

★ 9. a) 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 19,3^\circ\text{C} - 20,0^\circ\text{C} = -0,7^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{2 \text{ L} \cdot 1\,000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2\,000 \text{ mL}$$

3. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre :

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 2\,000 \text{ mL} = 2\,000 \text{ g}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 2\,000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot (-0,7^\circ\text{C})$$

$$= -5\,857,6 \text{ J} = -5,8576 \text{ kJ}$$

L'eau du calorimètre a libéré de la chaleur, donc la réaction l'a absorbée.

5. Calcul du nombre de moles de Z :

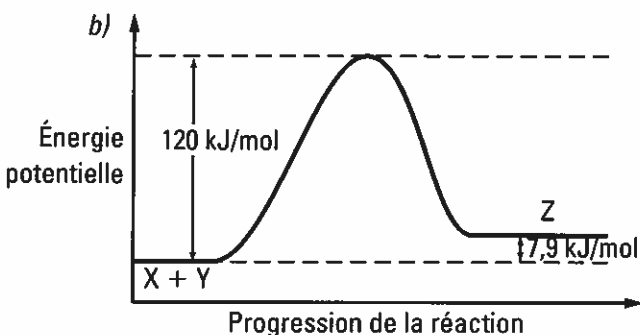
$$n = \frac{m}{M} = \frac{37 \text{ g}}{50 \text{ g/mol}} = 0,74 \text{ mol}$$

6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\frac{5,8576 \text{ kJ}}{0,74 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{5,8576 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,74 \text{ mol}} = 7,9157 \text{ kJ}$$

Réponse : La réaction est endothermique, la variation d'enthalpie est de 7,9 kJ/mol.



c) La réaction pourrait être réversible, car sa variation d'enthalpie est très faible, faisant en sorte que l'énergie d'activation est très similaire pour la réaction directe et inverse.

★ 10. Note : À la question 10, on devrait lire : « Soit la réaction de décomposition du pentoxyde de diazote (N_2O_5), dont l'énergie d'activation est de 200 kJ/mol [...] », puis en a) : « [...] les 5,49 L d'eau contenus dans l'appareil [...] ».

a) 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 12,75^\circ\text{C} - 22,0^\circ\text{C} = -9,25^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{5,49 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{5,49 \text{ L} \cdot 1\,000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5\,490 \text{ mL}$$

3. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre :

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 5\,490 \text{ mL} = 5\,490 \text{ g}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 5\,490 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot (-9,25^\circ\text{C})$$

$$= -212\,473,98 \text{ J} = -212,47398 \text{ kJ}$$

L'eau du calorimètre a libéré de la chaleur, donc la réaction l'a absorbée.

5. Calcul du nombre de moles de pentoxyde de diazote (N_2O_5) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150 \text{ g}}{108,009 \text{ g/mol}} = 1,38877 \text{ mol}$$

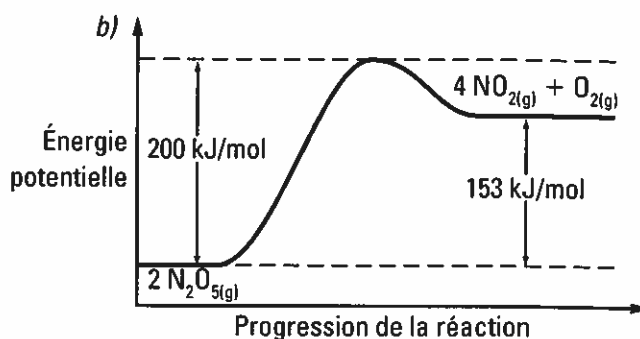
6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\frac{212\,473,98 \text{ kJ}}{1,38877 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{212\,473,98 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{1,38877 \text{ mol}} = 152,994 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 153 \text{ kJ/mol}$$


Réponse : La réaction est endothermique et la variation d'enthalpie est de 153 kJ/mol.



c) La réaction est difficilement réversible, sans être nécessairement impossible, car la variation d'enthalpie est grande. Cela fait en sorte que l'énergie d'activation est grande pour la réaction endothermique. Il faudrait l'essayer en laboratoire pour pouvoir conclure.

