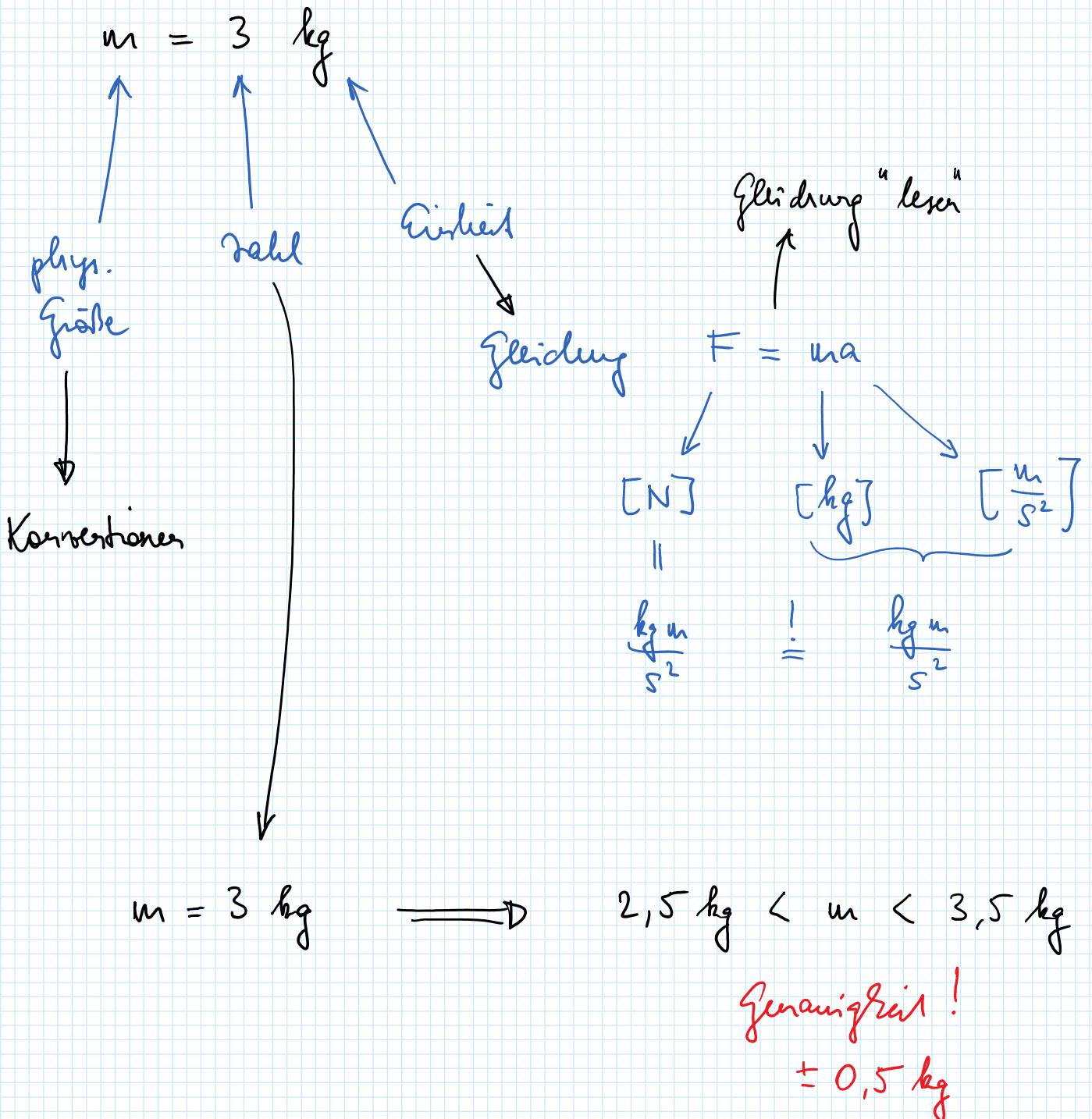


I. Einführung			
I.1 Grundbegriffe (Einheiten, Genauigkeit, Gleichungen)	Anh. 1-3	1.1-1.6	1.1.1-4
II. Gase			
II.1 Historisches	1.1	1.8-1.10	1.1.10
II.2 Ideales Gas	1.1	1.12	1.1.10
II.3 Zustandsgrößen	2.3	1.13, 4.4	1.1.9
II.4 Kritische Zustandsgrößen	1.2	1.15	2.1.2
II.5 Reales Gas	1.2	1.14	2.1.1
II.6 van der Waals Gleichung	1.2	1.16	2.1.1
III. Erster Hauptsatz der Thermodynamik			
III.1 Innere Energie, totales Differential, Reversibilität	2.1, 2.3, 3.1	1.15, 2.1-2.7	1.1.10, 1.2.3
III.2 Volumenarbeit	2.1	1.23	1.1.17
III.3 Enthalpie	2.1	2.8	1.1.12
III.4 Wärmekapazität	2.1	2.9	1.1.7
III.5 Adiabatische Vorgänge	2.1	2.5	1.1.8, 1.1.17
III.6 Joule'sches Experiment	2.3	2.10	1.1.12
III.7 Thermochemie	2.2	2.14-2.15	1.1.15-16
III.8 Entropie	3.1	3.5, 3.10-11	1.1.20, 1.3.5
III.9 Energieübertrag bei ir-/reversiblen Vorgängen		3.7, 3.10	1.1.17, 1.1.19
IV. Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik			
IV.1 Perpetuum mobile	3	3.2	1.1.19
IV.2 Experimentelle Beispiele		3.1	1.1.19
IV.3 Kalorische und entropische Zustandsgleichung	3.1.3, 3.3.1	3.8	1.1.12
IV.4 Carnot'scher Kreisprozess	3.1	3.1, 3.4	1.1.18
IV.5 Dritter Hauptsatz der Thermodynamik	3.1	3.23-3.24	2.4
V. Kinetische Gastheorie			
V.1 Maxwell-Boltzmann Verteilung	21.1.1-21.1.2	4.18	4.3.1
V.2 Mittlere freie Weglänge	21.1.1-21.1.2	4.14, 4.24	4.3.2-4.3.3, 5.1
V.3 Stoßquerschnitt	24.1.1	4.24	5.1
V.4 Boltzmann'sches Verteilungsgesetz	16.1	5.9	1.3.2
VI. Phasendiagramme und physikalische Umwandlungen			
