

de la liqueur bleue jusqu'à ce que la teinte rouge ait disparu <sup>1</sup>.

Pour avoir du papier de tournesol rouge, on opère de même, après avoir ajouté à la bouillie bleue quelques gouttes d'acide acétique ou d'acide sulfurique dilué. Il faut avoir soin de n'y pas verser plus d'acide qu'il n'en faut pour rougir la liqueur, sans cela le papier réactif perd de sa sensibilité. On peut également obtenir un bon papier rouge, en passant une feuille de papier bleu dans de l'eau additionnée d'une goutte d'acide.

Le papier jaune de curcuma se prépare d'une manière semblable au moyen d'une infusion de racine de curcuma dans 6 fois son poids d'alcool faible. Ce papier brunit par les alcalis; mais le papier de tournesol rougi, qui est bien sensible, le rend superflu.

Le papier imprégné d'une solution d'acétate de plomb sert à déceler l'hydrogène sulfuré.

On doit toujours avoir les papiers réactifs sous la main, en ayant soin, cependant, de les tenir enfermés dans des boîtes ou dans des bocaux, pour qu'ils ne soient pas exposés aux vapeurs acides ou alcalines du laboratoire.

1. est à remarquer que le papier de tournesol ne peut être employé comme réactif à la lumière artificielle, parce qu'alors il paraît toujours rouge et ne permet d'apercevoir aucune réaction.

## TROISIÈME PARTIE

### RÉACTIONS

228. Cette partie est consacrée aux réactions caractéristiques des substances les plus communes. Elle est divisée ainsi qu'il suit :

- |                              |   |                       |
|------------------------------|---|-----------------------|
| I. Caractères des bases...   | { | A. Bases minérales.   |
|                              |   | B. Bases organiques.  |
| II. Caractères des acides... | { | A. Acides minéraux.   |
|                              |   | B. Acides organiques. |

A la suite des réactions on trouvera des indications sur l'état naturel de ces substances, ainsi que sur les principaux produits artificiels qui en dérivent.

### I

#### CARACTÈRES DES BASES

##### A. Bases minérales.

229. On peut diviser les bases minérales, ou les métaux, en cinq groupes :

PREMIER GROUPE. — Métaux dont les solutions acides précipitent par l'hydrogène sulfuré, et dont les sulfures



sont solubles dans les sulfures alcalins. Il comprend : l'*or*, le *platine*, l'*étain*, l'*antimoine* et l'*arsenic*.

DEUXIÈME GROUPE. — Métaux dont les solutions acides précipitent par l'hydrogène-sulfuré, et dont les sulfures sont insolubles dans les sulfures alcalins. Il comprend : le *plomb*, l'*argent*, le *mercure*, le *cadmium*, le *cuivre* et le *bismuth*.

TROISIÈME GROUPE. — Métaux dont les solutions acides ne précipitent pas par l'hydrogène sulfuré, mais qui précipitent par le sulfhydrate d'ammoniaque. Il comprend : le *nickel*, le *cobalt*, le *fer*, le *manganèse*, le *zinc*, l'*aluminium* et le *chrome*.

QUATRIÈME GROUPE. — Métaux dont les solutions ne précipitent ni par l'hydrogène sulfuré ni par le sulfhydrate d'ammoniaque, mais qui précipitent par les carbonates alcalins. Il comprend : le *baryum*, le *strontium*, le *calcium* et le *magnésium*.

CINQUIÈME GROUPE. — Métaux dont les solutions ne précipitent ni par les sulfures ni par les carbonates alcalins. Il comprend : le *potassium*, le *sodium* et l'*ammonium*.

## PREMIER GROUPE.

Métaux dont les solutions acides précipitent par l'hydrogène sulfuré et dont les sulfures sont solubles dans les sulfures alcalins :

*Or*, *platine*, *étain*, *antimoine*, *arsenic*.

## OR

230. L'or est un métal jaune, bien moins fusible que l'argent et le cuivre, d'une densité de 19,5 ; il ne s'oxyde

pas par le grillage. Les acides chlorhydrique, nitrique et sulfurique, isolément, ne l'attaquent pas ; mais il est aisément dissous, à l'état de trichlorure d'or ( $\text{AuCl}_3$ ), par l'eau régale, ainsi que par les divers mélanges qui engendrent du chlore.