POUR FAIRE LE POINT

Chapitre 6
La chaleur molaire de réaction

 Manuel, p. 195 et 196

Note: Au début du *Pour faire le point* - Chapitre 6, on devrait lire: « Pour répondre aux questions 1, 5, 6, 8, 9, 12 et 14, utilisez le tableau 8.6 des annexes, à la page 420. »

- 1. a) $\text{HClO}_{3(s)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{ClO}_3^-_{(aq)}$ Exothermique
- b) $\text{HI}_{(g)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}$ Exothermique
- c) $\text{KNO}_{3(s)} \rightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$ Endothermique
- d) $\text{CuSO}_{4(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ Exothermique
- e) $\text{Li}_2\text{CO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{Li}^+_{(aq)} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$ Exothermique

- 2. 1. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 20 \text{ mL} = 20 \text{ g}$$

- 2. Calcul de la quantité de chaleur transférée:

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 20 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J}(\text{g}\cdot^\circ\text{C}) \cdot (50^\circ\text{C}) \\ &= 4184 \text{ J} \end{aligned}$$

- 3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution:

Puisque l'eau absorbe la chaleur, la dissolution de 4 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) a dégagé cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = -4184 \text{ J}$$

- 4. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de sodium:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4 \text{ g}}{39,997 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

- 5. Calcul de la chaleur molaire de dissolution:

$$\begin{aligned} \frac{-4184 \text{ J}}{0,1 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{-4184 \text{ J} \cdot 1 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol}} = -41840 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\Delta H_d = -41,840 \text{ kJ/mol}$$

Réponse: La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de sodium est de -4×10^1 kJ/mol.

- 3. 1. Calcul de la quantité de chaleur transférée:

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 1000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J}(\text{g}\cdot^\circ\text{C}) \cdot (-2^\circ\text{C}) \\ &= -8368 \text{ J} \end{aligned}$$

- 2. Détermination du signe de la chaleur de dissolution:

Puisque l'eau libère la chaleur, la dissolution de 24,42 g de chlorate de potassium (KClO_3) a absorbé cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = 8368 \text{ J}$$

- 3. Calcul du nombre de moles de chlorate de potassium:

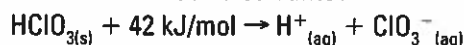
$$n = \frac{m}{M} = \frac{24,42 \text{ g}}{122,548 \text{ g/mol}} = 0,1993 \text{ mol}$$

- 4. Calcul de la chaleur molaire de dissolution:

$$\begin{aligned} \frac{8368 \text{ J}}{0,1993 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{8368 \text{ J} \cdot 1 \text{ mol}}{0,1993 \text{ mol}} = 41987 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\Delta H_d = 41,987 \text{ kJ/mol}$$

Réponse: La chaleur molaire de dissolution du chlorate de potassium est de 42 kJ/mol. L'équation de dissolution est la suivante:



- 4. Lors d'une dissolution d'un soluté dans un solvant, il faut séparer les particules de soluté entre elles et les particules de solvant entre elles. Ces deux étapes entraînent une variation d'enthalpie positive. L'autre étape est le réarrangement des particules de soluté avec celles du solvant, celui-ci entraîne une variation d'enthalpie négative. Dans le cas du nitrate de potassium (KNO_3), cela veut dire que les interactions soluté-soluté et solvant-solvant sont plus fortes (le ΔH est plus grand en valeur absolue) que les interactions soluté-solvant. C'est bien sûr le contraire dans le cas de l'hydroxyde de sodium (NaOH).

- 5. 1. Calcul de la masse d'eau utilisée:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ g}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 1\,000\text{ g} \cdot 4,184\text{ J}(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot (-5,5^{\circ}\text{C}) \\ &= -23\,012\text{ J} \end{aligned}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Puisque l'eau libère de la chaleur, la dissolution d'une mole de sel a absorbé cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = 23\,012\text{ J}$$

Réponse : La chaleur molaire de dissolution du sel est de 23 kJ/mol. Ce sel est donc, selon le tableau 8.6 de la page 420 du manuel, le nitrate d'argent ($\text{Ag}(\text{NO}_3)_3$).

■ 6. 1. Calcul du nombre de moles de sulfate de cuivre (CuSO_4):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8\text{ g}}{159,607\text{ g/mol}} = 0,050\,12\text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$\begin{aligned} \frac{-68\,000\text{ J}}{1\text{ mol}} &= \frac{?}{0,05\text{ mol}} \\ ? &= \frac{-68\,000\text{ J} \cdot 0,05\text{ mol}}{1\text{ mol}} = -3\,400\text{ J} \end{aligned}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Comme le ΔH_d du sulfate de cuivre est négatif, cette chaleur est absorbée par l'eau alors,

$$Q_{\text{eau}} = -\Delta H_d = 3\,400\text{ J.}$$

4. Calcul de la variation de température :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ \Delta T &= \frac{Q}{mc} = \frac{3\,400\text{ J}}{100\text{ g} \cdot 4,184\text{ J}(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C})} = 8,126^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

5. Calcul de la température finale :

$$T_f = T_i + \Delta T = 20^{\circ}\text{C} + 8,126^{\circ}\text{C} = 28,126^{\circ}\text{C}$$

Réponse : La température finale sera de 28°C.

