

venons de parler dérivent de  $AzH^3$ . Ces chimistes ont obtenu ainsi des bases nombreuses comparables aux ammoniacques et dans lesquelles l'azote se trouve remplacé par de l'arsenic ou du phosphore.

On a découvert des corps organiques, contenant dans leurs molécules, de l'arsenic ou des métaux tels que le bismuth, l'antimoine, le zinc, l'étain, etc., et qui produisent, en s'oxydant, de nouvelles bases organiques.

Ces nouveaux corps, à la tête desquels il faut placer le cacodyle  $As(C^2H^3)^2$ , résultent de la combinaison d'un corps simple avec des radicaux alcooliques.

On les obtient par différentes méthodes, mais surtout en traitant des iodures d'éthyle ou de méthyle, par des alliages de potassium et des métaux que l'on veut faire entrer dans la molécule organique. Il se forme alors des iodures de radicaux composés qui se prêtent ensuite facilement à la préparation de tous les autres dérivés.

La plupart de ces radicaux ont été isolés. Quand on les soumet à des influences oxydantes, ils donnent naissance à des bases énergiques qui présentent beaucoup d'analogie avec les oxydes métalliques et avec les bases organiques naturelles.

#### BASES NATURELLES NON VOLATILES.

(\*) MORPHINE.  $C^5H^{12}AzO^6$ .

Quand on pratique des incisions sur les grandes capsules des différentes espèces de *papaver*, on obtient un suc laiteux qui, après avoir été évaporé, porte le nom d'*opium*.

Cet extrait contient un assez grand nombre de principes immédiats; on en a retiré huit bases organiques, qui sont: la morphine, la codéine, la narcotine, la thébaïne, la pseudomorphine, la porphyroxine, la narcéine, et enfin la papavérine: on trouve, en outre, dans l'opium, une substance neutre non azotée, la méconine, du caoutchouc, des matières colorantes, des sulfates et un acide particulier, qui a reçu le nom d'*acide méconique*. L'analyse immédiate de l'opium est une des plus délicates de la chimie organique.

Le précipité que forme l'ammoniaque dans une infusion d'opium est un mélange de morphine, de méconine, de narcotine et de quelques matières colorantes.

Pour extraire la morphine de l'opium, on emploie ordinairement le procédé de Robertson, modifié par MM. Grégory et Robiquet. On fait macérer l'opium dans de l'eau à 38 degrés, et on lui enlève ainsi tous ses principes solubles; les eaux de lavage sont évaporées en présence du carbonate de chaux, qui sature les acides libres; quand les liqueurs sont amenées à consistance sirupeuse, on les traite par du chlorure de calcium, qui précipite le méconate de chaux: ce sel entraîne avec lui une matière colorante. Les bases de l'opium restent dans la liqueur à l'état de chlorhydrates. On concentre de nouveau la liqueur; elle laisse déposer du méconate de chaux, et abandonne bientôt des cristaux de chlorhydrate de morphine et de codéine. On purifie facilement ces deux sels par des cristallisations répétées en les décolorant à l'aide du charbon animal.

Les deux chlorhydrates sont dissous dans l'eau et traités par l'ammoniaque, qui détermine la précipitation de la morphine, et retient la codéine en dissolution. On purifie complètement la morphine en la faisant cristalliser dans l'alcool.

L'opium peut contenir jusqu'à 40 pour 100 de morphine.

La morphine cristallise en prismes rectangulaires terminés par un biseau; souvent aussi on la trouve cristallisée en octaèdres. Elle contient 2 équivalents d'eau qu'elle peut perdre par la chaleur; ses cristaux sont inaltérables à l'air, et entrent en fusion à une basse température. La morphine, chauffée à l'air, brûle comme une résine, et laisse un résidu charbonneux. Elle est à peine soluble dans l'eau; l'eau bouillante en dissout  $\frac{1}{500}$  de son poids, et l'eau froide n'en dissout pas plus de  $\frac{1}{1000}$ ; sa dissolution est très-amère, et présente une réaction alcaline. Elle se dissout dans 30 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 est soluble dans la potasse, la soude, l'ammoniaque et même la chaux. On doit donc se garder, dans la préparation de cet alcali organique, d'employer un excès de base.

La morphine agit sur l'économie animale comme un poison énergique.

Nous ferons connaître maintenant les caractères distinctifs de la morphine à l'état libre ou combinée avec les acides. Ces caractères sont importants à constater, surtout dans les cas de médecine légale.

L'acide azotique colore la morphine en jaune ou en rouge. Cette propriété se rencontre aussi dans la brucine.

L'acide iodique produit avec la morphine libre ou combinée



une coloration d'un rouge brun; le mélange exhale une odeur d'iode: ce caractère a été indiqué pour la première fois par Sérullas, qui a prouvé qu'on peut reconnaître ainsi dans une liqueur  $\frac{1}{7000}$  de morphine.

Le perchlorure de fer colore en bleu une dissolution de morphine, mais la teinte n'est pas persistante.

Pour découvrir la morphine dans une matière animale, on peut dessécher cette matière entre 100 et 110 degrés, en y ajoutant préalablement de l'alumine, et reprendre par l'eau froide aiguisée d'acide acétique le résidu bien porphyrisé. La dissolution traitée par l'ammoniaque laisse précipiter la morphine, qu'on reconnaît ensuite à ses divers caractères (M. Flandin).

*Sels de morphine.* — On prépare ces sels directement, en saturant la morphine par les acides; ils cristallisent souvent avec régularité; ils sont solubles dans l'alcool et l'eau, et peu solubles dans l'éther: leur saveur est amère et nauséabonde. Lorsqu'on les fait agir en petite quantité sur l'économie animale, ils produisent des effets narcotiques; si on les administrait à haute dose, leur action serait mortelle.

Les sels de morphine réduisent les dissolutions d'or et d'argent, et précipitent le bichlorure de platine et l'iodure de potassium. La noix de galle ne les précipite que lorsque leur dissolution est concentrée.

(\*) CODÉINE.  $C^{22}H^{21}AzO^6$ .

La découverte de cet alcali est due à Robiquet.

