

# BIOPHYSIQUE DES SOLUTIONS



# Les solutions

## I. Définitions

❖ **Solution**= Mélange homogène en une seule phase d'au moins deux substances chimiques.

Le constituant majoritaire est appelé solvant.

Les autres constituants sont appelés solutés

Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux.

Si le solvant est l'eau la solution est dite aqueuse.

❖ **Suspension**= Mélange hétérogène en deux phases ; phase dispersante contenant la phase dispersée

❖ **Solution idéale**

La présence du soluté ne modifie pas les forces intermoléculaires du solvant déjà existantes.

Les forces intermoléculaires (solvant-solvant, solvant-soluté, soluté-soluté) sont d'intensités égales.

Une solution idéale est une solution dans laquelle les forces intermoléculaires sont égales, ce qui est le cas des solutions aqueuses diluées.

❖ **Solution réelle**

❖ La présence du soluté modifie les forces intermoléculaires du solvant déjà existantes.

❖ prise en compte des énergies de liaison, de l'agitation thermique, des liaisons intermoléculaires.

❖ **Solution concentrée**

La masse (ou le volume) du soluté n'est pas négligeable devant la masse du solvant.

❖ **Solution diluée**

La masse (ou le volume) du soluté est faible devant celle(celui) du solvant.

## II Classification des solutions

### A) Selon la taille des particules du soluté

1- Les solutions micromoléculaires(Les cristalloïdes).

Caractéristiques du soluté :

- Quelques dizaines d'atomes.
- Molécules de petites tailles.
- Visibles au microscope électronique.

Ex : glucose, urée NaCl

## 2- les solutions macromoléculaires

Caractéristiques du soluté :

- Particules de grande taille.
- Entre  $10^3$  et  $10^9$  atomes.
- Masses molaire entre  $5 \cdot 10^3$  g et.  $10^4$  g
- Visibles au microscope optique.
- Certaines membranes leur sont imperméables.

Ex : les protéines

## 3- les solutions colloïdes (colloïdales).

Ce ne sont pas de vraies solutions (intermédiaires entre une vraie solution et une suspension).

Caractéristiques du soluté :

- Grosses molécules.

Ex : le sang

### B) Selon la charge

Selon que les particules du corps dissous :sont électriquement neutres ou chargées.

- solution neutre(soluté composé de molécules neutres).ex : urée, glucose
- solution électrolyte(soluté composé d'ions).ex :NaCl

## III. Définitions des différentes concentrations

### 1- Concentration massique ou pondérale ( $C_p$ )

$$C_p = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}}$$

$$C_p = \frac{m}{v} \text{ (g/l)}$$

### 2- Concentration molaire (Molarité) ( $C_M$ )

$$C_M = \frac{\text{nombre de moles soluté}}{\text{volume de la solution}}$$

$$C_M = \frac{N}{v} \text{ (mole/l)}$$

## Remarque

- Une solution est dite : molaire pour  $C_M = 1 \text{ mol.l}^{-1}$ ; décimolaire pour  $C_M = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ ;
- Millimolaire lorsque  $C_M = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

## Remarque

$$C_M = \frac{N}{V} \implies C_P = \frac{m}{V} \quad m = NM \implies C_P = \frac{N \cdot M}{V} \implies M = \frac{C_P}{C_M}$$

$$C_P = M \cdot C_M$$

## 3- Concentration molale (Molalité) ( $C_m$ )

$$C_m = \frac{\text{nombre de moles soluté}}{\text{masse du solvant}}$$

$$C_m = \frac{N}{mo} (\text{mole/kg})$$

## 4- Fraction molaire (f)

Soit une solution (solvant=A, soluté=B).

$N_A$ =Nombre de moles du solvant.

$N_B$ =Nombre de moles du soluté.

La fraction molaire du soluté est donnée par :

$$f_A = \frac{N_A}{N_A + N_B}$$

La fraction molaire du solvant est donnée par :

$$f_B = \frac{N_B}{N_A + N_B}$$

Remarque  $f_A + f_B = 1 (100\%)$

## 5- Dissociation électrolytique

	AB	$\longrightarrow$	A	+	B
A t=0	N		0		0
A t qq	N - Nd		NA		NB

$$\alpha = \frac{N_d}{N}$$

N=nombre initial de moles.

Nd= nombre de moles dissociées.