■ 7. 1. Calcul du nombre de moles de chlorure de lithium (LiCl):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8,42\text{ g}}{42,394\text{ g/mol}} = 0,198\,6\text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$\begin{aligned} \frac{-35\,000\text{ J}}{1\text{ mol}} &= \frac{?}{0,198\,6\text{ mol}} \\ ? &= \frac{-35\,000\text{ J} \cdot 0,198\,6\text{ mol}}{1\text{ mol}} = -6\,951\text{ J} \end{aligned}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Comme le ΔH_d chlorure de lithium est négatif, cette chaleur est absorbée par l'eau alors,

$$Q_{\text{eau}} = -\Delta H_d = 6\,951\text{ J.}$$

4. Calcul de la variation de température :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ \Delta T &= \frac{Q}{mc} = \frac{6\,951\text{ J}}{200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J}(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C})} = 8,31^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

5. Calcul de la température finale :

$$T_f = T_i + \Delta T = 22^{\circ}\text{C} + 8,31^{\circ}\text{C} = 30,31^{\circ}\text{C}$$

Réponse : La température finale sera de 30°C.

■ 8. 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 80^{\circ}\text{C} - 25^{\circ}\text{C} = 55^{\circ}\text{C}$$

2. Calcul de l'énergie thermique :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 100\text{ g} \cdot 4,184\text{ J}(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot (55^{\circ}\text{C}) \\ &= 23\,012\text{ J} \end{aligned}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Puisque l'eau absorbe la chaleur, la dissolution d'hydroxyde de potassium (KOH) devra dégager cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = -23\,012\text{ J}$$

4. Calcul du nombre de moles nécessaires d'hydroxyde de potassium :

$$\begin{aligned} \frac{-55,0\text{ kJ}}{1\text{ mol}} &= \frac{-23,012\text{ kJ}}{?} \\ ? &= \frac{-23,012\text{ kJ} \cdot 1\text{ mol}}{-55,0\text{ kJ}} = 0,418\,4\text{ mol} \end{aligned}$$

5. Calcul de la masse d'hydroxyde de potassium :

$$\begin{aligned} m &= nM = 0,418\,4\text{ mol} \cdot 56,105\text{ g/mol} \\ &= 23,474\text{ g} \end{aligned}$$

Réponse : 23 g d'hydroxyde de sodium seront nécessaires.

◆ 9. 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 15,3^{\circ}\text{C} - 22,3^{\circ}\text{C} = -7,0^{\circ}\text{C}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 50,0\text{ g} \cdot 4,184\text{ J}(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot (-7,0^{\circ}\text{C}) \\ &= -1\,464,4\text{ J} \end{aligned}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Puisque l'eau libère la chaleur, la dissolution du sel a absorbé cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = 1\,464,4\text{ J}$$

4. Calcul du nombre de moles de sel si c'est le chlorure de sodium (NaCl):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,00\text{ g}}{58,443\text{ g/mol}} = 0,171\,1\text{ mol}$$

5. Calcul de la chaleur molaire de dissolution :

$$\frac{1\,464,4\text{ J}}{0,171\,1\text{ mol}} = \frac{?}{1\text{ mol}}$$

$$? = \frac{1\,464,4\text{ J} \cdot 1\text{ mol}}{0,171\,1\text{ mol}} = 8\,558,7\text{ J}$$

$$\Delta H_d = 8,56\text{ kJ/mol}$$

Réponse : Comme la chaleur molaire de dissolution du chlorure de sodium (NaCl) est de 4,3 kJ/mol, c'est donc dire que le sel utilisé (en considérant des masses molaires similaires) absorbe deux fois plus de chaleur que le NaCl. Il n'est donc pas de la même nature.

◆ 10. 1. Calcul du nombre de moles de nitrate de sodium (NaNO_3):

$$\frac{0,1\text{ mol}}{1\text{ L}} = \frac{?}{2,0\text{ L}}$$

$$? = \frac{0,1\text{ mol} \cdot 2,0\text{ L}}{1\text{ L}} = 0,2\text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$\frac{21\,000\text{ J}}{1\text{ mol}} = \frac{?}{0,2\text{ mol}}$$

$$? = \frac{21\,000\text{ J} \cdot 0,2\text{ mol}}{1\text{ mol}} = 4\,200\text{ J.}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Comme le ΔH_d du nitrate de sodium est positif, cette chaleur est libérée par l'eau alors,
 $Q_{\text{eau}} = -\Delta H_d = -4\,200\text{ J.}$

4. Calcul de la variation de température :

$$Q = mc\Delta T$$

$$\Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{-4\,200\text{ J}}{2\,000\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)}} = -0,5019\text{°C}$$

5. Calcul de la température finale :

$$T_f = T_i + \Delta T = 24\text{°C} + (-0,5)\text{°C}$$

$$= 23,5\text{°C}$$

Réponse : La température finale sera de 23,5°C.

