

**Fiche de TD N° 2 Correction****Exercice 1 :**

1/a-Deux mécanismes de transfert d'énergie sont possibles pour un système non isolé :

-le travail mécanique effectué sur ou par le système.

-le transfert thermique sous forme de quantité chaleur cédée ou reçue par le système.

$$\Delta E = W + Q$$

2/Capacité thermique (calorifique) massique anciennement appelé chaleur massique se définit comme la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter d'un Kelvin la température d'un kilo (ou d'un gramme) du corps :  $c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT}$ .

- "c" : la capacité calorifique massique ( $J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$ ),

-  $\delta Q$  : la quantité de chaleur élémentaire fournie (J),

-  $dT$  : la variation infinitésimale de température provoquée (K).

La capacité thermique massique est une donc grandeur **intensive** égale à la **capacité thermique "C"** rapportée à la **masse** du corps étudié.

On définit :  $c_p$  à pression constante et  $c_v$  à volume constant.

-à volume constant :  $c_v = \frac{1}{m} \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$

-à pression constante :  $c_p = \frac{1}{m} \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$

Les chaleurs latentes de changement d'état sont les enthalpies massiques de changement d'état :  $L_{\text{fusion}}$ ,  $L_{\text{vaporisation}}$  et  $L_{\text{sublimation}}$  représentant la quantité de chaleur qu'il faut fournir à une masse d'1 kg pour la transformer de l'état 1 à l'état 2, de manière réversible à T et p constantes. Elles sont exprimées en  $J \cdot kg^{-1}$ , tel que :

$$\Delta H = m \cdot L$$

Nous utilisons également les enthalpies molaires de changement d'état appelées chaleurs latentes molaires de changement d'état;  $L_{m,\text{fusion}}$ ,  $L_{m,\text{vaporisation}}$  et  $L_{m,\text{sublimation}}$ . Elles sont exprimées en  $J \cdot mol^{-1}$ , tel que :

$$\Delta H = n \cdot L$$

### Principe zéro : Equilibre thermique

- Deux corps, mis en contact prolongé, se mettent en équilibre thermique ;
- Deux corps en équilibre thermique avec un troisième sont en équilibre thermique entre eux.

#### Exercice 2 :

1- Etablir l'équation calorimétrique relative à l'ensemble :

On a un échange de la chaleur entre (calorimètre + eau froide) et eau chaude.

Donc :

$$Q_1 = Q_{\text{eau froide}} = m_1 \cdot c_{\text{eau}} (\theta_{\text{éq}} - \theta_1) \text{ quantité de chaleur reçue par l'eau froide.}$$

$$Q_2 = Q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}} (\theta_{\text{éq}} - \theta_1) \text{ quantité de chaleur reçue par le calorimètre.}$$

$$Q_3 = Q_{\text{eau chaude}} = m_2 \cdot c_{\text{eau}} (\theta_{\text{éq}} - \theta_2) \text{ quantité de chaleur cédée par l'eau chaude.}$$

Sachant que la transformation est adiabatique (car le calorimètre est parfaitement calorifugé):

$$\sum Q_i = 0 \quad \text{donc : } Q_{\text{cal}} + Q_1 + Q_3 = 0$$

$$Q_{\text{cal}} = -Q_1 - Q_3 = C_{\text{cal}} (\theta_{\text{éq}} - \theta_1) \text{ d'où : } C_{\text{cal}} = \frac{-Q_1 - Q_3}{\theta_{\text{éq}} - \theta_1}.$$

A.N :  $C_{\text{cal}} = 125,64 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ . On aussi peut la calculer en  $\text{cal} \cdot \text{K}^{-1}$  sachant que (1 Cal = 4,18 J).

2- Dans ce cas on la capacité calorifique du calorimètre est négligeable, ainsi l'échange de chaleur s'effectue uniquement entre l'eau et le bloc métallique. Le même raisonnement s'applique aux deux blocs.

