

COURS DE CHIMIE

SOMMAIRE.

Manière de déterminer la quantité d'eau dans l'analyse des substances végétales par l'oxide de cuivre. — Il faut pour cela qu'elles soient anhydres.— Procédé de Saussure pour l'analyse des matières végétales.— Il ne peut être employé. — Procédé du docteur Prout, analogue à celui de Saussure. — Action de la chaleur sur les substances végétales et les substances animales. — Action de l'acide sulfurique. — De l'acide nitrique. — Action de l'eau. — De l'alcool. — De l'éther. — Acides végétaux. — Acide acétique. — Ses mélanges avec l'eau n'ont pas toujours la densité moyenne des principes qui les forment. — Sa préparation en décomposant un acétate par l'acide sulfurique. — On le concentre par l'action du froid et la distillation. — Diverses sources de l'acide acétique. — Acétates. — Leurs caractères génériques. — Acétate de potasse. — Se décompose difficilement par la chaleur. — Peut éprouver la fusion ignée. — Préparation de l'acétate. — Bi-acétate de potasse.—Acétate de soude.—De chaux. — D'ammoniaque.— D'alumine employé pour les toiles peintes.— Acétate de plomb. — Sa préparation par la litharge et le plomb. — $\frac{1}{3}$ acétate.—Il

sert à préparer du blanc de plomb. — Cette céruse est plus belle que celle que l'on fait par le procédé hollandais.—Préparation par ce dernier procédé. — $\frac{1}{3}$ acétate de plomb. — Acétate de cuivre. — $\frac{1}{2}$ acétate ou *vert-de-gris*. — $\frac{1}{3}$ acétate. — Acétate de mercure. — D'argent. — Action de la chaleur sur les acétates. — Esprit pyro-acétique que donnent certains acétates.

Dans la dernière séance, nous avons exposé la méthode la plus sûre et la plus prompte que l'on puisse employer pour analyser les substances végétales et animales. Cette méthode consiste à les traiter par l'oxide de cuivre, et à recueillir les produits, qui sont de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote. Nous avons montré comment on s'assurait de la présence de l'azote, et comment on déterminait la quantité d'acide carbonique donné par une substance qui ne contenait pas d'azote.

Il faut déterminer aussi la quantité d'eau qui est produite; pour cela, on peut s'y prendre de plusieurs manières. On cherche la perte en poids que le tube qui contient le mélange a éprouvée : de cette perte on retranche le poids du gaz acide

carbonique obtenu, et l'on a le poids de l'eau. Mais si vous avez fait une erreur sur l'acide carbonique, la quantité d'eau en sera affectée ; pour éviter cet inconvénient, il vaut mieux recueillir l'eau. On fait passer les gaz donnés par la matière végétale ou animale à travers un corps qui s'empare de l'humidité, à travers du chlorure de calcium, par exemple. Voici comment se fait cette opération.

Au tube qui contient le mélange on soude un autre tube ; il ne faut pas les joindre par un bouchon de liège, il retiendrait un peu d'humidité. M. Berzelius se sert du caoutchouc ou gomme élastique pour les réunir. Dans le second tube on a mis du chlorure de calcium. Les choses étant ainsi préparées, on chauffe ; on conduit l'opération le plus lentement possible. L'augmentation du poids du chlorure de calcium est la quantité d'eau donnée par le mélange, ce qui sert à déterminer exactement la quantité d'hydrogène contenue dans la substance soumise à l'analyse. Comme on pourrait craindre que toute

l'humidité ne passât pas à travers le sel déliquescent , on met l'extrémité libre du tube qui le contient en communication avec la machine pneumatique, et l'on force aussi les gaz aqueux et autres à passer à travers le chlorure de calcium.

Vous voyez que, dans cette opération, le sel déliquescent ne peut fixer que l'eau; qu'il ne peut retenir l'acide carbonique ni l'azote ; qu'ainsi son augmentation de poids est exactement causée par l'eau dont il s'est emparé.

Dans les analyses des végétaux ou des matières animales, on peut obtenir l'azote seul. On peut connaître la quantité de carbone par celle de l'acide carbonique qui est produit ; la quantité d'hydrogène , par l'eau absorbée par le chlorure de calcium. La quantité d'oxygène doit donc être la différence des poids réunis de l'hydrogène, du carbone et de l'azote au poids de la substance que l'on analyse. L'oxygène peut se déterminer encore autrement. On sait combien il entre d'oxygène dans l'acide carbonique et dans l'eau ; on com-

pare ces quantités d'oxygène à celle qu'a fournie l'oxide de cuivre; la différence est l'oxygène de la substance analysée.

Dans tout ceci, il faut admettre que la matière végétale ou animale est anhydre. Si elle était hydratée, on obtiendrait par le procédé que nous venons d'exposer, non-seulement l'eau formée par l'hydrogène de la substance végétale ou animale, mais encore l'eau qui constituait l'hydrate. Si l'on prenait, par exemple, le bois dans l'état où il se trouve ordinairement, vous auriez l'eau hygrométrique qu'il renferme. Il faut dessécher les substances avant de les soumettre à l'analyse.

Les procédés d'analyse que nous venons de faire connaître sont généralement employés; cependant il y en a d'autres. M. de Saussure ayant eu à analyser des substances huileuses, a mieux aimé employer le gaz oxygène lui-même, que l'oxide noir de cuivre. Au lieu de chauffer également partout, il ne chauffait que par un bout; par le vide fait dans son appareil, il calculait la

quantité d'oxygène qui avait été absorbée. Quand l'hydrogène s'unit à l'oxygène, il y a diminution de volume; mais quand l'oxygène s'unit au carbone, il le dissout sans changer de volume. On peut absorber l'acide carbonique ; quoi qu'il en soit, ce procédé est peu praticable.

Le docteur Prout a dernièrement employé un procédé qui revient à celui de M. de Saussure. Il consiste à mêler la substance avec l'oxide de cuivre, et à brûler dans le gaz oxygène. Par la diminution du gaz, il voit s'il y a de l'hydrogène ou s'il n'y en a pas, parce que le carbone ne change pas le volume de l'oxygène qui l'absorbe. Cependant, si dans la substance les proportions d'oxygène et d'hydrogène étaient semblables à celles de l'eau, il n'y aurait pas de diminution dans le gaz oxygène de l'appareil : il ne peut y avoir changement de volume que par l'hydrogène, qui, dans la matière végétale, excède les proportions de l'eau.

Toutes les méthodes diverses que l'on a employées n'ont servi qu'à confirmer l'inexactitude

des résultats donnés par celle où l'on emploie l'oxide de cuivre, et comme elles sont toutes plus compliquées que cette dernière, elles lui laissent l'avantage.

Les substances végétales, en raison des principes communs qu'elles renferment, doivent offrir des propriétés communes lorsqu'on les traite par divers agens. Cependant, cette action n'est pas si semblable que l'on puisse considérer *les* résultats que l'on obtient comme tout-à-fait analogues : il y a bien des classes de substances qui se comportent de la même manière; mais on ne peut rien dire de général à cet égard. L'action de la chaleur est celle qui offre le plus d'analogie dans les résultats, quoiqu'ils diffèrent encore entre eux selon la nature des végétaux. Que l'on distille du bois et de l'huile, on aura des produits différens; mais si l'on chauffe de manière à décomposer toute la substance végétale, on obtient alors de l'eau, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, et quelquefois de l'azote.

Les substances végétales et animales donnent des produits différens par la distillation.

Je prends du papier ou du bois, je le distille; j'obtiens d'abord de l'eau : c'est de l'eau hygrométrique. A mesure que la chaleur augmentera, les principes réagiront les uns sur les autres; j'obtiens des gaz qui renfermeront de l'acide carbonique et des gaz inflammables. Si la température est très élevée, il se forme de l'oxide de carbone qui se mêle à l'hydrogène. J'obtiens encore une eau acide (l'acide acétique : c'est un résultat constant; il n'y a d'exception que pour les corps gras), et en même temps une matière huileuse composée de deux substances, l'une volatile, qui donne de l'odeur, et l'autre plus fixe, que l'on désigne par le nom de *goudron*. Elle est noire, acide, parce qu'elle est mêlée avec l'acide acétique. Sa quantité est variable selon les divers végétaux : le bois en donne beaucoup.

Le goudron se dissout dans l'acide, et se mêle aux gaz qui s'échappent. L'odeur empyreuma-

tique est due à l'huile volatile; cette odeur est celle que donne le papier qui brûle, et celle de la suie.

Si la substance que l'on distille est de nature animale, les produits sont differens : il se dégage de l'acide carbonique, des gaz inflammables, du carbonate d'ammoniaque; ces produits sont accompagnés d'une matière grasse qui n'est plus du goudron, et dont l'odeur est fétide et tenace, car communiquée aux habits, elle dure plusieurs jours. Le carbonate d'ammoniaque et l'huile animale, voilà les produits qui distinguent les substances animales des substances végétales.

On me donnerait un tissu formé avec du coton, de la soie ou de la laine, que je le reconnaîtrais. Je prendrais un fil du tissu , je le présenterais à la flamme d'une chandelle; s'il bouillonne et donne une odeur fétide, c'est de la laine ou de la soie : je prendrais un autre fil ; s'il me donne l'odeur du papier qui brûle, j'en conclus que c'est une matière végétale.

Les distillations dont nous venons de parler

se font dans des cornues de grès, et l'on reçoit les produits dans des flacons.

Parmi les substances à l'action desquelles on peut soumettre les substances végétales, nous citerons les acides ; mais leur action, qui est variée, offre peu d'intérêt; il n'y a que celle des acides sulfurique et nitrique qui mérite d'être examinée. Il est bon de savoir que l'acide sulfurique, quand on le met avec une substance végétale, la charbonne très facilement, surtout si son action est aidée par celle de la chaleur, quoiqu'il charbonne même à froid. Il détermine la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène du végétal, pour former de l'eau avec laquelle il a beaucoup d'affinité, et le charbon qui reste étant très divisé, colore l'acide. L'acide sulfurique, en même temps qu'il provoque la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène, cède une partie de son oxigène, passe à l'état d'acide hyposulfurique, et se combine avec les bases contenues dans le végétal pour former des sels.

L'acide nitrique attaque toutes les substances

végétales ; par suite de son action, il y a formation d'eau, dégagement de gaz nitreux et d'acide carbonique. Il produit le même effet que l'oxide de cuivre, puisque, comme lui, il cède son oxygène.

On remarque que généralement, dans la décomposition des substances végétales comme dans celle des autres substances, ce sont toujours les produits les plus stables qui se forment ; or, rien n'étant plus stable que l'eau et l'acide carbonique, c'est pour cela qu'on les obtient- On peut bien, par la chaleur, obtenir des végétaux de l'acide oxalique, de l'acide malique ; mais en continuant l'action de la chaleur sur ces acides et en l'élevant, ils finissent par se réduire eux-mêmes en eau et en acide carbonique.

L'acide nitrique change les corps gras en acides.

Quant aux oxides, leur action à froid est nulle ; ce n'est qu'à chaud qu'ils altèrent les substances végétales. Tous les oxides peuvent être employés pour analyser les végétaux, mais avec moins de précision que par l'oxide de cuivre.

Nous avons aussi à examiner l'action de l'eau et d'autres dissolvans. L'eau pénètre les végétaux, les gonfle : elle agit aussi comme dissolvant sur un grand nombre de matières, sur le sucre, la gomme, etc.

Lorsqu'une matière végétale est en dissolution dans l'eau, la cohésion des molécules est détruite, et elles peuvent se prêter à d'autres combinaisons : voilà pourquoi les matières végétales en dissolution fermentent. A l'état sec, elles résistent à toute décomposition.

L'eau contenant de la gomme, du sucre, décompose ces substances dans un temps plus ou moins long : elle favorise aussi la décomposition des matières animales. Il faut dessécher les substances animales pour les conserver.

L'alcool et l'éther sont des dissolvans dont nous ferons usage pour analyser les végétaux. Les composés végétaux ne permettent pas d'employer les acides forts, comme l'acide sulfurique, l'acide nitrique : l'alcool et l'éther n'ont aucun inconvé-

nient, et ne déterminent pas de nouvelles combinaisons.

Je n'en dirai pas davantage sur cette action générale des divers corps sur les végétaux. Nous allons tout de suite nous occuper de l'étude d'une classe de matières végétales que nous avons signalée. Nous avons distingué dans les végétaux des acides, des bases et des corps neutres : ce sont d'abord les acides que nous allons examiner.

