

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 (lymph)
7% : plasma sanguin
3% : lumière intestinale, autres ...

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

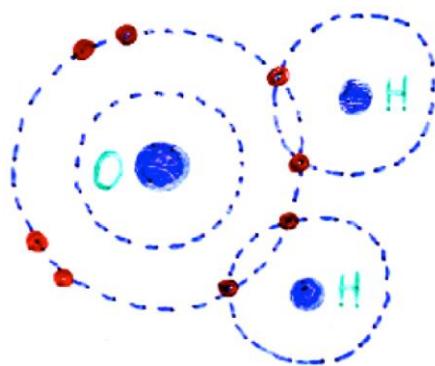
Chaleur de vaporisation élevée **2245 J. g⁻¹**
rôle dans **THERMOREGULATION** (évaporation sueur)

	T fusion [°C]	T ebullition [°C]	chaleur de vap. [J.g⁻¹]
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

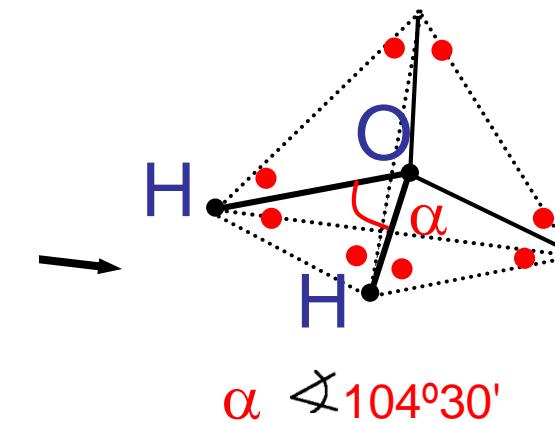
- 2 doublets libres



- 2 électrons liants :

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

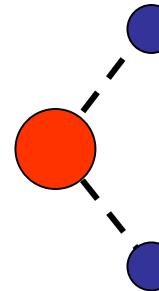
symétrie tétrahédrique



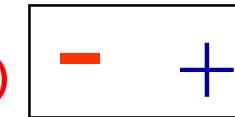
Tétrahèdre parfait si orbitales identiques $\Rightarrow \alpha = 109^\circ 28'$

