

elle est fusible à  $100^{\circ}$ , volatile à une température un peu plus élevée; mise en contact avec l'eau, elle la décompose en fournissant du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage, et un liquide qui contient des acides phosphoreux et hydriodique. La seconde, composée de 1 partie de phosphore et de 16 d'iode, est noire, cristallisable, fusible à  $29^{\circ}$ , décomposant l'eau, fournissant de l'acide phosphoreux et de l'acide hydriodique incolore. La troisième, formée par l'union de 1 partie de phosphore et de 24 parties d'iode, est noire, fusible à  $46^{\circ}$ ; elle décompose l'eau en donnant lieu à une production de chaleur, et se transformant en acide phosphoreux et en acide hydriodique ioduré, qui se dissolvent dans le liquide et le colorent en brun-jaunâtre.

**PHOSPHURE DE MERCURE.** Il est peu consistant, se ramollit à la température de l'eau bouillante; exposé à l'air, il laisse exhiler l'odeur de phosphore; il se décompose à une température supérieure à celle de l'eau bouillante.

**PHOSPHURE DE NICKEL.** Décomposable par la chaleur, en laissant pour résidu de l'oxide de nickel.

**PHOSPHURE D'OR.** Se décompose par la chaleur: le phosphore se volatilise, on obtient l'or métallique pour résidu.

**PHOSPHURE DE PLATINE.** Décomposable en partie à une très haute température. Exposé au contact de l'air et de la chaleur, il se convertit en platine et en acide phosphorique.

**PHOSPHURE DE PLOMB.** Décomposable par une forte chaleur; calciné avec le contact de l'air, on obtient un phosphate de plomb.

**PHOSPHURE DE POTASSIUM.** A une température élevée, il passe à l'état de proto-phosphate de potasse; il décompose l'eau à la température ordinaire, en fournissant du protoxide de potassium qui se dissout dans ce liquide, et du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage et brûle à la surface du liquide. Le phosphore de sodium se comporte de même; mais l'examen du liquide, à l'aide du muriate de platine, démontre si la solution contient de la soude ou de la potasse.

**PHOSPHURE DE SÉLÉNIUM.** Très fusible et volatil lorsque le soufre ne prédomine pas; mis en contact avec l'eau, il la décompose peu à peu, et donne lieu à de l'acide hydro-sélénique qui communique à ce liquide une odeur désagréable; il y a production d'un acide à base de phosphore.

**PHOSPHURE DE SOUFRE.** Volatil lorsqu'on le chauffe suffisamment: la première partie qui passe à la distillation contient plus de phosphore. A une température peu élevée et en contact avec l'air, il se décompose; il y a production d'acide phosphorique solide et de gaz acide sulfureux qui se dégage; il y a développement de lumière et de chaleur. L'inflammation a aussi lieu lorsqu'on chauffe ce produit avec le contact de l'air.

**PHOSPHURE DE ZINC.** A une haute température, il brûle comme le ferait le zinc lui-même; mis sur un

tas d'acier et frappé avec un marteau, il laisse exhiler une odeur de phosphore.

PIERRE A BATIR. *V. Carbonate de chaux.*

PIERRE A CAUTÈRE. *V. Oxide de potassium.*

PIERRE A PLATRE. Calcinée, elle jouit de la propriété de se durcir lorsqu'on en fait une pâte avec de l'eau.

PIERRE INFERNALE. *V. Nitrate d'argent.*

PLATINE. Exposé à l'action de la chaleur la plus violente, il n'éprouve pas de fusion. On est cependant parvenu à le fondre, mais en alimentant le feu à l'aide d'un courant de gaz oxigène. A l'état spongieux, le platine jouit de la propriété d'enflammer un jet de gaz hydrogène dans l'air; il peut aussi enflammer un mélange d'hydrogène et d'oxigène.

PLOMB. Fusible à 260°, il s'oxide et passe d'un degré d'oxidation inférieur à un degré plus avancé; il forme ainsi un protoxide, la *litharge*, ou le *massicot*, et un deutoxide, le *minium*. La température de fusion de l'étain a donné occasion d'unir ces métaux pour en former un alliage plus facile à fondre que le plomb et moins que l'étain, mais à des degrés différens de température, selon les quantités relatives des deux métaux, et d'autant plus difficile à fondre que la proportion d'étain est moins considérable. Cet alliage est destiné principalement à souder ensemble et à recouvrir la surface de plusieurs métaux. Cette soudure se sépare des lames qu'elle recouvre, à des degrés de température intermédiaires entre la fusion du

plomb et celle de l'étain. Les plombiers, les chaudronniers connaissent cette analyse pratique, et ils en font utilement l'application.