Lorsqu'on a traité les deux chlorhydrates de morphine et de codéine par l'ammoniaque, la codéine reste dans la liqueur à l'état de chlorhydrate d'ammoniaque et de codéine. On peut obtenir ce sel double cristallisé en évaporant la liqueur qui le contient. On le traite ensuite par la potasse, qui précipite la codéine sous forme d'une masse gluante, qui devient bientôt cristalline. On reprend cette masse par l'éther qui la dissout et qui laisse cristalliser la codéine. On facilite la cristallisation de cette base en ajoutant à l'éther de petites quantités d'eau. 80 parties d'eau froide et 17 parties d'eau bouillante dissolvent 1 partie de codéine.

La codéine ramène au bleu le papier rouge de tournesol, et forme des précipités abondants dans les sels de fer, de cuivre, de plomb, etc., dont elle sépare les bases à la manière des autres alcalis solubles. Elle cristallise tantôt en octaèdres, tantôt en prismes volumineux de la plus parfaite régularité.

La codéine est très-soluble dans l'éther et se précipite souvent de cette dissolution en prismes assez fins; elle contient 2 équivalents d'eau de cristallisation qu'elle peut perdre par la chaleur.

Elle fond à 150 degrés, et peut être facilement distinguée de la morphine, car elle ne se colore pas par l'acide azotique et ne bleuit pas sous l'influence du perchlorure de fer.

Elle est, en outre, complètement insoluble dans les alcalis qui la séparent de ses dissolutions. Enfin l'eau bouillante en dissout une quantité considérable dont elle laisse déposer la plus grande partie par le refroidissement, tandis que la morphine est presque insoluble. La codéine est employée en médecine; elle paraît produire les mêmes effets que l'opium.

(\*) NARCOTINE.  $C^{16}H^{25}AzO^{14}$ .

Cette base est la première qu'on ait extraite de l'opium. Elle a été découverte, en 1804, par Derosne; c'est en 1817 que Robiquet constata les propriétés basiques de cette substance, à laquelle on donnait alors le nom de *sel de Derosne*.

Pour préparer la narcotine, on traite par l'acide acétique le résidu d'opium épuisé par l'eau qui a servi à la préparation de la morphine et de la codéine; on précipite la liqueur acide par l'ammoniaque; le précipité est repris par l'éther, qui dissout facilement la narcotine et sépare la morphine, qui est presque insoluble dans ce dissolvant.

On peut aussi obtenir immédiatement la narcotine en traitant l'opium par l'éther, qui dissout la narcotine et la laisse souvent déposer en cristaux volumineux.

Cette base cristallise en prismes droits à base rhomboïdale, fusibles à 170 degrés, à peine solubles dans l'eau bouillante; elle n'exerce aucune action sur les réactifs colorés. L'acide azotique et le perchlorure de fer ne se colorent pas en présence de la narcotine.

Les propriétés précédentes se rapportent à la narcotine ordinaire; on a découvert dans l'opium trois autres bases qui diffèrent de la narcotine par  $C^2H^2$ , de sorte qu'on connaît la série:

$C^{17}H^{21}AzO^{14}$ .

$C^{18}H^{23}AzO^{14}$ .

$C^{16}H^{25}AzO^{14}$ .

$C^{18}H^{27}AzO^{14}$ .



## ALCALIS DES QUINQUINAS.

Les propriétés fébrifuges des quinquinas ont dû engager les chimistes à rechercher le principe actif de cette écorce.

Fourcroy et Vauquelin ont fait d'abord, dans ce but, quelques recherches qui sont restées sans résultat.

Le docteur Gomès (de Lisbonne) retira le premier, des quinquinas, une substance cristallisée à laquelle il donna le nom de *cinchonin*.

En 1820, MM. Pelletier et Caventou reprirent le travail de Gomès et montrèrent que le cinchonin était une véritable base à laquelle ils donnèrent le nom de *cinchonine*; ils prouvèrent, en outre, que tous les quinquinas ne contiennent pas la même base, et retirèrent du quinquina jaune la *quinine*, qui est devenue un médicament précieux.

On trouve dans le commerce trois espèces principales de quinquinas :

Le *quinquina gris*, peu employé en médecine, qui contient beaucoup de cinchonine et sert principalement à la préparation de cette base;

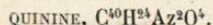
Le *quinquina jaune*, qui sert exclusivement à la préparation de la quinine, et fournit jusqu'à 40 grammes de sulfate par kilogramme d'écorce. C'est en analysant ce dernier quinquina, que MM. Pelletier et Caventou firent la découverte de la quinine;

Le *quinquina rouge*, dont le prix est très-élevé. Cette écorce contient des proportions à peu près égales de quinine et de cinchonine.

La quinine et la cinchonine sont ordinairement accompagnées de plusieurs bases isomériques (quinidine, quinicine, cinchonidine, cinchonidine).

Enfin, MM. Pelletier et Coriol ont extrait d'une écorce vendue comme quinquina, et venant d'Arica, une nouvelle base qu'ils ont nommée *aricine*.

M. Manzini a extrait de quelques espèces de quinquina blanc une base, la *cinchovatine*, qui est identique à l'aricine (M. Winckler).



On retire ordinairement cette base du sulfate de quinine, que l'on se procure parfaitement pur dans le commerce. On fait dissoudre ce sel dans l'eau et on le précipite par l'ammoniaque; on obtient de la quinine que l'on dissout dans l'alcool, et l'on

ajoute de l'eau jusqu'à ce que la liqueur devienne laiteuse. La quinine, qui était d'abord sous la forme de résine, prend l'état cristallin au bout d'un certain temps (MM. Henry et Delondre).

Cette base est peu soluble dans l'eau : il faut 400 parties d'eau froide et 250 parties d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de quinine; elle est soluble dans l'alcool et l'éther; elle présente les propriétés générales des alcalis organiques. Lorsque la quinine est cristallisée, elle retient 3 équivalents d'eau qu'une température de 120 degrés peut lui faire perdre.

La quinine possède une propriété qui permet de la distinguer des autres bases organiques. Les sels de quinine, étendus d'eau et traités successivement par le chlore et l'ammoniaque, se colorent fortement en bleu légèrement verdâtre (M. André).

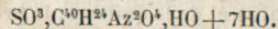
## SELS DE QUININE.

L'oxalate, le tartrate, le citrate, le gallate, le tannate et l'iodate acide de quinine sont peu solubles dans l'eau.

Les sels de quinine solubles sont plus amers que les sels de cinchonine; ils sont précipités par les bichlorures de mercure et de platine, et par les sels d'argent.

