

CLASSE : Terminale

VOIE : ☑ Générale

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h42

EXERCICE 2 : 4 points

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

CALCULATRICE AUTORISÉE : ☑ Oui sans mémoire, « type collègue »

EXERCICE 2 Un champignon parfumé

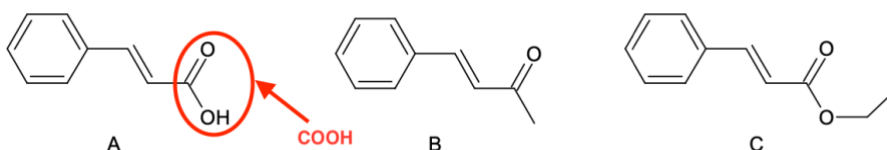
1. Étude des réactifs de la synthèse du cinnamate de méthyle

Q1.

L'acide cinnamique appelé acide 3-phénylprop-2-énoïque à son nom composé de « acide... oïque ». Ainsi, comme son nom l'indique, il appartient à la famille des acides carboxyliques.

Q2.

Un acide carboxylique porte le groupe carboxyle COOH. C'est donc la molécule A.



2. Synthèse du cinnamate de méthyle à partir du chlorure de cinnamoyle

Q3.

La réaction de synthèse du cinnamate de méthyle à partir de l'acide cinnamique et du méthanol est une réaction de substitution car Cl de la molécule chlorure de cinnamoyle est remplacé par O-CH₃.

Q4.

Lors de ce protocole, on utilise du dichlorométhane (étape 1). Le dichlorométhane est nocif ou irritant et dangereux pour la santé.

➤ tableau comparatif des propriétés physico-chimiques de trois solvants :

Solvant	Eau	Dichlorométhane	Éther de pétrole
Pictogrammes de sécurité		 nocif ou irritant	 nocif ou irritant
		 danger pour la santé	 danger pour la santé
Solubilité du chlorure de cinnamoyle	peu soluble	soluble	soluble
Solubilité du méthanol	soluble	soluble	insoluble

Ainsi, lors ce protocole, il faut porter une blouse, des gants et des lunettes. Il faut également travailler sous hotte aspirante.

Q5.

Les espèces chimiques doivent être solubles dans le solvant.

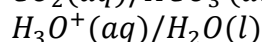
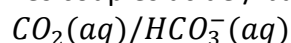
Le chlorure de cinnamoyle et le méthanol sont solubles dans le dichlorométhane.

Ainsi, le dichlorométhane est un solvant adapté.

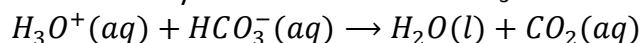
Solvant	Eau	Dichlorométhane	Éther de pétrole
Pictogrammes de sécurité		 nocif ou irritant	 nocif ou irritant
		 danger pour la santé	 danger pour la santé
Solubilité du chlorure de cinnamoyle	peu soluble	soluble	soluble
Solubilité du méthanol	soluble	soluble	insoluble

Q6.

Les couples acide / base sont :



La réaction ayant lieu entre les ions H₃O⁺ et les ions hydrogénocarbonate HCO₃⁻ est :



La réaction produit du CO₂ (dioxyde de carbone), qui s'échappe de la solution sous forme de gaz. Ainsi, on observe une effervescence.

Q7.

Calculons la quantité initiale de chlorure de cinnamoyle :

$$n_{\text{chlorure de cinnamoyle}}^i = \frac{m_{\text{chlorure de cinnamoyle}}}{M_{\text{chlorure de cinnamoyle}}}$$

$$n_{\text{chlorure de cinnamoyle}}^i = \frac{8,3}{166,6}$$

$$n_{\text{chlorure de cinnamoyle}}^i = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Calculons la quantité initiale de méthanol :

$$n_{\text{méthanol}}^i = \frac{m_{\text{méthanol}}}{M_{\text{méthanol}}}$$

Or

$$\rho_{\text{méthanol}} = \frac{m_{\text{méthanol}}}{V_{\text{méthanol}}}$$

$$\frac{m_{\text{méthanol}}}{V_{\text{méthanol}}} = \rho_{\text{méthanol}}$$

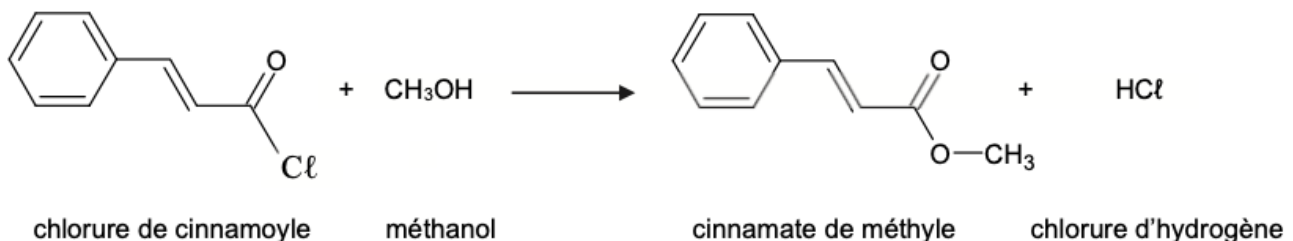
$$m_{\text{méthanol}} = \rho_{\text{méthanol}} \times V_{\text{méthanol}}$$

$$n_{\text{méthanol}}^i = \frac{\rho_{\text{méthanol}} \times V_{\text{méthanol}}}{M_{\text{méthanol}}}$$

$$n_{\text{méthanol}}^i = \frac{0,792 \times 4,0}{32,0}$$

$$n_{\text{méthanol}}^i = 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Cherchons le réactif limitant de cette réaction :



