

Chapitre 0

Pré-requis

1. L'eau

L'eau est le constituant fondamental de la matière vivante, elle est indispensable à la vie. La teneur totale de l'organisme en eau représente 70% du poids du corps. Les propriétés physicochimiques particulières de la molécule d'eau en font un bon solvant biologique des composés ioniques et moléculaires.

1.1 Propriétés de l'eau

L'eau existe sous les trois états; l'état solide, liquide et gazeux.

❖ Propriétés chimiques

- Formule brute : H_2O ' Isomères '
- L'autoprotolyse de l'eau selon l'équation d'équilibre: $2H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$
- Masse molaire : $18,0153 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ' H : 11,19 %, O : 88,81 % '

❖ Propriétés physiques

- Les principales propriétés de l'eau sont résumées dans le **tableau 1.1**

T° fusion	$0 \text{ }^\circ\text{C}$
T° ébullition	$100 \text{ }^\circ\text{C}$
Masse volumique	$1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
Viscosité dynamique à $20 \text{ }^\circ\text{C}$	$0,001 \text{ Pa}\cdot\text{s}$
Tension superficielle à $20 \text{ }^\circ\text{C}$	$0,072 \text{ N/m}$
Conductivité électrique	$5,5 \times 10^{-6} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$
C_p	$1867 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{ }^\circ\text{K}^{-1}$
C_v	$1406 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{ }^\circ\text{K}^{-1}$

Tableau 1.1 Propriétés physiques de l'eau.

1.2 Structure de la molécule d'eau

Une propriété très importante de l'eau est sa nature polaire. La molécule d'eau forme un angle de $104,5^\circ$ au niveau de l'atome d'oxygène entre les deux liaisons avec les atomes d'hydrogène **Fig 1.1**.

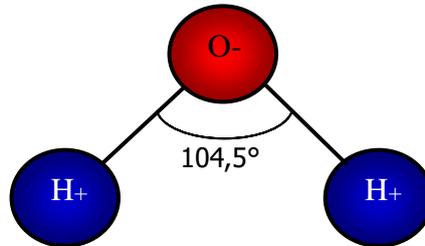


Fig 1.1 Dipôle de la molécule d'eau.

- Grâce à sa polarité, l'eau est un excellent solvant.
- L'eau fait un excellent écran aux interactions électriques.
- Cette polarisation permet aussi à la molécule d'eau de dissoudre les corps ioniques, en particulier les sels. elle dissocie donc facilement les ions.
- Les substances ioniques et polaires comme les acides, alcools, et sels se dissolvent facilement dans l'eau.
- Chaque ion se retrouve entouré par des molécules d'eau. C'est le phénomène de **solvatation**¹. Un exemple de soluté ionique est le chlorure de sodium *NaCl*, il se sépare en cations Na^+ et anions Cl^- , chacun entouré de molécules d'eau **Fig 1.2**.

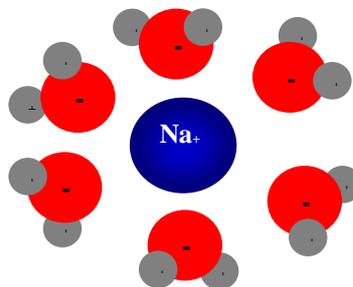


Fig 1.2 Un ion sodium entouré par des molécules d'eau.

- Les substances non-polaires comme les huiles et les graisses se dissolvent difficilement.

- Les ions sont alors facilement transportés loin de leur matrice cristalline. Un exemple de soluté non ionique est le glucose $C_6H_{12}O_6$. Les dipôles des molécules d'eau forment des liaisons hydrogène avec les régions dipolaires de la molécule de sucre. Cette faculté de solvant de l'eau est vitale en biologie, parce que certaines réactions biochimiques n'ont lieu qu'en solution.

Important

✚ **Solvation¹**: association moléculaire entre un soluté et un solvant.

2. Solutions aqueuses

2.1 Définition

Une solution définit tout mélange homogène, en une seule phase de deux ou plusieurs constituants **Fig 1.3**.

- Le constituant majoritaire est appelé *solvant*.
- Les autres constituants de la solution sont appelés *solutés*.



Fig 1.3 Mélange homogène et mélange hétérogène.

