

# Biophysique des solutions

N.cheriet

Université de Batna, Faculté de Médecine, Département de Médecine

29 Septembre 2014

# 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

# Les solutions

## Définition

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

# 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 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**



# 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

# 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.

# 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**.

# 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**

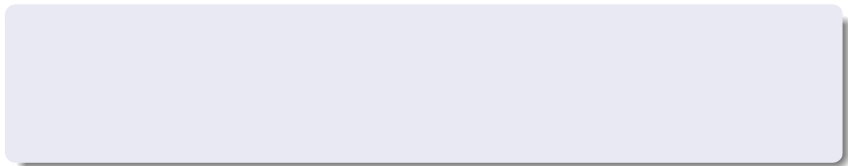
## Remarques

- 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

# Classification des solutions

# Classification des solutions



# Classification des solutions

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



# Classification des solutions

- 1 Selon que les particules du corps dissous sont électriquement neutres ou chargées.
  - Les solutions neutres (molécules).

# Classification des solutions

- 1 Selon que les particules du corps dissous sont électriquement neutres ou chargées.
  - Les solutions neutres (molécules).
  - Les solutions électrolytiques(ions).

# Classification des solutions

- 1 Selon que les particules du corps dissous sont électriquement neutres ou chargées.
  - Les solutions neutres (molécules).
  - Les solutions électrolytiques(ions).

# 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

# 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

# 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

# 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

# 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.

# 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.

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

# 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%

## 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).

## 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 :

## 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 :

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



## 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 :

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

- 2 La quantité de matière dissoute en soluté est :

## 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 :

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

- 2 La quantité de matière dissoute en soluté est :

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

## 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 :

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

- 2 La quantité de matière dissoute en soluté est :

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

Les fractions molaires sont donc :

## 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 :

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

## 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

# 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.

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

# 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.



# 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.

# 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*,

# 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

# 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  $C_M = 1\text{Mol/l}$

# 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

# Concentration molaire

## Exemple

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

# Concentration molaire

## Exemple

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

- le nombre total de moles de  $\text{NaCl}$  est  $n = \frac{m}{M} = \frac{17,55}{58,5} = 0,30 \text{ Mol}$



# Concentration molaire

## Exemple

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

- le nombre total de moles de  $\text{NaCl}$  est  $n = \frac{m}{M} = \frac{17,55}{58,5} = 0,30 \text{ Mol}$
- le volume de la solution est  $V = 2\text{L} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3$

# Concentration molaire

## Exemple

Deux litres d'une solution aqueuse contenant une masse  $m = 17,55 \text{ g}$  de  $\text{NaCl}$  de masse molaire  $M = 58,5 \text{ g/Mol}$ . Calculer la molarité de la solution.

- le nombre total de moles de  $\text{NaCl}$  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

# Concentration massique

## Définition

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

# Concentration massique

## Définition

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

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

# 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.

# 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 $C_m$



## Relation entre $C_p$ et $C_m$

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

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

## 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 :

## 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 :

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

## 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 :

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

## 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 molaire

# Concentration molale

## Définition

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

# Concentration molaire

## Définition

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

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



# Concentration molaire

## Définition

**La Concentration molaire**  $C_L$  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.

# Concentration molaire

## Définition

**La Concentration molaire**  $C_L$  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.

# Concentration molaire

## Définition

**La Concentration molaire**  $C_L$  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

# Concentration osmolaire

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



# Concentration osmolaire

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

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

# Concentration osmolaire

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

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

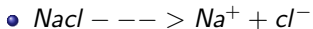
Exemples :

# Concentration osmolaire

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

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

## Exemples :



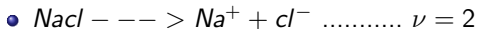


# Concentration osmolaire

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

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

## Exemples :



# Concentration osmolaire

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

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

## Exemples :

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

# Concentration osmolaire

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

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

## Exemples :

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

# Concentration osmolaire

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

Soit  $\nu$  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  $\alpha$  le **degré de dissociation** du soluté dans le solvant considéré.

# Concentration osmolaire

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

Soit  $\nu$  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  $\alpha$  le **degré de dissociation** du soluté dans le solvant considéré.

$$\alpha = \frac{N_d}{N_0}$$

# Concentration osmolaire

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

Soit  $\nu$  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  $\alpha$  le **degré de dissociation** du soluté dans le solvant considéré.

$$\alpha = \frac{N_d}{N_0}$$

- $N_d$  le nombre de molécule dissociées.

# Concentration osmolaire

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

Soit  $\nu$  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  $\alpha$  le **degré de dissociation** du soluté dans le solvant considéré.

$$\alpha = \frac{N_d}{N_0}$$

- $N_d$  le nombre de molécule dissociées.
- $N_0$  le nombre total de molécules initiales.

