

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.

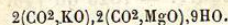
## DOLOMIE.

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.

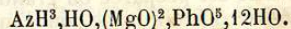
Le carbonate de magnésie forme des carbonates doubles avec d'autres carbonates; on connaît une combinaison de carbonate de magnésie et de bicarbonate de potasse qui a pour formule :



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.

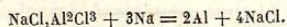
La potasse et la soude en fusion n'attaquent pas l'aluminium. Mais quand on traite le métal par des dissolutions étendues de ces bases, on obtient des aluminates alcalins et un dégagement d'hydrogène.

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.



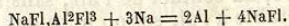
**Préparation.** — L'aluminium a été isolé en 1828 par M. Wœhler, en décomposant dans un creuset de platine le chlorure d'aluminium anhydre par le potassium; il se forme dans cette réaction du chlorure de potassium et de l'aluminium. On reprend la masse par l'eau froide, qui dissout le chlorure de potassium, et laisse l'aluminium.

« 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 sodium et de chlorure double d'aluminium et de sodium, auquel on ajoute de la cryolithe (fluorure double d'aluminium et de sodium) qui, augmentant la fusibilité de la matière, permet au métal de se rassembler plus facilement. En même temps on supprime le passage de la flamme du foyer, qui va directement alors à la cheminée. Il se produit une vive réaction entre le sodium et le chlorure double :



Quand la réaction est terminée, on laisse de nouveau la flamme passer dans le fourneau, et on élève un peu plus la température pour augmenter la fluidité de la masse. En débouchant ensuite une ouverture, on fait écouler du fourneau d'abord la scorie, mélange de chlorure et de fluorure de sodium qui surnage le métal, puis ce métal lui-même, que l'on reçoit dans des caisses plates où il se refroidit aussitôt. L'aluminium ainsi obtenu est fondu de nouveau dans un creuset et coulé en lingots. Le rendement est d'environ 1 kilogramme d'aluminium par 3 kilogrammes de sodium.

« On peut aussi extraire l'aluminium de la cryolithe, fluorure double d'aluminium et de sodium que l'on rencontre en masses cristallines très-épaisses au Groënland. Ce fluorure se réduit par le sodium comme le chlorure double :



« La cryolithe donne un métal moins pur, aussi n'est-elle guère employée que mélangée au chlorure double dans la préparation ordinaire de l'aluminium. » (Extrait du *Traité de chimie* de M. Troost.)

**Usages.** — L'aluminium est employé dans la bijouterie. On s'en sert aussi pour faire les plus petits poids destinés aux balances de précision, des fléaux de balances, etc.

Les bronzes d'aluminium (alliages de cuivre et d'aluminium) possèdent des propriétés précieuses pour les arts de construction.

Équiv. = 641,96 ou 31,35.

Cet oxyde existe en grande quantité dans la nature; on le trouve dans les argiles, les marnes, le feldspath, le mica, etc., et dans un grand nombre de minéraux.

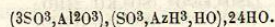
Lorsque l'alumine est pure, on lui donne le nom de *corindon*. Le corindon est la substance la plus dure que l'on connaisse après le diamant. Sa densité est 3,97. Il cristallise en dodécaèdres à triangles isocèles, ou en prismes hexaèdres.

Le corindon est appelé *corindon hyalin* ou *saphir blanc* lorsqu'il est incolore. Si le corindon est coloré en rouge, il porte le nom de *rubis oriental*; s'il est bleu, on le nomme *saphir*; s'il est vert, il constitue l'*émeraude orientale*. Lorsqu'il est jaune, on le nomme *topaze orientale*; *améthyste orientale*, s'il est violet. Sous ces différentes variétés, le corindon constitue des pierres précieuses dont la valeur est souvent comparable à celle du diamant.