Sachant que la transformation est adiabatique :

$$\sum Q_i = 0 \Rightarrow Q_1 + Q_2 = 0 \Rightarrow m_1 \cdot c_{\text{eau}} (\theta_{\text{Al}} - \theta_0) + m_{\text{Al}} \cdot c_{\text{Al}} (\theta_{\text{Al}} - \theta) = 0$$

$$\text{Donc } c_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} (\theta_0 - \theta_{\text{Al}})}{m_{\text{Al}} (\theta_{\text{Al}} - \theta)} \Rightarrow \text{AN : } c_{\text{Al}} = 895,87 \approx 896 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Idem pour le bloc de nickel ; on obtient :

$$c_{\text{Ni}} = \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} (\theta_0 - \theta_{\text{Ni}})}{m_{\text{Ni}} (\theta_{\text{Ni}} - \theta)} \Rightarrow \text{AN : } c_{\text{Ni}} = 444,78 \approx 445 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$

### Les capacités calorifiques molaires :

Pour Al :

$$1\text{kg} \longrightarrow 896 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

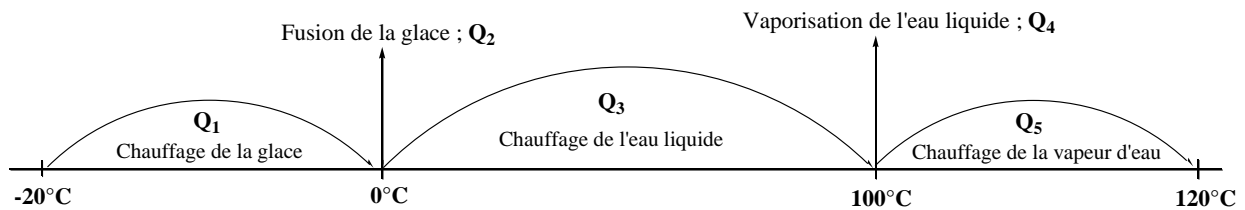
$$1 \text{ mole (26,98 g)} \longrightarrow \text{capacité calorifique molaire}$$

$$C_{m,Al} = \frac{26,98 \times 10^{-3} \times 986}{1} \Rightarrow C_{m,Al} = 24,17 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Pour Ni : } C_{m,Ni} = \frac{58,70 \times 10^{-3} \times 445}{1} \Rightarrow C_{m,Ni} = 26,12 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### Exercice 3 :

On fait passer, à pression constante, une mole d'eau de la température  $-20^{\circ}\text{C}$  à la température  $120^{\circ}\text{C}$ .



### Remarque :

Puisque l'unité des chaleurs latentes et des capacités calorifiques est exprimée par rapport à un 1 kg.

On convertit la mole d'eau en kg ; soit  $18 \times 10^{-3} = 0,018 \text{ kg}$

$$[-20^{\circ}\text{C}, 0^{\circ}\text{C}] : Q_1 = m \cdot c_{p, \text{glace}} \cdot (0 - (-20)) = 0,018 \times 2100 \times 20 = 756 \text{ J}$$

$$A 0^{\circ}\text{C} : Q_2 = m L_f = 0,018 \times 334 \cdot 10^3 = 6012 \text{ J}$$

$$[0^{\circ}\text{C}, 100^{\circ}\text{C}] : Q_3 = m \cdot c_{p, \text{liquide}} \cdot (100 - (0)) = 0,018 \times 4180 \times 100 = 7524 \text{ J}$$

$$A 100^{\circ}\text{C} : Q_4 = m L_v = 0,018 \times 2250 \cdot 10^3 = 40500 \text{ J}$$

$$[100^{\circ}\text{C}, 120^{\circ}\text{C}] : Q_5 = m \cdot c_{p, \text{vapeur}} \cdot (120 - (100)) = 0,018 \times 2010 \times 20 = 723,60 \text{ J}$$

$$Q_t = \Sigma Q_i = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 55515,60 \text{ J} = 55,52 \text{ kJ}$$

**Exercice 4 :**

Calcul de la capacité calorifique du calorimètre C

$$1/ Q_{\text{cal}} + Q_1 + Q_2 = 0$$

$$(m_1 C_{\text{eau}} + C) (T_{\text{éq}} - T_1) + m_2 C_{\text{eau}} (T_{\text{éq}} - T_2) = 0 \longrightarrow C = \frac{-m_2 C_{\text{eau}} (T_{\text{éq}} - T_2) - m_1 C_{\text{eau}} (T_{\text{éq}} - T_1)}{(T_{\text{éq}} - T_1)}$$

$$C = \frac{-1000 \cdot 4,18 (40 - 65,5) - 1000 \cdot 4,18 (40 - 15)}{(40 - 15)}$$

