## IV.1. Les solutions

**Définition :** Une solution est un mélange **homogène** (en une seule phase) composé de deux ou plusieurs constituants chimiques. Ces composés ont la particularité de **se dissoudre mutuellement** afin de créer un composant homogène appelé **solution**, qui présentera des caractéristiques différentes des composés initiaux.

Le composant **majoritaire** est appelé **solvant** (en état liquide), tandis que les composés **minoritaires** sont appelés **solutés** (en état solide).

Lorsque le solvant est de **l'eau**, la solution est appelée **aqueuse**. Si elle est constituée exclusivement de **deux substances** (un solvant et un seul soluté), elle est appelée **binaire**.

**Solution = Solvant (majoritaire) + Solutés (minoritaires)**

Les solutés peuvent être : solides, liquides ou gaz.

Dans le cas où la solution est constituée de plusieurs phases, elle est dite **hétérogène.**

- **Densité d'une Solution ($d$):**

La densité d'une solution représente le rapport entre sa **masse volumique** et **celle de l'eau**, dans les mêmes conditions de température et de pression. Son expression est : $$d = \frac{\text{la masse volumique de la solution}}{\text{la masse volumique de l'eau}} = \frac{\rho_{Solution}}{\rho_{Eau}}$$

Avec : $\rho_{Eau} = 1 g/cm^3 = 1000 g/L = 1000 Kg/m^3$

## IV.2. Les électrolytes (solutions électrolytiques)

**Définition :** Ce sont des **solutions ioniques** constituées des ions (cations et anions) résultant de la dissociation des molécules (solutés) dans l'eau. On distingue :

**1. Les électrolytes forts** : ce sont les électrolytes qui se dissocient totalement dans l'eau.

**Exemple:** Les cristaux de **NaCl** dans l'eau donnent les ions $Na^+$ et $Cl^-$ selon l'équation de dissociation suivante: $NaCl \xrightarrow{eau} Na^+ + Cl^-$

**2. Les électrolytes faibles** : la dissociation du soluté n'est pas totale (partielle), la solution contient des molécules de **soluté**, **des ions**, et du **solvant**.

**Exemple :** l'acide acétique dans l'eau :

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

- **Taux (ou Coefficient) de dissociation** ¨$\alpha$¨

Certains solutés se dissocient dans le solvant et forment des électrolytes, qu'ils soient faibles ou forts. Ainsi, une telle solution contient à la fois des molécules **neutres** et des **ions**.

On définit alors **le taux de dissociation** $\alpha$ comme la proportion de molécules dissociées du soluté dans la solution :

$$\alpha = \frac{\text{le nombre de moles de molécules dissociées du soluté}}{\text{le nombre de moles total initial de molécules du soluté présentes dans la solution}} = \frac{n_D}{n_0} \quad \textbf{(sans unité)}$$

Selon la valeur de **α** on distingue trois cas : $\begin{cases} Si\ \boldsymbol{\alpha = 0};\ pas\ de\ dissociation\ (dissociation\ \boldsymbol{nulle}) \\ Si\ \boldsymbol{0 < \alpha < 1};\ la\ dissociation\ est\ \boldsymbol{partielle} \\ Si\ \boldsymbol{\alpha = 1};\ la\ dissociation\ est\ \boldsymbol{totale} \end{cases}$

## IV.3. Différents types de solutions

On distingue plusieurs types de solutions (ou mélanges) :

**a**. **Gaz / Gaz :** c'est un mélange d'une substance gazeuse avec d'autres substances gazeuse.

**Exemple** : l'air, le composé majoritaire est l'azote ($N_2$), les composés minoritaires sont la vapeur d'eau ($H_2O$), l'oxygène ($O_2$), dioxyde de carbone ($CO_2$), les gaz rares …etc.

**b. Gaz / Liquide** : c'est un mélange homogène d'un liquide avec un gaz.

**Exemple** : les boissons gazeuses, le composé majoritaire est de l'eau, le composé minoritaire est le gaz dioxyde de carbone qui se dissous facilement dans l'eau pour être hydraté et formé l'acide carbonique ($H_2CO_3$).

**c. Liquide / Liquide** : c'est un mélange d'une substance liquide avec une autre substance liquide.

**Exemple** : Tous les jus sont composés d'eau, composé majoritaire, et d'autres substances liquides minoritaires (orange, citron…).

**d. Solide / Liquide :** une eau salée est un mélange d'eau (liquide) et de sel de table (solide). Une eau sucrée est un mélange d'eau et de sucre (solide).

On distingue aussi :

**a. Les mélanges miscibles** : si le mélange final forme une seule substance **homogène**, c'est-à-dire une seule phase (liquide, solide ou gazeuse) les substances sont dites **miscibles**.

**b. Les mélanges non miscibles** : si les substances mélangées restent séparées, la substance la plus dense se dépose au font du récipient. Les substances ne sont **pas miscibles**, on parle donc de **suspension (**mélange **hétérogène** en deux phases ; phase dispersante contenant la phase dispersée).

