



L'eau &

Concentration



Sommaire



1 - Courte introduction



2 - 1er cours : L'eau



3 - 2ème cours : Concentrations des solution



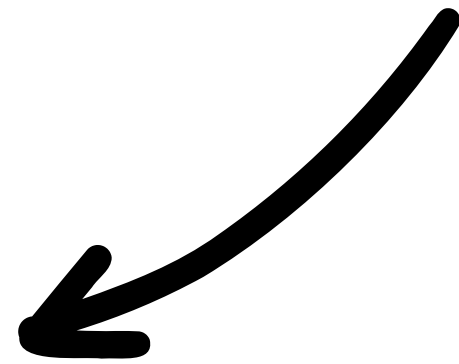
4 - Conclusion/ Questions

1er cours - L'eau

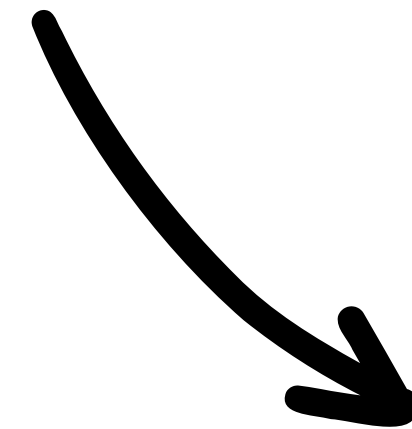
- ① Etat liquide
- ② Propriétés physiques de l'eau (conséquences des liaisons hydrogène)
- ③ Structure de l'eau
- ④ Conclusion



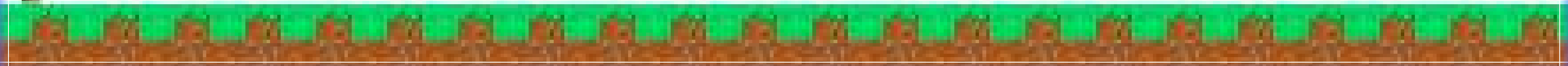
**Les molécules sont soumises à
2 tendances opposées :**



Tendance à la dispersion :
 $E_c \propto kBT$



Tendance au rassemblement

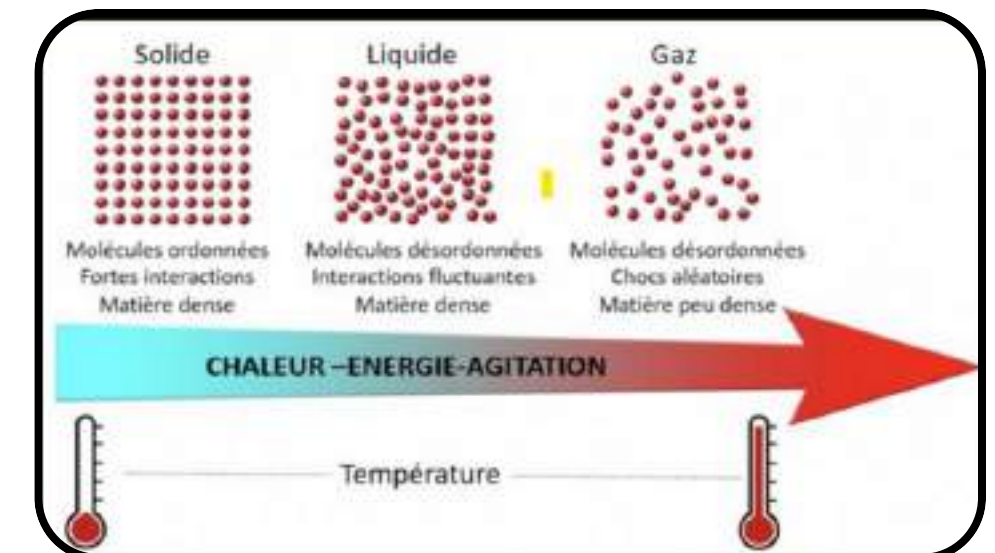


État solide : ordonné
 $EL \gg EC$.

