



Travaux pratiques N° 1 CONDUCTIMETRIE

I - But

- Mesure de la conductivité de quelques solutions électrolytiques (eau robinet, eau de pluie, eau de mer).
- Titration conductimétrie : Détermination de la molarité d'une solution d'AgNO₃ par NaCl en utilisant le conductimètre.

II - Rappels sur la conductivité des solutions

La conductivité est une grandeur qui permet d'évaluer la concentration en ions d'une solution. Toute espèce chargée est susceptible de transporter du courant électrique au sein d'une solution. Le courant est transporté par déplacement des charges positives (cations) dans le sens du champ électrique, vers le pôle négatif. Les anions (charges négatives) circulent en sens inverse. Plus un ion est mobile, plus il participera au transport du courant. Les ions les plus mobiles sont (en S.cm².mol⁻¹) : H⁺ (350), OH⁻ (150).

II.1 - Conductivité σ d'une solution ionique

La valeur de la conductance G d'une solution ionique dépend de la nature de la solution, ainsi que de la géométrie de la cellule de mesure. Elle peut être déterminée par la relation : $G = \sigma \cdot S / l$

Avec, G en siemens (S), S en m², l en m et σ en Siemens par mètre (S.m⁻¹).

Par ailleurs, la conductance est l'inverse de la résistance: $G = 1/R$; avec G en Siemens (S) et R en ohms (Ω).

Pour rappel, la résistance d'une portion d'électrolyte de forme parallélépipédique, comprise entre les deux électrodes (Fig. 1), a la même expression que celle d'un conducteur métallique de section S et de longueur L : $R = \rho \cdot (L/S)$; Avec : ρ , la résistivité ; L , la distance entre les électrodes et S , la section des électrodes

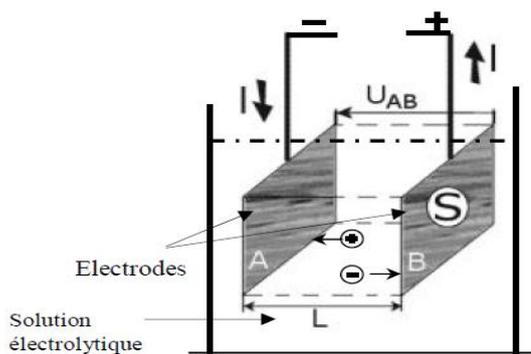


Fig.1: Schéma de principe

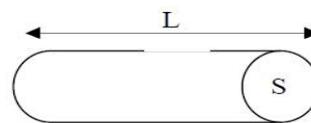


Fig.2 - Barreau métallique

On peut donc à l'aide d'une simple cellule, d'un générateur de tension U_{AB} et d'un ampèremètre branché en série, déduire la conductance à l'aide de la loi d'Ohm : $U = R \cdot I = I/G$

où : $G = 1/R$; avec : U en volts (V), R en ohms (Ω), I en ampères (A) et G en siemens (S) ou en Ω^{-1} .

On peut aussi écrire : $G = I/U$

La conductance dépend des deux électrodes utilisées pour la mesure (l'ensemble des deux électrodes est appelé cellule de conductimétrie). La conductance est d'autant plus grande que la surface immergée S des électrodes est grande et que la distance L entre ces dernières est petite. On a la relation suivante : $G = s (S/L)$

Où $s = 1/r$, représente la conductivité de la solution.

Son unité est le $S.m^{-1}$ (siemens par mètre), avec la surface S en m^2 et la distance L en m. Le rapport S/L , appelé « constante de cellule », peut être déterminé en mesurant la conductance d'une solution étalon. La conductivité représente l'aptitude d'une solution à conduire le courant électrique. Elle ne dépend pas du système de mesure utilisé, elle ne dépend que des caractéristiques de la solution (concentration, nature des ions et température).

On appelle σ (sigma) la conductivité de la solution. Cette grandeur est caractéristique de la solution. Elle dépend de la :

- concentration des ions
- de la température de la solution.

Un conductimètre, préalablement étalonné, permet d'afficher directement la valeur de la conductivité σ de la solution.

II.2 - Conductivité molaire ionique λ_i

- Espèces mono chargées

La valeur de la conductivité σ peut être calculée à partir des conductivités molaires ioniques λ_i des ions qui composent cette solution (voir tableau 1 ci-dessous donné à titre indicatif), ainsi que de leur concentration

$$[X_i] : \sigma = \sum \lambda_i \cdot [X_i]$$

Avec, σ en $S.m^{-1}$, λ_i en $S.m^2.mol^{-1}$ et $[X_i]$ en $mol.m^{-3}$.