Les acides végétaux, comme les acides minéraux, sont aigres, rougissent les couleurs bleues végétales, et s'unissent avec des bases. Ils se comportent encore comme les acides minéraux avec l'électricité. Si l'on soumet un sel formé par un acide végétal à l'action de la pile galvanique, l'oxide se rendra au pôle positif ou vitreux, la base au pôle négatif ou résineux.

On compte plus de trente acides végétaux ; mais il y en a quelques-uns dont l'existence n'a pas été bien constatée, et d'autres qui n'ont aucun usage : nous ne parlerons que des plus importants.

Le plus important de tous est, sans contredit, l'acide acétique. Il se forme dans beaucoup de circonstances : dans la fermentation acide, dans la décomposition des végétaux par l'action de la chaleur, dans leur décomposition putride. Il se trouve dans leur sève, combiné avec les alcalis ; il est répandu partout, et présente un grand intérêt.

Tout le monde connaît le vinaigre; et bien, le vinaigre n'est que l'acide acétique combiné avec quelques autres principes végétaux : c'est ordinairement du vin aigri, contenant du tartre et une matière colorante. Si l'on soumet le vinaigre ordinaire à la distillation, on a du vinaigre plus pur; mais l'acide serait faible. On est parvenu à lui enlever son eau, et même à ne lui laisser que celle nécessaire à sa composition. L'acide acétique, dans son état de pureté, se présente sous forme liquide à la température de 20° ; mais il devient solide à une température de 17% ou plutôt de $16^{\circ},7$. Il cristallise en lames; son odeur est extrêmement forte. Cette odeur est déjà

sensible dans le vinaigre ; celle de l'acide acétique est insupportable, sans être désagréable. Quand il est à son maximum de pureté, il a une densité égale à 1,0629 à la température de 16°, d'après Thomson.

Cet acide, qui est volatil, l'est cependant moins que l'eau : il bout à la température de 119°,3 , et alors il présente les phénomènes de l'ébullition de l'eau, et n'éprouve aucune décomposition. Il résiste même à une assez haute température sans se décomposer; mais si on le fait passer à travers un tube rouge, une partie, un vingtième, se décompose , et il faudrait le faire passer vingt fois pour le décomposer en totalité. Comme il est produit pendant la distillation des matières végétales, distillation qui n'a lieu qu'à une température élevée, il faut qu'il résiste à cette chaleur sans se décomposer.

Dans l'état cristallin, l'acide acétique n'est pas anhydre : il contient une proportion d'eau. Il renferme du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène dans les rapports suivans : 3 atomes d'hydrogène,

3 atomes d'oxygène, 4 atomes de carbone. Le poids équivalent de cet acide est.... 6,43287

3 atomes d'hydrogène égalent 0,37438

3 atomes d'oxygène 3

4 atomes de carbone 3,05748.

Ces nombres réunis donnent le poids de l'atome de l'acide acétique sec.

En ajoutant à ce poids celui d'un atome d'eau, on a le poids de l'atome de l'acide hydraté.

L'eau est essentielle à la composition de l'acide acétique ; il ne l'abandonne que quand il se combine avec les bases : il forme des sels anhydres.

Cet acide a été analysé par le procédé général dont nous avons parlé. On analyse l'acide lui-même , ou un sel qu'il forme. Quand on fait l'analyse d'un acide, il faut en connaître le poids atomistique, ce qui est facile : on unit, par exemple, l'acide acétique au plomb; on connaît le poids du plomb ; on prend celui du sel, et l'on peut avoir ensuite celui de l'acide.

L'acide acétique est susceptible de se mêler

avec toutes sortes de proportions d'eau ; mais dans cette combinaison sa densité n'augmente pas, en raison de la quantité d'eau qu'il contient. Il y a un point où il est à son maximum de densité : c'est lorsque ce mélange est formé de 1 atome d'acide hydraté et de 3 atomes d'eau, ou bien de 1 atome d'acide sec et de 4 atomes d'eau; car 1 atome d'acide hydraté est égal à 1 atome d'acide sec, plus 1 atome d'eau.

La densité de l'acide hydraté ou de l'acide ayant 1 atome d'eau, est égale à 1,06296.

Quand l'acide contient 1 atome d'acide hydraté et 3 atomes d'eau, ou 1 atome d'acide sec et 4 atomes d'eau, la densité est de 1,07139.

En ajoutant de l'eau, la densité diminue. 1 atome d'acide sec, plus 7 proportions d'eau, donnent un acide dont la densité est de 1,06349, sensiblement la même que celle de l'acide dans son état de pureté ou n'ayant que 1 atome d'eau.

Mesurer la densité d'un acide liquide n'est donc pas toujours mesurer sa force ; en général, le meilleur moyen pour déterminer la force d'un

acide est de chercher la quantité de base qu'il absorbe. La quantité d'alcali nécessaire pour saturer un acide est la mesure de sa force.

La préparation de l'acide acétique n'est pas très facile : il faut supposer que l'on ait un acétate pour l'obtenir. Cependant on peut parvenir à l'avoir à un assez grand degré de concentration en employant l'acide fourni par l'acescence du vin : il faut le faire geler dans des vases fermés ; l'eau se gèle la dernière. On l'expose ensuite à un froid plus intense, et l'on parvient à le concentrer ; mais on n'arrive jamais à l'avoir avec un seul atome d'eau.

La meilleure manière de l'avoir pur est de décomposer un acétate par l'acide sulfurique, contenant une certaine quantité d'eau. Si l'on employait de l'acide sulfurique trop concentré, il décomposerait l'acide pour que son hydrogène et son oxygène fissent de l'eau dont il s'emparerait. Il faut d'ailleurs que l'acide acétique libre puisse prendre de l'eau ; il n'est anhydre que dans ses combinaisons avec les bases.

On a deux procédés pour le concentrer : on le distille, ou on l'expose au froid. En l'exposant au froid, l'acide cristallise, et l'on a une eau-mère. Par la distillation, en conduisant convenablement la chaleur, l'eau qui bout à 100° passera la première, puisqu'il faut 119° pour faire bouillir l'acide. Que l'on prenne 2 à 3 litres de vinaigre, qu'on les soumette à la distillation : la première partie du liquide qui passera sera très faible, la deuxième moins faible, la troisième encore moins ; les dernières parties que l'on obtiendra seront de l'acide assez concentré. Il ne faut pas chauffer de manière à décomposer le résidu qui est dans la cornue.

L'acide acétique provient de diverses sources, de l'acescence des liqueurs spiritueuses, de la distillation des substances végétales, etc. ; mais, dans tous les cas, il est toujours le même.

Nous allons examiner les acétates. Ici, nous ne suivrons pas la même méthode qui nous a guidé dans l'étude de la Chimie minérale : en parlant d'un acide, nous parlons en même temps

des sels qu'il forme. C'est d'ailleurs ainsi que procèdent M. Thénard et tous les chimistes.

Les acétates ont des caractères qui les distinguent très bien.

Ils sont tous solubles : ceux d'argent et de mercure au minimum le sont très peu.

Ils sont décomposés par le feu. C'est ce qui arrive pour tous les sels végétaux qui sont changés en carbonates.

Quand on verse sur un acétate de l'acide sulfurique concentré, il s'en exhale aussitôt une odeur piquante, agréable, d'acide acétique.

Voyons les espèces.

L'acétate de potasse cristallise très difficilement, parce qu'il a une grande solubilité ; il prend la forme de lames ou de prismes en le cristallisant lentement. Il est si soluble, que l'eau en prend plus que son poids à la température ordinaire. A l'air, il est déliquescent : on pourrait l'employer en place du chlorure de calcium ; peut-être desséchera-t-il plus complètement les gaz. Il est soluble dans l'alcool.

On l'appelait autrefois *terre foliée de tartre*.

Quand on l'expose à l'action de la chaleur, il fond et peut subir une température assez élevée sans se décomposer. J'ai déjà dit d'une manière générale, en parlant des sels formés par la potasse, que l'affinité de cette base pour les acides était telle, qu'elle les conservait le plus longtemps possible et les soustrayait à la décomposition : par cette raison, l'acétate de potasse supporte, sans se décomposer, une chaleur qui va jusqu'au rouge obscur. Cela n'arriverait pas à l'acétate de chaux. La soude, qui a aussi beaucoup d'affinité pour les acides, se comporte comme la potasse.

Quand on distille l'acétate de potasse avec le deutocide d'arsenic, il donne des produits volatils extrêmement fétides.

Pour former l'acétate de potasse, on prend de l'acide acétique que l'on sature de potasse. Il n'est pas nécessaire de se servir d'acide acétique distillé. Dans l'acide obtenu par distillation, il y a toujours une portion de la matière qui est char-

bonnée et entraînée par l'acide, et cet acide donnerait un sel moins blanc. On peut décolorer, il est vrai, le sel en le faisant passer sur du charbon de matière végétale, ou mieux encore sur du charbon de matière animale.

L'acide acétique est susceptible de se combiner avec les bases en diverses proportions : avec la soude, la potasse, il peut former des bi-sels, ou des sels qui renferment deux proportions d'acide, Le bi-acétate de potasse cristallise mieux,

L'acétate de soude cristallise très bien en longs prismes striés; il est peu altérable à l'air, et n'effleurit pas comme les sels à base de soude formés par les acides minéraux. L'eau en dissout le tiers de son poids : 100 parties en prennent 53 parties. Par l'action de la chaleur, il pourrait être purifié s'il contenait une matière étrangère; mais il se décomposerait à une chaleur très forte Ce sel contient 6 proportions d'eau. Sur les charbons, il éprouve d'abord la fusion aqueuse ; il se dessèche ensuite, puis il passe à la fusion ignée.

Je ne parlerai pas des acétates de baryte et de strontiane.

Je parlerai de l'acétate de chaux, parce qu'il se présente dans les arts. On l'obtient difficilement sous forme cristalline, et jamais en belles formes régulières. Par l'évaporation spontanée, il donne des choufleurs ou bien des aiguilles très fines, très longues, comme des fils, et qui ont un aspect soyeux.

La chaleur décompose facilement ce sel : il perd son eau de cristallisation à 100°.

L'acétate d'ammoniaque s'obtient en réunissant les deux élémens. On peut aussi l'obtenir en distillant ensemble parties égales d'acétate de potasse et d'hydrochlorate d'ammoniaque. Ce sel s'appelait autrefois *esprit de Mendererus*.

Je citerai l'acétate d'alumine, qui est en usage dans l'art des toiles peintes : c'est ce que l'on appelle un mordant. Il ne se fait pas directement. On prend une dissolution d'alun et une dissolution d'acétate de plomb ; l'acétate de plomb forme avec l'alun un double échange. C'est en tâton-

nant qu'on trouve les proportions d'acétate de plomb nécessaires pour avoir l'acétate d'alumine. Ce sel ainsi préparé n'est pas pur; il contient du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque, selon la nature de l'alun; mais c'est ainsi qu'on procède pour les toiles peintes. Pour avoir de l'acétate d'alumine pur, il faudrait prendre du sulfate d'alumine et le traiter par l'acétate de plomb.

Les dissolutions d'acétate d'alumine pur ne se troublent pas par l'action de la chaleur; mais celles d'acétate d'alumine impur se décomposent, et ce qu'il y a de remarquable, c'est que le précipité qui se forme se redissout par le refroidissement.

On forme un acétate de fer en mettant de la ferraille dans une cuve, dans laquelle on jette de l'acide acétique. Il se forme un sel au minimum qui passe avec le temps au maximum.

L'acétate de plomb est important; on l'obtient cristallisé en prismes à quatre pans, terminés par des sommets dièdres: ce sel s'effleurit à l'air.

L'eau à froid en dissout le quart de son poids ; à chaud, elle en dissout beaucoup plus; par le refroidissement, il cristallise. L'alcool le dissout. Il contient 5 atomes d'eau étant cristallisé. Si on le chauffe, il se dissout dans son eau de cristallisation; il se boursoufle, ensuite il fond, et est alors parfaitement anhydre. Quant à sa décomposition par le feu, nous en parlerons à la fin.

Il y a deux procédés pour préparer l'acétate de plomb : on prend de la litharge, et on la dissout dans l'acide acétique , de manière que la dissolution ait constamment une réaction acide, parce que sans cela il se formerait un sous-acétate qui ne peut servir aux mêmes usages et qui ne cristallise pas.

