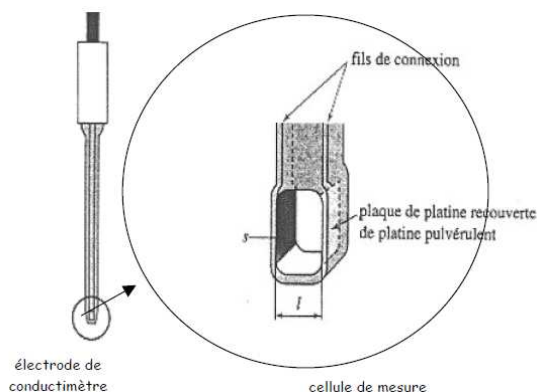


# CONDUCTIMÉTRIE :

## 1. Principe de fonctionnement d'un conductimètre :



Un conductimètre est un ohmmètre utilisé en courant alternatif, permettant de déterminer la conductance de la solution contenue dans la cellule de mesure.

Celle-ci contient deux plaques en platine parallèles. La surface des plaques est  $S$  et leur écartement  $l$ .

## 2. Conductance et résistance :

On appelle conductance  $G$ , la grandeur inverse de la résistance électrique  $R$  de la solution électrolytique :

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

$G$  en Siemens (S)

$I$  en Ampère (A)

$U$  en Volt (V)

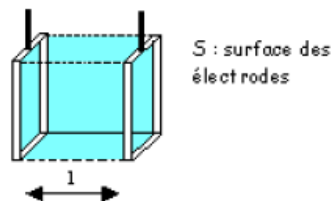
$R$  Ohm ( $\Omega$ )

## 3. Conductivité d'une solution

On considère la portion de solution entre les deux électrodes.

La conductance dépend de :

- la surface  $S$  des électrodes
- la distance  $l$  entre les électrodes
- la solution



On appelle conductivité  $\sigma$ , la grandeur inverse de la résistivité électrique :

$$\sigma = \frac{1}{\rho}$$

Or  $R = \rho \frac{l}{S}$  donc :

$$\sigma = k \cdot G$$

$\sigma$  en Siemens par mètre (S/m)

Avec  $k = \frac{l}{S}$  : paramètre de cellule en  $m^{-1}$  (caractéristique du conductimètre).

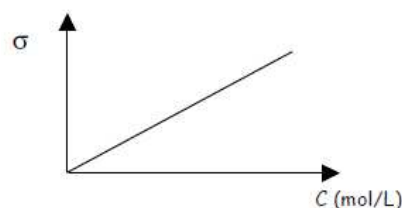
### 3.1 Facteurs influençant la conductivité

La solution est caractérisée par  $\sigma$  la conductivité de la solution.

La conductivité dépend de :

- la température (elle augmente avec la température)
- la concentration en soluté (elle augmente avec la concentration)
- la nature du soluté : elle dépend des ions (charge, taille et solvation)

Pour des solutions diluées (quelques mmol/L) la conductivité est proportionnelle à la concentration



### 3.2 Conductivité et conductivité molaire ionique

On attribue à chaque type d'ion une grandeur caractéristique notée  $\lambda$  (conductivité ionique molaire) qui s'exprime en  $\text{S.mol}^{-1}.\text{m}^2$

ion	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{Li}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{NH}_4^+$
$\lambda$ ( $\text{mS.m}^2\text{mol}^{-1}$ )	35,0	3,86	5,01	7,35	7,34
ion	$\text{OH}^-$	$\text{F}^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{I}^-$
$\lambda$ ( $\text{mS.m}^2\text{mol}^{-1}$ )	19,9	5,54	7,63	7,81	7,70



La conductivité d'une solution est donnée par :

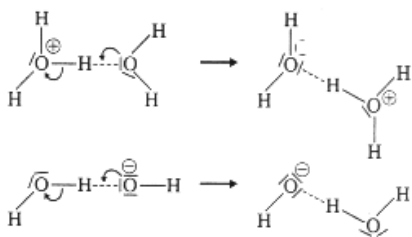
$$\sigma = \sum \lambda_i \cdot c_i$$

$\lambda$  conductivité ionique molaire en  $\text{S.mol}^{-1}.\text{m}^2$   
C concentration de l'espèce ionique en  $\text{mol.m}^{-3}$

Exemple : solution de NaCl

$$\sigma = \lambda_{\text{Na}^+}[\text{Na}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-}[\text{Cl}^-]$$

