

de champ. A l'extrémité de ce récipient, 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 V, contenant de l'huile de schiste.

Le sodium ainsi obtenu est purifié par une simple fusion sous une mince couche d'huile de schiste; on le coule ensuite dans une lingotière, comme on ferait pour le plomb, et on le conserve dans l'air sec.

762. Propriétés. — Le sodium est solide, mou et malléable comme la cire à la température ordinaire; il est dur et cassant au-dessous de 0°. Sa densité est 0,970. Il fond à 95°,6 (Bunsen) et distille au rouge. Il a l'éclat et la couleur de l'argent, mais cet éclat s'altère rapidement à l'air humide; il se forme à sa surface une couche blanche d'hydrate de soude¹. A une température élevée, il brûle en donnant un mélange de protoxyde et de peroxyde de sodium.

Le sodium absorbe l'hydrogène au-dessus de 500° et forme avec lui un alliage Na²H plus fusible que le sodium et doué de plus d'éclat (L. Troost et P. Hautefeuille). Cet alliage est mou à la température ordinaire; il devient cassant et facile à pulvériser un peu avant sa fusion. Il peut être fondu dans le vide, ou dans l'hydrogène, sans se décomposer; il ne se dissocie dans le vide qu'au-dessus de 500° (**30. Dissociation**).

Le sodium forme avec le mercure un amalgame Hg¹²Na en dégageant 21c,6, ce qui réduit la chaleur d'oxydation du sodium dans son amalgame à 56c². Le sodium forme avec le mercure un amalgame Hg³Na en dégageant 10c,3. Cet amalgame dégage 52c,8 en décomposant l'eau et 46c,5 en décomposant l'acide chlorhydrique étendu (M. Berthelot).

Le sodium décompose l'eau à froid en dégageant 77c,6 — 54c,5 = 45c,1, l'expérience se fait, comme avec le potassium, sous une éprouvette (fig. 308), sur le mercure, ou à l'air libre (fig. 309). Dans ce dernier cas l'hydrogène ne s'enflamme pas comme avec le potassium; la température développée par la réaction étant moindre, la soude se dissout au fur et à mesure, de sorte que, lorsque le dégagement d'hydrogène a cessé, il ne reste pas de globule de soude incandescent et il n'y a pas d'explosion. On peut déterminer l'inflammation de l'hydrogène dans cette expérience en employant de l'eau gommée, dont la viscosité empêche le déplacement du globule, et concentre par suite en un même point toute la chaleur dégagée. La flamme a une teinte jaune, due à la combustion du sodium vaporisé.

763. Applications. — Le sodium est constamment employé comme réducteur. On s'en sert dans la préparation du bore, du silicium, etc. La plus grande partie du sodium est appliquée à la préparation industrielle

1. $\text{Na} + \text{O} + \text{HO} = \text{NaO}, \text{HO sol.} : + 67\text{c},8$ $\text{Na} + \text{O} + \text{HO} = \text{NaO}, \text{HO diss.} : + 77\text{c},6$.

2. La chaleur d'oxydation du sodium amalgamé est supérieure à celle du potassium amalgamé Hg²⁴K, de sorte que l'ordre d'oxydabilité des amalgames est inverse de celui des métaux (M. Berthelot). Ce fait explique comment le sodium amalgamé déplace le potassium de la potasse dissoute, comme l'ont constaté MM. Kraut et Popp.

du magnésium et de l'aluminium. Le sodium est d'un maniement plus facile que le potassium, et ses réactions sont moins violentes; ces avantages, joints à ce que son équivalent est plus faible, et que partant il en faut de moindres quantités pour produire le même effet, expliquent suffisamment la préférence que l'on accorde à ce métal.

SOUDE (NaO,HO. — NaHO = 40).

OXYDES ANHYDRES. — Le sodium forme avec l'oxygène deux oxydes: un protoxyde NaO et un peroxyde NaO² (Gay-Lussac et Thenard), ou NaO² (Vernon-Harcourt). On obtient NaO² + 8HO en mêlant en quantité équivalente de la soude et de l'eau oxygénée très diluées, puis évaporant dans le vide (M. V. Harcourt et M. Schœne).

764. Hydrate de soude. — L'hydrate de protoxyde de sodium est appelé *hydrate de soude*, ou *soude caustique*, pour le distinguer de la *soude du commerce*, qui n'est autre chose que le carbonate de soude impur. On le prépare comme la potasse caustique, c'est-à-dire par l'action de la chaux sur le carbonate de soude, et on le désigne sous le nom de *soude à la chaux*; on la purifie comme la potasse.

