

SODIUM. Na.

Équiv. = 287,5 ou 23.

Le sodium présente une grande analogie avec le potassium. Ce corps a été isolé par Davy en décomposant la soude par la pile. Peu de temps après, Thenard et Gay-Lussac démontrèrent qu'on peut obtenir le sodium par l'action du fer sur la soude, sous l'influence d'une température élevée.

On prépare actuellement le sodium par le procédé de M. Brunner, en décomposant le carbonate de soude par le charbon, à l'aide de l'appareil que nous avons décrit en traitant de la préparation du potassium (fig. 95).

D'importants perfectionnements ont été apportés récemment à la préparation du sodium et permettent d'obtenir facilement ce métal par grandes quantités. Dans le procédé de M. Brunner, le charbon tend à surnager le carbonate de soude fondu, de sorte que la décomposition de ce sel ne s'opère qu'à la surface du bain est nécessairement très-lente. Mais si l'on ajoute au mélange une certaine quantité de craie (carbonate de chaux), le charbon reste intimement mélangé au carbonate de soude ; la réduction de ce sel s'opère beaucoup plus vite et à une température moins élevée. La proportion de craie doit être à peu près le dixième du poids total du mélange.

Les travaux de M. H. Sainte-Claire Deville ont permis de préparer ce métal industriellement et de l'employer aujourd'hui à l'extraction de plusieurs autres métaux.

Grâce à ces perfectionnements, le kilogramme de sodium, qui, au commencement du siècle, valait 40,000 francs, revient aujourd'hui à 9 fr. 25.

Propriétés. — Le sodium est d'un blanc d'argent, d'un éclat métallique, quand il est récemment coupé ; mais il se ternit presque immédiatement au contact de l'air. Sa densité est 0,972. Il entre en fusion à 90°, et se volatilise à une température rouge.

Le sodium est moins volatil que le potassium. Il décompose l'eau, comme ce dernier métal, à la température ordinaire. Lorsqu'on jette sur l'eau un morceau de sodium, il se fait un vif dégagement d'hydrogène ; mais la chaleur produite par l'action de ce métal sur l'eau n'étant pas aussi forte que pour le potassium, le gaz ne s'enflamme pas.

Si l'on rend l'eau visqueuse en y dissolvant de la gomme, afin de ralentir le mouvement du métal, ou que l'on jette le sodium dans un verre qui ne contient que quelques gouttes d'eau, il y a moins de perte de chaleur, le métal devient incandescent, et détermine bientôt l'inflammation de l'hydrogène.

Les autres propriétés du sodium se rapprochent entièrement de celles du potassium.

La grande affinité du sodium pour l'oxygène fait employer ce métal à l'extraction d'un grand nombre de métaux qu'il avait été très-difficile jusqu'à présent d'extraire de leurs oxydes.

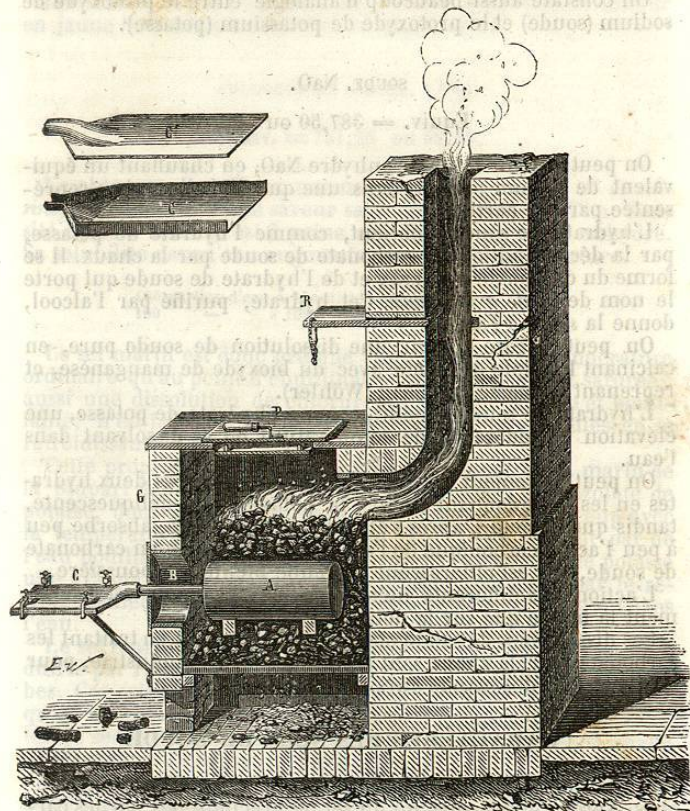
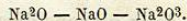


Fig. 95.

