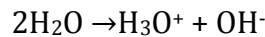
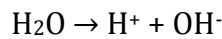


Chapitre 1 :

Solutions aqueuses

1. L'eau

La molécule d'eau, de formule H_2O , est le constituant essentiel de l'eau pure. Celle-ci contient également des ions résultant de l'autoprotolyse de l'eau selon l'équation d'équilibre :



L'eau pure n'est pas présente dans la nature et doit être obtenue par des processus physiques.

- Apparence de l'eau : liquide transparent, et presque sans couleur avec une légère touche de bleu.
- Propriétés chimiques : Formule brute H_2O [Isomères]
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 °C
T° ébullition	100 °C
Masse volumique	$1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
Viscosité dynamique	0,001 Pa.s à 20 °C
Tension superficielle à 20 °C	0,072N/m
Conductivité électrique	$5,5 \times 10^{-6} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$
C_p	$1867 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{°K}^{-1}$
C_v	$1406 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{°K}^{-1}$

Tableau 1.1 Propriétés physiques de l'eau.

Une propriété très importante de l'eau est sa nature polaire. La molécule d'eau forme un angle de $104,45^\circ$ au niveau de l'atome d'oxygène entre les deux liaisons avec les atomes d'hydrogène **Fig1.1** Puisque l'oxygène a une électronégativité plus forte que l'hydrogène, l'atome d'oxygène a une charge partielle négative δ^- , alors que les atomes d'hydrogène ont une charge partielle positive δ^+ . Une molécule avec une telle différence de charge est appelée un dipôle (molécule polaire). Cette polarité fait que les molécules d'eau s'attirent les unes les autres, le côté positif de l'une attirant le côté négatif d'une autre. Un tel lien électrique entre deux molécules s'appelle une liaison hydrogène [1].

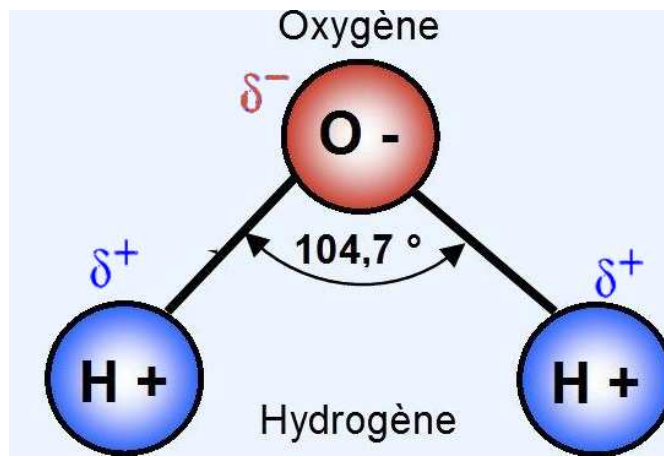


Fig 1.1 Dipôle de la molécule d'eau [2]

La molécule de l'eau a des propriétés complexes à cause de sa polarisation. Grâce à sa polarité, l'eau est un excellent solvant. Quand un composé ionique ou polaire pénètre dans l'eau, il est entouré de molécules d'eau. La relative petite taille de ces molécules d'eau fait que plusieurs d'entre elles entourent la molécule de soluté. Les dipôles négatifs de l'eau attirent les régions positivement chargées du soluté, et vice versa pour les dipôles positifs. L'eau fait un excellent écran aux interactions électriques (la permittivité électrique ϵ_e de l'eau est de 78,5 à 25°C), elle dissocie donc facilement les ions.

Cette polarisation permet aussi à la molécule d'eau de dissoudre les corps ioniques, en particulier les sels. Chaque ion se retrouve entouré par des molécules d'eau. C'est le phénomène de solvatation **Fig 1.2**. 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. En général, les substances ioniques et polaires comme les acides, alcools, et sels se

dissolvent facilement dans l'eau, et les substances non-polaires comme les huiles et les graisses se dissolvent difficilement [3].

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.

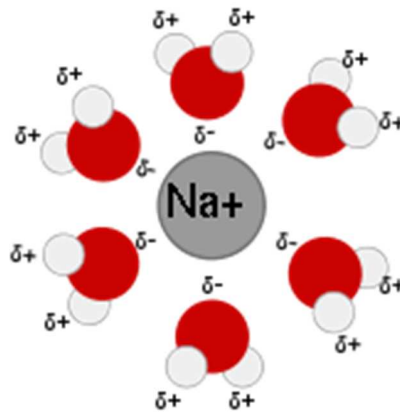


Fig 1.2 Un ion sodium entouré par des molécules d'eau [2]

2. Solutions aqueuses

Une solution aqueuse est un mélange homogène obtenu en dissolvant une substance solide, liquide ou gazeuse dans de l'eau. La substance dissoute est le soluté. Le liquide (ici, l'eau) dans lequel s'effectue la dissolution est le solvant. Si un autre solvant que l'eau est utilisé la solution n'est plus qualifiée d'aqueuse. On peut par exemple utiliser de l'alcool et obtenir une solution alcoolique. Un mélange est homogène si l'on ne peut observer qu'une seule phase (l'eau et huile ainsi que l'eau et le sable sont des exemples de mélanges hétérogènes). Fig 1.3 présente un exemple d'une solution homogène et une autre hétérogène [3].



