

Exercices supplémentaires

CORRIGÉ

CHAPITRE 4 : LES RÉACTIONS ENDOTHERMIQUES ET EXOTHERMIQUES

4.1 L'ÉNERGIE ET SES FORMES

1. Lequel des cas suivants représente une source d'énergie cinétique ?

- A. Une tasse de thé bouillant.
 B. Un ressort comprimé.
 C. Un skieur en haut d'une pente, qui attend son tour pour descendre.
 D. Une pomme que l'on garde pour sa collation.

2. Lequel des énoncés suivants correspond à la définition de la chaleur ?

- A. La chaleur correspond à un transfert d'énergie d'un milieu dont la température est plus élevée que 0 °C.
 B. La chaleur correspond à l'énergie associée au mouvement désordonné des particules.
 C. La chaleur correspond à un transfert d'énergie d'un milieu où la température est plus élevée vers un milieu où elle est moins élevée.
 D. La chaleur correspond à l'état d'agitation thermique des particules qui constituent la matière.

3. Laquelle des substances suivantes a absorbé le plus de chaleur ?

- A. 100 g d'air dont la température passe de 0 °C à 30 °C.
 B. 100 g d'argent dont la température passe de 10 °C à 100 °C.
 C. 10 g d'eau dont la température passe de 10 °C à 100 °C.
 D. 100 g d'huile végétale dont la température passe de 10 °C à 30 °C.

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q_{\text{air}} = 100 \text{ g} \times 1,01 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 30 \text{ }^\circ\text{C} = 3030 \text{ J}$$

$$Q_{\text{argent}} = 100 \text{ g} \times 0,24 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 90 \text{ }^\circ\text{C} = 2160 \text{ J}$$

$$Q_{\text{eau}} = 10 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 90 \text{ }^\circ\text{C} = 3771 \text{ J}$$

$$Q_{\text{huile}} = 100 \text{ g} \times 2,00 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 20 \text{ }^\circ\text{C} = 4000 \text{ J}$$

4. On fournit la même quantité d'énergie à 1 g de chacune des substances suivantes. Laquelle de ces substances subira la plus grande variation de température ? Expliquez votre réponse.

Substance	Capacité thermique massique (en J/g°C)	Température d'ébullition (en °C)
Acétone	2,15	329
Argon	0,52	-185,8
Fer	0,45	3000
Lithium	3,58	1341,9

C'est le fer qui subira la plus grande variation de température, puisqu'il a la plus petite capacité thermique massique.

5. Un cube de cuivre chaud de 5,00 g est déposé dans 200 ml d'eau. La température de l'eau augmente alors de 45,0 °C. Quelle est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée par le cube de cuivre dans l'eau ?

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{eau}} &= mc\Delta T \\
 &= 200 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 45,0 \text{ }^\circ\text{C} \\
 &= 37\,710 \text{ J ou } 37,7 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{cuivre}} &= -Q_{\text{eau}} \\
 &= -37,7 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

Réponse :

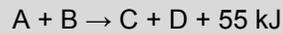
Le cube de cuivre dégage 37,7 kJ dans l'eau.

4.2 L'ÉNERGIE ASSOCIÉE AUX TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

1. La combustion de 20,00 g de carbone dégage 655 kJ. Laquelle des équations suivantes représente correctement cet énoncé ?

- A. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 393 \text{ kJ}$
- B. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} + 655 \text{ kJ} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$
- C. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 655 \text{ kJ}$
- D. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} + 393 \text{ kJ} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$

2. Soit la réaction suivante :



Lequel des énoncés suivants est vrai ?

- A. Comme ce n'est qu'une équation hypothétique, il n'est pas possible de savoir si l'enthalpie des produits est plus grande ou plus petite que celle des réactifs.
- B. L'enthalpie des produits est égale à celle des réactifs.
- C. L'enthalpie des produits est plus petite que celle des réactifs.
- D. L'enthalpie des produits est plus grande que celle des réactifs.

