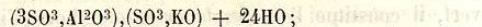
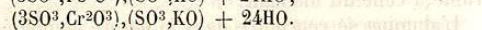
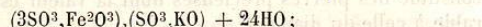


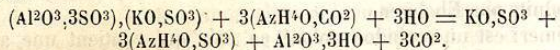
sels. On connaît, en effet, un sulfate double d'alumine et de potasse qui porte le nom d'*alun* et qui a pour formule :



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 :

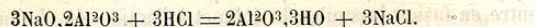


**Alumine hydratée.** — On prépare l'alumine hydratée en précipitant un sel d'alumine, le plus ordinairement une dissolution d'alun, par de l'ammoniaque ou mieux par le carbonate d'ammoniaque.



L'acide carbonique se dégage et il se forme un précipité gélatineux qui, jeté sur un filtre, lavé, puis séché, présente la composition  $\text{Al}^2\text{O}_3, 3\text{HO}$ .

On obtient depuis peu l'alumine, au moyen de l'aluminate de soude, préparé 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 hydratée, qui est blanche à l'état humide, devient translucide en se desséchant. Elle retient très-fortement ses trois équivalents d'eau, et ne les abandonne qu'au rouge vif.

Lorsqu'elle a été calcinée, l'alumine ne s'hydrate plus de nouveau, mais elle a la propriété de condenser l'humidité à un degré bien plus élevé que les autres terres (15 pour 100 environ); il faut la chauffer au rouge pour l'en débarrasser. Cette propriété de retenir aussi énergiquement l'eau dans ses pores est la cause de l'influence salutaire que l'argile exerce sur les terres cultivées; elle leur permet de mieux résister à la dessiccation à l'air et de conserver l'eau nécessaire à l'entretien de 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*, utilisées dans la peinture et l'impression des papiers de tenture. 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.

L'alumine hydratée est très-facilement soluble dans les acides même très-étendus; toutefois l'acide carbonique ne se combine pas avec elle, c'est un caractère commun aux sesquioxydes de fer, de chrome, qui explique pourquoi on peut précipiter ces oxydes de leurs dissolutions par les carbonates alcalins. L'acide sulfhydrique ne forme pas non plus de sulfure avec l'alumine.

Les alcalis dissolvent facilement l'alumine hydratée; on obtient ainsi des composés définis qui ont pour formule habituelle  $3\text{MO}, 2\text{Al}^2\text{O}_3$ .

L'alumine est donc un oxyde indifférent.

Il existe des hydrates d'alumine naturels. On donne le nom de *gibbsite* à l'hydrate qui a pour formule  $\text{Al}^2\text{O}_3, 3\text{HO}$ . 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).

L'alumine, obtenue ainsi que nous l'avons indiqué, est insoluble dans l'eau; on peut l'avoir à l'état soluble en chauffant longtemps à  $100^\circ$  et sous pression une solution étendue de biacétate d'alumine. L'acide acétique quitte l'alumine et peut être chassé par l'ébullition de la liqueur. Graham a obtenu également de l'alumine soluble en soumettant à 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.

#### 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 dans un excès d'ammoniaque.

*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.

*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.**  $Al^2Cl^3$ .

Équiv. = 133,86.

Le chlorure d'aluminium se présente sous forme d'une masse cristalline, incolore lorsqu'il est pur, mais habituellement d'une couleur jaunâtre par suite de la présence d'un peu de sesquichlorure de fer. Il est très-soluble dans l'eau : il répand à l'air d'épaisses 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  $200^{\circ}$  et se volatilise ensuite rapidement. Sa densité de vapeur est 9,35, correspondant à 2 volumes.

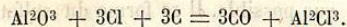
Une dissolution de chlorure d'aluminium se décompose par l'évaporation en alumine et en acide chlorhydrique : aussi ne peut-on pas obtenir le chlorure d'aluminium anhydre en évaporant à sec une dissolution d'alumine dans l'acide chlorhydrique.

