

<i>Séquence 7</i>	<h2 style="margin: 0;">Chauffage d'un corps pur</h2>
-------------------	--

A. Les changements d'état

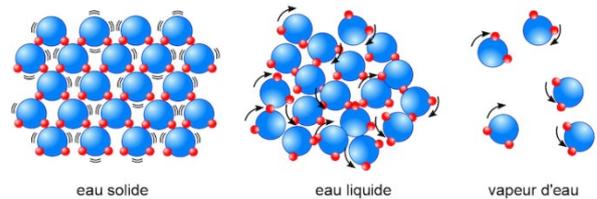
- A.1. Les états de la matière P1
- A.2. Les changements d'état P1
- A.3. Les paliers de changement d'état P2
- A.4. Les diagrammes d'état P2

B. Variation d'enthalpie d'un corps pur lors d'un chauffage

- B.1. L'enthalpie H et sa variation ΔH P3
- B.2. Variation d'enthalpie lors d'un chauffage sans changement d'état P3
- B.2. Variation d'enthalpie lors d'un chauffage avec changement d'état P4

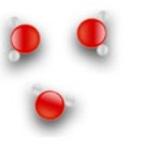
A. Les changements d'état

A.1. Les 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.

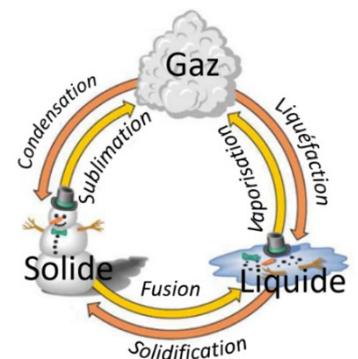
<i>Le nombre des liaisons intermoléculaires (entre les molécules) et leur durée de vie permet de comprendre la différence entre les 3 états de la matière</i>		
L'état solide	L'état liquide	L'état gazeux
état compact et ordonné	état compact et désordonné	état dispersé et désordonné
		
<p>Les entités chimiques 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</p>	<p>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.</p>	<p>Aucune liaison intermoléculaire : les molécules sont libres de bouger indépendamment les unes des autres</p>

A.2. Les 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 constant

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 »



A.3. Les paliers de changements d'état d'un corps pur

↳ *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 :

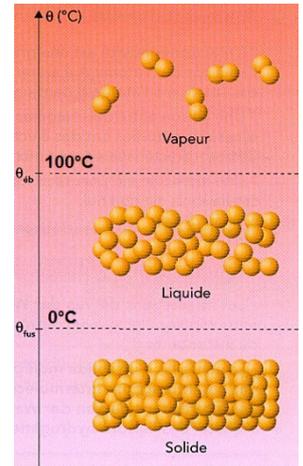
Une fois, la « glace » entièrement liquide, l'agitation thermique croît à nouveau et la température augmente. Les liaisons hydrogène existant entre les molécules d'eau sont de moins en moins nombreuses.

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

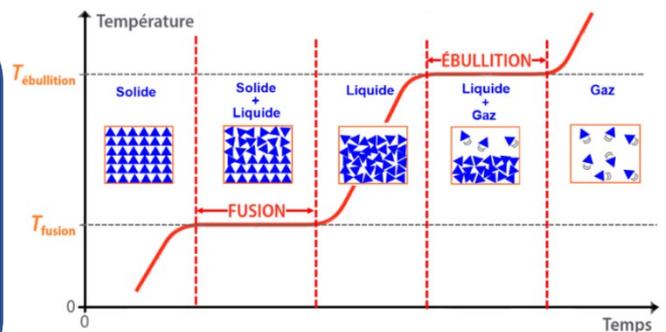
Une fois l'eau entièrement vapeur, l'agitation thermique croît à nouveau.

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.



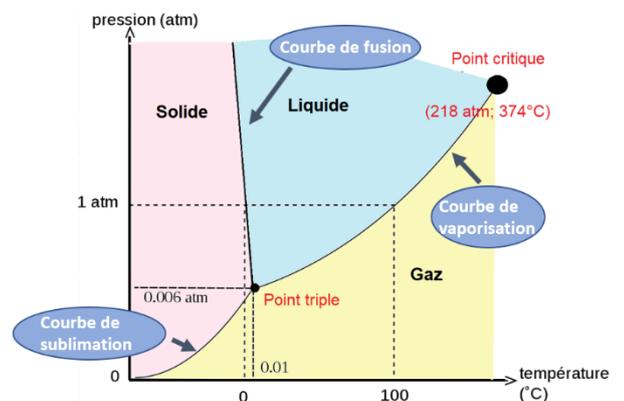
Remarque:

▪ 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

A.4. Les diagrammes d'état

▶ ▶ 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: Ci-contre le 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

B. Variation d'enthalpie d'un corps pur lors d'un chauffage

B.1. L'enthalpie H et sa variation ΔH

▪ Toute substance impliquée dans une réaction contient une certaine quantité d'énergie interne. En effet, lors de la formation d'une particule de matière, que ce soit un atome ou une molécule, une quantité d'énergie est accumulée. Cette énergie se retrouve sous la forme:

- **d'énergie cinétique** liée au mouvement des électrons autour du noyau et au mouvement des molécules et des atomes (*vibration, rotation et translation*);
- **d'énergie potentielle** provenant des forces d'attraction entre les nucléons, entre les noyaux et les électrons, au niveau des liaisons chimiques entre atomes, et dans les interactions moléculaires.

La somme de toutes ces énergies correspond à **l'enthalpie de la substance**.

▶ ▶ **L'enthalpie (H) est l'énergie totale d'un système, soit la somme de tous les types d'énergie qu'il contient à pression constante.**

▪ Il est difficile de déterminer expérimentalement l'enthalpie H d'un système. Il est plus simple de déterminer **la variation d'enthalpie ΔH** ($= H_f - H_i$) en mesurant la chaleur absorbée ou dégagée lors d'une transformation physique (*lors d'un changement d'état*) ou chimique (*lors d'une réaction chimique*)

▶ ▶ **L'enthalpie H comme la variation d'enthalpie ΔH s'expriment en joules (J) ou en kilojoules (kJ).**

Lorsque $\Delta H > 0$	Lorsque $\Delta H < 0$
<ul style="list-style-type: none"> ↪ $H_f > H_i$ l'enthalpie du système est plus grande en fin de transformation qu'au début ↪ la transformation a absorbé de l'énergie ↪ la transformation est dite endothermique 	<ul style="list-style-type: none"> ↪ $H_f < H_i$ l'enthalpie du système est plus petite en fin de transformation qu'au début ↪ la transformation a libéré de l'énergie ↪ la transformation est dite exothermique

B.2. Variation ΔH de l'enthalpie lors d'un chauffage SANS changement d'état

▶ ▶ **Soit un corps de masse m , passant d'une température θ_i à θ_f . L'énergie échangée entre le corps et le milieu extérieur se met sous la forme : $\Delta H = m \times C \times \Delta\theta$**

ΔH	m	C	$\Delta\theta$
variation d'enthalpie du corps (en J ou en kJ)	masse du corps (en kg)	capacité thermique massique (en $J.kg^{-1}.K^{-1}$ ou en $kJ.kg^{-1}.K^{-1}$)	$\Delta\theta = \theta_f - \theta_i$ (en K)

Remarques:

(1) $\theta(K) = \theta(^{\circ}C) + 273$

Lorsque l'on calcule $\Delta\theta$, on trouve même le résultat avec θ_i et θ_f exprimés en $^{\circ}C$ ou en K

(2) Si le corps se réchauffe on a $\theta_f - \theta_i > 0$: $\Delta H > 0 \rightarrow H_f > H_i$

L'enthalpie finale du corps est plus importante que l'enthalpie initiale car le corps en se réchauffant à gagner de l'énergie thermique

Si le corps se refroidit on a $\theta_f - \theta_i < 0$: $\Delta H < 0 \rightarrow H_f < H_i$

L'enthalpie finale du corps est plus faible que l'enthalpie initiale car le corps en se refroidissant a perdu de l'énergie thermique

B.3. Variation ΔH de l'enthalpie lors d'un chauffage AVEC 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</i> → <i>liquide</i>	$\Delta H_{\text{fus}} > 0$	Endothermique
solidification	<i>liquide</i> → <i>solide</i>	$\Delta H_{\text{sol}} < 0$	Exothermique
vaporisation	<i>Liquide</i> → <i>gazeux</i>	$\Delta H_{\text{vap}} > 0$	Endothermique
liquéfaction	<i>Gazeux</i> → <i>liquide</i>	$\Delta H_{\text{liq}} < 0$	Exothermique
sublimation	<i>Solide</i> → <i>gazeux</i>	$\Delta H_{\text{sub}} > 0$	Endothermique
Condensation solide	<i>Gazeux</i> → <i>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	m	$\Delta H_{\text{cht d'état}}$
variation d'enthalpie du corps (en J ou en kJ)	masse du corps (en kg)	Enthalpie de changement d'état (en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$ ou en $\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$)