

Les solutions :

1. Introduction Et Généralités :

La vie dépend d'un transport permanent de molécules, entre le milieu extérieur et le milieu intérieur des cellules, entre les tissus mais aussi entre les différentes cellules. Ces mécanismes de transport obéissent à des lois communes par l'intermédiaire des membranes séparant ces deux milieux et qui permettent cet échange de molécules.

On distingue deux types de transports, les transports passifs et les transports actifs.

1.1. Les Transports Passifs :

Les transports passifs de molécules ont pour origine un mécanisme externe à la cellule, et se fait par le biais d'une force physique extérieure à la cellule. On distingue comme origine de ces transports :

a. La Différence De Concentration (Gradient De Concentration).

La différence de concentration d'une substance entre deux milieux fait déplacer les molécules du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré. Ce déplacement est indépendant de la charge de la molécule, appelé aussi **Gradient De Concentration**.

b. Une Différence de potentiel (Gradient De Potentiel, Ou Gradient Électrique).

La différence de potentiel électrique entre deux points d'un espace donné génère un champ, ce champ induit des forces d'origine électrique et font déplacer les charges positives dans le même sens du champ et les charges négatives dans le sens opposé du champ. Cette force électrique n'a aucun effet sur les molécules neutres, appelé **Gradient Électrique**.

c. Différence De Pression (Gradient De Pression) :

Il existe une troisième origine responsable du déplacement des molécules, la différence de pression entre deux points. Cette différence de pression fait déplacer aussi les molécules dans sens du gradient de pression décroissant. Les molécules se déplacent du milieu soumis à une grande pression vers le milieu soumis à une faible pression, appelé **Gradient De Pression**.

d. Mouvement De Convection :

Le mouvement de convection est l'ensemble des mouvements internes générés dans une masse fluide (liquide ou gazeuse). Ces mouvements peuvent être dûs aux différences de température ou aux différences de densité entre deux points avoisinants.

1.2. Les Transports Actifs :

Le transport actif est le deuxième procédé de déplacement des substances au niveau de la membrane cellulaire. Ce déplacement se fait contre le gradient de concentration de la substance en utilisant de l'énergie métabolique générée par la cellule elle-même. On distingue deux types de transport actifs

a. Transport Actif Primaire (Transport Actif Direct) :

L'énergie nécessaire au déplacement de la substance est fournie par la cellule. Cette énergie a pour origine l'hydrolyse d'un nucléotide triphosphate (ATPase). Le transport actif direct est dûes à de grosses molécules incrustées dans la membrane appelées aussi pompes à ions.

Ces grosses molécules sont des protéines transmembranaires qui permettent de forcer la substance à traverser la membrane contre le gradient de concentration, sans ces protéines le déplacement serait impossible.

b. Transport Actif Secondaire :

Contrairement au transport actif primaire, où l'énergie est fournie par la pompe à ions, l'énergie nécessaire au mouvement dans ces types de transport est fournie par une différence de potentiel électrochimique. **Le gradient de concentration d'une molécule fournit l'énergie nécessaire au transport d'une autre molécule contre le gradient de concentration de cette dernière.**

Pour pouvoir comprendre ces différents modes de transport, nous allons aborder le deuxième chapitre qui étudie les solutions ainsi que les gradients de concentrations.

2. Solutions :

2.1. Rappels :

2.1.1. Définition

Une solution est un mélange en une seule phase de deux ou plusieurs constituants. Ces constituants ont la particularité de se dissoudre l'un dans l'autre pour former un constituant homogène et qui aura des propriétés distinctes des composés initiaux.

Le constituant majoritaire **est dit solvant**, et les composés minoritaires **sont dits solutés**.

Dans le cas particulier où le solvant est de **l'eau la solution est dite aqueuse**. Et si elle est composée de **deux substances uniquement elle est dite binaire**.

2.1.2. Différents Types De Mélanges :

On distingue plusieurs types de solutions (mélanges).

a. Gaz/Gaz : c'est un mélange **d'une substance gazeuse avec d'autres substances gazeuses**, comme exemple on peut citer 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**, par exemple les boissons gazeuses, le composé majoritaire est de l'eau, le composé minoritaire est le gaz dioxyde de carbone qui se dissout facilement dans l'eau pour être hydraté et former l'acide carbonique (H_2CO_3).

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

e. Solide/Solide : les alliages sont des **mélanges d'une substance solide avec une autre substance solide**. Les laitons sont des alliages de cuivre et de zinc, les bronzes sont des alliages de cuivre et d'étain...

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 fond du récipient. **Les substances ne sont pas miscibles, et l'on parle de suspension**. Par 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, de la nature du solvant ainsi que de la température.

Dans la suite du cours on ne s'intéressera qu'aux solutions liquides Homogènes.

2.2. Classifications Des Solutions :

2.2.1. Solution Micromoléculaires :

Lorsque la taille de la molécule dissoute dans la solution est relativement faible, très proche de celle de l'atome qui la constitue, les molécules de la solution sont **formées environ d'une dizaine d'atomes**, la solution **est dite micromoléculaire**. Ces solutions **peuvent traverser la membrane cellulaire**.

Et selon la nature du soluté utilisé, on distingue les solutions micromoléculaires neutres et les micromoléculaire électrolytes.

a. Solutions Micromoléculaires Neutres :

Les solutions micromoléculaires neutres désignent des solutions dans lesquelles les solutés dissous sont des molécules qui se dispersent dans le solvant sans former d'ions. **Les solutions moléculaires ne sont pas conductrices du courant électrique**. Par exemple, solution d'urée, solution de glucose

b. Solutions Micromoléculaires Électrolytes :

Dans le cas où le soluté dissous dans le solvant donne naissance à des ions (des cations et des anions), la solution est dite une solution **électrolytique**, ce deuxième type de solution est un conducteur de charges électriques.

