

Exercices

4.1 L'énergie et ses formes

1 L'un des éléments énumérés ci-dessous n'est pas une source d'énergie. Quel est cet élément ? Expliquez votre réponse.

- a) Le vent.
- b) De l'eau chaude.
- c) Une pomme.
- d) Du pétrole.
- e) La température.
- f) Le Soleil.

e) La température. La température est une mesure de l'état d'agitation thermique des particules de matière. Elle se mesure en degrés Celsius, tandis que l'énergie se mesure en joules. Donc, ce ne peut être une source d'énergie.

2 Nommez une forme d'énergie correspondant à chacune des sources citées ci-dessous.

- a) Une chute d'eau. Énergie hydraulique.
- b) Le noyau d'un atome. Énergie nucléaire.
- c) Une bougie allumée. Énergie rayonnante ou énergie thermique.
- d) Un verre de lait. Énergie chimique.

3 Lorsqu'on refroidit un morceau de cuivre, qu'arrive-t-il à l'énergie cinétique des atomes qui le constituent ?

L'énergie cinétique des atomes diminue, puisqu'elle dépend du mouvement des particules (vibrations, rotations et translations) et que ces mouvements diminuent lorsque la température baisse.

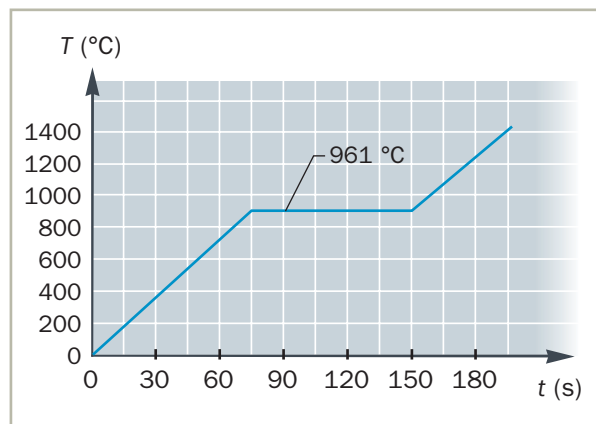
4 Ce graphique présente la courbe de chauffage d'un morceau d'argent de 12,0 g.

a) À quel moment l'argent se met-il à fondre ? Expliquez votre réponse.

Il se met à fondre à la 75^e seconde, parce que la température demeure stable à partir de ce moment.

b) Quel est le principal changement provoqué par l'absorption d'énergie au cours des 60 premières secondes ?

Le principal changement est l'augmentation de la température de l'argent.



- c) Quel est le principal changement provoqué par l'absorption d'énergie entre la 90^e seconde et la 150^e seconde ?

Le principal changement est le changement d'état de l'argent (fusion).

- d) Calculez la variation d'énergie thermique de l'argent entre le début du chauffage et le moment où il se met à fondre.

1. $Q = ?$

2. $m = 12,0 \text{ g}$

$c = 0,24 \text{ J/g}^\circ\text{C}$

$T_i = 0^\circ\text{C}$

$T_f = 961^\circ\text{C}$ (D'après le graphique, l'argent fond à 961°C .)

3. $\Delta T = T_f - T_i$

$Q = mc\Delta T$

4. $\Delta T = 961^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C} = 961^\circ\text{C}$

$Q = 12,0 \text{ g} \times 0,24 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 961^\circ\text{C} = 2767,68 \text{ J}$

Réponse: La variation d'énergie thermique de l'argent est de $2,8 \times 10^3 \text{ J}$.

- 5 Quelle est la quantité d'énergie nécessaire pour chauffer 1,50 L d'eau de $22,0^\circ\text{C}$ à $65,0^\circ\text{C}$?

1. $Q = ?$

2. $V = 1,50 \text{ L}$, soit 1500 ml

$m = 1500 \text{ ml} \times 1 \text{ g/ml} = 1500 \text{ g}$

$T_i = 22,0^\circ\text{C}$

$T_f = 65,0^\circ\text{C}$

$c_{\text{eau}} = 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}$

3. $Q = mc\Delta T$

$\Delta T = T_f - T_i$

4. $\Delta T = 65,0^\circ\text{C} - 22,0^\circ\text{C} = 43,0^\circ\text{C}$

$Q = 1500 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 43,0^\circ\text{C}$
 $= 270\,255 \text{ J}$

Réponse: La quantité d'énergie nécessaire pour chauffer l'eau est de $2,70 \times 10^5 \text{ J}$ ou de 270 kJ .

- 6 Une certaine quantité d'eau, à une température initiale de $18,0^\circ\text{C}$, est chauffée jusqu'à son point d'ébullition à l'aide d'une source d'énergie qui dégage $-22,5 \text{ kJ}$ en 12 minutes. Dans ces conditions, quelle était la masse d'eau ?

1. $m = ?$

2. $Q \text{ déagée} = -22,5 \text{ kJ}$

$Q \text{ absorbée par l'eau} = +22,5 \text{ kJ}$
 $= +22\,500 \text{ J}$

$T_i = 18,0^\circ\text{C}$

$T_f = 100,0^\circ\text{C}$

3. $\Delta T = T_f - T_i$

$Q = mc\Delta T$

D'où $m = Q/c\Delta T$

4. $\Delta T = 100,0^\circ\text{C} - 18,0^\circ\text{C} = 82,0^\circ\text{C}$

$m = \frac{22\,500 \text{ J}}{4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 82,0^\circ\text{C}}$
 $= 65,5 \text{ g}$

Réponse: La masse d'eau était de $65,5 \text{ g}$.

- 7 Un glaçon flotte dans un verre qui contient 250,0 ml d'eau. La température de l'eau est passée de 18,0 °C à 12,0 °C. Calculez la variation d'énergie thermique subie par le glaçon. De plus, précisez si ce dernier a absorbé ou dégagé de l'énergie.

- | | |
|--|--|
| 1. Q absorbée ou dégagée par le glaçon = ? | 3. L'énergie absorbée par le glaçon équivaut à l'énergie dégagée par l'eau. |
| 2. $V_{\text{eau}} = 250,0 \text{ ml}$
D'où $m_{\text{eau}} = 250,0 \text{ ml} \times 1 \text{ g/ml} = 250,0 \text{ g}$
$T_{i \text{ eau}} = 18,0 \text{ °C}$
$T_{f \text{ eau}} = 12,0 \text{ °C}$ | $Q_{\text{glaçon}} = -Q_{\text{eau}}$
$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}$
$\Delta T = T_f - T_i$ |
| | 4. $\Delta T = 12,0 \text{ °C} - 18,0 \text{ °C} = -6,0 \text{ °C}$
$Q_{\text{eau}} = 250,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g°C} \times -6,0 \text{ °C}$
$= -6285 \text{ J}$
$Q_{\text{glaçon}} = +6285 \text{ J}$ |

Réponse: Comme l'eau a dégagé 6,3 kJ, le glaçon a donc absorbé 6,3 kJ.

- 8 Un bloc de plomb chaud de 15,0 g est plongé dans 500,0 ml d'eau.

- a) Sachant que l'énergie dégagée par le plomb est de -12,6 kJ, calculez la variation de température de l'eau.

- | | |
|---|---|
| 1. $\Delta T_{\text{eau}} = ?$ | 3. $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}$ |
| 2. $V_{\text{eau}} = 500,0 \text{ ml}$
D'où $m_{\text{eau}} = 500,0 \text{ ml} \times 1 \text{ g/ml} = 500,0 \text{ g}$
$Q_{\text{plomb}} = -12,6 \text{ kJ}$
$Q_{\text{eau}} = +12,6 \text{ kJ} = +12\,600 \text{ J}$ | D'où $\Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}$ |
| | 4. $\Delta T_{\text{eau}} = \frac{12\,600 \text{ J}}{500,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g°C}}$
$= 6,01 \text{ °C}$ |

Réponse: La variation de température de l'eau est de 6,01 °C.

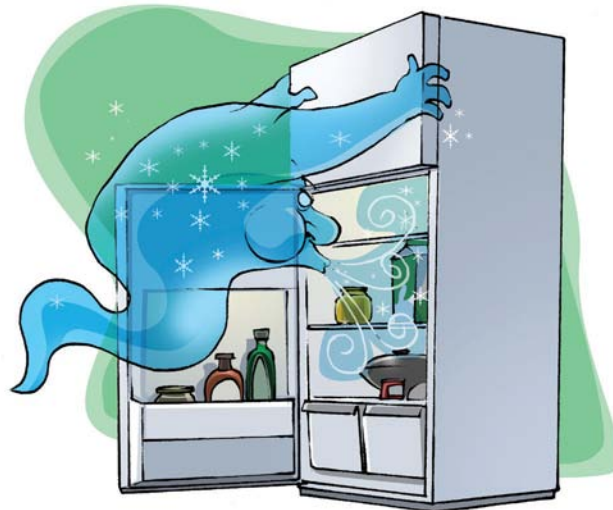
- b) La variation de température du bloc de plomb sera-t-elle la même que celle de l'eau? Expliquez votre réponse.

Non, la variation de température du bloc de plomb ne sera pas la même que celle de l'eau.

C'est la température finale des deux substances qui sera la même.

- 9 Expliquez comment s'effectue le transfert d'énergie thermique entre les aliments et l'air dans un réfrigérateur.

La chaleur passe toujours du milieu où la température est la plus élevée vers le milieu où la température est la plus basse. Dans un réfrigérateur, ce sont donc les aliments qui dégagent de la chaleur que l'air absorbe. La chaleur passe donc des aliments à l'air.



- 10 Sabrina fait chauffer une tige d'acier de 50,00 g. Lorsque la tige atteint une température de 85,0 °C, elle la dépose dans un thermos contenant 225,00 g d'éthanol, à une température de 20,0 °C. La température de l'éthanol s'élève alors jusqu'à 22,6 °C, puis se stabilise à cette température. Si l'on considère qu'il n'y a pas eu de perte d'énergie dans l'environnement, quelle est la capacité thermique massique de l'acier ?

