

cilages, qui ne font que se gonfler dans l'eau bouillante.

La gomme la plus pure est connue sous le nom de *gomme arabe*. Elle se dissout aisément dans l'eau ; la solution devient sirupeuse par la concentration ; l'alcool absolu la précipite en flocons blancs et caillebotés.

La *potasse caustique* coagule la solution de la gomme, mais un excès de réactif rend la liqueur limpide. Fondue avec de l'hydrate de potasse, la gomme dégage de l'hydrogène, en laissant un résidu composé de formiate et d'acétate.

L'*acide sulfurique* étendu et bouillant transforme la gomme en dextrine et finalement en glucose. Le mélange de gomme et d'acide sulfurique concentré noircit par la chaleur.

L'*acide nitrique* attaque à chaud la gomme, en produisant de l'acide mucique et de l'acide oxalique. Un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique concentré transforme la gomme en une substance susceptible de faire explosion par la chaleur, comme le fulmicoton.

Le *fluorure de bore* est lentement absorbé à froid par la gomme, qu'il liquéfie sans la colorer.

L'*iode* ne présente pas de réaction caractéristique avec la gomme.

Quelques gouttes de *sulfate de cuivre* étant ajoutées à une solution de gomme mélangée de potasse, il se produit un précipité bleu, insoluble dans la liqueur où il s'est formé, mais entièrement soluble dans l'eau pure ; la solution aqueuse de ce précipité peut être bouillie sans déposer de protoxyde de cuivre. Ce caractère distingue la gomme naturelle de la gomme artificielle (dextrine).

Le *sous-acétate de plomb* produit dans les solutions de

gomme un précipité blanc cailleboté, soluble dans un excès de gomme.

497. **Sucre.** — Ce corps ($C^{12}H^{14}O^{11}$), très répandu dans le règne végétal, s'extrait particulièrement de la canne ou de la betterave pour les besoins de la consommation.

Il forme des prismes obliques rhomboïdaux, durs, sans eau de cristallisation, et qui répandent une lueur phosphorée lorsqu'on les broie dans l'obscurité.

Il se dissout dans le tiers de son poids d'eau froide, et en toutes proportions dans l'eau bouillante ; maintenue à une température voisine de l'ébullition, la solution perd peu à peu la propriété de cristalliser. Il est insoluble dans l'alcool absolu et dans l'éther, mais l'alcool aqueux le dissout, surtout à chaud.

Il fond, à 160 degrés, en un liquide visqueux et incolore qui se prend, par le refroidissement, en une masse transparente et amorphe (sucre d'orge) ; à la longue, celle-ci se trouble en reprenant une texture cristalline. Entre 210 et 220 degrés, le sucre brunit, se boursoufle, et perd de l'eau en se transformant en caramel. A une température plus élevée, il charbonne en dégageant des vapeurs acides et inflammables.

La solution aqueuse du sucre dévie à droite les rayons de lumière polarisée.

La *potasse caustique* peut être bouillie avec une solution de sucre sans qu'elle brunisse.

La *chaux* est dissoute en grande quantité par l'eau sucrée ; la solution précipite par l'alcool. Lorsqu'on chauffe la solution de la chaux dans l'eau sucrée, elle se coagule

comme du blanc d'œuf, mais le coagulum disparaît de nouveau par le refroidissement de la liqueur.

Les *acides étendus*, étant abandonnés à froid avec du sucre, le rendent peu à peu incristallisable.

L'*acide sulfurique concentré* s'échauffe vivement avec du sucre cristallisé, en produisant une bouillie noire.

L'*acide nitrique* bouillant transforme le sucre en acide oxalique.

Sous l'influence de la *levure de bière*, le sucre se double en alcool et en acide carbonique; mais, avant de donner ces produits, il se convertit en sucre incristallisable.

Le *chlorure de sodium* étant mélangé en solution aqueuse avec de l'eau sucrée, on obtient par l'évaporation spontanée des cristaux à arêtes vives, composés d'une combinaison de sucre et de chlorure de sodium ($2C^{12}H^{11}O^{11}, NaCl$): ces cristaux tombent en déliquescence à l'air humide.

Le *bichlorure d'étain* transforme le sucre en une matière noire.

