

don à l'état d'empois, produisent du vinaigre en moins de huit jours (Chaptal).

124 parties de sucre, 8 parties de levûre de bière et 868 parties d'eau abandonnées à l'air pendant environ un mois dans un lieu chaud fournissent un vinaigre de bonne qualité.

On peut obtenir l'acide acétique par un autre procédé qui consiste à soumettre le bois à la distillation. C'est à Lebon, ingénieur français, qu'est due l'idée d'extraire industriellement l'acide acétique des produits de la calcination des matières organiques, et particulièrement du bois. La fabrication de l'acide pyroligneux a été exécutée pour la première fois par les frères Mollerat.

On introduit environ 5 stères de bois dans de grands cylindres de tôle rivée; on fait communiquer les cylindres avec une série d'appareils condensateurs; les gaz qui se produisent dans cette distillation sont ramenés par des tuyaux dans le foyer, et fournissent une partie de la chaleur nécessaire à l'opération.

Le liquide qui se condense est composé en partie d'eau, de goudron, d'esprit de bois, d'acétate de méthylène et d'acide acétique. On le débarrasse du goudron qui le surnage, et on l'introduit dans un alambic de cuivre. C'est dans les premiers produits de la distillation que l'on trouve l'esprit de bois; l'acide acétique brut, qui porte le nom d'*acide pyroligneux*, passe en second lieu.

Cet acide est toujours coloré et possède une saveur de goudron qu'une nouvelle distillation ne pourrait lui enlever. Il faut, pour le désinfecter complètement, lui donner de la fixité en le combinant avec une base. Une chaleur convenablement appliquée peut alors décomposer le goudron sans altérer l'acétate. Dans quelques fabriques, on sature l'acide pyroligneux par le carbonate de soude. Mais ordinairement on trouve plus d'économie à traiter d'abord l'acide pyroligneux par le carbonate de chaux, et à décomposer ensuite l'acétate de chaux ainsi produit par le sulfate de soude: le sulfate de chaux se précipite et l'acétate de soude qui reste dans la liqueur peut être purifié par cristallisation.

On introduit 100 kilogrammes de ce sel dans une grande chaudière de fonte peu profonde; on le torréfie pendant vingt-quatre heures en brassant continuellement la masse avec un ringard, de manière à décomposer les matières goudronneuses par l'action de la chaleur. Cette opération exige de grandes précautions, car une température trop élevée déterminerait immédiatement la décomposition de l'acétate de soude. L'acétate de soude torréfié est repris par l'eau, et cette dissolution abandonne alors des cristaux de sel pur.

On traite ensuite l'acétate de soude par de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau. 400 parties d'acétate exigent environ 36 parties d'acide sulfurique concentré. L'acide acétique qui se dégage est reçu dans des condensateurs, et peut être purifié par une seconde distillation.

Comme le sulfate de soude qui se forme dans cette réaction est insoluble dans l'acide acétique, il se précipite sous la forme de cristaux dont on peut le séparer par une simple décantation. L'acide acétique ainsi préparé ne retient en dissolution que des traces de sulfate de soude. Une distillation peut, du reste, le purifier complètement: on l'exécute dans des alambics d'argent.

Dans cette fabrication, le sulfate de soude qui se produit peut servir à précipiter de nouveau l'acétate de chaux. Sans les pertes qu'entraîne toujours une opération en grand, une même quantité de soude pourrait servir indéfiniment en se combinant alternativement avec l'acide sulfurique et l'acide acétique.

Les différents bois soumis à la distillation donnent des proportions très-variables d'acide acétique. Le bois de frêne est celui qui en fournit le plus, tandis que le bois de sapin est celui qui en donne le moins (M. Stolze).

On peut encore obtenir l'acide acétique en soumettant les acétates métalliques à la distillation. L'acétate de deutoxyde de cuivre est ordinairement employé à cet usage. On introduit ce sel dans une cornue de grès ou de verre lutée et placée sur un bain de sable, à laquelle on adapte un condensateur (fig. 453): on chauffe avec précaution. Bientôt il passe à la distillation un liquide coloré qui est formé d'acide acétique, d'une très-petite quantité d'acétone et d'acétate de cuivre entraîné. Une rectification de ce liquide donne de l'acide acétique parfaitement blanc, que l'on nomme *vinaigre radical*. A la fin de la distillation de l'acétate de deutoxyde de cuivre, il se sublime toujours des aiguilles blanches et soyeuses d'acétate de protoxyde de cuivre. Le résidu de la distillation est du cuivre pur dans un grand état de division. Ce métal est pyrophorique. On peut l'oxyder en le chauffant dans un têt et l'utiliser pour l'analyse des matières organiques.

Propriétés. — L'acide acétique est solide jusqu'à + 17 degrés; à cette température, il entre en fusion et forme un liquide incolore, d'une densité égale à 1,063. Son odeur est caractéristique; sa saveur est mordante; il est aussi corrosif que les acides minéraux les plus énergiques.

L'acide acétique est soluble dans l'eau en toutes proportions;

il entre en ébullition à 120 degrés. Sa vapeur est inflammable et brûle avec une flamme bleue.

La densité de vapeur de l'acide acétique, déterminée à la tem-

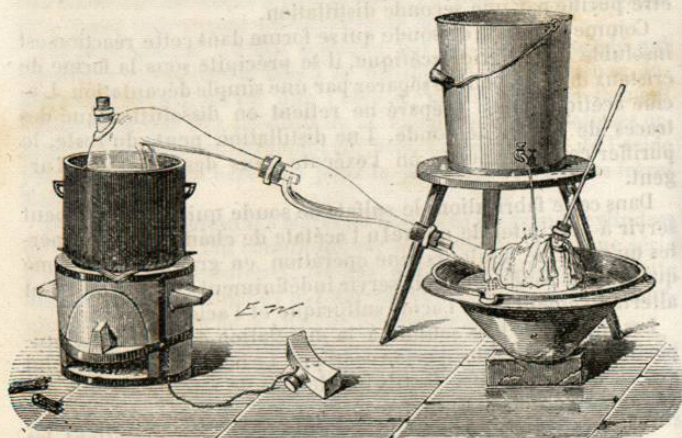


Fig. 153.

pérature de 152 degrés, est représentée par le nombre 2,78, qui correspond à 3 volumes.

