



ECHANGES THERMIQUES

1. GENERALITES :

1.1. Notion de température :

Cette notion est liée à la sensation de chaud et de froid (sensation subjective) . Par contre elle est directement liée à l'état thermique d'un corps, c'est-à-dire à l'*agitation thermique* des molécules .

1.2. Echelles de température :

* PRINCIPES DE BASE :

- deux systèmes, formant un ensemble isolé, mis en contact thermique atteindront un état d'équilibre où leurs températures seront égales.
- si deux systèmes sont en équilibre thermique avec un troisième, ils sont en équilibre thermique entre eux et leurs températures sont égales.
- on sait définir l'égalité de deux températures $\theta_1 = \theta_2$, mais pas leur addition : la température est une *grandeur repérable*.

* **PRINCIPE DE FONCTIONNEMENT D'UN THERMOMETRE** : un thermomètre est un système dont une *grandeur physique mesurable* est une fonction de la température.

Construire un thermomètre, c'est :

- choisir le système physique
- trouver la relation qui relie la grandeur physique (qui caractérise le système) à la température
- connaître un ou plusieurs repères thermométriques fixes (glace fondante, ébullition de l'eau, point triple, ...)

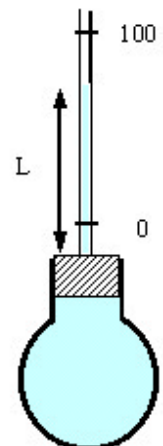
Exemples :

- grandeur géométrique (dilatation) : thermomètre à dilatation (mercure, alcool)
- grandeur mécanique (pression) : thermomètre à gaz
- grandeur optique (longueur d'onde) : pyromètre (mesure de températures très hautes)
- grandeur électrique (résistance, thermocouple) : thermomètres électriques

* ECHELLES :

P Echelle Celsius : définie à partir des thermomètres à liquide (XVII^e siècle) utilisant la propriété de la dilatation en fonction de la température : la longueur L de la colonne est caractéristique de la température θ .

Deux points fixes : 0°C (glace fondante) et 100°C (eau en équilibre avec la vapeur) sous la pression atmosphérique normale . Puis on divise la colonne entre 0 et 100 en 100 parties égales : on a ainsi défini le *degré centésimal* ou *degré Celsius* .



L'échelle ainsi définie reste valable en-dessous de 0°C et au-dessus de 100°C (le phénomène de dilatation est linéaire, proportionnel à la variation de température).

P Echelle légale : elle définit la température ABSOLUE (Echelle Kelvin)

Elle est basée sur les thermomètres à gaz (pression très faible) :

$$T_{\text{en K}} = 273,15 + \theta_{\text{en } ^{\circ}\text{C}}$$

1.3. Chaleur et température :

- en introduisant un bout de métal dans une flamme, on constate que *la température* du métal *augmente* : le métal a *reçu de la chaleur* de la flamme .
- ce métal chaud est plongé dans l'eau froide :
pour l'eau *q augmente* pour le métal *q diminue*
Le métal a fourni de la chaleur et l'eau a reçu de la chaleur.

Quand la TEMPERATURE d'un corps VARIE , alors ce corps ECHANGE DE LA CHALEUR .

- en chauffant de l'eau , sous la pression atmosphérique normale, la température augmente et atteint la valeur $\theta = 100^{\circ}\text{C}$.
- on continue à chauffer et on constate que la *température ne varie pas* : l'eau *reçoit* de la chaleur et cette chaleur sert entièrement à *transformer l'eau en vapeur*.

Un corps peut ECHANGER DE LA CHALEUR et sa TEMPERATURE NE VARIE PAS : il change d'état physique .

Conclusion : TEMPERATURE et CHALEUR sont deux grandeurs bien DISTINCTES .

1.4. Chaleur = grandeur mesurable :

Pour comparer des quantités de chaleur on peut comparer :

- soit les causes qui sont à l'origine de ces quantités de chaleur
- soit les effets que ces quantités de chaleur produise sur d'autres corps

Exemple : la quantité de chaleur libérée par la combustion d'un gaz est proportionnelle à

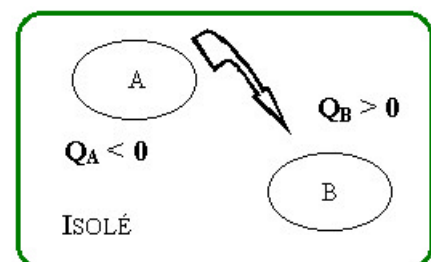
- la masse de gaz brûlé (cause) : *cela conduit à la notion de pouvoir combustible*
 - la masse de corps chauffé (effets)
 - la nature du corps chauffé (effets)
 - l'écart de température subi par le corps (effets)
- cela conduit à la notion de chaleur massique et de chaleur latente de changement d'état*

1.5. Echanges de chaleur : principes de la calorimétrie :

A. Principe des échanges : quand deux corps A et B échangent de la chaleur , alors la quantité de chaleur **perdue** par l'un est égale (au signe près) à la quantité de chaleur **gagnée** par l'autre .

$$Q_A + Q_B = 0$$

- Si le corps **fournit** de la chaleur, alors $Q < 0$
- Si le corps **reçoit** de la chaleur, alors $Q > 0$



B. Principe des transformations inverses : quand un corps reçoit une quantité de chaleur au cours d'une transformation, alors il cède la même quantité de chaleur au cours de la transformation inverse.