POTASSE. *V. Oxide de potassium.*

RÉALGAR. *V. Sulfure d'arsenic.*

RÉSINES. Elles se décomposent en donnant les produits des matières végétales; on obtient du charbon très divisé (noir de fumée), qui est entraîné par les produits de la combustion.

RHODIUM. Ce métal est infusible. M. Vauquelin ne l'a pas fait fondre, même en employant un courant d'oxigène, moyen qui avait réussi pour opérer la fusion du platine.

SÉLÉNIUM. Solide à la température ordinaire de l'atmosphère, il se ramollit à 100°; à quelques degrés au-dessus, il se fond complètement; si on le retire du feu, il est mou, et si on le malaxe dans cet instant, on reconnaît qu'il peut se pétrir comme de la cire d'Espagne et être amené par extension en fils qui paraissent d'une couleur rouge lorsqu'ils sont vus par transmission; gris et d'un brillant métallique, lorsqu'ils sont vus par réflexion. Chauffé dans une cornue de verre, son ébullition a lieu au-dessus de la chaleur rouge; il se transforme ensuite en un gaz d'un jaune foncé, qui va se condenser dans le récipient sous forme de gouttelettes noires. Lorsque la température est assez élevée pour que le gaz se rende de suite dans des récipients où il puisse se solidifier instantanément, il en résulte une fumée de couleur rouge

qui n'a pas d'odeur. Cette fumée, en se condensant, fournit un produit qui a de la ressemblance avec la fleur de soufre.

**SODIUM.** Fusible à 90°. Au moment où il entre en fusion, la combustion s'opère avec le contact de l'air; il y a formation d'oxide de *sodium*.

**SOUFRE.** Ce corps, suivant les divers degrés de température qu'il éprouve, présente des phénomènes particuliers. A la température de 25 à 30 degrés (à la chaleur de la main, par exemple), il fait entendre un cri particulier, il éclate et se brise en morceaux; à 108° centigrades, il se fond et acquiert une couleur rouge-hyacinthe, qui varie d'intensité : cette couleur est due à un commencement d'oxidation (1). Par un refroidissement lent, il cristallise. Tenu en fusion pendant quelque temps, et coulé dans l'eau, il reste dans un état de mollesse qui permet de le malaxer : cette propriété dure un certain temps, qui peut être assez long pour qu'on puisse prendre des empreintes avec ce soufre semi-solide. A une température plus élevée, il entre en ébullition, se volatilise et se condense sous forme de flocons jaunes légers, auxquels on a donné le nom de *fleurs de soufre*. A 150°, avec le contact de l'air, il brûle avec une flamme bleue, et donne

(1) Des expériences faites à cet effet ont démontré la présence de l'oxigène; mais nous n'avons pu encore déterminer exactement la quantité d'oxigène contenue dans ce soufre, qui a déjà subi un commencement d'oxidation.

lieu à de l'acide sulfureux (1), que son odeur pénétrante, très sensible, même lorsqu'on fait brûler le peu de soufre qui est placé aux extrémités des petits morceaux de bois connus sous le nom d'*allumettes*, fait reconnaître. Il a la propriété de suffoquer, d'exciter la toux. On se sert de la facilité qu'a ce corps de se volatiliser pour apprécier la quantité de soufre pur contenue dans le soufre brut du commerce. Beaucoup de négocians estiment le soufre au coup d'œil, c'est-à-dire suivant sa couleur, son poids, sa forme (terne ou cristalline). On conçoit que ces caractères ne peuvent donner des indices certains, et en effet, il arrive fréquemment que le soufre auquel on a donné la préférence est le moins riche en soufre réel. Le prix de cette substance devrait toujours être déterminé par l'un des essais que nous allons indiquer.

