

absorbe l'acide carbonique de l'air et donne du sesquicarbonat.

Chauffés, les cristaux de soude fondent dans leur eau de cristallisation, puis se dessèchent et donnent une masse fusible au rouge.

Les cristaux de soude sont beaucoup moins solubles dans l'eau froide que dans l'eau chaude. Leur solubilité présente, d'après M. Payen, un maximum à la température de 38°; 100^{gr} d'eau, qui dissolvent seulement 64^{gr},4 de ce sel à 14°, en dissolvent 1^{gr},666 à 38° et 445^{gr} à 104°. La dissolution du carbonate de soude a une réaction fortement alcaline. Ce sel est insoluble dans l'alcool. Il est indécomposable par la chaleur. Chauffé avec du charbon, il donne du sodium et de l'oxyde de carbone.

781. Bicarbonate de soude $\text{NaO}, \text{HO}, \text{C}^2\text{O}^2$. — On le prépare en faisant passer un courant d'acide carbonique sur des cristaux de soude, concassés en fragments. Il se forme du bicarbonate. Le sel neutre aban-

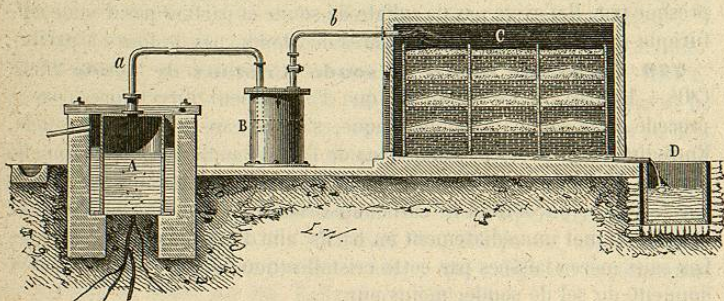


Fig. 333. — Préparation du bicarbonate de soude.

donne donc 9 équivalents d'eau entraînant un peu de carbonate avec les autres sels solubles, tels que le sulfate et le chlorure.

A Vichy, on utilise pour cette préparation l'acide carbonique qui se dégage des eaux thermales (fig. 333). Ces gaz s'échappent de A, vont se laver en B, puis agissent en C sur le carbonate neutre de soude, placé sur des châssis. De petits toits inclinés mettent les châssis inférieurs à l'abri de l'eau qui s'écoule des châssis supérieurs.

Le bicarbonate de soude cristallise en prismes droits à base rectangulaire; il est très peu soluble dans l'eau froide, qui n'en dissout que $\frac{1}{10}$ de son poids. Il est plus soluble dans l'eau chaude. Sa dissolution, portée à 80°, perd peu à peu de l'acide carbonique et se change en carbonate neutre.

Le bicarbonate se conserve lorsqu'il est sec; à l'humidité il se change en sesquicarbonat. Chauffé, il dégage la moitié de son acide.

Ce sel existe dans certaines eaux minérales, telles que celles de Vichy, de Carlsbad, etc. Il est utilisé en médecine contre la gravelle. Il forme la base des pastilles de Vichy, employées pour faciliter la digestion. On en emploie de grandes quantités pour la préparation de l'eau de Seltz.

782. Sesquicarbonat de soude. — On trouve dans la nature un sesquicarbonat de soude impur, que l'on désigne sous les noms de *natron* et de *trona*. Ce sel se dépose, pendant l'été, en croûtes cristallines, sur les bords de certains lacs, en Hongrie, en Égypte et aux Indes.

783. Applications des sodes du commerce. — A l'état brut, la soude est employée dans la verrerie commune; à l'état de sel de soude, elle est employée dans la fabrication des glaces et de la verrerie fine. La soude brute, rendue caustique par de la chaux, sert à la fabrication des savons durs. Les cristaux de soude servent dans le blanchiment, dans la teinture, pour transformer l'acide borique en borax et pour préparer les sulfites et les hyposulfites. On décompose annuellement en France 100 millions de kilogrammes de sel marin pour faire de la soude.

