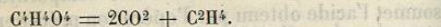


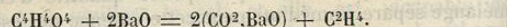
La densité de vapeur de l'acide acétique, prise à 210°, est 2,09; elle correspond à 4 volumes. M. Cahours a constaté que l'on trouve pour cette densité de vapeur des nombres plus forts lorsqu'on la détermine à des températures peu éloignées du point d'ébullition de l'acide; que la valeur de cette densité décroît à mesure que la température à laquelle on la prend augmente, et qu'enfin elle devient constante à partir de 240°. M. Cahours a montré que cette particularité n'est pas spéciale à l'acide acétique, mais qu'elle se rencontre dans la plupart des acides de ce groupe. Il faut donc en conclure que certaines substances volatiles, à l'état de vapeur, ne suivent les lois de la dilatation des gaz permanents qu'à des températures bien supérieures à celle de leur point d'ébullition.

L'acide acétique distille sans altération; mais si l'on fait passer sa vapeur à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge, il se décompose partiellement en donnant de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, de l'acétone, etc.

La vapeur d'acide acétique, passant sur de la mousse de platine chauffée au rouge, se dédouble en acide carbonique et hydrogène protocarboné :

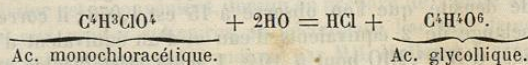


Il en est de même lorsque cet acide est chauffé avec un excès d'une base alcaline :

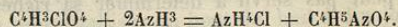


Le chlore, en agissant sur l'acide acétique sous l'influence des rayons solaires, peut donner naissance à trois produits de substitution, dans lesquels un, deux ou trois équivalents d'hydrogène de cet acide sont remplacés par un, deux, ou trois équivalents de chlore. Ce sont l'*acide monochloracétique*, $C^2H^3ClO^2$, l'*acide dichloracétique*, $C^2H^2Cl^2O^2$, et l'*acide trichloracétique*, $C^2HCl^3O^2$; ces trois acides saturent la même quantité de base que l'acide acétique, et présentent la plus grande analogie avec ce dernier.

L'acide monochloracétique a été obtenu par M. Le Blanc en faisant passer un courant de chlore dans de l'acide acétique chauffé à la température de son ébullition. Il est solide au-dessous de 47°; il bout à 187°. Sous l'influence de l'eau et de la chaleur, il se transforme en *acide glycollique* :

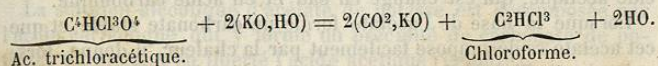


Une solution alcoolique d'ammoniaque, chauffée avec cet acide, le change en *glycocolle* :

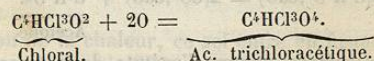


L'acide dichloracétique bout à 195°.

L'acide trichloracétique, découvert en 1840 par M. Dumas, cristallise en rhomboédres; il fond à 46° et bout vers 200°. En présence des alcalis, il se dédouble en acide carbonique et en chloroforme, décomposition tout à fait comparable à celle qu'éprouve l'acide acétique dans ces conditions :



D'après M. Kolbe, l'acide trichloracétique pourrait encore être obtenu en oxydant le chloral au moyen de l'acide azotique :

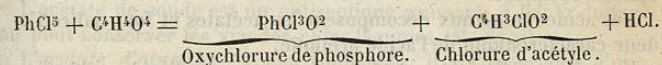


En traitant l'acide trichloracétique par du potassium, M. Melsens a pu régénérer l'acide acétique :



On a obtenu des dérivés bromés de l'acide acétique correspondant aux acides chloracétiques précédents.

Le perchlorure de phosphore attaque vivement l'acide acétique et les acétates; il se forme de l'oxychlorure de phosphore et du chlorure d'acétyle :



Le chlorure d'acétyle est un liquide incolore, doué d'une odeur irritante, bouillant à 55°. L'eau le décompose en acide acétique et acide chlorhydrique.

L'acide sulfurique monohydraté chauffé avec de l'acide acétique donne de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique.

L'acide sulfurique anhydre, mis en contact avec de l'acide acétique cristallisable, produit un acide conjugué, l'*acide sulfacétique*, $C^2H^3O^4, S^2O^6$, acide bibasique, cristallisant en aiguilles soyeuses, fondant vers 62° et se décomposant vers 160°.

Acétates.

