

creuset d'où se dégagent les vapeurs fluorhydriques, et, après l'y avoir laissée exposée pendant quelques minutes, on enlève la cire et l'on nettoie la surface de la plaque avec un peu d'éther ou d'essence de térébenthine. On trouve alors gravés dans le verre les caractères qu'on avait tracés sur la plaque. Comme l'acide sulfurique du commerce peut contenir des traces d'acide fluorhydrique, on ne doit employer pour cette recherche que de l'acide dont on a rejeté les premières portions passées à la distillation.

Mêlés avec du *sable siliceux* et chauffés avec l'acide sulfurique concentré, les fluorures dégagent du gaz fluosilicique ( $\text{SiF}^2$ ) qui fume à l'air, et se dissout dans l'eau en déposant de la silice gélatineuse. Cette réaction est fort sensible : on n'a qu'à chauffer le mélange dans un petit ballon à l'ouverture duquel on a fixé, au moyen d'un bouchon percé, un petit-tube humecté d'eau intérieurement; le gaz, en traversant ce tube, ne tarde pas à le rendre trouble dans toute sa longueur.

308. Le *spath fluor* ou fluorure de calcium ( $\text{CaF}$ ) est la matière première avec laquelle s'obtiennent toutes les combinaisons fluorées; il se rencontre le plus souvent en tubes, de couleurs vives et variées, dans les filons qui accompagnent les minerais d'étain, de plomb ou de cuivre.

Le fluor est aussi fréquemment associé à certains phosphates naturels (304).

#### ACIDE CARBONIQUE

309. Dans les circonstances ordinaires, l'acide carbonique est anhydre ( $\text{CO}^2$ ) et se présente sous la forme d'un gaz

incolore, plus pesant que l'air, éteignant les corps en combustion, et troublant l'eau de chaux. L'eau, à la température ordinaire, dissout un volume de gaz acide carbonique égal au sien; la solution a une saveur aigrelette et piquante, et abandonne tout son acide carbonique quand on chauffe.

Il existe des carbonates neutres ( $\text{CO}^2, \text{MO}$ ), des bicarbonates ( $2\text{CO}^2, \text{MO}$ ), des sesquicarbonates ( $3\text{CO}^2, 2\text{MO}$ ) et des sous-carbonates ( $\text{CO}^2, n\text{MO}$ ).

Les carbonates neutres à base de métal alcalin sont seuls solubles dans l'eau; leur solution possède une réaction très alcaline. Les carbonates acides à base de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, de fer et de manganèse sont aussi solubles dans l'eau, mais la solution se décompose par l'ébullition, en déposant du sel neutre.

La *chaleur* décompose tous les carbonates, à part ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de baryte et de strontiane.

Les *acides* minéraux décomposent tous les carbonates avec effervescence; le gaz dégagé est incolore, sans odeur, et trouble l'eau de chaux (employée en excès). Cette réaction est caractéristique pour les carbonates. Il faut, pour décomposer les carbonates, et surtout les carbonates des métaux alcalins, par l'acide chlorhydrique ou nitrique, employer un excès d'acide, parce qu'en n'y mettant pas celui-ci en quantité suffisante, on n'arrive souvent qu'à former d'abord des bicarbonates, sans déterminer d'effervescence.

Les *chlorures de calcium et de baryum* précipitent immédiatement en blanc les carbonates alcalins neutres; les bicarbonates n'en sont précipités qu'à l'ébullition.

310. On trouve dans la nature les carbonates à base de chaux (*calcaires, marbre, craie*, 277), de magnésie (*dolomies*, 279), de fer (*fer spathique*, 263), de cuivre (*malachite et azurite*, 253), etc.

Plusieurs carbonates se préparent artificiellement et s'emploient dans les arts; tels sont notamment les carbonates à base de soude, de potasse, de magnésie et de plomb (*céruse*).

#### ACIDE SILICIQUE

311. L'acide silicique ou silice ( $\text{SiO}_2, n\text{HO}$ ), précipité de ses solutions, se présente à l'état d'une masse gélatineuse, soluble dans les acides et les alcalis. La calcination le transforme en silice anhydre ( $\text{SiO}_2$ ), qui se présente sous la forme d'un sable blanc, non cristallin, insoluble dans les acides (à l'exception de l'acide fluorhydrique), soluble dans les alcalis caustiques et carbonatés par l'ébullition et surtout par la fusion.

