



# Chapitre 1 : L'eau, principales propriétés - solutions aqueuses

## L'eau : solvant biologique

→ vie apparue dans l'eau liquide +++

→ **60 à 70 %** du poids de l'organisme :

- 70 % milieu intra cellulaire
- 20 % fluide interstitiel (lympe)
- 7 % plasma sanguin
- 3 % lumière intestinale, autres...

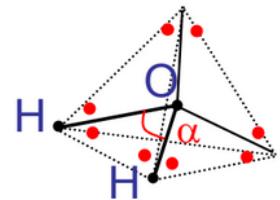
→ chaleur de vaporisation **élevée** ( $2245 \text{ J.g}^{-1}$ ) : rôle dans la THERMORÉGULATION (évaporation sueur permet absorption de la chaleur du corps)

	T fusion [°C]	T ébullition [°C]	chaleur de vap. [J.g <sup>-1</sup> ]
<b>eau</b>	<b>0</b>	<b>100</b>	<b>2245</b>
méthanol	-98	65	1093
éthanol	-117	78	848
propanol	-127	97	682

→ Géométrie particulière : **Eau = tétraèdre imparfait +++** (*orbitales non identiques : angle alpha =  $104^{\circ}30'$  au lieu de  $109^{\circ}28'$  chez un tétraèdre parfait*) car **répulsion** entre doublets libres > répulsion entre 1 doublets libre et 1 liant > répulsion entre 2 doublets liants

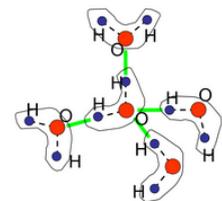
→ **Dipôle** (oxygène électronégatif = asymétrie de charge) :

- Moment dipolaire =  $6,2 \times 10^{-30}$  Cm (Coulomb mètre)
- Entraîne perméabilité de la double couche phospholipidique à l'eau
- Formation liaison Hydrogène (interaction entre H et O)



→ Différents états :

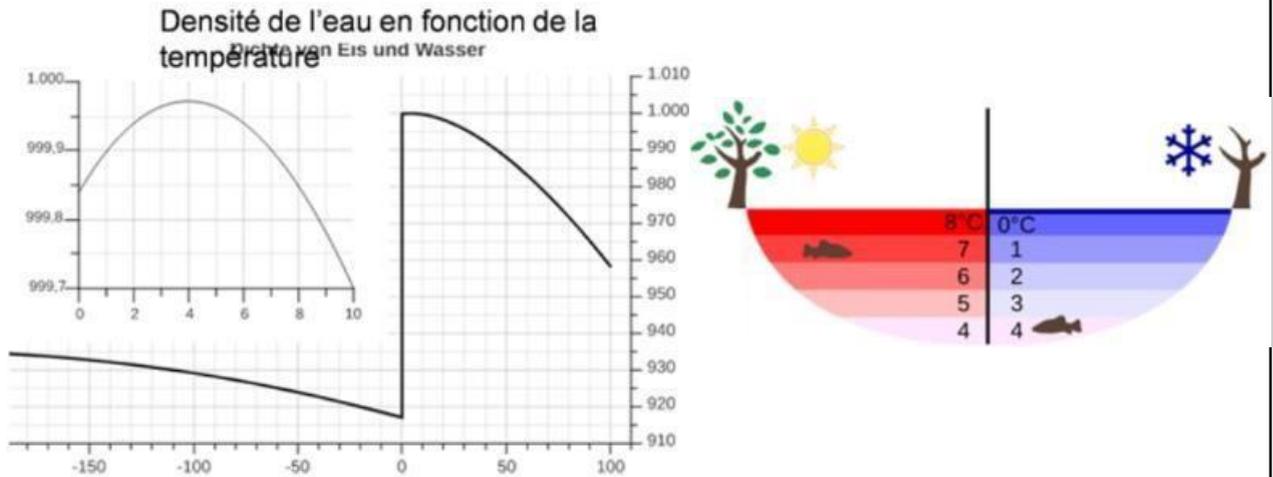
- solide = cristal : **4 liaisons hydrogène** (2 par O et 2 par H)  
→ Structure la moins compacte



- liquide = pseudo cristal fluide :  
3,4 liaisons hydrogène → structure plus compacte (durée de vie liaison H très courte :  $10^{-8}$  à  $10^{-11}$  s)