*Sulfates de quinine.* — L'acide sulfurique s'unit en deux proportions avec la quinine. On connaît un sulfate acide, longtemps considéré comme un sulfate neutre, et un sulfate neutre qui avait été rangé parmi les sels bibasiques de quinine. Ce dernier sel est le plus important des sels de quinine, et presque le seul employé en médecine. Sa fabrication est devenue l'objet d'une industrie très-considérable.

*Sulfate de quinine du commerce, ou sulfate neutre.*



Ce sel se présente en aiguilles blanches, soyeuses et flexibles, ou en lamelles déliées, aussi légères que la magnésie et d'une saveur très-amère. Il est facilement fusible et répand une lueur phosphorescente, lorsque, après l'avoir fondu, on le frotte dans l'obscurité. Il s'effleurit au contact de l'air et perd peu à peu les trois quarts de son eau de cristallisation.

Le sulfate de quinine est très-peu soluble dans l'eau : il exige plus de 700 parties d'eau pour se dissoudre à froid; mais il suffit de 30 parties d'eau bouillante pour en opérer la dissolution. Le sel acide est beaucoup plus soluble; aussi dans la préparation du sulfate de quinine faut-il éviter un excès d'acide



sulfurique, et, lorsqu'on a dépassé la proportion nécessaire pour former le sulfate basique, on ajoute à la solution une petite quantité d'alcali (potasse ou soude) qui détermine rapidement la formation et la cristallisation du sulfate de quinine basique.

On a proposé plusieurs méthodes différentes pour extraire la quinine des quinquinas et préparer le sulfate de quinine. Nous nous bornerons à indiquer le procédé que M. O. Henry a fait connaître.

On commence par réduire le quinquina jaune en une poudre grossière. On le fait bouillir avec 10 parties d'eau; on ajoute 12 pour 100 d'acide sulfurique, ou mieux 25 pour 100 d'acide chlorhydrique; on filtre la liqueur à travers une toile et l'on épuise complètement l'écorce avec une nouvelle quantité de liqueur acide jusqu'à ce qu'elle n'ait plus de saveur. On laisse alors refroidir la décoction, et on la traite par un excès de chaux, qui précipite la quinine, la cinchonine et la matière colorante. Le précipité, qui est très-hydraté, est soumis à une pression graduée; il est séché, pulvérisé et traité ensuite par l'alcool bouillant, qui dissout la quinine.

Les liqueurs alcooliques sont distillées aux trois quarts; on traite le résidu par un faible excès d'acide sulfurique: la liqueur ne tarde pas à cristalliser et abandonne des cristaux de sulfate de quinine brut.

Souvent on purifie ce sel en le faisant dissoudre dans de l'alcool en présence du charbon animal; dans quelques cas, on est obligé de décomposer le sulfate de quinine par la chaux, de traiter le précipité de nouveau par l'alcool et de le faire cristalliser après l'avoir neutralisé par l'acide sulfurique. Les cristaux sont desséchés à l'étuve; on doit opérer la dessiccation à une température assez basse, afin qu'ils ne soient pas efflorescents.

Les eaux-mères sont précipitées par l'ammoniaque, qui en sépare de la cinchonine et de la quinine; le précipité est dissous dans l'eau acidulée par l'acide sulfurique et décoloré par le charbon animal. La dissolution, convenablement rapprochée, fournit par le refroidissement une nouvelle quantité de sulfate de quinine.

On peut, dans la préparation précédente, obtenir à volonté du sulfate neutre ou basique en faisant varier les proportions d'acide. On a vainement tenté de remplacer l'alcool par l'essence de térébenthine dans la fabrication du sulfate de quinine.

Aujourd'hui, dans quelques fabriques, le sulfate de quinine est produit de la manière suivante: les écorces sont mises en ébullition avec de la chaux qui isole la quinine; cette base est dissoute par des corps gras ou des carbures d'hydrogène li-

quides, puis saturée par l'acide sulfurique: on obtient ainsi plus de sulfate de quinine que par l'ancienne méthode.

Le sulfate de quinine est quelquefois mêlé par fraude avec du sulfate de chaux, de l'acide borique, du sucre, des acides gras, de l'amidon, de la salicine, etc.

Pour constater la présence d'une matière inorganique dans ce sel, il suffit d'en brûler une petite quantité sur une lame de platine. Le sulfate de quinine ne doit laisser aucune trace de résidu lorsqu'il est pur.

Quand le sulfate de quinine est altéré par de l'acide stéarique, le mélange n'est pas entièrement soluble dans l'eau même acidulée: le sel de quinine se dissout seul et laisse un résidu dont la nature est facile à apprécier.

La salicine se colore en rouge lorsqu'on la chauffe légèrement avec de l'acide sulfurique concentré. Si elle existe en proportion considérable dans le sulfate de quinine, on peut mettre à profit cette propriété pour en reconnaître la présence; mais lorsqu'elle n'y entre pas pour plus de 10 pour 100, il vaut mieux dissoudre le mélange dans six fois son poids d'acide sulfurique concentré, et ajouter 12 parties d'eau qui déterminent la précipitation de la salicine à l'état de pureté.

Lorsque enfin le sulfate de quinine est mélangé avec du sucre, on reconnaît la présence de ce corps à l'odeur caractéristique de caramel que prend le mélange quand on le brûle; on peut, du reste, pour plus de certitude, traiter le sulfate de quinine fraudé, par de la baryte, qui précipite à la fois les deux éléments du sulfate de quinine; on enlève l'excès de baryte par un courant d'acide carbonique, et il ne reste plus dans la liqueur que du sucre que l'on reconnaît à ses caractères ordinaires.

*Sulfate acide de quinine.*  $2\text{SO}_3, \text{C}^{10}\text{H}^{15}\text{Az}^2\text{O}^4, 2\text{HO} + 14\text{HO}$ . — On obtient ce sel en traitant le sulfate neutre par un léger excès d'acide. Il cristallise en petits prismes rectangulaires ou en aiguilles allongées, soyeuses, présentant l'aspect de l'amianté. Il se distingue du sulfate de quinine du commerce (sel neutre) par une réaction acide et une solubilité beaucoup plus grande. Il forme, avec le sulfate de sesqui-oxyde de fer, un sel double cristallisé en octaèdres semblables à ceux de l'alun.

