

## Exercice 1

## Préparation d'un ester utilisé en parfumerie

Les deux parties sont indépendantes

**1<sup>ère</sup> partie : identification d'un acide par dosage pH-métrique**

On dispose d'un flacon contenant un acide carboxylique nommé acide A.

Cet acide est soit l'**acide méthanoïque**, soit l'**acide éthanoïque**, soit l'**acide propanoïque**.

**1.** Donner les formules semi-développées des 3 acides, puis en déduire leur formule brute et leur masse molaire

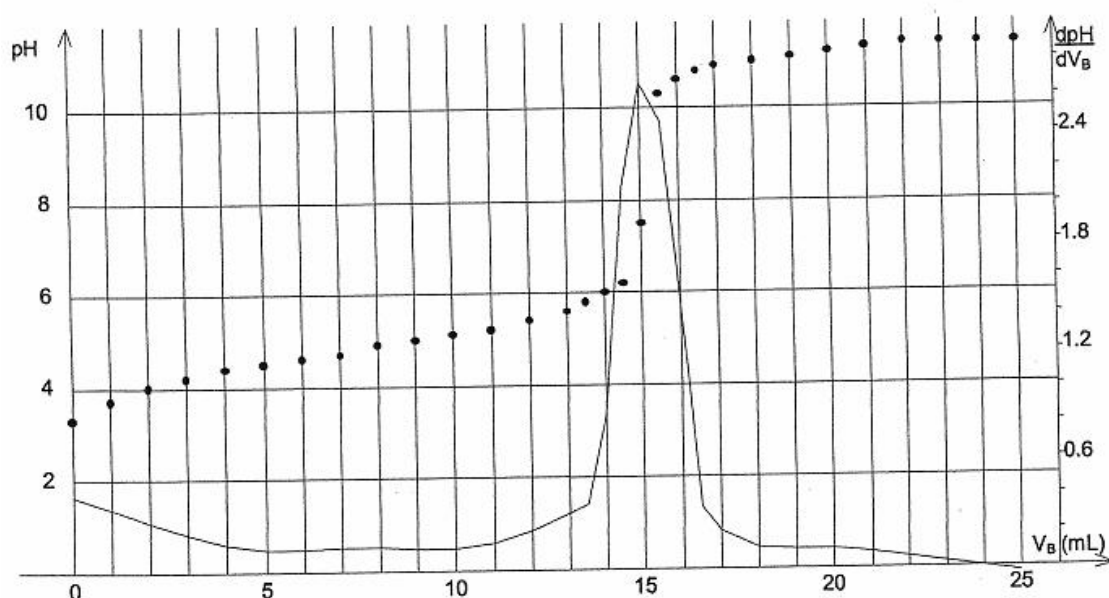
**2.** On prépare une solution  $S_A$  en dissolvant une masse  $m_A = 0,45 \text{ g}$  de l'acide dans une fiole jaugée de **500 mL**.

- calculer la concentration massique  $C_m$  de l'acide A dans la solution  $S_A$  obtenue

**3.** Dans un bécher, on verse  $V_A = 10,0 \text{ mL}$  de la solution  $S_A$  de concentration  $C_A$  en acide.

On remplit une burette graduée d'une solution aqueuse  $S_B$  d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+; \text{HO}^-$ ) de concentration molaire  $C_B = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

On réalise un dosage pH-métrique de la solution  $S_A$  par la solution  $S_B$ . On obtient la courbe ci-dessous



L'équation de la réaction support du dosage est :  $\text{RCOOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{RCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$

**3.1.** Déterminer le volume équivalent  $V_{B(\text{eq})}$  de ce dosage en expliquant la méthode utilisée.

**3.2.** Calculer la concentration molaire  $C_A$  de la solution  $S_A$ .

**3.3.** A l'aide des réponses des questions (2.) et (3.2.), déterminer la masse molaire de l'acide carboxylique utilisé pour réaliser la solution  $S_A$

**3.4.** En déduire le nom de l'acide carboxylique A, à l'aide de la réponse de la questions (1.)

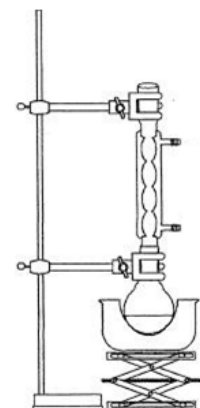
## 2<sup>de</sup> partie : synthèse de l'ester

|                               | Acide éthanoïque       | Alcool benzylique       | Ethanoate de benzyle    | Eau                    |
|-------------------------------|------------------------|-------------------------|-------------------------|------------------------|
|                               | $C_2H_4O_2$            | $C_7H_8O$               | $C_9H_{10}O_2$          | $H_2O$                 |
| M                             | 60 g.mol <sup>-1</sup> | 108 g.mol <sup>-1</sup> | 150 g.mol <sup>-1</sup> | 18 g.mol <sup>-1</sup> |
| Densité                       | 1,05                   | 1,04                    | 1,06                    | 1,00                   |
| Température d'ébullition (°C) | 118                    | 205                     | 215                     | 100                    |
| Solubilité dans l'eau salée   | Très bonne             | Très faible             | Très faible             | –                      |

Afin de synthétiser un ester utilisé en parfumerie, l'éthanoate de benzyle, on réalise le protocole suivant :

On introduit dans un ballon **15,0 mL** d'alcool benzylique et **20,0 mL** d'acide éthanoïque.