**Exemple** : on doit bien mélanger la suspension médicamenteuse avant de la prendre comme traitement.

**c. Solution Saturée :** si le soluté **ne peut plus se dissoudre dans le solvant**, il se dépose au fond du récipient, on dit que la solution est **saturée**. La solubilité du soluté dépend de sa nature chimique, de la nature du solvant ainsi que de la température (elle augmente avec la température).

On appelle donc **solubilité,** la faculté d'une espèce (soluté) de se dissoudre dans un solvant.

## IV.4. Classifications des solutions

On peut classer les solutions selon différents critères :

**IV. 4.1. Selon la taille des particules dissoutes.** On caractérise donc :

- **Les solutions micromoléculaires (ou les cristalloïdes):** ce sont des solutions contenant des solutés dissoutes dans la solution de **faible taille** de l'ordre du micron. Ces solutions peuvent traverser la membrane cellulaire et elles sont visibles au microscope électronique.

**Exemple:** solution d'urée, solution de glucose et la solution de NaCl**.**

- **Les solutions macromoléculaires :** ce sont des solutions contenant des solutés dont la **masse molaire est > 5000** $g.mol^{-1}$**.** Ces solutions ne peuvent pas traverser certaines membranes cellulaires et elles sont visibles au microscope optique.

**Exemple:** Les protéines.

- **Les solutions colloïdales (ou les colloïdes):** Les colloïdes sont des solutions macromoléculaires dont les molécules du soluté restent en suspension dans la solution en raison de l'agitation thermique.

**Exemple:** le sang, les graisses (le beure) qui sont de grosses molécules lipidiques qui se trouvent dispersées dans le lait.

**IV. 4.2. Selon la charge des particules dissoutes (la charge du soluté) :**

- **Les solutions neutres :** ce sont des solutions contenant des solutés neutres comme le glucose et l'urée.
- **Les solutions électrolytiques :** ce sont des solutions contenant des solutés chargés (ions) comme la solution de ($Na^+$, $Cl^-$).

**IV. 4.3. Selon les interactions soluté-solvant :**

- **Les solutions idéales :** Une solution est dite **idéale** si les interactions intermoléculaires solvant-solvant, solvant- soluté et soluté-soluté **sont du même ordre de grandeur** (identiques ou très proches). C'est-à- dire que la présence du soluté ne modifie pas les forces intermoléculaires du solvant déjà existantes.

Les **solutions diluées** dont la quantité du soluté est très petite à celle du solvant peuvent être considérer comme des solutions idéales.

Les **solutions concentrées** ($C_M > 10^{-3}$ M) ne peuvent pas être considérées comme idéales, car les volumes des molécules formés sont très différents des volumes des atomes du solvant.

- **Les solutions réelles** : les interactions intermoléculaires solvant-solvant, soluté- soluté et soluté - solvant ne sont pas très proches. La présence du soluté modifie les forces intermoléculaires du solvant déjà existantes prise en compte, les énergies de liaison, l'agitation thermique et les liaisons

intermoléculaires

## IV.5. La concentration -Définition

La **concentration** d'un soluté dans une solution est **la quantité** de ce dernier présente dans la solution considérée. Elle désigne **la proportion** du soluté dans la solution. La concentration du soluté est un paramètre **intensif**, c'est-à- dire qu'elle est indépendante de la quantité de la solution, alors que la quantité de matière ou de masse du soluté est une grandeur **extensive.**

On peut caractériser la matière (solvant ou soluté) par sa masse notée ($m$), son volume noté (V), sa masse volumique (ρ) ou son nombre de moles ($n$).

### IV.5.1. Quantité de matière

La quantité de matière du solvant ou du soluté peut être exprimée soit par son nombre de moles ***n***, soit par sa fraction molaire ***f***, ou soit par sa fraction massique ***%(m/m)***.

#### A. Nombre de moles (*n*)

Le nombre de moles ($n$) représente le rapport entre la masse de l'entité (solvant ou soluté) utilisée dans le mélange et sa masse molaire (M). Il est donné par l'équation :

$$n_{soluté} = \frac{masse\ du\ soluté\ (en\ g)}{masse\ molaire\ du\ soluté\ (en\ g.mole^{-1})} = \frac{m_{soluté}}{M_{soluté}}\ (en\ mole)$$ : Pour le soluté

$$n_{solvant} = \frac{masse\ du\ solvant\ (en\ g)}{masse\ molaire\ du\ solvant\ (en\ g.mole^{-1})} = \frac{m_{solvant}}{M_{solvant}}\ (en\ mole)$$ : Pour le solvant

Le nombre de moles ($n$) est mesuré en mole et ses multiples dans le système international.

***Une mole = $10^3$ milimoles***

**Exemple :** Calculer le nombre de moles d'urée ainsi que le nombre de moles d'eau, contenues dans une solution composée de **15 $g$** d'urée ($CON_2H_4$) diluée dans un litre d'eau pure. On donne $M_{urée}$ = 60 g/mol, $M_{eau}$ = 18 g/mol, la densité de l'eau est $d$ = 1.