Le sodium se combine avec l'oxygène en trois proportions, et forme les oxydes suivants :



(*) Le sous-oxyde et le peroxyde se préparent comme le sous-oxyde et le peroxyde de potassium, et présentent les mêmes propriétés. Ainsi, le sous-oxyde de sodium est décomposé par l'eau

en dégageant de l'hydrogène; le peroxyde perd 1 équivalent d'oxygène quand on le traite par l'eau, et donne 2 équivalents de soude : $\text{Na}^2\text{O}^3 + 2\text{HO} = 2(\text{NaO},\text{HO}) + \text{O}$.

On constate aussi beaucoup d'analogie entre le protoxyde de sodium (soude) et le protoxyde de potassium (potasse).

SOUDE. NaO.

Équiv. = 387,50 ou 31.

On peut obtenir la soude anhydre NaO, en chauffant un équivalent de sodium (287,17) dans une quantité d'oxygène représentée par 100 parties.

L'hydrate de soude s'obtient, comme l'hydrate de potasse, par la décomposition du carbonate de soude par la chaux. Il se forme du carbonate de chaux et de l'hydrate de soude qui porte le nom de *soude à la chaux*. Cet hydrate, purifié par l'alcool, donne la *soude à l'alcool*.

On peut encore obtenir une dissolution de soude pure, en calcinant l'azotate de soude avec du bioxyde de manganèse, et reprenant la masse par l'eau (Wöhler).

L'hydrate de soude produit, comme l'hydrate de potasse, une élévation considérable de température en se dissolvant dans l'eau.

On peut facilement distinguer l'un de l'autre ces deux hydrates en les abandonnant à l'air; la potasse reste déliquescence, tandis que la soude, après s'être d'abord liquéfiée, absorbe peu à peu l'acide carbonique de l'air, et se transforme en carbonate de soude, qui est efflorescent et tombe bientôt en poussière.

L'action des différents métalloïdes sur la soude est exactement la même que sur la potasse.

Les dissolutions de soude obtenues directement en traitant les carbonates par la chaux sont employées dans l'industrie, pour la fabrication des savons durs.

CARACTÈRES DES SELS DE SOUDE

Les sels de soude ne présentent pas des caractères bien tranchés. Après s'être assuré qu'un sel ne précipite pas par les carbonates solubles, et qu'il est par conséquent à base de potasse, de soude, de lithine ou d'ammoniaque, on examine successivement les caractères des sels d'ammoniaque, de potasse et de lithine, et l'on reconnaît que le sel est à base de soude, lorsqu'il ne présente aucune des propriétés des sels formés par les trois bases précédentes.

(*) Il existe cependant deux moyens directs de caractériser les sels de soude.

1° Le périodate de potasse basique, en dissolution concentrée, forme dans les sels de soude un précipité blanc peu soluble.

2° L'antimoniote de potasse *grenu*, dissous dans l'eau froide,

produit dans les sels de soude, même étendus, un précipité blanc, cristallin, qui exige environ 300 parties d'eau pour se dissoudre (Fremy).

Les sels de soude possèdent en outre la propriété de colorer en jaune la flamme extérieure du chalumeau.

CHLORURE DE SODIUM. ClNa.

Équiv. = 731,25 ou 58,50.

Le chlorure de sodium, nommé souvent *sel marin*, *sel de cuisine*, est incolore, d'une saveur salée, mais agréable, d'une densité égale à 2,13. Il est à peine soluble dans l'alcool anhydre. Sa solubilité dans l'eau augmente peu avec la température.

100 parties d'eau à 15°	dissolvent	35,81	de sel marin.
100	—	à 109°	—
			40,38

Le sel marin est donc presque aussi soluble à la température ordinaire qu'au point d'ébullition de l'eau qui en est saturée : aussi une dissolution de chlorure de sodium, saturée et bouillante, n'en laisse-t-elle déposer que de petites quantités en se refroidissant.