On rajoute quelques gouttes d'acide sulfurique et quelques grains de pierre ponce. On réalise le montage schématisé ci-contre et on chauffe à ébullition douce pendant une heure.



1. Écrire l'équation de la réaction correspondant à la préparation de l'ester.

### 2. Etude du montage

**2.1.** Comment se nomme le montage ci-contre ?

**2.2.** Pourquoi est-il nécessaire de chauffer lors de la synthèse ?

**2.3.** Pourquoi ajoute-t-on de l'acide sulfurique concentré dans le milieu réactionnel ? Quel est son rôle ?

**2.4.** Pourquoi ne peut-on pas laisser le ballon ouvert lors du chauffage ? Pourquoi ne peut-on pas fermer par un bouchon le ballon ? Quel est le rôle du réfrigérant ? Indiquer l'entrée de l'eau et sa sortie.

**2.5.** Pourquoi est-il nécessaire d'ajouter des grains de pierre ponce lors du chauffage ?

### 3. Bilan de matière

**3.1.** Calculer les quantités de matière initiales d'alcool benzylique et d'acide éthanoïque

**3.2.** Y-a-t-il un réactif en excès ? si oui lequel ?

**3.3.** Calculer le volume d'ester que l'on peut obtenir en théorie si la réaction était totale

### 4. Extraction de l'ester préparé

**Etape (1) :** Au bout d'une heure, on refroidit le mélange réactionnel et on y ajoute 50 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de masse volumique  $\rho = 1,20 \text{ g.mL}^{-1}$ . On verse le contenu du ballon dans une ampoule à décanter. On agite et on laisse décanter.

**Etape (2) :** On élimine la phase aqueuse. On ajoute dans l'ampoule à décanter 50 mL d'une solution aqueuse d'hydrogénocarbonate de sodium ( $Na^+(aq) + HCO_3^-(aq)$ ), il se produit un dégagement gazeux.

**Etape (3) :** On laisse décanter et on évacue la phase aqueuse. Après décantation, on recueille la phase organique dans un bécher et on la sèche avec du sulfate de magnésium anhydre.

On obtient 13,5 mL d'ester

**4.1.** Dans quelle phase se situe l'ester dans l'ampoule à décanter de l'étape (1)? Faire un schéma légendé de l'ampoule à décanter en justifiant la position des phases.

**4.2.** A quoi sert la solution d'hydrogénocarbonate de sodium rajoutée dans l'étape (2) ?

**4.3.** A quoi sert le sulfate de magnésium anhydre rajouté dans l'étape (3) ?

**4.4.** Calculer le rendement de la réaction

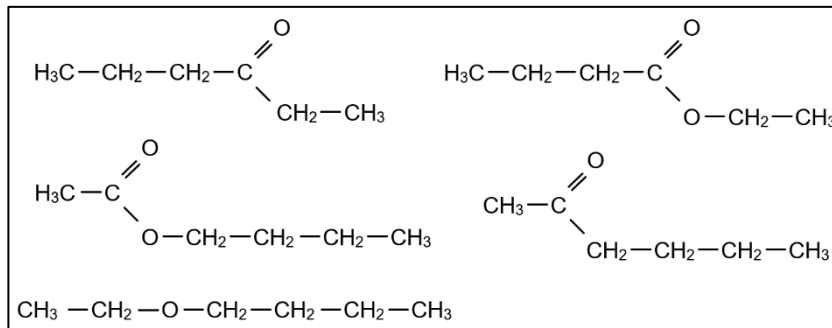
## Exercice 2

### L'arôme d'ananas

De plus en plus souvent des arômes naturels ou de synthèse sont utilisés en cuisine ou dans l'industrie alimentaire. Les arômes de fruits peuvent être obtenus à partir de mélanges d'esters.

Le parfum artificiel d'ananas est constitué d'un mélange d'esters et d'acides carboxyliques : l'ester prépondérant est le butanoate d'éthyle.

1. Après avoir identifié le butanoate d'éthyle dans les formules suivantes, recopier sa formule et entourer le groupe caractéristique ester.



### 2. Extraction

Pour vérifier la présence de butanoate d'éthyle dans un flacon d'arôme ananas du commerce (en phase aqueuse), on souhaite réaliser une extraction liquide-liquide à l'aide d'une ampoule à décanter.

On dispose de trois solvants : dichlorométhane, éthanol et cyclohexane.