Si, au lieu de prendre la densité de vapeur de l'acide acétique à 152 degrés, on la détermine vers 230 degrés, on obtient le nombre 2,09, qui correspond à 4 volumes. La densité de vapeur de l'acide acétique ne fait donc pas exception aux lois ordinaires de condensation des vapeurs.

L'acide acétique présente une propriété qui le distingue de quelques acides végétaux ; il ne précipite pas l'albumine et dissout la fibrine (M. Cahours).

Mis en présence de l'eau et de l'alcool, l'acide acétique donne lieu à des réactions dignes d'intérêt.

L'acide acétique monohydraté augmente de densité lorsqu'on le dissout dans une certaine quantité d'eau. Nous avons dit précédemment que la densité de l'acide monohydraté est représentée par le nombre 1,063 ; lorsqu'on mélange cet acide avec 30 pour 100 d'eau environ, sa densité devient 1,079.

C'est à ce point que l'acide acétique présente son maximum de densité, et, lorsqu'on l'étend de son poids d'eau, il a la même densité que lorsqu'il est monohydraté.

Ces résultats sont représentés dans la table suivante :

Densité.	pour 100 d'acide concentré. Quantité d'eau
1,0630	0,0
1,0742	10,0
1,0770	22,5
1,0791	32,4
1,0763	43,0
1,0742	55,0
1,0728	66,5
1,0558	97,5
1,0637	108,5
1,0630	112,2

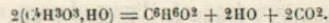
(M. MOLLERAT)

Cette table démontre clairement que la densité de l'acide acétique ne peut jamais servir à reconnaître le degré de concentration de cet acide. Le procédé d'analyse que l'on emploie pour apprécier le degré d'acidité du vinaigre consiste à déterminer la proportion de base que sature une certaine quantité de cet acide, après s'être assuré toutefois que l'acide acétique n'a pas été mélangé avec l'acide sulfurique ou tout autre acide minéral qui en augmente la force.

Les affinités de l'acide acétique peuvent être paralysées par l'alcool, à tel point qu'un mélange d'alcool et d'acide acétique ne rougit plus le papier de tournesol et ne décompose pas certains carbonates (Pelouze).

L'acide acétique monohydraté n'attaque pas le carbonate de chaux ; il n'agit sur ce sel qu'en présence d'une certaine quantité d'eau.

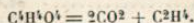
L'acide acétique est décomposé sous l'influence d'une température élevée : si l'on fait passer des vapeurs d'acide acétique dans un tube de porcelaine chauffé au rouge sombre, il se décompose en eau, en acide carbonique et en un corps qui diffère de l'acide acétique hydraté par 1 équivalent d'eau et 1 équivalent d'acide carbonique : ce corps est l'*actone*, qui a pour formule $C^6H^6O^2$:



A une température très élevée, l'acide acétique se décompose complètement, produit des gaz inflammables et un résidu de charbon ; mais cette décomposition est longue et difficile, et il faut, pour l'effectuer d'une manière complète, faire passer un grand nombre de fois les vapeurs de cet acide à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge. Cette grande stabilité de l'a-

cide acétique explique du reste sa présence parmi les produits de la distillation des matières organiques.

Si l'on fait passer des vapeurs d'acide acétique sur de la mousse de platine chauffée au rouge, l'acide se dédouble alors nettement en donnant des volumes égaux d'acide carbonique et d'hydrogène protocarboné :



(*) L'acide sulfurique anhydre réagit sur l'acide acétique, lui enlève 2 équivalents d'eau, et produit un acide qui a été nommé *acide sulfacétique*, et que l'on représente par la formule $C^2H^2O^3, 2SO^2, 2HO$ (M. Melsens).

Les sulfacétates ont pour formule générale $C^2H^2O^3, 2SO^2, 2MO$. Plusieurs de ces sels sont solubles dans l'eau et cristallisables.

Le chlore agit sur l'acide acétique sous l'influence de la radiation solaire ; il enlève successivement à cet acide les équivalents d'hydrogène qu'il contient, et, en entrant dans le composé organique, il remplace les équivalents d'hydrogène qu'il a primitivement enlevés.

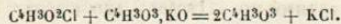
On obtient ainsi un acide chloré $C^2Cl^2O^3, HO$, l'*acide chloracétique* (M. Dumas).

Réciproquement, l'acide chloracétique a pu être ramené à l'état d'acide acétique, en traitant l'acide chloracétique par du potassium qui enlève le chlore et restitue l'hydrogène (M. Melsens).

ACIDE ACÉTIQUE ANHYDRE. $C^2H^2O^3$.

Ce composé a été découvert en 1832 par Gerhardt, à l'aide d'une méthode très ingénieuse qui s'applique à la préparation d'un grand nombre d'acides organiques anhydres et de combinaisons formées par ces acides entre eux.

Le chlorure d'acétyle $C^2H^2O^3Cl$ chauffé avec de l'acétate de potasse anhydre dégage de l'acide acétique anhydre et laisse un résidu de chlorure de potassium :



Le chlorure d'acétyle, qui sert à cette préparation, s'obtient en traitant l'acétate de potasse par l'oxychlorure de phosphore.

L'acide acétique anhydre est un liquide incolore, d'une odeur analogue à celle de l'acide hydraté, mais plus vive et rappelant en même temps celle des fleurs d'aubépine. Sa densité est égale à 1,73 ; il bout à 137°,5.

Il ne s'hydrate que lentement au contact de l'eau ; il forme des gouttes huileuses qui tombent au fond de ce liquide et ne se dissolvent qu'au bout d'un certain temps.

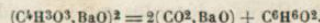
ACÉTATES.

L'acide acétique est monobasique ; les acétates neutres ont pour formule $C^2H^2O^3, MO$.

Tous les acétates sont décomposés à la chaleur rouge ; quelques-uns, comme ceux d'argent et de cuivre, donnent, par la distillation, de l'acide acétique très-concentré, et laissent un résidu métallique ; une partie de l'acide acétique est brûlée par l'oxyde qui se trouve ainsi réduit.

