# étude d'un produit ménager "fait maison"

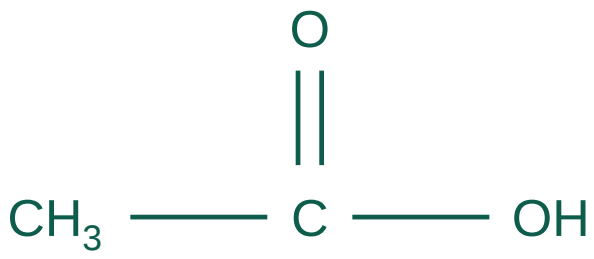
Bac 2025 Polynésie Jour 2 · Exercice 2 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

**Q1** À partir de la formule topologique de la figure 1, représenter la formule semi-développée de l'acide éthanoïque.

La chaîne compte deux atomes de carbone : celui du bout de segment (groupe $CH_3$) et celui du sommet, lié à O par une double liaison et au groupe OH.

Formule semi-développée : $CH_3-COOH$, représentée ci-dessous avec la double liaison C=O apparente.

**PIÈGE**
Dans une formule semi-développée, les liaisons avec les atomes d'hydrogène ne sont pas dessinées : on écrit $CH_3$ et OH. Dessiner toutes les liaisons C−H donne la formule développée, qui n'est pas demandée.




**Q1** · Formule semi-développée de l'acide éthanoïque

**Q2** Montrer que la quantité de matière $n$ d'acide éthanoïque contenue dans un volume $V = 1{,}0$ L de vinaigre blanc à 8,0 % en masse est voisine de 1,3 mol.

**Données utiles** $\rho = 1{,}01\ \text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ ; $M = 60\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; titre massique $w = 8{,}0\ \% = 0{,}080$ ; $V = 1{,}0\ \text{L} = 1{,}0\times10^3\ \text{mL}$

Masse du vinaigre : $m_{\text{vinaigre}} = \rho V$.

Masse d'acide éthanoïque : $m = w\,\rho\,V$.

Quantité de matière : $n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{w\,\rho\,V}{M}$

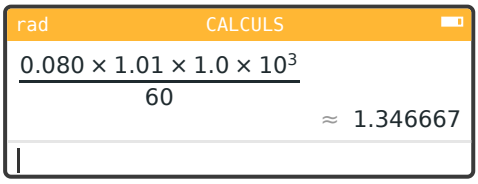
$$n = \frac{0{,}080\times1{,}01\times1{,}0\times10^3}{60} = 1{,}35\ \text{mol}$$

$n = 1{,}35$ mol, valeur voisine de $1{,}3$ mol comme annoncé.

**PIÈGE**
La masse volumique est en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ : le volume doit être converti en mL ($1{,}0\ \text{L} = 1000\ \text{mL}$). Avec $V = 1{,}0$, on trouve une valeur mille fois trop petite.

**COMPRENDRE**
Les données ont deux chiffres significatifs : le résultat s'écrit $1{,}3$ mol. On garde $1{,}35$ mol comme valeur intermédiaire pour ne pas cumuler les arrondis dans la suite.

**À LA CALCULATRICE**




**Q3** Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'acide éthanoïque, acide faible, et l'eau.

L'acide AH cède un ion $H^+$ à l'eau, qui joue le rôle de base (couples $AH/A^-$ et $H_3O^+/H_2O$). L'acide est faible : la transformation n'est pas totale, on écrit une double flèche.

$$AH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

**PIÈGE**
Une flèche simple signifierait que l'acide est fort, ce qui contredit l'énoncé. Les états physiques sont attendus : (aq) pour les espèces dissoutes, (l) pour l'eau.

**Q4** Donner l'expression littérale de la constante d'acidité $K_A$ du couple $\mathrm{AH(aq)/A^-(aq)}$ en fonction de $c^\circ$ et des concentrations à l'équilibre de $\mathrm{H_3O^+}$, $\mathrm{AH}$ et $\mathrm{A^-}$.

$K_A$ est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau (Q3) ; l'eau, solvant, n'y figure pas.

$$K_A = \frac{[\mathrm{A^-}]_{\text{éq}} \times [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}} \times c^\circ}$$

**COMPRENDRE**
Chaque concentration est divisée par $c^\circ$ : il reste un seul $c^\circ$ au dénominateur après simplification, et $K_A$ est sans unité.

