

Exercices

5.1 La calorimétrie

1 La dissolution du chlorure d'ammonium (NH_4Cl) est un procédé endothermique.

a) Quel est le signe de la chaleur de cette réaction? Son signe est positif.

b) Au cours de la dissolution, la température du calorimètre va-t-elle augmenter ou diminuer? Expliquez votre réponse.

La température du calorimètre va diminuer puisqu'il fournit l'énergie nécessaire à la dissolution.

c) Quel sera le signe de la chaleur du calorimètre? Son signe sera négatif.

d) Est-ce que le calorimètre absorbe ou dégage de l'énergie? Expliquez votre réponse.

Le calorimètre dégage de l'énergie puisqu'il fournit l'énergie nécessaire à la dissolution.

e) Est-ce que la dissolution du chlorure d'ammonium absorbe ou dégage de l'énergie? Expliquez votre réponse.

La dissolution du chlorure d'ammonium absorbe de l'énergie puisqu'elle est endothermique.

f) Quelle formule permet de déterminer la chaleur du calorimètre?

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

g) Dans ce contexte, quelle correspondance permet de déterminer la chaleur de la dissolution?

$$Q_{\text{dissolution}} = -Q_{\text{calorimètre}}$$

h) Quelle loi permet d'expliquer les fondements des calculs de calorimétrie? Expliquez cette loi dans le contexte de la dissolution du NH_4Cl .

Il s'agit de la loi de la conservation de l'énergie. L'énergie absorbée par la dissolution du NH_4Cl provient du calorimètre puisque l'énergie ne se perd pas et ne se crée pas : elle se transforme.

i) Quelle quantité d'énergie est associée à la dissolution de 20,0 g de chlorure d'ammonium ? Pour répondre à la question, consultez l'**ANNEXE 9**.

Selon l'**ANNEXE 9**, la chaleur molaire de dissolution est de +14,8 kJ/mol.

$$\frac{+14,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ ce qui équivaut à } \frac{+14,8 \text{ kJ}}{53,50 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{20,0 \text{ g}} \qquad \frac{+14,8 \text{ kJ} \times 20,0 \text{ g}}{53,50 \text{ g}} = +5,53 \text{ kJ}$$

Réponse: L'énergie associée à la dissolution de 20,0 g est de +5,53 kJ.

2 Dans un calorimètre contenant 150,0 ml d'eau, Valérie dissout 13,4 g de bromure de lithium (LiBr). Elle note que la température est passée de 25,00 °C à 37,00 °C après la dissolution complète du bromure de lithium.

a) Calculez la quantité d'énergie absorbée par l'eau.

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 150,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (37,00 \text{ }^\circ\text{C} - 25,00 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= +7542 \text{ J ou } +7,54 \text{ kJ} \end{aligned}$$

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

b) Calculez la chaleur molaire de dissolution du LiBr.

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -7,54 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{86,84 \text{ g}} &= \frac{-7,54 \text{ kJ}}{13,4 \text{ g}} \\ \frac{86,84 \text{ g} \times -7,54 \text{ kJ}}{13,4 \text{ g}} &= -48,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse: La chaleur molaire de dissolution est de -48,9 kJ/mol de LiBr.

c) Calculez la chaleur massique de dissolution du LiBr.

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} &= \frac{-7,54 \text{ kJ}}{13,4 \text{ g}} \\ \frac{1 \text{ g} \times -7,54 \text{ kJ}}{13,4 \text{ g}} &= -0,563 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse: La chaleur massique de dissolution est de -0,563 kJ/g de LiBr.

d) Écrivez l'équation thermique de la dissolution.



- 3 Au cours d'une réaction, la température s'élève de 18,0 °C dans un calorimètre de polystyrène contenant 200,0 ml d'eau. Quelle est la chaleur de cette réaction si l'on considère qu'il n'y a aucune perte d'énergie dans le milieu environnant ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -15,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

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

- 4 En dissolvant 5,00 g d'hydroxyde de potassium (KOH) dans 100,0 ml d'eau à une température de 24,00 °C, on constate que la température de l'eau s'élève jusqu'à 36,20 °C.

a) Quelle est la chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de potassium ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (36,20 \text{ }^\circ\text{C} - 24,00 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= +5111,8 \text{ J ou } +5,11 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -5,11 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{56,11 \text{ g}} = \frac{-5,11 \text{ kJ}}{5,00 \text{ g}}$$

$$\frac{56,11 \text{ g} \times -5,11 \text{ kJ}}{5,00 \text{ g}} = -57,3 \text{ kJ}$$

Réponse: La chaleur molaire de dissolution est de $-57,3 \text{ kJ/mol}$ de KOH.

- b) Sachant que l'hydroxyde de potassium est un électrolyte fort, écrivez l'équation thermique qui représente cette transformation.



- 5 Ricardo dissout 9,60 g de nitrate de potassium dans 0,500 L d'eau à 24,50 °C. Il note alors que la température diminue de 1,50 °C.
- a) Quelle est la chaleur molaire de dissolution du nitrate de potassium si l'on se fie aux résultats obtenus par Ricardo ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

Détermination de la chaleur de réaction

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

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{101,11 \text{ g}} &= \frac{+3,14 \text{ kJ}}{9,60 \text{ g}} \\ \frac{101,11 \text{ g} \times +3,14 \text{ kJ}}{9,60 \text{ g}} &= +33,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse: La chaleur molaire de dissolution est de +33,1 kJ/mol de KNO_3 .

- b) Quel est le pourcentage d'écart avec la valeur théorique donnée par les tableaux de référence de l'ANNEXE 9 ?