Méthode 1 (sans tableau d'avancement) :

$$x_{\max 1} = \frac{n_{\text{chlorure de cinnamoyle}}^i}{1}$$

$$x_{\max 1} = \frac{5,0 \times 10^{-2}}{1}$$

$$x_{\max 1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x_{\max 2} = \frac{n_{\text{méthanol}}^i}{1}$$

$$x_{\max 2} = \frac{9,9 \times 10^{-2}}{1}$$

$$x_{\max 2} = 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x_{\max 1} < x_{\max 2}$$

$$x_{\max} = x_{\max 1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}}^{\text{produit}} = x_{\max}$$

$$n_{\text{HCl}}^{\text{produit}} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Méthode 2 (avec tableau d'avancement) :

Équation	 chlorure de cinnamoyl méthanol cinnamate de méthyle chlorure d'hydrogène			
État initial	$5,0 \times 10^{-2}$	$9,9 \times 10^{-2}$	0	0
État intermédiaire	$5,0 \times 10^{-2} - x$	$9,9 \times 10^{-2} - x$	x	x
État final	$5,0 \times 10^{-2} - x_f$	$9,9 \times 10^{-2} - x_f$	x_f	x_f

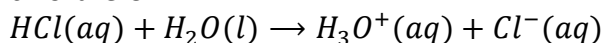
$$\begin{aligned}
 5,0 \times 10^{-2} - x_{\max 1} &= 0 \\
 -x_{\max 1} &= -5,0 \times 10^{-2} \\
 x_{\max 1} &= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 9,9 \times 10^{-2} - x_{\max 2} &= 0 \\
 -x_{\max 2} &= -9,9 \times 10^{-2} \\
 x_{\max 2} &= 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 x_{\max 1} &< x_{\max 2} \\
 x_{\max} &= x_{\max 1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 n_{\text{HCl}}^{\text{produit}} &= x_f = x_{\max} \text{ ((car réaction totale))} \\
 n_{\text{HCl}}^{\text{produit}} &= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

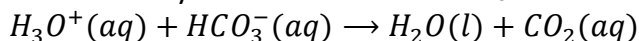
Or, le chlorure d'hydrogène HCl réagit totalement avec l'eau pour former des ions H_3O^+ et des ions chlorure Cl^- :



Ainsi, pour 1 mole de HCl, 1 mole de $\text{H}_3\text{O}^+(aq)$ est produite :

$$\begin{aligned}
 n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{produit}} &= n_{\text{HCl}}^{\text{produit}} \\
 n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{produit}} &= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

La réaction ayant lieu entre les ions H_3O^+ et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- est :



Pour que tous les ions H_3O^+ réagissent avec les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- il faut être dans les proportions stœchiométriques :

$$\begin{aligned}
 \frac{n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}}}{1} &= \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{produit}}}{1} \\
 n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}} &= n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{produit}} \\
 n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}} &= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Calculons le volume minimal de solution aqueuse d'hydrogénocarbonate de sodium nécessaire à la disparition complète des ions H_3O^+ produit par le chlorure d'hydrogène HCl, en supposant la synthèse totale.

$$c = \frac{n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}}}{V}$$

$$c \times V = n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}}$$

$$V = \frac{n_{\text{HCO}_3^-}^{\text{nécessaire}}}{c}$$

$$V = \frac{5,0 \times 10^{-2}}{0,50}$$

$$V = 1,0 \times 10^{-1} L$$

$$V = 100 \text{ mL}$$

Ainsi, il faut 100 mL le volume minimal de solution aqueuse d'hydrogénocarbonate de sodium nécessaire à la disparition complète des ions H_3O^+ produit par le chlorure d'hydrogène HCl, en supposant la synthèse totale.

Q8.

D'après la question précédente (Q7),

$$n_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} = x_{\text{max}} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Calculons la masse théorique pouvant être produite :

$$n_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} = \frac{m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}}}{M_{\text{cinnamate de méthyle}}}$$

$$\frac{m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}}}{M_{\text{cinnamate de méthyle}}} = n_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}}$$

$$m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} = n_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} \times M_{\text{cinnamate de méthyle}}$$

$$m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} = 5,0 \times 10^{-2} \times 162,2$$

$$m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}} = 8,1 \text{ g}$$

Calculons le rendement :

$$\eta = \frac{m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{experimental}}}{m_{\text{cinnamate de méthyle}}^{\text{théorique}}}$$

$$\eta = \frac{6,2}{8,1}$$

$$\eta = 0,77$$

$$\eta = 77\%$$

En supposant que le produit obtenu est pur, le rendement de la synthèse est de 77%.

D'après l'énoncé : « Dans les conditions expérimentales choisies, la réaction de synthèse du cinnamate de méthyle à partir de l'acide cinnamique et du méthanol se produit avec un rendement de l'ordre de 40 %. »

Le rendement trouvé est supérieur à celui annoncé.

Le produit obtenu n'est certainement pas pur.