



TP N°5 : INVARIANCE DU QUOTIENT DE REACTION DANS L'ETAT D'EQUILIBRE ET CE QUELQUE SOIT L'ETAT INITIAL MISE EN EVIDENCE PAR CONDUCTIMETRIE

Matériel :

- 4 béchers de 50mL
- Papier absorbant
- Thermomètre
- Conductimètre avec cellule de conductimétrie

Produits :

- Solutions d'acide éthanoïque, d'acide méthanoïque et d'acide benzoïque de concentration molaire :
c : $1,00 \times 10^{-2}$; $5,00 \times 10^{-3}$; $2,00 \times 10^{-3}$ et $1,00 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹.
- Solutions de chlorure de potassium de concentration molaire apportée $1,00 \cdot 10^{-3}$ pour le réglage du conductimètre.

Objectifs :

- Définir le quotient de réaction.
- Montrer qu'à une réaction chimique est associée un quotient de réaction invariant (à température donnée), dans l'état d'équilibre du système et ce, quel que soit l'état initial du système.

I Manipulation :

- a. Mettez en place le conductimètre et la cellule de conductimétrie.
- b. **Etalonnez le conductimètre** avec la solution de chlorure de potassium (voir notice d'utilisation).
- c. **Mesurez la conductivité σ** de solutions d'acide éthanoïque (ou d'acide méthanoïque, ou d'acide benzoïque) de concentration molaire apportée c_i **en réalisant les mesures de la solution la plus diluée à la solution la plus concentrée**. Les mesures seront effectuées sur le **calibre 2000 μ S/cm**.
- d. Complétez le tableau ci dessous pour chaque acide :

c (en mmol/L)	1.00	2.00	5.00	10.0
Solution d'acide éthanoïque : σ en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$				
Solution d'acide méthanoïque : σ en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$				
Solution d'acide benzoïque : σ en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$				

II Questions :

Données :

➤ Relation entre les conductivités molaires ioniques et la conductivité : $\sigma = \sum_i \lambda_i \times [i]$

➤ Valeurs des conductivités molaires ioniques à 25 °C :

$$\lambda^0(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda^0(\text{HCOO}^-) = 5,46 \times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda^0(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,09 \cdot 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda^0(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = 3,23 \times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$



On raisonnera tout d'abord en généralisant pour un acide carboxylique de formule HA

- a. **Écrivez l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau** (il s'agit bien de la réaction qui nous intéresse ici puisque la solution d'acide diluée a été obtenue en mettant de l'acide pur dans de l'eau).
- b. **Etablissez le tableau descriptif** de l'évolution du système lors de cette transformation.
- c. En exploitant la définition du quotient de réaction, **écrivez**, pour un état donné du système, **l'expression du quotient de réaction** de la réaction considérée.
- d. **Déterminez l'expression des concentrations molaires** effectives en ions oxonium : $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]$ et en ions A^- : $[\text{A}^-_{(\text{aq})}]$, à partir de la mesure de la conductivité.
- e. **Déterminez l'expression de la concentration molaire** effective en acide HA : $[\text{HA}_{(\text{aq})}]$, à l'aide du tableau descriptif de l'évolution du système.
- f. **Calculez à l'aide du tableau Excel fourni**, les valeurs de ces trois concentrations pour les trois solutions d'acides proposées.
- g. **Justifiez que le système a atteint un état d'équilibre qualifié d'état d'équilibre chimique.**
- h. **Calculez le quotient de réaction** dans l'état d'équilibre du système (tableau Excel).
Que pouvez-vous en conclure ?
- i. **Calculez le taux d'avancement final** de la réaction pour chacune des solutions (tableau Excel).
Comparez les valeurs de ce taux pour les solutions à $1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Que pouvez-vous en conclure ?