

L'Eau

I. ETAT LIQUIDE

A. STRUCTURE DE LA MATIÈRE

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

Tendance à la dispersion :

Liée à l'agitation thermique des molécules. On peut la quantifier grâce à l'Énergie cinétique moyenne (E_c) de ces mêmes molécules (leur permettant de s'agiter en permanence). Celle-ci est proportionnelle (\propto) à la température (T) (en Kelvin !) et la constante de Boltzmann (k_B) :

$$E_c \propto k_B T$$

$$(k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J.K}^{-1})$$

Nb : 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 **INTER**moléculaire E_L . Celle-ci reste très inférieure aux énergies des liaisons covalentes (liaison **INTR**Amoléculaire) liant les atomes entre eux.

Remarque : il existe des forces de répulsions 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 MATIÈRE

État solide : ordonné. Dans cet état, les molécules gardent une position fixe les unes entre les autres. En d'autres termes, l'énergie de liaison prédomine par rapport à l'agitation thermique. Cette dernière se manifeste généralement par des rotations/vibrations des molécules autour d'une position globalement fixe.

$$E_l \gg E_c$$



État gazeux : L'état est dit dispersé, non cohérent et fluide, les molécules occupent tout l'espace qui leur est offert. Ici, l'énergie cinétique sera prédominante par rapport à l'énergie de liaison. Dans cet état, les molécules se déplacent constamment et ne se lient pas entre elles.

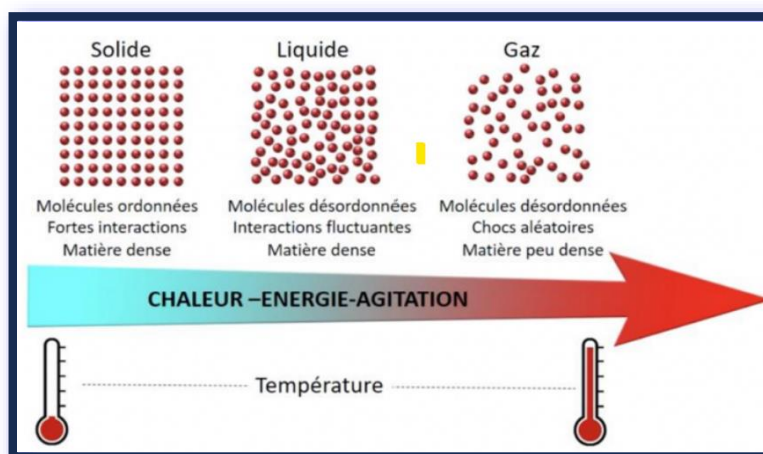
$$E_c \gg E_l$$



On distingue par convention 3 états de la matière (que vous connaissez bien) :

État liquide : L'état est 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.

$$E_l \approx E_c$$



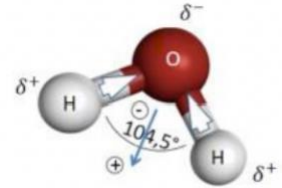
Pour passer d'un état à un autre, il faut augmenter la température (augmentant l'énergie cinétique) et donc la tendance à l'agitation thermique.

II. STRUCTURE DE L'EAU

A. 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

Ceci étant dû à la forte électronégativité de l'atome d'oxygène attirant vers lui l'électron des 2 atomes d'hydrogène. On aura donc un excédent d'électrons sur l'atome d'oxygène et un déficit en électrons sur les atomes d'hydrogène formant un moment électrique dipolaire.



Liquide	ϵ
eau	80
méthanol	33
éthanol	24
benzène	2

Ce dernier est quantifié par la constante diélectrique 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. 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.

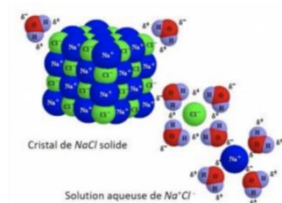
B. L'EAU, SOLVANT DES CORPS IONIQUES

Du fait de sa constante diélectrique très élevée, l'eau est un excellent solvant des corps ioniques.

En effet, en solution dans l'eau, les forces d'attraction entre les ions sont réduites d'un facteur 80 !

