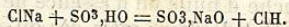


L'opération s'exécute dans un appareil qui se compose d'un cylindre creux, destiné à recevoir le mélange réfrigérant. Ce cylindre est entouré d'une enveloppe à double fond, contenant de l'eau qui se change pendant l'opération en un cylindre de glace; on fait plonger en outre dans le mélange réfrigérant une boîte métallique pleine d'eau qui se convertit aussi en glace. Ce n'est qu'après plusieurs opérations successives que l'on obtient quelques kilogrammes de glace. On estime que la glace préparée par ce moyen revient à environ 40 centimes le kilogramme.

Préparation du sulfate de soude. — Ce sel existe, en même temps que le chlorure de sodium, dans certaines sources, et se dépose par l'évaporation à l'état de sulfate double de soude et de chaux. Dans les salines, on donne à ce dépôt le nom de *scholt*.

Le *scholt*, traité par l'eau, est décomposé en sulfate de chaux peu soluble et en sulfate de soude qui reste en dissolution et peut cristalliser.

On prépare ordinairement le sulfate de soude en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique :



La décomposition du sel marin par l'acide sulfurique s'exécute en grand dans des cylindres de fonte qui communiquent avec une série de bonbonnes contenant de l'eau destinée à condenser l'acide chlorhydrique (fig. 97).

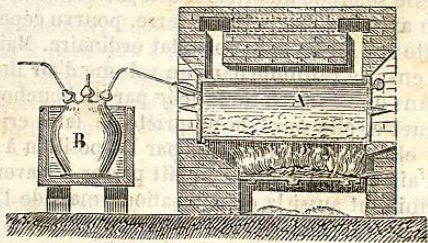


Fig. 97.

Dans la plupart des fabriques montées sur une grande échelle, la réaction de l'acide sulfurique sur le sel marin s'opère dans un four à réverbère, et souvent même on fait dans le même four la soude brute et le sulfate de soude. Le four est double, sa sole

est divisée en deux compartiments elliptiques. La première partie de la sole est destinée à la fabrication de la soude, la seconde au sulfate de soude. La sole qui sert à la production du sulfate de soude est en grès, celle qui est réservée pour la soude est construite en briques.

Dans ce mode de fabrication, les vapeurs acides et les produits de la combustion se trouvent mélangés; l'acide chlorhydrique est alors difficile à condenser, il se dégage en partie dans l'atmosphère et devient nuisible à la végétation. Pour retenir l'acide chlorhydrique, on fait circuler les vapeurs dans une série de longs conduits de maçonnerie contenant de l'eau et du carbonate de chaux. Dans les fabriques établies sur un terrain calcaire, ces conduits sont creusés dans le sol.

Le sulfate de soude peut se retirer aussi des eaux mères des marais salants; pendant les froids de l'hiver, ce sel se dépose abondamment, car il est alors bien moins soluble qu'à la température ordinaire de l'été.

Le sulfate de soude se trouve en efflorescence sur quelques laves du Vésuve; il existe sur les parois de certaines mines; on le rencontre en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs de l'Autriche et de la basse Hongrie. On l'a trouvé à l'état anhydre dans les environs de Madrid.

Usages. — Les usages du sulfate de soude sont importants; la fabrication de la soude artificielle et celle du verre en consomment d'énormes quantités.

Il est employé en médecine comme purgatif.

CARBONATE DE SOUDE. $\text{CO}^2, \text{NaO}, 10\text{HO}$.

Le carbonate de soude est incolore, inodore, d'une saveur âcre et légèrement caustique, d'une réaction alcaline. Il est très-soluble dans l'eau bouillante et cristallise en gros prismes rhomboïdaux qui contiennent 10 équivalents d'eau ou 62,69 pour 100.

Sa solubilité augmente avec la température :

100 p. d'eau à	0°	dissolvent	7,08	de carbonate de soude.
100	—	à 10°	—	16,66
100	—	à 20°	—	25,83
100	—	à 25°	—	30,83
100	—	à 30°	—	35,90
100	—	à 104°	—	48,50

(M. POGGIALE.)