L'autre procédé consiste à prendre du plomb en grenaille, que l'on obtient en versant du plomb fondu dans de l'eau froide; à remplir de ce plomb un tonneau, et à y ajouter du vinaigre distillé (il est toujours nécessaire que l'acide ait été distillé); on ôte aussitôt le vinaigre, que l'on n'a mis que pour mouiller le métal. Les espaces que

le vinaigre laisse sont occupés par l'air ; l'oxygène est absorbé ; il se forme de l'oxide de plomb qui se combine avec le peu d'acide qui est resté, et il en résulte un sous-acétate. Le lendemain matin on remet du vinaigre, qui dissout l'acétate formé, et mouille de nouveau la grenaille de plomb. On continue, et l'on a des liqueurs que l'on fait évaporer pour obtenir l'acétate de plomb.

Nous avons plusieurs acétates de plomb dont il est important de parler. Il y a d'abord le $\frac{1}{3}$ acétate de plomb qui est formé de 1 atome d'acide, et de 3 atomes d'oxide de plomb; on l'appelle *sel de saturne*. Pour le former, on prend l'acétate de plomb que l'on fait bouillir avec 2 atomes de litharge.

Ce sel est très soluble dans l'eau. Il agit sur les réactifs comme la potasse : il bleuit le papier de tournesol; en un mot, il se comporte comme une dissolution alcaline. Ce sont les 2 atomes d'oxide qu'il renferme au-delà de la neutralisation qui occasionent ces effets. On remarque

•cette action, parce que l'oxide est ici soluble ; c'est l'insolubilité des oxides qui les empêche d'avoir la même action, et de donner lieu aux mêmes phénomènes.

Ce $\frac{1}{3}$ acétate de plomb est employé comme réactif dans les laboratoires : il est précipité par la gomme, et ne l'est pas par le sucre.

On se sert en grand de ce $\frac{1}{3}$ acétate pour former le carbonate de plomb ou *blanc de céruse*. C'est le procédé de M. Roard qui donne la plus belle céruse du commerce. On fait passer de l'acide carbonique à travers le $\frac{1}{3}$ acétate de plomb, ce qui le ramène à l'état d'acétate neutre, et l'on a un sous-carbonate, un carbonate neutre, et même un sur-carbonate de plomb. M. Roard fait l'opération à Clichy avec une machine à feu. Une pompe fait passer l'acide carbonique donné par la combustion du charbon dans une dissolution de $\frac{1}{3}$ acétate de plomb.

Le liquide qui reste n'est pas perdu ; c'est un sur-acétate. On le met avec de nouvelle litharge pour former le $\frac{1}{3}$ acétate. Par ce procédé, on

obtient de très beau blanc de plomb, mais qui coûte un peu plus cher que les autres, à cause des pertes d'acétate de plomb qu'il occasionne.

A Lille, on fait beaucoup de blanc de plomb, mais en suivant les procédés hollandais. Il y a peut-être dix fabriques de céruse établies dans cette ville. Nous ne sommes plus tributaires des étrangers pour nous procurer cette substance.

On a fait de graves reproches au blanc fabriqué par M. Roard. Il est certain pourtant qu'il est le plus beau qu'on connaisse dans le commerce. Ce sont surtout les maisons qui font commerce de céruse qui ont cherché à le discréditer dans l'esprit des consommateurs. Ceux-ci ne peuvent pas aller chercher le carbonate de plomb en Hollande ; ce sont les maisons de commerce qui en prennent de grandes quantités. Si la fabrication a lieu à l'intérieur de la France, auprès de Paris même, l'intermédiaire de ces maisons devient inutile ; elles défendent leurs intérêts comme elles peuvent en attaquant le nouveau procédé mis en pratique par M. Roard. Il en arrivera

autant à toutes les nouvelles industries. Elles disent que le blanc préparé à Clichy couvre moins que celui de la Hollande; c'est une assertion erronée, et la Société d'Encouragement pour l'Industrie a bien démontré la supériorité de la céruse de M. Roard sur celle de la Hollande.

Pour faire le blanc de plomb, voici comment on s'y prend à Lille et en Hollande. On met du vinaigre dans des pots, et l'on suspend au-dessus du vinaigre des lames de plomb roulées en spirale. On fait une rangée de ces pots, que l'on couvre d'une couche de fumier de cheval et de planches. On apprête une seconde rangée de pots sur la première, et l'on recouvre également cette seconde rangée de fumier de cheval et de planches. On fait ainsi plusieurs couches. La fermentation du fumier produit de la chaleur; le vinaigre se volatilise, attaque le plomb, et forme du $\frac{1}{3}$ acétate; mais la fermentation du fumier produit aussi de l'acide carbonique, qui pénètre dans les pots, qui sont couverts sans être bouchés; et au

bout de six semaines, ou a du blanc de plomb.

L'acide carbonique de ce blanc de plomb peut avoir été fourni par l'acide acétique qui se serait décomposé. Quoi qu'il en soit, on a un carbonate qui tombe en écailles et que l'on pulvérise. Il est un peu noir ; mais l'habitude des consommateurs est telle , que , pour vaincre leurs préjugés, on est obligé de noircir celui de M. Roard pour le leur faire prendre.

Il y a $\frac{1}{6}$ acétate de plomb. Pour le former, on prend le $\frac{1}{3}$ acétate, que l'on fait digérer sur une nouvelle quantité d'oxide de plomb.

Le cuivre forme avec l'acide acétique plusieurs sels. L'acétate neutre est formé d'un atome d'acide et d'un atome d'oxide de cuivre. Il cristallise très bien, et est connu dans le commerce sous le nom de *cristaux de Vénus*. C'est à Montpellier qu'on le fabrique : on le fait cristalliser sur des bâtons. Dans cet état, il contient une proportion d'eau. Il n'est pas très soluble ; 100 parties d'eau n'en dissolvent que 20 : voilà pourquoi il cristallise si bien.

Ce sel se décompose par la chaleur de l'ébullition. L'oxide de cuivre est une base faible. Si l'on prend une dissolution d'acétate de cuivre, qu'on la fasse bouillir, il se dégage du vinaigre, et il reste de l'oxide de cuivre.

Les sels de cuivre ont la propriété, quand ils sont mêlés avec les corps combustibles, de colorer la flamme en vert. L'acétate de cuivre est combustible lui-même, et brûle en donnant une flamme bleue : il est décomposé par cette combustion. La chaleur le décompose aussi : elle décompose tous les acétates.

Un autre produit que l'on connaît dans le commerce, mais qui n'est qu'un sous-acétate, est le *verdet* ou *vert-de-gris*. Ce verdet est composé de 2 atomes d'oxide de cuivre et de 1 atome d'acide; il contient en outre 6 proportions d'eau : c'est un $\frac{1}{3}$ acétate. On distingue dans le commerce deux espèces de verdet : il y en a un plus bleu et un autre plus vert. Ils ne diffèrent pas par la quantité d'acide, mais par la quantité d'eau : le

plus vert renferme moins d'eau; il en renferme 5 proportions au lieu de 6.

Quand on traite ces verdets par l'eau, ils sont décomposés; il se forme un acétate neutre, et $\frac{1}{3}$ acétate qui se précipite. On obtient aussi $\frac{1}{3}$ acétate, en décomposant incomplètement l'acétate par un alcali.

Il y a d'autres acétates de cuivre, mais ils ne présentent aucun intérêt.

Les acétates d'argent et de mercure au minimum sont très peu solubles, car on les forme par précipitation. En mettant dans le nitrate d'argent un acétate quelconque, il y a précipité : le nitrate de mercure au minimum est précipité de même par un acétate soluble.

Je terminerai en exposant l'action du feu sur les acétates.

Tous les acétates sont en général décomposés par la chaleur ; mais ils donnent des produits différens en raison de l'affinité des bases pour l'acide, et de l'affinité de l'oxigène pour la base.

Si nous prenons l'acétate d'argent et que nous

le soumettions à l'action de la chaleur (je suppose qu'il soit auparavant desséché), nous allons obtenir de suite l'acide acétique cristallisé. C'est le sel qui se décompose le plus complètement, et donne le plus d'acide et l'acide le plus pur.

Cependant il y a une petite portion d'acide qui est décomposée, et l'argent passe à l'état métallique. On trouve dans la cornue quelques traces de charbon à peine appréciables; il y a dégagement d'un peu d'acide carbonique. Il faut bien qu'il y ait une petite décomposition pour enlever l'oxigène de l'argent.

Le cuivre se comporte à peu près de même; mais déjà l'acide que l'on obtient est moins pur. C'est l'acide que l'on a par cette distillation, que l'on nomme *vinaigre radical*; il est très fort; il est mêlé avec l'*esprit pyro-acétique*, qui se dégage dans les dernières portions de la décomposition.

Les acétates de fer, de zinc, de manganèse, de soude, donnent souvent très peu d'acide par la distillation; ceux de baryte, de potasse, de chaux n'en donnent quelquefois pas du tout; mais

vous avez en revanche de l'acide pyro-acétique pur, plus des gaz inflammables et de l'acide carbonique.

Ainsi, avec l'argent, l'acide pyro-acétique manque ; et avec la potasse, la baryte, etc., c'est l'acide acétique qui manque, et qui est remplacé par *l'esprit pyro-acétique*.

Pour obtenir l'esprit pyro-acétique, substance très volatile et très inflammable, on sature l'acide acétique avec un alcali, on distille, et l'esprit passe parfaitement pur. C'est une matière plus légère que l'eau; sa densité est de 0,786, bouillant à 59°, ne se consolidant qu'à 15° au-dessous de zéro.

Cette substance se mêle avec l'eau ; elle brûle avec flamme. Mêlée avec l'acide hydrochlorique, elle forme une espèce d'éther,

COURS DE CHIMIE

SOMMAIRE.

Acide oxalique.— Sa composition est singulière.— Il ne contient pas d'hydrogène.— Il existe dans l'oseille et le *salsola soda*. — Son extraction du sel d'oseille.— Sa préparation par le sucre.— Oxalate de potasse.— Bi-oxalate.— Quadroxalate.— Oxalate de soude.— D'ammoniaque.— De chaux.— Idées de M. Braconnot sur le rôle de l'oxalate de chaux dans les plantes.— Oxalate de magnésie.— De fer.— De nickel et de cobalt.— On emploie les deux derniers pour obtenir les métaux purs.— Oxalate de plomb.— De zinc.— Acide tartrique.— En se décomposant, il donne de l'acide pyrotartrique.— Sa préparation.— Tartrate de potasse.— Bi-tartrate.— On l'emploie pour préparer la potasse.— Tartrate de soude.— De potasse et de soude.— De potasse et d'antimoine ou émétique.— Quelques chimistes ont considéré le bi-tartrate de potasse comme un acide.— Acide racénique.— Il est isomorphe avec l'acide tartrique.— Acide citrique.— Donne des sels incristallisables.— Acide malique; c'est le même que l'acide sorbique.— Acide gallique; il fait la base de l'encre.

Dans cette séance, nous allons continuer à nous occuper des acides végétaux et des sels qu'ils forment. Ne pouvant pas les passer tous en revue,

nous ne ferons connaître en détail que les plus importants.

Le premier dont nous parlerons est l'acide oxalique, qui a été découvert par Scheèle. D'autres chimistes attribuent la découverte de cet acide à Bergmann. Il est fort remarquable par sa composition. Il devrait être étudié dans la Chimie minérale proprement dite, parce qu'il ne renferme que du carbone et de l'oxygène ; il est intermédiaire entre l'acide carbonique et l'oxide de carbone.

L'acide carbonique contient $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atome de carbone.} \\ 2 \text{ atomes d'oxygène.} \end{array} \right.$

L'oxide de carbone contient $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atome de carbone.} \\ 1 \text{ atome d'oxygène.} \end{array} \right.$

L'acide oxalique contient $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ atomes de carbone.} \\ 3 \text{ atomes d'oxygène.} \end{array} \right.$

D'après cette composition, qui est aujourd'hui incontestable, on voit que l'acide oxalique a la même composition que les acides minéraux. M. Berzelius avait admis qu'il contenait un peu d'hydrogène ; mais depuis, il s'est rangé à l'opinion qu'il n'en renferme pas.

Étant formé de 2 atomes de carbone et de 3 atomes d'oxygène, vous trouverez que le poids équivalent de l'acide oxalique est de 4,52874-

Cet acide cristallise très bien; on l'obtient en prismes à quatre pans aplatis avec des sommets dièdres, ou bien en prismes à angles aigus. Ses cristaux sont d'une très belle transparence. Il contient 3 proportions d'eau; 2 proportions peuvent en être dégagées dans le vide à côté de l'acide sulfurique : il en conserve toujours une, qu'il ne perd que quand il s'unit avec des bases.

