

Vorlesung

Physikalische Chemie II

Wintersemester 2016/17

Dozentin: Prof. Dr. Christina Graf

Raum: 203/E23

E-Mail: christina.graf@h-da.de

Tel.: 8216

Allgemeine Informationen

Vorlesungszeiten:	04.10.16 – 27.01.17
Vorlesung:	Mo: 12:00 – 13:30 Uhr, Hörsaal H7 Do: 12:00 – 13:30 Uhr, Hörsaal H7
Weihnachtsferien:	17.12.16 bis 08.01.17
Übungen:	in die Vorlesung integriert, jeweils am Do, ca. 45 min
Übungsblätter:	jede Woche zur Wiederholung/ Vertiefung (Lösung freiwillig, aber <u>ganz wichtig</u> für die Klausur)
Zweiter Übungstermin:	?
Klausur:	am Ende des Sommersemesters nach erfolgreichem Abschluss des Praktikums PCII

- Vorlesungs-Powerpoints und Übungsblätter gibt es auf Moodle
- Jede Stunde gibt es eine Zusammenfassung
- Am Ende des Semesters werden nochmal alle Inhalte zusammengefasst und Fragen besprochen
- Übungsblatt mit gemischten Fragen „Probeklausur“ am Ende des Semesters

Allgemeine Informationen

Allgemeine Bücher zur Physikalischen Chemie:

1. G. Wedler, Lehrbuch der Physikalischen Chemie, 5.. Auflage, Wiley-VCH, Weinheim 2004
2. P.W. Atkins, J. de Paula, Physikalischen Chemie, 4.. Auflage, Wiley-VCH, Weinheim 2006
3. T. Engel, P. Reid, Physikalische Chemie, Pearson Studium, München 2006

Sinnvolle Internetseite

1. http://www.chemgapedia.de/vsengine/topics/de/vlu/Chemie/Physikalische_00032Chemie/index.html

Themen

Thermodynamik

Kinetik

Elektrochemie

Transportphänomene

Gliederung der Vorlesung

Nr.	Art der	Tag	Datum	Thema
	Lehrveranstaltung			
1	Information, Vorlesung	Do	06.10.16	Wiederholung, 0. Hauptsatz, Wärme, ideale Gase, reale Gase Einheiten, Angaben von Messwerten und Fehlern
2	Vorlesung	Mo	10.10.16	Reale Gase, mathematischer Einschub, Wärme, Arbeit Fehlerfortpflanzung
3	Vorlesung/ Übung	Do	13.10.16	1. Hauptsatz, Volumenarbeit, Innere Energie Lineare Regression
4	Vorlesung	Mo	17.10.16	Volumenarbeit, Joule-Thomson-Effekt
5	Vorlesung/ Übung	Do	20.10.16	Enthalpie, Phasenumwandlungen reiner Stoffe
6	Vorlesung	Mo	24.10.16	Partielle molare Größen, Reaktionsenthalpie, Verbrennungsprozesse, Bildungsenthalpie
7	Vorlesung/ Übung	Do	27.10.16	Kreisprozesse, 2. Hauptsatz
8	Vorlesung	Mo	31.10.16	Entropie, Wärmekraftmaschinen, 3. Hauptsatz
9	Vorlesung/ Übung	Do	03.11.16	Gibbs-Energie, chemisches Potential
10	Vorlesung	Mo	07.11.16	Chemisches Potential, Thermodynamik von Mischungen, Phasengleichgewichte reiner Stoffe
11	Vorlesung/ Übung	Do	10.11.16	Kinetik: Wiederholung, Reaktionen 1. und 2. Ordnung
12	Vorlesung	Mo	14.11.16	Reaktionen 3. und 0. Ordnung, Bestimmung der Reaktionsordnung, Halbwertszeit, unvollständige, Folge- und Parallelreaktionen
13	Vorlesung/ Übung	Do	17.11.16	Lindemann-Hinshelwood-Mechanismus, Experimentelle Bestimmung kinetischer Daten, Aktivierungsenergie
14	Vorlesung	Mo	21.11.16	Homogene Katalyse. Michaelis-Menten-Kinetik

