

Fiche 8 :

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^-
$10,72.10^{-3}$	$10,80.10^{-3}$	$5,01.10^{-3}$	$11,89.10^{-3}$	$20,70.10^{-3}$	$7,63.10^{-3}$	$7,14.10^{-3}$

Sulfate	Plomb	Oxonium	Propanoate	Éthanoate
SO_4^{2-}	Pb^{2+}	H_3O^+	$C_2H_5CO_2^-$	$CH_3CO_2^-$
$1,6.10^{-2}$	$1,4.10^{-2}$	$3,59.10^{-2}$	$3,6.10^{-3}$	$4,1.10^{-3}$

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

H	O	Na	P	S	Cl	Ca	Fe	Pb
1,0	16,0	23,0	31,0	32,1	35,5	40,1	55,8	207,2

Exercice 1

Solution de chlorure de calcium : ($Ca^{2+}_{(aq)}$; $2 Cl^-_{(aq)}$)

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

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

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

$$\sigma = 10 \times (11,89.10^{-3} + 2 \times 7,63.10^{-3}) = 10.10^{-3} \times (11,89 + 2 \times 7,63) = \mathbf{0,272 S.m^{-1}}$$

Solution de chlorure de sodium : ($Na^+_{(aq)}$; $Cl^-_{(aq)}$)

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

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

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

$$\sigma = 10 \times (5,01.10^{-3} + 7,63.10^{-3}) = 10^{-2} \times (5,01 + 7,63) = \mathbf{0,126 S.m^{-1}}$$

Solution de phosphate de calcium : ($3 Ca^{2+}_{(aq)}$; $2 PO_4^{3-}_{(aq)}$)

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

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

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

$$\sigma = 10 \times (3 \times 11,89.10^{-3} + 2 \times 20,70.10^{-3}) = \mathbf{0,771 S.m^{-1}}$$

Exercice 2

La concentration massique d'une solution de nitrate de cuivre est de **1,5 g.L⁻¹**.

Equation de la dissolution du nitrate de cuivre $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

Concentration molaire C de la solution $C = \frac{C_m}{M} = \frac{1,5}{187,5} = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 8 \text{ mol.m}^{-3}$

Concentrations des ions dans la solution $[\text{Cu}^{2+}] = C$; $[\text{NO}_3^-] = 2 \times C$

Conductivité de la solution $\sigma = \lambda_{\text{Cu}^{2+}} \times [\text{Cu}^{2+}] + \lambda_{\text{NO}_3^-} \times [\text{NO}_3^-]$

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

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

Exercice 3

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

Formule de la solution (3 $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$; 2 $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$)

Concentrations des ions dans la solution $[\text{Fe}^{2+}] = 3 \times C$; $[\text{PO}_4^{3-}] = 2 \times C$

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

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

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

$$C = \frac{0,439}{3 \times 10,80 \cdot 10^{-3} + 2 \times 20,70 \cdot 10^{-3}} = 5,9 \text{ mol.m}^{-3} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

Exercice 4

La solution est saturée : la concentration massique de la solution donnera la solubilité du sulfate de plomb ; il faut donc déterminer la concentration massique de la solution.

Formule de la solution (Pb^{2+} ; SO_4^{2-})

Concentrations des ions dans la solution $[\text{Pb}^{2+}] = C$; $[\text{SO}_4^{2-}] = C$

Conductivité de la solution $\sigma = \lambda_{\text{Pb}^{2+}} \times [\text{Pb}^{2+}] + \lambda_{\text{SO}_4^{2-}} \times [\text{SO}_4^{2-}] = \lambda_{\text{Pb}^{2+}} \times C + \lambda_{\text{SO}_4^{2-}} \times C = C \times (\lambda_{\text{Pb}^{2+}} + \lambda_{\text{SO}_4^{2-}})$

$$C = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{Pb}^{2+}} + \lambda_{\text{SO}_4^{2-}}} = \frac{4,02 \cdot 10^{-3}}{14 \cdot 10^{-3} + 16 \cdot 10^{-3}} = 1,34 \cdot 10^{-1} \text{ mol/m}^3 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$C_m = C \times M = 1,34 \cdot 10^{-4} \times 303,3 = 41 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 41 \text{ mg/L}$$

La solubilité du sulfate de plomb est donc de **41 mg/L**

Exercice 5

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$	+	H_2O	=	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-$	+	H_3O^+
$x_i = 0$	n_i		x		0		0
x_f	$n_i - x_f$		x		x_f		x_f