État gazeux : L'état est dit dispersé,
non cohérent et fluide,
 $EC \gg EL$

On distingue par
convention 3 états
de la matière :

État solide : ordonné $EL \gg EC$
L'état est dispersé, cohérent. Il n'a
pas de forme propre.
 $EL \approx EC$



Structure de l'eau



La molécule d'eau

Dipôle

- > Forte électronégativité d'oxygène
- > Excédant déficit : de l'atome d'électrons sur l'O et sur les H

Constante diélectrique (ϵ)

- > Très élevée
- > A l'origine de la qualité de solvant -> $\epsilon = 80$

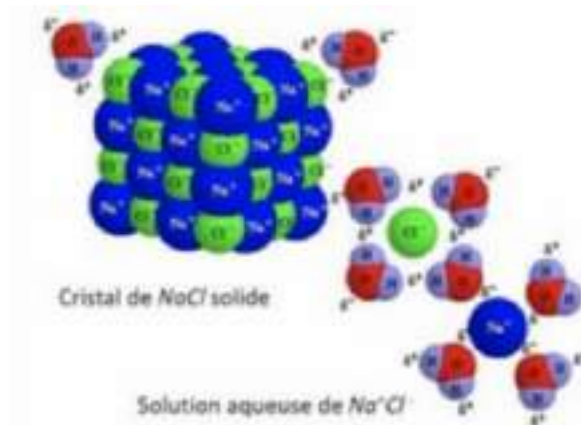


L'Eau, solvant des corps ioniques

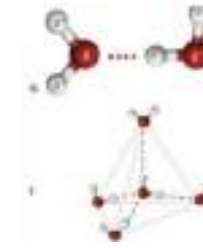
- > Excellent solvant des corps ioniques
- > Forces d'attraction entre ions réduites d'un **facteur 80**
- > Les molécules d'eau forment une sorte d'écran entre ions



Solvatation des ions :



Liaisons hydrogène



Responsables de l'agencement
en une structure 3D
tétraédrique.

Chaque molécule d'eau pourra
s'associer avec **4** molécules
voisines.

Edifice relativement **stable**
avec des distances
relativement fixes en fonction
de la température

Liaison électrostatique
d'intensité intermédiaire
par rapport aux autres
types de liaison.

→ 20 fois > aux liaisons
de Van der Waals
→ 20 fois < aux liaisons
covalentes (interatomiques)

Formées par :

- un atome d'hydrogène
d'une molécule
- et un atome d'oxygène
d'une **AUTRE** molécule.

→ Dues à la forte polarité
des molécules.

Rappel : Les différents états de l'eau :

- ★ État solide : molécules d'eau sont unies, les liaisons hydrogènes expliquent la forte cohésion et la forme cristalline de l'eau
- ★ État liquide : molécules liées par des liaisons hydrogène, peuvent se déplacer et former des liaisons hydrogènes.
- ★ État gazeux : l'agitation thermique prédomine, liaisons hydrogènes n'interviennent quasiment.



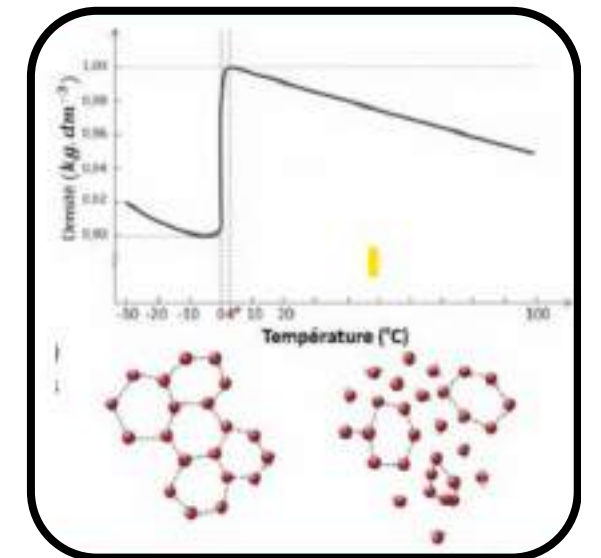
C'est une des conséquences directes
des liaisons hydrogène +++

Pour la plupart des liquides : $mVq \nearrow$ lorsque la
température \searrow (et inversement), surtout quand elles
se solidifient/se cristallisent.