◆ 11. 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 27\text{°C} - 23,5\text{°C} = 3,5\text{°C}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 500\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 3,5\text{°C} = 7\,322\text{ J}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de neutralisation :

Puisque l'eau absorbe de la chaleur, la neutralisation de 250 mL à 0,5 mol/L a dégagé cette chaleur.

$$\Delta H_n = -Q = -7\,322\text{ J}$$

4. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de potassium (KOH) neutralisé :

$$n = cV = 0,5\text{ mol/L} \cdot 0,250\text{ L}$$

$$= 0,125\text{ mol}$$

5. Calcul de la chaleur molaire de neutralisation :

$$\frac{-7\,322\text{ J}}{0,125\text{ mol}} = \frac{?}{1\text{ mol}}$$

$$? = \frac{-7\,322\text{ J} \cdot 1\text{ mol}}{0,125\text{ mol}} = -58\,576\text{ J}$$

$$\Delta H_n = -58,576\text{ kJ/mol}$$

Réponse : La chaleur molaire de neutralisation est de -6×10^1 kJ/mol.

◆ 12. Note : Pour répondre à la question 12, utilisez le tableau 8.6 des annexes, à la page 420 du manuel.

1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 120\text{°C} - 75\text{°C} = 45\text{°C}$$

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 500\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 45\text{°C} = 94\,140\text{ J}$$

3. Détermination du signe de la chaleur de dissolution :

Puisque l'eau absorbe la chaleur, la dissolution de l'hydroxyde de sodium (NaOH) a dégagé cette chaleur.

$$\Delta H_d = -Q = -94\,140\text{ J}$$

4. Calcul du nombre de moles nécessaires d'hydroxyde de sodium :

$$\frac{-42\,000\text{ J}}{1\text{ mol}} = \frac{-94\,140\text{ J}}{?}$$

$$? = \frac{-94\,140\text{ J} \cdot 1\text{ mol}}{-42\,000\text{ J}} = 2,2414\text{ mol}$$

5. Calcul de la masse d'hydroxyde de sodium :

$$m = nM = 2,2414\text{ mol} \cdot 39,997\text{ g/mol}$$

$$= 89,649\text{ g}$$

Réponse : Il faut dissoudre 90 g d'hydroxyde de sodium.

◆ 13. 1. Calcul de la température initiale du système de neutralisation :

$$T_i = \frac{m_2 c_2 T_{i2} + m_1 c_1 T_{i1}}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$

$$= \frac{(200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 23,0\text{°C}) + (200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 25,0\text{°C})}{(200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)}) + (200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)})}$$

$$= 24,0\text{°C}$$

2. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 27,5\text{°C} - 24,0\text{°C} = 3,5\text{°C}$$

3. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 400\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 3,5\text{°C} = 5\,857,6\text{ J}$$

4. Détermination du signe de la chaleur de neutralisation:

Puisque l'eau absorbe la chaleur, la neutralisation de 200 mL à 0,5 mol/L a dégagé cette chaleur.

$$\Delta H_n = -Q = -5\,857,6 \text{ J}$$

5. Calcul du nombre de moles d'acide nitrique (HNO_3) neutralisé:

$$n = cV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,200 \text{ L} \\ = 0,1 \text{ mol}$$

6. Calcul de la chaleur molaire de neutralisation:

$$\frac{-5\,857,6 \text{ J}}{0,1 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? = \frac{-5\,857,6 \text{ J} \cdot 1 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol}} = -58\,576 \text{ J}$$

$$\Delta H_n = -58,576 \text{ kJ/mol}$$

Réponse: La chaleur molaire de neutralisation est de -6×10^1 kJ/mol.

- ★ 14. Note: Pour répondre à la question 14, utilisez le tableau 8.6 des annexes, à la page 420 du manuel.

