Fabrication et aromatisation d'un yaourt maison

Bac 2025 Centres étrangers 1 Jour 2 · Exercice 1 **9 points** **Durée conseillée 1 h 35**

Q.1 Justifier, à l'aide de l'introduction, que la yaourtière favorise la fermentation lactique en indiquant le facteur cinétique mis en jeu.

La yaourtière chauffe doucement le lait et le maintient dans l'intervalle où les ferments sont efficaces (entre 37,5 °C et 45,0 °C). Élever la température du milieu accélère la transformation : le yaourt est prêt en huit heures environ.

Le facteur cinétique mis en jeu est la **température**.

COMPRENDRE
Ici, plus chaud ne veut pas dire mieux : au-delà de 45 °C, le yaourt devient trop acide. La yaourtière sert autant à chauffer qu'à rester dans le bon intervalle.

Q.2 Identifier le temps marquant le début de la fermentation.

Sur le document 2, C_A reste pratiquement constante (environ $0{,}022\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) jusqu'à 100 min, puis elle augmente : de l'acide lactique se forme.

La fermentation débute à $t \approx 100$ min.

Q.3 Proposer une explication à la présence d'acide lactique à l'instant $t = 0$.

D'après l'introduction, le lait contient naturellement de l'acide lactique, avant toute fermentation.

L'acide lactique présent à $t = 0$ est celui du lait lui-même.

Q.4 Calculer la vitesse volumique d'apparition v_{app} de l'acide lactique lorsque la fermentation a commencé, en expliquant la démarche.

Données utiles document 2 : points de la droite tracée, A $(120\ \text{min} ;\ 0{,}034\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$ et B $(240\ \text{min} ;\ 0{,}098\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$

Par définition, $v_{app} = \dfrac{\text{d}C_A}{\text{d}t}$: c'est le coefficient directeur de la tangente à la courbe $C_A(t)$.

Après 100 min, les points sont alignés : la courbe est une droite, confondue avec sa tangente. La vitesse est donc constante et égale au coefficient directeur de cette droite, calculé avec deux points A et B éloignés.

$$v_{app} = \frac{C_A(t_B) - C_A(t_A)}{t_B - t_A} = \frac{0{,}098 - 0{,}034}{240 - 120} = 5{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

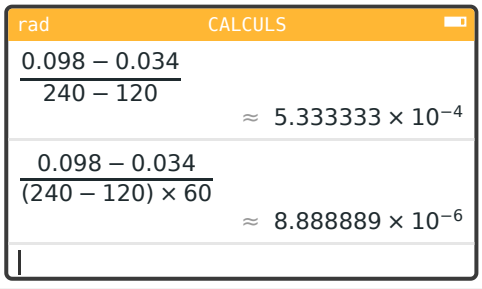
En secondes : $v_{app} = \dfrac{0{,}098 - 0{,}034}{(240 - 120) \times 60}$

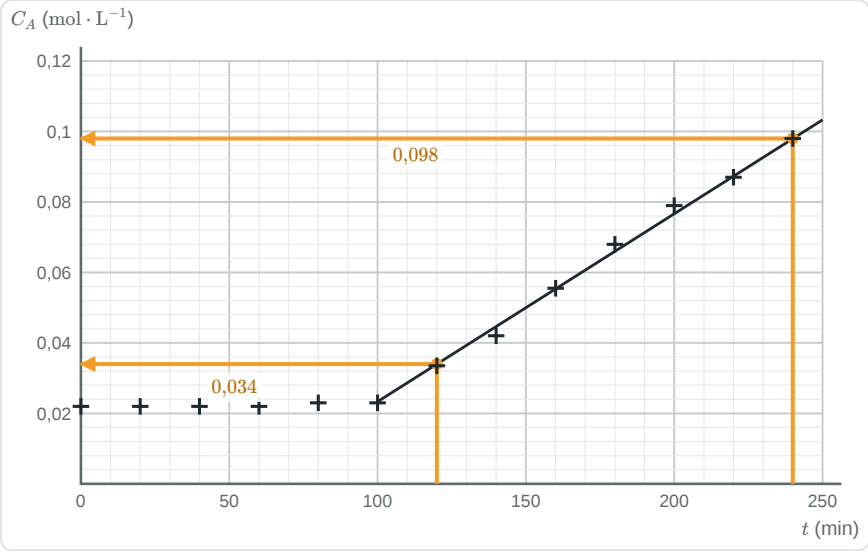
$v_{app} \approx 8{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, soit environ $9\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