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

$$\begin{aligned} \% \text{ d'écart} &= \left| \frac{34,9 \text{ kJ/mol} - 33,1 \text{ kJ/mol}}{34,9 \text{ kJ/mol}} \right| \times 100 \% \\ &= 5,16 \% \end{aligned}$$

Réponse: Le pourcentage d'écart est de 5,16%.

- 6 Raphaëlle dissout 4,10 g de sulfate de cuivre (CuSO_4) dans 250 ml d'eau.
- a) Quelle est la quantité d'énergie qui intervient dans cette dissolution ? Consultez l'ANNEXE 9.

Calcul de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{4,10 \text{ g}} &= \frac{-67,7 \text{ kJ/mol}}{159,62 \text{ g/mol}} \\ \frac{4,10 \text{ g} \times -67,7 \text{ kJ}}{159,62 \text{ g}} &= -1,74 \text{ kJ} \end{aligned}$$

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

- b) Quelle est la variation de température du solvant ? On considère qu'il n'y a aucune perte d'énergie dans le milieu environnant.

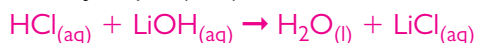
$$\begin{aligned}
 Q_{\text{calorimètre}} &= -Q_{\text{réaction}} \\
 &= -(-1,74 \text{ kJ}) = +1,74 \text{ kJ ou } 1740 \text{ J} \\
 Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}, \text{ d'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{1740 \text{ J}}{250 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\
 &= 1,66 \text{ }^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

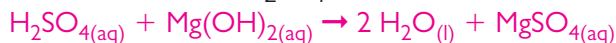
Réponse : La variation de température du solvant est de 1,66 °C.

- 7 Écrivez les équations de neutralisation acidobasique des substances suivantes :

- a) Une solution d'hydroxyde de lithium (LiOH) réagit avec une solution d'acide chlorhydrique (HCl).



- b) Une solution de dihydroxyde de magnésium (Mg(OH)₂) réagit avec une solution d'acide sulfurique (H₂SO₄).



- c) Une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) réagit avec une solution d'acide phosphorique (H₃PO₄).



- 8 Karina mélange 200,0 ml d'hydroxyde de sodium (NaOH) à 1,00 mol/L avec 100,0 ml d'acide nitrique (HNO₃) à 2,00 mol/L. Elle remarque alors que la température de la solution passe de 23,4 °C à 35,4 °C. Quelle est la chaleur molaire de neutralisation de l'acide nitrique si ce dernier a été entièrement neutralisé ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\
 &= 300,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (35,4 \text{ }^\circ\text{C} - 23,4 \text{ }^\circ\text{C}) \\
 &= 15\,084 \text{ J ou } 15,1 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\
 &= -15,1 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles

$$\begin{aligned}
 C &= \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\
 n &= 2,00 \text{ mol/L} \times 0,1000 \text{ L} = 0,200 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned}
 \frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} &= \frac{-15,1 \text{ kJ}}{0,200 \text{ mol}} \\
 \frac{1 \text{ mol} \times -15,1 \text{ kJ}}{0,200 \text{ mol}} &= -75,5 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Réponse : La chaleur molaire de neutralisation est de -75,5 kJ/mol de HNO₃.

9 Le principal constituant de l'essence est l'octane (C_8H_{18}). Afin de déterminer sa chaleur de combustion, on fait brûler 1,50 g d'octane dans une bombe calorimétrique. La chaleur ainsi obtenue permet de faire chauffer 550,0 g d'eau de 20,2 °C à 54,5 °C. On considère que l'énergie absorbée par les autres matériaux est négligeable.

a) Quelle est la chaleur de combustion de l'octane ?

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} & Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= 550,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (54,5 \text{ }^\circ\text{C} - 20,2 \text{ }^\circ\text{C}) & &= -79,0 \text{ kJ} \\ &= 79\,044 \text{ J ou } 79,0 \text{ kJ} & & \end{aligned}$$

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

b) Quelle est la chaleur massique de combustion de l'octane ?

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

Réponse: La chaleur massique de combustion est de $-52,7 \text{ kJ/g}$ de C_8H_{18} .

10 Benjamin mélange 50,0 ml d'une solution acide avec 50,0 ml d'une solution basique. Chaque solution a une concentration de 2,00 mol/L et est à une température de 22,0 °C. Si la chaleur molaire de neutralisation de l'acide est de -250 kJ/mol , quelle sera la température finale de la solution après réaction complète ? On considère qu'il n'y a pas de perte d'énergie dans le milieu environnant.

Calcul du nombre de moles

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\ n &= 2,00 \text{ mol/L} \times 0,0500 \text{ L} \\ &= 0,100 \text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \frac{-250 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{? \text{ kJ}}{0,100 \text{ mol}} \\ \frac{-250 \text{ kJ} \times 0,100 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} &= -25,0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -Q_{\text{réaction}} \\ &= -(-25,0 \text{ kJ}) \text{ ou } +25\,000 \text{ J} \\ Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}, \text{ d'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{+25\,000 \text{ J}}{100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ &= 59,7 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Calcul de la température finale