765. Propriétés. — La soude caustique est un solide blanc à cassure fibreuse, dont la densité est 2,0; elle est fusible au rouge sombre, volatile au rouge. Elle se dissout dans l'eau avec dégagement de chaleur; à l'air humide, elle absorbe la vapeur d'eau et devient liquide; elle redevient ensuite solide en absorbant peu à peu l'acide carbonique de l'air.

La soude est décomposée au rouge blanc comme la potasse. En dissolution étendue, elle est très caustique, ramollit la peau et la dissout.

SULFURES DE SODIUM.

766. Protosulfure. — Quand on fait passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution concentrée de soude, il se forme de l'eau et du protosulfure de sodium qui, grâce à sa faible solubilité, se sépare en cristaux contenant 9 équiv. d'eau (NaS + 9HO). Il reste dans la liqueur un sulfhydrate de sulfure de sodium, plus soluble que le protosulfure. On le prépare encore en calcinant du sulfate de soude avec du charbon. Ce corps jouit des mêmes propriétés que le composé correspondant du potassium. Il est cependant moins altérable à l'air.

Le protosulfure, chauffé avec du soufre, donne les polysulfures. On l'utilise pour faire des eaux sulfureuses artificielles.

CHLORURE DE SODIUM (NaCl = 58,5).

767. État naturel. — Le chlorure de sodium, ou *sel marin*, est un des corps les plus abondants dans la nature; on le trouve soit en couches épaisses dans le sein de la terre, soit en dissolution dans les eaux de la mer ou des sources salées. Quand le sel est en masses considéra-

bles, il forme ce qu'on appelle des mines de *sel gemme*. Les plus remarquables de ces mines, en Europe, sont celles de Cardona en Espagne, et celles de Wieliczka et de Bochnia en Pologne; il en existe de moins importantes, dans l'Allemagne méridionale et à l'est de la France, Vic, Dieuze, etc.

Il existe des sources salées dans presque tous les pays : on en trouve en France dans la Moselle, la Meurthe, le Doubs, les Basses-Pyrénées, etc. ;

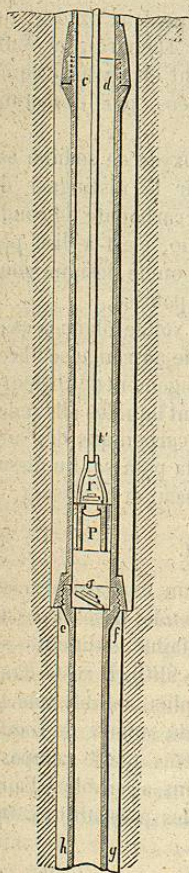


Fig. 526. — Trou de sonde et pompe aspirante.

leurs eaux ont traversé des terrains salifères, aussi contiennent-elles les sels qui, comme le sulfate de chaux, le sulfate d'ammoniaque et le sulfate de magnésie, sont le plus souvent associés au sel marin; on trouve en Hongrie, en Sibérie et en Afrique des lacs salés dont les eaux renferment quelquefois plus de 15 pour 100 de leur poids de sel marin.

768. Extraction. — On se procure le chlorure de sodium, soit en exploitant les mines de *sel gemme* résidu de l'évaporation de mers anciennes, soit en déterminant l'évaporation des sources salées ou des eaux de la mer.

769. Mines de sel gemme. — 1° SEL GEMME PUR. — Quand le sel forme des masses compactes et pures, on l'exploite comme les carrières de pierre, à ciel ouvert, ou à l'aide de galeries souterraines. Les mines de Cardona, qui alimentent presque toute l'Espagne, sont exploitées à ciel ouvert, parce que la couche de sel est à quelques mètres seulement au-dessous du sol.

Dans les mines de Wieliczka, la première couche de sel pur est à 500 mètres au-dessous de la surface du sol : aussi y a-t-on creusé d'immenses galeries qui, s'entre-croisant en tous sens, constituent de véritables villes souterraines avec leurs rues et leurs carrefours.

Les blocs de sel extraits de ces mines sont souvent colorés en rouge, soit par un peu d'oxyde de fer, soit par des animalcules microscopiques. On pulvérise le sel sous des meules pour le livrer à la consommation.

