

PROPRIÉTÉS DU CÆSIUM Cs = 133. — Il n'a pas encore été isolé; ses sels sont isomorphes des sels correspondants du potassium.

**805. Découverte du thallium.** — En 1861, M. Crookes, en observant une magnifique raie verte dans le spectre, produit par les résidus des chambres de plomb, annonça l'existence d'un nouveau corps qu'il appella *thallium* (806). — M. Lamy l'isola et démontra bientôt que c'était un métal.

**806. Extraction du thallium.** — Ce métal se trouve dans un grand nombre de pyrites, entre autres dans les pyrites belges, exploitées sur les bords de la Meuse, dans les pyrites des environs d'Alais, en France, etc. Dans les usines où ces pyrites sont employées à la fabrication de l'acide sulfurique, le thallium se dépose dans les chambres où l'on refroidit l'acide sulfureux, avant de le faire arriver dans les chambres de plomb. Ces dépôts, traités par l'eau bouillante, lui abandonnent du sulfate de thallium impur. Cette dissolution, concentrée et traitée par l'acide chlorhydrique, produit un dépôt blanc jaunâtre de protochlorure de thallium. Le sel, lavé et chauffé avec l'acide sulfurique, donne du sulfate pur, d'où l'on précipite, par une lampe de zinc, le thallium métallique en paillettes cristallines brillantes.

**807. Propriétés du thallium** Tl = 204. — Les propriétés physiques de ce métal le rapprochent du plomb. Il en a la couleur et la malléabilité, sa densité est 11,9. Il fond à 204°.

Les propriétés chimiques de ce métal le rapprochent au contraire des métaux alcalins; il s'altère facilement à l'air, et forme un oxyde soluble dans l'eau et rappelant les propriétés de la potasse.

La plupart de ses sels sont isomorphes des sels correspondants du potassium. Mais l'acide sulfhydrique, l'acide chlorhydrique et l'iodure de potassium donnent, dans les sels de thallium, des précipités semblables à ceux qu'ils donnent dans les sels de plomb (M. Lamy). Son spectre est caractérisé par une bande verte éclatante, située entre le jaune et le vert du spectre solaire.

### SELS AMMONIACAUX.

**808. Analogie des sels ammoniacaux et des sels correspondants de la potasse.** — Nous avons déjà signalé l'analogie de propriétés que la dissolution du gaz ammoniac présente avec les dissolutions de potasse. Comme ces dernières, elle est fortement caustique; elle ramène au bleu la teinture de tournesol, et verdit le sirop de violette. Comme la potasse, elle neutralise les acides les plus énergiques. Avec les hydracides, tels que les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique, elle forme des composés isomorphes des chlorure, bromure ou iodure de potassium. Avec les oxacides, tels que les acides sulfurique, azotique, phosphorique, elle forme des sels qui rappellent les sulfate, azotate ou phosphate de potasse, par leur forme cristalline, leur solubilité et toutes leurs réactions chimiques.

Les analogies des composés ammoniacaux avec les sels de potasse se poursuivent jusque dans les sels doubles qu'ils forment avec d'autres corps. C'est ainsi que le sulfate d'ammoniaque forme en se combinant avec le sulfate d'alumine un alun ammoniacal, isomorphe de l'alun de

potasse, et présentant les mêmes propriétés physiques et chimiques. Le chlorhydrate d'ammoniaque donne avec le bichlorure de platine un chlorure double, tout à fait semblable à celui que donne le chlorure de potassium dans les mêmes circonstances.

De pareilles analogies n'existent, d'après la loi de l'isomorphisme, qu'entre deux corps ayant des constitutions chimiques semblables. Cependant la constitution des sels ammoniacaux paraît, au premier abord, très différente de celle des sels de potasse.

Ainsi l'ammoniaque, en agissant sur l'acide chlorhydrique, donne naissance au *sel ammoniac*  $AzH^3, HCl$ , dont la formule diffère de  $KCl$ , qui se forme par l'action de la potasse sur le même acide.

