

CHIMIE – TRAVAUX PRATIQUES N° 1

Détermination d'une constante d'équilibre

OBJECTIFS : Mettre en évidence l'existence d'une constante d'équilibre et la mesurer.

Compétences et capacités expérimentales mises en œuvre dans ce TP

- ✓ **EXP-8** Mesurer une conductance
- ✓ **CHIM5-2** Dresser un tableau d'avancement et décrire la composition d'un système à un instant quelconque
- ✓ **CHIM5-3** Exprimer l'activité d'une espèce chimique
- ✓ **CHIM5-4** Exprimer le quotient de réaction d'une réaction chimique
- ✓ **CHIM5-6** Déterminer une constante d'équilibre

Solutions :

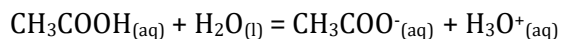
Acide éthanoïque à 0.10 mol.L⁻¹

Matériel :

- 4 béchers de 100 mL
- 1 pipette graduée de 20 mL
- Pipettes jaugée de 10 mL et 20 mL à 2 traits de jauge
- Fioles jaugées : 20 mL, 50 mL, 100 mL
- 1 propipette
- Conductimètre

I. Etude préliminaire

On s'intéresse à l'équilibre chimique entre l'acide éthanoïque CH₃COOH et l'eau :



On introduit une quantité de matière n_i d'acide éthanoïque dans de l'eau, le volume total de la solution obtenue est V . On note C_i la concentration molaire 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) Exprimer le quotient de réaction final en fonction de C° , C_i , ξ_f et V .
- 3) On pose : $\lambda_t = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$. En vous aidant du document fourni, exprimer la conductivité de la solution à l'équilibre en fonction de λ_t , ξ_f et V .
- 4) Dédurre de la question précédente l'expression du quotient de réaction final en fonction de λ_t , σ_f , C_i et C° .

II. Etude expérimentale

Proposer un protocole permettant de préparer, par dilution de la solution initiale fournie des solutions de concentrations : $0,050 \text{ mol.L}^{-1}$, $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$, $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ en acide éthanöique.

1) Remplir et faire vérifier par le professeur le tableau suivant :

Concentration C_f de la solution fille	Volume V_m de solution mère à prélever	Volume V_f de solution fille obtenue	Verrerie à utiliser
$0,050 \text{ mol.L}^{-1}$			
$0,020 \text{ mol.L}^{-1}$			
$0,010 \text{ mol.L}^{-1}$			

Préparer les solutions filles puis mesurer la conductivité de chacune des solutions obtenues et consigner les résultats dans votre compte-rendu.

- 2) Calculer la valeur du quotient de réaction final pour les différentes concentrations initiales en acide éthanöique.
- 3) Commenter.

Données :

Conductivités ioniques molaires limite : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 34,98 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

Document n° 1 : Conductivité d'une solution

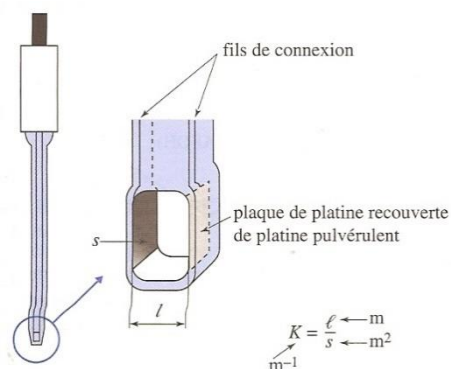
La présence d'ions dans une solution assure le caractère conducteur de la solution. On parle d'électrolyte. La **conductivité** de la solution dépend de la nature de la solution ionique, de la concentration des ions et de la température de la solution.

Pour une solution ionique diluée contenant des ions à la concentration C_i , la conductivité σ de la solution vaut : $\sigma = \sum_i \lambda_i C_i$, avec σ en S.m^{-1} , λ_i conductivité ionique molaire en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$, et C_i en mol/m^3 .

Document n° 2 : Le conductimètre

Un conductimètre est un ohmmètre alimenté en courant alternatif. Il permet de mesurer la conductance de la solution piégée dans la cellule de mesure. Celle-ci est constituée d'un corps en verre ou en plastique supportant deux plaques de platine platiné parallèles. Ces plaques de surface S et distantes de l délimitent le volume V de solution à étudier.

La **conductance** de la solution électrolytique piégée dans la cellule de mesure du conductimètre s'exprime en fonction de la surface des électrodes et de la distance qui les sépare par la relation :



$$G = \sigma S/l = \sigma/K, \text{ K constante de cellule du conductimètre}$$