#### B. Fraction molaire (*f*)

La fraction molaire notée ($f$) représente le rapport du nombre de moles ($n$) de l'entité (solvant ou soluté) utilisée dans le mélange par le nombre total de moles de la solution ($n_{solution}$). Elle est définie par l'équation:

$$f_{soluté} = \frac{nbr\ de\ moles\ du\ soluté}{nbr\ total\ de\ moles\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{n_{soluté}}{n_{solution}} \times 100\ \%$$ : Pour le soluté

$$f_{solvant} = \frac{nbr\ de\ moles\ du\ solvant}{nbr\ total\ de\ moles\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{n_{solvant}}{n_{solution}} \times 100\ \%$$ : Pour le solvant

On note ici que : $n_{solution} = n_{soluté} + n_{solvant}$

Pour une solution constituée de plusieurs solutés : 1,2, 3,….., i ,…..,N. Dans ce cas:

$$n_{solution} = n_{soluté\,1} + n_{soluté\,2} + \cdots + n_{soluté\,i} + \cdots + n_{soluté\,N} + n_{solvant}$$

**Remarque**

**1**. La fraction molaire est sans unité, elle est exprimée en pourcentage **(%)**.

**2**. La somme de toutes les fractions molaires y compris celle du solvant d'une solution est égale à l'unité. $\sum_i f_i = 1$.

### C. Pourcentage Massique ou fraction massique (% (m/m)) :

Le pourcentage massique noté **% (m/m)** d'un constituant est le rapport entre **la masse de ce constituant** et la **masse totale de la solution (le mélange)**. Il est défini comme suit:

$$\%\,(m/m)_{soluté} = \frac{masse\ du\ soluté}{masse\ totale\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}} \times 100\ \%$$ **:** Pour le soluté

$$\%\,(m/m)_{solvant} = \frac{masse\ du\ solvant}{masse\ totale\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{m_{solvant}}{m_{solution}} \times 100\ \%$$ **:** Pour le solvant

**Remarque**

**1**. La fraction massique est sans unité, elle est exprimée en pourcentage **(%)**.

**2**. La somme de toutes les fractions massiques y compris celle du solvant d'une solution est égale à l'unité. $\sum_i \%(m/m)_i = 1$.

### D. Pourcentage masse par volume (% (m / V))

Le pourcentage masse par volume d'un constituant dans un mélange est le rapport entre **la masse du constituant dans le mélang**e et **le volume de la solution**. Il est donné par l'équation suivante:

$$\%(m/V)_{soluté} = \frac{masse\ du\ soluté}{volume\ total\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}} \times 100\ \%$$ **:** Pour le soluté

$$\%(m/V)_{solvant} = \frac{masse\ du\ solvant}{volume\ total\ de\ la\ solution} \times 100\% = \frac{m_{solvant}}{V_{solution}} \times 100\ \%$$ **:** Pour le solvant

Le pourcentage masse par volume est exprimé par des (*g/millilitre*).

**Exemple**: Un pharmacien ajoute ***2 ml*** d'eau distillée à **4** ***g*** d'un médicament en poudre (soluté). Le volume final de la solution est de ***3 ml***. Quel est le pourcentage en masse par volume (m/V) du soluté ?

### E. Pourcentage volume par volume (% (V / V))

Le pourcentage volume par volume d'un constituant est le rapport entre le volume de ce constituant et le volume total de la solution, il est donné par l'équation suivante:

$\%(V/V)_{soluté} = \frac{V_{soluté}}{V_{solution}} \times 100\ \%$ : Pour le soluté

$\%(V/V)_{solvant} = \frac{V_{solvant}}{V_{solution}} \times 100\ \%$ : Pour le solvant

Le pourcentage volume par volume est exprimé en %.

**Exemple :** Un pharmacien mélange **30** $mL$ d'éthanol (soluté) avec **100** $mL$ d'eau (solvant). Quel est le pourcentage volume par volume (% (V/V)) de cette solution ?

### F- La dilution

La dilution est un procédé utilisé pour diminuer la concentration d'une solution. Sachant que **le nombre de moles de soluté ne varie pas lorsque l'on ajoute du solvant,** l'équation de base de la dilution est donnée par : $n_i = n_f \Rightarrow C_i \times V_i = C_f \times V_f$

Avec : $C_i$ et $V_i$ sont la concentration molaire et le volume initiaux de la solution ;

$C_f$ et $V_f$ sont la concentration molaire et le volume finaux de la solution.

### IV.5.2. Différentes concentrations d'une solution

La concentration d'une solution peut être exprimée de différentes manières. Selon les paramètres choisis pour représenter les quantités de soluté ou d'ions issus de sa dissociation par rapport au solvant, on distingue plusieurs types de concentration:

#### A. Concentration molaire ou Molarité ($C_M$):

La concentration molaire, ou molarité notée $C_M$, est définie comme le rapport du **nombre de moles de soluté par unité de volume de la solution**. Son unité est la mole par litre ($mol/l$).

$$C_M = \frac{nbre\ de\ moles\ de\ soluté}{Volume\ de\ la\ solution\ en\ litre} \Rightarrow C_M = \frac{n_{soluté}}{V_{Solution}}\ (mol/l)$$

Donc une **solution molaire** est une solution dont la concentration molaire ($C_M$) **est égale à** $1 mol/l$.