Remarque :

- ces deux principes expriment la **CONSERVATION DE CHALEUR** par un système isolé de plusieurs corps subissant des transformations **SANS MISE EN JEU DE TRAVAIL**.
- quand plusieurs corps interviennent, l'**EQUATION DU BILAN THERMIQUE** peut s'écrire :

$$\sum_{alg} Q_i = 0$$

1.6. **Unité SI** : c'est l'unité d'énergie, de travail : **LE JOULE J**

2. ECHANGES DE CHALEUR SANS CHANGEMENT D'ETAT :

2.1. Approche expérimentale :

⇒ On chauffe dans les mêmes conditions (même brûleur, même récipient, même durée de chauffage) 300 g de pétrole et 300 g d'eau

- eau : $\theta_i = 18,2 \text{ }^\circ\text{C}$ $\theta_f = 20,4 \text{ }^\circ\text{C}$ $\Delta\theta_e = 2,2 \text{ }^\circ\text{C}$

- pétrole : $\theta_i = 17,6 \text{ }^\circ\text{C}$ $\theta_f = 22,1 \text{ }^\circ\text{C}$ $\Delta\theta_p = 4,5 \text{ }^\circ\text{C}$

⇒ Conclusion : une même quantité de chaleur chauffe de façon différente une même masse de liquides différents

⇒ **CHALEUR MASSIQUE** d'un corps : c

C'est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1 kg de corps pour provoquer une élévation de température de 1°C.

2.2. Quantité de chaleur échangée :

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta\theta$$

Q	en	J
m	en	kg
$\Delta\theta$	en	K
c	en	$\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

2.3. Capacité calorifique :

⇒ définition : la capacité calorifique d'un corps ou d'un ensemble de corps, c'est la quantité de chaleur qu'il faut lui fournir pour élever sa température de 1°C.

⇒ $C = m_1c_1 + m_2c_2 + m_3c_3 + \dots$

⇒ c'est un coefficient qui traduit l'inertie calorifique d'un corps : plus C est grand, plus le corps absorbe une grande quantité de chaleur pour s'échauffer, et inversement plus il pourra restituer de la chaleur en se refroidissant (principe des chauffages à accumulation)

3. ECHANGES DE CHALEUR DANS UN CHANGEMENT D'ETAT :

3.1. Vaporisation/Liquéfaction :

⇒ *Expérience* :

- en chauffant de l'eau, la température augmente jusqu'à l'ébullition ; ensuite la température reste constante (100°C) : toute la chaleur apportée sert à vaporiser l'eau
- en mettant de l'eau sur la main, on ressent une sensation de froid : la main cède de la chaleur à l'eau et se vaporise (la main est sèche)

⇒ CHANGEMENT D'ETAT LIQUIDE/VAPEUR:

L_v = Chaleur latente de vaporisation : c'est la chaleur qu'il faut apporter à 1 kg de liquide pour le transformer entièrement en vapeur

$$Q = m L_v$$

Q	en	J
m	en	kg
L_v	en	$J.kg^{-1}$

* en passant de l'état Liquide à l'état Vapeur, le corps *reçoit* la chaleur $Q = + m L_v$

* en passant de l'état Vapeur à l'état Liquide, le corps *perd* la chaleur $Q = - m L_v$

3.2. Fusion/Solidification :

⇒ CHANGEMENT D'ETAT SOLIDE/LIQUIDE :

L_F = Chaleur latente de fusion : c'est la chaleur qu'il faut apporter à 1 kg de solide pour le transformer entièrement en liquide.

$$Q = m L_F$$

Q	en	J
m	en	kg
L_F	en	$J.kg^{-1}$

* en passant de l'état Solide à l'état Liquide, le corps *reçoit* la chaleur $Q = + m L_F$

* en passant de l'état Liquide à l'état Solide, le corps *perd* la chaleur $Q = - m L_F$

4. POUVOIR COMBUSTIBLE :

4.1. Définition : lorsqu'on fait la combustion d'un corps (solide, liquide ou gaz), il y a libération d'énergie sous forme de chaleur :

$$Q = - m P_C$$

Q	en	J
m	en	kg
P_C	en	$J.kg^{-1}$

$$Q = - n P_C$$

Q	en	J
m	en	kg
P_C	en	$J.mol^{-1}$

4.2. Exemple : on fait brûler un volume $V = 1,5 \text{ m}^3$ de méthane (volume mesuré dans les C.N.T.P.). Son pouvoir combustible vaut $P_C = 890 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Calculer :

