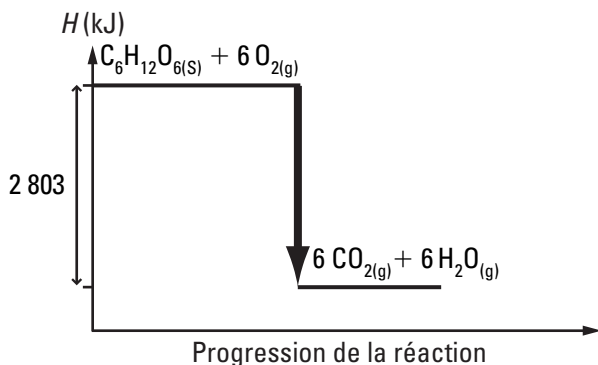
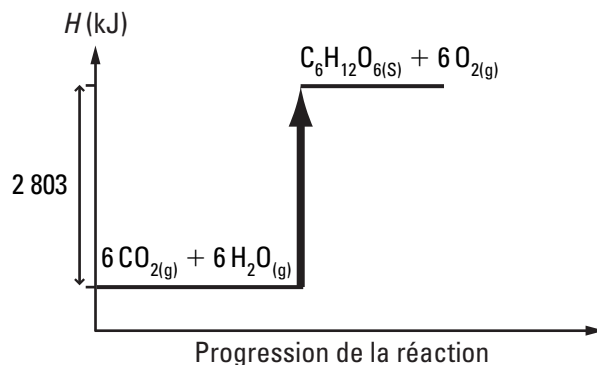


b) Respiration :



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^e 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.

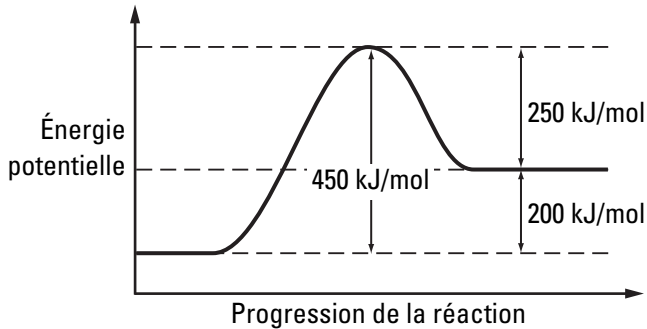
- 3. a) Les diagrammes 1 et 3.
 b) Le diagramme 2.
 c) La réaction 3 et sa réaction inverse, la réaction 4, car la variation d'enthalpie est faible et donc que les énergies d'activation des réactions directe et inverse sont très similaires.
 d) La réaction 2, car elle possède l'énergie d'activation la 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.

b) $|\Delta H| = 600 \text{ kJ/mol} - 500 \text{ kJ/mol} = 100 \text{ kJ/mol}$
 $A + B \rightarrow C + D \quad \Delta H_{\text{réaction}} = 100 \text{ kJ/mol}$
 $C + D \rightarrow A + B \quad \Delta H_{\text{réaction}} = -100 \text{ kJ/mol}$

c) La réaction $C + D \rightarrow A + B$ sera plus rapide, car elle possède l'énergie d'activation la plus faible.

■ 5. $E_a = 250 \text{ kJ/mol} + 200 \text{ kJ/mol} = 450 \text{ kJ/mol}$

Réponse: La réaction directe a une énergie d'activation de 450 kJ/mol.

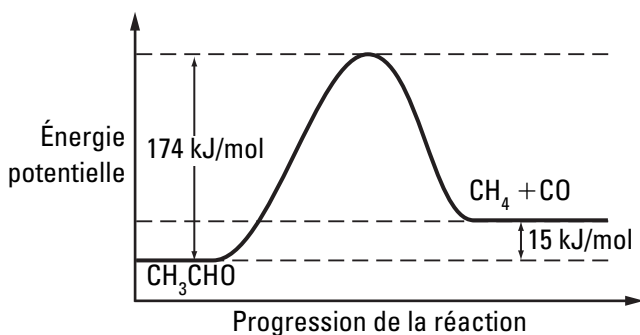


■ 6. $\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = (4 \cdot E_{\text{C-H}}) + E_{\text{C=O}} + E_{\text{C-C}}$
 $= (4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 745 \text{ kJ/mol} + 347 \text{ kJ/mol}$
 $= 2744 \text{ kJ/mol}$

