

La lithine caustique peut être extraite facilement du sulfate de lithine, par la baryte.

Caractères distinctifs des sels de lithine.

Potasse, soude, ammoniacque.....	Pas de précipité.
Acide phosphorique.....	Précipité blanc peu soluble.
Acide tartrique.....	Pas de précipité.
Acide oxalique.....	Pas de précipité.
Acide picrique.....	Précipité jaune.

Les sels de lithine, chauffés au chalumeau, communiquent à la flamme extérieure une belle teinte rouge caractéristique.

Le chlorure de lithium est soluble dans un mélange de parties égales d'alcool et d'éther; les chlorures de potassium et de sodium ne se dissolvent pas dans ce mélange.

Il y a une analogie complète entre les sels de lithine et ceux de magnésie. Ainsi le carbonate de lithine est insoluble dans l'eau, mais 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. Enfin le phosphate de lithine est insoluble comme le phosphate de magnésie (M. Troost).

CÆSIUM, RUBIDIUM ET THALLIUM.

A la suite du potassium, du sodium et du lithium, de beaucoup les plus importants des métaux alcalins, viennent se placer le cæsium et le rubidium, que l'on trouve ordinairement associés au potassium dans la nature. Ces métaux ont été rencontrés jusqu'ici en si faible proportion qu'il a fallu, pour en constater l'existence, une méthode d'analyse aussi sensible que l'est l'analyse spectrale, dont nous avons indiqué le principe dans la première partie de cet ouvrage (page 95). Le rubidium et le cæsium ont été découverts en 1860 par MM. Bunsen et Kirchhoff, en soumettant à l'examen spectroscopique les sels résultant de l'évaporation des eaux mères de la saline de Dürkheim; ils constatèrent ainsi la présence de nouvelles raies n'appartenant à aucun métal connu.

Ces métaux se rencontrent également dans la lépidolithe et dans les eaux minérales de Bourbonne-les-Bains, de Vichy et du Mont-Dore. Les cendres de plusieurs végétaux, notamment de la betterave et du tabac, contiennent de petites quantités de rubidium.

Ce dernier métal a l'aspect brillant de l'argent, sa densité est égale à 1,516; il fond à 38°,5 et se volatilise au rouge. Ses propriétés chimiques sont les mêmes que, celles du potassium; aussi ses composés sont-ils isomorphes avec les correspondants du potassium. Il doit son nom aux deux raies rouges caractéristiques de son spectre.

Le cæsium n'a pas encore été isolé; mais ses sels sont isomorphes des sels correspondants du potassium. Ils donnent un spectre remarquable par une belle raie bleue, qui a valu au métal le nom qu'il porte.

L'analyse spectrale a permis plus récemment de découvrir un troisième métal, le thallium, dans les produits de la combustion de certaines pyrites, notamment de celles exploitées sur les bords de la Meuse et dans les environs d'Alais. Dans les usines où ces pyrites sont employées à la fabrication de l'acide sulfurique, le thallium se dépose, à l'état de sulfate, dans la partie de l'appareil où l'on refroidit l'acide sulfureux avant de le faire arriver dans les chambres de plomb. Ce métal, dont le spectre est caractérisé par une bande verte éclatante, a été reconnu comme corps nouveau par M. Crookes, mais c'est M. Lamy qui a reconnu sa nature et l'a isolé le premier à l'état métallique.

Le thallium, par ses propriétés physiques, se rapproche du plomb. Il en a la couleur et la malléabilité, sa densité est 11,9; il fond à 290°. Par ses propriétés chimiques, il se rapproche au contraire des métaux alcalins: il s'altère facilement à l'air, et forme un oxyde soluble dans l'eau et rappelant les propriétés de la potasse.

MÉTAUX ALCALINO-TERREUX.

Les trois premiers métaux que nous allons étudier, le baryum, le strontium et le calcium, ont entre eux de grandes analogies: en se combinant avec l'oxygène, ils forment un protoxyde, qui est une base énergique, et un bioxyde, qui est neutre. Ce protoxyde donne avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et silicique des sels insolubles dans l'eau.

BARYUM. Ba.

Équiv. = 68,64.

Le baryum fut découvert en 1808 par Davy, en décomposant la baryte (protoxyde de baryum) par la pile.