**Exemple :** Calculer la concentration molaire de la solution de l'exemple **1**. En supposant que la masse de l'urée est négligeable devant celle de l'eau.

**Réponse**

$C_M = \frac{n_{soluté}}{V_{Solution}} = \frac{0.25}{1} = 0.25\ mol/l$ **ou** $0.25\ M$ **avec** $(M = 1 mol/l)$

#### B. Concentration pondérale ou Massique ($C_P$)

La concentration pondérale, notée $C_P$, appelée aussi concentration massique, est définie comme le rapport de **la masse du soluté par unité de volume de la solution**. Elle est donnée par :

$$C_P = \frac{masse\ du\ soluté\ en\ gramme}{Volume\ de\ la\ solution\ en\ litre} = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}\ (g/l)$$

L'unité de la concentration pondérale est le gramme par litre ($g/l$).

**Exemple :** Calculer la concentration pondérale de la solution de l'exemple **1**. En supposant que la masse de l'urée est négligeable devant celle de l'eau.

**Réponse**

$$C_P = \frac{m_{soluté}}{V_{Solution}} = \frac{15}{1} = 15\ g/l$$

**Remarque**

On peut déduire une relation entre la concentration molaire et la concentration pondérale :

$$\frac{C_P}{C_M} = M \Rightarrow C_P = M \times C_M$$

## C. Concentration molale ou Molalité ($C_m$):

La concentration molale appelée aussi la molalité notée $C_m$, représente le rapport **du nombre de moles de soluté par masse de solvant**. Elle est définie par l'équation suivante:

$$C_m = \frac{nbre\ de\ mole\ du\ soluté}{Masse\ du\ solvant\ en\ kilogramme} = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}}\ (mol/Kg)$$

L'unité de la molalité est la mole par kilogramme ($mol/Kg$).

- **Relation entre la molarité ($C_M$) et la molalité ($C_m$)**

1. **Cas des solutions diluées :** Dans le cas des solutions diluées, la masse et le volume du soluté sont négligés devant la masse et le volume du solvant. On peut donc écrire:

$$\begin{cases} V_{solution} = V_{solvant} + V_{soluté} \Rightarrow V_{solution} \approx V_{solvant} \quad car\ V_{soluté} \approx 0 \\ m_{solution} = m_{solvant} + m_{soluté} \Rightarrow m_{solution} \approx m_{solvant} \quad car\ m_{soluté} \approx 0 \end{cases}$$

Donc : $\begin{cases} C_m = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}} = \frac{n_{soluté}}{m_{solution}} \\ C_M = \frac{n_{soluté}}{V_{Solution}} \end{cases} \Rightarrow \frac{C_M}{C_m} = \frac{m_{solution}}{V_{solution}} = \rho_{solution}$

On déduit que : $C_M = \rho_{solution} \times C_m$ Pour une **solution diluée**

**Exemple :** Calculer la molalité de la solution de l'exemple **1**. En supposant que la masse de l'urée est négligeable devant celle de l'eau.

**Réponse :** $C_m = \frac{n_{soluté}}{m_{Solvant}} = \frac{0.25}{1} = 0.25 mol/Kg$

2. **Cas des solutions non diluées :** dans le cas des solutions non diluées, la masse et le volume du soluté ne sont pas négligeables devant ceux du solvant. La concentration molaire est reliée donc à la concentration molale par la relation suivante:

$$C_M = C_m \times \frac{\rho_{Solution}}{1 + C_m M}$$ **Avec** $\begin{cases} C_M \text{ est la molarité de la solution;} \\ C_m \text{ est la molalité de lasolution;} \\ \rho_{Solution} \text{ est lamasse volumique de la solution;} \\ M \text{ est la masse molaire du soluté.} \end{cases}$

**Exemple :** Calculer la molalité de la solution de l'exemple **1**. On donne ($\rho_{Solution}$ = 1080 $gr/l$), la masse molaire de l'urée est de (M = 60 $gr/mole$).

