

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.

M. Kuhlmann a proposé d'employer le silicate de potasse en dissolution pour durcir les pierres tendres, facilement altérables. Dans ces conditions, il se forme lentement à la surface de la pierre une couche très-dure de silicate de chaux. Ce mode de conservation a été appliqué aux bâtiments du nouveau Louvre.

SODIUM. Na.

Équiv. — 23.

État naturel. — Le sodium est abondamment répandu dans la nature, à l'état de chlorure de sodium, principalement dans les eaux de la mer.

Propriétés. — Le sodium est mou et malléable comme la cire à la température ordinaire, dur et cassant au-dessous de 0°; il a l'éclat et la couleur de l'argent, au moment où il vient d'être coupé; mais il se ternit presque immédiatement au contact de l'air humide. Sa densité est 0,970. Il entre en fusion à 95°,6 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, qui brûle alors avec une flamme jaune due à la présence des vapeurs de sodium.

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

La grande affinité du sodium pour l'oxygène fait employer ce métal comme réducteur. Nous avons déjà vu qu'il était utilisé pour obtenir le bore et le silicium; aujourd'hui l'industrie en consomme de grandes quantités dans la préparation de l'aluminium et du magnésium. Le sodium est en effet pour ces applications préféré au potassium, comme étant d'un maniement plus facile : il est moins altérable que celui-ci, il peut être chauffé au delà de son point de fusion, sans prendre feu; enfin, ayant un équivalent

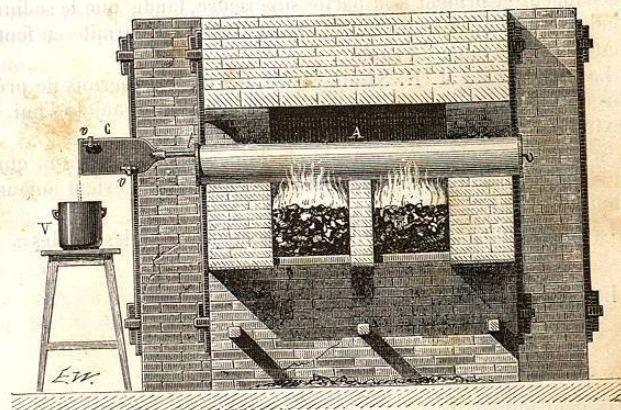


Fig. 20.

plus faible, il en faut de moindres quantités pour produire des effets analogues.

Préparation. — Ce corps a été isolé par Davy, en 1807, en décomposant la soude par la pile. Peu de temps après, Thénard et Gay-Lussac obtinrent le sodium par le procédé qui leur avait servi à préparer le potassium.

On prépara ensuite 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, mais ce procédé ne donnait pas de bons résultats.

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'o-

père 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.

Le mélange, formé de 100 parties de carbonate de soude, 45 parties de houille et 15 parties de craie, est chauffé dans des cylindres de tôle A, placés horizontalement dans un long fourneau à reverbère (fig. 20). Quand le sodium commence à se dégager, on adapte aux tubes à dégagement très-courts que portent les cylindres des récipients Donny et Mareska, disposés de champ. Les gaz s'échappent et brûlent à la partie supérieure, tandis que le sodium condensé coule par la partie inférieure dans une marmite en fonte contenant de l'huile de naphte.

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 10 000 francs, revient aujourd'hui à 9 fr. 25.

Le sodium en se combinant avec l'oxygène forme les oxydes :



Le peroxyde NaO^2 n'a pas d'usage.

Soude. NaO .

Équiv. = 31.

On peut obtenir la soude anhydre NaO , en chauffant un équivalent de sodium dans une quantité d'oxygène représentée par l'équivalent de ce gaz.

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 représentant 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 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.

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

Caractères distinctifs 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. NaCl .

Équiv. = 58,50.

État naturel. — 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
	<hr/> 100,00

Propriétés. — Le chlorure de sodium, nommé souvent *sel marin*, *sel de cuisine*, est incolore, d'une saveur salée caractéristique, 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.

Le sel marin cristallise en cubes ou en trémies, produites par l'agglomération symétrique d'une foule de petits cubes, lesquels s'accroissent fréquemment de manière à former de petites pyramides

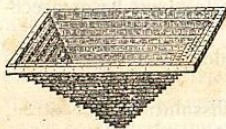


Fig. 21.

quadrangulaires creuses, dont les parois sont formées par une série de gradins (fig. 21). Ces cristaux sont anhydres mais décrépitent fortement lorsqu'on les chauffe à 200 ou 300°, parce qu'ils retiennent une petite quantité d'eau-mère emprisonnée entre les lamelles qui les constituent. Ils se conservent à l'air par un temps

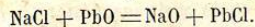
sec, mais commencent à entrer en déliquescence quand l'hygromètre de Saussure marque 80°.

