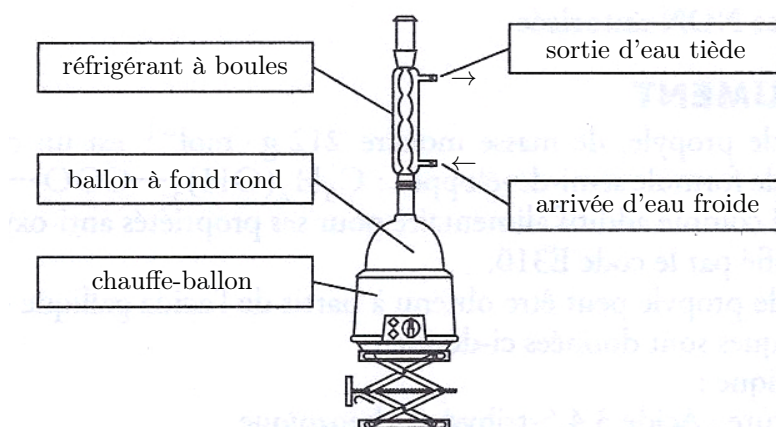


DE LA POUDRE DE TARA AU GALLATE DE PROPYLE – 20 POINTS

1. EXTRACTION DE L'ACIDE GALLIQUE

1.1. À propos du montage utilisé

1.1.1. Compléter la légende du schéma du montage de chauffage à reflux ci-après.



1.1.2. Le chauffage à reflux permet de chauffer (afin d'accélérer la réaction) sans perte de matière.

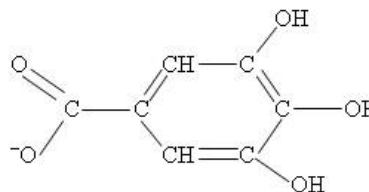
1.1.3. La partie la plus basse du montage à reflux est un élévateur à croisillons qui permet – en abaissant le chauffe-ballon – de supprimer rapidement la source de chaleur en cas de trop forte ébullition ou de problème dans le ballon.

La partie la plus haute du montage est un réfrigérant droit qui doit être ouvert à son extrémité supérieure afin d'éviter une augmentation de la pression dans l'ensemble du montage.

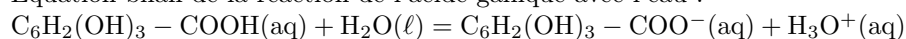
1.1.4. Le pH peut être contrôlé rapidement à l'aide d'un morceau de papier pH sur lequel on dépose une goutte du liquide à tester.

1.2. Le couple de l'acide gallique

1.2.1. Formule semi-développée de l'ion gallate :



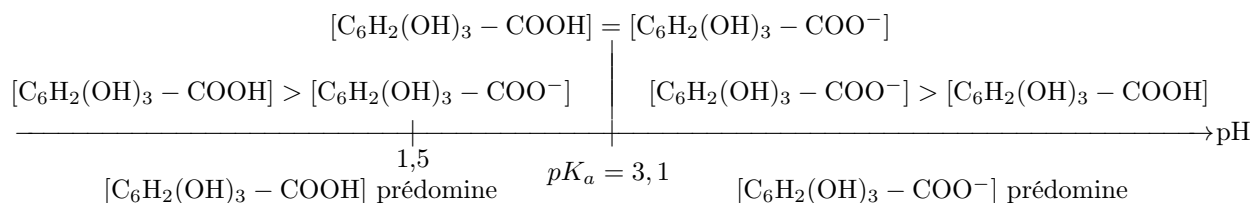
1.2.2. Équation-bilan de la réaction de l'acide gallique avec l'eau :



1.2.3. $K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})_3 - \text{COO}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})_3 - \text{COOH}]_{\text{eq}}}$

1.2.4. On utilise la relation de Henderson-Hasselbach : $pH = pK_a + \log \frac{[C_6H_2(OH)_3 - COO^-]_{\acute{e}q}}{[C_6H_2(OH)_3 - COOH]_{\acute{e}q}}$ d'où l'on déduit que $\log \frac{[C_6H_2(OH)_3 - COO^-]_{\acute{e}q}}{[C_6H_2(OH)_3 - COOH]_{\acute{e}q}} = pH - pK_a$ soit le rapport des concentrations recherché : $\frac{[C_6H_2(OH)_3 - COO^-]_{\acute{e}q}}{[C_6H_2(OH)_3 - COOH]_{\acute{e}q}} = 10^{pH-pK_a} = 10^{1,5-3,1} = 2,5 \cdot 10^{-2}$. On en déduit que la solution contient 40 fois plus d'acide gallique que d'ions gallate et que l'espèce prédominante est donc l'acide gallique.

