

Chapitre 4 Les réactions endothermiques et exothermiques

4.1 L'énergie et ses formes

- Exemples de réponses.
 - Énergie chimique (potentielle).
 - Énergie gravitationnelle (potentielle).
 - Énergie élastique (potentielle).
 - Énergie thermique (cinétique).
- Faux. $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \times 1 \text{ m}$
 - Faux. À chaque fois qu'une transformation se produit, il y a de l'énergie mise en jeu.
 - Vrai.
 - Vrai.
 - Faux. L'énergie rayonnante est une forme d'énergie cinétique.
 - Faux. La chaleur est un transfert d'énergie thermique.
 - Faux. La température ne dépend que de la vitesse des particules, tandis que l'énergie thermique dépend de cette vitesse, mais aussi de la quantité de matière et de la nature de celle-ci.
- Le plomb absorbe de la chaleur, puisque la variation d'énergie est positive.
 - Le lait dégage de la chaleur, puisque sa température diminue.
 - L'éthanol dégage de la chaleur, puisque la variation de température est négative.
 - L'eau absorbe de la chaleur, puisque sa température augmente.
- C'est l'argent qui se réchauffera le plus rapidement, puisque sa capacité thermique massique est la plus petite. En effet, plus la capacité thermique massique d'une substance est petite, moins il faut d'énergie pour augmenter sa température : elle se réchauffe donc plus rapidement.
 - C'est le bois qui affichera la plus petite variation de température, puisque sa capacité thermique massique est la plus élevée. En effet, plus la capacité thermique massique d'une substance est grande, plus il faut d'énergie pour faire augmenter sa température.

4.1 L'énergie et ses formes (suite)

5. a) Le point de fusion de cette substance est de $60\text{ }^{\circ}\text{C}$, ce qui correspond au plateau de la courbe de chauffage.
- b) Au cours des six premières minutes de l'expérience, l'absorption d'énergie provoque principalement l'augmentation de température de la substance, puisque la courbe est ascendante.
- c) Entre la 6^e minute et la 13^e minute, le principal changement est le passage de la phase solide à la phase liquide, puisque la courbe de chauffage forme un plateau.

- d) 1. $Q = ?$
2. $m = 25,0\text{ g}$
 $c = 0,65\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$
 $T_i = 10\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $T_f = 60\text{ }^{\circ}\text{C}$
3. $Q = mc\Delta T$
 $\Delta T = T_f - T_i$
4. $\Delta T = 60\text{ }^{\circ}\text{C} - 10\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $= 50\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $Q = 25,0\text{ g} \times 0,65\text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times 50\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $= 812,5\text{ J}$
5. La quantité d'énergie absorbée est de 810 J .

6. 1. $c = ?$
2. $m = 100\text{ g}$
 $Q = 3,6\text{ kJ} = 3600\text{ J}$
 $\Delta T = 82\text{ }^{\circ}\text{C}$
3. $Q = mc\Delta T$
 D'où $c = \frac{Q}{m\Delta T}$
4. $c = \frac{3600\text{ J}}{100\text{ g} \times 82\text{ }^{\circ}\text{C}}$
 $= 0,439\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$
5. La capacité thermique massique du fer est de $0,44\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$.

7. 1. $m = ?$
2. $Q = 80\,448\text{ kJ} = 80\,448\,000\text{ J}$
 $T_i = 12,0\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $T_f = 60,0\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $c = 4,19\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$
3. $Q = mc\Delta T$
 D'où $m = \frac{Q}{c\Delta T}$
 $\Delta T = T_f - T_i$