La phase organique de l'extraction est conservée et appelée solution S<sub>1</sub>.

| Solvant                          | eau    | éthanol  | cyclohexane  | dichlorométhane |
|----------------------------------|--------|----------|--------------|-----------------|
| Solubilité du butanoate d'éthyle | faible | bonne    | moyenne      | bonne           |
| Densité                          | 1      | 0,8      | 0,6          | 1,3             |
| Miscibilité avec l'eau           | /      | miscible | non miscible | non miscible    |

**2.1.** Quel solvant faut-il choisir parmi ceux du tableau pour extraire le maximum de butanoate d'éthyle ? Justifier.

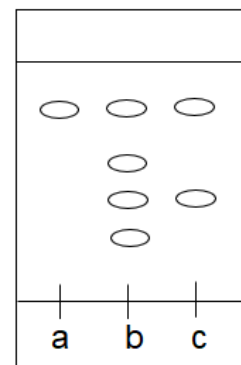
**2.2.** Dessiner l'ampoule à décanter avant et après agitation en précisant le contenu.

### 3. Chromatographie sur couche mince

Sur une plaque de silice sensible au rayonnement UV, on effectue trois dépôts :

- (a) solution contenant du butanoate d'éthyle pur
- (b) solution S<sub>1</sub>
- (c) solution S<sub>2</sub> contenant un ester synthétisé au laboratoire

La plaque est révélée avec une lampe émettant des radiations ultraviolettes, on obtient le chromatogramme suivant :



**3.1.** Quel est le rôle d'une chromatographie sur couche mince ?

**3.2.** Comment appelle-t-on le solvant ou mélange de solvants utilisé dans la cuve à chromatographie ?

**3.3.** Interpréter le chromatogramme pour les solutions S<sub>1</sub> et S<sub>2</sub>.

**3.4.** Le rapport frontal R<sub>f</sub> d'une espèce chimique, dans un solvant ou mélange de solvants donné, est défini par :  $R_f = \frac{h}{H}$  où « H » est la distance parcourue par le solvant ou mélange de solvants et « h » la distance

parcourue par l'espèce chimique. Déterminer la valeur du rapport frontal du butanoate d'éthyle dans les conditions de cette chromatographie.

## Exercice 3

### La caféine

Le but de l'exercice est de déterminer la concentration en caféine dans deux tasses de café de provenances différentes, (notées boisson 1 et boisson 2) pour déterminer celui qui est le plus excitant.

On extrait la caféine des feuilles de thé et, avec la caféine purifiée, on prépare des solutions de caféine de différentes concentrations.

A l'aide d'un spectrophotomètre, on mesure ensuite l'absorbance  $A$  de ces solutions de caféine.

#### 1. Préparation de solutions de caféine de différentes concentrations

Avec la caféine extraite que l'on a purifiée, on fabrique une solution de caféine dans le dichlorométhane de concentration  $25 \text{ mg.L}^{-1}$ .

On désire préparer des solutions de concentrations  $5 \text{ mg.L}^{-1}$ ,  $8 \text{ mg.L}^{-1}$ ,  $12 \text{ mg.L}^{-1}$  et  $16 \text{ mg.L}^{-1}$

On dispose du matériel suivant :

- béchers : 100 mL ; 200 mL
- fioles jaugées : 10,0 mL ; 25,0 mL ; 50,0 mL ; 100,0 mL
- pipettes jaugées : 2,0 mL ; 5,0 mL ; 10,0 mL ; 20,0 mL ; 25,0 mL
- pipette graduée de 10 mL graduée de 0,1 mL en 0,1 mL
- éprouvette graduée de 5 mL

Parmi le matériel précédent, indiquer celui utilisé pour préparer les différentes solutions de caféine.

#### 2. Mesure d'absorbance

**2.1.** On a tracé ci-contre le spectre d'absorption de la caféine entre 220 nm et 320 nm pour une des solutions de caféine.

- À quel domaine appartiennent ces longueurs d'onde

**2.2.** On veut tracer la courbe d'étalonnage  $A = f(c)$  de la caféine à l'aide des différentes solutions précédemment préparées.

- Quelle doit être la longueur d'onde utilisée dans le réglage du spectrophotomètre ? Pourquoi ?

**2.3.** On obtient la courbe ci-dessous. On mesure ensuite les absorbances des boissons 1 et 2. On trouve  $A_1 = 0,17$  pour la boisson 1 et  $A_2 = 0,53$  pour la boisson 2.