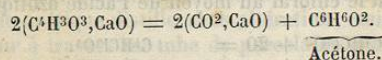
L'acide acétique étant monobasique, les acétates neutres ont pour formule $C^2H^3O^2, MO$.

Tous les acétates sont solubles dans l'eau; cependant ceux de

molybdène, de tungstène, d'argent et de protoxyde de mercure sont peu solubles, surtout à froid.

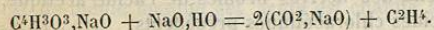
Tous les acétates sont décomposés à la chaleur rouge. Quelques-uns, comme ceux de cuivre et d'argent, donnent à la distillation de l'acide acétique très-concentré et laissent comme résidu le métal; l'oxyde est réduit à l'état métallique par une partie de l'acide acétique, qui est changé en eau et en acide carbonique.

Lorsque la base de l'acétate forme un carbonate stable et que cet acétate se décompose facilement par la chaleur, il donne, lorsqu'on le distille, de l'acétone, et il reste dans la cornue du carbonate de la base. Tel est le cas des acétates alcalino-terreux :



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 une certaine quantité d'acétone.

Les acétates alcalins, mélangés avec un excès d'alcali, donnent du formène et un résidu de carbonate :



L'acétate d'ammoniaque sec soumis à la distillation se décompose en eau et en acétamide, qui distille vers 220° et cristallise dans le récipient.

Les acides minéraux décomposent les acétates et font naître l'odeur caractéristique de l'acide acétique.

Un mélange d'acétate et d'alcool, traité par l'acide sulfurique et légèrement chauffé, dégage de l'éther éthyl-acétique, dont l'odeur est encore caractéristique.

Le perchlorure de fer communique aux dissolutions neutres d'acétates une teinte brun-rouge, par suite de la formation d'une certaine quantité d'acétate de sesquioxyde de fer.

On peut déceler une très-petite quantité d'acide acétique à l'état d'acétate en faisant bouillir la liqueur qui le renferme avec de l'azotate d'argent ammoniacal; par le refroidissement, l'acétate d'argent, peu soluble à froid, se dépose sous forme de lamelles cristallines.

Acétate neutre de potasse, $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^3, \text{KO}$. — L'acétate neutre de potasse était connu autrefois sous le nom de *terre foliée de tartre*. C'est un sel blanc, extrêmement déliquescent, soluble dans l'alcool. Il existe dans la sève des végétaux : c'est lui qui, dans la combustion du bois, donne en grande partie le carbonate de potasse qui se trouve dans les cendres.

On peut le préparer en saturant exactement par l'acide acétique une dissolution de carbonate de potasse. La liqueur convenablement évaporée donne des cristaux soyeux, qui éprouvent au rouge sombre la fusion ignée. La matière refroidie se présente sous l'aspect d'une masse feuilletée, dont la cassure est très-brillante, mais qui, abandonnée à l'air, tombe bientôt en déliquescence.

La solution alcoolique d'acétate de potasse est décomposée par l'acide carbonique qui y forme un précipité de carbonate de potasse, en mettant en liberté l'acide acétique (Pelouze).

Si l'on ajoute à l'acétate neutre de potasse une quantité d'acide acétique concentré égale à celle qu'il renferme et qu'on soumette le mélange à l'évaporation, on obtient le *biacétate de potasse*, $2(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^3)\text{KO}, \text{HO}$.

Soumis à l'action de la chaleur, ce sel entre en fusion vers 148° et se décompose au-dessus de 200° en acétate neutre de potasse et en acide acétique cristallisable (M. Melsens).

Acétate de soude, $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^3, \text{NaO} + 6\text{HO}$. — L'acétate de soude était connu autrefois sous le nom de *terre foliée minérale*; on l'obtient en saturant l'acide acétique par le carbonate de soude. Il cristallise en prismes obliques à base rhombe; il est efflorescent dans l'air sec. Il se dissout dans 4 parties d'eau à 6°, en produisant un abaissement considérable de température; il est soluble dans 5 parties d'alcool. Soumis à l'influence de la chaleur, il fond dans son eau de cristallisation, qu'il abandonne peu à peu, puis il éprouve la fusion ignée vers 319° sans se décomposer.

L'acétate de soude est un antiseptique puissant, à l'aide duquel on peut conserver les viandes et les légumes (M. Sacc).

L'acétate d'alumine est incristallisable; il a l'apparence d'une masse gommeuse, soluble dans l'eau, d'une saveur astringente.