PIÈGE
Calculer $\dfrac{C_A}{t}$ avec un seul point : la droite ne passe pas par l'origine. Il faut une variation de concentration divisée par une durée.

COMPRENDRE
Les lectures graphiques ont deux chiffres significatifs : le résultat en garde deux au plus. Selon les points choisis, on trouve une valeur voisine de $9 \times 10^{-6}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

À LA CALCULATRICE





Q.4 · Document 2 : droite modélisant la phase de fermentation et les deux points choisis

Q.5 Déterminer si le yaourt testé est ferme ou brassé.

Données utiles $V_A = 10{,}0$ mL ; $C_B = 0{,}150$ mol · L^{-1} ; $M = 90{,}1$ g · mol^{-1} ; 1 °D = 0,1 g d'acide lactique par litre

Volume à l'équivalence. La courbe du document 3 présente deux portions rectilignes. On trace les deux droites qui les modélisent : leur point d'intersection a pour abscisse $V_{éq} = 8{,}6$ mL.

Concentration en quantité de matière. À l'équivalence, l'acide HA et les ions HO^- versés sont en proportions stœchiométriques ($HA + HO^- \longrightarrow A^- + H_2O$) :

$$n(HA)_{initial} = n(HO^-)_{versé} \quad \text{soit} \quad C_A\,V_A = C_B\,V_{éq}$$

Concentration en masse. $C_m = C_A \times M = \dfrac{C_B\,V_{éq}}{V_A} \times M$

$$C_m = \frac{0{,}150 \times 8{,}6}{10{,}0} \times 90{,}1 = 11{,}6 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Degré Dornic. 1 °D correspond à $0{,}1$ g · L^{-1} : $\dfrac{11{,}6}{0{,}1} = 116$ °D, soit environ $1{,}2 \times 10^2$ °D.

Le degré Dornic vaut environ 116 °D, compris entre 100 et 120 °D : le yaourt est **brassé**.

COMPRENDRE

La lecture de $V_{éq}$ est peu précise, mais la conclusion est solide : tout volume équivalent compris entre 7,4 mL et 8,9 mL donne un degré Dornic entre 100 et 120 °D.

MÉTHODE

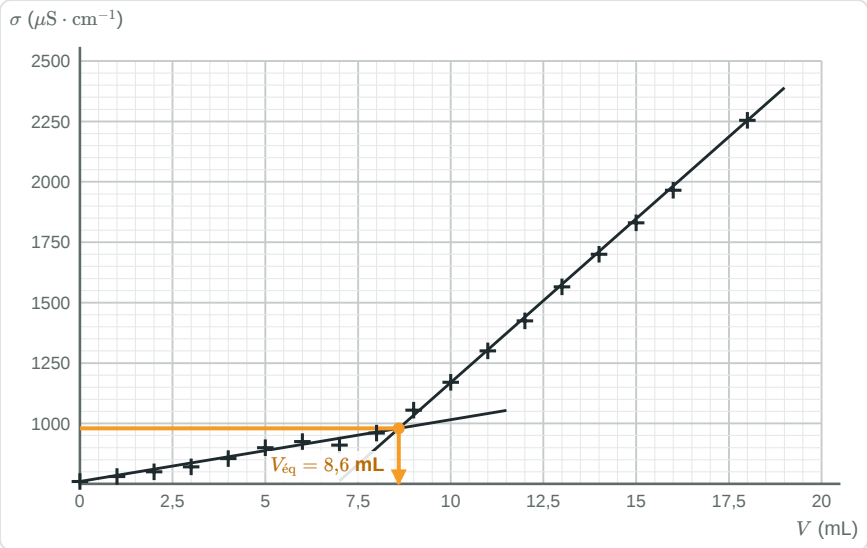
Question ouverte : annoncer le plan (volume équivalent, puis C_A, puis C_m, puis degré Dornic), écrire chaque relation littérale et conclure par une comparaison aux intervalles. Une démarche claire rapporte des points même sans résultat final.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{0.150 \times 8.6}{10.0} \times 90.1$ ≈ 11.6229