Lorsqu'un acétate contient une base dont le carbonate est stable, et que cet acétate se décompose assez facilement par la chaleur, il donne, lorsqu'on le distille, de l'acétone $C^3H^6O^2$, qui représente de l'acide acétique anhydre, moins de l'acide carbonique ; la base du sel reste carbonatée.

L'acétate de baryte surtout se dédouble nettement en acétone et en carbonate :



Lorsqu'un acétate, comme l'acétate de potasse, ne se décompose qu'à une température élevée, les produits de la distillation sont plus complexes. Toutefois il se forme encore une certaine quantité d'acétone.

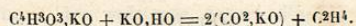
Tous les acétates sont solubles dans l'eau ; les acétates peu solubles sont ceux de molybdène, de tungstène, d'argent et de protoxyde de mercure.

Les acides stables déplacent l'acide acétique des acétates ; l'odeur de vinaigre qui se manifeste alors sert à caractériser les acétates.

Acétate neutre de potasse. $C^2H^2O^3, KO$. — Ce sel était connu autrefois sous le nom de *terre foliée de tartre*. Il existe en abondance dans la sève des végétaux : c'est lui qui, par la calcination du bois, donne en grande partie le carbonate de potasse qui se trouve dans les cendres. On peut le préparer en faisant réagir de l'acide acétique sur du carbonate de potasse.

L'acétate de potasse est incolore, très-soluble dans l'eau et même déliquescet ; il est soluble dans l'alcool : cette dissolution est décomposée par l'acide carbonique qui y forme un précipité de carbonate de potasse et met en liberté l'acide acétique (Pelouze).

L'acétate de potasse, chauffé avec un excès de potasse, se transforme en carbonate de potasse et en hydrogène protocarboné (gaz des marais), comme l'indique la formule suivante :



Cette réaction intéressante a permis d'obtenir facilement l'hydrogène protocarboné dont la préparation était autrefois difficile.

L'acétate de potasse, distillé avec son poids d'acide arsénieux, donne naissance à un liquide spontanément inflammable, connu depuis longtemps sous le nom de *liqueur de Cadet*. Ce corps a été étudié par M. Bunsen, qui l'a nommé *oxyde de cacodyle* : il est représenté par la formule C^4H^6As, O . Depuis les recherches de M. Bunsen, l'oxyde de cacodyle est devenu un des corps les plus intéressants de la chimie organique.

L'acétate de potasse est préparé pour les besoins de la pharmacie. Pour obtenir ce sel parfaitement blanc, il faut avoir la précaution de verser peu à peu la potasse dans l'acide acétique de manière à maintenir la liqueur toujours acide. On évite ainsi la formation des matières colorantes qui se produiraient par le contact d'un excès d'alcali avec les matières étrangères que contient le vinaigre rouge (M. Fremy père).

(*) *Bi-acétate de potasse*. $2C^4H^3O^3, KO, HO$. — Ce sel peut être obtenu en soumettant à l'évaporation un mélange d'acétate neutre de potasse et d'acide acétique. Il est très-déliquescent ; lorsqu'on le chauffe à 148 degrés, il entre en fusion ; à 200 degrés, il se décompose et abandonne de l'acide acétique cristallisable. On peut se servir de ce sel pour préparer de l'acide acétique cristallisable, ou même pour concentrer un acide étendu. Quand on distille, en effet, de l'acide acétique étendu sur de l'acétate de potasse, l'acide se fixe sur le sel de potasse pour former un bisel ; en continuant à chauffer, ce sel est décomposé et l'on obtient de l'acide très-concentré (M. Melsens).

Acétate de soude. $C^4H^3O^3, NaO$. — Ce sel était connu autrefois sous le nom de *terre foliée minérale*. On peut le préparer directement avec le carbonate de soude et l'acide acétique. Dans la préparation en grand de l'acide pyroligneux, on obtient également de l'acétate de soude en décomposant l'acétate de chaux par le sulfate de soude ; le sulfate de chaux se précipite, tandis que l'acétate de soude reste en dissolution ; ce sel cristallise lorsque la liqueur est amenée à une concentration convenable. Si l'on mélange des dissolutions concentrées de sulfate de soude et d'a-

cétate de chaux, il se précipite un sulfate double de chaux et de soude.

L'acétate de soude cristallise en prismes obliques à base rhomboïdale ; il contient 6 équivalents d'eau.

Lorsqu'on le chauffe à la température du rouge obscur, il n'est pas décomposé ; la purification de l'acide pyroligneux est basée sur cette propriété.

(*) *Acétates d'ammoniaque*. — On connaît un acétate neutre et un acétate d'ammoniaque. Ces sels se produisent directement. L'acétate d'ammoniaque est quelquefois employé en médecine sous le nom d'*esprit de Minderer*. Il a la propriété de faire cesser l'ivresse.

(*) *Acétates de chaux et de baryte*. — Ces deux sels sont solubles dans l'eau et cristallisables. Ils sont remarquables pour la facilité avec laquelle ils se décomposent par la chaleur en produisant un carbonate et de l'acétone.

Acétate d'alumine. — Cet acétate est d'une grande importance dans l'impression sur étoffes ; on le nomme *mordant de rouge des indienneurs*. On l'obtient économiquement en précipitant le sulfate d'alumine par l'acétate de plomb. Il est très-soluble dans l'eau et incristallisable. Il perd avec facilité son acide ; cette propriété le fait employer comme mordant.

Une dissolution d'acétate d'alumine qu'on fait bouillir en présence du sulfate de potasse, de l'alun, du sel marin, etc., se trouble à chaud et s'éclaircit par le refroidissement : cette propriété a été mise à profit dans la pratique. On sait maintenant en effet que les mordants de rouge ne doivent pas être chauffés, et que les couleurs sont plus nourries et plus vives par l'impression que par l'emploi des bains chauds (Gay-Lussac).

Acétates de protoxyde et de peroxyde de fer. — Ces deux sels sont solubles dans l'eau et incristallisables. On obtient ordinairement un mélange de ces deux acétates en traitant le fer par l'acide acétique étendu : cette liqueur porte dans les arts le nom de *pyrolignite de fer*, de *liqueur de ferraille* ou de *bouillon noir*.

