

L'*acide sulfurique* et l'*acide nitrique* dissolvent la cinchonine sans la colorer.

L'*eau chlorée* et l'*ammoniaque* ne donnent pas, avec la cinchonine, la coloration verte caractéristique pour la quinine.

Le *bichlorure de platine* et le *bichlorure de mercure* se comportent avec la cinchonine comme avec la quinine.

II

CARACTÈRES DES ACIDES

A. *Acides minéraux.*

296. On peut diviser les acides minéraux en trois groupes.

PREMIER GROUPE. — Acides dont les solutions neutres précipitent par le chlorure de baryum. Il comprend : les *acides arsénieux, arsénique, chromique, sulfurique, phosphorique, borique, fluorhydrique, carbonique* et *silicique*.

DEUXIÈME GROUPE. — Acides dont les solutions neutres ne précipitent pas par le chlorure de baryum, mais précipitent par le nitrate d'argent. Il comprend : les *acides sulfurique, chlorhydrique, bromhydrique* et *iodhydrique*.

TROISIÈME GROUPE. — Acides dont les solutions ne précipitent ni par le chlorure de baryum ni par le nitrate d'argent. Il comprend : les *acides nitrique* et *chlorique*.

PREMIER GROUPE.

Acides dont les solutions neutres précipitent par le chlorure de baryum.

Acides arsénieux, arsénique, chromique, sulfurique, phosphorique, borique, fluorhydrique, carbonique, silicique.

ACIDE ARSÉNIEUX

297. L'acide arsénieux, qu'on sépare des arsénites, est anhydre et se présente sous la forme d'une masse tantôt transparente et vitreuse, tantôt blanche et opaque comme la porcelaine. Il est volatil sans décomposition ; il est peu soluble dans l'eau, mais il se dissout aisément dans l'acide chlorhydrique et dans la potasse. Il s'obtient sous forme d'octaèdres réguliers par le refroidissement d'une solution dans l'acide chlorhydrique bouillant.

Les arsénites à base de métal alcalin sont seuls solubles dans l'eau ; les autres se dissolvent dans l'acide chlorhydrique.

La *chaleur* rouge décompose tous les arsénites en arséniates et en arsenic métallique.

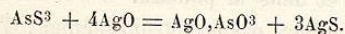
Lorsqu'on traite l'acide arsénieux ou un arsénite au *châumeau*, dans la flamme intérieure et sur le charbon, surtout après l'addition d'un peu de carbonate de soude, il se développe une odeur d'ail très prononcée.

Mêlés à l'état sec avec du charbon et un peu de carbonate de soude, ou mieux avec du cyanure de potassium,

et chauffés dans un petit tube fermé par un bout, les arsénites donnent un sublimé d'arsenic métallique.

Si l'on calcine, dans un petit tube fermé par un bout, un mélange d'acide arsénieux et d'acétate de potasse, il se forme de l'oxyde de cacodyle (alcarsine), dont l'odeur caractéristique permet de reconnaître les moindres traces d'arsenic.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite presque pas les arsénites neutres, mais, par l'addition d'un acide, il se forme un précipité jaune de sulfure d'arsenic (AsS^3), fort soluble dans la potasse caustique ou carbonatée, dans les sulfures alcalins, mais insoluble dans l'acide chlorhydrique même bouillant. Si l'on ajoute une quantité suffisante de nitrate d'argent à la solution ammoniacale de sulfure d'arsenic, il se fait un précipité de sulfure d'argent, tandis que tout l'arsenic reste dans la liqueur sous forme d'arsénite d'argent :



Par la neutralisation avec de l'acide nitrique, ce sel se précipite avec sa couleur jaune caractéristique. Cette réaction peut être employée avec avantage, toutes les fois qu'on voudra transformer du sulfure d'arsenic en acide arsénieux, l'argent se laissant facilement éliminer par l'acide chlorhydrique.

Le *nitrate d'argent* produit, dans les arsénites neutres, un précipité jaune d'arséniate d'argent ($\text{AsO}^3, 2\text{AgO}$) ; si la solution est acide, il faut précipiter par du nitrate d'argent ammoniacal.

