

### Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

#### 5.1 La calorimétrie

1. Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned}Q_{\text{calorimètre}} &= C_{\text{calorimètre}} \Delta T \\ &= 2,312 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C} \times 10,0 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ &= 23,12 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -23,12 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

$$\begin{aligned}n &= \frac{0,500 \text{ g}}{44,11 \text{ g/mol}} \\ &= 0,0113 \text{ mol}\end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned}\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{-23,12 \text{ kJ}}{0,0113 \text{ mol}} \\ \frac{1 \text{ mol} \times -23,12 \text{ kJ}}{0,0113 \text{ mol}} &= -2046,02 \text{ kJ}\end{aligned}$$

La chaleur molaire de combustion du propane est de  $-2050 \text{ kJ/mol}$ .

2. Calcul de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned}\frac{-394 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-394 \text{ kJ}}{12,01 \text{ g}} &= \frac{? \text{ kJ}}{1,20 \text{ g}} \\ \frac{-394 \text{ kJ} \times 1,20 \text{ g}}{12,01 \text{ g}} &= -39,367 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Détermination de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned}Q_{\text{calorimètre}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -(-39,367 \text{ kJ}) \\ &= +39,367 \text{ kJ}\end{aligned}$$

## 5.1 La calorimétrie (suite)

Calcul de la capacité calorifique du calorimètre

$$Q_{\text{calorimètre}} = C_{\text{calorimètre}} \Delta T$$

$$\text{D'où } C_{\text{calorimètre}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{\Delta T}$$

$$\begin{aligned} C_{\text{calorimètre}} &= \frac{+39,367 \text{ kJ}}{7,0 \text{ }^\circ\text{C}} \\ &= 5,624 \text{ kJ/}^\circ\text{C} \end{aligned}$$

La capacité calorifique du calorimètre est de 5,62 kJ/°C.

3. a) Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 120,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (35,5 \text{ }^\circ\text{C} - 23,0 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= 6285 \text{ J} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -6285 \text{ J ou } -6,285 \text{ kJ} \end{aligned}$$

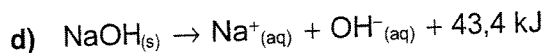
La chaleur dégagée par la dissolution est de 6,29 kJ.

$$\begin{aligned} \text{b) } \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} &= \frac{-6,29 \text{ kJ}}{5,80 \text{ g}} \\ \frac{40,00 \text{ g} \times -6,29 \text{ kJ}}{5,80 \text{ g}} &= -43,379 \text{ kJ} \end{aligned}$$

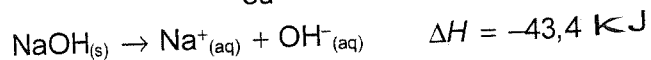
La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de sodium est de -43,4 kJ/mol.

$$\begin{aligned} \text{c) } \frac{-6,29 \text{ kJ}}{5,80 \text{ g}} &= \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} \\ \frac{-6,29 \text{ kJ} \times 1 \text{ g}}{5,80 \text{ g}} &= -1,084 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La chaleur massique de dissolution de l'hydroxyde de sodium est de -1,08 kJ/g.



ou



## 5.1 La calorimétrie (suite)

4. a) Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 25,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (24,8 \text{ }^\circ\text{C} - 17,0 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= 817,05 \text{ J} \end{aligned}$$

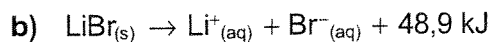
Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -817,05 \text{ J} \end{aligned}$$

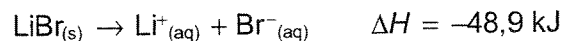
Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ J}}{86,84 \text{ g}} &= \frac{-817,05 \text{ J}}{1,45 \text{ g}} \\ \frac{86,84 \text{ g} \times -817,05 \text{ J}}{1,45 \text{ g}} &= -48\,932,8 \text{ J ou } -48,9328 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La chaleur molaire de dissolution du bromure de lithium est de  $-48,9 \text{ kJ/mol}$ .



ou



5. Calcul de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \frac{-38,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-38,0 \text{ kJ}}{23,95 \text{ g}} &= \frac{? \text{ kJ}}{3,00 \text{ g}} \\ \frac{-38,0 \text{ kJ} \times 3,00 \text{ g}}{23,95 \text{ g}} &= -4,7599 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -(-4,7599 \text{ kJ}) = +4,7599 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