L'alumine se rencontre dans la nature combinée avec les oxydes de fer, de manganèse, de zinc et de magnésium; la formule générale de ces composés est  $\text{MO, Al}^2\text{O}^3$ . Le plus important est le dernier, qu'on connaît sous les noms de *rubis balais* ou de *rubis spinelle*. Ces corps cristallisent en octaèdres réguliers; ils ont été reproduits par Ebelmen.

L'émeri est un corindon qui contient une assez grande quantité de fer: on l'emploie pour tailler les agates, polir les glaces, les métaux, etc.

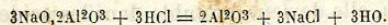
Pour préparer l'alumine pure et anhydre on calcine au rouge l'alun ammoniacal, qui a pour formule :



Tous les éléments qui entrent dans ce sel se dégagent par la chaleur, à l'exception de l'alumine, qui reste parfaitement pure.

L'alumine ainsi préparée est blanche, elle happe à la langue; elle est infusible aux températures les plus élevées que l'on puisse produire dans les fourneaux; elle entre en fusion au chalumeau à gaz hydrogène et oxygène et devient très-fluide: elle ne peut pas, comme la silice, être étirée en fils. En la fondant avec des traces de chromate de potasse, on a obtenu des *rubis artificiels*, d'un très-petit volume (M. Gaudin).

On obtient depuis peu l'alumine, en calcinant avec du carbonate de soude une argile appelée *bauxite*, formée d'alumine et de sesquioxyde de fer. Il se forme, pendant la calcination, de l'aluminate de soude, soluble dans l'eau, et du sesquioxyde de fer insoluble. L'aluminate, traité par une quantité convenable d'acide chlorhydrique, donne du chlorure de sodium et de l'alumine.





L'alumine est indécomposable par la chaleur.

Elle est insoluble dans l'eau, et se dissout dans les acides lorsqu'elle n'a pas été calcinée; mais si on la soumet à une température élevée, elle ne se dissout plus que très-difficilement.

L'alumine est complètement soluble dans la potasse et la soude.

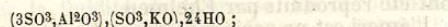
Lorsqu'on la chauffe avec de l'azotate de cobalt, elle forme un composé d'un beau bleu. Cette propriété est caractéristique pour l'alumine.

Elle est indécomposable par le chlore et par les autres métalloïdes.

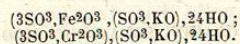
L'alumine exposée à l'air n'absorbe pas l'acide carbonique: on ne connaît pas jusqu'à présent de carbonate d'alumine.

Quoiqu'il n'existe qu'un degré de combinaison de l'aluminium avec l'oxygène, on représente l'alumine par la formule  $Al^2O^3$ , parce que cette base est isomorphe avec les oxydes dont l'équivalent est représenté par 2 équivalents de métal et 3 équivalents d'oxygène.

Ainsi le corindon cristallise comme le peroxyde de fer et le sesqui-oxyde de chrome qui ont pour formules  $Fe^2O^3-Cr^2O^3$ ; et de plus ces oxydes peuvent se remplacer mutuellement dans les différentes combinaisons salines sans altérer la forme cristalline des sels. On connaît, en effet, un sulfate double d'alumine et de potasse qui porte le nom d'*alum*, et qui a pour formule :



Ce sel cristallise en cubes ou en octaèdres. Le peroxyde de fer et l'oxyde de chrome forment aussi des aluns qui cristallisent exactement comme l'alun d'alumine, et qui ont pour formules :



#### HYDRATE D'ALUMINE.

On peut obtenir l'alumine hydratée en précipitant un sel d'alumine par l'ammoniaque, ou mieux par le carbonate d'ammoniaque. Il se forme un précipité gélatineux, presque insoluble dans l'eau et dans l'ammoniaque (MM. Malaguti et Durocher). L'alumine hydratée est sensiblement soluble dans l'eau; il ne se forme pas de précipité, lorsqu'un sel d'alumine très-étendu est traité par un grand excès d'ammoniaque.

L'hydrate d'alumine obtenu par précipitation retient fortement l'eau, et ne l'abandonne complètement qu'au rouge vif.

