

TP N°6 : DETERMINATION EXPERIMENTALE D'UNE CONSTANTE D'EQUILIBRE PAR CONDUCTIMETRIE.

INTRODUCTION

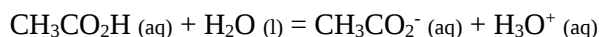
L'objectif de ce TP est de mesurer la constante d'équilibre d'une réaction chimique pour montrer qu'elle est indépendante des quantités de réactifs en présence et qu'elle ne dépend que de la réaction considérée et de la température.

PREMIERE PARTIE : QUESTIONS PREALABLES

1. Etude de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :

Le système étudié correspond à un volume V de la solution obtenue en dissolvant n_i mol d'acide éthanoïque dans l'eau. La solution a pour concentration $C = \frac{n_i}{V}$.

L'équation de la réaction acido-basique de l'acide éthanoïque avec l'eau est la suivante :



Q1 : Ecrire le tableau d'avancement de cette réaction en concentration et en utilisant le coefficient de dissociation α .

Q2 : Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de α et de C .

2. Mesures conductimétriques :

La mesure de la conductivité σ de la solution permet d'accéder aux concentrations des ions présents et donne de ce fait accès à la composition de la solution dans l'état final.

Q3 : Exprimer σ en fonction des concentrations molaires des ions présents et de leurs conductivités molaires ioniques.

Q4 : En déduire l'expression de α en fonction de σ .

3. Dilutions de la solution mère d'acide éthanoïque :

Q5 : On part d'une solution mère de CH_3COOH à $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ pour préparer $V' = 50 \text{ mL}$ de solution de concentration $C' = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Quel volume V de solution-mère faut-il prélever ? Quel matériel faut-il utiliser ?

Q6 : Mêmes questions pour la solution de concentration $C'' = 1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

DEUXIEME PARTIE : PARTIE EXPERIMENTALE

Précautions :



Solution d'acide éthanoïque à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

H319 : Provoque une sévère irritation des yeux
P 280 : Porter lunettes de protection

1. Etalonnage du conductimètre :

La sonde dispose d'un capteur de température qui permet de compenser automatiquement la mesure faite par la cellule. L'étalonnage se fait avec la valeur de l'étalon à 25°C.

L'étalonnage se fait avec une solution de chlorure de potassium (KCl) à 0,01 mol.L⁻¹.

Suivre le protocole d'étalonnage suivant :

- Régler le conductimètre sur le calibre 0 – 2 mS.cm⁻¹
- tremper la cellule dans la solution étalon et attendre environ 1 minute le temps que l'équilibre thermique s'établisse.
- Appuyer sur le bouton « Menu »
- Sélectionner Etalonnage - Sélectionner **Avec compensation**
- Sélectionner Etalonnage
- Entrer la valeur de l'étalon à 25 °C : **1413 µS.cm⁻¹** puis valider

2. Mesure des conductivités des solutions :

On s'intéresse à la réaction de l'acide éthanóïque CH₃COOH avec l'eau.

La conductivité des différentes solutions est obtenue à l'aide d'un conductimètre qui donne directement la valeur de σ exprimée en mS.cm⁻¹.

Agiter légèrement la sonde avant la mesure afin de déloger une bulle d'air éventuelle. On rincera la sonde entre deux mesures.

- 1) Mesurer la conductivité σ de la solution de CH₃COOH à $C = 10^{-1}$ mol.L⁻¹.
- 2) Préparer la solution diluée à $C' = 5 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et mesurer la conductivité σ' de la solution.
- 3) Préparer la solution diluée à $C'' = 1 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et mesurer la conductivité σ'' de la solution.

Q7. Evaluer les incertitudes sur les concentrations des 2 solutions diluées.

TROISIEME PARTIE : EXPLOITATION DES RESULTATS

1. Détermination de K :

Q8. A partir des résultats obtenus avec la solution mère de concentration C, calculer le coefficient de dissociation α et en déduire la valeur de la constante d'équilibre K.

NB : faites attention aux unités !

Données : $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,1 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$ et $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

2. Influence des paramètres expérimentaux sur la constante d'équilibre :

On veut montrer que la constante K ne dépend que de la réaction concernée et pas des concentrations initiales.

Q9. Faire de même pour les mesures avec les 2 solutions diluées à C' et C''.

Q10. Conclure.

Q11. Comment peut-on faire varier K ? La valeur théorique de la constante d'équilibre de l'acide éthanóïque à $\theta = 25^\circ\text{C}$ est $K_{\text{th}} = 1,8.10^{-5}$. Commenter.

Q12. Identifier les différentes sources d'incertitudes liées à la détermination de la valeur de la constante d'équilibre K.