La dissociation du sel de table (NaCl) donne naissance aux ions (Na^+) et (Cl^-) en est un exemple.

2.2.2. Solutions Macromoléculaires :

Lorsque la molécule contient entre (10^3) et (10^9) atomes, la solution obtenue est **dite macromoléculaire**. **Ces solutions ne peuvent pas traverser certaines membranes cellulaires**.

Ces grosses molécules se trouvant dans la solution restent en suspension et ne sédimentent pas en raison de l'agitation thermique de la solution. Elles sont appelées des colloïdes, (**solution colloïdale**). Ces colloïdes peuvent passer progressivement de l'état des solutions macromoléculaires à celui de suspension.

Le lait en est un bon exemple, les graisses (le beurre) sont de grosses molécules lipidiques qui se trouvent dispersées dans le lait. Il faut signaler aussi qu'il existe des solutions macromoléculaires stables et des solutions macromoléculaires instables.

a. Solutions Macromoléculaires Stables :

Dans le cas où les grosses molécules sont réparties uniformément dans la solution, elle est dite stable, comme exemple le lait.

b. Solutions Macromoléculaires Instables :

Les solutions macromoléculaires sont instables si les grosses molécules ne sont pas dispersées de façon homogène, elles peuvent se décanter ou précipiter, on peut citer comme exemple le lait caillé.

2.2.3. Solution Idéales :

Une solution est dite idéale si les différentes interactions intermoléculaires sont de mêmes intensités. L'interaction solvant-solvant, solvant- soluté, et soluté-soluté sont du même ordre de grandeur. C'est-à-dire que la présence du soluté ne modifie pas les forces intermoléculaires du solvant.

Une solution tend vers l'idéalité si on la dilue, ainsi l'interaction soluté-soluté, solvant-soluté devient négligeable devant l'interaction solvant-solvant.

Une solution est dite vraie lorsque l'on a une dispersion homogène des molécules dans le solvant avec un minimum d'interactions entre elles.

Remarque :

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

2.2.4 Solubilité, Saturation, Insaturation :

On appelle solubilité la faculté d'une espèce de se dissoudre dans un solvant. La solubilité augmente avec la température.

Une solution est dite saturée si elle contient une quantité maximale de soluté dissout au-delà de laquelle le soluté commence à se précipiter (se décanter).

Une solution insaturée contient une quantité de soluté inférieure à celle de la solution saturée. C'est-à-dire qu'à température normale, on peut dissoudre encore une certaine quantité de soluté.

2.3 Densité (d) D'une Solution :

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 :

$$d_t = \frac{\text{la masse volumique de la solution}}{\text{la masse volumique de l'eau}} \rightarrow d_t = \frac{\rho_t}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}$$

3. Concentration :

3.1. Définition :

La quantité de soluté présente dans une solution caractérise sa concentration. Elle désigne la proportion d'un soluté dans une solution donnée. Il faut noter que la concentration 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.

Nous allons voir dans les paragraphes suivants comment exprimer les différentes concentrations.

3.2. Notation :

La matière (solvant ou soluté) peut être caractérisée par sa masse notée (m), son volume noté (V), sa masse volumique (ρ) ou son nombre de moles (n).

Dans la suite, le solvant sera indicé par : (0), c'est-à-dire (m_0) désignera la masse du solvant, (V_0) son volume ...etc. La solution sera caractérisée par l'indice (t), c'est-à-dire (m_t) désignera la masse totale de la solution, (V_t) le volume total de la solution ...etc. Et dans le cas où le paramètre ne possède pas d'indice, ce paramètre caractérisera le soluté.

3.3. Quantité de Matière :

La matière du solvant ou du soluté peut être exprimée soit par son nombre de moles, par sa fraction molaire, ou par sa fraction massique.

3.2.2 Nombre De Moles (n):

Le nombre de moles (n) représente le rapport de la masse de l'entité (solvant ou soluté) utilisée dans le mélange par sa masse molaire (M).

$$\text{Pour le soluté : } n = \frac{m}{M} \left(\frac{\text{masse du soluté}}{\text{Masse molaire du soluté}} \right)$$

$$\text{Pour le solvant : } n_0 = \frac{m_0}{M_0} \left(\frac{\text{masse du solvant}}{\text{Masse molaire du solvant}} \right)$$

L'unité du nombre de moles (n) dans le système international est la mole et ses multiples.

Exemple 1 :

Calculer le nombre de moles d'urée ainsi que le nombre de moles d'eau, contenues dans une solution composée de 15 (gr) d'urée (CON_2H_4) diluée dans un litre d'eau pure.

On donne ($M(\text{urée}) = 60 \text{ gr/mole}$), ($M(\text{eau}) = 18 \text{ gr/mole}$), la densité de l'eau ($d = 1$).

Réponse :

Le nombre de moles d'urée : $n_{\text{urée}} = \frac{m}{M} = \frac{15}{60} \rightarrow n_{\text{urée}} = 0,25 \text{ mole}$.

Le nombre de moles d'eau : $n_{\text{eau}} = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} \rightarrow n_{\text{eau}} = 55,55 \text{ mole}$.

3.2.3 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_t).

