

d'une saveur d'abord sucrée et ensuite styptique, se dissout dans le double de son poids d'eau froide. En faisant évaporer la solution, il cristallise en prismes à 8 pans qui retiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Sa solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est en vert-pomme par le cyano-ferrure de potassium, et en blanc-jaunâtre, par le cyanure simple du même métal. On obtient le nitrate de nickel par le procédé que nous avons donné à l'article de ce métal. (Voy. *Nickel*.)

**NITRATE D'OR.** Il n'y a que le deutocide d'or qui puisse se dissoudre dans l'acide nitrique concentré, mais la combinaison est très-faible, et le nitrate est décomposé dès que l'on soumet le liquide à l'évaporation. L'eau la décompose aussi en s'emparant de l'acide nitrique.

**NITRATE DE PALLADIUM.** A peine connu; rouge, soluble, est précipité en vert-olive par le cyano-ferrure de potassium.

**NITRATE DE PLOMB.** Blanc et opaque, d'une saveur sucrée et astringente, soluble dans 8 parties d'eau à 15°. Sa solution évaporée donne lieu à des cristaux tétraèdres qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation. Si on la fait bouillir avec du plomb laminé, ce dernier absorbe une portion de l'oxygène de l'acide nitrique, et le sel est transformé en sous-hypo-nitrite. La solution de nitrate de plomb est précipitée en noir par l'acide hydro-sulfurique, et en blanc par le cyano-ferrure de potassium. On obtient ce sel en délayant de la litharge (deutocide de plomb) dans de l'acide nitrique affaibli. Il cristallise facilement par l'évaporation.

**NITRATE DE POTASSE.** C'est un sel blanc, d'une saveur fraîche et piquante, qui fuse sur les charbons incandes-

cens. Il n'attire l'humidité de l'air que lorsque ce dernier est très-humide. On le trouve dans le commerce en masses confusément cristallisées. Si on le redissout et qu'on le fasse cristalliser de nouveau, on obtient des prismes à 6 pans terminés par des sommets dièdres. Quelquefois plusieurs d'entr'eux se réunissent et forment de longs prismes striés. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il ne tarde pas à fondre. Si dans cet état on y ajoute un seizième de soufre, et qu'on le coule, on obtiendra une masse connue sous le nom de *crystal minéral*. La fusion qu'il éprouve est la fusion ignée, car il ne contient pas d'eau de cristallisation. Le nitrate de potasse se dissout dans 4 fois son poids d'eau, et dans le 1/4 de son poids d'eau bouillante qui se prend en masse par le refroidissement. En calcinant le nitrate de potasse avec la crème de tartre (tartrate acide de potasse), on obtient un sous-carbonate de potasse assez pur, contenant cependant un peu de chaux: on nommait autrefois ce produit *nitre fixé par le tartre*. En le calcinant avec du charbon, on obtient un sous-carbonate plus pur que le précédent, qui était connu sous le nom de *nitre fixé par le charbon*. Le nitrate de potasse est encore employé pour préparer les acides nitrique et sulfurique; il entre dans la composition de la poudre ordinaire; on en prépare une poudre fulminante, l'antimoine diaphorétique, le foie d'antimoine, etc. Il est d'un usage fréquent en médecine. On le trouve formé naturellement dans les Indes, dans quelques parties de l'Espagne. Il vient s'effleurir à la surface du sol où on le ramasse, ou bien on lessive les terrains qui en contiennent. Il existe presque toujours avec les nitrates de chaux et de magnésie dans les vieux plâtras qui ont été

exposés à des émanations animales, dans le sol des bergeries, des caves. On le rencontre même quelquefois sous forme de moisissure, formant des efflorescences salpêtrées sur les murs humides. En France, on le retire toujours des vieux plâtras, et c'est ce qui constitue l'art du salpêtrier. Après avoir pulvérisé grossièrement ces plâtras, on les met dans des baquets où on les lessive, faisant passer successivement l'eau qui s'écoule d'une série de baquets, sur les plâtras contenus dans la seconde, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'on ait une lessive assez chargée. On met souvent dans le fond de ces baquets une certaine quantité de cendres, afin de décomposer la majeure partie des nitrates de chaux et de magnésie, et de les transformer en nitrate de potasse. Quand on n'a pas de cendres, on lessive de même. On réunit les lessives dont le degré de force est assez considérable, et on les fait évaporer dans une chaudière de cuivre. On a soin d'enlever l'écume qui se forme à la surface, et de séparer le dépôt principalement formé de sulfate et de carbonate de chaux, qui se précipite dans le fond de cette chaudière. Alors on ajoute dans la liqueur du sous-carbonate de potasse en quantité bien plus grande quand on n'a pas mis de cendres dans les baquets que lorsqu'on a pu en employer. On peut encore décomposer les nitrates de chaux et de magnésie par le sulfate de potasse provenant des résidus de la fabrication de l'acide nitrique. Quand la réaction a eu lieu, on laisse déposer la liqueur et on la décante; on la fait évaporer de nouveau. A une certaine époque de l'opération il s'en sépare une certaine quantité de chlorure de sodium qui, n'étant pas plus soluble à chaud qu'à froid, ne peut rester en dissolution. On continue l'évaporation; on fait cristalliser