Gliederung der Vorlesung

Nr.	Art der Lehrveranstaltung	Tag	Datum	Thema
15	Vorlesung/ Übung	Do	24.11.16	Heterogene Katalyse
16	Vorlesung	Mo	28.11.16	Theorien der Elementarreaktionen, Stoßtheorie
17	Vorlesung/ Übung	Do	01.12.16	Potentialenergiehyperflächen, Theorie des Übergangszustandes
18	Vorlesung	Mo	05.12.16	Elektrochemie: Einführung, elektrochemische Zellen, Elektrolyse, elektrolytische Leitfähigkeit I
19	Vorlesung/ Übung	Do	08.12.16	Elektrolytische Leitfähigkeit II, Lösen eines Elektrolyten
20	Vorlesung	Mo	12.12.16	Spezifische und molare Leitfähigkeit, starke Elektrolyte, Debye-Hückel-Theorie, schwache Elektrolyte
21	Vorlesung/ Übung	Do	15.12.16	Ionenwanderungsgeschwindigkeit und –beweglichkeit, Bestimmung von Ionenleitfähigkeiten, elektrochemische Doppelschicht I
22	Vorlesung	Mo	09.01.16	Elektrochemische Doppelschicht II, Zetapotentiale, Elektrische Potentiale an der Grenzfläche, Nernstsche Gleichung
23	Vorlesung/ Übung	Do	12.01.17	Spannungsreihe, Bezugselektroden, Typen von Halbzellen,
24	Vorlesung	Mo	16.01.17	Elektrolyse, Überspannung
25	Vorlesung/ Übung	Do	19.01.17	Elektrochemische Zellen, Batterien, Brennstoffzellen
26	Vorlesung	Mo	23.01.17	Transportphänomene
27	Übung/ Wiederholung	Do	26.01.17	Wiederholung

Thermodynamik - Wiederholung

Phänomenologische Thermodynamik

- Unterteilung der betrachteten Welt in System und Umgebung

Thermodynamisches System:

- Teil des Universums, durch wirkliche oder gedachte Wände gegen die Umgebung abgegrenzt
- **Offenes System:** Stoff- und Energieaustausch mit der Umgebung möglich
- **Geschlossenes System:** Energieaustausch möglich, Stoffaustausch nicht möglich
- **Adiabatisches System:** Austausch von Arbeit mit der Umgebung möglich, Austausch von Wärme nicht möglich,
- **Abgeschlossenes System:** Stoff- und Energieaustausch nicht möglich

Homogene Systeme:

- makroskopischen Eigenschaften eines Systems sind vom Ort unabhängig

Heterogene Systeme:

- makroskopischen Eigenschaften eines Systems ändern an bestimmten (Phasen-) Grenzflächen sprunghaft

Thermodynamik - Wiederholung

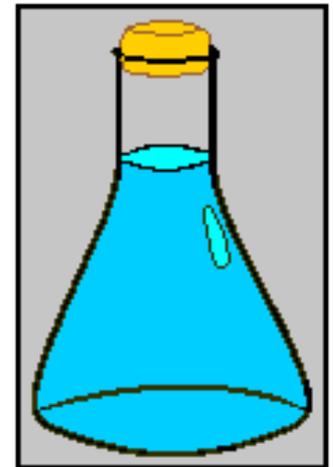
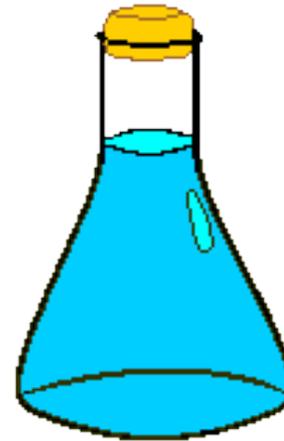
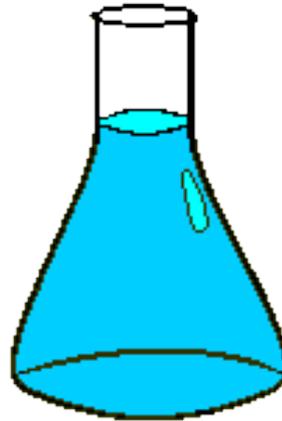
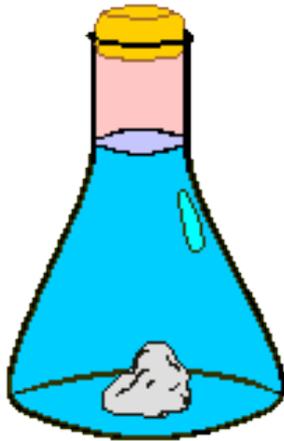
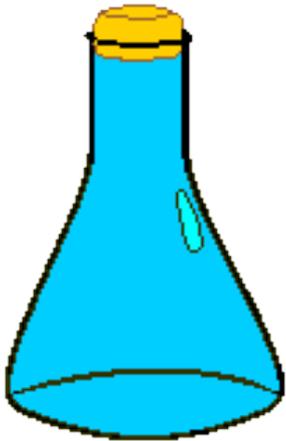
homogen

heterogen

offen

geschlossen

abge-
schlossen



Schematische Darstellung der fünf Systemarten

<http://www.chemgapedia.de>

Thermodynamik - Wiederholung

Zustand:

- Zustand der Materie = augenblickliche, durch makroskopische Größen „Zustandsgrößen“ beschreibbare Beschaffenheit
- Der äußere Zustand (Gravitationskraft) spielt keine Rolle bei der Charakterisierung des Systems

Zustandsgrößen z. B. Volumen (V), Druck (p), Temperatur (T)

- Zustandsgrößen sind quantifizierbar und messbar
- Funktionaler Zusammenhang zwischen Zustandsgrößen: Zustandsgleichungen
- Zustandsgrößen sind nicht unabhängig voneinander

Thermodynamik - Wiederholung

Verschiedene Prozesswege:

Isotherm: $T = \text{const.}$

Isochor: $V = \text{const.}$

Isobar: $p = \text{const.}$

Adiabatisch: $dQ = \text{const.}$ (Änderung der Wärme)

Extensive und intensive Variablen:

- Intensive Variablen sind **unabhängig** von der Größe des Systems: p, T
- Extensive Variablen sind **proportional** zu der Größe des Systems: n, V
- Durch Division zweier extensiver Größen erhält man eine intensive Größe:
z.B. $V/n = V_{\text{mol}}$ (molares Volumen) [m^3/mol]

Nullter Hauptsatz

Thermodynamisches Gleichgewicht:

- Zustandsgrößen in einem System ändern sich nicht.
- Es läuft kein chemischer oder physikalischer Prozess (mehr) ab.
- Es herrscht eine einheitliche Temperatur im ganzen System

- Es kann ein **thermisches Gleichgewicht** (einheitliche Temperatur) erreicht werden ohne dass ein thermodynamisches Gleichgewicht erreicht wird:
- Zwei Gegenstände haben die gleiche Temperatur, es laufen aber noch physikalische und chemische Prozesse ab.

Nullter Hauptsatz der Thermodynamik:

• Befinden sich zwei Körper hinreichend lange im thermischen Kontakt, besteht thermisches Gleichgewicht und sie besitzen eine gemeinsame Eigenschaft, die als Temperatur bezeichnet wird.

• Stehen zwei Systeme mit einem dritten im Gleichgewicht, so stehen sie auch untereinander im Gleichgewicht.

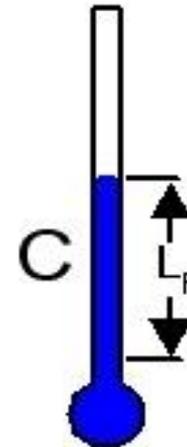
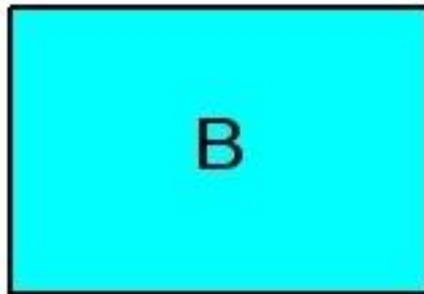
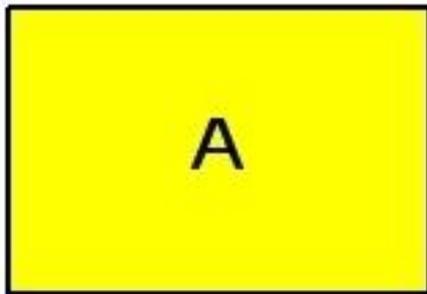
Nullter Hauptsatz

Definition der Temperatur:

Zwei Systeme, die miteinander im thermischen Gleichgewicht stehen, haben die selbe Temperatur

Anwendung des Nullten Hauptsatz: Temperaturmessung

- Zeigt das System C (Thermometer) mit der temperaturabhängigen Größe L_f den selben Wert für L_f im Kontakt mit dem System A wie mit dem System B an, so haben A und B die selbe Temperatur.



Wärme

- Wärme = die Sinnesempfindung „Wärme“ auslösende spezielle Energieform „thermische Energie“
- Energie der ungeordneten Bewegung der Atome und Moleküle der Stoffe.
- Fluss von **Wärme Q** zwischen zwei Körpern A und B = Übergang von Energie, der sich als Summe von Energieübertragungen durch **Stöße zwischen den Teilchen** der Körper A und B an der **Berührungsfläche (thermische Kontakt)** vollzieht.
- Die **mittlere kinetische Energie** der Teilchen auf einer Seite der Grenzfläche muss größer als auf der anderen Seite der Grenzfläche sein.
- **Wärme fließt vom wärmeren zum kälteren Körper!**
- Der Wärmefluss ist null, wenn die Temperatur beider Körper gleich ist.



