

## Conductance et conductivité

### Exercice 1 :

La mesure de la conductivité d'une solution de chlorure de potassium  $K^+ + Cl^-$  de concentration C donne  $1,224 \text{ mS.cm}^{-1}$  à  $21^\circ\text{C}$ .

1- Exprimer  $\sigma$  la conductivité en  $\text{m}^{-1}$ .

2- On donne les valeurs suivantes :

$$\lambda_{Cl^-} = 7,63 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}; \lambda_{K^+} = 7,35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

2.1) Que représente la lettre  $\lambda$  ?

2.2) Donnes ces valeurs en  $\text{m}^2.\text{mol}^{-1}$ .

2.3) En déduire la concentration C en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

### Correction

1- La conductivité  $\sigma$  est :

$$\sigma = 1,224 \text{ mS.cm}^{-1}$$

$$1\text{mS} = 10^{-3}\text{S} \text{ et } 1\text{cm} = 10^{-2}\text{m}$$

$$\sigma = 1,224 \cdot 10^{-3}\text{S} \cdot (10^{-2}\text{m})^{-1} = 1,224 \cdot 10^{-3} \cdot 10^2$$

$$\sigma = 1,224 \cdot 10^{-1}\text{S.m}^{-1}$$

2.1) la lettre  $\lambda$  représente la conductivité molaire ionique des ions chlorure  $Cl^-$  et des ions potassium  $K^+$ .

2.2) La conductivité molaire ionique de  $Cl^-$  est de :  $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$$\lambda_{Cl^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

La conductivité molaire ionique de  $K^+$  est de :  $\lambda_{K^+} = 7,35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$$\lambda_{K^+} = 7,35 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

2.3) la concentration C :

$$\sigma = \sum (\lambda_{ion}) = \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-] + \lambda_{K^+} \cdot [K^+]$$

Puisque :  $[Cl^-] = [K^+] = C$  alors :

$$\sigma = (\lambda_{Cl^-} + \lambda_{K^+}) \times C$$

$$C = \frac{\sigma}{\lambda_{Cl^-} + \lambda_{K^+}}$$

$$C = \frac{1,224 \cdot 10^{-1}}{7,63 \cdot 10^{-3} + 7,35 \cdot 10^{-3}} = 8,17 \text{ mol. m}^{-3}$$

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$$

$$C = 8,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

## Exercice 2 :

1-Conductance et conductivité :

Une cellule conductimétrique est constituée en utilisant deux plaques métalliques de surface  $S = 2 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$ .

1.1- Calculer le rapport  $\frac{S}{L}$ .

1.2- On mesure une conductance  $G = 796 \cdot 10^{-6} \text{ S}$  pour une solution électrolytique . Calculer la conductivité , en précisant clairement l'unité utilisée.

2- Conductivité et conductivité molaire :

Une solution de chlorure de potassium  $KCl$  a une concentration  $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$ .

2.1- Ecrire l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau du chlorure de potassium.

2.2- La dissolution est totale. Calculer, en  $\text{mol. m}^{-3}$ , les concentrations dans la solution des ions  $K^+$  et  $Cl^-$  ? Justifier clairement votre réponse.

2.3- Calculer la conductivité de la solution.

On donne les conductivités molaire ioniques :  $\lambda_{Cl^-} = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1}$

et  $\lambda_{K^+} = 7,4 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1}$

## Correction

1.1- Rapport  $\frac{S}{L}$  :

$$\frac{S}{L} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}$$

1.2- La conductivité  $\sigma$  :

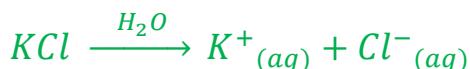
$$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$$

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

$$\sigma = \frac{796 \times 10^{-6}}{2 \times 10^{-2}} = 3,98 \cdot 10^{-2} \text{ S. m}^{-1}$$

$$\sigma \approx 0,04 \text{ S. m}^{-1}$$

2.1-Equation de la réaction de dissolution de  $KCl$  dans l'eau :



## 2.2- Les concentrations dans la solution des ions $K^+$ et $Cl^-$ :

La dissolution est totale :  $C = [K^+] = [Cl^-]$

A.N :  $[K^+] = [Cl^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} (10^{-3} \text{ m}^3)^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \text{ mol. m}^{-3}$   
 $[K^+] = [Cl^-] = 5 \text{ mol. m}^{-3}$

