

**Institut des sciences et Technologie****Département des Sciences de la Nature et de la Vie****Sciences de la Nature et de la Vie / Sciences biologiques, / Biotechnologies / Ecologie et environnement / Semestre 3 / Section A****1- Notion sur les Solutions**

Une solution est un mélange homogène formé d'un soluté et d'un solvant.

Le mélange **homogène** est un mélange dont on ne distingue pas les constituants à l'œil nu (contrairement aux mélanges **hétérogènes**).

**Un soluté** sera une substance solide, liquide ou gazeuse pouvant être mise en solution.

**Un solvant** est une substance liquide ou gazeuse permettant la mise en solution d'un soluté.

Une solution aqueuse sera une solution où le solvant est l'eau.

On peut donc simplifier au maximum en disant

**1.1 Coefficient de dissociation :**

C'est le rapport du nombre de mole de molécules des solutés qui se sont dissociées sur le nombre initial de mole de molécules. C'est un nombre sans dimension

$\alpha = 1$  pour une solution électrolytique forte

$\alpha < 1$  pour une solution électrolytique faible

**2- Les concentrations :**

La solution est caractérisée par les différents paramètres suivant :

**a- La fraction molaire :**

Est égale au rapport du nombre de moles de soluté au nombre total de moles dans le mélange soluté+solvant

$$f_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad , \quad f_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$n_1$  : nombre de molécules d'un constituant

$n_2$  : nombre de molécules de l'autre constituant.

On voit que  $f_1 + f_2 = 1$

Si on a plusieurs constituants, la fraction molaire du i-ème composant est :

$$f_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i + \dots + n_p}$$

**Exemple1** : solution de glucose obtenu en faisant dissoudre 2g de glucose dans 1 litre d'eau. On donne la masse molaire du glucose ( $M_g = 180 \text{ g/mol}$ ) et la masse molaire de l'eau ( $M_{\text{eau}} = 18 \text{ g/mol}$ ).

$$f_g = \frac{n_g}{n_g + n_e} = \frac{ng}{ng + ne} ; \quad n_g = \frac{m}{M} = \frac{2}{180} = 0.01 \text{ mole}$$

$$n_e = \frac{m_e}{M} ; \quad V = 1 \text{ litre donc } m_e = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g par conséquent}$$

$$n_e = \frac{1000}{18} = 55.56 \text{ mole}$$

(Sachant que pour une solution aqueuse 1 litre pèse environ 1kg)

$$f_g = \frac{n_g}{n_g + n_e} = \frac{0.01}{55.56 + 0.01} = \frac{0.01}{55.57} = 1.79 \cdot 10^{-4}$$

$$f_e = \frac{n_e}{n_g + n_e} = \frac{55.56}{55.57} = 0.9998$$

### b- Concentration pondérale :

C'est le rapport de la masse de soluté  $m_s$  au volume de la solution  $V_{\text{sol}}$

$$C^p = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solvant}}} \quad [\text{g/l}, \text{g/cm}^3]$$

Remarque : on prend souvent l'approximation suivante  $V_{\text{solution}} = V_{\text{solvant}}$

Cette expression est très utilisée mais gênante car  $V_{\text{solution}}$  dépend fortement de la température. C'est pour cela, on définit la concentration pondérale en poids comme étant le rapport de la masse de soluté  $m_s$  à la masse de solution ou à la masse de solvant :

$$C^p = \frac{m_s}{m_s + m_o} ; \quad C^p = \frac{m_s}{m_o} \frac{(masse \text{ solute})}{(masse \text{ du solvant})} \quad (\text{g/kg})$$

Si le solvant est l'eau à la température ambiante, alors les 2 expressions sont équivalentes, puisque 1 litre pèse environ 1kilogramme.

**Exemple2** : on mélange  $500 \text{ cm}^3$  de soluté de glucose à  $7 \text{ g/l}$  à 2 litre d'eau. Quelle est la concentration pondérale de la solution ?

$$\text{Dans } 500 \text{ cm}^3 = 0.5 \text{ litre nous avons } C^p = 7 = \frac{m_{\text{soluté}}}{0.5}$$

$$m_{\text{soluté}} (\text{glucose}) = 7 \cdot 0.5 = 3.5 \text{ g}$$

$$V_{\text{solution finale}} = V_{\text{glucose}} + V_{\text{eau}} = 0.5 + 2 = 2.5 \text{ litre}$$

$$C^p_{\text{solution}} = \frac{m_s \text{ glucose}}{V_{\text{solution finale}}} = \frac{3.5}{2.5} = 1.4 \text{ g/l}$$

**c- La molarité ou concentration molaire :**

$C^M$  d'un soluté (molarité) c'est le rapport du nombre de moles d'un soluté au volume de la solution.

$$C^M_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (mole/l on SI mole/m}^3\text{)}$$

$V_{\text{solution}}$  dépend de la température par conséquent on définit une concentration molaire en poids