# Concentration osmolaire



# Concentration osmolaire

Remarques

# Concentration osmolaire

## Remarques

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

# 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.

# 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  $\omega$

# 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  $\omega$

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** :

# 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  $\omega$

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** :  $\alpha C_M$

# 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  $\omega$

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** :  $\alpha C_M$
- 2 Le nombre de moles **d'ions** dans la solution :

# 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  $\omega$

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** :  $\alpha C_M$
- 2 Le nombre de moles **d'ions** dans la solution :  $\nu \alpha C_M$



# 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  $\omega$

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

# 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  $\omega$

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** :  $\alpha C_M$
- 2 Le nombre de moles **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

# Concentration osmolaire

## Définition

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

# Concentration osmolaire

## Définition

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

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

# Concentration osmolaire

## Définition

On définit la concentration molaire particulière ou **osmolarité**  $\omega$  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*

# Concentration osmolaire

## Définition

On définit la concentration molaire particulaire ou **osmolarité**  $\omega$  comme étant Le nombre de moles particulaires ( molécules et ions ) dissoutes par litre solution.

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

**Unité** *osmol/L, mosmol/L*

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

# Concentration osmolaire

## Définition

On définit la concentration molaire particulière ou **osmolarité**  $\omega$  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  $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$

$$\omega = i c_M$$



# Concentration osmolaire

## Définition

On définit la concentration molaire particulaire ou **osmolarité**  $\omega$  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

# Concentration osmolaire

## Remarque 1

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

# Concentration osmolaire

## Remarque 1

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

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

# 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  $\omega_{sol}$  est la somme des concentrations osmolaires de tous les solutés.

# 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  $\omega_{sol}$  est la somme des concentrations osmolaires de tous les solutés.

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

$\omega_j$  : l'osmolarité du soluté  $j$

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.



# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

$$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$$

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

$$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$$

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

$$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$$

- $\theta_{solution}$  : la température de congélation de la solution.

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

$$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$$

- $\theta_{solution}$  : la température de congélation de la solution.
- $\theta_{solvant}$  : la température de congélation du solvant pur.

# Concentration osmolaire

## Loi de Raoult

Si on introduit un soluté dans un solvant pour former une solution, on observe que la température de congélation de la solution est abaissée par rapport au solvant pur.

$\Delta\theta$  : désigne l'abaissement du point de congélation.

$$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$$

- $\theta_{solution}$  : la température de congélation de la solution.
- $\theta_{solvant}$  : la température de congélation du solvant pur.

## Loi de Raoult

$$\Delta\theta = -k_c \cdot \omega$$

- $k_c$  : constante cryoscopique du solvant.
- $\omega$  : osmolarité de la solution.

# Concentration équivalente

# Concentration équivalente

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



## Concentration équivalente

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

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

# 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.

# 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  $C_{eq} = |Z|.C_M$

- 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

- 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

- 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.....  $C_{eq} = C_M$ .



- 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

- 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.....  $C_{eq} = 2.C_M$ .

- 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

- 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.....  $C_{eq} = 0$ .

- 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 <sup>a</sup>.

---

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

# 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 <sup>a</sup>.

---

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

- la molarité de la solution est  $C_M = \frac{m}{M_{Na_2SO_4}} = \frac{14,2}{142} = 100mmol/l$

# 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 <sup>a</sup>.

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

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



# 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 <sup>a</sup>.

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

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

Ion	$C_M$	Valence	$C_{eq}$
-----	-------	---------	----------

•

# 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 <sup>a</sup>.

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

# 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 <sup>a</sup>.

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

# 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 <sup>a</sup>.

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

# 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 <sup>a</sup>.

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.

# Concentration équivalente

## Exemple 2

On a dosé dans le sang d'un patient l'ensemble des cations, le glucose, l'urée et mesuré l'abaissement cryoscopique de son sérum. Les résultats obtenus sont :

$Na^+$	$K^+$	$Ca^{++}$	$Mg^{++}$	Glucose	Urée
145 mmol/l	5 mmol/l	2,5 mmol/l	1,5mmol/l	1 g/l	1,8 g/l

On donne  $\Delta\theta = -0,60$  °C, Constante cryoscopique de l'eau :  $K_c = 1,86$  °C.l.osmol<sup>-1</sup>, les masses molaires de l'urée et du glucose sont respectivement 60 et 180 g/mol.

- ① Calculer la concentration équivalente totale du sérum de ce patient ?
- ② Calculer l'osmolarité du sérum de ce patient ?

$$C_{eq}^+ = 145mEq/l + 5mEq/l + 2,5 * 2mEq/l + 1,5 * 2mEq/l = 158mEq/l$$

La solution est électriquement neutre :  $C_{eq}^+ = C_{eq}^-$

d'où la concentration équivalente totale :  $C_{eq} = 316mEq/l$