4.1 L'énergie et ses formes (suite)

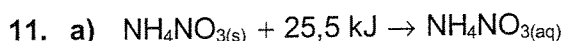
4. $\Delta T = 60,0\text{ °C} - 12,0\text{ °C}$
 $= 48,0\text{ °C}$
- $$m = \frac{80\,448\,000\text{ J}}{4,19\text{ J/g}^\circ\text{C} \times 48,0\text{ °C}}$$
- $= 400\,000\text{ g}$, ce qui équivaut à 400 kg ou 400 L
5. Le volume maximal du chauffe-eau est de 400 L.
8. 1. $T_{\text{ébullition}} = T_f = ?$
 2. $c = 2,00\text{ J/g}^\circ\text{C}$
 $m = 450\text{ g}$
 $T_i = 25\text{ °C}$
 $Q = 202\,500\text{ J}$
 3. $Q = mc\Delta T$
 D'où $\Delta T = \frac{Q}{mc}$
 $\Delta T = T_f - T_i$
 D'où $T_f = T_i + \Delta T$
4. $\Delta T = \frac{202\,500\text{ J}}{450\text{ g} \times 2,00\text{ J/g}^\circ\text{C}}$
 $= 225\text{ °C}$
 $T_f = 25\text{ °C} + 225\text{ °C}$
 $= 250\text{ °C}$
5. La température d'ébullition de l'huile est de 250 °C.
9. 1. $Q_{\text{fer}} = ?$
 2. $m_{\text{eau}} = 1000\text{ ml} = 1000\text{ g}$
 $\Delta T_{\text{eau}} = 50,0\text{ °C}$
 $c_{\text{eau}} = 4,19\text{ J/g}^\circ\text{C}$
 3. $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}\Delta T_{\text{eau}}$
 $Q_{\text{fer}} = -Q_{\text{eau}}$
4. $Q_{\text{eau}} = 1000\text{ g} \times 4,19\text{ J/g}^\circ\text{C} \times 50,0\text{ °C}$
 $= 209\,500\text{ J}$
 $Q_{\text{fer}} = -209\,500\text{ J}$ ou 209,500 kJ
5. La variation d'énergie est de -210 kJ. Cette énergie est dégagée par le cube de fer.

4.2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie

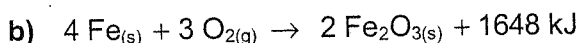
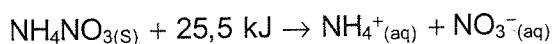
10. a) C'est une transformation endothermique, puisque le dioxyde de carbone solide absorbe de l'énergie pour devenir gazeux. Le phénomène est physique, puisqu'il s'agit en fait d'un changement de phase.
- b) C'est une transformation endothermique, puisque l'œuf absorbe de l'énergie pour cuire. Le phénomène est chimique, puisque l'œuf change de couleur et de texture : il y a formation de nouvelles substances.

4.2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie (suite)

- c) C'est une transformation exothermique, puisque la combustion du propane dégage de l'énergie. Le phénomène est chimique, puisque la combustion produit de la lumière et dégage un gaz : il y a production de nouvelles substances.
- d) C'est une transformation endothermique, puisque la vapeur d'eau dégage de l'énergie en devenant liquide. Le phénomène est physique, puisqu'il s'agit en fait d'un changement de phase.
- e) C'est une transformation exothermique, puisque la température de la solution augmente. Le phénomène est physique, puisqu'il s'agit en fait d'une dilution.

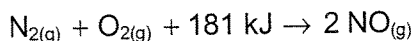


ou



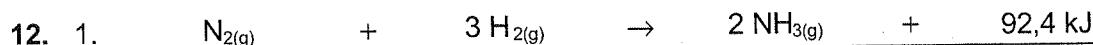
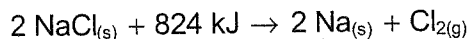
c) $\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{22,6 \text{ kJ}}{0,25 \text{ mol}}$

$$\frac{22,6 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0,25 \text{ mol}} = 90,4 \text{ kJ}$$



d) $\frac{41,2 \text{ kJ}}{2,30 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{22,99 \text{ g}}$

$$\frac{41,2 \text{ kJ} \times 22,99 \text{ g}}{2,30 \text{ g}} = 412 \text{ kJ}$$

