



EXERCICE 1

Une solution aqueuse de volume $V=2,0\text{ L}$ est obtenue en apportant $2,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol}$ d'acide lactique de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, noté HA, dans le volume d'eau nécessaire.

À 25°C , la concentration à l'équilibre en acide HA est de $8,9 \cdot 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.
- 2- Calculer les concentrations molaires effectives des espèces ioniques en solution. En déduire la valeur
- 3- Calculer la valeur du taux d'avancement final τ , conclure.

EXERCICE 2

Un volume $V=50,0\text{ mL}$ d'une solution aqueuse a été obtenu en apportant $n_1=2,50\text{ mmol}$ d'acide méthanoïque $\text{HCOOH}_{(\text{aq})}$ et $n_2=5,00\text{ mmol}$ d'éthanoate de sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$. Dans l'état d'équilibre, à 25°C , sa conductivité vaut $\sigma=0,973\text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$.

- 1- Écrire l'équation de la réaction et établir son tableau d'avancement.
- 2- Exprimer la conductivité σ en fonction de l'avancement $x_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre. En déduire la valeur $x_{\text{éq}}$
- 3- Déterminer, à l'état d'équilibre, les concentrations molaires effectives des espèces chimiques participant à la réaction.
- 4- Calculer la valeur du taux d'avancement final τ , conclure

Données : conductivités molaires ioniques à 25°C :

$$\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \lambda_1 = 4,09 \cdot 10^{-3}\text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{HCOO}^-) = \lambda_2 = 5,46 \cdot 10^{-3}\text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{Na}^+) = \lambda_3 = 5,01 \cdot 10^{-3}\text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 3

On détermine la conductivité de solutions d'acide fluorhydrique de diverses concentrations C. Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous :

c (mmol.L ⁻¹)	10	1,0	0,10
σ (mS.m ⁻¹)	90,0	21,85	3,567

- 1- Écrire l'équation de la réaction du fluorure d'hydrogène HF sur l'eau.
- 2- Déterminer les concentrations effectives des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{F}^-_{(\text{aq})}$ dans ces trois solutions.
- 3- Calculer le taux d'avancement de la réaction pour chacune des solutions.
- 4- Comment varie ce taux d'avancement avec la dilution de la solution ?

Données : conductivités molaires ioniques à 25°C :

$$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,50 \cdot 10^{-2}\text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{F}^-) = 5,54 \cdot 10^{-2}\text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 4

1- L'acide éthanoïque (acétique) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ réagit de façon limitée avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit :
 $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

1-1- Donner la définition d'un acide selon Bronsted.

1-2- Dans l'équation ci-dessus, identifier les deux couples acides/base mis en jeu.

1-3- Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de cet équilibre chimique.

2- Une solution d'acide éthanoïque, de concentration molaire initiale $C_1=2,7 \cdot 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et de volume $V_1=100\text{ mL}$ a un pH de 3,7 à 25°C .

2-1- Déterminer la quantité de matière initiale de l'acide éthanoïque n_1 .

2-2- Dresser le tableau d'avancement, puis calculer l'avancement maximale

2-3- Déduire, de la mesure du pH, la concentration molaire finale des ions oxonium. Calculer l'avancement final x_f .

2-4- Donner l'expression du taux d'avancement final τ_1 , montrer qu'il a pour valeur $\tau_1=7,4 \cdot 10^{-2}$. La transformation est-elle totale ?

2-5-1- Calculer la concentration molaire finale en ions éthanoate CH_3COO^-

2-5-2- Calculer la valeur de la concentration molaire finale effective de l'acide éthanoïque $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f$.