Davy isola ce métal en façonnant une petite capsule avec de la baryte hydratée, et plaçant dans l'intérieur un globe de mercure; cette capsule fut mise sur une lame métallique en communication avec le pôle positif d'une pile; le pôle négatif venait se rendre dans le mercure. Il se produisit ainsi un amalgame de baryum qui, pour être préservé de l'oxydation, fut recouvert immédiatement d'huile de naphte. Cet amalgame, soumis à la distillation dans une cornue de verre, laissa un résidu de baryum. La décomposition de la baryte par la pile est beaucoup plus difficile que celle de la potasse ou de la soude.

La décomposition électrolytique du chlorure de baryum donne aussi du baryum (M. Bunsen).

On peut aussi préparer le baryum en décomposant la baryte anhydre par la vapeur de potassium.

Le baryum est un métal blanc jaunâtre; sa densité est comprise entre 4 et 5; il fond au-dessous de la chaleur rouge, et ne se volatilise pas à la température qui est voisine du point de fusion du verre.

Lorsqu'on l'expose à l'air, il absorbe l'oxygène et se ternit; il décompose l'eau avec rapidité, dégage de l'hydrogène et produit de la baryte.

Le baryum existe dans la nature à l'état de carbonate et de sulfate insolubles.

Protoxyde de baryum (baryte). BaO.

Équiv. = 76,64..

La baryte anhydre se présente sous la forme d'une matière spongieuse, d'un blanc grisâtre. Elle a une saveur âcre; elle est vénéneuse, extrêmement caustique, et verdit le sirop de violettes. La baryte est infusible au feu de forge, fusible au chalumeau à gaz hydrogène et oxygène, et indécomposable par la chaleur.

Sa densité est égale à 4.

Quand on l'expose à l'air, elle attire à la fois l'humidité et l'acide carbonique, et se réduit en poussière.

La baryte anhydre jouit d'une grande affinité pour l'eau. Lorsqu'on jette, en effet, quelques gouttes d'eau sur un morceau de baryte, la chaleur produite par la combinaison chimique volatilise une partie de l'eau et peut même quelquefois rendre la baryte incandescente.

La baryte est soluble dans l'eau; à la température ordinaire, ce liquide dissout la vingtième partie de son poids de baryte, et la dixième partie à la température de 100°. Lorsqu'on fait dissoudre de la baryte dans l'eau bouillante et qu'on laisse refroidir la dissolution, on obtient un hydrate de baryte cristallisé en prismes hexagonaux terminés par des pyramides à quatre faces. Cet hydrate a pour formule : BaO,10HO. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion, se décompose en perdant 9 équivalents d'eau, et se transforme en un nouvel hydrate BaO,HO, inaltérable aux températures les plus élevées.

Le chlore décompose la baryte de la même manière que la potasse et la soude, chasse l'oxygène et produit du chlorure de baryum.

Le soufre réagit sur la baryte sous l'influence de la chaleur, et donne un mélange de sulfure et de sulfate.

La baryte, chauffée au rouge dans la vapeur de phosphore, se change en phosphate de baryte et en phosphure de baryum.

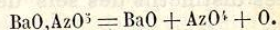
L'acide sulfurique monohydraté, versé sur la baryte caustique, se combine avec cette base et la porte à l'incandescence.

La baryte agit sur les matières organiques comme la potasse et la soude, et les désorganise rapidement.

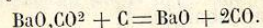
Préparation. — On prépare en général la baryte anhydre par la calcination de l'azotate de baryte.

Cette calcination doit être faite dans une cornue de porcelaine, et non dans une cornue de terre dont la pâte contient toujours assez d'oxydes métalliques pour donner à la baryte une coloration plus ou moins intense.

L'azotate de baryte commence par fondre et se boursoufle beaucoup au moment où il se décompose; il faut toujours prendre une cornue de porcelaine très-grande et élever graduellement la température jusqu'au rouge; sinon, l'azotate en fusion viendrait bientôt s'engager dans le col de la cornue qui est froid et en déterminerait la rupture. La calcination de l'azotate de baryte doit être poussée jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus ni vapeurs rutilantes ni oxygène.



On peut obtenir la baryte hydratée en calcinant un mélange intime de cent parties de carbonate de baryte et de quinze parties de charbon; de l'oxyde de carbone se dégage :



La réaction terminée, on reprend la matière par l'eau bouillante, qui dissout la baryte, et par le refroidissement laisse cristalliser l'hydrate BaO,10HO (MM. Dubrunfaut et Leplay).

