

# CONCENTRATIONS DES SOLUTIONS

## I. LES SOLUTIONS

Une **solution** est un **mélange liquide** dans lequel il y a au moins deux espèces différentes. Il y en a une qui prédomine sur les autres, c'est le **solvant**. Les autres sont le(s) **soluté(s)**.

Par exemple : une solution de NaCl dans de l'eau, on peut voir une majorité de molécules d'eau et quelques ions Na<sup>+</sup> ou Cl<sup>-</sup>.

L'eau est le solvant et NaCl le soluté.

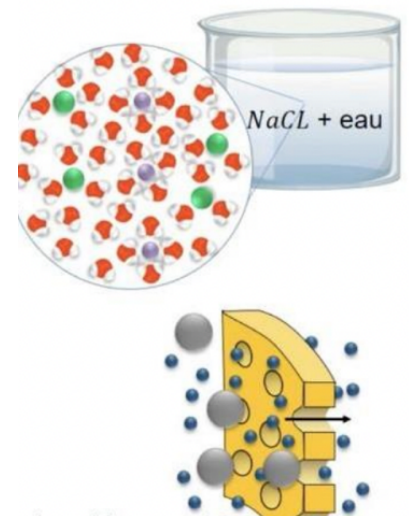
En biologie, le solvant majoritaire est l'eau.

- ♥ **Une solution** : est un mélange homogène même au niveau moléculaire : c'est-à-dire que les composants de cette solution moléculairement restent bien mélangés. Les composants sont des petites molécules (<1000 atomes et diamètre <1 nm) ou des ions. Ces solutions :

- **ne sédimentent pas**, quel que soit la situation, les molécules restent mélangées.
- **peuvent dialyser**.

- ♥ **Une suspension** : ce n'est pas au sens strict une solution puisque c'est un **mélange de grosses molécules**/ de cellules. Les solutés (ces grosses molécules) :

- **peuvent sédimenter** : se déposer au fond → soit par spontanément, soit par ultracentrifugation.
- **ne peuvent pas dialyser** : franchissement d'une membrane synthétique avec des pores (trous) pour que les petites molécules la traversent (dialyse) alors que les grosses ne pourront pas (ne dialyse pas).



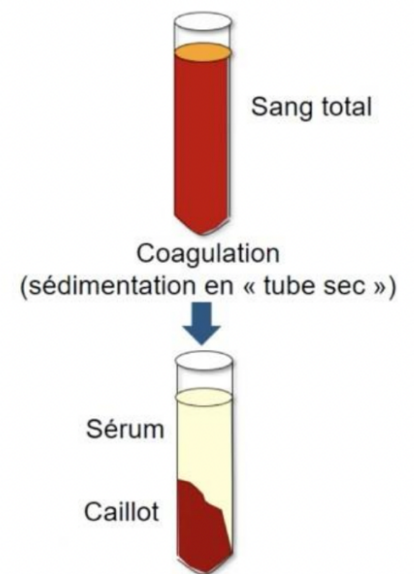
Exemple du sang :

**Le sang total** est une **suspension** car il contient des grosses molécules, des cellules et des sels minéraux.

Si on laisse le sang sédimer dans un tube sec, on le laisse coaguler. Au bout d'un certain temps, on voit un caillot au fond et au-dessus un liquide qui est une **solution vraie** qui s'appelle le **sérum**, solution aqueuse de micromolécules (sels minéraux par exemple). Donc ici la solution c'est le sérum et le sang total la suspension.

Si on avait laissé sédimenter le sang total avec un anticoagulant, on aurait au fond un culot (une solution de cellules) et au-dessus le plasma.

**Plasma** = **sérum** + **facteurs de coagulation** et **fibrinogène** (grosse molécule). **Le plasma est une suspension.**



## II. LES CONCENTRATIONS

### A. GÉNÉRALITÉS

On a besoin de connaître la disponibilité des solutés vis-à-vis des réactions chimiques qui peuvent se produire dans cette solution.

Dans une **solution réelle**, cette disponibilité dépend :

- Du nombre de moles de solutés (plus il y en a, plus la réaction peut se rendre possible)
- Des énergies de liaisons entre les molécules (interactions soluté-soluté, soluté-solvant, solvant- solvant).