Cette propriété permet de séparer facilement le sel marin de la plupart des autres sels, et particulièrement de l'azotate de potasse, dont la solubilité dans l'eau augmente beaucoup avec la température. On comprend en effet qu'en traitant par de l'eau bouillante un mélange de sel marin et d'azotate de potasse une grande partie de l'azotate de potasse se dépose par le refroidissement, tandis que le sel marin reste en dissolution dans l'eau.

Le sel marin cristallise en cubes ou en trémies, qui sont produites par l'agglomération symétrique d'une foule de petits cubes. Ces cristaux sont anhydres et décrépitent fortement lorsqu'on les chauffe à 200 ou 300°. Ils se conservent à l'air par un temps sec, mais commencent à entrer en déliquescence quand l'hygromètre de Saussure marque 80°.

Lorsqu'on fait cristalliser le chlorure de sodium à — 12°, ce sel se dépose en tables hexagonales symétriques, qui contiennent 4 équivalents d'eau ($\text{NaCl} + 4\text{HO}$). Ces cristaux perdent leur eau très-facilement.

Le chlorure de sodium est fusible au rouge, et se volatilise à une température plus élevée, en produisant des fumées blanches. Cette vaporisation se fait beaucoup plus facilement dans un courant de gaz.

Le sel marin fondu peut cristalliser en cubes par le refroidissement. Dans cet état, il ne décrépite pas lorsqu'on le chauffe.

Quelques oxydes, et principalement l'oxyde de plomb, décomposent le sel marin dissous dans l'eau en produisant un chlorure métallique et de la soude caustique. Cette réaction se

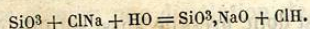
fait avec assez de facilité pour qu'on ait pensé à préparer industriellement la soude en traitant le sel marin par la litharge :



Mais la soude ainsi produite contient toujours en dissolution une quantité considérable d'oxyde de plomb. Le procédé de Leblanc présentant d'ailleurs des avantages incontestables sur tous les autres procédés de fabrication de la soude artificielle, on a dû renoncer à utiliser l'action de la litharge sur le sel marin dans la préparation de la soude.

Le sel marin, décomposé par un excès de litharge, forme un oxychlorure de plomb hydraté, insoluble dans l'eau, qui devient jaune par la chaleur.

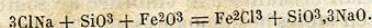
Lorsqu'on chauffe un mélange de silice et de sel marin bien desséché, il ne se produit aucune réaction; mais si l'on fait arriver sur le mélange un courant de vapeur d'eau, il se forme du silicate de soude et de l'acide chlorhydrique :



C'est sur cette réaction qu'est fondé l'emploi du sel marin dans le vernissage de quelques poteries, telles que les grès. On jette dans le four une certaine quantité de sel marin humide, qui se volatilise, et qui, en présence de la silice existant dans la pâte de la poterie et de la vapeur d'eau, produit du silicate de soude qui forme une couche vitreuse à la surface de la poterie.

On a jusqu'à présent essayé sans succès d'appliquer industriellement la réaction de la vapeur d'eau sur le mélange de silice et de sel marin, pour produire du silicate de soude et de l'acide chlorhydrique. L'acide que l'on obtient ainsi est trop faible pour être livré au commerce, et de plus, le silicate de soude qui se forme recouvre le mélange de sel marin et de silice, et l'empêche d'être attaqué complètement par la vapeur d'eau.

Le sel marin peut encore produire du silicate de soude, quand on le chauffe avec de la silice et du peroxyde de fer. Il se forme du perchlorure de fer qui se volatilise :



Usages. — Les usages du sel marin sont nombreux; ce sel sert à la préparation du sulfate de soude et de la soude artificielle; il est employé, comme nous l'avons dit, dans le vernissage des poteries. Il sert à préparer l'acide chlorhydrique. On l'emploie aussi dans la fabrication des chlorures décolorants pour produire du chlore. L'économie domestique et l'agriculture en consomment de grandes quantités.

Le chlorure de sodium est un des sels les plus répandus dans la nature. Il existe en quantité considérable dans les eaux de toutes les mers, dans celles de plusieurs lacs et sources. Il forme

dans l'intérieur de la terre des couches abondantes, et porte alors le nom de *sel gemme* ou *sel de roche*.