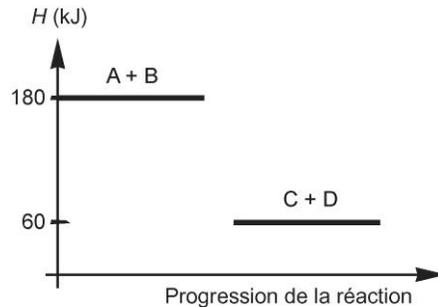
3. Si l'enthalpie des substances produites est de 890 kJ et que la réaction dégage 250 kJ, quelle est l'enthalpie des réactifs ?

1. $H_r = ?$
2. $\Delta H = -250 \text{ kJ}$
 $H_p = 890 \text{ kJ}$
3. $\Delta H = H_p - H_r$, d'où $H_r = H_p - \Delta H$
4. $H_r = 890 \text{ kJ} - (-250 \text{ kJ}) = 1140 \text{ kJ}$

Réponse :

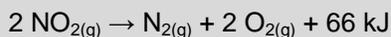
L'enthalpie des réactifs est de 1140 kJ.

4. Soit le diagramme suivant. Lequel des énoncés ne correspond pas à ce diagramme ?

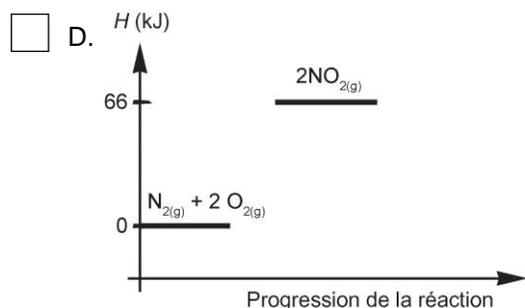
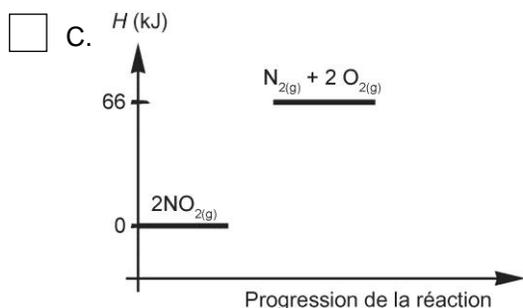
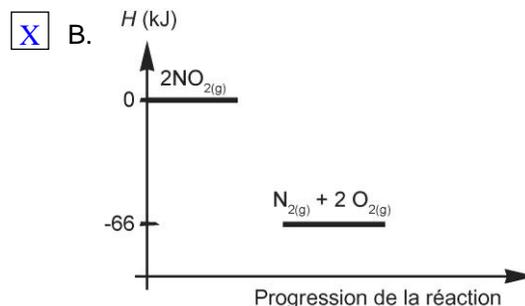
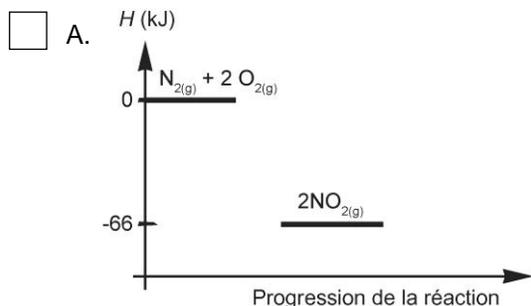


- A. La variation d'enthalpie de la réaction est de 120 kJ.
- B. La réaction est exothermique.
- C. L'enthalpie des produits est de 60 kJ.
- D. L'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.

5. Soit l'équation suivante :



Lequel des diagrammes suivants représente correctement cette réaction ?