L'acétate de peroxyde de fer en dissolution dans l'eau se trouble dans les mêmes circonstances que l'acétate d'alumine. Il est employé dans la teinture en noir, parce qu'il ne contient pas d'excès d'acide acétique qui altère toujours les étoffes.

Le pyrolignite de fer peut être appliqué pour la conservation des bois (M. Boucherie).

L'acétate de protoxyde de fer neutre est précipité par l'hydrogène sulfuré. On peut démontrer, à l'aide de cette propriété, que, dans un mélange de sulfate de protoxyde de fer et d'acé-

tate de potasse, il se forme de l'acétate de protoxyde de fer (Gay-Lussac).

Lorsqu'on vient, en effet, à mélanger ces deux sels, qui séparément ne sont pas précipités par l'hydrogène sulfuré, on reconnaît qu'après un certain temps de contact, ils précipitent abondamment par ce réactif; il faut donc admettre que, dans le mélange des deux sels solubles, il s'est produit une certaine quantité d'acétate de protoxyde de fer: la formation de ce sel de fer est, du reste, indiquée par la coloration brune que prend la liqueur au moment du mélange.

Acétates de plomb. — L'acide acétique se combine avec l'oxyde de plomb en plusieurs proportions et forme des acétates qui ont pour formules :

Acétate neutre.....	=	$C^4H^3O^3, PbO.$
Acétate bibasique.....	=	$C^4H^3O^3, 2PbO$
Acétate sesquibasique....	=	$2C^4H^3O^3, 3PbO.$
Acétate tribasique.....	=	$C^4H^3O^3, 3PbO.$
Acétate sexbasique.....	=	$C^4H^3O^3, 6PbO.$

Acétate neutre de plomb. $C^4H^3O^3, PbO, 3HO.$ — Ce sel porte dans les arts le nom de *sel de Saturne*. On le prépare soit en traitant l'acide acétique par la litharge, soit en exposant à l'air un mélange d'acide acétique et de plomb: ce métal, sous l'influence de l'acide, absorbe rapidement l'oxygène de l'air, et se change en oxyde qui se combine alors avec l'acide acétique; les liqueurs évaporées convenablement laissent bientôt cristalliser de l'acétate neutre de plomb.

Ce sel cristallise en prismes droits rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres. Il s'effleurit à l'air, et peut devenir anhydre par la dessiccation. Si on le chauffe avec précaution, il perd une certaine quantité de son acide et se transforme en acétate sesquibasique.

L'acétate de plomb est soluble à froid dans 1 partie et demie d'eau et dans 8 parties d'alcool. Lorsqu'on verse une dissolution froide de ce sel dans de l'ammoniaque en excès, on obtient un précipité blanc, insoluble, d'acétate sexbasique. Si l'on fait bouillir le précipité avec un excès d'ammoniaque, il se transforme en oxyde de plomb anhydre et cristallisé.

Acétate de plomb tribasique. $C^4H^3O^3, 3PbO.$ — La dissolution de ce sel est appelée en médecine *extrait de Saturne, eau de Goulard*, etc. On l'obtient en faisant digérer dans 30 parties d'eau 7 parties de litharge avec 10 parties d'acétate neutre de plomb.

Ce sel cristallise en longues aiguilles soyeuses; il présente une réaction alcaline.

Il est employé, dans les recherches de chimie organique, pour précipiter les dissolutions gommeuses, extractives et albumineuses, ou pour isoler certains acides qui ne précipiteraient pas par l'acétate neutre. Il sert surtout à reconnaître la présence de la gomme dans une dissolution sucrée: la gomme précipite, en effet, abondamment par le sous-acétate de plomb, tandis que le sucre ne précipite pas ce réactif.

L'acétate de plomb tribasique est le sel qui, dans la fabrication de la céruse de Clichy, est décomposé par l'acide carbonique, et donne le carbonate de plomb.

La production du carbonate de plomb dans la fabrication de la céruse de Hollande, doit être attribuée également à la formation de l'acétate de plomb tribasique qui prend naissance sur les plaques de plomb, et qui, plus tard, est décomposé par l'acide carbonique (Pelouze).

Acétates de cuivre. — L'acide acétique se combine avec le deutoxyde de cuivre dans les proportions suivantes :

Acétate neutre.....	=	$C^4H^3O^3, CuO.$
Acétate sesquibasique.....	=	$2C^4H^3O^3, 3CuO.$
Acétate bibasique.....	=	$C^4H^3O^3, 2CuO.$
Acétate tribasique.....	=	$C^4H^3O^3, 3CuO.$

Acétate neutre de cuivre. $C^4H^3O^3, CuO, HO.$ — Ce sel se nomme, dans les arts, *verdêt, cristaux de Vénus*. On le prépare en dissolvant le vert-de-gris dans l'acide acétique. Il est soluble dans l'eau, et cristallise en prismes rhomboïdaux qui contiennent 1 équivalent d'eau. Il est efflorescent, peu soluble dans l'alcool, et vénéneux comme tous les sels de cuivre solubles; il est décomposé sous l'influence de la chaleur et donne à la distillation de l'acétone, de l'acide acétique très-concentré, une petite quantité de gaz et un résidu de cuivre métallique. Si la distillation a été ménagée, la cornue se tapisse à la fin de l'opération de belles aiguilles blanches d'acétate de protoxyde de cuivre.

Le sucre qu'on fait bouillir avec une dissolution d'acétate de cuivre le décompose, et précipite une poudre rouge et cristalline de protoxyde de cuivre.

L'acétate de cuivre est employé dans la teinture en noir sur laine.

Lorsqu'on fait cristalliser l'acétate neutre de cuivre à une température voisine de + 8 degrés, on obtient un sel qui a pour formule: $C^4H^3O^3, CuO, 5HO$ (M. Wöhler).

Vert-de-gris. $C^4H^3O^3, 2CuO, 6HO.$ — Ce sel ne doit pas être confondu avec les sels de couleur verte qui se forment lorsqu'on

expose à l'air du cuivre au contact des matières grasses; on l'obtient ordinairement en recouvrant les lames de cuivre de marc de raisin.

L'alcool contenu dans le marc de raisin s'acidifie; l'acide acétique détermine l'oxydation du cuivre aux dépens de l'oxygène de l'air, et forme, avec l'oxyde métallique, un acétate bibasique.