Pour le soluté : $f = \frac{n}{n_t} \left(\frac{\text{nombre de mole du soluté}}{\text{nombre total de mole de la solution}} \right) \times 100\%$

Pour le solvant : $f_0 = \frac{n_0}{n_t} \left(\frac{\text{nombre de mole du solvant}}{\text{nombre total de mole de la solution}} \right) \times 100\%$

La fraction molaire est sans unité, elle est exprimée en pourcentage (%). La somme de toutes les fractions molaires d'une solution est égale à l'unité.

$$\sum f_i = 1$$

Exemple 2 :

Calculer la fraction molaire de l'urée ainsi que celle de l'eau de la solution précédente (exemple 1).

$$f_{\text{urée}} = \frac{n_{\text{urée}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0,25}{0,25+55,55} \rightarrow f_{\text{urée}} = 0,44 \% ; f_{\text{eau}} = \frac{n_{\text{eau}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{55,55}{0,25+55,55} \rightarrow f_{\text{eau}} = 99,56 \%$$

3.2.4 Fraction Massique, Pourcentage Massique (w) :

Le pourcentage massique d'un composé est la proportion de la masse de ce composé par rapport à la masse du mélange, il est noté pour le soluté : $(w = \% \frac{m}{m_t})$, et pour le solvant : $(w_0 = \% \frac{m_0}{m_t})$, on l'appelle également le titre massique où la fraction massique.

Pour le soluté : $w = \frac{m}{m_t} \left(\frac{\text{masse du soluté}}{\text{masse totale de la solution}} \right) \times 100\%$

Pour le solvant : $w_0 = \frac{m_0}{m_t} \left(\frac{\text{masse du solvant}}{\text{masse totale de la solution}} \right) \times 100\%$

La fraction massique est sans unité, elle est exprimée en pourcentage (%). La somme de toutes les fractions massiques d'une solution est égale à l'unité.

$$\sum w_i = 1$$

Exemple 3 :

Calculer la fraction massique de l'urée ainsi que celle de l'eau de la solution précédente (exemple 1).

Réponse :

$$w_{urée} = \frac{m_{urée}}{m_{tot}} = \frac{15}{15 + 1000} \rightarrow w_{urée} = 1,47 \%$$

$$w_{eau} = \frac{m_{eau}}{m_{tot}} = \frac{1000}{1000 + 15} \rightarrow w_{eau} = 98,53 \%$$

3.2.5 Pourcentage Masse Par Volume :

Le pourcentage masse par volume est une ancienne expression de la concentration d'un composé, elle exprime la proportion de la masse d'un composé d'un mélange par unité de volume de la solution, il est noté pour le soluté par $\left(\% \frac{m}{V_t}\right) \times 100\%$, et pour le solvant par : $\left(\% \frac{m_0}{V_t} \times 100\%\right)$.

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

Exemple 4 :

Un pharmacien ajoute (2 mL) d'eau distillée à (4 g) d'un médicament en poudre. Le volume final de la solution est de (3 mL). Quel est le pourcentage en masse par volume $\left(\% \frac{m}{V}\right)$ de la solution ?

Réponse :

La masse du soluté ($m = 4 \text{ gr}$), le volume de la solution est ($V_t = 3 \text{ mL}$)

$$\text{Le } \% \frac{m}{V_t} = \frac{\text{masse soluté}}{\text{Volume de la solution}} = \frac{4}{3} \times 100 \rightarrow \% \frac{m}{V_t} = 133 \% \frac{m}{V}$$

3.2.6 Pourcentage Volume par Volume :

Le pourcentage volume par volume d'un composé est la proportion de ce composé dans le mélange par unité de volume de la solution, il est noté pour le soluté par $\left(\% \frac{V}{V_t}\right)$, et pour le solvant par : $\left(\% \frac{V_0}{V_t}\right)$.

Exemple 5 :

Un pharmacien mélange (30 mL) d'éthanol avec (100 mL) d'eau. Quel est le pourcentage volume par volume $\left(\% \frac{V}{V_t}\right)$ de cette solution ?

Réponse :

Le volume du soluté ($V = 30 \text{ mL}$), le volume de la solution est ($V_t = 130 \text{ mL}$)

$$\text{Le } \% \frac{V}{V_t} = \frac{\text{Volume soluté}}{\text{Volume de la solution}} = \frac{30}{130} \times 100 \rightarrow \% \frac{V}{V_t} = 23 \% \frac{V}{V_t}$$

Le pourcentage volume par volume est sans unité.

3.2.7 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 rajoute du solvant, l'équation de base de la dilution est donnée par :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \text{ avec } \begin{cases} C_i, C_f \text{ les concentrations respectives initiale et finale.} \\ V_i, V_f \text{ les volumes respectifs initial et final.} \end{cases}$$

3.3 Différentes Expressions De La Concentration :

La concentration peut être exprimée de plusieurs façons. Selon les grandeurs que l'on choisit pour représenter les quantités moléculaires du soluté ou des ions qui proviennent de la dissociation du soluté par rapport à celle du solvant on distingue :

3.3.2 Concentration Molaire (C_M):

La concentration molaire, appelée aussi molarité, est notée (C_M) est définie par le rapport du nombre de moles du soluté par unité de volume de la solution, son unité est la (mole/litre de solution) :

$$C_M = \left(\frac{\text{nombre de mole de soluté}}{\text{Volume de la solution}} \right) \rightarrow C_M = \frac{n}{V_t} \text{ (mole/l)}$$

Dans le cas particulier où la concentration molaire est égale à l'unité ($C_M = 1 \text{ mole/l}$), la solution est dite solution molaire.