(\*) CINCHONINE.  $\text{C}^{10}\text{H}^{15}\text{Az}^2\text{O}^3$ .

La formule de la cinchonine présente, avec celle de la quinine, un rapprochement curieux; on voit, en effet, que ces deux bases ne diffèrent que par 2 équivalents d'oxygène.



On peut obtenir la cinchonine en traitant le quinquina gris ; mais ordinairement cette base est mélangée à la quinine. Pour séparer ces deux bases, on les transforme en sulfates, et on évapore la dissolution : le sulfate de quinine cristallise en premier lieu ; on précipite l'eau-mère par l'ammoniaque et l'on fait cristalliser la cinchonine dans l'alcool.

Pour séparer la quinine de la cinchonine, on emploie aussi l'éther, qui ne dissout pas cette dernière base.

La cinchonine cristallise en gros prismes quadrilatères qui réfractent fortement la lumière ; elle est presque sans saveur et à peine soluble dans l'eau bouillante. Lorsqu'on la soumet à l'action de la chaleur, elle se volatilise sans se décomposer ; elle cristallise avec la plus grande facilité dans l'alcool : cette propriété la distingue de la quinine.

Lorsqu'on soumet la cinchonine à la distillation en présence de la potasse, elle donne de la quinoléine en abondance.

La cinchonine est moins fébrifuge que la quinine.

Quand on traite par le chlore ou par le brome une dissolution chaude et concentrée de chlorhydrate de cinchonine, une certaine quantité d'hydrogène peut être remplacée par une quantité équivalente de chlore ou de brome. On a obtenu ainsi deux nouveaux alcalis chlorés et bromés (Laurent).

(\*) STRYCHNINE.  $C^{21}H^{22}Az^2O^4$ .

La strychnine est presque toujours accompagnée d'une autre base qui porte le nom de *brucine*. Elle existe dans plusieurs genres de strychnos ; on la trouve dans la noix vomique, la fève de Saint-Ignace, le bois de couleuvre. On a rencontré cette base dans une préparation vénéneuse, désignée sous le nom d'*upas tiouté*, dont les Indiens de la province de Caracas se servent pour empoisonner leurs flèches.

La strychnine fut isolée pour la première fois, en 1818, par MM. Pelletier et Caventou. D'après ces chimistes, la strychnine serait ordinairement combinée dans les végétaux avec un acide particulier qu'ils ont nommé *acide igasurique*, mais qui pourrait bien n'être autre chose que de l'acide lactique.

On prépare la strychnine en faisant bouillir la noix vomique avec de l'eau acidulée ; on filtre et l'on précipite la liqueur par la chaux : le précipité est un mélange de strychnine et de brucine ; on le reprend par l'alcool, qui, par une évaporation convenable, laisse cristalliser la strychnine et retient la brucine en dissolution.

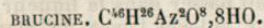
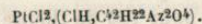
La strychnine cristallise en octaèdres ou en prismes à quatre

pans terminés par des pyramides à quatre faces. Sa saveur est métallique et d'une amertume insupportable. Une liqueur qui ne contient que  $\frac{1}{600000}$  de strychnine, possède encore une saveur caractéristique. Cette base n'est ni fusible ni volatile ; elle est à peine soluble dans l'eau ; elle exige, pour se dissoudre, 2500 parties d'eau bouillante et 7000 parties d'eau froide. La strychnine est peu soluble dans l'alcool et l'éther. Elle donne de la quinoléine lorsqu'on la distille avec une dissolution concentrée de potasse. On doit considérer la strychnine comme une des substances les plus vénéneuses que l'on connaisse : elle exerce une action stimulante sur la moelle épinière et produit des attaques de tétanos. On emploie, en médecine, la strychnine dans certains cas de paralysie, à la dose d'un douzième de grain.

Les sels de strychnine, qui sont plus solubles que la strychnine sont aussi plus vénéneux.

La réaction suivante est caractéristique pour la strychnine. Cette base, arrosée avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré pur ou mêlé de composés nitreux, ne change pas de couleur ; mais si l'on ajoute au mélange la plus petite quantité d'oxyde puce de plomb, la liqueur prend aussitôt une belle couleur bleue qui passe rapidement par le violet et le rouge au jaune pur (M. Marchand). Une dissolution de strychnine dans l'acide sulfurique, à laquelle on ajoute du bichromate de potasse, produit sur-le-champ une liqueur violette d'une teinte beaucoup plus vive qu'avec l'oxyde puce de plomb (M. Otto).

La strychnine peut former avec les acides des sels parfaitement cristallisés. On connaît même le carbonate de strychnine. Le chlorhydrate de strychnine forme avec le chlorure de platine un sel double :



La découverte de la brucine est due à MM. Pelletier et Caventou.

Pour séparer la strychnine de la brucine, on se fonde sur la solubilité de cette dernière base dans l'alcool.

La brucine cristallise en prismes droits à base rhomboïdale ; 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 insoluble dans l'éther et très-soluble dans l'alcool, elle est moins vénéneuse que la strychnine ; on la distingue, du



reste, facilement de cette dernière base : elle est, en effet, colorée en rouge de sang par l'acide azotique. Cette liqueur rouge devient violette par le chlorure d'étain. La brucine peut aussi prendre une teinte bleue sous l'influence du brome.

CAFÉINE OU THÉINE.  $C^8H^{10}Az^2O^3$ .

On a désigné sous le nom de *cafféine* le principe cristallisable que l'on trouve dans le café, et l'on a donné ensuite le nom de *théine* à la substance que l'on peut extraire des différentes espèces de thé. Plus tard, on démontra que ces deux substances sont identiques.

On obtient la caféine en épuisant le café par l'eau bouillante, qui dissout cette substance, et, de plus, une certaine quantité d'acide malique et de malates acides. On précipite l'acide malique par l'acétate de plomb; on filtre la liqueur; l'excès de plomb est enlevé par l'hydrogène sulfuré, et, en faisant concentrer convenablement la dissolution, on obtient de belles aiguilles soyeuses de caféine. Le café contient de 2 à 5 pour 100 de caféine (MM. Robiquet, Boutron et Payen).

Les cristaux de caféine sont purifiés par une cristallisation dans l'éther, qui les dissout et les laisse cristalliser de nouveau.

On peut, par un procédé exactement semblable à celui que nous venons de décrire, retirer la théine du thé.

