

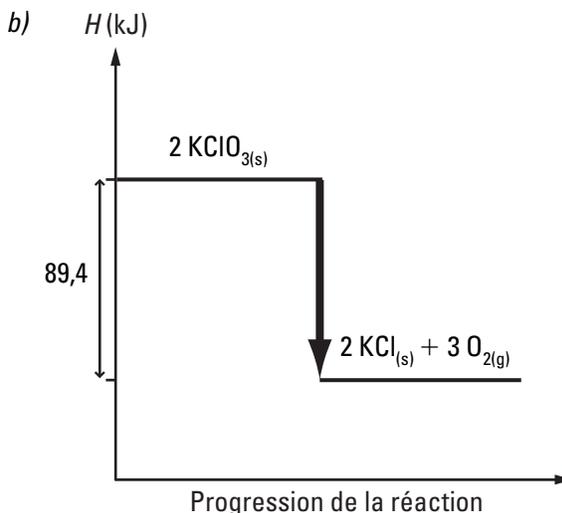
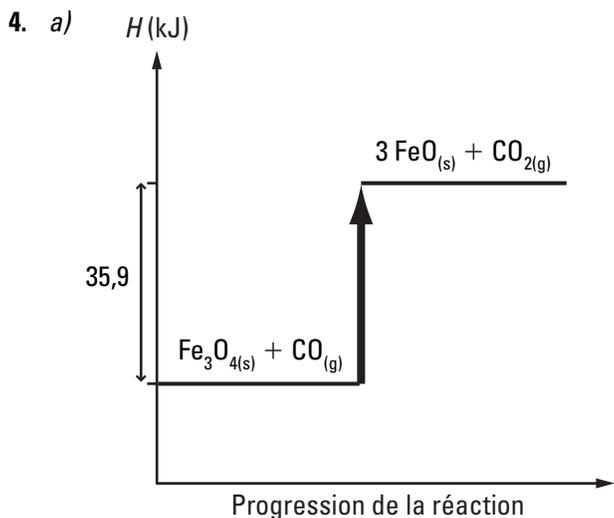
**POUR FAIRE LE POINT**
**Sections 4.1 et 4.2**
**L'enthalpie et la variation d'enthalpie  
Les transformations endothermiques  
et exothermiques**

Manuel, p. 155

- Endothermique
  - Endothermique
  - Exothermique
  - Endothermique
  - Exothermique

- Endothermique
  - Exothermique
  - Exothermique
  - Exothermique

3. Réponse : c)



- 30 °C
  - 10 °C
  - $\Delta H_{\text{condensation liquide}} = 10 \text{ kJ/mol} - 20 \text{ kJ/mol}$   
 $= -10 \text{ kJ/mol}$
  - $\Delta H_{\text{fusion}} = 41 \text{ kJ/mol} - 28 \text{ kJ/mol}$   
 $= 13 \text{ kJ/mol}$
- $2 \text{ Li}_{(s)} + 2 \text{ HCl}_{(g)} \rightarrow 2 \text{ LiCl}_{(s)} + \text{ H}_{2(g)} \quad \Delta H = -281 \text{ kJ/mol}$   
 $2 \text{ Li}_{(s)} + 2 \text{ HCl}_{(g)} \rightarrow 2 \text{ LiCl}_{(s)} + \text{ H}_{2(g)} + 562 \text{ kJ}$   
 Réaction exothermique
  - $2 \text{ NH}_{3(g)} + 2 \text{ CO}_{2(g)} \rightarrow \text{ C}_2\text{H}_6(g) + 2 \text{ NO}_2(g) \quad \Delta H = 861 \text{ kJ/mol}$   
 $2 \text{ NH}_{3(g)} + 2 \text{ CO}_{2(g)} + 861 \text{ kJ} \rightarrow \text{ C}_2\text{H}_6(g) + 2 \text{ NO}_2(g)$   
 Réaction endothermique

**Section 4.3  
Le bilan énergétique**

Manuel, p. 160

Note : Au début du *Pour faire le point – Section 4.3*, on devrait lire : « Pour répondre aux questions **1**, **4** et **6**, utilisez le tableau 8.5 des annexes, à la page 419. »

- N—N : 160 kJ/mol
  - N=N : 418 kJ/mol
  - N≡N : 945 kJ/mol

Il faut moins d'énergie pour briser la liaison double que la liaison triple, et il en faut encore moins pour briser la liaison simple.

La liaison triple est donc la plus forte, car elle est la plus difficile à briser, suivie de la double, puis de la simple, qui est la plus faible et la plus facile à briser.

$$\begin{aligned}
 2. \quad \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= 2 \cdot E_{\text{C}=\text{O}} \\
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= E_{\text{O}=\text{O}} = -498 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= \Delta H_{\text{réaction}} - \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= 1\,650 \text{ kJ/mol} + 498 \text{ kJ/mol} \\
 &= 2\,148 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= (2 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) = 2\,148 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

*Réponse:*  $E_{\text{C}=\text{O}} = 1\,074 \text{ kJ/mol}$ , ce qui est proche de l'énergie de la triple liaison  $\text{C}\equiv\text{O}$  ( $1\,077 \text{ kJ/mol}$ ). La liaison est donc triple.

3. Elle sera exothermique. L'énergie requise pour briser les liaisons A—A et B—B est inférieure à l'énergie dégagée lors de la formation des deux liaisons A—B. Le bilan énergétique donne alors une variation d'enthalpie négative.

