

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 :

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

- 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 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 NaCl de masse molaire $M = 58.5 \text{ g/Mol}$. Calculer la molarité de la solution.

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

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 $V = 2\text{L} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3$

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

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

Exemples :

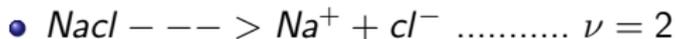


Concentration osmolaire

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

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

Exemples :

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

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 :

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

Concentration osmolaire

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

Soit 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.

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.

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

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.

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

- N_d le nombre de molécule dissociées.

Concentration osmolaire

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

Soit 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.

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

- 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 ω

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 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 ω

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

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

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

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

- 1 Le nombre de moles du soluté **dissociées** : αC_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** ω comme étant Le nombre de moles particulières (molécules et ions) dissoutes par litre solution.

Concentration osmolaire

Définition

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

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

Concentration osmolaire

Définition

On définit la concentration molaire particulaire ou **osmolarité** ω 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*

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

Concentration osmolaire

Définition

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

$$\omega = i c_M$$

Concentration osmolaire

Définition

On définit la concentration molaire particulaire 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

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 ω_{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 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 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.
- ω : 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 ^a.

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 ^a.

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

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

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 ^a.

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

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

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

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

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

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

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.

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⁻¹, 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 : $C_{eq} = 316mEq/l$