

TD : Généralités sur Les Solutions

EXERCICE 1

1/ Fraction molaire totale des solutés dans la solution

$$N_{\text{glucose}} = \frac{m_g}{M_g} = \frac{12.5}{180} = 69.44 \text{ mmol}$$

$$N_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{1}{58.5} = 17.09 \text{ mmol}$$

$$N_{\text{KCl}} = \frac{0.5}{74.5} = 6.71 \text{ mmol}$$

Volume de la solution = Volume de l'eau = 250 ml
donc la masse de l'eau est 250g

$$N_{\text{eau}} = \frac{250}{18} = 13888 \text{ mmol}$$

Juste avant la dissociation des solutés

$$F_s = \frac{69.44 + 17.09 + 6.71}{13888 + 69.44 + 17.09 + 6.71} = \frac{93.24}{13981.24}$$

$$F_s = 0.66\%$$

2] $\frac{\text{masse du glucose}}{\text{masse de l'eau}} = \frac{12.5}{250} = 0.05 = 5\%$

3] Le nombre total d'osmoles dans la solution est :

- glucose $\rightarrow n_g = 69.44 \text{ mosmol}$

- NaCl $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $n_{\text{Na}^+} = 17.09 \text{ mosmol}$

$$n_{\text{Cl}^-} = 17.09 \text{ mosmol}$$

- KCl $\rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ $n_{\text{K}^+} = 6.71 \text{ mosmol}$

$$n_{\text{Cl}^-} = 6.71 \text{ mosmol}$$

$$N_T = 69.44 + (17.09 + 17.09) + (6.71 + 6.71)$$

$$N_T = 117.04 \text{ mosmol}$$

d'où l'osmolarité de la solution

$$w = \frac{117,04}{0,25(l)} = 468,16 \text{ mosmol/l}$$

L'osmolarité de la solution

$$w = \frac{117,04}{\text{masse du solvant}} = \frac{117,04}{0,25(kg)} = 468,16 \text{ mosmol/kg}$$

EXERCICE 2

1) Concentration pondérale de la solution en crée

$$C_p = \frac{g}{0,5} = 18 \text{ g/l}$$

La molarité

$$C_M = \frac{C_p}{M} = \frac{18}{60} = 0,3 \text{ mole/l}$$

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ l} \Rightarrow 1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

donc $C_M = 0,3 / 10^{-3} = 300 \text{ mol/m}^3$

$$\text{molarité} = \frac{\text{nombre de mole}}{\text{masse du solvant}} = \frac{0,15}{0,5} = 0,3 \text{ mol/kg}$$

2) pour un non électrolyte

$$\text{L'osmolarité} = \text{molarité} = 0,3 \text{ osmole/l}$$

3) $= 300 \text{ mosmole/l}$

pour une solution d'NaCl de concentration pondérale 18 g/l sa molarité est

$$C_M = \frac{18}{58,5} = 307,69 \text{ mmole/l}$$

donc l'osmolarité est :

$$w = [1 + \alpha(\nu - 1)] C_M$$

$\alpha = 1$ (dissociation totale)

$\nu = 2$ (2 ions Na^+ et Cl^-)

donc $w = 2 C_M = 2 \times 307,69 =$

$$w = 615,38 \text{ mosmole/l}$$

donc $w_{\text{NaCl}} \gg w_{\text{urée}}$.

EXERCICE 3

1] La solution est électriquement neutre

$$C_{\text{eq}}^+ = C_{\text{eq}}^-$$
$$(\text{Ca}^{++} \text{ et } \text{Na}^+) = (\text{Cl}^-)$$

$$120 + 10 = C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-)$$

$$C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) = 130 \text{ mEq/l}$$

L'ion chlore est monovalent (-1) donc sa concentration molaire est 130 mmole/l

2] dans cette solution il y a 3 ions Ca^{++} et Na^+ et Cl^- avec les concentrations molaires :

$$\rightarrow C_{\text{eq}}(\text{Ca}^{++}) = 120 \text{ mEq/l} \Rightarrow C_M(\text{Ca}^{++}) = \frac{120}{2} = 60$$

