

CHAPITRE VII

ALUMINIUM. — ARGILES. — POTERIES. — VERRES.

ALUMINIUM.

Équiv. Al = 13,5. Poids atom. Al = 27.

883. Historique. — Préparation. — L'aluminium a été isolé pour première fois, en 1827, par Wohler¹, en décomposant le chlorure d'aluminium par le potassium $\text{Al}^2\text{Cl}^3 + 3\text{K} = 2\text{Al} + 3\text{KCl}$. Il obtenait de cette façon une poussière grise, prenant sous le brunissoir un éclat métallique. Cette poussière était très altérable, par suite de la présence de matières étrangères qui en modifiaient les propriétés. En 1854, Henri Sainte-Claire Deville, reprenant l'étude de ce corps, réussit à l'obtenir à l'état de pureté et en masses considérables. Dès lors l'industrie fut en possession d'un nouveau métal, doué de propriétés remarquables, qui le rendent susceptible d'applications importantes. Le mode de préparation auquel H. Sainte-Claire Deville s'est arrêté est le suivant : « Dans un four à réverbère (fig. 354) chauffé au rouge vif, on projette par l'ouver-

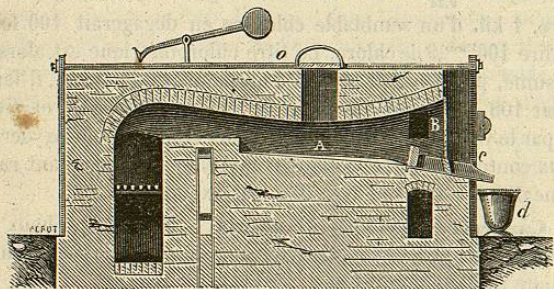
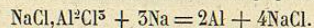


Fig. 354. — Préparation industrielle de l'aluminium.

ture O, sur la sole A, un mélange de 2 parties de *sodium* et 12 parties de *chlorure double d'aluminium et de sodium*, auquel on ajoute 5 parties de *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 alors directement à la cheminée. Il se produit une vive réaction entre le sodium et le chlorure double, avec un dégagement d'environ 151c² :



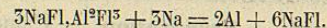
Quand la réaction est terminée, on laisse de nouveau la flamme passer dans le four, et on élève un peu plus la température pour augmenter la

1. Davy, Berzelius et Ørsted avaient inutilement essayé de préparer ce métal par l'action de la pile sur l'alumine.

2. $\text{Al}^2 + \text{Cl}^3 = \text{Al}^2\text{Cl}^3 + 160\text{c}$. $\text{K} + \text{Cl} = \text{KCl} + 105\text{c}$. $\text{Na} + \text{Cl} = \text{NaCl} + 97\text{c}, 3$.

fluidité de la masse. En débouchant ensuite une ouverture c, on fait écouler du four d'abord la scorie, mélange de chlorure et de fluorure de sodium qui surnage le métal, puis le métal lui-même, que l'on reçoit dans des caisses plates où il se refroidit aussitôt. L'aluminium ainsi obtenu est refondu dans un creuset et coulé en lingots. Le rendement est d'environ 1 kilogr. d'aluminium par 3 kilogr. de sodium.

On peut aussi extraire l'aluminium de la cryolithe, fluorure double d'aluminium et de sodium, que l'on rencontre en masses épaisses au Groënland ; elle se réduit par le sodium comme le chlorure double :



La cryolithe donne un métal moins pur, aussi n'est-elle ajoutée que comme fondant, au chlorure double, dans la préparation de l'aluminium.

884. Propriétés physiques. — L'aluminium est un métal d'un blanc légèrement bleuâtre, très ductile et très malléable. Sa chaleur spécifique est 0,128. Sa densité est 2,56. Il est donc aussi léger que le verre ; il pèse 4 fois moins que l'argent. — Sa dureté et sa ténacité sont comparables à celles de ce métal. Il a une sonorité très grande : en frappant sur un lingot suspendu à l'extrémité d'un fil, on obtient un son analogue à celui d'une cloche de verre.

L'aluminium est bon conducteur de la chaleur : il conduit l'électricité beaucoup mieux que le fer. Sa température de fusion est intermédiaire entre celle du zinc et celle de l'argent ; elle est voisine de 700°. Il n'est pas sensiblement volatil aux températures de nos fourneaux.

