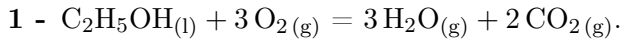


Correction – DM 10 – Thermochimie, combustion de l'éthanol

Étude de la réaction



2 - On utilise la loi de Hess :

$$\Delta_r H^0 = 3 \Delta_f H^0 (\text{H}_2\text{O}_{(g)}) + 2 \Delta_f H^0 (\text{CO}_{2(g)}) - \Delta_f H^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}) - 3 \Delta_f H^0 (\text{O}_{2(g)}) = -1.24 \times 10^3 \text{ kJ/mol.}$$

3 - Le volume $V_0 = 1.5 \text{ L}$ d'éthanol correspond à une masse $m_0 = V_0 \rho_{\text{éth}}$, et donc à une quantité de matière $n_0 = \frac{V_0 \rho_{\text{éth}}}{M_{\text{éth}}} = 25.7 \text{ mol}$.

Pour réagir avec n_0 moles d'éthanol, il faut d'après la réaction $3n_0$ moles de $\text{O}_{2(g)}$. Ceci correspond à une masse $m_{\text{O}_2} = M_{\text{O}_2} n_{\text{O}_2} = 2.47 \text{ kg}$.

Mais il s'agit d'air, dans lequel il y a 4 moles de diazote pour une mole de dioxygène. Il y a donc, qui accompagnent les n_{O_2} moles de dioxygène, $4 \times n_{\text{O}_2}$ moles de diazote, qui ont une masse $m_{\text{N}_2} = M_{\text{N}_2} \times (4 \times n_{\text{O}_2}) = 8.6 \text{ kg}$.

La masse d'air totale est donc $m = m_{\text{N}_2} + m_{\text{O}_2} = 11 \text{ kg}$.

Remarque : Ceci correspond à un volume d'air de 9.3 m^3 à pression et température ambiante.

4 - Tableau d'avancement :

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} +$	$3 \text{O}_{2(g)} =$	$3 \text{H}_2\text{O}_{(g)} +$	$2 \text{CO}_{2(g)}$	$\text{N}_{2(g)}$	
E.I.	n_0	$3n_0$	0	0	$12n_0$	$T_i = 298 \text{ K}$
état fictif	0	0	$3n_0$	$2n_0$	$12n_0$	$T_i = 298 \text{ K}$
E.F.	0	0	$3n_0$	$2n_0$	$12n_0$	$T_f = ?$

On remarque qu'on a mis 4 fois plus de diazote que de dioxygène, car c'est le cas pour l'air.

On applique le premier principe au système {enceinte + constituants physico chimiques}, version isobare (c'est bien le cas ici), entre les états E.I. et E.F. : $\Delta H = Q_{\text{reçu}}$.

Ici on suppose $Q_{\text{reçu}} = 0$. Donc $\Delta H = 0$.

On décompose ensuite en deux étapes :

- Étape de E.I. à l'état fictif : la réaction chimique a lieu de façon isotherme à T_i .
La variation d'enthalpie associée est $\Delta H_1 = \xi_{\text{max}} \Delta_r H^0(T_i)$ car la réaction est isobare et isotherme.
Or ici l'avancement maximal est $\xi_{\text{max}} = n_0$ (car pour cet avancement on a consommé tous les réactifs).
Donc $\Delta H_1 = n_0 \Delta_r H^0(T_i)$.
- Étape de l'état fictif à E.F. : pas de réaction, mais échauffement du système {enceinte + constituants physico-chimiques} de T_i à T_f .
On a donc $\Delta H_2 = C_{p,\text{tot}}(T_f - T_i)$ (car les gaz sont considérés parfaits et car les liquides sont des phases condensées), avec

$$C_{p,\text{tot}} = 2n_0 C_{p,m}^0 (\text{CO}_{2(g)}) + 3n_0 C_{p,m}^0 (\text{H}_2\text{O}_{(g)}) + 12n_0 C_{p,m}^0 (\text{N}_{2(g)}).$$

On a $0 = \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

On en déduit

$$T_f = T_i + \frac{-\Delta_r H^0}{2 C_{p,m}^0(\text{CO}_2(\text{g})) + 3 C_{p,m}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + 12 C_{p,m}^0(\text{N}_2(\text{g}))}$$

On trouve $T_f = T_i + 2.22 \times 10^3 \text{ K} = 2.52 \times 10^3 \text{ K}$.

Encore une fois, cette température est la température maximale que l'on peut espérer atteindre. Elle sera plus basse en réalité à cause :

- Des pertes thermiques (la réaction n'est pas strictement adiabatique).
- Les $C_{p,m}^0$ dépendent en fait de la température, et augmentent avec T . Ceci a pour effet de faire baisser la température finale.
- À ces températures les réactifs se dissocient, et les atomes sont dans des niveaux excités (c'est leur désexcitation qui produit la lumière des flammes), s'ionisent, ce qui consomme une partie de l'énergie libérée par la réaction chimique.

5 - Système : le système physico-chimique. Transformation : avancement ξ de la réaction.

Variation d'enthalpie associée : ΔH .

On suppose la réaction isotherme et isobare pour pouvoir appliquer le résultat

$$\Delta H = \xi \Delta_r H^0.$$

D'autre part, la réaction étant isobare avec $p = p_{\text{ext}}$, on peut appliquer le premier principe sous la forme $\Delta H = Q_{\text{reçu}}$ (pas d'autres travaux que ceux des forces de pression).

On a donc $Q_{\text{cédé vers milieu extérieur}} = -Q_{\text{reçu}} = -\xi \Delta_r H^0$.

Pour $\xi = 1$ mole, on a $Q_{\text{cédé vers milieu extérieur}} = 1.24 \times 10^6 \text{ J}$.

6 - L'énergie correspondant au chauffage de la pièce pendant une heure est $E = P \times t = 3 \times 10^3 \times 3600 \text{ J}$.

L'énergie cédée par mole d'éthanol brûlé est $Q_{\text{cédée,m}} = -\Delta_r H^0$.

Il faut donc une quantité de matière $n = \frac{P \times t}{Q_{\text{cédée,m}}} = 8.71 \text{ mol}$.

On en déduit $m = n \times M$ puis $V = m/\rho$, soit $V = 0.51 \text{ L}$. Commentaire : c'est efficace.