

ABRÉGÉ
DE CHIMIE.

ABRÉGÉ
DE CHIMIE

A L'USAGE DES LEÇONS.

PAR J. B. VAN MONS.

VOLUME IV.

LOUVAIN,

CHEZ F. MICHEL, IMPRIMEUR-LIBRAIRE DE L'UNIVERSITÉ.

—
1834.

DES SELS ORGANIQUES.

SELS ORGANICO - INORGANIQUES, INORGANICO- ORGANIQUES ET ORGANICO-ORGANIQUES.

Sels organico-inorganiques.

Les sels dont nous allons parler ont pour composans une base inorganique et un acide organique. La distinction que nous avons établie entre les trois espèces de sels a pour objet de tracer une ligne de démarcation entre ce qui est vraiment organique et ce qui est improprement encore regardé comme tel. Il serait superflu de répéter qu'il n'y a point d'organisation là où l'un des deux principes de l'eau manque et qu'il y en a une partout où ces principes sont unis au carbone. L'azote est un élément de charge et qui de l'air et des sécrétions végétales azotées passe dans l'organisation animale, qui est une organisation de continuation et une sorte de déclinaison de l'organisation végétale : elle ramène à l'état d'acide carbonique et d'eau ce que celle végétale avait constitué en carbone et principes de l'eau. Ses produits sont des composés inorganiques : ceux de l'élaboration végétale sont organiques. Les animaux reçoivent des végétaux et de leurs pareils, qui les ont originellement puisés à la même source, les matériaux qu'ils s'ajoutent et ceux par lesquels

ils se renouvellent (croissent et , reparent leurs pertes). L'azote est introduit dans l'organisation animale pour le même but qu'il l'est dans la composition de l'air. Il tempère l'action chimique et empêche la combustion d'être rapide. La sûreté de vie chez les animaux veut un procédé lent; chez les végétaux , la même sûreté veut un procédé prompt , mais ce procédé est de décomposition. L'azote imprime aux matières azotées un caractère de combustion étouffée et qui survit dans le charbon de leur décomposition par le feu. L'oxygène n'enlève pas si aisément l'hydrogène à une oxidation de carbone et d'azote qu'à une de carbone seul , et le carbone lui-même est garanti par l'azote de l'action trop vive du même principe. L'incombustibilité directe de l'un modère la combustibilité directe de l'autre. La sûreté de l'existence animale demande donc qu'il y ait de l'azote parmi les élémens de la matière animale , comme elle exige que le même principe se trouve parmi les élémens de l'air. Dans les deux règnes , animal et atmosphérique , l'activité de l'azote est entièrement de modération , et l'azote modère encore lorsque , dans le dernier règne , il remplit la fonction de soustraire du calorique à l'oxygène de l'air , et , dans le premier règne , à celui de l'eau. Cette fonction est encore toute de modération ; elle est , en même temps , de détermination.

Nous avons vu que les acides végétaux sont ou simples , et dénués de charge , ou simples , et pourvus de charge. Les premiers consistent en radical-

bois et oxygène : 1 rapport de bois et un nombre variant de rapports d'oxygène. Les derniers consistent en ceux-ci portant en charge et en substitution active ou passive à du calorique, des oxidations et des hydrogénations variées de carbone, sans ou avec azote. La charge adhère à l'acide simple sans à son égard agir comme base, car elle n'éteint pas sa réaction acide, du moins celle chimique. Une charge peut contenir autre chose que du carbone, les principes de l'eau, de l'azote; elle peut être surcomposée de matières qui n'appartiennent aucunement à l'organisation, sans que pour cela elle agisse autrement que comme charge. Dans la distribution des élémens de pareils acides il est impossible de distinguer par quel nombre de rapports d'oxygène l'acidification est effectuée. On s'écarte le moins de la fixation vraie lorsque fictivement on destine à cet emploi l'oxygène qui reste après qu'on a détaché 2 ou 1 rapports de ce principe, pour, avec 2 rapports de carbone et 2 ou 1 d'hydrogène, former le radical-bois ou sous-bois qui fait nécessairement la base de toute matière réputée organique.

Dans un sel quelconque, l'ingrédient qui fait fonction d'acide ne peut être frustré de son droit de fournir le nom au genre, à cause que c'est le radical de l'acide qui proportionne. Le proportionnement ne saurait venir d'autre part. Le principe qui établit la relation avec l'oxygène ajouté de la base ou avec le même principe contenu dans la base lorsque celle-ci, comme dans l'ammoniaque, le phosphore et le carbone hydrogé-

nés, les faux alcalis etc., a pour radical un combustible relatif est nativement inhérent au radical. L'oxygène peut plus ou moins en développer le caractère acide; il peut, par son adjonction, faire que l'acide de naissance reste plus ou moins déplacé dans son calorique ou acquiert en énergie comburante dans le rapport que ce déplacement diminue, mais il n'a rien à faire avec la formation de l'acide et aucun autre corps n'a quelque chose à faire avec cette formation. Le plus ou moins d'un élément ou d'éléments de combustion dans un composé organique ne fait pas que cette composition est acide plutôt que basique. Le corps le moins susceptible d'agir en qualité d'acide et qui ne saurait pas d'avantage agir comme oxide, peut fortement surproportionner une composition sans que celle-ci cesse d'être acide; c'est que dans ce cas l'hydrogène développe l'acidité sur rapport égal de carbone. L'huile volatile de moutarde salifie l'ammoniaque et cristallise avec elle de leur solution commune dans l'eau, malgré que tres-peu d'oxygène y soit contenu et que le peu de soufre qui supplée au défaut de ce principe le remplace très imparfaitement. Cette huile néanmoins renferme beaucoup d'hydrogène et contient en ce principe de quoi hydro-acidifier à la fois le carbone seul, le carbone uni à l'azote et le même uni au soufre. L'oxygène serait nécessairement engagé avec rapport égal d'hydrogène pour organiser en mi-bois rapport double de carbone. Ce mi-bois est de rigueur pour que le composé soit organique. Il y a là plus qu'il

ne faut en hydro-acidification pour que, sans être acidifiée par l'oxygène et le soufre, l'huile puisse gérer comme acide. Je ne dois pas rappeler que l'hydro-acidification est effectuée par 1 rapport d'hydrogène sur 1 rapport de corps relatif simple et qu'elle peut l'être par 1 d'hydrogène sur 1 de corps relatif auquel est adjoit, par 1 ou 2 rapports, un ou deux autres corps relatifs.

Nous donnerons les sels organiques dans le même ordre que nous avons donné ceux inorganiques. Comme l'ammoniacon occupe le premier rang parmi les métaux, les sels de son oxide occuperont le premier rang parmi les sels organiques. Les acides organiques seront appliqués à cet oxide dans l'ordre qu'ils sont placés dans le volume précédent. La classification de ces acides n'a pas été arbitraire, mais a eu pour base à la fois des rapports de composition et une analogie de propriétés. Les sels ammoniacaux occuperont donc les premières pages de ce volume et le succinate d'ammoniaque sera décrit en premier lieu.

Succinate d'ammoniaque. Sel, ainsi que le porte son nom, composé d'acide succinique et d'ammoniaque. On l'obtient en saturant de l'acide succinique en poudre fine et arrosé d'eau par du gaz ammoniacal. Il forme alors une pâte humide qu'en vase clos et plein du sel on peut fondre et constituer en gateau cristallin. En vase ouvert, une partie de la base sortirait de combinaison et laisserait du succinate acide susceptible de cristallisation par la voie humide, et de sublimation, par la voie sèche, sans être ultérieurement dé-

composé. Du succinate d'ammoniaque pyro-oleo-vegeto-animal est depuis longtemps connu. On le fait d'acide succinique resublimé jusqu'à blancheur et de carbonato-souscarbonate d'ammoniaque, également rectifié à la sublimation jusqu'à blancheur. L'un contient de l'huile de succin, qui est végétale, et l'autre, de l'huile de corne de cerf, qui est animale. Si sous une réaction lente et faiblement assistée de la chaleur, tout l'oxygène de l'acide succinique pouvait passer à l'hydrogène de l'ammoniaque, le sel serait resous en eau et en surcarbure d'azote, lequel serait inmanquablement un charbon animal activement décolorant et désinfectant.

Malate d'ammoniaque. Ce sel est tellement soluble dans l'eau qu'il n'a pu encore être conduit à cristalliser. Son sursel cristallise très-bien. Il se forme en cristaux inaltérables à l'air, et qui peuvent, à plusieurs reprises, être recristallisés sans changer de nature. On se procure le mieux ce sursel en partageant en deux parties égales une solution saturée d'acide malique, et en saturant l'une partie par de l'ammoniaque gazeuse ou par du souscarbonate d'ammoniaque. Après la saturation on ajoute l'autre partie et on fait cristalliser. On peut de même prendre poids égaux d'acide cristallisé, saturer par l'une moitié, de l'ammoniaque caustique concentrée, ajouter l'autre moitié et faire cristalliser. Le sursel n'est que parcimonieusement soluble dans l'eau. Il est beaucoup plus soluble dans l'alcool. Pour se procurer le malate neutre concret, on doit saturer de gaz ammoniacal de l'acide pulvérisé et arrosé d'eau.

Citrate d'ammoniaque. Ce sel cristallise difficilement de sa solution dans l'eau et seulement alors que par l'évaporation le liquide est parvenu à la consistance de sirop épais. On l'obtient mieux à l'état concret en enfermant sous la même cloche scellée de papier, de l'acide citrique réduit en poudre et arrosé d'un peu d'eau et de l'ammoniaque caustique liquide concentrée. Le sel est déliquescent à l'air. On voit, d'après les caractères de ce sel, comparés à ceux du sel correspondant d'acide malique, que l'engagement des acides isomères avec des bases ne fait pas cesser l'isomérisation qui existe entre ces acides.

Tartrate d'ammoniaque. L'acide tartrique forme avec l'ammoniaque deux sels différens, dont l'un est neutre et l'autre, acide. On obtient le premier en saturant l'acide tartrique liquide par du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque concret. On rapproche à une douce chaleur et on examine si le sel est resté neutre. On laisse cristalliser. Le sel consiste en rapports égaux de ses constituans avec 2 rapports d'eau. Un rapport de ce liquide appartient à son existence de tartrate et 1, à son existence de sel ammoniacal. Les cristaux sont aisément solubles dans l'eau. Ils paraissent être plus solubles dans l'eau froide que dans l'eau chaude, mais ils ne le sont pas en réalité. La différence dépend de ce qu'à chaud le sel se constitue partie avec excès d'acide et partie avec excès de base. La perte d'ammoniaque est, pour le sel acide, accompagnée de perte d'eau. A l'air, de l'ammoniaque seule se retire et l'eau reste. Le

sel s'effleurit et, d'aisément soluble dans l'eau qu'il était, il y devient difficilement soluble. De l'hémisurtartrate et du surtartrate entier sont successivement formés. Nous avons déjà dit que le tartrate d'ammoniaque a un sursel. Ce sursel est obtenu cristallisé lorsqu'à la surface d'acide tartrique liquide on laisse couler une solution de tartrate d'ammoniaque neutre. Le surtartrate cristallise aux endroits où les deux liquides se touchent. Le sel neutre échange un de ses 2 rapports d'eau contre 1 rapport d'acide inconjoint ou les 2 contre 1 d'acide conjoint; 2 acide sans eau, 1 ammoniaque et 1 eau. C'est de la crème de tartre ammoniacale : 1 d'eau et 1 d'acide sans eau y tiennent à 1 de tartrate neutre lieu de 2 d'eau. On a déjà vu que le sel acide est peu soluble dans l'eau. Les tartrates neutres aisément solubles forment avec un excès d'acide des sels difficilement solubles. On verra ci-après que l'opposé a lieu pour les tartrates neutres peu solubles ou insolubles. Une solution concentrée d'acide tartrique que conjointement avec de l'ammoniaque on enferme sous une cloche, se concrète d'abord et se liquéfie ensuite. La différence de solubilité du sel acide au sel neutre en est la cause.

Racemate d'ammoniaque; para-tartrate d'ammoniaque. Ce sel doit être fait avec de l'acide en solution très-rapprochée et du gaz ammoniacal ou du carbonato-souscarbonate, à cause que sa solution ne souffre pas la concentration par le feu : la moitié de l'ammoniaque alors se dégage et du surracemate difficilement soluble se dépose et cristallise.

Mucate d'ammoniaque. Ce sel ne jouit pas d'une existence bien stable. Déjà à la température ordinaire il laisse échapper de son alcali sans pour cela former un sel acide qu'on puisse dire être en des rapports définis. A une faible chaleur, l'ammoniaque devient en partie souscarbonatée, ce qui indique un commencement de décomposition ou un changement de composition de l'acide. On ne trouve pas d'eau énumérée parmi ses constituans. Il n'a encore été obtenu qu'en croute cristalline. Il ne doit pas être fortement chauffé pour se décomposer dans son acide et laisser son alcali s'échapper sous la forme de carbonato-sous-carbonate.

Tannate d'ammoniaque. L'acide tannique forme avec l'ammoniaque un sel neutre blanc et qui n'est pas largement soluble dans l'eau. Pour l'obtenir on sature par du souscarbonate d'ammoniaque une solution qui ne soit pas trop diluée d'acide tannique (tannin). Il se précipitera une poudre blanche qu'on peut, sans en dissoudre sensiblement, laver à l'alcool fort et qui est inaltérable à l'air. La solution de ce sel n'est pas décomposée par la gelatine animale à moins d'isoler l'acide tannique d'avec l'alcali en ajoutant un autre acide. L'affinité de salification prévaut donc sur celle de corification, malgré que le tannate de gelatine se concrète. D'après des recherches récentes de Pelouze, l'acide tannique est le radical acidifiable d'ou, en vertu d'une acquisition en acide carbonique et d'une perte en eau, résulte l'acide gallique. Nous avons dit qu'en vertu d'une

perte en acide carbonique l'acide méconique se transforme en une variété très-intéressante d'acide de son nom. Cette transformation se fait sous l'influence déterminante et sans le concours matériel d'eau très-chaude et plutôt à l'aide de chaleur humide. L'action est inverse, mais le résultat est le même. Ici la nature et ailleurs l'art conduisent par des voies très-différentes le chimiste vers le même but. Dans la transformation de l'acide tannique en acide gallique, ce n'est pas de l'acide carbonique venu du dehors qui fait les frais de la métamorphose. C'est l'oxygène qui à une partie du bois enlève l'hydrogène et donne à son pareil accès vers le carbone deshydrogéné et oxidulé. Conformément à la composition que, d'après la dernière fixation, nous avons attribuée à l'acide tannique et qui a été confirmée par Pelouze, cet acide consiste en 3 rapports d'acide gallique (3 carbone, 3 oxygène, 3 hydrogène) conjoints chacun par 1 rapport d'oxygène, et ainsi en 9 de carbone, 12 d'oxygène et 9 d'hydrogène. En perdant 3 d'hydrogène et recevant 3 d'oxygène de la source susdite, 1 $\frac{1}{2}$ rapport de carbone est transformé en acide carbonique. En recueillant les produits on obtient en acide carbonique le même volume qu'il s'est fixé d'oxygène. L'oxygène combiné avec l'hydrogène, en raison de ce que l'équivalent de celui-ci en oxygène reste avec le carbone, compte comme s'il s'était directement combiné avec le carbone. La formation de peu d'eau dans une expérience où on doit procéder avec beaucoup de ce liquide, qui est de longue

haleine et qui demande un renouvellement répété d'air, n'a pas échappé à l'extrême sagacité pratique de M. Pelouze. Le procédé est pyrophorique. L'eau chargée de muqueux végétal s'échauffe en soutirant du calorique à l'oxygène, et celui-ci se combine avec l'hydrogène du bois qui est tenu en charge par l'acide. Peut-être que, faute de muqueux végétal, de l'acide tannique seul ne se convertirait pas, par le même moyen, en acide gallique, à moins que l'énergie d'incalitation de l'eau simple ne fut suffisante pour déterminer l'effet, car dans une structure de pyrophore le même corps ne peut remplir simultanément deux fonctions, s'entend, ne peut agir à la fois comme incalescible et comme combustible. Il serait superflu d'ajouter qu'il ne peut produire deux effets chimiques en même temps et agir comme combustible et comme comburent dans la même combinaison. La besogne à remplir par les trois élémens d'un pyrophore est nettement tracée, et l'un élément ne peut pas empiéter sur la destination de l'autre. L'un peut devenir l'autre en rompant la chaîne et fesant des accouplemens en sens différent. Un plus combustible rend le combustible comburent et un plus comburent rend comburent le combustible. Un moins incalescible peut devenir combustible et un moins combustible peut devenir incalescible. Tout consiste en relation, et les rapports changés est les rôles changent. L'acide gallique formé concourt à rendre l'incalescibilité de l'eau plus active, ce qui est la cause que le procédé augmente d'activité en avançant.

On pourra avec espoir de succès organiser pour la conversion de l'acide tannique en acide gallique un pyrophore dont la marche sera inverse et agira par de l'hydrogène, plutôt sulfuré que simple à cause du calorique que le premier peut fournir, sur l'oxygène d'acidification de l'acide au lieu de réagir par de l'oxygène sur l'hydrogène d'organisation du bois. Ce dernier procédé ne fournit au maximum que $2 \frac{1}{2}$ rapports d'acide gallique, l'autre fournirait $1 \frac{1}{2}$ rapport de plus, car 1 d'acide tannique moins 3 d'oxygène sont 3 d'acide gallique; 1 d'acide gallique moins $1 \frac{1}{2}$ de carbone-bois et 3 d'oxygène ne sont plus que $2 \frac{1}{2}$ d'acide gallique. L'acide gallique ne pré-existe par aucune portion de sa substance dans la noix de galle. L'acide tannique du cachou, qui précipite en gris les sels de fer à oxidulo-oxide, contient, d'après Pelouze, sur le même nombre de rapports en carbone et en hydrogène, 4 rapports d'oxygène de moins. Ce tannin, au lieu de devoir perdre du carbone et de l'oxygène enlevé par du carbone, aurait de l'oxygène, et bien 1 rapport de ce principe, à acquérir pour être de l'acide gallique. Ainsi 3 carbone, 3 oxygène, 3 hydrogène sont 1 d'acide gallique sublimé; 3 acide gallique sublimé moins 1 oxygène sont 1 acide cachouique; 1 acide cachouique ou cathouique et 5 oxygène sont 1 acide tannique ou gallitannique. Le premier acide porte en charge 5 de carbone-bois et 2 de carbone sousbois, et son développement en acide est opéré par cette charge ou par une partie de cette charge; le se-

cond porte en charge 7 carbone-bois, et son développement en acide est opéré par 3 d'oxygène. C'est ainsi que tout s'enchaîne dans la chimie des plantes comme dans celle des minéraux. Le tannate d'ammoniaque peut se constituer avec un défaut d'acide. Nous verrons bientôt à l'article gallate d'ammoniaque que par la perte du même acide carbonique l'acide gallique par cristallisation devient de l'acide gallique par sublimation (pyro-acide d'aqueo-acide).

Acétate d'ammoniaque. Ce sel, à l'état concret et cristallisé, est le mieux obtenu en saturant de l'acide acétique absolu, soit par du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque, soit par du gaz ammoniacal. Dans les deux cas le sel naît concret. Dans le premier, il a 172 rapport d'eau de plus. Il n'aurait pas cet excédent d'eau si le sous-sel ammoniacal était simple. Dans le second cas, il n'a que 1 rapport d'eau. Cela prouve qu'il cristallise avec des quantités inégales d'eau. On peut aussi procéder par la voie de la sublimation. Une bonne méthode est alors de mêler de l'acétate sec de chaux avec du phosphate également sec d'ammoniaque. On mêle et aussitôt on sublime. Le mélange d'acétate de soude effleuré au feu avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque est aussi un mélange avantageux pour opérer par double décomposition et sublimation. La chaleur ne doit dépasser que de 175 le degré auquel l'eau bout. Plus de chaleur rendrait le sel acide. On sublime par distillation et on interpose une allonge.

Le souscarbonate rigoureux d'ammoniaque, étant mêlé avec de l'acétate anhydre de baryte, ne donne, en vase clos, point d'acétate d'ammoniaque. Le carbonato-souscarbonate en donne une quantité correspondante à l'eau qu'il contient, et le carbonate neutre fait distiller un liquide. Dans les deux derniers cas de l'acide carbonique est dégagé.

Thomson, en concentrant dans le vide de Leslie la solution d'acétate d'ammoniaque, a obtenu des cristaux qui contiennent 7 rapports d'eau. Le sel était très-déliquescent. Celui que nous avons appris à faire par l'acide absolu et le gaz ammoniacal ne pouvait contenir plus de 1 rapport d'eau puisque l'acide n'en contenait pas plus et que l'ammoniaque n'en contenait pas du tout. Nous possédons de ce sel, fait depuis 12 à 13 ans, qui n'a pas encore fait mine de s'humecter. Le sel avec moins d'eau est donc plus persistant que celui avec plus d'eau. C'est la même chose que pour le souscarbonate de soude et le souscarbonate de potasse. Celui de ces sels qui cristallise avec le plus d'eau est le plus déliquescent. Le sel examiné par Thomson doit, comme ce dernier, se fondre à la moindre chaleur et recristalliser avec moins d'eau. Dans le vide simple la saturation des acides aisément volatils, par le gaz ammoniacal, se fait hors du vase; sous une cloche remplie d'air, dans le vase. Le sel se forme dans le vase qui contient l'acide; dans le vide, il se dépose sur la parois des cloches. Les acides fixes ou peu volatils ne sont pas saturés : le gaz ammoniacal a plus d'af.

finité avec le vuide qu'avec un pareil acide. La rarefaction peut s'opposer à la combinaison. Il est probable que le sel avec 7 rapports d'eau, obtenu par Thomson, aura été du suracétate, qu'on sait pouvoir cristalliser.

Le sel acide est obtenu lorsque par l'évaporation on rapproche du sel liquide jusqu'au point de cristalliser. Une partie de l'ammoniaque se dégage et de l'eau prend sa place. En vase clos et en haussant un peu la chaleur, il se serait sublimé. Après que le sursel s'est sublimé, il s'élève du sel neutre, ce qui indique, ou que le sursel est à plus de 1 rapport de suracide, ou que le sel acide avant la sublimation est à moins de 1 rapport de suracide. On peut aussi, dans le rapport de sa composition, proportionner du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque avec de l'acide acétique absolu. Il est alors immédiatement concret malgré qu'il ait 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'eau. On a encore du sursel, j'ignore à quel degré, en plaçant sous la même cloche une coupe contenant de l'acétate neutre et une contenant de l'acide hydrochlorique. L'ammoniaque quitte l'acide acétique pour passer à l'acide hydrochlorique. De l'acétate d'ammoniaque liquide est employé en médecine. Il porte le nom d'Esprit de Minderere. On le prépare en saturant par du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque du vinaigre blanc de vin légèrement chauffé. On introduit l'alcali dans l'acide. La neutralité est atteinte lorsqu'il ne se fait plus d'effervescence. Si l'on faisait l'introduction contraire, l'effervescence ne commencerait que lors-

que la portion d'alcali libre serait saturée de vinaigre, et, en l'arrêtant là, on aurait du tri-carbonato-acétate, sel qui peu à peu perdrait de l'acide carbonique et reviendrait du carbonato-souscarbonate mêlé avec de l'acétate. L'effet de souscarbonisation a lieu parcequ'il s'exerce de la part de l'acétate une tendance à se former en sousacétate. On a de l'Esprit de Minderere d'une concentration fixe si à de l'acide acétique absolu on ajoute, jusqu'à neutralisation, de l'ammoniaque liquide également absolu.

A l'état un peu dilué, l'Esprit de Minderere éprouve une décomposition totale de son acide. De l'acide carbonique se forme et de la moisissure s'organise; sans la formation de celle-ci, la soustraction de la moitié de l'oxygène et du quart du carbone laisserait 1 $\frac{1}{2}$ rapport de carbone avec 2 d'hydrogène et 1 d'eau, et si du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque était formé, tout l'oxygène et un quart et demi du carbone seraient employés à la production de ce sel; il ne se formerait pas d'eau et 3 d'hydrogène seraient unis aux 2 $\frac{1}{2}$ quarts du carbone. Ce composé, joint à de l'eau, doit faire naître la moisissure. Il n'y a pas possibilité d'autre décomposition. L'avantage qu'on retire du diluement prouve que l'eau prend part à l'action.

Lactate d'ammoniaque. Le sel neutre de cet acide n'a pas encore été réduit en cristaux. Quand on évapore sa solution une partie de la base l'abandonne et un sel avec excès d'acide cristallise. En soumettant celui-ci, ou sa solution rapprochée,

à l'émanation ammoniacale coercée par son occlusion sous une cloche, il y a peu de doute qu'il ne se resature d'ammoniaque et ne prenne la forme cristalline. Nous avons dit que l'acide lactique, en se sublimant, dépose 2 rapports d'eau et que de 3 carbone, 6 oxigène, 6 hydrogène, il devient 3 carbone, 4 oxigène et 4 hydrogène. La retraite de 2 rapports d'eau le fait cristalliser. À l'état liquide il a les mêmes constituans que l'acide acétique absolu et le sucre anhydre. L'acide acétique aussi s'hydrate par 2 rapports d'eau et ne peut s'hydrater par moins. Toutefois l'acide acétique, en s'unissant aux bases, dépose ces 2 rapports d'eau, tandis que, dans la même circonstance, l'acide lactique en retient un. Il serait curieux de voir si avec l'acide sublimé le carbonate d'ammoniaque neutre formerait un sel; ce sel serait anhydre et sortirait du rang des sels ammoniacaux ordinaires, car l'eau du carbonate devrait servir à régénérer l'acide et il n'en resterait pas pour hydrater le sel. Si les souscarbonates d'alcali fixe ne formaient pas de sel ce serait une preuve que, par la sublimation, l'acide liquide non seulement se deshydrate, mais aussi se desacidifie, car il en résulterait que, pour être de l'acide, il devrait s'adjoindre 1 rapport d'eau. À l'article citrate de soude on verra que l'acide citrique engagé avec cette base et autres, laisse au feu échapper une portion de l'eau qui organise son carbone en bois, et qu'au contact de ce liquide il la reprend. L'acide lactique sublimé serait donc de cet acide anhydre moins 1 de ses

5 rapports d'eau de composition. Dans cet acide 1 rapport d'eau acidifie les 3 rapports de carbone-bois et un autre rapport conjoint les élémens de l'acide. Ce dernier rapport est de rigueur, car l'acide ne peut l'abandonner sans lâcher prise à l'eau qui l'acidifie. Cela prouve le rôle important que joue la conjonction dans le maintien en composition, puisque *l'être ou ne pas être* des corps en dépend. La perte d'eau d'acidification que l'acide lactique éprouve conjointement avec celle de conjonction est une espèce de réduction et d'isolement de son radical d'avec le principe qui l'acidifie. Le principe est ici l'eau, et le radical est l'acide sublimé. Cet acide sublimé consiste en 2 carbone-bois et 1 carbone-sucré (2 carbone et 2 principes de l'eau, avec 1 carbone et 2 principes de l'eau). Le carbone-sucré peut être considéré comme étant pris en charge. On avait bien réduit des radicaux d'acides en expulsant leur oxygène par le feu, mais on n'en avait pas encore réduit en expulsant, par le même moyen, leur eau. Cette découverte ajoute un nouveau lustre au travail de MM. J. Gay-Lussac et Pelouze sur l'acide lactique.

Si le gaz ammoniacal pouvait s'engager avec l'acide lactique sublimé sans qu'il fut adjoint de l'eau, il pourrait en résulter un corps particulier et analogue à celui que le même gaz forme avec l'huile volatile de moutarde noire. La composition en répondrait à 2 de carbone-bois, 1 d'azoto-carbone-sucré et 3 d'hydrogène et serait du lacture d'ammoniaque, *lactis* étant le nom du radical de l'acide.

Nous venons de dire que la combinaison du gaz ammoniacal avec le sublimé de l'acide lactique, en la supposant possible, aurait de l'analogie avec la combinaison que le même gaz contracte avec l'huile distillée de moutarde noire. Selon toute apparence cette huile est un radical d'acide et sa combinaison avec l'ammoniaque un sinapiure de cet alcali, de *sinapie*, que ce radical pourrait être nommé. Le sinapiure d'ammoniaque cristallise de sa formation par l'huile de moutarde et l'ammoniaque liquide. Il est blanc, inodore, amer. Il se liquéfie à 70° et se dissout dans l'eau, l'alcool, et l'éther, et recristallise de ces solutions. Aucun réactif ne trouble sa solution dans l'eau, et l'huile ne peut être régénérée de sa combinaison avec l'ammoniaque, laquelle par conséquent est autre chose qu'un savonule. Le sinapiure d'ammoniaque consiste en volumes égaux de ses ingrédients, l'un nativement gazeux et l'autre vaporisé par la chaleur. Si l'expansion de la vapeur de l'huile est 8 comme l'est celle du gaz ammoniacal, rapports égaux des deux seront unis. Une incorporation forcée d'eau rendue chaude sous la pression de sa vapeur, pourrait acidifier l'huile et salifier le sinapiure. Le sel serait du sinapiate d'ammoniaque. L'huile, d'après MM. Dumas et Pelouze, qui ont découvert le sinapiure¹, a pour composans 8 rapports de carbone, 1 d'azote, 5/4 rapport de soufre, autant d'oxygène et 3 d'hydrogène. Si l'ammoniaque confondait ses principes avec ceux de l'huile, l'azote de l'huile s'augmenterait de 1 et son hydrogène, de 3.

Braconnot a trouvé dans la jusée un acide qu'il dit être identique avec celui qu'il avait nommé nanceïque et qui maintenant est reconnu pour être de l'acide lactique. La jusée est l'infusion faite à froid de la mouture d'écorce de chêne qui a déjà servi au tannage. Elle est acide et sert, à son tour, à faire gonfler les peaux.

Pour extraire l'acide de la jusée, on clarifie celle-ci au blanc d'œuf, qui se coagule avec le tannin et entraîne dans sa coagulation tout ce qui n'est pas dissous dans la liqueur. On évapore en consistance de sirop. Il cristallisera du sel à base de chaux et à base de magnésie. On décolore autant que possible par des solutions et des cristallisations répétées. On dissout dans de l'eau chaude et on délaie dans la solution, d'abord de l'hydrate humide d'alumine et ensuite du charbon animal. On précipite la magnésie par de l'hydrate de chaux et on décompose le sel calcaire résultant par de l'acide oxalique.

Lampate d'ammoniaque. Ce sel doit être fait avec un acide concentré et de l'ammoniaque carbonatée ou gazeuze, à cause que sa solution ne peut être rapprochée sans que le sel se décompose. Au feu le sel brunit et, à 100°, il se volatilise en répandant une odeur de matière animale en combustion. Les principes de l'alcali se confondent avec ceux de l'acide et de leur pénétration mutuelle résulte du cyane alcalisé.

Gallate d'ammoniaque. Ce sel est différent suivant qu'il est formé d'acide par sublimation ou d'acide par cristallisation. Pelouze a fait voir que

l'acide cristallisé contient 172 rapport de carbone et 2 rapports d'oxygène de plus que celui sublimé et qu'il est en outre conjoint par 1 rapport d'eau. 3 172 carbone, 5 au lieu de 3 oxygène et 3 hydrogène ; puis 1 oxygène et 1 hydrogène pour l'eau. Pendant la sublimation le neptunacide perd son eau et 2 d'oxygène avec 172 de carbone unis en acide carbonique : échappent à la décomposition 3 de carbone, 3 d'oxygène et 3 d'hydrogène pour former le vulcainacide. L'acide méconique dépose de même de l'oxygène et du carbone proportionnés en acide carbonique pour devenir de l'acide qui est neptuno-vulcainique puisque c'est par l'action réunie de l'eau et du feu que la transmutation s'opère. On peut voir ce que nous avons dit sur le mécanisme chimique de cette transmutation à l'article de l'acide transmuté. Nous verrons ci-après que d'autres acides, parmi lesquels ceux des huiles et graisses, éprouvent la même perte en changeant de composition. L'acide ellagique contient 1 d'oxygène et 1 d'hydrogène de moins que l'acide neptuno-gallique. Il est de même conjoint par 1 d'eau. Cet acide est obtenu en délayant dans l'eau et laissant fermenter en lieu chaud, de la noix vomique réduite en poudre. On exprime et on fait dissoudre jusqu'à neutralité dans de la potasse caustique affaiblie, le marc à peine soluble dans l'eau, lequel est l'acide ellagique. On dépure et on expose à l'évaporation spontanée. De l'éllagate de potasse sera cristallisé. On le fait dissoudre dans l'eau et on précipite l'acide au moyen d'acide hydrochlor-

rique. L'ellagate d'ammoniaque hérite de son acide d'être insoluble dans l'eau. On l'obtient en décomposant la solution de son pareil à base de potasse par de l'hydrochlorate d'ammoniaque en place d'acide hydrochlorique. Aussi de la saturation directe de l'acide par l'ammoniaque. C'est encore à Pelouze que ces nouveaux renseignements sur l'acide gallique sont dus. L'acide gallique sublimé appartient donc au nombre des pyroacides. Le gallate d'ammoniaque brunit ou verdit au contact de l'air. De l'oxygène doit être ajouté ou de l'hydrogène et du carbone être mis à nu. On ne conçoit pas quelle altération peut éprouver de la part de l'oxygène du bois portant en charge 1/2 rapport de sa pareille et développé par lui dans son caractère acide.

Oxalhydrate d'ammoniaque. D'après M. Guérin Varry, qui a fait connaître l'acide oxalhydrique, le sel ammoniacal neutre de cet acide n'est pas susceptible de cristalliser. Le même sel avec excès d'acide cristallise très-bien. De l'acide conjoint par l'eau lui tient lieu d'eau. Il est inaltérable à l'air. Il est peu soluble dans l'eau froide, beaucoup plus soluble dans l'eau chaude. Il se dissout aussi dans l'alcool chaud; pas dans l'alcool froid. La moindre solubilité de l'oxalhydrate acide que du même sel neutre, fait que celui-ci ne peut cristalliser. Au point de concentration où le premier est concrescible le second se décompose. De l'ammoniaque devient libre et du sel acide se concrète.

Méconate d'ammoniaque. Ce sel cristallise par

les deux voies, sèche et humide. Il se dissout dans 1 $\frac{1}{2}$ fois son poids d'eau. Il perd de l'eau au feu, après quoi il se sublime sans se décomposer. Les cristaux formés dans l'eau doivent être plus d'une fois hydratés et le sel sublimé doit seul être de l'hydrate simple ou être anhydre, s'entend, ne pas être conjoint par de l'eau. Il n'est cependant pas soluble dans l'alcool. Pour l'obtenir par sublimation on mêle intimement rapports égaux de méconate de baryte et d'hydrochlorate d'ammoniaque : 3 parties du premier et 2 du dernier, et on sublime. Les cristaux sont persistans à l'air et peuvent être rectifiés à la sublimation sans changer de composition.

Kinate d'ammoniaque. L'ammoniaque a deux sels à acide kinique, un neutre et un acide. Aucun des deux ne peut être conduit à cristalliser. On n'a pas essayé d'incorporer à l'acide cristallisé de l'ammoniaque gazeuse, et pas davantage de produire l'un ou l'autre sel par décomposition double. Une nouvelle analyse de l'acide kinique, entreprise par Liébig, a fait rectifier les indications d'une première. Sa composition est maintenant fixée à 7 $\frac{1}{2}$ rapports de carbone, 9 d'oxygène et autant d'hydrogène, ce qui répond à 7 $\frac{1}{2}$ de carbone-bois ou 3 $\frac{3}{4}$ de bois acidifiés par $\frac{1}{2}$ rapport d'eau sur 1 $\frac{1}{2}$ de carbone-bois. La première analyse avait indiqué 3 rapports d'eau de plus. Baup avait diminué de 2 les rapports de l'eau et les avait fixés à 10. Il attribue à l'acide cristallisé 1 rapport d'eau, qui peut en être expulsé par la chaleur. Il manque à cet acide 13 $\frac{1}{2}$

rapports de principes de l'eau pour être de l'acide acétique sans eau de conjonction et $\frac{3}{4}$ d'eau pour l'être avec eau de conjonction.

Camphorate d'ammoniaque. Ce sel est très-soluble et en outre déliquescent. Cette appétence pour l'eau fait qu'il ne se retire pas facilement de ce liquide pour cristalliser. Cependant il cristallise. Au feu il laisse échapper une portion de sa base. A une chaleur de sublimation, une partie du sel se sublime et une autre partie se décompose. L'acide camphorique demandant pour sa solution près de 10 parties d'eau, il sera plus difficile de former le sel de gaz ammoniacal et d'acide dissous. On l'obtient en saturant de l'acide camphorique par du souscarbonate d'ammoniaque. Il est soluble dans l'alcool absolu. Le même sel, fait d'acide inférieur ou dans lequel le camphre n'est pas acidifié au complet, est beaucoup moins soluble dans l'eau que celui-ci. L'acide de ce sel doit être considéré comme ayant ajouté une charge à celle qu'il portait déjà. Cette charge peut être du camphre oxidé. Si c'était du camphre simple, il n'y a pas de doute que, par la salification, il ne se séparât de l'acide complet. Quand dans de l'oxygène on fait brûler du camphre, après les premiers effets de combustion, le flacon se remplit d'ondulations lumineuses qui sont de la vapeur de camphre brûlant avec lenteur dans de l'oxygène dilué de beaucoup d'acide carbonique. L'eau contenue dans le flacon prend une saveur intensément acide. Une forte émission de vapeur fuyigineuse accompagne la combustion du camphre

dans le gaz oxigène comme dans l'air atmosphérique et sa combustion dans l'oxidule d'azote n'est sous aucun rapport différente de celle dans l'oxigène; seulement, la flamme, comme celle du soufre, est jaune et très-large.

Suberate d'ammoniaque. Ce sel cristallise par solution et par sublimation. Il est très-soluble dans l'eau. En quantité qui ne soit pas trop petite et par l'évaporation spontanée, sa cristallisation est très-facile. Il est volatil sans décomposition; toutefois sa sublimation est le plus sûrement entreprise dans une atmosphère de gaz ammoniacal.

D'après une analyse récente que M. Bussy a faite de l'acide subérique, cet acide devrait se rapprocher des acides gras, et ses constituans, à l'état anhydre, devraient être 4 carbone, 3 oxigène, et 6 hydrogène. A l'état hydraté, il contiendrait 1 rapport d'eau de plus. Cette composition répondrait à 3 carbone-bois, dont un est pris en charge; 172 carbone hydrogené et 172 hydrogène carboné. Ce serait, d'après cela, un carbono-hydrogeno-acide : bois acidifié par une hydrogenation de carbone qui répondrait à l'acide oxalique (1 carbone et 3 hydrogène, comme 1 carbone et 3 oxigène). On peut aussi en faire : charge, 2 rapports, radical, carbone hydrogené et hydrogène simple; de chaque 1 rapport. L'hydrogène simple développerait le composé en acide. L'auteur cherche une certaine relation pour la quantité du principe acidifiant entre cet acide et les autres acides d'essence grasseuse. Cette relation ne peut exister que sous le rapport qu'il faut une quantité don-

née d'oxygène pour former le radical de l'acide et une autre pour former la charge, car aucun acide, à moins d'être acidifié par de l'oxygène seul, n'est sans charge, et ici il ne pourrait y en avoir moins pour les deux effets. L'oxygène ne saurait acidifier qu'après qu'il n'y a plus d'hydrogène à convertir en eau et plus de carbone à organiser par cette eau. Une substance organique doit avoir un radical sous peine de ne pas être organique, et ce radical doit se composer de rapports égaux d'oxide de carbone et de carbone hydrogené. Ce radical, dans l'acide subérique, emporte les $\frac{2}{3}$ de l'oxygène et la moitié du carbone. Nous avons, d'après les analyses précédentes, fixé la composition de cet acide à carbone 3, oxygène 6, et hydrogène 9. L'auteur, d'après une première analyse, s'était arrêté à 2 carbone, 2 oxygène et 3 hydrogène, ce qui ne pouvait pas être une composition d'acide gras ou aurait été une sans exemple, curieuse, précieuse, car elle aurait fait voir une hydracidification du radical organique aussi simple que le sont toutes les autres hydracidifications connues en ce qu'elle serait faite entre rapports égaux de radical (2 carbone et 2 principes de l'eau) et d'hydrogène (1 d'hydrogène). L'auteur, dans sa dernière analyse, a opéré sur du pyroacide, car il a fait sublimer l'acide obtenu par la voie humide : cristallisation après fusion. Il a rectifié le degré où l'acide se fond et l'a porté de 52, où il avait été fixé, à 124. Le rapport d'eau est de conjonction, car il se volatilise avec l'acide et n'est séparable que par un oxide.

Benzoate d'ammoniaque. L'acide benzoïque a un sel neutre que, par la voie directe, il est difficile d'obtenir, mais qu'on peut se procurer par double décomposition. Il a aussi un sous-sel, qui est déliquescent, et un sur-sel qui est efflorescent. Ce dernier cristallise de sa solution dans l'eau chaude. Le premier et le dernier sont solubles dans l'alcool. Du benzoate d'ammoniaque neutre et anhydre, malgré que ce soit un sel ammoniacal, existe à côté d'anhydrochlorate du même alcali, dans le chlorure de radical benzoïque qu'on a saturé de gaz ammoniacal. Ce chlorure est de l'acide anhydro-benzoïco-anhydrochlorique et le sel double, de l'anhydro-benzoato-anhydrochlorate, l'un et l'autre d'ammoniaque. Les deux sels se tiennent mutuellement lieu d'eau. La vicehydratation se fait de part et d'autre par un seul rapport de sel. Par une application prolongée du gaz ammoniacal il pourra ne pas être impossible d'incorporer à l'acide benzoïco-anhydrochlorique saturé en neutre un troisième rapport d'alcali qui surproportionnerait en sousbenzoate le sel benzoatique neutre que nous avons dit être susceptible de ce surproportionnement. Le sel double benzoato-anhydrochlorate est nécessairement indécomposable par le feu, qui devrait mettre en dégagement du chlore et laisser en arrière du sousbenzouure d'ammoniaque : 1 radical benzoïque et 2 ammoniaque. Aucun des deux sels n'a une existence incombinaisonnée et les acides qui respectivement salifient l'ammoniaque n'ont pas davantage cette existence, et, en outre,

L'acide anhydrochlorique n'a pas de sous-sel ammoniacal. Un acide sans eau et tel que l'acide boracique anhydre ne pourrait se substituer ni à l'un ni à l'autre de ces acides. L'inconstituabilité des sels ammoniacaux sans être hydratés par l'eau paraîtrait dénoter que l'impair des rapports d'hydrogène fait pour les corps nativement relatifs et alcalifiés par ce principe, ce que fait l'impair des rapports d'oxygène pour les mêmes corps acidifiés par l'oxygène. Ceux-ci n'ont point par eux-mêmes d'existence incombinaisonnée, les autres ne l'ont point étant unis aux acides. L'hydrogène de l'eau porte ce nombre au pair et assure l'existence du sel. En n'admettant pas d'eau dans les hydracides des comburens, c'est l'hydrogène d'hydroacidification qui complète l'hydrogène jusqu'à 4. Le second rapport d'alcali fait la même chose par l'un de ses 3 rapports d'hydrogène et la vraie constitution du sursel est du sel neutre d'ammoniacal faite de 4 au lieu de 3 rapports d'hydrogène uni à de l'amide. On remarquera que les sels constituables avec excès d'ammoniacal sont ceux dont les acides, à l'état majeur, ont un nombre pair de rapports d'oxygène : acide carbonique et acide boracique ; pas ceux qui, à l'état mineur, ont ce nombre pair : acides sulfureux, selenieux, hypocarbonateux. Les sels ammoniacaux des acides dont le nombre n'est pas pair prennent plutôt un excès d'acide qu'un d'alcali, et ceux des acides qui n'ont que 1 rapport d'oxygène ne se constituent également point avec excès d'ammoniacal (acides des comburens). Dans les hydro-sur-

sels de combustibles, le second rapport d'acide prête son hydrogène pour élever au pair le nombre des rapports de ce principe dans la partie du sel qui est proportionnée en neutre. Ce sel consiste alors en sel neutre et en acide hydroeux : 1 selène, 1 soufre, 1 tellure, 1 cyane et 122 hydrogène. Un oxide de métal, un sel de pareil oxide, peuvent tenir lieu d'eau et d'excès d'ammoniaque; alors les métaux se constituent les représentans de l'hydrogène. Les acides qui remplissent la même fonction agissent par l'hydrogène de l'eau à laquelle ils sont nécessairement unis à cause que le nombre des rapports d'oxigène qui les acidifie n'est pas pair. On prétend que l'ammoniaque de l'anhydrobenzoate se soushydrogène du tiers pour métalliser sa pareille de l'anhydrochlorate ou pour hydro-acidifier le chlore de celui-ci. Dans la première supposition, de 2 rapports d'ammoniaque 1 se réduirait à 2 d'hydrogène et l'autre s'établirait à 4 de ce principe; dans la seconde, un seul rapport éprouverait un changement de relation avec l'hydrogène.

L'anhydrochlorate d'ammoniaque constitué d'une manière quelconque en sel correspondant à de l'hydrochlorate n'est par le feu seul pas séparable de l'amide uni au radical benzoïque, malgré sa volatilité bien connue et malgré la constituabilité hors d'engagement de cette union, que nous avons dit avoir reçu le nom de benzamide. Il faut de l'eau pour que le sel doublement anhydre soit disloqué et cette eau doit être froide. L'oxigène du chlore qui a acidifié le radical ben-

zoïque repasse à l'anhydrochlorate d'ammoniaque et amène avec lui l'un des 3 rapports d'hydrogène appartenans à l'ammoniaque de l'anhydrobenzoate. Il en résulte de l'amide (1 azote et 2 hydrogène) qui, n'ayant pas d'existence combinée, reste avec le radical benzoïque et forme la benzamide. Avec 1 d'hydrogène de plus la benzamide serait du benzamure d'ammoniaque. Il est étonnant que l'eau ne borne pas son action à enlever à l'anhydrobenzoate ayant une existence indépendante de l'eau l'anhydrochlorate n'ayant point cette existence et que l'eau composerait en hydrochlorate. La différence de la benzamide à l'anhydrobenzoate serait de 1 principes de l'eau. La dislocation de l'anhydrosel double demanderait 2 rapports d'eau. Son partage en hydrochlorate et benzamide ne demanderait pas du tout d'eau. La formation de la benzamide en benzoate demanderait 2 rapports d'eau, dont un servirait à régénérer l'acide et l'ammoniaque, et l'autre, à hydrater le sel.

L'acide benzoïque est acidifié par 1 rapport d'oxygène et ne saurait l'être par plus de ce principe, car de 3 d'oxygène que son analyse indique, 2 appartiennent à son radical-bois. C'est de l'acide succinique portant en charge un composé de 5 rapports de carbone et de 3 rapports d'hydrogène répondant à 1 carbure d'hydrogène et 4 sous-carbure du même principe. La charge fait la différence de l'acide benzoïque à l'acide succinique. L'oxygène d'acidification est conjoint avec le radical par 1 rapport d'eau que les oxides en dé

placent. L'huile distillée d'amandes amères est de l'acide benzoïque sans eau et plus 1 d'hydrogène et moins 1 d'oxygène ou moins 2 d'oxygène. La composition de la benzamide ne sera mise au net que lorsque l'hydrochlorate d'ammoniaque aura pu être séparé par la sublimation d'avec ce composé.

En n'admettant pas que l'oxygène du chlore acidifie le radical benzoïque, le produit de la saturation du chlorure de ce radical par l'ammoniaque doit consister en chlorure et benzoate de cet alcali (radicaux des acides hydrochlorique et benzoïque unis à l'ammoniaque). Alors la réaction si puissante du gaz ammoniacal serait exercée sur ces deux radicaux au lieu de l'être sur leurs anhydroacides et elle le serait malgré la répugnance bien connue de l'ammoniaque à former des composés en *ure*. Si l'on admet le contraire, ce sont deux anhydroacides qui sont anhydrosalifiés par un alcali, et l'on pourra alors facilement concevoir comment l'ammoniaque uni à un acide végétal portant une charge notable, peut se maintenir à l'état anhydre où il a été constitué forcément et par le secours d'un autre sel anhydre. La différence de la benzamide à l'anhydrobenzoate d'ammoniaque serait de 1 rapport de principes de l'eau que le dernier contiendrait de plus. Cette différence est notable. Rien ne doit empêcher que le benzoate, une fois assez rapproché dans ses constituans pour être anhydre, ne soit, ainsi qu'il l'est, soluble dans l'eau chaude et ne puisse cristalliser de cette solution

A l'état libre, ce sel exerce si peu de tendance à se former en hydrate, que lorsqu'il l'est il peut à peine s'y maintenir.

L'acide sulfurique concentré disjoint la benzamide, fait sublimer de l'acide benzoïque et compose du sulfate d'ammoniaque, qui doit être du sursulfate et consister en un rapport d'acide hydrique tenant lieu d'eau à 1 rapport de sel ammoniacal anhydre. Si l'ammoniaque devait être régénérée et le radical benzoïque acidifié, il manquerait le rapport d'eau nécessaire pour constituer en isolement l'acide formé. La mise-en-isolement de l'acide prouve que ce rapport d'eau ne manque pas et qu'il est fourni par l'acide sulfurique engagé à sec avec l'ammoniaque, et l'expérience établit la preuve que la benzamide est du benzoate anhydre d'ammoniaque. De l'hydrate d'alcali fixe peut sur le composé faire toute autre chose que l'acide sulfurique, car il a en eau le double de ce qui est requis pour, par son hydrogène, recomposer l'ammoniaque et, par son oxygène, régénérer l'acide, car pour 1 rapport d'anhydroacide double il faut 2 rapports d'alcali qui contiennent 2 rapports d'eau, et la récomposition ne demande que 1 rapport. Le souscarbonate sec du même devrait pouvoir décomposer le double sel et dégager l'ammoniaque, partie souscarbonatée et partie caustique. La baryte caustique anhydre, employée en excès, par suite de son appétence pour l'eau, paraît au feu enlever à la benzamide de l'eau et s'en hydrater; à cette occasion de l'ammoniaque se dégage et une chle-

ruration du carbone distille. Dans la supposition que les 2 d'oxigène fussent formés en eau et que cette eau hydraterait 2 de baryte, et en supposant que le chlore prit 1 de carbone ou l'acide anhydrochlorique, 1 d'oxidule de ce combustible, et que l'ammoniaque se dégagât, il resterait 4 de carbone et 2 d'hydrogène dont la destination ne serait pas renseignée. Le chlorure n'est altéré, ni par les acides, ni par les alcalis et pas même, à une douce chaleur, par le métal de la potasse. Cela prouve que son second composant est inconstituable hors d'engagement. L'oxidule de carbone est un pareil corps. Le chlorure est néanmoins combustible. La combustion devrait enlever le carbone et laisser le chlore libre.

Il est dit que l'acide supposé cyanico-anhydrobenzoïque est, par le gaz ammoniacal, formé en sel double anhydre, comme l'est l'acide anhydrobenzoïco-anhydrochlorique et que, par la chaleur de la combinaison, les deux sels anhydres se séparent : que l'anhydrocyanate se volatilise et se sublime et que l'anhydrobenzoate, moins volatil, reste. Si la benzamide restait, le sublimé serait du cyanure d'ammoniaque hydraté : cyane, ammoniaque, eau, de chaque rapport égal : ou du cyanure d'oxide d'ammoniacon surcomposé, celui-ci fait de 1 azote, 1 oxigène et 4 hydrogène. Nous avons fait voir que cette composition est fictive et que l'ammoniaque ordinaire est l'oxide de son métal : 6 de combustible réduit de l'azote et 3 d'hydrogène pour former le métal et 8 d'oxigène pour oxider celui-ci. D'après la manière dont

le cyanure de radical benzoïque est obtenu, ce composé consiste en acide benzoïque sans eau et acide hydrocyanique qui lui tient lieu d'eau. On le prépare en décomposant de l'hydrocyanate de mercure par de l'acide anhydro-benzoïco-anhydrochlorique. L'acide anhydrochlorique passe à l'oxide de mercure et l'anhydroacide benzoïque, à l'acide hydrocyanique. Cette composition répond à de l'hydrate de cyanoradical benzoïque et aussi à du cyanate d'huile d'amandes amères, l'oxygène de l'acide anhydrobenzoïque passant au cyane et l'hydrogène de celui-ci s'unissant au radical benzoïque. L'ammoniaque doit le partager en benzoate de sa substance sans eau, réputé être de la benzamide, et en hydrocyanate également anhydre. L'acide cyanique uni à l'huile d'amandes amères pourrait fournir le même composé. Il faudrait alors que le cyane prit l'hydrogène de l'huile et le radical benzoïque, l'oxygène de l'acide cyanique; initialement la composition est inverse. Le cyane s'unit à l'huile sans enlever l'hydrogène à cause que le radical benzoïque n'a pas d'existence incombinaisonnée. Dans l'hypothèse que ce que nous considérons comme un acide double fut du cyanure de radical benzoïque, alors la saturation du composé par de l'ammoniaque serait du cyanure et du benzoate de cet alcali. L'eau pourrait transformer le premier en cyanatohydrocyanate et composer le second en sous-benzoate et huile régénérée, $1\frac{1}{2}$ radical avec $1\frac{1}{2}$ oxygène et $1\frac{1}{2}$ radical avec $1\frac{1}{2}$ hydrogène.

La formation de l'acide anhydrobenzoïco-anhy-

drochlorique offre un singulier exemple de chlore qui prend la place d'hydrogène enlevé par d'autre chlore. L'inconstituabilité hors d'engagement du radical benzoïque, l'oblige à prendre du chlore dans le rapport qu'il perd de l'hydrogène. Cela ne serait pas ainsi s'il pouvait se former du chlorure de radical benzoïque hydrogené, à peu près comme cela se fait lorsqu'on transforme le chlorure de carbone hydrogené en ce qu'on nomme chlorure de carbone simple, ou lorsqu'on oxidule du fer, ou qu'on incorpore de l'hydrogène à des sous-oxides ou des sous-oxidules d'un métal. L'hydrogène coengagé avec l'oxygène est subséquemment enlevé par l'oxygène de l'air. Ces prestations d'aide sont très-fréquentes en chimie, où tout concourt au même but de composition et décomposition et où le besoin de la matière de se mouvoir se manifeste par les effets les plus opposés. Les deux acides anhydrobenzoïque et anhydrochlorique, inconstituables sans eau, se tiennent mutuellement lieu de ce liquide. On a vu qu'également leurs sels ammoniacaux se tiennent l'un à l'autre lieu d'eau. La vice-hydratation, que nous avons signalée, il y a 25 ans, n'est autre chose que la substitution d'un saturant à un autre saturant, pour satisfaire au besoin d'une saturation obligée. Cette substitution se rencontre à chaque pas qu'on fait en chimie. C'est la ressource des decompositions qui, sans elle, seraient impossibles.

La prestation d'aide qui se fait dans la formation du chlorure de radical benzoïque d'huile

d'amandes amères et de rapport double de chlore, est une répétition de la même prestation d'aide qui se fait dans la formation de l'acide benzoïque par la même huile et rapport double d'oxygène. L'un rapport enlève l'hydrogène et l'autre se joint à l'huile deshydrogénée, qui est le radical de l'acide benzoïque. L'eau formée reste pour assurer la conjonction entre l'oxygène et le radical. Dans le chlorure, cette conjonction est assurée par l'acide radical du chlore, corps inconstituable hors d'engagement s'il y en a un. Les acides anhydrobromico et anhydriodico-anhydrobenzoïques donneront sans doute par la décomposition de leurs sels ammoniacaux anhydres des produits semblables à ceux dont il vient d'être parlé.

La constituabilité hors d'engagement avec l'eau du benzoate d'ammoniaque dans la benzamide dépend, sans doute, de ce que le benzoate d'ammoniaque anhydre n'est pas un sel, mais de l'acide benzoïque dans lequel l'engagement entre l'oxygène et le radical est maintenu par l'ammoniaque en place de l'être par l'eau. La possibilité de cette substitution repose sur ce que l'acide benzoïque a pour radical un composé décomposable, et que l'engagement sec d'un tel acide avec l'ammoniaque a bien moins de conséquence pour les résultats de sa décomposition sans autre intermède que la chaleur, qu'aurait la même décomposition de sels ammoniacaux secs dont l'acide aurait pour radical un corps relatif simple. En poussant à l'extrême la décomposition ou le

changement de composition du benzoate d'ammoniaque sans eau par le moyen de la chaleur, on aurait pour produit, en reportant, pour en former de l'eau, tout l'hydrogène de l'alcali sur l'oxygène à la fois de l'acide et du radical, un composé de 7 rapports de carbone, 1 rapport d'azote et 5 rapports d'hydrogène. A sa désorganisation près ce composé ne serait pas très-éloigné de la composition des faux alcalis et consisterait en 1 d'ammoniaque formée d'azote tenant en charge 7 de carbone et 2 d'hydrogène au lieu d'être de l'ammoniaque simple. L'eau formée par 1 d'hydrogène avec les 8 d'oxygène qui acidifient le radical, et les 2 autres d'hydrogènes avec l'azote pourront rester en incorporation au radical et former un faux alcali particulier, qui serait organisé comme le sont les autres alcalis de la même catégorie. La ressource, pour éviter les compositions extraordinaires, est sans bornes dans le règne des corps organiques. La matière y échappe à toutes les formes inhabituelles qu'on tenterait de lui faire prendre. Il n'en est pas de même des sels ammoniacaux dont les acides ont pour radical un corps relatif simple. Ceux-là seraient réduits dans leur acide et conjoints dans les radicaux de leurs composans. L'hydrogène de l'ammoniaque s'unirait à l'oxygène de l'acide et l'azote se combinerait avec le radical de celui-ci. Un excès d'hydrogène se dégagerait, uni à un excès d'azote, ou à l'état libre, et dans le rapport que l'azote serait excédant, le radical de l'acide le deviendrait. L'azote naissant ne pourrait man-

quer de s'unir au radical sortant de combinaison et, suivant l'énergie combustible réciproque, de s'unir avec lui en qualité, soit de comburent, soit de combustible. Les sels secs ammoniacaux de comburens consisteraient en acide radical et ammoniacque; l'hydrogène ne trouverait rien à réduire, si ce n'est l'acide radical lui-même, ce qui demanderait un seul rapport d'hydrogène, et alors probablement l'azote seul, ou avec le restant de l'hydrogène, se combinerait avec le demi-rapport du combustible réduit du radical, ou le radical deviendrait libre et serait un corps sans oxygène, un combustible absolu, un métal nouveau. Dans ce dernier cas de l'amide deviendrait libre; mais il est plus probable que l'hydrogène, en totalité ou en partie, se joindrait à l'acide radical et que l'azote se dégagerait ou resterait lui-même combiné avec le composé nouveau lequel serait un combustible relatif. La présence de l'eau empêche cet effet en ce qu'elle procure à l'acide le moyen de subsister sans devoir se décomposer. Les sels ammoniacaux dont les acides ont un nombre impair de rapports d'oxygène, seront toujours les plus difficiles à se constituer sans eau. Quand on veut les dépouiller d'eau ils prennent un excès d'acide, et quand leur décomposition peut donner lieu à des produits constituables hors d'engagement ils éprouvent cette décomposition à mesure que l'eau les quitte. Le nitrate d'ammoniacque est dans ce cas. Le nitrite de cet alcali donnerait une union entre deux radicaux si le radical

de sa base n'était pas le même que celui de son acide. Les sels ammoniacaux dont les acides ont un nombre pair de rapports d'oxygène, en se constituant sans eau, prennent, à la place de ce liquide, un excès d'ammoniaque. Parmi les acides complets ceux carbonique et boracique sont dans ce cas, mais, comme ces acides sont constituables sans eau et que les affinités que les acides de cette catégorie de proportionnement avec l'oxygène exercent sont faibles, l'ammoniaque peut s'en retirer sans qu'une décomposition doive avoir lieu. Du sous-carbonate d'ammoniaque se décomposant à force de chaleur et dans un vase d'où il ne puisse se retirer, donnerait de l'hydrogène, de l'azote, du cyane et de l'eau. Le sousborate donnerait, suivant qu'on attribue à son acide, 4 ou 6 rapports d'oxygène, de l'hydrogène, de l'azote, de l'azoture de bore et de l'eau, ou de l'azote, de l'azoture de bore et de l'eau seulement. Les sels incomplets dont l'acide, ayant un nombre pair de rapports d'oxygène, est incomplet, suivent d'autres règles. On voit de quelle importance il serait d'avoir des sels ammoniacaux anhydres et à quelle incalculabilité de conséquences donnerait lieu le changement de leur composition par la force du feu.

Le phosphatoanhydrochlorate d'ammoniaque que l'on obtient en saturant de gaz ammoniacal, soit du sesqui, soit du bi et-hemichlorure de phosphore (acides phosphoroso et phosphorico-sesqui et bi et-hemi anoxichloriques) a été détruit par H. Rose de manière à ce qu'il ne soit

resté que du phosphore d'azote. Si tous les élémens de composition étaient engagés en d'autres natures de corps, l'hydrogène de l'ammoniaque se transporterait, ou au chlore combiné avec le phosphore ou à l'oxygène acidifiant ce combustible, ce qui, pour l'effet, n'est pas différent, et l'acide hydrochlorique ou l'eau, résultant du transport, mettrait dans le cas de pouvoir s'isoler l'anhydrochlorate d'ammoniaque devenu hydrochlorate. Le 6 de l'hydrogène ou $1\frac{1}{2}$ rapport, serait en excès à l'effet à produire. Il pourrait, ou être déplacé par la chaleur, ou s'engager avec une portion correspondante de phosphore ou de phosphore d'azote, ou rester avec l'azote et se retirer sous forme d'ammoniaque. L'azote uni au phosphore pourrait aussi être de la sousamidule, 1 phosphore, 1 azote, 1 hydrogène. J'ai, dans mon Davy, signalé comme exécutable cette décomposition de l'anhydrophosphato-bi et hemi-anhydrochlorate d'ammoniaque. Le phosphore d'azote (azotophosphore) est sous la forme d'une poudre blanche légère. Il est, sinon infusible et fixé eau feu, du moins très peu fusible et très peu volatil. L'eau doit pouvoir le régénérer en phosphate d'ammoniaque, pourvu qu'il y en ait assez pour réacidifier le phosphore, réalcalifier l'azote et conjoindre le sel. En décomposant le phosphore d'azote sous la réaction de la baryte caustique et par les élémens de l'eau, après l'acidification du phosphore, laquelle demande $2\frac{1}{2}$ d'oxygène, il manque pour l'alcalification de l'azote $2\frac{1}{5}$ d'hydrogène ; $5\frac{1}{6}$ de l'hydrogène, ayant appartenu

à l'azote du sel phosphorique, avaient dû se joindre au chlorure d'ammoniaque pour le convertir en hydrochlorate. L'autre 6° s'est échappé, et ce 6° reste en défaut lorsqu'il s'agit de réacidifier le phosphore par 2 1/2 oxygène et réalcalifier l'azote par 3 hydrogène : 275 ou 172 rapport.

Le bi et hemibromure de phosphore (acide phosphorico bi et hemianhydrochlorique) saturé d'ammoniaque et traité comme le sel précédent, laisse également échapper son anhydrobromate formé en hydrobromate par les 5/6 de l'hydrogène de l'ammoniaque appartenant au phosphore. Le 6° de l'hydrogène s'échappe avec sa part d'azote, séparé de lui. Enfin, du phosphore d'azote est obtenu.

En considérant l'acide double phosphorico-anhydrochlorique comme un engagement entre du phosphore et du chlore et en n'admettant pas que l'oxygène du dernier acidifie le premier, il devient constant qu'outre avec le chlore l'ammoniaque se combine avec le phosphore et se proportionne avec les deux comme si le premier était acidifié par l'hydrogène et le second, par l'oxygène. L'acidité du chlorure de phosphore est éteinte et l'alcalinité de l'ammoniaque disparaît. Le produit de la neutralisation, si ce n'est pas un vrai sel, est du moins un quasi sel pour la forme, la couleur et la saveur, une substance qui a parfaitement la nature d'un sel sans d'aucune manière en avoir la composition et à laquelle il suffit de l'eau réclamée par l'exigence d'hy-

dratation de ses composans immédiats comme sels ammoniacaux pour rendre ces composans isolables et les faire cristalliser. Avant l'adjonction de l'eau, l'un des composans tient à l'autre lieu de ce liquide.

Le gaz acide anhydrosulfurique décrit par M. Hensmans, étant saturé de gaz ammoniacal, puis décomposé par la chaleur, se partagerait en 3 rapports d'eau et 1 rapport de sulfure d'azote (azotosoufre). J'ai dit que ce gaz est recueilli pendant la distillation de l'acide sulfurique fumant pour extraire de cet acide le sousehydrate concrecible. Le gaz traverse le mercure sans l'attaquer, mais son sousehydrate le convertit en beau sulfate blanc cristallisé. La partie anhydre oxidule le métal, peut-être l'oxide, et la partie hydratée dissout l'oxidulation et forme du sulfate avec rapport égal d'eau, lequel est persistant à l'air. Si, comme on le prétend, la vapeur concrecible qui colore et fait fumer l'acide sulfurique fumant, était de l'acide anhydre, le sulfate anhydre d'ammoniaque aurait été fait depuis longtemps et le sulfure d'azote serait une substance vulgaire. Elle peut encore devenir vulgaire cette substance, en traitant la vapeur concrète avec rapport égal de souscarbonate d'ammoniaque, que, pour cet usage, il faudrait composer de ses principes gazeux. La partie hydrique de l'acide deviendrait du sulfate hydraté et la partie anhydre, du sulfate anhydre. La séparation pourrait occasionner de l'embarras, en ce que au feu le sulfate hydraté se partage en sursulfate sublimé et ammoniaque dégagée.

Si l'acide sélénique pouvait être dégagé de l'un de ses sels, devenir fumant et se constituer en gaz anhydre, la saturation de ce gaz par le gaz ammoniacal et la subséquente décomposition du seleniate anhydre qui en résulterait donnerait du seleniure d'azote et de l'eau. Il y aurait toutefois à craindre que pendant l'application l'ammoniaque n'abaissât par l'hydrogène du tiers de sa substance, l'acide sélénique en acide selenieux. Le seleniite pourrait, toutefois, comme le sulfite, encore donner du selène, de l'azote et de l'hydrogène, mis en dégagement, et laisser du seleniure d'azote pour résidu. Si les bases ne se proportionnaient pas avec les radicaux plutôt qu'avec leur oxygène, et si l'ammoniaque réagissait sur cet oxygène comme sur celui des oxydes, alors ces décompositions seraient plus faciles, et on aurait des produits proportionnés suivant le degré d'acidification du radical. L'acide tellurique constitué en tellurate anhydre d'ammoniaque donnerait, par sa décomposition au feu, du tellure d'azote (azototellure). L'acide arsénique saturé d'ammoniaque et constitué en arséniate anhydre se comporterait au feu comme le phosphate correspondant. De l'arseniure d'azote serait formé. Les trichlorures des combustibles hydroacidifiables, qui sont en correspondance avec leurs acides supérieurs, étant saturés d'ammoniaque, se résoudreaient d'emblée en hydrochlorate et en leurs radicaux azotés : 3 rapports hydrochlorate volatilisé et 1 de sulfure, seleniure ou tellure d'azote, mais ces hauts proportionneimens par le

chlore n'ont encore pu être obtenus et s'ils existaient ils seraient peut-être trop faibles pour ne pas être détruits par l'hydrogène de l'ammoniac. Les chlorures, simple et double, de tellure sont à essayer. Nous avons dit précédemment que les chlorures de soufre et bisoufre, rouge et jaune, étant traités par l'ammoniac gazeuse donnent un produit jaune concret. Ce produit pourrait facilement consister en hydrochlorate et sulfamide simple et sulfamide avec soufre ou bisulfamide : 1 hydrochlorate et 1 sulfamide par 1 ou 2 de soufre. Le bi et hemi-chlorure d'arsenic, répondant par le chlore à ce que l'acide arsénique est par l'oxygène, étant saturé d'ammoniac et traité par la chaleur, donnerait les mêmes produits que le bi-et-hemichlorure de phosphore, l'arséniure d'azote étant substitué au phosphure, mais la faible combustibilité de l'arsenic s'oppose à ce que ce haut chlorure se forme. Le sesqui-chlorure, qui a un hydrate non miscible avec lui, n'a pas encore été traité à l'ammoniac gazeuse. Le bianhydrochlorato-anhydrocarbonate, neutre ou alcalin, d'ammoniac fournirait l'eau nécessaire à l'hydrochloration de l'anhydrochlorate et laisserait pour résidu de l'hydrate d'acide cyanique ou les produits de la décomposition de cet hydrate. Du carbure d'azote serait formé. Au lieu d'hydrate d'acide carbonique on pourrait avoir de l'oxyde de carbosousamide.