**Réponse**

$$C_M = C_m \times \frac{\rho_{Solution}}{1 + C_m M} \Rightarrow C_m = C_M \times \frac{1}{\rho_{Solution} - M \times C_M} = 0.23 \text{ mol/Kg}$$

**Remarque**

Dans le cas des solutions **aqueuses diluées**, la molarité et la molalité peuvent être considérées comme **égales**, car la densité de l'eau est proche de **l'unité** (≈1 g/mL). Tandis que dans le plasma, la molalité est différente de la molarité en raison de la présence des lipides et des protéines qui occupent un volume non négligeable. En effet **dans un litre de plasma**, on trouve **0, 93 litre d'eau.**

## D. Concentration Osmolaire ou Osmolarité ($C_{OsM}$)

### D.1. Définition de l'osmole

En physique, **l'osmole** est l'unité de mesure du **nombre d'osmoles d'une solution** qui est le **nombre total de particules** (molécules et ions) **actives** dans une solution appelées : **entités cinétiques.**

- Pour une solution où le soluté est non dissociable (solution neutre), **le nbre d'osmoles de la solution égal au nbre de moles du soluté**
- Pour une solution électrolytique (formée d'un soluté dissociable), **le nbre d'osmoles de la solution égal au nbre de moles de molécules du soluté et d'ions actifs dans la solution.**

**Exemples :**

1. Dans une solution où le soluté est l'urée (non dissociable), une osmole d'urée est égale à une mole

d'urée. Nous avons donc une **seule entité cinétique** ou **une seule particule active dans la solution** qui est l'urée lui-même.

2. Dans une solution de chlorure de sodium NaCl (électrolyte fort = dissociation totale), chaque molécule de NaCl donne naissance à **deux ions actifs** $Na^+$ et $Cl^-$. Donc le **nombre d'osmoles** est égal à **deux fois le nombre de moles** de molécules de NaCl présentes dans la solution.

**6 moles d'urée → pas de dissociation**

Il existe donc, **6 moles d'entités cinétiques actives** dans la solution.

**Le nbre d'osmoles = le nbre de moles d'urée = 6 osmoles**

**$6\ NaCl \rightarrow 6\ Na^+ + 6\ Cl^-$**

**6moles** de NaCl libèrent **6 moles de $Na^+$** et **6moles** de $Cl^-$ dans la solution.

il existe donc **12 entités cinétiques actives** dans la solution.

**Le nbre d'osmoles = $\sum$ *des entités cinétiques***

**= 12 osmoles**

**$Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{-2}$**

**1 mole** de $Na_2SO_4$ libère **2 moles** de $Na^+$ et **une mole de** $SO_4^{-2}$ dans la solution.

Il existe donc, **3 entités cinétiques actives** dans la solution.

**Le nbre d'osmoles = 3 osmoles**

Pour **6 moles** de $Na_2SO_4$, **le nbre d'osmoles = 6× 3 = 18 *osmoles***.

### D.2. Nombre d'osmoles d'une solution - Généralisation

Le nombre d'osmoles d'une solution (entités cinétiques présentes dans la solution) est égal à la somme de toutes les entités présentes dans la solution à l'équilibre.

Soit un soluté **AB** qui se dissocie dans la solution en formant deux ions $A^+$ et $B^-$. Le tableau d'avancement permet de suivre l'évolution des quantités de matière du soluté dissous, de l'état initial jusqu'à l'équilibre.

| | Tableau d'avancement de la réaction |
|---|---|

| | AB ⇌ | $A^+$ + $B^-$ |
|---|---|---|
| t = 0 | $n_0$ | 0 0 |
| $t = t_{éq} = t_f$ | $n_0 - n_D$ | $n_1$ $n_2$ |

On donne les notations suivantes :

$n_0$ : est le nombre de moles initiales du soluté dans la solution.

$\alpha = n_D/n_0$ : Coefficient de dissociation.

$n_D = \alpha \times n_0$ : Le nombre de moles dissociées de soluté à l'équilibre.

$n_{ions} = n_1 + n_2$ : Le nombre total de moles d'ions dans la solution.

$n_{non\ dissoc} = n_0 - n_D = n_0 - (\alpha \times n_0)$ : Le nombre de moles non dissociées de soluté.

Donc : $$n_{osm} = \sum \textbf{entités cinétiques actives dans la solution}$$

$$n_{osm} = n_{ions} + n_{non\ dissoc} = (n_1 + n_2) + [n_0 - (\alpha \times n_0)]$$

On pose : $n_1 + n_2 = \nu \times n_D$ avec $\nu$ est le nombre d'ions par molécule dissociée.

Soit enfin : $$n_{osm} = n_0 \times [1 + \alpha(\nu - 1)] = n_0 \times i$$

Où : $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$ est appelé *coefficient d'ionisation de Van't Hoff*

**D.3. Concentration osmolaire**

La concentration osmolaire ou l'osmolarité d'une solution, notée $C_{OsM}$, est le rapport du nombre d'osmoles du soluté par volume de solution. Elle est donnée par l'expression :

$$C_{OsM} = C_M \times i \ (Osmol/l)$$

**Exemple :** Calculer la concentration osmolaire de **14,2 *g*** de cristaux de sulfate de sodium $Na_2(SO)_4$ dissoute dans **0,5 *l*** d'eau pure. On donne la masse molaire *M* ($Na_2(SO)_4$) = **142 *g/mole*** et **$\alpha$ = 1. On suppose que la solution est diluée.**