On peut aussi préparer la théine en traitant une décoction de thé par un léger excès d'acétate de plomb, filtrant et évaporant la liqueur à sec. Cet extrait, distillé avec précaution, donne de beaux cristaux de théine parfaitement blanche (M. Stenhouse).

On obtient de 2 à 4 pour 100 de théine cristallisée, en traitant une infusion chaude de thé par le sous-acétate de plomb et l'ammoniaque. On fait passer dans la liqueur un courant d'hydrogène sulfuré pour enlever l'excès de plomb : en évaporant convenablement, on obtient de la théine cristallisée (M. Péligot).

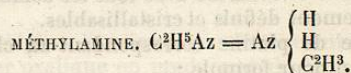
La théine est blanche; elle cristallise en longues aiguilles soyeuses; elle ne paraît se combiner qu'avec les acides énergiques : elle est fusible et volatile : elle se dissout dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa dissolution aqueuse est précipitée par le tannin. L'acide azotique la transforme en une matière cristalline, la *nitrothéine* (M. Stenhouse).

Les acides concentrés peuvent se combiner avec la caféine, mais l'eau et l'alcool détruisent ces combinaisons.

## (\*) BASES ORGANIQUES VOLATILES.

La classe des bases volatiles qui ne contiennent que du carbone, de l'hydrogène et de l'azote est aujourd'hui très-nombreuse; les découvertes de M. Wurtz et de M. Hofmann ont enrichi la science d'un très-grand nombre de composés de cette nature, dont nous avons indiqué précédemment le mode de production.

La plupart des corps qui appartiennent à ce groupe sont liquides à la température ordinaire; quelques-uns sont gazeux; ils sont généralement volatils, et peuvent être distillés sans décomposition.



On obtient cet alcali en traitant par la potasse le mélange des éthers cyano-méthyliques, que l'on prépare en chauffant le cyanate de potasse avec le sulfométhylate de la même base; le produit de la distillation, saturé par de l'acide chlorhydrique, évaporé à siccité, redissous dans l'alcool et cristallisé, constitue le chlorhydrate de la nouvelle base. Il suffit de chauffer ce corps avec le double de son poids de chaux vive, pour en extraire la méthylamine que l'on recueille dans des cloches sur le mercure.

La méthylamine est un gaz incolore, non permanent; à quelques degrés au-dessous de zéro, il se condense en un liquide très-mobile que l'on n'a pas encore pu solidifier.

C'est le plus soluble de tous les gaz; à 12°,5 l'eau en dissout 1150 fois son volume; une température plus élevée diminue cette solubilité.

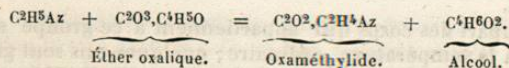
Sa densité, prise à 43 degrés, est égale à 1,08; la densité théorique est 1,0731, pour 4 volumes correspondant à la formule  $C^2H^5Az$ .

La méthylamine a une odeur fortement ammoniacale, à tel point qu'on pourrait la confondre au premier abord avec l'ammoniaque; comme cette base, elle ramène instantanément au bleu le papier de tournesol rougi et répand des fumées blanches très-épaisses au contact d'une baguette humectée d'acide chlorhydrique; on la distingue du gaz ammoniac en ce qu'elle prend feu au contact d'une bougie allumée et brûle avec une flamme jaunâtre et livide, en produisant de l'acide carbonique, de l'eau et de l'azote.



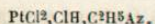
La solution aqueuse de la méthylamine possède l'odeur du gaz lui-même; elle est caustique et brûlante au plus haut degré; elle perd par l'ébullition le gaz qu'elle tient en dissolution, réagit sur un grand nombre de dissolutions métalliques, comme l'ammoniaque elle-même, en précipite les oxydes et peut quelquefois redissoudre le précipité si on l'emploie en excès.

Elle réagit immédiatement sur l'éther oxalique à la manière de l'ammoniaque, en produisant de l'alcool et de l'oxaméthylide :

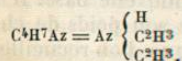


La méthylamine se combine avec tous les acides pour former des sels parfaitement définis et cristallisables.

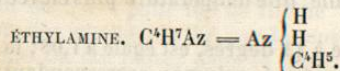
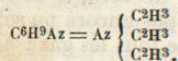
Le sel double de platine correspondant au chloroplatinate d'ammoniaque a pour formule :



En faisant réagir une dissolution alcoolique de méthylamine sur l'éther méthylodhydrique, on obtient un iodhydrate d'une nouvelle base que l'on appelle la *diméthylamine* :



On prépare aussi facilement la *triméthylamine* :



Cette base se prépare, comme la précédente, en faisant réagir la potasse sur l'éther cyanique de l'alcool éthylique.

M. Hofmann l'a obtenue en faisant agir l'ammoniaque sur l'éther éthylbromhydrique.

L'éthylamine à l'état de pureté est un liquide incolore très-mobile; elle bout à 18°,7; versée sur la main, elle se volatilise instantanément en produisant la sensation d'un froid très-vif; elle ne se solidifie pas dans un mélange d'acide carbonique solide et d'éther.

Sa densité à 8 degrés est égale à 0,6964.

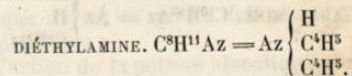
Elle a pour densité de vapeur 1,394 et sa formule représente 4 volumes.

L'éthylamine a une odeur ammoniacale très-pénétrante; sa causticité est comparable à celle de la potasse; elle neutralise les acides aussi complètement que l'ammoniaque; au contact du gaz chlorhydrique, elle répand des vapeurs blanches très-épaisses; à l'approche d'un corps en combustion, elle prend feu et brûle avec une flamme jaunâtre.

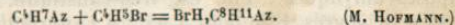
Elle se mêle à l'eau en toutes proportions; la dissolution précipite les sels métalliques comme la solution de méthylamine.

Elle précipite l'alumine de ses dissolutions, et, si on l'emploie en excès, elle a, comme la potasse, la propriété de redissoudre le précipité.

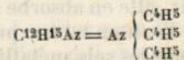
L'éthylamine déplace l'ammoniaque de ses combinaisons; elle réagit sur l'éther oxalique en produisant de l'oxaméthylide et de l'alcool.