1.2.5. Diagramme de prédominance du couple de l'acide gallique :



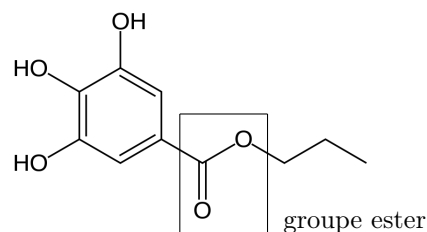
Dans la solution concernée ici, $pH = 1,5 < pK_a = 3,1$ donc c'est bien l'acide gallique qui prédomine, ce qui est en accord avec le résultat trouvé précédemment.

1.2.6. On refroidit le mélange réactionnel afin de permettre la précipitation de l'acide gallique car ce dernier est très peu soluble dans l'eau froide.

1.2.7. La pureté de l'acide gallique peut être testée en déterminant sa température de fusion à l'aide d'un banc Koffler.

2. DE L'ACIDE GALLIQUE AU GALLATE DE PROPYLE

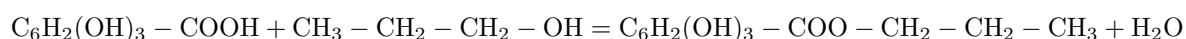
2.1. Le groupe caractéristique obtenu est un groupe ester.



2.2. L'alcool utilisé pour cette synthèse est le propan-1-ol de formule semi-développée $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$.

2.3. Synthèse du gallate de propyle

2.3.1. Équation-bilan de la réaction de synthèse du gallate de propyle :



2.3.2. Il s'agit d'une réaction d'estérification qui est une réaction lente, limitée et athermique.

2.3.3. L'acide sulfurique concentré sert de catalyseur : il permet d'accélérer la réaction mais ne modifie pas l'état d'équilibre atteint.

2.3.4. La pierre ponce permet de réguler l'ébullition afin d'éviter les projections dans le ballon.

2.4. Le mélange étant équimolaire et les réactifs réagissant mole à mole, le réactif limitant sera l'acide gallique. D'après l'équation-bilan de la réaction, il se forme autant d'ester qu'il y a d'acide consommé d'où $n_{max}(ester) = n^0(acide) = \frac{m(acide)}{M(acide)}$. Le rendement η étant de 70%, la quantité finale d'ester que l'on peut espérer obtenir est donnée par $n_f(ester) = \eta \cdot n_{max}(ester) = \eta \cdot \frac{m(acide)}{M(acide)}$. La masse d'ester que l'on peut espérer obtenir est donc $m_f(ester) = n_f(ester) \cdot M(ester) = \eta \cdot \frac{m(acide)}{M(acide)} \cdot M(ester)$ soit $m_f(ester) = 0,70 \times \frac{17,0}{170} \times 212 = 15 \text{ g}$.

2.5. Pour améliorer le rendement de la synthèse, on pourrait envisager d'utiliser un montage de distillation fractionnée pour isoler le produit au cours de sa formation; toutefois, nous n'avons pas de données concernant les températures d'ébullition des différentes espèces chimiques impliquées dans la réaction et il est probable que celle du produit (l'ester) est sans doute supérieure à celle des réactifs. En effet, cette molécule a une masse molaire plus grande que celle des réactifs. Cela rend peu probable la pertinence de cette proposition.

On pourrait aussi remplacer un des réactifs par une molécule plus réactive afin d'augmenter le rendement.

Pour information : procéder à la synthèse en présence d'un excès de l'un des réactifs (l'alcool par exemple dans ce cas) permet de déplacer l'équilibre vers la formation du produit et, par conséquent, d'augmenter le rendement de la synthèse.