Le protoxyde d'or ( $\text{AuO}$ ) est une poudre noire violette ; il a une grande tendance à se dédoubler en or et en peroxyde ( $\text{AuO}_2$ ). Celui-ci est une poudre brun noir ; son hydrate est rouge jaunâtre, de la couleur de l'hydrate ferrugineux.

Tous les composés d'or sont détruits par la chaleur rouge.

La dissolution de l'or dans l'eau régale peut être débarrassée de l'acide nitrique et de l'excédent d'acide chlorhydrique par l'évaporation. Pendant la concentration il se dépose ordinairement du protochlorure d'or, qui se dédouble en or métallique et en perchlorure neutre, lorsqu'on reprend le résidu par l'eau bouillante.

La solution de perchlorure d'or présente une réaction acide au papier de tournesol ; elle possède une couleur rouge jaunâtre plus ou moins intense suivant la concentration ; elle est d'un jaune pur quand elle contient de l'acide chlorhydrique libre.

Les *alcalis fixes* (potasse, soude, baryte) produisent dans la solution neutre du chlorure d'or, surtout à chaud, un précipité jaune rougeâtre d'oxyde d'or, peu soluble dans un excès de réactif ; mais la liqueur retient une grande partie de l'or sous forme d'aurate alcalin. Il ne se fait pas de précipité, si la liqueur contient de l'acide chlorhydrique libre.

L'*ammoniaque* produit dans les solutions concentrées



un précipité jaune rougeâtre d'or fulminant (ammonium d'or).

Les *carbonates alcalins* agissent comme leurs alcalis respectifs.

L'*hydrogène sulfuré* et le *sulphydrate d'ammoniaque* donnent un précipité noir ou brun foncé de sulfure d'or, soluble dans un excès de sulphydrate d'ammoniaque persulfuré, surtout après addition de potasse caustique.

Le *ferrocyanure de potassium* produit une belle coloration d'un vert émeraude.

Le *nitrate d'argent* donne un précipité de chlorure d'argent et d'oxyde d'or, ce dernier étant insoluble dans l'acide nitrique devenu libre.

Les sels d'or sont aisément réductibles : le *sulfate de protoxyde de fer*, le *zinc métallique*, l'*acide oxalique*, l'*acide pyrogallique*, précipitent, surtout à chaud, de l'or métallique sous la forme d'une poudre brune.

Le *protochlorure d'étain*, ou mieux un mélange de protochlorure et de bichlorure, produit dans la solution concentrée de chlorure d'or un précipité brun rougeâtre, connu sous le nom de pourpre de Cassius ; une solution étendue n'est pas précipitée, mais seulement colorée en rouge brun.

On donne à cette réaction beaucoup de netteté et une extrême sensibilité en ajoutant à la solution d'or, d'abord quelques gouttes d'un mélange contenant environ quinze parties de bichlorure et seulement une partie de protochlorure d'étain, et ensuite un corps réducteur, tel que le sulfate de protoxyde de fer, l'acide sulfureux, le nitrite de potasse, etc. L'addition du réducteur produit immédiatement une coloration rouge très intense, et il se forme bientôt un

précipité d'une magnifique couleur pourpre, qui se rassemble facilement et laisse la liqueur tout à fait incolore. Cette réaction permet de signaler avec certitude la présence de l'or dans une liqueur qui n'en contient que 1/50000 (G. CHANCEL et DIACON).

Sont caractéristiques pour les sels d'or : les réactions du sulfate de protoxyde de fer, de l'acide oxalique, et surtout celle des chlorures d'étain provoquée par les corps réducteurs.

231. L'or se trouve dans la nature, soit à l'état natif, soit allié à l'argent, au palladium, au rhodium ou au tellure. Il est le plus souvent disséminé dans d'autres gîtes métallifères, principalement dans le minerai d'argent ou dans les matières terreuses qui les accompagnent. Il se trouve surtout en quantité considérable dans certains terrains d'alluvion du Brésil, du Chili, de la Californie, etc.

La solution de l'or dans l'eau régale (trichlorure d'or) est le produit avec lequel on se procure les autres combinaisons de ce métal.