## 2.3- La conductivité $\sigma$ :

$$\sigma = \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-] + \lambda_{K^+} \cdot [K^+] = C(\lambda_{Cl^-} + \lambda_{K^+})$$

$$\sigma = 5 \times (7,6 \cdot 10^{-3} + 7,4 \cdot 10^{-3}) = 75 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^{-1}$$

## Exercice 3 :

1- A l'aide d'une cellule, on détermine la conductance d'une solution  $S_1$  de chlorure de sodium  $NaCl$  de concentration  $c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$  ; on trouve  $G = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ S}$

1.1- Ecrire l'équation de la réaction de dissociation du chlorure de sodium dans l'eau.

1.2- La dissociation de  $NaCl$  est totale. Déterminer les concentrations en  $\text{mol. L}^{-1}$  puis en  $\text{mol. m}^{-3}$  des ions  $Na^+$  et  $Cl^-$ . La réponse sera clairement justifiée.

1.3-Déterminer la conductivité de la solution.

On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\begin{aligned}\lambda_{Na^+} &= 3,87 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1} \\ \lambda_{Cl^-} &= 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1}\end{aligned}$$

1.4-  $K = L/S$  ( $L$  : distance entre les électrodes,  $S$  surface immergée d'une électrode) est appelée « constante de la cellule ». Déterminer  $K$ .

2- On dilue 10 fois la solution précédente (notée  $S_1$ ) : On appelle  $S_2$  la solution obtenue.

2.1- Proposer un mode opératoire qui permette d'obtenir 100mL de  $S_2$  à partir de la solution  $S_1$  .

2.2- Quelles sont alors les concentrations des espèces ioniques présentes dans la solution  $S_2$  ?

On utilise la même cellule conductimétrie que précédemment pour mesurer la conductance de la solution  $S_2$ .

2.3- Déterminer la conductance de la solution  $S_2$ .

2.4- La tension aux bornes de la cellule est égale est à 1V.

Calculer l'intensité  $I$  du courant qui traverse la cellule est la même que précédemment.

On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\begin{aligned}\lambda_{Na^+} &= 5,75 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1} \\ \lambda_{Cl^-} &= 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S. m}^2 \cdot mol^{-1}\end{aligned}$$

## Correction

### 1.1- Equation de la réaction



### 1.2- Les concentrations des ions $Na^+$ et $Cl^-$ :

La dissociation étant totale, une mole de  $NaCl$  mise en solution apporte une mole d'ion  $Na^+$  et une mole d'ion  $Cl^-$  dans la solution et par conséquent :

$$[Na^+] = C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/10^{-3} \text{ m}^{-3} = 5 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[Cl^-] = C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/10^{-3} \text{ m}^{-3} = 5 \text{ mol.m}^{-3}$$

### 1.3- la conductivité de la solution :

$$\sigma = \lambda_{Na^+}[Na^+] + \lambda_{Cl^-}[Cl^-] = C(\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-})$$

$$\sigma = 5 \times (5,75 \cdot 10^{-3} + 7,63 \cdot 10^{-3}) = 5,75 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$$

### 1.4- Détermination de K :

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

$$K = \frac{\sigma}{G} = \frac{5,75 \cdot 10^{-2}}{5,45 \cdot 10^{-3}} = 10,5 \text{ m}^{-1}$$

### 2.1- Mode opératoire qui permet d'obtenir 100mL de $S_2$ :

Une dilution ne modifie pas le nombre de moles de soluté introduit :

$$n = C \cdot V = C' \cdot V'$$

Pour préparer  $V' = 100 \text{ mL}$  de solution fille de concentration  $C' = \frac{C}{10}$ , il faut prélever un volume

$$V = \frac{C' \cdot V'}{C} = \frac{V'}{10} = 10 \text{ mL}$$
 de solution mère.

On prélève 10mL avec une pipette jaugée, qu'on verse dans une fiole jaugée de 100mL, on verse de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On agite pour obtenir une solution homogène.