On prépare généralement ce sel par double décomposition en versant de l'acétate de plomb dans une dissolution de sulfate d'alumine; il se précipite du sulfate de plomb insoluble. Quelquefois, on remplace le sulfate d'alumine par de l'alun, mais alors l'acétate d'alumine obtenu est mélangé à de l'acétate de potasse.

L'acétate d'alumine abandonne facilement son acide acétique, surtout sous l'influence de la chaleur; c'est cette propriété qui le fait employer comme mordant.

Il a une grande importance pour l'impression sur étoffes; il est connu sous le nom de *mordant de rouge des indienneurs*.

L'acétate d'alumine est encore employé pour rendre certaines étoffes imperméables à l'eau. Ces étoffes sont trempées dans une solution étendue de ce sel, puis séchées à la température ambiante : il se forme à la surface du tissu un sous-acétate d'alumine, insoluble dans l'eau et qui n'est même pas mouillé par ce liquide. C'est ainsi que l'on prépare les manteaux appelés *waterproofs*.

L'acétate de protoxyde de fer peut être préparé en traitant le fer par l'acide acétique étendu à une température voisine de 80°; de l'hydrogène se dégage. On peut encore l'obtenir en mélangeant en proportions convenables une solution d'acétate de chaux ou de plomb et une solution de sulfate de protoxyde de fer.

L'acétate de protoxyde de fer cristallise en aiguilles soyeuses, incolores, très-solubles dans l'eau, et attirant rapidement l'oxygène de l'air.

Ce sel sert dans l'impression sur étoffes, ainsi que pour fabriquer certaines encres à écrire.

L'acétate de sesquioxyde de fer s'obtient en dissolvant le sesquioxyde de fer hydraté dans l'acide acétique, ou en précipitant les acétates de chaux ou de plomb par le sulfate de sesquioxyde de fer. Ce sel est incristallisable; il précipite par l'hydrogène sulfuré. Il est employé dans la teinture en noir.

Une solution d'acétate de sesquioxyde de fer, chauffée longtemps à 100°, se modifie et produit une matière rougeâtre qui fait paraître le liquide trouble par réflexion. L'acétate ainsi modifié ne présente plus les caractères généraux des sels de fer; il ne précipite plus en bleu le cyanoferrure de potassium; l'acide chlorhydrique et l'acide nitrique le précipitent en rouge; ce précipité est soluble dans l'eau pure. Ces modifications que subit par la chaleur l'acétate de sesquioxyde de fer ont été étudiées par M. Péan de Saint-Gilles.

Acétate neutre de plomb, $C^2H^3O^3, PbO + 3HO$. — L'acétate neutre de plomb, connu autrefois sous le nom de *sel de Saturne*, se prépare, soit en dissolvant la litharge dans l'acide acétique, soit en faisant agir cet acide et l'oxygène de l'air sur le plomb métallique. Les liqueurs légèrement acides au papier de tournesol, étant convenablement évaporées, laissent déposer des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux obliques.

L'acétate de plomb est soluble à froid dans 1 $\frac{1}{2}$ partie d'eau. Sa dissolution a une saveur sucrée et astringente. Les cristaux de ce sel fondent à 75° dans leur eau de cristallisation, et le liquide obtenu se prend en une masse radiée par le refroidissement. Chauffé davantage, l'acétate de plomb perd son eau de cristallisation et un peu d'acide acétique; vers 180° il subit la fusion ignée.

L'acétate de plomb est employé pour la fabrication du jaune de chrome et de l'acétate d'alumine.

Lorsqu'on fait bouillir une dissolution d'acétate neutre de plomb, contenant 1 équivalent de ce sel, avec 1 équivalent de massicot, l'oxyde de plomb se dissout complètement, et la liqueur, convenablement évaporée, abandonne des cristaux qui ont pour formule : $C^2H^3O^3, PbO + PbO, HO + 3HO$; c'est l'acétate bibasique

de plomb. Ce composé est alcalin au papier de tournesol; il est décomposé rapidement par l'acide carbonique.

Si l'on chauffe 6 parties d'acétate neutre de plomb, en solution dans l'eau, avec 7 parties de massicot, qu'on filtre la liqueur, puis qu'on l'évapore, on obtient un nouveau produit, pouvant cristalliser sous forme de longues aiguilles soyeuses, qui ont pour composition : $C^2H^3O^3, PbO + 2PbO, HO + 4HO$. Ce composé, auquel on donne le nom d'acétate tribasique de plomb, dissous dans l'eau, présente une réaction fortement alcaline; il est décomposé par un courant d'acide carbonique, qui forme un précipité de carbonate de plomb et laisse en solution de l'acétate neutre.