Ces caractères sont ceux que présente aussi la silice anhydre que l'on rencontre dans la nature (*quartz, cristal de roche*).

Au *chalumeau*, avec le sel de phosphore, cette silice donne une perle incolore, où elle reste suspendue sous la forme d'une masse opaque, qu'on voit surtout quand la perle est encore rouge; avec le carbonate de soude, on obtient une perle incolore, en même temps qu'un dégagement d'acide carbonique.

Les silicates alcalins à excès de base sont seuls solubles dans l'eau. Les autres silicates sont insolubles, quelques-uns se dissolvent dans l'acide chlorhydrique. Tous les silicates

deviennent solubles quand on les fait fondre avec un excès de carbonate alcalin.

Tous les silicates sont indécomposables par la *chaleur rouge*.

Les solutions concentrées des silicates alcalins précipitent, par les *acides*, de la silice à l'état gélatineux; si les solutions sont étendues, la silice reste en dissolution, mais si l'on évapore à siccité et qu'on reprenne l'eau, la silice reste à l'état de sable blanc.

L'insolubilité de la silice anhydre dans tous les acides (à l'exception de l'acide fluorhydrique), et la manière dont elle se comporte au chalumeau, sont caractéristiques pour les silicates.

312. Les silicates composent la plupart des minéraux que les anciens minéralogistes désignaient sous le nom de *pierres*. Ils présentent deux groupes distincts: les silicates anhydres et les silicates hydratés. Les premiers sont, en général, durs, insolubles dans les acides, et pour la plupart inattaquables par ces réactifs. Les seconds, au contraire, presque tous tendres, sont rayés par une pointe d'acier, et se dissolvent avec facilité dans les acides.

α. Parmi les silicates naturels qui se décomposent par l'acide chlorhydrique, en mettant en liberté de la silice gélatineuse, on remarque:

La *mésotype* ou *natrolithe*, silicate hydraté à base de soude et d'alumine; la *mésolite*, silicate hydraté à base de soude, de chaux et d'alumine; la *scolézite*, silicate hydraté à base de chaux et d'alumine. Ces trois minéraux se trouvent en aiguilles ou en masses circulaires et radiées dans les terrains volcaniques de l'Auvergne, d'Islande, etc. On les

comprend quelquefois sous la dénomination de *zéolithes radiées*.

La *stilbite*, silicate hydraté à base de chaux et d'alumine, avec de petites quantités de soude, se trouve également dans les roches volcaniques, en lamelles cristallines ou en masses fibreuses et mamelonnées d'un blanc laiteux.

L'*apophyllite*, silicate hydraté à base de chaux et de potasse, se trouve en masses lamelleuses ou en cristaux dans les roches volcaniques des îles Feroë et de l'Islande.

L'*analcime*, silicate hydraté à base de soude et d'alumine, se présente en cristaux dérivés du cube, couleur de chair, et disséminés dans les basaltes du Vésuve et du Tyrol.

La *leucite* ou *amphigène*, silicate de potasse et d'alumine, cristallisé en trapézoèdres, d'un blanc laiteux, dans les laves de la Somma et d'Albano, près de Rome, etc.

La *laumonite* ou *zéolithe efflorescente*, silicate hydraté à base de chaux et d'alumine, en cristaux allongés, d'un blanc laiteux, dans la mine de Huelgoat, en Bretagne.

La *chabasie*, silicate hydraté à base de chaux et d'alumine (avec de la soude et de la potasse), cristallisé en rhomboèdres obtus très voisins du cube (de là le nom de *zéolithe cubique* donné à ce minéral par les anciens minéralogistes); sa couleur est d'un blanc laiteux ou d'un blanc rougeâtre; elle se trouve dans les amygdaloïdes d'Oberstein, dans la Prusse rhénane.

La *brewstérite*, silicate à base de baryte, de strontiane et d'alumine, en cristaux blancs, d'un éclat vitreux.

La *diopase*, silicate hydraté à base de cuivre, en prismes hexagones, d'une belle couleur émeraude.

L'*écume de mer* ou *magnésite*, silicate hydraté à base de

magnésie, analogue à la craie par ses caractères extérieurs, appartenant aux formations tertiaires d'eau douce ainsi qu'aux terrains serpentueux.

