

Exercices supplémentaires

CORRIGÉ

CHAPITRE 5 : LA CHALEUR MOLAIRE D'UNE RÉACTION

5.1 LA CALORIMÉTRIE

1. Alicia dissout du nitrate de sodium dans 200 ml d'eau. Après dissolution complète du soluté, elle note que la température est passée de 25,0 °C à 22,5 °C. D'après ces données, lequel des énoncés suivants est vrai ?

- A. L'eau absorbe de l'énergie absorbée par la dissolution du nitrate de sodium.
- B. L'eau dégage de l'énergie absorbée par la dissolution du nitrate de sodium.
- C. L'eau absorbe de l'énergie dégagée par la dissolution du nitrate de sodium.
- D. L'eau dégage de l'énergie dégagée par la dissolution du nitrate de sodium.

2. Lors de la combustion de 1,00 g d'acétylène (C₂H₂), un calorimètre absorbe 50,0 kJ. Quelle est la chaleur molaire de combustion de l'acétylène ?

$$Q_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimètre}} = -50,0 \text{ kJ}$$

Calcul du nombre de moles :

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

$$\begin{aligned} \text{D'où } n &= \frac{m}{M} \\ &= \frac{1,00 \text{ g}}{26,04 \text{ g/mol}} \\ &= 0,0384 \text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire :

$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{-50,0 \text{ kJ}}{0,0384 \text{ mol}}$$

$$\frac{1 \text{ mol} \times -50,0 \text{ kJ}}{0,0384 \text{ mol}} = -1302 \text{ kJ}$$

Réponse :

La chaleur molaire de combustion est de $-1,30 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$ de C₂H₂.

3. Qu'est-ce que la chaleur molaire de dissolution ?

- A. C'est la quantité d'énergie mise en jeu lors de la dissolution d'un soluté pour faire varier la température du solvant de 1 °C.
- B. C'est la quantité d'énergie mise en jeu lors de la dissolution d'un soluté dans une mole de solvant.
- C. C'est la quantité d'énergie mise en jeu lors de la dissolution d'une mole de soluté.
- D. C'est la quantité d'énergie mise en jeu lors de la dissolution de 1 g de soluté.

4. Dans un calorimètre de polystyrène contenant 200 ml d'eau, on effectue une réaction qui fait passer la température de l'eau de 22,0 °C à 26,0 °C. Quelle quantité d'énergie est mise en jeu par cette réaction ?

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\
 &= 200 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 4,0 \text{ }^\circ\text{C} \\
 &= 3352 \text{ J}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\
 &= -3352 \text{ J ou } -3,4 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Réponse :

La quantité d'énergie mise en jeu par cette réaction est de -3,4 kJ.

5. Cédric dissout 12,60 g de nitrate d'argent (AgNO₃) dans 200 ml d'eau à 23,5 °C. Après dissolution complète du nitrate d'argent, la température de l'eau est maintenant de 21,5 °C. Quelle est la chaleur molaire de dissolution du nitrate d'argent ?

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre :

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\
 &= 200 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (21,5 \text{ }^\circ\text{C} - 23,5 \text{ }^\circ\text{C}) \\
 &= -1676 \text{ J ou } -1,676 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction :

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\
 &= -(-1,676 \text{ kJ}) \\
 &= +1,676 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles :

$$\begin{aligned}
 M &= \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M} \\
 n &= \frac{12,60 \text{ g}}{169,88 \text{ g/mol}} \\
 &= 0,0742 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire :

$$\begin{aligned}
 \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{+1,676 \text{ kJ}}{0,0742 \text{ mol}} \\
 \frac{1 \cancel{\text{ mol}} \times +1,676 \text{ kJ}}{0,0742 \cancel{\text{ mol}}} &= +22,59 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse :

La chaleur molaire de dissolution est de +22,6 kJ/mol de nitrate d'argent.

6. Dans un verre de polystyrène, Xavier verse 50,0 ml d'une solution de NaOH à 1,00 mol/L. Dans un second verre, il met 50,0 ml d'une solution de HCl à 1,00 mol/L. La température initiale des deux solutions est de 24,0 °C. Lorsque Xavier mélange les solutions et que la neutralisation est complète, il note que la température est de 30,0 °C.

