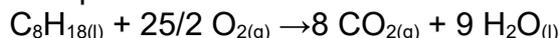


Fiche methode 10
Étude de la combustion de l'octane

La combustion de l'octane produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Sa densité vaut $d = 0,72$. Quelle est l'énergie libérée par la combustion de 1,0 L d'octane?

L'équation de combustion équilibrée s'écrit:



Détermination de la quantité n d'octane correspondant à V = 1,0 L

Pour déterminer la quantité d'octane, il faut connaître sa masse m. À partir de la densité d, on peut calculer sa masse volumique ρ et en déduire la masse.

La densité est définie comme le rapport de la masse volumique du corps sur la masse volumique d'un corps de référence, l'eau ($\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg m}^{-3}$)

d'où $\rho = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,72 \times 1000 = 7,2 \times 10^2 \text{ kg-m}^{-3}$ La masse m est calculée à partir de la masse volumique:

$$m = \rho \times V = 7,2 \times 10^2 \times 1,0 \times 10^{-3} = 0,72 \text{ kg} = 7,2 \times 10^2 \text{ g car } V = 1,0 \text{ L} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

La quantité de matière **n** correspondante vaut: $n = m / M = 7,2 \times 10^2 / 114 = 6,3 \text{ mol}$
Car $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g mol}^{-1}$.

Détermination des quantités de produits formés et de réactifs consommés

À partir d'un tableau d'avancement, nous pouvons déterminer l'état final du système.

Équation de la réaction		$\text{C}_8\text{H}_{18(l)}$ +	$25/2 \text{O}_{2(g)}$	$8 \text{CO}_{2(g)}$	$+ 9 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
État du système	Quantité de matière (mol) Avancement (mol)	$n(\text{C}_8\text{H}_{18})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	6,3	excès	0	0
État intermédiaire	x	$6,3 - x$	excès	8x	9x
État final	x_{max}	$6,3 -$	excès	8*max	9*max

Lorsque tout l'octane est consommé, d'après le tableau d'avancement nous pouvons écrire que $6,3 - x_{\text{max}} = 0$ c'est-à-dire $x_{\text{max}} = 6,3 \text{ mol}$

La quantité de dioxyde de carbone formée est $n(\text{CO}_2)_f = 8 x_{\text{max}} = 50 \text{ mol}$ La quantité d'eau formée est $n(\text{H}_2\text{O})_f = 9 x_{\text{max}} = 57 \text{ mol}$

D'après l'équation la quantité de dioxygène nécessaire est 25/2 fois plus grande que la quantité d'octane donc $n(\text{O}_2)_i = 25/2 x_{\text{max}} = 79 \text{ mol}$

Énergie libérée

D'après les tables les enthalpies de formation standard à 293 K des réactifs et des produits de la réaction sont :

Espèce chimique	Octane C_8H_{18}	Dioxygène O_2	Dioxyde de carbone CO_2	Eau H_2O
Enthalpie de formation ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	-249,9	0	-393,5	-285,2

L'enthalpie standard de réaction χ est égale à la somme des enthalpies standard de formation des produits diminuée de la somme des enthalpies de formation des réactifs, en tenant compte des coefficients stœchiométriques de la réaction.

Pour la réaction on trouvera $\Delta H_r^\circ = - 5465 \text{ kJ mol}^{-1}$

Donc pour $V = 1\text{L}$, l'énergie libérée lors de sa combustion vaut :

$$E = n \times |\Delta H_r^\circ| = 6,3 \times 5465 = 3,4 \times 10^4 \text{ kJ.}$$