Le *fluorure de bore* n'est pas absorbé par le sucre à la température ordinaire; mais si l'on chauffe, le gaz est absorbé et la matière noircit.

Le *sulfate de cuivre* étant ajouté goutte à goutte à de l'eau sucrée mélangée de potasse, le mélange devient d'un bleu foncé et reste limpide à froid; si la potasse est en excès, on peut même faire bouillir la solution sans qu'il se précipite de protoxyde de cuivre.

L'*acétate de plomb ammoniacal* produit un précipité blanc gélatineux dans une solution de sucre; le précipité est soluble dans l'eau bouillante.

498. **Glucose.** — Ce corps ($C^{12}H^{12}O^{12} + 2Aq$) est contenu dans les raisins, les figues, le miel, etc.; on le rencontre également dans l'urine des malades affectés du diabète mellitique. Il se produit artificiellement par l'action des acides sur la cellulose et sur la matière amyliacée.

Il se présente ordinairement sous la forme de mamelons semi-globulaires ou de choux-fleurs fibreux; il est moins soluble dans l'eau et l'alcool que le sucre de canne. Il fond au bain-marie, en perdant de l'eau de cristallisation; fondu, il constitue une masse jaunâtre et transparente qui attire l'humidité de l'air, et se prend peu à peu en une masse grenue. Chauffé à 140° , il perd encore de l'eau et se caramélise.

La solution aqueuse du glucose dévie à droite le plan de polarisation de la lumière.

La *potasse* et la *chaux* brunissent très rapidement le glucose, lorsqu'on les chauffe légèrement avec lui. Ce caractère distingue le glucose du sucre.

L'*acide sulfurique* concentré étant broyé avec le glucose, le mélange ne noircit pas comme avec le sucré; mais si l'on étend d'eau le liquide et qu'on le sature par du carbonate de baryte, la solution filtrée renferme un sel de baryte qui précipite par l'acide sulfurique.

L'*acide nitrique* bouillant transforme le glucose en acide oxalique.

Sous l'influence de la *levure de bière*, le glucose se transforme en alcool et en acide carbonique.

Le *chlorure de sodium* étant mélangé avec une solution de glucose, on obtient, par l'évaporation, des pyramides doubles d'une combinaison de glucose et de sel marin

($2C^{12}H^{12}O^{12}, NaCl + 2Aq$), assez soluble dans l'eau, d'une saveur à la fois salée et sucrée.

Le *bichlorure d'étain* se comporte avec le glucose comme avec le sucre.

Le *sulfate de cuivre* étant ajouté goutte à goutte à une solution de glucose additionnée de potasse caustique, il se produit une liqueur foncée, et au bout de quelques instants, sans qu'on élève la température, il se précipite du protoxyde de cuivre rouge. Le sucre de canne ne produit pas cette réaction à froid.

Le *protonitrate de mercure*, le *nitrate d'argent* et le *chlorure d'or* déposent du métal par l'ébullition avec une solution de glucose; le *bichlorure de mercure*, dans les mêmes circonstances, précipite du protochlorure.

L'*acétate de plomb ammoniacal* précipite en blanc la solution aqueuse du glucose.

499. On confond quelquefois le glucose avec le *sucre incristallisable* ou sucre des fruits acides, qui, tout en ayant la même composition et les mêmes caractères chimiques, se distingue du glucose par l'absence de forme cristalline et par le sens du pouvoir rotatoire qu'il exerce sur le plan de polarisation de la lumière. Ce sucre incristallisable éprouve à la longue une transposition moléculaire et se convertit lui-même en glucose.

Recherche des alcalis organiques dans les cas d'empoisonnement.

500. Le procédé à l'aide duquel on extrait les alcalis organiques des matières suspectes, dans les cas d'empoisonnement, est à peu près le même que celui qu'on em-

ploie pour retirer les mêmes substances des parties végétales qui les renferment; la seule différence consiste dans la manière d'isoler ces alcalis et de les présenter au dissolvant.