Exposé à l'air, le carbonate de soude perd une partie de son eau de cristallisation et s'effleurit. A 100° , il perd ses 10 équivalents d'eau et subit, vers le rouge vif, la fusion ignée, sans éprouver d'ailleurs aucune décomposition.

(*) Si, au lieu de chauffer le carbonate de soude à la température de 100° , on le maintient à 34° , il éprouve la fusion aqueuse; en évaporant la masse fluide à 70 ou 80° , on obtient des cristaux à quatre pans contenant 1 équivalent d'eau ou 14,77 pour 100.

Ce carbonate monohydraté exposé à l'air reprend 4 équivalents d'eau et forme un sel $\text{CO}_2, \text{NaO}, 5\text{HO}$, qui se produit aussi quand on abandonne à l'air le carbonate cristallisé.

Les eaux mères d'où le sel monohydraté s'est déposé, étant évaporées vers 34° , donnent également des cristaux qui contiennent 5 équivalents d'eau. Ces cristaux, très-peu altérables à l'air, dérivent d'un octaèdre à base rhombe.

Les dissolutions sursaturées de carbonate de soude abandonnées dans certaines circonstances des cristaux qui renferment 7 équivalents d'eau.

On a signalé un autre hydrate ayant pour formule $\text{CO}_2, \text{NaO}, 9\text{HO}$.

Enfin, lorsqu'on maintient à -20° une dissolution de carbonate de soude et qu'on laisse l'eau congelée se liquéfier à l'air, on obtient des cristaux qui contiennent 15 équivalents d'eau (M. Jacquelin).

En résumé, on voit qu'il existe six combinaisons formées par l'eau et le carbonate de soude :

$\text{CO}_2, \text{NaO}, \text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 5\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 7\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 9\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 10\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 15\text{HO}$.

L'hydrate qui a pour formule $\text{CO}_2, \text{NaO}, 10\text{HO}$ est le mieux connu ; c'est lui qui se dépose d'une dissolution de carbonate de soude qui cristallise à la température ordinaire.

Le carbonate de soude est décomposé à la chaleur rouge par la vapeur d'eau qui en dégage tout l'acide carbonique et produit de l'hydrate de soude : NaO, HO .

La silice, chauffée avec le carbonate de soude, forme du silicate de soude.

Le phosphore agit sur ce sel, comme sur le carbonate de potasse, à une température élevée; il s'empare de l'oxygène de l'acide carbonique, et met à nu le carbone en produisant du phosphate de soude.

La chaux, la baryte, la strontiane et la magnésie décomposent le carbonate de soude, s'emparent de l'acide carbonique et isolent la soude.

Préparation du carbonate de soude. — Pendant longtemps le carbonate de soude employé dans l'industrie était retiré, soit des plantes marines, comme les fucus, les varechs, soit de certaines plantes terrestres, comme le salsola soda ou barille, qui croissent sur les bords de la mer. On brûlait ces plantes et on retirait de leurs cendres, par lixiviation et évaporation, des sels plus ou moins riches en carbonate de soude, qui portaient les noms de *soude de varech*, *soude d'Alicante*, *de Carthagène*, *de Malaga*, *de Narbonne*, *d'Aigues-Mortes*. L'exploitation de ces soude naturelles est devenue presque nulle, depuis que Leblanc a donné les moyens de produire artificiellement le carbonate de soude en décomposant par la craie et le charbon, à l'aide de la chaleur, le sulfate de soude, que l'on produit en traitant le sel marin par l'acide sulfurique.

Cette découverte est considérée, à juste titre, comme l'une des plus importantes qui aient jamais été faites dans les arts industriels. Le procédé de Leblanc, perfectionné par Darcet et Anfrye, est aujourd'hui employé exclusivement pour la fabrication du carbonate de soude. Nous le décrivons avec quelques détails.