Exemple 6 :

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 : $C_M = \frac{n}{V_t} = \frac{0,25}{1} \rightarrow C_M = 0,25 \text{ mole/l}$

3.3.3 Concentration Pondérale Ou Massique (C_P):

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

$$C_P = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{Volume de la solution}} \rightarrow C_P = \frac{m}{V_t}$$

L'unité de la concentration pondérale est : (gramme/litre)

Remarque : Relation entre la molarité (C_M) et la concentration pondérale (C_P) :

Exprimons le rapport de la concentration molaire sur la concentration pondérale.

$$\frac{C_P}{C_M} = \frac{\frac{m}{V_t}}{\frac{n}{V_t}} = \frac{m \text{ (masse de soluté)}}{n \text{ (nombre de mole de soluté)}} = M \text{ (masse molaire du soluté)}$$
$$\rightarrow \frac{C_P}{C_M} = M \rightarrow C_P = C_M \times M$$

Exemple 7 :

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.

$$C_P = \frac{m}{V_t} = \frac{15}{1} \rightarrow C_P = 15 \text{ gr/l}$$

3.3.4 Concentration Molale (C_m):

La concentration molale est notée (C_m), appelée aussi la molalité, elle représente le rapport du nombre de moles de soluté par masse de solvant, son expression est donnée par :

$$C_m = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{masse du solvant}} \rightarrow C_m = \frac{n}{m_0}$$

L'unité de la concentration molale est : (mole/Kilogramme)

Remarque : Relation entre la molarité (C_M) et la molalité(C_m).

a. 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 écrire :

$$V_t = V_0 + V \text{ avec : } \begin{cases} V_t : \text{volume total de la solution.} \\ V_0 : \text{volume du solvant.} \\ V : \text{volume du soluté.} \end{cases} \rightarrow \text{si } V = 0 \rightarrow V_t = V_0$$

Même chose pour les masses, on peut écrire :

$$m_t = m_0 + m \text{ avec : } \begin{cases} m_t : \text{masse totale de la solution.} \\ m_0 : \text{masse du solvant.} \\ m : \text{masse du soluté.} \end{cases} \rightarrow \text{si } m = 0 \rightarrow m_t = m_0$$

$$\text{Donc : } \begin{cases} C_m = \frac{n}{m_0} = \frac{n}{m_t} \\ C_M = \frac{n}{V_t} \end{cases} \rightarrow n = C_m \times m_t = C_M \times V_t \rightarrow C_M = \frac{m_t}{V_t} \times C_m \rightarrow C_M = \rho_t \times C_m$$

Exemple 8 :

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

$$C_m = \frac{n}{m_0} = \frac{0,25}{1} \rightarrow C_P = 0,25 \text{ mole/Kg}$$

b. Cas Des Solutions Non Diluées :

Lorsque les solutions ne sont pas diluées la masse et le volume du soluté ne sont pas négligeables devant la masse et le volume du solvant.

On peut montrer que la concentration molaire est reliée à la concentration molale par la relation :

$$C_M = C_m \times \frac{\rho_t}{1 + M} \text{ avec } \begin{cases} C_M : \text{la molarité de la solution.} \\ C_m : \text{la molalité de la solution.} \\ \rho_t : \text{la masse volumique de la solution.} \\ M : \text{la masse molaire du soluté.} \end{cases}$$

Remarque :

⚡ Dans le cas des solutions aqueuses la molarité est égale à la molalité, car la densité de l'eau est égale à l'unité.

⚡ Dans le plasma la molalité est nettement différente de la molarité. Dans un litre de plasma on retrouve 0,93 litre d'eau, les lipides et les protéines occupent un volume non négligeable.

Exemple 9 :

Calculer la concentration molale de la solution de l'exemple 1. On donne ($\rho_t = 1080 \text{ gr/l}$), la masse molaire de l'urée est de ($M = 60 \text{ gr/mole}$).

$$C_m = C_M \frac{1 + M}{\rho_t} = 15 \times \frac{1 + 60 \cdot 10^{-3}}{1,080} \rightarrow C_m = 0,98 \text{ mole/Kg}$$

3.3.5 Concentration Osmolaire (C_{OSM}) :

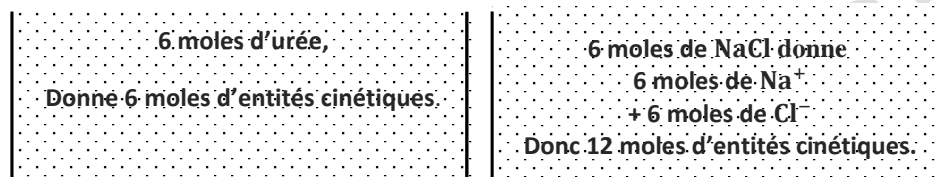
Comme vu précédemment, il existe des solutions neutres et des solutions électrolytes. En milieu liquide, les molécules du solvant et du soluté (neutres ou ioniques) se déplacent les unes par rapport aux autres et **chacune d'entre elles constitue "une entité cinétique"**.

a. Définition de l'osmole.

Une osmole représente une entité cinétique. Dans le cas des solutions neutres, une osmole possède la même signification d'une mole. Dans le cas des électrolytes, elle représente une mole de molécules et d'ions actifs dans la solution.

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

Mais dans une solution de chlorure de sodium (NaCl), chaque molécule donne naissance à deux ions. Donc l'osmolarité est égale à deux fois la molarité de la solution.



En physique, l'osmole est l'unité de mesure du nombre de particules osmotiquement actives dans une solution.

b. Coefficient De Dissociation Ou Taux De Dissociation :

Certains solutés sont des électrolytes, par conséquent ils sont dissociés dans le solvant. Une telle solution comprend donc à la fois des molécules neutres et des ions.