Les feuilles de cuivre, recouvertes du sel ainsi formé, sont raclées et donnent une poudre verte qui est le vert-de-gris du commerce.

L'oxydation du cuivre dans la préparation du vert-de-gris rappelle celle du plomb dans la fabrication de la céruse de Hollande.

Le vert-de-gris traité par l'eau se décompose en acétate sesquibasique qui se dissout, et en acétate tribasique qui est insoluble.

On donne, dans les arts, le nom de *vert de Vienne*, ou de *Schweinfurt*, à un sel vert, que l'on prépare en grand pour les besoins de la peinture, en faisant réagir de l'acide arsénieux sur du vert-de-gris. Ce sel est une combinaison d'arsénite et d'acétate de deutoxyde de cuivre, et a pour formule: $C^2H^3O^3, CuO, 3(AsO^3, CuO)$.

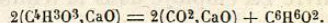
Acétates d'argent et de mercure. — Les acétates d'argent et de protoxyde de mercure sont remarquables, comme nous l'avons déjà dit, par leur peu de solubilité, et peuvent être préparés par double décomposition.

L'acétate d'argent exige 200 parties d'eau froide pour se dissoudre.

(*) ACÉTONE. $C^6H^6O^2$.

L'acétone a été nommée pendant longtemps *esprit pyro-acétique*. Elle se produit dans la distillation des acétates, ou lorsqu'on chauffe du sucre et de la gomme, de l'acide tartrique, de l'acide citrique, etc., en présence de la chaux. L'acétone se forme également lorsqu'on fait passer des vapeurs d'acide acétique dans un tube de porcelaine chauffé au rouge.

Pour l'obtenir, on soumet à la distillation l'acétate de chaux, qui se dédouble alors en acétone et en carbonate de chaux :



La distillation de l'acétate de chaux produit, en outre, une huile insoluble dans l'eau, qui a pour formule $C^{20}H^{16}O^2$ (M. Kane).

Pour préparer l'acétone, on peut soumettre à la distillation, dans une cornue de fer ou dans une bouteille à mercure, 2 ki-

logrammes d'acétate de plomb et 1 kilogramme de chaux pulvérisée. Le produit de la distillation, rectifié à plusieurs reprises sur du chlorure de calcium, puis distillé une dernière fois au bain-marie, donne de l'acétone pure (M. Zeise).

L'acétone pure est limpide et transparente; sa saveur et son odeur sont pénétrantes. Elle entre en ébullition à 56 degrés. Sa densité est égale à 0,7921; sa densité de vapeur est représentée par 2,022 (M. Dumas). Elle se dissout en toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther. En ajoutant, dans sa dissolution aqueuse, de la potasse caustique ou du chlorure de calcium, on la voit surnager l'eau aussitôt et former à la surface une couche éthérée. L'acétone est très-combustible et brûle avec une flamme éclairante.

Les corps oxydants, tels que l'acide chromique, transforment l'acétone en acide acétique (MM. Dumas et Stas). L'hypochlorite de chaux décompose l'acétone et la change en chloroforme.

L'acétone est le type d'une classe de corps qui est aujourd'hui très-nombreuse et qui présente de grandes analogies avec celle des aldéhydes. En écrivant de la manière suivante la formule de l'acétone, $(C^4H^3)(C^2H^3)O^2$, on voit que l'acétone dériverait de l'aldéhyde $C^4H^3O^2$; 1 équivalent d'hydrogène H serait remplacé par le méthyle C^1H^3 .

(*) CACODYLE ET SES DÉRIVÉS.

Lorsqu'on soumet à la distillation un mélange d'acide arsénieux et d'acétate de potasse, on obtient un liquide fétide, spontanément inflammable, connu depuis longtemps sous le nom de *liqueur fumante de Cadet*. Ce corps a été étudié par M. Bunsen, qui lui a donné le nom d'*oxyde de cacodyle*.

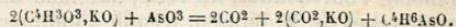
Les difficultés innombrables que M. Bunsen a surmontées dans ses recherches, et la netteté des résultats qu'il a obtenus, font considérer le travail de ce chimiste comme un des plus importants qui aient été publiés depuis longtemps. M. Bunsen a démontré que la liqueur de Cadet se comporte dans toutes ses réactions comme une base formée par la combinaison de 1 équivalent d'oxygène avec un radical composé qu'il a nommé *cacodyle* et qui a pour formule C^4H^3As . Cette théorie s'est trouvée confirmée par l'existence de ce radical que M. Bunsen est parvenu à isoler, et qui paraît se comporter dans ses réactions comme un métal. Pour donner, du reste, une idée de l'importance des recherches de M. Bunsen, il suffit d'indiquer les for-

mules des principaux composés qu'a obtenus cet habile chimiste :

Cacodyle.....	C^4H^6As .
Protoxyde de cacodyle.....	C^4H^6AsO .
Bi-oxyde de cacodyle.....	$C^4H^6AsO_2$.
Acide cacodylique.....	$C^4H^6AsO_3$.
Sulfate d'oxyde de cacodyle.....	SO_3, C^4H^6AsO .
Azotate d'oxyde de cacodyle.....	AzO_5, C^4H^6AsO .
Cacodylates.....	$C^4H^6AsO_3, MO$.
Sulfures de cacodyle.....	$C^4H^6As \begin{cases} S. \\ S^2. \\ S^3. \end{cases}$
Sulfure de cacodyle et de plomb.....	$C^4H^6AsS^3 + PbS$.
Sulfure de cuivre et de cacodyle.....	$C^4H^6AsS + CuS$.
Sulfure de bismuth et de cacodyle.....	$3(C^4H^6AsS^3) + Bi^2S_3$.
Sulfure de cacodyle et d'argent.....	$C^4H^6AsS^3 + AgS$.
Sulfure de cacodyle et d'or.....	$C^4H^6AsS^3 + Au^2S$.
Sulfure de cacodyle et d'antimoine.....	$3(C^4H^6AsS^3) + Sb^2S_3$.
Sélénure de cacodyle.....	C^4H^6AsSe .
Tellure de cacodyle.....	C^4H^6AsTe .
Chlorures de cacodyle.....	$C^4H^6As \begin{cases} Cl. \\ Cl^3. \end{cases}$
Bromure de cacodyle.....	C^4H^6AsBr .
Iodure de cacodyle.....	C^4H^6AsI .
Fluorure de cacodyle.....	C^4H^6AsFl .
Cyanure de cacodyle.....	$C^4H^6AsC^2Az$.
Oxychlorure de cacodyle.....	$C^4H^6AsO + 3(C^4H^6AsCl)$.
Oxybromure de cacodyle.....	$C^4H^6AsO + 3(C^4H^6AsBr)$.
Oxy-iodure de cacodyle.....	$C^4H^6AsO + 3(C^4H^6AsI)$.