## Densité variable



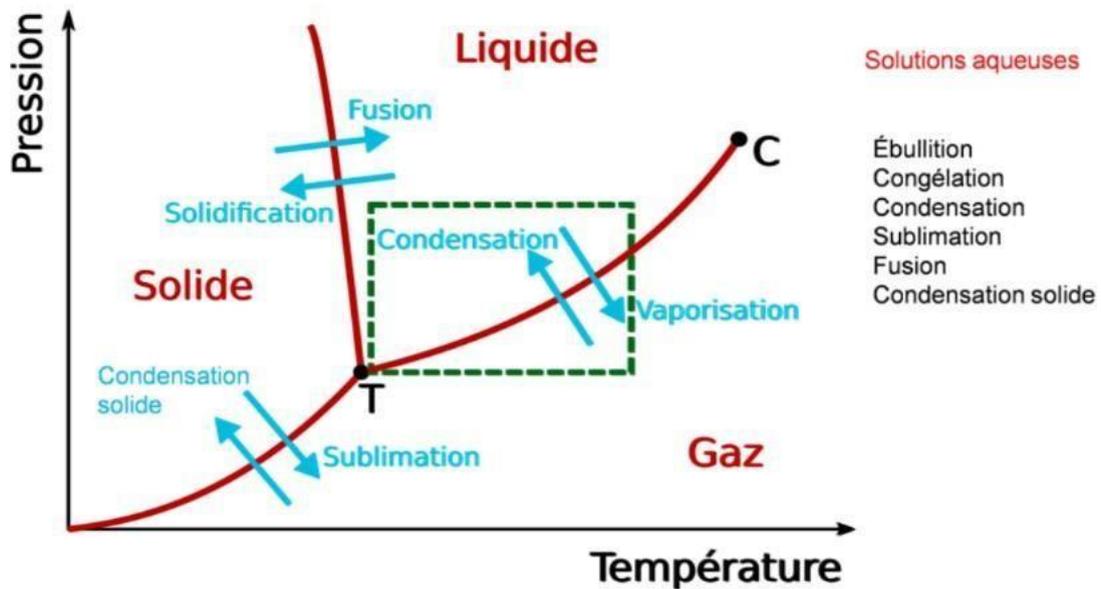
→ L'eau est un solvant à **densité variable**

Schéma de gauche : La densité de l'eau est maximum à 4°C

Schéma de droite : On voit que l'eau à 4°C se trouve au fond des lacs de montagnes par exemple, car plus dense

## États de l'eau

### Les états de la matière et de l'eau



Absolument savoir refaire ce schéma → l'apprendre par coeur +++



Solutions et solutés	
<b>Solution</b>	→ Mélange constitué par un solvant (généralement liquide) qui dissout un soluté (généralement solide)
<b>Solvant</b>	→ liquide (en abondance)
<b>Solutés</b>	→ solides, liquides, gaz
<b>Solution idéale</b>	→ solution de volume égal à la <b>somme de volume de solvant et des volumes de solutés</b> avec une <b>absence d'interactions</b> entre les molécules de solvant et de soluté (toute solution abordée dans le cours sera une solution idéale)
<b>Solvatation</b>	→ Association moléculaire entre un soluté et son solvant

Les concentrations (proportions relatives)	
<b>Concentration pondérale</b> (Connaître +++)	→ $C. \text{ pondérale} = \frac{\text{Masse de soluté}}{\text{Volume de solution}} \text{ (kg/L) ou (g/100mL)}$
<b>C. molaire (molarité)</b> (Connaître +++)	→ $Molarité = \frac{\text{Moles de soluté}}{\text{Volume de solution}}$ → $Molarité = \frac{C. \text{ pondérale}}{\text{Masse molaire}}$
<b>C. molale (molalité)</b>	→ $Molalité = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Masse de solvant}}$ (eau = solvant par défaut) - proche de la molarité quand molarité faible - ≠ de la molarité quand molarité forte
<b>Fraction molaire</b>	→ $F_i = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Nombre de moles de solution}}$
<b>Concentration équivalente</b>	$C_{eq} = \frac{\text{Nombre de charges électriques}}{\text{Volume de solution}}$ (ion avec valence z : $C_{eq} =  z  \cdot \text{molarité}$ ) <i>Exemple: <math>\text{CaCl}_2</math> <math>10^{-3}</math> mole/l → <math>1 \times \text{Ca}^{2+}</math> et <math>2 \times \text{Cl}^-</math></i> $C_{eq} \text{ Ca}^{2+} = 1 \times 10^{-3} \times 2 \text{ Eq/l} = 2 \text{ mEq/L}$ $C_{eq} \text{ Cl}^- = 2 \times 10^{-3} \times 1 \text{ Eq/l} = 2 \text{ mEq/L}$



### Osmolarité

$$\text{Osmolarité} = \frac{\text{Nombre de particules de soluté}}{\text{Litres de solution}} \quad (1 \text{ osmole/litre} = 6,02 \times 10^{23} \text{ particules/litre (avogadro)})$$

$$\text{Osmolarité} = \text{Molarité} [1 + \alpha(\beta - 1)]$$

#### Molécules NON dissociables

→ 1 molécules => 1 particules  
=> **osmolarité = molarité** (ex : glucose)

#### Molécules dissociables

→ 1 molécules => plusieurs particules  
→  $\alpha$  : degré de dissociation (en %), pourcentage de molécules dissociées  
→  $\beta$  : nombre de particules (molécules) créées par dissociation d'une molécule

