

**Phosphate de chaux neutre.**  $2\text{CaO}, \text{HO}, \text{PhO}^3$ .

On obtient le phosphate de chaux neutre en versant goutte à goutte une dissolution de phosphate de soude ordinaire,  $\text{PhO}^3$ ,  $2\text{NaO}, \text{HO}$  dans une dissolution de chlorure de calcium.

Ce sel est blanc, insoluble dans l'eau. Il existe dans certaines concrétions urinaires.

**Phosphate acide de chaux.**  $\text{CaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}^3$ .

Ce phosphate est très-soluble dans l'eau; il cristallise en lames nacréées déliquescentes; on l'obtient ordinairement en traitant le phosphate de chaux des os par l'acide sulfurique; il se produit du sulfate de chaux qui se précipite, et la liqueur, concentrée jusqu'à consistance sirupeuse, abandonne des cristaux de phosphate acide de chaux.

Ce sel donne du phosphore lorsqu'on le calcine avec du charbon.

**MAGNÉSIUM.** Mg.

Equiv. = 12.

Le magnésium se rencontre dans la nature à différents états: les eaux de la mer en renferment à l'état de chlorure; il entre dans la constitution de la *dolomie*, minéral abondant, qui est un carbonate double de chaux et de magnésie. Enfin, un grand nombre de silicates contiennent de la magnésie au nombre de leurs éléments; tels sont le *talc*, la *serpentine*, l'*écume de mer*, etc.

M. Bussy a isolé le magnésium en 1829, en suivant un procédé semblable à celui qu'avait employé M. Wöhler pour obtenir l'aluminium et le glucinium. Ce procédé consiste à chauffer dans un creuset de platine dont le couvercle est maintenu avec un fil de fer, un mélange de chlorure de magnésium anhydre et de potassium; le magnésium est mis en liberté. On reprend la masse par l'eau, qui dissout le chlorure de potassium et laisse le magnésium.

Plus récemment, M. Bunsen a préparé le magnésium en décomposant par un courant électrique le chlorure de magnésium fondu.

Enfin MM. Deville et Caron ont rendu pratique le procédé de M. Bussy, en substituant le sodium au potassium et ajoutant du sel marin et du spath fluor qui servent de fondant. On verse dans un creuset porté au rouge vif un mélange de :

Chlorure de magnésium anhydre.....	6 parties.
Sodium en morceaux.....	1 —
Chlorure de sodium.....	1 —
Fluorure de calcium.....	1 —

Il se produit une vive réaction; lorsqu'elle est terminée et la masse fondue, on retire du feu. Le métal ainsi obtenu n'est pas tout à fait pur, il contient du silicium, qui le rend cassant. Pour l'en débarrasser, il faut le distiller dans un courant d'hydrogène.

Le magnésium est d'un blanc pur; il possède un éclat métallique qui rappelle celui de l'argent: il est malléable, fusible à la température rouge et volatil comme le zinc.

Sa densité est 1,75. Il est malléable quand il est bien pur, mais il est très-peu ductile.

Le magnésium est inaltérable dans l'air sec; il s'oxyde lentement sous l'influence de l'air humide. Il brûle avec vivacité lorsqu'on le chauffe dans l'oxygène et se convertit en oxyde de magnésium (magnésie). Le magnésium brûle aussi dans un courant de chlore et dans la vapeur de brome ou d'iode; ce métal décompose l'eau, même en présence des acides les plus faibles, tels que l'acide carbonique par exemple.

**Usages.** — L'éclat de la flamme du magnésium a fait proposer son emploi pour l'éclairage. Un fil de magnésium de 0<sup>mm</sup>,297 de diamètre, en état de combustion, possède un pouvoir éclairant égal à celui de 14 bougies d'acide stéarique de 40 au kilogramme. Dans l'oxygène, cette lumière est plus vive encore. M. Bunsen a constaté que 0<sup>sr</sup>,1 de magnésium brûlant dans l'oxygène, produit un éclat égal à celui de 110 bougies.