1. $c_{\text{acier}} = ?$

2. $m_{\text{acier}} = 50,00 \text{ g}$

T_i de l'acier = 85,0 °C

$m_{\text{éthanol}} = 225,00 \text{ g}$

T_i de l'éthanol = 20,0 °C

T_f de l'éthanol = 22,6 °C = T_f de l'acier

3. $Q_{\text{acier}} = -Q_{\text{éthanol}}$

$Q = mc\Delta T$

D'où $c = \frac{Q}{m\Delta T}$

$\Delta T = T_f - T_i$

4. **Calcul de la chaleur absorbée par l'éthanol**

$\Delta T_{\text{éthanol}} = 22,6 \text{ °C} - 20,0 \text{ °C} = 2,6 \text{ °C}$

$Q_{\text{éthanol}} = 225,00 \text{ g} \times 2,46 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 2,6 \text{ }^\circ\text{C}$
 $= 1439,1 \text{ J}$

Calcul de la capacité thermique massique de l'acier

$Q_{\text{acier}} = -1439,1 \text{ J}$

$\Delta T_{\text{acier}} = 22,6 \text{ °C} - 85,0 \text{ °C} = -62,4 \text{ °C}$

$c = \frac{-1439,1 \text{ J}}{50,00 \text{ g} \times -62,4 \text{ °C}}$
 $= 0,461 \text{ J/g}^\circ\text{C}$

Réponse : La capacité thermique massique de l'acier est de 0,46 J/g°C.

Exercices

4.2 L'énergie associée aux transformations de la matière

1 Pour chacune des transformations suivantes, indiquez s'il s'agit d'une transformation endothermique ou exothermique et s'il s'agit d'un changement physique ou chimique.

Transformation	Endothermique	Exothermique	Physique	Chimique
a) La cuisson d'un gâteau.	X			X
b) La formation de la rosée.		X	X	
c) $2 \text{NaNO}_3 + \text{Chaleur} \rightarrow 2 \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$	X			X
d) $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(\text{g})} + \text{Énergie}$		X		X
e) $\text{C}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 394 \text{ kJ}$		X		X
f) La combustion du propane.		X		X
g) L'électrolyse de l'eau.	X			X
h) La sublimation du diiode.	X		X	

2 Indiquez au moins une forme d'énergie dégagée par chacune des transformations suivantes. *Exemples de réponses.*

- a) Un incendie de forêt. Énergie thermique, énergie rayonnante.
- b) La congélation de l'eau. Énergie thermique.
- c) L'explosion de la dynamite. Énergie thermique, énergie sonore, énergie rayonnante.
- d) La respiration cellulaire. Énergie thermique.

3 Indiquez une forme d'énergie absorbée par chacune des transformations suivantes. *Exemples de réponses.*

- a) La recharge d'une pile. Énergie électrique.
- b) La photosynthèse d'une plante. Énergie solaire.
- c) La cuisson d'un pain. Énergie thermique.
- d) L'évaporation de l'essence. Énergie thermique.

- 4 Une transformation dégage 25 kJ et une autre absorbe 750 kJ. Laquelle est la plus susceptible de représenter un phénomène physique? Expliquez votre réponse.

C'est la première qui est la plus susceptible d'être une transformation physique, puisqu'elle met en jeu moins d'énergie que la deuxième.

- 5 Chloé affirme que seules les réactions endothermiques absorbent de l'énergie. Êtes-vous d'accord avec elle? Expliquez votre réponse.

Non, puisque certaines réactions exothermiques doivent absorber de l'énergie pour être amorcées.

- 6 Repérez dans la photo ci-contre les réactions endothermiques et les réactions exothermiques.

Exemples de réponses.

Endothermiques : la cuisson des aliments,

la photosynthèse.

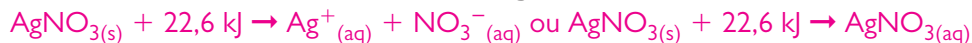
Exothermiques : la combustion du bois,

la respiration cellulaire.



- 7 Écrivez l'équation thermique correspondant à chacune des descriptions suivantes.

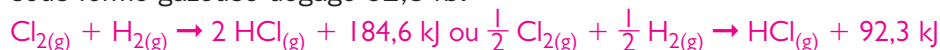
- a) La dissolution d'une mole de nitrate d'argent absorbe 22,6 kJ.



- b) La décomposition en éléments d'une mole de C_3H_8 gazeux absorbe 103,8 kJ.



- c) La synthèse d'une mole de chlorure d'hydrogène gazeux à partir de ses éléments sous forme gazeuse dégage 92,3 kJ.



- 8 Écrivez l'équation thermique correspondant à chacune des descriptions suivantes. Laissez des traces de vos calculs.

- a) La dissociation électrolytique de 0,26 mol de chlorure d'ammonium solide (NH_4Cl) absorbe 4,24 kJ.

$$\frac{4,24 \text{ kJ}}{0,26 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \quad \frac{4,24 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0,26 \text{ mol}} = 16,3 \text{ kJ, donc } 16 \text{ kJ}$$

Réponse : $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + 16 \text{ kJ} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

b) Il faut 335 J pour faire fondre 1 g de glace.

$$\frac{335 \text{ J}}{1 \text{ g}} \text{ de } \text{H}_2\text{O} = \frac{? \text{ J}}{18,02 \text{ g}} \quad \frac{335 \text{ J} \times 18,02 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 6036,7 \text{ J, donc } 6,04 \text{ kJ}$$

Réponse: $\text{H}_2\text{O}_{(s)} + 6,04 \text{ kJ} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

c) La combustion de 1 g de carbone dégage 32,8 kJ.

$$\frac{-32,8 \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{12,01 \text{ g}} \quad \frac{-32,8 \text{ kJ} \times 12,01 \text{ g}}{1 \text{ g}} = -394 \text{ kJ}$$

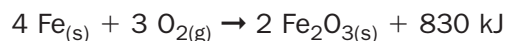
Réponse: $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 394 \text{ kJ}$

d) La décomposition de 108 g d'eau liquide en ses éléments requiert 1714,8 kJ.

$$\frac{1714,8 \text{ kJ}}{108 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{18,02 \text{ g}} \quad \frac{1714,8 \text{ kJ} \times 18,02 \text{ g}}{108 \text{ g}} = 286 \text{ kJ}$$

Réponse: $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 572 \text{ kJ} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$ ou $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 286 \text{ kJ} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$

9 Voici l'équation thermique de l'oxydation du fer :



Si l'on fait réagir complètement 50,0 g de fer avec suffisamment de dioxygène, quelle sera la quantité d'énergie dégagée ?

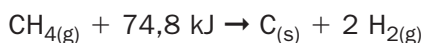


4 mol	3 mol	2 mol	830 kJ
223,4 g	96,00 g	319,4 g	
50,0 g			? kJ
223,4 g			830 kJ

$$\frac{50,0 \text{ g} \times 830 \text{ kJ}}{223,4 \text{ g}} = 185,8 \text{ kJ}$$

Réponse: La réaction de 50,0 g de fer dégage 186 kJ.

- 10 La décomposition du méthane (CH_4) s'effectue selon l'équation qui suit :



Quelle quantité d'énergie faut-il pour décomposer 20,00 g de méthane ?



1 mol 16,05 g	74,8 kJ	1 mol 12,01 g	2 mol 4,04 g
20,00 g	? kJ		
16,05 g	74,8 kJ		

$$\frac{20,00 \text{ g} \times 74,8 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}} = 93,2 \text{ kJ}$$

Réponse : La décomposition de 20,0 g de méthane nécessite 93,2 kJ.

- 11 La chaleur molaire de la réaction de synthèse du monoxyde de carbone (CO) est de $-110,5 \text{ kJ/mol}$. Quelle est sa chaleur massique ?

$$\frac{-110,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{-110,5 \text{ kJ}}{28,01 \text{ g}} \quad \frac{1 \text{ g} \times -110,5 \text{ kJ}}{28,01 \text{ g}} = -3,945 \text{ kJ}$$

$$\text{D'où } \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-110,5 \text{ kJ}}{28,01 \text{ g}}$$

Réponse : La chaleur massique de la synthèse du monoxyde de carbone est de $-3,945 \text{ kJ/g}$ de CO.

- 12 La dissolution de 10,00 g de sulfate de cuivre dégage 8,00 kJ.

a) Quelle est la chaleur massique de réaction ?

$$\frac{-8,00 \text{ kJ}}{10,00 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}}$$

$$\text{D'où } \frac{-8,00 \text{ kJ} \times 1 \text{ g}}{10,00 \text{ g}} = -0,800 \text{ kJ}$$

Réponse : La chaleur massique de réaction est de $-0,800 \text{ kJ/g}$ ou -800 J/g de CuSO_4 .

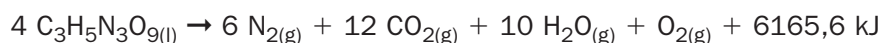
b) Quelle est la chaleur molaire de réaction ?

$$\text{Comme la masse molaire du sulfate de cuivre est de } 159,62 \text{ g/mol : } \frac{-8,00 \text{ kJ} \times 159,62 \text{ g}}{10,00 \text{ g}} = -127,7 \text{ kJ}$$

$$\frac{-8,00 \text{ kJ}}{10,00 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{159,62 \text{ g}}$$

Réponse : La chaleur molaire de réaction est de -128 kJ/mol de CuSO_4 .

13 La nitroglycérine se décompose selon l'équation suivante :



Quelle masse de nitroglycérine est nécessaire si on veut obtenir 10 000 kJ ?