Bioxyde de baryum. BaO².

Le bioxyde de baryum est d'un blanc grisâtre; il n'a pas de saveur sensible; lorsqu'on le met en contact avec l'eau, il se délite, mais sans produire de chaleur.

Chauffé à une température très-élevée, le bioxyde de baryum perd son oxygène et se transforme en baryte. Nous avons vu comment M. Boussingault avait utilisé cette propriété pour extraire l'oxygène de l'air.

On doit considérer le bioxyde de baryum comme un oxydant énergique; si on le chauffe dans du gaz hydrogène, il absorbe ce gaz devient incandescent et donne naissance à de l'hydrate de baryte.

Le bioxyde de baryum traité par les acides présente des phénomènes que nous avons décrits en traitant de l'eau oxygénée: tantôt les acides dégagent la moitié de l'oxygène du bioxyde de baryum, et produisent des sels de baryte, tantôt l'oxygène éliminé s'unit à l'eau pour donner naissance à du bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée.

Traité par l'acide sulfurique à une température inférieure à 75°

le bioxyde de baryum donne de l'oxygène ozonisé (M. Houzeau).

Préparation. — On peut obtenir le bioxyde de baryum hydraté, en versant de l'eau oxygénée dans de l'eau de baryte; il se précipite alors en cristaux blancs et soyeux. Cet hydrate est beaucoup moins stable que le bi-oxyde de baryum anhydre, et passe à l'état de baryte en perdant la moitié de son oxygène, par la seule action de l'eau bouillante (Thenard).

On prépare ordinairement le bi-oxyde de baryum en introduisant de la baryte dans un tube de porcelaine, que l'on chauffe au rouge naissant et dans lequel on fait passer un courant d'oxygène ou d'air pur et sec; l'oxygène est absorbé complètement, et si le courant de gaz est rapide, la baryte devient incandescente; l'opération est terminée lorsque l'oxygène commence à se dégager à l'extrémité du tube.

Caractères distinctifs des sels de baryte.

Potasse. — Dans les solutions concentrées, précipité blanc abondant d'hydrate de baryte, qui disparaît complètement dans un grand excès d'eau.

Ammoniaque. — Pas de précipité, si l'ammoniaque ne contient pas de carbonate d'ammoniaque.

Carbonates alcalins. — Précipité blanc de carbonate de baryte.

Acide sulfurique ou sulfates solubles. — Précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique: cette précipitation est caractéristique pour les sels de baryte.

Chromate de potasse. — Précipité jaune de chromate de baryte; ce précipité se produit même lorsqu'on emploie, au lieu de chromate de potasse, une solution de chromate de strontiane.

Acide hydrofluosilicique. — Précipité blanc cristallin.

Phosphate de soude. — Précipité blanc de phosphate de baryte, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide azotique.

Les sels de baryte colorent les flammes en vert.

Le sulfate de baryte étant complètement insoluble dans l'eau et dans les acides, la baryte se dose toujours dans les analyses à l'état de sulfate de baryte.

Chlorure de baryum. $\text{BaCl} + 2\text{HO}$.

Le chlorure de baryum a une saveur âcre et désagréable; il est vénéneux comme tous les sels de baryte.

100 parties d'eau en dissolvent, à 15°, 43, 5 parties, et à 105°, 77 parties. L'alcool n'en dissout que $\frac{1}{400}$ de son poids. Le chlorure de baryum est complètement insoluble dans l'acide chlorhydrique concentré.

Il cristallise sous forme de petites lamelles rhomboïdales; cette

forme permet de le distinguer du chlorure de strontium, qui cristallise en longues aiguilles.

Les cristaux de chlorure de baryum contiennent 2 équivalents d'eau; ils ont donc pour formule $\text{BaCl} + 2\text{HO}$. Lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur, il décrépitent, perdent leur eau et entrent ensuite en fusion sans se décomposer.

Le chlorure de baryum est employé dans les laboratoires de chimie comme réactif pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique ou des sulfates. M. Kuhlmann a conseillé son emploi pour empêcher les incrustations dans les chaudières à vapeur.

Préparation. — On prépare le chlorure de baryum en dissolvant le carbonate de baryte ou le sulfure de baryum dans l'acide chlorhydrique.

Sulfure de baryum. BaS .

Le sulfure de baryum se prépare en calcinant un mélange intime de charbon et de sulfate de baryte pulvérisé.