**d- La molalité :**

c'est le rapport du nombre de mole d'un soluté a la masse du solvant

$$C^m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \text{ (mole/kg)}$$

**Exemple3:** on dissout 4.5 g de NaCl (58.5 g/mol) dans 500 cm<sup>3</sup> d'eau distillée. calculer  $C^M$  et  $C^m$

$$C^M = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{\frac{m}{M}}{V_{\text{sol}}} = \frac{\frac{4.5}{58.5}}{0.5} = 0,154 \text{ mole/l}$$

$$C^m = 0.154 \text{ mole/kg}$$

**e- Concentration ionique ou ionarité [ions] ou  $C_{\text{ions}}$  ;**

$$[\text{ions}] = \alpha U_{\text{ions}} C^M \text{ [ion gramme/l ou bien mole d'ion/l]}$$

$\alpha$  : coefficient de dissociation

$U_{\text{ions}}$  : c'est le nombre d'ions fournis par chaque molécules en se dissociant

**Exemple4 :****fconcentration équivalente :  $C_{\text{eq}}$**

Pour un ion  $i$  de concentration ionique  $[i]$  et de valence  $z_i$  on a :

$$C_i^{eq} = |z_i| [i] = |z_i| \alpha \nu_i C^M \quad \text{unité (équivalent gramme /l ou mole d'équivalent/l)}$$

$\nu_{ions}$  : c'est le nombre d'ions fournis par la molécule en se dissociant

$|z_i|$  : Électrovalence de la molécule de soluté

**Exemple5:** Sachant que la concentration molaire de  $\text{CaCl}_2 = 2$  mole/l avec un coefficient de dissociation  $\alpha = 1$ . Calculer la concentration équivalente des ions positifs et négatifs. Que peut-on conclure ?



$$C_{\text{Ca}^{++}}^{eq} = |z_{\text{Ca}^{++}}| [\text{Ca}^{++}] = |z_{\text{Ca}^{++}}| \alpha \nu_{\text{Ca}^{++}} C^M = 2 \times 1 \times 1 \times 2 = 4 \text{ Eqg /l}$$

$$C_{\text{Cl}^-}^{eq} = |z_{\text{Cl}^-}| [\text{Cl}^-] = |z_{\text{Cl}^-}| \alpha \nu_{\text{Cl}^-} C^M = 1 \times 1 \times 2 \times 2 = 4 \text{ Eqg /l}$$

Nous remarquons que la concentration équivalente en ions positifs est toujours égale à la concentration équivalente en ions négatifs par conséquent nous avons

$$C_+^{eq} = C_-^{eq}$$

La concentration équivalente totale de la solution  $C_{totale}^{eq}$  sera la somme des concentrations équivalentes des ions positifs et négatifs.

**g-Concentration osmolaire ou osmolarité  $C^0$  :**

$C^0$  est le rapport du nombre de toutes les molécules non dissociées et tous les ions qui se trouvent dans une solution au volume de la solution.

$$C^0 = \frac{n_{osm}}{V} = \frac{n_{ion}}{V} + \frac{n_{nondiss}}{V} \quad \text{osmole/l}$$

Considérant une solution électrolytique faible de coefficient de dissociation  $\alpha$  de concentration molaire  $C^M$  dans un volume de solvant  $V$ . On va chercher la relation entre la concentration osmolaire et la concentration molaire.

Chaque molécule de ce soluté se dissocie en  $\nu$  ions positifs notés  $\nu_+$  ions positifs et  $\nu$  ions négatifs notés par  $\nu_-$  ions négatifs. Sachant que  $C^M = \frac{n_{initial}}{V}$

$$C^0 = \frac{n_{osmol}}{V}$$

$$C^0 = \frac{n_{ions} + n_{nondiss}}{V}$$

$$\begin{aligned} n_{ions} &= n_{cations}^{ions+} + n_{anions}^{ions-} = \nu_+ \alpha n_{init} + \nu_- \alpha n_{init} \\ &= (\nu_+ + \nu_-) n_{diss} = \nu n_{diss} = \alpha \nu n_{init} \end{aligned}$$

$$n_{nondiss} = n_{initial} - n_{diss} = n_{initial} - \alpha n_{initial} = (1 - \alpha) n_{initial}$$

$$\begin{aligned} C^0 &= \frac{n_{ions} + n_{nondiss}}{V} = \frac{\nu \alpha n_{init} + (1 - \alpha) n_{initial}}{V} \\ &= \frac{n_{init} (\alpha \nu + 1 - \alpha)}{V} = (1 + \alpha(\nu - 1)) C^M \end{aligned}$$

$$C^0 = (1 + \alpha(\nu - 1)) C^M$$

Avec  $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$ ,  $i$  est appelé le coefficient d'ionisation de van't Hoff

$$C^0 = i C^M$$

**h-Force ionique d'une solution :**

C'est une valeur numérique qui caractérise l'état de la solution, elle est sans unité. Elle est notée en généralement  $\mu$  et donnée par la formule

$$\mu = \frac{1}{2} \left[ \sum_i z_i^2 [i] \right]$$

avec  $\mu$  : force ionique,  $[i]$  : ionarité de l'ion  $i$  ion gramme/l ou mole d'ion/l et  $z_i$  : valence de l'ion  $i$ .