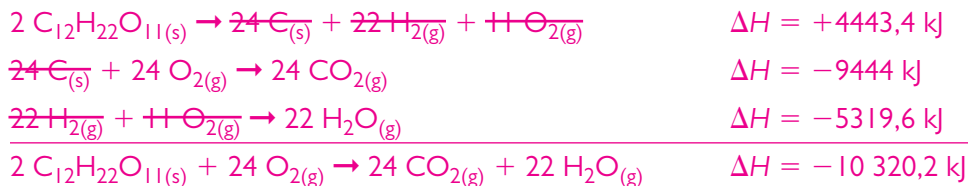
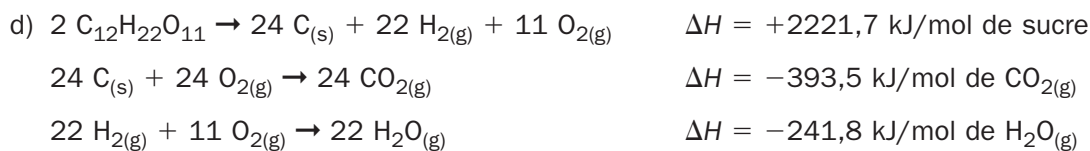
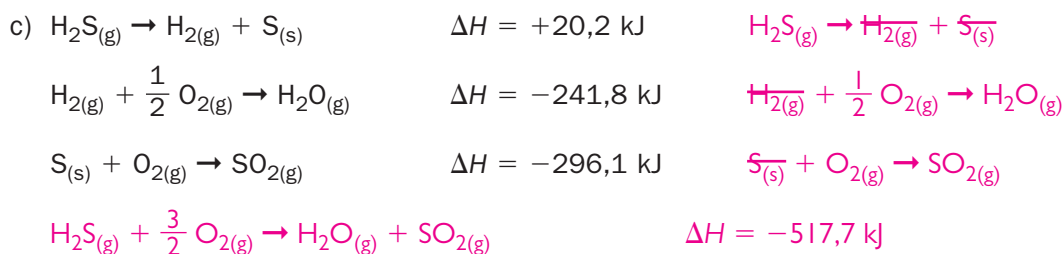
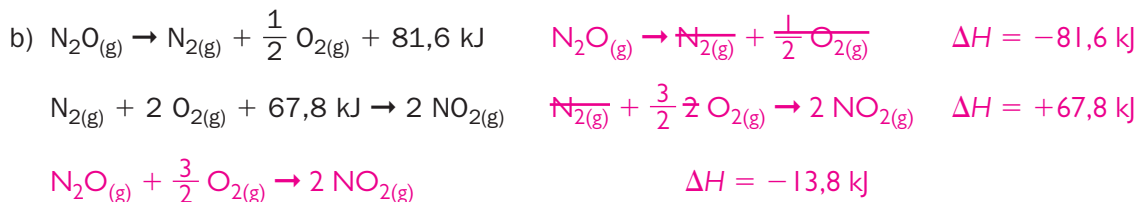
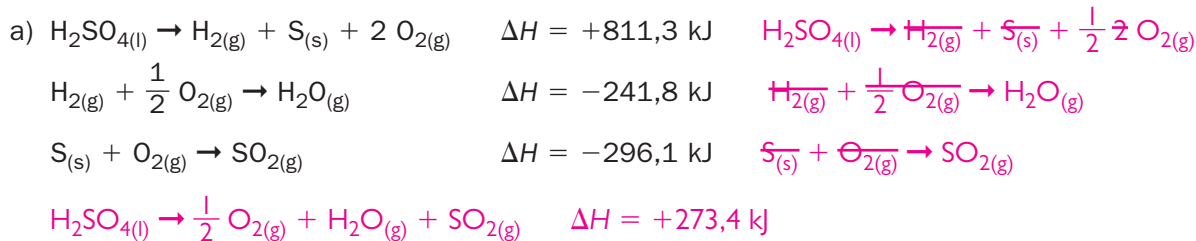
$$\begin{aligned} \Delta T &= T_f - T_i, \text{ d'où } T_f = \Delta T + T_i \\ T_f &= 59,7 \text{ }^\circ\text{C} + 22,0 \text{ }^\circ\text{C} = 81,7 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

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

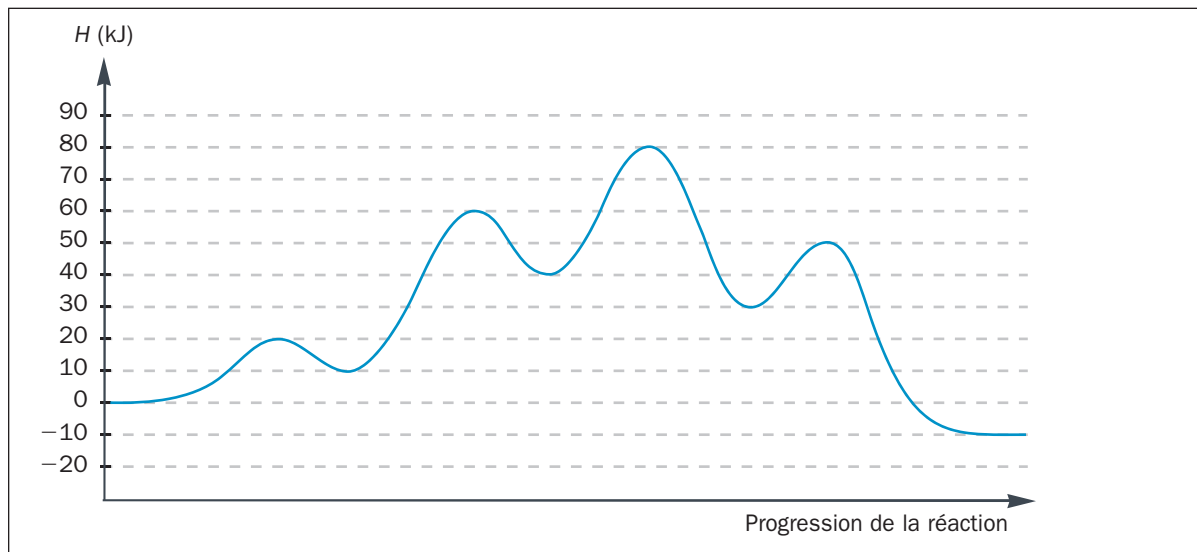
Exercices

5.2 La loi de Hess

1 Déterminez l'équation thermique de chacun des mécanismes de réaction suivants.



2 Voici le diagramme énergétique de la réaction $A + B \rightarrow C + D$.



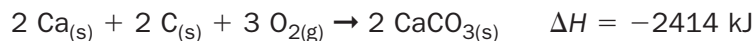
Remplissez le tableau suivant.