### 2.2- les concentrations des espèces ioniques :

Toutes les concentrations sont divisées par 10 :

$$[Na^+] = C/10 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} = 0,5 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[Cl^-] = C/10 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} = 0,5 \text{ mol.m}^{-3}$$

**2.3- La conductance de la solution  $S_2$  :**

La conductance est aussi divisée par 10 :

$$G' = 5,45 \cdot 10^{-4} \text{ S}$$

**2.4- L'intensité I du courant :**

$$I = G'U \Rightarrow I = 5,45 \cdot 10^{-4} \times 1 = 5,45 \cdot 10^{-4}$$

$$I = 545 \mu\text{A}$$

#### **Exercice 4 :**

Aux bornes d'une cellule plongée dans une solution de chlorure de potassium et branchée sur un générateur alternatif, on a mesuré une tension efficace de 13,7 V et une intensité efficace de 89,3mA.

1- Calculer la résistance  $R$  de la portion d'électrolyte comprise entre les électrodes.

2- Calculer la conductance  $G$  en S.

3- La conductivité de cette solution est de  $0,512 \text{ mS.cm}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$ . Calculer la valeur de la constance  $k$  de cette cellule.

#### **Correction**

**1- La résistance  $R$  :**

$$U = R \cdot I \Rightarrow R = \frac{U}{I}$$
$$R = \frac{13,7}{89,3 \times 10^{-3}} = 153 \Omega$$

**2- La conductance  $G$  :**

$$G = \frac{1}{R}$$
$$G = \frac{1}{153} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ S}$$

**3- La constance  $k$  de la cellule :**

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

$$k = \frac{0,152 \times 10^{-3} S (10^{-2} m)^2}{6,5 \cdot 10^{-3}} = 7,9 \text{ } m^{-1}$$

## Exercice 5 :

L'hypokaliémie désigne une carence de l'organisme en élément potassium ; pour compenser rapidement cette carence, on peut utiliser une solution de chlorure de potassium, qui se trouve dans une ampoule de  $20 \text{ mL}$  contenant  $m \text{ g}$  de  $KCl$ . Pour déterminer cette masse  $m$ , on dispose d'une solution étalon de chlorure de potassium  $S_e$  à  $10 \text{ mmol.L}^{-1}$  et d'un montage conductimétrique.

1- Pour étonner la cellule conductimétrique, on prépare à partir de la solution étalon  $S_e$ , cinq solutions filles  $S_i$  de volume  $V = 50,0 \text{ mL}$  et de concentrations respectives  $8,0 ; 6,0 ; 4,0 ; 2,0$  et  $1,0 \text{ mmol.L}^{-1}$ .

$C(\text{mmol.L}^{-1})$	1,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
G(mS)	0,28	0,56	1,16	1,70	2,28	2,78

Tracer la courbe  $G = f(C)$  à l'aide des données du tableau ci-dessus. Conclure.

2.1- On a mesuré, avec ce montage et à la même température ; la conductance de la solution de l'ampoule. On obtient :  $G_a = 293 \text{ mS}$ . Peut-on déterminer directement la concentration en chlorure de potassium de l'ampoule grâce à cette courbe ? Justifier la réponse.

2.2- Compte tenu des valeurs de  $G_e = 2,78 \text{ mS}$  et  $G_a = 293 \text{ mS}$ , quel est le facteur minimal de dilution à utiliser ?

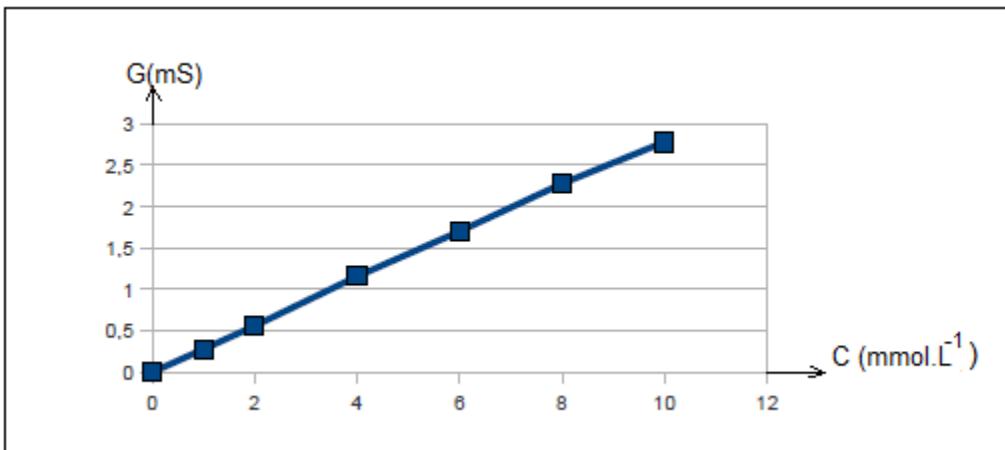
3- Le contenu d'une ampoule a été dilué 200 fois. La mesure de sa conductance donne :

