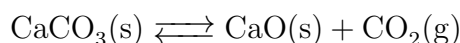


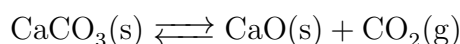
Determinare la temperatura alla quale la costante di equilibrio della reazione:



è $K_P = 1$, noto che a 1035 K la pressione dell'anidride carbonica è 13 332 Pa. L'entalpia della reazione vale 167.91 kJ mol⁻¹ e si può ritenere costante in questo intervallo di temperatura.

Risoluzione

Dalla reazione di equilibrio,



si deduce che la costante di equilibrio è uguale alla pressione dell'anidride carbonica espressa in bar:

$$K_P = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P^\ominus}$$

Poiché 1 bar = 10⁵ Pa, si ha:

$$K_P = \frac{13\,332 \text{ (Pa)}}{10^5 \text{ (Pa)}} = 0.133\,32$$

Si può quindi applicare l'isocora di van't Hoff con le due costanti di equilibrio ($K_1 = 0.133\,32$, $K_2 = 1$) alle due diverse temperature, rispettivamente $T_1 = 1035 \text{ K}$ e T_2 da determinare,

$$\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta_r H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

da cui si ottiene

$$T_2 = - \frac{T_1 \Delta_r H}{R T_1 \ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) - \Delta_r H}$$

$$T_2 = - \frac{1035 \text{ (K)} \times 167\,910 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}}{8.314\,47 \text{ (J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} \times 1035 \text{ (K)} \times \ln \left(\frac{1}{0.13332} \right) - 167\,910 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}}$$

$$T_2 = \mathbf{1154.19 \text{ K}}$$

oppure

$$T_2 = \mathbf{881.04 \text{ }^\circ\text{C}}$$