On définit alors le coefficient de dissociation (α) comme la proportion de molécules dissociées dans la solution :

$$\alpha = \frac{\text{nbre de moles dissociées}}{\text{nbre de moles de soluté}}$$

$$\rightarrow \alpha = \frac{n_d}{n_0} \rightarrow \begin{cases} \alpha = 0 & \text{pas de dissociation} \\ 0 < \alpha < 1 & \text{dissociation partielle.} \\ \alpha = 1 & \text{dissociation totale.} \end{cases}$$

Le coefficient de dissociation est sans unité.

c. Nombre D'osmoles D'une Solution :

Tableau D'avancement :

Soit un soluté (AB) qui se dissocie en solution en formant deux ions (A^+) et (B^-). Le tableau d'avancement permet de donner l'évolution des quantités de matière du soluté dissoutes de l'état initial jusqu'à l'équilibre.

n_0 : est le nombre de mole initiale du soluté introduite.

$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$: Coefficient de dissociation.

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

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

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

Tableau d'évolution de la réaction			
	$AB \rightarrow$	A^+	B^-
$t = 0$	n_0	0	0
$t = final$	$n_0 - n_d$	n_1	n_2

✚ Nombre d'Osmoles :

Le nombre d'osmoles (entités présentes dans la solution) est calculées par la somme de toutes les entités présentes dans la solution à l'équilibre :

$$n_{osm} = n_{ions} + n_{non\ dissos} = (n_0 - n_d) + (n_1 + n_2)$$

$$\rightarrow \begin{cases} n_0 - n_d = n_0 - \alpha \times n_0 ; \text{nbre de molécules neutres} \\ n_1 + n_2 = \nu \times n_d ; \nu : \text{nbre d'ions formés par molécule dissociée.} \end{cases}$$

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

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

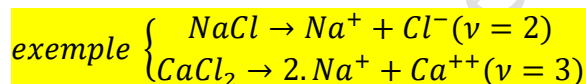
On pose : $i = [1 + \alpha(\nu - 1)]$; ce coefficient (i) est appelé coefficient de Van 't Hauff.

d. Concentration Osmolaire :

La concentration osmolaire d'une solution, notée (C_{OsM}), appelée aussi osmolarité, représente le rapport du nombre d'osmole de soluté par volume de solution, son expression est donnée par :

$$C_{OsM} = \frac{n_0 \times [1 + \alpha(\nu - 1)]}{V_t} \rightarrow C_{OsM} = \frac{n_0}{V_t} \times i$$

$$C_{OsM} = C_M \times i$$

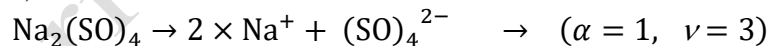


Exemple 10 :

Calculer la concentration osmolaire de (14,2 gr) de cristaux de sulfate de sodium ($Na_2(SO)_4$) dissoute dans (0,5 l) d'eau pure. On donne la masse molaire ($M(Na_2(SO)_4) = 142 \text{ gr/mole}$), on donne $\alpha = 1$.

Calcul du nombre de mole initiale : $n_0 = \frac{m}{M} = \frac{14,2}{142} \rightarrow n_0 = 0,1 \text{ mole}$

Calcul du nombre d'osmole ; La dissociation des cristaux de sulfate de sodium donne :



Donc : $n_{osm} = i \times n_0 = (1 + \alpha \times (\nu - 1)) \times n = (1 + 1 \times (3 - 1)) \times 0,1 \rightarrow n_{osm} = 0,3 \text{ osm}$

La concentration osmolaire sera donc : $C_{OsM} = \frac{n_{osm}}{V_t} = \frac{0,3}{0,5} \rightarrow C_{OsM} = 0,6 \text{ osm/l}$

3.3.6 Concentration Osmolale (C_{Osm}) :

La concentration osmolale, notée (C_{Osm}), appelée aussi osmolalité, représente le rapport du nombre d'osmoles de soluté par masse de solvant, son expression est donnée par :

$$C_{Osm} = \frac{\text{nombre d'osmoles de soluté}}{\text{masse de solvant}}$$

$$\rightarrow C_{Osm} = \frac{n_{osm}}{m_0} (\text{osm/Kg}). \quad C_{Osm} = C_m \times i$$

Exemple 11 :

Calculer la concentration osmolale de l'exemple 10 précédent.

La concentration osmolale sera donnée par : $C_{Osm} = \frac{n_{osm}}{m_0} = \frac{0,3}{0,5} \rightarrow C_{Osm} = 0,6 \text{ osm/Kg}$

3.3.7 Concentration Ionique, Ionarité.

a. Définition D'un Ion Gramme :

Un ion gramme est la masse d'une mole d'ion (nombre d'Avogadro).

b. Définition De La Concentration Ionique :

La concentration ionique représente le nombre d'ions par unité de volume de la solution. Elle est notée (C_{ion}), et son expression est :

$$C_{ions} = \frac{\text{nombre d'ions}}{\text{volume de la solution}} \rightarrow C_i = \frac{n_{ion}}{V_t} \text{ (ion gramme/l = mole d'ion/l)}$$

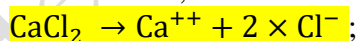
c. Relation Entre Le Nombre D'ions En Solution Et Le Nombre De Molécules En Solution :

➤ Dissociation Totale (soluté fort) :

Dans le cas où le soluté est un électrolyte fort, sa dissociation est totale, on aura dans cette situation chaque dissociation d'une molécule de soluté, un nombre (ν) d'ions formés dans la solution.