L'eau de la mer contient en moyenne :

Chlorure de sodium.....	2,50
Chlorure de magnésium.....	0,35
Sulfate de magnésie.....	0,58
Carbonates de chaux et de magnésie.....	0,02
Sulfate de chaux.....	0,01
Eau.....	96,54
	100,00

Sel gemme.

Le sel gemme est cristallisé; il se présente souvent en masses d'un blanc laiteux; il offre un clivage cubique facile. On le rencontre quelquefois en masses fibreuses.

Il est ordinairement coloré en gris par une petite quantité de bitume; il possède souvent une teinte rougeâtre, qui est due à la présence de l'oxyde de fer.

Le sel gemme se trouve, tantôt en couches contemporaines dans le terrain de trias et particulièrement dans la formation des marnes irisées (Vic, Dieuze, Norwich), tantôt en masses d'origine postérieure, en relation avec des roches ignées, des amas de gypse, de bitume, et souvent de soufre, soit dans les terrains jurassiques (Bec, Salzbourg), soit dans les terrains de craie (Pyrenées, Catalogne, Gallicie), soit même dans les terrains tertiaires.

Le sel gemme est quelquefois d'une grande pureté: tel est celui de Wieliczka; mais il est souvent mêlé de sulfate de chaux, d'argile, etc.

Il faut alors le dissoudre dans l'eau et évaporer sa dissolution. On opère ainsi :

Dans l'axe d'un trou de sonde qui descend jusqu'au milieu de la mine, on place un long tube percé d'ouvertures à sa partie inférieure; on descend dans ce tube les conduits d'une pompe aspirante. Ces trous de sonde sont forés dans le voisinage d'une source, dont l'eau peut être facilement détournée pour se rendre dans un bassin creusé auprès du trou de sonde. On fait arriver l'eau dans le trou, et quand elle a séjourné un temps assez long pour être suffisamment saturée, on l'en retire avec la pompe pour la soumettre ensuite à l'évaporation. Les eaux salées sont presque pures, et contiennent 27 pour 100 de sel lorsqu'elles sont complètement saturées.

Certains échantillons de sel de Wieliczka présentent une particularité curieuse.

Lorsqu'on met ce sel dans l'eau, il fait entendre une suite de décrépitations, et dégage un gaz, qui paraît être tantôt de l'hydrogène protocarboné pur, tantôt un mélange d'hydrogène protocarboné, d'hydrogène et d'oxyde de carbone. Il est probable que le gaz s'est trouvé emprisonné sous une pression plus ou moins forte dans l'intérieur des cristaux de sel, dont il brise les

couches dès qu'elles se trouvent amincies par l'action de l'eau, et produit alors une décrépitation (MM. Dumas et H. Rose). On a essayé en France de vendre du sel gemme pulvérisé ; mais jusqu'à présent ce produit n'a pas été admis dans la consommation, sans doute à cause des corps étrangers qu'il retient presque toujours et de la lenteur avec laquelle il se dissout dans l'eau.

Le sel gemme présente toutes les propriétés du sel marin ordinaire ; toutefois il est attaqué beaucoup plus lentement que ce dernier sel par l'acide sulfurique monohydraté, et ne décrépite pas lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur ; sous ce double rapport, il ressemble au sel marin fondu.

Extraction du chlorure de sodium. — Quand le sel gemme est suffisamment pur, on l'exploite par puits et galeries, ou à ciel ouvert si la couche qu'il occupe n'est pas très-profonde ; on le livre au commerce après l'avoir concassé ou pulvérisé.

Lorsque le sel est impur, on le dissout dans l'eau et on le fait cristalliser par évaporation. Le plus souvent la dissolution s'opère en faisant arriver de l'eau douce jusqu'à la couche de sel

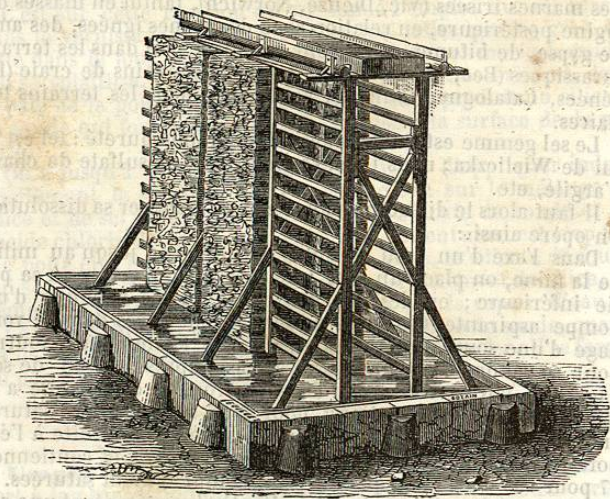


Fig. 96.

au moyen d'un trou de sonde ; l'eau saturée de sel est retirée par des pompes et évaporée dans des chaudières.

