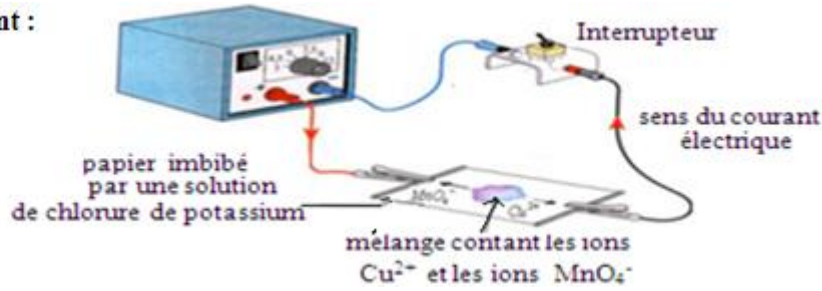


Conduction dans les solutions

I-Conduction dans les solutions aqueuses :

1) Expérience :

On réalise le montage suivant :



2) Observations:

Lorsqu'on ferme l'interrupteur on constate que :

- les cations Cu^{2+} caractérisés par la couleur bleue migrent vers la cathode (borne négative du générateur).
- les anions MnO_4^- caractérisés par la couleur violette migrent vers l'anode (borne positive du générateur).

3) Conclusion:

Dans les solutions aqueuses, le passage du courant électrique est dû à un déplacement d'ions :

Les ions positifs se déplacent dans le sens conventionnel du courant (vers la borne - du générateur) et les ions négatifs dans le sens contraire (vers la borne + du générateur).

II-La conductance d'une solution ionique :

1) la cellule conductimétrique:

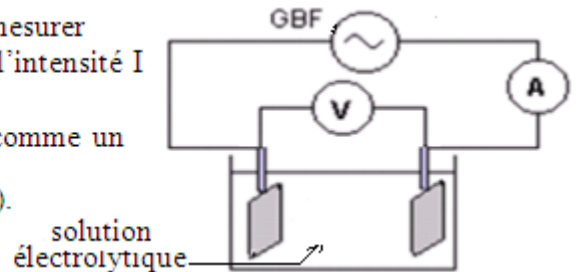
Pour déterminer la conductance d'une solution ionique on utilise *la cellule conductimétrique* constituée de deux plaques planes et parallèles placées en regard l'une de l'autre et distante de la longueur L.

On plonge les plaques dans la solution électrolytique et on applique entre ses bornes une tension alternative sinusoïdale à l'aide d'un générateur basse fréquence GBF (pour éviter le phénomène d'électrolyse et afin que les mesures ne soient pas perturbées par des réactions d'électrolyse).

Pour mesurer la conductance G d'une solution électrolytique il suffit de mesurer la tension U entre les plaques de la cellule (plongées dans la solution) et l'intensité I du courant qui traverse la solution.

La portion de la solution qui se trouve entre les deux plaques se comporte comme un

dipôle de résistance : $R = \frac{U}{I}$ et sa conductance $G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$ (en siemens S).



2) la conductance:

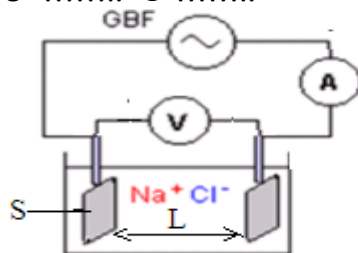
La **conductance** d'une solution exprime son aptitude à conduire le courant électrique, elle est égale à l'inverse de la

résistance : $G = \frac{1}{R}$ (R : en ohm Ω et G : en siemens S).

3) Mesure de la conductance :

a) Expérience 1 : Influence de la surface, la distance entre les plaques et de la concentration de la solution.

Utilisons une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $c = \dots\dots\dots$ et effectuons les mesure suivante à l'aide de la cellule conductimétrique : $U = \dots\dots\dots$ $I = \dots\dots\dots$



la conductance de la solution est : $G = \frac{I}{U} = \dots\dots\dots$

Cette expérience montre que conductivité dépend de la distance entre les deux plaques de la cellule conductimétrique et de la concentration de la solution ainsi que de la surface en regard des deux plaques.

(pour varier la surface, il suffit de faire sortir partiellement les plaques de la solution) et (pour faire varier la concentration, il suffit de réaliser soit la dilution de solution précédente en ajoutant de l'eau ou bien ajouter un peu de sel).

Indiquons les résultats obtenus :

-Lorsque L augmente, G augmente.

- Lorsque S augmente , G diminue.
- Lorsque c augmente , G augmente.

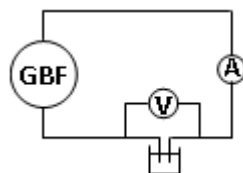
b) Expérience 2 : Influence des concentrations des espèces présents dans la solution :

On prépare une solution de chlorure de sodium et une solution d'hydroxyde de sodium ayant même concentration.

La solution de chlorure de sodium de concentration $c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (On l'obtient en dissolvant 146mg de sel de cuisine dans 0,5L d'eau).

La solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (On l'obtient en dissolvant 100mg de sel de cuisine dans 0,5L d'eau).

Solution	hydroxyde de sodium	chlorure de sodium
les ions présents	$\text{Na}^+ + \text{HO}^-$	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



Pour chaque solution on mesure la conductivité.

L'expérience montre que la conductivité de la solution d'hydroxyde de sodium est plus grande que celle du chlorure de sodium malgré que les deux solutions ont même concentration.

