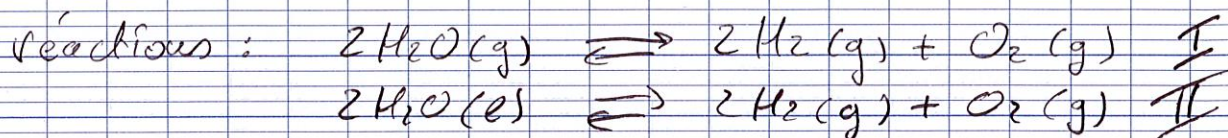


Exercice 17

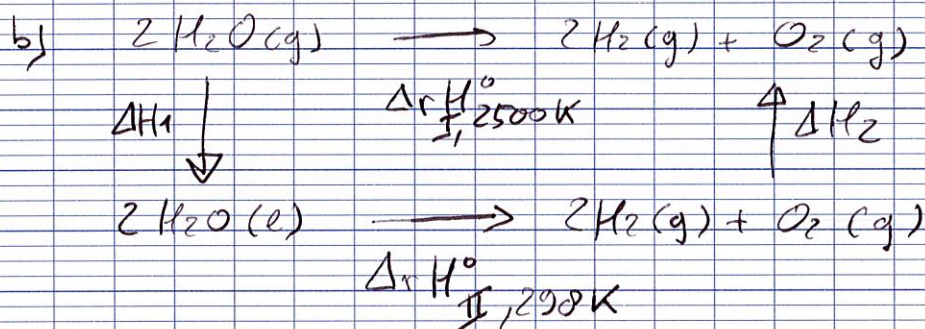
①



(i) a) $\Delta_r H_{\text{I}}^\circ = 2\Delta_f H_{\text{H}_2(g)}^\circ + \Delta_f H_{\text{O}_2(g)}^\circ - 2\Delta_f H_{\text{H}_2\text{O}(g)}^\circ (298\text{K})$
 $= 0 + 0 - 2(-285,6)$
 $= 571,12 \text{ kJ}$ Pour 2 moles de $\text{H}_2\text{O}(l)$

Attention ! la réaction II est deux fois la réaction de formation de $\text{H}_2\text{O}(l)$ à 298K.

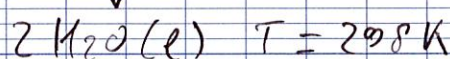
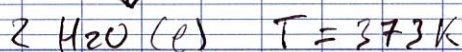
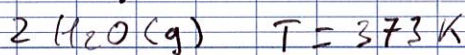
Donc $\Delta_r H_{\text{II}}^\circ, 298\text{K} = +285,6 \text{ kJ/mole}$



Soit $\Delta_r H_{\text{I}}^\circ, 2500\text{K} = \Delta H_1 + \Delta_r H_{\text{II}}^\circ, 298\text{K} + \Delta H_2$

Calcul de ΔH_1

$\Delta H_1 =$



$2C_p^\circ \text{H}_2\text{O}(g) (373 - 2500)$

-142509 J/m

$+ (-2\Delta_{\text{vap}}^\circ H_{\text{H}_2\text{O}})$

-81240 J/m

$+ 2C_p^\circ \text{H}_2\text{O}(l) (298 - 373)$

-11280 J/m

$\Rightarrow \Delta H_1 = -235,03 \text{ kJ/mole}$

(2)

Calcul de ΔH_2

$$\Delta H_2 = (2C_p^\circ \text{H}_2(\text{g}) + \cancel{2C_p^\circ \text{O}_2(\text{g})}) (2500 - 298) \\ = 191,35 \text{ kJ/mol}$$

Donc $\Delta_r H_{I, 2500\text{K}}^\circ = -235,03 + 571,12 + 191,35 \\ = +527,44 \text{ kJ/mol}$
Endothermique.

