Corrigé et barème – Combustions : énergie libérée et enjeux

Les combustibles usuels et la combustion modélisée par une oxydoréduction ; l'équation de la combustion complète d'un alcane et d'un alcool ; l'énergie molaire de combustion, l'énergie libérée et le pouvoir calorifique massique, estimé par l'expérience ; l'interprétation par les énergies de liaison en phase gazeuse ; les applications, les risques et les enjeux pour le climat.

Durée : 60 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Spe-physique-chimie 1re

Exercice 1 – Le méthanol, carburant de porte-conteneurs ★★ *(5 pts)*

a) Le méthanol cède des électrons ($\mathrm{CH_4O + H_2O = CO_2 + 6\,H^+ + 6\,e^-}$) : c'est le **réducteur**. Le dioxygène capte des électrons : c'est l'**oxydant**. (1)

b) Il faut échanger 12 électrons : demi-équation du méthanol × 2, celle du dioxygène × 3.
$\mathrm{2\,CH_4O + 2\,H_2O + 3\,O_2 + 12\,H^+ + 12\,e^- \rightarrow 2\,CO_2 + 12\,H^+ + 12\,e^- + 6\,H_2O}$, soit après simplification : $\mathbf{2\,CH_4O + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 4\,H_2O}$ (O : $2 + 6 = 8 = 4 + 4$). (1)

c) $\mathrm{n(O_2)} = 3 \div 2 \times 0{,}150 = \mathbf{0{,}225\ mol}$; $\mathrm{n(CO_2)} = \mathrm{n(CH_4O)} = \mathbf{0{,}150\ mol}$. (1)

d) $\mathrm{m} = 1\,400\,000\ \mathrm{L} \times 0{,}792\ \mathrm{kg\cdot L^{-1}} = 1\,108\,800\ \mathrm{kg} = 1{,}1088 \times 10^9\ \mathrm{g}$.
$\mathrm{n} = 1{,}1088 \times 10^9 \div 32{,}0 = 3{,}465 \times 10^7\ \mathrm{mol}$.
$\mathrm{Q} = 3{,}465 \times 10^7 \times 638 \approx 2{,}21 \times 10^{10}\ \mathrm{kJ}$, soit environ $\mathbf{2{,}21 \times 10^7\ MJ}$. (1)

e) $\mathbf{CH_4O + O_2 \rightarrow CO + 2\,H_2O}$ (O : $1 + 2 = 3 = 1 + 2$). Le monoxyde de carbone est toxique, incolore et inodore : on ne le perçoit pas, et il se fixe sur l'hémoglobine à la place du dioxygène. (1)

Méthode — Pour combiner deux demi-équations : même nombre d'électrons des deux côtés, puis simplifier $\mathrm{H^+}$, $\mathrm{e^-}$ et $\mathrm{H_2O}$.

Exercice 2 – Combustion du pentane ★★ *(5 pts)*

a) $\mathbf{C_5H_{12} + 8\,O_2 \rightarrow 5\,CO_2 + 6\,H_2O}$ (O : $16 = 10 + 6$). (1)

b) Rompues : 4 C–C, 12 C–H et 8 O=O. Formées : 10 C=O (5 $\mathrm{CO_2}$) et 12 O–H (6 $\mathrm{H_2O}$). (1)

c) Σ rompues $= 4 \times 348 + 12 \times 413 + 8 \times 498 = 10\,332$ kJ ; Σ formées $= 10 \times 804 + 12 \times 463 = 13\,596$ kJ ; $\mathrm{E} \approx 10\,332 - 13\,596 = \mathbf{-3\,264\ kJ\cdot mol^{-1}}$. (1)

d) $\mathrm{n} = 25{,}0 \div 72{,}0 \approx 0{,}3472$ mol ; $\mathrm{Q} \approx 0{,}3472 \times 3\,264 \approx \mathbf{1{,}13 \times 10^3\ kJ}$ libérés. (1)

e) Écart relatif : $(3\,272 - 3\,264) \div 3\,272 \approx 0{,}0024$, soit **0,24 %**. Les énergies de liaison sont des valeurs moyennes, et le modèle suppose toutes les espèces gazeuses. (1)

Erreur fréquente — Oublier que le nombre de O=O rompues est le nombre stœchiométrique du dioxygène, et que chaque $\mathrm{CO_2}$ compte deux liaisons C=O.

Exercice 3 – Le pouvoir calorifique d'une bougie ★★★ *(5 pts)*

a) $\Delta\theta = 48{,}0 - 18{,}0 = 30{,}0\ ^\circ\text{C}$; $Q = 150 \times 4{,}18 \times 30{,}0 = 18\,810\ \text{J} \approx \mathbf{18{,}8\ kJ}$. (1)

b) $\text{PC} \approx 18{,}81 \div 0{,}75 \approx 25{,}1\ \text{kJ·g}^{-1}$, soit $\mathbf{25{,}1\ MJ{\cdot}kg^{-1}}$. (1)

c) $25{,}1 \div 42 \approx 0{,}60$: environ **60 %** de la valeur des tables. (1)

d) Le dépôt noir est de la suie (carbone) : la combustion est en partie **incomplète** et libère moins d'énergie. Autre cause : les **pertes thermiques**, une partie de l'énergie chauffant l'air, la canette et le support. (1)

e) Par exemple : entourer la bougie et la canette d'un écran contre les courants d'air ; couvrir la canette ; régler la hauteur pour que la flamme touche la canette sans fumer ; agiter l'eau pour une température homogène. (1)

Repère — Une mesure de pouvoir calorifique donne toujours une valeur trop faible : l'eau ne reçoit qu'une partie de l'énergie libérée.

Exercice 4 – Chauffer un gîte : propane ou granulés de bois ? ★★★ *(5 pts)*

a) $9\,000 \times 3{,}6 = 32\,400\ \text{MJ}$, soit $\mathbf{3{,}24 \times 10^{7}\ kJ}$. (1)

b) $n = 32\,400\,000 \div 2\,044 \approx \mathbf{1{,}585 \times 10^{4}\ mol}$; $m \approx 15\,851 \times 44{,}0 \approx 6{,}97 \times 10^{5}\ \text{g}$, soit environ **697 kg**. (1)

c) $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\ \text{O}_2 \rightarrow 3\ \text{CO}_2 + 4\ \text{H}_2\text{O}$: $n(\text{CO}_2) = 3\,n \approx 47\,554\ \text{mol}$; $m \approx 47\,554 \times 44{,}0 \approx 2\,092\,000\ \text{g}$, soit environ **2,09 t**. (1)

d) $m = 9\,000 \div 4{,}6 \approx \mathbf{1\,957\ kg}$, soit près de 2 t de granulés. (1)

e) Le carbone du bois a été capté dans l'atmosphère par photosynthèse pendant la croissance de l'arbre : le brûler le rend à l'air sans ajouter de carbone fossile, si la forêt est replantée. Limites : fabrication et transport des granulés, temps de repousse des arbres, émissions de particules fines par les poêles. (1)

Le point clé — Deux combustibles se comparent pour une même énergie : la masse brûlée dépend du pouvoir calorifique, l'effet sur le climat de l'origine du carbone.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).