Le *sulfate de cuivre* (ou sulfate de cuivre ammoniacal,

dans les solutions acides) donne un précipité vert jaunâtre d'arsénite de cuivre ($\text{AsO}^3, 2\text{CuO}$).

Les arsénites passent aisément à l'état d'arséniates : quand on verse de la potasse dans un arsénite alcalin, et ensuite, peu à peu, une solution de sulfate de cuivre (SO^3, CuO), il se précipite, par l'ébullition, du protoxyde de cuivre rouge (Cu^2O).

Une lame de *zinc* réduit à l'état métallique la solution de l'acide arsénieux dans l'acide chlorhydrique.

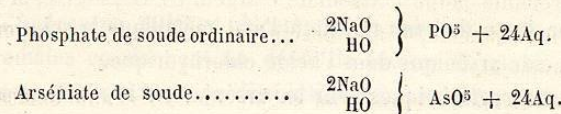
Sont caractéristiques pour les arsénites : la réaction au chalumeau, celles de l'hydrogène sulfuré, du nitrate d'argent et du sulfate de cuivre.

ACIDE ARSÉNIQUE

298. L'acide arsénique ($\text{AsO}^5, 3\text{HO}$) est une masse incolore et déliquescence, qu'une température élevée décompose en oxygène et en acide arsénieux.

Il n'y a de solubles que les arséniates à base de métal alcalin. On rend solubles les arséniates qui ne se dissolvent pas dans l'eau, en les faisant fondre avec du carbonate de soude ; il se produit alors de l'arséniate de soude par l'effet d'une double décomposition.

Les arséniates cristallisés sont isomorphes avec les phosphates tribasiques correspondants, et présentent une composition analogue à celle de ces derniers sels. Ainsi on a, par exemple :



La plupart des arsénates neutres résistent à la *chaleur*, sans se décomposer, mais les sels acides dégagent alors de l'acide arsénieux et de l'oxygène.

Les arsénates se comportent comme les arsénites, au *chalumeau* et avec le *charbon*.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite les arsénates que dans une liqueur acide à l'état jaune (quintisulfure AsS^5), soluble dans les sulfures alcalins; lorsque la liqueur est étendue, le précipité ne se forme qu'à la longue; la chaleur en favorise la formation. Il se dissout aisément dans les alcalis caustiques ou carbonatés, mais l'acide chlorhydrique ne le dissout pas.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* produit, dans la solution des arsénates neutres ou alcalins, du quintisulfure d'arsenic qui reste en dissolution dans le sulfure alcalin; l'addition d'un acide minéral en précipite le quintisulfure.

Le *nitrate d'argent*, ou le nitrate d'argent ammoniacal, donne un précipité rouge brun d'arséniate d'argent (AsO^3 , 3AgO), soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque, qui ne donne pas de protoxyde de cuivre quand on le chauffe avec de la potasse.

Le *nitrate acide de bismuth* donne un précipité blanc d'arséniate de bismuth (BiO^3 , AsO^3), très peu soluble dans l'acide nitrique étendu.

Le *sulfate de cuivre* (ou de cuivre ammoniacal) donne un précipité bleu verdâtre d'arséniate de cuivre (AsO^3 , 2CuO , H_2O).

Une lame de *zinc* réduit à l'état métallique la solution de l'acide arsénique dans l'acide chlorhydrique.

Sont caractéristiques pour les arsénates : la réaction au

chalumeau, celle de l'hydrogène sulfuré, du nitrate d'argent et du sulfate de cuivre.

Nous avons déjà énuméré plus haut (241) les combinaisons arsénicales qu'on rencontre dans la nature.

ACIDE CHROMIQUE

299. L'acide chromique s'obtient à l'état anhydre (CrO^3) en belles aiguilles rouges, fort déliquescentes, et se dissolvant dans l'eau avec une couleur rouge brun. Il se décompose au rouge en oxyde de chrome (Cr^2O^3) et en oxygène.

Les chromates sont tous colorés en jaune (sels neutres, CrO^3 , MO) ou en rouge (sels acides, bichromates, 2CrO^3 , MO); ceux à base de métal alcalin sont solubles dans l'eau et indécomposables par la *chaleur* rouge; les autres chromates sont insolubles dans l'eau, et se décomposent le plus souvent au rouge.