L'anhydrochlorato-anhydrobenzoate d'ammoniac, après la conversion de tout son oxygène

en eau, laisserait, comme on l'a vu, 1 de cyane uni à 6 de carbone et 2 d'hydrogène en supposant que celui-ci ne fut pas déplacé par la chaleur; 2 d'eau seraient en excès à la composition de l'anhydrochlorate en hydrochlorate.

L'anhydroboratoanhydrofluat d'ammoniaque éprouverait au feu une décomposition dont, en admettant la réductibilité de l'acide boracique, les produits seraient 1 hydrofluat, 1 azoture de bore oxidé et 2 eau, qui seraient en excès à l'hydratation du fluat anhydre.

Le stannidoanhydrochlorate d'ammoniaque serait, par la même décomposition, partagé en 2 hydrochlorate et 1 azoture d'étain. Le composé primitif est 2 anhydrochlorate d'ammoniaque, 1 métal, 2 oxigène provenu du chlore, 273 ammoniaque. Si c'était du chlorure d'ammoniaque les 273 de cet alcali devraient adhérer à ce chlorure ou au métal et le chlore devrait quitter un métal réduit pour s'unir à un oxide; 173 du métal est en excès. Si l'oxide n'était pas saturé d'ammoniaque (2 oxigène, 2 hydrogène, 273 azote) la décomposition sans intermède serait impossible. Il est à croire que l'azote ne restera pas avec l'étain, mais que les deux deviendront libres. Il n'est point d'union impossible pour qui sait mettre en rencontre des unissables au moment où ils naissent à la liberté. Le défaut de calorique avec lequel l'un des corps nait et sans la restitution duquel, ou son remplacement par un combustible, il ne saurait naître, le force à s'unir au combustible, quel qu'il soit, qui se

présente pour ce remplacement. L'inconstituabilité hors d'engagement de l'un des corps détermine encore bien plus efficacement que la naissance avec défaut de calorique, l'entrée en combinaison obligée quelque étrange que puisse en être la nature. Dans le cas qui nous occupe, l'inconstituabilité des deux sels, sans adjonction d'eau, détermine la décomposition.

Le succinate d'ammoniaque anhydre donnerait pour résultat de sa décomposition par le feu 3 d'eau et 1 de bicarboamide ; le citrate anhydre, 4 d'eau et 1 de bicarboamide ; le tartrate anhydre, 5 d'eau et du sousazote de carbone ou cyane carboné. La benzamide, supposée existante, en cédant ses 2 rapports d'oxygène aux 2 rapports d'hydrogène de l'amide se partagerait en 2 d'eau et en un composé de 7 carbone, 1 azote et 5 hydrogène. Il y aurait dans ce composé de quoi former un d'ammoniaque et une hydrogénation de 7 de carbone par 2 d'hydrogène ou un faux-alcali inorganique.

Oléate d'ammoniaque. Ce sel se forme de la saturation de l'acide oléique par l'ammoniaque. Il se dépose sous la forme de gélatine que l'addition d'une nouvelle quantité d'eau dissout. Au feu, de l'ammoniaque se dégage et le sel neutre devient du sel acide. La disposition d'un sel neutre à s'établir en sel acide ne dénote pas précisément que le sel neutre a une propension à s'hydrater, mais elle n'indique pas non plus le contraire, car le sulfate de potasse si peu hydratable saisit toutes les occasions de se vice-

hydrater par un autre corps; dans l'alun, par 3 rapports de sulfate d'alumine, uni chacun à 8 rapports d'eau; dans le sursulfate de potasse par son propre acide et ainsi de suite. Dans les sels d'acides de composition compliquée la charge, après avoir tenu lieu de calorique à l'acide, peut tenir lieu d'eau au sel. Une charge, qui n'est pas toujours un corps constituable hors d'engagement, peut changer de rôle et remplir différentes fonctions. Il peut y avoir des cas où l'inconstituabilité hors d'engagement la fait adhérer. Elle est, dans toutes les circonstances possibles, une matière onéreuse en ce qu'elle ne concourt pas à la saturation. Elle tient lieu d'eau dans les sels des faux alcalis, qui, proportionnant en vertu de leur azote composé en ammoniacque, sont censés former des ses ammoniacaux; dans le sel ammoniacal d'acide sulfurique portant en charge de l'acide sulfureux; dans ceux d'acide sulfureux, hydro-sulfurique et hydrocyanique, portant en charge un nombre varié de rapports de soufre, suivant toute apparence, dans le sel ammoniacal d'acide benzoïque et ailleurs.

Il n'a pas été vérifié si les acides des huiles et graisses, en se combinant avec l'ammoniacque, prennent en inamovibilité d'autre eau que celle retenue par ces acides dans leurs combinaisons avec les alcalis fixes, laquelle eau est de conjonction pour l'acide.

Si les sels ammoniacaux d'acides à charge et autres étaient constituables sans eau, leur décomposition par le feu donnerait lieu à plus

d'un corps nouveau, à 1,2 ou plus de combustibles inconnus ou dans des rapports inconnus. Ce seraient des combustibles à cause que l'hydrogène de l'ammoniaque se porterait sur l'oxygène de l'acide, que l'azote s'unirait au radical et que l'excès d'hydrogène se combinerait avec l'un des composans de la charge. Il est peu de sels organiques qui au feu ne fournissent une huile empyreumatique quand on ne ménage pas la chaleur, une autre huile, quand on la ménage. Ces huiles et les résidus que leur formation laisse, n'ont pas encore été examinés. Si le sel est à base d'alcali ou de terre alcaline retenant son eau au feu et qu'il y ait assez d'oxygène pour former $1\frac{1}{2}$ d'acide carbonique, $1\frac{1}{2}$ de carbone et 2 d'oxygène peuvent se détacher pour former cet acide et mettre en dégagement le surplus du composé, restant organique s'il y a plus de 2 d'oxygène et devenant inorganique s'il n'y a pas plus de 2 de ce principe. Le résidu sera du souscarbonate, sel indécomposable au feu quand sa base a un hydrate indécomposable, et à la formation duquel il y a assez de tendance pour qu'il se forme. Les 2 rapports d'oxygène que contient 1 rapport de radical-bois semblent s'y trouver afin de pouvoir avec le quart du carbone composer le demi-rapport d'acide carbonique que la base peut retenir. Le carbone restant ($1\frac{1}{2}$ rapport) et l'hydrogène (2 rapports) peuvent se joindre à la charge de l'acide ou à l'une ou l'autre de ses principes et former un composé nouveau ou des composés connus. L'hydrogène du

bois peut aussi avec l'oxygène de la charge former de l'eau ou s'unir aux $2/3$ restans du carbone ayant, comme lui, appartenu au bois et en laisser $1/3$ incombéné pour, entre ce carbone, le sous-carbonate anhydre et l'oxygène de l'air, construire une chaîne de pyrophore. L'acide carbonique qui dans la cendre de bois soussature la potasse, ne reconnaît, pour sa formation, d'autre source d'oxygène que la portion de ce principe que naturellement le bois renferme.

En décomposant de l'oléate de potasse par du sulfate d'ammoniaque, l'un dissous dans l'alcool et l'autre, dans l'eau, on a une solution d'oléate d'ammoniaque dans de l'alcool affaibli. L'eau doit être de pluie, et les solutions doivent être saturées. On agite quelque temps, puis on laisse la liqueur s'éclaircir par le repos. Le sulfate de potasse, comme peu soluble, reste hors de solution et se dépose.

Margarate d'ammoniaque. Les cristaux d'acide margarique, étant renfermés sous une cloche avec de l'ammoniaque gazeuse, prend rapport égal de cet alcali et se compose en margarate neutre. On a le même sel en solution tenue, lorsque de l'ammoniaque liquide faible est saturée par de l'acide margarique; on l'a en gelée transparente lorsque l'ammoniaque, soumise à la saturation, est concentrée. Ce sel se constitue avec excès d'acide. Pour obtenir le surmargarate il suffit de chauffer le margarate neutre dans un espace vide d'air ou de le dissoudre dans de l'eau chaude. Par le refroidissement le sursel

crystallise. Si l'acide margarique était une combinaison indestructible d'acide oléique et d'acide stéarique, il ne pourrait être autrement constitué, ni différemment se comporter.

L'oléine dans son union native avec la margarine forme avec l'ammoniaque liquide un composé que faussement on nomme savon ammoniacal. L'ammoniaque ne paraît pas avoir l'énergie requise pour partager les huiles et les graisses en acide et en glycérine, car elle forme avec ces corps des mélanges lactiformes en place de combinaisons. On ne réussit pas mieux en présentant les acides tout-formés de ces corps à leur saturation par l'ammoniaque. On doit avoir recours à la double décomposition et la faire avec du savon neutre de soude. Les sursels savonneux à base d'alcali fixe paraissent admettre l'ammoniaque en copossession de leur excès d'acide, car l'odeur ammoniacale disparaît dans les préparations de ce genre où les deux sels, sursavonneux et ammoniacal, sont réunis et, chose singulière, les alcalis fixes ne la font pas reparaitre. Il est vrai que ces alcalis ne la reproduisent pas davantage sur le savon ammoniacal fait par voie détournée. La vaporisation de l'alcool dans lequel le savon ammoniacal ainsi fait est dissous, ne laisse pas un savon qui soit soluble dans l'eau, mais bien un que de nouveau l'alcool dissout. Cela doit faire croire que l'action dissolvante de l'alcool s'exerce autant sur l'acide gras que sur le sel ammoniacal de cet acide. On dirait que l'ammoniaque s'amalgame intimement avec les acides

des savons et forme avec eux des corps nouveaux et qui, sous l'influence des acides, pourraient bien se constituer en faux alcalis. L'ammoniaque n'a pu se soustraire à la réaction alcaline fixe qu'en se répandant par ses principes dans la masse de son saturant gras acide.

Dans la préparation par voie directe du savon ammoniacal on a cru parvenir au but en forçant la saponification par beaucoup d'alcali et par de l'alcali très-fort. On perdait de vue que la capacité de saturation des acides gras est très-basse et que celle de l'ammoniaque est très-haute. Aussi, obtenait-on, pour l'effet, le contraire de ce qu'on voulait se procurer. On a du vrai savon ammoniacal en faisant réagir 1 partie de sel ammoniac dissous dans le moins d'eau possible sur 3 parties de savon de soude dissous dans l'alcool. On chauffe jusqu'à ce qu'il y ait partage complet en couche de savon coagulé et couche d'eau salée. Le savon ammoniacal ne peut, dans aucun cas, remplacer l'incorporation mécanique de l'ammoniaque à une huile, que l'on connaît sous le nom de liniment volatil. Ce serait substituer à un alcali libre et énergiquement agissant un enchaîné, et paralysé dans son action de matière alcaline.

Stearate d'ammoniaque. On obtient ce sel en renfermant sous une cloche de l'acide stéarique et de l'ammoniaque liquide contenus séparément en des bouches ouverts. La présence de l'alcali est presque entièrement masquée. Le sel est volatil et peut, dans une atmosphère de sa base, être sublimé sans se décomposer. Une portion de l'alcali

va se joindre à cette atmosphère, mais retourne au sel à mesure que la température baisse. Dissous à chaud dans de l'eau ammoniacale il se retire de cette solution par le refroidissement, et se forme en paillettes brillantes qu'on croit être du sursel, malgré que toutes les conditions soient réunies pour que ce soit encore plutôt un sous-sel qu'un sel neutre. La solubilité plus faible du sel acide que des deux autres sels, fait qu'il y a renoncement à une partie de la base. La propension à la concrétion détermine la dédissolution. Cette propension n'est pas mise en jeu par la force de cohésion laquelle n'est qu'une tendance à la cristallisation. Une quantité d'acide stéarique qui est saturée par 1 rapport d'ammoniaque contient 2 172 rapports d'oxygène. Cela ne rapproche pas, ainsi qu'on l'a dit, l'acide stéarique des acides phosphorique et arsénique qui aussi contiennent 2 172 rapports d'oxygène. 2 de cet oxygène appartiennent au radical-bois de la substance et le 172 est disséminé dans la charge de l'acide. L'acide stéarique est acidifié par l'hydrogène, dont il contient un excédant notable à la saturation de son oxygène en eau quoiqu'un défaut (1735) à son proportionnement en carbone hydrogéné simple. Comment, en présence d'une aussi grande masse de matière, l'oxygène en quantité comparative si minime pourrait-il exercer des propriétés acidifiantes, lui qui, avec l'un des composants de cette masse, forme un corps non-acide et qui avec l'autre composant n'en forme un qui soit acide que lorsqu'il est en large rapport. Les acides

organiques ne sont acides par l'oxygène que lorsque ce principe peut s'appliquer à nu sur le radical-bois et que ce radical soit libre de charge. Dans les autres, il ne concourt en rien à l'acidification. Le phosphore, au contraire, et l'arsenic reçoivent l'oxygène sans intermède et sans qu'un excès de combustible puisse l'engager en des fonctions étrangères à l'acidification. Mais l'excès d'hydrogène au proportionnement de l'oxygène de l'acide stéarique ne s'y trouvait-il même pas, ce ne serait toujours pas l'oxygène qui établirait le rapport de saturation de l'acide avec les bases, car nous avons déjà plus d'une fois dit que cet oxygène et cet hydrogène sont les choses les moins à considérer lorsqu'il s'agit de fixer l'atome proportionnant d'un acide. Nous ajouterons qu'ils ne le sont pas d'avantage lorsqu'il est question de faire la même fixation à l'égard d'une base qui n'est pas un oxide de métal. L'oxygène n'est proportionnant que lorsqu'il est uni à un métal, et l'hydrogène ne proportionne dans aucun de ses engagements. Il ne peut s'unir qu'à des corps qui sont par eux-mêmes proportionnans et dont l'union avec lui en divers rapports ne change en rien la valeur atomique. L'oxygène proportionne donc une seule fois et l'hydrogène ne proportionne jamais. L'oxygène rend relatifs des corps qui sont absolus et qui, comme tels, ne peuvent contracter des combinaisons secondaires. L'hydrogène ne peut rien faire de semblable, car il est lui-même absolu. Il rend seulement relatif l'oxygène, qui aussi est absolu, mais il n'en devient proportionnant que

par emprunt et du chef de l'oxygène qui le sature. Les métaux font à l'égard de l'oxygène la même chose que l'hydrogène. L'oxygène absolu est par eux rendu relatif. Il peut par eux, comme par l'hydrogène, contracter des combinaisons secondaires que seuls il n'aurait pu contracter. On ne doit pas confondre ces combinaisons avec les proportionnemens secondaires. Dans ces derniers, de l'oxygène libre se met en rapport avec de l'oxygène engagé. Dans les premières, la relation s'établit d'oxygène engagé à d'autre oxygène engagé. L'oxygène qui se combine avec un corps par lui-même relatif ou rendu tel par l'oxygène, ne compte plus dans le proportionnement. Tel est l'oxygène qui acidifie et qui suroxyde. Il n'a rien de commun avec le proportionnement. Celui d'acidification développe une qualité, celui d'oxydation, en éteint une. Celle-ci est la qualité oxyde, l'autre, la qualité acide. Le proportionnement est réglé par l'oxygène préexistant dans les corps relatifs de leur nature et par celui ajouté en oxydation ou en oxydulation à des corps absolus rendus relatifs par cette addition. Le corps relatif réglant le proportionnement dans la matière organisée est le carbone réuni en deux rapports saturans pour un seul rapport, rendus cohérens et éteints dans la moitié de leur capacité de saturation à la manière des sels dont rapports égaux de base et d'acide ne comptent que pour un seul rapport dans leur proportionnement ultérieur avec l'eau, avec un excès d'acide, un excès de base ou avec un autre corps. Le sel que le radical général de la matière

organique forme répond à de l'hypocarbonate de carbone hydrogéné : 1 rapport de carbone avec 2 d'oxygène et 1 avec 2 d'hydrogène. De l'hyponitrite d'amide serait en correspondance avec un tel sel et formerait le radical d'un regne animal pur, si un pareil regne pouvait exister. Plus d'oxygène l'organoacidifierait, de l'eau et de l'hydrogène l'alcoolifieraient; plus d'azote et plus de principes de l'eau l'établiraient avec charge; plus d'eau seule l'organiserait d'avantage et le formerait en similisucré, similiamidon etc. Il fournirait des composés indifférens ou dans lesquels les principes de l'eau seraient dans le rapport de l'eau, des faux alcalis, des oneroacides (acides avec charge) etc. Maintenant qu'on connaît la principale base d'un pareil règne, qui est l'amide (1 azote et 2 hydrogène comme 1 carbone et 2 hydrogène) il pourra être créé, non sous ses formes vitales, mais par les produits qui résulteraient de sa vitalité. Pour avoir du bois il s'agirait d'unir de l'oxyde de carbone à du carbone hydrogéné. Le moyen d'union serait de mettre ces corps en rencontre à l'état naissant. L'un des moyens à essayer serait la substitution du carbone hydrogéné à l'eau de l'acide formique. La base animale pure résulterait de nitrite d'ammoniaque qu'on décomposerait avec assez de prudence pour ne réunir les principes que de 1 rapport d'eau; mais l'eau de conjonction pourra y mettre obstacle comme elle met obstacle à ce que, par une pareille décomposition, l'oxalate d'ammoniaque puisse être constitué en azotobois. Le radical universel des substances

organiques est pour les acides organiques par l'oxygène ce que le carbone, le bore, le phosphore, l'arsenic sont pour leurs acides, nécessairement, par le même principe. Il règle l'atome du composé.

Phocénate d'ammoniaque. On obtient ce sel cristallisé en saturant l'acide phocénique en solution rapprochée par de l'ammoniaque se dégageant de sa solution dans l'eau. Un excès d'alcali liquéfie les cristaux. Le sel s'humecte à l'air. La tendance des sels ammoniacaux d'acides gras d'être liquides à l'état neutre et concrets, à l'état acide se reproduit dans la plupart des sels de cette origine et nature.

Les acides butyrique, caproïque et capronique dont nous avons dit un mot, sans cependant leur consacrer un article, ont aussi des sels ammoniacaux. Le capronate à l'état neutre est difficile à cristalliser. Néanmoins, à force de rester en contact avec du gaz ammoniacal, à la fin il cristallise. Le surcapronate cristallise aisément. Les sels des deux autres acides sont moins bien prononcés.

Allantoate d'ammoniaque. Les cristaux de ce sel exercent une réaction acide. Le sel ne peut se maintenir neutre jusqu'à devenir concret. L'excès d'acide est-il une condition de sa cristallisation? La moindre solubilité du sursel que du sel neutre peut être la cause que ce dernier n'est pas connu. On voit, dans la même circonstance, d'une solution de tartrate neutre de potasse assez rapprochée pour que le surtartrate cristallise, le surtartrate se

retirer de la moitié de l'alcali. On voit le suroxalate de potasse se régénérer d'oxalate neutre, et le trisuroxalate se former de suroxalate, lorsque la possibilité de cristalliser favorise l'effet. La paroi du vase où un sel cristallise est au premier occupant. La tendance à la concrétion est partout victorieuse de celle de plus énergique composition. Un sursel existe sous un déplacement de calorique moindre et moins avancé qu'un sel neutre, moindre en ce que la moitié de l'acide éprouve ce déplacement de la part d'un sel neutre à la place de l'éprouver de la part d'une base, et moins avancé en ce que le calorique est cédé par 2 en place de 1 rapport d'acide. Le sel acide est par conséquent plus facile à former.

Urate d'ammoniaque. Ce sel est faiblement soluble dans l'eau froide, plus aisément soluble dans l'eau chaude. La potasse en dégage de l'ammoniaque dont une partie appartient sans doute à la constitution de l'acide. On l'obtient, soit de composition directe, soit de décomposition entre son pareil à base de potasse et l'hydrochlorate de son alcali. Il a un sursel fait de rapports égaux de sel neutre et d'acide. Ce sursel est sous forme d'une poudre terreuse blanche.

Hippurate d'ammoniaque. Urobenzoate d'ammoniaque. Ce sel cristallise avec un excès d'acide, car, quoique dérivans d'une solution neutre, ses cristaux rougissent le tournesol. A une chaleur de fusion il laisse échapper son alcali. Il reste de l'acide rouge qui n'a éprouvé d'autre altération que de changer de couleur.

On peut concevoir que dans l'acide hippurique l'acide benzoïque est seul saturant et que le restant de la composition y est adjoint comme charge modifiant le caractère de l'acide et des sels, mais ne l'établissant pas. Comme l'acide benzoïque à lui-même une charge, celle-ci peut être primaire, l'autre étant secondaire. Il y a donc ici et encore ailleurs, charge prochaine, qui consiste en ce que l'acide benzoïque contient de plus que 2 carbone, 2 oxygène et 2 hydrogène, formant son radical, et 1 hydrogène pour acidifier celui-ci. Je mets pour cette acidification un seul rapport d'hydrogène, étant averti par les acides hydrocyanique, hydrocyanicosulfurique, hydrocarbonosulfurique, que, quelque soit le nombre des rapports de combustible qui dans les radicaux de ces acides sont unis, il suffit de 1 rapport d'hydrogène pour que le caractère hydracide leur soit dévolu. C'est que la capacité de saturation y est éteinte jusqu'à être réduite à celle d'un seul rapport. On pourrait dire qu'un seul rapport de combustible est acidifié et que les autres sont adjoints en charge, si un hydroacidifiable natif faisait toujours partie de ces composés; mais cela n'est pas dans le cyane, lequel doit son hydroacidification à son état de composition. On est déjà sûr que plus de 1 d'hydrogène n'acidifie plus et que par 4 de ce principe le radical organique lui-même est formé en base (alcool). Cette fonction remplie et le radical détaché, le restant de ce principe et tout autre principe appartiennent à la charge. Cette

charge, dans les hydracides organiques, fait toutefois office de conjoignant, car un tel hydracide simple ou consistant en 2 carbone, 2 principes de l'eau et 1 hydrogène, n'est pas connu. L'excès d'hydrogène à la saturabilité de l'oxygène en eau est absolument requis pour que l'hydroacidification puisse se faire. Il y a encore acide lorsque l'oxygène est seulement saturé en eau et qu'il n'y ait point de carbone qui ne soit organisé en bois. Rapports égaux d'acide carbonique et d'hydrogène répondent à de l'acide oxalique conjoint par 1 rapport d'eau. L'oxide de carbone exige que sa combinaison avec l'oxygène soit assurée par 1 rapport d'eau. Si, comme on le dit, l'acide oxalique consistait en acide carbonique et oxide de carbone, ce serait un sel au lieu d'un acide. Ce serait un sel neutre et non un soussel, car l'oxygène reste au dehors du proportionnement tant lorsqu'il oxide que lorsqu'il acidifie un combustible relatif. L'ordre de succession dans les engagements influe encore plus pour la nature des produits que la différence des composans. L'eau doit ici maintenir en union ce que l'état naissant ou un incalescible de pyrophore a déterminé à s'unir. La force combustible de l'oxide de carbone est un obstacle à son union avec l'oxygène lors même que l'eau intervient pour maintenir cette union et proprement pour porter au pair le nombre des rapports d'oxygène. Dans les acides nitrique, sulfurique, seleniique, c'est, outre le besoin d'élever le même nombre impair au pair, la faiblesse du combustible qui force de recourir

à l'eau. Dans les acides par l'eau, c'est toujours le nombre impair des rapports de ce liquide qui acidifie. Le nombre pair fait avec le radical organique des composés indifférens, des sels de carbone acidifié saturés en neutre par du carbone basifié (oxigénations et hydrogénations du carbone). Les acidifications par l'oxigène ne peuvent être effectuées que sur du radical organique libre de charge, soit en hydrogène, soit en carbone. L'oxigène doit être libre de combinaison pour pouvoir acidifier. L'hydrogène acidifie lors même que du carbone lui est adhérent. Dans l'acide benzoïque qui, sinon par lui-même, du moins par ses constituans, fait partie de l'acide hippurique, l'acidification est faite par 1 d'hydrogène adhérent à une charge de 172 radical organique, 2 carbone et 1 hydrogène, laquelle charge maintient composé l'hydroacide de radical organique,

Aspartate d'ammoniaque. L'aspartate d'ammoniaque existe par ses principes, moins 2 principes de l'eau, dans l'asparagine anhydre, et sans ce défaut d'eau et par tous ses principes, dans l'asparagine hydratée. L'hydratation est faite par 2 rapports d'eau; 4 carbone, 2 azote, 5 oxigène et 8 hydrogène sont les élémens de l'asparagine anhydre, et 2 principes de l'eau, ceux de l'asparagine hydratée. Si 1 d'azote se retire avec 3 d'hydrogène et que les 2 d'oxigène et les 2 d'hydrogène de l'eau d'hydratation s'ajoutent au composé restant, il y aura 4 carbone, 1 azote, 7 oxigène et 7 hydrogène. L'azote et l'hydrogène se seront di-

minués de 1 et l'oxigène se sera augmenté de 2. Il se sera formé un oxide inorganique et il sera resté un acide organique animal. Cet acide est l'acide aspartique. Il est conjoint par 1 eau qu'il cède en échange contre un oxide, ce qui réduit sa composition d'acide saturant à 4 carbone, 1 azote, 6 oxigène et 6 hydrogène. En détachant 2 carbone et 2 principes de l'eau pour faire le radical organique, il reste 2 carbone, 1 azote, 4 oxigène et 4 hydrogène et ainsi de quoi faire 1 de carbone-bois, 2 d'azoto-carbone-bois et 2 d'eau = 1 acide acétique absolu portant en charge le carbone-bois et l'azoto-carbone-bois. L'asparagine cristallisée n'est pas de l'aspartate d'ammoniaque. Avec 1 d'eau de moins, l'eau qui rosterait étant inamovible, elle pourrait être de cet aspartate sans eau : 1 ammoniaque et 1 acide sans eau de conjonction. Il faut que de la chaleur appliquée à l'état humide la disloque pour que son eau d'hydratation, ne pouvant se répandre dans un espace saturé de sa vapeur, soit forcement retenue dans le composé et reste avec l'acide, partie comme eau de composition de l'acide et partie comme eau de conjonction, d'abord du même acide et ensuite de l'aspartate d'ammoniaque. Sous l'influence de l'acide à former l'ammoniaque se genère et, sous celle de l'ammoniaque à générer, l'acide se forme. L'eau de la chaleur humide reste étrangère à l'effet à produire. L'aspartate nait hydraté et ainsi assuré dans son existence. Quand la dislocation de l'asparagine se fait sous l'influence d'un oxide, l'ammoniaque se retire et l'acide s'engage, et

quand elle est faite sous la réaction d'un acide, l'ammoniaque reste et l'acide se desengage. De semblables effets doivent être produits dans tous les cas où, sous une réaction alcaline, de l'ammoniaque est fournie par une matière azotée. L'acide détaché ou formé sera végétal ou animal suivant que la matière sera moins pourvue ou plus pourvue d'azote. Nous avons dit que l'asparagine ne contient pas d'amide d'obligation. Pour en contenir un il faudrait que son oxygéné fut saturé en eau par les 5/8 de son hydrogène. Elle aurait alors aussi un amidule.

Nous avons vu, sous la formation d'acide carbonique déterminée par l'air, des acides se transformer en d'autres acides. Nous en avons vu d'autres, sous l'influence d'une réaction alcaline, se transformer dans le même acide carbonique et en des pyroesprits. Nous voyons ici, sous l'influence de la chaleur, d'un alcali ou d'un acide, une matière azotée se partager en un acide et en ammoniaque. L'ammoniaque est la ressource dont l'azote se prévaut pour sortir de combinaison à l'état de composé inorganique et l'acide carbonique est pour le carbone le moyen de s'affranchir sous la même condition. L'urée, sous l'influence d'un alcali ou d'un acide et avec le concours de 2 d'eau, fournit une ressource d'affranchissement et un moyen de conversion en ces deux composés inorganiques; 2 d'oxygène s'ajoutent à son 2 de carbone et 2 d'oxygène et de 2 d'hydrogène à ses 4 du même principe et 2 d'azote; 2 d'ammoniaque et 1 d'acide carbonique ou les ingrédients de 1

de souscarbonate d'ammoniaque sont formés.

D'après les résultats déjà obtenus, les composés azotiques et les combinaisons ammoniacales artificielles méritent la plus sérieuse attention de la part du chimiste. L'ammoniaque, en raison à la fois de sa décomposabilité facile et de son inconstituabilité à l'état libre avec moins de 3 rapports d'hydrogène, est le corps le mieux adapté à transmettre totalement ou partiellement son hydrogène à des parties d'un composé et à laisser son azote sans hydrogène ou avec hydrogène à l'autre partie du même composé. Le changement de composition d'une substance de sa nature végétale se fait sous retraite d'acide carbonique et avec demeure en union du restant de la composition. Celui d'une substance de nature animale se fait sous retraite d'ammoniaque et avec demeure en union du surplus du composé, restant encore azotique ou devenant inazotique. L'ammoniaque peut rester, mais, à moins qu'une base salifiable ne le fixe, l'acide carbonique se retire. Des sels organiques à base d'ammoniaque pourraient, aussi bien que l'asparagine devient un pareil sel, devenir de la matière indifférente comparable à l'asparagine, si le procédé ne ramenait à l'organisation tandis que celui qui fait naître l'aspartate d'ammoniaque en détourne. L'un est facile pour l'art, l'autre n'est possible que pour la nature. La décomposition des substances organiques non azotées, par le feu, en raison du bois qui fait leur radical, donne du vinaigre en opposition à du carbone qui s'isole, et des oxigénations du carbone en

opposition à des hydrogénations du même combustible et, en outre, de l'huile empyreumatique. Dans la même décomposition les substances organiques azotées remplacent l'acide par un alcali et ont pour contreproduit de la composition de l'alcali, de l'acide carbonique, qui demeure, et de l'oxide de carbone, qui s'échappe. Il ne se désazote que ce qui se gazéifie. Si, dans la décomposition de ces substances, du carbone se retirait avec de l'azote, proportionné en cyane, le surplus du carbone serait davantage proportionné de principes de l'eau et formerait du vinaigre; mais cette retraite ne pourrait se faire que lorsque l'eau qui devrait former le vinaigre serait déjà loin, partie déplacée par la chaleur et partie décomposée. On s'appliquera à incorporer l'ammoniaque à des composés qui ne sont pas acides et, à cet effet, on la présentera à l'état naissant. On s'appliquera aussi à former des sels ammoniacaux organiques à base d'ammoniaque, sans eau, et on tachera de dépouiller d'eau ceux de ces sels qui en ont.

Ce ne sont que les charges des substances organiques qui, par des moyens mécanicophysico-chimiques ou chimiques, se résolvent en d'autres composés dont un encore organique. Les produits sont presque toujours un composé simple et un plus composé, non par la quantité de matière, car celle-là est nécessairement moindre, mais par la nature de la composition et par son plus grand éloignement de l'organisation simple, plus hydrogenée quand du carbone et de l'oxigène

se retirent, et plus carbonée et plus oxigénée, quand ce sont de l'azote et de l'hydrogène qui s'en vont. Nous venons de dire que le composé plus simple est de l'acide carbonique quand le composé est végétal et de l'ammoniaque, quand il est animal. Lorsque plus de 1 rapport d'azote est présent ce qui en excède 1 rapport reste avec la composition plus composée. Cela pourrait faire croire que l'azote appartient à la charge et, dans le fait, ce n'est que dans les composés organiques avec charge qu'on le rencontre. Ici, comme partout ailleurs, la chaleur détermine la composition de l'acide carbonique, car une oxidation inférieure du carbone ne peut devenir de l'acide carbonique sans s'adjoindre beaucoup de calorique. L'ammoniaque ne demande en chaleur que ce qui est requis pour déplacer l'azote d'avec le carbone et pour le transmettre à l'hydrogène, qui le reçoit avec un défaut de calorique à son existence libre. C'est l'opposé de l'acide carbonique. L'un naît en perdant du calorique, l'autre, en en acquérant. Dans une composition où le principe combustible prédomine sur le principe comburant, l'azote peut avoir besoin de chaleur pour se former en ammoniaque. Si la dislocation atteignait le radical organique et que l'acide carbonique se format aux dépens du carbone et de l'oxigène de ce radical, la composition restante ne serait pas plus composée, mais serait désorganisée. Il n'y a pas d'exemple d'une pareille dislocation à moins que de l'azote n'y concoure, et cela n'est encore que rarement, car le produit fixe de la pu-

trefaction animale aussi bien que de celle végétale est encore organisé. La première résolution en composition plus simple et composition plus composée s'est offerte dans le sucre se disloquant en acide carbonique plus simple et alcool plus composé. L'acide se forme sur les élémens de la charge, qui, dans le sucre, est le troisième rapport de carbone organisé. La chaleur ne doit pas être forte à cause que dans l'alcool l'hydrogène en déplace d'avec le radical organique et que l'acide carbonique se forme sur de l'oxidule de carbone, et non, comme dans les composés à charge, sur une oxidation plus basse de ce combustible; de plus, que, dans le sucre, qui est plus-composé par sa propre matière, le principe combustible est peu dominant. Si le sucre ne portait pas de charge il ne se disloquerait pas en acide carbonique et en alcool. J'ai déjà dit que l'atome du sucre est indiqué par l'eau qui l'hydrate ou le conjoint et dont 1 rapport est uni à 1 1/2 rapport de radical organique-sur-organisé en sucre: 3 carbone et 3 principes de l'eau; puis encore 3 principes de l'eau et 1 eau. Les acides des huiles et graisses, en mettant hors de combinaison du carbone et de l'oxygène dans le rapport de l'acide carbonique, deviennent des pyroesprits. Cette dislocation rassemble assez à celle qu'éprouve le sucre en se partageant en le même acide et en alcool.

Liebig attribue à l'asparagine 1 rapport d'oxygène de plus, savoir 6 au lieu de 5 rapports. Il a reconnu la même quantité d'eau dans l'as-

paragine cristallisée L'acide aspartique anhydre consiste en 4 carbone, 1 azote, 6 oxygène et 5 hydrogène. L'eau de l'asparagine cristallisée passe à l'acide aspartique cristallisé ; elle ne contribue en rien à la formation de l'alcali. L'acide cède cette eau en échange d'un oxide. Il y a donc, dans cette eau, 1 rapport d'eau de jonction et 1 d'eau d'hydratation cristalline. Les 8 d'hydrogène de l'asparagine anhydre peuvent par 3 de leur substance se joindre à 1 d'azote pour former l'ammoniaque et laisser 4 de carbone, 1 d'azote, 6 d'oxygène et 5 d'hydrogène pour former l'acide anhydre. D'après cette formule de composition l'acide serait de l'acide succinique portant en charge 1 radical organique ou de quoi former ce radical, 1 principes de l'eau et 1 azote.

L'aspartate d'ammoniaque cristallise difficilement et échange de son alcali contre de l'eau chaude.

Cholestérate d'ammoniaque. Ce sel, qui résulte de la combinaison de l'acide cholestérique avec l'ammoniaque, s'humecte à l'air. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther.

Valerianate d'ammoniaque. L'acide de ce sel n'a pas été compris parmi ceux de son espèce que nous avons décrits. Il n'y a qu'un moment qu'il a cessé d'appartenir aux acides dont la composition atomique était inconnue. Ettling nous a appris qu'il est composé de 5 rapports de carbone, 3 d'oxygène et 9 d'hydrogène et que 1 rapport d'eau substituable par les oxides le conjoint. D'a-

près cette composition il appartient aux carbonohydracides et porte en charge 172 de radical organique, 2 carbone et 6 hydrogène et ainsi de quoi faire une hydrogénation de carbone répondant à l'acide oxalique. L'acide valérianique se trouve dans la racine de valériane sous la forme d'un corps huileux qui, à la distillation humide, se partage en autre huile adhérente encore à de l'acide, et en acide sans huile. Celui-ci est dissous dans l'eau ; l'autre surnage sur l'eau. Pour obtenir l'un et l'autre, on soumet à la distillation avec de l'eau de la racine de valériane séchée et découpée. On verra bientôt qu'on a intérêt de ménager l'emploi de l'eau. On ramasse l'huile qui surnage, on sature par de la magnésie carbonatée délaïée dans l'eau, l'acide auquel elle adhère et on distille. Il passera une huile limpide, moins désagréablement odorante que lors de son adhérence à l'acide et il restera du valérianate de magnésie. On décompose ce sel par ce qui est requis en acide sulfurique pour saturer la magnésie et on distille une troisième fois. L'acide valérianique volatil s'élèvera à la distillation.

Une quantité plus importante d'acide est contenue dans l'eau sur laquelle l'huile a surnagé. On le sature par du souscarbonate de soude. On filtre pour séparer une portion d'huile et, dans des terrines de porcelaine, on évapore en consistance épaisse. On ajoute également en acide sulfurique affaibli par la moitié de son poids d'eau de quoi décomposer le sel. On sent qu'on doit avoir tenu note, et de la magnésie, et de la soude employées à

la saturation. On distille à une légère chaleur. On trouve dans le récipient deux couches de liquide dont celle supérieure est de l'acide conjoint par rapport égal d'eau et celle inférieure, de l'eau saturée de cet acide. L'auteur appelle oléiforme l'acide qui surnage. Je substitue le terme *oléiforme* à celui huileux dont l'auteur s'est servi. L'eau saturée d'acide est du surhydrate. Il n'est pas miscible à l'acide absolu. L'acide acétique se comporte de la même manière à l'égard de son surhydrate. La cause de la supernatation est que l'acide valérianique oléiforme absolu n'a pas d'hydrate intermédiaire ou à un seul rapport d'eau. Plus d'eau transforme peu à peu l'acide absolu en second hydrate : 1 acide absolu et 2 d'eau. L'acide absolu prend pour sa solution à froid 30 parties d'eau. Ce sera faute d'hydratation préalable qu'il sera si difficilement soluble. La supernatation est une sorte de concrétion liquide. Il est difficile de dépouiller l'acide absolu de toute l'eau qui l'hydrate. La rectification est donnée comme le moyen d'y parvenir. Rapport égaux d'acide et d'eau donnent par l'agitation un liquide laiteux que le repos sépare en deux couches. Un rapport d'eau de plus en donne un qui est limpide. La supernatation diminue dans le rapport qu'on ajoute de l'eau. 18 eau font ici pour rendre l'acide surnageant, ce qui ailleurs et par interposition demande 2160 eau. L'alcool se mêle en tout rapport avec l'acide. L'eau sépare celui-ci, mais plus d'eau rend le mélange de nouveau homogène.

Le corps gras existant tout fait ou par ses principes dans la racine de valériane ne consiste pas en acide salifié par l'huile et qui au passage à la distillation s'en sépare ; c'est un composé qui peut-être par l'eau se forme et par la chaleur se partage en partie moins et partie plus hydrogenée. C'est le mode dont se fait le partage des huiles fixes et des graisses en acides de ces corps et en glycérine. Couerbe a partagé les huiles volatiles de certaines plantes en huile sans odeur et acide huileux avec odeur. Ce dernier a quelque fois une partie cristallisable. L'acide valérianique est aussi plus odorant et de plus, d'avantage acre, que l'huile qui est son coproduit ou son éduit. Il restera à voir si le marc de la distillation ne renferme pas quelque autre acide et à examiner si l'eau prend part à la formation, soit de l'huile, soit de l'acide, soit de tous les deux. Combien de fois ne rencontre-t-on pas des eaux distillées qui ont une saveur aigre ? Ces eaux, malgré ce qu'on en a dit, ne contiennent point et ne peuvent contenir de l'acide acétique. Penz avait vu l'huile acide de la valériane se figer à 12° de froid. Couerbe opère la soustraction de l'huile acide au moyen de la potasse caustique. On a remarqué que les eaux distillées de substances odorantes ont d'autant plus d'odeur et font surnager d'autant moins d'huile que l'élévation de la vapeur d'eau a été plus gênée ou la distillation plus activée. Un partage en acide odorant soluble et huile presque inodore se fera.

On obtient le valérianate d'ammoniaque en

saturant l'acide par du souscarbonate d'ammoniaque ou par de l'ammoniaque gazeuse. Le sel est difficile à maintenir à l'état neutre. On ne peut le rapprocher que dans une atmosphère de sa base. Il cristallise ; ses cristaux sont largement solubles dans l'alcool et dans l'eau. Le sel est volatil. L'ammoniaque trouve dans l'acide oléiforme l'eau requise pour se constituer en sel ammoniacal hydraté. On ne sait si l'ammoniaque, en se dégageant, laisse un sel acide en rapports définis.

Malate de potasse. Le sel neutre que l'acide malique forme avec la potasse est trop avide d'eau pour pouvoir cristalliser. On ne peut que l'évaporer à siccité et le garantir de l'air qui le ferait tomber en déliquescence. Le malate acide cristallise. Il est persistant à l'air.

Citrate de potasse. Le citrate de potasse est déliquescent. Il a un sesqui sel (hemisursel ou sursalissel) et un sursel. Le citrate neutre, liquide, extemporanément composé de suc de citron et de sous-carbonate de potasse, est employé en médecine.

Tartrate de potasse. On obtient ce sel en saturant de potasse caustique du surtartrate du même alcali. On s'assure de la neutralité, on filtre et, à une chaleur qui ne soit pas trop faible, on évapore en consistance de sirop ; on dépose en lieu chaud. En été on abandonne à l'évaporation spontanée sous une couverture de vessie dégraissée. Il se forme un sel en gros cristaux qui sont plutôt efflorescens que déliquescens à l'air. Sous sa forme ordinaire il s'humecte. Ce sel est un produit

accessoire de la préparation de l'acide tartrique par la craie. Il paraît se cristalliser avec eau comme sans eau. Il a un sursel bien connu, qui est la crème de tartre. Il a aussi un bisurtartrate ou tritartrate. La crème de tartre consiste en 2 rapports d'acide sur un d'alcali et 1 d'eau. L'eau n'est amovible qu'à l'aide de son remplacement par un oxide. Elle est de conjonction pour un acide dont le radical-bois est acidifié par un nombre impair de rapports d'oxygène; elle porte ce nombre au pair. C'est un motif de plus d'assimiler ce radical à ceux simples des autres acides, au carbone, au soufre, au sélène. Il proportionne comme ces radicaux et montre pour ses combinaisons avec l'oxygène les mêmes exigences d'affermissement en union qu'eux. On connaît les constituans de l'acide tartrique : sa composition est des plus simples. Il préexiste, partie dans le suc de raisin et partie il se forme pendant la fermentation, surtout secondaire, de ce suc. L'excipient de l'hydrogène est du carbone-bois se constituant en alcool. Si analogiquement on pouvait conclure de la composition de l'ammoniaque à celle des deux autres alcalis on pourrait croire que l'un des contre-produits de l'acide tartrique est la potasse; 3 carbone, 1 azote, 3 hydrogène = 53 répondraient, sans trop de différence, au nombre atomique de la potasse. Dans sa réduction, l'oxygène de l'azote serait enlevé. L'azote serait fourni par le ferment devenu sans fonction. On voit cet alcali paraître dans toutes les circonstances où de l'azote s'insinue dans l'action. Ici, dans la combustion

du bois par l'air , dans la formation du salpêtre. Je ne dis pas que cela soit , mais rien ne s'oppose à ce que cela puisse être. La crème de tartre continue de se former dans le vin à mesure que celui-ci se fortifie. Le vin devient plus pauvre en eau et plus riche en alcool , ce qui est un double motif pour que la crème de tartre se concrète , pour que celle qui préexiste ne puisse rester dissoute et que celle qui se forme ne soit pas prise en solution. Il survient un moment où il se forme plus d'acide qu'il n'y a d'alcali et ou de la crème de tartre avec triple rapport d'acide se genère. Comme dans la fermentation secondaire des vins il ne se forme point d'acide carbonique , il faut bien qu'une autre acidification se constitue le produit opposé de l'alcool ; cette acidification ne peut être que l'acide tartrique puisqu'aucun autre acide ne se trouve dans le vin. La crème de tartre se regenère de tous ses sels , simple et doubles , auxquels , en solution rapprochée , on ajoute un acide , le sien propre ou un autre. On verra ci-après que cette régénération faite sur des sels doubles à base d'oxide de métal de mine et par un acide qui ne soit pas plus fort que l'acide tartrique donne lieu à de la crème de tartre , du tartrate de l'oxide et du sel de celui-ci avec l'acide ajouté. La faible solubilité de la crème de tartre dans l'eau froide est la cause de cet effet. 180 parties de cette eau sont réquises pour dissoudre 1 partie ; 24 parties d'eau bouillante dissolvent également une partie. La solubilité dans la dernière eau est considérablement accrue par un échauffement

prolongé. Pendant très-longtemps il se dissout des portions supplémentaires de sel. Il est connu de beaucoup d'autres sels qu'une chaleur longue et faible fait plus pour leur solution qu'une courte et forte, mais, pour la crème de tartre, la différence est si grande qu'on doit croire à une dislocation du sel, et admettre qu'il se partage en hémisurtartrate (tartrato-surtartrate) et en bisurtartrate. Au refroidissement, les choses rentrent dans leur premier état, et de la crème de tartre régénérée se concrète. Nous avons déjà dit que l'acide tartrique en rapport double enlève la potasse à tous les autres acides, pourvu que la solution soit assez concentrée pour que la crème de tartre cristallise. L'affinité de concrétion détermine la décomposition.

On sait que la crème de tartre ordinaire la plus pure contient 6 pour 100 de tartrate de chaux. Des cristaux de ce sel, à l'état d'hydrate, se déposent sur ceux de la crème de tartre. La présence de ce sel est extrêmement incommode lorsqu'il s'agit de saturer la crème de tartre par d'autres oxides. On suit à Milan un procédé de dépuración qui, en même temps qu'il enlève au tartre crud ses autres impuretés, le débarrasse complètement de tartrate de chaux. La crème de tartre qui sort de cette fabrique ne donne pas le moindre précipité avec l'acide oxalique. L'incinération de la crème de tartre de Milan fournit 36,37 de souscarbonate de potasse ; celle ordinaire n'en fournit que 34,2.

Le surtartrate de potasse mis à déflagrer avec du

nitrate du même alcali donne du souscarbonate par les deux sels. Il manque à l'acide 3 d'oxygène pour enlever à son radical-bois les 2 d'hydrogène et acidifier les 2 d'oxidule de carbone. Si la combustion était complète et que de l'oxide d'azote devenait libre, rapport égal de nitrate produirait cet effet. 1 $\frac{1}{2}$ rapport de souscarbonate serait recueilli. Il serait plus avantageux de se servir de tartrate neutre; 2 rapports en seraient alors fournis. La dépense serait la même, car l'alcali ajouté serait retrouvé. On gagnerait qu'il serait plus pur.

Le bisurtartrate de potasse se trouve tout formé dans les vins vieux. Nous avons déjà dit avec quels caractères et sous quelles formes. Il est produit lorsque par une addition d'acide tartrique ou par la soustraction d'une portion de potasse à l'aide de l'acide boracique ou autre, la crème de tartre est rendue plus soluble.

L'acide tartrique a un sel double composé de potasse et d'ammoniaque. Il consiste en 1 rapport d'acide, $\frac{1}{2}$ de potasse, $\frac{1}{2}$ d'ammoniaque et 1 d'eau. Le sel ammoniacal est conjoint par $\frac{1}{2}$ d'eau et les deux sels sont tenus ensemble par un autre demi-rapport d'eau. Le sel est soluble dans 2 parties d'eau froide et dans égale partie d'eau chaude. A l'air sec, il s'effleurit et laisse échapper de l'eau; une portion correspondante d'ammoniaque quitte en même temps le sel. On obtient celui-ci en saturant de crème de tartre réduite en poudre fine de l'ammoniaque caustique liquide concentrée. On chauffe un peu,

on passe par une toile et on laisse cristalliser. On peut aussi broyer ensemble rapports égaux de surtartrate et de carbonato-sous-carbonate, dissoudre dans le moins possible d'eau tiède, passer par une toile et laisser cristalliser. Les eaux de décantation sont déplacées dans un restant de sel par de l'alcool qu'on laisse couler à leur surface. L'eau abandonne le sel pour s'unir à l'alcool. Il n'est pas à croire, vu la faible solubilité de la crème de tartre, que le sel double se formerait de crème de tartre délayée d'eau et de gaz ammoniacal quittant l'eau pour aller se joindre au sel acide. Le tartrate de potasse avec $1/2$ rapport de sulfate d'ammoniaque ne pourrait manquer de le fournir. Le sel effleuri est de la crème de tartre à base d'ammoniaque combinée avec du tartrate neutre de potasse : potassætartrosurtartrate d'ammoniaque.

La crème de tartre est rendue plus soluble dans l'eau par son adjonction à du borate de soude. D'après Dulk les constituans du sel résultant de l'adjonction sont 3 rapports de surtartrate de potasse et 1 de borate de soude. L'eau du surtartrate reste avec le composé et en est inséparable; ce sont 3 rapports. Le borate dépose toute son eau et s'engage à l'état anhydre. Si le borate de soude n'avait pas d'existence anhydre on pourrait dire que la crème de tartre lui tient lieu d'eau. Ce seraient 3 rapports de crème de tartre qui se substitueraient à 10 rapports d'eau. En supposant que la soude du borate se transmet à l'acide excédant d'un des 3 rapports de crème de tartre,

pour former du sel de Seignette, il restait 2 de crème de tartre que 1 d'acide boracique rendrait plus soluble. Ici le rapport de l'acide boracique au surtartrate de potasse est comme 1 à 2. On verra que dans le sel où le même surtartrate est rendu plus soluble par l'acide boracique libre, il l'est comme 3 à 8. La présence du sel de Seignette supplée au manque de crème de tartre et ce sel se fait lui-même rendre plus soluble. Le sel est soluble dans moins d'égale partie d'eau froide et dans 1/2 partie d'eau chaude. Dulk trace ainsi la formule de sa composition : tartrate de potasse neutre, 3 ; borate de soude, 1 ; acide tartrique, 3 (3 acide anhydre et 3 eau). On peut, pour le préparer, réunir par mélange ses constituans crème de tartre et borax l'un et l'autre finement pulvérisés et le dernier en outre calciné.

De même que par le borate de soude, la crème de tartre est rendue plus soluble par l'acide boracique. De la crème de tartre est traitée à chaud par une solution, saturée à chaud, d'acide boracique jusqu'à sa solution complète. On peut réunir 4 parties du premier ingrédient et 1 du dernier. D'après Dulk, ce sel consiste en 4 rapports de surtartrate de potasse vice-hydraté par 1 1/2 rapport d'acide boracique. Le pouvoir de vice-hydratation de cet acide surpasse de 5/8 le pouvoir d'hydratation de l'eau. Le sel est sans eau ; 4 rapports de ce liquide quittent la crème de tartre et 9, l'acide boracique. Si, comme on le dit, ce dernier acide devait à celui excédent du surtartrate servir de base cette base devrait nécessaire-

ment saturer par tout son oxigène et, comme dans chaque rapport se trouvent 4 ou 6 rapports de ce principe, ce qui ferait, pour le 1 1/2 rapport une capacité de saturation égale à 6 ou 9 rapports, les 4 de surtartrate auraient un excès en base de 2 ou de 5. Une base ne saurait se mettre en relation avec un acide que par tout l'oxigène qu'il contient. Ce serait, non seulement un oxide, mais un acide de combustible relatif qui, à l'égard d'un acide, agirait comme un oxide de métal. Ce serait chose inouïe, et c'est chose impossible. L'hydrogène en plus de 1 rapport et non l'oxigène peut sur un combustible relatif développer la qualité oxide. Si l'acide boracique agissait comme acide, 1/4 en serait en défaut. Il est à croire que l'acide boracique enlève de l'alcali au surtartrate jusqu'à le constituer en bisurtartrate : 3 acide, 1 alcali. Les sels résultans sont l'un et l'autre aisément solubles. L'alcool ne dissout pas l'acide boracique sur ce sel, mais l'acide tartrique enlève au composé le tartrate neutre et le régénère en surtartrate : l'acide tartrique vice-hydraté par l'acide boracique reste et se trouve augmenté dans sa solubilité par l'eau. Les acides sulfurique et nitrique, au contraire, reprennent, en vertu de leur affinité avec l'acide boracique, une partie de cet acide et laissent intact l'alcali du tartrate. Le sel est persistant à l'air. Il demande pour sa solution encore moins d'eau que le sel précédent : 3/4 d'eau froide et 1/4 d'eau chaude. On le fait en réunissant la crème de tartre et

l'acide boracique dans le rapport qu'il est dit. Une bonne méthode serait de procéder avec des matériaux anhydres si, comme l'acide boracique, la crème de tartre pouvait être dépouillée d'eau. On aurait une poudre sèche, mais on a un mélange humide. On pourrait prendre crème de tartre en poudre très-fine et poids égal d'eau, puis ajouter acide boracique anhydre et également en poudre fine, jusqu'à ce que rien ne reste plus à dissoudre. On aurait les justes rapports. On ferait dissiper l'eau ajouté et celle de la crème de tartre.

Racemate de potasse. Ce sel est dit ne pas bien cristalliser. En suivant la même voie que pour son isomère le tartrate de potasse, on parviendra sans doute à également le réduire en cristaux. Il y a à saisir un point de concentration en deça ou au-delà duquel il n'y a pas de succès à espérer. Il faudra tenter la cristallisation en vase clos et faire décroître peu à peu la température. Une lessive saline notablement rapprochée attire toujours l'eau de l'air et l'attire avec d'autant plus de force que le rapprochement a demandé plus de chaleur. Le racemate de potasse à un sel acide avec 1 rapport d'eau et qui est encore moins soluble dans l'eau que le surtartrate du même alcali. Le sel neutre porte aussi le nom de paratartrate; le sel acide, celui de surparatartrate. L'acide racémique tient par ses propriétés tant à l'acide tartrique qu'à l'acide oxalique. Il a les constituans du premier acide. Il peut également avoir ceux du second en donnant à l'acide oxalique une

charge composée de 1 rapport de carbone-sucré. 1 carbone avec 3 oxygène et 1 carbone avec 2 eau. Ce serait un acide inorganique avec charge; la charge tiendrait lieu d'eau de conjonction à l'acide inconjoint. L'acide saturerait en vertu de son constituant acide oxalique. Comme il naît de sucre et qu'une partie du carbone a fixé l'oxygène de l'eau dont l'hydrogène avec du carbone-bois à formé de l'alcool, cette composition n'offrirait rien de surprenant. Ce serait une fermentation dont le produit opposé à l'alcool serait de l'acide oxalique en place d'acide carbonique. Ce produit opposé est celui du cyane que décompose rapport triple d'eau. Le contre-produit est alors de l'ammoniaque. Du sucre indécomposé resterait adhérent à l'acide oxalique ainsi formé et en empêcherait la résolution en ses constituans remoto-prochains, acide carbonique et oxide de carbone. 2 1/4 carbone-alcool seraient formés en opposition à 1 1/2 acide oxalique. L'acide tartrique pourrait avoir une composition analogue et se former de la même manière. Dans la conversion des sels de ces acides en souscarbonates à l'aide de la chaleur l'acide carbonique de l'acide oxalique resterait et l'oxide de carbone du même acide se retirerait avec la charge. Ce serait de l'acide formique avec charge et développé dans sa qualité acide par cette charge à la place d'eau. Les autres acides organiques simples sont susceptibles de la même distribution de leurs élémens. Dans l'acide succinique l'acide oxalique aurait pour charge 1 de carbone hydrogéné, dans l'acide citrique il aurait pour charge 1 de carbone-bois oxidé et ainsi de suite.

Mucate de potasse. Ce sel cristallise sans eau. Il est soluble dans 8 parties d'eau chaude et, au refroidissement, il se retire presque en entier de cette solution, ce qui dénote qu'il est à peine soluble à froid.

Acétate de potasse. Ce sel, en raison de sa grande solubilité dans l'eau et de son existence à l'état anhydre, ne cristallise que par le refroidissement de sa solution évaporée en consistance de sirop. La solution doit être garantie de l'accès de l'air dont elle attire l'humidité presque avec la même énergie que le sel concret. Ordinairement on l'évapore jusqu'à siccité. Il est alors en fonte liquide brune qui, en refroidissant, se prend en un sel blanc. Le nom vulgaire du sel rendu sec par l'évaporation est terre foliée de tartre. Ce nom provient des végétations cryptogamiques salines qui, pendant l'évaporation, se montrent à la surface de la lessive concentrée. On obtient ce sel en saturant jusqu'à neutralité de l'acide acétique extrait d'un acétate, par du souscarbonate de potasse. L'alcali doit être introduit dans l'acide et non l'acide être versé sur l'alcali. Le dernier mode de conjonction ferait déjà marquer en neutre lorsque la moitié seulement de l'alcali serait saturé d'acide. Du carbonatoacétate serait formé. Pour avoir du sel d'un beau blanc et bien cristallisé on doit réunir rapports égaux d'acide acétique absolu et de souscarbonate rigoureux de potasse. L'eau de l'acide reste avec le sel. Il cristallise d'abord du sel acide, mais qui ensuite se détruit pour se former en neutre et cristalliser à l'état

neutre. Le sel a alors 1 rapport d'eau. Il cristallise en outre avec 2 rapports d'eau qu'on lui donne en mêlant rapports égaux d'acide absolu et d'acide bi-hydraté et en saturant de même par rapport égal de souscarbonate. On peut aussi saturer de l'acide absolu par de l'hydrate sec de potasse. Nous avons dit que l'acide acétique n'a pas d'hydrate simple et qu'en distillant à une chaleur modérée le mélange ci-dessus, l'acide absolu passe et l'acide bi-hydraté reste. Le deuxième rapport d'eau d'hydratation maintient le pair qu'un seul rapport romprait. Les oxides maintiennent le pair en se substituant à 1 ou 3 d'eau ; 1 de conjonction seul ou 1 de conjonction et 2 d'hydratation. Le nombre des rapports est alors 4 comme dans l'acide absolu. Dans l'acide bi-hydraté il est 6. Après l'introduction du soussel ou de l'hydrate dans l'acide on doit laisser en repos. Thomson a fait cristalliser le sel à 2 rapports d'eau en rapprochant sa solution au moyen du vide d'air et de vapeur (vide de Leslie). D'après le même chimiste un sel cristallisant avec 6 rapports d'eau est obtenu de la concentration dans le même vide du suracétate que fournit la décomposition réciproque entre l'acétate de plomb et le sursulfate de potasse.

L'acétate de potasse n'est pas bien préparé avec un acide, quoiqu'ayant été distillé, mais qui n'a pas été engagé avec un oxide, le mieux avec la soude. Le sel est brun. L'acétate de chaux décomposé par le phosphate de potasse le fournit très-blanc.

L'acide acétique n'est une matière organisée

que par survivance d'une telle matière que l'art a déjà deux fois fait changer de nature. Aussi peut-on l'obtenir de composition directe et par la réunion de matières qui n'appartiennent pas à l'organisation, mais dont l'un en provient, et ne saurait être obtenu que de matières organisées. Le carbone hydrogené a cette origine; sa copulation avec l'oxigène sous l'influence d'un incalescible de pyrophore et avec le concours de l'eau, le produit. De même, l'huile des chimistes hollandais (acide hydrochlorique et hydrogénation inconstituable de carbone) étant, sous l'eau, influencée par la lumière directe, se compose en éther acétique. La lumière favorise le détachement de l'oxigène du chlore lequel oxigène déjà uni à l'hydrogène organise la moitié du carbone encore adhérent à sa part de l'hydrogène et forme de l'éther. L'autre moitié du carbone, naissant en contact avec l'eau, s'adjoint 1 172 rapport de ce liquide et devient de l'acide acétique. L'acide anhydrochlorique rendu hydrochlorique par l'eau doit devenir libre. On prétend qu'il se forme, en outre, de l'éther de cet acide. Déjà l'huile a la moitié trop peu de carbone pour se former en éther par l'adjonction de l'eau. L'acide acétique peut être considéré comme de l'acide oxalique portant en charge 1 carbone et 3 hydrogène et n'appartenant dès lors plus à l'organisation.

L'acétate de potasse étant, en vase clos, décomposé par la chaleur sous-sature sa base d'acide carbonique et l'interpose de carbone léger. Lorsque

la décomposition est bien saisie , le mélange est un pyrophore. Le souscarbonate s'échauffe et le carbone brule. Si l'acide carbonique ou $1\frac{1}{2}$ rapport de carbone acidifié par 2 rapports d'oxygène pouvait être détaché du restant de la composition , ce restant serait $1\frac{1}{2}$ de carbone , 1 d'oxygène et 3 d'hydrogène , uni à $1\frac{1}{2}$ rapport de carbone hydrogéné oxidé par 1 d'oxygène , ou $1\frac{1}{2}$ rapport d'alcool avec $1\frac{1}{2}$ rapport de carbone. Cette charge n'opérerait aucun développement et ne tiendrait lieu de rien.

Pelouze a fait voir que , par la présence de l'alcool , l'acide acétique est empêché de réagir sur le sous-carbonate de potasse et qu'au contraire ce sous-carbonate est par l'acide carbonique régénéré sur l'acétate de potasse dissous dans l'alcool. Le premier fait est la conséquence du dernier. L'affinité d'éthérification l'emporte sur celle de salification.

Lactate de potasse. Sel peu connu dans son essence et difficile à cristalliser. Nous avons vu que l'acide lactique répond à de l'acide acétique , 2 carbone , 3 oxygène , 3 hydrogène , portant en charge 1 rapport (1 carbone , 2 oxygène , 2 hydrogène) de carbone-sucré. C'est donc du sucre mal élaboré en liqueur vineuse et par suite mal acidifié en vinaigre , la partie-alcool pouvant seule prendre de l'oxygène. Ce sont aussi 2 rapports carbone-sucré et 1 rapports carbone-bois ; 3 carbone , 5 oxygène et 5 hydrogène ou 3 carbone et 5 eau.

Lampate de potasse. Ce sel est déliquescent à

l'air. Il forme des cristaux incolores. L'acide y est garanti de l'action de l'air, si disposé à brunir les sels du même acide, par son engagement en sel à base forte. L'alcool incomplètement acétifié rend les lampates combustibles avec flamme. L'acide lampique est, par l'alcool, à l'acide acétique, ce que, par le sucre, l'acide lactique est au même acide acétique

On commence à être d'avis que l'acide lampique est une combinaison, destructible par son engagement avec les bases, d'acide acétique et d'acide formique. On se fonde sur ce que l'acide qui résulte de l'alcool réagissant, sous l'influence disposante de la potasse caustique, sur l'oxigène de l'air possède les mêmes propriétés que l'acide lampique et consiste en un engagement entre ces deux acides. L'acide obtenu de la réaction concomitante de l'alcool sur le suroxigène du suroxyde de manganèse, et de l'acide sulfurique sur l'oxyde de ce suroxyde est dit posséder les mêmes propriétés et avoir la même nature. La plus caractéristique de ces propriétés est de réduire les oxydes uniques des métaux réductibles au feu et d'abaisser d'un degré l'oxydation des mêmes métaux binoxydables. Cet effet peut être produit par de l'alcool incomplètement acétifié comme par de l'acide formique engagé avec de l'acide acétique. L'un et l'autre peut prendre de l'oxygène faiblement retenu, l'un pour faire détruire 1 d'hydrogène et se compléter de 1 d'oxygène, et l'autre, pour se former en acide formique; 1 carbone et 2 oxygène; je suppose que la

partie-alcool de l'acide lampique sera abaissée dans la moitié de l'hydrogène de son demi-rapport, sinon il formerait de l'éther avec le demi-rapport d'acide acétique. Pour devenir de l'acide formico-acétique l'alcool n'a qu'à adjoindre 2 rapports d'oxygène au demi-rapport de sa substance qui se forme en vinaigre et 4 rapports du même principe au demi-rapport qui devient de l'acide formique : 3 saturent 3 d'hydrogène et 1 se joint à l'oxidule de carbone mis à nu : 1 carbone et 1 principes de l'eau avec 2 hydrogène reçoivent 2 oxygène pour faire 7 d'acide acétique, et le même composé soustrait dans l'hydrogène de ses principes de l'eau, saturé dans ses 2 autres d'hydrogène et ajouté de 1 d'oxygène forme de l'acide formique : 1/2 rapport du premier acide et 1 rapport d'acide formique; 6 d'oxygène sont employés.

Gallate de potasse. L'acide gallique forme avec la potasse et autres alcalis, des sels aisément solubles dans l'eau et qui, en vase clos, restent incolores. Au contact de l'air ils prennent une couleur brune intense. On ne saurait dire quelle altération l'acide subit, car, d'après la formule de Pelouze, le rapport de l'oxygène y surpasse de 3 1/2 celui de l'hydrogène. L'acide consiste en 3 1/2 de carbone, 6 d'oxygène et 2 1/2 d'hydrogène. L'acide gallique libre de tannin ne trouble pas la solution de la gélatine. Il exige pour sa solution 100 parties d'eau froide. Les cristaux s'effleurissent à une faible chaleur et laissent échapper le rapport d'eau qui les hydrate. La solution des

sels de fer à oxidulo-oxide en sont précipitées en bleu foncé. Ce précipité est beaucoup plus soluble dans l'eau que celui que l'acide tannique forme avec les mêmes sels. Pelouze a fait voir que l'acide de la noix de galles n'est pas d'origine organique et n'existe tout formé dans aucune plante.

L'acide gallique sans eau, étant soumis à la distillation dans un bain d'huile qui marque de 210 à 215° de chaleur, perd 1/2 rapport de carbone et 2 d'oxygène. Il reste 3 de carbone, 3 d'oxygène et 3 d'hydrogène. L'acide formé se sublime et l'acide carbonique se dégage. L'acide gallique sublimé a pris le nom de pyroacide. Il est sous forme de cristaux parfaitement blancs. S'il pouvait être décomposé sur un gallate d'alcali ou de terre alcaline soluble le demi-rapport d'acide carbonique resterait avec la base du sel. Le pyro-gallate de potasse est en cristaux blancs très-solubles dans l'eau.

L'acide gallique et aussi le corps qui lui donne naissance, lequel est le tannin, étant soumis à une chaleur brusquement portée à 245 à 250°, donne lieu, le premier à un dégagement d'eau formée du tiers de son oxygène avec le tiers de son hydrogène; le second, à un d'acide carbonique et en même temps d'eau (1/2 acide et 1 eau). Sa composition se réduit de 3 1/2 carbone, 5 oxygène et 3 hydrogène à 3 carbone, 2 oxygène et 2 hydrogène. L'acide gallique passe par l'état de pyro-acide sans toutefois s'y arrêter. L'expulsion de l'eau demande plus de chaleur que celle de l'acide carbonique; 1/3 rap-

port de tannin composé de 3 carbone, 4 oxygène et 3 hydrogène devrait perdre 1 eau et 1 oxygène pour devenir 3 carbone, 2 oxygène et 2 hydrogène. Les 3 de carbone et les 2 d'oxygène et d'hydrogène qui restent forment un enduit noir, brillant, insoluble dans l'eau, mais émoussant la qualité alcaline, lequel est par conséquent un acide. Pelouze le nomme acide métagallique. Les sels qu'il forme avec les alcalis sont précipités en noir par les autres acides, hors toutefois par l'acide carbonique, que lui-même il chasse des alcalis. Est-ce l'acide en entier ou seulement son excès à l'état de souscarbonate? La couleur native, propre, de l'acide métagallique est donc le noir. Une perte d'eau pourrait être la cause que les gallates à base alcaline brunissent au contact de l'air. Il faudrait voir si les sels brunis sont aussi précipités en noir.

Le métaacide gallique est encore organisé. Son radical organique est intact et ce radical est acidifié par rapport égal de carbone. Dans l'acide pyrogallique, cette acidification est faite par rapport égal de carbone-bois ou 1/2 rapport de carbone radical-organique (1 carbone et 1 principes de l'eau). C'est en perdant les principes de l'eau de ce 1/2 rapport de radical que l'acide gallique devient du métaacide. Il n'est pas étonnant que cet acide soit noir.

On connaissait des acides organiques développés par toutes les combinaisons du carbone avec les principes de l'eau; on n'en connaissait pas, avant le travail de M. Pelouze, qui le fussent par

du carbone libre. Quand des comburens relatifs développent un état acide double sur des combustibles relatifs ils agissent comme de l'oxygène. Ils acidifient par le principe qui offusquait leur acidité propre , et cette acidité se met au jour. Il s'acidifient ainsi entre eux ; 5 chlore acidifient 1 iode et rendent libre d'offuscation leur acide propre. Un de représentant de l'hydrogène dans l'azote , qui prend 3 d'oxygène, hydroacidifie un de carbone lequel carbone ne prend que 4 d'oxygène, ce qui fait qu'après la mise-en-rapport des représentans de l'hydrogène, un est en excès et produit l'effet d'hydroacidification que nous remarquons dans le cyane. Les métaux, ces représentans si naturels de l'hydrogène, ne représentent pas ce principe pour l'hydroacidification des combustibles relatifs.

Nous avons déjà dit que l'acide ellagique, qui accompagne la transformation de l'acide tannique en acide gallique au contact de l'air, a les constituans de cet acide moins 1 principes de l'eau. Il est, comme cet acide, hydraté par 1 d'eau : 3 1/2 carbone, 4 oxygène et 2 hydrogène; 1 radical organique y est acidifié par 1 1/2 de carbone joint à 2 d'oxygène : 1 oxidule et 1/2 oxide de carbone, le premier maintenu en constitution par le second.

