

Module de chimie 2 : Thermodynamique

Corrigé série de TD N° 2

Données:

Capacités thermiques massiques c ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$): eau : 4185 ; glace : 2100

Chaleur latente de fusion de la glace : $L_{\text{fusion}}(\text{glace})=333 \text{ kJ.kg}^{-1}$ à 0°C .

EXERCICE 1

1. La température finale θ_f si on néglige l'intervention du calorimètre.

Quantité de chaleur **reçue** par l'eau froide : $Q_{\text{reçue}} = m_1 C_{\text{eau}} (\theta_f - \theta_1)$

Quantité de chaleur **cédée** par l'eau chaude : $C_{\text{édée}} = m_2 C_{\text{eau}} (\theta_f - \theta_2)$

Système adiabatique $\implies \sum_i Q_i = 0$

$$Q_{\text{reçue}} + Q_{\text{cédée}} = 0$$

$$m_1 C_{\text{eau}} (\theta_f - \theta_1) + m_2 C_{\text{eau}} (\theta_f - \theta_2) = 0$$

$$\text{On tire } \theta_f = \frac{m_1 \theta_1 + m_2 \theta_2}{m_1 + m_2} = \mathbf{308.38 \text{ K}}$$

2. La valeur en eau du calorimètre.

$$\theta'_f = 31.3^\circ\text{C}.$$

Quantité de chaleur **reçue** par l'eau froide et le calorimètre :

$$Q_{\text{reçue}} = m_1 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_1) + C_{\text{cal}} (\theta'_f - \theta_1) = (m_1 C_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) (\theta'_f - \theta_1)$$

Quantité de chaleur **cédée** par l'eau chaude : $C_{\text{édée}} = m_2 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_2)$

Système adiabatique $\implies \sum_i Q_i = 0$

$$Q_{\text{reçue}} + Q_{\text{cédée}} = 0$$

$$(m_1 C_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) (\theta'_f - \theta_1) + m_2 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_2) = 0$$

$$C_{\text{cal}} (\theta'_f - \theta_1) = -m_1 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_1) - m_2 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_2)$$

$$\text{On tire } C_{\text{cal}} = -m_1 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_1) - m_2 C_{\text{eau}} (\theta'_f - \theta_2) / (\theta'_f - \theta_1) = \mathbf{294.98 \text{ J.K}^{-1}}$$

$$\text{La valeur en eau du calorimètre } \mu = \frac{C_{\text{cal}}}{C_{\text{eau}}} = \frac{294.98}{4185} = 0.070 \text{ Kg}$$

Donc $\mu = \mathbf{70g}$

EXERCICE 2

1. La Température finale du calorimètre T_f .

Soit la masse m_1 de l'eau : $m_1=300\text{g}$

Soit la température initiale T_1 de l'eau : $T_1=15^\circ\text{C}$

Soit la masse m_2 de la glace : $m_2=50\text{g}$

Soit la température initiale T_2 de la glace : $T_2=0^\circ\text{C}$

Nous considérons les quantités de chaleur Q_i pour chaque système (calorimètre, eau et glace)

$$Q_{\text{cal}} = \mu C_{\text{eau}} (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{eau}} = m_1 C_{\text{eau}} (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{glace}} = m_2 \cdot L_{\text{fusion}}$$

Vérifions s'il ya fusion totale ou non du bloc de glace.

Il faut donc rechercher si la chaleur disponible auprès du système chaud Q_{fournie} , peut conduire à la fusion de toute la glace afin de la comparer avec celle nécessaire à la fusion de toute la glace Q_f .

$$Q_{\text{fournie}} = Q_{\text{cal}} + Q_{\text{eau}} = (\mu + m_1) C_{\text{eau}} (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{fournie}} = (0.3 + 0.02) 4185 (273.15 - 288.15) = -20088\text{J}$$

$$Q_f = m_2 \cdot L_{\text{fusion}} = 0.05 \cdot 333 \cdot 10^3 = 16650\text{J}$$

$|Q_{\text{fournie}}| > |Q_f|$: c'est-à-dire que la chaleur dont a eu besoin la glace pour fondre est largement suffisante pour la fondre totalement.

