

lundi 13 septembre 2004

CHIMIE

Partie 2 : la mesure en chimie

Chapitre 4 : LA CONDUCTIMETRIE

On veut par cette méthode déterminer des quantité de matière. On utilise le fait qu'une solution ionique conduit le courant électrique. C'est une méthode intéressante car elle ne détruit pas la solution étudiée.

I. Le courant électrique dans les solutions

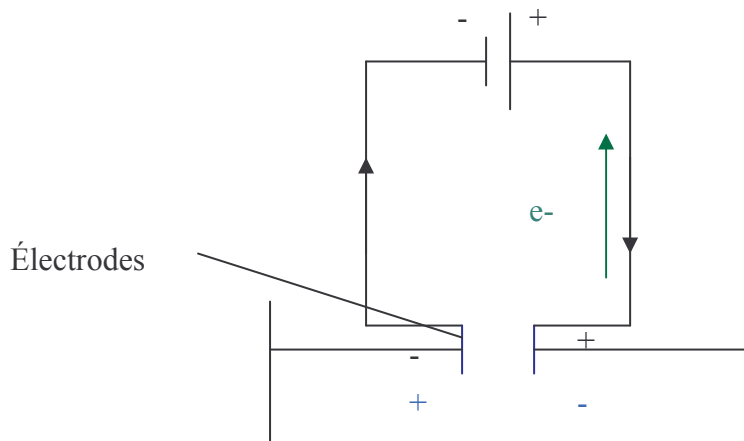
Un courant électrique par un déplacement de porteur de charges. Dans les parties solides, ce sont les électrons qui se déplacent et dans les parties liquides ce sont les ions. On utilise les solutions ioniques électrolytiques.

Il y a 2 sortes d'ions :

Les cations : positifs

Les anions : négatifs

Si on plonge des électrodes dans une solution.



Les anions (-) vont vers l'anode (+)

Les cations (+) vont vers la cathode (-)

On peut faire des expériences de migration de ions. Ce sont les cations qui circulent dans le sens du courant. L'intensité du courant dépend de la quantité de charges qui se déplacent et leur vitesse de déplacement.

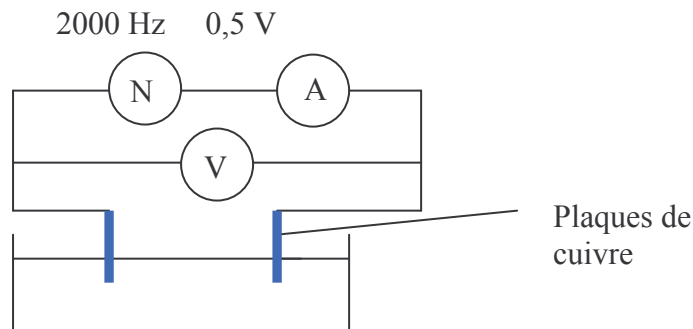
Loi d'Ohm : $U=R \cdot I$

Où U en Volts (tension), R en Ohm (résistance), et I en Ampères (Intensité)

II. La conductance d'une solution ionique

1. Une approche expérimentale

Le but est d'obtenir le plus de courant possible. Il faut beaucoup de surface de contact avec les électrodes. La distance entre les plaques est importante. Il faut prendre une solution assez concentrée. Le courant dépend de la nature des ions et de la température.



2) Définition de la conductance

La conductance G est égale à l'inverse de la résistance.

$$R = \frac{U}{I}$$

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

Où I est en Amper, U en Volt et R en Ohm.

3) La cellule conductimétrique du conductimètre

Une cellule conductimétrique fonctionne sur le même principe que les plaques en cuivre. Elle contient 2 plaques métalliques planes et parallèles qui plongent entièrement dans la solution.

Elle possède une surface S et sont séparées par une longueur l .

4) Les grangeurs d'influence

Ce sont des facteurs responsables de la variation de G .

- Influence des paramètres géométriques :

G dépend de la dimension de la cellule.

G augmente si S augmente

G diminue quand l augmente.

Influence des caractéristiques de la solution :

- Température faible \rightarrow G diminue
- Concentration faible \rightarrow G diminue
Remarque : En général, les solutions ne doivent pas être trop concentrées pour effectuer de bonne mesure : $C < 10^{-2}$ mol/L
- G dépend de la nature des ions.
Expérimentalement, on trace une courbe d'étalonnage.

La conductimétrie est une méthode de dosage non destructive.

III. La conductivité d'une solution

1. Définition :

La conductimétrie G d'une portion de solution ionique peut se mettre sous la forme :

$$G = \sigma x \frac{S}{l}$$

G en Siemens, σ en $S \cdot m^{-1}$, S en m^2 et éloignement en m.

On traduit l'aptitude de la solution à conduire le courant électrique. La conductance est proportionnelle à la conductivité.

Remarque : Les conductimètres qu'on utilisera permettent d'afficher directement σ .

2) Conductivité et concentration d'une solution

On voit que la conductance est proportionnelle à la concentration d'une solution. Donc, la conductivité est également proportionnelle à la concentration.

Le rapport $\frac{S}{l}$ ne dépend que de la cellule et pas de la concentration.

Une solution contient toujours plusieurs ions. On parle alors de conductivité molaire du soluté (λ). C'est le facteur de proportionnalité entre la conductivité et la concentration de la solution.

$$\sigma = \lambda \cdot c$$

$$\rightarrow G = \lambda \cdot c \cdot \frac{S}{l}$$

λ en $m^2 \cdot mol^{-1}$; C en mol/ m^3

IV. La conductivité molaire ionique

1) Définition :

La conductivité molaire ionique est attachée à un ion de la solution.

$$\sigma = \lambda_{M^+} x [M^+] + \lambda_{X^-} x [X^-]$$

Attention aux concentrations !!! On utilise λ pour chaque ion en solution.

2) Les facteurs dont dépend la conductivité molaire ionique :

λ Augmente avec la Température

λ Augmente avec la charge des ions

λ Dépend de la taille de l'ion, λ diminue si la taille diminue.

Plus l'ion est solvate, plus il est en difficulté pour se déplacer.

Remarque : On voit que les ions $H^+_{(aq)}$ ou H_3O^+ et $HO^-_{(aq)}$ se déplacent mieux.

V. Limites de la méthode d'étalonnage

Expérimentalement, on observe que la courbe d'étalonnage est une droite qui passe par l'origine, ce qui permet de trouver que la conductivité est proportionnelle à la concentration. On remarque que cette courbe n'est plus une droite pour des concentrations trop élevées.

Conclusion :

Les formules ne sont valables que pour des concentrations assez faibles.

Cette méthode n'est valable que dans le cas où la solution ne contient qu'un seul soluté.