L'acide tannique qui perdrait 2 de ses 9 de carbone, 2 de ses 12 d'oxygène, et 3 de ses 9 d'hydrogène, l'eau formée par l'oxygène restant avec l'acide, donnerait lieu à 2 rapports d'acide gallique. 2 de carbone et 1 d'hydrogène devraient être brûlés par l'air, l'un en acide carbonique

et l'autre, en eau. C'est à cause de cela que le concours de l'air est requis pour opérer la métamorphose de l'un acide dans l'autre. Comme on opère à froid, l'acide carbonique ne saurait se retirer de composition. Il doit se former et se forme de radical-charge auquel l'oxygène de l'air enlève l'hydrogène et à l'oxidule du quel mis à nu il se joint par trois rapports. Le volume, et ainsi le rapport, de l'acide carbonique formé est égal à celui de l'oxygène absorbé; 1 oxygène pour enlever l'hydrogène et 3 pour compléter l'oxidule en acide.

Oxalhydrate de potasse. Ce sel est obtenu de la saturation de son acide par la potasse. L'auteur prescrit de le faire de carbonate neutre. Je ne vois pas le motif de cette préférence à moins qu'il ne voulut écarter la silice, ce qui serait encore sans objet. On abandonne la saturation à l'air; il cristallisera un sel neutre parfaitement caractérisé dans sa forme. En laissant un peu d'acide en excès, il cristallise un sel acidinule dont la forme est différente de celle du sel neutre, mais qui n'a pas assez d'acide exubérant pour être du suroxalhydrate dans le sens attaché à ce terme. Ces sels ne doivent pas être déliquescens puisqu'ils cristallisent par évaporation spontanée. On ne sait s'ils ont de l'eau. Le sel acide doit en avoir.

L'acide oxalhydrique, que nous avons dit consister en 2 carbone, 6 oxygène et 3 hydrogène, et ainsi répondre à 1 radical organique acidifié par 3 oxygène et conjoint par 1 eau, est de l'acide oxalique organisé et un acide qui, pour le degré

d'acidification , se place en avant de l'acide tartrique, qui a 2 d'oxigène d'acidification de moins. C'est un acide des plus simples puisqu'il ne consiste qu'en radical organique et en oxigène. Le nombre des rapports de celui-ci est impair. C'est le même que celui des acides tellurique, sulfurique et sélénique. Le rapport d'eau qui le conjoint ne paraît pas le quitter dans sa formation en sel. On ne pouvait pas le supposer consister en radical acidifié par 4 d'oxigène et par 1 d'hydrogène, et encore bien moins en 2 acide oxalique et 3 hydrogène, car se serait un acide inorganique qui par 2 rapports saturerait en neutre 1 rapport de base; d'ailleurs, comme je l'ai déjà dit, partout où se trouvent de l'oxigène et de l'hydrogène dans le rapport de l'eau, aucun autre engagement de ces principes ne peut avoir lieu. L'acide ne saurait être passible d'autre distribution de ses élémens que celle que je lui ai donnée, et le nom d'oxalhydrique ne peut lui convenir. Il a un hydrate qu'il forme avec 1/2 rapport d'eau. Ce serait un soushydrate si, avec cette eau, l'acide cristallisait, mais il est constamment à l'état liquide. L'auteur de sa découverte n'a pu le dépouiller de cette eau, que néanmoins l'acide dépose en s'engageant en sel.

Méconate de potasse. Ce sel est obtenu de la combinaison directe de l'acide méconique avec la potasse caustique. Il cristallise avec 1 rapport d'eau et se dissout dans 2 parties de ce liquide. Il forme avec le méconate d'ammoniaque un sel double qui n'a encore été qu'aperçu.

Nous avons dit que l'acide méconique consiste

en 3 $1/2$ de carbone, 7 d'oxygène et 2 d'hydrogène. Cette composition répond à 1 radical organique, 5 oxygène et 1 $1/2$ carbone. Ce pourrait être de l'acide citrique portant en charge 1 $1/2$ d'oxyde de carbone et ainsi un corps qui doit être disposé à devenir une source d'acide formique. Une chaleur humide de 110° appliquée à l'acide libre ou à son sel a base d'alcali fixe en distrait $1/2$ d'acide carbonique dont les composans sont pris sur le carbone et l'oxygène du radical organique. L'hydrogène s'engage dans une nouvelle composition en échange de 1 $1/2$ d'oxygène qui complète le carbone et l'oxygène du radical en acide carbonique. Il reste du radical 1 $1/2$ carbone et 1 $1/2$ principes de l'eau. Ce qui prouve que les premiers ingrédients de l'acide carbonique sont empruntés au radical, c'est que le nouveau composé, qui est aussi un acide, ne sature plus que comme 1 $1/2$ rapport. Cela indique en même temps que le radical organique, pour saturer comme 1 rapport, ne peut consister en moins de 2 rapports de carbone et que ce qui est au-dessus de 1 carbone et entre 1 et 2 est absorbé et ne compte pour rien, exemple ici où 1 $1/2$ de carbone ne compte que pour un demi-rapport. Il en est de même de ce qui est au-dessus de 2. L'un et l'autre existe comme charge et ne concourt pas à la saturation. Les principes de l'eau peuvent être 1 ou 2. L'éther prouve que le radical organique ne change pas de capacité de saturation par la perte de la moitié de ses principes de l'eau. C'est pourquoi, lorsque la dislocation s'opère sur de l'acide enchainé par un alcali

fixe, il ne se dégage pas d'acide carbonique, mais il se forme un carbonato-sel du nouveau composé ou un carbonato-métameconate, le nom du composé étant acide métameconique. Quand la base du méconate est une terre alcaline la moitié de l'acide carbonique s'échappe et l'autre moitié se forme en sous-carbonate, et la moitié de la terre alcaline se sature d'acide métameconique. Cet acide consiste en les principes du précédent acide, moins 1,2 carbone et 2 oxygène et ainsi en 3 carbone, 5 oxygène et 2 hydrogène : 1 radical organique, 3 oxygène et 1 carbone, répondant à 1 acide citrique portant en charge 1 oxidule de carbone. Le proportionnement large de l'acide méconique par de l'oxygène est la cause que la dislocation ne demande pas une forte chaleur, car plus de calorique est attaché à plus d'oxygène et le calorique que le composé contient ne doit pas être ajouté par le feu, s'entend, ce qui en calorique n'est pas déplacé par du combustible peut être utilisé à la formation de l'acide carbonique et ne doit pas être pris au dehors.

Camphorate de potasse. Ce sel est aisément soluble dans l'eau. Ses cristaux attirent l'humidité de l'air. Il doit être rapproché en consistance de sirop pour cristalliser.

Roccellate de potasse. Nous avons déjà mentionné ce sel comme moussant avec l'eau à la manière des savons. Il cristallise de sa solution dans l'eau. La forme de ses cristaux est la même que celle de l'acide roccellique.

Benzoate de potasse. Ce sel n'offre pas grand

intérêt par sa forme, ni par sa persistance à l'air, car il ne cristallise pas facilement et il tombe en déliquescence. Cependant son acide, quoique volatil et conjoint par de l'eau, ne suit pas ce liquide lorsqu'on l'expulse par le feu. Il reste du benzoate anhydre qu'une plus forte chaleur pourrait bien partager en d'autres composés et, par exemple, en acide carbonique comme produit plus brûlé et en produit plus combustible, consistant en 6 $\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxygène et 5 hydrogène. Ce produit serait encore organisé, et s'il jouissait de propriétés basiques ou acides, il pourrait encore proportionner comme un rapport, car il peut réunir 2 carbone par 1 principes de l'eau et se donner un radical tel qu'à l'éther. Ce n'est que le manque de carbone ou moins de 1 principes de l'eau qui fait qu'un corps ne proportionne que dans le rapport qu'il peut se donner pour excipient de ses autres principes, 2 de carbone organisé par 1 ou 2 principes de l'eau. Le radical à 1 principes de l'eau est beaucoup plus affermi et bien du double que celui à 2 principes de l'eau. S'il y avait un sousbenzoate alcalin stable, on pourrait, en mêlant rapports égaux de ce sel et de sel neutre, parvenir à enlever à l'acide tout son oxygène converti en acide carbonique. Un excès admixté et sans être combiné, de base, ne pourrait produire l'effet, car rien ne déterminerait la décomposition et si l'acide devait se former il aurait aussi facile de se dégager que de se combiner; toutefois un espoir de succès reposerait sur la formation d'acide oxalique qu'une base forte

pourrait fixer; le produit plus combustible aurait alors 1,2 rapport de carbone de moins: il ne serait plus organisé. Ce serait, à 1 hydrogène près ou plus 1 carbone, du carbone hydrogené en simple. On peut obtenir le benzoate de potasse en l'extrayant du benzoïn par de la potasse caustique liquide.

Pelligot s'est assuré que, dans le traitement de l'amygdaline avec l'acide nitrique d'où résulte de l'acide benzoïque, la formation de cet acide est précédée de celle d'huile volatile d'amandes amères. Cela dénoterait que l'effet est produit par une décomposition d'eau à laquelle il serait difficile de dire quelle part prend l'acide nitrique. Il ne pourrait y prendre d'autre part que de céder de l'oxygène à une portion de l'amygdaline et de le reprendre à l'eau, dont l'hydrogène se joindrait à l'autre portion; mais malgré qu'une affinité double serait agissante, l'effet ne pourrait être obtenu d'oxygène aussi faiblement proportionné de calorique que ce principe l'est dans l'eau.

Oléate de potasse. Ce sel est fait par la réunion de ses composans. Il est assez sec pour pouvoir être réduit en poudre. On l'obtient cristallisé de sa solution dans l'alcool. Il attire l'humidité de l'air. Il a un sursel gélatiniforme lequel n'est pas encore dissous par 1000 fois son poids d'eau.

Margarate de potasse. Ce sel, comme le précédent, cristallise de sa solution dans l'alcool. A froid et dans un air humide il peut attirer l'égal de son poids d'eau sans devenir liquide. L'eau lui enlève la moitié de son alcali et le constitue

en margarate acide. Le sursel est également sous forme cristalline.

Stéarate de potasse. Ce sel est soluble dans l'alcool chaud et cristallise de cette solution refroidie. Une partie de sel se dissout dans moins de 7 parties d'alcool sec (absolu). L'eau enlève à ce sel de l'alcali, et l'éther lui enlève de l'acide. L'alcool seul le laisse intact. On obtient le sel en faisant dissoudre à l'aide de la digestion chaude de l'acide stéarique dans partie égale de pierre à cautère dissoute dans 20 parties d'eau. Par le refroidissement le sel se concrète. On exprime et on fait dissoudre à chaud dans 15 à 20 parties d'alcool à 0,821. On laisse refroidir. Le sel cristallisera. Avec moins d'alcool et tel qu'avec 20 parties sur 1, le sel se prendrait en masse dès que la chaleur serait descendue à 38°. Le stéarate neutre enlevé dans son alcali par l'eau est du surstéarate. Il faut 1000^v parties d'eau sur 1 de sel. Le sursel restant, exprimé, séché et dissous dans l'alcool chaud, cristallise. A 100^v de chaleur il n'est pas encore liquide. L'eau froide ne l'attaque pas. On le considère comme un sel double (1 stéarate de potasse et 1 stéarate d'eau) et on le fait consister en 1 d'acide, 1,2 de potasse et 1,2 d'eau et former du stéarate de potasse et d'eau. C'est attribuer à l'eau un pouvoir de co-salification qu'elle n'a pas et aux acides, un pouvoir de salification active sur l'eau et à l'eau, un pouvoir de salification passive sur les acides, que, ni les acides, ni l'eau ne possèdent et qui ne peut être exercé que sur les bases ou par

les bases. Il y a tant d'explications doubles à trouver pour qui les cherche qu'on ne doit pas en prendre qui n'ont aucune probabilité pour elles; celle-ci est dans ce cas, car de l'acide stéarique inconstituable sans eau et d'avec le quel 172 de potasse n'a pu déplacer que 172 d'eau fait du surstéarate conjoint dans l'excès de son acide par 172 rapport d'eau. Le surstéarate de potasse soutient une chaleur de 100° sans se fondre. L'alcool et l'éther le font renaitre à la neutralité; l'eau chaude, au contraire, le conduit à la trisuracidinulation. Le trisursel est sous forme d'une huile, liquide à 100°. L'alcool chaud le ramène à l'état de surstéarate simple. Par le refroidissement celui-ci se concrète et l'acide bi et triacidinulant reste dissous.

Bussy a retiré des acides margarique et stéarique unis à la chaux, en leur appliquant une chaleur convenable, des produits volatils qui, à l'égard de ces acides, sont ce que l'esprit pyroacétique est à l'égard de l'acide acétique. Dans la formation des deux pyroesprits, du carbone proportionné d'oxygène dans le rapport de l'acide carbonique se retire de la composition ou reste avec la base et le surplus du composé distille. Le partage est assimilable à celui qui a lieu dans la fermentation vineuse, avec cette différence que celui-ci se fait à froid et avec de l'eau et l'autre, à chaud et sans eau. L'une est une fermentation humide, l'autre, une sèche. Toutes deux donnent de l'acide carbonique et une hydrogénation de radical-bois ou sous-bois et sans ou avec charge. Si, comme dans la fermenta-

tion alcoolique, rien ne se perdait, les pyroesprits seraient respectivement leurs acides moins les composans de $1/2$ rapport d'acide carbonique. Je suppose que pas moins de $1/2$ rapport de cet acide se forme et que la variation de l'oxygène se porte sur le produit concomitant. Cela est plus régulier et plus conforme au motif de la réaction que la base exerce sur l'acide du sel. Cette réaction est entièrement de détermination, et elle est provoquée par la tendance de la base à se former en souscarbonate. Dans cette hypothèse, le pyroesprit de l'acide margarique n'aurait que $1/2$ d'oxygène; celui de l'acide stéarique et aussi celui de l'acide oléique, si également cet acide donnait un pyroesprit, en aurait 1. Les deux derniers pyroesprits auraient pour radical organique 1 de carbone et 1 principes de l'eau et, s'ils étaient proportionnans, ils ne satureraient que comme $1/2$ rapport. Le premier composerait son radical organique de $1/2$ carbone et $1/2$ principes de l'eau et ne saturerait que comme $1/4$ de rapport. Il n'y a pas d'exemple que cette loi ait été transgressée; ou 2 carbone et 2 ou 1 principes de l'eau, ou pas de rapport entier. La masse saturante augmente en poids dans le rapport que la valeur du radical diminue. L'atome de l'esprit pyromargarique serait double de celui de l'esprit pyrostéarique, en masse, et simple, en capacité de saturation si les pyroesprits saturaient. L'eau n'ajoute rien ni n'ôte rien à la capacité de saturation. Elle peut être en quantité simple comme en quantité double sans que la capacité varie. Le carbone

réuni par 2 rapports en 1 rapport sature seul. L'eau lui sert de lien et l'on voit que la liaison est faite par 1 aussi bien que par 2 rapports d'eau. Pas par moins de 1 rapport. L'eau est inactive près de 2 de carbone comme l'oxygène l'est près de 1 de carbone et près de tous les autres radicaux acidifiables, composés ou simples. Le radical acidifiable est ici rapport double de carbone saturant comme 1 rapport. 2 carbone et 1 principes de l'eau, dans l'éther, sature à l'égal de 2 carbone et 2 principes de l'eau dans l'alcool. On remarque que là où se trouve de l'hydrogène en sursur rapport, le radical organique se constitue volontiers en radical sousorganique ou base de l'éther. En attribuant aux pyroesprits des graisses un contenu invariable en oxygène, l'acide carbonique détaché de l'acide margarique ne monterait qu'à $1\frac{1}{8}$ de rapport; celui détaché des deux autres acides de graisse serait de $1\frac{1}{4}$ de rapport. M. Bussy fait des esprits pyrograisseux des oxidations différentes d'une même masse de carbone hydrogené. Dans ce sens, l'esprit pyrostéarique serait l'oxidule d'une pareille masse et l'esprit pyromargarique, le souoxidule. Celui-ci devrait quadrupler de matière pour saturer; l'autre ne devrait que doubler. Il devrait y avoir faculté de saturer puisque des oxides seraient créés. Dans des changemens de composition de la nature que ci-dessus, 1 rapport de carbone organisé en sucre devrait transmettre au pyroesprit $1\frac{1}{2}$ rapport de carbone avec tout l'hydrogène, (2 rapports) et laisser à la base l'autre $1\frac{1}{2}$ rapport avec tout l'oxygène (2 rapports).

Egal : 172 rapport d'hydrogène carboné et 172 d'acide carbonique. Les pyroesprits des acides gras ne sont pas liquides; ils sont, au contraire, solides et cristallisables. Comme les acides d'où ils proviennent ils se distinguent principalement entre eux par le degré de chaleur auquel ils se fondent. Ils ne sont volatils qu'à une température élevée et ne sont que faiblement solubles dans l'alcool. Ces caractères ne les rapprochent pas trop des pyroesprits d'autres acides. Ils devraient consister en ce qui reste de leurs acides après que 172, 174 ou 178 de carbone et 2, 1 ou 172 d'oxygène en ont été détachés, savoir, en un composé d'éther portant en charge une hydrogénation de carbone. L'acide margarique, après avoir perdu 172 carbone et 2 oxygène, restera 17 carbone, 172 oxygène et 34 hydrogène. En détachant 1 carbone, 172 principes de l'eau et 2 hydrogène pour former 172 d'éther, la charge consisterait en 16 172 carbone et 31 172 hydrogène; si c'était 33 hydrogène, ce serait du carbone hydrogené pris en charge par de l'éther. Ce serait une oxidation bien basse que celle où 172 d'oxygène serait reparti sur 17 172 de carbone hydrogené. Un tel composé ne peut avoir de l'existence, car l'oxygène se joindrait à l'hydrogène pour former de l'eau ou se combinerait avec le carbone et en même temps avec l'hydrogène. L'acide stéarique donnerait 1 éther et une charge composée de 15 carbone et 27 hydrogène. 2 carbone et 1 oxygène avec 1 hydrogène pour former le radical de l'éther et 4 hydrogène pour étherifier ce radical. 172 carbone

et 2 oxigène se sont réunis pour former $1\frac{1}{2}$ acide carbonique.

Les pyroacides sont, comme les pyroesprits, formés du partage entre les constituans de 1 rapport de carbone-sucre. La moitié du radical-bois de l'acide qui les fournit devient du carbone-sucre et l'autre moitié, du carbone libre, lequel avec les 2 d'hydrogène du sucre se joint au restant de la composition. La première moitié du radical-bois, après avoir cédé son hydrogène, est devenu de l'acide carbonique: $1\frac{1}{2}$ rapport d'acide et $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène carboné. Il est à croire que peu d'acides par l'eau pourront se soustraire à leur résolution en acides par le feu (aquæo et pyroacides) et en d'autres eduits ou produits.

La réunion des trois sels ci-dessus décrits forme la composition qu'on nomme savon. Le rapport de l'un sel à l'autre varie suivant la nature du corps gras qu'on emploie. Peu de savons sont faits uniquement de l'un ou l'autre sel. Les huiles siccatives fournissent particulièrement du savon d'oléate, celles grasses, du savon qui est un mélange des trois; les graisses en fournissent un qui consiste principalement en stéarate. On ne fait guères des savons de potasse qu'avec les graisses, pour lesquelles il est préférable à la soude. Ces savons sont solides et se distinguent par leur caractère de former avec l'alcool une gelatine transparente et concrète. Les savons de potasse et huile sont mous; plus mous et presque liquides quand ils sont faits d'huile siccative uniquement.

Le savon mou est généralement employé en

Belgique. Autrefois on le confectionnait exclusivement avec une lessive de potasse et de l'huile de colzat (koolzaet) ou d'autre graine ronde. Ces huiles sont grasses et se figent totalement par le froid. On les nomme huiles froides. On a depuis substitué à ces huiles de l'huile de chenevis, d'abord partiellement et ensuite totalement. Cette huile est siccative. On la nomme chaude. Plus tard on a ajouté à ces huiles, de l'huile de lin et, en hiver, on a employé cette dernière huile seule. La faveur du prix décide de la préférence. Les huiles siccatives donnent du savon qui coule pendant la saison chaude. Le fort droit imposé sur le savon a fait pousser la fraude jusqu'à substituer l'huile si infecte de poisson à toutes celles qu'on avait déjà substituées à l'huile de graine ronde. L'odeur ne quitte le linge que sur le pré. Le savon de colsat est pour la moitié du stéarate de potasse.

Allantoate de potasse. Les cristaux de ce sel ont un aspect soyeux. Ils sont solubles dans 15 parties d'eau froide.

L'acide allantoïque consiste en 2 1/2 rapports de carbone, 2 d'azote, 4 d'oxygène et 4 d'hydrogène. Cette composition répond à 1 radical organique, 2 amidule oxidé et 1/2 acide carbonique. Elle n'est différente de celle de l'acide urique que par 1 oxygène et 2 hydrogène de moins.

Urate de potasse. Ce sel demande pour sa demeure en solution 480 parties d'eau froide, beaucoup moins d'eau chaude. Il cristallise de cette dernière solution. Il cristallise aussi de sa solution faite à

chaud dans de la liqueur de potasse caustique. Les cristaux restent neutres. L'acide carbonique le précipite de cette solution. Soumis à la distillation il laisse pour résidu du cyanure de potasse. L'acide urique fondu avec de la pierre à cautère fournit de l'oxalate de potasse et met en dégagement de l'ammoniaque : $2\frac{1}{3}$ de rapport de celle-ci. Reste $1\frac{1}{3}$ d'azote et $1\frac{1}{2}$ de carbone, qui ensemble forment une sorte de charbon animal. L'acide urique consiste en $2\frac{1}{2}$ carbone, 2 azote, 3 oxygène et 2 hydrogène. Si tout l'azote formé en cyane s'engageait avec l'hydrogène, ce serait de la cyanamide. $1\frac{1}{2}$ de carbone resterait incombiné.

L'acide urique enlève au sous-carbonate de potasse et au borate du même alcali, en solution rapprochée, la moitié de leur base et les convertit, le premier, en carbonate neutre et le second, en borate acide. Ce sursel aide à la solution de l'urate de potasse produit.

Nous avons dit que l'urée renferme les élémens d'une double amide sans avoir ceux d'une double oxamide. Elle a 1 oxamide et 1 amide simple ; oxamidoamide. Sur 2 d'azote elle a 4 d'hydrogène qui sont les élémens de 2 amide, mais elle n'a que 1 de carbone et 2 d'oxygène. Cela répondrait, par 1 de carbone et 2 d'oxygène de plus, à 2 d'oxamide : oxamide, en exprimant l'origine et formamide, en indiquant la nature. 2 carbone et 2 oxygène avec 1 azote et 2 hydrogène répondent à du formiate d'amide. Si l'oxamide était acide, ce serait de l'acide formique acidifié par l'amide en

place d'eau. Acide amidohypocarboneux. L'oxamide décomposée par une action lente donnerait de l'eau et laisserait du cyane. L'amide de l'urée serait de l'azotoxa ou formamide. Les carbamides, si faciles à obtenir, présentent peu d'intérêt à cause que l'azote de carbone qui est le résidu de leur décomposition, est un corps vulgaire et qui peut être obtenu par des voies communes. Nous avons fait voir que le carbonatobianoxichlorate d'ammoniaque doit le fournir. Ce composé a les élémens de 2 chlore et 1 acide formique sans eau. 2 hydrogène de 2 ammoniaque le composent en 2 hydrochlorate d'ammoniaque et laissent 1 carbone avec 2 oxygène et 1 azote avec 1 hydrogène, ce qui est de l'oxamidule. En dirigeant sur le composé chaud un courant d'hydrogène on enlèverait le second rapport d'oxygène et il resterait de l'hypoformidule. Rapports égaux de ses constituans. L'hydrogène ne peut être pris que sur 1 rapport d'ammoniaque, le rapport qui alcalinule le carbonate s'échappant à la première impression du feu. Quand on aura des éthers salins neutres anhydres, on pourra les saturer de gaz ammoniacal, ce qui fera du sel ammoniacal de l'acide vice-hydraté par l'alcool. Cette saturation réussit bien pour l'éther oxalique. Un changement de composition pourra donner 1 eau avec laquelle 1 éther se formerait en alcool et se retirerait. Le résidu serait de l'amide avec l'acide du sel diminué dans 1 de ses rapports d'oxygène. L'éthersulfate d'ammoniaque donnerait de la bioxisulfamide:

1 amide et 1 acide sulfureux, lequel, par la réunion de ses élémens de l'eau en eau et l'écartement de l'eau, laisserait du sulfure d'azote. L'éther est un corps avantageux pour la vicehydratation à cause qu'il n'y a pour lui pas de possibilité de partage en carbone hydrogené et en eau. L'éther oxalique est de l'acide oxalique sans eau de conjonction et tenant de l'éther à la place d'eau. Cet éther toutefois le salifie. En transférant le rapport de principes de l'eau appartenant à l'éther sur l'acide, c'est de l'acide avec eau, plus du carbone hydrogené. Ce serait donc de l'oxalate de ce carbone hydrogené avec excès de base. L'excès proviendrait de ce que les 2 rapports de carbone seraient, sous le rapport de la capacité de saturation, rentrés dans leur droit de corps inorganique. Si ce carbone hydrogené pouvait être chassé de la combinaison de l'éther oxalique avec l'ammoniaque, il resterait de l'oxalate de cet alcali, et si l'acide carbonique suivait le carbone hydrogené, ce serait du sousformiate, corps qui peut-être n'a pas d'existence dans ce rapport entre ses élémens. Si l'oxide de carbone quittait, ce serait du souscarbonate d'ammoniaque, que la présence de l'eau composerait en carbonate neutre; enfin, le plus naturel serait que 1 de l'oxigène de l'acide se combinerait avec 1 de l'hydrogène de l'ammoniaque et que l'eau en résultant alcoholifierait l'éther. Il resterait de l'oxamide, qui est du second oxide de carbamide et aussi de l'hyponitrite de carbone hydrogené (1 azote, 2 oxigène et 1 carbone, 2 hydrogène). Egalement,

du formiate d'amide. Si le carbone hydrogené pouvait déposer de l'hydrogène sans mettre en liberté du carbone, l'hydrogène pourrait être fourni par lui et le résultat de la décomposition serait du formiate d'ammoniaque conjoint dans son acide par l'eau de l'éther et dans son sel, par celle de nouvelle formation.

Hippurate de potasse. Ce sel cristallise de sa solution dans l'eau rapprochée en consistance de sirop, ce qui dénote qu'il est très-soluble dans l'eau. Nous avons vu que l'acide demande pour sa solution 600 parties de ce liquide. L'alcali fait donc pour augmenter cette solubilité la même chose qu'il fait pour l'acide benzoïque, lequel est cependant un peu moins difficilement soluble.

Nous avons vu d'où naît l'acide de ce sel et nous avons dit qu'on s'en est fait une source d'acide benzoïque, dont il contient les élémens isolables en union d'acide. Il contient aussi les élémens d'ammoniaque. De plus, après le détachement de ces deux, encore 3 de carbone, 4 d'oxygène et 2 d'hydrogène pris en charge par le sel en place d'eau. Comme le radical surcomposé de l'acide benzoïque forme une combinaison extrêmement stable à cause que ce radical surcomposé contient exactement l'oxygène requis pour faire son radical simple, savoir 2 rapports, lesquels avec 2 de carbone et 2 d'hydrogène forment ce radical simple. Restent 3 d'hydrogène et 3 de carbone, dont la composition est d'autant mieux affermie qu'ils ne forment rien qui puisse être réputé chimique, qui soit constituable hors d'en-

gagement où assortable en rapports définis. Il y a de quoi faire 1 de carbone hydrogené en simple et 4 de carbone hydrogené en sous-simple et ainsi deux composés qui ne peuvent avoir une existence libre. Cette hydrogenation est portée en charge par le radical. Elle ne peut l'être par l'acide inconstituable à cause que l'oxigène pour l'acidification du radical manque. Outre cette charge appartenant au radical de l'acide benzoïque il y a dans l'acide hippurique une autre charge laquelle, en la supposant appliquée au même radical, consiste en 3 carbone, 1 azote, 4 oxigène et 5 hydrogène; en la supposant appliquée à l'acide benzoïque, en les mêmes moins 1 d'oxigène et, en la supposant appliquée au benzoate d'ammoniaque, en les mêmes encore moins 1 d'azote et 3 d'hydrogène. Ces trois corps sont à assurer en engagement et ils le seraient par leur charge respective. Au radical, la charge tiendrait lieu d'oxigène et l'acidifierait; à l'acide et au sel ammoniacal, ce serait d'eau qu'elle occuperait la place. La charge du radical benzoïque serait du radical organique uni à du formiate d'ammoniaque ou à du bihydrate d'acide hydrocyanique : 1 carbone, 1 azote, 2 oxigène et 3 hydrogène après la soustraction des principes du radical organique. La charge de l'acide benzoïque, après la soustraction du même radical, serait 1 carbone, 1 azote, 1 oxigène et 3 hydrogène et ainsi de l'hypoformiate d'ammoniaque adhérent au radical organique. La charge enfin du benzoate anhydre d'ammoniaque serait 1 oxidule de carbone adhérent

à 1 radical organique. Ce pourrait aussi être de l'hydrate de cyanamide ou de carbazotamide (1 de cyane et 2 d'hydrogène , puis 1 d'eau) adhérant au même radical. S'il faut faire occuper tout l'oxygène par de l'hydrogène dans le rapport de l'eau , ce sera ce dernier composé qui adhérera au radical et tiendra au sel ammoniacal lieu d'eau.

Dans l'hippurate de potasse, l'alcali tient assez fortement à l'acide pour en déplacer l'azote formé en ammoniaque. Il se forme d'autres composés. Nous verrons que la chaux en déplace, déplace peut-être d'avec 172 de carbone et 2 d'oxygène, une huile azotée ayant l'apparence d'une huile grasse et qui a une odeur agréable. La chaux a pour ces sortes de décompositions l'avantage d'être moins énergique que la potasse et la soude et cependant de mieux déterminer la décomposition en ce que le sel qu'il forme avec l'acide carbonique est insoluble, par où on voit que pour exercer l'affinité disposante qui cause l'effet il ne suffit pas d'être actuellement indissous, ce que le souscarbonate d'alcali est comme celui de chaux, mais d'être insoluble à l'avenir. La baryte agit par les deux pouvoirs, d'énergie et de concrétion; c'est pourquoi elle déplace l'ammoniaque avant de lacher prise au restant de la composition ou avant d'en avoir soustrait l'acide carbonique. Le surplus de l'oxygène à la formation de l'acide carbonique se dissipe, composé en eau, pourvu qu'il y ait de l'hydrogène pour cette composition.

Ambréate de potasse. Ce sel a une couleur jaune. Il est très-soluble dans l'eau et peut prendre un excès d'acide et alors rougir le tournesol. On obtient le sursel en ajoutant à la solution alcoolique de l'acide d'une solution de sel neutre jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Outre le sursel précipité il s'en trouve dans l'alcool. On peut l'en séparer par l'eau, dans laquelle il n'est pas soluble. On vient de voir que l'alcool le dissout. On obtient l'ambréate neutre en saturant de potasse caustique le surambréate ou en le composant de toutes pièces.

Mécononate de potasse. Ce sel, formé d'acide mécononique et de potasse, est encore peu connu. Il résulte de la saturation de sa base à l'état caustique par son acide en rapprochement suffisant. Il est en cristaux humides, légèrement jaunies par l'acide dont l'azote lui a donné naissance. L'acide mécononique, d'après Couerbe, consiste en 9 carbone, 1 $\frac{1}{2}$ azote, 10 oxygène et 11 $\frac{1}{2}$ hydrogène. Cette composition ne sera pas celle de son atome. Après la mise-à-part de son radical organique il reste 7 carbone, 8 oxygène, 9 $\frac{1}{2}$ hydrogène et l'azote qui n'a pas été entamé. Si l'acidification est due à 1 d'oxygène, ce sera de l'acide succinique portant en charge 7 carbone-bois, 2 amide (1 azote et 2 hydrogène) et $\frac{1}{2}$ amidule ($\frac{1}{2}$ azote et $\frac{1}{2}$ hydrogène). J'ai déjà dit que la charge, qui est prise tantôt comme vice-conjoignant et tantôt comme vice-calorique, peut bien physiquement offusquer la qualité acide, mais ne peut chimiquement l'anéantir.

Rigoureusement, l'acide mécononique peut être considéré comme un hydracide pour la formation duquel il possède l'hydrogène non proportionné d'oxygène requis et en outre $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène de trop. On ne doit pas trouver particulier qu'en présence de carbone libre comme autre, je cherche à proportionner l'oxygène avec l'hydrogène plutôt qu'avec ce combustible. L'oxygène que je proportionne ainsi n'est pas librement contenu et ne forme pas de l'eau en se joignant à l'hydrogène. Il donne, au contraire, naissance à un composé organique et une oxidation de carbone qui se combine avec l'hydrogène. L'aquæification ne vient que lorsque de l'oxygène et de l'hydrogène sont en excès à la formation d'un proportionnement de l'oxygène avec le carbone qui soit organisable par l'hydrogène. Nous avons dit que toute organisation est opérée par ce principe et que l'oxygène ne peut prédominer sans partiellement ou complètement désorganiser. Il doit être naturel de composer dans le sens de l'organisation lorsque c'est à des corps organiques qu'on a à faire.

La méconine de l'azotation de laquelle l'acide mécononique résulte, consiste en 4 $1\frac{1}{2}$ carbone, 4 oxygène et 4 $1\frac{1}{2}$ hydrogène. Ce serait du radical organique portant en charge rapport égal de son pareil et $1\frac{1}{2}$ de carbone hydrogené en simple. Ce n'est pas que ce soit là l'atome de la méconine, car cette substance, qui n'est, ni acidement, ni basiquement proportionnante, ne saurait avoir d'atome. Qu'on se figure quelle quantité de sa matière devrait être détruite par 7 $1\frac{1}{2}$ rapports

d'oxygène pour lui incorporer l'azote de 1 172 rapport d'acide nitrique, et on osera presque douter que son contenu en azote ait été rigoureusement défini. L'acide cholestérique a reçu en partage le même nombre de rapports d'azote et les a puisés à la même source. Le nom *méconine* convient mal à une substance qui n'est pas basique. Il faudrait dire *méconc.* La *salicine* est dans le même cas; son nom devrait être *salice*, et ainsi de beaucoup d'autres.

Succinate de soude. Ce sel, qu'on obtient de la combinaison directe de l'acide succinique avec la soude, cristallise très-bien. Il offre un moyen de séparation de l'oxiduloxide de fer d'avec les oxides d'autres métaux.

Citrate de soude. Ce sel cristallise avec 3 173 rapports d'eau. Il abandonne les 3 110 de cette eau à une chaleur de 100°; à 110°, il n'en lâche pas d'avantage, mais à 180° à 200°, il perd encore 473 d'eau dont 174 d'eau ayant appartenu à l'organisation de son radical. Le sel ne prend aucune coloration et reste libre de toute odeur d'empyreume, ce qui prouve que l'eau se retire indécomposée et que sa retraite ne détermine la décomposition d'aucune partie de celle qui reste. Il peut aussi cristalliser avec 1 d'eau lorsqu'on emploie à sa préparation de l'acide qui ne contient pas plus de 1 de ce liquide. Nous avons dit dans quel cas l'acide avec cet 1 d'eau est obtenu. Cela prouve que la soude se constitue près de l'acide le représentant fidèle du calorique que 3 173 ou 1 d'eau en avaient déplacé. L'engagement, dans le premier cas, doit être plus intime

que dans le second, puisque l'alcali y tient lieu de plus de calorique dans le rapport de 3 173 à 1. 1 de soude peut donc représenter près de l'acide citrique 3 173 comme 1 d'eau. Le sel abandonne cette eau sans beaucoup changer d'aspect et en conservant sa transparence. Il cristallise lentement d'une solution très-rapprochée et qu'on laisse encore spontanément se concentrer. Les cristaux ne sont pas moins lents à se dissoudre qu'ils le sont à se former, et peuvent être ablués à l'eau froide sans presque rien perdre.

La soude à un sesqui-sel citratique ou surcitra-tocitrate, qui se forme lorsque ses constituans prochains ou hemi-remoto-prochains, citrate neutre et surcitra-te, ou citrate neutre et acide citrique, sont réunis en solution commune dans l'eau et dans des rapports correspondans au sel qui doit résulter. Les cristaux sont persistans à l'air. Nous venons de nommer le surcitra-te de soude. Ce sel résulte également de la réunion de ses constituans prochains. Il est difficile à cristalliser. On doit d'abord l'évaporer en consistance de gomme congelable à froid, puis continuer de chauffer doucement. Peu à peu toute la masse cristallise. Le sel est inaltérable à l'air. Une solution saturée à chaud cristallise, mais très-partiellement. On voit souvent les sels rapprochés en consistance de gomme cristalliser par l'exposition de la gomme à l'air humide, comme des sels en consistance de sirop cristallisent à leur surface après qu'on a fait couler dessus une couche mince d'eau. Ce peut aussi bien être par défaut d'eau que par la difficulté de se

mouvoir que la cristallisation d'un sel devient impossible.

Nous avons dit que l'acide citrique n'a point d'existence indépendante d'au moins rapport égal d'eau. Cette eau est de conjonction, s'entend de déplacement supplémentaire dans le calorique du second rapport d'oxygène de l'acide, lequel oxygène, sans ce déplacement supplémentaire dans son calorique par l'eau, ne pourrait rester attaché à l'acide formé par le premier rapport (acide succinique). Ce n'est point au nombre impair des rapports d'oxygène qui acidifie son radical qu'il doit de ne pouvoir exister sans eau, car le nombre de ces rapports est pair, savoir 2. L'inverse de ce qui se fait dans le règne inorganique à l'égard de la loi d'existence ou non-existence des acides par l'oxygène, se fait quelquefois dans le règne organique. Dans le premier règne nous voyons l'acide hyposulfureux ne pas avoir d'existence indépendante de 1 rapport de soufre ou de 1 d'oxide; dans le dernier, les acides succinique et mucique, l'un avec 1 d'oxygène et l'autre, avec 3 d'oxygène, se maintiennent composés sans eau. D'un autre côté, les acides tartrique et racémique, chacun avec 3 d'oxygène, ne peuvent exister sans eau. Dans les acides inorganiques, le nombre impair des rapports d'oxygène est rendu pair par l'oxygène qui existe dans le rapport simple du radical. Dans les acides organiques, le nombre impair est maintenu impair par l'oxygène du rapport double de carbone qui constitue le radical. Or, c'est à l'impair que, dans la formation des acides, la nature vise, et

c'est pour le rétablissement de cet impair que 1 rapport d'eau, d'oxide ou d'autre corps pouvant représenter 1 d'oxigène, est adjoinct.

Il est possible que, de même que dans les acides où le nombre des rapports d'oxigène d'acidification est pair, dans ceux où le nombre des mêmes rapports est impair, le rapport d'eau opère un déplacement supplémentaire de calorique d'avec l'oxigène qui rend le nombre impair, le nombre s'entend d'oxigène ajouté; l'eau, les oxides, les autres corps, qui peuvent remplacer l'eau, reprendraient sa fonction et les oxides en augmenteraient l'effet. Les acides au nombre pair de rapports d'oxigène ne seraient plus assez puissans en activité combustible pour s'adjoindre le rapport d'oxigène qui rendrait le nombre impair. Cette adjonction demande un déplacement de calorique. De l'eau doit alors venir au secours de l'acide et le coaidier à faire ce déplacement sans lequel il n'y a pas d'union. Dans la formation de l'acide hyposulfurique, l'acide sulfureux prête une pareille aide à son pareil, et le dernier rapport d'oxigène est déplacé dans son calorique par l'acide qu'il acidifie et par celui qui près de l'acide acidifié fait fonction d'eau. Il représente le calorique qu'il déplace ou auquel, préalablement déplacé, il se substitue. Le pair des rapports d'oxigène est l'état de repos pour les composés, l'impair des mêmes rapports est celui de l'activité. Le dernier rapport d'oxigène d'un acide est occupé conjointement et au même titre, par l'acide plus bas et par l'eau. Tous deux en déplacent du calorique. Cette manière de con-

cevoir le besoin de conjonction par l'eau ou son équivalent en oxidation de combustible ote à ce phénomène ce qu'il offre de mécanique. Partout où un acide est mêlé dans l'action le besoin de co-déplacement peut être admis. Les sels ammoniacaux sont entre autres dans ce cas. Ce n'est pas faute d'énergie combustible dans l'alcali que le co-déplacement dans le calorique de l'acide doit avoir lieu et persister, mais c'est plutôt pour faire contrepoids à la force expansive du gaz ammoniacal. Les oxides indeshydratables par le feu et tous les autres corps dans lesquels la force combustible prédomine sur celle de l'eau et auxquels les acides seuls font exception, sont hydratés, et non co-déplacés dans le calorique de leur principe comburant, non conjoints par l'eau ou autre corps oxideux. Ce serait d'avec l'oxigène de l'eau que le déplacement du calorique devrait être fait, mais l'eau à une existence libre. Je parle de besoin de co-déplacement indispensable, obligé, car dans toute hydratation passive de l'eau, le co-déplacement dans l'oxigène de ce liquide a lieu, mais il n'est pas requis pour que les constituans du corps hydraté restent conjoints. Dans l'hydratation passive le role de l'eau change et de déplaçant qu'il était avec les acides, il devient lui-même déplacé.

Nous avons déjà dit que l'acide citrique dans sa combinaison avec la soude (aussi dans celle avec la baryte) perd, à une chaleur donnée, le tiers d'un rapport d'eau et que cette eau ne peut avoir appartenu à son eau d'hydratation puisqu'il la lache après être dépouillé de cette eau. Nous avons ajouté que

ce tiers de rapport d'eau ne peut provenir que des principes de l'eau qui dans le radical de l'acide organise le carbone. Ce radical n'en est pas désorganisé dans le tiers de sa substance. Il est seulement sous-organisé et rapproché de l'organisation de son combustible dans l'éther, où il a encore moins de principes de l'eau. Les deux tiers seulement deviennent du carbone-sous-bois; l'autre tiers reste du carbone-bois. Cette perte d'eau d'organisation se fait sans que la capacité de saturation de l'acide change, car le produit n'est pas alcalin; celui de la baryte ne pourrait l'être, car ce serait un sous-sel. C'est que dans le radical organique ce n'est pas l'oxygène des principes de l'eau, mais bien le double rapport de carbone contracté en rapport simple qui établit le proportionnement. L'éther sature à l'égal de l'alcool malgré que tout le carbone-bois y soit réduit en carbone-sous-bois. Dans le mi-éther (éther non surnageant), dans la liqueur anodine, cette réduction est aussi partielle et peut être rapportée à du carbonoligno-carbone-sous-bois: radical de l'alcool en union avec du radical de l'éther ou radical de ce dernier incomplètement élaboré, carbone-bois avec du carbone-sous-bois. Le radical de l'acide citrique ayant perdu de son eau d'organisation est un pareil composé. Le dernier rapport d'eau d'hydratation que le sel perd est peut-être de conjonction saline, car le tiers rapport d'eau s'enveloppe dans sa perte, et de plus 1/3 rapport. C'est ce tiers qui provient de son radical. Cette perte en principes de l'eau ajoute au radical une nouvelle énergie

combustible et fait que le sel devient plus stable et peut soutenir une chaleur plus forte sans se décomposer. L'éloignement du tiers d'un rapport d'eau ou du 6° de la totalité de l'eau d'organisation est-il une condition *sine qua non* de celui du dernier rapport d'eau d'hydratation ? Berzelius , qui a fait cette belle découverte , ne l'a pas vérifié. Je fais cette question parce que le citrate de baryte dépourvu d'eau d'hydratation fournit le même tiers en eau. Celui-ci cède son eau d'hydratation à 100° et son tiers d'eau d'organisation , à 190°. Les deux sels reprennent au contact de l'eau , à la fois leur eau d'organisation et leurs deux autres eaux. De 18 principes de l'eau d'organisation 3 sont expulsés. Une expulsion plus avancée d'eau pourrait faire connaître de nouveaux sels , des sels à acides ayant le même radical que l'éther. Les acides organiques par l'oxygène doivent fortement tenir à ce principe pour ne pas en céder en cette circonstance. Peut-être en céderaient-ils à l'hydrogène dirigé sur l'acide chaud ou à celui naissant et dégagé de l'eau par des métaux forts et sous l'influence déterminante d'un acide. On pourrait en obtenir une nouvelle répartition en faisant fondre ensemble des acides à différens rapports d'oxygène. L'acide citrique reprend le tiers d'eau tandis qu'il est encore uni à la soude. S'il avait une existence indépendante de l'eau il serait curieux de le séparer à sec et dès lors avec son défaut d'eau. Nous avons dit que de l'eau bouillante saturée d'acide citrique dépose des cristaux qui , à la température de cette eau , n'éprouvent pas de

perte en ce liquide et peuvent même à une température plus élevée se fondre sans éprouver cette perte. Ces cristaux ont rapport égal d'eau. Ce qui reste, étant soumis à l'évaporation spontanée, dépose des cristaux ayant $1\frac{1}{4}$ plus d'eau et qui à 50° tombent en efflorescence et laissent échapper la moitié de leur eau. Dans l'acide effleuri, de l'acide avec eau doit à de l'acide sans eau tenir lieu d'eau. 3 rapports d'acide sont avec 4 rapports d'eau. Après la perte de la moitié de cette eau par l'efflorescence, ils ne sont plus qu'avec 2 d'eau; ce qui fait $1\frac{1}{3}$ d'eau de moins que pour rapport égal de ce liquide. C'est par suite de son besoin d'eau d'hydratation que les citrates se forment volontiers avec défaut et excès de base et que ces excès et ces défauts sont en correspondance avec leur différent proportionnement avec l'eau.

Le succès obtenu avec l'acide citrique doit engager à faire une pareille tentative avec les autres acides organiques par l'oxygène. Il s'agira, comme pour celui-ci, de les engager avec une base forte et de les chauffer jusqu'à l'expulsion de plus ou moins de leurs principes de l'eau réunis en eau. Il n'y a pas moyen d'en expulser autre chose. Si de l'oxygène pouvait en être expulsé les acides transmigraient les uns dans les autres. L'acide tartrique deviendrait de l'acide citrique, l'acide citrique, de l'acide succinique, lequel ne pourrait perdre de l'oxygène sans devenir du bois ou du sous-oxide de bois. Leur radical ne peut perdre de l'oxygène seul, aussi peu de l'hydrogène seul et le moins de tout du carbone seul. Pour perdre de

l'oxygène ou de l'hydrogène avec du carbone et laisser du carbone, il devrait être décomposé en totalité. Une chaleur adaptée ne peut donc en expulser que les principes de l'eau réunis en eau. Le radical perd cette eau et la perd d'autant plus nécessairement qu'il n'y a que lui qui en contient. Cette perte d'eau, de radical d'alcool qu'il est en fait plus ou moins du radical d'éther. A mesure que le premier radical perd de l'eau il se rapproche de la nature du second. Je ne dois pas rappeler que, dans l'un, le rapport double de carbone est organisé par rapport double d'eau et dans l'autre, seulement par rapport simple. S'il pouvait être réduit à ce rapport simple et rester uni à l'oxygène qui l'acidifie, nous aurions, comme il a été dit, des acides nouveaux qui seraient à leurs pareils anciens ce que l'éther est à l'alcool. L'alcool est du bois entier et de l'hydrogène; l'éther, du demi-bois et de l'hydrogène. L'eau de l'alcool absolu n'est pas de conjonction, car l'éther n'en dépend pas pour son existence; elle n'est pas non plus d'hydratation, car l'oxide de potassium la lui enlèverait. Elle est de composition et appartient au radical organique. On peut dire que l'éther la quitte, et la reprend lorsqu'au moment de renaître à la liberté, il la rencontre. L'acide citrique fait la même chose. J'ai déjà dit que l'état de naissance rend possibles les choses les plus difficiles. De cette reprise de l'eau par l'acide citrique on peut inférer que le citrate, qui a le défaut de cette eau, a une existence incompatible avec son état de sel.

Tartrate de soude. On obtient le mieux ce sel en enlevant à sa combinaison avec le tartrate de potasse, dont il sera ci-après parlé, l'alcali de celui-ci retenant sa part d'acide tartrique, par égal rapport de cet acide. Comme le tartrate de soude est soluble dans le quintuple de son poids d'eau froide, on peut réagir par de l'acide concret sur une solution saturée de sel double. On peut aussi se contenter de soustraire la potasse seule et de laisser l'acide qui la sature avec le tartrate de soude. On doit alors réagir par 2 au lieu de 1 rapport d'acide tartrique. Dans les deux cas le surtartrate de potasse se concrète et le tartrate neutre ou le surtartrate de soude reste dissous. Quand on a obtenu ce dernier on le sature en neutre par du souscarbonate effleuré de son alcali. On rapproche et on laisse cristalliser. Les cristaux se forment avec 2 rapports d'eau. Ils sont persistants à l'air, mais ils s'effleurissent par la chaleur. On n'a pas dit quelle quantité d'eau ils perdent. On obtient le même sel en décomposant, soit par du sous-carbonate, soit par du phosphate ou du sulfate de soude, du tartrate de chaux. Quand on procède avec du souscarbonate il doit avoir été récemment calciné à cause qu'un excès d'acide carbonique prendrait en solution une portion de sel de chaux. On fait bien de mêler les poudres des deux sels réciproquement se décomposant et d'ajouter assez d'eau pour dissoudre le tartrate de soude. Le souscarbonate de chaux se dépose.

Le sursel tartrique de soude est obtenu de la

manière qu'il a été dit. On dépouille le sel à première base, de potasse en lui enlevant cette base, ou, si l'on veut, la soude, à l'aide de rapport double d'acide tartrique. Le surtartrate de potasse se forme ou se régénère. Du surtartrate de l'autre alcali est concomittamment produit. C'est celui qu'on recherche. Les solutions doivent être saturées. Quand on a du tartrate de soude neutre on peut à sa solution ajouter rapport égal d'acide tartrique. Le sel cristallise avec 3 rapports d'eau, dont 1 pour conjoindre l'excès d'acide et les 2 autres, pour hydrater le sel. Il se dissout dans 8 parties d'eau froide et dans moins de 2 parties d'eau chaude. De la crème de tartre traitée avec du tartrate neutre de soude rend aussi libre du surtartrate de celle-ci. Ce n'est que par l'acide tartrique que ces changemens de composition peuvent être opérés. Un autre acide enlèverait au sel double la soude et laisserait la potasse avec l'acide tartrique. L'acide enlevant peut aussi bien être fort que faible ou être de l'acide sulfurique comme de l'acide acétique. L'effet reste le même. La tendance de la crème de tartre à se régénérer fait contrepoids à l'affinité plus forte de l'acide sulfurique avec la potasse qu'avec la soude. Le surtartrate de soude dont on sature de potasse l'excès d'acide forme le tartrate double que nous avons mentionné. 1 rapport de potasse amène en combinaison 7 rapports d'eau. Le sel cristallise avec 5 rapports d'eau par chaque rapport d'acide. Les 3 rapports d'eau du surtartrate de soude élèvent les 7 d'eau acconduite à 10. Comme le

tartrate de potasse se constitue sans eau, toute l'eau appartient au tartrate de soude. Le sel double ne cède rien de cette eau. Ce serait trop heureux qu'il en cédât. On en aurait un moyen de le débarrasser du tartrate de chaux qui lui adhère. Le sel est soluble dans 2 1/2 parties d'eau froide et 1 1/2 partie d'eau chaude. On prépare habituellement ce sel en saturant par du sous-carbonate de soude effleuri de la crème de tartre réduite en poudre fine et délayée dans de l'eau. On évite de devoir concentrer pour faire cristalliser. Les solutions des sels tartriques ont toutes un aspect sirupeux qui vient de l'acide, dont la solution a cet aspect. Le rapprochement par la chaleur l'augmente. Du tartrate de potasse neutre et du souscarbonate de soude, étant dissous ensemble dans le moins d'eau chaude possible, 1 rapport du premier et 1/2 rapport du second, font cristalliser du sel double. La crème de tartre préfère d'être unie à la soude qu'à la potasse; avec le premier alcali elle existe en engagement moins fixe qu'avec le second et a plus de chance de pouvoir se régénérer. Cette régénération se fait sur du sel double et sur du sel simple neutre qu'on dissout dans du vinaigre provenu d'acétate. Comme la décomposition est lente la crème de tartre reproduite se forme en beaux cristaux.

Longtemps avant que la soude ne fut tombée à son prise actuel, j'ai appris à faire le tartrate de potasse et de cet alcali en décomposant le tartrate neutre de potasse par le sulfate de soude: 1 rapport du premier et 1/2 du second. On broie en-

semble les deux sels. Celui de soude doit être effleuré. Après le broyement on ajoute assez d'eau (4 parties) pour dissoudre le tartrate double. Le sulfate de potasse reste indissous. Quand on prépare ainsi le tartrate de potasse et de soude on peut dire que le sel est exempt de tartrate de chaux.

La tendance de la crème de tartre à se tenir le moins éloigné possible de son existence en concrétion et liberté, fait que pour se saturer elle donne une préférence aux oxides faibles sur les oxides forts. Par suite de cette préférence la potasse est remplacée par la soude, la soude, par l'ammoniaque, le zinc, par l'oxidule de fer, l'oxidule de fer, par l'oxidulooxide du même métal, la potasse par les oxidations du mercure et de sorte à ce que la moitié de la base soit expulsée du tartrate neutre de potasse par tous les oxides plus faibles que la potasse. Ces préférences et les décompositions qui en sont la suite offrent un moyen de classification des métaux dans l'ordre de leur énergie combustible qui ne saurait faillir.

Racemate de soude. Ce sel se forme en cristaux inaltérables à l'air et qui à 100° de chaleur n'abandonnent pas d'eau. Il est aisément soluble. On ne dit pas qu'il ait un sursel, et le sel double qu'il forme avec le tartrate de potasse n'a que peu ou point des dispositions à cristalliser. On n'a pas déterminé son contenu en eau. L'isomerie de l'acide de ce sel avec l'acide tartrique doit dépendre d'une différence d'ordre dans la réunion de ses constituans. Il peut, p. e., consister d'abord en acide malique ou acide citrique et par un

3^e rapport d'oxygène devenir de l'acide racémique, tandis que l'acide tartrique recevrait ses 3 rapports d'oxygène à la fois. C'est ainsi que les reçoit l'acide qui prend naissance de la fermentation consécutive du suc de raisin.

Mucate de soude. Ce sel se forme en cristaux de peu d'éclat. Il demande pour sa solution 5 parties d'eau chaude et se retire presque en entier de la solution refroidie. Ce qui donne la mesure de sa solubilité dans l'eau froide. Ce sel est peu important.

L'acide mucique est un acide riche en oxygène relativement à son atome, mais pas relativement à son contenu en carbone et en hydrogène. Après avoir détaché de sa composition de quoi former son radical, il reste pour l'acidification de celui-ci 2 oxygène; 1/2 bois et 2 eau devraient être pris en charge. Si son radical était du sucre, ce que rien ne devrait l'empêcher d'être et ce que, d'après l'origine de l'acide, il serait presque naturel qu'il fut, alors 3 d'oxygène acidifieraient le radical-sucre et 1/2 radical-bois ferait la charge: 2 carbone et 4 principes de l'eau pour le radical et 3 oxygène pour l'acide. Resterait 1 carbone et 1 principes de l'eau. Ce serait de l'acide tartrique à radical de sucre en place de radical de bois et plus la charge de 1/2 de ce dernier. Puisqu'il y a des radicaux d'acides organiques avec moins de 2 rapports de principes de l'eau, il peut bien y en avoir avec plus de 2 de ces principes. Le radical peut aussi être du demi-sucre et alors la charge serait du sucre. Pour devenir de l'acide pyromu-

cique l'acide mucique doit, sous-doubler son carbone, diminuer de $1\frac{1}{4}$ son oxygène et de $4\frac{1}{15}$ son hydrogène. Il ne doit se retirer que de l'eau. $1\frac{1}{2}$ rapport d'acide mucique, composé de $4\frac{1}{2}$ carbone, 12 oxygène et $7\frac{1}{2}$ hydrogène, en perdant 6 oxygène et 6 hydrogène ou 6 eau, retient $4\frac{1}{2}$ carbone, 6 oxygène et $1\frac{1}{2}$ hydrogène, qui sont les composans de l'acide pyromucique. Cette composition répond à 1 radical sesqui-éther : 2 carbone et $1\frac{1}{2}$ principes de l'eau ; 2 oxygène d'acidification comme dans l'acide citrique, et $2\frac{1}{2}$ oxidule de carbone pris en charge.

Tannate de soude. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide tannique dissous dans l'eau par le sous-carbonate de soude liquide. Les solutions ne doivent pas être trop rapprochées, le sel devant être obtenu à l'état liquide. On abandonne à l'évaporation spontanée jusqu'à ce que le sel soit sec. Des cristaux jaunes bien prononcés se trouveront déposés sur les bords du vase au-dessus d'une croûte saline de la même couleur. L'eau en petite quantité extrait, à froid, de la masse saline une matière soluble jaune et laisse une matière insoluble blanche. La partie du sel, qui est soluble dans l'eau, n'est pas soluble dans l'alcool. Elle se liquéfie dans l'alcool chaud, mais ne s'y dissout pas. L'acide tannique libre est seulement plus soluble dans l'alcool que dans l'eau. Le sel ne précipite pas la gélatine animale et pas d'avantage lorsque par un autre acide son acide est actuellement séparé de la soude qu'étant encore uni à cet alcali. Pelouze a fait voir que lorsque l'acide

tannique est en sous-rapport, la combinaison entre lui et la gélatine est soluble. Le même chimiste a démontré que ce n'est pas la gélatine, mais la peau que l'acide tannique corifie (tanne). Par sa combinaison avec l'alcali l'acide tannique aura tant soit peu changé de nature.

L'acide tannique uni à une base suffisamment puissante pourrait par sa décomposition au feu donner de l'acide carbonique restant avec la base et un composé de $3\frac{1}{2}$ de carbone, 10 d'oxygène et 9 d'hydrogène, se retirant, ou à un acide composé de 3 carbone-bois ($1\frac{1}{2}$ radical) et 3 oxygène, restant avec la base, et à 1 acide pyrogallique composé de 1 radical développé en acide par $1\frac{1}{2}$ radical ou 1 carbone-bois. L'acide restant serait $1\frac{1}{2}$ acide citrique. Deux acides nouveaux pourraient également se former. De l'acide métagallique (6 carbone, 2 oxygène et 2 hydrogène avec 1 eau de conjonction) pourrait rester et le surplus, 3 carbone, 9 oxygène et 6 hydrogène passer à la distillation. Ce serait $1\frac{1}{2}$ radical-sucré acidifié par 3 oxygène : 3 carbone, 6 principes de l'eau et 3 oxygène, 1 acide ayant dans son atome autant d'oxygène libre que l'acide tannique, savoir 3 sur le restant de la composition proportionné en carbone-bois. Cet acide serait de l'acide gallique plus 3 oxygène et de l'acide tannique moins 3 radical organique ou moins 6 carbone-bois. L'acide tannique est un acide régulier en ce qu'il n'est composé que de radical organique et d'oxygène. En appliquant les 3 rapports d'oxygène à 1 rapport de radical on a de l'acide tartrique

portant en charge $3 \frac{1}{2}$ de radical. Pour en faire de l'acide succinique il faudrait à cet acide donner en charge 2 de son pareil et en outre $1 \frac{1}{2}$ de radical organique. En faire 3 rapports d'acide pyrogallique acidifiés chacun par 1 rapport d'oxygène serait donner en charge à un pareil acide deux fois son pareil et l'acide ainsi fait serait une composition irrégulière et à laquelle il faudrait donner en première charge $1 \frac{1}{2}$ rapport de radical ou qu'on devrait exclure de la loi commune en ce que ce serait de l'acide succinique formé de $1 \frac{1}{2}$ au lieu de 1 radical organique. L'acide aqueogallique pour devenir de l'acide pyrogallique doit perdre $1 \frac{1}{2}$ de carbone et 2 d'oxygène. Par cette perte, qui répond à $1 \frac{1}{2}$ d'acide carbonique, de $8 \frac{1}{2}$ carbone, 5 oxygène et 3 hydrogène qu'il était, il devient 3 carbone, 3 oxygène et 3 hydrogène. Le premier acide n'a pas besoin d'être fixé par une base pour se disloquer en le second et en acide carbonique. Cet acide se forme et se dégage. Ce n'est que pour les pyroesprits que cette fixation est requise. La cause en est qu'il faut plus de chaleur pour soustraire l'acide carbonique à une composition plus combustible qu'à une moins combustible ou pour déplacer d'avec les constituans de l'acide carbonique la première que la seconde composition. L'acide ellagique, qui se forme d'acide tannique par le même moyen que l'acide gallique et concomittamment avec cet acide, contient les mêmes constituans que lui, avec la différence que de ses 5 rapports d'oxygène et de ses 3 rapports d'hydrogène 1 est devenu eau de conjonction.

L'acide consiste donc en $3\frac{1}{2}$ carbone, 4 oxygène et 2 hydrogène, plus 1 eau. Ce n'est pas ici un acide isomérique, car les principes de l'eau de conjonction sont étrangers aux élémens de la composition. Pelouze a vu de l'acide ellagique par son association à de la potasse caustique transformer son eau de conjonction en eau de composition et devenir de l'acide gallique que la décomposition de l'ellagate par un acide faisait cristalliser. C'est un effet formidable et dont l'existence pourrait être révoquée en doute si un chimiste moins sévèrement exact que Pelouze l'avait annoncé. Ce ne sera, dans tous les cas, pas l'eau de conjonction de l'acide, laquelle est déplacée par l'alcali, mais celle d'hydratation de celui-ci, qui s'incorporera à l'acide comme partie constituante et sera sollicitée à cette incorporation par l'affinité plus grande de la potasse avec l'acide gallique qu'avec l'acide ellagique, à moins que ce soit au moment de la séparation de l'acide d'avec l'alcali que la métamorphose se fasse. L'acide ellagique consiste en 1 radical organique acidifié par 1 oxygène et $1\frac{1}{2}$ carbone joint à 1 oxygène. On ne peut à un oxygène-acide organique donner pour charge du carbone seul, ce qu'on ferait en composant le radical en acide citrique et en adjoignant $1\frac{1}{2}$ carbone. L'acide tannique éprouvant un feu de distillation ménagée, si rien n'était détruit, se partagerait en acide pyrogallique et acide composé de 6 carbone, 9 oxygène et 6 hydrogène = 1 radical organique avec 1 oxygène et 2 radical organique chacun de

même avec 1 oxygène ou 2 acide succinique portés en charge par 1 acide succinique. L'acide métagallique consiste entièrement en carbone sous-bois et répond à du radical de l'éther développé en acide par 2 rapports du même radical comme l'acide gallique répond à 1 rapport de radical ordinaire développé en acide par $1\frac{1}{2}$ rapport de radical ordinaire. L'acide métagallique est 6 carbone, 3 oxygène et 3 hydrogène, puis 1 $\frac{1}{2}$ eau; l'acide tannique est 9 carbone, 9 oxygène et 9 hydrogène, puis 3 oxygène. L'acide gallique est 3 carbone, 3 oxygène et 3 hydrogène. On voit que ces acides qui tous ont la même origine ne sortent pas du cercle de 3, 6 et 9 de carbone avec 3, 6 et 9 d'oxygène, autant d'hydrogène et un excès d'oxygène pour acidifier le radical organique.

Nous avons dit que l'acide tannique consiste en 9 carbone, 12 oxygène et 9 hydrogène. C'est donc 4 $1\frac{1}{2}$ rapports de radical organique acidifiés par 4 rapports d'oxygène et de l'acide succinique portant en charge 7 de carbone, 9 d'oxygène et 7 d'hydrogène. Cette charge elle-même répondrait à 2 rapports d'acide succinique avec $1\frac{1}{2}$ rapport d'acide citrique ou malique : 3 de radical avec 3 d'oxygène et 1 $1\frac{1}{2}$ rapport de radical organique. L'acide tannique est rapport triple d'acide pyrogallique (3 de carbone, 3 d'oxygène et 3 d'hydrogène) acidifiés chacun par 1 d'oxygène : 1 $1\frac{1}{2}$ radical, 3 oxygène, ce qui répond à 1 $1\frac{1}{2}$ d'acide citrique ou malique par chaque rapport d'oxygène.

L'acide tannique fournit avec l'acide nitrique une abondante cristallisation d'acide oxalique.

9 d'hydrogène sont à enlever et 15 seulement d'oxigène à ajouter, l'acide contenant 3 de ce principe. Sur le bois le double en oxigène serait à substituer au simple en hydrogène et l'égal devrait enlever celui-ci, ou le triple en oxigène devrait prendre la place du simple en eau.

Acétate de soude. Ce sel résulte de la combinaison directe de l'acide acétique avec la soude. On peut aussi le faire par double décomposition et en précipitant, soit de l'acétate de chaux par du sulfate de soude, soit de l'acétate de plomb par du souscarbonate de soude, ou aussi par du sulfate ou du phosphate de cet alcali. On concentre et on dépose en lieu sec. La solution concentrée attire l'eau malgré que le sel s'effleurisse. Le sel cristallise avec 6 rapports d'eau qu'à l'air lentement et incomplètement et au feu promptement et complètement il abandonne. Le sel anhydre se fond au feu et supporte l'incandescence sans se décomposer. Comme l'acide de ce sel existe par l'eau, l'eau qu'il perdrait au-delà de celui qui l'hydrate ne pourrait être prise sur l'eau d'organisation, mais devrait l'être sur celle d'acidification. Elle pourrait l'être sur celle-ci comme sur l'autre sans que la conséquence fut différente. Le sel reprendrait l'eau perdue à son contact avec ce liquide. On verra ci-après que l'acétate de chaux n'est pas plus sensible à la chaleur. L'acétate de soude se dissout dans 1 1/2 parties d'eau froide, Il est aussi soluble dans l'alcool.

L'acétate de soude que l'on fait avec du pyroacétate de chaux et du sulfate de soude, donne par

sa distillation avec de l'eau un liquide , en apparence peu différent de l'eau , mais qui surnage sur l'eau , a une odeur moins désagréable qu'aucun autre produit de la même source et ne brunit pas par le temps. Une expérience où par méprise , de l'eau en place d'acide sulfurique avait été versée sur du pareil sel a fait connaître ce produit liquide. Le principal usage de ce sel est de fournir de l'acide acétique absolu par sa décomposition à l'aide de l'acide sulfurique absolu. Le résidu de cette décomposition le régénère sur de l'acétate de chaux. Autrefois on faisait techniquement ce sel et on le brûlait en vue d'avoir du sous-carbonate de soude : $1\frac{1}{2}$ rapport de carbone avec tout l'oxygène d'organisation restait et le surplus se dissipait brûlé en eau et en acide carbonique. Le nombre de l'acétate de soude effleuré au feu est 82 celui du sel hydraté, 136. Il est bon de les connaître pour les usages auxquels cet acétate est destiné.

Lampate de soude. Ce sel cristallise difficilement, et , naturellement , dans le même rapport se dissout facilement.

Nous avons déjà dit que M. Connel regarde l'acide lampique comme de l'acide formique se formant conjointement avec de l'acide acétique. Il faudrait pour cela que les 4 hydrogène d'acidification fussent saturés par 4 oxygène de l'air et que la moitié du carbone sous-organisé se retirât désorganisé du radical pour prendre 2 d'oxygène ; 1 de l'eau resterait avec ce composé ; 2 d'eau se joindraient à l'autre moitié du carbone devenu organisé en plein ; 1 $1\frac{1}{2}$ d'eau serait en excès.

Produits : 1 acide formique et $1\frac{1}{2}$ acide acétique. 6 oxigène seraient employés pour produire l'effet. Lorsque sous la réaction de la potasse caustique et nécessairement avec le concours de l'oxigène de l'air l'acide biformicoacétique serait formé sur l'alcool, la même quantité d'oxigène serait employée et 1 d'hydrogène serait à enlever à la moitié du radical organique et à remplacer par 1 d'oxigène. Alors les effets de réduction opérés par l'acide lampique seraient dus à la conversion de l'acide formique en acide carbonique.

Méconate de soude. La préparation de ce sel est fondée sur l'insolubilité des sels méconatiques à base d'alcali dans l'alcool. On décompose la teinture alcoolique d'opium par la solution également alcoolique d'acétate de soude. La soude se combine avec l'acide méconique et les faux alcalis avec l'acide acétique. Le méconate de nouvelle formation se dépose. On le décolore par le lavage à l'alcool, on en sature de l'eau modérément chaude et on laisse cristalliser. Le sel se forme avec une quantité notable d'eau, mais dont le rapport n'a pas été défini. Sertuerner nous a fait connaître, en même temps que ce sel, le mode de le préparer. Il y a un sur et un sous-méconate de soude qui l'un et l'autre cristallisent et sont très-solubles dans l'eau. Le sursel s'effleurit à l'air. John nous en a procuré la connaissance. La méthode de Sertuerner, la seule sûre, est d'engager en sel l'acide méconique tel qu'il existe dans l'opium et d'avoir des méconates imités de ceux de morphine.