Quand on l'expose à l'action de la chaleur, il entre en fusion, et même il se fond à une température peu élevée, à $97^{\circ},8$. Si la chaleur est poussée plus loin, il abandonne 2 parties d'eau, puis il se volatilise. Il peut être volatilisé sans résidu sensible; cependant il y en a une partie de décomposée dans cette opération. Si l'on faisait passer un courant de vapeurs d'eau ou d'autres vapeurs sur l'acide en évaporation, il se volatiliserait tout entier sans se décomposer. On sait que l'on facilite la volatilisation des corps par le vide, c'est-à-dire en entraînant les vapeurs

qui se forment, ou en faisant passer dessus un courant de gaz. La cornue dans laquelle on l'a soumis à l'action de la chaleur n'offre aucun résidu; et il est du petit nombre des acides qui ne laissent aucune matière charbonneuse.

Sa solubilité est très grande, 100 parties d'eau à 15° en dissolvent 10^p,2 ; à 49°, elles en dissolvent 49^p,7 ; à 97°,8 , elles en dissolvent une quantité indéfinie.

Comme la plupart des acides végétaux dont nous aurons à parler, il se dissout très bien dans l'alcool.

Voici son caractère distinctif. Il précipite toutes les dissolutions calcaires : c'est le seul acide végétal qui ait cette propriété.

Avec les bases, il forme des sels qui, étant décomposés par la chaleur, donnent, ou la base pure, si elle n'est pas susceptible de s'unir à l'acide carbonique, ou bien des carbonates. Avec l'oxalate de magnésie, on aura de la magnésie; avec l'oxalate de chaux, on aura du carbonate de chaux. Cependant si la chaleur était forte, on n'aurait que de la chaux.

Étant composé de 2 atomes de carbone et de 3 atomes d'oxygène, on peut concevoir qu'il est formé de 1 atome de gaz acide carbonique et de 1 atome de gaz oxide de carbone. En effet,

1 atome d'acide carbonique contient $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atome de carbone,} \\ 2 \text{ atomes d'oxygène ;} \end{array} \right.$

1 atome d'oxide de carbone contient $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atome de carbone,} \\ 1 \text{ atome d'oxygène ;} \end{array} \right.$

et leur réunion formera bien les 2 atomes de carbone et les 3 atomes de l'oxygène de l'acide.

On a un moyen extrêmement simple et facile d'obtenir l'oxide de carbone pur : c'est de décomposer l'acide oxalique par l'acide sulfurique ; il y a production de gaz oxide de carbone et de gaz acide carbonique. On remarque que, dans cette décomposition, il n'y a pas d'acide sulfurique décomposé, d'où il suit qu'il n'y a pas d'hydrogène dans l'acide oxalique; car s'il y en avait, il y aurait formation d'acide sulfureux, une portion de l'acide sulfurique devant céder de l'oxygène à l'hydrogène pour faire de l'eau. On doit attribuer la décomposition à la grande affinité de l'acide sulfurique pour l'eau que renferme l'acide

oxalique : étant privé de cette eau, ses élémens se séparent pour former entre eux des combinaisons plus stables.

M. Berzelius, connaissant la propriété qu'a l'acide oxalique de réduire l'or et de donner de l'acide carbonique, a trouvé que la quantité d'or réduite correspondait précisément à 2 atome de carbone.

Vous voyez, d'après cela, que l'acide oxalique sera facile à distinguer par sa cristallisation, par sa volatilisation sans résidu, et surtout par sa propriété de précipiter la chaux, et de l'enlever même à l'acide sulfurique.

Un excès d'acide oxalique n'empêche pas la précipitation de la chaux ; cependant il ne décompose pas complètement les sels, parce que l'acide minéral devenu libre empêche la décomposition du reste.

L'acide oxalique existe dans un grand nombre de végétaux, et particulièrement dans les *oxalis* ; c'est de là qu'il tire son nom. On l'extrayait de cette plante où il est uni à la potasse, et il formait le *sel d'oseille* du commerce. On a trouvé

depuis l'acide oxalique dans les *salsola soda*, plantes qui croissent sur les côtes d'Espagne, et en France sur les côtes de la Méditerranée. La soude est combinée dans la plante avec l'acide oxalique ; on brûle cette plante, et par la combustion, il en résulte le carbonate de soude que l'Espagne fournissait à l'Europe. L'acide oxalique se trouve dans une foule d'autres plantes, et toujours combiné avec des bases.

Le bois, la laine, donnent de l'acide oxalique dans beaucoup de circonstances.

On le prépare en traitant le sucre par l'acide nitrique affaibli à 1,11. On distille; il se forme de l'acide malique et de l'acide oxalique : l'acide malique se forme le premier. On distille une seconde, une troisième fois, jusqu'à ce qu'on n'ait que de l'acide oxalique pur. Faire ainsi des distillations successives, est ce que l'on appelle *co-hober, recohober*,

L'acide oxalique ainsi formé se vend 4 fr. le demi-kilogramme dans le commerce. On obtient 5 parties d'acide oxalique avec 16 parties de sucre.

Nous allons étudier les combinaisons de ce sel avec les bases.

Les sels ont des caractères qui dépendent de l'acide qui les forme ; mais si ces caractères sont faciles à saisir pour les sels formés par des acides minéraux, il n'en est pas de même pour les sels formés par les acides végétaux, et l'on serait souvent exposé à se tromper sur la nature d'un sel végétal si l'on n'en séparait pas l'acide. Ce sont les mêmes principes qui forment les acides végétaux, l'hydrogène, le carbone et l'oxygène, et il résulte de grandes similitudes. Il y a bien des différences; mais elles ne sont pas assez grandes, assez sensibles pour que l'acide combiné avec une base puisse être reconnu : il faut presque toujours l'avoir isolé. Je fais ces observations, parce qu'elles s'appliquent à la plupart des sels végétaux que nous aurons à examiner. Cependant, les oxalates ainsi que les acétates font exception.

Voici les caractères spéciaux des sels formés par l'acide oxalique.

Les oxalates sont décomposés complètement par le feu; ils ne laissent pas de résidu charbon-

neux, et la base reste pure ou combinée avec l'acide carbonique. Il n'y a d'exception que pour l'oxalate d'ammoniaque ; mais l'ammoniaque est une base toute particulière.

Si l'on traite les oxalates par l'acide sulfurique concentré, il se forme un sulfate ; et l'acide sulfurique excédant décompose l'acide oxalique : il y a formation de volumes égaux d'acide carbonique et d'oxide de carbone.

Les oxalates précipitent les sels de plomb , et la décomposition a lieu malgré la présence d'un acide minéral.

Ils précipitent les sels de chaux, malgré la présence d'une quantité assez considérable d'acide minéral.

Les oxalates, bouillis avec une dissolution d'or, réduisent le métal.

Malgré les caractères que je viens d'indiquer, il faut encore avoir séparément l'acide oxalique.

Voyons maintenant les espèces. Parmi celles que je vais citer, il en est de fort remarquables par les variétés qu'elles offrent, variétés qui ont servi à établir la théorie des proportions, devinées

par M. Dallon. Le docteur Wollaston a appuyé, sur les faits que présentent les oxalates, les principes de la théorie des proportions, que M. Dalton n'avait basée que sur des spéculations.

Il y a plusieurs oxalates de potasse. Le premier est formé de 1 atome de potasse et de 1 atome d'acide oxalique. Il est très soluble : 100 parties d'eau en prennent 33.

Quand on met dans l'oxalate neutre autant d'acide oxalique qu'il en contient déjà, on a un sel formé de 1 atome de potasse, 2 atomes d'acide, et 2 atomes d'eau. Ce sel est le premier exemple de l'application de la théorie de Dalton. Il est moins soluble que le sel neutre, ce qui est remarquable, parce qu'en général les acides augmentent la solubilité, et ce sont les sous-sels qui deviennent de moins en moins solubles : ici ce sont les sur-sels qui perdent la solubilité. 100 parties d'eau bouillante n'en prennent que 10 parties ; à froid, elles en prennent beaucoup moins. Ce sel existe dans les *oxalis* ; c'est de là qu'on l'extrait, par un petit art que l'on pratique dans le pays de Bade, dans les Vosges et

en Suisse. On écrase les *oxalis* pour en extraire le suc, et l'on obtient ainsi le sel d'oseille. Ce sel est très impur, car 100 kilogr. ne donnent que le quart de sel pur. On peut fabriquer le sel d'oseille de toutes pièces.

La troisième combinaison de l'acide oxalique avec la potasse est un quadroxalate; c'est-à-dire qu'elle contient 4 atomes d'acide contre 1 atome de potasse. On l'obtient en traitant le bi-oxalate par l'acide oxalique. Ce quadroxalate renferme 7 atomes d'eau.

La soude forme deux combinaisons : un sel neutre et un bi-oxalate.

L'ammoniaque forme aussi deux combinaisons. La première est formée de 1 atome d'acide, 1 atome d'ammoniaque et 2 atomes d'eau, Ce sel est employé dans les laboratoires pour précipiter la chaux ; il cristallise en prismes à 4 pans. 100 parties d'eau à 15° en prennent 4^{1/2} parties. La seconde combinaison est un bi-oxalate.

La baryte forme deux combinaisons, une neutre et insoluble que l'on forme immédiate-

ment en versant l'acide oxalique dans l'eau de baryte, ou que l'on obtient par double décomposition en versant dans un sel de baryte un oxaiate; l'autre est un bi-oxalate que l'on obtient en faisant bouillir de l'acide oxalique concentré sur du chlorure de barium.

L'oxalate neutre de baryte contient 1 atome d'acide, 1 atome de baryte et 2 proportions d'eau.

La strontiane se comporte de même que la baryte.

L'oxalate de chaux est extrêmement insoluble; il faut plus de huit à dix mille parties d'eau pour en dissoudre une de ce sel; aussi l'acide oxalique fait-il bien connaître la présence de la chaux et sa quantité. On peut laver le précipité et le décomposer par le feu.

L'oxalate de chaux se fait immédiatement en versant de l'acide oxalique dans l'eau de chaux. Ce sel insoluble renferme deux proportions d'eau; c'est ce qui avait trompé dans l'analyse de l'acide oxalique par les oxalates. On n'avait pas encore vu l'eau entrer dans la composition des sels insolubles; mais par la connaissance de

la présence de l'eau dans les oxalates, les analyses ont été faites plus exactement.

On peut décomposer l'oxalate de chaux par les carbonates de potasse ou de soude. Car vous savez que l'on décompose tous les sels insolubles sans exception en les faisant bouillir avec ces carbonates.

La décomposition de l'oxalate de chaux par le carbonate de potasse est un moyen d'obtenir l'acide oxalique. Quand on a l'oxalate de potasse, on verse dessus de l'acétate de plomb, et l'on a l'oxalate de plomb complètement insoluble, et que l'on décompose par deux moyens : par l'acide sulfurique, et mieux par l'acide hydrosulfurique, lequel forme un sulfure de plomb qui noircit bientôt en se précipitant ; l'acide oxalique reste dans la liqueur. Ou bien étant donné un oxalate soluble, versez un sel de baryte, il se formera un oxalate de baryte que l'on décomposera par l'acide sulfurique, et l'on aura l'acide oxalique libre.

L'oxalate de chaux existe dans les végétaux. On le trouve dans les racines de curcuma, de

fenouil, de gentiane rouge, de patience, de saponaire, de valériane, etc. ; dans les écorces de cannelle, de sureau, etc. On le trouve en quantité considérable dans les lichens. Dans quelques-unes de ces substances, il forme la moitié de leur poids. M. Braconnot pense que, dans les lichens, l'oxalate de chaux remplit les mêmes fonctions que le carbonate de chaux dans les coraux, et le phosphate de chaux dans les animaux plus parfaits. Ce rapprochement mérite quelque intérêt.

L'oxalate de magnésie est un sel insoluble que l'on fait par précipitation. La précipitation n'a pas lieu sur-le-champ, mais quelques minutes après.

Les oxalates de fer sont solubles ; ceux de nickel et de cobalt ne le sont pas. Sur cette différence, on a fondé des procédés pour obtenir le nickel et le cobalt purs ; on sait que ces métaux se présentent réunis dans la nature. On transforme la substance en carbonate, on traite par l'acide oxalique, et l'on a un oxalate de fer soluble que l'on sépare par les lavages. On traite ensuite les oxalates de nickel et de cobalt inso-

lubies par l'ammoniaque ; l'oxalate de nickel se précipite à l'air, l'oxalate de cobalt reste dans la dissolution.

