

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 »

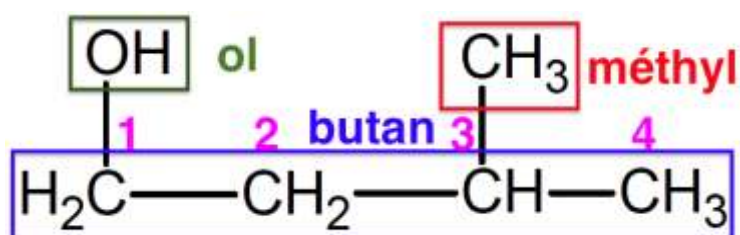
EXERCICE 1 : SYNTHÈSE D'UN ARÔME (10 points) commun à tous les candidats

1.

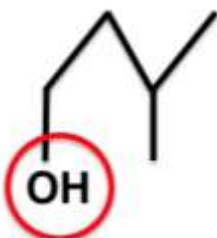
1.1.

3-méthylbutan-1-ol

- 3-méthyl :  $-\text{CH}_3$  sur le 3<sup>ème</sup> atome de carbone de la chaîne
- butan : chaîne carbonée comportant 4 atomes de carbone
- 1-ol :  $-\text{OH}$  sur le 1<sup>er</sup> atome de carbone de la chaîne



1.2.



Famille fonctionnelle correspondante : Alcool.

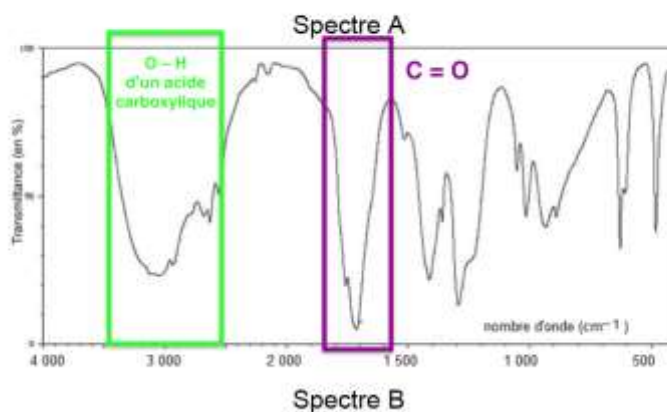
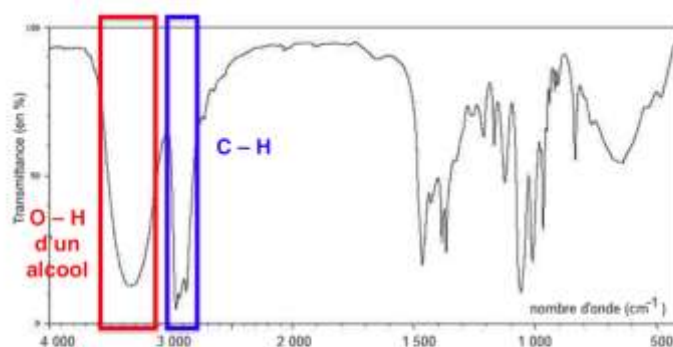
1.3.

Dans le 3-méthylbutan-1-ol, il y a :

- C-H ;  $2800 \text{ cm}^{-1} < \sigma < 3100 \text{ cm}^{-1}$
- O-H d'un alcool :  $3200 \text{ cm}^{-1} < \sigma < 3500 \text{ cm}^{-1}$

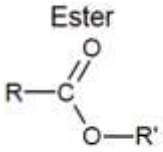
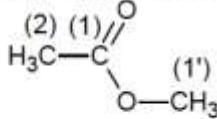
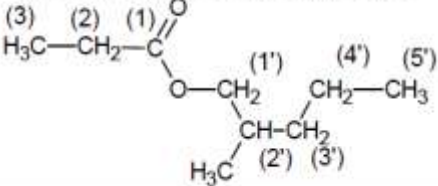
Il s'agit du Spectre A.