## PLATINE

232. Le platine est un métal blanc, brillant, ou, en poudre, gris et sans éclat. Il est infusible à la chaleur de nos fourneaux. Sa densité est de 21,5. Il est insoluble dans les acides chlorhydrique, nitrique et sulfurique, même bouillants ; mais l'eau régale le dissout aisément en le transformant en bichlorure de platine ( $\text{PtCl}_2$ ).

Le bioxyde de platine ( $\text{PtO}_2$ ), à l'état d'hydrate, est d'un brun rougeâtre.



La dissolution du platine dans l'eau régale est d'un rouge foncé; elle donne, par l'évaporation, une masse brun rouge, déliquescente, de bichlorure de platine ( $\text{PtCl}_2$ ). La solution de chlorure de platine neutre rougit le tournesol.

La *chaleur* rouge décompose aisément tous les sels de platine.

La *potasse* et l'*ammoniaque*, ainsi que les sels de potasse et d'ammoniaque, déterminent dans la solution de bichlorure de platine un précipité cristallin de chloroplatinate de potasse ( $\text{KCl}, \text{PtCl}_2$ ), ou d'ammoniaque ( $\text{NH}_4\text{Cl}, \text{PtCl}_2$ ), d'une belle couleur jaune. Ce précipité est très peu soluble dans l'eau et dans les acides, mais il se dissout à chaud dans un excès de potasse ou d'ammoniaque. Il est presque insoluble dans les liqueurs alcooliques. Le précipité produit par l'ammoniaque donne par la calcination du platine pur.

La *soude* et les sels de soude ne précipitent pas à froid les sels de platine; mais, à l'ébullition, il se dépose un oxyde double, brun jaunâtre, de platine et de soude.

L'*hydrogène sulfuré* produit dans les solutions acides ou neutres, surtout à chaud, un précipité brun noir de sulfure de platine ( $\text{PtS}_2$ ), soluble dans un grand excès de potasse ou de sulfure alcalin (surtout persulfuré), insoluble dans les acides nitrique et chlorhydrique, fort soluble dans l'eau régale. La précipitation par l'hydrogène sulfuré est incomplète dans les solutions alcalines.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* produit le même précipité que l'hydrogène sulfuré; le précipité se redissout, mais difficilement, dans un excès de sulfhydrate d'ammoniaque.

Le *ferrocyanure de potassium* donne un précipité jaune de chloroplatinate de potasse.

Le *nitrate d'argent* précipite le bichlorure de platine en

jauné clair, le précipité contient tout le platine de la dissolution.

Le *nitrate de protoxyde de mercure* donne un précipité rouge-brique.

Les sels de platine se réduisent plus difficilement à l'état métallique que les sels d'or. Le *protochlorure d'étain* colore le bichlorure de platine en brun foncé, sans donner de précipité, le bichlorure de platine passant à l'état de protochlorure ( $\text{PtCl}$ ). L'*acide oxalique* et le *protochlorure de fer* n'agissent pas sur la solution du bichlorure de platine, mais le *formiate de soude* et le *sulfate de protoxyde de fer* réduisent complètement le platine à l'ébullition.

Le *zinc* produit également un précipité de platine métallique.

Sont caractéristiques pour les sels de platine : les réactions de la potasse et de l'ammoniaque en présence de l'acide chlorhydrique (ou, ce qui revient au même, les réactions du chlorure de potassium ou d'ammonium).

233. Le platine n'a été trouvé jusqu'à présent qu'à l'état d'alliage avec l'osmium, le rhodium, le palladium, l'iridium et le fer, dans des sables, ou des terrains d'alluvion. On l'y rencontre ordinairement en paillettes ou en grains irréguliers, le plus souvent aplatis. On le tire généralement de la Sibérie et de la république de Colombie.

On prépare les combinaisons platiniques à l'aide de la dissolution du métal dans l'eau régale.

## ÉTAIN

234. L'étain est un métal blanc et mou, fusible à 230 degrés, et d'une densité de 7,3. Il s'oxyde par le grill-



lage. L'acide chlorhydrique le dissout à chaud, avec dégagement de gaz hydrogène, en produisant du protochlorure; l'acide nitrique le convertit en bioxyde sans le dissoudre; l'eau régale le dissout aisément en le transformant en bichlorure; l'acide sulfurique concentré et bouillant le transforme en sulfate de bioxyde, avec dégagement de gaz sulfureux et de soufre.