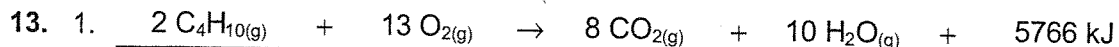


2.	1 mol	3 mol	2 mol	92,4 kJ
3.	28,02 g	6,06 g	34,08 g	
4.			1700 g	? kJ
5.			34,08 g	92,4 kJ

6. $\frac{1700 \text{ g} \times 92,4 \text{ kJ}}{34,08 \text{ g}} = 4609,2 \text{ kJ}$

7. Il y a dégagement de 4610 kJ.

4.2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie (suite)



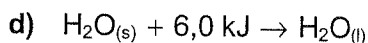
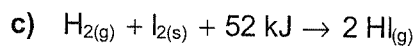
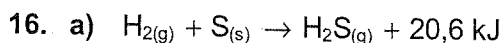
2.	2 mol	13 mol	8 mol	10 mol	5766 kJ
3.	116,28 g	416,00 g	352,08 g	180,20 g	
4.	? g				117,6 kJ
5.	116,28 g				5766 kJ

6.
$$\frac{116,28 \text{ g} \times 117,6 \text{ kJ}}{5766 \text{ kJ}} = 2,3716 \text{ g}$$

7. La fusée doit contenir 2,372 g de butane.

14. La réaction est exothermique, puisque l'enthalpie des produits est plus petite que celle des réactifs.

15. a) L'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.
 b) L'enthalpie des réactifs est plus petite que celle des produits.
 c) L'enthalpie des réactifs est plus petite que celle des produits.
 d) L'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.



17. a) $\Delta H = H_p - H_r$

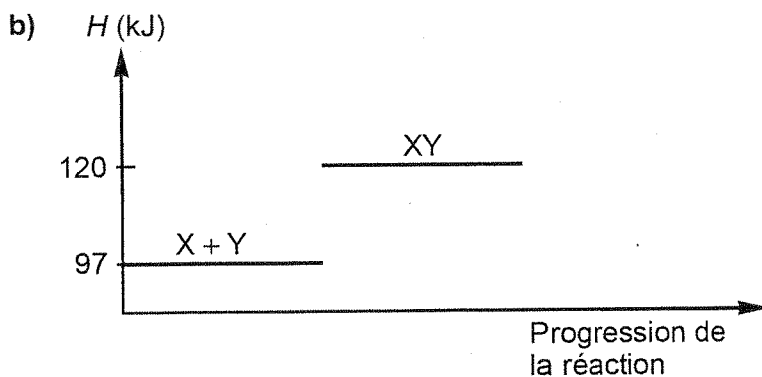
D'où $H_r = H_p - \Delta H$

$H_r = 120 \text{ kJ} - 23 \text{ kJ}$

$= 97 \text{ kJ}$

L'enthalpie des réactifs est de 97 kJ.

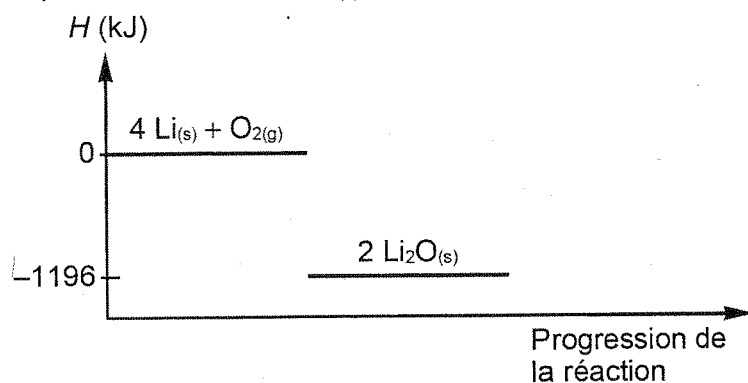
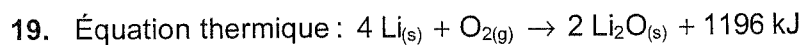
4.2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie (suite)



18. a) $\Delta H = H_p - H_r$
 $= 88 \text{ kJ} - 122 \text{ kJ}$
 $= -34 \text{ kJ}$

La variation d'enthalpie de cette réaction est de -34 kJ .

