

et se volatilise lentement sans perdre sa transparence. Il est soluble dans 8 fois son poids d'eau froide : l'eau bouillante l'altère et en sépare de l'acide carbonique.

Usages des carbonates d'ammoniaque. — Les carbonates ammoniacaux sont employés comme réactifs dans les laboratoires ; en médecine, on se sert du sel volatil d'Angleterre (sesquicarbonate) comme d'un excitant très-énergique.

On emploie les carbonates d'ammoniaque bruts pour la fabrication des autres sels ammoniacaux.

(*) PHOSPHATE NEUTRE D'AMMONIAQUE. $[\text{PhO}^3, 2(\text{AzH}^3, \text{HO})], \text{HO}$.

Le phosphate neutre d'ammoniaque est incolore, inodore ; il cristallise en prismes à quatre pans.

Il verdit le sirop de violettes, se décompose sous l'influence de la chaleur, perd toute son ammoniaque et les deux tiers de l'eau qu'il contient, et laisse un résidu d'acide métaphosphorique PhO^3, HO .

Il est soluble dans 4 parties d'eau froide et dans une quantité beaucoup moins considérable d'eau bouillante ; à la température de l'ébullition, il se transforme peu à peu en phosphate acide d'ammoniaque.

Préparation. — On prépare le phosphate neutre d'ammoniaque comme les phosphates neutres de soude et de potasse, en versant dans une dissolution de phosphate acide de chaux un léger excès d'ammoniaque liquide ; il se précipite un phosphate de chaux insoluble, et le phosphate neutre d'ammoniaque reste dans la dissolution ; ce sel cristallise quand on fait évaporer la liqueur ; mais la dissolution devenant acide par l'évaporation, il faut, au moment de la cristallisation, verser de l'ammoniaque dans la liqueur, de manière à la rendre légèrement alcaline.

Usages des phosphates d'ammoniaque. — Ces sels servent à préparer l'acide métaphosphorique. Pour obtenir cet acide, il suffit de maintenir pendant quelque temps au rouge le phosphate neutre ou le biphosphate d'ammoniaque. Comme le résidu retient toujours un excès d'ammoniaque, on y ajoute un peu d'acide azotique, et on le calcine de nouveau.

En imprégnant les étoffes d'une dissolution de phosphates ammoniacaux, on peut les rendre moins combustibles. Le sel ammoniacal se décompose par l'action de la chaleur ; l'acide métaphosphorique qui se produit recouvre le tissu d'un enduit vitreux et le préserve du contact de l'air. Dans ces conditions, le

tissu se carbonise, mais sans donner de flamme, et ne peut par conséquent propager l'incendie. Le borate d'ammoniaque et tous les sels facilement fusibles produiraient sans doute des effets analogues (Gay-Lussac).

PHOSPHATE AMMONIACO-SODIQUE $[\text{PhO}^3, (\text{AzH}^3, \text{HO}), \text{NaO}, \text{HO}], 8\text{HO}$ (1).

Ce sel est connu sous le nom de *sel de phosphore, sel fusible de l'urine, sel microcosmique*. Il existe en quantité assez considérable dans l'urine, d'où il se dépose par l'évaporation.

Lorsqu'on le chauffe au rouge, il laisse pour résidu du métaphosphate de soude. Cette décomposition fait employer le phosphate ammoniacal-sodique comme fondant dans les essais au chalumeau.

On le prépare en faisant dissoudre à chaud dans 2 parties d'eau 6 ou 7 parties de phosphate de soude cristallisé et 1 partie de sel ammoniac ; la dissolution laisse déposer par le refroidissement de gros cristaux transparents ; les eaux mères contiennent du chlorure de sodium.

On prépare encore ce sel double en unissant directement, par la voie humide, le phosphate de soude au phosphate d'ammoniaque.

Ce sel, exposé à l'air, s'effleurit en perdant à la fois de l'eau et de l'ammoniaque.

BARYUM (Ba = 838,06).

Le baryum fut découvert en 1807 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 globule 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.

(1) On remarquera que ce sel double contient de l'eau sous trois formes différentes : le premier équivalent d'eau joue le rôle de base ; le second équivalent d'eau est celui qui se trouve dans tout sel ammoniacal formé par un oxacide, et les huit équivalents d'eau qui sont placés après l'acide phosphorique, représentent de l'eau de cristallisation.

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 paraît blanc ou 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.

PROTOXYDE DE BARYUM (BARYTE). BaO .

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.

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.

Un autre hydrate cristallisé a pour composition: $BaO, 8HO$ (M. Filhol).

