

ALCALIS ORGANIQUES

Les *alcalis organiques* ou *alcaloïdes* sont des composés extraits de différents végétaux ou préparés artificiellement, qui renferment de l'azote au nombre de leurs éléments et qui se combinent avec les acides pour former des sels parfaitement définis.

Nous parlerons d'abord des alcaloïdes naturels.

ALCALIS ORGANIQUES NATURELS

Les bases naturelles se rencontrent, combinées à différents acides organiques, dans les plantes de plusieurs familles, telles que les papavéracées, les rubiacées, les strychnées, les ombellifères, les solanées, etc. Bien qu'elles n'existent dans ces végétaux qu'en très-faible proportion, elles constituent le principe actif de ceux qui sont remarquables par leurs propriétés vénéneuses ou médicales. Ce sont donc des poisons violents, ayant une action énergique sur l'économie animale.

Pendant longtemps on avait cru que les végétaux ne renfermaient que des principes organiques neutres ou acides. En 1803, Derosne signala dans l'opium l'existence d'une substance basique. L'année suivante, Séguin et Sertuerner séparèrent le corps indiqué par Derosne et le combinèrent à divers acides, mais on attribua alors l'alcalinité du produit obtenu par ces chimistes à la base minérale employée pour son extraction. Ce n'est qu'en 1817 que Sertuerner, reprenant ses premières expériences, parvint à extraire de l'opium une substance cristallisée, la morphine, dont les propriétés basiques ne pouvaient être par suite attribuées à des impuretés. C'est donc à Sertuerner que l'on doit la découverte du premier alcaloïde. Depuis cette époque, grâce aux recherches de différents chimistes, en tête desquels il faut placer MM. Pelletier et Caventou, le nombre des alcaloïdes s'est rapidement accru.

Ces bases présentent avec l'ammoniaque les plus grandes analogies : en s'unissant aux oxacides, elles fixent toujours un équivalent d'eau; au contraire elles se combinent intégralement avec les hydracides; ce qui permet d'obtenir leur équivalent en déterminant la quantité d'acide chlorhydrique qu'elles absorbent quand elles sont sèches. Leurs chlorhydrates se combinent avec le bichlo-

rure de platine, comme le chlorhydrate d'ammoniaque, et forment des chlorures doubles généralement peu solubles.

Chauffés avec de la potasse, les alcaloïdes dégagent de l'ammoniaque ou des bases volatiles dont nous parlerons bientôt et que l'on appelle ammoniacales composées.

Les alcalis organiques sont ordinairement solides et fixes; quelques-uns se présentent sous forme de cristaux parfaitement définis. On connaît cependant quelques alcaloïdes qui sont liquides et volatils : tels sont les alcalis du tabac et de la ciguë. Les bases volatiles ne contiennent pas d'oxygène.

Les alcalis organiques sont en général peu solubles dans l'eau; leurs dissolvants ordinaires sont l'alcool et l'éther. Leur saveur est âcre et amère.

Les alcaloïdes dévient à gauche le plan de polarisation de la lumière, à l'exception de la cinchonine et de la quinidine qui le dévient à droite.

Les sulfates, les azotates, les chlorhydrates et les acétates des bases organiques sont en général solubles dans l'eau; les tartrates, les gallates, les oxalates et surtout les tannates sont le plus souvent insolubles ou peu solubles. De là l'emploi du tannin ou du thé comme contre-poisons de ces corps.

Ces bases sont précipitées par la magnésie, la chaux, et les alcalis, mais elles précipitent au contraire les oxydes des métaux qui suivent le magnésium.

Le chlore et le brome donnent avec les alcalis organiques des produits de substitution, lesquels constituent de nouvelles bases chlorées ou bromées.

Au point de vue du mode d'extraction que l'on devra suivre pour obtenir ces composés, on peut classer les alcaloïdes naturels en trois groupes :

- 1° Les bases fixes et presque insolubles dans l'eau;
- 2° Les bases fixes et solubles dans l'eau;
- 3° Les bases volatiles.

Les deux premiers groupes comprennent ceux de ces composés qui sont quaternaires et qui renferment du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote; dans le troisième sont rangés les composés ternaires, privés d'oxygène.

