

7° Que l'altération dont il s'agit, se forme indépendamment de tout acte vital, puisqu'elle s'est développée dans un estomac détaché du corps et déjà froid (Voyez Expérience 8°).

8° Qu'elle a été constatée par nous une fois au bout de dix-sept jours d'inhumation et une autre fois trente-huit jours après l'exposition de l'estomac à l'air et qu'elle était encore tellement visible dans les deux cas, qu'il n'est pas douteux qu'on ne puisse l'apercevoir plusieurs mois plus tard.

9° Qu'en admettant, avec M. Devergie, que les tissus du canal digestif à l'état normal contiennent une petite quantité de plomb, il devient extrêmement facile de distinguer si le plomb obtenu dans une expertise médico-légale provient d'un sel introduit comme médicament ou dans l'intention de nuire, ou bien s'il appartient naturellement aux tissus; en effet, dans le premier cas, la présence de points blancs semblables à ceux qui ont été décrits ne laisse aucun doute, et à défaut de ces points, on acquiert la même conviction en traitant le tissu pendant une demi-heure avec de l'acide azotique étendu d'eau et bouillant, puisqu'il se forme de l'azotate de plomb, caractères que ne présenteraient jamais les tissus du canal digestif, lorsqu'ils ne renfermeraient que le plomb normal.

10° Que l'on chercherait à tort à résoudre ce problème de médecine légale, en s'appuyant sur les quantités de plomb que fournirait l'analyse; car indépendamment de l'impossibilité où l'on serait d'indiquer, même d'une manière approximative, la proportion moyenne de plomb normal qui existe

dans ces tissus, proportion qui, pour être ordinairement faible, pourrait quelquefois être assez notable, il est une difficulté tout à fait insurmontable dans beaucoup de cas; en effet, l'observation nous apprend que souvent dans l'empoisonnement produit par des doses de poison susceptibles d'occasionner une mort prompte, les malades peuvent tellement vomir, qu'il ne reste après la mort, dans le canal digestif, que des traces de la substance vénéneuse ingérée, c'est-à-dire de quantités à peu près égales à celles que pourrait contenir l'estomac à l'état normal; à quel mécompte ne s'exposerait-on pas alors, si au lieu de recourir aux caractères positifs et tranchés que j'ai donnés, on se bornait à constater la proportion de la substance vénéneuse trouvée?

Je dirai en terminant, que si l'on fait application des données qui précèdent à l'affaire de Schneider, on sera forcé d'admettre 1° que le plomb décelé par l'analyse était entièrement combiné avec les tissus du canal digestif; 2° qu'il n'a été tenté aucune des recherches susceptibles de faire connaître si le métal obtenu provenait d'un sel de plomb introduit dans l'estomac comme médicament ou comme poison, ou bien s'il n'était pas naturellement contenu dans le canal digestif; 3° qu'à la vérité la science manquait alors des données qu'elle possède aujourd'hui: 4° que rien dans les faits relatés par les experts, n'autorisait à énoncer, même sous forme dubitative, que l'empoisonnement avait dû avoir lieu, peu de jours avant la mort.

JOURNAL DE PHARMACIE

ET

DES SCIENCES ACCESSOIRES.

FÉVRIER 1839.

Notice sur les acides citrique et gallique; par M. ROBIQUET.

A la fin de mes remarques (1) sur les diverses modifications que la chaleur fait éprouver à l'acide citrique, j'ai parlé de la singulière et prompt réaction que l'acide sulfurique exerce sur cet acide organique; j'avais même annoncé que je chercherais à en bien connaître les résultats, pensant qu'il devait se passer là quelque chose de très-digne d'attention. J'ai, en effet, étudié cette réaction, et, bien que je n'aie rien vu qui pût justifier mes prévisions, j'indiquerai néanmoins ce qui m'a paru le plus saillant, parce qu'il est toujours utile d'enregistrer des faits, qui, quoique d'abord sans importance, peuvent cependant en acquiescer plus tard.