On mélange intimement 8 parties de sulfate de baryte réduit en poudre très-fine, avec 1 partie de charbon également pulvérisé et 2 parties de résine; on introduit le mélange dans un creuset de Hesse, et on le calcine au rouge blanc pendant une heure environ.

Il se dégage de l'oxyde de carbone, et il reste dans le creuset un mélange de charbon et de sulfure de baryum. Ce résidu est traité par l'eau bouillante qui dissout le sulfure.

Cette dissolution de sulfure de baryum peut servir à préparer tous les composés barytiques. En effet, bouillie avec de l'oxyde de cuivre, elle donne de l'hydrate de baryte. Traitée par l'acide chlorhydrique, elle donne le chlorure de baryum; par l'acide azotique étendu, l'azotate de baryte.

Azotate de baryte. BaO, AzO^3 .

On prépare l'azotate de baryte en traitant le sulfure de baryum par l'acide azotique étendu: si la liqueur contient de l'oxyde de fer, on précipite cet oxyde au moyen de l'eau de baryte. En soumettant l'azotate de baryte à deux cristallisations successives, on l'obtient ordinairement très-pur.

Ce sel cristallise en octaèdres réguliers, inaltérables à l'air et toujours anhydres; il est peu soluble dans l'eau, car 100 parties de ce liquide en dissolvent 5 parties à 0° et 35, 18 à 101°, 65. L'azotate de baryte est complètement insoluble dans l'acide azotique concentré. Il est également insoluble dans l'alcool.

L'azotate de baryte sert à préparer la baryte. Il est aussi employé en pyrotechnie.

Sulfate de baryte. BaO, SO_3 .

Le sulfate de baryte est désigné en minéralogie sous les noms de *baryte sulfatée*, de *spath pesant*, de *barytine*. Il est très-abondant dans la nature; on le trouve dans les amas et dans les filons métallifères, particulièrement dans ceux d'argent, d'antimoine, de cuivre, de mercure; il forme la gangue d'un grand nombre de minerais: il est rare de trouver des filons riches en sulfate de baryte, sans minerais métalliques.

Le sulfate de baryte existe tantôt en cristaux nets et transparents, tantôt en rayons, en stalactites, en masses fibreuses, lamellaires, grenues ou compactes. Ces cristaux possèdent trois clivages faciles, et dérivent d'un prisme droit rhomboïdal de $101^{\circ} 4'$.

La densité du sulfate de baryte naturel est considérable et représentée par 4,7. Cette propriété, jointe au triple clivage du sulfate de baryte rend ce minéral facile à reconnaître: elle lui a fait donner le nom de *spath pesant*.

Le sulfate de baryte est un des corps les moins solubles dans l'eau que l'on connaisse; l'acide sulfurique forme un précipité dans une liqueur qui ne contient que $\frac{1}{200000}$ d'un sel de baryte en dissolution. Il est complètement insoluble dans les acides azotique et chlorhydrique; l'acide sulfurique concentré et bouillant le dissout sensiblement; lorsqu'on ajoute de l'eau à cette dissolution, le sulfate de baryte se trouve précipité complètement.

L'acide sulfurique bouillant, qui tient du sulfate de baryte en dissolution, laisse déposer par le refroidissement un sel cristallisé en aiguilles brillantes qui paraît être un bisulfate de baryte $2SO_3, BaO, HO$. Ce sel est décomposé par l'eau en sulfate neutre et en acide sulfurique.

Le sulfate de baryte est complètement indécomposable par la chaleur, mais il entre en fusion sous l'influence d'une température élevée. Ce sel peut se combiner par voie sèche avec le sulfate de soude (Berthier).

On obtient artificiellement le sulfate de baryte en précipitant un sel de baryte soluble par l'acide sulfurique ou un sulfate.

Le sulfate de baryte artificiel sert, sous le nom de *blanc de baryte*, pour la fabrication des papiers de tenture satinés et des cartons glacés; sa consommation tend à prendre des proportions assez considérables, par son application à la peinture en détrempe, à la peinture siliceuse, au blanchiment des plafonds, etc.

Le sulfate de baryte naturel est employé comme fondant dans quelques fonderies de cuivre: il entre dans la composition de certains verres, on le mêle quelquefois au blanc de céruse; il sert dans les laboratoires à préparer les autres sels de baryte; en le

calcinant avec du charbon, on le transforme, en effet, en sulfure de baryum qui est attaqué par tous les acides.