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

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}$$

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{+4759,9 \text{ J}}{50,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ &= 22,7 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

## 5.1 La calorimétrie (suite)

Calcul de la température finale de l'eau

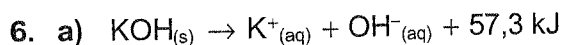
$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

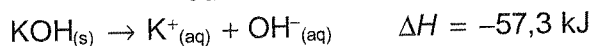
$$= 22,7 \text{ °C} + 25,0 \text{ °C}$$

$$= 47,7 \text{ °C}$$

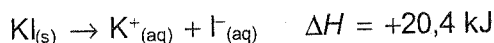
La température finale du mélange sera de 47,7 °C.



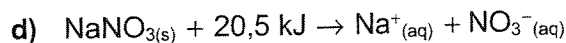
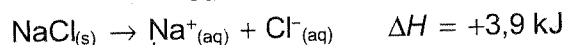
ou



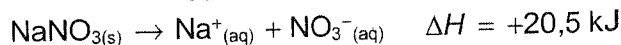
ou



ou



ou



7. Selon le tableau 5.8, la chaleur molaire de dissolution du sulfate de cuivre est de  $-67,7 \text{ kJ/mol}$ .

$$\frac{-67,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-67,7 \text{ kJ}}{159,62 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{5,00 \text{ g}}$$

$$\frac{-67,7 \text{ kJ} \times 5,00 \text{ g}}{159,62 \text{ g}} = -2,12 \text{ kJ}$$

La dissolution du sulfate de cuivre dégage 2,12 kJ.

8. Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

$$= 500 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (4,0 \text{ °C} - 31,0 \text{ °C})$$

$$= -56\,565 \text{ J} \text{ ou } -56,565 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de réaction

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

$$= -(-56\,565 \text{ J})$$

$$= +56\,565 \text{ J}$$

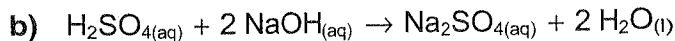
## 5.1 La calorimétrie (suite)

Calcul de la masse du nitrate de potassium

$$\frac{+34,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{+34,9 \text{ kJ}}{101,11 \text{ g}} = \frac{+56,565 \text{ kJ}}{? \text{ g}}$$

$$\frac{101,11 \text{ g} \times 56,565 \text{ kJ}}{34,9 \text{ kJ}} = 163,88 \text{ g}$$

Marc-Antoine doit transporter 164 g de nitrate de potassium.



10. a) Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (30,0^\circ\text{C} - 24,0^\circ\text{C}) \\ &= +2514 \text{ J} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -2514 \text{ J ou } -2,514 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles

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

$$\text{D'où } n = CV$$

$$= 1 \text{ mol/L} \times 0,0500 \text{ L}$$

$$= 0,0500 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{-2,514 \text{ kJ}}{0,0500 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$$

$$\frac{-2,514 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0,0500 \text{ mol}} = -50,28 \text{ kJ}$$

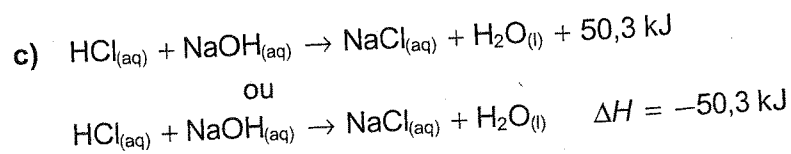
La chaleur molaire de neutralisation du NaOH est de  $-50,3 \text{ kJ/mol}$ .

b)  $\frac{-50,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-50,3 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}}$

$$\frac{-50,3 \text{ kJ} \times 1 \text{ g}}{40,00 \text{ g}} = -1,258 \text{ kJ}$$

La chaleur massique de neutralisation du NaOH est de  $-1,26 \text{ kJ/g}$ .