M. Schmidt a même eu la pensée de se servir du magnésium pour la construction d'une *lampe au magnésium* constituée par un fil de ce métal roulé sur des bobines et qui est déroulé par un mouvement d'horlogerie pour en faire monter régulièrement l'extrémité qu'on brûle dans une lampe spéciale. On a proposé l'emploi de cette lampe pour des éclairages très-intenses, tels que des feux de nuit, l'éclairage des phares, celui des lampes de plongeur, les signaux en mer, etc. Non-seulement la force de l'éclat optique de la flamme du magnésium peut rendre cette lampe utile, mais aussi l'action chimique ou photochimique qu'elle possède peut lui donner de l'importance. D'après M. Bunsen, l'action photochimique du soleil n'est que 36,6 fois plus considérable que celle de la flamme du magnésium. On pourra donc l'employer avec avantage pour photographier pendant la nuit, ou pour opérer dans des constructions souterraines peu éclairées, etc.

Les applications industrielles de la lumière du magnésium se multiplieraient sans doute rapidement, si l'on arrivait à obtenir le métal d'une manière plus économique.



Magnésie.  $MgO$ .

Équiv. = 20.

Le magnésium ne se combine qu'en une seule proportion avec l'oxygène, pour former un oxyde qui a pour formule  $MgO$ , et que l'on nomme *magnésie*.

On prépare cette base, à l'état d'hydrate, en précipitant un sel de magnésie par de la potasse en excès. En calcinant cet hydrate, on obtient la magnésie anhydre, qu'on peut préparer directement en décomposant par la chaleur le carbonate ou l'azotate de magnésie; on reconnaît que la magnésie est caustique lorsqu'elle se dissout sans effervescence dans les acides.

La magnésie est pulvérulente, blanche, insipide, inodore, d'une densité égale à 2,3. L'eau à la température ordinaire dissout  $\frac{1}{5142}$  de magnésie, et  $\frac{1}{56000}$  à la température de  $100^\circ$ . La magnésie est donc, comme la chaux, moins soluble à chaud qu'à froid. Elle sature les acides même les plus forts, possède une réaction faiblement alcaline, et verdit le sirop de violettes. Lorsqu'on la met en contact avec l'eau, elle s'hydrate très-lentement; si on l'expose à l'air, elle absorbe à la fois l'acide carbonique et l'humidité. Son hydrate est représenté par la formule  $MgO,HO$ .

La magnésie est absolument fixe et infusible à toutes les températures de nos fourneaux. Toutefois, après avoir été fortement calcinée, elle est devenue plus difficilement soluble dans l'eau et même dans les acides.

La magnésie est indécomposable par la pile, ainsi que par le charbon et le potassium, ce qui la distingue des alcalis, de la baryte et de la chaux.

Lorsqu'on précipite un sel de magnésie par la potasse, on obtient de la magnésie hydratée; ce même hydrate se trouve dans la nature cristallisé en paillettes blanches, et porte le nom de *brucite*. La brucite exposée à l'air ne se carbonate pas, et se distingue sous ce rapport de l'hydrate de magnésie artificiel.

On peut obtenir de la magnésie cristallisée en décomposant par la chaux le borate de magnésie porté à la température d'un four à porcelaine. Cette méthode, qui est une sorte de *précipitation par voie sèche*, permet d'obtenir à l'état cristallisé les protoxydes de nickel, de cobalt, de manganèse, etc. (Ebelmen).

**Usages de la magnésie.** — La magnésie est employée en médecine pour saturer les acides qui se développent dans l'estomac pendant les mauvaises digestions; elle sert aussi dans les cas d'empoisonnement par les acides et même par l'acide arsénieux. La magnésie se combine directement avec l'acide arsénieux, elle forme ainsi un composé insoluble; elle ne doit pas être remplacée,

comme contre-poison de l'acide arsénieux, par le carbonate de magnésie qui est sans action sur cet acide (M. Bussy).

#### Caractères distinctifs des sels de magnésie.

*Potasse.* — Précipité blanc d'hydrate de magnésie, insoluble dans un excès d'alcali; la présence des substances organiques s'oppose quelquefois à cette précipitation.

*Ammoniaque.* — Précipité blanc qui disparaît complètement dans un excès de sel ammoniacal.