885. Propriétés chimiques. — L'aluminium est un métal précieux par sa résistance aux agents qui attaquent les métaux usuels. Il est inaltérable à l'air à toutes les températures, et ne décompose ni l'eau, ni l'acide sulfhydrique. Il a sous ce rapport un avantage sur l'argent, qui noircit sous l'influence de ce dernier gaz.

Le chlore, le brome et l'iode le transforment en chlorure, bromure ou iodure d'aluminium.

Il n'attaque pas à froid les acides sulfurique ou azotique concentrés, qui le dissolvent très lentement à chaud. L'aluminium réagit sur l'acide chlorhydrique à froid ; cet acide est le dissolvant de ce métal.

L'aluminium chauffé au-dessous du rouge dans un mélange d'oxygène et de chlore (ou de vapeurs de chlorure d'aluminium) devient incandescent, et se délite en donnant des lamelles d'oxychlorures d'aluminium (MM. d'Hautefeuille et Perrey).

L'aluminium se dissout aussi dans les solutions de potasse ou de soude, tandis que ces alcalis fondus n'ont aucune action sur lui.

L'aluminium réduit au rouge blanc la silice et l'acide borique, en donnant du silicium ou du bore.

886. Applications. — L'aluminium est employé pour tous les usages où l'on a besoin d'une grande légèreté en même temps que d'une

1. Aluminium.

grande ténacité. On s'en sert pour les longues-vues, les lunettes de spectacle. On le soude soit avec lui-même, soit avec d'autres métaux, en employant comme soudure un alliage d'étain et d'aluminium.

L'alliage de 10^e d'étain et de 100^e d'aluminium conserve la couleur et à très peu près la légèreté de l'aluminium, avec l'avantage de se souder et de se travailler plus facilement (M. Bourbouze).

Allié au cuivre, il forme un alliage, le bronze aluminium, doué de l'éclat de l'or et de la ténacité du fer (M. Debray).

ALUMINE ($Al^2O^3 = 51$. — $Al^2O^3 = 102$).

887. État naturel. — Préparation. — L'alumine cristallise en rhomboédres. Le *corindon*, pierre la plus dure après le diamant, est de l'alumine anhydre et incolore; il a été reproduit artificiellement par Ebelmen et par H. Sainte-Claire Deville et H. Caron.

Le *rubis oriental*, le *saphir oriental*, la *topaze orientale*, etc., sont formés d'alumine colorée en rouge, en bleu ou en jaune, par des traces de matières étrangères.

L'*éméri*, que l'on emploie, à cause de sa dureté, pour polir le verre et les métaux, est de l'alumine colorée en noir par de l'oxyde de fer.

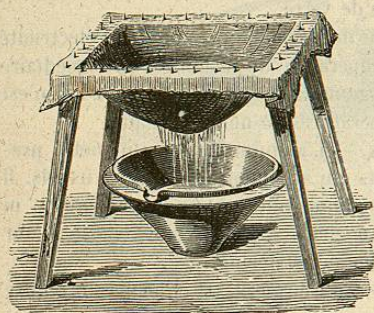


Fig. 555. — Filtration de l'alumine gélatineuse sur une toile.

On trouve encore, dans la nature, de l'alumine hydratée (le *diaspore*, Al^2O^3, HO , et la *gibbsite* $Al^2O^3, 3HO$, etc.).

La *bauxite* est de l'alumine hydratée $Al^2O^3, 2HO$ mêlée de sesquioxyde de fer.

Elle se rencontre unie avec la silice dans les argiles et les feldspaths.

PRÉPARATION DE L'ALUMINE HYDRATÉE $Al^2O^3, 3HO$. — 1^o On la prépare en versant du carbonate d'ammoniaque dans une dissolution de 20 gr. d'alun ordinaire

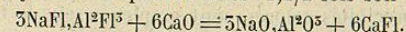
(sulfate double d'alumine et de potasse) dans 100 gr. d'eau; il se dégage de l'acide carbonique, et l'alumine se dépose :

$(2KO, S^2O^6 + 2Al^2O^3, 3S^2O^6) + 5(2AzH^4O, C^2O^4) + 6HO = 2KO, S^2O^6 + 5(2AzH^4O, S^2O^6) + 2Al^2O^3, 3HO + 3C^2O^4$.

