

plupart des autres acides. Mais si l'on opère comme l'a montré M. Malaguti, avec une dissolution concentrée et bouillante d'acide borique, la teinture prend la teinte pelure d'oignon qui caractérise les acides énergiques. Toutefois, en raison sans doute de sa fixité, il décompose à une température élevée des sels qui contiennent des acides plus énergiques, mais moins fixes que lui. Si, par exemple, on calcine l'acide borique avec du sulfate de soude, il se produit du borate de soude et de l'acide sulfurique qui se dégage et se décompose en acide sulfureux et en oxygène.

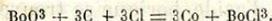
L'acide borique dissout par voie de fusion les oxydes métalliques, avec lesquels il forme des masses vitreuses différemment colorées, et qui servent à caractériser ces oxydes.

On doit à Ebelmen un nouveau mode de cristallisation fort ingénieux, qui est fondé sur la propriété que possède l'acide borique de dissoudre par voie sèche la plupart des oxydes métalliques, et sur la grande volatilité de cet acide à une haute température. En dissolvant, par exemple, dans l'acide borique fondu de l'alumine et de la magnésie dans les proportions qui constituent le *spinelle*, et exposant ce borate à la haute température d'un four à porcelaine, l'acide borique se volatilise peu à peu, et il se forme un aluminat de magnésie cristallisé en octaèdres réguliers ( $MgO, Al^2O^3$ ), identique par toutes ses propriétés physiques et chimiques au spinelle naturel.

Ebelmen a obtenu par la même méthode des cristaux d'aluminat de manganèse  $MnO, Al^2O^3$ , d'aluminates de cobalt et de glucine. Ce dernier composé ( $Gl^2O^3, Al^2O^3$ ) est identique à la *cy-mophane cristallisée* naturelle.

Plusieurs silicates, infusibles à la température de nos fourneaux, ont aussi été obtenus en cristaux, et il est probable qu'un grand nombre de substances minérales cristallisées pourront désormais être reproduites par la méthode d'Ebelmen.

L'hydrogène et le charbon sont sans action sur l'acide borique; toutefois, lorsqu'on fait passer à une haute température un courant de chlore sec sur un mélange intime de charbon et d'acide borique, le charbon s'empare de l'oxygène de cet acide, et le chlore forme avec le bore du chlorure de bore, liquide très-volatil, qu'on peut recueillir dans des récipients entourés de glace et de sel marin.



Le charbon agit de la même manière sur l'alumine, et peut, en présence du chlore, déterminer la formation du chlorure d'aluminium anhydre.

L'affinité du charbon pour l'oxygène, jointe à celle du chlore pour le bore ou l'aluminium, détermine donc une décomposition que le chlore ou le charbon seuls ne pourraient pas produire.

Si l'on fait passer sur un mélange de charbon et d'acide borique chauffé au rouge, de la vapeur de soufre, ou mieux du sulfure de carbone, il se produit de l'oxyde de carbone et du sulfure de bore cristallisé  $BoS^3$  (Fremy).

L'acide borique, chauffé avec le potassium, cède son oxygène à ce métal, et se décompose en bore et en oxygène qui s'unit au potassium; il se forme de la potasse qui se combine avec l'acide borique non décomposé pour produire du borate de potasse.

Nous rappellerons que c'est au moyen de cette réaction que Gay-Lussac et Thenard ont isolé le bore.

L'acide borique cristallisé contient 43,6 pour 100 d'eau; il a pour formule  $Bo^3, 3HO$ ; à  $160^\circ$ , il se change en un corps vitreux, homogène, qui retient la sixième partie de l'eau contenue dans l'acide cristallisé. Il reste donc un hydrate  $2Bo^3, HO$ , qui correspond par sa composition au borax anhydre  $2Bo^3, NaO$ .

(MM. Ebelmen et Bouquet.)

Chauffé à une température plus élevée, l'acide borique se transforme en acide anhydre; le dégagement du dernier équivalent d'eau entraîne une certaine quantité d'acide borique.

L'acide déshydraté ne perd plus sensiblement de son poids par une fusion prolongée au rouge: on peut le couler alors en un verre transparent qui s'étire en fils très-déliés.

Les plaques d'acide borique fondu qu'on laisse refroidir éclatent, se fendillent, et chaque fissure devient lumineuse dans l'obscurité.

Cet acide, d'une transparence parfaite quand il vient d'être coulé, devient opaque au bout d'un certain temps.

