Exercices sur les transferts thermiques

Exercice 1 :

L'étain (Sn) est un métal employé pour la soudure des métaux. On souhaite déterminer l'énergie massique de fusion de l'étain.
Dans un calorimètre contenant 150 g d'eau à 20,0 °C, on verse 36 g d'étain fondu à la température de 231,9 °C.
L'étain solidifie rapidement. On mélange jusqu'à l'équilibre thermique, qui est atteint pour une température de 70,0 °C.

1. Calculer l'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de 20,0 °C à 70,0 °C
2. Calculer de même l'énergie perdue par l'étain solide en passant de 231,9 °C à 70,0 °C.
3. Donner l'expression du principe de conservation de l'énergie dans cette situation. En déduire l'énergie reçue par l'étain au cours de sa solidification.
4. Donner l'expression de l'énergie de changement d'état d'une espèce chimique de masse m.
5. En déduire l'énergie thermique massique L_f de fusion de l'étain.

Données:
Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Chaleur massique de l'étain : c_{Sn}=228 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Température de fusion de l'étain : θ_f = 231,9 °C

Exercices sur les transferts thermiques

Exercice 2 :

On souhaite déterminer la chaleur massique du plomb.
On sort un bloc de plomb de masse m_1=280 g d'une étuve où il se trouvait à la température θ_1 = 98,0 °C pour le plonger dans un calorimètre de contenant une masse m_2=350g d'eau à la température initiale θ_2=16,0 °C.
On mesure la température d'équilibre thermique θ_e = 17,7 °C.

1. Exprimer et calculer l'énergie reçue par l'eau au cours de cette transformation.
2. Calculer de même l'énergie reçue par le calorimètre.
3. En déduire l'énergie perdue par le plomb lors de cette transformation.
4. Déterminer la chaleur massique du plomb.

Données:
Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Capacité thermique totale du calorimètre : C=209 $J.K^{-1}$

Exercices sur les transferts thermiques

Exercice 3 :

On désire obtenir un bain d'eau tiède à 37 °C, d'un volume total V=250 litres. Le robinet d'eau chaude délivre de l'eau à 70 °C, tandis que le robinet d'eau froide délivre de l'eau à 15 °C.

1. Déterminer le volume V_1 d'eau chaude et le volume V_2 d'eau froide qu'il faut mélanger pour cela.

Données:
Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Masse volumique de l'eau : ρ = 1000 $kg.m^{-3}$.

Exercices sur les transferts thermiques

Exercice 4 (niveau expert) :

Pour obtenir des œufs à la coque, avec un blanc bien cuit et un jaune parfaitement coulant, l'eau de cuisson doit idéalement être à une température de 65 °C.

1. Quelle doit être l'énergie thermique transférée à 2,0 litres d'eau initialement à une température de 20 °C pour qu'elle atteigne la température idéale de cuisson ?
2. Toto dispose de 2,0 litres d'eau froide (température ambiante 20 °C) et de 5 Litres d'eau juste bouillante, mais il n'a pas d'autre système de chauffage. Il propose de mélanger l'eau froide et l'eau bouillante pour obtenir la bonne température. Est-ce possible ? Si oui, quel volume d'eau bouillante doit-il ajouter à l'eau froide pour atteindre la température idéale ?
3. Les œufs étant cuits à point, Toto souhaite refroidir rapidement l'eau de cuisson. Il ajoute 10 glaçons juste fondants (en cubes de 1,6 cm de côté). Quelle sera la température de l'eau lorsque l'équilibre thermique sera atteint ?
4. Faire la liste des sources d'erreur ou d'approximations de cet exercice.