Le précipité gélatineux doit être jeté sur un filtre (fig. 555) et lavé à l'eau bouillante, puis séché : il a alors pour composition $Al^2O^3, 3HO$.
2^o On extrait l'alumine de l'aluminate de soude obtenu en calcinant, la *bauxite*, avec du carbonate de soude. Il se forme pendant la calcination, de l'aluminate de soude soluble dans l'eau, et du sesquioxyde de fer insoluble. L'aluminate en solution concentrée, traité par un courant

d'acide carbonique, donne de l'alumine et régénère du carbonate de soude; la bauxite pâle (peu ferrugineuse), chauffée avec de l'acide sulfurique, donne du sulfate d'alumine.

3^o La cryolithe donne à la fois de l'alumine et du carbonate de soude; on calcine la cryolithe en poudre avec 1,1/2 fois son poids de craie :



L'aluminate, dissous dans l'eau, puis traité par un courant d'acide carbonique, donne de l'alumine et du carbonate de soude. Ce moyen d'extraire la soude de la cryolithe est employé aux États-Unis et à Copenhague.

ALUMINE ANHYDRE. — On la prépare en calcinant son hydrate, ou l'alun ammoniacal.

888. Propriétés. — L'alumine pure est une poudre blanche, insoluble dans l'eau quand elle a été calcinée fortement; elle ne fond qu'au chalumeau à gaz oxygène et hydrogène. Elle communique son infusibilité aux argiles, tandis que la chaux leur communique de la fusibilité : de là, l'emploi des argiles très alumineuses pour la fabrication des briques réfractaires, creusets, fourneaux, etc.

L'alumine est indécomposable par la chaleur et par l'électricité. Elle n'est attaquée, ni par le charbon, ni par le potassium. On n'a pu la décomposer qu'en faisant agir sur un mélange d'alumine et de charbon, soit le chlore, ce qui donne du chlorure d'aluminium, soit le sulfure de carbone, qui donne, du *sulfure d'aluminium*.

Préparée par voie sèche, c'est-à-dire anhydre et fortement calcinée, l'alumine est difficilement soluble dans les acides et dans les alcalis.

Préparée par voie humide, à l'état d'hydrate gélatineux, elle est soluble dans les acides et dans les alcalis. Ainsi, elle se dissout dans l'acide sulfurique pour former du sulfate d'alumine, ou dans la soude pour donner l'aluminate de soude. C'est un *oxyde indifférent*. Elle est un peu soluble dans l'ammoniaque pure; elle est insoluble dans l'ammoniaque en présence des sels ammoniacaux.

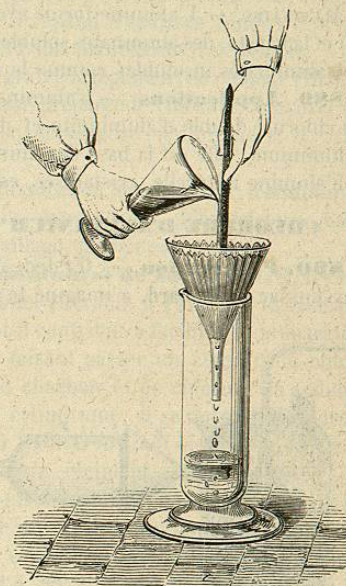


Fig. 556. — Décoloration de la décoction de cochenille par l'alumine gélatineuse.

L'alumine en gelée retient énergiquement les matières colorantes. Ainsi, quand on délaye de l'alumine gélatineuse dans une décoction de cochenille, il suffit de chauffer légèrement pour décolorer la liqueur : l'alumine se sépare avec la belle couleur rouge de la cochenille qu'elle a entraînée. Si on jette le tout sur un filtre (fig. 556), la liqueur passe décolorée. Ces précipités colorés sont employés sous le nom de *laques*.

ALUMINE SOLUBLE. — On obtient de l'alumine soluble en chauffant 240 heures, à 100° et en vase clos, une solution étendue de biacétate d'alumine; l'alumine s'est séparée de l'acide acétique, que l'on chasse en faisant bouillir à l'air libre la dissolution étendue (Walter Crum).

Graham obtient encore une alumine soluble, par la dialyse du chlorure d'aluminium tenant en dissolution un excès d'alumine.

L'alumine soluble se prend en gelée par l'action d'une petite quantité d'un sel quelconque.