## 5.1 La calorimétrie (suite)



11. Calcul du nombre de moles

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

$$\text{D'où } n = CV$$

$$n = 2 \text{ mol/L} \times 0,200 \text{ L}$$

$$= 0,400 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{-76,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0,400 \text{ mol}}$$

$$\frac{-76,6 \text{ kJ} \times 0,400 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 15,32 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -15,32 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

$$= -(-15,32 \text{ kJ})$$

$$= +15,32 \text{ kJ ou } 15\,320 \text{ J}$$

Calcul de la variation de température

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

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} C_{\text{eau}}}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{15\,320 \text{ J}}{300 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}}$$

$$= 12,19 \text{ }^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale

$$\Delta T = T_f - T_i$$

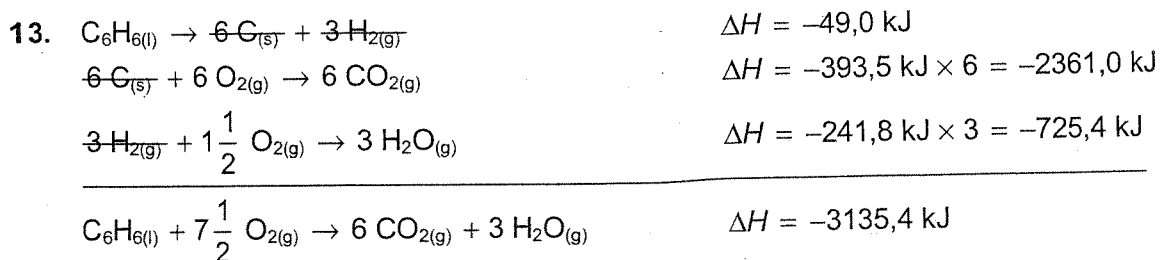
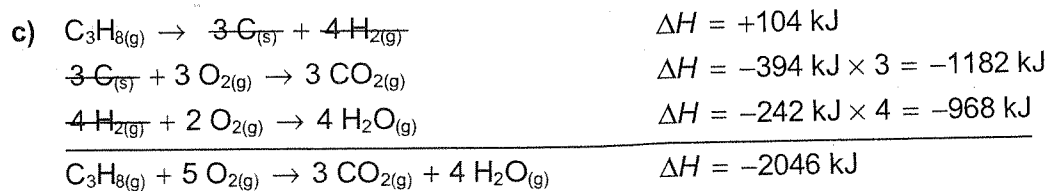
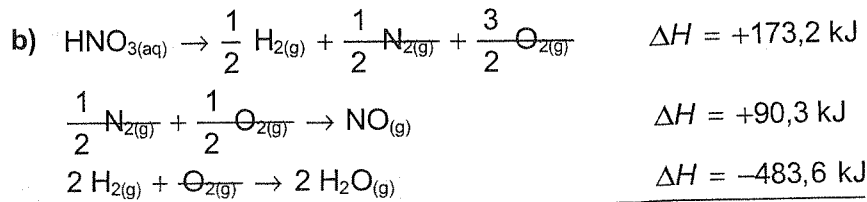
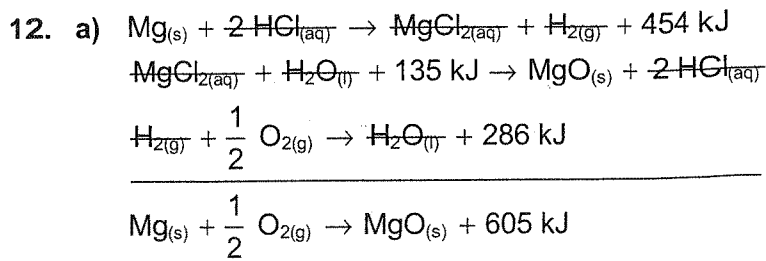
$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

$$T_f = 22,0 \text{ }^\circ\text{C} + 12,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= 34,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

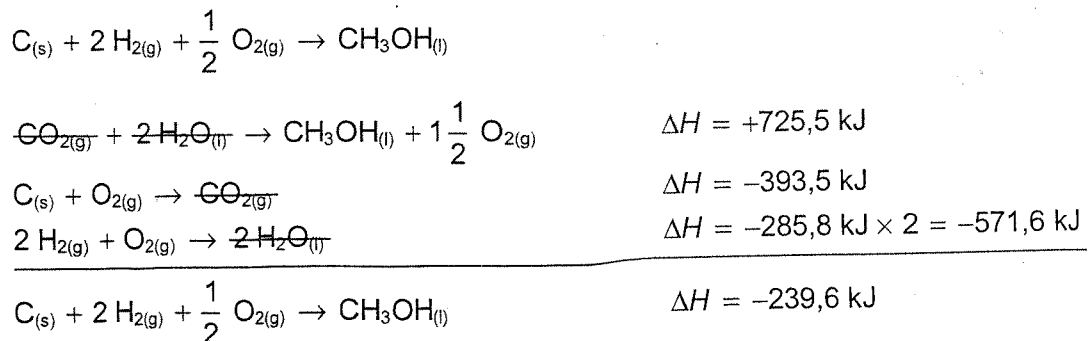
La température finale du mélange sera de  $34,2 \text{ }^\circ\text{C}$ .

