



I. ÉTAT LIQUIDE

A. STRUCTURE DE LA MATIERE

Quels que soient leurs états, les molécules sont soumises à 2 tendances opposées :

TENDANCE À LA DISPERSION :

- Liée à l'agitation thermique des molécules.
 - Mesurée par l'**Énergie cinétique moyenne E_c** (leur permettant de s'agiter en permanence).
 - Elle est **proportionnelle** à la température T (en Kelvin) et à la constante de Boltzmann.
- $T = \text{Température} = T(\text{Kelvin}) = T(\text{Celsius}) + 273 / k_B = \text{cste de Boltzmann} = 1,37 \times 10^{-23} \text{ J.K}$

Si la température est au 0 absolu (-273°C), l'énergie cinétique/l'agitation thermique est nulle, les molécules sont immobiles.

TENDANCE AU RASSEMBLEMENT :

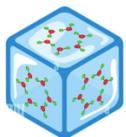
- Liée à des forces électrostatiques liant les molécules entre elles.
- Elle est mesurée par l'**Énergie de liaison E_L** (INTER-Moléculaire). Celle-ci reste très inférieure aux énergies des liaisons covalentes (liaison INTRA-Moléculaire) liant les atomes entre eux.

Remarque : il existe des **forces de répulsion** s'exerçant sur de très courtes distances expliquant que les molécules, sous l'effet de l'agitation thermique, vont rebondir les unes sur les autres.

B. ÉTATS PHYSIQUES DE LA MATIERE

On distingue par convention 3 états de la matière :

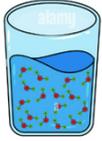
→ État solide =



- Ordonné, les molécules gardent une position fixe les unes entre les autres.
- L'énergie de liaison E_L prédomine par rapport à l'agitation thermique.
- L'agitation thermique E_c se manifeste par des rotations/vibrations des molécules autour d'une position globalement fixe.
- $E_L \gg E_c$

→ État liquide =

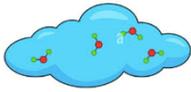
- Dispersé, fluide et cohérent.
- Il n'a pas de forme propre.



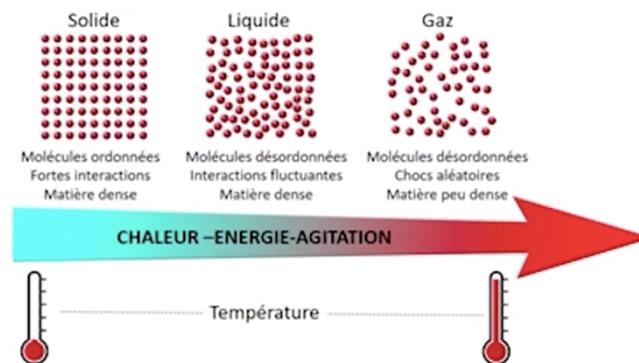
- L'énergie de liaison est du même ordre de grandeur que l'énergie cinétique moyenne.
- Il faut donc comprendre que dans cet état, les molécules vont à la fois pouvoir se déplacer, se lier entre elles, se séparer et tomber sous l'emprise d'une autre molécule.
- $EL \approx Ec$

→ **État gazeux =**

- Dispersé, non cohérent et fluide.
- Les molécules occupent tout l'espace qui leur est offert.
- L'énergie cinétique prédomine par rapport à l'énergie de liaison (responsable de la pression).
- Dans cet état, les molécules se déplacent constamment et ne se lient pas entre elles.
- $EL \ll Ec$



Pour passer d'un état à un autre : il faut augmenter la température en augmentant l'énergie cinétique et donc avec celle-ci la tendance à l'agitation thermique.



II. STRUCTURE DE L'EAU

A. LA MOLECULE D'EAU

*Rappel : la molécule d'eau est composée de 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène lié entre eux formant un **dipôle moléculaire**. => H₂O*

Ce dipôle moléculaire est dû à la **forte électronégativité** de l'atome d'oxygène attirant vers lui l'électron des 2 atomes d'hydrogène (électropositif). On aura donc un excédent d'électrons sur l'atome d'oxygène et un déficit en électrons (charges négatives) sur les atomes d'hydrogène formant un moment électrique dipolaire.