J'avais été surtout frappé de la faible température à laquelle cette réaction se manifeste; 25 à 50° suffisent, en effet, si les deux acides ne contiennent que la quantité d'eau nécessaire à leur existence. Ainsi, quand on mélange 1 partie d'acide citrique sec et pulvérisé avec 12 parties d'acide sulfurique concentré, la dissolution s'opère facilement et sans la moindre coloration d'abord, si on l'abandonne pendant quelques instants à elle-même; mais exposée à la température indiquée, on remarque bientôt une sorte de mouvement intestin qui simule une fermentation, et qui se manifeste par une multitude de bulles très-fines qui surgissent de toutes parts et qui, sans donner lieu à une tuméfaction, se dégagent avec une régularité remarquable. Le gaz qu'on recueille à cette première époque de la réaction est de l'oxyde de carbone presque pur. Il est probable que ce gaz contient un peu d'hydrogène carboné; car il absorbe toujours pour sa combustion une quantité d'oxygène un peu plus considérable que celle représentée par l'acide carbonique produit. Au reste, ce gaz a assez ordinairement une légère odeur alliée qui est presque nulle quand l'acide citrique est bien pur. Au bout de quelques heures, le dégagement se ralentit, et il s'arrêterait complètement si on n'élevait la température de quelques degrés. Le gaz oxyde de carbone se maintient pur jusqu'à ce qu'on ait atteint

40° environ, et alors, mais alors seulement, commence à se produire un peu d'acide carbonique et dans une proportion minime d'abord, mais qui s'augmente graduellement et suit la progression de la température; en telle sorte qu'arrivé vers 75°, le gaz oxyde de carbone a totalement disparu, et ce n'est que vers 100° que commencent à se manifester quelques traces d'acide sulfurique. Cette réaction que j'ai maintenue pendant huit jours entiers, en augmentant chaque jour de 5° à peu près, n'a déterminé dans le mélange qu'une légère teinte citrine, et on ne remarquait pas dans les tubes de dégagement la moindre apparence d'humidité. En opérant immédiatement à 100°, et maintenant la réaction jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz, ce qui exige cinq à six heures, la perte éprouvée par l'acide citrique, séché à 100°, n'est jamais moindre de 55 à 55 p. 100.

Lorsqu'on sature par de la chaux ou de la baryte le résidu de cette réaction, on est étonné de la quantité minime de matière organique qui y reste. Ainsi, le sulfate insoluble qui résulte de cette saturation prend à peine une légère teinte grisâtre quand on le calcine en vaisseaux clos, et il ne contient que des traces de sulfure; les eaux de lavage ne laissent pour produit de leur évaporation qu'un résidu presque inappréciable. Cependant, si on opère sur d'assez grandes proportions, et qu'on sature le résidu par du sous-carbonate de soude, voici ce qu'on observe quand l'opération a été poussée assez loin. Il se précipite d'abord quelques grumeaux bruns, résinoïdes, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool, et les solutions alcalines où elle développe une belle couleur rose. C'est une matière colorante qui n'a aucune stabilité, et il est probable que c'est à elle qu'on doit attribuer la couleur rougeâtre que possède toute la liqueur. Aussitôt qu'on a ajouté de l'eau dans le mélange des deux acides, il se développe une odeur fort prononcée d'acide acétique ou plutôt d'acétone, et cependant on n'en retrouve aucune trace dans le produit de la distillation, soit avant, soit après la saturation par la soude. On obtient, par l'évaporation de cette solution saturée, une grande quantité de sulfate de soude légèrement empreint de la teinte rougeâtre des eaux-mères. On fait évaporer de nouveau pour obtenir une deuxième levée de cristaux, et on réitère ainsi jusqu'à ce que la liqueur refuse

(1) Annales de chimie et de physique, mai 1837.

de cristalliser. On arrive ainsi à une solution de couleur très-foncée, mais qui conserve assez de fluidité; toutefois, on l'étend d'un peu d'eau pour la précipiter par l'acétate de plomb. Ce précipité est lavé, puis délayé dans de l'eau et soumis à un courant d'hydrogène sulfuré. La réaction étant achevée, on chauffe, on filtre et on évapore dans le vide. Le produit est brun, visqueux, incristallisable, d'une acidité assez prononcée, ne précipite ni par la baryte, ni par la strontiane ou la chaux, et ces combinaisons avec ces bases ne paraissent pas susceptibles de cristalliser. Cet acide, qu'on n'obtient qu'en petite quantité, et qui d'ailleurs semble ne posséder que des propriétés négatives, ne m'a pas offert assez d'intérêt pour m'engager à l'étudier davantage, et je me borne à en signaler l'existence.