Données :
Densité de la glace : 0,92
Masses molaires atomiques ($g.mol^{-1}$) : H : 1,0 ; O : 16,0
Chaleur latente (énergie molaire) de fusion de l'eau : 6,01 $kJ.mol^{-1}$
Capacité thermique massique de l'eau à l'état liquide : 4,18 $kJ.kg^{-1}.K^{-1}$

Corrigé des exercices sur les transferts thermiques

Corrigé de l'exercice 1 :

1. Soit la masse d'eau : m_e = 150 .10^{-3} kg
Soit la température initiale de l'eau : θ_{ei} = 20,0 °C°C
Soit la température de l'eau à l'état final : θ_{ef} = 70,0 °C °C
L'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de $\theta_{e\,i}$ à $\theta_{e\,f}$ s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{eau} = m_e \times c_e \times (\theta_{e\,f} - \theta_{e\,i})}$$

A.N. : $Q_{eau} = 150 \cdot 10^{-3} \times 4185 \times (70{,}0 - 20{,}0)$

$$\boldsymbol{Q_{eau} = 3{,}14 \cdot 10^4 J}$$

2. Soit la masse d'étain : m_{Sn} = 35 .10^{-3} kg
Soit la température initiale de l'étain : θ_{Sni} = 231,9 °C°C
Soit la température de l'étain à l'état final : θ_{Snf} = 25,0 °C °C
L'énergie thermique perdue par l'étain solide en passant de θ_{1i} à θ_{1f} s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = m_{Sn} \times c_{Sn} \times (\theta_{Sn\,f} - \theta_{Sn\,i})}$$

A.N. : $Q_{refroidissement\ étain} = 36 \cdot 10^{-3} \times 228 \times (70{,}0 - 231{,}9)$

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = -1{,}33 \cdot 10^3 J}$$

Remarque : cette valeur est négative, car l'étain a perdu de l'énergie.

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

$$|Q_{solidification\ étain}| + |Q_{refroidissement\ étain}| = |Q_{eau}|$$

On en déduit :

$$\boldsymbol{|Q_{solidification\ étain}| = |Q_{eau}| - |Q_{refroidissement\ étain}|}$$

$$|Q_{solidification\ étain}| = 3{,}14 \cdot 10^4 - 2{,}36 \cdot 10^3 J$$

$$\boldsymbol{|Q_{solidification\ étain}| = 3{,}00 \cdot 10^5 J}$$

4. L'énergie thermique de changement d'état d'une espèce chimique s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q = m \times L}$$

5. D'après la question précédente, l'énergie de solidification de l'étain est :

$$|Q_{solidification\ étain}| = m_{\mathrm{Sn}} \times L_f$$

On souhaite déterminer l'énergie thermique massique de fusion de l'étain : L_f.
On en déduit :

$$\boldsymbol{L_f = \frac{|Q_{solidification\ étain}|}{m_{\mathrm{Sn}}}}$$

$$L_f = \frac{3{,}00 \cdot 10^5}{36 \cdot 10^{-3}}$$

$$\boldsymbol{L_f = 8{,}35 \cdot 10^5 J/kg}$$

L'énergie thermique massique de fusion de l'étain vaut donc : $8{,}35 \cdot 10^5$ Joule par kilogramme.

Corrigé des exercices sur les transferts thermiques

Corrigé de l'Exercice 2 :

1. Soit la température initiale de l'eau et du calorimètre : θ_{ei} = 16 °C
Soit la température de l'eau et du calorimètre à l'état final : θ_{ef} = 17,7 °C °C
Soit la chaleur massique de l'eau : c_e = 4185 J.kg^{-1}.K^{-1}
Soit la masse d'eau : m_2 = 350 .10^{-3} kg

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

$$\boldsymbol{Q_{eau} = m_e \times c_e \times (\theta_{ef} - \theta_{ei})}$$

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

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

2. Soit la capacité thermique totale du calorimètre : C = 209 J.K^{-1}
L'énergie reçue par le calorimètre s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{calorimètre} = C \times (\theta_{cf} - \theta_{ci})}$$

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

$$\boldsymbol{Q_{calorimètre} = 3{,}55 \cdot 10^2 J}$$

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 :

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

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

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

Remarque : cette énergie est négative, car le plomb perd de l'énergie.