$G_d = 1,89 \text{ mS}$ . En déduire la valeur de la concentration de la solution diluée, puis celle de la solution de l'ampoule. Calculer la masse  $m$ .

Donnée :  $M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

## Correction

1- la courbe  $G = f(C)$  :



2.1- Peut-on déterminer directement la concentration en chlorure de potassium de l'ampoule grâce à cette courbe ?

La mesure de la conductance est hors courbe d'étalonnage. On pourrait prolonger la courbe d'étalonnage mais on ne sait pas comment se comporte cette courbe pour de fortes concentrations. On ne peut donc pas déduire directement la concentration de la solution.

On se propose de diluer la solution de départ d'un facteur de dilution connu puis de faire la mesure de la conductivité, d'en déduire la concentration de la solution diluée puis de remonter à la concentration de la solution de départ.

Remarque :

- La conductance est proportionnelle à la conductivité elle-même proportionnelle à la concentration.
- Le facteur de proportionnalité est d'environ 3,6 :  $G = 0,28 C$

2.2- le facteur de dilution :

En divisant par 100 la conductance (c'est-à-dire en diluant par 100) on pourra utiliser la courbe d'étalonnage.

3- La masse m :

Pour une mesure de  $G = 1,89 \text{ mS}$  on obtient :  $C = \frac{G}{0,28} = \frac{1,89}{0,28} = 6,7 \text{ mmol. L}^{-1}$

La solution du départ est 200 fois plus concentrée c'est-à-dire

$$C' = 200 \times C$$

$$C' 200 \times 6,7 = 1340 \text{ mmol. L}^{-1} = 1,34 \text{ mol. L}^{-1}$$

La concentration de  $KCl$  dans l'ampoule est donc de  $1,34 \text{ mol. L}^{-1}$

Le nombre de mole de  $KCl$  dans l'ampoule de  $20 \text{ mL}$  est de :

$$n = 1,34 \times 0,02 = 2,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La masse de  $KCl$  dans l'ampoule est :

$$m = \frac{m}{M} = \frac{m}{M(K) + M(Cl)}$$

$$m = n \cdot (M(K) + M(Cl)) = 2,68 \cdot 10^{-2} \times (39 + 35,5) = 2 \text{ g}$$

## Exercice 6 :

On mélange un volume  $V_1 = 200 \text{ mL}$  de solution de chlorure de potassium ( $K^+ + Cl^-$ ) à concentration  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 800 \text{ mL}$  de solution de chlorure de sodium ( $Na^+ + Cl^-$ ) à concentration  $C_2 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1- Quelle est la conductivité de la solution obtenue ?

2- Dans le mélange précédent, on place la cellule d'un conductimètre. La surface des électrodes est de  $1,0 \text{ cm}^2$  et la distance qui les séparent est de  $1,1 \text{ cm}$ . Quelle est la valeur de la conductance ?

On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\lambda_{Na^+} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1}$$

$$\lambda_{Cl^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1}$$

$$\lambda_{K^+} = 7,35 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1}$$

## Correction

1- La conductivité du mélange  $\sigma$  :

Il faut déterminer d'abord les quantités de matière dans la solution pour calculer ensuite la concentration de chaque ion.

$$n(Cl^-) = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = 0,2 \times 5,0 \cdot 10^{-3} + 0,8 \times 1,25 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{0,2 + 0,8} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 2 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$n(K^+) = C_1 \cdot V_1 = 0,2 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{0,2 + 0,8} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 1 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$n(Na^+) = C_2 \cdot V_2 = 0,8 \times 1,25 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{0,2 + 0,8} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 1 \text{ mol.m}^{-3}$$