Le premier procédé, le plus simple, est à la portée de tout le monde : on pulvérise un échantillon commun pris dans vingt endroits différens du tas de soufre dont on veut apprécier la valeur, on en pèse exactement une quantité quelconque, 100 grammes, par exemple; on le dessèche à l'étuve, sur un bain de sable, ou sur la table d'un poêle. On reconnaît la perte qu'il a éprouvée par l'évaporation de l'eau qu'il

(1) Il y a, pendant la combustion du soufre dans l'air libre, formation d'une petite quantité d'acide sulfurique; on n'a donné jusqu'ici, sur la formation de cet acide, aucune théorie.

contenait ; nous supposerons qu'elle soit égale à 4 centièmes (elle est quelquefois plus considérable) ; on opère la combustion complète des 96 de soufre dans une capsule de terre cuite, ou de platine, placée sur des charbons ardents et à l'air libre, sans élever la température jusqu'au rouge-brun. Après le refroidissement, on pèse le résidu de la combustion et l'on ajoute le poids trouvé à celui perdu par la dessiccation. Si, par exemple, le poids du résidu est égal à 5 grammes, en additionnant ces 5 grammes avec les 4 grammes perdus par la dessiccation, on aura une perte égale à 9 grammes. On pourra conclure de cette expérience que le soufre essayé contenait au plus 100—9 ou 91 centièmes de soufre pur ; mais il serait possible qu'il en contînt moins encore. En effet, quelques matières étrangères peuvent être altérées pendant la combustion du soufre, de manière à diminuer le poids que formerait le résidu (1). Si l'on veut obtenir des résultats plus exacts, on pourra suivre le procédé suivant.

On prend un poids donné de soufre, on l'introduit dans une petite cornue de verre ; on adapte à la partie inférieure de la cornue un ballon surmonté d'un tube de sûreté, dont on fait plonger l'extrémité dans l'eau ; on lute les jointures ; on chauffe la cornue

(1) Comme le soufre sec ne contient que très peu de matières étrangères combustibles ou susceptibles de diminuer de poids par la chaleur, l'erreur serait très légère.

pour volatiliser le soufre. Quand toutes les parties volatiles sont passées, on arrête le feu, on laisse refroidir l'appareil, on le délute ensuite, on coupe la panse de la cornue et l'on recueille le résidu, que l'on pèse ; on détermine séparément le poids du soufre. On voit par les rapports obtenus quel était le degré de pureté de ce corps.

Le meilleur procédé consiste à peser les vases avant l'opération, puis à les peser après avoir coupé la cornue pour enlever le résidu, qu'on pèse à part.

STÉARINE. Fusible à 44°, à l'aide de la chaleur : dans le vide, elle se volatilise sans se décomposer ; soumise à l'action de la chaleur à la manière ordinaire, et dans une cornue, elle se vaporise et se décompose en partie, en fournissant du gaz hydrogène carboné, des acides acétique, carbonique, sébacique, margarique, oléique, des huiles colorées mêlées d'une matière très odorante ; on obtient en outre de l'eau et du charbon. Chauffée à un certain degré, elle prend feu avec le contact de l'air.

SUBÉRATES. Exposés à l'action de la chaleur, ils se décomposent : une partie de l'acide décomposé donne des produits analogues à ceux qu'on obtient de la décomposition des matières végétales, et à des cristaux qui sont de l'acide subérique échappé à la décomposition.

SUBLIMÉ CORROSIF. *V. Deuto-chlorure de mercure.*

**SUBSTANCES ANIMALES.** Elles se décomposent; leurs élémens, l'hydrogène, l'oxigène, le carbone et l'azote, se combinent dans des proportions nouvelles pour former de l'eau, de l'huile, de l'ammoniaque, en partie libre et en partie à l'état de sous-carbonate et d'hydro-cyanate. Pour constater si un corps contient de l'azote, il faut introduire ce corps dans un tube de verre fermé par un bout, puis le chauffer, en ayant soin de placer à l'extrémité ouverte de ce tube un morceau humide de papier de tournesol rougi par un acide: si ce papier, mis en contact avec les vapeurs résultantes de la décomposition du corps dont on cherche la nature, passe à la couleur bleue, on peut être assuré de la présence de l'azote qui entre dans la composition de l'ammoniaque, et par conséquent que ce corps est animalisé. Il arrive cependant quelquefois que la quantité d'azote contenue dans le corps soumis à cet essai est trop peu considérable pour donner naissance à la quantité d'ammoniaque nécessaire pour saturer les acides qui se forment en même temps (c'est ce qui a lieu pour certaines matières végétales azotées); dans ce cas, pour s'assurer s'il n'y a pas eu d'ammoniaque formée, il faut traiter le produit de la distillation par la potasse caustique, observer si ce mélange est suivi d'un dégagement d'ammoniaque, ce qui a lieu si cet alcali est combiné avec un acide. On reconnaît l'ammoniaque libre, 1°. à son odeur, 2°. aux vapeurs blanches qu'elle produit lorsqu'elle est en contact avec l'acide nitrique

