

TROISIÈME PARTIE.

OXIDES MÉTALLIQUES ET SOLUTIONS DE CES OXIDES.

OXIDE DE BARIUM.	OXIDE DE NICKEL.
OXIDE DE CALCIUM.	OXIDE DE POTASSIUM.
OXIDE DE FER.	OXIDE DE SODIUM.
OXIDE DE MAGNÉSIUM.	OXIDE DE STRONTIUM.

OXIDE DE BARIUM.

BARYTE.

La solution de l'oxide de barium (la baryte) dans l'eau distillée, l'eau de baryte, est employée pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, et pour déterminer les proportions dans lesquelles il existe dans un liquide. Le caractère distinctif de cet excellent réactif est de former avec la baryte un sel (sulfate de baryte) insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré. Lorsqu'on veut s'assurer de la présence de l'acide sulfurique dans un liquide, on y verse peu à peu de la solution de baryte, continuant d'en ajouter jusqu'à ce qu'il n'y ait plus formation de précipité : on traite ce précipité par l'acide nitrique, puis par l'eau ; on le recueille ensuite sur un filtre ; on termine l'opération par des lavages à l'eau bouillante ; on le fait dessécher dans un petit creuset de platine, et on le pèse. Du poids de sulfate obtenu, on détermine, par le

calcul, celui de l'acide qui a donné lieu à sa formation, en se basant sur la composition du sulfate de baryte, qui est de 34,38 ou 33,9 (1) d'acide, et de 65,62 ou 66,1 d'oxide de barium. On peut donc, à l'aide de ce réactif (qui produit des effets sensibles dans un liquide contenant 0,0005 d'acide sulfurique), déduire immédiatement la proportion d'acide sulfurique, ou celle d'un sulfate. Si l'acide sulfurique est combiné, on s'assure, par d'autres réactifs, quelle est la nature de la base.

Propriétés du sulfate de baryte. Il est blanc, pesant, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique ; soumis à l'action d'une forte chaleur (au rouge-cerise), après avoir été mêlé à un quart de son poids de charbon, il se convertit en sulfure, qui, délayé dans l'eau et traité par l'acide hydro-chlorique ou nitrique, se décompose avec dégagement d'hydrogène sulfuré, en fournissant une solution d'hydro-chlorate ou de nitrate de baryte.

L'eau de baryte est aussi mise en usage pour reconnaître, dans un liquide, la présence de l'acide carbonique libre ou combiné, avec lequel elle s'unit en donnant naissance à un sel (le carbonate de baryte) qui, sur 100 parties, est composé de 22 d'acide carbonique et de 78 d'oxide barium. Le carbonate de baryte produit est soluble dans l'acide nitrique.

(1) Cette dernière proportion est prise dans les équivalens chimiques.

avec effervescence et dégagement d'acide carbonique ; par l'évaporation de la solution, on obtient du nitrate de baryte qui cristallise en octaèdres.

Si le liquide contenait tout-à-la-fois un carbonate et un sulfate, on obtiendrait du carbonate et du sulfate de baryte ; mais il est facile de séparer ces deux sels, pour en déterminer les proportions. A cet effet, on traite le précipité par l'acide nitrique affaibli : cet acide dissout le carbonate de baryte, et il laisse le sulfate, dont on peut prendre le poids, après qu'il a été séparé, lavé, puis séché dans un petit creuset de platine.

A défaut d'autres réactifs, la solution d'oxide de barium peut servir à faire reconnaître les solutions d'or. Versée dans ces solutions, elle y détermine un précipité jaune : ce précipité, qui est de l'oxide d'or, par son exposition à l'air, devient brun ; soumis à l'action de la chaleur, dans une petite cornue, il y a dégagement d'oxigène, et le métal reprend la belle couleur jaune qui lui est particulière.