Fig 1.3 Mélange homogène et mélange hétérogène [2]

2.1 Classifications des solutions aqueuses

2.1.1 Solutions micromoléculaires

Les molécules du soluté contiennent quelques dizaines d'atomes par exemples : l'urée, le glucose, NaCl. Lorsque la quantité augmente, il existe une limite à partir de laquelle le solide ne se dissout plus, la solution est dite *saturée*. 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, CH₃-COOH liquide. Ces solutions conduisent le courant électrique.

2.1.2 Solutions macromoléculaires

Les molécules contiennent entre 10³ et 10⁹ atomes, exemple ADN. Ce type de solutions, à l'opposé des solutions micromoléculaires, ne traversent pas certaines membranes qui ont des pores micrométriques.

2.1.3 Solutions idéales

Une solution est dite idéale si les différentes interactions intermoléculaires sont d'intensités égales (solvant ↔ solvant, soluté ↔ solvant, soluté ↔ soluté), autrement dit si la présence du soluté ne modifie en aucune façon les forces intermoléculaires existant dans le solvant pur. Une solution tend vers l'idéalité au fur et à mesure qu'on la dilue, le nombre des interactions soluté-soluté et soluté-solvant devenant négligeable devant le nombre des interactions solvant-solvant. Ne peuvent être considérées comme idéales :

les solutions électrolytiques non diluées ($C > 10^{-3}M$) et les solutions macromoléculaires (volume des macromolécules \neq volume des solvants).

2.2 Concentration d'une espèce en solution

2.2.1. Molarité : concentration molaire

La molarité ou la concentration molaire d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de cette espèce présente dans une quantité de solution. Soit m_r la concentration de l'espèce X en solution (on la note aussi C_m , n_x la quantité de matière de X en solution) et v le volume de la solution. Nous calculons la molarité (mol/l) d'une solution par la formule (1.1) :

$$m_r = \frac{n_{\text{soluté}}(\text{mol})}{v_{\text{solution}}(\text{l})} \quad (1.1)$$

2.2.2. Concentration pondérale

Rapport de la masse m de soluté s au volume v de la solution : g/l ou kg/m³

$$C_p = \frac{m_{\text{soluté}}(\text{g})}{v_{\text{solution}}(\text{l})} \quad (1.2)$$

2.2.3. Concentration en pourcentage

Rapport de la masse m de soluté à la masse m de la solution

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

2.2.4. Molalité : Concentration molale

Rapport du nombre de moles de soluté (n_s) par unité de masse de solution : mol/Kg

$$m_l = \frac{n_{\text{soluté}}(\text{mol})}{m_{\text{solution}}(\text{kg})} \quad (1.4)$$

2.2.5. Osmolarité et osmolalité : Concentration osmolaire et concentration osmolale

En milieu liquide, les molécules de solvant et de soluté, neutres ou ioniques, se déplacent les unes par rapport aux autres et chacune d'entre elles constitue "une entité cinétique". Une osmole représente un nombre d'entités cinétiques égal au nombre d'Avogadro. Ce nombre est rapporté soit au volume de solution ; osmolarité, $osmol.l^{-1}$, soit à la masse de solvant osmolalité, $osmol.kg^{-1}$.

$$w_r = m_r[1 + \alpha(\beta - 1)] \quad (1.5)$$

$$w_l = m_l[1 + \alpha(\beta - 1)] \quad (1.6)$$

α : Coefficient de dissociation

β : Nombre d'osmoles

La dissociation des composés ioniques ou l'ionisation de composés polaires mis en solution produisent des ions, porteurs de charges positives ou négatives. La quantité d'ions formés s'exprime en équivalents. Un équivalent gramme d'ions est la quantité d'ions qui transporte une charge égale à 1 FARADAY, 965000 Coulombs. Ainsi un ion-gramme de Na^+ , de Ca^{++} ou d' Al^{+++} représentent respectivement 1, 2 et 3 équivalent-gramme de ces cations.

La solution électrolytique étant électriquement neutre, elle contient autant d'équivalent gramme d'anions que de cations. Par définition, On appelle concentration équivalente C_{eq} le nombre d'équivalent gramme d'ions de chaque signe, par litre de solution. La concentration équivalente est exprimée en équivalents par litre de solution $eq.l^{-1}$.

$$C_{eq} = 2n|Z|\alpha m_r \quad (1.7)$$

α : Coefficient de dissociation

m_r : Molarité

3. Préparation des solutions aqueuses

3.1 Par mise en solution d'un soluté solide

Soit à préparer un volume V (au trait de jauge) d'une solution contenant l'espèce X , de masse molaire $M(X)$, à la concentration $m_r(X)$. Soit $m(X)$ la masse de l'espèce X .

