Letzte Stunde

- Wärmetransport durch Strahlung (elektromagnetische Wellen, auch im Vakuum)
- Abhängigkeit der Leistung *P* von der Temperatur
  Stefan-Boltzmann Gesetz $P = \sigma\, \varepsilon\, A \left(T_1^4 - T_2^4\right)$
  - Temperatur des Körpers T_1, Temperatur Umgebung T_2
  - Strahlungskonstante σ=5,6704·10^{-8} W/(m^2 K^4)
  - Emissionsgrad ε, Fläche *A*
- Abhängigkeit der Wellenlänge λ_{max} bei der maximalen Intensität von der Temperatur *T*
  Wiensches Verschiebungsgesetz $\lambda_{\max} T = b$
  - Wien-Konstante *b*=2898 μm K

Heute

- 12. Ideale Gase: molare Größen, Zusammenhang p, V, T

http://www.ep1.rub.de/lehre/veranstaltungen/ws0910/physikcbg/

12. Ideale Gase

Ideale Gase

1) Durchmesser der Atome/Moleküle ist vernachlässigbar klein gegenüber dem Abstand zum nächsten Nachbarn
(Kompression → Druck)

2) Teilchen üben keine Kräfte aufeinander aus (außer beim Zusammenstoß)

Gilt in guter Näherung
- nicht zu hohen Drücken
- nicht zu kleinen Temperaturen

Edelgase für Zimmertemperatur /Normaldruck erfüllt

Festkörper / Flüssigkeiten: Temperatur + Volumen beschreiben den Zustand

Gasen: Temperatur, Volumen und Druck beschreiben den Zustand.

12.1. Molare Größen

Kinetische Gastheorie: statistische Beschreibung der einzelnen Teilchen im Gas

Größen bezogen auf die Teilchen

Stoffmenge n $[n] = \text{mol}$

Die Stoffmenge 1 mol enthält ebenso viele Teilchen wie 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C

Die Teilchenzahl $N_A = 6{,}02214 \cdot 10^{23}$

Avogadro-Konstante N_A

Masse von einem Wasserstoffatom?

$$m = \frac{1{,}008\ \text{g/mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}/\text{mol}} = 1{,}674 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$$

Molare Masse $M = \frac{m}{n}$

Bsp.: 2 mol Sauerstoff $M = \frac{16\ \text{g}}{\text{mol}}$

$$m = M \cdot n = \frac{16\ \text{g}}{\text{mol}} \cdot 2\ \text{mol} = 32\ \text{g}$$

Molares Volumen

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Gas bei Normaldruck $P_0 = 1013{,}25\ \text{hPa}$, $T_0 = 0\,°C$

$$V_{m0} = 22{,}4140\ \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}} \approx 22{,}4\ \frac{\ell}{\text{mol}}$$

molare Wärmekapazität

= Molwärme $C_m = M \cdot c = \frac{m \cdot c}{n}$

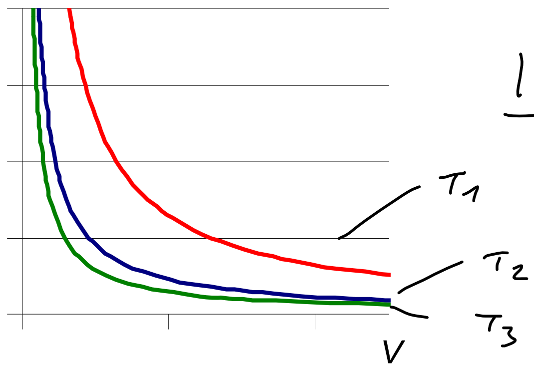
12.2. Zustandsgleichung

Zusammenhang zwischen p, V, T
Druck, Volumen, Temperatur

Gesetz von Boyle-Mariotte

$$p \cdot V = \text{const} \quad \text{bei konstante Temperatur}$$

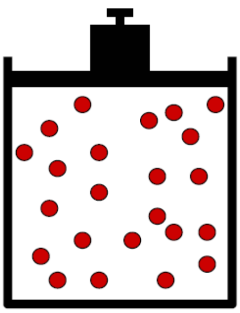
p Druck



Isothermen

Volumen

I. Gesetz von Gay-Lussac



Erwärmung bei konst. Druck

$$V = V_0 \,(1 + \gamma \cdot \vartheta) \qquad \gamma = \frac{1}{273{,}15\,K} \quad \text{für } V_0 \text{ bei } 0\,°C$$

$\hookrightarrow \vartheta$ in °C

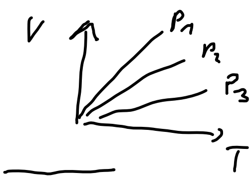
ideales Gas

$$V = V_0 \left(1 + \frac{\vartheta}{273{,}15\,K}\right) = V_0 \cdot \left(1 + \frac{T - 273{,}15\,K}{273{,}15\,K}\right)$$