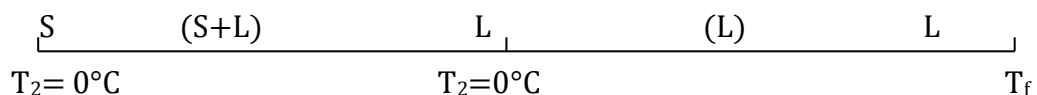
La température finale sera supérieure à 0°C .

Calculons maintenant T_f

Système adiabatique $\implies \sum_i Q_i = 0$

$$Q_{\text{fournie}} = Q_{\text{cal}} + Q_{\text{eau}} = (\mu + m_1) C_{\text{eau}} (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{reçue}} = m_2 L_{\text{fusion}} + m_2 C_{\text{eau}} (T_f - T_2)$$



$$Q_{\text{fournie}} + Q_{\text{reçue}} = (\mu + m_1) C_{\text{eau}} (T_f - T_1) + m_2 L_{\text{fusion}} + m_2 C_{\text{eau}} (T_f - T_2) = 0$$

$$T_f = [(\mu + m_1) C_{\text{eau}} T_1 + m_2 C_{\text{eau}} T_2 - (m_2 L_{\text{fusion}})] / (\mu + m_1 + m_2) C_{\text{eau}} = 2.22^\circ\text{C}.$$

2. Quantité de glace m

$$\begin{aligned} Q_{\text{fournie}} &= Q_{\text{verre}} + Q_{\text{jus}} = C_{\text{verre}} (T_f - T_1) + C_{\text{jus}} (T_f - T_1) \\ &= C (T_f - T_1) \end{aligned}$$

$$Q_{\text{reçue}} = Q_{\text{glace}} = m_{\text{glace}} L_{\text{fusion}} + m_{\text{glace}} C_{\text{eau}} (T_f - T_2)$$

$$\text{Système adiabatique} \implies \sum_i Q_i = 0$$

$$Q_{\text{fournie}} + Q_{\text{reçue}} = 0 \text{ donc}$$

$$m_{\text{glace}} = - [C(T_f - T_1) / C_{\text{eau}} (T_f - T_2) + L_{\text{fusion}}]$$

$$m_{\text{glace}} = - [550 (10 - 30) / 4185 (10 - 0) + 333000] = 0.0293 \text{ kg}$$

$$m_{\text{glace}} = \mathbf{29.3 \text{ g}}$$

EXERCICE 3

1.

Soit la température initiale de l'eau et du calorimètre : $\theta_2 = 16 \text{ }^\circ\text{C}$

Soit la température de l'eau et du calorimètre à l'état final : $\theta_f = 17,7 \text{ }^\circ\text{C}$

Soit la masse d'eau : $m_2 = 350 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

L'énergie reçue par l'eau s'exprime par la relation :

$$Q_{\text{eau}} = m_2 \times c_{\text{eau}} \times (\theta_f - \theta_2)$$

$$\text{A.N. : } Q_{\text{eau}} = 350 \cdot 10^{-3} \times 4185 \times (17,7 - 16,0)$$

$$Q_{\text{eau}} = \mathbf{2,49 \cdot 10^3 \text{ J}}$$

2.

Soit la capacité thermique totale du calorimètre: $C = 209 \text{ J.K}^{-1}$

L'énergie reçue par le calorimètre s'exprime par la relation :

$$Q_{\text{calorimètre}} = C \times (\theta_f - \theta_2)$$

$$Q_{\text{calorimètre}} = 209 \times (17,7 - 16,0)$$

$$Q_{\text{calorimètre}} = \mathbf{3, \cdot 10^2 \text{ J}}$$

3.

Appliquons le principe de conservation de l'énergie. Le système est isolé, donc l'énergie perdue par le plomb a été reçue par l'eau et le calorimètre :

$$|Q_{\text{plomb}}| = |Q_{\text{eau}}| + |Q_{\text{calorimètre}}|$$

$$|Q_{\text{plomb}}| = 2,49 \cdot 10^3 + 3,55 \cdot 10^2$$

$$|Q_{\text{plomb}}| = \mathbf{2,85 \cdot 10^3 \text{ J}}$$

Remarque : cette énergie est négative, car le plomb perd de l'énergie. $Q_{\text{plomb}} = -2,85 \cdot 10^3 \text{ J}$

4.