SULFATE DE SOUDE $(2\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 10\text{H}^2\text{O}^2. - \text{Na}^2\text{SO}^4 + 10\text{H}^2\text{O})$.

784. État naturel. — Préparation. — Il existe en Espagne de vastes mines de sulfate de soude naturel, exploitées depuis peu d'années. Ce sel se rencontre encore dans les eaux de certaines sources minérales, et dans les eaux de la mer. On retire du sulfate de soude en même temps que du chlorure de potassium des eaux mères des marais salants.

On le prépare artificiellement en décomposant le chlorure de sodium par l'acide sulfurique; c'est la principale application de cet acide:



Cette réaction s'opère industriellement, soit dans des cylindres en fonte, soit dans des fours. Nous avons décrit le procédé des *cylindres* à

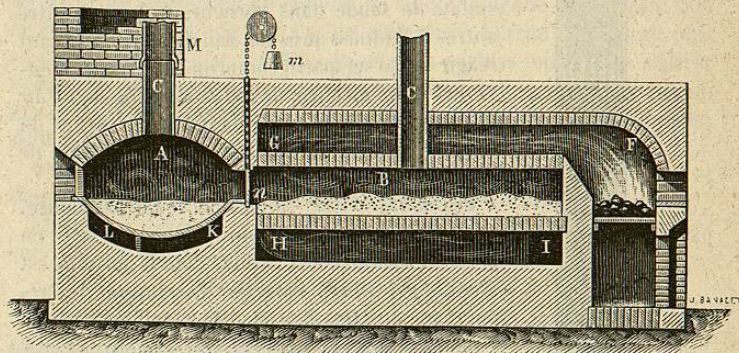


Fig. 334. — Four à moufle pour la préparation du sulfate de soude et de l'acide chlorhydrique.

propos de l'acide chlorhydrique (330), nous indiquerons ici rapidement la méthode des *fours*, qui est préférée actuellement parce que les cylindres s'altèrent trop rapidement, et qu'ils exigent l'emploi d'acide sulfurique concentré. Les fours construits en briques réfractaires sont,

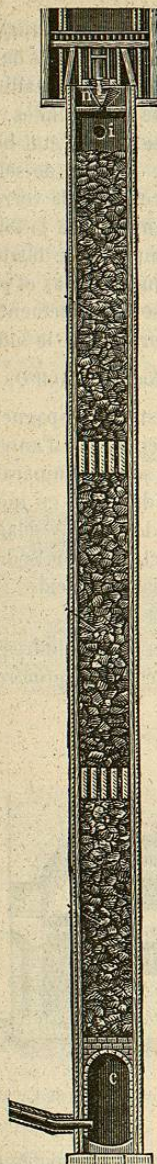


Fig. 353. — Tour remplie d'acide chlorhydrique sortant de la cuvette; il est plus de coke mouillé, ou s'a-pur que celui de la sole B qui contient les impuretés dues chève la condensation de à l'action d'une température élevée sur le mélange de l'acide chlorhydrique.

au contraire, peu attaquables, et permettent l'emploi d'acide sulfurique à 50°, tel qu'il sort des chambres de plomb.

Le sel marin est placé en A dans une cuvette en plomb qui recouvre la sole (fig. 354); on y verse l'acide nécessaire, et on ferme l'ouverture par laquelle ces matières ont été introduites. La réaction est entretenue et activée à l'aide de la chaleur de la flamme, qui, après avoir en passant en F, G, chauffé la voûte du four, arrive en H, I, sous la sole, puis en K, L, pour s'échapper par la cheminée M. L'acide chlorhydrique produit se dégage par C et va se condenser dans des bonbonnes¹. Quand le dégagement cesse, on fait passer, à l'aide de pelles, la masse de la sole A dans le premier compartiment B, et on remet en A une nouvelle charge. La réaction se termine en B, grâce à la haute température de la flamme, pendant qu'une nouvelle attaque se produit en A. La production du sulfate de soude est ainsi continue. L'acide chlorhydrique produit en B se dégage par C' et va se condenser dans des bonbonnes différentes de celles où on recueille l'acide dégagé en A.