Au *chalumeau*, dans la flamme intérieure, avec le borax ou le sel de phosphore, les chromates donnent des perles vertes.

Fondus avec du *carbonate de soude* et du *salpêtre*, tous les chromates insolubles deviennent solubles dans l'eau: il se produit, dans ces circonstances, du chromate à base d'alcali, par l'effet d'une décomposition.

Les *acides* font passer au rouge la solution des chromates jaunes en les transformant en bichromates.

L'*hydrogène sulfuré* décompose la solution acide des chromates en donnant un dépôt de soufre, et un sel de chrome vert qui reste en dissolution; si la solution ne ren-

ferme pas d'acide libre, le précipité est gris verdâtre et renferme de l'oxyde de chrome.

L'acide chlorhydrique mêlé d'alcool, l'acide sulfureux, l'acide tartrique, etc., réduisent aussi les chromates, surtout à chaud, et les convertissent en sels chromiques dont la solution est verte.

Le chlorure de baryum précipite les chromates en blanc jaunâtre (chromate de baryte, CrO^3, BaO), soluble dans l'acide chlorhydrique et dans l'acide nitrique.

Le nitrated'argent y produit un précipité pourpre foncé de chromate d'argent (CrO^3, AgO), soluble dans l'acide nitrique, dans l'ammoniaque et dans l'hyposulfite de soude.

L'acétate de plomb donne un précipité jaune de chromate de plomb (CrO^3, PbO), soluble dans la potasse, peu soluble dans l'acide nitrique dilué, insoluble dans l'hyposulfite de soude.

Le protonitrate de mercure produit un précipité rouge-brique de protochromate de mercure qui donne, par la calcination, un résidu d'oxyde de chrome vert.

Sont caractéristiques pour les chromates : leur coloration, leur facile réduction à l'état de sels de chrome, et leur manière de se comporter au chalumeau.

Parmi les chromates naturels, le plomb rouge ou plomb chromaté (CrO^3, PbO) est surtout remarquable; on le rencontre en cristaux d'une belle couleur rouge, en Sibérie et au Brésil.

Le chromate de potasse neutre et le bichromate de potasse sont les deux chromates artificiels qui servent à la préparation des autres chromates; on les obtient en traitant par le nitre le fer chromé (271).

ACIDE SULFURIQUE

300. L'acide sulfurique concentré (SO^3, HO) est un liquide huileux, incolore, limpide, sans odeur, et plus pesant que l'eau; il se combine avec l'eau en s'échauffant considérablement; il charbonne le bois, le papier et beaucoup d'autres matières organiques. L'acide anhydre (SO^3) est une masse fibreuse, cristallisée, qui répand à l'air d'abondantes fumées, en attirant l'humidité.

La plupart des sulfates neutres (SO^3, MO) et des sulfates acides ($2\text{SO}^3, \text{MO}$) sont solubles dans l'eau; les sous-sulfates ($\text{SO}^3, n\text{MO}$) sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans les acides. Le sulfate de chaux est fort peu soluble dans l'eau, le sulfate de strontiane l'est encore moins, le sulfate de baryte est tout à fait insoluble. Le sulfate de plomb est également insoluble dans l'eau.

Tous les sulfates sont insolubles dans l'alcool.

Les sulfates à base de métal alcalin, terreux, ou de plomb, ne se décomposent pas par la chaleur; tous les autres se décomposent en dégageant soit de l'acide sulfurique, soit de l'acide sulfureux et de l'oxygène.

Fortement chauffés dans la flamme intérieure du chalumeau, sur du charbon et en présence du carbonate de soude, les sulfates donnent naissance à du sulfure de sodium qui noircit l'argent poli humecté d'eau, et dégage de l'hydrogène sulfuré par les acides.

Les sulfates se décomposent par la calcination avec du charbon, en donnant du sulfure ou de l'acide sulfurique.

Les sulfates insolubles sont décomposés par les car-

bonates alcalins, entièrement par la fusion, et en partie par l'ébullition : ils donnent alors du sulfate alcalin soluble.

Tous les sulfates solubles donnent par le *chlorure de baryum*, ou par un autre sel de baryte soluble quelconque, un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans l'eau et dans les acides dilués.

