

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^+ ou Cl^- .
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.

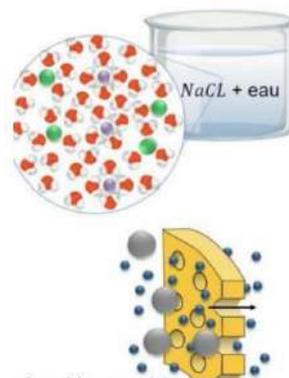
Ces solutions :

- ne sédimentent pas, quelle 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 voire de cellules. Dans ces conditions, les solutés (grosses molécules / cellules) :

- peuvent sédimenter : se déposent au fond → soit spontanément, soit par ultracentrifugation.
- ne peuvent pas dialyser (à la différence des solutions) : franchissement d'une membrane synthétique avec des pores relativement petits (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.

Ce n'est pas une solution, car il contient des grosses molécules, des cellules et des sels minéraux, beaucoup de choses...

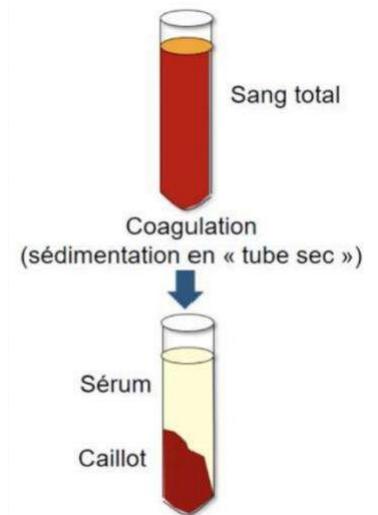
Si on laisse le sang sédimenter dans un tube sec, on laisse coaguler spontanément. Au bout d'un certain temps, on voit qu'au fond du tube il y a un caillot formé (masse visqueuse composée principalement d'une protéine, la fibrine) et au-dessus un liquide qui est une solution vraie. En effet, il s'agit du sérum, solution aqueuse de micromolécules (sels minéraux par exemple).

Donc ici la solution est le sérum et le sang total est la suspension.

Si on avait laissé sédimenter le sang total mais cette fois ci avec un anticoagulant on aurait une séparation différente avec au fond la formation d'un culot qui est une solution de cellules et au-dessus le plasma.

Le plasma c'est le sérum + des facteurs de coagulation et du fibrinogène qui sont des grosses molécules

Donc le plasma, n'est pas véritablement une solution, c'est une suspension.



II. Les concentrations

A. Généralités

Pourquoi connaître la concentration ?

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)

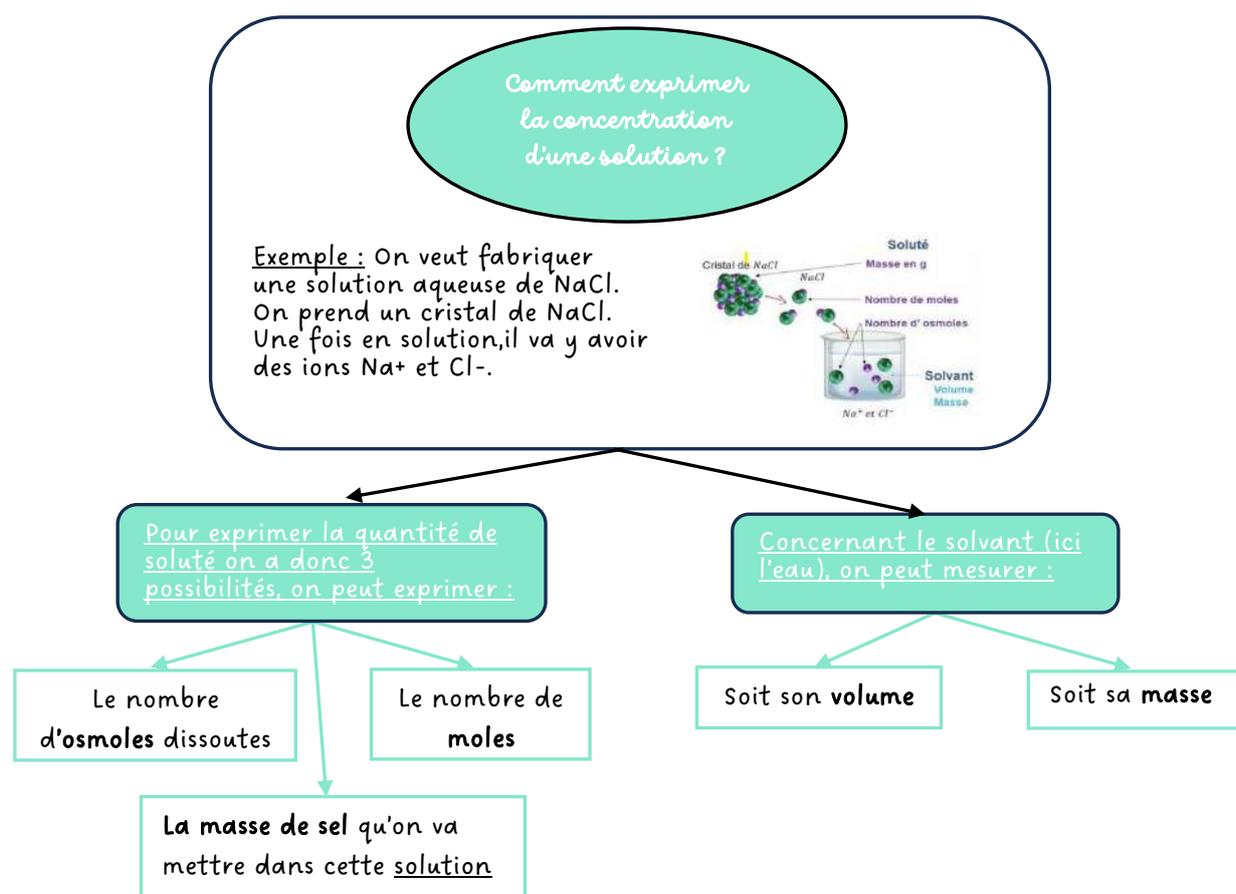
Des énergies de liaisons entre les molécules (interactions soluté-soluté, soluté-solvant, solvant-solvant). Donc des interactions relativement complexes.