4 mol 908,44 g	6 mol 168,12 g	12 mol 528,12 g	10 mol 180,2 g	1 mol 32,00 g	6165,6 kJ
? g					10 000 kJ
908,44 g					6165,6 kJ

$$\frac{908,44 \text{ g} \times 10\,000 \text{ kJ}}{6165,6 \text{ kJ}} = 1473,4 \text{ g}$$

Réponse : Il faut 1473,4 g de nitroglycérine pour obtenir 10 000 kJ.

14 Soit la réaction : $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

Si l'enthalpie totale des réactifs est de 50 kJ de plus que celle des produits, quel est le ΔH de la réaction ? **Exemple de démarche.**

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_p - H_r \\ &= x \text{ kJ} - (x + 50) \text{ kJ} \\ &= x \text{ kJ} - x \text{ kJ} - 50 \text{ kJ} \\ &= -50 \text{ kJ} \end{aligned}$$

15 Pour une réaction chimique donnée, l'enthalpie des substances produites est de 925,6 kJ et celle des réactifs est de 384,7 kJ.

a) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_p - H_r \\ &= 925,6 \text{ kJ} - 384,7 \text{ kJ} \\ &= 540,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

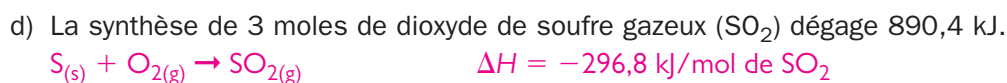
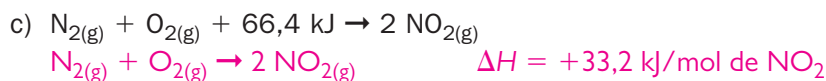
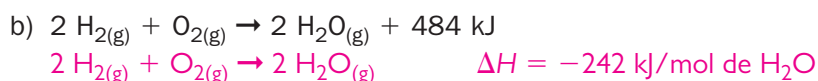
b) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

Cette réaction est endothermique.

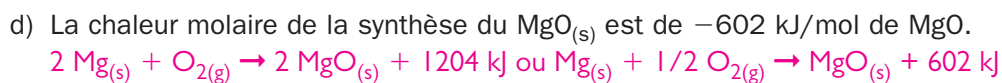
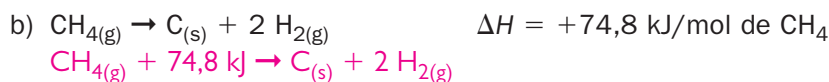
- 16 Une réaction donnée dégage 265 kJ. Si l'enthalpie des produits est de 987 kJ, quelle est l'enthalpie des réactifs ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ \text{D'où } H_r &= -(\Delta H - H_p) \\ &= -(-265 \text{ kJ} - 987 \text{ kJ}) \\ &= 1252 \text{ kJ}\end{aligned}$$

- 17 Récrivez les équations suivantes en indiquant la chaleur de réaction en kJ/mol de produit. N'oubliez pas de respecter la convention des signes.



- 18 Récrivez les équations thermiques suivantes en y incluant l'énergie de façon appropriée.



- 19 La chaleur massique de fusion de l'aluminium est de $+393 \text{ J/g}$. Quelle est sa chaleur molaire de fusion ?

$$\begin{aligned}M_{\text{Al}} &= 26,98 \text{ g/mol} \\ \frac{+393 \text{ J}}{1 \text{ g}} &= \frac{? \text{ J}}{26,98 \text{ g}} \\ \frac{393 \text{ J} \times 26,98 \text{ g}}{1 \text{ g}} &= 10\,603 \text{ J}\end{aligned}$$

Réponse: La chaleur molaire de fusion de l'aluminium est de 10,6 kJ/mol de Al.

20 Voici un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression d'une réaction hypothétique.

a) Quels sont les réactifs ?

Les réactifs sont A et B.

b) Quelle est l'enthalpie des réactifs ?

L'enthalpie des réactifs est de 850 kJ.

c) Quels sont les produits ?

Les produits sont C et D.

d) Quelle est l'enthalpie des produits ?

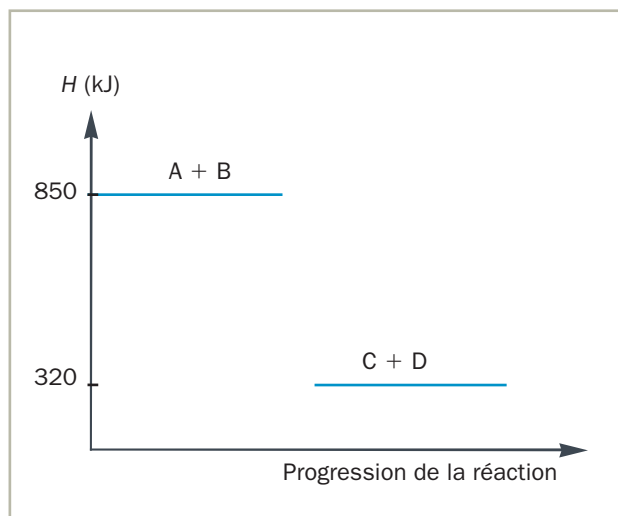
L'enthalpie des produits est de 320 kJ.

e) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

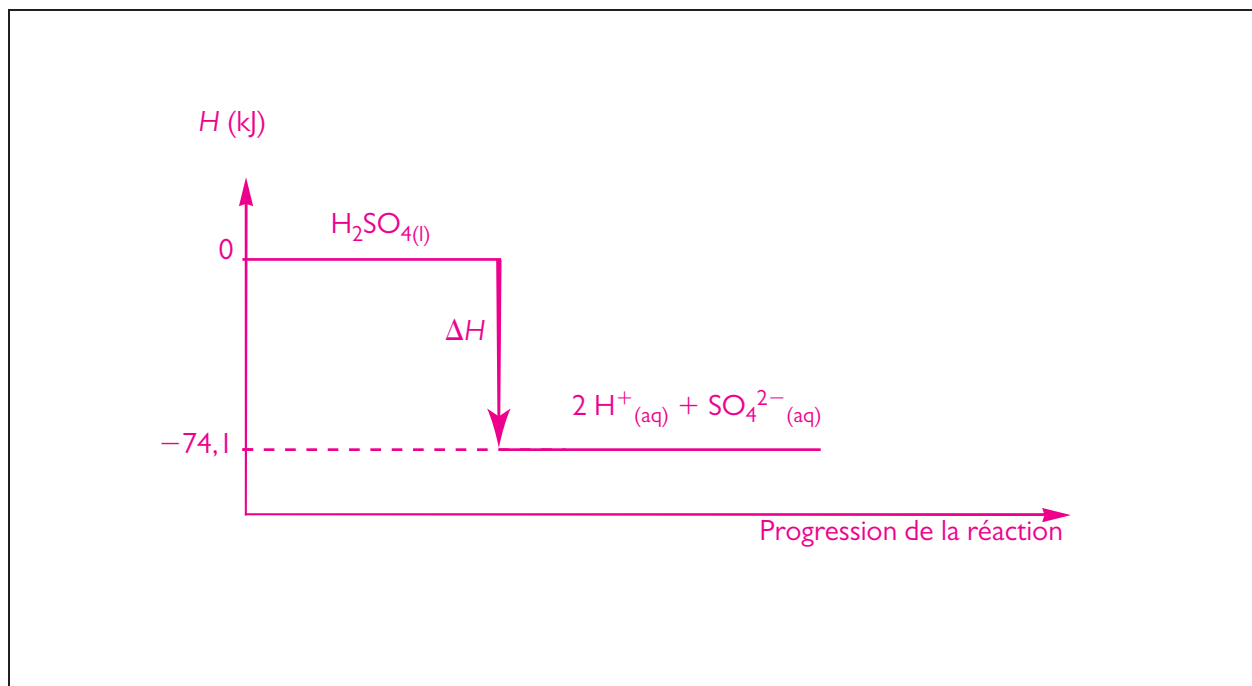
$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= 320 \text{ kJ} - 850 \text{ kJ} \\ &= -530 \text{ kJ}\end{aligned}$$

f) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

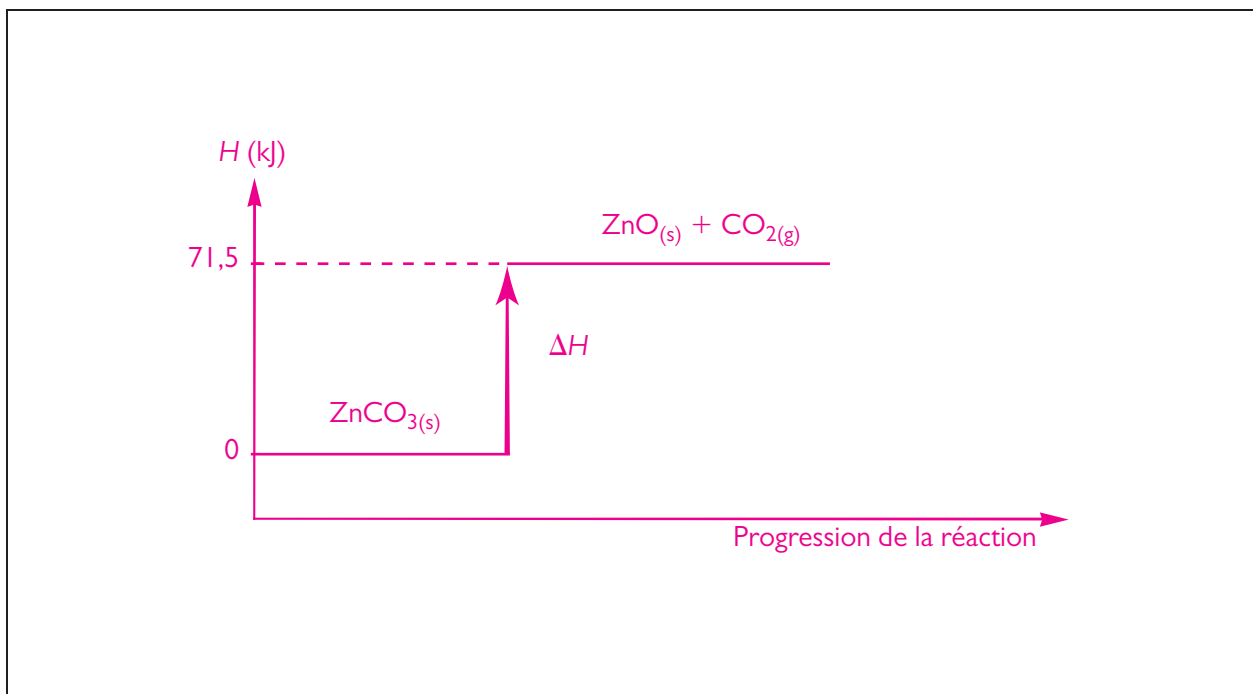
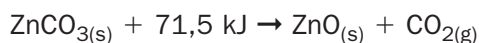
Cette réaction est exothermique, puisque l'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits et que la variation d'enthalpie est négative.