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

Calcul de l'énergie absorbée ou dégagée par le calorimètre :

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 100,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (30,0^\circ\text{C} - 24,0^\circ\text{C}) \\ &= +2514 \text{ J ou } +2,51 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction :

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -2,51 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles :

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\ n &= 1,00 \text{ mol/L} \times 0,0500 \text{ L} \\ &= 0,0500 \text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur molaire :

$$\begin{aligned} \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{-2,51 \text{ kJ}}{0,0500 \text{ mol}} \\ \frac{1 \text{ mol} \times -2,51 \text{ kJ}}{0,0500 \text{ mol}} &= -50,2 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Réponse :

La chaleur molaire de neutralisation est de $-50,2 \text{ kJ/mol}$ de NaOH.

- b) Quelle est la chaleur massique de neutralisation du NaOH ?

$$\begin{aligned} \frac{-50,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &\text{ équivaut à } \frac{-50,2 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} \\ \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} &= \frac{-50,2 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} \\ \frac{1 \text{ g} \times -50,2 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} &= -1,255 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse :

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

- c) Écrivez l'équation thermique de la réaction.



7. L'acide sulfurique réagit avec l'hydroxyde de sodium selon l'équation suivante :



Si on mélange 200 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium à 2,00 mol/L avec 100 ml d'une solution d'acide sulfurique de même concentration, quelle sera la température finale du mélange ?
(La température initiale des solutions est de 22,0 °C et on considère que la réaction est complète.)

Calcul du nombre de moles de NaOH :

$$C = \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV$$

$$n = 2,00 \text{ mol/L} \times 0,200 \text{ L} \\ = 0,400 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur de réaction :

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

$$\frac{-76,6 \text{ kJ} \times 0,400 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = -15,3 \text{ kJ}$$

Détermination de la chaleur du calorimètre :

$$Q_{\text{calorimètre}} = -Q_{\text{réaction}} \\ = -(-15,3 \text{ kJ}) \\ = +15,3 \text{ kJ ou } 15\,300 \text{ J}$$

Calcul de la variation de température :

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

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{15\,300 \text{ J}}{300 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ = 12,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale :

$$\Delta T = T_f - T_i, \text{ d'où } T_f = \Delta T + T_i$$

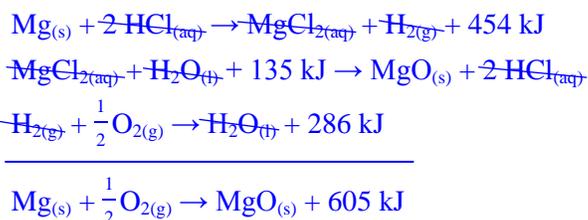
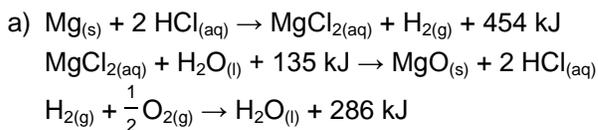
$$T_f = 22,0 \text{ }^\circ\text{C} + 12,2 \text{ }^\circ\text{C} = 34,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