Remarque

- ✓ Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux, moléculaires ou ioniques.
- ✓ Il existe une limite à la quantité de soluté que le solvant peut dissoudre. Lorsque cette limite est atteinte on dit que la solution est *saturée*.
- ✓ Si le solvant est l'eau la solution, est appelée *solution aqueuse*.
- ✓ La solution qui contient une grande quantité de solvant on l'appelle une solution *diluée*.
- ✓ La solution qui contient une grande quantité de soluté on l'appelle une solution *concentrée*.

2.2 Classification des solutions aqueuses

2.2.1 Solutions électrolytiques et solutions neutres

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

❖ Solutions électrolytiques

Une solution électrolytique est une solution contenant des ions. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

- **Electrolyte fort**

On appellera électrolyte fort, tout électrolyte qui se dissocie totalement dans l'eau '*Exemple: NaCl, NaOH, KOH, HCl*'. Dans la solution on ne trouve que des ions majoritaires et les molécules du solvant.

- **Electrolyte faible**

L'ionisation '*et la dissociation*' du soluté est partielle '*Exemple : CH₃COOH*'. La solution contient donc les ions '*apportés par l'ionisation du soluté*', des molécules du soluté et celles du solvant.

- **Taux de dissociation**

Les électrolytes faibles, possèdent une liaison à caractère fortement covalente, Ils sont très peu dissociés dans l'eau .Une telle solution comprend donc à la fois des molécules neutres et des ions.

On définit le taux de dissociation α '*Coefficient de dissociation*' de l'électrolyte faible, par

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

N_d : Nombre de molécules dissociées.

N_0 : Nombre total initial de molécules introduites dans le solvant.

Unité :

- α : sans unité

Remarque

- ✓ $\alpha = 0$: La dissociation nulle '*neutre*'.
- ✓ $0 < \alpha < 1$: La dissociation est partielle '*électrolyte faible*'.
- ✓ $\alpha = 1$: La dissociation est totale '*électrolyte fort*'.

❖ Solutions idéales

Solution dont le volume est égale à la somme du volume de solvant et des volumes des solutés 'Exemple : glucose, urée'; il n'y a pas d'interaction entre les molécules de solvant et les molécules des solutés.

2.2.2 Solutions micromoléculaires et macromoléculaires

On distingue deux types de solutions aqueuses, selon la taille des particules

❖ Solutions micromoléculaires - Cristalloïdes -

Les molécules du soluté contiennent quelques dizaines d'atomes 'Exemple: l'urée, le glucose, NaCl'. La solubilité du solide dépend de la nature du solide, de celle du liquide et de la température. Habituellement, la solubilité augmente quand la température augmente. Les ions sont obtenus par dissociation de composés ioniques par exemple : acides, bases et sels, ou par ionisation en solution de composés polaires 'exemple HCl gazeux, CH₃COOH liquide'.

❖ Solutions macromoléculaires - Colloïdes -

Les macromolécules, plus particulièrement les protéines, jouent un rôle considérable en biologie. Les molécules contiennent entre 10³ et 10⁹ atomes. Ce type de solutions, à l'opposé des solutions micromoléculaires, ne traversent pas certaines membranes qui ont des pores micrométriques.

2.3 Caractéristiques quantitatives des solutions

La **concentration**² est exprimée par plusieurs méthodes chimiques

Important

✚ **Concentration**¹: quantité de substance par unité de volume.

2.3.1 Concentration molaire - Molarité -

La concentration molaire pour un soluté donné, est le nombre de moles du soluté par litre de solution, soit

$$m_r = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (1.1)$$

Unité :

- n en mol,
- V en l,
- m_r en mol. l⁻¹.

Remarque

- ✓ Une solution est dite molaire lorsque $m_r = 1 \text{ mol. l}^{-1}$.
- ✓ Elle est dite décimolaire lorsque $m_r = 10^{-1} \text{ mol. l}^{-1}$.

2.3.2 Concentration pondérale - Concentration massique -

Elle représente la masse de soluté par litre de solution, soit

$$C_p = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (1.2)$$

Unité :

- m en g,
- V en l,
- C_p en g. l⁻¹.

On peut déduire la relation entre C_p et m_r : $C_p = m_r \cdot M$

M : Masse molaire du soluté en g. mol⁻¹.

Remarque

- ✓ Concentrations pondérales non additives.
- ✓ Molarités additives.