PROCÉDÉ HARGREAVES. — Depuis peu, on prépare le sulfate de soude dans plusieurs usines, et entre autres à Widness près de Manchester, en faisant réagir sur le sel marin comprimé en prismes d'environ 50° un mélange de gaz *acide sulfureux*, d'*air* et de *vapeur d'eau*, à une température voisine du rouge, entre 500° et 650°. Ce procédé dispense de la préparation de l'acide sulfurique.

PROPRIÉTÉS. — Le sulfate de soude cristallise, par refroidissement des solutions concentrées, en prismes rhomboïdaux droits, dont la formule est $2\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 7\text{H}^2\text{O}^2$. Dans les dissolutions légèrement sursaturées, il cristallise spontanément au-

1. Dans la plupart des usines la condensation de l'acide chlorhydrique s'achève dans des tours en poteries (pg. 185) ou construites en briques enduites de goudron, ou en lave de Volvic et remplies de coke (fig. 353). Le gaz circule de bas en haut, tandis que l'eau tombe en pluie de haut en bas. On trouve avantage à recueillir séparément le gaz pur que celui de la sole B qui contient les impuretés dues chève la condensation de à l'action d'une température élevée sur le mélange de chlorure de sodium et d'acide sulfurique impur.

dessous de 8°, en prismes obliques à base rhombe renfermant $2\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 10\text{H}^2\text{O}^2$ d'eau. Ces cristaux font cristalliser à la température ordinaire les solutions sursaturées (629).

Chauffés, ils fondent dans leur eau de cristallisation, puis la masse devient pâteuse et subit au rouge la fusion ignée sans se décomposer.

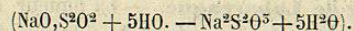
La solubilité du sulfate de soude est faible à froid; elle présente son maximum à la température de 55° (627).

BISULFATE DE SOUDE. — Le sulfate neutre peut former avec l'acide sulfurique un bisulfate $\text{NaO}, \text{HO}, \text{S}^2\text{O}^6$ en prismes obliques à base parallélogramme, que l'on obtient comme résidu dans la préparation industrielle de l'acide azotique (134, 2°).

Le bisulfate chauffé perd d'abord son équivalent d'eau, puis, si la température s'élève, il dégage de l'acide sulfurique anhydre. Calciné avec du sel marin, il donne du sulfate neutre et de l'acide chlorhydrique.

785. Application. — L'importance du sulfate de soude est due à son emploi dans la fabrication de la *soude artificielle* par le procédé Leblanc. Le sulfate sert encore à la préparation du verre ordinaire. Il est utilisé dans les laboratoires et en médecine. C'est un purgatif employé quelquefois à la place du sulfate de magnésie. Le sulfate de potasse n'a pas les mêmes propriétés.

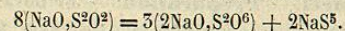
HYPOSULFITE DE SOUDE



786. Préparation. — On prépare ce sel en faisant bouillir avec un excès de soufre une dissolution de sulfite (obtenue en saturant 50° de carbonate de soude par l'acide sulfureux). Lorsqu'il ne paraît plus se dissoudre de soufre, on filtre la solution sur des toiles pour séparer l'excès de soufre, puis on l'abandonne au refroidissement. L'hyposulfite se dépose en gros prismes rhomboïdaux, terminés par des biseaux, dont les arêtes sont remplacées par des facettes.

787. Propriétés. — C'est un sel incolore, inaltérable à l'air, et doué d'une saveur amère. Il est très soluble dans l'eau.

Chauffé, il subit la fusion aqueuse, puis se solidifie. Il se dédouble vers 470° en sulfate et en pentasulfure de sodium :



Traité par un acide, l'hyposulfite de soude se décompose; l'acide hyposulfureux se dédouble en acide sulfureux et en soufre.