2° SEL GEMME IMPUR. — Quand le sel est mêlé de

matières étrangères, comme dans les mines de l'est de la France, ou de la Souabe, de la Bavière et du Wurtemberg, il faut le dissoudre dans l'eau et évaporer sa dissolution. On opère alors de la manière suivante :

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. Dans la partie annulaire, qui reste entre ce tube et les parois du trou de sonde (fig. 526), on fait arriver l'eau de sources voisines; cette eau dissout le sel, et le liquide, presque saturé, descendant au fond, par suite de sa plus grande densité, pénètre dans le tube central et s'y élève à une hauteur un peu moindre que le niveau extérieur. Une pompe aspirante P amène cette dissolution dans des bassins où elle abandonne par le repos les matières en suspension. On l'évapore dans de grands bacs plats en forte tôle (*poêles*) présentant une grande surface de chauffe et une grande surface d'évaporation. Ces bacs ont souvent 15^m à 20^m de long sur 8^m à 10^m de large; leur profondeur est de 0^m,5 à 0^m,6.

Si l'évaporation est rapide (à l'ébullition), on obtient du sel pur, très dense et en très petits cristaux (*sel fin-fin*). On l'enlève au fur et à mesure qu'il se forme, et on le met à égoutter sur des planches inclinées qui ramènent l'eau mère dans les bacs d'évaporation. Pendant toute la durée du *salinage* on ajoute fréquemment de nouvelle eau salée.

Si l'évaporation se fait au-dessous de la température d'ébullition, on a du sel plus gros, et d'autant plus gros que la température, et par suite la rapidité de l'évaporation diminue. Les cristaux se forment à la surface du liquide et s'y développent en se groupant (fig. 527).

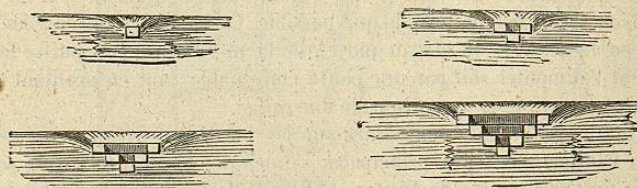


Fig. 527. — Développement et groupement des cristaux de sel marin à la surface d'évaporation.

Les matières étrangères se concentrent dans les eaux mères; on enlève de temps en temps une écume, ou une boue formée par des matières peu solubles, comme le sulfate de chaux, ou le sulfate double de chaux et de soude (*schlotage*)¹. Les eaux mères devenant de plus en plus impures, doivent être évacuées au bout d'un temps variable avec la nature de l'eau salée.

770. Sources salées. — BATIMENTS DE GRADUATION. — L'eau des sources salées contenant en général trop peu de sel pour qu'on puisse immédiatement l'évaporer avec avantage au moyen de la chaleur, on l'a soumise préalablement à une évaporation spontanée, en la faisant couler

1. Cette combinaison de sulfate de chaux et de sulfate de soude anhydre (*schlot*) ne se produit qu'au-dessus de 55°. Par l'évaporation spontanée, à froid, le sulfate de chaux se dépose seul, le sulfate de soude hydraté étant très soluble.

sur des fagots d'épines disposés en murailles très hautes, constituant les *bâtimens de graduation*. Mais l'expérience ayant démontré que les eaux salées étaient toujours plus riches dans le voisinage des gîtes salins, et à une certaine profondeur, qu'à leur point d'émergence à la surface du sol, où elles se trouvent le plus souvent mélangées à des eaux douces, on a abandonné l'exploitation de ces sources, et on lui a substitué celle des gîtes salins eux-mêmes, par la méthode des *trous de sonde* que nous venons de décrire.

771. Marais salants. — Une grande partie du sel livré au commerce en France provient de l'évaporation spontanée des eaux de la mer. Les eaux de la Méditerranée, qui donnent naissance aux exploitations les plus importantes, ont la composition suivante :

Chlorure de sodium	2,72
— de potassium	0,01
— de magnésium	0,61
Sulfate de magnésie	0,76
— de chaux	0,02
Carbonate de chaux et de magnésie	0,02
— de potasse	0,02
Iodure, bromure et sels ammoniacaux	traces
Eau	95,84
	100,00

L'évaporation de ces eaux se fait sur la surface horizontale d'un sol argileux, aussi peu perméable que possible. Ce terrain, situé en général un peu au-dessous du niveau moyen de la mer, afin qu'on puisse facilement l'alimenter soit par une pente convenable, soit en profitant des marées, constitue ce qu'on appelle une *saline*.