L'oxalate de plomb est un sel tout-à-fait anhydre et complètement insoluble. Je cite ce sel parce que, quand on le décompose par le feu, il donne aussi de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, et un résidu de plomb ou d'oxide de plomb moins oxigéné que celui qui était dans le sel. C'est que l'on n'obtient pas tout l'oxide de carbone qui était dans l'acide, que l'on peut considérer comme formé d'une proportion d'acide carbonique et d'une proportion d'oxide de carbone, et qu'une partie de l'oxide de carbone s'est emparée de l'oxigène du métal pour passer à l'état d'acide carbonique ; ainsi le métal est à peu près réduit.

Le zinc forme un sel insoluble dont la décomposition par le feu donne les mêmes résultats que le précédent.

Nous allons maintenant vous entretenir de l'acide *tartrique*.

Le vin dépose dans les tonneaux une croûte

que l'on appelle *tartre*, et qui est colorée suivant que le vin est blanc ou rouge. Ce tartre est impur ; on le purifie par la cristallisation et on a la *crème de tartre*, sel qui est formé de 1 atome de potasse et de 2 atomes d'acide tartrique ; c'est un bi-tartrate.

On obtient facilement l'acide tartrique de ce sel par sa conversion en tartrate de chaux, en le faisant bouillir avec du carbonate de chaux ; on décompose ensuite le tartrate de chaux par l'acide sulfurique, l'acide tartrique devient libre.

Cet acide contient $\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ atomes de carbone,} \\ 5 \text{ atomes d'oxigène,} \\ 2^{1/2} \text{ atomes d'hydrogène ;} \end{array} \right.$

ce qui fait qu'il a pour nombre équivalent 8,3695.

Cet acide cristallise très bien en prismes hexaèdres aplatis. J'en ai vu de très volumineux dans les fabriques. Il contient 1 proportion d'eau. Sa saveur est très acide, mais agréable : on peut l'employer pour former les limonades. Il est très soluble dans l'eau : 100 parties d'eau à 15° en prennent 125 parties. L'alcool se dissout en grande

quantité. Dans un endroit très humide, il tomberait en déliquium,

Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose, tandis que l'acide oxalique se volatilise ; il donne à la distillation une huile inflammable, de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, un acide particulier que l'on a désigné par le nom d'acide *pyrotartrique* (nous avons plusieurs acides semblables : les acides pyro-malique, pyromucique, etc. ; ils ne sont pas des produits des végétaux, mais des produits du feu), et il reste dans la cornue une substance charbonneuse en quantité assez considérable.

L'acide tartrique a les propriétés suivantes :

Il ne précipite pas la chaux des acides minéraux ; ainsi il ne précipite pas le chlorure du calcium.

Il précipite la chaux des acides végétaux.

Il précipite très bien l'eau de chaux, de baryte, de strontiane ; un excès d'acide dissout le précipité.

Il forme avec la potasse un sel neutre incristallisable, qui, dès qu'on le rend acide parmi

moyen quelconque, se précipite et forme le tartre.

Les tartrates ont bien quelques caractères qui les distinguent ; mais il vaut toujours mieux séparer l'acide pour s'assurer de leur nature.

Ils se décomposent tous par l'action de la chaleur, et laissent un résidu charbonneux qui est très considérable. L'hydrogène de l'acide s'emparant d'une portion de l'oxygène pour former de l'eau, on comprend que ce qui restera des 5 atomes d'oxygène ne sera pas suffisant pour faire passer 4 atomes de carbone à l'état d'acide carbonique, car ces 4 atomes exigeraient 8 atomes d'oxygène ; ainsi il doit rester une grande quantité de carbone.

Pour avoir l'acide tartrique, si c'est un tartrate de plomb ou de chaux, on décompose par l'acide sulfurique.

Parmi les tartrates, le plus remarquable est le tartrate de potasse, qui, à l'état neutre, ne peut cristalliser.

Ce sel devient presque insoluble quand on lui ajoute une quantité d'acide égale à celle qu'il

contient ; on a alors le bi-tartrate de potasse ou la *crème de tartre*, qui est formée de 2 atomes d'acide, de 1 atome de potasse et de 1 atome d'eau. Ce sel est peu soluble dans l'eau : 100 parties à froid en dissolvent 1 ; l'eau bouillante en prend 6 à 7 parties.

Le bi-tartrate de potasse se décompose à la chaleur, et l'on a un carbonate de potasse : c'est le moyen que l'on emploierait pour avoir le carbonate de potasse pur. On augmente le produit en ajoutant du nitre pur à la crème de tartre. Comme il y a du charbon en excès dans l'acide tartrique, il décompose le nitrate, et l'on n'a que du carbonate. Si le carbonate est noir, il ne contient pas d'autre sel ; s'il est blanc, tout le nitre n'a pas été décomposé.

La crème de tartre peut être purifiée par des cristallisations répétées. On ajoute de l'argile à ses dissolutions, afin de lui enlever les matières colorantes.

La soude forme aussi deux sels : un tartrate neutre et un bi-tartrate de soude.

Les tartrates de potasse et de soude forment le

sel de Seignette. Il suffit pour l'obtenir de prendre de la crème de tartre, et d'y ajouter du carbonate de soude. Ce sel cristallise très bien en prismes à huit pans, coupés perpendiculairement. Quelquefois ces prismes sont coupés par un plan qui passe par l'axe, et ils présentent l'apparence d'un tombeau.

Le sel de Seignette contient 2 atomes d'acide, 1 atome de potasse, 1 atome de soude, 10 atomes d'eau. Il est très soluble dans l'eau ; cependant on parvient facilement à le faire cristalliser.

Si la crème de tartre peut être saturée par la soude, elle peut l'être aussi par l'ammoniaque et par la plupart des oxides métalliques. L'acide tartrique forme un grand nombre de sels doubles.

Le plus remarquable est l'émétique, ou le tartrate de potasse et d'antimoine, que l'on obtient en faisant bouillir 2 parties de protoxide d'antimoine réduit en poudre, avec 1 partie de crème de tartre. Il est composé de 2 atomes d'acide, 1 atome de potasse, 3 atomes d'oxide d'antimoine, et 2 atomes d'eau : ce double sel cristallise. 100 parties d'eau froide en prennent 7 ; l'eau bouillante

en prend 55 parties. Vous connaissez les usages de l'émétique.

On peut analyser ce sel de plusieurs manières. On peut en se'parer l'antimoine au moyen de l'acide hydrosulfurique ; on peut aussi en séparer l'antimoine par une lame de fer ou de zinc que l'on mettrait dans une dissolution de ce sel par l'acide hydrochlorique. En versant dans une dissolution aqueuse d'émétique de l'acide sulfurique ou nitrique, il y a précipité d'antimoine , parce que ce métal ne peut être tenu en dissolution par l'acide tartrique.

On pourrait considérer l'émétique d'une autre manière. Quelques personnes ont regardé le tartre lui-même comme étant une espèce d'acide ; en sorte qu'il y aurait alors dans l'émétique la combinaison d'un atome d'acide avec un atome d'antimoine : mais tout ceci importe peu.

L'émétique peut encore être décomposé au moyen d'une infusion de quinquina, qui a la propriété de le précipiter. C'est un contre-poison dans le cas où les doses d'émétique seraient trop fortes.

Nous avons déjà dit que la crème de tartre jouant le rôle d'acide, pouvait se combiner avec plusieurs oxides métalliques.

La chaux se combine avec l'acide tartrique : c'est du tartrate de chaux que l'on obtient l'acide tartrique. Le tartrate de chaux est peu soluble : il contient 4 proportions d'eau. Il est décomposé par l'acide sulfurique, et c'est le moyen que l'on emploie dans les arts pour avoir l'acide tartrique.

On fait bouillir la crème de tartre avec du carbonate de chaux en poudre. L'acide tartrique en excès s'unit avec la chaux et se précipite. On sépare le tartrate neutre de potasse qui est en dissolution, et on le précipite par le chlorure de calcium; on a alors tout l'acide tartrique précipité en tartrate de chaux.

On fait la précipitation en deux opérations, parce que le carbonate de chaux est moins cher que le chlorure de calcium, qui pourrait à lui seul la faire. On décompose ensuite le tartrate de chaux par l'acide sulfurique.

Les tartrates de baryte et de strontiane sont in-

solubles. Il y a un assez grand nombre de tartrates qui ne sont pas solubles.

Ce serait ici le lieu de parler de l'acide *racémique* qui accompagne le tartre. On avait obtenu séparément cet acide ; mais on le regardait comme une substance inconnue : on supposait que cette substance était produite par les agens employés pour préparer l'acide tartrique, et qu'elle n'était pas un produit immédiat des végétaux. M. Kaestner m'en donna un échantillon, et j'ai reconnu un nouvel acide qui précipite la chaux du chlorure de calcium.

Sa composition est la suivante : 4 atomes de carbone, 5 atomes d'oxygène, 2 atomes d'hydrogène. Il a pour nombre équivalent 8,30707. Il forme des sels très remarquables : avec la potasse et la soude, il donne un sel semblable au sel de Seignette. D'après les nombreux essais que j'ai faits, cet acide m'a paru isomorphe avec l'acide tartrique.

Passons à l'acide *citrique*. On a donné ce nom à un acide que Scheèle a trouvé le premier dans le citron. On savait bien qu'il y avait un acide

dans le citron, mais on ne savait pas que c'était un acide particulier. C'est Scheèle aussi qui a découvert l'acide tartrique.

Pour avoir l'acide citrique, on prend le suc du citron, on le laisse fermenter pour en séparer une matière végétale, on le sature avec de la craie en poudre ; il se forme un citrate de chaux qui est très peu soluble, et qui se sépare des autres parties du liquide : on lave à froid le citrate de chaux, et on le décompose ensuite par l'acide sulfurique mis un peu en excès. Tel est le procédé que l'on emploie, même en grand, pour avoir l'acide citrique.

Cet acide est composé de $\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ atomes de carbone.} \\ 4 \text{ atomes d'oxigène.} \\ 2 \text{ atomes d'hydrogène.} \end{array} \right.$

Il a pour nombre équivalent 7,30707.

Il cristallise très bien en beaux prismes rhomboïdaux ; il a une saveur très forte, mais agréable. 100 parties d'eau en dissolvent 133 parties ; l'eau bouillante en prend plus que deux fois son poids. En en mettant dans l'eau les 3 ou 4 millièmes de son poids, en ajoutant du sucre, on a une excel-

lente limonade : on l'aromatise avec l'huile de citron qui manque dans l'acide. On peut mêler l'acide avec le sucre dans des proportions convenables, et former une limonade sèche qui peut être très utile.

L'acide citrique a la propriété de précipiter quelques alcalis. Il précipite la baryte, mais il ne précipite pas la chaux.

L'acide citrique n'agit pas comme l'acide tartrique, c'est-à-dire qu'il ne donne pas de précipité par excès d'acide, ou en faisant un bi-citrate de potasse et de soude. Le bi-citrate et le citrate neutre sont très solubles, ou pour mieux dire, il n'y a pas de bi-citrate.

L'acide citrique se comporte à la chaleur d'une manière analogue à celle de l'acide tartrique : il se décompose, donne les mêmes produits, et de l'acide pyro-citrique.

Parmi les sels formés par l'acide citrique, il n'y en a presque aucun qui cristallise : ils forment en général des masses gommeuses. Cependant, la magnésie et l'oxide de zinc donnent des cristallisations bien prononcées.

L'acide *malique* a été découvert par Scheèle dans les pommes aigres, et c'est de là qu'est venu son nom. On le trouve dans l'épine-vinette, dans les prunelles, dans le sorbier, et c'est là maintenant que nous le prenons pour l'avoir pur. On le trouve mêlé à l'acide citrique dans les groseilles, les cerises, l'aube-épine, les fraises, les framboises. On le trouve encore dans les fourmis, mêlé à l'acide formique.

On le retirait particulièrement de cette plante grasse qui croit sur les toits, et qu'on appelle joubarbe. En écrasant cette plante, on a un suc aigre qui renferme l'acide malique, et qui est là à l'état de bi-malate de chaux ; mais par ce moyen, on n'obtenait réellement pas l'acide malique pur : on n'avait qu'un bi-malate de chaux, qui se comporte différemment que l'acide malique.

On emploie maintenant pour l'avoir les baies du sorbier, qui croit dans les jardins.

C'est M. Donovan qui, le premier, a extrait l'acide que renferment ces baies ; il lui avait donné le nom d'acide *sorbique* ; mais on a reconnu depuis que cet acide et l'acide malique n'en faisaient

qu'un, et l'on a rayé le nom d'acide *sorbique* du vocabulaire de la science.