2.3.3 Concentration en pourcentage - Titre -

La concentration en pourcentage est le nombre des unités de masse 'de gramme' du soluté, qui se dissous dans 100 unités de masse '100g' de la solution.

$$p = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} (\%) \quad (1.3)$$

Unité :

- p sans unité

2.3.4 Concentration molale - Molalité -

La concentration molale est le nombre de moles du soluté par unité de masse de solvant, soit

$$m_l = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \quad (1.4)$$

Unité :

- n en *mol*,
- m en *kg*,
- m_i en *mol. kg⁻¹*.

Remarque

✓ Solution aqueuse diluée : Molalité = Molarité

2.3.5 Fraction molaire

La fraction molaire d'un constituant i est égale au rapport du nombre de mole de ce constituant, sur le nombre total de moles de la solution.

$$F_i = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad (1.5)$$

Unité :

- F_i sans unité.

2.3.6 Concentration osmolaire et concentration osmolale

L'osmose est importante pour les phénomènes non électriques comme la diffusion, et l'osmose.

❖ Concentration osmolaire - Osmolarité -

On définit l'osmolarité comme étant le nombre d'osmole '*molécules et ions*' dissoutes par litre de solution.

$$w_r = m_r [1 + \alpha(\beta - 1)] \quad (1.6)$$

α : Coefficient de dissociation.

β : Nombre d'ions créés par la dissociation.

Unité :

- w_r en *osmol.l⁻¹*.

Remarque

✓ Pour une solution contenant un soluté neutre, l'osmolarité de la solution est

$$w_r = m_r$$

✓ Pour une solution contenant un soluté électrolytique '*électrolyte fort*', l'osmolarité de la solution est

$$w_r = \beta m_r$$

- ✓ Pour une solution contenant plusieurs solutés, l'osmolarité de la solution est la somme des concentrations osmolaires de tous les solutés.

$$w_r = \sum_{i=1}^n w_{ri}$$

❖ concentration osmolale - osmolalité -

L'osmolalité est une mesure du nombre d'osmoles de soluté par kilogramme de solvant

$$w_l = m_l [1 + \alpha(\beta - 1)] \quad (1.7)$$

Unité :

- w_l en $osmol.kg^{-1}$.

2.3.7 Concentration équivalente

La concentration équivalente pour une solution contenant n ions est le nombre d'**équivalent gramme**³ d'ions de chaque signe, par litre de solution.

$$C_{eq} = \sum_{i=1}^n Z^+ \alpha m_r + \sum_{i=1}^n |Z^-| \alpha m_r \quad (1.8)$$

α : Coefficient de dissociation du soluté dans le solvant considéré.

Z^+ et Z^- : Les valences des ions.

+ : cation

- : Anion

Unité :

- C_{eq} en $eqg.m^{-3}$

Important

 **Equivalent gramme**³ d'ions est la quantité d'ions qui transporte une charge égale à *Faraday*.

Remarque

- ✓ Electroneutralité '*Solution est électriquement neutre*' : $C_{eq}(cation) = C_{eq}(anion)$,

$$\sum_{i=1}^n Z^+ \alpha m_r = \sum_{i=1}^n |Z^-| \alpha m_r .$$

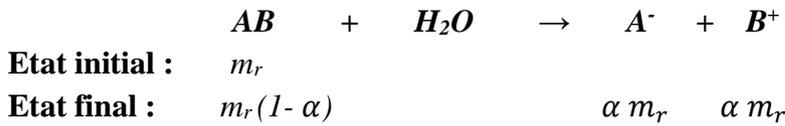
- ✓ Molécule neutre : $C_{eq} = 0$.

- ✓ Pour une solution contenant plusieurs espèces ioniques, la concentration équivalente totale est la somme des concentrations équivalentes de tous les espèces ioniques

'additives'. $C_{eq} = \sum_{i=1}^n C_{eq_i}$

2.3.8 Constante d'équilibre

Pour un soluté **AB** dissous dans l'eau, on peut écrire



Il s'agit d'un équilibre chimique auquel on peut associer la constante d'équilibre

$$K = \frac{[A^-][B^+]}{[AB]} \tag{1.9}$$

On peut déduire

$$K = \frac{\alpha^2 m_r}{(1 - \alpha)}$$

2.4 Préparation des solutions aqueuses

2.4.1 Par mise en solution d'un soluté solide

Soit à préparer un volume V d'une solution contenant l'espèce X , de masse molaire M , à la concentration m_r . Soit m la masse de l'espèce X . **Fig 1.4**