le sel, et on le purifie par de nouvelles solutions et de nouvelles cristallisations. On clarifie la solution avec de la colle, et on achève de la purifier en la mettant en contact pendant un certain temps avec une solution saturée de nitrate de potasse qui ne peut plus en dissoudre, mais qui dissout les sels étrangers qui en altèrent la pureté. Il est rare, malgré tout cela, que ce sel ne contienne pas une petite quantité de chlorure de potassium. Si on voulait l'avoir très-pur, il faudrait y verser goutte à goutte une solution de nitrate d'argent jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, en ayant bien soin de n'en pas mettre un excès. Le nitrate de potasse est formé de 100 d'acide et de 87,146 de base.

**NITRATE DE QUININE.** Le nitrate de quinine offre les mêmes phénomènes que le nitrate de cinchonine; mais la forme des cristaux est très-différente. On obtient, dans ce cas-ci, des prismes rhomboïdaux à base oblique.

**NITRATE DE RHODIUM.** On sait seulement qu'il existe et qu'il est d'une couleur rouge.

**NITRATE DE SOUDE.** Ce sel se rapproche beaucoup du nitrate de potasse; sa saveur est la même, peut-être un peu plus amère. Ses cristaux ne contiennent pas non plus d'eau de cristallisation; ce sont des prismes rhomboïdaux, solubles dans 3 parties d'eau à 15°. On l'obtient en décomposant le sous-carbonate de soude par l'acide nitrique. On l'a découvert en grande quantité au Pérou. Il est composé de 100 d'acide et de 57,745 de base.

**NITRATE DE STRONTIANE.** Sel incolore, d'une saveur âcre et piquante, soluble dans son poids d'eau froide et dans la moitié de son poids d'eau bouillante; susceptible de cristalliser en octaèdres cunéiformes qui s'effleurissent à l'air.

On prépare le nitrate de strontiane comme celui de baryte.

**NITRATE DE TELLURE.** Incolore; cristallise en prismes très-allongés qui se groupent ordinairement sur un seul plan. Leur solution est précipitée en brun orangé par l'acide hydro-sulfurique. On obtient le nitrate de tellure en traitant ce métal par l'acide nitrique.

**NITRATE DE TITANE.** Sel blanc qui rougit la teinture de tournesol; cristallise en prismes rhomboïdaux très-aplatés. Sa solution est précipitée en rouge-brun par le cyano-ferrure de potassium, et ne l'est pas par l'acide hydro-sulfurique. Le nitrate de titane se prépare en traitant l'acide nitrique par l'oxide de ce métal, calciné avec de la potasse et ensuite lavé.

**NITRATE DE THORINE.** Très-astringent, incristallisable. Malgré sa grande solubilité, si, par une évaporation ménagée, on amène la solution de ce sel à une consistance sirupeuse, qu'on la laisse exposée à l'air et qu'on la chauffe au bain de sable, elle devient opaque et ne peut plus se dissoudre. On obtient ce nitrate en traitant par l'acide nitrique la thorine en gelée.

**NITRATE D'URANE.** L'urane forme deux sels avec l'acide nitrique; mais le proto-nitrate est très-peu connu. Le *deuto-nitrate* est d'un jaune verdâtre clair, très-soluble dans l'eau; sa solution est précipitée par la potasse et la soude non carbonatées. Elle forme, avec le cyano-ferrure de potassium, un précipité rouge, et avec le cyanure simple, un précipité blanc jaunâtre. Si on l'expose à un certain degré de chaleur, il se transforme en sous-deuto-nitrate jaune, qui se décompose entièrement si on continue à élever la température. On obtient le nitrate d'urane en unissant directement l'acide nitrique

au deutoxide, ou bien on l'extrait de l'urane phosphaté qui existe dans la nature. Dans ce cas, on calcine ce minéral avec le double de son poids de carbonate de soude, on lave à plusieurs reprises le produit que l'on obtient, on dissout le résidu dans l'acide nitrique, et on le fait cristalliser.