Les sels de magnésie ont une grande tendance à s'unir aux sels ammoniacaux pour former des sels doubles indécomposables par l'ammoniaque. Aussi, dans les sels neutres, la moitié seulement de la magnésie est précipitée par l'ammoniaque; l'acide du sel de magnésie décomposé forme un sel ammoniacal qui se combine avec le sel non encore décomposé; il se produit un sel double sur lequel l'ammoniaque n'a plus d'action. Ce sel prend naissance immédiatement dans une dissolution acide d'un sel de magnésie; aussi l'ammoniaque ne donne aucun précipité dans une telle dissolution.

*Carbonate de potasse.* — Précipité blanc de carbonate de magnésie basique; ce précipité est soluble dans un excès de sel ammoniacal; si la dissolution du sel de magnésie est acide, le précipité ne se forme que par l'ébullition.

*Bicarbonate de potasse.* — Pas de précipité à froid: la dissolution se trouble par la chaleur.

*Carbonate d'ammoniaque.* — Pas de précipité.

*Acide sulfurique, acide hydrofluosilicique, acide perchlorique, sulfures, cyanoferrure de potassium.* — Pas de précipité.

*Phosphate de soude ammoniacal.* — Précipité blanc de phosphate ammoniaco-magnésien insoluble dans l'eau et dans un excès de sel ammoniacal.

*Acide oxalique.* — Pas de précipité.

Les sels de magnésie ont une saveur amère. Chauffés au chalumeau avec de l'azotate de cobalt, ils prennent une teinte rouge pâle.

#### Chlorure de magnésium. $MgCl$ .

Équiv. = 47,5.

On prépare le chlorure de magnésium hydraté, en dissolvant la magnésie ou le carbonate de magnésie dans l'acide chlorhydrique: cette dissolution laisse déposer par la concentration des aiguilles incolores et déliquescents de chlorure de magnésium hydraté dont la formule est  $MgCl + 5HO$ . Ce sel se décompose à une température peu élevée, donne naissance à un dépôt de magnésie et à un dégagement d'acide chlorhydrique; toutefois, pour que cette



décomposition soit complète, on doit chauffer à plusieurs reprises le résidu avec de l'eau.  $MgCl + HO = MgO + HCl$ .

Pour obtenir du chlorure de magnésium anhydre, il faut ajouter à la dissolution de chlorure de magnésium dans l'eau, un grand excès de chlorhydrate d'ammoniaque : on forme ainsi une combinaison de chlorure de magnésium et de chlorhydrate d'ammoniaque. Ce sel double n'est pas décomposé par l'évaporation ; lorsqu'on le calcine au rouge dans un creuset, le sel ammoniac se volatilise et il reste pour résidu du chlorure de magnésium anhydre qui se présente sous la forme de lamelles blanches et micacées semblables au blanc de baleine et extrêmement déliquescentes.

On peut aussi préparer le chlorure de magnésium anhydre en décomposant, sous l'influence de la chaleur, la magnésie par le chlore, ou en chauffant au rouge un mélange intime de 1 partie de magnésie et 2 parties de chlorhydrate d'ammoniaque.

L'alcool dissout la moitié de son poids de chlorure de magnésium anhydre.

Le chlorure de magnésium existe en quantité très-considérable dans les eaux mères des marais salants, dont on a retiré le sulfate de soude, par le procédé de M. Balard. On a proposé d'utiliser ces eaux mères en les évaporant à sec et en les calcinant pour en retirer l'acide chlorhydrique. Ce procédé pourrait être utilisé dans certaines localités où l'acide chlorhydrique est rare (Pelouze).

Le chlorure de magnésium existant dans les eaux de la mer et dans celles d'un grand nombre de sources, et d'autre part ce sel se décomposant facilement lorsqu'on évapore sur le feu sa dissolution, il faut avoir soin, lorsqu'on distille ces eaux pour obtenir de l'eau pure, de ne pas pousser trop loin la distillation, sans quoi l'eau obtenue serait souillée par de l'acide chlorhydrique.

**Sulfate de magnésie.**  $MgO, SO^3 + 7HO$ .

Le sulfate de magnésie se présente sous forme de petites aiguilles d'une saveur amère et salée, solubles dans l'eau ; 100 parties d'eau en dissolvent 32, 76 à 14°, 5 et 72 parties à 97°.

