

TP17 : Déterminer une constante d'équilibre

MATÉRIEL : Conductimètre, solution d'acide éthanóïque à $0,1 \text{ mol } \ell^{-1}$, fioles jaugées de 50 et 100 mL, pipettes de 5, 10 et 25 mL, propipettes, béchers.

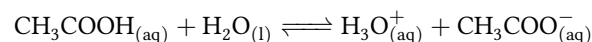
1 Objectif du TP

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 éventuellement de paramètres extérieurs comme la température)

Ne pas oublier qu'une mesure physique doit toujours être associée à une incertitude expérimentale. Penser à lire la notice des appareils pour connaître l'incertitude liée aux valeurs qu'ils fournissent.

2 Principe

On s'intéresse à la réaction de l'acide éthanóïque de formule chimique CH_3COOH avec l'eau (H_2O) modélisée par la réaction :



On cherche à montrer que le quotient réactionnel à l'équilibre est indépendant des conditions initiales de la réaction.

3 Méthode conductimétrique

Dans ce TP, on déterminera les concentrations molaires des différentes espèces chimiques par une méthode conductimétrique. Cette méthode consiste à mesurer la conductivité σ de la solution (en Sm^{-1}) elle-même reliée aux concentrations des différentes espèces chimiques présentes en solution par la formule :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i],$$

où λ_i est la conductivité molaire ionique de l'espèce X_i de concentration molaire $[X_i]$.

Lors d'une mesure il faut agiter correctement la solution pour en garantir une bonne homogénéité.

Il faut prendre soin de rincer la sonde à l'eau distillée après chaque mesure pour ne pas introduire d'impuretés lors de la mesure suivante.

4 Étude préliminaire

On s'intéresse à la réaction chimique entre l'acide éthanóïque (CH_3COOH) et l'eau. On introduit une quantité de matière n_i de CH_3COOH dans de l'eau, le volume total de la solution obtenue est V . On note c_i la concentration en acide introduit dans la solution.

1. Établir le tableau d'avancement de la réaction en notant ξ_f l'avancement final de la réaction.
2. Montrer que la constante d'équilibre K de la réaction s'écrit :

$$K = \frac{1}{c_0} \frac{(\xi_f/V)^2}{n_i/V - \xi_f/V},$$

où V est le volume total de la solution.

3. Montrer que la conductivité de la solution à l'équilibre s'écrit :

$$\sigma_f = \underbrace{(\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-})}_{\lambda_t} \times \frac{\xi_f}{V}$$

4. En déduire que la constante d'équilibre de la réaction est donnée par :

$$K = \frac{1}{c_0} \frac{(\sigma_f/\lambda_t)^2}{c_i - \sigma_f/\lambda_t}$$

5 Manipulations

On dispose d'une solution de concentration $c_I = 0,1 \text{ mol } \ell^{-1}$ en acide éthanóïque.

5. À partir de la solution d'acide éthanóïque initiale, préparer par dilution des solutions de concentrations :

$0,05 \text{ mol } \ell^{-1}$, $0,02 \text{ mol } \ell^{-1}$, $0,01 \text{ mol } \ell^{-1}$ en acide éthanóïque.

Il faut absolument utiliser de l'eau distillée pour toutes les dilutions, car elle doit contenir un minimum d'ions. La propreté de la verrerie est aussi essentielle.

6. Mesurer la conductivité de chacune des solutions obtenues. En déduire la valeur de la constante de la réaction K pour les différentes concentrations initiales en acide éthanóïque. Commenter.

Données : On donne les conductivités ioniques molaires suivantes :

- $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 34,98 \text{ mS m}^2 \text{ mol}^{-1}$
- $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09 \text{ mS m}^2 \text{ mol}^{-1}$