6. La chaleur molaire de formation de l'ammoniac est de $-46,1 \text{ kJ/mol}$ de NH_3 . Quelle est sa chaleur massique ?

$$\frac{-46,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-46,1 \text{ kJ}}{17,04 \text{ g}}$$

$$\text{D'où } \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-46,1 \text{ kJ}}{17,04 \text{ g}} = -2,71 \text{ kJ}$$

Réponse :

La chaleur massique de l'ammoniac est de $-2,71 \text{ kJ/g}$ de NH_3 .

7. Si la synthèse de $2,50 \text{ mol}$ de monoxyde de carbone dégage 276 kJ , quelle est la chaleur molaire de décomposition de cette substance ? Expliquez votre réponse.

$$\text{Chaleur molaire de la synthèse} = \frac{-276 \text{ kJ}}{2,50 \text{ mol}} = -110,4 \text{ kJ/mol de CO}$$

Réponse :

Puisque la décomposition est la réaction inverse de la synthèse, la chaleur molaire de décomposition du monoxyde de carbone est de $+110 \text{ kJ/mol}$ de CO .

8. Lequel des phénomènes suivants dégage plus d'énergie qu'il n'en absorbe ?

- A. L'électrolyse de l'eau.
 B. La formation de la rosée sur l'herbe.
 C. La photosynthèse effectuée par les plantes.
 D. L'ébullition de l'eau.

9. Laquelle des équations suivantes représente une transformation chimique endothermique ?

- A. $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + \text{Énergie} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$
 B. $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{Énergie} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
 C. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{Énergie}$
 D. $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} + \text{Énergie} \rightarrow \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

10. Soit l'équation suivante :



Quelle quantité d'énergie est nécessaire pour décomposer 1,00 g d'eau ?

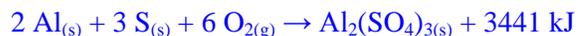
$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	+	$285,8 \text{ kJ}$	\rightarrow	$2 \text{H}_{2(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$
2 mol 36,04 g		285,8 kJ				
1,00 g 36,04 g		? kJ 285,8 kJ				

$$\frac{1,00 \text{ g} \times 285,8 \text{ kJ}}{36,04 \text{ g}} = 7,93 \text{ kJ}$$

Réponse :
 Il faut 7,93 kJ pour décomposer 1,00 g d'eau.

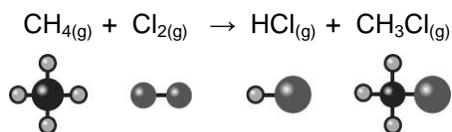
11. Voici un tableau qui présente la chaleur molaire de formation de quelques substances. À l'aide des renseignements donnés dans ce tableau, représentez correctement la réaction de formation du trisulfate de dialuminium à partir de ses éléments.

Substance	Formule chimique	Chaleur molaire de formation (en kJ/mol)
Fluorure de sodium	$\text{NaF}_{(s)}$	-573,7
Naphtalène	$\text{C}_{10}\text{H}_8(g)$	149
Oxyde de dichlore	$\text{Cl}_2\text{O}_{(g)}$	80,3
Trisulfate de dialuminium	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(s)}$	-3441



4.3 LE BILAN ÉNERGÉTIQUE ET LE DIAGRAMME ÉNERGÉTIQUE

1. Quel est le bilan énergétique de la réaction suivante ?



Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs :

(4 liens simples C–H) + (1 lien simple Cl–Cl)

$$(4 \times 414 \text{ kJ}) + 243 \text{ kJ} = 1899 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits :

(1 lien simple H–Cl) + (3 liens simples C–H) + (1 lien simple C–Cl)

$$-431 \text{ kJ} + (3 \times -414 \text{ kJ}) + -330 \text{ kJ} = -2003 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique :

$$\begin{aligned} \text{Bilan énergétique} &= \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée} \\ &= 1899 \text{ kJ} + -2003 \text{ kJ} \\ &= -104 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse :

Le bilan énergétique de cette réaction est de -104 kJ .