## 5.2 La loi de Hess



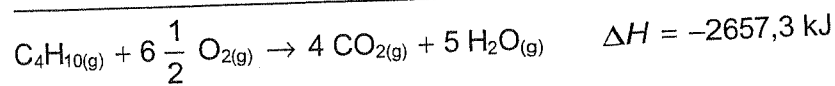
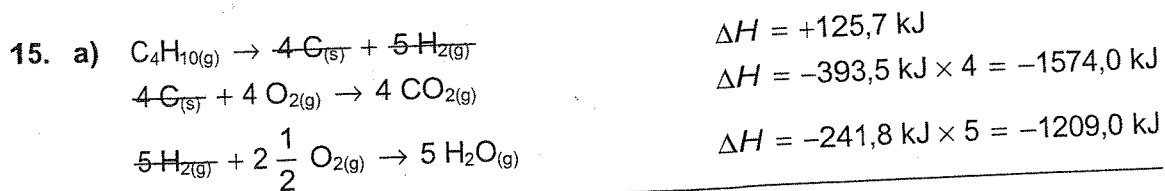
La chaleur de combustion du benzène est de  $-3135,4 \text{ kJ/mol}$ .

14. L'équation globale balancée

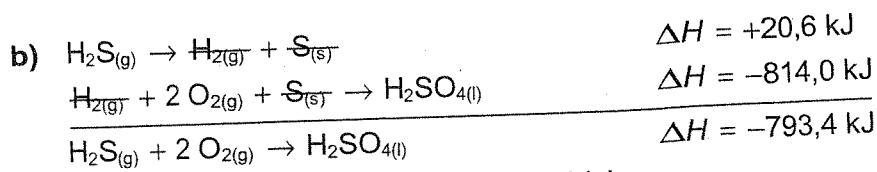


La chaleur molaire de formation de l'alcool méthylique est de  $-239,6 \text{ kJ/mol}$ .

## 5.2 La loi de Hess (suite)

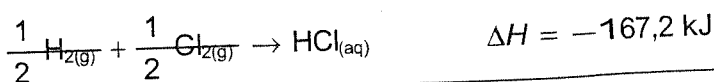
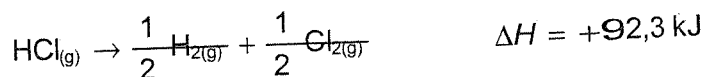
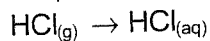


La chaleur de la réaction est de  $-2657,3 \text{ kJ}$ .



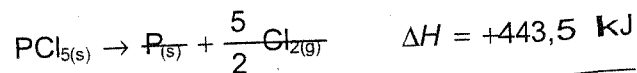
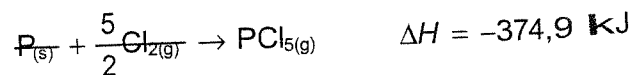
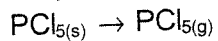
La chaleur de la réaction est de  $-793,4 \text{ kJ}$ .

c) L'équation globale balancée



La chaleur de la réaction est de  $-74,9 \text{ kJ}$ .