Masse volumique de l'eau (mVq) :

Pour l'eau : sa **densité est maximale à 4°C** puis va \searrow
brutalement lorsque la température \searrow .

Ainsi, la densité de la glace est inférieure à celle
de l'eau liquide+++ (le volume de la glace est
supérieur au volume liquide)



Tout ça parce que le volume augmente lorsque la température diminue



Chaleur latente :

- Enthalpie de changement d'état quantité d'énergie qu'il faut fournir (ou retirer) à un corps pour obtenir un changement d'état à température et pression constante
- S'exprime en J.kg^{-1}
- Il existe plusieurs chaleurs latentes

Chaleur sensible de l'eau :

- $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ (pour passer de $14,5$ à $15,5$ $^\circ\text{C}$).
- A la base de la définition de la calorie : quantité d'énergie à fournir pour élever la température d'1g d'eau de 1°C soit $4,18 \text{ J}$.
- Valeur très élevée comparée à celle d'autres solvants. Il faut fournir beaucoup d'énergie à l'eau pour élever sa température.
- Conséquences des liaisons hydrogène +++.

Propriétés calorifiques de l'eau

Chaleur sensible :

- Quantité d'énergie qu'il faut fournir à un corps pour augmenter sa température **SANS** changement d'état.
- Donnée par la relation : $Q = m.c.(T_2 - T_1)$ en Joules
- Caractérisée par la chaleur spécifique (= capacité massique = capacité thermique massique)

C'est la 2ème conséquence directe des liaisons hydrogène ++



Chaleur latente de vaporisation de l'eau :

-> La vaporisation de l'eau peut se faire par :

- Évaporation : phénomène de **SURFACE**, relativement **LENT** et dépend pressions partielles de vaporisation

- Ébullition : phénomène **BRUTAL**, **VOLUMIQUE**, **RAPIDE** et survient à 100°C.

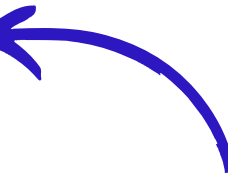
 - > Egale à 2264 kJ.kg⁻¹

 - > Elle correspond à la quantité de chaleur que doit absorber un kilo d'eau à température constante pour passer de l'état liquide à l'état gazeux en restant à 100°C.

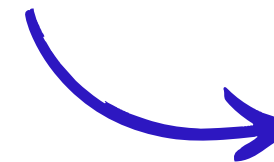
 - > Très élevée par rapport à d'autres fluides => dû aux liaisons hydrogène

 - > Conséquences au niveau physiologique :