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



20. a) La chaleur molaire de formation du C_2H_4 est de $+52 \text{ kJ}$.
 b) La chaleur molaire de formation de la rouille est de -824 kJ .
 c) La chaleur molaire de formation du HI est de $+26 \text{ kJ}$.
 d) La chaleur molaire de formation du CCl_4 est de $-135,4 \text{ kJ}$.

4.2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie (suite)

21. a) $\frac{-105 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$ équivaut à $\frac{-105 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}}$

D'où $\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-105 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}}$

$\frac{1 \text{ g} \times -105 \text{ kJ}}{40,00 \text{ g}} = -2,625 \text{ kJ}$

La chaleur massique de neutralisation du NaOH est de $-2,63 \text{ kJ/g}$.

- b) On doit attendre un certain temps, car la solution est chaude. En effet, la neutralisation du NaOH est exothermique : comme elle dégage de la chaleur, le mélange devient plus ou moins chaud selon les quantités mélangées.

22. a) $\frac{+227 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 113,5 \text{ kJ/mol}$

La chaleur molaire de la réaction est de $+113,5 \text{ kJ/mol}$ de carbone.

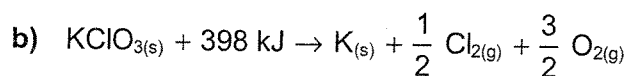
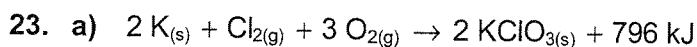
b) $\frac{227 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$ équivaut à $\frac{227 \text{ kJ}}{26,04 \text{ g}}$

D'où $\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{227 \text{ kJ}}{26,04 \text{ g}}$

$\frac{1 \text{ g} \times 227 \text{ kJ}}{26,04 \text{ g}} = 8,717 \text{ kJ}$

La chaleur massique de la réaction est de $+8,72 \text{ kJ/g}$ d'acétylène.

c) $\Delta H = +227 \text{ kJ/mol}$ de C_2H_2



4.3 Le bilan énergétique d'une transformation

24. Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée
 $= +1492 \text{ kJ} + -1372 \text{ kJ}$
 $= +120 \text{ kJ}$

Puisque le bilan énergétique est positif, la réaction est endothermique.

Exothermique

4.3 Le bilan énergétique d'une transformation (suite)

25. Un complexe activé est instable : il a une durée de vie très courte. Il est hautement énergétique.

26. a) Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

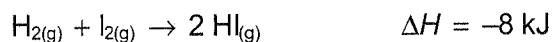
$$435 \text{ kJ} + 151 \text{ kJ} = 586 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

$$2 \times -297 \text{ kJ} = -594 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 586 \text{ kJ} + -594 \text{ kJ} = -8 \text{ kJ}$$



b) Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

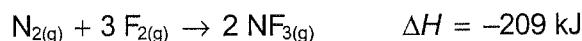
$$946 \text{ kJ} + (3 \times 159 \text{ kJ}) = 1423 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

$$6 \times -272 \text{ kJ} = -1632 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 1423 \text{ kJ} + -1632 \text{ kJ} = -209 \text{ kJ}$$



c) Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

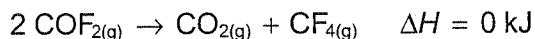
$$(2 \times 741 \text{ kJ}) + (4 \times 439 \text{ kJ}) = 3238 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

$$(2 \times -741 \text{ kJ}) + (4 \times -439 \text{ kJ}) = -3238 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 3238 \text{ kJ} + -3238 \text{ kJ} = 0 \text{ kJ}$$