VI.1 Charakteristische Punkte im Phasendiagramm	4.1	6.7	2.5.3
VI.2 Chemisches Potential	4.2.1	6.4	2.3.4
VI.3 Phasenübergänge verschiedener Ordnung	4.2.4	6.9	2.5.3
VI.4 Mischungen	5.1.1-5.1.2	7.1-7.2	2.2.1
VI.5 Ideale und reale Mischungen	5.1.3	7.5, 7.7-7.8	2.5.4-2.5.5
VI.6 Phasenübergänge einer Mischung	5.2.2	7.9-7.11	2.5.4
VI.7 Osmose	5.2.2	7.14-7.15	2.5.4
VI.8 Phasenregel	4.2.3, 6.1.2	6.6, 6.8	2.5.2-2.5.3
VI.9 Zweikomponentensysteme	6.2.1-6.2.2	7.9-7.10	2.5.6
VII. Chemisches Gleichgewicht			
VII.1 Gleichgewichtskonstante	7.1.1	8.1, 8.4-8.5	2.6.2
VII.2 Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten	7.1.2	8.6	2.6.2
VII.3 Einfluss des Drucks und der Temperatur	7.2	8.7-8.9	2.6.3-2.6.4
VIII. Reaktionskinetik			
VIII.1 Reaktionsgeschwindigkeit	22.1.2	9.1	1.5.1
VIII.2 Reaktionsordnung	22.1.2	9.3	1.5.2-1.5.6
VIII.3 Temperaturabhängigkeit	22.1.5	9.28	1.5.9
IX. Oberflächen			
IX.1 Grenzflächenspannung	18.4.1-18.4.3	11.1-11.4	2.7.2
IX.2 Adsorption an Oberflächen	25.2.1-25.2.2	11.12	2.7.5

IX.1 Grenzflächenspannung	18.4.1-18.4.3	11.1-11.4	2.7.2
IX.2 Adsorption an Oberflächen	25.2.1-25.2.2	11.12	2.7.5
IX.3 Heterogene Katalyse	25.3.1	11.15	6.7.3

I Einführung

I.1 Grundbegriffe



$$m = 3,0 \text{ kg} \implies$$

$$2,95 \text{ kg} < m < 3,05 \text{ kg}$$

Genauigkeit: $\pm 0,05 \text{ kg}$

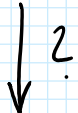


2 signifikante Stellen

1 Nachkommastelle (NK) Stelle

Bsp.: $d = 10 \text{ km}$

$$9,5 \text{ km} < d < 10,5 \text{ km}$$



$d = 10\,000 \text{ m} \rightarrow$ absolute Genauigkeit!