Ce dernier est quantifié par **la constante diélectrique** :

- Elle est **notée** $\epsilon = 80$ à 25°C pour l'eau, caractérisant l'importance du moment électrique d'un dipôle.
- Elle est **très élevée** pour la molécule d'eau comparé à d'autres molécules.
(Les valeurs du tableau ne sont pas à apprendre)

Liquide	ϵ
eau	80
méthanol	33
éthanol	24
benzène	2

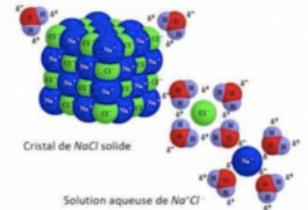
- Elle est à l'origine de la **qualité de solvant des corps ioniques** notamment pour l'eau.
- En effet, dans une solution ionique, il existe des **forces électrostatiques** exercées par les ions entre eux. Ainsi les forces d'attraction entre les ions sont **réduites d'un facteur de 80**. Les forces électrostatiques sont données par cette formule :
$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon} \times \frac{qq'}{r^2}$$
 qq' = les charges respectives des ions en question, r = la distance qui les sépare, ϵ_0 = constante et ϵ = la constante diélectrique du solvant.

On voit que si le solvant est de l'eau, ϵ va être élevé donc les forces d'attraction coulombiennes F entre ces charges vont être diminuées.

B. L'EAU, SOLVANT DES CORPS IONIQUES

Du fait de sa constante diélectrique très élevée, l'eau est un **excellent solvant** des corps ioniques (comme les sels ou les substances formées de molécules polaires). En effet, cette substance mise en solution libère des charges positives et négatives qui ont une forte attraction entre elles, donc comme $\epsilon = 80$ (**très élevé**) donc cela va réduire l'attraction des charges + et -

Les molécules d'eau vont alors former une sorte d'écran autour des ions. C'est la **solvation des ions**, l'eau va entourer chacun des ions de manière à les isoler. Exemple typique est celui de la dissolution du cristal ionique NaCl dans l'eau qui donnera des ions Na^+ et Cl^- entourés par des molécules d'eau. Ainsi l'attraction de Na^+ et Cl^- est considérablement diminué.



C. LIAISONS HYDROGENES

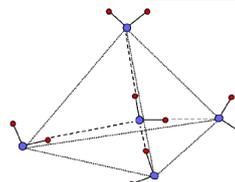
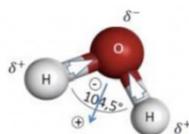
Elles sont formées par un atome d'hydrogène d'une molécule et un atome d'oxygène d'une **autre molécule**. Elles sont dues à la **forte polarité** de la molécule avec un excès de charges - sur l'atome O et déficit sur l'atome H.

C'est une liaison électrostatique particulière d'intensité intermédiaire par rapport aux autres types de liaison. Elle est :

- 20 fois **supérieure** aux liaisons de Van der Waals (liaisons électrostatiques habituelles entre les molécules)
- 20 fois **inférieure** aux liaisons covalentes (interatomiques).

Elles sont responsables de l'énergie de liaison spécifiques entre les molécules d'eau et en particulier du fait que les molécules vont avoir tendance à s'organiser en une **structure 3D tétraédrique**. Chaque molécule d'eau pourra s'associer avec **4** molécules voisines.

Elles permettent également d'établir un édifice relativement **stable** avec des distances relativement **fixes** en fonction de la température.



III. PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU, CONSEQUENCES DES LIAISONS HYDROGENES

A. DIFFERENTS ETATS PHYSIQUES DE L'EAU

Les différents états de l'eau sont connus et possèdent des propriétés propres :

- **État solide** : les molécules d'eau sont relativement **unies** entre elles et les liaisons hydrogène vont expliquer la forte cohésion et la **forme cristalline** de l'eau.
- **État liquide** : on a des molécules **liées** à des voisines par des liaisons hydrogènes, elles vont se pouvoir aussi se déplacer et former des liaisons hydrogène avec d'autres molécules : **flexibilité** des liaisons.
- **État gazeux** : l'**agitation thermique** prédomine. Les liaisons hydrogène n'interviennent quasiment pas dans cet état.

