

INTRODUCTION A LA CHIMIE DES SOLUTIONS

QUESTION DE COURS

- ✓ Définir les termes suivants : solvant- électrolytique- solutés ionogènes
- ✓ On cherche à former un électrolyte à partir de soluté covalent HCl

Expliquer à partir de cet exemple la notion de : **ionisation- dispersion- solvatation**

- ✓ Quelle est la différence entre un électrolyte fort et un électrolyte faible.

Application

Voici quelques valeurs de λ_i° , exprimées en $S.mol^{-1}.m^2$

ions	H ₃ O ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	NH ₄ ⁺	$\frac{1}{2}$ Mg ²⁺	$\frac{1}{2}$ Ca ²⁺	$\frac{1}{2}$ Cu ²⁺	1/3 Al ³⁺	Li ⁺
10 ⁴ λ_i°	349,8	50,1	61,9	73,4	53,1	59,5	53,6	63,0	38,6

ions	HO ⁻	Cl ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	$\frac{1}{2}$ HPO ₄ ⁻	1/3 PO ₄ ³⁻	CH ₃ CO ₂ ⁻	$\frac{1}{2}$ SO ₄ ²⁻
10 ⁴ λ_i°	199,2	76,3	77,0	71,4	36,0	57,0	92,8	40,9	80

A l'aide des valeurs de tableau retrouver la conductivité molaire limite des électrolytes suivants : éthanolate de sodium, acide iodhydrique, sulfate de calcium, phosphate de sodium, nitrate d'aluminium.

En déduire la conductivité pour des solutions à 10⁻³ mol.L⁻¹

EXERCICES

Exo 1 :Variation de la conductivité molaire avec la concentration

La conductivité σ de l'électrolyte acide chlorhydrique en solution dans l'eau a été mesurée à différentes cc. Les résultats sont résumés ci-dessous

Cc (mol.L ⁻¹)	5.10 ⁻⁴	10 ⁻³	5.10 ⁻³	10 ⁻²	5.10 ⁻²
Conductivité (10 ⁻³ S.m ⁻¹)	21,15	42,15	207,9	412,0	1995,5

- 1) Pour chaque valeur de la cc, calculer la conductivité molaire λ de l'électrolyte définie par : $\lambda = \frac{\sigma}{c}$
On prendra garde de choisir un système d'unités cohérent pour les longueurs qui apparaissent à la fois dans la conductivité σ et dans la cc molaire.
- 2) Tracer la conductivité molaire en fonction de la racine carrée de la cc. Quelle est la conductivité molaire à dilution infinie.

Exo 2 :mesures conductométriques en travaux pratiques

Lorsqu'on plonge la cellule d'un conductimètre dans une solution de chlorure de sodium à 5.10⁻³ mol.L⁻¹, la conductance mesurée est de 0,575 mS. Dans cet exercice, on pourra confondre λ° et λ .

- 1) Sachant que pour NaCl, à la même température, $\lambda^\circ = 126.10^{-4} S.mol^{-1}.m^2$, calculer la constante de cellule. La constante de la cellule permet de passer de la conductance à la conductivité d'une solution..
- 2) Lorsque la même cellule est plongée respectivement dans une solution d'acide chlorhydrique à 5.10⁻³ mol.L⁻¹ et d'acide sulfurique à 5.10⁻⁴ mol.L⁻¹, les conductances mesurées sont de 1,94mS et de 0,38mS. En déduire les conductivités molaires de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique.
- 3) La même cellule est plongée dans une solution de sulfate de sodium de cc 5.10⁻³ mol.L⁻¹. Quelle valeur de la conductance va-t-on mesurer ?
Pour résoudre cette question, on supposera que, pour les calculs effectués dans la question 2), l'acide sulfurique est entièrement ionisé en ions hydronium et sulfate.

Exo 3 :Conductimétrie

Une cellule conductimétrique est remplie d'une solution de chlorure de potassium 0,1 mol.L⁻¹ à T= 20°C. la résistance mesurée est de 24,36 Ω . La conductivité du chlorure de potassium dans les conditions de l'expérience est égale à 1,167 $\Omega^{-1}.m^{-1}$. La conductivité de l'eau pure est égale à 7,5 10⁻⁶ $\Omega^{-1}.m^{-1}$. Une solution d'acide acétique de cc 10⁻² mol.L⁻¹ étudiée avec la cellule précédente présente une résistance de 1982 Ω .

- 1) Calculer la constante de la cellule conductimétrique utilisée.
- 2) Calculer la conductivité de la solution d'acide acétique étudiée due à l'ionisation de l'acide acétique.
- 3) Calculer la conductivité molaire λ de la solution d'acide acétique étudiée.
- 4) Comparer et expliquer le résultat obtenu à la question 3. Avec la conductivité molaire à la dilution infinie de l'électrolyte (H⁺, CH₃COO⁻)