

I Calorimétrie - Cas des solides et des liquides

1 - Relation entre chaleur et différence de température

Chauffons une masse de 1 kg d'eau à l'aide d'un thermoplongeur, ce dernier convertit l'énergie électrique qu'il reçoit entièrement en énergie thermique qui sera transmise à l'eau. Sa puissance électrique P est égale au rapport de l'énergie électrique reçue E_{elec} par l'intervalle de temps Δt pendant lequel il fonctionne.

$$P = \frac{E_{elec}}{\Delta t}$$

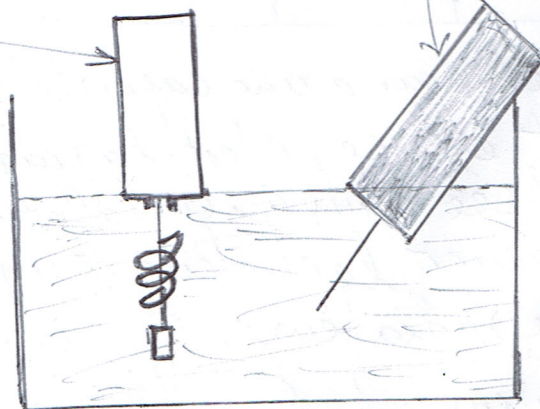
or, l'énergie électrique est entièrement transformée en énergie thermique, qui est la chaleur reçue par l'eau.

donc : $P = \frac{E_{elec}}{\Delta t} = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow Q = P \cdot \Delta t$

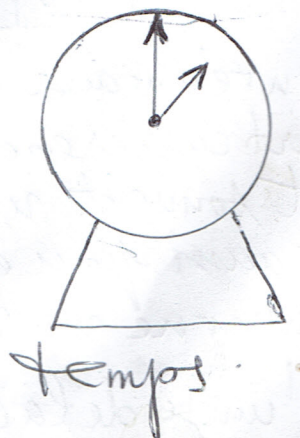
Chauffons maintenant une masse m d'eau à l'aide d'un thermoplongeur de puissance P et mesurons la variation de température ΔT en fonction du temps ($\Delta T = \theta - \theta_0$), avec θ_0 température initiale. Comparons les valeurs de ΔT aux valeurs de Q . On remarque que, la variation de température est proportionnelle à la chaleur reçue par l'eau

$$Q \sim \Delta T$$

Thermoplongeur



thermomètre



Adul

2. Relation entre chaleur et masse

2

Répétons l'expérience avec une masse double, on remarque que pour une même augmentation de température ΔT , il faut attendre deux fois plus longtemps. La chaleur nécessaire pour chauffer une masse d'eau deux fois plus grande à la même température finale est le double de la chaleur précédente. donc : la chaleur reçue par l'eau est proportionnelle à sa masse : $Q \sim m$

3. Capacité thermique massique

Comme $Q \sim m$ et $Q \sim \Delta T$, donc :

$$Q \sim m \cdot \Delta T \Rightarrow \frac{Q}{m \cdot \Delta T} = \text{cte}$$

La constante est appelée capacité thermique (calorifique) massique. Elle dépend de la quantité de chaleur et est exprimée en $J/Kg \cdot \text{deg}$. et l'on écrit :

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

c : représente la chaleur qu'il faut apporter à un corps de masse $m = 1 \text{ Kg}$ pour élever sa température de 1 degré ($^{\circ}\text{C}$ ou K)

matière	mercure	cuivre	Fer	Aluminium	Eau	Glace
$c \left(\frac{J}{\text{Kg} \cdot \text{deg}} \right)$	139	389	456	900	4186	2060

On remarque que l'eau a une capacité thermique massique particulièrement élevée, c'est la raison pour laquelle, elle est souvent utilisée dans les installations de chauffage et aussi pour évacuer la chaleur d'un moteur à combustion interne vers le radiateur.

L'unité de la chaleur est la Calorie; $1 \text{ Cal} = 4186 \text{ joules}$

— fin —

II Chaleur de changements d'état

1- Fusion et chaleur latente de fusion

Toute substance pure fond (c'est à dire qu'elle passe de l'état solide à l'état liquide) à une température qui lui est propre : sa température de fusion, notée θ_F .

Substance	Acier	Aluminium	Fer	Glace	Mercur	Helium	Plomb
$\theta_F (^{\circ}C)$	1515	660	1535	0	-39	-272	327

Températures de fusion de quelques substances.

Si le corps se trouve à sa température de fusion, un apport de chaleur ne va plus augmenter sa température, mais, toute la chaleur reçue sera utilisée pour changer l'état du corps (de l'état solide à l'état liquide).

La chaleur Q_f nécessaire à la fusion d'un corps solide de masse m se calcule par : $Q_f = m \cdot L_f > 0$

L_f est dite chaleur latente de fusion, son unité est le $\frac{J}{Kg}$.

Elle représente l'énergie qu'il faut fournir à 1 Kg de la substance pour la faire fondre entièrement.

Substances	Aluminium	Fer	Glace	Mercur	Plomb
$L_f (\frac{J}{Kg})$	39600	267000	330000	11000	25000

Chaleurs latentes de quelques substances.

2- Solidification

La solidification est l'inverse de la fusion, c'est à dire c'est le passage de l'état liquide à l'état solide.

La chaleur Q_s cédée par un corps liquide de masse m lors de sa solidification se calcule par : $Q_s = -Q_f = -m \cdot L_f < 0$

Audrey