Il existe, en France, des salines sur les bords de l'Océan et sur ceux de la Méditerranée. Les principales salines des bords de l'Océan sont celles du Croisic, près de Nantes. Celles de la Méditerranée s'étendent depuis Hyères jusqu'à Port-Vendres.

Dans les salines du Midi que nous prendrons pour type, parce qu'elles ont été successivement perfectionnées, l'eau de mer est d'abord introduite dans un large bassin peu profond (*fig. 528*), où elle abandonne les matières tenues en suspension : de là elle s'écoule dans une suite de bassins rectangulaires C, C, C, où, en se concentrant peu à peu, elle abandonne du carbonate de chaux mêlé de sesquioxyde de fer. L'eau de mer, qui marquait seulement 5°,5 Baumé, marque environ 15° quand elle sort de ces premiers bassins pour se rendre dans les réservoirs ou puits P. Des machines hydrauliques élèvent cette eau et la déversent dans de nouveaux bassins d'évaporation D, plus nombreux que les premiers, où, en se concentrant de 15° à 18°, elle abandonne du sulfate de chaux très peu soluble, et contenant du sulfate d'ammoniaque. Le sulfate de magnésie reste dans le liquide; l'évaporation continuant, l'eau arrive à marquer 24° Baumé et est prête à donner du sel au moment où elle

Magasin. 2 édifices.

passé dans le réservoir E pour se rendre dans les puits F, nommés *puits*

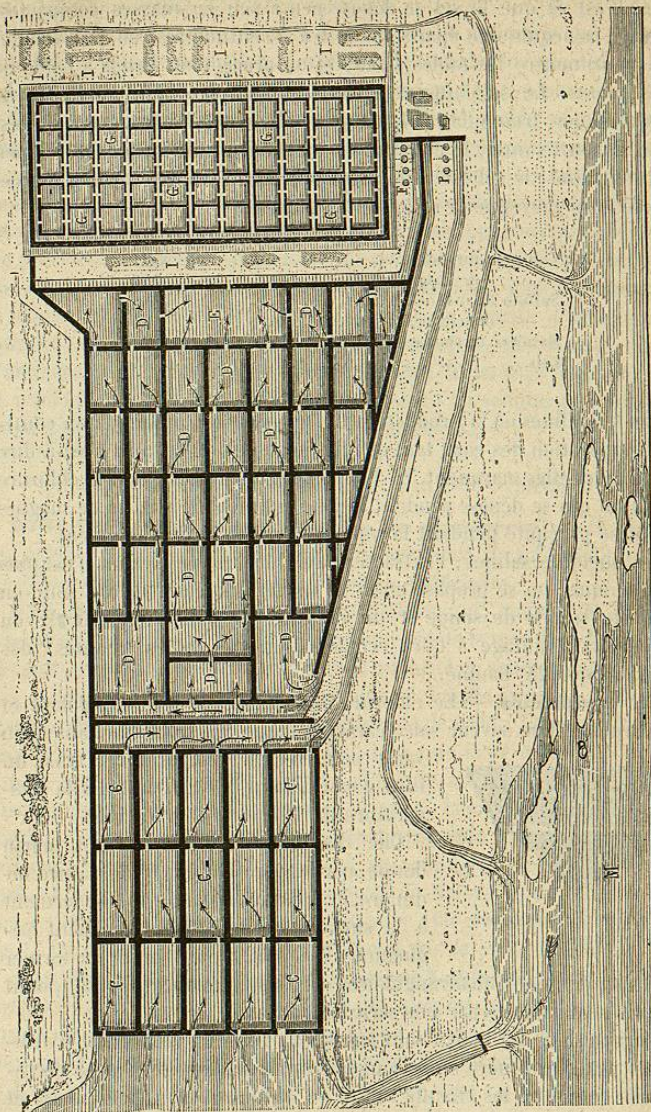


Fig. 528. — Marais salants.