Carbonate de baryte. BaO, CO_2 .

Ce sel existe dans la nature: il accompagne presque toujours les minerais de plomb: on lui donne le nom de *withérite*. On en trouve de grandes quantités en Angleterre, où il est employé, au lieu d'arsenic, comme mort aux rats.

Il est incolore, il cristallise en prismes droits rhomboïdaux de $118^{\circ} 67'$. Sa densité est 4,29. Il est complètement insoluble dans l'eau; on peut l'obtenir par double décomposition, en traitant un sel de baryte par un carbonate soluble.

Ce sel est très-difficilement décomposé par la chaleur; toutefois, lorsqu'on le chauffe à un feu de forge, il perd son acide carbonique et se transforme en baryte. Cette décomposition est rendue beaucoup plus facile par l'intervention du charbon (M. Abich).

STRONTIUM. St.

Équiv. = 43,84.

On a obtenu le strontium, comme le baryum, en décomposant le protoxyde de strontium (strontiane), ou le chlorure de strontium, par la pile.

C'est Davy, en 1808, qui l'isola le premier par la décomposition de l'oxyde; plus tard, MM. Bunsen et Matthiessen le préparèrent par la décomposition du chlorure.

Le strontium est jaune, il est plus lourd que l'eau; il absorbe facilement l'oxygène de l'air, et se transforme en strontiane. Il décompose l'eau comme le baryum. Sa densité est égale à 2,5.

Le strontium existe dans la nature à l'état de carbonate et de sulfate insolubles.

Protoxyde de strontium (strontiane.) StO .

Équiv. = 51,84.

Cet oxyde est solide, d'une couleur grisâtre, spongieux comme la baryte, attirant comme elle l'humidité et l'acide carbonique de l'air. Il se dissout dans l'eau, et produit un hydrate cristallisé qui contient 10 équivalents d'eau. Lorsqu'on chauffe cet hydrate, on lui fait perdre 9 équivalents d'eau, et on le transforme en StO, HO , qui est indécomposable à la température la plus élevée.

On prépare la strontiane en décomposant l'azotate de strontiane par la chaleur dans une cornue de porcelaine. On obtient aussi la strontiane hydratée en chauffant au rouge blanc un mélange de carbonate de strontiane et de charbon; l'acide carbonique se transforme en oxyde de carbone, et il reste un mélange de char-

bon et de strontiane, que l'on peut facilement séparer au moyen de l'eau.

Bioxyde de strontium. StO^2 .

On obtient cet oxyde à l'état hydraté en soumettant une dissolution de strontiane à l'action de l'eau oxygénée; il se précipite sous la forme d'un corps blanc cristallin (Thenard).

La strontiane anhydre n'absorbe pas directement l'oxygène, et se distingue en cela de la baryte.

Caractères distinctifs des sels de strontiane.

Potasse. — Dans les dissolutions concentrées, précipité abondant de strontiane hydraté, qui se dissout dans un excès d'eau.

Ammoniaque. — Pas de précipité.

Acide sulfurique et sulfates. — Précipité blanc, à peine soluble dans l'eau et les acides, et qui n'apparaît qu'au bout d'un certain temps, lorsque la liqueur contient des acides libres. Le sulfate de strontiane étant soluble dans environ 4000 parties d'eau, la dissolution de ce sel se trouble sensiblement lorsqu'on la traite par un sel de baryte. Les sels de strontiane, dissous dans une grande quantité d'eau, cessent d'être précipités par l'acide sulfurique et les sulfates.

Carbonates alcalins. — Précipité de carbonate de strontiane.

Acide hydrofluosilicique. — Pas de précipité.

Chromate de potasse. — A la longue, précipité jaune cristallin sensiblement soluble dans l'eau.

Les sels de strontiane colorent la flamme de l'alcool en rouge carmin.

Les sels de baryte et les sels de strontiane ayant un grand nombre de caractères communs, il importe de distinguer nettement l'une de l'autre ces deux classes de sels; on emploiera de préférence les réactifs suivants :

L'acide hydrofluosilicique, qui précipite les sels de baryte, et ne précipite pas les sels de strontiane.

Le chromate de potasse, qui précipite immédiatement les sels de baryte, et qui ne précipite que lentement les sels de strontiane.