C'est l'acétate tribasique de plomb que l'on emploie dans la fabrication de la céruse par le procédé de Clichy. C'est également lui qui se forme sur les lames de plomb soumises à l'action du vinaigre, dans la fabrication de la céruse par le procédé hollandais, et qui est ultérieurement décomposé par l'acide carbonique.

L'acétate de plomb tribasique est souvent employé dans les laboratoires pour séparer d'une liqueur les matières gommeuses ou albuminoïdes.

L'extract de Saturne, qui est employé en médecine pour l'usage externe comme astringent et résolutif, est également un acétate basique de plomb. On l'obtient en faisant bouillir 3 parties d'acétate neutre de plomb avec 1 partie de massicot et 9 parties d'eau, jusqu'à ce que l'oxyde de plomb soit dissous.

L'eau blanche est préparée en versant de 10 à 30 grammes d'extract de saturne dans 1 litre d'eau de rivière. La liqueur se trouble fortement par suite de la formation de sulfate et de carbonate de plomb, résultant de la décomposition d'un peu d'acétate de plomb par les sulfates et carbonates contenus dans l'eau.

Acétate neutre de cuivre, $C^2H^3O^3, CuO + HO$. — L'acétate neutre de cuivre, connu sous le nom de *verdet* ou de *cristaux de Vénus*, se prépare en décomposant le sulfate de cuivre par l'acétate de soude; on mélange les deux dissolutions en proportions convenables, on concentre à pellicule et l'on abandonne à la cristallisation. Il se forme de l'acétate de cuivre peu soluble à froid, qui cristallise le premier, et du sulfate de soude qui reste en dissolution.

L'acétate neutre de cuivre cristallise en prismes rhomboïdaux, vert foncé, qui s'effleurissent à l'air sec. Il est soluble dans 5 fois son poids d'eau bouillante. Cette dissolution se décompose à l'ébullition en dégageant de l'acide acétique et laissant déposer de l'acétate tribasique de cuivre.

Les cristaux d'acétate de cuivre, lorsqu'on les chauffe, perdent leur eau de cristallisation vers 140°, puis se décomposent vers 240°, en dégageant de l'acide acétique et un peu d'acétone, et

laissant pour résidu du cuivre métallique très-divisé. L'acide recueilli est coloré en vert par un peu d'acétate de protoxyde de cuivre qui prend naissance dans cette préparation, se trouve entraîné jusque dans le récipient, se dissout dans le liquide condensé et s'y oxyde. On sépare cet acétate de bioxyde de cuivre en rectifiant le produit; on obtient ainsi le *vinaigre radical*.

L'acétate neutre de cuivre est très-vénéneux. Il est employé en teinture.

Acétate bibasique de cuivre, $C^4H^2O^3, CuO + CuO, HO + 5HO$. — L'acétate bibasique de cuivre, ou *vert-de-gris*, se présente avec l'aspect d'une poudre cristalline d'un vert clair. Il est obtenu par l'oxydation directe du cuivre à l'air en présence de l'acide acétique. Sa fabrication se pratique dans un grand nombre de petits ateliers, dans le midi de la France, surtout aux environs de Montpellier. On recueille le marc de raisin au sortir du pressoir et on le comprime dans des tonneaux que l'on ferme hermétiquement, afin de le conserver jusqu'au moment de son emploi. Pour préparer le vert-de-gris, on retire le marc des tonneaux, et on l'expose au contact de l'air; la fermentation acétique ne tarde pas à se développer et la masse s'échauffe très-notablement. Lorsqu'on juge l'acétification suffisamment avancée, on dispose dans de grands pots de grès des couches alternatives de marc et de plaques de cuivre, généralement découpées dans des vieux doublages de navires; on recouvre les pots de paille et on les abandonne pendant quinze à vingt jours. Au bout de ce temps, on retire les feuilles de cuivre, qui se sont recouvertes d'une croûte verdâtre d'acétate bibasique de cuivre. On détache cette croûte, on la pétrit avec un peu de vinaigre, puis on soumet cette pâte à l'action de la presse pour lui donner la forme de pains, tels qu'on les trouve dans le commerce.

Le vert-de-gris est utilisé en peinture et pour la teinture en noir. Il sert également à la préparation du vert de Schweinfurt.

Le *vert de Schweinfurt*, découvert en 1814 à Schweinfurt, est une combinaison d'acétate et d'arsénite de cuivre, qui répond à la formule $C^4H^2O^3, CuO, 3(AsO^3, CuO)$. Ce composé constitue une poudre d'un beau vert clair, très-riche.