On introduit dans un four à réverbère (fig. 98) dont la sole

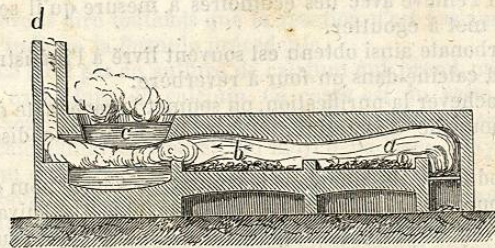


Fig. 14.

de forme elliptique est construite en briques réfractaires ou même en pierre calcaire, et présente une grande surface, un mélange grossier de 400 kilogrammes de sulfate de soude anhydre, 400 kilogrammes de craie desséchée en poudre grossière, et 135 à 140 kilogrammes de charbon de terre.

Ces matières sont brassées de temps en temps avec un ringard de fer; elles se ramollissent au rouge, acquièrent peu à peu une consistance pâteuse, en laissant dégager une grande quantité d'un gaz qui brûle avec une flamme bleue. Après quatre ou cinq heures de calcination, le mélange demi-fluide est brassé de nouveau, ramené sur les bords du fourneau avec un râteau de fer, et introduit dans une espèce de brouette de tôle épaisse, où on le laisse refroidir. Ce produit est appelé *soude artificielle brute*. Le mélange ci-dessus indiqué donne de 350 à 600 kilogrammes de soude brute, marquant 38 à 40°.

La figure 98 représente un four à soude dans lequel toute la chaleur est utilisée. Le mélange de sulfate de soude, de carbonate de chaux et de charbon est d'abord desséché en *b*, puis calciné en *a*: les eaux provenant du lessivage de la soude brute sont évaporées dans une chaudière *c*.

Deux ouvriers peuvent fabriquer par jour plusieurs milliers de kilogrammes de soude brute.

La soude brute est d'un gris bleuâtre; elle est un peu poreuse; exposée à l'air humide, elle se délite et devient friable. Lorsqu'elle est de fabrication récente, elle présente une assez grande dureté. On la pulvérise quand elle s'est délitée, ou on la concasse, puis on la soumet à l'action de l'eau chaude, qui dissout toutes les parties solubles qu'elle contient. Le sulfure ou l'oxysulfure de calcium, le carbonate de chaux et le charbon en excès, sont séparés par décantation. La dissolution est évaporée dans des chaudières de fer. Le carbonate de soude se précipite au fond du vase; on l'enlève avec des écumeires à mesure qu'il se dépose, et on le met à égoutter.

Le carbonate ainsi obtenu est souvent livré à l'industrie après qu'on l'a calciné dans un four à réverbère.

Pour achever la purification, on soumet le carbonate de soude à une nouvelle dissolution, et l'on évapore cette dissolution à sec.

Ce produit est désigné dans le commerce sous le nom de *sel de soude*. Son degré alcalimétrique varie de 40 à 93°, suivant qu'il contient des quantités plus ou moins considérables de sulfate de soude ou de sel marin non décomposé. Dans quelques circonstances, la richesse du sel de soude est même affaiblie à dessein par l'addition du sel marin impur, provenant du lessivage des soudes de varech. Le titre ordinaire du sel de soude est 80°.

Lorsqu'il s'agit de fabriquer des sels de soude à 92 ou 93°, on procède à la purification du carbonate de soude par voie de cristallisation, afin d'enlever par les eaux-mères les sels étrangers. Les cristaux ainsi obtenus, privés par la dessiccation de

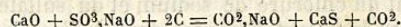
leur eau de cristallisation, donnent les sels du degré le plus élevé.

Lorsqu'on fait cristalliser deux fois le carbonate de soude, on obtient des cristaux très-blancs, qui sont livrés au commerce sous le nom de *cristaux de soude*, et dont on fait actuellement une grande consommation.

Nous donnerons maintenant la théorie de la fabrication de la soude artificielle.

L'expérience démontre que l'on peut remplacer dans cette fabrication le carbonate de chaux par la chaux caustique, ce qui indique que l'acide carbonique de la craie se dégage, et ne joue aucun rôle dans la production du carbonate de soude. Seulement, comme cet acide carbonique se dégage au rouge en traversant une masse qui contient beaucoup de charbon, on conçoit qu'une partie de ce gaz puisse se changer en oxyde de carbone, qui, en brûlant, contribue à élever la température du four.