**Q5** À l'aide du diagramme de distribution de la figure 2, déterminer la valeur du $\mathrm{p}K_A$ du couple acide éthanoïque / ion éthanoate. Justifier.

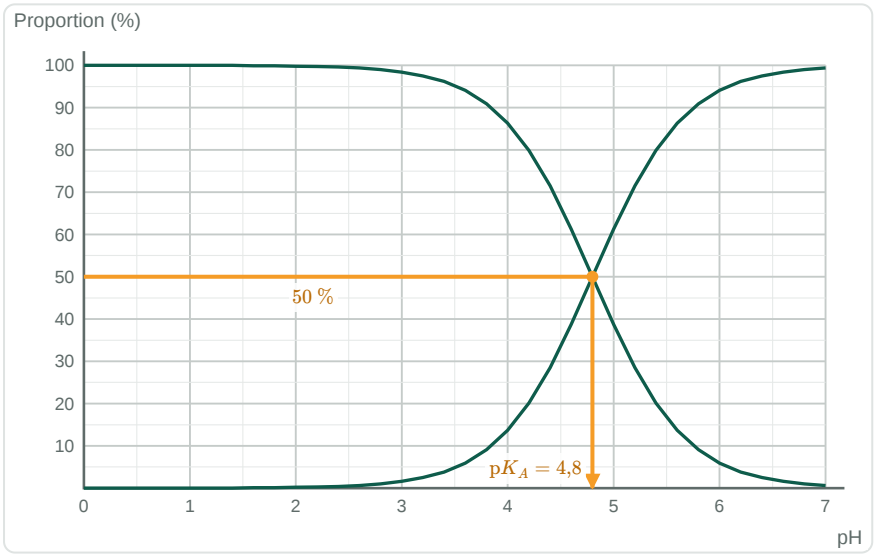
On a $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log \dfrac{[\mathrm{A^-}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}}}$.

Au point d'intersection des deux courbes, les deux espèces sont en proportions égales (50 % chacune) : $[\mathrm{A^-}]_{\text{éq}} = [\mathrm{AH}]_{\text{éq}}$, donc $\log 1 = 0$ et $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A$.

Sur la figure 2, les courbes se croisent à l'abscisse $\mathrm{pH} = 4{,}8$.

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

**MÉTHODE**
Sur un diagramme de distribution, le $\mathrm{p}K_A$ se lit toujours à l'abscisse du croisement des deux courbes, à l'ordonnée 50 %. Il faut le justifier par l'égalité des concentrations.




**Q5** · Figure 2 du sujet : les deux courbes se croisent à 50 %, pour pH = 4,8

**Q6** Attribuer chaque courbe du diagramme de la figure 2 à l'espèce, $\mathrm{AH(aq)}$ ou $\mathrm{A^-(aq)}$, qui lui correspond. Justifier.

**Données utiles** $\mathrm{p}K_A = 4{,}8$ (Q5)

Pour $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, $\log \dfrac{[\mathrm{A^-}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}}} < 0$, donc $[\mathrm{AH}]_{\text{éq}} > [\mathrm{A^-}]_{\text{éq}}$ : l'acide prédomine en milieu acide. Pour $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$, c'est la base $\mathrm{A^-}$ qui prédomine.

La courbe 2 (tirets) est proche de 100 % aux faibles pH et décroît ; la courbe 1 (trait plein) croît et approche 100 % aux pH élevés.

Courbe 2 : acide éthanoïque $\mathrm{AH(aq)}$ ; courbe 1 : ion éthanoate $\mathrm{A^-(aq)}$.

**PIÈGE**
Attribuer sans justifier ne rapporte pas tous les points : il faut citer le domaine de prédominance, l'acide pour $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, la base pour $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$.

**Q7** Écrire l'équation de la réaction, supposée totale, modélisant la transformation entre l'acide éthanoïque $\mathrm{AH(aq)}$ et les ions hydrogénocarbonate.