Le *labradorite*, silicate à base de chaux, de soude et d'alumine, en masses lamellaires, d'un gris de cendre, offrant souvent des reflets colorés très variés, dans les roches basaltiques du Labrador.

β. Les silicates suivants ne sont pas décomposés par l'acide chlorhydrique :

Les *feldspaths*, silicates à base d'alumine et de potasse, de soude, de chaux ou de lithine, formant la base de la plupart des roches composées qu'on trouve dans les terrains de cristallisation.

Les *pyroxènes*, silicates à base de chaux et de magnésie, ou de chaux et de fer ou de manganèse, différemment colorés et cristallisés, formant des veines ou des filons dans les roches de cristallisation.

Les *amphiboles*, silicates semblables aux pyroxènes, renfermant les mêmes bases, mais dans des proportions différentes.

Le *péridot*, silicate à base de magnésie et de fer, substance vitreuse, le plus souvent verte, en rognons ou en grains disséminés dans les basaltes de l'Auvergne et du Vivarais.

Les *micas*, silicates à base de magnésie, de potasse, de lithine, d'alumine, de fer, en proportions très variables, différemment colorés, en feuilletés très brillants, élastiques et susceptibles de se diviser. Ils entrent dans la composition des granites, des gneiss, des micaschistes, etc.

Les *tourmalines*, silicates à base de chaux, de magnésie, de potasse, de soude, d'alumine, en proportions très varia-

bles, le plus souvent avec de l'acide borique, en cristaux ordinairement noirs, disséminés dans toutes les roches cristallines, et remarquables en ce qu'ils acquièrent par la chaleur l'électricité polaire.

Les *épidotes*, silicates à base de chaux et d'alumine, ou de fer et d'alumine, en prismes allongés, formant des masses bacillaires, grisâtres ou d'un vert foncé, dans les terrains granitiques des Alpes et de beaucoup d'autres localités.

Les *grenats*, silicates à base de chaux et d'alumine, ou de fer et d'alumine, ou de manganèse et d'alumine, cristallisés en dodécaèdres rhomboïdaux, différemment colorés et abondamment disséminés dans les diverses roches de cristallisation, telles que les micaschistes, les gneiss, les roches serpentineuses, etc.

Les *serpentes*, silicates de magnésie combinés avec des hydrates à même base, en masses compactes, tendres, vertes ou noires, dans toutes les positions géologiques, en Bretagne, en Limousin, dans les Pyrénées, etc. Elles sont en partie attaquées par les acides. Les *diallages* sont analogues aux serpentines.

Le *talc*, silicate de magnésie, de couleur verdâtre, le plus souvent feuilleté, susceptible de se diviser en lames minces, se rencontrant en amas ou en filons dans différentes roches de cristallisation.

L'*amiante* ou *asbeste*, silicate de magnésie, tantôt hydraté, tantôt anhydre, en fibres plus ou moins fines, dans les dépôts de serpentine.

La *Pierre ponce*, silicate dont la composition mal définie est semblable à celle du feldspath; elle se trouve en fragments plus ou moins volumineux dans les dépôts

trachytiques. Les *obsidiennes* sont des silicates vitreux, le plus souvent noirs, qui se trouvent dans les mêmes endroits.

Les *verres*, les *cristaux*, les *porcelaines*, les *poteries* de toute espèce, sont des silicates plus ou moins mélangés, à base de chaux, de soude, de potasse, de plomb, d'alumine, etc.

## DEUXIÈME GROUPE.

Acides dont les solutions neutres ne précipitent pas par le chlorure de baryum, mais précipitent par le nitrate d'argent.

*Acides sulfhydrique, chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique.*

## ACIDE SULFHYDRIQUE

313. L'acide sulfhydrique (HS) est un gaz incolore, d'une odeur d'œufs pourris, soluble dans l'eau; il est inflammable, et brûle avec une flamme bleue, en répandant l'odeur du soufre en combustion (acide sulfureux).