L'acide sulfurique du sulfate de soude est décomposé par le charbon, et les 3 équivalents d'oxygène qu'il contient, ainsi que l'équivalent d'oxygène de la chaux, produisent, avec 2 équivalents de carbone, 2 équivalents d'acide carbonique. Un de ces équivalents d'acide carbonique s'unit à la soude pour donner naissance à du carbonate de soude, et le calcium, se combinant avec le soufre, forme du sulfure de calcium: il résulte donc de cette réaction 1 équivalent de sulfure de calcium, et 2 équivalents d'acide carbonique:



Nous devons dire toutefois que la réaction n'est pas aussi simple que l'indique la formule précédente.

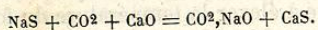
Ainsi, ce n'est pas du sulfure de calcium qui prend naissance mais un oxysulfure de calcium. Ce corps est du reste moins soluble dans l'eau que le monosulfure de calcium; il est facile après la calcination de séparer, au moyen de l'eau, l'oxysulfure de calcium du carbonate de soude qui s'est produit.

Le carbonate de soude est mêlé souvent de soude caustique, provenant de l'action du charbon sur le carbonate de soude, qui décompose ce sel en oxyde de carbone et en sodium qui se change ensuite en soude.

La proportion de soude libre est d'autant plus considérable dans le carbonate de soude qu'on a forcé davantage la dose du charbon, et qu'on a porté le mélange à une température plus élevée. On trouve dans le commerce des soudes, d'ailleurs recherchées pour certains usages, qui contiennent 10 à 15 pour 100 d'alcali libre.

Le monosulfure et le polysulfure de sodium, qui existent toujours dans la soude brute, proviennent de la décomposition directe d'une petite quantité de sulfate de soude par le charbon. Ces sulfures, en s'oxydant, donnent naissance ultérieurement à des sulfites et à des hyposulfites; il est donc utile de laisser les soudes brutes se déliter à l'air avant de les lessiver.

(*) La facilité avec laquelle le sulfate de soude est décomposé par le charbon permet de donner une autre théorie de la formation de la soude artificielle. On peut admettre en effet que le sulfure de sodium se forme d'abord par l'action désoxydante du charbon sur le sulfate de soude, et que ce corps, en réagissant sur la chaux en présence de l'acide carbonique, produit du sulfure de calcium et du carbonate de soude :



(*) Quelques chimistes ont émis l'opinion que, dans la fabrication de la soude, le sulfate alcalin, chauffé avec du carbonate de chaux produit du carbonate de soude et du sulfate de chaux, et que ce dernier sel est décomposé ensuite par le charbon, en sulfure de calcium et en acide carbonique. Cette théorie ne semble pas fondée, car l'expérience démontre que le sulfate de soude calciné avec la craie ne forme pas de carbonate de soude.

Le carbonate de soude du commerce n'est pas pur; il contient ordinairement du chlorure de sodium et du sulfate de soude: on le purifie en le faisant dissoudre dans de l'eau bouillante, et en troublant la cristallisation, jusqu'à ce que la liqueur soit complètement refroidie. La poudre cristalline qui se dépose est lavée sur un entonnoir avec de petites quantités d'eau distillée froide, qu'on renouvelle jusqu'à ce que le sel essayé ne contienne plus ni chlorure ni sulfate. On reconnaît que ce sel est pur en le dissolvant dans l'eau, en acidulant sa dissolution par l'acide azotique pur, et en s'assurant que cette dissolution n'est troublée ni par l'azotate d'argent, ni par le chlorure de baryum.

Usages. — Le carbonate de soude sert dans la fabrication du verre et des savons: ces deux industries en consomment des quantités énormes.

On l'emploie aussi dans quelques opérations de blanchiment et de teinture, et principalement dans le lessivage des fils et des tissus. La soude brute, mêlée à de la chaux vive et lessivée, fournit une liqueur qui sert à fabriquer le savon de Marseille.

