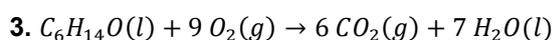
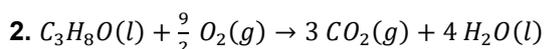
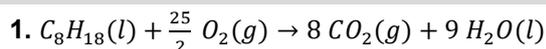


CHAPITRE – ÉNERGIE ET MATIÈRE ORGANIQUE

EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

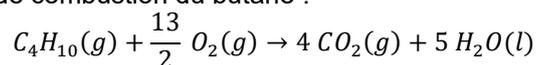
- Exercice résolu page 181 ;
- QCM page 182 ;
- Exercices corrigés n° 10 page 182, 16 page 183, 20 page 184, 29 page 186 ;
- Exercices facultatifs n° 13 page 183, 14 page 183, 17 page 183, 18 page 183, 26 page 185, 30 page 187.

▪ EXERCICE 12 PAGE 183 Équations de réaction de combustion complète



▪ EXERCICE 15 PAGE 183 Énergie de liaison, énergie libérée

1. Équation de la réaction de combustion du butane :



Dans ce modèle,

- 3 liaisons C-C sont brisées ;
- 10 liaisons C-H sont brisées ;
- 6,5 liaisons O=O sont brisées ;
- 8 liaisons C=O sont formées ;
- 10 liaisons H-O sont formées.

Le bilan énergétique du système vaut :

$$\begin{aligned} & 3\varepsilon_{C-C} + 10\varepsilon_{C-H} + 6,5\varepsilon_{O=O} - 8\varepsilon_{C=O} - 10\varepsilon_{H-O} \\ & = 3 \times 348 + 10 \times 413 + 6,5 \times 498 - 8 \times 798 - 10 \times 463 \\ & = -2\,603 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

2. Le signe est négatif car globalement le système libère plus d'énergie qu'il n'en consomme. Cela se traduit macroscopiquement par une combustion exothermique (réaction qui s'accompagne d'une libération d'énergie sous forme de chaleur, la température extérieure augmente).

3. Le briquet contient $m = 12,0 \text{ g}$ de butane. Or les données sont fournies pour chaque mole. Pour trouver la quantité de matière correspondante, calculons d'abord la masse molaire du butane :

$$M_{butane} = 4 \times M(C) + 10 \times M(H) = 4 \times 12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 10 \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58 \text{ g/mol}$$

La quantité de butane dans le briquet vaut :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12,0 \text{ g}}{58,0 \text{ g/mol}} = 0,207 \text{ mol}$$

L'énergie libérée par la combustion complète de toute cette quantité de matière vaut, d'après les valeurs de l'énoncé,

$$\varepsilon = 2\,603 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 0,207 \text{ mol} = 539 \text{ kJ}$$

▪ **EXERCICE 21 PAGE 184** Émission de dioxyde de carbone

1. Chaque utilisateur émet en moyenne par mois 269 g de dioxyde de carbone. Or on dénombre 2,32 milliards d'utilisateurs mensuels. Le total vaut donc

$$m_{CO_2} = 269 \frac{g}{ut} \times 2,32 \times 10^9 ut = 6,24 \times 10^{11} g$$

2. Chaque AR entre NY et Paris correspond à 1 t de dioxyde de carbone soit 10^6 g. Rapportons les deux valeurs :

$$\frac{6,24 \times 10^{11} g}{10^6 g/AR} = 624 \times 10^3$$

L'utilisation mondiale de Facebook correspond chaque mois à 624 milliers de vols AR entre NY et Paris.

▪ **EXERCICE 23 PAGE 185** Pouvoir calorifique

1. Voir TP et chapitre en ligne.

2. Énergie thermique reçue par l'eau de la part de la combustion :

$$Q_{eau} = 150 g \times 4,18 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \times (39,4 - 10,4)^\circ C = 18,2 kJ$$

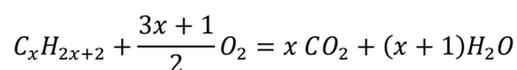
3. Calcul de la masse de paraffine utilisée : $m = 12,3 g - 11,9 g = 0,4 g$.

Le pouvoir calorifique de la paraffine vaut donc : $P_C = \frac{E_{libérée}}{m} = \frac{18,2 kJ}{0,4 g} = 45,5 \frac{MJ}{kg}$

4. Comme l'incertitude de la mesure est de 2,0 MJ/kg, la valeur expérimentale est comprise entre 43,5 et 47,5 MJ/kg. Cet encadrement contient bien la valeur de référence égale à 46,0 MJ/kg, l'expérience est compatible avec la donnée de référence.

▪ **EXERCICE 25 PAGE 185** Équation de réaction de combustion, stœchiométrie

1. Équation de la réaction de combustion complète :



2. Quantité de matière en dioxyde de carbone :

$$n_{CO_2} = \frac{m}{M} = \frac{13,2 g}{44 g/mol} = 0,30 mol$$

En eau :

$$n_{eau} = \frac{m}{M} = \frac{6,3 g}{18 g/mol} = 0,35 mol$$

3. Par proportions,

$$\frac{x+1}{x} = \frac{0,35}{0,30} = \frac{35}{30} = \frac{7}{6}$$

donc $x = 6$

4. Il s'agit de l'hexane de formule C_6H_{14} .

5. Parmi tous les alcanes ayant pour formule C_6H_{14} , figurent :

- l'hexane ;
- le 2-méthylpentane ;
- le 3-méthylpentane ;
- le 2,2-diméthylbutane ;
- le 2,3-diméthylbutane.

▪ EXERCICE 33 PAGE 188

Quantité de CO₂ émis

1. Calcul du volume de la pièce :

$$V = 6 \times 2,5 \times 5 = 75 \text{ m}^3$$

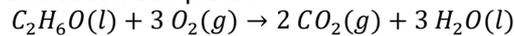
Calcul de la masse de bioéthanol employée :

$$m = \rho \times V_{\text{cons}} = 0,78 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \times \left(0,40 \frac{\text{L}}{\text{h}} \times 3\text{h}\right) = 0,94 \text{ kg}$$

Calcul de la quantité de matière consommée :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{936 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 20,3 \text{ mol}$$

Équation de la réaction de combustion complète :



Chaque mole de bioéthanol employée permet de libérer 2 moles de dioxyde de carbone. Or on consomme 20,3 mol de carburant donc on libère 40,6 mol de dioxyde de carbone.

Calcul du volume de dioxyde de carbone :

$$V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times V_m = 40,6 \text{ mol} \times 24,0 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 974 \text{ L} = 0,974 \text{ m}^3$$

La proportion que représente le volume de dioxyde de carbone par rapport au volume de la pièce vaut :

$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{V} = \frac{0,974}{75} = 1,3 \%$$

D'après le tableau fourni, cette utilisation ne présente pas de risque sans ventilation.