On a

$$C = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_i = \frac{n_i}{V} ; [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f = \frac{n_i - x_f}{V} ; [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V} ; [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f = \frac{x_f}{V}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V} = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f = \frac{n_i - x_f}{V} = \frac{n_i}{V} - \frac{x_f}{V} = C - \frac{x_f}{V} = C - [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \Rightarrow C = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f + [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f$$

$$\text{Constante d'équilibre : } K_A = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C - [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f}$$

Conductivité de la solution : $\sigma = \lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} \times [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \times [\text{H}_3\text{O}^+]$ or $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f$

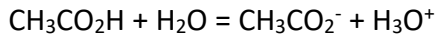
$$\sigma = \lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} \times [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \times [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (\lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}} = \frac{6,2 \cdot 10^{-2}}{3,6 \cdot 10^{-3} + 35,9 \cdot 10^{-3}} = 1,6 \text{ mol/m}^3 = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Valeur de la constante d'acidité } K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{(1,6 \cdot 10^{-3})^2}{2 \cdot 10^{-1} - 1,6 \cdot 10^{-3}} = 1,3 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{Valeur du pKA : } \text{p}K_A = -\log K_A = -\log(1,3 \cdot 10^{-9}) = 4,9$$

Exercice 6



Constante d'équilibre : $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f}$

Conductivité de la solution : $\sigma = \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} \times [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \times [\text{H}_3\text{O}^+]$ or $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f$

$$\sigma = \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} \times [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \times [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (\lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}} = \frac{1,6 \cdot 10^{-2}}{4,1 \cdot 10^{-3} + 35,9 \cdot 10^{-3}} = 0,40 \text{ mol/m}^3 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Valeur de la constante d'acidité $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{(4,0 \cdot 10^{-4})^2}{1,0 \cdot 10^{-2} - 4,0 \cdot 10^{-4}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$

Valeur du pK_A : $\text{pK}_A = -\log K_A = -\log(1,7 \cdot 10^{-5}) = 4,8$

Exercice 7

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

1) Concentration molaire en soluté apporté $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{9}{58,5 \times 1} = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$

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

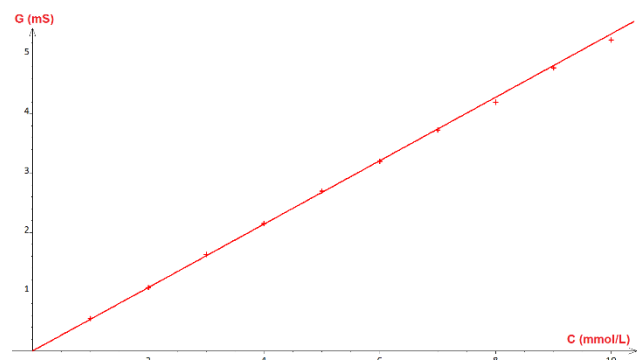
- prélever 10 mL de la solution concentrée
- verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL
- compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

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}

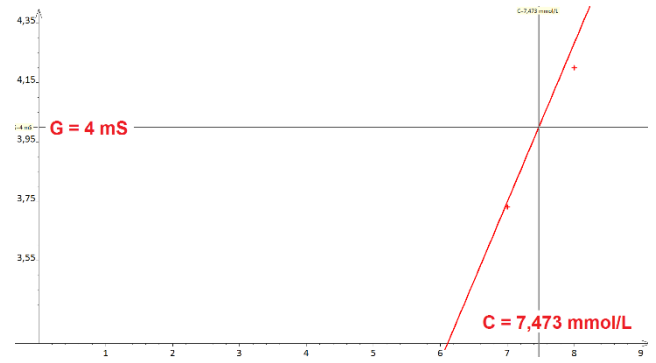


La valeur de la conductance de la solution diluée est égale à **4,00 mS**

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

Concentration de la solution commerciale

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



Exercice 8

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

Concentration molaire théorique $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{1,3}{219,1 \times 5 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{1,2 \text{ mol.L}^{-1}}$

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

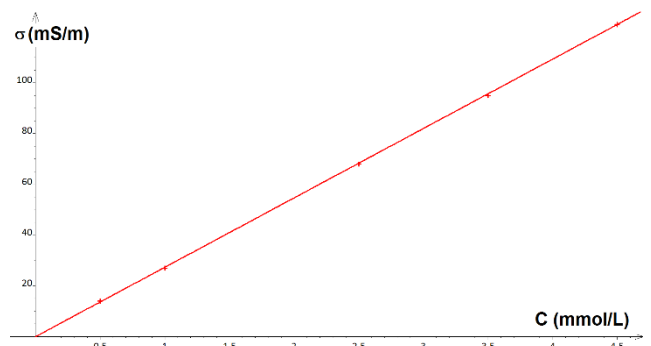
Courbe d'étalonnage de la cellule

$\sigma = f(C)$

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

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

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

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

