

### Exercices sur l'ensemble du chapitre 5

1.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

$$= 40,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times -3,3 \text{ }^{\circ}\text{C} = -553,1 \text{ J}$$

Détermination de la chaleur de réaction

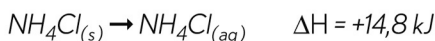
$$\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}}$$

$$= +553,1 \text{ J}$$

Calcul de la chaleur molaire

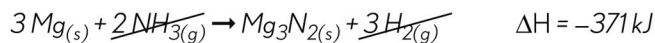
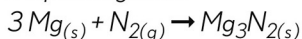
$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{53,50 \text{ g}} = \frac{+0,553 \text{ kJ}}{2,00 \text{ g}}$$

$$\frac{53,50 \text{ g} \times +0,553 \text{ kJ}}{2,00 \text{ g}} = +14,8 \text{ kJ}$$



2.

L'équation globale



$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-463 \text{ kJ/mol}}{100,95 \text{ g/mol}}$$

$$\frac{1 \text{ g} \times -463 \text{ kJ/mol}}{100,95 \text{ g/mol}} = -4,59 \text{ kJ}$$

La chaleur massique de formation du diniture de trimagnésium est de  $-4,59 \text{ kJ/g}$ .

## Exercices sur l'ensemble du chapitre 5 (suite)

3. a)

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ = 600 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times 11,0^{\circ}\text{C} = 27\,654 \text{ J ou } 27,7 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}} \\ = -27,7 \text{ kJ}$$

Calcul du nombre de moles

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

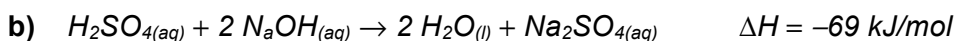
$$\text{D'où } n = CV = 1,0 \text{ mol/L} \times 0,400 \text{ L} = 0,40 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur molaire

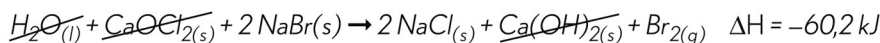
$$\frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} = \frac{-27,7 \text{ kJ}}{0,40 \text{ mol}}$$

$$\frac{1 \text{ mol} \times -27,7 \text{ kJ}}{0,40 \text{ mol}} = -69 \text{ kJ}$$

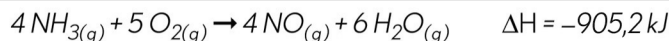
La chaleur molaire de neutralisation du NaOH est de  $-69 \text{ kJ/mol}$ .



4.



5.



Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{-905,2 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = -226,3 \text{ kJ/mol}$$

La chaleur molaire de la réaction de l'ammoniac est de  $-226,3 \text{ kJ/mol}$ .

## Exercices sur l'ensemble du chapitre 5 (suite)

6.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par l'eau

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 25\,000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times (65,0^{\circ}\text{C} - 18,0^{\circ}\text{C}) \\ &= 4\,923\,250 \text{ J} = 4923 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -4923 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la masse de charbon nécessaire

$$\frac{-393,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-393,5 \text{ kJ}}{12,01 \text{ g}} = \frac{-4923 \text{ kJ}}{? \text{ g}}$$

$$\frac{12,01 \text{ g} \times -4923 \text{ kJ}}{-393,5 \text{ kJ}} = 150 \text{ g}$$

Il faudrait brûler 150 g de charbon.

7. a) Ce mécanisme comporte cinq étapes.

b)

$$\begin{aligned} E_{\text{a}} &= 300 \text{ kJ} - 50 \text{ kJ} \\ &= 350 \text{ kJ} \end{aligned}$$

c)

$$\begin{aligned} \Delta H &= 100 \text{ kJ} - 200 \text{ kJ} \\ &= -100 \text{ kJ} \end{aligned}$$

d)

$$\begin{aligned} \Delta H &= -100 \text{ kJ} - 200 \text{ kJ} \\ &= -300 \text{ kJ} \end{aligned}$$

e)

$$\begin{aligned} E_{\text{a}} &= 200 \text{ kJ} - 100 \text{ kJ} \\ &= 100 \text{ kJ} \end{aligned}$$

f)

$$\begin{aligned} \Delta H &= 150 \text{ kJ} - 100 \text{ kJ} \\ &= +50 \text{ kJ} \end{aligned}$$

g)

$$\begin{aligned} E_{\text{a}} &= 400 \text{ kJ} - 100 \text{ kJ} \\ &= 300 \text{ kJ} \end{aligned}$$