La marche la plus avantageuse pour les recherches médico-légales repose sur les faits suivants : les alcalis organiques forment des sels acides solubles à la fois dans l'eau et dans l'alcool; la solution de ces sels acides peut être décomposée par le bicarbonate de potasse ou de soude (ou par ces alcalis à l'état caustique), de manière que l'alcali organique, mis en liberté, reste en solution, dans le cas surtout où cet alcali a été combiné avec un excès d'acide tartrique (ou d'acide oxalique); l'éther, employé en quantité suffisante, s'empare de l'alcali organique contenu à l'état libre dans une semblable solution.

Pour appliquer les réactions précédentes, il faut, avant tout, se débarrasser des matières étrangères par lesquelles elles seraient masquées. Sous ce rapport, l'emploi successif de l'eau et de l'alcool à différents degrés de concentration fournit de fort bons résultats, et permet d'obtenir sous un petit volume une solution contenant l'alcali cherché.

On a également proposé d'éliminer les substances étrangères en les précipitant par du sous-acétate de plomb, et d'enlever ensuite l'excès du plomb au moyen de l'hydrogène sulfuré; mais ce procédé, d'ailleurs fort défectueux, présente l'inconvénient d'introduire un métal étranger dans les matières suspectes. Il ne faut pas non plus se servir de charbon animal pour décolorer les liquides, car on s'exposerait à perdre tout l'alcali, le charbon pouvant l'absorber aussi bien qu'il fixe les matières colorantes et odorantes.

501. Voici les opérations qu'il faut exécuter pour découvrir un alcali organique dans le contenu de l'estomac ou des intestins¹.

On commence par mélanger la matière avec de l'alcool pur et le plus concentré possible; on y ajoute ensuite, suivant la quantité et l'état de la matière suspecte, 1/2 à 2 grammes d'acide tartrique. Ce mélange ayant été introduit dans un ballon, on le chauffe à 60° ou 75°. Après le refroidissement complet, on jette la masse sur un filtre, on lave la partie insoluble avec de l'alcool concentré, et l'on abandonne dans le vide la liqueur filtrée. Si l'on n'a pas de machine pneumatique à sa disposition, on l'expose à un courant d'air chauffé tout au plus à 35°.

Si, après la volatilisation de l'alcool, le résidu renferme en suspension des corps gras ou d'autres matières non dissoutes, on le verse sur un filtre mouillé par de l'eau distillée; la liqueur filtrée, à laquelle on a réuni les eaux de lavage, est ensuite évaporée presque à siccité, dans le vide ou dans une grande cloche, sur de l'acide sulfurique concentré. Le nouveau résidu est repris et épuisé à froid par l'alcool absolu. La liqueur alcoolique est évaporée à l'air libre, à la température ordinaire, ou mieux dans le vide; le résidu acide de cette évaporation est dissous dans la plus petite quantité d'eau possible. Cette solution est introduite dans un petit flacon-éprouvette, et additionnée *peu à peu* de bicarbonate de soude (ou de potasse) pur ou en poudre, jus-

1. Lorsqu'il s'agit d'extraire un alcali du foie, du cœur, du pumon, etc., il faut préalablement bien diviser l'organe suspect, mouiller la masse avec de l'alcool pur et concentré, l'exprimer, et, à l'aide de l'alcool, l'épuiser de toutes les substances solubles. C'est sur le liquide ainsi obtenu qu'on opère ensuite.

qu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. On agite alors le tout avec 4 ou 5 fois son volume d'éther pur, et l'on abandonne au repos. Quand l'éther surnageant s'est éclairci, on en décante une petite partie dans une capsule de verre, et on l'abandonne dans un lieu bien sec à l'évaporation spontanée.

Le résidu de l'évaporation de la solution éthérée constitue l'alcali cherché.

502. *L'alcali est liquide et volatil.* — Dans ce cas, on remarque, après l'évaporation de l'éther, tout autour de la paroi interne de la capsule, de légères stries liquides qui se rendent lentement au fond du vase. De même alors, sous l'influence seule de la chaleur de la main, le contenu de la capsule exhale une odeur plus ou moins désagréable, et, suivant la nature de l'alcali, plus ou moins âcre ou irritante.