**Données utiles** couples $\mathrm{AH(aq)/A^-(aq)}$ et $\mathrm{CO_2(aq)/HCO_3^-(aq)}$

L'acide $\mathrm{AH}$ cède un ion $\mathrm{H^+}$ : $\mathrm{AH = A^- + H^+}$.

La base $\mathrm{HCO_3^-}$ le capte : $\mathrm{HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O}$.

La réaction est totale : flèche simple.

$$\mathrm{AH\,(aq) + HCO_3^-\,(aq) \longrightarrow A^-\,(aq) + CO_2\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

**COMPRENDRE**
L'acide du couple est écrit $\mathrm{CO_2\,(aq)}$ : la demi-équation n'est équilibrée en éléments qu'avec une molécule d'eau du côté de $\mathrm{CO_2}$. Les ions $\mathrm{Na^+}$, spectateurs, n'apparaissent pas.

**Q8** Expliquer la formation de mousse lors de la réaction entre l'acide éthanoïque et le bicarbonate de soude.

La réaction (Q7) produit du dioxyde de carbone. Cette espèce est peu soluble dans l'eau : la solution est vite saturée et le dioxyde de carbone se dégage sous forme de gaz, $\mathrm{CO_2\,(g)}$.

Les bulles de $\mathrm{CO_2}$ gazeux formées au sein du liquide y restent en partie emprisonnées : c'est la mousse.

**Q9** À l'aide de l'équation d'état du gaz parfait, déterminer le volume $V_g$ de gaz libéré par la réaction entre 100 mL de vinaigre à 8,0 % et 0,20 mol d'ions hydrogénocarbonate.

**Données utiles** $n = 1{,}35$ mol dans 1,0 L (Q2) ; $V_{\text{vinaigre}} = 100$ mL ; $n' = 0{,}20$ mol ; $P = 1020$ hPa $= 1{,}020 \times 10^5$ Pa ; $\theta = 25$ °C ; $R = 8{,}314\ \mathrm{Pa \cdot m^3 \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}}$

**Quantité d'acide introduite.** 100 mL est le dixième de 1,0 L : $n_{\mathrm{AH}} = \dfrac{1{,}35}{10} = 0{,}135$ mol.

**Réactif limitant.** D'après l'équation (Q7), une mole de $\mathrm{AH}$ réagit avec une mole de $\mathrm{HCO_3^-}$. Comme $n_{\mathrm{AH}} = 0{,}135\ \mathrm{mol} < n' = 0{,}20\ \mathrm{mol}$, l'acide éthanoïque est le réactif limitant.

**Quantité de gaz.** La réaction est totale et une mole de $\mathrm{AH}$ donne une mole de $\mathrm{CO_2}$ : $n_{\mathrm{CO_2}} = n_{\mathrm{AH}} = 0{,}135$ mol. On admet que tout le dioxyde de carbone formé se dégage.

**Volume.** $T = 25 + 273{,}15 = 298{,}15$ K et $P\,V_g = n_{\mathrm{CO_2}}\,R\,T$, donc $V_g = \dfrac{n_{\mathrm{CO_2}}\,R\,T}{P}$

$$V_g = \frac{0{,}135 \times 8{,}314 \times 298{,}15}{1{,}020 \times 10^5} = 3{,}3 \times 10^{-3}\ \mathrm{m^3}$$

$$V_g = 3{,}3 \times 10^{-3}\ \mathrm{m^3} = 3{,}3\ \mathrm{L}$$

**PIÈGE**
Calculer avec $n' = 0{,}20$ mol sans chercher le réactif limitant donne 4,9 L, résultat faux. Autre erreur fréquente : laisser la pression en hPa ou la température en degrés Celsius.

**COMPRENDRE**
Avec la valeur arrondie $n = 1{,}3$ mol de l'énoncé, on obtient 3,2 L : les deux résultats sont recevables si la démarche est cohérente.

**MÉTHODE**
Question ouverte : annoncer les étapes (quantités initiales, réactif limitant, quantité de gaz, équation d'état). Avec $P$ en Pa et $T$ en K, le volume sort en $\mathrm{m^3}$ ; $1\ \mathrm{m^3} = 1000$ L.

**À LA CALCULATRICE**

