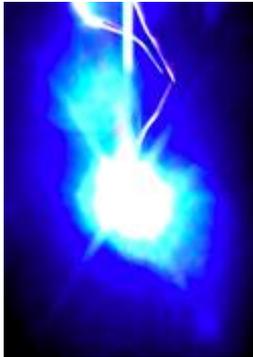


AGIR, DEFIS DU XXI^{ème} siècle



Chapitre 14 :

Combustion et énergie chimique

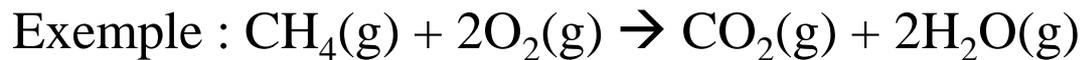


I. Les réactions de combustion

A/ La combustion

La combustion est une réaction d'oxydo-réduction. La combustion nécessite trois éléments : combustible, comburant et énergie d'activation.

Dans la majeure partie des cas au niveau première S, le comburant sera le dioxygène O_2 .



(on applique les lois de conservation pour équilibrer la réaction)

Connaissant la quantité de combustible au départ (le comburant étant généralement en excès), on peut obtenir la quantité de dioxyde de carbone produite.



I. Les réactions de combustion

B/ Masse de CO₂ produite lors du déplacement d'un véhicule

L'essence sera symbolisé par l'octane (C₈H₁₈) dans l'exemple, c'est en réalité un mélange d'hydrocarbures. Une voiture, lors de la combustion de l'essence produit du dioxyde de carbone qui contribue au réchauffement climatique.

Les voitures hybrides peuvent maintenant consommer en moyenne 3,7l pour 100km.

Equation de réaction et tableau d'avancement pour 100 km :

	2 C ₈ H ₁₈	+	25 O ₂	→	16 CO ₂	+	18 H ₂ O
Etat initial x=0	n _i		Excès		0		0
Etat en cours de transformation	n _i - 2x		Excès		16x		18x
Etat final x _{max}	n _i - 2x _{max}		Excès		16 x _{max}		18 x _{max}



I. Les réactions de combustion

Masse volumique de l'octane $\rho_{\text{octane}} = 0,703 \text{ kg.L}^{-1}$

Masse molaire de l'octane $M_{\text{octane}} = 8 \times M(\text{C}) + 18 \times M(\text{H}) \approx 114 \text{ g.mol}^{-1}$

On a $m_{\text{octane}} = \rho \times V = 0,703 \times 3,7 \approx 2,6 \text{ kg} = 2600\text{g}$

Soit $n_{\text{octane}} = n_i = \frac{m}{M} = \frac{2600}{114} \approx 22,8 \text{ mol}$

De plus le réactif limitant est l'octane (dioxygène en excès) d'où :

$n_i - 2x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow 2x_{\text{max}} = n_i \Leftrightarrow x_{\text{max}} = n_i/2 \Leftrightarrow x_{\text{max}} = 11,4 \text{ mol}$

Soit à l'état final $n_{\text{CO}_2} = 16 x_{\text{max}} = 16 \times 11,4 = 182,4 \text{ mol}$

et $M_{\text{CO}_2} = 44\text{g.mol}^{-1}$ d'où $m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 501,6 \text{ g} \approx 0,5 \text{ kg}$

La combustion rejette environ 500g de CO_2 lorsque la voiture parcourt 100km.



II. Energie et combustion

Une réaction de combustion libère toujours de l'énergie : elle est exothermique.

L'énergie libérée par une combustion se calcule de la manière suivante :

$$E_{\text{libérée}} = n \times E_{\text{combustion}}$$

$E_{\text{combustion}}$ correspond à l'énergie molaire de combustion, c'est-à-dire l'énergie émise lors de la combustion d'une mole de combustible en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$.

n le nombre de moles en combustibles en mol.

Les molécules (en particulier hydrocarbures et alcools) sont des réservoirs d'énergie chimique. Leur combustion permet de convertir cette énergie chimique en d'autres formes d'énergie grâce à des transferts thermiques.