

EX 04

Conductimétrie

Quelques ions avec leur conductivité molaire ionique en $S.m^2.mol^{-1}$

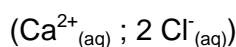
cuivre	Fer 2	sodium	calcium	Phosphate	chlorure	nitrate
Cu^{2+}	Fe^{2+}	Na^+	Ca^{2+}	PO_4^{3-}	Cl^-	NO_3^-
$10,72.10^{-3}$	$10,80.10^{-3}$	$5,01.10^{-3}$	$11,89.10^{-3}$	$20,70.10^{-3}$	$7,63.10^{-3}$	$7,14.10^{-3}$

Masses molaires atomiques ($g.mol^{-1}$)

H	O	Na	P	Cl	Ca	Fe
1,0	16,0	23,0	31,0	35,5	40,1	55,8

EX1

Solution de chlorure de calcium :



$$C = 1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 1,0.10^{-2} \times 10^3 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$C = 10 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[Cl^-] = 2 \times C ; [Ca^{2+}] = C$$

$$\sigma = \lambda_{Ca^{2+}} \times [Ca^{2+}] + \lambda_{Cl^-} \times [Cl^-]$$

$$\sigma = \lambda_{Ca^{2+}} \times C + \lambda_{Cl^-} \times 2 \times C$$

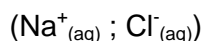
$$\sigma = C \times (\lambda_{Ca^{2+}} + 2 \lambda_{Cl^-})$$

$$\sigma = 10 \times (11,89.10^{-3} + 2 \times 7,63.10^{-3})$$

$$\sigma = 10.10^{-3} \times (11,89 + 2 \times 7,63)$$

$$\sigma = 10^{-2} \times (11,89 + 2 \times 7,63) = \mathbf{0,272 S.m^{-1}}$$

Solution de chlorure de sodium :



$$C = 10 \text{ mol.m}^{-3}$$

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

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

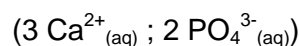
$$\sigma = \lambda_{Na^+} \times C + \lambda_{Cl^-} \times C$$

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

$$\sigma = 10 \times (5,01.10^{-3} + 7,63.10^{-3})$$

$$\sigma = 10^{-2} \times (5,01 + 7,63) = \mathbf{0,126 S.m^{-1}}$$

Solution de phosphate de calcium :



$$C = 10 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[Ca^{2+}] = 3 \times C ; [PO_4^{3-}] = 2 \times C$$

$$\sigma = \lambda_{Ca^{2+}} \times [Ca^{2+}] + \lambda_{PO_4^{3-}} \times [PO_4^{3-}]$$

$$\sigma = \lambda_{Ca^{2+}} \times 3 \times C + \lambda_{PO_4^{3-}} \times 2 \times C$$

$$\sigma = C \times (3 \lambda_{Ca^{2+}} + 2 \lambda_{PO_4^{3-}})$$

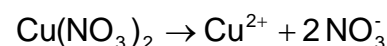
$$\sigma = 10 \times (3 \times 11,89.10^{-3} + 2 \times 20,70.10^{-3})$$

$$\sigma = 10^{-2} \times (3 \times 11,89 + 2 \times 20,70) = \mathbf{0,771 S.m^{-1}}$$

EX2

La concentration massique d'une solution de nitrate de cuivre est de $1,5 \text{ g.L}^{-1}$.

Equation de la dissolution du nitrate de cuivre



Concentration molaire C de la solution

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{1,5}{187,5} = \mathbf{8,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$C = 8,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = \mathbf{8 \text{ mol.m}^{-3}}$$

Concentrations des ions dans la solution

$$[Cu^{2+}] = C ; [NO_3^-] = 2 \times C$$

Conductivité de la solution

$$\sigma = \lambda_{Cu^{2+}} \times [Cu^{2+}] + \lambda_{NO_3^-} \times [NO_3^-]$$

$$\sigma = \lambda_{Cu^{2+}} \times C + \lambda_{NO_3^-} \times 2 \times C$$

$$\sigma = C \times (\lambda_{\text{Cu}^{2+}} + 2\lambda_{\text{NO}_3^-})$$

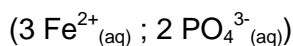
$$\sigma = 8 \times (10,72 \cdot 10^{-3} + 2 \times 7,14 \cdot 10^{-3})$$

$$\sigma = 8 \cdot 10^{-3} \times (10,72 + 2 \times 7,14) = \mathbf{0,200 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}}$$

