

Exercice 1



$$1. K^\circ(300\text{K}) = \exp\left(\frac{-\Delta_r G^\circ(300)}{R \times 300}\right)$$

$$\Rightarrow \text{Calcul de } \Delta_r G^\circ(T) = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$$

$$\Delta_r H^\circ = -1675 + 3 \times 0 - 3 \times (-272) - 2 \times 0 = -859 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S^\circ = 51 + 3 \times 27 - 2 \times 28 - 3 \times 58 = -98 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta_r G^\circ(T) = -859 \cdot 10^3 + 98 T \text{ J.mol}^{-1}$$

$$\text{AN: } \Delta_r G^\circ(300) = -859 \cdot 10^3 + 98 \times 300 = -829,6 \cdot 10^3 \text{ J.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow K^\circ(300) = \exp(332,6) \Rightarrow \log_{10} K^\circ(300) = \frac{332,6}{2,3} = 144,6$$

$$\Rightarrow \boxed{K^\circ(300) = 10^{144,6}} \dots \text{réaction TOTALE !}$$

$$2. Q = \frac{1^3 \times 1}{1^2 \times 1^3} = 1 \quad (\text{Toutes espèces solides et pures dans leur phase}).$$

$$3. \Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln Q = \Delta_r G^\circ + \cancel{RT \ln 1} = \Delta_r G^\circ(T)$$

$$\Rightarrow \Delta_r G(300) = \Delta_r G^\circ(300) = -2661,6 \cdot 10^3 \text{ J.mol}^{-1} < 0.$$

La réaction NE peut PAS atteindre l'état d'équilibre à $T = 300\text{K}$
 car $K^\circ(300) \neq Q$ - la réaction est strictement totale dans
 le sens direct ($d\xi > 0$)

4. K° dépend de T . Il faut $T / K^\circ(T) = 1$ pour que
 l'équilibre puisse être atteint.

$$K^\circ(T) = 1 \Leftrightarrow \Delta_r G^\circ(T) = 0 \Leftrightarrow T = \frac{859 \cdot 10^3}{98}$$

$$\Leftrightarrow T = 8765 \text{ K}$$

Impossible à réaliser...