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

$$\sigma = 7,63 \cdot 10^{-3} \times 2 + 7,35 \cdot 10^{-3} \times 1 + 50,1 \cdot 10^{-3} \times 1 = 2,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol.m}^{-1}$$

2- La valeur de la conductance  $G$  :

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

$$G = 2,76 \cdot 10^{-2} \times \frac{10^{-4}}{1,1 \cdot 10^{-2}} = 2,5 \cdot 10^{-4} S$$

## Exercice 7 :

Une cellule conductimétrique est constituée de deux électrodes de surface  $S = 1,5 \text{ cm}^2$  séparées d'une distance  $l = 2 \text{ cm}$  et soumises à une tension continue  $U = 1,2 \text{ V}$ . La cellule est plongée dans une solution ionique : l'intensité du courant traversant la cellule mesure  $I = 7,0 \text{ mA}$ .

- 1- Exprimer et calculer la conductance  $G$  et la résistance  $R$  de la cellule.
- 2- Exprimer et calculer  $k$  la constante de la cellule en  $\text{cm}$  et  $\text{m}$ .
- 3- Exprimer et calculer la conductivité  $\sigma$  en unité S.I.
- 4- La solution ionique a une concentration  $c = 5,0 \text{ mmol.L}^{-1}$ . Exprimé la concentration en unité S.I, et calculer la conductivité molaire  $\lambda$  de la solution.

## Correction

- 1- Exprimons et calculons la conductance  $G$  et la résistance  $R$  de la cellule :

$$G = \frac{I}{U} = \frac{7,0 \cdot 10^{-3}}{1,2} = 5,8 \cdot 10^{-3} S = 5,8 \text{ mS}$$

$$R = \frac{U}{I} = \frac{1,2}{7,0 \cdot 10^{-3}} = 1,7 \cdot 10^2 \Omega = 17 \text{ k}\Omega$$

- 2- Exprimons et calculons  $k$  la constante de la cellule en  $\text{cm}$  et  $\text{m}$  :

$$k = \frac{S}{l} = \frac{1,5}{2} = 0,75 \text{ cm} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

- 3- Exprimer et calculer la conductivité  $\sigma$  :

$$G = \sigma \cdot k \Rightarrow \sigma = \frac{G}{k} = \frac{5,8 \cdot 10^{-3}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 0,77 \text{ S.m}^{-1}$$

- 4- Exprimons la concentration en unité S.I :

$$c = 5,0 \text{ mmol.L}^{-1} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \cdot 10^{-3} \cdot \text{m}^3} = 5,0 \text{ mol.m}^{-3}$$

Calculons la conductivité molaire  $\sigma$  de la solution :

$$\sigma = \lambda \cdot c \Rightarrow \lambda = \frac{\sigma}{c} = \frac{0,77 \text{ S.m}^{-1}}{5,0 \text{ mol.m}^{-3}} = 0,154 \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

## Exercice 8 :

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

$C_m = 1,5 \text{ g.L}^{-1}$ . Déterminer la concentration molaire apportée et les concentrations molaires des ions dans la solution.

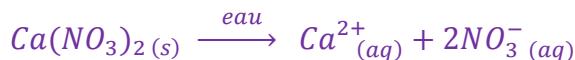
3- Déterminer la conductivité de la solution à 25°C.

4- Déduire la conductivité  $\lambda$  de la solution.

Données à 25°C :  $\lambda_{Ca^{2+}} = 11,90 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda_{NO_3^-} = 7,14 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

## Correction

1- l'équation de la réaction de la dissolution :



2- La concentration molaire apportée :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V} = \frac{C_m}{M}$$

Avec  $C_m = \frac{m}{V}$

$$M(Ca(NO_3)_2) = M(Ca) + 2M(N) + 6M(O) = 40,1 + 2 \times 14,0 + 6 \times 16,0$$

$$M = 164,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{1,5}{164,1} = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Les concentrations molaires des ions dans la solution :

$$[Ca^{2+}] = C = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 9,1 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[NO_3^-] = 2C = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 18 \text{ mol.m}^{-3}$$

