

L'eau iodée et l'iodure d'amidon ainsi préparés se prêtent bien aux expériences que je vais décrire : il suffit de placer ces liquides dans des flacons en verre blanc et de les exposer à la lumière. Après quelques heures, on constate que l'iodure d'amidon est complètement décoloré, tandis que le même liquide conservé dans l'obscurité possède toujours sa belle couleur. On peut faire réapparaître la coloration bleue avec des traces d'iode ajoutées au liquide décoloré par la lumière.

L'eau iodée dans les mêmes conditions a également perdu sa couleur jaune et l'addition d'empois d'amidon ne donne plus aucune coloration bleue, alors que l'eau iodée témoin, conservée à l'abri des rayons solaires se colore fortement en bleu.

L'iodure d'amidon et l'eau iodée faibles sont très commodes pour apprécier la qualité de protection des différents verres employés en Chimie et en Pharmacie dans le but de soustraire certaines substances à l'altération de la lumière : j'ai constaté que le verre jaune qui passe pour être le meilleur de ces verres, ou tout au moins qui est le plus employé, n'empêche nullement la décoloration de l'iodure d'amidon, pas plus que la disparition de l'iode de l'eau iodée.

Les modifications produites par la lumière sur l'iodure d'amidon et l'eau iodée sont dues évidemment aux rayons photochimiques du spectre : mais par quel mécanisme ?

L'hypothèse suivante peut être émise :

Les particules d'iode à l'état colloïdal sont chargées d'électricité et se comportent un peu comme de gros ions : par suite, les propriétés chimiques de ces particules électrisées ne sont pas exactement identiques à celles de l'iode libre. Or les rayons violets et ultraviolets produisent des effets d'ionisation qui à la longue enlèveraient aux particules d'iode colloïdal leurs charges électriques : ces particules, ainsi déchargées, acquerraient des propriétés chimiques qu'elles n'avaient pas auparavant. Elles pourraient alors se combiner avec l'hydrogène de l'eau pour former de l'acide iodhydrique.

Avec l'iodure d'amidon, les choses se passeraient exactement de la même façon.

Dans l'un et l'autre cas, la réaction devient acide après la décoloration des liqueurs.

CHIMIE ET PHARMACOLOGIE

Caractères physiques et chimiques d'identité de l'aspirine,
par M. D. E. TSAKALOTOS (1).

1. Cristallisation et fusion. — L'aspirine cristallise en petits

(1) *Journal de Pharmacie et de Chimie*, page 174.

cristaux bien caractéristiques. Ces cristaux présentent après fusion les phénomènes suivants :

1° Chauffés à feu nu sur un porte-objet jusqu'à fusion, en évitant de dépasser le point de fusion, on remarque que la solidification ne se fait plus en cristaux prismatiques, mais sous forme d'anneaux concentriques. Il se forme, en général, autour d'un centre rond, des anneaux successifs allant d'un anneau d'épaisseur moindre, à un anneau d'épaisseur plus forte.

La grandeur des anneaux est très variable. On peut les voir à l'œil nu ou bien d'ordinaire au microscope. En général ces figures rappellent celles de grains d'amidon ;

2° Chauffés à feu nu sur un porte-objet à une température un peu supérieure à celle de la fusion, ils se transforment, en se solidifiant très lentement, en une masse transparente et vitreuse.

Pendant la fusion de l'aspirine on remarque un dégagement d'acide acétique, qui est dû à la transformation de l'aspirine en acide salicylo-salicylique.

0 gr. 649 d'aspirine chauffés pendant une heure à 130° ont perdu en poids 0 gr. 122, ce qui correspond à une transformation de 66 % de l'aspirine en acide salicylo-salicylique.

Cette transformation de l'aspirine au point de fusion est la cause que la détermination rigoureuse de son point de fusion est impossible. Le Codex de 1908 indique le point de fusion de l'aspirine à 135° ; d'après nos expériences l'aspirine peut fondre à 125° et même au-dessous. En même temps que la fusion, et même avant, la transformation partielle en acide salicylo-salicylique prend lieu ; il s'en suit que le point de fusion dépend de la vitesse avec laquelle l'aspirine est chauffée jusqu'à sa fusion.

II. Réactions d'identité de l'aspirine. — Ces réactions se basent sur la décomposition de l'aspirine par la chaleur. Elles sont de deux sortes :

1° *Au moyen du perchlorure de fer.* — On emploie comme réactif une solution très diluée de perchlorure de fer :

a) L'aspirine absolument pure, dissoute dans l'eau — et pour que cette dissolution soit plus rapide, on commence de la dissoudre dans l'alcool puis on ajoute l'eau — ne donne, c'est connu, aucune réaction avec le perchlorure de fer, sauf si la solution reste pendant un certain temps, auquel cas par addition de quelques gouttes de solution de perchlorure de fer apparaît une coloration violette ;

b) L'aspirine chauffée dans un tube à essai jusqu'au commencement de fusion, puis dissoute, donne par addition de quelques gouttes de solution de perchlorure de fer une coloration violette intense ;

c) L'aspirine chauffée dans un tube à essai au-dessus de son point de fusion, puis dissoute dans l'alcool, donne par addition d'eau un précipité blanc d'acide salicylo-salicylique. Si l'on ajoute ensuite quelques gouttes de solution de perchlorure de fer, on obtient une coloration blanc violet ;

2° *Au moyen du réactif vanadique.* — Ces réactions sont basées sur la découverte de Self (1), suivant laquelle, un mélange à volumes égaux de formol et d'acide sulfurique concentré, auquel on ajoute une petite quantité de vanadate d'ammonium, donne en présence d'acide salicylique une coloration bleu de Prusse, qui se transforme rapidement en bleu vert, puis en vert.

Nous avons rendu la réaction de Self plus simple en la transformant comme suit : nous avons laissé complètement de côté le formol, qui n'ajoute aucun avantage à la réaction ; au contraire, il réagit après quelque temps sur le vanadate d'ammonium dissous dans l'acide sulfurique et donne une coloration verte. Sans formol le réactif reste inaltérable.

Nous préparons le réactif vanadique comme suit : nous dissolvons une petite quantité de vanadate d'ammonium dans de l'acide sulfurique concentré ; il se forme une coloration orange (anhydride d'acide vanadique). On ajoute ensuite de l'eau jusqu'à ce que la coloration faiblisse. (L'addition d'une grande quantité d'eau provoque la décoloration complète du réactif, la couleur revenant par une nouvelle addition d'acide sulfurique concentré.)

Avec le réactif vanadique, ainsi préparé, l'aspirine donne les réactions suivantes :

a) L'aspirine pure, à l'état solide, avec une petite quantité de réactif vanadique, ne montre d'abord aucune modification ; mais, après quelques instants, la couleur du réactif commence à devenir vert jaune et finit par devenir vert intense ;

b) L'aspirine chauffée dans un tube à essai, jusqu'au commencement de fusion, donne de suite avec le réactif vanadique une couleur vert intense ;

c) L'aspirine chauffée dans un tube à essai au-dessus de son point de fusion donne avec le réactif vanadique une couleur vert foncé qui se transforme instantanément en brun.

Dosage de la gomme dans le sirop de gomme officinal,
par M. E. LUCE, chimiste au Laboratoire Central d'Etude et
d'Analyse des Produits médicamenteux et hygiéniques (2).

Le dosage de la gomme dans les sirops semble être une analyse facile à effectuer en précipitant la gomme par l'alcool. En

(1) *Journal de Pharmacie et de Chimie*, 1915, p. 521.

(2) *Annales des Palsifications*, page 227.