$$C = 83,6 \text{ J.K}^{-1}.$$

$$C = \mu \cdot c_{\text{eau}}$$

La valeur en eau du calorimètre est  $\mu$  donc  $\mu = C / c_{\text{eau}}$

$$\mu = 83,6 / 4,18 = 20 \text{ g}$$

$$2/ Q_{\text{cal}} + Q_1 + Q_{\text{métal}} = 0$$

$$(m_{\text{eau}} C_{\text{eau}} + C) (T_{\text{éq}} - T_1) + m_{\text{métal}} C_{\text{métal}} (T_{\text{éq}} - T_2) = 0$$

$$C_{\text{métal}} = - \frac{(m_{\text{eau}} C_{\text{eau}} + C)(T_{\text{éq}} - T_1)}{m_2 (T_{\text{éq}} - T_2)} = - \frac{(1000 \times 4,18 + 83,6)(37,5 - 15)}{300 \times (37,5 - 60)}$$

$$C_{\text{métal}} = 14,21 \text{ J. K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$$

**Exercice 5 :**

La température d'équilibre thermique (température finale)  $\theta_{\text{éq}} = ???$

*Le même raisonnement que l'exercice 01.*

Donc :

$$Q_2 = Q_{\text{eau froide}} = m_2 \cdot c_{\text{eau}} (T_{\text{éq}} - T_2) \text{ quantité de chaleur reçue par l'eau froide}$$

$$Q_{\text{cal}} = Q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}} (T_{\text{éq}} - T_2) \text{ quantité de chaleur reçue par le calorimètre}$$

$$Q_1 = Q_{\text{plomb}} = m_1 \cdot c_{\text{plomb}} (T_{\text{éq}} - T_1) \text{ quantité de chaleur cédée par le plomb}$$

$$\Sigma Q_i = 0 \Rightarrow Q_{\text{cal}} + Q_1 + Q_2 = 0$$

$$m_2 \cdot c_{\text{eau}} (T_{\text{éq}} - T_2) + C_{\text{cal}} (T_{\text{éq}} - T_2) + m_1 \cdot c_{\text{plomb}} (T_{\text{éq}} - T_1) = 0$$

$$\Rightarrow T_{\text{éq}} = \frac{T_2(m_{\text{eau}}c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) + m_1 c_{\text{plomb}}T_1}{m_{\text{eau}}c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}} + m_1c_{\text{plomb}}}$$

### Calcul de la capacité calorifique massique $c_{\text{plomb}}$

$$1 \text{ mole (207,2g)} \longrightarrow 26.4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$1 \text{ g} \longrightarrow c_{\text{plomb}}$$

$$c_{\text{plomb}} = \frac{26,4 \times 1}{207,2} = 0,127 \approx 0,13 \Rightarrow c_{\text{plomb}} = 0,13 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$$

$$\Rightarrow \text{AN: } T_{\text{éq}} = \frac{293(40 \times 4,18 + 83,7) + 280 \times 0,13 \times 373}{40 \times 4,18 + 83,7 + 280 \times 0,13} \Rightarrow T_{\text{éq}} = 303,14 \text{ K} \Rightarrow \theta_{\text{éq}} \approx 30 \text{ }^\circ\text{C}$$

### Exercice 6 :

-En 52 s, le conducteur ohmique de résistance R a fourni une quantité de chaleur  $Q_1$  :

$$Q_1 = - U.I.t$$

$$Q_1 = - 5 \times 5,8 \times 52 = - 1508 \text{ J}$$

-Pendant ce temps, le calorimètre et l'eau ont reçu une quantité de chaleur  $Q_2$ :

$$Q_2 = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T + C_{\text{cal}} \times \Delta T.$$

$$Q_2 = (0,1 \times 4185 + C_{\text{cal}}) 2,3 = 962,55 + 2,3 \times C_{\text{cal}}.$$

$$\text{Comme } \Sigma Q_i = 0 \Rightarrow Q_1 + Q_2 = 0 \Rightarrow -1508 + 962,55 + 2,3 \times C_{\text{cal}} = 0$$

$$\text{Ainsi : } 2,3 \times C_{\text{cal}} = 1508 - 962,55 = 545,45 \Rightarrow C_{\text{cal}} = 545,45/2,3 = 237,15 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

-La valeur en eau du calorimètre :  $\mu = C_{\text{cal}} / c_{\text{eau}} = 237,15/4185$

$$\mu = 0,0566 \text{ Kg} = 56,66 \text{ g}$$