$\dfrac{11.6229}{0.1}$ ≈ 116.229



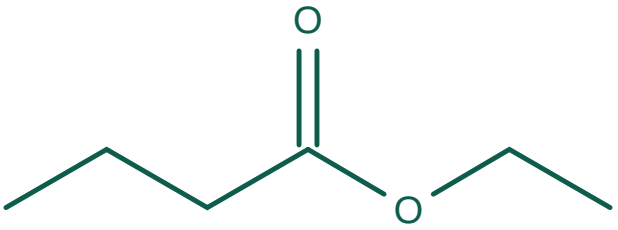
Q.5 · Document 3 : les deux droites et la lecture du volume à l'équivalence

Q.6 Représenter la formule topologique du butanoate d'éthyle.

Chaque sommet ou extrémité de la ligne brisée représente un atome de carbone, avec les atomes d'hydrogène qu'il porte ; seuls les atomes d'oxygène sont écrits.

Formule topologique : voir la figure (6 atomes de carbone, 2 atomes d'oxygène, formule brute $C_6H_{12}O_2$).

PIÈGE
Compter les sommets : quatre carbones du côté du $C{=}O$ (carbone fonctionnel compris), deux du côté de l'oxygène. Un segment en trop ou en moins et la molécule n'est plus la bonne.