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

Le chlorure d'aluminium anhydre a été découvert par Ørsted, 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 pâte homogène au moyen d'un peu d'huile. On calcine ce mélange au rouge afin de décomposer l'huile, puis on le concasse en petits fragments qu'on introduit dans une cornue de grès tubulée (fig. 31) placée dans un fourneau à réverbère. Un courant de chlore sec est amené par un tube de porcelaine qui plonge jusqu'au fond de la cornue; l'a-

lumine 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

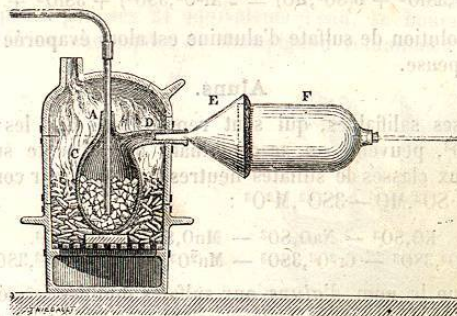


Fig. 31.

allonge qui fait suite au col de la cornue, pendant que l'oxyde de carbone se dégage.

*Chlorure double d'aluminium et de sodium.* — Ce chlorure double est bien moins altérable à l'air que le chlorure d'aluminium; aussi l'emploie-t-on pour la préparation de l'aluminium. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange d'aluminium, de charbon et de chlorure de sodium. Il distille du chlorure double d'aluminium et de sodium qui se condense dans le récipient à l'état liquide, mais se solidifie par le refroidissement.

**Sulfate d'alumine.**  $Al^2O^3,3SO^3 + 18HO$ .

L'acide sulfurique peut se combiner avec l'aluminium en plusieurs proportions, mais le plus important de ces composés est le sulfate neutre,  $Al^2O^3,3SO^3$ .

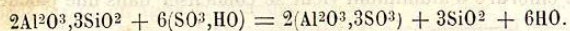
Il cristallise en petites lames minces, flexibles et d'un éclat nacré; il est très-soluble dans l'eau et à peine soluble dans l'alcool. Sa saveur est sucrée et astringente, sa réaction est acide. Il contient 18 équivalents d'eau; lorsqu'on le chauffe, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, se boursoufle et se décompose ensuite, en laissant un résidu d'alumine.

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

Le sulfate d'alumine sert pour la préparation de l'alun. Jusqu'à ces derniers temps, il n'avait guère été employé seul en teinture, parce qu'il contenait toujours du sulfate de fer dont la présence eût été nuisible pour cette application.



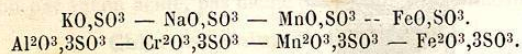
Le sulfate d'alumine est préparé pour les besoins de l'industrie en traitant par l'acide sulfurique des argiles qu'on choisit aussi exemptes de fer que possible. Il se forme du sulfate d'alumine, et la silice reste insoluble :



La dissolution de sulfate d'alumine est alors évaporée à consistance sirupeuse.

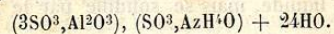
#### Aluns.

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'alun 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 contiennent le même nombre d'équivalents d'eau, qui s'élève à 24.

**Alun de potasse.**  $(3\text{O}^3, \text{KO}), (3\text{SO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3) + 24\text{HO}$ .

L'alun d'alumine et de potasse est incolore, 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° dissolvent	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 peut cristalliser en octaèdres ou en cubes. Les cristaux sont des octaèdres (fig. 33) quand ils se produisent dans une dis-

solution acide; ce sont des cubes quand ils se forment en présence d'un excès d'alumine hydratée.

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 peu à peu ses 24 équivalents d'eau, se boursoufle beaucoup et forme une espèce de champignon volumineux et opaque,



Fig. 32.

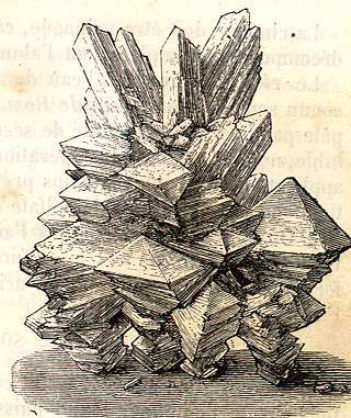


Fig. 33.

qui s'élève notablement au-dessus de l'ouverture du creuset (fig. 32). On obtient ainsi l'*alun calciné*, employé en médecine comme caustique. Cet alun se dissout complètement dans l'eau, mais avec une très-grande lenteur, comme beaucoup d'autres sels calcinés.

Enfin, 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.