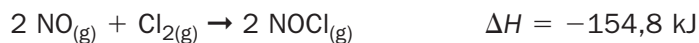
21 La dissolution d'une mole d'acide sulfurique (H_2SO_4) dégage 74,1 kJ. Tracez le diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction.



- 22 Tracez un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction d'après l'équation thermique suivante :



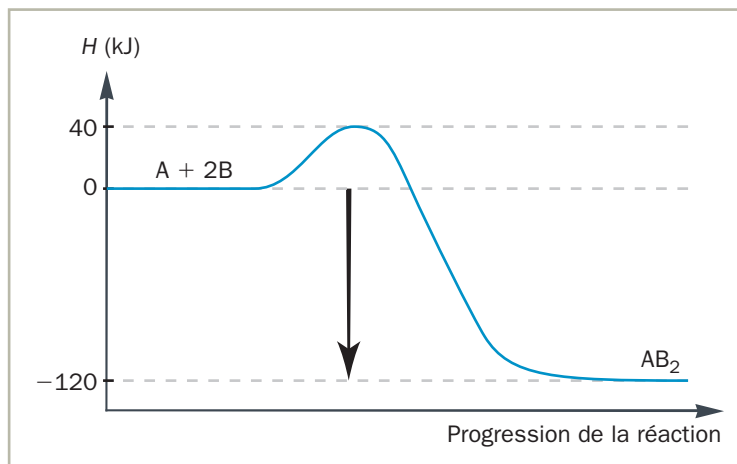
- 23 Soit l'équation thermique suivante :



Quelle est la chaleur molaire de chacune des réactions ci-dessous en fonction du NOCl ?

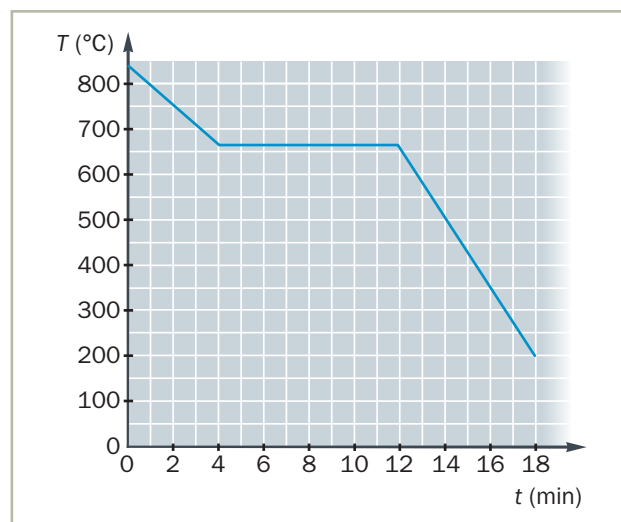
- a) $\text{NO}_{(g)} + 1/2 \text{ Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NOCl}_{(g)} \quad \Delta H = \underline{-77,4 \text{ kJ/mol de NOCl}}$
- b) $6 \text{ NOCl}_{(g)} \rightarrow 6 \text{ NO}_{(g)} + 3 \text{ Cl}_{2(g)} \quad \Delta H = \underline{+77,4 \text{ kJ/mol de NOCl}}$

- 24 Observez le diagramme énergétique suivant. Écrivez l'équation thermique de cette réaction.



25 Ce diagramme montre la variation de température en fonction du temps d'un échantillon de 18,0 g d'aluminium. (Pour répondre aux questions, consultez les annexes, à la fin du cahier.)

La variation de température en fonction du temps



- a) Quel changement de phase ce diagramme illustre-t-il ? Expliquez votre réponse.

Il s'agit d'une solidification, puisque la température diminue en fonction du temps et que le plateau correspond à la température de fusion ou de solidification de l'aluminium, qui est de 660 °C.

- b) Écrivez l'équation thermique qui correspond à ce changement de phase de deux façons différentes.

Selon l'ANNEXE II, la chaleur molaire de fusion de l'aluminium est de +10,8 kJ/mol de Al.

Donc, sa chaleur molaire de solidification est de -10,8 kJ/mol de Al.



- c) Quelle quantité d'énergie est mise en jeu entre la 4^e minute et la 12^e minute ? Précisez si cette énergie est dégagée ou absorbée.

$$\frac{-10,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de Al}} \text{ équivaut à } \frac{-10,8 \text{ kJ}}{26,98 \text{ g de Al}} = \frac{? \text{ kJ}}{18,0 \text{ g de Al}}$$

$$\frac{-10,8 \text{ kJ} \times 18,0 \text{ g}}{26,98 \text{ g}} = -7,21 \text{ kJ}$$

Réponse : L'aluminium dégage -7,21 kJ entre la 4^e et la 12^e minute.

- d) Quelle quantité d'énergie est mise en jeu entre la 12^e minute et la 18^e minute ? Précisez si cette énergie est dégagée ou absorbée.

1. $Q = ?$

2. $m = 18,0 \text{ g}$
 $c = 0,90 \text{ J/g}^\circ\text{C}$
 $T_i = 660 \text{ }^\circ\text{C}$
 $T_f = 200 \text{ }^\circ\text{C}$

3. $\Delta T = T_f - T_i$

$$Q = mc\Delta T$$

4. $\Delta T = 200 \text{ }^\circ\text{C} - 660 \text{ }^\circ\text{C} = -460 \text{ }^\circ\text{C}$

$$Q = 18,0 \text{ g} \times 0,90 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -460 \text{ }^\circ\text{C} = -7452 \text{ J}$$

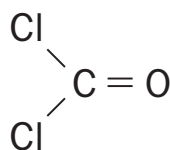
Réponse : L'aluminium dégage $-7,45 \times 10^3 \text{ J}$ ou $-7,45 \text{ kJ}$.

Exercices

4.3 Le bilan énergétique et le diagramme énergétique

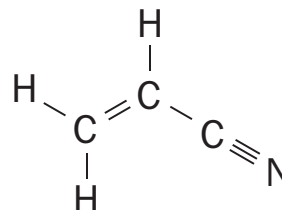
1 Quelle est l'énergie nécessaire pour briser les liaisons des molécules suivantes ?
Pour répondre, consultez les **ANNEXES 7** et **8**.

a) Le phosgène (COCl_2) est utilisé dans la production de polymères et dans l'industrie pharmaceutique.



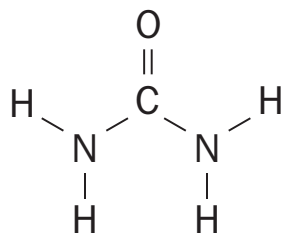
(2 liens simples C–Cl) + (1 lien double C=O)
(2 × 330 kJ) + 741 kJ = 1401 kJ

b) L'acrylonitrile (CH_2CHCN) est utilisé dans la fabrication du plastique.



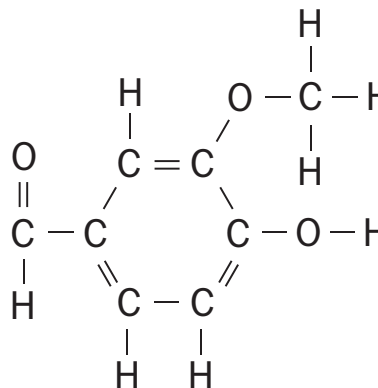
(3 liens simples C–H) + (1 lien double C=C) + (1 lien simple C–C) + (1 lien triple C≡N)
(3 × 414 kJ) + 611 kJ + 347 kJ + 891 kJ
= 3091 kJ

c) L'urée ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) est utilisée principalement comme engrais.



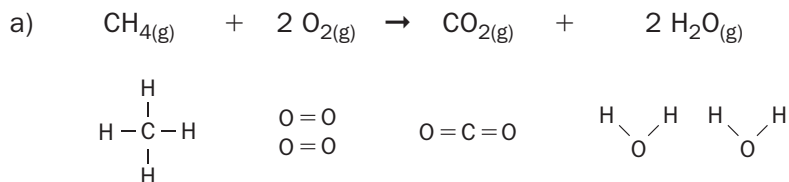
(4 liens simples N–H) + (2 liens simples C–N) + (1 lien double C=O)
(4 × 389 kJ) + (2 × 293 kJ) + 741 kJ
= 2883 kJ

d) La vanilline ($\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$) est une molécule odorante caractéristique de l'odeur de vanille.

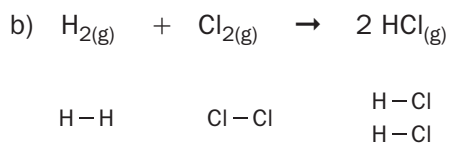


(7 liens simples C–H) + (4 liens simples C–C) + (3 liens simples C–O) + (3 liens doubles C=C) + (1 lien double C=O) + (1 lien simple O–H)
(7 × 414 kJ) + (4 × 347 kJ) + (3 × 351 kJ) + (3 × 611 kJ) + 741 kJ + 464 kJ = 8377 kJ

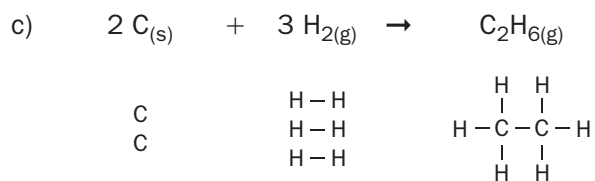
2 Effectuez le bilan énergétique de chacune des transformations ci-dessous.