27. a) $E_a = H_{ca} - H_r$

$$= 62 \text{ kJ} - 12 \text{ kJ}$$

$$= 50 \text{ kJ}$$

c) $\Delta H = H_p - H_r$

$$= -40 \text{ kJ} - 12 \text{ kJ}$$

$$= -52 \text{ kJ}$$

b) $H_{ca} = 62 \text{ kJ}$

28. a) $H_r = 0 \text{ kJ}$

b) $H_p = -394 \text{ kJ}$

c) $E_a = H_{ca} - H_r$

$$= 1088 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ}$$

$$= 1088 \text{ kJ}$$

d) $\Delta H = H_p - H_r$

$$= -394 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ}$$

$$= -394 \text{ kJ}$$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 4 (suite)

35. 1. $c_{\text{métal}} = ?$

2. Eau

Métal

$$m = 100 \text{ g}$$

$$m = 90,0 \text{ g}$$

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

$$\Delta T = 30^\circ\text{C} - 22^\circ\text{C} = 8^\circ\text{C} \quad \Delta T = 30^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C} = -70^\circ\text{C}$$

3. $Q = mc\Delta T$

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

$$4. \quad Q_{\text{eau}} = 100 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 8^\circ\text{C}$$

$$= 3352 \text{ J}$$

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

$$c_{\text{métal}} = \frac{-3352 \text{ J}}{90,0 \text{ g} \times -70^\circ\text{C}}$$

$$= 0,532 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

5. La capacité thermique massique du métal est de $0,53 \text{ J/g}^\circ\text{C}$.

36. Vrai. Puisque la réaction de décomposition est l'inverse de la réaction de formation, la quantité d'énergie est la même. Dans un cas, l'énergie est absorbée ; dans l'autre, elle est dégagée.

37. Calcul de la masse d'éthanol

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$\text{D'où } m = \rho V$$

$$m = 50,0 \text{ mL} \times 0,79 \text{ g/mL}$$

$$= 39,5 \text{ g}$$

Calcul de l'énergie nécessaire pour chauffer l'éthanol jusqu'à son point d'ébullition

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 39,5 \text{ g} \times 2,46 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (78^\circ\text{C} - 22,0^\circ\text{C})$$

$$= 5441,52 \text{ J}$$

Calcul de l'énergie nécessaire pour vaporiser l'éthanol

$$\frac{39,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{39,3 \text{ kJ}}{46,08 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{39,5 \text{ g}}$$

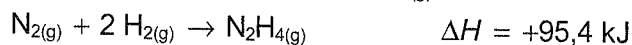
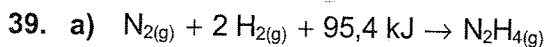
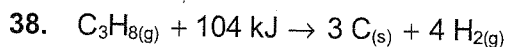
$$\frac{39,3 \text{ kJ} \times 39,5 \text{ g}}{46,08 \text{ g}} = 33,69 \text{ kJ}$$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 4 (suite)

Calcul de l'énergie totale nécessaire

$$5,44 \text{ kJ} + 33,69 \text{ kJ} = 39,13 \text{ kJ}$$

Il faut 39 kJ pour vaporiser l'éthanol.



b) 1. $\text{N}_{2(g)} + 2 \text{ H}_{2(g)} \rightarrow 95,4 \text{ kJ} + \text{N}_2\text{H}_{4(g)}$

2.	1 mol	2 mol	95,4 kJ	1 mol
3.	28,02 g	4,04 g		32,06 g
4.			? kJ	128 g
5.			95,4 kJ	32,06 g

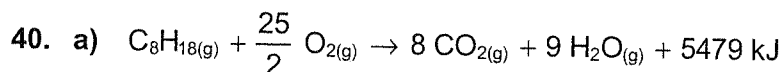
6. $\frac{95,4 \text{ kJ} \times 128 \text{ g}}{32,06 \text{ g}} = 380,9 \text{ kJ}$

7. Il faut 381 kJ pour produire 128 g de N_2H_4 .

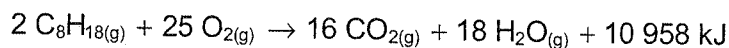
c) La chaleur molaire de décomposition de l'hydrazine est de $-95,4 \text{ kJ}$.