L'eau de baryte est employée pour déterminer les proportions d'acide carbonique contenues dans l'air atmosphérique : à cet effet, on opère le vide dans un ballon dont la capacité est déterminée et dans lequel on a introduit préalablement une petite quantité d'eau de baryte ; on le remplit ensuite avec de l'air qu'on veut examiner, et l'on agite fortement, afin que cette solution soit mise en contact avec toutes les parties de l'air du ballon ; on opère de nouveau le vide, et

l'on remplit d'une nouvelle quantité d'air ; on agite encore, etc. On répète cette opération vingt fois de suite, afin d'agir sur un volume d'air qui puisse donner un résultat sensible. On recueille avec soin le précipité résultant de l'union de l'acide carbonique avec la baryte, et son poids, après qu'il a été desséché, donne directement celui de l'acide qui était dans toute la masse d'air introduite par portions successives dans le ballon, sous une pression et à une température déterminées d'avance.

Le même procédé est mis en usage pour reconnaître la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air expiré des poumons : l'acide carbonique y étant en proportions beaucoup plus grandes, on peut l'apprécier sans agir sur des volumes aussi considérables de gaz expiré. Il faut, lorsqu'on opère, avoir le soin de faire chauffer jusqu'à l'ébullition le liquide dans lequel se trouve le précipité, afin qu'il ne puisse retenir en solution une petite quantité de carbonate de baryte.

L'oxide de barium cristallisé (la baryte cristallisée) peut être employé pour reconnaître, à défaut d'aréomètre, si de l'alcool indiqué comme étant très rectifié contient encore de l'eau. A cet effet, on ajoute à l'alcool à examiner des cristaux de baryte, et on laisse réagir. Si l'alcool contient encore de l'eau, les cristaux changent de forme, la baryte se délite ; cet effet n'a pas lieu si l'alcool est *anhydre*.

OXIDE DE CALCIUM.

CHAUX.

L'oxide de calcium sec (*la chaux vive*) est employé à cet état pour absorber les vapeurs aqueuses contenues dans l'air et dans d'autres gaz. Lors de cette absorption, cet oxide change de forme; de solide qu'il était, il se réduit en fragmens et quelquefois en poudre (1)

La chaux, à l'état pulvérulent (*chaux délitée*), est employée, comme le *lait de chaux*, pour absorber le gaz hydrogène qui se dégage en grande quantité pendant la distillation du charbon de terre, dans l'opération des arts qui a pour but d'obtenir le gaz hydrogène destiné à l'éclairage. Employé à l'état hydraté pulvérulent, cet oxide offre plus d'avantages que le lait de chaux, auquel on l'a substitué; d'ailleurs il est encore utile après que son pouvoir absorbant pour le gaz hydrogène sulfuré a cessé: on peut le répandre sur les terres, pour activer la végétation. Le lait de chaux, au contraire, après avoir servi à absorber l'hydrogène sulfuré, était non-seulement inutile, mais encore on était obligé de le transporter à grands frais à des distances éloignées, parce que ses effets délétères étaient tels, qu'en Angleterre, des fabriques de *gaz-light* (gaz pour l'éclairage), qui faisaient cou-

(1) M. Deluc a employé la chaux pour construire un hygromètre.

ler à la rivière ce mélange liquide, chargé d'acide hydro-sulfurique, furent la cause de la destruction d'une quantité considérable de poissons. Cet effet destructif se prolongeait à de grandes distances: on eut aussi la crainte que les hommes ne courussent les mêmes dangers.

Dans les laboratoires, on prépare l'hydrate d'oxide de calcium, en faisant chauffer assez fortement la chaux, délayée dans l'eau en une pâte consistante, jusqu'à ce qu'elle soit pulvérulente et sèche en apparence.

L'oxide de calcium, délayé dans l'eau, le lait de chaux, a été appliqué avec économie par M. Henry fils, pour séparer les alcalis du quinquina (quinine et cinchonine) de leurs dissolutions dans les acides.