4. Note: Pour répondre à la question 4, utilisez le tableau 8.5 de l'Annexe 8: Les énergies moyennes de liaison, à la page 419 du manuel.

$$\begin{aligned}
 a) \quad \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= E_{\text{H}-\text{H}} = 436 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= 0 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 436 \text{ kJ/mol} + 0 \text{ kJ/mol} \\
 &= 436 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est endothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est positif.

$$\begin{aligned}
 b) \quad \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{Br}-\text{Br}} \\
 &= 436 \text{ kJ/mol} + 193 \text{ kJ/mol} \\
 &= 629 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -(2 \cdot E_{\text{H}-\text{Br}}) = -(2 \cdot 366 \text{ kJ/mol}) \\
 &= -732 \text{ kJ/mol} \\
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 629 \text{ kJ/mol} - 732 \text{ kJ/mol} \\
 &= -103 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

$$\begin{aligned}
 c) \quad \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (3 \cdot E_{\text{Br}-\text{F}}) + (2 \cdot E_{\text{H}-\text{H}}) \\
 &= (3 \cdot 280 \text{ kJ/mol}) + (2 \cdot 436 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 1\,712 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -(E_{\text{H}-\text{Br}} + (3 \cdot E_{\text{H}-\text{F}})) \\
 &= -(366 \text{ kJ/mol} + (3 \cdot 570 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -2\,076 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 1\,712 \text{ kJ/mol} - 2\,076 \text{ kJ/mol} \\
 &= -364 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

$$\begin{aligned}
 5. \quad \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= E_{\text{X}-\text{X}} + E_{\text{Y}-\text{Y}} \\
 &= 100 \text{ kJ/mol} + 50 \text{ kJ/mol} \\
 &= 150 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = \Delta H_{\text{réaction}} - \Delta H_{\text{liaisons brisées}}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= 20 \text{ kJ/mol} - 150 \text{ kJ/mol} \\
 &= -130 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$= -(2 \cdot E_{\text{X}-\text{Y}}) = -130 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{\text{X}-\text{Y}} = 65 \text{ kJ/mol}$$

*Réponse:* L'énergie de la liaison X—Y est de  $65 \text{ kJ/mol}$ .

6. a)  $\text{N}_2$  contient une liaison triple.

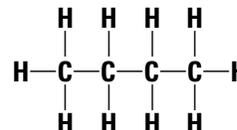
$$\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -(E_{\text{N}\equiv\text{N}}) = -945 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 0 \text{ kJ/mol} - 945 \text{ kJ/mol} \\
 &= -945 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

b) 2 molécules de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ :



13 molécules de  $\text{O}_2$ :  $\text{O}=\text{O}$

8 molécules de  $\text{CO}_2$ :  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

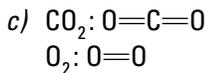
10 molécules d'eau:  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (6 \cdot E_{\text{C-C}}) + (20 \cdot E_{\text{C-H}}) + (13 \cdot E_{\text{O=O}}) \\ &= (6 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + (20 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) \\ &\quad + (13 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\ &= 16\,816 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((16 \cdot E_{\text{C=O}}) + (20 \cdot E_{\text{O-H}})) \\ &= -((16 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (20 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\ &= -21\,120 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 16\,816 \text{ kJ/mol} - 21\,120 \text{ kJ/mol} \\ &= -4\,304 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

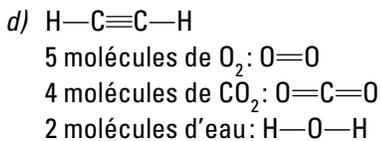


$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (2 \cdot E_{\text{C=O}}) = (2 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) \\ &= 1\,490 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -(E_{\text{O=O}}) = -498 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 1\,490 \text{ kJ/mol} - 498 \text{ kJ/mol} \\ &= 992 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est endothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est positif.



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (2 \cdot E_{\text{C}\equiv\text{C}}) + (4 \cdot E_{\text{C-H}}) + (5 \cdot E_{\text{O=O}}) \\ &= (2 \cdot 839 \text{ kJ/mol}) + (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) \\ &\quad + (5 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\ &= 5\,820 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((8 \cdot E_{\text{C=O}}) + (4 \cdot E_{\text{O-H}})) \\ &= -((8 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (4 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\ &= -7\,800 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 5\,820 \text{ kJ/mol} - 7\,800 \text{ kJ/mol} \\ &= -1\,980 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

*Réponse:* La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

## Section 4.4

### Le calcul de la variation d'enthalpie par la stoechiométrie

 Manuel, p. 162 et 163

$$\begin{aligned}1. \quad \frac{500 \text{ kJ}}{3 \text{ mol}} &= \frac{?}{2,4 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{500 \text{ kJ} \cdot 2,4 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 400 \text{ kJ}\end{aligned}$$

*Réponse:* 400 kJ d'énergie sera nécessaire.

$$\begin{aligned}2. \quad \frac{-200 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} &= \frac{?}{1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}} \\ ? &= \frac{-200 \text{ kJ} \cdot 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = -0,15 \text{ kJ}\end{aligned}$$

*Réponse:* 0,15 kJ d'énergie sera dégagée.

3. 1. Conversion de la masse en grammes:

$$\begin{aligned}\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} &= \frac{1,0 \text{ kg}}{?} \\ ? &= \frac{1,0 \text{ kg} \cdot 1\,000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 1\,000 \text{ g}\end{aligned}$$

2. Calcul du nombre de moles de glace:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1\,000 \text{ g}}{18,015 \text{ g/mol}} = 55,509 \text{ mol}$$

3. Calcul de la quantité d'énergie nécessaire:

$$\begin{aligned}\frac{6,01 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{?}{55,509 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{6,01 \text{ kJ} \cdot 55,509 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 333,609 \text{ kJ}\end{aligned}$$

*Réponse:* Une énergie de 334 kJ est nécessaire.

4. Note: À la question 4, on devrait lire: « Quelle quantité d'énergie est libérée à la condensation liquide de 300,0 g de vapeur d'eau [...]? »

1. Calcul du nombre de moles de vapeur d'eau:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{300,0 \text{ g}}{18,015 \text{ g/mol}} = 16,653 \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité d'énergie dégagée:

$$\begin{aligned}\frac{-40,66 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{?}{16,653 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{-40,66 \text{ kJ} \cdot 16,653 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -677,11 \text{ mol}\end{aligned}$$

*Réponse:* Une énergie de 677,1 kJ est libérée au moment de la condensation liquide de la vapeur d'eau.

5. 1. Conversion du volume en litres :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{?}{200,0 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 200,0 \text{ mL}}{1\,000 \text{ mL}} = 0,200 \text{ L}$$

2. Calcul du nombre de moles d'acide chlorhydrique (HCl):

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = cV$$

$$n = 0,200 \text{ L} \cdot 2,50 \text{ mol/L} = 0,500 \text{ mol}$$

3. Calcul de la quantité de chaleur dégagée :

$$\frac{-74,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,500 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{-74,0 \text{ kJ} \cdot 0,500 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -37,0 \text{ kJ}$$

Réponse : 37,0 kJ de chaleur sera dégagée.