Pour l'obtenir, on porte à l'ébullition, dans une chaudière en cuivre, 10 parties d'eau dans lesquelles on a mis 10 parties de vert-de-gris, puis on verse peu à peu une solution bouillante de 8 parties d'acide arsénieux dans 100 parties d'eau. Par une ébullition prolongée, il se forme une matière insoluble d'un beau vert, qu'on lave, puis qu'on recueille sur un filtre en toile.

Ce produit est préparé dans l'industrie pour les besoins de la peinture; il sert dans la fabrication des papiers peints, des fleurs artificielles, etc.

Acétate d'argent, $C^2H^3O^3, AgO$. — L'acétate d'argent est un sel incolore, peu soluble à froid, beaucoup plus soluble à chaud, cristallisant en longues lames flexibles anhydres.

On l'obtient, soit en dissolvant le carbonate d'argent dans l'acide acétique étendu d'eau et bouillant, soit en précipitant une dissolution bouillante d'azotate d'argent par l'acétate de soude. Par le refroidissement, l'acétate d'argent cristallise.

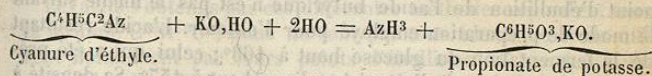
Ce sel noircit à la lumière. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en laissant un résidu d'argent métallique.

L'acétate d'argent est souvent employé en chimie organique comme agent de double décomposition.

Acide propionique. $C^3H^5O^2$.

Cet acide résulte de l'oxydation de l'alcool propylique.

On le prépare ordinairement en décomposant dans un appareil à reflux le cyanure d'éthyle par une dissolution alcoolique bouillante de potasse: il se forme de l'ammoniaque qui se dégage et de l'acide propionique qui reste uni à la potasse:



Dès que toute odeur d'éther cyanhydrique a disparu, on dessèche le produit et on le distille avec un excès d'acide phosphorique ou d'acide sulfurique concentré.

L'acide propionique prend encore naissance lorsqu'on chauffe 3 parties de potasse avec 1 partie de sucre, ou d'autres substances, comme l'amidon, la gomme, etc.

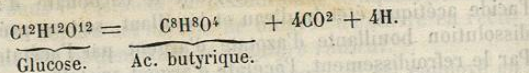
L'acide propionique est un liquide incolore, bouillant à 140° ; sa saveur rappelle celle de l'acide acétique et celle de l'acide butyrique. Sa densité à 0° est 1,016. Il se mêle à l'eau en toutes proportions.

Il forme avec les bases des sels qui sont tous solubles. Les sels alcalins sont déliquescents; le sel sodique est incristallisable. Le propionate de baryte s'obtient en gros cristaux très-nets par l'évaporation spontanée de sa dissolution. Lorsqu'on place de petits cristaux de ce sel à la surface de l'eau, ils s'y maintiennent quelque temps en tournoyant, pendant que leur dissolution s'opère.

Acide butyrique. $C^4H^7O^2$.

L'acide butyrique a été découvert par M. Chevreul dans le beurre. On le prépare en abandonnant, pendant l'été, une solution de glucose avec de la craie et du fromage en décomposition. Sous

L'influence de cette substance, le glucose se transforme d'abord en acide lactique, puis en acide butyrique, lequel se combine avec la chaux; en même temps il se dégage de l'hydrogène et de l'acide carbonique :



Le butyrate de chaux, distillé avec une quantité exactement suffisante d'acide chlorhydrique, donne de l'acide butyrique qui passe à la distillation avec de l'eau. Le liquide obtenu, traité par du chlorure de calcium fondu, laisse bientôt séparer l'acide butyrique qu'il tenait en dissolution et qui vient à la surface former une couche huileuse; il suffit de rectifier le produit en recueillant à part ce qui passe à 163° pour avoir l'acide butyrique monohydraté.

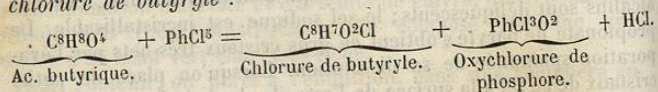
L'acide butyrique peut encore être obtenu en oxydant l'alcool butylique.

