sulfurique étendu d'eau. A cet effet, on remplit jusqu'au tiers d'oxide de manganèse, une cornue tubulée; par la tubulure, on verse de l'acide sulfurique, et on dispose l'appareil comme ci-dessus, seulement, la chaleur du bain de sable est suffisante pour que la réaction ait lieu; 3°. en décomposant à une douce chaleur du chlorate de potasse dans une petite cornue; 4°. en décomposant de la même manière de l'oxide d'argent. Ces deux derniers procédés fournissent de l'oxigène parfaitement pur. Dans le premier cas, il reste du chlorure de potassium, et dans le second, l'argent est réduit. L'oxigène pur n'est employé qu'en chimie; lors de sa découverte plusieurs médecins conçurent l'espérance d'en retirer beaucoup de succès dans la phtisie pulmonaire; mais l'expérience prouva qu'il produisait une trop forte excitation sur les organes,

et finissait par faire périr les animaux qui le respiraient trop long-temps. Sa découverte date de 1774. Nous aurions pu nous étendre beaucoup plus sur cet article, mais les limites de cet ouvrage nous forcent à nous restreindre le plus possible, et à renvoyer le lecteur aux ouvrages de chimie élémentaire, et à consulter l'article *oxigène* du grand Dictionnaire des sciences médicales et le Système des connaissances chimiques de Fourcroy.

Oximuriates. Voy. *Chlorates* et *Chlorures*.

Oxisulfures. Voy. *Sulfures*.

P

Palladium. Métal solide, de la couleur de l'argent, dur, très-malléable, d'une pesanteur spécifique de 11,3. Le palladium est sans action sur l'air atmosphérique et sur le gaz oxigène; il ne peut être fondu que par le chalumeau à gaz. Dans cet état, M. Vauquelin a observé qu'il brûle avec des aigrettes très-brillantes. Lorsqu'on dirige un jet d'hydrogène sur du palladium en éponge, le métal rougit, et il se forme de l'eau. Il n'a encore été uni qu'au soufre, au chlore, au selenium et à plusieurs métaux. Ce métal est fort rare; il ne s'est encore rencontré que dans la mine de platine. (Pour son extraction, voyez *Platine*.) Il a été découvert en 1803 par M. Wollaston, et étudié par MM. Vauquelin et Berzélius.

Panacée mercurielle. On a quelquefois donné ce nom au proto-chlorure de mercure.

Per-carbures. Voy. *Carbures*.

Per-nitrites. Voy. *Nitrites* (*Hypo-*).

Per-oxides. Voy. *Oxides*.

Per-sulfures. Voy. *Sulfures*.

Phlogistique. Etre chimérique qui a servi aux chimistes du dernier siècle pour établir la théorie de la combustion. Toutes les fois qu'il y avait combustion, cet être insaisissable se dégageait; toutes les fois, au contraire, qu'un métal était réduit ou qu'un corps devenait combustible, il absorbait le phlogistique. Il est aisé de voir que cette théorie, quoique fort ingénieuse, est erronée; car s'il en eût été ainsi, par la combustion, les corps auraient diminué de poids : c'est précisément ce qui n'a pas lieu. (Voy., pour plus de détails, le Dictionnaire de Macquer.)

Phocénine. Substance fétide, d'une odeur qui tient un peu de celle de l'éther, très-soluble dans l'alcool bouillant, sans action sur le tournesol. La phocénine, traitée par la potasse, se transforme en acide phocénique sec, en acide oléique hydraté et en glycerine. Elle existe dans la graisse de marsouin, combinée à l'acide phocénique et à l'oléine, et dans l'huile de dauphin, unie aux mêmes substances et à la cétine. On l'obtient en dissolvant la graisse de marsouin dans l'alcool bouillant, laissant refroidir la dissolution, décantant la partie alcoolique, et soumettant le résidu à la distillation. On obtient une substance que l'on désacidifie par la magnésie, que l'on traite de nouveau par l'alcool faible à froid, qui dissout toute la phocénine. Elle a été découverte par M. Chevreul.

Phosgène. Nom donné par M. Davy à l'acide chloroxicarbonique.

Phosphates. Sels résultant de la combinaison de l'acide phosphorique avec les bases. Tous les phosphates, excepté ceux de soude et d'ammoniaque, sont insolu-

bles; ils se comportent au feu comme les borates. Le charbon, à une haute température, les décompose tous. Avec les métaux des quatre dernières sections, dont les oxides sont réductibles par le charbon, il se produit de l'acide carbonique, et il y a formation d'un phosphure métallique; mais avec les oxides des deux premières sections, qui ne sont pas réductibles par le charbon, il se dégage du phosphore, du gaz oxide de carbone, et il reste un sous-phosphate. L'acide phosphorique liquide dissout tous les phosphates sans exception. Tous les acides un peu forts, en s'emparant d'une partie de la base des phosphates neutres, les transforment en phosphates acides solubles. Ces sels sont très-répandus dans la nature; mais le plus abondant est le phosphate de chaux, qui constitue quelquefois des montagnes entières, et qui entre pour près de moitié dans la charpente osseuse des animaux. Il existe des phosphates avec excès de base, des phosphates neutres, des phosphates acidules et des phosphates acides. On prépare les phosphates solubles en versant la base dans une solution de phosphate acide de chaux. Ceux qui sont insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. D'après M. Berzélius, les phosphates neutres sont composés de manière que l'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide comme 2 est à 5.

Les sous-phosphates contiennent 1 fois et 1/2 autant de base que les précédens; les phosphates acides ne contiennent que la moitié de la base des phosphates neutres, et les phosphates acidules les trois quarts.

Phosphate d'alumine. Ce sel existe dans la nature. Il constitue presque entièrement un minéral désigné sous le nom de *wavelitte*. M. Vauquelin l'a rencontré dans

une autre substance venant de l'île Bourbon. On ne peut l'obtenir que par double décomposition.

Phosphate d'ammoniaque. Solide, blanc, sans action sur l'air atmosphérique, verdit le sirop de violette. Exposé à l'action du feu, il laisse dégager toute sa base, et l'acide phosphorique reste fondu et transparent comme du verre. Le phosphate d'ammoniaque existe dans les urines humaines, uni à la magnésie; il se rencontre dans beaucoup de calculs vésicaux et dans quelques autres concrétions. On l'obtient en versant de l'ammoniaque liquide dans du phosphate acide de chaux; il se précipite du sous-phosphate de chaux, que l'on sépare en filtrant la liqueur; on fait ensuite évaporer convenablement et cristalliser. Il faut avoir soin d'ajouter toujours un léger excès d'ammoniaque, parce que, par l'évaporation, le sel devient acide très-promptement. Outre ce phosphate d'ammoniaque, il en existe un avec excès de base et un autre avec excès d'acide. Le phosphate d'ammoniaque est employé pour obtenir l'acide phosphorique. M. Gay-Lussac a démontré qu'une étoffe quelconque imprégnée de phosphate d'ammoniaque, perd la propriété de prendre feu. A l'approche d'un corps en combustion, le sel se décompose, toute l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique recouvre le tissu d'une espèce de vernis qui s'oppose à l'action du feu.

Phosphate ammoniaco-magnésien. Blanc, solide, demi-transparent, vitrifiable par la chaleur rouge. Par la trituration avec un alcali, il laisse dégager de l'ammoniaque.

Il est soluble dans l'acide sulfurique et insoluble dans les alcalis en liqueur. On le rencontre fréquemment dans l'urine humaine et dans beaucoup de calculs. On

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

le prépare en saturant le phosphate acide de magnésie par l'ammoniaque.

Phosphate de baryte. Solide, blanc, pulvérulent, insipide, sans action sur l'air atmosphérique et sur les couleurs végétales, insoluble dans l'eau froide et bouillante. Traité par l'ammoniaque, il passe à l'état de sous-phosphate. L'acide phosphorique et les acides forts le transforment successivement en phosphate acidule et en phosphate acide de baryte. On obtient ce sel en décomposant une solution de phosphate neutre d'ammoniaque par une autre de chlorure de barium également neutre; le phosphate de baryte se précipite, et on le sépare par filtration. Il est formé de 100 d'acide et de 214,616 de baryte. Outre le phosphate neutre que nous venons de décrire, il existe encore deux phosphates acides et deux sous-phosphates de la même base. On les obtient par un procédé analogue au précédent.

Phosphate de chaux. Blanc, pulvérulent, insipide, sans action sur les couleurs végétales. Il se comporte avec les acides comme le phosphate de baryte. Ce sel n'existe pas dans la nature. On le prépare en versant une solution de chlorure de chaux dans une autre de phosphate neutre de soude; le phosphate de chaux se précipite à l'instant. M. Berzélius a observé que si on faisait l'inverse, c'est-à-dire que si on versait le phosphate de soude dans le chlorure de chaux, il ne se précipiterait que du phosphate avec excès de base, et la liqueur deviendrait acide. Il est formé de 100 d'acide et de 79,838 de chaux. Indépendamment du phosphate neutre, M. Berzélius en admet encore quatre : deux sous-sels et deux sur-sels; mais deux de ces phosphates s'écartent de la loi de composition. L'un des sous-phosphates est fort commun

dans la nature; il est tellement répandu dans l'Estramadure, qu'on l'exploite comme pierre à bâtir. Il est quelquefois cristallisé, et se présente sous plusieurs formes, qui sont toujours des dérivés du cube. Dans cet état, les minéralogistes le désignent sous les noms de *chrysalithe* et d'*apathite*. Ce même sous-phosphate de chaux constitue presque à lui seul la partie dure des os. Toutes les matières molles des animaux en renferment aussi une plus ou moins grande quantité. Il est employé dans les arts à beaucoup d'usages. C'est du sous-phosphate de chaux que les chimistes extraient le phosphore. (Voy. cet article.)

Phosphate de cuivre. Vert, insoluble, inaltérable à l'air; cristallise en prismes rhomboïdaux ou en octaèdres rectangulaires. Il existe aussi quelquefois en masses mamelonnées, toujours mêlées de deutoxide hydraté. Ce sel se rencontre dans la nature, en Hongrie et dans plusieurs autres pays; mais il est peu abondant. On peut obtenir le phosphate de cuivre par double décomposition. Il est formé, suivant M. Berthier, de 64 d'acide phosphorique et de 29 de deutoxide de cuivre.

Phosphate de cobalt. Voy. *Bleu de Thénard.*

Phosphate de fer. Bleu; tantôt en cristaux, tantôt en masses amorphes. Celui qui est cristallisé affecte la forme d'un prisme rectangulaire; il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air. Le phosphate de fer est rare; il se rencontre dans les mines de Cornouailles, dans des roches micacées, où il accompagne le fer sulfuré magnétique; en Bavière, dans les produits volcaniques de l'Ile-Bourbon. A l'état pulvérulent, il se trouve plus particulièrement dans les argiles de dernière formation. Il est formé de 22 d'acide, de 44 de protoxide de fer et de 34

d'eau, selon Fourcroy. On peut obtenir ce sel artificiellement, en décomposant une solution de sulfate de fer par le phosphate de soude ou de potasse. Il est inusité.

Phosphate de magnésie. Ce phosphate existe dans plusieurs végétaux, surtout dans la graine des graminées. On l'a aussi rencontré dans le sang et les os des animaux. On l'obtient comme le précédent. Il est pulvérulent, blanc, insipide, sans action sur l'air atmosphérique et sur les couleurs végétales.

Phosphate de manganèse. On a découvert ce phosphate, il y a peu d'années, dans les roches granitiques des environs de Limoges. Il est brun ou rougeâtre, en raison de l'oxide de fer qu'il renferme. On peut l'obtenir par le même procédé que les précédens.

Phosphate de plomb. Ce phosphate varie pour la couleur; tantôt il est vert, tantôt il est brun, quelquefois jaune, etc. Il renferme presque toujours de l'arseniate de plomb. On le trouve en France dans les mines de Mielgoët et de la Croix, au Hartz et en plusieurs autres endroits. Il cristallise en prismes hexaèdres plus ou moins réguliers. Klaproth, qui a analysé ce phosphate naturel, l'a trouvé formé de 76 d'oxide de plomb et de 24 d'acide phosphorique. On le prépare par double décomposition. On peut obtenir un sous-phosphate de plomb en faisant bouillir le phosphate neutre avec de l'ammoniaque. Ce sous-phosphate est composé, suivant M. Thénard, de 100 d'acide et de 469,107 d'oxide de plomb.

Phosphate de potasse. Nous ne connaissons ce sel qu'en solution. Lorsqu'on veut le faire cristalliser, pendant l'évaporation il se sépare en phosphate acide qui cristallise, et en phosphate alcalin qui se dépose sous forme de gelée. Sa saveur est très-peu prononcée; il est indécomposable au feu. Suivant M. Théod. de Saussure, il peut dissoudre une assez grande quantité de chaux, et former un phosphate de potasse calcaire. Cet observateur est parvenu à dissoudre une grande quantité de phosphate de chaux en le faisant bouillir avec de la potasse; mais il faut que le phosphate calcaire soit hydraté, car autrement sa cohésion serait trop forte, et il n'y aurait que peu ou pas d'action. Il existe en quantité notable, dans les graines céréales. On le prépare en versant une solution de sous-carbonate de potasse dans du phosphate acide de chaux. On peut aussi l'obtenir directement.

Phosphate de soude. Cristallise en prismes rhomboïdaux, transparens, beaucoup plus solubles à chaud qu'à froid. Exposé à l'air, ce sel abandonne une portion de son eau de cristallisation et s'effleurit. Soumis à l'action du feu, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis la fusion ignée au rouge cerise; il donne lieu à un verre opaque. Le phosphate de soude verdit le sirop de violette; c'est pourquoi M. Thénard le regarde comme un sous-phosphate. On le trouve dans l'urine et dans quelques autres liquides animaux. On le prépare par le procédé suivant: on prend des os que l'on calcine fortement dans un fourneau; quand ils sont devenus bien friables, on les réduit en poudre fine, on les passe au travers d'un tamis, et on les délaie dans ce qu'il faut d'eau pour les réduire en une bouillie de consistance moyenne; alors on ajoute le tiers de leur poids d'acide sulfurique concentré; la masse s'échauffe, se boursouffle, et il se dégage de l'acide carbonique provenant du carbonate de chaux contenu dans les os. On abandonne le tout à soi-même pendant vingt-quatre heures; au bout de ce temps, on délaie la masse dans l'eau, et on filtre; tout le sulfate

de chaux reste sur le filtre, tandis que le phosphate acide de chaux, qui est très-soluble, passe au travers. On verse dans cette solution du carbonate de soude, jusquà ce que la liqueur verdisse fortement le sirop de violette; il se fait une grande effervescence et un précipité gélatineux de phosphate de chaux; on filtre de nouveau, on lave le précipité, et après avoir évaporé convenablement, le phosphate de soude cristallise du jour au lendemain. Si les eaux-mères étaient acides ou même neutres, il faudrait y ajouter une nouvelle quantité de carbonate de soude. Le phosphate de soude est formé de 100 d'acide et de 87,673 de soude. Ce sel est employé dans les arts pour la préparation du bleu de Thénard. La médecine en fait usage comme d'un léger purgatif.

Phosphate de strontiane. Il s'obtient comme le phosphate de baryte, dont il a d'ailleurs tous les caractères. (Voy. *Phosphate de baryte.*)

Phosphate d'urane. Ce phosphate existe en petite quantité dans la nature. Il est cristallisé en lames carrées réunies confusément. Il est coloré en jaune ou en vert; dans ce dernier cas, il contient du cuivre, tel est celui d'Angleterre et de Sibérie. M. Philips, qui a analysé ce phosphate naturel, l'a trouvé formé de 10 d'acide phosphorique, de 75 de deutoxide d'urane et de 15 d'eau.

Phosphites. Sels résultant de la combinaison de l'acide phosphoreux avec les bases salifiables. Tous les phosphites exposés à l'action de la chaleur, laissent dégager de l'hydrogène phosphoré et un peu de phosphore, et on obtient toujours pour résidu un phosphate coloré par un peu d'oxide de phosphore. Les phosphites projetés sur des charbons ardens produisent une flamme jaune, d'autant plus intense, que le sel contient plus d'acide.

Les phosphites de potasse de soude et d'ammoniaque sont excessivement solubles, il est même impossible de faire cristalliser le premier. Ceux de strontiane de chaux de baryte ne peuvent cristalliser que par évaporation spontanée, la chaleur de l'ébullition les sépare en phosphites acides et en sous-phosphites. M. Gay-Lussac a observé que les phosphites pouvaient absorber le gaz oxigène et se transformer en phosphate sans changer de point de saturation. Ces sels sont tous le produit de l'art, ils s'obtiennent directement, ou par la voie des doubles décompositions. MM Braancamp et Sequira-Oliva ont observé que les oxides facilement réductibles ne pouvaient point se combiner à l'acide phosphoreux. Suivant M. Berzélius, dans les phosphites, la quantité d'oxigène de la base est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 à 3. (Voyez les Mémoires de MM. Dulong et Gay-Lussac.)

Phosphites (hypo-). Combinaison de l'acide hypophosphoreux avec les bases. M. Dulong est le seul qui ait étudié ce genre de sels; aussi ce que nous en dirons ne sera qu'un extrait de ce qu'en a dit ce savant chimiste. Tous les hypo-phosphites se comportent au feu comme les phosphites; comme ceux-ci ils dégagent de l'hydrogène phosphoré et du phosphore, et se transforment en phosphates colorés par de l'oxide de phosphore, seulement les produits volatils sont plus abondans. Sur les charbons incandescens, ils donnent lieu à une flamme jaune comme les précédens. Tous sont si solubles qu'on ne peut les faire cristalliser; ils font passer le chlore à l'état d'acide hydro-chlorique, et jouissent de la propriété de réduire les sels d'or et d'argent. Les hypophosphites sont tous le produit de l'art. On les prépare

directement. (Voyez le troisième volume des Mémoires d'Arcueil, p. 413.)

Phosphore. Corps solide, blanc, diaphane, quelquefois jaunâtre ou rougeâtre. Il est flexible, de la consistance de la cire, se laisse couper avec un couteau et tordre avec les doigts; sa pesanteur spécifique est de 1,770. Il se liquéfie à une température de 43, et suivant que le refroidissement est lent ou brusque, il prend différentes nuances depuis le blanc jusqu'au noir. Le phosphore, dans cet état de coloration, paraît ne pas changer de nature; cependant M. Thénard a observé que tous les phosphores ne donnaient pas lieu à ce phénomène que l'on attribue comme beaucoup d'autres choses dont on ne peut pas se rendre raison, à la disposition des molécules. Il est bien plus vraisemblable qu'il ne se colore que parce qu'il n'est pas pur. Il peut cristalliser en petites aiguilles qui sont des octaèdres. Si on le fait fondre dans une fiole à médecine avec de l'eau, quand il sera fondu, il sera comme une huile blanche, et il occupera, en raison de sa pesanteur, la partie inférieure du vase, en l'agitant dans cet état jusqu'à ce que l'eau soit froide; on le convertit en une poudre plus ou moins fine. A une température un peu plus élevée, le phosphore se volatilise; on profite de cette propriété pour le purifier; mais il faut faire usage d'une cornue privée d'air, parce que par le contact de l'air il s'enflammerait. On ajoute à la cornue un récipient plein d'eau pour condenser le phosphore. La lumière a une action très-marquée sur le phosphore à l'abri de tout contact avec l'air; elle le colore en rouge. Exposé à l'air, le phosphore devient lumineux et finit par se brûler entièrement sans s'enflammer. Le phosphore ne brûle point dans le gaz oxigène si la température ne dépasse pas 27 sous la pression ordinaire de l'atmosphère, mais si on diminue la pression suivant MM. Bellani et Labillardière, le phosphore devient lumineux dans l'obscurité et brûle. C'est pourquoi l'azote, en raréfiant l'oxigène de l'atmosphère, agit comme la diminution de pression et favorise singulièrement son inflammation. Lorsque l'on introduit un petit morceau de phosphore fondu dans une petite coupelle, sous une cloche pleine d'oxigène, la combustion est rapide, tout l'oxigène est absorbé et solidifié, les parois de la cloche sont tapissées d'acide phosphorique, et il reste dans la coupelle une substance rougeâtre qui est de l'oxide de phosphore. L'hydrogène, mis en contact avec le phosphore, en dissout une portion, et se convertit en hydrogène phosphoré; il se dépose aussi quelques cristaux rouges étoilés que M. Vogel regarde comme de l'oxide de phosphore. On ne connaît pas l'action du phosphore sur le bore et sur le carbone; il forme des combinaisons presqu'avec tous les autres corps combustibles. Le phosphore n'a point encore été trouvé pur dans la nature. Combiné à l'oxigène, il entre dans la composition de plusieurs minéraux, et forme en grande partie le squelette des animaux; uni à l'oxigène, à l'hydrogène, à l'azote et au carbone, il constitue une partie des nerfs de la matière cérébrale et la laitance des poissons. Voici le procédé dont on fait usage pour préparer le phosphore dans les arts. On prend du phosphate acide de chaux en consistance sirupeuse; on le mêle avec le quart de son poids de charbon de bois pulvérisé; on le chauffe fortement dans une bassine de fonte pour le dessécher; ensuite on l'introduit dans une bonne cornue de grès bien cuirassée; on la place dans un fourneau de réverbère;

le col de la cornue se rend dans une allonge en cuivre qui plonge, par l'une de ses extrémités, au fond d'un grand bocal rempli d'eau aux trois quarts et muni d'un bouchon percé de deux trous ; l'un de ces trous donne passage à l'allonge, et l'autre à un tube recourbé, long de trois pieds, qui va se rendre dans un autre bocal muni d'un bouchon percé de deux trous et contenant de l'eau ; comme le premier, l'un de ces trous donne passage à un tube droit pour le dégagement des gaz, et qui, par conséquent, ne doit point plonger dans l'eau ; toutes les jointures étant lutées et le lut bien sec, on chauffe peu à peu la cornue, de manière à la porter au rouge en deux heures : il commence à se dégager du gaz oxide de carbone et de l'hydrogène carboné ; alors on remplit le fourneau de charbons incandescens, de peur que si on mettait des charbons froids, le refroidissement subit ne fît fracturer la cornue ; deux heures après, il passe un peu de phosphore qui vient se condenser dans l'eau des deux flacons et dans le tube de communication ; il se dégage en même temps du gaz hydrogène phosphoré et de l'oxide de carbone ; le dégagement des gaz dure pendant toute l'opération ; s'il se ralentissait, on éleverait la température en surmontant le dôme du fourneau par un long tuyau de poêle ; l'opération n'est terminée qu'au bout de vingt-quatre à trente heures ; on laisse refroidir l'appareil, et on trouve le phosphore condensé en partie dans l'allonge, en partie dans l'eau et dans le tube de communication. On prend ces diverses qualités de phosphore, on en forme un nouet dans une peau de chamois, et on le comprime dans une terrine d'eau bouillante, en le tenant avec des pinces ; le phosphore fond, et passe à travers la peau ; les impuretés restent

dessus. Il est blanc et transparent ; on le réduit en cylindres en plongeant l'une des extrémités d'un tube de verre dans la masse du phosphore recouverte d'eau ; on aspire, avec la bouche, par l'autre extrémité, le phosphore monte ; quand il est à moitié ou aux trois quarts du tube, on ferme avec le doigt l'extrémité inférieure du tube, et on le plonge dans l'eau froide pour le refroidir ; par le moyen d'une petite tige de fer, on fait sortir le petit cylindre de phosphore. On le conserve dans des flacons pleins d'eau et entourés d'un papier noir. Si le phosphore ainsi obtenu n'était pas pur, il faudrait le distiller en le mettant dans une cornue contenant de l'eau, et le condensant dans un récipient presque plein du même liquide ; il est prudent de n'agir que sur une petite quantité ; on ne saurait trop prendre de précautions dans la préparation du phosphore, car il peut arriver que la cornue se rompe ou se délute, et les inflammations sont quelquefois fort dangereuses. Le phosphore est employé dans les arts pour la construction des briquets phosphoriques ; en chimie, on en fait usage pour l'analyse de l'air et la préparation de l'acide phosphorique. On en a aussi essayé l'usage en médecine. Mais d'après les expériences d'Alphonse Leroi et de M. Pelletier, il irrite les organes à un haut degré, surtout ceux de la génération. Le phosphore a été découvert par Brandt, alchimiste de Hambourg, cependant la découverte en est plutôt attribuée à Kunckell. A cette époque, on l'obtenait de l'urine. Ce furent Scheele et Gahn qui apprirent les premiers à le retirer des os.

PHOSPHORE DE BAUDOUIN. Voy. *Nitrate de chaux*.

PHOSPHORE DE BOLOGNE. Voy. *Sulfate de baryte*.

PHOSPHORE DE HOMBERG. Voy. *Chlorure de calcium*.

Phosphures. Combinaison du phosphore avec les corps combustibles. Le phosphore peut s'unir aux corps combustibles métalliques et aux corps combustibles non métalliques ; mais comme nous ne pouvons assigner de généralités pour ceux-ci, nous renvoyons à leur article en particulier, et nous allons exposer succinctement les principales propriétés des phosphures métalliques. Tous les phosphures métalliques sont cassans, solides, plus fusibles que les métaux qu'ils contiennent quand ceux-ci sont difficiles à fondre ; dans le cas contraire, ils sont moins fusibles ; ainsi le phosphure de fer est plus fusible que celui de fer, tandis que celui d'étain ou de plomb l'est sensiblement moins que celui de plomb ou d'étain pris isolément. Ces composés n'ont encore été étudiés que d'une manière imparfaite, cependant tout porte à croire qu'ils sont soumis aux mêmes lois de composition que les sulfures ; en conséquence, il peut y avoir autant de phosphures d'un métal qu'il y a de sulfures et d'oxides du même métal, ou ce qui est la même chose, qu'un proto-phosphure, en absorbant la quantité d'oxigène convenable pour brûler le métal et le phosphore se transformerait en un proto-phosphate neutre (Dulong). Tous les phosphures sont insipides, excepté ceux des métaux alcalins qui décomposent l'eau à la température ordinaire ; quelques-uns sont susceptibles de se décomposer au feu. Il est probable que tous les phosphures, à une température élevée, peuvent absorber le gaz oxigène et se convertir en phosphate. Tous les phosphures des métaux alcalins décomposent l'eau rapidement. Les phosphures ont été découverts par M. Pelletier. Ils sont tous le produit de l'art. On fait usage, pour leur préparation, de plusieurs procédés : 1° M. Dulong conseille de faire passer du

phosphore en vapeur sur le métal chauffé jusqu'au rouge ; 2° on réduit, dit-il, en limaille le métal que l'on veut phosphorer, ou on le fait fondre s'il est fusible ; dans le cas contraire, on fait rougir le métal dans un creuset de Hesse, et on y ajoute le phosphore par petites portions ; une partie du phosphore s'enflamme et l'autre se combine au métal. On continue d'ajouter du phosphore jusqu'à ce que le métal refuse d'en absorber. Lorsque le métal s'oxide facilement par la chaleur, on y ajoute un peu de résine pour le préserver du contact de l'air ; 3° on traite un phosphate neutre avec du noir de fumée dans un creuset brusqué ; le carbone à une haute température s'emparera de l'oxigène du métal et de l'acide phosphorique ; 4° on prépare les phosphures dont les métaux ont peu d'affinité pour l'oxigène en faisant passer un courant d'hydrogène phosphoré dans une solution de sel.

Phosphure d'antimoine. Blanc, d'une apparence métallique, cristallise en petits cubes. Il est très-fusible, et décomposable au feu. On l'obtient en faisant fondre l'antimoine dans un creuset de Hesse, et en y projetant peu à peu le phosphore bien sec. Il faut le retirer du feu aussitôt que l'on a ajouté les dernières portions de phosphore.

Phosphure d'argent. Plus fusible que le métal. Blanc, fragile, d'une cassure grenue ; se décompose à une haute température. On l'obtient en projetant de petits morceaux de phosphore sur de l'argent en limaille chauffé jusqu'au rouge.

Phosphure d'arsenic. Gris-noirâtre ; il se décompose si facilement qu'on ne peut le conserver que sous l'eau. On l'obtient en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de deutoxide d'arsenic ; une partie du

Phosphures. Combinaison du phosphore avec les corps combustibles. Le phosphore peut s'unir aux corps combustibles métalliques et aux corps combustibles non métalliques ; mais comme nous ne pouvons assigner de généralités pour ceux-ci, nous renvoyons à leur article en particulier, et nous allons exposer succinctement les principales propriétés des phosphures métalliques. Tous les phosphures métalliques sont cassans, solides, plus fusibles que les métaux qu'ils contiennent quand ceux-ci sont difficiles à fondre ; dans le cas contraire, ils sont moins fusibles ; ainsi le phosphure de fer est plus fusible que celui de fer, tandis que celui d'étain ou de plomb l'est sensiblement moins que celui de plomb ou d'étain pris isolément. Ces composés n'ont encore été étudiés que d'une manière imparfaite, cependant tout porte à croire qu'ils sont soumis aux mêmes lois de composition que les sulfures ; en conséquence, il peut y avoir autant de phosphures d'un métal qu'il y a de sulfures et d'oxides du même métal, ou ce qui est la même chose, qu'un proto-phosphure, en absorbant la quantité d'oxigène convenable pour brûler le métal et le phosphore se transformerait en un proto-phosphate neutre (Dulong). Tous les phosphures sont insipides, excepté ceux des métaux alcalins qui décomposent l'eau à la température ordinaire ; quelques-uns sont susceptibles de se décomposer au feu. Il est probable que tous les phosphures, à une température élevée, peuvent absorber le gaz oxigène et se convertir en phosphate. Tous les phosphures des métaux alcalins décomposent l'eau rapidement. Les phosphures ont été découverts par M. Pelletier. Ils sont tous le produit de l'art. On fait usage, pour leur préparation, de plusieurs procédés : 1° M. Dulong conseille de faire passer du

phosphore en vapeur sur le métal chauffé jusqu'au rouge ; 2° on réduit, dit-il, en limaille le métal que l'on veut phosphorer, ou on le fait fondre s'il est fusible ; dans le cas contraire, on fait rougir le métal dans un creuset de Hesse, et on y ajoute le phosphore par petites portions ; une partie du phosphore s'enflamme et l'autre se combine au métal. On continue d'ajouter du phosphore jusqu'à ce que le métal refuse d'en absorber. Lorsque le métal s'oxide facilement par la chaleur, on y ajoute un peu de résine pour le préserver du contact de l'air ; 3° on traite un phosphate neutre avec du noir de fumée dans un creuset brusqué ; le carbone à une haute température s'emparera de l'oxigène du métal et de l'acide phosphorique ; 4° on prépare les phosphures dont les métaux ont peu d'affinité pour l'oxigène en faisant passer un courant d'hydrogène phosphoré dans une solution de sel.

Phosphure d'antimoine. Blanc, d'une apparence métallique, cristallise en petits cubes. Il est très-fusible, et décomposable au feu. On l'obtient en faisant fondre l'antimoine dans un creuset de Hesse, et en y projetant peu à peu le phosphore bien sec. Il faut le retirer du feu aussitôt que l'on a ajouté les dernières portions de phosphore.

Phosphure d'argent. Plus fusible que le métal. Blanc, fragile, d'une cassure grenue ; se décompose à une haute température. On l'obtient en projetant de petits morceaux de phosphore sur de l'argent en limaille chauffé jusqu'au rouge.

Phosphure d'arsenic. Gris-noirâtre ; il se décompose si facilement qu'on ne peut le conserver que sous l'eau. On l'obtient en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de deutoxide d'arsenic ; une partie du

phosphore absorbe l'oxigène de l'arsenic et passe à l'état d'acide phosphorique qui se dissout dans l'eau ; l'autre partie de phosphore s'unit au métal réduit. On peut encore préparer ce phosphore en chauffant parties égales d'arsenic et de phosphore dans une petite cornue de verre.

Phosphure de bismuth. Noir, pulvérulent. Se décompose à une température peu élevée. S'obtient en décomposant un sel de bismuth par l'hydrogène phosphoré ; on filtre pour séparer le précipité ; on lave et on le fait sécher à une légère chaleur.

Phosphure de cobalt. Blanc-bleuâtre, fragile, plus fusible que le cobalt. A une haute température, il absorbe l'oxigène et se transforme en phosphate de cobalt. On l'obtient en calcinant fortement un mélange de 4 parties d'acide phosphorique sec, de 4 parties de cobalt et une demie-partie de charbon dans un creuset brasqué. On peut l'obtenir aussi en faisant passer du phosphore en vapeur sur du cobalt chauffé jusqu'au rouge.

Phosphure de cuivre. Blanc, cassant, très-dur, brillant. Chauffé fortement avec le contact de l'air, il produit du phosphate de cuivre. M. Dulong l'obtient en faisant passer du phosphore en vapeur sur du cuivre en limaille, chauffé au rouge dans un tube de porcelaine. Celui que l'on prépare en projetant du phosphore sur le métal chauffé n'est point saturé de phosphore.

Phosphure d'étain. Blanc, ressemblant à l'argent ; se sépare en lames par l'action du marteau ; quand on le fond il cristallise comme l'antimoine, en feuilles de fougère ; sa fusibilité est moins grande que celle de l'étain. A une haute température, il absorbe le gaz oxigène et se change en phosphate d'étain. Ce phosphure est un

peu ductible, c'est pourquoi M. Thénard le regarde comme non saturé de phosphore. On le prépare en projetant de petits fragmens de phosphore dans de l'étain fondu. (Pelletier.)

Phosphure de fer. Gris-bleuâtre, sa cassure est grenue, inaltérable à l'air, sans action sur l'aiguille aimantée, décomposable par l'acide hydro-chloro-nitrique et par le charbon. Il est très-cassant, et la plus petite quantité de phosphore rend le fer très-aigre. On l'obtient en chauffant fortement 4 parties de phosphate de fer avec une de noir de fumée dans un creuset brasqué ; si le charbon était en excès, on obtiendrait un mélange de phosphure et de carbure de fer que l'on pourrait séparer par l'acide hydro-chlorique qui dissout celui-ci sans attaquer celui-là. On peut également le préparer en chauffant le fer jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine, et en y faisant passer du phosphore en vapeur.

Phosphure d'iode. Voy. *Iodure de phosphore.*

Phosphure de manganèse. Brillant, très-cassant, beaucoup plus fusible que le manganèse ; sans action sur l'air à la température ordinaire ; s'obtient de la même manière que le phosphure de fer.

Phosphure de mercure. Noir, d'une faible consistance. Se décompose avec le contact de l'air, en répandant des vapeurs blanches d'acide phosphorique. On l'obtient en chauffant sous l'eau du phosphore avec du deutoxide de mercure ; il se forme de l'acide phosphorique qui reste en dissolution dans l'eau. M. Thompson nie l'existence de ce phosphure ; il le regarde comme un mélange de phosphore et de mercure très-divisé ou plutôt d'oxide noir de mercure.

Phosphure de nickel. Brillant, cassant, plus fusible

que le nickel, cristallise en petits prismes annulaires; à une température élevée, il se transforme en phosphate de nickel. On obtient ce phosphure en faisant passer du phosphore en vapeur sur le métal chauffé jusqu'au rouge, ou en décomposant un sel de nickel par l'hydrogène phosphoré.

Phosphure d'or. Noir, pulvérent, se décomposant à une douce chaleur; on l'obtient en chauffant de l'or au rouge dans un tube de porcelaine, et en y faisant passer du phosphore en vapeur. M. Thénard regarde ce phosphure comme non saturé, et il conseille de le préparer en faisant passer un courant d'hydrogène phosphoré dans une solution de chlorure d'or.

Phosphure de platine. D'un blanc-grisâtre, très-dur, fragile, d'une texture grenue, plus fusible que le métal. Se décompose à une température très-élevée. On le prépare en chauffant fortement 8 parties d'acide phosphorique sec avec 8 parties de platine et une partie de noir de fumée. M. Edmond Davy admet deux phosphures de platine. Le platine ayant une très-grande tendance à se combiner au phosphore, on doit éviter de faire usage de creusets de platine pour les préparations où il entre du phosphore.

Phosphure de plomb. Blanc-bleuâtre, plus brillant que le métal, un peu ductile, moins fusible que le plomb, décomposable à une haute température; l'action de l'air le transforme en phosphate de plomb. On le prépare en projetant de petits morceaux de phosphore dans du plomb fondu.

Phosphure de potassium. Brun-foncé, d'une saveur âcre, caustique, très-facile à réduire en poudre. Chauffé avec le contact de l'air, il se change en phosphate de potasse, en absorbant le gaz oxigène. Il décompose l'eau à la température ordinaire, en donnant lieu à beaucoup d'hydrogène phosphoré qui s'enflamme spontanément. On l'obtient en chauffant du phosphore et du potassium dans une petite cornue.

Phosphure de sélénium. M. Berzélius est le seul qui ait préparé ce phosphore. Le phosphure peut se combiner avec le sélénium en toute proportion. Il est très-fusible; il a un éclat métallique et une cassure vitreuse; l'eau le décompose en acide phosphorique et en acide hydro-sélénique. Il est probable qu'il existe un sélénium de phosphore à proportions fixes.

Phosphure de sodium. Ce phosphure a toutes les propriétés physiques et chimiques du phosphure de potassium; il se prépare de la même manière.

Phosphure de soufre. Le soufre, comme le sélénium, peut se combiner au phosphore en plusieurs proportions: on conçoit, d'après cela, que le phosphure de soufre doit beaucoup varier: en effet, il est tantôt liquide, et tantôt solide, d'une couleur jaune plus ou moins foncée, toujours plus pesant que l'eau. Soumis à l'action d'une légère chaleur, le phosphure de soufre se volatilise: le gaz oxigène le décompose en acide phosphorique et en acide sulfureux, en donnant lieu à un grand dégagement de chaleur et de lumière; le contact de l'air est suffisant pour l'enflammer, pour peu que la température soit élevée. On doit prendre les plus grandes précautions dans la préparation de ce phosphure; car il peut arriver des détonations qui sont à craindre. Le meilleur moyen pour les éviter, consiste à chauffer les matières sous l'eau, en ayant soin d'humecter la fleur de soufre, pour qu'elle ne vienne pas surnager à la surface du vase; on

donne une chaleur d'environ 60 degrés, et on remue avec un tube pour favoriser la combinaison; on peut aussi le préparer en faisant fondre du phosphore dans un petit tube de verre, et en ajoutant peu à peu de petits fragmens de soufre; avant d'ajouter un nouveau morceau de soufre, il faut attendre que le précédent soit combiné, ce que l'on reconnaît par un petit bruit semblable à celui qu'occasione un fer rouge que l'on plonge dans l'eau. Ce procédé n'est point à l'abri de tout danger; il est arrivé à l'un de nous, en en faisant usage, de faillir être victime d'une détonation violente. Le phosphure de soufre a été découvert par Margraff, étudié par Pelletier, par MM. Thénard, Faraday et plusieurs autres chimistes dont les travaux se trouvent consignés dans les Ann. de chim. et de physique. (Voyez, pour plus de détails, le Traité de chimie de M. Thénard, tom. 1, pag. 422, et suivantes.)

Phosphure de titane, de tungstène, de molybdène. A peine connus: on sait seulement qu'ils existent.

Phosphure de zinc. Blanc-bleuâtre, légèrement malléable, décomposable à une forte chaleur. On le prépare en projetant de petits fragmens de phosphore sur du zinc fondu et recouvert d'un peu de résine pour empêcher son oxidation. Il serait préférable de le préparer en décomposant un sel de zinc par un courant d'hydrogène phosphoré. (Voy. les Mémoires de M. Pelletier.)

Phtore. Nom que l'on avait donné, il y a quelques années, au prétendu radical de l'acide fluorique: on le désigne aujourd'hui sous celui de *fluore*.

Picromel. Substance incolore, de la consistance de la térébenthine, d'une odeur nauséabonde, d'une saveur âcre, amère et sucrée, d'une pesanteur spécifique

plus grande que celle de l'eau. Exposé à l'action du feu, le picromel se décompose, et fournit peu de produits azotés. Il attire l'humidité de l'atmosphère, et est soluble dans l'eau et l'alcool: sa solution ne précipite pas par l'acétate de plomb, la fusion de noix de galles, ni par les alcalis; il n'y a que le sous-acétate de plomb, les sels de mercure et de fer qui précipitent cette matière. Le picromel, traité par les acides, à une douce chaleur, se transforme en une masse visqueuse, presque insoluble dans l'eau. Le picromel existe dans la bile du bœuf, de l'homme, et probablement dans celle de presque tous les animaux. On le rencontre aussi quelquefois dans certains calculs biliaires. On le prépare en versant dans la bile du bœuf, de l'acétate neutre de plomb, pour en précipiter la résine, la matière jaune et les acides sulfurique et phosphorique. On filtre la liqueur qui contient tout le picromel, et on la mêle avec du sous-acétate de plomb; il se forme un précipité floconneux composé d'oxide de plomb et de picromel; on lave à plusieurs eaux, et on dissout dans l'acide acétique étendu; on fait passer dans la dissolution un courant de gaz hydro-sulfurique pour précipiter ce métal à l'état de sulfure; il suffit de filtrer et faire chauffer la liqueur pour en vaporiser les acides, et obtenir le picromel très-pur. Le picromel est formé, suivant M. Thompson, de 53,54 de carbone, de 1,82 d'hydrogène, et de 45,65 d'oxigène. La découverte en est due à M. Thénard.

Picrotoxine. Solide, transparente, brillante; cristallise en prismes quadrangulaires, d'une amertume insupportable. Soumise à l'action du feu, elle se comporte comme les résines, et ne donne aucun produit ammoniacal. Elle se dissout facilement dans l'alcool; l'eau

bouillante en dissout 1/25, et l'eau froide 1/50. M. Boullay, depuis la découverte des alcalis végétaux, croit avoir reconnu aussi l'alcalinité dans cette substance; cependant, quoiqu'elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, elle ne possède point la propriété de former de véritables sels; elle se dissout très-bien dans les acides affaiblis, et forme des composés plutôt gélatineux que salins. La picrotoxine existe dans le fruit du *menispermum cocculus*, ou coque du levant. Suivant M. Orfila, elle est si délétère que trois ou quatre grains déterminent la mort des chiens les plus forts. Pour obtenir la picrotoxine, on fait bouillir dans l'eau pendant une demi-heure, la coque du levant mondée de son péricarpe; on verse dans la décoction un léger excès d'acétate de plomb qui y détermine un précipité abondant; on filtre, on réduit en consistance d'extrait, on traite par l'alcool à 40, on filtre de nouveau, on évapore à une douce chaleur jusqu'à siccité, on redissout par l'alcool, on obtient, après avoir évaporé, un produit composé de picrotoxine et de matière jaune; on enlève toute celle-ci en agitant la matière avec de l'eau froide; la picrotoxine se sépare en une foule de petits cristaux qu'il suffit de laver et redissoudre dans l'alcool, pour obtenir cette substance très-pure.

Pierre a cautère. (Voy. *Protoxide de potassium.*) Il arrive fréquemment que l'on prépare la pierre à cautère avec de la soude, parce que celle-ci attire moins l'humidité que la potasse, et possède d'ailleurs la même propriété de désorganiser les substances animales.

Pierre infernale. On désigne encore quelquefois par ce nom le *nitrate d'argent fondu.*

Pierre philosophale. C'est le nom que les alchimistes ont donné à la préparation par le moyen de laquelle on peut transmuter les métaux, faire de l'or, de l'argent, etc. (Voy. *Grand-œuvre.*)

Pipérine. Solide, transparente, insipide, insoluble dans l'eau froide, à peine soluble dans ce liquide bouillant, soluble dans l'éther et l'alcool. On se la procure en traitant le poivre noir en poudre par l'alcool bouillant, en filtrant, évaporant la dissolution jusqu'à siccité. La masse brune, résultant de l'évaporation, est traitée par l'eau, et la partie non dissoute est ensuite traitée par l'alcool bouillant qui dissout toute la pipérine: par le refroidissement, elle cristallise en petits prismes allongés. On la purifie en lui faisant éprouver plusieurs traitemens alcooliques.

Pipette. Boule de verre à laquelle sont soudés deux petits tubes de verre dont l'un est recourbé et l'autre droit et effilé à la lampe. Cet instrument est employé pour décanter différens liquides: on plonge l'extrémité effilée dans le liquide, et, par l'autre, on aspire avec la bouche, jusqu'à ce que la boule soit à peu près remplie; on bouche le tube avec la langue, on retire la pipette du liquide, et on porte l'extrémité effilée dans le vase destiné à recevoir la liqueur.

Platine. Métal solide, d'un blanc-argentin, très-ductile, très-malléable; il est assez tendre pour se couper avec des ciseaux, et être rayé avec l'ongle; il est inaltérable à l'air à toutes les températures. Le platine est le corps le plus pesant de la nature; sa pesanteur spécifique est de 20,98; il est infusible au feu de forge le plus violent; on n'est encore parvenu à le fondre que par le chalumeau à gaz. Il s'unit à beaucoup de métaux, et forme des alliages. Parmi les corps combustibles non métalliques, il

n'a encore été combiné qu'au bore, au soufre, au phosphore, au chlore, au sélénium et à l'iode. Ce métal, comme le palladium, possède la propriété, quand il est à l'état de mousse ou d'éponge, d'enflammer le gaz hydrogène à la température ordinaire. Le platine se trouve dans la nature, combiné à l'iridium, au rhodium, au palladium, etc.; sa mine est en petits grains aplatis; le plus gros morceau de platine que l'on connaisse, pèse 1 livre 9 onces 1 gros : il a été trouvé par un esclave nègre dans la mine d'or de Condoto. La mine de platine ne s'est guère rencontrée que dans le Nouveau-Monde. Les endroits les plus riches sont le Choco, la nouvelle Grenade, le Brésil, la rivière d'Yaki à Saint-Domingue, etc. M. Vauquelin l'a aussi découvert dans les mines d'argent de Guadalcanal en Espagne, où il entre pour un dixième. Le platine a été découvert par Wood, essayeur, à la Jamaïque, en 1741; mais don Antonio de Ulloa en parla le premier, quoique la découverte de Wood fût antérieure. Tous les chimistes en étudièrent les propriétés : Lewis, Macquer, Bergmann, Lavoisier, Proust, Vollaston, Tennant, Vauquelin, Fourcroy, Berzélius et Briant-Vollaston y découvrirent le rhodium et le palladium, Descotils l'iridium, Tennant l'osmium. Il résulte des travaux de tous ces savans, que le procédé le plus commode pour l'extraction du platine est le suivant. Le voici tel que le donne M. Thénard, pag. 475, tom. III :

« L'iridium, l'osmium, le palladium, le rhodium et le platine, s'extraient tous du même minerai, appelé *mine de platine*. A cet effet, on introduit le minerai dans un matras; on verse dessus cinq à six fois son poids d'eau régale, et on en favorise l'action par la chaleur : quand il n'y a plus de réaction, on décante la liqueur,

et on remet dans le ballon une nouvelle quantité d'acide qu'on décante comme la première au bout d'un certain temps; on traite ainsi le minerai de platine jusqu'à quatre fois, ou plutôt jusqu'à ce que l'acide n'ait plus d'action sur lui. Il en résulte une dissolution d'un brun-jaune, contenant beaucoup de fer, beaucoup de platine, du cuivre, du plomb, du palladium, du rhodium, du mercure, un peu d'iridium, de l'acide sulfurique, et un résidu noir, pulvérulent, formé d'iridium, d'osmium, d'oxide de fer, d'oxide de chrôme, et d'oxide de titane (Vauquelin); ensuite on mêle ce résidu avec deux fois son poids de nitrate de potasse; on calcine le mélange dans une cornue afin de décomposer le nitrate de potasse, d'oxider l'osmium et l'iridium, d'acidifier l'oxide de chrôme, et de pouvoir recueillir en même temps une certaine quantité d'oxide d'osmium qui se volatilise; on lessive à plusieurs reprises le produit avec de l'eau tiède; on fait chauffer ce qui ne se dissout point avec un excès d'acide hydrochlorique moyennement concentré, puis on traite de nouveau la portion du résidu non attaquée par le nitre, l'eau et l'acide, et l'on répète cette opération tant que la matière n'est point entièrement dissoute. On obtient ainsi deux dissolutions, l'une qui est alcaline, où se trouvent l'oxide d'osmium, un peu de protoxide d'iridium, et de l'acide chrômique; et l'autre qui est acide, verte, où se trouvent l'oxide de fer, l'oxide de titane, et l'oxide d'iridium. Pour se procurer l'osmium, on sature la dissolution alcaline par l'acide nitrique pur; elle se trouble, et laisse déposer le protoxide d'iridium sous forme de flocons verts; après l'avoir filtrée, on l'introduit dans une cornue dont le col se rend dans un

« récipient que l'on refroidit avec soin, et on la distille « presque tout entière. L'oxide d'osmium passe en dis- « solution dans l'eau ; on verse une petite quantité « d'acide hydro-chlorique dans cette dissolution qui « est incolore ; on y plonge une lame de zinc, « et bientôt l'osmium s'en sépare ; on le rassemble, « on le lave et on le calcine dans des vaisseaux « fermés pour lui donner le brillant métallique. Tout « l'osmium du minerai de platine ne fait pas partie du « résidu que l'on obtient en le traitant par l'eau ré- « gale ; il s'en dissout une portion : or, comme, d'après « les expériences de Tennant, cette portion se vaporise « avec une certaine quantité d'acide pendant le traitement « du minerai, il faut, ainsi que le recommande M. Lau- « gier, opérer la dissolution dans une cornue, condenser « dans un récipient la liqueur qui se volatilise, saturer « cette liqueur par un lait de chaux, et procéder à la dis- « tillation pour en retirer l'oxide d'osmium. Pour se pro- « curer l'iridium, on porte à l'ébullition la dissolution « acide faite avec le résidu dont nous avons parlé précé- « demment ; il s'y produit un précipité vert-jaunâtre de « protoxide d'iridium, d'oxide de titane et de fer, unis « sans doute ensemble, et elle passe du vert foncé au « beau rouge ; alors on la filtre, et on lave le résidu. « Dans cet état, elle contient encore beaucoup de fer, « mais peu de titane ; ensuite on la concentre ; on y verse « de l'ammoniaque, de manière à n'en pas saturer en- « tièrement l'excès d'acide, et à l'instant même il s'en sé- « pare, sous forme de petits grains brillans, un sel noir « qui est de l'hydro-chlorate ammoniaco-d'iridium ; en « lavant convenablement ce sel à l'eau froide, le séchant et « le calcinant dans un creuset jusqu'au rouge, on en chasse

« l'ammoniaque, l'acide hydro-chlorique et l'oxigène, et « l'iridium reste pur. Mais comme la liqueur contient « encore une certaine quantité d'iridium, il faut l'étendre « de beaucoup d'eau, et y ajouter un excès d'ammonia- « que, par ce moyen, on en précipite seulement les « oxides de titane et de fer, de sorte qu'en filtrant de « nouveau, évaporant à siccité et calcinant, on obtient « tout l'iridium qui s'y trouve dissout. On peut se procu- « rer de même la petite portion d'iridium qui se précipite « avec les oxides de titane et de fer au moment où l'on fait « bouillir la dissolution acide : il suffit pour cela de trai- « ter auparavant ce précipité par l'acide hydro-chlorique ; « enfin on peut aussi se procurer de la même manière la « petite quantité d'iridium qui, dans la première opéra- « tion, échappe à l'action de la potasse et de l'acide hy- « dro-chlorique : la seule condition à remplir est de l'at- « taquer par une grande quantité d'eau régale, et de « vaporer ensuite la liqueur pour en chasser en partie « l'excès d'acide (Vauquelin.) On voit, d'après ce que « nous venons de dire, que l'extraction de l'osmium et « de l'iridium n'est pas compliquée : il n'en est pas de « même de celle du platine, du palladium, du rhodium, « parce qu'ils se trouvent dissous dans l'acide hydro-chlo- « rique avec un assez grand nombre d'autres métaux. La « première chose que l'on doit faire est de concentrer la « dissolution, afin d'en chasser l'excès d'acide ; il faut « évaporer de manière qu'elle puisse cristalliser par re- « froidissement ; alors on l'étend de dix fois son poids « d'eau, et on y verse un excès d'une dissolution d'hy- « dro-chlorate d'ammoniaque saturée à froid : celui-ci se « combine avec l'hydro-chlorate de platine, et forme un « sel double, jaune, très-peu soluble, qui se précipite à

« l'instant ; on le recueille sur un filtre, et on le lave « convenablement ; c'est de ce sel double qu'on extrait le « platine ; à cet effet, on le calcine jusqu'au rouge dans un « creuset de Hesse ; l'hydro-chlorate d'ammoniaque se « sublime, celui de platine se réduit, et le platine seul « reste sous forme d'une masse spongieuse composée de « beaucoup de petits grains. Lorsqu'on veut se servir de « ce platine pour faire des vases, il faut en réunir toutes « les parties : on y parvient en l'alliant avec la huitième « partie de son poids d'arsenic, coulant l'alliage bien « fondu sous forme de plaques ou de lingots peu épais, « l'exposant à l'action de l'air et en même temps de la « chaleur rouge-brun, puis de la chaleur rouge-cerise, « de la chaleur rouge-rose, et enfin de la chaleur rouge- « blanc. L'arsenic, qui d'abord s'unit au platine et le rend « fusible, s'en sépare en se combinant avec l'oxigène, et « passe à l'état de deutoxide qui se dégage, de telle sorte « que le platine redevient aussi pur qu'il était, et acquiert « la propriété d'être forgé. On peut encore obtenir le pla- « tine en lingots, et ce procédé est même préférable au « premier, en comprimant avec force l'hydro-chlorate « ammoniaco de platine pendant qu'on le calcine. Ce n'est « qu'après avoir retiré la majeure partie du platine de « la liqueur provenant de l'action de l'eau régale sur le « minerai de platine, qu'on doit s'occuper d'en extraire le « palladium et le rhodium. On peut le faire par deux « procédés différens : l'un est dû à M. Vauquelin ; l'autre « à M. Vollaston. M. Vauquelin plonge des lames de fer « dans cette liqueur réunie aux eaux de lavage de l'hy- « dro-chlorate-ammoniaco de platine ; ces lames y déter- « minent un précipité noir formé de fer, de cuivre, de « plomb, de mercure, de palladium, de rhodium, d'iri-

« dium, d'osmium, en partie combinés et oxidés. Il met « successivement ce précipité en contact à la température « ordinaire, avec de l'acide nitrique et de l'acide hydro- « chlorique ; il enlève par l'acide nitrique beaucoup de « fer et de cuivre, et un peu de palladium ; et par l'acide « hydro-chlorique, beaucoup de fer encore, du cuivre, « du palladium et même du rhodium et du platine : lors- « que ces acides ont cessé d'agir, il lave le résidu avec « de l'eau, et le fait dessécher fortement, ce qui en dé- « gage, outre l'eau, du chlorure de mercure sous forme « de vapeurs blanches, du chlorure de cuivre, du mer- « cure, et, selon toute apparence, de l'oxide d'osmium ; « ensuite il le traite à deux reprises par l'eau régale con- « centrée, en employant chaque fois environ cinq fois « autant d'acide que de résidu : l'action est assez forte à « froid, mais elle devient très-vive à chaud : cependant « tout le résidu ne se dissout point, même en soutenant « la chaleur pendant long-temps ; il en reste une petite « où se trouve beaucoup d'iridium. Quoi qu'il en soit, la « dissolution contient du platine, du rhodium, du pal- « ladium, de l'iridium, et même du fer et du cuivre ; on « l'évapore jusqu'en consistance sirupeuse pour en chas- « ser l'excès d'acide, puis on l'étend d'une quantité con- « venable d'eau pour en précipiter l'hydro-chlorate de « platine, puis l'hydro-chlorate d'ammoniaque, comme « nous l'avons dit précédemment ; après quoi on l'éva- « pore de nouveau presque à siccité ; et de nouveau en- « core, on l'étend d'une petite quantité d'eau ; par ce « moyen, on sépare un sel grenu, d'un rouge fleur de « grenade, qui n'est formé que d'hydro-chlorate amme- « niaco-de-platine, coloré par un peu d'hydro-chlorate « d'iridium. Cela étant fait, on étend la dissolution d'une

« nouvelle quantité d'eau, et on y ajoute un peu d'acide « hydro-chlorique, si toutefois elle n'en contient point un « assez grand excès; alors on y verse peu à peu de l'am- « moniaque, de manière à ne point saturer tout-à-fait « l'excès d'acide; on agite, et à l'instant on voit paraître « un grand nombre d'aiguilles fines, très-brillantes et d'un « très-beau rose. Ces aiguilles sont uniquement formées « d'hydro-chlorate ammoniaco-de-palladium qui est ex- « trêmement peu soluble; on les laisse déposer, on les « lave, on les fait sécher et on les calcine jusqu'au rouge « pour en extraire le palladium. Enfin M. Vauquelin, « pour obtenir le rhodium, fait évaporer les liqueurs dont « le palladium a été séparé, jusqu'à ce qu'elles puissent « cristalliser en masse par refroidissement : il laisse « égoutter les cristaux, les broie dans un mortier de « verre ou de porcelaine, les met dans un flacon avec de « l'alcool à 36, et les agite de temps en temps; au bout « de vingt-quatre heures, il décante l'alcool qui a pris « une couleur jaune-verdâtre, et en remet d'autre sur « les cristaux; il les lave ainsi tant que l'alcool se colore « sensiblement; de cette manière, il dissout les hydro- « chlorates de cuivre, de fer, d'ammoniaque et de pal- « ladium, et il obtient une poudre rouge, insoluble dans « l'alcool; c'est l'hydro-chlorate de rhodium ammoniacal; « mais comme celui-ci pourrait encore retenir un peu d'hy- « dro-chlorate ammoniaco-de-platine, il est bon de le dis- « soudre dans une petite quantité d'eau aiguisée, si l'on veut, « d'acide hydro-chlorique. L'eau dissout le sel de rhodium, « et n'attaque pas sensiblement le sel de platine; par con- « séquent, en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, et « calcinant le résidu jusqu'au rouge, l'on obtiendra le « rhodium : ce métal sera blanc, cassant et en masse « spongieuse. » La propriété qu'a le platine de résister au feu le plus violent, d'être inattaquable par tous les acides, le rendent très-précieux dans les arts : on en fait en chimie un grand nombre d'ustensiles, tels que cornues, creusets, capsules, tubes; on en confectionne des évaporatoires pour les fabriques d'acide sulfurique, etc. Malheureusement ce métal est encore trop rare pour être employé dans l'économie domestique. Le platine a été découvert par Wood; mais c'est à feu Jennety que l'on est redevable de la manière de le travailler pour les besoins des arts.