Le sulfate de magnésie peut contenir des quantités variables d'eau de cristallisation, suivant la température à laquelle s'est effectuée cette cristallisation : se fait-elle à la température ordinaire, le sel renferme 7 équivalents d'eau et a pour formule  $MgO, SO^3 + 7HO$  ; obtenus à 0°, les cristaux ont pour formule  $MgO, SO^3 + 12HO$  ; à 30°,  $MgO, SO^3 + 6HO$ .

Le sulfate de magnésie s'effleurit lorsqu'on l'abandonne au contact de l'air.

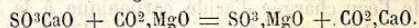
Lorsqu'on soumet ce sel à l'action de la chaleur, il subit successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée, et se décompose ensuite à une température élevée : quand on le calcine avec du char-

bon, il laisse un résidu de magnésie qui ne contient pas de sulfure.

Le sulfate de magnésie est décomposé par le sel marin, en présence de l'eau et sous l'influence d'une basse température, en sulfate de soude et en chlorure de magnésium.

Le sulfate de magnésie existe en dissolution dans les eaux de la mer et dans celles de certaines sources, à Epsom en Angleterre, à Sedlitz en Bohême, etc. ; aussi le nomme-t-on *sel d'Epsom*, *sel de Sedlitz*.

On explique sa formation naturelle en admettant que certaines eaux, en passant sur du sulfate de chaux, dissolvent une certaine quantité de ce sel qui agit ensuite sur le carbonate de magnésie contenu dans la *dolomie* (carbonate de chaux et de magnésie), et produit du sulfate de magnésie et du carbonate de chaux :



Cette explication peut être vérifiée par une expérience directe : une eau saturée de sulfate de chaux, que l'on fait passer plusieurs fois sur une couche de calcaire magnésien pulvérisé, se charge de sulfate de magnésie et il se dépose du carbonate de chaux.

Le sulfate de magnésie peut être obtenu en grand, en traitant la dolomie (carbonate double de chaux et de magnésie) par l'acide sulfurique ; il se forme du sulfate de chaux presque insoluble et du sulfate de magnésie soluble : ce dernier sel est purifié ensuite par cristallisation.

On peut encore préparer le sulfate de magnésie en grillant des schistes magnésiens et pyriteux. On porte la masse à une température assez élevée pour décomposer les sulfates de fer et de cuivre qui se forment pendant le grillage, et les transformer en oxydes insolubles : en reprenant le résidu par l'eau, on dissout le sulfate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est employé en médecine comme sel purgatif, à la dose de 30 à 50 grammes. Il sert aussi à la préparation de la magnésie blanche.

**Carbonate de magnésie.**  $MgO, CO^2$ .

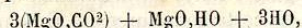
Equiv. = 42.

Le carbonate de magnésie anhydre se trouve dans la nature, cristallisé en rhomboédres, comme le carbonate de chaux ; les angles de ces deux genres de cristaux diffèrent même très-peu. Mais la magnésie est surtout répandue à l'état de carbonate double de chaux et de magnésie, composé auquel les minéralogistes ont donné le nom de *dolomie*.

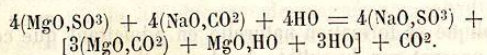
On prépare en grand, pour les besoins de la médecine, un hydrocarbonate de magnésie en versant un excès de carbonate de soude dans une dissolution bouillante de sulfate de magnésie ; il se produit un précipité blanc gélatineux qui se transforme par la dessic-



cation en une masse blanche, douce au toucher et d'une légèreté remarquable, que l'on trouve dans le commerce sous forme de briquettes carrées. C'est la *magnésie blanche* des pharmaciens. Il se dégage en même temps de l'acide carbonique, le produit formé a en effet pour composition



et il résulte de la réaction suivante :



Quand la précipitation n'est pas faite à la température de l'ébullition, le produit obtenu n'a pas de composition bien déterminée.

On prépare en Angleterre la magnésie blanche en traitant la dolomie par de l'eau chargée d'acide carbonique à la pression de plusieurs atmosphères. On obtient ainsi une dissolution de carbonate de magnésie contenant un peu de chaux ; on le porte à l'ébullition, l'acide carbonique se dégage et le carbonate de magnésie se précipite.

