1 Betrachtung von realen Gasen

1.1 Volumensarbeit eines realen und idealen Gases

Wir betrachten Stickstoff ($n = 1\,\mathrm{mol}$) bei einer Temperatur von $298\,\mathrm{K}$. Mithilfe der Van-Waals-Gleichung

$$p = \frac{RTn}{V - nb} - a\frac{n^2}{V^2} \tag{1}$$

kann die Volumensarbeit des realen Gases W_r bei einer Expansion von $20\,\mathrm{L}$ auf $40\,\mathrm{L}$ berechnet werden. Dazu setzen wir obigen Ausdruck für den Druck ein und integrieren.

$$\begin{aligned} W_r &= -\int_{V_1}^{V_2} p\mathrm{d}V = -\int_{V_1}^{V_2} \frac{RTn}{V - nb} - a\frac{n^2}{V^2}\mathrm{d}V \\ &= \left[-RTn\ln(V - nb) - a\frac{n^2}{V}\right]_{V_1}^{V_2} \\ &= RTn\ln\left(\frac{V_1 - nb}{V_2 - nb}\right) + an^2\left(\frac{1}{V_1} - \frac{1}{V_2}\right) = -1716.2\,\mathrm{J\,mol^{-1}} \end{aligned} \tag{2}$$

Betrachten wir ein ideales Gas, so setzen wir für den Druck die ideale Gasgleichung ein und integrieren analog.

$$\begin{aligned} W_i &= -\int_{V_1}^{V_2} p\mathrm{d}V = -\int_{V_1}^{V_2} \frac{RTn}{V}\mathrm{d}V \\ &= \left[-RTn\ln(V)\right]_{V_1}^{V_2} = -RTn\ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = -1717.3\,\mathrm{J\,mol^{-1}} \end{aligned} \tag{3}$$

Damit wird bei der Expansion eines idealen Gases mehr Arbeit theoretisch frei werden wie beim realen Gas. Dies kann durch die nicht berücksichtigten Wechselwirkungen im idealen Gas erklärt werden.