Lorsque la base est insoluble dans l'eau, ce qui est le cas le plus fréquent, on épuise le végétal qui la renferme par de l'eau acidulée, puis on décompose le sel ainsi formé par de l'ammoniaque, de la chaux ou de la magnésie. L'alcaloïde se précipite alors, mais entraînant avec lui des matières colorantes et d'autres impuretés; il faut le redissoudre au moyen d'acide chlorhydrique ou sulfurique très-étendu, et faire cristalliser le sel obtenu de façon à l'obtenir bien pur. Il suffit alors de dissoudre ce sel, et de

le décomposer par l'ammoniaque; l'alcaloïde précipité est recueilli sur un filtre, puis dissous dans l'alcool qui l'abandonne par évaporation spontanée.

Lorsque les bases organiques sont solubles dans l'eau, leur extraction présente plus de difficultés. Il faut, d'une manière générale, chercher à obtenir un sel de la base, qui soit cristallisable et que l'on puisse purifier par ce moyen, ensuite se débarrasser de l'acide uni à l'alcaloïde en faisant agir sur le sel une base formant avec l'acide un composé insoluble. Ainsi, a-t-on l'alcaloïde à l'état de sulfate, on décomposera ce sel par une quantité convenable d'eau de baryte.

Quand la base organique est volatile, on distille le végétal qui la renferme avec de l'eau rendue alcaline par de la potasse ou de la chaux. L'alcaloïde ainsi obtenu est ordinairement souillé par de l'ammoniaque. Pour le purifier, on le sature par de l'acide oxalique ou de l'acide sulfurique, et on évapore le sel jusqu'à siccité; on reprend le résidu par l'alcool, qui ne dissout que le sulfate ou l'oxalate de l'alcali organique, et par évaporation du dissolvant, on obtient un sel pur. Ce produit est alors introduit

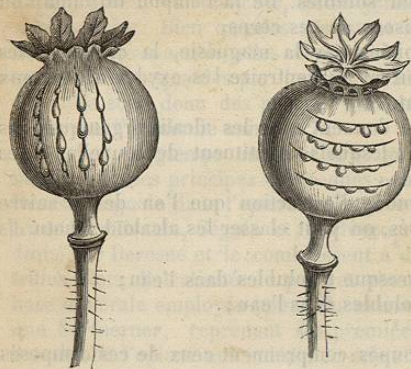


Fig. 19.

alcalis végétaux, en les classant d'après leur origine.

Alcalis de l'opium.

L'opium est le suc épaissi des capsules du pavot blanc, que l'on cultive dans ce but depuis les temps les plus reculés en Asie Mineure, en Perse, aux Indes et en Égypte. Lorsqu'on incise les capsules encore vertes du pavot (fig. 19), il s'écoule sous forme

dans un flacon avec une solution de potasse et un égal volume d'éther. Après agitation, on laisse reposer : le liquide se sépare en deux couches dont la supérieure est une solution éthérée de l'alcaloïde. Par évaporation de l'éther, on obtient la base organique.

Nous examinerons quelques-uns des plus importants de ces al-

de larmes un suc laiteux qui se dessèche rapidement et que l'on réunit en pains.

L'opium contient 6 alcaloïdes différents, présentant les compositions suivantes :

Morphine.....	$C^{34}H^{19}AzO^6$.
Codéine.....	$C^{36}H^{21}AzO^6$.
Thébaïne.....	$C^{38}H^{21}AzO^6$.
Papavérine.....	$C^{40}H^{21}AzO^8$.
Narcotine.....	$C^{44}H^{23}AzO^{14}$.
Narcéine.....	$C^{46}H^{29}AzO^{18}$.

L'opium à faible dose agit comme soporifique; à dose plus forte, c'est un poison narcotique. M. Claude Bernard a étudié isolément l'action physiologique des 6 alcaloïdes de l'opium, et les a classés d'après leur mode d'action sur l'économie. Il a reconnu que le pouvoir soporifique appartient à la narcéine, à la morphine et à la codéine; le pouvoir convulsivant à la thébaïne, à la papavérine, à la narcotine, à la codéine, à la morphine et à la narcéine et le pouvoir toxique à la thébaïne, à la codéine, à la papavérine, à la narcéine, à la morphine et à la narcotine, ces alcaloïdes étant ainsi rangés dans l'ordre de leur énergie décroissante.

Morphine, $C^{34}H^{19}AzO^6 + 2HO$.