→ **Difficile à modéliser**

En pratique on se place dans une **solution idéale**.

Une solution idéale est suffisamment diluée pour qu'on puisse neutraliser la plupart des interactions entre les molécules et que seules persistent les interactions des molécules de solvant entre elles, et non pas celles du soluté.

Dans ces conditions la disponibilité du soluté est exprimée par sa **concentration**. Si on parle de concentration, ça veut dire qu'on se rapporte à une solution idéale de manière implicite.

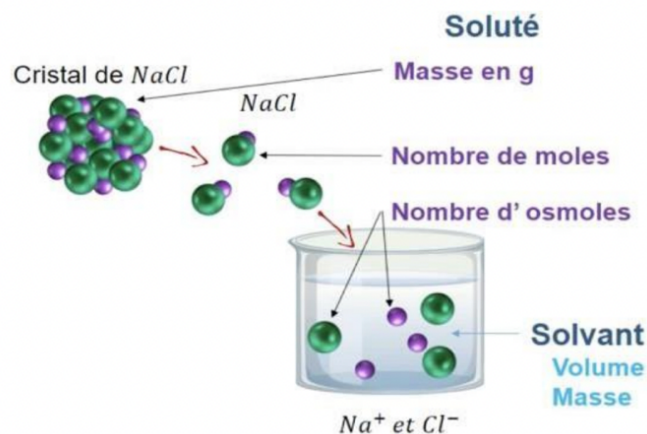
## Comment exprimer la concentration d'une solution ?

### Exemple :

On veut fabriquer une solution aqueuse de NaCl. On prend un cristal de NaCl. Une fois en solution, il va y avoir des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

- Pour exprimer la quantité de soluté on a donc 3 possibilités, on peut exprimer :

- La **masse de sel** qu'on va mettre dans cette solution ;
- Le nombre de **moles** ;
- Le nombre d'**osmoles** dissoutes.



- Concernant le solvant (ici l'eau), on peut mesurer :

- Soit son **volume**,
- Soit sa **masse**.

L'expression des concentrations va être la combinaison de l'expression du soluté (en masse, en nombre de moles ou en osmoles) **par rapport au solvant** (en volume ou en masse).

Il y a une série de combinaisons possibles, 6 au total (voir tableau partie E).

## B. CONCENTRATIONS PONDÉRALES

### ON EXPRIME LA MASSE DE SOLUTÉ :

- 1) Par rapport au **volume** du solvant :

Concentration volumique  $c$  :

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{v_{\text{solution}}} \quad \text{g.L}^{-1}$$

Labels in the diagram:   
 - A red box labeled 'g.L<sup>-1</sup>' points to the unit of the concentration  $c$ .   
 - A green box labeled 'En g' points to the numerator  $m_{\text{soluté}}$ .   
 - A blue box labeled 'En L' points to the denominator  $v_{\text{solution}}$ .

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse :  $c = 9\text{g.L}^{-1}$

2) Par rapport à la masse de la solution :

Concentration massique (=titre) :

$$\tau = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}}}$$

Diagramme d'annotation :  
 - Une boîte rouge contenant « % » a une flèche rouge pointant vers le symbole  $\tau$ .  
 - Une boîte verte contenant « En g » a deux flèches vertes : l'une pointant vers  $m_{\text{soluté}}$  et l'autre vers  $m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}}$ .

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse :

$$\tau = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}}} = \frac{9}{1000} = \frac{9}{9+991} = 0,9\%$$

Diagramme d'annotation :  
 - Une boîte rose contenant « NaCl » a une flèche rose pointant vers le 9 du numérateur.  
 - Une boîte bleue contenant « Eau » a une flèche bleue pointant vers le 991 du dénominateur.

La masse du soluté et d'eau est bien 1000g car on a 1L de solution, mais il faut réaliser que dans la solution, il y a 9g de NaCl et donc 991g d'eau.

La solution de NaCl à 0,9 % est souvent utilisée en médecine.