De même aussi, le sulfate d'ammoniaque  $(2AzH^3, HO), S^2O^6$  a une formule très différente de celle du sulfate de potasse  $2KO, S^2O^6$ .

Pour représenter les sels ammoniacaux par des formules analogues à celles des composés correspondants du potassium, Ampère a proposé une hypothèse ingénieuse : suivant lui, ce n'est pas le gaz ammoniac  $AzH^3$  qui existe dans les sels ammoniacaux, mais le composé  $AzH^4$ , appelé *ammonium* par Berzélius. Ce corps, nouveau radical composé, joue le rôle d'un métal semblable au potassium, et forme, comme ce dernier, une base énergique avec l'oxygène. — L'existence d'un métal composé  $AzH^4$  n'aurait rien qui doive nous surprendre, car nous avons vu un autre corps composé, le cyanogène  $C^2Az$ , jouer le rôle d'un métalloïde.

D'après cela, le chlorhydrate d'ammoniaque  $AzH^3, HCl$  est un chlorure d'ammonium  $AzH^4Cl$ , et l'isomorphisme de ce corps avec le chlorure de potassium  $KCl$  n'a rien que de très naturel. Le sulfate d'ammoniaque  $(2AzH^3, HO), S^2O^6$  est en réalité du sulfate d'oxyde d'ammonium  $2AzH^4O, S^2O^6$ , analogue au sulfate d'oxyde de potassium  $2KO, S^2O^6$ .

Le gaz ammoniac sec n'est pas susceptible de former de véritables sels avec les oxacides anhydres, car, si on le combine avec de l'acide sulfurique anhydre, par exemple, on obtient un composé qui ne présente aucun des caractères des sulfates; il ne précipite pas les sels de baryte.

**809. Alcool d'ammonium.** — L'ammonium n'a pas encore été isolé, mais Berzélius et de Pontin l'ont obtenu à l'état d'alcool.

Pour préparer cet alcool, on place un peu de mercure dans une cavité creusée sur un morceau de chlorhydrate d'ammoniaque, et humectée d'un peu d'eau; puis on met le pôle négatif de la pile en communication avec ce mercure, tandis que le pôle positif communique avec le sel ammoniac : on voit bientôt le mercure se gonfler et prendre la consistance du beurre.

On l'obtient plus facilement de la manière suivante : on chauffe légèrement du mercure (2 ou 3 cent. cubes) avec un petit fragment de potassium dans un tube en verre mince; il se fait une réaction très vive avec dégagement de chaleur; on laisse refroidir l'alcool de potassium formé; puis on verse dessus une dissolution de chlorure d'ammonium,

et on agite. Aussitôt, une double décomposition s'opère; il se forme du chlorure de potassium et de l'amalgame d'ammonium : on le reconnaît au gonflement rapide de la matière, l'amalgame d'ammonium occupant un volume au moins six fois plus grand que l'amalgame de potassium.

#### SULFHYDRATES D'AMMONIAQUE.

Les sulfhydrates d'ammoniaque prennent naissance dans la décomposition des matières organiques qui contiennent du soufre. Il s'en produit aussi dans la distillation de la houille et dans la calcination des os. Il s'en dégage des fosses d'aisances.

**810. Bisulfhydrate d'ammoniaque ou sulfhydrate de sulfure d'ammoniaque.** — En combinant le gaz ammoniac avec son volume de gaz acide sulfhydrique, on forme un sulfhydrate de sulfure  $AzH^5 + 2HS = AzH^4S, HS$ , cristallisé, analogue au sulfhydrate de sulfure de potassium  $KS, HS$ . On obtient le sulfhydrate de sulfure dissous, en faisant passer dans l'ammoniaque un courant d'acide sulfhydrique jusqu'à ce que ce gaz cesse d'être absorbé.

**811. Sulfhydrate neutre d'ammoniaque ou sulfure d'ammonium.** — Le gaz ammoniac forme, en se combinant avec moitié de son volume de gaz acide sulfhydrique, le sulfhydrate d'ammoniaque  $AzH^5, HS = AzH^4S$ , sulfure d'ammonium, analogue au sulfure de potassium  $KS$ , cristallin, incolore.

