

Mise en évidence de l'élément carbone

1. Exercice sur la combustion

Débit volumique du bruleur gaz

Un bruleur à gaz est alimenté par du méthane $\text{CH}_4(\text{g})$. Son débit est de $0,3 \text{ m}^3/\text{heure}$

Calculer la quantité de gaz carbonique produite en 20 minutes

$V_{\text{molaire}} = 25 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$

Correction

Equation bilan combustion complète de $\text{CH}_4(\text{g})$

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2(\text{O}_2(\text{g})) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))$$

débit $0,3 \text{ m}^3$ en 1 heure
 \downarrow
 300 l en 1 heure
 $\rightarrow 100 \text{ l}$ en 20 min

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{V_{\text{CH}_4}}{V_m} = \frac{100}{25} = 4 \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2)_f = 4 \text{ mol}$$

$$m(\text{CO}_2)_f = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 4 \times (2 \times 16 + 12)$$

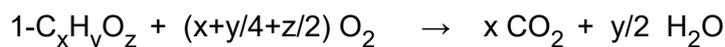
2. Détermination de la formule brute d'une molécule organique

Une molécule organique A, ne contient que des atomes de carbone, hydrogène et oxygène. La combustion complète d'une masse $m_1 = 0,182 \text{ g}$ du corps A, donne une masse $m_2 = 0,372 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et une masse $m_3 = 0,114 \text{ g}$ d'eau.

1. Écrire la réaction de combustion de A sachant que sa formule brute s'écrit $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.
2. Calculer les quantités de matière de dioxyde de carbone et d'eau obtenus.
3. Établir un tableau d'avancement et déterminer le rapport y/x .
4. Sachant que sa masse molaire moléculaire est égale à $M_A = 86,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, en déduire sa formule brute.

Données : $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

Correction



2. Quantités de matière de produits formés :

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) \quad \text{A.N. : } n(\text{CO}_2) = 0,372/44 = 8,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) \quad \text{A.N. : } n(\text{H}_2\text{O}) = 0,114/18 = 6,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Soit X l'avancement de la réaction. Un tableau d'avancement donnerai à l'état final :

$$x \cdot X_{\text{max}} = 8,45 \cdot 10^{-3}$$

$$(y/2) \cdot X_{\text{max}} = 6,33 \cdot 10^{-3}$$

Soit le rapport : $y/x = 1,5$

3. Quantité de matière de réactif à l'état initial :

$$n_A = m_1/M_A \quad \text{A.N. : } n_A = 0,182/86 = 2,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A est le réactif limitant car la combustion est complète soit à l'état final : $n_A - X_{\text{max}} = 0$

Soit $X_{\text{max}} = 2,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

On en déduit $x = 4$ et $y = 6$ et $z = 2$

Formule brute : $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$