6. 1. Calcul du nombre de moles nécessaires :

$$\frac{-411 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{2\,000 \text{ kJ}}{?}$$

$$? = \frac{-2\,000 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{-411 \text{ kJ}} = 4,866 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de sodium (Na):

$$m = nM$$

$$= 4,866 \text{ mol} \cdot 22,990 \text{ g/mol} = 111,869 \text{ g}$$

Réponse : Il faudrait utiliser 112 g de sodium.

7. 1. Calcul du nombre de moles de fer (Fe):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100,0 \text{ g}}{55,845 \text{ g/mol}} = 1,790 \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité d'énergie dégagée :

$$\frac{-1\,648,4 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = \frac{?}{1,790 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{-1\,648,4 \text{ kJ} \cdot 1,790 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = -737,935 \text{ kJ}$$

Réponse : Une énergie de 737,9 kJ sera dégagée.

8. 1. Calcul du nombre de moles de chlorure de sodium (NaCl):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,21 \text{ g}}{58,443 \text{ g/mol}} = 0,054 \text{ mol}$$

2. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\frac{?}{1 \text{ mol}} = \frac{-3,19 \text{ kJ}}{0,054 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot -3,19 \text{ kJ}}{0,054 \text{ mol}} = -58,105 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie est de -58,1 kJ/mol.

9. 1. Calcul de la quantité de X utilisé :

$$\frac{-602 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{-451,5 \text{ kJ}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot -451,5 \text{ kJ}}{-602 \text{ kJ}} = 0,750 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse molaire de X:

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

$$M = \frac{m}{n} = \frac{18,23 \text{ g}}{0,750 \text{ mol}} = 24,3 \text{ g/mol}$$

Réponse : L'élément X a une masse molaire de 24,3 g/mol. Il s'agit donc du magnésium (Mg).

10. 1. Calcul de la quantité de glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) formé :

$$\frac{2\,803 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{2\,000 \text{ kJ}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 2\,000 \text{ kJ}}{2\,803 \text{ kJ}} = 0,713 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de glucose produite :

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

$$m = nM$$

$$= 0,713 \text{ mol} \cdot 180,156 \text{ g/mol} = 128,5 \text{ g}$$

Réponse : Une masse de 128,5 g de glucose sera produite.

11. a) Il y a une liaison triple dans  $N_2$ .

$$\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = E_{N \equiv N} + (3 \cdot E_{H-H})$$

$$= 945 \text{ kJ/mol} + (3 \cdot 436 \text{ kJ/mol})$$

$$= 2\,253 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -(6 \cdot E_{N-H})$$

$$= -(6 \cdot 339 \text{ kJ/mol})$$

$$= -2\,034 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$$

$$= 2\,253 \text{ kJ/mol} - 2\,034 \text{ kJ/mol}$$

$$= 219 \text{ kJ/mol}$$

Réponse : La réaction est endothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est positif.

- b) 1. Calcul du nombre de moles de diazote ( $N_2$ ):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,0 \text{ g}}{28,014 \text{ g/mol}} = 0,357 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de moles de dihydrogène ( $H_2$ ):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,0 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} = 4,96 \text{ mol}$$

La réaction de 0,357 mole de diazote nécessite  $3 \cdot 0,357 \text{ mol} = 1,071 \text{ mole}$  de dihydrogène. Il y en a 4,98 moles, donc le dihydrogène est en excès et le diazote est limitant.

3. Calcul de la quantité d'énergie absorbée :

$$\frac{219 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,357 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{219 \text{ kJ} \cdot 0,357 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 78,183 \text{ kJ}$$

Réponse : La réaction absorbe 78,2 kJ.

12. a)  $\frac{-1,56 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{5,0 \text{ mol}}$

$$? = \frac{-1,56 \text{ kJ} \cdot 5,0 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -7,8 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité de chaleur transférée par la combustion de l'éthane ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) est de -7,8 kJ.

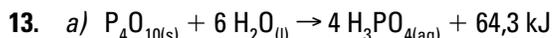
b) 1. Calcul du nombre de moles d'éthane :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{40,0 \text{ g}}{30,07 \text{ g/mol}} = 1,33 \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité d'énergie absorbée :

$$\frac{-1,56 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{1,33 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{-1,56 \text{ kJ} \cdot 1,33 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -2,0748 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité de chaleur transférée par la combustion de l'éthane est de -2,07 kJ.



b) Calcul de la quantité d'énergie absorbée :

$$\frac{-64,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{5,0 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{-64,3 \text{ kJ} \cdot 5,0 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -321,5 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité de chaleur dégagée est de  $3,2 \times 10^2$  kJ.

c) 1. Calcul du nombre de moles d'acide phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{235,0 \text{ g}}{97,994 \text{ g/mol}} = 2,398 \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité d'énergie dégagée :

$$\frac{-64,3 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = \frac{?}{2,398 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{-64,3 \text{ kJ} \cdot 2,398 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = -38,55 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité de chaleur dégagée est de 38,6 kJ.

14. 1. Calcul du nombre de moles d'acide phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{454,0 \text{ g}}{322,191 \text{ g/mol}} = 1,409 \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité d'énergie absorbée :

$$\frac{-78,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{1,409 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{-78,0 \text{ kJ} \cdot 1,409 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -109,902 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie est de -110 kJ.

15. a)  $\frac{\Delta H = -488 \text{ kJ}}{-488 \text{ kJ}} = \frac{?}{2 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$

$$? = \frac{-488 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = -244 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de combustion du  $\text{H}_2$  est de -244 kJ.

b)  $\frac{\Delta H = -1\,272,1 \text{ kJ}}{-1\,272 \text{ kJ}} = \frac{?}{4 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$

$$? = \frac{-1\,272 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = -318,03 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de combustion du  $\text{NH}_3$  est de -318,0 kJ.

c)  $\frac{\Delta H = 163,2 \text{ kJ}}{163,2 \text{ kJ}} = \frac{?}{2 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$

$$? = \frac{163,2 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 81,60 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de combustion du  $\text{N}_2$  est de 81,60 kJ.

d)  $\frac{\Delta H = -1\,118,4 \text{ kJ}}{-1\,118,4 \text{ kJ}} = \frac{?}{3 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$

$$? = \frac{-1\,118,4 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = -372,80 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de combustion du Fe est de -372,80 kJ.