Pour préparer la morphine, on coupe en tranches les pains d'opium et on les fait macérer dans de l'eau à 38°; la moitié du produit environ se dissout. On filtre la liqueur qui est colorée et qui contient la morphine combinée à l'acide méconique, $C^{14}H^{14}O^{14}$; on l'évapore en présence de carbonate de chaux, afin de saturer les acides libres. Quand elle a été amenée à consistance sirupeuse, on la traite par du chlorure de calcium, qui précipite le méconate de chaux et fait passer les bases à l'état de chlorhydrates. On concentre de nouveau la liqueur, qui dépose encore du méconate de chaux, puis abandonne bientôt des cristaux de chlorhydrates de morphine et de codéine. On purifie ces deux sels par des cristallisations répétées, en les décolorant à l'aide d'un peu de noir animal. Les deux chlorhydrates sont alors dissous dans l'eau et traités par l'ammoniaque, qui détermine la précipitation de la morphine, et laisse la codéine en dissolution. On purifie complètement la morphine en la faisant cristalliser dans l'alcool.

L'opium peut donner jusqu'à 10 pour 100 de morphine.

La morphine cristallise en prismes rhomboïdaux droits. Ces cristaux contiennent 2 équivalents d'eau, qu'ils perdent à 100°; ils peuvent être fondus sans décomposition.

Elle est à peine soluble dans l'eau : une partie de morphine se dissout dans 1000 parties d'eau froide et dans 500 parties d'eau bouillante; elle est soluble dans 24 parties d'alcool bouillant. Elle est presque insoluble dans l'éther : cette propriété est importante, car elle permet de séparer la morphine de la narcotine, qui se dissout facilement dans l'éther.

La morphine se dissout dans les solutions alcalines. On doit donc se garder d'employer un excès de potasse ou de soude lorsqu'on veut précipiter l'alcaloïde avec l'une de ces bases.

La solution de morphine a une saveur amère; elle dévie à gauche le plan de polarisation de la lumière. C'est un poison violent qui agit comme stupéfiant sur le système nerveux.

La morphine est très-oxydable; de là diverses réactions caractéristiques : elle réduit l'acide iodique et la liqueur prend une coloration brune due à l'iode précipité. Le nitrate d'argent ammoniacal et le chlorure d'or sont également réduits par cette base.

Elle produit dans les dissolutions de perchlorure de fer une coloration bleue caractéristique.

Les cristaux de morphine, arrosés d'acide azotique, se colorent en rouge orangé.

Lorsqu'on chauffe de la morphine vers 200° avec de la potasse caustique, il se dégage un produit alcalin contenant de la méthylamine.

Le *chlorhydrate de morphine*, $\text{HCl}, \text{C}^{34}\text{H}^{19}\text{Az}^6 + 6\text{HO}$, cristallise en aiguilles soyeuses, solubles dans 20 parties d'eau froide et 6 parties d'alcool. Il est fréquemment employé en médecine comme sédatif. Injecté sous la peau (à la dose de 0^{gr}02) avant l'inhalation du chloroforme, il aide à produire l'insensibilité nécessaire pour les opérations chirurgicales de longue durée; on évite de cette façon les dangers que présenterait l'emploi de grandes quantités de chloroforme, si l'on n'avait recours qu'à cet anesthésique.

La morphine, chauffée vers 150° en vase clos avec un excès d'acide chlorhydrique, perd 2 équivalents d'eau et se transforme en une nouvelle base, $\text{C}^{34}\text{H}^{17}\text{AzO}^4$, que l'on a nommée *apomorphine*, et qui possède des propriétés purgatives très-énergiques.

M. Schutzenberger, en soumettant la morphine à l'action de l'acide azoteux, a obtenu également deux nouveaux alcalis : l'*oxymorphine*, $\text{C}^{34}\text{H}^{19}\text{AzO}^8$, et l'*hydrate d'oxymorphine* $\text{C}^{34}\text{H}^{19}\text{AzO}^8, 2\text{HO}$.

Godéine, $\text{C}^{36}\text{H}^{21}\text{AzO}^6 + 2\text{HO}$.

La codéine, dont on doit la découverte à Robiquet, s'obtient à l'état de chlorhydrate, mélangé au chlorhydrate de morphine, dans le mode de traitement de l'opium que nous avons indiqué précédemment pour la préparation de la morphine.

Lorsqu'on traite ce mélange des deux chlorhydrates par l'ammoniaque, nous avons vu que la morphine seule est précipitée; la codéine reste dans la liqueur à l'état de chlorhydrate double de codéine et d'ammoniaque. On peut obtenir ce sel double cristallisé en évaporant la liqueur qui le contient. Pour en extraire la codéine, on le traite par la potasse, qui précipite l'alcaloïde sous forme d'une masse gluante, qui devient ensuite cristalline. On la purifie en la dissolvant dans l'éther, et la faisant cristalliser.