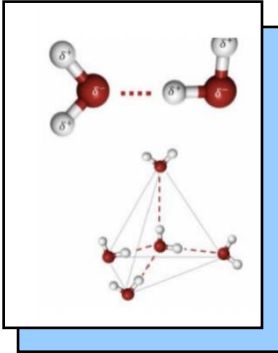
$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon} \times \frac{qq'}{r^2} \quad (\text{pas à retenir juste pour illustrer})$$

Les molécules d'eau vont former une sorte d'écran entre les ions (cf. image ci-contre). C'est la solvatation de l'eau. L'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.



C. LES LIAISONS HYDROGÈNE

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** des molécules.



C'est une liaison particulière d'intensité intermédiaire par rapport aux autres types de liaison. Elle est dite **20 fois supérieure** aux liaisons de **Van der Waals** (liaisons électrostatiques habituelles entre les molécules) et **20 fois inférieure** aux liaisons covalentes (liaisons interatomiques).

Elles sont responsables de l'énergie de liaison entre les molécules d'eau et en particulier du fait que les molécules vont avoir tendance à s'agencer 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. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE L'EAU (CONSÉQUENCES DES LIAISONS HYDROGÈNE)

A. ÉTATS 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 hydrogène, elles vont pouvoir aussi se déplacer et former des liaisons hydrogène avec d'autres molécules.
- ☀ **État gazeux** : l'agitation thermique prédomine. Les liaisons hydrogènes n'interviennent quasiment pas dans cet état.

B. MASSE VOLUMIQUE DE L'EAU

C'est l'une des **conséquences directes des liaisons hydrogène**

Pour la plupart des liquides, la **masse volumique augmente** lorsque la **température diminue** (et inversement) et en particulier lorsque celles-ci vont se solidifier/se cristalliser. (ex : dans la mer l'eau chaude est en surface car moins dense que l'eau froide en profondeur)

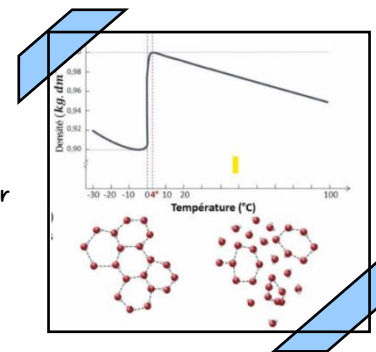
Pour l'eau, la densité de l'eau est **maximale à 4°C** et va ensuite **diminuer** brutalement lorsque la température diminue.

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

Ce phénomène est la résultante des **liaisons hydrogène**. 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. (Donc si $V \nearrow$ et $m \rightarrow$ alors $p \searrow$)

Ex : bouteille pleine d'eau au congèle => elle éclate

C'est ainsi que la glace flotte sur l'eau liquide.



C. PROPRIÉTÉS CALORIFIQUES DE L'EAU

(1) GÉNÉRALITÉ

C'est la **deuxième conséquence directe des liaisons hydrogène**

Chaleur sensible : quantité d'énergie qu'il faut fournir à un corps pour augmenter sa température sans changement d'état. (Ex : qté d'énergie qu'il faut fournir à l'eau pour passer sa température de 25 à 30°C)

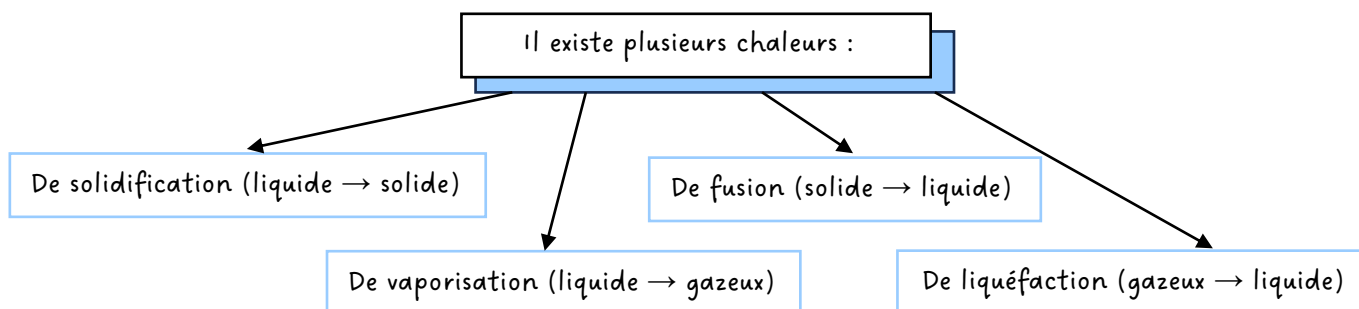
Elle est donnée par la relation :

$$Q = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1)$$

Chaleur sensible en Joules (J) Masse (kg) 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 : 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. Elle s'exprime en $J \cdot kg^{-1}$



(2) CHALEUR SENSIBLE DE L'EAU

La chaleur sensible de l'eau est : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ (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 sensible de l'eau, encore une fois, est une valeur **très élevée** comparée à celle d'autres solvants. Ainsi, il faut fournir beaucoup d'énergie à l'eau pour élever sa température.

