

Chapitre 1 :  
**L'eau, principales propriétés**  
**Les solutions aqueuses**

Pr. François ESTEVE

Dr. Jean-François ADAM, Pr. Jean-Philippe VUILLEZ

# Objectifs pédagogiques du cours

- L'eau et ses différents états
- L'eau et le vivant
- Les solutions aqueuses et leurs propriétés

# Plan du cours

- L'eau et ses différents états
- Solutions et solutés
- Osmolarité et osmolalité

# L'eau, solvant biologique

La vie est apparue dans l'eau liquide

**60 à 70% du poids de l'organisme**

70% : milieu intracellulaire  
20% : fluide interstitiel (lymphe)  
7% : plasma sanguin  
3% : lumière intestinale, autres ...

Chaleur massique  $4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1} = 1 \text{ cal. K}^{-1}.\text{g}^{-1}$

Chaleur de vaporisation élevée  
rôle dans **THERMOREGULATION** (évaporation sueur)

**2245 J. g<sup>-1</sup>**

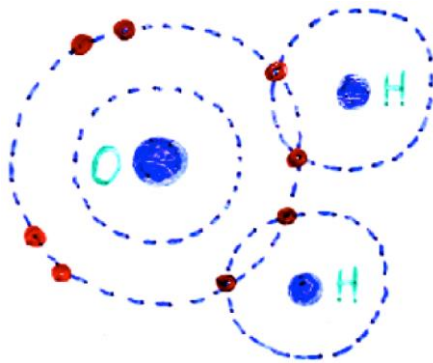
	T fusion [°C]	T ebullition [°C]	chaleur de vap. [J.g <sup>-1</sup> ]
eau	0	100	2245
méthanol	-98	65	1093
éthanol	-117	78	848
propanol	-127	97	682

# Géométrie particulière

## Structure électronique externe de l'atome d'Oxygène

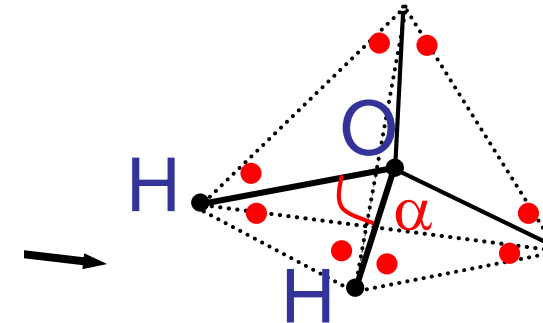
- 2 doublets libres

- 2 électrons liants :



Hybridation des orbitales: tous les électrons vont se placer sur un niveau énergétique et numérique équivalent.

symétrie tétrahédrique



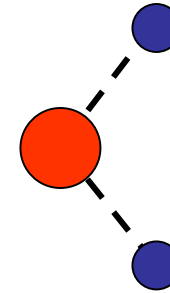
Tétrahédre parfait si orbitales identiques  $\Rightarrow \alpha = 109^{\circ}28'$

$\alpha \angle 104^{\circ}30'$

Répulsion entre doublets libres > entre doublet libre et liant > entre doublets liants

# L'eau est un dipole

Oxygène électronégatif → asymétrie

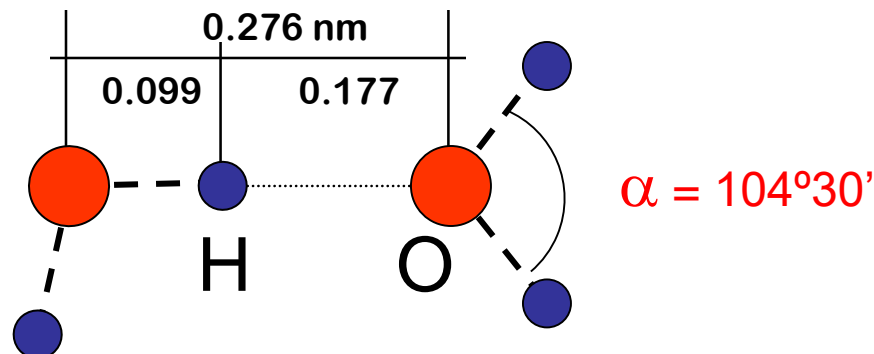


→ Moment dipolaire  $6,2 \cdot 10^{-30}$  Cm (unité SI : Coulomb mètre)