Cet acide est un liquide incolore, dont l'odeur rappelle celle du beurre rance; il se dissout en toutes proportions dans l'eau. Le point d'ébullition de l'acide butyrique n'est pas le même suivant le mode de préparation employé pour l'obtenir. L'acide résultant de la fermentation du glucose bout à 163°; celui qui a été préparé par oxydation de l'alcool butylique bout à 157°. Sa densité à 0° est 0,988.

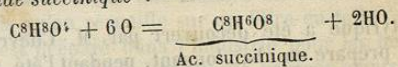
Le chlore, en agissant sur l'acide butyrique, donne de nouveaux acides qui sont des dérivés par substitution, dans lesquels un certain nombre d'équivalents d'hydrogène de l'acide butyrique ont été remplacés par un nombre égal d'équivalents de chlore. On connaît l'acide butyrique bichloré, $C^8H^6Cl^2O^4$, liquide visqueux, peu soluble dans l'eau, et l'acide butyrique quadrichloré, $C^8H^4Cl^4O^4$, qui est cristallisable, fusible à 140° et insoluble dans l'eau.

Le brome se comporte de même.

Le perchlore de phosphore transforme l'acide butyrique en chlorure de butyryle :



L'acide azotique dissout à froid l'acide butyrique sans l'altérer, mais par un traitement à chaud longtemps prolongé, il le transforme en acide succinique :



L'acide sulfurique est sans action à froid sur l'acide butyrique.

Acide valérique. $C^{10}H^{10}O^4$.

L'acide valérique ou valérianique a été découvert par M. Chevreul dans l'huile de dauphin. Il peut être extrait de la racine de valériane en distillant cette racine avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique.

Il se produit encore lorsqu'on chauffe les différentes substances albuminoïdes avec un mélange de bioxyde de manganèse et d'acide sulfurique étendu.

Mais le meilleur procédé pour obtenir l'acide valérique consiste à oxyder l'alcool amylique, soit au moyen du mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse, soit plutôt en faisant tomber cet alcool goutte à goutte sur de la chaux sodée, chauffée à une température d'environ 200°. Lorsqu'on a employé ce dernier procédé, on décompose les valérates qui ont pris naissance par l'acide sulfurique, puis on distille.

Enfin on peut encore préparer l'acide valérique en décomposant par la potasse l'éther cyanhydrique de l'alcool butylique.

Les acides obtenus par ces différentes méthodes répondent tous à la formule $C^{10}H^{10}O^4$, mais ne sont pas tous identiques : ils diffèrent notamment par leurs points d'ébullition et par leurs densités. L'acide valérique, préparé par l'oxydation de l'alcool amylique, bout à 176°. Sa densité 16° est de 0,937.

L'acide valérique est un liquide incolore, d'une odeur désagréable et persistante. Il faut 30 parties d'eau pour dissoudre 1 partie de cet acide; il est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Le chlore, en agissant sur cet acide, donne des produits de substitution analogues aux acides chloracétiques. On connaît l'acide valérique trichloré, $C^{10}H^7Cl^3O^4$ et l'acide valérique tétrachloré, $C^{10}H^4Cl^4O^4$.

Les valérates alcalins, soumis à la distillation sèche, donnent de la valérone et de l'aldéhyde valérique.

Les valérates tournoient rapidement sur l'eau avant de se dissoudre. Ils ont une saveur douce avec un arrière-goût sucré.

Les plus importants sont les valérates de zinc et de quinine, qui sont employés en médecine.

Acide caproïque. $C^{12}H^{12}O^4$.

L'acide caproïque a été découvert en 1818 par M. Chevreul, qui l'a extrait du beurre de vache; le beurre contient en effet un éther caproïque de la glycérine.

On peut obtenir plus facilement l'acide caproïque en décom-

posant le cyanure d'amyle par une dissolution alcoolique de potasse; il se dégage de l'ammoniaque et il se forme du caproate de potasse. Ce sel, traité par un léger excès d'acide sulfurique, abandonne l'acide caproïque que l'on distille, en ne recueillant que le produit qui passe vers 200°.

L'acide caproïque est un liquide incolore, oléagineux, dont l'odeur rappelle celle de l'acide acétique et celle de la sueur. Il bout à 200°; sa densité à 15° est 0,930.

L'eau n'en dissout que le centième de son poids; il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. Il se dissout sans altération dans l'acide sulfurique.

Acide œnanthylique. $C^{14}H^{14}O^4$.

L'acide œnanthylique, découvert par Laurent en 1837, se produit dans l'action de l'acide azotique sur les matières grasses, mais c'est l'huile de ricin qui paraît préférable pour préparer ce produit.

