

(Anm.: zu verwendende Gleichungen und spezielle Größen sind am Ende aufgelistet)

### 1. Adiabatische Kompression

Ein ideales Gas wird adiabatisch komprimiert. Seine Stoffmenge beträgt 0.850 mol und seine Wärmekapazität lautet  $C_{V,m} = 12.4715 \text{ J/mol K}$ . Die Temperatur beträgt zu Beginn  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ , danach ändert sich bei der Kompression das Volumen von 8.68 L auf 6.94 L.

- Zeigen Sie, dass für den Adiabatenexponenten gilt:  $\kappa = 5/3$
- Unter welchem Druck steht das Gas im Endzustand?
- Wie ändert sich die Entropie bei der Kompression?
- Welche Enthalpieänderung findet während des Prozesses statt?

### 2. Gasgemisch

- Es liegt ein Gasgemisch aus Argon und Xenon (mit einer Masse von jeweils 85 mg) vor, das sich in einem Volumen von 3.32 Liter befindet. Sowohl die beiden Komponenten als auch das Gemisch sind als ideale Gase zu betrachten. Welche Stoffmenge befindet sich insgesamt im Behälter?
- Welche Partialdrücke haben die beiden Komponenten in (a)?
- Nun füllt ein Gasgemisch (Argon und Xenon) einen sehr hohen Zylinder (sodass der Einfluss der Gravitation nicht vernachlässigt werden kann). Dabei befindet sich am Boden (bei einem Druck von  $7.82 \times 10^4 \text{ Pa}$ ) dreimal so viel Argon wie Xenon (bezogen auf die Stoffmenge). Wie groß sind die Partialdrücke von Argon und Xenon auf einer Höhe von 300 m?

Anm.: In allen Aufgaben befindet sich das Gas auf einer konstanten Temperatur von  $30 \text{ }^\circ\text{C}$ .

### 3. Reale Gase

Das Verhalten eines realen Gases lässt sich über die Virialgleichung beschreiben:

$$p = \frac{RT}{V_m} \left( 1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \dots \right)$$

wobei  $V_m$  das molare Volumen angibt,  $B$  und  $C$  sind die Virialkoeffizienten.

- Welche SI-Einheit hat  $C$  in der Virialgleichung?
- Verwenden Sie die Virialgleichung um den Druck (in Pa) zu bestimmen, unter dem genau 1 mol  $\text{CO}_2$  Gas in einem Behälter (Volumen von 12.5 Liter) bei 300 K steht. Nehmen Sie dafür die Virialkoeffizienten  $B = -96.0 \text{ cm}^3\text{mol}^{-1}$  und  $C = 0$  (exakt) an.

- (c) Nun wird ein Kohlendioxid Gas mit Hilfe der van der Waals Gleichung beschrieben. CO<sub>2</sub> hat eine kritische Temperatur von 304.25 K und am kritischen Punkt die Dichte 0.455 g cm<sup>-3</sup>. Bestimmen Sie den van der Waals Koeffizienten  $a$ . Gehen Sie davon aus, dass das kritische molare Volumen identisch ist mit dem Dreifachen des van der Waals Koeffizienten  $b$ .

### Gleichungen

Kugelvolumen:  $V = \frac{4}{3}r^3\pi$ , Zylindervolumen:  $V = r^2\pi h$ , Dichte  $\rho = \frac{m}{V}$

Kräfte:  $F_{el} = q \frac{U}{d}$ ,  $F_g = mg$

Gasgleichung:  $pV = nRT$ ,  $H = U + pV$ ,

Dalton'sches Gesetz mit N Komponenten:  $p = \sum_{i=1}^N p_i$

Reale Gase:  $\left[ p + \left(\frac{n}{V}\right)^2 a \right] (V - nb) = nRT$ ,  $\frac{p}{RT} = \frac{1}{V_m} + \frac{B}{V_m^2} + \frac{C}{V_m^3} + \dots$