$$\boldsymbol{Q_{plomb} = -2{,}85 \cdot 10^3 J}$$

4. Soit la température initiale du plomb : θ_{pi} = 98 °C
Soit la température du plomb à l'état final : θ_{pf} = 17,7 °C °C
Soit la masse de plomb : m_p = 280 .10^{-3} kg

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer le plomb de θ_{1i} à θ_{1f} s'exprime par la relation :

$$Q_{plomb} = m_p \times c_{m\ plomb} \times (\theta_{pf} - \theta_{pi})$$

Où $c_{m\ plomb}$ est la capacité thermique massique du plomb (inconnue)., donc :

$$\boldsymbol{c_{m\ plomb} = \frac{Q_{plomb}}{m_1 \times (\theta_{pf} - \theta_{ii})}}$$

A.N. :$c_{m\ plomb} = \frac{-2{,}85 \cdot 10^3}{280 \cdot 10^{-3} \times (17{,}7 - 98)}$

$$\boldsymbol{c_{m\ plomb} = 126\ J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}}$$

Corrigé des exercices sur les transferts thermiques

Corrigé de l'Exercice 3 :

1. Soit la chaleur massique de l'eau : C_m = 4,18 kJ.kg^{-1}.K^{-1}
Soit la température du volume V_1 d'eau chaude à l'état initial : θ_{1i} = 70 °C
Soit la température du volume V_1 d'eau chaude à l'état final : θ_{1f} = 37 °C
Soit la température du volume V_2 d'eau froide à l'état initial : θ_{2i} = 15 °C
Soit la température du volume V_2 d'eau froide à l'état final : θ_{2f} = 37 °C
Soit la masse volumique de l'eau : ρ_{eau} = 1000 kg/m^3, soit ρ_{eau} = 1,000 kg/L

Le volume totale d'eau vaut : V = 250 L
Donc :

$$V_1 + V_2 = V$$

Application numérique :

$$V_1 + V_2 = 250$$

Pour un volume V d'eau, la masse d'eau à chauffer est :

$$m = \rho_{eau} \times V$$

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de θ_i à θ_f s'exprime par la relation :

$$Q = m \times c_m \times (\theta_f - \theta_i)$$

Donc :

$$Q = \rho_{eau} \times V \times c_m \times (\theta_f - \theta_i)$$

Soit Q_1, l'énergie cédée par l'eau chaude et Q_2 l'énergie reçue par l'eau froide.
Si on suppose que le système {eau chaude + eau froide} est isolé, l'énergie totale se conserve :

$$Q_1 + Q_2 = 0$$

$$\rho_{eau} \times V_1 \times c_m \times (\theta_{1f} - \theta_{1i}) + \rho_{eau} \times V_2 \times c_m \times (\theta_{2f} - \theta_{2i}) = 0$$

Simplification :

$$V_1 \times (\theta_{1f} - \theta_{1i}) + V_2 \times (\theta_{2f} - \theta_{2i}) = 0$$

Application numérique :

$$V_1 \times (37 - 70) + V_2 \times (37 - 15) = 0$$

$$-33 \cdot V_1 + 22 \cdot V_2 = 0$$

On résout le système :

$$\begin{cases} V_1 + V_2 = 250 \\ -33 \cdot V_1 + 22 \cdot V_2 = 0 \end{cases}$$

Remplaçons V_1 par 250 – V_2 dans la deuxième équation :

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 250 - V_2 \\ -33 \cdot (250 - V_2) + 22 \cdot V_2 = 0 \end{cases}$$

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 250 - V_2 \\ -33 \cdot (250 - V_2) + 22 \cdot V_2 = 0 \end{cases}$$

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 250 - V_2 \\ -33 \times 250 + 33 \cdot V_2 + 22 \cdot V_2 = 0 \end{cases}$$

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 250 - V_2 \\ -33 \times 250 + 55 \cdot V_2 = 0 \end{cases}$$

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 250 - V_2 \\ V_2 = \dfrac{8250}{55} \end{cases}$$

$$\Leftrightarrow \begin{cases} V_1 = 100\ L \\ V_2 = 150\ L \end{cases}$$

Il faut donc 100 litres d'eau chaude et 150 litres d'eau froide.