**Composition.** — L'acide borique est formé de :

Bore.....	31,22
Oxygène.....	68,78
	100,00

On représente généralement l'acide borique par la formule  $Bo^3$ , d'où l'on déduit pour l'équivalent du bore le nombre 136,21. L'équivalent de l'acide borique devient alors :

B	= 136,21
O <sup>3</sup>	= 300,00
$Bo^3$	= 436,21

Cette quantité d'acide borique se combine avec 2 équivalents de soude pour former le borax ( $2\text{BO}^3, \text{NaO}$ ).

**État naturel. — Préparation.** — L'acide borique existe en Toscane dans de petits lacs qui portent le nom de *lagoni*. Au fond des lagoni viennent déboucher de petits cratères appelés *soffioni*, qui dégagent continuellement de la vapeur d'eau entraînant de l'acide borique. Cet acide borique vient se dissoudre dans l'eau des lagoni; lorsque les liqueurs sont arrivées à une concentration convenable, il suffit de les laisser refroidir pour obtenir de l'acide borique cristallisé.

On évapore les dissolutions d'acide borique en profitant de la chaleur résultant de la condensation de la vapeur des *soffioni*; cette vapeur est conduite par des galeries de maçonnerie, sous les chaudières d'évaporation.

L'acide borique cristallisé et encore humide est placé d'abord dans des paniers d'osier où il s'égoutte, et porté ensuite dans des séchoirs de briques, chauffés également par la vapeur des *soffioni*.

Il est difficile d'admettre, en raison de la faible volatilité de l'acide borique, que ce corps arrive tout formé de l'intérieur du sol. M. Dumas a émis l'opinion que cet acide pourrait bien provenir de la présence du sulfure de bore dans le sol et de sa décomposition par l'eau :



On extrait encore l'acide borique du borate de soude; ce sel est décomposé par un léger excès d'acide sulfurique, et l'acide borique est ensuite purifié par cristallisation. L'acide borique, retiré du borate de soude par l'acide sulfurique, retient ordinairement une petite quantité de ce dernier acide: pour le purifier on le lave à l'eau froide jusqu'à ce que les eaux de lavage ne forment plus de précipité dans un sel de baryte mêlé à de l'acide azotique faible.

**Usages.** — L'acide borique est employé en médecine sous le nom de *sel sélatif de Homberg*; il sert à préparer le borax (borate de soude). Il entre dans la composition de certains verres, du strass et de l'émail des poteries communes.

CHLORURE DE BORE.  $\text{BCl}^3$ .

Équiv. = 1467,50 ou 117,4.

Liquide incolore, très-mobile, transparent, dont la densité

est 1,35: il bout à  $+ 17^\circ$ ; l'eau le décompose:  $\text{BCl}^3 + 3\text{HO} = \text{BO}^3 + 3\text{HCl}$ .

**Préparation.** — On peut l'obtenir par deux procédés :

- 1° En soumettant le bore à l'action directe du chlore: la combinaison se fait avec incandescence;
- 2° En faisant passer un courant de chlore sur un mélange de charbon et d'acide borique chauffé au rouge: il se forme alors de l'oxyde de carbone et du chlorure de bore.

FLUORURE DE BORE.  $\text{BF}^3$ .

Équiv. = 848,70 ou 67,89.

Le fluorure de bore a été découvert en 1810 par Gay-Lussac et Thenard: ce composé est gazeux, incolore, d'une odeur suffocante. Il n'exerce aucune action sur le verre; sa densité est 2,3124 (M. Dumas).

Le fluorure de bore est un des gaz les plus avides d'humidité que l'on connaisse; l'eau en dissout 800 fois son volume, et une éprouvette remplie de fluorure de bore se brise lorsqu'on la porte sur la cuve à eau, à cause de l'ascension instantanée de la colonne liquide.

Le fluorure de bore forme, au contact de l'air, des fumées blanches d'une grande intensité. Un gaz contenant des traces d'humidité produit avec le fluorure de bore des fumées blanches très-visibles: aussi l'emploie-t-on souvent pour reconnaître si un gaz est complètement desséché.

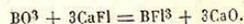
L'affinité de ce corps pour l'eau est telle, qu'il peut en déterminer la formation aux dépens des éléments d'un corps organique; un papier se charbonne immédiatement lorsqu'on l'introduit dans une éprouvette qui est remplie de fluorure de bore: cette réaction est caractéristique.

La plupart des métaux ne décomposent pas le fluorure de bore, même à une température rouge; le potassium cependant, chauffé dans ce gaz, donne naissance à du fluorure de potassium et à du bore.

L'acide sulfurique peut dissoudre cinquante fois son volume de fluorure de bore.