ou hydro-chlorique affaibli (1). On peut encore démontrer la présence de l'ammoniaque dans une substance, en introduisant le produit soupçonné contenir cet alcali dans une cornue avec de l'eau et un excès d'alcali, soumettant ce mélange à la distillation: si l'eau distillée obtenue contient de l'alcali volatil, elle est alcaline, bleuit le papier de tournesol rougi, verdit les papiers bleus de mauves, de dahlia, etc.; saturée par un acide, et évaporée, elle donne lieu à un sel à base d'ammoniaque; enfin, elle précipite en blanc le proto-nitrate de mercure (2).

**SUBSTANCES VÉGÉTALES.** Toutes sont solides ou liquides à la température ordinaire. Leurs autres propriétés physiques varient. Plusieurs sont volatiles et entrent en ébullition: telles sont l'alcool, l'éther et les huiles essentielles; d'autres se vaporisent facilement dans les différens gaz: de ce nombre sont le camphre, l'acide benzoïque, l'acide oxalique, l'acide gallique. Soumises à la distillation, les premières n'éprouvent aucune altération; les secondes se décomposent et se volatilisent en partie; les troisièmes se décomposent complètement, en fournissant un grand

(1) Ces vapeurs sont le résultat de la combinaison de l'acide et de l'ammoniaque (nitrate et hydro-chlorate), qui se précipite dans l'air, en absorbant l'eau qui y était contenue en vapeurs invisibles.

(2) Dans le cas où la substance essayée contiendrait trop peu d'azote pour qu'on pût reconnaître la formation de l'ammoniaque par les réactifs, il faudrait l'essayer par sa combustion à l'aide de l'oxide de cuivre. (V. l'analyse des matières organiques.)

nombre de produits, qui sont de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'acide acétique, du gaz oxide de carbone, de l'huile plus ou moins colorée et plus ou moins épaisse, du gaz hydrogène carboné, du charbon pour celles qui ne contiennent pas d'azote; ces dernières fournissent en outre de l'acide hydro-cyanique, de l'ammoniaque et du gaz azote. A une très haute température, toutes se décomposent, en fournissant principalement du gaz oxide de carbone, du gaz hydrogène carboné et du charbon.

**SUCRE.** Le sucre se décompose, et donne les mêmes produits que les autres matières végétales; quelquefois il laisse un charbon qui contient une certaine quantité de chaux provenant des opérations qu'on lui a fait subir pendant le raffinage. Un sucre qui laisserait un tel charbon ne devrait pas être employé, en Pharmacie, pour préparer indistinctement tous les sirops; il vaudrait celui de violettes, de pensées, etc. Le sucre doit contenir maintenant moins de chaux, parce qu'on ne se sert plus guère de ce produit dans l'opération du raffinage, surtout depuis que l'on emploie avec succès le charbon animal pour décolorer les sirops.

**SULFATES.** Ces sels présentent divers phénomènes. Les uns n'éprouvent aucune décomposition et perdent seulement leur eau de cristallisation. Le sulfate de chaux est dans ce cas: sa force de cohésion est détruite; de transparent qu'il était, il devient blanc, opaque, pulvérulent, susceptible de former avec l'eau une pâte qui se prend et se solidifie presque immédiatement (le

plâtre). Il est une espèce de sulfate de chaux (sulfate de chaux anhydre) qui ne jouit pas de cette propriété.