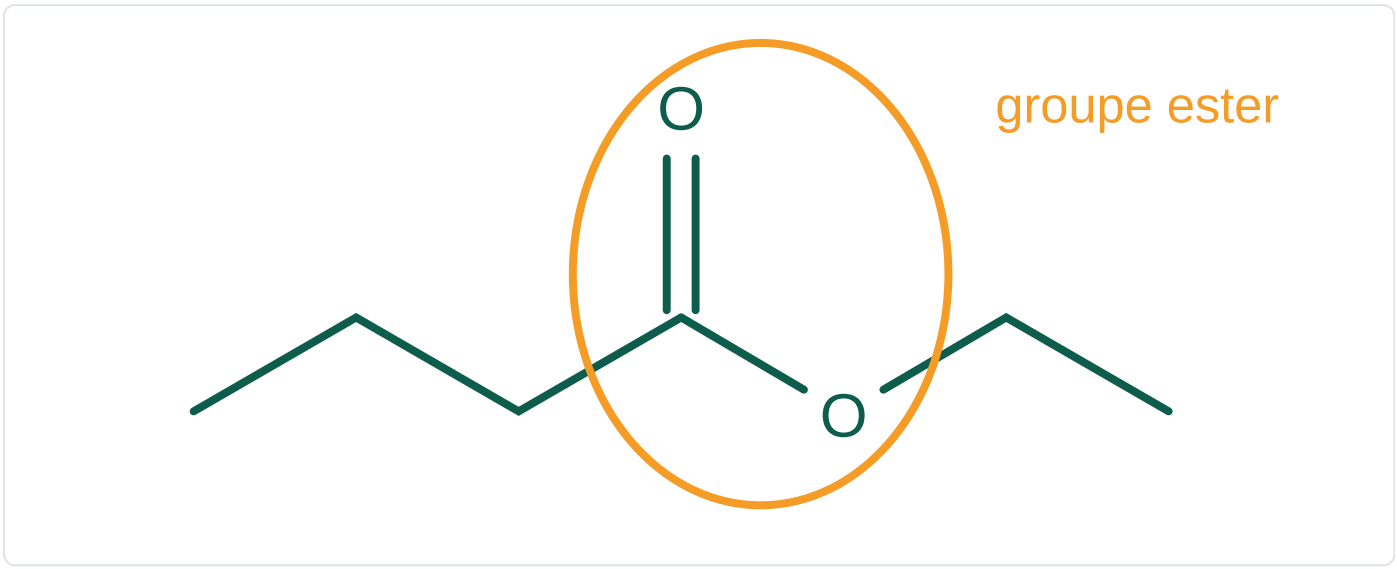


Q.6 · Formule topologique du butanoate d'éthyle

Q.7 Sur la formule topologique, entourer le groupe caractéristique de cette molécule et nommer la famille fonctionnelle correspondante.

Le groupe caractéristique est formé du carbone doublement lié à un oxygène et simplement lié à un second oxygène, lui-même lié à une chaîne carbonée.

Groupe ester (entouré sur la figure) : la molécule appartient à la famille des **esters**.



Q.7 · Groupe caractéristique entouré

Q.8 Déterminer la molécule du document 4 qui correspond au spectre infrarouge du document 6. Justifier.

Le spectre présente :

- une bande forte et très large entre 2500 et $3200\ \text{cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison O–H d'un acide carboxylique ;
- une bande forte et fine vers $1700\ \text{cm}^{-1}$, attribuable à la liaison C=O.

Les deux molécules possèdent une liaison C=O, mais seul l'acide butanoïque possède une liaison O–H.

Le spectre est celui de l'**acide butanoïque**.

PIÈGE
Justifier par la bande C=O vers $1700\ \text{cm}^{-1}$: elle existe dans les deux molécules et leurs intervalles se chevauchent. C'est la bande large O–H qui tranche.

Q.9 Identifier dans le protocole les opérations permettant d'optimiser la vitesse de formation de l'arôme d'ananas.

- Étape 1 : l'ajout d'acide sulfurique concentré. Il ne figure pas dans l'équation de la réaction : c'est un **catalyseur**, qui accélère la transformation.
- Étape 2 : le **chauffage** à reflux. La température est un facteur cinétique : l'élever augmente la vitesse de formation de l'ester.

Deux opérations : ajout d'un catalyseur (acide sulfurique) et chauffage à reflux.

COMPRENDRE
Le reflux condense les vapeurs, qui retombent dans le ballon : on chauffe sans perdre de matière. Le catalyseur et la température jouent sur la durée, pas sur la quantité maximale d'ester.

Q.10 Justifier l'utilisation du cyclohexane dans l'étape 4 pour isoler le butanoate d'éthyle.

D'après le document 7 :

- le cyclohexane n'est pas miscible avec l'eau : il forme une phase distincte de la phase aqueuse ;
- le butanoate d'éthyle est plus soluble dans le cyclohexane (solubilité moyenne) que dans l'eau salée (solubilité très faible).

L'ester passe dans le cyclohexane, que l'on sépare ensuite de la phase aqueuse : c'est une extraction liquide-liquide.

COMPRENDRE
L'éthanol dissout mieux l'ester, mais il est miscible avec l'eau : il ne peut pas servir de solvant extracteur. Les deux critères sont nécessaires.