3- la conductivité de la solution :

$$\sigma = [Ca^{2+}] \cdot \lambda_{Ca^{2+}} + [NO_3^-] \cdot \lambda_{NO_3^-} = 11,9 \times 10^{-3} \times 9,1 + 7,14 \times 10^{-3} \times 18 = 0,237 \text{ S.m}^{-1}$$

4- La conductivité molaire de la solution  $\lambda$  :

$$\sigma = [Ca^{2+}] \cdot \lambda_{Ca^{2+}} + [NO_3^-] \cdot \lambda_{NO_3^-} = \sigma = C \cdot \lambda_{Ca^{2+}} + 2C \cdot \lambda_{NO_3^-} = C(\lambda_{Ca^{2+}} + 2\lambda_{NO_3^-})$$
$$\sigma = \lambda \cdot C$$

$$\lambda = \lambda_{Ca^{2+}} + 2\lambda_{NO_3^-} = 11,9 + 2 \times 7,14 = 26,18 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

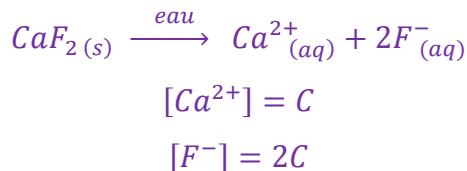
## Exercice 9 :

La conductivité à  $18^\circ\text{C}$  d'une solution saturée de fluorure de calcium  $CaF_2$  est de  $3,71 \text{ mS.m}^{-1}$ . Déduire la concentration molaire des ions dans la solution et la solubilité du fluorure de calcium à  $18^\circ\text{C}$ .

Données à  $18^\circ\text{C}$  :  $\lambda_{Ca^{2+}} = 10,50 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda_{F^-} = 4,04 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

## Correction

Équation de dissolution de  $CaF_2$  dans l'eau :



$C$ : Concentration apportée de  $CaF_2$

$$\sigma = [Ca^{2+}].\lambda_{Ca^{2+}} + [F^-].\lambda_{F^-} = \sigma = C.\lambda_{Ca^{2+}} + 2C.\lambda_{F^-} = C(\lambda_{Ca^{2+}} + 2\lambda_{F^-})$$
$$C = \frac{\sigma}{\lambda_{Ca^{2+}} + 2\lambda_{F^-}}$$
$$C = \frac{3,71 \times 10^{-3}}{10,50 \times 10^{-3} + 2 \times 4,04 \times 10^{-3}} = 0,200 \text{ mol.m}^{-3}$$
$$C = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

## Exercice 10 :

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 est  $U = 13,7 \text{ V}$  et de l'intensité du courant est  $I = 89,3 \text{ mA}$ .

- 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  $\sigma = 0,5 \text{ mS.cm}^{-1}$  calculer la constante  $k$  de la cellule.
- 4- Si les électrodes, planes et parallèles, sont séparées de 1cm, quelle est leur surface.

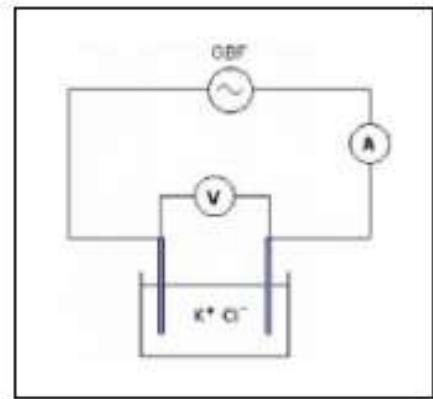
## Correction

1- Le montage expérimental utilisé : (voir figure ci-contre)

2- La conductance  $G$  de la portion d'électrolyte comprise entre les électrodes :

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

$$G = \frac{89,1 \times 10^{-3}}{13,7} = 6,52 \cdot 10^{-3} S \Rightarrow G = 6,52 mS$$



3- La constante  $k$  de la cellule :

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

$$k = \frac{6,52 \cdot 10^{-3}}{0,5 \cdot 10^{-3} S / 10^{-2} m} = 0,13 m$$

4- La surface  $S$  de l'électrode :

$$k = \frac{S}{L} \Rightarrow S = k \cdot L$$

$$S = 0,13 \times 1 cm = 0,13 cm$$

## Exercice 10 :

1- On prépare deux solutions aqueuses diluées : la première solution en dissolvant le chlorure de sodium  $NaCl_{(s)}$  et le deuxième en dissolvant le chlorure de baryum  $BaCl_2{}_{(s)}$ .