16. 1. Calcul du nombre de moles d'aluminium (Al) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{25,0 \text{ g}}{26,982 \text{ g/mol}} = 0,9265 \text{ mol}$$

2. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\frac{-704 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,9265 \text{ mol}}$$
$$? = \frac{-704 \text{ kJ} \cdot 0,9265 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -652,256 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie est de -652 kJ.

17. 1. Calcul du nombre de moles de méthane ( $\text{CH}_4$ ) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100,0 \text{ g}}{16,043 \text{ g/mol}} = 6,233 \text{ mol}$$

2. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

$$\frac{-802,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{6,233 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{-802,0 \text{ kJ} \cdot 6,233 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -4\,998,9 \text{ kJ}$$

Réponse: La variation d'enthalpie sera de  $-4\,999 \text{ kJ}$ .

18. 1. Calcul du nombre de moles de butane ( $C_4H_{10}$ ):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,0 \text{ g}}{58,124 \text{ g/mol}} = 0,172 \text{ mol}$$

2. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

$$\frac{-1\,328,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,172 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{-1\,328,7 \text{ kJ} \cdot 0,172 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -228,54 \text{ kJ}$$

Réponse: La variation d'enthalpie sera de  $-229 \text{ kJ}$ .

19.  $\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = (5 \cdot E_{C-H}) + E_{C-C} + E_{C-O} + E_{O-H} + (3 \cdot E_{O=O})$

$$= (5 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 347 \text{ kJ/mol} + 358 \text{ kJ/mol} + 460 \text{ kJ/mol} + (3 \cdot 498 \text{ kJ/mol})$$

$$= 4\,724 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -((4 \cdot E_{C=O}) + (6 \cdot E_{O-H}))$$

$$= -((4 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + (6 \cdot 460 \text{ kJ/mol}))$$

$$= -5\,740 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$$

$$= 4\,724 \text{ kJ/mol} - 5\,740 \text{ kJ/mol}$$

$$= -1\,016 \text{ kJ/mol}$$

1. Calcul du nombre de moles d'eau produite:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{25,0 \text{ g}}{18,015 \text{ g/mol}} = 1,387 \text{ mol}$$

2. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

$$\frac{-1\,016 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{1,387 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{-1\,016 \text{ kJ} \cdot 1,387 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -1\,409,9 \text{ kJ}$$

Réponse: La quantité d'énergie dégagée est de  $1,41 \times 10^3 \text{ kJ}$ .

## Chapitre 4 La variation d'enthalpie

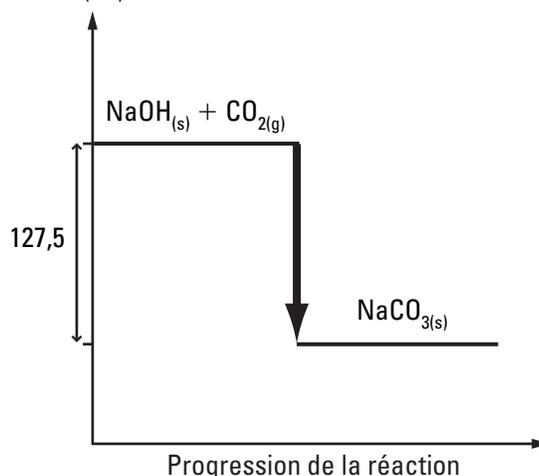
 Manuel, p. 168 à 170

Note: Au début du *Pour faire le point – Chapitre 4*, on devrait lire: « Pour répondre aux questions 7, 9, 10, 20 et 21, utilisez le tableau 8.5 des annexes, à la page 419. »

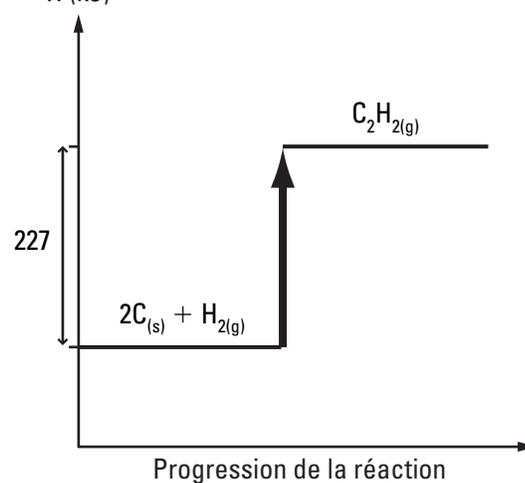
● 1. Réponse: a)

- 2. a)  $-185,85^\circ\text{C}$       c)  $-1\,188 \text{ kJ/mol}$   
b)  $-189,36^\circ\text{C}$       d)  $-6\,447 \text{ kJ/mol}$

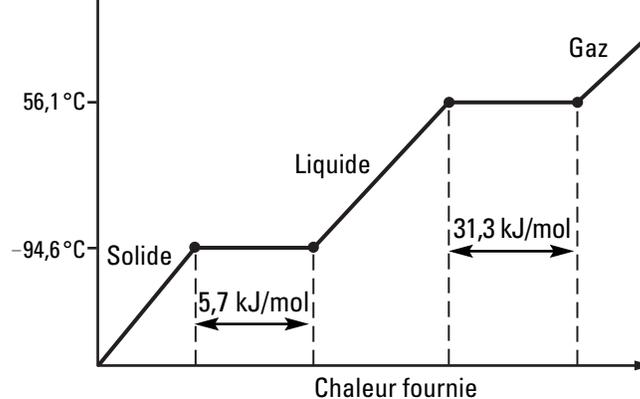
● 3. a)  $H \text{ (kJ)}$



b)  $H \text{ (kJ)}$



● 4.





$$\begin{aligned}
 c) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (3 \cdot E_{\text{N}=\text{O}}) + (3 \cdot E_{\text{N}-\text{O}}) + \\
 &\quad (2 \cdot E_{\text{O}-\text{H}}) \\
 &= (3 \cdot 631 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (3 \cdot 201 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (2 \cdot 460 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 3\,416 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((2 \cdot E_{\text{N}=\text{O}}) + (4 \cdot E_{\text{N}-\text{O}}) + \\
 &\quad (2 \cdot E_{\text{O}-\text{H}}) + E_{\text{N}=\text{O}}) \\
 &= -((2 \cdot 631 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (4 \cdot 201 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (2 \cdot 460 \text{ kJ/mol}) + 631 \text{ kJ/mol}) \\
 &= -3\,617 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 3\,416 \text{ kJ/mol} - 3\,617 \text{ kJ/mol} \\
 &= -201 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de  $-201 \text{ kJ/mol}$ .