C'est une fois de plus une des conséquences des liaisons hydrogène. En effet, pour augmenter l'agitation thermique, il faut rompre un certain nombre de liaisons hydrogène qui sont de forte intensité pour l'eau. Ainsi, il faut une grande quantité d'énergie pour pouvoir «casser» ces liaisons.

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

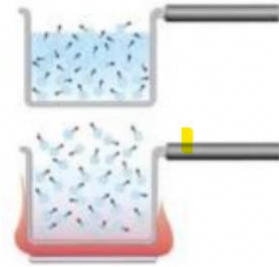
Au niveau physiologique : l'eau cellulaire est relativement stable malgré des variations de température extérieure.

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 donc 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 .



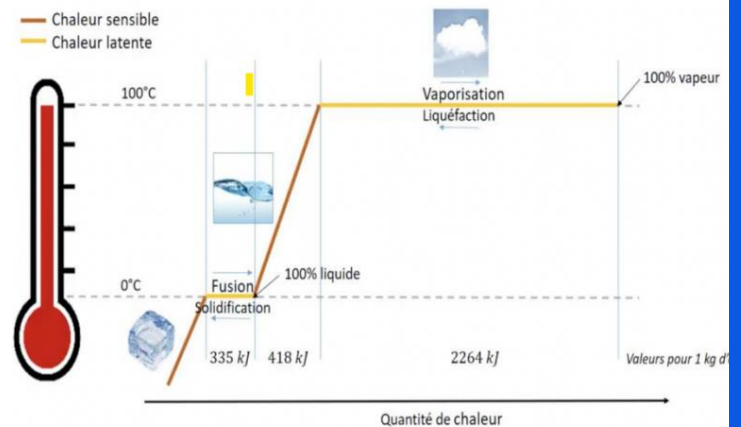
Elle est très élevée par rapport à d'autres fluides (encore... ça fait beaucoup là non ?). Ceci étant dû aux liaisons hydrogène ! En effet, il faut rompre les liaisons hydrogène pour que l'eau ne soit plus dans un état liquide mais dans un état gazeux où il n'y aura plus de ces liaisons, particulièrement solides et résistantes (vous l'aurez compris...).

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

-> Encore une fois, cette propriété a des conséquences au niveau physiologique : l'efficacité de la transpiration : évaporer des gouttelettes d'eau cutanée qui doit se faire en consommant une grande quantité d'énergie et donc aura une grande efficacité.

D'après ce graphique :

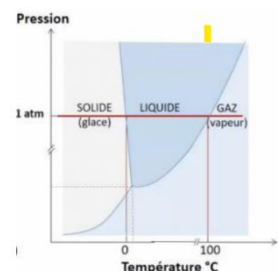
De la gauche vers la droite (solide \rightarrow gazeux), on augmente la température progressivement (chaleur sensible) jusqu'à 0°C . Puis, en continuant à fournir de l'énergie, la température n'augmente pas mais l'état change (solide \rightarrow liquide \Leftrightarrow fusion) (chaleur latente). En continuant, 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 \rightarrow gazeux) (chaleur latente).



(4) CHANGEMENTS D'ÉTATS DE L'EAU

À 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.