Lorsqu'elle a été calcinée, l'alumine ne s'hydrate plus de nouveau et n'est plus soluble dans les acides et dans les alcalis, tandis que, avant sa calcination, elle jouissait de cette dernière propriété.

Lorsqu'on maintient pendant 24 heures l'alumine en ébullition dans l'eau, elle devient insoluble dans les acides et dans les

alcalis (M. Péan de Saint-Gilles), mais elle se distingue de l'alumine fortement calcinée en ce qu'elle contient 26,1 pour 100 d'eau, c'est-à-dire 2 équivalents: l'alumine ainsi modifiée a reçu le nom d'*alumine allotropique*.

L'alumine peut condenser une quantité considérable d'humidité, et son poids augmente alors de 15 pour 100. L'agriculture tire un grand parti de cette propriété; c'est l'alumine, en effet, qui, se trouvant en quantité variable dans les différents terrains, leur conserve l'humidité qui est utile à la végétation.

L'hydrate d'alumine peut se combiner avec la plupart des matières colorantes, et donner naissance à des composés insolubles qui portent le nom de *laques*. Si l'on mêle une dissolution d'un sel d'alumine avec une décoction de bois de Brésil, par exemple, et qu'on précipite l'alumine, la matière colorante forme avec cette base un composé insoluble, et la liqueur se trouve complètement décolorée. Cette propriété s'étend aux sels d'alumine qui sont employés en teinture pour fixer les matières colorantes sur les étoffes, et qui portent le nom de *mordants*. L'acétate d'alumine est un des mordants les plus usités.

Il existe des hydrates d'alumine naturels. On donne le nom de *gibbsite* à l'hydrate qui a pour formule  $Al^2O^3, 3HO$ . Le *diaspore*, qui a été trouvé en Sibérie, l'*hydrargilite*, sont aussi des hydrates d'alumine; le diaspore a pour propriété caractéristique de se réduire en poussière lorsqu'on le chauffe fortement au chalumeau.

On peut obtenir de l'hydrate d'alumine cristallisé semblable à la gibbsite, en abandonnant à elle-même, dans un flacon contenant de l'acide carbonique une dissolution d'alumine dans la potasse (M. Bonsdorff).

#### ALUMINATE DE POTASSE. $KO, Al^2O^3$ .

L'alumine paraît jouer dans quelques circonstances le rôle d'acide; elle se dissout dans la potasse et la soude.

On produit l'aluminate de potasse cristallisé en soumettant à une évaporation lente une dissolution d'alumine dans la potasse. Il se dépose des cristaux blancs grenus, dont la saveur est sucrée et la réaction fortement alcaline. L'aluminate de potasse a pour formule:  $KO, Al^2O^3$  (Fremy).

#### CARACTÈRES DES SELS D'ALUMINE

Les sels d'alumine présentent avec les différents réactifs les caractères suivants:

*Potasse*. — Précipité blanc, gélatineux, d'alumine hydratée, soluble dans un excès de précipitant.

*Ammoniaque*. — Précipité d'alumine, insoluble ou à peine soluble dans un excès d'ammoniaque: l'ammoniaque ne forme



pas de précipité dans les dissolutions très-étendues des sels d'alumine.

*Carbonates et bicarbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque.* — Précipité blanc d'alumine, insoluble dans un excès de précipitant : ce précipité est accompagné d'un dégagement d'acide carbonique.

(\*) *Sulfate de potasse.* — Ce réactif forme dans le sulfate d'alumine un précipité cristallin d'alun. Le précipité se dépose rapidement lorsqu'on agite la liqueur.

(\*) *Sulfate d'ammoniaque.* — Ce sel produit dans le sulfate d'alumine un précipité cristallin d'alun ammoniacal.

(\*) *Sulfures.* — Précipité blanc d'alumine, accompagné d'un dégagement d'acide sulfhydrique.

(\*) *Cyanoferrure de potassium.* — Précipité blanc, qui ne se forme qu'au bout d'un certain temps.

