

Biophysique des solutions

N.CHERIET

Université de Batna, Faculté de Médecine, Département de Médecine

13 Novembre 2018

Chapitre 1

Généralités sur les solutions

Plan

- 1 Les solutions
 - Définition
 - Classification des solutions
 - Exemples
- 2 Caractéristiques quantitatives des solutions
 - Fraction molaire
 - Concentration molaire
 - Concentration massique
 - Concentration molale
 - Concentration osmolaire
 - Concentration équivalente

Les solutions

Définition

Une solution définit tout mélange homogène en une seule phase de deux ou plusieurs constituants.

- Le constituant majoritaire est appelé **solvant**.
- Les autres constituants de la solution sont appelés **solutés**

Remarques

- 1 Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux, moléculaires ou ioniques.
- 2 Il existe une limite à la quantité de soluté que le solvant peut dissoudre. Lorsque cette limite est atteinte on dit que la solution est **saturée**.
- 3 Si le solvant est l'eau la solution, est appelée **solution aqueuse**.

Classification des solutions

- 1 Selon que les particules du corps dissous sont électriquement neutres ou chargées.
 - Les solutions neutres (molécules).
 - Les solutions électrolytiques(ions).
- 2 Selon la taille des particules
 - **Les cristalloïdes** ou Les solutions micromoléculaires
 - les solution macromoléculaires ou **colloïdes** (entre 10^3 et 10^9 atomes).

Exemples

Solution	Composition en soluté pour 100 ml d'eau
Sérum physiologique 0,9%	0,9 g de NaCl
Sérum salé hypertonique à 7,5%	7,5 g de NaCl
Sérum glucosé hypotonique à 2,5%	2,5 g de glucose
Sérum glucosé isotonique à 5%	5 g de glucose
Sérum glucosé hypertonique à 10%	10 g de glucose
Bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$) à 1,4%	1,4 g de ($NaHCO_3$)

Fraction molaire

Définition

La fraction molaire F_i d'un constituant i est égale au rapport du nombre de mole N_i de ce constituant, sur le nombre total N_{tot} de moles de la solution.

$$F_i = \frac{N_i}{N_{tot}}$$

Remarque

la somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est égale à l'unité.

Exemple

Déterminer la fraction molaire du soluté puis celle du solvant dans le sérum glucosé à 5%

la composition de la solution est :

- 5 gramme de glucose (soluté) et 100 ml d'eau (solvant).

- 1 Le solvant représente une quantité de matière de :

$$n_{eau} = \frac{100}{18} = 5,555 \text{ mol}$$

- 2 La quantité de matière dissoute en soluté est :

$$n_{glucose} = \frac{5}{180} = 0,027 \text{ mol}$$

Les fractions molaires sont donc :

$$F_{glucose} = \frac{n_{glucose}}{n_{eau} + n_{glucose}} = 0,0048 = 0,48\%$$

$$F_{eau} = \frac{n_{eau}}{n_{eau} + n_{glucose}} = 0,9952 = 99,52\%$$

Concentration molaire

Définition

La **Concentration molaire** C_M (**ou molarité**) pour un soluté donné : est le nombre de moles du soluté par litre de solution.

$$C_M = \frac{N_1}{V}$$

- N_1 désigne le nombre de moles du soluté exprimé en Mol.
- et, V désigne le volume de la solution en litre.

• **Unité** : *Mol/l*, *mMol/l*,

Remarques

- Une solution est dite **molaire** lorsque $C_M = 1 \text{ Mol/l}$
- Elle est dite **décimolaire** lorsque $C_M = 10^{-1} \text{ Mol/l}$

Concentration molaire

Exemple

Deux litres d'une solution aqueuse contenant une masse $m = 17,55 \text{ g}$ de NaCl de masse molaire $M = 58.5 \text{ g/Mol}$. Calculer la molarité de la solution.

- le nombre total de moles de NaCl est $n = \frac{m}{M} = \frac{17,55}{58,5} = 0,30 \text{ Mol}$
- le volume de la solution est $V = 2\text{L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
- la molarité de la solution est
$$C_M = \frac{n}{v} = \frac{0,30}{2} = 0,15 \text{ Mol/l} = 0,15 \cdot 10^3 \text{ Mol/m}^3$$

Concentration massique

Définition

La Concentration massique C_p ou concentration pondérale : est la masse du soluté dans 1 litre de solution.

$$C_p = \frac{m_1}{V}$$

- m_1 désigne la masse du soluté en gramme.
- et, V désigne le volume de la solution en litre.