L'alcool, dont la flamme est colorée en rouge par les sels de strontiane, et prend une teinte légèrement verdâtre par la présence des sels de baryte.

Dans les analyses, on dose ordinairement la strontiane à l'état de sulfate; pour rendre ce sel complètement insoluble dans l'eau de lavage, on ajoute à cette eau une certaine quantité d'alcool.

Chlorure de strontium. $\text{StCl} + 6\text{HO}$.

On prépare le chlorure de strontium en soumettant la strontiane

à l'action du chlore, ou mieux en dissolvant dans l'acide chlorhydrique le carbonate de strontiane ou le sulfure de strontium. On l'obtient encore en calcinant un mélange de chlorure de calcium et de sulfate de strontiane.

Le chlorure de strontium cristallise dans l'eau en longues aiguilles qui sont des prismes hexaèdres; ces cristaux retiennent 6 équivalents d'eau. Ils sont décomposés par la chaleur, et donnent du chlorure de strontium anhydre.

Le chlorure de strontium se dissout dans une fois et demie son poids d'eau à 15°, et dans les 4 cinquièmes de son poids d'eau bouillante. Il est soluble dans l'alcool. Une partie de chlorure de strontium se dissout dans 24 parties d'alcool à 15° et dans 19 parties d'alcool bouillant. Cette dissolution brûle avec une belle flamme pourpre, et sert à distinguer le chlorure de strontium du chlorure de baryum, qui ne modifie pas d'une manière sensible la couleur de la flamme de l'alcool.

Le chlorure de strontium est presque insoluble dans l'acide chlorhydrique concentré. Après avoir été desséché, il absorbe 4 équivalents ou 46 pour 100 de gaz ammoniac.

Azotate de strontiane. AzO^3, StO .

Ce sel cristallise en octaèdres réguliers; il est soluble dans 5 fois son poids d'eau à la température ordinaire, et dans son propre poids d'eau bouillante.

Il cristallise avec 5 équivalents d'eau; mais lorsque les cristaux se sont déposés à une température élevée, ils sont anhydres.

L'azotate de strontiane est insoluble dans l'alcool. Cette propriété permet dans l'analyse de séparer l'azotate de strontiane de l'azotate de chaux, ce dernier sel étant soluble dans l'alcool.

L'azotate de strontiane est décomposable par la chaleur; il sert à préparer la strontiane anhydre.

On obtient l'azotate de strontiane en traitant par l'acide azotique le carbonate de strontiane ou le sulfure de strontium.

L'azotate de strontiane, mélangé de différents corps combustibles, est employé par les artificiers pour faire les feux rouges. Voici la composition d'un de ces mélanges :

Azotate de strontiane anhydre.....	40 parties.
Fleur de soufre.....	13 —
Chlorate de potasse.....	5 —
Sulfure d'antimoine.....	4 —

Sulfate de strontiane. SO^3, StO .

Ce corps se nomme en minéralogie *strontiane sulfatée* ou *célestine*.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux de 104° 30'. Sa densité est

3,86. Il est blanc, insipide, soluble dans 3 à 4000 parties d'eau : cette dissolution précipite très-sensiblement les sels de baryte solubles, ce qui démontre que le sulfate de baryte est moins soluble dans l'eau que le sulfate de strontiane.

Le sulfate de strontiane existe en beaux cristaux transparents dans les solfatares de la Sicile ; il accompagne le soufre natif.

On le trouve sous la forme de rognons arrondis sur plusieurs points de la France, et particulièrement dans les environs de Paris, à Montmartre, à Ménilmontant, etc. Il est ordinairement mêlé à du carbonate de chaux, dont on le débarrasse en le traitant par l'acide chlorhydrique.

Il sert à préparer tous les autres sels de strontiane. On le transforme d'abord en sulfure par une calcination avec du charbon, et l'on dissout ensuite le sulfure de strontium dans les acides.

Carbonate de strontiane. CO_2, StO .

Ce sel existe dans la nature, et porte le nom de *strontiane carbonatée* ou *strontianite*.

Le carbonate de strontiane cristallise en prismes droits de $117^\circ 32'$. Il est incolore ; sa densité est égale à 3,65. Il se décompose comme le carbonate de baryte sous l'influence d'une température très-élevée. Le carbonate de strontiane se décompose par la chaleur avec facilité lorsqu'on le soumet à l'action du charbon ou de la vapeur d'eau.