Il joue le rôle de sulfure basique vis-à-vis des sulfures d'or, d'étain ou d'antimoine, et forme avec eux des sulfures doubles analogues aux sels.

Si on ajoute à la dissolution du bisulfhydrate une quantité d'ammoniaque égale à celle employée pour le former, on obtient la dissolution de sulfhydrate d'ammoniaque, constamment utilisée dans les laboratoires.

**812. Applications.** — Le sulfhydrate d'ammoniaque est employé pour précipiter de leurs dissolutions salines les métaux de la troisième section, qui ne se précipitent pas par l'acide sulfhydrique. La couleur du précipité suffit quelquefois pour faire reconnaître la base du sel.

|                         |        |                                |       |
|-------------------------|--------|--------------------------------|-------|
| Sels de zinc. . . . .   | Blanc. | Sels de fer. . . . .           | Noir. |
| — de manganèse. . . . . | Rose.  | — de nickel ou cobalt. . . . . | Id.   |

Le sulfhydrate d'ammoniaque, jouant le rôle de sulfure basique vis-à-vis des sulfures acides, sert aussi pour séparer ces derniers des sulfures neutres. Ainsi, il dissout les sulfures d'or, de platine, d'étain et d'antimoine, et permet ainsi de les séparer de leur mélange avec les sulfures de cuivre, de mercure ou de plomb.

Mis à digérer avec la fleur de soufre, le sulfure d'ammonium incolore prend une teinte jaune, et forme des polysulfures analogues aux polysulfures de potassium.

**BISULFURE D'AMMONIUM.** — On obtient le bisulfure  $AzH^4S^2$  en volumineux cristaux jaunes en faisant passer des vapeurs de soufre et de sel ammoniac à travers un tube de porcelaine, chauffé au rouge, et en condensant

les produits formés dans un récipient bien refroidi. Il est déliquescent, soluble dans l'eau, qu'il colore en jaune. Il est mêlé avec d'autres polysulfures ammoniacaux dans la *liqueur fumante de Boyle*, liquide jaune, de consistance oléagineuse, que l'on prépare en distillant un mélange de 50 gr. de sel ammoniac, avec 50 gr. de chaux et 20 gr. de soufre.

**SULFHYDRATES BASIQUES.** — Le sulfhydrate neutre d'ammoniaque forme à basse température, avec le gaz ammoniac, des sulfhydrates basiques cristallisés et ayant une tension fixe de dissociation (L. Troost).

#### CHLORHYDRATE D'AMMONIAQUE OU CHLORURE D'AMMONIUM ( $AzH^5, HCl = AzH^4Cl = 55,5$ ).

**813. Préparation.** — Jusque vers la fin du siècle dernier, le chlorhydrate d'ammoniaque, appelé aussi sel ammoniac, nous venait d'Égypte, où on l'obtenait par la distillation de la suie provenant de la combustion de la fiente des chameaux. La fiente séchée est, pendant l'hiver, le seul combustible de toute la population pauvre : en brûlant, elle donne une fumée épaisse, contenant une grande quantité de sel ammoniac qui se condense avec la suie. Cette suie, recueillie et distillée dans de grandes fioles de verre (*fig. 538*), donnait le sel ammoniac.

Plus tard, on prépara le sel ammoniac en traitant par l'acide chlorhydrique les eaux dans lesquelles se sont condensés les produits ammoniacaux, qui prennent naissance lorsqu'on calcine des os pour la préparation du noir animal. La dissolution, évaporée dans des chaudières de plomb, donne le sel ammoniac cristallisé. Depuis quelques années, on emploie presque exclusivement à la préparation du sel ammoniac, soit les eaux vannes, résultant de la fermentation spontanée des urines, soit les eaux de condensation du gaz de l'éclairage. Ces eaux, soumises à distillation, seules ou avec un peu de chaux, laissent dégager le gaz ammoniac ainsi que le carbonate qu'elles contenaient. Ces gaz sont reçus dans une dissolution d'acide chlorhydrique qu'il suffit ensuite d'évaporer.