- Quel est le café le plus excitant pour le consommateur ? Pourquoi

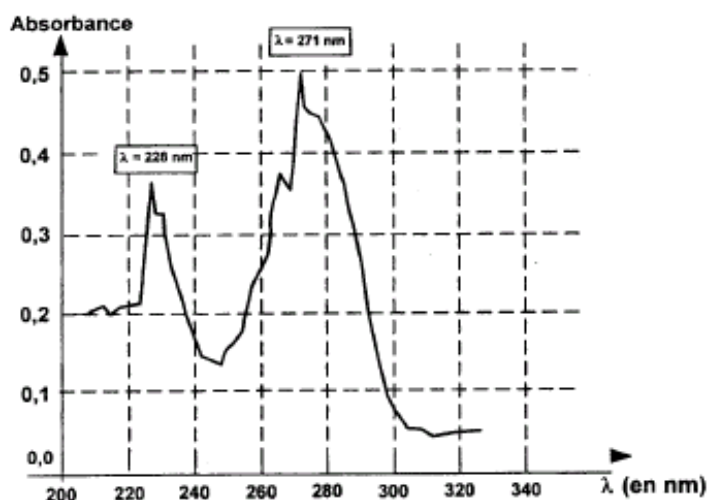
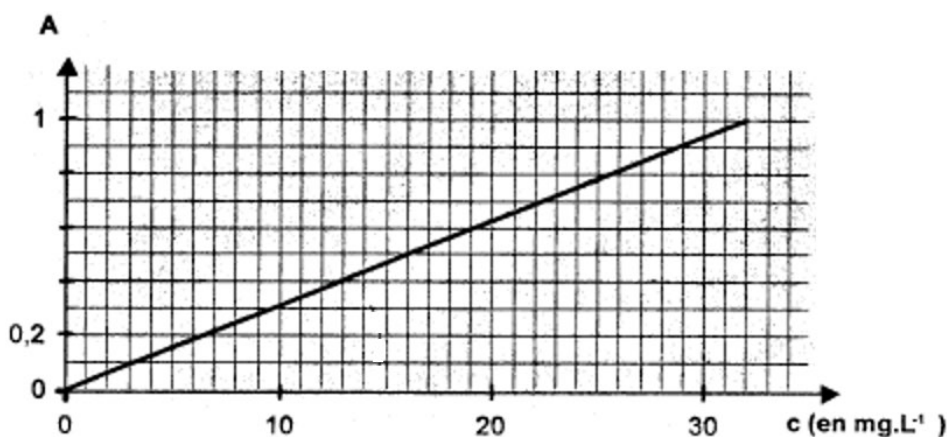


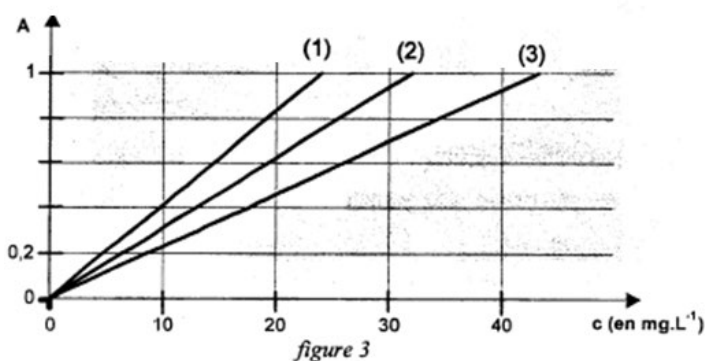
figure 1



**2.4.** À l'aide de la droite d'étalonnage, trouver quelle est la concentration de la solution qui a servi à faire le spectre d'absorption de la figure 1.

**2.5.** Dans la figure 3, la droite n°2 correspond à un étalonnage à 271 nm.

- Indiquer la droite qui correspond à l'étalonnage effectué à 228 nm.



## Exercice 4

### L'acide benzoïque

L'acide benzoïque est un conservateur présent dans de nombreuses boissons sans alcool. Son code européen est E 210. Il peut être préparé par synthèse en laboratoire.

#### Principe de cette synthèse :

L'oxydation, en milieu basique et à chaud de l'alcool benzylique  $C_6H_5CH_2OH$  par les ions permanganate  $MnO_4^-$ , conduit à la formation d'ions benzoate  $C_6H_5CO_2^-$  et de dioxyde de manganèse  $MnO_2$  (solide brun).

Après réduction, par l'éthanol, des ions permanganate  $MnO_4^-$  excédentaires et élimination du dioxyde de manganèse  $MnO_2$ , on obtient une solution incolore contenant les ions benzoate.

L'addition d'acide chlorhydrique à cette solution permet la cristallisation de l'acide benzoïque  $C_6H_5CO_2H$  (solide blanc), que l'on recueille après filtration, lavage et séchage.

### 1. Questions relatives au protocole expérimental

**1.1.** Donner, sans justifier, le nom des parties manquantes (verrerie, nom de montage...), notées de ① à ⑤ dans le texte ci-dessous décrivant le protocole expérimental.

#### (1) Formation de l'acide benzoïque :

Après avoir versé dans un ballon bicol posé sur un valet et sous la hotte un volume  $V_1 = 2,0 \text{ mL}$  d'alcool benzylique puis bouché l'ensemble, on ajoute environ 20 mL de soude de concentration  $2 \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide d'①. On introduit ensuite quelques grains de ② dans le ballon pour réguler ③ lors du chauffage.

On réalise alors ④, permettant de chauffer le mélange sans perte de matière ni surpression.

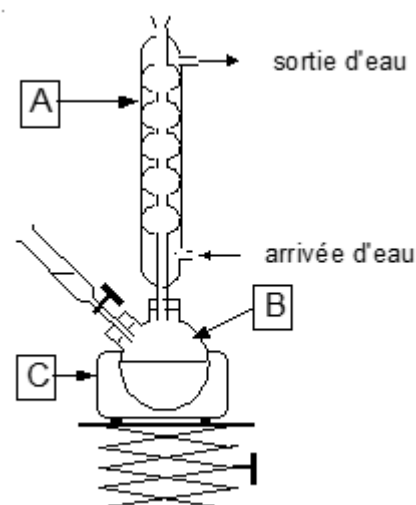
Après avoir versé lentement 100 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium de concentration  $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$  dans le ballon, on porte le mélange à ébullition douce pendant 10 minutes environ. On ajoute quelques millilitres d'éthanol afin d'éliminer le réactif en excès, puis on refroidit le ballon et son mélange.