- **Unité : g/l**

Relation entre C_p et C_m

$$C_p = \frac{m_1}{v} \quad (1)$$

$$C_m = \frac{n_1}{v} \quad (2)$$

Divisons membre à membre les deux équations on obtient :

$$\frac{C_p}{C_m} = \frac{m_1}{n_1} = \mathbf{M}$$

M est la masse molaire du soluté.

$$C_p = M \cdot C_m$$

Concentration molaie

Définition

La Concentration molaie C_L ou molalité : est le nombre de moles du soluté par unité de masse du solvant.

$$C_L = \frac{n_1}{m_0}$$

- n_1 désigne le nombre de moles du soluté exprimé en Mol.
- et, m_0 désigne la masse du solvant en kilo-gramme.

- **Unité : Mol/kg**

Concentration osmolaire

Considérons une solution électrolytique contenant un seul soluté à la concentration molaire C_M

Soit ν le **nombre d'ions** fournis par la dissociation d'une seule molécule de soluté.

Exemples :

- $NaCl - - - > Na^+ + Cl^- \dots\dots\dots \nu = 2$
- $CaCl_2 - - - > Ca^{++} + 2Cl^- \dots\dots \nu = 3$

Et α le **degré de dissociation** du soluté dans le solvant considéré.

$$\alpha = \frac{N_d}{N_1}$$

- N_d le nombre de molécule dissociées.
- N_1 le nombre total de molécules initiales.

Concentration osmolaire

Remarques

- 1 Si $\alpha < 1$ La dissociation est partielle et la solution contient des ions et des molécules non dissociées.
- 2 Si $\alpha = 1$ La dissociation est totale et la solution contient uniquement des ions.

Calculons le nombre de moles **particulaires** (molécules et ions) par litre de solution noté ω

- 1 Le nombre de moles par unité de volume du soluté **dissociées** : αC_M
- 2 Le nombre de moles par unité de volume **d'ions** dans la solution : $\nu \alpha C_M$
- 3 Le nombre de moles du soluté **non dissociées** : $C_M - \alpha C_M$

Concentration osmolaire

Définition

On définit la concentration molaire particulière ou **osmolarité** ω comme étant Le nombre de moles particulières (molécules et ions) dissoutes par litre solution.

$$\omega = c_M \{1 + \alpha(\nu - 1)\}$$

Unité *osmol/L, mosmol/L*

On pose $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$

$$\omega = i c_M$$

i : est le coefficient d'ionisation de **Van't Hoof** : il est défini comme le rapport entre le nombre de particules (molécules et ions) et le nombre total initial de molécules introduites dans le solvant.

Concentration osmolaire

Remarque 1

Pour une solution contenant un soluté non électrolytique (neutre) de molarité c_M . L'osmolarité de la solution est :

$$\omega_{sol} = c_M.$$

Remarque 2

Pour une solution contenant plusieurs solutés, l'osmolarité de la solution ω_{sol} est la somme des concentrations osmolaires de tous les solutés.

$$\omega_{sol} = \sum_j \omega_j$$

ω_j : l'osmolarité du soluté j

Concentration équivalente

- **Le Faraday (F)** : C'est la charge globale d'une mole de charges élémentaires.

$$1F = N_A \cdot e = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 96500 \text{ coulombs}$$

- **L'équivalent (E_q)** : Représente la quantité de matière transportant une charge d'un Faraday.

Définition

La concentration équivalente C_{eq} : C'est le nombre d'équivalents par litre de solution.

$$C_{eq} = \frac{N_{eq}}{V}$$

- Si N_{eq} désigne le nombre d'équivalents dans la solution.
- et, V désigne le volume de la solution.

- **L'unité** : Eq/l , mEq/l

Relation entre concentration équivalente et molarité :

La concentration équivalente C_{eq} d'une espèce ionique de valence Z et de molarité C_M est donnée par $C_{eq} = |Z|.C_M$

Exemple

- **Ions monovalents**..... $C_{eq} = C_M$.
- **Ions bivalents**..... $C_{eq} = 2.C_M$.
- **Molécule non ionisée**..... $C_{eq} = 0$.

Remarque

Pour une solution contenant plusieurs espèces ioniques, la concentration équivalente totale est la somme des concentrations équivalentes de tous les espèces ioniques.

Concentration équivalente

Exemple 1

Considérons une solution de Na_2SO_4 obtenue après dissolution d'une masse $m = 14,2g$ de cristaux Na_2SO_4 dans 1 litre d'eau. Calculer la concentration équivalente de la solution ^a.

a. La masse molaire de Na_2SO_4 est de 142 g/mol

- la molarité de la solution est $C_M = \frac{m}{M_{Na_2SO_4}} = \frac{14,2}{142} = 100\text{mmol/l}$
- la dissolution de Na_2SO_4 en solution : $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$

Ion	C_M	Valence	C_{eq}
Na^+	200 mmol/l	$Z^+ = +1$	200 mEq/l
SO_4^{2-}	100 mmol/l	$Z^- = -2$	200 mEq/l

- La concentration équivalente de la solution est donc : 400 mEq/l.