$d = 10 \cdot 10^3 \text{ m} \rightarrow$ dieselbe Genauigkeit ✓

Rechenregeln:

Addition / Subtraktion: NK Stellen

$$l_1 = 2 \text{ m}$$

$$l_2 = 35 \text{ cm}$$

$$l_1 + l_2 = \del{2,35 \text{ m}}$$

$$= 2 \text{ m}$$

Multiplikation / Division: signifikante Stellen

$$l = 2 \text{ m}$$

$$b = 35 \text{ cm} = 0,35 \text{ m}$$

$$l \cdot b = \cancel{0,70} \text{ m}^2 \\ = 0,7 \text{ m}^2$$

Runden

$$m = 2,3462 \text{ kg}$$

↑↑

(Aufrunden)

3 sign. Stellen : $m = 2,35 \text{ kg}$

4 sign. Stellen : $m = 2,346 \text{ kg}$
(Abmunden)

"round-to-even"

$$m = 2,365 \text{ kg}$$

↑

3 sign. Stellen : $m = 2,36 \text{ kg}$

$$m = 2,375 \text{ kg} : m = 2,38 \text{ kg}$$

Einheiten : SI System \rightarrow nur 7 Grundgrößen

Länge : 1 m

Mass : 1 kg

\Rightarrow Folie #7-8

Länge : 1 m

Massen : 1 kg

Zeit : 1 s

⇒ Folie #7-8

Stromstärke : 1 A

Temperatur : 1 K

Stoffmenge : 1 mol

Lichtstärke : 1 candela

keine SI Einheiten : °C, cm, N, Lichtjahr

$10^3 = \text{kilo}$

$10^{-3} = \text{milli}$

$10^6 = \text{mega}$

$10^{-6} = \text{micro}$

$10^9 = \text{giga}$

$10^{-9} = \text{nano}$

$$15 \cdot 10^{-3} \text{ s} = 15 \text{ ms}$$

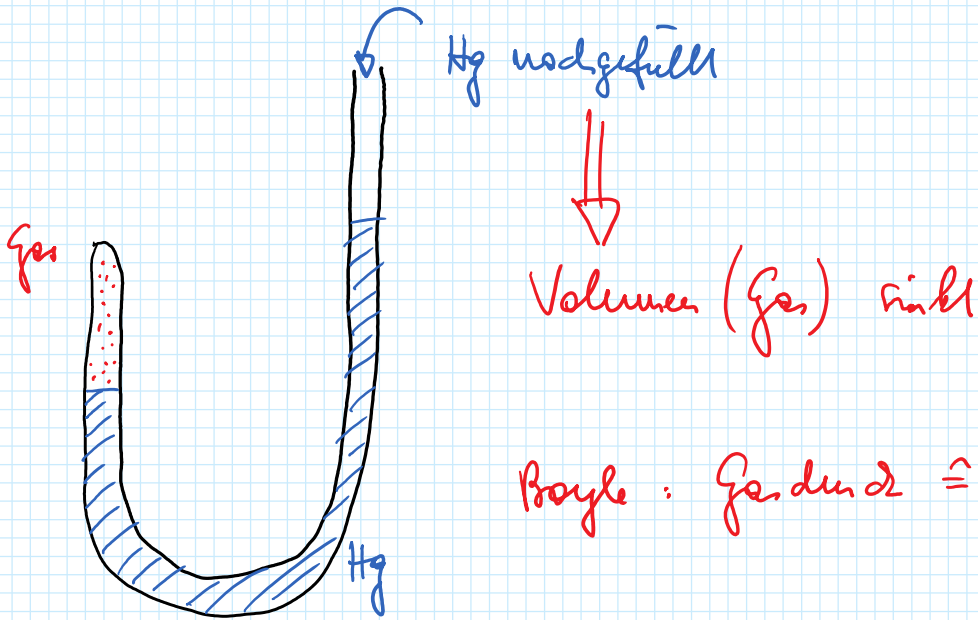
↑ ?