■ 8. 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 40,9^\circ\text{C} - 22,0^\circ\text{C} = 18,9^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

$$\begin{aligned}
 \frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} &= \frac{3,0 \text{ L}}{?} \\
 ? &= \frac{3,0 \text{ L} \cdot 1\,000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 3\,000 \text{ mL}
 \end{aligned}$$

3. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre :

$$\begin{aligned}
 \rho &= \frac{m}{v} \\
 m &= \rho v \\
 &= 1 \text{ g/mL} \cdot 3\,000 \text{ mL} = 3\,000 \text{ g}
 \end{aligned}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$\begin{aligned}
 Q &= mc\Delta T \\
 &= 3\,000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot 18,9^\circ\text{C} \\
 &= 237\,232,8 \text{ J} = 237,232,8 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

L'eau du calorimètre a absorbé de la chaleur, donc la réaction en dégage.

5. Calcul du nombre de moles d'octane ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,0 \text{ g}}{114,232 \text{ g/mol}} = 0,043\,77 \text{ mol}$$

6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\begin{aligned}
 \frac{237,232,8 \text{ kJ}}{0,043\,77 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\
 ? &= \frac{237,232,8 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,043\,77 \text{ mol}} = 5\,419,9 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse : La variation d'enthalpie pour la combustion d'une mole d'octane est de  $-5,4 \times 10^6 \text{ kJ/mol}$ .

$$\begin{aligned}
 \blacksquare 9. a) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (2 \cdot E_{\text{C}-\text{C}}) + (8 \cdot E_{\text{C}-\text{H}}) \\
 &\quad + (5 \cdot E_{\text{O}=\text{O}}) \\
 &= (2 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (8 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (5 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 6\,488 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((6 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) + (8 \cdot E_{\text{O}-\text{H}})) \\
 &= -((6 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (8 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -8\,150 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 6\,488 \text{ kJ/mol} - 8\,150 \text{ kJ/mol} \\
 &= -1\,662 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 b) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (7 \cdot E_{\text{C}-\text{C}}) + (18 \cdot E_{\text{C}-\text{H}}) + \\
 &\quad \left(\frac{25}{2} \cdot E_{\text{O}=\text{O}}\right) \\
 &= (7 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (18 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad \left(\frac{25}{2} \cdot 498 \text{ kJ/mol}\right) \\
 &= 16\,088 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((16 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) + (18 \cdot E_{\text{O}-\text{H}})) \\
 &= -((16 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (18 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -20\,200 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 16\,088 \text{ kJ/mol} - 20\,200 \text{ kJ/mol} \\
 &= -4\,112 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 c) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= E_{\text{C}-\text{O}} + (3 \cdot E_{\text{C}-\text{H}}) + E_{\text{O}-\text{H}} + \\
 &\quad (2 \cdot E_{\text{O}=\text{O}}) \\
 &= 358 \text{ kJ/mol} + (3 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad 460 \text{ kJ/mol} + (2 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 3\,053 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((2 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) + (4 \cdot E_{\text{O}-\text{H}})) \\
 &= -((2 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (4 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -3\,330 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 3\,053 \text{ kJ/mol} - 3\,330 \text{ kJ/mol} \\
 &= -277 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 d) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= E_{\text{C}=\text{C}} + (4 \cdot E_{\text{C}-\text{H}}) + (3 \cdot E_{\text{O}=\text{O}}) \\
 &= 607 \text{ kJ/mol} + (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (3 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 3753 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((4 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) + (4 \cdot E_{\text{O}-\text{H}})) \\
 &= -((4 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (4 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -4820 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 3753 \text{ kJ/mol} - 4820 \text{ kJ/mol} \\
 &= -1067 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 e) \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (24 \cdot E_{\text{C}-\text{C}}) + (52 \cdot E_{\text{C}-\text{H}}) + \\
 &\quad (38 \cdot E_{\text{O}=\text{O}}) \\
 &= (24 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (52 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (38 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 48728 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((50 \cdot E_{\text{C}=\text{O}}) + (52 \cdot E_{\text{O}-\text{H}})) \\
 &= -((50 \cdot 745 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (52 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\
 &= -61170 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 &= 48728 \text{ kJ/mol} - 61170 \text{ kJ/mol} \\
 &= -12442 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse: La paraffine, e).

$$\begin{aligned}
 \blacksquare 10. \Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (4 \cdot E_{\text{S}-\text{H}}) + (2 \cdot E_{\text{O}=\text{O}}) \\
 &= (4 \cdot 344 \text{ kJ/mol}) + (2 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\
 &= 2372 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((4 \cdot E_{\text{O}-\text{H}}) + (2 \cdot E_{\text{S}-\text{O}}) + \\
 &\quad (2 \cdot E_{\text{S}=\text{O}})) \\
 &= -((4 \cdot 460 \text{ kJ/mol}) + \\
 &\quad (2 \cdot 265 \text{ kJ/mol}) + (2 \cdot E_{\text{S}=\text{O}})) \\
 &= -(2370 \text{ kJ/mol} + (2 \cdot E_{\text{S}=\text{O}}))
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\
 \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= \Delta H_{\text{réaction}} - \Delta H_{\text{liaisons brisées}} \\
 &= -1036 \text{ kJ/mol} - 2372 \text{ kJ/mol} \\
 &= -3408 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{comme } \Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -3408 \text{ kJ/mol} \\
 E_{\text{S}=\text{O}} &= 3408 \text{ kJ/mol} - \frac{2370 \text{ kJ/mol}}{2} \\
 &= 519 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse: L'énergie de la liaison S=O est de 519 kJ/mol.

