

Een ideaal gas expandeert van $P_1 = 2,50$ bar en $V_1 = 3,00$ L naar $P_2 = 1,50$ bar en $V_2 = 5,00$ L bij een constante temperatuur van 30°C . Bereken de maximale arbeid die het gas hierbij kan leveren en de entropieverandering tijdens dit proces.

Oplossing

Vermits de temperatuur constant is, gaat het hier over een **isotherme** expansie. Dit betekent dat $\Delta U = q + w = 0$ en dus dat $q = -w$. Die expansie kan op verschillende manieren uitgevoerd worden:

- tegenover vacuüm (d.w.z. zonder tegendruk): de expansie gebeurt dan irreversibel en er wordt geen arbeid verricht,
- tegenover een constante tegendruk: de expansie gebeurt dan ook irreversibel, maar er wordt wel arbeid verricht door het gas,
- tegenover een tegendruk die op elk ogenblik infinitesimaal kleiner is dan de druk van het gas: de expansie gebeurt dan reversibel en er wordt dan een **maximale arbeid** geleverd.

Om de maximale arbeid te berekenen, moeten we dus het proces beschouwen als een isotherme, reversibele expansie:

$$\Delta U = q + w = 0$$

$$\Rightarrow q = -w$$

$$\begin{aligned}(-w) &= \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = PV \cdot \ln \frac{V_2}{V_1} \\ &= 2,50 \text{ bar} \cdot 3,00 \text{ L} \cdot \ln \frac{5,00 \text{ L}}{3,00 \text{ L}} \\ &= 2,50 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot 3,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \ln \frac{5,00 \text{ L}}{3,00 \text{ L}} \\ &= \mathbf{383 \text{ J}}\end{aligned}$$

Vermits $q = -w$ kunnen we stellen dat:

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{383 \text{ J}}{303 \text{ K}} = \mathbf{1,26 \frac{\text{J}}{\text{K}}}$$