**Préparation.** — On obtient le fluorure de bore :

- 1° En calcinant dans un canon de fusil un mélange d'acide borique et de fluorure de calcium :



2° En chauffant dans un petit ballon de verre un mélange d'acide borique, de fluorure de calcium et d'acide sulfurique monohydraté en grand excès :



Pour préparer le fluorure de bore, on doit mêler 1 partie d'acide borique fondu, 2 parties de fluorure de calcium et 12 parties d'acide sulfurique monohydraté.

SULFURE DE BORE.  $\text{BS}^3$ .

Equiv. = 736,12 ou 58,89.

Le bore se combine directement avec le soufre quand on le chauffe dans la vapeur de ce corps. On obtient ainsi un composé amorphe, grisâtre, d'une odeur piquante, dont la propriété caractéristique est d'être décomposé par l'eau à la température ordinaire : il se dégage de l'hydrogène sulfuré et il se forme de l'acide borique :  $\text{BS}^3 + 3\text{HO} = \text{BO}^3 + 3\text{HS}$ .

Les sulfures de silicium, d'aluminium, de magnésium, dont nous parlerons dans la suite de cet ouvrage, sont aussi décomposés par l'eau, et viennent se placer par conséquent à côté du sulfure de bore ; toutefois le sulfure de magnésium n'est attaqué que par l'eau bouillante.

On prépare aisément le sulfure de bore en faisant passer du sulfure de carbone en vapeurs sur un mélange d'acide borique et de charbon. Ce mode de préparation s'applique aux autres sulfures précédemment cités (Frémy).

(\*) SILICIUM. Si.

Equiv. = 262,5 ou 21.

Ce corps se présente sous différents états moléculaires et se rapproche complètement, sous ce rapport, du carbone et du bore.

Le silicium amorphe entrevu par Gay-Lussac et Thenard a été découvert par Berzelius, en 1808.

**Silicium amorphe.** — L'acide silicique (silice), qui est une combinaison de silicium et d'oxygène, est décomposé par le potassium ; mais cette décomposition est toujours incomplète, elle exige une température très-élevée, et ne pourrait pas servir à préparer le silicium.

On obtient le silicium amorphe par une méthode due à Berzelius, qui consiste à calciner dans un tube de verre un mélange de potassium et de fluorure double de silicium et de potassium : le résidu est traité par l'eau, qui dissout le fluorure de potassium et laisse le silicium à l'état insoluble.

Ce corps est pulvérulent, d'un brun jaune, sans éclat métallique. Il est infusible et fixe au feu de forge, plus dense que l'eau, mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité.

On peut fondre le silicium en le soumettant à l'action d'une pile très-énergique ; le silicium fondu est très-dur, il raye facilement le verre ; il est cependant moins dur que le bore fondu. (M. Despretz.)

Le silicium chauffé dans l'oxygène s'unit à ce gaz, mais avec beaucoup de lenteur, parce qu'il se forme une certaine quantité d'acide silicique qui recouvre le silicium et l'empêche de s'oxyder.

Le silicium chauffé avec de l'hydrate de potasse est oxydé rapidement ; l'eau de l'hydrate se décompose ; son oxygène se combine avec le silicium pour former de la silice qui s'unit à la potasse, et l'hydrogène se dégage.

Chauffé avec du sel marin, à une température assez élevée pour volatiliser celui-ci, le silicium amorphe se transforme en silicium graphitoïde.

**Silicium graphitoïde.** — Ce corps, obtenu d'abord par Berzelius, a été préparé par M. H. Deville. On l'obtient en fondant de l'aluminium avec 30 fois son poids de fluosilicate de potasse. Il se forme du fluorure double d'aluminium et de potassium fusible, et le silicium mis en liberté se dissout dans une autre partie de l'aluminium. On trouve dans le creuset un culot métallique qu'on traite par l'acide chlorhydrique pour enlever l'aluminium. Le silicium reste sous la forme de paillettes hexagonales inattaquables par le plus grand nombre des agents chimiques.

**Silicium cristallisé.** — Cette variété s'obtient en longues aiguilles d'un gris bleuâtre et d'un éclat métallique, rayant facilement le verre et fusibles au rouge blanc (1). Ces aiguilles sont formées de prismes à base hexagonale ou de rhomboèdres.

On projette dans un creuset de terre bien rougi un mélange de 3 parties d'hydrofluosilicate de potasse bien sec, de 1 partie de zinc en lamelles et 1 partie de sodium coupé en petits morceaux. On ferme ensuite le creuset en recouvrant la matière

(1) Leur densité = 2,49.

d'un peu d'hydrofluosilicate de potasse; il se produit une vive réaction, et la masse entre en fusion; on la maintient fondue en l'agitant avec une tige en fer jusqu'au moment où le zinc commence à se volatiliser.