Conductivités molaires ioniques à 25 °C d'ions monochargés en solution aqueuse très diluée	
ion	λ en $10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$
H_3O^+	34,98
OH^-	19,86
Br^-	7,81
Rb^+	7,78
Cs^+	7,73
I^-	7,68
Cl^-	7,63
K^+	7,35
NH_4^+	7,34
NO_3^-	7,14
Ag^+	6,19
MnO_4^-	6,10
F^-	5,54
Na^+	5,01
CH_3COO^-	4,09
Li^+	3,87
$C_6H_5COO^-$	3,23

Tableau 1 - Conductivités molaires ioniques à 25 °C d'ions mono chargés en solution aqueuse très diluée.

On remarque que les ions H_3O^+ et OH^- ont, en solution aqueuse, une conductivité molaire ionique plus importante que celle des autres ions. Ces deux ions étant des dérivés de l'eau, leur mobilité dans l'eau est en effet très importante.

Cependant, dans le cas de l'eau pure, leur concentration est très faible ($10^{-7} mol.L^{-1}$) et leur contribution est donc négligeable : une solution d'eau pure ne conduit que très peu l'électricité.

Exemple : La conductivité d'une solution de chlorure de sodium de concentration

$c = [Cl^-] = [Na^+] = 2,00 mol.m^{-3}$ est égale à :

$$\sigma = \lambda(Cl^-).[Cl^-] + \lambda(Na^+).[Na^+]$$

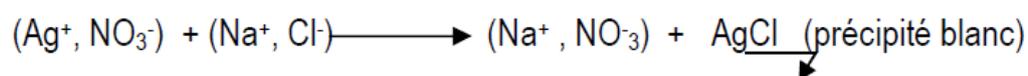
$$\text{Et, } \sigma = 7,63.10^{-3} \times 2,00 + 5,01.10^{-3} \times 2,00 = 2,53.10^{-2} S.m^{-1}.$$

	Conductivité ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
Eau Pure	0,055
Eau Distillée	0,5
Eau de Montagne	1,0
Eau Courante	500 à 800
Max. pour l'eau potable	1055
Eau de Mer	56
Eau Saumure	100

Tableau 2- Valeur de Conductivité pour l'eau

III - Application des mesures de la conductance ou de la conductivité

On se propose de faire un titrage de conductimétrie de AgNO_3 par NaCl . On peut, en effet, suivre les variations de la conductivité de l'électrolyte AgNO_3 au fur et à mesure qu'on ajoute un réactif NaCl . La réaction chimique se fait selon l'équation :



Ion	Na^+	Cl^-	Ag^+	NO_3^-
Conductivité ionique molaire en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	5.01	7.63	6.19	7.14

Tableau 3 - Valeur de Conductivité molaire de quelques ions

Le bilan global fait ressortir que les ions Ag^+ sont remplacés par les ions Na^+ . En comparant la conductivité molaire des ions (Tableau 3), on comprend que la conductivité de la solution diminue au fur et à mesure qu'on rajoute des volumes de la solution NaCl .

Point de neutralisation :

La courbe présente un point anguleux au moment de la neutralisation totale des ions Ag^+ par les ions Cl^- . En ce point, le nombre de moles Cl^- ($= N1 \cdot V1$) contenues dans le volume $V1$ de NaCl ajouté, est égal au nombre de moles Ag^+ ($= N2 \cdot V2$) contenus dans le volume initial $V2$ de AgNO_3 . C'est ce qui est exprimé par la relation suivante :

$$N1 \cdot V1 = N2 \cdot V2$$

Où :

$N1$ = Molarité de NaCl (connue)

$V1$ = volume de NaCl ajouté pour atteindre la neutralisation totale (inconnu)

$N2$ = Molarité de AgNO_3 (inconnue).

$V2$ = volume de la solution de AgNO_3 (connu)

Dès que la précipitation est terminée (neutralisation totale), la conductivité se met à augmenter au fur et à mesure que l'on ajoute du NaCl , car les ions Cl^- vont rester libres (du fait de l'absence des ions Ag^+) dans la solution, ce qui augmente, par conséquent, le nombre d'ions dans la solution et la conductivité.

La connaissance du volume $V1$, de la molarité de NaCl , et la détermination du volume $V2$ de NaCl (tiré du point de neutralisation) permet alors de calculer la molarité de AgNO_3

IV - MANIPULATION : Titrage d'une solution électrolytique en utilisant une mesure conductimétrie.