❖ Opération à effectuer

Pour préparer un volume V d'une solution de concentration C on suit le mode opératoire suivant

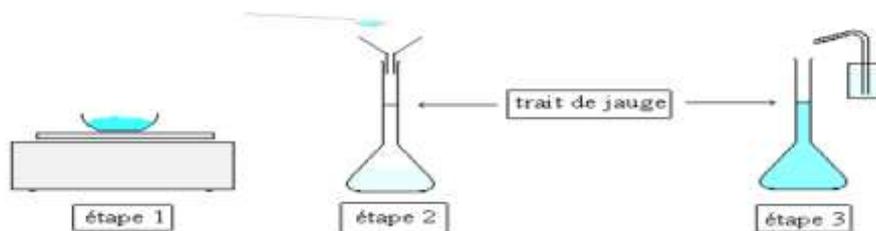


Fig 1.4 Préparation d'une solution aqueuse par dissolution d'un soluté solide.

- **Etape 1** : peser la masse m du soluté.
- **Etape 2** : Introduire le soluté dans la fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée.

- **Etape 3** : Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillé, agiter jusqu'à dissociation complète et ajuster à nouveau jusqu'au trait de jauge **V**.

❖ Détermination de la masse de soluté à peser

Si le soluté se trouve sous forme solide, il faudra alors déterminer la masse de l'espèce **X** à peser. Soit **m** cette masse.

$$\text{On a } m_r = \frac{n}{V}$$

m_r : Concentration molaire.

n : nombre de mole.

V : Volume de la solution.

Unité :

- n en *mol*,
- V en *l*,
- m_r en *mol. l⁻¹*.

$$\text{Or } n = \frac{m}{M}$$

m : masse.

M : Masse molaire.

Unité :

- m en *kg*,
- M en *kg. mol⁻¹*

Donc

$$m = m_r \cdot M \cdot V \tag{1.10}$$

2.4.2 Par mise en solution d'un soluté liquide

On prélève un volume V_0 de la solution mère de concentration C_0 que l'on dilue avec de l'eau distillée pour obtenir une solution diluée de volume V_I et de concentration désirée C_I .

Fig 1.5

❖ Opération à effectuer

Pour préparer un volume V_I d'une solution de concentration C_I on suit le mode opératoire suivant

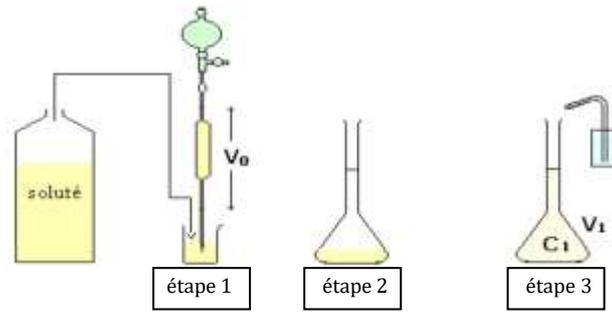


Fig 1.5 Préparation d'une solution aqueuse par dilution d'une solution mère.

- **Étape 1** : Prélèvement du volume V_0 .
- **Étape 2** : On place le volume dans la fiole jaugée.
- **Étape 3** : On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillé.

❖ Détermination du volume V_0 à prélever

Si le soluté se trouve sous forme liquide, il faudra alors déterminer le volume de l'espèce X à prélever.

La quantité de la matière de soluté dans le volume V_0 est

$$n = C_0 \cdot V_0$$

Cette quantité de matière se retrouve dans la solution après dilution

$$n = C_1 \cdot V_1$$

Et en déduit la relation suivante qu'on appellera, la formule de dilution ou l'équation de conservation de la quantité de la matière

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

Le volume à prélever est donc

$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0} \quad (1.11)$$

Exercice

Déterminer la fraction molaire du soluté puis celle du solvant dans le sérum glucosé à 5%.

Solution

La composition de la solution est

- 5 g de glucose 'soluté'.
- 100 ml d'eau 'solvant'.

Le solvant représente une quantité de matière de

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

La quantité de matière dissoute en soluté est

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

Les fractions molaires sont donc

$$F_{glucose} = \frac{n_{glucose}}{n_{eau} + n_{glucose}} = 0.0048 = 0.48\%$$

$$F_{eau} = \frac{n_{eau}}{n_{eau} + n_{glucose}} = 0.9952 = 99.52\%$$