BICARBONATE DE SOUDE. $2\text{CO}_2, \text{NaO}, \text{HO}$.

Ce sel est incolore et cristallise en prismes rectangulaires à quatre pans; sa réaction est alcaline; sa saveur est salée, mais beaucoup moins caustique que celle du carbonate neutre. Cent parties d'eau en dissolvent 10,04 à $+10^\circ$ et 16,69 à $+70^\circ$ (M. Poggiale).

Au-dessus de 70° , une dissolution de bicarbonate de soude commence à laisser dégager de l'acide carbonique. Ce dégagement devient très-rapide dans l'eau bouillante, et le sel, passant par l'état de sesquicarbonate, se change bientôt en carbonate neutre. A la température ordinaire, une dissolution de bicarbonate de soude se décompose aussi, mais avec beaucoup de lenteur.

Le bicarbonate de soude sec se conserve à l'air sans se décomposer; mais lorsqu'on l'abandonne pendant plusieurs mois dans un air chargé d'humidité, il perd de l'acide carbonique et laisse un résidu de carbonate neutre de soude qui contient 5 équivalents d'eau: $\text{CO}_2, \text{NaO}, 5\text{HO}$.

Le bicarbonate de soude pur ne trouble pas à froid la dissolution des sels de magnésie. Ce caractère le distingue du carbonate neutre, qui précipite ces mêmes sels en blanc.

On obtient le bicarbonate de soude en cristaux transparents, d'un volume quelquefois considérable, en faisant passer de l'acide carbonique jusqu'à refus dans une dissolution de carbonate de soude neutre.

On prépare souvent le bicarbonate de soude, pour les usages de la médecine, en soumettant à l'action de l'acide carbonique les cristaux de carbonate de soude du commerce. Dans ce cas, le bicarbonate se présente en masses amorphes et opaques.

Le bicarbonate de soude est employé en médecine dans la préparation des pastilles de Vichy et dans le traitement des affections calculeuses.

(*) SESQUICARBONATE DE SOUDE. $3\text{CO}_2, 2\text{NaO}, 4\text{HO}$.

Ce sel pourrait être considéré comme formé par la combinaison d'équivalents égaux de carbonate neutre et de bicarbonate de soude.

On le désigne quelquefois dans le commerce sous le nom de *natron*, de sel de *trona*. Il existe en grandes quantités dans certains lacs d'Égypte, en Hongrie, et surtout en Afrique. Ce sel est

souvent mêlé de carbonate neutre de soude : il contient aussi du sulfate de soude et du sel marin.

(*) CARBONATE DOUBLE DE POTASSE ET DE SOUDE.

Lorsqu'on soumet à l'évaporation des mélanges en proportions convenables de carbonates de soude et de potasse, on obtient des cristaux transparents, qui ont pour formule : $(\text{CO}_2, \text{NaO})_2$, (CO_2, KO) , 18HO .

Ces cristaux peuvent se dissoudre et se reproduire indéfiniment dans une eau chargée de carbonate de potasse. Mais, lorsqu'on les dissout dans l'eau pure, ils se décomposent en grande partie et laissent déposer du carbonate de soude; l'eau mère donne encore des cristaux de carbonate double.

Les potasses du commerce, les sels de potasse et de soude provenant de l'incinération des plantes ou de certaines opérations industrielles, contiennent souvent du carbonate double de potasse et de soude. On a obtenu d'abondantes cristallisations de ce sel en évaporant les dernières eaux mères de la fabrication du cyanoferrure de potassium; on a aussi constaté sa présence dans les produits de la calcination des mélasses fermentées.

(M. MARGUERITTE.)

(*) PHOSPHATES DE SOUDE.

Les phosphates de soude desséchés peuvent être représentés par les formules suivantes :

Phosphate de soude basique.....	$\text{PhO}^5, 3\text{NaO}$;
Phosphate de soude neutre.....	$\text{PhO}^5, 2\text{NaO}, \text{HO}$;
Phosphate de soude acide.....	$\text{PhO}^5, \text{NaO}, 2\text{HO}$.