**NITRATE D'YTTRIA.** Sel incolore, d'une saveur d'abord sucrée et ensuite astringente, déliquescent, cristallisant difficilement, rougit la teinture de tournesol. Sa solution est précipitée en blanc par la potasse et la soude. On le prépare directement.

**NITRATE DE ZINC.** Incolore, d'une saveur astringente, déliquescent, très-soluble. Sa solution évaporée donne lieu à des prismes à 4 pans, terminés par des pointes à 4 faces. Elle forme, avec le cyano-ferrure de potassium, des précipités blancs, dont les deux derniers peuvent se redissoudre dans un excès d'alcali. L'acide hydro-sulfurique y forme également un précipité blanc. On prépare le nitrate de zinc en traitant ce métal par l'acide nitrique affaibli.

**NITRATE DE ZIRCÔNE.** Sel blanc, d'une saveur astringente, incristallisable, rougissant la teinture de tournesol, donne par l'évaporation une masse transparente visqueuse peu soluble dans l'eau. On obtient ce nitrate en délayant la zircône en gelée dans l'acide nitrique.

**NITRE.** Nom que l'on donne encore au nitrate de potasse.

**NITRE AMMONIACAL.** On nommait ainsi autrefois le nitrate d'ammoniaque.

**NITRE CALCAIRE.** Les anciens chimistes donnaient ce nom au nitrate de chaux.

**NITRE CUBIQUE.** Nom que l'on donnait autrefois au nitrate de chaux.

**NITRE FIXÉ PAR LE CHARBON.** On donnait ce nom autrefois au produit qui résultait de la calcination du nitrate de potasse avec le charbon, et qui n'est que du sous-carbonate de potasse.

**NITRE FIXÉ PAR LE TARTRE.** Ancien nom du sous-carbonate de potasse, obtenu en calcinant un mélange de nitrate de potasse et de tartrate acidule de la même base.

**NITRE INFLAMMABLE.** C'est un des anciens noms du nitrate d'ammoniaque.

**NITRE MAGNÉSIE.** Les anciens chimistes donnaient ce nom au nitrate de magnésie.

**NITRIFICATION.** C'est la formation des nitrates. Cette formation n'a jamais lieu que dans les cas où l'azote et l'oxygène peuvent se trouver en contact à l'état de gaz naissant, et lorsque l'acide nitrique qui doit résulter de cette combinaison peut rencontrer de suite une base salifiable à laquelle il puisse s'unir. Il est même nécessaire que cette base ait beaucoup d'affinité pour l'acide; sans cela la formation de ce dernier n'aurait pas lieu. Aussi ne trouve-t-on dans la nature que les nitrates alcalins. Comme on connaît très-bien les circonstances dans lesquelles ces nitrates peuvent se former; comme on sait qu'ils ne se forment jamais que dans les lieux exposés à des émanations animales quand une humidité continue favorise la réaction, on a cherché à établir des *nitrières* artificielles, et l'on y a très-bien réussi en réunissant les diverses circonstances que nous venons d'indiquer. On a soin seulement d'employer des substances terreuses ou calcaires qui ne soient pas trop denses et

qui puissent être facilement pénétrées par l'eau. Aussi les marbres, ainsi que les autres pierres calcaires compactes et tous les minéraux quartzeux, ne donneraient jamais lieu à la formation des nitrates en les plaçant dans les circonstances les plus favorables. (Voy. *Nitrate de potasse.*)

**NITRITES.** On ne connaît pas de nitrite; quand on met l'acide nitreux en contact avec une base salifiable, il en résulte un nitrate et un hypo-nitrite.

**NITRITES (HYPO-).** Les hypo-nitrites offrent des caractères analogues à ceux des nitrates. Presque toutes leurs propriétés sont les mêmes. Comme eux, la chaleur les décompose, l'eau les dissout, à moins qu'ils ne soient avec excès de base. Un grand nombre d'acides peut les décomposer, et l'acide hypo-nitrique, qui ne peut pas exister seul, se transforme en acide nitrique et en dutoxide d'azote. On obtient l'hypo-nitrite de plomb en faisant bouillir le nitrate de plomb avec du plomb métallique. Il se forme alors un sous-hypo-nitrite, que l'on ramène à l'état neutre en précipitant une portion de la base par l'acide sulfurique. On peut, avec cet hypo-nitrite neutre, en obtenir plusieurs autres par double décomposition. Selon M. Berzélius, dans les hypo-nitrites neutres, la quantité d'oxygène de l'oxide est à la quantité d'oxygène de l'acide dans le rapport de 1 à 3; mais dans les sous-hypo-nitrites, les quantités de base peuvent varier comme dans les sous-nitrates.

