

# 8 : COHÉSION DES SOLIDES

## Plan du chapitre

### Transfert thermique

- Les états de la matière
- Transferts thermiques

### Cohésion des solides ioniques

- Interaction électrostatique
- Solides ioniques

### Cohésion des solides moléculaires

## Transfert thermique

Interpréter à l'échelle microscopique les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état.

### TP 8 : Énergie et Transferts thermiques

Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.

**Objectifs :** étude du lien entre transfert d'énergie et augmentation de température de l'eau liquide. Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace.

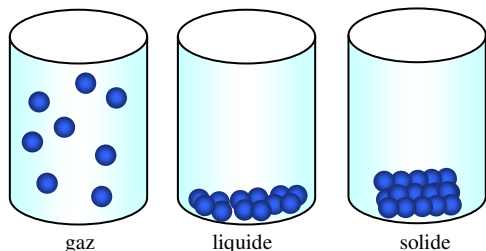
### ■ Les états de la matière

Une espèce chimique peut exister dans 3 états physiques différents, selon les conditions de température et de pression : solide, liquide et gazeux.

Les états liquide et gazeux sont des états **désordonnés**.

Les états liquide et solide sont des états **condensés**.

States of matter



Dans un état condensé, les entités (molécules, ions, atomes) restent proches les unes des autres grâce à des interactions attractives.

### ■ Transferts thermiques

Lorsqu'on communique de l'énergie thermique à un corps, il peut y avoir une augmentation de température et/ou un changement d'état.

La température est une mesure de l'agitation des entités composants le corps. Plus un corps est chaud, plus les particules qui le composent sont agitées.

### Augmentation de température

Lorsque l'on communique de l'énergie à un corps sans qu'il y ait changement d'état, alors son augmentation de température est proportionnel à l'énergie fournie.

$$E = m \cdot c \cdot (\theta_f - \theta_i)$$

$c$  est la capacité thermique massique du corps. C'est le nombre de joule qu'il faut communiquer à 1 g de ce corps pour que sa température augmente de 1°C.

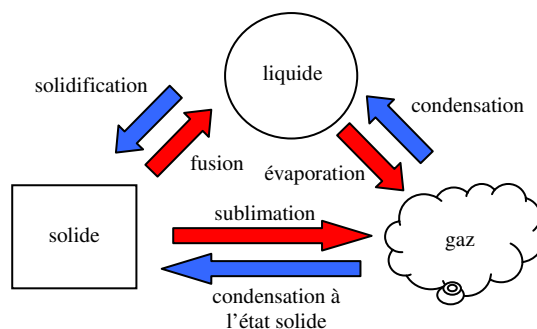
### Exemples de capacités thermiques massiques

Eau solide :  $2,06 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$   
 Eau liquide :  $4,19 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$   
 Eau vapeur :  $2,01 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$   
 Fer :  $0,44 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$   
 Or :  $0,13 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$   
 Béton :  $0,88 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

*Remarque :* cette formule marche dans les deux sens. Un corps qui refroidit perd de l'énergie. Si  $\theta_f < \theta_i$ , alors  $E < 0$ .

### Changement d'état

Le changement d'état d'un corps pur se fait à **température constante**. La pression influe beaucoup sur la température d'ébullition mais très peu sur la température de fusion.



*Remarque :* la température d'ébullition est la température pour laquelle l'intégralité du liquide peut s'évaporer, quelque soit la pression de l'espèce à l'état gazeux en contact avec le liquide.

Exemple : un linge mouillé sèche même si on le chauffe pas à 100 °C. C'est donc que l'eau qu'il contient s'évapore. Il n'y a plus d'évaporation si l'humidité de l'air atteint 100 %.

L'énergie nécessaire pour faire fondre 1 g de glace à 0 °C et le transformer en 1 g d'eau à 0 °C est appelé chaleur latente de fusion ( $L_f$ ).

$$E = m \cdot L_f$$

La chaleur latente de fusion de l'eau vaut  $334 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$ .

La chaleur latente de vaporisation de l'eau vaut  $2257 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$ .

**Exemple :** Énergie nécessaire pour faire passer 1,0 g d'eau de -18 °C à 150 °C

Faire chauffer la glace de -18 °C à 0°C :  $18 \times 2,06 = 37,1 \text{ J}$

Faire fondre la glace :  $334 \text{ J}$

Faire passer l'eau de 0 °C à 100 °C :  $4,18 \times 100 = 418 \text{ J}$

Faire évaporer l'eau :  $2257 \text{ J}$

Faire passer la vapeur de 100 à 150 °C :  $2,01 \times 50 = 100,5 \text{ J}$

Total :  $3147 \text{ J}$

**Exercice 1** Changement d'état

**Exercice 2** Transfert thermique

## Cohésion des solides ioniques

Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.