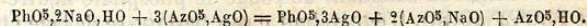
L'acide phosphorique étant un acide tribasique, qui, pour former des sels neutres, prend constamment 3 équivalents de base, et dans certains phosphates, l'eau fonctionnant comme une véritable base, on voit que dans le phosphate basique les 3 équivalents de base sont 3 équivalents de soude; dans le phosphate neutre, les 3 équivalents de base sont 2 équivalents de soude et 1 équivalent d'eau fonctionnant comme base; dans le phosphate acide de soude, les 3 équivalents de base sont 2 équivalents d'eau jouant le rôle de base, et un équivalent de soude (M. Graham).

(*) PHOSPHATE NEUTRE DE SOUDE. $(\text{PhO}^5, 2\text{NaO}, \text{HO}), 24\text{HO}$.

Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux obliques qui s'effleurissent facilement. Il perd 24 équivalents d'eau lorsqu'on le chauffe à 100° ; le 23° équivalent d'eau, qui n'est plus de l'eau de cristallisation, mais de l'eau basique, ne se dégage qu'à une température beaucoup plus élevée (M. Malaguti). Lorsque ce sel se dépose dans une liqueur dont la température dépasse 30° , il ne prend que 15 équivalents d'eau en cristallisant.

Le phosphate neutre de soude se dissout dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante.

Ce sel a une réaction légèrement alcaline : il forme dans les dissolutions d'azotate d'argent un précipité jaune de phosphate d'argent et la liqueur devient acide après la précipitation :



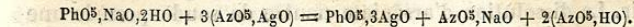
Le phosphate neutre de soude existe en quantité notable dans l'urine; on le prépare ordinairement en décomposant le biphosphate de chaux par le carbonate de soude; il se précipite du carbonate de chaux, et il reste dans la liqueur du phosphate de soude que l'on retire par évaporation.

Le phosphate neutre de soude est employé en médecine comme laxatif.

(*) PHOSPHATE ACIDE DE SOUDE. $(\text{PhO}^5, \text{NaO}, 2\text{HO}), 2\text{HO}$.

On prépare ce sel en ajoutant un équivalent d'acide phosphorique au phosphate neutre de soude. Le phosphate acide de soude peut cristalliser sous deux formes différentes : l'une de ces formes est le prisme rhomboïdal droit; l'autre est l'octaèdre à base rectangle. Ce sel est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

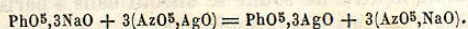
La réaction du phosphate acide de soude est franchement acide. Lorsqu'on chauffe ce sel, il perd ses 2 équivalents d'eau de cristallisation; mais les 2 équivalents d'eau basique ne se dégagent que vers 250° . Il forme dans les dissolutions d'azotate d'argent un précipité jaune, et 2 équivalents d'acide azotique restent libres dans la liqueur :



(*) PHOSPHATE DE SOUDE BASIQUE. $\text{PhO}^5, 3\text{NaO}$.

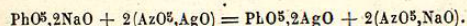
Ce phosphate s'obtient en mêlant le phosphate neutre de soude avec un grand excès de soude et en évaporant la liqueur jusqu'à ce qu'elle laisse déposer des cristaux.

Le phosphate de soude basique cristallise en prismes à six pans très-déliés, terminés par des faces obliques : la réaction de ce sel est fortement alcaline. Il produit dans les sels d'argent un précipité jaune, et la liqueur reste neutre après la précipitation :

(*) PYROPHOSPHATE DE SOUDE. $\text{PhO}^5, 2\text{NaO}, 10\text{HO}$.

Ce sel s'obtient en calcinant au rouge le phosphate neutre de soude $\text{PhO}^5, 2\text{NaO}, \text{HO}$. L'équivalent d'eau basique se dégage et le phosphate se transforme en pyrophosphate.

Ce sel diffère complètement par sa forme cristalline du phosphate neutre de soude : il ne contient que 10 équivalents d'eau, ne s'effleurit pas à l'air, et paraît moins soluble que le phosphate de soude : sa réaction est alcaline ; il forme dans les sels d'argent un précipité blanc de pyrophosphate d'argent ; la liqueur reste neutre après la précipitation :

(*) MÉTAPHOSPHATE DE SOUDE. PhO^5, NaO .