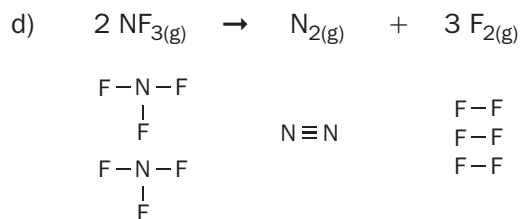
Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits	
(4 liens simples C-H)	(2 liens doubles O=O)	(2 liens doubles C=O)	(4 liens simples O-H)
(4 × 414 kJ)	(2 × 498 kJ)	(2 × -741 kJ)	(4 × -464 kJ)
2652 kJ		-3338 kJ	
Bilan énergétique			
2652 kJ + -3338 kJ = -686 kJ			



Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits	
(1 lien simple H-H)	(1 lien simple Cl-Cl)	(2 liens simples H-Cl)	
435 kJ	243 kJ	(2 × -431 kJ)	
678 kJ		-862 kJ	
Bilan énergétique			
678 kJ + -862 kJ = -184 kJ			



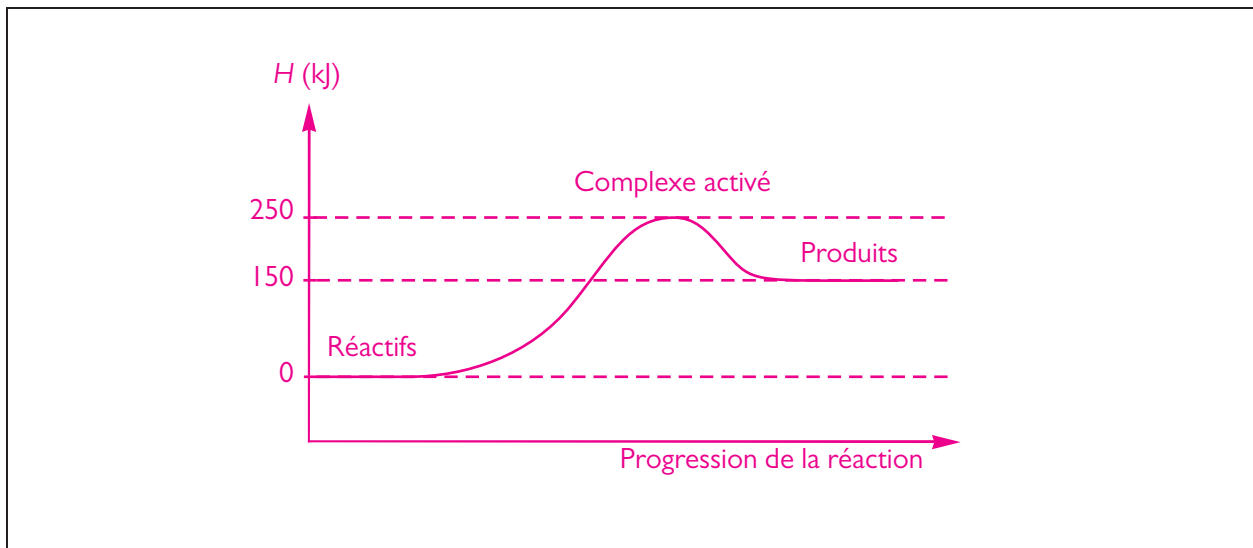
Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits
(aucun lien)	(3 liens simples H-H)	(6 liens simples C-H) + (1 lien simple C-C)
0	(3 × 435 kJ)	(6 × -414 kJ) + -347 kJ
1305 kJ		-2831 kJ
Bilan énergétique		
1305 kJ + -2831 kJ = -1526 kJ		



Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits	
(6 liens simples N-F)		(1 lien triple N≡N)	(3 liens simples F-F)
(6 × 272 kJ)		(-946 kJ)	(3 × -159 kJ)
1632 kJ		-1423 kJ	
Bilan énergétique			
1632 kJ + -1423 kJ = +209 kJ			

3 Une réaction doit absorber 250 kJ pour débuter. Ensuite, elle dégage 100 kJ.

- a) Dessinez le diagramme énergétique de cette transformation, en y indiquant l'endroit où sont situés les réactifs, les produits et le complexe activé.



- b) Calculez la variation d'enthalpie et l'énergie d'activation de cette réaction.

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_p - H_r & E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 150 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} & &= 250 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= +150 \text{ kJ} & &= 250 \text{ kJ} \end{aligned}$$

4 Soit le diagramme énergétique ci-contre.

- a) Quelle est la valeur de l'enthalpie des réactifs ?

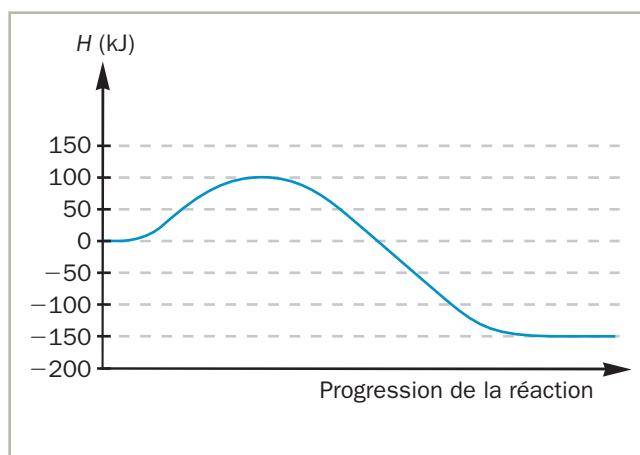
$$H_r = 0 \text{ kJ}$$

- b) Quelle est la valeur de l'enthalpie des produits ?

$$H_p = -150 \text{ kJ}$$

- c) Quelle est la valeur de l'enthalpie du complexe activé ?

$$H_{ca} = 100 \text{ kJ}$$



- d) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

La réaction est exothermique, parce que l'enthalpie des réactifs est plus grande que l'enthalpie des produits.

e) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= -150 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= -150 \text{ kJ}\end{aligned}$$

f) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction ?

$$\begin{aligned}E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 100 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= 100 \text{ kJ}\end{aligned}$$

5 Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

Indiquez la lettre du graphique à laquelle correspond chacune des valeurs suivantes.

a) La variation d'enthalpie de la réaction directe.

G

b) L'énergie d'activation de la réaction directe.

D

c) L'enthalpie des réactifs.

B

d) L'enthalpie des produits.

C

e) L'enthalpie du complexe activé.

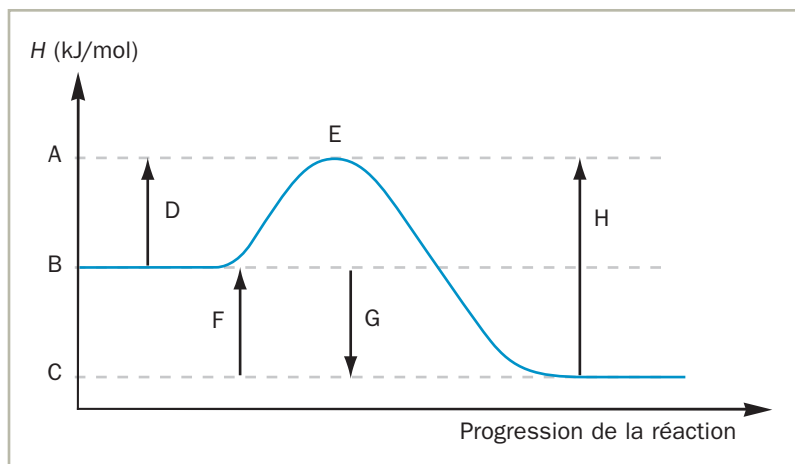
A

f) La variation d'enthalpie de la réaction inverse.

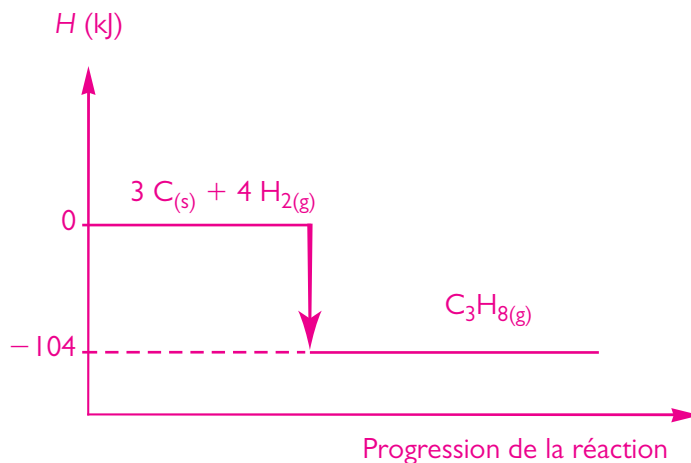
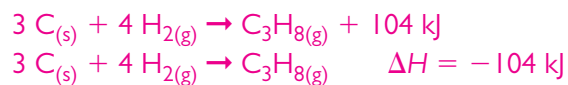
F

g) L'énergie d'activation de la réaction inverse.

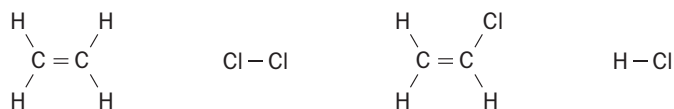
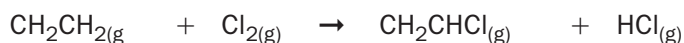
H



6 Le carbone réagit avec le dihydrogène pour produire un gaz, le C_3H_8 , tout en dégageant 104 kJ/mol du produit. Illustrez cette réaction de trois façons différentes.