On emploie enfin quelquefois le sulfate d'ammoniaque, que l'on décompose par le sel marin. 50 gr. de ce sulfate dissous dans l'eau sont additionnés de 50 gr. de sel marin et concentrés à chaud; il se dépose du

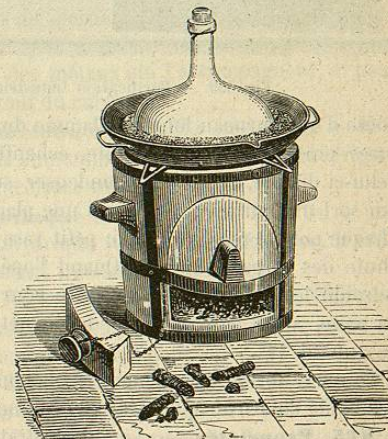


Fig. 538. — Fioles pour la sublimation du sel ammoniac recueilli avec la suie.

sulfate de soude à chaud ; le chlorhydrate d'ammoniaque, resté dans la liqueur, cristallise par refroidissement :



**814. Purification.** — Pour avoir le sel ammoniac pur, on le soumet à la distillation dans des pots en grès (fig. 359), qu'on place sur la

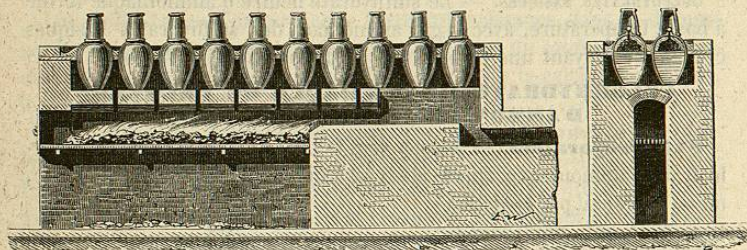


Fig. 359. — Purification industrielle du sel ammoniac.

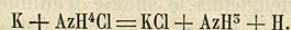
voûte d'un fourneau long ; la flamme du foyer, passant par des ouvertures pratiquées dans la voûte, échauffe lentement le sel ammoniac. Celui-ci distille, et vient se condenser sur la partie supérieure du vase qui sort du fourneau à travers une plaque de fonte garnie de sable. Chaque pot est recouvert d'un petit vase renversé, qui le préserve de la chute des corps étrangers. Quand l'opération est terminée, on laisse refroidir les pots, puis on les brise pour détacher le sel, qui se trouve en pains ayant environ 55<sup>mm</sup> de diamètre, sur 9 à 10<sup>mm</sup> d'épaisseur et pesant 9 à 11<sup>lb</sup>.

Ce sel se forme directement par la combinaison de volumes égaux de gaz acide chlorhydrique et de gaz ammoniac.

**815. Propriétés.** — Le chlorhydrate d'ammoniaque cristallise en octaèdres, groupés en longues aiguilles réunies de manière à présenter l'aspect des feuilles de fougère. La flexibilité de ces aiguilles rend le sel difficile à pulvériser. Il est incolore et inodore ; sa densité est 1,5. Il a une saveur piquante. Il est soluble dans l'eau, surtout à chaud : ainsi 100 gr. d'eau dissolvent 56 gr. de sel ammoniac à la température ordinaire, et 90 gr. à la température de 100°. Cette dissolution dissout plusieurs oxydes et notamment l'oxyde de zinc.

Le sel ammoniac se volatilise au-dessous du rouge, sans fondre ; sa vapeur a une tension de dissociation. La densité de sa vapeur est 1,00, elle correspond à 8 vol. comme celles du bromhydrate, de l'iodhydrate et du cyanhydrate d'ammoniaque (H. Sainte-Claire Deville et L. Troost).

