

Conductance et conductivité

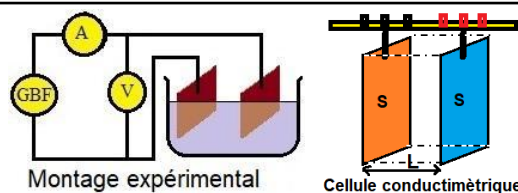
I- Conductance d'une solution électrolytique :

1- Conductance d'une portion d'une solution électrolytique :

a- Montage expérimental :

On fait varier la tension au borne du générateur G de basse fréquence, et on mesure simultanément la tension U entre les deux plaques et l'intensité efficace I , et on obtient les résultats suivants :

	0				
$I(A)$	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
$U(V)$	0	0,2	0,5	0,8	1,2
I/U					



b- Remarque :

On remarque que I/U reste constante et appelé la conductance de la portion de solution ionique délimitée par les deux plaques métalliques, et on la symbolise G et on écrit $G = \frac{I}{U}$

c- Conclusion :

Dans une portion d'une solution électrolytique entre deux plaques, la tension U et l'intensité de courant I traverser la solution subir la loi d'Ohm, qui s'exprime : $U = R \times I$ ou $I = G \times U$

avec $G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$ est la conductance de la portion de la solution électrolytique s'exprime en siemens (S).

2- Facteurs influençant la conductance d'une solution :

a- Facteurs associés à la cellule conductimétrique :

Activité :

On considère les résultats suivants :

Expérience 1 : On donne : $L = 1\text{cm}$ et $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{mol/L}$

$S(\text{cm}^2)$	1	2	3	4
$G(\text{mS})$	0,137	0,280	0,415	0,545
G/S				

Expérience 2 : On donne : $S = 1\text{cm}^2$ et $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{mol/L}$:

$L(\text{cm})$	1	2	3	4
$G(\text{mS})$	0,137	0,070	0,044	0,034
$G \times L$				

Remarques :

- ✓ On remarque que la conductance G augmente si on augmente la surface S immergée,
- ✓ Et elle diminue avec l'augmentation de la distance L ,
- ✓ On a $\frac{G}{S} = C$ et $G \times L = C'$ donc $G = C \times S$ et $G = \frac{C'}{L}$ ce qui implique que $G = \propto \frac{S}{L}$ ($\propto$ est une constante)

Conclusion :

La conductance G d'une portion d'une solution électrolytique est proportionnelle avec la surface S immergée des électrodes et est inversement proportionnelle à la distance L entre elles,

b- Facteurs associés aux caractéristiques de la solution :

Activité :

On considère les résultats des expériences suivantes :

Expérience 1 : On mesure la conductance G de différentes solutions de chlorure de même concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$, on obtient les résultats suivants :

Solution (S)	$(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)$	$(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)$	$(\text{H}^+ + \text{Cl}^-)$
Conductance $G(\text{S})$	$3,2 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-3}$	$10,8 \cdot 10^{-3}$

Expérience 2 : On mesure la conductance G de solutions de chlorure de sodium de différentes concentrations, on obtient les résultats suivants :

C en (mol/L)	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
Conductance G(S)	$3,20 \cdot 10^{-3}$	$1,60 \cdot 10^{-3}$	$0,65 \cdot 10^{-3}$	$0,32 \cdot 10^{-3}$

Remarques :

- ✓ On remarque que la conductance **G** varie selon la nature des ions présents dans la solution.
- ✓ Et elle augmente avec l'augmentation de la concentration de la solution,

Conclusion :

- ✓ La conductance **G** augmente, quand la concentration molaire en soluté apporté augmente,
- ✓ La conductance **G** dépend de la nature de la solution.

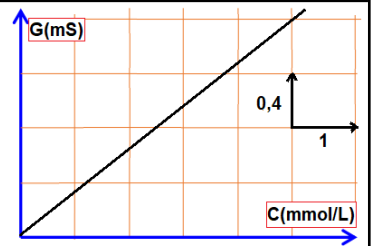
c- Courbe d'étalonnage :

Activité :

L'étude d'étalonnage montre que, pour des concentrations inférieures à 10 mmol/l, la courbe $G = f(C)$ pratiquement assimilable à une droite passant par l'origine.