Voici comment on prépare l'acide malique. On écrase les baies ; on laisse fermenter et éclaircir le liquide, qui est extrêmement acide; on le sature avec de la craie, et l'on obtient un sel, un malate de chaux, qui présente ceci de particulier, c'est qu'au lieu de se précipiter, il reste en dissolution; c'est un bi-malate de chaux. Ce sel est coloré, est gris; mais en le filtrant à travers le charbon animal, on a un sel incolore qui cristallise très bien. Enfin on décompose par l'acide sulfurique pour avoir l'acide malique libre.

On peut encore obtenir l'acide malique en précipitant le suc des baies par l'acétate de plomb, et en décomposant le malate de plomb par l'acide sulfurique.

L'acide malique a une saveur aigre agréable, que l'on distinguerait difficilement des acides végétaux précédens.

M. Vauquelin a obtenu l'acide malique cristallisé.

Quand on le distille, il se volatilise; et une

partie se transforme en acide pyro-malique.

Il ne précipite pas l'eau de chaux, et en cela il ressemble à l'acide citrique ; mais il ne précipite pas l'eau de baryte, et en cela il en diffère. Au reste, voici d'autres caractères pour le distinguer.

L'acide malique forme, en général, des sels beaucoup plus solubles que l'acide citrique. Avec la chaux, il donne un bi-malate, qui cristallise très bien et qui est très soluble. Si vous faites chauffer un mélange d'acide citrique et d'acide malique avec de la craie, tout l'acide citrique se précipite avec la chaux, tandis que l'acide malique restera en dissolution à l'état de bi-malate.

Le malate de plomb, que l'on forme en précipitant l'acétate de plomb par l'acide malique ou par un malate, se présente d'abord comme un précipité blanc; mais en conservant ce précipité pendant quelques heures, il se trouve entièrement rassemblé en cristaux nacrés d'une très belle apparence. Cette propriété est tout-à-fait caractéristique.

On n'a pas analysé cet acide.

D'après M. Braconnot, son poids équivalent serait de 9,1157, chiffre qui n'est peut-être pas exact.

On peut dire que la plupart des sucres aigres des végétaux contiennent de l'acide malique. Les plantes grasses renferment cet acide combiné avec la chaux.

Dans la série des acides végétaux que nous étudions, série que j'ai formée dans un ordre arbitraire, je trouve un acide important, l'acide *gallique*, ou l'acide que donne la *noix de galle*. Il joue un grand rôle dans les arts.

Pour l'obtenir, on prend l'excroissance produite sur le chêne par la piqûre d'un insecte ; cette piqûre donne lieu à un développement d'une forme régulière, à une petite sphère dans laquelle la mouche qui a fait la blessure dépose son œuf. Nous avons aussi des galles en France ; mais elles sont très légères et très peu riches en acide gallique. Les noix de galle dont nous nous servons se trouvent dans le commerce, et nous viennent du Levant; elles valent 1 fr., 1 fr. 25 le demi-kilogramme.

Dans cette même noix de galle, se trouve une autre substance, que nous étudierons sous le nom de tannin; et quand on cherche à extraire l'acide gallique, le tannin suit l'acide. Mais Scheèle, qui a découvert cet acide, a reconnu que si l'on prend une infusion de noix de galle et qu'on l'abandonne à l'air, le tannin sera détruit, et laissera une espèce de moisissure facile à enlever. Dans la décomposition des matières végétales qui s'est opérée, il y a eu dégagement d'acide carbonique. L'acide gallique est presque pur dans la liqueur; il y est cependant sali par quelques substances étrangères. On peut le faire cristalliser.

On prend cet acide impur; on le traite, comme a fait M. Braconnot, avec le charbon animal : il devient aussi blanc que la neige.

En mettant la noix de galle sur un têt recouvert d'un dôme et chauffant, on obtient un produit comme neigeux sur les parois du dôme.

L'acide gallique a une saveur remarquable; elle est d'abord astringente, et ensuite sucrée.

Cet acide est volatil, et avec un peu d'attention, on peut le volatiliser sans décomposition.

Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Il est caractérisé par une seule expérience. Si on le met en contact avec une dissolution de fer au maximum, il donne un précipité très noir : c'est l'encre.

Cet acide est formé de $\left\{ \begin{array}{l} 6 \text{ atomes de carbone.} \\ 3 \text{ atomes d'oxygène.} \\ 3 \text{ atomes d'hydrogène.} \end{array} \right.$

Il a pour nombre équivalent 7,9606.

Le tannin produit aussi du noir avec le fer ; mais il se distingue de l'acide gallique par un grand nombre de propriétés.

Les combinaisons de l'acide gallique avec les bases se détruisent facilement.

Quand on a un gallate neutre, si l'on y ajoute un alcali en excès, la dissolution devient brune, et le gallate se décompose.

L'acide gallique est un de ceux dont les combinaisons sont les moins stables.

COURS DE CHIMIE

SOMMAIRE.

Acide benzoïque. — Sa préparation par deux procédés.—Acide formique. — Son analogie avec l'acide acétique.— Propriétés qui les distinguent. — Acide pectique. — Acide lactique. — Tannin. — Acide mucique.—Acide succinique. — On l'emploie pour séparer le fer du manganèse dans les analyses. — Il se confond avec l'acide benzoïque. — Propriétés qui les distinguent.— Alcalis végétaux.—Leurs caractères généraux. — Ils contiennent tous de l'azote. — Procédé général pour les extraire. — Morphine. — Sa séparation d'avec la narcotine. — Propriétés de la morphine.

L'acide *benzoïque* est connu depuis environ deux siècles sous le nom *de fleurs de benjoin*. On le trouve surtout dans un produit végétal, une espèce de résine que l'on appelle *benjoin*, et c'est de cette matière qu'on le retire. Il y est mêlé à une

substance résineuse extrêmement abondante ; il y est tout formé, et ce n'est pas en altérant le benjoin qu'on l'obtient : il s'agit seulement d'en séparer la partie résineuse. Pour cela, on traite le benjoin réduit en poudre par le carbonate de potasse, et l'on a une dissolution de benzoate de potasse ; la résine reste isolée. Cette opération demande à être conduite avec soin, parce que la résine s'agglomère et empêche l'action de l'alcali sur l'acide : dans ce cas, on pulvérise de nouveau pour traiter encore par le carbonate de potasse, et l'on recommence plusieurs fois s'il est nécessaire, en prenant garde qu'il n'y ait pas un excès d'alcali. On décompose le benzoate par l'acide hydrochlorique, qui s'empare de la potasse.

On peut s'y prendre d'une autre manière : on met le benjoin dans une terrine recouverte d'un cône en carton : en chauffant doucement, l'acide se sublime, et l'on obtient une cristallisation ; sans cette précaution, on carboniserait la résine, et l'on obtiendrait de l'acide benzoïque coloré.

Par la sublimation, on obtient un produit neigeux, formé de cristaux extrêmement fins. Dans

cet état, l'acide a une odeur particulière, qui est celle du benjoin; quand il est pur, il n'en a aucune. Il doit cette odeur à une huile volatile.

On trouve l'acide benzoïque dans l'urine des animaux herbivores : dans celle du chameau, de la vache. En versant un acide concentré dans ces urines, il se forme un précipité d'acide benzoïque, parce qu'il est peu soluble.

Lorsque l'acide benzoïque est coloré, en le faisant passer sur du charbon animal, on lui enlève sa couleur. Mais pour le décolorer, il vaut bien mieux traiter un sel, le benzoate de potasse, par exemple, par le charbon animal : on ne risque pas alors que l'acide s'unisse à quelque matière étrangère ; et la décoloration se fait mieux, parce que le charbon n'a pas à lutter d'affinité pour la matière colorante contre l'acide qui est saturé de potasse.

L'acide benzoïque est blanc. Il cristallise par la sublimation en lames extrêmement fines; mais on peut l'avoir par l'évaporation dans l'alcool en cristaux prismatiques. Sa saveur est faible, pi-

quante, et suivie d'un sentiment d'amertume. Il est sans odeur quand il est pur.

Exposé à l'action de la chaleur, il se fond facilement et se sublime ensuite ; mais une partie se décompose. Par un courant de gaz, on pourrait le sublimer en entier.

L'acide benzoïque est très inflammable ; il brûle comme une résine. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau froide : il faut 200 parties d'eau pour en dissoudre 1. Si l'on élève la température jusqu'à l'ébullition, il s'en dissout une très grande quantité ; le liquide se prend en masse par le refroidissement : cela tient à ce que l'acide à 100° de chaleur est près de son point de fusion. Il peut se dissoudre dans l'acide nitrique et dans l'acide sulfurique concentré sans altération. Il est anhydre : ses cristaux lavés et séchés ne contiennent pas d'eau.

L'acide benzoïque contient $\left\{ \begin{array}{l} 15 \text{ atomes de carbone.} \\ 6 \text{ atomes d'hydrogène} \\ 3 \text{ atomes d'oxygène.} \end{array} \right.$

Il a pour nombre équivalent 15,21432.

Vous voyez, par sa composition, combien ce corps doit être inflammable.

L'acide benzoïque peut saturer toutes les bases. On ne connaît pas bien les sels qu'il forme ; on sait seulement qu'il forme, avec la potasse, la soude, la chaux, la strontiane, des sels extrêmement solubles.

Il précipite le peroxide de fer, et peut servir à séparer le fer du manganèse. En versant un benzoate dans une dissolution de fer et de manganèse, il y a un précipité rougeâtre de benzoate de fer.

J'ai dit que l'acide benzoïque se trouvait dans l'urine de quelques animaux herbivores : on le trouve aussi dans ce que l'on appelle les baumes.

Je place à la suite de l'acide benzoïque l'acide *formique*, qui se forme dans quelques végétaux, et qui est tout formé dans les fourmis. Quoique donné par cet insecte, il ne renferme pas d'azote, et c'est pour cela que nous en parlons ici. Il est évident que son nom vient de la fourmi, dans laquelle on le trouve. Pour l'obtenir, il suffit d'écraser les fourmis, d'évaporer le suc, de le

saturer avec de la potasse, et de décomposer le formate de potasse par du sulfate de peroxide de fer. Il se forme un précipité ; on ajoute un peu d'acide sulfurique, on distille, et l'on obtient l'acide.

Cet acide ressemble à l'acide acétique, et se comporte à peu près de la même manière avec les bases.

L'acide formique, qui existe en nature dans les fourmis, peut être produit artificiellement : que l'on prenne 1 partie d'acide tartrique, 2 parties de peroxide de fer et 2 parties d'acide sulfurique ; en chauffant, le peroxide se dissout dans l'acide sulfurique, et dans la réaction, il se forme de l'acide formique. Cette découverte est remarquable.

La densité de l'acide formique est de 1,1168, à son maximum de concentration. Il contient dans cet état une proportion d'eau.

Il est volatil à peu près comme l'eau.

Il se distingue de l'acide acétique par plusieurs caractères. Il ne précipite aucun métal ; il forme avec la chaux un sel qui cristallise en octaèdres ;

il donne avec l'oxide de cuivre des rhomboèdres, ou des cristaux cubiques qui sont bleus, tandis que l'acétate de cuivre est vert. Les formates en général cristallisent bien.

L'acide formique est décomposé par le peroxide de mercure : il s'unit d'abord avec cet oxide ; mais pour peu que la température soit élevée, le sel blanc qui s'était formé se décompose, et il y a production d'acide carbonique.

L'acide formique a été analysé par M Berzelius.

Il contient	}	2 atomes de carbone.
		3 atomes d'oxigène.
		1 atome d'hydrogène.

Il a pour nombre équivalent 4,65254.

Un acide remarquable a été découvert récemment par M. Braconnot, qui l'a nommé acide *pectique*. Il est très abondant dans les végétaux ; on le trouve particulièrement dans les racines : on le trouve aussi dans l'écorce dépouillée de sa matière verte.

Voici comment on l'obtient :

On prend des navets ou des carottes ; on les

réduit en pulpe très fine ; on lave la pulpe à froid, et même autant qu'on le veut, parce que l'acide est insoluble. (Il faut laver avec de l'eau de pluie, ou mieux de l'eau distillée, qui ne contient pas de matières calcaires.) On fait bouillir la pulpe avec un alcali, de manière que l'alcalinité soit sensible au goût ; l'ébullition doit durer environ un quart d'heure : il se forme du pectate de potasse (la potasse est l'alcali que l'on emploie de préférence), et cette combinaison, par le refroidissement, se prend en une masse gélatineuse. On filtre le liquide un peu gluant à travers le papier, ou mieux en le pressant dans un linge ; on sature l'alcali pour un acide, et l'on a l'acide pectique. Voici du pectate de potasse que l'on vient de préparer; je verse dessus de l'acide hydrochlorique pour saturer l'alcali ; la potasse forme un sel soluble, et l'acide pectique, comme vous le voyez, va se précipiter en une seule masse. C'est une matière gélatineuse, qui contient une grande quantité d'eau, et il reste avec elle un peu d'hydrochlorate de potasse.