La codéine cristallise en prismes droits à base rhombe, contenant 2 équivalents d'eau de cristallisation. Elle se dissout dans 80 parties d'eau à 15° et dans 17 parties d'eau bouillante. Elle est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Elle ne réduit ni l'acide iodique, ni les sels de peroxyde de fer. Elle ne se colore pas par l'acide azotique. Elle est complètement insoluble dans les alcalis.

Le chlore et le brome donnent avec la codéine des produits de substitution. En versant de l'eau bromée en excès sur de la codéine en poudre, on obtient un précipité jaune de codéine tribromée.

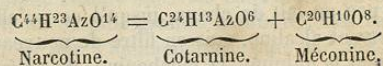
Narcotine, $\text{C}^{44}\text{H}^{23}\text{AzO}^{14}$.

Pour obtenir la narcotine, on traite par l'acide chlorhydrique le résidu que laisse l'opium épuisé par l'eau tiède. La liqueur est précipitée par le carbonate de soude; le produit obtenu est repris par l'alcool en présence d'un peu de noir animal et abandonné à la cristallisation.

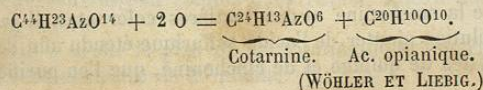
La narcotine cristallise en prismes droits à base rhombe, fusibles à 170°. Elle est insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool et surtout dans l'éther.

Les cristaux de narcotine, arrosés d'acide sulfurique nitreux, se colorent en rouge. L'acide azotique la dissout sans la colorer.

La narcotine, traitée par l'acide azotique étendu ou par le mélange d'acide sulfurique et de bioxyde de manganèse se dédouble en *cotarnine*, $\text{C}^{24}\text{H}^{13}\text{AzO}^6$ et en *méconine*, $\text{C}^{20}\text{H}^{10}\text{O}^8$:



Une oxydation plus avancée la transforme en *cotarnine* et *acide opianique*, $\text{C}^{20}\text{H}^{10}\text{O}^{10}$:



Alcalis des quinquinas.

Les propriétés fébrifuges des quinquinas ont dû engager les chimistes à rechercher le principe actif de cette écorce. Six alcaloïdes différents y ont été successivement rencontrés :

Quinine.....	} $C^{40}H^{24}Az^{20}O^4$.
Quinidine.....	
Quinicine.....	
Cinchonine.....	} $C^{40}H^{24}Az^{20}O^2$.
Cinchonidine.....	
Aricine.....	$C^{46}H^{26}Az^{20}O^8$.

De ces alcalis, deux seulement sont importants, ce sont la *quinine* et la *cinchonine*, découvertes par Pelletier et Caventou, vers l'année 1820, et qui se trouvent dans les quinquinas combinées à l'acide quinique, $C^{14}H^{12}O^{12}$ et à l'acide quinotannique, $C^8H^{18}O^{12}$.

Ces deux bases sont très-inégalement réparties dans les différentes espèces de quinquinas :

	Sulfate de quinine	Sulfate de cinchonine
1 kilogr. de quinquina jaune donne....	30 à 32 gr.	6 à 8 gr.
— rouge —	20 à 25	8 à 12
— gris —	6	12

Quinine, $C^{40}H^{24}Az^{20}O^4$.

Pour préparer la quinine, on se sert du quinquina jaune (*cinchona calisaya*), que l'on réduit en poudre grossière et que l'on traite à la température de l'ébullition par 10 parties d'eau acidulée renfermant 12 pour 100 d'acide sulfurique. Les acides analogues au tannin, avec lesquels la quinine est combinée dans les quinquinas, cèdent leur base à l'acide sulfurique, qui forme ainsi du sulfate de quinine. La liqueur ayant été filtrée sur une toile, on y ajoute peu à peu un lait de chaux, jusqu'à ce qu'elle ait pris une réaction nettement alcaline, puis on filtre de nouveau. Le précipité recueilli contient la quinine, la cinchonine, du sulfate, du quinate et du quinotannate de chaux ainsi que des matières colorantes. Ce précipité est desséché, puis traité à chaud soit par l'alcool, soit par des huiles de pétrole; ces dissolvants s'emparent de la quinine, de la cinchonine et des matières colorantes. Il faut alors à cette solution ajouter de l'acide sulfurique étendu afin de reformer des sulfates de quinine et de cinchonine, que l'on purifie par cris-

tallisation. Enfin on reprend une dernière fois ces sulfates par l'alcool bouillant et on laisse refroidir : le sulfate de quinine, beaucoup moins soluble à froid qu'à chaud cristallise, tandis que le sulfate de cinchonine reste dans les eaux mères.