L'opération est alors terminée; on laisse refroidir le creuset et on le casse; on y trouve un culot de zinc imprégné dans toute sa masse de longs cristaux de silicium, que l'on met en liberté en dissolvant le zinc dans l'acide chlorhydrique. (MM. H. Sainte-Claire Deville et Caron.)

On prépare le silicium cristallisé en décomposant le chlorure de silicium par l'aluminium (M. H. Deville) ou le fluorure double de silicium et de sodium par l'aluminium (M. Wöhler).

### COMBINAISONS DU SILICIUM AVEC L'OXYGÈNE

SESQUI-OXYDE DE SILICIUM.  $\text{Si}^2\text{O}^3$ .

Equiv. = 825,0 ou 66.

Ce corps a été découvert récemment par M. Wöhler, qui l'a obtenu en décomposant par l'eau le sesquichlorure de silicium préparé en décomposant, par l'eau, le chlorure de silicium gazeux  $\text{Si}^2\text{Cl}^3, 2\text{HCl}$ .



Le sesqui-oxyde de silicium est un corps blanc, un peu soluble dans l'eau. Il est hydraté et a pour formule  $\text{Si}^2\text{O}^3, 2\text{HO}$ .

ACIDE SILICIQUE, OU SILICE.  $\text{SiO}^2$ .

Equiv. = 562,5 ou 43.

**État naturel.** — La silice est un des corps les plus répandus dans la nature.

Elle fait partie de toutes les roches primitives, des argiles, des terrains des diverses formations, de la gangue d'un grand nombre de minéraux et de presque toutes les pierres précieuses. On la rencontre en petite quantité dans la cendre de la plupart des végétaux.

Certaines eaux contiennent de la silice en dissolution. On la trouve en grande proportion dans les jets d'eau chaude qui, sortant des fissures du sol, constituent les *geisers* de l'Islande, analogues aux *soffioni* de la Toscane.

Depuis les travaux de Berzelius et ceux plus récents de Schaffgotsch et de Rose, tous les chimistes sont d'accord pour admettre deux espèces d'acide silicique, en prenant le cristal de roche comme type de l'espèce cristallisée, et la silice tirée chimiquement des silicates comme type de l'espèce amorphe.

La silice se présente sous différents états, qu'il nous paraît utile de définir ici avec netteté.

1° En chauffant au rouge l'un quelconque des hydrates de silice, on obtient de la silice anhydre artificielle, qui est caractérisée par son insolubilité dans les acides et sa solubilité dans les dissolutions alcalines bouillantes.

2° Lorsqu'on décompose le silicate de potasse par un acide, on produit de la silice hydratée qui est très-soluble dans les acides et dans les alcalis; la composition de cet hydrate n'est pas connue, parce que ce corps perd une partie de son eau lorsqu'on le dessèche, même dans le vide, et devient alors insoluble dans les acides; la plus faible élévation de température, l'action des dissolutions salines peuvent également rendre ces hydrates insolubles dans les acides.

C'est cet acide que nous considérons comme le type de l'espèce amorphe, autour duquel se groupent toutes les variétés de silice hydratée et de silice anhydre amorphe.

3° L'hydrate précédent, soumis à une température modérée, donne un nouvel hydrate ayant pour formule  $\text{SiO}^2, \text{HO}$ , qui est caractérisé par sa solubilité dans les dissolutions alcalines et son insolubilité dans les acides.

4° On trouve dans la nature différentes combinaisons de silice et d'eau, contenant depuis 5 jusqu'à 13 pour 100 d'eau, qui sont désignées sous les noms d'*opale*, de *résinite*, d'*hydrophane*, etc.

Ces composés sont caractérisés par leur insolubilité dans les acides; ils ne se dissolvent que dans les liqueurs alcalines concentrées et bouillantes.

5° On donne le nom de *quartz* à toutes les variétés naturelles de silice anhydre qui sont insolubles dans les acides et dans les dissolutions alcalines bouillantes et concentrées. Ce groupe comprend le cristal de roche, les agates, le silex, la meulière, les grès, etc.

Nous étudierons maintenant chacune de ces variétés de silice.

#### SILICE ANHYDRE (ARTIFICIELLE).

**Propriétés.** — La silice anhydre est blanche, insipide, inodore, infusible au feu de forge; mais elle peut être fondue au chalumeau à gaz hydrogène et oxygène, et étirée en fils très-déliés (M. Gaudin).