$$\rightarrow C_{\text{eq}}(\text{Na}^+) = 10 \text{ mEq/l} \Rightarrow C_M(\text{Na}^+) = \frac{10}{1} = 10 \text{ mmole/l}$$

$$\rightarrow C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) = 130 \text{ mEq/l} \Rightarrow C_M(\text{Cl}^-) = \frac{130}{1} = 130 \text{ mmole/l}$$

d'où l'osmolarité de la solution

$$w = 60 + 10 + 130 = 200 \text{ mosmole/l}$$

$$3) \quad C_M(\text{Ca}^{2+}) = 60 \text{ mmole/l}$$

$$C_M(\text{Na}^+) = 10 \text{ mmole/l}$$

$$C_M(\text{Cl}^-) = 130 \text{ mmole/l}$$

Le volume de la solution = 2l = V_{solvant}
(eau)

→ Le nombre de mole de chaque ion dans la solution est :

$$N_{\text{Ca}^{2+}} = C_M(\text{Ca}^{2+}) \cdot V_{\text{solution}} = 60 \times 2 = 120 \text{ mmole}$$

$$N_{\text{Na}^+} = C_M(\text{Na}^+) \cdot V_{\text{solution}} = 10 \times 2 = 20 \text{ mmole}$$

$$N_{\text{Cl}^-} = C_M(\text{Cl}^-) \cdot V_{\text{solution}} = 130 \times 2 = 260 \text{ mmole}$$

Le nombre de mole d'eau

$$n = \frac{2 \times 1000}{18} = 11111,11 \text{ mmole}$$

$$F_{\text{Cl}^-} = \frac{260}{11111,11 + 120 + 20 + 260} = \frac{260}{11151,11}$$

$$F_{\text{Cl}^-} = 0,23 \%$$

EXERCICE 4

$$C_p(\text{NaCl}) = 9 \text{ g/l}$$

1] La molarité et la molalité

$$\rightarrow C_M = \frac{C_p}{M} = \frac{9}{58,5} = 0,153 \text{ mole/l}$$

$$1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow C_M = 0,153 \text{ mole}/10^{-3} \text{ m}^3$$

$$C_M = 153 \text{ mole/m}^3$$

molalité

1 l de solution \approx 1 l de solvant

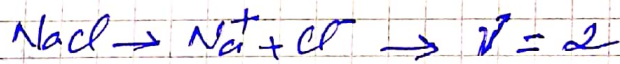
\rightarrow 1 kg de solvant

donc La molalité = 0,153 mole/kg

2] L'osmolarité de la solution

$$w = [1 + \alpha(v-1)] C_M$$

pour l'NaCl : totalement dissocié $\rightarrow \alpha = 1$



$$\text{donc } w = 2 C_M = 0,306 \text{ osmole/l}$$

$$= 306 \text{ osmole/m}^3$$

$$\text{et l'osmolalité} = 0,306 \text{ osmole/kg}$$

$$3] \frac{\text{masse d'NaCl}}{\text{masse de l'eau}} = \frac{9}{1000} = 0,009$$

$$= 0,9\%$$

EXERCICE 5

1) La solution (A) de Volume 100ml
contient 12g de Chlorure de Sodium

donc sa Concentration pondérale est :

$$C_{pA} = \frac{12}{0,1} = 120 \text{ g/l}$$

et sa Concentration molaire est

$$C_{mA} = \frac{C_p}{M} = 2,05 \text{ mole/l}$$

2) on prend un Volume $V_A = 10 \text{ ml}$
de la solution (A) et on ajoute de l'eau
pour obtenir une solution (B) de Volume $V_B = 150 \text{ ml}$