Lorsqu'on fait cristalliser le chlorure de sodium à — 12°, ce sel se dépose en tables hexagonales symétriques, qui contiennent 4 équivalents d'eau (NaCl + 4HO). 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 décrépité pas lorsqu'on le chauffe.

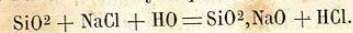
Quelques oxydes, et principalement l'oxyde de plomb, décomposent le sel marin dissous dans l'eau en produisant un chlorure métallique et de la soude caustique. Cette réaction se fait avec assez de facilité pour qu'on ait pensé à préparer industriellement la soude en traitant le sel marin par la litharge :



Mais la soude ainsi produite contient toujours 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.

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

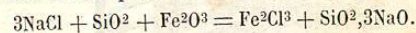
sur le mélange un courant de vapeur d'eau, il se forme du silicate de soude et de l'acide chlorhydrique :



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 :



Extraction du chlorure de sodium. — Mines de 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 marines 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 (Pyénées, 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 crépitations, 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).

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 décrépète pas lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur; sous ce double rapport, il ressemble au sel marin fondu.

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

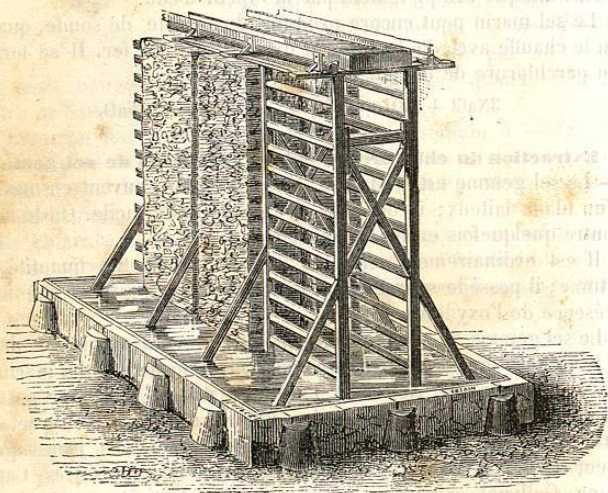


Fig. 22.

en faisant arriver de l'eau douce jusqu'à la couche du sel au moyen d'un trou de sonde; l'eau saturée de sel est retirée par des pompes et évaporée dans des chaudières.

Sources salées. — 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 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. 22); 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.

Dès que l'eau salée est portée à l'ébullition, il se forme un précipité de sulfate double de chaux et de soude, appelé *schlot*, qu'il faut enlever au fur et à mesure, afin d'éviter que ces dépôts n'adhèrent aux parois des chaudières.

Lorsque le précipité ne se forme plus, on fait passer le liquide dans d'autres chaudières pour continuer l'évaporation, ce qui détermine bientôt le dépôt du chlorure de sodium.

Ce sel est recueilli au moyen de larges écumoirs, et lorsqu'il est égoutté, on le porte au séchoir.

Marais salants. — 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 ont laissé déposer la plus grande 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.

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'Ouskout 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

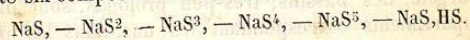
(M. Hess.)

On pourrait préparer des sels beaucoup plus purs en traitant les eaux de la mer par la chaux avant l'action du froid; on précipiterait ainsi la magnésie et l'alumine, et on éviterait en grande partie la production de sulfate de soude.

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.

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.

L'eau mère contient du sulfhydrate de sulfure de sodium, plus soluble que le protosulfure.

On peut encore préparer ce protosulfure en calcinant du sulfate de soude avec du charbon.

Le protosulfure, chauffé avec du soufre, donne les différents polysulfures.

Azotate de soude. AzO^5, NaO .

Équivalent = 85.

État naturel. — L'azotate de soude nous vient du Pérou, où on le rencontre en bancs épais et très-étendus sous une couche d'argile. Cet azotate brut renferme en petite quantité du sulfate de soude, du chlorure de sodium et de l'iode. On le purifie en le lavant avec une solution saturée d'azotate de soude pur, qui dissout les sels étrangers.

Propriétés. — 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