✚ Par exemple le chlorure de sodium se dissocie totalement en donnant : $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$; Une mole de (NaCl) donc un ion gramme de (Na^+) et un ion gramme de (Cl^-). Dans la solution on retrouve deux ions grammes ($\nu = 2$).

✚ Un autre exemple, celui du chlorure de calcium, il se dissocie totalement en donnant :



Une mole de (CaCl_2) donne un ion gramme de (Ca^{++}) et deux ions gramme de (Cl^-). Le nombre total d'ion formés dans la solution est ($\nu = 3$), donc on retrouve dans la solution trois ions grammes.

On peut retenir en général que le nombre d'ion (ν) d'une solution est donné par :

$$(n_i = \alpha \times \nu \times n_0) \text{ avec : } \{n_0 : \text{nombre de molécule introduites}\}$$

$$\text{Ce qui donne que : } C_{ions} = \frac{\alpha \times \nu \times n_0}{\text{volume de la solution}}$$

$$\rightarrow C_{ions} = \alpha \times \nu \times C_M \text{ [ions gramme/litre]}$$

➤ Dissociation partielle (Soluté faible) :

Si la dissociation du soluté est partielle (un électrolyte faible), on doit tenir compte du taux de dissociation (α).

L'expression précédente devient :

$$C_i = \frac{\alpha \times \nu \times n_0}{\text{volume de la solution}} \rightarrow C_i = \alpha \times \nu \times C_M \text{ [ions gramme/litre]}$$

Exemple 14 :

Dans le cas d'un soluté de type (AB_2) avec un coefficient de dissociation (α), sa dissociation donne :

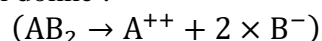


Tableau d'évolution de la réaction			
	$\text{AB}_2 \rightarrow$	A^{++}	$2 \times \text{B}^-$
$t = 0$	n_0	0	0
$t = \text{final}$	$n_0 - \alpha \times n_0$	$\alpha \times n_0$	$2 \times \alpha \times n_0$

Le nombre d'ions ($\nu = 3$). À l'équilibre, on aura une concentration ionique de ($\alpha \times C_M$) pour (A^{++}) ; et ($2 \times \alpha \times C_M$) pour (B^-).

La concentration ionique de la solution est : $C_i = 3 \times \alpha \times C_M$

3.3.8 Concentration Équivalente.

La concentration équivalente permet de connaître la quantité de charges (d'équivalents) électriques présentes dans la solution, elle ne concerne pas les solutions neutres. Cette concentration dépend de la valence (z) de l'ion.

a. Définition De L'équivalent Gramme :

L'équivalent gramme noté (Eq) est la quantité de charges transportées par une mole d'ions. La mole d'ions est appelée aussi un ion gramme. Sa valeur vaut :

$$1 \text{ eq} = N_{\text{Avo}} \times e = 6,022 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} \rightarrow 1 \text{ eq} = 96500 \text{ Coulomb.}$$

b. Relation Entre Le Nombre D'équivalents Et Le Nombre De Moles :

✚ Cas D'une Dissociation Totale ($\alpha = 1$) :

Dans le cas d'une dissociation totale, le nombre d'équivalent correspond au nombre de charge de l'ion formé après dissolution. Par exemple :

- une mole de sodium (Na) donne un équivalent gramme de (Na^+).
- une mole de calcium (Ca) donne deux équivalent gramme de (Ca^{++})
- une mole d'aluminium (Al) donne trois équivalent gramme de (Al^{+++}).

C'est-à-dire :

- 1 mole de (Na^+), c'est-à-dire 23 gr de (Na) transporte une charge de ($1 \text{ eq} = 96500 \text{ C}$)
- 1 mole de (Ca^{++}), c'est-à-dire 40 gr de (Ca) transporte une charge de ($2 \text{ eq} = 2 \times 96500 \text{ C}$)
- 1 mole de (Al^{3+}), c'est-à-dire 27 gr de (Al) transporte une charge de ($3 \text{ eq} = 3 \times 96500 \text{ C}$)

On peut dire donc qu'une mole d'un ion (X^z), donne (z) équivalents. Le nombre d'équivalent d'un soluté est relié à sa valence (z). Et on peut écrire donc que (n_0) moles transportent (n_{eq}) :

$$(n_{\text{eq}}(\text{ion}) = z \times n_0)$$

✚ Cas D'une Dissociation Partielle ($0 < \alpha < 1$):

Si la dissociation du soluté est partielle, on doit faire intervenir le coefficient de dissociation (α), l'équation précédente peut être écrite pour chaque ion sous forme :

$$(n_{\text{eq}}(\text{ion}) = \alpha \times z \times n_0)$$

c. Définition De La Concentration Équivalente :

La concentration équivalente notée (C_{eq}) pour un ion donné, appelée aussi normalité, représente le nombre d'équivalents présents dans une solution par unité de volume. Elle ne s'applique qu'aux électrolytes. Son expression est :

$$C_{\text{eq}}(\text{ion}) = \frac{\text{nombre d'équivalents}}{\text{volume de la solution}} \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{ion}) = \frac{n_{\text{eq}}}{V_t} (\text{eq/l}).$$

✚ Cas D'un Ion Monovalent ($Z=1$) :

Dans le cas particulier où le soluté se dissocie en formant des ions monovalents (exemple de Na^+), le nombre d'équivalents sera déduit directement par la relation précédente :

$$(n_{\text{eq}}(\text{ion}) = \alpha \times n_0) \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{ion}) = \frac{\alpha \times n_0}{V_t} \rightarrow C_{\text{eq}} = \alpha \times C_M$$

