

1. LA TRANSFORMATION CHIMIQUE ÉTUDIÉE

1.1. Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .

1.2. Couple acide éthanoïque / ion éthanoate: $CH_3CO_2H_{(aq)} / CH_3CO_2^-_{(aq)}$

Couple ion oxonium / eau: $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$

$$1.3. K = \frac{[CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f \cdot [H_3O^+_{(aq)}]_f}{[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f}$$

2. ÉTUDE pH-MÉTRIQUE

2.1. quantité de matière initiale d'acide éthanoïque : $n_1 = c_1 \times V_1$

$$n_1 = 2,7 \cdot 10^{-3} \times 0,100$$

$$n_1 = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2.2.	Avancement	$CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
État initial	$x = 0$	n_1	en excès	0	0
État final théorique	$x = x_{max}$	$n_1 - x_{max}$	en excès	x_{max}	x_{max}
État final expérimental ou état d'équilibre	$x = x_f$	$n_1 - x_f$	en excès	x_f	x_f

Si la transformation est totale, l'acide éthanoïque est totalement consommé, soit $n_1 - x_{max} = 0$

$$x_{max} = n_1 \quad \text{soit } x_{max} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$2.3. [H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-pH} \quad pH = -\log[H_3O^+] \text{ or d'après l'énoncé } \log(2,0 \cdot 10^{-4}) = -3,7$$

$$[H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-3,70} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+_{(aq)}]_f = \frac{x_f}{V_1} \quad \text{soit } x_f = [H_3O^+_{(aq)}]_f \times V_1$$

$$x_f = 2,0 \cdot 10^{-4} \times 0,100 = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$2.4. \tau_1 = \frac{x_f}{x_{max}} \quad \tau_1 = \frac{2,0 \cdot 10^{-5}}{2,7 \cdot 10^{-4}} = 0,74 \times 10^{-5} \times 10^4 = 0,74 \cdot 10^{-1}$$

$\tau_1 = 7,4 \cdot 10^{-2}$ La transformation est limitée car $\tau_1 < 1$.

$$2.5.1. \text{D'après l'équation chimique } [H_3O^+_{(aq)}]_f = [CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f = \frac{x_f}{V_1}$$

$$[CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2.5.2. c_1 = [CH_3CO_2H_{(aq)}]_{ini} = [CH_3CO_2H_{(aq)}]_f + [CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f$$

$$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = c_1 - [CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f$$

$$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = 2,7 \cdot 10^{-3} - 2,0 \cdot 10^{-4} = 27 \cdot 10^{-4} - 2,0 \cdot 10^{-4}$$

$$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = 25 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2.6. K_1 = \frac{[CH_3CO_2^-_{(aq)}]_f \cdot [H_3O^+_{(aq)}]_f}{[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f}$$

$$K_1 = \frac{2,0 \cdot 10^{-4} \times 2,0 \cdot 10^{-4}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = \frac{4,0}{2,5} \times 10^{-8} \times 10^3$$

$$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

3. ÉTUDE CONDUCTIMÉTRIQUE

3.1. Présence d'ions éthanoate CH_3CO_2^- et d'ions oxonium H_3O^+ .

D'après l'équation chimique $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f$

3.2. $\sigma = \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f$

3.3 $\sigma = (\lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f = \frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{4,1 \cdot 10^{-3} + 35,9 \cdot 10^{-3}} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{40 \cdot 10^{-3}} = \frac{5}{4} \times \frac{10^{-2}}{10 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f = 1,25 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3.4.1. $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 100 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\frac{c_2}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f} = \frac{100}{1,25} = 80$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f = \frac{c_2}{80} < \frac{c_2}{50} \quad \text{l'approximation 1 est justifiée.}$$

3.4.2. Si $c_2 \approx [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_f$ cela signifie que l'acide s'est très peu dissocié dans l'eau.

La transformation peut être considérée comme étant très limitée.

On a $c_2 = [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_{\text{ini}} = [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_f + [\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f$

et $c_2 \approx [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_f$ donc $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f$ est négligeable face à $[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_f$.

3.4.3. $K_2 = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}]_f} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f^2}{c_2}$

$$K_2 = \frac{(1,25 \cdot 10^{-3})^2}{0,10} = \frac{(1,25)^2 \cdot 10^{-6}}{0,10} = 1,56 \cdot 10^{-5}$$

3.4.4. $\tau_2 = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}]_f}{c_2}$

$$\tau_2 = \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{0,10} = 1,25 \cdot 10^{-2}$$

4. CONCLUSION : COMPARAISON DES RESULTATS OBTENUS

4.1. La constante d'équilibre K ne dépend pas de la concentration initiale en acide éthanoïque, puisque avec deux concentrations différentes on obtient la même valeur de K.

4.2. Oui, le taux d'avancement final d'une transformation chimique limitée dépend de l'état initial du système. En effet avec deux concentrations initiales différentes, on obtient deux taux d'avancement différents.

4.3. Affirmation 1 : Plus l'acide est dissocié et plus le taux d'avancement final τ est grand.

Affirmation **juste** : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$, plus l'acide est dissocié et plus x_f est grand alors τ est plus grand. (x_{max} étant constant).

Affirmation 2 : Plus la solution d'acide éthanoïque est diluée, moins l'acide est dissocié.

Affirmation **fausse** : $c_1 < c_2$ donc la solution 1 est davantage diluée.

On a obtenu $\tau_1 > \tau_2$, dans la solution 1 l'acide s'est davantage dissocié.