L'acide méconique répond, par ses élémens, à 3 $1\frac{1}{2}$ d'oxide de carbone et 2 d'hydrogène. 1 de radical organique, 1 d'acide carbonique et $1\frac{1}{2}$ d'oxide de carbone. En déplaçant d'avec cette composition à l'aide d'une chaleur humide $1\frac{1}{2}$ acide carbonique, il reste 1 radical et 1 acide oxalique. L'acide qui demeure après ce déplacement a subi d'autres altérations, car il consiste, après la mise hors de compte du radical, en 4 carbone, 8 oxigène et 2 hydrogène ou en 1 radical et 2 acide oxalique. Un nouveau déplacement d'acide carbonique doit laisser la même composition et le pyroacide doit consister en 2 radical, 1 $1\frac{1}{2}$ carbone et 4 oxigène ou 1 acide oxalique et $1\frac{1}{2}$ oxide de carbone, comme $1\frac{1}{2}$ acide carbonique et 1 oxide de carbone ; ces nombres sont doubles dans les nouveaux acides. Une substance organique, en raison de la fixité du carbone, ne peut perdre, sans subir la décomposition destructive, que de l'acide carbonique ou de l'eau. Les ingrédients de ces composés sont les plus disposés à s'unir, et leur union est provoquée par leur volatilisation. Ce sont les productions les plus faibles de la décomposition végétale et ce sont toujours les productions les plus faibles qui se forment au feu où l'ordre des affinités se renverse, les faibles attractions prévalant sur les fortes.

En supposant que l'acide méconique ait pour acidifiant 1 oxigène, il restera pour la charge 1 $1\frac{1}{2}$ carbone et 4 oxigène. Après avoir perdu les composans de $1\frac{1}{2}$ acide carbonique, la charge sera 4 carbone, 7 oxigène et 2 hydrogène, ce qui

prouve que le demi-acide carbonique est pris sur 2 rapports d'acide méconique, $1\frac{1}{4}$ sur chaque, et qu'après cette perte les résidus des 2 rapports d'acide méconique restent unis et ne forment plus qu'un seul rapport de l'acide qui a été nommé acide métaméconique. On remarquera que dans la pyroacidification lorsque le carbone est attaqué l'hydrogène reste intact, ou lorsque le quart de l'oxide de carbone proportionné en acide carbonique se retire le carbone hydrogené qui le saturait reste et se forme avec le carbone abandonné par l'oxigène en hydrogenation inconstituable hors d'engagement. L'acide citrique, en se pyroacidifiant, acquiert $1\frac{1}{2}$ en carbone et perd 1 en oxigène. L'effet se fait sur 1 $1\frac{1}{2}$ rapport d'acide, 3 carbone, 6 oxigène et 3 hydrogène. $1\frac{1}{2}$ carbone se retire avec 2 oxigène et 1 hydrogène, avec 1 du même principe : le surplus est 2 $1\frac{1}{2}$ carbone, 3 oxigène et 2 hydrogène ou les composans de l'acide pyrocitrique, = 1 acide succinique portant en charge $1\frac{1}{2}$ carbone. L'acide tartrique en se pyroacidifiant perd 1 en oxigène et acquiert 1 en hydrogène. Il devient 2 carbone, 4 oxigène et 3 hydrogène. Sur 1 $1\frac{1}{2}$ rapport d'acide, 3 carbone, 7 $1\frac{1}{2}$ oxigène et 3 hydrogène, $3\frac{1}{4}$ de carbone avec 3 d'oxigène forment $3\frac{1}{4}$ acide carbonique et $1\frac{1}{4}$ de carbone avec $1\frac{1}{2}$ d'oxigène, $1\frac{1}{4}$ oxide de carbone. Reste 2 carbone, 4 oxigène et 3 hydrogène = acide pyrotartrique = hydrate d'acide succinique. L'acide mucique composé de 5 carbone, 8 oxigène et 5 hydrogène devient par la pyroacidification, 4 $1\frac{1}{2}$ carbone, 6 oxigène et

2 hydrogène ; il acquiert ainsi 1 $\frac{1}{2}$ carbone et perd 2 oxygène et 3 hydrogène. 1 $\frac{1}{2}$ acide, 4 $\frac{1}{2}$ carbone, 12 oxygène et 7 $\frac{1}{2}$ hydrogène en perdant 6 oxygène et 6 hydrogène laisse 4 $\frac{1}{2}$ carbone, 6 oxygène et 1 $\frac{1}{2}$ hydrogène ($\frac{1}{2}$ sera erreur) ou, à $\frac{1}{2}$ hydrogène près, de l'acide pyrotartrique ; ici la perte se porte sur les principes de l'eau dans le rapport de l'eau. On voit que la pyroacidification et aussi la métaacidification se font souvent sur plus de 1 rapport d'aquocoacide ; la première sur 1 $\frac{1}{2}$ rapport, la seconde, sur 2 rapports. $\frac{1}{3}$ ou $\frac{1}{2}$ de la capacité de saturation tourne en perte. L'acide gallique, en se pyroacidifiant, perd de tous ses constituans : $\frac{1}{2}$ de carbone, 3 d'oxygène et 1 d'hydrogène ou de 3 $\frac{1}{2}$ carbone, 6 oxygène et 4 hydrogène, il devient 3 carbone, 3 oxygène, 3 hydrogène. Il perd ainsi $\frac{1}{2}$ acide carbonique et 1 eau.

Kinate de soude. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide kinique par du sous-carbonate de soude. Les cristaux sont hydratés par 4 rapports d'eau. On abandonne à l'évaporation spontanée. Le sel se dissout dans la moitié de son poids d'eau froide. Sa saveur est franchement saline, et n'est aucunement amère quand il est fait d'un acide pur et cristallisé. L'acide kinique consiste en 7 $\frac{1}{2}$ carbone, 9 oxygène et 9 hydrogène. Son acide simple est 1 radical organique et 1 eau, ou 1 acide acétique sans eau et portant en charge et en place d'eau de conjonction 5 $\frac{1}{2}$ carbone, 6 oxygène et 6 hydrogène. Avec $\frac{1}{2}$ carbone de plus ce serait 3 radical organique. On ne saurait en faire autre

chose. 1 d'oxygène acidifie le radical organique dans l'acide succinique ; 1 d'hydrogène l'hydroacidifie dans les hydracides à charge et 1 de principes de l'eau l'aqueoacidifie dans l'acide acétique. On ne peut sur ce radical faire développer le caractère acide par une charge qui pour l'acide kinique se composerait de 5 $\frac{1}{2}$ carbone et 4 principes de l'eau.

Subérate de soude. Les cristaux de ce sel sont solubles dans 2 parties d'eau froide. Ils attirent l'humidité de l'air.

Benzoate de soude. C'est le sel qu'on obtient lorsque par la voie humide et à l'aide du sous-carbonate de soude on prépare l'acide benzoïque. Ce qui cristallise est du benzoatocarbonate. On peut aussi employer du carbonate neutre. On a alors l'avantage qu'aucune portion de résine ne se co-dissolve. La formation du sel double avec le carbonate neutre prouve que l'acide benzoïque quitte seulement la résine pour expulser l'acide carbonique de son deuxième et troisième proportionnement avec la soude (carbonatosouscarbonate et carbonate neutre). On doit employer en alcali le double de ce que le benjoin est censé contenir en acide. Lorsque par de l'acide étranger on décompose le sel double, l'acide carbonique quitte le premier l'alcali. La formation du sel double n'en est pas moins inévitable. Le sel double est d'une composition plus stable que le sel simple. Les cristaux de ce dernier sel sont très-solubles dans l'eau. Ils le sont très-peu dans l'alcool. Cela explique pourquoi, en réagissant par de la soude sur

la solution alcoolique de benjoin on obtient si peu d'acide. On doit alors recueillir le sédiment et diluer la teinture d'eau.

Oléate de soude. On obtient ce sel en saturant directement l'acide oléique par de la soude caustique, ou bien en décomposant de l'oléate de potasse, débarrassé de margarate, par du chlorure de sodion. Il est sous forme d'une gelée concrète, soluble dans la même quantité d'eau à froid, que d'alcool à chaud, savoir dans 10 parties. On doit à sa préparation employer une liqueur alcaline dans laquelle il n'est pas soluble.

Stéarate de soude. L'acide stéarique a deux combinaisons avec la soude dont, à peu de chose près, on peut dire ce qui a été dit des mêmes sels à base de potasse. La différence porte sur la fusibilité et sur la solubilité, soit à froid, soit à chaud, dans l'eau et dans l'alcool. L'un est du stéarate neutre et l'autre, du stéarate acide.

Margarato-oléate de soude; savon blanc. Ce savon est obtenu, soit à froid, soit à chaud, en réunissant 2 parties d'huile d'olives et 1 partie de soude caustique pesant de 4 à 3. On agite pendant quelques heures et on laisse reposer. En procédant à chaud on agite jusqu'à ce que la consistance de pulpe transvasable soit acquise. On coule dans des formes de carton. La combinaison continue à se durcir. Le savon fait d'alcali extrait de la soude brute est nommé marbré à cause des veines noires dont il est parcouru. Ces veines sont dues à du savon de fer à oxidule, que dans le langage des fabriques on nomme

maure. Avec le temps et à commencer par la superficie et ensuite en allant de proche en proche et jusqu'à près du centre, le noir des veines passe au rouge. L'oxidule devient du $3\frac{1}{4}$ oxide ou le margaratoooléate à base de l'un devient du même sel à base de l'autre. L'air doit produire cet effet et l'oxigène doit de sel à oxidulooxide se transmettre à du sel à oxidule. J'ai vu des blocs de savon depuis 47 ans en magasin, dont les veines du centre étaient encore noires. On prétend que le maure remplace dans les savons $1\frac{1}{3}$ de leur eau. Il dépend du fabricant de l'incorporer au savon ou de le laisser dehors en le remplaçant par de l'eau. Les mêmes savons contiennent aussi du margaratoooléate d'alumine.

Hippurate de soude. Ce sel ne demande pas pour cristalliser que la solution soit rapprochée en consistance de sirop. Il est, par conséquent, moins largement soluble dans l'eau que les hippurates des deux autres alcalis.

Aspartate de soude. Ce sel résulte de la réunion de la soude avec l'acide aspartique. Il se forme en cristaux. Nous avons dit que l'aspartate d'ammoniaque renferme les constituans de l'asparagine laquelle doit ainsi renfermer les constituans de son dérivé. Ces deux sont donc isomères et l'un est un sel prononcé et l'autre, une substance indifférente. L'isomerie consiste en une succession différente dans l'engagement entre les principes. Il ne doit pas être indifférent dans quel ordre les constituans d'un corps sont unis, s'il consiste en plus ou moins de composans prochains et si la

composition de ces composans est plus ou moins simple, plus ou moins composée. Dans tous les cas de dislocation en constituans plus simples, la composition qui tenait lieu de calorique est affranchie de cette locotenance et le calorique rentre dans ses droits de possession usurpée. Il se joint au produit de la dislocation qui relativement à sa masse demeure avec le plus d'oxigène. On voit dans la dislocation de l'asparagine combien l'azote a de pouvoir pour le maintien en composition. C'est son second rapport qui fait qu'au lieu de se disloquer en acide carbonique et en composé de 3 1/2 carbone, 2 azote, 4 oxigène et 9 hydrogène, elle se résout en ammoniaque et en acide aspartique lorsque dans son union à une base forte on la chauffe. Toutefois, une continuation de chaleur pourrait ultérieurement résoudre l'acide aspartique, soit en composé des élémens de cet acide, moins 1 d'azote et 3 d'hydrogène, soit en ce même composé moins 1/2 de carbone et 2 d'oxigène. Ce serait dans l'un cas 4 carbone, 6 oxigène et 3 hydrogène et dans l'autre cas, 3 1/2 carbone, 1 azote, 4 oxigène et 6 hydrogène. Le premier serait un acide par l'oxigène, de l'acide tartrique portant en charge, après sa conjonction par 1 d'eau, 2 carbone soushydrogéné par 1 hydrogène, ou encore, de l'acide succinique portant en charge 1 radical organique et 2 eau, ce qui équivaut à 2 vinaigre inconjoint. Le second serait 1 radical organique acidifié par 1 oxigène, et ainsi de l'acide succinique portant en charge 1 1/2 de carbone hydrogené et conjoint par 1 d'eau, puis 1 azote.

Ce composé, par une dislocation encore plus avancée, pourra se résoudre en 1 ammoniaque, 1 oxide de carbone et 1 carbone hydrogené ou en 1 oxamide (1 carbone et 2 oxigène avec 1 azote et 2 hydrogène) puis $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène carboné lequel pendant le travail de dislocation pourrait bien se retirer du composé. Resterait de l'oxamide seul, transformable par rapport double d'eau en oxalate d'ammoniaque. Ce sel est, par ses principes, contenu dans l'avant-dernière composition, uni à de l'oxide de $2\frac{1}{2}$ de carbone hydrogené par 3 d'hydrogène, et, à la place d'oxalate, du carbonate neutre maintenu composé par $2\frac{1}{2}$ de carbone hydrogené par 3 d'hydrogène. La réaction de l'hyponitrite d'ammoniaque donne du formiate d'ammoniaque tenu composé par du radical organique azoté réuni par 1 principes de l'eau et tel que le carbone est organisé dans le radical de l'éther : 2 azote et 1 principes de l'eau. Si le rapport d'eau de l'hyponitrite composait l'oxide de carbone de l'oxamide en acide formique ce serait du formiate d'ammoniaque tenu en combinaison par de l'hyponitritamide : 1 azote avec 2 oxigène et 1 azote avec 2 hydrogène. 1 azote y remplacerait le 1 carbone de l'oxamide.

Un exemple de la manière dont un engagement plus ou moins avancé, un rapprochement plus ou moins intime entre des principes, une combinaison plus ou moins lâche, peut donner lieu à des isoméries se présente dans le chlorure de cyane lequel prend les caractères les plus différents sans que sa composition soit changée. La

différence se manifeste déjà dans la forme, le même composé, par suite de quelques modifications dans le traitement, étant gazeux, liquide ou solide. Par composition directe et entreprise en lieu obscur, il a la première forme; par la même composition, mais entreprise en présence du soleil, il a la seconde; sous cette forme il représente un liquide oléagineux, jaune et pesant. La troisième forme lui est acquise par sa préparation de chlore et d'acide hydrocyanique, 2 du premier et 1 du second. On assiste l'hydrochloro-acidification en donnant accès à la lumière directe. L'hydrogène enlevé par le chlore cède sa place à d'autre chlore. Les propriétés des trois chlorures ne sont pas moins différentes que leurs formes; mais la composition reste la même et tous trois consistent en cyane acidifié par le chlore et en chlore acidifié par le cyane : acide cyanochlorique et acide chlorocyanique. Le chlore est le locote-nant de l'oxigène et le cyane, le locotenant de l'hydrogène. Les deux radicaux sont acidifiés et acidifiants à la fois. Cette acidification réciproque n'est que fictive, car le même corps ne peut remplir deux fonctions en même temps. Le fait est que l'oxigène du chlore acidifie le cyane et que l'acide radical du chlore cesse d'être offusqué. Les deux acides sont forcement tenus ensemble, celui du chlore n'ayant point d'existence incombinaée. L'acide cyanique à cette existence. La salification de cet acide double par l'ammoniaque gazeuse donnerait deux sels ammoniacaux tous deux sans existence incombinaée, et dont la décomposition

par la chaleur donnerait lieu à la formation d'hydrochlorate et de biazotamide : 1 carbone, 2 azote et 2 hydrogène. Une chaleur plus forte, en dépouillant le composé d'hydrogène, laisserait du biazotocarbone, corps intéressant s'il pouvait être formé, à cause des combinaisons nouvelles auxquelles il donnerait lieu. Le double acide, par son traitement avec l'alcool absolu, serait partagé en acide hydrochlorique et éther cyanique et, par son traitement avec l'éther, il pourrait être formé en éthers de ses acides, mis en isolément ou restant unis. Le succès obtenu avec l'éther oxalique n'a pas assez engagé à traiter les autres éthers par l'ammoniaque gazeuse. L'éther oxalique ammoniacal est de l'oxalate d'ammoniaque vice-hydraté par l'éther. Cette vice-hydratation est singulière ; elle est opérée par l'eau de l'éther, qui est en rapport unique. Si la moitié de l'éther quittait le composé ou pouvait d'avance être enlevée par l'alcool ainsi qu'elle peut l'être aux éthers acétique et nitrique, on aurait des sels doubles de leurs acides saturés par l'éther et l'ammoniaque. Le cyanate d'ammoniaque vice-hydraté par l'éther, en raison de son indécomposabilité en constituans prochains, pourrait, par la chaleur, être décomposé en alcool absolu régénéré de l'éther avec l'eau à laquelle l'oxygène de l'acide et 1 des 3 d'hydrogène de l'ammoniaque donneraient l'existence, et en biazotocarbamide : 1 carbone, 2 azote et 2 hydrogène, comme ci-dessus. Ici l'éther reprendrait l'eau formée par le tiers de l'hydrogène de l'ammoniaque que, dans les chlo-

rures d'autres radicaux acidifiables saturés par l'ammoniaque, reprend l'anhydrochlorate de cet alcali.

On connaît, en général, encore très peu de chose sur la manière de se former et de se comporter des aspartates, sels néanmoins si intéressans par la nature azotée et l'acidité prononcée de leur acide. Aucun acide organique, d'origine même animale, n'est moins empêché par la présence de l'azote non saturé d'oxygène, de réagir autant comme base que comme acide que celui-ci. L'acide aspartique est de l'hydrate de charbon animal. 4 carbone, 1 azote et 6 eau. C'est aussi du vinaigre portant en charge son pareil uni à 1 d'azote. 1 rapport d'acide aspartique, si l'azote lui était soustrait, serait, moins l'eau de conjonction, 2 d'acide acétique, et si, par une base anhydre, on pouvait déplacer l'azote, on aurait 2 rapports d'acétate. En séparant, pour les accumuler en charge, les ingrédiens qui n'appartiennent point au radical organique, on a pour la charge, 2 carbone, 1 azote, 4 oxygène et 4 hydrogène. En acidifiant le radical en acide succinique il reste 2 carbone-bois et 1 amidule.

Malate de baryte. Ce sel, à l'état neutre, est sans eau et dans cet état il est insoluble dans l'eau. Il a un surproportionnement acide qui est d'une composition si fixe qu'il cesse de décomposer le souscarbonate de sa base. Le sel acide, en solution concentrée, dépose du sel neutre à l'état amorphe, après quoi il reste un sel d'avantage surproportionné d'acide, lequel, par un plus fort rappro-

chement de la liqueur, se concrète en une masse saline. Le précipité que l'acide malique forme avec la baryte cristallise immédiatement après et sans avoir été dissous. Le malate de baryte se constitue en sel double avec le malate d'ammoniaque. C'est par l'intermède du soussel de baryte que l'acide malique est obtenu pur.

D'après une première analyse faite par Liebig, l'acide malique aurait dû consister en 2 carbone, 4 oxygène et 1 hydrogène. Cette composition aurait répondu à 1 radical sousorganique (2 carbone, 1 principes de l'eau) et 3 oxygène. C'aurait été de l'acide tartrique ayant le même radical que l'éther. Dans une seconde analyse, Liebig a trouvé 1 d'hydrogène de plus, ce qui a rétabli l'isométrie avec l'acide citrique.

Pelouze vient de transformer l'acide du sel qui précède en deux isomères de cet acide. La différence est introduite par la chaleur qui transforme la moitié de l'eau d'organisation du radical, une fois en eau de conjonction et une autre fois, en eau d'hydratation. La première des trois eaux n'est pas déplacée par les oxides, la seconde l'est par ces corps, et la troisième est expulsée par la chaleur. Les engagements sont de moins en moins intimes. Avec moins de calorique l'eau est d'organisation; avec plus de calorique elle devient de conjonction et avec plus encore, elle finit par être d'hydratation. Voilà l'histoire de l'isométrie. Un rapprochement différent en raison de l'interposition de plus ou moins de calorique en fait les frais. L'isométrie avec l'acide-mère cesse

dès l'instant que les acides filiaux ont déposé, l'un son eau d'hydratation et l'autre, son eau de conjonction.

L'acide malique redevient alors un acide à part. Les élémens des trois sont seulement les mêmes à l'état d'engagement, en sel de l'un, à l'état de conjonction de l'autre et à l'état hydraté du troisième. 2 carbone, 4 oxygène et 2 hydrogène sont leurs composans communs. L'acide malique est établi sur radical-alcool, les deux autres le sont sur radical-éther. J'adopte ce terme parce qu'il est comparatif entre deux corps qui ont la même origine et éprouvent un changement notable dans la nature de leur radical sans beaucoup changer de propriétés. On pourrait aussi dire radical-malique et radical-pyromalique. La comparaison serait aussi juste et serait établie entre des corps qui ne sont pas plus composés, les deux acides étant par l'oxygène en rapport simple ce que l'alcool et l'éther sont par l'hydrogène en rapport double. La métamorphose est obtenue à une chaleur de distillation de 176°. Les deux acides isomériques sont concomittamment obtenus. L'eau de conjonction de l'acide malique se dégage et la perte de cette eau est suivie de près du changement de composition. L'inconstituabilité de l'acide sans eau le détermine. Un nouvel acide, qui se constitue avec eau, et un constituable sans eau se forment. Aucune autre matière que cette eau et les deux acides n'est recueillie. Plus de chaleur donne l'acide avec eau d'hydratation, moins de chaleur donne celui avec eau de con-

jonction. Le détachement de l'eau est d'autant plus avancé que plus de calorique est interposé. Cependant, les deux acides se forment à la même température et ce n'est que comme plus volatil que celui hydraté distille le premier. L'autre, en partie, ne distille même pas. Celui-ci se forme en plus grand rapport. Il peut même, à 26° plus bas, se former presque exclusivement. A 24° plus haut, au contraire, cette température étant brusquement administrée, l'autre acide est, en grande partie, seul produit. A 176°, le conjoint-acide sera composé le premier et du calorique dégagé par l'union de l'acide inconjoint avec l'eau de jonction, naîtra l'hydrat-acide. A 130°, qui est le point de fusion de l'hydrat-acide, celui-ci se transforme en conjoint-acide : le calorique que le premier a de plus que le dernier se retire, et ce que plus de chaleur avait fait moins de chaleur le défait. A 160° l'hydrat-acide bout et laisse échapper son eau. Il reste alors composé de 2 carbone et 1 principes de l'eau ou radical-éther et de 2 oxygène. Le conjoint-acide, après avoir échangé son eau contre un oxide, a la même composition. Cela n'empêche pas que les sels des deux n'aient des propriétés très-différentes et c'est en quoi l'isomerie se montre. L'acide qui quitte de l'eau de jonction ne peut être le même que celui qui quitte de l'eau d'hydratation. Comme, seulement pour se fondre, le conjoint-acide demande au-delà de 200°, il ne se volatilise pas après sa formation. Le conjoint-acide se forme aussi, et alors nécessairement à 160°, lorsque l'eau, expul-

sée à ce degré, de l'hydrat-acide, est ramenée vers l'acide anhydre. Cet acide anhydre ne doit, d'après cela, pas être volatil à 160°. Il lache son eau à un degré moindre que celui auquel il l'a prise. Il vient un moment où l'eau d'hydratation, étant engagée toute entière en eau de conjonction, il ne se volatilise plus rien. Comme l'acide malique dépouillé d'eau de conjonction ne contient plus que les principes de l'eau qui appartiennent à son radical, c'est aux dépens de 1 des 2 de ces principes que l'un acide s'hydrate et l'autre, se conjoint. Nous savions que l'acide citrique engagé avec une forte base perdait au feu 1/3 de l'eau qui organise son radical. L'acide malique, sans cet engagement, perd la moitié de la même eau. Par cette perte son radical, de radical-général qu'il était, devient radical particulier. La règle qu'en organisation il n'y a de proportionnant que 2 carbone avec au moins 1 principes de l'eau reste intacte. Nous avons dit que l'acide citrique encore engagé avec sa base reprend dans l'eau la portion de ce liquide qu'il a perdue au feu. L'acide malique n'est pas connu pour récupérer dans l'eau sa perte en ce liquide. Pour qu'il le fasse, les sels des acides qui sont ses dérivés devraient par l'eau redevenir des malates. Les deux acides, hydraté et conjoint, sont cristallisés. Pelouze ne dit pas que l'acide anhydre le soit. Le conjoint-acide prend pour sa solution autant de parties d'eau que pour sa fusion, il prend des degrés de chaleur. Cela dirait quelque chose si chaque partie était 1 rapport. L'hydratacide se dissout dans l'égal

de son poids d'eau. Reste à savoir si, pour fournir à l'eau dont l'acide malique éprouve la perte, l'un des deux rapports d'oxygène d'acidification de l'acide n'enlève pas un des 2 rapports d'hydrogène d'organisation du radical. Ce n'est pas sous le nom que je leur donne que Pelouze désigne ses acides. L'hydratacide malique est appelé acide maléique et le conjoint-acide, acide paramaléique. L'un est aussi *para* que l'autre. M. Ampère a suggéré ces noms. L'acide maléique retient de son original que les précipités qu'il forme avec la baryte et le plomb cristallisent sans solution préalable, comme si dans ses engagements avec ces bases il faisait un retour vers cet original en reprenant l'eau perdue. Le maléate de plomb est hydraté par 3 rapports d'eau. Le paracide ne précipite point avec la baryte, et le précipité qu'il forme avec le plomb ne cristallise point spontanément. Sa solution dans 200,000 parties d'eau est sensiblement troublée (blanchie) par le nitrate d'argent et beaucoup plus sensiblement que ne l'est l'acide hydrochlorique par le même sel. L'effet est encore plus marquant lorsque l'acide paramaléique est lié à une base. Le précipité est moins dense, et l'atome de l'acide pèse le double (51 à 25), ce qui, dans ce rapport, augmente la masse.

Si, dans sa première analyse de l'acide malique, Liebig avait trouvé 1 d'oxygène comme 1 d'hydrogène de moins il aurait opéré sur un acide devenu à radical d'éther d'après une autre méthode que celle suivie par Pelouze, savoir, par l'échauffement d'un de ses sels énergiques. Le

miorgan-acide malique se serait produit d'après le procédé qui fournit le 5/6 organacide citrique.

Les deux nouveaux acides sont à l'acide malique ce que l'éther est à l'alcool. L'alcool aussi, en devenant de l'éther, perd la moitié de l'eau d'organisation de son radical et cette eau, comme dans l'acide malique, est déplacée par la chaleur. C'est pourquoi le mélange d'alcool et d'acide doit bouillir avant que l'éther se forme; jusques-là, ce mélange peut être considéré comme du sursel d'alcool dont la chaleur aurait besoin de déplacer la moitié de l'eau d'organisation pour que le sel d'alcool devint du sel d'éther. L'alcool sans être retenu par un acide serait trop-tôt volatilisé pour pouvoir être déplacé dans son eau. L'acide rendrait, pour la sous-organisation de l'alcool, le même service que rend la base pour la sous-organisation de l'acide citrique. L'acide toute fois peut avoir de l'intérêt à ce que l'alcool en devienne plus combustible, mais la base ne peut en avoir à ce que l'acide devienne moins comburant. Dans tous les cas, la base garantit l'acide de la décomposition destructive. La question serait si sous l'influence de l'acide acidinulant l'alcool libre éprouve la sous-organisation en même temps que l'alcool engagé. Alors l'acide de la partie libre devrait plutôt s'attacher à l'eau de l'alcool qu'à son éther. Que l'eau déplacée est d'organisation résulte de ce que l'alcool absolu ne contient pas d'eau de conjonction, l'éther n'ayant pas besoin d'être conjoint, et encore bien moins de l'eau d'hydratation. La tendance du radical-alcool

à se transformer en radical-éther provient de ce que celui-ci, outre qu'il a une composition plus ferme, n'a pas d'existence incombinaisonnée et résulte de constituans prochains, l'oxidule de carbone et le carbure d'hydrogène, (1 de carbone et 1 d'hydrogène) qui sont également dépourvus de cette existence. L'hydrogène pourrait, par un mécanisme particulier, être détaché du radical-bois qu'il baséfie dans l'alcool, mais il ne saurait l'être du radical sous-bois qu'il continue de baséfier dans l'éther. Les éthers salins ne se forment également pas sans chaleur et jusqu'à l'éther nitrique vrai, fait d'acide nitrique blanc concentré et d'alcool fort, s'il n'a constamment bouilli, doit être rectifié avec de l'acide si l'on veut qu'il surnage. La rectification avec de l'alcool lui donne un excès d'acide : de l'esprit de nitre doux passe. Cet esprit de nitre doux est du nitrate d'alcool mi-éthérifié (2 carbone, 172 principes de l'eau et 4 hydrogène). C'est un radical intermédiaire entre ceux de l'acide citrique et malique (citrique comme malique). Dans la formation des éthers salins, l'acide fixe l'éther de l'alcool dont l'eau sousorganise le radical. Les acides qui ont un nombre pair de rapports d'oxygène ne peuvent fixer l'eau et ne forment de l'éther d'aucune espèce, ce qui semble établir que les éthers oxideux doivent avoir été des éthers salins pour devenir ce qu'ils sont. Le sursulfate peut être à base d'alcool comme à base d'éther ; il n'y a pour cela qu'à transférer le rapport d'eau de l'acide excédant qu'il conjointrait, à

l'éther dont il réorganiserait le radical-éther en radical-alcool. Mais il n'est pas probable que l'excès d'acide sera sans eau. S'il en était autrement et si les sels d'éther et d'une autre base étaient des sels d'alcool et d'une pareille base, on aurait un moyen de plus de composer de l'éther, car il suffirait de chauffer ces sels pour expulser la moitié de l'eau d'organisation de leur radical-alcool et transformer ce radical en radical-éther. Ce moyen est celui qui de l'acide citrique fait de l'acide citrique, sans doute aussi, comme on le verra, de l'acide tartrique, de l'acide tartrique. Si dans le sursulfate, l'alcool en excès était uni à l'acide acidinulant, l'eau pourrait appartenir à la base de la partie neutre du sel et l'alcool être déplacé par les autres bases d'avec l'acide anhydre ; mais, l'alcool ne neutralisant pas cette partie de l'acide, quel motif y aurait-il pour qu'il neutralisât l'autre partie ? Il serait difficile de dire que la partie neutre du sursulfate d'alcool vice-conjoint l'excès d'acide. Il s'agira de voir si le sursulfate, outre l'eau d'organisation de l'alcool, ne contient pas l'eau de conjonction de l'acide. On pourrait comme preuve que le sursel est à base d'alcool alléguer que l'acide sulfurique ne se combine pas avec l'éther ; mais toute autre chose est de se combiner avec un corps né à se combiner avec un corps naissant. D'ailleurs, l'acide sulfurique mi-conjoint se combine avec l'éther né ; mais alors les deux demi-rapports d'eau de 2 rapports de cet acide pourraient se transmettre à 1 rapport d'éther et

le régénérer en alcool , d'où résulterait encore du sursulfate de ce dernier. Magnus donne au sursulfate d'éther 2 acide sans eau , 2 carbone hydrogené et 1 eau. Magnus cite un sursulfate d'éther dans lequel le radical de l'éther n'aurait que 172 principes de l'eau. Ce radical consisterait donc en 2 carbone , 172 oxigène et 172 hydrogène , et serait du radical-sous-éther ou mi-éther. Les 2 carbone resteraient comme organiquement proportionnans , mais ne seraient plus organisés que par 172 principes de l'eau. Ses constituans prochains seraient du sous-oxidule de carbone et du surcarbone d'hydrogène : 1 carbone et 172 hydrogène. Si l'éther n'avait point de combinaison avec l'acide sulfurique il quitterait le sursulfate à mesure qu'il serait formé , et soit en vertu de cette affinité négative seule ou à l'aide de son déplacement par l'alcool en même temps ; ce dernier serait le plus probable puisque sans la présence de l'alcool il ne distille pas d'éther.

Le mode ci-dessus de considérer la formation de l'éther expliquerait comment le résidu de la préparation de ce liquide peut encore longtemps convertir l'alcool en éther. Il suffirait pour cet effet qu'il lui restât la densité requise pour élever son point d'ébullition au degré où la chaleur déplace l'eau d'avec l'alcool. L'alcool serait censé former un engagement dilué avec l'acide , un engagement qui , sans être un sel , n'en serait pas moins une combinaison. Cette combinaison non saline existe puisque le liquide s'échauffe sans que l'alcool se volatilise. Au degré de dilue-

ment par l'eau où le résidu ne donne plus d'éther, le point d'ébullition est descendu au-dessous de la température où l'alcool cède son eau.

Si l'alcool et l'éther proportionnaient en vertu de leur oxigène et tel qu'ils devraient le faire si c'étaient des oxides d'une hydrogénation de carbone (2 carbone avec 6 hydrogène et 2 carbone avec 5 hydrogène), l'un devrait saturer le double en acide de l'autre ; mais l'un ne sature pas plus que l'autre et c'est en vertu de leur carbone que le proportionnement a lieu. On pourrait considérer l'alcool comme étant de l'hydrate d'éther et faire proportionner l'éther seul, mais alors il n'y aurait pas des sels d'alcool et ce qu'on prend pour de pareils sels serait des sels hydratés d'éther. L'eau serait appliquée au sel et non à l'éther. L'alcool ne peut être de l'éther avec de l'eau d'hydratation, car cette eau serait, dans tous les cas, déplacée par les acides, et nous connaissons des cas où elle ne l'est pas. Magnus refuse la qualité de base à l'alcool et à l'éther à cause qu'il n'a pu les séparer de l'acide sulfurique par des bases qu'il croit plus puissantes, mais aucune base n'est aussi puissante que l'éther et l'alcool. Si le caractère d'une base est d'éteindre la propriété acide, aucune ne la possède au même degré que ces deux liquides. 2 rapports de carbone conjoints par de l'eau sont développés en base par 4 rapports d'hydrogène : 2, 1 ou, d'après Magnus, 172 d'eau. L'azote, en 1 rapport, est ainsi développé en base par rapport triple d'hydrogène et cette base est un oxide de métal. Si l'éther n'était pas une base et si son sur-

sulfate était un acide particulier (acide sulfovinique) cet acide consisterait en acide sulfurique portant en charge ne concourant pas à la saturation rapport égal de son pareil combiné avec même rapport égal d'alcool. D'après Magnus, le sursulfate d'alcool consiste en rapports égaux d'acide sulfurique sans eau, d'alcool absolu et d'acide sulfurique avec 2 rapports d'eau. L'eau de 2 rapports d'acide se réunit dans 1 rapport. 1 rapport de vapeur asbestine uni à $1\frac{1}{2}$ rapport d'alcool absolu est le même sursulfate avec $1\frac{1}{2}$ rapport d'eau de moins. A chaud, cette combinaison donne de l'acide sulfureux et de l'huile douce, qui sont formés aux dépens de l'acide appartenant à la partie neutre du sursel. Si l'acide excédant doit avoir 2 rapports d'eau le sursel aura de l'éther pour base. Les sels doubles de ce sursulfate sont différens de ceux du sursulfate ordinaire. Lorsque par sa distillation avec de l'acide sulfurique le presque-éther est converti en entier en huile douce, on peut supposer que le radical s'établit avec moins d'eau, et, p. e., avec $2\frac{1}{3}$ au lieu de 1. (2 carbone, $3\frac{1}{4}$ eau, 4 hydrogène ou rapports égaux d'éther de Magnus et d'éther ordinaire).

Citrate de baryte. Ce sel se constitue sans eau et avec 2 rapports d'eau. A 100° le sel hydraté devient du sel anhydre. Le sel est peu soluble dans l'eau. Il prend aisément un excès d'acide et se forme en sursel et en bi-hemisursel. Ce dernier consiste en 1 sel neutre et 1 hemi-sursel; $1\frac{1}{3}$ d'acide est en excès. Les deux sursels, quoique n'étant pas cristallisables, s'effleurissent à l'air. Dans cette

efflorescence l'acide carbonique jouera probablement un rôle. A une température de la moitié plus élevée que celle qui dépouille le sel de toute son eau, le 6^e de l'eau d'organisation de son radical se retire, ce qui rapproche ce radical du radical-éther dans le rapport de l'eau perdue. Cette eau ne peut être prise que sur le radical organique car l'acide n'en contient pas d'autre: Nous avons vu qu'une pareille expulsion d'eau d'organisation est opérée par le feu sur l'acide du citrate de soude. Le sel au 6^e sousorganisé se réorganise au complet dans l'eau. L'eau se disloque-t-elle pour s'engager par ses principes? Elle ne devrait pas le faire si le radical organique général était du radical organique particulier ou radical de l'éther hydraté par 1 rapport d'eau, ainsi que doivent l'admettre ceux qui prennent l'alcool pour de l'hydrate d'éther; mais l'idée de l'oxygénation en acide et de l'hydrogénation en base d'un hydrate avec demeure en combinaison de l'eau serait insoutenable, et aucune eau d'hydratation ne peut disputer sa place à un oxide ou à un acide.

L'acide citrique libre, soumis à la distillation, passe presque en entier. Ce n'est pas une volatilisation qu'il éprouve, mais bien un changement de composition. Il perd relativement en oxygène et en hydrogène et acquiert en carbone. De 2 carbone, 4 oxygène et 2 hydrogène, il devient 5 carbone, 3 oxygène et 2 hydrogène. Il distille à la fois de l'acide dissous, de l'acide oléiforme surnageant, comparable à l'acide oléiforme de

la valériane et de l'esprit pyrocitrique , lequel serait peut-être plus avantageusement obtenu du citrate de baryte. De 3 rapports d'acide citrique , 6 carbone , 12 oxygène et 6 hydrogène , 5 de carbone , 3 d'oxygène et 2 d'hydrogène se détachent pour former le pyroacide et 1 de carbone , 9 d'oxygène et 4 d'hydrogène restent , mais ne peuvent former le pyro-esprit. Ce serait de quoi faire 4 eau , 1 acide carbonique et 1 oxygène libre. Nous venons de voir que l'acide malique , malgré l'isomerie entre lui et l'acide citrique , éprouve , par la même voie , un changement de composition tout-à-fait différent et que loin de perdre , outre de l'eau , du carbone et de l'oxygène , il ne perd pas seulement de l'eau qui soit immédiatement amovible. Ou cette différence dépend du degré de la chaleur qu'on administre , ou elle a pour cause une disparité totale dans le mode de conjonction. L'acide citrique , cristallisant d'une solution saturée à 100° , emporte rapport égal d'eau. L'eau-mère de cette cristallisation , se concentrant par l'évaporation spontanée , abandonne des cristaux avec 1/3 plus d'eau ; chauffés jusqu'à 50° ceux-ci abandonnent la moitié de leur eau. Les cristaux qui ont rapport égal d'eau ne perdent rien de ce liquide à 100 de chaleur. L'acide citrique suit avec les bases des variations de proportionnement analogues à celles qu'il suit avec l'eau. Par l'état d'organisation de son radical il répond à une combinaison entre rapports égaux d'acide malique et d'acide paramaléique et pourrait porter le nom d'acide paramaléico-malique.

Dans le changement de composition de l'acide malique libre, l'eau d'organisation qui se retire du radical change de fonction, mais ne devient pas immédiatement libre. Dans celui que subit l'acide citrique engagé avec une base, l'eau est remplacée par la base et tant celle qui serait de conjonction que celle qui est d'hydratation et n'a pas de motif de rester avec l'acide du sel. L'acide malique, dont le nombre des rapports d'oxygène est pair, peut donner naissance à de l'acide sans eau, mais je doute que l'acide tartrique, dans lequel le nombre des mêmes rapports est impair, puisse faire la même chose.

Tartrate de baryte. Ce sel est le mieux obtenu de la décomposition du tartrate de potasse par l'acétate de baryte. On recueille un précipité, qu'on édulcore et qu'on fait sécher. Le sel contient rapport égal d'eau. Il est peu soluble dans l'eau. Les acides le dissolvent en le partageant en sel de l'acide et en surtartrate de la base. Quand la solution est faite dans de l'acide acétique fort le surtartrate cristallise. Le sel neutre cristallise de cette solution lorsque par de la potasse caustique on décompose l'acétate de baryte qui s'y trouve. Les cristaux renferment rapport double d'eau. Le sel acide naît de son côté, et cristallise, aussi avec 2 rapports d'eau, lorsque, sans séparer le tartrate neutre d'avec l'acétate de potasse qui est le contre-produit de sa formation, on enlève à cet acétate la base alcaline par de l'acide nitrique sous-absolu. L'acide acétique devenu libre compose le tartrate neutre en tartrate acide : celui-

ci cristallise. Ce sursel se forme en sel double neutre avec la potasse et la soude. Le sel à seconde base de potasse est obtenu lorsque de la crème de tartre est saturée par de l'eau de baryte; celui à seconde base de potasse l'est en réagissant sur du tartrate de soude par 172 rapport de chlorure de barion. Tous deux sont sous la forme d'une poudre blanche cristalline difficilement soluble dans l'eau. Ils sont hydratés chacun par 2 rapports d'eau.

L'acide tartrique engagé avec la baryte ne donne pas de pyroacide; celui que la distillation de l'acide libre donne répond à 2 carbone, 2 principes de l'eau, 1 oxigène et 1 eau et ainsi à de l'hydrate d'acide succinique, à de l'acide acétique conjoint par 1 d'oxigène en place de 1 d'eau et hydraté par 1 de ce liquide, et à de l'hydrate d'acide tartrique moins 2 d'oxigène. Il est impossible que l'acide tartrique perde ces 2 d'oxigène sans qu'il soit entraîné d'autres principes. Aussi la décomposition est-elle partie destructive.

De l'acide tartrique chauffé dans une cornue jusqu'à avoir perdu 1710 de son poids se boursoffle et devient visqueux à chaud et gommeux à froid. Les sels qu'il fournit avec les bases sont totalement différens de ceux que fournit l'acide tartrique. Il se gonfle dans l'eau sans paraître s'y dissoudre, mais un plus long séjour dans ce liquide le ramène à sa composition primitive, ce qui arrive aussi à ses engagemens en sels. La perte qu'il éprouve est faite aux dépens de son eau de conjunction et partie à ceux de son eau d'organi-

sation. Celle-ci ne quitte pas l'acide, mais prend la place de la première. La perte ne monte pas tout à fait à son contenu en celle-ci, car elle n'est que de 7 $\frac{1}{2}$ au lieu d'être de 9. Si la chose se passe comme pour l'acide malique l'acide tartrique sera établi sur radical-éther en place de radical-alcool. L'acide tartrique sera devenu de l'acide tartaréique. L'isomerie avec l'acide-mère consisterait en ce qu'il aurait les mêmes constituans éloignés que cet acide inconjoint. L'eau déplacée sera devenue de conjonction à cause qu'un acide à nombre impair de rapports d'oxygène ne peut exister inconjoint.

Acétate de baryte. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide acétique par le carbonate de baryte. La saturation de ce carbonate par l'acide acétique, étant chauffée, dépose du sous-carbonate de baryte et met en dégagement de l'acide carbonique. Du carbonato-acétate y est donc contenu. Le sel n'en devient pas acide. Pour qu'il le devienne, du sous-carbonate devrait se déposer sans que de l'acide carbonique fut dégagé. Dans le procédé ordinaire on introduit le carbonate de baryte dans l'acide acétique chaud. Alors il ne se forme point du carbonatoacétate, la température qui le décompose devant l'empêcher de se composer. Le sel retient une quantité différente d'eau suivant la température à laquelle la saturation de la liqueur lui permet de cristalliser. Les deux sels sont aisément solubles dans l'eau. Celui avec le moins d'eau est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide et une solution saturée à

froid cristallise à chaud. L'eau chaude de solution enlève au sel de l'eau d'hydratation et fait cristalliser un sel avec moins d'eau et qui est moins soluble dans l'eau que celui avec plus d'eau. La lessive dans laquelle le sel cristallise avec 1 d'eau contient moins de ce liquide que la lessive dans laquelle il cristallise avec 3 d'eau. Le sel à ses deux degrés d'hydratation s'effleurit à l'air. Au premier degré, sans perdre sa forme. Les deux sels sont aussi solubles dans l'alcool. La solution contracte avec le temps l'odeur de la liqueur anodine végétale, ce qui dénote que du sous-acétate, soluble dans l'alcool, est formé. L'acide carbonique la précipite partiellement en sous-carbonate. On prépare le même sel en introduisant dans du vinaigre le sulfure obtenu de la décomposition du sulfate par le charbon. Si le sulfure était préalablement dissous dans l'eau la moitié de la terre ne serait pas utilisée à la formation du sel, car l'hyposulfite resterait hors de solution : l'hydrosulfate serait seul dissous. On aurait la ressource de décomposer par le vinaigre le premier sel comme le dernier. La préparation par l'acétate de chaux et le sous-carbonate de baryte, malgré qu'un autre sel insoluble soit produit, ne va pas si bien. On évapore en consistance de sirop et, dans un endroit chaud, on laisse cristalliser. Le rapprochement n'augmente pas par la chaleur, mais la consistance diminue. On peut aussi moins concentrer et alors laisser couler une couche d'alcool fort à la surface du liquide. La chaleur de l'endroit

serait alors plutôt nuisible qu'utile. L'alcool n'augmente que de 1/100 la solubilité du sel, mais il la diminue en s'emparant de l'eau de solution et en atténuant le liquide. A 15° et au-dessus, le sel cristallise avec 1 rapport d'eau; à moins de 15°, avec 3 rapports. La faible chaleur de l'eau de solution suffit pour déplacer 2 rapports d'eau: ou bien, le sel n'a à 15° pas assez d'énergie pour déplacer du calorique d'avec 3 rapports d'eau et peut seulement en déplacer d'avec 1 rapport.

Lampate de baryte. Ce sel cristallise très-bien. Il est hydraté par une quantité d'eau dont le rapport n'a pas été déterminé. Comme l'acide lampique chasse au plus difficilement l'acide carbonique du souscarbonate de baryte on fait bien d'employer à sa préparation le sous-bi-hyponitrite provenu de la décomposition du nitrate au feu,

Une méthode d'avoir de l'acide lampique a été reconnue par M. Stas dans une circonstance où beaucoup de monde aurait pu reconnaître sa formation. C'est lorsque, chauffant une boisson à la flamme de l'alcool, on descend le vase jusqu'à l'origine de la flamme. Une odeur très-piquante, mêlée d'aigre et d'empyreume, se répand dans la place. M. Stas a descendu sur la flamme jusqu'auprès de la voute, un chapiteau incliné dans le sens de son bec et a engagé ce bec avec un flacon. Il a ainsi pu recueillir une liqueur jouissant de toutes les propriétés de l'acide lampique. Cet acide résulte donc de la combustion, ici genée et ailleurs étouffée, de l'alcool et de l'éther. La

condition est que ces liquides éprouvent un genre d'échauffement au moyen duquel leur décomposition destructive a partiellement lieu.

L'alcool , en raison de sa proportion d'eau d'organisation amovible , se prête aux compositions et changemens de composition les plus à désirer , et tant pour lui que pour d'autres corps. Il cède cette eau et se constitue en organisation d'éther. Le changement est toujours un effet de double affinité. L'éther s'engage d'un coté et l'eau, de l'autre. En le présentant à l'état absolu au gaz acide carbonicobianhydrochlorique , son eau enlève 1 des 2 rapports d'acide anhydrochlorique , l'éther se combine avec l'autre rapport de cet acide et l'acide carbonique reste en adhérence à l'anhydrochlorate d'éther , non pour le vice-hydrater , car l'éther n'en a pas besoin. Il est cependant engagé en des fonctions telles que sa présence n'est plus indiquée par la réaction physique des acides. Il reste rapports égaux d'acide carbonique et d'acide anhydrochlorique , dont nécessairement le dernier est occupé par l'éther , car les acides non hydratables ou déshydratables par la chaleur , ne s'engagent pas avec l'éther. On peut supposer , et cela donnerait plus de fermeté à la combinaison , que l'oxigène du chlore adhère encore à son acide pendant qu'il est déjà engagé avec l'oxide de carbone. La présence de l'éther pourrait déterminer la mise-à-part , d'un coté du chlore et de l'autre coté , de l'acide oxalique lequel alors , de préférence au chlore , salifierait l'éther. Ce serait du chlorure d'éther oxalique , qui n'aurait

aucun motif de réagir comme acide. Il serait composé de deux élémens prochains parfaitement constituables à l'état inengagé. Volumes égaux de gaz double-acide et de vapeur d'alcool sont à réunir. Volume, encore égal, de gaz acide hydrochlorique s'émancipe. L'expansion proportionnelle des trois est la même. 1/2 volume de vapeur d'eau substitué à un entier de vapeur d'alcool pourrait opérer le même enlèvement de l'anhydroacide et faire connaître l'acide nouveau dégagé de liens étrangers.

En saturant l'éther chlorooxalique par rapport égal d'ammoniaque gazeuse, on détermine le passage de l'oxygène du chlore à l'acide oxalique et celui de l'acide du même, à l'éther. Du carbonate neutre d'ammoniaque vice-hydraté par l'éther anhydrochlorique forme alors le composé, qu'une sursaturation par l'ammoniaque constitue en carbonate de surammoniaque (souscarbonate) qui existe sans éther comme l'éther existe sans lui. Cet état des choses n'a qu'une courte durée, car bientôt et par la seule chaleur que la réaction excite, l'acide anhydrochlorique, pour se former en hydrochlorate avec le second rapport de l'ammoniaque, détermine l'engagement entre 1 des 4 rapports d'oxygène de l'acide carbonique, et 1 des 3 rapports d'hydrogène de l'ammoniaque se retire de l'éther et, sous sa nouvelle forme, abandonne le composé. Il reste 1 éther et de quoi faire de l'oxalate d'éther uni à 1 amide. Si l'amide était constituable hors d'engagement, l'alcool, en enlevant l'éther et se transformant lui-même

en éther, ferait du composé de l'oxalate hydraté d'ammoniaque et laisserait l'amide libre ou le double rapport d'éther la prendrait en solution. Le composé peut aussi être de l'oxamide uni à de l'éther. Il y a encore de quoi faire 1 sucre, et 1 ammoniaque ayant pour radical du cyane en place d'azote : 2 carbone, 2 principes de l'eau ; puis, 1 carbone, 1 azote, 3 hydrogène. En détachant figurativement l'eau de l'éther au lieu de la faire former de toutes pièces, on a du carbonate neutre d'ammoniaque vice-hydraté par rapport double de carbone hydrogené ou de l'éther dans lequel 1 rapport d'ammoniaque est substitué à 1 rapport d'eau. On a de plus du formiate d'éther uni à 1 d'amidule (azoture d'hydrogène ; l'amide est de l'azoture de surhydrogène ; celui de bisurhydrogène est l'ammoniaque) 1 carbone avec 2 oxigène et 1 eau et 2 carbone avec 1 principes de l'eau ; puis 1 azote avec 1 hydrogène. En détachant du composé, l'éther, soit par l'alcool, soit autrement, il reste 1 oxamide oxidé. 2 carbone, 1 principes de l'eau, 4 hydrogène ; puis 1 carbone, 1 azote, 2 principes de l'eau, 1 oxigène. Si de l'huile douce simple se détachait, on aurait de cette huile, de l'eau et de l'oxamide. M. Dumas, auteur de ce beau travail, est disposé à en faire du carbonatourate d'éther, 172 rapport de chaque acide et 1 rapport d'éther : 172 carbone avec 2 oxigène ; 172 carbone avec 1 oxigène, 1 azote avec 2 hydrogène ; puis, 2 carbone avec 1 principes de l'eau et 4 hydrogène. Si l'acide carbonique salifiait l'éther, cette composition serait la plus régulière.

L'oxalate d'éther soustrait par l'alcool dans la moitié de sa base, cette moitié étant remplacée par son équivalent en ammoniaque, forme de l'oxalate d'éther et de cet alcali. M. Dumas compose un autre sel double de 1 acide oxalique anhydre, 172 carbone hydrogené et 172 ammoniaque. La moitié de l'éther, en emportant toute l'eau, se constituerait en alcool. Ce sel est obtenu du déplacement de la moitié de l'éther par de l'ammoniaque gazeuse. L'éther déplacé reste adhérent jusqu'à ce qu'il soit converti en alcool. Le sousoxalate (172 acide et 1 carbone hydrogené) de carbone hydrogené tient lieu d'eau à l'oxalate d'ammoniaque, qui n'a point d'existence libre. Ce composé pour se transformer en oxamide devrait perdre, ou engager ailleurs, 1 172 carbone, 2 oxigène et 2 172 hydrogène; 172 oxamide serait obtenu; 1 carbone-sucre et 172 carbure d'hydrogène seraient en excès. Nous avons vu que l'éther oxalique entièrement déplacé dans son éther converti en alcool par de l'eau formée aux dépens d'oxigène repris à l'acide et d'hydrogène repris à l'ammoniaque, se résout en alcool et en oxamide. 1 éther + 1 eau = 1 alcool, 1 acide oxalique — 1 oxigène, et 1 ammoniaque — 1 hydrogène = 1 oxamide.

Kinate de baryte. Ce sel cristallise avec 6 rapports d'eau. On l'obtient en saturant de l'acide kinique par du souscarbonate de baryte. Les cristaux s'effleurissent à l'air. La cristallisation est facilitée par de l'alcool qu'on mêle avec la solution épaissie. On l'obtient aussi en décompo-

sant du chlorure de barion par du kinate de chaux dissous dans l'alcool.

L'acide kinique, qui consiste en acide acétique conjoint par une charge de 5 $\frac{1}{2}$ carbone et 9 principes de l'eau, ne saurait, étant uni à une base telle que la baryte, être résous qu'en son acide baseux engagé avec la baryte et en sa charge. Cette charge contient de quoi faire 3 autres rapports d'acide acétique lesquels devraient être conjoints par une charge de 2 $\frac{1}{2}$ de carbone. La distillation de l'acide kinique a donné un acide cristallisé qui avec la baryte a produit un sel aisément soluble.

Camphorate de baryte. Les cristaux de ce sel se dissolvent dans moins de la moitié de leur poids d'eau.

Benzoate de baryte. Ce sel est un de ceux sur lesquels on pourrait le plus compter pour le partage de l'acide benzoïque en acide carbonique et en esprit pyrobenzoïque; $\frac{1}{2}$ de carbone et 2 d'oxygène se détacheraient, et 6 $\frac{1}{2}$ de carbone, 1 d'oxygène et 5 d'hydrogène distilleraient. Comme l'oxygène est à chercher profondément et qu'ainsi la chaleur devrait être forte, il serait préférable de faire l'essai avec ce sel dont la base ne cède l'acide carbonique à aucune chaleur à le faire avec le benzoate de chaux dont la base le cède à une chaleur rouge. On sait que la fixité en combinaison d'un composé aide à déterminer sa formation. Le benzoate de baryte cristallise nettement, est inaltérable à l'air et n'est pas très-soluble dans l'eau. C'est, en un mot, un sel dont

la stabilité en composition peut inspirer de la confiance pour les produits de ses changemens de composition.

Phocénate de baryte. Ce sel réagit comme alcali. Ses cristaux s'effleurissent à l'air. Ils sont solubles dans 2 parties d'eau froide et dans 1 partie d'eau un peu moins que froide. En solution diluée le sel se décompose. La base détermine la formation d'acide carbonique avec lequel elle puisse se concrèter. 2 d'oxygène s'unissent à $1\frac{1}{2}$ de carbone pour former cet acide. Il reste $4\frac{1}{2}$ de carbone, 1 d'oxygène et 7 d'hydrogène et ainsi 1 radical-éther et $2\frac{1}{2}$ de carbone hydrogené en double. Si 1 d'hydrogène s'unissait à 1 d'oxygène pour former de l'eau, le contre-produit de l'acide carbonique et de cette eau serait $4\frac{1}{2}$ carbone et 6 hydrogène ou 3 carbone hydrogené en simple et $1\frac{1}{2}$ carbone hydrogené en double. Cette décomposition spontanée et par la voie humide, d'un sel d'acide gras, a dû à M. Bussy donner l'idée de tenter la même décomposition, mais forcée et par la voie sèche, de sels d'autres acides gras.

D'après la composition de l'acide phocénique, 5 carbone, 3 oxygène, 7 hydrogène, la matière volatile devrait consister en $4\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxygène et 7 hydrogène. Elle aurait pour base du carbone sous-bois (2 carbone et 1 principes de l'eau) et serait développée en combustible par une hydrogenation de carbone correspondant à 2 de carbone hydrogené, et $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène carboné. Elle formerait un pyro-esprit obtenu par

la voie humide. Le phocénate de baryte si disposé à l'acidocarbonico-pyro-spiritufication par la voie humide doit encore bien davantage l'être par la voie sèche.

Allantoate de baryte. Les cristaux de ce sel ont une saveur acre et sont aisément solubles dans l'eau.

L'acide alantoïque, s'il pouvait être disloqué comme l'asparagique, se partagerait en ammoniacque et en un acide azoté contenant 2 $1\frac{1}{2}$ carbone, 4 oxigène et 1 hydrogène. Cette composition répondrait à 1 radical organique avec 1 au lieu de 2 rapports de principes de l'eau, $1\frac{1}{2}$ d'acide carbonique et 1 d'oxigène. Il renferme les composans de 2 rapports d'oxamide et ainsi de 2 d'amide, plus $1\frac{1}{2}$ de carbone. C'est aussi bien rapport double de bihydrate de cyane que 2 de second oxide d'amide avec $1\frac{1}{2}$ de carbone. Egalement, 1 radical organique végétal, 1 radical organique animal et $1\frac{1}{2}$ carbone, Ce demi-carbone y est à peu près un hors d'œuvre.

Hippurate de baryte. Ce sel cristallise de sa solution convenablement rapprochée dans l'eau. Il a un soussel peu soluble et dont la fonte, après l'expulsion de toute l'eau, est transparente à froid comme à chaud.

Valérianate de baryte. On obtient ce sel en saturant de l'acide valérianique oléiforme par du sous-carbonate de baryte. Le rapprochement du liquide fait cristalliser le sel. Les cristaux sont inaltérables à l'air et se dissolvent aisément dans l'eau.

Tartrate de strontiane. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide tartrique par le sous-carbonate de strontiane. On peut aussi dans de l'eau de strontiane introduire des cristaux d'acide tartrique. On fait cristalliser par l'évaporation lente. Les cristaux demandent près de 150 parties d'eau pour se dissoudre. Ils sont hydratés par 4 rapports d'eau.

Acétate de strontiane. Ce sel a de commun avec l'acétate de baryte d'entraîner dans sa cristallisation une quantité différente d'eau suivant la température à laquelle il cristallise. A 15° de chaleur ses cristaux renferment seulement 172 d'eau ; au-dessous de 15 , ils en renferment 4. Le premier sel est déjà formé avant que le surplus de 3 172 d'eau ait pu abandonner assez de calorique pour se joindre à lui. Il est dans le cas d'une composition qui ne peut avoir lieu au feu comme d'une qui se défait au feu. Le combustible ne peut prendre la place qu'occupe le calorique aussi longtemps qu'une baisse de température ne lui permet pas de s'éloigner. La moindre énergie de la strontiane que de la baryte est la cause que le sel cristallise avec plus d'eau et avec moins d'eau que le sel correspondant de baryte ; avec plus d'eau parce que le déplacement de calorique se fait sur masse à défaut d'énergie ou superficiellement sur plus d'eau à défaut de pouvoir le faire profondément sur moins d'eau. Avec moins d'eau , à cause que le sel ne peut à l'eau de solution disputer que 172 d'eau ou ne peut déplacer du calorique que sur 172 de ce liquide. Le sel à 4 rapports d'eau s'effleu-

rit à l'air en perdant de l'eau. L'affinité hygrométrique de l'air ne prévaudra sur celle d'hydratation du sel que pour les $\frac{7}{8}$ de l'eau. Le sel à $\frac{1}{2}$ rapport d'eau pourrait s'effleurir à l'air en acquérant de l'eau. L'efflorescence est une destruction de forme qui peut se faire par les deux moyens opposés. Ce dernier sel prend pour sa solution froide plus d'eau dans le rapport qu'il en contient moins que le premier. Celui-ci prend $\frac{2}{1}$ parties d'eau.

Kinate de strontiane. Ce sel cristallise avec 10 rapports d'eau dont, à l'air, il laisse échapper 3 rapports. Il est soluble dans 2 parties d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau chaude. Si l'un des 10 rapports d'eau que Baup attribue à l'acide reste en hydratation avec le sel, le nombre des rapports de cette eau sera 11.

L'acide a pour constituans du carbone et les principes de l'eau dans le rapport de l'eau; $\frac{7}{12}$ de carbone, (encore une fois ces $\frac{7}{12}$) 9 d'oxygène et 9 d'hydrogène et ainsi de quoi faire 1 de radical acidifié en vinaigre par 1 d'eau ou principes de l'eau. C'est un aqueoacide et dès-lors du vinaigre portant en charge et peut-être en vice-conjonction à la place d'eau $\frac{5}{12}$ carbone, 6 oxygène et 6 hydrogène répondant à $\frac{5}{12}$ carbone-bois et $\frac{1}{2}$ carbone-sucre ou à $\frac{5}{12}$ carbone-bois et $\frac{1}{2}$ eau. La strontiane conserve dans ce sel et autres la large hydratabilité qui lui est propre.

Phocénate de strontiane. Les cristaux de ce sel s'effleurissent à l'air sec et tombent en déliquescence à l'air humide. On doit rapprocher sa solu-

tion dans le vide de Leslie. Au feu , le sel perdrait une partie de son acide.

L'acide phocénique , pour être un acide par distillation , n'en est pour cela pas un pyroacide (par le feu) lequel doit provenir d'un autre acide. Il se compose de 5 carbone, 3 oxygène et 7 hydrogène. C'est donc un acide par hydrogénation et doit consister en 1 radical organique et 1 hydrogène = 1 hydroacide organique. Sa charge est 1 radical-éther , 1 carbone et 3 hydrogène et ainsi 1 éther , dans laquelle 1 carbone remplace 1 hydrogène.

Hippurate de strontiane. Ce qui a été dit de l'hippurate de baryte est applicable à celui-ci. Le sel pourrait aisément servir à la dislocation de son acide en acide benzoïque et en charge de cet acide : l'énergie plus grande de la strontiane que de la chaux la rend très-propre à cet usage.

Valérianate de strontiane. Ce sel cristallise de sa solution lentement rapprochée. Il n'est pas difficilement soluble dans l'eau. Il est aussi soluble dans l'alcool. Cette solution brule avec une flamme rouge-cramoisi. Les cristaux s'effleurissent à l'air chaud.

Malate de chaux. L'acide malique forme avec la chaux trois saturations différentes. La saturation neutre demande pour sa solution 147 parties d'eau froide et 60 parties d'eau chaude. Elle cristallise en un sel granuleux dépourvu d'eau et qui , à la chaleur d'ébullition , se fond en un liquide saturé de sel. La saturation acide est soluble dans 176 moins d'eau froide que celle neutre ; elle crystal-

lise très-bien. Sa saveur est intensément aigre. La saturation terreocalcinule est insoluble dans l'eau. Les deux dernières saturations sont rencontrées dans la nature. Le sel avec excès d'acide se forme de préférence au sel neutre lorsque son acide, mêlé avec l'acide citrique, son isomère, est chauffé avec du sous-carbonate de chaux. L'acide citrique se sature de chaux et son sel se dépose, tandis que le sel d'acide malique se surproportionne d'acide et reste dissous.

Le malate neutre de chaux, quoique se constituant anhydre, aime cependant à se sursaturer, tant de base que d'acide. Ce n'est donc pas en substitution à de l'eau et de préférence à ce liquide qu'il prend de la chaux ou de l'acide. La force combustible de la chaux survit assez pour se mettre à la place de calorique près de 1 second rapport d'acide, et l'acide malique conserve assez de force comburante pour céder du calorique en échange de 1 second rapport de chaux. Le sursel natif ne cristallise pas, celui factice cristallise. Il se concrète avec 6 rapports d'eau, qui doivent appartenir à l'excès d'acide puisque le sel neutre n'a pas d'eau. Le sel neutre est aidé dans sa solubilité par d'autres sels neutres : il cédera de sa base aux uns et de son acide aux autres. Des sels doubles, aisément solubles, seront produits. L'excès d'acide étant neutralisé par de l'ammoniaque forme un sel double bicalcareoammoniacal, dont la forme cristalline ne diffère en rien de celle du sel acide simple. On l'obtient aussi en réagissant sur le sel neutre par 1/3 rapport d'am-

moniaque ou sur le malate neutre d'ammoniaque par 2/3 rapport de chaux. Il y a un pareil sel à seconde base de potasse. L'acidulation du malate de chaux, qui existe dans ces sels, est obtenue de malate neutre rendu soluble dans l'eau par une addition d'acide malique.

Dans les plantes grasses l'acide malique se forme sous l'influence de la chaux, car c'est à l'état de malate de cette terre qu'il s'y trouve. Le concours de cette sollicitation n'est pas de trop pour la formation d'un acide par l'oxygène dans des plantes qui, en raison de leur richesse en eau, émettent si abondamment l'oxygène. Comme ces plantes ont peu de couleur, l'oxygène, pour former l'acide, doit venir du dehors, et il est probable qu'elles n'absorberont pas beaucoup moins d'oxygène pendant la nuit qu'elles n'en émettent pendant le jour. Dans les fruits, l'acide malique et autres acides par l'oxygène, peuvent se former d'eau et en opposition à de la matière colorante et à de la matière odorante. Ce doit être d'eau attachée à du carbone et à laquelle de l'oxygène ou d'autre carbone attaché à de l'eau enlève l'hydrogène. S'il en était autrement, l'oxygène reçu que par adjonction pourrait être séparé par disjonction. Or, cette séparation n'a encore pu être effectuée. L'acide succinique naitrait de demi-sucre auquel serait enlevé 1 d'hydrogène; les acides malique et citrique, de sucre auquel seraient enlevés 2 d'hydrogène. L'acide tartrique seul devrait recevoir 1 d'oxygène d'addition, car on ne connaît pas d'organisation de carbone par l'eau

qui pourrait perdre 3 d'hydrogène et rester de l'acide tartrique.

L'isomerie de l'acide malique avec l'acide citrique a été solidement établie. 1 radical organique et 2 oxygène. L'acide citrique peut se former de sucre enlevé dans la moitié de son hydrogène et, l'acide malique, de bois ajouté dans l'égal de son oxygène. L'hydrogénation d'une portion d'acide en sucre et l'élaboration de carbone-sous-bois en couleur, peuvent donner lieu aux deux effets. La lumière ne saurait y prendre part. L'oxygène de l'eau, qui, par son hydrogène, saccharifie ou colore, se gazeifie lorsque la lumière en opère la séparation. L'aigre des fruits non murs est une oxygénation de bois; le doux des fruits, une hydrogénation d'acide. La lumière prend part à celle-ci. La maturation des fruits cueillis (saccharification et amollissement) se fait par la perte de carbone désorganisé et oxidé en acide carbonique. L'oxygène de l'air enlève au carbone-bois 1 d'hydrogène et ajoute 3 de sa substance. L'eau formée reste et l'acide se retire. L'effet est produit sur la fibre végétale. Il ne saurait l'être sur l'amidon. De l'amidon plus de l'eau est du sucre. L'amidon solide devient du sucre mou. A défaut d'air l'oxygène pourrait être fourni par l'eau du fruit. Le parfum du fruit s'élabore conjointement avec le sucre, et emploie de l'hydrogène à son élaboration.

On a cru que l'acide qui se forme conjointement avec l'acide oxalique factice était de l'acide malique, mais on est revenu de cette idée. Cet acide est incristallisable, et sa solution dans l'eau

se vinifie d'abord et ensuite s'acétifie. Il contient donc du sucre intact et une matière azotée. C'est du sucre incomplètement élaboré en acide et qui a emprunté de l'azote à l'acide nitrique. Comme de l'acide malique plus 2 d'hydrogène est du sucre, du sucre moins 2 d'hydrogène est de l'acide malique, d'où suit que 2 d'oxygène de l'acide nitrique n'auraient qu'à enlever ces 2 d'hydrogène pour que le sucre devint de l'acide malique.

