

CLASSE : Terminale

VOIE : ☒ Générale

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h45

EXERCICE 1 : commun à tous les candidats (10 points)

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

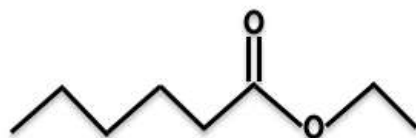
CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui sans mémoire, « type collège »

PREPARATION D'UNE BIÈRE BRUNE AROMATISÉE

1.

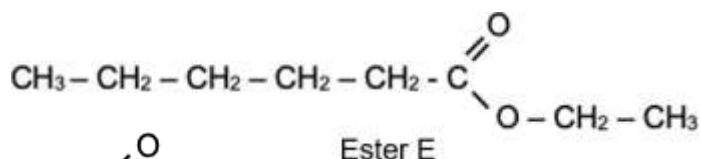
Nom : Hexanoate d'éthyle

Formule topologique :

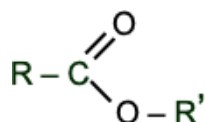


2.

Formule de l'ester E :



Dans l'équation, l'ester E :

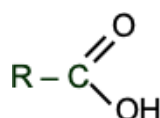


Par identification :

R est $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2$

R' est $\text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Ainsi, l'acide carboxylique :



est :



L'alcool R'-OH est $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

3.

Le chauffage à reflux permet :

1. d'accélérer la réaction
2. sans perte de matière

4.

Un catalyseur est une espèce qui augmente la vitesse de réaction sans modifier l'état d'équilibre du système.

5.

Soit une réaction : $a \text{ A} + b \text{ B} \rightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$

Les réactifs sont introduits dans les proportions stoechiométriques si: $\frac{n(\text{A})}{a} = \frac{n(\text{B})}{b}$

Calculons les quantités de matières des réactifs :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M}$$

$$n_{\text{acide carboxylique}} = \frac{\rho_{\text{acide carboxylique}} V_{\text{acide carboxylique}}}{M_{\text{acide carboxylique}}} = \frac{0,930 \times 43,0}{116,2} = 0,344 \text{ mol}$$

$$n_{\text{alcool}} = \frac{\rho_{\text{alcool}} V_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{0,789 \times 20,0}{46,1} = 0,342 \text{ mol}$$

$$\text{Ainsi } \frac{n_{\text{acide carboxylique}}}{1} \approx \frac{n_{\text{alcool}}}{1}$$

Les réactifs sont donc introduits dans des proportions pratiquement stoechiométriques.

$$\text{Le rendement est définie par : } R = \frac{n_{\text{exp}}}{n_{\text{theorique}}} = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{theorique}}}$$

$$m_{\text{theorique ester}} = x_{\text{max}} M_{\text{ester}}$$

$$\text{Or } x_{\text{max}} = \frac{n_{\text{réactif limitant}}}{\text{coeff stoechiométriques}} = n_{\text{alcool}}$$

$$\text{Soit } m_{\text{theorique ester}} = n_{\text{alcool}} M_{\text{ester}}$$

$$\text{D'où } R = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{theorique}}} = \frac{m_{\text{exp}}}{n_{\text{alcool}} M_{\text{ester}}} = \frac{33,1}{0,342 \times 144,2} = 0,671 = 67,1\%$$

6.

La vitesse de réaction dépend de :

- La concentration, plus elle est élevée, plus la vitesse de réaction est grande
- La température, plus elle est élevée, plus la vitesse de réaction est grande
- La présence d'un catalyseur, en présence d'un catalyseur la réaction est plus rapide.

La synthèse 1 et 3 ont les concentration les plus basses (volume d'alcool le plus faible).

La synthèse 1 et 2 ont les températures les plus basses.

On en conclut que la réaction d'estérification est la plus lente pour la synthèse 1. Elle correspond à la courbe A.

7.

