

CALORIMETRIE

EXERCICE 1

Un calorimètre en laiton a une masse de 100 g ; le thermomètre qui plonge dans le calorimètre est formé d'une tige de verre de 20 g et contient 0,6 cm³ de mercure ; l'agitateur en verre a une masse de 15 g.

1. Calculer la capacité calorifique du calorimètre et de ces accessoires-.
2. On appelle valeur en eau du calorimètre la masse d'eau qui a la même capacité calorifique. Calculer cette masse.
3. Pour effectuer une mesure, on introduit 400 g d'eau.

Peut-on négliger la capacité calorifique du calorimètre devant celle de l'eau introduite ?

Données : masse volumique du mercure 13,6 g.cm⁻³.

$$c_{\text{laiton}} = 0,37 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \quad c_{\text{verre}} = 0,84 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \quad c_{\text{mercure}} = 0,14 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1};$$

EXERCICE 2

1. Un calorimètre contient 95 g d'eau à 20°C. On ajoute 71 g d'eau à 50 °C. Quelle serait la température d'équilibre si l'on pouvait négliger la capacité calorifique du calorimètre ?
2. La température d'équilibre observée est 31,3 °C. Calculer la capacité calorifique du vase et de ses accessoires.
3. Dans ce calorimètre contenant 100 g d'eau à 15 °C, on plonge un échantillon métallique de masse 25 g sortant d'une étuve à 95 °C. La température d'équilibre est 16,7 °C. Calculer la chaleur massique du métal.

EXERCICE 3

Pour déterminer la chaleur latente de vaporisation de l'eau, on réalise l'expérience suivante. Dans un calorimètre contenant initialement 500 g d'eau à 20° C, on fait barboter de la vapeur d'eau à 100° C sous la pression de 1 bar. La vapeur se condense totalement. Au bout de quelques minutes, on arrête l'arrivée de vapeur. La température finale est alors de 42,2° C. L'augmentation de masse du calorimètre est égale à 20 g, la capacité calorifique du calorimètre 160 J. ° C⁻¹.

Déterminer la chaleur latente de vaporisation de l'eau.

EXERCICE 4

On place 40 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ dans un calorimètre. La capacité calorifique du calorimètre et de son contenu est égale à $200 \text{ J. }^\circ\text{K}^{-1}$. On place au dessus du calorimètre une burette contenant une solution de concentration 2 mol. L^{-1} de soude.

1. Pour quel volume de soude versé la température du système sera-t-elle maximale ?
Calculer la valeur de cette température.

2. Calculer la variation $\Delta\theta$ de température du système lorsqu'on a versé $V \text{ cm}^3$ de soude.
Application numérique : $V = 2 \text{ cm}^3 ; 5 \text{ cm}^3 ; 8 \text{ cm}^3 ; 10 \text{ cm}^3 ; 15 \text{ cm}^3 ; 20 \text{ cm}^3$.

Tracer approximativement la courbe $\Delta\theta = f(\theta)$.

Données :

Température initiale de l'acide et de la soude : 18° C ;

Chaleur massique de la solution de soude $4200 \text{ J. kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$;

Masse volumique de cette solution 10^3 kg. m^{-3} ;

Chaleur de réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} \quad Q = -57,35 \text{ kJ. mol}^{-1}$

EXERCICE 5

On considère la combustion du méthane : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

1. Ajuster l'équation-bilan ci-dessus.

2. Les réactions suivantes sont exothermiques :

$$\begin{aligned} \text{C} + 2 \text{H}_2 &\rightarrow \text{CH}_4, \quad Q_1 ; \\ \text{C} + \text{O}_2 &\rightarrow \text{CO}_2, \quad Q_2 ; \\ \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 &\rightarrow \text{H}_2\text{O}, \quad Q_3 ; \end{aligned}$$

Dans les conditions standard de température et de pression (0°C , 1 bar), les chaleurs de réaction sont égales à $|Q_1| = 75 \text{ kJ}$; $|Q_2| = 393 \text{ kJ}$; $|Q_3| = 242 \text{ kJ}$.

Calculer, dans les mêmes conditions, la quantité de chaleur dégagée par la combustion d'un mètre cube de méthane (on assimilera le méthane à un gaz parfait) les gaz étant ramenés à la température initiale.

EXERCICE 6

Un morceau de glace de masse $m_g = 30 \text{ g}$ à $t_1 = -20^\circ \text{ C}$, est placé avec $m_2 = 20 \text{ g}$ de cuivre à $t_2 = 80^\circ \text{ C}$ dans un calorimètre contenant $m_e = 190 \text{ g}$ d'eau à $t_3 = 20^\circ \text{ C}$ et dont les accessoires et le vase ont une capacité calorifique $K = 110 \text{ J. K}^{-1}$.

Quel est l'état final du mélange (état physique de l'eau et température) ?

Données :

Chaleurs massiques :

$c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J. kg. K}^{-1}$; $c_{\text{cuivre}} = 387 \text{ J. kg. K}^{-1}$; $c_{\text{glace}} = 2100 \text{ J. kg. K}^{-1}$.

Chaleur latente de fusion de la glace : $L_f = 330 \text{ kJ. kg}^{-1}$