✚ Cas D'un Ion Bivalent (Z=2) :

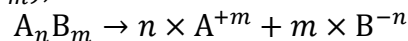
Si le soluté se dissocie en formant des ions bivalents (exemple (Ca⁺⁺), le nombre d'équivalents sera déduit directement aussi par :

$$(n_{\text{eq}}(\text{ion}) = 2 \times \alpha \times n_0) \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{ion}) = \frac{2 \times \alpha \times n_0}{V_t} \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{ion}) = 2 \times \alpha \times C_M$$

✚ Cas Général :

Soit un électrolytique (A_nB_m), dont le taux de dissociation est (α), dissous dans un solvant. Connaissant sa concentration molaire initiale (C_M), calculons la concentration équivalente de la solution à l'équilibre.

Le soluté étant de la forme (A_nB_m), sa dissociation sera donnée par :



Le tableau d'avancement de la dissociation du soluté sera donné par :

Tableau d'évolution de la réaction			
	A _n B _m →	n × A ^{+m}	m × B ⁻ⁿ
t = 0	C _M	0	0
t = final	C _M - α × C _M	n × α × C _M	m × α × C _M

Pour le premier ion (A^{+m}) sa valence est (|z| = m) et le nombre d'équivalents sera :

$$n_{\text{eq}} = m \times (n \times \alpha) \rightarrow C_{\text{equ}}(A^{+m}) = m \times (n \times \alpha) \times C_M$$

Pour le second ion (B⁻ⁿ) sa valence est (|z| = n) et le nombre d'équivalents sera donc :

$$n_{\text{eq}} = n \times (m \times \alpha) \rightarrow C_{\text{equ}}(B^{-n}) = n \times (m \times \alpha) \times C_M$$

La concentration équivalente de la solution sera la somme des concentrations de chaque ion, elle sera donnée par :

$$C_{\text{equ}} = 2 \times n \times m \times \alpha \times C_M$$

Remarque :

- L'électro neutralité d'une solution traduit le fait que la charge électrique totale de la solution doit être nulle, elle contient autant d'équivalents gramme d'anions que d'équivalents grammes de cations.

$$\sum C_{\text{eq}}^+ = \sum C_{\text{eq}}^-$$

Exemple 12 :

Calculer la concentration équivalente de (14,2 g) de cristaux de sulfate de sodium (Na₂(SO)₄) dissous dans (0,5) litre d'eau. On donne (α = 1), la masse molaire est (M = 142 gr/mole).

La dissociation de sulfate de sodium : Na₂(SO)₄ → 2 × Na⁺ + SO₄²⁻

Donc : 1 mole de Na₂(SO)₄ donne 2 moles de Na⁺ et 1 mole de SO₄²⁻

Calcul du nombre de mole de cristaux : $n = \frac{m}{M} \rightarrow n = 0,1 \text{ (mole)}$

Calcul de la molarité de la solution : $C_M = \frac{n}{V_t} \rightarrow C_M = 0,2 \text{ (mole/l)}$

Tableau d'évolution de la réaction du sulfate de sodium			
	Na ₂ (SO) ₄ →	2 × Na ⁺	SO ₄ ²⁻
t = 0	0,2 mole/l	0	0
t = final	0 mole/l	2 × 0,2 = 0,4 mole/l	0,2 = 0,2 mole/l

La concentration équivalente de l'ion (Na^+) : $C_{\text{eq}}(\text{Na}^+) = z \times C_M = 1 \times 0,4 \text{ (eq/l)} = 0,4 \text{ eq/l}$

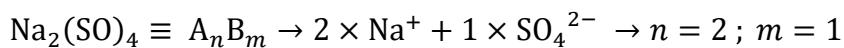
La concentration équivalente de l'ion (SO_4^{2-}) : $C_{\text{eq}}(\text{SO}_4^{2-}) = z \times C_M = 2 \times 0,2 = 0,4 \text{ (eq/l)}$

La concentration équivalente de la solution est : $C_{\text{eq}}(\text{solution}) = C_{\text{eq}}(\text{Na}^+) + C_{\text{eq}}(\text{SO}_4^{2-}) = 0,8 \text{ eq/l}$.

On peut calculer la concentration équivalente de la solution en utilisant la relation précédente :

$$C_{\text{eq}} = 2 \times n \times m \times \alpha \times C_M$$

On retrouve :



$$C_{\text{eq}} = 2 \times 2 \times 1 \times 1 \times 0,2 \rightarrow C_{\text{eq}} = 0,8 \text{ eq/l}$$

L'électro neutralité de la solution est vérifiée.

Exemple 13 :

On rajoute à la solution précédente de l'exemple (12) du chlorure de potassium (KCl) avec une molarité de (0,3 mole/l). Calculer la concentration équivalente totale de la solution ($\alpha = 1$).

a- Calcul de la concentration équivalente de la seconde solution de (KCl).