Réducteur énergique, il sert comme *antichlore*. Il dissout le chlorure, le bromure et l'iode d'argent : de là son emploi en photographie.

AZOTATE DE SOUDE ($\text{NaO}, \text{AzO}^5 - \text{NaAzO}^5$).

788. État naturel. — **Propriétés.** — L'azotate de soude existe au Pérou en bancs épais et d'une très grande étendue, sous une mince

couche d'argile presque à la surface du sol¹. Exploité régulièrement, ce sel arrive en Europe sous les noms de salpêtre du Pérou ou du Chili. Il est formé de cristaux très petits, contenant un peu de sulfate de soude, de sel marin et d'iodate de soude. Pour le purifier, on le lave avec de l'eau saturée d'azotate de soude, puis on le fait cristalliser; on obtient des rhomboédres; l'iodate de soude se concentre dans les eaux mères.

Les cristaux d'azotate de soude sont anhydres, inaltérables dans l'air sec, mais déliquescents dans l'air humide. Ils sont beaucoup plus solubles à chaud qu'à froid: 100 gr. d'eau dissolvent 80^{gr},6 d'azotate de soude à 10° et 217 gr. à 119°.

L'azotate de soude forme à 0° une combinaison $\text{NaO}, \text{AzO}^5 + 16\text{HO}$ qui reste liquide jusqu'à -15°; elle cristallise à cette température (M. Ditte).

L'azotate de soude, soumis à l'action de la chaleur ou des corps combustibles, se comporte exactement comme l'azotate de potasse²: aussi le remplace-t-il dans la plupart de ses usages, sauf dans la fabrication de la poudre et des feux d'artifice, où sa déliquescence serait un grave inconvénient. Il sert pour préparer l'acide azotique et l'azotate de potasse.

Mêlé aux fumiers, il en augmente les propriétés fertilisantes, ainsi que l'ont constaté Kuhlmann en France et Barclay en Angleterre.

HYPOCHLORITE DE SOUDE.

789. Liqueur de Labarraque. — La liqueur de Labarraque est un mélange d'hypochlorite de soude et de chlorure de sodium. On l'obtient par le procédé qui donne l'eau de Javel (756). Les proportions seules changent en raison de la différence d'équivalent des corps. On emploie 10 kil. de chlorure de chaux dissous dans 120 litres d'eau, et 20 kilogr. de cristaux de soude, dissous dans 40 litres d'eau.

La liqueur de Labarraque, employée comme oxydant, comme décolorant et comme désinfectant, est souvent remplacée, dans l'industrie, par le chlorure de chaux.

BORAX ou BORATE DE SOUDE ($\text{NaO}, 2\text{BoO}^5 + 10\text{HO}$,
 $\text{Na}^2\text{Bo}^4\text{O}^7 + 10\text{H}^2\text{O}$).

790. État naturel. — Préparation. — Le borax naturel s'obtient par l'évaporation des eaux de certains lacs de l'Asie. On le connaît dans le commerce sous le nom de Tinkall. Il cristallise en *prismes rhomboïdaux obliques*, dont la densité est 1,7, et qui renferment 47 p. 100 d'eau;

¹ Ces gisements doivent leur origine à l'azote des matières organiques oxydées en présence du carbonate de chaux sous l'influence du ferment de la nitrification. Le nitrate de soude a été ensuite produit par une double décomposition entre le sel marin et le nitrate de chaux originairement formé. Il s'est concentré dans les terrains qu'il occupe après avoir quitté son lieu d'origine. (M. Muntz.)

² Un mélange à équivalents égaux d'azotate de potasse et d'azotate de soude fond 220° (Person), et constitue un bain liquide fréquemment employé.

leur composition est représentée par la formule $\text{NaO}, 2\text{BoO}^5 + 10\text{HO}$. Le borax brut est raffiné par une nouvelle cristallisation très lente.