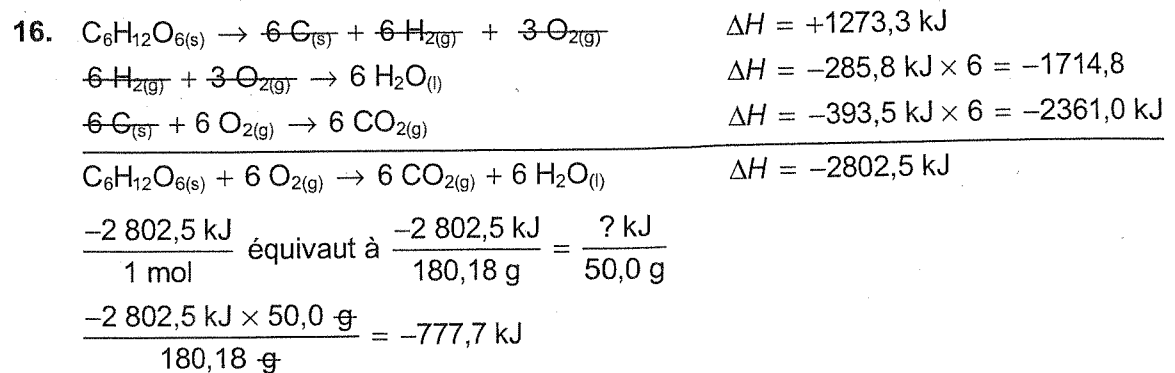
d) L'équation globale balancée



La chaleur de la réaction est de  $+68,6 \text{ kJ}$ .



## 5.2 La loi de Hess (suite)



Une quantité d'énergie de 778 kJ est libérée dans l'organisme.

17. a) Vrai.  
 b) Faux. L'énergie d'activation de la première étape est de 30 kJ, tandis que celle de la troisième étape est de 10 kJ.  
 c) Vrai.  
 d) Vrai.  
 e) Faux. L'enthalpie des réactifs de la troisième étape est de 20 kJ.  
 f) Faux. La variation d'enthalpie de la troisième étape est de -30 kJ.  
 g) Vrai.
18. C'est le graphique B qui peut illustrer ce mécanisme de réaction, car les deux premières étapes sont endothermiques, tandis que la troisième et la réaction globale sont exothermiques.

## Exercices sur l'ensemble du chapitre 5

19. a) Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{calorimètre}} &= C_{\text{calorimètre}} \Delta T \\
 &= 5650 \text{ J/}^\circ\text{C} \times 3,4 \text{ }^\circ\text{C} \\
 &= 19210 \text{ J}
 \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\
 &= -19210 \text{ J}
 \end{aligned}$$

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

Calcul de la chaleur massique

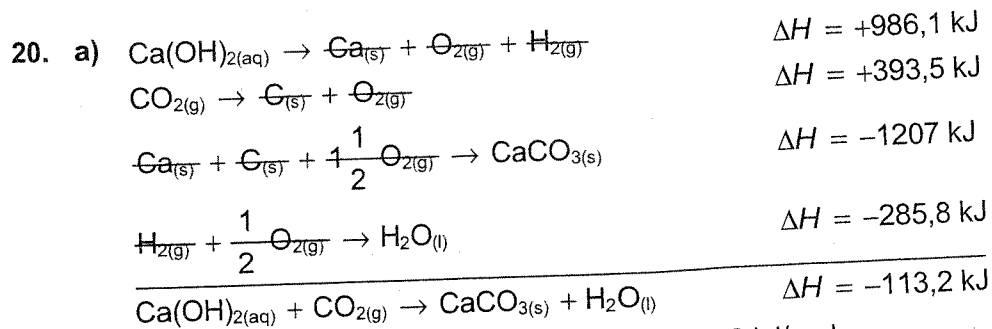
$$\frac{? \text{ J}}{1 \text{ g}} = \frac{-19\,210 \text{ J}}{1,14 \text{ g}}$$

$$\frac{1 \text{ g} \times -19\,210 \text{ J}}{1,14 \text{ g}} = -16\,850,9 \text{ J ou } -16,8509 \text{ kJ}$$

 La chaleur massique de combustion de l'acétone est de  $-16,9 \text{ kJ/g}$ .

$$\text{b) } \frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ J}}{58,09 \text{ g}} = \frac{-19\,210 \text{ J}}{1,14 \text{ g}}$$

$$\frac{58,09 \text{ g} \times -19\,210 \text{ J}}{1,14 \text{ g}} = -978\,867,5 \text{ J}$$

 La chaleur molaire de combustion de l'acétone est de  $-979 \text{ kJ/mol}$ .

 La chaleur molaire de la réaction est de  $-113 \text{ kJ/mol}$ .

b) Cette réaction fait augmenter la température des océans, puisqu'elle est exothermique.