**Exemple6** : on prend 1 mole de  $\text{CaCl}_2$  avec 2 mole de  $\text{NaCl}$  dans un volume de 1 litre . Calculer la force ionique de la solution.

$$z_{\text{Ca}^{++}} = +2 \quad \text{et} \quad z_{\text{Cl}^-} = -1$$

$$[\text{Ca}^{++}] = \nu_{\text{Ca}^{++}} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 1 = 1 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Na}^+] = \nu_{\text{Na}^+} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 2 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Cl}^-]_{\text{NaCl}} = \nu_{\text{Cl}^-} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 2 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Cl}^-]_{\text{CaCl}_2} = \nu_{\text{Cl}^-} \alpha C^M = 2 \times 1 \times 1 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$\begin{aligned} \mu &= \frac{1}{2} \left[ z_{\text{Na}^+}^2 [\text{Na}^+] + z_{\text{Cl}^-}^2 [\text{Cl}^-] + z_{\text{Ca}^{++}}^2 [\text{Ca}^{++}] + z_{\text{Cl}^-}^2 [\text{Cl}^-] \right] \\ &= \frac{1}{2} [(1)^2 2 + (1)^2 \cdot 2 + (2)^2 \cdot 1 + (-1)^2 (2)] \\ &= \frac{1}{2} [2 + 2 + 4 + 2] = 5 \end{aligned}$$

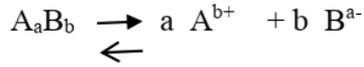
**3- Solubilité :**

La **solubilité** est la quantité maximale de substance qui peut se dissoudre dans un certain volume d'eau. La solubilité d'un corps pur dépend, pour une température donnée, de la structure du composé et de la nature du solvant.

Pour définir le produit de solubilité pour une solution saturé (qui est, par définition, une solution en équilibre dynamique avec du soluté non dissout) on définit une constante d'équilibre qui est reliée à la constante de solubilité.

### 3.1 La constante d'équilibre et la constante de solubilité :

Une solution faible est obtenue par dissociation d'un soluté de la forme suivante:



La constante d'équilibre de cette solution on est donnée par la loi d'Ostwald qui s'écrit :

$$K = \frac{[A^{b+}]^a [B^{a-}]^b}{(A_a B_b)_{\text{non diss}}}$$

On définit la constante de solubilité  $K_s$  par cette équation :

$$K_s = [A^{b+}]^a [B^{a-}]^b \iff K_s = K (A_a B_b)_{\text{non diss}}$$

Soit  $C^M$  la concentration molaire de l'électrolyte  $A_a B_b$  :

$$[A]^{b+} = a \alpha C^M \quad ; \quad [B]^{a-} = b \alpha C^M$$

$$\begin{aligned} (A_a B_b)_{\text{non diss}} &= \frac{n(A_a B_b)_{\text{non diss}}}{V} = \frac{n_{\text{init}} - n_{\text{diss}}}{V} \\ &= \frac{n_{\text{init}} - \alpha n_{\text{init}}}{V} = \frac{(1-\alpha)n_{\text{init}}}{V} = (1-\alpha)C^M \\ K &= \frac{(a\alpha C^M)^a \cdot (b\alpha C^M)^b}{(1-\alpha)C^M} \end{aligned}$$

#### Exemple1 :

$$\begin{aligned} 1) \quad AB &\begin{array}{c} \rightarrow A^+ + B^- \\ \leftarrow \end{array} \quad K = \frac{\alpha C^M \alpha C^M}{(1-\alpha)C^M} = \frac{\alpha^2 C^M}{1-\alpha} \quad , \quad K_s = \alpha C^M \alpha C^M = \alpha^2 C^M \\ 2) \quad AB_2 &\begin{array}{c} \rightarrow A^{+2} + 2B^- \\ \leftarrow \end{array} \quad K = \frac{(\alpha C^M)^1 (2\alpha C^M)^2}{(1-\alpha)C^M} = \frac{4 \alpha^3 C^{M^3}}{(1-\alpha)C^M} = \frac{4 \alpha^3 C^{M^2}}{(1-\alpha)} \quad , \quad K_s = 4 \alpha^3 C^{M^3} \end{aligned}$$

#### 4- Conductivité électrique:

Les solutions ioniques aqueuses conduisent le courant électriques (conducteurs) du fait que la force d'attraction coulombienne diminue donc la distance entre les ions augmente, la liaison devient faible et nous avons dissolution complète ou partielle du cristal. Par contre les liquides tels que : l'eau pure, l'huile et les solutions de glucose ou d'urée laissent peu ou pas du tout passer le courant électrique car ces solutions sont des solutions neutres. La résistance électrique  $R$  d'une solution électrolytique de résistivité  $\rho$  placée dans une cuve de longueur  $l$  et de section  $S$  a pour expression :

$$R = \frac{\rho l}{S}$$

$R$  est en Ohms,  $\rho$  en Ohms m,  $l$  : la longueur de la cuve en m et  $S$  en  $m^2$ .

La conductivité électrique  $\chi$  s'exprime en en  $Ohms^{-1} m^{-1}$ , elle est l'inverse de la résistivité ; d'où l'expression de la conductivité

$$\chi = \frac{1}{\rho}$$