Ce qui m'a engagé, comme je l'ai dit, à revenir sur cette expérience, c'était le désir de savoir ce que devenait l'acide citrique après cette soustraction d'oxyde de carbone, qui dans ce cas-ci comme dans la simple réaction de la chaleur, se manifeste dès le début de l'opération, avec cette seule différence que, par l'acide sulfurique, la modification s'opère à une température beaucoup plus basse, et c'est pour cela même que j'espérais qu'elle eût été plus nette; mais j'ai eu beau varier les proportions et le degré de concentration, je ne suis jamais arrivé à pouvoir limiter la réaction à la seule production de gaz oxyde de carbone, et cela sans aucun doute, parce que le produit qui résulte de cette première réaction subit lui-même une nouvelle modification qui détermine la production de l'acide carbonique. Quoi qu'il en soit, on remarque la plus grande analogie dans les modifications qu'éprouve l'acide citrique, soit par l'acide sulfurique aidé d'une légère élévation de température, soit par la chaleur seule, mais alors beaucoup plus intense. Il y a dans les deux cas production de gaz oxyde de carbone, d'acide carbonique, d'eau et d'acétone; car je ne pense pas qu'on puisse révoquer en doute la formation de l'eau sous l'influence de l'acide sulfurique. Il me semble qu'elle est rendue assez manifeste par la très-petite quantité de matière organique qui reste après l'élimination des gaz carbonés. Quant à l'acétone elle se rend manifeste par l'odeur qui se développe; mais, je n'ai pu parvenir à en isoler. Il y a donc similitude d'action sous ces deux influences, et il me semble bien probable que la production de l'eau est la condition essentielle, et que les autres produits n'en sont que les conséquences. De là vient aussi que ces produits secondaires sont plus ou moins nombreux, et non pas uniquement de l'acide carbonique comme on l'a prétendu.

Lorsque j'ai décrit les résultats de la réaction de la chaleur sur l'acide citrique, j'ai placé au rang des produits nombreux qui se forment dans cette réaction un gaz inflammable, brûlant en bleu et que j'ai dit être du gaz oxyde de carbone, et je viens de le dire encore; cependant M. Liebig, dans son Mémoire sur la constitution des acides organiques, affirme, en parlant de l'acide citrique qu'il ne donne point de gaz inflammable quand on le soumet à l'action de la chaleur. Ces deux assertions contraires sont d'autant plus surprenantes, qu'il ne s'agit que d'un point de fait sur lequel on ne saurait se faire illusion, et qui ne peut résulter de la différence des