Pour préparer le borax artificiel on met, dans une cuve en bois A (fig. 536), doublée de plomb et chauffée par la vapeur, qui sort d'un serpentinet *t*, 125 kilogr. de carbonate de soude cristallisé avec 200 kilogr.

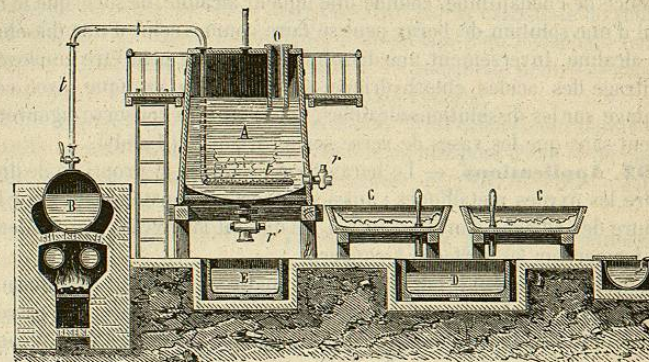


Fig. 536. — Préparation du borax artificiel.

d'eau; puis on ajoute peu à peu 100 kilogr. d'acide borique de Toscane, qui chasse l'acide carbonique et se combine à la soude. On concentre la liqueur éclaircie, jusqu'à ce qu'elle marque environ 50° Baumé, et on abandonne ensuite à un refroidissement lent. La dissolution laisse déposer entre 79° et 56° des *octaèdres réguliers*, dont la densité est 1,815 et qui renferment 51 p. 100 d'eau; leur composition est représentée par la formule $\text{NaO}, 2\text{BoO}^5 + 5\text{HO}$. Au-dessous de 56°, les cristaux qui se déposent dans les dissolutions très concentrées sont encore des octaèdres réguliers. Ceux qui se déposent au contact d'un cristal à 10 équiv. d'eau dans une dissolution très légèrement sursaturée (M. Gernez), ou spontanément à très basse température, sont des prismes obliques à 10 équiv. d'eau, semblables au borax naturel.

Il y a donc pour le borax, comme pour beaucoup d'autres sels, deux formes cristallines correspondant à deux degrés d'hydratation différents.

On prépare actuellement de grandes quantités de borate de soude à l'aide d'un borate double de soude et de chaux, très abondant dans la nature. Cette préparation se fait en remplaçant, dans la méthode précédente, l'acide borique de Toscane par le borate double.

791. Propriétés. — Le borax est très peu soluble dans l'eau froide. 100 grammes de borax exigent, pour se dissoudre, 1200 grammes d'eau froide; ils se dissolvent dans 200 grammes d'eau bouillante.

Le borax empêche le développement des ferments (Dumas). Il exerce une action toxique sur les végétaux; l'acide borique agit de même (M. Péligot).

Soumis à l'action de la chaleur, le borax fond dans son eau de cristallisation, puis se boursoufle et se déshydrate. Chauffé davantage, il subit la fusion ignée, et présente, après refroidissement, l'aspect d'une masse vitreuse transparente.

Une dissolution de borax se comporte vis-à-vis des acides forts, en présence de l'hélianthine, comme une liqueur alcaline, de sorte que le titrage d'une solution de borax peut se faire comme celui d'une dissolution alcaline. Inversement une dissolution de borax peut être employée au titrage des acides chlorhydrique, sulfurique ou azotique, avec cet avantage sur les dissolutions alcalines, que le titre se conserve rigoureusement sans que les vases de verre soient attaqués (M. Joly).

792. Applications. — Le borax fondu jouit de la propriété de dissoudre les oxydes métalliques : aussi s'en sert-on constamment pour la soudure des alliages d'or ou d'argent : il dissout les oxydes qui tendent à se former sur les surfaces à souder.