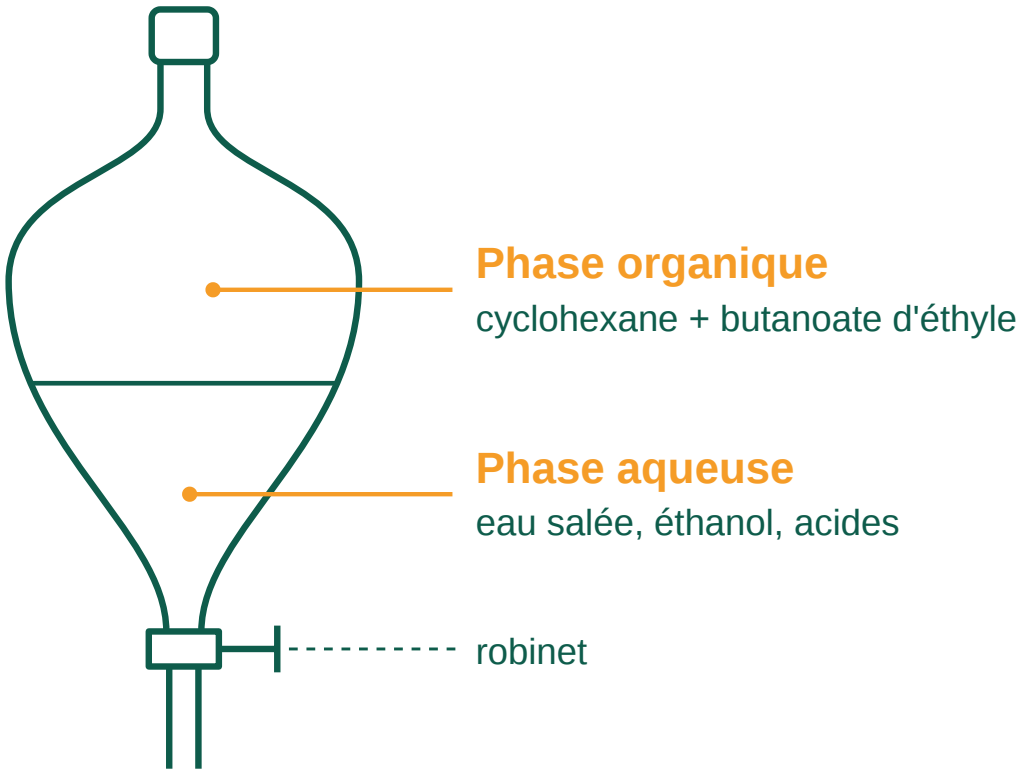
Q.11 Schématiser l'ampoule à décanter, la légender avec les termes phase aqueuse et phase organique. Justifier la position de la phase contenant le butanoate d'éthyle.

Données utiles masses volumiques : cyclohexane $0{,}78\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$; eau salée $> 1{,}00\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$

Le butanoate d'éthyle se trouve dans le cyclohexane : c'est la phase organique.

La masse volumique du cyclohexane ($0{,}78\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) est inférieure à celle de l'eau salée (supérieure à $1{,}00\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) : le liquide le moins dense surnage.

La phase organique, qui contient l'ester, est **au-dessus** de la phase aqueuse.



Q.11 · Ampoule à décanter après décantation

Q.12 Montrer que l'éthanol est bien le réactif en excès, sachant que $n_{acide} = 4{,}4 \times 10^{-1}$ mol.

Données utiles $V_{\text{éthanol}} = 40{,}0$ mL ; $\rho_{\text{éthanol}} = 0{,}79\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$; $M_{\text{éthanol}} = 46{,}0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Quantité de matière initiale d'éthanol : $n_{\text{éthanol}} = \dfrac{m}{M} = \dfrac{\rho V}{M}$

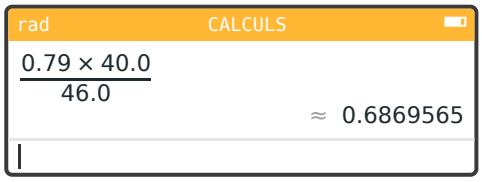
$$n_{\text{éthanol}} = \frac{0{,}79 \times 40{,}0}{46{,}0} = 0{,}69\ \text{mol}$$

D'après l'équation, une mole d'acide butanoïque réagit avec une mole d'éthanol. Les nombres stœchiométriques valant 1, on compare directement les quantités initiales.

$n_{\text{éthanol}} = 0{,}69\ \text{mol} > n_{acide} = 0{,}44\ \text{mol}$: l'éthanol est en excès, l'acide butanoïque est le réactif limitant.