LIQUEUR FUMANTE DE CADET. — OXYDE DE CACODYLE. C^4H^6AsO .

Pour obtenir l'oxyde de cacodyle, on soumet à la distillation 500 grammes d'acétate de potasse et 500 grammes d'acide arsénieux. Le mélange est introduit dans une cornue de verre placée sur un bain de sable. La cornue communique avec une série de flacons de Woulf entourés de glace, dans lesquels viennent se condenser les produits volatils. Le liquide que l'on obtient se partage en deux couches; on soutire la couche inférieure, qui est l'oxyde de cacodyle; on l'agite avec de l'eau pour le laver; puis, pour le purifier, on le distille avec de l'eau dans une atmosphère privée d'air. Le produit distillé est ensuite rectifié sur de la baryte ou de la chaux caustique. Les proportions indiquées précédemment donnent environ 150 grammes d'oxyde de cacodyle brut. La réaction de l'acide arsénieux sur l'acétate de potasse est représentée par la formule suivante :



L'oxyde de cacodyle est un liquide étheré, incolore, limpide, d'un pouvoir réfringent très-considérable. Il bout à 150 degrés, se solidifie en paillettes blanches lorsqu'on l'expose à un froid de — 23 degrés. Sa densité de vapeur est égale à 7,6. Son odeur est alliécée et rappelle celle de l'hydrogène arsénié. Il agit directement sur la peau et produit des démangeaisons douloureuses. Pris intérieurement, il présente tous les caractères d'un poison énergique.

Exposé à l'air, il s'enflamme spontanément et brûle avec une flamme blanche. Il est insoluble dans l'eau et se convertit lentement en acide cacodylique lorsqu'on le laisse longtemps en contact avec ce dissolvant. Il dissout le phosphore, le soufre et l'iode, et s'enflamme dans le chlore.

Les acides le dissolvent facilement et produisent, en se combinant avec lui, des sels qui peuvent cristalliser: en présence des hydracides, il forme de l'eau et des produits comparables aux chlorures.

Il réduit un certain nombre de corps en passant lui-même à l'état d'acide cacodylique. Ainsi l'indigo bleu est ramené sous son influence à l'état d'indigo blanc; il réduit les sels de mercure, d'argent et d'or.

M. Bunsen a isolé le cacodyle en traitant le chlorure de cacodyle par le fer ou le zinc. Cette expérience doit être faite dans une atmosphère privée d'oxygène, parce que le cacodyle s'oxyde facilement. Le cacodyle est liquide, spontanément inflammable; soumis à l'influence de l'oxygène, il reproduit successivement l'oxyde de cacodyle et l'acide cacodylique.

(*) ACIDE LACTIQUE. $C^6H^5O^5, HO$.

L'acide lactique a été découvert par Scheele dans le petit-lait.

L'acide lactique est abondamment répandu dans l'organisation animale. On le trouve à l'état libre ou combiné, dans les muscles, dans le sang, dans l'urine, dans le lait. On a aussi constaté la présence de l'acide lactique dans le suc gastrique (MM. Barreswil et Bernard).

L'acide lactique se rencontre également dans l'organisation végétale; il existe dans presque tous les sucs végétaux que l'on a soumis à la fermentation. Les circonstances qui déterminent la production de l'acide lactique ont été examinées dans un mémoire publié sur la *fermentation lactique*. Depuis cette époque, on a pu obtenir à volonté des quantités considérables d'acide lactique (Boutron et Fremy).

Avant de décrire les propriétés de l'acide lactique et des lactates, nous examinerons avec détail les phénomènes qui constituent la fermentation lactique.

L'acide lactique que l'on trouve dans l'organisation végétale et animale paraît être le résultat d'une transformation qui s'est opérée sous l'influence d'une sorte de fermentation.

La plupart des substances organiques azotées, telles que la fibrine, l'albumine, la caséine, que l'on abandonne à l'air pendant quelque temps, et qui éprouvent un commencement d'altération, se transforment en *ferments lactiques* et acquièrent la propriété de changer en acide lactique les matières neutres, comme le sucre, la gomme, l'amidon, la cellulose, le sucre de lait, etc. Cette transformation est facile à comprendre. Si l'on compare, en effet, la composition des substances neutres que nous venons de nommer avec celle de l'acide lactique, on reconnaît que ces corps sont isomériques avec l'acide lactique, ou n'en diffèrent que par les éléments de l'eau : on peut donc dire que la fermentation lactique est, dans la plupart des cas, une modification isomérique des corps neutres, ou une transformation qui détermine la fixation des éléments de l'eau.

Ces généralités sur la fermentation lactique permettent d'expliquer la formation de l'acide lactique dans les cas les plus importants.

Le lait contient en suspension un corps gras auquel on donne le nom de *beurre*, et, en dissolution, deux corps neutres : l'un ressemble au sucre et a été nommé *sucre de lait*; l'autre est azoté et de nature albumineuse : on l'appelle *caséum*.

Si le lait est préservé du contact de l'air, le caséum ne se transforme pas en ferment lactique, et le lait peut se conserver indéfiniment. Si, au contraire, on expose le lait à l'air, le caséum qu'il contient s'altère et devient un ferment qui agit sur le sucre de lait et le transforme en acide lactique. Aussi le lait conservé à l'air pendant quelque temps devient-il très-sensiblement acide.

Toutefois le caséum ne transforme pas ainsi en acide lactique tout le sucre contenu dans le lait ; la fermentation s'arrête bientôt : lorsque l'acide lactique est en quantité convenable, il détermine la précipitation du caséum ; le lait se coagule et le caséum rendu insoluble n'agit plus sur le sucre de lait. Si à ce moment on sature l'acide lactique par une base telle que la potasse, la soude ou la chaux, le caséum reprend sa solubilité et agit de nouveau sur le sucre de lait.