**NITROGÈNE.** C'est un des noms qui ont été donnés à l'azote dès qu'on a su qu'il entrait dans la composition de l'acide nitrique et des nitrates.

**NOMBRES PROPORTIONNELS.** On donne ce nom à des nombres qui indiquent les rapports dans lesquels les

corps se combinent entre eux. Nous regrettons de ne pouvoir donner ici la liste de ces nombres; l'espace ne nous le permet pas. (Voy. l'ouvrage de M. Berzélius sur les Proportions chimiques; le Traité de chimie de M. Thénard, tom. v, pag. 249, et notre article *Atome*.)

NOMENCLATURE CHIMIQUE. La nomenclature chimique, telle qu'elle existe maintenant, est un des plus grands services que l'on ait pu rendre à la science; en effet, où en serait actuellement la chimie s'il eût fallu donner des noms arbitraires, tous plus ou moins impropres aux nombreux composés que l'on a découverts depuis quelques années, et à ceux que l'on découvre tous les jours? Quel serait le chimiste qui pourrait se rappeler cette foule de noms, et qui, même en se les rappelant, pourrait connaître la nature des corps auxquels ils ont été donnés, tandis que maintenant, le nom d'un sel, d'un oxide, d'un acide, d'un composé quelconque, donne en même temps la composition de ce corps, et rappelle par conséquent ses principales propriétés? Cette nomenclature est due à M. Guyton de Morveau. Il existe un certain nombre de corps simples. (Voyez-en la liste à l'article *Élément*), dont les noms peuvent être insignifiants, pourvu qu'ils ne soient pas trop longs. Ce sont ces noms auxquels on donne différentes terminaisons qui constituent toute la nouvelle nomenclature. Ces corps simples, l'oxigène excepté, prennent aussi le nom de corps combustibles, parce que tous peuvent former des combinaisons avec l'oxigène, et prennent alors le nom général de corps brûlés, en sorte que voilà déjà deux grandes divisions, les corps simples ou combustibles, et les corps brûlés. Les corps combustibles pouvant former entre eux un grand nombre de combinaisons, ces com-

posés ont reçu différens noms. Quand ils sont solides ou liquides, on termine le nom de l'un d'eux en *ure*, et on le fait suivre du nom de l'autre corps; ainsi on dira: iodure d'azote, sulfure de plomb, chlorure de sodium, hydrure de soufre, etc., pour désigner la combinaison de l'iode avec l'azote, du soufre avec le plomb, du chlore avec le sodium, de l'hydrogène avec le soufre... Quelquefois cependant, pour plus de simplicité, on donne des noms de corps simples à des composés binaires; ainsi on nomme *ammoniaque* l'hydrogène azoté, *cyanogène* l'azote carboné, etc.; et l'on nomme *ammoniaques*, *cyanures* leurs combinaisons avec les corps combustibles. L'usage cependant l'emporte quelquefois sur les règles de la nomenclature: ainsi si la combinaison a lieu entre deux métaux, le composé prend le nom d'*alliage* ou d'*amalgame*, si le mercure est un des composans: ainsi on ne dira point un *orure de cuivre*, un *argenture de mercure*, mais un *alliage d'or et de cuivre*, un *amalgame d'argent*. Si le composé est gazeux à la température ordinaire, on nomme d'abord le corps gazeux qui entre dans sa composition, et ensuite le corps combustible qui s'y trouve combiné en le terminant en *e*: ainsi on dira: *hydrogène carboné*, *hydrogène telluré*, pour désigner la combinaison de l'hydrogène avec le carbone et le tellure. Passant ensuite aux corps brûlés, nous verrons que l'on donne le nom général d'*oxide* aux composés binaires qui résultent de l'union des corps simples avec l'oxigène, quand ces composés ne présentent pas les propriétés acides; et comme ces combinaisons peuvent avoir lieu en différentes proportions pour le même corps, on les nomme *proto*, *deuto*, *trito* et *per-oxides*, selon que le corps simple est oxidé au premier, au second, au troisième