B. MASSE VOLUMIQUE DE L'EAU

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

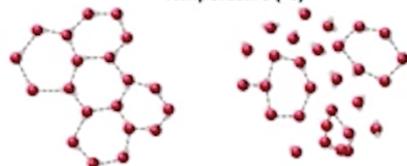
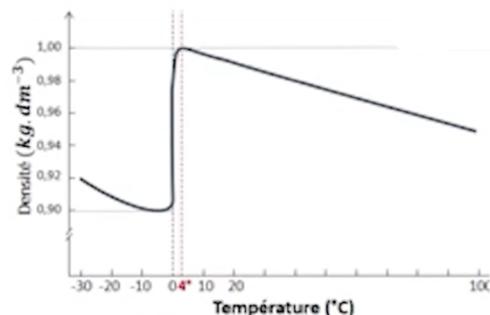
Pour la plupart des liquides : la masse volumique (densité) augmente lorsque la température diminue (et inversement) et en particulier lorsque celles-ci vont se solidifier/se cristalliser.

Pour l'eau : la densité de l'eau augmente progressivement lors de la cristallisation jusqu'à un maximum à 4°C et va ensuite diminuer brutalement lorsque la température et diminue.

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

Ce phénomène est la résultante des liaisons hydrogènes. En effet, à l'état solide, les molécules agencées sous forme cristalline vont imposer une distance fixe, en moyenne plus grande que celle à l'état liquide.

Ainsi que la glace flotte sur l'eau liquide (Quand vous remplissez une bouteille en verre et que vous la mettez à congeler, celle-ci va se casser)
Tout ça parce que le volume augmente lorsque la température diminue = $V \uparrow$ donc $T^{\circ}C \downarrow$



C. PROPRIETES CALORIFIQUES DE L'EAU

(1) GÉNÉRALITÉ

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

CHALEUR SENSIBLE (Q) :

- Quantité d'énergie qu'il faut fournir à un corps pour augmenter sa température sans changement d'état.
(Ex : quantité d'énergie qu'il faut fournir à l'eau pour passer sa température de 25 à 30°C)
- Elle est donnée par la relation :

$$Q = m \times c \times (T2 - T1) \text{ en Joules}$$

$$m = \text{la masse en kg et } c = \text{la chaleur spécifique en } J \cdot ^\circ C^{-1} \cdot kg^{-1}$$
- Elle est caractérisée par la **chaleur spécifique** (= capacité massique = capacité thermique massique)

CHALEUR LATENTE :

- 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 physique à température et pression constante**. Elle s'exprime en J.kg-1
- Il existe plusieurs chaleurs latentes :

De fusion (solide → liquide)
 De liquéfaction (gazeux → liquide)
 De solidification (liquide → solide)
 De vaporisation (liquide → gazeux)



(2) CHALEUR SENSIBLE DE L'EAU

Le coefficient qui caractérise cette chaleur est la chaleur spécifique de l'eau : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$ (pour passer de 14,5 à 15,5 °C). Elle est à 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 J.

La chaleur spécifique a une valeur très élevée encore une fois comparée à celle d'autres solvants. Ainsi, il faut fournir beaucoup d'énergie à l'eau pour élever sa température.

corps	c kJ.kg ⁻¹ .°C ⁻¹
Eau	4,18
Ethanol	2,46
Huile	2,00
Octane	1,40
Air	1,00
Fer	0,44

C'est une fois de plus une des conséquences des liaisons hydrogène. Pour augmenter l'agitation thermique, il faut rompre un certain nombre de liaisons hydrogène qui sont de forte intensité pour l'eau. Il faut une grande quantité d'énergie pour pouvoir « casser » ces liaisons. (Les valeurs du tableau ne sont pas à apprendre)

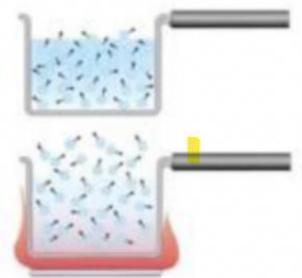
Par conséquent, l'eau possède une inertie thermique considérable :

- Au niveau physiologique : l'eau cellulaire est relativement stable malgré des variations de température extérieure.
- Au niveau géographique : la mer et les océans sont capables de restituer de grandes quantités de chaleur avec de faibles variations de température donnant ainsi un climat tempéré.