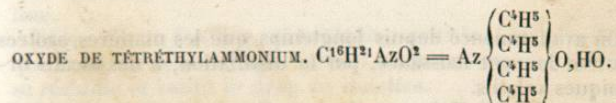
On obtient le bromhydrate de diéthylamine en chauffant dans un tube scellé à la lampe de l'éthylamine avec de l'éther éthylbromhydrique :



La TRIÉTHYLAMINE



se prépare d'une manière analogue; en traitant l'éther bromhydrique par la diéthylamine, on obtient un bromhydrate cristallisé que l'on décompose ensuite par la potasse; la base distille sous forme d'un liquide incolore, inflammable, très-alkalin, soluble dans l'eau, mais moins soluble cependant que la diéthylamine.

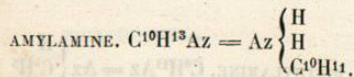


Cette base a été découverte, comme les deux précédentes, par M. Hofmann; elle se prépare en traitant l'éther iodhydrique



par la triéthylamine ; il se fait un iodhydrate de tétréthylamine que l'on dissout dans l'eau. Pour isoler la base, il faut faire bouillir la dissolution avec de l'oxyde d'argent ; il se fait de l'iodure d'argent et l'alcali reste en dissolution dans l'eau ; on chasse une partie de l'eau par l'évaporation au bain-marie, et l'on achève la concentration dans le vide.

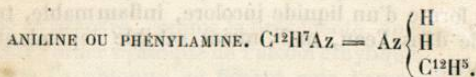
L'oxyde de tétréthylammonium est une base très-remarquable à cause de son énergie ; elle agit non-seulement sur les couleurs végétales, mais sur l'épiderme qu'elle corrode de la même manière que la potasse et la soude : elle saponifie les corps gras comme la potasse ; décompose l'éther oxalique en alcool et en acide oxalique qui reste combiné avec elle, et dégage même à froid l'ammoniaque des sels ammoniacaux ; enfin, ses réactions sur les sels métalliques sont les mêmes que celles des alcalis minéraux.



Cette base s'obtient en décomposant par la potasse l'éther cyanique de l'huile de pomme de terre.

L'amyamine pure est un liquide incolore, fluide et très-léger ; son odeur rappelle à la fois celle de l'ammoniaque et celle des composés amyliques : elle est très-caustique. Sa densité est 0,7503 à 18 degrés. Elle bout à 95° ; à l'approche d'une bougie enflammée, elle brûle avec une flamme éclairante et livide sur les bords ; exposée à l'air, elle en absorbe lentement l'acide carbonique ; elle se mêle à l'eau en toutes proportions ; sa dissolution précipite presque tous les sels métalliques.

La *diamylamine*, la *triamylamine* et la *tétramylamine* ont été obtenues par les mêmes procédés que les composés correspondants de l'éthyle.



On avait annoncé depuis longtemps que les matières azotées neutres donnent naissance, par la distillation, à des alcalis organiques volatils.

MM. Runge et Hofmann sont en effet parvenus à retirer de l'huile de houille trois alcalis volatils particuliers.

Les huiles qui proviennent de la distillation de la houille peu-

vent être divisées en huiles plus lourdes et en huiles plus légères que l'eau.

Les bases se trouvent dans l'huile pesante.

Pour préparer les deux bases que M. Hofmann a nommées *kyanol* ou *aniline* et *leukol* ou *quinoléine*, on sature l'huile de houille plus lourde que l'eau par du gaz chlorhydrique ; on traite l'huile par l'eau qui dissout les chlorhydrates d'aniline et de quinoléine, et l'on décompose ces deux sels par-la chaux.

On obtient ainsi un mélange des deux alcalis liquides qu'on soumet à la distillation : l'aniline distille en premier lieu, et la quinoléine passe à la fin de la distillation.

L'aniline se produit en outre dans un grand nombre de circonstances, elle a été nommée successivement *crystallin* par M. Unverdorben ; *aniline* par M. Fritzsche, et *benzidame* par M. Zinin.

L'aniline se forme :

1° En chauffant dans un tube fermé de l'acide phénique saturé d'ammoniaque : c'est ce qui l'a fait considérer comme l'amide de l'acide phénique ;

2° Dans l'action de la potasse alcoolique, du sulfhydrate d'ammoniaque, ou d'un autre agent de réduction, sur la nitrobenzine ;

3° Dans la distillation de l'acide anthranilique et de l'acide carbanilique, qui se dédoublent en acide carbonique et en aniline (MM. Fritzsche et Chancel) ;

4° Dans l'action de la potasse sur l'indigo ou sur l'isatine ;

5° Dans la distillation de la chaux avec la nitrobenzine ou la salicylamide.

On obtient surtout l'aniline avec facilité en chauffant avec un excès de potasse l'indigo, qui donne ainsi de 18 à 20 pour 100 d'aniline.

L'aniline est liquide, incolore ; elle ne se solidifie pas à — 20 degrés ; elle forme sur le papier des taches qui disparaissent par la chaleur ; elle bout à 182 degrés. Elle est peu soluble dans l'alcool, et soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. Sa densité de vapeur est égale à 3,022 (M. Barral).

La formule  $C^8H^7Az$  correspond à 4 volumes de vapeur d'aniline.

La saveur de l'aniline est brûlante : cette base est plus lourde que l'eau. Sa densité est de 1,028. Lorsqu'on l'expose à l'air, elle se résinifie et verdit le sirop de violettes.

L'aniline n'exerce aucune action sur la lumière polarisée (Laurent).

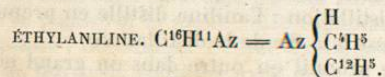
L'aniline dissout à chaud le soufre, le phosphore ; elle paraît



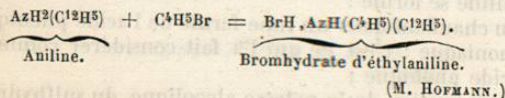
être vénéneuse ; elle est sans action sur le papier de tournesol.

Quand on retire l'aniline de sa combinaison avec l'acide oxalique, on obtient un hydrate qui a pour formule  $C^{12}H^7Az,HO$ .

L'aniline colore en bleu violet les hypochlorites alcalins ; cette réaction est caractéristique. On l'a appliquée à la teinture et à l'impression des tissus. L'aniline forme des sels cristallisés avec les différents acides, et précipite le chlorure de mercure.



