

nement, parmi lesquels nous citerons principalement le *bleu turquin*, qui est légèrement coloré par des traces de bitume; le *marbre jaune antique*, coloré en jaune par l'hydrate de peroxyde de fer; le *marbre cipolin*, marqué de larges bandes ondulées blanches et vertes, résultant de l'association du calcaire saccharoïde blanc et du schiste talqueux verdâtre.

Les calcaires compactes sont très-nombreux et forment en général des marbres d'ornement. On distingue dans cette variété :

1° Le *noir antique*, qui est un marbre uniformément noir; 2° le *petit granite*, qui est noirâtre, avec des teintes claires; 3° le *marbre Sainte-Anne*, qui présente des veines blanches sur un fond noir, ou d'un gris très-foncé; 4° le *petit antique*, offrant un mélange de taches blanches et noires, exploité principalement en Belgique; 5° le *marbre portor*, qui est noir, veiné de jaune, exploité dans les environs de Gênes; 6° le *marbre griotte*, dont le fond brun est parsemé de taches rouges; 7° le *marbre de Sarancolin*, exploité dans les Pyrénées; 8° le *marbre du Languedoc* ou *marbre incarnat*; 9° le *marbre de Florence* ou *ruiniformé*, qui est un calcaire compacte argileux, d'un gris jaunâtre, etc.

(\*) CARBONATE DE CHAUX HYDRATÉ.  $\text{CO}_2, \text{CaO}, 5\text{HO}$ .

On obtient le carbonate de chaux hydraté en abandonnant à l'air, à une température voisine de zéro, une dissolution de chaux et de sucre dans l'eau (sucrate de chaux). La chaux s'unit à l'acide carbonique de l'air, et forme du carbonate de chaux qui se dépose en cristaux rhomboédriques, incolores, d'une densité égale à 1,78, contenant 47 pour 100 d'eau ou 5 équivalents.

Une température de 30 à 40° décompose ce sel en eau et en carbonate de chaux ordinaire (Pelouze).

(\*) CARBONATE DOUBLE DE CHAUX ET DE SOUDE. — GAY-LUSSITE.

$(\text{CO}_2, \text{CaO}), (\text{CO}_2, \text{NaO}), 5\text{HO}$ .

Ce sel a été trouvé à Mérida, en Amérique, par M. Boussingault. Il n'est pas décomposé par l'eau tant qu'on ne lui a pas enlevé par la chaleur son eau de cristallisation; mais, lorsqu'il a été légèrement calciné, il se dédouble, par l'action de l'eau, en carbonate de soude qui se dissout, et en carbonate de chaux insoluble.

M. Berthier a obtenu artificiellement la gay-lussite anhydre en fondant ensemble les deux sels qui la composent.

(\*) PHOSPHATES DE CHAUX.

L'acide phosphorique se combine en plusieurs proportions avec la chaux, et donne naissance aux sels suivants :

PHOSPHATE DE CHAUX BASIQUE.  $(\text{CaO})^3, \text{PhO}^5$ .

(PHOSPHATE DE CHAUX DES OS.)

Équiv. = 1937,50 ou 155.

Ce phosphate est blanc, insoluble dans l'eau, soluble dans la plupart des acides, d'un aspect gélatineux; on l'obtient en versant du chlorure de calcium dans le phosphate de soude qui a pour formule :  $\text{PhO}^5, 3\text{NaO}$ ; on prépare aussi ce sel en ajoutant de l'ammoniaque dans un phosphate alcalin, et en versant dans le mélange du chlorure de calcium.

La partie non organique des os contient plus de 80 pour 100 de ce phosphate de chaux; on peut le retirer des os calcinés en les dissolvant dans l'acide chlorhydrique et précipitant la dissolution par un excès d'ammoniaque.

On trouve dans la nature une combinaison de ce sel avec le chlorure ou le fluorure de calcium; on lui donne le nom d'*apatite*.

PHOSPHATE DE CHAUX NEUTRE.  $(\text{CaO})^2, \text{HO}, \text{PhO}^5, 3\text{HO}$ .

On obtient le phosphate de chaux neutre en versant goutte à goutte une dissolution de phosphate de soude ordinaire,  $\text{PhO}^5, 2\text{NaO}, \text{HO}$  dans une dissolution de chlorure de calcium.

Ce sel est blanc, cristallin, insoluble dans l'eau; il se dissout facilement dans les acides, même dans l'eau contenant de l'acide carbonique. Il existe en dissolution dans plusieurs eaux minérales.

PHOSPHATE ACIDE DE CHAUX.  $\text{CaO}(\text{HO})^2, \text{PhO}^5$ .

Équiv. = 1462,50 ou 117.

Ce phosphate est très-soluble dans l'eau; il cristallise en lames nacrées 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. Le phosphate acide de chaux présente la propriété curieuse de devenir insoluble dans l'eau après avoir éprouvé la fusion ignée.