→ Difficile à modéliser

C'est pourquoi, en pratique on se place dans une **solution dite 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 pleinement exprimée par sa **concentration**. Si on parle de concentration, ça veut dire qu'on se rapporte à une solution idéale de manière souvent implicite.



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 du soluté :

1. Par rapport au volume du solvant

Concentration volumique c :

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

En g.L⁻¹ (pointing to the denominator)
En g (pointing to the numerator)

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

2. Par rapport à la masse de la solution

Concentration massique (=titre) :

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

% (pointing to the result)
En g (pointing to the numerator)

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

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

NaCl (pointing to 9) Eau (pointing to 991)

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, donc ce sont les concentrations molaires, on les exprime :

1. Par rapport à un volume de solution

Concentration volumique (molarité) :

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

En mol.L⁻¹ (pointing to the result)
En mol (pointing to the numerator)
En L (pointing to the denominator)

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse $M_{\text{Na}} = 24 \text{ g.mol}^{-1}$ 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

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

En mol (pointing to n)
En $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ (pointing to C^m)
En kg (pointing to m_{eau})

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

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

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

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

En osmol (pointing to n_{osm})
En $\text{osmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (pointing to C^o)
En L (pointing to V)

i = facteur de Van't Hoff exprime le nombre de particules présentes

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

Facteur de Van't Hoff (pointing to i)
Taux de dissociation (pointing to α)
Nombre d'espèce dissocié (pointing to v)

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



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

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

2. Par rapport à la masse de la solution

Concentration massique (osmolalité) : C^o

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

En osmol (pointing to n_{osm})
En $\text{osmol} \cdot \text{kg}^{-1}$ (pointing to C^o)
En kg (pointing to m_{eau})

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

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

E. Tableau récapitulatif des concentrations +++

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

III. Conclusion

Exercice en guise de conclusion :

Quelle est l'osmolarité (en miliosmoles.L⁻¹) d'une solution de glucose (C₆H₁₂O₆) à 5% dans laquelle on ajoute 2 g.L⁻¹ de NaCl ; 1,5 g.L⁻¹ de KCl et 1 g.L⁻¹ de CaCl₂ ?

On donne les masses atomiques (en g.mol⁻¹) M_C = 12 ; M_H = 1 ; M_O = 16 ; M_{Na} = 24 ; M_{Cl} = 36 ; M_K = 39 ; M_{Ca} = 40 et les coefficients de dissociation α_{NaCl} = 1 ; α_{KCl} = 0,9 ; α_{CaCl₂} = 0,85 ; α_{Glucose} = 0.

On cherche l'osmolarité C^o de chacune de ces molécules individuellement :

- Glucose : τ = 5% = $\frac{50}{1000}$ → 50 g.L⁻¹ ; M_{Glucose} = 6x12 + 12x1 + 6x16 = 180 g.mol⁻¹

$$C^M = \frac{50}{180} = 0,28 \text{ mol.L}^{-1}; C^o = iC^M = C^M; C^o = 280 \text{ mosmol.L}^{-1}$$

iC^M = C^M car le glucose n'est pas dissocié

- NaCl : C^M = $\frac{2}{24+36} = 33,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; C^o = iC^M; i = 1 + 1(2-1) = 2 ; C^o = 67 mosmol.L⁻¹

i = 1 + α(v-1), et v = 2 car le NaCl va donner deux espèces

- KCl : C^M = $\frac{1,5}{39+36} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; C^o = iC^M; i = 1 + 0,9(2-1) = 1,9 ; C^o = 38 mosmol.L⁻¹

- CaCl₂ : C^M = $\frac{1}{40+36+36} = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; C^o = iC^M; i = 1 + 0,85(3-1) = 2,7 ; C^o = 24 mosmol.L⁻¹

Dans le cas du CaCl₂, il y a 3 espèces dissoutes car CaCl₂ se dissocie en Ca²⁺ + 2Cl⁻ donc v = 3

Maintenant qu'on a toutes les osmoles liées à chaque espèce constituant la solution, on va les ajouter pour avoir l'osmolarité totale.

$$\text{Total : } 280 + 67 + 38 + 24 = 409 \text{ mosmol.L}^{-1}$$