L'oxyde stanneux, ou protoxyde d'étain ( $\text{SnO}$ ), est une poudre noire ou brun noir; l'hydrate est blanc. La calcination le convertit en oxyde stannique ou bioxyde d'étain ( $\text{SnO}^2$ ) blanc, insoluble dans les acides.

La solution des sels d'étain est incolore. Les sels neutres rougissent le tournesol.

Les sels d'étain se décomposent à la *chaleur* rouge.

Au *chalumeau*, sur le charbon, dans la flamme intérieure, avec du carbonate de soude et un peu de borax, ou avec un mélange de carbonate de soude et de cyanure de potassium, ils donnent des globules métalliques d'étain, sans que le charbon se recouvre d'aucun enduit. Cette réaction est caractéristique.

235. **Sels d'étain au minimum ou de protoxyde.** —

La *potasse* donne un précipité blanc d'hydrate et de protoxyde, soluble dans un excès de potasse. Si l'on fait bouillir cette solution, il se produit un précipité noir ou noir brunâtre d'étain métallique, quelquefois cristallin, le protoxyde passant à l'état de bioxyde ou acide stannique, qui reste en dissolution :  $2\text{SnO} = \text{SnO}^2 + \text{Sn}$ .

L'*ammoniaque* et les *carbonates alcalins* précipitent également en blanc, mais le précipité ne se redissout pas dans un excès de réactif.

L'*hydrogène sulfuré* produit dans les solutions neutres ou acides un précipité brun foncé de protosulfure ( $\text{SnS}$ ), soluble dans la potasse, dans les sulfures alcalins persulfurés, ainsi que dans l'acide chlorhydrique bouillant; l'acide nitrique bouillant convertit ce précipité en bioxyde d'étain insoluble.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* donne le même précipité brun de protosulfure ( $\text{SnS}$ ), insoluble dans le sulfhydrate d'ammoniaque incolore et pur, mais très soluble dans ce réactif lorsqu'il est jaune, c'est-à-dire chargé de soufre; l'acide chlorhydrique précipite de cette solution du bisulfure d'étain jaune ( $\text{SnS}^2$ ) mêlé de soufre.

Le *ferrocyanure de potassium* forme un précipité blanc gélatineux.

L'*iodure de potassium* produit un précipité caséeux jaunâtre qui devient ensuite rouge.

Le *cyanure de potassium* donne un précipité blanc insoluble dans un excès.

Le *carbonate de baryte* précipite complètement l'étain, même à froid, sous forme d'hydrate de protoxyde.

Au contact de l'air, les sels d'étain au minimum absorbent l'*oxygène* et se transforment peu à peu en sels au maximum. C'est aussi en vertu d'une semblable fixation d'oxygène qu'ils réduisent les *sels de cuivre, de fer et de mercure*, et qu'ils les transforment en sels au minimum; les sels de mercure peuvent même être réduits à l'état métallique. Avec les dissolutions d'*or*, les sels d'étain au minimum donnent également de l'*or* métallique. (Voy. plus haut, 230, les réactions de l'*or*.)

Lorsqu'on place une lame de *zinc* dans la solution d'un



sel d'étain au minimum, il s'y dépose promptement une masse grisé et spongieuse d'étain métallique.

La réaction avec les sels d'or est caractéristique pour les sels de protoxyde d'étain.

**236. Sels d'étain au maximum ou de bioxyde.** —

La *potasse*, l'*ammoniaque* et les *carbonates alcalins* déterminent, dans la solution de ces sels, un précipité gélatineux d'hydrate de bioxyde, fort soluble dans un excès de potasse, moins soluble dans l'ammoniaque, et encore moins soluble dans les carbonates alcalins; le précipité se dissout aussi fort aisément dans les acides. Une fois calciné, il ne se redissout plus, ni dans les alcalis ni dans les acides; il présente alors les mêmes caractères que le bioxyde que l'on obtient en oxydant l'étain métallique par l'acide nitrique. Pour le rendre soluble, il faut le faire fondre avec un carbonate alcalin.

L'*hydrogène sulfuré* produit dans les solutions neutres ou acides des sels d'étain au maximum, surtout à chaud, un précipité jaune de bisulfure; il ne précipite pas les solutions alcalines. Le bisulfure d'étain se dissout difficilement dans l'ammoniaque caustique ou carbonatée, mais il se dissout aisément dans la potasse caustique et dans les sulfures alcalins, ainsi que dans l'acide chlorhydrique concentré et bouillant; l'acide nitrique le convertit en bioxyde d'étain insoluble.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* précipite du bisulfure jaune, aisément soluble dans un excès de réactif.