ALUMINATES. — L'alumine forme avec la potasse, la soude (887, 2° et 3°) et la baryte, des aluminates solubles; elle forme avec les autres oxydes des aluminates insolubles comme le *rubis spinelle* MgO, Al^2O^3 .

889. Applications. — L'alumine est employée pour la préparation du chlorure double d'aluminium et de sodium, et partant pour obtenir l'aluminium. Elle est la base des aluns et sert dans la teinture.

L'alumine naturelle, cristallisée, est utilisée comme pierre précieuse.

CHLORURE D'ALUMINIUM ($Al^2Cl^3 = 154,5$. — $Al^2C^6 = 269$).

890. Préparation. — Ørsted, utilisant une réaction indiquée par Gay-Lussac et Thenard, a imaginé le mode de préparation que l'on emploie encore aujourd'hui pour obtenir le chlorure d'aluminium.

On mélange 100^{gr} d'alumine calcinée avec 40^{gr} de charbon en poudre, et on fait de ce mélange une pâte homogène à l'aide d'un peu d'huile. On chauffe cette pâte au rouge vif dans des creusets, pour décomposer l'huile qui fournit encore du charbon. La masse agglomérée, ainsi obtenue, est brisée en fragments, qu'on introduit rapidement dans des tubes de porcelaine, ou mieux dans une cornue de grès tubulée (fig. 557) munie d'un tube de même matière, descendant jusque près du fond de la panse. Cette cornue est placée dans un fourneau à réverbère;

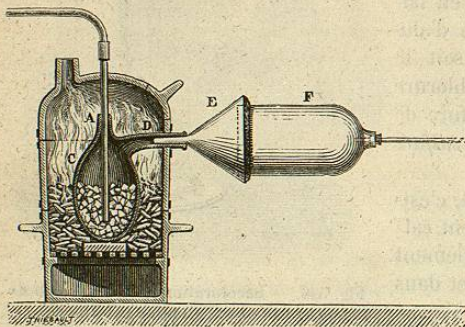
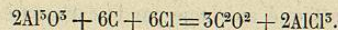


Fig. 557. — Préparation du chlorure d'aluminium.

La masse agglomérée, ainsi obtenue, est brisée en fragments, qu'on introduit rapidement dans des tubes de porcelaine, ou mieux dans une cornue de grès tubulée (fig. 557) munie d'un tube de même matière, descendant jusque près du fond de la panse. Cette cornue est placée dans un fourneau à réverbère;

son col communique avec un entonnoir, à l'ouverture duquel est lutée une cloche tubulée. On fait arriver un courant de chlore sec par le tube de grès qui plonge dans la cornue; l'alumine est décomposée : Le chlorure d'aluminium vient de se condenser dans la cloche tubulée pendant que l'oxyde de carbone se dégage :



891. Propriétés. — Le chlorure d'aluminium ainsi obtenu et distillé de nouveau, se présente en masse cristalline, transparente et incolore, quand il est pur; ses cristaux paraissent appartenir au système du prisme hexagonal; mais d'ordinaire il a une couleur ambrée, par suite de la présence d'un peu de sesquichlorure de fer.

Le chlorure d'aluminium fond vers 200° et se volatilise rapidement. Sa densité de vapeur est 9,55 et correspond à 2 vol. (H. Deville et L. Troost.) Il est déliquescant. Exposé à l'air, il répand d'épaisses fumées et s'empare de la vapeur d'eau, ce qui rend son maniement très pénible.

Il se dissout dans l'eau, avec un grand dégagement de chaleur (76c). Sa dissolution ne peut pas servir pour préparer le chlorure anhydre, car lorsqu'on l'évapore à siccité, elle se décompose en alumine et en acide chlorhydrique, qui se dégage.

On peut obtenir d'ailleurs une dissolution de chlorure d'aluminium en dissolvant l'alumine gélatineuse dans l'acide chlorhydrique. Cette dissolution est employée pour l'épaillage des laines.

892. Chlorure double d'aluminium et de sodium ($NaCl, Al^2Cl^3$).

— Ce chlorure double est bien moins altérable à l'air que le chlorure d'aluminium : aussi son emploi a-t-il contribué à faciliter la préparation de l'aluminium. On le prépare en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange d'alumine, de charbon et de chlorure de sodium, contenu dans une grande cornue cylindrique. Il se forme un chlorure double d'aluminium et de sodium $NaCl, Al^2Cl^3$, qui distille au rouge et se condense à l'état liquide dans un récipient, où il se solidifie.

