



ECHANGES D'ENERGIE lors d'un changement d'état d'un corps pur

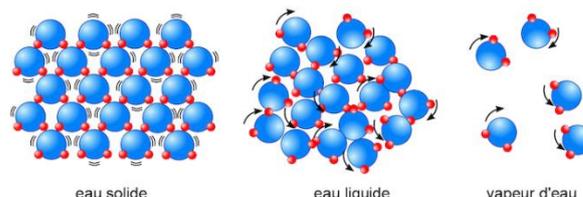
Synthèse
(2/3)

Etudions ici la **SITUATION 2**, lorsqu'il y a échange d'énergie entre le milieu extérieur et un corps pur subissant un changement d'état

Dans cette partie, les différentes notions seront vues à travers l'exemple de la molécule d'eau

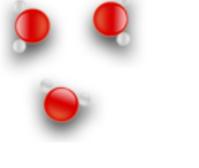
►► Les différents états de la matière

- L'eau existe sous trois états (ou phases) : l'état solide (glace, grêle neige...), l'état liquide (eau du robinet, buée...), et l'état gazeux (vapeur d'eau).



Si au niveau macroscopique la matière semble immobile, au niveau microscopique elle ne l'est jamais totalement.

Le nombre des liaisons intermoléculaires (entre les molécules) et leur durée de vie permet de comprendre la différence entre les 3 états de la matière

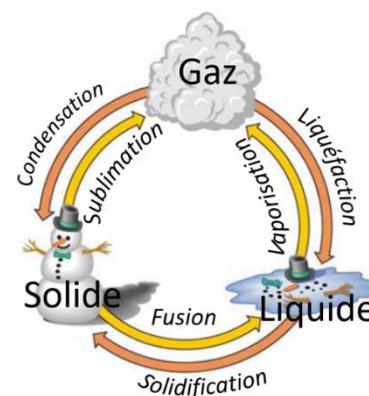
L'état solide	L'état liquide	L'état gazeux
état compact et ordonné	état compact et désordonné	état dispersé et désordonné
		
Les entités chimiques sont reliées les unes aux autres par des liaisons intermoléculaires très nombreuses : empilement compact des espèces en vibration constante autour d'une position d'équilibre	Les liaisons intermoléculaires sont moins nombreuses que dans l'état solide avec des durées de vie très courtes (elles changent en permanence) : arrangement irrégulier et en mouvement constant.	Aucune liaison intermoléculaire : les molécules sont libres de bouger indépendamment les unes des autres

►► Les différents changements d'état

- Un changement d'état physique correspond au passage d'un état physique à un autre état physique. Il se fait à température constante

Remarques:

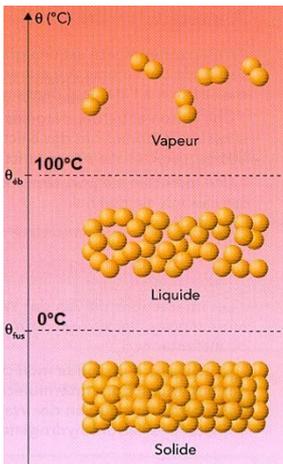
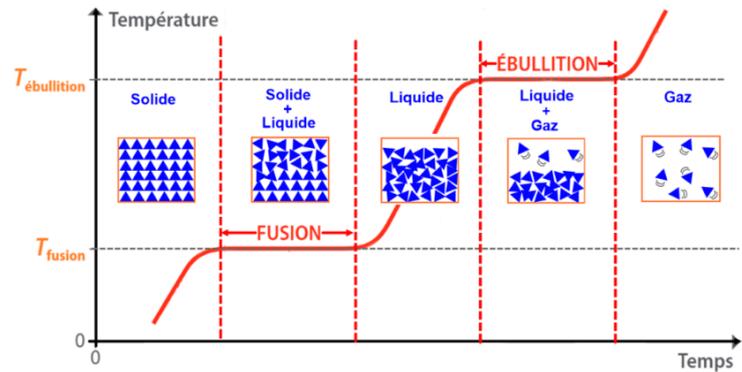
- La liquéfaction (passage de l'état gazeux à l'état liquide) se nomme couramment « condensation » : on parle alors de « condensation liquide » pour différencier cette condensation du changement d'état gaz-solide qui devient une « condensation solide »



►► Les paliers de changements d'état d'un corps pur

• A une pression donnée, le changement d'état d'un corps pur s'effectue à température constante.

Cette température dépend de la pression.



↳ *Que se passe-t-il lorsque l'on chauffe de la glace ?*

Etape 1 : réchauffement de la glace jusqu'à 0°C :

L'énergie thermique apportée par le chauffage augmente l'agitation des molécules ; la température du solide s'élève.

Etape 2 : fusion de la glace à 0°C :

Lorsque l'agitation thermique est suffisante, certaines liaisons hydrogène « lâchent » et l'édifice cristallin se disloque : **c'est la fusion**

Au cours de la fusion, toute l'énergie thermique fournie au cristal est utilisée pour rompre des liaisons hydrogène donc l'agitation des molécules n'augmente pas : la température reste constante à 0°C sous la pression atmosphérique.

Etape 3 : réchauffement de l'eau jusqu'à ≈ 100°C :

Une fois, la « glace » entièrement liquide, l'agitation thermique croît à nouveau et la température augmente. Les liaisons hydrogène existant entre les molécules d'eau sont de moins en moins nombreuses.

Etape 4 : vaporisation de l'eau à ≈ 100°C :

Les liaisons hydrogène disparaissent entièrement à 100°C : il se produit **la vaporisation**, à température constante

Une fois l'eau entièrement vapeur, l'agitation thermique croît à nouveau.