Platre. On nomme ainsi dans les arts le sulfate de chaux que l'on calcine pour la construction des édifices. Voy. *Sulfate de chaux*.

Plomb. Métal d'un blanc-bleuâtre, brillant, répandant une odeur désagréable par le frottement, d'une pesanteur spécifique de 11,352. Le plomb est malléable et ductile; mais il ne jouit presque d'aucune tenacité; son élasticité est presque nulle; il en est de même de sa sonorité. Ce métal est un des plus fusibles; il fond long-temps avant de rougir, et cristallise par refroidissement. L'air atmosphérique et le gaz oxigène secs n'exercent aucune action sur lui; mais si ces gaz sont humides, il se ternit promptement, et se recouvre d'une couche grise de protoxide de plomb : à une température élevée, il absorbe l'oxigène de l'air, et le métal en fusion se recouvre d'une couche jaune, pulvérulente, qui est bientôt remplacée par une seconde, si on enlève celle-ci. Le bore, l'hydrogène, l'azote et le carbone n'ont aucune action sur le plomb; mais il se combine facilement au phosphore, au soufre, à l'iode, au chlore, au sélénium et à un grand nombre de métaux. Le plomb est connu de toute anti-

« nouvelle quantité d'eau, et on y ajoute un peu d'acide « hydro-chlorique, si toutefois elle n'en contient point un « assez grand excès; alors on y verse peu à peu de l'am- « moniaque, de manière à ne point saturer tout-à-fait « l'excès d'acide; on agite, et à l'instant on voit paraître « un grand nombre d'aiguilles fines, très-brillantes et d'un « très-beau rose. Ces aiguilles sont uniquement formées « d'hydro-chlorate ammoniaco-de-palladium qui est ex- « trêmement peu soluble; on les laisse déposer, on les « lave, on les fait sécher et on les calcine jusqu'au rouge « pour en extraire le palladium. Enfin M. Vauquelin, « pour obtenir le rhodium, fait évaporer les liqueurs dont « le palladium a été séparé, jusqu'à ce qu'elles puissent « cristalliser en masse par refroidissement : il laisse « égoutter les cristaux, les broie dans un mortier de « verre ou de porcelaine, les met dans un flacon avec de « l'alcool à 36, et les agite de temps en temps; au bout « de vingt-quatre heures, il décante l'alcool qui a pris « une couleur jaune-verdâtre, et en remet d'autre sur « les cristaux; il les lave ainsi tant que l'alcool se colore « sensiblement; de cette manière, il dissout les hydro- « chlorates de cuivre, de fer, d'ammoniaque et de pal- « ladium, et il obtient une poudre rouge, insoluble dans « l'alcool; c'est l'hydro-chlorate de rhodium ammoniacal; « mais comme celui-ci pourrait encore retenir un peu d'hy- « dro-chlorate ammoniaco-de-platine, il est bon de le dis- « soudre dans une petite quantité d'eau aiguisée, si l'on veut, « d'acide hydro-chlorique. L'eau dissout le sel de rhodium, « et n'attaque pas sensiblement le sel de platine; par con- « séquent, en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, et « calcinant le résidu jusqu'au rouge, l'on obtiendra le « rhodium : ce métal sera blanc, cassant et en masse « spongieuse. » La propriété qu'a le platine de résister au feu le plus violent, d'être inattaquable par tous les acides, le rendent très-précieux dans les arts : on en fait en chimie un grand nombre d'ustensiles, tels que cornues, creusets, capsules, tubes; on en confectionne des évaporatoires pour les fabriques d'acide sulfurique, etc. Malheureusement ce métal est encore trop rare pour être employé dans l'économie domestique. Le platine a été découvert par Wood; mais c'est à feu Jennety que l'on est redevable de la manière de le travailler pour les besoins des arts.

Platre. On nomme ainsi dans les arts le sulfate de chaux que l'on calcine pour la construction des édifices. Voy. *Sulfate de chaux*.

Plomb. Métal d'un blanc-bleuâtre, brillant, répandant une odeur désagréable par le frottement, d'une pesanteur spécifique de 11,352. Le plomb est malléable et ductile; mais il ne jouit presque d'aucune tenacité; son élasticité est presque nulle; il en est de même de sa sonorité. Ce métal est un des plus fusibles; il fond long-temps avant de rougir, et cristallise par refroidissement. L'air atmosphérique et le gaz oxigène secs n'exercent aucune action sur lui; mais si ces gaz sont humides, il se ternit promptement, et se recouvre d'une couche grise de protoxide de plomb : à une température élevée, il absorbe l'oxigène de l'air, et le métal en fusion se recouvre d'une couche jaune, pulvérulente, qui est bientôt remplacée par une seconde, si on enlève celle-ci. Le bore, l'hydrogène, l'azote et le carbone n'ont aucune action sur le plomb; mais il se combine facilement au phosphore, au soufre, à l'iode, au chlore, au sélénium et à un grand nombre de métaux. Le plomb est connu de toute anti-

quité. A cause de son abondance dans la nature, il a été l'objet de beaucoup de recherches; les alchimistes l'ont long-temps torturé dans l'espérance de le transformer en argent: ils le désignaient à cette époque sous le nom de *saturne*. On le rencontre dans la nature sous trois états: 1° à l'état de sel; 2° à l'état d'oxide combiné avec le soufre. On a avancé il y a quelque temps, qu'on avait trouvé le plomb à l'état natif dans l'île de Madère; mais il est permis d'en douter. Dans les arts, on extrait le plomb par le procédé suivant: on prend le sulfure de plomb, ou galène, on le brocarde, et on le lave pour le débarrasser de sa gangue; la gangue brocardée et lavée est soumise au grillage; par cette opération, une partie du plomb est oxidée et se combine avec l'acide sulfurique formé par la combustion du soufre; quand le minerai est en poussière ou *schlichs*, on le mêle avec de l'argile délayée pour le soumettre au grillage; on répète le grillage plusieurs fois de suite pour décomposer entièrement la galène; on fond ensuite le minerai grillé convenablement dans des fourneaux à manche avec du charbon de bois; le plomb oxidé se réduit, et le sulfate de plomb est converti à l'état de sulfure, ce qui donne lieu à des masses qu'on est forcé de griller et de refondre de nouveau jusqu'à ce qu'elles ne contiennent plus de soufre. Quand on agit sur des litharges ou sur du plomb carbonaté, on fond simplement ces substances avec du charbon dans le fourneau à manche. Quelquefois on chauffe fortement la galène avec des ferrailles ou de la fonte en grenailles; le soufre s'unit au fer, et on obtient le plomb tout d'un coup. Ce procédé est le plus simple, quand on peut se procurer du fer à bon marché. Le plomb, ainsi obtenu, porte le nom de *plomb d'œuvre*. Quand

il contient assez d'argent pour pouvoir être extrait avec avantage, on le sépare par la coupellation. Cette opération se pratique surtout en Angleterre. Le plomb, en raison de son abondance et de la facilité avec laquelle on le travaille, est très-employé dans les arts: il sert à faire une foule d'ustensiles; on en fait des balles, du plomb de chasse; on en construit des gouttières, des réservoirs, des chambres pour la fabrication de l'acide sulfurique: il entre dans la composition des caractères d'imprimerie, etc., etc. Il n'est point employé en médecine.

Plomb corné. Les anciens chimistes appelaient ainsi le chlorure de plomb.

Plombagine. On désigne sous ce nom, dans les arts, le per-carbure de fer.

Poison. On donne le nom de poison à une substance quelconque qui, prise intérieurement, ou appliquée extérieurement, peut déterminer, chez les êtres vivans, des accidens plus ou moins funestes, et souvent la mort. Nous avons eu soin, en décrivant chaque substance vénéneuse, d'indiquer ses caractères et les principaux réactifs qui peuvent la faire reconnaître; mais, comme on ne peut pas connaître avec trop de détails les moyens de reconnaître ces substances, nous renvoyons au savant Traité de M. le professeur Orfila, source dans laquelle ont puisé presque tous ceux qui se sont occupés de toxicologie.

Polychroïte. Substance rouge, pulvérulente, d'une saveur un peu amère, inodore, colorant fortement la salive en jaune. Elle est très-peu soluble dans l'eau froide, un peu plus dans l'eau bouillante; l'alcool et l'éther la dissolvent; il en est de même des alcalis et des huiles

fixes et volatiles. Soumise à l'action du feu, elle se comporte comme les matières végétales. Les acides végétaux dissolvent une partie de la polychroïte; la dissolution laisse précipiter toute cette matière colorante par l'addition d'un alcali. L'acide nitrique lui donne une couleur verte qui disparaît en étendant d'eau la solution, et qui reparaît par une nouvelle quantité du même acide, l'acide sulfurique lui communique d'abord une couleur bleue, puis la fait passer au violet; le chlore la décolore entièrement. L'obtention de la polychroïte est fort simple, il suffit de traiter par l'alcool à 40 degrés l'extrait aqueux de safran, d'évaporer la liqueur au trois-quarts, de la mêler avec un peu de potasse ou de soude pour en séparer l'huile essentielle, d'y verser de l'acide acétique pour saturer l'alcali et de laver le résidu à plusieurs eaux. La polychroïte a été découverte par MM. Vogel et Bouillon-Lagrange dans le savon; mais on doit à M. Henri la connaissance de cette matière à l'état de pureté; les deux premiers chimistes n'avaient point aperçu l'huile volatile qui faisait partie de la substance qu'ils décrivirent comme nouvelle.

Pompholix. Nom que l'on donnait jadis à l'oxide de zinc. (Voyez ce mot.)

Potasse. On désigne ainsi le protoxide de potassium. (Voyez ce mot.)

Potasse vitriolée. Quelques anciens chimistes ont donné ce nom au sulfate de potasse.

Potassium. Métal solide, très-ductile, plus léger que l'eau, plus mou que la cire, d'un gris d'acier; quand on le coupe, il est doué d'un grand éclat métallique. Exposé à l'air, il se ternit très-promptement, devient bleuâtre, et se change bientôt en protoxide blanc ou

potasse. Chauffé avec le contact du gaz oxigène, l'absorbsion est instantanée; il se dégage beaucoup de calorique et de lumière, et il en résulte du deutoxide de potassium. L'air atmosphérique agit sur le potassium comme le gaz oxigène, seulement à la température ordinaire; à mesure que le métal s'oxide, il absorbe l'acide carbonique de l'air et passe à l'état de proto-carbonate. Le potassium chauffé dans une petite cornue avec de l'huile de napte, fond à 58° centig.; à un degré de chaleur plus élevé, il se sublime en répandant des vapeurs vertes. Le bore et le charbon n'exercent aucune espèce d'action sur ce métal; il en est de même de l'azote, on peut conserver ce métal si combustible dans un ballon plein de ce gaz. Cependant il existe une combinaison d'azote, d'ammoniaque et de potassium. Si l'on chauffe le potassium avec un peu de phosphore dans des vaisseaux fermés, il en résulte un phosphure, d'un brun-maron, facile à réduire en poudre, et ne possédant aucune apparence métallique. Le soufre agit sur le potassium comme le phosphore, et donne lieu à un sulfure jaune-rougeâtre, semblable en tout au sulfure de potasse. L'iode s'unit au potassium à l'aide de chaleur, avec un grand dégagement de lumière, il en résulte un iodure blanc, d'un aspect nacré. En chauffant un peu le potassium dans du gaz hydrogène, il se forme par l'agitation un hydrure gris sans apparence métallique. Suivant M. Sementini, l'hydrogène peut s'unir à ce métal en deux autres proportions, de manière à donner lieu à du gaz hydrogène proto-potassié et deuto-potassié; il en serait de ces deux gaz comme de l'hydrogène proto-phosphoré et deuto-phosphoré; le premier de ces gaz ne s'enflamme que par l'approche d'un corps en ignition, tandis que le second

s'enflamme spontanément ; dans ces deux cas, il se forme de l'eau et du protoxide de potassium. Quand on agite à la température ordinaire du potassium dans du chlore sec, il se dégage beaucoup de calorique et de lumière ; celui-ci est solidifié et il se forme du chlorure de potassium semblable en tout à ce composé salin désigné autrefois sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius*. Tous les hydracides gazeux sont décomposés à chaud par le potassium ; il s'empare de leur base pour former un chlorure, un iodure ou un sulfure de potassium, et l'hydrogène mis à nu se dégage ; il décompose aussi en totalité ou en partie les acides anhydres ou gazeux ; il s'empare de l'eau oxigène, et met quelquefois la base à nu ; mais avec l'acide borique, il donne lieu à du bore et à du sous-borate de potasse, avec l'acide phosphorique, du phosphore et du protoxide de potassium phosphoré. Une des propriétés essentielles de ce métal, c'est la grande facilité avec laquelle il décompose l'eau à la température ordinaire. Si on jette quelques fragmens de potassium dans un vase plein d'eau, le métal s'agite en tout sens, court à la surface de l'eau qu'il décompose avec une petite explosion. Il se dégage assez de calorique pour que le gaz hydrogène résultant de la décomposition de l'eau s'enflamme ; l'eau qui reste contient le protoxide de potassium en solution. La découverte du potassium ne date que de 1810, c'est à M. Davy que l'on en est redevable. On considérait la potasse auparavant comme un corps simple ; mais c'est surtout MM. Thénard et Gay-Lussac qui nous ont fait connaître les propriétés de ce métal. M. Davy obtint le potassium par le procédé suivant : on prend un morceau de potasse à l'alcool ; on y creuse une petite cavité que l'on remplit de mercure ; on place ce

morceau de potasse sur une plaque métallique, et on y fait communiquer les deux pôles de la pile, le pôle positif avec la plaque, et le pôle négatif avec le mercure : aussitôt que la pile est en activité, la décomposition a lieu, le mercure se solidifie, alors on le met dans de l'huile de naphte, et on remet de nouveau mercure dans la petite capsule de potasse ; on sépare ensuite le potassium du mercure en le distillant dans une petite cornue avec de l'huile de naphte comme pour l'extraction du calcium. Par ce procédé on ne peut se procurer qu'une très-petite quantité de potassium. MM. Gay-Lussac et Thénard ont donné un autre procédé par lequel on l'obtient en assez grande quantité pour pouvoir en étudier les propriétés. Voici ce procédé tel qu'il est décrit dans le tom. III, pag. 467, du Traité de chimie de M. Thénard. On prend un canon de fusil, on le décape et on le nettoie intérieurement en le frottant avec du sable et de l'eau ; on le sèche en l'essuyant avec un linge ou du papier non collé ; ensuite on le fait rougir pour le courber un peu à sa partie moyenne ; on le fait rougir une seconde fois pour courber sa partie moyenne dans le sens inverse [1] en décrivant un angle semblable au premier. Alors on recouvre, depuis la première courbure jusqu'à la seconde d'une couche d'environ 16 millimètres d'épaisseur d'un lut fait avec 5 parties de sable et 1 partie de terre à potier. On laisse sécher ce lut à l'ombre pendant cinq à six jours, au bout desquels on l'expose au soleil ou à une douce chaleur, pour en achever la dessication. S'il

[1] Voyez, pour plus de détails, la pl. XXXI, fig. 1 du 5e volume du Traité de chimie de M. Thénard, où l'appareil est figuré avec le plus grand soin.

y avait quelques gerçures, on les réparerait avec du lut frais. Le canon étant bien luté, on le remplit depuis la première courbure jusqu'à la seconde de tournure de fer décapée par la trituration avec du sable; on dispose ce canon dans un fourneau de réverbère. On l'assujétit dans ce fourneau avec des fragmens de brique et d'un lut infusible, ou de même nature que celui qui recouvre le canon; après quoi l'on met des fragmens de potasse à l'alcool depuis la courbure du milieu jusqu'à la partie qui n'a point été courbée, et qui étant plus élevée est appelée partie supérieure, et l'on adapte d'une part, à l'extrémité supérieure, un tube de verre recourbé que l'on fait plonger dans le mercure, et de l'autre part, à l'extrémité inférieure, un récipient de cuivre, formé de deux pièces qui s'élargissent et entrent à frottement l'une dans l'autre. Ce récipient, placé sur un support, reçoit, par son ouverture, l'extrémité inférieure et recourbée du canon, et par son autre ouverture un bouchon muni d'un tube de verre recourbé. Enfin, on fait rendre la tuyère d'un bon soufflet dans le cendrier, par la porte que l'on bouche ensuite avec de l'argile et des briques, et on établit une grille de fil de fer demi-cylindrique sous la partie supérieure du canon qui contient la potasse, de manière que cette grille l'enveloppe inférieurement et latéralement, et qu'elle en soit distante d'environ un pouce. Lorsque l'appareil est ainsi disposé, que les portes du foyer et du cendrier sont bien bouchées, que toutes les fissures le sont également, et que les luts sont bien secs, on verse alternativement, par la cheminée, du charbon froid et du charbon incandescent dans le fourneau, jusqu'à ce qu'il en soit presque plein. On met un linge mouillé sur la partie supérieure contenant la potasse de peur que celle-ci ne se fonde, et l'on souffle lentement jusquà ce que la flamme apparaisse au-dessus du dôme. A cette époque, on augmente le courant d'air de manière à le rendre bientôt le plus fort possible. Aussitôt que le canon de fusil est excessivement chaud, on enlève le linge placé sur la partie supérieure, et on fond la potasse qu'elle contient, en plaçant peu à peu assez de charbons incandescens sur la grille pour entourer cette partie du tube. La potasse en fondant, se rend dans la première courbure, et se trouve en contact avec la tournure de fer à une très-haute température; d'où il résulte que les conditions nécessaires pour la décomposition du protoxide de potassium ou de sodium sont remplies. Mais comme l'eau à laquelle il est uni se trouve décomposée en même temps que lui, on doit obtenir tout à-la-fois, et on l'obtient, en effet, du potassium ou du sodium et du gaz hydrogène. Le potassium se volatilise et se condense dans l'extrémité du canon, et de là tombe à l'état liquide dans le récipient. Quant à l'hydrogène, il se dégage à l'état de gaz par l'extrémité du tube inférieur, entraînant quelquefois avec lui des matières qui le rendent nébuleux, et quelquefois même du potassium ou du sodium qui s'enflamme.

Plusieurs signes permettent de reconnaître si l'opération va bien. Le plus sûr de tous est le dégagement du gaz qui doit être rapide, sans qu'il en résulte de vapeurs trop épaisses, à l'extrémité inférieure du tube de verre. Lorsque ce dégagement se ralentit beaucoup, ce qu'on reconnaît en plongeant de temps en temps ce tube dans de l'eau, on en conclut qu'il n'y a presque plus d'hydrate de potasse en contact avec le feu, et on fond celle qui est encore dans la partie supérieure, en l'entourant

de charbons incandescens comme la précédente, et ainsi de suite. L'opération est terminée quand le feu a été porté successivement jusqu'à l'extrémité de la grille sous la partie contenant la potasse. Alors on enlève le canon de fusil, et on laisse refroidir après avoir bouché avec du lut l'extrémité des deux tubes de verre; on trouve le métal dans le récipient; on l'en retire, après avoir ouvert le récipient avec une tige de fer courbée. On le fond dans un tube sous l'huile de naphte, on l'y comprime, et on le conserve en mettant le tube même, au milieu de l'huile dans un flacon à gros goulot et bouché à l'émeri. Il arrive quelquefois qu'au milieu de l'opération les gaz cessent tout-à-coup de se dégager par le tube inférieur, et se dégagent, au contraire, par le tube supérieur qui plonge dans le mercure. Ce phénomène annonce que le coup de feu n'est point assez fort, que le protoxide de potassium passe à travers la tournure de fer sans être décomposé. Dans ce cas, il faut mettre du feu autour de l'extrémité inférieure du canon pour fondre la potasse qui l'obstrue et arrêter l'opération si l'on n'y parvient pas. Il arrive aussi quelquefois que les gaz ne se dégagent ni par le tube inférieur ni par le tube supérieur, quoiqu'on fasse fondre de nouvelles quantités de la potasse contenue dans la partie supérieure. On doit en conclure que les luts n'ont pas résisté, et que le tube de fer en s'oxidant a été troué : alors on doit toujours arrêter l'opération et la recommencer dans un autre tube. 100 grammes de potasse ne fournissent ordinairement que 25 gramm. de potassium; la partie qui n'a pas été décomposée s'est combinée avec l'oxide de fer, et a formé avec le fer métallique qui s'y trouve, un composé très-dur et très-adhérent. Pour obtenir le sodium, il est bon d'employer de la soude

contenant quelques centièmes de potasse. Le potassium n'est employé qu'en chimie pour enlever l'oxigène de certains corps qu'on n'avait pu désoxider par aucun autre moyen. C'est ainsi qu'il a servi à décomposer l'acide borique; c'est aussi par son secours que M. Berzélius a obtenu le silicium et le zirconium.

Potée d'étain. On appelle ainsi, dans les arts, un composé dont on fait encore quelquefois usage pour polir les glaces, et qui est formé d'une grande quantité de deutoxide d'étain unie à un peu de protoxide de plomb. Voy. *Oxide d'étain.*

Poudre a canon. On appelle ainsi un mélange de nitrate de potasse, de soufre et de charbon. Il n'est personne qui ne connaisse les effets et la violente explosion qu'occasione cette composition. La préparation de la poudre se fait en grand dans de vastes bâtimens appelés poudrières. On fait d'abord le choix des substances; le soufre doit être le plus pur possible, le nitre doit être débarrassé de tous sels déliquescens; il faut que le charbon soit récemment fait, qu'il soit sec et léger; tel est celui qui provient des bois tendres et légers : le plus employé est celui de bourdaine et de saule. Ensuite on pulvérise le nitre et le soufre, et on en pèse les proportions convenables, ainsi que de charbon. Ces proportions sont : salpêtre 75, charbon 12 1/2, soufre 12 1/2; pour la poudre de guerre : salpêtre 78, charbon 12, soufre 10; pour la poudre de chasse : salpêtre 65, charbon 15; soufre 20 pour la poudre de mine. On faisait autrefois une qualité de poudre encore moins forte que cette dernière : elle était connue sous le nom de *poudre de traite*, parce que l'on n'en faisait usage que pour la traite des nègres. Les matières pesées sont introduites

dans de vastes mortiers de bois dont les pilons sont mus par un courant d'eau. Chaque moulin contient deux rangs de pilons, et chaque pilon 10 kil. de mélange. On met d'abord le charbon dans les mortiers avec 1 kil. d'eau; on laisse agir les pilons pendant une demi-heure, ayant soin de retourner la charge de temps en temps; au bout de ce temps, on y ajoute le nitre et le charbon, on mélange avec les mains, et on recommence à faire agir les pilons. Après une demi-heure de *battage*, on fait le *rechange*, c'est-à-dire qu'on arrête les pilons, qu'on enlève ce qui est dans le premier mortier; dans ce premier mortier vide, on met ce qui est contenu dans le second, et ainsi des autres; de telle sorte que le dernier se trouvant vide à son tour, reçoit la charge que l'on avait retirée du prèmier; on fait ainsi dix ou douze rechanges, en ayant soin d'arroser la matière de temps en temps : quand on a fait le dernier rechange, on fait encore mouvoir les pilons pendant deux heures, et le battage est terminé. Cette poudre est élevée sous forme de pâte, et mise dans de grandes tines où elle perd une portion de son humidité : on procède après cela au grenage, et on la place dans de grandes caisses en bois; ensuite on la met par portions dans un tamis de peau appelé *guillaume*, sur lequel on met un tourteau lenticulaire; on fait mouvoir horizontalement ce tamis sur une maye; le tourteau, par son mouvement et par son poids, brise les portions de la masse qui sont trop compactes et trop grosses pour pouvoir passer au travers du guillaume; cette poudre encore grossière est repassée dans un autre tamis nommé *grenoir*, dont tous les trous sont du même diamètre; de là on la remet dans un autre appelé *égalisoir*, qui sert à en séparer le poussier et le menu grain.

On est encore dans l'usage, pour séparer les grains trop gros qui ont échappé au grenoir, de faire subir un dernier tamisage à la poudre, dans un tamis de dimension convenable. Si la poudre est destinée pour la guerre, on la porte au séchoir; et quand elle est bien sèche, on la renferme dans des barils. Pendant le *séchage*, il se forme un peu de poussier qu'on enlève en tamisant la poudre sèche sur un tamis de crin très-serré : cette dernière opération porte le nom d'*époussetage*. Mais si c'est de la poudre de chasse, on la soumet à une autre opération qu'on désigne sous le nom de *lissage* : à cet effet, on expose la poudre au soleil pendant une heure, sur une seule toile pendant l'hiver, et entre deux toiles pendant l'été; on l'époussète, et on l'introduit dans de grandes tonnes garnies de six traverses de bois qui s'étendent latéralement d'un bout à l'autre; on fait tourner ces tonnes horizontalement sur leur pivot au moyen d'un courant d'eau; on les fait mouvoir doucement dans le commencement, pour ne point briser le grain; au bout d'une heure, on les fait tourner un peu vite, et on continue pendant encore sept heures ou même douze; si le grain n'est pas assez lustré, on retire la poudre des tonnes, on l'époussète, et on l'égalise pour le séparer des croûtes qui se sont formées pendant le lissage. La poudre, après avoir subi toutes ces manipulations, est renfermée dans des barils et conservée dans des magasins bien secs. Cette composition a été découverte par Roger Bacon, cordelier anglais; mais plusieurs personnes croient que les Chinois la connaissaient avant nous. Nous engageons ceux qui désirent de plus amples renseignemens sur cette substance, à consulter l'ouvrage de MM. Bollée et Tiffiout, où cet art est détaillé tout au long.

Poudre des chartreux, ou kermès. Voy. *Sulfure d'antimoine hydraté.*

Poudres fulminantes. (Voy. *Ammoniures et Fulminates.*) Les anciens chimistes appelaient poudre fulminante, un mélange de 3 parties de nitre, de 2 de sous-carbonate de potasse, et de 1 partie de soufre. Lorsqu'on la met sur un feu doux, dans une cuiller de fer, et qu'on la laisse chauffer lentement, elle détonne avec une violence et un fracas épouvantables, aussitôt qu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur. Il y a beaucoup d'autres substances qui jouissent de la propriété de fulminer par leur mélange avec le soufre; telles sont l'iodate de potasse, le chlorate de potasse, le chlorate d'argent; il en est une surtout qui est fort employée pour amorcer les armes à feu : on la prépare en mêlant intimement ensemble 100 parties de chlorate de potasse, 55 de nitrate de potasse, 33 de soufre, 17 de bois de bourdaine râpé et passé au tamis de soie, et 17 de lycopode. On forme une poudre que l'on conserve pour l'usage; quelquefois, au lieu de mêler le chlorate de potasse à toutes ces substances, on le mêle avec du soufre et du sulfure d'antimoine pulvérisés dans les proportions de 6 de chlorate, 1 1/2 de soufre, et 1 1/2 de sulfure d'antimoine ou de charbon; on humecte ces matières avec un peu d'eau de gomme, et on en forme de petites pilules pour les fusils à piston. On préfère maintenant avec raison le mercure fulminant pour faire ces sortes d'amorces.

Précipité blanc. On désignait autrefois sous ce nom un précipité que l'on obtenait en versant une solution de sel marin dans du nitrate de mercure; on lavait le précipité formé pour enlever le nitrate de soude et le sublimé corrosif qui se forment toujours en plus ou moins

grande quantité dans cette opération. Voy. *Proto-chlorure de mercure.*

Précipité perse. Voy. *Deutoxide de mercure.*

Précipité pourpre de cassius. Voy. *Chlorure d'or.*

Précipité rouge. On donne encore quelquefois ce nom au deutoxide de mercure.

Principes doux des huiles. Voy. *Glycérine.*

Prussiates. Avant la découverte du cyanogène, on appelait ainsi les composés que nous avons décrits sous les noms de cyanures et d'hydro-cyanates. (Voyez ces mots.)

Pyrophore. On donne le nom de pyrophore à une composition chimique qui jouit de la singulière propriété de s'allumer et de prendre feu d'elle-même, dès qu'elle a le contact de l'air. On regarde le pyrophore comme composé de sulfure de potassium, d'alumine et de carbonate très-divisé. La découverte en est due à Homberg; voici comment Maquer rapporte qu'elle se fit : ce chimiste avait beaucoup travaillé sur la matière fécale humaine, pour en retirer une huile limpide et sans mauvaise odeur, qui devait fixer, lui avait-on dit, le mercure en argent fin : il trouva l'huile comme on la lui demandait; mais elle ne fixa pas le mercure, ce que l'on n'aura pas de peine à croire. Il y avait mêlé la substance sur laquelle il travaillait avec différens intermèdes; il fut fort surpris qu'en retirant d'une cornue refroidie depuis quatre ou cinq jours, le *caput mortuum* d'un de ces mélanges, cette matière prit feu aussitôt qu'elle fut hors de la cornue. Il se rappela que ce résidu était celui d'un mélange d'alun et de matière fécale humaine qu'il avait distillée, et dont il avait retiré tous les produits, jusqu'à faire rougir la cornue; il réitéra ce procédé, et il

Poudre des chartreux, ou kermès. Voy. *Sulfure d'antimoine hydraté.*

Poudres fulminantes. (Voy. *Ammoniures et Fulminates.*) Les anciens chimistes appelaient poudre fulminante, un mélange de 3 parties de nitre, de 2 de sous-carbonate de potasse, et de 1 partie de soufre. Lorsqu'on la met sur un feu doux, dans une cuiller de fer, et qu'on la laisse chauffer lentement, elle détonne avec une violence et un fracas épouvantables, aussitôt qu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur. Il y a beaucoup d'autres substances qui jouissent de la propriété de fulminer par leur mélange avec le soufre; telles sont l'iodate de potasse, le chlorate de potasse, le chlorate d'argent; il en est une surtout qui est fort employée pour amorcer les armes à feu : on la prépare en mêlant intimement ensemble 100 parties de chlorate de potasse, 55 de nitrate de potasse, 33 de soufre, 17 de bois de bourdaine râpé et passé au tamis de soie, et 17 de lycopode. On forme une poudre que l'on conserve pour l'usage; quelquefois, au lieu de mêler le chlorate de potasse à toutes ces substances, on le mêle avec du soufre et du sulfure d'antimoine pulvérisés dans les proportions de 6 de chlorate, 1 1/2 de soufre, et 1 1/2 de sulfure d'antimoine ou de charbon; on humecte ces matières avec un peu d'eau de gomme, et on en forme de petites pilules pour les fusils à piston. On préfère maintenant avec raison le mercure fulminant pour faire ces sortes d'amorces.

Précipité blanc. On désignait autrefois sous ce nom un précipité que l'on obtenait en versant une solution de sel marin dans du nitrate de mercure; on lavait le précipité formé pour enlever le nitrate de soude et le sublimé corrosif qui se forment toujours en plus ou moins

grande quantité dans cette opération. Voy. *Proto-chlorure de mercure.*

Précipité perse. Voy. *Deutoxide de mercure.*

Précipité pourpre de cassius. Voy. *Chlorure d'or.*

Précipité rouge. On donne encore quelquefois ce nom au deutoxide de mercure.

Principes doux des huiles. Voy. *Glycérine.*

Prussiates. Avant la découverte du cyanogène, on appelait ainsi les composés que nous avons décrits sous les noms de cyanures et d'hydro-cyanates. (Voyez ces mots.)

Pyrophore. On donne le nom de pyrophore à une composition chimique qui jouit de la singulière propriété de s'allumer et de prendre feu d'elle-même, dès qu'elle a le contact de l'air. On regarde le pyrophore comme composé de sulfure de potassium, d'alumine et de carbonate très-divisé. La découverte en est due à Homberg; voici comment Maquer rapporte qu'elle se fit : ce chimiste avait beaucoup travaillé sur la matière fécale humaine, pour en retirer une huile limpide et sans mauvaise odeur, qui devait fixer, lui avait-on dit, le mercure en argent fin : il trouva l'huile comme on la lui demandait; mais elle ne fixa pas le mercure, ce que l'on n'aura pas de peine à croire. Il y avait mêlé la substance sur laquelle il travaillait avec différens intermèdes; il fut fort surpris qu'en retirant d'une cornue refroidie depuis quatre ou cinq jours, le *caput mortuum* d'un de ces mélanges, cette matière prit feu aussitôt qu'elle fut hors de la cornue. Il se rappela que ce résidu était celui d'un mélange d'alun et de matière fécale humaine qu'il avait distillée, et dont il avait retiré tous les produits, jusqu'à faire rougir la cornue; il réitéra ce procédé, et il

obtint le même résultat. Quand il se fut bien assuré du succès, il publia sa découverte qui fut répétée par un grand nombre de chimistes. Pendant long-temps on suivit scrupuleusement le procédé de Homberg; mais Lémery démontra qu'on pouvait très-bien remplacer la matière fécale, en y substituant du sucre, du miel, de la farine, etc. Maintenant on prépare le pyrophore en mêlant 3 parties d'alun à base de potasse avec 1 partie de sucre ou de mélasse, faisant dessécher le mélange dans une cuiller de fer, jusqu'à ce qu'il commence à brunir: on a soin d'agiter de temps en temps pour mieux les mêler; on retire ce composé de la cuiller, on le pulvérise, on en remplit aux deux tiers une fiole recouverte d'un lut; on place cette fiole sur un fromage dans un fourneau; on l'environne peu à peu de charbons allumés, et on chauffe de manière à la faire rougir légèrement; on continue de chauffer jusqu'à ce qu'une flamme bleue, qui sort du col de la fiole, commence à disparaître ou ne paraisse plus que par intervalle: alors on retire la fiole du fourneau, on la bouche bien, et on la laisse refroidir. On peut conserver le pyrophore fort long-temps, pourvu qu'on le préserve du contact de l'air. On aura réussi complètement si, en en versant un peu sur du papier, il prend feu à l'instant; mais l'opération sera manquée s'il ne fait que se chauffer, ou s'il prend feu difficilement. L'air humide favorise beaucoup son inflammation.

Pyro-tartrates. Combinaison de l'acide pyro-tartrique avec la base. Ces sels sont très-peu connus. Comme tous les acides végétaux, ils sont décomposables au feu. Les pyro-tartrates ne peuvent supporter une température élevée sans être réduits à leurs élémens. Les pyro-tartrates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de baryte et de strontiane sont très-solubles: le premier est même déliquescent, et ressemble beaucoup à l'acétate de potasse; mais il s'en distingue en ce que celui-ci ne précipite pas l'acétate de plomb, et que le pyro-tartrate de potasse au contraire y détermine un précipité abondant.

Q

Quadraxalate de potasse. Voy. *Oxalate acide de potasse.*

Quinine. Substance d'un blanc sale, sans apparence cristalline, très-peu soluble dans l'eau bouillante, et encore moins dans l'eau froide. Sa vapeur est celle du quinquina; elle se dissout très-bien dans l'alcool et l'éther. Les huiles essentielles et volatiles dissolvent aussi une petite quantité de quinine. Exposée à l'action du feu, elle fond à 90 degrés; si on continue de la chauffer, elle se décompose à la manière des substances végéto-animales; elle ne subit aucune altération par son exposition à l'air; elle possède la propriété alcaline; elle restitue la couleur bleue du papier de tournesol rougi par un acide; sature les acides, et donne naissance à des sels blancs qui cristallisent facilement. La quinine existe dans les quinquinas jaune, rouge et gris, combinée à l'acide kinique. C'est surtout dans le quinquina jaune que cet alcali végétal se rencontre le plus abondamment. La quinine a été découverte par MM. Pelletier et Caventou. On l'obtient en décomposant le sulfate par la magnésie, à l'aide de la chaleur: la quinine se dépose, et

obtint le même résultat. Quand il se fut bien assuré du succès, il publia sa découverte qui fut répétée par un grand nombre de chimistes. Pendant long-temps on suivit scrupuleusement le procédé de Homberg; mais Lémery démontra qu'on pouvait très-bien remplacer la matière fécale, en y substituant du sucre, du miel, de la farine, etc. Maintenant on prépare le pyrophore en mêlant 3 parties d'alun à base de potasse avec 1 partie de sucre ou de mélasse, faisant dessécher le mélange dans une cuiller de fer, jusqu'à ce qu'il commence à brunir: on a soin d'agiter de temps en temps pour mieux les mêler; on retire ce composé de la cuiller, on le pulvérise, on en remplit aux deux tiers une fiole recouverte d'un lut; on place cette fiole sur un fromage dans un fourneau; on l'environne peu à peu de charbons allumés, et on chauffe de manière à la faire rougir légèrement; on continue de chauffer jusqu'à ce qu'une flamme bleue, qui sort du col de la fiole, commence à disparaître ou ne paraisse plus que par intervalle: alors on retire la fiole du fourneau, on la bouche bien, et on la laisse refroidir. On peut conserver le pyrophore fort long-temps, pourvu qu'on le préserve du contact de l'air. On aura réussi complètement si, en en versant un peu sur du papier, il prend feu à l'instant; mais l'opération sera manquée s'il ne fait que se chauffer, ou s'il prend feu difficilement. L'air humide favorise beaucoup son inflammation.

Pyro-tartrates. Combinaison de l'acide pyro-tartrique avec la base. Ces sels sont très-peu connus. Comme tous les acides végétaux, ils sont décomposables au feu. Les pyro-tartrates ne peuvent supporter une température élevée sans être réduits à leurs élémens. Les pyro-tartrates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de baryte et de strontiane sont très-solubles: le premier est même déliquescent, et ressemble beaucoup à l'acétate de potasse; mais il s'en distingue en ce que celui-ci ne précipite pas l'acétate de plomb, et que le pyro-tartrate de potasse au contraire y détermine un précipité abondant.

Q

Quadraxalate de potasse. Voy. *Oxalate acide de potasse.*

Quinine. Substance d'un blanc sale, sans apparence cristalline, très-peu soluble dans l'eau bouillante, et encore moins dans l'eau froide. Sa vapeur est celle du quinquina; elle se dissout très-bien dans l'alcool et l'éther. Les huiles essentielles et volatiles dissolvent aussi une petite quantité de quinine. Exposée à l'action du feu, elle fond à 90 degrés; si on continue de la chauffer, elle se décompose à la manière des substances végéto-animales; elle ne subit aucune altération par son exposition à l'air; elle possède la propriété alcaline; elle restitue la couleur bleue du papier de tournesol rougi par un acide; sature les acides, et donne naissance à des sels blancs qui cristallisent facilement. La quinine existe dans les quinquinas jaune, rouge et gris, combinée à l'acide kinique. C'est surtout dans le quinquina jaune que cet alcali végétal se rencontre le plus abondamment. La quinine a été découverte par MM. Pelletier et Caventou. On l'obtient en décomposant le sulfate par la magnésie, à l'aide de la chaleur: la quinine se dépose, et

reste mêlée avec l'excès de magnésie; on traite par l'alcool qui dissout toute la quinine, et la laisse précipiter par refroidissement : on la purifie en la dissolvant une seconde fois dans l'alcool. Elle est formée, d'après l'analyse de MM. Pelletier et Dumas, de 75 de carbone, de 8,45 d'azote, de 6,66 d'hydrogène, et de 10,43 d'oxigène.

R

Réactif. On donne le nom de réactifs à des corps connus qui, mis en contact avec d'autres corps inconnus, forment avec eux des combinaisons dont les caractères servent à faire reconnaître le corps inconnu, ou du moins à donner des indices sur sa nature. On voit d'après cela que tous les corps simples ou composés peuvent être employés à cet usage, puisque tous peuvent former des combinaisons quand ils sont simples, ou, quand ils sont composés, se dégager de celles qu'ils forment pour en créer de nouvelles, si la somme des diverses causes qui les retiennent est moindre que la somme de celles qui les sollicitent à former de nouveaux composés. Mais, quoique la dénomination de réactif puisse s'appliquer à tous les corps de la chimie, on la restreint cependant à ceux de ces corps qui sont employés le plus généralement dans les analyses. Beaucoup de ces corps ayant des propriétés analogues, se comportant de la même manière avec la plupart des substances auxquelles on les présente, on a choisi parmi eux celui qui a le plus d'affinité pour la substance que l'on cherche à reconnaître par son emploi, ou celui qui forme avec cette substance des combinaisons qui ont le plus de cohésion; si plusieurs se trouvent dans le même cas, on choisit par eux celui dont l'emploi est le plus commode, la préparation la plus simple et le prix le moins élevé. Ces considérations ont réduit la quantité de matières employées comme réactifs. Nous ne pouvons parler ici que de ceux qui sont le plus généralement employés, et nous renvoyons, pour plus de détails, aux différens ouvrages de chimie, mais particulièrement à la seconde édition du Traité des réactifs de MM. Chevalier et Payen, ouvrage dont l'étude sera très-utile à tous ceux qui se destinent à la chimie expérimentale, et dans lequel nous avons puisé une grande partie de ce que nous allons dire sur les réactifs.

Acétate de cuivre. Précipite l'or de ses dissolutions à l'état métallique; il a été employé aussi pour reconnaître la quantité du soufre contenue dans les eaux minérales. Il se forme un sulfure de cuivre dont la composition est connue. *Acétate de plomb.* Forme avec l'acide borique un borate insoluble dans l'eau, et soluble sans effervescence dans l'acide nitrique, fusible en un verre incolore au chalumeau. Il précipite en blanc les carbonates et sous-carbonates : le précipité est pesant, soluble avec effervescence dans l'acide nitrique. Il précipite également les phosphates; le précipité donne sur les charbons une odeur de phosphore. Comme l'acétate de cuivre, il forme un sulfure dans les dissolutions de soufre, et peut par conséquent s'employer dans l'analyse des eaux minérales. Il précipite presque toutes les matières colorantes. Il sert à séparer presque tous les acides végétaux qui forment un sel de plomb insoluble : il précipite l'acide tartrique, et ne précipite pas l'acide pyrotartrique. On l'emploie pour reconnaître la pureté de

l'acide citrique. Si le précipité ne contient pas de sulfate, il doit se dissoudre dans l'acide acétique. Il sert à reconnaître si les vins sont colorés par des couleurs étrangères; il précipite en bleu foncé ceux qui doivent leur couleur au bois de sureau, d'hyèble, de myrthile, au bois de campêche; en rouge ceux qui sont colorés par les bois de Fernambouc, de Santal, ou par le suc de betterave; il précipite en gris-verdâtre ceux qui sont naturellement colorés par le raisin. *Sous-acétate de plomb.* S'emploie dans beaucoup de circonstances au lieu d'acétate neutre. Il précipite le picromel de la bile: précipite en flocons le mucus animal, et ne précipite pas la gélatine. *Acide acétique.* Est employé dans quelques cas au lieu d'acétate; sert à neutraliser certaines bases salifiables quand on veut que le sel foncé reste dans la liqueur. *Acide arsenieux*, ou *deutoxide d'arsenic.* Précipite l'acide hydro-sulfurique en sulfure jaune, donnant une odeur d'ail sur les charbons incandescens. Précipite la chaux en blanc; uni à la potasse, il précipite les dissolutions de cuivre en vert. Les précipités donnent toujours une odeur d'ail sur les charbons ardens. *Acide carbonique.* S'emploie pour reconnaître les quantités de chaux, de baryte, de strontiane, contenues dans les liqueurs : on y fait passer un excès de cet acide, on les chauffe pour en précipiter tout le carbonate formé dont on connaît la composition; ces précipités se dissolvent avec effervescence dans l'acide nitrique. Il précipite en blanc le sous-acétate de plomb, et le précipité devient noir sur-le-champ par le contact d'un hydro-sulfure alcalin. *Acide gallique.* Colore les dissolutions de fer : sa couleur est d'autant plus foncée que le fer est plus oxidé. Il ne colore pas les dissolutions de protoxides, à moins

qu'elles n'aient le contact de l'air, et que l'on prolonge pendant un certain temps ce contact. Il faut éviter d'employer l'acide en excès. Il précipite la baryte en blanc-verdâtre, et ne précipite pas la strontiane. Il précipite les dissolutions de titane en rouge-orangé. *Acide hydriodique.* Précipite les dissolutions de platine en rouge de vin, ou en rouge brun qui s'avive par le repos. *Acide hydro-chlorique.* Précipite l'argent de ses dissolutions à l'état de chlorure, insoluble dans l'acide nitrique, et soluble dans l'ammoniaque. Il précipite les dissolutions de proto-sels de mercure, et ne précipite pas celles de deuto-sels dans lesquels il forme un deuto-chlorure (sublimé corrosif soluble.) Il décèle par des vapeurs blanches la présence de l'ammoniaque libre dans une substance quelconque; il suffit de présenter à cette substance un tube trempé dans une solution un peu étendue de ce gaz : on peut s'apercevoir, par ce moyen, de la perte de très-petites portions d'ammoniaque à travers les luts des appareils, et l'on reconnaît également par l'ammoniaque la perte de petites quantités d'acide hydro-chlorique. On l'emploie pour séparer le fer de plusieurs métaux qu'il ne peut pas attaquer. *Acide hydro-sulfurique.* Est employé pour reconnaître les dissolutions métalliques, d'après la couleur des précipités qu'il y détermine, précipités qui sont presque tous des sulfures.

TABLEAU de la couleur des Précipités que forme l'acide hydro-sulfurique dans les dissolutions métalliques d'après M. THÉNARD.

Sels des deux premières sections. pas de précipité.
de manganèse..... *Idem.*

Sels de fer proto et deutoxidé	pas de précipité.
de fer peroxidé	jaunâtre.
de cérium	pas de précipité.
de cobalt	*Idem.*
de titane	*Idem.*
de nickel	*Idem.*
de zinc	blanc.
d'étain deutoxidé	jaune.
d'étain protoxidé	chocolat.
de cadmium	jaune.
d'arsenic deutoxidé	jaune.
de chrôme	
de molybdène	
de colombiam	
d'antimoine	orangé.
d'urane	
de bismuth	brun noir.
de cuivre	brun foncé.
de tellure	brun orangé.
de plomb	brun noir.
de mercure	noir.
d'argent	noir.
de palladium	
de rhodium	
de platine	noir.
d'or	noir.
d'iridium	

On détermine ensuite la nature de ceux de ces précipités qui sont de la même couleur, par des essais particuliers dans lesquels on est déjà guidé par la certitude que ce ne peut être qu'un des métaux qui donnent des précipités semblables par ce réactif. *Acide nitrique.*

S'emploie fréquemment pour séparer les métaux peu oxidables de ceux qu'il peut dissoudre, pour distinguer le fer de l'acier; il forme sur ce dernier une tache noire. Il précipite une solution suffisamment concentrée d'arsénite, et ne forme pas de précipité dans une solution également concentrée d'arséniate. Il dissout entièrement le deutoxide de mercure, et ne dissout pas complètement le minium ou oxide rouge de plomb; il laisse un oxide puce plus oxigéné. Il fait reconnaître la présence des hydro-sulfures en en précipitant le soufre. Il est employé dans plusieurs des essais chimiques que l'on fait subir aux minéraux. *Acide nitreux.* Colore en bleu la solution alcoolique de résine de gayac, et ne colore pas celle de résine de jalap. *Acide oxalique.* A tellement d'affinité pour la chaux qu'il l'enlève à l'acide sulfurique; aussi est-il employé pour reconnaître cette substance. On l'emploie pur ou combiné à l'ammoniaque. On s'en sert pour séparer plusieurs métaux d'une dissolution dans laquelle ils sont mélangés. Il faut que parmi ces métaux les uns puissent former des oxalates insolubles, et les autres des oxalates solubles; comme, par exemple, un mélange de fer, de titane, de cobalt; les oxalates de ces deux derniers sont insolubles. Il forme avec la baryte un oxalate soluble dans un excès d'acide, ce qui n'a pas lieu avec la strontiane. Versé dans du vin qui contient du plomb, il donne un précipité qui, chauffé au chalumeau dans la cavité d'un charbon, donne un globule de plomb métallique. *Acide sulfurique.* Précipite les dissolutions de baryte, de plomb et d'un grand nombre d'autres corps. Le précipité, formé dans les dissolutions de plomb, donne au chalumeau un globule métallique. Celui formé dans les dissolutions de baryte donne une flamme jaune;

celui formé dans les dissolutions de strontiane donne une flamme pourpre. Il dissout l'indigo sans le décolorer, et n'agit pas de même sur le cyanure de fer (bleu de Prusse). Il sert à faire reconnaître la plupart des sels dont l'acide est volatil, odorant ou peu soluble. C'est un des réactifs les plus employés. *Albumine*. Précipite en flocons les sels mercuriels; le précipité doit donner par la combustion de la vapeur mercurielle que l'on reconnaît facilement au moyen d'une lame de cuivre. *Alcool*. Ce réactif est employé presqu'aussi fréquemment que l'eau. Son emploi est fondé sur la propriété qu'il a de dissoudre certains corps inattaquables pour l'eau, et d'en précipiter d'autres en s'emparant de ceux qui les tiennent en solution. C'est ainsi qu'on l'emploie dans toutes les analyses végétales pour séparer les produits, pour dissoudre les matières résineuses, pour séparer certains sels; par exemple : l'acétate de potasse de l'acétate de soude. Ce dernier est insoluble dans l'alcool absolu. On l'emploie encore pour reconnaître si le sucre n'est pas falsifié par le sucre de lait; ce dernier n'est pas soluble dans l'alcool; dans l'alcool à 36° il sert à séparer les alcalis végétaux, etc., etc. *Amidon*. Sert à reconnaître l'iode avec lequel il forme des mélanges bleus. *Ammoniaque*. Précipite le cuivre de ses dissolutions, et redissout le précipité avec lequel elle forme une liqueur bleue qui recouvre bientôt de cuivre métallique une lame de fer ou de zinc qu'on y plonge. Elle précipite le zinc en blanc et redissout le précipité; elle précipite également le fer, mais ne dissout pas le précipité quand il est peroxidé. On l'emploie pour séparer le fer du manganèse. On fait passer ces métaux à l'état de chlorure que l'on traite par ce réactif, qui dissout le manganèse et ne dissout pas le fer; il vaut mieux cependant, pour plus de précision, séparer ces deux métaux par le succinate d'ammoniaque. *Baryte*. L'eau de baryte forme des précipités dans un grand nombre de dissolutions, mais on l'emploie spécialement pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique et de l'acide carbonique. Le précipité formé par le premier de ces acides est insoluble dans un excès d'acide, très-pesant, et donne, au chalumeau, dans le creux d'un charbon, un petit fragment de sulfure de barium. Le précipité formé par l'acide carbonique se reconnaît facilement par l'acide nitrique. *Benzoate d'ammoniaque*. Forme un benzoate insoluble avec l'oxide de fer, et un benzoate soluble avec ceux de manganèse de nickel et de cobalt. *Borate de soude*. Chauffé au chalumau avec un oxide métallique, il se colore de différentes manières selon la nature de l'oxide. Il forme avec

L'oxide de chrôme...	un verre d'un vert émeraude.
de cobalt....	bleu foncé.
de cuivre....	vert clair.
d'étain.....	pâle.
de fer.....	vert bouteille ou jaune.
de manganèse.	violet.
de nikel.....	poireau.
d'argent.....	jaunâtre.
d'antimoine..	jaunâtre.

