calcinant la soude avec quelques centièmes de chlorate de potasse (Gay-Lussac et Welter).

La soude du commerce contient assez souvent de la *soude caustique*; on peut en apprécier la proportion d'une manière suffisamment exacte, en décomposant la soude, que nous supposons plus ou moins caustique, par un excès de chlorure de baryum. Le carbonate alcalin produit du carbonate de baryte, tandis que la soude libre, réagissant sur le chlorure de baryum, met en liberté une quantité de baryte proportionnelle à la quantité de soude existant dans le carbonate.

On jette la liqueur sur un filtre qui retient le carbonate de baryte produit par le carbonate de soude. On lave le précipité et l'on fait passer dans les liqueurs, réunies aux eaux de lavage, un courant d'acide carbonique. Le poids de carbonate de baryte obtenu en second lieu indique la proportion de soude libre contenue dans le carbonate de soude essayé (M. Barreswil).

(*) SILICATES DE POTASSE.

La silice paraît se combiner avec la potasse en un grand nombre de proportions. Si l'on fond une partie de silice avec quatre parties d'hydrate de potasse et que l'on reprenne la masse par l'eau, on obtient une liqueur qui donne par l'évaporation de petits cristaux nacrés de silicate de potasse.

Les anciens chimistes donnaient le nom de *liqueur des cailloux* aux dissolutions de silice dans la potasse.

Les silicates de potasse étant difficiles à obtenir purs, leur composition n'a pas été jusqu'à présent déterminée exactement. Le sel produit en faisant fondre de la silice avec du carbonate de potasse paraît avoir pour formule $SiO^3,3KO$.

Le silicate de potasse est quelquefois nommé *verre soluble*.

Les corps organiques qu'on a trempés dans une dissolution de verre soluble et ensuite desséchés, ne brûlent plus avec flamme.

On peut donc employer le verre soluble pour préserver de l'incendie le bois qui entre dans les constructions (M. Fuchs).

On prépare d'une manière économique le verre soluble en faisant fondre ensemble, pendant six heures, dans un creuset de terre réfractaire, 10 parties de carbonate de potasse, 15 parties de quartz pulvérisé, et 1 partie de charbon. La masse que l'on obtient présente un aspect vitreux : elle est colorée en noir par le charbon qui s'y trouve en excès; elle se dissout presque entièrement dans l'eau bouillante; sa dissolution est fortement alcaline.

Le silicate de potasse possède une tendance remarquable à former des silicates doubles; il entre dans la composition du verre de Bohême et dans celle du cristal.

On s'en sert aussi pour les peintures siliceuses et le durcissement des pierres calcaires (procédés Kuhlmann).

SODIUM (Na=287,17).

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. Brunéner, 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'opérant 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.

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 les mouvements du métal, ou que l'on jette le so-

dium 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.