## MAGNÉSIUM. Mg.

Equiv. = 150 ou 12.

M. Bussy a isolé le magnésium en suivant un procédé semblable à celui qu'avait employé M. Wœhler 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. La réaction est vive; il se forme du chlorure de potassium, et 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.

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 et on l'agite pendant la durée du refroidissement avec une tige de fer, de manière à rassembler en un seul culot le métal qui vient à la surface.

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 ne commence à décomposer l'eau qu'à la température de 30°. Il s'oxyde lentement sous l'influence de l'air humide, 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 soufre; les acides, même étendus, le dissolvent et dégagent de l'hydrogène.

**Usages.** — L'éclat de la flamme du magnésium a fait proposer son emploi pour l'éclairage. Un fil de magnésium de 0<sup>m</sup><sup>m</sup>, 297 de diamètre, en état de combustion, possède un pouvoir éclairant égal à celui de 74 bougies d'acide stéarique de 10 au kilogramme. Dans l'oxygène, cette lumière est plus vive encore. M. Bunsen a constaté que 0<sup>gr</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 sur des constructions souterraines intéressantes mais 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.

Equiv. = 250 ou 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  $\frac{1}{444}$  de magnésie, et  $\frac{1}{344}$  à la température de 100°. La magnésie est donc, comme la chaux, moins soluble à chaud qu'à froid. Elle sature bien les acides, 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 au feu de forge, on peut cependant la fondre et même la volatiliser en réunissant l'action d'une forte lentille et celle d'une pile de 185 éléments de Bunsen (M. Despretz).

Les sels de magnésie ont une saveur amère; cette propriété fait donner quelquefois à la magnésie le nom de *terre amère*.

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 dis-

tingue 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 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 ammoniacal-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.

Equiv. = 593,20 ou 47,45

On prépare le chlorure de magnésium par voie humide, en dissolvant la magnésie ou le carbonate de magnésie dans l'acide chlorhydrique : cette dissolution laisse déposer par la concentration des aiguilles incolores et déliquescentes 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.

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, il laisse pour résidu du chlorure de magnésium anhydre qui se présente sous la forme de belles lamelles blanches et micacées semblables au blanc de baleine.

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 utile dans certaines localités où l'acide chlorhydrique est rare. (Pelouze).

SULFATE DE MAGNÉSIE.  $MgO, SO^3$ .

Equiv. = 750 ou 60.

Le sulfate de magnésie est blanc, d'une saveur amère et salée, soluble dans l'eau ; 100 parties d'eau en dissolvent 32,76 à 14°, 5 et 72 parties à 97°.

Le sulfate de magnésie prend différentes quantités d'eau de cristallisation ; en faisant varier la température à laquelle il cristallise, ou en chauffant légèrement des cristaux de ce sel obtenus à froid, on peut produire des hydrates qui contiennent 1, 2, 5, 6, 7 et 12 équivalents d'eau de cristallisation : le sulfate

de magnésie qui cristallise à 15° contient ordinairement 7 équivalents d'eau ; ces cristaux sont des prismes rectangulaires à quatre pans ; le sel qui se dépose entre 25 et 30° appartient à un autre système cristallin, et contient 6 équivalents d'eau : le sulfate de magnésie à 6 équivalents l'eau peut aussi être obtenu en chauffant légèrement le sulfate ordinaire.

Lorsqu'on soumet le sulfate de magnésie 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 charbon, il laisse un résidu de magnésie qui ne contient pas de sulfure. Il s'effleurit lorsqu'on l'abandonne à l'air.

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. Il existe en dissolution dans les eaux de certaines sources, à Epsom en Angleterre, à Sedlitz en Bohême, etc. ; on le nomme souvent *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. Mais une réaction inverse a lieu, quand on chauffe du carbonate de chaux avec une dissolution de sulfate de magnésie, dans un tube scellé aux deux bouts, à une température de 200° ; il se produit du sulfate de chaux et du carbonate de magnésie. Certains dépôts naturels de carbonate de magnésie ont pu être formés dans des circonstances analogues.

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 NEUTRE.  $\text{MgO}, \text{CO}^2$ .

Equiv. = 525 ou 42.

On trouve ce sel dans la nature à l'état amorphe, et quelquefois cristallisé en rhomboédres. Il est, dans ce dernier cas, toujours anhydre.

Lorsqu'on abandonne dans un vase fermé une dissolution de magnésie dans l'acide carbonique, l'excès de cet acide se dégage lentement, et il se dépose de beaux prismes hexaédres, transparents, qui ont pour composition :  $\text{CO}^2, \text{MgO}, 3\text{HO}$ . Ces cristaux sont inaltérables à l'air et résistent à l'action de l'eau bouillante.