Au final, même remarque que précédemment:
 $\Delta_r H_{I, 2500\text{K}}^\circ = 263,77 \text{ kJ/mol}$

c) $H = U + pV \Rightarrow \Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$

Pour des gaz parfaits $\Delta(pV) = \Delta(nRT) = \Delta n (RT)$
~~ici~~ $\Delta n = 2 + 1 - 3 = +1$
 $\Rightarrow \Delta_r U = \Delta_r H - RT$

AM $\Delta_r U = 527,44 \text{ (kJ/mol)} - 8,314 \times 2500 \times 10^{-3} \text{ (J/mol/K)} \times 1 \text{ (mol)}$
 $\Delta_r U = 506,7 \text{ kJ/mol}$

Energie interne
Molaire de la
réaction I

Soit $\Delta_r U_{I, 2500\text{K}}^\circ = 253,35 \text{ kJ/mol}$



(3)

$$\begin{aligned}
 \text{ii-a)} \quad & \left. \begin{aligned} n_{\text{H}_2\text{O}} &= n_0 - 2\xi \\ n_{\text{H}_2} &= 2\xi \\ n_{\text{O}_2} &= \xi \end{aligned} \right\} n_{\text{final}}^{\text{tot}} = n_0 + \xi
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{-b)} \quad & P_T = n_T \frac{RT}{V} \\
 & P_{\text{H}_2\text{O}} = x_{\text{H}_2\text{O}} P_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} P_T \Rightarrow \frac{P_T}{n_T} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}}
 \end{aligned}$$

de même pour O_2 et H_2

$$\begin{aligned}
 \text{-c)} \quad & \left\{ \begin{aligned} P_T &= 0,54 \text{ bar} \\ P_{\text{H}_2\text{O}} &= 0,50 \text{ bar} \end{aligned} \right.
 \end{aligned}$$

$$\Rightarrow \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_T} \Rightarrow \frac{n_0 - 2\xi}{n_0 + \xi} = \frac{0,50}{0,54} = 0,9259 = x$$

$$\Rightarrow \xi = \frac{2 - 2x}{2 + x} \Rightarrow \underline{\underline{\xi = 0,0506 \text{ mole}}}$$

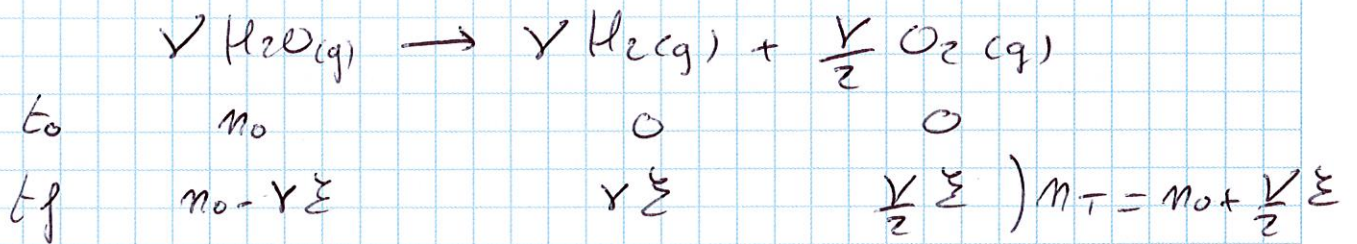
-d) Réaction I à 2500 K à V c'st

$$\Rightarrow Q = Q_V = \Delta_r U_{I, 2500\text{K}}^0$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H = Q_V &= \xi \Delta_r H_{I, 2500\text{K}}^0 = 0,0506 \text{ (mole)} \times 506,7 \text{ (} \frac{\text{kJ}}{\text{mole}} \text{)} \\
 &= \underline{\underline{25,6 \text{ kJ}}}
 \end{aligned}$$

> 0 donc endothermique

Généralisation :



$$\frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_T} = \frac{n_0 - V\xi}{n_0 + \frac{V}{2}\xi} = \frac{0,50}{0,54} = 0,9259 = \alpha$$

$$\Rightarrow \xi = \frac{n_0(1-\alpha)}{V(1+\frac{\alpha}{2})}$$

Remarques :

- pour chaque valeur de $V \Rightarrow$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Enthalpie de la réaction} \\ \text{va changer } (\Delta_r H^\circ) \end{array} \right.$
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{L'enthalpie molaire de la} \\ \text{réaction reste la même} \end{array} \right.$

$\Rightarrow$ l'énergie interne de la réaction va changer

$$\Delta_r U^\circ = \Delta_r H^\circ - \Delta n RT$$

$\downarrow$
 $\frac{V}{2}$

- Au final : $\Delta U = \xi \Delta_r U^\circ$

$$= \frac{1}{V} \frac{n_0(1-\alpha)}{(1+\frac{\alpha}{2})} \times \Delta_r U^\circ$$

$\underbrace{\quad}_{\frac{1}{V}} \quad \underbrace{\quad}_{\propto V \times \text{valeur molaire}}$

Donc - le résultat ne dépend pas de V

- le résultat dépend par contre de n_0