

GÉNÉRALITÉS SUR LES SOLUTIONS

Composition quantitative et qualitative des solutions

M^{me} H.Allouache

SOLUTION

- **Définition:** mélange homogène jusqu'au stade moléculaire de deux ou plusieurs substances présence dans la même phase.
- La substance existante en grande proportion est **Solvant**
- la substance en faible quantité est dite **Soluté (dissoute)**

SOLUTION BINAIRE

- ❖ Une solution est **binaire A-B** est une phase condensée formée à partir de deux corps purs A et B
Un seule soluté dans un solvant
- ❖ (un mélange ternaire serait constitué de trois corps purs ...).

PARAMÈTRE D'UNE SOLUTION

Une solution est caractérisée par la **nature** de ses **constituants**, leurs **proportions** par conséquent leurs **concentrations**.

LE TITRE D'UNE SOLUTION BINAIRE

C'est le rapport de la masse m du soluté par celle de la solution (masse_{soluté} + masse_{solvant})

$$t = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})} = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solvant}) + m(\text{soluté})}$$

Remarque: le titre s'exprime en % si les unités sont les mêmes \longrightarrow le titre est sans dimension

EXEMPLE 1:

- Un volume de 5ml d'eau contient 5 μ moles de sucre (saccharose C₁₂H₂₂O₁₁).

$$t = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solvant}) + m(\text{soluté})}$$

- $m_{\text{soluté}} = M \times n = 342 \times 5 \cdot 10^{-6} = 1,710 \cdot 10^{-3} \text{g} = 1,71 \text{mg}$
- $m_{\text{solvant}} = \rho_{\text{solvant}} \cdot V_{\text{solvant}} = 5 \text{g}$
- $t = 0,34 \cdot 10^{-3}$

LA FRACTION MOLLAIRE D'UNE SOLUTION BINAIRE

La quantité matière de soluté n par rapport à la quantité de matière total de la solution (soluté n et solvant n_0)

$$f = \frac{n}{n + n_0} = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{soluté}} + n_{\text{solvant}}}$$

EXEMPLE: FRACTION MOLLAIRE D'UNE SOLUTION BINAIRE:

On a un litre d'une solution aqueuse de glucose à 36 g/l ($M_g=180\text{g/mol}$)

$$n_1 = 36 / 180 = 0,2 \text{ mol}$$

$$n_0 = (1000 - 36) / 18 = 53,55 \text{ mol}$$

$$f_{\text{soluté}} = 0,2 / (0,2 + 53,55) = 0,0037$$

$$f_{\text{solvant}} = 53,55 / (0,2 + 53,55) = 0,9962$$

$$\Rightarrow f_{\text{soluté}} + f_{\text{solvant}} = 1$$

FRACTION MOLLAIRE D'UN SOLUTÉ DANS UNE SOLUTION

La quantité de matière du soluté par rapport à la somme de quantités de tous composants présent dans la solution

$$f_i = \frac{n_i}{\sum_0^N n_i}$$

$$f_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_0} \quad (n_0 \text{ solvant})$$

Remarque: le pourcentage de fraction $p = f \times 100\%$

La somme des fractions molaires de toutes les constituants d'une solution est égale à 1

REMARQUES SUR LA FRACTION MOLAIRE

- C'est le concept le plus adéquat pour définir la composition quantitative d'une solution et celui qui intervient directement dans les équations de la théorie cinétique des solutions
- Sur le plan expérimentale la notion de fraction molaire est inutilisable
- Le concept le plus adéquat sur le plan expérimentale est celui de concentration

LES CONCENTRATIONS

- ❖ La concentration caractérise une solution du point de vue quantitatif.
- ❖ La concentration de la solution indique la relation entre la quantité de solvant et la quantité de soluté.
- ❖ On a plusieurs façons pour la définir, selon les grandeurs que l'on choisit pour représenter les quantités moléculaires du soluté ou les ions qui proviennent de leur dissociation par rapport à celles du solvant.

REMARQUES:

- La concentration est un paramètre **intensif**, c.-à-d.: qu'elle est indépendante de la quantité de la solution pas le cas pour n et m (soluté) n et m grandeurs **extensives**
- Les propriétés chimiques du solvant et du soluté ne subissent aucune transformation dans la solution.