- L'efficacité de la transpiration



Propriétés calorifiques de l'eau



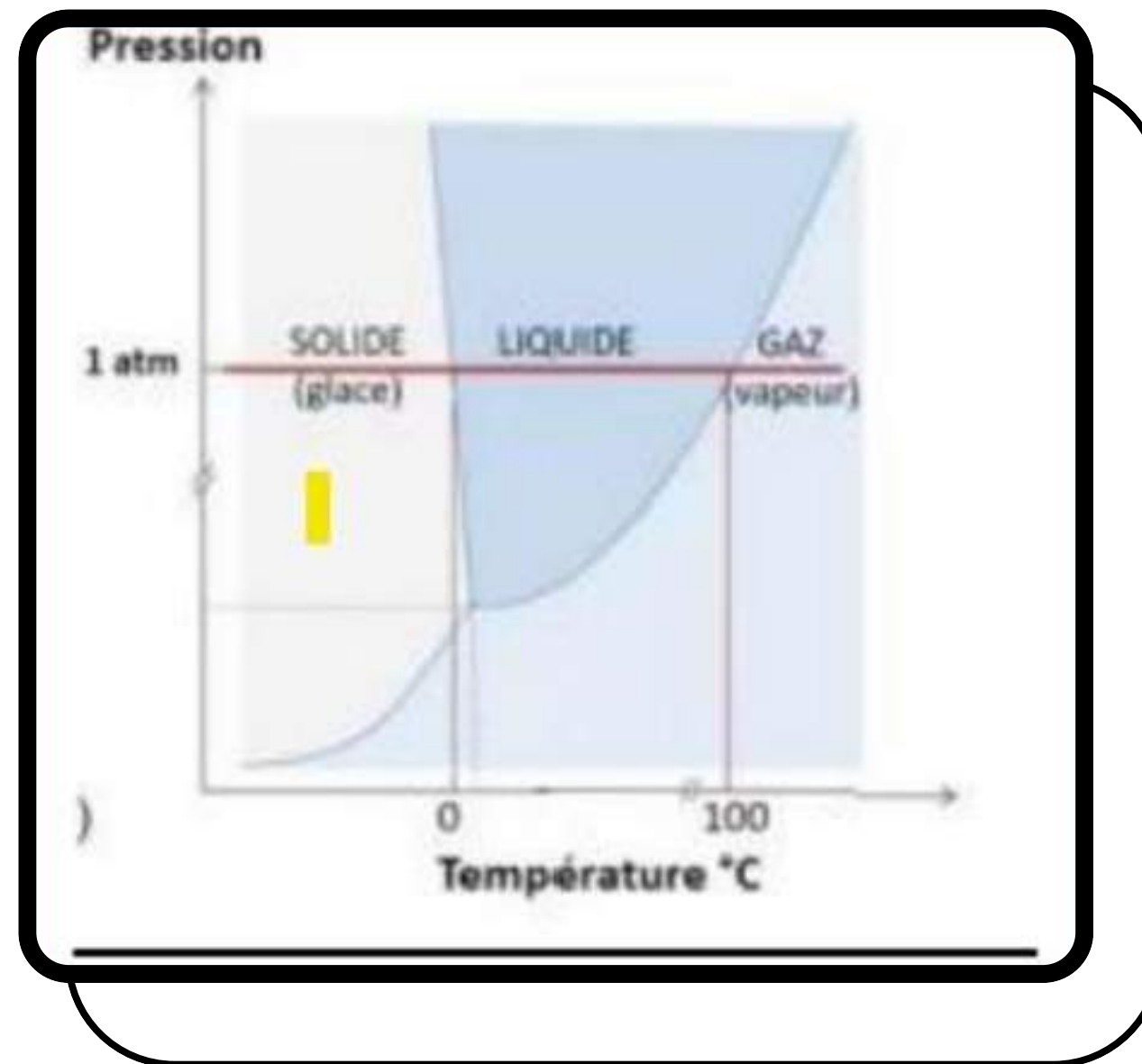
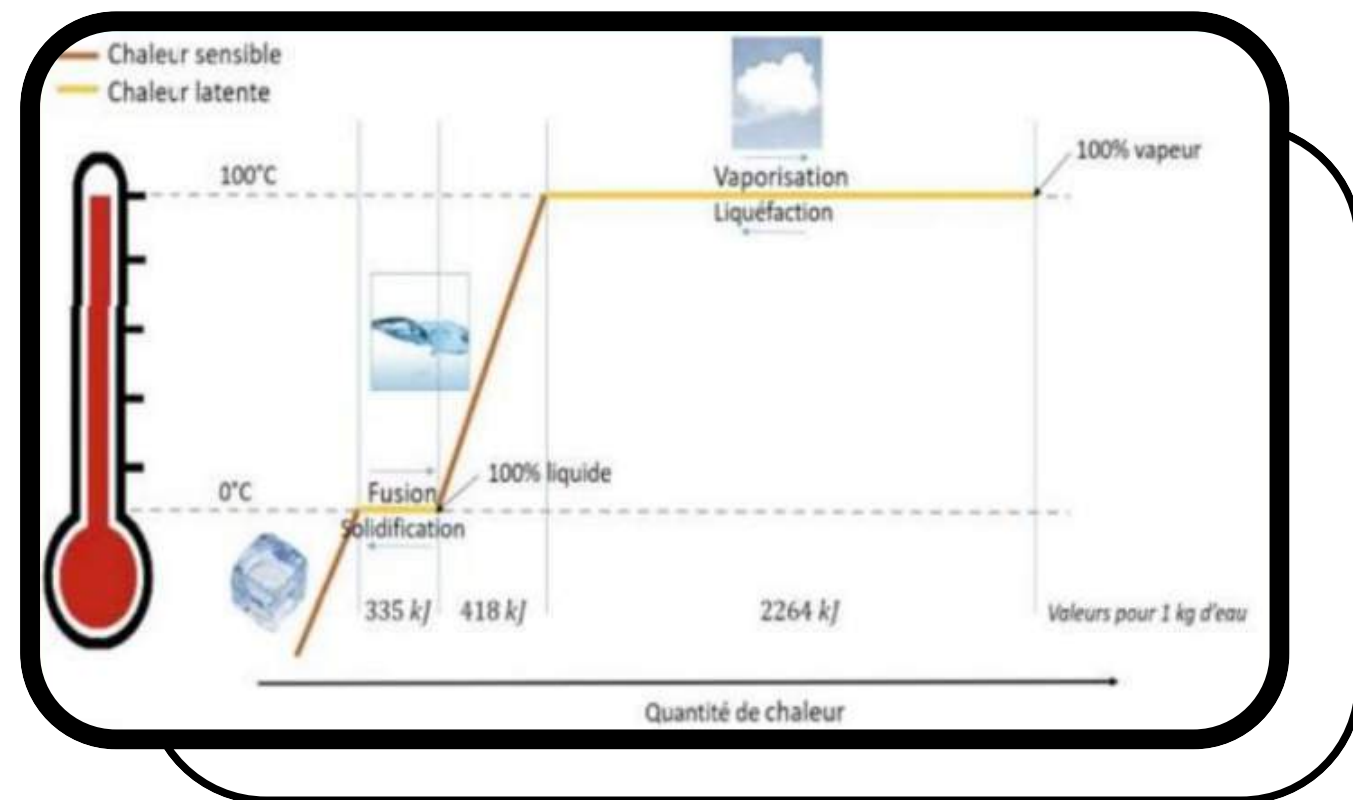
Changements d'états de l'eau