Remarque : le spectre B possède une bande vers  $1700 \text{ cm}^{-1}$  caractéristique s'une liaison C=O



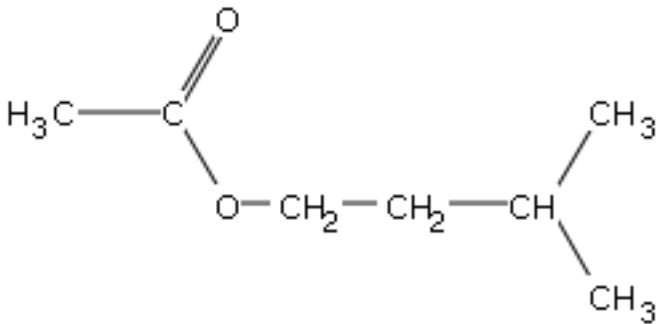
## 1.4.

- famille fonctionnelle des esters

Famille	Nom	Suffixe	Exemples de molécules	
	Alcanoate d'alkyle	« oate »		

éthanoate de 3-méthylbutyle :

- éthan : chaîne de 2 atomes de carbone
- oate : O=C-O-
- butyle : chaîne de 4 atomes de carbone
- 3-méthyl : -CH<sub>3</sub> sur le 3<sup>ème</sup> atome de carbone de la chaîne

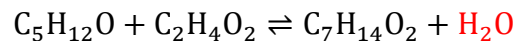


## 2.

### 2.1.

Réaction modélisant la synthèse de l'éthanoate de 3-méthylbutyle C<sub>7</sub>H<sub>14</sub>O<sub>2</sub>, sachant qu'une autre espèce chimique à identifier est aussi produite :

"Verser dans un ballon un volume V<sub>1</sub> de 3-méthylbutan-1-ol C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>O, une masse m<sub>2</sub> d'acide éthanóique C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub> et un volume V<sub>3</sub> d'acide sulfurique concentré."



Pour équilibre les atomes nous avons besoin de 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène : de l'eau H<sub>2</sub>O est formée au cours de la réaction.

### 2.2.

L'expérience qui a le plus petit temps de demi réaction est l'expérience 4.

Les conditions expérimentales permettant d'optimiser la cinétique de cette synthèse sont :

- Température 60°C (augmentation de la température)
- Volume initial V<sub>1</sub>=36,0 mL de 3-méthylbutan-1-ol (un réactif en excés)
- Volume V<sub>3</sub>=0,5 mL d'acide sulfurique (catalyseur)

## 2.3.

### 2.3.1.

$$n_{3\text{-méthylbutan-1-ol}}^i = \frac{m_1}{M_1}$$

Or

$$\rho_1 = \frac{m_1}{V_1}$$

$$m_1 = \rho_1 \times V_1$$

D'où

$$n_{3\text{-méthylbutan-1-ol}}^i = \frac{\rho_1 \times V_1}{M_1}$$

$$n_{3\text{-méthylbutan-1-ol}}^i = \frac{0,81 \times 12,0}{88,1}$$

$$n_{3\text{-méthylbutan-1-ol}}^i = 0,11 \text{ mol}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}}^i = \frac{m_2}{M_2}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}}^i = \frac{6,62}{60,0}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}}^i = 0,11 \text{ mol}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}}^i = n_{3\text{-méthylbutan-1-ol}}^i$$

Le mélange est stœchiométrique

### 2.3.2.

	$C_5H_{12}O$	$+ C_2H_4O_2 \rightarrow$	$C_7H_{14}O_2$	$+ H_2O$
Etat initial	0,11	0,11	0	0
Etat intermédiaire	0,11 - x	0,11 - x	x	x
Etat final	0,11 - x <sub>f</sub>	0,11 - x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>

Calculons l'avancement maximal :

$$0,11 - x_{\max 1} = 0$$

$$x_{\max 1} = 0,11 \text{ mol}$$

$$0,11 - x_{\max 2} = 0$$

$$x_{\max 2} = 0,11 \text{ mol}$$

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

$$\text{Donc } x_{\max} = 0,11 \text{ mol}$$

Calculons la masse théorique de 3-méthylbutyle que l'on pourrait obtenir si la synthèse était totale :

$$m_{3\text{théorique}} = n_3 \times M_3$$

$$m_{3\text{théorique}} = x_{\max} \times M_3$$

$$m_{3\text{théorique}} = 0,11 \times 130,2$$

$$m_{3\text{théorique}} = 14,3 \text{ g}$$

$$\eta = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{3\text{théorique}}}$$

$$\eta = \frac{6,20}{14,3}$$

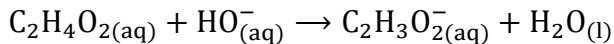
$$\eta = 0,434 = 43,4\%$$

Commenter : le rendement est faible.

