

# Biophysique de l'eau et des solutions

## Cours de Biophysique

### 2ème année biologique

#### Chapitre I: Généralités sur les solutions aqueuses.

##### I- Introduction:

##### II. Les solutions:

##### A. Définition:

- Une solution est un mélange homogène qui contient une espèce dominante appelée **SOLVANT** et une ou plusieurs constituants minoritaires appelés **SOLUTÉS**.
- Dans les solutions aqueuses le solvant est l'eau. On trouve les solutions aqueuses dans les milieux biologiques, car l'eau est un très bon solvant.
- La dissolution est un phénomène limité. Tout soluté est caractérisé par sa solubilité dans un solvant donné à une température donnée. La solubilité est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant. Exemple : à 25°C on peut dissoudre jusqu'à 365g de NaCl dans 1 litre d'eau.

Lorsqu'un ou plusieurs solides, liquides ou gaz dénommés solutés, sont mis en présence d'un liquide appelé solvant, ils constituent avec ce dernier une seule phase liquide appelée solution. Donc:

*Solution = Solvant + un ou plusieurs Solutés*

##### B. Les Concentrations:

##### 1. La Fraction molaire $x_i$ :

Si on considère un système composé de plusieurs constituants; la fraction molaire d'un constituant  $i$  est égale au rapport du nombre de moles  $n_i$  de ce constituant  $i$  sur le nombre total de moles de l'ensemble des constituants  $n$ : Elle est donc une grandeur sans dimension.

$$\text{Fraction molaire: } X_i = \frac{n_i}{n_{Tot}}$$

$$n = \sum n_i \sum x_i = 1$$

##### Exemple :

un mélange de gaz est constitué de 0.20g de H<sub>2</sub> ; 0.21g de N<sub>2</sub> et 0.51g de NH<sub>3</sub> sous la pression Atmosphérique et à température de 0 °C .

Calculer :

La fraction molaire de chaque constituant.

Données : M(H) = 1g/l ; m(N) = 14g/l

$$\text{Fraction molaire : } X_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

1<sup>ère</sup> - On calcule le nombre de moles de chaque gaz  $n_i$  :

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Nombre de moles } H_2 \\ \text{Nombre de moles } N_2 \\ \text{Nombre de moles } NH_3 \end{array} \right. \longrightarrow \left\{ \begin{array}{l} n_{H_2} = \frac{m}{M} = \frac{0.2}{2} = 0.1 \text{ mol} \\ n_{N_2} = \frac{m}{M} = \frac{0.21}{28} = 0.0075 \text{ mol} \\ n_{NH_3} = \frac{m}{M} = \frac{0.51}{17} = 0.03 \text{ mol} \end{array} \right.$$

2<sup>ème</sup> - On calcule le Nombre de moles Total  $n_{tot}$  :

$$n_{tot} = n_{H_2} + n_{N_2} + n_{NH_3}$$

$$n_{tot} = 0.1375 \text{ mol}$$

La fraction molaire  $x_i$  :

$$* X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{tot}} = \frac{0.1}{0.1375} = 0.727$$

$$* X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{tot}} = \frac{0.0075}{0.1375} = 0.055 \longrightarrow \text{Donc : } X_i = 0.727 + 0.055 + 0.218 = 1$$

$$* X_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_{tot}} = \frac{0.03}{0.1375} = 0.218$$

**2. Concentration molaire ou molarité ( $C_{\text{Molaire}}$ ):**

$$C_{\text{molaire}} = \frac{n_i}{V}$$

$n_i$  : nombre de moles du constituant  $i$

$V$  : volume total de la solution

La  $C_{\text{molaire}}$  s'écrit  $C_M$  s'exprime en **mol/l**

**3. Concentration molale ou molalité ( $C_{\text{molale}}$ ):**

$$C_{\text{molale}} = \frac{n_i}{M}$$

$n_i$  : nombre de moles du soluté  $i$

$M$  : masse du solvant (en kg)

La  $C_{\text{molale}}$  s'exprime donc en mole par Kg de solvant.

**4. Concentration pondérale ( $C_{\text{Pondérale}}$ ):**

$$C_{\text{pondérale}} = \frac{m_i}{V}$$

$m_i$  : masse de soluté  $i$

$V$  : volume de solution

La  $C_{\text{pondérale}}$  s'écrit  $C_p$  s'exprime en **g/l** ou **en kg/m<sup>3</sup>**

**5. Concentration ionique et Concentration équivalente:**

- La concentration ionique de l'ion «  $i$  » est le nombre d'ions «  $i$  » dans un litre de solution. Elle s'exprime en moles d'ions/litre.

➤ La concentration équivalente, appelée aussi **normalité d'un ion « i »** est le nombre d'équivalents d'un ion par unité de volume de la solution. Si «  $z_i$  » est l'électrovalence de l'ion «  $i$  » on a :

Concentration équivalente = concentration ionique \*  $z_i$ .

la concentration équivalente s'exprime en équivalent-gramme/litre ou moles d'équivalent-gramme/litre.