7 Le chlorure de vinyle, aussi connu sous le nom de chloroéthène, est la matière première du polychlorure de vinyle (PVC). Il est fabriqué industriellement à partir de l'éthylène et du dichlore selon l'équation suivante :



a) Effectuez le bilan énergétique de cette réaction.

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs :

(4 liens simples C-H) + (1 lien double C=C) + (1 lien simple Cl-Cl)

$(4 \times 414 \text{ kJ}) + 611 \text{ kJ} + 243 \text{ kJ} = 2510 \text{ kJ}$

Énergie dégagée lors de la formation des liens des produits :

(3 liens simples C-H) + (1 lien simple C-Cl) + (1 lien double C=C) + (1 lien simple H-Cl)

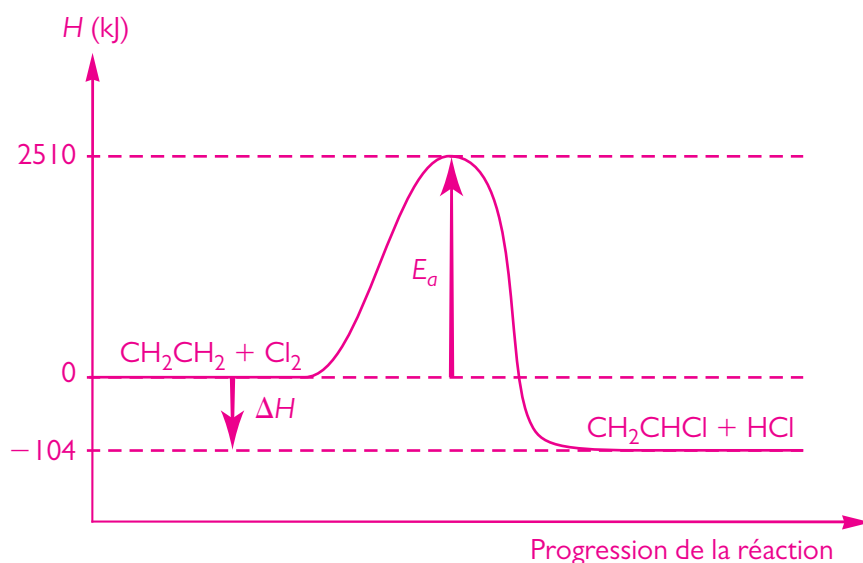
$(3 \times -414 \text{ kJ}) + -330 \text{ kJ} + -611 \text{ kJ} + -431 \text{ kJ} = -2614 \text{ kJ}$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$= 2510 \text{ kJ} + -2614 \text{ kJ}$

$= -104 \text{ kJ}$

b) Dessinez le diagramme énergétique de la réaction. Sur le diagramme, représentez l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie de la réaction.



Exercices

Synthèse du chapitre 4

4

1 Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

a) Quels sont les réactifs ?

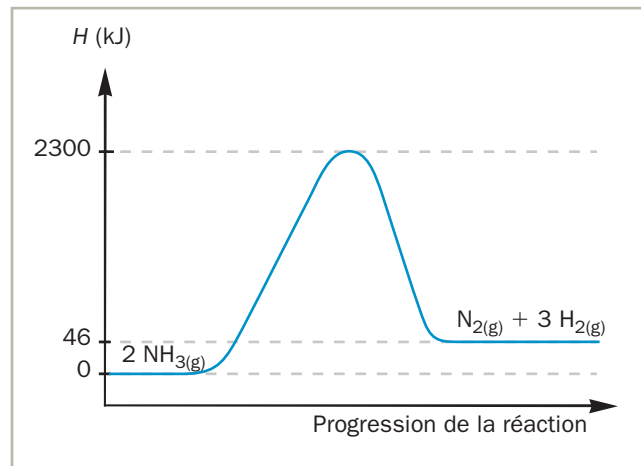
Le NH_3 .

b) Dans cette réaction, l'enthalpie des produits est-elle plus haute ou plus basse que l'enthalpie des réactifs ?

Elle est plus haute.

c) Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ?

C'est une réaction endothermique.



d) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= 46 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= +46 \text{ kJ}\end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}E_{ai} &= H_{ca} - H_r \\ &= 2300 \text{ kJ} - 46 \text{ kJ} \\ &= 2254 \text{ kJ}\end{aligned}$$

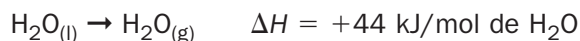
f) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction directe ?

$$\begin{aligned}E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 2300 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= 2300 \text{ kJ}\end{aligned}$$

g) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction inverse ?

$$\begin{aligned}\Delta H_i &= 0 \text{ kJ} - 46 \text{ kJ} \\ &= -46 \text{ kJ}\end{aligned}$$

2 Voici l'équation thermique de l'évaporation de l'eau :



Si l'enthalpie de la vapeur d'eau est de 924 kJ, quelle est l'enthalpie de l'eau sous forme liquide ?

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\text{D'où } H_r = -(\Delta H - H_p)$$

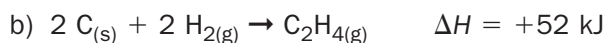
$$= -(44 \text{ kJ} - 924 \text{ kJ})$$

$$= 880 \text{ kJ}$$

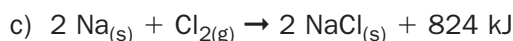
3 Pour chacune des transformations ci-dessous, indiquez si ce sont les réactifs ou les produits qui possèdent l'enthalpie la plus basse.



Le produit, l'oxyde de magnésium ($\text{MgO}_{(s)}$).



Les réactifs, le carbone et le dihydrogène.



Le produit, le chlorure de sodium (NaCl).



Le réactif, le $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$.

4 Complétez les phrases suivantes.

a) Dans une réaction endothermique, l'énergie absorbée est plus grande que l'énergie dégagée.

b) Dans une réaction exothermique, l'énergie d'activation de la réaction directe est plus petite que l'énergie d'activation de la réaction inverse.

c) Le signe de la variation d'enthalpie d'une réaction endothermique est positif.

d) Dans une réaction exothermique, l'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.

5 Une étudiante note les observations suivantes :

- A. La transformation d'une mole d'un gaz libère 26 kJ.
- B. La transformation d'une mole d'un liquide libère 1475 kJ.
- C. La transformation d'une mole d'un solide absorbe 1615 kJ.
- D. La transformation d'une mole d'un liquide absorbe 12 kJ.

Lesquelles de ces transformations sont probablement des phénomènes physiques ? Expliquez votre réponse.

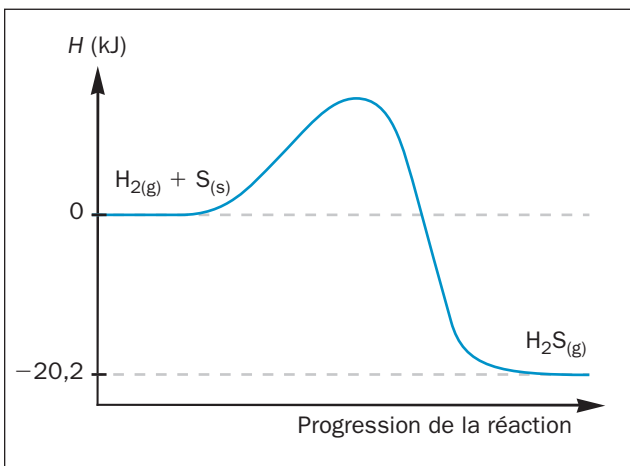
La transformation A et la transformation D, puisqu'elles font intervenir moins d'énergie que les deux autres.

- 6 Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

Quelle est la chaleur molaire de décomposition du sulfure de dihydrogène ?

$$\Delta H_i = 0 \text{ kJ} - -20,2 \text{ kJ} = +20,2 \text{ kJ}$$

Donc, la chaleur molaire est de 20,2 kJ.



- 7 Alexandre fait chauffer 250,0 ml d'eau à 18,0 °C par la combustion de 0,650 g de gaz naturel (CH₄). Si la chaleur molaire de combustion du gaz naturel est de -890 kJ/mol de CH₄, quelle sera la température finale de l'eau ? On considère qu'il n'y a pas d'échange d'énergie avec le milieu extérieur.

1. $T_f = ?$

2. $V_{\text{eau}} = 250,0 \text{ ml}$

D'où $m_{\text{eau}} = 250,0 \text{ ml} \times 1 \text{ g/ml} = 250,0 \text{ g}$

$T_i = 18,0 \text{ °C}$

$Q_{\text{combustion}} = -890 \text{ kJ/mol de CH}_4$

3. $Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{combustion}}$ de 0,650 g de CH₄

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

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

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\text{D'où } T_f = \Delta T + T_i$$

4. **Calcul de l'énergie dégagée par la combustion de 0,650 g de CH₄**

$$\frac{-890 \text{ kJ}}{\text{mol de CH}_4} \text{ équivaut à } \frac{-890 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g de CH}_4} = \frac{? \text{ kJ}}{0,650 \text{ g de CH}_4}$$

$$\frac{-890 \text{ kJ} \times 0,650 \text{ g}}{16,05 \text{ g}} = -36,0 \text{ kJ}$$

Calcul de la variation de température de l'eau

$$Q_{\text{eau}} = -(-36,0 \text{ kJ}) = +36,0 \text{ kJ} = 36\,000 \text{ J}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{36\,000 \text{ J}}{250,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = 34,4 \text{ °C}$$

Calcul de la température finale de l'eau

$$T_f = 18,0 \text{ °C} + 34,4 \text{ °C} = 52,4 \text{ °C}$$

Réponse : La température finale de l'eau sera de 52,4 °C.