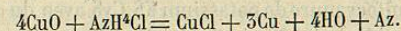
Les métaux alcalins le décomposent en formant un chlorure avec dégagement d'hydrogène et de gaz ammoniac :



À une température très élevée, il se dégage de l'azote et de l'hydrogène

Le chlorhydrate d'ammoniaque forme, en absorbant le gaz ammoniac, à très basse température, deux composés cristallisés :  $\text{HCl}, 4\text{AzH}^3$  et  $\text{HCl}, 7\text{AzH}^3$  (M. L. Troost).

Les oxydes métalliques le décomposent sous l'influence de la chaleur, en donnant un chlorure, de l'azote et de la vapeur d'eau résultant de l'action de l'hydrogène sur l'oxyde qui se réduit :



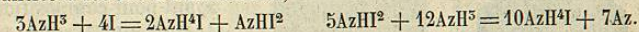
Cette propriété est utilisée pour *décaper* les métaux que l'on veut souder : l'oxyde qui les recouvre ou qui se forme sous l'action de la chaleur est réduit, et les surfaces à souder redeviennent très propres.

**816. Applications.** — Le sel ammoniac est employé dans les laboratoires pour la préparation du gaz ammoniac ; il sert aussi pour reconnaître la présence des sels de platine, avec lesquels il forme un chlorure double  $\text{AzH}^4\text{Cl}, \text{PtCl}^2$  très peu soluble. — On l'utilise dans l'industrie pour séparer le platine des métaux qui l'accompagnent, et pour le décapage des métaux et surtout du cuivre.

**817. Bromhydrate d'ammoniaque**  $\text{AzH}^3, \text{HBr}$  ou  $\text{AzH}^4\text{Br}$ . — Il se forme par la combinaison du gaz ammoniac et de l'acide bromhydrique ; il cristallise en longs prismes incolores volatils.

**818. Iodhydrate d'ammoniaque**  $\text{AzH}^3, \text{HI}$  ou  $\text{AzH}^4\text{I}$ . — On le prépare par l'action de l'acide iodhydrique sur le gaz ammoniac. Il cristallise en cubes ; il est déliquescent, très soluble dans l'eau.

M. A. Guyard a montré que l'iodure d'azote se détruit sous l'influence de la lumière, avec effervescence d'azote pur ; il a proposé un mode de préparation de l'iodhydrate d'ammoniaque fondé sur cette action : on mélange de l'iode avec un excès d'ammoniaque, et on expose à la lumière. Quand tout l'iode a disparu, on évapore pour chasser l'excès d'ammoniaque, et on fait cristalliser l'iodure d'ammonium ; les eaux mères contiennent de l'iodate d'ammoniaque. Il s'est produit d'abord de l'iodure d'ammonium et de l'iodure d'azote<sup>1</sup>. Ce dernier, sous l'influence de la lumière et en présence d'un excès d'ammoniaque, a donné une nouvelle quantité d'iodure d'ammonium,



**819. Fluorhydrate d'ammoniaque**  $\text{AzH}^3, \text{HF}$  ou  $\text{AzH}^4\text{F}$ . — On le prépare, soit en saturant l'acide fluorhydrique par du gaz ammoniac, soit en chauffant dans un creuset de platine un mélange de sel ammoniac et de fluorure de sodium. C'est un corps solide, cristallin, fusible, plus volatil que le sel ammoniac. Il attaque le verre en donnant de l'ammoniaque et du fluosilicate d'ammoniaque. Sa solution perd de l'ammoniaque à la température ordinaire, et se change en fluorhydrate de fluorure d'ammonium, qui cristallise en prismes droits à base rhombe.

1. Suivant M. Odling et M. Guyard, l'iodure d'azote formé en présence d'un excès d'ammoniaque a pour formule  $\text{AzH}^3\text{I}^2$  plutôt que  $\text{Az}^2\text{H}^3\text{I}^2$  indiqué par Bunsen (366).

**820. Cyanhydrate d'ammoniaque**  $AzH^3,HCy$  ou  $AzH^4Cy$ . — On le prépare en faisant réagir le gaz acide cyanhydrique sur le gaz ammoniac, ou en faisant passer du gaz ammoniac sur du charbon chauffé au rouge vif.