Les sulfures alcalins et les sulfures terreux (quatrième et cinquième groupes de métaux) sont solubles dans l'eau, et ont une réaction alcaline; ce sont les sulfures à base d'ammonium, de potassium, de sodium, de baryum, de strontium, de calcium et de magnésium. Les autres sulfures sont insolubles dans l'eau; ceux des métaux du troisième groupe se dissolvent dans l'acide chlorhydrique, les uns dans l'acide déjà étendu (ceux de manganèse, de zinc, de fer), les autres (ceux de nickel et de cobalt) seulement dans l'acide concentré et bouillant. Les sulfures des premier et

deuxième groupes (à base de plomb, argent, mercure, cadmium, cuivre, bismuth, étain, antimoine, arsenic, or, platine) se dissolvent soit dans l'acide chlorhydrique concentré et bouillant, soit dans l'acide nitrique, soit dans l'eau régale. Les sulfures de mercure ne se dissolvent que dans ce dernier agent.

La plupart des sulfures résistent à l'action d'une forte chaleur, hors du contact de l'air; il en est cependant, notamment les polysulfures, qui dégagent alors du soufre. Par le grillage à l'air, ils donnent tantôt du gaz sulfureux, tantôt du soufre. Le sulfate de mercure (HgS) est volatil sans décomposition.

Au *chalumeau*, dans le feu d'oxydation, beaucoup de sulfures brûlent avec une flamme bleue, en dégageant du gaz sulfureux.

La solution aqueuse des sulfures précipite en noir le *nitrate d'argent* et l'*acétate de plomb*.

Le *nitroprussiate de soude* versé dans la solution d'un sulfure détermine une belle coloration rouge pourpre, qui disparaît avec le temps; l'hydrogène sulfuré libre ne donne pas cette coloration.

Les sulfures alcalins et terreux, ainsi que ceux à base de fer, de manganèse et de zinc, sont décomposés par les *acides* minéraux étendus, avec dégagement de sulfure d'hydrogène, reconnaissable à son odeur et à son action sur une bande de papier humectée d'*acétate de plomb*, qu'il noircit. (Lorsque les combinaisons appartiennent à un degré supérieur de sulfuration, les acides produisent en même temps un trouble laiteux ou un dépôt blanc de soufre.)

Les autres sulfures se dissolvent dans l'*acide nitrique* bouillant, dans l'*eau régale*, ou dans l'*acide chlorhydrique*

*additionné de chlorate de potasse*, avec formation d'acide sulfurique, et quelquefois avec dépôt de soufre.

Fondus avec du *carbonate de soude*, les sulfures insolubles donnent une masse qui, humectée d'eau et placée sur une pièce d'argent, y produit une tache noire; les sulfures solubles donnent cette réaction sans qu'on ait besoin de les chauffer avec le carbonate de soude.

Sont caractéristiques pour les sulfures : l'odeur de l'hydrogène sulfuré qu'on en dégage par les acides, leurs réactions avec les sels de plomb ou d'argent, ainsi qu'au *chalumeau*.

314. On trouve dans la nature un grand nombre de sulfures : les *pyrites*, les *blendes*, les *galènes* des minéralogistes sont des sulfures à base de fer, de zinc, de plomb, etc. Nous en avons parlé en nous occupant des métaux. La plupart des eaux minérales sulfureuses doivent leurs propriétés à des sulfures de calcium, de sodium ou de magnésium.

Parmi les sulfures qui sont obtenus artificiellement, il faut citer : le *foie de soufre*, mélange de sulfure de potassium et de sulfate de potasse, avec lequel on prépare les bains sulfureux (dits de Barèges); le *vermillon* ou sulfure de mercure rouge, qu'on emploie dans la peinture, etc.

## ACIDE CHLORHYDRIQUE

315. L'acide chlorhydrique (HCl) est un gaz incolore, fort acide, répandant à l'air d'abondantes fumées suffocantes. Il est excessivement soluble dans l'eau.

Les chlorures neutres sont, en général, solubles dans l'eau, à l'exception du chlorure d'argent, du protochlorure

rure de mercure et du chlorure de plomb; les sous-chlorures sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans les acides.

La *chaleur* volatilise beaucoup de chlorures (de mercure, d'antimoine, de zinc, d'arsenic, d'étain); d'autres chlorures se décomposent au rouge.

Le *nitrate d'argent* précipite la solution des chlorures en blanc caillebotté (chlorure d'argent,  $\text{AgCl}$ , insoluble dans l'acide nitrique, fort soluble dans l'ammoniaque); le précipité noircit à la lumière, fond à une très forte chaleur, et se prend par le refroidissement en une masse cornée.