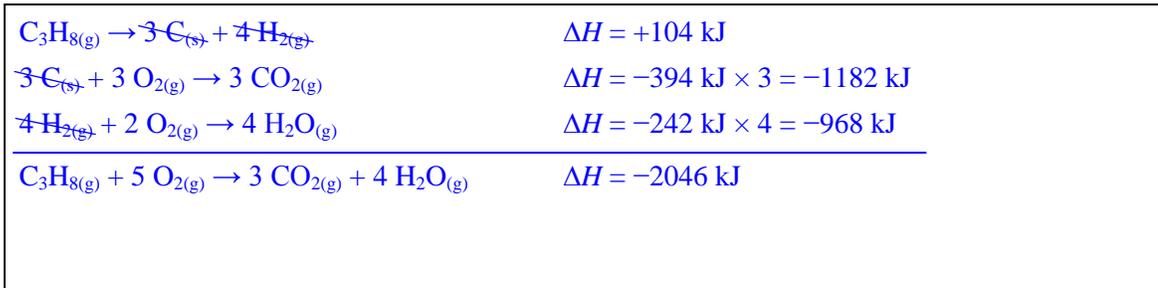
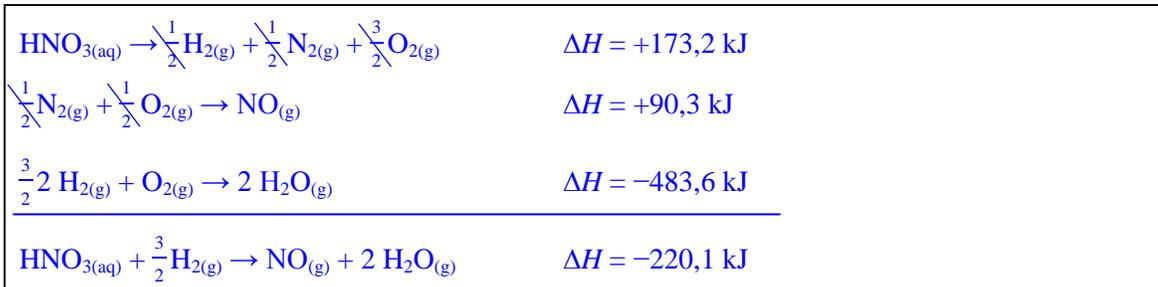
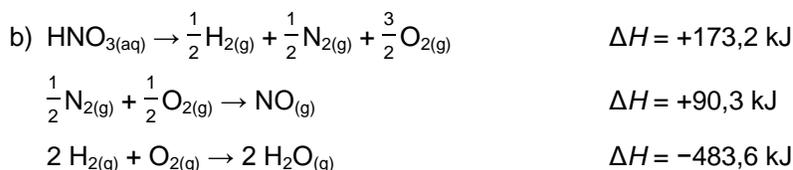
Réponse :

La température finale de la solution est de 34,2 °C.

5.2 LA LOI DE HESS

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





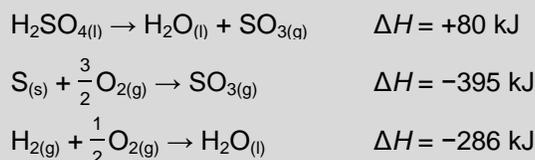
2. Soit les réactions suivantes :



Quelle est la chaleur molaire de sublimation du diiode ?

Équation globale :	
$\text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g})$	
Réorganisation et addition des équations :	
$\text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$	$\Delta H = +53,0 \text{ kJ}$
$2 \text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	$\Delta H = +9,4 \text{ kJ}$
<hr/>	
$\text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g})$	$\Delta H = +62,4 \text{ kJ}$
Réponse :	
La chaleur molaire de sublimation est de +62,4 kJ/mol de diiode.	

3. À l'aide des équations suivantes, déterminez la chaleur de formation de l'acide sulfurique à partir de ses éléments.



Équation globale :



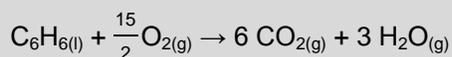
Réorganisation et addition des équations :



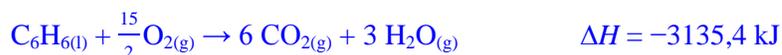
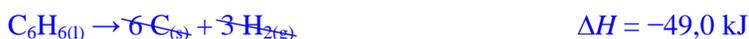
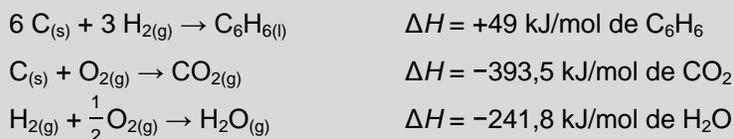
Réponse :

La chaleur de formation de l'acide sulfurique est de -761 kJ .

4. Le benzène (C_6H_6) brûle selon l'équation suivante :



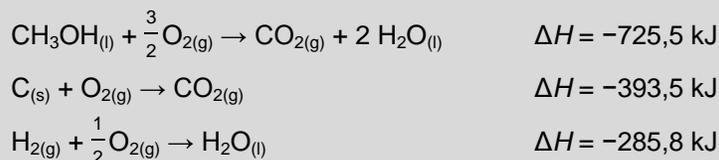
À l'aide des équations qui suivent, déterminez la chaleur de combustion du benzène.