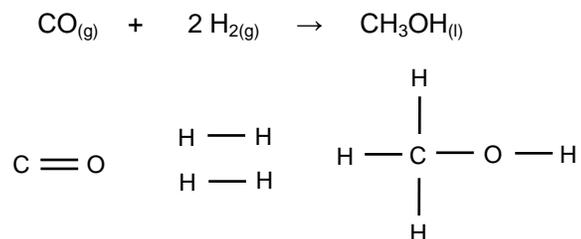
2. Pour pouvoir être amorcée, une réaction doit absorber 375 kJ . Elle dégage ensuite 150 kJ . Quel est le bilan énergétique de cette réaction ?

$$\begin{aligned} \text{Bilan énergétique} &= \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée} \\ &= 375 \text{ kJ} + -150 \text{ kJ} \\ &= +225 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse :

Le bilan énergétique de cette réaction est de 225 kJ .

3. Le méthanol peut être produit selon l'équation suivante :



Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Effectuez le bilan énergétique de la réaction pour répondre à la question.

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs :

(1 lien double C=O) + (2 liens simples H-H)

$$741 \text{ kJ} + (2 \times 435 \text{ kJ}) = 1611 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits :

(3 liens simples C-H) + (1 lien simple C-O) + (1 lien simple O-H)

$$(3 \times -414 \text{ kJ}) + -351 \text{ kJ} + -464 \text{ kJ} = -2057 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique :

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 1611 \text{ kJ} + -2057 \text{ kJ}$$

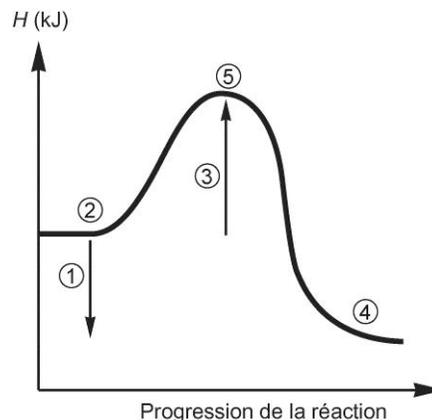
$$= -446 \text{ kJ}$$

Réponse :

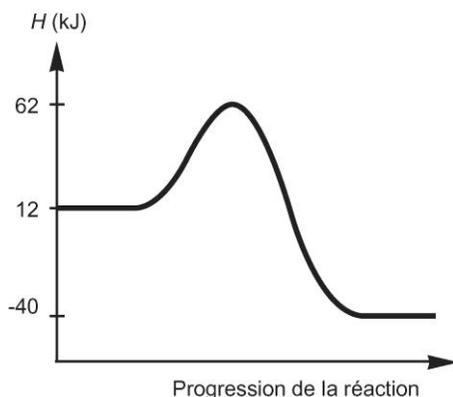
Cette réaction est exothermique, puisque son bilan énergétique est négatif.

4. Soit le diagramme énergétique suivant. Quel numéro représente l'énergie d'activation de la réaction ? Expliquez votre réponse.

Le numéro 3. En effet, l'énergie d'activation correspond à l'intervalle entre la position des réactifs et la position du complexe activé.



5. Voici le diagramme énergétique d'une réaction.



- a) Quel est l'enthalpie des réactifs ? 12 kJ
- b) Quel est l'enthalpie des produits ? -40 kJ
- c) Quel est l'enthalpie du complexe activé ? 62 kJ
- d) Quelle est la chaleur de la réaction ?

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_p - H_r \\ &= -40 \text{ kJ} - 12 \text{ kJ} \\ &= -52 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- e) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction ?

$$\begin{aligned} E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 62 \text{ kJ} - 12 \text{ kJ} \\ &= 50 \text{ kJ} \end{aligned}$$

SYNTHÈSE DU CHAPITRE 4

1. Lequel des énoncés suivants est vrai ?

- A. La chaleur se transmet naturellement d'un corps dont la capacité thermique massique est moins élevée vers un autre dont la capacité thermique massique est plus élevée.
- B. La chaleur se transmet naturellement d'un corps dont la température est moins élevée vers un autre dont la température est plus élevée.
- C. La chaleur se transmet naturellement d'un corps dont la température est plus élevée vers un autre dont la température est moins élevée.
- D. La chaleur se transmet naturellement d'un corps dont la capacité thermique massique est plus élevée vers un autre dont la capacité thermique massique est moins élevée.