Il cristallise en cubes, il est très soluble dans l'eau; il est très vénéneux. Sa densité de vapeur est 0,79; elle correspond à 8 volumes.

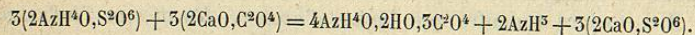
**821. Sulfocyanhydrate d'ammoniaque**  $AzH^4S,CyS$ . — Il s'obtient en chauffant le sulfocyanure de potassium  $KS,CyS$  avec du sel ammoniac. C'est un corps solide, cristallin, soluble dans l'eau. Sa solution est un réactif très sensible des sels de sesquioxyde de fer qu'elle colore en rouge.

### CARBONATES D'AMMONIAQUE.

On connaît deux carbonates d'ammoniaque bien définis: le bicarbonate  $AzH^4O,HO,C^2O^4$ , et le sesquicarbonate  $4AzH^4O,2HO,5C^2O^4 + 4HO$ . Quant au carbonate neutre  $2AzH^4O,C^2O^4$ , on ne l'a pas encore obtenu isolé.

**822. Sesquicarbonate.** — Le carbonate d'ammoniaque du commerce, ou *sel volatil d'Angleterre*, prend naissance dans la fermentation spontanée, et dans la distillation des matières organiques azotées.

On le prépare artificiellement en chauffant parties égales de sulfate d'ammoniaque et de craie dans une chaudière en fonte A (fig. 540), recouverte d'un chapiteau de plomb B, qui s'adapte à un récipient refroidi C; il se dégage du sesquicarbonate d'ammoniaque en même temps que de l'ammoniaque; il reste dans la cornue du sulfate de chaux:



Pour obtenir ce sel pur et bien cristallisé, H. Deville dissout le sesquicarbonate du commerce dans de l'ammoniaque concentrée et abandonne la liqueur à l'évaporation spontanée. Il se dépose des prismes droits à base rectangle, ayant pour composition:  $4AzH^4O,2HO,5C^2O^4 + 4HO$

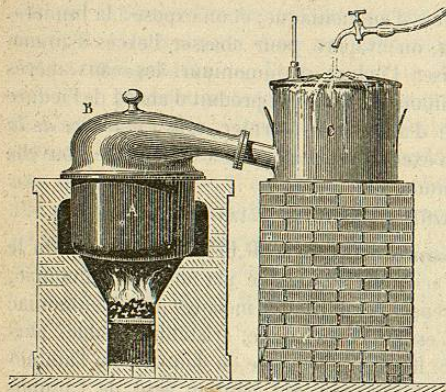


Fig. 540. — Préparation du sesquicarbonate d'ammoniaque.

Le sesquicarbonate sublimé est un sel transparent et cristallin; il a une saveur caustique et répand une odeur ammoniacale. Exposé à l'air, il perd peu à peu du gaz ammoniac, devient opaque, pulvérulent, et se change en bicarbonate  $AzH^4O,HO,C^2O^4$ .

### 823. Propriétés.

— Le sesquicarbonate sublimé est un sel transparent et cristallin; il a une saveur caustique et répand une odeur ammoniacale. Exposé à l'air, il perd peu à peu

H. Deville a obtenu ce dernier sel en faisant passer jusqu'à refus un courant d'acide carbonique dans une dissolution ammoniacale. Ce bicarbonate se dépose en prismes droits à base rhombe.

H. Rose a décrit plusieurs carbonates de composition complexe qui ne paraissent être que des mélanges des carbonates précédents.

**APPLICATIONS.** — Le carbonate d'ammoniaque est employé pour rendre plus légère la pâte des pains de luxe et des pâtisseries (pains à café, biscuits, talmouses, etc.). Il rend plus sensible l'arome du tabac.

### SULFATE D'AMMONIAQUE $2AzH^4O,S^2O^6$ . — $(AzH^4)^2SO^4$ .

**824. Préparation.** — On obtient la plus grande quantité du sulfate d'ammoniaque employé dans l'industrie, en recevant dans l'acide sulfurique l'ammoniaque ou le carbonate d'ammoniaque, qui se dégagent quand on distille soit les eaux condensées dans l'épuration du gaz de l'éclairage, soit les eaux vannes provenant de la fermentation des urines. En y ajoutant un peu de chaux avant de les distiller, on augmente la quantité d'ammoniaque qui se dégage, parce qu'on détermine la décomposition du chlorhydrate et du sulfhydrate qui s'y trouvaient.