## C. CONCENTRATIONS MOLAIRES

ON NE COMPTE PLUS LA MASSE MAIS LE NOMBRE DE MOLES QUI CONSTITUE LE SOLVANT, ON LES EXPRIME :

1) Par rapport à un volume de solution :Concentration volumique (molarité) :  $C^M$ 

$$C^M = \frac{n}{V}$$

Diagramme d'annotation :  
 - Une boîte rouge contenant « En mol.L<sup>-1</sup> » a une flèche rouge pointant vers le symbole  $C^M$ .  
 - Une boîte verte contenant « En mol » a une flèche verte pointant vers  $n$ .  
 - Une boîte bleue contenant « En L » a une flèche bleue pointant vers  $V$ .

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse

$$M_{\text{Na}} = 24 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{Cl}} = 36 \text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow M_{\text{NaCl}} = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n = 9/60 = 0,15 \text{ mol} \Rightarrow C^M = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Par rapport à la masse de la solution :Concentration massique (molalité) :  $C^m$ 

$$C^m = \frac{n}{m_{eau}}$$

En mol.kg<sup>-1</sup> (red box)      En mol (green box)      En kg (blue box)

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse

$$C^m = 0,15 / m_{eau}$$

$$m_{eau} = 1000 - 9 = 991 \text{ g} \Rightarrow C^m = 0,15 / 0,991 \cong 0,15 \text{ mol.kg}^{-1}$$

## D. CONCENTRATIONS OSMOLAIRES

IL S'AGIT DE SAVOIR COMBIEN ON A D'OSMOLES DANS LA SOLUTION :1) Par rapport à un volume :Concentration volumique (osmolarité) :  $C^o$ 

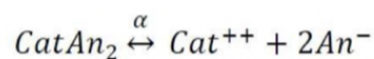
$$C^o = \frac{n_{osm}}{V} = iC^M$$

En osmol.L<sup>1</sup> (red box)      En osmol (green box)      En L (blue box)

 $i$  = **facteur de Van't Hoff**, exprime le nombre de particules présentes.

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

Facteur de Van't Hoff (red box)      Nbr d'espèce dissocié (green box)      Taux de dissociation (blue box)

Ex : 9 g de NaCl ( $\alpha = 1$ ) dans 1 L de solution aqueuse (*tjrs pareil*) :

$$i = 1 + 1(2 - 1) = 2$$

$$C^M = 0,15 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow C^o = iC^M = 2 \times 0,15 = 0,30 \text{ osmol.L}^{-1}$$

2) Par rapport à la masse :Concentration massique (osmolalité) :  $C^o$ 

$$C^o = \frac{n_{osm}}{m_{eau}} = iC^m$$

Diagram illustrating the units for the formula  $C^o = \frac{n_{osm}}{m_{eau}} = iC^m$ :

- $n_{osm}$  is labeled "En mol" (in a green box).
- $m_{eau}$  is labeled "En kg" (in a blue box).
- The result  $C^o$  is labeled "En osmol.kg<sup>-1</sup>" (in a red box).

Ex : (attention vous êtes pas prêt...) 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse :

$$C^o = iC^m = 2 \times 0,15 = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1}$$

## E. TABLEAU RÉCAP DES CONCENTRATIONS

Soluté	Solvant			
	Concentrations <b>volumiques</b>		Concentrations <b>massiques</b>	
<b>Masse</b>	C <sup>tion</sup> pondérale	$c = \frac{m}{V} \text{ g.L}^{-1}$	Titre	$\tau = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{soluté}} + m_{\text{eau}}} \%$
<b>Moles</b>	Molarité	$C^M = \frac{n}{V} \text{ mol.L}^{-1}$	Molalité	$C^m = \frac{n}{m_{\text{eau}}} \text{ mol.kg}^{-1}$
<b>Osmoles</b>	Osmolarité	$C^O = \frac{n_{osm}}{V} \text{ osmol.L}^{-1}$	Osmolalité	$C^o = \frac{n_{osm}}{m_{\text{eau}}} \text{ osmol.kg}^{-1}$

Bon courage à tous !!! Entraînez-vous bien avec ces formules, il y'en a au moins une qui tombe chaque année !