

CAPSULE 1 – SOLUTIONS

Définitions

Solution	Mélange liquide homogène jusqu'au stade moléculaire (ex : ADN, sucre...)
Milieu biologique	Le solvant est de l'eau
Suspension	Etat dans lequel il existe, au sein d'une solution, des amas moléculaires , mais de taille et de masse si faibles qu'ils n'ont pas tendance à sédimenter (sang circulant => agitation circulation sanguine, argent...)
Etat colloïdal	Etat intermédiaire entre la solution et la suspension définit par des propriétés physico-chimiques communes aux suspensions de très fines particules et aux solutions de grosses macromolécules (ex : ADN)

Composition quantitative

Définition d'une mole	$n_{mol} = \frac{\text{Nombre de particules}}{N_a}$ avec $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ particules
Nombre de moles	$n_{tot} = n_{eau} + n_{solutés}$
Nombre d'osmoles	$n_{osm} = \nu \times n_{mol}$

Exemple du NaCl :

- Se dissocie en Na^+ et en Cl^- : 2 unités cinétiques, $\nu = 2$
- 1 mole de $\text{NaCl} \leftrightarrow$ **2 osmoles** (Na^+ et Cl^-)

Masse molaire	$n_{mol} = \frac{m}{M}$ $n_{osmol} = \nu \times \frac{m}{M}$
Fraction molaire (eau ou soluté i)	$f_{molaire} = \frac{n_{eau \text{ ou soluté } i}}{n_{tot}}$ $= \frac{n_{eau \text{ ou soluté } i}}{n_{eau} + n_{\text{tous les solutés}}}$
Fraction aqueuse	$\phi_{aq} = \frac{V_{eau}}{V_{solution}}$

NB : ne pas confondre fraction molaire d'eau et fraction aqueuse

Dans les milieux biologiques : **solvant = eau**, or $\rho_{eau} = 1 \text{ kg/m}^3$ donc $m_{eau} = V_{eau}$ (en valeur)

Concentrations

Grandeur	Volume de solution	Masse de solvant
Masse	Concentration massique/pondérale $C_m = \frac{m}{V_{\text{solution}}}$ $g/L = kg/m^3$	$\frac{m}{m_{\text{eau}}} = \frac{m}{V_{\text{eau}}}$ $kg/m_{\text{eau}}^3 = g/L_{\text{eau}}$
Nombre de moles	Molarité $C_r = \frac{n_{\text{mol}}}{V_{\text{solution}}}$ $mmol/L = mol/m^3$	Molalité $C_l = \frac{n_{\text{mol}}}{V_{\text{eau}}}$ $mmol/L_{\text{eau}} = mol/m_{\text{eau}}^3$
Nombre d'osmoles	Osmolarité $\omega_r = \frac{n_{\text{osmol}}}{V_{\text{solution}}}$ $mOsm/L = Osm/m^3$	Osmolalité $\omega_l = \frac{n_{\text{osmol}}}{V_{\text{eau}}}$ $mOsm/L_{\text{eau}} = Osm/m_{\text{eau}}^3$
Nombre de charges	Concentration équivalente molaire $C_{eq_r} = z \times C_r$ $mEq/L = Eq/m^3$	Concentration équivalente molaie $C_{eq_l} = z \times C_l$ $mEq/L_{\text{eau}} = Eq/m_{\text{eau}}^3$

NB : On admet que le volume occupé par les ions Na^+ et Cl^- dans la solution obtenue est négligeable ($\rho = 1005 \text{ kg/L}$).

NB : Les masses s'ajoutent mais pas les volumes (interactions solutés-solvant). Un calcul précis nécessite le volume ou la masse volumique de la solution obtenue.

Applications

- Déterminer la fraction aqueuse à partir des concentrations (et inversement)

$$\phi_{aq} = \frac{V_{\text{eau}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{n}{V_{\text{solution}}}}{\frac{n}{V_{\text{eau}}}} = \frac{C_r}{C_l} = \frac{\omega_r}{\omega_l}$$

- Déterminer la fraction molaire de l'eau à partir de l'osmolalité totale ou de l'osmolarité totale et de la fraction aqueuse

$$f_{\text{molaire}_{\text{eau}}} = \frac{n_{\text{eau}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{\frac{\rho_{\text{eau}} V_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}}}{\frac{\rho_{\text{eau}} V_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}} + n_{\text{solutés}}}$$

Or $\rho_{aq} = 1 \text{ kg/L}$ et $V_{eau} = \phi_{aq} V_{solution}$, donc :

$$f_{molaire_{eau}} = \frac{\frac{\phi_{aq} V_{solution}}{M_{eau}}}{\frac{\phi_{aq} V_{solution}}{M_{eau}} + \omega_r V_{solution}} = \frac{1}{1 + \frac{\omega_r M_{eau}}{\phi_{aq}}} = \frac{1}{1 + \omega_l M_{eau}}$$