On utilise également le borax pour reconnaître, à l'aide du chalumeau, la nature du métal que contient un oxyde. Pour cela, on replie l'extrémité d'un fil de platine, de manière à lui donner la forme d'un anneau. On la chauffe au chalumeau (fig. 357), puis on la trempe dans le borax pulvérisé. Ce sel y adhère par suite d'un commencement de fusion : on chauffe alors de nouveau, et on obtient entre les branches de l'anneau une perle incolore. Si on touche avec cette perle un oxyde métallique pulvérisé, de manière que quelques grains y adhèrent, il suffit de chauffer de nouveau pour que la perle prenne une coloration uni-

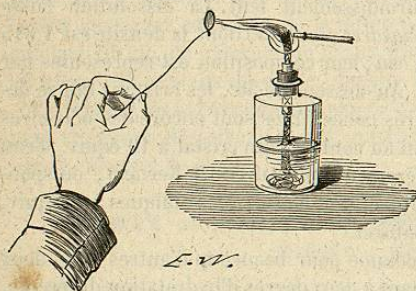


Fig. 357. — Essai par le borax au chalumeau.

forme, qui fera reconnaître la nature de l'oxyde. Ainsi, la perle est bleue, si l'oxyde est du cobalt ; elle est vert émeraude, si c'est du chrome, etc.

Le borax est employé pour la fabrication de certains verres, pour la peinture sur porcelaine et pour l'émail de la porcelaine anglaise.

Les propriétés antiseptiques du borax peuvent être utilisées pour la conservation des substances alimentaires.

793. Arséniate de soude. — L'arséniate de soude s'obtient en saturant 50^{es} d'acide arsénique par le carbonate de soude. Il cristallise à 0° en gros cristaux ayant pour composition $2\text{NaO}, \text{HO}, \text{AsO}_3 + 24\text{HO}$ et qui s'effleurissent à l'air. A 20° il a 16 équiv. d'eau $2\text{NaO}, \text{HO}, \text{AsO}_3 + 16\text{HO}$.

On l'utilise en médecine contre les fièvres intermittentes et les ma-

ladies scrofuleuses. La liqueur de Pearson est formée de 5 centigrammes d'arséniate neutre de soude pour 50 gr. d'eau.

794. Phosphate neutre de soude, $2\text{NaO}, \text{HO}, \text{PhO}_3 + 24\text{HO}$. — Le phosphate de soude, appelé dans le commerce *phosphate neutre*, existe dans l'urine. On le prépare ordinairement en décomposant la solution de phosphate acide de chaux $\text{CaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}_3$ par le carbonate de soude. Il se dégage de l'acide carbonique, il se précipite du phosphate tribasique de chaux, et il reste en dissolution du phosphate neutre de soude. Ce sel cristallise en prismes obliques à base rhombe.

Il est soluble dans 4 parties d'eau froide. Il est efflorescent dans l'air. Chauffé en vase clos, il se dissocie comme un composé d'eau et de phosphate à 14 équiv. d'eau (M. Debray). Ce dernier sel, $2\text{NaO}, \text{HO}, \text{PhO}_3 + 14\text{HO}$, se forme quand le sel cristallise à 50°.

Chauffé au rouge sombre, le phosphate neutre perd, non seulement son eau de cristallisation, mais encore son eau basique ; il est alors changé en pyrophosphate qui, dissous dans l'eau, y cristallise avec 10 équiv. d'eau : $2\text{NaO}, \text{PhO}_3 + 10\text{HO}$. Le phosphate neutre précipite en jaune les sels d'argent. Il est employé en médecine comme purgatif.

795. Phosphate tribasique de soude $3\text{NaO}, \text{PhO}_3 + 24\text{HO}$. — En ajoutant à une dissolution d'un équivalent de phosphate neutre de soude un éq. de soude caustique, on obtient le phosphate tribasique qui, par évaporation, cristallise en prismes hexagonaux.

796. Phosphate acide de soude $\text{NaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}_3 + 2\text{HO}$. — Si on ajoute, au contraire, un équiv. d'acide phosphorique à un équiv. de phosphate neutre de soude, on a le phosphate acide qui cristallise en prismes droits à base rhombe. Au-dessous de 40°, la dissolution donne des cristaux d'un autre hydrate $\text{NaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}_3 + 4\text{HO}$ (M. Joly et Dufet).