En saturant ainsi l'acide lactique à mesure qu'il se produit dans le lait, on transforme en acide lactique non-seulement

tout le sucre contenu dans le lait, mais encore le sucre de lait qu'on aurait ajouté d'avance.

L'acide lactique que l'on trouve dans l'organisation animale, et surtout dans les liquides de l'estomac, se forme dans des circonstances semblables ; ce sont les substances azotées de toute espèce introduites dans l'estomac qui réagissent sur les matières neutres, telles que l'amidon et le sucre, et les transforment en acide lactique. On a aussi constaté que des membranes, exposées pendant un certain temps à l'air, peuvent changer rapidement les matières neutres en acide lactique (Fremy).

La présence de l'acide lactique dans l'organisation végétale s'explique avec la même facilité ; lorsqu'on prend, en effet, de l'orge germée et qu'on l'expose à l'air pendant quelques jours, après l'avoir humectée, les grains deviennent fortement acides et contiennent de l'acide lactique. Dans ce cas, c'est la matière albumineuse du grain qui s'est transformée à l'air en ferment lactique et qui acidifie l'amidon.

L'altération rapide que les betteraves éprouvent souvent dans la fabrication du sucre est due en partie à la fermentation lactique. Les betteraves contiennent, en effet, une matière albumineuse qui se transforme en ferment lactique, lorsque ces racines sont exposées à l'air ; ce ferment agit sur le sucre et le change rapidement en acide lactique.

On arrête la fermentation lactique en coagulant le ferment par la chaleur, ou bien en le précipitant par le tannin.

On peut encore s'opposer à la fermentation lactique en préservant du contact de l'air la matière animale qui pourrait se transformer en ferment.

Ces principes rendent compte des procédés de conservation des matières animales.

Pour préparer facilement l'acide lactique, on fait fermenter, à une température de 25 à 30 degrés, un mélange de 2 litres de lait écrémé, de 250 grammes de glucose ou d'amidon et de 200 grammes de craie en poudre. Il se forme ainsi de l'acide lactique, qui est saturé par la chaux et qui produit du lactate de chaux. Cette fermentation existe en général 10 à 12 jours. La liqueur, évaporée à consistance sirupeuse, laisse déposer, au bout de quelque temps, des cristaux de lactate de chaux que l'on purifie par cristallisation. Le lactate de chaux, décomposé par l'acide oxalique, donne de l'acide lactique pur.

On obtient encore facilement du lactate de chaux en abandonnant, au contact du caséum et de la craie, une dissolution aqueuse de sucre de canne ou de glucose. La fermentation lac-

tique s'établit dans la masse et précède la formation de l'acide butyrique (Gélis et Pelouze).

Le liquide exprimé de la choucroute, et saturé par du carbonate de zinc, donne par l'évaporation du lactate de zinc qui cristallise facilement, et dont on peut ensuite retirer l'acide lactique (M. Liebig).

Le jus de betterave, conservé pendant quelques semaines au contact de l'air dans un lieu chaud, subit une altération pendant laquelle le sucre qu'il renferme se change en acide lactique, et sans doute en mannite, car cette dernière substance se forme quelquefois en proportion considérable.

L'eau *sure* des amidonniers, le levain, la jusée, la bière aigrie, le cidre qui a été conservé à l'air, les fermentations alcooliques dont la marche a été entravée, tous les liquides sucrés qu'on retire des végétaux et qu'on a exposés à l'air, contiennent de l'acide lactique. Les digestions difficiles en développent quelquefois de grandes quantités.

L'acide lactique traité par l'oxyde puce de plomb donne de l'acide carbonique et de l'aldéhyde, et dans certaines circonstances cet acide se dédouble par la chaleur en oxyde de carbone, aldéhyde et eau; ces réactions ont permis de produire l'acide lactique artificiellement. Dans ce but, on traite de l'aldéhyde d'ammoniaque et de l'acide cyanhydrique en dissolution aqueuse par l'acide chlorhydrique. Il se forme du sel ammoniac et du chlorhydrate d'une base particulière, l'*alanine*. L'alanine, dissoute dans l'eau et traitée par le gaz nitreux, dégage de l'azote et donne de l'acide lactique qui reste en dissolution dans l'eau (M. Strecker).

La composition de l'acide lactique est remarquable; dans cet acide, comme dans la plupart des substances neutres non azotées, l'hydrogène et l'oxygène sont dans les proportions qui constituent l'eau.

L'acide lactique est liquide, incolore, inodore, incristallisable, d'une consistance sirupeuse. Il est soluble en toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa saveur est franchement acide et agréable; versé en petite quantité dans le lait, il en détermine, soit à chaud, soit à froid, la coagulation: aussi le lait caillé naturellement est-il toujours acide.

L'acide lactique dissout facilement le phosphate de chaux: on a cherché à utiliser cette propriété pour dissoudre les calculs de la vessie.

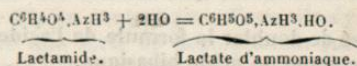
(*) ACIDE LACTIQUE ANHYDRE. — LACTIDE, LACTONE.

L'acide lactique étendu d'eau se concentre par l'ébullition, mais une petite partie de cet acide distille en produisant des fumées blanches très-épaisses. Le liquide sirupeux qui provient de cette concentration est l'acide lactique monohydraté $C^6H^8O^5,HO$. Entre 130 et 150 degrés, il perd 1 équivalent d'eau et se change en acide lactique anhydre $C^6H^6O^5$ (Pelouze). A une température plus élevée, vers 250 degrés, un nouvel équivalent d'eau se sépare encore, et l'on trouve dans le col de la cornue et dans les récipients un corps neutre, la *lactide*, qui a pour formule $C^6H^4O^4$. (J. Gay-Lussac et Pelouze). On purifie facilement cette substance en la comprimant dans du papier à filtre et la dissolvant dans l'alcool. Elle cristallise par le refroidissement en larges tables rhomboïdales, incolores et transparentes.

L'acide lactique anhydre et la lactide sont insolubles dans l'eau; mais, au contact de ce liquide, ils se changent peu à peu en acide lactique ordinaire. Cette transformation a lieu immédiatement sous l'influence des bases.