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 forme, suivant la température, du sulfate ou de l'hyposulfite de baryte et du trisulfure de baryum de couleur verte.

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. Sous l'influence de l'acide sulfurique, la strontiane, qui pourrait être confondue avec la baryte, ne produit pas de dégagement de lumière.

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

Préparation. — On prépare en général la baryte avec le sulfate de baryte (spath pesant), qui est un sel très-abondant dans la nature.

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; la dissolution filtrée est soumise à l'action d'un léger excès d'acide azotique, qui transforme le sulfure de baryum en azotate de baryte et en acide sulfhydrique qui se dégage.

La dissolution évaporée laissée déposer par le refroidissement des cristaux d'azotate de baryte qu'on purifie par deux cristallisations successives des corps étrangers avec lesquels ils peuvent être mélangés; lorsque ce sel contient de l'azotate de sesquioxyle de fer, on le traite par l'eau de baryte qui précipite le fer à l'état de peroxyde hydraté.

L'azotate de baryte ainsi préparé étant un sel anhydre, il ne reste plus qu'à le calciner pour en retirer de la 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 teinte brune très-foncée.

L'azotate de baryte commence par se fondre et se boursouffler 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.

BI-OXYDE DE BARYUM. BaO^2 .

Le bi-oxyde 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, et forme un hydrate qui a pour formule : $BaO^3, 6HO$ (MM. Liebig et Wöhler).

Chauffé à une température très-élevée, le bi-oxyde de baryum perd son oxygène et se transforme en baryte. On pourrait se servir de cette propriété pour préparer de l'oxygène au moyen de l'air atmosphérique. La baryte, chauffée au rouge naissant au contact de l'air, absorbe de l'oxygène qu'elle dégage ensuite si l'on porte la température au rouge vif. La présence d'une très-petite quantité de vapeur d'eau dans l'air qui sert à cette oxydation est nécessaire pour que la baryte conserve la propriété d'absorber l'oxygène (M. Boussingault).

On doit considérer le bi-oxyde 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 charbon, sous l'influence de la chaleur, le transforme en un mélange de baryte et de carbonate de baryte. Introduit dans certaines dissolutions métalliques, telles que celles de manganèse, de zinc, de cuivre, de nickel, il élimine l'oxyde métallique et le fait passer au maximum d'oxydation.

Le bi-oxyde 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 bi-oxyde de baryum, et produisent des sels de baryte, tantôt l'oxygène éliminé s'unit à l'eau pour donner naissance à du bi-oxyde d'hydrogène ou eau oxygénée.

Préparation. — On peut obtenir le bi-oxyde 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 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. Cette suroxydation de la baryte peut encore être opérée dans un ballon recouvert d'un lut argileux et placé dans un bain de sable dont on élève la température jusqu'au rouge sombre.

CARACTÈRES DES SELS DE BARYTE.

Potasse. — 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, soluble dans un excès d'acide.

(*) *Acide hydrofluosilicique.* — Précipité blanc cristallin.

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

(*) *Arséniate de soude.* — Précipité blanc d'arséniate de baryte, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide azotique.

(*) *Acide perchlorique.* — Pas de précipité.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Pas de précipité.

Cyanoferrure de potassium. — Pas de précipité, si les dissolutions sont étendues ; mais il se forme un précipité blanc qui cristallise au bout de quelque temps, dans des liqueurs concentrées.

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. $ClBa$.

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 45°, 43,5 parties, et à 105°, 77 parties. L'alcool n'en dissout que $\frac{1}{1000}$ de son poids. Le chlorure de baryum est complètement insoluble dans l'acide chlorhydrique concentré.

Il cristallise en tables carrées ; 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. Lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur, ils 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.

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

Ce chlorure s'obtient encore en chauffant au rouge vif, pendant une heure environ, un mélange d'équivalents égaux de sulfate de baryte et de chlorure de calcium ; il se fait une double décomposition, et le chlorure de calcium se change en chlorure de baryum : $\text{SO}_3, \text{BaO} + \text{ClCa} = \text{SO}_3, \text{CaO} + \text{ClBa}$. Sous l'influence de la chaleur, il se produit donc une réaction inverse de celle qui a lieu par voie humide ; lorsqu'on verse en effet une dissolution de sulfate de chaux dans une dissolution de chlorure de baryum, il se forme du chlorure de calcium et du sulfate de baryte : $\text{SO}_3, \text{CaO} + \text{ClBa} = \text{SO}_3, \text{BaO} + \text{ClCa}$.