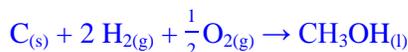
Réponse :

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

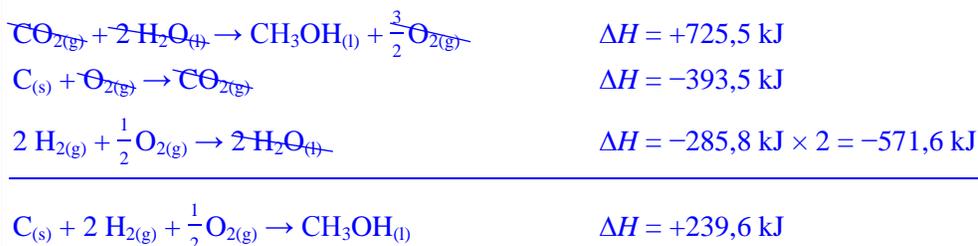
5. À l'aide des équations suivantes, déterminez la chaleur molaire de formation de l'alcool méthylique (CH₃OH).



Équation globale :



Réorganisation et addition des équations :



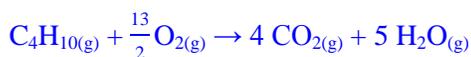
Réponse :

La chaleur molaire de formation est de +239,6 kJ/mol d'alcool méthylique.

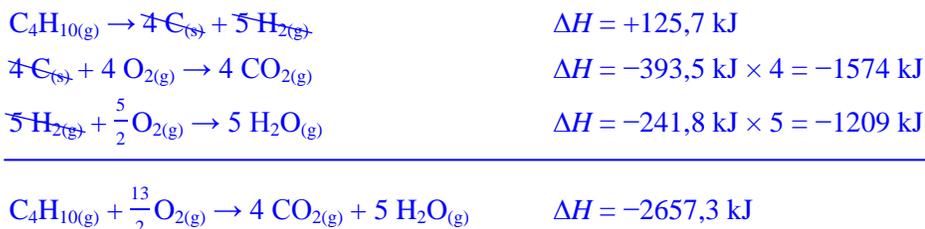
6. À l'aide du tableau des chaleurs de formation, déterminez la chaleur de chacune des réactions suivantes en appliquant la loi de Hess.

a) La combustion du butane.

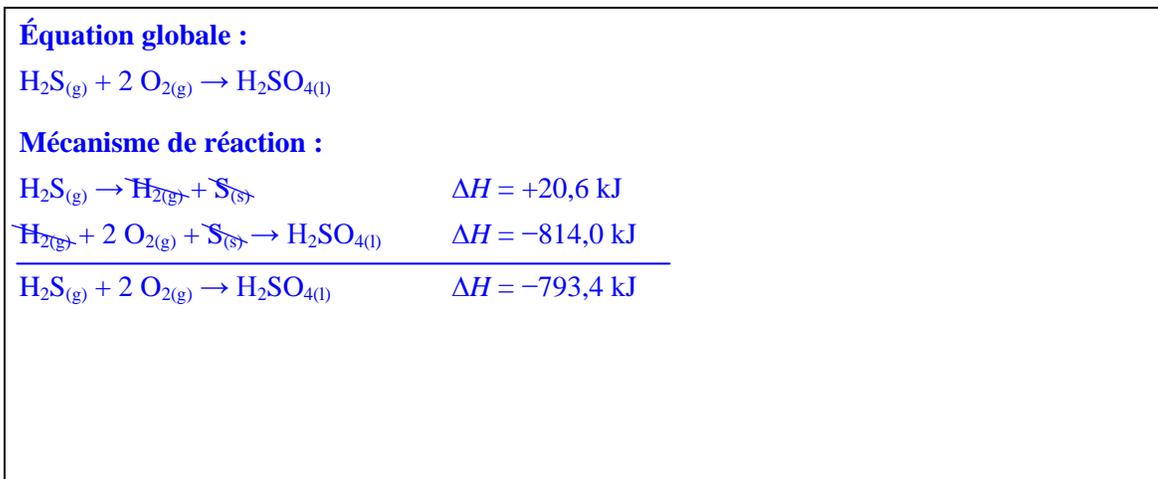
Équation globale :