1-1- Ecrire la formule de chaque solution.

1-2- Exprimer la conductivité de chaque solution en fonction de la concentration molaire.

2- On dispose d'une solution d'acide nitrique  $(H_{(aq)}^+ + NO_3^-{}_{(aq)})$  de conductivité  $\sigma = 0,211 S \cdot m^{-1}$ .

Calculer la concentration molaire de cette solution.

On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\lambda_{H^+} = 35,0 \text{ } mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1} ; \quad \lambda_{NO_3^-} = 7,14 \text{ } mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$$

## Correction

1- On prépare deux solutions aqueuses diluées :

1-1- La formule de chaque solution :

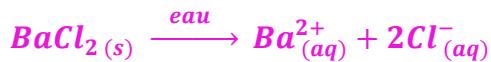
L'équation de la réaction de dissolution de chlorure de sodium :

# هذا الملف تم تحميله من موقع Talamid.ma



Formule de la première solution :  $(Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$

L'équation de la réaction de dissolution de chlorure de baryum :



Formule de la deuxième solution :  $(Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)})$

1-2- La conductivité de chaque solution en fonction de la concentration molaire :

Solution de chlorure de sodium :

$$[Na^+] = C$$

$$[Cl^-] = C$$

C: Concentration apportée de  $CaF_2$

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

$$\sigma = C \cdot \lambda_{Na^+} + C \cdot \lambda_{Cl^-} = C(\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-})$$

Solution de chlorure de baryum :

$$[Ba^{2+}] = C'$$

$$[Cl^-] = 2C'$$

C': Concentration apportée de  $BaCl_2$

$$\sigma' = [Ba^{2+}] \cdot \lambda_{Ba^{2+}} + [Cl^-] \cdot \lambda_{Cl^-}$$

$$\sigma' = C \cdot \lambda_{Ba^{2+}} + 2C \cdot \lambda_{Cl^-} = C(\lambda_{Ba^{2+}} + 2\lambda_{Cl^-})$$

## 2- La concentration molaire de cette solution

La conductivité de la solution :

$$\sigma = [H^+] \cdot \lambda_{H^+} + [NO_3^-] \cdot \lambda_{NO_3^-}$$

$$[H^+] = [NO_3^-] = C$$

$$\sigma = C \cdot \lambda_{H^+} + C \cdot \lambda_{NO_3^-} = C(\lambda_{H^+} + \lambda_{NO_3^-})$$

$$C = \frac{\sigma}{\lambda_{H^+} + \lambda_{NO_3^-}}$$

$$C = \frac{0,211}{(35,0 + 7,14) \cdot 10^{-3}} = 5 \text{ mol.m}^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 11 :

A l'aide d'une cellule, on détermine la conductance d'une portion de solution de chlorure de sodium ( $Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$ ) de concentration  $C = 5.10^{-3} mol.L^{-1}$ ; on trouve  $G = 5,45.10^{-3} S$ .

1- Calculer la conductivité de la solution de chlorure de sodium.

2- Calculer la constante de la cellule utilisée.

On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\lambda_{Na^+} = 5,00 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} ; \quad \lambda_{Cl^-} = 7,63 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

## Correction

1- Calcul de la conductivité :

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

$$[Na^+] = [Cl^-] = C$$

$$\sigma = C \cdot \lambda_{Na^+} + C \cdot \lambda_{Cl^-} = C(\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-})$$

$$\text{A.N : } \sigma = 5 \times (5,00 \times 10^{-3} + 7,63 \times 10^{-3}) \text{ soit : } \sigma = 6,32 \cdot 10^{-2} S.m^{-1}$$

2- Calcul de la constante de cellule :

$$\sigma = \frac{L}{S} \cdot G = K \cdot \sigma \Rightarrow K = \frac{\sigma}{G} \Rightarrow K = \frac{6,32 \cdot 10^{-2}}{5,45 \cdot 10^{-3}} = 11,2 m^{-1}$$

## Exercice 12 :

Dans les mêmes conditions expérimentales, on a mesuré les conductances de trois solutions aqueuses de même concentration  $C = 10^{-3} mol.L^{-1}$ ; et on a trouvé :

\* $G_1 = 2,10 \cdot 10^{-3} S$  pour la solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique ( $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ );

\* $G_2 = 3,91 \cdot 10^{-3} S$  pour la solution  $S_2$  d'acide sulfurique ( $2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ );

\* $G_3 = 1,15 \cdot 10^{-3} S$  pour la solution  $S_3$  de sulfate de cuivre II ( $Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ ).