2. De l'eau placée au congélateur se transforme en glace. Lequel des énoncés suivants décrit cette transformation ?

- A. C'est une transformation endothermique, puisque l'eau absorbe de l'énergie dégagée par le congélateur.
- B. C'est une transformation exothermique, puisque l'eau dégage de l'énergie absorbée par le congélateur.
- C. C'est une transformation exothermique, puisque l'eau absorbe de l'énergie dégagée par le congélateur.
- D. C'est une transformation endothermique, puisque l'eau dégage de l'énergie absorbée par le congélateur.

3. Soit la réaction suivante :



Laquelle des équations suivantes est correctement écrite ?

- A. $\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HBr}_{(g)}$ $\Delta H = +72,8 \text{ kJ/mol de HBr}$
- B. $\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HBr}_{(g)}$ $\Delta H = -72,8 \text{ kJ/mol de HBr}$
- C. $\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HBr}_{(g)}$ $\Delta H = -36,4 \text{ kJ/mol de HBr}$
- D. $\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HBr}_{(g)}$ $\Delta H = +36,4 \text{ kJ/mol de HBr}$

4. Soit la réaction suivante :



Quelle quantité d'énergie est associée à la formation de 10,0 g de trioxyde de soufre ?

$2 \text{SO}_{2(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$	→	$2 \text{SO}_{3(g)}$	+	197,8 kJ
				2 mol 160,14 g		197,8 kJ
				10,0 g 160,14 g		? kJ 197,8 kJ

$$\frac{10,0 \text{ g} \times 197,8 \text{ kJ}}{160,14 \text{ g}} = 12,35 \text{ kJ}$$

Réponse :
 La formation de 10,0 g de trioxyde de soufre dégage 12,4 kJ.

5. Soit la réaction suivante :



Si l'enthalpie du dioxyde de carbone est de 1482 kJ, quelle est l'enthalpie de l'ensemble des réactifs ?

1. $H_r = ?$
2. $\Delta H = -393 \text{ kJ}$
 $H_p = 1482 \text{ kJ}$
3. $\Delta H = H_p - H_r$, d'où $H_r = H_p - \Delta H$
4. $H_r = 1482 \text{ kJ} - (-393 \text{ kJ}) = 1875 \text{ kJ}$

Réponse :

L'enthalpie des réactifs est de 1875 kJ.

6. Les jours de canicule, ou lors d'un effort physique, la production de sueur permet d'abaisser notre température corporelle. Pourquoi cette réaction procure-t-elle une sensation de fraîcheur ?

L'évaporation de la sueur est une réaction endothermique qui absorbe de l'énergie. En effet,

en s'évaporant, la sueur absorbe une partie du surplus d'énergie du corps, ce qui nous procure une sensation de fraîcheur.

7. Si la chaleur molaire de fusion de l'or est de 12,6 kJ/mol de Au, quelle quantité d'énergie est nécessaire pour faire fondre complètement 35,0 g d'or ?

$$\frac{12,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{12,6 \text{ kJ}}{196,97 \text{ g}}$$

