

CLASSE : Terminale

EXERCICE 1 : 5 points

VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collègue »

EXERCICE 1 L'acide butyrique

PARTIE A : Étude d'une solution aqueuse d'acide butyrique

A.1.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

A.2.

	AH _(aq)	H ₂ O _(l) ⇌	A ⁻ _(aq)	+ H ₃ O ⁺ _(aq)
Etat initial	n = CV	Solvant	0	0
Etat intermédiaire	CV - x	Solvant	x	x
Etat final	CV - x _f	Solvant	x _f	x _f

$$CV - x_{\max} = 0$$

$$-x_{\max} = -CV$$

$$x_{\max} = CV$$

A.3.

$$x_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V$$

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V$$

$$x_f = c^0 \times 10^{-\text{pH}} \times V$$

A.4.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

$$\tau = \frac{c^0 \times 10^{-\text{pH}} \times V}{CV}$$

$$\tau = \frac{c^0 \times 10^{-\text{pH}}}{C}$$

$$\tau = \frac{1,0 \times 10^{-4,5}}{1,0 \times 10^{-4}}$$

$$\tau = 0,32$$

$\tau \neq 1$: la réaction entre l'acide butyrique et l'eau est limitée : l'acide butyrique est donc un acide faible.

A.5.1.

$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0}$$

D'après l'énoncé :

- $[AH]_{\text{eq}} = C(1 - \tau)$
- $[A^-]_{\text{eq}} = C \times \tau$

$$K_A = \frac{C \times \tau \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{C(1 - \tau) \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\tau \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{(1 - \tau) \times c^0}$$

Or

$$\tau = \frac{c^0 \times 10^{-\text{pH}}}{C}$$

et

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

Donc

$$\tau = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}}{C}$$

$$\frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}}{C} = \tau$$

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} = \tau \times C$$

Ainsi :

$$K_A = \frac{\tau \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{(1 - \tau) \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\tau \times \tau \times C}{(1 - \tau) \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\tau^2 \times C}{(1 - \tau) \times c^0}$$

A.5.2.

$$\text{p}K_A = -\log(K_A)$$

$$\text{p}K_A = -\log\left(\frac{\tau^2 \times C}{(1 - \tau) \times c^0}\right)$$

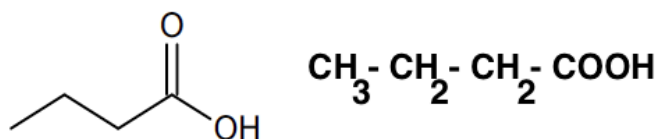
$$\text{p}K_A = -\log\left(\frac{0,32^2 \times 1,0 \times 10^{-4}}{(1 - 0,32) \times 1,0}\right)$$

$$\text{p}K_A = 4,8$$

PARTIE B : Synthèse d'un ester à l'odeur de pomme à partir de l'acide butyrique

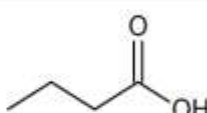

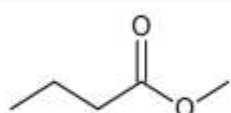
B.1.

Acide butyrique



Formule semi-développée de l'acide butyrique : CH₃ - CH₂ - CH₂ - COOH

B.2.

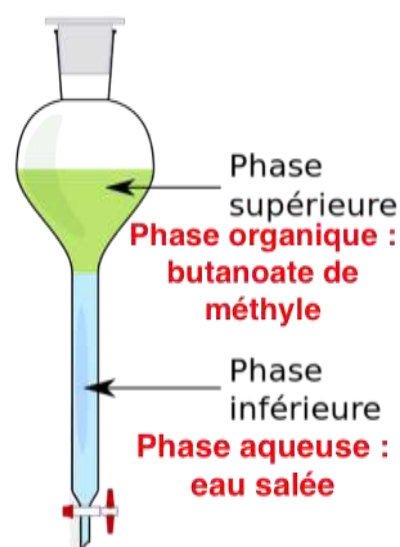
Espèce chimique	Acide butyrique	Méthanol	Butanoate de méthyle
Formule topologique			
Formule brute	C ₄ H ₈ O ₂	CH ₄ O	C ₅ H ₁₀ O ₂
Masse molaire (g · mol ⁻¹)	88,1	32,0	102,1
Densité à 25 °C	0,958	0,792	0,892
T _{ébullition} (°C)	163,5	64,7	102,3
T _{fusion} (°C)	-7,9	-97,6	-84,8
Indice de réfraction	1,398	1,327	1,385
Solubilité dans l'eau salée	Élevée	Très élevée	Très faible

Le butanoate de méthyle est très peu soluble dans l'eau salée. Le butanoate de méthyle se trouve donc dans la phase organique

B.3.

