



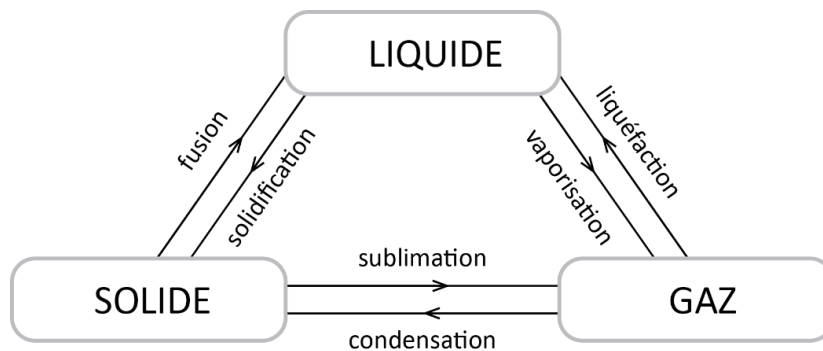
Fiche de synthèse n°12

Énergie chimique

1. Changement d'état et diagramme d'état d'un corps pur

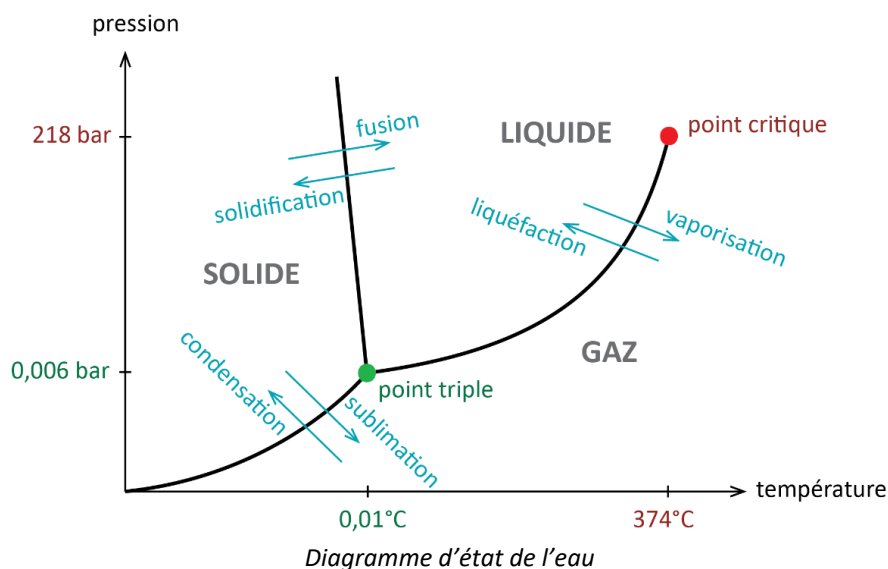
1.1. Changement d'état

Lorsqu'un corps pur évolue d'un état d'équilibre à un autre, on assiste dans certaines conditions à un changement important de ses propriétés physico-chimiques. On dit qu'il subit un **changement d'état**. Le schéma suivant résume les changements de phase possibles d'un corps pur et leurs noms respectifs :



1.2. Diagramme d'état d'un corps pur

La température T et la pression p sont deux grandeurs physiques qui décrivent l'état du corps étudié. On les appelle grandeurs (ou paramètres) d'état. On peut représenter les différents états d'un corps pur sur un diagramme (p, T) aussi appelé **diagramme d'état**.



Le diagramme d'état est divisé en différentes régions par des courbes d'équilibre. Les trois courbes se rejoignent au point triple. La courbe de vaporisation (ou de liquéfaction) est limitée par le point critique au-delà duquel la différence entre liquide et gaz n'est plus possible, on parle alors de fluide supercritique. Graphiquement, un changement d'état correspond à la traversée d'un des courbes d'équilibre.



2. Aspect énergétique d'une transformation physique

2.1. Notion d'enthalpie

L'enthalpie (notée H) représente l'énergie stockée par le système pouvant être échangée par transfert thermique lors d'une transformation à **pression constante** (ce qui est généralement le cas en chimie).

La variation d'enthalpie (noté ΔH) correspond donc au transfert thermique échangé lors d'une transformation à pression constante. ΔH s'exprime en Joule.

$$\Delta H_{\text{système}} = Q_{\text{extérieur} \rightarrow \text{système}} \quad \text{si } p \text{ est constante}$$

2.2. Transformations endothermiques et exothermiques

- Si la transformation libère de l'énergie, alors :
 - le système perd cette énergie donc $\Delta H_{\text{système}} < 0$
 - le milieu gagne de l'énergie : sa température augmente.La transformation est dite exothermique.

