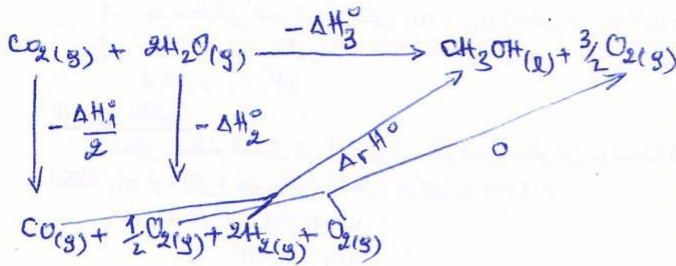


Solution de la série N°4
Thermodynamique 23/24

Exo1

- on construit le cycle de Hess suivant:

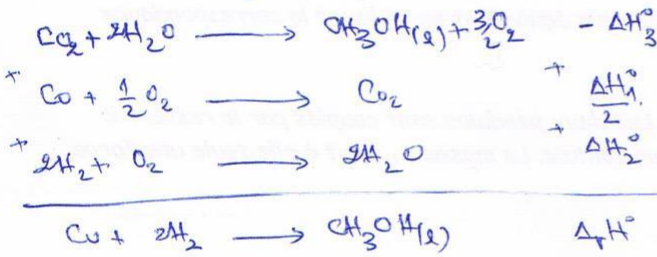


Donc:

$$-\Delta H_3^0 = -\frac{\Delta H_1^0}{2} - \Delta H_2^0 + \Delta_r H^0 + 0$$

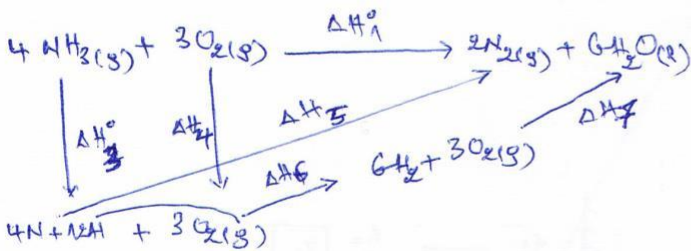
d'où: $\Delta_r H^0 = -\Delta H_3^0 + \Delta H_2^0 + \frac{\Delta H_1^0}{2} = \boxed{-131 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$

- Méthode algébrique:



Exo2: Nous avons 3 N-H dans NH₃

on construit le cycle de Hess suivant:



ΔH_3^0 = représente l'enthalpie de la dissociation de 12 liaisons N-H

$$\Rightarrow \Delta H_3^0 = 12 E_{\text{N-H}}$$

$$\Delta H_4^0 = 0$$

ΔH_5^0 = formation de 2 liaisons N=N

ΔH_6^0 = " " " 6 " " H-H

alors: $\Delta H_5^0 = -2 E_{\text{N=N}}$

$\Delta H_6^0 = -6 E_{\text{H-H}}$

$$\Delta H_7^0 = 3 \Delta H_2^0$$

Donc:

$$\Delta H_1^0 = \Delta H_3^0 + \Delta H_4^0 + \Delta H_5^0 + \Delta H_6^0 + \Delta H_7^0$$

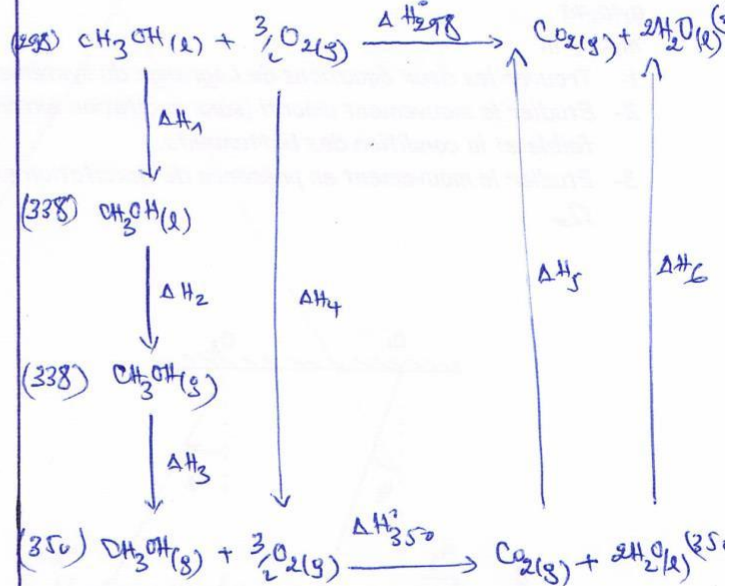
$$= 12 E_{\text{N-H}} - 2 E_{\text{N=N}} - 6 E_{\text{H-H}} + 3 \Delta H_2^0$$

$$\Rightarrow E_{\text{N-H}} = \frac{\Delta H_1^0 + 2 E_{\text{N=N}} + 6 E_{\text{H-H}} - 3 \Delta H_2^0}{12}$$

$$= \boxed{390,16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Exo3:

On ne peut pas appliquer la loi de Kirchhoff directement car à 338 le méthanol passe de l'état liquide à l'état gazeux. Pour cette raison on doit construire le cycle de Hess pour visualiser l'étape de changement de phase du méthanol:



alors:

$$\Delta H_{350}^0 = \Delta H_{298}^0 - \sum_{i=1}^6 \Delta H_i$$

avec: $\Delta H_1 = c_p(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) [338 - 298] = 81,6 \times 40 = \boxed{3264 \text{ J}}$

$\Delta H_2 = 1 \cdot \Delta H_{\text{vap}}(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) = \boxed{35,3 \text{ kJ}}$

$$\Delta H_3 = c_p(\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}) [350 - 328] = 43,9 \times 12$$

$$= \boxed{526,8 \text{ J}}$$

$$\Delta H_4 = \frac{3}{2} c_p(\text{O}_{2(g)}) [350 - 298] = \frac{3}{2} \cdot 29,4 \cdot 52$$

$$= \boxed{2293,2 \text{ J}}$$

$$\Delta H_5 = 1 \cdot c_p(\text{CO}_{2(g)}) [298 - 350] = -37,1 \cdot 52$$

$$= \boxed{-1929,2 \text{ J}}$$

$$\Delta H_6 = 2 c_p(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) [298 - 350] = -2 \cdot 75,2 \cdot 52$$

$$= \boxed{-7820,8 \text{ J}}$$

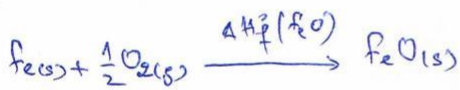
Donc:

$$\Delta H_{350}^\circ = -756,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exo4

La réaction de formation de $\text{FeO}_{(s)}$

est:



on applique la loi de Kirchhoff.

on obtient:

$$\Delta H_{T_{800}}^\circ = \Delta H_{T_{298}}^\circ + \int_{298}^{800} \Delta c_p(T) dT$$

$$\text{avec: } \Delta c_p(T) = c_p(\text{FeO}_{(s)}) - c_p(\text{Fe}_{(s)}) - \frac{1}{2} c_p(\text{O}_{2(g)})$$

$$= \boxed{19,36 - 20,11 \cdot 10^{-3} T}$$

Donc:

$$\Delta H_{T_{800}}^\circ = \Delta H_{T_{298}}^\circ + 19,36(800 - 298) - \frac{20,11 \cdot 10^{-3}}{2} (800^2 - 298^2)$$

$$\Rightarrow \Delta H_{T_{800}}^\circ = -261,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \approx \boxed{-262 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

réaction mais exothermique car la chaleur d'échauffement de $\text{FeO}_{(s)}$ est sup à la chaleur de refroidissement de $\text{Fe}_{(s)}$ et $\text{O}_{2(g)}$ (réactifs).

Exo5

- Combustion de $\text{C}_2\text{H}_2_{(g)}$ dans $\text{O}_{2(g)}$ pur:

$$\Delta H_{298}^\circ + \int_{298}^{T_f} [2c_p(\text{CO}_2) + c_p(\text{H}_2\text{O})] dT = 0$$

$$\Rightarrow -1255,5 \cdot 10^3 + (2 \times 37,1 + 33,6)(T_f - 298) = 0$$

$$\Rightarrow \boxed{T_f = 11944 \text{ K}}$$

- Combustion de C_2H_2 avec de l'air:

$$\Delta H_{298}^\circ + \int_{298}^{T_f'} [2c_p(\text{CO}_2) + c_p(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) + 10c_p(\text{N}_2)_{(g)}] dT$$

$$\Rightarrow -1255,5 \cdot 10^3 + (2 \times 37,1 + 33,6 + 10 \times 29,1)(T_f' - 298) = 0$$

$$\Rightarrow \boxed{T_f' = 3446 \text{ K}}$$

La m quantité de chaleur $-\Delta H_{298}^\circ$ échauffe un plus de 2CO_2 et H_2O ,

10 mols de N_2 ce qui fait:

$$T_f' < T_f$$

mais ces 2 températures sont purement théoriques car le syst des produits n'est pas purement adiabatique

pratiquement: $T_f = 3000^\circ\text{C}$

$T_f' = 2000^\circ\text{C}$

...

fin