On emploie encore le sous-borate de soude dans l'analyse des gaz pour séparer l'acide sulfureux et l'acide hydrochlorique qu'il a la propriété d'absorber. *Caramel*. Est employé pour reconnaître le pouvoir décolorant du charbon animal sur les sucres bruts. *Carbonate d'ammoniaque*. Précipite les dissolutions d'alumine, de glucine

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

d'yttria, mais un excès redissout les deux dernières bases sans attaquer l'alumine. *Carbonate de potasse neutre.* Versé dans une dissolution contenant de la magnésie et de la chaux, il ne précipite que la dernière, pourvu que l'on opère à froid. *Carbonate de potasse* (*sous-*). Est principalement employé avec le sous-carbonate de soude pour précipiter les métaux de leurs dissolutions.

TABLEAU des Précipités obtenus de diverses solutions métalliques, à l'aide des sous-carbonates de potasse ou de soude. (D'après MM. Chevalier et Payen.)

Des dissolutions d'alumine....	blanc floconneux.
d'argent.....	blanc, il noircit par l'action de la lumière et instantanément par l'acide hydro-sulfurique.
de baryte.....	blanc pulvérulent, soluble dans l'acide nitrique.
de bismuth....	blanc, noircit par l'hydrogène sulfuré.
de cérium.....	grenu, blanc, argentin.
de chaux.....	blanc.
de cobalt.....	violâtre.
de cuivre.....	vert-pomme.
de fer.....	jaune ou brunâtre.
de glucine.....	blanc.
d'yttria.....	blanc pulvérulent.
de manganèse..	blanc rosé.
de magnésie....	blanc, léger, floconneux.

Des dissolutions de plomb....	blanc, pesant, noircit par le contact de l'acide hydro-sulfurique.
de strontiane.	blanc pesant.
de titane.....	blanc-jaunâtre.
d'urane.....	blanc.
de zinc.....	blanc.
de zircône...	blanc.

Chaleur. Fréquemment on emploie le calorique dans l'analyse des corps. Quand un mélange contient deux substances dont l'une est volatile et l'autre fixe à un certain degré de chaleur, il est évident qu'il suffira d'élever ce mélange à cette température pour en séparer les principes constituans. Dans d'autres cas, la chaleur rend solubles, dans certains véhicules, des matières qui y sont insolubles à froid, et que l'on peut séparer en laissant refroidir le liquide qui les contient. Enfin les diverses manières dont les corps se comportent avec le calorique, leur degré de fusion, la couleur qu'ils prennent, l'odeur qu'ils répandent, leur volatilisation, la couleur de leur vapeur, leur décomposition, etc., jettent souvent un grand jour sur leur nature, et suffisent même quelquefois pour les faire reconnaître. *Chlore.* Il précipite les dissolutions de corps hydrogénés dans lesquels l'hydrogène est uni à un corps par lui-même insoluble dans le liquide de la dissolution. La même chose a lieu pour les gaz avec le chlore gazeux : il décompose la plupart des substances végétales et animales, surtout les matières colorantes, et toujours en s'emparant de leur hydrogène. Il précipite en blanc les dissolutions d'argent; le précipité insoluble dans l'acide nitrique, et soluble dans l'ammoniaque, est un chlorure. *Chrômate de potasse.* Pré-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

cipite les dissolutions de plomb en jaune ou en orangé, celles de mercure en rouge, celles d'argent en pourpre. *Cyanure de mercure.* Sa solution précipite en jaune les dissolutions de palladium. *Eau distillée.* C'est un des corps les plus employés dans les analyses. Il sert à dissoudre et à séparer les uns des autres, les corps solubles dans l'eau, d'avec ceux qui ne le sont pas. Il sert à étendre les dissolutions, à réunir des parcelles de matières qui resteraient appliquées aux parois des vases, dans les filtres, etc., etc. *Eau de chaux.* Démontre, par un précipité blanc, la présence de l'acide carbonique dans un liquide, par un précipité jaune, orangé ou briqueté, celle du per-chlorure de mercure (sublimé corrosif). Elle précipite en blanc les phosphates, l'acide oxalique, les oxalates : l'aspect du précipité, la manière dont il se comporte avec le calorique, servent à le distinguer. *Éther.* Comme l'eau distillée et l'alcool, l'éther ayant la propriété de dissoudre un grand nombre de corps, est employé, surtout dans les analyses végétales, pour séparer les principes les uns des autres. Il dissout la cire, les résines et plusieurs autres substances. *Gélatine.* Précipite le tannin de ses dissolutions. Le précipité est floconneux, et se réunit en une masse élastique. Elle précipite aussi un assez grand nombre de dissolutions métalliques.

TABLEAU des Précipités produits par la gélatine, dans quelques solutions métalliques. (D'après MM. Payen et Chevalier.)

Hydro-chlorate d'or.....	Précipité jaunâtre, abondant, soluble par une addition d'eau.

Nitrate d'argent.....	apparence laiteuse.
Nitrate de mercure.....	précipité abondant, d'apparence caséeuse.
Per-chlorure de mercure..	précipité blanc abondant.
Proto-sulfate de fer.....	production de quelques flocons jaunes.
Per-sulfate de fer.....	précipité laiteux peu sensible.
Nitrate de peroxide de fer..	couleur d'œillet.
Hydro-chlorate d'antimoine.	précipité floconneux abondant.

Hydriodate de potasse, ou *iodure de potassium.* Précipite en jaune brillant les dissolutions de plomb, en rouge celles de mercure peroxidé, en brun-marron celles de bismuth, et en blanc-jaunâtre celles d'argent : ces précipités sont des iodures ; celui d'argent n'est pas soluble dans l'ammoniaque comme la plupart des autres préparations d'argent. *Hydro-chlorate de baryte*, ou *chlorure de barium.* Est employé, comme le nitrate de baryte, pour démontrer la présence de l'acide sulfurique. *Hydro-chlorate de strontiane*, ou *chlorure de strontium.* Forme un précipité avec l'acide sulfurique, et forme un sel soluble avec l'acide borique ; sert à séparer ces deux acides. *Hydro-chlorate de potasse*, ou *chlorure de potassium.* Forme, dans la dissolution d'acide tartrique, un précipité de crême de tartre, et n'en forme pas dans celle d'acide citrique. Le sous-carbonate de potasse peut produire le même effet. *Hydro-chlorate*, ou *chlorine d'étain.* Précipite en bleu les dissolutions qui contiennent de l'acide molybdique, en jaune-orangé les dissolutions de platine, en brun foncé celle du per-chlorure de mercure, et les dissolutions neutres du pal-

ladium. Il forme aussi, avec le tannin, un précipité d'un blanc sale. *Hydro-chlorate*, ou *chlorure d'or*. Précipite en brun la solution de proto-sulfate de fer; forme aussi un précipité avec les huiles essentielles. *Hydro-chlorate*, ou *chlorure de platine*. Précipite en jaune les sels neutres de potasse, et ne précipite pas les sels neutres de soude. *Hydro-cyanate*, ou *cyanure de potassium*. On emploie fréquemment ce réactif, mais plus souvent encore le ferro-cyanure du même métal pour reconnaître la nature des métaux contenus dans les dissolutions. Ils forment, dans ces dissolutions, des précipités diversement colorés.

TABLEAU des couleurs des Précipités produits par le ferro-cyanure, et le cyanure de potassium dans les diverses dissolutions métalliques. (D'après M. Thénard.)

DISSOLUTIONS salines de	Couleurs des précipités produits par le ferro-cyanure de potassium.	Couleurs des précipités produits par le cyanure de potassium simple.
Zircône.	blanc ou jaune serin.	
Manganèse	blanc	jaune sale.
Fer protoxidé . .	blanc abondant. . .	orangé abondant.
Fer deutoxidé . .	bleu clair abondant.	vert bleuâtre abondant.
Fer tritoxidé. . .	bleu foncé abondant.	presqu'insensible.
Étain.	blanc	blanc.
Zinc	blanc	blanc.
Cadmium.	blanc	blanc.
Antimoine	blanc	blanc.
Urane.	couleur de sang. . .	blanc jaune.
Cérium.	blanc	

DISSOLUTIONS salines de	Couleurs des précipités produits par le ferro-cyanure de potassium.	Couleurs des précipités produits par le cyanure de potassium simple.
Cobalt.	vert d'herbe.	couche claire.
Titane.	rouge brun	
Bismuth	blanc.	blanc.
Cuivre protoxidé.	blanc.	blanc.
Cuivre deutoxidé.	cramoisi.	jaune.
Nickel	vert-pomme.	blanc-jaunâtre.
Plomb	blanc.	
Mercure deutoxidé.	blanc.	jaune.
Argent.	blanc. Il bleuit à l'air.	blanc, soluble dans un excès de cyanure.
Palladium.	olive	
Rhodium.		
Platine.		
Or	blanc	blanc, devient d'un beau jaune.

Hydrogène. Est employé dans l'analyse des gaz pour brûler l'oxigène qu'ils peuvent contenir, et en déterminer la quantité. *Iode.* Sert à reconnaître la présence de l'amidon avec lequel il forme des composés bleus. *Chlore.* Sert à apprécier les quantités de chlore contenues dans le chlorure de chaux. *Métaux.* Les métaux jouissent de l'éclat qui leur est particulier, et de la propriété de s'oxider avec plus ou moins de facilité; on a profité de ces propriétés pour juger de la nature de certains corps à la manière dont ils se comportent, avec une surface métallique, brillante et non oxidée. On reconnaît la présence de l'acide hydro-sulfurique avec plusieurs métaux, notamment avec l'argent : on reconnaît sur une lame de cuivre la présence du mercure, de l'argent et de plusieurs autres métaux que l'on distingue ensuite entre eux par

de nouveaux réactifs ; avec une lame de cuivre, on reconnaît la présence du fer, du zinc, de l'or, etc. Souvent il suffit de frotter sur une lame métallique bien décapée un précipité obtenu pour avoir des indices de sa nature par les traces qu'il y laisse. Enfin deux métaux, comme le zinc et le cuivre, par exemple, mis en contact, constituent l'élément de la pile voltaïque qui désunit les élémens des corps qui ont une très-grande cohésion, ou dont les élémens ont entre eux une si grande affinité qu'elle s'oppose à toute séparation par les autres moyens chimiques *Nitrate d'argent.* Forme un chlorure d'argent blanc, pesant, cailleboté, dans toutes les dissolutions qui contiennent du chlore, de l'acide hydro-chlorique, ou des chlorures. Ce précipité est insoluble dans l'acide nitrique, et soluble dans l'ammoniaque. Il forme un sous-phosphate d'argent d'un jaune-clair, dans les dissolutions qui contiennent de l'acide phosphorique ou des phosphates. Ce phosphate donne une odeur d'ail ou de phosphore au chalumeau. Le nitrate d'argent donne aussi une belle teinte jaune aux liqueurs qui contiennent de l'oxide d'arsenic; mais il est très-difficile, quand la liqueur contient peu d'arsenic, de recueillir le précipité qui donne au chalumeau une odeur d'ail comme celui qui a lieu dans les phosphates. Il colore en noir les liqueurs qui contiennent des traces d'acide hydro-sulfurique ou d'hydro-sulfure. *Nitrate de baryte.* Spécialement employé pour démontrer la présence de l'acide sulfurique et des sulfates. *Nitrate de mercure* (*proto-*). Forme avec l'ammoniaque un précipité gris qui, chauffé avec un peu de chaux, laisse dégager des vapeurs ammoniacales. *Nitrate de potasse.* S'emploie pour reconnaître la présence de l'arsenic. On le fond avec les matières qui contiennent l'arsenic; on dissout le tout dans l'eau, et l'on précipite par le nitrate d'argent le sulfate de cuivre, l'acide hydro-sulfurique, etc. *Noix de galle.* L'infusion de noix de galle s'emploie principalement pour reconnaître la présence du fer dont elle colore les dissolutions en un noir-bleuâtre d'autant plus intense que le métal est plus oxidé. Quand il est à l'état de protoxide, la couleur ne devient sensible qu'en l'agitant à l'air. Cette infusion précipite les dissolutions d'osmium en bleu foncé, comme celle de fer; celle de titane en jaune-orangé quand elles sont pures, celles de tellure en jaune, celles d'argent en blanc, celles de mercure en orangé, et celles d'urane en brun. (Payen et Chevalier.) *Papiers.* On nomme papiers réactifs, des papiers non collés, imprégnés de différens réactifs, et dont la couleur, changée par les dissolutions dans lesquelles on les plonge, sert d'indice pour reconnaître leur nature : ainsi on emploie des papiers trempés dans la teinture de tournesol, dans le suc des baies d'yéble, de nerprun, dans l'infusion de curcuma, dans l'acétate de plomb, le nitrate d'argent, etc., etc. *Per-chlorure de mercure*, ou *sublimé corrosif.* Précipite l'eau de chaux en jaune plus ou moins foncé, précipite l'ammoniaque en blanc, forme, avec l'albumine, un précipité floconneux très-apparent, surtout si on chauffe la liqueur. *Picromel.* Précipite en blanc le sous-acétate de plomb, et ne précipite pas l'acétate neutre. *Potasse.* La solution aqueuse de potasse pure dissout l'alumine en gelée, à la température de l'eau bouillante, et ne dissout pas l'oxide de fer. Elle forme, dans les dissolutions métalliques, des précipités d'oxides hydratés, diversement colorés. Elle en redissout quelques-uns quand on l'emploie avec excès.

TABLEAU de la couleur des Précipités formés par la potasse pure dans les dissolutions métalliques. (D'après MM. Chevalier et Payen.)

Dissolution de magnésium	blanc.
de zirconium	blanc grisâtre.
d'aluminium	blanc demi-transparent.
de nickel	vert-pomme.
de fer protoxidé	vert.
de fer peroxidé	rouge.
d'or	rougeâtre.
d'urane	vert jaunâtre.
de manganèse	blanc rosé.
de bismuth	blanc.
de cobalt	blanc tirant au vert.
de protoxide de mercure	noir.
de deutoxide de mercure	jaune.

Succinate d'ammoniaque. Sert à séparer le fer du manganèse. Versé dans une dissolution qui contient ces deux métaux, et dans laquelle le fer est peroxidé : il forme un succinate de fer qui se précipite. Il faut éviter de mettre un excès de succinate. *Sulfate de cuivre.* Forme avec les arsénites un précipité vert, et avec les arséniates un précipité d'un blanc-bleuâtre. *Sulfate de fer* (*proto-*). Précipite l'or de ses dissolutions. *Sulfate de fer* (*per-*). Précipite en bleu l'acide hydro-cyanique, et les cyanures solubles, et en noir les dissolutions qui contiennent de l'acide gallique. *Sulfate de soude.* Forme dans les dissolutions de plomb un précipité blanc qui, séché et chauffé au chalumeau dans la cavité d'un charbon, donne un petit bouton de plomb métallique. *Tannin.* Précipite la gélatine et l'albumine; mais le per-chlorure de mercure ne précipite que cette dernière. *Teintures.* On nomme teintures les infusions ou les sucs colorés de diverses matières végétales qui, par le changement de couleur qu'elles éprouvent en les mettant en contact avec certains corps, donnent des indices sur leur nature. Telles sont les teintures de tournesol, de mauve, de curcuma, de noix de galle, etc., etc. Nous observerons, en finissant la liste des réactifs que nous venons de donner, que l'on doit bien se garder de prononcer sur la nature d'un corps, d'un métal pur, par exemple, en jugeant sur la couleur d'un précipité ou l'emploi d'un seul réactif; il faut toujours multiplier autant que possible les moyens de s'assurer de la vérité, et croire que l'on n'y est parvenu que lorsque tous les caractères se rapportent exactement au corps dont on soupçonnait la présence. Il faut avoir fait une étude approfondie de la chimie, et surtout l'avoir pratiquée pendant long-temps, pour se livrer avec fruit à l'étude des analyses chimiques.

Réalgal, Réalgar, Rizigal. Noms qu'on donnait autrefois au sulfure rouge d'arsénic.

Régule. Les alchimistes avaient donné en général le nom de régule aux oxides métalliques, réduits par le moyen de la fusion, parce qu'ils croyaient toujours trouver de l'or dans les culots métalliques qu'ils retiraient de leurs fontes. Les chimistes qui leur succédèrent continuèrent d'appeler ainsi tous leurs *demi-métaux*, tels que l'antimoine, l'arsenic, le cobalt, etc. Voy. *Métaux.*

Résine. Substance inodore, solide, cassante, demi-transparente, plus pesante que l'eau. Les résines s'électrisent toutes négativement par frottement; aucune ne conduit le fluide électrique. Exposées à l'action du feu,

TABLEAU de la couleur des Précipités formés par la potasse pure dans les dissolutions métalliques. (D'après MM. Chevalier et Payen.)

Dissolution de magnésium	blanc.
de zirconium	blanc grisâtre.
d'aluminium	blanc demi-transparent.
de nickel	vert-pomme.
de fer protoxidé	vert.
de fer peroxidé	rouge.
d'or	rougeâtre.
d'urane	vert jaunâtre.
de manganèse	blanc rosé.
de bismuth	blanc.
de cobalt	blanc tirant au vert.
de protoxide de mercure	noir.
de deutoxide de mercure	jaune.

Succinate d'ammoniaque. Sert à séparer le fer du manganèse. Versé dans une dissolution qui contient ces deux métaux, et dans laquelle le fer est peroxidé : il forme un succinate de fer qui se précipite. Il faut éviter de mettre un excès de succinate. *Sulfate de cuivre.* Forme avec les arsénites un précipité vert, et avec les arséniates un précipité d'un blanc-bleuâtre. *Sulfate de fer* (*proto-*). Précipite l'or de ses dissolutions. *Sulfate de fer* (*per-*). Précipite en bleu l'acide hydro-cyanique, et les cyanures solubles, et en noir les dissolutions qui contiennent de l'acide gallique. *Sulfate de soude.* Forme dans les dissolutions de plomb un précipité blanc qui, séché et chauffé au chalumeau dans la cavité d'un charbon, donne un petit bouton de plomb métallique. *Tannin.* Précipite la gélatine et l'albumine; mais le per-chlorure de mercure ne précipite que cette dernière. *Teintures.* On nomme teintures les infusions ou les sucs colorés de diverses matières végétales qui, par le changement de couleur qu'elles éprouvent en les mettant en contact avec certains corps, donnent des indices sur leur nature. Telles sont les teintures de tournesol, de mauve, de curcuma, de noix de galle, etc., etc. Nous observerons, en finissant la liste des réactifs que nous venons de donner, que l'on doit bien se garder de prononcer sur la nature d'un corps, d'un métal pur, par exemple, en jugeant sur la couleur d'un précipité ou l'emploi d'un seul réactif; il faut toujours multiplier autant que possible les moyens de s'assurer de la vérité, et croire que l'on n'y est parvenu que lorsque tous les caractères se rapportent exactement au corps dont on soupçonnait la présence. Il faut avoir fait une étude approfondie de la chimie, et surtout l'avoir pratiquée pendant long-temps, pour se livrer avec fruit à l'étude des analyses chimiques.

Réalgal, Réalgar, Rizigal. Noms qu'on donnait autrefois au sulfure rouge d'arsénic.

Régule. Les alchimistes avaient donné en général le nom de régule aux oxides métalliques, réduits par le moyen de la fusion, parce qu'ils croyaient toujours trouver de l'or dans les culots métalliques qu'ils retiraient de leurs fontes. Les chimistes qui leur succédèrent continuèrent d'appeler ainsi tous leurs *demi-métaux*, tels que l'antimoine, l'arsenic, le cobalt, etc. Voy. *Métaux.*

Résine. Substance inodore, solide, cassante, demi-transparente, plus pesante que l'eau. Les résines s'électrisent toutes négativement par frottement; aucune ne conduit le fluide électrique. Exposées à l'action du feu,

elles brûlent avec une flamme jaune, et répandent beaucoup de fuliginosités. L'eau ne dissout pas les résines, elles se dissolvent très-bien au contraire dans l'alcool, l'éther, les huiles essentielles et dans les huiles grasses, la potasse et la soude en liqueur. Toutes les résines sont inaltérables à l'air. Les acides acétique et hydro-chlorique concentrés dissolvent les résines sans les altérer; on peut toujours les précipiter, en étendant d'eau la dissolution. Il n'en est pas de même des acides sulfurique et nitrique : le premier dissout promptement les résines; à la température ordinaire il les altère fort peu, la dissolution est visqueuse et transparente, et par l'addition de l'eau elle précipite sur-le-champ la matière résineuse; mais si on chauffe cette dissolution, elle devient brune, elle dégage beaucoup de gaz sulfureux, il se forme de l'eau, et il se dépose du charbon. Si, avant qu'elle devienne tout-à-fait noire, on l'étend d'eau, et que l'on traite le précipité par l'alcool, on obtiendra du tannin artificiel. (Halchett.) L'acide nitrique décompose les résines avec violence; il se dégage beaucoup de gaz, la solution ne se trouble point par l'eau, et donne par évaporation un résidu qu'on convertit entièrement en tannin artificiel, en le traitant une seconde fois par le même acide. Les résines sont un produit des végétaux; elles exsudent des arbres à travers les fissures de l'écorce ou par des incisions que l'on pratique souvent pour faciliter leur écoulement. Elles sont presque toujours unies à des huiles essentielles qui leur donnent de l'âcreté, et qui les ramollissent. Quelques-unes même sont fluides à la température ordinaire; telles sont la *résine de copahu*, appelée improprement baume, la *résine de la mecque*, la térébenthine, etc. D'autres sont solides, quoique très-

odorantes, comme la *résine élémi*, le *mastic*, la *résine animée*, etc. Les résines sont formees d'une grande quantité de carbone, d'hydrogène et d'une petite quantité d'oxigène. Aucune ne contient d'azote. Messieurs Gay-Lussac et Thénard, qui ont analysé la résine du pin, l'ont trouvée formée sur 100 parties, de 75,944 de carbone, de 10,719 d'hydrogène, et de 13,337 d'oxigène.

Rhodium. Métal, solide, cassant d'un gris-blanc sans action sur le gaz oxigène, à aucune température. Sa pesanteur spécifique est de 11,000. Le rhodium ne se dissout dans aucun acide; on parvient cependant à l'oxider, en le calcinant fortement dans un creuset avec du nitrate de potasse. On ne l'a encore combiné qu'au chlore au soufre et à quelques métaux. On n'a aussi rencontré ce métal que dans le minerai de platine, encore y entre-t-il pour une très-petite quantité. Voyez pour son extraction l'article *Platine*. MM. Wollaston, Vauquelin et Berzélius sont les seuls chimistes qui se soient occupés de l'étude de ce métal. (Voy. Ann. de chim. tom. LXXXVIII.)

Rouge d'Angleterre. Voyez *Tritoxide de fer*.

Rubine d'antimoine. Magnesia opalina. On a donné autrefois ce nom à une espèce de foie d'antimoine qu'on préparait avec parties égales de nitre, de sulfure d'antimoine et de sel marin.

S

Saccho-gommite.

Saccho-lactates. Nom qui fut d'abord donné aux mucates. (Voyez ce mot).

Safran de mars apéritif. On donne ce nom au tritoxide de fer.

Safran de mars astringent. On appelait ainsi autrefois le carbonate de fer.

Safran des métaux. Préparation d'antimoine. Voy. *Crocus metallorum*.

Salpêtre. On donne communément le nom de salpêtre au nitrate de potasse.

Sang. Le sang est le liquide qui se trouve en plus grande quantité dans les animaux. Sa couleur dans les artères est d'un beau rouge, et d'un rouge brun dans les veines chez les animaux à sang rouge. Sa saveur est légèrement salée, sa pesanteur spécifique paraît être de 10,527 chez l'homme, et à la température de 16°. Si on abandonne le sang à lui-même, sans l'avoir agité auparavant, il se sépare en deux couches, l'une solide, et l'autre liquide, que l'on nomme *serum*. Si on l'expose à une température de 100 degrés, il se coagule à cause de l'albumine qui entre dans sa composition, aussi l'alcool y forme aussi un *caillot* abondant; les différens sels y formant un précipité qui résulte de l'union de l'albumine avec l'oxide du métal, par conséquent, le précipité n'a pas lieu lorsque l'oxide peut former avec l'albumine une combinaison soluble. C'est ce que l'on observe avec les sels de potasse et de soude, et quelques autres. Le sang est aussi coagulé par le chlore, par le gaz acide sulfureux et hydro-chlorique. Le sang veineux, agité avec de l'air ou de l'oxigène, redevient rouge comme lorsqu'il reçoit le contact de ce gaz dans les poumons. La potasse et la soude, pouvant aussi former des composés solubles avec la fibrine, empêchent le sang de se coaguler, lorsqu'on en ajoute une certaine quantité à celui

que l'on vient d'extraire. Le sang est composé, selon M. Berzélius, d'une grande quantité d'eau, d'albumine, de fibrine, d'une matière animale colorée, d'un peu de matière grasse, de chlorure de potatium et de sodium, de sous-phosphate de chaux, de sous-carbonate de chaux, de soude et de magnésie, d'oxide de fer et d'acétate de soude. Ce dernier corps n'a pas été rencontré par les autres chimistes qui ont fait l'analyse du sang. Le caillot qui se forme quand on abandonne le sang à lui-même, se compose de fibrine de matière colorante, de matière grasse et d'une certaine quantité d'eau. Le sérum contient le reste de l'eau avec la presque totalité des sels et de l'albumine.

Santaline. C'est la matière colorante du santal rouge. Selon M. Pelletier, c'est une substance rouge, solide, qui fond à 106°, et se décompose à la manière des résines, dont elle se rapproche beaucoup. Elle se dissout à peine dans l'eau, mais est au contraire très-soluble dans l'alcool, l'éther, l'acide acétique, les solutions de potasse, de soude et d'ammoniaque. Le chlore la décolore et la convertit en une matière jaune qui retient de l'acide hydro-chlorique. L'acide sulfurique la charbonne. La plupart des sels versés dans la solution alcoolique y produisent des précipités colorés. On obtient la santaline en traitant à plusieurs reprises, par l'alcool bouillant, le bois de santal rouge, râpé. Il suffit de faire évaporer l'alcool dont on s'est servi pour l'obtenir pure.

Saponification. Ce que nous disons de la saponification sera extrait des recherches de M. Chevreul sur les corps gras, car avant ce savant et laborieux chimiste on savait bien peu de chose sur cet objet. On nomme saponification le changement que les corps gras éprouvent

dans l'équilibre de leurs élémens par l'action d'un alcali.

Cet équilibre étant rompu, il en résulte que les élémens de ces corps se combinent en d'autres proportions, de manière à donner naissance à des acides qui se combinent aux alcalis, en présence desquels ils se trouvent, et donnent naissance à de véritables sels. Il y a en outre formation d'une substance particulière non acide, que l'on nomme glycérine. (Voyez ce mot.) Deux causes principales déterminent donc la saponification: l'influence d'un alcali, et la nature d'un corps gras, tel que les élémens puissent entrer dans la composition de nouvelles substances, dont une au moins ayant beaucoup d'affinité pour les bases salifiables, soit dans une proportion qui semble devoir être au moins la moitié du corps gras. On concevra facilement d'après cela qu'il puisse exister des corps gras qui ne contiennent pas assez d'oxigène pour permettre la formation d'un acide, et par conséquent la saponification: c'est ce qui a lieu pour la cholestérine, et par la même raison les corps gras se saponifieront d'autant mieux, que leurs élémens seront en proportions telles qu'ils pourront en totalité constituer des composés acides. C'est ce que l'on observe dans la stéarine, l'oléine, la phocénine, la butirine, dont les 92/100 de la masse au moins constituent des acides, tandis que le reste de la masse constitue la glycérine. La potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, l'oxide de plomb jaune convertissent la graisse de porc en acide stéarique, margarique et oléique, et en glycérine. Les produits de la saponification, quelle que soit la base qui l'ait opérée, sont entre eux dans la même proportion; car dans toutes les saponifications, la graisse cède à l'eau la même quantité de matière, et la graisse saponifiée a tou-

jours la même fusibilité. Puisque la baryte, la strontiane, la chaux, l'oxide de zinc et l'oxide de plomb forment avec les acides stéarique, margarique et oléique des combinaisons insolubles dans l'eau, il s'ensuit que l'action de ce liquide, comme dissolvant du savon, n'est pas nécessaire pour que la saponification ait lieu. Il est remarquable que les oxides de zinc et de plomb, qui sont insolubles dans l'eau et qui donnent naissance à des composés qui y sont également insolubles, produisent les mêmes résultats que la potasse et la soude: cela prouve qu'ils ont une puissance alcaline très-forte. En considérant la saponification d'une manière générale, on voit que la préparation des emplâtres par la litharge est une véritable saponification. L'oxide de plomb, ayant sur la graisse la même action que la potasse et la soude, il semblait qu'à la rigueur, on pourrait faire des emplâtres avec la graisse saponifiée, extraite d'un savon alcalin. Il est remarquable que la magnésie, dont les analogies avec les alcalis proprement dits sont assez fortes, ne puisse convertir la graisse en savon qu'avec beaucoup plus de difficultés que les oxides de plomb et de zinc qui sont généralement regardés comme moins alcalins que cette base salifiable; mais si cette dernière ne saponifie la graisse qu'avec beaucoup de lenteur, elle présente, avant d'effectuer la saponification, le phénomène d'une base qui contracte avec un corps gras non acide une union telle, que l'espèce de composé qui en résulte est homogène, et que la graisse ne peut en être isolée lorsqu'on l'expose dans l'eau bouillante, quoique dans cette circonstance deux causes tendent à séparer la substance, 1° leur différence de densité, 2° la facilité qu'a la magnésie à l'état de pureté d'imbiber l'eau. L'alumine n'est pas dans le même cas, elle se

sépare lorsque l'on met la graisse qui la contient en contact avec l'eau bouillante.

Les bases salifiables ont donc trois manières de se comporter avec la graisse : 1° elles la convertissent en glycérine et en acides stéarique, mangarique et oléique; telles sont la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, les oxides de plomb et de zinc, la magnésie et l'ammoniaque : ces deux dernières n'agissent qu'à la longue; 2° elles contractent une union ou plutôt une adhésion avec la graisse, sans lui faire éprouver aucune altération; c'est ainsi qu'agit la magnésie avant d'opérer la saponification; 3° elles peuvent ne pas contracter d'union sensible; telles sont les bases qui, ayant été mélangées avec la graisse, s'en séparent quand on met le mélange dans l'eau bouillante. (M. Chevreul, Recherches chimiques sur les corps gras.)

Sarcocolle. M. Thomson propose ce nom pour désigner une matière particulière que l'on obtient en traitant la sarcocolle du commerce par l'eau ou l'alcool faible, et faisant évaporer le liquide. C'est une matière brune, cassante que l'on ne peut obtenir cristallisée. Sa saveur, d'abord sucrée, devient ensuite amère. Elle brûle à la manière des substances végétales.

Saturation. On dit qu'un liquide est saturé d'un corps quelconque, lorsqu'il ne peut plus en dissoudre la plus petite quantité. On conçoit d'après cela que le degré de saturation doit varier, et par le calorique qui éloigne les molécules, et par la pression qui les rapproche. Ainsi, de l'eau qui serait saturée d'un sel quelconque à la température ordinaire, ne le sera plus si la température vient à s'élever, parce qu'alors les molécules s'écarteront et permettront à celles du sel de se loger entre les

siennes. Sa capacité de saturation augmentera donc à mesure qu'elle s'échauffera. Il est certains corps solides, en petit nombre à la vérité, qui font exception à cette règle. Le chlorine de sodium (sel marin) ne se dissoudra pas sensiblement en plus grande quantité à chaud qu'à froid : la chaux se précipitera si l'on chauffe de l'eau qui en est saturée. La pression produit un effet inverse à celui du calorique pour les corps solides, mais elle augmente la capacité de saturation pour les gaz. Ainsi, de l'eau qui à la température ordinaire et sous la pression ordinaire sera saturée par un volume de gaz égal au sien, pourra, par une plus forte pression ou par un abaissement de température (si elle ne se congelait pas), dissoudre une bien plus grande quantité de gaz, et n'en être saturée que lorsqu'elle en contiendra 2, 3, 4, 5, ou un plus grand nombre de fois son volume. (Voyez *Attraction.*)

Saturne. Les anciens chimistes nommaient ainsi le plomb, en faisant allégorie à Saturne qui dévorait ses enfans, parce que le plomb s'alliant facilement aux divers métaux, semblait, selon eux, les dévorer tous.

Savons. Les savons sont le produit de la saponification. Ils sont composés par la réunion des stéarates, margarates et oléates de soude et de potasse, sels qui peuvent se combiner en toutes proportions et se dissoudre dans l'eau, mais en quantité différente pour chacun d'eux. Les savons d'huiles végétales, de graisse humaine sont formés de margarate et d'oléate de potasse ou de soude, en proportions très-variables. Ils sont d'autant plus durs que ces corps gras contiennent plus de margarate relativement à l'oléate. Les savons des graisses de porc, de mouton, de bœuf contiennent outre ces

deux sels du stéarate, et sont d'autant plus durs que le stéarate est plus abondant. Outre cette cause de dureté, il en existe une autre qui est l'emploi de la soude ou de la potasse. La dernière de ces deux bases donne des savons mous, tandis que la première donne des savons durs. Ainsi on peut considérer le stéarate de soude comme le type des savons durs, et l'oléate de potasse comme le savon le plus mou que l'on puisse se procurer. Les savons ne doivent leur dureté qu'à ce qu'ils ont perdu la majeure partie de leur eau de fabrication, par leur exposition à l'air, et qu'alors ils ne se dissolvent que lentement dans l'eau froide, et sans s'y délayer. Les savons mous étant à base de potasse ne peuvent pas être séchés comme les savons de soude, et sont beaucoup plus solubles. La solubilité des savons dépendra donc de la nature de la base alcaline employée et de la nature des corps gras. Or, comme les stéarines se convertissent en acides stéarique et margarique, et l'oléine en acide oléique, il est possible jusqu'à un certain point de prévoir le degré de dureté du savon que chaque graisse peut produire; il suffira de connaître les proportions de stéarine et d'oléine qu'elle contient, ce qui peut se conclure de leur degré de fusibilité. Ainsi, en ajoutant à des huiles qui ne donneraient que des savons mous avec la soude des corps abondans en stéarine, on obtiendrait un savon dur. Les savons peuvent être inodorés ou odorans. Dans ce dernier cas leur odeur est due à la présence d'un acide volatil, tel que les acides butyrique, caproïque et caprique dans le savon de beurre; l'acide phocénique dans le savon d'huile de dauphin; l'acide hircique dans le savon de suif. (M. Chevreul, Recherches chimiques sur les corps gras.) On prépare le savon dur en combinant la soude caustique à l'huile d'olives ou aux graisses de bœuf et de mouton. On chauffe dans une chaudière un mélange de lessive assez faible et d'huile d'olives, et l'on ajoute alternativement l'un et l'autre de ces liquides. On soutient l'ébullition en ajoutant peu à peu de la lessive à 36°, et le savon qui se forme alors se sépare et vient nager à la surface. On le traite de nouveau par de nouvelles lessives afin qu'il soit bien saturé. On fait écouler la dernière lessive, et le savon reste dans le fond de la chaudière. Dans cet état, il est coloré par la combinaison d'une matière grasse avec un peu d'oxide de fer sulfuré et d'alumine. On le délaye dans de la lessive faible, et on chauffe modérément la matière qui le colorait; le savon se précipite, et la liqueur qui surnage est mise en moules. Elle constitue le savon blanc. On préfère généralement dans le commerce le savon marbré qui, à la vérité, est moins pur que le savon blanc, mais qui contient moins d'eau; on le prépare en ajoutant à la masse colorée une certaine quantité de lessive, mais pas assez grande pour permettre à la matière bleuâtre de se précipiter jusqu'au fond; elle se rassemble seulement en veines qui forment les marbrures du savon. Le savon blanc contient 45 pour 100 d'eau, tandis que le marbré n'en contient que 30. Les savons à base de potasse se préparent en général avec des huiles de colza, des fonds d'huiles d'olives, etc. Ils ne le séparent jamais de la lessive comme les savons durs, aussi retiennent-ils beaucoup d'eau, et sont-ils plus solubles qu'eux. Le margarate et l'oléate de potasse qui les composent sont toujours avec excès de base. (Voyez *Saponification.*)

Savonule. On donne le nom de savonules aux combinaisons des huiles essentielles avec les bases salifiables.

Ces combinaisons qui ont été fort peu étudiées sont très-faibles et ne peuvent avoir lieu qu'avec les bases salifiables les plus énergiques.

Sébates. Les sébates sont très-peu connus. On sait que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles. Leur solution concentrée est décomposée par la plupart des acides forts qui en précipitent l'acide sébacique. Les sébates de plomb, de mercure, d'argent et probablement la plupart des autres ne sont pas solubles dans l'eau

Sel alembrot. On nommait autrefois sel alembrot, sel de la sagesse, un sel blanc très-volatil, très-soluble dans l'eau, que l'on obtenait en sublimant un mélange de parties égales de deuto-chlorure de mercure et d'hydro-chlorate d'ammoniaque.

Sel d'absynthe. On donnait ce nom au composé salin, presqu'entièrement formé de sous-carbonate de potasse que l'on préparait en lessivant les cendres de l'absynthe.

Sel admirable. On nommait sel admirable de glauber, ou sel de glauber le sulfate de soude.

Sel ammoniac. Voy. *hydro-chlorate d'ammoniaque.*

Sel ammoniacal de glauber. C'est le sulfate d'ammoniaque.

Sel double. Les sels doubles résultent généralement de l'union de deux bases avec un acide : on les nommait autrefois sels triples. Tous les sels ont bien le pouvoir de s'unir de manière à former des sels doubles, mais ceux qui ont le plus de tendance à en former sont les sels ammoniacaux, ensuite ceux à base de potasse et de soude. Presque tous les sels doubles contiennent une de ces trois bases. Ils sont presque toujours moins solubles que les

sels qui les constituent, et les quantités d'oxigène des deux bases sont toujours en rapport simple entre elles.

Sel de duobus. C'est un des anciens noms du sulfate de potasse.

Sel d'epsom. C'est le sulfate de magnésie. Dans le commerce, on applique souvent ce nom au sulfate de soude dont la cristallisation a été troublée. Il est facile de les distinguer en versant dans leur solution une petite quantité de potasse ou de soude qui ne troublera que celle qui contient le vrai sel d'epsom.

Sel fébrifuge de sylvius. C'est le chlorure de potassium.

Sel fusible de l'urine. Les anciens chimistes donnaient ce nom à la plupart des sels que contient l'urine, et qui cristallisent lorsqu'on la fait évaporer. C'est un mélange de phosphate de soude et d'ammoniaque, de chlorure de sodium, d'hydro-chlorate d'ammoniaque, de sulfate de potasse et de soude, et de matière colorante.

Sel gemme. C'est le chlorure de sodium que l'on trouve en masse dans le sein de la terre. Il est presque toujours coloré par diverses matières. Ses couleurs sont quelquefois très-brillantes; et comme dans ce cas, il est toujours transparent, on lui a donné le nom de sel gemme, en faisant allusion aux pierres précieuses. Les terrains qui le renferment contiennent presque toujours du sulfate de chaux et une argile particulière. On l'exploite souvent en morceaux qui n'ont besoin que d'être purifiés; mais quelquefois quand il est trop mélangé de substances étrangères, on se contente de faire des trous dans lesquels on fait écouler la mine, et l'on y fait ensuite arriver de l'eau : quand cette dernière est saturée, on la

retire au moyen de pompes, et après l'avoir laissée déposer, on la soumet à l'évaporation.

Sel de glaubert. C'est le sulfate de soude. (Voyez ce mot.)

Sel de lait. Voy. *Sucre de lait.*

Sel marin. Nom vulgaire du chlorure de sodium.

Sel de mars de rivière. Ancien nom du proto-sulfate de fer. (Voy. *Sulfate de fer proto-*).

Sel microscomique. C'est la même chose que le sel fusible de l'urine.

Sel neutre arsenical. Voy. *Arseniate de potasse.*

Sel narcotique. On a donné ce nom à l'acide borique.

Sel natif. Voy. *Sel fusible de l'urine.*

Sel de nitre. On donne encore ce nom au nitrate de potasse.

Sel d'opium. C'est la narcotine.

Sel d'oseille. Voy. *Oxalate acide de potasse.*

Sel polychreste de glazer. C'est un des noms du sulfate de potasse.

Sel de la rochelle. C'est le tartrate de potasse et de soude.

Sel de la sagesse. C'est la même chose que le sel alembrot.

Sel de saturne. C'est l'acétate de plomb.

Sel sédatif de homberg. Les anciens chimistes nommaient ainsi l'acide borique.

Sel de sédlitz.

Sel de séidchutz. Voy. *Sel d'epsom et Sulfate de magnésie.*

Sel de seignette. Voy. *Tartrate de soude et de potasse.*

Sel de soude. Voy. *Carbonate de soude* (*sous-*).

Sel de tackennius. Voy. *Sel d'absynthe.*

Sel de tartre. On donnait autrefois ce nom au sous-carbonate de potasse, et quelquefois au tartrate acide de potasse.

Sel de succin. Voy. *Acide succinique.*

Sel végétal. C'est le tartrate neutre de potasse.

Sel de verre. Ce sont les scories qui viennent à la surface du creuset dans la fonte du verre.

Sel de vinaigre. Ce sont des cristaux de sulfate de potasse que l'on imprégne d'acide acétique concentré.

Sel volatil d'angleterre. Voy. *Sous-carbonate d'ammoniaque.*

Sels. Les sels sont le résultat de la combinaison d'un acide avec une base salifiable. Les anciens chimistes donnaient très-peu d'étendue au mot *sel.* Ils considéraient comme tels les substances cristallines qui, comme le sel marin (chlorure de sodium), étaient plus ou moins sapides, et par conséquent solubles dans l'eau. Aujourd'hui les chimistes comprennent, sous le nom de sel, l'immense quantité de combinaisons qui peuvent avoir lieu entre tous les acides et tous les oxides métalliques, ainsi qu'entre l'ammoniaque et les bases salifiables végétales. Comme il existe certains oxides qui jouent tantôt le rôle d'un acide, tantôt celui d'un oxide; comme ce cas est très-commun dans les combinaisons naturelles que les oxides peuvent former entre eux, il s'ensuit qu'on ne peut regarder comme acide, dans certains sels, que le principe qui se rendra au pôle positif d'une pile; ainsi les oxides d'or forment des sels avec quelques acides, et se combinent également à la potasse avec laquelle ils jouent le rôle d'acide, et forment des composés

salins (Voy. *Orates.*) La formation des sels est en général d'autant plus facile que le métal de l'oxide a plus d'affinité pour l'oxigène : or, l'oxigène dans un protoxide étant retenu plus fortement que celui d'un deuto ou tritoxide, les protoxides devront s'unir plus facilement aux acides que les oxides plus oxigénés, et c'est en effet ce qui a lieu. Les sels peuvent être avec excès de base, avec excès d'acide, ou bien ils peuvent être composés en telle proportion que la quantité d'acide neutralise complètement la quantité de base. Ces derniers se nomment sels neutres, tandis que les premiers prennent le nom de sous-sels, et de sels acides. (Voy. *Nomenclature chimique.*) On reconnaît ordinairement qu'un sel est neutre quand il n'a pas d'action sur les couleurs végétales ; mais cette règle n'est pas générale ; et chaque fois que l'acide d'un sel a peu d'affinité pour la base, il est rare que le sel, quoique neutre, soit sans action sur les couleurs. On ne pourra donc pas affirmer qu'un sel est neutre, sans en connaître exactement la composition. Les sels ont été divisés en genres et en espèces, car si on cherchait à les étudier sans aucun ordre, on se perdrait bientôt dans l'immense variété de leurs caractères et de leurs propriétés : c'est ce qui a donné lieu à plusieurs classifications très-utiles pour la science. Fourcroy a divisé les sels en genres, d'après les acides qui les composaient ; ainsi il a nommé *sulfates* toutes les combinaisons de l'acide sulfurique avec les bases salifiables, etc. Il a désigné les espèces, en ajoutant au nom du genre celui de la base qui forme le sel; ainsi il a nommé *sulfate de fer* la combinaison de l'acide sulfurique avec l'oxide de fer. M. Thomson a pris pour genre la base, et pour espèce le nom de l'acide : ainsi au lieu de dire sulfate de fer, il doit dire *fer sulfaté*, etc. Cette dernière classification qui a été long-temps la seule employée en minéralogie, doit nécessairement être abandonnée en chimie ; et peut-être même à cause des caractères cristallographiques analogues que présente chaque série de sels contenant le même acide, devra-t-elle aussi être abandonnée en minéralogie.

Une des causes principales qui doivent faire préférer la classification de Fourcroy, c'est la composition des sels qui sont formés par le même acide. Tous les sels d'un même genre et au même état de saturation contiennent de telles proportions d'acide et d'oxide que la quantité d'oxigène et de l'oxide est en rapport simple avec la quantité d'acide, et très-souvent même, avec la quantité d'oxigène de l'acide. Il résulte de là que les quantités de base salifiable, qui s'unissent à un acide pour former un genre de sels, sont dans le même rapport que celles qui s'unissent à un autre acide pour former un autre genre de sels ; par conséquent, en mêlant deux sels neutres, capables de se décomposer, il doit en résulter deux nouveaux sels qui sont encore neutres. Par la même raison, la composition d'un sel d'un genre quelconque étant connue, on pourra facilement calculer la composition de tous les autres sels de ce genre, en connaissant toutefois la composition des oxides, et si l'on connaît la quantité d'acide et d'oxide qui constitue un sel, on pourra toujours calculer la quantité d'oxigène contenue dans cette quantité d'oxide. C'est ainsi que l'on apprécie la composition des oxides magnésium, de zirconium, d'aluminium, etc., quoiqu'on n'ait jamais pu obtenir leurs métaux. Ce n'est que d'après ces lois et d'après la connaissance de la composition d'un sel que l'on pourra décider si ce sel est neutre,

quoiqu'il rougisse la teinture de tournesol ou verdisse le sirop de violette ; mais la neutralité n'étant qu'une propriété relative, il faudra partir d'une base, et l'on pourra choisir pour cet objet les sels de potasse ou de soude qui seront sans action sur les couleurs végétales. Les propriétés physiques des sels sont très-variables. Leurs propriétés chimiques le sont aussi, mais il en est cependant quelques-uns que l'on peut généraliser.

Si on expose les sels à l'action du calorique, ceux dont les acides ne sont pas volatils et qui ont beaucoup d'affinité pour les bases, n'éprouvent pas d'altération ; la plupart des autres sont décomposés ; plusieurs peuvent se volatiliser. Presque tous fondent d'abord dans leur eau de cristallisation quand ils en contiennent, et éprouvent ensuite la fusion ignée. Si on les expose à l'air, les uns en attirent l'humidité et se liquéfient ; d'autres au contraire lui cèdent leur eau de cristallisation et s'effleurissent ; le plus grand nombre n'éprouve pas d'altération. Si on considère l'action de l'eau sur les sels, on pourra les diviser en deux grandes divisions qui seront les sels solubles et les sels insolubles, divisions dont il est impossible de marquer les limites, à cause de la solubilité plus au moins grande de tous les sels, dont peu, rigoureusement parlant, sont absolument insolubles. Puisque tous sont plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, et qu'un grand nombre d'entre eux peut cristalliser par le refroidissement, l'eau qui est saturée d'un sel peut dissoudre encore d'autres sels en quantité très-notable ; on a même mis cette propriété à profit pour purifier certains sels. (Voy. *Nitrate de potasse.*) Tous les sels à base de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles dans l'eau. Il en est de même de tous les sels acides, quelques-uns seulement (comme les tartrates) font exception en ce qu'étant solubles à l'état neutre, ils le sont moins à l'état acide. Leur solubilité dépend beaucoup de leur cohésion qui souvent neutralise en quelque sorte leur affinité pour l'eau.

Si l'on plonge un métal dans une solution saline, et que ce métal ait plus d'affinité pour l'oxigène que celui que contient le sel, il y a décomposition, et ce métal se substitue à l'autre qui vient se déposer à sa surface. Il s'établit alors par le contact des deux métaux un élément de pile voltaïque qui accélère la décomposition. Les acides décomposent souvent les sels pour s'emparer de leur base ; l'autre alors est mis en liberté. L'action a lieu à la température ordinaire, si l'acide employé est beaucoup plus fort que celui du sel. En employant une température élevée, la décomposition aura toujours lieu chaque fois que l'acide employé sera indécomposable, et non volatil à cette température, tandis que celui du sel jouira de propriétés opposées, c'est-à-dire, lorsqu'une haute température pourra le décomposer ou le volatiliser. Si c'est un hydracide que l'on emploie, et que la décomposition ait lieu, non seulement le sel sera décomposé, mais l'acide employé et l'oxide du sel le seront aussi, de manière à donner lieu à de l'eau et à un chlorure, iodure, sulfure ou séléniure, selon qu'on aura employé l'acide hydro-chlorique, hydriodique, hydro-sulfurique ou hydro-sélénique. Quand on verse dans une solution saline la solution d'un autre sel, et qu'il peut se former un sel insoluble, la décomposition a lieu sur-le-champ ; mais si les deux sels sont solubles, la décomposition pourra n'avoir lieu, ou du moins n'être apparente que lorsque l'on viendra à évaporer la liqueur. Alors le sel le moins

quoiqu'il rougisse la teinture de tournesol ou verdisse le sirop de violette ; mais la neutralité n'étant qu'une propriété relative, il faudra partir d'une base, et l'on pourra choisir pour cet objet les sels de potasse ou de soude qui seront sans action sur les couleurs végétales. Les propriétés physiques des sels sont très-variables. Leurs propriétés chimiques le sont aussi, mais il en est cependant quelques-uns que l'on peut généraliser.

Si on expose les sels à l'action du calorique, ceux dont les acides ne sont pas volatils et qui ont beaucoup d'affinité pour les bases, n'éprouvent pas d'altération ; la plupart des autres sont décomposés ; plusieurs peuvent se volatiliser. Presque tous fondent d'abord dans leur eau de cristallisation quand ils en contiennent, et éprouvent ensuite la fusion ignée. Si on les expose à l'air, les uns en attirent l'humidité et se liquéfient ; d'autres au contraire lui cèdent leur eau de cristallisation et s'effleurissent ; le plus grand nombre n'éprouve pas d'altération. Si on considère l'action de l'eau sur les sels, on pourra les diviser en deux grandes divisions qui seront les sels solubles et les sels insolubles, divisions dont il est impossible de marquer les limites, à cause de la solubilité plus au moins grande de tous les sels, dont peu, rigoureusement parlant, sont absolument insolubles. Puisque tous sont plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, et qu'un grand nombre d'entre eux peut cristalliser par le refroidissement, l'eau qui est saturée d'un sel peut dissoudre encore d'autres sels en quantité très-notable ; on a même mis cette propriété à profit pour purifier certains sels. (Voy. *Nitrate de potasse.*) Tous les sels à base de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles dans l'eau. Il en est de même de tous les sels acides, quelques-uns seulement (comme les tartrates) font exception en ce qu'étant solubles à l'état neutre, ils le sont moins à l'état acide. Leur solubilité dépend beaucoup de leur cohésion qui souvent neutralise en quelque sorte leur affinité pour l'eau.

Si l'on plonge un métal dans une solution saline, et que ce métal ait plus d'affinité pour l'oxigène que celui que contient le sel, il y a décomposition, et ce métal se substitue à l'autre qui vient se déposer à sa surface. Il s'établit alors par le contact des deux métaux un élément de pile voltaïque qui accélère la décomposition. Les acides décomposent souvent les sels pour s'emparer de leur base ; l'autre alors est mis en liberté. L'action a lieu à la température ordinaire, si l'acide employé est beaucoup plus fort que celui du sel. En employant une température élevée, la décomposition aura toujours lieu chaque fois que l'acide employé sera indécomposable, et non volatil à cette température, tandis que celui du sel jouira de propriétés opposées, c'est-à-dire, lorsqu'une haute température pourra le décomposer ou le volatiliser. Si c'est un hydracide que l'on emploie, et que la décomposition ait lieu, non seulement le sel sera décomposé, mais l'acide employé et l'oxide du sel le seront aussi, de manière à donner lieu à de l'eau et à un chlorure, iodure, sulfure ou séléniure, selon qu'on aura employé l'acide hydro-chlorique, hydriodique, hydro-sulfurique ou hydro-sélénique. Quand on verse dans une solution saline la solution d'un autre sel, et qu'il peut se former un sel insoluble, la décomposition a lieu sur-le-champ ; mais si les deux sels sont solubles, la décomposition pourra n'avoir lieu, ou du moins n'être apparente que lorsque l'on viendra à évaporer la liqueur. Alors le sel le moins

soluble se formera le premier et cristallisera ; mais il pourra arriver que dans le cours de l'opération il se déposera aussi un autre sel dont la cristallisation sera déterminée par le changement de température, et l'on obtiendra alors des sels de nature différente. Certains sels insolubles peuvent aussi être décomposés par des sels solubles ; mais il faut toujours qu'il en résulte un autre sel insoluble. L'action a lieu jusqu'à ce que le degré de saturation du liquide soit en équilibre avec la force de cohésion du sel insoluble ; par conséquent cette décomposition n'est pas soumise à des lois générales de composition, comme celle qui a lieu entre deux sels solubles. On trouve dans la nature un assez grand nombre de sels ; ceux qui sont insolubles s'y trouvent surtout en quantités considérables. Tantôt ils sont déposés en couches immenses, tantôt ils forment des montagnes entières, comme le sulfate et le phosphate de chaux, le marbre (sous-carbonate de chaux), ou bien ils sont disséminés dans les filons, comme le sulfate de baryte, le phosphate de plomb, le carbonate de cuivre. Ceux qui sont solubles se trouvent en efflorescences, comme l'alun, le nitrate de potasse, le carbonate de soude, ou bien en solution dans les eaux, comme les sulfates de soude, de magnésie, de fer, de cuivre, etc. Les sels s'obtiennent par des procédés très-différens, on peut cependant les réduire à quatre principaux. 1° En combinant directement aux acides, les oxides ou les sous-carbonates, il y a presque toujours dégagement de calorique et effervescence quand on emploie les sous-carbonates. Si l'on a l'intention de neutraliser les deux corps, l'opération est très-facile ; il faut avoir soin seulement de conserver une portion de chacun d'eux, afin de compléter la neutralisation, si elle

n'était pas entière ; 2° on en prépare un grand nombre en traitant les métaux par les acides. Il faut employer les acides assez étendus pour que le sel puisse se dissoudre à mesure qu'il se forme ; 3° quand ils sont insolubles on les obtient par double décomposition ; 4° quand ce sont des sous-sels, comme ils sont presque toujours insolubles, on peut se les procurer en versant avec ménagement dans la solution d'un sel neutre, une petite quantité de potasse ou de soude.