La densité de l'eau salée : 1,03 est supérieure à la densité du Butanoate de méthyle 0,892.

L'eau salée est en bas et le Butanoate de méthyle en haut.



B.4.

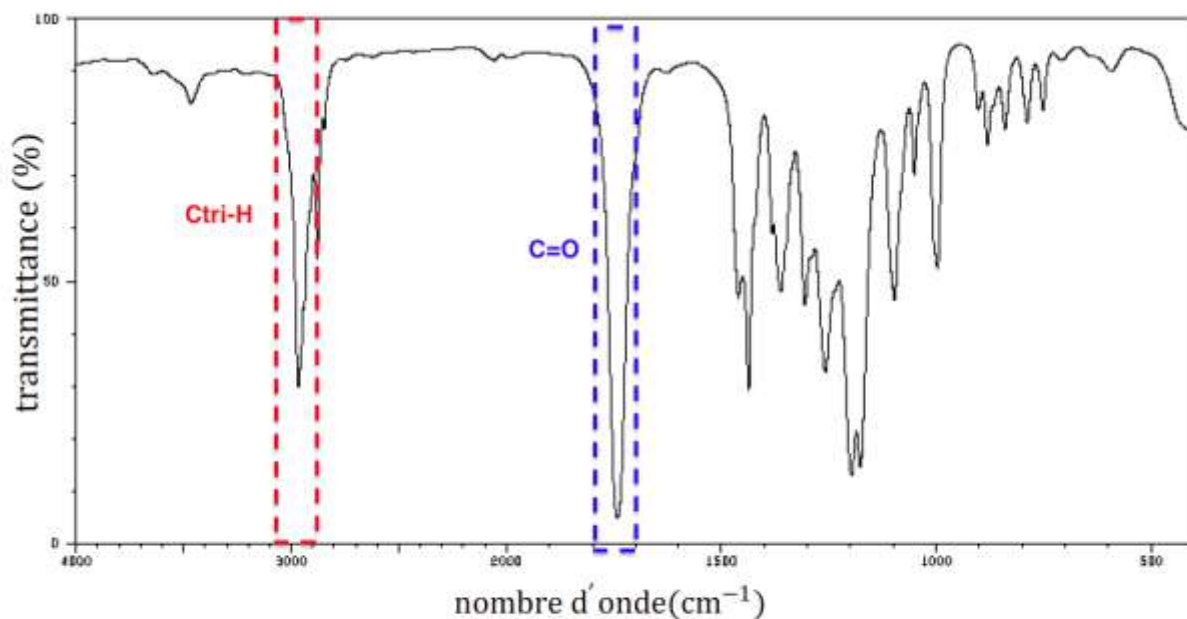


Figure 1 : Spectre IR du produit synthétisé

Source : d'après Spectral Database for Organic Compounds SDBS

Famille	Liaison	Nombre d'onde (cm^{-1})
Cétone	C = O	1705 – 1725
Aldéhyde	C _{tri} – H C = O	2700 – 3000 1720 – 1740
Acide carboxylique	O – H C = O	2500 – 3200 1740 – 1800
Ester	C _{tri} – H C = O	2700 – 3000 1730 – 1750
Alcool	O – H _{lié} O – H _{libre}	3200 – 3450 3600 – 3700

- Pic à 3000 cm^{-1} : C_{tri}-H Nombre d'onde entre $2700 - 3000 \text{ cm}^{-1}$
- Pic à 1740 cm^{-1} : C=O Nombre d'onde entre $1730 - 1750 \text{ cm}^{-1}$

Ce spectre IR est celui d'un ester, il est compatible avec le produit de réaction attendu qui est un ester.