

Série 3 : Les solutions électrolytiques

Exercice 1

Calculer le volume d'eau qu'il faut ajouter à 0.5 l d'une solution une fois molaire pour obtenir une solution décimolaire.

Exercice 2

Un litre d'une solution aqueuse contient:

5.85g NaCl, 3.28g de PO_4Na_3 , 9g de glucose, 0.6g d'urée. On suppose que le NaCl et PO_4Na_3 sont totalement dissociés.

Calculer la molarité, l'osmolarité, l'ionarité, la concentration équivalente de la solution.

On donne les masses molaires de NaCl=58.5, PO_4Na_3 =164, glucose=180 et l'urée=60 g/mol.

Exercice 3

Soit une solution constituée de 1l de NaCl 0.1M et 0.5 l de Na_2SO_4 0.01 M. Sachant que les coefficients de dissociation de NaCl et Na_2SO_4 sont égale respectivement à 0.8 et 0.6, Calculer la force ionique μ de cette solution.

Exercice 4

On considère un électrolyte binaire faible AB se dissociant en A^+ et B^- . On a introduit initialement 2 mmole de AB dans 1l d'eau pure et après équilibre, l'osmolarité de la solution est de 2.4 mosmol/l.

Calculer le coefficient de dissociation α , le coefficient d'ionisation i et la constante d'équilibre K.

Exercice 5

Un litre d'une solution aqueuse contient 60 g de saccharose, 1.8 g d'urée, 17.6 g de NaCl et 2.98 g de Na_2SO_4 . On prélève 100 ml de cette solution à laquelle on rajoute 1l d'eau pure.

Calculer l'osmolarité, la concentration ionique et la concentration équivalente.

Déduire le coefficient d'ionisation total i de la solution.

On donne les masses molaires de Na_2SO_4 =142, saccharose= 342, urée =60 g/mol.

Exercice 6

Pour mesurer la résistance d'une solution électrolytique on applique entre les deux électrodes de la cellule conductimétrique une tension $U= 1 \text{ V}$ et on a mesuré une intensité de

courant égale à 12 mA. La surface immergée des électrodes de la cellule est $S = 1 \text{ cm}^2$ et la distance entre ces deux électrodes est $L = 1 \text{ cm}$.

Calculer la résistance R , la conductance G et la conductivité σ de la solution comprise entre les deux électrodes.

Exercice 7

On mélange 200 ml d'une solution de chlorure de potassium KCl à 5 mol/l et 800 ml d'une autre solution de chlorure de sodium NaCl à 1.25 mol/l. On donne les conductivités molaires ioniques

$$\lambda(\text{Na}^+) = 5.01 \times 10^{-3}, \lambda(\text{Cl}^-) = 7.63 \times 10^{-3} \text{ et } \lambda(\text{K}^+) = 7.35 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}.$$

a. Calculer les conductivités σ_1 et σ_2 de chaque solution.

b. Calculer la conductivité σ du mélange.

Solution des exercices de la série 3

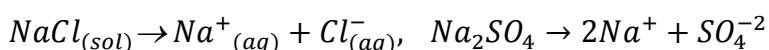
Exercice 1

On a $C_1 V_1 = C_2 V_2$ alors $V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} = 5 \text{ l}$, le volume ajouté $V_{ajouté} = V_2 - V_1 = 5 - 0.5 = 4.5 \text{ l}$.