Pour extraire la quinine de ce sulfate, il suffit de traiter ce dernier par l'ammoniaque; la quinine alors se précipite.

La quinine se présente sous forme d'une poudre blanche, cristalline, d'une saveur amère. Elle se dissout dans 480 parties d'eau à 19° et dans 200 parties d'eau bouillante; elle est très-soluble dans l'alcool, l'éther, le chloroforme, les huiles essentielles, etc.

Le chlore communique à la quinine une coloration rose, qui passe bientôt au rouge.

En ajoutant à du sulfate de quinine de l'eau de chlore, puis de l'ammoniaque, il se produit une coloration verte tout à fait caractéristique.

La quinine forme avec les acides deux séries de sels, les uns neutres, les autres acides. Le plus important de ces sels est le sulfate de quinine.

Le sulfate de quinine ordinaire ou *sulfate neutre de quinine*, $SO^3, C^{40}H^{24}Az^{20}O^4, HO + 7HO$, cristallise en aiguilles minces et flexibles. Il se dissout dans 740 parties d'eau à 13° et dans 30 parties d'eau bouillante; il a une saveur très-amère.

Les solutions de sulfate de quinine possèdent une fluorescence remarquable : vues sous une incidence rasante, elles présentent une coloration bleuâtre.

Le sulfate de quinine est employé en médecine comme fébrifuge.

En ajoutant à du sulfate de quinine ordinaire de l'acide sulfurique, on donne naissance à un sulfate acide, $2SO^3, C^{40}H^{24}Az^{20}O^4, 2HO$, beaucoup plus soluble que le sulfate neutre, car il n'exige pour se dissoudre que 11 parties d'eau à 13°.

Cinchonine, $C^{40}H^{24}Az^{20}O^2$.

Nous avons vu que, dans la préparation de la quinine, le sulfate de cinchonine restait dans les eaux mères du sulfate de quinine, par suite de sa plus grande solubilité. Ces eaux mères sont alors précipitées par l'ammoniaque, puis on fait cristalliser le produit dans l'alcool.

La cinchonine cristallise en prismes rectangulaires obliques. Elle est à peine soluble dans l'eau, mais se dissout assez bien dans l'alcool; elle est très-peu soluble dans l'éther. Elle a une saveur légèrement amère.

Elle dévie à droite le plan de polarisation de la lumière, c'est-à-dire en sens contraire de la quinine.

Elle est fébrifuge, quoique à un moindre degré que la quinine. Il existe deux sulfates de cinchonine correspondant aux deux sulfates de quinine.

La cinchonine, ainsi que la quinine et les autres bases de ce groupe, chauffées avec de l'hydrate de potasse, donnent à la distillation un liquide alcalin, incolore, combustible, d'une odeur désagréable, ayant pour formule $C^{18}H^7Az$ (Gerhard). Cette base, qui a reçu le nom de *quinoléine*, a été trouvée aussi parmi les produits de la distillation du goudron de houille.

Alcalis des strychnos.

Pelletier et Caventou, en 1818, ont découvert deux nouveaux alcaloïdes qui se trouvent dans plusieurs genres de strychnos, unis à un acide particulier, l'*acide igasurique*. Ce sont :

La strychnine.....	$C^{32}H^{22}Az^2O^4$.
La brucine.....	$C^{46}H^{26}Az^2O^8$.

On utilise ordinairement pour leur extraction la noix vomique ou la fève de Saint-Ignace; le mode de traitement est très-analogue à celui que nous avons indiqué pour la préparation de la quinine.

Strychnine, $C^{32}H^{22}Az^2O^4$.

On obtient la strychnine en faisant bouillir la noix vomique pulvérisée avec de l'eau acidulée; la liqueur filtrée est précipitée par la chaux, puis le produit est repris par l'alcool. On obtient ainsi un mélange de strychnine et de brucine; pour séparer ces deux alcaloïdes, on les transforme en azotates et on évapore leur solution: l'azotate de strychnine, moins soluble que l'azotate de brucine, se dépose le premier en fines aiguilles. Ce sel, décomposé par l'ammoniaque, fournit la strychnine, que l'on fait cristalliser dans l'alcool.