Sels acides. Ce sont les sels avec excès d'acide. Voy. *Sels*.

Sels triples. On nomme souvent ainsi les sels formés de deux bases et d'un acide. Voy. *Sels doubles*.

Séléniate. Ce que l'on sait sur les séléniates est dû à M. Berzélius. Il paraît, d'après ce savant, que l'acide sélénique peut se combiner en quatre proportions avec les bases salifiables, et former par conséquent des séléniates neutres, des séléniates acidules, des séléniates acides et des séléniates avec excès de bases. Que dans les séléniates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 2, et à la quantité d'acide, dans le rapport de 1 à 6,959. Les séléniates acidules ou bi-séléniates contiennent 2 fois autant d'acide ; les séléniates acides ou quadri-séléniates contiennent 4 fois autant d'acide que les séléniates neutres. On ignore la composition des sous-séléniates. Exposés à l'action du feu, les séléniates ne sont pas décomposés ; ils ne le sont qu'autant qu'on les chauffe avec un corps combustible. Les différentes combinaisons de l'acide sélénique avec la potasse, la soude et l'ammoniaque sont solubles dans l'eau ; du reste tous les autres séléniates reconnus neutres ou à l'état de sous-sels n'y

sont pas solubles; mais ils le deviennent par un excès d'acide, d'où il suit que tous les séléniates acidules ou acides doivent également s'y dissoudre. Il n'y a guère que les acides, sulfurique, à la température ordinaire; arsénique, borique et phosphorique, à l'aide de la chaleur, qui puissent décomposer les séléniates, du moins parmi ceux dont l'action a été essayée. On prépare directement les séléniates de potasse, de soude et d'ammoniaque. On peut obtenir par double décomposition tous les autres séléniates neutres. Les séléniates acidules et acides s'obtiennent en combinant directement une nouvelle proportion d'acide sélénique aux séléniates neutres.

Séléniте. On donne ce nom au sulfate de chaux naturel. (Voyez ce mot.)

Sélénium. Le sélénium a été regardé comme un métal par M. Berzélius, à qui l'on en doit la découverte. Il existe en effet des métaux, tels que l'arsenic, le tungstène, dont on ne connaît aucun sel, et qui peuvent au contraire former des acides comme les corps combustibles non métalliques. Le sélénium joignant à ces propriétés celle d'être très-mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, nous le regarderons comme un corps non métallique. Il est solide, insipide, inodore, très-fragile; sa pesanteur spécifique est de 4,31. Si on l'expose à une température de 106 à 107°, il fond, et se volatilise à une température plus élevée. Sa vapeur est d'un jaune foncé. Si au lieu de le volatiliser on le fait plus refroidir brusquement, il présente une masse d'un brun foncé, jouissant de l'éclat métallique et offrant une cassure vitreuse. Sa vapeur refroidie promptement donne lieu à une poudre rouge qui ressemble, à la couleur près, à la fleur de soufre. Le sélénium peut se combiner en

deux proportions avec l'oxigène, de manière à former un oxide et un acide : il se combine aussi à l'hydrogène et donne naissance à l'acide hydro-sélénique. Il peut former des composés avec le soufre, le phosphore et la plupart des métaux. Le sélénium n'a encore été trouvé que dans le cuivre sélénié et dans le cuivre argenturé-sélénié, minéraux que l'on n'a rencontrés que dans deux localités. Celui que M. Berzélius a obtenu provenait du cuivre sélénié qui existe dans les pyrites de Falhun. On retire de ces pyrites une certaine quantité de soufre qui, employé dans la préparation de l'acide sulfurique, donne lieu à un dépôt rouge sur les parois de la chambre de plomb. Ce dépôt est un composé de sélénium, de soufre, de mercure, de plomb, d'étain, de fer, de cuivre, de zinc et d'arsenic. On verse dessus assez d'acide hydro-chloro-nitrique pour faire une bouillie un peu claire que l'on expose pendant 48 heures à une chaleur modérée. Alors on y ajoute de l'eau, on agite le tout, on laisse déposer un instant et on filtre. On sépare, par ce moyen, du soufre et du sulfate de plomb, et l'on obtient une liqueur qui contient des acides sélénique, sulfurique et arsenique, et des oxides de mercure, d'étain, de fer, de cuivre et de zinc. On fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique qui donne lieu à un dépôt formé de sulfure de sélénium, de cuivre, d'étain, d'arsenic et de mercure. On sépare ce dépôt et on le traite de nouveau par l'acide hydro-chloro-nitrique, qui oxide ou acidifie les corps qui formaient le dépôt. On sépare la liqueur acide d'un peu de soufre qui n'a pas été dissous, et l'on y ajoute une solution de potasse jusqu'à ce que les acides soient neutralisés. On filtre pour séparer la presque totalité des oxides qui se sont précipités, on fait évapo-

rer la liqueur à siccité, on mêle le produit avec un excès d'hydro-chlorate d'ammoniaque, on introduit le mélange dans une cornue de verre, et l'on chauffe modérément.

Il se forme du chlorure de potassium et du séléniate d'ammoniaque qui se décompose à une certaine température, et réduit l'acide sélénique par une portion de l'hydrogène de l'ammoniaque. On traite le tout par l'eau qui dissout les sels solubles, et n'a pas d'action sur le sélénium. Il suffit alors de le distiller dans une petite cornue de verre pour l'obtenir très-pur.

Séléniures. Les séléniures sont des composés qui ont la plus grande analogie avec les sulfures. Ils sont également soumis à des lois fixes dans leur composition; ainsi la quantité d'oxigène d'un protoxide est à la quantité de sélénium d'un proto-séléniure dans le rapport de 1 à 4,854. Comme les sulfures, on les prépare directement ou bien en faisant passer dans les dissolutions métalliques un courant d'acide hydro-sélénique. Nous considérons avec M. Berzélius, comme des séléniures, les composés qui résultent de l'action de l'acide hydro-sélénique sur les bases salifiables. (Voyez *Sulfures*.)

Séléniure d'antimoine. Ce séléniure est très-fusible comme le sulfure du même métal; quand on le chauffe fortement avec le contact de l'air, il vient à la surface une scorie vitreuse, transparente, analogue au verre d'antimoine. Traité par l'acide hydro-chlorique; il donne lieu à un chlorure d'antimoine et à de l'acide hydro-sélénique. On l'obtient directement.

Sélénium d'arsenic. Ce composé est noir, très-fusible, et s'obtient en ajoutant peu à peu de l'arsenic divisé dans du sélénium fondu. La combinaison ne tarde pas à s'opérer, et l'on chasse par une chaleur ménagée celui de ces deux corps qui se trouve en excès. Si l'on porte la chaleur jusqu'au rouge, le séléniure entre en ébullition et produit du perséléniure d'arsenic. Il reste dans le vase une masse liquide que l'on ne peut volatiliser qu'à une température très-élevée.

Séléniure de cuivre. On obtient le deuto-séléniure de cuivre en faisant passer un courant d'acide hydro-sélénique à travers une solution de deuto-sulfate de cuivre; il se précipite en flocons noirs, abondans. Si on recueille ces flocons sur un filtre, qu'on les fasse sécher et qu'on les chauffe ensuite modérément dans une cornue, ils perdront la moitié du sélénium qu'ils contiennent, et se transformeront en proto-séléniure. Le proto-séléniure est brillant, cassant, d'un gris d'acier, très-fusible, et contient moitié moins de sélénium que le précédent.

Séléniure de fer. D'un gris jaunâtre, dur, cassant, d'une texture grenue. L'acide hydro-chlorique le décompose, forme du proto-chlorure de fer et de l'acide hydro-sélénique, dont une petite portion est décomposée et colore la liqueur en rouge. On obtient ce séléniure qui, comme le sulfure, jouit de l'éclat métallique, en chauffant dans un tube de verre du sélénium, recouvert par de la limaille de fer. Il y a dégagement de lumière pendant la combinaison.

Séléniure de mercure. On obtient ce séléniure en chauffant un mélange de mercure et de sélénium. Celui de ces deux corps qui se trouve en excès, se volatilise. Si l'on élève un peu plus la température, le séléniure lui-même se volatilise et vient se condenser en lames blanches à la partie supérieure du vase; il a l'éclat mé-

tallique; l'acide hydro-chloro-nitrique le dissout en le décomposant.

Séléniure de platine. Le platine est un des métaux pour lesquels le sélénium a le plus d'affinité; aussi la combinaison s'opère-t-elle à une température peu élevée. Malgré cette affinité, le séléniure est décomposé par une chaleur rouge quand il a le contact de l'air.

Séléniure de plomb. Gris, poreux, susceptible de poli par le frottement, ne fond pas facilement. Chauffé dans le gaz oxigène, il absorbe et donne lieu à un séléniate de plomb. On l'obtient directement.

Séléniure de potassium. Ce séléniure est d'un gris de fer avec l'éclat métallique. Sa cassure est radiée et offre des rudimens de cristaux. Il est soluble dans l'eau, et présente d'ailleurs les mêmes propriétés que le sulfure de potassium. On l'obtient directement. Il y a toujours un grand dégagement de calorique et de lumière quand la combinaison s'opère.

Séléniure de zinc. Jaune, pulvérulent; s'obtient en mettant la vapeur de sélénium en contact avec le zinc chauffé au rouge. Il y a toujours explosion, et le séléniure formé est toujours en petite quantité.

Septone. C'est un des anciens noms de l'azote.

Serpentin. Voy. *Alambic*.

Sérum. C'est la partie liquide que l'on obtient lorsqu'on sépare le caillot dans le sang et dans le lait. (Voy. ces deux mots.)

Signes chimiques. La création de signes chimiques qui puissent à la fois indiquer le nom et les proportions des élémens qui composent un corps, est due à M. Berzélius. Nous citerons textuellement ce qu'il en dit dans sa Théorie des proportions chimiques, pag. 109. « Lors-

que nous essayons d'exprimer les proportions chimiques, nous trouvons qu'il est nécessaire d'avoir des signes chimiques. On en a employé depuis long-temps, quoiqu'ils aient été de peu d'utilité jusqu'ici. A l'époque de l'alchimie, des signes furent créés par le besoin de s'exprimer d'une manière mystique et incompréhensible pour le vulgaire. La chimie antiphlogistique voulut leur en substituer d'autres fondés sur le même principe scientifique que les nouveaux noms chimiques. Le signe devait indiquer les parties constituantes d'un corps composé; mais quoique ces signes, il faut l'avouer, fussent bien choisis, ils n'étaient guère utiles; car il est plus aisé d'écrire un mot en abrégé que de dessiner une figure qui d'ailleurs, pour être aisément remarquée, doit être plus grande que les caractères ordinaires de l'écriture. En proposant ici d'autres signes, je chercherai à éviter ces inconvéniens; je dois cependant faire observer que ces nouveaux signes ne sont pas créés dans la vue de les placer, comme les anciens, sur les vases de laboratoire, mais qu'ils ont pour objet de faciliter l'expression des proportions chimiques, et de nous mettre en état d'énoncer brièvement, et avec facilité, le nombre d'atomes élémentaires qui se trouvent dans chaque composé. Connaissant le poids relatif des atomes des corps simples, nous pouvons, au moyen de ces signes, exprimer le résultat de chaque analyse d'une manière à la fois simple et aisée à retenir. » « Les signes chimiques doivent être des lettres alphabétiques pour pouvoir être facilement tracés et imprimés sans défigurer le texte. Je choisis donc à cet effet la lettre initiale du nom latin de chaque corps simple; mais plusieurs de ces corps ayant la même initiale, je les distingue de la manière suivante: 1° les

corps simples non métalliques (les métalloïdes) ne seront désignés que par la lettre initiale, quand même elle serait commune à quelque métal; et 2° le métal qui aura la même initiale qu'un autre métal ou un métalloïde, sera indiqué par les deux premières lettres de son nom; ou si elles se trouvaient dans un autre nom, on ajoutera à l'initiale la première consonne différente : par exemple, S = sulphur, SI = silicium, ST = stibium, SN = stannum, C = carbonicum, CO = cobaltum, CU = cuprum, O = oxigenium, OS = osmium. Le signe chimique n'indique jamais qu'un atome : s'il en faut désigner plusieurs, on place un chiffre à la gauche; par exemple, CU + O désigne l'oxidule de cuivre, CU + ² O l'oxide de cuivre. Mais, pour exprimer un atome composé du second ordre, il faudrait, d'après cette méthode, une formule trop longue; c'est pourquoi nous l'abrégeons de la manière suivante : l'oxigène entrant dans la plupart des combinaisons, et souvent pour un nombre assez considérable d'atomes, nous l'indiquons par des points sur le radical oxidé, et nous en mettons autant qu'il y a d'atomes d'oxigène dans l'oxide; par exemple, l'oxidule de cuivre = $\dot{C}U$, et l'oxide de cuivre = $\ddot{C}U$; l'acide sulfureux = $\ddot{S}$, et l'acide sulfurique = $\dddot{S}$; ce qui fait voir que l'oxidule de cuivre contient un atome d'oxigène, que l'oxide de cuivre et l'acide sulfureux en contiennent deux, et que l'acide sulfurique en contient trois. Un sel composé de ces deux substances, par exemple, le sulfate de l'oxidule (protoxide) de cuivre sera désigné par $\dot{C}U\ \dddot{S}$; et lorsqu'un des corps combustibles y entre pour plusieurs atomes, on en marque le nombre par un

petit chiffre placé à la droite de la lettre, en haut, comme un exposant algébrique : par exemple, $\ddot{C}U\ \dddot{S}^2$ signifie sulfate d'oxide de cuivre, et indique que pour chaque atome de cuivre ou d'oxide de cuivre, ce sel contient deux atomes de soufre ou d'acide sulfurique. Cette formule montre donc tout à la fois le rapport entre l'acide et la base, entre les radicaux et entre l'oxigène des corps oxidés. J'ai trouvé que cette méthode donnait beaucoup de facilité pour exprimer par écrit la composition des corps, d'après la théorie des proportions chimiques. » Il est également aisé d'énoncer par des signes la composition des atomes du troisième ordre; par exemple, $\ddot{C}A\ \ddot{C}^2 + \ddot{M}G\ \ddot{C}^2$ exprime le sel double fossile connu sous le nom de *dolomie*, ou chaux carbonatée magnésifère, qui est composée d'un atome de carbonate de chaux, et d'un atome de carbonate de magnésie. Si l'une de ces substances entre pour plusieurs atomes dans l'atome composé, on en marque le nombre par un chiffre à gauche; par exemple, la formule de l'alun est $\dot{K}\ \dddot{S}^4 + 2\ \dot{A}L\ \dddot{S}^3$. Pour exprimer les atomes composés du quatrième ordre, on peut mettre entre parenthèses chaque atome du troisième ordre; ainsi, par exemple, l'atome de l'alun cristallisé serait exprimé par $(\dot{K}\ \dddot{S}^4 + 2\ \dot{A}L\ \dddot{S}^3) + 48\ \dot{H}^2\ O$, étant composé d'une particule du troisième ordre, combinée avec 48 particules d'eau; mais je préfère exprimer l'atome d'eau par + AQ. » « Quant aux atomes organiques, leurs formules, d'après ce principe, seraient trop compliquées, surtout dans les combinai-

sons du second et du troisième ordre. Cependant, comme on a besoin d'indiquer les sels de plusieurs acides végétaux, j'ai désigné l'atome d'acide par la lettre initiale de son nom latin, surmonté d'un trait pour le distinguer des atomes inorganiques; par exemple, $\bar{C}$ = l'acide citrique, $\bar{T}$ = l'acide tartrique, $\bar{A}$ = l'acide acétique; et lorsque différens acides ont les mêmes lettres initiales, elles peuvent être distinguées d'après la même méthode que nous avons indiquée pour les métaux. » On voit combien cette méthode d'exprimer la composition des corps est préférable à toutes les autres, et combien elle abrége le travail en faisant voir d'un seul coup d'œil le nom des composans, leurs proportions et les rapports qui existent entre ces proportions dans les composés du second et du troisième ordre, etc.

Silice. Voy. *Oxide de silicium*.

Silicium. M. Berzélius est le seul chimiste qui jusqu'ici soit parvenu à isoler le silicium; aussi tout ce que nous en dirons sera extrait du Mémoire qu'il a publié dans les Annales de chimie, tom. xxvii, pag. 341. Il est d'un brun noisette sombre, sans éclat métallique, même lorsqu'on le frotte avec l'acier : il offre l'aspect d'un corps terreux; il ne brûle ni dans l'air ni dans l'oxigène, n'éprouve même aucune altération quand on l'expose à la flamme du chalumeau : on ne l'a pas encore obtenu fondu. Le silicium ne présente cette grande inaltérabilité que lorsqu'il est bien pur. S'il contenait un peu d'hydrogène, et qu'on le chauffât promptement jusqu'au rouge, l'hydrogène ne pouvant brûler à une température plus basse, s'enflammerait alors, et enflammerait en même temps le silicium; si ce dernier même ne brûlait pas complètement, il faudrait en attribuer la cause à ce que la silice

produite forme autour du silicium hydruré une couche très-mince à la vérité, mais suffisante pour empêcher l'accès de l'oxigène. Si, au lieu de le chauffer ainsi brusquement, on le place dans un creuset de platine ouvert, et qu'on le chauffe lentement jusqu'au rouge, que l'on couvre le creuset et que l'on pousse graduellement la chaleur jusqu'au rouge-blanc, le silicium perd son hydrogène, se réduit à un moindre volume, prend une couleur plus foncée, et perd sa combustibilité ainsi que la propriété de se dissoudre dans l'acide fluorique. Son incombustibilité est telle que l'on peut en retrouver les petites quantités qui restent sur un filtre, en brûlant ce filtre et traitant sa cendre par l'acide fluorique. Le silicium adhère fortement, même quand il est sec, aux parois des vases de verre dans lesquels on le conserve. Il ne conduit pas l'électricité. Quand on l'a rendu incombustible par une calcination ménagée, on peut le chauffer jusqu'au rouge, et y projeter du chlorate de potasse, sans qu'il éprouve d'altération : il faut le rouge-blanc pour qu'il soit attaqué par le nitrate de potasse. Chauffé avec le carbonate de potasse, le silicium brûle facilement avec grand dégagement de calorique et de lumière; il se forme de l'oxide de carbone, et la masse prend une couleur noire qu'elle doit au carbone non brûlé. La cause pour laquelle le silicium brûle à une basse température, plus facilement avec le carbonate qu'avec le nitrate de potasse, est due probablement à ce que l'affinité de l'alcali pour la silice est nécessaire pour déterminer la combustion du silicium, et qu'elle ne peut se manifester avec le nitrate, que lorsque la température est suffisante pour décomposer l'acide nitrique : et si la masse brûlée reste noire pendant quelque temps, c'est que la

nouvelle combinaison qui est compacte protége le charbon jusqu'à ce qu'elle entre en fusion. Quand on chauffe un mélange de silicium et d'hydrate de potasse ou de soude, il y a détonation à une certaine température, combinaison des deux oxides (silice et potasse), et dégagement d'hydrogène. Le silicium, chauffé jusqu'au rouge dans la vapeur de soufre, brûle, mais avec une flamme moins vive que dans l'oxigène, et la combinaison n'a même pas lieu avec le silicium incombustible. Le sulfure est blanc-terreux; et si on le projette dans l'eau, il s'y dissout en donnant lieu à un dégagement d'acide hydro-sulfurique. La silice formée se dissout dans l'eau, et peut s'y dissoudre en asez grande quantité pour que la liqueur se prenne en gelée par une légère évaporation. Quand le sulfure est avec excès de silicium, les mêmes phénomènes ont lieu, et l'on obtient un dépôt de silicium. Le siliciure de potassium se combine facilement à une chaleur rouge avec le soufre : il en résulte un sulfure double qui, mis en contact avec l'eau, s'y dissout en donnant lieu probablement à du silicate de potasse et à de l'hydro-sulfure de potassium. Il est singulier que la silice puisse se dissoudre dans l'eau en assez grande quantité lors de sa formation, et perdre ensuite totalement cette propriété par l'évaporation. Cette étonnante solubilité jette un grand jour sur la formation des druses ou amas de cristaux siliceux qui tapissent souvent l'intérieur des cavités du quartz agate et de plusieurs autres minéraux, cavités qui quelquefois sont presque remplies de ces cristaux, et qui alors devaient contenir une quantité de liquide qui excédait peu leur volume. M. Berzélius n'a pu combiner le phosphore avec le silicium; mais il l'a combiné au chlore en le chauffant dans ce gaz. Le

produit est un liquide jaunâtre quand il contient un excès de chlore, et qui est tout-à-fait incolore quand il n'en contient pas un excès. Son odeur se rapproche de celle du cyanogène : il rougit la teinture de tournesol, surnage l'eau et s'y dissout ordinairement. L'iodure de potassium ne se combine pas avec le silicium. Ce corps est inattaquable par les acides, même l'acide hydro-chloro-nitrique, en en exceptant toutefois l'acide fluorique qui, dans son état de combustibilité, peut le dissoudre lentement en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène. Il est dissoluble à froid dans un mélange d'acide fluorique et d'acide nitrique; il se dégage du gaz nitreux. Dans son état de combustibilité, il se dissout dans une solution de potasse caustique; mais après sa calcination, on tenterait vainement de l'y dissoudre. Le silicium isolé ne se combine que très-difficilement avec les métaux; celui pour lequel il paraît avoir le plus d'affinité est le platine; et cependant on ne peut opérer leur combinaison que par l'intermède d'un troisième corps. On obtient le silicium en décomposant le fluate double de silice et de soude. On pourrait employer tout autre fluate double; mais celui de soude présente plus d'avantages, parce qu'il est celui qui contient le plus de fluate de silice. On commence par le réduire en poudre fine, et le dessécher le plus complètement possible. On le stratifie avec du potassium dans un tube de verre fermé par un bout, et l'on chauffe toute la masse en même temps. Avant la chaleur rouge, le silicium est réduit avec un petit sifflement, et sans dégagement de gaz, pourvu que le sel ne contienne pas d'eau; on laisse refroidir cette masse, et on la traite par une grande quantité d'eau froide; quand cette eau n'est plus alcaline, on emploie de l'eau chaude,

et l'on fait bouillir encore la masse avec de nouvelle eau. Le silicium ainsi obtenu contient un peu d'hydrogène et de la silice; on le débarrasse de l'hydrogène par une calcination ménagée qui le rend en même temps insoluble, et permet de le mettre en contact avec l'acide fluorique qui dissout la silice sans attaquer le silicium que la calcination y a rendu insoluble. Si cependant le silicium n'était pas pur, qu'il contint, par exemple, un peu de fer ou de manganèse, il se dissoudrait dans l'acide, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène. 100 parties de silicium absorbent 108,22 d'oxigène pour passer à l'état de silice. On voit, d'après ce qui précède, que le silicium ne peut pas être placé parmi les métaux; en supposant que, par la fusion, il puisse en prendre l'éclat, ses autres propriétés, et particulièrement celle de ne pas conduire l'électricité, l'en éloigneraient toujours. On voit qu'il n'a pas une grande affinité pour l'oxigène, et il est possible que l'on puisse juger de l'affinité d'un corps simple pour l'oxigène par sa tendance à se combiner avec d'autres corps, et surtout par l'affinité de son oxide pour les acides. Si l'on admettait ce principe, on regarderait le potassium comme le corps qui a peut-être le plus d'affinité pour l'oxigène, et le silicium comme un de ceux qui en ont moins. C'est ce que l'expérience n'a pas parfaitement constaté jusqu'ici; mais les caractères du silicium ajoutent un nouveau degré de probabilité à cette hypothèse. M. Berzélius est tenté de placer le silicium avec le bore et le carbone.

Siphon. On donne ce nom à un tube recourbé de manière à former deux branches dont l'une soit plus longue que l'autre : ce tube est souvent en verre, ou quelquefois en métal. Les siphons sont employés pour transvaser des

liquides : à cet effet, on plonge dans le liquide la branche la plus courte, et l'on aspire par l'autre, de manière à remplir le tube du liquide. Si le liquide est caustique, ou bien que l'on craigne d'en avoir dans la bouche, on amorce le siphon en l'emplissant d'eau, ou bien on emploie un siphon particulier qui porte un petit tube fixé presqu'à l'extrémité de la branche la plus longue, et qui sert à aspirer le liquide. Si l'on avait, par exemple, de l'acide sulfurique à extraire d'une dame-jeanne, on peut faire passer la branche la plus courte d'un siphon simple dans le bouchon, la faire enfoncer dans le liquide, et adapter à ce même bouchon un petit tube par lequel on souffle pour amorcer le siphon. Nous avons vu fréquemment employer cette méthode dans les fabriques de Rouen.

Sodium. La découverte du sodium est due, comme celle du potassium, à M. Davy; mais ce métal ayant été étudié particulièrement par MM. Gay-Lussac et Thénard, ce que nous en dirons sera extrait des travaux de ces deux savans français. Ce métal a beaucoup d'analogie avec le potassium, et présente beaucoup de propriétés semblables; aussi nous renvoyons à l'article de ce dernier métal pour son extraction, et pour plusieurs propriétés. Il est solide, inodore, mou et ductile comme de la cire; d'un gris de plomb et très-éclatant dans la cassure récente : sa densité est de 0,972 à la température de 15°. Si on l'expose à l'action du calorique, il fond à 90°, et ne se volatilise pas en élevant même beaucoup la température. Exposé dans le gaz oxigène ou à l'air bien sec, il ne s'y détruit pas comme le potassium; ce n'est qu'en le fondant dans ces gaz qu'il absorbe l'oxigène, et donne lieu, dans l'oxigène pur, à un composé jaune qui est un mélange de proto et de deutoxide. Il décompose l'eau

et l'on fait bouillir encore la masse avec de nouvelle eau. Le silicium ainsi obtenu contient un peu d'hydrogène et de la silice; on le débarrasse de l'hydrogène par une calcination ménagée qui le rend en même temps insoluble, et permet de le mettre en contact avec l'acide fluorique qui dissout la silice sans attaquer le silicium que la calcination y a rendu insoluble. Si cependant le silicium n'était pas pur, qu'il contint, par exemple, un peu de fer ou de manganèse, il se dissoudrait dans l'acide, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène. 100 parties de silicium absorbent 108,22 d'oxigène pour passer à l'état de silice. On voit, d'après ce qui précède, que le silicium ne peut pas être placé parmi les métaux; en supposant que, par la fusion, il puisse en prendre l'éclat, ses autres propriétés, et particulièrement celle de ne pas conduire l'électricité, l'en éloigneraient toujours. On voit qu'il n'a pas une grande affinité pour l'oxigène, et il est possible que l'on puisse juger de l'affinité d'un corps simple pour l'oxigène par sa tendance à se combiner avec d'autres corps, et surtout par l'affinité de son oxide pour les acides. Si l'on admettait ce principe, on regarderait le potassium comme le corps qui a peut-être le plus d'affinité pour l'oxigène, et le silicium comme un de ceux qui en ont moins. C'est ce que l'expérience n'a pas parfaitement constaté jusqu'ici; mais les caractères du silicium ajoutent un nouveau degré de probabilité à cette hypothèse. M. Berzélius est tenté de placer le silicium avec le bore et le carbone.

Siphon. On donne ce nom à un tube recourbé de manière à former deux branches dont l'une soit plus longue que l'autre : ce tube est souvent en verre, ou quelquefois en métal. Les siphons sont employés pour transvaser des

liquides : à cet effet, on plonge dans le liquide la branche la plus courte, et l'on aspire par l'autre, de manière à remplir le tube du liquide. Si le liquide est caustique, ou bien que l'on craigne d'en avoir dans la bouche, on amorce le siphon en l'emplissant d'eau, ou bien on emploie un siphon particulier qui porte un petit tube fixé presqu'à l'extrémité de la branche la plus longue, et qui sert à aspirer le liquide. Si l'on avait, par exemple, de l'acide sulfurique à extraire d'une dame-jeanne, on peut faire passer la branche la plus courte d'un siphon simple dans le bouchon, la faire enfoncer dans le liquide, et adapter à ce même bouchon un petit tube par lequel on souffle pour amorcer le siphon. Nous avons vu fréquemment employer cette méthode dans les fabriques de Rouen.

Sodium. La découverte du sodium est due, comme celle du potassium, à M. Davy; mais ce métal ayant été étudié particulièrement par MM. Gay-Lussac et Thénard, ce que nous en dirons sera extrait des travaux de ces deux savans français. Ce métal a beaucoup d'analogie avec le potassium, et présente beaucoup de propriétés semblables; aussi nous renvoyons à l'article de ce dernier métal pour son extraction, et pour plusieurs propriétés. Il est solide, inodore, mou et ductile comme de la cire; d'un gris de plomb et très-éclatant dans la cassure récente : sa densité est de 0,972 à la température de 15°. Si on l'expose à l'action du calorique, il fond à 90°, et ne se volatilise pas en élevant même beaucoup la température. Exposé dans le gaz oxigène ou à l'air bien sec, il ne s'y détruit pas comme le potassium; ce n'est qu'en le fondant dans ces gaz qu'il absorbe l'oxigène, et donne lieu, dans l'oxigène pur, à un composé jaune qui est un mélange de proto et de deutoxide. Il décompose l'eau

comme le potassium, mais sans dégagement de lumière. Il ne forme pas de combinaison avec l'hydrogène, mais s'unit du reste à presque tous les corps combustibles, même à l'azote. On conçoit qu'un corps qui a tant de tendance à former des combinaisons, ne peut pas exister pur dans la nature; mais il est très-abondant à l'état de sel et en combinaison avec le chlore.

Solanine. Substance végétale particulière qui a été trouvée dans les fruits du *solanum nigrum*, dans les feuilles et les tiges du *solanum dulcamara*, en combinaison avec l'acide malique. C'est une substance blanche, pulvérulente, opaque, ayant quelquefois l'aspect nacré, d'une saveur très-amère, fusible à 100°, et décomposable à une température beaucoup plus élevée. Comme les alcalis végétaux, elle est très-soluble dans l'alcool, insoluble, ou à peine soluble dans l'éther, les huiles essentielles et l'eau bouillante. Elle forme, avec les acides, des sels incristallisables très-amers. M. Desfosses, qui a découvert la solanine, l'obtient en versant de l'ammoniaque dans le suc filtré des baies de morelle. Il se forme un précipité gris qu'il recueille sur un filtre, et qui, lavé et traité par l'alcool bouillant, laisse déposer la solanine par l'évaporation.

Soleil. Les anciens chimistes nommaient ainsi l'or qui était pour eux le roi des métaux, et qui avait la couleur du soleil.

Solution. Elle diffère de la dissolution. (Voy. ce dernier mot.)

Sorbates. Voy. *Malates*.

Soude. Voy. *Oxide de sodium*.

Soude vitriolée. C'est un des anciens noms du sulfate de soude.

Soufre. Corps indécomposé, solide, d'une belle couleur jaune, insipide et inodore, très-fragile; sa pesanteur spécifique est de 1,99. Il acquiert de l'odeur par le frottement, et souvent même s'échauffe assez pour se briser en produisant un petit craquement. Ce même frottement y détermine l'électricité résineuse comme sur le succin. Il est très-mauvais conducteur du fluide électrique. Il fond à 108 dégrés, à peu près à la même température que le sélénium. Si on décante la partie liquide lorsque la croûte extérieure est solidifiée, on obtient un grand nombre de cristaux aciculaires dont la forme n'est pas bien déterminée. Les cristaux naturels sont des octaèdres à base rhombe, souvent très-translucides, et qui offrent alors la réfraction double, comme la chaux carbonatée rhomboïdale. Si on tient le soufre en fusion pendant un certain temps, et qu'ensuite on le verse dans l'eau froide, il devient d'un rouge-brun, et reste mou pendant long-temps : on s'en sert même dans cet état pour prendre des empreintes. Enfin, si l'on élève la température, le soufre se volatilise, et va se condenser dans les récipiens. Chauffé avec le contact de l'air ou de l'oxigène, il absorbe ce dernier gaz, et se transforme en acide sulfureux, en donnant lieu à une flamme blanche dans l'oxigène, et bleue dans l'air atmosphérique. Il se combine encore avec l'oxigène, de manière à donner naissance à l'acide sulfurique, à l'acide hypo-sulfurique et à l'acide hypo-sulfureux. Il forme aussi des combinaisons avec presque tous les corps simples métalliques et non métalliques. L'eau est sans action sur lui; mais il se dissout dans les huiles essentielles, les huiles grasses, le per-carbure de soufre, et peut cristalliser par l'évaporation. En contact avec les différens composés chimiques, il agit à l'aide de la

chaleur, comme un corps désoxigénant, et donne lieu presque toujours à de l'acide sulfureux, à moins qu'il ne se trouve en présence d'un corps pour lequel l'acide sulfurique aurait beaucoup d'affinité. Le soufre est très-abondant dans la nature; M. de Humboldt en a observé des masses considérables dans les Cordillères. Il se trouve en abondance dans les terrains volcaniques, disséminé dans les matières terreuses ou en beaux cristaux translucides ; d'autres fois il forme des stalactites, des concrétions dans des bassins où séjournent des eaux qui le tiennent en dissolution à la faveur de l'hydrogène, ou bien il entre dans des combinaisons nombreuses connues sous les noms de sulfures et de sulfates: il existe même, en petite quantité à la vérité, dans quelques matières végétales et animales, comme les crucifères, les œufs. Le soufre étant volatil, et presque toujours mêlé ou combiné avec des matières qui ne le sont pas, son extraction n'offre aucune difficulté. On l'extrait des terrains qui le renferment, en plaçant la mine dans de grands creusets que l'on chauffe tous ensemble dans un long fourneau nommé *galère*. Ces creusets sont recouverts par des couvercles de terre, et communiquant par des tuyaux dans des pots fermés à la partie supérieure, ouverts à la partie inférieure, et plongeant dans l'eau. Le soufre que l'on obtient est purifié, par une nouvelle distillation, des impuretés qu'il entraîne toujours : cette distillation se fait dans une grande chaudière de fonte qui communique avec une chambre latérale. Si l'on suspend l'opération au bout de 8 à 10 heures, selon la capacité de la chambre, le soufre n'a pas le temps de se réunir en masse, et l'on obtient de la fleur de soufre; dans le cas contraire, il se rassemble sur le sol de la chambre, et on le retire par

des robinets pour le faire couler dans des moules de bois coniques que l'on a soin de mouiller auparavant. On peut encore extraire le soufre du sulfure de fer, en le chauffant assez fortement dans des vases de fonte ou d'argile apire. On ne peut, par ce procédé, décomposer entièrement le sulfure de fer, on ne peut que ramener les pyrites, qui sont du persulfure de fer, à l'état de proto-sulfure. Le soufre a des usages très-nombreux; il est fréquemment employé en médecine, mais des quantités très-considérables sont consommées dans la préparation de l'acide sulfurique de la poudre à canon; on le brûle en préparant l'acide sulfureux pour le blanchîment de la soie, le mutage du vin, les bains de vapeurs sulfureux, etc.

Soufre doré d'antimoine. Voy. *Sulfure d'antimoine.*

Soufre hydrogéné. Voy. *Hydrure de soufre.*

Soufre oxi-muriaté. Voy. *Chlorure de soufre.*

Sous-sels. Ce sont les sels avec excès de base. (Voy. *Sels.*)

Spath-fluor. C'est le fluate de chaux naturel.

Spath d'Islande. On donne souvent ce nom à une variété du carbonate de chaux naturel.

Spath pesant. On a long-temps désigné sous ce nom le sulfate de baryte naturel.

Stéarates. L'acide stéarique se combine en plusieurs proportions avec les bases salifiables; il peut, selon M. Chevreul, former des stéarates neutres et des stéarates acides ou bi-stéarates : dans les premiers, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide, comme 3 : 100; et, dans les stéarates acides, dans le rapport de 3 à 200.

Stéarate d'ammoniaque. Blanc, presque inodore,

d'une saveur alcaline, peut se sublimer dans le vide. Si on le chauffe dans une cornue avec le contact de l'air, il se décompose; il y a apparition d'eau, dégagement d'ammoniaque, et il se sublime un seul stéarate mêlé d'une huile empyreumatique. Il est soluble dans l'eau chaude, surtout avec un petit excès d'alcali, et la solution, en se refroidissant, laisse déposer un bi-stéarate sous forme d'écailles brillantes. On l'obtient en mettant l'acide stéarique hydraté et fondu en contact avec le gaz ammoniac. L'absorption se fait d'abord très-promptement, et continue pendant long-temps. Le stéarate d'ammoniaque bien sec est formé de 100 d'acide, et de 6,68 de base.

Stéarate de baryte. Blanc, insipide, inodore, assez fusible; s'obtient directement, mais en opérant, autant que possible, à l'abri du contact de l'air, à cause de l'acide carbonique qu'il contient. Il est formé de 100 d'acide, et de 28,72 de base.

Stéarate de chaux. Le stéarate de chaux s'obtient en versant, dans une solution bouillante de chlorure de calcium, une solution également bouillante de stéarate neutre de potasse. Il est formé de 100 d'acide, et de 11,06 de base.

Stéarate de plomb. Le stéarate neutre de plomb s'obtient en mêlant deux solutions aqueuses bouillantes de stéarate de potasse et de nitrate de plomb. Il est formé de 100 d'acide, et de 41,84 de base. Le sous-stéarate de plomb, qui est incolore, très-fusible, friable, s'obtient, comme le précédent, en employant une solution de sous-acétate de plomb au lieu de nitrate. Il est formé de 100 d'acide, et de 85,18 de base.

Stéarate de potasse. Le stéarate neutre est en petites paillettes, ou en larges écailles, brillantes, transparentes, douces au toucher, et d'une saveur un peu alcaline. 100 parties d'alcool bouillant peuvent en dissoudre 15 parties. Il se prend en masse par le refroidissement. Il se dissout aussi dans l'éther; mais ce dernier, dissolvant mieux l'acide stéarique que la potasse, change la composition du sel, et dissout proportionnellement plus d'acide que de base. L'eau ne dissolvant pas l'acide stéarique, ne dissout le stéarate de potasse qu'en élevant la température. A froid et employée en petite quantité, elle forme avec ce sel un mucilage épais, tandis qu'employée en assez grande quantité, elle se transforme en potasse qui se dissout, et en bi-stéarate insoluble; alors il ne se forme pas de mucilage. On obtient le stéarate neutre de potasse en faisant chauffer 2 parties d'acide stéarique, et 2 parties de potasse à l'alcool dans 20 parties d'eau; le stéarate formé est ensuite purifié par l'alcool. Il est formé de 100 d'acide, et de 18 de base. Le bi-stéarate de potasse est en petites écailles brillantes, inodores, douces au toucher. Il ne fond pas à 100°. L'eau froide n'a presque pas d'action sur lui; mais l'eau bouillante en sépare une portion d'alcali, et le résidu non dissous peut former, avec l'alcool bouillant, une dissolution qui se réduit par le refroidissement en bi-stéarate de potasse qui cristallise, et en acide stéarique qui reste dans la liqueur avec une portion de bi-stéarate. On obtient le bi-stéarate de potasse en versant une solution bouillante de stéarate neutre dans une grande quantité d'eau froide, recueillant le précipité, et le dissolvant dans l'alcool; il cristallise par le refroidissement. Il est formé de 100 d'acide, et de 8,97 de base.

Stéarate de soude. Ce sel est en cristaux brillans,

ou en plaques demi-transparentes, d'une saveur d'abord nulle, et ensuite alcaline. Il est soluble dans 20 parties d'alcool bouillant dont la densité est 0,821. La solution se trouble déjà de 71° à 69°, et laisse déposer la presque totalité du sel à la température ordinaire. L'éther sulfurique bouillant en sépare un peu d'acide stéarique qui retient une trace de soude. Le stéarate de soude peut solidifier une grande quantité d'eau; il se dissout dans l'eau bouillante. Cette solution, mise en contact avec une grande quantité d'eau froide, se décompose, et donne lieu à un précipité nacré de bi-stéarate de soude; la liqueur est par conséquent alcaline. On obtient le stéarate neutre de soude en chauffant ensemble 20 parties d'acide stéarique, 13 parties de soude, et 300 parties d'eau, et traitant le produit qui se forme par l'alcool. Ce sel est formé de 100 d'acide, et de 12,33 de soude. Le *bi-stéarate de soude* est blanc, insipide, inodore, plus fusible que le stéarate neutre, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool. La solution alcoolique rougit la teinture de tournesol, et devient au contraire alcaline par l'addition d'une certaine quantité d'eau. On l'obtient en dissolvant à chaud le stéarate neutre dans une grande quantité d'eau, laissant refroidir la liqueur, et traitant le précipité par l'alcool. Il est formé de 100 d'acide, et de 6,01 de base. Les stéarates de potasse et de soude entrent dans la composition de la majeure partie des savons.

Stéarate de strontiane. Blanc, inodore, insipide; se prépare comme celui de baryte. Il est formé de 100 d'acide, et de 19,54 de strontiane. Ce que nous avons dit des stéarates est extrait des Recherches de M. Chevreul.

Stéarine. Matière grasse, blanche, peu éclatante en

comparaison de l'acide stéarique, de la cétine, de la cholestérine, fusible à 44°; susceptible de cristalliser en aiguilles déliées. Elle peut se volatiliser dans le vide sans se décomposer: elle acquiert de l'odeur par le contact de l'air. La stéarine est soluble dans l'alcool; la potasse la transforme en glycérine, en acides stéarique, margarique et oléique, dont l'ensemble est fusible à 53°. Chauffée avec le contact de l'air, elle brûle comme du suif, mais si on la chauffe dans une cornue, une partie se décompose en donnant lieu à différens produits non azotés, et l'autre se volatilise. Les acides sulfurique et nitrique peuvent aussi la décomposer. Telles sont les propriétés que présente la stéarine extraite des graisses de bœuf, de porc et de mouton: celle que l'on extrait de la graisse d'homme en diffère principalement en ce qu'elle ne donne pas d'acide stéarique par la saponification. On obtient la stéarine en traitant, à plusieurs reprises, la graisse par l'alcool qui dissout une bien plus grande quantité d'oléine que de stéarine. On regarde celle-ci comme pure, lorsque son degré de fusibilité est constant. La stéarine est formée d'oxigène 9,454, carbone 78,776, hydrogène 11,770. (Chevreul, Rech. chim. sur les corps gras.)

Strontiane. Voy. *Oxide de strontium.*

Strontium. Les propriétés du strontium sont à peine connues. Il ressemble beaucoup au calcium, et, comme ce dernier, on ne l'a encore obtenu qu'au moyen de la pile. (Voy. *Calcium.*)

Strychnine. Base salifiable végétale, blanche, pulvérulente, d'une saveur excessivement amère. Si on l'examine à la loupe, on voit qu'elle est formée d'une infinité de petits cristaux prismatiques. Elle est à peine soluble dans l'eau, même bouillante, dans l'éther, et se dissout

très-bien dans l'alcool et dans les huiles volatiles. Exposée à l'action du feu, elle se décompose sans se fondre, et donne des produits ammoniacaux. Elle s'unit très-bien aux acides, et forme avec eux des sels que l'eau peut dissoudre, et qui sont susceptibles de cristalliser. Ces sels sont tantôt neutres, tantôt acides, et quelquefois avec excès de base. On les obtient directement ou par double décomposition. La strychnine existe dans les différentes parties des strychnos en combinaison avec l'acide igazurique; on l'extrait ordinairement de la noix vomique qui contient en outre une certaine quantité de brucine. A cet effet, on fait bouillir une forte infusion de noix vomiques avec une certaine quantité de magnésie. On traite le précipité par l'alcool faible qui enlève la majeure partie de la brucine, et ensuite par l'alcool concentré et bouillant qui s'empare de la strychnine, et la laisse déposer par le refroidissement : on la purifie par de nouvelles cristallisations. Elle est composée de carbone 78,22, azote 8,92, hydrogène 6,54, oxigène 6,38. Sa découverte est due à MM. Pelletier et Caventou.

Subérates. Tout ce que l'on sait sur les subérates est dû à M. Bouillon-Lagrange. Selon ce chimiste, ceux de potasse de soude et d'ammoniaque sont très-solubles. Tous les autres, excepté ceux de baryte, de chaux, de magnésie et d'alumine qui sont un peu solubles, sont tout-à-fait insolubles. Presque tous les acides décomposent les subérates de potasse, de soude et d'ammoniaque, et en précipitent l'acide. (Voyez, pour plus de détails, le Mémoire de M. Bouillon-la-Grange, Ann. de Chimie, t. XXIII, p. 52.)

Subérine. Nom donné pas M. Chevreul au tissu cellulaire du liége, qui offre la propriété de se transformer en acide subérique par l'action de l'acide nitrique.

Sublimation. On donne généralement ce nom à la distillation lorsque le produit que l'on obtient est solide. Les solides se condensent toujours bien plus facilement que les liquides; on n'emploie pas ordinairement de réfrigérant dans cette sorte de distillation ; les vapeurs viennent se condenser dans la partie supérieure du vase que l'on emploie.

Succin. Voy. *Bitume.*

Succinates. On sait très-peu de chose sur les succinates. Celui de potasse est déliquescent ; ceux de soude, d'ammoniaque, sont très-solubles ; ceux de magnésie, d'alumine, de manganèse et de zinc le sont beaucoup moins ; les autres paraissent être insolubles. Plusieurs acides peuvent les décomposer. On les obtient directement ou par double décomposition. Le succinate d'ammoniaque est employé pour séparer l'oxide de fer de l'oxide de manganèse. Il ne précipite pas le dernier. On peut très-bien lui substituer celui de soude ou de potasse. Selon M. Berzélius la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 6,28.

Sucre. On donnait autrefois le nom de sucre à toutes les substances dont la saveur approchait un peu de celle du sucre de canne, et qui ne s'en éloignaient pas trop par leur aspect. Aujourd'hui on a restreint cette dénomination à toutes les substances qui, mises en contact avec l'eau et une petite quantité de ferment, peuvent donner lieu à de l'alcool. Les autres caractères pouvant varier, il en est résulté plusieurs espèces de sucre. Nous nous occupons d'abord du sucre de canne comme du plus important. Ce sucre, lorsqu'il est pur, est incolore, d'une saveur très-agréable, inodore, d'une densité de 1,6065.

Soluble dans la moitié de son poids d'eau froide, et en toute proportion dans l'eau bouillante, susceptible de cristalliser en octaèdres rectangulaires dont les deux pyramides sont tronquées près de leur base. Ces cristaux sont assez durs et contiennent très-peu d'eau de cristallisation. Le sucre peut, dans certaines circonstances, perdre la propriété de cristalliser. C'est ce qui a lieu si on tient pendant long-temps sa solution aqueuse exposée au contact de l'air, à une température de 70°. Il se transforme alors en sucre incristallisable que l'on connaît sous le nom de *Mélasse*. Si on l'expose à l'action du feu, il se boursouffle, répand une odeur particulière, que l'on nomme *odeur de caramel*, et laisse un charbon volumineux. L'alcool dissout le sucre d'autant mieux qu'il contient plus d'eau, quand il est très-pur il en dissout très-peu. Le sucre forme des combinaisons, très-faibles à la vérité, avec des oxides métalliques. Si l'on fait bouillir de la chaux, de la baryte ou de la strontiane avec une solution de sucre, celle-ci devient amère, astringente, et refuse de cristalliser. En y ajoutant la quantité d'un acide quelconque, suffisante pour neutraliser l'oxide, le sucre reprend ses propriétés. Les acides sulfurique et nitrique décomposent le sucre, le dernier le transforme en acide oxalique. Sa solution n'est pas précipitée par celle du sous-acétate de plomb. Quoique cette espèce de sucre existe dans un grand nombre de plantes, c'est principalement de la canne à sucre et de la betterave qu'on l'extrait.

Lorsque les cannes sont mûres, on les coupe, on les réunit par paquets et on les porte au moulin. Là, on les fait passer à plusieurs reprises entre des cylindres qui les compriment fortement, et font écouler le suc qui se

rassemble et coule dans des bassins communs. On a soin de laver deux fois par jour les cylindres et les tables sur lesquelles s'écoule le jus de canne, afin d'empêcher celui qui s'y colle de s'aigrir et de communiquer sa mauvaise qualité à celui qu'on exprime. La canne étant exprimée deux fois, prend le nom de *bagasse*. On la lie par gros paquets et on la laisse sécher; elle sert à chauffer les fourneaux de la sucrerie. Le suc de canne qui vient d'être exprimé est composé d'eau, de sucre cristallisable et de sucre incristallisable, d'un peu d'albumine, de gomme, de ferment, de parenchyme et de quelques sels. Ce suc ne tarderait pas à fermenter si on ne le faisait passer de suite dans une grande chaudière de cuivre où on le soumet, à l'ébullition après y avoir ajouté une petite quantité de chaux. L'albumine contenue dans le suc se coagule, entraîne le parenchyme qui est en suspension et vient former, à la surface, des écumes que l'on enlève soigneusement; on fait passer la liqueur dans une autre chaudière chauffée par le même fourneau; on continue l'évaporation et l'on ne cesse qu'elle marque 24 à 26° à l'aréomètre. Elle prend alors le nom de *vesou*. On filtre ce vesou à travers des claies d'osier, recouvertes de laine. On le laisse bien déposer, on le décante, et on recommence l'évaporation jusqu'à ce qu'il soit en sirop très-épais ou jusqu'à ce qu'il marque 110° au thermomètre centigrade. On le fait alors passer dans un bassin nommé *rafraîchissoir*, et de là on le distribue dans des caisses percées, mais dont les trous sont bouchés avec des chevilles de bois entourées de paille ou de feuilles de cannes. Le lendemain on agite le liquide, afin de faciliter la cristallisation, et lorsqu'elle est terminée, on débouche les trous des caisses. Le sirop non cristallisé s'écoule, et quand le sucre est bien égoutté, on l'expose au grand

air, puis on l'enferme dans des tonneaux. Le sirop est mis de nouveau sur le feu, et donne encore du sucre par de nouvelles cristallisations. Enfin, il vient une époque où il ne peut plus donner de cristaux : c'est qu'il ne contient plus que de la mélasse. Le sucre que l'on a obtenu de cette manière n'est pas pur, il retient une certaine quantité de mélasse qui le colore plus ou moins, et quelques autres matières étrangères. On le raffine en le dissolvant dans l'eau, ajoutant à la solution un peu d'eau de chaux et du sang de bœuf, et la soumettant à l'ébullition, on enlève toute l'écume qui se forme, et quand la liqueur est à demi refroidie, on la clarifie de nouveau en y ajoutant les mêmes substances, on la clarifie ainsi trois fois, et chaque fois on a soin de la filtrer à travers une étoffe de laine. On la fait évaporer en consistance de sirop très-épais, on fait passer ce sirop dans un vase nommé *rafraîchissoir*, dans lequel on l'agite jusqu'à ce que sa température soit ramenée à 40°. On le distribue alors dans des formes coniques, dont l'extrémité percée est bouchée avec une cheville. Il est très-avantageux dans le raffinage du sucre d'employer la vapeur d'eau pour la cuite du sirop ; on la fait alors circuler dans des cylindres de cuivre qui font plusieurs circonvolutions dans l'intérieur des chaudières, et avancent considérablement la cuite sans crainte de brûler le sirop que l'on fait évaporer.

Les formes dans lesquelles on a coulé la liqueur pour la laisser cristalliser, sont renversées sur des pots dans lesquels s'écoule le sirop non cristallisé, lorsqu'on débouche l'extrémité des formes. Lorsque ce sirop est écoulé, on achève le raffinage du sucre par une opération que l'on nomme *terrage*. Le terrage se fait en enlevant, dans la partie la plus large de la forme, une couche de sucre d'une certaine épaisseur, remplaçant cette couche par une couche de sucre blanc pulvérisé, et versant par dessus une bouillie claire que l'on prépare en délayant de l'argile dans de l'eau. Cette eau abandonne peu à peu l'argile qui reste à la surface, forme une croûte très-facile à enlever, et s'infiltre dans le pain de sucre qu'elle traverse, entraînant avec elle la majeure partie du sirop dont il est imbibé. Quand l'opération est terminée, ce qui a lieu ordinairement au bout de huit jours, on la recommence de même, puis une troisième et quelquefois une quatrième fois ; on ôte alors le sucre des moules dans lesquels il a pris de la consistance; et on le laisse assez long-temps dans l'étuve où il acquiert toute la dureté qu'il doit avoir. Pour obtenir le sucre de betteraves, on lave ces racines, on les réduit en pulpe dans un moulin, et on en exprime le suc en soumettant cette pulpe à la presse. Ce suc est composé d'une grande quantité d'eau, d'une certaine quantité de sucre cristallisable et incristallisable, d'albumine, de ferment, de parenchyme, d'acide acétique et de différens sels ; on transporte de suite ce suc dans une grande chaudière, on y ajoute une certaine quantité de lait de chaux, et, lorsque sa température est à 100°, et qu'elle va entrer en ébullition, on éteint le feu tout d'un coup. Il se forme un dépôt assez considérable, et une écume verdâtre, solide et d'une certaine épaisseur. On sépare le suc clarifié du dépôt et des écumes qui se sont formées, et on le fait passer dans une seconde chaudière dans laquelle on le fait évaporer; on le clarifie de nouveau avec du charbon animal et du sang de bœuf, puis on continue l'évaporation jusqu'à ce que le sirop marque 27° à l'aréomètre de Baumé ; on le filtre dans un panier garni de toile in-

térieurement; on fait cuire le sirop filtré jusqu'à ce qu'il puisse cristalliser; alors on le fait passer dans un rafraîchissoir pour l'amener à la température de 40°; et, quand il a acquis cette température, on le coule dans de grandes formes coniques dont l'extrémité est bouchée : il cristallise en quelques jours, et se raffine comme celui que l'on extrait de la canne. Selon MM. Gay-Lussac et Thénard, le sucre est composé de carbone 42,47, oxigène 50,63, hydrogène 6,90 en poids.