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

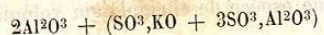
La potasse et la soude déterminent dans les dissolutions d'alun un précipité d'alumine gélatineuse, qui se redissout dans un excès d'alcali en formant un aluminat soluble.

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

**Préparation.** — On prépare industriellement l'alun par l'un des trois procédés suivants :



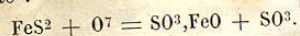
1° On trouve en Italie, à la Tolfa, près de Civita-Vecchia, un minéral insoluble qui porte le nom de *Pierre d'alun* ou *alunite* et qu'on peut regarder comme formé de sulfate de potasse et de sous-sulfate d'alumine, mêlé d'un peu de sesquioxyde de fer,  $\text{SO}^3, \text{KO} + 3(\text{SO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3) + 9\text{HO}$ . Lorsqu'on soumet cette pierre à une légère calcination, on détruit cette combinaison, et on obtient



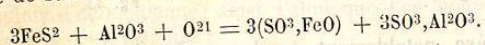
La chaleur doit être ménagée, car une température trop élevée décomposerait complètement l'alun.

Le résidu repris par l'eau donne de l'alun très-pur, qui est connu sous le nom d'*alun de Rome*. Ce produit est coloré en rose pâle par une petite quantité de sesquioxyde de fer qui, étant insoluble, ne nuit pas dans les opérations de teinture. Aussi, pour cette application, a-t-il été longtemps préféré à l'alun ordinaire, qui contient souvent des traces de sulfate de protoxyde de fer.

2° On obtient encore l'alun à l'aide des schistes alumineux contenant du sulfure de fer; 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.

3° On fabrique aussi de grandes quantités de sulfate d'alumine et d'alun en traitant par l'acide sulfurique de l'argile pure préalablement calcinée. Cette calcination a pour but de rendre ces argiles plus facilement attaquables, et en même temps de peroxyder la petite quantité de fer qu'elles contiennent.

Le mélange d'argile et d'acide (employé tel qu'il sort des chambres de plomb) est maintenu pendant plusieurs jours à une température comprise entre 60 et 80° : la silice se dépose et l'alumine se combine à l'acide.

Le sulfate d'alumine ainsi obtenu est 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 surtout employé en teinture, dans la préparation des peaux de mouton, le collage du papier, la fabrication des laques, etc. Il est utilisé en médecine comme astringent.

L'alun que l'on destine à la teinture doit être essayé avec le cyanoferrure de potassium; si l'alun est pur, sa dissolution ne doit pas donner de précipité bleu quand on la traite par le cyanoferrure de potassium.

On a proposé d'employer l'alun pour clarifier les eaux bourbeuses. Avec 2 décigrammes d'alun par litre, on peut précipiter rapidement toutes les matières terreuses en suspension dans ces eaux. On admet que le bicarbonate de chaux contenu dans l'eau précipite une quantité correspondante de sous-sulfate d'alumine, lequel entraîne avec lui, en se déposant, toutes les matières qui troublent l'eau.

#### Argiles.

*Argile pure.* — *Kaolin.* — 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  $3\text{SiO}^2, 2\text{Al}^2\text{O}^3 + 4\text{HO}$ ; c'est donc un silicate d'alumine hydraté.

Cette argile est blanche, douce au toucher, et très-difficilement fusible. Elle est éminemment plastique, c'est-à-dire qu'elle forme avec l'eau une pâte liante, facile à pétrir et à façonner sous toutes les formes. Cette pâte, lorsqu'on la fait sécher, se contracte et se fendille; par la cuisson ce retrait augmente encore. Néanmoins cette argile cuite est très-poreuse, et mise en contact de l'eau, elle l'absorbe avec rapidité; c'est pourquoi elle happe à la langue.

Agitée avec de l'eau distillée, l'argile se maintient en suspension dans le liquide, mais l'addition d'une trace d'un sel calcaire ou magnésien en détermine la précipitation.

Les kaolins proviennent de la décomposition du feldspath, silicate double d'alumine et de potasse, qui s'est transformé lentement en silicate de potasse soluble dans l'eau, et en silicate d'alumine qui constitue le kaolin.

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.

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

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.

*Argiles communes.* — Ces argiles sont ordinairement colorées en jaune ou en vert; elles ne renferment plus seulement du silicate d'alumine, mais de la chaux, des alcalis, de l'oxyde de fer ou de manganèse. En général elles sont mélangées de calcaire ou de sable.