Les sels d'alumine ont tous une réaction acide ; leur saveur est astringente et désagréable ; calcinés avec une petite quantité d'azotate de cobalt, ils produisent un composé d'une couleur bleue caractéristique (bleu Thenard). Ils ne sont précipités de leur dissolution par aucun acide, pas même par l'acide hydro-fluosilicique.

CHLORURE D'ALUMINIUM.  $Al^3Cl^3$ .

Équiv. = 1671,40 ou 132,93.

Le chlorure d'aluminium est solide, volatil, d'une couleur légèrement jaunâtre. Il est très-soluble dans l'eau : il répand à l'air des fumées blanches. Lorsqu'on le met en contact avec l'eau, il s'hydrate et se dissout en faisant entendre un bruit pareil à celui que produit un fer rouge que l'on plonge dans l'eau ; il se forme alors du chlorure d'aluminium hydraté, qui peut cristalliser avec 12 équivalents d'eau. Le chlorure d'aluminium est aussi très-soluble dans l'alcool.

Le chlorure d'aluminium fond un peu au-dessous de 200° et se volatilise ensuite rapidement.

Une dissolution de chlorure d'aluminium se décompose par l'évaporation en alumine et en acide chlorhydrique : aussi ne peut-on pas obtenir le chlorure d'aluminium anhydre en évaporant à sec une dissolution d'alumine dans l'acide chlorhydrique.

En maintenant à une température qui dépasse 350°, dans un tube fermé aux deux bouts, une dissolution d'alumine dans un grand excès d'acide chlorhydrique, on obtient de petits cristaux d'alumine anhydre ou hydratée, suivant les circonstances (M. de Sénarmont).

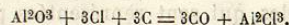
Le chlorure d'aluminium se combine avec l'acide sulfhydrique, l'hydrogène phosphoré et le gaz ammoniac. Cette dernière combinaison contient 1 équivalent de chlorure d'aluminium et 3 équivalents d'ammoniaque (Persoz).

**Préparation.** — On obtient le chlorure d'aluminium hydrate en dissolvant l'alumine dans l'acide chlorhydrique.

Le chlorure d'aluminium anhydre a été découvert par Oersted, qui l'a préparé en suivant une méthode dont le principe avait été indiqué par Gay-Lussac et Thenard.

On mélange 100 parties d'alumine calcinée avec 40 parties de charbon en poudre, et on fait de ce mélange une poudre homogène au moyen d'un peu d'huile.

On chauffe ce mélange au rouge vif dans une cornue de grès tubulée, le chlore est amené par un tube de porcelaine qui plonge jusqu'au fond de la cornue ; l'alumine est alors décomposée, par suite de l'affinité du chlore pour l'aluminium, et de celle du charbon pour l'oxygène :

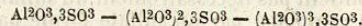


Le chlorure d'aluminium vient se condenser dans une cloche — ou allonge qui fait suite au col de la cornue, — pendant que l'oxyde de carbone se dégage.

Quand on opère en grand, pour la préparation de l'aluminium, on chauffe le mélange d'alumine et de charbon dans une cornue à gaz.

SULFATES D'ALUMINE.

L'acide sulfurique se combine avec l'alumine en plusieurs proportions, et forme une série de sels dont les plus importants sont représentés par les formules suivantes :



SULFATE NEUTRE D'ALUMINE.  $Al^2O^3,3SO^3$ .

Equiv. = 2141,75 ou 171,34.

Le sulfate d'alumine, qui a pour formule  $3SO^3,Al^2O^3$ , est considéré comme le sulfate neutre ; il cristallise en petites lames minces, flexibles et d'un éclat nacré ; il est très-soluble dans l'eau et à peine soluble dans l'alcool. Sa saveur est sucrée et astringente, sa réaction est acide : il contient 18 équivalents d'eau ; lorsqu'on le chauffe, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, se boursouffle et se décompose ensuite, en laissant un résidu d'alumine.