 21. Calcul de l'énergie dégagée par la dissolution du  $\text{NH}_3$ 

$$\frac{-30,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-30,6 \text{ kJ}}{17,04 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1,00 \text{ g}}$$

$$\frac{-30,6 \text{ kJ} \times 1,00 \text{ g}}{17,04 \text{ g}} = -1,80 \text{ kJ}$$

 Calcul de l'énergie dégagée par la dissolution du  $\text{NaOH}$ 

$$\frac{-44,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-44,6 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1,00 \text{ g}}$$

$$\frac{-44,6 \text{ kJ} \times 1,00 \text{ g}}{40,00 \text{ g}} = -1,12 \text{ kJ}$$

 C'est la dissolution de  $1,00 \text{ g}$  d'ammoniac qui dégage le plus d'énergie.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 5 (suite)

22. Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{+4,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{+4,7 \text{ kJ}}{25,94 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{3,90 \text{ g}}$$

$$\frac{+4,7 \text{ kJ} \times 3,90 \text{ g}}{25,94 \text{ g}} = +0,7066 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

$$= -0,7066 \text{ kJ ou } 706,6 \text{ J}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

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

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} C_{\text{eau}}}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{-706,6 \text{ J}}{60,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}}$$

$$= -2,81 \text{ }^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale de l'eau

$$\Delta T = T_f - T_i$$

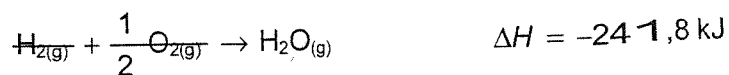
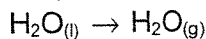
$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

$$T_f = -2,81 \text{ }^\circ\text{C} + 24,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= 21,59 \text{ }^\circ\text{C}$$

La température finale de la solution sera de 21,6 °C.

23. L'équation de l'évaporation de l'eau



$$\frac{+44,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{+44,0 \text{ kJ}}{18,02 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{100 \text{ g}}$$

$$\frac{+44,0 \text{ kJ} \times 100 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} = +244,17 \text{ kJ}$$

Une quantité d'énergie de 244 kJ est absorbée -

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

24. Calcul du nombre de moles

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

$$\text{D'où } n = CV$$

$$n = 0,1 \text{ mol/L} \times 0,500 \text{ L} = 0,0500 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{+22,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0,0500 \text{ mol}}$$

$$\frac{+22,6 \text{ kJ} \times 0,0500 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1,13 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par l'eau du mélange

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -1,13 \text{ kJ ou } -1130 \text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

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

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{-1130 \text{ J}}{500 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = -0,54 \text{ }^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale de l'eau

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

$$T_f = -0,54 \text{ }^\circ\text{C} + 22,0 \text{ }^\circ\text{C} = 21,5 \text{ }^\circ\text{C}$$

La température finale du mélange sera de 21,5 °C.

25. Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -(-103 \text{ kJ}) = +103 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la masse d'eau

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

$$\text{D'où } m_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}}$$

$$m_{\text{eau}} = \frac{103\,000 \text{ J}}{4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 2,8 \text{ }^\circ\text{C}} = 8779,4 \text{ g}$$

La masse d'eau est de 8800 g ou 8,8 kg.

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

- 26 a) Vrai. En effet, l'énergie d'activation est habituellement différente d'une étape à l'autre.
- b) Vrai. En effet, il est possible que l'enthalpie du complexe activé d'une étape soit plus petite que celle des réactifs de la première étape. L'enthalpie du complexe activé est alors négative. (Voir un exemple à la figure 5.12.)
27. Le diagramme C peut illustrer ce mécanisme...

28. Calcul de la chaleur de réaction

$\text{Mg}_{(s)}$	+	$2 \text{HCl}_{(aq)}$	$\rightarrow$	$\text{MgCl}_{2(aq)}$	+	$\text{H}_{2(g)}$	+	454 kJ
1 mol								454 kJ
24,31 g								
0,200 g								? kJ
24,31 g								454 kJ

$$\frac{0,200 \text{ g} \times 454 \text{ kJ}}{24,31 \text{ g}} = 3,735 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{réaction}} = -3735 \text{ J}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -\Delta H_{\text{réaction}} \\ &= -(-3735 \text{ J}) \\ &= +3735 \text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la variation de la température de l'eau

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

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}$$

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{3735 \text{ J}}{100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ &= 8,9 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Calcul de la température finale de l'eau