à l'eau en sel. Puisée à l'aide de pompes, cette eau se répand en couches de 5 à 6 centimètres d'épaisseur dans de très petits bassins G à

surface très lisse et bien battue, désignés sous le nom de *tables salantes*. C'est là que le sel se dépose peu à peu en masses compactes. Quand il a acquis une épaisseur de 4 à 5 centimètres, on fait écouler l'eau pour mettre les tables à sec, et on procède au *levage* à l'aide de pelles plates. Le sel, ainsi *levé*, est réuni en tas ayant la forme de longs prismes triangulaires I, coupés obliquement à leurs extrémités. Le sel s'égoutte ainsi; le chlorure de magnésium, déliquescant, est peu à peu entraîné; le sel est alors assez pur pour être livré au commerce. Il possède en moyenne la composition suivante :

Chlorure de sodium.	95,11
— de magnésium.	0,25
Sulfate de magnésie.	1,50
— de chaux.	0,91
Matières terreuses.	0,10
Eau.	2,55
	100,00

Dans les salines où la production du sel est le but principal, on continue l'évaporation des eaux tant qu'elles déposent du sel pur, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'elles marquent 52° B. Si on prolonge davantage, le chlorure de sodium qui se dépose pendant le jour est mêlé de sulfate de magnésium, qui se précipite pendant la nuit par suite du refroidissement.

Dans quelques salines, l'extraction du chlorure de sodium n'est plus le but unique; on se propose aussi de traiter les eaux mères pour en retirer du sulfate de soude et du chlorure de potassium (317); on trouve alors avantage à faire écouler l'eau des tables salantes, dès qu'elle marque 28° Baumé.

372. Propriétés. — Le chlorure de sodium est solide, incolore et transparent, d'une saveur salée caractéristique. Sa solubilité dans l'eau varie peu avec la température: ainsi un litre d'eau dissout 360 gr. de sel à la température de 18°, et 404 gr. à 109°.

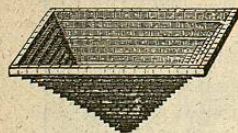


Fig. 329. — Trémie de sel marin.

Une dissolution saturée de sel marin donne, par évaporation à la température ordinaire, des cristaux cubiques qui se forment à la surface du liquide et s'accroissent fréquemment (fig. 327) de manière à former de petites pyramides quadrangulaires creuses ou *trémies* (fig. 329), dont les parois sont formées par une série de gradins.

Les cristaux de sel marin sont anhydres, mais ils retiennent d'ordinaire un peu d'eau mère emprisonnée entre leurs lamelles: aussi décrépitent-ils quand on les chauffe: l'eau se réduisant en vapeur, brise et projette au loin par sa force élastique les cristaux qui l'emprisonnent.

Une dissolution saturée de chlorure de sodium refroidie à -10° laisse déposer des cristaux prismatiques de chlorure hydraté ($\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$).

J. Robins.

Ces cristaux, abandonnés à la température ordinaire, se résolvent en un liquide qui donne des cubes anhydres.

L'alcool étendu dissout de petites quantités de sel marin qui communiquent à la flamme une coloration jaune. L'alcool absolu ne le dissout pas.

Le sel marin fond au rouge et se vaporise au rouge blanc.

373. Applications. — Les applications de sel marin sont beaucoup trop nombreuses pour qu'il soit possible de les énumérer en quelques lignes. Nous rappellerons seulement son emploi dans les laboratoires et dans l'industrie, pour la préparation de l'acide chlorhydrique, du sulfate et du carbonate de soude. On l'utilise aussi pour vernir les grès et les poteries: pour cela, on projette du sel marin humide dans les fours où se fait la cuisson. Le sel vaporisé se décompose, sous l'influence de la vapeur d'eau, au contact de la silice et du silicate d'alumine des poteries; il se forme de l'acide chlorhydrique et un silicate double d'alumine et de soude, vernis vitreux qui fait disparaître toute rugosité et rend les vases imperméables. — Le chlorure de sodium est indispensable à la nourriture de l'homme et des animaux.

CARBONATE DE SOUDE ($2\text{NaO}, \text{C}^2\text{O}^4$. — Na^2CO^3).

374. Carbonate impur (Soudes du commerce). — Les *soudes* du commerce sont désignées, suivant leur mode de préparation, sous les noms de *soudes naturelles* ou de *soudes artificielles*.

