

QUANTITÉ DE CHALEUR

III.1. La chaleur

Quand on place un récipient sur un feu (source de chaleur) la température de l'eau s'élève (Figure III.1). On dit que la source de chaleur a fourni de la chaleur à l'eau. Inversement, quand elle se refroidit, elle perd de la chaleur. La quantité d'énergie transmise à l'eau est appelée **la chaleur Q** , cette chaleur est donc une forme d'énergie tout comme le travail. La chaleur est définie comme la forme d'énergie qui est transférée entre deux systèmes (ou un système et le milieu extérieur) en raison d'un gradient de température. La quantité de chaleur transmise pendant une transformation entre deux états d'équilibre (états 1 et 2) est notée par Q_{12} . Elle est positive quand le système la **reçoit** et elle est négative quand le système la **perdre**. Elle est exprimée en [J].

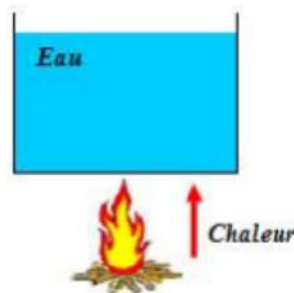


Figure III.1. Le système eau reçoit de la chaleur du milieu extérieur

La chaleur peut se transmettre d'un corps à un autre par trois modes de transmission différents (fig. 1).

- **La conduction** : la chaleur se propage à travers les corps, principalement les solides, sans mouvement de matière ;
- **La convection** : sous l'effet des différences de température, des masses de matières liquides ou gazeuses se mettent en mouvement et propagent ainsi la chaleur.
- **Le rayonnement** : tout corps chauffé émet spontanément de l'énergie sous forme de radiations électromagnétiques. Inversement, ces radiations peuvent être absorbées et contribuer à chauffer un corps récepteur.

III.2 Quantité de chaleur.

A l'échelle microscopique, la chaleur consiste en mouvement désordonné des molécules, d'atomes ou ions, appelé agitation thermique. Elle correspond à la somme des énergies cinétiques liées à l'agitation (translation, rotation, vibration) des particules du système

III.3 Unités de quantités de chaleur

L'unité usuelle de quantité de chaleur est la calorie (abréviation : cal) dont la définition est : La calorie est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 14, 5 °C à 15, 5°C, sous la pression atmosphérique normale, la température d'un gramme d'eau. Unités multiples :

- la kilocalorie (10^3 cal)
- la thermie (10^6 cal)

III.4 Equivalence travail - chaleur

Les machines thermiques assurent la transformation de la chaleur en énergie mécanique. On peut donc considérer la chaleur comme une forme d'énergie et exprimer chaleur et énergie mécanique dans la même unité, c'est à dire en Joule. L'équivalence travail chaleur s'exprime par la loi :

$$W = J Q \quad \text{Ou} \quad J = 4,1855 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1}$$

1 cal équivaut à 4,1855 J

1 kcal équivaut à 4,1855 kJ

III.5 Différence entre température et chaleur

- analogie électrique : potentiel V <-----> courant I.
- la chaleur est une des formes de l'énergie.
- la température une variable d'état d'un système.
- c'est la différence de température entre deux points d'un système, dans l'espace, qui est responsable du déplacement de la chaleur.

III.6 Chaleur sensible (chaleur échangée sans changement d'état du système)

C'est la chaleur qui est consommée ou produite par un système lorsque sa température varie.

$$Q = m C \Delta T. = n C \Delta T$$

Avec :

m : masse du corps en kg

n : nombre de moles du corps

C : La capacité calorifique **massique** ou **molaire** de la matière exprimée respectivement en [J/kg°C] ou [J/mol°C]. Elle peut être à *pression constante (Cp)* ou à *volume constant (Cv)*.

La chaleur massique notée, **C**, c'est la quantité d'énergie à fournir pour élever d'un (1) kelvin la température de l'unité de masse d'une substance.

La chaleur molaire notée, **C**, c'est la quantité d'énergie à apporter par échange thermique pour élever d'un (1) kelvin la température d'une mole d'une substance.

Exemple : chauffage de 20°C à 80°C de m = 2 kg d'eau à pression constante.

$$Q = 2.10^3 * 4,185(80 - 20) = 502,2 \text{ kJ} = 120 \text{ kcal.}$$

Remarque

Pour un système isolé $\Rightarrow$ transformation adiabatique : $\sum_i Q_i = 0$

III.6.1 Chaleurs massiques ou capacités thermiques massiques

La chaleur thermique (ou calorifique) massique **C** (ou spécifique) d'un corps est la quantité de chaleur qu'il faut fournir (ou prendre) à l'unité de masse de ce corps pour que sa température s'élève (ou s'abaisse) de 1 K (ou 1 °C).

