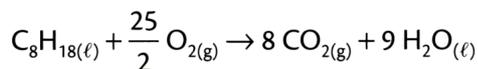


Calculer l'énergie lors d'une combustion

Déterminer l'énergie libérée par la combustion de $n = 5,0$ mol d'octane, sachant que l'équation de combustion équilibrée s'écrit :



Quantités de produits formés et de réactifs consommés

Tableau d'avancement de la réaction :

État du système	Équation de la réaction : $\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$					
	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)	$n(\text{C}_8\text{H}_{18})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$		5,0	excès	0	0
État intermédiaire	x		$5,0 - x$	excès	$8x$	$9x$
État final	x_{max}		$5,0 - x_{\text{max}}$	excès	$8x_{\text{max}}$	$9x_{\text{max}}$

Tout l'octane est consommé, ainsi, d'après le tableau d'avancement :

$$5,0 - x_{\text{max}} = 0 ; \text{ c'est-à-dire } x_{\text{max}} = 5,0 \text{ mol}$$

La quantité de dioxyde de carbone formée est donc :

$$n(\text{CO}_2)_f = 8 \times x_{\text{max}} = 40 \text{ mol}$$

La quantité d'eau formée est :

$$n(\text{H}_2\text{O})_f = 9 \times x_{\text{max}} = 45 \text{ mol}$$

D'après l'équation, la quantité de dioxygène nécessaire est $\frac{25}{2}$ fois plus grande que la quantité d'octane donc :

$$n(\text{O}_2)_i = \frac{25}{2} \times x_{\text{max}} = 63 \text{ mol}$$

Enthalpie standard de réaction

Le tableau des enthalpies de formation standard à 293 K des réactifs et des produits de la réaction est donné ci-dessous.

Espèce chimique	octane $\text{C}_8\text{H}_{18(\ell)}$	dioxygène $\text{O}_{2(\text{g})}$	dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(\text{g})}$	eau $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
Enthalpie standard de formation $\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	- 249,9	0	- 393,5	- 285,8

Alors :

$$\Delta H_r^\circ = 8 \times \Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(\text{g})}) + 9 \times \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}) - \Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18(\ell)}) - \frac{25}{2} \times \Delta H_f^\circ(\text{O}_{2(\text{g})})$$

$$\Delta H_r^\circ = 8 \times (-393,5) + 9 \times (-285,8) - (-249,9) - \frac{25}{2} \times 0$$

$$\Delta H_r^\circ = -5\,470,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Énergie libérée

$$E = n \times |\Delta H_r^\circ| = 5,0 \times 5470,3 = 2,7 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

Méthode

La composition du système lorsque le carburant est consommé est déterminée à partir d'un tableau d'avancement.

Méthode

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

Méthode

L'enthalpie standard de réaction correspond à l'énergie libérée par une mole d'octane. L'énergie libérée lors de la combustion de n moles d'octane est :

$$E = n \times |\Delta H_r^\circ|$$