Chauffés avec du *bioxyde de manganèse* et de l'*acide sulfurique*, la plupart des chlorures dégagent du chlore gazeux, reconnaissable à l'odeur, à la couleur et à l'action blanchissante qu'il exerce sur les matières colorantes végétales.

L'*acétate de plomb* produit, dans la solution des chlorures, un précipité blanc et cristallin de chlorure de plomb ( $\text{PbCl}$ ) soluble dans l'eau bouillante.

Le *protonitrate de mercure* donne un précipité blanc de protochlorure de mercure ( $\text{Hg}^2\text{Cl}$ ).

La réaction des sels d'argent est caractéristique pour les chlorures.

316. Le chlorure le plus répandu dans la nature, et qui sert de matière première pour la préparation du chlore et de tous les autres chlorures, c'est le chlorure de sodium ou *sel gemme* qu'on trouve en mines presque inépuisables en France (Vic-en-Dieuze, département de la Meurthe), en Angleterre, en Allemagne, en Pologne (Wieliczka), et en dissolution dans l'eau de mer (la proportion du chlorure de

sodium y varie de 10 à 25 millièmes), ainsi que dans toutes les sources salées.

Parmi les chlorures artificiels, les suivants méritent d'être mentionnés : les deux chlorures de mercure (*calomel*  $\text{Hg}^2\text{Cl}$ , et *sublimé corrosif*,  $\text{HgCl}$ ) employés dans l'art de guérir; le chlorure d'antimoine ou *beurre d'antimoine* ( $\text{SbCl}^3$ ) servant aux médecins pour cautériser certaines plaies et aux armuriers pour bronzer les canons de fusil; le protochlorure d'étain ou *sel d'étain* ( $\text{SnCl}$ ), d'un usage fréquent dans la teinture; le chlorure de calcium ( $\text{CaCl}$ ), connu par son avidité pour l'eau et servant, dans les laboratoires de chimie, comme agent de dessiccation, etc.

## ACIDE BROMHYDRIQUE

317. L'acide bromhydrique ( $\text{HBr}$ ) est un gaz qui présente des caractères semblables à ceux de l'acide chlorhydrique.

Les bromures présentent la plus grande analogie avec les chlorures, sous le rapport de la solubilité et de la manière dont ils se comportent avec la chaleur.

Le *nitrate d'argent* donne, dans la solution des bromures, un précipité jaunâtre de bromure d'argent ( $\text{AgBr}$ ), insoluble dans l'acide nitrique et peu soluble dans l'ammoniaque; le précipité se colore en violet à la lumière.

Le *chlore* décompose les bromures; quand on ajoute de l'eau chlorée à un bromure, le liquide se colore en jaune rougeâtre par du brome mis en liberté, dont on peut s'emparer en agitant le liquide avec de l'éther.

L'*acide nitrique* décompose les bromures (à l'exception de ceux de mercure et d'argent) en isolant du brome, qui

colore le liquide en jaune rougeâtre. Le brome mis en liberté colore en jaune l'empois d'amidon.

Chauffés avec de l'*acide sulfurique* et du *bioxyde de manganèse*, la plupart des bromures dégagent du brome en vapeurs jaune rougeâtre.

Les réactions du nitrate d'argent, du chlore et de l'acide nitrique sont caractéristiques pour les bromures.

318. Les bromures à base de sodium, de calcium ou de magnésium sont contenus en petite quantité dans l'eau de mer et dans l'eau des sources salées. On a aussi trouvé du bromure d'argent au Mexique et à Huelgoat, en Bretagne.

#### ACIDE IODHYDRIQUE

319. L'acide iodhydrique (HI) est un gaz semblable aux acides chlorhydrique et bromhydrique. Sa solution aqueuse est incolore; mais elle brunit rapidement à l'air en mettant en liberté de l'iode qui se dissout dans l'acide iodhydrique.

Les iodures métalliques présentent beaucoup de rapports avec les chlorures et les bromures; cependant il existe un plus grand nombre d'iodures insolubles dans l'eau (notamment les iodures de cuivre au minimum, de mercure au minimum et au maximum, d'argent, de plomb). Ils sont sans odeur et souvent d'une belle couleur.

La *chaleur* volatilise plusieurs iodures.

