

## CAPSULE 1 – SOLUTIONS

### Définitions

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

### Composition quantitative

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

#### Exemple du NaCl :

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

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

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

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

## Concentrations

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

NB : On admet que le volume occupé par les ions Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup> 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)

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

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

$$f_{molaire_{eau}} = \frac{n_{eau}}{n_{tot}} = \frac{\frac{\rho_{eau} V_{eau}}{M_{eau}}}{\frac{\rho_{eau} V_{eau}}{M_{eau}} + n_{solutés}}$$

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

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

$\omega_l/\omega_r$  en  $\text{osm. L}^{-1}$

$M_{eau}$  en  $\text{kg.mol}^{-1}$

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

Loi de l'électroneutralité en solution :

$$\sum C_{eqcations} = \sum C_{eqanions}$$

**(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 :

$$\sum C_{eqcations} = \sum C_{eqanions} \Leftrightarrow 1 \times [Na^+] + 2 \times [Ca^{2+}] = 1 \times [Cl^-] + 2 \times [SO_4^{2-}]$$

**(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  $\omega_r$  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  $\omega_r$

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

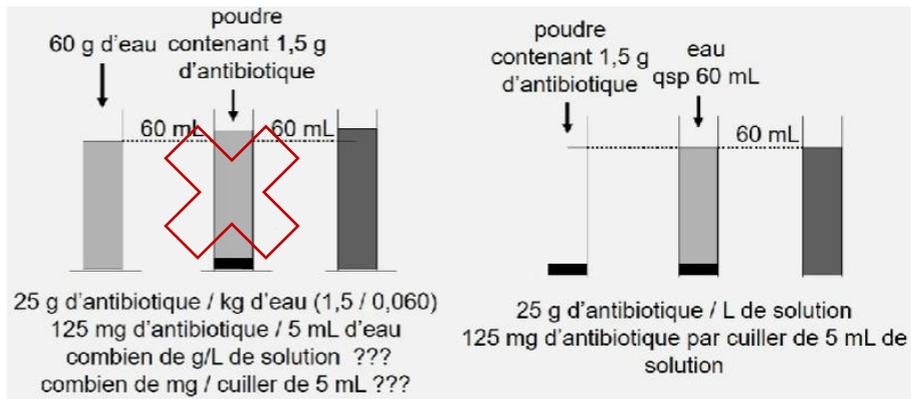
$$\begin{cases} 1 \times [Na^+] + 2 \times [Ca^{2+}] = 1 \times [Cl^-] + 2 \times [SO_4^{2-}] \\ [Na^+] + [Ca^{2+}] + [Cl^-] + [SO_4^{2-}] + [solutés \text{ non ionisés}] = \omega_r \end{cases}$$

**NB : on peut appliquer le même raisonnement pour la concentration osmolale  $\omega_l$**

- **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

<b>Natrémie</b>	135-145 mmol/L
<b>Hémoglobinémie</b>	Normalement nulle
<b>Taux d'hémoglobine</b>	120-160 g/L de sang soit 12-16% de sang
<b>Concentration d'hémoglobine dans un GR</b>	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  $n_{osm_{solutés}} < 0,01n_{osm_{eau}}$

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 ( $\omega_l = 315 \text{ mOsm/L}_{eau}$ )