Pour extraire le sel tenu en dissolution dans les sources salées, comme ces eaux sont en général loin d'être saturées, on com-

mence par évaporer les eaux à l'air libre dans des appareils nommés *bâtiments de graduation*, qui sont disposés de manière à offrir une grande surface d'évaporation.

Les bâtiments de graduation se composent de vastes hangars, dans lesquels on entasse des fagots d'épines de manière à former un parallépipède rectangle. L'eau salée arrive au sommet des bâtiments de graduation dans des canaux qui communiquent avec des rigoles, portant des échancrures latérales qui déversent l'eau sur les fagots (fig. 96) ; l'eau en tombant se divise en gouttelettes, et par suite s'évapore rapidement : le bâtiment est recouvert d'un toit qui le préserve de la pluie ; on change à volonté la distribution des eaux, suivant la direction du vent, qui exerce une grande influence sur la rapidité de l'évaporation.

Les bâtiments de graduation sont ordinairement divisés en deux sections. La première reçoit les eaux de la source salée ; la seconde, les eaux qui ont déjà circulé sur les fagots.

Des pompes placées dans les intervalles, et mises en mouvement par des roues hydrauliques, élèvent l'eau des réservoirs inférieurs et la portent dans des conduits qui la déversent sur les fagots.

A mesure que l'eau se concentre, il se dépose sur les fagots du sulfate de chaux mélangé ordinairement de carbonate de chaux et d'oxyde de fer ; ces dépôts sont enlevés de temps en temps.

Lorsque l'eau est arrivée à une concentration qui correspond à environ 20 pour 100 de sel, on termine l'évaporation dans des chaudières.

On extrait le sel contenu dans l'eau de mer en soumettant cette eau à une évaporation spontanée dans des réservoirs, qui portent le nom de *marais salants* et présentent une grande surface pour une faible profondeur.

Ce procédé est le plus employé en France, sur les côtes de l'Océan et de la Méditerranée.

On fait arriver l'eau de la mer, dans de vastes bassins (*marais salants*) creusés dans le sol et rendus imperméables par une couche d'argile. Ces bassins, très-peu profonds, sont divisés en petits compartiments correspondant les uns dans les autres, et disposés de manière à permettre au liquide de s'écouler très-lentement, à l'aide d'une pente convenablement ménagée, et de se rendre dans des bassins plus petits où l'évaporation s'effectue d'une manière assez rapide. Ces eaux, qui, en se concentrant, ont laissé déposer une partie des sels insolubles qu'elles contenaient, se rendent dans un réservoir, d'où elles sont extraites à l'aide de pompes qui les amènent dans de nouveaux bassins d'évaporation, où elles laissent déposer le sel marin. L'opération continue pendant plusieurs mois, tant que dure la belle saison.

On réunit en tas le sel obtenu pour le laisser égoutter ; en cet état il est suffisamment pur pour qu'on puisse le livrer au commerce.

Traitement des eaux-mères. — Les eaux-mères des marais salants étaient rejetées à la mer jusqu'à l'époque où M. Balard fit connaître des moyens pratiques d'en retirer du sulfate de soude et des sels de potasse.

Le principe de la fabrication du sulfate de soude avec les eaux-mères des marais salants consiste à extraire le sulfate de magnésie des eaux-mères, puis à former, avec ce sel et un excès de sel marin, du sulfate de soude et du chlorure de magnésium qui reste en dissolution.



On peut dans cette fabrication, soit utiliser les variations naturelles de température qui se produisent en été et en hiver, soit avoir recours à un refroidissement artificiel.

