

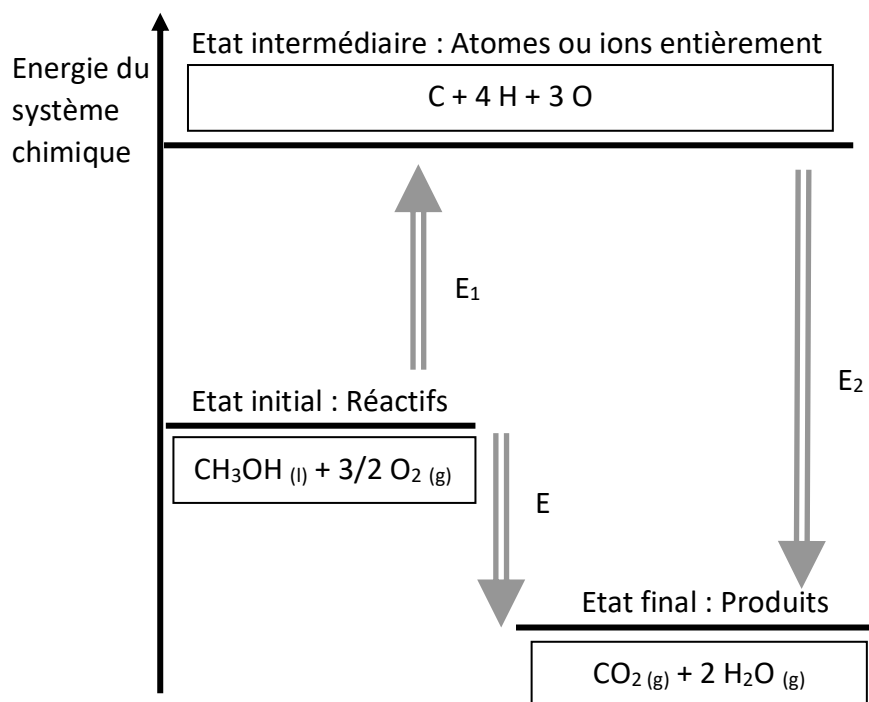
## Exercices chaleur de réaction - correction

### 1. Combustion du méthanol.

a. Déterminons les liaisons présentes dans chacune des molécules intervenant dans chaque molécule de la réaction :

CH <sub>3</sub> OH (l)	+ 3/2 O <sub>2</sub> (g) →	CO <sub>2</sub> (g)	+ 2 H <sub>2</sub> O (g)
$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	$\text{O}=\text{O}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$
3 liaisons C – H 1 liaison C – O 1 liaison O – H	3/2 x 1 liaison O = O	1x2 liaisons C = O	2x2 liaisons O – H

Diagramme d'énergie :



$E_1$  : énergie qu'il faut apporter au système chimique pour « casser » 1 CH<sub>3</sub>OH et 3/2 O<sub>2</sub> :

$$E_1 = 3E_{\text{C-H}} + 1E_{\text{C-O}} + 1E_{\text{O-H}} + \frac{3}{2} E_{\text{O=O}}$$

A.N.  $E_1 = 3 \times 415 + 356 + 463 + \frac{3}{2} \times 498 = 2811 \text{ kJ}$

$E_2$  : énergie libérée par le système chimique lors de la formation de 1 CO<sub>2</sub> et 2 H<sub>2</sub>O :

$$E_2 = 2E_{\text{C=O}} + 4E_{\text{O-H}}$$

A.N.  $E_2 = -2 \times 798 - 4 \times 463 = -3448 \text{ kJ}$

Energie molaire de la réaction (= énergie par la combustion d'1 mole de méthanol) :

$$E_r = E_1 + E_2$$

A.N.  $E_r = -637 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b. En utilisant les énergies molaires des réactions données :

On peut constater que l'équation de combustion du méthanol est une combinaison des équations données :

1x opposé de la réaction 1	$\text{CH}_3\text{OH (l)} \rightarrow \text{C (s)} + 2 \text{H}_2 \text{(g)} + 1/2 \text{O}_2 \text{(g)}$	$-E_1$
1x la réaction 2	$\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)}$	$+E_2$
2x la réaction 3	$2 \text{H}_2 \text{(g)} + 1 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (g)}$	$+2E_3$