Citrate de chaux. Ce sel est abondamment obtenu dans la préparation de l'acide citrique. A l'usage des expériences on le fait de citrate de soude décomposé par du chlorure de calcium. Par lui-même le sel est insoluble, mais il se dissout temporairement à l'aide de sel marin ajouté au liquide. Il se formera un sel double auquel l'insolubilité de l'un de ses composans et la solubilité de l'autre ne laissera pas une existence prolongée. Un excès notable de chlorure de calcium rend la solution permanente. La méthode la plus sûre de l'avoir identique est de réunir les deux sels en des rapports définis. Le chlorure peut être mis en léger excès. Le sel s'associe 1 rapport d'eau, auquel, à la chaleur de l'eau bouillante, il renonce. On connaît un hemi-sous-citrate de chaux ou composé de 172 citrate neutre et 172 sous-citrate. On connaît également un hemi-sur-citrate ou composé de 172 citrate neutre et 172 surcitrate. L'un a 175 de terre en excès, l'autre, 175 d'acide; 5 base et 4 acide comme 5 acide et 4 base. Il y a aussi un sursel; on ne connaît pas de sous-sel. Le citrate 175 acidinule cristallise avec 1 eau. Le citrate

175 terrenule contient 172 d'eau. De l'acide citrique dilué qu'à chaud on sature au complet de citrate neutre donne un sursel que l'ablution à l'eau dépouille d'une portion de son acide et transforme en sel au quart acidinulé, et hydraté par 1 rapport d'eau, dont, à 100 de chaleur, il laisse échapper la moitié. Un autre sursel, qui par le rapprochement de la liqueur cristallise, est en même temps formé. En dissolvant de la chaux dans un excès d'acide citrique on a un sursel qui ne cristallise pas de sa solution rapprochée, mais se concrète en un entrelassement de cristaux, de sa solution évaporée jusqu'à siccité. Le sel deux fois acide (biacide) échange contre 1 d'eau une portion encore indéterminée d'acide avec eau. Le sel 175 acidinulé n'est pas dissous par une nouvelle quantité d'acide. Les acidinulations sont comme les hydratations. L'acide comme l'eau fait à l'égard du sel, fonction de comburent.

L'acide citrique présente une circonstance qu'il serait intéressant d'examiner dans sa cause. Nous avons dit que l'acide qui cristallise d'une solution saturée à 100° dépose un acide cristallin qui est conjoint par rapport égal d'eau. Cet acide cristallin, à la température à laquelle sa solution a été saturée, ne perd pas d'eau à l'air. Si à cette température il s'était cristallisé il aurait été naturel que l'acide n'aurait pu y perdre de l'eau. L'eau-mère de cette cristallisation, étant abandonnée à l'évaporation spontanée, dépose des cristaux contenant 173 rapport d'eau de plus. Ceux-ci, à l'air libre, et à une température de 28 à 50°, per-

dent par efflorescence la moitié de leur eau et se constituent en acide avec 2/3 au lieu de 1 entier rapport d'eau. L'eau peut donc , dans sa vaporisation possible , entraîner de l'eau que , dans sa vaporisation impossible , 100 de chaleur ne peuvent en expulser. On dirait qu'une réaction leidenfros-tienne soit mise en jeu , et que , pour la vaporisation de l'eau , une chaleur du double plus forte ne peut ce que peut une de la moitié plus faible. Toujours est-il sûr qu'ici de l'eau d'hydratation est assez adhérente à de l'eau de conjonction pour s'en faire suivre dans sa volatilisation. Les mêmes cristaux , brusquement chauffés jusqu'à 100°, se fondent et perdent également la moitié de leur eau ; par un échauffement lent et conduit jusqu'à ce même degré , ils n'en perdraient que 1/3 et resteraient avec rapport égal d'eau. Une chaleur courte et forte peut ici ce que ailleurs peut une chaleur longue et faible. L'eau qui reste est toujours de conjonction. Le calorique que l'acide succinique a dû déplacer d'avec l'oxigène d'acidification citrique s'est joint à l'eau et l'a aidée à se volatiliser. Cette perte d'eau de conjonction est un acheminement vers la perte d'eau d'organisation que , par la chaleur , et dans ses engagements avec la soude et la baryte l'acide éprouve et dont la quantité monte à 1/3 de rapport ou 3. De sorte que de 18 parties qu'il en contenait , 15 ou les 5/6 lui restent. La perte est donc de 1/6.

M. Koene , si connu par les applications de la doctrine des rapports définis qu'il a faites aux composés de la *Pharmacopée Belgique* , a trouvé

notablement de l'acide malique formé en malate de chaux, dans le précipité de tartrate de chaux à l'usage de l'acide tartrique. Il attribue à la présence de l'acide malique, après la décomposition des deux sels, la couleur brúnatre de la solution d'acide tartrique et plus ou moins sa difficulté de cristalliser.

Tartrate de chaux. La chaux à deux tartrates dont un neutre et un avec excès d'acide. Tous deux sont cristallisables. Le tartrate neutre cristallise de la solution de son sursel dans l'eau. Ses cristaux retiennent 4 rapports d'eau. Ce sel est produit dans l'isolement de l'acide tartrique d'avec la potasse. Sa solution dans l'eau est faible. Elle est augmentée par les sels alcalins neutres de son acide. Il cristallise de ces solutions. Il cristallise aussi de sa solution dans l'acide hydrochlorique dilué qu'on neutralise par de l'ammoniaque. Un sel double dont la pente du tartrate de chaux à se concréter rompt les liens, se forme : le tartrate se retire et l'hydrochlorate reste. Primitivement, la solution contenait du surtartrate et du surhydrochlorate, l'un et l'autre de chaux. La saturation par l'ammoniaque ne doit pas être complète pour que le sel cristallise. Il suffit que celle de l'acide hydrochlorique le soit pour que la solubilité incomparablement moins grande du tartrate neutre que du surtartrate détermine une résolution du dernier en premier et en acide libre. Cet acide libre reste avec l'hydrochlorate d'ammoniaque. La potasse caustique liquide dissout aussi et largement le tartrate neutre de chaux : du

tartrate de potasse et de bi-chaux se forme. Plus d'alcali ne précipiterait pas la chaux. Seulement du bitartrato surtartrate uni à du tartrate de tri-chaux serait produit. Dulk n'a pas compris ce sel dans son analyse des tartrates. Ce sel fait un demi-pas vers la constitution des tartrates doubles à seconde base de métal de mine, lesquels sont des tartrates de potasse et de triseconde base. Les tartrates neutres de ces bases, au tiers décomposés par de la potasse, fourniraient des sels où l'excès de la seconde base resterait en saturation par l'acide. Ces sels, avec de la potasse, sont d'une ressource impayable pour la composition des tartrates doubles. C'est ainsi que le tartrate de potasse et de soude, toujours infesté de tartrate de chaux, ne saurait être mieux fait que de tartrate neutre de soude déplacé dans la moitié de son alcali par de la potasse caustique : le tartrate de chaux est pris en solution par la soude rendue libre. Le sel double cristallise à un rapprochement beaucoup moindre de la liqueur. L'eau-mère, traitée à l'acide carbonique, laisse échapper le tartrate de chaux à mesure que la soude se sature de cet acide. On ne doit pas pousser la saturation trop loin. On obtient le même sel double de bi-chaux en incorporant de l'hydrate de cette terre au tartrate de potasse. La solution de ce sel se trouble à chaud comme si la chaleur en déplaçait le second rapport de terre. A une certaine concentration et également à chaud, elle se prend en une gelée solide. Par le refroidissement cette gelée devient liquide, ce qui dénote que c'est d'une séparation de chaux

que sa solidité dépend. Le surtartrate se forme lorsqu'à chaud le tartrate neutre est pris en solution par un excès d'acide. Le refroidissement le fait cristalliser. Le partage de ce sursel en sel neutre et en acide ne se fait que dans une solution diluée. Les constituans du sursel sont 2 acide , 1 terre et 1 eau.

Le tartrate de chaux , étant traité avec de la potasse ou de la soude caustiques , devient liquide et , à une concentration donnée par le feu , il se prend en un gelée assez consistante pour ne pouvoir être deversée du vase. En refroidissant , cette gelée retourne à l'état liquide. Ce sel sera sans doute un sous-sel double et dont l'acide sera pour la moitié saturé et pour la moitié sursaturé par les deux bases à la fois. Ce ne pourrait être du tartrate de chaux alcalinulé par l'alcali , ni du tartrate de potasse ou de soude terreoalcalinulés par la chaux. Son état de concrétion à chaud dénote un changement de constitution introduit par la chaleur. A la température de l'eau bouillante ce sel se tuméfie considérablement et devient opaque. A la faveur du feu , l'affinité plus faible de la chaux devient prédominante sur celle plus forte de la potasse , et du tartrate de chaux , indissous , opaque , est produit. Le sel n'éprouve aucune perte , car au refroidissement les choses rentrent dans leur premier état. La tumefaction opaque redevient gelatine concrète et finit par être déconcrétion liquide.

L'acide tartrique , en rapport double , étant soumis à la distillation , perd son eau de conjonc-

tion et par suite de cette perte il éprouve une dislocation dans sa composition. Son existence est dépendante de l'eau qui conjoint ses composans. 2 eau de conjonction se retirent : 1 $\frac{1}{2}$ des 4 de carbone avec 6 des 10 d'oxigène forment 1 $\frac{1}{2}$ d'acide carbonique lequel se dégage ; 1 des 4 restans d'oxigène, avec 1 d'hydrogène, forme de l'eau et l'acide se récompose de 2 $\frac{1}{2}$ de carbone, 3 d'oxigène et 3 d'hydrogène conjoints par cet 1 eau. Avec $\frac{1}{2}$ carbone de moins ce serait de l'acide acétique absolu. Ce $\frac{1}{2}$ carbone aide l'eau à développer son pareil en acide. Par l'ensemble de ses principes et, en y comprenant l'eau, l'acide répond à 1 $\frac{1}{2}$ carbone-sucre et 1 carbone-bois. D'acide par l'oxigène l'acide tartrique, après cette dislocation, est devenu de l'acide par l'eau et a perdu la moitié de sa capacité de saturation, car de 2 at. il est devenu 1 at. ; 1 $\frac{1}{2}$ carbone-bois et 1 carbone sous-bois ou $\frac{3}{4}$ radical-alcohol et $\frac{1}{2}$ radical-éther : 1 $\frac{1}{2}$ carbone avec 1 $\frac{1}{2}$ principes de l'eau et 1 carbone avec $\frac{1}{2}$ principes de l'eau ; 1 eau qui acidifie et 1 eau qui conjoint. L'acide cristallise avec cette eau. Comme le sont tous les acides par l'eau, il est très aigre. L'eau, plus même que l'oxigène, possède le pouvoir de développer intensément l'acidité savoureuse. L'acide pyrotartrique ne forme point des sels insolubles ou peu solubles avec les terres alcalines et pas des sursels avec les alcalis, ce qui est une conséquence de sa nature d'acide par l'eau. On doit, dans sa préparation, procéder à une chaleur qui ne dépasse pas 175 à 190 degrés. Fait à cette température, l'acide reste

dans la cornue ; préparé à une plus élevée , il passe à la distillation. Le point de sa décomposition partielle est très-voisin de celui de sa volatilisation d'acide formé.

L'acide pyrotartrique engagé avec la chaux ou l'oxide de plomb ne peut, comme acide par l'eau, dans une nouvelle dislocation opérée par le feu, manquer de se résoudre une seconde fois en acide carbonique et de donner comme contre-produit de cet acide de l'esprit pyrotartrique. $1\frac{1}{2}$ carbone et 2 oxigène , étant retirés de la composition , laissent 2 carbone , 1 principes de l'eau et 2 hydrogène et ainsi du carbone-éther hydrogené en simple ou du radical-éther hydrogené en double ; en quadruple , ce serait de l'éther. On voit ici que l'eau de conjonction , une fois désengagée , ne peut plus se réengager en tout ou en partie en la même qualité , car , comme on l'a vu , celle qui a conjoint le nouvel acide à été formée au dépens de l'eau d'organisation de l'acide ancien. Si $1\frac{1}{2}$ de carbone pouvait être enlevé par de l'oxigène étranger , l'acide pyrotartrique deviendrait de l'acide acétique. Pelouze a fourni ces données.

Racémate de chaux. Ce sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Il est encore moins soluble dans l'eau que le tartrate de sa base. Sa solution , faite à chaud dans l'acide hydrochlorique , laisse , au refroidissement , cristalliser de l'acide racémique. Il reste à vérifier si tout l'acide sort de combinaison ou si c'est seulement l'excédant à la formation du sel en racémate anhydrochlorate qui se retire. Dans le cas de la retraite complète un sel simple

insoluble serait décomposé pour donner lieu à la formation d'un sel simple soluble. L'acide de ce sel fournit par sa dislocation au feu les mêmes produits en pyroacide, acide carbonique et eau, que l'acide tartrique. C'est aussi Pelouze qui en a fait la vérification.

Humate de chaux. L'acide humique forme avec la chaux un sel neutre peu soluble et un sous-sel insoluble. Ce dernier peut être co-possédé dans sa base par l'acide carbonique. L'oxygène de l'air convertit la moitié de l'acide de l'humate neutre en acide carbonique d'où résulte le carbonatohumate. La craie, par son séjour dans la terre arable, sature la partie libre de sa base, d'acide humique et devient également du carbonatohumate. L'acide carbonique est enlevé par les racines des plantes et du sous-mucate reste; ce sel redevient carbonatomucate et ainsi de suite. On peut le regarder comme un intermédiaire d'application de l'acide carbonique aux plantes et un moyen de formation de cet acide par l'oxygène de l'air. Le carbone de l'acide carbonohumique, par affinité d'incalcescence, enlève à l'oxygène de l'air le calorique de forme et de volume et le transmet à l'état humide à son acide lequel s'en forme partiellement en acide carbonique. S'il est vrai qu'un rapport d'acide humique consiste en 5 rapports d'acide gallique et 15 rapports d'oxygène, cet acide consisterait en oxide de 15 rapports de carbone : 15 carbone, 15 principes de l'eau et 15 oxygène. La transformation de 172 rapport de pareil acide en 172 d'acide carbonique en-

trainerait la destruction de beaucoup de matière utilisable à la végétation, et peut-être que, de 7 1/2 carbone, 7 devront être composés en de l'acide carbonique perdu pour la saturation de la chaux, et en eau. 22 1/2 d'oxygène seraient requis à cet effet : 7 1/4 pour enlever l'oxygène et 15 pour se joindre à l'oxide de carbone. Le carbonooxide humique, dont le carbone attire pour s'en échauffer les caloriques de forme et de volume de l'oxygène, possède tous les caractères qui rendent apte à cette attraction. Il est désorganisé au complet et brule au contact d'un corps en ignition, par incandescence et à la manière de l'amadou. Les trois sels humatiques, humate, sous-humate et carbonatohumate de chaux sont également intéressans par le rôle qu'ils jouent dans le procédé de la végétation.

Tannate de chaux. Ce sel à l'état neutre est soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient en enlevant à l'aide de l'acide oxalique l'excès de chaux au soussel du même acide. Ce soussel est obtenu en traitant une solution d'acide tannique avec de l'hydrate de chaux jusqu'à ce que plus rien ne soit précipité. Il se forme du tannate neutre soluble qu'un second rapport de chaux rend insoluble. Le tannate d'ammoniaque, étant décomposé par un sel de chaux, fournit un précipité qu'on ne peut abluer sans le dissoudre. Le tannate de chaux évaporé jusqu'à siccité est sous forme d'une gelée solide, jaune-brunatre.

Acétate de chaux. Cet acétate est obtenu de la saturation de l'acide acétique provenu d'un sel,

par de la craie. L'acide sans eau étrangère ne décompose pas la craie. Il y a atteindre à la fois la transmigration d'un sel insoluble en un soluble et le déplacement d'eau aussi fortement retenue que l'est de l'eau de conjonction. Unverdorben a fait cette observation. Pelouze l'a confirmée et y a, en outre, ajouté que le diluement de l'acide sans eau par de l'alcool absolu ne changeait rien à l'effet. On rapproche et on fait cristalliser. Les cristaux renferment une quantité d'eau dont la valeur est encore ignorée. Ils s'effleurissent à l'air et tombent en une poudre blanche qui n'est pas encore dépourvue d'eau. A 100°, ils abandonnent toute leur eau. Étant triturés dans un mortier chaud de 120°, ils phosphorescent fortement. La phosphorescence peut avoir différentes causes. Ici, elle dépend d'un rapprochement de particules. Le sel anhydre peut soutenir l'incandescence sans se décomposer.

L'acétate de chaux se combine avec rapport égal de chlorure de sa base réduite en métal. En mettant à contribution les deux langues, latine et française, pour donner un nom à ce sel, ce nom peut être calcichloruretoacétate de chaux. Le sel cristallise avec 10 rapports d'eau. A 100° il abandonne la totalité de cette eau sans que sa forme cristalline change. Les cristaux deviennent nécessairement opaques. La retraite de l'eau n'entraîne pas une séparation entre les deux sels, ce qui prouve qu'ils ne sont pas conjoints par l'eau. Le sel double attire l'humidité de l'air, mais pas assez pour tomber en déliquescence, d'où résulte

qu'à la température ordinaire il ne saurait perdre de l'eau. On obtient le sel double en dissolvant dans l'eau rapport égal des sels de ses composans. On abandonne à l'évaporation spontanée. L'acétate anhydre y tient au chlorure anhydre lieu d'eau. L'eau avec laquelle le sel cristallise est d'hydratation pour le sel double et ne tient pas plus au chlorure qu'à l'acétate. On a vu que le chlorure de calcium se vicehydrate par l'oxide de son métal. 1 ou 3 rapports d'oxide. L'oxido-chlorure simple saturé de vinaigre constitue le présent sel. L'anhydrochlorato-anhydroacétate de chaux est en correspondance de composition et de caractère avec un sel double que le chlorure de calcium forme avec l'oxalate de chaux, mais qui cristallise avec 3 rapports d'eau de moins.

L'acétate de chaux anhydre, pour se disloquer par la chaleur, devrait, ou perdre de l'eau et alors d'acide il deviendrait radical-bois, ou de l'acide carbonique formé de 172 carbone et 2 oxigène et alors plus de 1 rapport de sa substance devrait concourir à l'opération, car, après cette perte éprouvée par 1 rapport d'acide, il ne resterait que 1 principes de l'eau pour 1 172 de carbone et 2 d'hydrogène : 1 carbone-éther et 172 carbone-alcool avec 2 hydrogène. 172 oxigène manquerait pour oxider l'éther. On verra à l'article *Acétate de plomb*, que l'acide de ce sel ne se résout si aisément en acide carbonique et esprit pyroacétique que parce que le sel retient encore 1 de ses 3 rapports d'eau lorsque déjà son acide se disloque.

Lactate de chaux. Ce lactate est obtenu de l'union directe de son acide avec sa base. L'eau de conjonction fait place à la base et se joint à 5 autres rapports d'eau pour hydrater le sel, lequel sel cristallise avec 6 rapports de ce liquide. Les cristaux s'effleurissent à l'air. Le lactate de chaux est aisément soluble dans l'eau chaude, et se fond avant de se dissoudre lorsque l'eau est lentement chauffée. Il cristallise presque en entier de cette solution. L'alcool le dissout également, et en quantité notable lorsqu'il est chaud. Au feu le sel se fond d'abord avec son eau et ensuite sans eau. Un échauffement prudent pourrait décomposer l'acide de manière à ce que l'acide carbonique restât engagé avec la chaux et que le restant de la composition passât à la distillation. 2 1/2 carbone, 3 oxygène et 5 hydrogène distilleraient, et, si l'éloignement de 1 eau de composition était requis pour la dislocation, 2 1/2 carbone, 2 oxygène et 4 hydrogène formeraient le pyroesprit (2 carbone hydrogené et 1/2 acide carbonique) La soustraction de 1 rapport d'acide carbonique et de 1 rapport d'eau laisserait 2 de carbone hydrogené.

L'acide lactique, quoiqu'ayant, à l'état conjoint, les mêmes constituans éloignés que 1 1/2 d'acide acétique, diffère néanmoins de cet acide par plusieurs propriétés et entre autres par celle de décomposer les acétates et de se précipiter avec la magnésie et le zinc dissous dans l'acide acétique. L'acide sublimé est soluble dans l'alcool chaud et cristallise de cette solution. Cela prouve

que l'eau ne doit être que faiblement retenue pour que l'acide ne puisse s'en récomposer et s'en reconjoindre. Avec 1 rapport d'eau de conjonction, l'acide lactique conjoint serait du sucre candi : 3 carbone, 6 principes de l'eau et 1 eau.

Nous avons dit que par la sublimation l'acide lactique conjoint, absolu, outre son eau de conjonction, perd 1 rapport d'eau qui appartient à sa composition puisque dans ses engagements avec les bases l'acide non sublimé garde les principes de cette eau avec la même ténacité que ses autres constituans. L'un acide se compose de 3 carbone, 4 oxygène et 4 hydrogène et l'autre, de 1 oxygène et 1 hydrogène de plus; outre cet 1 principes de l'eau, l'acide liquide perd 1 eau en s'unissant aux oxides. Cette eau est de conjonction, puisque la chaleur ne peut la chasser et, surtout, puisque sa perte par la sublimation détermine celle de 1 rapport d'eau de composition. L'acide sublimé ne saurait s'unir aux bases sans reprendre cette dernière eau et ainsi, sans se reconstituer en ce qu'il avait été avant la sublimation. Cette sublimation l'avait donc fait cesser d'être de l'acide lactique, puisque la reprise de l'eau perdue doit le rétablir en cette nature d'acide. Cette reprise d'eau ne peut se faire sans qu'en même temps l'eau qui doit conjoindre les principes de cette eau avec le surplus du composé ne soit reprise. Puisque la perte de l'eau de conjonction à déterminé la retraite de 1 eau de composition, le retour de cette dernière eau doit avoir pour condition l'accès de la première. Cette reprise

d'eau de composition et d'eau de conjonction à la fois se fait avec beaucoup de lenteur et demande, soit de l'eau naissante de son engagement dans l'air, soit de l'eau chauffée jusqu'à l'ébullition. On dirait que l'incorporation simultanée de deux eaux si différentes par leur fonction et dont l'une doit peut-être se décomposer, rencontre une opposition effective. Ce rapport d'eau de composition est d'acidification, puisque l'acide sublimé est à peine acide et ne l'est peut-être au goût que par une faible portion qui emprunte de l'eau à la langue. Son acidité négative est d'ailleurs manifestée par son refus de se combiner aux bases qui ne peuvent le régénérer en acide inconjoint par l'eau, mais vice-conjoint par ces bases et réacidifié par l'eau. L'acide lactique conjoint répond par sa composition à 1 sucre acidifié par 172 de son pareil. 1 radical et 2 principes de l'eau avec 172 radical et 1 principes de l'eau. Aussi, et plutôt, à 1 acide acétique vice-conjoint par 172 bi-hydrate ou hydrate constituable de sa pareille. L'acide inconjoint et tel qu'il existe dans ses sels est 1 acide acétique inconjoint, mais vice-conjoint par 172 de son pareil conjoint. C'est aussi 1 acide acétique conjoint vice-hydraté en simple par 172 de radical organique : 2 carbone et 4 principes de l'eau avec 1 carbone et 1 principes de l'eau. Enfin, l'acide sublimé est de l'acide acétique vice-conjoint par 172 de radical organique. Si l'eau de ce 172 radical passait à l'acide, ce serait de l'acide conjoint vice-hydraté en simple par 1 de carbone. Il est plus croyable que le carbone

vice-conjoint et que l'eau hydrate en simple. Avec 1 d'eau de moins ce serait de l'acide acétique acidifié par 1 d'eau et vice-conjoint par 1 de carbone. Il suffit qu'un corps contienne 1 d'oxygène pour qu'il puisse occuper la place de 1 de ce principe ou de 1 d'eau. Si dans l'acide lactique sublimé 1 d'eau était substitué à 1 de carbone ce serait de l'acide acétique absolu. Cette vice-conjonction est singulière, mais le carbone ne sera probablement pas le dernier corps qui s'y prêtera. Le soufre en offre un exemple pour la représentation de l'oxygène dans l'huile distillée de moutarde noire et le cyane, dans la même huile d'amandes amères. La substitution est une conséquence de la représentation.

L'acide lactique sublimé est un pyroacide. Si au lieu de perdre de l'eau, il perdait de l'acide carbonique, l'acide sublimé pourrait être un pyroesprit comme rester un acide, suivant que plus ou moins d'acide carbonique en serait soustrait. Cette soustraction pourrait être plus avancée si l'on avait des bases saturables avec persistance en neutre.

Comme l'acide sublimé, en s'unissant aux bases, reprend son eau de composition, l'acide inconjoint, en se séparant des bases, reprend son eau de conjonction.

Gallate de chaux. A l'état neutre ce sel est insoluble et se forme d'eau de chaux, si peu riche en chaux, et d'acide gallique. Le surgallate de la même terre se forme en cristaux inaltérables à l'air. Le sel neutre, sous l'influence d'un excès de base, est détruit dans son acide par son contact

avec l'air. Nous avons déjà dit que la nature de cette destruction n'est pas encore connue. L'acide, composé de $3 \frac{1}{2}$ carbone, 5 oxygène et 3 hydrogène, $\frac{1}{2}$ radical, $\frac{1}{2}$ oxygène pour $1 \frac{1}{2}$ acide succinique et $\frac{1}{2}$ oxidule de carbone ou 1 acide succinique et le restant en charge, ne présente néanmoins rien qui le rende sujet à la décomposition.

Oxalhydrate de chaux. A l'état neutre ce sel est amorphe et peu soluble dans l'eau. A l'état de sursel il cristallise très-bien. En rapportant l'atome à l'acide le sursel doit nécessairement contenir $1 \frac{1}{4}$ rapport d'eau, l'atome de son acide en contenant $1 \frac{1}{2}$.

Nous avons dit que l'acide oxalhydrique est composé de 2 carbone, 6 oxygène et 3 hydrogène. En appliquant à l'organisation du carbone tout l'oxygène et tout l'hydrogène qui sont dans le rapport de l'eau, on a du radical, $\frac{3}{4}$ sucre ou radical saccharo-bois (1 carbone avec 1 principes de l'eau et 1 carbone avec 2 principes de l'eau, carbone-bois et carbone-sucre) acidifié par 3 oxygène. L'acide serait très-régulièrement composé. Il se place parmi les acides simples comme n'ayant pour composans que du radical et de l'oxygène ; en le dépouillant de 1 de ses 3 principes de l'eau il deviendra de l'acide tartrique. Ce dépouillement ne sera pas difficile à faire d'après le précédant que nous en avons dans l'acide malique. On aurait ainsi du radical acidifiable fait de carbone avec 4 principes de l'eau, 3 principes, 2 principes, $1 \frac{1}{2}$ principes, 1 principes et $1 \frac{1}{2}$

principes, qui saturerait sans variation de capacité et en raison de 2 rapports de carbone proportionnans comme 1 rapport. Serait-ce à cause de son 1 principes de l'eau d'organisation de plus qu'il ne prendrait pour son hydratation que $1\frac{1}{2}$ rapport d'eau.

L'acide oxalhydrique (oxalhydrogénique) ne peut être pris pour l'acide oxalique uni à de l'hydrogène. Comme l'hydrogène devrait nécessairement être engagé avec la moitié de l'oxygène, ce serait de l'hydrate d'acide formique (1 carbone, 2 oxygène, 1 eau de condensation et 1 eau d'hydratation) avec de l'acide formieux (1 carbone et 1 oxygène) hydraté par $1\frac{1}{2}$ d'eau. Cet acide, à moins que sa partie formieuse ne soit pas saturante, doit saturer par 2 atomes et ses sels neutres doivent être des sursels, ce que doit aussi faire l'acide considéré comme oxalhydrique, 2 carbone et 6 oxygène formant 2 atomes de cet acide. L'hydrogène ne pourrait restreindre la capacité de saturation, puisque ce serait par du carbone non organisé qu'elle devrait s'exercer; pour être de l'acide oxalhydrique, chaque rapport d'acide oxalique devrait être vice-hydraté par $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène ou être développé dans son acidité par $1\frac{1}{2}$ de ce principe; mais l'un pas plus que l'autre ne peut se faire sans qu'il se forme de l'eau, et alors l'acide ne serait plus oxalique, mais formioso-formique. La composition que nous lui avons donnée est la seule vraie. Cette composition dérive d'ailleurs de son origine, car si 1 de gomme consiste en 2 carbone et $3\frac{1}{2}$

principes de l'eau, l'acide nitrique n'a qu'à lui ajouter 3 de ses 5 d'oxygène pour en faire de l'acide oxalhydrique, la gomme laissant à l'acide pour s'en sous-hydrater le demi-principes de l'eau qu'il a de plus que l'acide (l'un 3 1/2 et l'autre, 3). L'azote se retirerait à l'état d'oxide. Le radical de l'acide (2 carbone et 3 principes de l'eau) est tout formé dans la gomme, qui, moins 1/2 principes de l'eau, est ce radical, et ce radical, étant acidifié par 3 oxygène, est l'acide. L'acide nitrique est consciencieux dans son emploi de transmettre de l'oxygène. Le plus souvent il ne fait qu'ajouter ce principe et, quand il en enlève un, presque toujours la combinaison de l'oxygène avec ce principe est utile au composé que l'addition de l'oxygène à fait naître. Cela dépend de ce que l'oxide d'azote et la vapeur nitreuse se retirent sans rien emporter du corps auquel ils ont transmis de l'oxygène. On ne manquera pas de dire que l'acide oxalhydrique est du carbone hydrogené en simple que 2 rapports d'oxygène par chaque rapport de carbone acidifient. La fixité en composition de l'acide consiste en ce que l'oxidule de carbone, qui après la retraite de l'eau resterait, n'a point d'existence libre.

Méconate de chaux. Ce sel est obtenu comme produit accessoire lorsque pour l'enlèvement de la morphine à son acide on emploie le chlorure de calcion. Pendant qu'on évapore pour faire cristalliser l'hydrochlorate de morphine, le méconate de chaux, moins soluble, se concrète. On lave la concrétion, d'abord à l'eau et ensuite à l'al-

cohol ; puis on dissout dans l'eau chaude et on laisse cristalliser. La chaleur ne peut excéder 90°, de crainte que l'acide ne se partage en métaacide et en acide carbonique. Sur l'acide libre, ce partage se fait après la perte de 4 rapports d'eau. Le méconate de chaux est soluble dans 4 parties d'eau. Ce sel à un sursel qui cristallise également, mais qui est moins soluble que le sel neutre. On l'obtient en décomposant incomplètement par de l'acide hydrochlorique successivement ajouté une solution de sel neutre. Le sursel cristallise à mesure que le sel neutre perd de sa base. Nous avons dit que l'acide méconique fournit au feu un pyroacide dont la composition est encore ignorée. Il se constitue sans eau et cristallise sans s'adjoindre de ce liquide. L'acide aquéméconique, en se pyroacidifiant, élève son nombre au quintuple.

Kinate de chaux. Les sels organiques de chaux, par suite de la faible solubilité de leur base, cristallisent en général très-bien. Dans ce cas est le kinate de chaux. Il cristallise avec 12 rapports d'eau dont, à la dessiccation, il laisse échapper 10 rapports ; 2 rapports lui restent et ne le quittent pas encore à une chaleur de 150°. A une chaleur plus forte, l'acide est dit suivre l'eau et abandonner la chaux. L'acide naissant à la liberté est donc plus volatil que celui libre, car, au feu, ce dernier se partage en pyroacide et autres constituans. L'acide d'ailleurs ne prend que 1 eau, avec lequel il cristallise et qu'il laisse échapper au feu. Le sel est soluble dans 5 parties d'eau froide. On le rencontre dans les diverses sortes de quinquina

et il peut être obtenu de la décomposition des autres sels de son acide à l'aide de la chaux. On fait une infusion froide de quinquina jaune, réduit en poudre, on passe et on traite au lait de chaux. Les faux alcalis sont déplacés d'avec l'acide kinique. On dépure au charbon animal et on laisse cristalliser. Berzélius a trouvé le kinate de chaux dans l'aubier de sapin et il le soupçonne exister dans les aubiers de tous les autres arbres. Pour former l'acide kinique $7 \frac{1}{2}$ de carbone-bois ou $3 \frac{3}{4}$ de radical organique n'ont qu'à s'adjoindre $1 \frac{1}{2}$ d'eau, ce qui ne doit pas être difficile à faire. Cet acide répond à du vinaigre portant en charge 5 carbone, 6 oxygène et 6 hydrogène et ainsi à 5 rapports de carbone-bois et $1 \frac{1}{2}$ rapport de carbone-sucré.

Ce sel a été découvert en 1790, par Hoffmann, de Leer, et l'acide kinique en a été extrait à l'état cristallisé, par le même.

Camphorate de chaux. Ce sel cristallise très-bien et avec 8 rapports d'eau. Il est soluble dans 5 parties d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau chaude. Il serait plus scientifique de dire dans quel nombre de rapports d'eau et, soit à froid, soit à chaud, un sel ou autre composé est soluble. 1 partie d'eau peut être beaucoup ou peu de chose suivant que le nombre du composé est haut ou bas. En agissant ainsi on trouverait peut-être une relation entre l'atome du composé et le nombre d'atomes d'eau qui le dissolvent. Les constituans de son acide sont 5 carbone, 5 oxygène et, malgré qu'il soit formé par l'acide nitrique, 8 hydrogène,

et ainsi 3 de plus que pour la saturation de l'oxygène de cet acide en eau. Cette composition répond à 1 radical organique hydroacidifié par 1 hydrogène et portant en charge 3 carbone-bois et 2 hydrogène. Tant d'oxygène serait à soustraire à cet acide que la distillation de son sel le partagerait plutôt en deux acides nouveaux qu'en acide carbonique et en esprit pyrique. On ne peut considérer comme constituans prochains d'un acide l'acide carbonique, l'eau, les pyroacides, les pyroesprits etc. dans lesquels, à l'aide de la chaleur, sous l'influence de bases, avec le concours des acides ou autrement on partage les acides organiques ou les isomères de sels organiques ammoniacaux, puisque la nature en varie suivant les moyens de partage qu'on emploie. Ce sont des produits d'un changement de composition et pas les édults d'une combinaison secondaire. Avec le secours de la chaleur l'acide camphorique se partageant en un acide nouveau et en eau, si l'eau était prise sur l'un des 3 carbone-bois, changerait seulement en ce que ce rapport serait constitué à carbone-sous-bois. Cette différence ne serait pas grande. Avec le même secours, mais prêté sous l'influence de la chaux, 1/2 acide carbonique pourrait être détaché, après quoi resterait un acide relativement plus hydrogéné et qui, pour son contenu en oxygène, se rapprocherait des pyroacides des corps gras. Il aurait 4 1/2 carbone, 3 oxygène et 8 hydrogène. Il faudrait une nouvelle dislocation pour en obtenir du pyroesprit graisseux avec charge, et, pour l'obtenir, il faudrait un second enga-

gement de l'acide nouveau avec la chaux et un partage en pyroproduit et en acide carbonique. Ce serait alors 1 radical-éther hydrogené en éther par 4 hydrogène et portant en charge $1\frac{1}{2}$ carbone hydrogené et $1\frac{1}{4}$ hydrogène carboné. Ce pyroesprit ne serait pas trop irrégulièrement composé. Le pyroesprit de vinaigre, qui est le type de toutes les compositions du même genre inventées depuis, est de l'éther régénéré en alcool aux dépens de 1 des 4 d'hydrogène de l'éther et par 1 d'oxygène étranger. Sa composition répond à du radical-alcool avec 3 au lieu de 4 hydrogène. Avec 1 d'hydrogène de plus, ce serait, sinon de l'alcool, du moins l'isomère de ce liquide. L'addition de 1 oxygène fait cesser l'éther d'agir comme base. La composition de ce pyroesprit est si ferme que de la vapeur asbestine peut, dans sa volatilisation par la chaleur, le traverser sans l'attaquer ou en être attaquée.

Subérate de chaux. Ce sel est sous forme de poudre. Il demande pour sa solution 9 parties d'eau chaude et 39 parties d'eau froide. Son acide a la même forme, qu'il sorte de sa solution dans l'eau, dans l'alcool ou dans l'éther. Il est néanmoins cristallisable par la sublimation et par la fusion, de cette dernière, par partie décantée et à la façon du soufre. L'acide subérique, d'après une récente analyse de Bussy, consiste en 4 carbone, 3 oxygène et 6 hydrogène. Cette composition répond à 1 $1\frac{1}{2}$ radical organique avec $1\frac{1}{2}$ hydrogène carboné et $1\frac{1}{2}$ carbone hydrogené. Il est conjoint par 1 d'eau qu'en se formant en

sel, il échange contre 1 base. La soustraction de $1\frac{1}{2}$ de carbone et de 2 d'oxygène réduirait la composition à 3 $1\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxygène et 6 hydrogène. 2 carbone et 1 principes de l'eau étant engagés en radical de l'éther, il resterait 1 $1\frac{1}{2}$ carbone et 5 hydrogène et de quoi faire 1 éther par de l'hydrogène carboné au lieu d'hydrogène simple, tenant en adjonction $1\frac{1}{2}$ de carbone hydrogené. Ce serait bien là un pyroesprit si quelque part. Le subérate de chaux est adapté à le fournir. On remarque que les terres alcalines solubles enlèvent l'acide carbonique aux acides par l'hydrogène, et le plomb, à ceux par l'eau. L'excès d'hydrogène à sa composition en eau réduirait le dernier oxide et ne fait rien sur les premiers. L'oxide réduit ne pourrait fixer l'acide carbonique et, par suite, pas en déterminer la formation, comme le peuvent les premiers. En revanche, l'oxide de plomb peut soustraire de l'acide carbonique aux acides par l'eau que les terres alcalines fixent assez fortement pour en déterminer la décomposition destructive en place d'un partage en cet acide et en produit avec excès d'hydrogène.

Benzoate de chaux. On obtient ce sel lorsque, pour extraire l'acide du benjoin, on fait usage de craie. Il se forme en cristaux qui s'effleurissent à l'air. Cette efflorescence provient-elle de perte d'eau ou de substitution d'acide carbonique à l'acide benzoïque? Je le demande à cause que sur une solution saturée du sel cette substitution se fait au contact de l'air. La craie régénérée se

dépose et l'acide benzoïque cristallise. Cela est d'autant plus étonnant que le sel se forme aux dépens de craie. La double sortie de solution détermine la décomposition. Le sel est aisément soluble dans l'eau. D'après le refus que fait le chlorure de radical benzoïque de se combiner avec la chaux anhydre, on doit croire que le benzoate de chaux ne peut se former sans eau, car s'il se formait ainsi, rien ne s'opposerait à ce que du calciichloruroanhydrobenzoate de chaux ne fut produit. Le dernier sel tiendrait d'autant plus aisément lieu d'eau au premier que ce premier se constitue sans eau. L'opposition doit donc dépendre du benzoate qui refuse de prendre du chlorure de calcium à la place d'eau.

Le benzoate de chaux a acquis un nouvel intérêt depuis qu'à son aide Peligot a réussi à partager l'acide benzoïque en carbone restant avec l'oxygène et carbone se retirant avec l'hydrogène : acide oxalique et pyro-esprit, celui-ci sans oxygène. L'acide se disloque en ces deux produits. L'un est 1 carbone et 3 oxygène et l'autre, 6 carbone et 5 hydrogène. On ne renseigne pas l'eau du sel. Le pyroesprit est dit être une huile composée de rapports égaux de carbone et d'hydrogène. Pour une telle composition 1 d'hydrogène est en défaut. Cet 1 hydrogène serait trouvé si l'eau du sel se laissait comprendre dans la dislocation, et alors, par le surcroît d'oxygène qui en résulterait, de l'acide carbonique en place d'acide oxalique devrait être formé, et le résidu de la décomposition serait du carbonate ainsi qu'en effet Peligot dit qu'il

est; mais ce serait 1 rapport, tandis que la chaux ne peut fixer que 1/2 rapport, et sans que l'acide puisse être fixé il n'est bien certainement pas moyen qu'il soit formé. Comme on ne connaît pas du sous-benzoate, l'auteur n'aura pu se servir que de benzoate neutre, et la moitié de l'acide aura pu être déplacée par l'acide carbonique, mais ne se sera pas décomposée, et aura dû être retrouvée. Il reste plus d'une chose à débrouiller dans le mécanisme chimique de cette expérience.

La facile résolution de plusieurs acides organiques en acide carbonique et hydrogénation inorganique ou encore organisée de carbone pourrait faire admettre que ces acides consistent en acide carbonique portant l'hydrogénation en charge. Cette charge, pour l'acide benzoïque, serait encore organique, puisque l'un des 3 d'oxygène resterait avec la charge après que les 2 requis pour l'acide carbonique seraient détachés. Cet acide ne se forme qu'en 1/2 rapport et en la quantité qui à chaud sature les alcalis et, à froid comme à chaud, les terres alcalines et les autres oxides. Les acides organiques exerceraient donc leur capacité de saturation en vertu de 1/2 d'acide carbonique. Ce serait une idée comme tout autre et qui aurait le mérite d'être en rapport avec la manière dont, dans le procédé de la végétation, l'acide carbonique s'organise par l'hydrogène de l'eau.

D'après Faraday, la vapeur du carbure simple d'hydrogène pèse spécifiquement à peu près 40 fois (39 fois) autant que l'hydrogène. Cette va-

peur doit donc , sous le même volume que l'hydrogène , contenir 3 rapports, 36 , de carbone et 3 rapports, 3 , d'hydrogène = 39. 12 volumes de vapeur de carbone et 12 de gaz hydrogène y sont réduits à 4 volumes. A la quantité de 2 rapports de carbone ou de 8 volumes de vapeur de ce combustible l'expansion serait probablement double et égale à celle de l'ammoniaque. Si le carbone hydrogené en simple saturait les acides , ce serait là son atome. Dans l'huile volatile d'amandes amères , en détachant 1 de carbone et tout l'oxygène , cet atome de carbone hydrogené en simple se trouverait par atome double uni à atome simple d'acide formique sans eau ou à de l'acide hypocarboneux. Deux fois 3 de carbone et autant de fois 3 d'hydrogène , unis à 1 de carbone et 2 d'oxygène. Cette huile serait , d'après cela , du sous-formiate de pareil atome , et dans lequel le second atome tiendrait lieu d'eau au formiate neutre anhydre formé par le premier.

Il devra d'autant moins être étonnant que la chaux soutire au radical-bois de l'acide benzoïque , du carbone proportionné en acide oxalique , qu'il est connu que les alcalis font cette soustraction au même radical à l'état de bois et au même surproportionné d'eau en amidon , gomme , sucre et en composition plus compliquée. Sur 1 172 radical , 1 carbone avec 3 oxygène restent avec la base , et 2 carbone avec 3 hydrogené se retirent et se détruisent. Par une application ménagée de chaleur on pourrait les séparer indécomposés et seuls ou avec le restant de la composition. Mais

le résidu de la décomposition du benzoate de chaux fait effervescence avec les acides. Cette effervescence, il pourrait la faire, étant composé d'acide oxalique et par un dégagement à la fois d'acide carbonique et d'oxide de carbone. Sous l'influence de l'eau et par l'affinité sollicitante que l'ammoniaque exerce sur l'acide oxalique, l'un et l'autre à former, cet acide prend naissance de cyane partageant entre ses constituans les principes de 3 rapports d'eau. 1 cyane donne ainsi lieu à 1 ammoniaque et 1 acide oxalique.

L'acide benzoïque, comme ayant plus d'hydrogène que d'oxigène, doit, par la dislocation, se partager en acide carbonique, $1\frac{1}{2}$ rapport, et en pyroesprit, qui n'a pas de rapport. De $3\frac{1}{2}$ carbone et 3 oxigène, $1\frac{1}{2}$ du premier et 2 du second, doivent se détacher pour s'unir à la base qui a pris la place de son eau de conjonction. Le surplus distille en pyroesprit lequel pyroesprit doit, d'après cela, se composer de 3 carbone, 1 oxigène et 5 hydrogène, ce qui équivaut à 1 radical-éther, 1 carbone hydrogené en double et 2 carbone hydrogené en simple. Carbone hydrogené d'hydrogène et carbone simple d'hydrogène. Cette composition ne s'éloigne pas trop de celle des pyroesprits ordinaires. Nous venons de dire que l'acide benzoïque engagé avec la chaux se partage au feu en acide carbonique et esprit pyrobenzoïque. $6\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxigène et 5 hydrogène forment le dernier. Il peut aussi se détacher, pour rester avec la chaux et former de l'acide oxalique, 1 de carbone et 3 d'oxigène. Il passerait alors

6 carbone et 5 hydrogène, et 1 carbone serait de trop pour faire du carbone hydrogené en simple. Cet 1 de carbone pourra rester dans la cornue ou être emporté par 2 d'hydrogène, ce qui, pour le pyroesprit sans oxigène, laisserait 1 de carbone de plus que pour avoir du carbone sousehydrogéné. Il pourrait aussi se détacher 1 carbone, 3 oxigène et 1 hydrogène, pour former de l'acide formique restant avec la chaux, et 6 carbone et 4 hydrogène se volatiliser. Cette dernière composition répond à 2 carbone hydrogené en simple et 4, hydrogené en sous-simple. Peligot, par une seconde soustraction de principes, savoir de $1\frac{1}{4}$ carbone et 1 oxigène, a obtenu en produit volatil une nouvelle hydrogenation de carbone dont les constituans ont été 6 $1\frac{1}{4}$ carbone et 5 hydrogène, une composition ainsi irrégulière et des plus mal proportionnée. Le premier produit, pour pouvoir de nouveau s'engager avec la chaux, a dû être un hydracide établi sur radical-éther : 2 carbone, 1 oxigène et 1 hydrogène pour le radical, 1 hydrogène pour l'hydracide et 6 $1\frac{1}{4}$ carbone et 3 hydrogène pour la charge. Sans le $1\frac{1}{4}$ carbone la charge serait du carbone sous-hydrogéné. L'eau de conjonction de l'acide libre ne peut être comprise dans ce changement de composition, car c'est de sa retraite que la décomposition dépend, et, dans l'acide engagé avec une base, laquelle base prend sa place, elle n'appartient plus à l'acide, mais au sel, et, d'eau de conjonction, elle devient eau d'hydratation, laquelle encore bien moins peut se décomposer dans

un changement de composition. Si cette eau se décomposait, il y aurait de quoi faire deux fois $1\frac{1}{2}$ acide carbonique et d'avoir une hydrogénation entre 6 de carbone et 6 d'hydrogène, cela serait plus beau, mais cela n'est pas ainsi. Dans l'expérience de M. Peligot, les deux produits peuvent être successivement obtenus comme le dernier être obtenu seul, ce qui peut dépendre d'une chaleur insuffisante pour volatiliser le premier, mais suffisante pour le former, et de son engagement avec un excès de chaux à la formation du premier sous-carbonate. Comme il se forme $\frac{3}{4}$ rapports d'acide carbonique, 1 $1\frac{1}{2}$ rapport de chaux sont requis pour déterminer la formation de cet acide et le fixer en souscarbonate. Si, par un mécanisme particulier de l'opération, le dernier produit devait être formé seul et directement, alors $\frac{3}{4}$ rapport d'acide carbonique devraient résulter de 1 rapport de benzoate de chaux, ce que je ne crois pas pouvoir se faire. M. Peligot attribue à l'acide benzoïque 6 $1\frac{1}{2}$ au lieu de 7 carbone. Cela lui donne, après avoir détaché 1 de carbone converti en acide carbonique à l'aide d'un supplément d'oxygène fourni par l'eau d'hydratation du sel, et avoir emprunté l'hydrogène de cette eau pour l'ajouter à celui de l'acide benzoïque, 6 de ce principe sur 5 $1\frac{1}{2}$ de carbone, ce qui est $1\frac{1}{2}$ de carbone de moins que ce qu'il devrait y avoir pour le carbure simple d'hydrogène qu'il croit avoir obtenu. La nature paraît se prévaloir de ce disproportionnement pour faire subsister ce même carbure, car on le

rencontre partout. Les pyroesprits sans oxigène sont comparables aux huiles volatiles sans ce principe. On pourra en augmenter le nombre et en avoir parmi eux de très singuliers en soumettant à la distillation avec de la chaux les huiles qui contiennent de l'oxigène et qu'on emprunterait à différentes sources et aux sources les plus variées : huile de succin , huile de corne de cerf et autres.

Margarate de chaux. Lorsqu'on chauffe ce sel dans un appareil distillatoire on obtient une sorte de pyroesprit concret qui est l'acide margarique moins 2 de ses 3 rapports d'oxigène et $1\frac{1}{2}$ de ses 17 $\frac{1}{2}$ rapports de carbone et ainsi 17 carbone , 1 oxigène et 33 $1\frac{1}{2}$ hydrogène. Cette composition répond à 1 radical-éther , 15 carbone et 32 $1\frac{1}{2}$ hydrogène et , par 2 $1\frac{1}{2}$ hydrogène de moins , à 1 de ce radical et 15 de carbone hydrogené. M. Bussy prend un grand excès de chaux vive qui , tout au plus , peut servir à fixer de l'eau libre , mais ne peut à l'acide soustraire de l'acide carbonique que dans le rapport que par cet acide il est saturé en sel. Il n'emploie pas moins que près de 9 rapports de chaux sur 1 rapport d'acide. M. Bussy considère cette matière grasse comme une sorte d'éther. Avec 1 $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène de plus ce serait de l'éther portant en charge 15 de carbone hydrogené ; maintenant , c'est de l'éther par 15 de carbone hydrogené en place de 4 d'hydrogène simple , plus 2 $\frac{1}{2}$ de cet hydrogène. Cela n'est pas du tout pareil. Le stéarate de chaux ou le mélange d'acide stéarique et de chaux , étant

traité de la même manière , donne le même produit. 17 carbone , 33 hydrogène et 172 oxigène étant détachés de 172 carbone et de 2 oxigène, qui se retirent à l'état d'acide carbonique , forment le pyroesprit stéarique concret , dans lequel il y a 172 oxigène de moins que dans le précédent et qui , d'après cela , est établi sur radical mi-éther : carbone au quart organisé (2 carbone et 172 principes de l'eau) et pareil au radical que Magnus donne à un de ses éthers. Si le pyroesprit était proportionnant et proportionnait en vertu de son oxigène il saturerait de la moitié moins que le pyroesprit margarique ; mais ce n'est pas un oxide de carbone hydrogené ; l'oxigène , uni en oxidation à une telle masse de combustible , serait tellement déplacé dans son calorique qu'il ne pourrait plus en être enlevé. Il ne lui en resterait presque plus , car chaque rapport de carbone en déplacerait autant qu'il en déplace dans l'oxidule de carbone et chaque rapport d'hydrogène , autant qu'il en déplace dans l'eau , car alors ce serait un composé unique , tandis que c'en est un multiple, secondaire, tertiaire et peut-être encore plus avancé, un composé avec charge, laquelle charge n'en déplace pas comme combustible, mais se prête à tenir lieu de calorique physique, ce qui fait une différence du tout au tout. Ce serait par son radical, 2 carbone et sans différence que ce radical eut 172, 1 ou 2 oxigène , que les pyroesprits proportionneraient s'ils étaient proportionnans. Pour proportionner autrement ou d'après l'oxigène reçu, il faudrait que l'excipient de l'oxi-

gène fut un métal. Il n'y a pour l'oxigène pas d'autre moyen de devenir proportionnant. Si l'acide margarique proportionnait suivant son oxigène, il devrait saturer 3 rapports d'oxide là où il ne sature que 1 rapport.

L'acide oléique soumis à l'influence combinée de la chaux et de la chaleur donne un pyroesprit liquide et qui emprunte cette forme de l'acide qui le fournit. Après la soustraction de 172 carbone et 2 oxigène, il reste, pour former le pyroesprit, 17 carbone, 172 oxigène et 29 172 hydrogène. Il ne se forme en acide carbonique que ce que la base unie à l'acide peut saturer. Cet acide, dans l'oléine, n'était pas neutralisé par la glycérine, qui n'est pas une base éteignant la réaction acide, mais un éduit de la composition primitive et dont la retraite laisse un acide uni à la base qui aide à l'expulsion. C'est une sorte de neptunesprit composé de 1 172 carbone, 1 oxigène et 1 172 hydrogène avec 172 d'eau lorsqu'il est à l'état libre. Il n'y a pas là de quoi faire une base. Le double de cette composition est donné comme éduit de 2 rapports d'acide stéarique et d'acide oléique. Les acides sont dits prendre 1 d'eau en échange de la glycérine et la glycérine est dite prendre 172 d'eau en place de 1 acide. Le pyroesprit margarique contient 172 d'hydrogène et 172 d'oxigène de plus que les pyroesprits stéarique et oléique ; le premier contient aussi 2 172 d'hydrogène de plus que le second, et 3 de plus que le dernier.

Phocénate de chaux. Ce sel cristallise. Son acide

consiste en 5 carbone, 3 oxygène et 7 hydrogène. Si la chaux, aidée de la chaleur, enlevait à cette composition 1½ de carbone et 2 d'oxygène pour s'en saturer en sous-carbonate, il resterait, pour le pyroesprit, où la pyrograisse, 1 radical-éther 2 ½ carbone et 6 hydrogène, répondant à 2 carbone hydrogéné et ½ hydrogène carboné. La glycérine, 1 ½ carbone, 1 oxygène et 1 ½ hydrogène avec ½ eau de conjonction, et l'éthyl, 8 carbone, 1 oxygène, 17 hydrogène, sont, l'un, un pyroesprit et l'autre, une pyrograisse, séparés de corps gras par la chaleur et avec le secours d'une base. L'oxide de plomb vient encore ici, pour la production de l'effet, prendre rang à côté des oxides alcalins terreux. L'excipient de l'un doit être l'eau, celui de l'autre, l'alcool ou l'éther.

Caproate de chaux. Les cristaux de ce sel, dont nous n'avons pas décrit l'acide, demandent pour leur solution près de 50 parties d'eau. Le sel ne peut être fondu sans qu'en même temps il se décompose. Il n'est pas dit si c'est en constituans prochains (acide et chaux) ou en constituans éloignés (carbonate et pyroesprit) que la décomposition se fait.

L'acide de ce sel consiste en 6 carbone, 3 oxygène et 9 hydrogène. C'est ainsi un hydrogénéacide. L'acide caprique, dont le sel calcaire n'a rien qui le distingue, sur 3 d'oxygène, a 9 de carbone et 14 d'hydrogène, l'acide butyrique auquel également nous n'avons pas cru devoir consacrer un article, sur 4 de carbone, a aussi 3 d'oxi-

gène et 5 d'hydrogène. Le sel calcaire de cet acide a des caractères qui le rapprochent du caproate de la même base. Ces trois acides en fournissant $1\frac{1}{2}$ de carbone et 2 d'oxygène pour former de l'acide carbonique, restent avec 1 d'oxygène et ne sauraient, après la soustraction de 2 de carbone et 1 d'hydrogène, pour, avec cet 1 oxygène, former du radical-d'éther, que se convertir en pyroesprits portant en charge le restant du carbone et le restant de l'hydrogène. L'acide caproïque formerait son pyroesprit de 3 $1\frac{1}{2}$ carbone et 8 hydrogène; l'acide caprique, de 6 $1\frac{1}{2}$ carbone et 13 hydrogène; l'acide butyrique, de 1 $1\frac{1}{2}$ carbone et 4 hydrogène et tous de 1 radical d'éther. En faisant partir, outre l'acide carbonique, le 1 des 3 oxygène saturé en eau, il resterait à chacun 2 carbone de plus et 1 hydrogène de moins. Il n'y en aurait pas d'avantage de quoi former une hydrogénation généralement régulière de carbone. On doit remarquer que déjà les pyroesprits qui sont encore à base plus ou moins organique cessent d'être proportionnans.

Allantoate de chaux. Les cristaux de ce sel sont solubles dans l'eau. Ils ressemblent à ceux de leur acide. L'acide allantoïque contient à la fois les élémens de 1 d'ammoniaque et ceux de 1 d'acide qui serait composé de 2 $1\frac{1}{2}$ carbone, 1 azote, 4 oxygène et 1 hydrogène. Cet acide, établi sur radical-éther, serait acidifié par 1 oxygène et porterait en charge 1 cyane et 1 $1\frac{1}{2}$ oxide de carbone. Les acides forts pourraient enlever de l'ammoniaque à l'acide, comme la chaleur, avec le secours des

bases fortes , pourrait en déplacer cet alcali. Une chaleur humide suffisamment forte pourrait disloquer l'ordre de conjonction de ses élémens de manière à ce que d'acide il devint du sel. Ce sel comme celui qui, par le même moyen, est obtenu de l'asparagine , aurait de l'azote à la fois dans sa base et dans son acide. L'acide , rendu libre par des acides plus forts , serait nouveau. Le sel renfermerait , et l'acide allantoïque renferme , les constituans de 2 rapports oxamide portant en charge 172 carbone. Sans ce 172 carbone l'acide et le sel pourraient être formés en rapport double d'oxamide.

Urate de chaux. Il n'est pas connu que ce sel cristallise. Son acide , dont les constituans sont ceux de l'oxamide et de l'amide , 1 rapport de chaque : 1 carbone , 2 oxigène et 2 hydrogène ; puis, 1 azote et 2 hydrogène est 1 carbone, 2 azote, 2 oxigène , 4 hydrogène. L'addition des principes de 2 d'eau lui donne les constituans de 2 rapports de carbonate surammoniacal d'ammoniaque ou de 1 de carbonate neutre dans lequel 1 de gaz ammoniacal tient lieu de 1 d'eau. 1 d'eau le composerait en 1 oxalate d'ammoniaque vice-conjoint par 1 amide. On dit que , sous la réaction d'une base alcaline fortement attachée à l'eau qui l'hydrate , en élevant de 1 son hydrogène et de 1 son oxigène , il se partage en ammoniaque et en acide oxalique. Il manquerait 1 hydrogène pour avoir 2 ammoniaque. 1 ammoniaque pourrait se former et 1 acide cyanique et 2 eau rester avec l'alcali ou ces 2 eau se dissiper. De l'oxamide oxidée

que rien n'empêcherait d'être un acide, pourrait être unie à la base alcaline. Cette oxamide oxidée renferme les constituans de 1 acide nitreux et 1 carbone hydrogené, lequel, en lui donnant l'alcali pour radical, serait de l'éther nitreux inorganique. Du nitrite de l'alcali uni au carbone hydrogené ne serait rien. On ne sait si la chaux hydratée retiendrait assez obstinément son eau pour opérer la métamorphose. La chaux anhydre, en enlevant à l'acide, en carbone et oxygène de quoi se souscarbonater par rapport égal, 1/2 carbone et 2 oxygène, 1 ammoniaque se rendant libre, laisserait, en matière, fixe ou volatile, 1/2 carbone, 1 azote, 1 oxygène et 2 hydrogène et ainsi de la carbamide dans laquelle 1 d'oxygène aurait pris la place de 1/2 de carbone, de la carboxigénamide à laquelle il ne manquerait rien pour avoir une existence inengagée. La moitié de l'azote serait du cyane.

Le premier essai de distribution différente des élémens qu'il faudrait faire sur les substances renfermant dans leur atome rapport double d'azote, serait de leur appliquer la chaleur humide de la vapeur d'eau comprimée. L'eau hausse en température à l'aide de la compression (expression de calorique de forme et de volume) et aussi par l'échauffement de la vapeur empêchée de s'étendre. C'est un moyen de chauffer sans que la matière puisse destructivement être décomposée. Dans la marmite de Papin, la gélatine soutient un échauffement blanc sans seulement brunir. La matière étant plongée dans l'eau, ne peut perdre l'eau

dont la retraite doit la détruire. La chaleur déplace les élémens, mais ne détruit pas la matière. L'urée, de cette manière changée de composition, pourrait se former en sel qui serait du cyanate hydraté d'ammoniaque. 1 carbone, 1 cyane, 1 oxigène pour l'acide et 1 azote et 3 hydrogène pour l'alcali, puis 1 oxigène et 1 hydrogène pour l'eau = 1 carbone, 2 azote, 2 oxigène, 4 hydrogène. L'urate de chaux chauffé de la même manière pourrait se partager en ammoniaque rendue libre et en cyanate hydraté de sa base. Rien ne serait à distraire ni à ajouter. L'acide répondrait à de l'oxamide par 1 en place de 2 principes de l'eau. Ce serait de l'oxamidule. L'incorporation de 1 de ces principes réunis en eau pourrait l'élever au degré d'oxamide qui est de l'oxide d'azote uni à du carbone hydrogené. 1 azote, 1 carbone, 2 oxigène et 2 hydrogène. L'oxide d'azote incorporé à l'éther cyanique de Pelouze (1 carbone hydrogené et 1 cyane) formerait encore de l'oxamide. Cette incorporation, et beaucoup d'autres, pourraient être tentées par une compression successivement augmentée, et à froid ou dans un cylindre tenu chaud, comme par une monture en pyrophore dont l'incalescible serait du charbon ou du platine. L'oxide d'azote serait désaturé de calorique et prendrait à la place de ce saturant le carbonocyané bihydrogéné.

Nous venons de dire que l'acide urique renferme les constituans du cyanate d'ammoniaque, qui nécessairement est hydraté. 1 cyane avec 1 oxigène, 1 azote avec 3 hydrogène, puis 1 eau. Rien

ne s'opposerait à ce que l'acide urique fut organisé, et je crois même qu'on pourrait le considérer comme organique si 2 de carbone pouvait être représenté par 2 d'azote. L'organisation serait végetoanimale. 1 carbone, 1 azote, 2 oxigène et 2 hydrogène pour le radical ; 1 hydrogène pour le développement en hydracide et 1 azote avec 1 hydrogène pour charge ou 1 amide (1 azote, 2 hydrogène) pour le développement en amidacide. Ce développement pourrait se faire comme tout autre et n'aurait rien de plus extraordinaire que la composition du radical sur lequel il serait fait.

En s'adjoignant les principes de 2 rapports d'eau, l'acide urique se compose en souscarbonate d'ammoniaque, 1 acide et 2 alcali ; 2 azote avec 6 hydrogène et 1 carbone avec 4 oxigène. Ce sel n'a pas besoin d'eau. L'hydrate d'acide cyanique, par la même adjonction des principes de 2 d'eau, se forme en 1 ammoniaque et 1 acide carbonique, dont, faute d'eau pour conjoindre le sel dans son état neutre, la moitié se gazéfie et laisse du souscarbonate. Avec suffisamment d'eau pour conjoindre le sel le carbonate est maintenu neutre.

En soumettant à la distillation et par une chaleur qui dépasse le degré de sa fusion (ce degré est 120), de l'hydrate d'acide urique, de 1 carbone, 2 azote, 2 oxigène et 4 hydrogène, 1 azote et 3 hydrogène se forment en ammoniaque, et 1 carbone, 1 azote, 1 oxigène, en acide cyanique, que 2 oxigène et 2 hydrogène hydratent, mais qui, à la même chaleur et en s'appropriant l'eau d'hy-

dratation, change de nature. L'ammoniaque se retire et l'hydrate d'acide reste. L'acide qui reste n'est pas de l'hydrate d'acide cyanique, mais un acide particulier, concret, anhydre, que la chaleur de la distillation disloque et compose en hydrate d'acide cyanique et qui a reçu le nom d'acide cyanurique. 1 1/2 hydrate d'acide cyanique est employé à la composition de cet acide : 1 1/2 carbone, 1 1/2 azote, 3 oxygène, dont 1 1/2 provient de 1 1/2 d'eau, et 1 1/2 hydrogène provenant du même liquide. L'acide cyanique, en se modifiant en acide cyanurique, perd la moitié de sa capacité de saturation, mais il recupère sa capacité primitive en retournant à son état primitif. Il n'a pas encore assez de carbone pour devenir de l'acide organique, mais plus qu'il n'est requis si l'azote peut suppléer à ce combustible. 1 1/2 d'acide hydrocyanique seraient acidifiés par 3 d'oxygène, si une pareille acidification était admissible. L'acide cyanurique cristallise avec 2 d'eau, qu'il doit prendre du dehors. Comme d'acide urique, on l'obtient de chlorure de cyane, 1 1/2 rapport, que l'on décompose par 3 rapports d'eau, 1 1/2 pour l'acide anoxichlorique et 1 1/2 pour l'acide cyanurique, non compris l'eau avec laquelle l'acide cristallise. 1 1/2 hydrate d'acide cyanique liquide, presque immédiatement après sa naissance, se disloque spontanément et à froid en une substance concrète, insipide et insoluble dans l'eau ; un échauffement spontané avec vive ébullition de la matière à lieu. L'échauffement par chaleur administrée le ramène à l'état d'hydrate d'acide

cyanique. La différence entre les deux est donc moins de calorique latent dans l'un et plus de calorique latent dans l'autre. Les deux acides cyanuriques sont isomériques entre eux et ils sont les isomères de 1 $\frac{1}{2}$ hydrate d'acide cyanique.

L'acide urique uni à une base terreoalcaline sèche doit pouvoir se partager en cyanate de la base et en ammoniaque : 1 de chaque. Le gaz ammoniacal pourra le composer en souscyanate. Les acides énergiques, par 2 rapports et avec le secours de 4 rapports d'eau, dont 2 pour concourir à l'alcalinoacidification et 2 pour conjoindre les 2 de sel ammoniacal, sont connus le partager en 1 acide carbonique et 2 de sel ammoniacal de l'acide. Les hydrates d'alcali, par 2 rapports, en joignant les 2 hydrogène de leur eau aux 4 du même principe de l'acide et les 2 oxigène de la même eau aux 2 du même principe de l'acide, le partagent en 2 ammoniaque, qui se volatilise, et 2 sous-carbonate de l'alcali.

Ce n'est qu'à la longue et avec l'assistance de l'eau qui le tient dissous que l'acide urique se transforme en carbonate d'ammoniaque, conjoint nécessairement par l'eau. La chaleur humide abrégerait le travail de dislocation si elle ne l'empêchait pas.

Comme l'acide urique se convertit en cyanate d'ammoniaque le cyanate du même alcali fait d'acide cyanique et d'ammoniaque, étant chauffé, ou sa solution dans l'eau étant mise à bouillir, se convertit en acide urique dans lequel se trouve tout composé, ni de l'acide cyanique, ni de

l'ammoniaque , mais qui renferme les élémens du cyanate de cet alcali.

Hippurate de chaux. On obtient ce sel en saturant de craie le diluement de l'acide cristallisé dans l'eau chaude. L'acide étant encore moins soluble que l'acide benzoïque on ne saurait se servir de sa solution dont l'eau , qui, étant saturée de chaux , demanderait une évaporation longue pour cristalliser. Le sel cristallise très-bien , mais différemment suivant qu'il se retire d'une lessive immédiatement concentrée ou d'une concentrée par l'évaporation, s'entend, suivant qu'il cristallise à chaud ou à froid. Ses cristaux sont anhydres. Ils se dissolvent dans 6 parties d'eau chaude et dans le triple de cette quantité d'eau froide.

Si l'on saturait l'acidé par de la chaux au lieu de craie on s'exposerait à avoir du soussel en place de sel neutre. Avec la craie on ne court pas le même danger, car le sel peut se sursaturer de chaux libre , mais ne peut pour sa sursaturation décomposer la craie. L'acide carbonique est une barrière que l'hippurate neutre ne peut franchir. C'est pour la même raison qu'avec la céruse l'acide acétique ne peut pousser sa saturation au-delà du neutre.

L'hippurate de chaux serait adapté pour faire une tentative de détachement de la charge de l'acide benzoïque d'avec cet acide restant combiné avec la chaux. Cette charge indécomposée serait 3 carbone , 1 azote , 3 oxygène et 5 hydrogène. Elle pourrait être partagée en 1 ammoniaque, 3 carbone , 3 oxygène et 2 hydrogène. Avec 1 hy-

drogène de plus ce serait de l'acide pyrogallique sublimé ou du pyrogallate d'ammoniaque. Le sel restant, qui serait du benzoate de chaux, pourrait, par un échauffement continué, être resous en oxalate de chaux et en un pyroesprit sans oxigène et composé de 6 carbone et 5 hydrogène et ainsi de 4 carbone hydrogené en simple et de 2 hydrogène en soussimple : 4 carbone et 4 hydrogène ; puis 2 carbone et 1 hydrogène. Ce serait un résidu tout-à-fait particulier d'une pareille décomposition. Il manque pour la composition de tout le carbone en carbone hydrogené en simple 1 d'hydrogène et précisément autant qu'il en manque pour le partage de la charge en ammoniaque et acide pyrogallique. Si pendant la dislocation consécutive du benzoate 1 principes de l'eau se réunissait en eau et s'envolait le sel résidu ne pourrait être que du sous-carbonate, et l'anoxipyroesprit serait une hydrogénation de 6 $\frac{1}{2}$ carbone par 4 hydrogène. Nous avons vu, à l'article benzoate de chaux, la possibilité que 1 oxigène montât à la distillation avec les autres éduits et format un esprit par le feu, véritable esprit de cette nature et ayant pour radical 2 carbone sous-bois (2 carbone, 1 oxigène et 1 hydrogène), puis 4 $\frac{1}{2}$ carbone et 4 hydrogène. Alors aussi de l'acide carbonique se formerait et du sous-carbonate resterait.