Sucre d'amidon. L'amidon réduit à l'état d'empois et abandonné à lui-même pendant un certain temps, peut, selon M. Théodore de Saussure, donner une certaine quantité de sucre. Il peut se faire même que l'amidon soit entièrement transformé en sucre. C'est ce qui a lieu par l'action d'un acide et de l'eau, et particulièrement de l'acide sulfurique. Si l'on fait bouillir pendant un certain temps un mélange d'eau, d'amidon et de quelques centièmes d'acide sulfurique, ce dernier ne sera pas décomposé, il pourra se combiner au carbonate de chaux que l'on y projettera, et former du sulfate de chaux. La liqueur alors, à part un peu de sulfate de chaux, en contiendra plus que du sucre analogue au sucre de raisin. Comparant alors le poids du sucre, obtenu avec le poids de l'amidon employé, M. Théodore de Saussure a trouvé que le poids du sucre était plus considérable que le poids de l'amidon; que 100 parties d'amidon avaient donné 110,14 de sucre, d'où il a conclu que nécessairement une portion d'eau était solidifiée, et que l'acide n'agissait qu'en augmentant la fluidité de la liqueur. C'est sur la propriété que possède l'amidon d'être transformé en sucre par l'acide sulfurique qu'est fondée la préparation des eaux-de-vie de fécule.

Sucre de canne. Voyez *Sucre*.

Sucre candi. C'est le sucre cristallisé. Quand il est pur, il est tout-à-fait incolore, mais dans le commerce il est presque toujours coloré.

Sucre de champignons. Ce sucre est blanc, n'a pas la saveur agréable du sucre de canne, et cristallise très-facilement en prismes allongés, et à 4 pans. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il fond, se boursouffle et répand une odeur de caramel. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique et le ferment en alcool. On l'obtient en broyant des champignons dans un mortier de marbre, délayant la matière pulpeuse dans l'eau, filtrant la liqueur, la faisant évaporer, et traitant à plusieurs reprises, par l'alcool, la masse brune que l'on obtient. (Braconnot.)

Sucre de diabètes. Ce sucre est blanc, quand il est pur; il a rarement la saveur bien sucrée; cependant il peut toujours donner de l'alcool par la fermentation, et présente à peu près les mêmes propriétés que le sucre de raisin. Il existe dans les urines des diabétiques. On l'obtient en versant dans ces urines un excès d'acétate de plomb, y faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique, filtrant et faisant évaporer la liqueur en consistance sirupeuse. Elle se prend en masse par le refroidissement.

Sucre de gélatine. Nom proposé par M. Braconnot pour désigner une substance particulière qui se forme par l'action de l'acide sulfurique sur la gélatine. Cette matière, qui ne donne pas d'alcool par la fermentation, est en cristaux grenus, groupés, très-durs. Ils croquent sous la dent et ont une saveur sucrée. Si on les expose à l'action de la chaleur dans une cornue, ils fondent

térieurement; on fait cuire le sirop filtré jusqu'à ce qu'il puisse cristalliser; alors on le fait passer dans un rafraîchissoir pour l'amener à la température de 40°; et, quand il a acquis cette température, on le coule dans de grandes formes coniques dont l'extrémité est bouchée : il cristallise en quelques jours, et se raffine comme celui que l'on extrait de la canne. Selon MM. Gay-Lussac et Thénard, le sucre est composé de carbone 42,47, oxigène 50,63, hydrogène 6,90 en poids.

Sucre d'amidon. L'amidon réduit à l'état d'empois et abandonné à lui-même pendant un certain temps, peut, selon M. Théodore de Saussure, donner une certaine quantité de sucre. Il peut se faire même que l'amidon soit entièrement transformé en sucre. C'est ce qui a lieu par l'action d'un acide et de l'eau, et particulièrement de l'acide sulfurique. Si l'on fait bouillir pendant un certain temps un mélange d'eau, d'amidon et de quelques centièmes d'acide sulfurique, ce dernier ne sera pas décomposé, il pourra se combiner au carbonate de chaux que l'on y projettera, et former du sulfate de chaux. La liqueur alors, à part un peu de sulfate de chaux, en contiendra plus que du sucre analogue au sucre de raisin. Comparant alors le poids du sucre, obtenu avec le poids de l'amidon employé, M. Théodore de Saussure a trouvé que le poids du sucre était plus considérable que le poids de l'amidon; que 100 parties d'amidon avaient donné 110,14 de sucre, d'où il a conclu que nécessairement une portion d'eau était solidifiée, et que l'acide n'agissait qu'en augmentant la fluidité de la liqueur. C'est sur la propriété que possède l'amidon d'être transformé en sucre par l'acide sulfurique qu'est fondée la préparation des eaux-de-vie de fécule.

Sucre de canne. Voyez *Sucre*.

Sucre candi. C'est le sucre cristallisé. Quand il est pur, il est tout-à-fait incolore, mais dans le commerce il est presque toujours coloré.

Sucre de champignons. Ce sucre est blanc, n'a pas la saveur agréable du sucre de canne, et cristallise très-facilement en prismes allongés, et à 4 pans. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il fond, se boursouffle et répand une odeur de caramel. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique et le ferment en alcool. On l'obtient en broyant des champignons dans un mortier de marbre, délayant la matière pulpeuse dans l'eau, filtrant la liqueur, la faisant évaporer, et traitant à plusieurs reprises, par l'alcool, la masse brune que l'on obtient. (Braconnot.)

Sucre de diabètes. Ce sucre est blanc, quand il est pur; il a rarement la saveur bien sucrée; cependant il peut toujours donner de l'alcool par la fermentation, et présente à peu près les mêmes propriétés que le sucre de raisin. Il existe dans les urines des diabétiques. On l'obtient en versant dans ces urines un excès d'acétate de plomb, y faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique, filtrant et faisant évaporer la liqueur en consistance sirupeuse. Elle se prend en masse par le refroidissement.

Sucre de gélatine. Nom proposé par M. Braconnot pour désigner une substance particulière qui se forme par l'action de l'acide sulfurique sur la gélatine. Cette matière, qui ne donne pas d'alcool par la fermentation, est en cristaux grenus, groupés, très-durs. Ils croquent sous la dent et ont une saveur sucrée. Si on les expose à l'action de la chaleur dans une cornue, ils fondent

d'abord, se décomposent ensuite, et forment un sublimé blanc et un produit ammoniacal. Ils sont solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. L'acide nitrique les transforme en un acide particulier que M. Braconnot nomme acide *nitro-saccharique*. (Voyez ce mot.)

Sucre de lait. On a donné le nom de sucre de lait à une matière particulière que l'on retire du lait, et qui, mise en contact avec l'eau et le ferment, ne peut pas donner d'alcool. Ce n'est pas par conséquent un véritable sucre. C'est une substance solide, inodore, d'une saveur sucrée, plus pesante que l'eau, susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans terminés par des pointemens à 4 faces. Ces cristaux sont demi-transparens, décrépitent sur les charbons incandescens, se boursouflent beaucoup et finissent par se charbonner. Il n'attire pas l'humidité de l'air, se dissout dans 9 parties d'eau froide et dans une moindre quantité d'eau chaude, dont il se sépare en cristaux par le refroidissement. Si on le torréfie jusqu'à le caraméliser, il devient plus soluble dans l'eau, et perd la propriété de cristalliser. La potasse et la soude aident beaucoup sa dissolution. L'alcool concentré ne peut pas le dissoudre. Aussi en traitant par ce véhicule du sucre de canne, falsifié avec le sucre de lait, ce dernier reste intact, tandis que l'autre est dissous. La solution aqueuse n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par aucun sel. L'acide nitrique transforme, à l'aide de la chaleur, le sucre de lait en acides acétique, malique, mucique, oxalique, etc. Si, comme l'amidon, on le traite par l'eau et quelques centièmes d'acide sulfurique, on le transforme en sucre susceptible de donner de l'alcool par la fermentation. On l'obtient en évaporant convenablement le petit-lait, il se dépose en couches assez compactes que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Il est formé, selon MM. Gay-Lussac et Thénard, de carbone 38,825, oxigène 53,834, hydrogène 7,341.

Sucre de miel. Voyez *Miel*.

Sucre de plomb. Voyez *Acétate de plomb*.

Sucre de saturne. Voyez *Acétate de plomb*.

Sucre de raisin. Le sucre de raisin offre les mêmes propriétés que le sucre de canne; il en diffère en ce qu'il ne peut pas cristalliser régulièrement, en ce qu'il est moins soluble dans l'alcool froid, et en ce que sa saveur, d'abord fraiche et ensuite sucrée, est aussi bien moins forte; aussi faut-il employer deux fois et demi autant de sucre de raisin que de sucre de canne pour sucrer la même quantité d'eau. Ce sucre est presque toujours en petits grains peu solides, très-solubles, qui se réunissent de manière à donner lieu à des masses mamelonnées moriformes. Il existe tout formé dans la plupart des fruits, mais on peut également le produire artificiellement, en traitant l'amidon ou des matières analogues par l'eau et l'acide sulfurique. On l'extrait ordinairement du suc de raisin qui vient d'être exprimé. A cet effet on sature par le carbonate de chaux l'excès d'acide contenu dans le suc, on laisse déposer ou décanter, on clarifie avec le sang de bœuf, on filtre la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle marque 35° bouillant, et on l'abandonne à elle-même. Au bout de quelques jours elle ne forme qu'une seule masse qu'il suffit de laisser égoutter, de laver avec une petite quantité d'eau froide, et de soumettre à la presse pour obtenir le sucre de raisin. Selon M. de Saussure, le sucre est formé de carbone 36,71, oxigène 56,51, hydrogène 6,78.

Sulfates. L'acide sulfurique est un des acides qui

marque le plus de tendance à se combiner aux bases salifiables ; aussi existe-t-il un grand nombre de sulfates. Il peut former des sulfates neutres, des sous-sulfates, des sulfates acides, et plusieurs sulfates peuvent se combiner entre eux, de manière à former des sulfates doubles. Tel est l'alun (voyez ce mot). Or, si l'on examine la loi de composition de ces sels, on trouvera que : 1° dans les sulfates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 3, ou à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 5; 2° les sous-sulfates n'ont pas de proportions constantes dans leur composition; tantôt ils contiennent une fois et demi autant d'oxide que les sulfates neutres, tantôt trois fois autant, ou même 6 fois et 12 fois la même quantité, nombres qui sont des multiples de la plus petite quantité par 2, par 4 et par 8. M. Berzélius a même observé plusieurs sous-sulfates de la même base; 3° les sulfates acides contiennent pour la même quantité de base, une quantité d'acide qui est précisément deux fois aussi grande que celle que contenaient les sulfates neutres; 4° enfin, dans les sulfates doubles la quantité d'oxigène de l'une des bases est proportionnée à la quantité d'oxigène de l'autre base ; ainsi, par exemple, dans l'alun, (sulfate acide d'alumine et de potasse) la quantité d'oxigène de la potasse est à la quantité d'oxigène de l'alumine dans le rapport de 1 à 3 ; donc la quantité d'acide unie à l'alumine sera trois fois plus grande que la quantité d'acide unie à la potasse, puisque les quantités d'acide doivent être en rapport avec les quantités d'oxigène contenues dans les bases. Les sulfates exposés à l'action du calorique laissent d'abord dégager leur eau de cristallisation, et à l'exception des sulfates de la seconde section de M. Thénard et du sulfate de magnésie, tous sont décomposés, si la température est suffisamment élevée. Leur acide se tranforme en deux volumes d'acide sulfureux, et en un volume d'oxigène, l'oxide se comporte alors comme si on le chauffait libre, c'est-à-dire qu'il se réduit si c'est de l'oxide d'osmium, de mercure, d'argent, de platine, etc. Dans certains cas l'oxigène de l'acide sulfurique décomposé sert à faire passer l'oxide à un plus haut degré d'oxidation, quand il provient d'un métal qui a beacoup d'affinité pour l'oxigène. Tel est le fer, et c'est précisément ce qui arrive dans la préparation du colchotar ou tritoxide de fer. La plupart des corps combustibles non métalliques peuvent décomposer les sulfates à l'aide de la chaleur; le carbone, en donnant lieu la plupart du temps à de l'acide carbonique et à un oxide, ou bien à un sulfure ; l'hydrogène, en formant de l'eau et de l'acide hydro-sulfurique ; le soufre, en produisant de l'acide sulfureux et un oxide ou un sulfure, etc. Ce dernier corps combustible ne peut cependant pas décomposer les sulfates qui résistent à une température élevée. L'eau agit diversement sur les sulfates. Il en est plusieurs à l'état neutre qu'elle décompose et change en sulfate acide et en sous-sulfate ; elle en dissout un grand nombre, mais en quantité variable. Le plus soluble est celui d'alumine. Celui de baryte au contraire est absolument insoluble, et cette base est celle qui a le plus de tendance à se combiner à l'acide sulfurique. Aussi tous les sulfates troublent l'eau de baryte. Beaucoup d'autres sels, il est vrai, sont dans le même cas; aussi ne doit-on jamais regarder le précipité formé comme du sulfate de baryte que lorsque l'acide nitrique ne peut pas le dissoudre. Il n'y a que quelques hydracides qui, à la température

ordinaire, puissent dans certaines circonstances décomposer les sulfates; mais, à une température élevée, ils le sont par les acides borique et phosphorique qui s'emparent de la base, forment ou un borate ou un phosphate, et mettent en liberté l'acide sulfurique, qui, ne pouvant exister seul, se transforme en acide sulfureux et en oxigène. La grande affinité de l'acide sulfurique pour les bases fait que l'on trouve un assez grand nombre de sulfates dans la nature; ceux qui sont insolubles se trouvent en masses très-considérables, ou bien cristallisés dans les amas et dans les filons métallifères. Ceux qui sont solubles proviennent presque toujours de la décomposition des sulfures, par le contact de l'air humide, et sont souvent dissous par les eaux qui traversent les galeries des mines, ou bien ils se rencontrent dans les eaux de quelques fontaines dont les sources traversent des terrains qui contiennent ces sulfates ou des matières propres à les former. Ceux qui sont employés dans les arts se retirent presque toujours des matières qui les contiennent dans la nature, lorsque cette extraction n'est pas trop dispendieuse, et quand ils s'y rencontrent en assez grande quantité. On en prépare aussi plusieurs directement, et un grand nombre par double décomposition. (Voyez chaque sulfate en particulier.)

Sulfate acide d'alumine et de potasse. Voy. *Alun.*

Sulfate d'alumine. Sel blanc, déliquescent, extrêmement soluble, d'une saveur astringente, rougissant la teinture de tournesol, et susceptible de cristalliser en houppes soyeuses, formées par la réunion d'une grande quantité de petits prismes aciculaires. Le sulfate de potasse ou d'ammoniaque, versé dans la solution concentrée, y forme aussitôt un précipité cristallin d'alun. Il

existe dans la nature, mais toujours avec excès de base, et contenant une assez grande quantité d'eau, il est connu sous le nom d'*alunite*, d'*aluminite*. On l'obtient directement en traitant l'alumine en gelée par l'acide sulfurique. On se le procure aussi en brûlant des mélanges de pyrites et d'argiles. L'acide sulfurique se porte presque entièrement sur l'alumine, et forme du sulfate que l'on obtient en lessivant la matière, et faisant évaporer la liqueur. Il est employé pour préparer l'alun; on y ajoute alors du sulfate d'ammoniaque, ou les résidus de la distillation de l'acide nitrique.

Sulfate ammoniaco-magnésien. On nomme sulfate ammoniaco-magnésien le sulfate double de magnésie et d'ammoniaque. Cette dernière base, versée dans une solution du sulfate de magnésie, précipite une portion de celle-ci, et s'y substitue.

Sulfate d'ammoniaque. Sel incolore, d'une saveur amère et piquante, susceptible de cristalliser en prismes hexagonaux, terminés par des pointemens à 6 faces. Si on l'expose à l'action du calorique, il perd d'abord une portion d'ammoniaque, passe à l'état de sulfate acide qui, à une température un peu plus élevée, décrépite, périt, se décompose en produisant de l'azote, de l'eau et du sulfite d'ammoniaque volatil. Ce sel est très-soluble, puisqu'il l'est dans deux parties d'eau froide, et dans son poids d'eau bouillante. Le sulfate d'ammoniaque existe en petite quantité dans la nature. On le prépare ordinairement en unissant directement l'ammoniaque à l'acide sulfurique. Dans les arts on prépare une grande quantité de sulfate d'ammoniaque, pour obtenir ensuite l'hydrochlorate. On distille dans des cylindres de fonte des matières animales, et on conduit les produits de cette dis-

tillation dans des baquets qui contiennent du plâtre (sulfate de chaux) délayé dans de l'eau. Il se forme une assez grande quantité de matières huileuses qui se rassemblent à la surface du bain, et que l'on enlève. Le sous-carbonate d'ammoniaque, qui est un des produits de cette distillation, décompose le sulfate de chaux, et forme un sulfate d'ammoniaque. C'est en sublimant un mélange de ce sulfate et de chlorure de sodium que l'on obtient l'hydro-chlorate d'ammoniaque.

Sulfate d'antimoine. L'oxide d'antimoine a peu d'affinité pour les acides; cependant on parvient à obtenir un sulfate en chauffant l'antimoine métallique avec 5 fois son poids d'acide sulfurique concentré. Ce sulfate est blanc, pesant, et contient un excès d'acide. En le mettant en contact avec l'eau, il se transforme en sulfate très-acide qui reste en dissolution et en sous-sulfate qui se précipite. Ce dernier est employé pour préparer l'acétique. (Voy. *Tartrate d'antimoine et de potasse.*)

Sulfate d'argent. Sel blanc, d'une saveur métallique très-peu soluble dans l'eau, le devenant beaucoup plus par un excès d'acide. Exposé à l'action du feu, il fond d'abord et se décompose ensuite assez facilement. Comme la plupart des composés d'argent, il est très-soluble dans l'ammoniaque, et forme un précipité blanc avec l'acide hydro-chlorique. On l'obtient en décomposant une solution de sulfate de soude par une solution de nitrate d'argent. On peut encore l'obtenir directement.

Sulfate de baryte. Sel blanc, dur, très-pesant, inodore, insipide, tout-à-fait insoluble dans l'eau, et soluble seulement en petite quantité dans l'acide sulfurique concentré. Exposé à l'action du calorique, il fond

à une température très-élevée, mais il ne se décompose qu'autant qu'il est en présence d'un corps combustible, comme le charbon, des matières végétales, etc. Il existe en grande quantité dans la nature. Presque toujours il a accompagné les métaux dans les filons, rarement dans les amas. Il est souvent associé à l'antimoine et au peroxide de manganèse. On le nommait autrefois spath pesant. Ses cristaux que l'on a long-temps rapportés à un prisme rhomboïdal pourraient bien dériver d'un octaèdre rhomboïdal. Ils sont souvent aplatis en forme de tables, et groupés de manière à imiter les marches d'un escalier. On trouve encore le sulfate de baryte à l'état fibreux et même à l'état terreux; mais il est plus rare que cristallisé. Dans cet état cristallin il ressemble beaucoup au sulfate de plomb qui présente un système de cristallisation analogue. On peut toujours l'en distinguer par l'acide hydro-sulfurique ou un sulfure alcalin qui forment une tache noire sur le sulfate de plomb. Le sulfate de baryte naturel est employé pour obtenir la baryte. Quand on veut obtenir ce sulfate à l'état de pureté, on le prépare en décomposant le sulfate de soude par le nitrate de baryte, et lavant le précipité.

Sulfate de bismuth. Blanc, compacte, acide, décomposable par l'eau en sulfate très-acide, et en sous-sulfate qui se précipite. On l'obtient comme celui d'antimoine en chauffant du bismuth divisé avec 5 fois son poids d'acide sulfurique concentré.

Sulfate de cadmium. Incolore, transparent, très-efflorescent, très-soluble, et susceptible de cristalliser en prismes droits à base rectangle. Il contient beaucoup d'eau de cristallisation. La chaleur le décompose en le faisant d'abord passer à l'état de sous-sulfate. Le sulfate de cad-

mium s'obtient directement. Il est formé de 100 d'acide et de 161,12 d'oxide.

Sulfate de cérium. L'acide sulfurique peut se combiner avec le proto et le deutoxide de cérium. Le proto-sulfate est blanc, d'une saveur sucrée, soluble dans l'eau et susceptible de cristalliser. Il s'obtient directement. Le deuto-sulfate est en cristaux aciculaires orangés, dont quelques-uns sont d'un jaune citron. On l'obtient en traitant à l'aide de la chaleur le deutoxide de cérium par de l'acide sulfurique affaibli, et faisant évaporer la liqueur.

Sulfate de chaux. Blanc ou incolore, quand il est pur, soluble dans 300 parties d'eau froide, et par conséquent plus soluble que la chaux; ce qui fait que cette dernière n'est pas précipitée par l'acide sulfurique, quand elle est en solution dans l'eau. Exposé à l'action du feu, le sulfate de chaux perd son eau de cristallisation, et fond ensuite en émail blanc. Il a beaucoup d'affinité pour l'eau; car si, après l'avoir chauffé de manière à lui faire perdre l'eau qu'il contient, on l'expose au contact de l'air, il ne tarde pas à absorber celle de l'atmosphère, sans pour cela changer d'état. Le sulfate de chaux existe en grande quantité dans la nature; on le connaît sous le nom de *gypse*, et sous celui d'*anhidrite*, quand il ne contient pas d'eau. On le trouve cristallisé, fibreux, compacte, etc. Ses cristaux dérivent d'un prisme droit quadrangulaire, et sont remarquables par leur tendance à se grouper et à s'arrondir sur leurs angles. Ils ont presque toujours la forme de fer de lance, quand ils sont groupés deux à deux. Ils se divisent très-facilement en lames dans le sens de leur base, et si l'on cherche à les rompre, on trouve

qu'ils sont flexibles, mais non élastiques; ils restent dans la position qu'on leur a donnée. On remarque dans les variétés fibreuses que les fibres sont toujours perpendiculaires aux parois des filons qui les contiennent. Le sulfate de chaux compact est celui qui se trouve en si grande quantité aux environs de Paris. Il offre presque toujours une structure pseudo-régulière et semble se diviser en gros prismes comme les basaltes. C'est surtout cette dernière variété qui est employée comme pierre à plâtre. On la calcine dans des fours pour lui faire perdre son eau de cristallisation; ensuite on la réduit en poudre, et c'est cette poudre qui contient toujours une petite quantité de chaux, qui constitue le plâtre. On a soin de ne gâcher le plâtre qu'au moment de l'employer, car, peu de temps après avoir repris l'eau que la calcination lui avait fait perdre, il cristallise et ne doit sa dureté qu'à l'entrelacement de ses cristaux. Le plâtre s'emploie aussi en agriculture, principalement dans la culture du trèfle. Le sulfate de chaux cristallisé et incolore est généralement assez pur, cependant si l'on voulait s'en procurer autrement, on pourrait unir directement la chaux à l'acide sulfurique.

Sulfate de cinchonine. D'après M. Baup, il existe deux sulfates de cinchonine, un sulfate neutre, et un sulfate acide. Le premier est formé de cinchonine 39, acide sulfurique 5, eau 2,25; ou 1 atome de cinchonine, 1 atome d'acide et 2 atomes d'eau. Le second est formé de cinchonine 39, acide sulfurique 10, eau 9; ou 1 atome de cinchonine, 2 atomes d'acide et 8 atomes d'eau. Le *sulfate neutre* cristallise en prismes rhomboïdaux plus ou moins altérés par des facettes. Il est soluble dans 54 parties d'eau à la température ordinaire, et dans

11 1/2 parties d'alcool absolu. On l'obtient directement. Le *sulfate acide* est incolore, inaltérable à l'air, s'effleurit très-promptement, si la température s'élève un peu, il cristallise en octaèdres à base rhomboïdale, toujours coupés par un plan parallèle à deux faces opposées. Le sulfate acide de cinchonine est soluble dans la moitié de son poids d'eau froide, et dans son poids d'alcool absolu. Il est insoluble dans l'éther. On le prépare en ajoutant de l'acide au sulfate neutre, et évaporant la solution jusqu'à pellicule.

Sulfate de chrôme. On sait seulement qu'il existe.

Sulfate de cobalt. Sel rose, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux, terminés par des pointemens dièdres. Il se dissout facilement dans l'eau froide; sa solution rougit la teinture de tournesol et donne par l'ammoniaque un précipité soluble dans un excès d'alcali. On obtient le sulfate de cobalt en traitant par l'acide sulfurique l'un ou l'autre des oxides de ce métal. C'est toujours du proto-sulfate qui se forme.

Sulfate de cuivre. Le deuto-sulfate est le seul qui existe. C'est un sel d'une saveur très-styptique, soluble dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante, d'où il cristallise par le refroidissement en prismes à base oblique, contenant une grande quantité d'eau de cristallisation qui les rend d'un beau bleu. Exposés à l'air, ils s'effleurissent légèrement, et leur surface devient blanchâtre. Si on les dessèche entièrement par la chaleur, ils deviennent entièrement blancs. Ils fondent facilement dans leur eau de cristallisation, et par conséquent ne peuvent blanchir qu'après avoir éprouvé cette fusion. Chauffé dans un creuset avec du charbon, il se décompose, et le métal se réduit. Sa solution est précipitée par la potasse et la soude. L'ammoniaque y forme également un précipité d'un bleu verdâtre qui se dissout dans un excès d'alcali, et forme un liquide d'un très-beau bleu que les anciens nommaient *eau céleste*. L'acide hydro-sulfurique y forme un précipité d'un brun foncé. Le ferro-cyanure de potassium la précipite en cramoisi, et le cyanure simple en jaune. Le fer et le phosphore la décomposent, et se couvrent d'une couche de cuivre à l'état métallique. L'eau de baryte la précipite en blanc bleuâtre. Le précipité est formé de sulfate de baryte et d'oxide de cuivre hydraté. Le sulfate de cuivre se trouve très-rarement cristallisé dans la nature, mais on le rencontre assez fréquemment dans les ruisseaux des galeries des mines qui contiennent des pyrites de cuivre. Il s'y rencontre même quelquefois en assez grande quantité pour que l'on cherche à en retirer le cuivre; et pour cela on recueille ces eaux, on les fait évaporer et l'on y jette des morceaux de fer, sur lesquels le cuivre vient se mouler en se précipitant. Ce cuivre porte le nom de *cuivre de cémentation*. On voit que l'on pourrait très-facilement extraire le sulfate de cuivre de ces eaux; il suffirait de ne pas y mettre de fer. On en obtient encore des quantités assez considérables en grillant des minerais qui contiennent du sulfure de cuivre, comme cela se pratique particulièrement pour quelques minerais d'étain et d'argent. Enfin on l'obtient le plus souvent sensiblement pur, en préparant directement le sulfure de cuivre, et le grillant. Pour cela, on mouille des lames de cuivre que l'on saupoudre de soufre, et que l'on chauffe immédiatement après. On les retire du four pour les plonger dans l'eau, les saupoudrer de nouveau, et ainsi de suite. Chaque fois qu'on les plonge dans l'eau, cette dernière dissout tout

le sulfate qui s'est formé, et remet le cuivre à nu. Lorsque l'eau est suffisamment chargée, on la fait évaporer, et le sulfate de cuivre cristallise. Ce sel est employé en médecine pour l'usage extérieur. On l'emploie aussi dans les arts. Il est composé de 100 d'acide, et de 99,126 de base.

Sulfate de cuivre ammoniacal. Ce sel est d'une belle couleur bleue. On le distingue du sulfate de cuivre: 1° par l'odeur ammoniacale qu'il exhale; 2° par la propriété qu'il a de verdir le sirop de violette; 3° par le précipité vert qu'il donne avec la solution de deutoxide d'arsenic. Ce précipité, formé d'arsénite de cuivre, est très-abondant, et paraît sur-le-champ, tandis que le deutoxide d'arsenic, mis dans le sulfate de cuivre, ne fournit de précipité distinct qu'au bout de 20 ou 25 minutes. (Orfila.)

Sulfate d'étain. L'étain a très-peu de tendance à former des combinaisons avec les acides, ce qui tient peut-être à la densité de son oxide; cependant en traitant ce métal à chaud par l'acide sulfurique concentré, on obtient un sulfate qui présente à peu près les caractères physiques du sulfate de baryte, et qui, comme lui, se dissout en très-petite quantité dans l'acide sulfurique: mais si au lieu d'opérer de cette manière, on verse de l'acide sulfurique, concentré dans une solution de proto-chlorure d'étain, il se dégage de l'acide hydro-chlorique et il se forme un précipité floconneux qui peut se dissoudre dans une plus grande quantité d'eau, et cristalliser en prismes aciculaires par une évaporation ménagée. Si on traite à chaud ce sulfate par une nouvelle quantité d'acide sulfurique, il passe à l'état de deuto-sulfate acide qui reste dans la liqueur, et ne peut cristalliser.

Sulfate de fer. L'acide sulfurique se combine avec les trois oxides de fer, mais, selon M. Berzélius, il n'existerait que le proto et le trito-sulfate. Il regarde le deuto-sulfate comme un composé des deux autres. Il est certain qu'en versant un alcali dans sa solution, il se forme un précipité de tritoxide. Si l'on sépare ce précipité, et que l'on continue de précipiter par le même corps, celui qui se précipitera sera presque entièrement formé de protoxide. Aussi M. Berzélius considère le deutoxide de fer comme un *ferrate de fer*, ou un composé de proto et de tritoxide du même métal. Le *proto-sulfate* est ordinairement sous forme de cristaux rhomboïdiques, transparens, d'un beau vert et d'une saveur styptique. Exposé à l'air, il s'effleurit, et sa surface se couvre de taches ochreuses qui ne sont autre chose que du sous-trito-sulfate. Il est soluble dans deux parties d'eau froide et dans les trois quarts de son poids d'eau bouillante. Sa solution est verte et ne tarde pas à se décomposer; on l'abandonne au contact de l'air, elle devient rouge, et donne un précipité jaune de sous trito-sulfate. Sa couleur est due à du trito-sulfate qu'elle contient et qui s'est formé par l'absorption de l'oxigène de l'air. Le proto-sulfate de fer ne doit sa couleur qu'à l'eau de cristallisation dont il contient les 45/100 de son poids. Car si on l'en prive par la dessiccation, il devient entièrement blanc. Cette grande quantité d'eau de cristallisation fait que l'on peut, en le chauffant convenablement, en retirer une certaine quantité d'acide sulfurique très-concentré qui est connu sous le nom d'acide *sulfurique glacial de Nordhausen*. (Voyez ce mot.) On obtient pour résidu du tritoxide de fer. La solution de proto-sulfate de fer peut absorber une certaine quantité de deutoxide d'a-

zote qui s'en dégage par la chaleur. Cette même solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est au contraire par le ferro-cyanure de potassium qui y forme un précipité blanc qui passe de suite au bleu par le contact de l'air. Le chlore y produit absolument le même effet, et le cyanure simple de potassium y détermine un précipité orangé. Le sulfate de fer se trouve rarement à l'état solide dans la nature, mais comme le sulfure de ce métal est très-abondant, qu'il se transforme facilement en proto-sulfate par le contact de l'air, ce sel, en raison de sa solubilité, doit se rencontrer souvent en solution dans les eaux qui coulent dans le voisinage de ces minerais. Mais, comme il est à très-bas prix, il est rare qu'on se donne la peine de l'en retirer par l'évaporation, d'autant plus que ces eaux contiennent presque toujours en même temps du deuto et du trito-sulfate. On pourrait l'obtenir directement, toutefois, quoique le fer et l'acide sulfurique soient à très-bas prix, ils sont encore trop chers relativement au prix du sulfate de fer; aussi l'obtient-on généralement en exposant à l'air des pyrites ou sulfure de fer, qui se décomposent peu à peu. On arrose de temps en temps les tas que l'on a formés avec ces pyrites afin de hâter leur décomposition, et au bout d'un temps assez long (ordinairement de 6 mois à un an), on lessive ces tas et l'on obtient le sulfate de fer en faisant évaporer les eaux qui ont servi à cette opération. Quelquefois on commence par chauffer fortement les pyrites dans un appareil convenable, afin d'en retirer une portion de soufre, et le résidu n'est plus que du proto-sulfure du fer qui contient le fer et le soufre en proportions telles, qu'en absorbant l'oxigène, le premier passe à l'état de protoxide, et le second à l'état

d'acide sulfurique, et qu'ils se trouvent tous deux dans les proportions convenables pour constituer le proto-sulfate. Il suffit d'exposer ce proto-sulfate au contact de l'air, et de l'arroser de temps en temps pour le transformer en sulfate que l'on fait cristalliser. L'opération est bien moins longue que lorsqu'on emploie le per-sulfure. Nous avons vu employer ce procédé à Vedrin, près Namur. Ce sel est employé en teinture. Il est formé de 100 d'acide et de 87,836 de base. Le *deuto-sulfate* se prépare en traitant le deutoxide de fer par l'acide sulfurique affaibli, et évitant autant que possible le contact de l'air. Il est soluble dans l'eau. Sa solution absorbe facilement l'oxigène de l'air et passe à l'état de trito-sulfate. Elle n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique; mais le cyano-ferrure de potassium y produit un précipité bleu clair, et le cyanure simple un précipité abondant, d'un vert bleuâtre. Le *trito-sulfate* est d'un jaune-orangé styptique, comme les précédens, rougit la teinture de tournesol, se dissout dans l'eau, et n'a jamais été obtenu en cristaux. Un excès d'acide sulfurique augmente sa solubilité et le rend presque blanc; un excès d'oxide fait le contraire et le rend jaune. Si on l'évapore à siccité et que l'on cherche à le redissoudre dans l'eau, il se transformera en sous-sulfate insoluble et en sulfate acide soluble, qui restera dans la liqueur. L'acide hydro-sulfurique forme un précipité jaune dans la solution de trito-sulfate de fer, entièrement formé de soufre. Le cyano-ferrure de potassium y détermine un précipité abondant, d'un bleu foncé, tandis que le cyanure simple la précipite à peine. On obtient ce sel en traitant par l'acide sulfurique le tritoxide de fer hydraté.

Sulfate de glucine. Sel blanc sucré qui attire l'hu-

zote qui s'en dégage par la chaleur. Cette même solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est au contraire par le ferro-cyanure de potassium qui y forme un précipité blanc qui passe de suite au bleu par le contact de l'air. Le chlore y produit absolument le même effet, et le cyanure simple de potassium y détermine un précipité orangé. Le sulfate de fer se trouve rarement à l'état solide dans la nature, mais comme le sulfure de ce métal est très-abondant, qu'il se transforme facilement en proto-sulfate par le contact de l'air, ce sel, en raison de sa solubilité, doit se rencontrer souvent en solution dans les eaux qui coulent dans le voisinage de ces minerais. Mais, comme il est à très-bas prix, il est rare qu'on se donne la peine de l'en retirer par l'évaporation, d'autant plus que ces eaux contiennent presque toujours en même temps du deuto et du trito-sulfate. On pourrait l'obtenir directement, toutefois, quoique le fer et l'acide sulfurique soient à très-bas prix, ils sont encore trop chers relativement au prix du sulfate de fer; aussi l'obtient-on généralement en exposant à l'air des pyrites ou sulfure de fer, qui se décomposent peu à peu. On arrose de temps en temps les tas que l'on a formés avec ces pyrites afin de hâter leur décomposition, et au bout d'un temps assez long (ordinairement de 6 mois à un an), on lessive ces tas et l'on obtient le sulfate de fer en faisant évaporer les eaux qui ont servi à cette opération. Quelquefois on commence par chauffer fortement les pyrites dans un appareil convenable, afin d'en retirer une portion de soufre, et le résidu n'est plus que du proto-sulfure du fer qui contient le fer et le soufre en proportions telles, qu'en absorbant l'oxigène, le premier passe à l'état de protoxide, et le second à l'état

d'acide sulfurique, et qu'ils se trouvent tous deux dans les proportions convenables pour constituer le proto-sulfate. Il suffit d'exposer ce proto-sulfate au contact de l'air, et de l'arroser de temps en temps pour le transformer en sulfate que l'on fait cristalliser. L'opération est bien moins longue que lorsqu'on emploie le per-sulfure. Nous avons vu employer ce procédé à Vedrin, près Namur. Ce sel est employé en teinture. Il est formé de 100 d'acide et de 87,836 de base. Le *deuto-sulfate* se prépare en traitant le deutoxide de fer par l'acide sulfurique affaibli, et évitant autant que possible le contact de l'air. Il est soluble dans l'eau. Sa solution absorbe facilement l'oxigène de l'air et passe à l'état de trito-sulfate. Elle n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique; mais le cyano-ferrure de potassium y produit un précipité bleu clair, et le cyanure simple un précipité abondant, d'un vert bleuâtre. Le *trito-sulfate* est d'un jaune-orangé styptique, comme les précédens, rougit la teinture de tournesol, se dissout dans l'eau, et n'a jamais été obtenu en cristaux. Un excès d'acide sulfurique augmente sa solubilité et le rend presque blanc; un excès d'oxide fait le contraire et le rend jaune. Si on l'évapore à siccité et que l'on cherche à le redissoudre dans l'eau, il se transformera en sous-sulfate insoluble et en sulfate acide soluble, qui restera dans la liqueur. L'acide hydro-sulfurique forme un précipité jaune dans la solution de trito-sulfate de fer, entièrement formé de soufre. Le cyano-ferrure de potassium y détermine un précipité abondant, d'un bleu foncé, tandis que le cyanure simple la précipite à peine. On obtient ce sel en traitant par l'acide sulfurique le tritoxide de fer hydraté.

Sulfate de glucine. Sel blanc sucré qui attire l'hu-

midité de l'air, très-soluble dans l'eau, cristallise, mais difficilement en prismes aciculaires. On le prépare directement.

Sulfate de lithium. Blanc, très-sapide, susceptible de cristalliser en masses irrégulières, très-solubles dans l'eau et inaltérables à l'air. Il fond difficilement, mais si l'on y ajoute une petite quantité de sulfate, il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge. Traité par l'acide sulfurique, il forme un sulfate acide moins soluble dans l'eau que le sulfate neutre, mais qui fond plus facilement. Il peut former avec le sulfate acide d'alumine un sel double, analogue à l'alun, et qui comme lui cristallise en octaèdres, quelquefois cependant en dodécaèdres. On prépare le sulfate de lithium directement. On peut encore l'obtenir en traitant convenablement les minerais qui contiennent l'oxide de lithium. (Voyez *Oxide de lithium.*) Le sulfate neutre de lithium est composé de 68,41 d'acide et de 31,59 de base.

Sulfate de magnésie. Ce sel a une saveur qui se rapproche de celle du sulfate de soude; mais il est plus amer. Aussi le nommait-on autrefois *sel cathartique amer.* On le connaît encore sous les noms de *sel d'epsom, sel de sedlitz*, etc. Il est blanc, très-soluble dans l'eau, cristallise en prismes à 4 pans, terminés par des pointemens à 4 faces. Il s'effleurit à l'air, fond dans son eau de cristallisation quand on l'expose à l'action du calorique, mais n'éprouve pas la fusion ignée. Les carbonates neutres de potasse et de soude ne précipitent pas le sulfate de magnésie, mais si l'on chauffe le mélange, on en dégage une portion d'acide carbonique, et le précipité a lieu. On imite souvent dans le commerce le sulfate de magnésie avec le sulfate de soude, dont on a troublé la cristallisation; en l'agitant à l'aspect seul, et même au goût on ne peut pas toujours reconnaître ces sels, mais on y parvient facilement en versant dans la solution de la potasse ou de la soude qui précipitent la magnésie du sulfate, et n'occasionent pas même de trouble dans la solution du sulfate de soude. Le sulfate de magnésie est aussi décomposé en partie par l'ammoniaque qui précipite une portion de sa base et s'y substitue. Le sulfate de magnésie existe dans les eaux de plusieurs fontaines en assez grande quantité pour leur donner une saveur très-désagréable et une propriété purgative très-marquée. On le prépare en faisant évaporer les eaux de ces fontaines, les clarifiant quand elles sont à un certain degré de concentration, et les faisant cristalliser. On obtient encore une grande quantité de ce sel en exposant à l'air des schistes qui contiennent de la magnésie et du sulfure de fer. On en forme des tas que l'on arrose de temps en temps et que l'on abandonne pendant 5 à 6 mois. Le fer et le soufre absorbent peu à peu l'oxigène de l'air, il se forme de l'oxide de fer et de l'acide sulfurique qui, ayant plus d'affinité pour la magnésie que pour l'oxide de fer, s'en empare et forme du sulfate de magnésie qui, à la vérité, retient un peu de sulfate de fer. Lorsque les tas sont recouverts d'efflorescences, on les lessive, on fait évaporer la liqueur, en ayant soin d'y ajouter un peu d'eau de chaux pour décomposer le sulfate de fer qui s'est formé, et on la laisse cristalliser. Selon M. Gay-Lussac, 17,799 de sulfate de magnésie, sont formés de: acide 5,790, magnésie 2,855, eau 9,154. Ce sel est employé en médecine.

Sulfate de manganèse. L'acide sulfurique forme deux sels avec les oxides de manganèse. Le *proto-sulfate*

est blanc, d'une saveur astringente et amère, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux, très-solubles, décomposables par la chaleur. On l'obtient en faisant un mélange de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique, de manière à former une pâte que l'on chauffe dans un creuset. On obtient un mélange de sous-proto-sulfate et de sulfate neutre. On les sépare par l'eau. Le *per-sulfate* est toujours avec excès d'acide, il est rouge, décomposable par l'eau qui s'empare de l'acide sulfurique. On l'obtient en traitant à froid le peroxide de manganèse par l'acide sulfurique concentré. Le *deuto-sulfate* n'existe pas, l'acide sulfurique change le deutoxide de manganèse en protoxide, qui se dissout; et en deutoxide, qui se précipite.

Sulfate de mercure. Le *proto-sulfate* est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide. On l'obtient en décomposant le proto-nitrate de mercure par le sulfate de soude. Le *deuto-sulfate* peut également s'obtenir par double décomposition, en employant le deuto-nitrate de mercure. On le prépare aussi en chauffant dans une cornue du mercure et de l'acide sulfurique. Une partie de l'acide se décompose, oxide le métal et se dégage à l'état d'acide sulfureux; l'autre s'unit à l'oxide formé, et donne lieu à une masse blanche qui est le deuto-sulfate de mercure. Si on lave cette masse avec de l'eau bouillante, elle se transforme en deuto-sulfate acide, incolore, qui reste en dissolution et en sous-deuto-sulfate qui se précipite en poudre jaune. Cette poudre lavée et séchée portait autrefois dans les pharmacies le nom de *turbith minéral*. On peut employer le sulfate acide dans la préparation du deuto-chlorure de mercure.

Sulfate de molybdène. On sait seulement qu'il existe.

Sulfate de morphine. Sel d'une saveur très-amère, soluble dans l'eau et susceptible de cristalliser en aiguilles soyeuses, quelquefois rameuses et disposées en rayons. Il peut s'unir à une nouvelle quantité d'acide et former un sulfate acide. On l'obtient directement.

Sulfate de nickel. Sel, d'un beau vert, d'une saveur sucrée et astringente. Il s'effleurit à l'air, se dissout dans trois parties d'eau froide, et peut cristalliser en prismes rhomboïdaux, transparens, qui contiennent 45 pour 100 d'eau de cristallisation, et éprouvent facilement la fusion aqueuse. On l'obtient directement. Il est formé de 47,8 d'acide et de 52,0 de base.

Sulfate d'or. M. Pelletier a observé que le deutoxide d'or pouvait se dissoudre dans l'acide sulfurique concentré; mais, comme ces deux corps ont peu d'affinité; si l'on ajoute de l'eau dans le liquide, la chaleur qui se produit est suffisante pour réduire l'or qui se précipite en poudre noire.

Sulfate de platine. Sel d'un jaune orangé, d'une saveur styptique, rougissant la teinture de tournesol, très-soluble dans l'eau, ne cristallisant que difficilement. Comme tous les sels des métaux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, il se décompose très-facilement par la chaleur, et le métal est mis en liberté. Le sulfate de platine peut former des sels doubles avec les sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque. On l'obtient en traitant le sulfure de platine par l'acide nitreux.

Sulfate de plomb. Sel blanc, très-pesant, insipide, insoluble, volatil avec le contact de l'air, à une température très-élevée. Il est peu soluble dans un excès d'acide, et se dissout assez facilement dans l'acide hydro-

chlorique. Si on le chauffe avec une quantité suffisante de charbon, il y a dégagement d'acides carbonique et sulfureux, et formation d'un sous-sulfure. Le sulfate de plomb existe dans la nature; on le rencontre assez souvent en cristaux dont la forme dominante est un octaèdre plus ou moins tronqué : ces cristaux sont quelquefois transparens, isolés, et le plus souvent réunis en une masse cristalline qui ressemble beaucoup au sulfate de baryte; on l'en distingue en ce qu'il forme une tache noire dans son contact avec l'acide hydro-sulfurique, et en ce que, traité par le chalumeau dans la cavité d'un charbon, il donne un bouton métallique. On l'obtient en versant une solution de sulfate de soude dans une solution d'acétate de plomb. Il est formé de 100 d'acide, et de 278,89 de protoxide de plomb.

Sulfate de potasse. Sel blanc, d'une saveur amère, qui cristallise en prismes à 6 pans terminés par des pyramides à 6 faces. Il est soluble dans 12 à 15 parties d'eau froide, et dans 5 parties d'eau bouillante. Il ne contient pas d'eau de cristallisation, mais un peu d'eau d'interposition qui lui donne la propriété de décrépiter quand on l'expose à l'action de la chaleur; il est inaltérable à l'air. Ce sel est employé en médecine; mais il l'était beaucoup plus autrefois qu'aujourd'hui; on le nommait alors *arcanum duplicatum*, *sel de duobus*, *sel polychreste*, *tartre vitriolé* : sa composition resta long-temps inconnue. Tarquinius parvint à en obtenir en décomposant le sulfate de fer par le sous-carbonate de potasse. On le prépare directement en unissant la potasse à l'acide sulfurique; mais plus souvent on le retire des résidus de la fabrication de l'acide nitrique, résidus qui sont entièrement formés de sulfate acide de potasse; on sature

l'excès d'acide, non pas avec de la potasse qui coûte plus cher que le sulfate, mais avec de la chaux; on ajoute de l'eau, on filtre, on fait évaporer la liqueur, et l'on obtient des cristaux de sulfate de potasse. Ce sel est formé de 100 d'acide, et de 117,996 de base. Il est facile de distinguer une solution de sulfate de potasse d'une solution du sulfate de soude : il suffit de les concentrer, et de les essayer par l'acide tartrique et le chlorure de platine; celle qui contiendra le sulfate de soude ne sera troublée par aucun de ces réactifs, tandis que celle qui contiendra le sulfate de potasse donnera un précipité blanc avec le premier, et un précipité jaune avec le second.

Sulfate de quinine. Sel blanc, très-amer, inodore, susceptible de cristalliser en aiguilles nacrées très-fines qui se rassemblent en masses très-légères. Ce sel devient lumineux à la température de l'eau bouillante. Il est peu soluble dans l'eau, et y devient très-soluble par l'addition d'une quantité d'acide sulfurique. Il se forme alors un sulfate acide. C'est à MM. Pelletier et Caventou que la médecine est redevable du sulfate de quinine, l'un des médicamens les plus précieux qu'elle possède. Il n'existe pas tout formé dans les quinquinas, mais la quinine existe en assez grande quantité dans le quinquina jaune où elle est unie à une petite quantité d'acide kinique. Pour obtenir le sulfate de quinine, on fait bouillir à trois reprises différentes, dans une quantité d'eau suffisante, la quantité de quinquina jaune sur laquelle on opère; on ajoute à chaque décoction une quantité donnée d'acide sulfurique dont la dose doit être un peu moins forte pour la dernière décoction; on réunit les liqueurs, et on les sature par la chaux; on verse le

tout sur une toile, on laisse égoutter, on exprime, on recueille, on enlève le dépôt de dessus la toile, et on le fait sécher au bain-marie. Il est avantageux de faire sécher le dépôt avant de le traiter par l'alcool, parce que l'eau qu'on lui a enlevée par la dessiccation, n'affaiblit pas l'alcool, et aussi parce qu'il ne forme pas avec ce liquide un magma considérable, comme cela a lieu quand on l'emploie humide : le dépôt se fait facilement, et l'on peut même se dispenser de filtrer en enlevant la liqueur avec un syphon. Le dépôt séché doit donc être mis dans le bain-marie d'un alambic avec une quantité suffisante d'alcool à 36° ; on chauffe jusqu'à ce que l'alcool entre en ébullition ; on laisse déposer et refroidir la liqueur, on décante, et on traite le résidu par une nouvelle quantité d'alcool ; on renouvelle encore cette opération, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'alcool sortant ne soit plus amer, ce qui prouve qu'il ne tient rien en dissolution ; on réunit toutes les liqueurs alcooliques, et on les soumet à la distillation, de manière à retirer la totalité de l'alcool. Il reste dans le bain-marie une matière grasse, noirâtre, assez solide ; c'est la quinine. Pour la transformer en sulfate, on la fait bouillir dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique ; elle s'y dissout entièrement ; on filtre la liqueur bouillante, et par le refroidissement, il se dépose du sulfate de quinine très-coloré que l'on purifie par de nouvelles cristallisations, et en le traitant à plusieurs reprises par du charbon animal. Il faut avoir soin d'entretenir toujours dans la liqueur un petit excès d'acide, et tenir compte par conséquent de celui qui est neutralisé par le carbonate de chaux du charbon animal. Quand on aperçoit dans la liqueur bouillante de petites paillettes cristallines, on doit la filtrer, et elle se prend, pour ainsi

dire, en masse par le refroidissement. Les filtres que l'on emploie doivent préalablement avoir été lavés avec de l'eau acidulée. On fait sécher le sulfate à une très-douce chaleur, et entre deux feuilles de papier, afin d'éviter que l'air ne le colore. Ce procédé est celui que l'on emploie à la pharmacie centrale des hôpitaux civils, et qui est dû à M. Henri fils (1).

Sulfate de soude. Ce sel était connu autrefois sous le nom de *sel admirable de Glauber*, parce que c'est à ce chimiste que l'on en doit la connaissance. Il le découvrit en examinant les résidus de la préparation de l'acide hydro-chlorique. C'est un sel incolore, amer, susceptible de cristalliser en cristaux très-volumineux qui sont des prismes à 6 pans terminés par des sommets à 2 faces, et contenant 58/100 d'eau de cristallisation. Il s'efleurit très-promptement à l'air. M. Gay-Lussac a fait des expériences très-curieuses sur sa solubilité dans l'eau ; il en résulte que c'est à la température de + 33° que l'eau peut en dissoudre davantage. Elle en dissout ensuite d'autant moins qu'elle s'éloigne davantage de ce degré, soit en dessus, soit en dessous. L'eau en dissout la moitié de son poids à + 33°, et seulement le 1/20 de son poids à 0° ; enfin elle en dissout des quantités égales à + 31°, et à + 103°. Il arrive assez souvent que la solution, placée dans un lieu tranquille, ne pas cristalliser, quoique très-chargée ; mais si l'on fait le plus léger mouvement, elle s'effectue en très-peu de temps. On le prépare en grande quantité en décomposant le chlorure de sodium

(1) Au moment où nous faisons imprimer cet article, nous apprenons qu'un pharmacien de Toulouse, M. Guerette, vient de démontrer que la quinine existait dans les quinquinas, à l'état de combinaison avec l'acide quinique.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

par l'acide sulfurique. Le sulfate de soude est formé de 100 d'acide, et de 78,187 de soude. Ce sel est fréquemment employé en médecine comme purgatif; on en consomme de grandes quantités dans les arts pour la préparation de la soude artificielle, pour la purification de l'acide pyro-ligneux.

Sulfate de strontiane. Sel blanc, insipide, inodore, à peine soluble dans l'eau, plus soluble cependant que le sulfate de baryte, puisqu'il se dissout dans 4000 parties d'eau; il se rapproche beaucoup du sulfate de baryte par toutes ses propriétés; comme lui, sa densité est très-grande; elle est de 4. On le trouve sous divers états dans la nature; quelquefois il est en cristaux bien déterminés qui dérivent d'un prisme rhomboïdal comme ceux du sulfate de baryte; mais les angles sont différens: on remarque aussi que les facettes du pointement qui termine ordinairement les cristaux de strontiane forment un angle obtus avec l'axe de ce prisme, tandis que ceux qui terminent les cristaux de sulfate de baryte offrent un angle aigu. On trouve aussi le sulfate de strontiane en petites masses fibreuses, presque toujours d'un bleu-clair qui lui a fait donner le nom de *célestine*, mais le plus souvent il est en masses compactes un peu fendillées, qui contiennent un peu de carbonate de chaux. Au lieu de se rencontrer dans les filons comme le sulfate de baryte, il se trouve presque toujours en amas. Le sulfate de strontiane est employé pour se procurer la strontiane par le procédé que nous avons indiqué, un sulfate de baryte. On peut le préparer artificiellement en versant une solution de sulfate de soude dans la solution d'un sel de strontiane.

Sulfate de tellure. Incolore, soluble dans l'eau; est facilement décomposé par le calorique. On l'obtient directement.

Sulfate de titane. Incolore, incristallisable, contient toujours une petite quantité de sulfate de potasse, provenant de ce qu'on emploie dans sa préparation de l'oxide de titane qui lui-même a été préparé par l'intermède de la potasse.

Sulfate de thorine. Sel blanc, d'une saveur astringente, soluble dans l'eau. Si l'on fait évaporer la solution, on obtient des cristaux incolores, inaltérables à l'air; mais si on l'abandonne à elle-même, il se dépose au bout d'un certain temps un sous-sulfate insoluble, et la liqueur contient un sulfate acide. On obtient le sulfate de thorine en unissant directement l'acide sulfurique à cette base.

Sulfate d'urane. Le *proto-sulfate* existe, mais on le connaît à peine. Le *deuto-sulfate* est jaune, acide, extrêmement soluble dans l'eau; cristallise, mais difficilement, en prismes très-courts qui contiennent 12 pour 100 d'eau de cristallisation. Ce sel s'obtient en chauffant du deutoxide d'urane avec de l'acide sulfurique étendu d'eau.

Sulfate d'yttria. Sel blanc, d'une saveur sucrée, soluble dans 40 parties d'eau froide, susceptible de cristalliser; s'obtient en traitant l'yttria par l'acide sulfurique étendu d'eau.