15 m · s

II Gase

I. 1 Historisches

Robert Boyle (17. Jhd.)



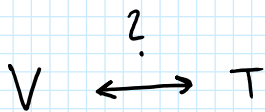
Boyle: Gasdruck $\hat{=}$ "the spring of the air"

Messung: $p \sim \frac{1}{V}$
 Druck Volumen

$$\boxed{pV = \text{const}} \quad \text{Boyle'sches Gesetz}$$

(T = const)

Gay-Lussac (19. Jhd.)



Gay-Lussac Beziehung

Messung: $\boxed{V = V_0 (1 + \alpha T (^{\circ}\text{C}))}$ (p = const)

$T = 0^{\circ}\text{C} : V = V_0$

$$T = 0 \text{ C} : V = V_0$$

($\rightarrow V_0 = \text{Gasvolumen bei } 0^\circ \text{C}$)

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T(^{\circ}\text{C})} \right)_p = V_0 \cdot \alpha$$

Ausdehnungskoeffizient

$$p = \text{const}$$

$$\text{Gay-Lussac} : \alpha = \frac{1}{267^\circ \text{C}}$$

$$\text{ideale Gase (verdünnte Gase)} : \alpha = \frac{1}{273,15^\circ \text{C}}$$

absolute Temp.?

$$V = V_0 \left(1 + \frac{T(^{\circ}\text{C})}{273,15^\circ \text{C}} \right)$$

$$V = \frac{V_0}{273,15^\circ \text{C}} \left(273,15^\circ \text{C} + T(^{\circ}\text{C}) \right)$$

= absolute Temperatur!
= T (K)

$$V = \frac{V_0}{273,15^\circ\text{C}} \cdot T(\text{K})$$

$$V \sim T(\text{K})$$

absoluter Nullpunkt: $V = V_0 (1 + \alpha T(^{\circ}\text{C}))$

wann wird $V = 0$?