La conductivité particulièrement importante des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  est à la base des dosages conductimétriques acido-basiques ;

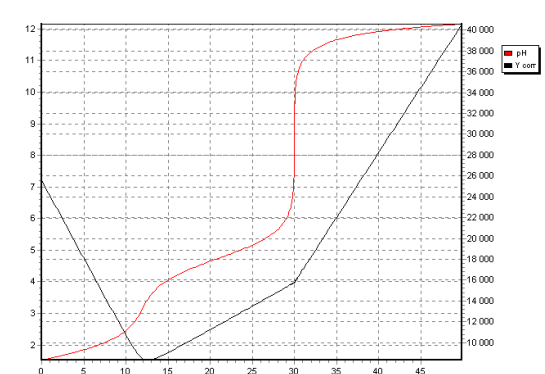
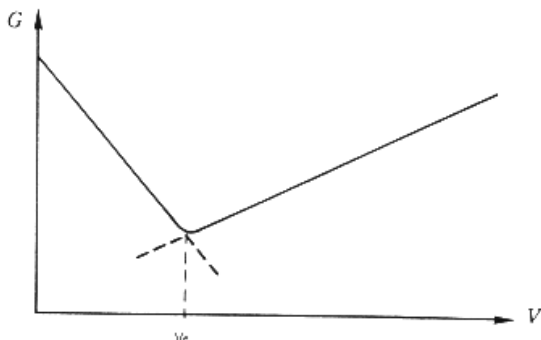


Elle s'explique par la superposition du mouvement propre des ions et d'un transfert de charge, par l'intermédiaire d'un proton, sans pratiquement transfert de matière ; les liaisons hydrogène deviennent des liaisons covalentes et inversement.

## 4. Applications :

### 4.1 Dosage acide-base

Si la dilution est négligeable au cours du dosage les courbes  $G = f(V)$  avec V volume de réactif versé, se présentent en général comme une succession de segments de droite. Le point d'équivalence est alors repéré en tant que point anguleux.



En pratique, on s'affranchit du problème de la dilution en ajoutant un grand volume d'eau (par exemple 100 à 200 ml) au volume de solution à doser. Le volume versé reste donc petit devant le volume initial  $V_0$  de la solution.

## 4.2 Méthode d'étalonnage

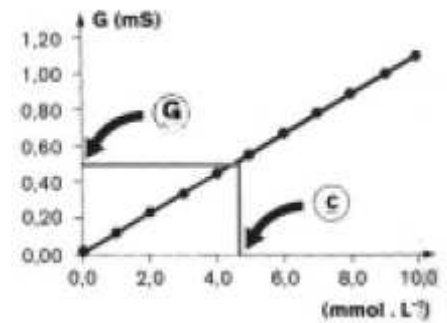
### Principe de la méthode.

Il est possible de déterminer la concentration d'une solution de chlorure de sodium par conductimétrie.

On dispose d'une courbe d'étalonnage, préalablement tracée, qui représente la variation de la conductance d'une solution de chlorure de sodium en fonction de sa concentration. On dispose par ailleurs d'une solution S de chlorure de sodium de concentration inconnue.

La mesure de la conductance  $G$ , réalisée dans les mêmes conditions (mêmes températures et cellule conductimétrique), permet de déterminer sa concentration.

Cette méthode de dosage est dite non destructive car elle ne fait pas intervenir de réaction chimique détruisant la solution dosée.



### Limites de la méthode de l'étalonnage.



Pour des concentrations faibles, la conductance est bien proportionnelle à la concentration. La courbe est bien une droite.

Au delà, il n'y plus de relation de proportionnalité. La lecture des concentrations sera toujours possible, mais on ne pourra pas extrapoler, à partir de quelques mesures de  $G$ , une courbe complète d'étalonnage. il faudra construire la courbe d'étalonnage point par point.

Pour une solution composée d'un mélange de plusieurs ions de concentrations différentes, par exemple une solution de mer, la conductivité dépend alors de plusieurs concentrations.

## 5. Réalisation pratique des mesures :

### Température

Les mesures de conductance sont très sensibles à la température.

Il est donc nécessaire que la cellule, le récipient et la solution soient en équilibre thermique

### Agitation

Il est conseillé d'arrêter l'agitation lors de la lecture.

### Bulles d'air

Prendre soin de ne pas piéger de bulle d'air lorsque l'on plonge la cellule dans la solution.

### Entretien de la cellule

Les électrodes doivent être conservées dans de l'eau distillée ou déminéralisée pour éviter leur dessèchement.