Lorsque ces indices se présentent, on ajoute au reste de la liqueur éthérée 1 ou 2 centimètres cubes d'une solution concentrée de potasse ou de soude caustiques, et l'on agite de nouveau le mélange. Après un repos convenable, on décante l'éther dans un flacon-éprouvette, on épuise le mélange par trois ou quatre traitements à l'éther, et l'on réunit toutes les liqueurs éthérées dans le même flacon. Dans ces liqueurs tenant l'alcali en dissolution, on verse ensuite 1 ou 2 centimètres cubes d'une eau aiguillée du cinquième de son poids d'acide sulfurique pur; on agite pendant quelque temps et l'on abandonne au repos; on décante l'éther surnageant et on lave le liquide acide avec une nouvelle quantité d'éther.

Comme les sulfates de la plupart des alcalis volatils

sont insolubles dans l'éther, l'eau aguisée d'acide sulfurique renferme alors l'alcali cherché sous un petit volume et à l'état de sulfate pur¹. L'éther, de son côté, retient toutes les matières animales qu'il a enlevées à la solution alcaline.

Pour extraire l'alcali de la solution du sulfate acide, on ajoute à celle-ci une solution aqueuse et concentrée de potasse ou de soude caustiques; on agite et on épuise le mélange par de l'éther pur. L'éther dissout l'ammoniaque et l'alcali organique devenus libres. On abandonne la solution éthérée à l'évaporation spontanée, à la plus basse température possible. La presque totalité de l'ammoniaque se volatilise avec l'éther, tandis que l'alcali organique reste pour résidu. Pour éliminer les dernières traces d'ammoniaque, on expose un instant le vase renfermant l'alcali organique, dans le vide, sur l'acide sulfurique concentré.

On obtient ainsi l'alcali organique à l'état de pureté. On en détermine la nature par l'étude rigoureuse de ses caractères physiques et de ses réactions chimiques².

503. *L'alcali est soluble et fixe.* — Dans ce cas, il peut arriver qu'on n'obtienne pas immédiatement un résidu alcalin après l'évaporation de l'éther, avec lequel on agite la solution acide, traitée par le bicarbonate de soude. Lorsque cette circonstance se présente, on ajoute au

1. Le sulfate de *conine* (alcali de la ciguë) étant soluble dans l'éther, celui-ci peut contenir une petite quantité de cet alcali; mais la majeure partie reste toujours en solution dans l'eau acide.

2. Voy. p. 291 et suivantes, les réactions de l'*aniline* et de la *nicotine*.

liquide une solution de potasse ou de soude caustiques, et l'on agite vivement avec l'éther. Celui-ci dissout l'alcali végétal devenu libre et resté dans la solution de potasse ou de soude. On laisse alors évaporer la solution éthérée.

Par l'évaporation, celle-ci laisse quelquefois un corps solide sur les bords de la capsule; mais, le plus souvent, le résidu se compose d'une liqueur incolore, laiteuse, tenant en suspension un corps solide; ce résidu bleuit le tournesol d'une manière persistante; il offre une odeur animale désagréable, mais nullement piquante.

Après s'être ainsi assuré de la présence d'un alcali solide, il faut chercher à le faire cristalliser, afin de pouvoir étudier ses caractères et ses réactions. On verse donc quelques gouttes d'alcool dans la capsule qui le renferme, et l'on abandonne la solution à l'évaporation spontanée.

Ce procédé réussit rarement, à cause des impuretés dont l'alcali est encore souillé. Pour l'en débarrasser, on verse dans la capsule quelques gouttes d'eau très légèrement aguisée d'acide sulfurique, et on les promène dans la capsule pour mettre le liquide acide en contact avec la matière. Généralement l'eau acide ne mouille pas alors les parois du vase, la substance qui y est contenue se sépare en deux parties: l'une, formée de matière grasse, reste adhérente à la paroi; l'autre, alcaline, se dissout et se transforme en sulfate acide.

Si cette opération est bien exécutée, le liquide acide qu'on obtient ainsi est limpide et incolore. On le décante avec précaution, on lave la capsule avec quelques gouttes d'eau acidulée qu'on ajoute au premier liquide, et l'on évapore

le tout aux trois quarts, dans le vide ou dans une cloche, sur de l'acide sulfurique. On verse alors sur le résidu une solution très concentrée de carbonate de potasse pur, et l'on reprend le mélange par de l'alcool absolu. Celui-ci dissout l'alcali végétal, tandis qu'il laisse intacts le sulfate de potasse et l'excès de carbonate de potasse. L'évaporation de la solution alcoolique fournit l'alcali à l'état cristallisé.

