Exercice 3 : Une synthèse non totale, l'estérification (4 points)

Les esters sont des molécules résultant le plus généralement de la réaction entre un acide carboxylique et un alcool. Ils sont très utilisés dans l'industrie agroalimentaire et dans la parfumerie, notamment pour apporter des arômes fruités. Cependant, les synthèses de ces esters ont des rendements variables selon les conditions expérimentales.

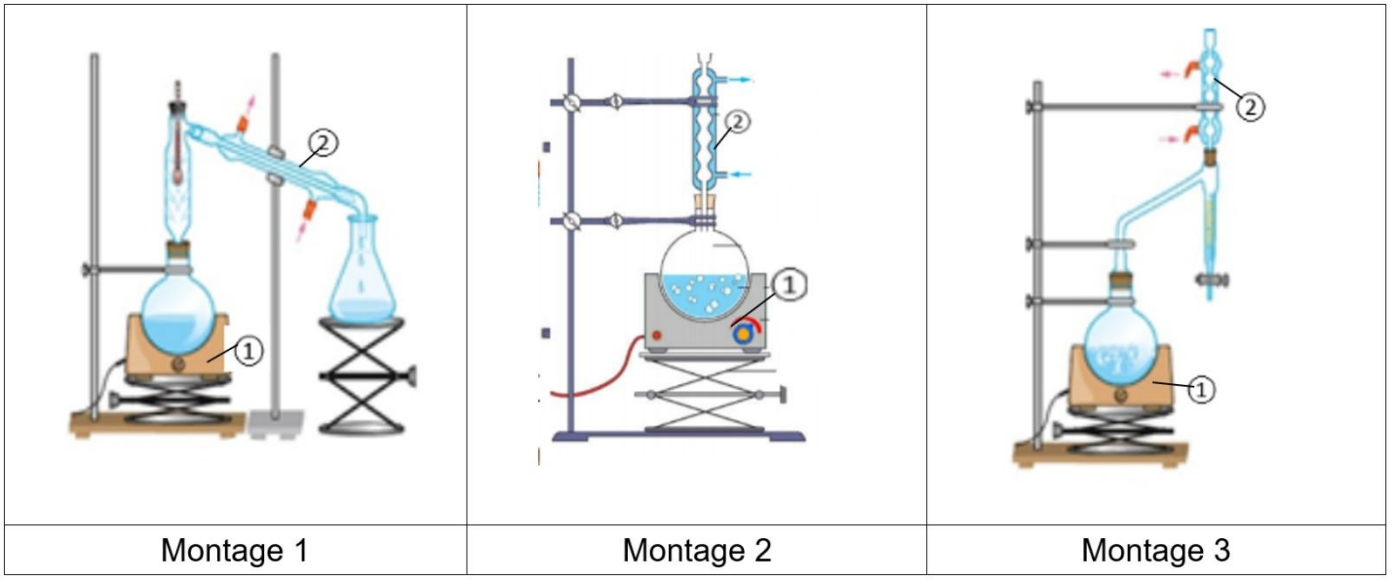
Le but de cet exercice est d'étudier une réaction de synthèse d'un ester, appelée estérification, ainsi que les conditions expérimentales pour optimiser le rendement de cette synthèse.

1. Mode opératoire de l'estérification

La synthèse de l'ester étudié est réalisée avec le protocole expérimental suivant :

- introduire 0,150 mol d'acide éthanoïque pur et 0,150 mol d'éthanol pur dans un ballon ;
- ajouter un volume de 0,5 mL d'acide sulfurique concentré et quelques grains de pierre ponce ;
- adapter un réfrigérant à eau ;
- chauffer l'ensemble à reflux pendant 1 h. Laisser refroidir le mélange réactionnel.

Trois montages sont proposés pour réaliser cette synthèse :



Montage 1	Montage 2	Montage 3

Données :

Masses molaires atomiques : - M(H) = 1,0 g.mol^{-1} ;

- M(C) = 12,0 g.mol^{-1} ;
- M(O) = 16,0 g.mol^{-1}.

Q.1. Choisir parmi les montages ci-dessus un montage adapté à la synthèse de l'ester. Indiquer l'intérêt de l'élément 1 et celui de l'élément 2 sur le montage choisi.

L'équation de la réaction modélisant l'estérification étudiée est la suivante :

$$CH_3COOH(\ell) + C_2H_5OH(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5(\ell) + H_2O(\ell)$$

(Acide) (Alcool) (Ester) (Eau)

Q.2. Indiquer le rôle de l'acide sulfurique $H_2SO_4(aq)$ et l'intérêt de son ajout.

Q.3. Calculer la valeur de la masse d'ester si la réaction était totale.

Le candidat peut éventuellement s'aider d'un tableau d'avancement.

2. L'estérification : une réaction non totale

Pour cette réaction, le quotient de réaction Q_r peut s'écrire : $Q_r = \frac{n_{ester} \times n_{eau}}{n_{acide} \times n_{alcool}}$

Q.4. Rappeler la définition du taux d'avancement τ. Montrer ensuite que la constante d'équilibre K de l'estérification étudiée peut s'écrire : $K = \frac{\tau^2}{(1 - \tau)^2}$

La relation précédente peut s'écrire sous la forme : $(K - 1).\tau^2 - 2K.\tau + K = 0$

Pour l'estérification étudiée, à la température du milieu réactionnel, la constante d'équilibre K est égale à 4,0. Le traitement mathématique du polynôme précédent donne deux solutions :

$$\tau_1 = 0{,}67 \text{ et } \tau_2 = 2{,}0$$

Q.5. Choisir, en justifiant, parmi les deux solutions τ_1 et τ_2, le taux d'avancement final réel de cette réaction.

Q.6. Déterminer la valeur de la masse d'ester produit lors de cette synthèse.

Un chimiste souhaite optimiser le rendement ρ de cette estérification en changeant des paramètres expérimentaux.

Q.7. Proposer deux modifications permettant d'atteindre cet objectif.