L'*acétate de plomb* produit, dans la solution des sulfates, un précipité blanc de sulfate de plomb, peu soluble dans l'acide nitrique dilué, mais qui se dissout dans l'acide chlorhydrique bouillant en se transformant en chlorure.

Est caractéristique pour les sulfates : la réaction des sels barytiques.

301. Les principaux sulfates qu'on rencontre dans la nature sont :

L'*aphtalose* ou *potasse sulfatée* (SO^3, KO), minéral très rare qui a été trouvé en petits mamelons sur des laves récentes du Vésuve;

L'*exanthalose* ou *soude sulfatée* ($\text{SO}^3, \text{NaO} + 2\text{Aq}$), en efflorescence sur quelques laves du Vésuve, et en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs de l'Autriche et de la basse Hongrie;

La *thenardite* ou sulfate de soude anhydre (SO^3, NaO), en petits cristaux dans les salines d'Espartine, près de Madrid;

Le *spath pesant* ou *baryte sulfatée* (273);

La *célestine* ou *strontiane sulfatée* (275);

Le *gypse* ou *Pierre à plâtre* (277);

La *Pierre d'alun* (269);

L'*anglésite* ou *plomb sulfaté* (SO^3, PbO), en octaèdres

cunéiformes dans l'île d'Anglesea et dans plusieurs autres localités.

Les sulfates qu'on prépare artificiellement pour les besoins des arts sont ceux à base de soude (*sel de Glauber*), d'alumine, d'alumine et de potasse (*alun*), de fer (*vitriol vert*), de cuivre (*vitriol bleu*) et de zinc (*vitriol blanc*).

ACIDE PHOSPHORIQUE

302. L'acide phosphorique ordinaire ($\text{PO}^5, 3\text{HO}$) constitue des cristaux incolores et limpides, qui tombent à l'air en déliquescence et se convertissent en une liqueur sirupeuse. Lorsqu'on calcine ces cristaux, ils perdent de l'eau, et se convertissent en acide pyrophosphorique ou métaphosphorique. L'acide phosphorique anhydre (PO^5) forme une poudre blanche, extrêmement avide d'eau.

Les phosphates ordinaires renferment 3 atomes de base unis à 1 atome d'acide phosphorique anhydre; cette composition les fait distinguer sous le nom de *phosphates tribasiques*. Les 3 atomes de base peuvent être représentés par 1 atome d'oxyde métallique et 2 atomes d'eau (phosphates acides ou biphosphates), par 2 atomes d'oxyde métallique et 1 atome d'eau (phosphates dits neutres), ou par 3 atomes d'oxyde métallique (phosphates dits basiques). Les formules suivantes résument cette composition :

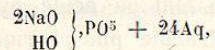
$\left. \begin{array}{l} \text{MO} \\ 2\text{HO} \end{array} \right\}, \text{PO}^5$ Phosphates acides.

$\left. \begin{array}{l} 2\text{MO} \\ \text{HO} \end{array} \right\}, \text{PO}^5$ Phosphates bimétalliques (dits neutres).

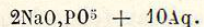
$3\text{MO}, \text{PO}^5$ Phosphates trimétalliques (dits basiques).

Les phosphates à base de métal alcalin sont seuls solubles dans l'eau; les solutions des sels neutres ou basiques bleuisent le tournesol. Tous les autres phosphates sont peu solubles ou insolubles dans l'eau, mais solubles dans les acides chlorhydrique et nitrique.

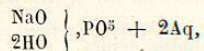
La *chaleur* rouge modifie la plupart des phosphates, surtout ceux à base de métal alcalin, en produisant des *pyrophosphates* ($\text{PO}^5, 2\text{MO}$), des *métaphosphates* (PO^5, MO) ou d'autres sels qui diffèrent, par certaines propriétés, des phosphates tribasiques. L'effet de la chaleur consiste principalement dans l'expulsion de l'eau basique contenue dans les phosphates: lorsqu'on calcine par exemple le phosphate de soude ordinaire, qui renferme, à l'état cristallisé,



ce sel perd non seulement ses 24 atomes d'eau de cristallisation, mais encore son atome d'eau basique; redissous dans l'eau, après avoir été calciné, il ne reprend pas cette eau basique, mais on obtient un nouveau sel, le pyrophosphate de soude, contenant, à l'état cristallisé,



Le phosphate acide de soude (biphosphate ordinaire):



se comporte d'une manière semblable, si, au lieu de lui enlever simplement son eau de cristallisation, on le

chauffe jusqu'à la fusion, de manière à expulser aussi les 2 atomes d'eau basique qu'il renferme: il se produit alors un autre sel, le métaphosphate de soude,



qui se présente sous la forme d'une masse gommeuse, incristallisable et déliquescence.