Donc $\frac{-95,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$ équivaut à $\frac{-95,4 \text{ kJ}}{32,06 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}}$

La chaleur massique de décomposition de l'hydrazine est de $-2,98 \text{ kJ/g}$.



ou



b) Puisque 1 ml d'octane pèse 0,684 g, 1 L d'octane pèse 684 g.

1. $2 \text{ C}_8\text{H}_{18(g)} + 25 \text{ O}_{2(g)} \rightarrow 16 \text{ CO}_{2(g)} + 18 \text{ H}_2\text{O}_{(g)} + 10\,958 \text{ kJ}$

2.	2 mol	25 mol	16 mol	18 mol	10 958 kJ
3.	228,52 g	800 g	704,16 g	324,36 g	
4.	684 g				? kJ
5.	228,52 g				10 958 kJ

6. $\frac{684 \text{ g} \times 10\,958 \text{ kJ}}{228,52 \text{ g}} = 32\,799,2 \text{ kJ}$

7. L'énergie maximale libérée est de 32 800 kJ.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 4 (suite)

41. 1. $T_f = ?$

2. $m_{eau} = 1000 \text{ g}$

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

$T_i = 10,0 \text{ }^\circ\text{C}$

$m_{C_2H_4} = 5,2 \text{ g}$

$\Delta H = -1413 \text{ kJ/mol}$

3. $Q_{eau} = m_{eau}c_{eau}\Delta T_{eau}$

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

$\Delta T_{eau} = T_f - T_i$

D'où $T_f = \Delta T_{eau} + T_i$

Énergie dégagée par la combustion de l'éthylène = $-Q_{eau}$

4. $\frac{-1413 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$ équivaut à $\frac{-1413 \text{ kJ}}{28,06 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{5,2 \text{ g}}$

$$\frac{-1413 \text{ kJ} \times 5,2 \text{ g}}{28,06 \text{ g}} = 261,853 \text{ kJ}$$

L'énergie dégagée par la combustion de l'éthylène est de $-261,853 \text{ kJ}$.

$Q_{eau} = -(-261,853 \text{ kJ}) = +261,853 \text{ kJ}$ ou $261\,853 \text{ J}$

$$\Delta T_{eau} = \frac{+261\,853 \text{ J}}{1000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}}$$
$$= 62,49 \text{ }^\circ\text{C}$$

$T_f = 62,5 \text{ }^\circ\text{C} + 10,0 \text{ }^\circ\text{C} = 72,5 \text{ }^\circ\text{C}$

5. Non, l'eau n'atteindra pas son point d'ébullition, puisque la température finale est en dessous de $100 \text{ }^\circ\text{C}$.

42. Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

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

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

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

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$= 1611 \text{ kJ} + -2057 \text{ kJ} = -446 \text{ kJ}$

La réaction est exothermique.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 4 (suite)

43. a) $E_a = H_{ca} - H_r$

D'où $H_{ca} = E_a + H_r$

$$H_{ca} = 42 \text{ kJ} + (-16 \text{ kJ})$$

$$= 26 \text{ kJ}$$

c) $E_a = H_{ca} - H_r$

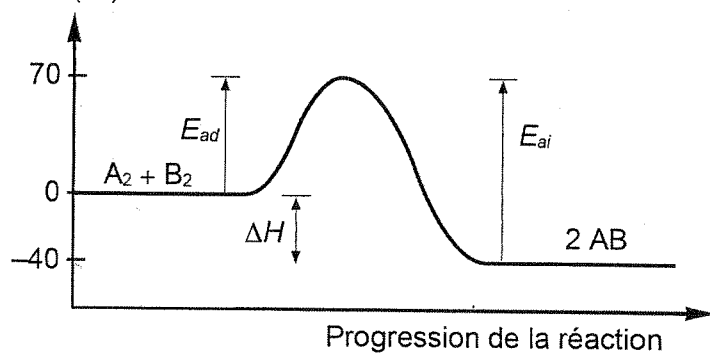
$$= 26 \text{ kJ} - 4 \text{ kJ}$$

$$= 22 \text{ kJ}$$

b) $\Delta H = H_p - H_r$

$$= 4 \text{ kJ} - (-16 \text{ kJ})$$

$$= +20 \text{ kJ}$$

44. H (kJ)

L'énergie d'activation de la réaction directe est de 70 kJ.