#### (2) Cristallisation de l'acide benzoïque :

On filtre le mélange obtenu, en utilisant ⑤ et on recueille un filtrat limpide et incolore. Le filtrat est ensuite versé dans un bécher et refroidi dans la glace.

On ajoute prudemment 8,0 mL d'acide chlorhydrique concentré goutte à goutte et on observe la formation du précipité blanc d'acide benzoïque. On filtre et on rince avec un peu d'eau bien froide.

On récupère les cristaux d'acide benzoïque : la masse obtenue après séchage est  $m = 1,40 \text{ g}$ .



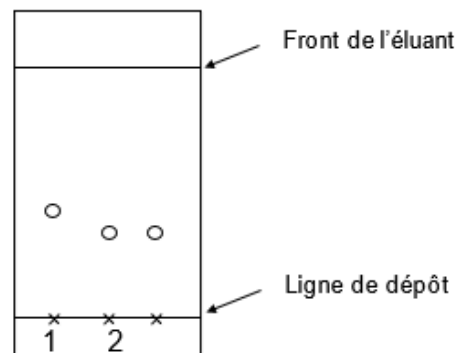
**1.2.** Nommer les éléments du montage ci-dessus repérés par les lettres A, B et C.

**1.3.** Afin de caractériser le produit formé, on réalise une chromatographie sur couche mince.

Dans trois tubes à essais, on verse 1 mL d'éluant E ; dans le tube 1 on ajoute une goutte d'alcool benzylique, dans le tube 2 une pointe de spatule du solide obtenu et dans le tube 3 une pointe de spatule d'acide benzoïque pur.

On réalise une chromatographie sur couche mince à partir du contenu des trois tubes et l'éluant E puis on révèle le chromatogramme sous rayonnement UV.

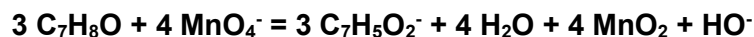
- Interpréter le chromatogramme réalisé lors de la synthèse et conclure quant à la nature du solide obtenu.



## 2. Rendement de la synthèse

| Nom                             | Alcool benzylique | Permanganate de potassium | Acide benzoïque |
|---------------------------------|-------------------|---------------------------|-----------------|
| Formule                         | $C_7H_8O$         | $KMnO_4$                  | $C_7H_6O_2$     |
| Masse molaire ( $g.mol^{-1}$ )  | 108               | 158                       | 122             |
| Masse volumique ( $g.mL^{-1}$ ) | 1,04              |                           | 1,3             |

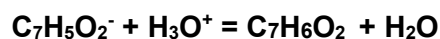
L'oxydation se fait en milieu basique. L'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction qui se produit entre l'alcool benzylique et les ions permanganate s'écrit :



**2.1.** Calculer les quantités de matières initiales des réactifs ; montrer que les ions permanganate sont en excès.

**2.2.** Calculer la quantité d'ions benzoate  $C_7H_5O_2^-$  que l'on peut espérer obtenir en théorie

**2.3.** Lors de la cristallisation, le passage des ions benzoate à l'acide benzoïque se fait selon l'équation :



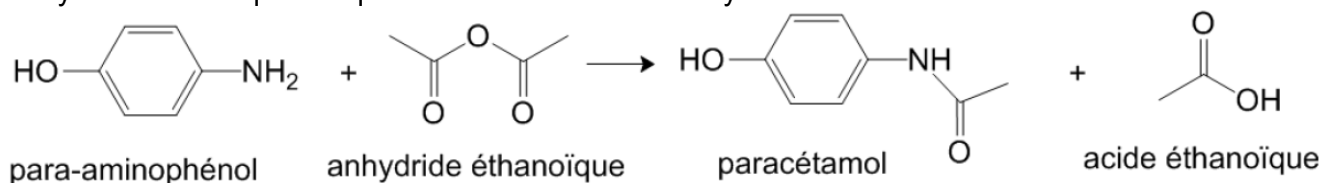
- calculer la masse théorique maximale d'acide benzoïque qu'il aurait été possible d'obtenir

- calculer le rendement de la réaction

## Exercice 5

### Le paracétamol

La synthèse du paracétamol peut être réalisée au laboratoire à partir du para-aminophénol et de l'anhydride éthanoïque. L'équation de la réaction de la synthèse est la suivante :



Les différentes phases d'un protocole de synthèse sont décrites ci-après :

#### • Phase n°1 :

Dans un erlenmeyer de 150 mL, introduire 2,7 g de para-aminophénol, 25 mL d'eau distillée, 2 mL d'acide éthanoïque pur prélevés à la pipette graduée, et un barreau aimanté. Adapter sur l'erlenmeyer un réfrigérant à air et plonger pendant 10 minutes dans un bain-marie à 80°C placé sur un agitateur magnétique chauffant.