Le *ferrocyanure de potassium* donne un précipité blanc gélatineux.

Le *zinc* se comporte avec les solutions d'étain au maxi-

um, exemptes d'acide nitrique, comme avec les solutions des sels au minimum. Dans les cas où les solutions de bioxyde renferment de l'acide nitrique, il se dépose sur le zinc de l'hydrate blanc, ou un mélange grisâtre d'hydrate et de métal.

La réaction avec le sulfure d'hydrogène est caractéristique pour les sels d'étain au maximum.

**237.** Le minerai d'où l'on extrait l'étain est la *cassitérite* ou bioxyde d'étain; il se rencontre en masses ordinairement brunes et cristallisées, dans les terrains de cristallisation. Les mines d'étain de Cornouailles, en Angleterre, sont surtout renommées.

Parmi les combinaisons artificielles, le *sel d'étain* ou protochlorure a surtout de l'importance, par son emploi dans les fabriques d'indiennes, comme mordant. Moins altérable que la plupart des autres métaux par l'air et les différents liquides, l'étain métallique sert à confectionner une foule d'ustensiles pour l'usage domestique. Il entre dans la composition de plusieurs alliages: la soudure des plombiers est composée de 1 partie d'étain et 2 parties de plomb; la soudure pour le fer-blanc renferme 1 partie d'étain pour 7 parties de plomb.

ANTIMOINE

**238.** L'antimoine est un métal blanc bleuâtre, d'une texture feuilletée, cassant et aisé à réduire en poudre; il fond à 432 degrés et présente une densité de 6,7. Lorsqu'on le grille à l'air, il répand des fumées d'oxyde d'antimoine qui se déposent sur les corps à l'état d'aiguilles



brillantes. L'acide chlorhydrique bouillant ne l'attaque pas; l'acide nitrique l'oxyde aisément, mais sans le dissoudre; l'eau régale le dissout aisément à chaud.

L'oxyde d'antimoine ( $SbO^3$ ) est blanc, insoluble dans l'acide nitrique, mais soluble dans le s'acides chlorhydrique et tartrique; il déplace l'acide carbonique quand on le fait fondre avec les carbonates alcalins. Il se dissout à chaud dans le bitartrate de potasse, et la solution donne, par la concentration, des cristaux d'émétique (tartrate d'antimoine et de potasse).

Les sels d'antimoine donnent des solutions incolores; ils sont vomitifs et vénéneux. Les sels neutres rougissent le tournesol. Lorsqu'on ajoute beaucoup d'eau à leur solution concentrée, elle précipite un sous-sel blanc, soluble dans l'acide tartrique. Cette solubilité distingue les sels d'antimoine des sels de bismuth.

La *chaleur* rouge décompose les sels d'antimoine en partie; toutefois le chlorure et le bromure sont volatils sans décomposition.

Au *chalumeau* sur le charbon, dans la flamme intérieure, avec du carbonate de soude ou du cyanure de potassium, les sels d'antimoine donnent des grains cassants d'antimoine métallique, en même temps qu'il se développe des vapeurs blanches d'oxyde, même après qu'on a retiré les sels du feu; une partie de ces vapeurs se dépose sur le charbon sous forme d'enduit blanc ou d'aiguilles déliées.

La *potasse*, l'*ammoniaque* et les *carbonates alcalins* produisent dans la solution des sels d'antimoine simples un précipité blanc, volumineux, fort soluble dans la potasse, insoluble dans l'ammoniaque, soluble à chaud dans les carbonates alcalins.

L'*hydrogène sulfuré* précipite fort incomplètement les sels d'antimoine neutres ou alcalins: mais il les précipite entièrement, dans les solutions acides, sous la forme de sulfure d'antimoine ( $SbS^3$ ) de couleur orangée, aisément soluble dans la potasse et dans les sulfures alcalins, surtout persulfurés. Ce précipité se dissout également dans l'acide chlorhydrique concentré et bouillant, avec dégagement d'hydrogène sulfuré.

