

Conductimétrie

I. Définition

La conductimétrie est une technique de mesure utilisée en chimie pour déterminer la concentration d'ions présents dans une solution. Elle repose sur le principe que la conductivité électrique d'une solution est proportionnelle à la quantité d'ions qu'elle contient. La conductimétrie est une techniques d'analyse physico-chimique basée sur les variations de conductivité se produisant dans une solution lorsqu'on lui ajoute un réactif.

Le terme de conductimétrie désigne une méthode de mesure des propriétés conductrices d'une d'une solution. Cela permet de déterminer la concentration des ions contenus dans la solution étudiées. La conductimétrie peut ainsi servir dan les opérations de dosage ou de détermination de la cinétique d'une réaction.

Une solution ionique, aussi appelée **électrolyte**, est conductrice de l'électricité. La présence d'**ions**, chargés électriquement, assure le caractère **conducteur** de la solution. La mesure **conductimétrique** est une méthode d'électro-analyse qui permet de mesurer les propriétés conductrices d'une telle solution.

En pratique, on détermine la **conductance électrique** G d'un volume d'une solution à l'aide d'une cellule de mesure constituée de deux plaques parallèles de surface immergée S et séparées d'une distance l .

La conductance mesure la facilité qu'a une solution à laisser passer le courant.

II. Comment mesurer la conductivité d'une solution?

La cellule de conductimétrie doit, au préalable, être étalonnée. En effet, la conductance mesurée dépend aussi de la géométrie des électrodes. Pour étalonner la cellule, on utilise généralement une solution de chlorure de potassium (KCl) dont la conductivité est connue. Les mesures se font ensuite sous agitation magnétique en veillant à placer la cellule au centre du bécher.

III. Méthodes conductimétriques

Les mesures de conductimétrie permettent de déterminer la **concentration** des ions contenus dans cette solution. Elles sont très utilisées en chimie pour:

- des **dosages**,
- des déterminations de **cinétique chimique**,
- des déterminations de **constantes d'équilibres** thermodynamiques (produit de solubilité par exemple),
- des **titrages**.

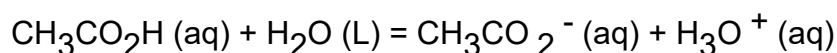
ENONCE:

Quelques valeurs numériques pouvant aider à la résolution des calculs :

$\log (2,0 \times 10^{-4}) = - 3,7$	$2 / 2,83 = 0,87$	$2 / 2,7 = 0,74$	$2 / 3 = 0,67$	$10^a)^b = 10^{ab}$
$1,0 \times 10^{-3} = 10 \times 10^{-4}$	$(1,25)^2 = 1,56 \approx 1,6$	$4 / 2,5 = 1,6$	$5 / 4 = 1,25$	$100 / 1,25 = 80$

• 1- LA TRANSFORMATION CHIMIQUE ETUDIEE

L'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, également appelé acide acétique, réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique :



- **1.1** Donner la définition d'un acide selon Brönsted.
- **1.2** Dans l'équation ci-dessus, identifier puis écrire les deux couples acide/base mis en jeu.
- **1.3** Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de cet équilibre chimique.

2. ETUDE pH-METRIQUE

Une solution d'acide éthanoïque, de concentration molaire initiale $c_1 = 2,7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ a un pH de 3,70 à 25 °C.

- **2.1** Déterminer la quantité de matière initiale d'acide éthanoïque n_1 .

• **2.2** Compléter le tableau d'avancement en fonction de n_1 , X_{\max} ou X_{final} . Exprimer puis calculer l'avancement maximal théorique noté X_{\max} . Justifier la réponse.

• **2.3** Dédurre, de la mesure du pH, la concentration molaire finale en ions oxonium de la solution d'acide éthanoïque.

Exprimer puis calculer l'avancement final expérimental de la réaction noté X_{final} .

• **2.4** Donner l'expression littérale du taux d'avancement final τ_1 de la réaction. Vérifier, en posant l'opération, que τ_1 a pour valeur :

$$\tau_1 = 7,4 \times 10^{-2}$$

La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier la réponse.

• **2.5.a** Exprimer puis calculer la concentration molaire finale en ions éthanoate

CH_3CO_2^- (aq).

• **2.5.b** Exprimer la concentration molaire finale effective de l'acide éthanoïque $[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{final}}$. Calculer sa valeur.

• **2.6** Vérifier, en posant l'opération, que la constante d'équilibre K_1 associée à l'équation de cet équilibre chimique a pour valeur :

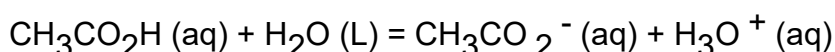
$$K_1 = 1,6 \times 10^{-5}.$$

3. ÉTUDE CONDUCTIMÉTRIQUE

On mesure ensuite, à 25°C , la conductivité d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $c_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le conductimètre indique : $\sigma = 5,00 \times 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$.

On rappelle l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau :



• **3.1** On néglige toute autre réaction chimique. Citer les espèces ioniques majoritaires présentes dans cette solution.

Donner la relation liant leur concentration molaire.

• **3.2** Donner l'expression littérale de la conductivité σ de la solution en fonction des concentrations molaires finales en ions oxonium et en ions éthanoate.

• **3.3** Donner l'expression littérale permettant d'obtenir les concentrations molaires finales ioniques en fonction de :

$$\sigma, \lambda(\text{H}_3\text{O}^+), \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-).$$

Déterminer la valeur de la concentration molaire finale en ions oxonium et éthanoate en mol.m^{-3} , puis en mol.L^{-1} .

Données : $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,9 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$ et

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

• **3.4** L'expérimentateur affirme que dans le cas présent, la solution d'acide éthanoïque est suffisamment concentrée pour pouvoir faire les approximations suivantes :

Approximation 1 : la concentration molaire finale en ions éthanoate est négligeable devant la concentration initiale en acide éthanoïque. Ceci se traduit par l'inégalité :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}} < c_2 / 50$$

Approximation 2 : la concentration molaire finale en acide éthanoïque est quasiment égale à la concentration molaire initiale en acide éthanoïque :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{final}} \approx c_2$$

• **3.4.a** Comparer les valeurs de c_2 et $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}}$ (calculée à la question 3.3.).
L'**approximation n° 1** est-elle justifiée ?

• **3.4.b** En supposant que l'**approximation n° 2** soit vérifiée, que peut-on dire de la dissociation de l'acide ? En déduire si la transformation chimique est totale, limitée ou très limitée. Justifier la réponse.

• **3.4.c** En tenant compte de l'**approximation n° 2**, vérifier, en posant l'opération, que la valeur de la constante d'équilibre K_2 associée à l'équation de cet équilibre chimique est égale à $1,56 \times 10^{-5}$.

• **3.4.d** Le taux d'avancement final pour la solution considérée est donné par l'expression :

$$\tau_2 = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}} / c_2$$

Vérifier, en posant l'opération, que le taux d'avancement final de la réaction τ_2 est égal à $1,25 \times 10^{-2}$.