

Exercice 1 chimie

Chaque année, on brûle dans le monde $2,0 \cdot 10^9$ tonnes de méthane (gaz naturel), hydrocarbure de la famille des alcanes de formule brute CH_4 .

La combustion complète du méthane consomme du dioxygène O_2 et produit de l'eau H_2O et du dioxyde de carbone CO_2 . On se propose de déterminer la masse de dioxyde de carbone annuellement produite par la combustion de cet hydrocarbure. Le dioxyde de carbone produit augmente l'effet de serre.

- 1) Calculer la quantité de matière (en moles) de gaz naturel consommé par an.
- 2) Écrire et équilibrer l'équation bilan associée à cette combustion.
- 3) Quelle est la masse de dioxyde de carbone produite par la combustion du gaz naturel ?
- 4) Quel est le volume occupé dans les conditions normales de température et de pression par le dioxyde de carbone produit ?
- 5) Quelle est l'énergie dégagée par la combustion annuelle du méthane sachant que le pouvoir calorifique d'un alcane à n atomes de carbone vaut $(662n + 260) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$?
- 6) Rappeler la formule brute des alcanes puis la définition d'un isomère de constitution.
- 7) On considère l'alcane de formule brute C_5H_{10} . Donner les formules semi-développées et le nom des trois isomères de constitution de cet alcane.

Données :

Masses molaires atomiques :

$$M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Conditions normales :

$$T = 20^\circ \text{C} \quad P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad R = 8,32 \text{ S.I.}$$

Correction 1 chimie

- 1) La quantité de matière de méthane n_{CH_4} exprimée en moles correspondant à une masse m_{CH_4} de méthane est : $n_{\text{CH}_4} =$

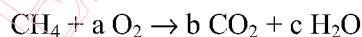
$$\frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} \text{ où } M_{\text{CH}_4} \text{ est la masse molaire du méthane, avec } M_{\text{CH}_4} = M_{\text{C}} + 4 M_{\text{H}}.$$

Application numérique :

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + (4 \times 1) = \mathbf{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \text{ (soit } 16 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{2,0 \cdot 10^9 \times 1 \cdot 10^3}{16 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{1,3 \cdot 10^{14} \text{ mol}}$$

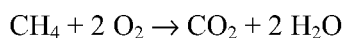
- 2) La combustion complète du méthane consomme du dioxygène O_2 et produit de l'eau H_2O et du dioxyde de carbone CO_2 .



où a , b et c sont les nombres stœchiométriques de la réaction de combustion d'une mole de méthane.

Au cours de cette transformation chimique, il y a conservation des éléments chimiques

L'équation s'écrit finalement :



- 3) Les nombres stœchiométriques indiquent les proportions des produits formés et des réactifs consommés.

Pour la réaction étudiée :

$$(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = (n_{\text{CH}_4})_{\text{consommé}}$$

Or, la masse $(m_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}$ de dioxyde de carbone formé est : $(m_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ donc :

$$(m_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = M_{\text{CO}_2} \times (n_{\text{CH}_4})_{\text{consommé}}$$

Application numérique :

$$\text{Masse molaire du dioxyde de carbone : } M_{\text{CO}_2} = 12 + (2 \times 16) = \mathbf{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$(m_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 44 \times 1,25 \cdot 10^{14} = \mathbf{5,5 \cdot 10^{15} \text{ kg}}$$

- 4) Le volume molaire V_m d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression (notées C.N.T.P. pour la suite) est le volume occupé par une mole de gaz dans ces conditions.

En utilisant la loi des gaz parfaits ($PV = nRT$), on peut calculer V_m dans les C.N.T.P. avec $n = 1 \text{ mol}$:

$$V_m = \frac{RT}{p}$$

Le volume occupé par une quantité de matière n de gaz exprimée en moles est alors $V = n V_m$. Le volume V_{CO_2} occupé par le dioxyde de carbone est :

$$V_{\text{CO}_2} = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times V_m$$

Application numérique :

$$\text{Volume molaire : } V_m = \frac{8,32 \times (273 + 20)}{1,013 \cdot 10^5} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (soit 24 L} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 1,25 \cdot 10^{14} \times 2,4 \cdot 10^{-2} = 3,0 \cdot 10^{12} \text{ m}^3$$

5) Le pouvoir calorifique PC (en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'un alcane à n atomes de carbone est donné par la formule : $\text{PC} = 662 n + 260$.

Pour le méthane comprenant 1 mole d'atomes de carbone par mole de molécule, l'énergie libérée par la combustion d'une mole de méthane est égale à $662 + 260 = 922 \text{ kJ}$.

On en déduit, l'énergie Q dégagée annuellement par la combustion de $1,25 \cdot 10^{14} \text{ mol}$ de méthane :

$$Q = n_{\text{CH}_4} \times \text{PC}$$

Application numérique :

$$Q = 1,25 \cdot 10^{14} \times 922 = 1,2 \cdot 10^{17} \text{ kJ}$$

6. La formule brute d'un alcane est $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ où n est un nombre entier positif. On appelle isomères des composés de même formule brute mais de structures différentes. Deux isomères de constitution diffèrent par l'enchaînement de leurs atomes.

7. Pour l'alcane de formule brute C_5H_{12} , les différents isomères de constitution sont :

formule	Nom
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	pentane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{--CH--CH}_2\text{--CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	méthylbutane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{--C--CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	diméthylpropane