Exercice 2

Substance	$C_p(\text{g/l})$	$C(\text{mol/l})$	$W(\text{mosmol/l})$	C^I (iong/l)	$C_{eq}(\text{meq/l})$
NaCl	5.58	0.1	200	0.2	200
$\text{P O}_4\text{Na}_3$	3.28	0.02	80	0.08	120
Glucose	9	0.05	50	0	0
Urée	0.6	0.01	10	0	0
Solution	18.46	0.18	340	0.28	320

Exercice 3



$$F_i = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n C_i^I Z_i^2 = \frac{1}{2} [C_{\text{Na}^+}^I Z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{Cl}^-}^I Z_{\text{Cl}^-}^2 + C_{\text{Na}^+}^I Z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{SO}_4^{-2}}^I Z_{\text{SO}_4^{-2}}^2]$$

$$= \frac{1}{2} \left[0.8 \times 1 \times \frac{0.1}{1.5} \times 1^2 + 0.8 \times 1 \times \frac{0.1}{1.5} \times 1^2 + 0.6 \times 2 \times \frac{0.0 \times 0.5}{1.5} \times 1^2 + 0.6 \times 1 \times \frac{0.0 \times 0.5}{1.5} \times 2^2 \right] = \frac{1}{2} (0.106 + 0.004 + 0.036) = 0.073.$$

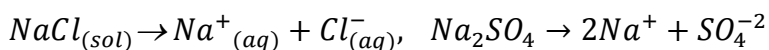
Exercice 4 :

Etat	$AB \rightarrow$	$A^+_{(aq)} +$	$B^-_{(aq)}$
Etat initial $t = 0$ s	C	0	0
Etat équilibre $t = t_{eq}$	$(1-\alpha)C$	αC	αC

$$W = (1 + \alpha)C \Rightarrow \alpha = \frac{W}{C} - 1$$

$$\alpha = \frac{2.4}{2} - 1 = 0.2$$

$$K = \frac{[A]^1[B]^1}{[AB]^1} = \frac{\alpha^2 C^2}{(1-\alpha)C} = \frac{(0.2)^2 \times 2 \times 0.001}{1 - 0.2} = 10^{-4}$$

Exercice 5

1.1 Le nombre de mole de chaque soluté dans 100 ml

$$n(\text{saccharose}) = \frac{6}{342} = 0.017 \text{ mol}$$

$$n(\text{urée}) = \frac{0.18}{60} = 0.003 \text{ mol}$$

$$n(NaCl) = \frac{1.76}{58.5} = 0.030 \text{ mol}$$

$$n(Na_2SO_4) = \frac{0.298}{142} = 0.002 \text{ mol}$$

1.2 La concentration molaire des solutés après l'ajout de 900 ml d'eau

Le volume total de la solution fille est égale à $100+900=1000 \text{ ml} = 1 \text{ l}$

$$C(\text{saccharose}) = \frac{0.017}{1} = 0.017 \text{ mol/l}$$

$$C(\text{urée}) = \frac{0.003}{1} = 0.003 \text{ mol/l}$$

$$C(NaCl) = \frac{0.030}{1} = 0.030 \text{ mol/l}$$

$$C(Na_2SO_4) = \frac{0.002}{1} = 0.002 \text{ mol/l}$$

$$C(\text{solution}) = \frac{0.017 + 0.003 + 0.030 + 0.002}{1} = 0.052 \text{ mol/l}$$

1.3 L'osmolarité de la solution

$$W = \sum_i^N W_i$$

$$W(\text{saccharose}) = C(\text{saccharose}) = 0.017 \text{ osmol/l}$$

$$W(\text{urée}) = C(\text{urée}) = 0.003 \text{ osmol/l}$$

$$W(\text{NaCl}) = i_{\text{NaCl}} C(\text{NaCl}) = 2 \times 0.030 = 0.060 \text{ osmol/l}$$

$$W(\text{Na}_2\text{SO}_4) = i_{\text{Na}_2\text{SO}_4} C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 3 \times 0.002 = 0.006 \text{ osmol/l}$$

$$W_{\text{Solution}} = 0.017 + 0.003 + 0.060 + 0.006 = 0.086 \frac{\text{osmol}}{\text{l}} = 86 \text{ osmol/l}$$