- Si la transformation consomme de l'énergie, alors :
 - le système gagne cette énergie donc $\Delta H_{\text{système}} > 0$
 - le milieu perd cette énergie : sa température augmente.La transformation est dite endothermique.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{système}} < 0 &\Leftrightarrow \text{transformation } \mathbf{exothermique} \\ \Delta H_{\text{système}} > 0 &\Leftrightarrow \text{transformation } \mathbf{endothermique} \end{aligned}$$

2.3. Enthalpie de changement d'état

Un changement d'état s'effectue à pression et température constantes. Lors d'un changement d'état le système échange de l'énergie avec l'extérieur par transfert thermique donc son enthalpie varie. Cette variation d'enthalpie, égale au transfert thermique reçu de l'extérieur, est appelée **enthalpie de changement d'état**.

$$\Delta H_{\text{transformation}} = m \cdot L_{\text{transformation}}$$

Avec :

- $\Delta H_{\text{transformation}}$: enthalpie de changement d'état en J ;
- m : masse du système en kg ;
- $L_{\text{transformation}}$: chaleur latente liée à la transformation en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Interprétation du signe de $\Delta H_{\text{transformation}}$:

Il est possible de prévoir le signe d'une enthalpie de changement d'état. En effet, un changement d'état macroscopique correspond à l'établissement ou la rupture d'interactions entre molécules à l'échelle microscopique.

Pour passer d'un état où les molécules sont fortement liées à un état où elles le sont moins, il faut apporter de l'énergie à la matière pour rompre les interactions. Inversement, lorsqu'on passe d'un état avec de faibles interactions moléculaires à un état avec de fortes interactions moléculaires, de l'énergie est libérée. On a donc :

- pour la fusion, vaporisation et sublimation : $\Delta H > 0$
- pour la solidification, liquéfaction et condensation : $\Delta H < 0$

2.4. Variation d'enthalpie sans changement d'état

Lorsqu'un corps échange de l'énergie à pression constante sans changer d'état, sa température varie et sa variation d'enthalpie s'exprime par la relation :

$$\Delta H = mc\Delta T$$

Avec :

- ΔH : variation d'enthalpie du système en J ;



- m : masse du corps en kg ;
- c : capacité thermique massique du corps en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- $\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$: la variation de température du corps en K ou °C.

3. Aspect énergétique d'une réaction chimique

3.1. Réactions à partir de corps simples

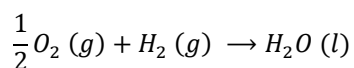
Un **corps simple** est une substance constituée d'un seul type d'élément chimique.

On appelle **enthalpie standard de formation (noté $\Delta_f H^\circ$)**, la variation d'enthalpie associée à **la réaction de formation d'une mole de ce corps à partir de corps simples** sous leur forme moléculaire la plus stable dans les conditions standard. Les conditions standard font référence à une pression constante de 1 bar. Il n'y a pas de température standard. Néanmoins, les tables thermodynamiques sont établies pour une température de $T = 25^\circ\text{C} = 298\text{ K}$.

Exemple :

Pour la formation d' H_2O à 298 K à partir de H_2 et O_2 dans les conditions standard :

$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O})$ correspond à l'enthalpie standard de formation d' H_2O à 298 K selon la réaction :



$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O})$ s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Remarque : l'enthalpie standard de formation d'un corps simple est par définition égale à $0\text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; les enthalpies standard de formation des corps se trouvent dans tables de données.

3.2. Cas général

On appelle **enthalpie standard de réaction (notée $\Delta_r H^\circ$)**, la variation d'enthalpie d'un système en réaction chimique dans les conditions standard, pour un avancement égal à 1 mol.

Elle ne dépend que de l'état initial et de l'état final du système.

Pour calculer l'enthalpie standard d'une réaction, il faut effectuer la somme pondérée des enthalpies de formations des produits et retrancher la somme pondérée des enthalpies de formations des réactifs. Les coefficients stœchiométriques servent de pondération. On appelle cela la loi de Hess. Ainsi on peut écrire :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \sum \Delta_f H_{298}^\circ (\text{produits}) - \sum \Delta_f H_{298}^\circ (\text{réactifs})$$

Avec $\Delta_r H_{298}^\circ$: enthalpie standard de réaction à 298 K exprimée en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : synthèse du méthanol

Soit la réaction : $\text{CO} (g) + 2\text{H}_2 (g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (g)$.

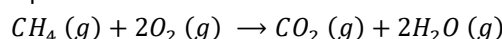
L'enthalpie standard de la réaction à 298 K s'écrit :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}) - 2 \Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2_{(g)}) - \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_{(g)})$$

3.3. Cas particuliers des combustions

La réaction de combustion se produit lorsque l'on met en contact un combustible, un comburant et lorsque l'on réalise un apport d'énergie (flamme par exemple).

Exemple : réaction de combustion complète du méthane :



La réaction de combustion peut également être incomplète et mène alors à la production d'autres gaz comme CO ou H_2 .



Pouvoir calorifique

Pour les réactions de combustions, on utilise des termes spécifiques comme le **pouvoir calorifique du combustible** qui correspond à l'énergie libérée par unité de masse de combustible lors de sa combustion.

Le pouvoir calorifique se note PC ou $\Delta_r h$ et s'exprime en $\text{MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

On peut l'exprimer ainsi :

$$\Delta H = m\Delta_r h \Leftrightarrow \Delta_r h = \frac{\Delta H}{m}$$

Avec :

- ΔH : énergie libérée lors de la combustion en MJ ;
- m : masse de combustible en kg
- $\Delta_r h$: l'enthalpie massique de réaction (ou pouvoir calorifique) en $\text{MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Quelques valeurs pour des combustibles classiques :

$$\Delta_r h (\text{charbon}) = 30,9 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$$

$$\Delta_r h (\text{bois}) = 15 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$$

$$\Delta_r h (\text{essence}) = 47,3 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$$