

ÉTUDE CONDUCTIMETRIQUE DE SYSTEMES DANS L'ETAT D'EQUILIBRE

Objectifs:

- 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 DETERMINATION DE LA CONCENTRATION D'IONS PAR MESURE DE CONDUCTIVITE σ .

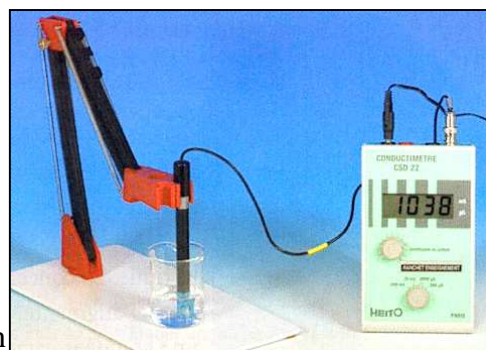
1) Étalonnage du conductimètre

- Régler le conductimètre sur le calibre 2000 μS (en fait 2000 $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$).

$$\sigma (\text{S}\cdot\text{m}^{-1}) = \sigma (\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}) \times 10^{-4}$$

- La solution étalon est une solution de KCl de concentration $C(\text{KCl}) = 1,0\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- Rincer la cellule avec la solution en la trempant dans un godet contenant un peu de solution étalon.
- Ne pas essuyer la cellule et jeter cette solution de rinçage.
- Remplir à nouveau le godet 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.



2) Conductivité σ_0 d'une solution S_0 d'acide méthanoïque HCOOH à $C_0 = 5,0\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Rincer la cellule avec de l'eau distillée.
- Plonger la cellule dans un peu de solution étudiée.
- Ne pas essuyer la cellule et jeter cette solution de rinçage.
- Remplir à nouveau le godet avec la solution. Attendre environ 1 minute pour que l'équilibre thermique s'établisse et lire la conductivité de la solution σ_0 . Exprimer σ_0 en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$.

3) Concentration molaire en ions HCOO^- et en ions H_3O^+ de la solution à l'équilibre

- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'eau H_2O .
- Etablir le tableau d'avancement de la réaction
- Ecrire la relation existant entre les concentrations molaires des ions à l'état d'équilibre (état final).
- Exprimer σ_0 en fonction des concentrations des ions à l'équilibre et des conductivités ioniques molaires :

$$\lambda(\text{HCOO}^-) = 5,46\cdot 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1} \quad \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0\cdot 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$
- Déduire des résultats précédents, l'expression de la concentration molaire des ions H_3O^+ à l'état d'équilibre $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$. Préciser les unités. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$ exprimée en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ puis en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

II DETERMINATION DU QUOTIENT DE REACTION A L'EQUILIBRE

1) Préparation des solutions

- Proposer un protocole opératoire pour préparer, à partir de la solution mère S_0 d'acide méthanoïque ($C_0 = 5,0\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) 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 $C_3 = C_0 / 20$
- Indiquer la verrerie utilisée pour ces dilutions.

c) Après accord du professeur, préparer **soigneusement** les trois solutions. Du soin apporté à la préparation des solutions dépend la qualité des résultats.

2) Concentration en ions oxonium des solutions

- Mesurer la conductivité σ 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 σ et en déduire la concentration molaire $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$

Solution	S_3	S_2	S_1	S_0
σ (S.m ⁻¹)				
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ (mol.L ⁻¹)				

3) Taux d'avancement à l'équilibre

- Définir le taux d'avancement final à l'équilibre.
- Donner son expression en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ et des concentrations C_i .
- Compléter le tableau

Solution	S_3	S_2	S_1	S_0
τ				

- La réaction est-elle totale ? Justifier.

4) Quotient de réaction à l'équilibre

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

Solution	S_3	S_2	S_1	S_0
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ (mol.L ⁻¹)				
$[\text{HCOO}^-]_{\text{eq}}$ (mol.L ⁻¹)				
$[\text{HCOOH}]_{\text{eq}}$ (mol.L ⁻¹)				
$Q_{r,\text{eq}}$				
$-\log Q_{r,\text{eq}}$				

- Comparer les valeurs de $-\log Q_{r,\text{eq}}$. Valeur moyenne.

5) Constante d'équilibre K

- Dans l'état d'équilibre d'un système, le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,\text{eq}}$ 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 $Q_{r,\text{eq}} = K$**
 - On définit $\text{pK} = -\log K$.
- Quelle est la valeur de pK associée à l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau ?
 - 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. Ecart relatif.

ÉTUDE CONDUCTIMETRIQUE DE SYSTEMES DANS L'ETAT D'EQUILIBRE

Paillasse prof :

Solution S_0 d'acide méthanoïque de concentration $c_0(\text{HCOOH}) = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ + verre + pots à yaourt noté S_0 (environ 100 mL par groupe)

Solution étalon de KCl de concentration $c(\text{KCl}) = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ + verre + pots à yaourt (20 mL par groupe)

Paillasse élève :

1 conductimètre

1 fiole jaugée de 100 mL

1 fiole jaugée de 50 mL

1 pipette jaugée de 10 mL

1 pipette jaugée de 5 mL

3 pots à yaourt notés respectivement S_1 , S_2 , S_3

2 godets

eau distillée

verre poubelle