On en détermine ensuite la nature par l'étude des propriétés physiques et chimiques¹.

Essais du sulfate de quinine.

504. — Le *sulfate neutre de quinine* (improprement appelé sulfate basique, $2C^{10}H^{24}N^2O^4, 2(SO^3,HO) + 14Aq$), est un médicament précieux pour la guérison de la fièvre. A l'état de pureté, il se présente sous la forme de paillettes ou d'aiguilles minces, longues, nacrées, aussi légères que la magnésie, et d'une saveur amère. Il s'effleurit promptement à l'air, en perdant la plus grande partie de son eau de cristallisation. Il est peu soluble dans l'eau froide², plus soluble dans l'eau bouillante, plus soluble dans l'alcool que dans l'eau, assez soluble dans les acides, et presque insoluble dans l'éther. Il fond par la chaleur; à une température plus élevée, il prend une belle couleur rouge, et finit par se charbonner. Lorsqu'on ajoute de l'acide sulfurique concentré à une solution de sulfate de quinine, la liqueur ma-

1. Voy. p. 295 et suivantes, les réactions de la *morphine*, de la *narcotine*, de la *strychnine* et de la *brucine*.

2. Le *bisulfate de quinine* (improprement appelé sulfate neutre, $C^{10}H^{24}N^2O^4, 2(SO^3,HO) + 14 Aq$) est beaucoup plus soluble dans l'eau que le sulfate neutre.

nifeste un reflet bleu, qui est encore fort sensible après qu'elle a été étendue d'eau.

Le prix élevé du sulfate de quinine et la grande consommation dont ce sel est l'objet ont souvent donné lieu à des fraudes. On l'a mêlé avec du sulfate de chaux cristallisé, de l'acide borique, de la mannite, du sucre, de la salicine, de l'amidon, de l'acide margarique, du sulfate de cinchonine, de chinchonine ou de quinidine, etc.

α. L'addition des *matières minérales* se reconnaît aisément aux cendres que laisse le sel par la calcination. Les substances solubles dans l'eau et non alcalines, telles que la *mannite*, le *sucre* ou la *salicine*, se découvrent en précipitant le sel par de l'eau de baryte, enlevant l'excès de baryte par un courant d'acide carbonique, portant à l'ébullition pour précipiter la quinine qui a pu se dissoudre à la faveur du gaz carbonique, et évaporant la liqueur filtrée, débarrassée de quinine et d'acide sulfurique; c'est cette liqueur qui renferme les matières suspectes; au reste, la présence de la salicine est immédiatement accusée dans le sulfate de quinine par la coloration rouge-coquelicot qu'il prend au contact de l'acide sulfurique concentré.

Traité par l'eau acidulée, le sulfate de quinine se dissout entièrement en laissant intacts les *acides* et les *corps gras*. Si on le chauffe doucement avec de l'alcool marquant 21 degrés (2 gr. de sel pour 120 gr. d'alcool), il se dissout d'une manière complète; ce qui n'a pas lieu lorsqu'il est mélangé d'*amidon*, de *magnésie*, de *sels minéraux*, ou de certaines autres substances étrangères.

β. Quant au *sulfate de cinchonine*, le sulfate de quinine du commerce en contient ordinairement 2 ou 3 centièmes, provenant, non d'un mélange frauduleux, mais d'une purification imparfaite, telle qu'elle est opérée dans la fabrication du sel; une proportion plus forte serait répréhensible.

On peut découvrir le sulfate de cinchonine en mettant à profit la différence de solubilité, dans l'eau froide, des acétates à base de quinine et de cinchonine : à cet effet, on prend 10 grammes du sulfate suspect, on y ajoute 4 grammes d'acétate de baryte, et l'on triture convenablement le mélange dans un mortier avec 60 grammes d'eau pure additionnée de quelques gouttes d'acide acétique. Le mélange ne tarde pas à se prendre en une masse épaisse, composée de sulfate de baryte et de la plus grande partie de la quinine à l'état d'acétate. On enlève soigneusement cette masse avec une spatule, on la recueille sur une toile fine ou sur une flanelle légère, et on l'exprime rapidement. La liqueur trouble qu'on obtient ainsi est filtrée à travers un papier, mélangée avec un léger excès d'acide sulfurique, filtrée de nouveau et étendue du double de son volume d'alcool marquant 36 degrés. On y ajoute ensuite un excès d'ammoniaque, et l'on fait bouillir un moment; après le refroidissement et par le repos, la cinchonine se sépare en aiguilles brillantes, dont on détermine le poids en les recueillant sur un filtre taré (M. O. HENRY).

