

Généralités sur les solutions aqueuses

I. Structure et propriétés de l'eau:

L'eau est un constituant absolument indispensable à la vie. Elle représente de 60 à 95% de la masse des cellules et des tissus. Le rôle prépondérant de l'eau en biologie est dû à ses propriétés physiques et chimiques. L'eau revêt une importance particulière :

- En biologie : plus des 2/3 du poids de l'organisme et plus de 80% de la planète.
- En biophysique : liquide de référence de nombreuses réactions et simulations.
- En pharmacie : solvant de la majorité des médicaments et réactifs.
- L'eau totale représente environ 60-75 % du poids corporel.

Elle se répartit en: (pour un adulte de 70 kg)

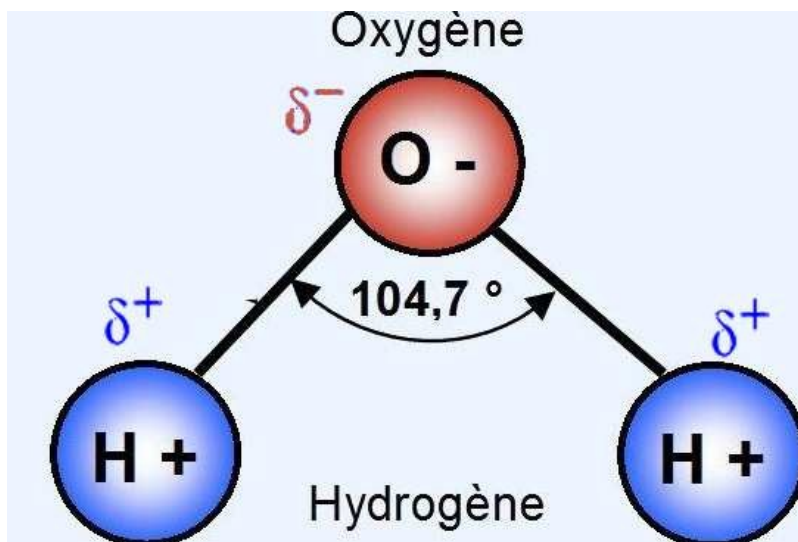
- Eau intracellulaire : environ 40 % du poids corporel (soit environ 30 L) .
- Eau extracellulaire : environ 20 % du poids corporel

16 % en eau interstitielle = (12 L)

4 % en eau plasmatiche = (3 L)

1. Structure

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. 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**.



Donc la molécule d'eau a une nature



La molécule d'eau a une structure polaire

Il s'ensuit que la molécule d'eau, bien qu'électriquement neutre, possède un moment dipolaire important ($1.8 \text{ Debye} = 6.1 \cdot 10^{-30} \text{ coulomb.m}$).

La molécule de l'eau a des propriétés complexes à cause de sa polarisation. Grâce à sa polarité, l'eau est **un excellent solvant** (solvant universel). 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 de l'eau est de 78,5 à 25 °C), elle dissocie donc facilement les ions.

Chaque ion se retrouve entouré par des molécules d'eau.

C'est **le phénomène de solvation**. Un exemple de soluté ionique est le chlorure de sodium NaCl, il se sépare en cations Na^+ et anions Cl^- , chacun entouré d'un certain nombre de molécules d'eau (pas le même). La taille réelle de l'ion dans une solution dépend de cette solvation et donc les différents ions auront des propriétés physicochimiques différentes.

2. propriétés physico chimiques

Les liaisons hydrogene confèrent à l'eau des propriétés extraordinaires :

a. Chaleur spécifique

Ainsi, la chaleur spécifique d'un corps est la quantité de chaleur, donc l'énergie, nécessaire pour élever de 1°C la température d'1 gramme de cette substance. L'eau a une chaleur spécifique de $4.2 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1}$, ce qui est une valeur tout particulièrement très élevée (à titre de comparaison, l'éthanol des boissons alcoolisées a une chaleur spécifique de $2.5 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1}$).

La conséquence de cette propriété majeure de l'eau est de stabiliser la température.

Ce phénomène permet non seulement d'amortir les variations de températures mais également de maintenir par là-même des conditions de température favorables au développement de la vie. Au niveau de la cellule, il en va de même et cela est d'autant plus important que la plupart des réactions biochimiques dépendent de la température.

La raison de ce phénomène est la multiplicité des liaisons hydrogènes qui doivent être préalablement rompues pour que l'énergie cinétique des molécules puisse augmenter.

b. Chaleur de vaporisation et de fusion

La chaleur de vaporisation est la quantité de chaleur que 1 gramme de liquide doit absorber, à température constante, pour passer de l'état liquide à l'état gazeux. Là encore, l'eau a une chaleur de vaporisation très élevée (2.26 kJ.g^{-1}), en comparaison des autres liquides.

Comme dans le cas de la chaleur de fusion et dans celui de la chaleur spécifique, l'énergie nécessaire à rompre les liaisons hydrogène pour que les molécules d'eau se dissocient et puissent changer d'état explique les fortes valeurs observées.