■ 11. 1. Calcul de l'énergie thermique:

$$\begin{aligned}
 Q &= mc\Delta T \\
 &= 650 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 20,9 \text{ °C} \\
 &= 56839,64 \text{ J} = 56,83964 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

L'eau du calorimètre a absorbé de la chaleur, donc la réaction en dégage.

2. Calcul du nombre de moles de méthanol (CH<sub>3</sub>OH):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,98 \text{ g}}{32,042 \text{ g/mol}} = 0,0930 \text{ mol}$$

3. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

$$\begin{aligned}
 \frac{56,83964 \text{ kJ}}{0,0930 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\
 ? &= \frac{56,83964 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,0930 \text{ mol}} = 611,16 \text{ kJ} \\
 \Delta H &= 611,16 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse: Comme c'est une réaction exothermique, la variation d'enthalpie du méthanol est de -611 kJ/mol.

■ 12. 1. Calcul du nombre de moles utilisées dans la réaction:

$$\begin{aligned}
 \frac{1000 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} &= \frac{750 \text{ kJ}}{?} \\
 ? &= \frac{750 \text{ kJ} \cdot 2 \text{ mol}}{1000 \text{ kJ}} = 1,50 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

2. Calcul de la masse molaire de A:

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{m}{M} \\
 M &= \frac{m}{n} = \frac{35,5 \text{ g}}{1,50 \text{ mol}} = 23,67 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

Réponse: La masse molaire de A est de 23,7 g/mol.

■ 13. 1. Calcul de la variation de température:

$$\Delta T = T_f - T_i = 55,0 \text{ °C} - 20,0 \text{ °C} = 35,0 \text{ °C}$$

2. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre:

$$\begin{aligned}
 \rho &= \frac{m}{V} \\
 m &= \rho V = 1 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 500 \text{ g}
 \end{aligned}$$

3. Calcul de l'énergie thermique:

$$\begin{aligned}
 Q &= mc\Delta T \\
 &= 500 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 35,0 \text{ °C} \\
 &= 73220 \text{ J} = 73,220 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

L'eau du calorimètre a absorbé de la chaleur, donc la réaction en dégage.

4. Calcul du nombre de moles nécessaires:

$$\begin{aligned}
 \frac{-6,78 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} &= \frac{-73,220 \text{ kJ}}{?} \\
 ? &= \frac{-73,220 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{-6,78 \text{ kJ}} = 10,799 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

5. Calcul de la masse de décane ( $C_{10}H_{22}$ ) nécessaire :

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

$$m = nM = 10,799 \text{ mol} \cdot 142,286 \text{ g/mol} \\ = 1\,536,546 \text{ g}$$

Réponse : Il faudrait brûler  $1,54 \times 10^3 \text{ g}$  ou  $1,54 \text{ kg}$  de décane.

■ 14. 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 29,1^\circ\text{C} - 26,0^\circ\text{C} = 3,1^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{2,0 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{2,0 \text{ L} \cdot 1\,000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2\,000 \text{ mL}$$

3. Calcul de la masse d'eau dans le calorimètre :

$$\rho_1 = \frac{m_1}{V_1}$$

$$m_1 = \rho_1 V_1 = 1 \text{ g/mL} \cdot 2\,000 \text{ mL} = 2\,000 \text{ g}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$Q = mc\Delta T \\ = 2\,000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot 3,1^\circ\text{C} \\ = 25\,940,8 \text{ J} = 25,9408 \text{ kJ}$$

L'eau du calorimètre a absorbé de la chaleur, donc la réaction en dégage.

5. Calcul du nombre de moles de nitrate de baryum ( $BaSO_4$ ) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{261 \text{ g}}{261,335 \text{ g/mol}} = 0,9987 \text{ mol}$$

6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction :

$$\frac{25,9408 \text{ kJ}}{0,9987 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? = \frac{25,9408 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,9987} = 25,975 \text{ kJ}$$

Réponse : Comme c'est une réaction exothermique, la variation d'enthalpie est  $-26 \text{ kJ/mol}$ .

■ 15. Si la réaction est exothermique, c'est que le

$\Delta H_{\text{liaisons formées}}$  doit être plus grand en valeur absolue que le  $\Delta H_{\text{liaisons brisées}}$

$$\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = E_{D-D} + E_{E-E} \\ = 400 \text{ kJ/mol} + 500 \text{ kJ/mol} \\ = 900 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -(2 \cdot E_{D-E})$$

Réponse :  $E_{D-E}$  doit être supérieur à  $450 \text{ kJ/mol}$ . La réponse est donc f).

◆ 16. a) La variation d'enthalpie est de  $53,0 \text{ kJ/mol}$  pour la consommation de dihydrogène ( $H_2$ ) et de diiode ( $I_2$ ). Elle est de  $26,5 \text{ kJ/mol}$  pour la formation de l'iodure d'hydrogène (HI).

b) 1. Calcul du nombre de moles de diiode ( $I_2$ ) :

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}} = \frac{?}{4,57 \times 10^{24} \text{ molécules}}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 4,57 \times 10^{24} \text{ molécules}}{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}} = 7,5914 \text{ mol}$$

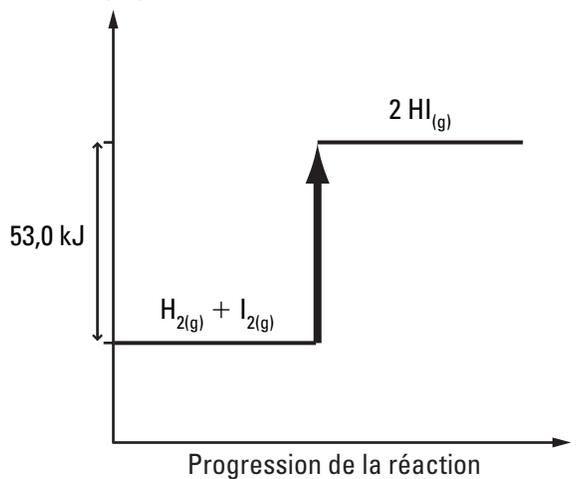
2. Calcul de la quantité d'énergie à faire réagir :

$$\frac{53,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{7,5914 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{53,0 \text{ kJ} \cdot 7,5914 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 402,34 \text{ kJ}$$

Réponse : Il faut fournir  $402 \text{ kJ}$  d'énergie.

c)  $H \text{ (kJ)}$



◆ 17. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

2. Calcul du nombre de moles de méthane ( $CH_4$ ) :

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 3,5 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)/(mol}\cdot\text{K)} \cdot 298 \text{ K}} = 0,14317 \text{ mol}$$

3. Calcul de la quantité d'énergie dégagée :

$$\frac{802 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,14317 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{802 \text{ kJ} \cdot 0,14317 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 114,82 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité d'énergie dégagée est de  $1,1 \times 10^2 \text{ kJ}$ .