On chauffe dans une cornue spacieuse l'huile de ricin avec de l'acide azotique; l'action est très-énergique et de l'acide hypoazotique se dégage en abondance. Dès que ce dégagement s'arrête, on met fin à l'opération; dans le récipient, on trouve deux couches: la couche inférieure est formée d'acide azotique, la couche supérieure a l'apparence d'une huile, que l'on sépare, qu'on lave avec de l'eau, que l'on dessèche sur l'acide phosphorique, puis que l'on distille.

L'acide œnanthylique est un liquide incolore, huileux, bouillant à 222°; sa densité à 24° est 0,917. Il est très-peu soluble dans l'eau, mais se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. Il se solidifie et cristallise vers — 10°.

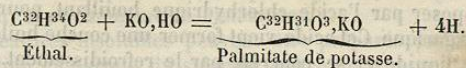
Acide palmitique. $C^{32}H^{32}O^4$.

L'acide palmitique ou *éthorique* est préparé industriellement à l'aide de l'huile de palme, qui nous vient d'Amérique, et qui est un éther palmitique de la glycérine. En soumettant cette huile à l'action de la vapeur d'eau surchauffée, elle se dédouble en glycérine et en acide palmitique (Fremy).

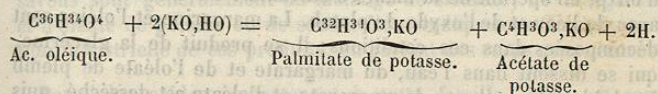
Ce même dédoublement se produit partiellement à la température ordinaire, lorsque l'huile de palme est conservée longtemps au contact de l'air.

L'acide palmitique peut être obtenu facilement à l'état de pureté au moyen de l'éthol. Lorsqu'on le soumet à l'action de la potasse

en fusion, l'éthol se transforme en palmitate de potasse avec dégagement d'hydrogène :



L'acide oléique, traité par la potasse en fusion, donne du palmitate de potasse, de l'acétate de potasse et de l'hydrogène :



L'acide palmitique existe encore dans la cire d'abeilles.

Cet acide est solide, incolore, plus léger que l'eau. Il fond à 62° et se prend par le refroidissement en une masse formée de paillettes d'aspect nacré. Il est insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool et l'éther.

L'acide palmitique est utilisé, surtout en Angleterre, pour faire des bougies.

Acide margarique. $C^{34}H^{34}O^4$.

Les huiles et les graisses sont formées par le mélange de deux ou de trois composés, que nous étudierons plus tard, et qui portent les noms de *margarine*, de *stéarine* et de *oléine*. Ces composés sont des éthers margarique, stéarique, oléique d'un même alcool, la glycérine. Lors donc qu'on sera parvenu à isoler ces produits, pour obtenir les acides correspondants, il suffira, suivant la méthode générale, de décomposer ces éthers par l'eau ou par des alcalis hydratés.

L'huile d'olive et certaines graisses, comme la graisse humaine, ne contiennent que de la margarine et de l'oléine, et peuvent être employées avantageusement pour la préparation de la margarine et par suite de l'acide margarique.

Lorsqu'on se sert de l'huile d'olive pour cette préparation, il faut soumettre cette substance à une température inférieure à 0°; la margarine se dépose; on décante la partie restée liquide qui est formée principalement d'oléine, puis on comprime la partie concrète afin d'expulser le liquide qui l'imprègne. La margarine ainsi obtenue est alors décomposée en la faisant bouillir avec une solution de potasse caustique.

Lorsque tout est dissous, on ajoute une dissolution concentrée de chlorure de sodium, dans laquelle le margarate de potasse est insoluble. Ce sel vient se réunir à la surface du liquide; on le sépare, on le lave avec de l'alcool froid, puis on le fait dissoudre

dans 200 fois son poids d'alcool bouillant. Par le refroidissement le margarate se dépose sous forme de paillettes nacrées qu'il suffit de décomposer par l'acide chlorhydrique bouillant pour obtenir l'acide margarique. Cet acide vient former une couche huileuse à la surface du liquide et se concrète par le refroidissement. Pour le purifier, on le fait cristalliser dans l'alcool.

On peut encore préparer l'acide margarique au moyen de l'huile d'olive, en opérant de la manière suivante : On chauffe cette huile avec de l'eau et de l'oxyde de plomb. La margarine et l'oléine sont décomposées dans ces conditions; il se produit de la glycérine, qui se dissout dans l'eau, du margarate et de l'oléate de plomb insolubles. Le mélange de margarate et d'oléate est desséché, puis traité par l'éther, qui dissout seulement l'oléate de plomb. Le résidu est ensuite décomposé par l'acide chlorhydrique.