Bilan :  $E_r = -E_1 + E_2 + 2E_3$

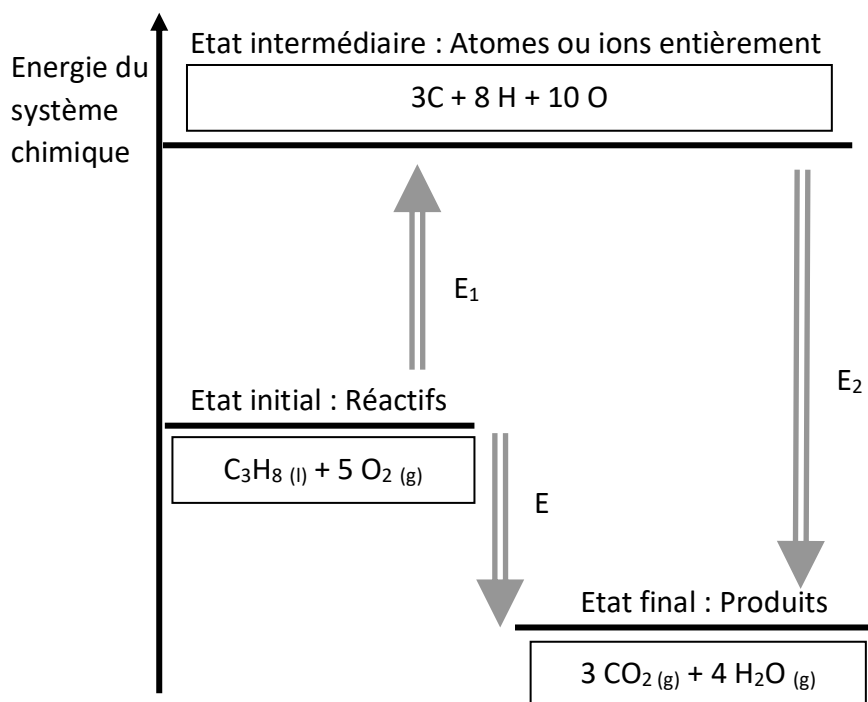
A.N.  $E_r = -(-241) + (-394) + 2 \times (-242) = -637 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Combustion du propane.

c. Déterminons les liaisons présentes dans chacune des molécules intervenant dans chaque molécule de la réaction :

$\text{C}_3\text{H}_8 \text{(l)}$	+	$5 \text{O}_2 \text{(g)}$	$\rightarrow$	$3 \text{CO}_2 \text{(g)}$	+	$4 \text{H}_2\text{O (g)}$
<pre>       H   H   H                 H --- C --- C --- C --- H                       H   H   H           </pre>		<pre>       O = O           </pre>		<pre>       O = C = O           </pre>		<pre>       H --- O --- H           </pre>
2 liaisons C - C 8 liaisons C - H		5 liaisons O = O		3x2=6 liaisons C = O		4x2=8 liaisons O - H

Diagramme d'énergie :



$E_1$  : énergie qu'il faut apporter au système chimique pour « casser » 1  $\text{C}_3\text{H}_8$  et 5  $\text{O}_2$  :

$$E_1 = 2E_{\text{C-C}} + 8E_{\text{C-H}} + 5E_{\text{O=O}}$$

A.N.  $E_1 = 2 \times 345 + 8 \times 415 + 5 \times 498 = 6500 \text{ kJ}$

$E_2$  : énergie libérée par le système chimique lors de la formation de 1  $\text{CO}_2$  et 2  $\text{H}_2\text{O}$  :

$$E_2 = 6E_{C=O} + 8E_{O-H}$$

A.N.  $E_2 = -6 \times 798 - 8 \times 463 = -8492 \text{ kJ}$

Energie molaire de la réaction (= énergie par la combustion d'1 mole de propane) :

$$E_r = E_1 + E_2$$

A.N.  $E_r = -1992 \text{ kJ.mol}^{-1}$

d. En utilisant les énergies molaires des réactions données :

On peut constater que l'équation de combustion du propane est une combinaison des équations données :

1x opposé de la réaction 1	$C_3H_8(g) \rightarrow 3 C(s) + 4 H_2(g)$	$-E_1$
3x la réaction 2	$3 C(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g)$	$+3E_2$
4x la réaction 3	$4 H_2(g) + 2 O_2(g) \rightarrow 4 H_2O(g)$	$+4E_3$

Bilan :  $E_r = -E_1 + 3E_2 + 4E_3$

A.N.  $E_r = -(-158) + 3 \times (-394) + 4 \times (-242) = -1992 \text{ kJ.mol}^{-1}$

3. Calculons la quantité de matière présente dans 20g de chaque combustion et la chaleur dégagée par la combustion de cette quantité :

Combustible	Chaleur molaire de réaction $E_{mol} (\frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$	Masse molaire M ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	Quantité de matière (mol) $n = \frac{m}{M} = \frac{20}{M}$	Energie de combustion : $E = E_{mol} \times n$ (kJ)
Méthane (CH <sub>4</sub> )	- 879,9	16	1,25	$1,1 \times 10^3$
Éthane (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> )	- 1424,6	34	0,59	$8,4 \times 10^2$
Propane (C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> )	- 2053,1	44	0,45	$9,3 \times 10^2$

Il vaut mieux utiliser du méthane.

4. Température finale :

D'après les données utilisées en TP, 1 kg d'eau a besoin de 4185 J pour que sa température de 1°C.

Ceci se traduit par la relation :

$$E = m \cdot c_e \cdot \Delta\theta$$

Avec  $c_e = 4185 \text{ J.kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

On en déduit donc que

$$\Delta\theta = \frac{E}{m \cdot c_e} \quad \text{A.N.} \quad \Delta\theta = \frac{12750}{0,160 \times 4185} = 19^\circ\text{C}$$

La température finale est donc  $\theta_f = \theta_i + \Delta\theta = 14 + 19 = 33^\circ\text{C}$