Si l'on veut avoir l'acide pur, on précipite le

pectate de potasse par le chlorure de calcium ; il se fait un double échange, et l'on a une masse de pectate de chaux qui se laisse presser sur le filtre, ou entre les doigts dans un linge : on l'exprime légèrement. Ce pectate de chaux se conduit dans l'eau comme une éponge. Quand on l'a lavé, on le décompose par l'acide hydrochlorique. L'acide pectique, que l'on obtient ainsi, peut être lavé : par la pression, on enlève le plus d'eau que l'on peut, et l'on a une substance, que l'on fait évaporer jusqu'à siccité. Elle est alors en pellicule mince ; sa couleur est grise. On ne peut pas la faire cristalliser.

Cet acide change la couleur du tournesol; et on lui trouve, avec un peu d'attention, une saveur aigrelette. L'eau n'en dissout pas sensiblement à froid ; à chaud, elle en dissout une petite quantité, et cette dissolution peut être précipitée par divers agens : par les sels de chaux, par l'alcool, par le sucre.

L'acide pectique ne contient pas d'azote ; il est formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, il

forme des sels extrêmement solubles. En versant de l'ammoniaque sur l'acide, celui-ci se gonfle, et forme une espèce de gelée transparente avec l'ammoniaque. Si l'on ajoute un acide sur le pectate ainsi formé, l'acide pectique se sépare, avec l'apparence gélatineuse.

M. Braconnot a proposé de l'employer en pharmacie, et de le donner pour tromper l'appétit des malades, parce qu'il renferme peu de substances sous un grand volume.

Selon M. Braconnot, la composition du pectate de potasse est, sur 100 parties, de 15 de potasse et de 85 d'acide.

Il existe un acide particulier qui se forme lorsque des végétaux renfermant de l'azote sont abandonnés à eux-mêmes, ou bien lorsqu'on prend un mélange de matières végétales et de matières animales, et qu'on l'abandonne à l'action de l'air: dans les deux cas, il y a fermentation; il se produit de l'acide carbonique, et le liquide est fortement aigri. Voilà ce qui a lieu pour le suc de betterave et pour le lait, qui sont composés de matières végétales et animales.

L'acide qui se forme dans ces circonstances a pris le nom d'acide *lactique*, parce qu'on l'a d'abord retiré du lait. C'est à Scheèle qu'on en doit la découverte; il l'a faite en examinant le lait aigre. Cet acide est contenu dans ce qu'on appelle le petit-lait, mais il n'y est pas pur : le phosphate de chaux l'altère. Pour le séparer, on ajoute au lait aigre de l'eau de chaux ; il se forme un lactate de chaux, et le phosphate de chaux se précipite ; on le sépare, et l'on précipite ensuite la chaux du lactate par l'acide oxalique. L'acide lactique reste pur.

M. Braconnot, en examinant du suc de betterave aigri, avait trouvé un acide auquel il avait donné le nom de *nancéique*, du nom de la ville de Nanci, où il professe la Chimie; mais on a remarqué que l'acide nancéique était identique avec l'acide lactique. Ainsi, comme nous l'avons dit, l'acide lactique est le produit de la décomposition des substances végétales et animales mélangées.

Cet acide a une saveur aigre. Il se présente sous forme d'un liquide sirupeux; il n'est point

volatil, différant en cela de l'acide acétique, avec lequel il a de grands rapports.

Les lactates de potasse, de soude, de chaux, de magnésie, de plomb, sont solubles. Ceux de zinc, de manganèse, de fer, de cobalt, de cuivre, de nickel, d'argent, de mercure, cristallisent, très bien.

L'acide lactique ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Il n'a pas été analysé; il est le produit des forces de la nature, et c'est parce qu'il ne contient pas d'azote que je le range parmi les acides végétaux.

Je terminerai l'histoire des acides végétaux, qui ne sont pas le produit de l'art, par celle d'une substance dont la nature est équivoque, et qu'on a placée tantôt parmi les corps neutres, tantôt parmi les bases, tantôt parmi les acides. Cette substance, que les végétaux donnent toute formée, est le *tannin*, dont on s'est servi long-temps sous le nom de *tan* pour durcir les peaux, et les rendre imperméables à l'humidité.

C'est M. Séguin qui le premier a fait connaître que le *tannage* des peaux était dû à une ma-

tière particulière, existant dans les écorces dont on se sert pour cette opération , et il a signalé quelques-unes des propriétés du tannin.

Il suffit de prendre l'écorce du chêne, de la traiter par l'eau pour avoir le tannin ; mais par ce moyen il est loin d'être pur. Au reste, quelque procédé qu'on emploie, je ne sais si l'on peut se flatter de l'avoir pur. M. Berzelius a cherché à perfectionner ces procédés. Pour avoir le tannin , nous nous servons d'une infusion de noix de galle ; nous saturons par le carbonate de potasse ; il se forme aussitôt un précipité blanc, abondant, et l'on a un liquide coloré. Il faut que l'opération se fasse à une température basse ou en hiver, sans quoi le précipité se dissoudrait. On lave ce précipité ; on le décompose par l'acétate de plomb, et l'on décompose ensuite le tannate de plomb par l'acide hydrosulfurique. Le tannin reste en dissolution. On évapore la dissolution jusqu'à siccité, et l'on traite par l'éther sulfurique ; l'éther dissout le tannin et ne dissout pas la matière qui l'altère, et que l'on désigne vaguement par le nom de *matière extractive*.

On peut précipiter le tannin des infusions de noix de galle par un acide.

En saturant l'infusion de noix de galle par la potasse, on forme du gallate de potasse qui reste en dissolution, et du tannate de potasse qui se précipite à une température basse, et par là on peut séparer l'acide du tannin.

Le tannin a une saveur astringente comme celle de toutes les écorces. Il se dissout bien dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa dissolution dans l'éther est une chose qu'il faut remarquer; c'est là-dessus qu'est fondé le procédé pour le séparer.

Le tannin précipite promptement une dissolution de gélatine ou de colle-forte.

Il précipite abondamment par les acides et par les alcalis. Il précipite aussi par divers sels, par le chlorure d'étain, par exemple.

Ainsi voilà un corps bien caractérisé.

Ce corps n'a pas de propriétés acides que nous puissions constater par les réactifs, car alors il n'y aurait pas de doute sur sa classification. Il se combine avec les bases, et sous ce rapport on peut bien le considérer comme un acide; mais

il se combine aussi avec les acides, et il peut être considéré comme une base. L'acide sulfurique surtout précipite le tannin.

Il me reste à vous parler de deux acides qui sont le produit de l'art : l'un est l'acide *mucique*, et l'autre l'acide *succinique*.

L'acide mucique a été découvert par Scheèle, en traitant le sucre de lait.

En prenant la gomme, les matières mucilagineuses, en les traitant par une quantité double d'acide nitrique pas trop concentré, et en faisant chauffer, l'acide nitrique se décompose, et l'on voit se précipiter une poudre blanche qui est l'acide mucique. Si l'on chauffe trop fort, on transforme l'acide mucique en acide oxalique.

En traitant une partie du sucre de lait par six parties d'acide nitrique, on obtient aussi l'acide mucique.

Cet acide ne cristallise pas, ou ses cristaux sont infiniment petits. L'eau en dissout à peu près $\frac{1}{80}$ de son poids. Sa saveur est très faible; il est insoluble dans l'alcool. Exposé à l'action de la chaleur, il ne se fond pas, mais il se décompose en

donnant les produits que donnent toutes les matières végétales, et de plus un acide particulier que l'on a désigné par le nom d'acide *pyro-mucique*. Il laisse dans cette décomposition un charbon volumineux.

Il se combine avec les bases, et précipite l'eau de chaux, de baryte et de strontiane.

Il précipite encore les nitrates de plomb, d'argent, de mercure. Vous voyez que c'est un acide qui a une certaine énergie.

L'acide mucique contient $\left\{ \begin{array}{l} 6 \text{ atomes de carbone.} \\ 8 \text{ atomes d'oxigène.} \\ 5 \text{ atomes d'hydrogène} \end{array} \right.$

Il a pour nombre équivalent 13,2102.

Il a la propriété de rougir les couleurs bleues végétales.

Le second acide dont nous devons parler, ou l'acide *sucrinique*, est aussi produit par l'art. On l'obtient d'une substance que l'on trouve sur les côtes nord de la Prusse et sur les côtes de la Baltique, enfouie dans la terre, dans le sable. Cette matière, que l'on nomme *ambre* ou *succin*, est employée pour former avec les huiles des vernis

très durs. En distillant le succin , il en résulte divers produits : une matière huileuse, des gaz résultant de la décomposition, et enfin un acide qui lui-même est le résultat de la décomposition du succin. Je dis que cet acide ne préexistait pas dans la matière distillée ; en effet, si l'on traite l'ambre comme le benjoin, on ne retire pas d'acide succinique.

L'acide succinique ainsi obtenu est brun, et a une odeur fétide, due à une huile particulière.

On trouve l'acide succinique dans le commerce. Il est produit quand on fait les vernis avec le succin, et on le recueille.

Pour le purifier , comme il est volatil, on le redistille à une faible chaleur, et on l'obtient en beaux cristaux blancs. Il contient cependant encore de l'huile.

Le meilleur moyen de le purifier est de le saturer avec de la potasse, de le traiter par le charbon animal, et de lui enlever ensuite la potasse par l'acide tartrique, qui forme un bi-tartrate de potasse insoluble; ou bien on décompose le succinate de potasse purifié par l'acétate de

plomb, et l'on décompose ensuite le succinate de plomb par l'acide hydrosulfurique ou par l'acide sulfurique.

On peut obtenir l'acide succinique cristallise en aiguilles fort allongées. Il a une saveur acide, mais qui ne l'est pas fortement, et qui est mêlée à une saveur brûlante, due à une portion d'huile.

Il se fond facilement au-dessus de 100° de chaleur; il se volatilise, et remplit la cornue de belles aiguillés. Mais il faut faire passer un courant de gaz pour faciliter la sublimation, sans quoi il y aurait une partie de l'acide décomposée.

Il est soluble dans l'eau froide, qui en prend $\frac{1}{5}$; dans l'eau chaude, il est beaucoup plus soluble.

L'alcool le dissout en grande quantité.

Il sature très bien toutes les bases, et donne des sels solubles avec la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux. Il est employé comme réactif pour séparer le fer du manganèse.

L'acide benzoïque et l'acide succinique peuvent se confondre; voici le moyen de les distinguer. Les dissolutions d'acétate de plomb, de chlorure de plomb, de nitrate de plomb, de ni-

trate d'argent, donnent des précipités par l'acide succinique. L'acide benzoïque est une matière inflammable.

L'acide succinique contient $\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ atomes de carbone.} \\ 3 \text{ atomes d'oxigène.} \\ 2 \text{ atomes d'hydrogène.} \end{array} \right.$

Il a pour nombre équivalent 6,30707.

Voilà notre examen des acides terminé, et quoique nous ayons marché assez rapidement, nous avons présenté un tableau assez complet de leurs propriétés principales pour pouvoir les reconnaître.

Ayant terminé l'histoire des acides, nous allons commencer l'étude d'une autre classe de corps que nous avons désignés par le nom d'*alcalis*.

On ne soupçonnait pas autrefois qu'il y eût des alcalis végétaux ; dans quelques circonstances cependant, on avait obtenu des produits qui auraient dû en faire concevoir l'existence ; mais on était si loin de l'idée des alcalis végétaux, qu'on présumait que les substances que l'on obtenait étaient le résultat des préparations employées. M. Séguin avait bien fait quelques remarques qui

pouvaient mettre sur la voie; il était réservé à M. Sertuerner de faire naître l'idée qu'il pourrait y avoir des bases salsifiables toutes formées dans les végétaux. Ce fut en 1805 qu'il fit sa découverte en examinant l'opium ; cependant ce ne fut que bien plus tard, dans l'année 1816, que Sertuerner, ayant repris son travail sur l'opium, constata qu'il contenait une base salifiable toute formée, à laquelle il donna le nom de morphine, et qu'il signala comme devant être rangée dans la classe des alcalis. Dès que les chimistes eurent la pensée que des alcalis végétaux pouvaient être donnés par la nature, ils s'occupèrent à les rechercher. Pelletier et Caventou se distinguèrent dans ce genre d'analyse; ils ont découvert plusieurs substances alcalines; d'autres chimistes en ont découvert aussi, et les recherches ne se ralentissent pas. Aussi compte-t-on maintenant un grand nombre d'alcalis : on en porte le nombre à 16.