1.4 La concentration ionique de la solution

$$C^I = C_{\text{NaCl}}^I + C_{\text{Na}_2\text{SO}_4}^I$$

$$C^I = [\alpha_{\text{NaCl}} \nu_{\text{Na}^+} C_{\text{Na}^+} + \alpha_{\text{NaCl}} \nu_{\text{Cl}^-} C_{\text{Cl}^-}] + [\alpha_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \nu_{\text{Na}^+} C_{\text{Na}^+} + \alpha_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \nu_{\text{SO}_4^{2-}} C_{\text{SO}_4^{2-}}]$$

$$C^I = [1 \times 1 \times 0.030 + 1 \times 1 \times 0.030] + [1 \times 2 \times 0.002 + 1 \times 1 \times 0.002]$$

$$C^I = 0.060 + 0.006$$

$$C^I = 0.066 \text{ iong/l}$$

1.5 La concentration équivalente de la solution

$$C_{\text{eq}} = C_{\text{NaCl}} + C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = C_{\text{eq}}^+ + C_{\text{eq}}^-$$

$$C_{\text{eq}} = [\alpha_{\text{NaCl}} \nu_{\text{Na}^+} C_{\text{Na}^+} Z_{\text{Na}^+} + \alpha_{\text{NaCl}} \nu_{\text{Cl}^-} C_{\text{Cl}^-} |Z_{\text{Cl}^-}|]$$

$$+ [\alpha_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \nu_{\text{Na}^+} C_{\text{Na}^+} Z_{\text{Na}^+} + \alpha_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \nu_{\text{SO}_4^{2-}} C_{\text{SO}_4^{2-}} |Z_{\text{SO}_4^{2-}}|]$$

$$C_{\text{eq}} = [1 \times 1 \times 0.030 \times 1 + 1 \times 1 \times 0.030 \times 1] + [1 \times 2 \times 0.002 \times 1 + 1 \times 1 \times 0.002 \times 2]$$

$$C_{\text{eq}} = 0.060 + 0.008$$

$$C_{\text{eq}} = 0.068 \text{ eqg/l}$$

$$2. \text{ Le coefficient d'ionisation } i = \frac{W_t}{C_t} = \frac{0.086}{0.052} = 1.65$$

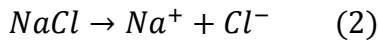
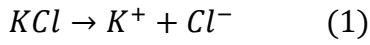
Exercice 6

$$R = \frac{U}{I} = \frac{1}{12 \times 10^{-3}} = 83.33 \Omega$$

$$G = \frac{1}{R} = \frac{1}{83.33} = 0.012 \Omega^{-1} = 0.012 \text{ S}$$

$$\text{La constante de la cellule } K = \frac{L}{S}$$

$$\sigma = K G = \frac{L}{S} G = \frac{1 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-4}} \times 0.012 = 1.2 \Omega^{-1} m^{-1} = 120 S cm^{-1}$$

Exercice 7

$$\sigma = \sum_{i=1}^N \lambda_i [C_i]$$

$$\sigma_1 = \lambda_{K^+} C_{K^+} + \lambda_{Cl^-} C_{Cl^-}$$

$$\sigma_1 = 7.35 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^3 + 7.63 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^3 = 36.75 + 38.15 = 74.9 S m^{-1}$$

$$\sigma_2 = \lambda_{Na^+} C_{Na^+} + \lambda_{Cl^-} C_{Cl^-}$$

$$\sigma_2 = 5.01 \times 10^{-3} \times 1.25 \times 10^3 + 7.63 \times 10^{-3} \times 1.25 \times 10^3 = 15.8 S m^{-1}$$

$$\sigma = \sum_{i=1}^N \sigma_i = \sigma_{1(\text{mélange})} + \sigma_{2(\text{mélange})} = [\lambda_{K^+} C_{K^+} + \lambda_{Cl^-} C_{Cl^-}] + [\lambda_{Na^+} C_{Na^+} + \lambda_{Cl^-} C_{Cl^-}]$$

$$\sigma = [7.35 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^3 + 7.63 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^3] \\ + [5.01 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^3 + 7.63 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^3]$$

$$\sigma = 14.98 + 12.64 = 27.62 S m^{-1}$$