

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 aci-

des, 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 l'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*.

SÉLÉNATE. Ce que l'on sait sur les sélénates est dû à M. Berzélius. Il paraît, d'après ce savant, que l'acide séléinique peut se combiner en quatre proportions avec les bases salifiables, et former par conséquent des sélénates neutres, des sélénates acidules, des sélénates acides et des sélénates avec excès de bases. Que dans les sélénates 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 sélénates acidules ou bi-sélénates contiennent 2 fois autant d'acide; les sélénates acides ou quadri-sélénates contiennent 4 fois autant d'acide que les sélénates neutres. On ignore la composition des sous-sélénates. Exposés à l'action du feu, les sélénates ne sont pas décomposés; ils ne le sont qu'autant qu'on les chauffe avec un corps combustible. Les différentes combinaisons de l'acide séléinique avec la potasse, la soude et l'ammoniaque sont solubles dans l'eau; du reste tous les autres sélénates 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 sélénié aux séléniates neutres.

SÉLÉNITE. 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'oxygène, de manière à former un oxyde et un acide : il se combine aussi à l'hydrogène et donne naissance à l'acide hydro-sélénié. 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 hydrochloro-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 sélénié, sulfurique et arsénique, et des oxydes 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 oxyde 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 oxydes 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 séléniat d'ammoniaque qui se décompose à une certaine température, et réduit l'acide séléinique 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 sélénum. 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'oxygène d'un protoxide est à la quantité de sélénum 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-séléinique. Nous considérons avec M. Berzélius, comme des séléniures, les composés qui résultent de l'action de l'acide hydro-séléinique 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-séléinique. 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 sélénum 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-séléinique 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 sélénum 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 sélénum 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-séléinique, 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 sélénum, 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 sélénum. 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 sélénium 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 oxygène, il absorbe et donne lieu à un séléniate de plomb. On l'obtient directement.

SÉLÉNIURE DE POTASSIUM. Ce sélénium 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 sélénium 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^o 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^o 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 + ²O 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 = CU, et l'oxide de cuivre = $\overset{\cdot\cdot}{\text{CU}}$;

l'acide sulfureux = $\overset{\cdot\cdot}{\text{S}}$, et l'acide sulfurique = $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{S}}$; 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 $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{CU S}}$; 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, $\overset{\cdot\cdot}{\text{CU S}}^2$ 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, $\overset{\cdot\cdot}{\text{CA C}}^2 + \overset{\cdot\cdot}{\text{MG C}}^2$ 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 $\overset{\cdot\cdot}{\text{K S}}^2 + 2 \overset{\cdot\cdot}{\text{AL S}}^3$. 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 $(\overset{\cdot\cdot}{\text{K S}}^2 + 2 \overset{\cdot\cdot}{\text{AL S}}^3) + 48 \text{H}^2 \text{O}$, 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 abrège 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'oxygène, 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'oxygène. 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 protège 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'oxygène, 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 assez 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 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 fluaté double de silice et de soude. On pourrait employer tout autre fluaté double; mais celui de soude présente plus d'avantages, parce qu'il est celui qui contient le plus de fluaté 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 contient, 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'oxygène 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'oxygène, et il est possible que l'on puisse juger de l'affinité d'un corps simple pour l'oxygène par sa tendance à se combiner avec d'autres corps, et surtout par l'affinité de son oxyde 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'oxygène, 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.

СИФОН. 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 presque 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 oxygène 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'oxygène, et donne lieu, dans l'oxygène pur, à un composé jaune qui est un mélange de proto et de deutoxyde. Il décompose l'eau