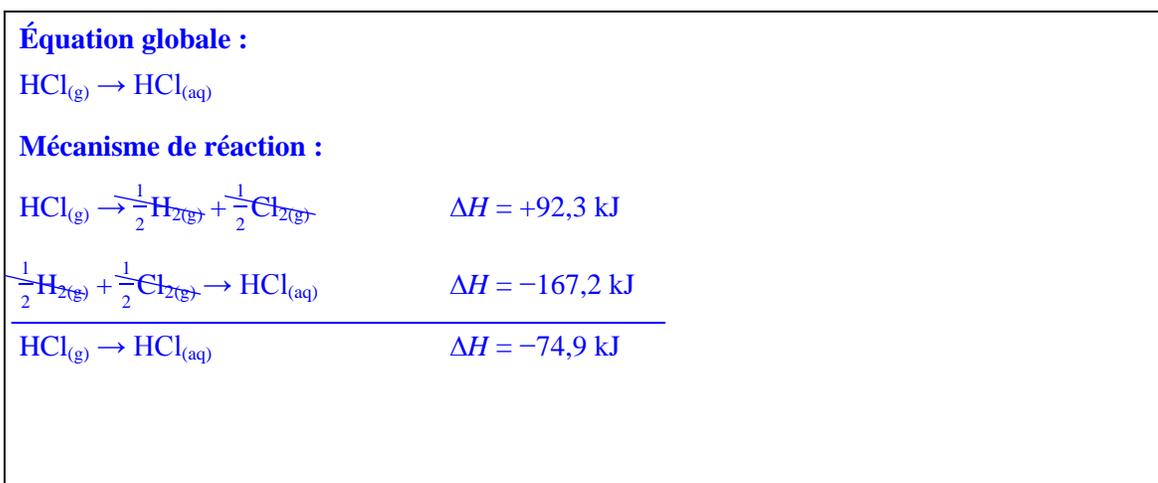
Mécanisme de réaction :



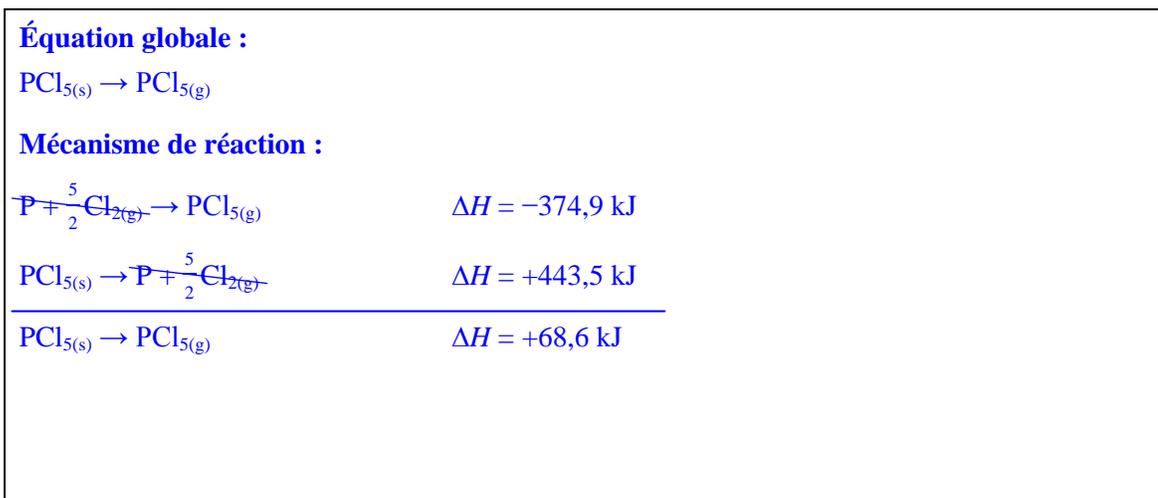
b) La combustion de l'acide sulfhydrique (H₂S).



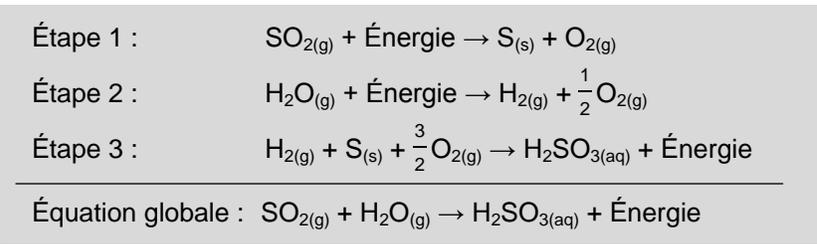
c) La dissolution de l'acide chlorhydrique gazeux.