Lorsque les eaux de la mer, concentrées à la manière ordinaire pendant l'été, ont déposé une partie du sel marin qu'elles contiennent, on les conserve dans de vastes réservoirs ou bassins, présentant moins de surface, mais beaucoup plus de profondeur que ceux dans lesquels se fait la cristallisation du sel marin, afin que les eaux pluviales les affaiblissent le moins possible ; ces réservoirs sont construits dans des terrains argileux ; ils communiquent avec des pièces maîtresses où l'on fait écouler les eaux-mères pendant l'hiver, en ayant soin que ces eaux n'y occupent qu'une profondeur de quelques décimètres, afin qu'elles se mettent plus facilement en équilibre de température avec l'atmosphère.

La cristallisation du sulfate de soude commence à devenir abondante, lorsque les eaux marquent 27° à l'aréomètre, et que la température ne dépasse pas — 4°.

Dans les pays froids, où l'on ne peut appliquer à l'eau de mer la méthode des marais salants, on extrait le sel en exposant l'eau de mer dans des bassins aux plus grands froids de l'hiver : l'eau se divise en deux parties : l'une se solidifie d'abord, c'est de l'eau presque pure, tandis que l'autre reste liquide et retient en dissolution tous les sels solubles : en enlevant de temps en temps les glaçons qui se sont formés, on finit par obtenir une eau très-chargée de sel que l'on évapore ensuite dans des chaudières.

Le sel obtenu par cette méthode est impur. Ainsi le sel d'Oustkout contient sur 100 parties :

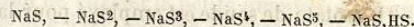
Sel marin.....	74,85
Sulfate de soude.....	15,20
Chlorure d'aluminium.....	1,17
Chlorure de calcium.....	5,21
Chlorure de magnésium.....	3,57
	100,00
	(M. Hess.)

On pourrait préparer des sels beaucoup plus purs en traitant les eaux de la mer par la chaux avant l'action du froid ; on pré-

cipiterait ainsi la magnésie et l'alumine, et on éviterait en grande partie la production du sulfate de soude.

SULFURES DE SODIUM.

Il existe six composés sulfurés de ce métal.



Les sulfures de sodium correspondent, par leurs propriétés et leur mode de préparation, aux sulfures de potassium.

Le *monosulfure de sodium* NaS cristallise en gros prismes incolores, d'une réaction fortement alcaline ; sa saveur est à la fois caustique et sulfureuse. Il contient 9 équivalents d'eau de cristallisation, et produit un abaissement considérable de température en se dissolvant dans l'eau.

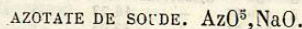
Le monosulfure de sodium se prépare avec facilité : sa dissolution, qui est incolore, se conserve longtemps sans altération sensible ; on doit donc le considérer comme un réactif précieux, qu'on emploie souvent comme sulfure soluble.

On prépare le monosulfure de sodium en recevant dans de la soude (lessive des savonniers) marquant 36° à l'aréomètre de Baumé, un courant d'acide sulfhydrique produit par l'action de l'acide chlorhydrique étendu de 3 parties d'eau sur les sulfures de baryum ou de strontium. Ces sulfures s'obtiennent en chauffant le sulfate de baryte ou le sulfate de strontiane avec du charbon.

Le tube qui amène le gaz dans la dissolution doit être d'un très-grand diamètre, afin que les cristaux de sulfure ne l'obstruent pas.

L'hydrogène sulfuré est absorbé complètement, quelle que soit la rapidité avec laquelle il arrive dans la dissolution alcaline. Deux litres de lessive des savonniers exigent deux ou trois heures pour leur saturation. La liqueur ne tarde pas alors à se prendre en une masse cristalline qu'on égoutte et qu'on fait ensuite redissoudre à chaud.

On obtient par le refroidissement de cette dissolution de beaux cristaux de sulfure de sodium pur.



Équivalent = 1062,5 ou 85.

On donne souvent à l'azotate de soude le nom de *nitre cubique* ou *quadrangulaire*. Ce sel est incolore et cristallise en rhomboèdres qui se rapprochent beaucoup du cube ; ses cristaux sont anhydres. Lorsqu'on chauffe l'azotate de soude, il se décompose d'abord en azotite, et se transforme ensuite en soude anhydre.

Ce sel est plus soluble à la température de 0° qu'à la température ordinaire.

L'azotate de soude attire promptement l'humidité ; aussi n'a-t-on jamais pu le faire entrer dans la fabrication de la poudre.

L'azotate de soude existe dans la nature. On le trouve en abondance au Pérou, où il forme sous l'argile une couche mince, mais d'une étendue très-considérable.