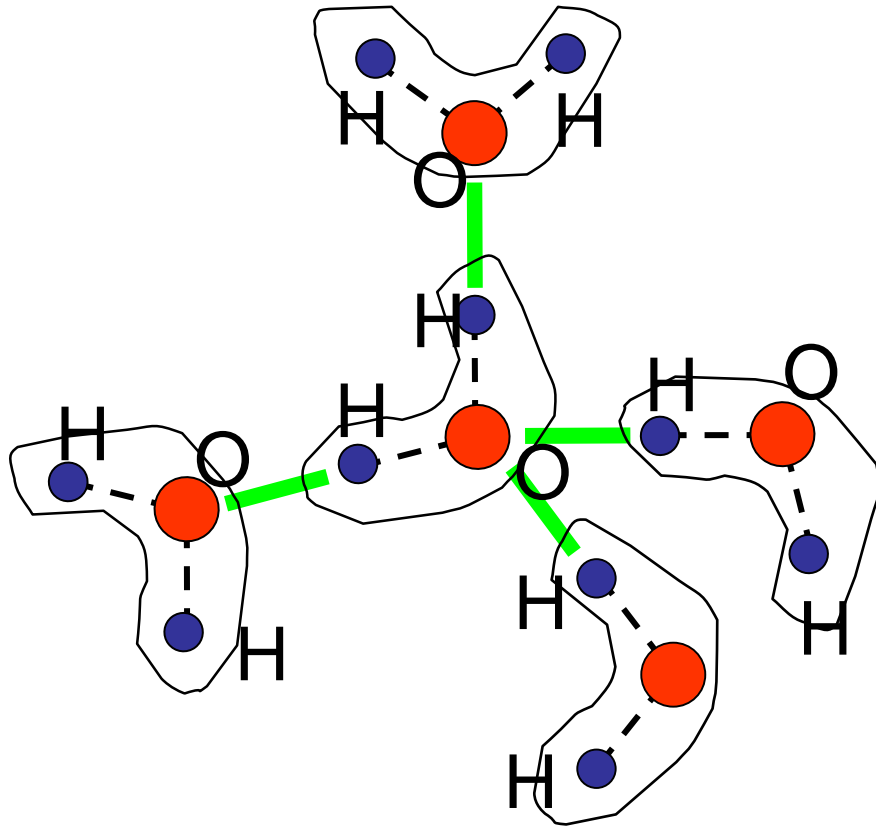


→ perméabilité de la double couche phospho lipidique à l'EAU

→ formation des liaisons H: interaction de type électrostatique entre H et O



# L'eau, solvant biologique



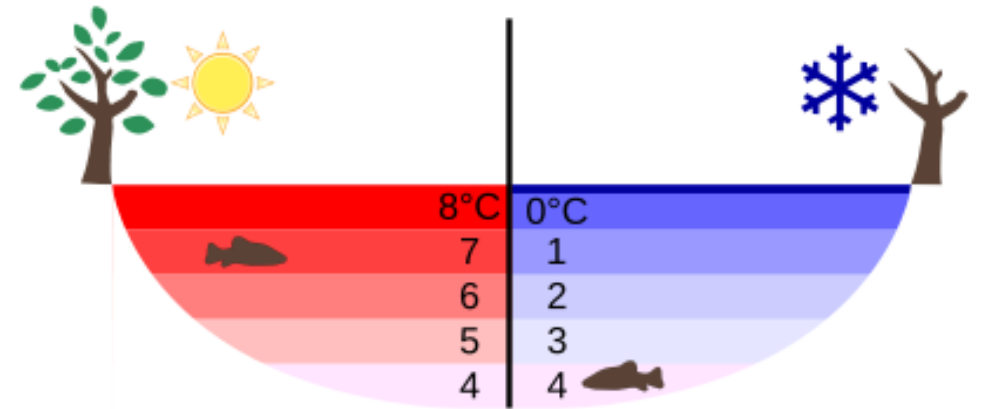