Ce sel s'obtient en soumettant à la calcination le phosphate acide de soude $\text{PhO}^5, \text{NaO}, 2\text{HO}$, qui perd alors 2 équivalents d'eau et se change en métaphosphate.

Le métaphosphate de soude précipite en blanc les sels d'argent comme le pyrophosphate de soude ; mais le métaphosphate d'argent a pour formule : PhO^5, AgO , tandis que le pyrophosphate contient 2 équivalents d'oxyde d'argent.

(*) ARSÉNIATE NEUTRE DE SOUDE. $(\text{AsO}^5, 2\text{NaO}, \text{HO}), 24\text{HO}$.

Ce sel se dépose à zéro en gros cristaux qui contiennent 25 équivalents d'eau et s'effleurissent rapidement lorsqu'on les expose à l'air. La dissolution d'arséniate neutre de soude possède une

réaction alcaline : à 20°, ce sel cristallise avec 16 équivalents d'eau.

L'arséniate neutre de soude se prépare en saturant l'acide arsénique par le carbonate de soude.

On connaît en outre un bi-arséniate de soude qui a pour formule : $\text{AsO}^5, \text{NaO}, 4\text{HO}$, et un arséniate de soude basique.

On voit que les arsénates de soude ont, sous le rapport de leur composition, beaucoup d'analogie avec les phosphates de soude : il est probable que ces sels éprouvent, lorsqu'on les chauffe, les mêmes modifications que les phosphates.

(*) BORATE DE SOUDE. $(2\text{BO}^3, \text{NaO}), 10\text{HO}$.

Le borate de soude porte le nom de *borax* dans le commerce. Il existe dans la nature ; on le trouve en Perse, dans l'Inde et dans la Chine.

Le borax naturel cristallise en prismes hexaèdres. Ces cristaux sont impurs et sont toujours mêlés d'une matière grasse dont la composition est inconnue. On désigne quelquefois le borax brut sous le nom de *tinkal*.

Pour le purifier, on le traite par l'eau de chaux, qui forme, avec la matière grasse, un composé insoluble, et l'on fait cristalliser le sel dans des vases de bois ou de plomb.

On produit ordinairement le borax en unissant directement à la soude l'acide borique qui vient de Toscane.

Le borate de soude est incolore, d'une saveur et d'une réaction alcalines ; il se dissout dans 12 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante.

Ce sel cristallise en prismes à six faces qui contiennent 47 pour 100 d'eau ou 10 équivalents.

Une dissolution de borax marquant 30° à l'aréomètre de Baumé, qui cristallise au-dessus de 65°, laisse déposer du borax sous la forme octaédrique. Ces cristaux ne contiennent que 5 équivalents d'eau et sont représentés par la formule : $2\text{BO}^3, \text{NaO}, 5\text{HO}$ (MM. Payen et Buran).

Le borax, exposé à l'air, s'effleurit ; lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur, il se boursoufle, perd son eau de cristallisation, et entre bientôt en fusion, en donnant naissance à une masse vitreuse qui conserve sa transparence lorsqu'elle est mise à l'abri de l'air, mais qui devient opaque au contact de l'humidité.

Le soufre agit sur une dissolution bouillante de borax, comme sur la soude caustique, et produit de l'hyposulfite de soude et du persulfure de sodium (M. Barreswil).

Usage. — Le borax a des usages importants. Lorsqu'on le fond avec différents oxydes métalliques, il les dissout, et prend des teintes variables, qui servent, dans les analyses au chalumeau, à caractériser ces oxydes.

Ainsi l'oxyde de cobalt colore le borax en bleu ; l'oxyde de manganèse, en violet, etc.

Lorsqu'on réduit un oxyde par du charbon à une température élevée, on ajoute souvent dans le creuset une certaine quantité de borax qui agit comme fondant, recouvre le métal réduit et le préserve de l'oxydation.