On peut aussi, pour isoler la cinchonine, dissoudre à chaud 5 grammes du sulfate suspect dans 120 grammes d'alcool marquant 22 degrés et acidulé à peine, y ajouter

un excès d'ammoniaque, et faire bouillir pendant quelque temps. La cinchonine seule se dépose alors par le repos (MM. A. DELONDRE et O. HENRY).

Un autre procédé, plus généralement suivi, repose sur la différence de solubilité, dans l'éther, de la quinine et de la cinchonine. Il consiste à mettre 1 gramme de sulfate de quinine dans un tube de verre fermé par un bout, à y ajouter une douzaine de grammes d'éther lavé à l'eau, puis 1 ou 2 grammes d'ammoniaque caustique. On agite vivement : si le sel ne contient pas de cinchonine, on obtient ainsi deux couches liquides superposées, l'une aqueuse, chargée de sulfate d'ammoniaque, l'autre étherée, tenant la quinine en dissolution; si le sel renferme de la cinchonine, celle-ci reste en suspension à la surface de la couche aqueuse. Tout sulfate de quinine commercial donne ainsi une petite couche chatoyante de cinchonine; si elle est très faible, le sulfate peut être considéré comme suffisamment pur (M. LIEBIG).

S'agit-il de déterminer la proportion de la cinchonine, il faut, par un premier essai, reconnaître le poids de la quinine dissoute dans l'éther; puis, dans un deuxième essai, substituer à ce dissolvant le chloroforme, qui dissout les deux alcalis, dont on prend aussi le poids. La différence entre les deux pesées donne approximativement la proportion de la cinchonine, car, dans les circonstances de l'opération, l'éther dissout toujours un peu de cinchonine en même temps que la quinine.

γ. La *cinchonidine* (*quinidine* des Allemands), tout en étant plus soluble dans l'éther que la cinchonine, l'est cependant bien moins que la quinine, et peut encore se

découvrir par la méthode précédente, si l'éther n'est pas employé en trop grande quantité.

δ. Quant à la *quinidine*, la grande différence de solubilité qui existe entre l'oxalate de cet alcali et son isomère, l'oxalate de quinine, permet de distinguer ces deux sels. En effet, l'oxalate de quinidine est assez soluble dans l'eau froide pour ne pas pouvoir se précipiter par double décomposition, tandis qu'en mélangeant un excès d'oxalate d'ammoniaque avec une solution de sulfate de quinine, on précipite presque toute la quinine à l'état d'oxalate (VAN HEIJNINGEN).

Essais des farines et du pain.

505. Les farines de blé sont l'objet de fraudes nombreuses, soit qu'on les mélange avec des produits similaires d'une moindre valeur, soit qu'on cherche à déguiser leur basse qualité par l'addition de substances souvent nuisibles à la santé. Le chimiste expert a donc besoin de connaître les caractères des bonnes farines et de savoir découvrir les altérations de cette denrée importante.

La farine de bonne qualité est d'un blanc légèrement jaunâtre, sans points rougeâtres, gris ou noirâtres, d'une légère odeur particulière, d'un éclat vif, d'une saveur fade. Elle est douce au toucher, sèche et pesante; elle adhère aux doigts et forme une espèce de pelote lorsqu'on la comprime dans la main. Mélangée avec de l'eau, elle en prend plus du tiers de son poids, et donne une pâte longue, homogène, élastique, non collante, extensible en nappes minces.

Lorsque la farine est d'une qualité inférieure, elle est d'un blanc mat et contient généralement plus de son que

les farines de belle qualité; si on la serre dans la main, elle échappe entièrement, à moins qu'elle ne provienne de blé humide. Elle donne aussi une pâte plus ou moins courte.

