

# OPTIONscience

## CHIMIE

Exercices : corrigé

### 5.1 La calorimétrie

1.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée  
par le calorimètre

$$Q_{\text{calorimètre}} = C_{\text{calorimètre}} \Delta T \\ = 11,66 \text{ kJ/}^\circ\text{C} \times (29,53 \text{ }^\circ\text{C} - 24,52 \text{ }^\circ\text{C}) \\ = 58,42 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}} \\ = -58,42 \text{ kJ}$$

La chaleur molaire de combustion du phénol est de  $-3060 \text{ kJ/mol}$ .

Calcul du nombre de moles

$$M = \frac{m}{n} \\ \text{D'où } n = \frac{m}{M} = \frac{1,80 \text{ g}}{94,12 \text{ g/mol}} = 0,0191 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$? \text{ kJ} = \frac{1 \text{ mol} \times -58,42 \text{ kJ}}{0,0191 \text{ mol}} = -3058,6 \text{ kJ}$$

2.

Conversion de la chaleur molaire en chaleur  
de réaction

$$\frac{-2805,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-2805,4 \text{ kJ}}{180,18 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1,50 \text{ g}}$$

$$\frac{-2805,4 \text{ kJ} \times 1,50 \text{ g}}{180,18 \text{ g}} = -23,35 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée  
par le calorimètre

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}} \\ Q_{\text{calorimètre}} = +23,35 \text{ kJ}$$

La capacité calorifique du calorimètre est de  $6,67 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$ .

Calcul de la capacité calorifique

$$Q_{\text{calorimètre}} = C_{\text{calorimètre}} \Delta T \\ \text{D'où } C_{\text{calorimètre}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{\Delta T} \\ = \frac{23,35 \text{ kJ}}{(26,7 \text{ }^\circ\text{C} - 23,2 \text{ }^\circ\text{C})} \\ = 6,67 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$$

3.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée  
par le calorimètre

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ = 200,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 18,0 \text{ }^\circ\text{C} \\ = +15\,084 \text{ J ou } +15,1 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}} \\ = -15,1 \text{ kJ}$$

La chaleur de cette réaction est de  $-15,1 \text{ kJ}$ .

## La calorimétrie (suite)

4. a)

$$\begin{aligned}Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 150,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times (37,0^{\circ}\text{C} - 25,0^{\circ}\text{C}) \\ &= +7542 \text{ J ou } +7,54 \text{ kJ}\end{aligned}$$

La quantité d'énergie absorbée par l'eau est de 7,54 kJ.

b)

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -7,54 \text{ kJ} \\ \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{23,95 \text{ g}} &= \frac{-7,54 \text{ kJ}}{4,80 \text{ g}} \\ \frac{23,95 \text{ g} \times -7,54 \text{ kJ}}{4,80 \text{ g}} &= -37,6 \text{ kJ}\end{aligned}$$

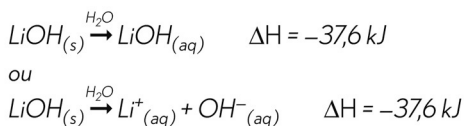
La chaleur molaire de dissolution du LiOH est de  $-37,6 \text{ kJ/mol}$ .

c)

$$\begin{aligned}\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} &= \frac{-7,54 \text{ kJ}}{4,80 \text{ g}} \\ \frac{1 \text{ g} \times -7,54 \text{ kJ}}{4,80 \text{ g}} &= -1,57 \text{ kJ}\end{aligned}$$

La chaleur massique de dissolution du LiOH est de  $-1,57 \text{ kJ/g}$ .

d)



5. a)

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned}Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times (36,2^{\circ}\text{C} - 24,0^{\circ}\text{C}) \\ &= +5111,8 \text{ J}\end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -5111,8 \text{ J}\end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned}\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{56,11 \text{ g}} &= \frac{-5,1118 \text{ kJ}}{5,00 \text{ g}} \\ \frac{56,11 \text{ g} \times -5,1118 \text{ kJ}}{5,00 \text{ g}} &= -57,4 \text{ kJ}\end{aligned}$$

La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de potassium est de  $-57,4 \text{ kJ/mol}$ .