Il y a longtemps que Liebig a distillé l'acide hippurique avec quadruple poids de chaux et a recueilli une huile sentant l'ammoniaque et en laquelle il dit que la totalité de l'acide s'est résoute, ce qui veut dire qu'il n'a distillé aucun

autre produit volatil. Il sera resté en produit fixé par la chaux 1 acide benzoïque ou $1\frac{1}{2}$ acide carbonique, suivant que la décomposition aura été plus ou moins avancée, et il aura pu se former d'abord du benzoate et ensuite de l'oxalate, de chaque sel 1 atome par atome d'acide et rien de plus, à moins que les 3 carbone, 1 azote, 3 oxygène que, dans l'acide hippurique, l'acide benzoïque porte en charge, ne se soient séparément constitués en acide et formés en sel. Alors, deux différentes huiles auront passé ensemble ou l'une après l'autre, ce qui sera aussi arrivé si le sel calcaire s'est d'abord formé en benzoate et ensuite en oxalate ou en carbonate, car chaque acide aura dû fournir son huile particulière. Près de 6 rapports de chaux ont réagi sur 1 rapport d'acide primitif et ont pu réagir sur 3 acides consécutifs. En détachant de quoi faire de l'acide benzoïque, 1 rapport, il reste, comme il vient d'être dit, 3 carbone, 1 azote et 3 oxygène et ainsi un résidu de matière dont, faute d'hydrogène, les élémens ne peuvent être distribués en organisation et dont on ne peut pas même faire un composé organique qui soit connu, mais bien un encore inaperçu et qui serait du charbon animal acidifié par 3 oxygène, 1 oxygène par chaque 1 de carbone, l'azote réunissant le triple rapport d'oxidule de ce combustible, et aussi rapport double d'acide hypoformique, ou acide formieux vice-condensé, si condensation est requise, par 1 acide cyanique. Le composé sans hydrogène n'aura pu former une huile. Si $1\frac{1}{2}$ seulement de carbone et 2 d'oxygène

se sont détachés pour carbonater la chaux , l'huile aura consisté en 9 $\frac{1}{2}$ carbone , 1 azote , 4 oxygène et 5 hydrogène. La distraction de 1 acide oxalique aura laissé pour l'huile 9 carbone , 1 azote , 3 oxygène et toujours 5 hydrogène , qui appartiennent à l'atome des deux acides. L'acide oxalique pourrait , au moment de se former , se partager en acide carbonique restant et oxide de carbone se retirant. Si l'acide benzoïque préexiste tout formé dans l'acide hippurique et si c'est par lui que l'acide hippurique proportionne , il sera plus naturel que l'acide benzoïque reste avec la chaux. La charge serait loin de répondre à la composition de l'urée , qui est 1 carbone , 2 azote , 2 oxygène et 4 hydrogène. Pour composer l'urée , il faudrait distraire de l'acide cette composition , après quoi il resterait , sur 2 rapports , 19 carbone , 10 oxygène et 6 hydrogène. De l'ammoniaque ne peut se former d'acide hippurique sans que l'acide benzoïque ne soit soustrait dans les $\frac{3}{5}$ de son hydrogène , l'azote entier étant supposé se composer en alcali. Cette composition laisserait 10 carbone , 6 oxygène et 2 hydrogène. Si ce résidu était un acide , 2 carbone , 2 principes de l'eau , 1 oxygène ou acide succinique avec charge de 8 carbone et 4 oxygène , cet acide pourrait s'unir à l'ammoniaque , et la décomposition de l'acide hippurique par une chaleur humide suffisamment forte pourrait former du sel ammoniacal de cet acide ; mais le nom hippurique désigne seulement que l'acide se trouve dans l'urine de cheval.

Aspartate de chaux. L'acide de se sel est d'une

extraction si particulière que nous laisserions passer à regret l'occasion d'en parler. Les constituans de la matière indifférente (l'asparagine) dont il prend sa source, sont 4 carbone, 2 azote, 6 oxygène et 8 hydrogène. La substance est alors amorphe ; elle s'adjoint 2 d'eau pour cristalliser. Il y a là, défalcation faite de cette eau, de quoi faire 1 radical-alcool, 2 ammoniacque et 2 acide oxalique. Si les principes dispersés dans la composition étaient réunis dans l'ordre de leur existence inorganique, ce serait 2 oxalate d'ammoniacque vice-hydraté par 2 de carbone hydrogéné en simple : 2 carbone et 2 hydrogène. Cette vice-hydratation ne serait pas extraordinaire, car elle serait faite par 2 rapports d'un corps dans chacun desquels 1 d'oxygène peut être admis. Les 2 d'eau avec lesquels la substance cristallise pourraient prendre la place du vice-hydratant, si ce vice-hydratant avait une existence libre. Si à cette composition était enlevé $1\frac{1}{2}$ carbone et 2 oxygène, il resterait $3\frac{1}{2}$ carbone, 2 azote, 4 oxygène et 8 hydrogène. Ce surplus, malgré le large rapport d'hydrogène, ne ferait pas encore un pyroesprit. L'expulsion de 2 d'eau laisserait encore de quoi former un acide. 1 radical-alcool acidifié par 1 oxygène et portant en charge 2 carbone, 2 azote, 3 oxygène et 6 hydrogène et répondant à de l'oxalate alcalinule d'ammoniacque dont la moitié formée de cyane en place d'azote, ou à de l'oxalate neutre vice-conjoint par de la pareille ammoniacque ; mais c'est à se défaire, non d'acide carbonique ou d'eau, mais d'ammoniacque que la

substance emploie ses efforts. On a vu qu'après la formation du radical-alcool, radical sans la formation possible duquel aucune substance n'est organique, il reste encore en hydrogène de quoi composer les 2 d'azote en alcali. Si 2 des 4 restans d'hydrogène avec 2 d'oxygène formaient de l'eau il y aurait de quoi produire 2 oxamide hydrogenée chacune par 1 hydrogène au lieu d'être oxidée par 1 oxygène, et en correspondance avec du formiite d'ammoniaque.

Sous l'influence d'une base énergique, et, p. e., de la chaux, l'asparagine se partage en ammoniaque, qui se détache, et en un acide azoté dont les constituans sont nécessairement 4 carbone, 1 azote, 6 oxygène et 5 hydrogène. 1 eau conjoint le composé et 1 l'hydrate quand il cristallise. 1 des 2 eau d'hydratation de l'asparagine cristallisée a donc changé d'emploi et s'est substitué à 1 ammoniaque pour maintenir en composition le nouveau composé. L'autre a continué dans sa fonction et a fait cristalliser le composé. L'eau de conjonction n'est dans aucun cas eau de cristallisation. L'une est dans l'existence du composé, l'autre est hors de son existence. Le composé est acide. Après l'isolément du radical organique, il reste 2 carbone, 1 azote, 4 oxygène et 3 hydrogène. En donnant au radical 1 oxygène, il reste, pour la charge, 1 $\frac{1}{2}$ radical ou 1 carbone-bois et 1 cyane-sucré ou 1 carbone-sucré et 1 cyane-bois. Après une dislocation ultérieure de ce composé en ammoniaque il resterait 1 radical organique acidifié par 1 oxygène et de quoi conjoindre le composé par 1 oxide

et l'oxidule de carbone. La contretraite de $1\frac{1}{2}$ acide carbonique misalifiant l'ammoniaque laisserait 1 radical, $1\frac{1}{2}$ carbone, 2 oxygène et ainsi de l'acide citrique vice-conjoint par 1 $\frac{1}{2}$ de carbone. De l'eau ne pourrait se retirer seule ou en même temps que de l'acide carbonique sans que l'azote ne fut retenu et qu'il ne se format de l'amide, à moins que le radical ne se constituât en radical-éther. Le changement de composition de l'asparagine emploie bien l'eau d'hydratation de celle-ci, mais pas à la formation de l'azote en ammoniaque ni à celle du restant de la composition en acide. Lorsque le changement de composition se fait sans que l'ammoniaque se retire, alors la moitié de l'eau est en excès à l'hydratation obligée du sel ammoniacal aspartatique de l'acide. L'eau de conjonction de l'acide devient eau d'hydratation du sel. L'acide anhydre se forme en aspartate hydraté avec le gaz ammoniacal. L'asparagine anhydre ne saurait se former en aspartate d'ammoniaque, l'eau manquant pour hydrater le sel. En empruntant au composé de quoi former cette eau, le restant ne serait plus de l'acide aspartique et il manquerait 1 d'hydrogène à la composition du restant de l'azote en ammoniaque, à moins que le radical-alcool ne devint du radical-éther et alors l'eau se trouverait à la disposition du sel. Dans ce cas, l'acide formé serait à l'acide aspartique ce que l'acide maléique est à l'acide malique. Ce serait de l'acide aspartéique.

L'asparagine, sous l'influence d'un hydrate d'alcali, de la chaleur étant appelée au secours,

se partage en 1 ammoniaque et 1 acide ; celui-ci reste avec l'alcali. Il consiste en 4 carbone, 1 azote 6 oxygène et 5 hydrogène. Il y a encore en hydrogène de quoi alcalifier le second rapport de l'azote et rester par 2 rapports avec le surplus du composé ; mais , de même que sur 1 atome d'acide changé de composition par le feu seul ou par le feu assisté d'une base , il ne se forme jamais plus de 1/2 atome d'acide carbonique , ou de quoi saturer 1 atome de base , il ne se forme , malgré les 2 azote et les 8 hydrogène , que 1 d'ammoniaque ; c'est que 1 at. de composé dit la même chose , compte pour la même valeur , que 1 atome de corps simple. Il ne se fait point de partage de constituans sans qu'il y ait correspondance par atomes simples entre les deux produits ou entre le produit et l'éduit. L'eau obtenue est un produit accessoire ; elle est de conjonction et sa séparation est une condition de la décomposition. L'acide aspartique déplacé dans son 1 d'eau de conjonction en même temps que dans son 1 d'eau d'hydratation obligée , par une base de force raisonnable (hydrate de chaux ou de plomb) , pourrait , par la chaleur , laisser échapper son 1 d'azote et 3 de ses 5 d'hydrogène , formée en ammoniaque , laisserait , après cette seconde dislocation , 4 carbone, 6 oxygène et 2 hydrogène ; 2 radical-éther acidifié chacun par 2 d'oxygène. Le sel produit pourrait être acide. Les acides forts , en déterminant la composition de ses élémens de l'ammoniaque en ammoniaque , rendraient libre le même acide. 1/2 de carbone et 2 d'oxygène étant détachés de

la composition primitive, il resterait 3 172 carbone, 1 azote, 4 oxygène et 5 hydrogène, mais aussi longtemps que l'azote trouve de l'hydrogène pour se former en ammoniacque, ce sera elle et non l'acide carbonique qui se retirera du composé. La retraite de 172 acide carbonique du composé définitif laisserait ou ferait volatiliser 3 172 de carbone, 4 d'oxygène et 2 d'hydrogène. Cette composition répondrait à 1 radical-alcool, 1 oxide de carbone et 172 de carbone ou à de l'acide organicoformique conjoint par 172 de carbone, et, également, à 1 d'acide citrique vice-conjoint par 1 172 de carbone.

Les acides qui ont plus d'hydrogène que d'oxygène et ceux qui n'ont que de l'eau se partagent à la distillation disloquante en pyroesprit et en acide carbonique et les principes de l'esprit joints à ceux de l'acide carbonique représentent la composition de l'acide disloqué. Les acides, au contraire, qui ont plus d'oxygène que d'hydrogène se disloquent, soit en acide carbonique et en un autre acide, soit en deux acides et en eau ou pas en eau. L'eau qu'ils donnent n'est pas de composition, mais de conjonction, car aucun aqueo-acide n'a en eau de composition que le rapport de ce liquide qui l'acidifie. Les pyroesprits provenant d'acides par l'hydrogène ont eux-mêmes encore de l'eau. Quand ils n'en ont plus, de pyroesprits ils deviennent des pyrohuiles et des corps inorganiques dont l'existence en composition avancée est due à une hydrogénation de carbone inconstituable en isolement et à la-

quelle une ou deux hydrogénations constituables servent de lien, ou bien, à une qui généralement est inconstituable. Les pyroesprits peuvent être isomères pourvu qu'ils proviennent d'acides par l'eau; ceux des acides par l'hydrogène, à moins de provenir d'acides ayant, à un élément amovible près, la même composition, doivent nécessairement être différens. Les pyroacides d'acides par l'oxygène, en raison de leur différent contenu en ce principe, ne sauraient être les mêmes. Plus d'hydrogène est requis pour enlever plus d'oxygène, et plus de 1 rapport d'aqueoacide doit se disloquer pour que 1 rapport de pyroacide soit formé. Si l'on prend pour type l'acide citrique, les 2 d'oxygène qui l'acidifient, en se retirant avec 172 de carbone, laissent 1 172 carbone et 2 principes de l'eau: 1 radical-éther et 172 radical-alcool ou 3/4 rapport d'un aqueoacide acidifié par 172 rapport d'eau et non conjoint par l'eau; mais telle n'est pas la composition de l'acide pyrocitrique, car cet acide consiste en 2 172 carbone, 3 oxygène et 2 hydrogène; plus de 1 rapport d'acide et bien 1 172 a dû être disloqué pour le former. Comme il y a insuffisance d'hydrogène, une partie du radical devra être établi sur radical-éther et le radical mixte pourra encore être acidifié par 1 oxygène. Si le carbone était admis pouvoir conjoindre, 172 de ce combustible servirait de conjoignant à de l'acide succinique. De 3 carbone, 6 oxygène et 3 hydrogène, qui forment l'acide citrique, 172 carbone avec 2 oxygène et 1 oxygène avec 1 hydrogène se retirent et abandonnent par la sublima-

tion 2 172 carbone, 3 oxigène et 2 hydrogène. Ce compte est net; mais, dans une pareille circonstance, l'acide tartrique devrait passer avec 1 oxigène de plus ou former 1 d'eau de plus et alors passer avec 2 hydrogène de moins. Il n'y a pas à penser à ce que de l'eau autre que d'organisation se mette de la partie, car c'est de la *retraite forcée de celle de conjonction* que dépend la dislocation. Le pyroacide tartrique, si rien ne se perd, devra être 2 172 carbone, 4 172 oxigène et 2 hydrogène ou 2 172 carbone, 3 172 oxigène et 1 hydrogène. Dans ce dernier cas l'acide serait établi sur radical sous-éther. L'acide gallique par la voie humide étant 3 172 carbone, 5 oxigène, 3 hydrogène, en perdant 172 carbone et 2 oxigène devient 3 carbone et 3 oxigène et reste 3 hydrogène ou acide gallique par la voie sèche; dans cet acide, 1 radical-alcool est acidifié par 172 de son pareil. 1 eau l'hydrate, mais aucune eau ne le conjoint. L'acide par la voie sèche n'a qu'à perdre 1 eau pour être de l'acide métagallique: 3 carbone, 2 oxigène, 2 hydrogène; alors 1 radical alcool est acidifié par 172 radical-éther. Cet acide compose son atome du double de cette quantité et l'acide pyrogallique, en devenant de l'acide métagallique, abaisse de la moitié sa capacité de saturation ou 2 acide pyrogallique, en perdant 2 d'eau, deviennent 1 acide métagallique. L'acide est conjoint par 1 d'eau et perd seulement 1 de ce liquide. Si sa capacité de saturation restait la même il ne perdrait rien, car alors le 1 de ses 3 d'eau d'organisation deviendrait eau de con-

jonction et changerait seulement de fonction. 6 carbone, 4 oxygène et 4 hydrogène forment l'acide inconjoint, 2 acide pyrogallique ont perdu 2 eau d'organisation et sont devenus 2 radical-éther et 1 radical-alcool; 4 carbone avec 2 principes de l'eau, et 2 carbone avec 2 principes de l'eau. L'acide gallique par la voie humide, en se composant avec 1 d'eau d'organisation de moins, est de l'acide ellagique : 3 1/2 carbone, 2 oxygène et 2 hydrogène d'organisation et 2 oxygène d'acidification. L'acide gallique avait 2 d'oxygène d'acidification et 1 d'eau d'organisation de plus. C'est donc de l'eau de cette fonction et non de l'eau d'hydratation que l'acide ellagique a de moins que l'acide gallique. Pelouze, que nous avons déjà dit avoir régénéré l'acide ellagique en acide gallique, croit lui avoir restitué de l'eau d'hydratation.

L'acide méconique éprouve deux métamorphoses successives que toutes deux lui procurent la perte de 1/2 d'acide carbonique. L'une perte le transforme en acide métaméconique et l'autre, en acide pyroméconique. Si l'acide méconique pouvait perdre 1 entier d'acide carbonique à la fois il sauterait sur son état de métaacide pour arriver à celui de pyroacide, mais, en raison de ce que plus d'un demi d'acide carbonique ne peut se former à la fois, la transition est successive et seulement l'un des deux acides dérivans se compose à la fois. De 3 1/2 de carbone, 9 d'oxygène et 2 d'hydrogène, 1/2 de carbone et 2 d'oxygène se retirent d'abord et laissent 3 de carbone, 7 d'oxi-

gène et 2 d'hydrogène, qui sont l'acide métaméconique. Une seconde retraite de 172 carbone et 2 oxigène laissent 2 172 carbone, 5 oxigène et 2 hydrogène, qui sont l'acide pyroméconique. La composition du premier acide dérivé répond à 1 radical organique, 1 acide carbonique et 3 oxigène. Le radical organique ne doit pas être entamé pour que l'acide carbonique soit formé, ce qui est la cause que la formation de cet acide a lieu à une chaleur aussi basse que celle de 220° et qui peut être humide comme sèche. On dirait que le 172 carbone est là pour se faire composer en acide carbonique. Le second acide ne demande que 30° de chaleur de plus pour que sa composition réponde à 1 radical organique, 172 acide carbonique et 3 oxigène. Un troisième déplacement de ce 172 acide carbonique, lequel pourra, sans doute, se faire comme les précédens en augmentant encore un peu la température, laisserait de l'acide tartrique. L'acide pyroméconique est donc de l'acide tartrique portant en charge 172 d'acide carbonique, l'acide métaméconique de l'acide tartrique portant en charge 1 d'acide carbonique, et l'acide méconique, le même acide tartrique portant en charge 1 acide oxalique et 172 oxide de carbone. La retraite de 172 acide carbonique laisse un entier d'oxide de carbone.

Les acides dilués d'eau moisissent et leurs sels font la même chose. De l'acide carbonique est toujours produit. Cet acide en demi-rapport par rapport entier d'acide, ou se dégage, ou sous-

sature l'oxide. Les acides par l'oxigène éprouvent cet effet plutot que ceux par l'eau. Ceux qui ont beaucoup d'oxigène devront passer par plus d'une dislocation, dont les contre-produits seront des acides successivement avec moins de carbone et moins d'oxigène, avant d'arriver à l'hydrogénation dont se compose la moisissure. Cette moisissure, suivant l'idée de M. De Koninck, est le pyroesprit de ce genre de dislocation. En déposant de l'eau et de l'acide carbonique, la matière organisée met hors de combinaison de la matière qu'elle a fait retourner à la nature inorganique et devient davantage organique sans être plus organisée, s'entend, elle devient plus proportionnée d'hydrogène, qui est le vrai principe de l'organisation. Nous avons dit que la matière s'organise d'une oxidation quelconque de carbone qui reçoit l'hydrogène d'eau à laquelle la lumière solaire enlève l'oxigène. Cette oxidation s'organise en recevant l'hydrogène dans le rapport de l'eau; elle se surorganise en le recevant dans un rapport plus élevé.

Valérianate de chaux. Les cristaux de ce sel sont persistans à l'air humide, mais s'effleurissent à l'air sec. Chauffés jusqu'à 130° et placés à coté d'acide sulfurique, ils laissent échapper toute leur eau. Sous une cloche et à coté de potasse caustique, l'alcali, après s'être emparé de toute l'eau, attire à lui une partie de l'acide. L'acide sulfurique placé à coté de sels ammoniacaux constituables en sursels, attire une partie de l'alcali. L'acide valérianique non seulement se désengage

mais se volatilise. L'attraction est exercée à distance. Le sel est très soluble dans l'eau et dans l'alcool faible. A 14° il laisse échapper de l'acide. On l'obtient en diluant de l'acide valérianique d'eau chaude et en saturant de craie ramollie par l'eau. On filtre et on fait cristalliser.

Succinate de magnésie. Ce sel cristallise difficilement et sa cristallisation quelconque tombe en poudre au contact de l'air. Sa solution rapprochée jusqu'à sec étant, en vase clos et d'où la vapeur d'eau ne puisse s'échapper, soumis à une chaleur graduée, se partage en ses constituans prochains. L'acide se sublime et la magnésie se dépose. Si c'est pour suivre l'eau que l'acide quitte la base, l'acide ne serait pas aussi facile à déshydrater qu'à l'instant il sera dit. L'acide succinique lié à la chaux éprouve au feu une dislocation dont l'un des produits est du sous-carbonate de la base. 172 des 2 de carbone et tout l'oxygène de son radical donnent lieu à 172 d'acide carbonique. Il n'y a pour cet oxygène d'autre source que le radical, car dans celui qui acidifie ce dernier il y aurait un défaut de la moitié. L'oxygène pourrait toutefois provenir des deux sources. 1 172 carbone, 1 oxygène et 2 hydrogène se retirent et forment du pyroesprit, qui, d'après son origine et surtout d'après sa composition, doit porter le nom d'esprit pyrosuccinique. Son inventeur le suppose composé de 4 carbone, 1 oxygène et 5 hydrogène. La décomposition devrait être compliquée et ne pourrait se faire sur moins de 2 d'acide et alors encore 5 oxygène seraient à écarter et 1 hydro-

gène devrait être ajouté. Tout le carbone serait absorbé et les 5 oxygène resteraient libres. 3 d'acide (6 carbone, 9 oxygène et 6 hydrogène) après la détraction de 4 carbone, 1 oxygène, 5 hydrogène, laisserait 1 acide carbonique, 1 acide oxalique et 1 eau. 3 de succinate de chaux fourniraient alors 1 de sous-carbonate de chaux et 1 d'oxalate hydraté de la même base. Dans ces 3 rapports, les composans des deux produits sont exactement trouvés. Le même inventeur, M. F. Darcet, à déshydraté, l'acide succinique et a mis de l'ammoniaque à la place qu'avait occupée l'eau. Il n'en est pas résulté du succinate d'ammoniaque anhydre, car le composé, à l'instant de se former s'est disloqué. Un tel sel n'a point d'existence libre, et qui forcement le forme, le déforme. De l'eau et de la succinamide, toutes deux constituables hors d'engagement, ont pris l'existence à la place du sel. La succinamide est du radical organique ayant pris 1 amide en échange de 1 oxygène. C'est ainsi de la lignamide. Il y a, dans ce composé, de quoi faire 1 cyane, 1 carbone hydrogené et 2 eau, comme 1 acide cyanique, 1/2 carbone hydrogené, 1/2 hydrogène carboné et 1 eau. Avec 1 hydrogène de moins ce serait du surcyanate d'alcool. 1 acide, 1 carbone hydrogené et 1 principes de l'eau. Par une dislocation ultérieure la succinamide pourrait se partager en 1/2 acide carbonique, 1 ammoniaque = 1 sous-carbonate d'ammoniaque, et 1/2 carbone hydrogené. Le résidu serait 1 carbone libre. La succinamide n'est donc pas une amide obligée, mais une bénévolé-

ment formée, car 1 des 2 d'eau d'organisation a pu être expulsé par l'ammoniaque aussi bien que 1 d'eau être nouvellement formé. Les amides devront porter des noms conformes à leur origine aussi longtemps qu'une classification, d'après leur composition, n'en aura pas été faite. Les amides des corps organiques ne sont pas les mêmes que celles des corps inorganiques. Les premières restent organisées, et une première division pourrait être en organamides et inorganamides. Puis, d'après le simple ou le double de leur radical, le différent rapport de l'oxygène et autres disparités, d'autres divisions pourraient être ajoutées.

La succinamide traitée à l'alcool absolu pourrait fournir du succinate d'ammoniaque vice-hydraté par de l'éther. L'oxygène de l'eau que l'alcool a de plus que l'éther réacidifierait le radical organique, et l'hydrogène de cette eau réalcalifierait l'amide. L'enlèvement de l'ammoniaque donnerait de l'éther succinique. L'addition de 1 second rapport d'acide succinique anhydre donnerait du succinate d'éther et d'ammoniaque. M. Darcet a formé de l'éther succinique, mais il ne divulge pas sa méthode. Il a eu le choix d'attacher l'éther à l'acide anhydre, de le transférer d'un de ses sels doubles à l'acide du succinate de la seconde base de ce sel, de traiter l'alcool absolu avec rapport double d'acide anhydre. L'avantage d'avoir anhydre de l'acide hydratatable ne pouvait lui laisser que l'embarras du choix.

La déshydratabilité sans substitution à laquelle l'acide succinique se prête prouve que 1 en oxygène ne compte pas comme impair.

Malate de magnésie. C'est presque le seul sel cristallisable que la magnésie forme avec les acides organiques un peu simples. Il est persistant à l'air et demande pour sa solution 18 parties d'eau. Il cristallise avec 4 rapports d'eau. Les cristaux s'effleurissent à l'air et de transparents qu'ils étaient ils deviennent opaques. Un rapport d'eau leur reste et en est même retenu au feu. Ce rapport n'appartient pas aux 4 qui hydratent le sel, s'entend, l'acide malique s'unit à la magnésie conjointement avec le rapport d'eau indispensable à son existence d'acide inengagé. On concevra difficilement qu'un oxide qui près d'un acide gère comme locotenant de l'eau, puisse s'unir à un tel acide sans en déplacer l'eau. On doit de plus dire que l'eau de conjonction de l'acide passe en la même qualité ou en celle de cinquième rapport d'eau d'hydratation au sel. Le 5^e rapport d'eau que le sel ne cède pas au feu ferait seulement rassembler le sel à un sel ammoniacal qui par rien ne se défait de l'eau qui le conjoint. Le malate de magnésie à un sel acide qui ne cristallise pas.

Tartrate de magnésie. Ce sel se concrète en une masse cristalline qu'hydratent 4 rapports d'eau et qui n'est que faiblement soluble dans l'eau. Il a un engagement acidinule plus soluble et qui se forme en croute cristalline avec rapport égal d'eau, l'atome étant déduit de la base. Cet engagement saturé de potasse dans sa partie acide donne un sel double qui, en cristallisant, fixe 4 rapports d'eau par chaque rapport de sel. Saturé

de soude le même engagement forme un autre sel double lequel cristallise avec 1 rapport d'eau de plus par chaque rapport de sel. Celui-ci s'effleurit à l'air. On l'obtient en conjoignant 1 rapport de tartrate de soude neutre et 1/2 rapport de chlorure de magnésion, à la rigueur de magnésie caustique. Le sel est assez peu soluble pour que le chlorure de sodium puisse lui être enlevé par le lavage à l'eau froide.

Lactate de magnésie. Les cristaux de ce sel sont quadrihydratés. Ils sont légèrement efflorescens. L'eau froide n'en dissout que 1/30 partie. On obtient le sel par décomposition double, et tel que par la décomposition réciproque entre le lactate de potasse et l'acétate de magnésie, l'un et l'autre en solution rapprochée. La bière blanche aigrie sur bouteille qu'on désaigrit par de la craie donne un dépôt que le vinaigre ne dissout pas. Ce dépôt pourra être du lactate de chaux.

L'acide lactique sublimé, à 2 rapports d'eau près, est de l'acide acétique absolu; 1 1/2 rapport. L'acide liquide est 1 1/2 rapport de cet acide à l'état absolu. L'acide dans les sels est du même acide moins 1 rapport d'eau. Le demi-rapport d'acide peut au rapport entier tenir lieu d'eau, ou plutôt, 1 radical organique et 1 carbone-sucré : 2 carbone et 2 principes de l'eau acidifiés par 1 carbone et 2 principes de l'eau. C'est de l'acide acétique conjoint par 1 carbone en place de 1 eau. L'acide, dans son atome, comme l'acide acétique dans le sien, s'hydrate par 2 rapports d'eau. Ces 2 rapports d'eau sont inséparables dans

leur retraite d'avec leur acide respectif, car l'un ne le quitte jamais sans l'autre. Il y a toutefois cette différence que le bihydrate d'acide lactique, en s'engageant en sel, ne quitte que 1 rapport d'eau tandis que le bihydrate d'acide acétique en quitte 2, et, en outre, 1 rapport d'eau de conjonction, que l'acide lactique ne possède pas. L'acide lactique est encore de l'acide pyrogallique conjoint par 1 rapport d'eau.

Méconate de magnésie. A l'état neutre ce sel est peu soluble. A l'état acidinule il se dissout aisément et cristallise régulièrement.

Camphorate de magnésie. Ce sel cristallise très bien. Il s'humecte à l'air et se dissout dans 6 1/2 parties d'eau froide. Il se dissout aussi dans 50 parties d'alcool absolu froid. Ce sel est d'une composition assez ferme pour essayer sur lui, à une chaleur douce, la décomposition pyroespritique de son acide.

Benzoate de magnésie. Sel soluble dans l'eau et cristallisable. Un essai serait à faire sur la décomposabilité de l'acide benzoïque en autres composés par l'intermède du feu et sous l'influence de la base de ce sel.

Valériannate de magnésie. Ce sel cristallise de sa solution soumise à l'évaporation spontanée. Il s'effleurit à l'air sec, mais persiste en hydratation à l'air humide. La saveur humide de la base y fait place à la saveur douce de l'acide.

Tartrate de lithé. Le sel neutre est incristallisable. Il est aisément soluble dans l'eau et sa solubilité est encore augmentée par un excès d'acide.

Le sel acide cristallise avec assez d'eau pour s'effleurir. Au contact de l'air le sel neutre se transforme en sel acide. L'acide carbonique enlève la moitié de la base et se précipite avec elle. Le sel acide, ramené au neutre par la soude, se compose en tartrate de soude et de lithe, qui cristallise très-bien. Le surtartrate de potasse neutralisé par de la lithe donne un sel analogue. Dans le premier, la lithe remplace la potasse du sel de Seignette; dans le second, elle remplace la soude du même sel. Les deux sels s'effleurissent à l'air, peut-être en prenant de l'acide carbonique.

Mucate de lithe. Les cristaux de ce sel sont légèrement efflorescens à l'air, ce qui dénote qu'ils contiennent de l'eau. Ils sont aisément solubles dans l'eau. L'acide mucique est, comme on sait, du sucre de lait cristallisé qui, à la place de 2 d'eau, a pris 3 d'oxygène. Ce 2 d'eau appartiennent à l'hydratation cristalline du sucre. L'hydrogène ne leur sera pas enlevé, mais l'oxygène leur sera substitué. 2 pour l'oxygène des 2 d'eau et 1 pour les 2 d'hydrogène. L'eau n'appartient pas assez à la composition intime du sucre pour que son oxygène soit retenu par le composé. 3 de carbone, 8 d'oxygène et 5 d'hydrogène sont les composans de l'acide mucique. 3 de carbone, 5 d'oxygène et 5 d'hydrogène étaient ceux du sucre de lait anhydre et 2 d'eau de plus, ceux du même sucre hydraté. Il manque au sucre de lait 1 principes de l'eau pour être du sucre de canne; il a cet 1 principes de l'eau, mais appartenant à son hydratation et non à sa composition.

Les deux sucres sont les mêmes pour le nombre des principes de l'eau, savoir 3 carbone, 7 oxygène et 7 hydrogène, mais 1 d'eau qui, dans le sucre de canne est de composition, dans celui de lait est d'hydratation. Le dernier est le premier d'avec lequel 1 d'eau de composition peut être séparé par la chaleur et déplacé par l'oxygène. Le sucre de lait à 2 rapports d'eau d'hydratation, celui de canne n'en a que 1 rapport. L'acide mucique prouve par surabondance que l'atome du sucre est 3 carbone et 6 principes de l'eau. Il entre indissoluble dans la composition de cet acide. Le second rapport d'eau d'hydratation fait que l'oxygène de l'acide nitrique peut pénétrer plus en avant vers le carbone et plus aisément le convertir en acide oxalique et acide carbonique. L'acide mucique est aussi de l'acide lactique différemment acidifié par 3 rapports d'oxygène. L'acide mucique, pour être si régulièrement composé, n'en porte pas moins le tiers de sa matière en charge. Un rapport d'acide mucique en perdant 6 oxygène et 5 $1/2$ (sans doute aussi 6) hydrogène devient de l'acide pyromucique : 4 $1/2$ carbone, 6 oxygène et 2 hydrogène. 1 radical organique et 2 $1/2$ carbone avec 4 oxygène dont 1 formera de l'acide succinique. Les 2 $1/2$ de carbone avec les 3 d'oxygène tiendront à cet acide lieu de 1 d'eau. Cet 1 d'eau semble prouver que dans le règne organique 1 d'oxygène compte pour impair lorsqu'il développe une qualité acide. L'acide pyromucique est obtenu de l'aqueoacide soumis à la distillation. Il est en cristaux. Sa saveur est très-acide. Sa décomposition

ultérieure entreprise avec son sel calcaire ou barytique, après la soustraction de 172 carbone et 2 oxigène, donnerait 1 radical organique uni à 2 oxidule de carbone.

L'acide mucique est 1 172 rapport d'acide succinique tenu ensemble par 1 rapport d'eau et hydraté par un autre rapport du même liquide.

Succinate d'argent. Ce sel cristallise aisément, mais se dissout difficilement. Sa décomposition avec réduction du métal et adjonction de l'oxigène à l'acide en ferait de l'acide citrique ou malique ou un isomère de ces acides, et avec réduction et enlèvement de l'un des deux hydrogène du radical, elle composerait l'acide en acide tartrique établi sur radical-éther. 2 carbone, 1 oxigène et 1 hydrogène, puis 3 oxigène.

Malate d'argent. Ce sel est le mieux obtenu de la décomposition réciproque entre le nitrate d'argent et le malate d'ammoniaque. Le malate d'argent, peu soluble à froid, se dépose. Il a l'aspect d'une poudre granuleuse blanche. A la chaleur de sa dessiccation il jaunit. A une chaleur plus élevée il se fond, se boursonfle un peu et se décompose. L'argent est réduit. L'isomère de ce sel, le citrate d'argent, demande beaucoup moins de chaleur pour se décomposer. De l'acide carbonique se dégage et le métal, encore adhérent à l'oxigène que le carbone ou son oxidule lui enlève, se volatilise un moment avec l'acide. Le vase se remplit de flocons volumineux, légers, d'argent réduit. Le malate d'argent est sans eau. Dissous dans l'eau chaude, partie il cristallise et partie se

décompose. Le sel de l'eau-mère éprouve la décomposition. On dirait que l'eau n'est pas sans y prendre part. Si dans la décomposition du malate d'argent rien n'était détruit que l'oxide et que l'oxigène de celui-ci restait avec l'acide, de l'acide tartrique serait formé, mais, à la distillation, de l'acide acétique passe, ce qui dénote que l'acide est détruit aussi bien que l'oxide. La moitié du carbone se retire avec la totalité des principes de l'eau pour former de l'acide acétique absolu, et l'autre moitié, avec les 2 restans d'oxigène, forme de l'oxide de carbone. Il n'y a de l'hydrogène que pour 2 d'eau et ces 2 d'eau sont requis pour, avec 1 de carbone, former le vinaigre radical. Il reste 2 d'oxigène pour le second 1 de carbone. Si, dans la décomposition du sel au contact de l'air, de l'acide carbonique est produit, il faut que les 2 d'oxigène de l'oxide soient élevés à 4 aux dépens de l'oxigène de l'air. Il n'y a pas à penser à une hemisuroxidation de l'oxide par l'oxigène de l'acide lors de la décomposition de la partie du sel contenue dans l'eau-mère. Dans le cas où l'oxigène de l'oxide enlèverait simplement 1 d'hydrogène au radical-bois, il resterait du radical-éther acidifié par 3 d'oxigène et ainsi de l'acide tartrique formé par ce dernier radical : 2 carbone, 1 principes de l'eau et 3 oxigène. Dans l'hypothèse que tout l'oxigène de l'oxide et 3 des 4 rapports de celui de l'acide fussent employés à la formation d'acide carbonique, il resterait 1 carbone, 1 oxigène et 2 hydrogène. Cela répondrait à de l'oxide de carbone hydrogené

et serait de l'alcool moins 1 d'hydrogène ou de l'alcool sousehydrogéné, lequel est de l'acétate d'huile douce de vin. L'acide malique, d'après ses principes, est du carbonate de carbone hydrogéné, lequel, ensuite de cela, serait son isomère. Il serait curieux de voir par quelle composition du carbone le liquide se colore. Il ne serait pas étonnant que ce fut par de l'oxidule. Le sel peut être privé d'eau à une température de 100 à 140°. Le malate d'argent a un sursel qu'on peut faire itérativement cristalliser sans qu'il se décompose.

Citrate d'argent. Ce sel, qui résulte de la combinaison directe de l'acide citrique avec l'oxide d'argent, est peu soluble dans l'eau; il cristallise cependant très-bien de sa solution faite à chaud dans le même liquide. Soumis à la distillation, il est dit fournir de l'acide pyroacétique absolu. L'acide, dans cette décomposition, peut acquérir de l'oxigène, ce qui serait se détourner de l'état d'acide acétique, comme prendre la constitution d'acide tartrique; ce serait, en effet, de cet acide qu'il deviendrait si l'oxigène de l'argent pouvait, sans introduire un changement de composition, passer de l'oxide d'argent à l'acide citrique, mais ces transitions n'ont pas lieu dans le règne organique où l'action de l'oxigène venant du dehors s'exerce toujours d'abord sur l'hydrogène. L'acide citrique, pour devenir de l'acide acétique, devrait pouvoir s'adjoindre au moins 2 d'hydrogène ou éprouver dans son radical-bois la décomposition acétifiante du bois ordinaire.

Ce serait alors de l'acide lignique d'origine et de nom qu'il formerait. La moitié du carbone de ce radical se retirerait avec le total des principes de l'eau et composerait du vinaigre à l'état absolu (2 carbone et 4 principes de l'eau). Le 1 de carbone devenu inengagé s'adjoindrait l'oxygène à la fois de l'acide citrique et de l'oxide d'argent et s'en composerait en acide oxalique, lequel, naissant inconjoint, se partagerait en oxide de carbone et en acide carbonique, qui sont ses ingrédients prochains. Cette décomposition ne doit laisser pour résidu que de l'argent réduit. 1 rapport de citrate doit fournir 1/2 d'acide acétique et 1/4 de chacun des constituans de l'acide oxalique.

Les sels organiques à base d'argent pourront, par leur décomposition à une chaleur ménagée, donner plus d'un acide nouveau. Ils pourront diminuer l'hydrogène dans les acides par hydrogénation et augmenter l'oxygène dans ceux par oxygénation. Ce dernier, ils le feraient par la soustraction d'hydrogène, ce qui mettrait à un 1 rapport d'oxygène d'acidification et établirait l'acide sur carbone-éther en place de carbone-bois. L'oxygène dans l'oxide d'argent est si richement doté de calorique que tout effet difficile à accomplir doit être rendu facile par lui.

Racémate d'argent. Ce sel n'a encore pu être conduit à cristalliser. Dans son existence amorphe il contient 1 rapport d'eau. Il forme avec l'ammoniaque un composé dont les constituans sont 1 racémate d'ammoniaque vice-hydraté par 1 oxide d'argent au tiers ammoniuré (argent fulminant

ammoniacal ou 1 oxide d'argent et $1\frac{1}{3}$ ammoniaque ; argentide d'hydrogène au tiers azoté). Ce sel se forme à l'état liquide ; il est ainsi soluble dans l'eau. Soumis à la concentration par la chaleur , l'oxide d'argent se réduit et du racémate hydraté simple reste. L'hydrogène , par l'intermède duquel l'azote tient au composé , se joint à l'oxygène et laisse échapper l'azote. Si l'ammoniaque avait simplement enlevé la moitié de l'oxide d'argent et s'était, par une autre partie de sa substance, mise à la place de cet oxide , du racémate d'ammoniaque et d'argent aurait été produit et se serait trouvé dans la solution conjointement avec l'ammoniaque d'argent , soluble et cristallisable. La chaleur aurait décomposé celui-ci , mais pas le sel double.

Le racémate d'argent se combine avec celui de potasse en un sel qui cristallise. C'est du racémate de potasse et d'argent , pas , et de biargent. On peut le former de ses constituans les plus prochains ou de crème de tartre et de sous-carbonate ou d'hydrate d'argent , et encore de tartrate de potasse avec $1\frac{1}{2}$ rapport de nitrate d'argent , mais alors la cristallisation du sel est moins nette.

On remarquera que l'ammoniaque se proportionne avec les oxides des métaux de manière à ce qu'après avoir réduit ces oxides il ne reste que de l'azote. $1\frac{1}{3}$ de rapport s'attache à 1 rapport entier. Si la combinaison se faisait , ainsi qu'on le pense , entre rapports égaux , les $2\frac{1}{3}$ de l'alcali devraient être expulsés par la chaleur ou se retirer avec le temps , ou la réduction de l'oxide en métal ,

par l'un des 3 hydrogène de l'alcali devrait donner naissance à de l'amide.

Acétate d'argent. Pour avoir ce sel on fait dissoudre le sous-carbonate d'argent dans l'acide acétique, ou bien, on décompose à chaud le nitrate d'argent par de l'acétate de potasse, l'un et l'autre en solution saturée. L'acétate d'argent, qui, pour sa solution à froid demande 100 parties d'eau, se dépose. On sépare le précipité et on le lave, avec ménagement, à l'eau froide, puis on dissout dans le moins possible d'eau chaude et on laisse la solution lentement se refroidir. Le sel cristallisera. Il consiste en acide acétique conjoint par l'oxide d'argent en place d'eau. A la distillation sèche il donne un acide concentré que Chenevix dit être de l'acide acétique absolu. Chenevix est une autorité trop imposante pour que ce qu'il dit ne fasse pas loi. La formation de l'acide n'est pas accompagnée de celle d'esprit pyroacétique. Ce n'est pas d'hydrogène dont l'acide doit se défaire, mais d'eau dont il doit se pourvoir. L'argent se réduit. Son oxigène doit, ou conjoindre l'acide à défaut d'eau, ou lui enlever de l'hydrogène et le faire changer de nature. Il peut encore lui enlever $\frac{1}{4}$ de son carbone et en faire de l'oxide de ce combustible. On ne s'est pas assuré de ce qui se passe. L'acide conjoint par de l'oxigène en place d'eau, au contact de l'eau, quitterait ce conjoignant pour se joindre à l'eau et il le quitterait encore pour se joindre à un oxide. L'oxigène passerait à l'eau ou à l'acide absolu, suivant qu'il y aurait un excès de ce li-

quide à l'effet de conjonction à produire ou qu'il y aurait le juste rapport d'eau pour cet effet. Dans son déplacement par un oxide l'oxigène serait transmis au sel. La substitution d'oxigène à l'eau ou à un oxide pour conjoindre un acide, ne serait pas chose si extraordinaire, car c'est par lui que toute conjonction est opérée. La différence serait qu'il conjoindrait à l'état libre; mais ne conjoint-il pas à cet état lorsqu'en portant au pair le nombre des rapports d'oxigène, il donne la constituabilité à l'état libre aux acides que le nombre impair des rapports de ce principe excluait de cette constituabilité? Qui conjoint dans l'acide carbonique le troisième rapport d'oxigène de l'acide oxalique avec l'oxide de carbone, si ce n'est l'oxigène libre de combinaison étrangère? C'est ainsi partout où un dernier rapport d'oxigène assure la demeure en combinaison de rapports précédens. L'oxigène, en agissant ainsi, s'entend, en exerçant lui-même le pouvoir de conjoindre, ne fait que reprendre un droit qu'il tient de la nature. L'acide, étant combustible à l'égard de l'oxigène, doit à celui-ci tenir lieu de calorique, et l'oxigène doit à l'acide tenir lieu d'eau. Il peut le faire, quoique plus comburant que l'acide, à cause qu'il est indifférent que le calorique soit déplacé d'avec le conjoignant ou d'avec le conjoint. Le lien a toujours lieu. Le rôle de conjoignant est de porter au pair le nombre des rapports d'oxigène joint au radical. Dans la conjonction par l'oxigène ce rôle change et, d'actif qu'il est dans l'eau et dans les oxides, il devient passif dans

l'oxigène. Que l'eau fonctionne en vertu de son oxigène seul résulte de ce que l'eau oxigenée oxigénohydrate les oxides par 172 rapport, l'atome étant compté d'après l'hydrogène. Si l'acétate d'argent s'hydratait par l'eau de conjonction de son acide, celui-ci, régénéré en acide conjoint, se retirerait paisiblement, et l'oxide resterait irréduit. L'acide, changé de nature par l'enlèvement du tiers de son hydrogène ou par l'adjonction de 1 d'oxigène, conserverait la constitution atomique de l'acide succinique, et cet acide trouverait de l'eau pour s'en hydrater. Le radical resterait intact, car l'hydrogène serait pris sur l'eau d'acidification du radical. La soustraction de 172 rapport de carbone par l'oxigène de l'argent laisserait 1 172 carbone et 3 principes de l'eau, égal à 374 rapport d'acide acétique conjoint. 172 rapport d'oxide de carbone a dû se dégager. Un acétate anhydre ne pourrait, d'après cela, être décomposé avec demeure-en-arrière de sous-carbonate sans que le désordre ne fut introduit dans l'économie de son acide, et sans que de l'esprit pyroacétique ne fut conjointement formé. L'argent, dans sa réduction, conserve la forme du sel. Il est réduit, mais pas fondu. L'acide conjoint par l'oxigène doit être plus volatil que celui conjoint par l'eau, et doit se retirer à une température très-inférieure à celle où se fond le métal. L'acétate d'argent, comme dénué d'eau, ne saurait être décomposé par les acides anhydres et tel que par les acides boracique, carbonique, phosphoreux, sulfureux etc. en acide acétique et oxide.

Lactate d'argent. Ce sel cristallise très-bien et ne s'altère pas à l'air, mais il est sensible à l'action de la lumière. Il est aisément soluble dans l'eau.

Méconate d'argent. Ce sel est obtenu de la décomposition du nitrate d'argent par de l'acide méconique. Il se forme un précipité volumineux qui, après l'édulcoration et pendant la dessiccation, cristallise. Ce sel, étant dissous dans l'acide nitrique de force moyenne et la solution étant chauffée, dépose de l'hydrocyanate d'argent, qui, à sec et par la chaleur, se partage en eau, cyane et argent réduit.

Kinate d'argent. D'après Baup, ce sel devrait être libre d'eau, cependant, comme il attribue à l'acide 1 rapport d'eau de plus que Liebig, il aura accordé à l'acide l'eau qu'il refuse au sel. L'acide kinique, qui est de l'acide acétique conjoint par une charge de 5 1/2 carbone et 6 principes de l'eau, ne saurait à l'oxide d'argent enlever l'oxygène pour s'en acidifier d'avantage, mais doit le saturer d'hydrogène, par où sa charge est diminuée de 1 de ce principe. Le sel séché dans le vide chaud et exposé au feu se décompose. L'argent est réduit en métal.

Malate de zinc. Le zinc forme avec l'acide malique les mêmes sortes de sels que forme la chaux. Le sel neutre cristallise avec 3 rapports d'eau auxquels il renonce à une chaleur de 100 à 120°. Il est soluble dans 56 parties d'eau froide et 10 parties d'eau chaude. Il se partage de cette dernière solution en sous-sel, qui se dépose en entier, et en sur-sel, qui cristallise pour la moitié. Le

dépot est cristallin. Le sursel se forme avec rapport double d'eau. Il se dissout dans 15 parties d'eau. Le sous-malate est insoluble. On peut aussi obtenir le surmalate en sursaturant le malate neutre par de l'acide malique. On enlève par l'alcool l'acide qui serait en excès et on fait cristalliser. L'affinité du sursel avec l'eau concourt à partager le sel neutre en ce sursel et en sous-sel.

Quand on traite à chaud un sel d'acide malique avec de l'acide sulfurique, on recueille de l'oxide de carbone et de l'acide acétique. La moitié du carbone se retire avec la totalité des principes de l'eau et forme cet acide et l'autre moitié du carbone avec les deux d'oxygène d'acidification forme de l'oxide de carbone. 1 carbone et 2 principes de l'eau pour 172 rapport d'acide acétique absolu, et 1 carbone et 2 oxygène pour 1 rapport d'oxide de carbone = 2 carbone, 4 oxygène, 2 hydrogène. Tout est employé et renseigné. L'acide sulfurique détermine la dislocation, mais n'enlève rien ou n'ajoute rien à la composition. Son action se bornera à constituer sans eau l'acide. Si l'acide malique avait une existence anhydre et qu'il fut volatil, il ne serait pas décomposé.

Citrate de zinc. L'acide citrique détermine l'oxidation du zinc aux dépens de l'eau. L'oxide n'est pas dissous aussitôt qu'il est formé, ce qui doit faire croire que l'affinité disposante prétendument exercée par l'acide se réduit à une action de pyrophore. L'eau fortifiée par l'acide dans son pouvoir de s'échauffer attire le calorique de l'oxygène d'autre eau et le rend propre à s'unir au

métal. L'hydrogène nécessairement alors se retire et ne saurait rester avec de l'oxygène diminué dans son calorique : le zinc prend sa place. Si l'eau indécomposée passait au zinc en échange d'hydrogène, l'effet ne serait pas différent et la soustraction du calorique par un incalescible serait peut-être encore plus nécessaire. Les métaux qui d'avec l'oxygène ne déplacent pas plus de calorique que l'hydrogène n'ont aucun parti à tirer du pyrophore pour favoriser leur oxidation par l'eau, car ce n'est que sur l'excès du calorique à la composition à établir que l'incalescible du pyrophore opère. Ils ne décomposent pas l'eau. L'acide doit être considérablement dilué pour que le sel, qui est peu soluble, ne se concrète. Le diluement est d'ailleurs nécessaire, car de l'eau trop chargée d'acide s'échauffe moins et peut aller jusqu'à ne plus s'échauffer du tout. On remarque que plus l'eau se charge de sel plus le procédé devient lent, et qu'il finit par s'arrêter. On abandonne à l'évaporation spontanée. Le citrate de zinc demande pour sa solution 100 parties d'eau froide et seulement un peu moins d'eau chaude. Le citrate de soude ne décompose pas le sulfate de zinc, et un défaut d'eau pour tenir le citrate de zinc dissous ne change pas l'effet. Il faut qu'un sel double se forme. Ce sera de l'hémisouscitrate de zinc qui s'unira à de l'hémisursulfate de soude. Ce ne pourra être l'inverse de cette union.

Si le citrate de zinc, qui retient fortement son acide, pouvait être décomposé par la chaleur de manière à se partager en souscarbonate de sa

base et en une sorte de pyroesprit, après que $1\frac{1}{2}$ de carbone et les 2 d'oxigène d'acidification seraient soustraits à l'acide, il resterait de quoi composer 1 carbone-bois et $1\frac{1}{2}$ carbone-sucré : 1 $1\frac{1}{2}$ carbone et 2 principes de l'eau. Ce pourrait être $1\frac{1}{2}$ rapport de saccharo-acide ou radical ($1\frac{1}{2}$) développé en acide par $1\frac{1}{2}$ de sucre. Un tel acide ne serait pas sans analogue.

Acétate de zinc. Ce sel cristallise très-bien. Il perd de l'eau à l'air. On ignore combien de ce liquide il contient. Ce sera un seul rapport, car lorsque dans de l'acide acétique absolu on suspend un nouet de toile renfermant de la fleur de zinc, l'acétate cristallise sur les deux surfaces, intérieure et extérieure, de la toile. On se prévaut de ce sel pour faire l'acétate d'ammoniaque sublimé. On le réduit en poudre grossière et on le renferme sous une cloche, avec de l'ammoniaque caustique liquide. L'oxide déplacé d'avec l'acide par l'alcali garantit le sel d'être humecté de suite par l'air. On transfère l'ensemble dans un matras couvert d'un chapiteau, et on sublime. Le sel peut aussi être obtenu de la réaction de l'eau sur le métal de son oxide sous l'influence de l'acide acétique. Un pyrophore s'organise. L'eau, fortifiée par l'acide, soutire du calorique à l'oxigène d'autre eau et le métal s'oxide. L'hydrogène de l'eau devient libre. Ce serait plus simple de pouvoir dire que l'eau diminuée dans son calorique se combine indécomposée avec le métal en échange d'hydrogène. L'acétate de zinc se

liquetie au feu en une fonte tenue et claire.

Lactate de zinc. On obtient ce sel en saturant de sous-carbonate de zinc de l'acide lactique dilué d'eau. Dans le principe il ne se dégage point d'acide carbonique malgré que le sous-carbonate soit introduit dans l'acide. Du carbonatolactate est formé. C'est du moins ainsi que nous avons vu se conduire du vinaigre de fermenté pour l'eau-de-vie de grain qui, à la distillation, ne fournissait plus de vinaigre. On satura de sous-carbonate sans qu'une effervescence eut lieu et on rapprocha pour faire cristalliser. Dès que le liquide commençait à se refroidir, une effervescence vive s'y établit et une poudre, que nous trouvâmes être du souscarbonate de zinc, se déposa. Ce fut au moment où le lactate de zinc put cristalliser que le sel double de ce lactate et de carbonate neutre du même métal se désunit et que le carbonate neutre se partagea en souscarbonate et en acide carbonique. Les deux sels n'ont pu cristalliser ensemble et le carbonate neutre, n'étant plus fixé en composition par le lactate, a dû se sous-composer. Un carbonate neutre d'alcali engagé en sel double n'aurait pu soutenir l'épreuve de la même chaleur. C'est le premier exemple connu de carbonate de métal de mine saturé en neutre et qui, en outre, étant attaché à un autre sel, est soluble dans l'eau. Le lactate de zinc cristallise avec 3 rapports d'eau. J. Gay-Lussac lui avait attribué 4 rapports, mais en y comprenant 1 rapport principes de l'eau que Libes a trouvés appartenir à la composition de l'acide. Le sel

demande pour sa solution 50 parties d'eau mi-froide et beaucoup moins d'eau chaude (19° et 100°). Le lactate de zinc est dit ne pas décomposer le souscarbonate de baryte , du moins n'est-il pas employé à cette décomposition.

Hemioxalhydrate de zinc. Le zinc , sous l'influence de l'acide oxalhydrique dilué d'eau , et par tendance à former un sel insoluble à froid et peu soluble à chaud , s'oxide aux dépens de l'eau et se forme en hémisousoxalhydrate. 1 acide , 1 $\frac{1}{2}$ oxide. On procède à chaud. 1 $\frac{3}{8}$ de l'oxide est formé indépendamment de l'influence de l'acide.

Benzoate de zinc. Ce sel se forme en retenant l'eau de son acide et cristallise en prenant de l'eau par laquelle il puisse s'effleurir. Il est soluble dans l'alcool comme dans l'eau. Au feu l'acide renonce à l'oxide , ce qui me fait dire que l'eau de conjonction de l'acide est retenu par le sel. Il ne fallait être rien moins que volatil , solide , peu soluble et acidifié par l'hydrogène , pour qu'un acide put ainsi quitter le zinc qui , pour l'énergie combustible , occupe le second rang parmi les métaux de mines.

Stéaratooléate de zinc. Ce sel est préparé par décomposition directe et par double décomposition. Celui par la dernière voie est d'un blanc jaunatre et en masse solide. La cuite de l'oxide de zinc avec de l'huile et de l'eau est liquide à la chaleur de l'eau bouillante. On a cru que le souscarbonate de zinc , comme le souscarbonate de plomb , faisait corps de peinture avec l'huile cuite , mais son effet se borne à couvrir la toile. C'est un

bon broyant en pâle à cause qu'il n'est pas sujet à jaunir.

Valérianate de zinc. Ce sel, connu de Penz, prend une forme cristalline différente suivant qu'il résulte du refroidissement de sa solution chaude ou de l'évaporation spontanée de sa solution froide. La saveur douce de l'acide y a fait place à celle styptique de l'oxide. Le sel est inaltérable à l'air et se dissout aisément dans l'eau et dans l'alcool. A 140°, il se fond en un liquide d'apparence syrupeuse sans rien perdre de son acide. On l'obtient en décomposant à chaud le souscarbonate de zinc par l'acide valérianique liquide; également de la décomposition réciproque entre le sulfate de zinc et le valérianate de soude, en solution rapprochée.

Succinate de bismuth. Ce sel est soluble dans l'eau et cristallisable. Sa solution n'est pas précipitée par les alcalis, ce qui dénote qu'un succinate adhèrent à l'oxide de bismuth, bismuthi-oxidosuccinate de l'alcali employé ou un sous-succinate de bismuth uni à du succinate de l'alcali est formé, et que le sel produit est soluble.

D'après la dernière détermination le bismuth n'a ni oxidule, ni oxide et seulement un oxidulo-oxide ou combinaison entre les deux, que convenablement on nomme sesquioxidule. Il a aussi une cendre répondant à l'oxidule sans existence combiné avec rapport égal de métal. Il en est résulté que le nombre du métal a dû augmenter dans le même rapport et que 1 1/2 de métal avec 1 1/2 d'oxygène a fait 1 1/2 atome saturant

1 $\frac{1}{2}$ d'acide. Pour les métaux qui n'ont ni oxidule, ni oxide, le nombre qui correspond au tiers du métal saturé dans le sesquioxidule peut être considéré comme le vrai.

L'acide succinique soustrait dans l'hydrogène de son radical serait de l'acide mellitique : 2 carbone et 3 oxigène. L'acide mellitique peut bien être né sans hydrogène et s'être formé d'oxidule de carbone affermi dans son existence par l'oxide de son combustible, car c'est à une union entre ces deux que l'acide mellitique répond. Les deux acides, mellitique et succinique, sont d'origine minérale. De l'acide mellitique auquel, par le procédé de l'organisation, seraient incorporés 2 d'hydrogène deviendrait de l'acide succinique. L'acide mellitique est proprement de l'acide formique ayant, en place d'eau, pris pour développant de son acide, de l'oxidule de son combustible; cet oxidule n'en est pas plus séparé que l'eau par les bases qui salifient l'acide. L'acide succinique naît à l'existence conjointement avec de l'eau et peut ainsi s'organiser. L'acide mellitique, au contraire, prend naissance de son engagement avec l'alumine.

Tartrate de bismuth. Ce sel est sous forme d'une poudre cristalline. On l'obtient en décomposant un sel de bismuth par de l'acide tartrique. On introduit le sel dans l'acide. L'introduction contraire ferait naître un soussel. On peut aussi décomposer et alors par un seul versement un pareil sel par du tartrate de soude. La présence d'acide tartrique libre n'empêche pas la potasse

de décomposer les sels de bismuth , ce qui dénoterait qu'il ne se forme pas de tartrate de potasse et de bismuth. Cependant , la potasse caustique ne décompose pas le tartrate de bismuth , mais forme avec lui du bibismuthioxydotartrate de potasse. 1 tartrate de potasse et 2 oxyde de bismuth , comme si du tartrate de potasse et de bibismuth avait été soustrait dans l'acide de son second sel. Un tartrate qui est décomposé par le sel neutre d'un métal ne saurait produire qu'un tartrate neutre et le mélange d'un tartrate avec un demi-rapport de pareil sel doit donner du tartrate double à rapports égaux des deux oxydes ou doit ne pouvoir former un pareil sel. Les tartrates de potasse et de bioxyde ne peuvent naître que du surtartrate réagissant sur de l'oxyde libre de combinaison. Le second rapport d'oxyde servirait à rendre pair le nombre des rapports de l'ensemble de l'oxygène. Le troisième rapport , si en effet il existe , doit servir à toute autre chose , et peut-être remplacer 1 rapport d'eau.

Acétate de bismuth. L'oxyde de bismuth doit être naissant pour pouvoir saturer l'acide acétique en neutre. La tendance du métal à se constituer en sels acides est la cause de cet effet. Son énergie n'est pas suffisante pour déplacer toute l'eau de conjonction d'avec l'acide acétique. Il ne forme point de sousacétate. L'acétate neutre cristallise. Le nitrate de bismuth n'est pas partagé en bas soursel et haut sursel par de l'eau mêlée de vinaigre : la tendance à la concrétion est paralysée dans son action. Le soursel serait dissous par le

vinaigre et ne pourrait se concréter. On obtient le mieux l'acétate neutre en décomposant du nitrate neutre persistant et chaud par de l'acétate de potasse en solution saturée à froid, puis chauffée. L'acétate cristallise.

Benzoate de bismuth. Ce sel n'a pas plus de disposition à se constituer avec excès d'acide qu'avec excès d'oxide. Il se forme en cristaux persistans à l'air et aisément solubles aussi bien dans l'alcool que dans l'eau. C'est un sel de sesquioxidule en élevant de la moitié le nombre du métal. Dans la vue de l'atome insectionable on doit l'élever de deux et le composer de 2 métal et 3 oxigène. Il sature alors 3 atomes d'acide et fournit 3 atomes de sel. Un métal qui n'a pas deux degrés d'oxidation salifiable n'a pas besoin qu'on lui suppose un oxidule et un oxide, ni qu'on lui donne un sesquioxidule composé des deux. Le bismuth se trouve dans ce cas.

Malate de plomb. Ce sel est obtenu de la décomposition de l'acétate de plomb par un suc de fruit contenant de l'acide malique un peu en abondance. Suc de pommes, de baies de Sorbier, de Sureau d'eau. On recueille le précipité, on le lave à l'eau froide et on décante assez l'eau pour qu'il n'en découle plus. Les particules du sel rendues mobiles par le peu d'eau qui les imprègne se distribuent dans un ordre symétrique et cristallisent. On les lave, encore à l'eau froide, et on laisse entrainer par la décantation tout ce qui trouble l'eau. Le dépôt cristallin est alors introduit dans de l'eau entre-tiède-et-chaud par

portions, ou parties fractionnées jusqu'à ce que l'eau refuse d'en prendre. On décante, au besoin on filtre par un entonnoir et dans un vase chauffé, et on laisse lentement se refroidir. L'eau-mère de la cristallisation est chauffée au même degré, saturée de sel de la même manière et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il ne reste plus de sel à faire cristalliser. Après, on épuise de sel l'eau-mère restante par des évaporations et des cristallisations successives. On peut aussi enlever aux sucs des fruits malacidifères l'acide malique en les sécouant avec de la céruse jusqu'à ce qu'il cesse de se produire une effervescence. Egalement, enchaîner l'acide malique par la base du souscarbonate de potasse et précipiter le malate obtenu par de l'acétate de plomb. On continue comme lors de la précipitation directe par cet acétate. Wochler dilue les sucs de 3 ou 4 fois leur volume d'eau, échauffe et traite à l'acétate de plomb jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus par des impuretés avec lesquelles le plomb se précipite. Il filtre et, après qu'une matière pulvérulente sale s'est déposée, il décante et laisse le surplus de la cristallisation se parfaire.

M. Stas, conjointement avec M. De Koninck, a extrait du suc des baies de Sureau d'eau (*Viburnum Opulus*), de l'acide malique en abondance et en engagement avec de l'oxide de plomb, en traitant ce suc par de l'acétate de ce métal. Le suc, d'abord brillamment rouge, est passé au vert brillant. Un précipité blanc copieux s'est formé. On a décanté le liquide et on l'a vu après

peu de temps passer au bleu pur et saturé. 8 ou 10 heures après, il est allé au pourpre par un retour partiel vers le rouge et a fini par disparaître en laissant une coloration grise. Le précipité lui-même au bout de pareil temps a pris une couleur grise. On a essayé de blanchir le précipité en le lavant à l'eau, mais on n'y a pas réussi; après un temps moral, le sel amorphe a pris la forme de cristaux.

Dans une seconde expérience les auteurs de la découverte ont procédé un peu différemment. Ils ont exprimé le suc du fruit écrasé et dilué d'eau; la couleur était celle du sang artériel. Ils ont instillé d'une solution d'acétate de plomb jusqu'à ce que rien ne fut plus précipité. Le précipité, très-abondant, était d'un vert pur. La liqueur ne fut pas décantée. Peu à peu le précipité prit une couleur bleue superbe, laquelle, après quelque temps, passa insensiblement au pourpre et s'y fixa. On exprima et on répandit sur une toile. Après 3 jours de dessiccation, la masse entière se prit en cristaux. Cette masse était cependant très-sèche et l'on n'a pas bien compris comment ses particules aient pu se déplacer pour se réunir et cristalliser. Il pouvait y en avoir 16 onces, ce qui faisait les 2/7 de la quantité du fruit employé.

M. Stas a fait seul et pendant l'absence de M. De Koninck, un essai d'extraction avec le suc du fruit non mur. Les baies étaient roses du côté du soleil, blanches, du côté opposé. Il a eu un précipité très-abondant. L'expérience en est là au

moment où j'écris. J'en donnerai le résultat ultérieur à l'article d'un autre malate.

On se demandera maintenant d'où est provenue la coloration en vert d'une liqueur qui contenait tout l'acide de l'acétate de plomb décomposé, ce vert étant formé sur une matière colorante qui avait été teinte en rouge par un autre acide (l'acide malique); comment ce vert a passé au bleu, ce qu'il doit avoir fait en perdant du jaune, et comment il est revenu au pourpre en acquérant du rouge. Il y a donc du rouge qui verdit sous la réaction d'un acide et qui, sous cette réaction continuée, passe au bleu.

Le malate de plomb est aisément fusible et déjà dans de l'eau qui n'est pas encore parvenue au degré de l'ébullition, il se liquéfie à la manière des résines. Cette liquéfaction paraît être un achèvement vers la décomposition, une décomposition commencée, mais pas achevée, et qui par le refroidissement rentre dans ses anciennes limites. Cette décomposition, terminée sous l'influence d'eau très-chaude, pourrait donner lieu aux produits cités à l'occasion du malate de zinc. L'acide pourrait perdre 1/2 ou 1 d'eau d'organisation et s'établir sur radical-mi-éther ou radical-éther entier. La solution saturée dans l'eau tiède, étant, pendant un été chaud, abandonnée à l'évaporation spontanée, donne des cristaux volumineux. En hiver, une partie de l'acide serait décomposée par la moisissure et du souscarbonate de plomb serait formé.

Le malate de plomb à un sel double qu'il forme

avec le malate d'ammoniaque et qui cristallise très-bien.

Citrate de plomb. (sesquicitrate) Le plomb forme avec l'acide citrique quatre sels dont un neutre, deux avec excès d'oxide et un avec excès d'acide; celui-ci sur 1 $\frac{1}{2}$ d'acide a 1 d'oxide. En rapportant l'atome à l'acide, 1 d'acide y est proportionné par $\frac{2}{3}$ d'oxide. Un autre sel a sur 1 $\frac{1}{2}$ d'acide, 2 d'oxide. C'est de l'hemi-souscitrate. Enfin, un troisième sel, sur 1 acide a 2 oxide; c'est du souscitrate. Les deux premiers sels répondent à une dislocation et, sans doute, résultent d'une dislocation, de 3 de sel neutre en hemi-sursel et hemi-soussel, car les deux réunis sont composés de 2 acide et 2 oxide. Le sel acide cristallise avec 1 d'eau par chaque 1 d'oxide dans le sel. Les sels avec excès d'oxide, comme celui neutre, sont insolubles dans l'eau. Ils sont sans eau. Le sel neutre a une existence si fugace, a tant de pente à se sur-et-soussaturer, qu'il ne naît que pour périr. On l'obtient le mieux en décomposant de l'acétate de plomb par de l'acide citrique dissous dans l'alcool, prenant soin de laisser une portion de sel indécomposée et lavant à l'alcool. Le lavage à l'eau partagerait le sel neutre en soussel et sel acide.

Le pyrocitrate de plomb est peu soluble; en prenant un second rapport d'acide pyrocitrique, il cristallise très-bien. Son excès d'acide reste attaché au rapport d'eau qu'il possède à l'état libre. Le sel neutre est sans eau. D'après Dumas, l'acide pyrocitrique est composé de 2 $\frac{1}{2}$ de carbone, 3 d'oxygène et 2 d'hydrogène, puis de 1 eau. Cette compo-

sition , à $1/2$ de carbone près, répond à de l'acide succinique anhydre. Elle est 1 radical organique et $1/2$ oxide de carbone. La décomposition ultérieure, avec le concours d'une base, pourrait la résoudre en $1/2$ acide carbonique et un pyroesprit, esprit pyrocitrique, composé de 1 $1/2$ carbone, 1 oxigène et 2 hydrogène = $3/4$ radical-éther et $1/4$ hydrogène.

Acétate de plomb. Sel et sucre de saturne. L'acétate de plomb est préparé de différentes manières. Le procédé ancien consistait à monter de la tournure de plomb en pyrophore avec le vinaigre et l'air. Le vinaigre chez nous était de bière blanche et, comme on le pense bien, on ne songeait pas à le distiller. Ce vinaigre avait toute la blancheur requise pour son emploi et quand il lui en manquait le sel de saturne avait soin de lui en donner. La bière à l'usage du vinaigre était faite de malt séché au vent, qui est blanc, et de mouture de froment et seigle crus. On débattait à froid et on démêlait tiède. On cuisait à chaudière découverte, et le mout refroidi était immédiatement entonné et transféré à la cave. Le vinaigre était très-blanc. La tournure plongeait pour le tiers dans le vinaigre. Le plomb ne se sousoxidait pas d'abord pour ensuite s'oxider au complet ; tout l'oxigène requis pour le former en oxide lui était à la fois appliqué. Les effets incomplets sont dans les habitudes des combustions directes, ceux complets, dans les habitudes des combustions par pyrophore.

Un acide très-approprié à la preparation du sel

de saturne est celui d'eau-de-vie de grain. Nous avons dit que ce vinaigre résulte du pyrophore que de l'eau faiblement chargée d'acide ayant eu la même origine monte entre elle, l'eau de vie-de-grain et l'oxigène de l'air.