**Réponse**

- Calcul du nombre de moles initial : $n_0 = m / M = 14.2/142 \rightarrow n_0 = 0.1mol$
- Calcul du nombre d'osmoles : La dissociation des cristaux de sulfate de sodium est totale (électrolyte fort) :

$$Na_2(SO)_4 \rightarrow 2\ Na^+ + (SO)^{2-}_4 \qquad (\alpha = 1, \nu = 3)$$

## E. Concentration Osmolale ou Osmolalité ($C_{Osm}$)

La concentration osmolale ou l'osmolalité d'une solution notée $C_{Osm}$ est le rapport du nombre d'osmoles de soluté par masse de solvant. Elle est définie par l'équation suivante:

$$C_{Osm} = \frac{nbre\ d'osmoles\ du\ soluté}{Masse\ du\ solvant\ en\ kilogramme} = \frac{n_{osmoles}}{m_{solvant}}\ (osmol/Kg)$$

$$C_{Osm} = C_m \times i$$

**Exemple** : Calculer la concentration osmolale de l'exemple précédent.

**Réponse** : La concentration osmolale est donnée par : $C_{Osm} = \frac{n_{osmoles}}{m_{solvant}} = \frac{0.3}{0.5} = 0.6\ Osmol/Kg$

## F. Concentration ionique ou Ionarité ($C_{ion}$)

1. **Un ion gramme –Définition :** Un ion gramme est une unité de mesure qui correspond à la masse d'une mole d'ions qui contient un nombre d'Avogadro d'ions, soit environ $6.023\times 10^{23}$ ions.

Une mole d'ions $\xrightarrow{est\ constituée\ de}$ $N_{Avog}\ ions = 6.023\times 10^{23}\ ions$

**Un ion gramme = $m_{6.023\times 10^{23}\ ions}$**

2. **L'ionarité:** La concentration ionique, dite aussi ionarité et notée $C_{ion}$, représente le nombre d'ions par unité de volume de la solution. Elle est exprimée par l'équation suivante :

$$C_{ion} = \frac{nbre\ d'ions\ présents\ dans\ la\ solution}{Volume\ de\ la\ solution}$$

$$C_{ion} = \frac{n_{ions}}{V_{Solution}}\ (ions\ grammes/l)\ ou\ (mole\ d'ions/l)$$

- **Relation entre le nombre d'ions $n_{ions}$ dans la solution et le nombre de molécules (soluté) $n_{soluté}$ dans la solution**

***Cas d'un électrolyte fort (dissociation totale du soluté) :** Dans le cas d'un électrolyte fort, la dissociation du soluté est totale, on aura donc pour chaque molécule de soluté dissociée, un nombre (ν) d'ions formés dans la solution.

**Exemple :** $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ et $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

Une mole de molécule de **NaCl** donne naissance à un ion de $Na^+$ et un ion de $Cl^-$. Donc, dans la solution on trouve deux ions (ν = 2). Tandis que, une mole de molécule de $CaCl_2$ donne un ion de $Ca^{2+}$ et deux ions de $Cl^-$ (ν = 3). On peut donc généraliser la relation entre le nombre de molécules du soluté introduites dans la solution $n_0$ et celui des ions formés dans la solution $n_{ions}$.

$$C_{ion} = \nu \times C_M$$ **(Ions grammes / litre)** ou **(ions g/L)**

***Cas d'un électrolyte faible (dissociation partielle du soluté) :** Dans le cas d'un électrolyte faible, la dissociation du soluté est partielle. L'expression précédente devient :

$$\Rightarrow \boldsymbol{C_{ion} = \alpha \times \nu \times C_M} \textbf{ (Ions grammes / litre)}$$

**Exemple:** Soit un soluté de type ($AB_2$) qui se dissocie partiellement dans la solution par un taux de dissociation ($\alpha$), selon la réaction suivante :

$$\mathbf{AB_2 \rightleftharpoons A^{2+} + 2\ B^-}$$

| | Tableau d'avancement de la réaction | | |
|---|---|---|---|
| | $AB_2$ ⇌ | $A^{+2}$ + | $2\ B^-$ |
| t = 0 | $\boldsymbol{n_0}$ | **0** | **0** |
| $t = t_{éq} = t_f$ | $\boldsymbol{n_0 - n_D = n_0 - \alpha\ n_0}$ | $\boldsymbol{n_1 = \alpha n_0}$ | $\boldsymbol{n_2 = 2\alpha\ n_0}$ |

Le nombre d'ions dans la solution est **ν = 3**. À l'équilibre, la concentration ionique des ions $A^{2+}$ est :

$\boldsymbol{C_{ion\ (A^{2+})} = \alpha \times C_M}$ , celle des ions $B^-$ est : $\boldsymbol{C_{ion\ (B^-)} = 2 \times \alpha \times C_M}$

La concentration ionique de la solution est donc : $\mathbf{C_{ion}}$ **(solution)** $= \boldsymbol{C_{ion\ (A^{2+})} + C_{ion\ (B^-)}}$

$$= 3 \times \alpha \times C_M = \nu \times \alpha \times C_M$$

**Plus généralement:**

$$C_{ion}\ (\text{solution}) = C_{ion}\ (ion^+) + C_{ion}\ (ion^-)$$
$$= \nu^+\ (\alpha\ C_M) + \nu^-\ (\alpha\ C_M)$$
$$= (\nu^+ + \nu^-) \times \alpha \times C_M$$
$$= \nu \times \alpha \times C_M$$

