

**OBJECTIF :**

- Mesurer la conductivité de solution d'acide méthanoïque.
- Déterminer le taux d'avancement final pour des solutions de concentrations différentes.
- Déterminer le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$  pour différentes solutions d'acide méthanoïque.
- En déduire la constante d'équilibre  $K$  associée à une équation de réaction.

**I. DÉTERMINATION DE LA CONCENTRATION D'IONS PAR MESURE DE CONDUCTIVITÉ  $\sigma$**

**a. Étalonnage du conductimètre**

- Ouvrir le logiciel **PilotOrphy** qui se trouve dans le répertoire "SOFTWARES BIOLOGIA".
- Appuyer sur "**Affichage d'un vu-mètre**" au dessus du conductimètre, la valeur de la conductivité s'affiche en  $\text{mS.cm}^{-1}$ .
- La solution étalon est une solution de KCl de concentration  $C(\text{KCl}) = 1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Rincer la cellule avec la solution en la trempant dans un petit bécher contenant un peu de solution étalon.
- Ne pas essuyer la cellule et jeter cette solution de rinçage dans le bécher "poubelle".
- Remplir à nouveau le petit bécher avec la solution étalon. Attendre environ 1 minute pour que l'équilibre thermique s'établisse.
- En tenant compte de la température de la solution, ajuster la valeur de la conductivité de la solution étalon.
- Ne plus toucher au bouton d'étalonnage.

**b. Conductivité  $\sigma_0$  d'une solution  $S_0$  d'acide méthanoïque HCOOH à  $C_0 = 5,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$**

- Rincer la cellule avec de l'eau distillée, essuyer le cellule.
- Plonger la cellule dans un peu de solution étudiée.
- Ne pas essuyer la cellule et jeter cette solution de rinçage.
- Remplir à nouveau le petit bécher avec la solution. Attendre environ 1 minute pour que l'équilibre thermique s'établisse et lire la conductivité de la solution  $\sigma_0$  (affiché en  $\text{mS.cm}^{-1}$ ). Exprimer la conductivité  $\sigma_0$  en  $\text{S.m}^{-1}$ .

**c. Concentration molaire en ions  $\text{HCOO}^-$  et en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  de la solution à l'équilibre**

1. Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .
2. Établir le tableau d'avancement de la réaction.
3. Écrire la relation existant entre les concentrations molaires des ions à l'état d'équilibre (état final).
4. Exprimer  $\sigma_0$  en fonction des concentrations des ions à l'équilibre et des conductivités ioniques molaires :  

$$\lambda(\text{HCOO}^-) = 5,46.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} \qquad \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$
5. Déduire des résultats précédents, l'expression de la concentration molaire des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  à l'état d'équilibre  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$ . Préciser les unités. Calculer  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$  en  $\text{mol.m}^{-3}$  puis en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

**II. DÉTERMINATION DU QUOTIENT DE RÉACTION À L'ÉQUILIBRE**

**a. Préparation des solutions**

6. Proposer un protocole opératoire pour préparer, à partir de la solution mère  $S_0$  d'acide méthanoïque (de concentration  $C_0 = 5,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ), les solutions suivantes :
  - 100,0 mL de solution  $S_1$  de concentration  $C_1 = C_0 / 2$
  - 100,0 mL de solution  $S_2$  de concentration  $C_2 = C_0 / 10$
  - 100,0 mL de solution  $S_3$  de concentration  $C_3 = C_0 / 20$
7. Indiquer la verrerie utilisée pour ces dilutions.
8. Après accord du professeur, préparer **soigneusement** les trois solutions. Du soin apporté à la préparation des solutions dépend la qualité des résultats.

## b. Concentration en ions oxonium des solutions

- Mesurer la conductivité  $\sigma$  des solutions en suivant pour chaque solution le protocole indiqué au paragraphe I, en commençant par la solution la moins concentrée, soit  $S_3$ .
- Noter les valeurs de  $\sigma$  et en déduire la concentration molaire  $[H_3O^+]_{eq}$ .

Solution	$S_3$	$S_2$	$S_1$	$S_0$
$\sigma$ (S.m <sup>-1</sup> )				
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )				

## c. Taux d'avancement à l'équilibre

9. Définir le taux d'avancement final à l'équilibre.
10. Donner son expression en fonction de  $[H_3O^+]_{eq}$  et des concentrations  $C_i$ .
11. Compléter le tableau :

Solution	$S_3$	$S_2$	$S_1$	$S_0$
$\tau$				

12. La réaction est-elle totale ? Justifier.

## d. Quotient de réaction à l'équilibre

13. Exprimer la concentration molaire  $[HCOOH]_{eq}$  à l'état d'équilibre.
14. Exprimer le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$ .
15. Compléter le tableau :

Solution	$S_3$	$S_2$	$S_1$	$S_0$
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )				
$[HCOO^-]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )				
$[HCOOH]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )				
$Q_{r,eq}$				
$-\log Q_{r,eq}$				

16. Comparer les valeurs de  $-\log Q_{r,eq}$ . Calculer la valeur moyenne.

## e. Constante d'équilibre K

- Dans l'état d'équilibre d'un système, le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$  prend une valeur indépendante de la composition initiale. À chaque équation de réaction est associée une constante, appelée constante d'équilibre notée K, dont la valeur ne dépend que de la température : **à l'équilibre  $Q_{r,eq} = K$**
  - On définit  $pK = -\log K$ .
17. Quelle est la valeur de  $pK$  associée à l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau ?
18. Les tables donnent  $K = 1,58 \cdot 10^{-4}$  pour la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau. Déterminer  $pK$  et comparer avec la valeur expérimentale moyenne. Calculer l'écart relatif.