La strychnine cristallise en octaèdres droits à base rectangle. Elle est à peine soluble dans l'eau: elle exige pour se dissoudre 7 000 parties d'eau froide et 2 500 parties d'eau bouillante; néanmoins elle communique à l'eau une amertume insupportable. C'est par suite de cette propriété qu'elle a été employée en Angleterre pour remplacer le houblon dans la fabrication de la bière.

Elle est peu soluble dans l'alcool. Elle dévie à gauche le plan de polarisation de la lumière.

Elle donne de la quinoléine, lorsqu'on la distille avec de l'hydrate de potasse.

La réaction suivante est caractéristique pour la strychnine: Cette base, traitée par quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, ne change pas de couleur; mais si on ajoute une trace de bioxyde de plomb, le produit prend aussitôt une belle coloration bleue, qui passe rapidement au violet, puis au rouge. On peut remplacer dans cette expérience le bioxyde de plomb par un peu de bichromate de potasse.

La strychnine est un des poisons les plus actifs que l'on connaisse; à très-petite dose, il donne des accès de tétanos. On l'emploie en médecine dans certains cas de paralysie.

Brucine, $C^{46}H^{26}Az^2O^8$.

La brucine s'obtient en décomposant par l'ammoniaque l'azotate de brucine qui reste dans les eaux mères de la préparation de l'azotate de strychnine.

Elle cristallise en prismes obliques à base rhombe; elle est plus soluble dans l'eau que la strychnine: elle se dissout dans 500 parties d'eau bouillante et 800 d'eau froide. Elle est très-soluble dans l'alcool. Elle est aussi moins vénéneuse que la strychnine.

Elle est caractérisée par la coloration rouge qu'elle prend sous l'influence de l'acide azotique. La couleur devient violette, si on ajoute du protochlorure d'étain.

La brucine paraît être un dérivé méthylique, car, comme l'a observé Liebig, chauffée avec de l'acide azotique, elle dégage de l'éther méthylazoteux.

Alcalis des solanées.

Ce groupe comprend trois alcaloïdes :

Nicotine.....	$C^{20}H^{14}Az^2$.
Atropine.....	$C^{34}H^{23}AzO^6$.
Solanine.....	$C^{86}H^{74}AzO^{32}$.

Nicotine, $C^{20}H^{14}Az^2$.

La nicotine existe dans les différentes espèces de tabac, combinée principalement à l'acide malique. Pour préparer cet alcaloïde, on fait bouillir dans l'eau les feuilles de tabac grossièrement hachées; la dissolution est filtrée sur une toile et concentrée jusqu'à consistance sirupeuse: on traite cet extrait par le double de son volume d'alcool à 36°, qui détermine un dépôt considérable de

matières noires et dissout les sels de nicotine en se colorant en brun. Après décantation et concentration de la liqueur, on la traite par une dissolution de potasse et on l'agite vivement avec de l'éther. La nicotine, mise en liberté par la potasse, se dissout dans l'éther avec différentes matières brunes. Pour la purifier, il faut précipiter la nicotine de sa dissolution en y ajoutant peu à peu de l'acide oxalique en poudre; l'oxalate de nicotine, insoluble dans l'éther, forme au fond du vase une couche sirupeuse qu'on lave en l'agitant à plusieurs reprises avec de l'éther. Il est facile d'en retirer ensuite la nicotine en renouvelant le traitement par la potasse et l'éther. La dissolution éthérée de nicotine est alors distillée au bain-marie, puis transvasée dans une cornue où l'on fait passer un courant d'hydrogène sec; on la chauffe au bain d'huile, pendant un jour, à une température de 140°, afin d'éliminer entièrement l'eau, l'éther et l'ammoniaque; on élève enfin la température à 250°, la nicotine distille parfaitement pure.

La nicotine est un liquide incolore, quand elle vient d'être préparée, mais ordinairement coloré en brun, par suite d'une altération qu'elle subit à l'air et à la lumière. Son odeur est âcre et pénétrante; sa saveur est brûlante. Ses vapeurs sont tellement irritantes qu'on a peine à respirer dans un appartement où l'on en a vaporisé une goutte.

