

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

EXERCICE 2 : 5 points

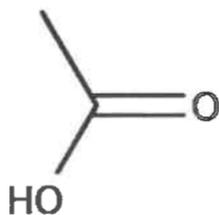
ENSEIGNEMENT : physique-chimie

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collègue »

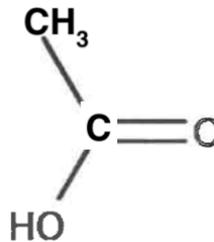
EXERCICE 2 Étude d'un produit ménager « fait maison »

Q1.

Formule topologique de l'acide éthanoïque :



Formule semi-développée de l'acide éthanoïque :



Q2.

$$n_{\text{acide éthanoïque}} = \frac{m_{\text{acide éthanoïque}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}}$$

Or le titre massique (pourcentage) est défini par :

$$t_m = \frac{m_{\text{acide éthanoïque}}}{m_{\text{solution}}}$$

D'où

$$m_{\text{acide éthanoïque}} = t_m \times m_{\text{solution}}$$

Ainsi :

$$n_{\text{acide éthanoïque}} = \frac{t_m \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}}$$

Or

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

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

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

Ainsi :

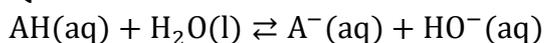
$$n_{\text{acide éthanoïque}} = \frac{t_m \times \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}} = \frac{8,0}{100} \times \frac{1,01 \times 1,0 \times 10^3}{60}$$

$$n_{\text{acide éthanoïque}} = 1,3 \text{ mol}$$

Ainsi, la quantité de matière en acide éthanoïque est de 1,3 mol.

Q3.



Q4.

$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{eq}} \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}} \times c^0}$$

Q5.

$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{eq}} \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}} \times c^0}$$

$$-\log(K_A) = -\log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}} \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}} \times c^0}\right)$$

$$-\log(K_A) = -\log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}} \times \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}}{c^0}\right)$$

$$-\log(K_A) = -\log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}\right) - \log\left(\frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}}{c^0}\right)$$

$$pK_A = -\log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}\right) + \text{pH}$$

$$pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}\right) = \text{pH}$$

$$\text{pH} = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}\right)$$

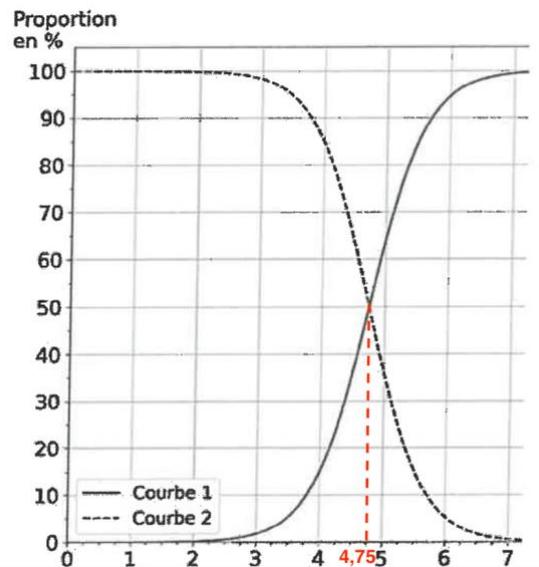
Lorsque $[A^-]_{\text{eq}} = [AH]_{\text{eq}}$

$$\text{pH} = pK_A + \log(1)$$

$$\text{pH} = pK_A$$

Graphiquement $[A^-]_{\text{eq}} = [AH]_{\text{eq}}$ pour $\text{pH} = 4,75$

Ainsi, $pK_A = 4,75$

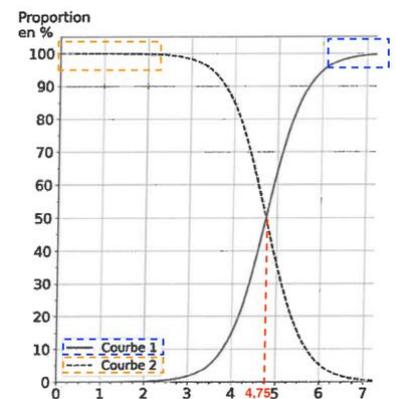


Q6.