## 2.4.

### 2.4.1.

Réaction support du titrage entre l'acide éthanóique et l'ion hydroxyde :



### 2.4.2.

$$V_{\text{eq}(\text{total})} = V_{\text{eq}(\text{acide sulfurique})} + V_{\text{eq}(\text{acide éthanóique})}$$

$$V_{\text{eq}(\text{acide éthanóique})} = V_{\text{eq}(\text{total})} - V_{\text{eq}(\text{acide sulfurique})}$$

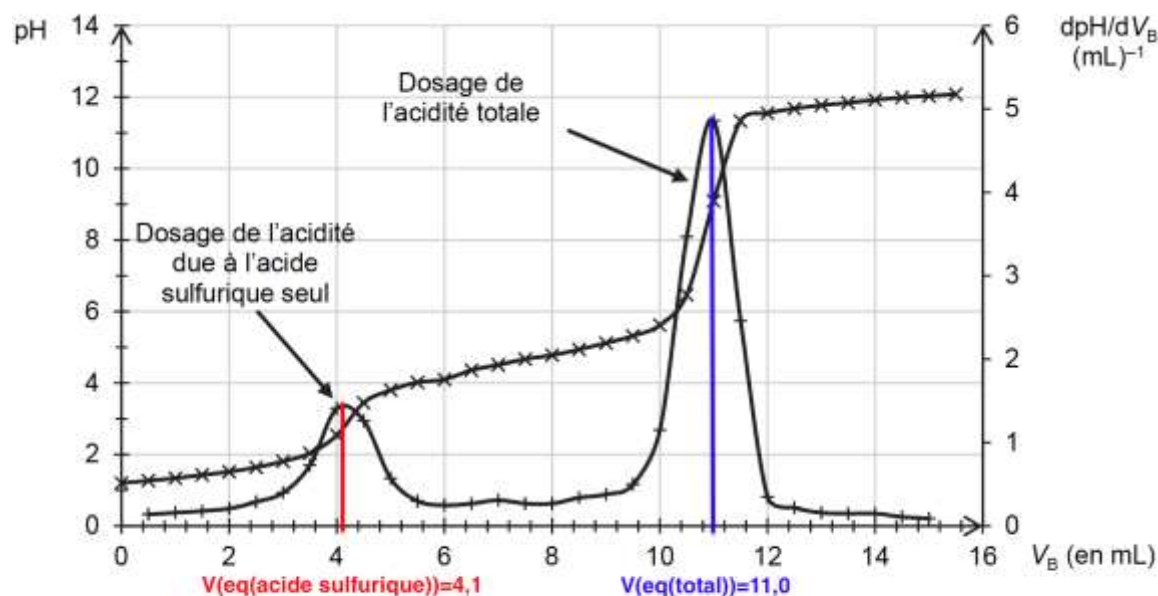


Figure 3. Courbes expérimentales obtenues lors du titrage de la phase aqueuse obtenue à l'issue de l'expérience 4

$$V_{\text{eq}(\text{acide éthanóique})} = 11,0 - 4,1$$

$$V_{\text{eq}(\text{acide éthanóique})} = 6,9 \text{ mL}$$

### 2.4.3.

On dose l'acide éthanóique qui n'a pas réagi au cours de la synthèse.