- On est à pression atmosphérique. Les liaisons hydrogènes sont plus ou moins présentes en fonction de la pression, disparaissent ou apparaissent brutalement selon les changements de pression.

- A très basse pression, on peut passer directement de l'état solide à l'état gazeux => **SUBLIMATION**, **JAMAIS** en physiologie.

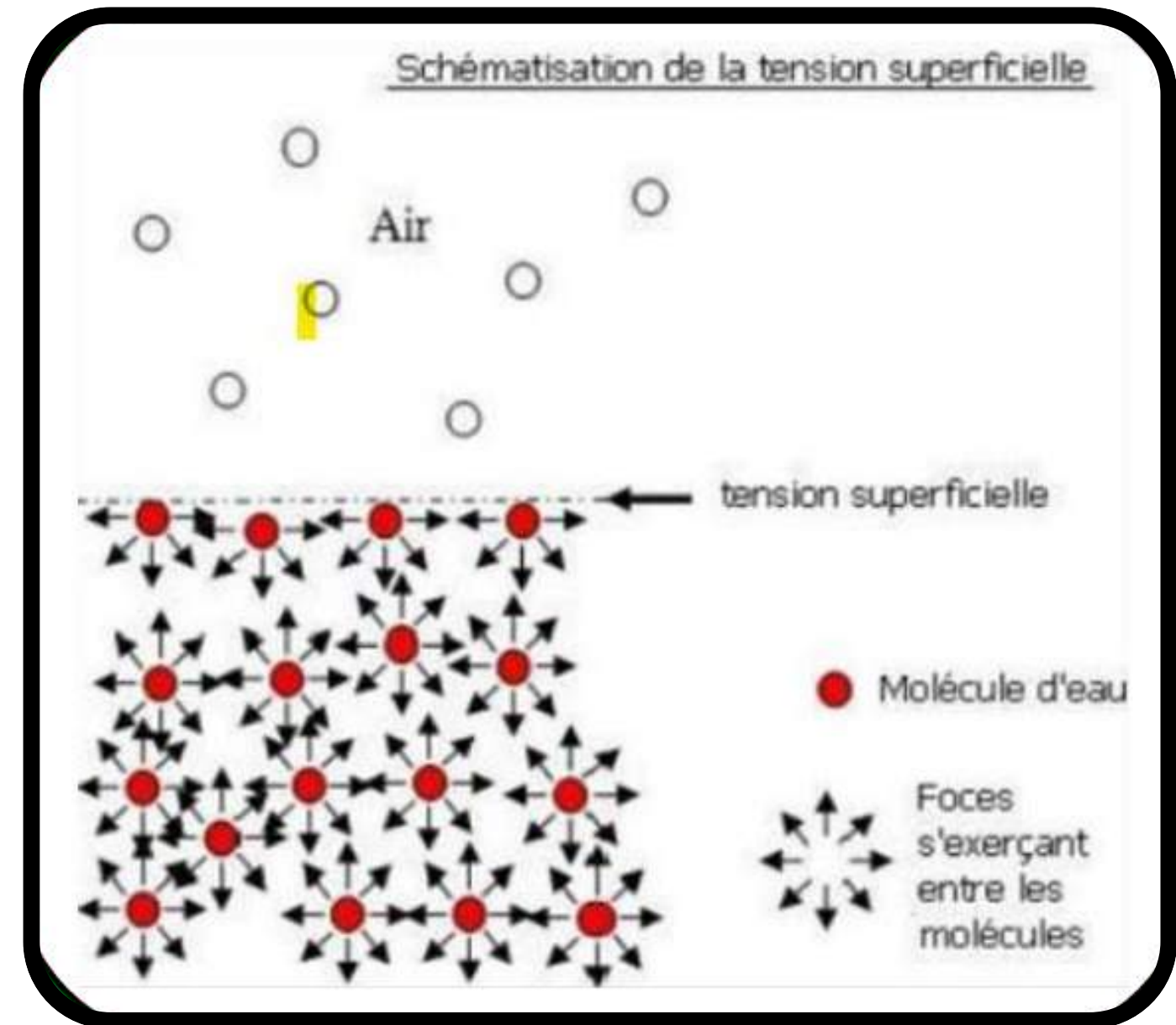
- A une certaine pression et température => **point triple** : zone où les 3 états de l'eau coexistent et sont en équilibre.





Tension superficielle :

- Phénomène lié aux énergies de liaisons entre molécules d'eau spécifiquement à l'interface entre l'eau et l'air :
 - Les Molécules **internes** : résultante globalement **nulle**
 - Les Molécules **de surface** : résultante **non nulle** et va créer une force de cohésion particulière
- Application physiologique



Conclusion



L'eau possède des propriétés exceptionnelles c'est un dipôle avec une constante diélectrique très élevée (au cas où vous ne l'aurez pas compris) faisant de lui un excellent solvant des corps ioniques. Les molécules d'eau sont reliées entre elles par des **liaisons hydrogène** relativement fortes. L'intensité de ces liaisons hydrogène sont à l'origine d'une multitude de conséquences et propriétés qui vont être propres à l'eau :

- L'évolution de la densité de l'eau en fonction de la température
- La chaleur latente et spécifique de l'eau très particulières
- La tension superficielle, très élevée, contrecarrée par le surfactant au niveau des poumons.




 x21



 12


005416530

 379


2ème cours : Concentrations des solutions

 x04

005121170

 370



 04

1 - Les solutions



2 - Les concentrations



1 - Les solutions

005121170

🕒 370



🪙 04

Solution :

Une solution : mélange liquide où il y a au moins espèces différentes
Il y en a une qui prédomine deux sur les autres, c'est le solvant, les autres sont le(s) soluté(s).