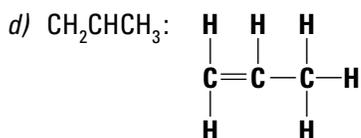


$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (4 \cdot E_{\text{C-H}}) + E_{\text{C=C}} + E_{\text{F-F}} \\ &= (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 607 \text{ kJ/mol} \\ &\quad + 159 \text{ kJ/mol} \\ &= 2\,418 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

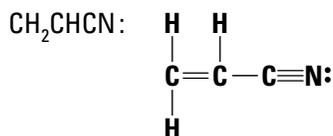
$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((2 \cdot E_{\text{C-F}}) + (4 \cdot E_{\text{C-H}}) + \\ &\quad E_{\text{C-C}}) \\ &= -((2 \cdot 552 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 347 \text{ kJ/mol)) \\ &= -3\,103 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 2\,418 \text{ kJ/mol} - 3\,103 \text{ kJ/mol} \\ &= -685 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

**Réponse :** La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.



Liaison double dans  $\text{O}_2$ .



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (12 \cdot E_{\text{C-H}}) + (2 \cdot E_{\text{C-C}}) + \\ &\quad (2 \cdot E_{\text{C=C}}) + (6 \cdot E_{\text{N-H}}) + \\ &\quad (3 \cdot E_{\text{O=O}}) \\ &= (12 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 607 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (6 \cdot 339 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (3 \cdot 498 \text{ kJ/mol}) \\ &= 10\,392 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((6 \cdot E_{\text{C-H}}) + (2 \cdot E_{\text{C-C}}) + \\ &\quad (2 \cdot E_{\text{C=C}}) + (2 \cdot E_{\text{C=N}}) + \\ &\quad (12 \cdot E_{\text{O-H}})) \\ &= -((6 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 607 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 891 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (12 \cdot 460 \text{ kJ/mol})) \\ &= -11\,688 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 10\,392 \text{ kJ/mol} - 11\,688 \text{ kJ/mol} \\ &= -1\,296 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

**Réponse :** La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

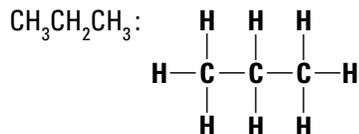
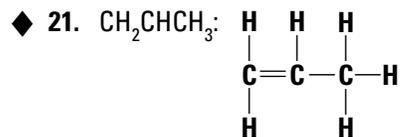
e)  $\text{HCN: H-C}\equiv\text{N:}$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (4 \cdot E_{\text{C-H}}) + (2 \cdot E_{\text{C-O}}) + \\ &\quad E_{\text{C-C}} + E_{\text{C-H}} + E_{\text{C=N}} \\ &= (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad (2 \cdot 358 \text{ kJ/mol}) + 347 \text{ kJ/mol} \\ &\quad + 413 \text{ kJ/mol} + 891 \text{ kJ/mol} \\ &= 4\,019 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((4 \cdot E_{\text{C-H}}) + E_{\text{O-H}} + E_{\text{C-O}} \\ &\quad + (2 \cdot E_{\text{C-C}}) + E_{\text{C=N}}) \\ &= -((4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + \\ &\quad 460 \text{ kJ/mol} + 358 \text{ kJ/mol} + \\ &\quad (2 \cdot 347 \text{ kJ/mol}) + 891 \text{ kJ/mol}) \\ &= -4\,055 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 4\,019 \text{ kJ/mol} - 4\,055 \text{ kJ/mol} \\ &= -36 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

**Réponse :** La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons brisées}} &= (6 \cdot E_{\text{C-H}}) + E_{\text{C=C}} + E_{\text{C-C}} + E_{\text{H-H}} \\ &= (6 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 607 \text{ kJ/mol} + \\ &\quad 347 \text{ kJ/mol} + 436 \text{ kJ/mol} \\ &= 3\,868 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{liaisons formées}} &= -((8 \cdot E_{\text{C-H}}) + (2 \cdot E_{\text{C-C}})) \\ &= -((8 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + (2 \cdot 347 \text{ kJ/mol})) \\ &= -3\,998 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{réaction}} &= \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}} \\ &= 3\,868 \text{ kJ/mol} - 3\,998 \text{ kJ/mol} \\ &= -130 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

**Réponse :** La réaction est exothermique, car  $\Delta H_{\text{réaction}}$  est négatif.

1. Calcul du nombre de moles de propylène ( $\text{H}_2\text{CCHCH}_3$ ):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{30 \text{ g}}{42,081 \text{ g/mol}} = 0,713 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de moles de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,76 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} = 0,376 \text{ 98 mol}$$

Pour réagir avec 0,713 mole de propylène, il faudrait 0,713 mole de dihydrogène, mais il n'y a que 0,376 98 mole. Le dihydrogène est donc le réactif limitant.

3. Calcul de la quantité d'énergie absorbée:

$$\frac{130 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,376 \text{ 98 mol}}$$

$$? = \frac{130 \text{ kJ} \cdot 0,376 \text{ 98 mol}}{1 \text{ mol}} = 49,374 \text{ kJ}$$

Réponse: La quantité d'énergie dégagée est de 49 kJ.

◆ 22. 1. Conversion des volumes en litres:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{50 \text{ mL}}$$

$$V_{\text{HCl}} = \frac{1 \text{ L} \cdot 50 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,050 \text{ L}$$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{V_{\text{NaOH}}}{75 \text{ mL}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{1 \text{ L} \cdot 75 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,075 \text{ L}$$

2. Calcul du nombre de moles:

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}}$$

$$n_{\text{HCl}} = c_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,050 \text{ mol}$$

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,075 \text{ L} = 0,075 \text{ mol}$$

L'hydroxyde de sodium (NaOH) est donc en excès, et l'acide chlorhydrique (HCl) est le réactif limitant.