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

L'eau est un dipole



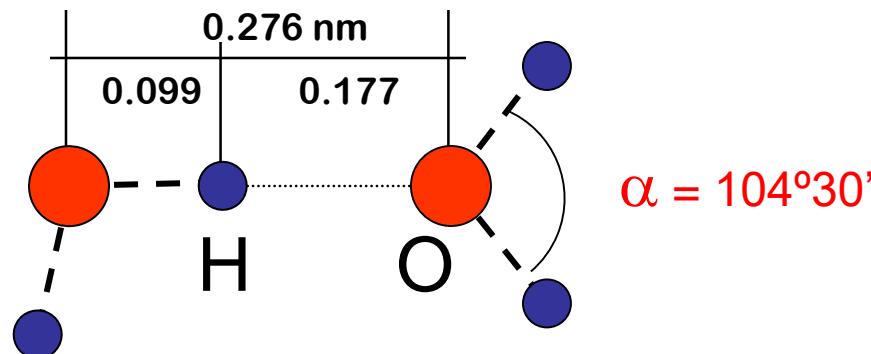
Oxygène électronégatif → asymétrie



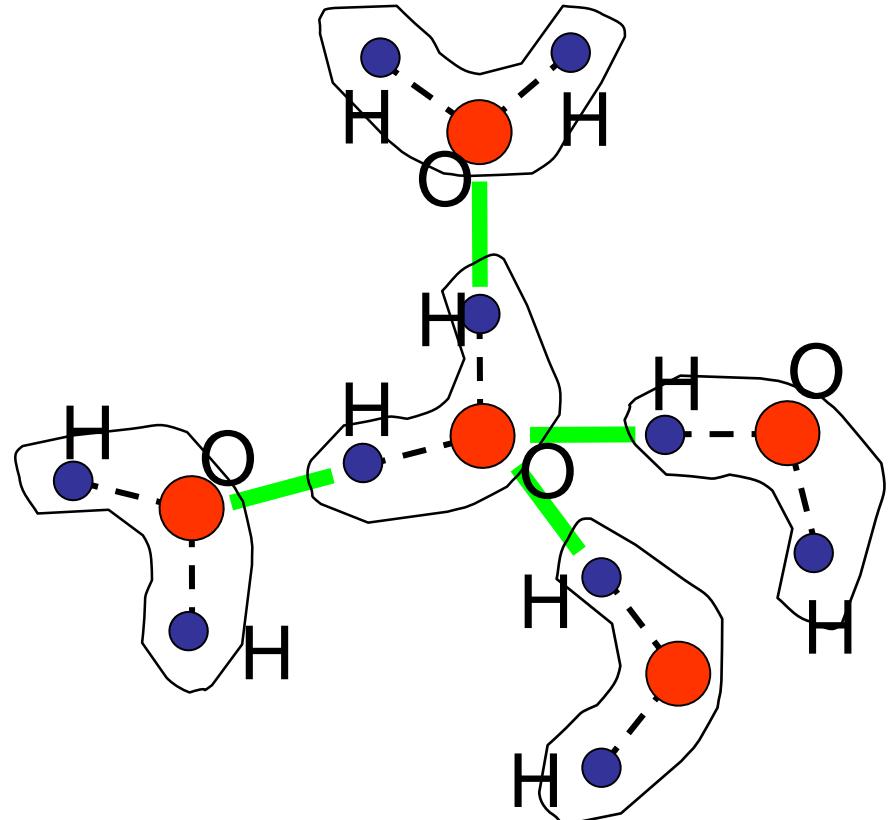
→ Moment dipolaire $6,2 \cdot 10^{-30}$ Cm (unité SI : Coulomb mètre)