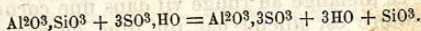
Il se rencontre quelquefois dans la nature, principalement en Amérique.

Ce sel se prépare directement en unissant l'alumine à l'acide sulfurique ; on l'obtient en tables incolores en le dissolvant à chaud dans l'acide chlorhydrique et en abandonnant la liqueur au refroidissement.



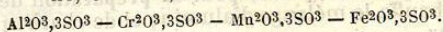
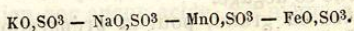
Lorsqu'on fait cristalliser le sulfate neutre d'alumine à une basse température, il retient 27 équivalents d'eau.

Dans plusieurs applications on remplace l'alun par le sulfate d'alumine dont l'emploi est plus économique. Le sulfate d'alumine est préparé pour les besoins de l'industrie en traitant par l'acide sulfurique des argiles qu'on choisit aussi exemptes de fer que possible. Il se forme du sulfate d'alumine, et la silice reste insoluble :



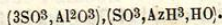
## ALUNS.

Les bases salifiables, qui sont représentées par les formules  $\text{MO} - \text{M}^2\text{O}^3$ , peuvent, en se combinant avec l'acide sulfurique, former deux classes de sulfates neutres, qui ont pour composition générale :  $\text{SO}_3, \text{MO} - 3\text{SO}_3, \text{M}^2\text{O}^3$  :



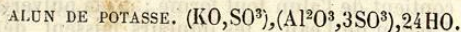
On donne le nom d'*aluns* aux sulfates doubles formés par les combinaisons d'un sulfate de la première classe avec un sulfate de la seconde; ainsi l'alun d'alumine et de potasse aura pour formule  $(3\text{SO}_3, \text{Al}_2\text{O}_3), (\text{SO}_3, \text{KO})$ ; l'un de fer et de potasse sera  $(3\text{SO}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3), (\text{SO}_3, \text{KO})$ ; l'alun de potasse et de chrome sera représenté par  $(3\text{SO}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3), (\text{SO}_3, \text{KO})$ .

Un alun ne contient pas nécessairement du sulfate de potasse; ce sel peut être remplacé par un sulfate formé par une base à 1 équivalent d'oxygène comme le sulfate de soude  $\text{SO}_3, \text{NaO}$ , et même par le sulfate d'ammoniaque : ainsi l'alun que l'on nomme *alun ammoniacal* a pour formule :



Les aluns cristallisent tous en cubes ou en octaèdres.

Tous les aluns contiennent le même nombre d'équivalents d'eau, qui s'élève à 24. Les aluns à base d'ammoniaque font seuls exception; ils cristallisent avec 25 équivalents d'eau (Pelouze). Ce fait s'explique facilement; on se rappelle, en effet, que tous les sels ammoniacaux formés par les oxacides contiennent 1 équivalent d'eau qui est nécessaire à leur existence; le sulfate d'ammoniaque n'est pas  $\text{SO}_3, \text{AzH}_3$ , mais bien  $\text{SO}_3, \text{AzH}_3, \text{HO}$ ; on comprend alors que le sulfate d'ammoniaque  $\text{SO}_3, \text{AzH}_3, \text{HO}$ , en formant des aluns, augmente de 1 équivalent la quantité d'eau contenue ordinairement dans cette classe de sels.



Equiv. = 5930,73 ou 473,63.

Ce sel est blanc, sa saveur est astringente, et sa réaction est acide. Sa densité est représentée par 1,71.

Sa solubilité augmente rapidement avec la température.

100 p. d'eau à	0° dissolvant	3,29 parties d'alun.
— à 10	—	9,52
— à 30	—	22,00
— à 60	—	31,00
— à 70	—	90,00
— à 100	—	357,00

(M. Poggiale.)

L'alun, exposé à l'air, s'effleurit lentement. Il peut cristalliser en octaèdres ou en cubes.