	H_r (en kJ)	H_p (en kJ)	ΔH (en kJ)	H_{ca} (en kJ)	E_a (en kJ)
Étape 1	0	10	10	20	20
Étape 2	10	40	30	60	50
Étape 3	40	30	-10	80	40
Étape 4	30	-10	-40	50	20
Réaction globale	0	-10	-10	80	80

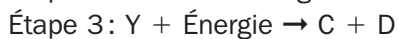
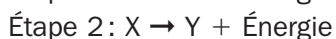
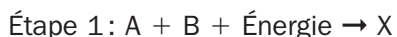
3 Le carbonate de calcium (CaCO_3) peut se décomposer selon l'équation suivante :



À l'aide des réactions ci-dessous, déterminez la chaleur de la décomposition du carbonate de calcium.



4 Voici les trois étapes d'un mécanisme de réaction :

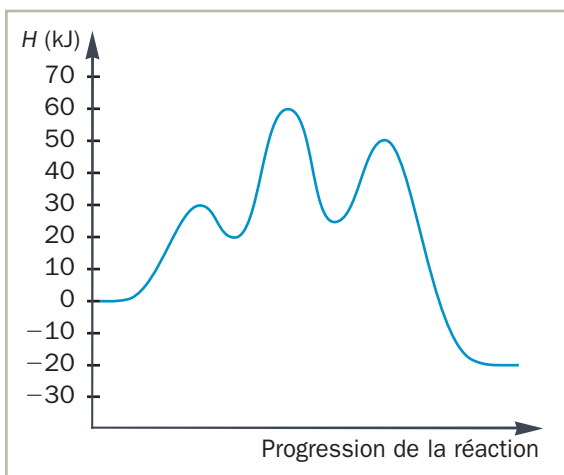


L'équation globale de la réaction est la suivante :



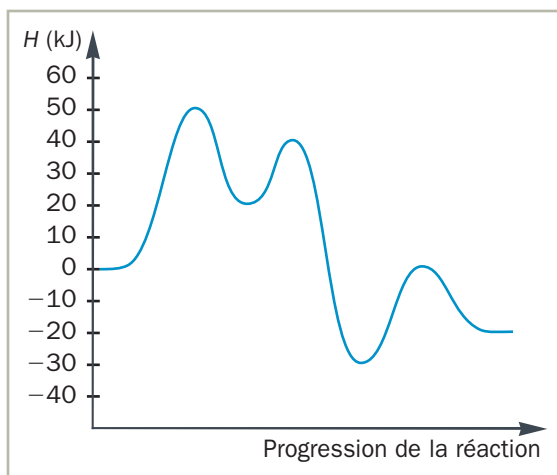
Quel graphique, parmi les suivants, représente correctement ce mécanisme de réaction ? Entourez la bonne réponse. Expliquez également pourquoi chaque graphique fonctionne ou non.

a)



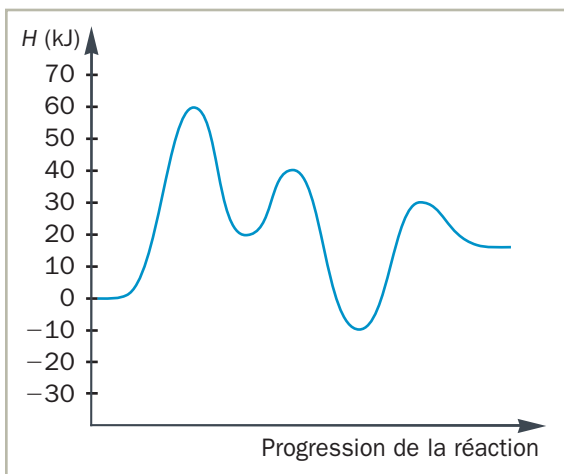
La réaction globale est exothermique
alors qu'elle devrait être endothermique.

b)



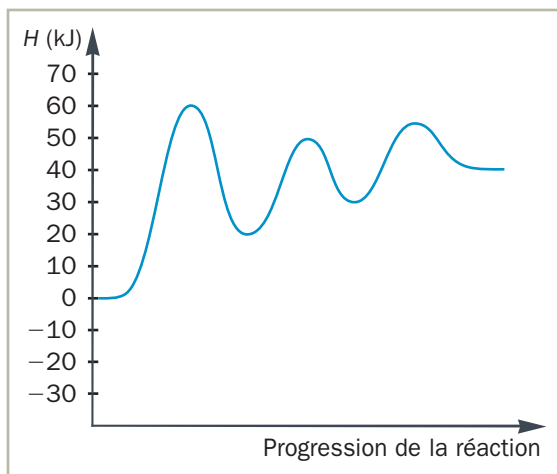
La réaction globale est exothermique
alors qu'elle devrait être endothermique.

c)



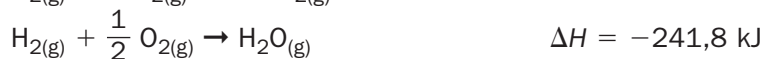
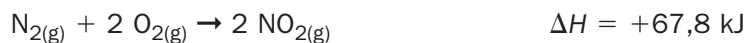
La première étape est endothermique, la
deuxième est exothermique, la troisième est endo-
thermique et la réaction globale est endothermique.

d)

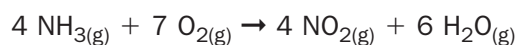


La deuxième étape est endothermique
alors qu'elle devrait être exothermique.

