

DOC1 : La conductimétrie

- Une solution est dite « *conductrice* » lorsqu'elle permet le passage du courant électrique ; dans ce cas, la solution doit obligatoirement comporter des ions : elle est alors dite « *ionique* » ou « *électrolytique* ».
- A l'aide d'un appareil appelé « *conductimètre* », on peut mesurer la conductivité des solutions : on réalise alors des mesures conductimétriques. Ces mesures permettent de déterminer la concentration des ions dans la solution étudiée.
- *La conductimétrie* est une des méthodes employées pour vérifier la pureté des circuits de refroidissement primaire des centrales nucléaires ainsi que pour surveiller la qualité des eaux de consommation. Elle est également utilisée au cours de mesures fines dans l'industrie pharmaceutique.

DOC2 : Conductivité d'une solution

- Lors d'une analyse par conductimétrie, on mesure la conductivité σ d'une solution en utilisant un conductimètre.
- Cette conductivité peut être calculée si on connaît $[X_i]$, la concentration des ions présents dans la solution et leur conductivité molaire ionique λ_i (grandeur caractérisant la conductivité de chaque ion) :
$$\sigma = \sum \lambda_i [X_{i(aq)}]$$

λ_i ($S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$) : conductivité molaire ionique de l'ion X_i

$[X_i]$ ($mol \cdot m^{-3}$) : concentration molaire effective de l'ion X_i (*remarque* : $1 \text{ mol} \cdot L^{-1} = 10^3 \text{ mol} \cdot m^{-3}$)

DOC3 : Conductivités molaires ioniques de quelques ions (en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$), à 25°C

H_3O^+	Na^+	K^+	Cl^-	HO^-
$34,97 \cdot 10^{-3}$	$5,01 \cdot 10^{-3}$	$7,35 \cdot 10^{-3}$	$7,63 \cdot 10^{-3}$	$19,80 \cdot 10^{-3}$

A/ Facteurs influençant la conductivité d'une solution

↪ A l'aide d'un conductimètre, on désire étudier les différents facteurs qui peuvent influencer sur la conductivité d'une solution ionique

Remarque :

Pour établir l'influence d'un paramètre sur une grandeur physique on ne doit modifier qu'un paramètre à la fois.

• On dispose des solutions suivantes :

- (S1) solution de **chlorure de sodium** ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- (S2) solution de **chlorure de potassium** ($\text{K}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- (S3) solution **d'hydroxyde de sodium** (= soude) ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- (S4) solution **de chlorure d'hydrogène** (=acide chlorhydrique) ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- (S5) solution de **chlorure de sodium** ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

→ Après avoir énoncé les différents facteurs susceptibles de modifier la conductivité d'une solution, décrire les protocoles qui permettent de répondre aux hypothèses formulées.

→ Réaliser les protocoles et conclure

B/ Détermination de la constante d'acidité d'un couple acide/base

↪ On désire déterminer la constante d'acidité K_A du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ en réalisant des mesures de conductivités

Etude théorique

→ Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanique et l'eau

→ Donner l'expression de la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$

• On peut montrer qu'à l'équilibre on a $C = [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{eq}} + [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{eq}}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{eq}}$

→ Exprimer la constante K_A en fonction de C et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$; quelles sont les unités des concentrations dans cette formule ?

→ Donner l'expression de la conductivité σ de la solution

→ Exprimer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en fonction de la conductivité σ et de la conductivité molaire ionique des ions; quelle est l'unité de la concentration dans cette formule ? Quelle est l'unité de la conductivité dans cette formule ?

Etude expérimentale

- On dispose d'une solution S_1 d'acide éthanique à $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Par dilution de S_1 , préparer 3 autres solutions:

- une solution S_2 : en versant 10 mL de S_1 dans une fiole jaugée de 25 mL
- une solution S_3 : en versant 10 mL de S_1 dans une fiole jaugée de 50 mL
- une solution S_4 : en versant 10 mL de S_1 dans une fiole jaugée de 100 mL

→ Déterminer les facteurs des dilutions puis les concentrations des solutions S_2 , S_3 et S_4

Mesurer les conductivités des 4 solutions

- Pour chacune des solutions

→ A l'aide de la formule établie précédemment, calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$, la concentration des ions H_3O^+ (*attention aux unités des résultats*)

$$\lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = 4,1 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}; \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,9 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

→ A l'aide de la formule établie précédemment, calculer la valeur de la constante d'équilibre K_A

→ Calculer la valeur du $\text{p}K_A$

→ Faire une moyenne des résultats et comparer la valeur à la valeur théorique ($\text{p}K_{A(\text{théorique})} = 4,74$) en faisant un écart-realtif

→ Reproduire et compléter le tableau récapitulatif suivant

solutions	S_1	S_2	S_3	S_4
Conductivités (mS/cm)				
Conductivités (S/m)				
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.m ⁻³)				
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L ⁻¹)				
Concentrations (mol.L ⁻¹)	0,1 mol/L			
K_A				
$\text{p}K_A$				