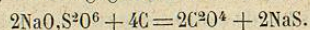
375. Soudes naturelles. — Les plantes qui, comme les *barilles*, les *salsola*, les *salicors*, etc., croissent au bord de la mer dans les régions chaudes, contiennent une assez grande quantité de soude combinée avec des acides organiques, et en particulier avec l'acide oxalique. Ces sels se transforment par l'incinération en carbonate de soude. Les végétaux sont séchés sur le sol; on allume ensuite, dans une fosse d'un mètre environ de profondeur, un feu que l'on alimente avec des plantes sèches, jusqu'à ce que la fosse soit presque remplie. Les cendres sont à demi fondues; elles constituent une masse brune, que l'on casse et qu'on enferme dans des barils pour la livrer au commerce. Les soudes d'Espagne, et entre autres celles d'Alicante et de Malaga, sont les plus estimées: elles contiennent de 20 à 25 pour 100 de carbonate de soude sec¹. *Les soudes naturelles sont remplacées par la soude artificielle.*

376. Soude artificielle. — 1° Procédé Leblanc. — Le mode de préparation de la soude artificielle a été imaginé par Leblanc en 1791, au moment où la France en guerre avec l'Europe coalisée, était privée de tous les produits qu'elle tirait jusque-là de l'étranger.

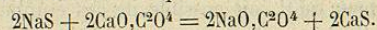
Le procédé consiste à chauffer ensemble, dans un four à réverbère, un mélange intime de sulfate de soude, de craie et de charbon.

1. Les autres sels solubles sont le chlorure de sodium et le sulfate de soude. Les composés insolubles sont la silice, le carbonate et le phosphate de chaux.

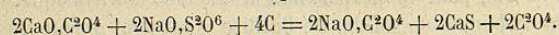
Le sulfate de soude est transformé en sulfure de sodium à une température peu élevée, avec dégagement d'acide carbonique (M. Unger) :



Le sulfure de sodium réagissant sur le carbonate de chaux donne du carbonate de soude soluble, et du sulfure de calcium qui, produit par voie ignée, est insoluble ou très peu soluble :



La formule de la réaction est d'après cela :



La préparation de la soude pourrait donc se réaliser en mettant en présence 1 équivalent de sulfate de soude, 4 équivalents de carbone et 1 équivalent de carbonate de chaux, mais il faudrait pour cela que les matières premières eussent été finement pulvérisées et très intimement mélangées ; il faudrait de plus soustraire le mélange à l'action oxydante des gaz du foyer. Dans la pratique, on arrive à un bon résultat en ajoutant au sulfate de soude un excès de charbon et de carbonate de chaux. L'excès du charbon sert en partie à produire de la chaleur en brûlant, et en partie à réduire à la fin de l'opération une certaine quantité de calcaire avec production de chaux caustique et d'oxyde de carbone, dont le dégagement donne à la masse une structure poreuse qui facilite le lessivage. L'excès de calcaire multiplie les points de contact avec le sulfure de sodium ; il donne de plus, à la fin, un peu de chaux anhydre qui, pendant le lessivage, donnera avec le carbonate de soude un peu de soude caustique.

Le mélange employé est formé de :

Sulfate de soude.	1000
Carbonate de chaux.	1010
Charbon.	550

On l'introduit d'abord sur la sole B d'un fourneau à réverbère (fig. 350), où il se dessèche et s'échauffe grâce à ce que la voûte très

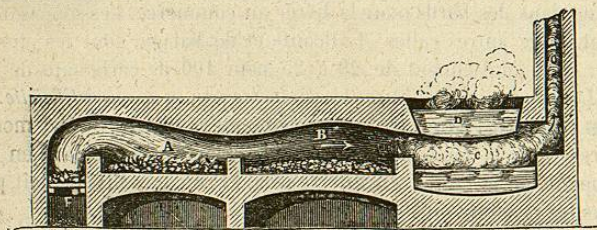


Fig. 350. — Four à soude avec chaudières pour évaporation des lessives de soude.

surbaissée maintient la flamme sans cesse en contact avec la matière à chauffer ; on le fait ensuite passer sur la sole A où la température est

plus élevée, et où la réaction s'accomplit. Un ouvrier remue de temps en temps ce mélange, quand il voit la surface se ramollir et subir un com-

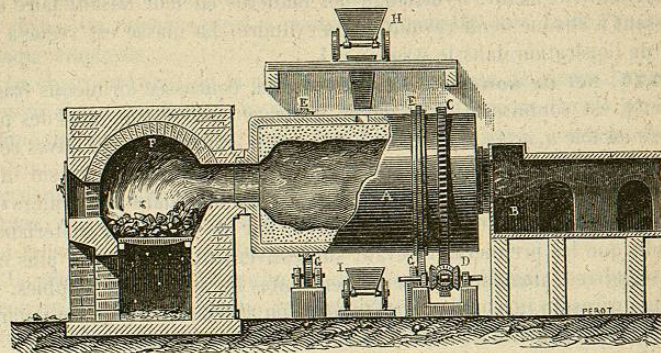


Fig. 351. — Fabrication de la soude au four tournant.