Les molécules de gaz n'interagissant plus, l'énergie thermique reçue est entièrement transformée en énergie cinétique et leur vitesse augmente.

►► Lors d'un chauffage, l'énergie thermique apportée à un corps pur moléculaire peut :

- conduire à une élévation de température avec rupture de liaisons moléculaires (hydrogène ou de Van der Waals) et accroissement de l'agitation des molécules
- provoquer un changement d'état avec seulement rupture de liaisons moléculaires, la température restant alors constante.

Remarque:

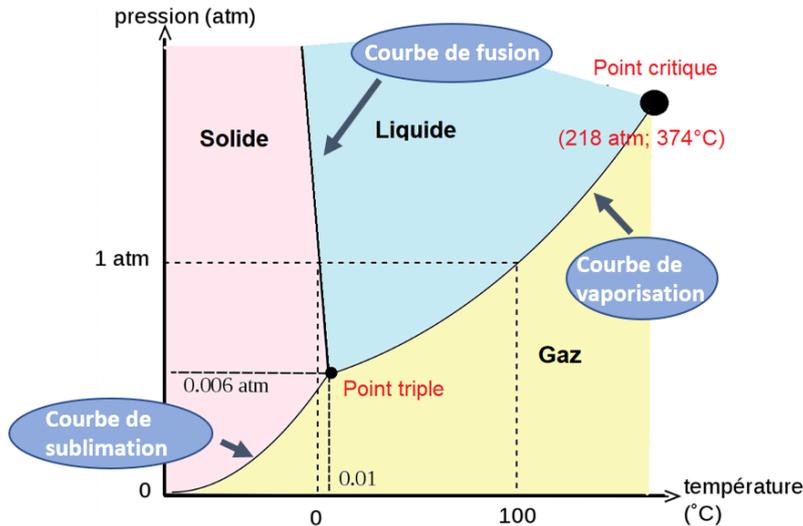
▪ Les températures de changement d'état d'un composé sont directement liées au type de forces intermoléculaires (hydrogène ou de Van Der Waals) qui agissent dans le composé ainsi qu'à leur intensité : Plus les liaisons intermoléculaires sont nombreuses ou intenses, plus les températures de changements d'état seront élevées

►► Les diagrammes d'état (p,T)

►► Le diagramme d'état (P,T) d'un corps pur permet de déterminer la phase dans laquelle se trouve ce corps pur pour une pression et une température donnée.

A la température de changement d'état physique, les deux états physiques coexistent.

Exemple : diagramme d'état de l'eau



Au point triple : l'eau existe sous les 3 formes à la fois

Au-delà du point critique : point limite au-delà duquel il n'y a plus de changement d'état liquide-vapeur, on parle d'état fluide. Dans cet état, les propriétés du fluide sont intermédiaires entre celle d'un liquide et d'un gaz

►► Enthalpie de changement d'état

- Lors d'un changement d'état, un corps échange de la chaleur avec l'extérieur.
- Ainsi, lors d'une fusion (*solide* → *liquide*) ou d'une vaporisation (*liquide* → *gaz*), le corps a besoin d'énergie pour rompre des liaisons intermoléculaires : **ces changements d'états sont endothermiques**

Si un changement d'état est endothermique dans un sens, alors il est exothermique dans l'autre sens

- Ainsi, La solidification (*liquide* → *solide*) ou la liquéfaction (*gaz* → *liquide*) **sont exothermiques**

►► L'enthalpie de changement d'état, notée $\Delta H_{\text{cht d'état}}$, indique l'énergie échangée entre 1 kg d'un corps pur et le milieu extérieur lors du changement d'état du corps pur

Si $\Delta H_{\text{cht d'état}} > 0$: le changement d'état est endothermique

Si $\Delta H_{\text{cht d'état}} < 0$: le changement d'état est exothermique

Remarque :

- L'enthalpie de changement d'état était anciennement appelée « chaleur latente de changement d'état » et notée L

Les changements d'état			
fusion	<i>solide → liquide</i>	$\Delta H_{\text{fus}} > 0$	Endothermique
solidification	<i>liquide → solide</i>	$\Delta H_{\text{sol}} < 0$	Exothermique
vaporisation	<i>Liquide → gazeux</i>	$\Delta H_{\text{vap}} > 0$	Endothermique
liquéfaction	<i>Gazeux → liquide</i>	$\Delta H_{\text{liq}} < 0$	Exothermique
sublimation	<i>Solide → gazeux</i>	$\Delta H_{\text{sub}} > 0$	Endothermique
Condensation solide	<i>Gazeux → solide</i>	$\Delta H_{\text{cond}} < 0$	Exothermique

Exemple :

- Enthalpie de fusion de l'eau : $\Delta H_{\text{fus}} = 334 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$
↳ la fonte d'1 kg de glace nécessite 334 kJ
- Enthalpie de solidification de l'eau : $\Delta H_{\text{sol}} = - 334 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$
↳ la solidification d'1 kg d'eau liquide libère 334 kJ

► ► **Lors d'un changement d'état d'une masse m d'un corps pur, l'énergie échangée entre le corps et le milieu extérieur est**

$$\Delta H = m \times \Delta H_{\text{cht d'état}}$$

ΔH : énergie échangée en Joule (J) ou en (kJ)

m : masse du corps pur (kg)

$\Delta H_{\text{cht d'état}}$: Enthalpie de changement d'état ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$) ou en ($\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$)

Exemples : Voir AD2