En effet le carbonate de magnésie, comme le carbonate de chaux, est insoluble dans l'eau pure, mais il se dissout dans l'eau chargée d'acide carbonique. La solution ainsi obtenue abandonne par évaporation du carbonate de magnésie hydraté. Si l'évaporation se fait à la température ambiante, les cristaux ont pour composition  $\text{MgO}, \text{CO}_2 + 3\text{HO}$  ; si au contraire l'évaporation se fait à basse température, on obtient des cristaux dont la formule est  $\text{MgO}, \text{CO}_2 + 5\text{HO}$ . Ces deux carbonates perdent leur eau sous l'influence d'une température peu élevée et donnent du carbonate anhydre.

**Phosphate ammoniaco-magnésien.** ( $2\text{MgO}, \text{AzH}^3\text{O}, \text{PhO}^5 + 12\text{HO}$ )

On prépare ce sel en ajoutant à la dissolution d'un sel de magnésie, du chlorhydrate d'ammoniaque, puis de l'ammoniaque, et enfin une dissolution de phosphate de soude ordinaire. Il se forme au bout de quelques instants un précipité cristallin blanc, grenu, légèrement soluble dans l'eau pure, mais insoluble dans une eau qui tient des sels en dissolution. Exposé à une température rouge, il devient subitement incandescent, et laisse pour résidu du pyrophosphate de magnésie qui contient 35,6 pour 100 de magnésie, et qui a pour composition :  $\text{PhO}^5, 2\text{MgO}$ .

Le phosphate ammoniaco-magnésien sert à reconnaître et à doser la magnésie.

On a trouvé ce sel dans le blé, dans l'urine humaine putréfiée, et dans quelques calculs urinaires.

#### Silicates de magnésie.

La silice et la magnésie peuvent se combiner entre elles en

plusieurs proportions. La nature présente un grand nombre de silicates de magnésie, qui portent les noms de *talc*, *stéatite*, *écume de mer*, *péridot*, *serpentine*, etc.

#### ALUMINIUM. Al.

Équiv. = 13, 68.

**Propriétés.** — L'aluminium est d'un blanc légèrement bleuâtre ; sa densité est égale à 2,56, c'est-à-dire à celle du verre ordinaire. Cette densité s'élève à 2,67 par l'action du marteau, du laminoir ou de la filière. L'aluminium est ductile et malléable ; il est doué d'une remarquable sonorité, tout à fait comparable, sinon supérieure, à celle du bronze ou de l'acier trempé. Il est très-bon conducteur de la chaleur.

Ce métal est moins fusible que le zinc, mais plus fusible que l'argent ; il entre en fusion au rouge vif et peut être maintenu à cette température, au contact de l'air, sans s'oxyder sensiblement. Il est inaltérable à l'air sec ou humide, ainsi qu'aux émanations sulfureuses.

L'aluminium ne décompose la vapeur d'eau qu'au rouge vif et d'une manière incomplète.

Les acides azotique et sulfurique n'exercent aucune action à froid sur l'aluminium et ne l'attaquent que lentement à chaud. L'acide chlorhydrique le dissout aisément en dégageant de l'hydrogène et formant du chlorure d'aluminium hydraté.

La potasse et la soude en fusion n'attaquent pas l'aluminium. Mais quand on traite le métal par des dissolutions étendues de ces bases, on obtient des aluminates alcalins et un dégagement d'hydrogène.

Ces deux réactions démontrent que l'alumine se comporte comme une base en présence des acides énergiques, et comme un acide en présence des bases puissantes.

**Préparation.** — L'aluminium a été isolé en 1827 par M. Wöhler, en décomposant dans un creuset de platine le chlorure d'aluminium anhydre par le potassium ; il se forme dans cette réaction du chlorure de potassium et de l'aluminium. On reprend la masse par l'eau froide, qui dissout le chlorure de potassium, et laisse l'aluminium sous forme d'une poudre grise, très-altérable, parce que le métal ainsi obtenu est loin d'être pur.

En 1854, M. H. Sainte-Claire Deville, reprenant l'étude de ce métal, réussit à l'obtenir à l'état de pureté et en masses considérables. Le mode de préparation auquel M. Deville s'est arrêté est le suivant : Dans un four à réverbère chauffé au rouge vif, on projette un mélange de 2 parties de sodium et de 12 parties de chlorure double d'aluminium et de sodium, auquel on ajoute 5 parties