**825. Propriétés.** — Le sulfate d'ammoniaque est un sel incolore, d'une saveur piquante; il cristallise en prismes droits à base rhombe, il se dissout dans son poids d'eau bouillante et dans deux fois son poids d'eau froide. Soumis à l'action de la chaleur, il fond vers 150° pour se décomposer à une température plus élevée.

**APPLICATIONS.** — Le sulfate d'ammoniaque est utilisé dans l'industrie pour la préparation de la dissolution du gaz ammoniac (146), pour celle du chlorhydrate (813), du carbonate (822) et de l'alun ammoniacal. Il entre dans la composition des engrais chimiques.

### AZOTITE D'AMMONIAQUE.

**826. Préparation.** — On le prépare en décomposant l'azotite de baryte par le sulfate d'ammoniaque et évaporant dans le vide sur la chaux. On l'obtient également en faisant arriver dans une éprouvette refroidie du bioxyde d'azote avec du gaz ammoniac et de l'oxygène. C'est un sel blanc, très déliquescent, détonant vers 66°, ou sous le choc du marteau; sa dissolution s'altère plus vite que le sel sec (M. Berthelot).

### AZOTATE D'AMMONIAQUE $(AzH^4O,AzO^5)$ . — $AzH^4,AzO^5$ .

**827. Préparation.** — On prépare l'azotate d'ammoniaque en neutralisant une dissolution d'ammoniaque par l'acide azotique étendu. Il cristallise par refroidissement de la dissolution concentrée.

**828. Propriétés.** — L'azotate d'ammoniaque (*nitrum flamans*) cristallise en prismes rhomboïdaux droits; il a une saveur fraîche et piquante: il se dissout dans son poids d'eau en abaissant la température de 10° à — 15°. Il absorbe le gaz ammoniac sec et se liquéfie

(M. Divers, M. Raoult). L'azotate d'ammoniaque forme avec l'ammoniaque un azotate  $2\text{AzH}^4\text{O}, \text{AzO}^5 + 3\text{AzH}^5$  cristallisé (M. L. Troost).

Soumis à l'influence de la chaleur, il fond un peu au-dessus de  $100^\circ$  puis se décompose, vers  $250^\circ$ , en eau et protoxyde d'azote (116).

Projeté dans un creuset chauffé au rouge, il se décompose et brûle spontanément avec une flamme jaune : de là le nom de *nitre inflammable* qu'on lui donnait autrefois. — Ce sel est employé pour la préparation du protoxyde d'azote (116), et plus rarement, à cause de son prix élevé, pour produire un abaissement de température.

**829. Phosphate d'ammoniaque.** — On connaît plusieurs phosphates d'ammoniaque. Celui qui sert à préparer tous les autres et que l'on appelle phosphate neutre a pour formule  $2\text{AzH}^4\text{O}, \text{HO}, \text{PhO}^5$ .

On le prépare en faisant agir l'ammoniaque sur le phosphate acide de chaux, obtenu en traitant les cendres d'os par l'acide sulfurique.

La solution de phosphate neutre d'ammoniaque, séparée par filtration du phosphate neutre de chaux précipité, donne, par évaporation, des cristaux appartenant au système du prisme oblique à base rhombe. Ces cristaux perdent de l'ammoniaque au contact de l'air. Ils se dissolvent dans 4 fois leur poids d'eau froide.

Leur dissolution abandonne à la température de l'ébullition la moitié de son ammoniaque, et laisse alors déposer par refroidissement des cristaux qui appartiennent au prisme droit à base carrée, et dont la formule est  $\text{AzH}^4\text{O}, 2\text{HO}, \text{PhO}^5$ .