8 Pour amorcer une réaction chimique donnée, il faut 20 kJ. Cette réaction dégage ensuite 145 kJ.

a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

La réaction est exothermique, puisqu'elle dégage plus d'énergie qu'elle n'en absorbe.

b) L'enthalpie des réactifs est-elle supérieure ou inférieure à celle des produits ?

L'enthalpie des réactifs est supérieure à celle des produits.

c) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$\Delta H = -125 \text{ kJ}$

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

20 kJ

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

145 kJ

9 Le graphique ci-contre représente la décomposition du dioxyde d'azote.

Indiquez si chacun des énoncés suivants est vrai ou faux. S'il est faux, expliquez pourquoi.

a) Les réactifs sont $\text{N}_{2(\text{g})} + 2 \text{O}_{2(\text{g})}$.

Faux. Ce sont les produits.

b) Les réactifs possèdent une enthalpie plus grande que les produits.

Vrai.

c) La réaction de décomposition du dioxyde d'azote est exothermique.

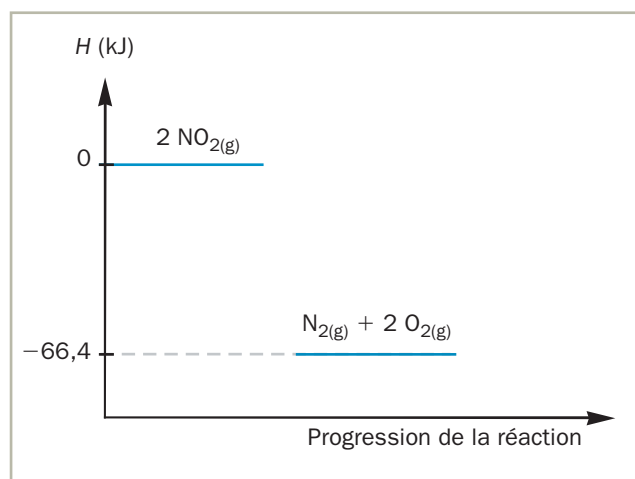
Vrai.

d) La variation d'enthalpie de cette réaction est positive.

Faux. La variation d'enthalpie est négative, puisque la réaction est exothermique.

e) La variation d'enthalpie de la réaction de synthèse du dioxyde d'azote est de +66,4 kJ/mol de NO_2 .

Faux. La variation d'enthalpie est de +33,2 kJ/mol de NO_2 .



10 Indiquez le signe qui devrait être associé à la valeur du transfert d'énergie décrit dans chacun des énoncés ci-dessous.

a) La température du verre de jus oublié sur la table augmente graduellement.

Positif.

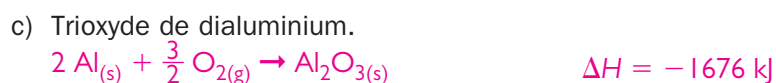
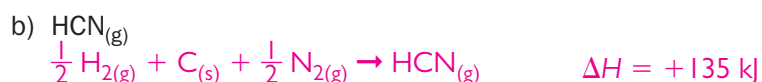
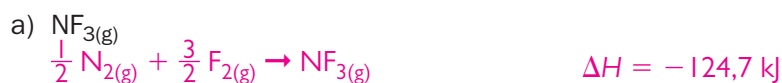
b) Le sable exposé au soleil dégage une douce chaleur.

Négatif.

c) En cas d'hypothermie, la température du corps chute de façon alarmante.

Négatif.

11 Écrivez les équations thermiques des réactions de formation des substances suivantes (voir l'ANNEXE 10).



12 Vanessa mélange 120,0 ml d'eau froide à 10,0 °C avec 60,0 ml d'eau chaude à 75,0 °C. Quelle sera la température finale du mélange ?

$$Q_{\text{eau froide}} = -Q_{\text{eau chaude}}$$

$$120,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} (T_f - 10,0^\circ\text{C}) = -60,0 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} (T_f - 75,0^\circ\text{C})$$

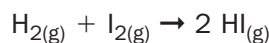
$$120,0 T_f - 1200^\circ\text{C} = -60,0 T_f + 4500^\circ\text{C}$$

$$180,0 T_f = 5700$$

$$T_f = 31,7^\circ\text{C}$$

Réponse: La température finale du mélange sera de 31,7 °C.

13 Voici l'équation de la réaction de synthèse de l'iodure d'hydrogène :



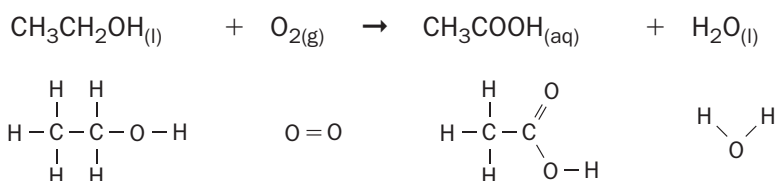
Si la chaleur de cette réaction est de +26,0 kJ/mol d'iodure d'hydrogène, quelle sera la quantité de chaleur absorbée si l'on fait réagir complètement 4,00 g de dihydrogène ($\text{H}_{2(\text{g})}$) avec suffisamment de diiode ($\text{I}_{2(\text{g})}$) ?

$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{I}_{2(\text{g})}$	+	52,0 kJ	→	$2 \text{HI}_{(\text{g})}$
1 mol 2,02 g		1 mol 253,80 g		52,0 kJ		2 mol 255,82 g
4,00 g 2,02 g				? kJ 52,0 kJ		

$$\frac{4,00 \text{ g} \times 52,0 \text{ kJ}}{2,02 \text{ g}} = 103 \text{ kJ}$$

Réponse: La chaleur absorbée sera de 103 kJ.

- 14 L'acide acétique qui compose le vinaigre provient de l'oxydation de l'éthanol dans le vin, d'où le nom « vin aigre ». Voici la réaction qui illustre ce phénomène.



- a) Effectuez le bilan énergétique de cette réaction.

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs :

(5 liens simples C–H) + (1 lien simple C–C) + (1 lien simple C–O) + (1 lien simple O–H)
+ (1 lien double O=O)

$$(5 \times 414 \text{ kJ}) + 347 \text{ kJ} + 351 \text{ kJ} + 464 \text{ kJ} + 498 \text{ kJ} = 3521 \text{ kJ}$$

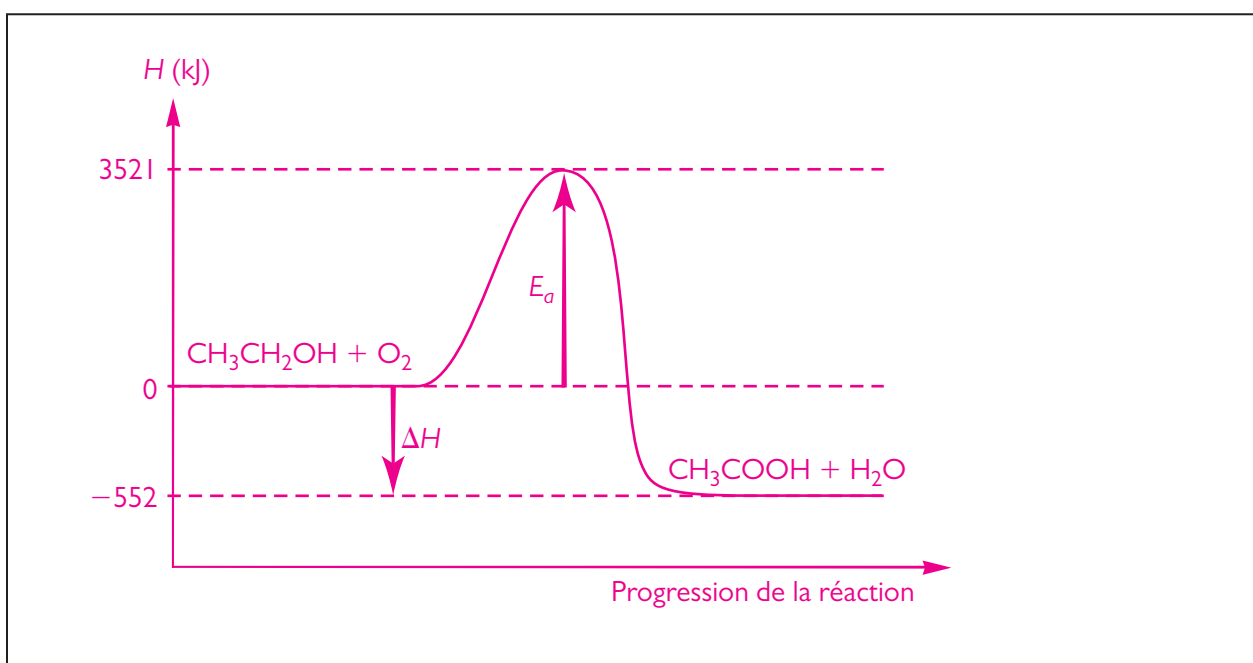
Énergie dégagée lors de la formation des liens des produits :

(3 liens simples C–H) + (1 lien simple C–C) + (1 lien double C=O) + (1 lien simple C–O)
+ (3 liens simples O–H)

$$(3 \times -414 \text{ kJ}) + -347 \text{ kJ} + -741 \text{ kJ} + -351 \text{ kJ} + (3 \times -464 \text{ kJ}) = -4073 \text{ kJ}$$

$$\begin{aligned}
 \text{Bilan énergétique} &= \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée} \\
 &= 3521 \text{ kJ} + -4073 \text{ kJ} \\
 &= -552 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

- b) Dessinez le diagramme énergétique de la réaction. Sur le diagramme, tracez des flèches qui illustrent l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie de la réaction.



Défis du chapitre 4

4

- 1** Une piscine contient 10 000 L d'eau à 17 °C. Quelle quantité d'eau bouillante devrait-on y ajouter pour augmenter la température de l'eau de la piscine de 3 °C ?

