

Partie 1 Chapitre 4

EXERCICE SIMILAIRE

6 Dioxyde de carbone produit par la combustion du butane

1. On calcule la masse d'une molécule de butane :

$$\begin{aligned}m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} &= 4 \times m_{\text{C}} + 10 \times m_{\text{H}} \\ &= 4 \times 1,99 \times 10^{-23} + 10 \times 1,67 \times 10^{-24} \\ &= 9,63 \times 10^{-23} \text{ g.}\end{aligned}$$

1,00 g de butane contient donc :

$$\frac{1,00}{9,63 \times 10^{-23}} = 1,04 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

2. L'équation de la combustion du butane indique que huit moles de dioxyde de carbone sont produites pour quatre moles de butane consommées, soit 4 fois plus. La combustion d'un gramme de butane produit donc $4 \times 1,04 \times 10^{22} = 4,16 \times 10^{22}$ molécules de dioxyde de carbone, soit une masse de dioxyde de carbone :

$$\begin{aligned}m_{\text{CO}_2 \text{ produit}} &= 4,16 \times 10^{22} \times (m_{\text{C}} + 2 \times m_{\text{O}}) \\ &= 4,16 \times 10^{22} \times (1,99 \times 10^{-23} \\ &\quad + 2 \times 2,66 \times 10^{-23})\end{aligned}$$

$$m_{\text{CO}_2 \text{ produit}} = 3,04 \text{ g.}$$

3. La combustion d'un gramme de butane dégage une énergie égale à 45,4 kJ. La masse de dioxyde de carbone produite par unité d'énergie libérée est donc :

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{E_{\text{m}}} = \frac{3,04}{45,4 \times 10^3} = 6,70 \times 10^{-5} \text{ g}\cdot\text{J}^{-1}.$$