$$\text{donc } C_{p(B)} = \frac{N_B}{V_B} = \frac{V_A \cdot C_{pA}}{V_B} =$$

Le nombre mole N_B est le nombre de mole contenu
dans le Volume V_A

$$C_{pB} = \frac{(10) \times 120}{150} = 8 \text{ g/l}$$

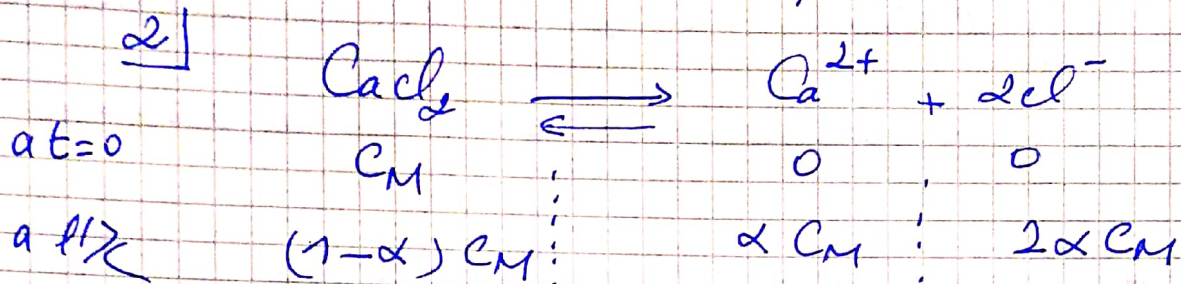
$$C_{mB} = 0,136 \text{ mole/l.}$$

EXERCICE 6

$$V = 200 \text{ ml}, \quad \alpha = 0,6$$

$$m = 11,1 \text{ g (CaCl}_2) \quad M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mole}$$

$$1] \quad C_M = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V} = \frac{\frac{11,1}{111}}{0,2} = 0,5 \text{ mole/l}$$



donc la molarité :

$$\rightarrow \text{du CaCl}_2 \text{ non dissocié} : (1-\alpha)C_M = (1-0,6) \times 0,5 = 0,2 \text{ mole/l}$$

$$\rightarrow \text{des ions Ca}^{2+} : \alpha C_M = 0,6 \times 0,5 = 0,3 \text{ mole/l}$$

$$\rightarrow \text{des ions Cl}^- : 2\alpha C_M = 2 \times 0,3 = 0,6 \text{ mole/l}$$

$$3] \quad C_{\text{eq}}(\text{Ca}^{2+}) = 2 \times \text{la concentration des ions Ca}^{2+} \\ = 2 \times 0,3 = 0,6 \text{ Eq/l}$$

$$C_{\text{eq}}(\text{solution}) = C_{\text{eq}}^+ + C_{\text{eq}}^-$$

solution électriquement neutre $C_{\text{eq}}^+ = C_{\text{eq}}^-$

$$C_{\text{eq}}(\text{solution}) = 2 C_{\text{eq}}^+ = 1,2 \text{ Eq/l}$$

EXERCICE 7

$$\rightarrow 0,6 \text{ g d'urée} \rightarrow n_u = \frac{0,6}{60} = 10 \text{ mmole}$$

$$\rightarrow 5,85 \text{ g d'NaCl} \rightarrow n_{\text{NaCl}} = \frac{5,85}{58,5} = 100 \text{ mmole}$$

$$\rightarrow 70 \text{ g d'albumine} \rightarrow n_A = \frac{70}{70000} = 1 \text{ mmole}$$

$$\rightarrow 30 \text{ g de globuline} \rightarrow n_G = \frac{30}{300000} = 0,1 \text{ mmole}$$

1] osmolarité de micro molécules
urée (Na⁺Cl⁻)

$$w_{\text{micro}} = \frac{10 + 2 \times 100}{1 \text{ kg}} =$$

$$w_{\text{micro}} = 210 \text{ mmol/kg}$$

2] osmolarité de macro molécules

$$w_{\text{macro}} = \frac{1 + 0,1}{1 \text{ kg}} = 1,1 \text{ mmol/kg}$$

l'osmolarité de la solution

$$w_T = w_{\text{micro}} + w_{\text{macro}}$$

$$= 210 + 1,1 = 211,1 \text{ mmol/kg}$$

$$\text{3] } \frac{w_{\text{macro}}}{w_T} = \frac{1,1}{211,1} = 0,52\%$$

donc l'osmolarité de macro molécules
représente 0,52% de l'osmolarité totale