

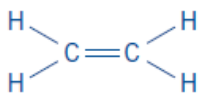
## Thème 5 : l'énergétique

### 5.4 L'enthalpie de liaison

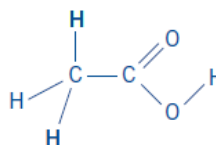
1. Explique, en référence aux enthalpies de liaisons, comment une réaction peut être endothermique.
2. Pourquoi est-ce que l'enthalpie de liaison moyenne de C=C est plus grande que celle de C-C?
3. Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de réaction,  $\Delta H$ , de la réaction suivante :  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$
4. Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de réaction,  $\Delta H$ , de la combustion du méthanol :  $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
5. a) Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de réaction,  $\Delta H$ , de la combustion de l'éthane.  
b) a) Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de réaction,  $\Delta H$ , de la combustion de l'éthène.  
c) Explique pourquoi la combustion de l'éthène est moins exothermique que celle de l'éthane.
6. Sans calculer, explique lequel de ces 2 hydrocarbures, éthène ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) ou éthyne ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) aurait l'enthalpie de combustion la plus élevée.
7. a) Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de combustion,  $\Delta H$ , de la combustion de l'acide éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )  
b) Utilise l'enthalpie de liaison moyenne pour calculer l'enthalpie de combustion,  $\Delta H$ , de la combustion de l'éthanal ( $\text{CH}_3\text{CHO}$ )  
c) En référence aux liaisons des 2 composés, explique la différence entre les deux enthalpies de combustion.



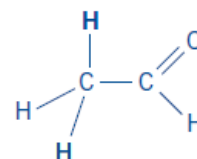
éthyne



éthène



éthanal



acide éthanoïque

**SOLUTIONS**

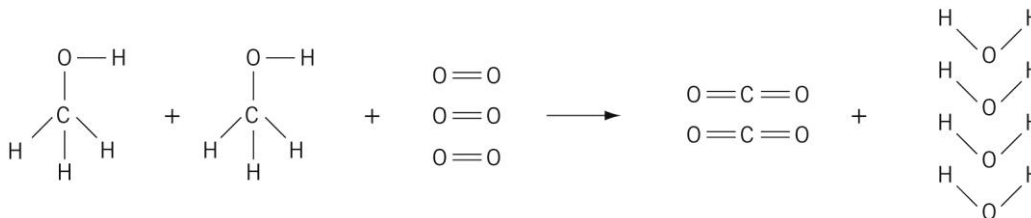
1. La rupture des liens est endothermique et la formation de liens est exothermique. Si l'énergie absorbée par la rupture des liens est supérieure à l'énergie libérée par la formation des liaisons la réaction sera endothermique.
2. La liaison C=C implique 2 doublets liants(DL) alors que C-C implique un doublet liant. Donc l'attraction électrostatique est plus grande entre les noyaux du C et 2 DL que celle avec 1 DL.



$$\begin{aligned} \Delta H &= [1_{\text{H-H}} + 1_{\text{Cl-Cl}}] - [2_{\text{H-Cl}}] \\ &= [436 + 243] - [2 \times 432] \\ &= 679 - 864 \end{aligned}$$

$$\Delta H = -185 \text{ kJ mol}^{-1}$$

4

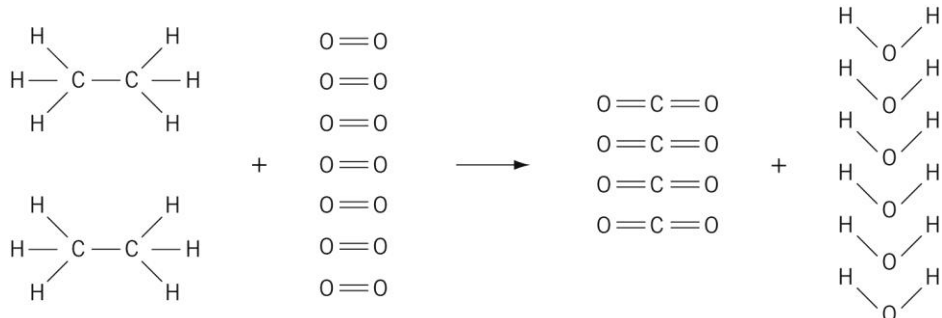
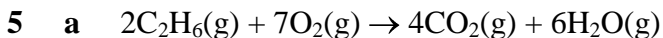