Elle est plus dense que l'eau; sa densité à 15° est 1,027. Elle est très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Elle dévie à gauche le plan de polarisation.

Elle bout vers 250°, et commence à se décomposer un peu au-dessus de cette température; c'est pourquoi il est utile de la distiller sous faible pression et dans un courant d'hydrogène. Sa densité de vapeur est 5,6. Sa vapeur brûle avec une flamme blanche, fuligineuse, à la manière des huiles essentielles.

C'est un poison violent.

Le brome, en agissant sur la nicotine, donne un produit soluble dans l'alcool, et se séparant sous forme de cristaux qui ont pour composition $C^{20}H^{12}Br^2Az^2, BrH, Br^2$; c'est un *bromure de bromhydrate de nicotine bibromée*. Ce composé, traité par la potasse, donne la *nicotine bibromée*, $C^{20}H^{12}Br^2Az^2$.

Les sels de nicotine renferment 2 équivalents d'acide; ainsi le chlorhydrate de nicotine a pour formule: $2 HCl, C^{20}H^{14}Az^2$. Ces sels sont en général déliquescents et cristallisent difficilement.

Par ses propriétés chimiques, la nicotine présente de grandes analogies avec l'ammoniaque. Le chlorhydrate de nicotine forme avec le bichlorure de platine un chlorure double cristallisé, tout à fait comparable au chlorure double de platine et d'ammoniaque. Avec les sels de cuivre, la nicotine donne un précipité verdâtre, soluble, bien qu'assez difficilement, dans un excès de cet alcali.

Elle forme avec les sels de zinc un précipité blanc soluble également dans un excès. Elle précipite en jaune le bichlorure de mercure.

Les différentes espèces de tabac contiennent des proportions très-différentes de nicotine. Voici, d'après M. Schloësing, les quantités de cet alcaloïde fournies en moyenne par 100 parties de différents tabacs, pris à l'état sec :

Provenance des tabacs.	Nicotine.	Provenance des tabacs.	Nicotine.
Lot	7,96	Alsace	3,21
Lot-et-Garonne	7,34	Virginie	6,87
Nord	6,58	Kentucky	6,09
Ille-et-Vilaine	6,29	Maryland	2,20
Pas-de-Calais	4,94	Havane	2

Les tabacs qui contiennent beaucoup de nicotine, comme ceux du Lot ou de la Virginie, servent à la préparation du tabac à priser; les autres sont réservés pour la fabrication du tabac à fumer.

Pour doser rapidement la nicotine dans les tabacs, M. Schloësing a indiqué la méthode suivante: on épuise les feuilles hachées de la plante par de l'éther ammoniacal; la solution éthérée ainsi obtenue étant soumise à l'évaporation, l'éther et l'ammoniaque se dégagent; il reste la nicotine que l'on dose par un essai alcalimétrique.

Atropine, $C^{34}H^{23}AzO^6$.

L'atropine existe principalement dans la racine de la belladone. Pour l'obtenir, on épuise par l'alcool cette racine préalablement séchée et pulvérisée; afin de l'avoir plus pure, on la précipite par une base, et on la redissout dans un acide, pour la précipiter de nouveau; enfin on la dissout dans l'alcool et on la fait cristalliser.

L'atropine cristallise en aiguilles déliées; elle est soluble dans 280 parties d'eau froide et dans 63 parties d'alcool. Elle se volatilise à 140°. Elle est très-vénéneuse.

Le sulfate d'atropine est employé en médecine pour produire la dilatation de la pupille.

Solanine, $C^{86}H^{71}AzO^{32}$.

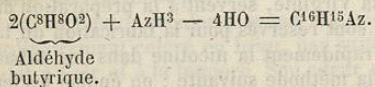
La solanine se rencontre dans les baies de la morelle, de la douce-amère, de la pomme de terre, ainsi que dans les rameaux étiolés de cette dernière. Pour la préparer, on traite ceux-ci par un acide étendu, on précipite par l'ammoniaque et on dissout le précipité dans l'alcool, qui abandonne par évaporation l'alcaloïde cristallisé.

Alcalis des ombellifères.

Conine ou Conicine, $C^{16}H^{15}Az$.

La conine s'extrait de la grande ciguë. On distille les fruits écrasés de cette plante avec une solution de soude; le produit distillé est saturé par l'acide sulfurique, puis évaporé à consistance sirupeuse. On reprend par un mélange d'alcool et d'éther, qui dissout le sulfate de conine; on chasse le dissolvant et on décompose ce sel dans une cornue par une solution de soude. La conine distille avec de l'eau que l'on sépare; on dessèche le produit et on le redistille dans une atmosphère d'hydrogène.