303. Nous ne nous occuperons, d'une manière spéciale, ni des pyrophosphates ni des métaphosphates: ces sels, d'ailleurs, passent de nouveau à l'état de phosphates ordinaires ou tribasiques, lorsqu'on les chauffe avec des acides, surtout avec de l'acide sulfurique concentré; la même transformation a lieu si l'on fait fondre les pyrophosphates et les métaphosphates avec du carbonate de soude.

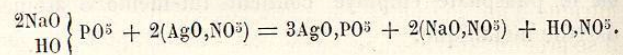
Au *chalumeau*, dans la flamme extérieure, les phosphates donnent une coloration vert bleuâtre après avoir été humectés d'un peu d'acide sulfurique concentré.

La solution des phosphates à base de métal terreux, dans un acide, précipite les phosphates terreux par la saturation avec un *alcali*.

Le *chlorure de baryum* précipite la solution aqueuse des phosphates neutres ou basiques en blanc, soluble dans l'acide chlorhydrique et dans l'acide nitrique, peu soluble dans le chlorhydrate d'ammoniaque. Ce précipité renferme $\text{PO}^5, 2\text{BaO}, \text{HO}$, dans le cas où le phosphate employé contient 2 atomes d'oxyde métallique (de potasse, de soude ou d'ammoniaque); il se compose de $\text{PO}^5, 3\text{BaO}$, dans le cas où le phosphate employé contient lui-même 3 atomes d'oxyde métallique.

Le *sulfate de magnésie* précipite les phosphates neutres en blanc floconneux (phosphate de magnésie, $\text{PO}^3, 2\text{MgO}$, HO); ce précipité ne se produit que dans les liqueurs concentrées; si les liqueurs sont trop étendues pour qu'il se forme à froid, on le voit apparaître par l'ébullition. Les phosphates basiques, même en solution étendue, donnent avec le sulfate de magnésie un précipité blanc de phosphate de magnésie basique, $\text{PO}^3, 3\text{MgO}$. Si, avant d'ajouter le sel magnésien à la solution de phosphate, on mélange celle-ci avec de l'*ammoniaque*, libre ou carbonatée, le précipité n'est plus floconneux, mais il est cristallin et se compose alors de phosphate de magnésie et d'ammoniaque ($\text{PO}^3, 2\text{MgO}, \text{NH}^3\text{O} + 12\text{Aq}$). Celui-ci se dépose promptement; il est insoluble dans l'ammoniaque et dans le chlorhydrate d'ammoniaque, mais il se dissout aisément dans les acides, même dans l'acide acétique. Il se produit même dans des solutions étendues; il apparaît alors surtout par l'agitation du mélange.

Le *nitrate d'argent* précipite la solution des phosphates neutres ou basiques en jaune clair (phosphate d'argent, $\text{PO}^3, 3\text{AgO}$), soluble dans les acides. Lorsque les phosphates neutres ou acides ont été calcinés, ils sont transformés en pyrophosphates ou en métaphosphates, et alors leur solution précipite le nitrate d'argent en blanc ($\text{PO}^3, 2\text{AgO}$ ou PO^3, AgO). Si l'on précipite un phosphate neutre ($\text{PO}^3, 2\text{MO}, \text{HO}$) par du nitrate d'argent, la liqueur où s'est formé le précipité rougit le tournesol et contient de l'acide nitrique libre, ainsi que l'indique l'équation suivante :



L'*acétate de plomb* donne, dans les solutions neutres ou alcalines des phosphates, un précipité blanc de phosphate de plomb ($\text{PO}^3, 3\text{PbO}$), peu soluble dans l'acide acétique; ce précipité fond au chalumeau, sur le charbon, dans la flamme intérieure, en donnant une perle incolore et transparente qui prend, par le refroidissement, des facettes dodécaédriques.