Il faut donc une grande énergie pour déstabiliser la structure cristalline de l'eau.

c. La densité

L'eau se dilate quand elle gèle

La densité de la plupart des substances augmente au cours de leur congélation. Le refroidissement de l'eau augmente aussi sa densité mais étonnamment jusqu'à un maximum atteint pour une température de 4°C. Ensuite, l'eau se dilate en se refroidissant davantage diminuant ainsi la masse volumique de l'eau.

L'eau est donc l'une des rares substances qui possède une masse volumique moindre à l'état solide qu'à l'état liquide. La conséquence physique est que la glace flotte et en hiver seule la surface des étendues liquides gèlent. La couche de glace joue alors le rôle d'un isolant thermique qui empêche le fond des océans et des rivières de geler, préservant ainsi des conditions propices à la vie.

d. Tension superficielle

Elle est élevée, il faut rompre les liaisons H pour faire passer une molécule de l'intérieur d'un liquide vers la surface.



III. Expression de la composition d'une solution aqueuse:

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.

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 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.

Une solution est dite **idéale** si les différentes interactions intermoléculaires sont d'intensités égales (solvant $\leftrightarrow$ solvant, soluté $\leftrightarrow$ solvant, soluté $\leftrightarrow$ 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 et les solutions macromoléculaires (volume des macromolécules $\neq$ volume des solvants).

1. Concentrations:

a. La fraction molaire d'un soluté

C'est le rapport du nombre de moles n_i du composé i sur la somme de toutes les moles présentes dans la solution, y compris les n_0 moles de solvant.

$$f_i = \frac{n_i}{n_i + n_0}$$

f_i = fraction molaire du soluté (compris entre 0 et 1) (somme $f_i = 1$)
 n_i = nombre de moles de soluté
 $n_0 + n_i = n_{\text{tot}}$ = nombre de moles total (solvant + soluté)
fraction_molaire

b. Concentration pondérale

La concentration pondérale, C_p , représente la masse de soluté par unité de volume. Elle est généralement donnée en g.L-1.

$$C_p = \frac{m_i}{V_{\text{sol}}}$$

C_p = concentration pondérale en g.L-1 ou kg.m-3
 m_i = masse de soluté en g ou en kg
conc_ponderale V_{sol} = volume de solution en L ou en m3

c. Concentration molaire ou molarité

La concentration molaire est la quantité de matière de soluté (exprimée en moles) par unité de volume..

$$C_M = \frac{n_i}{V_{\text{sol}}}$$

C_M = concentration molaire en mol.L-1 (mole par litre)
 n_i = nombre de moles de soluté
conc_molaire V_{sol} = volume de solution en litre

d. La concentration ionique

représente le nombre de moles d'ions par unité de volume.

$$C_I = \nu \cdot C_M$$

C_I = concentration ionique en moles d'ions par litre
 C_M = concentration molaire en mol.L-1 (mole par litre)
conc_ionique



ν = nb d'ions libérés par molécule totalement dissociée

d.Osmolarité

La concentration osmolaire C_{osm} est la concentration de mole particulaire (dissoutes ou pas, ioniques ou neutres) en solution, exprimée en termes d'osmoles de soluté par litre de solution. L'osmolarité représente le nombre total de moles de tous les solutés par litre de solution.

C_{osm} = concentration osmolaire ou osmolarité en osm.L^{-1} .

C_M = concentration molaire en mol.L^{-1}

β = nombre de particules libérées par une molécule

$$C_{osm} = \beta \cdot C_M$$

conc_osmolaire

$$\bullet \quad \beta = 1 + \alpha (v-1)$$



est le coefficient de dissociation du soluté.



est le nombre de particules obtenues par dissociation du soluté.

NB : Pour les molécules non électrolytes (non dissociées ou solides), l'osmolarité est la molarité.

e. Autres expressions:

2°/ Concentration massique (C_{massique} ou ρ)

Masse de soluté dissous dans 1L de solution.

$$C_{\text{massique}} = \frac{m}{V} \quad \text{où} \quad m = \text{masse de soluté}$$

V = volume total de la solution.

Elle s'exprime en g L^{-1} ou g/L ou encore en kg L^{-1} ou kg/L

3°/ Molalité (C_m ou m)

Nombre des moles de soluté par kg de solvant

$$m = \frac{n}{\text{kg de solvant}}$$

Avantage de cette unité : elle est indépendante de la température

4°/ Pourcentage massique (% m/m)

Nombre de grammes de soluté dissous dans 100 g de solution.

Ex : une solution de H_2SO_4 à 96 % en masse contient 96 g de H_2SO_4 pur pour 100 g de solution.

5°/ Fraction molaire (X_i)

Rapport entre le nombre de moles de soluté et le nombre total de moles en solution.

$$X_i = \frac{n}{\sum n}$$

B/ Densité d'une solution (d)

Elle correspond à la masse d'un litre de solution par rapport à la masse d'un litre d'eau à la même température. Cette grandeur ne possède pas d'unité : c'est un nombre pur.

$$d = \frac{m(\text{1L de solution})}{m(\text{1L d'eau})}$$

Questions:

1. trouvez d'autres expressions de la concentration
2. Qu'est ce qu'un électrolyte faible
3. donnez des détails à propos de la concentration équivalente