D'autres sulfates se décomposent en partie: l'alun à base de potasse perd de l'eau et une portion de son acide sulfurique; il est converti en un sel avec excès de base, nommé *sous-sulfate*; l'alun à base d'ammoniaque perd non-seulement une portion de son acide, mais encore tout le sulfate d'ammoniaque qu'il contenait; il reste de l'alumine. Enfin, un grand nombre d'autres sulfates se décomposent et abandonnent leurs oxides. L'art d'obtenir l'acide sulfurique glacial est fondé sur la propriété qu'a le per-sulfate de fer, de se décomposer au moyen de la chaleur: l'acide sulfurique, qui est séparé de l'oxide de fer avec lequel il était combiné, passe dans des vases destinés à le recueillir. C'est à Nordhausen, en Saxe, que l'on fait cette opération; l'acide qui en résulte est très estimé pour dissoudre l'indigo. On se sert aussi du calorique pour séparer le sulfate de fer du sulfate de manganèse, et obtenir l'un des oxides métalliques; mais cette séparation n'est pas facile à opérer. Pour l'obtenir, on introduit dans un creuset les sulfates de fer et de manganèse, et l'on calcine de manière à décomposer le sulfate de fer seulement. Il faut, pour y parvenir, que la chaleur soit modérée et son action long-temps continuée. Si l'on ne chauffe pas assez, une partie du sulfate de fer n'est pas décomposée; si au contraire on chauffe trop fortement, il y a du sulfate de manganèse qui est décomposé.

On se sert de ce procédé lorsqu'on a obtenu un précipité composé d'oxide de fer et de manganèse : on convertit ces oxides en sulfates, et on leur fait subir la calcination; lorsqu'elle a été suffisamment prolongée, on retire le creuset du feu, on lave le produit calciné, on filtre la solution. L'oxide de fer reste sur le filtre et le sulfate de manganèse reste en dissolution; on le fait sécher, ou bien on précipite l'oxide pour apprécier sa quantité.

SULFATE D'ALUMINE. Soumis à l'action de la chaleur, il perd son eau de cristallisation et se réduit en poussière; à une plus haute température, il se décompose complètement; l'acide se volatilise, l'oxide reste dans le vase où s'est faite la calcination.

SULFATE D'ALUMINE ET D'AMMONIAQUE. Soumis à la calcination, il est décomposé. L'ammoniaque et l'acide se volatilisent, l'oxide d'aluminium reste dans le creuset de platine, à l'aide duquel on a opéré la calcination.

SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE, *Alun*. Pris en cristaux et exposé à l'action d'une douce chaleur, il éprouve la fusion aqueuse et se convertit en un liquide qui se prend en masse par refroidissement, et qui est connu sous le nom d'*alun de roche*; à une température plus élevée, il perd son eau de cristallisation, se soulève, se boursoufle considérablement, prend la forme de champignons, devient blanc, opaque, très cohérent, susceptible de résister pendant quelque temps à l'action de l'eau; à cet état, on

lui a donné le nom d'*alun calciné*; à une température plus élevée encore (à la chaleur rouge), il laisse dégager du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, qui entraîne de l'acide *sulfurique anhydre*, et il laisse pour résidu du sulfate de potasse et de l'alumine.

SULFATE D'AMMONIAQUE. Exposé à l'action de la chaleur, il perd une partie de sa base, même à une température qui n'excède pas 100° centigrades; il passe alors à l'état de sulfate acide, décrépite légèrement. A une chaleur voisine du rouge-cerise, il se décompose entièrement, en donnant lieu à un dégagement de gaz azote, de vapeur d'eau, et à du sulfite d'ammoniaque qui se dégage sous forme de fumées blanches. Ce sel, comme ceux d'ammoniaque, mis en contact avec la soude ou la potasse, se décompose avec dégagement d'ammoniaque gazeux.

SULFATE AMMONIACO-MAGNÉSIE. Soumis à l'action de la chaleur, il est décomposé, en laissant pour résidu de la magnésie; il fournit des produits gazeux analogues à ceux qu'on obtient lorsqu'on calcine le sulfate d'ammoniaque simple.

SULFATE D'ARGENT. Exposé à l'action de la chaleur, il se fond d'abord, se décompose ensuite, en fournissant de l'acide sulfureux et de l'oxigène qui se dégagent, et l'argent métallique qui reste dans le vase qui a servi à la calcination. On emploie un vase de porcelaine pour calciner ce sel.

SULFATE DE BARYTE. A une température très élevée, il éprouve la fusion ignée, mais il n'est pas décomposé.