Corrigé des exercices sur les transferts thermiques

Corrigé de l'Exercice 4 (niveau expert) :

1. Soit la capacité thermique massique de l'eau : C_m = 4,18 kJ.kg^{-1}.K^{-1}
Soit la température de l'eau à l'état initial : θ_1 = 20 °C
Soit la température de l'eau à l'état final : θ_2 = 65 °C
Soit le volume d'eau à chauffer : V = 2,0 L
Soit la masse volumique de l'eau : ρ_{eau} = 1 kg/L
La masse d'eau à chauffer est :

$$m = \rho_{eau} \times V$$

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de θ_1 à θ_2 s'exprime par la relation :

$$Q = m \times c_m \times \Delta T$$

Où ΔT est la variation de température : $\Delta T = T_2 - T_1$ (avec $T_2 = \theta_2 + 273{,}15$ et $T_1 = \theta_1 + 273{,}15$)
D'où : $\Delta T = \theta_2 - \theta_1$
Donc :

$$Q = \rho_{eau} \times V \times c_m \times (\theta_2 - \theta_1)$$
$$Q = 1 \times 2{,}0 \times 4{,}18 \times (65 - 20)$$
$$Q = 376\ kJ$$

2. Soit la température de l'eau bouillante à l'état initial : θ_3 = 100 °C
Soit la température de l'eau à l'état final : θ_2 = 65 °C
Soit le volume d'eau à refroidir : V' = 5,0 L
L'énergie thermique perdue par l'eau qui passe de θ_3 à θ_2 s'exprime par la relation :

$$Q' = \rho_{eau} \times V' \times c_m \times (\theta_2 - \theta_3)$$
$$Q' = 1 \times 5{,}0 \times 4{,}18 \times (65 - 100)$$
$$Q' = -731\ kJ$$

Cette énergie est (en valeur absolue) supérieure à 376 kJ. Elle est donc suffisante pour ce que l'on souhaite.

On cherche le volume d'eau à mélanger à l'eau froide pour atteindre exactement 65 °C.
On suppose que le système est fermé. La conservation de l'énergie thermique du système s'écrit :

$$Q_{reçue\ par\ l'eaufroide} + Q''_{fournie\ par\ l'eauchaude} = 0$$

Avec : $Q_{reçue\ par\ l'eaufroide} = \rho_{eau} \times V \times c_m \times (\theta_2 - \theta_1)$
Et : $Q''_{fournie\ par\ l'eauchaude} = \rho_{eau} \times V'' \times c_m \times (\theta_2 - \theta_3)$
Où V'' est le volume d'eau bouillante à mélanger.

$$\rho_{eau} \times V \times c_m \times (\theta_2 - \theta_1) + \rho_{eau} \times V'' \times c_m \times (\theta_2 - \theta_3) = 0$$
$$V \times (\theta_2 - \theta_1) + V''(\theta_2 - \theta_3) = 0$$

Donc :

$$V'' = -\frac{V \times (\theta_2 - \theta_1)}{(\theta_2 - \theta_3)}$$
$$V'' = -\frac{2{,}0 \times (65 - 20)}{(65 - 100)}$$
$$V'' = 2{,}6\ L$$

3.
<u>Calcul de la masse des glaçons :</u>
Soit le volume d'un glaçon (cube de1,5 cm de côté) : $V_{glaçon} = 1{,}5^3$
$V_{glaçon}$ = 3,375 cm^3
Soit la masse volumique de la glace : ρ_{glace} = 0,91 g/cm^3
La masse des 5 glaçons vaut donc : $m_{glaàons} = 10 \times \rho_{glace} \times V_{glaçon}$
$m_{glaàons}$ = 30,71 g

Calcul de l'énergie de fusion des glaçons :

La chaleur latente molaire de fusion est exprimée en J.mol^{-1}. Nous devons donc d'abord déterminer la quantité de matière contenue dans les glaçons :

Soit la masse molaire de l'eau : $M(H_2O) = 2 \times 1{,}0 + 16{,}0$

$$M(H_2O) = 18{,}0 g.mol^{-1}$$

La quantité de matière contenue dans les glaçons est :

$$n = \frac{m}{M(H_2O)}$$

Soit la chaleur latente molaire de fusion de l'eau : L_{mol} = 6,01 kJ.mol^{-1}.