températures; car j'ai positivement indiqué que ce gaz se dégageait à 160° et un peu au-dessus. Il est certain néanmoins que si on brusque la chaleur, il se dégage immédiatement de l'acide carbonique et en proportion relative si considérable, qu'à moins de l'absorber préalablement par une solution alcaline, il masque entièrement l'oxyde de carbone et s'oppose à son inflammation. On conçoit aussi que comme la quantité d'oxyde de carbone est assez peu considérable relativement à la masse totale de l'acide citrique, surtout si on opère sur de l'acide en cristaux détachés, ce gaz peut très-bien demeurer inaperçu, si on n'opère que sur une petite quantité. Il en est de ce produit comme de l'acétone qui l'accompagne; car ce n'est qu'en agissant sur d'assez fortes proportions d'acide citrique qu'on peut parvenir à en obtenir quelques grammes. On connaît d'ailleurs une foule d'exemples de ce genre; personne n'ignore, en effet, qu'on n'est parvenu à isoler un si grand nombre de corps différents des produits de la houille ou du bois, que parce qu'on a opéré sur de grandes masses. Je sais qu'on est toujours plus disposé à avoir confiance en soi que dans les autres; rien de plus naturel quand il est question de proposer une théorie ou d'apprécier une réaction; mais quand il ne s'agit que d'une chose de fait rendue sensible par des propriétés caractéristiques et sur laquelle on n'a pas pu se faire illusion, je ne comprends pas, et cependant rien de plus ordinaire, qu'on puisse nier sans hésitation ce qu'un autre a affirmé. Mieux vaudrait, ce me semble, montrer, dans ce cas, de la réserve, et se borner à énoncer qu'on n'a pas obtenu le même résultat. Ainsi, quand Vistock dit que les sels de morphine ne précipitent pas par le tannin, je le crois, parce que je ne conçois pas possible qu'il ait pu se tromper à cet égard. Lorsque M. Pelouze affirme, au contraire, que les sels de morphine précipitent, je le crois encore et toujours par le même motif, et j'attribue cette différence à des circonstances particulières qui n'ont pas été suffisamment appréciées par l'un ou par l'autre. Je dois même avouer que je savais d'autant moins à quoi m'en tenir, à cet égard, que tous les sels de morphine que j'avais essayés ne précipitaient pas par le tannin; mais ayant eu occasion d'étudier conjointement avec M. Bussy un produit de ce même ordre, nous avons reconnu que tantôt il y avait précipitation, et tantôt il n'y en avait pas, par ce même agent. Nous trouvant ainsi dans la nécessité d'examiner la chose de près, nous avons bientôt reconnu que cette anomalie dépendait de l'état de saturation du sel, et que la précipitation n'avait lieu que dans le cas d'une neutralité absolue. Cette observation nous a engagé à nous assurer s'il n'en serait pas de même pour les sels de morphine, et nous avons vu, en effet, que de l'hydrochlorate qui paraissait neutre au papier de tournesol, et qui cependant ne précipitait pas par le tannin, acquérait immédiatement cette propriété lorsqu'on y ajoutait une gouttelette d'ammoniaque excessivement faible, et la quantité nécessaire était tellement minime qu'il suffisait d'approcher de la surface de la solution un tube imprégné d'ammoniaque pour voir se produire immédiatement un abondant précipité blanc cailleboté, semblable au chlorure d'argent. Ce caractère peut devenir un moyen très-efficace d'apprécier la neutralité des sels

de morphine, et probablement aussi de plusieurs autres solutions de sels à bases organiques.

J'avais dit aussi, dans ma notice sur l'acide citrique, que j'étais parvenu à isoler l'acide citrique de Baup; j'ai même indiqué le moyen qui est fort simple, puisqu'il consiste à maintenir longtemps l'acide pyrocitrique dans un appareil distillatoire chauffé à 150°. La presque totalité de l'acide pyrocitrique passe à la distillation, tandis que l'acide citrique reste sous forme cristalline, et il est facile de le purifier ensuite par simple solution et cristallisation. Je n'en ai point répété l'analyse; mais je lui ai reconnu tous les caractères qui ont été indiqués par M. Baup et j'en ai encore à ma disposition une trentaine de grammes. Sa saveur, sa solubilité, sa forme cristalline sont si différentes qu'on ne saurait les confondre.