Usages. — L'azotate de soude est employé pour la fabrication de l'acide azotique : cet acide se prépare, comme on sait, en décomposant l'azotate de soude par l'acide sulfurique. Ce sel donne, à poids égaux, plus d'acide azotique que l'azotate de potasse, car l'équivalent de la soude est plus léger que celui de la potasse.

M. Kuhlmann, en France, et M. Barclay, en Angleterre, ont proposé l'emploi de l'azotate de soude dans l'agriculture comme engrais.

Ce sel sert aussi à la fabrication de l'azotate de potasse. (Voy. Nitre.)

Une poudre formée de 5 parties d'azotate de soude, 1 de soufre et 5 de charbon, brûle avec une belle flamme jaune orangé ; on l'emploie dans les feux d'artifice.

SULFATE DE SOUDE. $\text{SO}_3, \text{NaO}, 10\text{HO}$.

Équiv. = 2012,5 ou 161.

Le sulfate de soude, autrefois appelé *sel de Glauber*, est incolore, d'une saveur fraîche et amère ; il cristallise en grands prismes à quatre pans terminés par des sommets dièdres, qui contiennent 10 équivalents d'eau ou 56 pour 100 de leur poids.

Ce sel, exposé à l'air, s'effleurit ; lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur, il fond d'abord dans son eau de cristallisation ; puis il perd peu à peu toute son eau, et présente le phénomène de la fusion ignée.

Il est indécomposable par la chaleur.

La solubilité du sulfate de soude est représentée par le tableau suivant :

100 parties d'eau à	0°	dissolvent	5,02 de sulfate de soude anhydre.
100	à 17°,91	—	16,73
100	à 30°,75	—	43,05
100	à 32°,7	—	50,65
100	à 33°,9	—	50,04
100	à 50°,4	—	46,82
100	à 103°,1	—	42,65

(Gay-Lussac.)

La solubilité du sulfate de soude augmente, comme on voit, avec la température jusqu'à 32°,7, et à partir de ce point elle diminue jusqu'à 104°,1 ; c'est à cette température que la dissolution saturée de sulfate de soude entre en ébullition.

Les cristaux de sulfate de soude qui se déposent à la température ordinaire contiennent, comme nous l'avons dit précédemment, 10 équivalents d'eau ; mais ceux qui prennent naissance dans une liqueur dont la température dépasse 33° sont anhydres.

Si l'on introduit une dissolution de sulfate de soude saturée à 33° dans un tube de verre effilé, et qu'on fasse bouillir cette dissolution afin de chasser la petite quantité d'air qui reste dans le tube, puis que l'on ferme à la lampe l'extrémité effilée du tube lorsque la liqueur est en ébullition, la dissolution qui se trouve renfermée dans le tube à l'abri du contact de l'air ne cristallise pas par le refroidissement ; on peut même agiter le liquide sans déterminer la cristallisation ; mais si l'on casse la pointe du tube, le sulfate de soude se dépose aussitôt. Au moment de la cristallisation, la liqueur s'échauffe sensiblement, et le sulfate de soude qui cristallise est souvent anhydre.

Ce phénomène dépend plutôt de la présence de l'air atmosphérique que de la pression ; on empêche, en effet, la dissolution de sulfate de soude saturée à 33° de cristalliser, quand on la recouvre d'une couche d'huile ou d'essence de térébenthine qui la préserve du contact de l'air ; mais, dès qu'on enlève l'huile, ou qu'on agite la liqueur avec une baguette de verre, elle se prend en une masse cristalline (Gay-Lussac).

Une dissolution de sulfate de soude saturée à 33° ne cristallise pas lorsqu'elle se refroidit en présence d'un volume d'air limité, dans une fiole, par exemple, bouchée avec une capsule renversée ; elle se prend aussitôt en une masse cristalline quand on la touche avec une baguette de verre, pourvu cependant que cette baguette soit prise dans son état ordinaire. Mais si on l'a chauffée, et ensuite refroidie dans un volume d'air limité, en la plongeant dans une éprouvette fermée par un bouchon que traverse la baguette, elle perd la propriété de faire cristalliser la dissolution ; elle ne la reprend que par l'exposition à l'air libre. Des bulles d'air ordinaire que l'on fait passer à travers la dissolution déterminent aussi la cristallisation ; mais de l'air filtré à travers un long tube rempli d'amiante ou de coton cardé, est dépourvu de cette propriété (M. H. Lœwel).