Pour séparer le chlorure de baryum qui a pris naissance dans la première des deux réactions précédentes, il faut pulvériser la masse provenant de la calcination et la reprendre par l'eau bouillante en opérant avec rapidité ; sinon, le sulfate de chaux, en présence du chlorure de baryum et de l'eau, régénérerait bientôt du sulfate de baryte et du chlorure de calcium.

Pour obtenir plus facilement le chlorure de baryum, on peut ajouter de la limaille de fer et du charbon au mélange de sulfate de baryte et de chlorure de calcium ; on obtient, par la fusion, du sulfure de fer et un composé insoluble formé de sulfure de calcium et de chaux ; on sépare ensuite le chlorure de baryum par l'eau bouillante.

(*) AZOTATE DE BARYTE. AzO_3, BaO .

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.

Lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur, il décrépité et se transforme en azotite de baryte, qu'une température plus élevée décompose d'abord en bi-oxyde de baryum et en dernier lieu en baryte : il se dégage pendant la calcination de l'oxygène et des vapeurs nitreuses.

L'azotate de baryte sert à préparer la baryte. On l'emploie dans les laboratoires de chimie pour précipiter l'acide sulfurique libre ou les sulfates.

(*) SULFATE DE BARYTE. SO_3, BaO .

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° 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 $\frac{1}{10000}$ 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 $2\text{SO}_3, \text{BaO}, \text{HO}$. 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 (M. Berthier).

On obtient artificiellement le sulfate de baryte en précipitant un sel de baryte soluble par l'acide sulfurique ou un sulfate. Dans ce cas, il peut retenir une petite quantité des sels qui ont servi à le préparer.

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 attaquable par tous les acides.

(*) CARBONATE DE BARYTE. CO_2, BaO .

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 $118^\circ 57'$. 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).

Il existe un bicarbonate de baryte, $2\text{CO}_2, \text{BaO}$, que l'on obtient en faisant arriver un courant d'acide carbonique dans de l'eau qui tient en suspension du carbonate de baryte. On admet l'existence d'un sesquicarbonate de baryte, $3\text{CO}_2, 2\text{BaO}$, qui se forme en précipitant un sel de baryte soluble par le sesquicarbonate de potasse ou de soude.

Le carbonate de baryte peut se combiner par voie sèche avec le chlorure de sodium, le chlorure de baryum et le sulfate de soude (M. Berthier).

(*) STRONTIUM (St = 548,00).

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

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.

PROTOXYDE DE STRONTIUM OU STRONTIANE.

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 retient 10 équivalents d'eau. Lorsqu'on chauffe cet hydrate à 100° , 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 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 charbon et de strontiane, que l'on peut facilement séparer au moyen de l'eau.

BI-OXYDE 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.

CHLORURE DE STRONTIUM. ClSt .

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

nent 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.

CARACTÈRES DES SELS DE STRONTIANE.

Potasse. — Précipité abondant de strontiane hydratée, 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.

Chlorate de potasse. — Ne trouble pas les sels de strontiane, à moins qu'ils ne soient en dissolutions concentrées.

Carbonates alcalins. — Précipité de carbonate de strontiane.

Acide hydrofluosilicique et acide perchlorique. — Pas de précipité.

Cyanoferrure de potassium. — Pas de précipité, même dans les dissolutions concentrées.

Sulfures. — Pas de précipité.

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 ne change pas sensiblement de teinte 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.

AZOTATE DE STRONTIANE. AzO^5, SiO .

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 à 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.
Fleurs de soufre.....	13 —
Chlorate de potasse.....	5 —
Sulfure d'antimoine.....	4 —

SULFATE DE STRONTIANE. SO^3, SiO .

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

Il cristallise en prismes rhomboïdaux de 104° 30'. Sa densité est de 3,89. 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_3, 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 = 250,00).

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.

Le potassium peut décomposer la chaux à une température élevée et mettre en liberté le calcium.

On prépare aisément 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. Lié-Bodart et Jobin).

On prépare encore 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 combine en deux proportions avec l'oxygène, pour former le protoxyde de calcium CaO (chaux) et le bi-oxyle CaO^2 .

PROTOXYDE DE CALCIUM. — CHAUX. CaO .

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

Cette base est blanche, caustique, très-alkaline, d'une densité égale à 2,3 ; elle verdit le sirop de violettes ; 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 *délimitée*, c'est-à-dire qui s'est réduite en poudre en absorbant de l'eau, représente sensiblement un monohydrate CaO, HO : on lui donne souvent 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*.

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.

Le sucre se combine avec la chaux et la rend très-soluble dans l'eau.

Une dissolution de chaux que l'on fait évaporer dans le vide, laisse déposer des primes 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