Quant à l'acide annoncé depuis longtemps par Dahlström, j'aurais été également curieux de me le procurer, mais j'ai fait d'inutiles tentatives, ce qui dépend sans doute du peu de renseignements que nous avons sur ce point. Ainsi, Berzélius dit seulement que cet acide se produit lorsqu'on maintient de l'acide citrique à + 200° environ, et il ajoute qu'il éprouve une modification d'autant plus prononcée que l'action de la chaleur a été plus longtemps soutenue. Dahlström dit que ce nouvel acide est soluble dans l'éther, et j'ai cru trouver là un excellent moyen d'extraction; mais il n'a pas eu le succès que j'en attendais; cependant cela m'a donné l'occasion de faire une remarque assez curieuse: l'acide citrique, lorsqu'on le maintient à 160° entre en fusion, comme je l'ai dit ailleurs, et si après refroidissement on le traite par de l'éther anhydre en quantité suffisante, et il en faut très-peu, il s'y dissout complètement; mais ce que je ne saurais m'expliquer c'est qu'au bout de quelques heures il se précipite une grande quantité de petits cristaux d'autant plus considérable que l'acide aura été maintenu moins longtemps au feu, et si on s'est limité au temps seulement nécessaire pour la fusion, il ne reste presque rien en dissolution. Tout cela, qu'on le remarque bien, se passe en vaisseau parfaitement clos et sans qu'on puisse attribuer cette séparation à l'évaporation; et chose peut-être plus étonnante encore, c'est que ces cristaux une fois déposés ne sont pas sensiblement solubles dans l'éther. J'avais d'abord cru que c'était là précisément l'acide de Dahlström, mais ces cristaux examinés avec soin, m'ont offert tous les caractères de l'acide citrique ordinaire et saturés par du carbonate de soude, puis cette dissolution étant précipitée par le nitrate d'argent neutre, le citrate qui en est résulté, m'a donné très-exactement par l'analyse les mêmes proportions que celles indiquées par Jules Gay-Lussac. Je reste donc absolument dans la même incertitude sur l'acide de Dahlström, et il faut attendre que cet habile chimiste nous ait communiqué l'ensemble de son travail. J'ai observé avec le citrate d'argent, le phénomène de déflagration indiqué par MM. J. Gay-Lussac et Liebig; je ne suis parvenu à m'en prémunir qu'en imbibant le citrate d'alcool et y mettant le feu, alors la combustion a lieu sans aucune projection.

Avant de terminer cette courte notice, je donnerai un renseignement sur le gallate d'ammoniaque

dont parle M. Liebig dans son mémoire. Ce célèbre chimiste dit qu'il ignore comment a été préparé le gallate d'ammoniaque cristallisé que j'ai présenté et dont il a bien voulu accepter un échantillon, je croyais le lui avoir indiqué; voici ce que j'en ai publié en juin 1836 (1). « J'ai trouvé que si, sous certaines conditions, on met ces deux corps (l'ammoniaque et l'acide gallique) en contact à l'état anhydre, il y a combinaison réelle et formation d'un sel persistant qui peut être dissout dans l'eau froide ou chaude, se cristalliser, tenir de l'eau de cristallisation, et n'éprouver aucune altération au contact de l'air. Mais le bigallate est seul dans ce cas, et si l'on fait absorber de l'acide anhydre autant de gaz ammoniac sec qu'il en peut prendre, on obtient toujours un gallate basique quand bien même on chasserait par un séjour très-prolongé dans le vide, toute l'ammoniaque absorbée par porosité; et il ne suffit même pas de saturer l'excès de base pour obtenir un sel stable; il faut de toute nécessité doubler la proportion d'acide, c'est-à-dire, former un bi-gallate. C'est ainsi qu'avait été préparé celui que M. Liebig a analysé. »

Puisqu'il est question d'acide gallique, je demanderai la permission d'ajouter encore un mot. M. Liebig en développant ses vues théoriques relativement à l'acide pyrogallique émet des doutes sur la constitution de cet acide telle qu'elle a été étudiée d'après les derniers travaux, et regarde comme possible que l'acide gallique soumis à l'action de la chaleur, ne se transforme pas uniquement en acide pyrogallique, et en acide carbonique. Il suppose même que 4 atomes d'acide gallique se décomposent en 2 atomes d'acide pyrogallique, 1 atome d'acide métagallique et 4 atomes d'acide carbonique. Je rappellerai à cette occasion que, dans ma notice relative à l'action de la chaleur sur l'acide gallique (2), j'ai positivement affirmé n'avoir jamais pu obtenir moins de 20 pour cent de résidu, en sublimant l'acide gallique, et plus de 50 pour cent d'acide pyrogallique, bien que j'aie varié à l'infini toutes les données de cette expérience.