$$\begin{aligned} \Delta H &= [6_{\text{C-H}} + 2_{\text{C-O}} + 2_{\text{O-H}} + 3_{\text{O=O}}] - [4_{\text{C=O}} + 8_{\text{H-O}}] \\ &= [6 \times 413 + 2 \times 358 + 2 \times 464 + 3 \times 498] - [4 \times 746 + 8 \times 464] \\ &= 5616 - 6696 \\ &= -1080 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Pour trouver  $\Delta H$  de la combustion du méthanol il faut diviser cette valeur par 2 car l'équation équilibrée est pour 2 moles de méthanol.

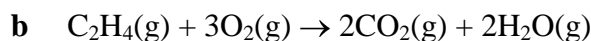
$$\therefore \text{enthalpie de combustion du méthanol} = -540 \text{ kJ mol}^{-1}$$

## 5.4 L'enthalpie de liaison

**SOLUTIONS**

$$\begin{aligned}\Delta H &= [2D_{\text{C-C}} + 12D_{\text{C-H}} + 7D_{\text{O=O}}] - [8D_{\text{C=O}} + 12D_{\text{H-O}}] \\ &= [2 \times 347 + 12 \times 413 + 7 \times 498] - [8 \times 746 + 12 \times 464] \\ &= 9136 - 11536 \\ &= -2400 \text{ kJ (pour 2 mole d'éthane)}\end{aligned}$$

$\therefore$  enthalpie de combustion de l'éthane =  $-1200 \text{ kJ mol}^{-1}$



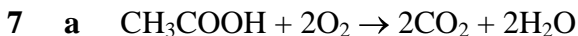
$$\begin{aligned}\Delta H &= [D_{\text{C=C}} + 4D_{\text{C-H}} + 3D_{\text{O=O}}] - [4D_{\text{C=O}} + 4D_{\text{H-O}}] \\ &= [612 + 4 \times 413 + 3 \times 498] - [4 \times 746 + 4 \times 464] \\ &= 3758 - 4840 \\ &= -1082 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

$\therefore$  enthalpie de combustion de l'éthène =  $-1082 \text{ kJ mol}^{-1}$

**c** La  $\Delta H$  de la combustion de l'éthène est moins exothermique que celle de l'éthane parce que la liaison double  $\text{C}=\text{C}$  a une plus haute enthalpie de liaisons que la liaison simple  $\text{C}-\text{C}$  et nécessite donc plus d'énergie pour la rompre ce qui diminue la quantité d'énergie libérée.

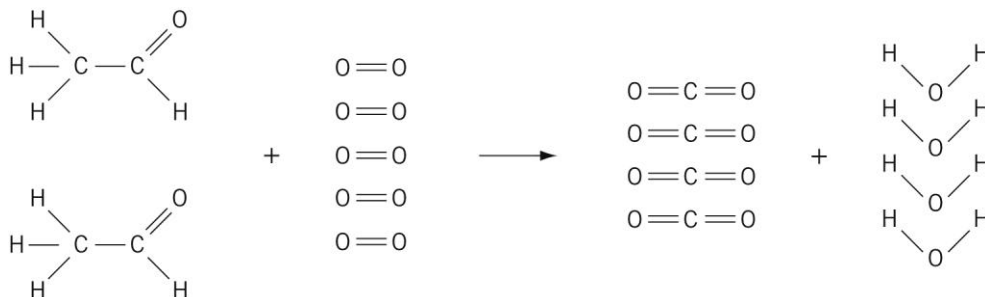
**6** Comme l'éthyne a une liaison triple  $\text{C}\equiv\text{C}$  ayant une enthalpie de liaison supérieure à celle de la liaison double  $\text{C}=\text{C}$  et que par conséquent il faut plus d'énergie pour la rompre que la liaison double, l'éthène aura l'enthalpie de combustion la plus élevée (la plus négative).