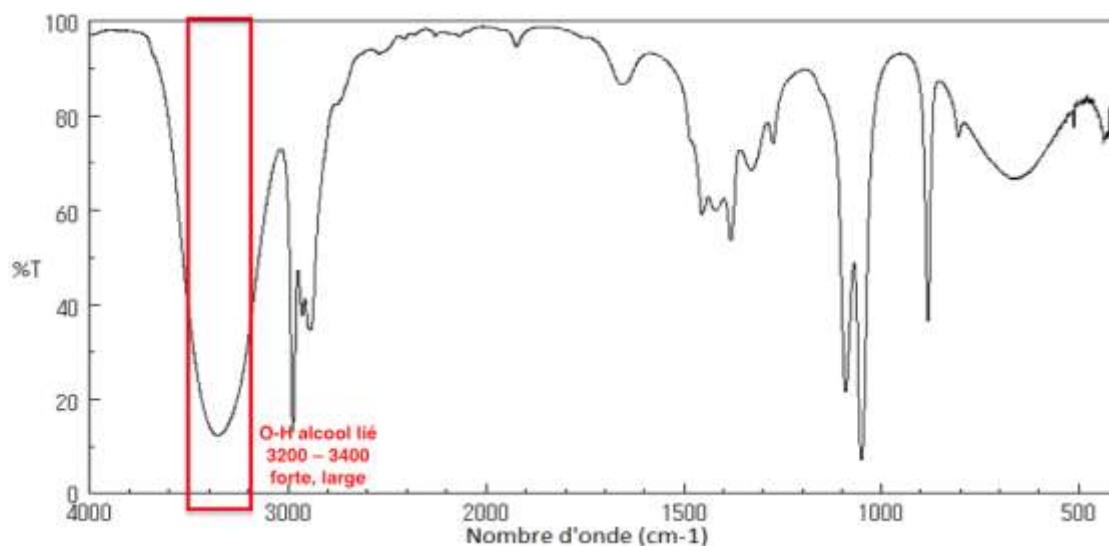
Les 3 synthèses ont la même quantité initiale d'acide.

Les synthèses 1 et 3 ont la même quantité initiale d'alcool. Cependant, la synthèse 3 est faite à une température plus élevée, la réaction est plus rapide. La synthèse 1 correspond à la courbe A et la synthèse 3 correspond à la courbe B.

La courbe C correspond donc à la synthèse 2. On remarque que la concentration finale d'acide est plus faible que celle des autres synthèses. Or, avec ces quantités initiales, l'acide reste le réactif limitant (voir question 5). L'acide étant plus consommé, l'avancement final est plus grand et donc le rendement augmente.

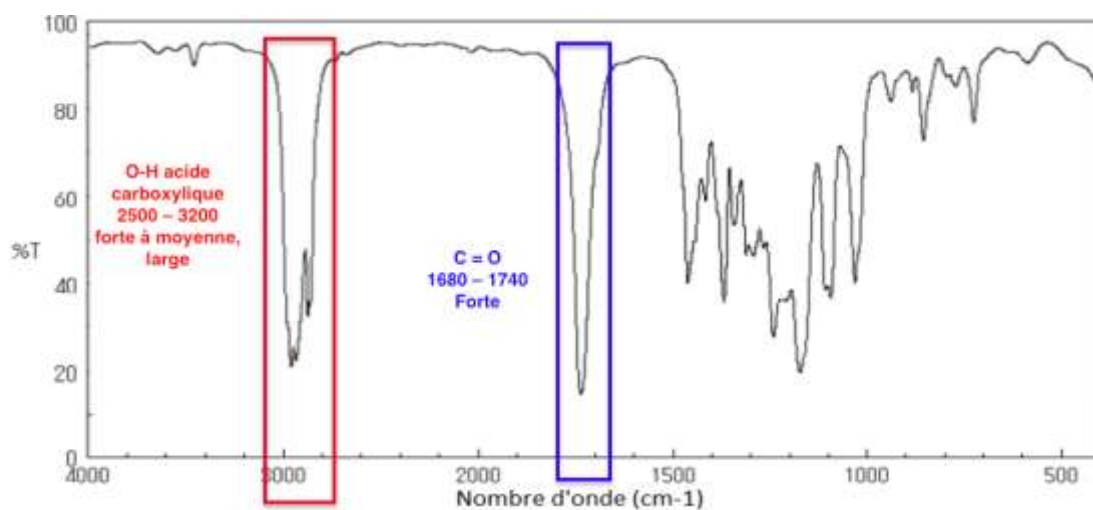
8.

Spectre 1



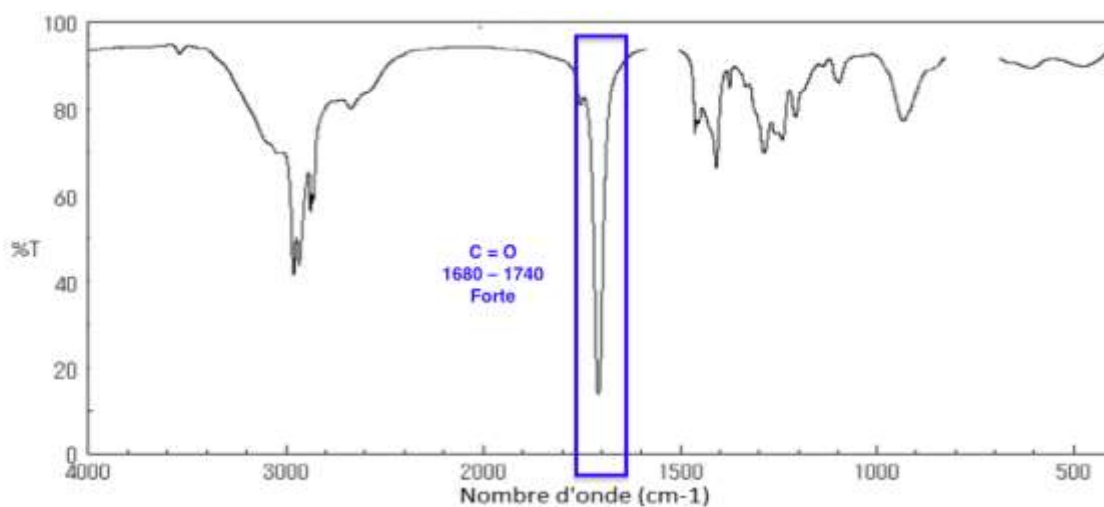
Le spectre 1 correspond à l'alcool.