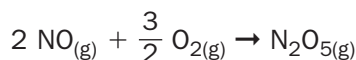
5 À l'aide des équations suivantes :



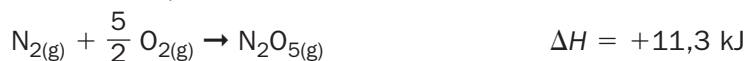
Déterminez la chaleur de la réaction d'oxydation de l'ammoniac, soit :



6 Calculez la chaleur molaire de réaction du monoxyde d'azote selon l'équation suivante :



Pour ce faire, utilisez les réactions ci-dessous :



Calcul de la chaleur molaire en fonction du NO

$$\frac{-169,3 \text{ kJ}}{2 \text{ mol de NO}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol de NO}}$$

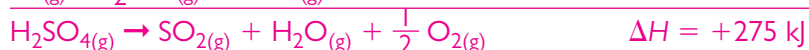
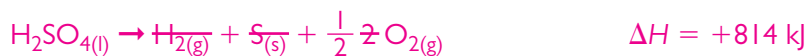
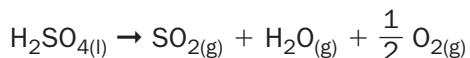
$$\frac{-169,3 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol de NO}}{2 \text{ mol de NO}} = -84,65 \text{ kJ}$$

Réponse : La chaleur molaire de réaction est de $-84,7 \text{ kJ/mol}$ de NO.

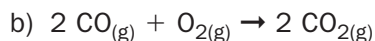
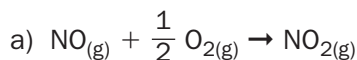
7 Soit les équations suivantes :



Sélectionnez les équations pertinentes, puis calculez la chaleur de la réaction suivante :



8 À l'aide du tableau des chaleurs de formation (voir l'ANNEXE 10), calculez la chaleur des réactions suivantes :



c) La vaporisation de l'eau.

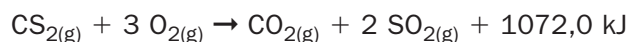
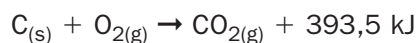
Équation de vaporisation de l'eau



Détermination de la chaleur de vaporisation de l'eau par la loi de Hess



- 9 Déterminez la chaleur molaire de formation du disulfure de carbone gazeux (CS_2), étant donné les réactions suivantes :



Équation de formation du CS_2

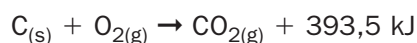
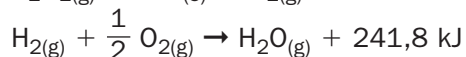


Détermination de la chaleur de formation du CS_2 par la loi de Hess



Réponse : La chaleur molaire de formation est de $+84,9 \text{ kJ/mol}$ de CS_2 .

- 10 Calculez la chaleur molaire de combustion de l'acétylène (C_2H_2) à l'aide des équations suivantes :



Exemple de démarche.

Équation de la combustion de l'acétylène



Détermination de la chaleur de combustion de l'acétylène par la loi de Hess



Calcul de la chaleur molaire

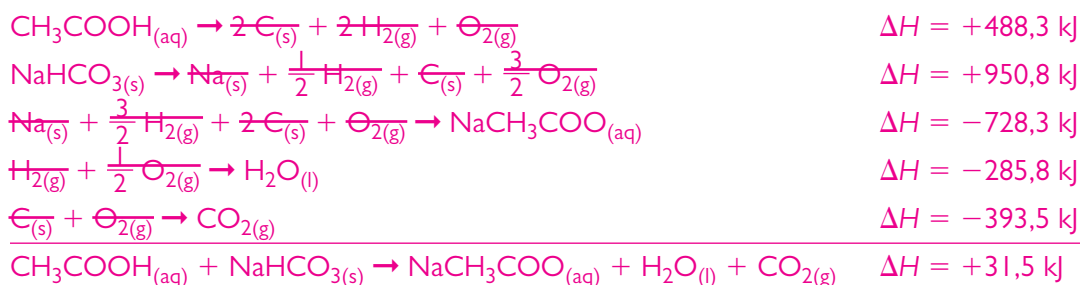
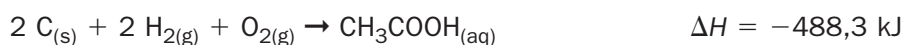
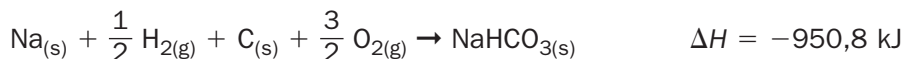
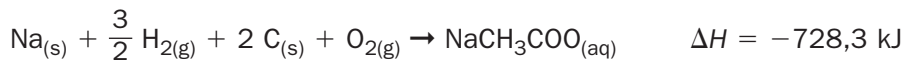
$$\frac{-2511 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -1255,5 \text{ kJ/mol}$$

Réponse : La chaleur molaire de combustion est de -1256 kJ/mol de C_2H_2 .

- 11** La réaction de neutralisation acidobasique entre le vinaigre et le bicarbonate de sodium produit un gaz. C'est ce qui crée un phénomène d'effervescence, c'est-à-dire la formation de bulles dans le liquide. On peut l'utiliser en cuisine notamment pour faire lever un gâteau ou encore pour réaliser la maquette d'un volcan. Voici l'équation qui illustre cette réaction :



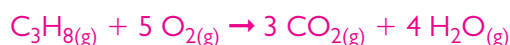
Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Pour répondre à la question, appliquez les principes de la loi de Hess à l'aide des réactions suivantes.