## 5.4 L'enthalpie de liaison

**SOLUTIONS**

$$\begin{aligned}\Delta H &= [C-C + 3C-H + 1C=O + 1C-O + 1O-H + 2O-O] - [4C=O + 4H-O] \\ &= [347 + 3 \times 413 + 746 + 358 + 464 + 2 \times 498] - [4 \times 746 + 4 \times 464] \\ &= 4150 - 4840 \\ &= -690 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

$$\therefore \Delta H_{\text{comb}} \text{ de l'acide éthanoïque} = -690 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\begin{aligned}\Delta H &= [2C-C + 8C-H + 2C=O + 5O=O] - [8C=O + 8H-O] \\ &= [2 \times 347 + 8 \times 413 + 2 \times 746 + 5 \times 498] - [8 \times 746 + 8 \times 464] \\ &= 7980 - 9680 \\ &= -1700 \text{ kJ (2 moles d'éthanal)}\end{aligned}$$

$$\therefore \Delta H_{\text{comb}} \text{ de l'éthanal} = -850 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- c** L'enthalpie de combustion de l'éthanal est supérieure à celle de l'acide éthanoïque car l'acide éthanoïque a une liaison C-O de plus et une liaison O-H (au lieu de C-H pour l'éthanal), qui doivent être rompues créant une plus grande demande d'énergie pour la rupture et réduisant ainsi la quantité d'énergie libérée.

## 5.4 L'enthalpie de liaison

**SOLUTIONS**

1. La rupture des liens est endothermique et la formation de liens est exothermique. Si l'énergie absorbée par la rupture des liens est supérieure à l'énergie libérée par la formation des liaisons la réaction sera endothermique.
  
2. La liaison C=C implique 2 doublets liants(DL) alors que C-C implique un doublet liant. Donc l'attraction électrostatique est plus grande entre les noyaux du C et 2 DL que celle avec 1 DL.
  
3.  $\Delta H = -185 \text{ kJ mol}^{-1}$
  
4. à l'aide des enthalpies de liaisons :  $-1080 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 Pour trouver  $\Delta H$  de la combustion du méthanol il faut diviser cette valeur par 2 car l'équation équilibrée est pour 2 moles de méthanol.  
 $\therefore$  enthalpie de combustion du méthanol =  $-540 \text{ kJ mol}^{-1}$
  
5. a)  $-2400 \text{ kJ}$  (pour 2 mole d'éthane)  
 $\therefore$  enthalpie de combustion de l'éthane =  $-1200 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 b)  $-1082 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\therefore$  enthalpie de combustion de l'éthène =  $-1082 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 c) La  $\Delta H$  de la combustion de l'éthène est moins exothermique que celle de l'éthane parce que la liaison double C=C a une plus haute enthalpie de liaisons que la liaison simple C-C et nécessite donc plus d'énergie pour la rompre ce qui diminue la quantité d'énergie libérée.
  
6. Comme l'éthyne a une liaison triple C $\equiv$ C ayant une enthalpie de liaison supérieure à celle de la liaison double C=C et que par conséquent il faut plus d'énergie pour la rompre que la liaison double, l'éthène aura l'enthalpie de combustion la plus élevée. (la plus négative)
  
7. a)  $\Delta H_{\text{comb}}$  de l'acide éthanoïque =  $-690 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 b)  $-1700 \text{ kJ}$  (2 moles d'éthanal)  
 $\therefore \Delta H_{\text{comb}}$  de l'éthanal =  $-850 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 c) L'enthalpie de combustion de l'éthanal est supérieure à celle de l'acide éthanoïque car l'acide éthanoïque a une liaison C–O de plus et une liaison O–H (au lieu de C–H pour l'éthanal), qui doivent être rompues créant une plus grande demande d'énergie pour la rupture et réduisant ainsi la quantité d'énergie libérée.