1. Calcul de la capacité thermique de la soupe:

$$c_{\text{soupe}} = \frac{90 \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)}}{100} = 3,765\,6 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)}$$

2. Calcul de la variation de température:

$$\Delta T = T_f - T_i = 60^\circ\text{C} - 40^\circ\text{C} = 20^\circ\text{C}$$

3. Calcul de la quantité de chaleur nécessaire pour chauffer la soupe:

$$Q_{\text{soupe}} = mc\Delta T \\ = 800 \text{ g} \cdot 3,765\,6 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 20^\circ\text{C} \\ = 60\,249,6 \text{ J}$$

Puisque la soupe et l'eau absorbent la même quantité de chaleur que la dissolution,

$$\Delta H_d = -Q_{\text{soupe}} = -60\,249,6 \text{ J.}$$

4. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de sodium (NaOH):


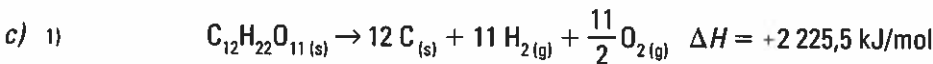
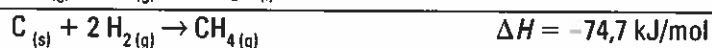
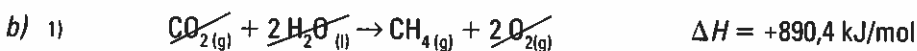
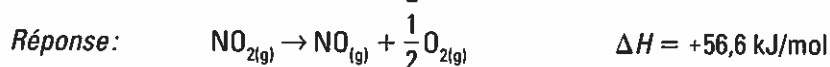
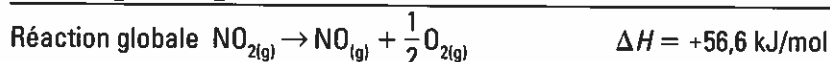
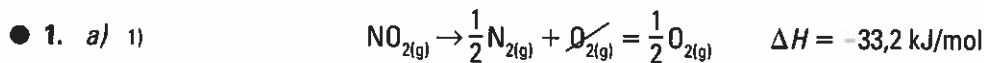
$$\frac{-42\,000 \text{ J}}{1 \text{ mol}} = \frac{-60\,249,6 \text{ J}}{?}$$

$$? = \frac{-60\,249,6 \text{ J} \cdot 1 \text{ mol}}{-42\,000 \text{ J}} = 1,434\,5 \text{ mol}$$

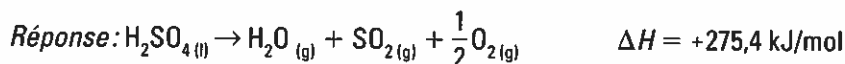
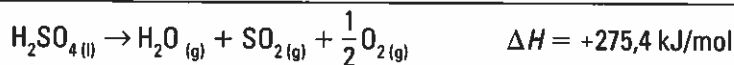
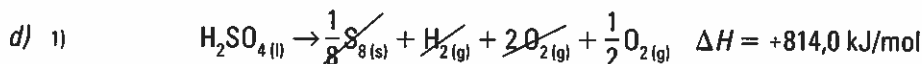
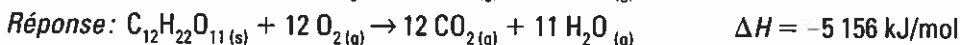
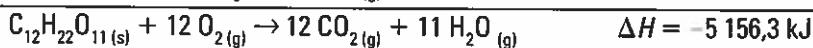
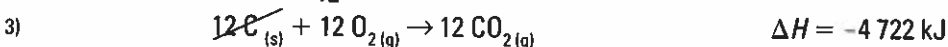
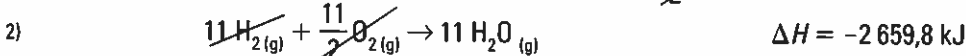
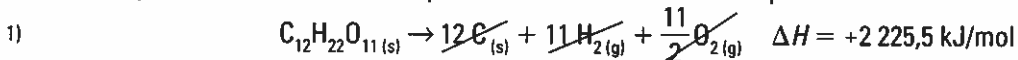
5. Calcul de la masse d'hydroxyde de sodium:

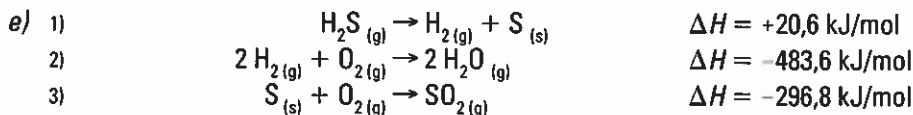
$$m = nM = 1,434\,5 \text{ mol} \cdot 39,997 \text{ g/mol} \\ = 57,38 \text{ g}$$

Réponse: Il faudrait 57 g d'hydroxyde de sodium pour réchauffer ce repas.