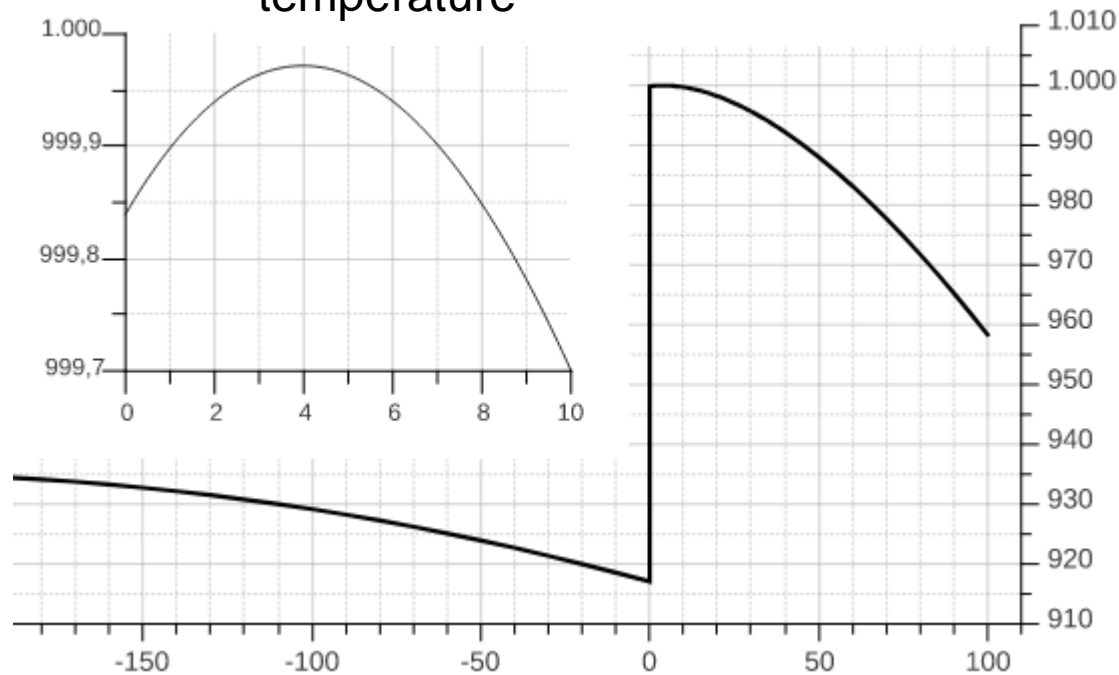
Eau solide (glace): Cristal  
4 liaisons hydrogène  
(2 par O + 2 par H)

Eau liquide: pseudo cristal fluide  
 $\approx 3.4$  liaisons hydrogène  
 $\Rightarrow$  structure plus compacte  
durée de vie d'une liaison H de  $10^{-8}$  à  $10^{-11}$  s

