

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 parallépipèdes 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 à 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'oxygène 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'oxygène 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 oxygène, 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'oxygène, 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'oxygène 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 désoxydée. 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'oxygène; 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 désoxydé 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 phosphore 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'oxygène,

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'oxygène 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 oxygène 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 oxygène, 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 antimoneux. Suivant M. Thénard, il est composé de 26,07 d'oxygène sur 100 de métal. M. Berzélius fixe sa composition à 24,8 d'oxygène.

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'oxygène.

OXIDE D'ANTIMOINE (TRITO-). Cet oxide est blanc jaunâtre, il abandonne une portion de son oxygène 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'oxygène 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 momentanément, 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 occasionner 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 alliée 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 deutocide 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 deutocide, 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 deutocide d'arsenic à la propriété qu'il a, étant projeté sur des charbons ardents, 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 deutocide et en arsenic métallique, ce qui est cause que quelques chimistes ne le regardent que comme un mélange d'arsenic métallique et de deutocide 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 deutocide 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 deutocide 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'oxygène. 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 oxygène, 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'oxygène 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 oxygène, 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 déphlogistique*. 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 hilarant, 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'oxygène 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 oxygène, et en attire l'acide carbonique; soumis à une forte chaleur, il perd une portion d'oxygène, 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'oxygène, 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 ba-

ryte ; 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. Combi-

née 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