**Remarque** : un équivalent-gramme est la quantité d'électricité correspondant à une mole d'électrons.  $1\text{éq} - \text{gr} = 1\mathcal{F} \approx 96500 \text{ coulombs}$ .

**Exemple01** : quelle est la concentration équivalente (normalité) des solutions suivantes :

$$N = P \times C$$

N : Normalité  
P: Nombre d'Equivalent  
C : concentration molaire

\*a.  $C = 0.2 \text{ mol/l en } H_2SO_4$

L'acide sulfurique est un diacide : Normalité =  $N = 2 \times \text{Molarité} = 2 \times 0.2 = 0.4N$

\*b.  $C = 0.3 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ en } NaOH$

La soude est une monobase : Normalité =  $N = 1 \times \text{Molarité} = 1 \times 0.3 = 0.3N$

\*c.  $C = 0.8 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ en } H_3PO_4$

L'acide phosphorique est un triacide Normalité =  $N = 3 \times \text{Molarité} = 3 \times 0.8 = 2.4N$

**Remarque02** : pour une solution contenant plusieurs espèces ioniques différentes, la concentration équivalente est égale à la somme des concentrations équivalentes des formes anioniques et cationiques :

$$C_{Eq} = \sum C^- |Z^-| + \sum C^+ |Z^+|$$

**Exemple 02** :

Considérons une solution de  $Na_2SO_4$  (142 g/mol) obtenue après dissolution d'une masse  $m=14,2$  gde cristaux  $Na_2SO_4$  dans 500 ml litre d'eau

. Calculer la concentration équivalente de la solution.

Solution :



La concentration molaire de soluté  $Na_2SO_4$  est donnée par

$$C_{\text{molale}} = \frac{n_i}{V} = \frac{\left(\frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4}}\right)}{V} = \frac{\frac{14.2}{142}}{0.5} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

Et par définition, la concentration équivalente de la solution est donnée également par

$$C_{Eq} = C^+_{Eq(Na^+)} + C^-_{Eq(SO_4^{2-})}$$

$$\text{Avec } \begin{cases} C^+_{Eq(Na^+)} = 2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol.l}^{-1} \dots\dots\dots Z_{Na^+} = +1 \\ C^-_{Eq(SO_4^{2-})} = 1 \times 0.2 = 0.2 \text{ mol.l}^{-1} \dots\dots\dots; Z_{SO_4^{2-}} = -2 \end{cases}$$

Application numérique :  $C_{Eq} = 0.4 \times |+1| + 0.2|-2| = 0.8 \text{ Eq.l}^{-1}$ .

**5 osmolarité et osmolalité. ???**

➤ Le soluté peut se dissocier totalement ou partiellement. Le taux de dissociation est :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules utilisée (initiales)}}$$

➤ Les molécules non-dissociées et les ions obtenus par dissociation s'appellent osmoles ou unités cinétiques.

➤ L'osmolarité d'une solution est le nombre d'osmoles contenu dans un litre de solution.

$$C_{\text{osmolarité}} = \frac{\text{nombre d'osmoles}}{\text{volume}}$$

➤ Le coefficient d'ionisation de Van'tHoff est défini par :  $i = \frac{C_{\text{osmolarité}}}{C_{\text{molarité}}}$

➤ on montre que :  $i = 1 + \alpha \cdot (p - 1)$ . Où **p** est le nombre d'ions obtenus par dissociation d'une molécule.

**Exemple 01:**

On dissout 24g d'acide acétique (CH<sub>3</sub>COOH) dans 500ml d'eau. Calculer la molarité et l'osmolarité. On donne  $\alpha=0,10$ .

$$M_{CH_3COOH} = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 4 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ g/mole.}$$

➤ **La molarité:**

$$C_{\text{molarité}} = \frac{24/60}{0,5} \rightarrow C_{\text{molarité}} = 0,8 \text{ mole/litre}$$



**p=2(2 ions/molécule)**

$$i = 1 + \alpha \cdot (p - 1) \rightarrow i = 1 + 0,1 \cdot (2 - 1) \rightarrow i = 1,1$$

➤ **L'osmolarité:**

$$C_{\text{osmolarité}} = i \cdot C_{\text{molarité}} \rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 1,1 \cdot 0,8 \rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 0,88 \text{ osmole/litre}$$

**Exemple 02:**

Un litre d'une solution renferme :

5,85g NaCl (58.5g/mol)

3,28g de PO<sub>4</sub>Na<sub>3</sub>(164 g/mol).

A) Calculer la molarité, l'osmolarité la concentration équivalent.