→ 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



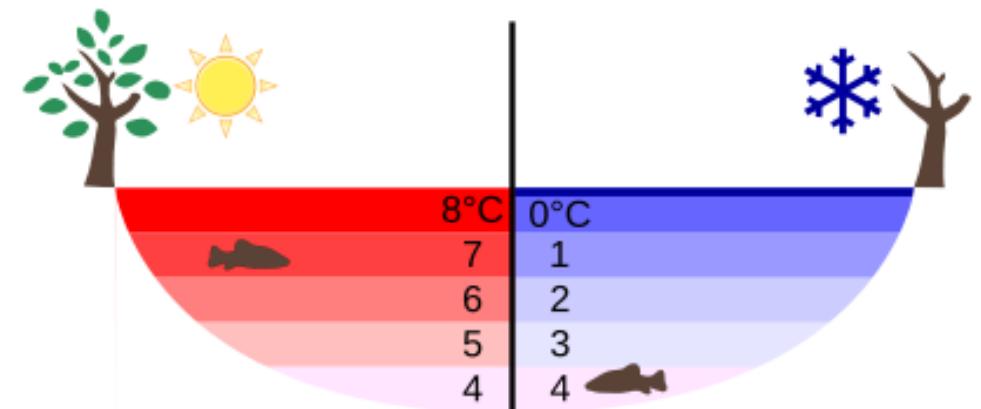
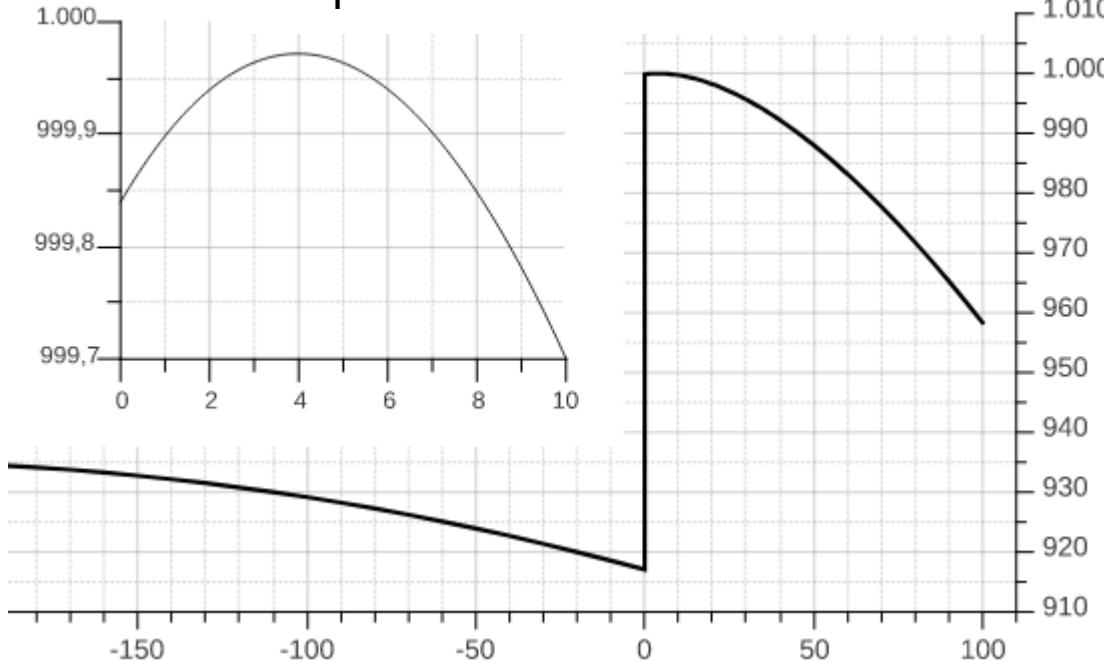
Eau solide (glace): Cristal
4 liaisons hydrogène
(2 par O + 2 par H)