Donc la conductance G d'une solution ionique est proportionnelle à sa concentration molaire C : $G = a \cdot C$ dans ce cas $G = 0,4 \times C$

La constante **a** dépend des dimensions de la cellule, de la nature du soluté et de température.



Conclusion :

La courbe $G = f(C)$ est appelée courbe d'étalonnage, elle peut être utilisée pour déterminer la concentration d'une solution contenant la même soluté.

II- Conductivité d'une solution électrolytique :

1- Notion de conductivité d'une solution :

D'après la relation $G = \frac{\sigma}{L}$: Le coefficient de proportionnalité σ représente la conductivité de la solution notée σ . On écrit alors : $G = \sigma \frac{S}{L}$; σ s'exprime en (S/m) or $G = K \cdot \sigma$ avec $K = \frac{S}{L}$ est une caractéristique géométrique de la cellule.

2- La conductivité molaire ionique :

Chaque ion est caractérisé par une capacité à conduire l'électricité dans une solution électrolytique, cette capacité s'exprime par une grandeur physique appelée **conductivité molaire ionique** de symbole λ et d'unité ($S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$)

3- Expression de conductivité d'une solution :

La conductivité σ d'une solution dépend de la nature des ions et leurs concentrations effectives et ne dépend pas de la cellule, sa formule est $\sigma = \sum [X_i] \cdot \lambda_{X_i}$

Exemple :

L'expression de la conductivité de la solution ($Na^+ + HO^-$) est $\sigma = [Na^+] \cdot \lambda_{Na^+} + [HO^-] \cdot \lambda_{HO^-}$

Application 1 :

On prépare une solution de chlorure de fer III, $FeCl_{3(S)}$ en dissolvant une masse $m = 410mg$ de ce solide dans un volume $V = 500mL$ d'eau :

- 1- Ecrire l'équation de la dissolution, puis déterminer la concentration c de la solution obtenue,
- 2- Déterminer la concentration effective de chaque espèce ionique en solution,
- 3- Déterminer la conductivité de cette solution.

On donne $M(Cl) = 35,5g/mol$ et $M(Fe) = 56g/mol$

$\lambda_{Fe^{3+}} = 20,4 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ et $\lambda_{Cl^-} = 76,3 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

Exercice 1 :

On plonge les électrodes d'une cellule d'un conductimètre dans une solution aqueuse de chlorure de potassium. On applique aux bornes des électrodes une tension alternative sinusoïdale.

Les valeurs efficaces de la tension et de l'intensité du courant sont $U = 13,7 V$ et $I = 89,3 mA$:

- 1- Représenter le montage expérimental utilisé,
- 2- Calculer la conductance G de la portion d'électrolyte comprise entre les électrodes,

- 3- La conductivité de cette solution est égale à $\sigma = 0,5 \text{ mS/cm}$: Calculer la constante k de la cellule,
 - 4- Si les électrodes, planes et parallèles, sont séparées de 1 cm, quelle est leur surface,
 - 5- Calculer les concentrations effectives des ions K^+ et Cl^- dans la solution.
- On donne : $\lambda_{K^+} = 7,35 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2/\text{mol}$ et $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2/\text{mol}$.

Exercice 2 :

La solution de nitrate de calcium est formée des ions de calcium Ca^{2+} et des ions nitrates NO_3^- hydratés :

- 1- Ecrire l'équation de la réaction de la dissolution de nitrate de calcium $Ca(NO_3)_2$ (s) dans l'eau,
- 2- On dispose d'une solution aqueuse de nitrate de calcium de concentration massique $C_m = 1,5 \text{ g/L}$:
Déterminer la concentration molaire apportée et les concentrations molaires des ions dans la solution,
- 3- Déterminer la conductivité de la solution à 25°C ,
- 4- Déduire la conductivité λ de la solution.

Données à 25°C : $\lambda(Ca^{2+}) = 11,9 \text{ m.S.m}^2/\text{mol}$; $\lambda(NO_3^-) = 7,14 \text{ m.S.m}^2/\text{mol}$

<https://spbiof.blogspot.com/>