

Gasgesetze / Ideale Gase

- Thermodynamische Zustandsgrößen (z.B. Luftballon):

V : Volumen m : Masse $\rightarrow$ "extensive Größen"

T : Temp. p : Druck $\rightarrow$ "intensive Größen"

Anstatt Masse wird in Chemie und Physik oft die Stoffmenge n oder die Anzahl Teilchen N verwendet.

Vorspann: Stoffmenge und Avogadro Konstante

Die Avogadrokonstante $N_A = 6.022 \dots \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ist eine Naturkonstante (FoTa, Einband), definiert als Anzahl Teilchen N pro Stoffmenge n (mol).

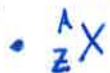
Die Einheit der Stoffmenge n ist "mol" (SI-Basiseinheit).

Def.: 1 mol ist die Stoffmenge, die in 12 g des Nuklids C-12 enthalten ist.

Nuklid / Isotop:

Atome haben positiv geladene Protonen und neutrale Neutronen im Kern, negativ geladene Elektronen umgeben den Kern.

Schreibweise für Atome:



X : Name des Elements (Ag, Cu, Pb, ...)

A : Masse- od Nukleonenzahl
(Nukleone: Protonen + Neutronen)

Z : Ordnungs- od Kernladungszahl
(# Protonen)

$\rightarrow Z$ bestimmt (weitgehend) die chemischen Eigenschaften des Atoms.

$\rightarrow A$ beeinflusst Masse und Stabilität des Atoms. ($Z \neq X$).

${}^{A_1} X, {}^{A_2} X, \dots$ sind Isotope / Nuklide des gleichen Elements.
(Nuklidetabelle, FoTa 136 ff.)

z.B. C-12, C-13; H-1, H-2, ...

Die atomare Masseinheit u ("unit") ist $1/12$ der Masse eines $C-12$ Atoms. Nukleone (Neutron, Proton) haben eine Masse von ungefähr $1.0 u$ (nicht genau!)

Die atomare Masse eines Atoms ist darum ungefähr gleich der Nukleonenzahl A . Die Nukleonen (und Elektronen) zusammenzählen führt aber zu einem Fehler (Massendefekt).

$$1 u = 1.660538... \cdot 10^{-27} \text{ kg} \quad (\text{FoTa, Einband})$$

Die molare Masse $M = \frac{m}{n}$ ist eine Stoffgrösse und hat die Einheit g/mol . (kg/mol).

Sie gibt die Masse von einem mol des Stoffs an.

Bsp.: $C-12$ hat genau die molare Masse $M = 12 \text{ g/mol}$.

Die molare Masse vom Element Kohlenstoff ist aber nicht genau 12 g/mol , da verschiedene Isotope ($C-12$, $C-13$) im natürlichen Kohlenstoff vorkommen.

Die molaren Massen ^{der Elemente} sind im Periodensystem (FoTa, Einband) oder in Tabellen der Elemente (FoTa S. 228 ff) zu finden.

Bsp.: Kohlenstoff hat $M = 12.0107 \text{ g/mol}$.

Gassorten

- einatomige Gase: Edelgase, Hg -Dampf, ...
- zweiatomige Gase: H_2 , N_2 , O_2 , HF , ...
- dreiatomige Gase: O_3 (Ozon), H_2O -Dampf, CO_2 , ...
- vielatomige Gase: CH_4 , Alkohol-Dampf, Propan, ...
- Gasgemische: Luft (21% O_2 , 78% N_2 , 1% Ar, Spurengase, H_2O -Dampf)

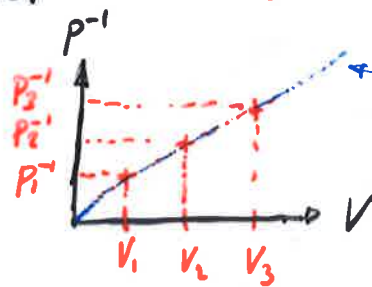
Empirische (d.h. experimentelle) Herleitung der Gasgesetze

(1) Gesetz von Boyle + Mariotte



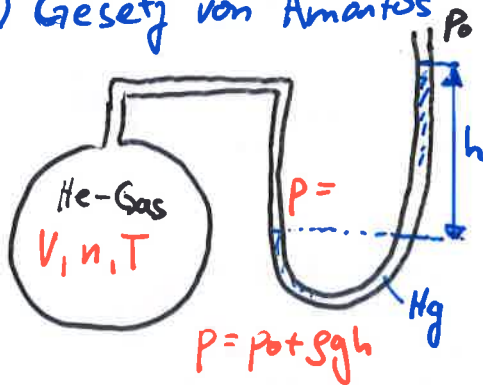
- V variiert
- p gemessen

n, T konstant gehalten.