Une dissolution concentrée d'alun dans l'eau bouillante laisse déposer des cristaux octaédriques.

L'alun cubique tend surtout à se former sous l'influence d'un excès d'alumine et à une température qui n'excède pas 40 à 50°. En dissolvant l'alun octaédrique dans de l'eau à 40 ou 45°, ajoutant du carbonate de potasse jusqu'à ce que le précipité cesse de se dissoudre en totalité, et faisant cristalliser à une douce chaleur la liqueur filtrée, on obtient de l'alun cubique exempt de fer et aussi pur que celui qu'on retire de l'alunite.

L'alun cubique paraît avoir la même composition que l'alun octaédrique, et lorsqu'on le dissout dans l'eau froide, on obtient par évaporation spontanée des cristaux d'alun octaédrique. Souvent ces deux formes se combinent, et les faces du cube remplacent les angles solides de l'octaèdre.

L'alun soumis à l'action de la chaleur entre en fusion à la température de 92°; refroidi dans cet état, il conserve sa transparence : on le nomme alors *alun de roche*. A une température plus élevée, il perd de l'eau, se boursoufle beaucoup et forme une espèce de champignon volumineux et opaque, employé en médecine comme caustique, sous le nom d'*alun calciné*.

Si l'on chauffe l'alun à une température rouge, on le décompose complètement; le résidu de cette décomposition est un mélange d'alumine et de sulfate de potasse. A une chaleur très-intense, le sulfate de potasse est lui-même décomposé par l'alumine, et le résidu est formé alors d'alumine et de potasse.

Un mélange d'alun et de charbon donne, par la calcination, un pyrophore dont nous avons parlé en traitant du sulfure de potasse.

La potasse et la soude déterminent dans les dissolutions d'alun un précipité d'alumine gélatineuse, qui se redissout dans un excès d'alcali en formant un aluminat soluble.

L'ammoniaque y produit un précipité insoluble dans un excès de réactif.

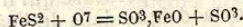


**Préparation.** — Il existe à Pouzzoles, près de Naples, une roche qui contient de l'alun tout formé ; on la pulvérise et on la soumet à l'action de l'eau : les liqueurs laissent déposer par l'évaporation des cristaux octaédriques d'alun.

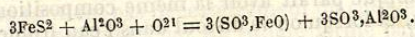
On trouve encore en Italie, à la Tolfa, près de Civita-Vecchia, une roche qui porte le nom de *Pierre d'alun* ou *alunite* et qu'on peut regarder comme de l'alun ordinaire, combiné avec un excès d'alumine hydratée. Lorsqu'on soumet cette pierre à une légère calcination, on déshydrate environ les deux tiers de l'alumine qu'elle contient, et l'on rend cet excès de base insoluble dans l'eau. La chaleur doit être ménagée, car une température trop élevée décomposerait complètement l'alun.

Le résidu repris par l'eau donne de l'alun qui est connu sous le nom d'*alun de Rome*. Ce produit est coloré en rose pâle par une petite quantité de sesqui-oxyde de fer qui, étant insoluble, ne nuit pas dans les opérations de teinture.

La plus grande partie de l'alun que l'on consomme en France, en Allemagne et en Angleterre, s'extrait d'un schiste alumineux contenant du sulfure de fer et des matières bitumineuses ; le sulfure de fer exposé à l'air se transforme en sulfate de fer et en acide sulfurique, comme l'exprime l'équation suivante :



Cette oxydation, se produisant en présence des schistes qui contiennent de l'alumine, donne naissance à des mélanges de sulfate de fer et de sulfate d'alumine :



On reprend la masse par l'eau et l'on évapore les liqueurs ; le sulfate de fer se dépose en cristaux que l'on enlève, tandis que le sulfate d'alumine reste dans les eaux mères : on ajoute alors un sel de potasse qui détermine la précipitation de l'alun ; cette opération porte le nom de *brevetage* des liqueurs. L'alun est ensuite purifié par cristallisation.