EX3

Pour déterminer la concentration C d'une solution de phosphate de fer II, on mesure sa conductivité ; on trouve $\sigma = 439 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$

Formule de la solution



Concentrations des ions dans la solution

$$[\text{Fe}^{2+}] = 3 \times C ; [\text{PO}_4^{3-}] = 2 \times C$$

Conductivité de la solution

$$\sigma = \lambda_{\text{Fe}^{2+}} \times [\text{Fe}^{2+}] + \lambda_{\text{PO}_4^{3-}} \times [\text{PO}_4^{3-}]$$

$$\sigma = \lambda_{\text{Fe}^{2+}} \times 3 \times C + \lambda_{\text{PO}_4^{3-}} \times 2 \times C$$

$$\sigma = C \times (3\lambda_{\text{Fe}^{2+}} + 2\lambda_{\text{PO}_4^{3-}})$$

Concentration de la solution

$$C = \frac{\sigma}{3\lambda_{\text{Fe}^{2+}} + 2\lambda_{\text{PO}_4^{3-}}}$$

$$C = \frac{0,439}{3 \times 10,80 \cdot 10^{-3} + 2 \times 20,70 \cdot 10^{-3}}$$

$$C = \frac{439}{3 \times 10,80 + 2 \times 20,70} = \mathbf{5,9 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}}$$

$$\mathbf{C = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Masse de phosphate de fer II hydraté $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8(\text{H}_2\text{O})$ qu'il a fallu peser pour obtenir 1,00 L de cette solution

$$M = 501,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V \times M_{\text{soluté}}$$

$$m_{\text{soluté}} = 5,9 \cdot 10^{-3} \times 1 \times 501,4 = \mathbf{3,0 \text{ g}}$$

EX4

Un pharmacien prépare 1L d'une solution de chlorure de sodium et colle sur le flacon l'étiquette suivante

COMPOSITION

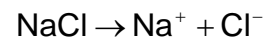
Chlorure de sodium	9 g
Eau	1000 mL
pH	4,5 à 7
sodium : 154 mmol/L	
chlorure : 154 mmol/L	
LOT N : A UTILISER	
450819A01 AVANT 2009-02	

1)

Concentration molaire en soluté apporté

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{9}{58,5 \times 1} = \mathbf{0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Concentrations effectives en ions Na^+ et Cl^-



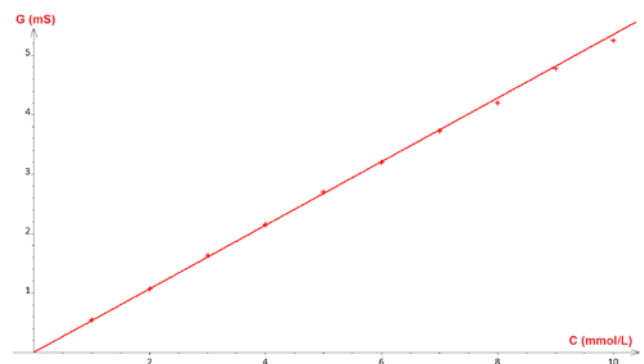
$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C = \mathbf{0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 150 \text{ mmol/L}}$$

2) Dilution

Pour préparer une solution de concentration $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, il faut effectuer une dilution par 10 :

- prélever 10 mL de la solution concentrée
- verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL
- compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