A-CONCENTRATION PONDÉRALE (CONCENTRATION MASSIQUE)

masse totale de soluté sur unité de volume de solution.

➤ C_p (g/l=g/dm³) ou (kg/m³)

$$C_p = \frac{m(\text{soluté})}{v(\text{solution})}$$

LA CONCENTRATION PONDÉRALE

Cette façon de représenter la concentration est **théoriquement peu satisfaisante** car:

- a) le volume dépend de la température
- b) Le volume d'un mélange n'est pas forcément égal à la somme des volumes des constituants 'le mélange peut s'accompagner de compression ou de dilation selon qu'il y a attraction ou répulsion mutuelle des molécules des corps mélangés

CONCENTRATION PONDÉRALE MASSIQUE

Représente la masse de l'espèce chimique dissoute par unité de masse de solvant

➤ g/kg

$$\text{➤ } C_p = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solvant})} \quad \text{ou} \quad C_{pm} = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})}$$

REMARQUES:

- ❖ Ces représentations sont en fait peu utilisées surtout la seconde ; mais elle a un grand intérêt théorique, pour les solutions diluées d'où la masse $m_{0(\text{soluté})} \ll m(\text{solvant}) \rightarrow$
 $m(\text{solvant}) = m(\text{solution})$
- ❖ C_{pm} (pondérale massique) est parfois appelé titre de la solution et s'exprime souvent en pourcentage

EXEMPLE 3:

Un volume de 5ml d'eau contient 5 μ moles de sucre (saccharose C₁₂H₂₂O₁₁).

$$\text{➤ } m_{\text{soluté}} = 1,71 \text{ mg}$$

$$\text{➤ } v_{\text{solvant}} = 5 \text{ ml}$$

$$\text{➤ } C_p = \frac{m(\text{soluté})}{v(\text{solution})} = 1,71 \text{ mg} / 5 \text{ ml} = 0,342 \text{ g/l}$$

B-MOLARITÉ CONCENTRATION MOLLAIRE OU MOLARITÉ

Le nombre de molécules gramme de soluté dissoutes dans un litre de solution

➤ (mol/l)

$$C_m = \frac{n(\text{soluté})}{v(\text{solution})}$$

B-MOLARITÉ CONCENTRATION MOLLAIRE OU MOLARITÉ

Quantité de matière par unité de volume: nombre de moles de soluté rapporté au volume de la solution (un litre de solution)

$$C_m = \frac{n(\text{soluté})}{v(\text{solvant}) + v(\text{soluté})}$$

UNITÉS DE MOLARITÉ

unité	symbole	(mole/l)
Mole	M	1 (mole/l)
Milli mole	mM	10^{-3} (mole/l)
Micromole	μ M	10^{-6} (mole/l)
Nano mole	nM	10^{-9} (mole/l)
Pico mole	pM	10^{-12} (mole/l)
Femto mole	fM	10^{-15} (mole/l)
Atto mole	aM	10^{-18} (mole/l)

LE RAPPORT ENTRE LA CONCENTRATION MOLAIRE ET CONCENTRATION PONDÉRALE

$$\begin{aligned} C_m &= \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume (en litres) de la solution}} \\ &= \frac{\text{masse de soluté}}{\text{masse molaire de soluté}} \cdot \frac{1}{V \text{ de solution}} \\ &= \frac{C_p}{\text{masse molaire de soluté}} = C_p / M \end{aligned}$$

$$C_p = MC_m$$

EXEMPLE 4:

Quelle est la molarité d'une solution de glucose ($M_{glucose} = 180 \text{ g/mol}$) à 18 g/l ?

$$C_m = C_p / M_g = 18 / 180 = \\ 0.1 \text{ mol/l} = 1 \text{ dmol/l}$$

Solution **DECIMOLAIRE**

REMARQUE

- Solution **MOLAIRE** \longleftrightarrow $M = 1 \text{ mole /L}$
 $M = N \text{ molécules/l}$

REMARQUE:

- ❖ La concentration molaire est **additive** par contre la concentration pondérales est **non additive**