797. Phosphate ammoniaco-sodique ou sel de phosphore $\text{NaO}, \text{AzH}_3\text{O}, \text{HO}, \text{PhO}_3 + 8\text{HO}$. — Quand on ajoute 10^{es} de sel ammoniac à une dissolution de 60^{es} de phosphate neutre de soude dans 150^{es} d'eau chaude, on obtient, par refroidissement, un phosphate double de soude et d'ammoniaque, appelé *sel de phosphore*, cristallisé en prismes obliques à base rhombe, et employé comme fondant dans les essais au chalumeau.

798. Caractères des sels de soude. — Les sels de soude ne précipitent ni par l'acide sulfhydrique, ni par le sulfhydrate d'ammoniaque, ni par les carbonates alcalins. Ils donnent, avec le *biméta-antimoniate de potasse*, un précipité de *méta-antimoniate de soude* (1063).

Ils colorent en jaune la flamme d'un bec de Bunsen.

LITHIUM.

Équiv. Li = 7. Poids atom. Li = 7.

799. Préparation. — Le lithium se rencontre à l'état de silicate dans le lépidolithe et dans quelques autres minéraux ; il existe égale-

ment dans un grand nombre d'eaux minérales et dans l'eau de mer. La lithine a été découverte en 1807 par Arfvedson, et son métal, le lithium, a été isolé par Davy, en décomposant la lithine par la pile. MM. Bunsen et Mathiessen, en décomposant le chlorure de lithium par la pile, ont pu en obtenir d'assez grandes quantités pour étudier ses propriétés.

Les procédés chimiques par lesquels on obtient d'ordinaire le potassium et le sodium ne sont pas applicables à la préparation du lithium. On peut décomposer le chlorure de lithium par le sodium, et obtenir ainsi un alliage de sodium et de lithium (L. Troost).

800. Propriétés. — Le lithium est solide; c'est le plus léger de tous les métaux, sa densité est 0,59. Il forme avec l'oxygène un seul oxyde comme le magnésium : on ne connaît pas de peroxyde correspondant au peroxyde de potassium ou de sodium.

Il y a une analogie complète entre les sels de lithine et ceux de magnésie. Ainsi le carbonate de lithine, insoluble dans l'eau comme le carbonate de magnésie, est, comme ce dernier, soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. Il n'existe pas de bicarbonate de lithine analogue au bicarbonate de potasse ou de soude.

Le chlorure et l'azotate de lithine sont déliquescents comme les composés correspondants du magnésium; le phosphate de lithine est insoluble comme le phosphate de magnésie; enfin il ne se produit, dans les conditions ordinaires, ni bisulfate, ni alun de lithine (L. Troost).

On obtient la lithine en fondant le lépidolithe pulvérisé avec 60 p. 100 de chaux vive. Il se forme un verre qui, réduit en poudre, est traité par l'acide nitrique concentré. On évapore ensuite à siccité, on reprend par l'eau. On précipite la chaux par l'oxalate d'ammoniaque, et on sépare le chlorure de lithium par un mélange d'alcool absolu et d'éther.

Les sels de lithine communiquent à la flamme du bec de Bunsen une couleur rouge qui donne un spectre caractéristique (802).

AUTRES MÉTAUX ALCALINS.

801. Cæsium. Rubidium. Thallium. — A côté du potassium, du sodium et du lithium, viennent se placer plusieurs métaux qui forment avec eux une famille naturelle. On les rencontre dans un très grand nombre de roches, mais toujours en petite quantité. Ces métaux sont : le *cæsium*, le *rubidium* et le *thallium*, qui ont été découverts grâce à l'emploi de l'analyse spectrale.