# L'eau, un solvant de densité variable

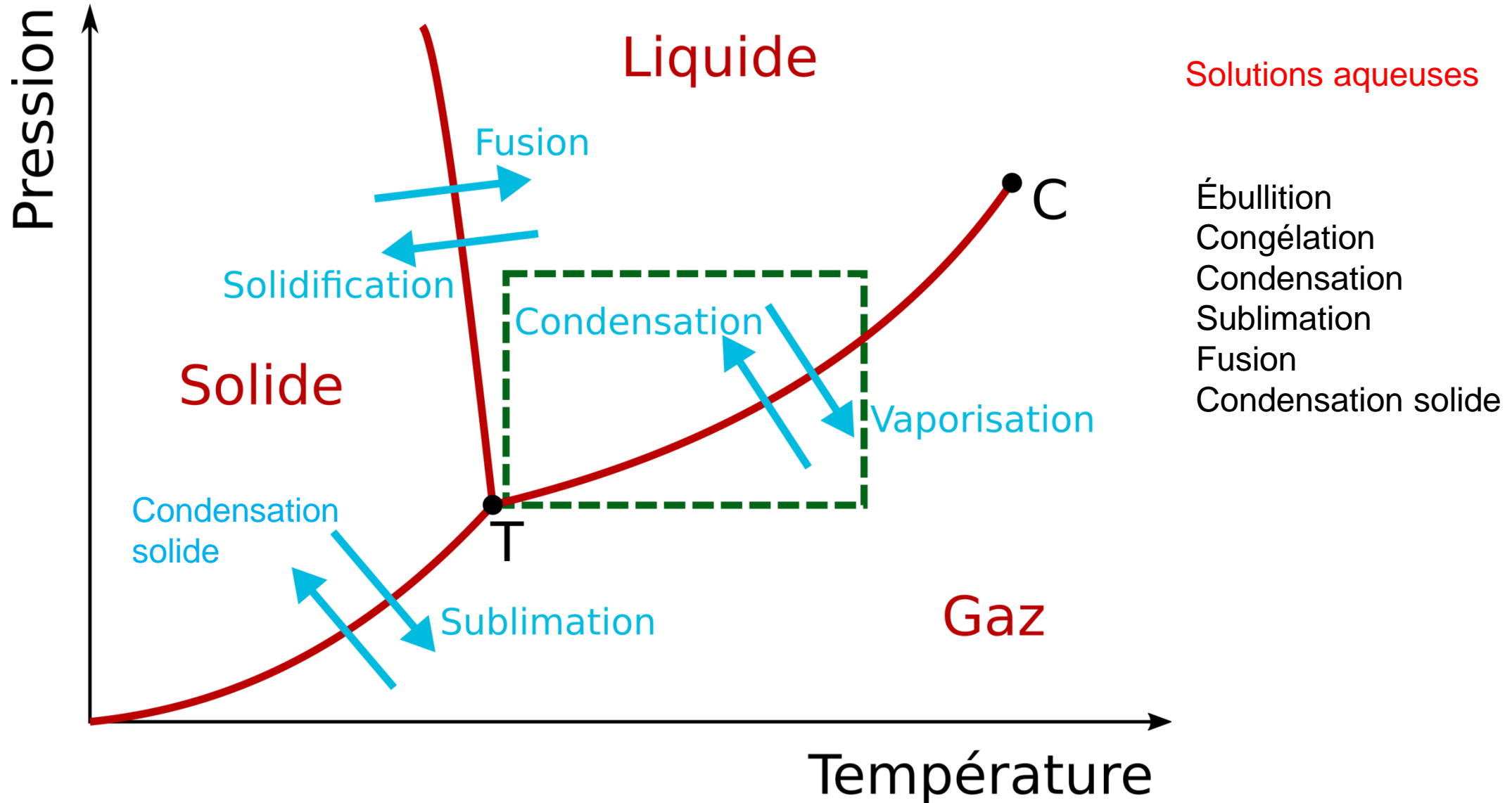
Le nombre de liaisons intermoléculaires et leurs durées de vie n'est pas directement lié au volume, le réseau cristallin de l'eau solide a sa propre densité variable qui est toujours plus basse que celle de l'eau liquide...

Densité de l'eau en fonction de la température





# Les états de la matière et de l'eau



# Solutions et solutés

**Solution** = mélange constitué par un solvant (*généralement liquide*)  
qui dissout un soluté (*généralement solide*)

**SOLVANT :** liquide (en abondance)  
**SOLUTÉS :** solides, liquides, gaz.

**Solution idéale** : solution dont le volume est égal à la somme du volume de solvant et des volumes des solutés et dans laquelle il n'y a pas d'interaction entre les molécules de solvant et de soluté

**Solvatation**: association moléculaire entre un soluté et son solvant

## Les concentrations

**CONCENTRATION** → proportions relatives

<b>Concentration pondérale</b> → masse / volume de solution [kg/l] [g/100ml]
--

- C. molaire (molarité) →  $\boxed{\text{moles} / \text{volume de solution}}$  = C. pondérale / masse molaire

Urée (PM = 60)                      6g/L urée →                      6/60 = 0,1 mole/l = 100 mmole/L

Hémoglobine (PM = 60 000)    6g/L Hb →                      6/60000 = 0,1 mmole/L

- C. molale (molalité) →  $\boxed{\text{nb de moles de soluté} / \text{masse de solvant}}$     l'eau est le solvant par défaut