Enfin, une dernière observation me reste à faire sur ce même acide. M. Liebig fait remarquer dans son mémoire que la formule du tannin peut se traduire en 2 atomes d'acide gallique et 1 atome d'acide acétique, et que dès lors sa décomposition par le contact prolongé de l'eau sous l'influence de l'air semble très-simple. La même idée se trouve très-explicitement énoncée dans ma première notice lue à l'Institut en février 1837, et j'ajoutais même que je me proposais de vérifier cette conjecture par l'expérience, mais malheureusement il s'en faut de beaucoup que toutes les prévisions qui se déduisent si simplement des formules se justifient par les résultats pratiques; aussi préfère-t-on souvent, et c'est agir avec prudence, de ne faire passer les formules qu'après que les faits ont prononcé. Ce qu'il y a de certain c'est que j'ai apporté le plus grand soin à rechercher l'acide acétique dans le liquide qui surnage l'acide gallique déposé en vaisseau clos dans une macération de noix de galles et que je n'en ai

(1) Comptes rendus des séances de l'Institut.
(2) Annales de Chimie et de Physique.

pas retrouvé la moindre trace. J'avais également fait mention d'une autre transformation possible, et cette fois encore, l'indocile expérience n'a pas voulu se prêter à ma prophétie. Il faut donc se résoudre à attendre que d'autres faits ou d'autres conjectures viennent nous donner l'explication qu'on croyait tenir et qui nous échappe.

Notice sur la dilatation des huiles; par M. F. PREISER, professeur de Chimie et de Physique à l'École Normale de Rouen, membre de la Société d'émulation de la même ville.

Lue à la Société libre d'émulation dans la séance du 1^{er} décembre 1838.

EXTRAIT.

Parmi les liquides, les huiles sont ceux qui se dilatent le plus par l'action de la chaleur. Le coefficient de dilatation n'a encore été cherché que pour l'huile d'olive et l'huile de lin. On a vu que 12 litres de ces huiles à 0° représentent 15 litres à 100°. Le coefficient de dilatation de ces huiles est donc de 1/1200.

Cette augmentation de volume des huiles est donc très-grande. Elle est de près du double de celle de l'eau.

Il s'ensuit qu'un volume d'huile n'est pas le même en été et en hiver. Il change tous les mois, tous les jours, et ce changement est considérable quand il a lieu sur de grandes masses.

Un commerçant qui achèterait de l'huile en été par une température de + 15 à + 20°, trouverait une différence très-sensible dans le volume de ce liquide, s'il voulait la revendre en hiver. S'il achetait 1,000 hectolitres d'huile d'olives ou de lin, je suppose, un jour où la température est de 4° au-dessous de zéro, il trouverait une augmentation de 18 hectolitres 26 litres en la revendant en été par une température de + 18. Il éprouverait, au contraire, une perte très-sensible, si, en achetant ces huiles en été, il les revendait en hiver.

Ces faits nous montrent combien il serait imprudent de remplir complètement les barils d'huile en hiver, et de les abandonner ainsi pendant tout l'été.

La dilatation des corps se fait avec une force irrésistible, et le bois des fûts ne serait qu'un faible obstacle à l'expansion des huiles : ces dernières suinteraient à travers les joints, ou feraient éclater les tonneaux s'ils étaient fermés trop hermétiquement.

Si l'on n'observe pas ces principes, on est exposé, chaque jour, à des pertes considérables, et elles n'ont malheureusement lieu que trop souvent chez les commerçants, qui sont alors très-étonnés d'être obligés d'enregistrer tant de déchets sur leurs marchandises.

La dilatation des huiles est donc un phénomène digne d'attention, comme le prouve, du reste, le fait que je vais citer.

MM. Levasseur frères, commerçants d'huiles à

Rouen, furent accusés naguères par l'Octroi d'avoir introduit de l'huile par fraude dans leurs magasins sans en payer les droits.

Un procès eut lieu à la suite de longues contestations. MM. Levasseur, après avoir déterminé plusieurs fois la quantité de leurs huiles, désespérant de pouvoir découvrir d'où provenait l'excédant existant chez eux, vinrent me consulter pour éclaircir cette question.

Le 27 mars 1838, l'Octroi constata dans leurs magasins la présence de 1,689 hectolitres d'huile, soit de graines, soit de poisson.

A partir du 27 mars, ces commerçants, prévoyant une hausse dans les huiles, en achetèrent une grande quantité; de sorte qu'au 14 juillet, le chiffre se trouva porté à celui de 4,252 hectolitres.

Le 14 juillet, l'Octroi fit un nouveau recensement, et trouva au lieu de 4,252 hectolitres, 4,279 hectolitres. Il accorda 50 hectolitres 40 litres pour déchet et vidange inévitables sur cet article. L'effectif était donc de 4,249 hectolitres au lieu de 4,252 qu'on aurait dû trouver. Restait à déterminer d'où pouvait provenir l'excédant de 17 hectolitres observé par l'Octroi.