Une solution : mélange homogène même jusqu' au niveau moléculaire. Les composants sont des petites molécules ou des ions.
Ces solutions :
- ne sédimentent pas
- peuvent dialyser

En biologie, le solvant majoritaire habituel est l'eau.

L'eau est le solvant et le NaCl est le soluté.

Il en va différemment pour les suspensions !!!

1 - Les solutions

🍄 x04

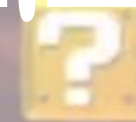


🪙 04

005121170

🕒 370

Une suspension :



Ce n'est pas au sens strict une solution puisque c'est un mélange de grosses molécules voire de cellules.

Les solutés :

- peuvent sédimenter
- ne peuvent pas dialyser (à la différence des solutions)

Dialyse : franchissement d'une membrane synthétique avec des pores relativement petits (trous) pour que les petites molécules la traversent (dialyse) alors que les grosses ne pourront pas (ne dialyse pas).

1 - Les solutions

Exemple du sang

Le sang total est une suspension, il contient des grosses molécules, des cellules et des sels minéraux.

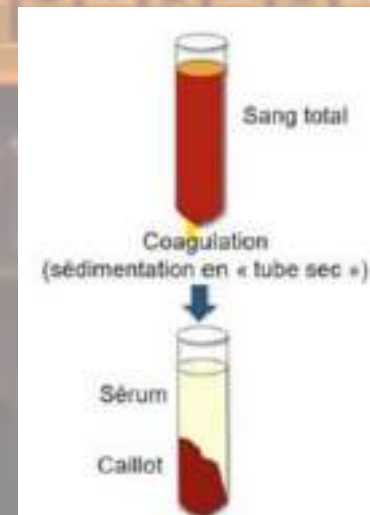
Si on laisse le sang sédimenter dans un tube sec, on laisse coaguler spontanément. Au bout d'un certain temps, formation d'un caillot formé et au-dessus un liquide qui est une solution vraie. Il s'agit du sérum, solution aqueuse de micromolécules. Donc ici la **solution** est le **sérum** et le **sang total** est la **suspension**.

Si on avait laissé sédimenter le sang total avec un anticoagulant on aurait au fond la formation d'un culot, une solution de cellules, et au dessus le plasma.

Plasma = sérum + facteurs coagulation+ fibrinogène (grosses molécules).



Donc le plasma, n'est pas véritablement une solution, c'est une suspension.



2 - Les concentrations

Pourquoi connaître la concentration ?

On a besoin de connaître la disponibilité des solutés vis-à-vis des réactions chimiques peuvent se produire dans cette solution.

Dans une solution réelle, cette disponibilité dépend :

Du nombre de moles de solutés

Des énergies de liaisons entre les molécules
(interactions relativement complexes)

→ Difficile à modéliser

En pratique on se place dans une solution dite idéale, qui est suffisamment diluée puisse neutraliser la plupart des interactions entre les molécules pour qu'on et que seules persistent les interactions des molécules de solvant entre elles, et non pas celles du soluté. Dans ces conditions la disponibilité du soluté est pleinement exprimée par sa concentration. Si on parle de concentration, ça veut dire qu'on se rapporte à une solution idéale de manière souvent implicite

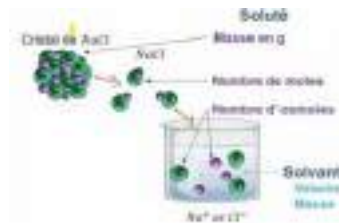
2 - Les concentrations

005121170

370

Comment exprimer la concentration d'une solution ?

Exemple : On veut fabriquer une solution aqueuse de NaCl. On prend un cristal de NaCl. Une fois en solution, il va y avoir des ions Na^+ et Cl^- .



Pour exprimer la quantité de soluté on a donc 3 possibilités, on peut exprimer

Le nombre d'osmoles dissoutes

Le nombre de moles

La masse de sel qu'on va mettre dans cette solution

Concernant le solvant (ici l'eau), on peut mesurer :

Soit son volume

Soit sa masse

L'expression des concentrations va être la combinaison de l'expression du soluté (en masse, en nombre de moles ou en osmoles) par rapport au solvant (en volume, en ou en masse).