Le *nitrate d'argent* donne dans la solution des iodures un précipité jaune clair d'iodure d'argent (AgI), insoluble dans l'acide nitrique étendu, et presque insoluble dans l'ammoniaque.

Le *bichlorure de mercure* précipite en jaune (biiodure de mercure, HgI<sub>2</sub>), et le précipité se transforme en peu d'instants en une poudre cristalline d'un beau rouge, soluble dans un excès d'iodure alcalin, dans un excès de bichlorure de mercure et dans l'acide chlorhydrique.

Le *protonitrate de mercure* donne un précipité jaune verdâtre de protoiodure de mercure (Hg<sup>2</sup>I).

Un mélange de *sulfate de cuivre* et de *protosulfate de fer* précipite du protoiodure de cuivre (Cu<sup>2</sup>I) d'un blanc sale, tandis que le liquide se colore en brun par de l'iode mis en liberté. L'addition d'un peu d'ammoniaque favorise la précipitation de l'iode. Ni les chlorures ni les bromures ne présentent cette réaction avec un mélange de sulfate de cuivre et de sulfate de fer.

L'*eau chlorée* colore en jaune la solution des iodures, en mettant de l'iode en liberté, et le liquide bleuit alors l'*empois d'amidon*. Cette réaction est fort sensible et décèle les moindres quantités d'iode. Les iodures seuls, bien entendu, ne la présentent pas. L'eau chlorée qu'on emploie pour mettre l'iode en liberté doit y être versée avec beaucoup de précaution, car si on la verse en excès sur l'iodure, il se produit un chlorure d'iode qui ne bleuit pas l'empois d'amidon.

Le *chloroforme*, ou le *sulfure de carbone*, ajouté à la solution d'un iodure préalablement additionné d'un peu d'eau chlorée, prend par l'agitation une belle coloration pourpre. Un excès de chlore détruit cette coloration, mais on peut la faire reparaitre au moyen de l'acide sulfureux.

Chauffés avec l'*acide nitrique*, les iodures secs dégagent des vapeurs rutilantes et des vapeurs violettes d'iode. Si l'on ajoute l'acide nitrique à la solution d'un iodure, l'iode

devient libre et colore alors en bleu l'*empois d'amidon*.

Chauffés avec un mélange d'*acide sulfurique* et de *bioxyde de manganèse*, les iodures dégagent des vapeurs violettes d'iode. L'acide sulfurique concentré peut seul dégager des vapeurs d'iode, si on le chauffe avec un iodure; alors il se produit en même temps de l'acide sulfureux. Lorsque l'iode est en très petite quantité, il est impossible de le reconnaître à la couleur de sa vapeur, et il faut alors employer l'*empois d'amidon*. Le moyen le plus sûr pour découvrir l'iode dans une substance non dissoute consiste à y verser de l'acide sulfurique concentré, après l'avoir mise dans un petit ballon qu'on ferme ensuite légèrement avec un bouchon auquel on a suspendu une bande de papier enduite d'un peu d'*empois d'amidon*; cette bande se colore en bleu dans l'espace de quelques heures, pour peu que la matière contienne de l'iode.

Une solution de *nitrate* ou de *chlorure de palladium* produit, dans la solution des iodures, un précipité noir d'iodure de palladium (PdI).

Les réactions de l'acide chlorhydrique, de l'acide nitrique avec l'*empois d'amidon*, et des sels de palladium, sont caractéristiques pour les iodures.

320. Les iodures à base de potassium, de sodium, de calcium et de magnésium se rencontrent en petite quantité dans l'eau de mer et dans l'eau de plusieurs sources salées. On les trouve en quantité plus notable dans les cendres des fucus qui croissent sur les bords de la mer.

L'iodure d'argent constitue un minéral jaune assez fréquent au Chili.

## TROISIÈME GROUPE.

Acides dont les solutions ne précipitent ni par le chlorure de baryum, ni par le nitrate d'argent.

*Acide nitrique, acide chlorique.*

## ACIDE NITRIQUE

321. L'acide nitrique ( $\text{AzO}^3, \text{HO}$ ) est un liquide incolore, fumant à l'air, coloré en rouge ou en jaune lorsqu'il contient de l'acide nitreux : il détruit promptement les matières organiques, et colore beaucoup d'entre elles en jaune foncé. L'acide nitrique anhydre ( $\text{NO}^3$ ) se présente sous la forme de cristaux assez altérables, bouillant à 45 degrés.