Elles sont plus fusibles que l'argile pure, et d'autant plus que la proportion de chaux ou d'oxyde de fer qu'elles contiennent est plus considérable.

Elles portent des noms différents suivant leur composition et les usages auxquels elles sont propres.

Ainsi les plus pures, qui donnent avec l'eau une pâte liante et ne fondent pas aux températures de nos fourneaux, sont employées à la fabrication des briques réfractaires, des creusets, des poteries en général. On les désigne sous le nom d'*argiles plastiques*.

On nomme *argiles smectiques* des argiles moins pures que les précédentes, qui par suite sont fusibles et ne forment avec l'eau qu'une pâte peu liante. Elles ne peuvent être employées que dans la fabrication des poteries ordinaires. Elles sont utilisées également pour le dégraissage des laines et des draps. En saupoudrant en effet d'argile un drap enduit de matières grasses et le faisant passer entre deux cylindres, l'argile absorbe par capillarité toute l'huile qui imbibait le tissu. Ces argiles ont, par suite de cette propriété, reçu le nom de *terre à foulon*.

Les *argiles figulines* ou *terre glaise* sont plus impures encore. La pâte qu'elles forment avec l'eau est peu liante; de plus elles sont très-fusibles à cause des proportions de chaux et d'oxyde de fer qu'elles renferment.

Enfin les *marnes* renferment des quantités assez considérables de carbonate de chaux. On s'en sert en agriculture pour l'amendement des terres.

## GLUCINIUM.

Équiv. = 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 1855 par M. H. Debray.

Le glucinium est un métal blanc, sa densité est de 2,1, son point de fusion est inférieur à celui de l'argent. Il ne décompose pas l'eau à la température de l'ébullition; il ne la décompose même pas au rouge blanc.

L'acide chlorhydrique le dissout facilement. L'acide sulfurique, étendu ou concentré, agit de la même manière que l'acide chlorhydrique. Le glucinium forme avec l'oxygène une seule combinaison.

## Oxyde de glucinium (glucine).

La glucine a été découverte par Vauquelin en 1797. C'est une poudre blanche, légère, insoluble, sans odeur ni saveur. Elle est infusible aux plus hautes températures. Sa densité est de 3,0. La glucine est soluble dans la potasse et aussi dans le carbonate d'ammoniaque, ce qui la distingue de l'alumine.

La glucine est retirée en général de l'émeraude de Limoges, qui doit être considérée comme un silicate basique double de glucine et d'alumine, et qui contient en outre de la chaux, du chrome et du fer.

Le *chlorure de glucinium* ressemble beaucoup au chlorure d'aluminium et s'obtient par un procédé tout semblable. Il est blanc, déliquescent, fusible et volatil. Sa dissolution aqueuse se décompose par l'évaporation, de l'acide chlorhydrique se dégage, et l'on obtient pour résidu de la glucine.

Le *sulfate de glucine* est blanc, il cristallise en gros octaèdres qui dérivent du prisme droit à base carrée. Il s'effleurit dans un air sec et chaud. L'eau en dissout son propre poids à la température de 14°. L'eau bouillante peut en dissoudre une proportion illimitée.

Le *carbonate de glucine* est soluble dans le carbonate d'ammoniaque. Lorsqu'on fait bouillir cette dissolution, il se dégage d'abord du carbonate d'ammoniaque, puis la liqueur se trouble, et il se dépose du carbonate de glucine.

La glucine, par suite des analogies qu'elle offre avec l'alumine, était représentée par la formule  $Gl^2O^3$ ; d'après les recherches récentes de M. Debray, on doit la représenter par  $GlO$ .

Les sels de glucine ont une saveur douce et astringente. Ils sont précipités en blanc par la potasse, la soude et les carbonates alcalins; le précipité est soluble dans un excès de ces réactifs.



Le cyanoferrure de potassium ne les précipite pas. Les sels de glucine ne forment pas d'alun lorsqu'on les traite pas le sulfate de potasse.

La propriété caractéristique des sels de glucine est de former avec l'ammoniaque un précipité blanc, gélatineux, soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque; ils peuvent ainsi être distingués des sels d'alumine qui donnent avec le carbonate d'ammoniaque un précipité insoluble dans un excès de réactif.