Réponse : Cette réaction est endothermique.

- 12** Quelle est la chaleur de combustion du $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$? Répondez à cette question à l'aide des tableaux en annexe.

Équation de combustion du C_3H_8

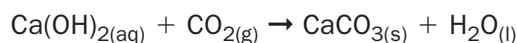


Détermination de la chaleur de combustion par la loi de Hess

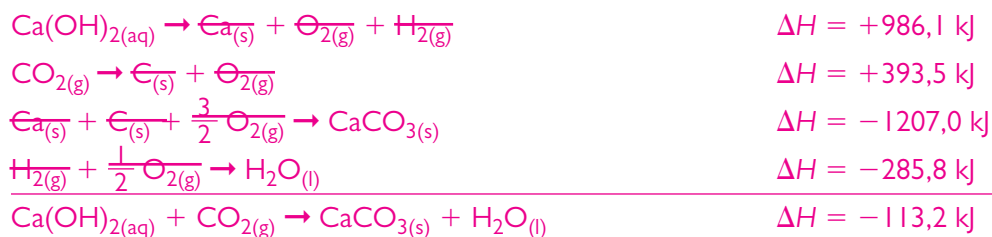
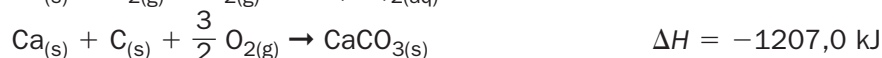


Réponse : La chaleur de combustion du C_3H_8 est de $-2043,9 \text{ kJ}$.

- 13** Les océans représentent un immense puits de carbone. Le dioxyde de carbone qui s'y dissout peut se transformer en carbonate de calcium selon l'équation suivante :



- a) Déterminez la chaleur de la réaction qui permet de capter le dioxyde de carbone à l'aide des équations suivantes :



- b) Quel effet a cette réaction sur la température des océans ? Expliquez votre réponse.

Cette réaction a pour effet d'augmenter la température des océans puisqu'elle est exothermique.

- c) Sachant que la solubilité du dioxyde de carbone est de 1,6 g/L à 20,0 °C, quelle serait la variation de température d'un litre d'eau, si elle atteignait le point de saturation par rapport à la dissolution du dioxyde de carbone ?

Calcul de la chaleur de réaction

$$\frac{? \text{ kJ}}{1,6 \text{ g}} = \frac{-113,2 \text{ kJ/mol}}{44,01 \text{ g/mol}}$$

$$\frac{1,6 \text{ g} \times -113,2 \text{ kJ}}{44,01 \text{ g}} = -4,1 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de l'eau

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= -Q_{\text{réaction}} \\ &= -(-4,1 \text{ kJ}) \\ &= +4,1 \text{ kJ ou } 4100 \text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

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

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{4100 \text{ J}}{1000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ &= 0,98 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Réponse : La variation de température de l'eau serait de 1 °C.

Exercices

Synthèse du chapitre 5

- 1** En dissolvant 2,00 g de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) dans 40,0 ml d'eau, on note une baisse de température de 3,30 °C. Écrivez l'équation thermique de cette transformation.

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 40,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -3,30 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= -553,1 \text{ J ou } -0,553 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

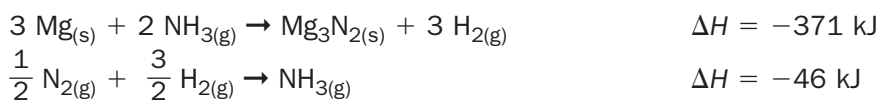
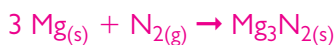
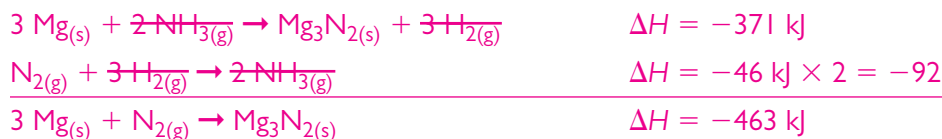
$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= +0,553 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ kJ}}{53,50 \text{ g}} &= \frac{+0,553 \text{ kJ}}{2,00 \text{ g}} \\ \frac{53,50 \text{ g} \times +0,553 \text{ kJ}}{2,00 \text{ g}} &= +14,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \quad \Delta H = +14,8 \text{ kJ}$

- 2** Calculez la chaleur massique de formation du diniture de trimagnésium (Mg_3N_2) à l'aide des équations suivantes :

**Équation de formation du Mg_3N_2** **Détermination de la chaleur de réaction par la loi de Hess****Calcul de la chaleur massique**

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

Réponse: La chaleur massique de formation est de $-4,59 \text{ kJ/g}$ de Mg_3N_2 .

- 3 En mélangeant 400 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1,0 mol/L avec 200 ml d'acide sulfurique (H_2SO_4) à 1,0 mol/L, on note une augmentation de la température du mélange de 11,0 °C. On considère qu'il n'y a aucune perte d'énergie dans le milieu environnant.

a) Quelle est la chaleur molaire de neutralisation du NaOH?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -27,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\ n &= 1,0 \text{ mol/L} \times 0,400 \text{ L} \\ n &= 0,40 \text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

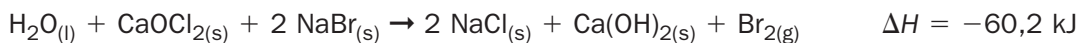
$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{-27,7 \text{ kJ}}{0,40 \text{ mol}} \\ \frac{1 \text{ mol} \times -27,7 \text{ kJ}}{0,40 \text{ mol}} &= -69 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse: La chaleur molaire de neutralisation est de -69 kJ/mol de NaOH.