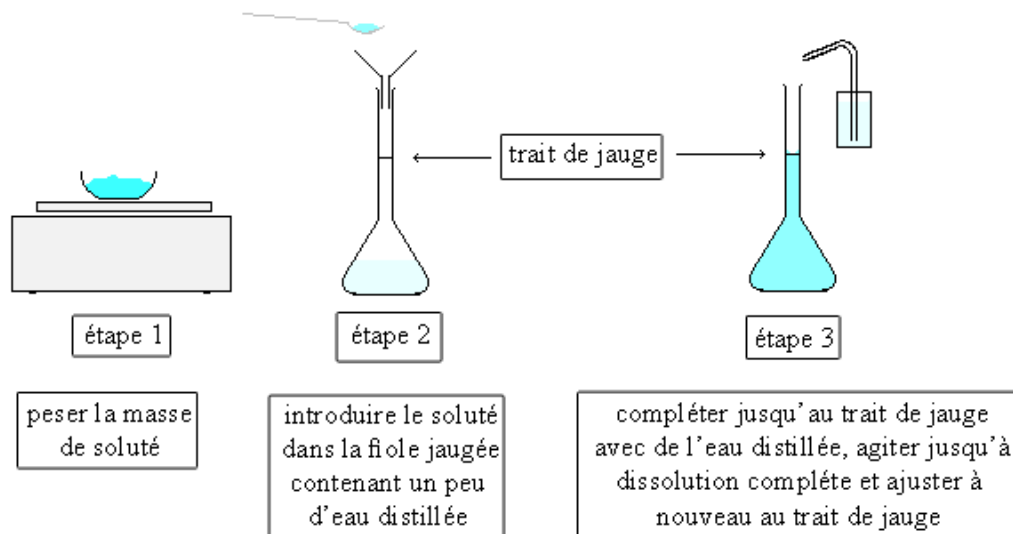


Fig 1.4 Schéma montrant les étapes de la préparation d'une solution aqueuse par mise en solution d'un soluté solide [4]

3.2. Par mise en solution d'un soluté liquide

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

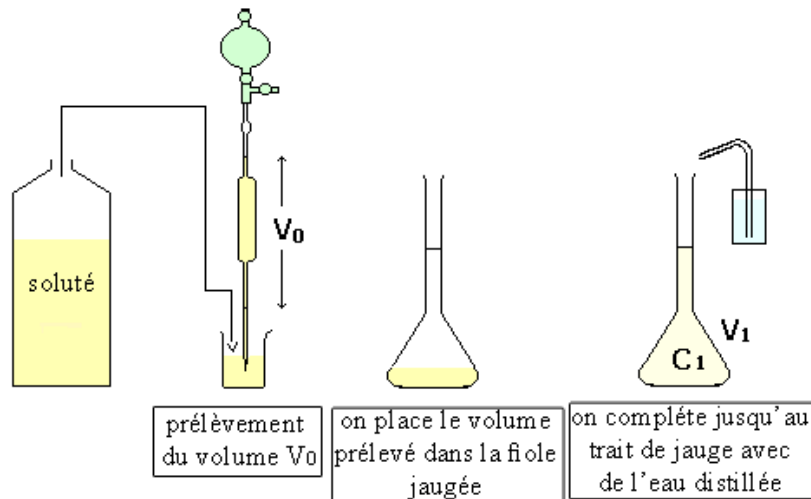


Fig 1.5 Schéma montrant les étapes de la préparation d'une solution aqueuse par mise en solution d'un soluté liquide [4]

3.3 Par dilution d'une solution mère

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_1 et de concentration désirée C_1 .

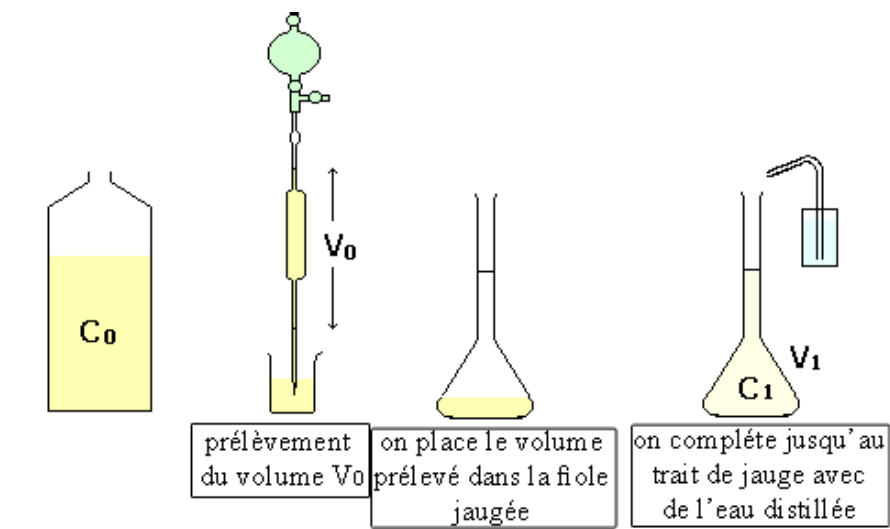


Fig 1.6 Schéma montrant les étapes de la préparation d'une solution aqueuse par dilution d'une solution [4]