## La calorimétrie (suite)



6. a)

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 500 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -1,50^\circ\text{C} \\ &= -3142,5 \text{ J ou } -3,14 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= +3,14 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{101,11 \text{ g}} = \frac{+3,14 \text{ kJ}}{9,60 \text{ g}}$$

$$\frac{101,11 \text{ g} \times +3,14 \text{ kJ}}{9,60 \text{ g}} = +33,1 \text{ kJ}$$

La chaleur molaire de dissolution du nitrate de potassium est de +33,1 kJ/mol.

b)

$$\% \text{ d'écart} = \left| \frac{\text{Valeur théorique} - \text{Valeur expérimentale}}{\text{Valeur théorique}} \right| \times 100$$

$$= \left| \frac{34,9 \text{ kJ/mol} - 33,1 \text{ kJ/mol}}{34,9 \text{ kJ/mol}} \right| \times 100 = 5,2 \%$$

Le pourcentage d'écart est de 5,2 %.

7. a)

Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{? \text{ kJ}}{4,10 \text{ g}} = \frac{-67,7 \text{ kJ/mol}}{159,62 \text{ g/mol}}$$

$$\frac{4,10 \text{ g} \times -67,7 \text{ kJ}}{159,62 \text{ g}} = -1,74 \text{ kJ}$$

La quantité d'énergie est de -1,74 kJ.

b)

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -(-1,74 \text{ kJ}) = +1,74 \text{ kJ} = 1740 \text{ J} \end{aligned}$$

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}$$

$$D'où \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}} = \frac{1740 \text{ J}}{250 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = 1,66^\circ\text{C}$$

La variation de température du solvant est de 1,66 °C.

## La calorimétrie (suite)

8. a)  $HCl_{(aq)} + LiOH_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + LiCl_{(aq)}$   
 b)  $H_2SO_{4(aq)} + Mg(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)} + MgSO_{4(aq)}$   
 c)  $H_3PO_{4(aq)} + 3 KOH_{(aq)} \rightarrow 3 H_2O_{(l)} + K_3PO_{4(aq)}$

9.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 300,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (35,4^\circ\text{C} - 23,4^\circ\text{C}) \\ &= 15\,084 \text{ J ou } 15,08 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -15,08 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} = \frac{-15,08 \text{ kJ}}{0,20 \text{ mol}}$$

Calcul du nombre de moles

$$C = \frac{n}{V}$$

$$\text{D'où } n = CV = 2,0 \text{ mol/L} \times 0,10 \text{ L} = 0,20 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol} \times -15,08 \text{ kJ}}{0,20 \text{ mol}} = -75,4 \text{ kJ}$$

La chaleur molaire de neutralisation de l'acide nitrique est de  $-75,4 \text{ kJ/mol}$ .

10. a)

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} & \Delta H_{\text{réaction}} &= Q_{\text{calorimètre}} \\ &= 550,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 34,3^\circ\text{C} & &= -79,0 \text{ kJ} \\ &= 79\,044 \text{ J ou } 79,0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La chaleur de combustion de l'octane est de  $-79,0 \text{ kJ}$ .

b)

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} &= \frac{-79,0 \text{ kJ}}{1,50 \text{ g}} \\ \frac{1 \text{ g} \times -79,0 \text{ kJ}}{1,50 \text{ g}} &= -52,7 \text{ kJ/g} \end{aligned}$$

La chaleur massique de combustion de l'octane est de  $-52,7 \text{ kJ/g}$ .

## La calorimétrie (suite)

11.

Calcul du nombre de moles

$$C = \frac{n}{V}$$

$$D'où n = CV = 2,00 \text{ mol/L} \times 0,0500 \text{ L} = 0,100 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{-250 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0,100 \text{ mol}}$$

$$\frac{-250 \text{ kJ} \times 0,100 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -25,0 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$Q_{\text{calorimètre}} = -\Delta H_{\text{réaction}} \\ = -(-25,0 \text{ kJ}) \text{ ou } +25\,000 \text{ J}$$

$$Q_{\text{calorimètre}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}$$

$$D'où \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}} \\ = \frac{+25\,000 \text{ J}}{100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = 59,7^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$D'où T_f = \Delta T + T_i = 59,7^\circ\text{C} + 22,0^\circ\text{C} = 81,7^\circ\text{C}$$

La température finale sera de  $81,7^\circ\text{C}$ .