L'unité de chaleur massique est le J.kg⁻¹.K⁻¹ ou J.kg⁻¹.°C⁻¹.

Corps	C (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)	Corps	C (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)
eau	4,1855.10 ³	Aluminium	0,92.10 ³
glace	2,1.10 ³	Fer	0,75.10 ³
eau vapeur	1,9.10 ³	Air	1.10 ³

Tableau III.1 Capacité thermique massique de quelques corps

III.7 Chaleur latente (Lors d'un changement d'état physique d'un corps).

Etat de la matière.

La matière peut être **solide**, **liquide** ou **gazeuse**. Le changement d'état physique d'un corps se fait toujours à la température constante et à pression constante. On passe d'un état physique à un autre état par échange de chaleur appelée chaleur latente, donc, **la chaleur latente** C'est une chaleur qui est consommée ou produite par un système qui change de phase. Sa température reste constante.

$$Q = m L = n L$$

Avec : L : Chaleur latente massique en J/kg

L : Chaleur latente molaire en J/mol

Pour chaque type de matière, il existe trois types de chaleurs latentes liées aux six changements d'état physiques (L_s , L_v et L_f).

Où L_s , L_v ou L_f : est la chaleur massique ou molaire associée respectivement à une sublimation, vaporisation ou fusion.

Exemple : Fusion de la glace. $L_f = 80 \text{ cal/g} = 330 \text{ kJ/kg}$ pour l'eau.

L_f : chaleur latente de fusion

Vaporisation de l'eau. $L_v = 2256 \text{ kJ/kg} = 539 \text{ kcal/kg}$

L_v : chaleur latente de vaporisation

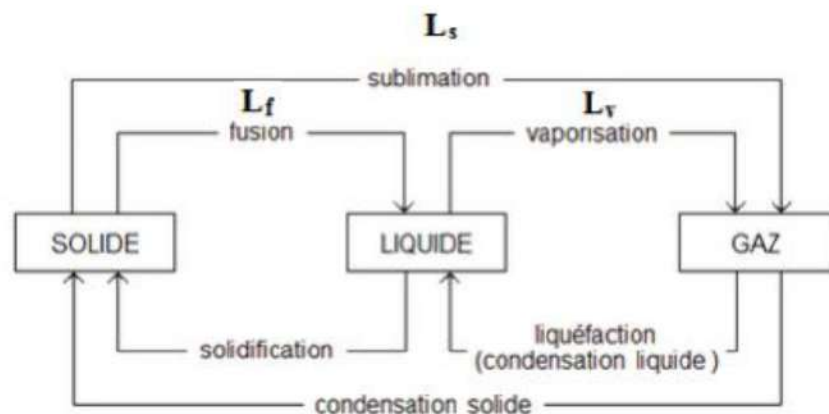


Figure III-1 Différents types de transformations d'états physiques de matière

Chaleur latente de quelques corps :

Corps	L_{fusion} $\text{kcal} \cdot \text{kg}^{-1}$	$L_{\text{vaporisation}}$ $\text{kcal} \cdot \text{kg}^{-1}$
Eau	79,7	539
Aluminium	95	2575
Argent	25	557
Cuivre	49,8	1144
Fer	59	1495
Plomb	5,49	205,1
Acide acétique	46,3	97

Tableau III.2 Chaleur latente de quelques corps

Remarques :

1. La chaleur latente de fusion ne dépend pratiquement pas de la température. Il n'en est pas de même pour la chaleur latente de vaporisation.
2. La chaleur latente de fusion de l'eau est supérieure aux autres chaleurs latentes de fusion.

III.8 Capacité calorifique

La capacité calorifique d'une substance représente la masse m d'eau qui, recevant la même quantité de chaleur que la substance, subirait la même variation de température.

$$Q = m_{\text{corps}} c_{\text{corps}} (t_2 - t_1) = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} (t_2 - t_1)$$

$$m_{\text{corps}} c_{\text{corps}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}$$

En prenant $c_{\text{eau}} = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$, $m_{\text{eau}} = m_{\text{corps}} c_{\text{corps}}$