Les nitrates neutres ( $\text{NO}^3, \text{MO}$ ) sont tous solubles dans l'eau; quelques sous-nitrates ( $\text{NO}^3, n\text{MO}$ ) y sont insolubles, mais ils se dissolvent dans les acides.

La *chaleur* rouge les décompose avec dégagement d'oxygène et de vapeurs rutilantes.

Quand on projette un nitrate sur des *charbons ardents*, ou qu'on introduit un morceau de papier ou toute autre substance organique dans un nitrate maintenu en fusion, il s'effectue une vive déflagration.

Quand on verse sur du *sulfate de protoxyde de fer cristallisé*, réduit en poudre fine, de l'*acide sulfurique concentré* en quantité suffisante pour obtenir une bouillie très claire, et qu'après refroidissement on ajoute une ou deux gouttes de la solution d'un nitrate, le mélange prend par l'agitation une belle coloration rouge. Cette réaction est due à



une combinaison particulière de bioxyde d'azote avec le sulfate de fer; le bioxyde d'azote provient lui-même d'une désoxydation de l'acide nitrique libre en présence d'une autre portion de sel de fer. La coloration que prend le mélange est d'autant plus intense qu'il y a plus de nitrate; cependant la présence d'une quantité trop considérable de ces sels peut la faire disparaître complètement. Elle est également détruite par la chaleur, ainsi que par l'addition de beaucoup d'eau. Faite dans les conditions indiquées ci-dessus, cette réaction est extrêmement sensible et permet de découvrir facilement des traces d'acide nitrique; mais il importe que la substance soumise à cet essai ne contienne ni bromures, ni iodures, ni matières organiques, car la coloration produite par ces corps pourrait donner lieu à une fausse indication.

Si l'on ajoute une goutte d'une *solution d'indigo* à la solution d'un nitrate, de manière à la colorer en bleu, puis quelques gouttes d'acide sulfurique, elle se décolore par l'ébullition, l'indigo s'oxydant aux dépens de l'acide nitrique mis en liberté.

Quand on mélange un nitrate avec de la *limaille de cuivre*, et qu'on y verse de l'acide sulfurique concentré, il se développe, par la chaleur, des vapeurs rutilantes.

La déflagration sur les charbons rouges et la réaction du protosulfate de fer sont caractéristiques pour les nitrates.

322. On trouve les nitrates, particulièrement ceux à base de chaux, de potasse, de magnésie, dans tous les lieux habités, sombres et humides, dans les écuries, les caves, les bergeries, etc. Les plantes qui croissent près des murailles, comme la pariétaire, la mercuriale, la bourrache, la bu-

glose, en renferment abondamment. Dans les grandes plaines de la Chine, de l'Inde, de l'Égypte, la terre est tellement pénétrée de nitrate de potasse (*salpêtre*), qu'elle donne ce sel par un simple lessivage. Le nitrate de soude (*salpêtre du Chili*) forme des dépôts très étendus dans le Pérou et le Chili.

## ACIDE CHLORIQUE

323. L'acide chlorique à l'état très concentré se présente sous la forme d'un liquide jaune huileux, ayant une odeur semblable à celle de l'acide nitrique. Il rougit le tournesol, mais la couleur blanchit bientôt. Il est fort soluble dans l'eau.

Les chlorates neutres ( $\text{ClO}^3, \text{MO}$ ) sont solubles dans l'eau; quelques sous-chlorates y sont insolubles, mais solubles dans les acides dilués.

La *chaleur* décompose tous les chlorates, même au-dessous du rouge, en donnant de l'oxygène et du chlorure qu'on reconnaît par les sels d'argent.

Sur les *charbons incandescents*, les chlorates se comportent comme des nitrates; il est même des chlorates qui détonent violemment par le choc en présence des corps combustibles.

L'*acide sulfurique concentré* colore les chlorates en jaune, et en dégage déjà à froid des vapeurs jaunes d'acide hypochlorique ( $\text{ClO}^1$ ).

Chauffés avec l'*acide chlorhydrique*, les chlorates dégagent un gaz jaune, composé d'un mélange de chlore et d'acide hypochlorique.