

2. Ce résultat était attendu. Ceci est dû à la nature des liaisons qui se rompent et se forment :
 – lors des changements d'état, il s'agit de liaisons intermoléculaires (Van der Waals ou hydrogène);
 – lors des réactions chimiques, il s'agit de liaisons covalentes.

12 Déterminer la chaleur de combustion de la paraffine

1. Formule générale d'un alcane C_nH_{2n+2} d'où $C_{25}H_{52}$

2. $C_{25}H_{52} + 38 O_2 = 25 CO_2 + 26 H_2O$

$$\begin{aligned} 3. \mathcal{E}_{th} &= \frac{1}{m} \cdot [(m_1 \cdot c_{eau} + m_{bo\grave{it}e} \cdot c_{acier}) \cdot \Delta\theta] + Q_{\acute{e}b(paraffine)} \\ &= \frac{1}{0,44} \times (148 \times 4,18 + 26,6 \times 0,470) \\ &\quad \times 25,4 + 1420 \\ &= 3,8 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}, \end{aligned}$$

$$\text{soit } \mathcal{E}_{th} = 3,8 \times 10 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$$

$$\text{d'où } \mathcal{P} = 3,8 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\begin{aligned} 4. \mathcal{E} &= \mathcal{E}_{th} \cdot M_{paraffine} = 3,8 \times 10 \times 352 \\ &= 1,3 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

5. L'énergie de combustion est $1,3 \times 10^2$ fois supérieure à l'énergie de changement d'état de la paraffine. Cette différence est due à la différence de nature des liaisons qui se rompent et se forment.

Pour s'entraîner

13 Déterminer la masse d'eau chauffée par la combustion d'un gaz

1. propane : C_3H_8 et $CH_3-CH_2-CH_3$

butane : C_4H_{10} et $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

$$2. \mathcal{P}_{propane} = \frac{\mathcal{E}_{propane} \times 10^3}{M_{propane}} = 5,05 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\mathcal{P}_{butane} = \frac{\mathcal{E}_{butane} \times 10^3}{M_{butane}} = 4,97 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$3. a. m_{eau} = m_{gaz} \cdot \frac{\mathcal{E}_{th}}{c_{eau} \cdot (\theta_f - \theta_i)}$$

Pour le propane : $m_{eau} = 2,1 \text{ kg}$.

Pour le butane : $m_{eau} = 2,1 \text{ kg}$.

b. Cette masse est maximale, car il y a des pertes d'énergie (chauffage de la casserole, de l'air environnant, etc.).

4. Les masses de propane et de butane sont identiques, mais comme la masse molaire du butane est supérieure à celle du propane, cela signifie que la quantité de matière de propane consommée est plus importante.

14 À chacun son rythme

$$1. 2 \times 7,4 = 14,8 \quad 2 \times 11,6 = 2 \times 7,9 + 7,4$$

$$2 \times 11,1 = 22,2 \quad 2 \times 17,85 = 2 \times 12,3 + 11,1$$

Elles sont ajustées.

2. a. Pour l'essence : $n(CO_2) = 7,90 \text{ mol}$.

Pour le gazole : $n(CO_2) = 12,3 \text{ mol}$.

Dans un gramme :

$$\begin{aligned} \bullet n(\text{essence}) &= \frac{m}{M_{essence}} \\ &= \frac{1,00}{109,6} = 9,12 \times 10^{-3} \text{ mol}, \end{aligned}$$

donc la combustion de 1,00 g d'essence produit :
 $n = 9,12 \times 10^{-3} \times 7,90 = 7,21 \times 10^{-2} \text{ mol de } CO_2$.

$$\begin{aligned} \bullet n(\text{gazole}) &= \frac{m}{M_{gazole}} \\ &= \frac{1,00}{169,8} = 5,89 \times 10^{-3} \text{ mol}, \end{aligned}$$

donc la combustion de 1,00 g de gazole produit :
 $n = 5,89 \times 10^{-3} \times 12,3 = 7,24 \times 10^{-2} \text{ mol de } CO_2$.

b. • La combustion de 1,00 g d'essence produit :
 $m = n \cdot M(CO_2) = 7,21 \times 10^{-2} \times 44 = 3,17 \text{ g de } CO_2$.

• la combustion de 1,00 g de gazole produit :
 $m = n \cdot M(CO_2) = 7,24 \times 10^{-2} \times 44 = 3,18 \text{ g de } CO_2$.

c. On retrouve donc les deux formules :

$$\frac{m}{1,00} = 3,17 \text{ pour l'essence}$$

$$\text{et } \frac{m}{1,00} = 3,18 \text{ pour le gazole.}$$

15 Émissions de CO_2 d'un véhicule diesel

1. $2 C_{12}H_{26} + 37 O_2 \rightarrow 24 CO_2 + 26 H_2O$

2. Pour 1 km parcouru, 0,060 L de carburant sont consommés.

$$n_{alcane} = \frac{\rho \cdot V}{M} = 0,26 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = \frac{24}{2} n_{alcane} \cdot M(CO_2) = 1,4 \times 10^2 \text{ g}$$

16 Émissions de CO_2 d'un véhicule GPL

1. GPL : Gaz de pétrole liquéfié.

2. butane : $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

propane : $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

3. Pour 1 km parcouru, 0,050 L de butane et 0,050 L de propane sont consommés.

$$a. n_{butane} = \frac{\rho \cdot V}{M} = 0,50 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = \frac{8}{2} n_{butane} \cdot M(CO_2) = 89 \text{ g}$$

$$b. n_{propane} = \frac{\rho \cdot V}{M} = 0,59 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = 3 n_{propane} \cdot M(CO_2) = 77 \text{ g}$$

$$c. m_{totale} = 89 + 77 = 166 \text{ g}$$

17 Combustible propre

1. a. $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$

b. $2 C_8H_{18} + 25 O_2 \rightarrow 16 CO_2 + 18 H_2O$

c. $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

2. a. méthane : $n(CO_2) = 1 \text{ mol}$.

octane : $n(CO_2) = 8 \text{ mol}$.

éthanol : $n(CO_2) = 2 \text{ mol}$.

$$b. \mathcal{E} = \frac{\mathcal{E}_{th}}{n(CO_2)}$$

méthane : $\mathcal{E} = 890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

octane : $\mathcal{E} = 689 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

éthanol : $\mathcal{E} = 686 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.