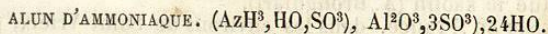
On fabrique aussi de grandes quantités de sulfate d'alumine et d'alun en traitant par l'acide sulfurique l'argile préalablement calcinée. Cette calcination a pour but de peroxyder le fer qui se trouve dans l'argile et de le rendre moins soluble dans l'acide sulfurique.

Le sulfate d'alumine ainsi obtenu et précipité par le sulfate de potasse, il se forme de l'alun brut que l'on purifie par la même méthode que l'alun produit avec les schistes alumineux.

**Usages.** — L'alun est employé dans la fabrication des toiles peintes comme mordant, dans la préparation des peaux de mouton, le collage du papier, la clarification des liquides, la fabrication des laques, etc.

L'alun que l'on destine à la teinture peut être essayé avec le cyanoferrure de potassium ; si ce sel est pur, sa dissolution ne

doit pas donner de précipité bleu quand on le traite par le cyanoferrure de potassium.



Équiv. = 5,666, 80 ou 453, 34.

On obtient directement l'alun ammoniacal en unissant le sulfate d'ammoniaque au sulfate d'alumine ; ce sel cristallise en octaèdres comme l'alun de potasse, avec lequel il est isomorphe.

Lorsqu'on le calcine, il laisse un résidu d'alumine parfaitement pure (Gay-Lussac).

Les propriétés générales, la solubilité et les usages de l'alun d'ammoniaque sont les mêmes que ceux de l'alun à base de potasse. On le distingue de ce dernier sel par le dégagement d'ammoniaque qu'il produit lorsqu'on le mêle avec une base alcaline, et qu'on chauffe le mélange.

(\*) FELDSPATH.

Les minéralogistes comprennent sous la dénomination générale de *feldspath* des minéraux qui sont uniquement composés de silice, d'alumine et de protoxydes, au nombre de cinq, savoir : la potasse, la soude, la lithine, la chaux et la magnésie.

L'orthose, que l'on nomme ordinairement *feldspath*, *pétunzé*, *adulaire*, *orthoclase*, a pour formule :  $(\text{SiO}^3, \text{KO}), (3\text{SiO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3)$  ; elle cristallise en prismes rhomboïdaux obliques : sa densité est 2,5, elle raye le verre, elle entre en fusion au feu du four à porcelaine, et donne un verre qui est toujours laiteux.

L'orthose est employée pour fabriquer la porcelaine dont elle forme la couverture : elle est rarement pure, et se trouve ordinairement mêlée à du quartz.

Il existe d'autres feldspaths dans lesquels la potasse est remplacée, en partie ou en totalité, par la soude, la chaux, la magnésie.

(\*) KAOLIN. — TERRE A PORCELAINES.

Les kaolins, à l'état brut, sont des minéraux friables, souvent très-blancs, qui donnent avec l'eau une pâte courte.

Ils sont en général formés de grains de quartz ou de sable, de petits fragments de silicates à diverses bases, et d'une argile blanche qui en forme la partie essentielle (argile kaolinique).

Lorsqu'on enlève aux kaolins, par des lavages, les substances étrangères qu'ils contiennent, on obtient une argile présentant une composition constante, qui peut être représentée par la formule  $\text{SiO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3, 2\text{HO}$  (MM. Brongniart et Malaguti).



Les kaolins proviennent de la décomposition des roches feldspathiques qui se sont transformées lentement en silicates de potasse solubles dans l'eau, et en silicate d'alumine basique qui constitue le kaolin (A. Brongniart).

Il existe en France, dans les environs de Saint-Yrieix, près Limoges, un gîte de kaolin, qui alimente un grand nombre de manufactures de porcelaine.

## ARGILES.

On donne le nom d'*argiles* à des substances alumineuses éminemment plastiques lorsqu'elles sont imbibées d'eau.

Les argiles se trouvent en général à la base des formations sédimentaires, entre le grès et les calcaires.