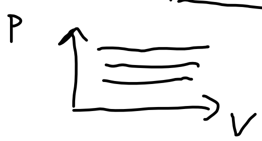
$$V = V_0 \cdot \frac{T}{273{,}15\,K} \qquad (T \text{ in } K)$$

$$V = \frac{V_0}{T_0} \cdot T \qquad T_0 = 273{,}15\,K$$

$$\boxed{\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}} \quad \text{bei konst. Druck}$$

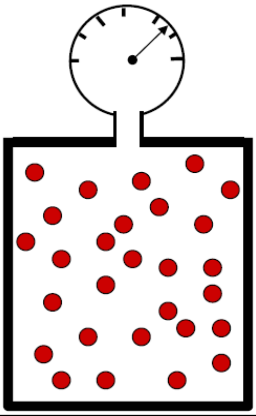


Isobaren



II. Gesetz von Gay-Lussac

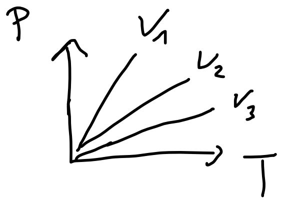
Druck p und Temperatur T bei konst. Volumen V



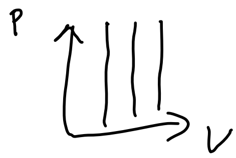
$$\frac{p_0}{T_0} = \frac{p}{T} = \text{const.}$$

p = absoluter Druck (inkl. Luftdruck)

T in Kelvin



Isochoren



Bsp.: Autoreifen Volumen konst.

bei 25°C Überdruck von 200 kPa

Welcher Überdruck 15°C ? bei −10°C ?

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \qquad p_2 = p_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = (200+100)\,\text{kPa}\,\frac{(273+15)\,\text{K}}{(273+25)\,\text{K}} = 290\,\text{kPa} \rightarrow 190\,\text{kPa Überdruck}$$

bei −10°C → $p_2 = 265$ kPa bzw. 165 kPa Überdruck

Betrachte konstante unveränderliche Menge idealen Gases:

bei Veränderung: p_0, V_0, T_0 nach p, V, T

1) $V_0 = \text{const}$, T verändert $T_0 \rightarrow T \rightsquigarrow p_0 \rightarrow p_1$

2) $T = \text{const}$, V verändert $V_0 \rightarrow V \rightsquigarrow p_1 \rightarrow p$

1) $p_1 = \frac{p_0}{T_0} \cdot T$ (2. Gay-Lussac)

2) $p_1 \cdot V_0 = p \cdot V$ (Boyle-Mariotte)

$$\frac{p_0}{T_0} \cdot T \cdot V_0 = p \cdot V$$

$$\boxed{\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p \cdot V}{T}}$$

thermische Zustandsgleichung eines idealen Gases (konst. Gasmenge!)

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$$

für 1 mol

universelle Gaskonstante $R = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$ (Normalbedingungen)

$$= \frac{101{,}325\,kPa \cdot 22{,}414\,\frac{m^3}{kmol}}{273{,}15\,K}$$

$$\boxed{R = 8{,}314\,\frac{J}{mol \cdot K}}$$

⇒ allgemeine Zustandsgleichung

$$\boxed{p \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

↳ Stoffmenge n in mol

alternativ Anzahl der Moleküle $N = n \cdot N_A$

Boltzmann-Konstante $k = \frac{R}{N_A} = 1{,}38065 \cdot 10^{-23}\,\frac{J}{K}$

$$\boxed{p \cdot V = N\,k \cdot T}$$

reale Gase

Van-der-Waals Zustandsgleichung

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot \left(V - b \cdot n\right) = n \cdot R\,T$$

zusätzlicher Binnendruck durch Kohäsion (gegenseitige Anziehung)

Eigenvolumen ~~[illegible]~~ verringert das Gasvolumen

a, b experimentell bestimmte Konstanten

Zusammenfassung

- Molare Größen
  - Stoffmenge *n*, Einheit mol
  - In 1 mol sind N_A=6,02214·10^{23} Teilchen enthalten
- Ideale Gase
  - allgemeine Zustandsgleichung: $pV = nRT$

    $$pV = NkT$$

    - universelle Gaskonstante *R*=8,3145 J/(mol K)
    - Stoffmenge n
    - Boltzmann-Konstante *k*=1,38065·10^{-23} J/K
    - Anzahl der Teilchen $N=n\,N_A$
- Bei konst. Temperatur *T*, Druck *p* , Volumen *V*: Isothermen, Isobaren, Isochoren