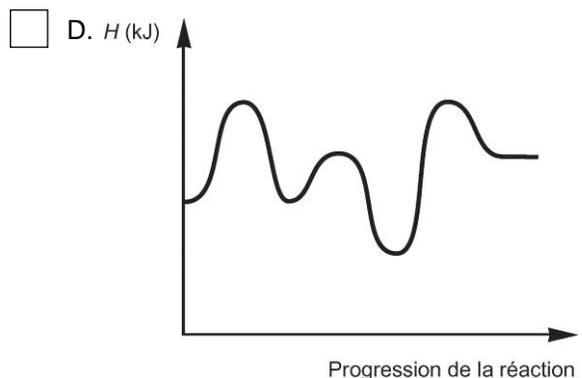
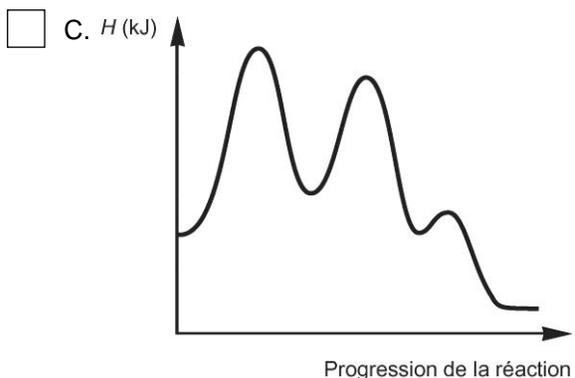
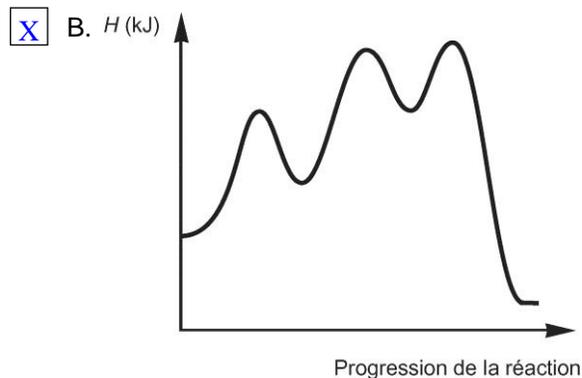
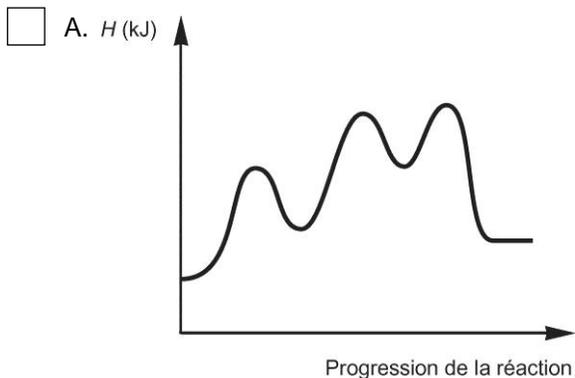
d) La sublimation du pentachlorure de phosphore.



7. Voici un mécanisme de réaction qui pourrait expliquer la production de l'acide sulfureux.



Quel graphique, parmi les suivants, peut illustrer ce mécanisme de réaction ?
Expliquez votre réponse.



C'est le graphique B qui peut illustrer ce mécanisme, car les deux premières étapes sont endothermiques, tandis que la troisième étape, ainsi que la réaction globale, sont exothermiques.

SYNTHÈSE DU CHAPITRE 5

1. Le fer est un matériau résistant dont l'usage est très répandu. Toutefois, s'il n'est pas protégé, il a tendance à s'oxyder facilement selon l'équation suivante :



À l'aide des équations suivantes, déterminez la chaleur molaire de l'oxydation du fer.



Équation globale :



Réorganisation et addition des équations :



Chaleur molaire de l'oxydation du fer :

$$\frac{-1648 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = -412 \text{ kJ/mol}$$

Réponse :

La chaleur molaire de l'oxydation du fer est de -412 kJ/mol de Fe.

2. Pendant la dissolution de 5,00 g d'un sel dans 250,0 ml d'eau, Valérie constate que la température diminue de 3,0 °C. Quelle est la chaleur massique de dissolution de ce sel ?