On fait l'approximation que le mélange réactionnel possède la même masse volumique et la même capacité thermique massique que l'eau.

3. Calcul de la variation de température:

$$\Delta T = T_f - T_i = 25,6^\circ\text{C} - 20,2^\circ\text{C} = 5,4^\circ\text{C}$$

4. Calcul de la masse du système réactionnel:

$$\rho = \frac{m}{V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}}}$$

$$m_i = \rho_i V_i = 1 \text{ g/mL} \cdot (50 \text{ mL} + 75 \text{ mL}) = 125 \text{ g}$$

5. Calcul de l'énergie thermique:

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 125 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot 5,4^\circ\text{C}$$

$$= 2824,2 \text{ J} = 2,824 \text{ 2 kJ}$$

6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

$$\frac{2,824 \text{ 2 kJ}}{0,050 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{2,824 \text{ 2 kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,050 \text{ mol}} = 56,484 \text{ kJ}$$

Réponse: Comme la température de la solution augmente, la réaction en dégage. La variation d'enthalpie est donc de -56 kJ/mol.

◆ 23. 1. Conversion du volume d'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>) en litres:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{250 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 250 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,250 \text{ L}$$

2. Calcul du nombre de moles d'acide nitrique:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = cV = 6,0 \text{ mol/L} \cdot 0,250 \text{ L} = 1,5 \text{ mol}$$

3. Calcul de la variation de température:

$$\Delta T = T_f - T_i = 40,6^\circ\text{C} - 20,0^\circ\text{C} = 20,6^\circ\text{C}$$

4. La masse du système réactionnel:

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

$$m = \rho V = 1 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ g}$$

5. Calcul de l'énergie thermique:

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 1000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J/(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot 20,6^\circ\text{C}$$

$$= 86190,4 \text{ J} = 86,190 \text{ kJ}$$

L'eau du calorimètre a absorbé de la chaleur, donc la réaction en dégage.

6. Calcul de la variation d'enthalpie de la réaction:

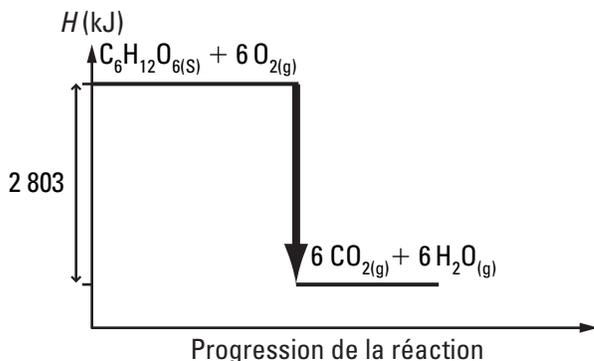
$$\frac{86,190 \text{ 4 kJ}}{1,5 \text{ mol}} = \frac{?}{1 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{86,190 \text{ 4 kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}} = 57,46 \text{ kJ}$$

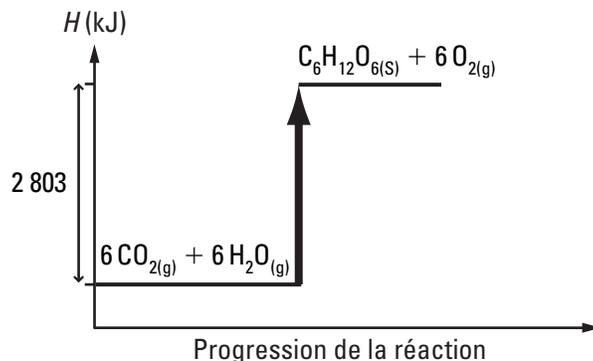
Réponse: La variation d'enthalpie est de -57 kJ/mol.

◆ 24. a)  $6 \text{ CO}_{2(\text{g})} + 6 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{s})} + 6 \text{ O}_{2(\text{g})} \Delta H = 2803 \text{ kJ/mol}$   
 $6 \text{ CO}_{2(\text{g})} + 6 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2803 \text{ kJ} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{s})} + 6 \text{ O}_{2(\text{g})}$

b) Respiration :



Photosynthèse :



## Chapitre 5 La représentation graphique de la variation d'enthalpie

Manuel, p. 171 à 184

### POUR FAIRE LE POINT

#### Chapitre 5 La représentation graphique de la variation d'enthalpie

Manuel, p. 183 et 184

- 1. La 2<sup>e</sup> réaction est plus susceptible d'être réversible, car sa variation d'enthalpie est faible et les énergies d'activation des réactions directes et inverses sont très similaires.
- 2. a) Endothermique  
 b)  $\Delta H_{\text{réaction}} = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$   
 $= 143 \text{ kJ/mol} - 103 \text{ kJ/mol}$   
 $= 40 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 157 \text{ kJ/mol} - 103 \text{ kJ/mol} = 54 \text{ kJ/mol}$   
 c) La variation d'enthalpie de la réaction inverse est la même, mais de signe opposé:  
 $\Delta H_{\text{réaction inverse}} = -40 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 157 \text{ kJ/mol} - 143 \text{ kJ/mol} = 14 \text{ kJ/mol}$   
 Cette réaction pourrait être réversible, étant donné sa variation d'enthalpie de 40 kJ/mol qui est faible.

- 3. a) Les diagrammes 1 et 3.  
 b) Le diagramme 2.  
 c) La réaction 3 et sa réaction inverse, la réaction 4, car la variation d'enthalpie est faible et donc que les énergies d'activation des réactions directe et inverse sont très similaires.  
 d) La réaction 2, car elle possède l'énergie d'activation la plus faible.  
 e) Réaction 1:  $\Delta H_{\text{réaction}} = 75 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 100 \text{ kJ/mol}$   
 Réaction 2:  $\Delta H_{\text{réaction}} = -75 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 25 \text{ kJ/mol}$   
 Réaction 3:  $\Delta H_{\text{réaction}} = 25 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 100 \text{ kJ/mol}$   
 Réaction 4:  $\Delta H_{\text{réaction}} = -25 \text{ kJ/mol}$   
 $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$
- 4. a)  $C + D \rightarrow A + B$  est exothermique, car elle a l'énergie d'activation la plus faible, indiquant que l'énergie potentielle des réactifs est plus haute que celle des produits.