B) En déduire le coefficient global d'ionisation de cette solution

Solution

➤ **La molarité:**  $C_{\text{molarité}} = \frac{5.85}{1} \rightarrow C_{\text{molarité}} = 0,1 \text{ mole/litr}$

➤  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^{1+} + \text{Cl}^{-}$

le Coefficient de dissociation  $\alpha = 1$

**p=4(4 ions/molécule)**

$$i = 1 + \alpha \times (p - 1) \Rightarrow i = 1 + 1 \times (2 - 1) \rightarrow i = 2$$

➤ **L'osmolarité:**

$$C_{\text{osmolarité}} = 2 \times 0.1 \Rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 0.2 \Rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 0.2 \text{ osmole/litre}$$

**la concentration équivalente :**

$$C_{\text{éq}} = N = P \times C_{\text{osmolarité}} \Rightarrow C_{\text{éq}} = N = 1 \times 0.02 \rightarrow C_{\text{éq}} = 0.2 \text{ éq/l}$$

➤ **La molarité:**  $C_{\text{molarité}} = \frac{3.28}{164} \rightarrow C_{\text{molarité}} = 0,02 \text{ mole/litr}$

➤  $\text{PO}_4\text{Na}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Na}^+$

le Coefficient de dissociation  $\alpha = 1$

**p=4(4 ions/molécule)**

$$i = 1 + \alpha \times (p - 1) \Rightarrow i = 1 + 1 \times (4 - 1) \Rightarrow i = 4$$

➤ **L'osmolarité:**

$$C_{\text{osmolarité}} = 4 \times 0.02 \Rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 0.08 \Rightarrow C_{\text{osmolarité}} = 0.08 \text{ osmole/litre}$$

**la concentration équivalente :**

$$C_{\text{éq}} = N = P \times C_{\text{osmolarité}} \Rightarrow C_{\text{éq}} = N = 2 \times 0.02$$

➤

### **C. Solubilité :**

• Un morceau de sucre placé dans de l'eau disparaît dans celle-ci, on dit alors qu'il se **dissout**; le sucre est donc **soluble**.

• Toutefois si on met une grande quantité de sucre dans un petit volume d'eau, la totalité du sucre ne se dissout pas: la C. Solubilité : la totalité du sucre **ne se dissout pas**: la solution de sucre est dite alors **saturée**.

- Pour qu'un solide soit **soluble** dans un **solvant**, il faut qu'il existe entre les particules du solide et celles du solvant des forces d'attraction. L'eau est une molécule polaire, **elle exerce des forces d'attraction importantes sur les particules du solide**, c'est pourquoi elle est un **bon solvant**.

## Solutions Electrolytiques

### II. PROPRIETES GENERALES :

**II.1-Solution aqueuse :** Les solutions dans lesquelles l'eau est le solvant, où les molécules d'eau entourent les molécules ou les ions du soluté.

### II.2-Solution électrolytique :

Ils sont des solutions conductrices du courant électrique. L'étude de ces solutions à prouver la présence des ions libres et indépendants. Par conséquent, en appliquant un champ électrique entre deux électrodes d'une cellule contenant une solution électrolytique, les cations (ions positifs) se déplacent vers la cathode (électrode négative) et les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'anode.

### II.2.a-Types des électrolytiques :

**A\*Électrolytiques forts :** des matières qui se **dissocient complètement dans l'eau** donnant des solutions de **bonne conductivité électrique** (comme les bases et les acides forts) ;

**Exemple:** Chlorure de sodium.  $NaCl \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$  ??????

**B\*Électrolytes faibles :** des matières qui se dissocient partiellement dans l'eau donnant des solutions de faible conductivité électrique (comme les bases et les acides faibles) ;

Exemple : l'acide acétique  $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COOH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Dans ce cas, on définit la constant d'équilibre, k,

$$K = \frac{[CH_3COOH^-_{(aq)}] \times [H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3COOH]}$$

### II.3- Conductivité des solutions électrolytiques :

#### **A. Conductivité :**

L'eau pure a une résistivité importante. Dès qu'on y dissout des quantités même très faibles, de sel d'acide ou de base, la chute de résistivité devient très importante :

Eau pure .....	2 000 Ohm/m
Solution aqueuse de KCl $10^{-3}$ mole/l .....	78,7 Ohm/m
Solution aqueuse de KCl 1 mole/l .....	0,1 Ohm/m

Au regard de ces solutions l'eau peut être considérée comme un isolant.

- On préfère parler de conductance et conductivité des solutions électrolytiques au lieu de leurs résistance et résistivité comme c'est le cas des autres conducteurs.

**Remarque :**

- On préfère parler de **conductance et conductivité** des solutions électrolytiques au lieu de leur **résistance et résistivité** comme c'est le cas des autres conducteurs.

$$G(\text{Siemens}, S) = \frac{1}{R(\text{Ohm}, \Omega)}$$

Quand on considère une cellule de conduction de longueur  $l$  avec  $S$  la surface des électrodes, on trouve que,

$$G(\text{Siemens}, S) = \epsilon \cdot \frac{S}{l}$$

$\epsilon = (S \cdot m^{-1})$  : La conductivité totale de l'électrolyte.