

Changements d'état et énergie

Première Partie : changement d'état et interactions électriques

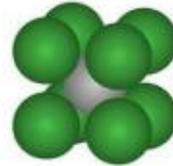
On donne les structures cristallines et les températures de changement d'état de quelques composés chimiques usuels sous pression atmosphérique (1 013 hPa).



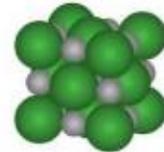
dichlore
Cl₂
 $\theta_{\text{fus}} = -101^\circ\text{C}$
 $\theta_{\text{éb}} = -34^\circ\text{C}$



glace d'eau
H₂O
 $\theta_{\text{fus}} = 0^\circ\text{C}$
 $\theta_{\text{éb}} = 100^\circ\text{C}$



chlorure de césium
CsCl
 $\theta_{\text{fus}} = 646^\circ\text{C}$
 $\theta_{\text{éb}} = 1\,290^\circ\text{C}$



chlorure de sodium
NaCl
 $\theta_{\text{fus}} = 801^\circ\text{C}$
 $\theta_{\text{éb}} = 1\,413^\circ\text{C}$

1. Rappeler la définition du point de fusion et du point d'ébullition d'un corps pur. Ces températures dépendent-elles de la pression ?
2. En analysant les températures de changement d'état données, proposer un critère de classement des quatre espèces proposées. Ces espèces forment-elles des solides ioniques ou moléculaires ?
3. Quel est l'ordre de grandeur de la distance entre molécules ou ions d'un liquide ou d'un solide ? Le comparer à celui de la distance entre molécules ou ions d'un gaz. Que peut-on en déduire ?
4. Les forces d'interactions entre molécules ou ions sont-elles plus intenses dans un gaz ou en phase condensée (liquide ou solide) ?

On admettra que les températures de changement d'état constituent une mesure indirecte des valeurs des forces d'interactions entre molécules ou ions dans un solide.

5. Quelle est l'interaction existant entre les éléments constitutifs d'un solide ionique ?
6. Dans les solides moléculaires, il existe d'autres interactions : sont-elles plus ou moins importantes que dans les solides ioniques ?

Deuxième Partie : Détermination expérimentale de l'énergie massique de fusion de la glace d'eau

Document 1 : Principes fondamentaux de la thermodynamique

- Au cours d'une transformation quelconque d'un système fermé, l'énergie est conservée : la variation d'énergie est égale à l'énergie échangée avec le milieu extérieur, sous forme de travail ou d'énergie thermique (chaleur). C'est le premier principe de la thermodynamique.
- Les transferts thermiques s'opèrent spontanément du corps de température élevée vers le corps de plus basse température. C'est le second principe de la thermodynamique (principe de Carnot) : lors d'une transformation réelle, le désordre (entropie) augmente ; la température mesurant l'agitation des particules, le système le plus chaud transmet cette agitation au système le plus froid, les deux atteignant au final un équilibre thermique.
- En tout point d'un système en équilibre thermique, la température est uniforme.
- Par convention, une énergie thermique **reçue** par le système étudié est comptée **positivement**.

Document 2 : Transferts thermiques sans changement d'état

La capacité thermique massique d'un corps pur donne l'énergie nécessaire pour élever ou abaisser une masse de 1 kg de ce corps d'1 °C (ou d'1 K) sans changement d'état physique.

Pour l'eau liquide, $c_m(\text{H}_2\text{O}) = 4,186 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Ainsi, pour une masse m de corps de capacité thermique massique c_m dont la température passe de θ_i à θ_f , l'énergie thermique Q échangée s'écrit

$$Q = m \times c_m \times (\theta_f - \theta_i) \quad \text{avec } \theta \text{ en } ^\circ\text{C} \quad \text{ou} \quad Q = m \times c_m \times (T_f - T_i) \quad \text{avec } T \text{ en kelvins (K)}$$

Document 3 : Aspect énergétique d'un changement d'état : exemple de la fusion

A pression atmosphérique, la fusion d'un corps pur se déroule à température constante (palier de température). On appelle énergie massique de fusion L_f d'un corps pur l'énergie thermique qu'il faut fournir à 1 kg de ce corps pris à l'état solide et à température de fusion pour le transformer en liquide à la même température.

L'énergie à fournir pour opérer la fusion d'une masse m de corps pur d'énergie massique de fusion L_f s'écrit

$$Q = m \times L_f$$

Le phénomène de fusion est endothermique (de l'énergie est prise au milieu extérieur : le système en fusion reçoit de l'énergie).

Document 4 : Le calorimètre

Le calorimètre est une enceinte thermiquement isolée : il ne permet pas de transferts thermiques avec le milieu extérieur. On dit que c'est une enceinte adiabatique. Au sein du calorimètre,

$$\sum Q_{\text{échangées}} = 0$$

Pour les calorimètres utilisés au lycée, on donne une capacité globale équivalente : $c_{\text{calo}} = 200 \text{ J.K}^{-1}$.

L'objectif est de déterminer l'énergie massique de fusion de la glace d'eau.

Pour cela, en plus des documents précédents, nous disposons

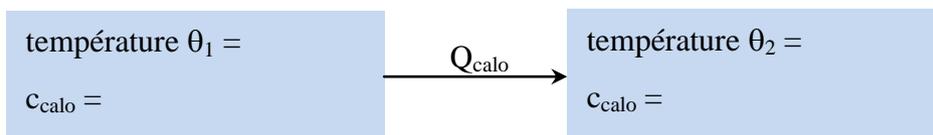
- d'un calorimètre de capacité thermique globale $c_{\text{calo}} = 200 \text{ J.K}^{-1}$
- d'une cuvette de glace et d'eau, dont nous pourrions extraire un glaçon (séché rapidement) de masse m_{glace} à la température initiale θ_{fusion} =
- d'une éprouvette de 250 mL d'eau chauffée à une température proche de 50°C , de masse m_{eau}

La résolution de ce problème passe par la démarche expérimentale : APP-ANA-REA-VAL que vous prendrez soin de respecter dans votre compte-rendu.

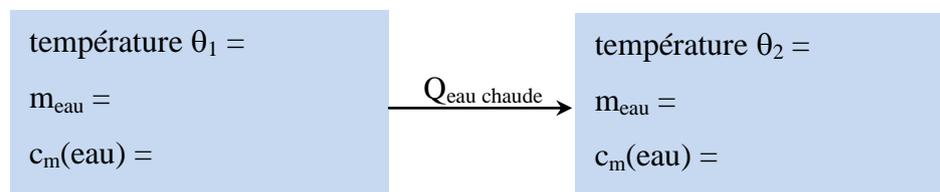
Dans les tables thermodynamiques, on trouve l'énergie molaire de fusion de la glace d'eau, $L_{\text{fus,th}} = 6,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Pour vous aider, vous pourrez utiliser les synopsis suivants en explicitant, notamment, la signification de θ_1 et de θ_2 .

Système étudié : le calorimètre



Système étudié : l'eau initialement chaude



Système étudié : la glace en fusion