On accélère l'oxidation du plomb en plongeant dans le vinaigre une lame d'argent, à la rigueur, une de cuivre. Le plomb s'oxide à la fois par sa monture en pyrophore et pour garantir de l'oxidation, soit l'argent, qui n'a pas besoin de cette garantie, soit le cuivre, qui en a besoin. Si le cuivre se formait aisément en oxidule ce serait lui qui garantirait le plomb, car l'oxigène, dans le premier oxide de cuivre, est d'avantage condensé (d'avantage déplacé dans son calorique) que dans l'oxide unique de plomb. Un second pyrophore s'érige à coté du premier. Dans celui-ci, le métal préservé s'échauffe et le métal préservant brule. Si l'oxidation du plomb avait lieu par un procédé galvanique affranchi de pyrophore, la combustion serait directe et faite aux dépens de l'eau. Le pyrophore cesse d'agir dès que l'acide, enchaîné par le plomb, ne peut plus continuer sa fonction d'incalcescible. Aussi, l'acétate, d'après l'ancienne pratique, est-il sans excès d'oxide.

Le vinaigre saturé de plomb est rapproché jusqu'en consistance de cristalliser. On accélère le refroidissement pour que la cristallisation soit aiguilleuse. Le refroidissement lent lui ferait prendre d'autres formes et des formes sous lesquelles il serait moins recherché. Doebereiner a monté pour la fabrication du sel de saturne un

pyrophore double et dans lequel le vinaigre et l'acétate sont à la fois formés. L'élément incalescible, pour les deux, est l'éponge de platine. Le premier combustible est l'alcool, le second, le plomb.

Le pyrophore à sel de saturne de Doebereiner consiste en une sorte de chambrette de plomb communiquant avec le dehors et au fond de laquelle de la tournure de plomb est en partie immergée dans de l'eau-de-vie de grain faible (à 16, p. c. d'alcool). A un demi-pouce au-dessus du plomb on dispose à des distances égales et sur sur un filet tendu, des capsules en nombre suffisant pour couvrir 1/6 du filet. Les capsules sont chargées d'un peu de noir de platine (platine interposé de carbone). L'incalescible pour l'oxidation du plomb est l'eau aiguillée d'alcool, celui pour l'acidification de l'alcool est le platine. Le comburent pour les deux est l'oxigène de l'air, dont, pour cela, le renouvellement doit être assuré par la communication de l'appareil avec le dehors. La clarté du jour et une température de 30 à 36° accélèrent la marche du pyrophore.

On fait aussi l'acétate de plomb en saturant par la litharge de l'acide provenu d'alcool. La saturation ne pourrait être surpassée si le saturant était du souscarbonate ou de l'hémisuroxide. L'acétate neutre ne peut à l'acide carbonique ou au sur-oxigène enlever de l'oxide pour se former en sousacétate. Ces deux enlèvent, au contraire, l'excès d'oxide à l'acétate neutre. On

utilise maintenant à la fabrication du sel de saturne le vinaigre de bois, dont les autres usages deviennent de plus en plus restreints.

L'acétate de plomb cristallise avec 3 rapports d'eau auxquels au feu et dans le vide de Leslie il renonce. A l'air sec il s'effleurit. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Cette dernière solution, étant agitée avec de l'acide carbonique, laisse échapper son oxide formé en souscarbonate et remet son acide à l'alcool. Comme il n'existe point d'acétate acide, l'effet est immédiatement complet. C'est une méthode de faire de l'éther acétique qui ne serait pas sans avantage si la marche de la décomposition était plus rapide. L'acétate hydraté est fusible au feu. A l'air il échange volontiers un peu de son acide contre de l'acide carbonique, ce qui est cause qu'il exerce une réaction acide et répand une odeur de vinaigre. Par un contact prolongé, de l'ammoniaque, en même temps que de l'acide carbonique, lui est adjointe. Ce dernier résultera de l'oxygène d'eau d'organisation, restant seul avec une portion du carbone, et la première se formera de l'hydrogène de la même eau s'unissant à l'azote de l'air. L'acétate qui a subi cette modification n'est plus entièrement soluble dans l'eau.

Comme au feu l'acétate de plomb lache prise à l'eau qui l'hydrate et que l'acide acétique n'a point d'existence indépendante de sa conjonction par un oxide ou par l'eau, lorsqu'on veut décomposer ce sel par la chaleur, son acide se disloque et se partage en d'autres natures de combinaisons.

172 de carbone et 2 d'oxygène se réunissent en acide carbonique et 1 172 de carbone, 1 d'eau et 2 d'hydrogène forment ensemble un esprit ardent qui a reçu le nom d'esprit pyroacétique. Cet esprit ardent, d'après cette composition, répond à 172 rapport d'alcool, 1 carbone et 1 principes de l'eau, baséifié par 2 d'hydrogène carboné (2 hydrogène et 172 carbone) en place d'hydrogène simple. L'esprit pyroacétique, en raison du 172 carbone que l'alcool porte en charge, n'est pas une base, car il ne forme pas des sels avec les acides. Cependant, avec le chlore et avec l'hydracide de ce comburent il donne l'existence à deux sortes d'éther.

On attribue à l'esprit pyroacétique la composition de l'éther oxidé. 2 carbone, 1 oxygène, 1 hydrogène, puis 4 hydrogène et 1 oxygène. Cette formule répond à de l'alcool au quart soushydrogéné. 1 radical organique et 3 au lieu de 4 hydrogène. Une telle composition ne peut être le produit de 1 acide acétique d'avec lequel se retireraient 172 de carbone et 2 d'oxygène. Naguères, on le croyait composé de 3 carbone, 2 oxygène et 6 hydrogène. = 1 radical-alcool et 1 hydrogène carboné (1 carbone, 4 hydrogène) et ainsi d'alcool par de l'hydrogène carboné en place d'hydrogène simple. Cette composition répond aussi à 1 carbone et 1 172 principes de l'eau ou à 172 acide acétique in-conjoint + 2 carbone, 172 eau, ou radical-mi-éther, et 4 hydrogène = sous-acétate d'éther.

Ce serait un soussel d'éther, peut-être en raison de ce que, dans sa base, les 2 carbone ne sont réunis que par $1\frac{1}{2}$ principes de l'eau, ce qui, avec les $1\frac{1}{2}$ principes de l'eau, porterait à 2 et ainsi au pair le nombre des rapports d'oxygène de ces principes, et serait fait en vertu d'un proportionnement accessoire. Je nomme ce proportionnement accessoire à cause que dans celui d'où résulte le sel la relation est établie entre les deux carbones, de l'acide et de la base. On verra à l'occasion des sels organicoorganiques que dans les sels neutres de cette catégorie, 2 carbone dans l'acide se mettent en rapport de saturation avec 2 carbone dans la base.

M. Mellaerts a répété son expérience de préparation de l'esprit pyroacétique. Il a soumis à la distillation sèche 2 livres de sel de saturne. Près du quart de ce poids a été recueilli en pyroesprit, marquant 15° à l'aréomètre-aux-esprits. C'est la pesanteur spécifique de celui que l'auteur avait précédemment obtenu; toutes les autres propriétés du pyroesprit ont été trouvées les mêmes. Pendant le cours de l'opération beaucoup d'acide carbonique s'est dégagé. La vaporisation de l'eau d'hydratation du sel (3 rapports) a précédé la décomposition de l'acide, car jusqu'alors, ni acide carbonique, ni esprit pyroacétique ne s'élevait à la distillation. 8 onces sur 32 est tout ce que le vinaigre peut fournir en esprit pyrique. Le produit de la décomposition de l'acide acétique inconjoint, après la soustraction de $1\frac{1}{2}$ acide carbonique, est bien $1\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxygène et 3

hydrogène répondant à la composition de l'esprit cité. De 51 acide inconnu, 22 deviennent de l'acide carbonique et 29, de l'esprit pyrique. 162 172 acétate de plomb sans eau contiennent 51 acide, et le quart de ces 162 172 est 40 378. En ajoutant aux 29 esprit, 9 eau qui doivent être restés avec le sel jusqu'au moment de sa décomposition, et qui seront passé à la distillation en même temps que l'esprit, compléteront le nombre jusqu'à 39. L'auteur dit un peu moins du quart. Comme M. Mellaerts a employé du sel hydraté, 27 sont à ajouter au nombre du sel = 189 172 au lieu de 162 172. 2 des 3 rapports d'eau auront été condensés avec l'esprit. Le résidu a pesé 15 onces. Il consistait en sous-carbonate mêlé de sousoxyde de plomb et de plomb réduit, ce qui explique le dégagement de l'acide carbonique. Cinq onces se sont tournées en perte. Comme dans la distillation du bois, l'apparition du vinaigre est précédée de celle d'un esprit pyrique semblable à l'esprit pyroacétique, cet esprit a aussi été nommé esprit pyrolignique et esprit de bois. Si l'esprit pyroacétique est véritablement un sel, il doit paraître moins étonnant qu'il ne réagisse pas comme base. Comme sel il serait, à sa sous-saturation près, comparable au sulfate d'éther (huile douce sulfurique) qui est de même établi sur radical souséther : 2 carbone, 172 principes de l'eau et 4 hydrogène + 1 acide sulfurique sans eau. Cette composition répond à 1 vapeur concrète d'acide sulfurique (1 acide inconnu et 172 eau) et 2 carbone hydrogéné.

Nous avons dit que Pelouze, par la simple réaction de la chaleur et en privant successivement l'acide malique d'eau de conjonction sans isoler cette eau, et en la faisant simplement changer de place, a fait prendre à l'acide malique deux nouvelles formes. Il ne pouvait opérer d'autre changement, diriger d'autre réaction sur un acide par l'oxygène, dont le caractère est de ne pas céder de l'oxygène et de se prêter seulement à un déplacement complet ou incomplet de son eau. Cette eau appartient à l'organisation du carbone en radical. Le déplacement complet fait changer l'acide de composition, celui incomplet rapproche seulement son radical de la nature du radical-éther; on ne connaît pas de cas où il l'ait fait dépasser cette nature, s'entend, où, dans un acide par l'oxygène, 2 carbone sont restés organisés par moins de 1 principes de l'eau. Déplacer inamoviblement ou amoviblement un des principes de l'eau sans l'autre, à moins de les engager tous deux avec du carbone, serait aussi impossible que de déplacer l'oxygène qui acidifie le radical. L'eau est donc le seul constituant dont, sur l'acide libre, le déplacement puisse être opéré, et Pelouze l'a deux fois fait changer. La soustraction d'oxygène par la chaleur, en la supposant faite à 1 d'oxygène à la fois, abaisserait l'acide tartrique en acide malique ou citrique ou en un deuxième isomère de ces acides, et l'acide malique ou l'acide citrique, en acide succinique; l'acide succinique ne pourrait perdre de l'oxygène sans mettre à nu son radical qui, quoique composé des mêmes

principes que le bois et dans le même rapport de ces principes que le bois, sera peut-être un isomère du bois inconstituable hors d'engagement et dès-lors inisolable. Le principe régulateur de la décomposition des acides végétaux par le feu seul et par le feu avec le concours d'une base est donc celui-ci. Les acides par l'oxygène ou dans lesquels les principes de l'eau excèdent en oxygène le rapport de l'eau sont, par le feu seul, transformables en autres natures d'acides, ces natures étant ou n'étant pas les isomères des acides soumis à la transformation. Les acides par l'eau ou dans lesquels les principes de l'eau sont dans le rapport de l'eau, ou sont volatilisés sans changement, ou sont déplacés amoviblement, à la fois dans leur eau de conjonction et dans leur eau d'acidification, ce qui, dans un acide par l'oxygène, équivaut à être déplacé amoviblement dans son oxygène. L'acide lactique, à qui ce déplacement arrive, s'il était simple, aurait, après cela, son radical mis à nu si 1 de carbone-sucré ne restait pour le couvrir. Cet 1 de carbone-sucré, qui dans l'acide entier est porté en charge, dans l'acide déconjoints et désacidifié, change de rôle et devient agent, sinon de conjonction, du moins d'existence hors d'autre combinaison, ou d'affermissement en composition. L'acide acétique, qui n'a pas cette charge, n'est pas passible de la même décomposition. Il ne saurait perdre son eau de conjonction, et aucun autre acide ne saurait la perdre, sans perdre en même temps son eau d'acidification, et cette dernière perte ne pourrait se faire sans que son

radical ne se mette à découvert. L'acide malique menacé d'être déconjoint s'empresse de détacher de son eau d'organisation, bien plus importante et bien plus fortement engagée, pour remplacer au besoin l'eau de conjonction qu'il est menacé de perdre. Lorsque la menace se réalise l'eau d'organisation devient de conjonction et celle-ci devient d'hydratation. Les bases en déplaçant les eaux s'unissent à de l'acide établi sur radical-éther au lieu de radical-alcool. Le degré d'acidification par l'oxygène reste le même et seulement le rapport de l'eau organisant le carbone diminue. Le radical-éther se compose d'oxidule de carbone uni à du carbone hydrogené en simple; avec la moitié moins de principes de l'eau et tel que dans le radical sous-éther, du sous-oxidule de carbone est uni à du carbone sous-hydrogené. On ne connaît jusqu'ici pas d'organisation plus basse du carbone. Il pourrait en exister sans que le carbone cessât d'être organisé. L'organisation consiste à être lié par 2 rapports saturans pour 1 et ce lien est contracté aussi longtemps que l'un des deux rapports se trouve uni à de l'oxygène et l'autre, à de l'hydrogène. Le premier principe acidifie, le second, baséfie et les deux élémens de sel s'unissent en sel. Ce sel prend ensuite de l'oxygène, de l'hydrogène, de l'eau, une charge qui se joint à ceux-ci ou les remplace. Les acides par l'eau, dépourvus de charge, ne peuvent se disloquer sans l'intervention d'une base. Cette dislocation se fait alors en une autre nature d'acide et qui n'est plus organique et en

une hydrogénation de carbone qui est encore avec oxygène. Cet oxygène provient de l'eau d'acidification qui est comprise dans la dislocation et reste avec l'hydrogénation, l'acide recevant son oxygène du radical. Dans la dislocation en autre nature d'acide ou en radical non acidifié par la charge, et en eau que l'acide lactique subit au feu, c'est de l'acide acétique, en lequel et en charge de sucre que l'acide lactique consiste, qui se décompose et c'est à lui que s'enlève l'eau d'acidification. L'eau de conjonction est déplacée d'avec l'acide, y compris sa charge, laquelle charge, ne pouvant subsister près de l'acide à la place d'eau de conjonction sans être elle-même conjointe avec l'acide par de l'eau, prend la place d'eau d'acidification, et l'acide acétique devient réduit à son radical et à cette charge. C'est ainsi qu'il existe dans l'acide lactique sublimé. Comme il ne doit pas être plus difficile à un radical d'acide de se réacidifier que de se réorganiser au contact de l'eau et sous l'influence d'une base ou hors de cette influence, l'acide lactique, désacidifié par la perte de son eau d'acidification, se réacidifie. Le radical redevient vinaigre, et la charge reprend son emploi de conjoignant. En présence d'une charge l'eau ne saurait conjoindre, car la charge deviendrait sans emploi, mais un composé vice-conjoint par une charge peut encore être conjoint par de l'eau. La plus grande impossibilité en ordre de composition serait une conjonction par l'eau vice-conjointe par une charge. Ce serait mettre le représenté à la suite du représentant.

Cela équivaldrait à faire vice-conjoindre par une base un acide conjoint par l'eau sans que l'eau cédât sa place à la base et se retirât ou restât comme conjoignant ou hydratant avec le sel. La base d'un sel est le vice-conjoignant de l'acide de ce sel lorsque la conjonction est requise. L'acide benzoïque peut aussi bien que l'acide lactique être de l'acide acétique vice-conjoint par le restant de la composition, lequel restant consiste en 5 carbone, 2 hydrogène et 1 eau. Cette charge serait moins isolable que celle de l'acide lactique. Dans l'hypothèse de l'isolabilité de la charge, le 1 eau n'aurait qu'à reprendre son droit de conjoignant pour que l'acide acétique devint isolable. Il s'agirait de compléter l'acide du calorique que la charge en aurait déplacé de plus que l'eau peut le faire et dont la reprise doit rendre possible la substitution de l'eau à la charge. Il pourrait en être ainsi de tous les acides dont l'atome comprend au moins 3 rapports de principes de l'eau. Les acides par l'hydrogène éprouvent leur dislocation avec le concours d'une base. Il se partagent en une autre nature d'acide, laquelle cesse d'appartenir à l'organisation, et en une hydrogénation avec ou sans oxigène. Un second acide pourrait, dans le dernier cas, en résulter. Ce second acide serait de l'acide par l'hydrogène, et il serait établi sur radical-éther, lequel est connu pour se basifier plutôt que de s'acidifier par l'hydrogène.

Nous avons vu des acides qui n'ont besoin que de chaleur humide pour se disloquer une ou deux fois en acide carbonique et en une autre nature

d'acide. Un tel acide doit avoir du carbone et de l'oxygène et rester avec assez des deux pour être encore organisé, et pour être acidifié par le second de ces principes. Dans ce cas se trouve l'acide méconique qui, après avoir perdu en 2 fois 1 carbone et 4 oxygène, reste encore 2 $\frac{1}{2}$ carbone et 3 oxygène, outre les 2 hydrogène de l'acide-mère. Il y a là 1 radical acidifié par $\frac{1}{2}$ oxyde de carbone ou 1 acide succinique vice-conjoint par $\frac{1}{2}$ carbone réduit. D'autres acides sont dans des cas analogues.

Le sucre passant par la fermentation vineuse est aussi disloqué dans ses constituans. Ces constituans ne sont pas prochains et ce serait inutile qu'ils le fussent. Le sucre ne pourrait être que du sous-carbonate de carbone hydrogené bi-hydraté ou du carbonate neutre d'alcool : 1 carbone avec 4 oxygène et deux fois 1 carbone avec 2 hydrogène, puis 2 eau; ou 1 carbone avec 4 oxygène et 1 radical organique avec 4 hydrogène = 1 alcool; mais les acides ayant un nombre pair de rapports d'oxygène sont trop satisfaits dans leur affinités de combinaison pour s'engager avec de telles bases. Il est donc à croire que des élémens de composition éloignée sont détachés et réunis en acide carbonique. Ce détachement se fait sous l'influence du ferment. On remarquera que les soustractions de carbone et d'oxygène dans le rapport de l'acide carbonique se font par des rapports entiers de cet acide, lorsque cette soustraction n'est pas déterminée par une base qui engage l'acide, mais par la chaleur hu-

mide, par le ferment ou autres agens exerçant une influence mécanico-physique. L'alcool et l'éther auxquels, par un moyen quelconque, on parviendrait à soustraire une nouvelle quantité d'acide carbonique, se réduiraient à une hydrogénation de carbone laquelle pour l'alcool serait l'hydrogène carboné, et, pour l'éther, 677 de carbone hydrogené en simple et 177 de carbone hydrogené en soussimple. L'alcool donnerait 172 acide carbonique et l'éther, 174. L'alcool, pour exister en sel, devrait avoir la composition d'un bisouscarbonate d'hydrogène carboné : 1 acide et 3 base. L'éther présenterait une salification au-delà du double plus basse et dont la base serait un modèle de confusion. L'alcool et l'éther ne sont donc pas des sels et si c'étaient des sels ils ne pourraient fonctionner comme bases. L'acide acétique auquel par le plomb sont soustrait 3 oxygène, dont 1 pour oxider le métal et 2 pour acidifier le carbone, et 172 de carbone, doit nécessairement laisser 1 172 de carbone et 3 ou 1 172 de carbone hydrogené qui, avec 374 d'eau peuvent former de l'éther et avec 1 172 d'eau, de l'alcool.

L'acide acétique peut se surproportionner d'oxide. La solution de l'acétate neutre dans l'alcool se partage peu à peu en bisousacétate, qui se dépose, et en liqueur anodine végétale. On obtient le même bisoussel en saturant jusqu'à demeure hors de solution, de l'acétate neutre liquide par de l'oxide de plomb (litharge). Ce sel est l'extrait de saturne des pharmacies. On le

prépare en faisant digérer à froid du vinaigre blanc de vin avec un excès de litharge. Sous l'influence de l'excès d'oxide, le bisoussel n'est pas empêché de se former, mais dans le rapport qu'il se forme, cet excès s'en empare et le surproportionne en soussel à 6 rapports. C'est le marc insoluble à froid dans l'eau et dans le vinaigre que l'on trouve dans les cruches où par digestion froide l'extrait de saturne est préparé. A chaud et avec beaucoup d'eau on peut extraire du marc un sel soluble et qui cristallise avec 3 rapports d'eau, mais dans lequel une partie seulement de la masse est convertible. C'est le pentasousacétate de plomb. 1 acide et 6 oxide; puis 3 eau. Le bisousacétate de plomb est le mieux obtenu de la solution d'acétate neutre qu'on chauffe avec le double de son contenu en oxide. Pour l'avoir exempt d'acétate neutre on le mêle avec volume quinuple d'alcool fort; le soussel, insoluble dans l'alcool, sort de solution. On le lave à l'alcool et on le sèche. C'est le bisousacétate concret. Il est exempt d'eau. C'est en enlevant au bisousacétate son eau d'hydratation que l'alcool le rend insoluble. On ne peut vouloir le faire avec excès d'oxide sans en perdre une partie. On dit que le bisousacétate de plomb exerce des réactions alcalines. Il ramène au bleu le tournesol rougi par un acide et il fait passer le curcuma au brun. Pour que ces réactions fussent alcalines il devrait faire passer au vert le bleu naturel des plantes.

Oxalhydrate de plomb. Ce sel est insoluble dans l'eau froide, à peine soluble dans l'eau chaude,

ce qui donne la facilité de l'obtenir sans perte par double décomposition. Il ne supporte pas une forte chaleur, car déjà à 106° il se décompose. C'est sur ce sel, qui est libre d'eau, que M. Varry a analysé l'acide qui le salifie.

Kinate de plomb. Ce sel est difficile à faire cristalliser à cause du fort rapprochement de la lessive que sa concrétion demande. Il contient 2 rapports d'eau. Il a un trisonnel sans eau et insoluble dans l'eau. L'acide carbonique le décompose dans l'excès de sa base.

Nous avons dit que l'acide kinique consiste en 7 1/2 carbone, 9 oxygène et 9 hydrogène. Avec 1 1/2 carbone de plus, ce serait 3 d'acide acétique inconjoint : 2 de pareil acide y tiendraient lieu d'eau à 1 inconjoint lequel, dans l'atome de l'acide, proportionne. Maintenant 1/2 de carbone tient lieu de ce liquide à chacun des 3 d'acide acétique inconjoint. La résolution de l'acide kinique en 1/2 acide carbonique, que l'oxide de plomb déterminerait, donnerait pour pyroacide 7 carbone, 7 oxygène et 9 hydrogène, lequel serait un hydracide. Il y aurait dans ce composé de quoi faire de nouvelles et successives résolutions, d'abord en pyroacide ayant 6 1/2 carbone, 5 oxygène et 9 hydrogène, ensuite en pyroacide à 6 carbone, 3 oxygène et 9 hydrogène et enfin, en pyroesprit forme de 5 1/2 carbone, 1 oxygène et toujours 9 hydrogène. Ce pyroesprit serait 1 d'éther portant en charge ou en solution 3 1/2 carbone et 8 hydrogène : 3 carbone hydrogéné et 1/2 hydrogène carboné. Le tour des pyroacides

d'être décomposés par les mêmes moyens qu'ils ont été composés, sera bientôt là. Si l'acide kinique déposait de l'eau en même tems que de l'acide carbonique, sa résolution en composés éloignés serait plutôt faite.

Hippurate de plomb. Ce sel est obtenu de la décomposition faite à chaud d'un sel de plomb par un d'acide hippurique. L'hippurate de plomb cristallise de la solution refroidie. Il amène 6 rapports d'eau. A l'air chaud, les cristaux deviennent opaques. Le sel est soluble dans 5 à 6 parties d'eau froide. Ce sel ne peut être obtenu par la voie directe.

Comme l'acide hippurique est un acide par l'hydrogène, 10 carbone, 1 azote, 6 oxygène et 10 hydrogène, ce qui répond à 1 radical et 1 hydrogène d'hydroacidification avec une charge de 8 carbone, 1 azote, 4 oxygène et 7 hydrogène, l'oxide de plomb pourrait se prêter d'intermédiaire à la dislocation de l'acide hippurique en acide carbonique et esprit pyrohippurique. 172 de carbone et 2 d'oxygène seraient à détacher et 7 172 de carbone, 1 d'azote, 2 d'oxygène et 7 d'hydrogène se réuniraient en pyroesprit qui, en raison de son contenu en azote, pourrait être une base pseudo-alcaline, et serait, dans tous les cas, un pyroesprit animal. Il contiendrait de quoi former 1 d'ammoniaque et 172 d'acide carbonique et de quoi laisser 7 de carbone hydrogené en simple. Ce pyroanimalesprit continuerait d'être organisé en plein et s'il formait entre son radical et 1 d'hydrogène un hydracide et que cet hydracide

fut salifié par l'ammoniaque, l'acide de ce sel porterait en charge et, sans doute, transmettrait au sel pour lui tenir lieu d'eau, une charge de $5 \frac{1}{2}$ carbone et 2 hydrogène. L'esprit pyrique renfermerait aussi les élémens de 1 alcool absolu tenant en solution un composé de $5 \frac{1}{2}$ carbone, 1 azote et 5 hydrogène. En détachant de ce composé 1 acide hydrocyanique uni à 1 ammoniaque, le surplus serait $4 \frac{1}{2}$ carbone et 1 hydrogène.

Oléatomargaratostéarate de plomb. La combinaison entre rapports égaux des acides gras mélangés et d'oxide de plomb est obtenue de la décomposition de l'acétate de plomb neutre par le savon d'huile et soude. On édulcore en malaxant avec de l'eau. Il reste un corps blanc visqueux et qui, au feu, entre en fusion claire. Ce sel, exposé à une chaleur convenable, pourrait donner lieu à une dislocation de son acide d'où résulterait de la céruse et du pyroesprit avec oxigène et que la présence de ce principe rendrait différent de la pyrograisse.

Bisousoléatomargaratostéarate de plomb. Ce composé, qui est l'emplâtre de plomb des pharmacies, répond par sa composition au bisousacétate du même métal ou extrait de saturne, également des pharmacies. On l'obtient par la voie directe en réunissant 5 parties de litharge et 3 parties d'huile d'olive avec assez d'eau pour que la matière ne soit pas un instant sans eau. On fait bouillir, en ne cessant pas d'agiter, jusqu'à ce que la matière soit parfaitement blanche. Avec ce changement de couleur coïncide la due combinaison de

l'oxide avec les acides gras et ce qu'on nomme la consistance de l'emplatre. L'eau est requise pour reprendre la glycérine, peut-être pour aider à la former, et pour maintenir par sa vaporisation le degré de température où l'huile d'abord, et ensuite l'emplatre, ne sont pas décomposés. L'addition d'un peu de vinaigre d'alcool facilite la combinaison. Une partie de l'emplatre se forme alors par précipitation. La masse en est plus visqueuse, ce qui, pour plusieurs de ses usages, est une circonstance favorable. L'emplatre de plomb fait à sec et dans un bain d'eau salée ne donne pas de glycérine. Les acides des huiles et graisses montrent une grande propension à se combiner avec l'oxide de plomb, car, pour se le procurer, ils l'enlèvent aux sous-acétate de plomb, à l'acide acétique, à l'acide carbonique et au suroxigène. On peut, en effet, faire l'emplatre de plomb avec le sel de saturne, le pentasousacétate, le bisousacétate, la céruse, la minion et l'oxide puce. Il résulte aussi de double décomposition et bien d'acétate de plomb et d'oléatomargaratostéarate de soude (savon blanc). L'emplatre dit de savon est partie fait de cette manière. On fait bouillir du minion et de l'huile avec du vinaigre en place d'eau et on incorpore de la rapure de savon blanc. On a de l'emplatre de plomb par décomposition double et par la voie humide seule lequel est comparable à celui par la voie sicco-humide.

Tartrate de cobalt. L'acide tartrique forme avec l'oxide de cobalt un sel en cristaux rouges. Ce sel

a un engagement prononcé et bien cristallisant avec le tartrate de potasse. Les sels rouges de cobalt semblent tenir en adhérence un peu de suroxyde entier inconstituable hors d'engagement. Nous avons vu que les sels rouges de manganèse tiennent ainsi en adhérence de l'acide de leur métal.

Acétate de cobalt. La solution de ce sel, convenablement rapprochée, se concrète en une masse saline violette qui attire l'humidité de l'air et dont la solution dans l'eau est rouge. La solution, concentrée et mêlée avec un peu de sel marin, forme une encre sympathique incolore à froid et bleue à chaud. Le calorique en se substituant à l'oxyde près de l'acide fait paraître l'oxyde sous sa couleur propre. Le refroidissement fait disparaître la coloration. C'est l'histoire de toutes les couleurs que l'échauffement développe sur certains oxydes et sur certains sels. On obtient ce sel en faisant dissoudre de l'oxyde de cobalt dans de l'acide acétique ou dans du vinaigre distillé.

Lactate de cobalt. Ce sel cristallise avec 3 1/2 rapports d'eau. En perdant cette eau sa couleur se fonce et augmente en éclat. De l'hemi-suroxygène se substituera à plus ou moins d'eau. Les cristaux demandent 38 parties d'eau pour se dissoudre.

Hippurate de cobalt. C'est un hydrate cristallisé dont la couleur est rose.

Valérianate de cobalt. Ce sel est en cristaux d'un rouge-violet foncé. Il est aisément soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est persistant à l'air.

Il doit être en consistance de sirop pour cristalliser.

Succinate de nickel. La couleur de ce sel est le vert-pomme. Ses cristaux sont petits et peu solubles dans l'eau.

Citrate de nickel. Ce sel se forme en cristaux verts. Il admet un excès d'acide.

Tartrate de nickel. Sel neutre cristallisé et qui se constitue avec un excès d'acide. Il est vert.

Acétate de nickel. Les cristaux de ce sel sont verts. Ils se dissolvent dans 6 parties d'eau froide. A l'air, ils s'effleurissent un peu. On remarquera que les 3 métaux magnétiques ont un nombre de représentation peu différent, que l'un a un oxide inconstituable et les deux autres, un suroxyde inconstituable, et que les sels simples des trois sont colorés, ceux de l'un en rouge et ceux des deux autres, en vert. Au contact de l'air l'acétate de nickel se défait de la moitié de sa base formée en oxidosuroxyde et devient acide : 174 rapport d'oxygène se substitue à 172 rapport d'acide. La décomposition ne va pas plus loin, ce qui prouve que le suracétate de nickel existe en composition définie.

Lactate de nickel. Les cristaux de ce sel sont vert-pomme. Ils sont solubles dans 30 parties d'eau.

Benzoate de nickel. Le benzoate de nickel se forme en cristaux d'un vert-pâle, qui s'effleurissent à l'air et se dissolvent aisément dans l'eau et à la manière des sels hydrogéoorganiques (faits d'hydracides organiques); aussi dans l'alcool.

Valérianate de nickel. L'acide valérianique oléi-

forme décompose le sous-carbonate de nickel et prend une couleur verte. Son apparence huileuse n'en est pas changée; seulement sa consistance en est augmentée. L'eau chaude ne reprend rien à cette huile, mais l'alcool la dissout complètement. L'évaporation de l'alcool laisse une poudre vert-pâle, difficilement soluble. L'alcool aura enlevé l'excès d'acide et peut-être encore plus.

Tartrate d'antimoine. On obtient le mieux ce sel en enlevant au tartre stibié son oxide d'antimoine ou son tartrate de potasse à l'aide d'acide tartrique. La crème de tartre sort la première de solution, après quoi le tartrate simple cristallise. Ce sel attire l'humidité de l'air, ce qui indique qu'il est très-soluble dans l'eau. Il a un bas soussel que De Roover a reconnu et qui consiste en 1 acide et 4 oxide. Il peut, par rapport égal de tartrate de potasse, l'atome étant déduit de l'acide, être converti en tartre stibié régénéré et en oxide. Le tartre stibié est 1 surtartrate de potasse et 3 oxide d'antimoine; puis 2 d'eau; 1 tartrate neutre et 1 bisoustartrate. Le trisoussel se forme lorsque pour la préparation du tartre stibié, comme presque toujours, on employe plus d'oxide qu'il n'est requis pour saturer en triple l'acide excédant de la crème de tartre. Un excès d'oxide rompt le lien entre les deux tartrates. Il reste dans l'eau-mère du tartrate de potasse simple, ce qui prouve que du tartrate d'antimoine et de bipotasse ne peut se former. Il est insoluble dans l'eau. En broyant à sec le sulfate d'antimoine avec rapport double de tartrate de potasse, ajoutant peu à peu de l'eau

froide à la matière broyée, on obtient du tartre stibié pris en solution et du sulfate de potasse laissé indissous. La même chose arrive lorsqu'au sulfate d'antimoine on substitue le chlorure du même métal. Les acides qui se combinent avec l'oxide d'antimoine enlèvent cet oxide à la crème de tartre, ce qui n'arriverait pas si ce sursel était différemment proportionné. La potasse ne produit aucun effet et ne peut en produire un puisque le tartrate neutre de cet alcali est décomposé par le même oxide que la potasse devrait précipiter. Les acides enlevans se forment immédiatement en bisoussels. Si un seul rapport d'oxide était uni à la crème de tartre ils pourraient se former en sels neutres qui, par l'eau de la solution, seraient partagés en soussels et sursels.

Le nom du tartre stibié, d'après le sous-doublement (hemidoublement) que l'atome de l'antimoine a subi, devrait être potassetartratosous-tartrate d'antimoine sesquioxidulé, mais les 2 rapports de métal proportionnés de 3 rapports d'oxigène n'en satureraient pas moins comme 3 rapports, car c'est l'oxigène et non le métal qui règle le proportionnement. 1 172 d'oxigène formerait un sesquioxidule ou une combinaison entre rapports égaux d'oxidule et d'oxide, mais il faudrait pour cela que le métal fut oxidulable, ce que n'est pas l'antimoine. En triplant, quadruplant etc. l'atome du métal, on peut avoir des tri, quadri etc. oxides, mais ces tri, quadri etc. oxides prendraient, pour se saturer en neutre, 3, 4 etc. rapports d'acide. On augmenterait la masse et non

la valeur de l'oxide. J'ajouteraï qu'un métal jouissent de plus de 1 degré d'oxidation ne saurait avoir un degré quelconque de suroxidation. Or, l'antimoine a un hemisuroxide et un suroxide. On a fait le même sous-doublement de l'atome pour le bismuth, auquel on vient de reconnaître un hemisuroxide, et qui, par conséquent, ne saurait avoir un sesquioxidule. La difficulté d'exprimer par des points $\frac{1}{2}$ atome aura fait sous-doubler la valeur du métal sans réfléchir qu'avec son 1 atome fictif on faisait 1 $\frac{1}{2}$ atome réel de sel. Il reste donc aussi permis de dire que $4\frac{3}{4}$ $\frac{1}{2}$ d'antimoine avec 1 d'oxigène forme l'oxide d'antimoine, que $6\frac{5}{4}$ $\frac{1}{2}$ avec 1 $\frac{1}{2}$ d'oxigène. La difficulté d'exprimer $\frac{1}{2}$ atome par la moitié d'un point aura été un motif plus puissant de doubler ou sous-doubler l'atome d'un corps que la crainte de scinder une particule de dernière division réputée insectionnable. L'acide hydrosulfurique en rapport triple précipite d'avec le tartre stibié de l'hydrosulfate simple; le même, en rapport simple et libre ou uni à un alcali, du bisoushydrosulfate. Le surhydrosulfate d'alcali en précipite de l'hydrosulfate simple et du soushydrosulfate. Le soushydrosulfate n'y occasionne pas de précipité: de l'hydrosulfate à base de l'alcali et d'antimoine, avec demeure en adhérence de l'oxide d'antimoine, se forme. Dans une solution concentrée ce sel cristallise. Dans tous les cas, de la crème de tartre se régénère. Ce qui explique pourquoi par 1 d'acide hydrosulfurique on précipite la totalité de l'oxide d'antimoine comme par 3 du

même acide. Du stibiibisoustartratotartrate de potasse ne subsiste pas à côté d'hydrosulfate, et le tartrate d'antimoine n'a pas un proportionnement différent avec son oxide, qui soit unissable au tartrate de potasse. Le tartrate d'antimoine en isolément d'avec le tartrate de potasse ne cède pas son oxide à l'acide hydrosulfurique. C'est pour cela que le tartre stibié est garanti par l'acide tartrique d'être décomposé par le même hydracide. La tendance de la crème de tartre à se régénérer détermine la décomposition. La crème de tartre se précipite avec l'hydrosulfate formé.

On prépare le tartre stibié en faisant digérer légèrement à chaud les poudres très-fines de verre d'antimoine et de crème de tartre avec de l'eau. 3 parties de la première poudre, 4 de la seconde et 8 d'eau. On a de l'intérêt à ce que le sel se concrète à mesure qu'il se forme. La possibilité de la concrétion facilite la combinaison. On cesse la digestion aussitôt qu'une partie de la matière détachée de la masse se dissout en entier et à froid dans 14 parties d'eau. On chauffe alors avec assez d'eau pour faire dissoudre le sel, on filtre et on laisse cristalliser. On dépure par des cristallisations une ou deux fois répétées. Nous avons dit qu'on peut aussi saturer l'acide libre du surtartrate par du bas soussulfate d'antimoine. On obtient le plus commodément le bas soussulfate en faisant bouillir avec 2 parties d'acide sulfurique dilué de 24 parties d'eau le mélange intime de 2 parties de nitrate de potasse et de 3 parties de sulfure d'antimoine. L'acide nitrique naissant de sa combi-

raison avec la potasse oxide le métal et sousacidifie le soufre ; une partie de celui-ci se sépare sans être acidifiée. L'oxide, à cause du diluement, ne peut s'unir qu'à peu d'acide. On lave le produit et on le sèche à une chaleur assez faible pour ne pas le déshydrater. Il serait bon de pouvoir immédiatement l'employer.

Le tartre stibié est soluble dans 14 parties d'eau froide. Ses cristaux deviennent légèrement opaques à l'air. Les acides forts décomposent le tartrate de potasse et déterminent la précipitation du bisoustartrate d'antimoine. L'acide tartrique rendu libre ne s'unit pas au bisoussel, ce qui prouve qu'il n'existe point de sous-tartrate d'antimoine simple.

Racémate de potasse et d'antimoine. Le racémate simple d'antimoine n'est pas connu. La combinaison de l'oxide d'antimoine avec le surracémate de potasse fournit le sel nommé au titre. On ignore s'il est ou non en correspondance de composition avec les tartrates unis de potasse et de triantimoine. Ce qu'on sait c'est que les deux sels sont différens pour la forme cristalline et pour les propriétés.

Acétate d'antimoine. Le tartre stibié cède à l'acide acétique dans lequel il est dissous la totalité de son oxide et se régénère en crème de tartre. Celle-ci se dépose et l'acétate reste en solution. On doit proportionner pour un entier enlèvement de l'oxide. On peut aussi faire dissoudre dans le vinaigre provenu de sel la poudre d'Algaroth encore humide de sa préparation, Par un fort

rapprochement de la liqueur le sel acétique ammoniacal cristallise.

Tannate d'antimoine. L'acide tannique enlève au tartre stibié une partie de l'oxide d'antimoine et se met à sa place par du surtannate du même métal. Le tannate neutre se précipite et l'autre sel reste dissous. Celui-ci cristallise par la concentration au feu. L'alcool le partage en partie majeure dissoute, laquelle est de l'acide tannicotartrique, et en partie mineure cristallisée. Cette partie consiste en un sel analogue à celui d'où il est provenu, mais différemment proportionné. Il contient moins d'acide tartrique et plus d'acide tannique. La double acide tanne la gélatine animale. Le gélatine animale précipite la totalité de l'acide tannique d'avec le sel quadruple primitif. Le tannate neutre est sous la forme d'un magma blanc. Une petite partie reste dissoute dans l'eau. Il cède son oxide au gaz acide hydrosulfurique : de l'hydrosulfate d'antimoine à oxide est formé et l'acide tannique, rendu libre, se dissout dans l'eau.

Acétate d'or. Ce sel n'a d'existence que liquide et qui n'est pas encore de longue durée. On l'obtient en saturant de trioxide d'or le bihydrate d'acide acétique. A froid la décomposition n'est déjà pas lente ; à chaud, elle est subite, et si l'on a mis exactement 1 rapport de trioxide avec 1 d'acide, tout l'hydrogène est enlevé à celui-ci et le métal est réduit. De l'acide mellitique est formé. Avec 1 oxigène de plus ce serait 2 d'acide formique. Dans ce 1 rapport de trioxide il y a 2 rapports

de métal et 3 d'oxygène. Ce trioxide est, d'après cela, 2 de sesquioxidule. Le nombre a été doublé pour éviter la section de l'atome.

Succinate de fer à oxidulooxide. Ce sel tire sa principale importance d'être le résultat de la réaction de l'acide succinique sur l'oxidulooxide de fer engagé avec les sels de son oxidule et avec ceux d'autres oxides. L'oxidulooxide de fer est préféré par l'acide succinique à l'oxide de manganese. C'est un moyen d'écarter le fer qui s'ingère partout et salit tout. Le succinate de fer est sous forme d'une poudre rouge-foncé, insoluble dans l'eau. Le sel à base de fer doit être introduit dans celui à acide de succin. L'introduction contraire partagerait l'oxidulooxide en succinate à oxide se déposant et en sel à oxidule restant dissous. L'extraction du fer ne serait pas complète. Le sel de fer ou contenant le fer doit être neutre, sinon le précipité est redissous, ce qui semble indiquer qu'une sursalification du succinate de fer à oxidulooxide existe et que ce sursel dissout le sel neutre. Le succinate de fer verdâtre et à oxidule, peu soluble dans l'eau, s'y dissout à la faveur d'un surrapport d'acide.

Malate de fer à oxidulooxide. L'acide malique forme avec le fer sesquioxidulé un sel neutre et un sel acide, tous deux solubles dans l'eau et dans l'alcool et incapables de cristalliser. Il forme de plus un soussel insoluble. Le malate ayant pour base la seconde oxidation du fer est la seule qui soit admise. Cependant, l'oxidule de fer se dissout immédiatement dans le suc des pommes et quand

cette solution est à un degré de rapprochement notable (teinture de mars pommée) il s'y forme avec le temps une multitude de petits cristaux verts que toutefois je n'oserais assurer être du malate.

Le malate de fer, dans la teinture de mars pommée, est mêlé d'autre sels martiaux, mais surtout de beaucoup de mucososucres dont l'oxidation du métal par l'oxygène de l'eau a augmenté la quantité. L'hydrogène naissant s'est combiné avec les acides par l'oxygène et a formé du sucre. On débarrasse la teinture de ce sucre en y immergeant, avant de la rapprocher, du ferment de bière, chez nous de bière blanche, et en laissant fermenter; plus ou moins d'acide acétique doit se former. Cette teinture est le mieux préparée de la saturation du suc de pommes par l'hydrate de sa base oxidulooxidée, à la rigueur, du même suc et d'oxidule, mais alors 1/2 rapport d'oxygène est à emprunter à l'air par chaque rapport de sel.

Citrate de fer à oxidule. L'acide citrique dispose le fer à s'oxiduler aux dépens de l'eau. La solution est brune malgré que le sel soit à oxidule. Le sel cristallise. On peut aussi saturer l'acide citrique par de l'oxidule de fer fait par l'eau et encore humide de sa préparation. La potasse pure n'occasionne pas de précipité dans ce sel. Il se forme deux sous-citrates, l'un de fer et l'autre, de potasse, qui s'unissent entr'eux. C'est pour former ce soussel double que l'oxidule de fer est dissous par le citrate de potasse.

Tartrate de fer à oxidule. Ce sel, peu soluble

dans l'eau, cristallise de la décomposition du sulfate de fer à oxidule par l'acide tartrique. La tendance à la concrétion détermine sa formation. Il est dépourvu d'eau. Lorsque, pendant qu'on le dessèche par la chaleur, une seule particule prend feu l'ignition se propage dans le restant de la masse. L'effet n'est pas pyrophorique, mais dépend de $1\frac{1}{2}$ rapport d'oxygène qui se détache de l'acide et s'unit à l'oxidule. Il peut rester un hemisoussel double composé de succinate et de citrate ou malate de fer à oxidulo-oxide. Ce sel double serait inmanquablement le produit du tartrate éprouvant l'incandescence à l'abri de l'air. Après l'ignition le sel n'a rien perdu de son poids. Le tartrate à oxidule se combine en double rapport avec le tartrate de potasse et forme un sel peu soluble dans l'eau et cristallisant de cette solution. On l'obtient en faisant réagir hors du contact de l'air et avec l'intermédiaire de l'eau de la crème de tartre sur de la limaille de fer. L'eau se décompose et, si la limaille est bien métallique, l'hydrogène se dégage, sinon, ou si une partie est à l'état de rouille, il reste pour abaisser de $1\frac{1}{2}$ degré l'oxidation de la rouille. Alors la matière se tuméfie par de la vapeur d'eau actuellement formée, qui se vaporise. On doit trouver plus simple de saturer la crème de tartre par de l'oxidule fait d'avance. Le sel double se dépose à mesure qu'il se forme. Il est d'un blanc verdâtre. Ses cristaux ont la même couleur. Le même sel obtenu de la décomposition réciproque entre 1 rapport de tartrate de potasse et $1\frac{1}{2}$ rap-

port de premier chlorure de fer, est blanc. La solution de ce sel n'est pas décomposée par la potasse, mais le tartrate de cet alcali l'est par l'oxidule de fer. Il est dépouillé de son oxidule par le gaz acide hydrosulfurique. De l'hydrosulfate que la crème de tartre régénérée ne décompose pas, est formé. La tendance à cette régénération de la crème de tartre favorise une décomposition dans laquelle l'hydrogène de l'acide n'est pas joint à l'oxigène de l'oxidule. La composition de ce sel n'a pas été déterminée. Celui qui est blanc ne peut être que du tartrate de potasse et de fer oxidulé. Le tartrate à seconde base d'oxidule devient du sel à seconde base d'oxidulooxide par son échauffement au contact de l'air. Il est alors brun noirâtre et soluble dans 4 parties d'eau. On lui attribue 4 tartrate de potasse et 2 soustartrate à oxidulooxide, 4 acide tartrique et 4 potasse; puis 1 acide tartrique et 2 fer oxidulooxidé contenant 3 oxigène. Le sel est sans eau. Une portion de l'acide est entraînée par le fer qui la sursature en sel insoluble. J'ai toujours trouvé du tartrate neutre dans la teinture de mars tartarisée : sel essentiel de cette teinture, lequel, avec le temps, cristallise. Le tartrate double doit, du moins dans le principe, être différent suivant qu'on le compose de sel à oxidule qui s'oxidulooxide à l'air ou de crème de tartre et d'oxidulooxide hydraté, ou bien, qu'on décompose le tartrate de potasse par 1/2 rapport de sesquichlorure de fer. En instillant dans la teinture de mars d'un acide qui avec le sesquioxidule de fer forme un soussel insoluble, on isole du tartrate

neutre : la teinture devient incolore. L'acide tartrique du fer est entraîné dans la précipitation et un sel double entier ou un soussel double se forme. La concrescibilité de ce sel paralyse la régénération de la crème de tartre. Ure cite un sel dont l'analyse lui a fourni 1 tartrate de potasse et 1 soustartrate ou plutôt tartrate oxidinule d'oxiduloxide. Soustartrate signifie 1 rapport de tartrate moins $1/2$ rapport d'acide et tartrate oxidinule, 1 rapport de tartrate plus 1 second rapport, ici d'oxiduloxide.

Le tartrate de fer à oxidule consiste en rapports égaux de ses constituans. Une décomposition de l'acide tartrique en acide pyrotartrique et sous-carbonate d'oxidule pourrait être tentée avec ce sel. Si $1/2$ de carbone et 2 d'oxygène se détachaient pour former de l'acide carbonique, 1 $1/2$ carbone, 3 oxygène et 2 hydrogène resteraient pour donner l'existence à de l'acide pyrotartrique. Ce seraient $3/4$ atome de radical organique acidifiés par 2 $1/2$ d'oxygène et conjoints par $1/2$ d'eau. Ce serait plutôt $1/2$ acide composé de 1 carbone, 1 principes de l'eau et 1 oxygène. Il aurait pour charge $1/2$ carbone, et la combinaison serait conjointe par 1 d'eau. L'acide pyrotartrique ordinaire, que Pelouze a reproduit et examiné, consiste en 2 $1/2$ carbone, 3 oxygène et 3 hydrogène et, en outre, en 1 d'eau pour conjindre. Cette composition répond à de l'acide acétique portant en charge $1/2$ de carbone et conjoint par 1 eau. Comme il n'y a plus de carbone et d'hydrogène que dans l'acide tartrique il faut que plus de 1

rapport de cet acide ait été décomposé pour le former. 2 rapports d'acide tartrique : 4 carbone, 10 oxygène et 4 hydrogène, dont $1 \frac{1}{2}$ carbone avec 6 oxygène se formeraient en $1 \frac{1}{2}$ acide carbonique et 1 oxygène avec 1 hydrogène, en 1 eau, laisseraient $2 \frac{1}{2}$ carbone, 3 oxygène et 3 hydrogène, qui précisément composent le pyroacide. Il a suffi que $1 \frac{1}{2}$ d'acide carbonique se retirât et que 1 eau restât avec l'acide pour avoir une résolution parfaite de l'acide tartrique (2 rapports) en acide pyrotartrique (1 rapport). L'acide tartrique, en devenant de l'acide pyrotartrique, diminue de la moitié en capacité de saturation. La décomposition se fait de la manière dont nous venons de le dire, car la nature ne procède que par partages nets; ceux embrouillés sont dans l'art, et les produits étrangers que M. Pelouze a obtenus sont provenus, ou d'une portion d'acide tartrique qui s'est destructivement décomposée, ou d'une d'acide pyrotartrique tout formé et qui, en se volatilissant, s'est en partie décomposée. Cette volatilisation avec partielle décomposition se fait à 188° et c'est à $200-300^{\circ}$ que l'auteur a procédé. On peut toutefois aussi opérer à $175 - 190^{\circ}$ et alors la formation des produits accessoires fait place à celle, presque exclusive, d'acide carbonique et d'eau (eau de conjonction de l'acide tartrique). $1 \frac{1}{2}$ du premier et 2 de la dernière sont à séparer. C'est à cause des 3 d'oxygène que cette eau est chargée de conjoindre et proprement de conjoindre 1 oxygène avec 1 acide citrique ou malique, que son expulsion est si difficile et demande

autant de chaleur. Le mal est dans la presse. Par un échauffement lent il ne s'adjoint pas moins de calorique que par un rapide, mais le calorique a le temps de s'introduire et de se fixer, tandis que celui rapidement appliqué détruit avant de s'être combiné. La combinaison du calorique consiste à se mettre à la place d'acide carbonique près du restant de la composition. L'acide tartrique est encore un acide qui se pyroacidifie par la perte d'acide carbonique. Il pourrait éprouver cette perte de deux autres manières et bien sous l'influence d'un oxide comme d'eau très-chaude. Le sel tartrique devrait être du soustartrate et tel que de fer, de plomb, de chaux, dont 3 des 4 rapports d'oxide fixeraient 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'acide carbonique.

Le premier pyroacide pourrait par un nouveau traitement au feu, et cette fois-ci avec le concours d'un oxide, ultérieurement se disloquer en acide carbonique et esprit pyrotartrique. Celui-ci se composerait de 2 carbone, 1 oxigène et 3 hydrogène et serait de l'éther moins 1 hydrogène, éther enlève dans 1 de son hydrogène au lieu d'être ajouté dans 1 de son oxigène, ainsi que l'esprit pyroacétique est réputé l'être. Le tartrate de plomb se décompose au feu, d'abord en acide carbonique et en pyrotartrate et ensuite en une huile, qui distille et qui sera de l'esprit pyrotartrique, et en sous-carbonate, qui reste. L'acide tartrique sans eau de conjonction, mais conjoint par un oxide près duquel il a pu se faire remplacer par un autre acide a dû plus facilement se disloquer et le sel de cet autre acide, qui également à pu se

faire remplacer par un second autre acide (l'acide carbonique) n'a pas dû résister longtemps à sa résolution en cet acide et en esprit pyrotartrique. Le tartrate de plomb est anhydre, insoluble et pourtant cristallin. Le pyrotartrate du même métal est également en cristaux.

Le tartrate de fer à oxidulooxide est composé de 1 $\frac{1}{2}$ base et 1 $\frac{1}{2}$ acide. C'est un sel double formé de 1 tartrate à oxide inconstituable et 1 tartrate à oxidule constituable. 1 $\frac{1}{2}$ sesquioxidule et 1 $\frac{1}{2}$ acide. L'acide suit le rapport de l'oxigène et non du métal. Aussi $\frac{3}{4}$ rapport métal, 1 rapport oxigène et 1 acide. Il est brun-noirâtre. Le sel double à oxidulooxide est le plus sûrement identique lorsqu'on le prépare de crème de tartre saturée de l'oxidation du fer qui fait sa seconde base, récemment précipitée.

Tannate de fer à oxidulooxide. L'acide tannique forme avec l'oxidulooxide de fer un précipité bleu-noirâtre qui est du tannate neutre de ce degré d'oxidation du fer. 1 $\frac{1}{2}$ acide et 1 fer chargé de 1 $\frac{1}{2}$ oxigène. 1 $\frac{1}{2}$ acide consiste en 13 $\frac{1}{2}$ carbone, 18 oxigène et 13 $\frac{1}{2}$ hydrogène. Il n'y a là rien qui puisse reprendre le $\frac{1}{2}$ rapport d'oxigène du sesquioxidule de fer, ni rien qui puisse en être repris. Un acide par l'oxigène se contente de ce qu'il possède en ce principe et n'en cède à aucun autre corps. Ce sel est le colorant de l'encre. La composition du colorant de l'encre répond à rapports égaux de tannate à oxidule et de tannate à oxide : 2 fer, 3 oxigène et 3 acide ou 1 fer avec 1 oxigène et $\frac{1}{2}$ fer avec 1 oxigène et 2 acide.

Acétate de fer à oxidule. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide acétique à l'aide d'oxidule de fer par l'eau. Aussi de la décomposition de l'acétate de plomb par le sulfate de fer à oxidule ; de plus, du partage des principes de l'eau entre le métal et le soufre du sulfure de fer simple opérée avec le concours de l'acide acétique. Enfin, de la décomposition de l'hydrosulfate de fer fait par la voie humide et de métal, soufre et eau, par l'acide acétique. On a des cristaux d'un vert pâle agréable, qui d'abord s'effleurissent à l'air et ensuite se transforment en sous-sel à oxidulo-oxide lequel est employé en teinture. Outre le sous-acétate à oxidulo-oxide qui résulte de l'oxidulo-oxidation de la base de l'acétate à oxidule à l'air, l'acide acétique a un sel à oxidulo-oxide neutre. C'est une liqueur brune dont le produit de l'évaporation jusqu'à siccité est soluble dans l'éther et, dès-lors nécessairement aussi dans l'alcool. Il cède facilement de sa base à la matière colorante appliquée sur la toile et devient avec excès d'acide. On le prépare en imbibant de vinaigre jusqu'à supernatation à surface, de la limaille de fer sans rouille et en exposant à l'air. On retourne la matière de temps à autre et on ajoute du nouveau vinaigre à mesure que l'ancien est absorbé. Un pyrophore s'organise sous les auspices du vinaigre, qui s'échauffe et transmet au fer de l'oxigène dont il puisse immédiatement s'oxidulo-oxider. C'est pour cela qu'il ne se forme pas de sel à oxidule et aussi pas de sel avec excès d'oxidulo-oxide. On fait aussi l'acétate de fer à

oxidulooxide en décomposant le sulfate correspondant par de l'acétate neutre de plomb. Le sel se partage par la chaleur en sel avec excès d'oxide, qui se dépose, et sel avec excès d'acide, qui reste dissous.

Lactate de fer à oxidule. Le fer, sous l'influence sollicitante de l'acide lactique, s'oxide par l'oxigène de l'eau et forme un sel cristallisé blanc, peu soluble dans l'eau et qu'hydratent 4 rapports de ce liquide. Après un mois d'exposition à l'air il n'avait encore en rien changé de couleur. On croyait connaître un lactate de fer à oxidule dont les cristaux étaient bruns et qui était hydraté par 6 rapports d'eau. Malgré cette forte hydratation, ils empruntait encore à l'air assez d'eau pour tomber en déliquescence. Comme le précédent, il n'était pas prompt à prendre plus d'oxigène. Le lactate de fer à oxidulooxide ne cristallise pas. Il est incolore, ce qui n'était pas moins extraordinaire que la coloration du sel brun à oxidule.

Gallate de fer à oxidulooxide. Ce sel est d'un bleu foncé. On l'obtient en décomposant par l'acide gallique des sels de fer à oxidulooxide. La couleur n'a pas longtemps à subsister. A chaud, la décoloration est subite. De l'acide carbonique est formé. Cela prouve que l'oxigène de la sesquioxidulation du fer se porte sur le carbone de l'acide et en détruit 1/8 rapport. L'oxidule de fer reste dissous dans un nouvel acide. Ce nouvel acide doit avoir pour constituans 3 3/4 carbone, 6 oxigène et 3 hydrogène.

L'acide pyrogallique, 3 carbone, 3 oxigène et 3 hydrogène, étant, soit à chaud, soit à froid,

mêlé avec une solution de sulfate de fer à oxidulo-oxide, communique à la solution une belle couleur rouge. L'oxidulo-oxide devient de l'oxidule. Il ne se forme point de précipité et il ne se dégage point d'acide carbonique. L'oxigène se portera sur $1\frac{1}{2}$ des 3 d'hydrogène que l'acide possède et il se formera de l'eau. De l'acide sulfurique demeure sans saturation.

Lorsqu'au lieu de procéder ainsi on sature l'acide pyrogallique par de l'hydrate d'oxidulo-oxide de fer ou qu'on décompose le sulfate de fer à oxidulo-oxide par un pyrogallate soluble, au lieu d'une coloration en rouge, on en a une en bleue foncé et une précipitation de la même couleur. Cela dénote qu'à la fois, l'acide libre dissout le précipité et teint son bleu en rouge.

L'acide métagallique précipite les sels de fer en un noir qui provient plutôt de lui que de la base du sel. L'acide métagallique est 6 carbone, 4 oxigène et 3 hydrogène; à l'état libre, ses élémens sont conjoints par 1 eau.

Méconate de fer à oxidule. Ce sel est incolore. Ce caractère négatif se porte sur une qualité exceptionnelle, c'est pourquoi je le rapporte. Il est incristallisable. Au contact de l'air il prend $1\frac{1}{2}$ rapport d'oxigène et rougit. Il se forme en sel à oxidulo-oxide lequel, étant complété d'acide jusqu'à son état neutre, fonce encore d'avantage sa couleur. La lumière solaire, l'acide sulfureux, le premier chlorure d'étain, l'oxidule de ce métal, en lui enlevant le $1\frac{1}{2}$ rapport d'oxigène, le décolorent. De l'hémisurméconate à oxidule est formé. Ce sel reprend à l'air l'oxigène qui lui est enlevé,

recupère sa couleur et redevient neutre. Le second chlorure d'or ne détruit pas sa couleur. Aussi n'y a-t-il pas de motif pour qu'il le fasse, car la fonction de ce chlorure est de céder de l'oxygène et non d'en enlever; mais la réaction négative de ce chlorure est citée en opposition à celle positive qu'il exerce sur le bisulfohydrocyanate de fer à oxiduloxide. Le cas est bien différent.

Benzoate de fer à oxidule. Les cristaux de ce sel sont jaunâtres. Ils s'effleurissent à l'air et se dissolvent dans l'alcool comme dans l'eau. L'acide benzoïque a un sel à oxiduloxide insoluble et dont on utilise l'insolubilité pour séparer le fer d'avec les deux autres métaux magnétiques, d'avec le manganèse et d'avec les terres dont les benzoates sont solubles. Il y a aussi un sous-benzoate de fer à oxiduloxide insoluble et un surbenzoate soluble. Ce dernier cristallise.

Stéaratooléate de fer. Fait avec du sel à oxidule et du savon de soude, il est blanc, mais passe bientôt au vert. Celui fait avec du sel à oxiduloxide échange son blanc contre du rouge-brun. Ces savons sont fusibles à une chaleur modique et sont aisément solubles dans les huiles grasses et dans l'huile de térébenthine, ce qui dénote une véritable combinaison.

Tartrate d'urane à oxiduloxide. Les cristaux de ce sel sont d'un jaune pâle. Ils sont peu solubles dans l'eau. Les alcalis les décomposent. On ignore si le tartrate d'oxidule d'urane serait aussi peu soluble dans l'eau que l'est celui d'oxidule de fer. Si le tartrate simple se formait en double avec

le tartrate de potasse, 1 de celui-ci serait uni à 2 de l'autre : 3 acide tartrique, 1 potasse et 2 oxiduloxide comptés d'après l'oxigène, savoir, les $2\frac{2}{3}$ de 2 de métal et de 3 d'oxigène. Le métal est l'excipient et l'oxigène, le proportionnant.

Acétate d'oxiduloxide d'urane. On ne connaît pas d'acétate d'oxidule d'urane, dont le sel serait vert ainsi que le sont les autres sels d'urane au même degré d'oxidation et que l'est l'acétate d'oxidule de fer. On pourrait l'obtenir en décomposant le sulfate d'oxidule d'urane par l'acétate de plomb. L'acétate d'oxiduloxide d'urane est jaune-topaze. Il cristallise. L'acétate correspondant de fer est rouge. Il ne cristallise pas; les sels de fer à oxiduloxide ne cristallisent en général pas. L'acétate d'oxiduloxide d'urane laisse au feu échapper son acide sans que l'oxiduloxide restant change un peu notablement de forme et sans que l'urane baisse dans son degré d'oxidation. Cela prouve que le sel contient de l'eau sans laquelle l'acide ne pourrait s'isoler et dont la plus grande affinité de l'acide inconjoint avec l'eau qu'avec l'oxiduloxide détermine la décomposition. Cette conservation de la forme cristalline semble indiquer que la forme cristalline des sels dérive de leur base. L'acétate d'urane à oxiduloxide, étant décomposé par l'ammoniaque et le précipité étant redissous par l'acide acétique, cristallise en un sel double qui, après sa solution dans l'eau chaude, ne cristallise plus. L'acétate d'urane tient à celui d'ammoniaque lieu d'eau. La chaleur donne au dernier sel la faculté de remplacer le premier par de l'eau, d'où la désunion.

Acétate de cerere à oxidule. Les cristaux de ce sel sont inaltérables à l'air. Cela dénote dans le cerere une moindre propension à se sesquioxiduler que dans le fer.

Tartrate de mercure à oxidule. Le mercure a trois tartrates, un à oxidule, un autre, à oxide et un troisième, à oxidulooxide. Les deux premiers, en raison de leur solubilité différente, se séparent de la solution saturée du dernier dans l'eau. On chauffe la solution saturée à froid et on laisse lentement refroidir. Celui à oxide sort de solution et l'autre, par le rapprochement de la liqueur, cristallise. Les trois sels se forment en tartrate double avec le tartrate de potasse. Celui à oxidulooxide est le sel dont la solution forme la liqueur de Pressavin. Pour avoir du tartrate de mercure à oxidule et de potasse, on broie ensemble rapports égaux d'oxide de mercure et de mercure vif avec rapport double de crème de tartre, l'atome étant déduit de l'acide. On ajoute peu à peu autant d'eau qu'il est requis pour que la poudre reste humide. On a du tartrate double à oxide du même mélange en omettant le mercure vif. Il n'est pas encore déterminé dans quel rapport ces trois sels doubles se forment.

Le tartrate de mercure à oxidule cristallise très-bien. Il est peu soluble dans l'eau. Celui à oxide cristallise également. Il est encore moins soluble. On peut obtenir l'un et l'autre en décomposant par de l'acide tartrique de l'acétate de mercure en rapport d'oxidation avec le sel à produire.

Acétate de mercure à oxidule. L'acétate de mercure à oxidule est le mieux obtenu en broyant ensemble rapports égaux de précipité blanc de Scheele (premier chlorure de mercure par la voie humide) et d'acétate de chaux. L'acétate de mercure est la partie concrète du mélange. On le lave à l'eau froide et par petites quantités à la fois et on le fait sécher à l'ombre et sans le secours de la chaleur. La chaleur et la lumière, celle même diffuse, le partagent en $1\frac{1}{4}$ de mercure réduit et $3\frac{3}{4}$ de sel à oxidulooxide. Comme l'oxigène ne se retire pas la capacité de saturation ne diminue pas et la neutralité persiste. Le calorique que s'adjoit l'oxigène fait que la moitié de l'oxidule se partage en oxide et en métal réduit. L'état nativement fondu du mercure lui donne la facilité de se retirer. On fait le plus surement le précipité blanc en précipitant du premier nitrate aussi identique que possible par de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Tout ce que le sel contient en second nitrate est formé en sel Alembroth empêché de s'unir au premier chlorure de mercure. On instille le nitrate dans l'hydrochlorate. L'instillation contraire laisserait au chlorure double la faculté de se former. La solution du sel dans l'eau chaude pour l'avoir cristallisé produit immédiatement le partage du sel en sel double et en mercure réduit.

On peut aussi et à froid broyer l'acétate à oxide avec l'égal de son contenu en mercure. Le broyement du sel à oxidulooxide avec le quart de son contenu en mercure n'a pas le même succès. La

cause en est que moins de calorique est à déplacer et que les sels composans se trouvent engagés entre eux. Le caractère de l'acétate à mercure, comme de tous les autres sels mercuriels entièrement à oxidule, est que leur traitement à froid avec l'acide hydrochlorique corapose leur oxidule si complètement en premier chlorure que de l'ammoniaque mise en excès ne précipite plus en blanc la liqueur acide résidue.

L'acétate de mercure à oxide résulte d'oxide qu'à chaud on dissout dans de l'acide acétique absolu. On réunit 2 d'acide et 1 d'oxide, l'atome étant pris du métal. On décante à chaud. Par le refroidissement la fonte se prend en une masse cristalline, transparente, incolore. La chaleur ne peut nuire à ce sel, l'oxigène y possédant le *maximum* de calorique qu'il peut prendre. En employant un acide moins fort la liqueur décantée cristallise. Les cristaux répandent une odeur de vinaigre aussi longtemps qu'ils ont assez d'eau pour que l'acide puisse s'isoler. Ce qui dénote assez peu d'affinité de l'acide avec les dernières portions de l'oxide et une propension du sel à se constituer avec excès d'oxide. Quand le sel n'a plus d'eau à céder à l'acide, celui-ci en prend à l'air avec lequel on le met en contact. L'eau de l'air enlève l'acide, car le sel ne s'humecte pas. L'odeur de vinaigre devient de nouveau manifeste. L'acide est de même enlevé au sel par l'alcool. Ce liquide, qui semble simplement dissoudre l'acétate, s'empare de la moitié de son acide et retient en solution le sous-acétate produit : de l'éther acéti-

que est formé et se décèle par son odeur. On dirait que le demi-rapport d'acide tient encore au sel tandis qu'il est déjà enlevé par l'alcool. En rapprochant par la vaporisation lente, le soussel cristallisé. L'acide hydrochlorique ajouté à la solution fait surnager de l'éther acétique. La quantité de celui-ci est doublée à cause que le sel entier cède son acide à l'alcool. Du sublimé corrotif est formé. On peut l'écartier en le composant en précipité blanc ammoniacal. L'ammoniaque décompose le soussel et le sel d'éther, et l'acétate d'ammoniaque s'engage avec l'oxide en remplacement d'eau. L'hydrargyrioxidoacétate d'ammoniaque, qui est le sel formé, reste en solution. Ce sel, à sa solubilité dans l'eau près, est assimilable au précipité blanc ammoniacal. L'égal de son contenu en acide acétique peut être ajouté sans que la neutralité s'efface. Il se forme du sel pseudo-alembrothique, sel Alembroth dans lequel l'acide acétique remplace l'acide anhydrochlorique. La concentration à une chaleur modérée ne fait pas dégager de l'alcali et ne rend aussi pas la liqueur acide. Ce qui prouve que pas plus de sur-acétate d'ammoniaque que de sous-acétate de mercure se forme, mais, à un certain degré de rapprochement, le sel double se désassocie et l'acétate neutre de mercure cristallise. Ce mode de formation de l'éther rassemble à celui que l'alcool suit avec les sels à métaux bioxydés et à acides de comburent; il en diffère en ce que l'acide acétique passe à l'alcool sans amener l'oxigène de seconde oxidation. Que les acides de ces sels,

dans leur passage à l'alcool, amènent. Pour que l'acide acétique fasse la même chose, du sous-acétate à oxidule devrait être formé et l'éther acétique devrait être oxidulé. Ce serait de l'éther acétique pesant et tel qu'on en a lorsqu'on décompose de l'éther muriatique pesant par de l'acétate d'argent. L'éther muriatique pesant est de l'oxidule d'éther uni à de l'acide anoxichlorique. Les sels de métaux monoxidables et à acide de comburent se sous-saturent pour former de l'éther, de la même manière que le fait l'acétate de mercure à oxide.