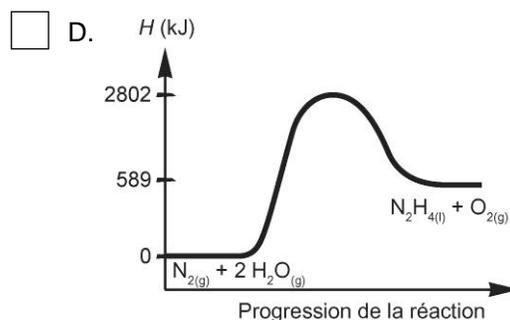
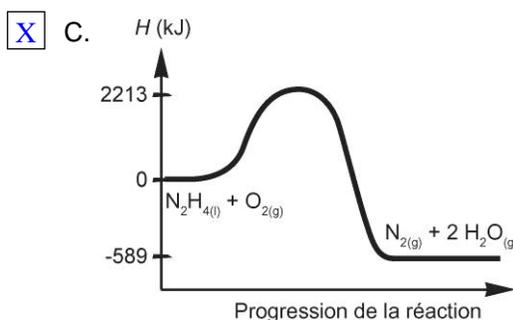
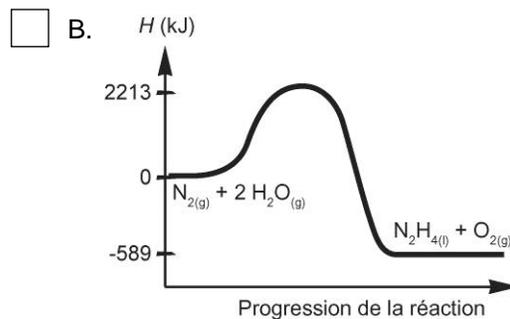
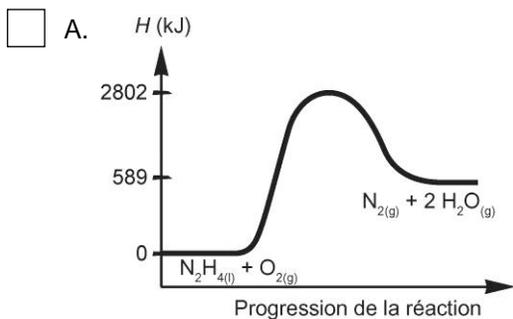
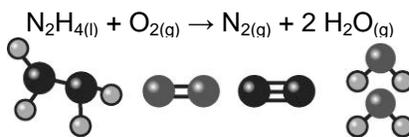
$$\text{D'où } \frac{? \text{ kJ}}{35,0 \text{ g}} = \frac{12,6 \text{ kJ}}{196,97 \text{ g}}$$

$$\frac{12,6 \text{ kJ} \times 35,0 \text{ g}}{196,97 \text{ g}} = 2,24 \text{ kJ}$$

Réponse :

Il faut 2,24 kJ pour faire fondre 35,0 g d'or.

8. L'hydrazine est un combustible qui réagit selon l'équation illustrée ci-dessous. Lequel des diagrammes suivants illustre la combustion de l'hydrazine ?



Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs :

(1 lien simple N-N) + (4 liens simples H-N) + (1 lien double O=O)

$$159 \text{ kJ} + (4 \times 389 \text{ kJ}) + 498 \text{ kJ} = 2213 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits :

(1 lien triple N≡N) + (4 liens simple H-O)

$$-946 \text{ kJ} + (4 \times -464 \text{ kJ}) = -2802 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique :

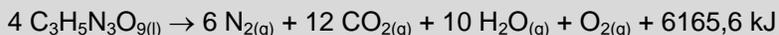
Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 2213 \text{ kJ} + -2802 \text{ kJ}$$

$$= -589 \text{ kJ}$$

DÉFIS DU CHAPITRE 4

1. La décomposition de la nitroglycérine dégage de grandes quantités d'énergie et de gaz dont l'utilisation est très répandue sur les chantiers de démolition. Il est en effet possible de creuser le roc ou de faire imploser un bâtiment grâce à l'explosion de cette substance instable. Voici l'équation de la réaction :



Si la décomposition d'une certaine quantité de nitroglycérine dégage 2000 kJ, quel volume de gaz est produit à une température de 30,0 °C et une pression de 101,9 kPa ?