Sulfate de zinc. Sel blanc, d'une saveur âcre et styptique, ordinairement en masses grenues semblables à du sucre, mais susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans terminés par des pointemens à 4 faces; il s'effleurit à l'air, fond facilement dans son eau de cristallisation dont il contient 36 centièmes. Il se couvre souvent de

taches ochreuses qui indiquent qu'il n'est pas pur, et qu'il contient du sulfate de fer. Il est soluble dans 3 parties d'eau froide, et dans une moindre quantité d'eau bouillante. Sa solution rougit la teinture de tournesol ; elle est précipitée par les alcalis qui redissolvent le précipité quand on les ajoute en excès. Ce précipité est d'un blanc-verdâtre quand on emploie le sulfate de zinc du commerce, et entièrement blanc quand on se sert de sulfate de zinc bien pur. Le cyano-ferrure de potassium y détermine un précipité bleu avec le sulfate de zinc du commerce, qui est blanc quand il est pur. Les hydro-sulfures alcalins y forment un dépôt noirâtre, tandis qu'ils en forment un blanchâtre quand on a employé le sel pur. Le chrômate de potasse y forme un précipité orangé; l'infusion alcoolique de noix de galles ne la précipite que lorsqu'elle contient des sulfates étrangers. Le sulfate de zinc est employé en médecine : on peut le préparer en traitant le zinc par l'acide sulfurique étendu d'eau ; c'est le meilleur moyen de l'obtenir pur. Celui que l'ou trouve dans le commerce vient du grillage du sulfure du zinc, et comme ce sulfure contient toujours quelques sulfures étrangers, il en résulte des sulfates qui en altèrent la pureté. On peut le purifier en le faisant bouillir avec de l'oxide de zinc qui décompose les sulfates de fer et de cuivre. Ce sel est formé de 100 d'acide, et de 100,655 de base.

Sulfate de zircône. Blanc, insipide, pulvérulent, très-peu soluble dans l'eau, s'obtient par double décomposition.

Sulfates (hypo-). Les hypo-sulfates exposés à l'action de la chaleur, se transforment en sulfates neutres et en acide sulfureux. Le sulfate se comporte ensuite diversement selon sa nature. Ils n'absorbent pas l'oxigène de l'air, ou ce n'est que dans un temps très-long. Ils sont tous plus ou moins solubles dans l'eau. L'acide sulfurique, versé dans leur solution, prend la place de l'acide hypo-sulfurique, et ce dernier reste dans la liqueur; mais si on le verse sur un hypo-sulfate sans l'intermède de l'eau, son acide même est décomposé, et par conséquent il y a production d'acide sulfureux, et formation de sulfate. Les hypo-sulfates se préparent directement, excepté cependant celui de baryte, et quelques autres que l'on peut obtenir par le procédé que nous avons indiqué à l'article *Acide hypo-sulfurique*. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 9.

Sulfites. Les sulfites se rapprochent beaucoup des sulfates par leurs propriétés; mais comme l'acide sulfurique a beaucoup d'affinité pour les bases, et que, par la même raison, les combinaisons qu'il forme avec elles sont la plupart très-stables, les sulfites devront absorber facilement l'oxigène, et passer à l'état de sulfate. C'est en effet ce qui a lieu, même à la température ordinaire, lorsqu'on les expose au contact de l'air : c'est encore ce qui a lieu quand on les traite par l'acide nitrique. Cet acide leur cède une portion d'oxigène, les fait passer à l'état de sulfate, et produit du deutoxide d'azote. Si on chauffe un sulfite dont la base a beaucoup d'affinité pour l'acide sulfurique, comme l'alcali et la magnésie, ce sulfite abandonnera une portion de soufre et passera à l'état de sulfate avec un excès de base; si c'est un sulfite avec un excès d'acide, il y aura en outre dégagement d'acide sulfureux ; mais si l'oxide a peu d'affinité pour l'acide, ce dernier pourra se dégager, et le métal pourra même se

réduire. Un grand nombre d'acides décompose les sulfites à la température ordinaire, et en dégage l'acide sulfureux. Tous les sulfites, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau. On les obtient par double décomposition; ceux qui sont solubles s'obtiennent directement en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers une solution de potasse, de soude ou d'ammoniaque. On prépare l'acide sulfureux en chauffant dans un matras de l'acide sulfurique affaibli, sur de petits morceaux de bois. On doit éviter d'employer la sciure de bois, parce qu'elle détermine sur-le-champ la formation d'une trop grande quantité d'acide sulfureux qui peut occasioner la rupture des vases. Dans les sulfites, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 2, et à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 4,048. Dans les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 3; en sorte qu'un sulfite peut, en absorbant l'oxigène, passer à l'état de sulfite, sans changer d'état de saturation.

Sulfite d'ammoniaque. Sel incolore, d'une saveur fraîche et piquante, soluble dans son poids d'eau froide, et dans une moindre quantité d'eau bouillante. Sa solution absorbe très-facilement l'oxigène de l'air, et au bout d'un certain temps, ne contient que du sulfate; si au lieu de l'abandonner ainsi à elle-même, on la soumet à l'évaporation, on obtient des cristaux de sulfite qui sont des prismes à 6 pans terminés par des pointemens à 6 faces souvent altérées par des troncatures. Il existe aussi un sulfite acide très-volatil, que l'on obtient en décomposant le sulfite ordinaire par la chaleur.

Sulfite de chaux. Blanc, pulvérulent, insoluble,

absorbe assez facilement l'oxigène de l'air quand on en fait une bouillie avec de l'eau que l'on agite de temps en temps. On l'obtient par double décomposition. Il est employé pour mêler différens sucs que l'on veut conserver.

Sulfite de potasse. Ce sulfite est blanc, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires qui décrépitent quand on les expose à l'action du calorique. Il est aussi très-soluble dans l'eau, puisqu'il se dissout dans son poids d'eau froide. On le prépare directement.

Sulfite de soude. Moins soluble que celui de potasse, cristallise plus facilement en prismes à 4 pans terminés par deux faces culminantes. S'obtient comme le précédent.

Sulfites (hypo-). Ce que l'on sait sur les hypo-sulfites est principalement dû à M. Herschell. Ce sont des sels qui se rapprochent beaucoup des sulfites; cependant ils se décomposent moins facilement : exposés à l'action de la chaleur, tous sont détruits, mais à des températures différentes; ceux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, absorbent le gaz, abandonnent une partie du soufre qu'ils contiennent, et se changent en sulfates; si le sulfate formé est décomposable par la chaleur, il peut en résulter un sulfure ou même un oxide; mais quand le métal a peu d'affinité pour l'oxigène, l'acide hypo-sulfureux se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en soufre qui forme souvent un sulfure avec le métal. Beaucoup d'hypo-sulfites se dissolvent dans l'eau, et peuvent cristalliser par une évaporation ménagée. La plupart des acides décomposent leur solution, dégagent l'acide sulfureux, en précipitent du soufre, et donnent naissance à un nouveau sel qui se précipite avec le sou-

réduire. Un grand nombre d'acides décompose les sulfites à la température ordinaire, et en dégage l'acide sulfureux. Tous les sulfites, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau. On les obtient par double décomposition; ceux qui sont solubles s'obtiennent directement en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers une solution de potasse, de soude ou d'ammoniaque. On prépare l'acide sulfureux en chauffant dans un matras de l'acide sulfurique affaibli, sur de petits morceaux de bois. On doit éviter d'employer la sciure de bois, parce qu'elle détermine sur-le-champ la formation d'une trop grande quantité d'acide sulfureux qui peut occasioner la rupture des vases. Dans les sulfites, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 2, et à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 4,048. Dans les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 3; en sorte qu'un sulfite peut, en absorbant l'oxigène, passer à l'état de sulfite, sans changer d'état de saturation.

Sulfite d'ammoniaque. Sel incolore, d'une saveur fraîche et piquante, soluble dans son poids d'eau froide, et dans une moindre quantité d'eau bouillante. Sa solution absorbe très-facilement l'oxigène de l'air, et au bout d'un certain temps, ne contient que du sulfate; si au lieu de l'abandonner ainsi à elle-même, on la soumet à l'évaporation, on obtient des cristaux de sulfite qui sont des prismes à 6 pans terminés par des pointemens à 6 faces souvent altérées par des troncatures. Il existe aussi un sulfite acide très-volatil, que l'on obtient en décomposant le sulfite ordinaire par la chaleur.

Sulfite de chaux. Blanc, pulvérulent, insoluble,

absorbe assez facilement l'oxigène de l'air quand on en fait une bouillie avec de l'eau que l'on agite de temps en temps. On l'obtient par double décomposition. Il est employé pour mêler différens sucs que l'on veut conserver.

Sulfite de potasse. Ce sulfite est blanc, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires qui décrépitent quand on les expose à l'action du calorique. Il est aussi très-soluble dans l'eau, puisqu'il se dissout dans son poids d'eau froide. On le prépare directement.

Sulfite de soude. Moins soluble que celui de potasse, cristallise plus facilement en prismes à 4 pans terminés par deux faces culminantes. S'obtient comme le précédent.

Sulfites (hypo-). Ce que l'on sait sur les hypo-sulfites est principalement dû à M. Herschell. Ce sont des sels qui se rapprochent beaucoup des sulfites; cependant ils se décomposent moins facilement : exposés à l'action de la chaleur, tous sont détruits, mais à des températures différentes; ceux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, absorbent le gaz, abandonnent une partie du soufre qu'ils contiennent, et se changent en sulfates; si le sulfate formé est décomposable par la chaleur, il peut en résulter un sulfure ou même un oxide; mais quand le métal a peu d'affinité pour l'oxigène, l'acide hypo-sulfureux se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en soufre qui forme souvent un sulfure avec le métal. Beaucoup d'hypo-sulfites se dissolvent dans l'eau, et peuvent cristalliser par une évaporation ménagée. La plupart des acides décomposent leur solution, dégagent l'acide sulfureux, en précipitent du soufre, et donnent naissance à un nouveau sel qui se précipite avec le sou-

fre s'il est insoluble, ou qui reste en dissolution s'il est soluble dans l'eau. Les hypo-sulfites se combinent facilement entre eux, et forment des sels doubles. Il paraît que l'acide hypo-sulfurique peut se combiner en diverses proportions avec les bases salifiables; car il existe des hypo-sulfites dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 2; d'autres dans lesquels ces mêmes corps sont comme de 1 à 1, et d'autres enfin dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide serait à la quantité d'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 à 3. On obtient plusieurs hypo-sulfites en faisant bouillir les sulfites avec du soufre en poudre. On peut en obtenir aussi par double décomposition, ou en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers un hydro-sulfure alcalin.

Sulfites sulfurés. Voy. *Sulfites* (*hypo-*).

Sulfo-cyanures. Voy. *Cyano-sulfures.*

Sulfure. Combinaison du soufre avec les corps combustibles. De toutes les combinaisons que les corps combustibles simples peuvent former entre eux, il n'en est aucune qui joue un plus grand rôle dans la nature que les sulfures. En effet, il en existe un grand nombre à la surface de la terre, et la chimie peut en créer un bien plus grand nombre encore. Il paraît certain qu'un métal, par exemple, peut se combiner avec le soufre en autant de proportions qu'il se combinera avec l'oxigène, et qu'il existera de même des rapports simples entre les différentes quantités de soufre qu'il contiendra, ainsi qu'entre les quantités de soufre qu'il contient et les quantités d'oxigène qu'il contiendrait s'il était à l'oxide. Il existera par conséquent des proto, des deuto et des trito-sulfures, comme il existe des proto, des deuto et des tri-

toxides. M. Berzélius, prenant pour exemple les nombreuses combinaisons du potassium et du soufre en proportions définies, pense qu'il pourrait exister de même une grande quantité de sulfures d'un même corps; mais comme ces corps n'ont pas à beaucoup près autant d'affinité pour le soufre que n'en a le potassium, il en résulte que les sulfures, ou ne peuvent se former, ou se forment réellement, mais se détruisent peu de temps après. C'est ainsi qu'il a obtenu un sulfure de plomb d'un beau rouge de sang, composé de 1 atome de plomb et de 10 atomes de soufre; mais cette combinaison fut bientôt détruite et transformée d'elle-même en sulfure ordinaire et en soufre. Non-seulement les sulfures sont toujours formés en proportions définies, mais ces proportions sont les mêmes que celles qui existent dans les sulfates; ainsi, en ajoutant par un moyen quelconque à un proto-sulfure une quantité d'oxigène suffisante pour acidifier le soufre au maximum, et pour faire passer le métal à l'état de protoxide, il en résultera un sulfate neutre. Les sulfures peuvent encore se combiner entre eux, et former des composés en proportions définies. En sorte que la quantité de soufre de l'un est à la quantité de soufre de l'autre dans un rapport donné; de même que dans un sel, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans un rapport qui est également constant pour tous les sels du même genre, et au même état de saturation. Ces sortes de composés sont très-fréquens dans la nature, et quand il se trouve des circonstances favorables, il arrive souvent qu'ils absorbent de l'oxigène et se transforment en sulfates. Les propriétés physiques des sulfures sont trop différentes pour que nous essayions de les généraliser.

Nous examinerons seulement la manière dont ils se comportent quand on les expose à l'action de la chaleur. On peut presque toujours prévoir ce qui aura lieu dans ce cas, en se rappelant l'affinité du métal pour l'oxigène, et observant en même temps que si le métal a beaucoup d'affinité pour ce corps, il en a également beaucoup pour le soufre, en examinant si le soufre est au minimum ou à son maximum de sulfuration, et connaissant le degré de chaleur auquel ils doivent être soumis. Si l'opération a lieu sans le contact de l'air, il en est, tels que ceux d'arsenic et de mercure, qui se volatiliseront; d'autres comme ceux de potassium, de sodium, n'éprouveront aucune altération; ceux qui seront à l'état de per-sulfures abandonneront une portion du soufre qu'ils contiennent, et passeront à l'état de proto-sulfures, qu'une température élevée ne pourra pas décomposer si le métal a beaucoup d'affinité pour l'oxigène comme le fer, ou bien ils se décomposeront en grande partie si le métal est un de ceux qui, comme l'or, le platine, etc., ont peu de tendance à former des combinaisons. Si on soumet les sulfures à l'action de la chaleur avec le contact de l'air, alors ceux dont les métaux ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène absorberont bientôt ce gaz, et formeront des sulfates. C'est ce qui aura lieu pour la majeure partie des sulfures, mais à des températures différentes pour chacun d'eux. Ainsi les sulfures alcalins pourront se transformer en sulfates à une température très-élevée, parce que ces sulfates sont indécomposables par la chaleur; mais il n'en sera pas de même des autres sulfures. Cette transformation ne pourra avoir lieu qu'à un degré de chaleur inférieur à celui qui est nécessaire pour opérer la décomposition de ces sulfates. Ainsi, si

l'on chauffe lentement et modérément du proto-sulfate de fer, le fer s'oxidera, le soufre passera à l'état d'acide sulfurique, et l'on obtiendra du proto-sulfate de fer; mais si on l'expose de suite à une température élevée, le soufre ne pouvant former de l'acide sulfurique, puisqu'il est décomposé à cette température, se dégagera à l'état d'acide sulfureux, et le métal restera à l'état de tritoxide. Les sulfures dont les métaux ont très-peu d'affinité pour l'oxigène, se comporteront dans l'air comme dans un vase fermé; ils se décomposeront partiellement ou totalement, et le métal sera réduit. Cette décomposition des sulfures dont les métaux sont très-oxidables, et leur transformation en sulfates a souvent lieu naturellement ou artificiellement à la température ordinaire. L'eau favorise beaucoup cette transformation quand elle peut dissoudre le sulfate qui se forme; il est probable qu'il y en a une petite quantité de décomposée, et que son oxigène sert à brûler le soufre et le métal. Comme elle dissout le sulfate, elle agit aussi en mettant à nu la surface du sulfure et facilitant l'accès de l'oxigène. On trouve dans la nature des sulfures de fer qui ont perdu le soufre qu'ils contenaient et dont le métal s'est oxidé. Ce fait est d'autant plus remarquable, que souvent cette décomposition a commencé par le centre des cristaux, et que la croûte extérieure est encore à l'état de sulfure. L'acide nitrique agit sur presque tous les sulfures quand ils sont convenablement divisés; il leur cède de l'oxigène, se transforme en deutoxide, et les change en sulfates. On trouve dans la nature un assez grand nombre de sulfures. Quoique nous ayons beaucoup de peine dans les laboratoires à les obtenir cristallisés, presque tous se trouvent sous cet état dans la nature. Leur forme

dépend presque toujours du système cristallin régulier; c'est-à-dire du cube et de ses dérivés, tant qu'ils conservent l'éclat métallique; mais quand ils ne jouissent pas de cet éclat, leurs formes alors peuvent être très-variées, et s'éloigner plus ou moins du système régulier. Plusieurs de ces sulfures se combinent entre eux, et forment, comme nous l'avons déjà dit, des composés en proportions définies, soumis à des lois analogues à celles qui régissent la composition des sels; en sorte que l'un des sulfures est toujours électro-négatif par rapport à l'autre, et représente l'acide; tandis que l'autre électro-positif représente la base. Presque tous les sulfures peuvent s'obtenir directement, ou bien en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers la solution saline du métal dont on veut obtenir le sulfure. On les obtient encore par d'autres procédés, que nous indiquerons en parlant des sulfures alcalins.

Sulfures alcalins. On donne le nom générique de sulfures alcalins aux combinaisons du soufre avec les métaux des alcalis. Comme ces sulfures présentent des caractères qui leur sont particuliers, nous avons préféré en parler séparément. Depuis la découverte du potassium et du sodium, on sait que l'on peut combiner directement le soufre à ces métaux, et former des sulfures qui jouissent de propriétés particulières. On a cru aussi pendant long-temps que le soufre pouvait se combiner aux oxides de ces métaux, et former des sulfures d'oxides; mais les dernières expériences de M. Berzélius ont démontré que le soufre ne pouvait pas se combiner avec un corps oxidé, et que par conséquent il n'existait pas d'alcalis sulfurés, et que lorsqu'une base salifiable prenait du soufre par la voie sèche, sa réduction s'opérait

en partie, et il se formait un sulfate et un sulfure métalliques. Ainsi en fondant un mélange de soufre et de sous-carbonate de potasse, 1/4 de l'alcali sert à former du sulfate, et les autres 3/4 perdent leur oxigène, et se combinent au soufre de manière à former du sulfure de potassium. Ainsi la préparation connue sous le nom de foie de soufre est un composé de sulfure de potassium et de sulfate de potasse. Le soufre, comme on le voit, peut réduire l'oxide de potassium à une température qui n'est pas excessivement élevée. Mais la réduction a lieu bien plus facilement encore, et le sulfure se forme bien plus facilement aussi en employant l'hydrogène et le carbone comme corps désoxigénans. M. Berzélius est parvenu à obtenir, par ces différens moyens, plusieurs sulfures de potassium en proportions définies. 1° Le *proto-sulfure* (formé de 1 atome de potassium et 2 atomes de soufre), en réduisant le sulfate de potasse par l'hydrogène. 2° Le *bi-sulfure* (formé de 1 atome de potassium et de 4 atomes de soufre), en fondant le carbonate de potasse à la chaleur incandescente, avec une quantité de soufre moindre qu'il ne faut pour le décomposer. 3° Le *tri-sulfure* (formé de 1 atome de potassium et de 6 atomes de soufre), en chauffant lentement le mélange précédent jusqu'à ce qu'il se fonde sans ébullition et sans dégagement de gaz. 4° Le *quadri-sulfure* (formé de 1 atome de potassium et 8 atomes de soufre), en réduisant le sulfate de potasse par le sulfure de carbone. 5° Le *quinti-sulfure* (formé de 1 atome de potassium et de 10 atomes de soufre), en fondant le carbonate de potasse avec un excès de soufre jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. Les métaux mis en contact avec les sulfures alcalins en fusion s'emparent d'une certaine quantité de

soufre, et forment des sulfures. Ils peuvent, s'ils sont en assez grande proportion, ramener les différens sulfures de potassium à l'état de proto-sulfure. Dans ces doubles sulfures, le nombre des atomes du sulfure métallique qui se produit est déterminé par le nombre des atomes de soufre dans le sulfure de potassium.

Les sulfures alcalins, mis en contact avec l'eau, s'y dissolvent sans dégagement de gaz. Selon M. Berzélius, on peut se représenter la nature de ces dissolutions de deux manières différentes, sans pouvoir cependant décider quelle est celle qui approche le plus de la vérité: 1° ou l'eau est décomposée par le soufre lorsque le corps combustible est dissous par l'alcali, ou elle l'est par le radical de l'alcali lorsque le sulfure métallique est traité par l'eau; 2° ou bien le sulfure métallique se dissout dans l'eau sans être altéré, et l'hydrogène sulfuré, que les acides chassent des dissolutions, ne se forme qu'à l'instant où le potassium s'oxide pour s'unir à l'acide. Dans la première de ces hypothèses, la liqueur contient de la potasse et de l'hydrogène sulfuré; mais alors ce dernier corps ne peut plus être considéré comme étant formé de proportions constantes de soufre et d'hydrogène. Il faudra nécessairement admettre des combinaisons de 2 atomes d'hydrogène avec 1, 2, 3, 4 et 5 atomes de soufre, combinaisons qui seront chacune des composés particuliers, mais que ce célèbre chimiste n'a pu obtenir isolés. Il conclut de là que les dénominations d'*hydro-sulfates*, d'*hydro-sulfates sulfurés*, sont bien moins convenables que celles d'*hydro-sulfures*, *hydro-bi-sulfures*, *hydro-tri-sulfures*, *quatri* et *quinti* ou *per-sulfures*. Mais si l'on admet que les sulfures alcalins soient dissous dans l'eau sans se décomposer, il ne devra pas

exister alors une telle série de sulfure d'hydrogène; mais lorsqu'on versera un acide (indécomposable par l'acide hydro-sulfurique) dans une solution de sulfure, l'acide hydro-sulfurique qui se produira sera formé par la présence de cet acide, qui décomposera une portion d'eau par sa tendance à se combiner avec l'oxide formé. Cet effet a lieu tout aussi-bien sur le sulfure sec qu'en employant sa solution; aussi M. Berzélius penche pour cette dernière théorie. Il ne l'adopte cependant pas exclusivement pour le sulfure de potassium, qui est déliquescent; mais il semble l'adopter pour le sulfure de calcium. Il s'appuie sur ce que de l'eau bouillante, versée sur du sulfure de calcium, n'en dissout qu'une très-petite quantité. Ce qui est insoluble ne change ni de couleur ni de composition. Il a conservé pendant plusieurs mois du sulfure de calcium dans un flacon bouché, rempli d'eau, sans que cette substance ait été décomposée; et si cette décomposition devait réellement se faire par l'eau, il lui semble qu'elle aurait dû avoir lieu, quand même l'hydro-sulfure de chaux qui se forme serait peu soluble dans l'eau, d'autant plus que, par exemple, le barium, le calcium, le manganèse, etc., décomposent l'eau, et en dégagent l'hydrogène, quoique l'oxide qui se forme en même temps n'y soit pas soluble. La solution de sulfure de calcium que l'on obtient est incolore. Evaporée dans le vide sur l'acide sulfurique, elle dépose sur les parois du vase des cristaux blancs feuilletés, qui, légèrement chauffés, cèdent leur eau, et passent à l'état de sulfure de calcium, comme un sel avec de l'eau de cristallisation, ou comme des cyanures doubles de fer avec le potassium, la baryte, ou la chaux. Et il lui paraît aussi vraisemblable que le sulfure de calcium se dis-

solve dans l'eau sans éprouver d'altération, et puisse se combiner avec de l'eau de cristallisation, que d'être décomposé par l'eau et changé en hydro-sulfure.

La dissolution d'un sulfure alcalin exposée à l'air en absorbe peu à peu l'oxigène, et passe à l'état d'hypo-sulfite. Mais si le sulfure n'est pas à son plus haut degré de sulfuration, il reste dans la liqueur une quantité de potasse libre d'autant plus grande que le sulfure est moins sulfuré. Les acides, comme nous l'avons déjà vu, détruisent la solution des sulfures alcalins. Si l'on a admis d'abord la décomposition de l'eau et la formation d'un hydro-sulfure, l'acide ne fera que prendre la place de l'acide hydro-sulfurique qui se dégagera. Mais si l'on admet la solution du sulfate, sans la décomposition de l'eau, alors celle-ci sera décomposée par la présence de l'acide, en quantité telle que le potassium (si l'on prend une solution de sulfure de potassium) soit transformé en potasse par son oxigène. Son hydrogène alors se portera sur le soufre, et formera de l'acide hydro-sulfurique qui se dégagera, puisqu'il se trouvera en présence d'un acide qui aura plus d'affinité qu'il n'en a pour la potasse. Ainsi, supposons le proto-sulfure de potassium en solution dans l'eau et en présence d'un acide, il en résultera que ce sulfure, formé de 1 atome de potassium et de 2 atomes de soufre, décomposera une quantité d'eau suffisante pour donner 2 atomes d'oxigène, qui se combineront au potassium pour former de la potasse. Comme l'eau est formée de 1 atome d'oxigène et de 2 atomes d'hydrogène, ces 2 atomes d'oxigène, combinés au potassium pour former la potasse, auront mis en liberté 4 atomes d'hydrogène, qui se combineront aux 2 atomes de soufre du sulfure de potassium pour former l'hydrogène sulfuré qui se dégagera, puisque la potasse se trouvera en présence d'un acide pour lequel elle aura plus d'affinité. Si, au lieu d'employer le proto-sulfure, on emploie le bi-sulfure, le tri, le quadri ou per-sulfure, ces sulfures contenant tous la même quantité de potassium, c'est-à-dire 1 atome, il est évident que la même chose aura lieu; mais comme la quantité d'eau décomposée sera toujours la même, la quantité d'hydrogène sulfuré produite sera aussi la même, et il y aura par conséquent un dépôt de soufre d'autant plus grand que le sulfure sera à un plus haut degré de sulfuration. Quand on prépare les sulfures alcalins par la voie humide, on peut, comme on l'a vu, admettre la réduction de l'alcali et la combinaison du soufre avec son métal, ou bien dire que l'eau est décomposée, et qu'une partie de la base alcaline s'unit à un composé de soufre et d'hydrogène, tandis que l'autre se combine avec l'acide hydro-sulfureux, qui est produit en même temps. La solution dans l'eau du proto-sulfure de potassium est regardée par M. Berzélius comme un sous-hydro-sulfure, qu'il représente par le signe $\ddot{K} + 2\,H^2\,S$ (K est la lettre initiale de *kali*, qui pour lui est le potassium). Lorsqu'on fait digérer cette solution un peu concentrée avec du soufre en poudre, elle le dissout, et l'on obtient par ce moyen du sulfure de potassium à tous les degrés jusqu'à ce que la solution contienne 4 atomes d'hydrogène et 10 atomes de soufre par atome de potasse, ou $\ddot{K} + H^4\,S^{10}$, qui est la même combinaison que celle qui se forme lorsque le sulfure de potassium au maximum, ou quinti-sulfure est dissous dans l'eau. Le même chimiste regarde comme hydro-sulfure neutre, celui qui est formé de $\ddot{K} + 4\,H^1\,S$, ou qui contient une quantité d'hydrogène

sulfuré précisément double à celle contenue dans le sous-hydro-sulfure. Quand on mêle du soufre en poudre à une solution concentrée de cet hydro-sulfure neutre, il en résulte une forte effervescence, même à la température ordinaire; il se dégage du gaz hydrogène sulfuré; le soufre se dissout, et la liqueur prend une couleur orangée. Si l'on continue à ajouter du soufre jusqu'à ce que le dégagement de gaz cesse, on finit par obtenir encore la combinaison qui contient le plus de soufre, ou $\ddot{K} + H^4 S^{10}$; en sorte que 8 atomes de soufre chassent 2 atomes d'hydrogène sulfuré, ou la moitié de l'acide hydro-sulfurique contenu dans le sel. Les hydro-sulfures alcalins ont la propriété de dissoudre un certain nombre de sulfures métalliques; et ce sont ceux des métaux dont les oxides sont électro-négatifs ou peuvent jouer le rôle d'acides, comme les sulfures d'arsenic, de tungstène, de molybdène, d'antimoine, etc.; tous sont solubles dans les hydro-sulfures, et aussi dans les alcalins caustiques. Leur solution dans ces derniers (excepté celui des sulfures d'antimoine et de titane) est précipitée par les acides sans dégagement d'hydrogène sulfuré, comme s'ils n'avaient éprouvé aucune altération en se dissolvant.

Sulfure d'antimoine. — *Proto-sulfure.* D'un gris bleuâtre, brillant, presque toujours cristallisé confusément, et formant des masses plus ou moins volumineuses, faciles à casser, et que l'on peut réduire en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 4, 3. Exposé au feu, il entre en fusion bien plus facilement que l'antimoine, et n'est pas décomposé par une température très-élevée. Si on le chauffe avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxigène, donne lieu à un dégagement d'acide sulfureux et à la formation d'un sous-sulfate d'antimoine; à moins que la température ne soit trop élevée. Le proto-sulfure d'antimoine existe en assez grande quantité dans la nature, dans les filons de divers minerais, et forme aussi à lui seul des filons assez puissans. On le trouve en masses cristallines composées de prismes aciculaires entrelacés, à l'état lamellaire et à l'état compacte. Quelquefois les cristaux sont mieux séparés, mais toujours très-fins, et réunis par la base, de manière à former des groupes, dans lesquels on peut distinguer la forme des cristaux qui dérivent d'un prisme rhomboïdal. Il forme souvent des combinaisons avec d'autres sulfures, particulièrement avec ceux d'argent et de cuivre. Il est composé de 27 de soufre et de 73 d'antimoine, ou de 1 atome d'antimoine et 3 atomes de soufre. On pourrait obtenir ce sulfure directement, mais on préfère le retirer de ses mines. Comme il est très-fusible, rien n'est plus facile que son extraction. On le place, avec sa gangue, sur la sole un peu inclinée du fourneau à réverbère, et à mesure qu'il fond, il abandonne sa gangue, qui est bien moins fusible, et va se rendre dans un bassin de réception. Il est employé pour préparer plusieurs médicamens très-actifs. On l'emploie même aussi en décoctum, mais il est possible dans ce cas qu'il doive son action à une très-petite quantité de sulfure d'arsenic qui lui serait combiné. *Proto-sulfure hydraté.* La plupart des chimistes s'accordent maintenant à regarder le *kermès minéral* comme un proto-sulfure d'antimoine contenant la quantité d'eau qui serait nécessaire pour transformer le métal en oxide, et le soufre en acide hydro-sulfurique. Ainsi quelques chimistes pensent que c'est un hydro-sulfate. C'est une poudre d'un beau rouge insoluble dans

l'eau, se divisant très-facilement dans les huiles grasses, en partie soluble dans les alcalis, et entièrement soluble dans l'acide hydro-chlorique avec dégagement d'acide hydro-sulfurique. Si on analyse l'acide hydro-chlorique affaibli, il se forme une certaine quantité de chlorure d'antimoine, et le sulfure passe à un plus haut degré de sulfuration. On prépare le kermès de deux manières, par la voie sèche et par la voie humide. Pour l'obtenir par la voie sèche, on fond dans un creuset 2 parties de sulfure d'antimoine avec 1 partie de potasse; on coule la masse, on la pulvérise, et on la fait bouillir dans 12 fois son poids d'eau; on passe la liqueur bouillante, et le kermès s'en dépose par le refroidissement. Ce procédé est peu employé, parce que le produit que l'on obtient n'est pas aussi beau que lorsqu'on le prépare par la voie humide. Ce dernier procédé est généralement employé. Il n'est pas indifférent d'employer la potasse ou la soude; ce dernier alcali donne un kermès plus beau, sans que l'on sache pourquoi. On dissout dans l'eau 1 partie de sous-carbonate de soude bien pur, on fait bouillir la solution pour la priver du peu d'air qu'elle pourrait contenir, on y ajoute par portions, et en agitant toujours, du sulfure d'antimoine en poudre fine, jusqu'à ce que l'on en ait employé 2,2/3 parties. On fait bouillir la liqueur pendant une demi-heure, et on la verse bouillante sur un filtre. On la recueille dans des terrines, qu'on laisse refroidir lentement, et le kermès se dépose. On le lave avec de l'eau privée d'air, on le soumet à la presse, on le fait sécher à une douce chaleur, et on le passe au tamis de soie pour séparer un peu de papier qui pourrait y rester. On a donné pendant long-temps une théorie très-simple de cette préparation. On disait que l'eau était

décomposée, que son oxigène s'unissait à l'antimoine, et l'oxidait; tandis que son hydrogène acidifiait le soufre en s'y combinant; l'acide hydro-sulfurique formé s'unissait partie à l'antimoine et partie à la soude, et il en résultait par le refroidissement un précipité de sous-hydro-sulfate d'antimoine, et une solution d'hydro-sulfate de soude antimoniée. Si l'on versait un acide dans cette solution, il s'emparait de la soude, dégageait un excès d'hydrogène sulfuré, et donnait lieu à un précipité d'hydro-sulfate d'antimoine. Mais d'après les expériences de M. Berzélius, cette théorie, quoique très-simple, n'est plus admissible. Le kermès est un proto-sulfure hydraté, et le soufre doré d'antimoine est un deuto-sulfure hydraté. Quoique la théorie exposée par ce célèbre chimiste soit assez compliquée, il n'en est pas moins vrai qu'elle donne l'explication de différens faits inexplicables avec la théorie précédente. D'après lui (1), l'antimoine réduit la potasse à l'état de potassium, qui s'empare du soufre de l'antimoine pour former un proto-sulfure de potassium (KS^2), et 1 atome de ce composé s'unit à 2 atomes de sulfure d'antimoine indécomposé. L'oxide d'antimoine qui s'est formé en réduisant la potasse, se combine en partie avec le sulfure d'antimoine, lorsque la quantité de celui-ci est en excès, et en partie avec la potasse. Cette dernière portion se convertit à une température plus élevée, en acide antimonieux, soit en s'oxidant à l'air, si l'opération a lieu dans un vase ou-

(1) Il faut observer qu'en donnant cette théorie, M. Berzélius suppose que l'on prépare le kermès par la voie sèche, et en employant la potasse au lieu de la soude, ce qui revient au même, puisque les mêmes phénomènes se passent dans l'un et l'autre cas.

vert ; soit en déposant de l'antimoine à l'état métallique, si le vase est fermé. Mis en contact avec l'eau, le sulfure de potassium se dissout avec une petite quantité de sulfure d'antimoine, et il s'en sépare 1 partie sous forme de poudre brune rougeâtre qui reste indissoute, mêlée avec de l'antimoine de potasse et avec du crocus. (mélange d'oxide et de sulfure d'antimoine). Lorsqu'on fait bouillir ce mélange, le sulfure de potassium dissout une plus grande partie de sulfure d'antimoine, mais elle est précipitée par le refroidissement. Pendant cette opération, l'air oxide à la surface du liquide une portion de potassium dont le soufre fait passer une autre portion du sulfure de potassium à un plus haut degré de sulfuration. Alors cette partie de sulfure de potassium laisse échapper le kermès qu'il tenait en dissolution. Si l'on filtre ensuite le liquide, et qu'on le mêle avec un acide, il se précipite à la fois deux sulfures différens; celui qui contient le plus de soufre est redissous par le liquide qui contient encore du sulfure de potassium, et laisse déposer le proto-sulfure d'antimoine ($S\,b\,S^3$), dont la couleur est plus brune; et si l'on filtre le liquide dès que tout le proto-sulfure d'antimoine en est séparé, moment qui est très-difficile à saisir, et qu'ensuite on y ajoute de l'acide, il se forme un précipité d'un plus beau rouge, qui est le deuto-sulfure ($S\,b\,S^4$) ou soufre doré d'antimoine, qui devient orangé par la dessiccation. La formation de ce dernier dépend de deux circonstances: 1° de la réduction de l'acide antimonieux par l'hydrogène sulfuré; 2° de la combinaison du proto-sulfure avec le soufre séparé du potassium que l'air a oxidé. En même temps que ce précipité a lieu, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, parce qu'une portion de l'antimonite de potasse

est restée indissoute dans le liquide, et qu'une portion de l'oxide d'antimoine s'est unie au sulfure d'antimoine pour former du crocus également insoluble; substances qui, si elles étaient restées dans la dissolution, auraient été tout juste suffisantes pour décomposer l'hydrogène sulfuré, ou, ce qui revient au même, pour empêcher sa formation. (Berzélius, Ann. de chimie et de physique, p. 239.)

Sulfure d'ammoniaque hydrogéné. Liquide épais, d'un brun rouge, d'une odeur et d'une saveur très-désagréables. Exposé à l'action du calorique sans le contact de l'air, il donne lieu à du soufre et à un hydro-sulfate sulfuré qui se volatilise. Si on le traite par l'eau, on obtient les mêmes produits. Il peut absorber une assez grande quantité d'hydrogène sulfuré qui lui donne la propriété de se dissoudre dans l'eau. On obtient le sulfure hydrogéné d'ammoniaque en chauffant dans une cornue un mélange de chaux, de soufre et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. Il se forme une liqueur jaunâtre, très-volatile qui va se condenser dans le récipient qu'il est bon de rafraîchir de temps en temps. On recueille ce liquide et on l'agite dans un flacon avec son poids de soufre en poudre; il en dissout une grande partie, se colore, s'épaissit et constitue alors le sulfure hydrogéné d'ammoniaque. Dans cette opération le chlore contenu dans l'hydro-chlorate d'ammoniaque décompose une portion de chaux pour former du chlorure de calcium; l'oxigène de la chaux décomposée se combine avec 1 partie de soufre pour former de l'acide hypo-sulfurique qui s'unit à la portion de chaux non décomposée, tandis que le reste du soufre, l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique, et l'ammoniaque de l'hydro-chlorate s'unissent pour former un hydro-sulfate sulfuré, que l'on sature en l'a-

vert ; soit en déposant de l'antimoine à l'état métallique, si le vase est fermé. Mis en contact avec l'eau, le sulfure de potassium se dissout avec une petite quantité de sulfure d'antimoine, et il s'en sépare 1 partie sous forme de poudre brune rougeâtre qui reste indissoute, mêlée avec de l'antimoine de potasse et avec du crocus. (mélange d'oxide et de sulfure d'antimoine). Lorsqu'on fait bouillir ce mélange, le sulfure de potassium dissout une plus grande partie de sulfure d'antimoine, mais elle est précipitée par le refroidissement. Pendant cette opération, l'air oxide à la surface du liquide une portion de potassium dont le soufre fait passer une autre portion du sulfure de potassium à un plus haut degré de sulfuration. Alors cette partie de sulfure de potassium laisse échapper le kermès qu'il tenait en dissolution. Si l'on filtre ensuite le liquide, et qu'on le mêle avec un acide, il se précipite à la fois deux sulfures différens; celui qui contient le plus de soufre est redissous par le liquide qui contient encore du sulfure de potassium, et laisse déposer le proto-sulfure d'antimoine ($S\,b\,S^3$), dont la couleur est plus brune; et si l'on filtre le liquide dès que tout le proto-sulfure d'antimoine en est séparé, moment qui est très-difficile à saisir, et qu'ensuite on y ajoute de l'acide, il se forme un précipité d'un plus beau rouge, qui est le deuto-sulfure ($S\,b\,S^4$) ou soufre doré d'antimoine, qui devient orangé par la dessiccation. La formation de ce dernier dépend de deux circonstances: 1° de la réduction de l'acide antimonieux par l'hydrogène sulfuré; 2° de la combinaison du proto-sulfure avec le soufre séparé du potassium que l'air a oxidé. En même temps que ce précipité a lieu, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, parce qu'une portion de l'antimonite de potasse

est restée indissoute dans le liquide, et qu'une portion de l'oxide d'antimoine s'est unie au sulfure d'antimoine pour former du crocus également insoluble; substances qui, si elles étaient restées dans la dissolution, auraient été tout juste suffisantes pour décomposer l'hydrogène sulfuré, ou, ce qui revient au même, pour empêcher sa formation. (Berzélius, Ann. de chimie et de physique, p. 239.)

Sulfure d'ammoniaque hydrogéné. Liquide épais, d'un brun rouge, d'une odeur et d'une saveur très-désagréables. Exposé à l'action du calorique sans le contact de l'air, il donne lieu à du soufre et à un hydro-sulfate sulfuré qui se volatilise. Si on le traite par l'eau, on obtient les mêmes produits. Il peut absorber une assez grande quantité d'hydrogène sulfuré qui lui donne la propriété de se dissoudre dans l'eau. On obtient le sulfure hydrogéné d'ammoniaque en chauffant dans une cornue un mélange de chaux, de soufre et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. Il se forme une liqueur jaunâtre, très-volatile qui va se condenser dans le récipient qu'il est bon de rafraîchir de temps en temps. On recueille ce liquide et on l'agite dans un flacon avec son poids de soufre en poudre; il en dissout une grande partie, se colore, s'épaissit et constitue alors le sulfure hydrogéné d'ammoniaque. Dans cette opération le chlore contenu dans l'hydro-chlorate d'ammoniaque décompose une portion de chaux pour former du chlorure de calcium; l'oxigène de la chaux décomposée se combine avec 1 partie de soufre pour former de l'acide hypo-sulfurique qui s'unit à la portion de chaux non décomposée, tandis que le reste du soufre, l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique, et l'ammoniaque de l'hydro-chlorate s'unissent pour former un hydro-sulfate sulfuré, que l'on sature en l'a-

gitant avec un excès de soufre. C'est cet hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque qui contient toujours un excès de base que l'on nommait autrefois *liqueur fumante de Boyle*, parce que c'est un liquide qui répand dans l'air des vapeurs blanches très-épaisses.

Sulfure d'argent. Solide, noir ou d'un violet très-foncé, plus fusible que l'argent, se laisse couper au couteau, susceptible de cristalliser en petites aiguilles. On l'obtient en chauffant dans un creuset des lames d'argent très-minces avec du soufre. La combinaison s'opère peu de temps après la fusion. On trouve le sulfure d'argent dans la nature. Il est compact, brillant, d'un gris de plomb, facile à couper, ductile, cristallisé en cubes, en octaèdres, en cubo-octaèdres. On l'observe aussi en dendrites et en filamens capillaires. Sa pesanteur spécifique est de 7. Il est formé de 13 de soufre et de 87 d'argent, ou de 1 atome d'argent et 2 atomes de soufre. Il forme une combinaison avec le sulfure d'arsenic, une autre avec le sulfure d'antimoine qui est connue sous le nom d'*argent rouge*, et dont les cristaux, diversement modifiés, dérivent d'un rhomboïde obtus. Il est formé de 32 de sulfure d'antimoine et de 68 de sulfure d'argent, ou de 2 atomes de sulfure d'antimoine et 3 atomes de sulfure d'argent. Les taches noires que l'on observe sur l'argent quand on le met en contact avec des matières qui contiennent du soufre, sont aussi un sulfure.

Sulfure d'arsenic. L'arsenic se combine facilement avec le soufre; et en chauffant convenablement des quantités diverses de soufre et de métal, on obtient un grand nombre de sulfures. Il est probable cependant que ces sulfures ne sont que des mélanges de proto et de deuto-sulfure en proportions très-différentes. Le sulfure d'arsenic

artificiel s'obtient en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans une solution de deutoxide de ce métal; il se précipite en flocons jaunes. On peut aussi l'obtenir par sublimation, puisque les deux corps qui le composent sont volatils. Il correspond évidemment au deutoxide d'arsenic, c'est par conséquent un deuto-sulfure. Il existe dans la nature. On le connaît sous le nom d'*orpiment*. Il est jaune, non métalloïde, mais cependant brillant, lamelleux, flexible. On le trouve rarement cristallisé, mais presque toujours en masses lamellaires qui se divisent parallèlement à l'axe d'un prisme rhomboïdal oblique, qui est sa forme primitive. Cet état lamellaire sert même à le distinguer de l'orpiment artificiel, qui est toujours compacte. L'un et l'autre sont formés de 39 de soufre et 61 d'arsenic, ou de 1 atome d'arsenic et 3 atomes de soufre. Le *proto-sulfure* ou *réalgar*, peut également s'obtenir artificiellement, soit en combinant des quantités convenables de soufre et d'arsenic, soit en chauffant pendant quelque temps l'orpiment ou deuto-sulfure. Tel qu'il existe dans la nature, c'est une substance rouge, sans éclat métallique, compacte, ou quelquefois en cristaux plus ou moins bien déterminés, qui dérivent aussi d'un prisme rhomboïdal oblique. Sa pesanteur spécifique est de 3, 3. Il est formé de 30 de soufre et de 70 d'arsenic, ou de 1 atome d'arsenic et 2 atomes de soufre. Les sulfures d'arsenic étant insolubles dans l'eau, sont bien moins vénéneux que les composés solubles de ce métal. Du reste, on les reconnaît facilement à l'odeur alliacée qu'ils répandent sur les charbons ardens; et en les chauffant avec un excès de savon dans un petit tube de verre, on obtient un culot d'arsenic.

Sulfure de barium. D'un blanc grisâtre, formant des masses cristallines faciles à égrener, soluble dans l'eau, et donnant une solution incolore dont l'acide hydro-chlorique dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré sans donner lieu à un dépôt de soufre. Il est très-peu altérable à l'air, même en élevant la température. On ne parvient à le brûler qu'en le chauffant avec du nitrate de potasse. Il en résulte du sulfate de baryte. Le chlorate de potasse ne produit pas le même effet. On obtient le sulfate de barium en exposant le sulfate de baryte et le charbon à une température très-élevée. (Voy. *Sulfures alcalins.*)

Sulfure de bismuth. D'un gris jaunâtre ou bleuâtre, susceptible de cristalliser en aiguilles qui se croisent et forment des masses qui ont l'aspect du sulfure d'antimoine. Il est très-cassant, moins fusible que le bismuth, absorbe facilement l'oxigène à l'aide de la chaleur, en donnant de l'acide sulfureux et un sulfate, à moins que la température ne soit trop élevée. On l'obtient en fondant le soufre avec le bismuth. Il paraît qu'il est assez difficile de l'obtenir pur par ce moyen, car les différentes analyses qui en ont été faites sont bien loin de s'accorder. Il existe dans la nature, mais en petites quantités. Il est jaunâtre, offre l'éclat métallique, cristallise en prismes rhomboïdaux aciculaires. Sa pesanteur spécifique est de 6. Il est formé de 18 de bismuth et de 82 de soufre, ou de 1 atome de métal et de 2 atomes de soufre.

Sulfure de cadmium. Selon M. Stromeyer, le sulfure de cadmium est d'une belle couleur orangée, fusible seulement au rouge blanc, et susceptible de cristalliser par un refroidissement ménagé, en lames micacées transparentes, d'un très-beau jaune. Exposé à l'action de la chaleur, il devient brun, ensuite cramoisi, et reprend

sa teinte naturelle à mesure qu'il refroidit. On pourrait l'obtenir en chauffant un mélange de soufre et de cadmium; mais on se le procure plus facilement en précipitant un sel de ce métal, par l'acide hydro-sulfurique, ou en réduisant l'oxide de cadmium par le soufre. Il est formé de 100 de cadmium et de 28, 172 de soufre.

Sulfure de calcium. Blanc opaque infusible, se dissout dans l'eau en petite quantité, et finit par se transformer en sulfate de chaux quand on l'abandonne pendant très-long-temps dans une atmosphère humide. On l'obtient comme le sulfate de baryte, en traitant le sulfate de chaux par du carbone, à une température très-élevée.

Sulfure de carbone. Voy. *Carbure de soufre.*

Sulfure de cérium. Ce sulfure est à peine connu; on sait seulement que le sulfure hydrogéné d'ammoniaque précipite les dissolutions de cérium en brun, que le précipité passe au vert foncé à mesure que l'on ajoute du corps précipitant, et qu'il est d'un vert clair quand il est sec. En le chauffant avec le contact de l'air, il brûle en donnant lieu à de l'acide sulfureux, et donne de l'oxide de cérium pour résidu.

Sulfure de chlore. Voy. *Chlorure de soufre.*

Sulfure de chrôme. On sait qu'il existe, et qu'on l'obtient en chauffant un mélange de soufre et de chlorure de chrôme.

Sulfure de cobalt. Il paraît que l'on peut obtenir ce sulfure en chauffant un mélange de soufre et d'oxide de cobalt; mais on l'obtient plus facilement par l'intermède de la potasse. Il se forme alors un sulfure double, d'un blanc jaunâtre, qui tend à cristalliser, et que la chaleur ne décompose que difficilement.

Sulfure de columbium. Comme le soufre paraît se combiner à tous les métaux, il est probable que le sulfate de columbium peut exister, mais il n'est pas connu.

Sulfure de cuivre. — *Proto-sulfure.* Solide, cassant, noir ou d'un gris foncé, beaucoup plus fusible que le cuivre; absorbe facilement l'oxigène de l'air à l'aide de la chaleur, et donne lieu à des produits différens, selon le degré de température. On l'obtient en combinant directement le soufre au cuivre par la fusion. Il y a ordinairement inflammation lorsque la combinaison a lieu. Cette inflammation est plus intense quand on cherche à combiner 8 parties de métal avec 3 parties de soufre. Le sulfure de cuivre existe dans la nature, et se présente en morceaux d'un gris d'acier, ayant assez d'analogie avec celui que l'on obtient artificiellement. Sa pesanteur spécifique est d'environ 5; quelquefois il se rencontre cristallisé, et ses cristaux dérivent d'un prisme hexaèdre régulier. Il en existe une variété qui ressemble à de petits épis comprimés. Il est composé de 20 de soufre et 80 de cuivre, ou de 1 atome de chacun des composans. On l'a trouvé en combinaison avec les sulfures d'antimoine, d'argent, de bismuth, d'étain, et particulièrement avec le sulfure de fer. C'est cette dernière combinaison que l'on connaît sous les noms de *pyrite de cuivre* ou *cuivre pyriteux*. Il est en masses plus ou moins volumineuses, d'un jaune d'or, offrant souvent des reflets irisés. Ses cristaux, qui sont beaucoup plus rares que ceux de la pyrite de fer, dérivent d'un tétraèdre très-voisin du tetraèdre régulier. Cette substance, ainsi que le cuivre gris, qui paraît être un mélange de cette pyrite, avec quelques autres sulfures, et dont les cristaux dérivent du tétraèdre régulier, sont exploitées comme deux des principaux minerais de cuivre. La dernière contient souvent de l'argent probablement aussi à l'état de sulfure. *Deuto-sulfure.* Le deuto-sulfure de cuivre est peu connu, mais on peut se le procurer facilement en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans la solution d'un deuto-sel de cuivre.

Sulfure d'étain. Le soufre se combine en deux proportions avec l'étain. Le *proto-sulfure* est d'un gris de plomb, d'un aspect métalloïde, et susceptible de cristalliser en lames brillantes. Il est moins fusible que l'étain, absorbe l'oxigène à l'aide de la chaleur, en donnant lieu à de l'acide sulfureux et à un sulfate, qu'une température plus élevée décompose. L'acide hydro-chlorique concentré le transforme en oxide d'étain et en acide hydro-sulfurique. On l'obtient en chauffant convenablement un mélange de 2 parties de soufre et de 3 parties d'étain. Il est formé de 100 d'étain et de 27, 234 de soufre. Il existe en petite quantité dans la nature, et toujours combiné à du cuivre pyriteux. Le *deuto-sulfure* est sous forme de légères écailles qui adhèrent facilement aux autres corps, d'une couleur dorée. Si on l'expose à l'action du calorique, il abandonne une portion de soufre et se change en proto-sulfure. L'acide nitrique et l'acide hydro-chlorique sont sans action sur lui; mais un mélange de ces deux acides finit par le dissoude. Une forte solution de potasse le dissout aussi à l'aide de la chaleur, et donne une dissolution verte dont les acides précipitent une poudre jaune, qui paraît être du sulfure d'étain. Le deuto-sulfure d'étain est employé pour bronzer et pour frotter les coussins des machines électriques. On lui donnait autrefois les noms d'*or massif*, *or mosaïque*, *or de Judée*, etc. On l'obtient généralement

en chauffant pendant long-temps dans un creuset un mélange d'étain, de soufre, de mercure et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. On fait un alliage avec 2 parties d'étain et 1 partie de mercure; on le pulvérise, on le mêle à 1 partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque et à 1 1/2 partie de soufre, et on l'expose à une douce chaleur jusqu'à ce que la combinaison se soit opérée, ce qui demande trois à quatre heures. Le deuto-sulfure d'étain est formé de 100 de métal et de 52, 3 de soufre.

Sulfure de fer. On obtient facilement un sulfure de fer noir, cassant, sans éclat métallique, en chauffant diverses proportions de soufre et de limaille de fer; ce sulfure est bien plus fusible que le fer, et se décompose très-facilement par les acides; sa cohésion étant bien moins considérable que celle des sulfures naturels, il en résulte un sel de protoxide de fer et un dégagement considérable d'acide hydro-sulfurique. C'est même ordinairement ce sulfure que l'on choisit pour se procurer cet acide. Les proportions de soufre et de fer de ce sulfure varient singulièrement, et il est bien probable que ce ne sont que des mélanges de deux sulfures à proportions constantes. Les minéralogistes admettent trois espèces de sulfures de fer, les chimistes n'en admettent que deux, fondés sur la proportion de leurs principes constituans. Le *proto-sulfure*, ou fer sulfuré magnétique, est d'un jaune brun souvent rougeâtre; sa cassure est raboteuse, et il est altérable à l'aimant. Ses cristaux sont souvent des tables hexagonales, qui paraissent se rapporter à un prisme rhomboïdal divisible par la petite diagonale. Il paraît appartenir aux terrains primitifs. Il est composé de 37 de soufre et de 63 de fer, ou de 1 atome de fer et 2 atomes de soufre; mais il est presque toujours mêlé à une certaine quantité de per-sulfure. Le *per-sulfure*, connu sous les noms de *marcassite*, *pyrite martiale*, est d'un jaune de bronze ou de laiton, doué de l'éclat métallique. Il étincelle sous le choc du briquet, et répand une odeur sulfureuse, qui est plus forte encore en l'exposant sur les charbons incandescens. Exposé à l'action du chalumeau, il se convertit en un globule altérable à l'aimant. Sa pesanteur spécifique est de 4 à 4,7. Il peut recevoir un assez beau poli. Sa forme primitive peut être le cube ou l'octaèdre, et ses formes dominantes les plus communes sont le cube lui-même, le cube allongé, le cube octaèdre et le dodécaèdre pentagonal non régulier. On observe aussi quelquefois l'icosaèdre et l'octaèdre. Ces pyrites contiennent souvent diverses substances, comme de l'arsenic, de l'argent, de l'or, etc. Celles qui contiennent ce dernier métal ont ordinairement les faces des cristaux striées. Il en existe une variété dont les minéralogistes font une espèce qui diffère par sa cristallisation; elle dérive d'un prisme droit rhomboïdal par sa couleur plus pâle, qui passe même quelquefois au gris d'acier. Il n'est pas non plus altérable à l'aimant, et ses variétés de formes sont également nombreuses. Cette variété passe plus facilement que l'autre à l'état de sulfate, et ce changement, qui s'opère souvent dans la nature, s'observe même dans les collections, si l'on n'a pas soin de préserver ces échantillons du contact de l'air. Il est très-remarquable que ce changement commence par le centre, et gagne peu à peu les parties extérieures. C'est principalement cette variété que l'on emploie pour obtenir le sulfate de fer. Elle est assez commune dans les argiles, dans les couches de lignites. L'autre variété est une des substances minérales les plus répandues. Elle se

trouve dans les terrains primitifs comme dans les formations les plus modernes, c'est souvent la seule substance métallique que l'on trouve dans les filons de quartz. Enfin elle est tellement commune, que l'on ne peut guère citer parmi les substances en grandes masses que le silex carié et le sulfate de chaux dans lesquels on ne l'ait pas rencontré. Elle est beaucoup plus rare dans les terrains volcaniques. L'une et l'autre variété sont formées de 54 de soufre et 46 de fer, ou de 1 atome de fer et 4 atomes de soufre. Tous les échantillons que l'on soumet à l'analyse ne donnent cependant pas toujours cette proportion, mais ils peuvent contenir un peu de proto-sulfure, à l'état de mélange.