Mais quelques-unes de ces substances ont des propriétés qui n'ont pas été vérifiées, et l'on doit attendre, avant de les admettre au rang des al-

calis, qu'elles aient été soumises à de nouvelles épreuves. Il en existe dix dont la nature est bien déterminée.

Ces substances ont une composition commune; elles sont toutes formées de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote : elles doivent donc, dans beaucoup de circonstances, présenter une manière d'être à peu près semblable ; en sorte qu'il est bien plus difficile d'apercevoir les différences qui distinguent ces diverses bases, que d'apercevoir celles qui distinguent les bases métalliques.

Dans l'étude que nous nous proposons de faire, nous ne voulons nous occuper que des principales; et je vais d'abord parcourir les propriétés qui leur sont communes,

D'abord, nous nommerons ces dix substances : ce sont la *morphine*, la *narcotine*, la *strychnine*, la *brucine*, la *quinine*, la *cinchonine*, la *vératrine*, l'*émétine* , la *delphine*, la *solanine*.

Voilà ces bases : je ne les étudierai pas toutes, parce qu'elles ne sont pas assez différentes les unes des autres pour faire l'objet d'une étude approfondie dans un cours.

Ces substances existent dans les végétaux, non pas isolées, elles y sont toujours en combinaison avec un acide particulier, qui, en général, est l'acide malique ; ainsi, voilà un nouveau rôle que nous voyons remplir à cet acide. Indépendamment de l'acide malique, il y a d'autres acides qui sont combinés avec les bases, comme l'acide gallique. Dans l'opium, l'alcali est combiné avec un acide particulier, l'acide *mécanique*.

Toutes les bases végétales, avons-nous dit, ont la même composition : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote les forment.

Ces bases sont extrêmement peu solubles dans l'eau ; c'est un caractère très remarquable : il y en a qui demandent plus de 16,000 parties d'eau pour se dissoudre. Elles sont un peu plus solubles à chaud ; mais elles sont toutes solubles dans l'alcool ; c'est là leur véritable dissolvant ; c'est celui que l'on emploie pour les extraire des végétaux. Il y en a quelques-unes qui sont solubles dans l'éther.

Ces bases ont des propriétés alcalines très prononcées, c'est-à-dire qu'elles ont une réaction

alcaline non équivoque ; elles verdissent le sirop de violettes elles rappellent au bleu la couleur du tournesol altérée par un acide ; enfin, elles ont la propriété de neutraliser complètement les acides.

Cette propriété de neutraliser les acides est si grande, qu'elles peuvent précipiter de leurs dissolutions la plupart des oxides métalliques; mais, comme alcalis peu solubles, elles sont elles-mêmes précipitées par les alcalis solubles, en y comprenant la magnésie. Ainsi la potasse, la soude, la chaux, la baryte, la strontiane, la magnésie, précipitent les alcalis végétaux de leurs dissolutions.

D'après cet exposé, vous concevez que leur préparation devient facile. Elles sont, disons-nous, combinées avec un acide; cet acide, qui est soluble, forme des combinaisons solubles : il suffira donc de traiter le végétal par l'eau pour avoir le sel; mais les alcalis végétaux sont insolubles, et précipités par les bases solubles, comme l'ammoniaque, par exemple. Ainsi en ajoutant l'ammoniaque, il y aura précipité, mais ce pré-

cipité sera impur : on lavera. Nous avons dit aussi que les bases végétales étaient solubles dans l'alcool ; on prendra la base desséchée, et on la dissoudra dans l'alcool.

On peut modifier ce procédé ; mais voilà généralement de quelle manière on peut avoir les alcalis végétaux.

Quelquefois, pour rendre le sel végétal plus soluble, on ajoute un acide minéral, l'acide hydrochlorique, l'acide sulfurique.

En supposant les bases végétales pures, elles ont une amertume particulière souvent intolérable. Lorsqu'elles sont mises en dissolution avec un acide, leur amertume se fait encore mieux sentir. Le quinquina a une amertume très forte, qu'il doit aux bases qu'il renferme. Si l'on sépare ces bases et qu'on les unisse avec un acide, l'amertume est augmentée.

Nous avons déjà dit que les bases végétales contenaient les trois éléments des végétaux : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène, plus l'azote. On a douté de la présence de l'oxygène dans quelques-unes; mais l'azote paraît le principe essen-

tiel pour former les bases alcalines, du moins il ne manque dans aucune.

Plusieurs bases végétales ont été analysées, et l'analyse a fait voir que leur poids atomistique était énorme. Le nombre équivalent de la brucine est plus grand que 52 ; il dépasse de beaucoup celui d'aucune base minérale. Le poids atomistique de la véératine est exprimé par 75, nombre encore plus grand.

Dans les minéraux, nous avons vu les nombres atomistiques se compliquer à mesure que l'on faisait de nouvelles combinaisons : on combine de l'acide sulfurique, dont le nombre est 5, avec une base dont le nombre est 6, et l'on a 11 ; on ajoute à ce sulfate une autre base, et l'on a un nombre double; et si l'on ajoute de l'eau, le nombre est plus grand encore. Eh bien, dans les alcalis végétaux, nous avons quatre éléments ; il est probable qu'ils forment deux à deux, ou trois à trois, des combinaisons particulières, lesquelles s'unissent entre elles. Cette manière de voir peut nous aider du moins à comprendre l'énormité de leurs poids atomistiques.

Les alcalis végétaux sont très riches en carbone; ils en contiennent jusqu'à 72, 78 atomes: l'émétine en a 64. Ils contiennent aussi une assez grande quantité d'hydrogène, mais très peu d'oxygène et 1 atome d'azote.

Les bases végétales sont caractérisées par la présence constante de l'azote, par une grande quantité de carbone et d'hydrogène; ce qui rapproche ces substances des matières inflammables des végétaux, matières qui doivent leurs propriétés à une grande quantité de carbone et d'hydrogène, et à peu d'oxygène. Les alcalis brûlent aussi très bien à l'air.

Les résines, qui sont des matières inflammables des végétaux, se dissolvent dans l'alcool; les bases végétales s'y dissolvent aussi.

En exposant les bases végétales à l'action de la chaleur, elles donnent les mêmes produits que les matières animales, à cause de la présence de l'azote. Elles donnent constamment de l'ammoniacque, par exemple.

Quand on les traite par l'acide sulfurique, l'acide nitrique, elles sont altérées, charbonnées,

L'acide nitrique donne naissance aux mêmes produits qu'avec les substances végétales, et de plus à une substance particulière que nous ferons connaître, et que donnent les matières animales (l'amer).

Enfin, toutes les bases végétales sont précipitées de leurs dissolutions neutres par l'infusion de noix de galle : l'acide gallique et le tannin opèrent tous deux cette précipitation,

Quand on analyse les bases végétales, on voit qu'elles sont soumises aux mêmes lois que les autres corps, qu'il doit y avoir des nombres finis d'atomes; mais les nombres qui expriment les poids atomistiques étant très grands, ils ne permettent pas de rectifier des résultats où l'on aurait pu commettre quelque erreur.

Il y a dans la morphine, par exemple, 38 atomes de carbone; pour peu qu'on se trompe de 1 atome, il sera difficile de corriger le résultat de l'analyse de cette substance, surtout quand on trouve $24\frac{1}{2}$ d'oxygène, 6 d'oxygène et 1 d'azote.

Nous allons maintenant nous occuper de l'examen de quelques-unes des espèces des bases vé-

gétales. Nous commencerons par la morphine.

L'opium n'est autre chose que le suc qui sort du fruit d'une espèce de pavot croissant dans le Levant. Ce pavot est aussi cultivé en France. Celui duquel on retire l'huile d'œillet donne un suc qui contient aussi, mais en petite quantité, l'opium. Les pavots d'Orient sont les plus riches en cette substance.

C'est de l'opium que l'on retire la *morphine*. Cette base n'y est pas seule, elle est unie avec une autre base, désignée sous le nom de *narcotine*, combinée avec un acide particulier, l'acide *méconique*. L'opium contient encore une matière grasse, analogue au caoutchouc.

Si l'on veut constater la présence de la morphine dans une substance végétale, il suffit de la faire infuser dans l'eau, de verser un alcali sur l'infusion, de l'ammoniaque, par exemple, et il se formera un précipité très abondant. C'est de cette manière qu'on peut retirer la morphine de l'opium.

Un procédé si simple vous fait concevoir qu'on aurait dû trouver cette base plus tôt; mais les idées

des chimistes n'étaient pas portées à reconnaître ni même à soupçonner l'existence des bases végétales.

Après avoir traité l'opium comme nous venons de dire, on prend le précipité, on le lave à l'eau froide, on le dissout dans l'alcool, on le traite ensuite par le charbon animal, et l'on a une morphine blanche assez pure. Cependant elle peut encore renfermer de la narcotine.

Si l'on veut avoir la morphine très pure, il faut procéder autrement.

On forme une infusion d'opium, et ensuite on évapore ; on redissout l'extrait dans 2 ou 5 parties d'eau, et l'on a un liquide auquel on ajoute de l'éther sulfurique. Pourquoi de l'éther, dira-t-on ? c'est qu'il dissout la narcotine et ses sels, et qu'il ne dissout ni la morphine ni les sels de morphine. Il se forme deux couches dans le liquide, parce que l'éther ne se mêle pas avec l'eau ; la couche supérieure sera formée par l'éther, et contiendra la narcotine et ses sels, et une matière grasse qui l'accompagne. L'éther dissout toutes les matières grasses.

La couche inférieure, qui est aqueuse, renfermera la morphine : on décante la partie supérieure, et par la distillation on retrouve à peu près tout son éther. Une fois que l'on a la dissolution aqueuse, on y verse l'ammoniaque, qui donne un précipité de morphine que l'on dissout dans l'alcool et que l'on traite par le charbon animal. On pourrait combiner la morphine avec un acide pour la traiter par le charbon; on l'aurait plus pure par ce moyen.

On indique encore d'autres procédés pour extraire la morphine : par exemple, on sature l'infusion d'opium avec du sel marin qui précipite les sels de narcotine, mais qui ne les précipite pas complètement; on prend le liquide surnageant, et l'on a une morphine assez pure.

Voici les propriétés de la morphine.

Elle est parfaitement blanche. On l'obtient cristallisée en petits prismes quadrangulaires allongés, par l'évaporation de sa dissolution alcoolique.

Sa saveur est amère, même très amère. L'eau

froide n'en dissout pas; l'eau bouillante en prend environ $\frac{1}{100}$.

La dissolution de morphine ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide.

La morphine se dissout dans l'alcool : 40 parties d'alcool absolu en dissolvent 1 de morphine à froid; à chaud, il ne faut que 30 parties d'alcool pour en dissoudre 1 de morphine.

Cette base ne se dissout pas sensiblement dans l'éther, ce qui la distingue de la narcotine et donne le moyen de les séparer.

Elle se dissout très bien dans les huiles fixes et volatiles. On se sert de cette propriété pour l'administrer. Une substance insoluble a peu d'action sur l'économie animale.

Elle fuse à une température qui n'est pas très élevée ; elle se décompose par l'action de la chaleur, et une vapeur blanche de carbonate d'ammoniaque se dégage. Ainsi soumise à l'action de la chaleur, elle fuse d'abord sans se décomposer. Le liquide de la fusion est coloré ; il perd sa couleur par le refroidissement et cristallise. Si l'on chauffe plus fort, il se forme du carbonate

d'ammoniaque, et une matière huileuse qui est le résultat de cette décomposition.

Si l'on chauffe la morphine à l'air, elle s'enflamme ; c'est presque une substance résineuse.

100 parties de morphine con-	}	72,02 carbone.
tiennent		7,01 hydrogène.
		5,53 azote.
		14,84 oxigène.

Elles renferment deux proportions d'eau, et a pour nombre équivalent 40,2.

Composition atomistique de la morphine	}	38 atomes de carbone.
		$24\frac{1}{2}$ atomes d'hydrogène.
		1 atome d'azote.
		6 atomes d'oxigène.

Il nous reste à parler des combinaisons de cette substance avec les acides.