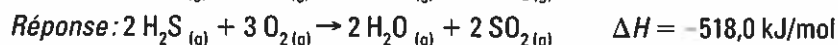
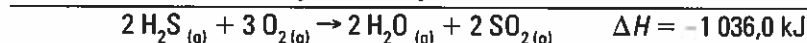
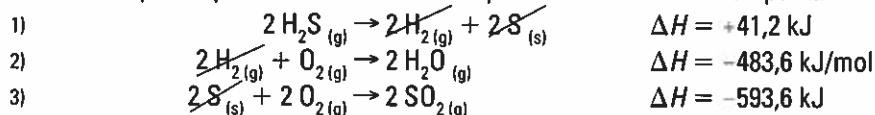
POUR FAIRE LE POINT
Chapitre 7
La loi de Hess
 Manuel, p. 208 et 209


On multiplie la deuxième réaction par 11 et la troisième réaction par 12.



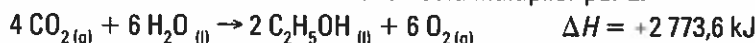


On multiplie la première réaction ainsi que la troisième réaction par 2.

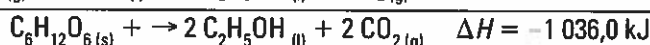
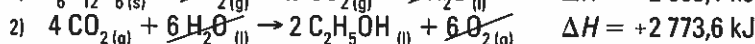
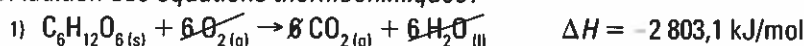


● 2. 1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale:

Il faut inverser la deuxième réaction et la multiplier par 2.



2. Addition des équations thermochimiques:

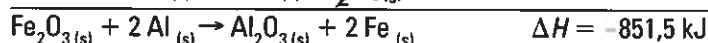
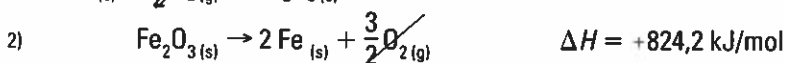
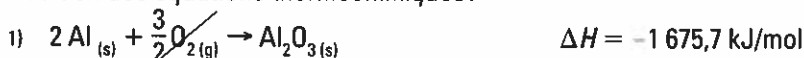


3. Conversion de la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire:

On a $-29,5 \text{ kJ}$ pour deux moles d'éthanol, ce qui donne $-14,75 \text{ kJ/mol}$.

Réponse: La chaleur molaire de formation de l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) est de $-14,8 \text{ kJ/mol}$.

● 3. 1. Addition des équations thermochimiques:



2. Conversion de la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire:

On a $-851,5 \text{ kJ}$ pour une mole de Fe_2O_3 , ce qui donne $-851,5 \text{ kJ/mol}$.

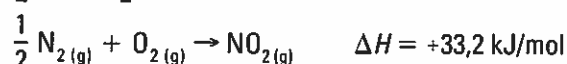
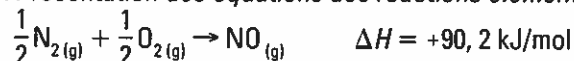
Réponse: La chaleur molaire de la réaction est de $-851,5 \text{ kJ/mol}$.

- 4. Puisque l'enthalpie standard d'un élément est donnée en kJ/mol, il faut donc diviser par 2 la valeur donnée d'enthalpie de la réaction de décomposition du dihydrogène (H_2), car deux moles sont formées lors de cette réaction.

$$\frac{434,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 217,3 \text{ kJ/mol}$$

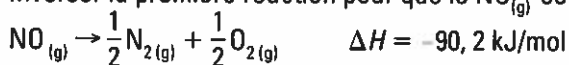
- 5. a) 4 e) 120 kJ/mol h) Endothermique
 b) 3 f) +30 kJ/mol i) -10kJ/mol
 c) 4 g) -40 kJ/mol j) Exothermique
 d) 70 kJ/mol

■ 6. a) 1. Présentation des équations des réactions élémentaires:

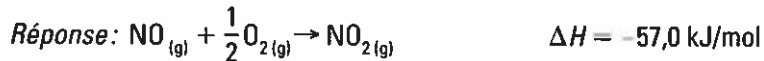
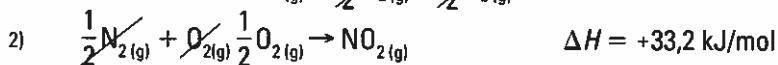
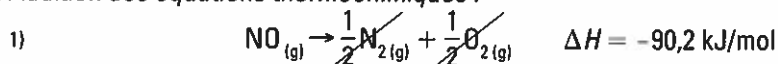


2. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale:

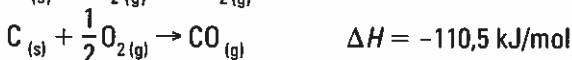
Inverser la première réaction pour que le $\text{NO}_{(g)}$ se retrouve du côté des réactifs.