= molarité qd [ ] faible

dans 1 litre solution : masse solvant  $\approx$  1 kg

$\neq$  molarité qd [ ] forte

dans 1 litre solution : masse solvant < 1kg

- Fraction molaire →  $\boxed{\text{nb de moles de soluté} / \text{total du nb de moles de solution}}$

$$f_s = \frac{n_s}{n_{H_2O} + n_s}$$

$n_s$  = nombre de molécules de soluté

$n_{H_2O}$  = nombre de molécules de solvant (eau)

pour une solution constituée par  $m$  composés  
(dont l'un est le solvant),

$n_i$  = nb. de moles pour le composé (i)

⇒

$$f_i = n_i / (n_1 + \dots + n_m)$$

$f_i$  fraction molaire du composé (i)

- Concentration équivalente →  $\boxed{\text{nb. de charges électriques} / \text{volume de solution}}$

ion avec valence  $Z$

↓

$$C_{eq} = |Z| \times \text{molarité}$$

Exemple:  $CaCl_2$   $10^{-3}$  mole/l →  $1 \times Ca^{2+}$  et  $2 \times Cl^-$

$$C_{eq} Ca^{2+} = 1 \times 10^{-3} \times 2 \text{ Eq/l} = 2 \text{ mEq/L}$$

$$C_{eq} Cl^- = 2 \times 10^{-3} \times 1 \text{ Eq/l} = 2 \text{ mEq/L}$$

# OSMOLARITE

Osmolarité = nb. de particules soluté / litre de solution

1 osmole/litre =  $6,02 \times 10^{23}$  particules/litre

## MOLÉCULES NON DISSOCIABLES

1 molécule  $\rightarrow$  1 particule  
osmolarité = molarité

*Exemple: Glucose (Glu) PM=180*

*27 g/l Glu  $\Rightarrow$   $27/180 = 0.15$  osmole/l*

## MOLÉCULES DISSOCIABLES

1 molécule  $\rightarrow$  plusieurs particules

N (moles/L) se dissocient dans  $\alpha$  % des cas en  $\beta$  particules, on a donc  $N \times \alpha \times \beta$  mol/L issues de cette dissociation, il reste les  $N (1 - \alpha)$  mol/L soit un total de moles =  $(N \times \alpha \times \beta) + N (1 - \alpha) = N \times (1 + \alpha (\beta - 1))$

$\alpha$  : degré de dissociation (en %), pourcentage de molécules dissociées

$\beta$  : nombre de particules (molécules) créés par dissociation d'une molécule

$$\text{OSMOLARITE} = ( \text{MOLARITE} (1 + \alpha (\beta - 1)) )$$

$$\text{OSMOLARITE} = ( \text{MOLARITE} (1 + \alpha (\beta - 1)) )$$

### TOTALEMENT dissociés

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

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

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

$$\begin{aligned} &0.15 \text{ mole/l } \text{Na}^+ \\ &+ 0.15 \text{ mole/l } \text{Cl}^- \\ &= 0.30 \text{ osmole/l} = 300 \text{ mosm/l} \end{aligned}$$

- 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)

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

$$\begin{aligned} &0.9 \text{ mole } \text{Ac} \text{ non dissocié} \\ &+ 0.1 \text{ mole } \text{H}^+ \\ &+ 0.1 \text{ mole } \text{CH}_3\text{COO}^- \\ &\hline &= 1.1 \text{ osmole} \end{aligned}$$

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

## Compartiment Plasmatique par litre de plasma

Sodium	141	135-147 mmol/L
Potassium	4.2	3.3-5.1 mmol/L
Chlore	107	97-110 mmol/L
Calcium (Ca <sup>++</sup> )	1,5 ou 3	mmole/L 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