mencement de fusion ; il donne vers la fin un coup de feu, pour rendre la masse fluide et bien homogène. Au moment où le dégagement de l'acide carbonique commence à se ralentir, on retire la matière à l'aide de larges racloirs, et on la reçoit dans de grandes caisses plates en tôle, où elle se solidifie promptement. On a ainsi ce qu'on appelle la soude

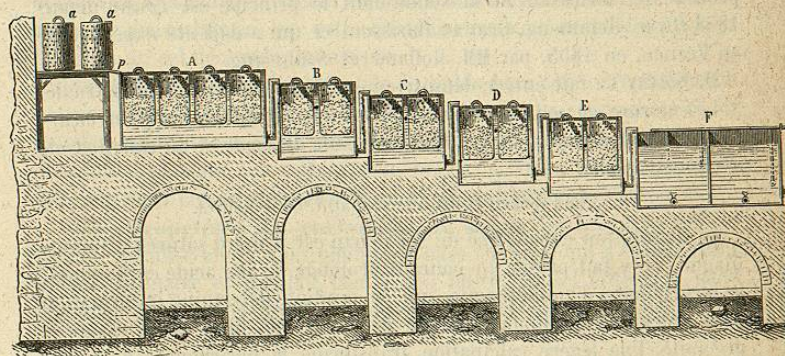


Fig. 352. — Appareil à déplacement pour le lessivage méthodique de la soude brute.

brute, d'où l'on extraira le *sel de soude*, ou qui sera directement utilisée dans la fabrication du verre à bouteille et des savons.

FOURS TOURNANTS. — Dans les fours à soude ordinaires, l'ouvrier est obligé de brasser d'une manière continue la masse pâteuse portée au rouge blanc. Ce travail, extrêmement pénible, a disparu dans les fours tournants (fig. 351), où le mélange, amené sur un wagon H, est versé

dans un grand cylindre A, qui tourne sur des galets G, G. Il y est chauffé par la flamme d'un four F, et brassé mécaniquement. Une espèce d'arête longitudinale facilite le mélange des matières en leur faisant faire un ressaut à chaque demi-révolution du cylindre. La masse est reçue à la fin de l'opération dans le wagonnet I.

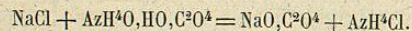
777. Sel de soude. — La soude brute, concassée en menus fragments, est soumise à un lavage ou lessivage méthodique, dans des paniers en tôle a, a (fig. 552), percés de trous et placés dans des cuves rectangulaires A, B, C, D, disposées en gradins. L'eau qui a passé sur une première masse de soude est déversée par un tube dans les paniers de la caisse suivante; elle s'enrichit ainsi sur de nouveaux matériaux, tandis que les premiers, recevant successivement des eaux de plus en plus pauvres, abandonnent peu à peu toutes les substances solubles. Il reste un résidu insoluble, *marc de soude* ou *charrée de soude*, contenant à l'état de sulfure de calcium le soufre du sulfate de soude employé¹.

Les eaux saturées de carbonate de soude marquent de 25 à 55° Baumé. On les évapore d'abord dans la cuve en tôle D, puis dans la cuve C du fourneau à réverbère (fig. 550), où un ouvrier remue la masse et la réduit en grains. Le produit blanc ainsi obtenu constitue ce qu'on désigne dans le commerce sous le nom de *sel de soude*. Il contient, outre le carbonate de soude, du chlorure de sodium et du sulfate de soude.

778. 2° Soude à l'ammoniaque. — On applique aujourd'hui un procédé de fabrication de la soude dont le principe est connu depuis 1858 (Dyar, Hemmings, Gray et Harisson) et qui a déjà été expérimenté en France, en 1855, par MM. Rolland et Schloësing.

M. Solvay l'a fait entrer définitivement dans la pratique industrielle.

Le *chlorure de sodium* en solution saturée, réagissant sur du *bicarbonate d'ammoniaque*, forme du *bicarbonate de soude* et du *chlorhydrate d'ammoniaque* :



La dissolution concentrée de sel marin est d'abord saturée d'ammoniaque, on y fait passer un courant prolongé de gaz acide carbonique; le bicarbonate d'ammoniaque, qui se produit, détermine la formation et la précipitation du bicarbonate de soude. On filtre et on essore le précipité. Une légère calcination transforme le bicarbonate de soude en carbonate neutre.