#### • Phase n°2 :

Ramener la solution à température ambiante puis, sous la hotte, enlever le réfrigérant à air et ajouter lentement 3,5 mL d'anhydride éthanoïque au mélange précédent.

L'addition terminée, adapter le réfrigérant à air et placer à nouveau le mélange au bain-marie à 80°C pendant 10 minutes.

#### • Phase n°3 :

Refroidir le mélange réactionnel dans un bain d'eau glacée et attendre la cristallisation complète. Amorcer le cas échéant, la formation du paracétamol solide à l'aide d'un agitateur en verre.

Filtrer les cristaux sur Büchner (sous pression réduite).

Rincer le solide avec un minimum d'eau glacée, puis le récupérer dans un erlenmeyer.

#### • Phase n°4 :

Dans l'erlenmeyer contenant le solide, introduire au maximum 20 mL d'eau distillée et chauffer le mélange placé sur un agitateur magnétique chauffant jusqu'à dissolution complète du solide.

Laisser refroidir lentement jusqu'à l'amorce de la cristallisation, puis la terminer dans un mélange eau-glace.

Filtrer sous pression réduite les cristaux obtenus et les récupérer dans une coupelle.

Sécher les cristaux dans une étuve à 80 °C, puis peser le solide obtenu.

#### • Phase n°5 :

*Éluant* : mélange CHCl<sub>3</sub> (chloroforme) et CH<sub>3</sub>OH (méthanol) ; 60/40 en volume.

*Échantillons* :

1 mL d'éluant + une pointe de spatule de 4-aminophénol.

1 mL d'éluant + une pointe de spatule de paracétamol synthétisé et purifié.

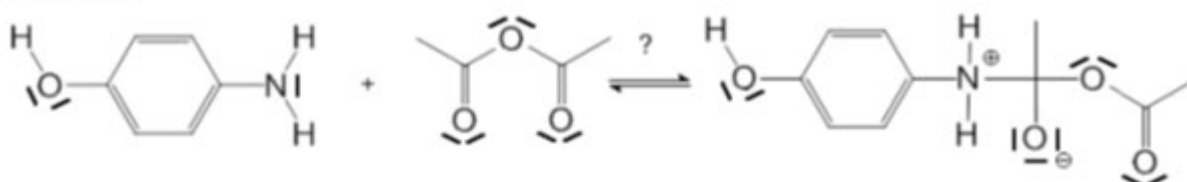
1 mL d'éluant + une pointe de spatule de paracétamol du commerce.

*Révélation sous UV* (  $\lambda$  = 254 nm)

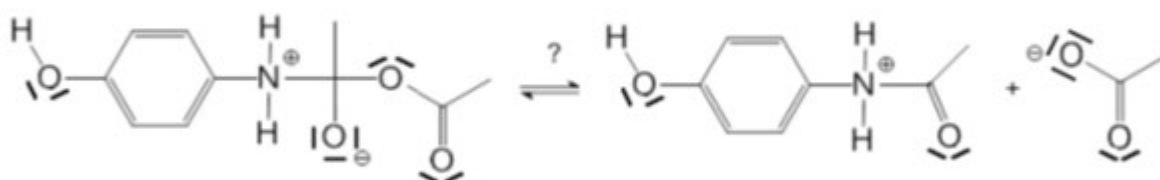
| Composé                 | Aspect<br>(à 25°C)                     | Risques                                                                                                                                                                                                                                                     | Solubilité dans<br>l'eau                                                                                                                                           | T <sub>fusion</sub><br>(°C) | T <sub>ébullition</sub><br>(°C) | M<br>(g.mol <sup>-1</sup> ) |
|-------------------------|----------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------|---------------------------------|-----------------------------|
| Para-aminophénol        | Solide blanc                           | <br><br> | 8 g.L <sup>-1</sup> à 20°C<br>33 g.L <sup>-1</sup> à 60°C<br>85 g.L <sup>-1</sup> à 100°C<br><br>Solubilité accrue<br>en solution aqueuse<br>d'acide<br>éthanoïque | 186                         | 284                             | 109                         |
| Anhydride<br>éthanoïque | Liquide<br>incolore de<br>densité 1,08 | <br>                                                                                      | Réagit avec l'eau<br>en donnant l'acide<br>dont il est issu                                                                                                        | - 73                        | 136                             | 102                         |
| Paracétamol             | Solide blanc                           |                                                                                                                                                                            | 10 g.L <sup>-1</sup> à 20°C 250<br>g.L <sup>-1</sup> à 100°C                                                                                                       | 168                         | 388                             | 151                         |
| Acide<br>éthanoïque     | Liquide<br>incolore de<br>densité 1,05 |                                                                                                                                                                            | Très grande<br>solubilité de 0 °C à<br>100°C                                                                                                                       | 17                          | 118                             | 60                          |

1. Recopier les molécules de para-aminophénol et de paracétamol, et entourer les groupes caractéristiques sur ces deux molécules. Préciser les familles de composés qui leur sont associées.
2. Indiquer par des flèches courbes les mouvements d'électrons dans le mécanisme réactionnel ci-dessous.

