

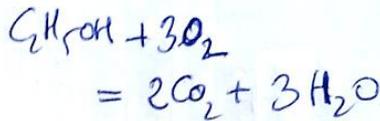
T4 – CHANGEMENTS D'ETAT

Travaux Dirigés

Exercice 9 : Combustion de l'éthanol

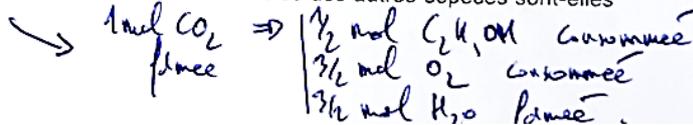
La combustion de l'éthanol correspond à la réaction totale entre l'éthanol $C_2H_5OH_{(l)}$ et le dioxygène $O_{2(g)}$ pour former du dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ et de l'eau $H_2O_{(l)}$.

- 1) Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction.
- 2) Pour 1 mole d'éthanol C_2H_5OH consommée, combien de moles des autres espèces sont-elles formées ou consommées ? Même question pour ξ moles d'éthanol C_2H_5OH consommées.
- 3) Pour 1 mole de dioxyde de carbone CO_2 formée, combien de moles des autres espèces sont-elles formées ou consommées ?



La combustion de l'éthanol correspond à la réaction totale entre l'éthanol $C_2H_5OH_{(l)}$ et le dioxygène $O_{2(g)}$ pour former du dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ et de l'eau $H_2O_{(l)}$.

- 1) Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction.
- 2) Pour 1 mole d'éthanol C_2H_5OH consommée, combien de moles des autres espèces sont-elles formées ou consommées ? Même question pour ξ moles d'éthanol C_2H_5OH consommées.
- 3) Pour 1 mole de dioxyde de carbone CO_2 formée, combien de moles des autres espèces sont-elles formées ou consommées ?



Exercice 10 : Combustion du propane

Exercice 10 : Combustion du propane

- 1) Quelle est l'énergie dégagée par la combustion de 10 g de propane (C_3H_8) sachant l'enthalpie de réaction de combustion d'une mole de propane est $\Delta_r H = -2244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$?
- 2) Cette énergie sert à chauffer 3 kg d'eau liquide, dont la température initiale est $15^\circ C$. Quelle est sa température finale ?

Données : Masses molaires de H et C : 1 et $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_0 = 4,18 \text{ kJ} \cdot K^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Rép : $Q = 510 \text{ kJ}$; Température finale de $56^\circ C$.

Données : Masses molaires de H et C : 1 et $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_0 = 4,18 \text{ kJ} \cdot K^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Rép : $Q = 510 \text{ kJ}$; Température finale de $56^\circ C$.

$$\begin{aligned}
 1) \quad Q &= -m \cdot \Delta_r H \\
 &= -\frac{m}{M} \cdot \Delta_r H \\
 &= -\frac{10}{3 \times 12 + 1 \times 8} \cdot (-2244) \\
 &= +\frac{10}{44} \times 2244 = 510 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 2) \quad Q &= m \cdot c_0 \cdot \Delta T \\
 &= m \cdot c_0 \cdot (T_f - T_i) \\
 T_f &= \frac{Q}{m \cdot c_0} + T_i = \frac{510 \cdot 10^3}{3 \times 4,18 \cdot 10^3} + 15 \approx 56^\circ C
 \end{aligned}$$

Exercice 11 : Réaction acido-basique

On dispose de 2 solutions à température ambiante θ_0 , toutes les deux à la même concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$:

- une solution d'**acide chlorhydrique** $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

- une solution de **soude** $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$

On mélange deux volumes égaux $V = 100 \text{ mL}$ de ces 2 solutions ; la réaction (totale) qui a lieu est :



Les ions Na^+ et Cl^- sont spectateurs, ils ne participent pas à la réaction.

- 1) Quel est le nombre n_1 de mol d'ions oxonium H_3O^+ présents dans le volume $V = 100 \text{ mL}$? dans le volume $2V$ du mélange dans le bécher ?
- 2) Quel est le nombre n_2 de mol d'ions hydroxyde HO^- dans le volume V ? dans le volume $2V$ du mélange ?
- 3) Dresser le tableau d'avancement (valeurs littérales) de la réaction. Que vaut l'avancement final ξ_∞ ?
- 4) La température initiale de l'expérience est de 19°C ; la température finale en fin de réaction est de $23,9^\circ\text{C}$.
 - a) Déterminer à l'aide des résultats expérimentaux l'enthalpie de réaction de la réaction acido-basique entre les ions oxonium et les ions hydroxyde.
 - b) Comparer à la valeur tabulée à 25°C , de $-55,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

1. $n_1 = C \cdot V = 1 \times 100 \cdot 10^{-3} = 100 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,100 \text{ mol}$
 $n_1' = n_1$!