1. On réussit actuellement à extraire une partie du soufre des marcs de soude. Pour cela, on oxyde ces marcs, dans le bac même à lixiviation, par un courant d'air injecté par le fond (M. Mond). Une partie du sulfure passe à l'état de sulfate de chaux et est perdue, mais une autre partie passe à l'état de polysulfure et d'hyposulfite que l'on enlève par lessivages. L'oxydation et les lessivages sont répétés plusieurs fois. Les lessives ainsi obtenues, traitées par l'acide chlorhydrique faible, déposent du soufre sans dégagement sensible de gaz acide sulfhydrique ou sulfureux, si l'on a convenablement réglé l'oxydation (M. Gukelberger). Le soufre impur ainsi obtenu est purifié par fusion au moyen d'un courant de vapeur d'eau à 120° environ (M. Schaffner). On

L'eau mère soumise à l'action de la chaleur dégage l'excès de bicarbonate d'ammoniaque. On décompose le chlorhydrate d'ammoniaque qu'elle contient, et on en extrait l'ammoniaque, en la distillant avec de la chaux. On retrouve ainsi, à moins de 1 pour 100 près, toute l'ammoniaque employée.

La chaux provient de la calcination du carbonate de chaux dans un four à chaux qui fournit en même temps une partie de l'acide carbonique (impur) nécessaire; une autre partie, plus pure, provient de la calcination du bicarbonate de soude. — Les substances à renouveler seraient donc uniquement le chlorure de sodium et le carbonate de chaux, si on pouvait éviter la petite perte de (1 0/0) l'ammoniaque qui est le produit le plus coûteux.

Ce procédé, appliqué dans un très grand nombre d'usines, y remplace le procédé Leblanc. Il donne immédiatement du carbonate de soude presque pur. Il n'exige pas de sulfate de soude et partant pas d'acide sulfurique (c'est-à-dire pas de chambres de plomb, pas de fours à pyrite).

779. Carbonate neutre de soude (Cristaux de soude 2NaO, C²O⁴ + 10H²O²). — Ce carbonate que l'on obtient directement par le procédé de la soude à l'ammoniaque, s'extrait aussi du *sel de soude*. En redissolvant le *sel de soude* dans de l'eau chaude, jusqu'à ce qu'elle marque 55° Baumé, et laissant ensuite refroidir la dissolution éclaircie par le repos, on obtient le carbonate cristallisé, que l'on fait égoutter et que l'on met immédiatement en barils, afin d'éviter son efflorescence. Les eaux mères laissées par cette cristallisation sont évaporées à sec et donnent du sel de soude, moins pur.

Quand on veut avoir du carbonate de soude bien pur, on redissout de nouveau dans l'eau chaude les cristaux de soude du commerce, et on leur fait subir une nouvelle cristallisation, en agitant constamment la dissolution pendant son refroidissement. Les cristaux très petits qui se déposent dans ces circonstances sont faciles à séparer de l'eau mère.

780. Propriétés du carbonate de soude. — Le carbonate de soude cristallise en prismes obliques à base rhombe, qui s'effleurissent à l'air ordinaire et perdent peu à peu 9H²O². Le sel effleuré a pour formule : 2NaO, C²O⁴ + H²O². Si la dessiccation se fait lentement, le se

extrait ainsi 56 pour 100 du poids de soufre contenu dans le sulfate de soude employé. MM. Schaffner et Helbig essayent depuis peu un nouveau mode de traitement le sulfure de calcium, traité en présence de l'eau par le chlorure de magnésium, donne, à une température convenable, du chlorure de calcium, de la magnésie et de l'acide sulfhydrique : CaS + MgCl + 2HO = HS + CaCl + MgO, HO. Cet acide sulfhydrique, arrivant avec de l'acide sulfureux provenant du grillage des pyrites dans un bain de chlorure de calcium, donnerait, par double décomposition complète, uniquement du soufre et de l'eau, 4HS + S²O⁴ = 4HO + 6S.

Quant au mélange d'hydrate de magnésie et de chlorure de calcium, il suffirait de le traiter par un courant d'acide carbonique pour le transformer en carbonate de chaux et en chlorure de magnésium prêt à être employé dans une nouvelle opération : 2CaCl + 2MgO, HO + C²O⁴ = 2CaO, C²O⁴ + 2MgCl + 2HO.