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

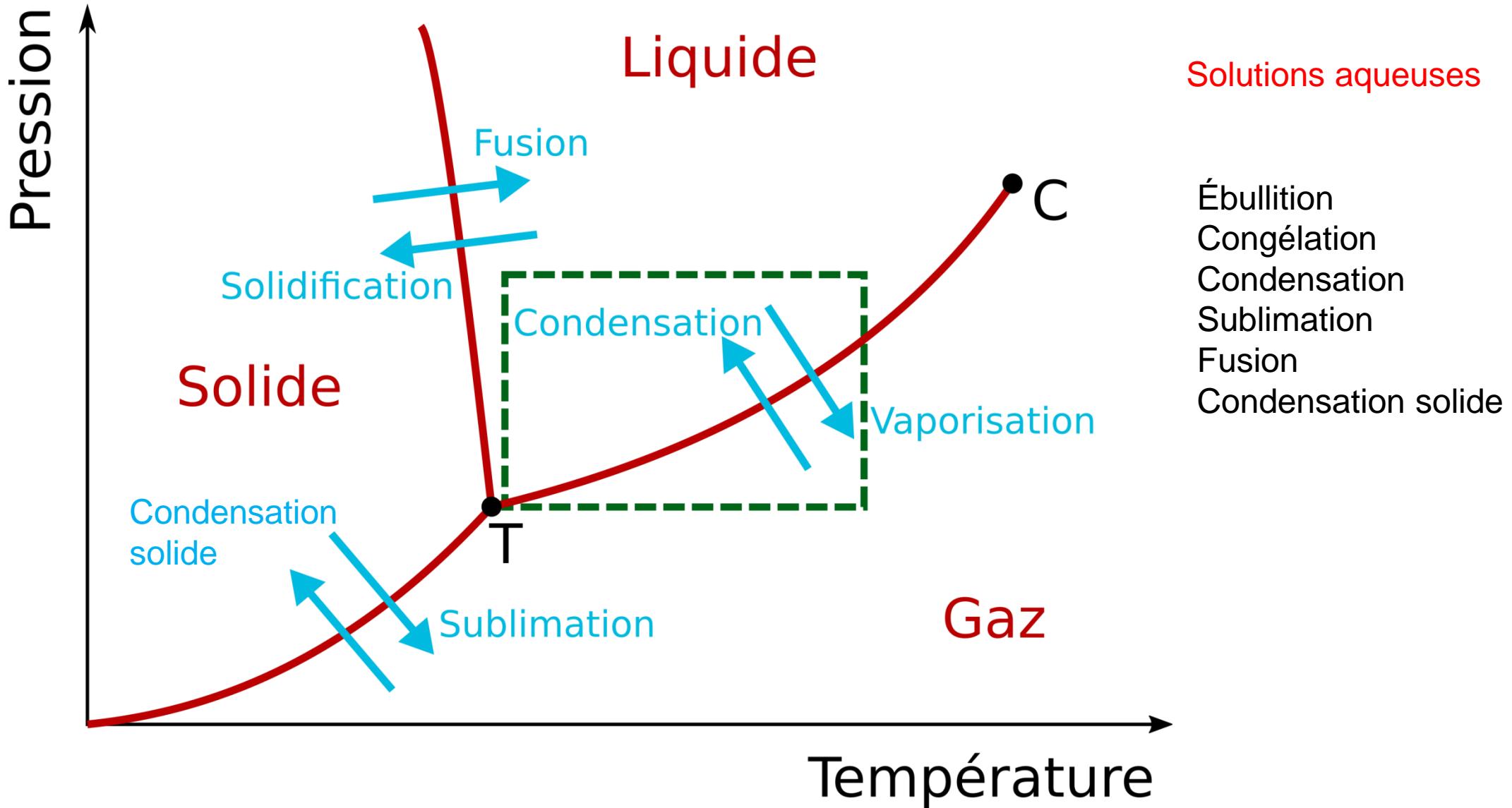
L'eau, un solvant de densité variable

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

Concentration pondérale

→ masse / volume de solution

[kg/l] [g/100ml]

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

Urée (PM = 60)

6g/L urée →

$6/60 = 0,1 \text{ mole/l} = 100 \text{ mmole/L}$

Hémoglobine (PM = 60 000)

6g/L Hb →

$6/60000 = 0,1 \text{ mmole/L}$

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

= molarité qd [] faible

dans 1 litre solution : masse solvant ≈ 1 kg

≠ molarité qd [] forte

dans 1 litre solution : masse solvant < 1kg

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

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

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 fraction molaire du composé (i)

⇒

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

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

ion avec valence Z



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

Exemple: $\text{CaCl}_2 \quad 10^{-3} \text{ mole/l} \rightarrow 1x\text{Ca}^{2+} \text{ et } 2x\text{Cl}^-$

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

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

OSMOLARITE

Osmolarité = nb. de particules soluté / litre de solution

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

MOLÉCULES NON DISSOCIABLES

1 molécule → 1 particule
osmolarité = molarité

Exemple: Glucose (Glu) PM=180

$$27 \text{ g/l Glu} \Rightarrow 27/180 = 0.15 \text{ osmole/l}$$

MOLÉCULES DISSOCIABLES

1 molécule → plusieurs particules

N (moles/L) se dissocient dans α % des cas en β 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 = $(N \times \alpha \times \beta) + N (1 - \alpha) = N \times (1 + \alpha (\beta - 1))$

α : degré de dissociation (en %), pourcentage de molécules dissociées

β : nombre de particules (molécules) créés par dissociation d'une molécule

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

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

TOTALEMENT dissociés

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

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

$$\alpha = 1 \quad \beta = 2 \quad 0.15 \text{ mole/l} \quad \text{Na}^+$$

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

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

- Molécule de sulfate de sodium Na_2SO_4 PM= 142 ($M_{\text{Na}}=23$ $M_{\text{S}}=32$ $M_{\text{O}}=16$)

Combien de particules? $\alpha = 1 \quad \beta = 3 \quad 2x \text{Na}^+ \quad 1x \text{SO}_4^{--}$

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

- CH_3COOH (Acide acétique, Ac)

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

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

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^{++})	1,5 ou 3	mmmmole/L meq/L
Bicarbonate	22	19-29 mmol/L
Urée	7.89	2.86-8.21 mmol/L
Créatinine	99	59-103 $\mu\text{mol}/\text{L}$
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