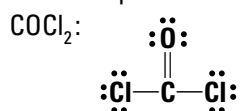
$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -[(4 \cdot E_{\text{C-H}}) + E_{\text{C=O}}]$
 $= -[(4 \cdot 413 \text{ kJ/mol}) + 1077 \text{ kJ/mol}]$
 $= -2729 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$
 $= 2744 \text{ kJ/mol} - 2729 \text{ kJ/mol}$
 $= 15 \text{ kJ/mol}$

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



◆ 7. Liaison triple dans CO.

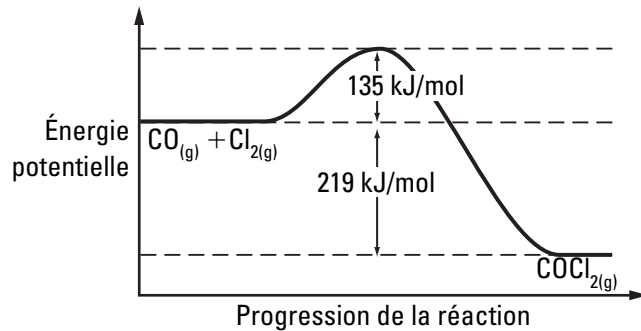


$\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = E_{\text{C=O}} + E_{\text{Cl-C}}$
 $= 1077 \text{ kJ/mol} + 243 \text{ kJ/mol}$
 $= 1320 \text{ kJ/mol}$

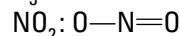
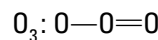
$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -[(2 \cdot E_{\text{C-Cl}}) + E_{\text{C=O}}]$
 $= -[(2 \cdot 397 \text{ kJ/mol}) + 745 \text{ kJ/mol}]$
 $= -1539 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$
 $= 1320 \text{ kJ/mol} - 1539 \text{ kJ/mol}$
 $= -219 \text{ kJ/mol}$

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



◆ 8. NO: liaison double.



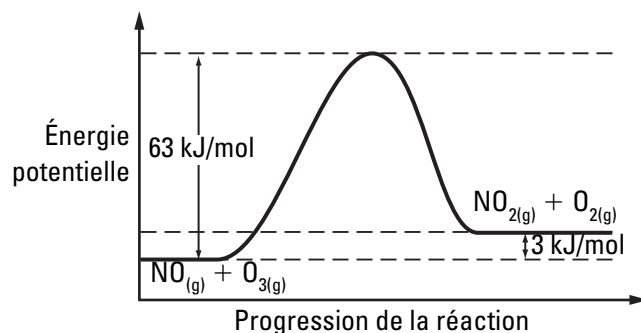
O_2 : liaison double.

$\Delta H_{\text{liaisons brisées}} = E_{\text{N=O}} + E_{\text{O-O}} + E_{\text{O=O}}$
 $= 631 \text{ kJ/mol} + 204 \text{ kJ/mol} + 498 \text{ kJ/mol}$
 $= 1333 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{liaisons formées}} = -[E_{\text{N-O}} + E_{\text{N=O}} + E_{\text{O=O}}]$
 $= -[201 \text{ kJ/mol} + 631 \text{ kJ/mol} + 498 \text{ kJ/mol}]$
 $= -1330 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{réaction}} = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$
 $= 1333 \text{ kJ/mol} - 1330 \text{ kJ/mol}$
 $= 3 \text{ kJ/mol}$

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



- ★ 9. a) 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 19,3^\circ\text{C} - 20,0^\circ\text{C} = -0,7^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

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

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

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

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

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 2\,000 \text{ mL} = 2\,000 \text{ g}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 2\,000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot (-0,7^\circ\text{C}) \\ &= -5\,857,6 \text{ J} = -5,857\,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

L'eau du calorimètre a libéré de la chaleur, donc la réaction l'a absorbée.