Je fus curieux de connaître bien exactement le coefficient des principales espèces d'huiles. Celui des huiles de poisson, de pieds de bœuf, de colza, de noix, d'huile blanche, n'avait jamais été observé. Il était nécessaire de déterminer le coefficient de dilatation de l'huile de baleine, pour formuler mon opinion dans la question soumise à mon examen. J'ai pensé qu'il pouvait être de quelque intérêt de me livrer à un travail plus étendu sur les huiles, et de m'assurer des coefficients de dilatation des huiles du commerce, pour que toutes les personnes qui s'occupent de ces liquides pussent promptement déterminer et évaluer l'augmentation de volume qu'ils éprouvent par l'action de la chaleur.

Deux moyens étaient à ma disposition pour rechercher ces coefficients.

Le procédé employé par MM. Dulong et Petit est le plus parfait pour cette mesure (1). Je vais le faire connaître très-brièvement. On se sert d'un tube fermé par une extrémité et effilé en pointe de l'autre. On remplit ce tube du liquide dont on veut chercher le coefficient de dilatation. Le tube, pendant l'expérience, est plongé dans une auge remplie d'abord de glace pilée et fondante, pour obtenir la température de zéro. Cette auge est placée sur un fourneau, de sorte qu'on peut élever l'eau jusqu'à l'ébullition. Le tube étant pesé bien exactement, supposons qu'en le chauffant à 100° il en soit sorti un gramme et que le reste ne pèse plus que 12 grammes; le vide, qui s'est introduit par le refroidissement, doit nécessairement indiquer la dilatation des 12 grammes d'huile. Puisque ce vide logeait 1 gramme d'huile ou la douzième partie du volume, après que tout l'appareil est refroidi, la dilatation doit être représentée par 1/12, ou en d'autres termes, l'huile augmente de 1/12 en passant de 0 à 100°.

(1) Recherches sur les lois de dilatation des solides, des liquides et des fluides élastiques par MM. Dulong et Petit. (Annales de Chimie et de Physique, t. II, p. 240).

On conçoit que ce procédé ne donne que la dilatation apparente de l'huile dans le verre, car, par l'action de la chaleur, ce dernier se dilate aussi et masque ainsi en partie l'augmentation en volume du liquide qu'il renferme; mais il est facile d'en déterminer la dilatation absolue, en ajoutant à la dilatation apparente la dilatation du verre que l'on a déterminée très-exactement et qui est de 1/587. Une autre méthode plus simple, et qui donne des résultats d'une exactitude suffisante, consiste à construire un thermomètre ou un tube étroit, gradué bien également en cent parties. On y verse une quantité déterminée du liquide à essayer, et l'on plonge l'appareil dans un vase renfermant de la glace fondante; on note bien exactement le volume du liquide; puis l'on fait fondre la glace et l'on porte peu à peu l'eau à la température de 100°. On observe ensuite l'augmentation du volume en lisant sur l'échelle tracée sur le tube, la différence entre les deux hauteurs de l'huile à 0° et à 100°.

En agissant par ces deux méthodes, je me suis assuré de l'exactitude du coefficient de dilatation des huiles d'olives et de lin. Ce coefficient est, comme nous l'avons déjà dit, de 1/1200.

J'ai répété trois fois les mêmes expériences sur l'huile de baleine, et j'ai vu que son coefficient est plus considérable que celui de l'huile d'olives. Il est représenté par 1/1000. 1000 hectolitres d'huile de baleine à 0° représentent donc 1100 hectolitres à 100° ou 1010 à 10°. J'ai déterminé de même le coefficient de l'huile de pieds de bœuf, il est de 1/980.

D'après mes expériences, l'huile de colza a un coefficient de dilatation représenté par 1/1120, l'huile de noix, par 1/1100, l'huile blanche, par 1/1250.