Comme le carbonate de strontiane est insoluble dans l'eau, on peut l'obtenir par double décomposition, en traitant un sel de strontiane soluble par un carbonate soluble. On le rencontre dans quelques sources, où il est dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

CALCIUM. Ca.

Équiv. = 20.

Le calcium a été isolé au moyen de la pile par Davy : une petite coupelle de chaux humide fut remplie de mercure ; le pôle positif de la pile fut mis en communication avec la lame métallique sur laquelle reposait la coupelle, et le pôle négatif avec le mercure ; il se produisit ainsi un amalgame de calcium. Cet amalgame, soumis à la distillation, donna du calcium pur.

MM. Bunsen et Matthiessen l'ont obtenu en décomposant par la pile le chlorure de calcium fondu.

On prépare encore le calcium en décomposant l'iodure de calcium par le sodium sous l'influence de la chaleur. La réaction s'opère sous une pression supérieure à celle de l'atmosphère, dans un creuset de fer fermé par un bouchon à vis (MM. Liès-Bodart et Jobin).

Enfin on peut obtenir le calcium en chauffant 300 parties de chlorure de calcium, 400 parties de zinc et 100 parties de sodium : on obtient ainsi un alliage de zinc et de calcium, qui donne du calcium pur lorsqu'on le calcine dans un creuset de charbon de cornue (M. Caron).

Le calcium est d'un jaune pâle, d'un éclat métallique ; chauffé dans l'air sec, ou exposé à l'air humide, il se transforme en *chaux*. Sa densité est égale à 1,584.

Il décompose l'eau en dégageant beaucoup de chaleur et mettant l'hydrogène en liberté.

Le calcium se trouve dans la nature à l'état de carbonate, de sulfate et aussi à l'état de phosphate et de silicate.

Le calcium se combine en deux proportions avec l'oxygène, pour former le protoxyde de calcium CaO (chaux) et de bioxyde CaO_2 .

Protoxyde de calcium (chaux). CaO .

Équiv. = 28.

La chaux est connue de toute antiquité ; elle entrait dans les mortiers employés par les anciens.

Cette base est blanche, amorphe, d'une densité égale à 2,3 ; elle verdit le sirop de violettes ; elle est indécomposable et infusible aux températures les plus élevées que nous puissions produire. Quand on la plonge dans l'eau et qu'on l'en retire lorsque l'air qu'elle contenait dans ses pores s'est dégagé, elle s'hydrate en donnant naissance à un dégagement de chaleur qui peut élever la température jusqu'à 300° , et produit un sifflement accompagné d'épaisses vapeurs d'eau. La chaleur que développe la chaux en s'hydratant est suffisante pour enflammer la poudre.

La chaux qui s'est *délitée*, c'est-à-dire qui s'est réduite en poudre en absorbant de l'eau, représente sensiblement un monohydrate CaO, HO : on lui donne le nom de chaux *éteinte* pour la distinguer de la *chaux vive*, qui est la chaux anhydre CaO . La chaux éteinte, en suspension dans l'eau, constitue le *lait de chaux*.

Lorsque la chaux est de bonne qualité, si on l'arrose d'une petite quantité d'eau, elle s'échauffe, foisonne beaucoup ; en ajoutant de l'eau, on peut former une pâte liante ; on lui donne alors le nom de *chaux grasse*.

Lorsque la chaux est souillée par des matières étrangères, elle ne foisonne pas avec l'eau ; on dit alors qu'elle est *maigre*.

La solubilité de la chaux dans l'eau est très-faible : une partie de chaux se dissout dans 778 parties d'eau à 15° et dans 1270 parties d'eau à 100° .

La chaux est donc plus soluble à la température ordinaire qu'à la température de 100° . Aussi l'eau de chaux se trouble lorsqu'on la fait bouillir, et dépose de la chaux.

Une dissolution de chaux que l'on fait évaporer dans le vide, laisse déposer des prismes hexaèdres, dont la composition est représentée par la formule CaO, HO (Gay-Lussac).

L'eau de chaux est fréquemment employée dans les laboratoires comme réactif : pour la préparer, on introduit de la chaux dans un flacon que l'on remplit ensuite entièrement d'eau. L'excès de chaux se dépose, et l'eau de chaux reste claire : cette première dissolution n'est jamais pure, elle contient ordinairement une certaine quantité de potasse. Pour préparer une eau de chaux très-pure, il faut d'abord laver la chaux à trois ou quatre reprises avant de la laisser définitivement en contact avec l'eau.