3. Addition des équations thermochimiques:



b) 1. Présentation des équations des réactions élémentaires:

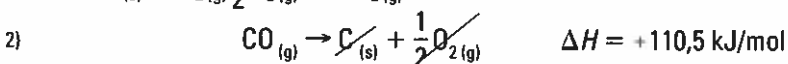
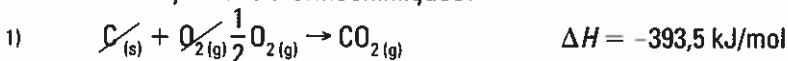


2. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale:

Inverser la deuxième réaction pour que le $\text{CO}_{(g)}$ se retrouve du côté des réactifs.

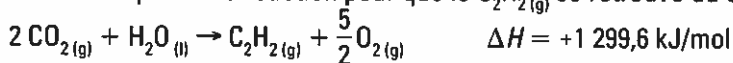


3. Addition des équations thermochimiques:



■ 7. 1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale:

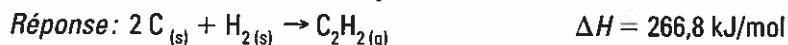
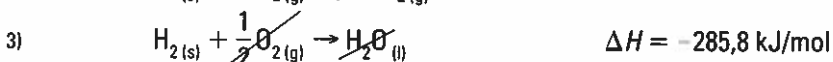
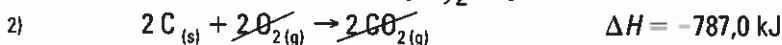
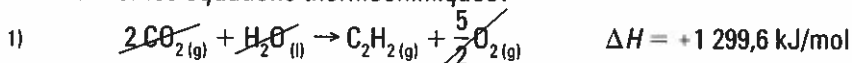
Inverser la première réaction pour que le $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$ se retrouve du côté des produits.



Multiplier la deuxième réaction par 2.



2. Additionner les équations thermochimiques:



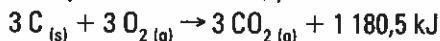
■ 8. Le graphique b).

■ 9. 1. Choix des bonnes équations :

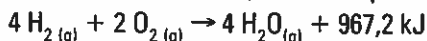
Les réactions 2), 3) et 4) doivent être choisies pour répondre à la question.

2. Manipulation des équations de manière à pouvoir obtenir l'équation globale :

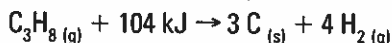
Multiplier la réaction 2) par 3.



Inverser la réaction 3) et la multiplier par 4.

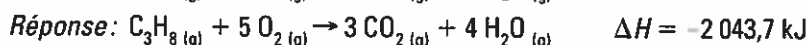
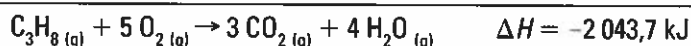
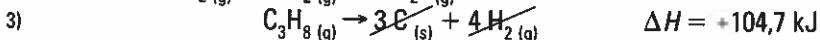
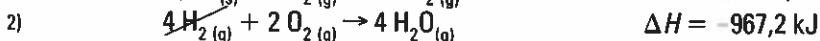
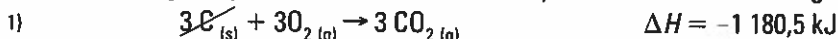


Inverser la réaction 4).



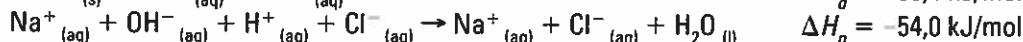
3. Addition des équations thermochimiques :

Additionner algébriquement ces trois réactions pour obtenir la réaction globale suivante.

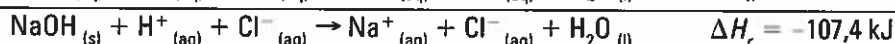
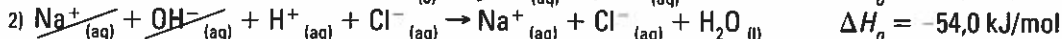
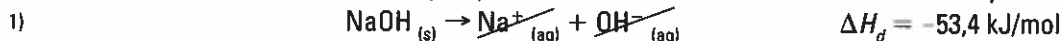


- ◆ 10. La réaction inverse étant la combustion du glucose, il sera alors possible de déterminer sa variation d'enthalpie. On doit ensuite inverser le signe du ΔH pour obtenir la variation d'enthalpie de la réaction de photosynthèse.