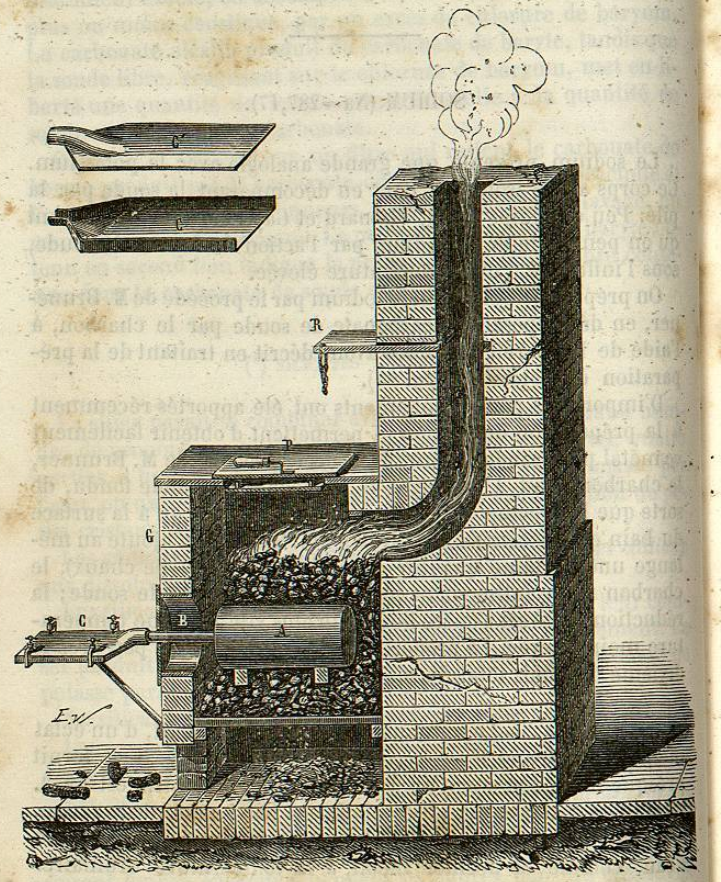

Fig. 95.

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

$$Na^2O - NaO - Na^2O^3.$$

(*) 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 : $Na^2O^3 + 2HO = 2(NaO,HO) + O$.

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

SOUDE. NaO.

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*.

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 déliquescente, 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.

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 periodate de potasse basique, en dissolution concentrée, forme dans les sels de soude un précipité blanc peu soluble.

2° L'antimoniate 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.

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 entre — 10 et — 15°, ce sel se dépose en tables hexagonales symétriques, qui contiennent 4 ou 6 équivalents d'eau. 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 :

$$ClNa + PbO = NaO + ClPb.$$

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 :

$$SiO^3 + ClNa + HO = SiO^3,NaO + ClH.$$

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 complétement 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 :

$$3ClNa + SiO^3 + Fe^2O^3 = Fe^2Cl^3 + SiO^3,3NaO.$$

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*.

S.l *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 (Pyrénées, 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.

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 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 commence 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 parallélipipède 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

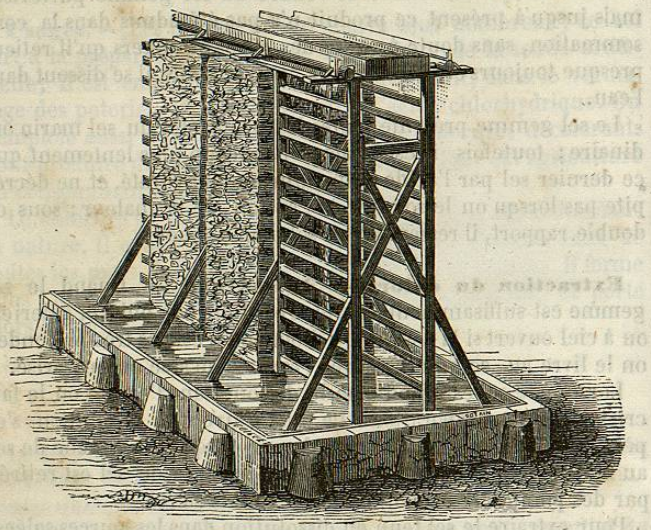

Fig. 96.

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 15 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.

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.

SULFURES DE SODIUM.

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 complétement, 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.

AZOTATE DE SOUDE. AzO^5,NaO.

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 a 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. $SO^3,NaO,10HO$.

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).

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, 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 :

$$ClNa + SO^3,HO = SO3,NaO + ClH.$$

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).

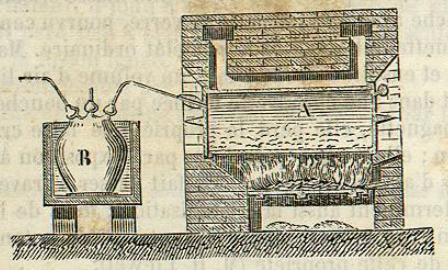

Fig. 97.

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. $CO^2,NaO,10HO$.

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.)