Le borax sert aussi dans les soudures ; quand on se propose de souder à une température élevée des métaux oxydables, on les recouvre de borax, qui, en fondant, les empêche de s'oxyder et dissout les traces d'oxydes qui s'opposeraient à la soudure.

Le borax entre dans la composition de certains verres. On l'emploie principalement dans la fabrication des verres très-fusibles et de quelques couvertes de poteries.

(*) SILICATE DE SOUDE.

On prépare le silicate de soude en faisant fondre de la silice avec de la soude ou du carbonate de soude. 1 partie de carbonate de soude anhydre peut faire entrer en fusion 3 parties de silice, et donner un silicate alcalin soluble dans l'eau.

On a obtenu un silicate de soude cristallisé en abandonnant à une évaporation lente une dissolution de silice dans la soude caustique : ce sel avait pour formule : $(2\text{SiO}_3, 3\text{NaO})$ (M. Fritzsche).

Le silicate de soude se combine facilement avec d'autres silicates pour former des silicates doubles.

Il entre dans la fabrication du verre ordinaire. Il présente toujours une teinte verte ; aussi n'a-t-on pu jusqu'à présent l'appliquer à la fabrication du cristal.

SELS AMMONIACAUX.

THÉORIE DE L'AMMONIUM.

La propriété que possède l'ammoniaque de s'unir aux acides, d'être caustique, de ramener au bleu le tournesol rougi par les acides, de verdier le sirop de violettes et de se substituer à un grand nombre d'oxydes métalliques en les précipitant de leurs dissolutions salines, a dû faire considérer depuis longtemps

l'ammoniaque comme une véritable base comparable aux bases alcalines. Comme la plupart des bases sont formées par l'union d'un métal avec l'oxygène, quelques chimistes ont émis l'opinion que les composés ammoniacaux pourraient bien contenir un métal particulier, non encore isolé.

Ampère a proposé le premier une théorie ingénieuse pour expliquer le rôle basique de l'ammoniaque. Cette théorie, développée par Berzelius, est adoptée aujourd'hui par un grand nombre de chimistes.

Elle consiste à supposer que l'ammoniaque AzH^3 n'est point une base, et qu'elle ne devient basique que par le concours de l'eau.

Dans cette théorie, l'équivalent d'hydrogène que contient l'eau s'ajoute aux 3 équivalents d'hydrogène qui se trouvent dans l'ammoniaque pour former, avec l'azote, un radical particulier, une sorte de métal composé AzH^4 que l'on nomme *ammonium* et qui n'a pas été isolé. Ce radical, s'unissant à l'équivalent d'oxygène de l'eau décomposée, constitue l'oxyde d'ammonium AzH^4O , qui se combine alors avec les oxacides à la manière des oxydes ordinaires pour former des sels ammoniacaux représentés d'une manière générale par la formule $\text{A, AzH}^4\text{O}$; A désignant l'équivalent d'un acide quelconque.

Tout en appréciant ce que la théorie de l'ammonium présente d'ingénieux, nous ne l'admettons pas dans cet ouvrage, parce qu'elle tend à faire sortir la chimie de la voie purement expérimentale, et à faire admettre l'existence de corps hypothétiques.

CARACTÈRES GÉNÉRAUX DES SELS AMMONIACAUX.

Les sels ammoniacaux sont isomorphes avec les sels de potasse correspondants ; ils sont comme eux solubles dans l'eau. L'ammoniaque agit sur les acides comme une base énergique ; elle les sature complètement et forme des sels neutres aux réactifs colorés.

Les sels ammoniacaux sont incolores, d'une saveur piquante. La plupart n'ont pas d'odeur sensible : cependant ceux qui contiennent des acides faibles, comme l'acide carbonique, possèdent l'odeur pénétrante de l'ammoniaque.

La chaleur volatilise ou décompose tous les sels ammoniacaux ; ceux qui contiennent des acides gazeux, comme l'acide chlorhydrique, distillent sans éprouver d'altération ; cependant plusieurs sels ammoniacaux dont l'acide est volatil, éprouvent