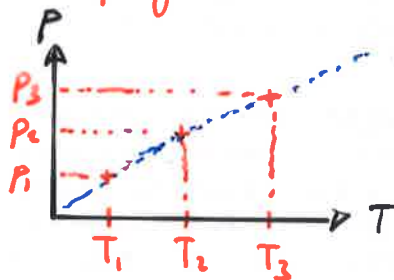
$$\Rightarrow p \cdot V = \text{konst} \quad (\text{bei } n, T \text{ konst})$$

(2) Gesetz von Amontons



- T variiert
- p gemessen

n, V konstant



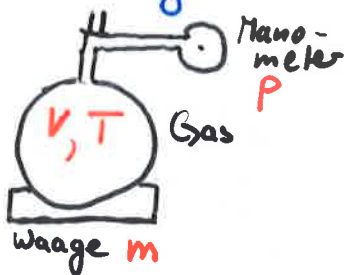
Gerade (durch $T_0 = -273.15^\circ\text{C}$)

$$\Rightarrow \frac{p}{T} = \text{Konst} \quad (\text{bei } n, V \text{ konst})$$

Kombination von (1) und (2) ergibt:

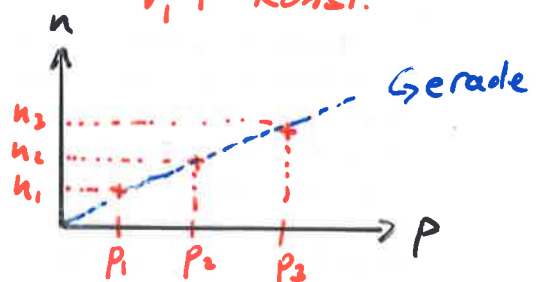
$$\frac{p_1 V_1}{T_1} \stackrel{(1)}{=} \frac{p_2 V_2}{T_2} \stackrel{(2)}{=} \frac{p_3 V_3}{T_3} \Rightarrow \frac{pV}{T} = \text{konst} \quad (\text{bei } n \text{ konst})$$

(3) Gesetz von Dalton



- p variiert
- n wird gemessen ($n = \frac{m}{M_{\text{Gas}}}$)

V, T konst.



$$\Rightarrow \frac{p}{n} = \text{Konst} \quad (\text{bei } V, T \text{ konst})$$

(4) Exp. (3) wird für verschiedene Gassorten wiederholt, d.h. M_{Gas} variiert. $\Rightarrow \frac{p}{n}$ hängt nicht von der Gassorte (M) ab!

$\rightarrow$ Kombination mit (1)+(2) ergibt: $\underline{\underline{\frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \text{Konst.}}}$

Theoretische Begründung der Gasgesetze

Die ideale Gasgleichung kann theoretisch hergeleitet werden unter folgenden Annahmen:

Ideales Gas (= Idealisierung eines realen Gas)

- Die Teilchen sind Massenpunkte ohne Ausdehnung
($m_j, \vec{x}_j, \vec{v}_j$) [$\text{Teilchengrösse} \ll \text{Teilchenabstand}$]
d.h. kleine Dichte.
- Keine Kräfte zwischen den Teilchen
[$E_{\text{bind}} \ll m v^2$]
- Die Teilchen wechselwirken nur mit den Wänden des Behälters:
(elastische Kollision)



Damit kann man zeigen (kinetische Gastheorie):

$$\begin{aligned} (1) \quad \overline{E_{\text{kin}}} &= \frac{3}{2} k_B T \\ (2) \quad p &= \frac{N}{V} \cdot \frac{2}{3} \overline{E_{\text{kin}}} \end{aligned}$$

$\overline{E_{\text{kin}}} = \frac{m}{2} \overline{v^2}$: mittlere/durchschnittl. kinetische Energie der Teilchen

T: absolute Temp. vom Gas (K)

k_B : Boltzmann-Konst.