C- MOLALITÉ CONCENTRATION MOLALE OU MOLALITÉ

Quantité de matière de soluté par
unité de masse de solvant: nombre de
moles de soluté par une masse d' un
kg de solvant

➤ (mol/kg)

$$C_l = \frac{n(\text{soluté})}{m(\text{solvant})\text{kg}}$$

EXEMPLE 5:

Un volume de 5ml d'eau contient 5 μ moles de sucre (saccharose C₁₂H₂₂O₁₁).

$$\rightarrow C_l = \frac{n(\text{solité})}{m(\text{solvant})\text{kg}} = 5\mu\text{moles}/5\text{g} = 1\text{mmol/kg}$$

REMARQUES:

- **L'inconvénient théorique** de la concentration molaire (mole/l) est le volume varie (très légèrement et sans aucune conséquence pratique) avec la température
- Pour les solutions aqueuses il n'y a pas de différences entre molarité et molalité
1L d'eau = 1Kg
- Dans le plasma la molalité est nettement différente de la molarité de ce que un 1L de plasma contient 0,93L d'eau → les lipides et les protéines occupent un volume non négligeable dans la solution

LES CONCENTRATION DE L'EAU

- La concentration pondérale:
 1000g/L
- La concentration molaire:
 $1000/18=55,556\text{mol/L}=55,556\text{M}$
- La molalité = $55,556\text{mol/kg}$

CONCENTRATION IONIQUE: IONARITÉ

- C'est la concentration des ions dans la solution:
Nombre d'ions dans un litre de solution

$$C_I = i C_m$$

(ion gramme/l ou mole d'ion/l)

(ion-g/L ou M-ion/L)

i : le nombre d'ion fournis par la molécule en se dissociant.

Pour les solution neutre la concentration ionique est nulle

EXEMPLE

Pour une solution de chlorure de sodium de molarité 154 mM
l'ionarité:

$$C_I = i C_m$$
$$= 2 \times 0,154 = 0,308 \text{ ion-g/L}$$

LA MOLE

- ❖ L'unité de la quantité de matière de base dans le Système international
- ❖ la quantité de matière d'un système contenant autant de particules élémentaires (atomes, molécules, ions, électrons ou autres particules) .
- ❖ Nombre, qui vaut approximativement $6,0225 \times 10^{23}$, est appelé nombre d'Avogadro.
- ❖ La mole a comme symbole **mol**.

L'OSMOLE

- En milieu liquide, les molécules de solvant et de solutés ou les ions qui proviennent de leur dissociation se déplacent les uns par rapport aux autres.
- Chacune d'entre elles constitue une « unité cinétique »
- Une osmole représente un nombre d'unités cinétiques égale au nombre d'Avogadro.
- La notion d'osmole généralise d'une manière la notion mole.

D-OSMOLARITÉ

CONCENTRATION OSMOLAIRE

Nombre d'unités cinétiques par unité de volume de solution

Nombre totale de moles de tous les particules (**nombre d'osmole**) de soluté par volume (**litre**) de solution.

$$\text{➤ } C_o = \nu C_m \text{ (osmole/l)}$$

$$\text{➤ (osm/l)}$$

E-OSMOLALITÉ

CONCENTRATION OSMOLAIRE

nombre total de moles de toutes les particules de soluté dissociées et non dissociées dans un kg de solvant « nombre d'osmole par la masse (kg) de solvant ».

➤ (osmole/kg)

$$C_{ol} = \nu C_l$$

- ν nombre d'osmoles dans la solution

REMARQUES:

Pour les molécules non dissociable:

- Osmolarité = molarité
- Osmolalité = molalité

NOMBRE D'OSMOLE LOI DE VAN'T HOFF

$$C_o = \omega = \nu C_m$$

$$C_{ol} = \nu C_l$$

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

- ❖ α : Le taux ou le coefficient de dissociation
- ❖ i : nombre d'ions libres de molécules dissocié du soluté
- ❖ ν nombre d'osmoles

LE COEFFICIENT DE DISSOCIATION

- Le coefficient de dissociation α est en quelque sorte le pourcentage de particules dissociées par rapport à la molécule de départ
- Il est forcément compris entre 0 et 1
- à 0 aucune dissociation (électrolyte faible)
- à 1 dissociation totale (électrolyte forte)