Dans ces derniers temps, M. Hugo Schiff a obtenu un alcali isomère de la conine par la réaction de l'ammoniaque sur l'aldéhyde butyrique :



La base ainsi obtenue diffère de la conine naturelle par quelques propriétés; ainsi elle est dépourvue de pouvoir rotatoire.

La conine est un liquide incolore, oléagineux, d'une odeur désagréable; sa densité est 0,89. Elle bout vers 212° . Elle se dissout dans 100 parties d'eau; elle est très-soluble dans l'alcool et l'éther. Elle se résinifie à l'air.

Sous l'influence des agents oxydants, elle donne une certaine quantité d'acide butyrique.

La conine est un poison violent: $0^{\text{gr}}, 10$ de cette base suffit pour produire la paralysie et déterminer la mort par asphyxie.

Parmi les alcalis naturels nous citerons encore :

La *pipéridine*, $C^{10}H^{14}Az$, base liquide, bouillant à 106° , résultant du dédoublement du *pipérin*, principe cristallisable que l'on retire de diverses espèces de poivres.

La *vératrine*, $C^{64}H^{52}Az^2O^{16}$, substance cristallisable, insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool et l'éther, que l'on rencontre dans l'ellébore blanc.

La *théobromine*, $C^{14}H^8Az^4O^4$, base cristallisable, très-peu soluble dans l'eau et dans l'alcool, qui se trouve dans le cacao. Pour la préparer, on précipite par l'acétate de plomb l'extrait aqueux de cacao; la liqueur filtrée est évaporée à sec et le résidu repris par l'alcool bouillant.

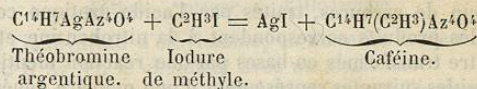
La *cafféine* ou *théine*, $A^{16}H^{10}Az^4O^4 + 2HO$, qui existe dans le café, le thé, et quelques autres plantes. On peut l'obtenir en

épuisant par l'alcool un mélange de 10 parties de café en poudre et de 2 parties de chaux éteinte. On chasse l'alcool par évaporation, puis on reprend par l'eau, qui sépare une huile insoluble; la liqueur aqueuse concentrée fournit la cafféine.

La cafféine se présente sous forme de belles aiguilles brillantes et légères; elle fond à 178° , puis se sublime; elle se dissout assez bien dans l'eau et dans l'alcool. Chauffée avec une solution concentrée de potasse, elle dégage de la méthylamine.

Lorsqu'on chauffe la cafféine avec de l'acide chlorhydrique étendu et du chlorate de potasse, on obtient de l'*alloxane*, ainsi qu'une autre substance douée des mêmes propriétés caractéristiques, tachant la peau en rouge et se colorant en rouge intense sous l'influence de l'ammoniaque. (Voir plus loin le chapitre consacré à l'*acide urique*.) La cafféine semble par suite appartenir au groupe des dérivés uriques.

La cafféine est l'homologue de la théobromine; elle ne diffère de cette dernière substance que par C^2H^2 . Or, on a pu passer de la théobromine à la cafféine en remplaçant 1 équivalent d'hydrogène de la première base par le radical méthyle, ce qu'on a réalisé en chauffant dans des tubes scellés de l'iodure de méthyle avec de la théobromine argentique :



BASES ORGANIQUES ARTIFICIELLES

Les alcoïdes naturels n'ont pu jusqu'ici être reproduits, sauf la conine dont on a obtenu récemment un isomère, ainsi que nous l'avons indiqué ci-dessus; mais on est parvenu à préparer artificiellement un grand nombre de composés, doués de propriétés basiques, comme les précédents, pour la plupart analogues à l'ammoniaque, à l'aide de méthodes générales que nous allons exposer.

Les premières bases artificielles connues ont été produites en chauffant seules ou le plus souvent avec de l'hydrate de potasse différentes substances azotées naturelles. C'est ainsi que Fristche, en 1826, a obtenu l'aniline, $C^{12}H^7Az$, en distillant un mélange d'indigo et de potasse caustique. De même Gerhardt prépara la quinoléine, $C^{18}H^7Az$, comme nous l'avons vu, en chauffant avec de la