L'humidité exerce sur la farine une influence fâcheuse: elle peut s'altérer au point de la rendre impropre à la panification. Les farines avariées sont ordinairement d'un blanc terne ou rougeâtre; elles ont une odeur de moisi, quelquefois même une odeur infecte, ainsi qu'une saveur acide, amère et nauséabonde, qui produit dans la gorge une sensation d'âcreté plus ou moins prononcée. L'humidité favorise aussi la formation des sporules de divers champignons qui, plus tard, se développent en abondance dans le pain, et dont l'introduction dans les voies digestives peut déterminer des accidents graves:

506. La farine normale renferme:

Du gluten,
De l'amidon,
De la dextrine,
Du glucose,
Des sels,
De l'eau hygrométrique,
Du son.

On désigne sous le nom de *gluten* l'ensemble des substances azotées (albumine et fibrine végétales) contenues dans la farine. C'est la partie la plus importante, celle qui donne à la farine ses qualités éminemment nutritives et la rend propre à la panification. Sans le gluten, une farine ne peut donner une pâte bien levée ni un pain léger et poreux.

L'*amidon* ou matière amylacée constitue plus de la moitié et quelquefois près des trois quarts du poids de la farine. La proportion de la *dextrine*, ou modification soluble de la matière amylacée, s'élève, dans la farine, à quelques centièmes.

Le *glucose*, dont la farine contient également quelques centièmes, contribue à la panification par la fermentation qu'il subit dans la pâte, sous l'influence du levain.

Les *sels* qui restent à l'état de *cendres* par la calcination de la farine, ne s'élèvent pas à 2 centièmes (517).

L'*eau hygrométrique*, contenue naturellement dans les farines non humides, peut être en partie expulsée au bain-marie, dans la proportion de 12 à 15 centièmes. Si l'on chauffe la farine au bain d'huile à 160 ou 165 degrés pendant cinq à six heures, elle se déshydrate entièrement, et alors la perte d'eau peut être de 15 à 20 centièmes.

Le *son* (ligneux, matière grasse, etc.) est formé par les débris des parties corticales du blé : on peut le mettre en évidence en passant la farine à travers un tamis fin. Les farines bien blutées n'en renferment presque pas.

507. Le pain renferme évidemment les mêmes substances que la farine, seulement la panification modifie la forme du gluten et de l'amidon, de manière que ces corps ne peuvent plus être isolés mécaniquement; de même elle altère les proportions du glucose et de la dextrine. L'addition du sel de cuisine à la pâte augmente nécessairement, pour le pain, la proportion des cendres.

Le pain renferme aussi bien plus d'eau que la farine.

Le pain des boulangeries civiles de Paris présente $\frac{5}{6}$ de mie et $\frac{1}{6}$ de croûte; la mie contient 45, la croûte 15, et le tout ensemble, 40 p. 100 d'eau. Le pain des munitions militaires contient $\frac{4}{5}$ de mie, où se trouvent en moyenne 50 p. 100 d'eau, et $\frac{1}{5}$ de croûte avec 15 p. 100 d'eau, ce qui fait, pour 100 parties de ce pain, 57 parties de substance sèche et 43 parties d'eau.

On croit généralement que le *pain tendre* diffère du *pain rassis* par une forte proportion d'eau, et l'on attribue à une dessiccation progressive la consistance qu'il acquiert après avoir été retiré du four. Mais c'est là une erreur : la différence tient uniquement à un état moléculaire particulier; on sait, d'ailleurs, qu'en réchauffant le pain rassis on peut lui rendre les qualités du pain frais.

508. Les substances qu'on ajoute frauduleusement à la farine de blé sont :

La fécule de pommes de terre;

Les farines d'autres graminées (riz, orge, maïs, avoine, seigle);

Les farines de légumineuses (féveroles, vesces, pois, haricots, fèves, lentilles);

La farine d'ivraie;

La farine de sarrasin;

La farine de graine de lin;

Les substances minérales (plâtre, craie, chaux, alun, etc.).

On découvre l'addition de ces matières : par l'examen du gluten fourni par la farine; par l'examen des eaux de lavage qui s'écoulent dans la préparation de ce gluten; par l'examen microscopique de la farine, aidé de quelques essais chimiques; et enfin, par la détermination