On peut employer la chaux pour dégager l'ammoniaque de ses diverses combinaisons, et reconnaître sa présence dans beaucoup de substances; il suffit de mettre dans le mélange à examiner un excès de chaux qui s'empare de l'acide et met à nu l'ammoniaque: celle-ci est reconnaissable à son odeur. Si le dégagement d'ammoniaque était peu considérable, on s'assurerait cependant qu'il a lieu, en exposant au-dessus du mélange, 1°. un papier de tournesol rougi, trempé dans l'eau; ce papier, en contact avec le gaz ammoniac, reprend la couleur bleue; 2°. un tube trempé dans l'acide nitrique ou muriatique faible; ces acides produisent à leur contact avec le même

gaz des vapeurs blanchâtres; 3°. on peut encore s'apercevoir de la présence de ce gaz, au moyen d'un papier de dalhia, de mauve, mouillés: la couleur de ces papiers passe du bleu au vert presque à l'instant. (*V. Teintures végétales.*)

L'eau de chaux peut être employée pour faire reconnaître la présence de l'acide phosphorique, avec lequel elle forme un sel (le *phosphate de chaux*) qui se présente sous forme de flocons; ceux-ci, desséchés, donnent une poudre blanche, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air; cette poudre, par l'action d'une forte chaleur, se ramollit et se convertit en un émail blanc. La sensibilité de l'eau de chaux, pour faire reconnaître l'acide phosphorique, est très grande, et des expériences répétées nous ont fait voir que ce réactif indique facilement moins d'un demi-milligramme d'acide phosphorique cristallisé, qui représente environ 0^{mill.}308 ou trois dixièmes de milligramme d'acide phosphorique. Voici quelles sont ces expériences. 18 centigram. d'acide phosphorique pur ont été dissous dans 1 litre d'eau, et cette solution fut étendue d'une, de deux, enfin de dix fois son poids d'eau distillée. Arrivés à ce point, nous prîmes 25 gram. de la liqueur qui contenait l'acide, et nous vîmes que, saturée par l'eau de chaux, elle se troublait et fournissait un précipité floconneux qui se déposait sur les parois du verre, et qui, à l'aide de quelques secousses, se rassemblait au fond du vase. Ces flocons, séparés, étaient solubles dans l'acide hydro-

chlorique; la solution qu'on en avait faite précipitait par l'ammoniaque, etc. (Ces 25 gram. de liquide, employés, contenaient approximativement 0^m,45 d'acide phosphorique.)

L'eau de chaux a été indiquée pour précipiter la magnésie; mais, d'après des expériences de M. Vauquelin et de M. Henry fils, ce réactif est infidèle, parce que toute la magnésie n'est pas précipitée par l'eau de chaux.

L'eau de chaux peut servir à distinguer le sulfate neutre de mercure, qu'elle décompose en fournissant un précipité gris, du sulfate acide du même métal, avec lequel elle donne un précipité jaune-orangé. (Fourcroy.)

L'eau de chaux a été indiquée, par M. Seguin, comme un excellent réactif pour reconnaître les substances propres au *tannage*. Si, à une dissolution de tan, ou de toute autre substance contenant du tannin, on ajoute de l'eau de chaux, le mélange donne à l'instant un précipité abondant; et si l'on ajoute assez de ce réactif, la liqueur qui surnage le précipité, quoique colorée, ne sera plus précipitée par une nouvelle addition de ce liquide, et cette liqueur ne précipite plus la solution de gélatine.

OXIDE DE FER.

PROTOXIDE DE FER.

Selon M. Kastner, le protoxide de fer est un réactif très sensible, et plus sensible même que tous ceux

employés jusqu'à présent pour faire reconnaître l'oxygène dans un mélange gazeux. Selon l'auteur, on prépare et l'on emploie ce produit de la manière suivante. On remplit d'eau chaude un flacon à l'émeril; on y fait bouillir cette eau, en la plaçant sur une lame de fer sous laquelle on tient une lampe à l'alcool; on y met ensuite les $\frac{5}{100}$ de son poids de sulfate de fer vert (proto-sulfate) récemment préparé; on continue encore un instant l'ébullition, puis on ajoute à la dissolution toute chaude de l'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Cela fait, on bouche le flacon et l'on attend que le précipité soit entièrement formé; on décante le liquide, au moyen d'un tube; on lave le précipité avec de l'eau bouillie exempte d'air; lorsqu'il est lavé, on y verse de l'alcool chaud, jusqu'à ce que le vase soit rempli.