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{dosé}} = n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{restant}}$$

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométrique :

$$\frac{n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{i}}}{1} = \frac{n_{\text{HO}^-}^{\text{eq}}}{1}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{restant}} = C_B \times V_{\text{eq}}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{restant}} = 1,0 \times 6,9 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}^{\text{restant}} = 6,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

#### 2.4.4.

Dans l'expérience 4, de 3-méthylbutan-1-ol est introduit en excès

	$C_5H_{12}O$	$+ C_2H_4O_2 \rightarrow$	$C_7H_{14}O_2$	$+ H_2O$
Etat initial	excès	0,11	0	0
Etat intermédiaire	excès	$0,11 - x$	x	x
Etat final	excès	$0,11 - x_f = 6,9 \times 10^{-3}$	$x_f$	$x_f$

$$n_{\text{ester}} = x_f$$

Or

$$0,11 - x_f = 7,0 \times 10^{-3}$$

$$-x_f = 6,9 \times 10^{-3} - 0,11$$

$$x_f = -6,9 \times 10^{-3} + 0,11$$

$$x_f = 0,103 \text{ mol}$$

$$n_{\text{ester}} = x_f = 0,103 \text{ mol}$$

Calcul du rendement :

$$\eta = \frac{n_{\text{exp}}}{n_{\text{théorique}}}$$

$$\eta = \frac{0,103}{0,11}$$

$$\eta = 0,94 = 94\%$$

La synthèse a été optimisée en mettant l'acide éthanoïque en excès.

### 3.

#### 3.1.

"On suppose que seuls l'eau et le cyclohexane se vaporisent alors que les réactifs et l'éthanoate de 3-méthylbutyle restent dans le ballon"

il y a donc de l'eau et du cyclohexane dans le Tube décanteur

$$\rho_{\text{cyclohexane}} = 0,78 \text{ g. mL}^{-1}$$

$$\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g. mL}^{-1}$$

$$\rho_{\text{cyclohexane}} < \rho_{\text{eau}}$$

Le cyclohexane est au dessus de l'eau.

A: cyclohexane

B: eau

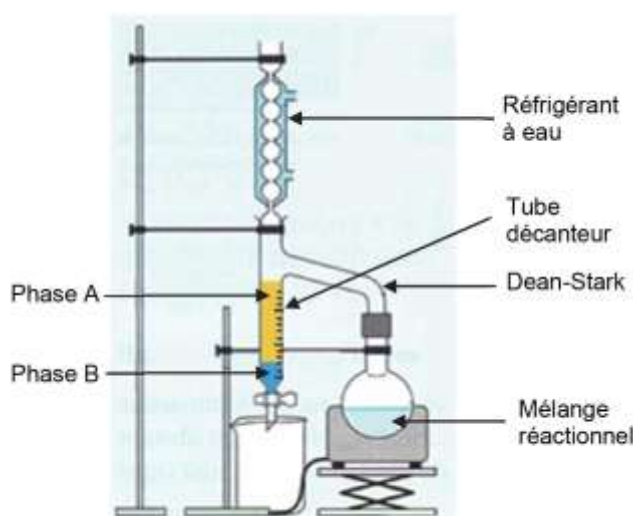


Figure 4. Schéma du montage avec dispositif Dean-Stark

### 3.2.

En séparant les produits, ils ne peuvent plus réagir ensemble. La synthèse est ainsi optimisée.

### 3.3.

$$n_{\text{eau}}^{\text{formée}} = \frac{m_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}}$$

Or

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

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

D'ou

$$n_{\text{eau}}^{\text{formée}} = \frac{\rho_{\text{eau}} \times V_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}}$$

$$n_{\text{eau}}^{\text{formée}} = \frac{1,00 \times 1,8}{18,0}$$

$$n_{\text{eau}}^{\text{formée}} = 0,10 \text{ mol}$$

Or

$$n_{\text{ester}}^{\text{formé}} = n_{\text{eau}}^{\text{formée}} = 0,10 \text{ mol}$$

Calcul du rendement :

$$\eta = \frac{n_{\text{exp}}}{n_{\text{théorique}}}$$

$$\eta = \frac{0,10}{0,11}$$

$$\eta = 0,90 = 90\%$$

Sans le dispositif le rendement de l'expérience 3  $\eta = 0,434 = 43,4\%$  (question 2.3.2.) , avec ce dispositif le rendement  $\eta = 0,90 = 90\%$ .

Ce dispositif augmente significativement le rendement : il est efficace.