ω_l/ω_r en osm. L^{-1}

M_{eau} en kg. mol^{-1}

- **Déterminer la concentration d'un ou plusieurs ions en solution**

Loi de l'électroneutralité en solution :

$$\sum c_{eq_{cations}} = \sum c_{eq_{anions}}$$

(1) On cherche la concentration d'un ion connaissant celles de tous les autres

Ex : on donne $[Na^+]$, $[Cl^-]$ et $[Ca^{2+}]$ et on cherche la concentration $[SO_4^{2-}]$

Selon la loi de l'électroneutralité, on pose et on résout :

$$\sum c_{eq_{cations}} = \sum c_{eq_{anions}} \Leftrightarrow 1 \times [Na^+] + 2 \times [Ca^{2+}] = 1 \times [Cl^-] + 2 \times [SO_4^{2-}]$$

(2) On cherche la concentration de deux ions sachant celles de tous les autres ainsi que l'osmolarité totale

Ex : on donne $[Na^+]$, $[Cl^-]$ et ω_r et on cherche la concentration $[Ca^{2+}]$ et $[SO_4^{2-}]$

On pose et on résout :

$$\begin{cases} 1 \times [Na^+] + 2 \times [Ca^{2+}] = 1 \times [Cl^-] + 2 \times [SO_4^{2-}] \\ [Na^+] + [Ca^{2+}] + [Cl^-] + [SO_4^{2-}] + [solutés \text{ non ionisés}] = \omega_r \end{cases}$$

(3) On cherche l'osmolarité totale connaissant toutes les valeurs de concentrations sauf une

Ex : on donne $[Na^+]$, $[Cl^-]$ et $[Ca^{2+}]$ mais pas $[SO_4^{2-}]$, on cherche ω_r

⇒ Même procédé que (2), on pose et on résout, seules les inconnues changent :

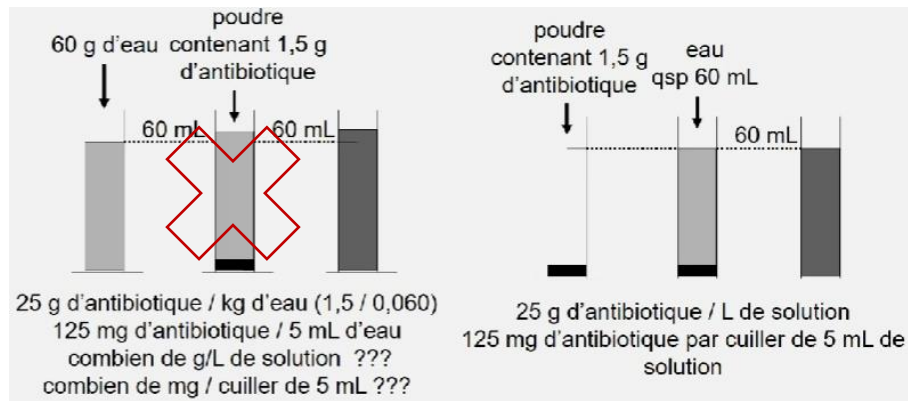
$$\begin{cases} 1 \times [Na^+] + 2 \times [Ca^{2+}] = 1 \times [Cl^-] + 2 \times [SO_4^{2-}] \\ [Na^+] + [Ca^{2+}] + [Cl^-] + [SO_4^{2-}] + [solutés \text{ non ionisés}] = \omega_r \end{cases}$$

NB : on peut appliquer le même raisonnement pour la concentration osmolaire ω_l

- **Préparer une solution**

Lorsque l'on prépare une solution, il est important de d'abord introduire la masse m de soluté, puis d'ajouter de l'eau pour obtenir un volume de solution V_{sol} défini. Ainsi nous sommes en connaissance de :

- La concentration massique m/V_{sol} ($\text{g/L}_{solution}$)
- La quantité de soluté par contenant d'un certain volume (cuillère, verre doseur etc.)



Qsp : quantité suffisante (d'eau) à ajouter pour atteindre le volume de solution indiqué

Plasma sanguin

Natrémie	135-145 mmol/L
Hémoglobinémie	Normalement nulle
Taux d'hémoglobine	120-160 g/L de sang soit 12-16% de sang
Concentration d'hémoglobine dans un GR	320-360 g/L

NB : le suffixe « émie » fait référence au plasma

NB : le taux n'est pas une concentration car le sang n'est pas une solution

Solutions diluées

Une solution est diluée si

- $f_{molaire_{eau}} > 99\%$
- Soit si $n_{osm_{solutés}} < 0,01 n_{osm_{eau}}$

La masse molaire de l'eau est $M_{eau} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol}$

- Donc dans 1 kg d'eau : $n_{osm_{eau}} = \frac{1}{18 \cdot 10^{-3}} = 56 \text{ Osm}$

Finalement une solution est diluée si

- $n_{osm_{soluté}} / \text{kg d'eau} < 0,01 \times 56 = 0,56 \text{ osm} = 560 \text{ mOsm/kg d'eau}$

$$\omega_l < 560 \text{ mOsm/kg d'eau}$$

Exemple : le plasma ($\omega_l = 311 \text{ mOsm/L}_{eau}$) est une solution diluée ainsi que l'intérieur des globules rouges ($\omega_l = 315 \text{ mOsm/L}_{eau}$)