$Z$  (Kompressionsfaktor) =  $\frac{V_{m,real}}{V_{m,ideal}}$ ,  $Z = \frac{p_{real}V}{nRT}$

Kritische Zustandsgrößen:  $T_k = \frac{8a}{27Rb}$ ,  $p_k = \frac{a}{27b^2}$ ,  $V_{m,k} = 3b$

Partialdruck:  $p_i = x_i p$ ,  $x_i = \frac{n_i}{n}$

Barometrische Höhenformel:  $p(h) = p_0 \exp\left(-\frac{Mgh}{RT}\right)$

Wärmekapazität:  $Q = C \cdot \Delta T$ ,  $C_p - C_V = nR$ ,  $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$ ,  $C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p$

(für ideales Gas gilt  $C_{V,m} = \frac{3}{2}R$  und  $C_{p,m} = \frac{5}{2}R$ )

Zustandsänderungen:  $\Delta U = W + Q$ ,  $W = -\int_{V_1}^{V_2} p(V)dV$ ,  $\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T}$

$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_V}{T} dT + \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V dV$ ,  $\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT - \int_{p_1}^{p_2} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p dp$

adiabatisch:  $pV^{\frac{C_{p,m}}{C_{V,m}}} = pV^\kappa = const$ ,  $W = C_V \Delta T$  (ideales Gas,  $C_V = const$ )

kinetische Gastheorie:  $\lambda = \frac{kT}{\sqrt{2}\sigma p}$ ,  $\sigma = (r_1 + r_2)^2 \pi$

Maxwell-Boltzmann Verteilung:  $f(v) = 4\pi \left(\frac{M_{mol}}{2\pi RT}\right)^{\frac{3}{2}} \cdot v^2 \cdot e^{-\frac{M_{mol} \cdot v^2}{2RT}}$

$v_{max} = \sqrt{\frac{2RT}{M_{mol}}}$ ,  $\bar{v} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M_{mol}}}$ ,  $\sqrt{v^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M_{mol}}}$

Boltzmann Verteilung  $N_i = N \frac{e^{-\frac{\epsilon_i}{kT}}}{\sum_j e^{-\frac{\epsilon_j}{kT}}}$

Mischungen: partielles molares Volumen  $V_{i,m} = \left(\frac{\partial V}{\partial n_i}\right)_{T,p,n_{i \neq j}}$ ;  $V = \sum_{i=1}^q n_i V_{i,m}$

Raoult Gesetz:  $p_A = x_A \cdot p_A^*$ ; Henry Gesetz:  $p_A = x_A \cdot K_A$  wobei  $K_A = \left(\frac{\partial p_A}{\partial x_A}\right)_{x_A=0}$

## Naturkonstanten und spezielle Größen

Boltzmann-Konstante:  $k = 1.38065 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Avogadro-Konstante:  $N_A = 6.02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Lichtgeschwindigkeit:  $c = 2.997925 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$

Atomare Masseneinheit:  $u = 1.66054 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Gaskonstante:  $R = 8.31448 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Elementarladung  $e = 1.602177 \times 10^{-19} \text{ C}$

Absoluter Nullpunkt:  $T(0 \text{ K}) = -273.15^\circ\text{C}$

Erdbeschleunigung:  $g = 9.81 \text{ m s}^{-2}$

### Molarmassen:

$m_{\text{mol}}(\text{H}_2) = 2.016 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{He}) = 4.003 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{CH}_4) = 16.043 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{H}_2\text{O}) = 18.015 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Ne}) = 20.180 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{N}_2) = 28.013 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{C}_2\text{H}_4) = 28.05 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Luft}) = 28.964 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{O}_2) = 31.999 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Ar}) = 39.948 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{CO}_2) = 44.01 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46.07 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Benzoessäure}) = 122.1 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Xe}) = 131.293 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{mol}}(\text{Biphenyl}) = 154.12 \text{ g mol}^{-1}$