L'énergie thermique reçue par les glaçons pour fondre est donc :

$$Q_{fusion\ des\ glaçons} = L_{mol} \times n$$

$$Q_{fusion\ des\ glaçons} = L_{mol} \times \frac{m_{glaçons}}{M(H_2O)}$$

$$Q_{fusion\ des\ glaçons} = \frac{6{,}01 \times 30{,}71}{18{,}0}$$

$$Q_{fusion\ des\ glaçons} = 10{,}25\ kJ$$

Soit la température initiale de l'eau des glaçons juste fondus : θ_4 = 0 °C

Soit θ_f, la température finale (inconnue),

L'énergie thermique reçue par l'eau des glaçons juste fondus s'exprime par la relation :

$$Q_{reçue\ par\ l'eau fondue} = m_{glaçons} \times c_m \times (\theta_4 - \theta_f)$$

L'énergie thermique fournie par l'eau de cuisson des œufs s'exprime par la relation :

$$Q_{perdue\ par\ l'eau de\ cuisson} = \rho \times (V + V'') \times c_m \times (\theta_2 - \theta_f)$$

La conservation de l'énergie totale s'exprime par la relation :

$$Q_{reçue\ par\ l'eau fondue} + Q_{perdue\ par\ l'eau de\ cuisson} + Q_{fusion\ des\ glaçons} = 0$$

$$m_{glaçons} \times c_m \times (\theta_f - \theta_4) + \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times (\theta_f - \theta_2) + 10{,}25\ kJ = 0$$

D'où

$$m_{glaçons} \times c_m \times \theta_f - m_{glaçons} \times c_m \times \theta_{f4} + \rho \times (V + V'') \times c_m \times \theta_f - \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times \theta_2 + 10{,}25\ kJ = 0$$

$$m_{glaçons} \times c_m \times \theta_f + \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times \theta_f = m_{glaçons} \times c_m \times \theta_4 + \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times \theta_2 - 10{,}25\ kJ =$$

$$\left(m_{glaçons} + \rho_{eau} \times (V + V'')\right) \times c_m \times \theta_f = m_{glaçons} \times c_m \times \theta_4 + \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times \theta_2 - 10{,}25\ kJ$$

$$\theta_f = \frac{m_{glaçons} \times c_m \times \theta_4 + \rho_{eau} \times (V + V'') \times c_m \times \theta_2 - 10{,}25 kJ}{\left(m_{glaçons} + \rho_{eau} \times (V + V'')\right) \times c_m}$$

Avec $m_{glaçons}$ = 30,71.10^{-3}Kg

C_m = 4,18 KJ.Kg^{-1}.K^{-1}

θ_4 = 0 °C

θ_2 = 65 °C

ρ_{eau} = 1kg/L

V = 2,0 L

V'' = 2,6 L

$$\theta_f = \frac{30{,}71 \cdot 10^{-3} \times 4{,}18 \times 0 + 1 \times (2{,}0 + 2{,}6) \times 4{,}18 \times 65 - 10{,}25\ kJ}{\left(30{,}71 \cdot 10^{-3} + 1 \times (2{,}0 + 2{,}6)\right) \times 4{,}18}$$

$$\theta_f = 64\ °C$$

La température de l'eau a diminué de seulement 1 °C !

4. On a supposé qu'il n'y a pas de pertes de chaleur (la casserole est considérée comme un calorimètre parfait)

On n'a pas tenu compte de l'énergie reçue par les œufs au cours de leur cuisson.