ANALYSE SPECTRALE. — Ce mode d'analyse repose sur l'examen des spectres des sels alcalins volatils colorant à la flamme, à peine visible, que donne le gaz de l'éclairage quand il brûle avec un excès d'air. Il suffit d'introduire dans cette flamme un fil de platine trempé dans une dissolution saline de métal alcalin. La flamme ainsi colorée, regardée à travers un prisme, donne un spectre composé de bandes brillantes, dont la position, par rapport aux raies noires du spectre solaire, caractérise le métal.

SPECTRE SOLAIRE. — On sait que, quand un faisceau de rayons de lumière solaire a traversé un prisme, il produit sur un écran, par suite de l'inégale réfrangibilité des différents rayons, une bande présentant les sept couleurs de l'arc-en-ciel, et constituant ce que l'on appelle le spectre solaire. On distingue dans ce spectre 8 raies noires principales qui forment les traits de repère. A est placé dans le rouge; B est à la limite du rouge et de l'orangé; C, entre l'orangé et le jaune; D est dans le jaune; E, dans le vert; F, dans le bleu; G, dans l'indigo; H, dans le violet.

802. Spectres des métaux alcalins. — Les spectres formés par les vapeurs des métaux alcalins, brûlant dans la flamme du bec de Bunsen, sont formés d'une seule raie ou d'un petit nombre de raies brillantes.

Le *potassium* est caractérisé par des raies rouges correspondant à la raie obscure B du spectre solaire, et par une raie violette. Ces deux raies sont séparées par un long espace dans lequel apparaissent de faibles raies jaunes et vertes.

Le spectre du *sodium* se compose simplement d'une double raie jaune qui correspond à la raie obscure D du spectre solaire.

Le *lithium* est caractérisé par une belle raie rouge, située moins près de l'extrémité du spectre que celle du potassium; une raie jaune orangé accompagne cette première raie rouge.

803. Découverte du cæsium et du rubidium. — MM. Bunsen et Kirchhoff, en étudiant les sels résultant de l'évaporation des eaux mères de la saline de Dürkheim, constatèrent en 1860-64 la présence de nouvelles raies n'appartenant à aucun métal connu, et furent ainsi conduits à découvrir le *rubidium* (804), qui doit son nom à deux belles raies rouges caractéristiques, et le *cæsium*, qui doit le sien à une belle raie bleue.

Le rubidium offre en outre des raies vert pâle et deux raies violettes, distinctes de celles du potassium; le cæsium présente aussi des raies pâles dans l'orangé, le jaune et le vert.

Ces deux métaux existent non seulement dans les eaux de Dürkheim et dans le lépidolithe, mais, ainsi que l'a démontré M. Grandeau, dans les eaux minérales de Bourbonne-les-Bains, de Vichy et du Mont-Dore. On trouve de petites quantités de rubidium dans les cendres de plusieurs végétaux, entre autres dans les cendres de la betterave et du tabac.

804. Extraction du cæsium et du rubidium. — Dans les analyses, les sels de ces métaux restent en dissolution avec les sels de potasse et de soude. Pour les séparer, on traite les liqueurs par le bichlorure de platine, qui précipite le rubidium et le cæsium à l'état de chlorures doubles en même temps que le potassium. Le précipité, traité par l'eau bouillante, laisse dissoudre le chlorure double de platine et de potassium. Les chlorures doubles de platine et de cæsium ou de rubidium sont calcinés, et les chlorures simples dissous sont traités, par le bichlorure d'étain, qui précipite seulement le cæsium à l'état de chlorure double, ou transformés en tartrates acides; l'eau bouillante dissout le tartrate de cæsium plus facilement que le bitartrate de rubidium.

PROPRIÉTÉS DU RUBIDIUM Rb=85. — Le rubidium a été isolé par M. Bunsen, d'abord en décomposant le chlorure par la pile, puis en décomposant par le charbon le carbonate de rubidium. C'est un métal blanc d'argent, dont la densité est 1,52, il fond à 389,5 et se réduit en vapeur au-dessous du rouge.

Il décompose l'eau, avec inflammation de l'hydrogène, qui brûle avec une flamme rouge violacé. Ses composés sont isomorphes des sels de potassium.