Cette base s'obtient à l'état de bromhydrate quand on fait réagir l'aniline sur l'éther éthylbromhydrique :



En décomposant ce sel par une dissolution de potasse, on voit surnager une huile que l'on décante avec une pipette et que l'on distille après l'avoir fait digérer sur de la potasse en morceaux ; on obtient ainsi un liquide huileux, incolore et très-réfringent, dont l'odeur diffère peu de celle de l'aniline. L'éthylaniline bout à 204 degrés ; avec le chlorure de chaux, elle ne donne pas la réaction caractéristique de l'aniline ; l'acide chromique sec en détermine l'inflammation.

Elle se combine avec les acides, et forme des sels très-solubles et difficilement cristallisables.

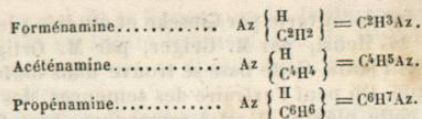
La diéthylaniline s'obtient par l'action de l'éthylaniline sur l'éther bromhydrique. Elle a pour formule :



#### BASES VOLATILES DÉRIVÉES DE LA LIQUEUR DES HOLLANDAIS.

En faisant réagir à 100°, dans un tube fermé, l'alcool ammoniacal sur la liqueur des Hollandais bromée, M. Cloëz a obtenu trois bases volatiles fort remarquables qu'on peut regarder comme dérivées de l'ammoniaque. Voici les noms et les formu-

les de ces bases, supposées anhydres, telles qu'elles existent dans les sels qu'elles forment avec l'acide chlorhydrique :



Dans ces formules, on peut admettre que le méthylène  $C^2H^2$ , l'éthylène (ou hydrogène bicarboné)  $C^4H^4$ , le propylène  $C^6H^6$ , remplacent 2 équivalents d'hydrogène. Chacun de ces gaz correspond en effet à 4 volumes et  $H^2$  représente aussi 4 volumes.

Les bases volatiles autres que l'ammoniaque réagissent aussi sur la liqueur des Hollandais bromée, en formant des bases analogues aux précédentes. Les hydrocarbures bromés ou chlorés de la formule générale  $C^{2n}H^{2n}Br^2$  ou  $C^{2n}H^{2n}Cl^2$  donnent aussi des composés basiques bien définis quand on les traite à chaud par l'alcool ammoniacal.

#### QUINOLÉINE. $C^{18}H^7Az$ .

Le *leukol* a été découvert par M. Runge dans le goudron de houille. M. Hofmann a reconnu que cette substance jouit de propriétés alcalines. Gerhardt a constaté l'identité du *leukol* et de la *quinoléine* qu'il a découverte en distillant certains alcalis organiques avec la potasse.

Cette base est liquide, incolore, d'une odeur désagréable, d'une saveur amère et brûlante. Elle est très-combustible. Un froid de — 20 degrés ne la solidifie pas ; elle se résinifie à l'air. Elle est à peine soluble dans l'eau, soluble au contraire en toutes proportions dans l'éther, l'alcool, l'esprit de bois, les huiles fixes et les huiles volatiles. Elle entre en ébullition à 239 degrés. Sa densité est égale à 1,082. Elle ne colore pas les hypochlorites alcalins et ne forme pas avec les acides des sels cristallisables.

Les sels de quinoléine sont précipités par les bichlorures de mercure et de platine, et forment des composés cristallins.

La quinoléine produit avec l'eau un hydrate qui a pour composition  $C^{18}H^7Az,3HO$ . Cet hydrate, chauffé à 100 degrés, perd 2 équivalents d'eau et devient  $C^{18}H^7Az,HO$ .

La quinoléine est constamment accompagnée d'une autre base, la *lépidine*  $C^{20}H^9Az$ , plus volatile que la quinoléine (M. Williams).



CONINE.  $C^{16}H^{15}Az$ .

La conine fut découverte par Gieseke et étudiée plus tard par Ch. Boutron et Henri, par M. Geiger, par M. Ortigosa et par MM. Kekulé et Planta. Cette base se trouve dans toutes les parties de la ciguë. On peut l'extraire des semences, des feuilles et des tiges de cette plante; il est à remarquer, toutefois, que la ciguë desséchée ne donne pas de conine.

On prépare ordinairement la conine en distillant les semences de ciguë avec la potasse : la liqueur qui passe à la distillation contient un mélange de conine et d'ammoniaque; on la sature par l'acide sulfurique, et l'on traite le produit par l'alcool froid, qui ne dissout que le sulfate de conine; on décompose ce sulfate par la potasse, qui détermine la séparation de la conine; on peut alors distiller la liqueur ou la traiter par l'éther, qui dissout cette base.

La conine est incolore, oléagineuse, plus légère que l'eau. Sa densité est égale à 0,89. Elle a une odeur pénétrante et désagréable; elle bout à 170 degrés; elle se résinifie lorsqu'on l'expose à l'air; elle est plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude, et se dissout en toutes proportions dans l'alcool et l'éther.

La conine est très-vénéneuse; elle agit instantanément sur l'économie animale à la dose de 1/8 de gramme.

Les sels de conine sont acrés, incristallisables et vénéneux. Ils devraient être employés en pharmacie et remplacer les extraits de ciguë, qui s'altèrent avec tant de facilité.

NICOTINE.  $C^{20}H^{14}Az^2$ .

Cette substance a été découverte par MM. Reimann et Posselt, étudiée par MM. Boutron et Henry, obtenue pure pour la première fois et analysée par M. Barral, et retrouvée depuis par M. Melsens dans la fumée de tabac. En dernier lieu, les propriétés de la nicotine ont été examinées avec le plus grand soin par M. Schloësing, qui a donné un procédé pour la préparer en grande quantité, et qui a fait connaître en même temps une méthode ingénieuse pour la doser exactement dans toute espèce de tabac.

Pour préparer la nicotine, 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 l'extrait par le double de son volume d'alcool à 36 degrés, qui

forme un dépôt considérable de matières noires, et dissout les sels de nicotine en se colorant en brun. Après la décantation et la concentration de la liqueur, on la traite par une dissolution de potasse et on l'agite vivement avec de l'éther. La nicotine, éliminée par la potasse, se dissout dans l'éther avec d'autres matières jaunâtres.

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 pur. Il est facile d'en retirer ensuite la nicotine en renouvelant le traitement par la potasse et l'éther.