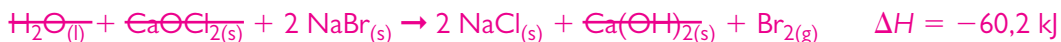
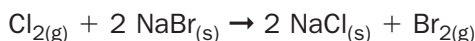
b) Écrivez l'équation thermique de cette transformation.



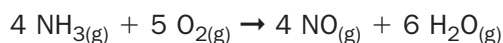
- 4 Soit les équations suivantes :



Calculez la chaleur de la réaction suivante :



- 5 À l'aide des chaleurs de formation, calculez la chaleur molaire de la réaction de l'ammoniac (NH_3) selon l'équation suivante :



Détermination de la chaleur de réaction par la loi de Hess



Calcul de la chaleur molaire

$$\frac{-905,2 \text{ kJ}}{4 \text{ mol de NH}_3} = -226,3 \text{ kJ/mol}$$

Réponse: La chaleur molaire de la réaction de formation est de $-226,3 \text{ kJ/mol}$ de NH_3 .

- 6 La chaleur molaire de combustion du charbon ($\text{C}_{(s)}$) est de $-393,5 \text{ kJ/mol}$. Quelle masse de charbon devrait-on faire brûler pour élever la température de $25,0 \text{ L}$ d'eau de $18,0 \text{ °C}$ à $65,0 \text{ °C}$? On considère que toute l'énergie dégagée par la combustion du charbon est absorbée par l'eau.

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

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 25\,000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (65,0 \text{ °C} - 18,0 \text{ °C}) \\ &= 4\,923\,250 \text{ J} = 4,92 \times 10^3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{eau}} \\ &= -4,92 \times 10^3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la masse de charbon nécessaire

$$\frac{-393,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-393,5 \text{ kJ}}{12,01 \text{ g}} = \frac{-4,92 \times 10^3 \text{ kJ}}{? \text{ g}}$$

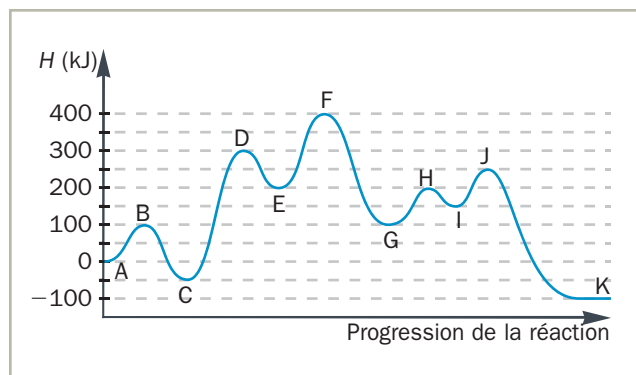
$$\frac{12,01 \text{ g} \times -4,92 \times 10^3 \text{ kJ}}{-393,5 \text{ kJ}} = 150 \text{ g}$$

Réponse: Il faudrait brûler 150 g ou $1,50 \times 10^2 \text{ g}$ de charbon.

7 Le diagramme énergétique suivant illustre un mécanisme de réaction.

a) Combien d'étapes comporte ce mécanisme de réaction ?

Ce mécanisme comporte cinq étapes.



b) Quelle est l'énergie d'activation de la deuxième étape ?

$$E_a = 300 \text{ kJ} - -50 \text{ kJ} \\ = 350 \text{ kJ}$$

c) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction $G \rightarrow I$?

$$E_a = 200 \text{ kJ} - 100 \text{ kJ} \\ = 100 \text{ kJ}$$

d) Quelle est la variation d'enthalpie de la troisième étape ?

$$\Delta H = 100 \text{ kJ} - 200 \text{ kJ} \\ = -100 \text{ kJ}$$

e) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction $K \rightarrow I$?

$$\Delta H = 150 \text{ kJ} - -100 \text{ kJ} \\ = +250 \text{ kJ}$$

f) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction $E \rightarrow K$?

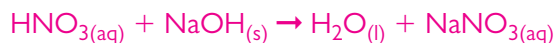
$$\Delta H = -100 \text{ kJ} - 200 \text{ kJ} \\ = -300 \text{ kJ}$$

g) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction $G \rightarrow E$?

$$E_a = 400 \text{ kJ} - 100 \text{ kJ} \\ = 300 \text{ kJ}$$

8 La chaleur molaire de neutralisation de l'acide nitrique (HNO_3) aqueux en présence d'hydroxyde de sodium (NaOH) aqueux est de $-56,6 \text{ kJ/mol}$. Sachant que la chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de sodium est de $-44,6 \text{ kJ/mol}$, quelle serait la chaleur molaire de neutralisation de l'acide nitrique en présence d'hydroxyde de sodium solide ? Pour répondre à la question, appliquez la loi de Hess en utilisant les chaleurs de réaction citées dans l'énoncé du problème.

Équation de la réaction de neutralisation de l'acide nitrique



Détermination de la chaleur de réaction par la loi de Hess



Réponse: La chaleur molaire de neutralisation serait de $-101,2 \text{ kJ/mol}$ de HNO_3 .

9 Soit la réaction suivante :



Thomas fait réagir complètement 0,400 g de magnésium avec 100,0 ml d'une solution d'acide chlorhydrique à 0,400 mol/L, dont la température est de 22,5 °C. Quelle sera la température finale de la solution ? (On considère qu'il n'y a pas de perte d'énergie dans le milieu environnant.)