Spectre 2



Le spectre 2 correspond à l'acide carboxylique.

Spectre 3



Le spectre 3 correspond à l'ester.

9.

Pour une réaction : $aA(aq)+bB(aq)\rightleftharpoons cC(aq)+dD(aq)$

La constante d'équilibre s'écrit :

$$Q_{r,eq} = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b} = K$$

Remarque : Si A, B, C ou D est le solvant ou un solide, on remplacera sa « concentration » par le chiffre 1.

Ici : $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$

$$K = \frac{(C^0)^2}{[Ag^+]_{eq}^1 [Cl^-]_{eq}^1}$$

Faisons un tableau d'avancement :

Equation	$Ag^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$	$\rightarrow$	$AgCl(s)$
Etat initial	C_2V_2		C_1V_1		0
Etat intermédiaire	$C_2V_2 - x$		$C_1V_1 - x$		x
Etat équilibre	$C_2V_2 - x_{eq}$		$C_1V_1 - x_{eq}$		x_{eq}

$$[Ag^+]_{eq}^1 = \frac{n_{Ag^+}^{eq}}{V_{total\ de\ la\ solution}} = \frac{C_2V_2 - x_f}{V_1 + V_2}$$

$$[Cl^-]_{eq}^1 = \frac{n_{Cl^-}^{eq}}{V_{total\ de\ la\ solution}} = \frac{C_1V_1 - x_f}{V_1 + V_2}$$

On remplace dans la formule de K :

$$K = \frac{(C^0)^2}{[Ag^+]_{eq}^1 [Cl^-]_{eq}^1} = \frac{(C^0)^2}{\frac{C_2V_2 - x_f}{V_1 + V_2} \times \frac{C_1V_1 - x_f}{V_1 + V_2}} = \frac{(C^0)^2}{\frac{(C_2V_2 - x_f) \times (C_1V_1 - x_f)}{(V_1 + V_2)^2}} = \frac{(V_1 + V_2)^2 \times (C^0)^2}{(C_2V_2 - x_f) \times (C_1V_1 - x_f)}$$

Calculons x_{max} :

$$C_1V_1 - x_{max1} = 0 \Rightarrow x_{max1} = C_1V_1 = 5,00 \times 10^{-2} \times 2,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$C_2V_2 - x_{max2} = 0 \Rightarrow x_{max2} = C_2V_2 = 4,25 \times 10^{-2} \times 2,0 \times 10^{-3} = 8,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$x_{max1} < x_{max2}$$

$$\text{D'où } x_{max} = x_{max2} = 8,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Or pour toutes les réactions : $x_{eq} \leq x_{max}$

Donc la seule solution qui peut être retenue pour ce système chimique est $8,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$

10.

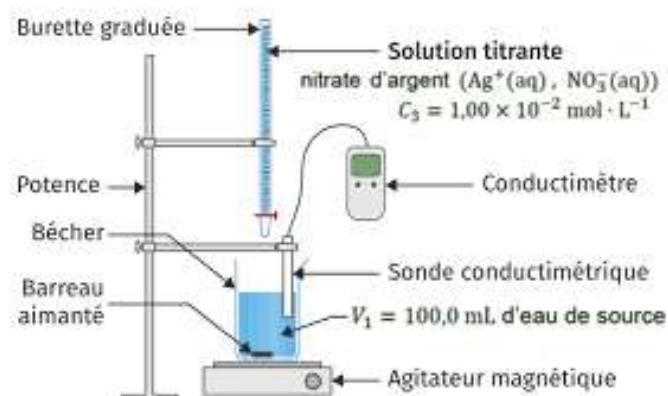
Pour que la réaction entre les ions argent et les ions chlorure soit adaptée pour réaliser le titrage, il faut que la transformation associée soit rapide et totale.

Pour cette réaction $x_{eq} = x_{max}$, la transformation est totale.

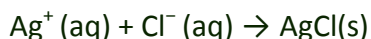
De plus, « On observe la formation immédiate d'un précipité blanc », cette transformation est donc rapide.

