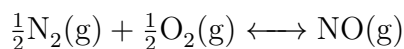


La funzione di Gibbs standard per la formazione dell'ossido d'azoto è $86.55 \text{ kJ mol}^{-1}$ a 25°C e la sua entalpia di formazione è $90.25 \text{ kJ mol}^{-1}$. La reazione:



può essere prodotta praticamente soltanto se K_P è almeno 0.01. Trovare la temperatura a cui operare.

Risoluzione

Alla temperatura $T_1 = 298.15 \text{ K}$, la costante di equilibrio è la seguente:

$$K_{P_1} = \exp\left(-\frac{\Delta G^\ominus}{RT_1}\right) = \frac{86.55 \times 10^3 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}}{8.31447 \text{ (J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} \times 298.15 \text{ (K)}} = 6.87 \times 10^{-16}$$

Dall'equazione di van't Hoff:

$$\ln\left(\frac{K_{P_2}}{K_{P_1}}\right) = \frac{\Delta H^\ominus}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

si ottiene:

$$T_2 = \frac{T_1 \Delta H^\ominus}{\Delta H^\ominus - RT_1 \ln\left(\frac{K_{P_2}}{K_{P_1}}\right)}$$

e poiché $K_{P_2} = 0.01$ si ha:

$$T_2 = \frac{298.15 \text{ (K)} \times 90.25 \times 10^3 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}}{90.25 \times 10^3 \text{ (J mol}^{-1}\text{)} - 8.31447 \text{ (J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} \times 298.15 \text{ (K)} \times \ln \frac{0.01}{6.87 \times 10^{-16}}}$$

$$T_2 = \mathbf{1780.20 \text{ K}}$$

Quindi possiamo *respirare* e stare tranquilli poiché l'ossigeno e l'azoto dell'aria non reagiscono fino a circa 1500°C .