Avec: **ν (solution)** $= \nu^+ + \nu^-$

## G. Concentration équivalente ou normalité ($C_{éq}$ ou N)

La concentration équivalente est une caractéristique des solutions électrolytiques (solutions ionisées uniquement). Elle permet de connaitre **la quantité de charges électriques** dite **nombre d'équivalents** présents dans la solution. Cette concentration dépend de la **valence (Z)** de l'ion $\boldsymbol{X^{\pm z}}$**.** La concentration équivalente est mesurée en unité **équivalents par litre** notée (**éq / L**).

**L'équivalent** noté (éq) est la quantité de charges électriques transportées par une mole de charges électriques élémentaires (-e) dans la solution. Sa valeur vaut :

$$1eq = \mathcal{N}_{Avo} \times |e| = 6{,}023\ 10^{23} \times 1{,}6\ 10^{-19} \Rightarrow \textbf{1 } \boldsymbol{eq} \textbf{ = 96500 Coulomb.}$$

1. **Cas d'un électrolyte fort (dissociation totale du soluté, α = 1) :** Dans ce cas, **le nombre d'équivalents** égal au **nombre de valence Z de l'ion formé** après dissociation.

**Exemple:**

- 1 mole de sodium **Na** donne 1 mole de $Na^+$ (Z = 1), donc 1 mole de $Na^+$ transporte dans la solution une charge électrique de **1éq (Q = 96500 C) ;**
- 1 mole de calcium **Ca** donne 1 mole de $Ca^{2+}$ (Z = 2), donc 1 mole de $Ca^{2+}$ transporte dans la solution une charge électrique de **2éq (Q = 2× 96500 C) ;**

En général, **une** mole d'ion*s* $X^{\pm Z}$, donne **Z équivalents** dans la solution. Donc, $n$ moles de $X^{\pm Z}$, donne $n_{éq}$(ions) : $n_{éq}(ion) = Z \times n$ **(éq)**

Donc la charge transportée est : $Q = Z \times n \times 96500$ C

2. **Cas d'un électrolyte faible (dissociation partielle du soluté, 0 < α < 1) :** l'équation précédente devient : $n_{éq}(ion) = Z \times n \times \alpha$ (éq) ⇒ $Q = Z \times n \times \alpha \times 96500$ C

**Définition** : La concentration équivalente **d'un ion** donné dans une solution, notée $C_{éq}$, est **le nombre d'équivalents de l'ion présents dans la solution par unité de volume**. Elle est donnée par l'expression :

$$C_{éq}(ion) = Z \times C_M(ion) \text{ (éq/L)}$$

Avec : $C_M(ion) = \alpha \times \nu_{ion} \times C_M$ : est la concentration molaire de l'ion considéré (cation ou anion) dans la solution qui égale ici à sa concentration ionique $C_{ion}(ion^{\pm})$. $C_M$ est la concentration molaire du soluté (ou de la solution) et $n_0$ est le nombre initial de moles du soluté dans la solution.

**Cas particulier :** Pour un électrolyte fort (α = 1), $C_{éq}(ion) = Z \times C_M(ion)$ **(éq/L)**

Avec : $C_M(ion) = \nu_{ion} \times C_M$ et $C_M$ : est la concentration molaire du soluté dans la solution

**Généralisation :** Pour une solution contenant **N** ions (cations ($^+$) et anions ($^-$)) de valences différentes **($Z_{ion}$),** la concentration équivalente de cette solution sera égale à:

$$C_{éq}(Solution) = \sum_{i=1}^{N} Z_{ion}^{+} C_M^{+}(ion) + \sum_{J=1}^{N} Z_{ion}^{-} C_M^{-}(ion)$$

**Cas particulier** : Pour une solution **électriquement neutre** (c'est-à-dire : la charge électrique totale de la solution est nulle), On aura : $\sum_{i=1}^{N} Z_{ion}^{+} C_M^{+}(ion) = \sum_{J=1}^{N} Z_{ion}^{-} C_M^{-}(ion)$

Ou brièvement : $\sum_i C_{éqi}^{+} = \sum_j C_{éqj}^{-}$ c'est l'équation de **neutralité électrique** de la solution

Soit donc :

$$C_{éq}(Solution) = 2\sum_{i=1}^{N} Z_{ion}^{+} C_M^{+}(ion) = 2\sum_{J=1}^{N} Z_{ion}^{-} C_M^{-}(ion)$$

**Exemple.** Calculer la concentration équivalente de **14,2 $g$** de cristaux de sulfate de sodium ($Na_2(SO)_4$) dissous dans **0,5 L** d'eau. On donne **$\alpha$ = 1** et la masse molaire **M = 142 $g/mol$.**