893. Bromure d'aluminium (Al^2Br^3 , — Al^2Br^6). — On le prépare en faisant passer du brome en vapeur sur de l'aluminium chauffé dans un tube de verre. Il est solide, blanc, cristallisé en rhomboédres. Sa densité à l'état solide est 2,54. Il fond à 93° et bout à 260°. La densité de vapeur est 18,12 et correspond à 2 vol. (H. Deville et L. Troost.)

Il est décomposé par l'oxygène avec dégagement de 62c,2.

894. Iodure d'aluminium (Al^2I^3 , — Al^2I^6). — On l'obtient en faisant passer de l'iode en vapeurs sur de l'aluminium chauffé dans un tube de verre. Il est solide, blanc, cristallin; il fond à 125° et bout à 350°. Sa densité de vapeur est 27,0 et correspond à 2 vol. Cette vapeur s'enflamme au contact de l'air (H. Deville et L. Troost). Cette inflammation s'explique par le grand dégagement de chaleur, 109c,5, qui accompagne le déplacement de l'iode gazeux par l'oxygène sec (M. Berthelot).

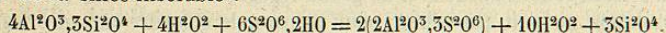
895. Fluorure d'aluminium. — H. Deville l'a préparé en traitant l'alumine calcinée par un excès d'acide fluorhydrique, desséchant le produit et le distillant ensuite dans un tube en charbon des cornues, traversé par un courant de gaz hydrogène.

Il cristallise en rhomboédres réunis en trémies, insolubles dans l'eau et les acides. Il est attaqué au rouge par le carbonate de soude.

896. Fluorure double d'aluminium et de sodium ($\text{Al}^2\text{F}^7, 3\text{NaF}$). — Ce corps, appelé *cryolithe*, se trouve au Groënland; nous en avons indiqué l'emploi dans la préparation de l'aluminium (883) et dans celle de l'alumine et du carbonate de soude (887, 3°).

SULFATE D'ALUMINIUM $2\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{S}^2\text{O}^6 + 16\text{H}^2\text{O}$. — $\text{Al}^2(\text{S}^6)^5 + 16\text{H}^2\text{O}$.

897. État naturel. — Préparation. — Le sulfate d'alumine se rencontre cristallisé dans la nature. On le prépare en chauffant avec 100 gr. d'acide sulfurique 200 gr. d'argile pure, silicate d'alumine (*kaolin*) qui ne contient pas de fer. Il se forme du sulfate d'alumine soluble, et de la silice insoluble :

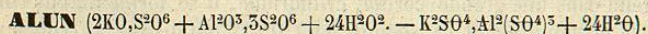


La dissolution neutre de sulfate d'alumine, concentrée à chaud jusqu'à 55° Baumé, donne par refroidissement des petits cristaux orthorhombiques qu'on laisse égoutter et sécher à l'air libre; ils sont efflorescents.

On prépare beaucoup de sulfate d'alumine pur en traitant par l'acide sulfurique la bauxite ou l'alumine extraite de la cryolithe (887, 3°).

898. Propriétés. — Le sulfate d'alumine a une saveur astringente; sa réaction est acide. Il se dissout dans le double de son poids d'eau froide. Soumis à l'influence de la chaleur, il perd d'abord son eau de cristallisation, puis se décompose en acide sulfurique et alumine.

Il est employé pour l'encollage du papier et la préparation de l'alun :



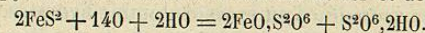
899. État naturel. — Préparation. — L'alun se rencontre, mais en très petite quantité, dans le voisinage des volcans, où il paraît résulter de l'action de l'acide sulfurique sur les laves, qui contiennent à la fois de la potasse et de l'alumine. — C'est par une réaction semblable que l'on prépare la plus grande partie de l'alun du commerce. Les procédés employés dans la fabrication industrielle varient du reste avec les produits naturels dont on peut disposer.