Calcul de la chaleur du calorimètre :

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 250,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -3,0^\circ\text{C} \\ &= -3142,5 \text{ J} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction :

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -(-3142,5 \text{ J}) \\ &= +3142,5 \text{ J} \end{aligned}$$

Calcul de la chaleur massique :

$$\frac{+3142,5 \text{ J}}{5,00 \text{ g}} = +628,5 \text{ J/g}$$

Réponse :

La chaleur massique de dissolution est de $+628,5 \text{ J/g}$ de ce sel.

3. Au cours d'une expédition en forêt, Blaise apporte un réchaud au méthanol pour préparer ses repas. Si la chaleur molaire de combustion du méthanol est de -726 kJ/mol de CH_3OH , quelle masse de méthanol est nécessaire pour amener à ébullition $1,0 \text{ L}$ d'eau initialement à $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$? (On considère que les pertes d'énergie dans le milieu environnant sont négligeables.)

Calcul de l'énergie absorbée par l'eau :

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 1000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (100 \text{ }^\circ\text{C} - 25,0 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= 314\,250 \text{ J} \end{aligned}$$

Détermination de la chaleur de réaction :

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= -Q_{\text{calorimètre}} \\ &= -314\,250 \text{ J ou } -314,25 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la masse du méthanol :

$$\frac{-726 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-726 \text{ kJ}}{32,05 \text{ g}}$$

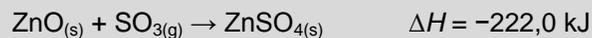
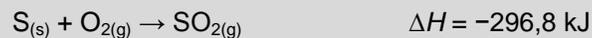
$$\frac{-726 \text{ kJ}}{32,05 \text{ g}} = \frac{-314,25 \text{ kJ}}{? \text{ g}}$$

$$\frac{32,05 \text{ g} \times -314,25 \text{ kJ}}{-726 \text{ kJ}} = 13,87 \text{ g}$$

Réponse :

Il faut environ 14 g de méthanol.

4. Soit les réactions suivantes :



Quelle est la chaleur mise en jeu lors de la formation de 6,00 g de sulfate de zinc ?

Équation globale :



Réorganisation et addition des équations :



Chaleur de la formation de 6,00 g de sulfate de zinc :

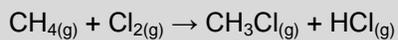
$$\frac{-966,0 \text{ kJ}}{161,45 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{6,00 \text{ g}}$$

$$\frac{-966,0 \text{ kJ} \times 6,00 \text{ g}}{161,45 \text{ g}} = -35,9 \text{ kJ}$$

Réponse :

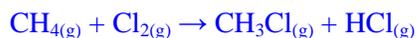
La chaleur de la formation de 6,00 g de sulfate de zinc est de $-35,9 \text{ kJ}$.

5. À l'aide des données du tableau ci-dessous, déterminez la chaleur de la réaction suivante :

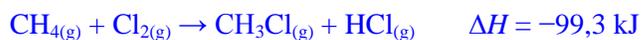


Substance	Formule chimique	Chaleur molaire de formation (en kJ/mol)
Acide chlorhydrique	$\text{HCl}_{(g)}$	-92,3
Chlorure de méthyle	$\text{CH}_3\text{Cl}_{(g)}$	-81,8
Méthane	$\text{CH}_{4(g)}$	-74,8

Équation globale :



Réorganisation et addition des équations



Réponse :

La chaleur de la réaction est de $-99,3 \text{ kJ}$.

DÉFIS DU CHAPITRE 5

1. La production annuelle mondiale d'acide sulfurique est impressionnante. Elle se situe au-delà de 100 millions de tonnes. L'acide sulfurique constitue une matière première pour la fabrication de divers produits, dont des engrais phosphatés et des pigments blancs au dioxyde de titane.

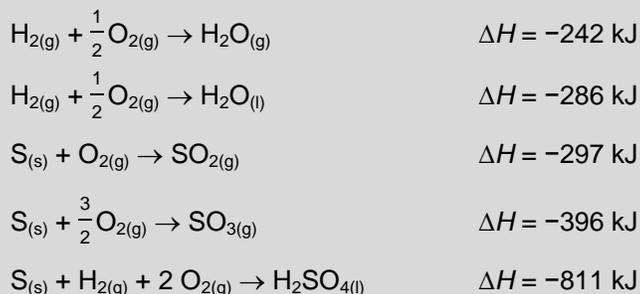
La fabrication industrielle de l'acide sulfurique se fait en trois étapes, à haute température.