Lorsqu'on veut se servir de cet oxide, on en retire rapidement une partie du liquide, en se servant d'une petite cuiller, et on le met dans un vase rempli d'eau qu'on a privé d'air par l'ébullition. C'est dans ce vase qu'on fait passer le corps gazeux qui doit être soumis à l'analyse. Si, sur 1000 parties de gaz, il y a seulement une 1 partie d'oxygène, la présence de ce dernier est indiquée par la couleur *ochracée* que prend l'oxide.

OXIDE DE MAGNÉSIUM.

MAGNÉSIE.

L'oxide de magnésium (*magnésie caustique*) a été employé depuis quelques années avec succès, pour saturer les acides combinés avec les alcalis végétaux, et précipiter ceux-ci de leurs solutions. [Nous en citerons un exemple, pris dans l'extraction de la morphine. On fait bouillir quelques instans, avec de la magnésie calcinée, la solution aqueuse concentrée de l'extrait acide qui contient cet alcali végétal; on laisse refroidir la liqueur, on la jette sur un filtre, et, après que le précipité a été bien égoutté, on le lave par des additions successives d'eau froide en petite quantité, afin d'enlever le plus possible de matière colorante, et on le traite alors par l'alcool le plus pur possible (c'est-à-dire qui s'approche le plus de l'état anhydre). Ce liquide dissout la morphine restée dans le précipité, et il suffit de l'évaporer pour l'obtenir, soit cristallisée, soit à l'état pulvérulent. (Robiquet.) Ce procédé, à quelques modifications près, est le même que celui employé par M. Boulay pour obtenir la picrotoxine; par MM. Pelletier et Caventou, pour séparer la strychnine de la noix vomique, la vératrine de la cévadille, la brucine de l'écorce de la fausse angusture, la quinine et la cinchonine des écorces des quinquinas, etc., etc. (1).

(1) Le principe actif du quinquina est dû à des *alcalis* de nature végétale. M. Gomès est le premier qui ait obtenu du quinquina ces

C'est encore au moyen de la magnésie que MM. Lassaignt et Feneuille obtinrent l'alcali du staphisaigre (delphine).

La magnésie peut être employée comme contre-poison de beaucoup d'acides : son effet, dans ce cas, est plus efficace à l'état caustique que lorsqu'elle est carbonatée ; on évite le dégagement d'acide carbonique, qui fatigue le malade.

La magnésie peut être employée pour démontrer, dans les sucs et les décoctions de différentes plantes, la potasse combinée avec des acides végétaux. On agite, ou, mieux encore, on fait bouillir le suc ou la décoction avec la magnésie. Cette base sature l'excès d'acide libre et s'empare d'une partie de celui qui est combiné ; il reste dans la liqueur une petite quantité de potasse libre, dont il est facile de constater la présence.

La magnésie peut servir à faire distinguer le salep de l'amidon : mêlée avec la solution de salep chaude, elle donne lieu à une gelée, effet qui n'a pas lieu avec l'amidon.

On peut l'employer pour reconnaître dans les sucs des végétaux, les infusions, décoctions, etc., la présence de l'ammoniaque, qui s'y trouve à l'état libre ou combiné. Si cet alcali forme un sel, la magnésie,

alcalis, sans reconnaître leurs caractères. C'est à MM. Labillardière, Pelletier et Caventon que l'on doit la connaissance de ces nouveaux alcalis, dont les caractères, bien tranchés, ne permettent plus de mettre en doute leur existence.

en s'emparant de l'acide, met à nu l'ammoniaque, que l'on peut reconnaître par les moyens que nous avons déjà indiqués.

OXIDE DE NICKEL.