Réaliser et interpréter des expériences simples d'électrisation.

### ■ Interaction électrostatique

Deux charges ponctuelles  $q_A$  et  $q_B$  distance de  $d$  exercent sur elles une force attractive (si elles sont une charge de signe opposé) ou répulsive (si elles ont une charge de même signe) due à l'interaction électromagnétique dont la valeur est :

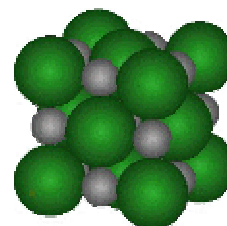
$$F_{A/B} = F_{B/A} = \frac{k \cdot q_A \cdot q_B}{d^2}$$

$k$  : constante qui vaut  $9,0 \cdot 10^9 \text{ S.I}$

**Exercice 3** Interaction électrostatique

### ■ Solides ioniques

Un solide ionique est un cristal constitué d'ions. Ces ions s'associent de manière à ce que le solide soit électriquement neutre.



Représentation d'un cristal de chlorure de sodium

La cohésion d'un solide ionique est assurée par les forces électrostatiques s'exerçant entre les ions.

Ces forces sont importantes, d'où la température d'ébullition relativement élevée pour ces solides.

### ☛ Quelques températures de fusion de solides ioniques

Chlorure de sodium NaCl : 801 °C

Fluorure de magnésium MgF<sub>2</sub> : 1263 °C

Oxyde de magnésium (talc) MgO : 2800 °C

### Exercice 4 Cohésion du chlorure de sodium

## Cohésion des solides moléculaires

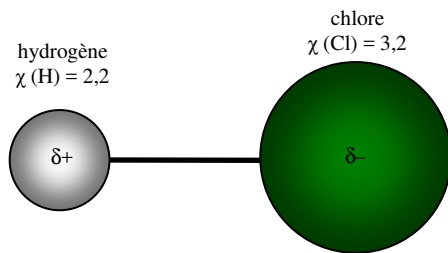
### ■ Électronégativité

L'électronégativité  $\chi$  traduit l'aptitude d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison covalente qu'il forme avec un autre atome.

Les éléments les plus électronégatifs sont l'oxygène, le fluor et le chlore.

Le carbone et l'hydrogène sont tous les deux moyennement électronégatifs.

Une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativité différente est polarisée.



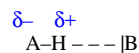
Dans la molécule de chlorure d'hydrogène, la liaison entre le chlore et l'hydrogène est **polarisée**. Les électrons qui participent à cette liaison ne sont **pas partagés de manière égale** entre l'atome de H et l'atome de Cl. Comme l'hydrogène possède un léger déficit d'électrons, il se retrouve avec une petite charge  $\delta^+$ . L'atome de chlore se retrouve lui avec une petite charge  $\delta^-$ .

### ■ Forces de Van der Waals et liaison hydrogène

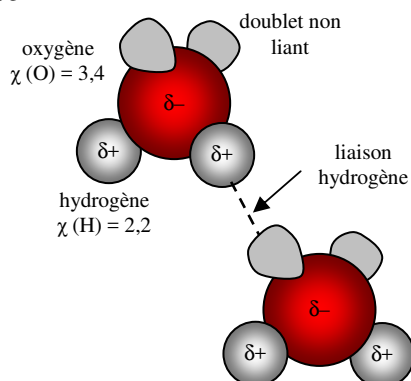
Les **forces de Van der Waals** sont des interactions électrostatiques attractives entre molécules.

Elles peuvent être dues à une polarité préexistente des molécules, ou à une polarité induite par la proximité d'autres molécules.

Les **liaisons hydrogène** sont des forces électrostatiques entre un hydrogène polarisé et un atome d'une autre molécule, très électronégatif et porteur de doublets non liant.



Les atomes A et B doivent être petits : ce sont essentiellement les atome de fluor F, d'oxygène O et d'azote N



Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau

La cohésion d'un solide moléculaire (et celle d'un liquide) est due à ces deux types d'interaction : forces de Van der Waals et liaisons hydrogène.

### ■ Température de fusion des solides moléculaires

Plus ces liaisons sont importantes, plus la température de fusion du solide est élevée.

☛ **Exemples** : des liaisons hydrogène peuvent s'établir entre molécules d'éthanol CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-O-H. La température de fusion de l'éthanol est de -117 °C.

Ce genre de liaison n'est par contre pas possible dans son isomère le méthoxyméthane CH<sub>3</sub>-O-CH<sub>3</sub>. Sa température de fusion est de -142 °C.

### Exercice 5 Cohésion des solides moléculaires