- L'étape 1 consiste à brûler du soufre pour produire du dioxyde de soufre.
- Pendant l'étape 2, ce produit se transforme en trioxyde de soufre au contact du dioxygène.
- Pour finir, ce dernier se combine à de l'eau pour former l'acide sulfurique.

Cette troisième et dernière étape est illustrée par l'équation suivante :



- a) Étant donné les équations suivantes, quelle quantité d'énergie est associée à la production de 1,000 kg d'acide sulfurique à partir du trioxyde de soufre ?



1. Écrire l'équation globale balancée.



2. Choisir les équations pertinentes.



3. et 4. Réorganiser et additionner les équations.



La chaleur de la réaction est de

-129 kJ pour la production de 1 mol d'acide sulfurique.

$$\frac{-129 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-129 \text{ kJ}}{98,09 \text{ g}}$$

$$\frac{? \text{ kJ}}{1000 \text{ g}} = \frac{-129 \text{ kJ}}{98,09 \text{ g}}$$

$$\frac{1000 \text{ g} \times -129 \text{ kJ}}{98,09 \text{ g}} = -1315,1 \text{ kJ}$$

Réponse :

La production de 1,000 kg d'acide sulfurique dégage 1315 kJ.

- b) Quelle étape de la fabrication d'acide sulfurique met en jeu la plus grande quantité d'énergie ? Expliquez votre réponse.

Détermination de l'énergie associée à la première étape :

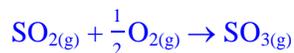
L'équation de la première étape est :



La chaleur de réaction de la première étape est de -297 kJ .

Détermination de l'énergie associée à la deuxième étape :

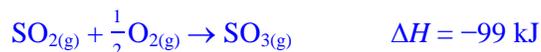
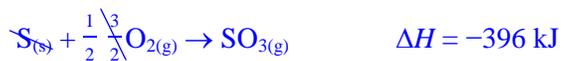
1. Écrire l'équation globale balancée.



2. Choisir les équations pertinentes.



3. et 4. Réorganiser et additionner les équations.



La chaleur de la réaction de la deuxième étape est de -99 kJ .

Détermination de l'énergie associée à la troisième étape :

La chaleur de la troisième étape est de -129 kJ .

Réponse :

L'étape qui met en jeu la plus grande quantité d'énergie est la première étape.

2. Au laboratoire, Julie prépare 200 ml d'une solution saturée de sulfate de cuivre. Si la température initiale de l'eau est de 23,0 °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 du nombre de moles de sulfate de cuivre

La solubilité du sulfate de cuivre est de 220 g/L, ce qui correspond à sa concentration. Donc :

$$C = \frac{m}{V}, \text{ d'où } m = CV$$

$$m = 220 \text{ g/L} \times 0,200 \text{ L} \\ = 44,0 \text{ g}$$

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{44,0 \text{ g}}{159,62 \text{ g/mol}} \\ = 0,276 \text{ mol}$$

Calcul de la chaleur de réaction

$$\Delta H = -67,7 \text{ kJ/mol de CuSO}_4$$

$$\frac{-67,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0,276 \text{ mol}}$$

$$\frac{-67,7 \text{ kJ} \times 0,276 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -18,685 \text{ kJ ou } -18\,685 \text{ J}$$

Détermination de la chaleur de l'eau

$$Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{réaction}} \\ = -(-18\,685 \text{ J}) = +18\,685 \text{ J}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

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

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{18\,685 \text{ J}}{200 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ = 22,3 \text{ }^\circ\text{C}$$

Calcul de la température finale de l'eau

$$\Delta T_{\text{eau}} = T_f - T_i, \text{ d'où } T_f = \Delta T_{\text{eau}} + T_i$$

$$T_f = 23,0 \text{ }^\circ\text{C} + 22,3 \text{ }^\circ\text{C} \\ = 45,3 \text{ }^\circ\text{C}$$

Réponse :

La température finale de la solution sera de 45,3 °C.