TAUX DE DISSOCIATION

$$\alpha = \frac{\text{Nb de molécules dissociées}}{\text{Nb total initial de molécules introduites dans le solvant}}$$

d'où $0 < \alpha < 1$

“ “ EXEMPLE 6:

	CaCl_2	----->	Ca^{++}	2Cl^-
Etat initiale	$n_i = 1 \text{ mol}$	----->	0	0
Etat final	$n_f = n_i \times (1 - \alpha)$	----->	$\alpha \times n_i$	$\alpha \times n_i$

Molécule de CaCl_2 caractérisée par un coefficient de dissociation α

LA LOI DE LA DILUTION D'OSTWALD

Si on effectue des dilutions alors
 $c \rightarrow 0$ et $\alpha \rightarrow 1$

La loi d'Ostwald: lorsque la dilution devient infinie (la concentration C tend vers zéro), le taux de la dissociation α tend vers 1 (l'électrolyte faible tend vers un électrolyte fort).

F-NORMALITÉ CONCENTRATION ÉQUIVALENTE

Nombre de particules en mole chargés par unité de volume: Nombre d'équivalents

$$E_q/L$$

Notion d'Equivalent: grandeur qui rend compte de la charge électrique de la solution par le produit:

$$C_{eq} = |z| \cdot C_m$$

(Eq gramme/l ou mole d'Eq/l)
z: électrovalence du soluté

REMARQUE

- ❖ La Concentration équivalente est **ADDITIVE**
- ❖ La Concentration totale d'une solution en Eq
= C_{eq} **anioniques** + C_{eq} **cationiques**

LA CONCENTRATION ÉQUIVALENTE

- Pour une solution contenant N ions, sa concentration équivalente est:

$$\triangleright C_{eq} = \sum_i^N z_i^+ C_i^+ + \sum_j^N |z_j^-| C_j^-$$

Une solution étant électriquement neutre

$$\triangleright \sum_i^N z_i^+ C_i^+ = \sum_j^N |z_j^-| C_j^-$$

$$\triangleright C_{eq} = 2 \sum_i^N z_i^+ C_i^+ = 2 \sum_j^N |z_j^-| C_j^-$$

EXEMPLE:

une solution de 10mmol/L de chlorure de calcium $CaCl_2$ et 5mmol/L de carbonate de calcium $CaCO_3$

Contient 20mmol/L de chlore ; 5mmol/L de carbonate 15mmol/L de calcium

- 20 milliéquivalents/L de Cl^-
- 10 milliéquivalents/L de CO_3^{--}
- 30 milliéquivalents/L de Ca^{++}

REMARQUES:

Pour les solutions dont:

❖ Molécules avec ions monovalents :

Concentration équivalente = Concentration molaire

❖ Molécules avec ions bivalents :

Concentration équivalente = **2x la molarité**

❖ Molécule non ionisée : $C_{eq} = 0$

L 'ÉQUIVALENT

- Un équivalent d'un ion donné est la quantité d'ions qui porte une charge électrique-égale à un électron gramme – ou faraday c-à-dire $6,023 * 10^{+23} e$ d'où e la charge de l'électron est $1,6*10^{-19}$ coulomb
- Donc: $E_{q} = \text{un faraday} = 96500$ coulomb

IONS GRAMME ET ÉQUIVALENT

Solutions ioniques ou électrolytiques

CONDUCTRICES D'ELECTRICITE

(Cation (+) = Anion (-)

1 ion gramme de Na^+ = **1** Equivalent

1 ion gramme de Ca^{++} , = **2** Equivalents

1 ion gramme de Al^{+++} = **3** Equivalents

MASSE D'UN EQUIVALENT

$$m_{Eq} = \frac{\text{Masse (Ion - gramme) ou masse de mole d'ions}}{\text{Valence}}$$

EXEMPLE:

➤ Na^+ : $M_{\text{Na}} = 23\text{g/mol}$ et sa Valence = 1

Donc: Masse d'un équivalent de Na =
 $23/1 = 23\text{ g}$

➤ Ca^{++} : $M_{\text{Ca}} = 40\text{ g/mol}$; Valence = 2

Masse d'un équivalent = $40 / 2 = 20\text{g}$

PRINCIPE D'ÉLECTRO NEUTRALITÉ

- ❖ En raison du principe de **la conservation de l'électricité**, la dissociation en solution d'une substance apporte toujours autant de charges positives que négatives. Parce qu'en milieu liquide les ions peuvent se déplacer les uns par rapport aux autres.
- ❖ On a des force répulsion entre ion de même charge et force d'attraction entre ion de signe contraire; font que **le volume de la solution contient d'autant de charges positives que négatives.**
- ❖ Tout le volume de la solution est donc électriquement neutre « principe d'électro neutralité microscopique » des solutions

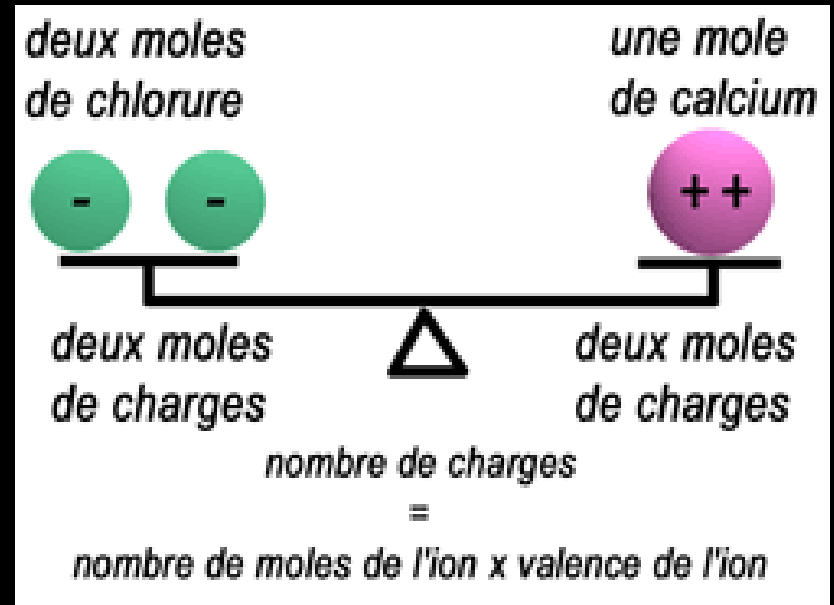
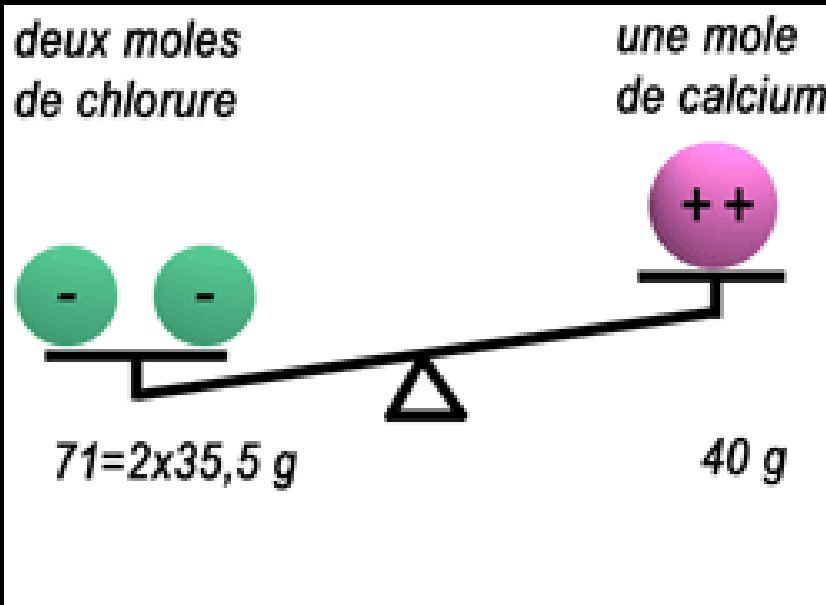
ELECTRO NEUTRALITÉ MICROSCOPIQUE

$C_{eq} \text{ anionique} = C_{eq} \text{ cationique}$

L'ÉLECTRO NEUTRALITÉ

Balance "massique".
Pas d'équilibre des quantités massiques entre les anions et les cations.

