

Correction : ACIDE BUTANOÏQUE

Étude de l'influence de la concentration en acide butanoïque sur le quotient de réaction.

Q1. Compléter à l'aide d'expressions littérales le tableau d'avancement sur le document réponse à rendre obligatoirement avec la copie.

		$C_3H_7COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_3H_7COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
	Avancement	Quantités de matière			
État initial	$x = 0$	n_i	excès	0	0
État intermédiaire	x	$n_i - x$	excès	x	x
État final si réaction totale	$x = x_{max}$	$n_i - x_{max}$	excès	x_{max}	x_{max}
État final observé	$x = x_f$	$n_i - x_f$	excès	x_f	x_f

Q2. En déduire la relation à l'état final entre $[H_3O^+]_f$ et $[C_3H_7COO^-]_f$.

Dans l'état final : $x_f = n_f(H_3O^+) = n_f(C_3H_7COO^-)$.

En divisant par le volume V : $\frac{x_f}{V} = [H_3O^+]_f = [C_3H_7COO^-]_f$.

Q3. En utilisant la loi de Kohlrausch, exprimer la conductivité σ_f à l'état final du mélange 1 en fonction des concentrations des ions $[H_3O^+]_f$ et $[C_3H_7COO^-]_f$.

Loi de Kohlrausch : $\sigma_f = \sum_i \lambda_i \times [X_i]_f = \lambda(C_3H_7COO^-) \times [C_3H_7COO^-]_f + \lambda(H_3O^+) \times [H_3O^+]_f$

Q4. Pour le mélange 1, vérifier que la valeur de la concentration en quantité de matière des ions $[H_3O^+]_f$ et $[C_3H_7COO^-]_f$ présents à l'état final est égale à $0,381 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

On a : $[H_3O^+]_f = [C_3H_7COO^-]_f$ donc $\sigma_f = (\lambda(C_3H_7COO^-) + \lambda(H_3O^+)) \times [H_3O^+]_f$

$$[H_3O^+]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(C_3H_7COO^-) + \lambda(H_3O^+)}$$

$$\text{d'où } [H_3O^+]_f = \frac{14,70 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}}{(3,58 + 35,0) \text{ mS}\cdot\text{m}^{-2}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,381 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3} = 0,381 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Q5. Donner l'expression littérale du quotient de réaction $Q_{r,f}$ à l'état final en fonction des concentrations en quantité de matière $[C_3H_7COOH]_f$, $[H_3O^+]_f$, $[C_3H_7COO^-]_f$ et c^0 pour le mélange 1 puis calculer sa valeur. Commenter.

$$Q_{r,f} = \frac{\frac{[C_3H_7COO^-]_f}{c^0} \times \frac{[H_3O^+]_f}{c^0}}{\frac{[C_3H_7COOH]_f}{c^0} \times 1} = \frac{[C_3H_7COO^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[C_3H_7COOH]_f \times c^0}$$

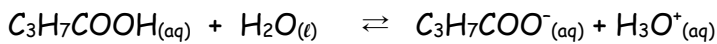
$$Q_{r,f} = \frac{0,381 \times 10^{-3} \times 0,381 \times 10^{-3}}{9,619 \times 10^{-3} \times 1} = 1,51 \times 10^{-5}.$$

Les trois valeurs de Q_{rf} sont égales. Le quotient de réaction dans l'état final ne dépend pas de l'état initial du système chimique.

Calcul du taux d'avancement de la réaction mettant en jeu la transformation de l'acide butanoïque avec l'eau dans le cas général.

Q6. Établir que la constante d'équilibre K_a de la réaction mettant en jeu la transformation de

l'acide butanoïque avec l'eau a pour expression :
$$K = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(C - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$



$$K = Q_{rf} = \frac{[C_3H_7COO^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[C_3H_7COOH]_f \times c^0}$$

D'après la question **Q3**. : $\frac{x_f}{V} = [H_3O^+]_f = [C_3H_7COO^-]_f$.

Et : $[C_3H_7COOH]_f = C - [H_3O^+]_f = C - \frac{x_f}{V}$

En reportant dans l'expression de K_a :
$$K_a = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(C - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

Q7. En déduire que, dans ce cas, le taux d'avancement de la réaction de l'acide butanoïque avec l'eau est proche de 12%.

Taux d'avancement final : $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$.

En supposant la transformation totale, l'eau étant le réactif en excès, l'acide butanoïque est le réactif limitant : il est donc totalement consommé dans l'état final soit $n_i - x_{\max} = 0$.

$$x_{\max} = n_i = C \cdot V$$

soit $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-3} \times 1,00 \text{ mol} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Et :
$$K_a = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(C - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0} \Leftrightarrow K_a = \frac{x_f^2}{(C - x_f)} \text{ avec } c^0 = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \text{ et } V = 1,00 \text{ L}$$

$$K_a \cdot (C - x_f) = x_f^2 \Leftrightarrow K_a \cdot C - K_a \cdot x_f = x_f^2 \Leftrightarrow x_f^2 + K_a \cdot x_f - K_a \cdot C = 0$$

$$\Leftrightarrow x_f^2 + 10^{-pK_a} \cdot x_f - 10^{-pK_a} \cdot C = 0$$

Équation du second degré sur x_f .

Expression numérique : $x_f^2 + 10^{-4,82} x_f - 10^{-7,82} = 0$

La résolution de l'équation donne deux solutions dont l'une est négative que l'on exclut :

$$x_{f1} = -1,31 \times 10^{-4} \text{ mol} ;$$

$$x_{f2} = + 1,16 \dots \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

Donc $x_f \approx 1,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Et $\tau = \frac{1,2 \times 10^{-4}}{1,0 \times 10^{-3}} = 0,12 = 12 \%$.