Soit la température initiale du plomb : $\theta_1 = 98 \text{ }^\circ\text{C}$

Soit la température du plomb à l'état final : $\theta_f = 17,7 \text{ }^\circ\text{C}$

Soit la masse de plomb : $m_1 = 280 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer le plomb de θ_1 à θ_f s'exprime par la relation :

$$Q_{plomb} = m_1 \times C_{plomb} \times (\theta_f - \theta_1)$$

Où C_{plomb} est la capacité thermique massique du plomb (inconnue). donc :

$$C_{plomb} = Q_{plomb} / m_1 \times (\theta_f - \theta_1)$$

A.N. :

$$C_{plomb} = - 2,85 \cdot 10^3 \times 280 \cdot 10^{-3} \times (17,7 - 98)$$

$$C_{plomb} = 126 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}$$

EXERCICE 4

Soit la masse de bloc de fer $m_{fer} = 100\text{g}$

Soit la température $T_{fer} = 373\text{K}$

Soit la masse d'eau froide $m_{eau} = 200\text{g}$

Soit la Température initiale de l'eau froide $T_0 = 293\text{K}$

1. Bilan d'énergie du système (eau + calorimètre + barre de fer)

Quantité de chaleur reçue par l'eau froide et le calorimètre. $Q_{reçue} > 0$.

$$Q_{reçue} = Q_{calorimètre} + Q_{eau} = \mu C_{eau} (T_f - T_0) + m_{eau} C_{eau} (T_f - T_0) = (\mu + m_{eau}) C_{eau} (T_f - T_0)$$

Quantité de chaleur fournie par la barre de fer. $Q_{fournie} < 0$

$$Q_{fournie} = m_{fer} C_{fer} (T_f - T_{fer})$$

2. En déduire la relation de T_f

Le système (eau + calorimètre + barre de fer) est isolé.

Système adiabatique $\implies \sum_i Q_i = 0$ donc

$$Q_{reçue} + Q_{fournie} = 0$$

$$(\mu + m_{eau}) C_{eau} (T_f - T_0) + m_{fer} C_{fer} (T_f - T_{fer}) = 0$$

On tire T_f

$$T_f = \frac{(m_{eau} + \mu) C_{eau} T_0 + m_{fer} C_{fer} T_{fer}}{(m_{eau} + \mu) C_{eau} + m_{fer} C_{fer}}$$

3. Capacité thermique massique du fer C_{fer}

Sachant que la Température finale $T_f = 296.5\text{K}$

Système adiabatique $\implies \sum_i Q_i = 0$ donc

$$Q_{reçue} + Q_{fournie} = 0$$

$$(\mu + m_{eau}) C_{eau} (T_f - T_0) + m_{fer} C_{fer} (T_f - T_{fer}) = 0$$

$$\text{Donc } C_{fer} = - \frac{(\mu + m_{eau}) C_{eau} (T_f - T_0)}{m_{fer} (T_f - T_{fer})}$$

A.N

$$C_{\text{fer}} = - \frac{(0.03+0.2)4185(296.5-293)}{0.1(296.5-373)}$$

$$\underline{C_{\text{fer}} = 440.38 \text{ j.Kg}^{-1}.\text{k}^{-1}}$$

4. Calculer la capacité thermique massique de l'aluminium et comparer avec celle du fer.

On refait la manipulation avec $m_{\text{al}}=100\text{g}$ et $T_f = 300 \text{ K}$

$$C_{\text{Al}} = - \frac{(\mu + m_{\text{eau}}) c_{\text{eau}} (T_f - T_0)}{m_{\text{Al}} (T_f - T_{\text{Al}})}$$

A.N

$$C_{\text{Al}} = - \frac{(0.03+0.2)4185(300-293)}{0.1(300-373)}$$

$$\underline{C_{\text{Al}} = 923 \text{ j.Kg}^{-1}.\text{k}^{-1}}$$

Définition de la capacité thermique massique.

C'est la quantité de chaleur à fournir ou à enlever à une masse de 1Kg, par exemple pour élever ou abaisser sa température de 1 degré.

$C_{\text{Al}} > C_{\text{fer}}$, Le corps ayant la plus faible valeur de cette grandeur conduit plus rapidement la chaleur, ce qui entraîne une diminution relativement rapide de sa température. C'est pourquoi la température de la barre de fer, dont la capacité thermique massique est la plus faible, diminue plus que celle de l'aluminium.