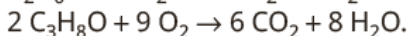
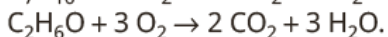
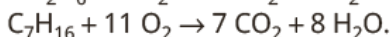
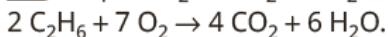
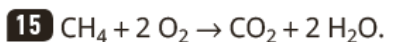
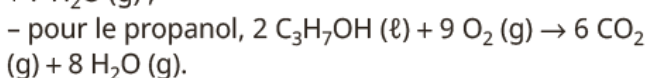
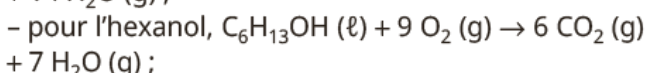
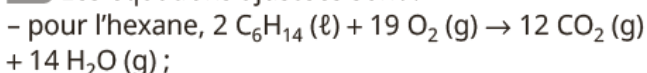


QCM

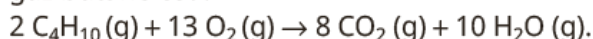
- | | | |
|---------------|--------------|------|
| 1 A et C. | 2 B et C. | 3 B. |
| 4 A, B et C*. | 5 A et C. | 6 C. |
| 7 B. | 8 A, B et C. | 9 C. |
| 10 A, B et C. | 11 B et C. | |



16 Les équations ajustées sont :



18 1. L'équation de la combustion complète du gaz butane est :



2. Pour trouver la masse d'eau formée lors de la combustion complète de 10 mL de butane, on commence par déterminer la masse de butane contenu dans le briquet :

$$m = \rho \cdot V = 580 \times 0,010 = 5,8 \text{ g.}$$

Puis, on détermine la quantité de matière de butane présent dans le briquet :

$$n_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{M(\text{butane})} = \frac{5,8}{58} = 0,10 \text{ mol ;}$$

Puis, en tenant compte des coefficients stœchiométriques, on établit la quantité de matière d'eau formée à l'issue de la combustion :

$$n_{\text{eau}} = 13 \times n_{\text{éthane}} = 13 \times 0,10 = 1,3 \text{ mol.}$$

Enfin, on calcule la masse d'eau produite :

$$m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M(\text{eau}) = 1,3 \times ((2 \times 1,0) + 16,0) = 1,3 \times 18 = 23 \text{ g.}$$

21

• Pour le méthane CH_4 :

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc l'énergie de combustion est le produit du pouvoir calorifique massique par la masse molaire est : $50 \times 0,016 = 0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• Pour l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: $M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$

$$= 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,046 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{1,3}{0,046} = 28 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

• Pour l'octane C_8H_{18} :

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,114 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{5,1}{0,114} = 45 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

22 1. Le méthane CH_4 comporte 4 liaisons C—H.

Le dioxygène O_2 comporte 1 liaison O=O.

Le dioxyde de carbone comporte 2 liaisons C=O.

L'eau H_2O comporte 2 liaisons H—O.

Le butan-1-ol $\text{H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C}$ comporte 9 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O et 1 liaison H—O.

Le propane C_3H_8 comporte 8 liaisons C—H et 2 liaisons C—C.

2. Pour la première réaction, 4 liaisons C—H et 2 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion complète du méthane équivaut donc à :

$$\Delta E = (4 E_{\text{C—H}} + 2 E_{\text{O=O}}) - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 498) - (2 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 2\,656 - 3\,460$$

$$\Delta E = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la deuxième réaction, 4 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O, 1 liaison H—O et 6 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion du butan-1-ol équivaut donc à :

$$\Delta E = (9 E_{\text{C—H}} + 3 E_{\text{C—C}} + E_{\text{C—O}} + E_{\text{H—O}} + 6 E_{\text{O=O}}) - (8 E_{\text{C=O}} + 10 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (9 \times 415 + 3 \times 345 + 358 + 463 + 6 \times 498) - (8 \times 804 + 10 \times 463)$$

$$\Delta E = 8\,579 - 11\,062$$

$$\Delta E = -2\,483 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la troisième réaction, 5 liaisons O=O, de 8 liaisons C—H, 2 liaisons C—C sont rompues, tandis que 6 liaisons C=O et de 8 liaisons O—H sont formées.