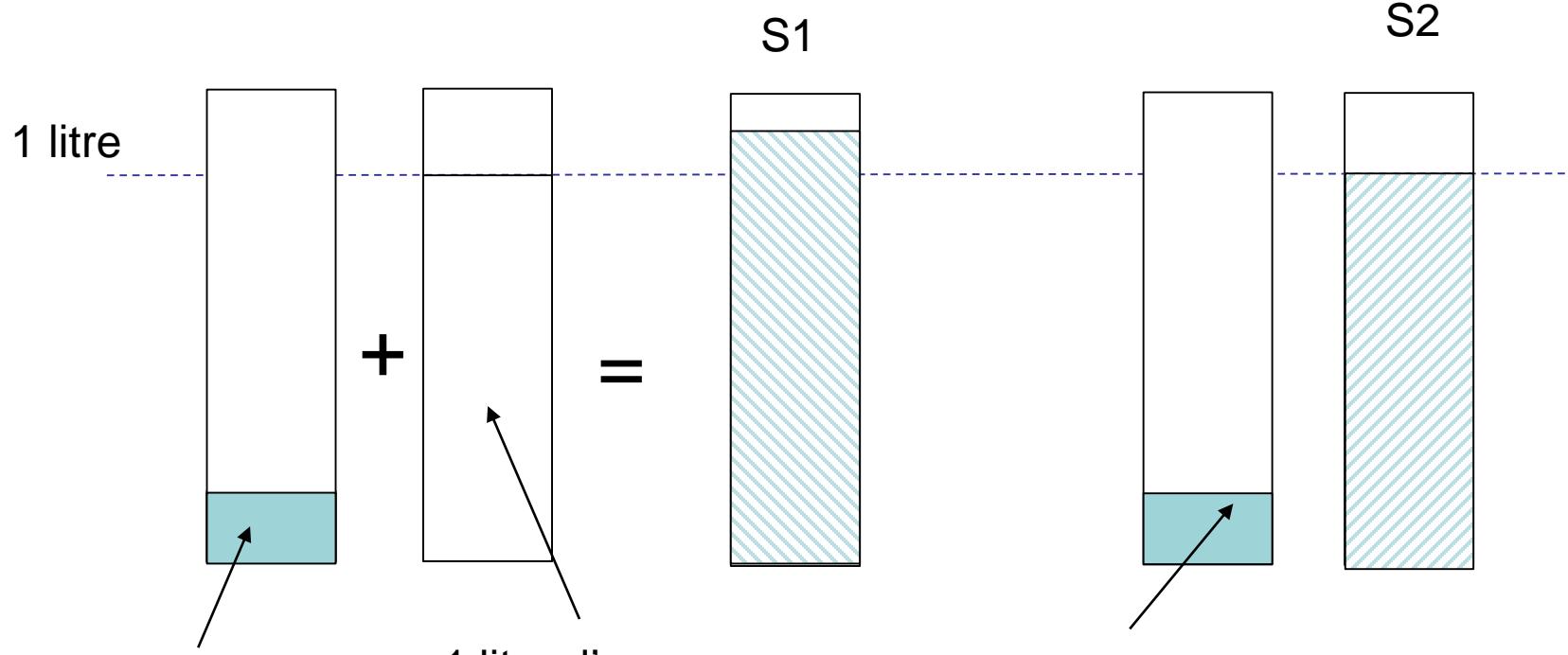
Compartiment interstitiel par litre d'eau

Sodium	141 mmol/L
Potassium	4.2 mmol/L
Chlore	114 mmol/L
Calcium (Ca^{++})	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^{++})	2 mmole/L ou 4 meq/L

Osmolalité plasmatique 298,75 mOsm/kg \approx 300 mOsm/kg



NaCl pur, 58,5 g
Masse molaire = 58,5 g

NaCl pur, 58,5 g
Masse molaire = 58,5 g

On ajoute de l'eau jusqu'à
obtenir un litre de solution
(quantité suffisante pour
« QSP » 1 litre)

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.