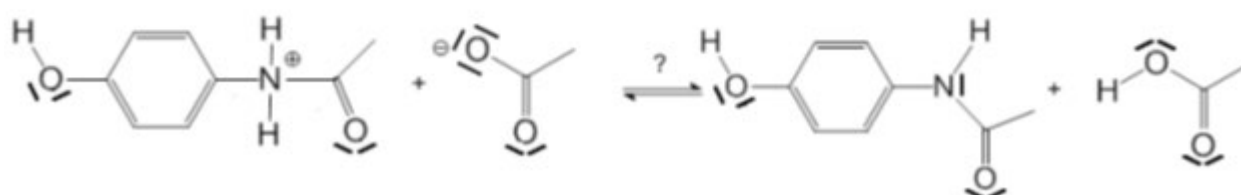
#### Étape n°1



#### Étape n°2



#### Étape n°3



### 3. Analyse du protocole expérimental.

**3.1.** Donner un nom à chacune des cinq phases du protocole expérimental de synthèse mis en œuvre au laboratoire.

**3.2.** À l'aide de vos connaissances et des documents fournis, justifier le choix des techniques utilisées dans les phases 3 et 4 du protocole expérimental, en rédigeant un texte précis et concis.

**3.3.** Déterminer la masse maximale de paracétamol qui peut être obtenue à partir du protocole expérimental mis en œuvre.

## Exercice 6

### La noix de muscade

La noix de muscade contient divers triglycérides dont **la trimyristine** qui permet d'obtenir **le myristate d'isopropyle**. Ce dernier trouve de nombreuses utilisations en cosmétique et entre dans la composition de ce qu'on appelle "l'alcool des parfumeurs", support de dilution très utilisé en parfumerie.

**Le but de cet exercice est de comprendre comment, à partir de la trimyristine extraite de noix de muscade, on peut obtenir l'acide myristique nécessaire à l'obtention du myristate d'isopropyle.**

La trimyristine est un triglycéride dont on donne une représentation ci-dessous. Les trois groupes identiques, notés R, sont de longues chaînes carbonées.

#### Données

|                  |                                                | M<br>(g.mol <sup>-1</sup> ) | T <sub>fusion</sub><br>(°C) | T <sub>ébullition</sub><br>(°C) |
|------------------|------------------------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|---------------------------------|
| Trimyristine     | C <sub>45</sub> H <sub>86</sub> O <sub>6</sub> | 723                         | 56-57                       |                                 |
| Acide myristique | C <sub>14</sub> H <sub>28</sub> O <sub>2</sub> | 228                         | 58,5                        |                                 |
| Dichlorométhane  | CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>                | 85                          | - 97                        | 40                              |
| Ethanol          | C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O                | 46                          | - 114                       | 78                              |

Solubilité de la trimyristine et de l'acide myristique dans quelques solvants usuels :

|                  | Ethanol | Dichlorométhane | Propanone                            |
|------------------|---------|-----------------|--------------------------------------|
| Trimyristine     | Soluble | Très soluble    | Soluble à chaud<br>Insoluble à froid |
| Acide myristique | Soluble | Soluble         |                                      |

• Le degré de pureté d'un produit dans un échantillon est le rapport entre la masse du produit contenu dans l'échantillon et la masse de l'échantillon soit :

$$d = \frac{\text{masse du produit contenu dans l'échantillon}}{\text{masse de l'échantillon}}$$

• La trimyristine est un triglycéride dont on donne une représentation ci-contre.

Les trois groupes identiques, notés R, sont de longues chaînes carbonées ;

• Le pourcentage massique en trimyristine dans la poudre de noix de muscade est compris entre 20 % et 25 %.

## 1. Extraction de la trimyristine à partir de la noix de muscade.

Une masse de trimyristine  $m_{\text{trimyristine}} = 4,75 \text{ g}$  a été extraite de  $20,0 \text{ g}$  de noix de muscade en utilisant le protocole décrit ci-dessous.

**Étape 1 :** dans un ballon de  $250 \text{ mL}$ , mélanger  $20,0 \text{ g}$  de poudre de noix de muscade et  $100 \text{ mL}$  de dichlorométhane. Chauffer à reflux pendant 30 minutes.

**Étape 2 :** filtrer sous hotte aspirante le contenu du ballon et rincer ce dernier avec  $20 \text{ mL}$  de dichlorométhane. Évaporer le solvant à l'aide d'un montage de distillation simple. Le ballon contient alors environ  $10 \text{ mL}$  de liquide jaune huileux.

**Étape 3 :** ajouter progressivement  $50 \text{ mL}$  de propanone dans le ballon afin de dissoudre à chaud le contenu du ballon. Quand la solution est devenue homogène, placer le ballon dans un bain d'eau glacée. On observe progressivement la formation d'un solide blanc.