La dissociation de chlorure de potassium donne :

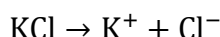


Tableau d'évolution de la réaction KCl			
	KCl \rightarrow	K^+	Cl^-
$t = 0$	0,3 mole/l	0	0
$t = \text{final}$	0 mole/l	0,3 mole/l	0,3 mole/l

1 mole de KCl donne 1 mole de K^+ et 1 mole de Cl^-

La molarité de la solution étant donnée : $C_M = 0,3 \text{ (mole/l)}$

➤ Calcul de la concentration équivalente de chaque ion :

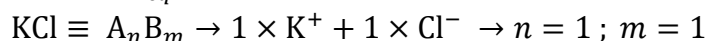
La concentration équivalente de (K^+) : $C_{\text{eq}}(\text{K}^+) = z \times C_M = 1 \times 0,3 \text{ (eq/l)} = 0,3 \text{ eq/l}$

La concentration équivalente de (Cl^-) : $C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) = z \times C_M = 1 \times 0,3 = 0,3 \text{ (eq/l)}$

Ce qui donne : $C_{\text{eq}}(\text{KCl}) = C_{\text{eq}}(\text{K}^+) + C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{KCl}) = 0,6 \text{ eq/l}$

➤ La concentration équivalente de la seconde solution en utilisant la relation précédente :

$$C_{\text{eq}}(\text{KCl}) = 2 \times n \times m \times \alpha \times C_M$$



$$C_{\text{eq}}(\text{KCl}) = 2 \times 1 \times 1 \times 1 \times 0,3 \rightarrow C_{\text{eq}}(\text{KCl}) = 0,6 \text{ eq/l}$$

b- Calcul de la concentration équivalente totale de la solution [$\text{KCl} + \text{Na}_2(\text{SO}_4)$] :

La concentration équivalente totale de la solution est la somme des concentrations équivalentes des cations et des anions.

- Pour les cations : $C_{\text{cations}} = C_{\text{eq}}(\text{Na}^+) + C_{\text{eq}}(\text{K}^+) = 0,4 + 0,3 = 0,7 \text{ eq/l}$

- Pour des anions : $C_{\text{anions}} = C_{\text{eq}}(\text{SO}_4^{2-}) + C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) = 0,4 + 0,3 = 0,7 \text{ eq/l}$

La concentration équivalente totale de la solution [$\text{KCl} + \text{Na}_2(\text{SO}_4)$] est

$$C_{\text{eq}} = 0,7 + 0,7 = 1,4 \text{ eq/l}$$

L'électro neutralité totale de la solution est vérifiée.

3.3.9 Constante D'équilibre :

En chimie, l'équilibre d'une réaction est caractérisé par sa constante d'équilibre. Cette constante définit un état où la réaction ne peut plus évoluer spontanément.

Sous sa forme la plus simple, la constante d'équilibre, notée (K_C), s'écrit comme le rapport entre les réactifs et les produits.

$$K_C = \frac{[\text{produits}]}{[\text{réactifs}]}$$

Considérons le cas général d'une réaction quelconque, par exemple : $A + B \leftrightarrow C + D$,

Où (A) et (B) sont les réactifs initiaux, à ($t = 0$), et (C) et (D) sont les produits finaux obtenus après que la réaction soit équilibrée ($t = \text{équi}$).

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

La constante d'équilibre est valable quel que soit l'équilibre chimique. Au numérateur, on porte le produit des concentrations des produits à l'état initial ($t = 0$), Au dénominateur, on porte le produit des concentrations des réactifs à l'état final ($t = \text{équi}$).

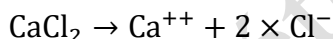
Dans le cas où les produits et les réactifs ont des coefficients stœchiométriques, par exemple :

$$\alpha \times A + \beta \times B \leftrightarrow \gamma \times C + \delta \times D ; \text{ la constante d'équilibre est : } K_C = \frac{[C]^\gamma \times [D]^\delta}{[A]^\alpha \times [B]^\beta}$$

Exemple 14 :

Calculer la constante d'équilibre de la dissolution du chlorure de calcium dans l'eau. On donne la molarité initiale du (CaCl_2) ; ($C_M = 0,1 \text{ mole/l}$).

La dissociation de chlorure de calcium :



Le tableau d'avancement est :

$$K_C = \frac{[\text{Ca}^{++}] \times [\text{Cl}^-]^2}{[\text{CaCl}_2]} = \frac{(0,1) \times (0,1)^2}{0,1} \rightarrow K_C = 10^{-2}$$

Tableau d'évolution de la réaction			
	CaCl_2	Ca^{++}	$2 \times \text{Cl}^-$
$t = 0$	0,1	0	0
$t = \text{équi}$	0	0,1	$2 \times 0,1$

3.3.10 Force Ionique D'une Solution :

La force ionique, notée (μ) est l'un des facteurs principaux qui influent l'activité des ions en solution aqueuse. Elle s'exprime en (mole/l), et est calculée par l'expression suivante :

$$\mu = \frac{1}{2} \times \sum z_i^2 \times (C_{ion})_i \text{ avec : } \begin{cases} z_i \text{ la valence de l'ion}(i) : \\ (C_{ion})_i : \text{ la concentration ionique de l'ion}(i) \end{cases}$$

Exemple 15 :

Calculer la force ionique d'une solution de (NaCl) de concentration pondérale ($C_P = 9 \text{ gr/l}$), on donne ($M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ gr/mole}$), $\alpha = 1$.

La dissociation du chlorure de sodium : $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Calcul de la concentration molaire de la solution.

$$C_M = \frac{C_P}{M} = \frac{9}{58,5} \rightarrow C_M = 0,154 \text{ mole/l}$$

Tableau d'évolution de la réaction			
	NaCl	Na^+	Cl^-
$t = 0$	0,154	0	0
$t = \text{final}$	0	0,154	0,154

La valence de ($\text{Na}^+ = +1$), celle ($\text{Cl}^- = -1$). La force ionique est :

$$\mu = \frac{1}{2} \times (0,154 \times (+1)^2 + 0,154 \times (-1)^2) \rightarrow \mu = 0,154 \text{ (mole/l)}$$