(3) CHALEUR LATENTE DE VAPORISATION DE L'EAU

La vaporisation de l'eau peut se faire par :

Évaporation : c'est un phénomène essentiellement de **surface** (à l'interface entre l'air et l'eau par exemple), relativement **lent** et dépend surtout des pressions partielles de vaporisation (de l'eau sur l'interface et dans l'air en reprenant l'exemple).



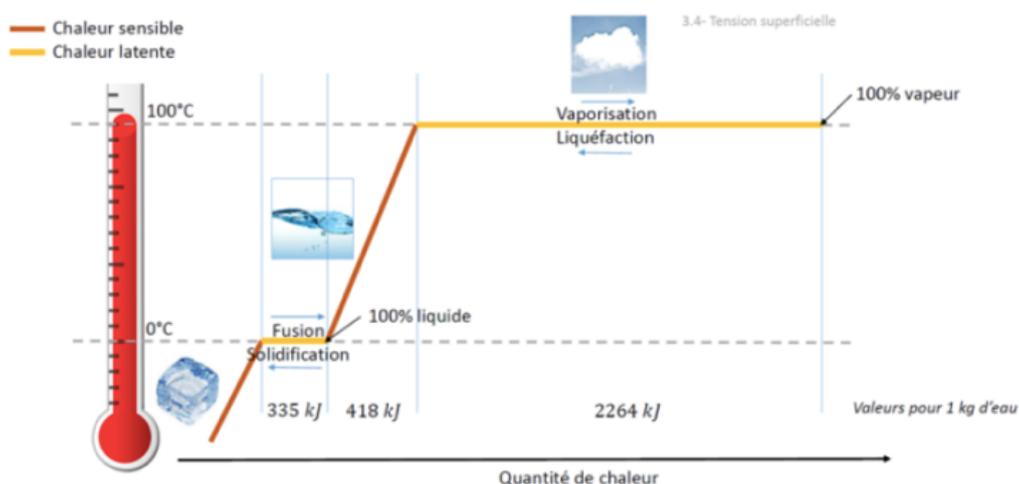
Ébullition : phénomène plus **brutal, volumique** (la totalité des molécules sont impliquées), plus **rapide** et survient à 100°C.

La chaleur latente de vaporisation de l'eau est égale 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.

corps	h_{lv} kJ.kg ⁻¹
Eau	2264
Ethanol	855
Octane	420

Elle est **très élevée** par rapport à d'autres fluides (l'éthanol). C'est dû aux liaisons hydrogène. Il faut rompre les liaisons hydrogène pour que l'eau ne soit plus dans un état liquide mais dans un état gazeux où il n'y aura plus de ces liaisons, particulièrement solides et résistantes.

Cette propriété a des conséquences au niveau physiologique : **L'efficacité de la transpiration** = évaporation des gouttelettes d'eau cutanée qui se fait en consommant une grande quantité d'énergie, c'est donc un moyen très **efficace** d'évacuer l'énergie et donc d'abaisser la température du corps.



D'après ce graphique : De la gauche vers la droite (solide → gazeux)

- On augmente la température progressivement (**chaleur sensible**) jusqu'à 0°C.
- Puis, on continue à fournir de l'énergie, la température n'augmente pas mais l'état change (solide → liquide \leftrightarrow fusion) (**chaleur latente**)
- En continuant, la température va encore augmenter jusqu'à 100°C (**chaleur sensible**).
- Au-delà de 100°C, on ne va plus augmenter la température en fournissant de l'énergie mais avoir un changement d'état (liquide → gazeux) (**chaleur latente**)

(4) CHANGEMENTS D'ETATS DE L'EAU

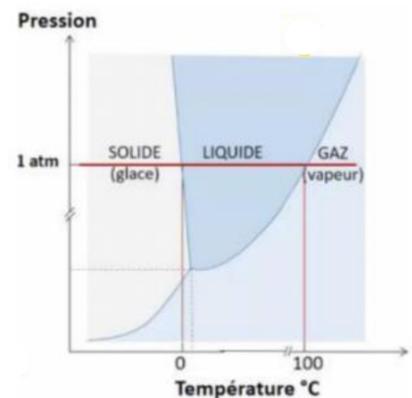
A la pression atmosphérique, on a le même schéma d'évolution décrit précédemment depuis la glace jusqu'à la vapeur en passant par l'état liquide.