Donc la conductance G dépend de des espèces chimiques ioniques présentes dans la solution.

III - Expression de la conductance et la conductivité :

1) Expression de la conductance en fonction de L et S :

La conductance G d'une solution électrolytique est proportionnelle à la surface S des plaques de la cellule conductimétrique et inversement proportionnelle à la distance L qui les sépare, le coefficient de proportionnalité est une constante σ qui s'appelle la conductivité de la solution.

$$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$$

L : La distance entre les deux plaques en (m)

S : surface des plaques (en m^2)

G : conductance (en siemens S)

σ : conductivité (en $\text{S}\cdot\text{m}$ c.à.d. $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$)

Remarque : La constante de la cellule : $K = \frac{S}{L}$ (en m^{-1}), donc la conductance : $G = K\sigma$.

2) Conductivité molaire ionique :

La conductance G dépend de des espèces chimiques ioniques présentes dans la solution , à chaque espèce chimique ionique on associe une grandeur physique qu'on appelle : conductivité molaire ionique notée : λ en : ($\text{S}\cdot\text{m}^2 / \text{mol}$) qui dépend de la température.

par exemple : -pour l'ion oxonium H_3O^+ , la conductivité molaire ionique à 25°C est : $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35 \cdot \text{m}\cdot\text{S}\cdot\text{m}^2 / \text{mol}$.

-pour l'ion hydroxyde HO^- , la conductivité molaire ionique à 25°C est : $\lambda(\text{HO}^-) = 20 \cdot \text{m}\cdot\text{S}\cdot\text{m}^2 / \text{mol}$.

-pour l'ion sodium Na^+ , la conductivité molaire ionique à 25°C est : $\lambda(\text{Na}^+) = 5 \cdot \text{m}\cdot\text{S}\cdot\text{m}^2 / \text{mol}$.

L'expression de la conductivité d'une solution qui contient plusieurs espèces chimiques ioniques $x_1, x_2, x_3, \dots, x_n$, ayant les conductivités molaires ioniques : $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3, \dots, \lambda_n$ est donnée par la relation suivante :

$$G = \sum_{i=1}^{i=n} \lambda_{(x_i)} \times [x_i]$$

λ : Conductivité molaire ionique : en ($\text{S}\cdot\text{m}^2 / \text{mol}$) elle dépend de la température.

G : Conductance en (S).

$[x_i]$: Concentration molaire effective de l'espèce ionique x_i en (mol/m^3).

Remarque : La conductivité d'une solution ionique dépend aussi de la température.

3) Exercice d'application :

On prépare une solution de chlorure de fer III, FeCl_3 en dissolvant une masse $m=410\text{mg}$ de ce solide dans 500mL d'eau.

1) Ecrire l'équation de la dissolution.

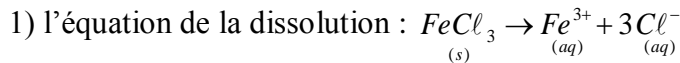
2) Déterminer la concentration c de la solution obtenue.

3) Déterminer la concentration effective de chaque espèce ionique en solution.

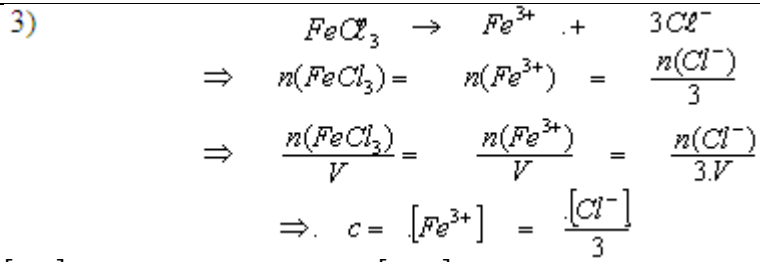
4) Déterminer la conductivité de cette solution. On donne $M(\text{Cl})=35,5\text{g}/\text{mol}$ $M(\text{Fe})=56\text{g}/\text{mol}$

$$\lambda(\text{Fe}^{3+}) = 20,4 \cdot 10^{-4} \text{ S}\cdot\text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{Cl}^-) = 76,3 \cdot 10^{-4} \text{ S}\cdot\text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$



2) $c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{M.V} = \frac{410.10^{-3}}{162,5 \times 0,5} \approx 5.10^{-3} \text{ mol/L}$



$[Cl^-] = 3.c = 0,015 \text{ mol/L}$ $[Fe^{3+}] = c = 5.10^{-3} \text{ mol/L}$

4) Conductivité de la solution :

$$\sigma.. = \dots \lambda_{(Cl^-)} \times [Cl^-] + \lambda_{(Fe^{3+})} \times [Fe^{3+}]$$

$$\dots = \dots \lambda_{(Cl^-)} \times 3.c + \lambda_{(Fe^{3+})} \times c$$

$$\dots = c(3.\lambda_{(Cl^-)} + \lambda_{(Fe^{3+})})$$

A.N : $c = 5.10^{-3} \text{ mol/L} = 5.10^{-3} . 10^3 \text{ mol/m}^3 = 5 \text{ mol/m}^3$

$$\sigma.. = 5(3 \times 76,3.10^{-4} + 20,4.10^{-4}) = 124,65 \text{ mS/m}$$

.....

SBIRO Abdelkrim mail : sbiabdou@yahoo.fr ou bien sbiabdou@gmail.com
 Pour toute observation contactez moi