- La quantité de chaleur libérée par la combustion du méthane
- La masse d'eau m qu'on pourrait chauffer de 20°C jusqu'à l'ébullition sachant que, pendant le chauffage, 30% de la chaleur libérée par le gaz est perdue.

$$1. \quad Q_{\text{gaz}} = - n \cdot P_C \quad \text{avec} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad \Rightarrow \quad Q_{\text{gaz}} = - \frac{V}{V_m} \cdot P_C$$

$$\text{A.N. :} \quad Q_{\text{gaz}} = - \frac{1,5 \cdot 10^3}{22,4} \cdot 890 \cdot 10^3 \quad \Rightarrow \quad \underline{Q_{\text{gaz}} = - 59,6 \cdot 10^6 \text{ J}}$$

$$2. \quad \text{Rendement du chauffage :} \quad \eta = \frac{Q_{\text{réel}}}{Q_{\text{gaz}}} \quad \text{avec} \quad Q_{\text{réel}} = Q_{\text{gaz}} - 0,30 \cdot Q_{\text{gaz}}$$

$$Q_{\text{réel}} = 0,70 \cdot Q_{\text{gaz}} = \eta \cdot Q_{\text{gaz}}$$

$$\underline{\text{Bilan thermique :}} \quad Q_{\text{réel}} + Q_{\text{eau}} = 0 \quad \Rightarrow \quad \eta \cdot Q_{\text{gaz}} + m \cdot c_{\text{eau}} \cdot \Delta\theta = 0$$

$$\text{Donc :} \quad m = - \frac{\eta \cdot Q_{\text{gaz}}}{c_{\text{eau}} \cdot \Delta\theta} \quad \text{A.N.} \quad m = - \frac{0,7 \cdot (- 59,6 \cdot 10^6)}{4185 \cdot 80}$$

$$\Rightarrow \quad \underline{m = 125 \text{ kg}}$$

5. CALORIMETRIE :

5.1. Description d'un calorimètre :

C'est un récipient destiné à réaliser des échanges de chaleur en diminuant au mieux les déperditions thermiques.

Il comprend un vase dans lequel se font les mesures qui est placé dans une enceinte isolante. Un couvercle permet de fermer le vase et maintenir les autres accessoires : thermomètre et agitateur.

5.2. Participation du calorimètre :

Le calorimètre participe évidemment aux échanges thermiques.

Il y a plusieurs manières d'écrire cette intervention :

- $Q_{cal} = m_{cal} \cdot c_{cal} \cdot \Delta\theta$, si on connaît la masse du récipient et la nature de son matériau (chaleur massique) : on peut envisager cette approche lorsque la participation des accessoires peut être considérée comme négligeable.
- $Q_{cal} = C_{cal} \cdot \Delta\theta$: on définit alors la participation du calorimètre avec sa capacité thermique globale C_{cal} (incluant le récipient et ses accessoires)
- $Q_{cal} = \mu_{eau} \cdot c_{eau} \cdot \Delta\theta$: on définit alors ce qu'on appelle la *valeur en eau* du calorimètre μ_{eau} . le calorimètre et ses accessoires participe aux échanges thermiques comme si l'on avait une masse d'eau supplémentaire μ_{eau} (exprimée en kg , c_{eau} étant la chaleur massique de l'eau $c_{eau} = 4185 \text{ J.kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

5.3. Précision des mesures calorimétriques :

- pour diminuer les déperditions thermiques, il vaut mieux travailler avec des écarts de température pas trop grands entre les différents corps et la température ambiante
- mais ce qui intervient dans le calcul des chaleurs échangées, c'est l'écart de température $\Delta\theta = \theta_{fin} - \theta_{init}$. Si $\Delta\theta$ est trop petit, la mesure perdra en précision.
- Exemple : on dispose d'un thermomètre gradué au 1/10 de °C (ce qui est déjà pas mal). L'écart de température mesuré est $\theta_{fin} - \theta_{init} = 2,5 \text{ °C}$. L'erreur relative sur cette mesure peut se calculer ainsi :
$$\frac{\Delta(\theta_{fin} - \theta_{init})}{\theta_{fin} - \theta_{init}} = \frac{\Delta\theta_{fin} + \Delta\theta_{init}}{\theta_{fin} - \theta_{init}} = \frac{0,1 + 0,1}{2,5}$$
 ce

qui donne une précision :
$$\frac{\Delta(\theta_{fin} - \theta_{init})}{\theta_{fin} - \theta_{init}} = 0,08 = 8 \% \text{ ce qui est énorme.}$$

Cela veut dire qu'il faut sans cesse « jongler » entre les écarts trop grands qui introduiront des pertes non chiffrables plus importantes et les écarts trop petits qui introduiront naturellement une erreur relative plus grande.