La dissolution étherée de nicotine est distillée au bain-marie, puis transvasée dans une cornue où circule un courant d'hydrogène sec; on l'expose dans un bain d'huile, pendant un jour, à une chaleur de 140 degrés, afin d'éliminer entièrement l'eau, l'éther et l'ammoniaque; on élève ensuite la température à 180 degrés; la nicotine passe alors goutte à goutte et parfaitement pure.

Ce procédé permet de retirer 400 grammes au moins de nicotine d'une dizaine de kilogrammes de tabac de Virginie.

Quand on opère avec du tabac du Lot, on peut se dispenser du traitement par l'alcool, car la dissolution aqueuse de ce tabac dépose, par la concentration, la majeure partie des matières étrangères, consistant surtout en malate de chaux et albumine noire.

On peut aussi retirer la nicotine du produit de la distillation des feuilles de tabac avec la potasse, en faisant dissoudre dans la liqueur distillée du sel marin, du carbonate de potasse, du chlorure de calcium, ou tout autre sel soluble qui détermine la séparation de la nicotine.

**Propriétés.** — La nicotine est un liquide incolore, tant qu'on la conserve dans des tubes bouchés, mais prenant peu à peu une couleur d'un brun foncé quand il est exposé à l'air; d'une odeur âcre, d'une saveur brûlante, d'une densité égale à 1,024; il est très-vénéneux. Ses vapeurs sont si irritantes, qu'on a peine à respirer dans un appartement où l'on en a vaporisé une goutte. Sa densité de vapeur est égale à 5,607 (M. Barral).

La nicotine se mêle en toutes proportions avec l'alcool, les huiles grasses et les essences. Elle bout à 250 degrés.

C'est un alcali puissant, neutralisant tous les acides, précipitant de leurs dissolutions les oxydes de presque tous les métaux; elle n'est déplacée de ses combinaisons salines que par l'ammo-



niaque et les bases des deux premières sections, l'alumine exceptée.

Ses sels sont très-déliquescents : quelques-uns, tels que le tartrate, l'oxalate, le phosphate, cristallisent lentement dans un air sec : ces mêmes sels cristallisent mieux avec un excès d'acide. L'alcool les dissout, mais la plupart sont à peu près insolubles dans l'éther; cependant l'acétate s'y dissout notablement.

La nicotine absorbe l'acide chlorhydrique sec, et tend alors à former des aiguilles cristallines; mais la combinaison est difficile, parce qu'il se forme à la surface de la nicotine une croûte qui protège les portions d'alcali non attaquées. A chaud, la nicotine absorbe rapidement l'acide chlorhydrique et se colore en rouge.

Lorsqu'on verse de la nicotine étendue d'eau dans une dissolution de sublimé corrosif, on obtient un précipité blanc peu soluble : c'est un chlorure double. Quand la nicotine a été légèrement sursaturée avec de l'acide chlorhydrique, il ne se forme pas immédiatement de précipité, mais, au bout de quelque temps, on voit apparaître des aiguilles cristallines formées par la combinaison du chlorhydrate de nicotine avec le chlorure de mercure.

Exposée à l'air, la nicotine absorbe de l'humidité; mais elle n'a pas une grande affinité pour l'eau, car elle la perd dans un air desséché par de l'acide sulfurique; elle y perd également l'éther et l'ammoniaque qu'elle peut tenir en dissolution.

La nicotine est excessivement vénéneuse; une petite quantité de cette base suffit pour tuer instantanément un animal de forte taille; son action sur l'économie animale peut être comparée à celle de l'acide prussique.

#### CORPS NEUTRES.

##### LIGNEUX.

On a considéré pendant longtemps le tissu fibreux du bois, dépouillé par l'action des dissolvants des petites quantités de matières étrangères qu'il contient, comme étant un principe immédiat pur; mais M. Payen a démontré que la substance qui était considérée comme du ligneux pur est un mélange de différents corps, et qu'elle résulte de la juxtaposition de cellules allongées, tapissées intérieurement d'une matière dure et amorphe qui se trouve en couches plus ou moins irrégulières.

On peut donc dire que chaque cellule du bois est formée prin-

cipalement de deux substances, la cellulose et la matière incrustante dont la composition paraît être assez complexe. On trouve en outre dans les cellules une matière azotée qui est souvent assez abondante et qui paraît précéder la formation des cellules dans le cambium.

##### CELLULOSE.

La cellulose a pour composition  $C^{12}H^{10}O^{10}$ . Elle est isomérique avec l'amidon.

La cellulose constitue en grande partie le vieux linge, la charpie, le papier et la moelle de sureau. Le papier à filtre de Suède, dit papier *Berzelius*, est de la cellulose presque pure.

Pour l'obtenir dans un état de pureté absolue, il suffit de traiter successivement ces diverses matières par l'eau, l'alcool, l'éther, par des acides faibles et des alcalis étendus; on peut encore préparer la cellulose avec du coton commun, ou bien avec la moelle de l'*yschaenomene paludosa* qui fournit le papier de riz.

Les spongioles des racines des jeunes plantes donnent aussi facilement de la cellulose pure; mais la purification de la cellulose présente de grandes difficultés, lorsque les tissus organiques qui la contiennent sont fortement organisés, comme dans les feuilles. La cellulose contenue dans le ligneux se retrouve en grande partie dans les excréments des ruminants; la cellulose n'est pas digérée, tandis que les autres parties du ligneux sont complètement absorbées.

La cellulose pure est blanche, solide, diaphane, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, les huiles fixes et les huiles volatiles. Sa densité est 1,525.

La cellulose se dissout dans l'oxyde de cuivre ammoniacal, préparé par l'action de l'ammoniaque sur la tournure de cuivre ou par la dissolution de l'oxyde de cuivre hydraté dans l'ammoniaque. Les acides la précipitent de cette dissolution (M. Schweitzer).

L'eau désagrège assez facilement la cellulose, lorsque son organisation n'est pas très-avancée.

L'acide sulfurique la dissout sans la colorer et la transforme en dextrine, puis en glucose. Pour opérer cette transformation, on fait réagir 140 parties d'acide sulfurique sur 100 parties de charpie. Le mélange forme un magma gommeux; on le sature par la craie, on filtre, et l'on trouve dans la liqueur de la dextrine ou du glucose (Braconnot).

Sous l'influence des acides, la cellulose paraît se modifier complètement. En effet, la cellulose traitée par l'acide sulfurique