Calcul de la quantité de gaz produits



4 mol	6 mol	12 mol	10 mol	1 mol	6165,6 kJ
	? mol	? mol	? mol	? mol	2000 kJ

$$6 \text{ mol} + 12 \text{ mol} + 10 \text{ mol} + 1 \text{ mol} = 29 \text{ mol}$$

$$\frac{29 \text{ mol}}{6165,6 \text{ kJ}} = \frac{? \text{ mol}}{2000 \text{ kJ}}$$

$$\frac{29 \text{ mol} \times 2000 \text{ kJ}}{6165,6 \text{ kJ}} = 9,407 \text{ mol}$$

Une quantité de 9,407 mol de gaz est produite.

Calcul du volume de gaz produits

$$PV = nRT, \text{ d'où } V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{9,407 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 303,0 \text{ K}}{101,9 \text{ kPa}}$$

$$= 232,6 \text{ L}$$

Réponse :

Un volume de 233 L de gaz est produit.

2. Vincent plonge un bloc de 50,0 g d'argent chauffé à 95,0 °C dans 250 ml d'eau à 20,0 °C. Si l'on considère que le système est isolé, quelle sera la température de l'eau après quelques minutes ?

$$Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{argent}}$$

$$m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}\Delta T_{\text{eau}} = -m_{\text{argent}}c_{\text{argent}}\Delta T_{\text{argent}}$$

$$250 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (T_f - 20,0 \text{ °C}) = -50,0 \text{ g} \times 0,24 \text{ J/g} \cdot \text{°C} (T_f - 95,0 \text{ °C})$$

$$1047,5 (T_f - 20,0 \text{ °C}) = -12 (T_f - 95,0 \text{ °C})$$

$$1047,5 T_f - 20950 \text{ °C} = -12 T_f + 1140 \text{ °C}$$

$$1059,5 T_f = 22090 \text{ °C}$$

$$T_f = \frac{22090 \text{ °C}}{1059,5} = 20,8 \text{ °C}$$

Réponse :

La température de l'eau sera de 20,8 °C.

3. Gaëlle dépose un morceau de glace sèche ayant une masse de 1,60 g dans une boîte de styromousse de 25 L aux conditions ambiantes de température et de pression. La glace sèche a la particularité de se sublimer selon l'équation suivante :



Quelle sera la température finale de l'air dans la boîte lorsque toute la glace sèche se sera sublimée ? (On considère qu'il n'y a pas d'échange d'énergie avec le milieu environnant.)

Masse volumique de l'air : 0,0013 g/ml

Capacité thermique massique de l'air : 1,00 J/g°C

Calcul de la quantité d'énergie absorbée par la glace sèche

$$\frac{+25,2 \text{ kJ}}{44,01 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1,60 \text{ g}}$$

$$\frac{+25,2 \text{ kJ} \times 1,60 \text{ g}}{44,01 \text{ g}} = +0,9162 \text{ kJ}$$

Calcul de la masse de l'air dans la boîte

$$25 \text{ L} = 25\,000 \text{ ml}$$

$$\text{masse volumique } (\rho) = \frac{m}{V}, \text{ d'où } m = \rho V$$

$$m = 0,0013 \text{ g/ml} \times 25\,000 \text{ ml} = 32,5 \text{ g}$$

Calcul de la température finale de l'air dans la boîte

$$Q \text{ dégagé par l'air} = -Q \text{ absorbé par le CO}_2 \\ = -0,9162 \text{ kJ ou } -916,2 \text{ J}$$

$$Q = mc\Delta T, \text{ d'où } \Delta T = \frac{Q}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{-916,2 \text{ J}}{32,5 \text{ g} \times 1,00 \text{ J/g}^\circ\text{C}} \\ = -28,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

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

$$T_f = -28,2 \text{ }^\circ\text{C} + 25 \text{ }^\circ\text{C} \\ = -3,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

Réponse :

La température finale de l'air dans la boîte sera de $-3,2 \text{ }^\circ\text{C}$.