Le *ferrocyanure de potassium* précipite en blanc les sels d'antimoine.

Le *cyanure de potassium* donne un précipité blanc, insoluble dans un excès.

Le *carbonate de baryte* ne précipite qu'incomplètement l'antimoine de ses solutions.

Le *nitrate d'argent* produit, dans la solution de chlorure d'antimoine, un précipité blanc de chlorure d'argent et d'acide antimonieux. Si l'on traite ce précipité par l'ammoniaque, on dissout le chlorure d'argent, et l'acide antimonieux reste pour résidu.

Une lame de *zinc* précipite l'antimoine de ses dissolutions sous la forme d'une poudre noire.

Il importe de remarquer que la plupart des réactions de l'antimoine sont masquées par l'acide tartrique et par les tartrates que l'on ajoute souvent aux solutions de ce métal pour les empêcher de précipiter par l'eau. Toutefois, l'hydrogène sulfuré précipite complètement l'antimoine en présence de l'acide tartrique, surtout si la liqueur contient un peu d'acide chlorhydrique libre.

Lorsqu'on dégage du gaz hydrogène, avec du *zinc* et de l'*acide sulfurique*, au sein d'un liquide renfermant de l'antimoine, il se produit en même temps de l'hydrogène antimoné



qui brûle avec une flamme bleuâtre, en répandant des fumées blanches d'oxyde antimonique. Si l'on fait cette opération dans un *appareil de Marsh* (240), en obtient des taches et un anneau métalliques qui présentent les caractères suivants :

Les taches sont noires, mates et sans éclat. Si l'on évapore par-dessus de l'*acide nitrique* et qu'on reprenne par l'eau, on obtient un résidu blanc d'oxyde d'antimoine, et la liqueur ne précipite pas par le *nitrate d'argent*; si l'on évapore par-dessus quelques gouttes de *sulphhydrate d'ammoniaque*, elles se transforment en un sulfure orangé, lequel, sous l'influence d'une très douce chaleur, disparaît promptement après l'addition d'une goutte d'acide chlorhydrique; si l'on met les taches en contact avec une dissolution d'*hypochlorite de soude* (chlore de soude obtenu en faisant passer du chlorure dans une solution de carbonate de soude), elles ne s'altèrent pas.

L'anneau métallique est brillant comme de l'argent. Lorsqu'on le chauffe à la lampe dans un courant d'hydrogène, on ne peut pas le déplacer comme l'anneau d'arsenic. Lorsqu'on grille l'anneau d'antimoine, il s'oxyde en répandant des vapeurs sans odeur; avec l'*acide nitrique* il se comporte comme les taches. Si l'on chauffe à la lampe l'anneau pendant qu'on y fait passer du *gaz hydrogène sulfuré sec*, le métal se convertit en un sulfure plus ou moins orangé, et même presque noir quand il est en quantité un peu forte. Ce sulfure est insoluble dans l'ammoniaque caustique; mais si l'on y fait passer à froid du *gaz chlorhydrique sec*, il disparaît très promptement, le sulfure d'antimoine se transformant ainsi en un chlorure volatil ( $\text{SbCl}^3$ ), qui, recueilli dans l'eau, donne ensuite par le sulfure d'hydrogène le précipité orangé, caractéristique pour l'antimoine.

Sont caractéristiques pour les sels d'antimoine : la réaction avec l'hydrogène sulfuré, la décomposition des sels neutres par l'eau, et la solubilité, dans l'acide tartrique, du précipité produit par l'eau.

239. Parmi les composés naturels de l'antimoine, la *stibine* ou *antimoine sulfuré* est le seul qui soit assez abondant pour servir à l'extraction de ce métal; il se présente en aiguilles plus ou moins volumineuses, d'un gris de plomb, fusibles à la simple flamme d'une bougie, et constitue des filons dans le granit ou dans les roches qui s'y rattachent. Nous en avons en France dans l'Ardèche, le Gard, la Lozère, etc. Le sulfure d'antimoine se trouve quelquefois combiné avec d'autres sulfures, par exemple dans l'*argent noir* et l'*argent rouge*, dans le *cuivre gris* (sulfure d'antimoine, de plomb et de cuivre, etc.). L'arsenic remplace quelquefois l'antimoine dans ces combinaisons.