L'acide hydrochlorique décompose l'acétate de mercure à oxide, nécessairement en second chlorure. L'ammoniaque, introduite dans la liqueur de décomposition, doit saturer l'acide acétique avant de pouvoir atteindre le chlorure, qu'alors il décompose en oxidochlorure blanc ammoniacal. S'il l'avait décomposé directement le précipité aurait à la longue été dissous par l'acide acétique et formé en acétato-chlorure ou sel Alembroth, partie par l'acide hydrochlorique et partie par l'acide acétique.

La fonte au feu de l'acétate fait avec de l'acide absolu, et qui était compacte et pellucide, a spontanément effleuri et s'est si fortement tuméfiée qu'elle a surnagé sur l'alcool dans lequel on a voulu la dissoudre. On aurait dit du sel de saturne lentement effleuri par la chaleur. Une perte en eau n'a seule pas pu produire cet effet.

L'acétate de mercure à oxide cède à l'eau bouillante que par parties fractionnées on verse

dessus la plus grande partie de son acide et laisse un bas sous-sel qui a l'apparence d'oxide rouge.

Il est un troisième acétate de mercure. C'est celui qu'on peut nommer double et qu'on obtient en décomposant du nitrate de mercure fait sans précaution pour l'avoir à oxidule ou à oxide, par un acétate, le mieux, par celui de chaux. Le sel est à oxidulooxide, à bioxidulooxide ou à oxidulobioxide suivant que le nitrate l'est. Il consiste ainsi en rapports égaux d'acétate à oxidule et d'acétate à oxide ou en 2 rapports de l'un des deux sur 1 rapport de l'autre. On lave à l'eau froide. La solubilité de ces sels diminue dans le rapport qu'ils sont d'avantage proportionnés de sel à oxidule. Le sel à oxidule simple demande pour sa solution à froid 133 parties d'eau. Celui à oxide simple n'en demande que 4 parties. En vertu de cette solubilité différente de ses sels composans il se partage en ces sels de sa solution chaude convenablement rapprochée qu'on laisse lentement se refroidir.

L'acétate de mercure à oxidule est par l'eau chaude partagé en sel à oxidulooxide et en métal réduit. On propose de le composer d'oxidule extrait du mercure doux et d'acide fort. On fait bouillir et on laisse cristalliser. Ce procédé n'a pas besoin de commentaire. On a le sel en précipitant du nitrate à oxidule par de l'acétate de potasse. On l'a aussi en précipitant le même nitrate par de l'acide acétique. La concrétion détermine la décomposition. Il est en cristaux brillans, flexibles et gras au toucher.

On conseille de faire l'acétate à oxide en digé-

rant de l'acide avec de l'oxide. On doit être adroit pour empêcher l'oxide de se sursaturer d'acide et l'acide de se sursaturer d'oxide. L'acide doit être fort. On abandonne à l'évaporation spontanée. Le sel cristallise. On peut aussi décomposer du sulfate à oxide par de l'acétate de plomb. Le sel de plomb se dépose et l'acétate, soluble dans moins de 4 parties d'eau froide, reste dissous. On laisse spontanément se rapprocher.

La solution de l'acétate de mercure à oxide est dit, à une chaleur d'ébullition, se transformer en acétate à oxidule. Le sel ne change pas de neutralité. La moitié de l'oxigène quitte le métal et décompose l'acide. Cet acide n'est donc plus de l'acide acétique et cependant, il sature l'oxidule comme l'avait fait l'acide acétique. Que peut faire 1 d'oxigène sur 1 d'acide acétique sinon lui enlever 1 d'hydrogène et par là le convertir en acide succinique ou en isomère de cet acide, car, comme 1 d'acide succinique plus 1 d'hydrogène est de l'acide acétique, 1 de ce dernier acide moins 1 d'hydrogène est 1 du premier. Le succinate de mercure à oxidule n'est pas plus soluble que l'acétate de mercure à oxidule, qui devrait, mais ne peut s'être formé.

Les sels disposés à l'acidinulation comme ceux disposés à l'oxidinulation sont le mieux préparés par double décomposition. Les acétates de mercure appartiennent parmi les derniers sels. C'est pourquoi, quand on veut avoir le sel à oxidule, on broie le chlorure de mercure à bi-métal avec de l'acétate dèshydraté de soude ou de chaux; pour avoir

celui à oxide on broie le chlorure à métal, avec l'un des mêmes acétates. Après la trituration, on instille peu à peu de l'eau froide et on continue de broyer. On décante à mesure qu'un peu de liquide surnage. L'acétate à oxidule, comme peu soluble à froid, ne craint pas l'ablution ; l'acétate à oxide doit être ménagé.

Lactate de mercure oxidé. Ce sel est déliquescent et ainsi difficile à cristalliser. Il paraît avoir été pris pour son pareil à oxidule.

Lampate de mercure. Ce sel a une existence des plus éphémères et n'est pas plutôt formé que déjà il est décomposé. De lampate à oxide il devient acétate à oxidulooxide. L'alcool adusté détruit, aux dépens de sa propre existence, le quart de l'oxygène. L'acide lampique s'accommode mal pour sa salification d'un oxide dont l'oxygène est fortement proportionné de calorique. Un pareil oxide offre trop d'éléments de décomposition pour lui. Les oxides de mercure et de cuivre en sont abaissés dans leur oxidation ; l'oxide d'argent en est réduit.

Benzoate de mercure oxidulé. Ce sel est obtenu conjointement avec le suivant lorsque par du benzoate de soude on décompose du nitrate de mercure à oxidulooxide. On n'ajoute d'abord que la moitié de la solution du benzoate et on décante de dessus le sel concreté. Ce sel est du benzoate à oxide. Il reste en solution du nitrate de mercure à oxidule et du nitrate de soude. On ajoute le restant de la solution du benzoate. Le benzoate à oxidule alors se concrète. Si l'on versait le nitrate double dans la solution du benzoate, du ben-

zoate à oxidulooxide 'crystallisable serait obtenu. Les trois sels , à une chaleur ménagée, subliment.

Urate de mercure à oxidule. On obtient ce sel , qui est sous forme d'une poudre blanche , en décomposant l'un par l'autre , de l'urate de potasse et du second chlorure de mercure. La poudre se colore passagèrement en jaune-citron en vertu du calorique qui se substitue éventuellement à l'oxide près de l'acide. A une chaleur un peu élevée , l'acide et l'oxide à la fois se décomposent , beaucoup d'acide cyanique et d'acide hydrocyanique est formé et le mercure est réduit. Il y a d'autres produits accessoires. Une chaleur ménagée pourrait donner des natures de composés différentes. 1 oxigène pourrait concourir avec les autres élémens à les former ; ces élémens sont 1 1/4 carbone , 1 azote , 1 1/2 oxigène et 1 hydrogène. En y joignant le 1 oxigène de l'oxide on trouve à composer 1/2 acide cyanique et 1/2 acide hydrocyanique , ce qui enlève 1 de carbone , 1 d'azote , 1/2 d'oxigène et 1/2 d'hydrogène. Reste 1/4 carbone , 1 oxigène et 1/2 hydrogène , qui prêtent à la formation de 1/4 oxide de carbone et 1/2 eau : 1/4 de carbone avec 1/2 oxigène et 1/2 oxigène avec 1/2 hydrogène. L'emploi des principes de l'acide et de l'oxide est renseigné au parfait. La potasse ne décompose pas l'urate de mercure , ce qui prouve que , de prime abord un engagement partagé se contracte entre l'oxigène de l'oxide et l'un des principes de l'acide , considéré comme acide organique animal.

Stéaratoooléate de mercure. Ce sel peut être à

oxidule et à oxide et le plus souvent il l'est aux deux. La différence dépend de l'espèce de sel mercuriel qu'on emploie. Celui à oxide est le moins consistant à cause de l'oxigène qui est transmis à l'acidification grasse et qui en change la nature. Nous avons vu que les suroxidations de plomb fournissent un semblable produit. La sabbaction du savon par l'axongure de mercure, étant traitée avec du sublimé corrosif, donne un savon consistant et dont la couleur est jaune pâle. On lave à l'eau froide et par le broyement. La pommade citrine donne avec le savon blanc un savon consistant et de couleur blanchâtre.

Valérianate de mercure. Penz a décrit deux sels de ce métal, l'un à oxidule, peu soluble, et l'autre, à oxide, beaucoup plus soluble. Trommsdorff n'en cite qu'un, qui est le dernier. Il est en cristaux blancs. A une faible chaleur, l'eau d'hydratation et une partie de l'acide se retirent et il reste du soussel rouge, qui est insoluble dans l'eau et qui naturellement se forme aussi lorsqu'au lieu de faire cristalliser le sel on évapore sa solution jusqu'à siccité. Ce soussel se dissout à chaud dans l'acide huileusement sec et lui communique sa couleur.

Tartrate d'étain oxidule. Ce sel est facile à former et facile à faire cristalliser. Il est peu soluble. Il s'associe par composition indirecte au tartrate de potasse. On l'obtient en traitant le tartrate simple de potasse ou le même double à second oxide plus énergique que l'étain oxidulé avec de l'oxidule d'étain. En opposition à ce qui se fait en toute

autre circonstance la faiblesse de l'oxide l'emporte sur la force et décide de la décomposition. On fait digérer de l'hydrate d'étain à oxidule avec du tartrate de potasse ou un tartrate du même alcali et d'un oxide plus fort que l'oxidule d'étain. La moitié de la potasse et l'oxide plus fort cèdent leur place à l'oxidule. Comme le tartrate de potasse et d'étain oxidulé ne sort pas facilement de solution, l'emploi du tartrate simple laisserait la potasse avec le sel. Quand à du chlorure de bi-étain on ajoute de la crème de tartre, le chlorure n'est pas décomposé, mais la crème de tartre est rendue plus soluble. Ce mélange trouve ses applications en teinture. L'addition de crème de tartre neutre ferait du chlorure double et du sel febrifuge. L'addition d'un alcali ferait la même chose. En rapprochant, ou en opérant avec des solutions saturées, ce dernier sel se concrèterait. Les acides les plus faibles enlèvent l'étain au tartrate double et les oxides les plus forts ne lui enlèvent pas la crème de tartre et pas même par l'affinité qu'ils exercent à l'état de sel. Cette différence provient de ce que la crème de tartre répugne aux engagemens qui l'éloignent de son existence libre. Les tartrates doubles sont des intermèdes commodes pour la transmission d'oxides naissans à des acides. On fait ordinairement le sel double dont nous parlons en saturant d'oxidule d'étain de la crème de tartre délaïée dans l'eau. La persistance en concrétion ne peut s'opposer à la solution.

Acétate d'étain à oxidule. Ce sel résulte de la

solution de l'oxidule hydraté d'étain dans l'acide acétique. Quand à sa composition on emploie de l'acide absolu mêlé avec de l'alcohol très fort, ce qui à froid ne forme pas d'éther, et qu'on fasse la saturation à chaud, le sel cristallise par le refroidissement. Sans l'alcohol, qui d'avance atténue le liquide, il faudrait évaporer en une consistance telle que le sel ne pourrait cristalliser, et subsidiairement atténuer par l'alcohol. On peut dire que l'alcohol enlève au sel l'excès d'eau à sa concrétion cristalline. Le sel se constitue sans eau. L'étain allié au plomb préserve celui-ci d'être oxidé par l'eau sous l'influence du vinaigre; le pyrophore se compose de plomb qui s'échauffe, d'étain qui brûle et d'eau qui fournit l'oxygène. Les rôles sont régulièrement distribués. L'affinité sollicitante de l'acide pour l'oxide à former aide à l'action. Lorsque l'air est compris dans le cercle du pyrophore, les emplois changent; l'eau acide s'échauffe, l'air oxide et les deux métaux brûlent. On peut former ce sel de chlorure de biétain et d'acétate de soude. Le chlorure de sodion cristallise le premier. L'acétate d'étain a trouvé des applications en teinture.

Succinate de cuivre à oxide. La couleur de ce sel est le vert-pâle. Il est en cristaux. Sa solution, étant mise à digérer avec de l'oxide hydraté de cuivre, s'associe cet oxide et devient du soussuccinate, sel insoluble dans l'eau. Le succinate de cuivre auquel avec l'assistance de la chaleur, la moitié de l'oxygène de l'oxide aurait soustrait 172 d'hydrogène, serait établi sur radical-éthero-

alcool : 2 carbone et 172 principes de l'eau , et aurait, sinon la nature , du moins les constituans de l'acide citrique déplacé par la chaleur dans 174 de son eau d'organisation. Le même acide qui aurait à l'oxide enlevé la moitié de l'oxigène serait de l'acide citricosuccinique ou succinicocitrique : 172 de l'un et 172 de l'autre. Rigoureusement les acides citrique et malique sont de l'acide succinique combiné avec rapport égal d'acide tartrique. L'acide succinique établi sur nouveau radical ne pourrait qu'en devenir plus volatil. L'oxidule ne le retiendrait pas et , dans tous les cas, il ne pourrait en retenir que la moitié , la capacité de saturation de la base étant diminuée dans ce rapport.

Citrate de cuivre à oxide. Ce sel est sous forme de cristaux d'un vert pâle. D'après J. Gay-Lussac , il existe avec 174 d'oxide en excès et contient 374 rapport d'eau , en empruntant l'atome à l'acide , et 1 rapport , en l'empruntant à l'oxide. On le prépare en saturant l'acide citrique avec de l'acétate de cuivre. Le citrate reste dissous dans l'eau qui contient l'acide acétique. Par l'ébullition prolongée du liquide , le sel se dépose sous forme de grains cristallins de couleur verte. Au bain-marie il renonce à la moitié de son eau et devient pâle-bleu. Le sel restant est 374 rapports acide, 1 oxide et 172 eau. Il est plus rigoureusement , puisque l'établissement de l'atome appartient à l'acide , 1 acide, 1 173 oxide et la moitié autant d'eau que d'oxide. C'est 173 sursel qui avec 1 173 d'eau cristallise. En sous-doublant l'atome

de l'acide le sel consiste en 1 rapport de celui-ci et 2 d'oxide avec 2 d'eau; en l'abaissant du tiers, il est 1 acide, 1 oxide et 1 eau; mais alors la valeur de l'atome est rompue et les sels changent de caractère. Il n'est pas sûr que le sel ait un proportionnement sans excès d'oxide. Il pourrait en avoir un et être neutre, s'il était fait par double décomposition et tel que de sulfate de cuivre anhydre qu'on broyerait avec rapport égal de citrate de potasse. On lessiverait à l'eau froide. La décomposition au feu du sel neutre pourrait enlever à l'acide $1\frac{1}{4}$ rapport de carbone si l'oxide était oxidulé, et $1\frac{1}{2}$ si le métal était réduit, et il pourrait passer un pyroacide compliqué et avec charge en raison de ce que plus de 1 rapport, et bien 1 $1\frac{1}{2}$ ou 2, d'acide devrait être décomposé pour que la perte en carbone fut réparée et que le pyroacide restât organique. Les acides par l'oxigène, qui sont simples, réguliers, sans charge et consistent uniquement en radical organique et oxigène, ne sauraient à d'autre oxigène céder que du carbone. En cédant de l'hydrogène ils s'établiraient sur radical-éther et auraient de l'oxigène en plus dans le rapport qu'ils auraient perdu de l'hydrogène. L'acide citrique, en éprouvant la perte de 1 hydrogène, enlevé par 1 oxigène, serait 1 radical-éther et 3 oxigène, ou de l'acide tartrique établi sur ce radical. Avec des oxides deux fois oxidables, et qui cèdent toujours volontiers la moitié de leur oxigène, on ne doit pas désespérer d'obtenir ce changement. L'oxide de cuivre serait le plus avantageux pour rendre un

pareil service. Pour céder un entier d'oxigène le métal devrait être réduit. L'acide tartrique en subissant un pareil changement de composition serait un acide nouveau, et pour le radical, et pour le contenu en acidoxigène (oxigène d'acidification). Le premier deviendrait radical-éther et le second augmenterait de 1 rapport. 1 radical et 4 au lieu de 3 oxigène. Ce serait de l'acide per-tartrique, ou tartrique, l'ancien acide devenant tartreux. Si la moitié de l'oxigène était ajouté à l'acide citrique ce serait de l'acide tartaricocitrique : 1 radical et 2 $\frac{1}{2}$ oxigène. La totalité de l'oxigène en ferait de l'acide tartrique. L'acide méconique, auquel il ne manque ni carbone, ni oxigène pour former de l'acide carbonique, prend successivement ces principes sur son radical puisque déjà après la première perte qu'il en éprouve sa capacité de saturation diminue de la moitié, ce qui indique que son radical n'est pas resté 2 carbone et 2 principes de l'eau. Il ne pourrait pas deux fois perdre 1 principes de l'eau sans être désorganisé, car il ne contient pas 2 d'hydrogène; mais il aurait pu, sans devoir toucher au carbone de son radical, perdre deux fois et demi $\frac{1}{2}$ acide carbonique en prenant de quoi les composer sur sa charge, qui consiste en 1 $\frac{1}{2}$ carbone et 5 oxigène; mais cette charge est passive et reste indifférente aux changemens de composition que l'acide subit. Ce n'est pas elle qui proportionne, qui sature, qui salifie; le radical seul est chargé de cette besogne et c'est lui qui porte le fardeau des décompositions et changemens de composition

qui arrivent à l'acide. Ce caractère est significatif pour la nullité d'action de la partie-charge d'un composé.

Tartrate de cuivre à oxide; tartrate de micuivre. On obtient le mieux ce sel en décomposant sa combinaison avec le tartrate de potasse par de l'acide tartrique. L'oxide est enlevé ou le tartrate déplacé. Dans le premier cas la crème de tartre est libérée, dans le second, elle est régénérée. Le sel se forme en cristaux verts broyés de bleu. Le tartrate de potasse et de cuivre est en cristaux de la même couleur. On le prépare en saturant d'hydrate de cuivre la crème de tartre délaïée dans l'eau chaude. La solution de ce sel sert à enluminer les images, et la poudre du sel est employée en peinture. D'après la méthode technique de le faire, c'est du tartrate de potasse et de cuivre avec de l'acétate de ce dernier. Le tartrate de cuivre a un sel acide qui cristallise au moment de naître par voie indirecte, mais n'est pas soluble dans l'eau.

Racémate de cuivre à oxidule. Ce sel, assez bien soluble dans l'eau, cristallise très-bien. Ses cristaux sont sans couleur. Si des acides végétaux à 2 rapports d'oxigène n'étaient pas connus, on penserait que c'est à cause de leur incomposabilité que l'oxidule de cuivre, si impatient de sortir de son bas degré d'oxidation, n'enlève pas 1 des 3 rapports d'oxigène d'acidification à l'acide racémique pour s'en former en sous-sel de cet acide à 2 rapports du même oxigène; mais on connaît deux acides de cette catégorie. On doit conclure

de cette amovibilité négative de l'oxigène appartenant aux acides végétaux que l'oxigène est plus fortement retenu par le radical-bois composé que par ceux simples des autres acides. Au contact de l'air le sel à oxidule se forme en sous-sel insoluble à oxide. Si ce sel n'était pas précipité en oxidule par les alcalis, on pourrait le considérer comme étant à oxide et anhydre. Les sels de cuivre à oxide sont blancs, lorsqu'ils sont sans eau ; une quantité donnée d'eau les verdit. Une plus grande quantité les bleuit. Sa coloration à l'air serait attribuée à de l'eau qu'il emprunterait à ce fluide. Le racémate est à oxidule à cause que sous l'influence de son acide son métal décompose l'eau, laquelle ne saurait élever une oxidation plus haut qu'au premier degré. Le sel résulte d'acide dilué et de métal.

Mucate de cuivre à oxide. Ce sel n'est pas soluble. On l'obtient de la décomposition d'un mucate par un sel de cuivre. Le mucate de cuivre se dépose à mesure qu'il se forme. Le dépôt est vert. Le pyromucate du même oxide est sous forme de cristaux bleus verdâtres. Il n'est pas largement dissous par l'eau. Son acide est $4 \frac{1}{2}$ carbone, 6 oxigène et 2 hydrogène. L'acide mucique, pour le former, doit acquérir un tiers en carbone, et perdre un quart en oxigène et trois cinquièmes en hydrogène. $1 \frac{1}{2}$ rapport acide mucique : $4 \frac{1}{2}$ carbone, 12 oxigène et $7 \frac{1}{2}$ hydrogène, en transformant $5 \frac{1}{2}$ hydrogène en eau par $5 \frac{1}{2}$ oxigène, laisseraient $1 \frac{1}{2}$ carbone, 6 oxigène et 2 hydrogène avec $1 \frac{1}{2}$ oxigène en excès.

C'est la composition de l'acide pyromucique. Le 172 oxygène n'est pas renseigné.

Acétate de cuivre à oxidule; acétate de bicuivre.

On obtient ce sel en décomposant le sous-carbonate de bicuivre par de l'acide acétique. On doit procéder à l'abri de l'air. Le sel est volatil et monte à la sublimation sous la forme d'une matière floconneuse blanche. Au contact de l'air il se transforme en sous-acétate que l'eau ne partage pas en acétate neutre et en oxide. Le second rapport d'oxygène double la capacité de saturation du métal et de 1 rapport d'oxidule il fait 2 rapports d'oxide. La tendance à la concrétion ne peut empêcher les sels de cuivre à oxidule insolubles de se former en sels de cuivre à oxide solubles. On obtient le même sublimé d'acétate à oxidule en soumettant à la distillation du sel à oxide. L'hydrogène de l'eau d'acidification ou $1\frac{1}{4}$ ou $1\frac{1}{8}$ de carbone, enlève le second rapport d'oxygène à une partie de l'oxide et l'oxidule formé, comme base du double plus énergique que l'oxide, enlève à celui-ci l'acide requis pour se saturer. La capacité de saturation du métal est diminuée de la moitié et de sorte que si de l'acide n'était pas décomposé du suracétate à oxide serait formé. Si, comme les autres métaux bioxidables, le cuivre avait une disposition à former des sels doubles de sa base, l'origine de l'acétate à bi-métal serait facile à renseigner. On prétend néanmoins que ce sel double existe dans certaines sortes de vert-de-gris et que lors de la dissolution de ces vert-de-gris par l'eau ou par le vinaigre, l'oxi-

dule est par l'oxide de sous-salification déplacé d'avec l'acide. Il se trouvera parmi l'oxide soussalifant, et l'insolubilité de son sell'empêchera d'être dissous. Si l'acétate à oxidule était soluble il se partagerait en acétate à oxide et en métal réduit. C'est une manière de faire générale des métaux bi-oxidables quand l'oxigène de leur oxidule trouve à substituer du calorique à la moitié du métal. Voilà comme on dit que cela est, et comment on peut interpréter ce dire, mais je suis disposé à croire que le sel sublimé est de l'acétate de cuivre anhydre, lequel est blanc, et que sa coloration au contact de l'air, quand elle a lieu, provient d'eau et non d'oxigène. Le résidu, pris pour de l'oxidule, est de l'hydrate d'oxide devenu sans eau. Cet oxide peut se dèshydrater par une chaleur humide et appliquée par l'eau, comme par une sèche et appliquée sans intermède.

Le cuivre a un acétate à oxide qui cristallise avec rapport égal d'eau. Il est d'un vert foncé. Cette couleur est commune aux sels de cuivre oxidé. Au contact de l'air la surface du sel s'hémisous-hydrate. La poudre de l'efflorescence est bleue. Le sel est soluble dans 5 parties d'eau chaude et dans moins du triple de cette quantité d'eau froide. Il est soluble dans l'alcool chaud à l'égal de ce qu'il l'est dans l'eau froide. Dèshydraté au feu et chauffé jusqu'à ce qu'il s'allume, il brule avec une flamme verte foncée. L'hydrogène de l'acide est enlevé par l'oxigène de l'air, le carbone sesquioxidulé prend pour s'oxider l'oxigène de l'oxide, brule aussi et le métal réduit

fait la même chose. Si l'eau n'abandonnait pas le sel, l'acide se retirerait et l'oxide resterait seul. La dislocation est plus successive que n'avait été la conjonction : 8 rapports d'oxigène, dont 3 pour l'hydrogène, 4 pour l'oxide de carbone et 1 pour le métal. Chauffé avec du sucre, l'oxide est converti en oxidule qui lache prise à l'acide. On obtient l'acétate de cuivre en saturant d'acide acétique le vert-de-gris du commerce. On doit introduire le sel dans l'acide sinon la saturation s'arrête à la formation d'un hemi-soussel, et on doit procéder à chaud. C'est alors le sel que par l'eau on extrait du vert-de-gris. La solution ne doit pas être trop rapprochée, le sel étant inclin à cristalliser en crème à la surface du liquide, et l'on n'obtient même aisément des cristaux que lorsqu'on fait traverser la solution d'éclats d'allumettes auxquelles le sel, dans sa répugnance à gagner le fond du vase, s'attache. On peut aussi décomposer de l'acétate de plomb par du sulfate de cuivre. Le sulfate de plomb étant insoluble, se dépose. Quand à sec, on broie ensemble les deux sels dans un mortier légèrement chauffé. On peut décanter un liquide qui immédiatement cristallise. Les vases de cuivre dans lesquels on laisse séjourner de la liqueur acéteuse monte un pyrophore entre le métal, la liqueur et l'oxigène de l'air. L'acétate se place dans un cercle autour du liquide. Des parties sont prises en solution et verdissent les objets qu'on cuit dans la liqueur. L'ébullition diminue l'effet, mais ne l'empêche pas entièrement.

L'acétate de cuivre prend en surcharge et à la place d'eau, $1\frac{1}{2}$, 1 et 2 rapports d'oxide. Le second surproportionnement est le vert-de-gris. J'en parle d'abord à cause qu'il fournit le premier. Pour l'obtenir on monte en couches alternatives du marc de raisin et des lames de cuivre. On pourrait stratifier de la même manière le marc de pommes si prompt à s'acétifier. La monture des piles se fait dans des pots de grez. Deux pyrophores sont successivement organisés. Les deux le sont entre l'air qui opère la combustion et, dans le premier, le métal qui la provoque et le suc de marc qui l'éprouve ; dans le second, entre le vinaigre qui en fait la provocation et le métal qui la subit. La salification de l'oxide par l'acide est une action secondaire et indépendante du pyrophore. On peut aussi arroser de vinaigre les plaques de cuivre et exposer à l'air. Un seul pyrophore alors se monte ; c'est le second. Le vinaigre d'avance fait soufre le calorique et le métal s'approprie l'oxigène. Le vert-de-gris, d'après ce procédé, qu'on pourrait appeler de monopyrophore, contient $1\frac{1}{6}$ moins de métal que l'autre ; il est moins dilué de bleu. On accumule aussi en une sorte de pile à monométal des plaques de cuivre et des morceaux de toile épaisse imbibés de vinaigre. On évite la compression sans toutefois diminuer le contact. Le concours d'un élément négatif déterminerait l'oxidulation du cuivre aux dépens de l'eau. Le vert-de-gris de cette méthode est sans nuance bleuâtre. Pour que ces soussels se formassent d'abord en sel neutre à oxidule et ensuite en

soussel à oxide, l'oxidulant du métal devrait être l'oxigène de l'eau. L'oxidant de l'oxidule devenant oxide ne pourrait être que l'oxigène de l'air. Le vert-de-gris-sousacétate contient 2 rapports d'eau en fesant dériver l'atome de l'acide et 4 rapports, en le fesant dériver de l'oxide. Le soussel cristallise avec l'eau au moment de se former. A une chaleur sèche de 50°, il laisse échapper la moitié de l'eau et devient gris; à une humide et de 100°, il l'abandonne en entier et devient noir. C'est alors l'eau chaude de solution qui enlève l'eau froide d'hydratation. L'effet est plus complet lorsque le sel ne contient plus que la moitié de son eau. C'est sur l'excès d'oxide et non sur le sel que l'action s'exerce. Cette même action est exercée par l'eau chaude sur l'hydrate vert de cuivre. Le vert-de-gris bleuâtre consiste en 1 acide, 2 oxide et 6 eau; celui simplement vert, en 1 acide, 1 $\frac{1}{2}$ oxide et 3 eau. L'eau se met en relation avec l'oxigène de l'oxide. L'un est du sousacétate, l'autre, de l'hémi-sousacétate. Dans le vert-de-gris bleuâtre deux sels sont réunis par l'eau et se séparent lorsqu'à une chaleur sèche de 50° on chasse les $\frac{19}{24}$ de ce liquide. Le soussel se partage en sel neutre avec 1 eau et hémi-soussel avec 1 $\frac{1}{2}$ eau. Ce dernier est insoluble. L'eau est encore en relation avec l'oxide et comme si l'hydrate de celui-ci s'engageait indécomposé. En traitant le même sel avec beaucoup d'eau froide le partage se fait en 1 rapport de sel contenant 1 d'acide, 1 d'oxide et 1 d'eau, 1 rapport de sel contenant 2 d'acide, 1 $\frac{1}{2}$ d'oxide et 6 d'eau et en 2 rap-

ports d'un troisième contenant 1 d'acide, 1 $\frac{1}{2}$ d'oxide et 1 $\frac{1}{2}$ d'eau. En traitant le même soussel à l'eau chaude il se partage en sel neutre et en soussel consistant en 1 acide, $\frac{4}{8}$ oxide et 12 eau. La moitié de l'oxide en perdant son eau devient noir. L'eau chaude de solution enlève l'eau froide d'hydratation. Peu de chaleur répandue sur beaucoup d'eau supplée à beaucoup de chaleur répandue sur peu d'eau, ce qui prouve que c'est un véritable engagement entre les deux eaux qui s'opère. L'eau en quantité suffisante peut n'être chaude que de 25° tandis qu'en petite quantité elle doit l'être de 100°.

Les cristaux bleus qui se forment dans le mode de fabrication du vert-de-gris usité à Montpellier sont de l'hemi-sousacétate : 1 acide et 1 $\frac{1}{4}$ oxide. Ils sont hydratés par 1 $\frac{1}{4}$ d'eau. Nous avons vu des blocs de vert-de-gris de cette origine presque entièrement composés de ces cristaux. Ils se forment dans une liqueur avec excédant d'acide. Nous avons vu une fois ces cristaux se former dans une extraction de vert-de-gris vert faite à l'eau chaude et à laquelle avait été ajouté un peu de vinaigre distillé, et une autre fois, dans une pareille extraction à laquelle on avait joint la dissolution du marc de l'extraction dissous dans le même acide. Ce marc était brun en raison de l'eau chaude qu'on avait employée à l'extraire, et cependant il fut dissous en entier. Cela prouva bien que ce n'était pas de l'oxidule. La liqueur était chaque fois avec excès notable d'acide et cet excès augmenta après que le sel fut cristallisé. On avait

tenté en vain de rendre neutre celle de la seconde expérience en l'échauffant avec un grand excès de marc et avec d'autre vert-de-gris. Les allumettes se couvrirent de gros cristaux d'un bleu si intense qu'ils étaient presque opaques. On les aurait dits noirs plutôt que bleus. Le fond du vase, qui était un gros matras à col court, fut tapissé d'une obduction épaisse et toute formée de cristaux du même sel. Les cristaux avaient le reflet cuivreux de l'indigo et du bleu de prusse. Ce reflet appartient donc au bleu saturé. La liqueur dans laquelle ils se sont formés avait augmenté de $1\frac{2}{3}$ en eau. Les cristaux étaient durs et craquaient fortement sous les dents. L'obduction cristalline était çà et là parsemée de sortes d'efflorescences en étoile et dont la couleur était le vert-pâle. L'hemi-suracétate doit avoir une grande propension à se composer puisqu'il se forme avec excès d'oxide dans une liqueur avec excès d'acide.

L'acétate neutre de cuivre, étant soumis à la distillation pour en retirer le vinaigre radical, laisse échapper en premier lieu le rapport d'eau qui l'hydrate. Cette eau avait de l'acide passé au sel; elle formait l'eau de conjonction de l'acide. L'acide, qui n'a point d'existence inconjointe, ne peut, sans être remis en possession de cette eau, quitter l'oxide. Cependant il le quitte. Il est apparent que le radical, pour remettre l'acide en possession de cette eau, s'établit sur radical-éther. La moitié de l'acide peut aussi se décomposer destructivement et à la manière du bois qui distille, pour pouvoir à l'autre moitié céder son $1\frac{1}{2}$ rapport

d'eau d'acidification, afin que cette autre moitié devint eau de conjonction. Un rapport d'acide n'est alors plus que 1/2 rapport. Le premier est le plus probable et a son précédent dans l'acide malique et ailleurs. Ce précédent est même renforcé, car l'acide malique, pour se rétablir en conjonction, s'empare de l'eau qui organise son radical, tandis que l'acide acétique, pour reconjoindre sa pareille, ne cède que son eau d'acidification. Il s'agira de voir si le vinaigre radical de cuivre est ou non établi sur radical-éther. On dit que pendant la rectification de ce vinaigre 1/6 de l'acide prend l'état de gaz ; ce pourrait bien être la portion établie sur radical-éther. On dit de plus qu'il se forme de l'esprit pyroacétique de cuivre. Cet esprit ne pourrait provenir que d'acide qui se partagerait en lui et en acide carbonique. On a des produits différens suivant la chaleur qu'on administre. Le sel donne plus d'eau qu'il ne contient. Le métal est oxidulé ou réduit, ou bien, il est l'un et l'autre. 16 parties de sel ne donnent que 6 parties d'acide. L'oxigène de l'oxide peut enlever du carbone à l'acide et ainsi diminuer le manque d'eau.

L'acétate de cuivre forme avec le bisouscupride d'ammoniaque un composé oxidosalin qui a été pris pour de l'acétate d'ammoniaque et de cuivre. On l'obtient en décomposant par de l'ammoniaque liquide concentrée de l'acétate neutre de cuivre et en dissolvant dans le même alcali le précipité formé. Ce précipité est de l'acétate de cuivre uni à de l'hydrate de cuivre. On rapproche un peu

et on laisse cristalliser. Les cristaux, qui nécessairement sont bleus, s'effleurissent à l'air sec. De l'ammoniaque et de l'eau ou de l'eau et, avec elle, de l'ammoniaque, deviennent libres, et l'acide acétique, que l'alcali engagé avec l'oxide, ni l'oxide engagé avec l'alcali ne peuvent saturer, fait connaître sa présence par son odeur.

L'acétate de cuivre contracte un engagement de sel double avec l'acétate de chaux. Pour l'obtenir, on décompose de l'acétate de cuivre par de l'hydrate de chaux. On doit réunir rapports égaux ou prendre en chaux ce qui est requis pour se substituer entièrement au cuivre. Lorsque le produit est un précipité et que le précipité est solide on ne saurait en agir autrement, car rien n'indique que le *quantum satis* est saisi. On broie sous l'introduction d'un peu d'eau. Il se forme de l'acétate de chaux et de l'hydrate de cuivre. On ne s'est pas assuré si le dépôt est du cuprioxidoacétate de chaux ou si l'acétate de chaux reste en solution et que l'hydrate de cuivre seul se dépose. Quoiqu'il en soit, on ajoute au précipité assez d'acide acétique pour le dissoudre. L'acide doit être chaud et de force moins que moyenne. On filtre et on place dans un endroit dont la température soit constamment entre 20 et 30°. L'évaporation et la cristallisation doivent l'une et l'autre se faire avec lenteur. On obtient un beau sel, bleu-foncé, s'effleurissant partiellement à l'air, les cristaux gros et réguliers, moins, ceux petits et irréguliers, plus. Ses constituans sont rapports égaux des deux oxides et rapport double de l'acide ou rapports

égaux des deux acétates avec 8 rapports d'eau. Ettlinger a trouvé et analysé ce sel.

Brewster a obtenu un autre sel identique pour les composans, mais différent pour les rapports. Il est très-bien cristallisé et consiste en 1 d'acétate de chaux et 1 de sousacétate de cuivre. Le sel est hydraté par 4 rapports d'eau : 2 acide, 1 chaux, 2 oxide et 4 eau. La différence est de 1 oxide de cuivre. C'est du cuprisubacétatoacétate de chaux. Les cristaux sont d'un beau bleu.

Lactate de cuivre à oxide. Sel bleu très-bien cristallisé et qui contient 3 rapports d'eau. Il s'effleurit à l'air. Il n'est pas dit combien d'eau il perd. L'acide lactique, pour le former, partage l'oxidule de cuivre en ses constituans oxide et métal réduit. Comme aqueoacide et ainsi comme dénué d'oxigène non proportionné en eau, l'acide lactique ne saurait lui-même élever le degré d'oxidation de l'oxidule de cuivre. Ce sel est obtenu en faisant réagir de l'acide lactique sur de l'oxidule de cuivre. L'oxidule, en vertu du calorique qu'il déplace de plus que l'eau d'avec l'acide, se partage en les constituans qu'il a été dit : l'oxigène ne bouge pas, mais le métal se retire. On obtient aussi le sel en saturant l'acide lactique par du second oxide de cuivre à l'état d'hydrate ou de souscarbonate. La grande énergie comburante de l'acide lactique se montre ici au grand jour.

Lampate de cuivre à oxide. Ce sel se forme en cristaux bleus. La solution, qui a la même couleur, laisse au feu échapper une poudre rouge abondante, qui sera du lampate ou du souslampate

à oxidule. L'alcool mi-brulé réduira en oxidule la moitié ou la totalité de l'oxide. Le soussel à oxidule de *l'ægyptiacum* sera formé. Avec un autre acide ce pourrait être du sel dèshydraté par la chaleur et que le défaut d'eau rendrait insoluble ou moins soluble.

Kinate de cuivre à oxide. Ce kinate est obtenu en saturant de l'acide kinique par de l'hydrate ou du souscarbonate de cuivre. Le sel cristallise avec 5 rapports d'eau, dont il laisse échapper 2 par l'efflorescence. Il a une couleur bleue pâle. Il est soluble dans environ 3 parties d'eau. La disposition de ce sel à se partager en soussel et en sursel lorsqu'il est neutre, oblige de laisser la solution d'où il cristallise avec léger excès d'acide. Le partage se fait encore plus vite à chaud qu'à froid. Le soussel est obtenu en traitant à chaud une solution diluée de kinate neutre avec un excès de sous-carbonate de cuivre ou d'oxide hydraté de ce métal. Si pour former du soussel un sel neutre est capable de décomposer un autre soussel dont l'acide est moins énergique que le sien, il faut qu'un soussel ne soit pas du sel neutre attaché à de l'oxide, mais de l'acide en demi-rapport répandu uniformément sur un rapport entier d'oxide, car de l'oxide dépourvu d'acide ne peut expulser un autre acide. Il peut seulement l'enlever, et ici il est expulsé. On peut dire que le sel neutre enlève l'oxide à l'acide, mais un tel effet n'est pas différent d'une expulsion, et ne saurait d'ailleurs être fait par un sel neutre sur un soussel, surtout sur un dont l'en-

lèvement détruirait entièrement la composition. On peut aussi décomposer un kinate par de l'acétate de cuivre. L'oxide est enlevé à 2 rapports de ce dernier par l'acide de 1 rapport du premier. On ferait aussi bien de traiter ensemble rapports égaux de kinate de cuivre et d'acétate du même métal, tous deux en solution saturée pour que le sous-kinate sorte de solution. Le kinate étranger est celui de chaux. Liebig fait du kinate de cuivre avec du kinate de baryte et du sulfate de cuivre et enlève la moitié de l'acide par l'eau de baryte. On rapproche pour faire cristalliser.

Le souskinate cristallise avec 4 rapports d'eau, dont il ne cède rien à l'air, mais qu'à une chaleur de 100 à 120° il abandonne en entier. Les cristaux sont d'un vert éclatant. Il demande pour sa solution à froid de 1150 à 1200 parties d'eau. A chaud il demande moins de ce liquide.

Benzoate de cuivre à oxide. Les cristaux de ce sel sont d'un vert foncé. Ils sont faiblement solubles dans l'eau et, contre l'habitude des benzoates, insolubles dans l'alcool et cela malgré la grande solubilité de l'oxide de cuivre dans les graisses et les huiles.

Oléatostéarate de cuivre à oxide. L'oxide de cuivre se dissout aisément dans les corps gras et telle est sa tendance à s'y dissoudre que son métal s'oxide par son seul contact avec ces corps. Le corps gras s'échauffe et le métal prend l'oxigène soustrait dans son calorique. L'effet est produit à travers une couche épaisse de corps gras. Ce corps cède-t-il au métal de l'oxigène qu'il se fait resti-

tuer par l'air de la même manière que le fait l'eau, ou en reçoit-il de l'air pour le transmettre au métal? On ne peut croire que l'oxygène arrive au métal en traversant mécaniquement le corps gras. L'oxide est vice-hydraté par l'huile et coloré en bleu comme il l'est par l'eau. L'huile d'eau-de-vie de grain (fueseloel) forme un savon solide avec l'oxide de cuivre que de cette manière il s'associe. On peut néanmoins précipiter du savon de soude par du sulfate de cuivre ou du savon de potasse, par de l'acétate du même métal. On édulcore par l'eau. Le produit est cassant. Il est soluble dans les huiles grasses et dans l'éther. La décomposition du sousacétate de cuivre par les mêmes savons donne une combinaison au double chargée de cuivre. La pharmacie offre plusieurs préparations dans lesquelles l'oxide de cuivre et son sousacétate sont engagés avec une huile, une graisse, une résine.

Aspartate de cuivre à oxide. Ce sel se forme en cristaux bleus de sa solution et tant dans de l'eau chargée d'aspartate de soude que dans l'eau pure.

Succinate de manganèse. Les cristaux de ce sel sont solubles dans 10 parties d'eau froide. Ils se dissolvent aussi dans l'alcool. Vus entre l'œil et le jour, ils ont une teinte rougeâtre dépendante d'un peu de suroxigène. Les sels neutres rouges de manganèse qui se décolorent sans perdre de l'oxygène perdent de l'oxide formé en hemisuroxide et deviennent acides. Ceux qui laissent échapper du suroxigène ou le transmettent à

l'alcool ou encore le laissent enlever par la lumière solaire , restent neutres.

Malate de manganèse. Le malate neutre de manganèse ne cristallise pas ; celui acide se forme en cristaux roses et transparents. Il se dissout dans 41 parties d'eau froide. On l'obtient le mieux en précipitant le malate neutre de manganèse en solution rapprochée , par de l'acide malique , et en dissolvant le précipité dans de l'eau chaude. On laisse cristalliser.

Tartrate de manganèse. On obtient ce sel en décomposant à chaud le tartrate de potasse par le chlorure de manganèse. L'acide hydrochlorique enlève d'abord au tartrate la moitié de son alcali , et ensuite , le manganèse enlève au bisurtartrate la moitié de son suracide. Il se dépose de petits cristaux blancs que l'eau chaude partage en sursel soluble et sousel insoluble. Ce sel se compose en double avec le tartrate de potasse. On délaie dans l'eau de la crème de tartre réduite en poudre fine et on ajoute du sous-carbonate de manganèse jusqu'à cessation d'effervescence et double prise en solution. Ce sel est si soluble qu'on a de la peine à le faire cristalliser. On doit rapprocher , et , en vase clos , abandonner au genre de cristallisation que procure un froid long et graduellement augmenté. C'est le tartrate double que nous avons dit être décomposé par l'oxide de zinc , en oxide de manganèse , et par le tartrate de zinc , en tartrate de manganèse. Le sel est aisément soluble dans l'eau. A l'air il se partage à la longue en crème de tartre régénérée et

en hemisuroxide de manganèse : hydraturoxide couleur canelle.

Acétate de manganèse. On obtient ce sel en décomposant du souscarbonate blanc et récent de manganèse par de l'acide acétique, ou bien, de l'acétate de baryte ou de plomb, par du sulfate de manganèse blanc, neutre. Le sel se forme en cristaux blancs inaltérables à l'air et solubles dans 3 1/2 parties d'eau froide. Ils se dissolvent aussi dans l'alcool. A l'air, la première solution, non la seconde, prend de l'oxygène et colore le sel en rouge-pourpre. La solution n'est pas troublée, ce qui prouve que l'oxygène ne bioxide pas mais hemisuroxide une portion de l'oxide de manganèse. S'il le bioxidait le sel deviendrait avec excès d'acide. L'alcool décolore le sel. Pour avoir du sulfate neutre, blanc, de manganèse, on décolore au feu le sulfate acide pourpre et on sature l'acide excédent par de l'hydrate ou du souscarbonate, l'un et l'autre blancs, de manganèse. On rapproche en vase clos et on fait cristalliser à l'abri de l'air.

Lactate de manganèse. Ce sel cristallise. Les cristaux se dissolvent dans 12 parties d'eau. Ils sont hydratés par 5 rapports de ce liquide. Ils s'effleurissent un peu à l'air. Le sel a quelquefois une teinte rose. C'est lorsqu'un peu de suroxigène adhère à son oxide.

Camphorate de manganèse. Les cristaux de ce sel sont très-solubles dans l'eau. L'acide camphorique réagissant sur du suroxide ou de l'oxido-suroxide de manganèse ne manquerait pas de se transformer en une autre nature d'acide laquelle

pourrait s'unir avec son oxide. Cette nature d'acide serait encore hydracidique, car l'acide camphorique sur 5 de carbone-bois contient 3 hydrogène : 5 carbone, 5 oxigène et 3 hydrogène. Les camphorates de métaux moins combustibles que le manganèse forment des précipités insolubles comme si un engagement entre l'oxigène de l'oxide et l'hydrogène de l'acide était contracté.

Benzoate de manganèse. Sel benzoatique dans lequel l'eau de conjunction de l'acide est amoviblement déplacé par l'oxide et qui cristallise sans cette eau. Il ne s'altère pas à l'air. L'eau et tant froide que chaude et celle-ci beaucoup plus largement, ainsi que l'alcool, le dissolvent. A un feu de distillation modéré, il donne de l'huile ayant l'odeur de la canelle. L'acide, faute d'eau, ne peut se séparer de l'oxide; mais il peut à l'oxide transmettre sinon la totalité du moins la moitié de son oxigène et dans ce rapport se constituer en huile volatile d'amandes amères. Le résidu n'a pas été examiné. Lorsque l'acide n'a pas été pur il se dégage dans le principe, un peu d'acide hydrocyanique, comme si l'acide avait été fait artificiellement et avec de l'huile d'amandes amères non dépouillée de cyane. Il est possible aussi que l'huile recueillie ne soit pas de l'huile d'amandes amères, mais un pyroesprit fourni par l'acide benzoïque se disloquant sous l'influence de l'oxide de manganèse en cet esprit et en acide carbonique. L'esprit serait 6 1/2 carbone, 1 oxigène et 5 hydrogène et ainsi du radical-éther éthérifié par 4 hydrogène uni à 6 1/2 carbone. Ce résultat

doit engager à donner quelquefois le manganèse pour base à des sels organiques dont on veut tenter la dislocation par le feu.

Stéaratoooléate de manganèse. Obtenu par double décomposition, il est blanc et durcit en une masse cassante. Au contact de l'air et à un feu de liquéfaction, il devient rouge-brun. Pour sa coloration par la première voie, l'oxide emprunte du sur-oxigène à l'air, pour celle par la seconde voie, il le reçoit peut-être de l'acide. Par la cuite du surovide avec de l'huile sans addition d'eau, on a un savon de manganèse; 1 partie et 4 parties. Le mélange de surovide et d'axonge fait à froid mollit plutôt qu'il ne durcit. Si ce sel était simple, neutre, on pourrait à son aide entreprendre la dislocation de l'acide qui le salifie.

Valérianate de manganèse. Ce sel a un éclat talceux et un tact onctueux. Il se forme d'acide liquide et de souscarbonate de manganèse. On retire le sel par évaporation spontanée. Les cristaux se dissolvent aisément dans l'eau. Le sulfate de manganèse avec le valérianate de soude n'en fournit pas, du moins qui se concrète.

On prépare le trisoussel en précipitant du kinate d'ammoniaque par du bisousacétate de plomb. D'après des précautions que Baup indique de prendre, de l'acide acétique peut devenir libre. Dans ce cas seulement le soussel serait un composé et aurait 4 d'oxide sur 1 d'acide. L'émanicipation de l'acide prouverait que l'oxide est enlevé et non coprecipité, ainsi que cela arrive dans les précipitations de sels par des soussels,

par des sursulfures d'alcali et autres. Ces précipités sont des mélanges et non des combinaisons. Le trisouskinate de plomb attire avidement l'acide carbonique de l'air, ce que le sousacétate fait seulement lorsqu'il est dissous et à cause que la céruse se concrète. La différence de l'état solide à celui liquide détermine l'effet. Cette différence n'existe pas pour un corps par lui-même solide, et l'absorption de l'acide carbonique par le trisouskinate ferait presque augurer que l'oxide y est, du moins en partie; libre d'engagement. Liebig signale ces 4 rapports d'oxide sur 1 d'acide et ajoute 4 rapports d'eau. On verra que c'est le contenu en eau du souskinate simple de cuivre. Cela prouverait que c'est avec l'acide et non avec l'oxide que l'eau se proportionne. On n'a pas encore vu de kinate se constituer sans eau, ce qui rend incertain si les deux rapports d'eau qui semblent inamovibles pour tous les kinates, appartiennent bien, l'un au besoin de conjonction du sel et l'autre, à son besoin d'hydratation. Ils ne peuvent tous deux appartenir à la première fonction, car aucun corps n'est conjoint par plus d'un rapport d'eau et pas un, y compris les oxides solubles, n'est inamoviblement hydraté par plus d'un rapport du même liquide. D'ailleurs, les deux sortes d'eau sont, dans tous les cas, déplacés par les oxides, et l'eau qui reste ou qui accède, s'unit au sel.

Tannate de plomb. Ce sel est obtenu en enlevant par de l'eau chaude l'excès d'acide au sel suivant. Le sel acide résulte d'acétate neutre de

plomb décomposé par de l'acide tannique dissous dans l'eau. Il se forme un précipité blanc, qui est du surtannate. On a du sous-tannate de plomb en décomposant du tannate de potasse par du sous-acétate de plomb.

Lampate de plomb. Les cristaux de ce sel sont inaltérables à l'air. On les obtient de la décomposition du sous-carbonate de plomb par l'acide lampique. La persistance en composition de ce sel quoique ayant pour base un oxide dans lequel l'oxygène n'est que faiblement condensé peut faire naître l'espoir d'acquérir par la synthèse les notions sur la nature de son acide que par l'analyse on n'a encore pu se procurer. Il doit, par un échauffement ménagé, pouvoir se résoudre en vinaigre et en plomb réduit.

Benzoate de plomb. Le plomb en s'unissant à l'acide benzoïque ne lâche pas prise à l'eau à laquelle il se substitue. L'eau qui était de conjonction pour l'acide devient d'hydratation pour le sel. En voulant expulser cette eau l'acide la suit et l'oxide reste seul. Le sel cristallise de sa solution dans beaucoup d'eau chaude. Les cristaux sont solubles dans l'alcool. Ce sel, comme retenant l'eau de conjonction de son acide et comme cédant son acide inconjoint à cette eau, ne peut servir à la dislocation de son acide en esprit pyrobenzoïque et acide carbonique. On prétend que les cristaux s'effleurissent à l'air. Cela prouverait que leur contenu en eau dépasse le rapport que l'oxide aurait pu déplacer d'avec l'acide. A l'air, le sel perd de plus et peu-à-peu $\frac{1}{4}$ de son acide

et s'effleurit. L'acide carbonique prend la place de l'acide benzoïque et en partie celle de l'eau. Le benzoate, en solution qui ne soit pas diluée au delà de sa stricte solubilité, échange à l'air la moitié de son acide contre de l'acide carbonique. Du carbonatobenzoate est formé. La faible solubilité de l'acide benzoïque vient au secours de l'effet produit.

Subérate de plomb. Ce sel est insoluble et sans eau. On l'obtient en décomposant du subérate de potasse par de l'acétate de plomb. M. Bussy, pour le préparer, enlève par de l'acide subérique, le double excès d'oxide à du bisousacétate de plomb. Il reste de l'acétate neutre qui, en raison de la concrétion du subérate, doit, à son tour, être décomposé. L'acétate ne subsiste qu'autant qu'on introduit des parties fractionnées de l'acide dans le sel. L'introduction contraire décompose le sel en entier. Sans en faire la vérification on ne peut savoir si le subérate obtenu n'est pas un sous-sel.

Phocénate de plomb. On obtient ce sel en saturant l'oxide de plomb par l'acide phocénique. On concentre dans le vide d'eau entretenu par l'acide sulfurique. Au feu, une partie de l'acide quitterait la base. On n'a pas déterminé dans quel rapport. Dans le sel aussi saturée que possible d'oxide, 2 rapports de celui-ci sont en excès. Le bisous-phocénate est peu soluble dans l'eau. Il cristallise de cette solution rapprochée dans le vide susdit. L'acide carbonique, et tant de l'air qu'introduit à dessin, en précipite l'excès d'oxide; il n'est pas dit que ce soit en totalité ou seulement en

partie. Nous avons dit de quoi sont composés les acides des savons ordinaires. Ces acides ne sont pas pyriques. La composition d'autres acides, qui sont pyriques, a également été donnée. Ce sont entre autres les acides caprique, composé de 9 carbone, 14 hydrogène et 3 oxygène, l'acide capronique, dont les constituans sont 6 carbone, 9 hydrogène et également 3 oxygène; l'acide phocénique dont nous donnons l'un des sels et qui consiste en 5 carbone, encore une fois 3 oxygène, et 7 hydrogène. MM. Dumas et Peligot viennent d'ajouter à la connaissance de ces acides celle d'un autre acide par distillation, de la même origine et de nature analogue. Cet acide est celui sebacique. Il a été trouvé consister en 5 carbone, de nouveau 3 oxygène, et 8 hydrogène. A l'état de conjonction il renferme 1 d'eau. L'acide tel qu'il provient de distillation possède cette eau. Ces 3 d'oxygène, qui peut-être se trouveront aussi au lieu de 2 $\frac{1}{2}$ dans les acides oléique et stéarique, ont quelque chose de significatif et peuvent avoir pour destination de faire fournir par ces acides, lors de la dislocation de leurs sels par le feu, au lieu d'une hydrogénation anoxidense de carbone, un pyroesprit ayant pour excipient du radical-éther, en opposition à de l'acide carbonique. Le carbone varie, l'hydrogène ne reste pas le même, mais l'oxygène ne change pas. Cet oxygène a donc un emploi déterminé et cet emploi ne peut être autre que de partager la composition en deux produits définis. Les acides eux-mêmes sont établis sur radical-alcohol. 1 hydrogène aci-

difie ce radical et tout le reste est chargé. 172 acide carbonique, et pas plus, est soustrait au radical; 172 carbone est repris à la charge en échange de 1 hydrogène pour récomposer le radical-éther, auquel s'adjoignent 4 ou 3 d'une hydrogénation de carbone en place d'hydrogène simple, pour composer la sorte d'éther qui fait le pyroesprit. Il ne reste que l'oxygène requis pour former le radical-éther. Dans l'esprit pyrosébacique, l'hydrogénation du carbone consiste en 3 172 carbone hydrogéné en double et 1 172 carbone hydrogéné en simple.

Allantoate de plomb. Les cristaux de ce sel sont aisément solubles. Ils ont une saveur stypticosaccharine. La dislocation de l'acide engagé en ce sel au moyen de la chaleur pourrait donner lieu à un hydrogéoacide et à un souscarbonate ou à un sel de cet acide et à de l'acide carbonique. L'hydrogéoacide consisterait en 2 carbone, 2 azote, 2 oxygène et 4 hydrogène. Avec 2 oxygène de plus ce serait rapport double d'allantamide. Avec 4 hydrogène de moins ce serait 2 acide cyanique. L'acide allantique moins 172 carbone est 2 allantamide. Allantamide d'origine, mais oxamide de nature. L'acide primitif est un acide par l'eau. 2 172 carbone, 2 azote, 4 oxygène et 4 hydrogène. Il peut aussi se détacher 1 ammoniaque et alors rester 2 172 carbone, 1 azote, 4 oxygène et 1 hydrogène, ce qui serait encore un acide par l'oxygène, conjoint par 1 eau. Ultérieurement décomposé en acide carbonique et autre produit, ce produit serait 2 carbone, 1 azote, 2 oxygène et 1 hydrogène, et répondrait à du radical miazoto-

éther oxidé. Dans l'acide primitif on trouve encore de quoi faire $1\frac{1}{2}$ acide carbonique, 2 acide hydrocyanique et 2 eau. De plus, 2 cyane et 4 eau. $1\frac{1}{2}$ carbone resterait sans emploi. Enfin, 2 oxydure de carbone, 1 $1\frac{1}{2}$ carbone hydrogené en double et 1 carbone hydrogené en simple.

Citrate de chrome oxidulooxide. Ce sel est en cristaux d'un vert pâle.

Tartrate de chrome à oxidulooxide. On obtient ce sel en dissolvant de l'oxidulooxide hydraté de chrome dans l'acide tartrique. Par l'évaporation insensible on obtient des cristaux d'un rouge violet, aisément solubles dans l'eau, qui, à la longue, tombent en efflorescence et d'avec la solution desquels les alcalis ne précipitent pas l'oxide. Il se formera un sel triple qui sera du potassetartrato-surtartrate de chrome. Le tartrate de potasse et de chrome est formé lorsque par de l'acide tartrique on enlève au surchromate de potasse tout l'alcali; il reste en solution du tartrate neutre et de l'acide chromique. En réagissant sur la liqueur par de l'ammoniaque liquide l'acide chromique en entier ou en partie se décompose et de l'oxide ou du chromate de chrome se précipite. Ce dernier se précipite seul lorsque sur la liqueur on réagit par de l'ammoniaque gazeuse. En ajoutant au précipité, tandis qu'il est encore au fond du liquide, assez d'acide tartrique pour composer le tartrate en surtartrate le liquide verdit ou devient pourpre suivant que de l'oxidulooxide ou du chromate de chrome, a été précipité. Dans le premier cas, du tartrate de potasse et de bichrome se forme;

dans le second, du tartrate de potasse et de chrome simple; de l'acide chromique est rendu libre. On peut faire les deux mêmes sels en saturant dans le rapport de leur composition respective de la crème de tartre par de l'oxidulooxide de chrome. Le sel avec rapport simple de cet oxidulooxide contient, d'après Thomson, 2 rapports d'eau.

Succinate de molybdène. Ce sel est en cristaux jaunes auxquels l'alcool enlève une partie ou la totalité de l'acide. Il résulte d'hemisuroxide de molybdène qui échange son 172 rapport de sur-oxygène contre 1 rapport d'acide succinique. Le suroxigène est transmis à la solution et de là, sans doute, à l'air, puisqu'on procède à une chaleur de digestion. La solution de ce sel est incolore.

Acétate de vanade. Ce sel se présente sous la forme de petits cristaux opaques et d'un vert foncé. L'eau qui les tient en solution a la même couleur.

Hippurate de cuivre à oxide. Ce sel est obtenu de la décomposition, soit du souscarbonate, soit de l'hydrate de sa base. La dissolution, en se refroidissant, dépose des cristaux bleu-de-ciel, qui sont hydratés et qui, en perdant au feu leur eau, deviennent verts.

D'après une nouvelle analyse de l'acide hippurique faite par MM. Dumas et Peligot, cet acide à l'état anhydre devrait consister en 9 carbone, 1 azote, 5 oxygène et 8 hydrogène. L'atome du carbone, d'après l'estimation de M. Dumas, est 3, et 36 atomes sont 9. Je suppose que dans les travaux

communs comme dans ceux privés de M. Dumas cette valeur reste la même. La différence de cette formule à la formule de Liebig serait 1 de carbone et 1 d'oxygène de plus et 2 d'hydrogène de moins. L'acide cristallise avec 1 d'eau. D'après Liebig l'acide n'est pas conjoint par de l'eau. Nous avons dit que l'hippurate de plomb cristallise avec 6 rapports d'eau. Liebig ne détermine pas combien d'eau l'hippurate de cuivre fixe. Il fait seulement remarquer que par la chaleur le sel s'effleurit et verdit. L'acide de la nouvelle formule serait 1 radical organique acidifié par 1 hydrogène et portant en charge 7 carbone, 1 azote, 3 oxygène et 5 hydrogène. Nous avons déjà dit qu'il n'y a pas d'hydroacidification par plus de 1 d'hydrogène et que là où l'hydrogène prédomine l'oxygène ne peut acidifier. Il n'acidifie que lorsque lui-même il prédomine. Un hydracide organique n'est jamais exempt de charge. S'il pouvait en être exempt ce serait chose curieuse que de voir du bois par solution se développer en acide. Si l'on ne connaissait pas l'acide hydrocyanique où 2 rapports de radical sont développés en acide par 1 d'hydrogène, on pourrait supposer que sur le bois ce développement se fait par 1 d'hydrogène par chaque 1 de carbone. On peut admettre que dans le radical organique 1 de carbone et 2 principes de l'eau sont portés en charge par 1 autre de carbone et que celui-ci seul proportionne. On peut penser la même chose du cyan. Le radical de l'acide pourrait être du bicarbonoazotoradical : 2 carbone, 1 azote et 2 principes de l'eau. Rien

n'empêcherait que le radical fut tel, car en matière d'hydroacidification nous connaissons des radicaux, il est vrai, non organisés, de carbone-soufre, d'azotocarbonate-soufre, de soufre-soufre, et Liebig vient de découvrir un radical d'acide dans lequel 2 azote sont unis à 1 $\frac{1}{2}$ carbone, et un acide des mêmes constituans, mais d'une quantité double de matière que l'acide cyanurique. 3 carbone, 3 azote, 6 oxygène et 3 hydrogène. La dislocation sous l'influence d'une base, en supposant que l'azote, formé en ammoniaque, se séparât, après la soustraction de $\frac{1}{2}$ carbone et 2 oxygène, il resterait 6 $\frac{1}{2}$ carbone, 1 oxygène et 2 hydrogène pour composer un pyroesprit. Les élémens de $\frac{1}{2}$ acide carbonique, en raison de la masse de combustible qui surcombine l'oxygène et de l'hydrogène prédominant sur l'oxygène, est plus difficile à séparer que des acides par l'oxygène et de ceux par l'eau. MM. Dumas et Peligot ont analysé l'acide hippurique sur le sel de cet acide à base d'argent. Les sels d'oxide de métaux réductibles au feu et ceux à base de second oxide de métaux bioxidables, sont impropres à servir d'intermède à la dislocation de leur acide en d'autres natures de composés dont les élémens auraient appartenu en totalité à l'acide, à cause de 1 rapport d'oxygène qui, dans l'un cas, et de 2, de ce principe qui dans l'autre cas, ne manqueraient pas de se joindre au composé ou d'en enlever un des composans.

Valérianate de cuivre. Ce sel est en cristaux verts inaltérables à l'air, aisément solubles dans l'eau chaude et dans l'alcool. A une chaleur de

150° il laisse avec le dernier 172 rapport de son eau échapper la moitié de son acide et se constitue en soussel. L'acide huileusement concret (hydraté) en contact avec le cuivre détermine l'oxidation de ce métal aux dépens de l'air et faute d'assez d'eau pour se former avec l'oxide en sel neutre il se constitue en sursel liquide, surnageant sur l'eau et dans lequel l'excès d'acide tient au sel neutre lieu d'eau. On dirait une huile grasse qui par le même moyen a pris du cuivre oxidé. Le survalérianate est vert-foncé.

Succinate d'alumine. A l'état neutre ce sel est faiblement soluble. A l'état acide il cristallise. L'alumine, comme n'ayant, ni oxidule, ni oxide, et ne jouissant que d'un seul degré d'oxidation, a été mal à propos élevé à la condition de sesquioxidule, qui n'est pas un degré d'oxidation, mais constitue une combinaison entre rapports égaux d'oxidule et d'oxide.

Acétate d'alumine. L'alumine est un oxide faible et qui n'a pas même le pouvoir, à une certaine élévation de température, de prendre entièrement près de l'acide acétique la place du calorique et de l'eau, ni, quand il l'a prise à froid, de la conserver à chaud. La solution de l'acétate d'alumine se partage au feu en sousacétate et en alumine, laquelle, n'étant pas soluble, nage dans la liqueur. On a prétendu que cet effet avait seulement lieu lorsqu'un sulfate d'alcali fixe ou de terre alcaline dont le sulfate est soluble se trouve dans le liquide et on l'a fait dériver d'une affinité plus grande qu'à chaud l'acide acétique exerce

sur ces sels que sur l'alumine, sans doute sur les bases de ces sels et par tendance de la part des sulfates à se constituer avec un excès d'acide lequel excès d'acide manquerait sans doute de s'associer l'alumine. On ne peut faire cristalliser ce sel; on ne peut faire qu'évaporer sa solution jusqu'à siccité. On a alors une masse saline déliquescence et soluble dans très-peu d'eau. Par suite de la faible adhérence entre la base et l'acide, celui-ci est facilement expulsé par la chaleur. L'eau de conjonction de l'acide passe en la même qualité au sel, mais à chaud les deux se retirent. En supposant que l'acétate d'alumine n'ait point d'existence incombinaison, alors l'eau chaude de solution, en s'appropriant l'eau froide de conjonction, doit déterminer la disjonction du sel. L'affinité de l'alumine pour l'eau ne concourt pas à l'effet, car, à la chaleur humide, il n'existe point d'hydrate d'alumine. Au retour de la température froide les choses se remettent dans leur premier état. On se procure ce sel en saturant de l'acide acétique par de l'alumine ou bien, en broyant à sec de l'alun brûlé avec la quantité requise d'acétate de plomb pour décomposer le sulfate d'alumine. On lessive le produit à l'eau froide en quantité rigoureusement nécessaire pour dissoudre l'acétate. Le sulfate de potasse reste indissous. L'acétate d'alumine rougit le bleu des plantes : une portion de l'alumine est enlevée par la couleur et l'acide devenu libre rougit celle-ci. C'est pour la même cause que tous les sels alumineux, et ceux de plomb et d'étain dont les acides

sont faibles, exercent une réaction acide. La poudre bien sèche d'acétate d'alumine est, sinon conjointe, du moins inamvoiblement hydratée par 1 rapport d'eau.

Lactate d'alumine. Ce sel, en raison de sa facile solubilité dans l'eau, cristallise difficilement; on l'obtient néanmoins cristallisé. On ne dit pas qu'à l'instar du même sel fait d'acide acétique son congénère il se partage au feu en sursel et en sous-sel.

Gallate d'alumine; (Pyrogallate.) Ce sel cristallise. Au feu sa solution se partage en sous-sel qui trouble la transparence du liquide et en sursel qui reste dissous. Par le retour du froid, le troublé passe et la neutralité se rétablit. La saveur de ce sel est très-âpre. Il rougit le tournesol plus fortement que l'acide pur. Le bleuissant de la couleur est soustrait à la fois par l'acide et par la terre. On prépare ce sel en saturant par de l'hydrate d'alumine récemment fait de l'acide pyrogallique.

Stéaratooléate d'alumine; savon d'alumine. Ce sel si insoluble dans l'eau a été découvert, il y a près de 50 ans, sinon dans la possibilité de son existence du moins dans son application la plus précieuse, par M. J. Mons, de Bruxelles. Cette application précieuse consiste à rendre par son aide imperméable à l'eau, et tant chaude que froide, et à l'humidité de l'air et des murs, les étoffes les plus légères, le papier le moins collé, sans qu'on puisse s'apercevoir de son application par un autre moyen que l'immersion de l'étoffe ou du papier dans l'eau. L'inventeur passe d'abord dans de l'eau de savon et ensuite dans de l'eau

d'alun. On peut immédiatement après tremper dans de l'eau simple pour abluier les sulfates de soude et de potasse dont l'un est formé et l'autre rendu libre. Quand on peut avoir de l'alun à seconde base de soude ou l'emploie de préférence à cause de la solubilité plus grande du sulfate de cette base que de celui à base de potasse. Le savon d'alumine est mou sans être gras. Il est aussi insoluble dans l'alcool, mais soluble dans les huiles grasses et dans les vernis gras. Il s'interpose merveilleusement bien aux substances qui dans les couleurs de peinture s'entre-détruisent mutuellement. Dans la teinture en rouge d'Andrinople il fixe et, en outre, avivifie la couleur. On peut l'appliquer sur les deux fibres végétale et animale.

Valérianate d'alumine. Ce sel, quel que soit la manière dont on le prépare, est insoluble dans l'eau tant chaude que froide et dans l'alcool. L'alumine sèche absorbe l'acide avec avidité et si l'on verse dessus de l'eau chaude, il reste après le refroidissement une matière analogue à de la graisse figée.

Tartrate de thore. À l'état neutre ce sel est insoluble; à celui acide, il cristallise. L'alcool partage ce dernier en sel neutre et sel avec un plus grand excès d'acide, que l'alcool prend en solution. Le surtartrate de potasse avec l'hydrate de thore se forme en tartrate de potasse et de thore.

Succinate d'yttrie. Ce sel est obtenu par décomposition double et faite avec des solutions rapprochées. Ses cristaux sont peu solubles.

Acétate d'yttrie. Ce sel est en cristaux roses qui sont inaltérables à l'air.