



Concentration



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 les **solutés**.

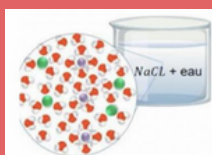
Exemple : une **solution de NaCl** dans de l'eau, on peut voir une majorité de molécules d'eau et quelques ions Na^+ ou Cl^- . L'eau est le solvant et NaCl le soluté. En biologie, le solvant majoritaire est l'eau.

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** (moins de 1000 atomes et diamètre < 1 nm) ou des ions.

→ **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 sédimer** : dépôt au fond spontanément ou par ultracentrifugation.

→ **Ne peuvent pas dialyser**



La dialyse = 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).

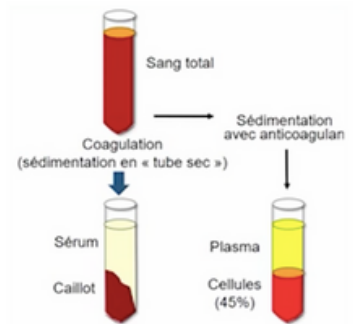
Exemple du sang : Le **sang total** est une **suspension**. Ce n'est pas une solution, car il contient des grosses molécules, des cellules et des sels minéraux, beaucoup de choses... Si on laisse le sang sédimenter dans un tube sec, on le laisse coaguler spontanément.

Au bout d'un certain temps, on voit qu'au fond du tube il y a un caillot formé et au-dessus un liquide qui est une **solution vraie** qu'on appelle le **sérum** (solution aqueuse de micromolécules, par exemple les sels minéraux).

Donc ici, la solution = le sérum
Le sang total = la suspension

Si on avait laissé sédimenter le sang total mais 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 avec des facteurs de coagulation et du fibrinogène qui sont des grosses molécules. Donc le plasma, n'est pas véritablement une solution, mais une suspension.



II - LES CONCENTRATIONS

A. GENERALITES

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 donc plus il y en a, plus la réaction peut se rendre possible.

→ Les **interactions/énergies de liaisons** entre les molécules =

Interactions soluté - soluté

Soluté - solvant

Solvant - solvant

Donc des interactions relativement complexes.

C'est 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.

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 Na⁺ et Cl⁻.

Pour exprimer la quantité de **soluté**, on peut utiliser 3 possibilités :

- o La masse de sel dans cette solution,
- o Le nombre de moles,
- o Le nombre d'osmoles.

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

- o Soit sa masse
- o Soit son volume

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

B. CONCENTRATIONS PONDERALES

On exprime la masse du soluté :

1) Par rapport au volume du solvant donc la **concentration volumique (c)** :

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

m en g, c en g.L⁻¹ et V en L

Ex : 9g de NaCl dans 1L de solution aqueuse : c = 9 g.L⁻¹

2) Par rapport à la masse de la solution, c'est la **concentration massique** ou **titre** :

t en % et les masses (m) en g

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

τ en % et les masses (m) en g

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 ↑ Eau

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 constituent **le solvant**, donc ce sont **les concentrations molaires**, on les exprime :

1) Par rapport à un volume de solution, **la concentration volumique (molarité)** :

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

C^M en mol.L⁻¹, n en mol et V en L

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

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

Comme $n = m/M = 9/60 = 0,15 \text{ mol}$

Enfin, $CM = 0,15/1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$

2) Par rapport à la masse de la solution, **la concentration massique (molalité) C^m** :

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

C^m en mol.kg⁻¹, n en mol et m en kg

Ex : 9 g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse : $C^m = 0,15 / m_{eau}$

D. CONCENTRATIONS OSMOLAIRES

Il s'agit de savoir **combien on a d'osmoles** dans la solution.

1) Par rapport à un volume, la concentration volumique (osmolarité) C° :

$$C^\circ = \frac{n_{osm}}{V} = i \times C^M$$

C° en osmol.L⁻¹, n_{osm} en osmol et V en L

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

$$i = 1 + a(n - 1)$$

i est un facteur, a est le taux de dissociation et n est le nombre d'espèce dissocié

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

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

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

2) Par rapport à la masse de la solution, la concentration massique (osmolalité) C^0 :

$$C^0 = \frac{n_{osm}}{m_{eau}} = i \times C^m$$

C^0 en osmol.kg⁻¹, n est en osmol et m en kg

Ex : 9g de NaCl dans 1 L de solution aqueuse : $C^0 = i \times C^m = 2 \times 0,15 = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1}$

E. TABLEAU RECAPITULATIF DES CONCENTRATIONS

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

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) :

MC = 12 ; MH = 1 ; MO = 16 ; MNa = 24 ; MCl = 36 ; MK = 39 ; MCa = 40

Et les coefficients de dissociation :

a_{NaCl} = 1 ; a_{KCl} = 0,9 ; a_{CaCl₂} = 0,85 ; a_{Glu} = 0

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

$$\text{o Glucose : } \tau = 5\% = \frac{50}{1000} = 50 \text{ g. L}^{-1}$$

$$\text{MGlu} = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{CM} = \frac{50}{180} = 0,28 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{C}^\circ = i \times \text{CM} = \text{CM}$$

$$\text{C}^\circ = \mathbf{280 \text{ mosmol.L}^{-1}}$$

i x CM = CM car le glucose n'est pas dissocié donc i = 1

$$\text{o NaCl : } \text{CM} = \frac{2}{24+36} = 33,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{C}^\circ = i \times \text{CM avec } i = 1 + 1 \times (2-1) = 2$$

$$\text{C}^\circ = \mathbf{67 \text{ mosmol.L}^{-1}}$$

i = 1 + a x (n-1), et n = 2 car le NaCl se dissocie en deux espèces (Na + Cl)

$$\text{o KCl : } \text{CM} = \frac{1,5}{39+36} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{C}^\circ = i \times \text{CM avec } i = 1 + 0,9 \times (2-1) = 1,9$$

$$\text{C}^\circ = \mathbf{38 \text{ mosmol.L}^{-1}}$$

KCl se dissocie en deux espèces (K + Cl) donc n = 2

$$\text{o CaCl}_2 : \text{CM} = \frac{1}{40+36+36} = 8,93 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{C}^\circ = i \times \text{CM avec } i = 1 + 0,85 \times (3-1) = 2,7$$

$$\text{C}^\circ = \mathbf{24 \text{ mosmol.L}^{-1}}$$

Il y a 3 espèces dissoutes car CaCl₂ se dissocie en Ca²⁺ + Cl⁻ + Cl⁻ 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 :

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

Le tutorat est un service gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.