1° PAR LES ARGILES. — En France, en Angleterre et en Allemagne, on prépare de l'alun en traitant les argiles par l'acide sulfurique. On choisit pour cela des argiles pures ou silicates d'alumine, que l'on calcine légèrement dans un four à réverbère, pour leur faire perdre leur eau et les rendre plus facilement attaquables. Cette opération peroxyde la petite quantité de fer qu'elles contiennent. On les pulvérise ensuite, et on les mêle avec 40 pour 100 d'acide sulfurique, tel qu'il sort des

chambres de plomb (c'est-à-dire marquant 52° Baumé); on maintient le mélange, pendant plusieurs jours, à une température comprise entre 60° et 80°; la silice se dépose, l'alumine se dissout et forme du sulfate d'alumine qui, décanté et mélangé avec du sulfate de potasse, donne de l'alun qui cristallise en *octaèdres réguliers*.

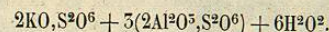
Au lieu d'argile, on emploie fréquemment la *bauxite*, formée d'alumine et de sesquioxyde de fer.

2° PAR LES SCHISTES PYRITEUX. — Dans certains endroits, comme en Picardie, par exemple, on utilise des schistes alumineux, mêlés de lignites, qui contiennent de la pyrite FeS^2 très divisée (*cendres noires*). Ces schistes et ces cendres noires, exposés à l'air humide, absorbant peu à peu l'oxygène, la pyrite se transforme en sulfate de fer et acide sulfurique :

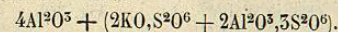


L'acide sulfurique se combine avec l'alumine des schistes, tandis que le sulfate de fer passe peu à peu à l'état de sulfate de sesquioxyde de fer en absorbant l'oxygène de l'air. Ce sulfate de sesquioxyde donne, au contact de l'alumine, de nouvelles quantités de sulfate d'alumine, en même temps que du sous-sulfate de sesquioxyde de fer insoluble. Le sulfate d'alumine s'accumule de plus en plus dans les eaux mères. En leur ajoutant du sulfate de potasse, on obtient de l'alun octaédrique, que l'on purifie par un lavage à l'eau froide et par une seconde cristallisation. On reconnaît que l'alun ne contient pas de fer à ce qu'il ne *bleuit* pas quand on arrose ses cristaux pulvérisés avec une dissolution de cyanure jaune.

3° PAR L'ALUNITE. — Dans les environs de Rome et en Hongrie, on trouve une pierre naturelle insoluble, l'*alunite*, composée de sulfate de potasse et de sous-sulfate d'alumine mêlé d'un peu de silice et de sesquioxyde de fer :



Pour détruire cette combinaison insoluble et en extraire de l'alun, il suffit de calciner modérément l'alunite, et de lessiver le produit, après l'avoir laissé s'imbibé d'eau à l'air humide. L'alunite s'est dédoublée en alun soluble et en alumine :



L'eau chargée d'alun est séparée, par décantation, de l'alumine insoluble et du sesquioxyde de fer, puis portée dans des bassins où elle cristallise en *cubes* modifiés sur les angles par les facettes de l'octaèdre; c'est l'*alun de Rome*. Il est très pur; aussi a-t-il été longtemps préféré, pour la teinture, à l'alun octaédrique, qui contenait souvent des traces de sulfate de protoxyde de fer altérant les couleurs délicates. L'alun ainsi obtenu correspondait seulement au tiers environ du poids de l'alumine contenue dans l'alunite.

Actuellement l'alunite des environs de Rome est transportée dans les

Magares, le poudres.

grandes fabriques de produits chimiques (à Rouen par exemple), où, après avoir été calcinée, elle est chauffée avec de l'acide sulfurique à 50° Baumé, de manière à transformer toute l'alumine libre en sulfate d'alumine. On ajoute ensuite du sulfate de potasse pour produire de l'alun avec ce sulfate d'alumine, et on obtient par évaporation la quantité d'alun qui correspond à toute l'alumine qui existait dans la roche.

900. Propriétés. — L'alun est un sel incolore, d'une saveur sucrée, puis astringente : il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, 100 gr. d'eau dissolvent 9^{gr},22 d'alun à 10°, ils en dissolvent 557 grammes à 100° : aussi la dissolution cristallise-t-elle facilement par refroidissement. Les cristaux sont des octaèdres réguliers (*fig. 558*) quand ils se produisent dans une dissolution acide; ce sont des cubes quand ils se forment en présence d'un excès d'alumine hydratée.