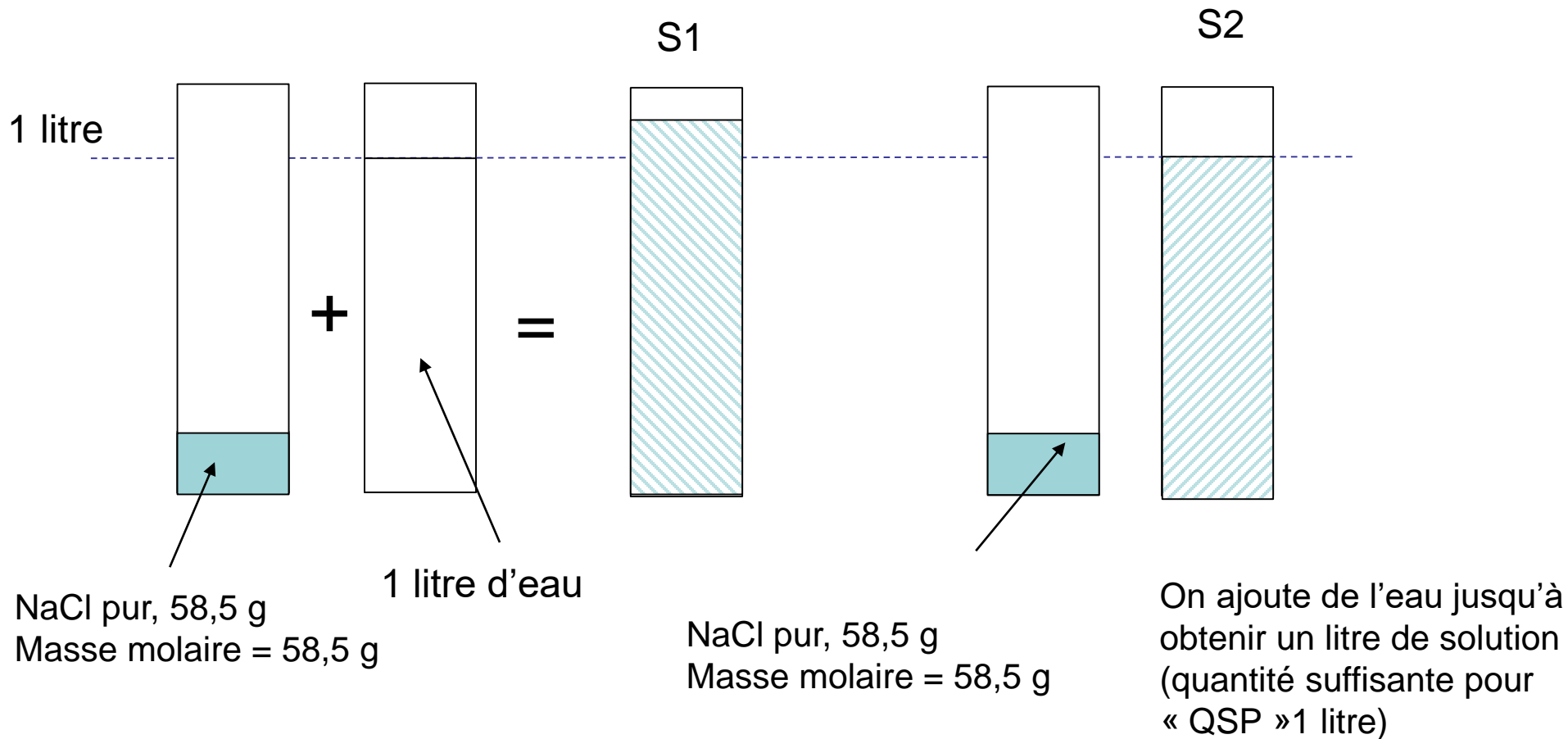
## Compartiment interstitiel par litre d'eau

Sodium	141 mmol/L
Potassium	4.2 mmol/L
Chlore	114 mmol/L
Calcium (Ca <sup>++</sup> )	1,5 mmol/L ou 3 meq/L

## Compartiment cellulaire par litre d'eau

Sodium	10	mmole/L
Potassium	160	mmole/L
Chlore	6	mmole/L
Calcium (Ca <sup>++</sup> )	2 ou 4	mmole/L meq/L

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



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 molale 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



# Mentions légales

---

L'ensemble de ce document relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle. Tous les droits de reproduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Ce document est interdit à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'Université Grenoble Alpes (UGA).

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Grenoble Alpes (UGA), et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.