**Étape 4 :** filtrer sur Büchner, sécher à l'étuve le solide blanc obtenu et mesurer sa masse.

**1.1.** Donner deux arguments qui peuvent justifier l'utilisation du dichlorométhane plutôt que de l'éthanol lors des étapes 1 et 2.

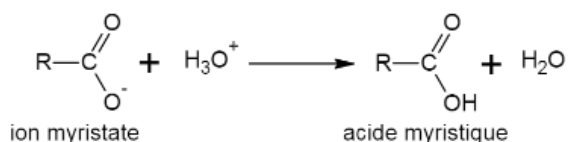
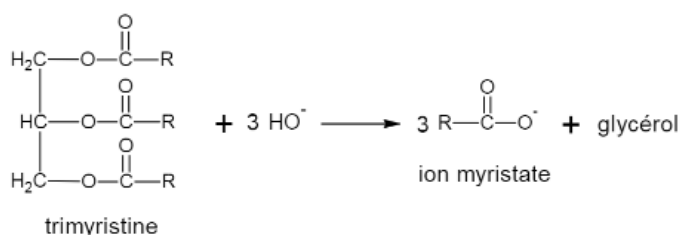
**1.2.** Justifier l'observation faite dans l'étape 3.

**1.3.** La masse de trimyristine obtenue est-elle en accord avec les données ? Justifier.

## 2. Obtention de l'acide myristique.

La totalité de la trimyristine extraite précédemment est utilisée pour synthétiser l'acide myristique.

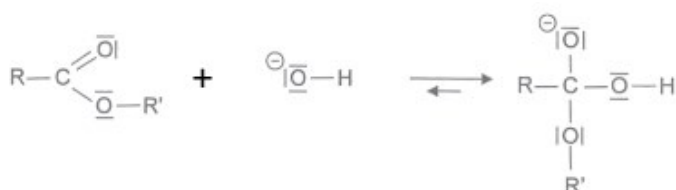
**Étape 1 :** Pour effectuer cette synthèse, on fait d'abord réagir la trimyristine avec un excès d'ions hydroxyde selon la réaction :



**Étape 2 :** On fait ensuite réagir les ions myristate avec les ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  apportés par de l'acide chlorhydrique concentré (on considère donc que les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  sont en large excès)

**2.1.** Donner la formule semi développée du glycérol appelé aussi propan-1,2,3-triol

**2.2.** La trimyristine contient trois fonctions ester. On donne ci-après une des étapes du mécanisme de la réaction entre un ester et l'ion hydroxyde



- Représenter les flèches courbes rendant compte du mécanisme. Citer la catégorie de réaction de cette étape.

**2.3.** A la fin de la synthèse et après séchage, on obtient  $m = 3,36 \text{ g}$  de produit. On considère dans ce premier temps que ce produit est pur, c'est-à-dire uniquement constitué d'acide myristique.

- Déterminer la quantité de matière maximale d'acide myristique que l'on pourrait obtenir à l'issue de la synthèse.

- Déterminer le rendement de cette synthèse.

### 3. Détermination par titrage de la pureté de l'acide myristique obtenu

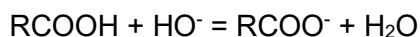
En réalité le produit obtenu n'est pas forcément pur. Afin d'estimer la pureté du produit obtenu lors de la synthèse précédente, on en prélève un échantillon de masse  $m_{\text{éch}} = 1,14 \pm 0,01 \text{ g}$ .

Cet échantillon est entièrement dissout dans un solvant approprié pour préparer une solution appelée  $S_1$  dans une fiole jaugée de volume  $V_0 = 100,00 \pm 0,08 \text{ mL}$ .

On réalise le titrage acido-basique suivi par colorimétrie d'une prise d'essai  $V_1 = 10,00 \pm 0,05 \text{ mL}$  de la solution  $S_1$  par une solution d'hydroxyde de sodium, ( $\text{Na}^+ ; \text{HO}^-$ ), de concentration molaire égale à  $C_2 = (5,00 \pm 0,01) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Lors de ce titrage, l'équivalence est obtenue pour un volume versé  $V_E = 9,60 \pm 0,05 \text{ mL}$ .

L'équation de la réaction support du titrage de l'acide myristique par l'hydroxyde de sodium est



**3.1.** Déterminer la concentration massique d'acide myristique de la solution titrée.

**3.2.** En déduire la masse d'acide myristique  $m_{\text{exp}}$  présente dans la solution  $S_1$ .

**3.3.** On admet que, dans les conditions de l'expérience, on a :

$$\left( \frac{U_{m_{\text{exp}}}}{m_{\text{exp}}} \right)^2 = \left( \frac{UV_E}{V_E} \right)^2 + \left( \frac{UC_2}{C_2} \right)^2 + \left( \frac{UV_1}{V_1} \right)^2 + \left( \frac{UV_0}{V_0} \right)^2$$

Proposer un encadrement de la masse  $m_{\text{exp}}$  d'acide myristique et comparer avec la masse initialement dissoute  $m_{\text{éch}}$  dans la solution  $S_1$ . Commenter.

**3.4.** Déterminer le degré de pureté du produit synthétisé.