- ★ 11. Déterminer les équations thermochimiques de dissolution de l'hydroxyde de sodium ($\text{NaOH}_{(s)}$) et de neutralisation d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique.



1. Addition des deux réactions pour obtenir l'équation globale de neutralisation de l'hydroxyde de sodium solide par une solution d'acide chlorhydrique et la chaleur molaire de la réaction correspondante :



2. Convertir la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire :

On a $-107,4 \text{ kJ}$ pour une mole d'hydroxyde de sodium, ce qui donne $-107,4 \text{ kJ/mol}$.

- ★ 12. Note : À la question 12, on devrait lire : « $\text{C}_{\text{diamant}} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H = -395,4 \text{ kJ/mol}$ ».

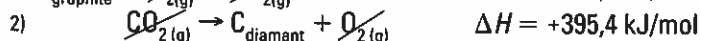
Il faut d'abord calculer la variation d'enthalpie de la réaction de transformation du graphite en diamant.

1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

Inverser la seconde réaction pour que le $\text{C}_{\text{diamant}}$ se retrouve du côté des produits.



2. Additionner les équations thermochimiques :



Étant donné que la variation d'enthalpie de formation du diamant est positive, on peut déduire que le carbone sous forme de diamant est moins stable que le graphite. Par conséquent, l'état standard du carbone est le graphite.

Chapitre 8 La mesure de la vitesse de réaction

Manuel, p. 213 à 234

POUR FAIRE LE POINT

Section 8.2

La vitesse de réaction en fonction des coefficients stœchiométriques de l'équation chimique équilibrée

Manuel, p. 219

1. Réponse: a)

$$2. a) v = \frac{-\Delta[I^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[OCI^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[Cl^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[OI^-]}{\Delta t}$$

$$b) v = \frac{-\frac{1}{3}\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{-\frac{1}{2}\Delta[O_3]}{\Delta t}$$

$$c) v = \frac{-\frac{1}{4}\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{-\frac{1}{5}\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{\frac{1}{4}\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{\frac{1}{6}\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

$$3. v = \frac{\frac{1}{4}\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{\frac{1}{6}\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

$$v = \frac{1}{4} \cdot 0,068 \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s}) = \frac{1}{6} \cdot v_{H_2O}$$

$$v_{H_2O} = \frac{6}{4} \cdot 0,068 \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s}) = 0,102 \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$$

Réponse: La vitesse de production de vapeur d'eau est de 0,10 mol/(L·s).

$$4. \frac{-\frac{1}{4}\Delta[HBr]}{\Delta t} = \frac{\frac{1}{2}\Delta[Br_2]}{\Delta t}$$

5. a) 1. Calcul du nombre de moles de magnésium (Mg):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,011 \text{ g}}{24,305 \text{ g/mol}} = 4,526 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Calcul de la vitesse de réaction du magnésium:

$$v = \frac{\Delta \text{Quantité de réactifs}}{\Delta t}$$

$$v = \frac{-4,526 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ s}} = -4,526 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

3. Calcul de consommation d'acide chlorhydrique (HCl):

$$v_{Mg} = \frac{1}{2} v_{HCl}$$

$$v_{HCl} = 2 v_{Mg}$$

$$= 2 \times 4,526 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

$$= 9,052 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

Réponse: La vitesse de consommation d'acide chlorhydrique est de $9,1 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$.

b) 1. Calcul de la vitesse de production du dihydrogène (H₂):

$$v_{Mg} = v_{H_2} = 4,526 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

2. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

3. Calcul du volume correspondant à

$$4,526 \times 10^{-4} \text{ mol}:$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{4,526 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{101 \text{ kPa}}$$

$$= 0,0109 \text{ L}$$

Réponse: La vitesse de production du dihydrogène est de 0,011 L/s.

$$6. a) v = \frac{\Delta \text{Quantité de réactifs}}{\Delta t} = \frac{-6 \text{ mol}}{45 \text{ s}} = 0,133 \text{ mol/s}$$

$$b) \frac{-\frac{1}{4}\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\frac{1}{3}\Delta[D]}{\Delta t}$$

c) 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

2. Calcul du nombre de moles formées:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot 298 \text{ K}}{101,2 \text{ kPa} \cdot 150 \text{ L}}$$

$$= 0,163 \text{ mol}$$