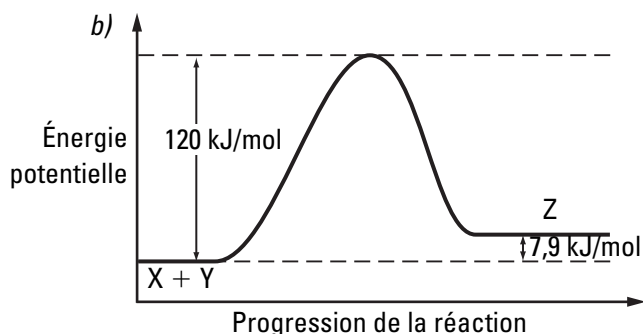
5. Calcul du nombre de moles de Z :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{37 \text{ g}}{50 \text{ g/mol}} = 0,74 \text{ mol}$$

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

$$\begin{aligned} \frac{5,857\,6 \text{ kJ}}{0,74 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{5,857\,6 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{0,74 \text{ mol}} = 7,915\,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Réponse : La réaction est endothermique, la variation d'enthalpie est de 7,9 kJ/mol.



- c) La réaction pourrait être réversible, car sa variation d'enthalpie est très faible, faisant en sorte que l'énergie d'activation est très similaire pour la réaction directe et inverse.

- ★ 10. Note : À la question 10, on devrait lire : « Soit la réaction de décomposition du pentoxyde de diazote (N_2O_5), dont l'énergie d'activation est de 200 kJ/mol [...] », puis en a) : « [...] les 5,49 L d'eau contenus dans l'appareil [...] ».

- a) 1. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = T_f - T_i = 12,75^\circ\text{C} - 22,0^\circ\text{C} = -9,25^\circ\text{C}$$

2. Conversion des L en mL :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{5,49 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{5,49 \text{ L} \cdot 1\,000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5\,490 \text{ mL}$$

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

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

$$m = \rho v = 1 \text{ g/mL} \cdot 5\,490 \text{ mL} = 5\,490 \text{ g}$$

4. Calcul de l'énergie thermique :

$$\begin{aligned} Q &= mc\Delta T \\ &= 5\,490 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J(g}\cdot^\circ\text{C)} \cdot (-9,25^\circ\text{C}) \\ &= -212\,473,98 \text{ J} = -212,473\,98 \text{ kJ} \end{aligned}$$

L'eau du calorimètre a libéré de la chaleur, donc la réaction l'a absorbée.

5. Calcul du nombre de moles de pentoxyde de diazote (N_2O_5) :

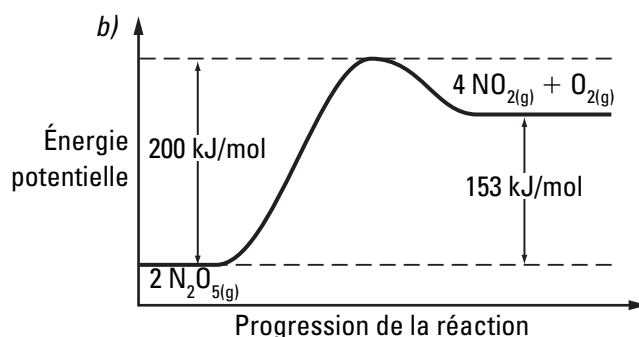
$$n = \frac{m}{M} = \frac{150 \text{ g}}{108\,009 \text{ g/mol}} = 1,388\,77 \text{ mol}$$

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

$$\begin{aligned} \frac{212\,473,98 \text{ kJ}}{1,388\,77 \text{ mol}} &= \frac{?}{1 \text{ mol}} \\ ? &= \frac{212\,473,98 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{1,388\,77 \text{ mol}} = 152,994 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta H = 153 \text{ kJ/mol}$$

Réponse : La réaction est endothermique et la variation d'enthalpie est de 153 kJ/mol.



- c) La réaction est difficilement réversible, sans être nécessairement impossible, car la variation d'enthalpie est grande. Cela fait en sorte que l'énergie d'activation est grande pour la réaction endothermique. Il faudrait l'essayer en laboratoire pour pouvoir conclure.