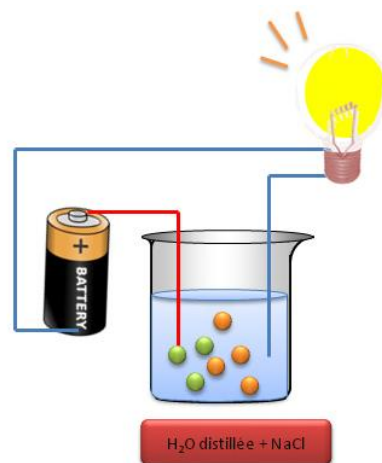


Spè Phy 1^{ère} - TP6.1 Vérification par conductimétrie de la dissolution des sels ioniques

Expérience d'introduction :

Circuit électrique avec eau distillée et eau salée : l'ampoule s'allume avec les ions en solution.

Le courant électrique est causé par le mouvement de porteurs de charges électriques. Dans une solution, les ions sont les porteurs de charge.



La conductimétrie

La conductimétrie consiste à mesurer la conductivité électrique σ d'une solution (sa capacité à conduire le courant). Elle se mesure en Siemens par mètre ($S \cdot m^{-1}$)

On la mesure avec un conductimètre

L'appareil est préalablement étalonné.

Protocole :

- Rincer l'électrode avec de l'eau distillée
- Sécher l'électrode avec du papier absorbant
- Verser la solution à tester dans un bécher de 100 mL
- Plonger l'électrode dans la solution à tester
- Remuer un peu la solution
- Lire la conductivité en $mS \cdot cm^{-1}$



La loi de Kohlrausch a été établie en 1874 par Friedrich Kohlrausch. Elle énonce que, pour une solution diluée, la conductivité électrique de la solution est proportionnelle, toutes choses égales par ailleurs, à la concentration des ions dissous $[X]$ et de la nature de ces ions λ° (conductivité molaire ionique de chaque ion, donnée dans un tableau) : $\sigma = \sum_i \lambda_i \cdot [X_i]$

Tous les calculs théoriques seront faits par le fichier Excel.

Dissolution des sels ioniques

Un sel ionique solide est un assemblage de cations et d'anions dans un cristal électriquement neutres : **Un sel ionique contient autant de charges + que de charges -**

Exemples :

Les ions $Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$ forment un cristal solide neutre de formule $NaCl_{(s)}$

Les ions $Mg^{2+}_{(aq)}$ et $Br^-_{(aq)}$ forment un cristal solide neutre de formule $MgBr_{2(s)}$

Pour écrire le nom du composé ionique : **Le nom de l'anion puis celui du cation**

Exemples : *chlorure de sodium* ; *bromure de magnésium*

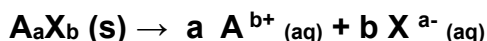
Pour écrire la formule globale d'un composé ionique solide (ou formule statistique) : **La formule du cation puis celle l'anion** (*pas de charge dans l'écriture du solide puisqu'il est neutre*)

Exemples : $\text{NaCl}_{(s)}$; $\text{MgBr}_{2(s)}$

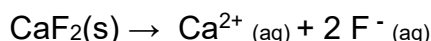
Equation de dissolution

Les ions en solution sont hydratés : on écrit alors (aq) en indice.

L'équation de dissolution dans l'eau du solide $\text{A}_a\text{X}_b(s)$ constitué d'ions A^{b+} et X^{a-} s'écrit :



Exemple : L'équation de dissolution dans l'eau du fluorure de calcium $\text{CaF}_2(s)$ s'écrit :



Au cours de la dissolution, il y a conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.

Concentration en quantité de matière apportée

Quand on dissout un solide on pèse $m_{\text{soluté}}$ et on obtient une concentration $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M \times V_{\text{solution}}}$

On appelle cette concentration C la concentration en quantité de matière apportée.

Concentration des ions

La concentration d'un ion en solution s'écrit entre crochets : exemple $[\text{Na}^+]$

Si on a une solution de $\text{A}_a\text{X}_b(s)$ de concentration en quantité de matière apportée C non saturée, la concentration des ions sera $[\text{A}^{b+}] = a \times C$ et $[\text{X}^{a-}] = b \times C$

Expériences : préparation de solutions ioniques

Vous allez préparer des solutions ioniques par dissolution puis les diluer pour obtenir des concentrations faibles compatibles avec la loi de Kohlrausch.

Vous en mesurerez la conductivité que vous comparerez à la valeur théorique obtenue en complétant les informations du fichier Excel.

➤ Préparation des 3 solutions

- Solution 1 : Réaliser une solution 1a de 100,0 mL par dissolution de 1,17 g de chlorure de sodium, puis diluer 20 fois cette solution pour obtenir 100,0 mL de la solution 1b.
- Solution 2 : Réaliser une solution 2a de 100,0 mL par dissolution de 0,87 g de sulfate de potassium, puis diluer 10 fois cette solution pour obtenir 100,0 mL de la solution 2b.

- Solution 3 : Réaliser une solution 3a de 100,0 mL par dissolution de 0,68 g de chlorure d'aluminium hexahydraté, puis diluer 20 fois cette solution pour obtenir 100,0 mL de la solution 3b.
- Mesurer la conductivité $\sigma_{\text{mesurée}}$ de chaque solution
- Compléter les cases vides du fichier Excel et noter la conductivité théorique $\sigma_{\text{théorique}}$ de chaque solution.
- Calculer l'écart relatif en % entre les mesures expérimentales et théoriques :

$$Ecart\ relatif = \frac{|\sigma_{\text{mesurée}} - \sigma_{\text{théorique}}|}{\sigma_{\text{théorique}}} \times 100$$

Commenter le résultat sachant qu'avec des mesures de conductimétrie, très sensible à la température, on tolérera des écarts de 15% maximum.