2 - Les concentrations

Concentrations pondérales

On exprime la masse du soluté :

1. Par rapport au volume du solvant

Concentration volumique c :

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ g.L}^{-1}$$

2. Par rapport à la masse de la solution

Concentration massique (=titre) :

$$\tau = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}}} \%$$

2 - Les concentrations

005121170

370

Concentrations molaires

On ne compte plus la masse mais le nombre de moles qui constitue le solvant, donc ce sont les concentrations molaires, on les exprime :

1. Par rapport à un volume de solution

Concentration volumique (molarité) : C^M

$$C^M = \frac{n}{V} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Par rapport à la masse de la solution

Concentration massique (molalité) : C^m

$$C^m = \frac{n}{m_{\text{eau}}} \text{ mol.kg}^{-1}$$

2 - Les concentrations

Concentrations osmolaires

Il s'agit de savoir combien on a d'osmoles dans la solution.

1. Par rapport à un volume

Concentration volumique (osmolarité): C^O

$$C^O = \frac{n_{osm}}{V} = iC^M \quad \text{osmol.L}^{-1}$$

2. Par rapport à la masse de la solution

Concentration massique (osmolalité) : C^o

$$C^o = \frac{n_{osm}}{m_{eau}} = iC^m \quad \text{osmol.kg}^{-1}$$

Facteur de Van't Hoff :

$$i = 1 + \alpha(\nu - 1)$$

2 - Les concentrations

Tableau récapitulatif des concentrations+++

Soluté	Solvant			
	Concentrations volumiques		Concentrations massiques	
Masse	Concentration pondérale	$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ g.L}^{-1}$	Titre	$\tau = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}}} \%$
Moles	Molarité	$C^M = \frac{n}{V} \text{ mol.L}^{-1}$	Molalité	$C^m = \frac{n}{m_{\text{eau}}} \text{ mol.kg}^{-1}$
Osmoles	Osmolarité	$C^O = \frac{n_{\text{osm}}}{V} = iC^M \text{ osmol.L}^{-1}$	Osmolalité	$C^o = \frac{n_{\text{osm}}}{m_{\text{eau}}} = iC^m \text{ osmol.kg}^{-1}$

Et maintenant place aux QCMs !!

QCM 1 :

Quelle est l'osmolarité (en osmol/L) d'une solution aqueuse contenant 25 g de KCl dans 1L de solution aqueuse ? On donne les masses molaires du K = 39 g.mol⁻¹ et du Cl = 36 g.mol⁻¹

On donne :

$$C^M = n/V$$

$$n = m/M$$

$$CO = n_{\text{osmol}}/V = i \times C^M$$

taux de dissociation = 0.9

$$i = 1 + \alpha(v-1)$$

- A) 0.33 mol.L⁻¹
- B) 0.57 osmol.L⁻¹
- C) 5.7 osmol.kg⁻¹
- D) 2.7 mol.kg⁻¹
- E) 0.33 osmol.L⁻¹

Correction : B

A) Faux B) Vrai C) Faux D) Faux E) Faux

1) Calcul de la molarité :

On a $M_K = 39 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{Cl} = 36 \text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow M_{KCl} = 75 \text{ g}$

$n = m/M \Rightarrow n = 25/75 = 1/3 = 0.33 \text{ mol}$

$C^M = 0.3/1 \Rightarrow C^M = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$

2) Calcul de l'osmolarité :

$$\begin{aligned} CO &= n_{\text{osmol}}/V = i \times C \\ &= i \times 0.3 \\ &= 1.9 \times 0.3 \\ &= \underline{0.57 \text{ osmol.L}^{-1}} \end{aligned}$$

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

$$i = 1 + 0.9 \times (2 - 1)$$

$$i = 1 + 0.9 = \underline{1.9}$$

i est un facteur, α est le taux de dissociation et v est le nombre d'espèce dissocié