Soumis à l'influence de la chaleur, l'alun fond dans son eau de cristallisation vers 92°. Si on le refroidit alors, il a l'aspect d'une masse vitreuse : on l'appelle *alun de roche*. Si l'on continue à chauffer, il perd



Fig. 558. — Groupe de cristaux d'alun.



Fig. 559. — Alun calciné.

peu à peu son eau, et devient anhydre au rouge sombre. Pendant cette dessiccation, l'alun se boursoufle et forme une espèce de champignon blanc et spongieux (*fig. 559*), qui s'élève beaucoup au-dessus des bords du creuset. L'alun anhydre ainsi obtenu est appelé *alun calciné*. Chauffé à une température encore plus élevée, l'alun se décompose en donnant de l'acide sulfureux et de l'oxygène qui se dégagent; il reste dans le creuset un mélange d'alumine et de sulfate de potasse.

Calciné avec le tiers de son poids de charbon très divisé, l'alun donne

un mélange très poreux d'alumine, de sulfure de potassium et de charbon qui, projeté dans l'air humide, s'enflamme spontanément et brûle en brillantes étincelles, grâce à l'action de l'oxygène et de la vapeur d'eau sur le sulfure de potassium très divisé. Ce mélange est désigné sous le nom de *pyrophore de Homberg*.

La dissolution d'alun a une réaction légèrement acide.

Les carbonates alcalins et le bicarbonate de chaux y donnent un précipité insoluble : aussi l'alun est-il employé pour clarifier les eaux courantes, rendues troubles par des pluies abondantes.

901. Applications. — L'alun est employé dans la teinture à cause de la propriété que possède l'alumine de former des *laques* avec les matières colorantes. Il est préféré pour cet usage au sulfate d'alumine, parce qu'il est plus facile à purifier et ne contient pas d'excès d'acide. La dissolution d'alun traitée par la dissolution d'acétate de plomb donne un précipité de sulfate de plomb, et de l'*acétate d'alumine* employé en teinture comme *mordant*, pour fixer la garance et d'autres matières colorantes sur les fibres textiles.

On s'en sert pour la conservation des cuirs, pour le collage de la pâte des papiers. — Il clarifie les suifs, en précipitant les débris membraneux très divisés qui étaient tenus en suspension.

L'alun est utilisé en médecine comme astringent et comme caustique : on l'emploie en gargarismes contre les aphtes; à l'état de poudre, on l'insuffle dans la gorge dans les cas d'angine. L'alun calciné sert, en chirurgie, pour ronger les chairs baveuses et nettoyer les ulcères.

902. Aluns en général. — L'alun est le type d'un groupe de corps ayant une composition analogue, et isomorphes entre eux. Ceux-ci ne diffèrent de l'alun ordinaire que parce que la potasse y est remplacée par un autre alcali, soude, ammoniacque, oxyde de thallium ou de rubidium, et l'alumine par un autre sesquioxyde, comme le sesquioxyde de chrome ou le sesquioxyde de fer. Tous ces corps, appelés des aluns, contiennent la même quantité d'eau de cristallisation : tous cristallisent en octaèdres; ils peuvent coexister en toute proportion dans un même cristal. Les principaux aluns sont :

Alun ordinaire.	$2\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 2\text{Al}^2\text{O}^3, 5\text{S}^2\text{O}^6 + 24\text{H}^2\text{O}^2.$
Alun ammoniacal.	$2\text{AzH}^4\text{O}, \text{S}^2\text{O}^6 + 2\text{Al}^2\text{O}^3, 5\text{S}^2\text{O}^6 + 24\text{H}^2\text{O}^2.$
Alun de fer.	$2\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 2\text{Fe}^2\text{O}^3, 5\text{S}^2\text{O}^6 + 24\text{H}^2\text{O}^2.$
Alun de chrome.	$2\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 2\text{Cr}^2\text{O}^3, 5\text{S}^2\text{O}^6 + 24\text{H}^2\text{O}^2.$

L'alun ammoniacal est incolore comme l'alun ordinaire. Celui de fer est légèrement coloré en rose clair; celui de chrome est violet.

903. Caractères des sels d'alumine. — Les sels d'alumine ont une saveur douce, puis astringente; ils donnent un précipité d'alumine gélatineuse quand on les traite par l'ammoniaque ou par un carbonate alcalin. La potasse et la soude y produisent le même précipité gélatineux, mais ce précipité se redissout, si l'on ajoute un excès de réactif.

Jeannot. 2. déterger.