La lactide a offert le premier exemple d'une substance neutre se changeant, par une simple hydratation, en un acide énergétique.

La lactide absorbe le gaz ammoniac sec et forme une substance facilement cristallisable, qui se comporte avec les alcalis et les acides hydratés comme une véritable amide, et à laquelle on a donné le nom de *lactamide* (Pelouze). En absorbant 2 équivalents d'eau, la lactamide se change en lactate d'ammoniaque.



Lactone. — La lactide n'est pas le seul produit de la décomposition de l'acide lactique par la chaleur; elle est accompagnée d'une substance liquide d'une odeur pénétrante, qui paraît être à l'acide lactique ce qu'est l'acétone à l'acide acétique. Ce liquide, qui a été appelé *lactone*, a pour composition $C^6H^8O^4$.

(*) LACTATES.

L'acide lactique forme, avec les bases, des sels neutres, des sels bibasiques et des bisels. Les lactates les mieux connus sont neutres et ont pour formule générale: $C^6H^6O^5,MO$.

La plupart des lactates sont solubles et cristallisables ; ils perdent leur eau de cristallisation à 100 degrés, à l'exception du lactate de nickel. Lorsqu'on les chauffe légèrement avec de l'acide sulfurique, ils donnent lieu à un dégagement abondant d'oxyde de carbone et à un résidu noir, pulvérulent, dont la nature est mal connue. Cette propriété pourrait être utilisée pour la préparation de l'oxyde de carbone ; l'acide lactique en fournit à peu près le tiers de son propre poids.

ACIDE OXALIQUE. C^2O^3,HO .

L'acide oxalique, dont l'existence avait été entrevue, en 1668, par Duclos, a été découvert par Bergmann en 1776.

Scheele démontra, en 1784, que l'acide obtenu par Bergmann, en traitant le sucre par l'acide azotique, est identique à celui que contient l'oseille : il donna à cet acide le nom sous lequel il est connu aujourd'hui.

L'acide oxalique cristallisé a pour formule $C^2O^3,3HO$. Desséché dans le vide, il perd 2 de ses équivalents d'eau et devient C^2O^3,HO . Ce dernier équivalent d'eau peut aussi être éliminé par certaines bases, comme les oxydes d'argent et de plomb. La formule des oxalates anhydres est donc C^2O^3,MO .

L'acide oxalique se place donc, sous le rapport de sa composition, entre l'oxyde de carbone et l'acide carbonique.

En effet,

2 équiv. d'oxyde de carbone.....	= C^2O^2 ;
1 équiv. d'acide oxalique dans les oxalates....	= C^2O^3 ;
2 équiv. d'acide carbonique.....	= C^2O^4 .

On a proposé de doubler la formule de l'acide oxalique et de le considérer comme un acide bibasique.

(*) Nous adoptons l'hypothèse qui consiste à considérer l'acide oxalique comme un hydrate ayant pour formule C^2O^3,HO . Cette hypothèse est, en effet, la plus simple de toutes celles qui ont été proposées pour représenter la constitution de l'acide oxalique, et se trouve d'ailleurs en harmonie avec la nomenclature généralement admise : elle présente, en outre, l'avantage de pouvoir être appliquée à tous les autres acides.

(*) Dulong avait proposé de considérer l'acide oxalique comme un hydracide ayant pour formule C^2O^4,H .

En réagissant sur un oxyde métallique MO , cet acide produirait, comme les autres hydracides, de l'eau et un composé C^2O^4,M .

Dans cette manière de voir, les oxalates seraient des combi-

naisons de métaux avec un radical C^2O^4 , c'est-à-dire avec un corps présentant la composition même de l'acide carbonique.

Cette hypothèse ne s'accorde pas avec les propriétés de l'acide oxalique. Si l'acide oxalique était, en effet, un hydracide, il est probable que le chlore devrait le décomposer et isoler son radical, tandis que le chlore est sans action sur l'acide oxalique.

(*) Dans une troisième hypothèse on a considéré l'acide oxalique comme une combinaison de 1 équivalent d'oxygène avec un radical C^2O^3 , l'*oxalyle*. Ce radical représente 2 équivalents d'oxyde de carbone.

(*) Enfin, l'acide oxalique anhydre se plaçant, par sa composition, entre l'oxyde de carbone et l'acide carbonique, quelques chimistes ont proposé de le nommer *acide carbonéux* ou *acide hypcarbonique*, et de le considérer comme un oxyde de carbone en lui donnant pour formule CO^1 . Mais, dans cette hypothèse, on comprend difficilement que l'acide oxalique, qui est moins oxygéné que l'acide carbonique, puisse présenter cependant une énergie plus grande. L'acide oxalique constituerait une exception aux observations générales que l'on a faites sur l'énergie des acides. En effet, on admet généralement que, si l'oxygène forme plusieurs acides avec le même radical, celui qui contient la plus grande quantité d'oxygène est le plus énergique. C'est ainsi que les acides phosphorique et sulfurique déplacent de leurs combinaisons les acides phosphoreux, sulfureux et hyposulfurique.

Propriétés. — L'acide oxalique cristallise en prismes quadrilatères obliques, terminés par des surfaces unies ou par des sommets dièdres. Ces cristaux sont incolores et d'une transparence parfaite. Mis en contact avec l'eau, ils s'y dissolvent en faisant entendre une sorte de décrépitation qui paraît due au dégagement d'une petite quantité de gaz emprisonnée dans ces cristaux au moment de leur formation.

8 parties d'eau froide dissolvent 1 partie d'acide oxalique ; l'eau bouillante en dissout son propre poids. Cet acide est également soluble dans l'alcool.

La saveur de l'acide oxalique est aigre et piquante. Il est vénéneux à la dose de 15 à 20 grammes.

L'acide oxalique entre en fusion vers 100 degrés, et perd les deux tiers de son eau de cristallisation ou 28 pour 100. A une température plus élevée, vers 180 degrés, l'acide monohydraté C^2O^3,HO se divise en deux parties : l'une se sublime sans altération et l'autre se décompose.

Si l'acide oxalique anhydre C^2O^3 , que nous supposons com-