A la suite des métaux alcalins et terreux, et avant de commencer l'histoire des autres métaux, nous croyons devoir placer quelques notions générales sur des industries fort importantes, telles que la fabrication du verre, des poteries, la préparation des mortiers et des ciments, qui sont fondées sur les propriétés des silicates alcalins et terreux.

### VERRES.

On donne le nom de *verres* à des substances transparentes, dures, cassantes, fusibles à une température élevée, mais qui, avant de fondre, se ramollissent, passent par tous les états de viscosité possible, et peuvent alors se travailler comme de la cire. Ces substances sont formées par la combinaison du silicate de potasse ou du silicate de soude avec un ou plusieurs des silicates de chaux, de magnésie, de baryte, d'alumine, de fer, de zinc.

Les silicates multiples seuls peuvent donner un verre convenable : un silicate alcalin employé seul constituerait un verre très-peu fusible si la silice dominait, et donnerait un verre soluble dans l'eau si la proportion de l'alcali était plus considérable. D'autre part, le silicate de chaux est peu fusible et présente une grande tendance à la cristallisation, qui ne permet pas non plus de l'employer seul.

Le silicate de potasse combiné avec le silicate de plomb donne une espèce particulière de verre qu'on appelle *crystal*.

**Propriétés générales du verre.** — Tous les verres subissent une fusion complète sous l'influence de la chaleur; la nature et la proportion des bases qu'ils contiennent exercent une grande influence sur leur fusibilité; on peut dire d'une manière générale que la potasse, la soude, les oxydes de fer et de plomb augmentent la fusibilité du verre, tandis que l'alumine et la chaux la diminuent. Les verres à base de soude sont plus fusibles que ceux à base de potasse.

L'addition d'une petite quantité d'acide borique augmente beaucoup la fusibilité des verres. MM. Maëz et Clémandot ont profité de cette particularité pour préparer différents *borosilicates*, entre au-

tres le borosilicate de zinc, qui présentent des qualités importantes pour la vitrification.

Le verre est élastique et sonore.

Les verres à plusieurs bases éprouvent, lorsqu'on les chauffe dans certaines circonstances, une altération qui porte le nom de *dévitrification*.

La dévitrification des verres a lieu lorsqu'on les fond et qu'on les laisse refroidir très-lentement, ou bien quand on les chauffe au point de les ramollir, qu'on les maintient longtemps à cet état de demi-fusion, et qu'on les soumet ensuite à un refroidissement gradué.

Le verre dévitrifié est très-dur, fibreux, opaque, moins fusible que le verre transparent, et meilleur conducteur de l'électricité et de la chaleur.

Cette altération du verre a été observée pour la première fois par Réaumur et observée ensuite par MM. Dartigues, Darcet, Dumas : elle est due à une cristallisation de silicates à proportions définies, qui sont infusibles au degré de chaleur qui a suffi pour fondre ou ramollir le verre.

La production de silicates peu fusibles et cristallisables provient de la volatilisation d'une partie de la base alcaline qui se trouve dans le verre, ou d'une simple séparation entre les silicates qui constituent le verre.

Les analyses suivantes démontrent en effet que la partie transparente d'un verre dévitrifié contient moins de silice et plus de soude que la partie dévitrifiée :

PORTION TRANSPARENTE		PORTION CRISTALLISÉE	
Silice.....	64,7	Silice.....	68,2
Alumine.....	3,5	Alumine.....	4,9
Chaux.....	12,0	Chaux.....	12,0
Soude.....	19,8	Soude.....	14,9
	<u>100,0</u>		<u>100,0</u>

Le verre dévitrifié possède la dureté du grès et souvent la blancheur de la porcelaine; il fait feu au briquet, et supporte beaucoup plus facilement que le verre les changements de température. Réaumur avait observé que le verre dévitrifié présente jusqu'à un certain point l'aspect et l'infusibilité de la porcelaine; aussi le désigne-t-on quelquefois sous le nom de *porcelaine de Réaumur*. La dévitrification du verre, et principalement des verres très-calcaires, se fait d'une manière facile en les chauffant fortement dans du sable qui empêche les pièces de se déformer et qui absorbe la portion d'alcali qui se volatilise.

Les verres les plus propres à la dévitrification sont ceux qui contiennent le plus d'alumine; viennent ensuite les verres chargés de