

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) $\text{CuSO}_{4(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$ Exothermique
- e) $\text{Li}_2\text{CO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{Li}^+_{(aq)} + \text{CO}_{3(aq)}^{2-}$ 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:

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

- 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:

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

- 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:

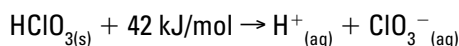
$$n = \frac{m}{M} = \frac{24,42 \text{ g}}{122,548 \text{ g/mol}} = 0,1993 \text{ mol}$$

- 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 :

$$Q = mc\Delta T \\ = 1\,000\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot (-5,5\text{°C}) \\ = -23\,012\text{ J}$$

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 (AgNO_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 :

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

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 :

$$Q = mc\Delta T \\ \Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{3\,400\text{ J}}{100\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)}} = 8,126\text{°C}$$

5. Calcul de la température finale :

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

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 :

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

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 :

$$Q = mc\Delta T \\ \Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{6\,951\text{ J}}{200\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)}} = 8,31\text{°C}$$

5. Calcul de la température finale :

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

Réponse : La température finale sera de 30°C.

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

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

2. Calcul de l'énergie thermique :

$$Q = mc\Delta T \\ = 100\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot (55\text{°C}) \\ = 23\,012\text{ J}$$

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 :

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

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

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

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

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

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

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T \\ = 50,0\text{ g} \cdot 4,184\text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot (-7,0\text{°C}) \\ = -1\,464,4\text{ J}$$

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 :

$$Q = mc\Delta T$$

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

5. Calcul de la température finale :

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

$$= 23,5^\circ\text{C}$$

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

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

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

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

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

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 :

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

2. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

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

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 :

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

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

$$= 24,0^\circ\text{C}$$

2. Calcul de la variation de température :

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

3. Calcul de la quantité de chaleur transférée :

$$Q = mc\Delta T$$

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

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:

$$Q_{\text{soupe}} = mc\Delta T \\ = 300 \text{ g} \cdot 3,765\,6 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 20^\circ\text{C} \\ = 22\,593,6 \text{ J}$$

$$Q_{\text{eau}} = 500 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 20^\circ\text{C} = 41\,840 \text{ J}$$

$$\Delta H_d = -(Q_{\text{soupe}} + Q_{\text{eau}}) \\ = -(22\,593,6 \text{ J} + 41\,840 \text{ J}) \\ = 64\,433,6 \text{ J}$$

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

$$\frac{-42\,000 \text{ J}}{1 \text{ mol}} = \frac{-64\,433,6 \text{ J}}{?}$$

$$? = \frac{-64\,433,6 \text{ J} \cdot 1 \text{ mol}}{-42\,000 \text{ J}} = 1,534\,1 \text{ mol}$$

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

$$m = nM = 1,534\,1 \text{ mol} \cdot 39,997 \text{ g/mol} \\ = 61,36 \text{ g}$$

Réponse: Il faudrait 61 g d'hydroxyde de sodium pour réchauffer ce repas.