- Mesure de la conductivité

· La conductivité d'une solution est reliée linéairement aux concentrations des ions en solution,

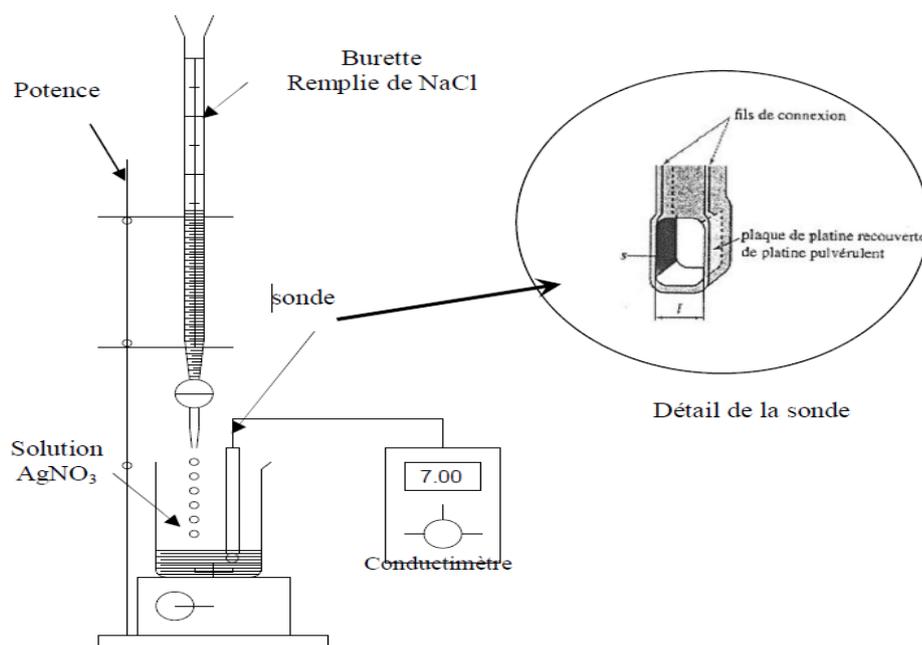
c'est-à-dire que la conductance dépend directement des ions. La conductimétrie permet en principe d'atteindre les concentrations des éléments qui constituent la solution. Dans notre TP on suivra la variation de la conductivité au cours d'un titrage.

· Le réactif titrant peut être introduit à l'aide d'une burette.

Avant de réaliser des mesures de conductivité d'une solution électrolytique, on fait d'abord un étalonnage de l'appareil sur une solution standard dont on connaît la valeur de la conductivité.

- Détermination de la molarité d'une solution électrolytique par titrage conductimétrie (Fig.3)

· Plonger la sonde de conductivité dans l'échantillon à mesurer en veillant à ce que les orifices soient immergés. Tapoter légèrement la sonde sur le fond du bécher pour évacuer les éventuelles bulles d'air.



· Verser 30 ml de solution AgNO₃ dans un bécher.

· Mesurer la conductivité

· Ajouter 5 cm³ de NaCl.

· Mesurer la nouvelle conductivité du mélange obtenu.

· Répéter la mesure en ajoutant successivement les quantités de NaCl., indiquées sur le tableau ci-dessous. et ce en n'oubliant pas de rincer la sonde entre les mesures.

TP 1 : CONDUCTIMETRIE

Nom :

Prénom :

Groupe :

1 - Résultats

1.1 - Etalonnage

Solution de référence	Température	Conductivité σ (S/cm)
Solution fournie		
Eau de robinet, eau de pluie, eau de mer	27	Inferieur 1620

Tableau 1

1.2 - Conductivité σ de quelques solutions

Solutions	Conductivité σ (S/cm)
Eau pluie	2020
Eau robinet	1420
Eau de mer	52

Tableau 2

2 - Résultats des mesures du titrage

Volume (cm ³) NaCl ajouté	Conductivité σ (μ S/cm)	Volume (cm ³)	Conductivité σ (μ S/cm)
0	500	20	280
5	450	25	420
10	303	30	491
15	171		

Tableau 3 - Mesures expérimentales

- Tracer la courbe $\sigma = f(\text{Volume de NaCl ajouté})$ sur feuille millimétrique.
- Discussion : Expliquer la variation de la conductivité en se basant sur les réactions chimiques qui se passent lors du dosage.
- En déduire la molarité de la solution AgNO_3 , sachant que celle de NaCl est de 0.04 mole/l.
- Interpréter les résultats du tableau 2.

3 - Conclusion