$\alpha$  = taux de dissociation.

$$0 < \alpha < 1$$

Electrolyte fort  $\alpha = 1$

Soluté neutre  $\alpha = 0$

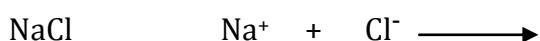
On exprime le nombre de toutes les particules (molécules et ions) appelées osmoles ; présentes dans la solution.

$$N_{os} = (N - N_d) + (N_A + N_B)$$

$(N - N_d)$ =nombre de molécules non dissociées

$(N_A + N_B)$  =nombre d'ions formés

Exemple1 :



Le nombre d'ions donnés par une seule molécule dissociée est  $v = 2$

Pour Nd moles dissociées le nombre de moles d'ions formés est  $(N_A + N_B) = 2N_d$

Exemple2 :



Le nombre d'ions donnés par une seule molécule dissociée est  $v = 3$

Pour Nd moles dissociées le nombre de moles d'ions formés est  $(N_A + N_B) = 3.N_d$

Conclusion :

Dans le cas général le nombre de moles d'ions formés est donné par  $(N_A + N_B) = v N_d$

$v$  = le nombre d'ions formées par molécule dissociées

Le nombre d'osmoles est :

$N_{os} = \text{nombre de molécules} + \text{nombre d'ions}$

$$N_{os} = (N - N_d) + (N_A + N_B)$$

$$N_{os} = N - N_d + v N_d$$

$$\alpha = \frac{N_d}{N} \longrightarrow N_d = \alpha N$$

$$N_{os} = N - \alpha N + v \alpha N$$

$$\therefore N_{os} = N (1 - \alpha + v \alpha)$$

$$N_{os} = N ((1 + \alpha(v - 1)))$$

$$\text{On pose } i = 1 + \alpha(v - 1)$$

$$N_{os} = i \times N$$

i= coefficient de dissociation (coefficient de VAN'T HOFF).

## 6- Concentration ionique (Ionarité)

$$C_i = \frac{\text{nombres d'ions}}{\text{volume de la solution}}$$

$$C_i = v \alpha C_M$$

$$C_i = \text{iongramme/Litre} \quad C_i = \text{iong/l}$$

## 7- Concentration Osmolaire

$$C_M^o = \frac{\text{nombres osmoles}}{\text{volume de la solution}}$$

$$C_M^o = \frac{iN}{V}$$

$$C_M^o = i \cdot C_M$$

$$C_M^o = \frac{\text{osmoles}}{l}$$

## 8- Concentration Osmolale

$$C_m^o = \frac{\text{nombres osmoles}}{\text{masse du solvant}}$$

$$C_m^o = l \cdot C_m$$

$$C_m^o = \frac{osmoles}{kg}$$

### 9- Pourcentage en masse par masse (titre)

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{masse de la solution}} \times 100$$

### 10- Pourcentage en masse par volume

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}} \times 100$$

### 11- Pourcentage en volume par volume

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{volume du soluté}}{\text{volume de la solution}} \times 100$$

### 12- L'Equivalent gramme

L'équivalent (Eq) est la quantité de charges transportées par un ion-gramme (une mole d'ions).

$$1\text{Eq} = N \times e^- \longrightarrow 1\text{Eq} = 6.023 \times 10^{23} \times 1.6 \times 10^{-19} \longrightarrow 1\text{Eq} = 96500 \text{ C (Coulomb).}$$

Exemple:

1 mole de  $Na^+$  (23g de  $Na^{++}$ ) transporte  $1N \times e^- = 1\text{Eq}$ .

1 mole de  $Ca^{+2}$  (40g de  $Ca^{+2}$ ) transporte  $2N \times e^- = 2\text{ Eq}$  donc 0.5 mole de  $Ca^{+2}$  transporte 1Eq

1 mole de  $Al^{3+}$  (27g de  $Al^{3+}$ ) transporte  $3N \times e^- = 3\text{ Eq}$  donc  $1/3$  mole de  $Ca^{+2}$  transporte 1Eq

### 13- Concentration équivalente(La normalité)

$$Ceq = \frac{\text{nombre d'équivalents}}{\text{volume de la solution}}$$

$$Ceq = \frac{N \text{ equi}}{v} \quad (\frac{Eq}{l})$$

$$C_{eq} = |Z| C_{ion}$$

Z=valence de l'ion

$C_{ion}$ =concentration de l'ion.

Calculer la concentration équivalente de 14,2 g de cristaux de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Dissous dans 0,5 litre d'eau.