Cette transformation est donc adaptée au titrage des ions chlorure.

11.



12.



Ions	Avant l'équivalence	Après l'équivalence
Ag^+	0	↗
Cl^-	↘	0
NO_3^-	↗	↗

Avant l'équivalence :

- les ions Ag^+ sont ajoutés et consommés immédiatement, ils constituent le réactif limitant, la concentration des ions Ag^+ est nulle.
- les ions Cl^- sont consommés, la concentration des ions Cl^- diminue.
- les ions NO_3^- sont ajoutés, ils ne réagissent pas, la concentration des ions NO_3^- augmente.

Or $\lambda_{\text{NO}_3^-} < \lambda_{\text{Cl}^-}$, σ diminue donc avant l'équivalence.

Après l'équivalence :

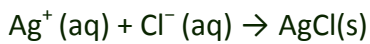
- les ions Ag^+ sont ajoutés et ne sont plus consommés, la concentration des ions Ag^+ augmente.
- les ions Cl^- n'existent plus, la concentration des ions Cl^- est nulle.
- les ions NO_3^- sont ajoutés, ils ne réagissent pas, la concentration des ions NO_3^- augmente.

La concentration des ions augmente, ainsi σ augmente donc après l'équivalence.

13.

« Dans le cas de la bière brune, l'eau utilisée doit contenir, entre autres, des ions chlorure à une concentration massique comprise entre 100 et 200 mg · L⁻¹. »

Nous allons calculer la concentration massique des ions chlorure.



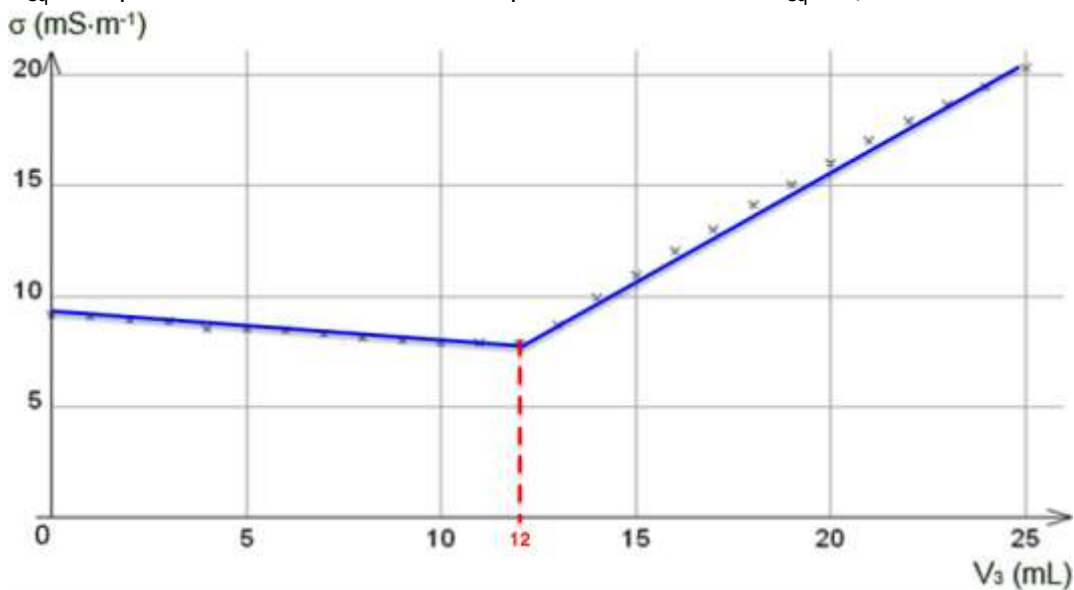
A l'équivalence :

$$\frac{n_{\text{Cl}^-}^i}{1} = \frac{n_{\text{Ag}^+}^{\text{eq}}}{1}$$

$$C_1 V_1 = C_3 V_{\text{eq}}$$

$$C_1 = \frac{C_3 V_{\text{eq}}}{V_1}$$

V_{eq} se repère à l'intersection des deux portions de droite : V_{eq}=12,0 mL



$$C_1 = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 12,0 \times 10^{-3}}{100,0 \times 10^{-3}} = 1,20 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

Or

$$C_{m1} = C_1 \times M$$

$$C_{m1} = 1,20 \times 10^{-3} \times 35,5 = 4,26 \times 10^{-2} = 42,6 \times 10^{-3} = 42,6 \text{ mg. L}^{-1}$$

l'eau utilisée doit contenir, entre autres, des ions chlorure à une concentration massique comprise entre 100 et 200 mg · L⁻¹. Notre eau a une concentration qui n'est pas comprise dans cet intervalle. Cette eau ne convient pas.