La médecine fait usage de plusieurs combinaisons antimoniales : sous ce rapport, il faut surtout nommer l'*émétique*, tartrate de potasse et d'antimoine, et le *kermès*, combinaison d'oxyde et de sulfure d'antimoine. Le *beurre d'antimoine*, ou chlorure d'antimoine, est un caustique très violent dont les médecins se servent pour cautériser certaines plaies; on l'emploie également dans les arts, pour bronzer les métaux et notamment le fer. La *poudre d'Algaroth*, combinaison d'oxyde et de chlorure d'antimoine, a été longtemps employée comme médicament purgatif et émétique.

L'antimoine métallique entre dans la composition de plusieurs alliages : il sert à durcir l'étain qu'on veut convertir en couverts, ou le plomb avec lequel on fabrique les caractères d'imprimerie.



## ARSENIC

240. L'arsenic métallique est noir ou d'un gris d'acier, cassant, aisé à réduire en poudre, d'une densité de 5,8. En vase clos, il se sublime par la chaleur, sans fondre, en croûtes cristallines; grillé à l'air, il exhale des vapeurs blanches d'acide arsénieux en répandant une odeur alliée. Il ne se dissout pas dans l'acide chlorhydrique; mais l'acide nitrique le dissout en le transformant, suivant son état de concentration, en acide arsénieux ( $\text{AsO}^3$ ) ou en acide arsénique ( $\text{AsO}^5$ ).

Dans plusieurs combinaisons (par exemple dans l'émétique), ces deux acides peuvent remplacer l'oxyde d'antimoine et jouer le rôle de base.

Lorsqu'on dégage du gaz hydrogène avec du zinc et de l'acide sulfurique au sein d'un liquide arsénical, il se développe en même temps de l'hydrogène arsénié qui est aisément décomposé par la chaleur en hydrogène et en arsenic métallique. Lorsqu'on fait cette réaction dans l'appareil de Marsh, l'arsenic se dépose sous forme de taches noires sur les corps froids qu'on tient contre la flamme de l'hydrogène arsénié en combustion; de même, il se dépose à l'état d'un anneau métallique, si l'on décompose l'hydrogène arsénié en lui faisant traverser un tube de verre chauffé au rouge<sup>1</sup>.

Les taches et l'anneau d'arsenic diffèrent par leurs caractères de ceux qu'on obtient avec l'antimoine.

1. Voyez l'appareil de Marsh dans la 5<sup>e</sup> partie, *Recherches de l'arsenic dans les cas d'empoisonnement*.

Les taches d'arsenic sont d'un noir brunâtre, très brillantes; si l'on évapore par-dessus quelques gouttes d'acide nitrique et qu'on reprenne par l'eau, on obtient une solution qui précipite par le nitrate d'argent en rouge brun; si l'on évapore par-dessus quelques gouttes de sulfhydrate d'ammoniaque, elles se transforment en un sulfure jaune, soluble dans l'ammoniaque, et qui ne disparaît pas sous l'influence d'une douce chaleur, après l'addition d'une goutte d'acide chlorhydrique; si l'on met les taches en contact avec une dissolution d'hypochlorite de soude, elles disparaissent instantanément.

L'anneau d'arsenic est plus foncé et d'un blanc moins argentin que l'anneau d'antimoine. Lorsqu'on le chauffe à la lampe, dans un courant de gaz hydrogène ou carbonique, on peut le déplacer aisément d'un point du tube à l'autre. Lorsqu'on grille l'anneau d'arsenic, après avoir coupé la partie du tube où il est déposé, il s'oxyde en répandant une odeur alliée; l'acide arsénieux se dépose, à une petite distance de la partie chauffée du tube, sous la forme d'un enduit cristallin. Avec l'acide nitrique, l'anneau se comporte comme les taches. Si l'on chauffe l'anneau à la lampe, pendant qu'on y fait passer du gaz hydrogène sulfuré sec, le métal se convertit en un sulfure jaune, beaucoup plus volatil que le sulfure d'antimoine, et entièrement soluble dans l'ammoniaque: si l'on fait passer à froid du gaz chlorhydrique sec sur du sulfure d'arsenic, celui-ci reste entièrement intact.

La manière dont les combinaisons arsénicales se comportent au chalumeau est caractéristique pour ces composés. (Voy., plus loin, les réactions des acides de l'arsenic.)