Si, au contraire, on sature de gaz ammoniac la dissolution de phosphate neutre, on a le phosphate  $3\text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$ .

Ce phosphate peu soluble est employé pour neutraliser les sirops dans la fabrication du sucre.

Les phosphates d'ammoniaque, soumis à l'action de la chaleur, donnent d'abord un métaphosphate  $\text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$ , et ensuite l'acide métaphosphorique  $\text{PhO}^5, \text{HO}$ .

**830. Borate d'ammoniaque**  $\text{AzH}^4\text{O}, \text{BoO}^3 + 4\text{HO}$ . — On obtient le borate d'ammoniaque en dissolvant l'acide borique dans de l'eau maintenue à  $50^\circ$  et contenant un excès d'ammoniaque; le sel cristallise par l'évaporation de la liqueur. Ce sel s'effleurit dans l'air sec; chauffé au rouge, il laisse dégager tout son gaz ammoniac. Les étoffes imprégnées de ce sel, puis exposées à la flamme d'une bougie, se carbonisent : l'eau et l'ammoniaque se dégagent, et l'acide borique, entrant en fusion, forme un vernis vitreux qui empêche l'inflammation.

**831. Caractères des sels ammoniacaux.** — Les sels ammoniacaux sont isomorphes des sels de potasse. Comme ces derniers, ils ne précipitent ni par l'acide sulfhydrique, ni par les sulfures, ni par les carbonates alcalins. Ils forment avec le bichlorure de platine un précipité jaune. On les distingue facilement des sels de potasse, parce que, chauffés avec un alcali fixe, ils dégagent du gaz ammoniac.

## CHAPITRE VI

BARYUM. — STRONTIUM. — CALCIUM

**832. Métaux alcalino-terreux.** — Ces trois métaux présentent entre eux de grandes analogies. Ils forment avec l'oxygène un protoxyde base énergique, et un bioxyde neutre. Ils donnent avec le chlore un seul chlorure qui absorbe de grandes quantités de gaz ammoniac. Leur protoxyde forme avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et silicique, des sels insolubles dans l'eau.

Le baryum se rapproche des alcalis en ce que son carbonate est très difficilement décomposable par la chaleur. Le carbonate de strontiane résiste moins bien, et enfin le carbonate de chaux se décompose facilement sous l'influence de la chaleur, comme le carbonate de magnésie.

Le carbonate de chaux est dimorphe; cristallisé en prismes droits à base rhombe (*aragonite*), il est isomorphe des carbonates de baryte et de strontiane; cristallisé en rhomboédres (*spath d'Islande*), il est isomorphe du carbonate de magnésie et établit ainsi le passage des métaux alcalino-terreux au magnésium.

**833. Spectres des métaux alcalino-terreux.** — Les métaux-alcalino-terreux : baryum, strontium et calcium, présentent à l'analyse spectrale de très beaux spectres caractéristiques.

Le *calcium* présente plusieurs raies orangées très belles, une bande verte et une raie bleue.

Le *strontium* présente plusieurs raies rouges distinctes de celles du potassium et du lithium; il contient de plus une raie orangée et une raie bleue.

Le *baryum* donne un spectre composé d'une série de raies brillantes qui s'étendent depuis la raie C, dans l'orangé, jusqu'à la raie H; les plus belles sont les raies vertes.

## BARYUM.

Équiv. Ba = 68,5      Poids atom. Ba = 137.

**834. Extraction.** — L'existence du baryum a été signalée en 1774 par Scheele. Il existe dans la nature à l'état de carbonate (*withérite*) et de sulfate (*barytine*) insolubles. Davy a décomposé la baryte par la pile en 1808, et isolé le baryum. M. Bunsen l'a obtenu en décomposant par la pile le chlorure de baryum. Ce métal a l'éclat de l'argent, il s'altère au contact de l'air.

BARYTE (BaO = 76,5. — BaO = 155).

**835. Préparation.** — 1° On prépare la baryte anhydre par la calcination de l'azotate de baryte dans une cornue de porcelaine; il se dégage de l'acide hypoazotique et de l'oxygène :