N: Anzahl Teilchen im Vol. V

p: Gasdruck.

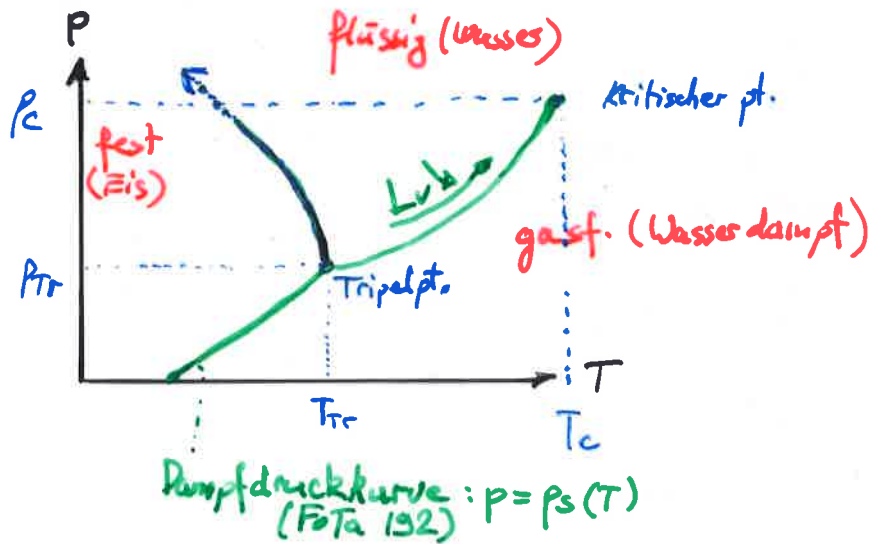
$$(1) + (2) \Rightarrow pV = N k_B T$$

Unter nicht zu grossem Druck (d.h. tiefe Teilchendichte) und bei Temperaturen deutlich über dem Kondensationspunkt verhalten sich reale Gase in sehr guter Näherung wie ideale Gase.

Die Teilchen eines realen Gases (Atome, Moleküle) sind nicht punktförmig und sie üben Kräfte aufeinander aus. Erhöht man den Druck eines Gases genügend oder verringert man seine Temperatur, so kondensiert oder resublimiert es.

Phasendiagramm

Wasser (d.h. Stoff mit Anomalie)



$$T_{Tr}^{H_2O} = 0.01^\circ C = 273.16 K$$

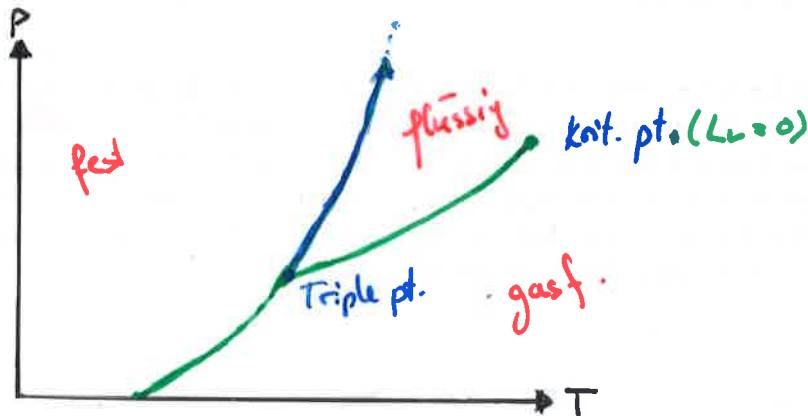
$$P_{Tr} = 611.7 Pa \quad (FoTa 193)$$

(SI-Def von Kelvin,)
FoTa 185

$$T_c^{H_2O} = 374.2 K$$

$$L_v \rightarrow 0$$

Stoff ohne Anomalie



Triple-pt. einiger Stoffe
in FoTa 193.