### Exemples

#### TOTALEMENT dissociés

• Molécule de chlorure de sodium NaCl PM=58.5 ( $M_{\text{Na}}=23$   $M_{\text{Cl}}=35.5$ )

$$9 \text{ g/l } [ \text{Na}^+ \text{Cl}^- ] \Rightarrow 9/58.5 = 0.15 \text{ mole/l}$$

$$\alpha = 1 \quad \beta = 2$$

$$0.15 \text{ mole/l } \text{Na}^+$$

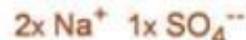
$$+ 0.15 \text{ mole/l } \text{Cl}^-$$

$$= 0.30 \text{ osmole/l} = 300 \text{ mosm/l}$$

• Molécule de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  PM= 142 ( $M_{\text{Na}}=23$   $M_{\text{S}}=32$   $M_{\text{O}}=16$ )

Combien de particules?

$$\alpha = 1 \quad \beta = 3$$



Combien de g/l pour 300 mOsm/l?

$$0.3/3 = 0.1 \text{ mole/l} \Rightarrow 0.1 \times 142 = 14.2 \text{ g/l}$$

#### PARTIELLEMENT dissociés

•  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (Acide acétique, Ac)

$$\alpha = 0.1 \quad \beta = 2 \Rightarrow 3 \text{ particules:}$$

$$0.9 \text{ mole Ac non dissocié}$$

$$+ 0.1 \text{ mole } \text{H}^+$$

$$+ 0.1 \text{ mole } \text{CH}_3\text{COO}^-$$

$$= 1.1 \text{ osmole}$$



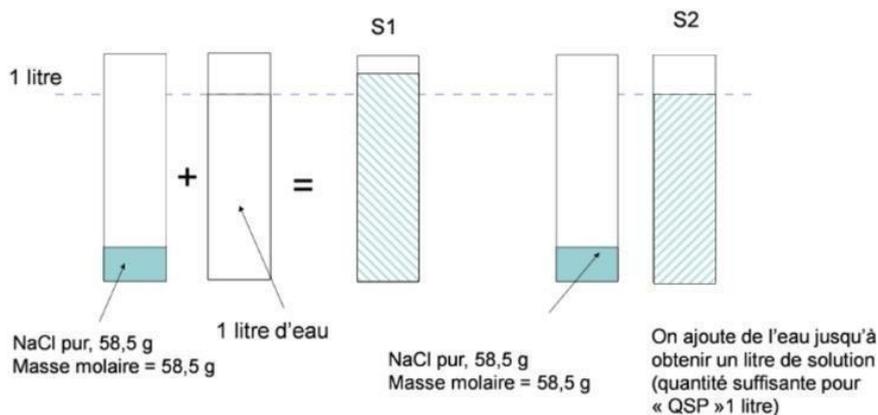
## Concentration des ions

Principales concentrations des ions importants dans les différents compartiments liquidiens de l'organisme

Compartiment Plasmatique par litre de plasma	≈	Compartiment interstitiel par litre d'eau	≠	Compartiment cellulaire par litre d'eau		
Sodium	141	135-147 mmol/L		Sodium	10	mmole/L
Potassium	4.2	3.3-5.1 mmol/L		Potassium	160	mmole/L
Chlore	107	97-110 mmol/L		Chlore	6	mmole/L
Calcium (Ca <sup>++</sup> )	1,5	mmole/L ou 3 meq/L		Calcium (Ca <sup>++</sup> )	2	mmole/L ou 4 meq/L
Bicarbonate	22	19-29 mmol/L				
Urée	7.89	2.86-8.21 mmol/L				
Créatinine	99	59-103 μmol/L				
Glucose	6.2	4.6-6.4 mmol/L				
Calcium	2.34	2.10-2.58 mmol/L				
Phosphates	0.81	0.81-1.45 mmol/L				
Proteines totales	62	60-80 g/L				
Albumine	38	35-52 g/L				

Osmolalité plasmatique 298,75 mOsm/kg ≈ 300 mOsm/kg

→ Connaître les **principaux ions de chaque compartiments** et savoir que les concentrations sont **globalement identiques entre le plasma et le liquide interstitiel** mais sont **différents du liquide intracellulaire +++**



Exercice 1 :

Comparez les molarités et les molalités, ainsi que les fractions molaires de S1 et S2

Exercice 2 :

On suppose que tout le NaCl est dissocié, comparez les osmolarités et les osmolalités de S1 et S2

L'expression molaire est utilisée pour la pression osmotique, les lois de diffusion (Fick), l'équilibre de Donnan etc...

### Messages essentiels du cours

- Importance de l'eau dans le vivant
- Définitions des différentes concentrations
- Osmolarité et osmolalité
- Principales concentrations des ions importants dans l'organisme selon le secteur

**CONSEILS POUR CE CHAPITRE :** Apprends bien tes formules (notamment molarité, osmolarité, ...) car ce sont les exercices principaux qui tombent, et ne néglige pas la 1e partie sur l'eau (géométrie, valeurs, ...) car c'est des points faciles !