Cette cristallisation subite ne se détermine qu'au contact de petits cristaux de sulfate de soude hydraté qui existent dans l'atmosphère et arrivent au contact de la dissolution quand l'air s'y précipite (M. Gernez).

Le sulfate de soude, en se dissolvant dans l'eau, et surtout dans l'acide chlorhydrique, produit un froid considérable.

On peut avec un pareil mélange obtenir de la glace à peu de frais. Les proportions qui réussissent le mieux sont celles-ci :

Sulfate de soude.....	1500 gr.
Acide chlorhydrique.....	1200

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,

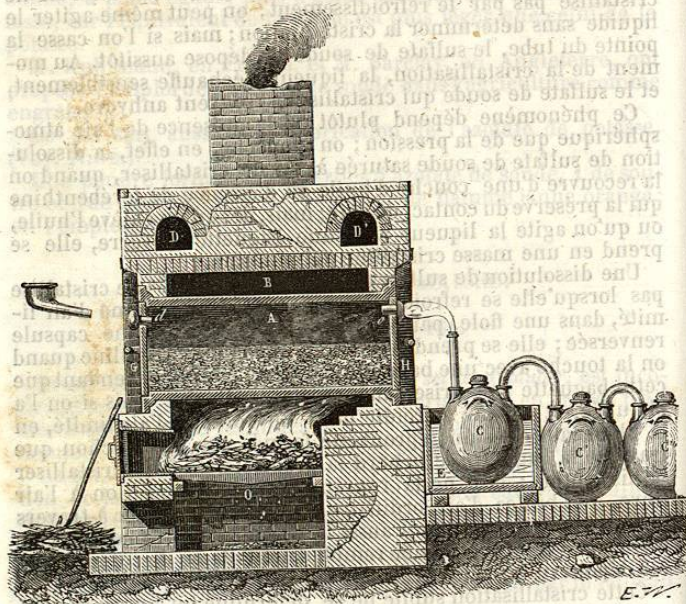
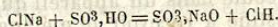


Fig. 97.

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).

Dans la plupart des fabriques montées sur une grande échelle, la réaction de l'acide sulfurique sur le sel marin s'opère dans des fours à réverbère.

Ces fours, construits en briques réfractaires, sont inattaquables, et permettent l'emploi d'acide sulfurique à 52°, tel qu'il sort des chambres de plomb.

La fabrication du sulfate de soude par ce procédé est continue.

Pour retenir l'acide chlorhydrique qui se dégage pendant la calcination du mélange de sel marin et d'acide sulfurique, on fait circuler ces vapeurs dans une série de bonbonnes contenant une certaine quantité d'eau destinée à leur condensation.

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 (Balard).

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.

Le *bisulfate de soude* ressemble beaucoup au bisulfate de potasse. On l'obtient de même, en ajoutant à une dissolution de sulfate de soude une quantité d'acide sulfurique égale à celle qu'il contient. Ce sel cristallise en petites aiguilles qui ont pour formule : $2\text{SO}_3, \text{NaO} + 3\text{HO}$: chauffé à une température convenable, il devient $\text{NaO}, 2\text{SO}_3$.

CARBONATE DE SOUDE, $\text{CO}_3, \text{NaO}, 10\text{HO}$.

Équivalent = 1787,5 ou 143.

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 50°	—	35,90
100 — à 104°	—	43,50

(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 3 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 13 équivalents d'eau (M. Jacquelin).

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

$\text{CO}_2, \text{NaO}, \text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 5\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 7\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 9\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 10\text{HO}$;
 $\text{CO}_2, \text{NaO}, 13\text{HO}$.

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.

Le carbonate de soude est insoluble dans l'alcool, la soude caustique y est au contraire notablement soluble; on utilise souvent cette propriété pour séparer ces deux corps.

Préparation du carbonate de soude. — Soude artificielle.

— 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 Anfray, est aujourd'hui employé exclusivement pour la fabrication du carbonate de soude. Nous le décrirons avec quelques détails.

On introduit dans un four à réverbère (fig. 98) dont la sole est forme elliptique est construite en briques réfractaires ou



Fig. 98.

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 140 à 150 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 550 à 600 kilogrammes de soude brute, marquant 38 à 40°.