

ELEMENTS FONDAMENTAUX DE CHIMIE

CORRIGES - SERIE 4

4.1. Chaleur nécessaire au chauffage de l'acier :

$$q = C_p \cdot m \cdot \Delta T = 0,46 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot 4,5 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot 95 \text{ K} = 19,665 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Chaleur nécessaire au chauffage de l'eau :

$$q = C_p \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot 2 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot 95 \text{ K} = 7,942 \cdot 10^7 \text{ J}$$

Chaleur totale nécessaire :

$$q = 19,665 \cdot 10^6 \text{ J} + 7,942 \cdot 10^7 \text{ J} = 9,909 \cdot 10^7 \text{ J} = \underline{\underline{99,09 \text{ MJ}}}$$

4.2. L'opération équivaut à faire fondre la glace, puis à élever la temp. de l'eau obtenue de 273 K (0°C) à T_f .

A pression constante, l'enthalpie nécessaire à ces deux étapes est égale à la chaleur cédée par les 300g d'eau refroidis de 323 K (50°C) à T_f .

Enthalpie de fusion de la glace: $\Delta H = \Delta H_{fus}^0 \cdot m/M$

$$\Delta H = 6,01 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 150 \text{ g} / 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 5,01 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Chaleur nécessaire au chauffage de 150g d'eau de 273 K à T_f :

$$q = C_p \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot 150 \text{ g} \cdot (T_f - 273) = 627 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} (T_f - 273)$$

Chaleur cédée lors du refroidissement des 300g d'eau :

$$q = C_p \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot 300 \text{ g} \cdot (323 - T_f) = 1254 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} (323 - T_f)$$

Chaleur cédée = chaleur gagnée :

$$1254 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} (323 - T_f) = 627 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} (T_f - 273) + 5,01 \cdot 10^4 \text{ J}$$

$$T_f = \frac{(627 \cdot 273) + (1254 \cdot 323) - 5,01 \cdot 10^4}{1254 + 627} = 279,8 \text{ K}$$

$$\underline{\underline{T_f = 6,7^\circ \text{C}}}$$

4.3. Equation équilibrée de la réaction :



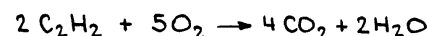
$$\Delta H_{\text{réact}}^0 = \sum_i n_i \Delta H_f^0 (\text{produit})_i - \sum_j n_j \Delta H_f^0 (\text{réactif})_j$$

4.3. (suite)

Les enthalpies standard de formation de Al et Fe dans leur forme élémentaire sont nulles, par définition :

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 (\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H_f^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = -1668 - (-821,4) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{-846,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

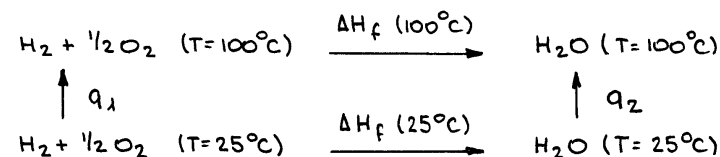
4.4. La combustion complète d'un composé organique entraîne la formation de CO_2 et H_2O . L'équation équilibrée est :



Par mole d'acétylène, on aura donc :

$$\begin{aligned} \Delta H_r^0 &= 2 \cdot \Delta H_f^0 (\text{CO}_2) + \Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0 (\text{C}_2\text{H}_2) \\ \Rightarrow \Delta H_f^0 (\text{C}_2\text{H}_2) &= -\Delta H_r^0 + 2 \Delta H_f^0 (\text{CO}_2) + \Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) \\ &= 1298 + 2(-393,3) + (-285,5) = \underline{\underline{+225,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}} \end{aligned}$$

4.5. Le cycle thermodynamique décrivant la situation est le suivant :



En partant des réactifs à 25°C, on aura :

$$q_1 + \Delta H_f (100^\circ \text{C}) = \Delta H_f (25^\circ \text{C}) + q_2 \quad \text{et donc :}$$

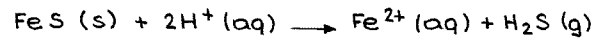
$$\Delta H_f (100^\circ \text{C}) = \Delta H_f (25^\circ \text{C}) + (q_2 - q_1)$$

$$\begin{aligned} q_1 &= C_{p,m} (\text{H}_2) \cdot n (\text{H}_2) \cdot \Delta T + C_{p,m} (\text{O}_2) \cdot 1/2 \cdot \Delta T \\ &= (1,28,8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1/2 \cdot 29,37 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 75 \text{ K} \\ &= 3261,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$q_2 = C_p (\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta T \cdot M = 2,01 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot 75 \text{ K} \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2713,5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f (100^\circ \text{C}) = -241,82 + 2 \cdot 71 - 3,26 = \underline{\underline{-242,38 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

4.6. HCl et FeCl₂ sont des électrolytes forts. Il suffit donc d'écrire l'équation ionique réduite :



$$\Delta H_r^\circ = \sum_i n_i \Delta H_f^\circ (\text{produit})_i - \sum_j n_j (\text{réactif})_j$$

$$\Delta H_r^\circ = -87.78 + (-20.06) - (-94.89) - 2 \cdot 0 = \underline{-12.95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

4.7. Le volume double lors de la transformation et le désordre du système (nb. d'états microscopiques pour chaque molécule H₂) en fait autant :

$$S_{\text{initial}} = R_B \cdot N_A \cdot \ln W$$

$$S_{\text{final}} = R_B \cdot N_A \cdot \ln(2W)$$

$$\Delta S = R_B \cdot N_A (\ln 2W - \ln W) = R_B \cdot N_A \cdot \ln 2 = \underline{+5.8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

4.8. Par définition :

$$\Delta S_{\text{fus}} = \frac{\Delta H_{\text{fus}}}{T_{\text{fus}}} = \frac{+6.01 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = \underline{+22.0 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\Delta S_{\text{vap}} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T_{\text{vap}}} = \frac{+40.7 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}}{373 \text{ K}} = \underline{+109.1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

4.9. Chaleur transmise au milieu extérieur au cours d'une journée est $q = 24 \cdot 3600 \text{ s} \cdot 100 \text{ J} \cdot \text{s}^{-1} = 8.64 \cdot 10^6 \text{ J}$

l'augmentation approximative de S de l'extérieur sera donc :

$$\Delta S_{\text{ext}} = \frac{q}{T} = \frac{8.64 \cdot 10^6 \text{ J}}{293 \text{ K}} = \underline{+2.95 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}}$$

4.10 Le cerveau fournit une enthalpie libre: $\Delta G = 3600 \text{ s} \cdot 25 \text{ J} \cdot \text{s}^{-1}$

$= 9 \cdot 10^4 \text{ J}$. Pour fournir une enthalpie libre équivalente, il faudra $9 \cdot 10^4 \text{ J} / \Delta G_f^\circ (\text{glucose}) [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}] = 3.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

de glucose, soit: $m = 3.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{5.7 \text{ g}}$