1. $m_{\text{eau bouillante}} = ?$

2. Piscine:

$$V = 10\,000 \text{ L}$$

$$\text{D'où } m_{\text{eau}} = 10\,000 \text{ kg}$$

$$T_i = 17 \text{ °C}$$

$$T_f = 20 \text{ °C}$$

$$\Delta T = 3 \text{ °C}$$

Eau bouillante:

$$T_i = 100 \text{ °C}$$

$$T_f = 20 \text{ °C}$$

$$\Delta T = -80 \text{ °C}$$

3. $Q = mc\Delta T$

$$\text{D'où } m = \frac{Q}{c\Delta T}$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

4. **Calcul de l'énergie nécessaire pour chauffer l'eau de la piscine**

$$\begin{aligned} Q_{\text{piscine}} &= 10\,000 \text{ kg} \times 4,19 \text{ kJ/kg}^\circ\text{C} \times 3 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 125\,700 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Calcul de la masse d'eau bouillante

$$\begin{aligned} Q_{\text{dégagée par l'eau bouillante}} &= -Q_{\text{piscine}} \\ &= -125\,700 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$m = \frac{-125\,700 \text{ kJ}}{4,19 \text{ kJ/kg}^\circ\text{C} \times -80 \text{ }^\circ\text{C}} = 375 \text{ kg}$$

Réponse: Il faudrait ajouter environ 4×10^2 L d'eau bouillante dans la piscine.

- 2** Gabrielle fait bouillir 100,0 g d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) jusqu'à vaporisation complète. Si la température initiale de l'éthanol est de 15,0 °C, quelle quantité d'énergie sera nécessaire ?

Comme la température d'ébullition de l'éthanol est de 78,0 °C, il faut d'abord chauffer l'éthanol de 15,0 °C à 78,0 °C pour qu'elle se vaporise.

$$Q_{\text{total}} = Q_{\text{chauffage}} + Q_{\text{vaporisation}}$$

Calcul de la chaleur nécessaire pour chauffer l'éthanol de 15,0 °C à 78 °C

$$T_i = 15,0 \text{ °C}$$

$$T_f = 78,0 \text{ °C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 78,0 \text{ °C} - 15,0 \text{ °C}$$

$$= 63,0 \text{ °C}$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 100,0 \text{ g} \times 2,46 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 63,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= 15\,498 \text{ J ou } 15,5 \text{ kJ}$$

Calcul de la chaleur nécessaire pour vaporiser l'éthanol

Chaleur molaire de vaporisation de l'éthanol (voir l'ANNEXE 11) = 39,3 kJ/mol

$$\frac{39,3 \text{ kJ}}{46,08 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{100,0 \text{ g}} \text{ donc, } 85,3 \text{ kJ}$$

Calcul de la chaleur totale

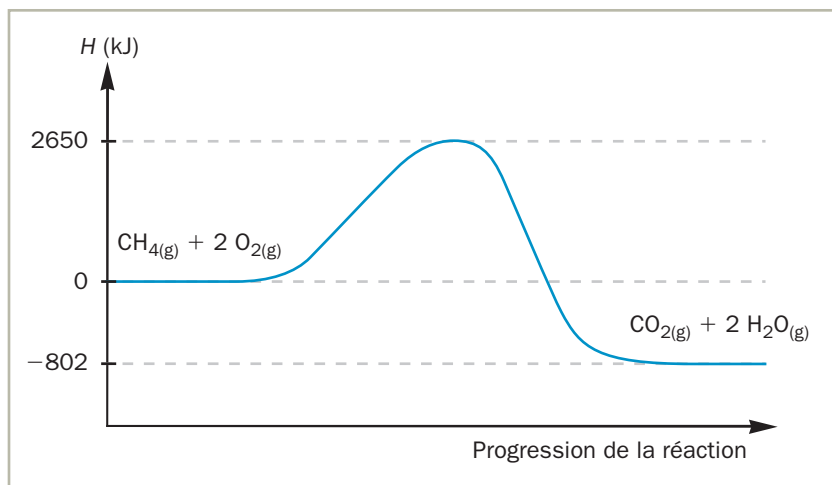
$$Q_{\text{total}} = 15,5 \text{ kJ} + 85,3 \text{ kJ} = 100,8 \text{ kJ}$$

Réponse: Il faudra 101 kJ pour la vaporisation complète de l'éthanol.

- 3 Un étudiant détermine que l'énergie d'activation d'une réaction est égale à 240 kJ tandis que l'énergie d'activation de la réaction inverse est de 820 kJ. Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= E_a - E_{ai} \\ &= 240 \text{ kJ} - 820 \text{ kJ} \\ &= -580 \text{ kJ}\end{aligned}$$

- 4 La combustion du méthane ($\text{CH}_4(\text{g})$) est représentée par le diagramme ci-contre. Quelle quantité d'énergie est nécessaire pour permettre à 80,00 g de méthane de former un complexe activé avec le dioxygène ?

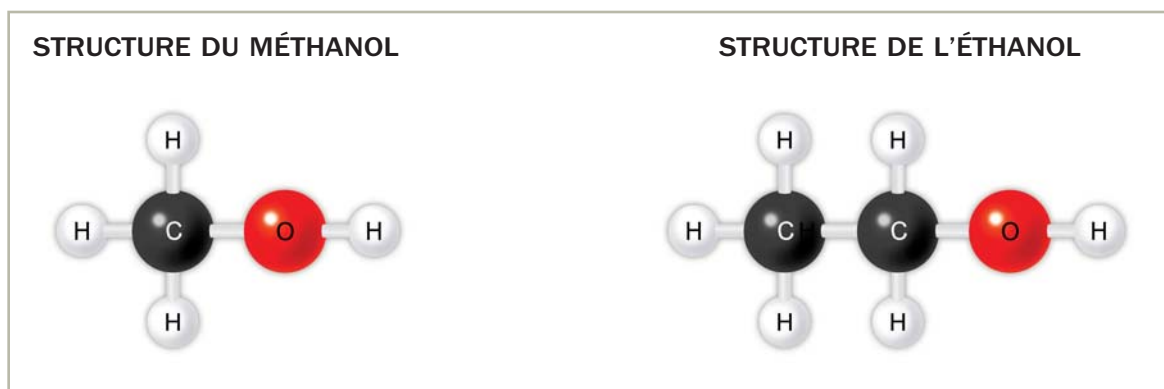


$$\begin{aligned}E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 2650 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= 2650 \text{ kJ} \\ \frac{2650 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ ou } \frac{2650 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}} &= \frac{? \text{ kJ}}{80,00 \text{ g}}\end{aligned}$$

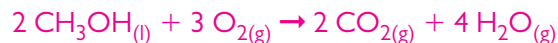
$$\frac{2650 \text{ kJ} \times 80,00 \text{ g}}{16,05 \text{ g}} = 13\,209 \text{ kJ}$$

Réponse: Il faut $1,321 \times 10^4$ kJ pour permettre à 80,00 g de méthane de former un complexe activé.

- 5 Le méthanol (CH_3OH) et l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) sont deux types d'alcool qui peuvent être utilisés comme carburants.

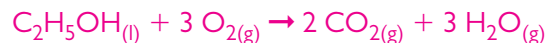


- a) Effectuez le bilan énergétique de la réaction de combustion de chacun de ces carburants. N'oubliez pas d'écrire l'équation balancée de chacune des combustions.



Bilan énergétique de la combustion du méthanol :

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits	
(6 liens simples C-H) + (2 liens simples C-O) + (2 liens simples O-H)	(3 liens doubles O=O)	(4 liens doubles C=O)	(8 liens simples H-O)
(6 × 414 kJ) + (2 × 351 kJ) + (2 × 464 kJ)	(3 × 498 kJ)	(4 × -741 kJ)	(8 × -464 kJ)
5608 kJ		-6676 kJ	
Bilan énergétique			
5608 kJ + -6676 kJ = -1068 kJ			



Bilan énergétique de la combustion de l'éthanol :

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs		Énergie dégagée par la formation des liens des produits	
(5 liens simples C-H) + (1 lien simple C-C) + (1 lien simple C-O) + (1 lien simple O-H)	(3 liens doubles O=O)	(4 liens doubles C=O)	(6 liens simples H-O)
(5 × 414 kJ) + 347 kJ + 351 kJ + 464 kJ	(3 × 498 kJ)	(4 × -741 kJ)	(6 × -464 kJ)
4726 kJ		-5748 kJ	
Bilan énergétique			
4726 kJ + -5748 kJ = -1022 kJ			

b) Quelle est la chaleur molaire de combustion de chacun des carburants ?

La combustion du méthanol :

$$\frac{-1068 \text{ kJ}}{2 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = -534 \text{ kJ/mol de CH}_3\text{OH}$$

La combustion de l'éthanol :

$$\frac{-1022 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -1022 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

c) Quelle est la chaleur massique de combustion de chacun des carburants ?

La combustion du méthanol :

$$\frac{-534 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} \text{ équivaut à } \frac{-534 \text{ kJ}}{32,05 \text{ g de CH}_3\text{OH}} = \frac{-16,7 \text{ kJ}}{1 \text{ g de CH}_3\text{OH}}$$

La combustion de l'éthanol :

$$\frac{-1022 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \text{ équivaut à } \frac{-1022 \text{ kJ}}{46,08 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{-22,18 \text{ kJ}}{1 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

d) Quelle est l'énergie d'activation pour la combustion de 1 mol de chacun des carburants ?

La combustion du méthanol :

$$E_a = \frac{5608 \text{ kJ}}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 2804 \text{ kJ/mol de CH}_3\text{OH}$$

La combustion de l'éthanol :

$$E_a = \frac{4726 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 4726 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

e) Vous partez en expédition et vous voulez voyager le plus léger possible. Dans ce contexte, quel carburant vous offrira le plus grand potentiel énergétique ? Expliquez votre réponse.

C'est l'éthanol qui m'offrira le plus grand potentiel énergétique puisqu'il a la plus grande chaleur massique de combustion.