Les argiles étant débarrassées par des lavages des substances étrangères qu'elles contiennent, peuvent être représentées par un silicate d'alumine de composition très-variable, renfermant 18 à 39 pour 100 d'alumine, 46 à 67 pour 100 de silice, et 6 à 19 pour 100 d'eau.

Les argiles sont d'ordinaire mélangées de matières étrangères, telles que des débris de roches feldspathiques, de quartz, des pyrites, du carbonate de chaux, des traces de substances organiques, de la silice libre, etc.

La proportion de potasse contenue dans les argiles peut s'élever jusqu'à 4 pour 100 (M. Mitscherlich).

L'argile semble d'abord ne pas se mêler avec l'eau ; mais elle se délaye ensuite et forme une pâte liante et ductile ; cette propriété fait employer l'argile dans la confection des poteries. Soumise à la calcination, elle perd son eau, se fendille, éprouve un retrait considérable, et devient assez dure pour faire feu au briquet.

Si l'argile était entièrement pure, elle serait infusible aux températures les plus élevées de nos fourneaux ; mais la chaux, la potasse et l'oxyde de fer qu'elle contient toujours, lui donnent de la fusibilité.

Les acides azotique et chlorhydrique dissolvent l'alumine des argiles ; mais ils agissent assez lentement : l'acide sulfurique, au contraire, attaque rapidement les argiles.

Quand une argile a été soumise à l'action d'un acide qui lui a enlevé une certaine quantité d'alumine, et qu'on la traite ensuite par une dissolution étendue de potasse, on enlève une quantité de silice proportionnelle à celle de l'alumine qui a été dissoute. L'argile se comporte donc ici comme un véritable silicate d'alumine.

Les dissolutions alcalines très-étendues sont sans action sur les argiles ; mais les alcalis calcinés avec les argiles donnent naissance à des silicates et à des aluminates alcalins, solubles dans les acides.

## MARNES.

Les marnes sont des matières terreuses, essentiellement composées d'argile, de carbonate de chaux et de silice, dans des proportions très-variables. Elles sont employées dans la fabrication des faïences et des terres cuites. Elles font effervescence avec les acides, donnent avec l'eau une pâte courte, et sont plus ou moins fusibles.

On les distingue en *marnes argileuses*, *marnes calcaires*, *marnes limoneuses*.

Les marnes ayant la propriété de se déliter à l'air, servent dans l'agriculture pour diviser les terres trop argileuses ; elles fournissent en outre à la terre l'élément calcaire utile à la végétation.

## (\*) OCRES.

On donne le nom d'*ocres* à des argiles fortement colorées par de l'hydrate de peroxyde de fer : l'ocre rouge n'est autre chose que de l'ocre jaune calcinée ; on rencontre cependant quelquefois des ocres rouges naturelles.

La composition des ocres est très-variable : les ocres de Saint-Georges, de Saint-Amand, contiennent de 23 à 26 pour 100 d'oxyde de fer (M. Berthier).

La *terre d'ombre* est un hydrate de peroxyde de fer, mélangé à des proportions variables d'argile et d'hydrate de peroxyde ou de sesqui-oxyde de manganèse.

Les différentes espèces d'ocres sont employées comme couleurs.

## (\*) TERRE A FOULON.

On emploie dans le dégraissage des laines et des draps, une argile qui porte le nom de *terre à foulon* ; avant d'être appliquée à cet usage, la terre à foulon est soumise à un lavage, qui la débarrasse des cailloux qu'elle contient ordinairement.

En mettant de la terre à foulon sur un drap graissé que l'on passe ensuite au cylindre, l'argile absorbe par capillarité toute la matière grasse du drap.

## GLUCINIUM. GL.

Equiv. = 87,12 ou 6,96.

Le glucinium a été isolé pour la première fois en 1827 par Wöhler qui l'obtint en décomposant le chlorure de glucinium par le potassium. L'étude de ce métal a été reprise en 1853 par M. H. Debray.