Défis

45. Calcul de l'énergie dégagée par l'eau chaude

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

$$= 108,00 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -70,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= -31\,676,4 \text{ J}$$

Calcul de l'énergie absorbée par l'eau provenant de la fonte de la neige

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

$$= 108,00 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times 10,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= 4525,2 \text{ J}$$

D'après la loi de la conservation de l'énergie

-Chaleur dégagée par l'eau chaude = Chaleur absorbée par la neige

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

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

$$= -(-31\,676,4 \text{ J}) - 4525,2 \text{ J}$$

$$= 27\,151,2 \text{ J}$$

Défis (suite)

Calcul de la chaleur molaire de fusion de la glace

$$\frac{? \text{ J}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{? \text{ J}}{18,02 \text{ g}} = \frac{27\,151,2 \text{ J}}{108,00 \text{ g}}$$

$$\frac{18,02 \text{ g} \times 27\,151,2 \text{ J}}{108,00 \text{ g}} = 4530,228 \text{ J ou } 4,53 \text{ kJ}$$

La chaleur molaire de fusion de la glace est de 4,53 kJ/mol d'après ces résultats.

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

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

$$m_{\text{eau chaude}} = \frac{-m_{\text{eau froide}} \Delta T_{\text{eau froide}} c_{\text{eau}}}{\Delta T_{\text{eau chaude}} c_{\text{eau}}}$$

$$= \frac{-1000 \text{ g} \times +14,0 \text{ }^{\circ}\text{C}}{-48,0 \text{ }^{\circ}\text{C}}$$

$$= 291,67 \text{ g}$$

Il faut 292 ml d'eau chaude.

47. Réaction du méthane

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

(4 liens simples C – H et 2 liens doubles O = O)

$$(4 \times 414 \text{ kJ}) + (2 \times 498 \text{ kJ}) = 2652 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

(2 liens doubles C = O et 4 liens simples O – H)

$$(2 \times -741 \text{ kJ}) + (4 \times -464 \text{ kJ}) = -3338 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 2652 \text{ kJ} + -3338 \text{ kJ}$$

$$= -686 \text{ kJ}$$

Calcul de la chaleur massique

$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-686 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}}$$

$$\frac{-686 \text{ kJ} \times 1 \text{ g}}{16,05 \text{ g}} = -42,7 \text{ kJ}$$

La chaleur massique de combustion du méthane est de -42,7 kJ/g.

Défis (suite)

Réaction du propane

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

(2 liens simples C – C et 8 liens simples C – H et 5 liens doubles O = O)

$$(2 \times 347 \text{ kJ}) + (8 \times 414 \text{ kJ}) + (5 \times 498 \text{ kJ}) = 6496 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

(6 liens doubles C = O et 8 liens simples O – H)

$$(6 \times -741) + (8 \times -464 \text{ kJ}) = -8158 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 6496 \text{ kJ} + -8158 \text{ kJ}$$

$$= -1662 \text{ kJ}$$

Calcul de la chaleur massique

$$\frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{-1662 \text{ kJ}}{44,11 \text{ g}}$$

$$\frac{-1662 \text{ kJ} \times 1 \text{ g}}{44,11 \text{ g}} = -37,7 \text{ kJ}$$

La chaleur massique de combustion du propane est de $-37,7 \text{ kJ/g}$.

C'est le méthane qui a le meilleur rendement énergétique, puisque la chaleur massique de sa combustion est plus grande que celle de la combustion du propane.