PIÈGE
Comparer les volumes (40,0 mL de chaque) ou les masses : cela ne prouve rien. Seules les quantités de matière, divisées par les nombres stœchiométriques, se comparent.

À LA CALCULATRICE



Q.13 Calculer la valeur du rendement de la réaction. Commenter.

Données utiles $m_{ester} = 33{,}7$ g ; $M_{ester} = 116{,}0$ g · mol^{-1} ; $n_{acide} = 4{,}4 \times 10^{-1}$ mol

L'acide butanoïque est le réactif limitant (Q.12). Si la transformation était totale, il se formerait autant d'ester qu'il y a d'acide au départ : $n_{max} = n_{acide} = 0{,}44$ mol.

Quantité d'ester obtenue : $n_{exp} = \dfrac{m_{ester}}{M_{ester}} = \dfrac{33{,}7}{116{,}0} = 0{,}291$ mol

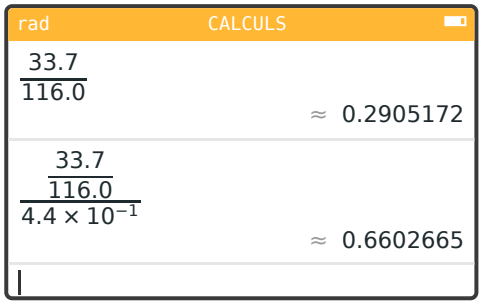
$$\eta = \frac{n_{exp}}{n_{max}} = \frac{0{,}291}{0{,}44} = 0{,}66$$

Le rendement est nettement inférieur à 100 % : la transformation n'est pas totale (elle conduit à un état d'équilibre) et une partie de l'ester est perdue lors de l'extraction et de la distillation.

$\eta \approx 0{,}66$, soit 66 %

COMPRENDRE
Mettre l'éthanol en excès sert justement à améliorer le rendement : cela déplace l'équilibre dans le sens de la formation de l'ester.

À LA CALCULATRICE



Q.14 Identifier un intermédiaire réactionnel dans les étapes du mécanisme, en justifiant.

Un intermédiaire réactionnel est une espèce formée au cours d'une étape du mécanisme, puis consommée dans une étape suivante ; il ne figure pas dans l'équation de la réaction.

Le cation $CH_3-CH_2-CH_2-C(OH)_2^+$ est produit par l'étape (1) et consommé par l'étape (2).

L'intermédiaire réactionnel est le cation $CH_3-CH_2-CH_2-C(OH)_2^+$, c'est-à-dire l'acide butanoïque qui a fixé un ion H^+.

PIÈGE
Citer H^+ : il est consommé à l'étape (1) avant d'être régénéré en fin de mécanisme. C'est le catalyseur, pas un intermédiaire.

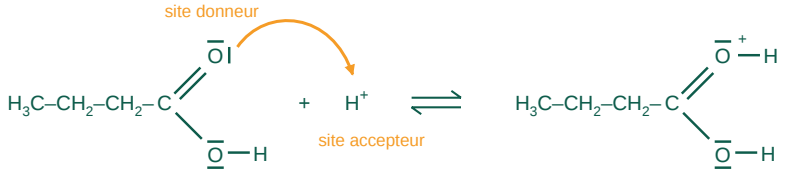
Q.15 Recopier l'étape (1) et représenter par une flèche courbe le déplacement d'électrons. Justifier son sens.

La flèche courbe part d'un doublet non liant de l'atome d'oxygène du groupe $C{=}O$ et pointe vers l'ion H^+ (voir la figure).

L'atome d'oxygène porte des doublets non liants : c'est un site donneur de doublet d'électrons. L'ion H^+, chargé positivement et sans électron, est un site accepteur. Une liaison O–H se forme.

La flèche va du site donneur (doublet de O) vers le site accepteur (H^+).

PIÈGE
Faire partir la flèche de H^+ vers l'oxygène : une flèche courbe représente le déplacement d'un doublet d'électrons, jamais celui d'un atome ou d'une charge positive.



Q.15 · Étape (1) recopiée, avec la flèche courbe