

Enthalpie libre standard $\Delta G^\circ_{r, 298}$ de la réaction :
$$\Delta G^{\circ}_{f, 298} = \Delta H^{\circ}_{f, 298} - T\Delta S^{\circ}_{f, 298}$$

$$\Delta S^{\circ}_{r, 298} = 2 S^{\circ}_{298}(\text{NO}, g) - S^{\circ}_{298}(\text{N}_2, g) - S^{\circ}_{298}(\text{O}_2, g)$$

$$\rightarrow \Delta G^{\circ}_{r,298} = 43,2 - (298 \cdot 5,91 \cdot 10^{-3}) = 41,439 \text{ kcal}$$

$$\Delta G^\circ_{f, 298} = -41,439 \text{ kcal}$$

ΔG°_{298} est positive donc la réaction est impossible dans le sens 1 (sens de formation de NO (g))

$$\Delta H = -10,2 \text{ kcal} < 0 \Rightarrow \text{exothermic} \Rightarrow \text{spontaneous}$$

a - lorsque la $T \uparrow$, l'équi se déplace dans le sens endothermique (2)
- " " $P \downarrow$, " " vers Δ du vainqueur de la

Puisque le nombre de vole ne change pas ($\Delta n = 0$), donc $\frac{d}{dt}$ n'a pas d'effet sur $\frac{d}{dt}$
b- D'après l'intégration de l'équation de Van't Hoff:

$$\ln K_p(T_2) = \ln K_p(T_1) - \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \text{ avec } \begin{cases} T_1 = 690 \text{ K}, T_2 = 500 \text{ K} \\ K_p(T_1) = 10, \Delta H = -102000 \text{ cal} \end{cases}$$

$$\frac{c - p}{2} = 2.$$

On a $X_i = X_{i,t}$ avec $X_i = h_i$

Pour l'équilibre: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

each index $0, 4$ $0, 2$

état-équi $0,4-x$ $0,2-x$ $x \Rightarrow n = 0,6 \text{ mole}$

$$P = \frac{nRT}{V} \text{ avec } \begin{cases} T = 100 \text{ K} \\ V = 1 \text{ m}^3 \\ n = 96 \end{cases} \Rightarrow P = 4,92 \text{ atm}$$

la loi d'action de masse conduit d'après le placement des points

$$\hat{a} \quad K_p(100) = \frac{x^2}{(0.4-x)(0.2-x)} \Rightarrow 164x^2 - 99x + 132 = 0$$

Après la résolution de cette équation on déduit que $X = 0,199 \text{ mole } (X \leq 1)$

$$\Rightarrow n_{\text{CO}} = 0,2 \text{ mole}; n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,199 \text{ mole}; n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2}$$

Les pressions partielles sont : $P_{CO} = 1,63 \text{ atm}$, $P_{CO_2} = P_{H_2} = 1,62 \text{ atm}$ et $P_{H_2O} = 0,01 \text{ atm}$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Les enthalpies libres standard de la réaction $\Delta G_{690}^{\circ} = -RT \ln K_p = -2.690 \ln 10$