Ainsi, comme on le voit, les 1689 hectolitres d'huiles de baleine et de graines existant dans des proportions à peu près égales dans les magasins de MM. Levasseur frères, au 27 mars 1838, ne devaient plus avoir le même volume au 14 juillet 1838. La température du 27 mars était le matin à huit heures de + 2° 4 et dans la journée de + 6; celle du 14 juillet de la même année était de + 14°. La différence de température était donc de 8°. Le coefficient de l'huile de graines est de 1/1200; celui de l'huile de baleine de 1/1000; et comme ces huiles existaient à cette époque en proportions à peu près égales, on peut admettre un coefficient moyen représenté par 1/1100. Les 1689 hectolitres pour une élévation de 1° de température devaient augmenter en volume de 1 hectolitre 55 litres; pour une élévation de 8° de température, l'augmentation du volume devait être de 12 hectolitres 24 litres.

Les 2545 hectolitres d'huiles achetées pendant les mois d'avril, mai et juin devaient aussi avoir augmenté en volume d'une quantité à la vérité beaucoup plus petite.

J'ai cherché la moyenne de la température de ces trois mois; elle est de 11° 9. 2545 hectolitres augmentant de 2 hectolitres 51 litres pour 1°, l'augmentation sera de 6 hectolitres 24 litres pour 2° 7.

Comme on le voit, par ces calculs, la masse d'huile existant dans les magasins de MM. Levasseur frères, au 14 juillet, avait subi une augmentation en volume de 18 hectolitres 48 litres.

TOME III. 5^e s.

Cet exemple devrait engager l'Octroi à porter son attention, lors des recensements, sur l'époque à laquelle les liquides sont entrés dans leurs magasins.

Les calculs à faire pour trouver l'augmentation de volume d'un nombre quelconque d'hectolitres pour une différence de température déterminée, sont extrêmement faciles: il suffit de se servir des coefficients de dilatation que j'ai obtenus, de diviser le nombre d'hectolitres d'huile par le coefficient pour l'augmentation en volume pour 1° de température, et de multiplier ce dernier chiffre par le nombre de degrés formant la différence de température.

Ce que je viens de dire sur les huiles est applicable à tous les liquides; à l'alcool, par exemple, dont le coefficient de dilatation est représenté par 1/900.

Je suis persuadé qu'en agissant ainsi, on éviterait souvent des erreurs, et par cela même des contestations qui entraînent toujours dans des procès coûteux.

Sur l'antimoine diaphorétique; par M. OSCAR FIGUIER.

L'antimoine diaphorétique (1) est la préparation la plus généralement connue dans les pharmacies sous le nom d'oxyde blanc d'antimoine, et celle qui est employée par presque tous les praticiens. C'est ce composé que le codex français de l'année 1818 désignait sous le nom d'*oxidum stibii album mediante nitro confectum*.

Tous les pharmacologistes sont loin de s'accorder sur la préparation de ce médicament; et un des effets les plus fâcheux de cette discordance, c'est que les produits obtenus par les diverses méthodes ne présentent point d'identité dans leur composition et leurs propriétés.

Il résulte des expériences de M. Berzélius, sur ce sujet, que lorsque l'on n'emploie pas un grand excès de nitre, le produit contient, à l'état de mélange, des composés diversément oxydés de l'antimoine. M. Soubeiran a admis une composition de ce genre dans l'antimoine diaphorétique obtenu avec parties égales de nitre et d'antimoine, suivant la formule admise par le Codex de 1818.

Nos expériences nous ont conduit à confirmer ce résultat. On sait toute la difficulté que présente la séparation des divers oxydes d'antimoine: elle est si grande que les analystes les plus exercés de notre époque la regardent comme à peu près insurmontable.

Voici la méthode que nous avons suivie pour tâcher d'arriver à ce but.

L'antimoine diaphorétique a été traité à plusieurs reprises par l'acide acétique, d'abord faible, puis de plus en plus concentré. Cet acide a enlevé la potasse et le protoxyde d'antimoine; ce dernier a été converti en sulfure insoluble au moyen de l'hydrogène

(1) Ce qui suit est extrait d'une monographie des corps désignés sous le nom d'oxyde blanc d'antimoine, qui a obtenu une médaille d'or de la Société royale de médecine, de chirurgie et de pharmacie de Toulouse.

2 M.