$$(V_0 > 0) \quad (1 + \alpha \cdot T(^{\circ}\text{C})) = 0$$

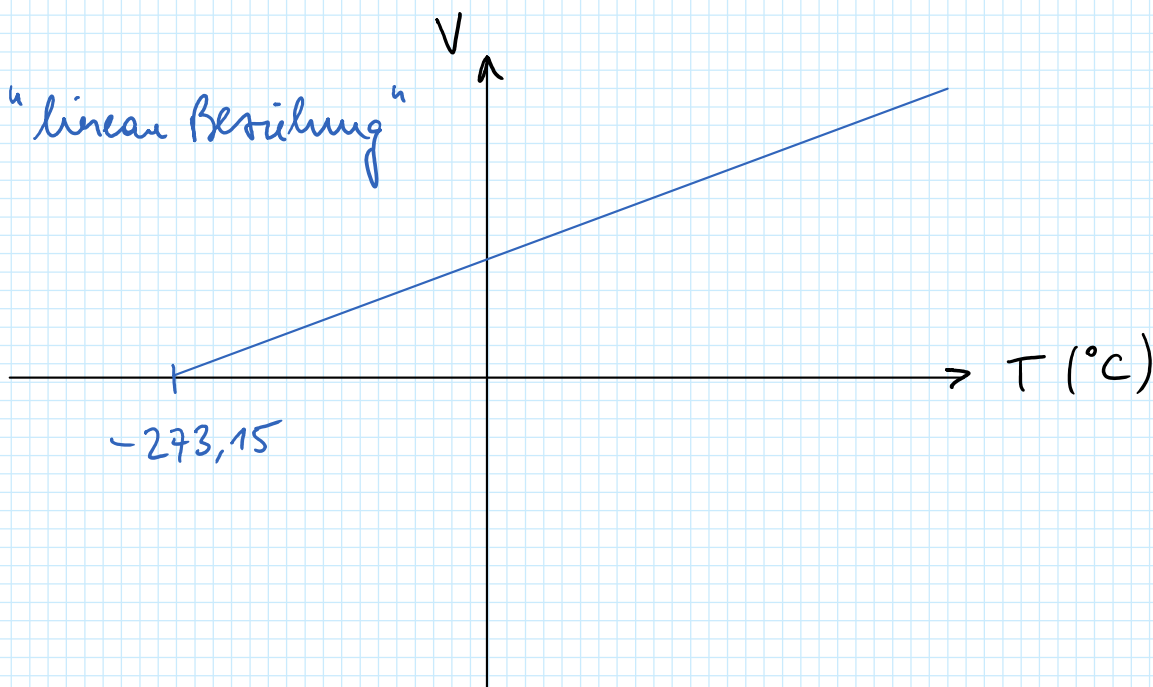
$$\alpha T(^{\circ}\text{C}) = -1$$

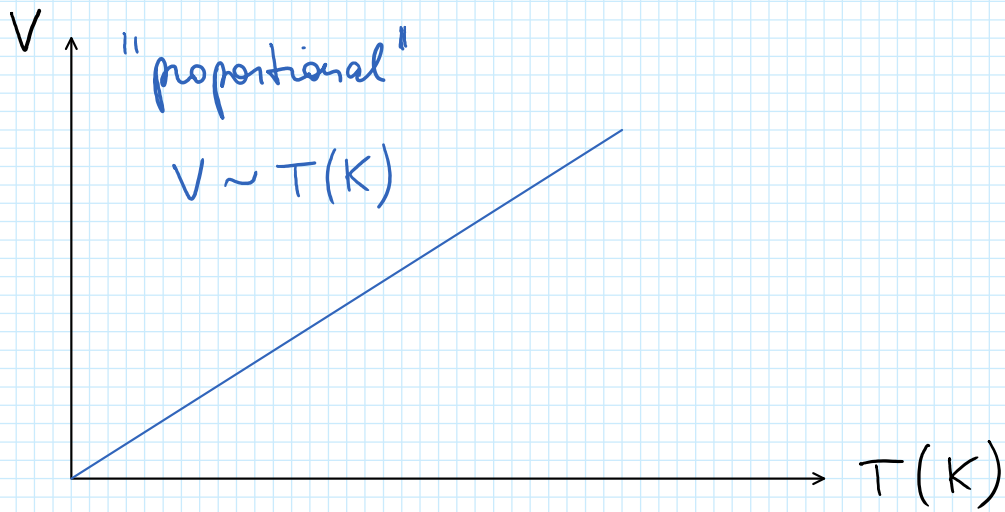
$$T(^{\circ}\text{C}) = -\frac{1}{\alpha}$$

$$\alpha = \frac{1}{273,15^\circ\text{C}} \longrightarrow$$

$$V = 0 \text{ wenn } T = -273,15^\circ\text{C}$$

"absoluter Nullpunkt"

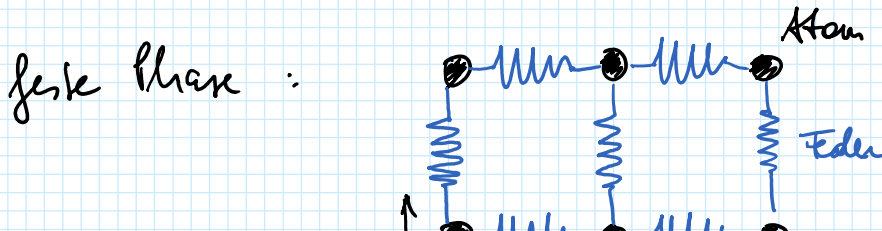


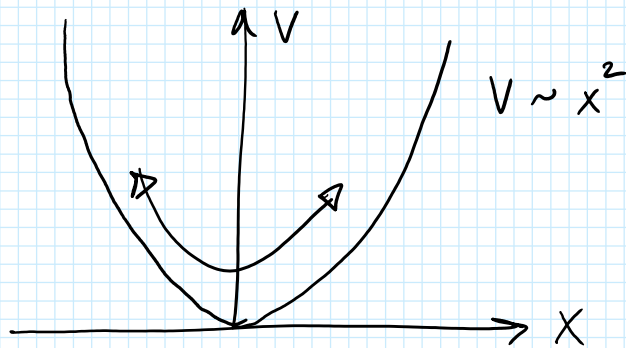
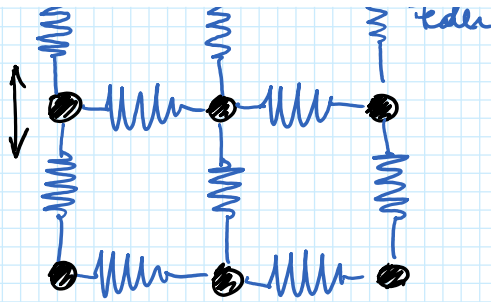