Sulfure d'iode. En chauffant légèrement un mélange de soufre et d'iode, on obtient une masse rayonnée, brillante, qui ressemble au sulfure d'antimoine, et qui se décompose très-facilement. C'est le sulfure d'iode.

Sulfure d'iridium. On obtient le sulfure d'iridium en chauffant fortement un mélange de soufre et d'hydro-chlorate d'ammoniaque et d'iridium. On obtient un sulfure que la chaleur décompose facilement avec le contact de l'air. Il est formé, selon M. Vauquelin, de 100 de métal, et de 33,33 de soufre.

Sulfure de manganèse. Noir, pulvérulent, beaucoup plus fusible que le manganèse. Une chaleur rouge ne le décompose pas à l'abri du contact de l'air ; mais avec ce contact, il absorbe l'oxigène à cette température, et se convertit en sulfate en dégageant de l'acide sulfureux. On se le procure en chauffaut fortement un mélange de charbon et de sulfate de manganèse. On ne l'a encore trouvé dans la nature qu'en petites masses non cristallisées, ou en pellicules noirâtres, accompagnant le carbonate de manganèse et le tellure. Celui que l'on obtient artificiellement est formé de 100 de manganèse, et de 56,32 de soufre.

Sulfure de mercure. Lorsque l'on fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution mercurielle, il se forme un sulfure qui se précipite soit en employant un proto-sel, soit en employant un deuto-sel; mais le précipité obtenu dans la solution de proto-sel, étant suffisamment comprimé, laisse échapper des globules de mercure, ce qui n'a pas lieu avec le précipité obtenu dans la solution de deuto-sel. M. Guibourt, à qui l'on doit ces expériences, s'appuyant aussi sur ce que le deuto-sulfure ainsi obtenu, peut, par sa sublimation, être transformé en sulfure rouge, sans perdre de ses principes constituans, pense qu'il n'y a qu'un seul sulfure de mercure, et que celui que l'on regarde comme proto-sulfure, est un mélange de sulfure rouge et de mercure métal. Il est probable cependant que, puisqu'il existe 2 oxides de mercure, il existe aussi 2 sulfures ; mais il est très-possible que, de même que le protoxide, le proto-sulfure soit facilement décomposé. Le *proto-sulfure* est noir ; on le connait sous le nom d'*Éthiops minéral*, *Éthiops mercuriel*. On peut le préparer, comme nous l'avons déjà dit, en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans une solution de proto-nitrate de mercure; mais généralement on l'obtient en triturant, dans un mortier de porcelaine, un mélange de soufre et de mercure, jusqu'à ce que ce mélange soit devenu d'un vert-noirâtre; alors on le met dans un bocal où la combinaison se finit d'elle-même; et à mesure que les petites globules de mercure disparaissent, le sulfure devient de plus en plus noir ; on le prépare encore avec

le soufre en fusion dans lequel on fait couler le mercure à travers une peau de chamois, en agitant continuellement; quand il est préparé de cette manière, il a toujours une teinte violette. Précipité par l'acide hydro-sulfurique, il est formé de 100 de métal, et de 8,2 de soufre, ou de 1 atome de chaque composant. Il est employé en médecine. Le *deuto-sulfure* est d'un rouge plus ou moins violet quand il est en masse, d'un beau rouge écarlate quand il est pulvérisé: il est insipide, inaltérable à l'air, insoluble dans l'acide hydro-chlorique. Chauffé suffisamment, il s'enflamme et brûle avec une flamme bleue, en donnant lieu à de l'acide sulfureux et à la revivification du mercure. Si on le réduit en vapeur, et qu'on le fasse passer à travers un tube de porcelaine incandescent, il se produit une détonation. La plupart des métaux le décomposent; il en est de même de la chaux; c'est sur cette propriété qu'est fondée l'extraction du mercure. Le deuto-sulfure, précipité par l'acide hydro-sulfurique d'une solution de deuto-nitrate, est formé de 100 de mercure, et de 16,4 de soufre, ou de 1 atome de mercure et 2 atomes de soufre. Des divers procédés employés pour préparer le sulfure rouge de mercure qui est connu sous les noms de *cinabre*, *vermillon*, celui de M. Kirchoff paraît être celui qui donne le plus beau produit. Il consiste à triturer ensemble dans une capsule de porcelaine avec un pilon de même nature, 300 parties de mercure, et 68 parties de soufre, le tout humecté de quelques gouttes de solution de potasse; au bout de quelque temps, l'éthiops minéral est formé; on y ajoute alors 160 parties de potasse dissoute dans une égale quantité d'eau; on expose le vaisseau qui contient le mélange à la flamme d'une bougie, et en le chauffant ainsi, on triture tou-

jours sans interruption; à mesure que l'évaporation du liquide a lieu, on ajoute de temps en temps de l'eau pure, de manière que le mélange soit constamment recouvert du liquide, à la hauteur d'environ 25 millimètres; après avoir trituré pendant deux heures, et ordinairement quand une grande partie du liquide est évaporée, la couleur noire du mélange commence à devenir brune, et passe alors très-rapidement au rouge; alors il ne faut plus ajouter d'eau, mais continuer la trituration. Lorsque la masse a acquis la consistance d'une gelée, la couleur rouge devient de plus en plus brillante, et très-promptement: lorsque cette couleur est la plus belle possible, il faut aussitôt retirer la capsule de dessus la flamme, ou le rouge passerait au brun-sale en très-peu de temps. Le deuto-sulfure de mercure existe en assez grande quantité dans la nature, puisque c'est principalement de ce minerai que l'on extrait le métal: il est tantôt compacte ou terreux, tantôt fibreux, et offre même quelquefois des cristaux rhomboïdiques qui se rapportent au prisme hexaèdre régulier; sa pesanteur spécifique est de 7. Il paraît que celle du sulfure artificiel est plus considérable. Le cinabre naturel se rencontre ordinairement dans les terrains secondaires les plus voisins des terrains de transition; on le trouve souvent dans le terrain de grès rouge. Il est fréquemment accompagné de schistes argileux bituminifères, et quelquefois il imprègne ces schistes de manière à devenir invisible.

Sulfure de molybdène. Gris métalloïde, plus fusible que le molybdène, absorbe l'oxigène de l'air à l'aide de la chaleur, et se transforme en acides sulfureux et molybdique qui se volatilisent. On l'obtient en chauffant 1 partie d'acide molybdique avec 5 parties de

soufre. On le trouve dans la nature en masses onctueuses ressemblant un peu à la plombagine. Ces masses offrent souvent une structure feuilletée, et les feuillets sont un peu flexibles; on le trouve aussi en paillettes disséminées dans certaines roches; très-rarement on le trouve cristallisé, et c'est toujours en prismes hexaèdres. Sa pesanteur spécifique est de 4,6. Il est formé de 40 de soufre et 60 de métal, ou de 1 atome de métal, et de 2 atomes de soufre.

Sulfure de nickel. D'un blanc-jaunâtre, décomposable par la chaleur avec le contact de l'air, en produisant de l'acide sulfureux et un sulfate qu'une température plus élevée décompose. Il n'est pas attirable à l'aimant. On l'obtient en chauffant un mélange de soufre et de nickel.

Sulfure d'or. Le sulfure d'or est peu connu : cependant en versant la solution d'un sulfure alcalin dans une solution d'or, on obtient un précipité noir qui paraît être un sulfure. On obtient aussi un précipité analogue en faisant chauffer un mélange de 3 parties de potasse, 3 parties de soufre, et 1 partie d'or, et précipitant par un acide. Le précipité est formé de 100 de métal, et de 24,39 de soufre. (Oberkampf, Opusc., 1er vol., p. 2.)

Sulfure de palladium. Le palladium s'unit assez facilement au soufre. Si, lorsqu'il est fortement chauffé, on y ajoute du soufre, le mélange entre aussitôt en fusion, et le sulfure reste liquide jusqu'au rouge obscur. Il est plus pâle que le métal pur, et extrêmement cassant. Par la chaleur, et même en le laissant long-temps exposé à l'air, le soufre se dissipe, et le métal reste pur. Il est formé, selon M. Vauquelin, de 100 de métal, et de 24 de soufre.

Sulfure de phosphore. Voy. *Phosphure de soufre.*

Sulfure de platine. Il paraît que le soufre peut se combiner en trois proportions avec le platine : quelques chimistes cependant n'admettent que deux sulfures. Le *proto-sulfure* est d'un gris-bleuâtre, d'un aspect terreux; frotté sur le papier, il y laisse cependant une tache métallique. Il est inodore, insipide, rude au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 6,2 : il ne conduit pas l'électricité. Il est décomposé à l'aide de la chaleur par la limaille de zinc. On l'obtient en chauffant dans un tube de verre privé d'air, un mélange de parties égales de soufre et de platine, et en chauffant, vers la fin de l'opération jusqu'à une température voisine de la chaleur rouge, afin de chasser du mélange tout ce qui est volatil. Selon M. E. Davy, ce sulfure est formé de 100 de métal, et de 19,04 de soufre. Le *deuto-sulfure* de platine se produit lorsqu'après avoir précipité par l'acide hydrosulfurique, le platine de sa dissolution, on chauffe le précipité en vaisseaux clos. Il est pulvérulent, assez léger relativement au platine; insipide, d'un noir-bleuâtre; tachant les doigts et le papier comme la plombagine. Il est formé de 100 de métal, et de 28,21 de soufre. Le *per-sulfure* de platine s'obtient en chauffant dans une cornue de verre sur le mercure, un mélange de 3 parties d'hydro-chlorate-ammoniaco-de-platine, et de 2 parties de soufre; il faut chauffer graduellement le mélange jusqu'au rouge, et le maintenir à cette température jusqu'à ce que tout ce qui est volatil se soit dégagé. Ce sulfure est d'un gris de fer foncé : lorsqu'il est en masse, il a un léger éclat métallique; il est doux au toucher et tache le papier comme la plombagine. Sa pesanteur spécifique est de 3,5 : il ne conduit pas le fluide électrique,

soufre. On le trouve dans la nature en masses onctueuses ressemblant un peu à la plombagine. Ces masses offrent souvent une structure feuilletée, et les feuillets sont un peu flexibles; on le trouve aussi en paillettes disséminées dans certaines roches; très-rarement on le trouve cristallisé, et c'est toujours en prismes hexaèdres. Sa pesanteur spécifique est de 4,6. Il est formé de 40 de soufre et 60 de métal, ou de 1 atome de métal, et de 2 atomes de soufre.

Sulfure de nickel. D'un blanc-jaunâtre, décomposable par la chaleur avec le contact de l'air, en produisant de l'acide sulfureux et un sulfate qu'une température plus élevée décompose. Il n'est pas attirable à l'aimant. On l'obtient en chauffant un mélange de soufre et de nickel.

Sulfure d'or. Le sulfure d'or est peu connu : cependant en versant la solution d'un sulfure alcalin dans une solution d'or, on obtient un précipité noir qui paraît être un sulfure. On obtient aussi un précipité analogue en faisant chauffer un mélange de 3 parties de potasse, 3 parties de soufre, et 1 partie d'or, et précipitant par un acide. Le précipité est formé de 100 de métal, et de 24,39 de soufre. (Oberkampf, Opusc., 1er vol., p. 2.)

Sulfure de palladium. Le palladium s'unit assez facilement au soufre. Si, lorsqu'il est fortement chauffé, on y ajoute du soufre, le mélange entre aussitôt en fusion, et le sulfure reste liquide jusqu'au rouge obscur. Il est plus pâle que le métal pur, et extrêmement cassant. Par la chaleur, et même en le laissant long-temps exposé à l'air, le soufre se dissipe, et le métal reste pur. Il est formé, selon M. Vauquelin, de 100 de métal, et de 24 de soufre.

Sulfure de phosphore. Voy. *Phosphure de soufre.*

Sulfure de platine. Il paraît que le soufre peut se combiner en trois proportions avec le platine : quelques chimistes cependant n'admettent que deux sulfures. Le *proto-sulfure* est d'un gris-bleuâtre, d'un aspect terreux; frotté sur le papier, il y laisse cependant une tache métallique. Il est inodore, insipide, rude au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 6,2 : il ne conduit pas l'électricité. Il est décomposé à l'aide de la chaleur par la limaille de zinc. On l'obtient en chauffant dans un tube de verre privé d'air, un mélange de parties égales de soufre et de platine, et en chauffant, vers la fin de l'opération jusqu'à une température voisine de la chaleur rouge, afin de chasser du mélange tout ce qui est volatil. Selon M. E. Davy, ce sulfure est formé de 100 de métal, et de 19,04 de soufre. Le *deuto-sulfure* de platine se produit lorsqu'après avoir précipité par l'acide hydrosulfurique, le platine de sa dissolution, on chauffe le précipité en vaisseaux clos. Il est pulvérulent, assez léger relativement au platine; insipide, d'un noir-bleuâtre; tachant les doigts et le papier comme la plombagine. Il est formé de 100 de métal, et de 28,21 de soufre. Le *per-sulfure* de platine s'obtient en chauffant dans une cornue de verre sur le mercure, un mélange de 3 parties d'hydro-chlorate-ammoniaco-de-platine, et de 2 parties de soufre; il faut chauffer graduellement le mélange jusqu'au rouge, et le maintenir à cette température jusqu'à ce que tout ce qui est volatil se soit dégagé. Ce sulfure est d'un gris de fer foncé : lorsqu'il est en masse, il a un léger éclat métallique; il est doux au toucher et tache le papier comme la plombagine. Sa pesanteur spécifique est de 3,5 : il ne conduit pas le fluide électrique,

et soutient, sans se fondre, une température très-élevée. Si on le chauffe avec de la limaille de zinc, il y a combustion et formation de sulfure de ce métal : chauffé jusqu'au rouge avec le contact de l'air, le soufre se sépare, et le platine reste pur. Il est formé, selon M. E. Davy, de 100 de métal, et de 38,8 de soufre. (Thomson.)

Sulfure de plomb. On peut obtenir le proto-sulfure de plomb en fondant dans un creuset un mélange de plomb et de soufre. La combinaison a lieu avec dégagement de calorique et de lumière; il en résulte un sulfure cassant, brillant, d'un gris-bleu foncé, et beaucoup moins fusible que le plomb. Exposé a une température très-élevée avec le contact de l'air, il se décompose en donnant lieu à de l'acide sulfureux, à du plomb et à un sous-sulfate dont une portion se volatilise. Il est formé de 100 de métal, et de 15,54 de soufre. Le sulfure de plomb existe en grande quantité dans la nature, en masses d'un gris de plomb, métalloïdes, faciles à casser, et se divisant parallèlement aux faces du cube qui est sa forme primitive. On en trouve cependant quelquefois de cristallisé en octaèdre, en cubo-octaèdre. On a trouvé des octaèdres tronqués sur leurs angles, et d'autres portant sur chacun de ses angles un pointement à 4 faces, ce qui donnait 24 faces qui n'étaient cependant pas celles du trapézoïde. Enfin on en rencontre en masses tout-à-fait compactes, ou seulement granuleuses. Ce sulfure contient fréquemment des sulfures d'antimoine, de bismuth, et surtout d'argent. Celui qui contient la plus grande quantité de ce dernier métal est presque toujours celui qui est cristallisé le plus confusément, ou qui n'offre que de très-petites faces cristallines. Les mineurs désignent cette variété sous le nom de *galène à*

petites facettes. Le sulfure de plomb naturel est formé de 13 de soufre, et 87 de métal, ou 1 atome de plomb, et 2 atomes de soufre. C'est le seul minerai exploité pour en retirer le plomb. Selon M. Thomson, il existe dans la nature un autre sulfure de plomb, d'une couleur plus claire, plus brillant, qui brûle avec une flamme bleue quand on l'expose à la flamme d'une bougie, ou quand on le projette sur des charbons ardens, et qui contient au moins 25 de soufre sur 100 de métal : ce serait alors un deuto-sulfure.

Sulfure de potassium. Le proto-sulfure s'obtient en chauffant fortement le sulfate de potasse dans un creuset brasqué : tout l'oxigène contenu dans ce sel se dégage en combinaison avec le carbone, et il reste un sulfure mamelonné cristallin, couleur de chair, translucide, peu altérable, et qui se dissout dans l'eau avec dégagement de calorique. Ce sulfure, qu'il est assez difficile de brûler lorsqu'il est pur, s'enflamme, pour ainsi dire de lui-même, lorsqu'il contient du charbon très-divisé : ainsi, si on fait un mélange de noir de fumée et de sulfate de potasse, et qu'on chauffe fortement, comme précédemment, pour obtenir un sulfure; on obtient un composé qui devient incandescent aussitôt qu'on l'humecte. Il existe plusieurs autres sulfures de potassium, comme nous l'avons dit en parlant des sulfures alcalins. On peut très-facilement combiner directement le potassium avec le soufre; mais il est rare, dans ce cas, d'obtenir un sulfure dont les proportions soient constantes, et qui ne contienne pas un excès de l'un ou l'autre de ces principes constituans. On emploie le sulfure de potassium en médecine, mais jamais à l'état de pureté. Celui que l'on connait sous le nom de *foie de soufre*,

sulfure de potasse, est un mélange de sulfure de potassium et de sulfate de potasse. On l'obtient en chauffant parties égales de soufre et de sous-carbonate de potasse, jusqu'à ce que la matière liquéfiée soit devenue bien homogène; alors on la coule sur des plaques de fonte où on la laisse refroidir, et on l'enferme dans des vases bien bouchés. Lorsqu'on destine ce sulfure pour l'usage intérieur, on le prépare de même; mais après avoir fait le mélange, au lieu de le fondre dans une marmite de fonte, on le fond dans un petit matras. (Voy. *Sulfures alcalins.*)

Sulfure de rhodium. On peut se procurer ce sulfure en chauffant dans un creuset fermé un mélange de soufre et d'hydro-chlorate ammoniaco-de-rhodium; on obtient un sulfure beaucoup plus fusible que le métal, et que la chaleur peut décomposer facilement avec le contact de l'air. Ce sulfure, selon M. Vauquelin, est formé de 100 de métal, et de 26 de soufre. C'est pour M. Berzélius un deuto-sulfure; car il admet trois sulfures de ce métal, qui contiennent pour 100 de métal; le premier 13,44, le second 26,88, et le troisième 40,32 de soufre, nombres qui sont exactement des multiples de 13,44 par 2 et par 3.

Sulfures de sélénium. Il est probable qu'il existe plusieurs sulfures de sélénium, puisqu'on peut unir le soufre et le sélénium en toutes proportions; il est probable que l'on obtient des mélanges de deux sulfures. On se procure le sulfure de sélénium en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une solution d'acide sélénique. Le sulfure reste en suspension dans la liqueur; mais il suffit d'y verser quelques gouttes d'acide hydro-chlorique, et de le chauffer légèrement pour qu'il se réunisse et se sépare sous forme d'une masse jaune élastique, fusible à un degré de chaleur un peu supérieur à celui de l'eau bouillante. Ce sulfure se volatilise à une température plus élevée, et donne à la distillation un liquide d'un jaune-rouge, semblable à de l'orpiment fondu. Chauffé avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxigène, et se transforme en acide sulfureux et en oxide de sélénium. Il se dissout facilement dans les alcalis et dans les sulfures alcalins. La liqueur qui le contient le laisse déposer en y ajoutant un acide. Il est formé de 100 de sélénium, et de 60,75 de soufre.

Sulfure de sodium. On combine très-facilement le soufre avec le sodium à l'aide de la chaleur; il y a même dégagement de calorique et de lumière lors de la combinaison; il en résulte un sulfure d'un gris foncé qui s'enflamme quand on le chauffe avec le contact de l'air, et se transforme en sulfate de soude. On peut également obtenir le sulfure de sodium en chauffant le sulfate de soude dans un creuset brasqué, et il est probable qu'il est beaucoup plus pur et moins altérable qu'en le préparant directement.

Le sodium, comme le potassium, peut former plusieurs sulfures. (Voy. *Sulfures alcalins.*)

Sulfure de strontium. On obtient ce sulfure en chauffant fortement le sulfate de strontiane dans un creuset brasqué. Il est blanc, grenu, friable, et se rapproche beaucoup du sulfure de barium.

Sulfure de tellure. Ce sulfure est très-peu connu; on peut l'obtenir en fondant le tellure avec le soufre. Il est d'un gris de plomb; sa texture est cristalline et radiée; il brûle avec une flamme verte quand on le pro-

jette sur les charbons incandescens. Il est plus fusible que le tellure.

Sulfure de titane. On ne parvient à obtenir ce sulfure qu'en chauffant fortement dans un creuset, un mélange de soufre et d'oxide de titane : ses propriétés sont à peine connues.

Sulfure de tungstène. Noir-grisâtre, pulvérulent; frotté sur une pierre à brunir, il prend un bel éclat métallique. On l'obtient en chauffant fortement dans un creuset, un mélange d'acide tungstique et de sulfure de mercure; mélange que l'on recouvre de poussière de charbon. Selon M. Berzélius, ce sulfure est formé de 100 de métal, et de 33,26 de soufre.

Sulfure d'urane. L'urane peut s'unir au soufre; mais cette combinaison a été peu étudiée. Klaproth mêla le peroxide d'urane avec le double de son poids de soufre; il chauffa le mélange dans une cornue jusqu'à ce que la plus grande partie du soufre eût été chassée ; le résidu était une masse compacte d'un brun-noirâtre : en augmentant la chaleur, le reste du soufre fut séparé, laissant l'urane à l'état métallique, sous la forme d'une poudre noire, grossière et pesante. Les expériences de Bucholz, quoique faites d'une autre manière, lui donnèrent à peu-près les mêmes résultats. Il faisait bouillir un mélange de soufre et d'oxide d'urane dans une dissolution alcaline, jusqu'à siccité. Le résidu était chauffé au rouge, et traité ensuite par l'eau distillée; il resta une poudre brune-noirâtre, la dissolution présentait alors des cristaux en petites aiguilles de couleur rouge. Le composé qu'il avait obtenu ainsi donna, dans une expérience, de l'acide hydro-sulfurique, en le dissolvant dans l'acide hydro-chlorique; ce qui prouve que c'était un sulfure d'urane, et non un oxide sulfuré. (Thomson, Syst. chim.)

Sulfure de zinc. Ce sulfure n'a pas l'éclat métallique; il est moins fusible que le zinc. Exposé à l'action de la chaleur avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxigène, donne de l'acide sulfureux et un sulfate. On peut obtenir ce sulfure en versant, dans la solution de chlorure de ce métal, la solution d'un sulfure alcalin. On se le procure encore en chauffant un mélange de soufre et d'oxide de zinc, et en calcinant le sulfate de zinc avec du charbon. On le prépare difficilement en employant le soufre et le zinc métallique, ou bien il faut d'abord que la température de ce dernier soit très-élevée, alors la quantité de sulfate qui se produit n'est pas très-forte. Le sulfure de zinc existe en grande quantité dans la nature, et se présente en masses non métalloïdes dont les couleurs sont assez variables. Sa pesanteur spécifique est de 4,16; sa forme primitive est le dodécaèdre rhomboïdal. On le trouve souvent sous cette forme, et aussi sous celles de tétraèdre et d'octaèdre diversement modifiés par des troncatures. Quelques variétés sont fibreuses, d'autres grenues; il en est qui contiennent un peu de sulfure d'arsenic. Le sulfure de zinc naturel est connu sous le nom de *blende;* il est formé de 33 de soufre, et de 67 de métal, ou de 1 atome de zinc, et 2 atomes de soufre. On l'emploie pour préparer le sulfate de zinc, et pour préparer le cuivre jaune ou laiton : cependant, dans la préparation de ce dernier, c'est la *calamine*, ou zinc oxidé, que l'on emploie le plus généralement.

Sur-oxalates. Voy. *Oxalates.*

Sur-sels. Voy. *Sels.*

Synthèse. On nomme synthèse une opération inverse

jette sur les charbons incandescens. Il est plus fusible que le tellure.

Sulfure de titane. On ne parvient à obtenir ce sulfure qu'en chauffant fortement dans un creuset, un mélange de soufre et d'oxide de titane : ses propriétés sont à peine connues.

Sulfure de tungstène. Noir-grisâtre, pulvérulent; frotté sur une pierre à brunir, il prend un bel éclat métallique. On l'obtient en chauffant fortement dans un creuset, un mélange d'acide tungstique et de sulfure de mercure; mélange que l'on recouvre de poussière de charbon. Selon M. Berzélius, ce sulfure est formé de 100 de métal, et de 33,26 de soufre.

Sulfure d'urane. L'urane peut s'unir au soufre; mais cette combinaison a été peu étudiée. Klaproth mêla le peroxide d'urane avec le double de son poids de soufre; il chauffa le mélange dans une cornue jusqu'à ce que la plus grande partie du soufre eût été chassée ; le résidu était une masse compacte d'un brun-noirâtre : en augmentant la chaleur, le reste du soufre fut séparé, laissant l'urane à l'état métallique, sous la forme d'une poudre noire, grossière et pesante. Les expériences de Bucholz, quoique faites d'une autre manière, lui donnèrent à peu-près les mêmes résultats. Il faisait bouillir un mélange de soufre et d'oxide d'urane dans une dissolution alcaline, jusqu'à siccité. Le résidu était chauffé au rouge, et traité ensuite par l'eau distillée; il resta une poudre brune-noirâtre, la dissolution présentait alors des cristaux en petites aiguilles de couleur rouge. Le composé qu'il avait obtenu ainsi donna, dans une expérience, de l'acide hydro-sulfurique, en le dissolvant dans l'acide hydro-chlorique; ce qui prouve que c'était un sulfure d'urane, et non un oxide sulfuré. (Thomson, Syst. chim.)

Sulfure de zinc. Ce sulfure n'a pas l'éclat métallique; il est moins fusible que le zinc. Exposé à l'action de la chaleur avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxigène, donne de l'acide sulfureux et un sulfate. On peut obtenir ce sulfure en versant, dans la solution de chlorure de ce métal, la solution d'un sulfure alcalin. On se le procure encore en chauffant un mélange de soufre et d'oxide de zinc, et en calcinant le sulfate de zinc avec du charbon. On le prépare difficilement en employant le soufre et le zinc métallique, ou bien il faut d'abord que la température de ce dernier soit très-élevée, alors la quantité de sulfate qui se produit n'est pas très-forte. Le sulfure de zinc existe en grande quantité dans la nature, et se présente en masses non métalloïdes dont les couleurs sont assez variables. Sa pesanteur spécifique est de 4,16; sa forme primitive est le dodécaèdre rhomboïdal. On le trouve souvent sous cette forme, et aussi sous celles de tétraèdre et d'octaèdre diversement modifiés par des troncatures. Quelques variétés sont fibreuses, d'autres grenues; il en est qui contiennent un peu de sulfure d'arsenic. Le sulfure de zinc naturel est connu sous le nom de *blende;* il est formé de 33 de soufre, et de 67 de métal, ou de 1 atome de zinc, et 2 atomes de soufre. On l'emploie pour préparer le sulfate de zinc, et pour préparer le cuivre jaune ou laiton : cependant, dans la préparation de ce dernier, c'est la *calamine*, ou zinc oxidé, que l'on emploie le plus généralement.

Sur-oxalates. Voy. *Oxalates.*

Sur-sels. Voy. *Sels.*

Synthèse. On nomme synthèse une opération inverse

à l'analyse : ainsi, dans cette dernière, on cherche à désunir les élémens des corps, à reconnaître leur nature ainsi que les proportions pour lesquelles ils entraient dans le composé que l'on a détruit; dans la synthèse au contraire, on profite des connaissances que l'analyse vous a données; on réunit, dans les proportions convenables, les élémens qui doivent former un corps, et on cherche à les placer dans les circonstances favorables, pour que la combinaison ait lieu et produise le composé que l'on cherche. On peut presque toujours faire l'analyse d'un corps; mais il s'en faut que l'on puisse toujours en faire la synthèse. Les causes qui s'y opposent ont été exposées à l'article *Affinité*. Nous pouvons cependant produire par la synthèse la plupart des composés du règne inorganique; mais la nature seule peut former les substances qui proviennent du règne organique. Nous ne pouvons que modifier la proportion de leurs principes constituans.

Systèmes atomistiques. Voy. *Atome*.

T

Tannin. Le tannin est un principe particulier qui est très-répandu dans les végétaux, mais que l'on obtient pur très-difficilement à cause de sa tendance à former des combinaisons avec les autres principes contenus dans les parties qui le renferment. Outre ce tannin naturel, on peut encore produire du tannin artificiellement, et c'est ce qui a lieu quand on traite la houille, l'indigo par l'acide nitrique, ou les résines et plusieurs autres matières par l'acide sulfurique. Dans tous les cas le tannin

est solide, brun, cassant, inodore, d'une saveur astringente très-prononcée et cristallisable. Si on l'expose à l'action du calorique, il se boursoufle, produit une liqueur acide, et donne pour résidu un charbon très-volumineux. Le tannin artificiel donne en outre du deutoxide d'azote; il est soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. Il peut se combiner avec la plupart des oxides et des acides. Les composés qui en résultent sont peu solubles, et c'est par cette raison que le tannin précipite presque toutes les dissolutions salines, excepté celle des alcalis. Le tannin naturel est décomposé par l'acide nitrique, tandis que le tannin artificiel ne l'est pas; mais de toutes les propriétés du tannin, la plus remarquable et la plus utile est celle de former des composés imputrescibles avec plusieurs substances animales, particulièrement avec la gélatine qui forme la majeure partie des peaux des animaux. Aussi l'emploie-t-on en grande quantité pour la préparation des cuirs, et alors on emploie de préférence celui qui est contenu dans les écorces de différens arbres, tels que le chêne, le sumac, etc. On extrait ordinairement le cachou de la noix de galle dans laquelle il est en combinaison avec l'acide gallique. On ne connaît pas de bon procédé pour l'obtenir, il retient toujours une certaine quantité du corps employé pour le préparer. On peut le préparer par le procédé de M. Proust, en versant du chlorure d'étain dans une infusion de noix de galle, recueillant le précipité, le lavant, le délayant dans de l'eau et y fesant passer un courant d'acide hydro-sulfurique; on filtre la liqueur et on la fait évaporer. Ce tannin retient une petite quantité d'acide hydro-chlorique et d'acide gallique.

Tantale. Voyez *Colombium*.

Tantalates. Voyez *Colombates*.

Tartrates. L'acide tartrique peut se combiner en plusieurs proportions avec les bases salifiables et les composés qui en résultent sont remarquables en ce que, lorsqu'ils sont solubles dans l'eau, ils le deviennent bien moins par l'addition d'une certaine quantité d'acide, tandis que lorsqu'ils y sont insolubles, un excès d'acide favorise la solubilité comme cela a toujours lieu pour les autres sels. La plupart des tartrates sont insolubles ou très-peu solubles en exceptant ceux de magnésie, de deutoxide de cuivre et les tartrates alcalins. La plupart des acides forts troublent la solution des tartrates neutres solubles, en s'emparant d'une portion de leur base et les faisant passer à l'état de tartrate acide, et par cela même ils doivent au contraire faciliter la dissolution de ceux qui sont insolubles puisqu'ils les font passer aussi à l'état acide. Par la même raison l'acide tartrique ne doit pas former de précipité dans l'eau de chaux, l'eau de baryte, etc., ou plutôt il doit redissoudre celui qu'il a formé tandis que la même chose n'aura pas lieu dans une solution de potasse ou dans une solution concentrée de soude et d'ammoniaque. Il ne se précipitera rien d'abord, mais quand la quantité d'alcali contenu dans le liquide s'est saturée, il se formera alors un tartrate acide bien moins soluble qui se déposera à l'état cristallin. Quelquefois on s'attend à obtenir un précipité en versant un tartrate alcalin dans la solution d'un sel dont l'oxide forme un tartrate insoluble, et l'on voit que cela n'a pas lieu, ce qui tient à la grande tendance des tartrates pour former des sels doubles, sels qui sont presque toujours solubles. Selon M. Berzélius, les tartrates sont composés de telle manière que la quantité d'oxigène de la base est

à la quantité d'acide, dans le rapport de 1 à 8,35 pour les tartrates neutres. MM. Gay-Lussac et Thénard ont trouvé ce rapport différent, comme 1 à 12,14.

Tartrate d'antimoine et de potasse. Ce sel double est ordinairement connu sous les noms d'*émétique*, *tartre stibié*, etc. Il est incolore, d'une saveur austère et métallique, susceptible de cristalliser en tétraèdres ou en octaèdres allongés. Il s'effleurit à l'air. Exposé à l'action du calorique, il se décompose en donnant lieu à divers produits volatils et à un résidu formé de potasse et d'antimoine réduit par le charbon de l'acide. L'émétique bien pur est soluble dans 15 parties d'eau à la température ordinaire et dans le double de son poids d'eau bouillante. L'acide sulfurique forme dans la solution d'émétique un précipité blanc, soluble dans un grand excès d'acide. L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfures y déterminent un précipité dont la couleur varie de l'orangé au rouge-brun, selon la quantité de réactifs employés. Ce précipité, séché et chauffé dans un creuset avec du tartrate de potasse, donne lieu à un petit culot d'antimoine à l'état métallique. La potasse caustique précipite aussi la solution d'émétique, et le précipité est très-soluble dans un excès d'alcali. L'eau de chaux la précipite abondamment; le précipité est formé de tartrate de chaux et d'antimoine. L'eau de baryte agit de la même manière. Les sulfates alcalins neutres ne troublent pas la solution d'émétique; mais s'ils sont avec excès d'acide, ils donnent lieu à un précipité blanc laiteux. La plupart des décoctions de substances végétales précipitait aussi l'émétique, et le précipité est toujours formé d'oxide d'antimoine et de matière végétale. L'infusion de noix de galle versée dans une solution d'émétique y dé-

termine un précipité abondant, caillebotè, d'un blanc jaunâtre. La dissolution d'albumine ou de gélatine n'y occasionent aucun trouble. (Orfila.) On obtient ordinairement l'émétique en faisant bouillir pendant une demi-heure dans 6 litres d'eau, 1 kilogramme d'un mélange fait avec parties égales de tartrate de potasse et de verre d'antimoine. On agite très-souvent pour faciliter la dissolution. On filtre la liqueur et on la fait évaporer à siccité pour détruire l'état gélatineux d'une certaine quantité de silice qui vient du verre d'antimoine. On délaye le produit de l'évaporation dans l'eau chaude; on filtre et l'on fait évaporer de nouveau jusqu'à ce que la liqueur puisse donner des cristaux par le refroidissement. Ce sont des cristaux d'émétique que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Ils sont quelquefois recouverts de petits prismes aciculaires rayonnans qui sont du tartrate de chaux provenant de la crême de tartre. La liqueur qui contient l'émétique est ordinairement verdâtre, et l'on remarque pendant l'opération qu'il se dégage un peu d'acide hydro-sulfurique, et qu'il se forme quelques flocons de kermès. On a supposé que dans la préparation de l'émétique l'eau était décomposée, que son oxigène faisait passer l'antimoine du sulfure de ce métal (contenu dans le verre d'antimoine), à l'état de protoxide qui se combinait presque en totalité avec l'excès d'acide de la crême de tartre pour former l'émétique, tandis que son hydrogène se combinant au soufre du sulfure, formait de l'acide hydro-sulfurique dont une portion se dégageait, tandis que l'autre, par sa réaction sur une petite quantité de protoxide d'antimoine, donnait lieu à un sulfure hydraté ou à du kermès qui se précipite. La couleur verte de la liqueur semble due à la formation d'un

peu de tartrate de fer dont l'oxide existe aussi dans le verre d'antimoine. Malgré la simplicité de cette théorie, il était assez difficile d'admettre la décomposition de l'eau par la crême de tartre en présence du sulfure d'antimoine, tandis que des acides plus puissans que l'acide tartrique ne peuvent s'opérer. C'est ce qui a engagé M. Soubeiran à faire des recherches sur ce sujet. Il s'est occupé aussi de la composition du verre d'antimoine, et il a vu que ce composé contenait au plus 2 centièmes de sulfure d'antimoine. Il a conclu de là, et d'un grand nombre d'expériences faites avec une grande précision, que l'oxide d'antimoine saturait la crême de tartre et ne pouvait la décomposer; que le sulfure d'antimoine était attaqué par la crême de tartre, et qu'il en résultait un peu d'hydrogène sulfuré et d'oxide d'antimoine; mais en quantité assez petite pour qu'on pût les négliger dans l'étude des phénomènes; que le verre d'antimoine contenait très-peu de sulfure; que son action sur la crême de tartre était semblable à celle qu'exerceraient l'acide et le sulfure pris isolément; d'où il admet que l'action du verre d'antimoine sur le tartrate acide de potasse réside dans la saturation de l'excès d'acide par le protoxide d'antimoine; il regarde tous les autres phénomènes comme accessoires et provenant de l'état d'impureté des matériaux dont on se sert : aussi l'acide hydro-sulfurique est le résultat de la décomposition de quelques parcelles de sulfure. Celui-ci, à mesure qu'il se sépare de l'oxide, se trouve en contact avec l'eau dans un état de division extrême; il s'y combine et constitue le kermès. La coloration des liqueurs est due à de l'oxide de fer qui forme avec la potasse un sel double qui reste dans les eaux mères. Il existe encore un procédé pour préparer l'émétique, il

consiste à décomposer le tartrate acide de potasse par le sous-sulfate d'antimoine. On commence d'abord par préparer le sous-sulfate d'antimoine en chauffant 1 partie d'antimoine avec 1 1/2 partie d'acide sulfurique concentré. On agite de temps en temps jusqu'à ce que le mélange ait acquis une couleur d'un blanc cendré. On lave la masse avec soin pour enlever tout l'acide qui n'est pas combiné, et l'on obtient un sous-sulfate qui retient une certaine quantité d'antimoine à l'état métallique. Quand il est pur il est composé, d'après M. Soubeiran, de 82,01 d'oxide et de 17,99 d'acide, en sorte que la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 1,19, ou plutôt comme 1 à 1. Pour obtenir l'émétique, on dissout une partie de crême de tartre dans une quantité suffisante d'eau distillée, on y jette par portion le sous-sulfate d'antimoine, on soutient l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur marque 20°; on la passe et on la laisse refroidir lentement; l'émétique cristallise par le refroidissement. M. Soubeiran a cherché aussi ce qui se passait dans cette opération; nous regrettons de ne pouvoir citer ici les savantes expériences d'après lesquelles il admet: qu'il n'existe pas de sels avec excès d'acide dans la liqueur qui contient l'émétique, mais comme son acidité est très-forte il y admet des acides libres. D'après cela on conçoit que l'acide sulfurique puisse enlever en raison de la quantité une portion de la potasse à la crême de tartre; mais l'affinité de l'acide tartrique éliminé n'étant pas détruite, il s'opposera par sa présence à l'action de l'acide sulfurique, et l'équilibre pourra s'établir puisque la tendance de l'acide sulfurique à s'emparer de la potasse sera contre-balancée par celle de l'acide tartrique à la retenir. Dans cette manière de voir, la liqueur contiendrait de l'émétique, du sulfate de potasse, de l'acide sulfurique et de l'acide tartrique libre. Cette théorie doit subir une légère modification en employant la crême de tartre du commerce dans la préparation de l'émétique. Dans ce cas l'acide sulfurique se porte en partie sur la chaux, le sulfate de chaux reste en dissolution à la faveur de l'excès d'acide, et se dépose quand la liqueur est déjà concentrée. Comme l'acidité de cette liqueur nuit à la cristallisation de l'émétique, il est avantageux d'en saturer l'excès d'acide par la chaux après la première cristallisation. (Journal de pharmacie, x^e année, p. 524.) Selon M. Thénard, 100 parties d'émétique contiennent 34 de tartrate de potasse, 54 de tartrate d'antimoine, 8 d'eau, 4 de perte. Ce sel est fréquemment employé en médecine, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur. Son action sur l'économie animale est très-énergique.

Tartrate de potasse. Sel incolore, d'une saveur amère, susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans, terminés par deux faces culminantes. Il se dissout dans son poids d'eau froide et dans une moindre quantité d'eau bouillante; il éprouve assez facilement la fusion aqueuse. Sa solution concentrée peut dissoudre une assez grande quantité d'alumine en gelée. Elle est précipitée par tous les acides assez forts pour s'emparer d'une portion de la base, ce qui détermine la formation d'un tartrate acide très-peu soluble. Ce sel est employé en médecine, on le connaissait autrefois sous le nom de *sel végétal*. On le prépare en saturant par la potasse l'excès d'acide de la crême de tartre (tartrate acide de potasse), filtrant la liqueur pour séparer un peu de tartrate de chaux, et la faisant évaporer. Les cristaux se forment au bout de quelques jours.

Tartrate de potasse (acide). Crême de tartre. Le raisin contenant une certaine quantité de tartrate acide de potasse et de tartrate de chaux, ces tartrates se trouvent nécessairement dans le vin qui vient d'être exprimé; mais lorsque la fermentation a lieu, la quantité d'alcool qui se produit précipite ces tartrates qui entraînent avec eux quelques sels, une matière végétale et une matière colorante beaucoup plus abondante dans les vins rouges que dans les vins blancs; il se dépose en une couche plus ou moins épaisse que l'on sépare et que l'on connait dans le commerce sous le nom de tartre rouge et de tartre blanc. Ce tartre se purifie en le dissolvant à plusieurs reprises dans une grande quantité d'eau chaude, et facilitant la séparation de la matière colorante par l'addition d'une petite quantité de terre argileuse qui forme avec elle une laque qui se précipite. Le tartre ainsi purifié est connu dans le commerce sous le nom de crême de tartre. C'est un sel blanc, dur, qui croque sous la dent, d'une saveur acide, et susceptible de donner pour cristaux, des prismes quadrangulaires à base oblique reposant sur une arête. Ils contiennent au plus 5 centièmes d'eau de cristallisation. La crême de tartre exposée à l'action du calorique, se décompose en produisant une certaine quantité d'acide pyro-tartrique. Elle se dissout dans 15 parties d'eau bouillante et dans 60 parties d'eau à la température ordinaire. Elle est insoluble dans l'alcool. Toutes les bases qui peuvent former des composés solubles avec l'acide tartrique, peuvent saturer l'excès d'acide du tartrate acide de potasse, en donnant lieu à des sels doubles plus solubles que lui. Le même phénomène a lieu quelquefois avec les bases qui forment des tartrates insolubles; mais rarement le

tartrate acide de potasse est entièrement décomposé; il n'y a guère que la chaux, la baryte et la strontiane qui puissent produire ce résultat. Des diverses combinaisons que forme la crême de tartre avec les autres sels ou avec quelques acides, il n'en est pas qui soit aussi remarquable que celle qui a lieu entre elle et l'acide borique. Cette combinaison ayant été examinée avec beaucoup de soins par M. Soubeiran, dans une thèse présentée à l'École de pharmacie de Paris, nous emprunterons à ce chimiste tout ce que nous dirons sur cet objet. Pour obtenir la crême de tartre soluble, on prend 1 partie d'acide borique, 4 parties de crême de tartre ordinaire et 24 parties d'eau; on opère la dissolution à la chaleur de l'ébullition, et l'on entretient la liqueur bouillante jusqu'à ce qu'elle soit en grande partie évaporée. A cette époque on ménage le feu et on agite continuellement la matière jusqu'à ce qu'elle soit devenue solide et presque cassante. Dans cet état on l'essaye par l'eau froide. Si elle s'y dissout en entier on regarde l'opération comme terminée. On achève la dessiccation à l'étuve, et on réduit la crême de tartre soluble en poudre. S'il arrivait qu'elle ne fût pas entièrement soluble dans l'eau, il faudrait la délayer dans deux fois son poids de ce liquide froid, filtrer et évaporer de nouveau à siccité. La matière restée sur le filtre serait de la crême de tartre ordinaire. Il est essentiel d'employer dans cette préparation de la crême de tartre et de l'acide borique bien pur. On ne risque rien d'employer un petit excès d'acide borique puisque cet excès se volatilise dans la préparation de la crême de tartre soluble, phénomène d'autant plus singulier que l'acide borique est un des acides les plus fixes. Ainsi préparée, la crême de tartre soluble a une saveur acide qui n'est

pas désagréable : elle est inodore, incolore, incristallisable. Exposés à une chaleur assez forte, elle se décompose, en donnant l'odeur propre à la destruction des tartrates par le feu. Une petite quantité d'acide borique est volatilisée, entraînée probablement par la vapeur d'eau. Le résidu est un mélange de borate et de sous-carbonate de potasse. Elle n'attire pas l'humidité de l'air, à moins que ce dernier ne soit très-humide. En versant de l'eau froide sur la crême de tartre soluble, elle se prend d'abord en une masse demi-transparente, qui ne tarde pas à se dissoudre. Il ne faut que très-peu d'eau froide pour en opérer la solution complète, il faut encore une moindre quantité d'eau bouillante. La solution exposée à la chaleur se concentre de plus en plus ; et quand elle est recouverte d'une forte pellicule, si on la laisse refroidir elle se prend en une masse gélatineuse d'un blanc bleuâtre qui parait être un hydrate, contenant, d'après M. Vogel, 0,34 d'eau. Si l'on continue l'évaporation la liqueur se réduit en une matière solide, diaphane, qui perd une partie de sa transparence en achevant de se dessécher ; la présence d'un excès d'acide borique ne change rien à la translucidité du résidu ; mais s'il contenait de la crême de tartre ordinaire à l'état de mélange, il serait opaque et d'un blanc mat. Évaporée dans le vide, la solution de la crême de tartre soluble se concentre de plus en plus et finit par se convertir en petits fragmens fendillés, un peu transparens, qui ont quelque ressemblance avec quelques variétés de gomme arabique. Dans cet état la crême de tartre soluble retient un peu d'eau, qu'elle abandonne tout-à-fait, si, après l'avoir pulvérisée, on la laisse encore quelque temps sous le récipient de la machine pneumatique. Elle n'est soluble dans l'alcool qu'autant qu'elle contient un excès d'acide. Elle est décomposée par l'acide sulfurique ; mais il paraît qu'elle résiste à l'action de l'acide nitrique. La crême de tartre soluble peut dans certaine circonstance, perdre entièrement sa solubilité dans l'eau froide. Elle reprend ses propriétés primitives par un séjour de quelques instans dans l'eau bouillante. Cette transformation se fait sans qu'elle éprouve aucun changement dans sa composition chimique. M. Soubeiran considère la crême de tartre soluble préparée ainsi que nous venons de l'indiquer, comme un tartrate double dans lequel l'acide borique fait les fonctions de base, et sature l'excès d'acide du bi-tartrate de potasse.

Tartrate de potasse et de fer. Sel verdâtre, d'une saveur âpre et styptique, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires, soluble dans l'eau. Sa solution est précipitée en noir par l'acide hydro-sulfurique, et ne l'est pas par les alcalis. On obtient le tartrate de potasse et de fer en faisant bouillir dans une suffisante quantité d'eau un mélange de crême de tartre et de limaille de fer. Lorsque la réaction a eu lieu, on filtre la liqueur et on la fait évaporer. C'est ce que l'on nommait autrefois le *tartre martial soluble*. On connaissait encore autrefois différentes préparations de tartrate de potasse et de fer, que nous allons examiner, parce qu'elles sont encore en usage en médecine. La *teinture de mars tartarisée* n'est pas autre chose qu'une solution aqueuse de tartrate de fer et de potasse, que l'on conserve au moyen de l'alcool. En évaporant cette liqueur en consistance d'extrait, on obtient ce que l'on nommait *extrait de mars*. Le *tartre chalybé* se prépare en mêlant 40 parties de tartrate acide de potasse avec 160 parties de tartrate

de potasse et de fer liquide, et faisant évaporer le mélange à une douce chaleur jusqu'à siccité. On conserve ce résidu salin dans un vase bien bouché. On obtient un sel à peu près semblable, si l'on mêle dans la même proportion des tartrates de potasse et de fer liquide avec du tartrate de soude. Les *boules de Nancy* sont encore un tartrate de potasse et de fer. Pour les préparer, on prend 500 parties de limaille de fer porphyrisé, 1000 parties de tartre de vin rouge et de l'alcool à 18°. On fait du tout une pulpe de consistance syrupeuse, que l'on met dans un vase de faïence ou de terre, et que l'on abandonne à elle-même pendant cinq à six jours en agitant de temps en temps. Alors on met la masse sur le feu à une température de 60 à 64°, et on l'agite souvent avec une spatule. Quand elle a acquis la consistance de miel, on la délaie de nouveau dans une quantité suffisante d'alcool étendu, et on la fait encore épaissir pour la délayer une troisième fois, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'elle perde son éclat métallique et noircisse tout-à-fait. On continue l'évaporation sans ajouter l'alcool jusqu'à ce que la masse ait acquis une consistance propre à former des boules. On doit les sécher à l'air libre et très-lentement.

Tartrate de potasse et de soude. Sel incolore, d'une saveur amère, inaltérable à l'air, très-soluble dans l'eau, et susceptible de cristalliser en prismes à 6 ou 8 pans assez gros et très-réguliers. Ce sel était connu sous le nom de *sel de seignette*, *sel de la Rochelle*. On l'emploie en médecine. Il s'obtient en saturant par la soude l'excès d'acide du tartrate acide de potasse.

Tartrate de soude. Le tartrate de soude se rapproche beaucoup par ses propriétés du tartrate neutre de

potasse. On peut toujours l'en distinguer en ce qu'il cristallise en prismes aciculaires, et en ce que l'acide tartrique ne précipite sa solution qu'autant qu'elle est suffisamment concentrée. Il se prépare directement.

Tartre blanc. On donne ce nom au dépôt qui se forme dans les tonneaux qui contiennent du vin blanc dont la fermentation n'est pas terminée. (Voy. *Tartrate de potasse acide.*)

Tartre chalybé. Voy. *Tartrate de potasse et de fer.*

Tartre martial soluble. C'est le tartrate de potasse et de fer.

Tartre rouge. C'est la même chose que le tartre blanc, si ce n'est qu'il contient une plus grande quantité de matière colorante venant du vin rouge dont il se dépose.

Tartre stibié. Nom que l'on donnait à l'émétique, parce qu'on le préparait avec le tartre et l'antimoine. (Stibium.)

Tartre vitriolé. C'est un des noms du sulfate de potasse. (Voyez ce mot.)

Tartrites. Voy. *Tartrates.*

Teinture de mars de Ludovic. On donnait ce nom à une solution de tartrate de potasse et de fer, que l'on employait autrefois en médecine.

Teinture de mars tartarisée. Voy. *Tartrate de potasse et de fer.*

Teinture martiale alcaline de Sthaal. On donnait ce nom autrefois à une liqueur que l'on obtenait, en versant dans une solution de trito-nitrate de fer une solution de sous-carbonate de potasse, en quantité assez grande pour redissoudre le précipité qui se formait.

Tellure. Métal brillant, d'un blanc bleuâtre, d'une structure lamelleuse, assez cassant pour qu'on puisse facilement le réduire en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 6,115. Il entre en fusion à une température qui n'est pas très-élevée. Si on le chauffe davantage, il se volatilise. Il peut, comme le potassium et l'arsenic, former avec l'hydrogène un composé gazeux. Il brûle avec intensité dans le gaz oxigène, mais seulement à l'aide de la chaleur. L'acide nitrique le dissout avec dégagement de calorique, et la solution forme avec l'acide hydro-sulfurique un précipité d'un brun orangé. Le tellure n'a été trouvé dans la nature qu'à l'état d'alliage avec l'or, l'argent, le plomb, le cuivre, le fer, et souvent avec plusieurs de ces métaux réunis. C'est M. Muller de Reichenstein qui l'a trouvé le premier dans les mines d'or de la Transylvanie. On l'obtient en traitant la mine ordinairement composée d'or, de fer et de tellure, par une quantité d'acide nitrique suffisante pour dissoudre ces deux derniers métaux. On traite la solution par la potasse caustique qui précipite l'oxide de fer, et l'on ajoute dans la nouvelle liqueur de l'acide hydro-chlorique pour neutraliser la potasse. Le tellure se dépose à l'état de sous-chlorure, on le lave avec de l'alcool faible, parce qu'il se dissoudrait dans l'eau; et après l'avoir fait sécher, on le mêle à une certaine quantité de charbon, et on chauffe le mélange dans une cornue. On conçoit que lorsque le tellure se trouve combiné à d'autres métaux, le procédé d'extraction doit varier selon la nature de l'alliage.

Terres. On donnait ce nom autrefois, et l'on donne même encore aujourd'hui le nom de terres à des oxides qui presque tous sont très-abondans dans la nature, et cons-

tituent la majeure partie du globe. Quelquefois ces oxides trouvent isolés ou à l'état de mélange répandus çà et là à la surface de la terre, mais le plus souvent ils sont réunis de manière à former des combinaisons en proportions déterminées et constituent la majeure partie des pierres. On a jusqu'ici regardé les terres comme des oxides métalliques; il est bien certain même que la chaux, la baryte, la strontiane, etc., sont des combinaisons de l'oxigène avec un métal; mais M. Berzélius a fait voir dernièrement que la silice et la zircône étaient des oxides non métalliques, et que par conséquent on ne pouvait pas trop prononcer sur la nature de ceux que l'on n'avait pas encore décomposés. (Voy. *Oxides.*)

Terre foliée de tartre. C'est l'acétate de potasse.

Terre foliée mercurielle. On donnait autrefois ce nom à l'acétate de mercure.

Terre foliée minérale. Voy. *Acétate de soude.*

Terre foliée végétale. On nommait ainsi l'acétate de potasse. (Voyez ce mot.)

Théorie atomistique. Voy. *Atome.*

Thorine. Voy. *Oxide de thorinium.*

Thorinium. On donne ce nom au radical de la thorine. On ne l'a pas encore obtenu isolé.