Mais, il faut comprendre que la **pression** est à prendre en compte. En effet, les liaisons hydrogène vont être plus ou moins présentes en fonction de la pression. Elles vont disparaître ou apparaître brutalement selon les changements de pression.

On comprend donc qu'à très basse pression, ($< 0,006 \text{ atm}$; 611 Pa) on peut passer directement de l'état solide à l'état gazeux.

On appelle ce phénomène **sublimation**. Il n'apparaît **jamais en physiologie** car on ne se trouvera pas dans les conditions de températures et pressions favorables à ce phénomène.

Il a une autre application, notamment via la **lyophilisation** : on va faire s'évaporer l'eau contenue dans des aliments congelés.

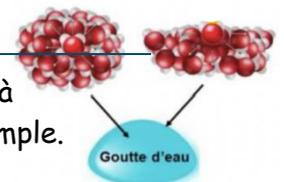


On comprend aussi qu'à une certaine pression et

température, on peut observer le **point triple** ($0,006 \text{ atm}$ & $0,01^\circ$) : zone où les 3 états de l'eau coexistent et sont en équilibre.

D. TENSION SUPERFICIELLE

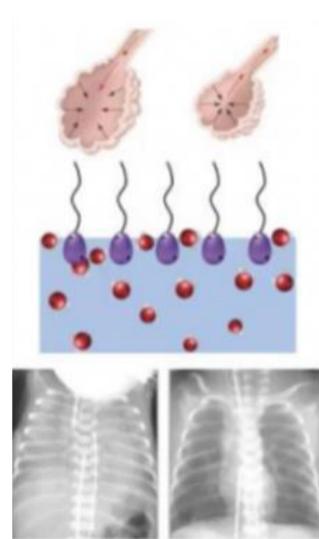
Phénomène lié à l'énergie de liaisons entre les molécules d'eau spécifiquement à l'interface entre l'eau et l'air. On peut l'observer sur une goutte d'eau par exemple.



- **Les Molécules internes** au volume à l'état liquide, elles vont échanger des liaisons hydrogène avec leurs voisines dans toutes les directions de l'espace. La résultante sera globalement nulle.
- **Les Molécules de surface** : cohésion particulière des molécules en surface. Elles vont établir des liaisons hydrogène avec leurs voisines (celles qui sont présentes au niveau de la demi-sphère immergée dans la goutte d'eau.) Ici, la résultante sera donc non nulle et va créer une force de cohésion particulière entre ces molécules en surface faisant une sorte d'**effet de membrane**.

Ici encore la tension superficielle sera très élevée pour l'eau, avec une valeur de $73 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$ (alors que pour l'éthanol : $22 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$)

Application physiologique : les agents tensioactifs diminuent la **tension superficielle**.



Au niveau des poumons, il y a des alvéoles. Ce sont des volumes dans lesquels arrive l'air et c'est ici que se déroulent les échanges entre l'air et le sang. Celles-ci sont tapissées d'une fine couche liquidienne au contact de l'air alvéolaire. Cette interface liquide/air crée une tension superficielle qui a tendance à tirer sur les alvéoles et à les collaber, en expiration, elles ne recevront plus d'air. Ce phénomène de **collapsus** se produirait si la couche liquidienne n'était que de l'eau.

Mais, le **surfactant** cité précédemment va venir diminuer fortement la tension superficielle entre ces molécules d'eau permettant ainsi aux alvéoles de ne pas se collaber complètement.

Patho : **Maladie des Membranes hyalines** : immaturité pulmonaire dû à un déficit en surfactant apparaissant notamment chez le nouveau-né. Son surfactant n'est pas efficace et il y a un collapsus des alvéoles créant une **détresse respiratoire**.

CONCLUSION

L'eau possède des propriétés exceptionnelles c'est un **dipôle** avec une constante diélectrique très élevée 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 est très élevée, contrecarrée par le surfactant au niveau des poumons.