II. 2 Ideales Gas

	fest	flüssig	gasförmig	
Form	formbeständig	nicht formbeständig	keine eindeutige Form	→ füllt jeden Raum aus
Oberfläche	klare Oberfläche	veränderlich	keine	
Dichte	ca. $1 \frac{g}{cm^3}$ (const)	ca. $1 \frac{g}{cm^3}$ (const)	$10^{-3} \frac{g}{cm^3}$ (hängt stark von Bedingungen ab)	
Wechselwirkung	stark	etwas geringe	schwach	

→ Thermodynamik





Amplitude der Schwingung $\approx \frac{1}{10}$ Abstand



Schmelzpunkt

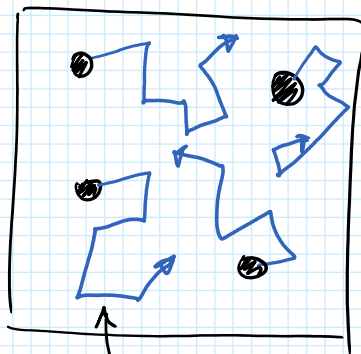
Gase

thermische Bewegung?

1827: Robert Brown

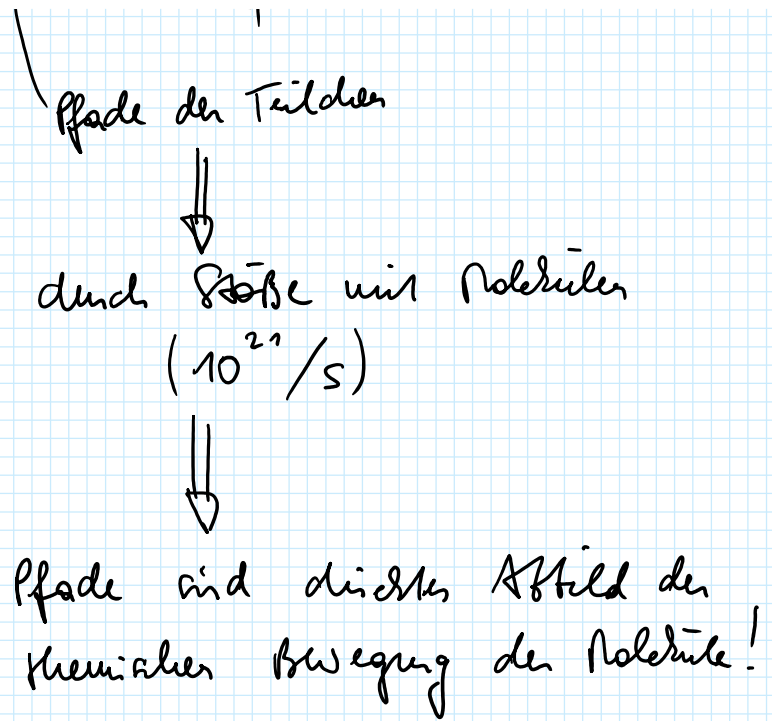
"Brown'sche Bewegung"

(Teilchen $\phi \approx 0,1 \mu\text{m} - 1 \mu\text{m}$)



temperaturabhängig!

an d. d. Teilchen



Gas :
 p : Druck
 V : Volumen
 T : Temperatur

$$\begin{array}{l}
 pV = \text{const} \\
 \frac{V}{T} = \text{const}
 \end{array}$$

↑
T (K)

Boyle'sches Gesetz ($T = \text{const}$)

Gay-Lussac'sches Gesetz ($p = \text{const}$)

+ Avogadro Prinzip : jedes Teilchen benötigt bestimmte Volumen

$$V \sim N$$

N : Teilchenzahl

$$\frac{V}{N} = \text{const}$$