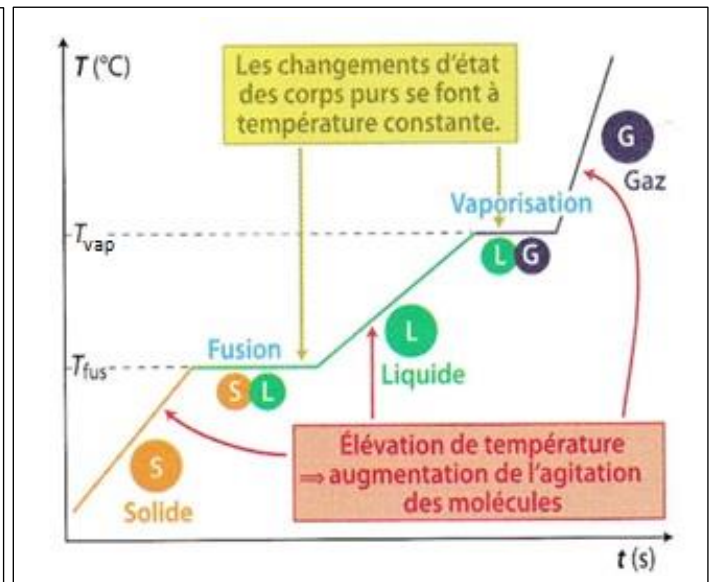
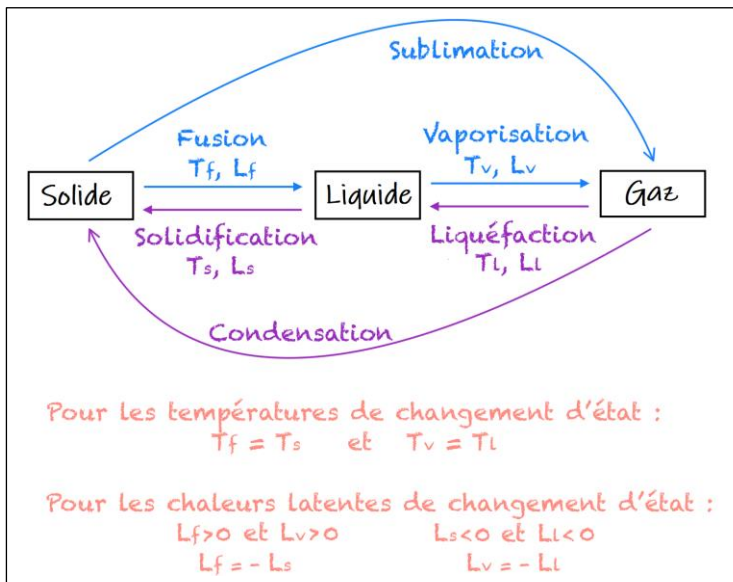


4. Propriétés des changements d'état des corps purs



Lorsque les espèces chimiques d'un système libèrent de l'énergie lors d'une transformation, la température de l'environnement augmente car le milieu extérieur au système reçoit cette énergie : La transformation **est exothermique**. ($Q < 0$ car le système perd de l'énergie).

Lorsque les espèces chimiques d'un système consomment de l'énergie lors d'une transformation, la température de l'environnement diminue car le milieu extérieur au système perd de l'énergie. La transformation **est endothermique**. ($Q > 0$ car le système gagne de l'énergie).

Exemple : La sueur, en s'évaporant, absorbe de la chaleur entraînant un refroidissement de l'organisme. C'est une transformation endothermique ($Q > 0$).

Système chimique : eau de la sueur (gagne de l'énergie) Milieu extérieur : corps humain (perd de l'énergie)

III. La transformation chimique :

1. Définition

Les **espèces chimiques du système sont différentes** au début (état initial) et à la fin de la transformation (état final) mais il y a conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.

Exemples : les combustions, les précipitations, etc...

2. Equation de transformation chimique

L'**équation chimique** décrit l'évolution d'un système dans lequel se déroule une transformation chimique. Les réactifs et les produits y sont représentés par leurs formules : les réactifs à gauche de la flèche, les produits à droite. La conservation des éléments et de la charge entraîne la nécessité d'ajuster l'équation avec des nombres placés devant les formules, appelés **coefficients stoechiométriques**.

Exemple : équation de combustion du méthane : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

3. Réactif limitant (voir vidéo sur le site)

Si les espèces ne sont pas mélangées en proportions stoechiométriques, la réaction s'arrête lorsque l'un des réactifs a disparu. On l'appelle le **réactif limitant**.

Pour trouver le réactif limitant, il faut comparer les quantités de matière (nombres de moles) initiales rapportées aux coefficients stoechiométriques.

Dans l'équation précédente :

si $\frac{n(\text{CH}_4)}{1} < \frac{n(\text{O}_2)}{2}$ alors **CH₄ est le réactif limitant**

$\frac{n(\text{CH}_4)}{1} > \frac{n(\text{O}_2)}{2}$ alors **O₂ est le réactif limitant**

$\frac{n(\text{CH}_4)}{1} = \frac{n(\text{O}_2)}{2}$ alors **CH₄ et O₂ sont en proportions stoechiométriques.**