L'acide margarique se dépose de ses dissolutions alcooliques sous forme d'aiguilles nacrées; il fond à 60°. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther.

Lorsqu'on le soumet à la distillation, il se volatilise; mais une petite partie de la substance se décompose toujours, et l'acide distillé est mêlé d'un peu de *margarone*.

Traité par l'acide sulfurique concentré, l'acide margarique se dissout; la liqueur, suivant qu'elle est traitée par l'eau froide ou par l'eau chaude, laisse séparer deux acides différents : l'*acide métamargarique* et l'*acide hydromargarique* (M. Frémy).

Acide stéarique. $C^{36}H^{72}O^2$.

On prépare l'acide stéarique en traitant le suif de mouton par une solution bouillante de soude; comme nous l'avons vu précédemment, il se forme de la glycérine, du stéarate, du margarate et de l'oléate de soude. On reprend par l'eau chaude, afin de dissoudre le produit; en ajoutant un grand excès d'eau, 50 fois environ le poids de la matière, les deux premiers sels alcalins sont décomposés : il se sépare, par refroidissement, du bistéarate et du bimargarate de soude, qu'on recueille sur un filtre, qu'on lave, puis qu'on dissout dans l'alcool bouillant. Le bistéarate de soude cristallise pendant le refroidissement de la liqueur; on le décompose par l'acide chlorhydrique.

L'acide stéarique est un corps blanc, cristallisant en aiguilles brillantes, fondant à 70°. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. Il donne des vapeurs vers 360°, mais en se décomposant partiellement; il se produit dans ces conditions une substance solide neutre, à laquelle on donne le nom de *stéarone*.

Les stéarates alcalins sont seuls solubles dans l'eau; on en

connaît de deux sortes : les stéarates neutres, $C^{36}H^{72}O^3, MO$, et les bistéarates, $2(C^{36}H^{72}O^3)MO, HO$. Les stéarates neutres perdent une partie de leur base par un contact prolongé avec une grande quantité d'eau, et se changent en bistéarates.

Les stéarates insolubles peuvent être préparés par double décomposition en partant du stéarate neutre de potasse.

Les *bougies stéariques*, qui sont employées pour l'éclairage, sont formées d'un mélange d'acides stéarique et margarique. Les savons sont généralement un mélange de stéarate, de margarate et d'oléate de potasse ou de soude. Nous indiquerons la préparation industrielle de ces produits, en parlant des corps gras neutres.

Parmi les acides appartenant à cette famille, nous citerons encore :

L'*acide caprylique*, $C^{16}H^{32}O^2$, découvert en 1844 par M. Lerch dans le beurre de vache et le beurre de coco; il est fusible vers 15° et bout vers 238°;

L'*acide pélargonique*, $C^{18}H^{36}O^2$, fusible vers 10° et bouillant à 260°, a été extrait par M. Pless en 1846 des feuilles du géranium. Il a été obtenu par Gerhardt et M. Cahours en faisant agir l'acide azotique sur l'essence de rue;

L'*acide caprique*, $C^{20}H^{40}O^2$, fusible vers 30°, découvert par M. Chevreul dans le beurre de vache; il existe aussi dans le beurre de coco;

L'*acide laurique*, $C^{22}H^{44}O^2$, fusible à 43°,5 extrait par M. Marsson dans la matière grasse retirée des baies du laurier;

L'*acide myristique*, $C^{28}H^{56}O^2$, fusible à 54°, retiré par M. Playfair du beurre de muscade;

L'*acide cétotique*, $C^{34}H^{68}O^2$, fusible à 78°, se retire de la cire d'abeilles, en la traitant par l'alcool bouillant;

L'*acide mélissique*, $C^{60}H^{120}O^2$, fusible à 88°, résulte de l'oxydation de l'alcool mélissique par la chaux sodée.

DEUXIÈME FAMILLE.

Formule générale : $C^{2m}H^{4m-2}O^2$.

Acide acrylique. $C^6H^8O^2$.

L'acide acrylique se prépare en oxydant l'acroléine ou aldéhyde allylique au moyen de l'oxyde d'argent. L'action est vive, il se dépose de l'argent métallique et l'on obtient en dissolution de l'acrylate d'argent, que l'on fait cristalliser. On décompose ensuite ce sel par l'acide sulfhydrique.

L'acide acrylique est un liquide incolore, d'une odeur analogue