

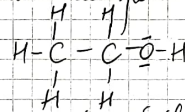
Corrigé du DS n°2

Partie chimie

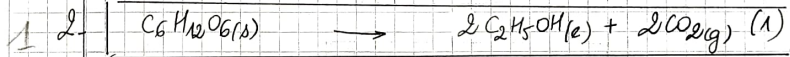
Le bioéthanol

PB2 = le bioéthanol 115

1 L'éthanol a pour formule brute C_2H_5OH , soit :



1 L'eau et l'éthanol sont miscibles en toutes proportions car les molécules d'eau et d'éthanol forment des liaisons hydrogène. Les carburants à base de mélange d'essence et d'éthanol sont sans doute au moins partiellement miscibles avec l'eau.



1 3 $\Delta_r H_1^\circ = 2\Delta_f H^\circ(C_2H_5OH(l)) + 2\Delta_f H^\circ(CO_2(g)) - \Delta_f H^\circ(C_6H_{12}O_6(s))$

1 ou $\Delta_{comb} H^\circ(C_6H_{12}O_6(s)) = 6\Delta_f H^\circ(H_2O(g)) + 6\Delta_f H^\circ(CO_2(g)) - \Delta_f H^\circ(C_6H_{12}O_6(s))$

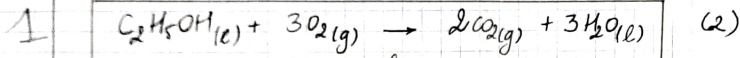
D'où :

$$\Delta_r H_1^\circ = 2\Delta_f H^\circ(C_2H_5OH(l)) + \Delta_{comb} H^\circ(C_6H_{12}O_6(s)) - 6\Delta_f H^\circ(H_2O(g)) - 4\Delta_f H^\circ(CO_2(g))$$

1 A.N. : $\Delta_r H_1^\circ = -342 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$

Cette réaction est exothermique, elle dégage de la chaleur.

4. Combustion de l'éthanol dans l'air :



Le bioéthanol est qualifié de carburant propre car il ne provient pas de ressources fossiles. Le $\text{CO}_2(g)$

produit par la combustion a été absorbé par les plantes précédemment, d'où un bilan sans "création" de gaz à effet de serre.

5. état initial $\xrightarrow{\Delta H=0}$ état final

$$T_i = 298,0\text{K}$$

$$T_f = 318,0\text{K}$$

$m_e = 3\text{g}$ éthanol (l)

$m_o = 1000\text{g}$ eau (l)

+ air (capacité thermique négligeable)

ΔH_1

état intermédiaire fictif

$$T = T_i = 298,0\text{K}$$

$m_o = 1000\text{g}$ eau (l)

tout l'éthanol a été

consommé par la combustion

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

1. on suppose que le calorimètre contient assez d'air pour consommer tout l'éthanol lors de la combustion.

1. on néglige la capacité thermique du calorimètre ainsi que celle de l'air et du CO_2 produit lors de la combustion

(2)

$$1 \quad \Delta H_1 = \sum_F \Delta_r H_2^\circ \quad \text{avec} \quad \sum_F = \frac{m_e}{M_e} = \frac{3}{46} = 6,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad (3)$$

$$M_e = 2M(C) + M(O) + 6M(H)$$

$$= 2 \times 12 + 16 + 6 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \quad \Delta H_2 \approx m_o c_{\text{eau}} (T_f - T_i)$$

$$\text{avec} \quad c_{\text{eau}} = \frac{C_{\text{pm}}(\text{H}_2\text{O}(l))}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{75}{18} = 4,17 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$$

$$\sum_F \Delta_r H_2^\circ + m_o c_{\text{eau}} (T_f - T_i) = 0$$

$$\Delta_r H_2^\circ = - \frac{m_o c_{\text{eau}} (T_f - T_i)}{\sum_F}$$

$$1 \quad \text{A.N. : } \Delta_r H_2^\circ = -1280 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

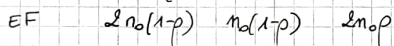
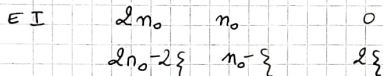
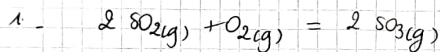
$$6. \quad \Delta_r H_2^\circ = 2\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(g)) + 3\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l))$$

1

$$= -1370 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1 L'ordre de grandeur est très bon. L'écart provient peut-être des approximations (on a négligé la capacité thermique des gaz présents et du calorimètre) et le calorimètre a peut-être des fuites non prises en compte.

Pb1: Equilibre en phase gazeuse



On constate que $p_1(T_1) < p_1(T_2)$ avec $T_1 > T_2$
le taux de conversion est plus élevé à plus
basse température = la réaction est exothermique

2. selon la loi de Van't Hoff $\frac{d \ln K^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$

ici $K^\circ \downarrow$ si $T \uparrow \Rightarrow \Delta_r H^\circ < 0$

$$2. \quad \text{A l'équilibre} \quad K^\circ(T) = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{O}_2} p_{\text{SO}_2}^2} p^\circ$$

$$\text{avec} \quad p_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_{\text{tot gaz}}} p$$

$$\text{et} \quad n_{\text{tot gaz}} = 2n_0(1-p) + n_0(1-p) + 2n_0p = 3n_0 - n_0p$$

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{2p}{3-p} p$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{1-p}{3-p} p$$

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{2(1-p)}{3-p} p$$

$$K^\circ = \frac{4p^2(3-p)}{(1-p)^3} \frac{p^\circ}{p}$$

$$\text{ici} \quad p = p^\circ \quad \boxed{K^\circ = \frac{p^2(3-p)}{(1-p)^3}}$$

3. on en déduit $K_1^\circ = 5$ et $K_2^\circ = 176$

$$\frac{d \ln K^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2} \Rightarrow \ln K^\circ(T_2) - \ln K^\circ(T_1) = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta_r H^\circ dT}{RT^2}$$

si on suppose que $\Delta_r H^\circ(T)$ varie peu entre T_1 et T_2

$$\ln K_1^\circ - \ln K_2^\circ = \frac{\Delta_r H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\Delta_r H^\circ = \frac{R \ln \left(\frac{K_1^\circ}{K_2^\circ} \right)}{\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}} = -230 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$4. \quad \text{On a vu que} \quad Q = \frac{x_{\text{SO}_3}^2}{x_{\text{SO}_2}^2 x_{\text{O}_2}} \frac{p^\circ}{p}$$

si $p \rightarrow Q \downarrow$

$$\text{a} \quad \Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln Q$$

Pourtant de $\Delta_r G = 0$ à l'équilibre, une augmentation
isotherme de pression rend $\Delta_r G < 0$;

La condition d'évolution $\Delta_r G d\xi < 0$ impose
alors $d\xi > 0$: la réaction se déplace dans
le sens \rightarrow .