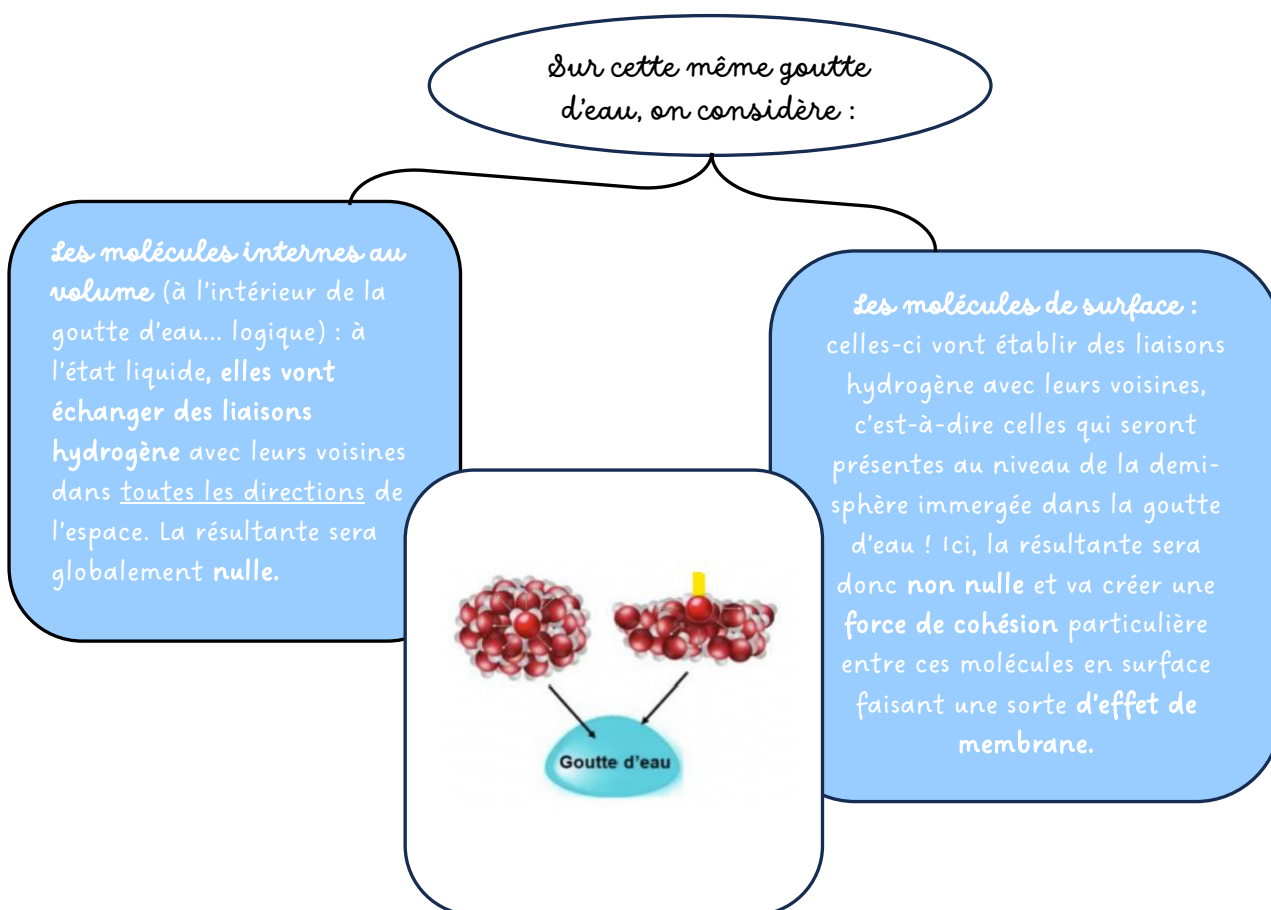
→ On comprend donc qu'à très basse pression (graphe ci-contre), on peut passer directement de l'état solide à l'état gazeux. On appelle ce phénomène **sublimation**. Il n'apparaît jamais en physiologie car on ne se trouvera pas dans les conditions de températures et pressions favorables à ce phénomène.

Mais 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 : zone où les 3 états de l'eau coexistent et sont en équilibre.

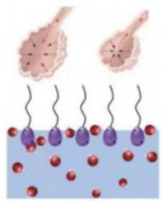
D. TENSION SUPERFICIELLE

C'est un phénomène lié aux énergies 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.

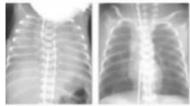


Ici encore, la tension superficielle (vous l'aurez deviné) sera **très élevée pour l'eau**, avec une valeur de $73 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$

Application physiologique : les agents tensioactifs diminuent la tension superficielle. Au niveau des poumons, est sécrété le **surfactant**. En effet, au niveau des alvéoles, il y aura 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 crée une tension superficielle qui a tendance à tirer sur les alvéoles et à les collaber en expiration où 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 donc pas efficace et il y aura alors collapsus des alvéoles créant ainsi une détresse respiratoire.

IV. 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.