Tinkal. On donne ce nom au borate de soude naturel. (Voy. *Borate de soude.*)

Titane. Métal plus rouge que le cuivre, infusible, très-cassant. On ne l'a encore obtenu que sous forme de pellicules brillantes. On ignore sa pesanteur spécifique. Il absorbe l'oxigène de l'air à une température élevée, et passe à l'état d'oxide bleu, qui paraît plutôt jouer le rôle d'acide que d'oxide. Le titane n'éprouve aucune altération de la part de l'acide nitrique; mais son oxide

Tellure. Métal brillant, d'un blanc bleuâtre, d'une structure lamelleuse, assez cassant pour qu'on puisse facilement le réduire en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 6,115. Il entre en fusion à une température qui n'est pas très-élevée. Si on le chauffe davantage, il se volatilise. Il peut, comme le potassium et l'arsenic, former avec l'hydrogène un composé gazeux. Il brûle avec intensité dans le gaz oxigène, mais seulement à l'aide de la chaleur. L'acide nitrique le dissout avec dégagement de calorique, et la solution forme avec l'acide hydro-sulfurique un précipité d'un brun orangé. Le tellure n'a été trouvé dans la nature qu'à l'état d'alliage avec l'or, l'argent, le plomb, le cuivre, le fer, et souvent avec plusieurs de ces métaux réunis. C'est M. Muller de Reichenstein qui l'a trouvé le premier dans les mines d'or de la Transylvanie. On l'obtient en traitant la mine ordinairement composée d'or, de fer et de tellure, par une quantité d'acide nitrique suffisante pour dissoudre ces deux derniers métaux. On traite la solution par la potasse caustique qui précipite l'oxide de fer, et l'on ajoute dans la nouvelle liqueur de l'acide hydro-chlorique pour neutraliser la potasse. Le tellure se dépose à l'état de sous-chlorure, on le lave avec de l'alcool faible, parce qu'il se dissoudrait dans l'eau; et après l'avoir fait sécher, on le mêle à une certaine quantité de charbon, et on chauffe le mélange dans une cornue. On conçoit que lorsque le tellure se trouve combiné à d'autres métaux, le procédé d'extraction doit varier selon la nature de l'alliage.

Terres. On donnait ce nom autrefois, et l'on donne même encore aujourd'hui le nom de terres à des oxides qui presque tous sont très-abondans dans la nature, et cons-

tituent la majeure partie du globe. Quelquefois ces oxides trouvent isolés ou à l'état de mélange répandus çà et là à la surface de la terre, mais le plus souvent ils sont réunis de manière à former des combinaisons en proportions déterminées et constituent la majeure partie des pierres. On a jusqu'ici regardé les terres comme des oxides métalliques; il est bien certain même que la chaux, la baryte, la strontiane, etc., sont des combinaisons de l'oxigène avec un métal; mais M. Berzélius a fait voir dernièrement que la silice et la zircône étaient des oxides non métalliques, et que par conséquent on ne pouvait pas trop prononcer sur la nature de ceux que l'on n'avait pas encore décomposés. (Voy. *Oxides.*)

Terre foliée de tartre. C'est l'acétate de potasse.

Terre foliée mercurielle. On donnait autrefois ce nom à l'acétate de mercure.

Terre foliée minérale. Voy. *Acétate de soude.*

Terre foliée végétale. On nommait ainsi l'acétate de potasse. (Voyez ce mot.)

Théorie atomistique. Voy. *Atome.*

Thorine. Voy. *Oxide de thorinium.*

Thorinium. On donne ce nom au radical de la thorine. On ne l'a pas encore obtenu isolé.

Tinkal. On donne ce nom au borate de soude naturel. (Voy. *Borate de soude.*)

Titane. Métal plus rouge que le cuivre, infusible, très-cassant. On ne l'a encore obtenu que sous forme de pellicules brillantes. On ignore sa pesanteur spécifique. Il absorbe l'oxigène de l'air à une température élevée, et passe à l'état d'oxide bleu, qui paraît plutôt jouer le rôle d'acide que d'oxide. Le titane n'éprouve aucune altération de la part de l'acide nitrique; mais son oxide

s'y combine et donne une solution qui n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais qui l'est en rouge-brun par le cyano-ferrure de potassium. Le titane a été découvert par Grégor, religieux anglais. On le trouve dans la nature à l'état d'oxide gris ; il est souvent combiné à la silice et à la chaux. Le plus pur forme un minéral nommé *ruthile*, dont les cristaux sont souvent réunis, et qui renferme presque toujours des oxides de fer et de manganèse. C'est de ces minéraux que l'on extrait l'oxide avec lequel on obtient le métal en le mêlant avec du charbon, faisant une pâte du mélange avec un corps gras, et l'exposant dans une cornue à une température suffisamment élevée pour le réduire.

Tournesol. On donne le nom de tournesol à une matière colorante que l'on extrait, soit du croton tinctorium, soit de quelques lichens du genre roccella. Cette matière est formée d'un principe colorant rouge, qui est rendu bleu par la combinaison d'une petite quantité de l'alcali que l'on emploie dans sa préparation. En sorte que cette substance en dissolution dans l'eau, étant mise en contact avec un corps un peu acide, lui cède aussitôt le peu d'alcali qu'elle contient, et reprend sa teinte rouge. Aussi cette matière colorante est fréquemment employée en chimie pour reconnaître la présence des acides libres et aussi celle des alcalis, parce que ces derniers rendent la couleur bleue au tournesol rougi par les acides. On emploie le tournesol en dissolution dans l'eau, ou, le plus souvent, on trempe de petites bandes de papier dans sa solution concentrée, et l'on emploie ces bandes au lieu de solution. Il faut observer seulement que si l'on voulait reconnaître l'acidité d'un corps qui ne serait pas assez liquide pour mouiller le papier, qu'il

faudrait préalablement le tremper dans l'eau distillée ; ou bien, si ce corps était de nature grasse, comme les acides gras, il faudrait en mettre un peu sur le papier et l'exposer à une chaleur suffisante pour rendre l'acide très-liquide. On peut très-bien remplacer le tournesol par d'autres matières végétales, comme une forte infusion de mauve, le suc des baies de nerprun, celui des baies d'hyèble. Ce dernier même est peut-être plus sensible que le tournesol. On emploie aussi le papier de curcuma pour reconnaître les alcalis qui le remplissent, et le sirop de violettes, qui verdit comme l'infusion de mauve par des traces de substances alcalines.

Tubes. On nomme tube des tuyaux de verre ou de métal, droits ou courbés, qui servent à faire communiquer les différens vases d'un appareil entre eux et avec le vase distillatoire. Les formes qu'on leur donne et les cas dans lesquels on les emploie, sont excessivement variés.

Tungstates. Quoique l'acide tungstique ne possède pas les propriétés des acides à un degré très-marqué, les tungstates sont cependant assez difficiles à décomposer, ce qui tient à ce que leur acide n'est ni décomposé ni volatilisé par le calorique. Aussi quand on soumet un tungstate à l'action de cet agent, il ne se décompose qu'à une température suffisamment élevée pour réduire le métal, si toutefois ce métal est réductible par la chaleur seule. Dans le cas contraire, le tungstate n'éprouve aucune altération ; il fond seulement à une température qui n'a pas besoin d'être très-élevée pour plusieurs d'entre eux. Excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, tous les autres sont insolubles dans l'eau. Quand on verse dans la solution d'un tungstate de potasse ou de

soude un acide puissant, comme l'acide sulfurique, l'acide nitrique, etc., la décomposition n'est pas totale à la température ordinaire; on obtient un sulfate, un nitrate, etc., qui reste en solution dans la liqueur, et un précipité blanc, qui est une combinaison de beaucoup d'acide tungstique, d'une certaine quantité de la base à laquelle il était uni, et d'une certaine quantité de l'acide employé pour le séparer. Mais si l'on met l'acide en excès et qu'on élève la température, la décomposition est totale après une ébullition peu prolongée, et le précipité devient jaune, ce qui indique qu'il est formé d'acide tungstique (Thénard). On n'a encore trouvé dans la nature que trois tungstates. Nous en disons quelques mots, parce que nous ne décrirons en particulier que quelques-uns de ces sels. Le *tungstate de fer et de manganèse* (Wolfranc) est noir, très-pesant (7,3). Sa forme primitive est un prisme rectangulaire; cette forme est souvent altérée par diverses troncatures. Le *tungstate de chaux* (Scéehlite) est blanc, cristallise en octaèdres, souvent groupés. Sa pesanteur spécifique est 5,5. Le *tungstate de plomb* est extrêmement rare; on l'a trouvé en Bohême, dans une mine d'étain : il est jaune ou verdâtre, cristallise aussi en octaèdre. Sa pesanteur spécifique paraît être de 8. Les tungstates solubles, qui sont incolores, s'obtiennent directement. Les autres, dont plusieurs sont colorés, s'obtiennent par double décomposition. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 3, et à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 15,075.

Tungstate d'ammoniaque. Sel blanc, susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans très-fins, ou bien en écailles micacées. Sa saveur est styptique; il ne s'altère pas à

l'air, mais est facilement décomposé par la chaleur et par un grand nombre d'acides. On l'obtient directement.

Tungstate de potasse. Sel blanc, déliquescent, d'une saveur caustique et astringente, cristallisant très-difficilement. On l'obtient en faisant chauffer un excès d'acide tungstique avec une solution de potasse. On emploie pour le préparer le Wolfranc, ou tungstate de fer et de manganèse. On chauffe ce dernier avec de l'acide hydro-chlorique, qui dissout les oxides de manganèse et de fer sans attaquer l'acide tungstique, que l'on unit ensuite à la potasse, comme nous venons de le dire.

Tungstate de soude. Sel blanc, d'une saveur âpre et brûlante, très-soluble dans l'eau, et susceptible de cristalliser en prismes hexaèdre très-courts; s'obtient comme le précédent.

Tungstène. Métal très-dur, cassant, d'un blanc grisâtre, brillant et presque infusible. Sa pesanteur spécifique est de 17,6. Il obsorbe l'oxigène de l'air à la chaleur rouge, et devient brun. Les acides ne l'attaquent pas sensiblement. Son oxide ne forme aucun sel avec les acides ni avec les alcalis; mais son acide, qui est bleu, peut s'unir à ces derniers et les neutraliser. On voit, par ces propriétés, que le tungstène s'éloigne des métaux et pourrait être placé avec l'osmium et quelques autres, parmi les substances qui font le passage des corps combustibles non métalliques aux métaux. On ne l'a trouvé dans la nature qu'à l'état d'acide combiné aux oxides de calcium, de fer, de manganèse et de plomb. On l'extrait de l'acide tungstique, que l'on mêle à du charbon, et dont on fait une pâte avec de l'huile. On chauffe cette pâte dans un creuset plein de charbon, et l'acide est réduit. La découverte du tungstène est due à MM. D'El-

soude un acide puissant, comme l'acide sulfurique, l'acide nitrique, etc., la décomposition n'est pas totale à la température ordinaire; on obtient un sulfate, un nitrate, etc., qui reste en solution dans la liqueur, et un précipité blanc, qui est une combinaison de beaucoup d'acide tungstique, d'une certaine quantité de la base à laquelle il était uni, et d'une certaine quantité de l'acide employé pour le séparer. Mais si l'on met l'acide en excès et qu'on élève la température, la décomposition est totale après une ébullition peu prolongée, et le précipité devient jaune, ce qui indique qu'il est formé d'acide tungstique (Thénard). On n'a encore trouvé dans la nature que trois tungstates. Nous en disons quelques mots, parce que nous ne décrirons en particulier que quelques-uns de ces sels. Le *tungstate de fer et de manganèse* (Wolfranc) est noir, très-pesant (7,3). Sa forme primitive est un prisme rectangulaire; cette forme est souvent altérée par diverses troncatures. Le *tungstate de chaux* (Scéehlite) est blanc, cristallise en octaèdres, souvent groupés. Sa pesanteur spécifique est 5,5. Le *tungstate de plomb* est extrêmement rare; on l'a trouvé en Bohême, dans une mine d'étain : il est jaune ou verdâtre, cristallise aussi en octaèdre. Sa pesanteur spécifique paraît être de 8. Les tungstates solubles, qui sont incolores, s'obtiennent directement. Les autres, dont plusieurs sont colorés, s'obtiennent par double décomposition. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 3, et à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 15,075.

Tungstate d'ammoniaque. Sel blanc, susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans très-fins, ou bien en écailles micacées. Sa saveur est styptique; il ne s'altère pas à

l'air, mais est facilement décomposé par la chaleur et par un grand nombre d'acides. On l'obtient directement.

Tungstate de potasse. Sel blanc, déliquescent, d'une saveur caustique et astringente, cristallisant très-difficilement. On l'obtient en faisant chauffer un excès d'acide tungstique avec une solution de potasse. On emploie pour le préparer le Wolfranc, ou tungstate de fer et de manganèse. On chauffe ce dernier avec de l'acide hydro-chlorique, qui dissout les oxides de manganèse et de fer sans attaquer l'acide tungstique, que l'on unit ensuite à la potasse, comme nous venons de le dire.

Tungstate de soude. Sel blanc, d'une saveur âpre et brûlante, très-soluble dans l'eau, et susceptible de cristalliser en prismes hexaèdre très-courts; s'obtient comme le précédent.

Tungstène. Métal très-dur, cassant, d'un blanc grisâtre, brillant et presque infusible. Sa pesanteur spécifique est de 17,6. Il obsorbe l'oxigène de l'air à la chaleur rouge, et devient brun. Les acides ne l'attaquent pas sensiblement. Son oxide ne forme aucun sel avec les acides ni avec les alcalis; mais son acide, qui est bleu, peut s'unir à ces derniers et les neutraliser. On voit, par ces propriétés, que le tungstène s'éloigne des métaux et pourrait être placé avec l'osmium et quelques autres, parmi les substances qui font le passage des corps combustibles non métalliques aux métaux. On ne l'a trouvé dans la nature qu'à l'état d'acide combiné aux oxides de calcium, de fer, de manganèse et de plomb. On l'extrait de l'acide tungstique, que l'on mêle à du charbon, et dont on fait une pâte avec de l'huile. On chauffe cette pâte dans un creuset plein de charbon, et l'acide est réduit. La découverte du tungstène est due à MM. D'El-

huyart, quoique Scheele et Bergmann en aient soupçonné l'existence.

Turbith minéral. Les anciens donnaient ce nom au sous-deuto-sulfate de mercure, à cause de sa couleur jaune, qu'ils comparaient à celle de la racine de turbith.

Turbith nitreux. On nommait autrefois turbith nitreux le sous-deuto-nitrate de mercure.

Tuthie. Voy. *Oxide de zinc.*

U

Ulmine. Substance solide, inodore, insipide, d'un noir luisant. L'ulmine est insoluble dans l'eau froide, et très-peu dans l'eau bouillante : cependant celle-ci prend une teinte jaune. L'alcool et l'acide sulfurique la dissolvent en quantité notable; elle rougit sensiblement le tournesol; avec les alcalis, elle forme des combinaisons qui sont très-solubles dans l'eau, et qui sont décomposées par les acides et par les sels terreux. Le nitrate de plomb et celui de mercure décolorent sur-le-champ une solution d'ulmine, et y déterminent un dépôt brun. L'ulmine a été découverte par M. Vauquelin dans l'exsudation brune d'une écorce d'orme. MM. Klaproth, Berzélius et Braconnot l'ont étudiée successivement; M. Berzélius croit qu'elle fait partie constituante de presque toutes les écorces, et M. Braconnot l'a retrouvée dans la tourbe, le terreau, et dans le lignite terreux. Ce dernier chimiste est parvenu à la faire de toutes pièces, en traitant par la potasse caustique, la sciure de bois, dans un creuset d'argent. (Voy. *Ligneux.*)

Urane. Métal solide, très-brillant, cassant, d'un gris foncé, se laissant entamer par la lime et le couteau. Bucholz évalue sa pesanteur spécifique à 9,000. Ce métal se ramollit à peine par le feu de forge le mieux soutenu. Chauffé fortement avec le contact de l'air, l'urane s'embrase et se transforme en un oxide noir. L'urane est assez rare dans la nature; on ne l'y rencontre qu'à l'état de phosphate et de protoxide. On l'obtient comme le chrôme, en calcinant fortement l'oxide dans un creuset brasqué. Il a été découvert par Klaproth dans un minéral appelé *pech-blende.*

Urates. Sels résultant de la combinaison de l'acide urique avec les bases salifiables : les urates sont à peine connus; presque tous sont insolubles; il n'y a que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque qui soient solubles d'une manière bien sensible, encore faut-il que la base soit en excès.

Urée. Substance cristalline, transparente, inodore, d'une saveur qui a quelque analogie avec celle du nitrate de potasse; elle est plus pesante que l'eau, et sans action sur les couleurs végétales. L'urée est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa solution aqueuse abandonnée à elle-même se décompose peu à peu, et devient ammoniacale. Les acides nitrique, hydro-chlorique et sulfurique décomposent aussi cette solution en donnant lieu à divers phénomènes. L'urée n'exerce aucune action sur les sels, mais elle a la singulière propriété de changer la cristallisation de quelques-uns : par exemple, elle fait cristalliser le sel marin en octaèdre, et le sel ammoniac en cubes. Les alcalis à froid n'altèrent point cette matière; mais pour peu que l'on chauffe la dissolution, l'urée se convertit en ammoniaque, en acides

carbonique et acétique; projetée sur des charbons ardens, l'urée donne beaucoup de vapeurs blanches d'une forte odeur d'ammoniaque. L'urée ne s'est encore rencontrée que dans l'urine de l'homme, dans celle des quadrupèdes, et dans le sang des animaux privés de reins. Pour se procurer cette substance, on évapore l'urine en consistance de sirop épais; on y verse parties égales d'acide nitrique à 24, on entoure le vase de glace pour durcir les cristaux de nitrate acide d'urée; quand la cristallisation est achevée, on décante l'eau mère, on lave les cristaux, et on le dessèche entre des feuilles de papier joseph. Les cristaux lavés et séchés sont redissous dans l'eau; alors on ajoute à la solution assez de carbonate de potasse pour s'emparer de l'acide nitrique; on évapore à siccité, et on traite par l'alcool bien rectifié qui ne dissout que l'urée. En évaporant la solution alcoolique, l'urée cristallise sous forme de prismes aiguillés. Elle est formée, suivant M. Bérard, d'azote 43,40, d'oxigène 26,40, de carbone 19,40, et d'hydrogène 10,80. L'urée a été découverte par Rouelle le cadet; mais c'est à Fourcroy et à M. Vauquelin que nous devons la connaissance de presque toutes ses propriétés.

Urine. L'urine est un liquide secrété par les reins, et conduit par les uretères dans la vessie. L'urine de l'homme sain est transparente, d'une couleur qui varie depuis le jaune-clair jusqu'au jaune orangé; son odeur est toute particulière, et sa saveur est âcre et salée; lorsqu'elle est récente, elle rougit le tournesol. L'urine abandonnée à elle-même dépose, par refroidissement, un sédiment jaunâtre ou rougeâtre, qui, étant beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, ne peut rester en solution; au bout de quelques jours, les élémens de l'urée réagissant l'un

sur l'autre, donnent naissance à de l'ammoniaque, en sorte qu'il se forme un dépôt d'urate d'ammoniaque, de phosphate de chaux et de phosphate ammoniaco-magnésien. Mais si le liquide est à l'abri du contact de l'air, il ne se forme aucune trace d'ammoniaque. M. Proust a conservé de l'urine pendant six ans dans un flacon bien bouché, sans qu'elle ait subi d'autre altération que de se foncer en couleur; l'odeur était fraîche et nullement fétide. L'urine chauffée dans des vaisseaux fermés, donne lieu à divers phénomènes : l'urée et le mucus se décomposent et se transforment en huile et en carbonate d'ammoniaque; les acides se combinent avec une portion du sous-carbonate d'ammoniaque; le phosphate d'ammoniaque se change en phosphate ammoniaco-de-soude; les sels, tels que le phosphate de chaux et le phosphate ammoniaco-magnésien qui étaient dissous à la faveur des acides, se précipitent. La liqueur, par la présence de l'huile, prend une couleur plus foncée; l'eau se volatilise, et les sels solubles, ainsi que l'urée non décomposée, éprouvant un grand degré de concentration, cristallisent. D'après M. Berzélius, 1000 parties d'urine sont formées de 933 parties d'eau, 30,10 d'urée, 3,71 de sulfate de potasse, 3,16 de sulfate de soude, 2,94 de phosphate de soude, 4,45 d'hydro-chlorate de soude, 1,65 de phosphate d'ammoniaque, 1,50 d'hydro-chlorate d'ammoniaque, 17,14 d'acide lactique libre, de lactate d'ammoniaque uni à une matière animale soluble dans l'alcool, d'une matière animale insoluble, combinée avec une certaine quantité d'urée, 1,00 de phosphates terreux avec un atome de chaux, 1,00 d'acide urique, 0,32 de mucus de la vessie, 0,03 de silice. Ce chimiste croit que l'urine doit son acidité à l'acide lactique; M. Thénard,

carbonique et acétique; projetée sur des charbons ardens, l'urée donne beaucoup de vapeurs blanches d'une forte odeur d'ammoniaque. L'urée ne s'est encore rencontrée que dans l'urine de l'homme, dans celle des quadrupèdes, et dans le sang des animaux privés de reins. Pour se procurer cette substance, on évapore l'urine en consistance de sirop épais; on y verse parties égales d'acide nitrique à 24, on entoure le vase de glace pour durcir les cristaux de nitrate acide d'urée; quand la cristallisation est achevée, on décante l'eau mère, on lave les cristaux, et on le dessèche entre des feuilles de papier joseph. Les cristaux lavés et séchés sont redissous dans l'eau; alors on ajoute à la solution assez de carbonate de potasse pour s'emparer de l'acide nitrique; on évapore à siccité, et on traite par l'alcool bien rectifié qui ne dissout que l'urée. En évaporant la solution alcoolique, l'urée cristallise sous forme de prismes aiguillés. Elle est formée, suivant M. Bérard, d'azote 43,40, d'oxigène 26,40, de carbone 19,40, et d'hydrogène 10,80. L'urée a été découverte par Rouelle le cadet; mais c'est à Fourcroy et à M. Vauquelin que nous devons la connaissance de presque toutes ses propriétés.

Urine. L'urine est un liquide secrété par les reins, et conduit par les uretères dans la vessie. L'urine de l'homme sain est transparente, d'une couleur qui varie depuis le jaune-clair jusqu'au jaune orangé; son odeur est toute particulière, et sa saveur est âcre et salée; lorsqu'elle est récente, elle rougit le tournesol. L'urine abandonnée à elle-même dépose, par refroidissement, un sédiment jaunâtre ou rougeâtre, qui, étant beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, ne peut rester en solution; au bout de quelques jours, les élémens de l'urée réagissant l'un

sur l'autre, donnent naissance à de l'ammoniaque, en sorte qu'il se forme un dépôt d'urate d'ammoniaque, de phosphate de chaux et de phosphate ammoniaco-magnésien. Mais si le liquide est à l'abri du contact de l'air, il ne se forme aucune trace d'ammoniaque. M. Proust a conservé de l'urine pendant six ans dans un flacon bien bouché, sans qu'elle ait subi d'autre altération que de se foncer en couleur; l'odeur était fraîche et nullement fétide. L'urine chauffée dans des vaisseaux fermés, donne lieu à divers phénomènes : l'urée et le mucus se décomposent et se transforment en huile et en carbonate d'ammoniaque; les acides se combinent avec une portion du sous-carbonate d'ammoniaque; le phosphate d'ammoniaque se change en phosphate ammoniaco-de-soude; les sels, tels que le phosphate de chaux et le phosphate ammoniaco-magnésien qui étaient dissous à la faveur des acides, se précipitent. La liqueur, par la présence de l'huile, prend une couleur plus foncée; l'eau se volatilise, et les sels solubles, ainsi que l'urée non décomposée, éprouvant un grand degré de concentration, cristallisent. D'après M. Berzélius, 1000 parties d'urine sont formées de 933 parties d'eau, 30,10 d'urée, 3,71 de sulfate de potasse, 3,16 de sulfate de soude, 2,94 de phosphate de soude, 4,45 d'hydro-chlorate de soude, 1,65 de phosphate d'ammoniaque, 1,50 d'hydro-chlorate d'ammoniaque, 17,14 d'acide lactique libre, de lactate d'ammoniaque uni à une matière animale soluble dans l'alcool, d'une matière animale insoluble, combinée avec une certaine quantité d'urée, 1,00 de phosphates terreux avec un atome de chaux, 1,00 d'acide urique, 0,32 de mucus de la vessie, 0,03 de silice. Ce chimiste croit que l'urine doit son acidité à l'acide lactique; M. Thénard,

pense que c'est à l'acide acétique, et MM. Vauquelin et John l'attribuent à l'acide phosphorique. M. Berzélius est jusqu'à présent le seul chimiste qui admette dans l'urine, la silice, l'acide lactique et le lactate d'ammoniaque. Il est difficile que les analyses de ce liquide soient parfaitement d'accord, en ce sens qu'il est sujet à trop de variations, suivant l'état des individus. Thomson et Fourcroy ont rencontré de l'albumine dans l'urine des hydropiques ; Nysten y a démontré la présence d'une huile colorante; Brugnatelli croit y avoir trouvé de l'acide prussique; M. Julia Fontenelle a observé dans l'*urine bleue*, dite aussi *urine indique*, de la gélatine, un peu de bleu de Prusse, et fort peu d'urée. Tout le monde sait que l'urine des fièvres putrides exhale une forte odeur d'ammoniaque, et qu'elle se rapproche beaucoup de l'urine putréfiée. L'urine des goutteux dépose une grande quantité d'acide rosacique et de phosphate de chaux. M. Orfila a démontré la présence de la bile dans l'urine des ictériques en 1811, et M. Cruikshanks avait annoncé on 1800, que cette urine contenait une matière bilieuse que l'on pouvait faire passer au vert par l'acide hydro-chlorique. Nous pourrions nous étendre beaucoup plus sur cet article; mais les limites de cet ouvrage nous forcent à nous restreindre le plus possible. Nous renvoyons ceux qui désirent de plus amples renseignemens, à l'article *Urine* du grand Dictionnaire des sciences médicales.

V

Vauquelin. Lorsque MM. Pelletier et Caventou

firent la découverte de la *strychnine*, ils lui donnèrent le nom de *vauqueline* en l'honneur du célèbre Vauquelin; mais lors de la lecture du Mémoire des auteurs à l'Institut, on fit observer que le nom de vauqueline n'était pas convenable pour désigner une substance aussi délétère, et qu'il devait être changé en celui de *strychnine*. (Voy. ce mot.)

Vénus. Les anciens chimistes avaient donné ce nom au *cuivre*, parce que, disaient-ils, il se prostituait, en s'alliant avec les autres métaux.

Vératrine. Substance blanche, inodore, pulvérulente, excessivement âcre, sans aucun mélange de saveur amère. Soumise à l'action du feu, elle se fond à 50, et se prend en une masse blanche qui ressemble à de la cire; à un plus haut degré de température, elle se décompose et donne tous les produits des matières végéto-animales. La vératrine est soluble dans l'éther, et surtout dans l'alcool : l'eau froide n'en dissout pas un atome ; l'eau bouillante en dissout à peine 1/1000; cependant cette petite quantité lui communique une âcreté bien sensible; elle possède la propriété alcaline à un certain degré; elle ramène au bleu le papier de tournesol, rougit par un acide, et sature complètement les acides avec lesquels elle forme des sels incristallisables. L'acide nitrique concentré la décompose sans lui donner une couleur rouge. MM. Pelletier et Caventou ont découvert cet alcali organique en 1819, dans la semence de *veratrum sabadilla;* ils l'ont rencontrée depuis dans le *vera-album* et les bulbes du *colchicum autumnale*. Pour obtenir la vératrine, on traite la cevadille concassée par l'éther sulfurique qui dissout une matière huileuse, une matière colorante et un acide odorant; le résidu est

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

traité par l'alcool bouillant à plusieurs reprises; les liqueurs alcooliques refroidies sont filtrées et évaporées en consistance d'extrait que l'on reprend par l'eau froide; on évapore la solution aqueuse qui laisse déposer une matière rougeâtre. Quand la liqueur a acquis un certain degré de concentration, on la précipite par l'acétate de plomb, on y fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique pour précipiter l'excès de plomb; et on obtient un liquide incolore que l'on traite par la magnésie; la vératrine se précipite avec la magnésie, on traite par l'alcool qui dissout toute la vératrine, on filtre bouillant et par refroidissement, la vératrine se dépose en partie; on obtient l'autre en évaporant la solution alcoolique. La vératrine est formée, suivant MM. Pelletier et Dumas, de 66,75 de carbone, de 5,04 d'azote, de 8,54 d'hydrogène, et de 19,60 d'oxigène. Cette substance, d'après les expériences de Magendie, exerce sur l'économie animale la même action que la cevadille et l'ellebore, mais avec beaucoup plus d'énergie.

Verdet. Dans le commerce, on désigne ainsi le vert-de-gris qui est un mélange d'acétate de cuivre, de carbonate de cuivre et d'oxide de cuivre hydraté : par le nom de *verdet cristallisé*, on entend l'*acétate neutre de cuivre*. (Voy. *Acétates de cuivre.*)

Vermillon. Voy. *Sulfure de mercure.*

Verres. On peut regarder le verre comme un composé de silice, de soude, de potasse et quelquefois d'oxides de plomb et de manganèse, etc. Nous ne ferons que donner la composition des différentes espèces de verres, nous renvoyons, pour les détails de l'opération, au *Traité de l'art de la verrerie* de M. Loisel.

Verre de bouteille. Sable 100 parties, soude brute, 200 parties, cendres 50 parties, cassous de vieilles bouteilles 100 parties.

Verre ordinaire. Sable 100 parties, soude brute 100 parties, rognures ou verres cassés 100 parties : on ajoute quelquefois un peu de peroxide de manganèse pour enlever la couleur de la fonte.

Verre de cristal, ou flint-glass. Sable blanc 100 parties, minium 80 parties, potasse du commerce 50 parties, nitre brut 2 parties; de peroxide de manganèse 0,06 : on y ajoute encore quelquefois un peu d'oxide d'arsenic ou de sulfure d'antimoine, si la fonte n'est pas très-claire. *Glaces de Saint-Gobin.* Sable blanc 100 parties, chaux éteinte à l'air 12 parties, sel de soude desséché 45 à 48 parties, *calcin*, ou rognures de glaces 100 parties : on y ajoute quelquefois une petite quantité de peroxide de manganèse. On peut donner au verre différentes nuances par l'addition d'oxides métalliques colorés : ainsi le peroxide de manganèse donne une belle couleur violette, le cobalt une couleur bleu d'azur, l'oxide de chrôme un bleu vert qu'on obtient encore avec les oxides de fer, de cuivre, ou avec le verre d'antimoine et l'oxide de cobalt, le pourpre de Cassius, uni à l'oxide de manganèse, une très-belle nuance rouge, etc. Les pierres artificielles pour la joaillerie ne sont autre chose que des verres colorés par des oxides métalliques.

Verre d'antimoine. Transparent, d'une couleur d'hyacinthe, d'une cassure vitreuse. Le verre d'antimoine est un composé de silice, d'oxide de fer, d'alumine, de beaucoup de protoxide d'antimoine, et d'un peu de sulfure d'antimoine. On le prépare en fondant le foie d'antimoine dans de grands creusets d'argile siliceuse, en chauffant fortement la matière; tandis qu'elle est en fu-

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ® DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

sion, une portion du soufre se brûle, et le métal s'oxide; on coule ce produit sur des plaques de fonte; et on le conserve pour l'usage. Il est évident que la silice, l'alumine et une partie de l'oxide de fer, ne proviennent que des creusets qui ont été attaqués pendant la fusion. Ce verre est opaque s'il contient un excès de sulfure. M. Vauquelin a démontré qu'il serait d'un beau jaune, s'il ne contenait pas de fer : dans tous les cas, il doit sa transparence à la silice. Le verre d'antimoine est employé dans l'art du verrier. On en fait aussi usage quelquefois pour la préparation de l'émétique.

Vert-de-gris. Voy. *Acétate de cuivre.*

Vert de schéele. Combinaison de deutoxide de cuivre et d'oxide d'arsenic. Il est d'un beau vert-pomme, pulvérulent, insoluble dans l'eau : exposé à l'action du feu, il répand une odeur d'arsenic très-prononcée; il laisse un résidu brun composé de deutoxide de cuivre. L'acide hydro-sulfurique transforme sur-le-champ le verre de Scheele en sulfures de cuivre et d'arsenic. Quelques chimistes admettant l'acide arsenieux, regardent le vert de Scheele comme un *arsenite de cuivre*. Pour obtenir le vert de Scheele, on fait bouillir 11 onces d'oxide blanc d'arsenic, avec 2 liv. de carbonate de potasse, pendant une demi-heure; on laisse déposer, et on verse dans cette liqueur une solution de deux livres de sulfate de cuivre dans 17 pintes d'eau; on agite le mélange, et le vert de Scheele se précipite; on le met égoutter sur une toile, et on le lave à plusieurs eaux pour le séparer du sulfate de potasse; cette quantité donne 1 liv. 16 onces de vert. M. Braconnot a donné tout récemment un procédé qui procure une couleur verte aussi belle que le vert Schweinfurt. Ce procédé consiste à dissoudre 8 parties d'oxide

blanc d'arsenic, dans 8 parties de potasse du commerce; à décomposer la solution par 6 parties de sulfate de cuivre, et à mêler le précipité avec 3 parties d'acide acétique. Le vert de Scheele est employé dans les fabriques de papiers peints, et dans la peinture à l'huile.

Vif-argent. Voy. *Mercure.*

Vin. On donne en général le nom de vin à toutes les liqueurs qui ont subi la fermentation spiritueuse (voy. *Fermentation*); ainsi la bière, le cidre, le poiré, l'hydromel vineux, et autres liqueurs de cette nature sont des vins. Nous dirons seulement quelques mots du vin de raisin en particulier, auquel le nom de vin est affecté universellement. Quoique toutes les substances sucrées soient propres à fournir un liquide alcoolique, il s'en faut beaucoup cependant que toutes ces matières produisent un vin également bon. Le suc de raisin même donne des résultats qui varient excessivement suivant le climat, l'exposition et le terrain. On s'accorde presque toujours à regarder comme meilleurs les vins les plus riches en alcool et en arome, et qui, pour cette raison, sont appelés vins généreux. On a écrit des volumes entiers sur les moyens de préparer le vin. Nous exposerons succinctement le procédé usité en France. *Vin rouge.* Après avoir foulé les raisins noirs parfaitement mûrs, pour en extraire le suc ou moût, on les abandonne à eux-mêmes dans des cuves en bois à une température de 10 à 20°. Le cinquième jour, la fermentation est très-avancée; il y a un grand dégagement d'acide carbonique, la masse s'est échauffée et soulevée. Il se forme une écume blanchâtre à la surface des cuves; la liqueur, de sucrée qu'elle était, devient alcoolique et prend une belle couleur rouge; le septième ou le huitième jour, on ranime

la fermentation en foulant le marc de nouveau. Le douzième jour ordinairement, la liqueur n'est plus en ébullition ; alors on la tire et on la met dans des tonneaux, où la fermentation s'achève ; il se forme encore une écume plus ou moins abondante qui se précipite et qui constitue la lie ; il se dépose en même temps une portion de matière colorante, de ferment, et une quantité notable de tartre, qui se prépare à mesure que l'alcool se forme. *Vin blanc.* Les vins blancs se préparent absolument de la même manière, seulement on emploie des raisins blancs au lieu de raisins noirs, ou bien encore le suc des raisins noirs separé de la pellicule qui recouvre les baies du raisin. Du reste, les phénomènes et la théorie de l'opération sont les mêmes. *Vins mousseux.* Les vins mousseux ne sont autre chose que des vins qui sont encore en travail, que l'on renferme hermétiquement dans des bouteilles. Les portions de sucre et de ferment qu'ils contiennent encore continuent à produire de l'alcool et de l'acide carbonique ; mais celui-ci, ne pouvant s'échapper, reste ou dissous ou interposé dans le liquide, de manière que dès que l'on débouche une de ces bouteilles, le vin sort avec impétuosité, l'acide s'en dégage abondamment et le fait mousser et pétiller dans le verre. C'est le même phénomène qui a lieu à l'égard de la bière, du cidre, ou du poiré conservés de la même manière. Il ne faut pas croire cependant qu'on ne puisse pas faire du vin mousseux artificiellement ; il suffit pour cela d'ajouter un peu de sucre candi à du vin ordinaire, et d'y dissoudre par la pression une grande quantité d'acide carbonique. Mais ces vins mousseux ont une saveur qui les fait distinguer par les amateurs. *Vins cuits.* Ce sont des vins que l'on concentre après leur avoir

fait subir une demi-fermentation. On les prépare dans les pays chauds avec des raisins séchés au soleil en tordant la grappe sur la vigne. Parmi les vins, il en est qui ont une couleur rouge très-claire, comme ceux de Volney, de Pomart, d'autres sont d'un rouge presque noir, tels sont ceux de Cahors, de Roussillon ; il y en a qui sont entièrement incolores ; enfin les vins blancs ont une couleur plus ou moins ambrée ou même grisâtre. Pendant la fermentation, l'acide carbonique entraîne une petite quantité de l'alcool et de l'arome de vin. Pour y remédier, Goyon de la Plombarie avait imaginé un appareil propre à retenir cet alcool ; cet appareil était resté sans emploi, jusqu'à ces derniers temps, où mademoiselle Gervais vient d'en faire connaître un au moins aussi imparfait, pour ne pas dire davantage. Cet appareil consiste en un couvercle de bois, qu'on late exactement sur la cuve ; au milieu de ce couvercle, il y a une ouverture pour ajuster un chapiteau en fer-blanc, enveloppé d'un réfrigérant. Du sommet de ce chapiteau partent deux tuyaux qui vont plonger dans un vase rempli d'eau ou de vinasse ; et, pour éviter les explosions, l'un d'eux est muni d'une soupape de sûreté. Si on croit mademoiselle Gervais, on obtient, à l'aide de cet appareil, une augmentation de vin de 10 à 15 pour cent, et, en outre, le vin a beaucoup plus de parfum. Cette assertion est loin de s'accorder avec les expériences de M. Gay-Lussac, qui pense qu'il ne peut se volatiliser que 1/400 de vin en eau-de-vie pendant la fermentation, encore en supposant que la cuve soit, terme moyen, à la température de 22. Les vins sont composés d'acide acétique, de tartrate acide de potasse, de tartrate de chaux, d'hydro-chlorate de soude, de sulfate de potasse,

d'une petite quantité de mucilage et de matière animalisée d'un atome de tanin, et d'une grande quantité d'alcool et d'eau. Quelques chimistes y admettent une huile volatile particulière qui leur donne le parfum; mais cette huile, dont l'existence est très-probable, n'a pas encore pu être isolée. Les vins rouges contiennent en outre une matière colorante bleue qui passe au rouge par son contact avec les acides. Le jus de raisin nouvellement extrait contient du sucre, du ferment, de l'eau, du tartrate acide de potasse, du tartrate de chaux, et une petite quantité d'acide acétique et peut-être aussi de l'acide malique. Ces différentes substances varient beaucoup dans leurs proportions, suivant la nature du raisin, de la variété infinie de vins. Soumis à la distillation, les vins fournissent un liquide incolore composé d'eau et d'alcool, et connu sous le nom d'eau-de-vie. Tous les autres principes restent dans la cornue. Abandonné à lui-même dans des bouteilles bien bouchées, il continue à fermenter s'il contient encore un peu de sucre, et, devenant plus alcoolique, il laisse cristalliser le tartrate acide de potasse qui lui donnait de la verdeur; il éprouve en outre des modifications dans ses élémens, et acquiert beaucoup plus de qualité. Il n'y a pas encore long-temps on ignorait si l'alcool existait tout formé dans le vin ou s'il était un produit de la distillation. M. Gay-Lussac, avec sa sagacité ordinaire, vient de décider cette question importante. Ce savant est parvenu à isoler l'alcool du vin par un procédé fort simple et fort ingénieux. Il suffit de décolorer le vin et d'en précipiter les acides par de la litharge, de saturer la liqueur par du sous-carbonate de potasse pour voir l'alcool se séparer du liquide, et venir occuper la partie supérieure de l'éprouvette dans laquelle

on fait l'expérience. Tous les vins qui sont répandus dans le commerce ne sont pas composés des principes que nous venons d'énumérer; il y en a dont la saveur acide est masquée par du miel, de la mélasse ou de la cassonnade; d'autres, dont la couleur est artificielle. Il n'est pas rare d'en rencontrer dont l'acidité est neutralisée par l'oxide de plomb. Cette falsification est des plus coupables, et porte souvent des atteintes mortelles aux individus qui font usage de cette boisson frelatée. Mais la chimie enseigne un moyen sûr de s'assurer de cette fraude. Les sulfures alcalins et le gaz hydrogène sulfuré décèlent sur-le-champ la présence du plomb, en formant un précipité noir de sulfure de plomb; on ne doit pas cependant s'en rapporter entièrement à ces réactifs, car il arrive quelquefois que certains vins noircissent par l'addition d'un hydro-sulfate; on doit essayer la liqueur suspecte par le chromate de potasse qui donne lieu au chromate de plomb d'un beau jaune; par l'acide sulfurique et les sulfates solubles, qui produisent un précipité blanc, de sulfate de plomb, par l'hydriodate de potasse, qui donne un précipité d'un beau jaune-citron, pour peu que la liqueur en contienne des atomes; enfin si on évapore le vin à siccité, et que l'on chauffe le résidu dans un creuset, on obtient un petit culot de plomb métallique. Il est presque impossible de reconnaître les vins colorés artificiellement, surtout si la couleur a été donnée avec des baies d'hyèble, de sureau, de *vaccinium myrtillus*, *vitisidea*, etc. dont le principe colorant a beaucoup d'analogie avec le raisin; pour ceux qui sont colorés avec des bois territoriaux, ils passent de suite au violet par l'addition d'un alcali. Outre ces fraudes, il n'est pas rare de rencontrer des vins allongés avec des boissons d'un

d'une petite quantité de mucilage et de matière animalisée d'un atome de tanin, et d'une grande quantité d'alcool et d'eau. Quelques chimistes y admettent une huile volatile particulière qui leur donne le parfum; mais cette huile, dont l'existence est très-probable, n'a pas encore pu être isolée. Les vins rouges contiennent en outre une matière colorante bleue qui passe au rouge par son contact avec les acides. Le jus de raisin nouvellement extrait contient du sucre, du ferment, de l'eau, du tartrate acide de potasse, du tartrate de chaux, et une petite quantité d'acide acétique et peut-être aussi de l'acide malique. Ces différentes substances varient beaucoup dans leurs proportions, suivant la nature du raisin, de la variété infinie de vins. Soumis à la distillation, les vins fournissent un liquide incolore composé d'eau et d'alcool, et connu sous le nom d'eau-de-vie. Tous les autres principes restent dans la cornue. Abandonné à lui-même dans des bouteilles bien bouchées, il continue à fermenter s'il contient encore un peu de sucre, et, devenant plus alcoolique, il laisse cristalliser le tartrate acide de potasse qui lui donnait de la verdeur; il éprouve en outre des modifications dans ses élémens, et acquiert beaucoup plus de qualité. Il n'y a pas encore long-temps on ignorait si l'alcool existait tout formé dans le vin ou s'il était un produit de la distillation. M. Gay-Lussac, avec sa sagacité ordinaire, vient de décider cette question importante. Ce savant est parvenu à isoler l'alcool du vin par un procédé fort simple et fort ingénieux. Il suffit de décolorer le vin et d'en précipiter les acides par de la litharge, de saturer la liqueur par du sous-carbonate de potasse pour voir l'alcool se séparer du liquide, et venir occuper la partie supérieure de l'éprouvette dans laquelle

on fait l'expérience. Tous les vins qui sont répandus dans le commerce ne sont pas composés des principes que nous venons d'énumérer; il y en a dont la saveur acide est masquée par du miel, de la mélasse ou de la cassonnade; d'autres, dont la couleur est artificielle. Il n'est pas rare d'en rencontrer dont l'acidité est neutralisée par l'oxide de plomb. Cette falsification est des plus coupables, et porte souvent des atteintes mortelles aux individus qui font usage de cette boisson frelatée. Mais la chimie enseigne un moyen sûr de s'assurer de cette fraude. Les sulfures alcalins et le gaz hydrogène sulfuré décèlent sur-le-champ la présence du plomb, en formant un précipité noir de sulfure de plomb; on ne doit pas cependant s'en rapporter entièrement à ces réactifs, car il arrive quelquefois que certains vins noircissent par l'addition d'un hydro-sulfate; on doit essayer la liqueur suspecte par le chromate de potasse qui donne lieu au chromate de plomb d'un beau jaune; par l'acide sulfurique et les sulfates solubles, qui produisent un précipité blanc, de sulfate de plomb, par l'hydriodate de potasse, qui donne un précipité d'un beau jaune-citron, pour peu que la liqueur en contienne des atomes; enfin si on évapore le vin à siccité, et que l'on chauffe le résidu dans un creuset, on obtient un petit culot de plomb métallique. Il est presque impossible de reconnaître les vins colorés artificiellement, surtout si la couleur a été donnée avec des baies d'hyèble, de sureau, de *vaccinium myrtillus*, *vitisidea*, etc. dont le principe colorant a beaucoup d'analogie avec le raisin; pour ceux qui sont colorés avec des bois territoriaux, ils passent de suite au violet par l'addition d'un alcali. Outre ces fraudes, il n'est pas rare de rencontrer des vins allongés avec des boissons d'un

prix inférieur, tels sont le poiré, etc. Cette falsification enfantée par la cupidité, peut être dangereuse.

VINAIGRE. Voy. *Acide acétique.*

VITRIOL AMMONIACAL. On appelait ainsi jadis le sulfate d'ammoniaque.

VITRIOL BLANC. Voy. *Sulfate de zinc.*

VITRIOL BLEU, VITRIOL DE CHYPRE. Anciens noms du sulfate de cuivre.

VITRIOL DE GOSLARD, VITRIOL DE ZINC. Voy. *Sulfate de zinc.*

VITRIOL DE POTASSE. On a quelquefois désigné sous ce nom le sulfate de potasse.

VITRIOL DE SOUDE, VITRIOL DE GLAUBER. Voy. *Sel de Glauber.*

VITRIOL VERT, VITRIOL DE MARS, VITRIOL MARTIAL, VITRIOL D'ANGLETERRE, VITRIOL DE FER. Quelques anciens auteurs avaient donné ce nom au sulfate de fer.

X

XANTHOGÈNE. Voy. *Acide xanthique.*

Y

YTTRIA. Voy. *Oxide d'yttrium.*

YTTRIUM. Ce métal n'a pas encore été obtenu; il n'est admis que par analogie.

Z

ZINC. Métal solide, blanc, bleuâtre, peu ductile, assez malléable, d'une structure lamelleuse. Quand on le chauffe sans le contact de l'air, il entre en fusion avant la chaleur rouge, et finit par se volatiliser entièrement; si on continue de chauffer, mais avec le contact de l'air, il absorbe l'oxigène avec énergie, se solidifie, et produit une belle flamme d'un bleu-verdâtre extrêmement éclatante. Le métal passe à l'état d'oxide blanc qui, en raison de sa légèreté, est entraîné dans l'atmosphère. Le phosphore et le soufre sont capables de s'unir avec ce métal, et de donner naissance à un phosphure et à un sulfure : le premier est brillant et a une apparence métallique, le second est terne et moins fusible que le zinc. Le bore, le carbone, l'hydrogène et l'azote sont sans action sur ce métal. Le zinc, comme le fer, décompose l'eau à l'aide de la chaleur, en faisant passer de l'eau en vapeur à travers un tube de porcelaine contenant du zinc en fusion; l'oxigène est rapidement absorbé, et tout l'hydrogène de l'eau est mis à nu; à une haute température, il enlève l'oxigène à l'acide phosphorique; il décompose l'acide sulfurique concentré à l'aide d'une légère chaleur; il se dégage de l'acide sulfureux, et le métal oxidé se combine à la portion d'acide non-décomposée; mais quand l'acide sulfurique est affaibli, il s'oxide aux dépens de l'oxigène de l'eau, et l'acide ne subit aucune décomposition. L'ammoniaque concentré agit fortement sur le zinc, l'eau de celle-ci est décomposée, son oxigène brûle le métal, et son hydrogène se dégage, et

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN ®
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

fournit de petits cristaux aiguillés, d'où l'on peut dégager l'ammoniaque par la chaleur. Le zinc n'a point encore été rencontré à l'état métallique; c'est toujours de la calamine, ou *zinc hydraté silicifère*, qu'on extrait le métal. La blende, ou sulfure de zinc, n'est exploitée que pour la transformer en sulfate : c'est principalement dans l'ancien département de l'Ourthe, que l'on s'occupe des travaux métallurgiques de la calamine qui y existe abondamment. A cet effet, on bocarde la calamine, on la lave, et on l'introduit dans de grands tuyaux de terre, après l'avoir calcinée et mêlée avec du charbon; les tuyaux traversent un grand fourneau que l'on chauffe avec du coke; la partie inférieure des tuyaux est inclinée de manière que l'extrémité ouverte soit plus élevée et communique avec d'autres tuyaux inclinés dans un sens opposé; le tout représente un grand appareil distillatoire, dont la cornue est représentée par les premiers tuyaux, et le récipient par les autres; on chauffe fortement, le métal se réduit et se sublime dans les tuyaux qui sont hors du fourneau; on le fait tomber dans un bassin de réception, et on le verse dans le commerce après l'avoir fondu de nouveau. Le zinc est employé pour faire des gouttières, des corps de pompes, pour couvrir des édifices, pour faire le bronze, pour la construction des piles voltaïques. On avait aussi commencé à s'en servir pour faire des casserolles et autres ustensiles de cuisine; mais l'expérience a prouvé que ce métal était trop attaquable par les acides et les corps gras, qu'il en pouvait résulter de graves inconvéniens; aussi a-t-on abandonné son usage.

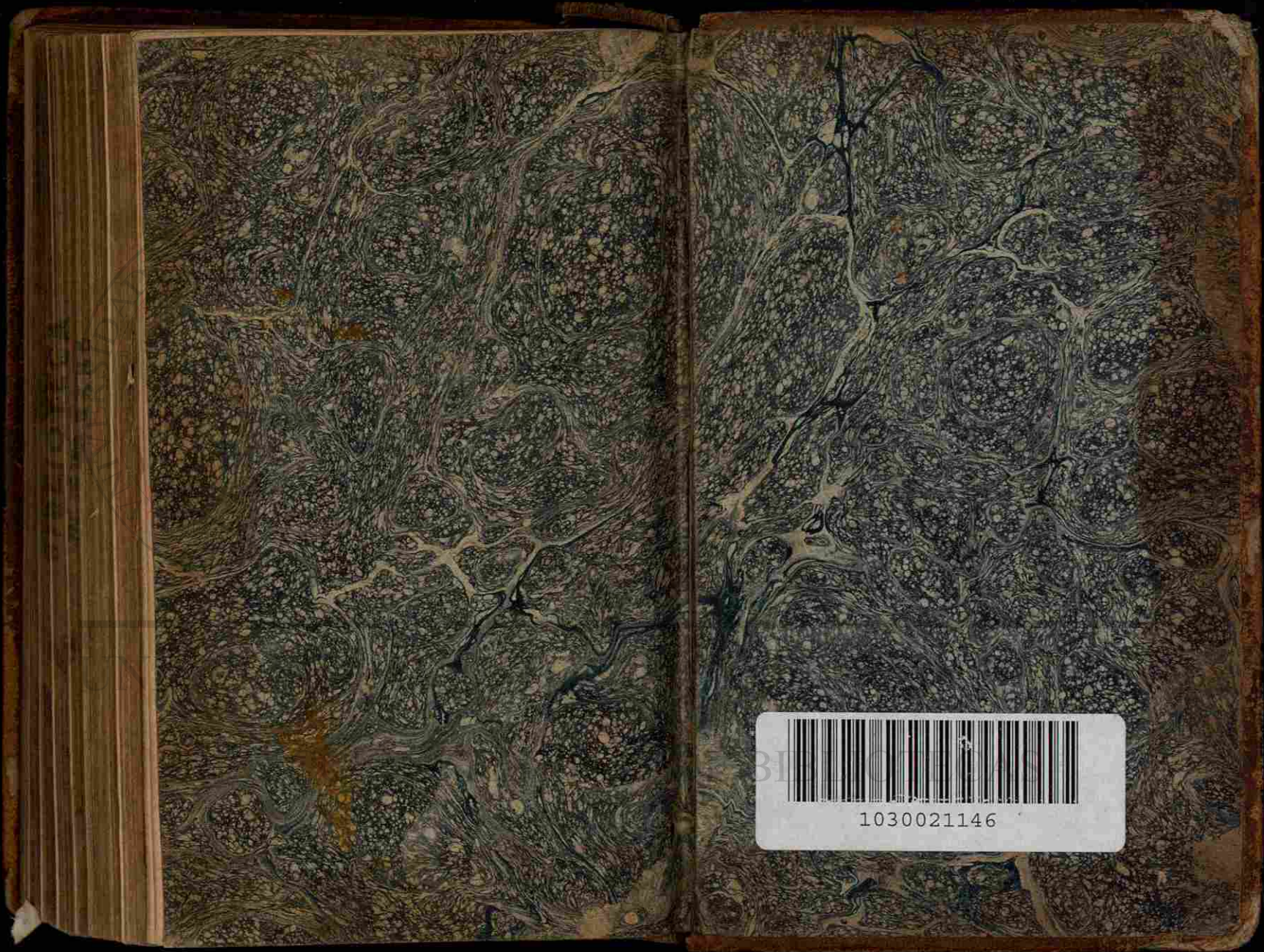
ZIRCÒNE. Voy. *Oxide de zirconium.*

ZIRCONIUM. Le zirconium n'est connu que depuis peu

de temps. M. Berzélius est parvenu à le séparer de l'oxigène avec lequel il constitue la zircône. Il ne paraît pas jouir des propriétés des métaux; c'est, selon ce célèbre chimiste, un corps noir comme du charbon, qui ne s'oxide ni dans l'air, ni dans l'eau, ni dans l'acide hydro-chlorique; mais il se dissout dans l'eau régale et dans l'acide fluorique, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène. Il brûle avec intensité à une température peu élevée. Il se combine avec le soufre, et forme un sulfure d'un brun-marron, comme celui de silicium qui ne se dissout pas dans l'acide hydro-chlorique et dans les alcalis qu'il brûle avec dégagement de calorique et de lumière, et produit de l'acide sulfureux et de la zircône. M. Berzélius a obtenu le zirconium comme le silicium. (Voy. ce mot.)

FIN.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS


1030021146