Calcul de l'énergie libérée par la réaction



1 mol				-454 kJ
24,31 g				
0,400 g				? kJ
24,31 g				-454 kJ

$$\frac{0,400 \text{ g} \times -454 \text{ kJ}}{24,31 \text{ g}} = -7,47 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur de la solution

$$\begin{aligned} Q_{\text{solution}} &= -Q_{\text{réaction}} \\ &= -(-7,47 \text{ kJ}) = +7,47 \text{ kJ ou } +7470 \text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la variation de température de la solution (eau)

$$\begin{aligned} Q_{\text{solution}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}, \text{ d'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{solution}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}} \\ \Delta T_{\text{eau}} &= \frac{7470 \text{ J}}{100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = 17,8 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Calcul de la température finale de la solution (eau)

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eau}} &= T_f - T_i, \text{ d'où } T_f = \Delta T_{\text{eau}} + T_i \\ T_f &= 17,8 \text{ }^\circ\text{C} + 22,5 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 40,3 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Réponse : La température finale de la solution sera de 40,3 °C.

Défis du chapitre 5

- 1** Carolina brûle 1,800 g de phénol (C_6H_5OH) dans une bombe calorimétrique ayant une capacité calorifique de $11,66 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$. Elle note que la température passe de $24,52 \text{ }^\circ\text{C}$ à $29,53 \text{ }^\circ\text{C}$. Quelle est la chaleur molaire de combustion du phénol ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre

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

Détermination de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -58,42 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles

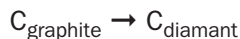
$$\begin{aligned} M &= \frac{m}{n} \\ \text{D'où } n &= \frac{m}{M} = \frac{1,800 \text{ g}}{94,12 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ 12 mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire

$$? \text{ kJ} = \frac{1 \text{ mol} \times -58,42 \text{ kJ}}{0,019 \text{ 12 mol}} = -3055,4 \text{ kJ}$$

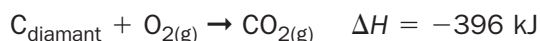
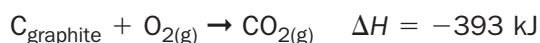
Réponse: La chaleur molaire de combustion est de -3055 kJ/mol de phénol.

- 2** Le graphite et le diamant sont tous deux constitués de carbone. C'est l'arrangement des atomes de carbone qui les distingue et leur donne des propriétés complètement différentes. En effet, le graphite est noir et peut servir de lubrifiant. Quant au diamant, il est translucide et très dur. On peut transformer le graphite en diamant selon l'équation suivante :



Cependant, l'énergie d'activation de cette réaction est très élevée et correspond à des conditions extrêmes de pression et de température.

Étant donné que :



Laquelle des formes du carbone possède la plus grande enthalpie, le diamant ou le graphite ?



Réponse: Comme cette transformation est endothermique, l'enthalpie du diamant est plus grande que celle du graphite.

- 3 Dans un calorimètre, Charles dépose un glaçon de 25,00 g dont la température n'est que de $-15,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. D'après les données ci-dessous, quelle est la quantité d'énergie que doit fournir le calorimètre pour faire fondre complètement le glaçon ?

Capacité thermique massique de la glace : $2,06\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$

Chaleur molaire de fusion de la glace : 6022 J/mol

Calcul de la chaleur nécessaire pour réchauffer le glaçon jusqu'à son point de fusion

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 25,00\text{ g} \times 2,06\text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times (0\text{ }^{\circ}\text{C} - -15,0\text{ }^{\circ}\text{C}) \\ &= 773\text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur pour faire fondre le glaçon

$$\begin{aligned} \frac{6022\text{ J}}{1\text{ mol de H}_2\text{O}} \text{ équivaut à } \frac{6022\text{ J}}{18,02\text{ g}} &= \frac{? \text{ J}}{25,00\text{ g}} \\ \frac{6022\text{ J} \times 25,00\text{ g}}{18,02\text{ g}} &= 8355\text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de l'énergie fournie par le calorimètre

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -773\text{ J} + -8355\text{ J} \\ &= -9128\text{ J} \end{aligned}$$

Réponse: Le calorimètre doit fournir 9128 J pour faire fondre complètement le glaçon.

- 4 Dans un calorimètre, Audrey verse 200 ml d'une solution d'acide nitrique à $0,60\text{ mol/L}$ avec un certain volume d'une solution d'hydroxyde de potassium dont la concentration est inconnue. Elle note alors que la température du mélange augmente de $5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Quel volume de la solution de KOH a-t-elle ajouté à l'acide nitrique ?



Calcul du nombre de moles de HNO_3

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\ n &= 0,60\text{ mol/L} \times 0,200\text{ L} \\ &= 0,12\text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\begin{aligned} \frac{-52,6\text{ kJ}}{1\text{ mol HNO}_3} &= \frac{? \text{ kJ}}{0,12\text{ mol}} \\ \frac{-52,6\text{ kJ} \times 0,12\text{ mol}}{1\text{ mol}} &= -6,312\text{ kJ ou } -6312\text{ J} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de l'eau

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= -Q_{\text{réaction}} \\ &= -(-6312\text{ J}) \\ &= +6312\text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la masse de l'eau

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ \text{D'où } m_{\text{eau}} &= \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}} \\ &= \frac{6312\text{ J}}{4,19\text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times 5,5\text{ }^{\circ}\text{C}} \end{aligned}$$

$$\text{D'où } m_{\text{eau}} = 274\text{ g}$$

Calcul du volume de la solution de KOH

$$\begin{aligned} V_{\text{total de l'eau}} &= 274\text{ ml} \\ V_{\text{KOH}} &= 274\text{ ml} - 200\text{ ml} \\ &= 74\text{ ml} \end{aligned}$$

Réponse: Le volume de la solution de KOH est de 74 ml.