Le *nitrate acide de bismuth* (199) donne, dans les solutions acidifiées par l'acide nitrique, un précipité blanc de phosphate de bismuth ($\text{BiO}^3, \text{PO}^3$). Ce précipité est floconneux quand il se forme dans une liqueur froide et peu acide, tandis qu'il est cristallin et très dense s'il prend naissance dans une solution bouillante. Cette réaction doit être faite dans des liqueurs exemptes d'ammoniaque et qui ne contiennent pas d'autre acide que l'acide nitrique. L'insolubilité du phosphate de bismuth dans l'acide nitrique permet de découvrir des traces d'acide phosphorique, même en présence de l'albumine.

Si l'on ajoute de l'*acétate de potasse* à la solution légèrement acide d'un phosphate, puis une goutte de *perchlorure de fer*, on obtient, surtout à chaud, un précipité blanc jaunâtre et gélatineux de phosphate de fer au maximum. Pour faire cette réaction, il faut éviter avec soin l'emploi d'un excès de perchlorure, car l'acétate de fer qu'il produit, par double décomposition avec l'acétate de potasse, colore la solution en rouge et dissout légèrement le phosphate de fer.

Lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'une solution de *molybdate d'ammoniaque* à la solution chlorhydrique ou nitrique d'un phosphate, et qu'on fait bouillir le mélange, il se produit aussitôt une coloration d'un jaune vif, tirant

un peu sur le vert, ainsi qu'un précipité jaune, pour peu que les liqueurs soient concentrées; la coloration jaune disparaît en partie par le refroidissement.

Sont caractéristiques pour les phosphates : les réactions du nitrate d'argent, du sulfate de magnésie en présence de l'ammoniaque, et surtout celles du molybdate d'ammoniaque et du nitrate acide de bismuth.

304. Le phosphate de chaux ($\text{PO}^3, 3\text{CaO}$) contenu dans les *os des animaux*, ainsi que dans les *nodules coprolithiques*, sert de matière première pour la préparation des autres phosphates. On trouve, en outre, dans la nature, les phosphates suivants :

L'*apatite*, combinaison de phosphate de chaux et de fluorure de calcium ($3[\text{PO}^3, 3\text{CaO}] + \text{CaF}$), en masses presque toujours cristallisées, dans le granite, dans les mines d'étain de Cornouailles, dans les filons de fer oxydulé d'Arendal en Norvège, etc.;

La *wagnérite*, combinaison de phosphate de magnésie et de fluorure de magnésium ($\text{PO}^3, 3\text{MgO} + \text{MgF}$), en cristaux très rares, dans le schiste argileux de Salzbourg ;

La *wawellite*, combinaison de phosphate d'alumine et de fluore d'aluminium ($3\text{PO}^3, 4\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Al}^3\text{F}^3 + 18\text{Aq}$), en globules radiés, jaunes ou verdâtres, particulièrement dans le Devonshire ;

La *hureaulite*, la *triphylite*, la *triplite*, composant des phosphates de manganèse, en proportions différentes ;

La *vivianite*, le *fer azuré*, la *dufrénite*, composant des phosphates de fer, en proportions différentes, tantôt blancs, tantôt verts ou bleus ;

Le *plomb phosphaté*, combinaison de phosphate de plomb

et de chlorure de plomb ($3[\text{PO}^3, 3\text{PbO}] + \text{PbCl}$), en cristaux verts ou bruns ;

La *libéthénite* ou phosphate de cuivre.

Le phosphate le plus employé dans les laboratoires de chimie est le sel neutre à base de soude.

ACIDE BORIQUE

305. L'acide borique cristallisé ($\text{BO}^3, 3\text{HO}$) constitue des paillettes brillantes, incolores, solubles dans l'eau et dans l'alcool, rougissant le tournesol et brunissant le curcuma. Lorsqu'on évapore une solution aqueuse d'acide borique, il se volatilise beaucoup d'acide avec les vapeurs; la déperdition est encore plus grande avec une solution d'acide borique dans l'alcool. L'acide anhydre (BO^3) forme une masse vitreuse incolore.

