

EXERCICE 1 :

Compléter le tableau suivant :

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^-$

$[H_3O^+]$ (mol/L)	$6,0 \times 10^{-5}$	$3,9 \times 10^{-4}$	$5,4 \times 10^{-8}$			
pH				3,9	6,8	11,2

EXERCICE 2 :

Une solution aqueuse de volume $V=2,0$ L est obtenue en apportant $2 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide lactique de formule brute $C_3H_6O_3$, noté HA, dans le volume d'eau nécessaire.

À $25^\circ C$, la concentration à l'équilibre en acide HA est de $8,9 \cdot 10^{-3}$ mol.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.
- 3- Calculer la valeur du taux d'avancement final τ conclure.

EXERCICE 3 :

On détermine la conductivité de quelques 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 $H_3O^+_{(aq)}$ et $F^-_{(aq)}$ 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 $25^\circ C$:

$$\lambda(H_3O^+) = 3,50 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

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

Exercice 4 :

1- L'acide éthanoïque (acétique) CH_3COOH réagit de façon limitée avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit : $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

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.

2- Une solution d'acide éthanoïque, de concentration molaire initiale $C_1=2,7 \cdot 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$ et de volume $V_1=100$ mL a un pH de 3,7 à $25^\circ C$. (réaction rapide, on peut mesurer le pH à l'état initial)

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 maximal.

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 $[CH_3COOH]_f$.

Exercice 5 :

On prépare $V=50,0\text{mL}$ d'une solution aqueuse en mélangeant $n_1=2,50.10^{-3}\text{mol}$ d'acide méthanoïque et $n_2=5,00.10^{-3}\text{mol}$ d'éthanoate de sodium.

A l'équilibre, la conductivité de la solution obtenue est $\sigma = 0,973\text{S.m}^{-1}$.

1. Donner l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et les ions éthanoate.
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
3. Établir alors une relation entre les concentrations à l'équilibre des ions méthanoate et éthanoate.
4. Établir une expression de la conductivité en fonction de $[\text{HCOO}^-]_{\text{éq}}$.
5. Déterminer les concentrations à l'équilibre des espèces présentes dans le mélange.

Données: Les conductivités molaires ioniques sont exprimées en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

$\lambda(\text{HCOO}^-) = 5,46.10^{-3} = \lambda_1$; $\lambda(\text{CH}_3\text{—COO}^-) = 4,09.10^{-3} = \lambda_2$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01.10^{-3} = \lambda_3$.