**Réponse**

La sulfate de sodium se dissout dans l'eau selon la réaction suivante:

$$1\ Na_2(SO)_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-} \quad \text{(Dissociation totale, } \alpha = 1\text{)}$$

D'après la réaction de dissociation précédente, nous avons :

**1** mole de $Na_2(SO)_4$ $\overrightarrow{donne\ en\ dissociant}$ **2** moles de $Na^+$ + **1** mole de $SO_4^{2-}$

**a-** Calculons le nombre de moles initiales $n_0$ des cristaux de $Na_2(SO)_4$ (le soluté) dans la solution :

$$n_0 = n_{soluté} = \frac{m}{M} = \frac{14.2}{142} = 0.1\ mol$$

**b** -Calculons la molarité $C_M$ de la solution: $C_M = \frac{n_0}{V_{Sol}} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2\ mol/L$

| | Tableau d'avancement de la réaction | | |
|---|---|---|---|
| | $Na_2(SO)_4$ → | 2 $Na^+$ + | $SO_4^{2-}$ |
| t = 0 | *0.2 mol / L* | 0 | 0 |
| $t = t_{éq} = t_f$ | *0 mol / L* | $2\times 0.2 mol/L$ | *1×0.2 mol / L* |

-La concentration équivalente de l'ion $Na^+$ est donc : $C_{éq}(Na^+) = Z_{Na^+} \times C_M(Na^+) = 1 \times 0.4 = 0.4\ éq/L$

-La concentration équivalente de l'ion $SO_4^{2-}$ est : $C_{éq}(SO_4^{2-}) = Z_{SO4^{2-}} \times C_M(SO_4^{2-}) = 2 \times 0.2 = 0.4\ éq/L$

On remarque que la neutralité électrique de la solution est vérifiée : $\sum_i C^+_{éqi} = \sum_j C^-_{éqj} = 0.4\ éq/L$

-La concentration équivalente de la solution est : $C_{éq}\ (Solution) = C_{éq}(Na^+) + C_{éq}(SO_4^{2-})$

ou $2C_{éq}(SO_4^{2-}) = 2C_{éq}(Na^+) = 0.8\ éq/L$

## H. La constante d'équilibre ($K_C$)

**Définition :** La constante d'équilibre d'une réaction chimique notée **$K_C$** définit un état où la réaction ne peut plus évoluer spontanément, dit **état d'équilibre**. Elle est définie par le rapport suivant :

$$K_C = \frac{[Produits]}{[Réactifs]} \quad \textbf{(sans unité)}$$

Soit la réaction chimique quelconque suivante : A + B → C+D

Où **A** et **B** sont les réactifs initiaux présents à **t = 0**, **C** et **D** sont les produits finaux obtenus à l'équilibre (**t = $t_{éq}$**). La constante d'équilibre de la réaction précédente est :

$$K_C = \frac{[C]\times[D]}{[A]\times[B]}$$

**Le numérateur** du rapport porte le produit des concentrations molaires des produits à $(t = t_{éq})$ alors que le **dénominateur** porte le produit des concentrations molaires des réactifs de la réaction chimique à (t = 0).

**Cas particulier :** Dans le cas où les produits et les réactifs sont multipliés par des coefficients stœchiométriques comme α, β, γ et δ: $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$

La constante d'équilibre prendra l'expression suivante : $K_C = \frac{[C]^{\gamma} \times [D]^{\delta}}{[A]^{\alpha} \times [B]^{\beta}}$

**Exemple.** Calculer la constante d'équilibre de la dissolution du chlorure de calcium $CaCl_2$ dans l'eau sachant que sa molarité est 0,1 $mole/l$.

**Réponse**

| | Tableau d'avancement de la réaction | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Dissociation totale | $CaCl_2$ | → | $Ca^{2+}$ | + | $2Cl^-$ |
| t = 0 | *0.1 mol / L* | | 0 | | 0 |
| $t = t_{éq} = t_f$ | *0 mol / L* | | $0.1 mol/L$ | | *2×0.1 mol / L* |

$$K_C = \frac{[Ca^{2+}]^1 \times [Cl^-]^2}{[CaCl_2]^1} = \frac{(0.1) \times (0.2)^2}{(0.1)} = 4 \times 10^{-2}$$

## F. La force ionique d'une solution (μ)

**Définition :** La force ionique d'une solution notée **μ** mesure l'activité des ions présents dans une solution électrolytique. Elle est définie par l'équation suivante :

$$\mu = \frac{1}{2} \times \sum_i Z_i^2 \times (C_{ion})_i \quad \textbf{(mol / L)}$$

Où $\begin{cases} Z_i \text{ est la valence de l'ion } i \\ (C_{ion})_i \text{ est la concentrationionique de l'ion } i \end{cases}$

**Exemple.** Calculer la force ionique d'une solution de NaCl de concentration pondérale ($C_P$ = 9 $g$/L), sachant que $M_{NaCl}$ = 58,5 $g/mol$ et $\alpha$ = 1.