Courbe d'étalonnage $G = f(C)$

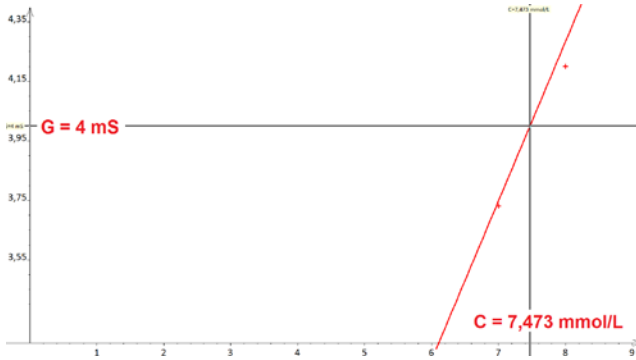


La conductance G est proportionnelle à la concentration C car la courbe représentant les variations de G en fonction de C est une droite passant par l'origine

La solution à analyser est diluée 20 fois

Il faut diluer la solution à analyser pour déterminer sa concentration à partir de la droite d'étalonnage afin que sa concentration soit inférieure à 10 mmol.L^{-1}

La valeur de la conductance de la solution diluée est égale à 4,00 mS



Lorsque $G = 4 \text{ mS}$, on a $C = 7,47 \text{ mmol.L}^{-1}$

Concentration de la solution commerciale

$C' = 20 \times 7,47 = 149,4 \text{ mmol.L}^{-1} = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$

EX5

1) Le chlorure de calcium utilisé pour la préparation des ampoules est un soluté hydraté de formule $\text{CaCl}_2(\text{H}_2\text{O})_6$.

Masse molaire du soluté

$M = 219,1 \text{ g.mol}^{-1}$

C' la concentration molaire théorique

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{1,3}{219,1 \times 5,10^{-3}} =$$

$1,2 \text{ mol.L}^{-1}$

2)

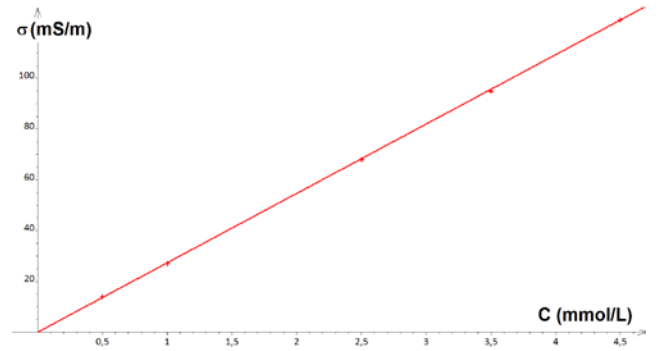
Dilution

Pour préparer une solution de concentration $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, il faut effectuer une dilution par 2 :

- prélever 25 mL de la solution concentrée
- verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 50 mL
- compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

Courbe d'étalonnage de la cellule

$\sigma = f(C)$

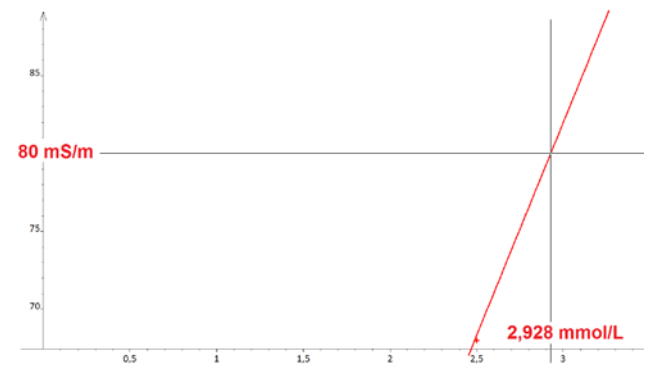


Dilution de la solution commerciale

La solution commerciale contenue dans l'ampoule étant trop concentrée, on l'a diluée : on verse le contenu de l'ampoule de 5,0 mL dans une fiole jaugée de 2,0 L

Le volume final est 400 fois plus grand que le volume initial prélevé de la solution concentrée : on effectue donc une dilution par 400

Concentration C de la solution diluée



Lorsque $\sigma = 80 \text{ mS.m}^{-1}$, on a

$C = 2,928 \text{ mmol.L}^{-1}$

Concentration molaire C' de la solution médicale contenue dans l'ampoule.

$C' = 400 \times 2,928 \cdot 10^{-3} = 1,17 \text{ mol.L}^{-1}$