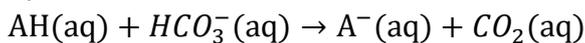
Lorsque $\text{pH} < pK_A$, la forme acide prédomine. Pour $\text{pH} < pK_A$ la courbe 2 est au dessus de la courbe 1.

Ainsi, la courbe 2 correspond à l'espèce AH.

Lorsque $\text{pH} > pK_A$, la forme basique prédomine. Pour $\text{pH} > pK_A$ la courbe 1 est au dessus de la courbe 2. Ainsi, la courbe 1 correspond à l'espèce A^- .



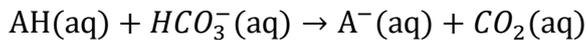
Q7.



Q8.

La réaction entre l'acide éthanoïque et le bicarbonate produit du CO_2 (voir réaction de la question précédente). Le CO_2 est un gaz. La production de ce gaz est responsable de la formation de mousse.

Q9.



Calculons les quantités de matières des réactifs :

$$n_{\text{acide ethanoique}} = \frac{t_m \times \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}}{M_{\text{acide ethanoique}}}$$

(Voir formule question 2)

$$n_{\text{acide ethanoique}} = \frac{8,0}{100} \times 1,01 \times 100$$

$$n_{\text{acide ethanoique}} = 0,13 \text{ mol}$$

Si on n'avait pas obtenu la formule on aurait utilisé la relation de proportionnalité :

1,0 L	1,3 mol
100 mL	$n_{\text{acide ethanoique}}$

$$n_{\text{acide ethanoique}} = \frac{100 \times 10^{-3} \times 1,3}{1,0}$$

$$n_{\text{acide ethanoique}} = 0,13 \text{ mol}$$

D'après l'énoncé, la quantité de matière initiale d'ion hydrogénocarbonate est :

$$n' = 0,20 \text{ mol}$$

Méthode 1 (sans tableau d'avancement) :

$$x_{\text{max } 1} = \frac{n_{\text{acide ethanoique}}}{1}$$

$$x_{\text{max } 1} = \frac{0,13}{1}$$

$$x_{\text{max } 1} = 0,13 \text{ mol}$$

$$x_{\text{max } 2} = \frac{n'}{1}$$

$$x_{\text{max } 2} = \frac{0,20}{1}$$

$$x_{\text{max } 2} = 0,20 \text{ mol}$$

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

$$x_{\text{max}} = x_{\text{max } 1} = 0,13 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2}^{\text{produit}} = x_{\text{max}}$$

$$n_{\text{CO}_2}^{\text{produit}} = 0,13 \text{ mol}$$

Méthode 2 (avec tableau d'avancement) :

Équation	$\text{AH}(\text{aq})$	+	$\text{HCO}_3^-(\text{aq})$	\rightarrow	$\text{A}^-(\text{aq})$	+	$\text{CO}_2(\text{aq})$
État initial	0,13		0,20		0		0
État intermédiaire	$0,13 - x$		$0,20 - x$		x		x
État final	$0,13 - x_f$		$0,20 - x_f$		x_f		x_f

$$0,13 - x_{\text{max } 1} = 0$$

$$-x_{\text{max } 1} = -0,13$$

$$x_{max 1} = 0,13 \text{ mol}$$

$$0,20 - x_{max 2} = 0$$

$$-x_{max 2} = -0,20$$

$$x_{max 2} = 0,20 \text{ mol}$$

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

$$x_{max} = x_{max 1} = 0,13 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2}^{produit} = x_f = x_{max} \text{ ((car réaction totale))}$$

$$n_{CO_2}^{produit} = 0,13 \text{ mol}$$

D'après l'équation des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

$$PV_g = n_{CO_2}^{produit} RT$$

$$V_g = \frac{n_{CO_2}^{produit} RT}{P}$$

$$V_g = \frac{0,13 \times 8,314 \times (25 + 273,15)}{1020 \times 10^2}$$

$$V_g = 3,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$V_g = 3,2 \times 10^{-6} \text{ L}$$

Le volume de gaz V_g libéré par la réaction chimique décrite précédemment est $V_g = 3,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$.