Les borates à base de métal alcalin sont les seuls qui se dissolvent aisément dans l'eau. Ces solutions ont une réaction alcaline. Le borax du commerce est un haborate de soude ($2\text{BO}^3, \text{NaO}$).

La *chaleur rouge* ne décompose pas les borates. Les borates alcalins, étant fondus avec des oxydes métalliques, dissolvent ceux-ci en donnant des verres souvent colorés.

Le *papier de curcuma*, trempé dans la solution d'un borate, préalablement acidifiée par les acides chlorhydrique ou sulfurique, prend par la dessiccation une coloration brun rougeâtre.

L'*acide sulfurique*, ajouté à chaud à la solution très concentrée d'un borate, donne, par le refroidissement de la liqueur, des paillettes brillantes d'acide borique.

L'*alcool*, versé sur l'acide borique libre ou sur un borate

mêlé d'acide sulfurique concentré, brûle, quand on l'alume, avec une flamme verte, surtout par l'agitation du mélange préalablement chauffé.

Le *chlorure de baryum* donne, dans une solution de borax, quand elle n'est pas trop étendue, un précipité blanc de borate de baryte, soluble dans les acides, dans un excès de chlorure de baryum, dans le chlorhydrate d'ammoniaque, et même dans beaucoup d'eau.

Le *nitrate d'argent* donne, dans une solution concentrée de borax, un précipité blanc de borate d'argent, soluble dans l'acide nitrique, dans l'ammoniaque, et même dans beaucoup d'eau; dans les solutions fort diluées, il produit un précipité brun d'oxyde d'argent.

Est caractéristique pour les borates : la coloration verte qu'ils communiquent à la flamme de l'alcool, après que l'acide borique en a été isolé par l'acide sulfurique.

306. L'acide borique existe en dissolution dans les fumaroles qui se dégagent des soufflards volcaniques, en Toscane. On l'a aussi trouvé à l'état solide, en masses nacrées (*sassoline* des minéralogistes), dans l'intérieur du cratère de Vulcano.

Les borates naturels sont : le *borax* ou *tinkal*, biborate de soude, qui existe en dissolution dans plusieurs lacs de l'Inde : la *boracite*, borate de magnésie, en petits cristaux cubiques, disséminés dans les gypses de Lunebourg et du Holstein; l'*hydroboracite*, borate hydraté à base de magnésie et de chaux, en masses fibreuses, dans certaines localités du Caucase.

C'est avec l'acide borique naturel qu'on prépare le borax employé dans les arts, ainsi que les autres borates.

ACIDE FLUORHYDRIQUE

307. L'acide fluorhydrique (HF) est un liquide incolore, volatil, répandant à l'air des fumées acides. Il se mêle à l'eau en toutes proportions. Il est remarquable par la propriété qu'il possède de dissoudre la silice, et d'attaquer tous les silicates insolubles dans l'acide chlorhydrique, tels que le verre et la porcelaine.

Les fluorures alcalins sont solubles dans l'eau; les fluorures terreux y sont insolubles ou très peu solubles; les fluorures d'aluminium, de mercure, de fer, y sont très solubles; les fluorures de zinc, de plomb, de cuivre, y sont insolubles. Beaucoup de fluorures insolubles se dissolvent dans l'acide fluorhydrique.

La plupart des fluorures résistent à l'action de la *chaleur* rouge.

Le *chlorure de calcium* produit, dans la solution des fluorures neutres, un précipité gélatineux et transparent de fluorure de calcium, insoluble à froid dans les acides chlorhydrique et nitrique, ainsi que dans les liqueurs alcalines.

Lorsqu'on chauffe avec de l'*acide sulfurique concentré*, dans un creuset de platine, un fluorure réduit en poudre, il dégage des vapeurs d'acide fluorhydrique qui dépolissent le verre. Pour faire cette réaction, qui est entièrement caractéristique pour les fluorures, on fait fondre un morceau de cire sur une plaque de verre, à la surface de laquelle on l'étend ensuite bien uniformément. On trace quelques caractères sur cette couche de cire, à l'aide d'un morceau de bois pointu qu'on appuie assez fortement pour mettre le verre à nu; on maintient la plaque ainsi préparée sur le