La chaux hydratée perd son eau par la calcination et devient de la chaux anhydre.

La chaux à l'état anhydre ou à l'état hydraté absorbe l'acide carbonique de l'air, et produit du carbonate de chaux; en se carbonatant, elle devient dure, et se transforme en une matière qui présente la composition de la pierre à chaux, et qui en a souvent la dureté.

C'est cette propriété importante qui fait employer la chaux dans la confection des mortiers.

Préparation. — Comme la chaux est indécomposable par la chaleur, on emploie pour sa préparation des sels de chaux, dont les acides peuvent être chassés sous l'influence d'une température élevée.

Dans les laboratoires, on emploie ordinairement le marbre blanc que l'on calcine dans un creuset de terre; mais la chaux ainsi préparée contient toujours un peu d'alumine, de magnésie et même de potasse, qui se trouvaient dans le marbre employé. Pour avoir de la chaux tout à fait pure, il faut décomposer par la chaleur de l'azotate de chaux bien pur.

Dans l'industrie, c'est toujours le carbonate de chaux qui sert à fabriquer la chaux.

Les calcaires purs ou presque purs fournissent, par la calcination, de la *chaux grasse*.

Si le calcaire est impur, et surtout s'il est argileux, il laisse une chaux qui foisonne peu et se durcit quand on la laisse en contact avec l'eau.

Lorsqu'on soumet à la calcination le carbonate de chaux pur, on reconnaît que sa décomposition est lente et exige une température élevée.

Différents gaz, tels que l'oxyde de carbone, l'hydrogène, et surtout la vapeur d'eau, accélèrent la décomposition du carbonate de chaux, en entraînant l'acide carbonique à mesure qu'il abandonne la chaux. Lorsqu'on remplit un tube de porcelaine AB de frag-

ments de carbonate de chaux et qu'on expose ce tube au rouge sombre, on ne remarque aucun dégagement d'acide carbonique; mais si l'on fait passer dans le tube, à cette même température,

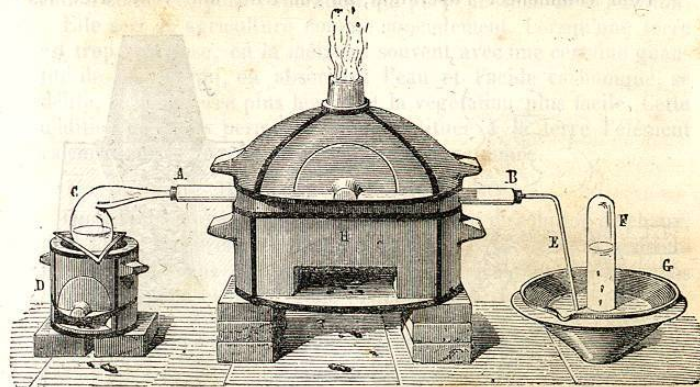


Fig. 26.

un courant de gaz ou de vapeur d'eau, la décomposition du sel se détermine aussitôt (fig. 26).

L'influence de la vapeur d'eau sur la décomposition du carbonate de chaux est connue depuis longtemps des fabricants de chaux, qui savent qu'une pierre encore humide se décompose plus facilement que celle qui a été desséchée à l'air : aussi jettent-ils souvent dans les fours à chaux une petite quantité d'eau, qui, en se volatilissant, active la décomposition de la pierre calcaire.

On emploie différents fours pour calciner le carbonate de chaux.

Les uns sont à cuisson discontinue; ils sont simplement creusés dans le sol ou construits en briques (fig. 27). On fait avec les gros morceaux de pierre calcaire une voûte surbaissée qu'on recouvre de fragments de plus en plus petits; on remplit ainsi tout l'intérieur du four. Le combustible est brûlé sous la voûte; quand la calcination est terminée, on laisse refroidir, et on retire la chaux.

D'autres fours sont à cuisson continue, ce qui entraîne moins de pertes de chaleur. Ce sont des fourneaux à cuve, assez élevés, dans lesquels on charge à la partie supérieure la pierre calcaire mêlée au combustible, qui est généralement la houille. A mesure que les charges descendent, on retire les fragments de chaux par des ouvertures inférieures.

Enfin dans d'autres fours (fig. 28), la chaleur est fournie par