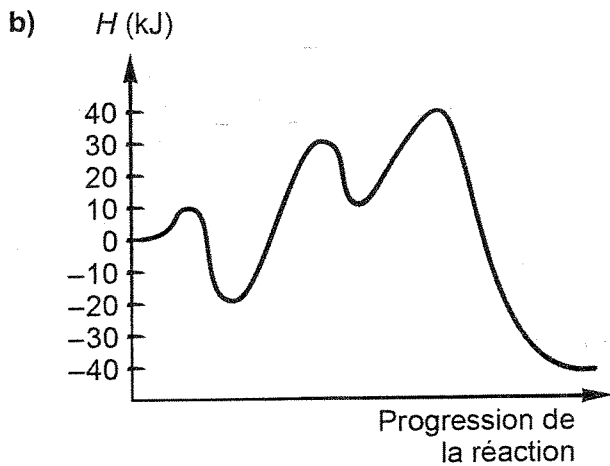
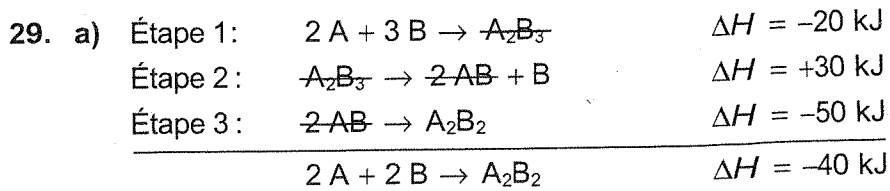
$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

$$\begin{aligned} T_f &= 8,9 \text{ }^\circ\text{C} + 22,5 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 31,4 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

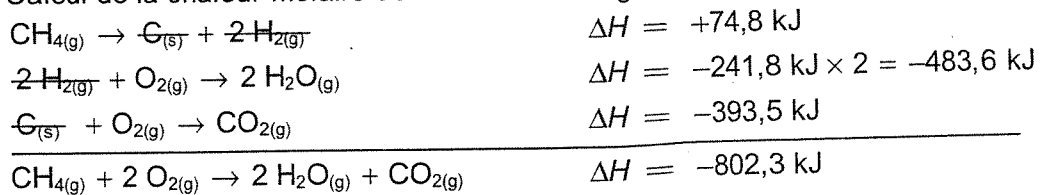
La température finale de la solution sera de  $31,4 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Exercices sur l'ensemble du chapitre 5 (suite)



Défis

30. Calcul de la chaleur molaire de combustion du gaz naturel



La chaleur molaire de combustion du gaz naturel est de  $-802,3 \text{ kJ/mol}$ .

Calcul de la quantité de chaleur absorbée ou dégagée par l'eau

$Q_{eau} = m_{eau} c_{eau} \Delta T_{eau}$   
 $= 800 \text{ kg} \times 4,19 \text{ kJ/kg}^\circ\text{C} \times (60^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C})$   
 $= 117\,320 \text{ kJ}$

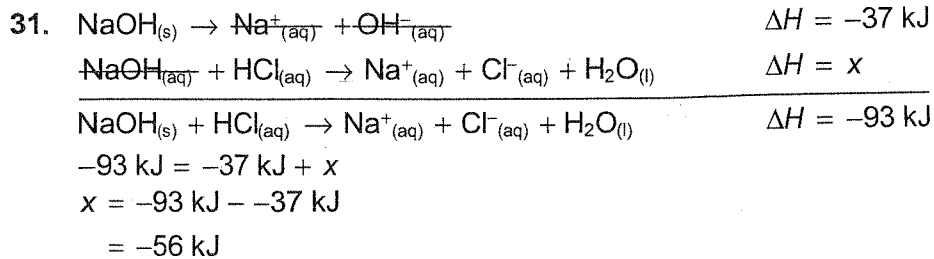
Calcul de la masse de gaz naturel à brûler

$CH_{4(g)}$	+	$2O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2H_2O_{(g)}$	+	$CO_{2(g)}$	+	802,3 kJ
1 mol								802,3 kJ
16,05 g								117 320 kJ
? g								802,3 kJ
16,05 g								

## Défis (suite)

$$\frac{16,05 \text{ g} \times 117 \, 320 \text{ kJ}}{802,3 \text{ kJ}} = 2347,0 \text{ g ou } 2,3470 \text{ kg}$$

Il faut environ 2,3 kg de gaz naturel.



L'équation de neutralisation est la suivante :