L'emploi de l'oxide de nickel a été recommandé pour faire reconnaître, par la voie sèche, la présence de la potasse. Cette méthode, qui est celle d'Harkort, a été signalée par M. Berzélius, dans une nouvelle édition de son Traité du Chalumeau. Suivant le chimiste suédois, elle a répondu d'une manière admirable aux épreuves mises en usage pour s'assurer de son efficacité. Il suffit de dissoudre de l'oxide de nickel dans du borax, et d'ajouter à la matière vitreuse un peu de nitre, de feld-spath, ou de tout autre corps qui contienne une petite quantité de potasse, pour obtenir en quelques instans un verre d'une couleur bleue très distincte. La présence de la soude n'empêche pas la réaction d'avoir lieu ; on peut aussi employer, comme succédané de l'oxide, le nitrate ou l'oxalate de nickel. Il faut cependant que ces sels soient exempts de cobalt ; la présence de ce dernier donnerait lieu à un verre de couleur brune.

OXIDE DE POTASSIUM.

POTASSE.

L'oxide de potassium obtenu par l'alcool, dissous dans l'eau distillée (la *potasse pure liquide*), peut servir à faire reconnaître un grand nombre de dis-

solutions minérales, qu'il décompose en donnant naissance, 1°. à des oxides qui se précipitent et qui sont ou blancs ou colorés diversement; 2°. à des oxides précipités d'abord, puis redissous par un excès de potasse (1).

Elle donne des précipités blancs avec les solutions suivantes.

Solutions des sels	de zircone.	précipité gélatineux.
	de magnésie.	<i>id.</i>
	de glucine.	<i>id.</i>
	d'alumine.	<i>id.</i>
	d'yttria.	<i>id.</i>
	de chaux.	<i>id.</i>
	de manganèse.	<i>id.</i> (2)
	de zinc.	<i>id.</i>
	de protoxide de fer.	<i>id.</i> (3)
	de protoxide de cérium.	<i>id.</i>
	de deutoxide de cérium.	<i>id.</i>
	de titane.	<i>id.</i>
	de protoxide d'étain.	<i>id.</i>
	de deutoxide d'étain.	<i>id.</i>
	de cadmium.	<i>id.</i>

Elle fournit des précipités blancs, pulvérulens, avec les solutions suivantes.

(1) Ces phénomènes ont été décrits par MM. Édouard Laugier et A. de Kramer, dans des tableaux synoptiques publiés à Paris en 1828.

(2) Ce précipité s'altère promptement; il acquiert une couleur jaune, puis il passe au brun.

(3) Le précipité, de blanc qu'il était, devient vert sale, et enfin d'un jaune tirant sur le rouge-brun.

Solutions des sels	de strontiane.	précipité pulvérulent.
	de baryte.	<i>id.</i>
	d'arsenic (1).	<i>id.</i>
	de deutoxide d'antimoine.	<i>id.</i>
	de tellure.	<i>id.</i>
	de plomb.	<i>id.</i>
	de bismuth.	floconneux.
	de protoxide d'antimoine.	caillebotté.

Elle forme avec les solutions minérales suivantes, des précipités diversement colorés.

Avec la solution des sels :

de chrome.	précipité gélat. gris-vertâtre (2).
de protoxide d'urane.	<i>id.</i> <i>id.</i>
de deutoxide d'urane.	<i>id.</i> jaunâtre.
de cobalt.	<i>id.</i> bleu (3).
de nickel.	<i>id.</i> vertâtre.
de protoxide de mercure.	pulvér. gris-noir.
de deutoxide de mercure.	<i>id.</i> jaune citron (4).
de platine.	<i>id.</i> jaune (5).
de deutoxide de fer.	floconn. bleuâtre (6).
de peroxide de fer.	<i>id.</i> brun-rouge.
de deutoxide de cuivre.	<i>id.</i> blanc-bleuâtre.
d'osmium.	<i>id.</i> brunâtre.

(1) Ce précipité n'est pas entièrement soluble à froid; mais, à l'aide de la chaleur, la dissolution est complète.

(2) Ce précipité, par sa calcination, passe au vert.

(3) Ce précipité passe du bleu au vert, puis au brun.

(4) Le précipité obtenu est un mélange de protoxide et de mercure métallique.

(5) Ce précipité est soluble dans une grande quantité d'eau.

(6) Cette couleur s'altère, et le précipité devient rougeâtre.