(On donne  $\alpha=1$ )



A t = 0

$$C_M \dots \dots \dots 0 \dots \dots 0$$

. A t final      0 \dots \dots 2C\_M \dots \dots C\_M

$$C_M = N/V$$

$$C_M = \frac{m}{M}/V$$

$$C_M = \frac{14,2}{142}/0,5$$

$$C_M = 0,2 \text{ mol/l}$$

$$C_{eq} = |Z| C_{ion}$$

Pour l'ion  $\text{Na}^+$     Z= 1     $C_{ion} = 2 C_M$      $C_{eq} = 1 \cdot 0,4$      $C_{eq} = 0,4 \text{ Eq/l}$

Pour l'ion  $\text{SO}_4^{2-}$     Z= - 2     $C_{ion} = C_M$      $C_{eq} = 2 \cdot 0,2$      $C_{eq} = 0,4 \text{ Eq/l}$

REMARQUE : Ceq est calculée pour un seul ion.

2<sup>o</sup> méthode

Soit un électrolytique  $\text{AnBm}$  dont le taux de dissociation est  $\alpha$ , dissous dans un solvant. Connaissant sa concentration molaire  $C_M$ , calculer sa concentration équivalente.



A t = 0  $C_M$  ..... 0 ..... 0

A t final  $C_M - \alpha C_M$  .....  $n\alpha C_M$  .....  $m\alpha C_M$

La concentration équivalente est donnée par :

$$C_{Eq} = |Z| C_{ion}$$

si on considère l'ion  $A^{+m}|Z| = m$  et  $C_{ion} = n\alpha C_M$  on a donc  $C_{Eq} = |m|n\alpha C_M$

Si on considère l'ion  $B^{-n}|Z| = n$  et  $C_{ion} = m\alpha C_M$  on a donc  $C_{Eq} = |n|m\alpha C_M$

Conclusion pour un soluté  $AnBm$  de concentration  $C_M$  et de coefficient de dissociation  $\alpha$ , la concentration équivalente est donnée par

$$C_{Eq} = |n||m|\alpha C_M$$

Exemple :

dans l'exercice précédent on a  $C_M = 0,2 mol/l$



$$C_{Eq} = |n||m|\alpha C_M \longrightarrow C_{Eq} = |2|. |1|. 1. 0,2$$

$$C_{Eq} = 0,4 \text{ Eq/l}$$

### Tableau des différentes concentrations

<b>Concentration pondérale</b>	$C_P = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}}$	$C_P = \frac{m}{v} \text{ (g/l)}$
<b>Concentration molaire</b>	$C_M = \frac{\text{nombre de moles soluté}}{\text{volume de la solution}}$	$C_M = \frac{N}{v} \text{ (mole/l)}$
<b>Concentration molale</b>	$C_m = \frac{\text{nombre de moles soluté}}{\text{masse du solvant}}$	$C_m = \frac{N}{mo} \text{ (mole/kg)}$
<b>Fraction molaire</b>	$f_A = \frac{N_A}{N_A+N_B}$	$f_B = \frac{N_B}{N_A+N_B}$
<b>Concentration ionique (Ionarité)</b>	$C_i = \frac{\text{nombres d'ions}}{\text{volume de la solution}}$	$C_i = v \alpha C_M$ (ion/g/l)
<b>Concentration Osmolaire</b>	$C_M^0 = \frac{\text{nombres osmoles}}{\text{volume de la solution}}$	$C_M^0 = i \cdot C_M$ (osmoles/l)
<b>Concentration Osmolale</b>	$C_m^0 = \frac{\text{nombres osmoles}}{\text{masse du solvant}}$	$C_m^0 = i \cdot C_m$ (osmoles/kg)
<b>Pourcentage en masse par masse</b>	$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{masse de la solution}} \times 100$	
<b>Pourcentage en masse par volume</b>	$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}} \times 100$	
<b>Pourcentage en volume par volume</b>	$\% \text{ V/V} = \frac{\text{volume du soluté}}{\text{volume de la solution}} \times 100$	
<b>Concentration équivalente</b>	$C_{eq} = \frac{\text{nombre d'équivalents}}{\text{volume de la solution}}$	$C_{eq} =  Z  C_{ion}$
<b>Concentration équivalente</b>	$\text{Soluté } AnBm_{Eq} =  n  m \alpha C_M (\text{Eq/l})$	
<b>Relation entre <math>C_P</math> et <math>C_M</math></b>	$C_P = M \cdot C_M$	
$\alpha = \text{taux de dissociation}$	<b>i = coéf de dissociation</b> $i = 1 + \alpha (v - 1)$ $v = \text{le nbre d'ions formés par molécule dissociée}$	