2. $n_2 = C \cdot V = 0,100 \text{ mol}$
 $n_2' = n_2$ / $\text{Donc} : n_1 = n_2$

3. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- = 2\text{H}_2\text{O}$
 $t=0$ n_1 n_2 excès
 $t=\infty$ $n_1 - \xi_f$ $n_2 - \xi_f$ excès

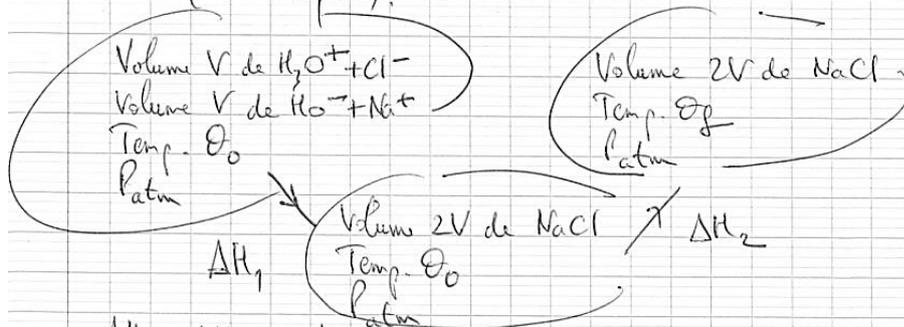
Reaction totale $\Rightarrow n_1 - \xi_f = 0$
 $\xi_f = n_1 = 0,100 \text{ mol}$

4. a. $\Delta H = 0$

car $\Delta H = W_{fp} + Q$

Transformation monobare. $\Rightarrow W_{fp} = 0$

Transformation rapide $\Rightarrow Q = 0$
(adiabatique).



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$$

$$\Delta H_2 = m_{\text{NaCl}} \cdot C_{\text{NaCl}} \cdot (\theta_f - \theta_0)$$

En assimilant NaCl à de l'eau :

$$\Delta H_2 = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (\theta_f - \theta_0) > 0$$

$$\begin{aligned} \Delta H_2 &= \rho \cdot V \cdot C \cdot (\theta_f - \theta_0) \\ &= 1.0 \cdot 10^3 \times 0.200 \cdot 10^{-3} \cdot 4180 \cdot (23,9 - 19) \\ &= 4,1 \cdot 10^3 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\text{D'où } \Delta H_1 = \sum_{\infty} \Delta H^\circ(\theta_0)$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ(\theta_0) &= \frac{\Delta H_1}{\sum_{\infty}} = - \frac{\Delta H_2}{\sum_{\infty}} = - \frac{4,1 \cdot 10^3}{0,100} = -4,1 \cdot 10^4 \text{ J/mol} \\ (\theta_0 = 19^\circ\text{C}) &= \underline{\underline{-41 \text{ kJ/mol}} \quad \text{Exothermique}} \end{aligned}$$

b) $\Delta H^\circ(25^\circ\text{C}) = -55,8 \text{ kJ/mol}$

Où constate que

$$|\Delta H^\circ(19^\circ\text{C})|_{\text{même}} < |\Delta H^\circ(25^\circ\text{C})|$$

Raisons : la transformation n'est en réalité pas adiabatique

\Rightarrow Dans la réalité, toute l'énergie dégagée par la réaction n'est pas entièrement récupérée pour élever la température des produits de réaction.

Exercice 12 : Dissolution exothermique du chlorure de lithium

On dissout **totalemment** 8,5 g de chlorure de lithium $LiCl_s$ dans 150 mL d'eau initialement à $20^\circ C$, selon la réaction d'équation-bilan suivante : $LiCl_s(+H_2O) = Li^+ + Cl^- (+H_2O)$

Calculer la température finale maximale que peut atteindre la solution. On négligera la variation de volume de la solution liée à la dissolution, et on pourra considérer que la capacité thermique de l'eau n'est pas modifiée par la présence des ions Li^+ et Cl^- .

Données : masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: $Li = 7$; $Cl = 35,5$; enthalpie molaire de dissolution du chlorure de lithium : $\Delta_r H = -55 \text{ kJ/mol}$; capacité thermique de l'eau : $c_0 = 4,18 \text{ kJ} \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$.

Rép. : $\theta_f = 37,5^\circ C$

$$\begin{aligned} LiCl_{(s)} (+H_2O) &= Li^+_{(s)} + Cl^-_{(s)} (+H_2O) \\ \text{Quantité de matière de } LiCl: \\ n &= \frac{m}{M} \quad \text{avec } M = 7 + 35,5 = 42,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ \Delta H &= W_{\neq p} + Q = 0 \\ \Delta H &= \underbrace{\Delta H_1}_{\text{Réaction chimique}} + \underbrace{\Delta H_2}_{\text{Élévation de Température des produits}} = 0 \\ \Delta H_1 &= \int_{\theta_0}^{\theta_f} \Delta H^\circ(\theta_0) = n \cdot \Delta H^\circ(\theta_0) = \frac{m}{M} \cdot \Delta H^\circ(\theta_0) \\ \Delta H_2 &= m \cdot c_0 \cdot (\theta_f - \theta_0) \\ &= \rho V \cdot c_0 \cdot (\theta_f - \theta_0) \\ \text{Donc : } \frac{m}{M} \cdot \Delta H^\circ(\theta_0) + \rho V c_0 (\theta_f - \theta_0) &= 0 \\ \theta_f &= -\frac{m \cdot \Delta H^\circ(\theta_0)}{M \rho V c_0} + \theta_0 \\ \text{AN: } \theta_f &= -\frac{8,5 \cdot (-55 \cdot 10^3)}{42,5 \cdot 10^3 \cdot 150 \cdot 10^{-6} \cdot 4,18 \cdot 10^3} + 20 \\ &= 37,5^\circ C \end{aligned}$$