Balance "ionique".
La même quantité de charges électriques



LA FORCE IONIQUE

- ❖ C'est une unité de concentration des solutions électrolytiques en activité. Elle fait intervenir à la fois la valence ν et la concentration des ions C_i
- ❖ Permet d'exprimer globalement la **concentration** de la solution en particules **chargées électriquement**

$$I = \frac{1}{2} \sum_y^n C_{iy} \nu_y^2$$
$$I = \frac{1}{2} (C_{i1} \nu_1^2 + C_{i2} \nu_2^2)$$

EXEMPLE 7:

Solution de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, de molarité
 3M



$$C_{i1} = C_i (\text{NH}_4)^+ = 6\text{M} \quad ; \quad \nu_1 = 1$$

$$C_{i2} = C_i (\text{SO}_4^{2-}) = 3\text{M} \quad ; \quad \nu_2 = 2$$

$$I = \frac{1}{2} [6 \times 1^2 + 3 \times 2^2] = 9$$

EXEMPLE 8:

Sérum sanguin normal

$$Na^+ = 3,25 \text{ g/l} = 142 \text{ mEq/l}$$

$$K^+ = 0,20 \text{ g/l} = 5 \text{ mEq/l}$$

$$Ca^{++} = 0,100 \text{ g/l} = 5 \text{ mEq/l}$$

$$Cl^- = 3,60 \text{ g/l} = 103 \text{ mEq/l}$$

$$CO_3H^- = 1,65 \text{ g/l} = 27 \text{ mEq/l}$$

A RETENIR

- Osmolarité du **plasma** normal = **300 mOsmoles /l**
- Concentration **uréique** sanguine normale = **0,25 → 0,30 g/l**
- Concentration normale du **glucose** dans le sang = **1g/l**

INDIQUEZ LA OU LES BONNES RÉPONSES

L'unité de la concentration pondérale d'une solution dans le système international est:

- A. g.l^{-1}
- B. mol.l^{-1}
- C. mol.kg^{-1}
- D. g.cm^{-3}
- E. Kg.m^{-3}

Bonne réponse: Kg.m^{-3}

INDIQUEZ LA OU LES BONNES RÉPONSES

On mélange une solution idéal de NaCl 58g/l avec une solution KCl contenant le chlorure de sodium à 74g/l en parts égales. Quelles est la concentration pondérale en NaCl de la solution résultante?

- A. 58g/l
- B. 132g/l
- C. 66g/l
- D. 29g/l
- E. 74g/l

$$C_p(\text{tot}) = C_p(\text{NaCl}) + C_p(\text{KCl}) = 132\text{g/l}$$

INDIQUEZ LA OU LES BONNES RÉPONSES

Une solution contient 9g/l de NaCl, quelle est sa molarité?

- A. 150 mol. m^{-3}
- B. 9 g/l
- C. 0,15mol/kg
- D. 015mol/l
- E. 0,15mol. dm^{-3}

A, D et E

$$C_m = C_p / M = 0,015 \text{ mol/l}$$

INDIQUEZ LA OU LES BONNES RÉPONSES

On mélange 1 dl d'une solution aqueuse de NaCl de concentration 58g/l avec 0,9 g/l d'eau. Quelle est la concentration pondérale de la solution résultante?

- A. 58g/l
- B. 5,8g/l
- C. 580g/l
- D. $5,8\text{Kg}\cdot\text{m}^{-3}$
- E. $58\text{ Kg}\cdot\text{m}^{-3}$

A et E



MERCIE POUR VOTRE ATTENTION

INDIQUEZ LA OU LES BONNES RÉPONSES

On considère une solution contenant 150mosmo/L de Na, 5mosm/L de K, 2,5mosm/L de Ca et 1,5mosm/L de Mg

- A. La concentration pondérale en sodium est de 3,45g/kg
- B. La molalité en magnésium est de 2,0mmol/kg
- C. La concentration équivalente en calcium est de 2,5meq/L
- D. La concentration équivalente de la solution est de 163meq/L
- E. La fraction molaire en potassium est 3,1%