Si la dissolution de bicarbonate de magnésie se décompose spontanément à une température très-basse, les cristaux qui se déposent ont pour formule :  $\text{CO}^2, \text{MgO}, 5\text{HO}$ . Ils sont beaucoup plus altérables que les précédents ; ils s'effleurissent à l'air, et commencent à perdre de l'acide carbonique à 70°. L'eau bouillante les transforme rapidement en une poudre grenue  $4\text{CO}^2, 5(\text{MgO}, \text{HO})$ , qui, en perdant de nouveau de l'acide carbonique, par l'action prolongée de l'eau et de la chaleur, devient  $3\text{CO}^2, 4(\text{MgO}, \text{HO})$ .

Lorsque enfin on évapore à chaud, dans un courant continu d'acide carbonique, la dissolution de bicarbonate de magnésie, elle laisse déposer des cristaux de carbonate neutre et anhydre qui ont la forme de l'arragonite.

(\*) CARBONATE DE MAGNÉSIE BASIQUE.  $(\text{MgO})^2, (\text{CO}^2)^3, 4\text{HO}$ .

Equiv. = 1825 ou 146.

(MAGNÉSIE BLANCHE DES PHARMACIES.)

Ce sel se prépare en faisant bouillir une dissolution d'un sel de magnésie, et particulièrement du sulfate, avec un léger excès de carbonate de potasse ; il se dégage de l'acide carbonique, et toute la magnésie se précipite à l'état de sel basique. Si cette double décomposition se faisait à froid, il resterait dans les li- queurs une proportion très-notable de magnésie à l'état de bicarbonate.

La magnésie blanche est préparée en grand pour les besoins de la médecine. Après l'avoir lavée, on l'introduit dans des moules de bois, où on la fait sécher : c'est ordinairement sous la forme de gros pains rectangulaires qu'on la trouve dans les pharmacies.

En Bohême et en Angleterre, on prépare la magnésie blanche en précipitant par un carbonate alcalin les eaux de source qui contiennent du sulfate de magnésie.

La magnésie blanche est plus soluble à froid qu'à 100°. Il faut

2500 parties d'eau à 18°, et 9000 parties d'eau bouillante, pour dissoudre une partie de sous-carbonate de magnésie (M. Fife).

On considère généralement la magnésie blanche des pharmacies comme formée de 3 équivalents d'acide carbonique, 4 équivalents de magnésie et 4 équivalents d'eau. Elle peut être assimilée à un sel double, dans lequel 1 équivalent d'eau remplirait le rôle de 1 équivalent d'acide; elle aurait ainsi pour formule :  $(\text{CO}^2, \text{MgO})^3, (\text{MgO}, \text{HO}), 3\text{HO}$  (Berzelius). Ce sel ne paraît pas s'altérer par une ébullition prolongée avec l'eau.

Le précipité obtenu en versant à froid un carbonate soluble dans un sel magnésien, a pour composition :  $4\text{CO}^2, 5\text{MgO}, 10\text{HO}$ .

La magnésie blanche est employée en médecine pour combattre les aigreurs de l'estomac.

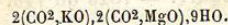
## DOLOMIE.

Le carbonate neutre de magnésie se combine avec le carbonate de chaux, et forme un sel double très-répandu dans la nature, qui est connu des minéralogistes sous le nom de *dolomie*. La dolomie cristallise sous la même forme que le carbonate de chaux.

Le carbonate de chaux et le carbonate de magnésie s'unissent en toutes proportions : aussi la dolomie présente-t-elle de grandes variations dans sa composition; cependant elle est ordinairement formée d'équivalents égaux de carbonate de magnésie et de carbonate de chaux.

Certaines variétés de dolomie mêlées de silicates peuvent être employées pour la fabrication de la chaux hydraulique.

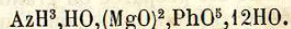
Le carbonate de magnésie forme des carbonates doubles avec d'autres carbonates; on connaît une combinaison de carbonate de magnésie et de bicarbonate de potasse qui a pour formule :



Ce sel s'obtient en traitant à froid un sel de magnésie en dissolution concentrée par un excès de bicarbonate de potasse; au bout de quelques jours, le sel double se dépose en cristaux volumineux.

Le carbonate de magnésie se combine aussi avec les carbonates de soude et d'ammoniaque.

## (\*) PHOSPHATE D'AMMONIAQUE ET DE MAGNÉSIE.



## (PHOSPHATE AMMONIACO-MAGNÉSIE)

On prépare ce sel en traitant un sel de magnésie par un phosphate soluble auquel on ajoute de l'ammoniaque libre ou un sel ammoniacal. Il est 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, dans les calculs urinaires du cochon et dans quelques autres concrétions, particulièrement dans celles du cœcum du cheval.

## 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 *talç*, *stéatite*, *écume de mer*, *péridot*, *serpentine*, etc.

## ALUMINIUM. AL.

Équiv. = 170,98 ou 13,75.

**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 l'électricité.

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.