Trouver la conductance d'une portion de la solution ( $S_4$ ) de chlorure de cuivre ( $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$ ) de même concentration et de mêmes conditions expérimentales identiques.

## Correction

- La conductivité de la solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique ( $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ )

$$\sigma_1 = [H^+] \cdot \lambda_{H^+} + [Cl^-] \cdot \lambda_{Cl^-}$$

$$[H^+] = [Cl^-] = C$$

$$\sigma_1 = C \cdot \lambda_{H^+} + C \cdot \lambda_{Cl^-} = C(\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-})$$

- La conductance de la solution  $S_1$

$$G_1 = \sigma_1 \cdot \frac{S}{L} \Rightarrow G_1 = C(\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-})k \Rightarrow \lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-} = \frac{G_1}{C \cdot k} \quad (1)$$

- La conductivité de la solution  $S_2$  d'acide sulfurique ( $2H_{(aq)}^+$  +  $SO_4^{2-}_{(aq)}$ )

$$\sigma_2 = [H^+] \cdot \lambda_{H^+} + [SO_4^{2-}] \cdot \lambda_{SO_4^{2-}}$$

$$[H^+] = 2C \quad \text{et} \quad [SO_4^{2-}] = C$$

$$\sigma_2 = 2C \cdot \lambda_{H^+} + C \cdot \lambda_{SO_4^{2-}} = C(2\lambda_{H^+} + \lambda_{SO_4^{2-}})$$

- La conductance de la solution  $S_2$

$$G_2 = \sigma_2 \cdot \frac{S}{L} \Rightarrow G_2 = C(2\lambda_{H^+} + \lambda_{SO_4^{2-}})k \Rightarrow 2\lambda_{H^+} + \lambda_{SO_4^{2-}} = \frac{G_2}{C \cdot k} \quad (2)$$

- La conductivité de la solution  $S_3$  de sulfate de cuivre II ( $Cu_{(aq)}^{2+}$  +  $SO_4^{2-}_{(aq)}$ )

$$\sigma_3 = [Cu^{2+}] \cdot \lambda_{H^+} + [SO_4^{2-}] \cdot \lambda_{SO_4^{2-}}$$

$$[Cu^{2+}] = C \quad \text{et} \quad [SO_4^{2-}] = C$$

$$\sigma_3 = C \cdot \lambda_{Cu^{2+}} + C \cdot \lambda_{SO_4^{2-}} = C(\lambda_{Cu^{2+}} + \lambda_{SO_4^{2-}})$$

- La conductance de la solution  $S_3$

$$G_3 = \sigma_3 \cdot \frac{S}{L} \Rightarrow G_3 = C(\lambda_{Cu^{2+}} + \lambda_{SO_4^{2-}})k \Rightarrow \lambda_{Cu^{2+}} + \lambda_{SO_4^{2-}} = \frac{G_3}{C \cdot k} \quad (3)$$

Pour obtenir la solution ( $S_4$ ) de chlorure de cuivre ( $Cu_{(aq)}^{2+}$  +  $2Cl_{(aq)}^-$ ) c'est-à-dire

$$\lambda_{Cu^{2+}} + 2\lambda_{Cl^-}$$

$$(3) - (2) + 2 \times (1) = (4)$$

$$\lambda_{Cu^{2+}} + 2\lambda_{Cl^-} = \frac{G_3 - G_2 + 2G_1}{C \cdot k}$$

$$G_4 = C(\lambda_{Cu^{2+}} + 2\lambda_{Cl^-}) \cdot k$$

$$G_4 = G_3 - G_2 + 2G_1$$

$$G_4 = 1,15 \cdot 10^{-3} - 3,91 \cdot 10^{-3} + 2 \times 2,10 \cdot 10^{-3} = 1,44 \cdot 10^{-3} S$$

$$G_4 = 1,44 mS$$