L'énergie molaire de la combustion complète du propane équivaut donc à :

$$\Delta E = (5 E_{\text{O=O}} + 8 E_{\text{C—H}} + 2 E_{\text{C—C}}) - (6 E_{\text{C=O}} + 8 E_{\text{O—H}})$$

$$\Delta E = (5 \times 498 + 8 \times 415 + 2 \times 345) - (6 \times 804 + 8 \times 463)$$

$$\Delta E = 6\,500 - 8\,528$$

$$\Delta E = -2\,027 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

31 Pouvoir calorifique massique

1. On détermine la masse de butane en calculant la différence entre la masse pleine et la masse vide de la bonbonne :

$$m_{\text{butane}} = 24,0 - 11,2 \text{ soit } m_{\text{butane}} = 12,8 \text{ kg.}$$

2. On détermine la masse d'eau en prenant en compte la consommation quotidienne, le nombre de jours et la masse volumique de l'eau.

Le chauffe-eau produit donc $28 \times 100 = 2,80 \times 10^3$ L d'eau, soit une masse

$$m_{\text{eau}} = \rho_{\text{eau}} \cdot V \text{ soit } m_{\text{eau}} = 2,80 \times 10^3 \text{ kg.}$$

Pour élever la température d'un kilogramme d'eau de $45,0^\circ\text{C}$, il faut lui apporter une énergie $4,18 \times 45 = 188$ kJ.

$$\text{Ainsi } Q_{\text{eau}} = 2,80 \times 10^3 \times 188 \text{ soit } Q_{\text{eau}} = 526 \text{ MJ.}$$

3. Il faut considérer que l'énergie de combustion Q est transmise intégralement à l'eau sans perte thermique. Ainsi $Q = -Q_{\text{eau}} = -526$ MJ.

4. $Q = -526$ MJ est l'énergie de combustion d'une masse $m = 12,8$ kg, aussi le pouvoir calorifique massique est le quotient de l'énergie de combustion sur la masse : $PC = \frac{|Q|}{m} = \frac{526}{12,8}$ soit $PC = 41,1 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

5. La valeur trouvée est plus faible que celle indiquée dans les tables, ce qui est normal : la combustion et le transfert thermique ont été considérés sans perte énergétique, ce qui n'est pas le cas.

QUELQUES CONSEILS

3. La combustion du butane permet le chauffage de l'eau. On peut poser l'hypothèse d'un transfert thermique sans perte.
4. Attention, une énergie de combustion est négative tandis que le pouvoir calorifique massique est positif.

33 Énergie de combustion du méthane dans l'air

1. Au cours d'une transformation, les liaisons entre les atomes se réorganisent. L'énergie mise en jeu correspond à la différence des énergies des liaisons rompues et de celles qui sont formées.

2. Pour le méthane, on dénombre quatre liaisons C—H rompues.

Pour le dioxygène, une liaison O=O est rompue par molécule, or la réaction met en jeu deux molécules de dioxygène. Il y donc deux liaisons O=O rompues.

Pour le dioxyde de carbone, deux liaisons C=O sont formées.

Pour l'eau, quatre liaisons O—H sont formées puisqu'il y a deux molécules d'eau.

Énergie absorbée par les ruptures de liaisons :

$$4 E_{\text{C—H}} = 4 \times 415 = 1\,660 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$2 E_{\text{O=O}} = 2 \times 498 = 996 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{Total : } 2\,656 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Énergie dégagée par la formation des liaisons :

$$2 E_{\text{C=O}} = 2 \times 804 = 1\,608 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$4 E_{\text{O—H}} = 4 \times 463 = 1\,852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{Total : } 3\,460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

On calcule alors l'énergie dégagée par différence :

$$\Delta E = \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} = 2\,648 - 3\,460 \text{ soit } \Delta E = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. La différence entre la valeur obtenue et celle donnée dans les tables vaut :

$$\Delta E_{\text{obtenue}} - \Delta E_{\text{tables}} = -804 - (-802) = -12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}, \text{ soit } \frac{12}{802} = 0,3 \, \%.$$

L'écart est faible. On obtient une très bonne approximation.

QUELQUES CONSEILS

1. La différence entre la situation initiale et la situation finale permet de trouver l'énergie mise en jeu.
2. Il faut déterminer le nombre et la nature des liaisons rompues et des liaisons formées.