

Chapitre 16 χ : l'énergie chimique

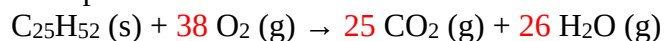
1. Convertir et stocker l'énergie chimique

Faire l'activité p 246.

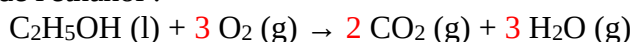
2. Combustion

La combustion d'une espèce organique conduit à la formation de CO_2 et de H_2O . Pour équilibrer une équation de combustion, on commence toujours par les atomes de carbone C.

Exemple 1 : combustion de la paraffine :



Exemple 2 : combustion de l'éthanol :



Si l'apport en dioxygène est insuffisant, la combustion est incomplète et il se forme du carbone C ou du monoxyde de carbone CO (très toxique).

Une combustion libère de l'énergie sous forme de chaleur Q.

Cette énergie est 100 à 1000 fois plus grande que celle de changement d'état car :

- changement d'état : ce sont des liaisons de Van der Waals qui sont cassées ;
- combustion : ce sont des liaisons covalentes qui sont cassées.

Le pouvoir calorifique P d'un combustible est l'énergie thermique qu'il peut libérer par kg de substance qui a brûlé. L'unité de P est le $\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Exercices 17 , 20 & 21 p 257

Exercices

Exercice 17 p 257

1. a. C_nH_{2n+2} .
1. b. Le groupe hydroxyle : $-OH$.
2. a. $C_9H_{20} + 14 O_2 \rightarrow 9 CO_2 + 10 H_2O$.
2. b. $C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$.
2. c. $C_6H_{14}O + 9 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 7 H_2O$.

Exercice 20 p 257

1. a. $C_{12}H_{26}$.
1. b. $2 C_{12}H_{26} + 37 O_2 \rightarrow 24 CO_2 + 26 H_2O$.
2. a. Quantité de carburant utilisée pour parcourir les 100 km :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho_{\text{gazole}} \cdot V}{M(\text{gazole})} = \frac{835 \times 5,9}{170,0} = 29 \text{ mol}$$

	$2 C_{12}H_{26}$	+	$37 O_2$	\rightarrow	$24 CO_2$	+	$26 H_2O$
E.I.	29		excès		0		0
t qcq	$29 - 2.x$		excès		$24.x$		$26.x$
E.F.	$29 - 2.x_{\text{max}}$		excès		$24.x_{\text{max}}$		$26.x_{\text{max}}$

Le réactif limitant est forcément l'alcane, donc $29 - 2.x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow x_{\text{max}} = 14,5 \text{ mol}$.

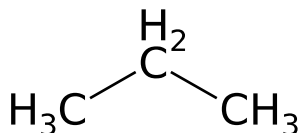
La quantité de CO_2 formée est donc $24 \times 14,5 = 348 \text{ mol}$.

2. b. $m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 348 \times 44,0 = 15\,312 \text{ g} = 15,3 \text{ kg}$.

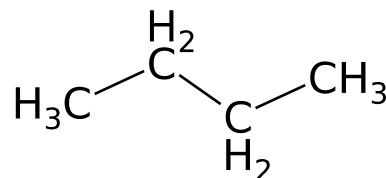
3. Si des particules de carbone sont rejetées, c'est que la combustion est incomplète.

Exercice 21 p 257

1. propane :



butane :



2. $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
- $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$.

$$3. a. n = \frac{m}{M} = \frac{\rho_{\text{butane}} \cdot V \times 0,50}{M(\text{butane})} = \frac{585 \times 10 \times 0,50}{58,1} = 0,50 \text{ mol}$$

$$3. b. n = \frac{m}{M} = \frac{\rho_{\text{propane}} \cdot V \times 0,50}{M(\text{propane})} = \frac{515 \times 10 \times 0,50}{44,1} = 0,58 \text{ mol}$$

4.

	C_3H_8	+	$5 O_2$	\rightarrow	$3 CO_2$	+	$4 H_2O$
E.I.	0,58		excès		0		0
t qcq	$0,58 - x$		excès		$3.x$		$4.x$
E.F.	$0,58 - x_{\text{max}}$		excès		$3.x_{\text{max}}$		$4.x_{\text{max}}$

Le réactif limitant est forcément l'alcane, donc $0,58 - x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow x_{\text{max}} = 0,58 \text{ mol}$.

La quantité de CO_2 formée est donc $3 \times 0,58 = 1,74 \text{ mol}$.

	2 C ₄ H ₁₀	+	13 O ₂	→	8 CO ₂	+	10 H ₂ O
E.I.	0,50		excès		0		0
t qcq	0,50 - 2.x		excès		8.x		10.x
E.F.	0,50 - 2.x _{max}		excès		8.x _{max}		10.x _{max}

Le réactif limitant est forcément l'alcane, donc $0,50 - 2.x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 0,25$ mol.

La quantité de CO₂ formée est donc $8 \times 0,25 = 2,0$ mol.

La quantité totale de CO₂ rejetée est donc : $n = 1,74 + 2,0 = 3,74$ mol.

La masse de CO₂ rejetée est donc $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 3,74 \times 44,0 = 164$ g.