Wärme

- Zwischen zwei im **thermischen Kontakt** befindlichen Systemen A und B mit den Temperaturen T_1 (heiß) bzw. T_2 (kalt) findet durch Übertragung einer Wärme Q ein Temperatenausgleich statt, bis das thermische Gleichgewicht erreicht ist.

Wärmekapazität

- Zufuhr von Wärme Q zu einem System: Erhöhung seiner Temperatur von T_1 auf T_2 .

$$Q = C \cdot (T_2 - T_1) = C \Delta T \quad (1)$$

Mit

C

Wärmekapazität

T_2, T_1

Temperatur nachher bzw. vorher

- Proportionalitätsfaktor C (Wärmekapazität) ist in der Regel nur für kleine Intervalle ΔT von der Temperatur unabhängig.

Allgemein gilt:

$$dQ = C(T) dT \quad (2)$$

Mit

dQ : infinitesimale Wärme, die das System von T auf $T+dT$ erwärmt.

Wärmekapazität

Spezifische Wärmekapazitäten

- Bei homogenen Systemen: Bezug der Wärmekapazität auf die Masseneinheit.

$$Q=c \cdot m \cdot \Delta T \quad (3)$$

Mit:

c	spezifische Wärmekapazität des homogenen Systems (kleines c)
m	Masse des homogenen Systems
ΔT	Temperaturänderung

Molare Wärmekapazität reiner Stoffe

Definition:

molare Wärmekapazität C_m : $C_m \equiv c \cdot M \quad (4)$

Wärmekapazität von Stoffmischungen

- Wärmekapazität in Stoffmischungen: näherungsweise Berechnung als Summe der Wärmekapazitäten der beteiligten Stoffe.

$$Q=(n_1 \cdot C_{m,1} + n_2 \cdot C_{m,2} + \dots) \Delta T \quad (5)$$

Die Messung der Wärmekapazität erfolgt mit einem **Kalorimeter**

Ideales Gas

Definition des idealen Gaszustands:

- Das ideale Gas ist ein Grenzzustand, es besitzt kein Eigenvolumen und es existiert keine Wechselwirkung der Moleküle untereinander
- Ein Gas nähert sich um so mehr dem idealen Zustand an, um so schwerer es unter Normaldruck (101325 Pa) zu verflüssigen ist, d.h. umso tiefer sein Siedepunkt liegt:
- Oder umso niedriger der Druck ist (Wechselwirkungen werden geringer)

Ideales Gasgesetz

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (6)$$

bzw.: $p \cdot V = N \cdot k \cdot T$

mit R = (allgemeine) Gaskonstante

$$R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,9859 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$= 8,3144 \times 10^{-2} \text{ l bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,2058 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$k = \text{Boltzmann-Konstante (R / N}_A\text{)} = 1,3807 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$$

Ideales Gas

Definition des idealen Gases:

- Gas, das sich genau entsprechend dem idealen Gasgesetz verhält.
- Bei allen realen Gasen ergeben sich Abweichungen vom idealen Gasgesetz. Aber: Falls Abweichungen im Volumen bis etwa 1% erlaubt werden, verhalten sich die meisten Gase nahe Raumtemperatur bis etwa 10 bar "ideal".

Messvorschrift für die Gaskonstante R:

$$R = \lim_{p \rightarrow 0} \left(\frac{p V}{n T} \right) \quad (7)$$

mit p , V , n , T = Druck, Volumen, Stoffmenge, Temperatur eines *realen* Gases.

- Jedes Gas nähert sich dem idealen Verhalten an, wenn p klein genug wird.
- (Verringerung von p bei $T = \text{const.}$ bedeutet Vergrößerung von V und damit Verringerung der Teilchendichte, d.h. Verdünnung des Gases.)

Ideale Gase

Ideale Gase sind hochverdünnte Gase (mittlerer Abstand zwischen zwei Gas-Molekülen/ -Atomen sehr groß).

Daher:

1. Wechselwirkungen zwischen den Teilchen sehr klein.
2. Gasvolumen pro Teilchen sehr viel größer als Eigenvolumen eines Teilchens.

Folgerung: Ideales Gas ist Gas aus Teilchen ohne Wechselwirkungskräfte (außer im Moment des Zusammenstoßes) und ohne Eigenvolumen.

Edelgase: Verhalten sich in guter Näherung wie ein ideales Gas (insbesondere He)

Luft (N_2 , O_2): Verhält sich noch näherungsweise ideal

- Gase, die aus Molekülen mit weit reichenden Dipolkräften (H_2O , NH_3 usw.) bestehen, zeigen größere Abweichungen vom idealen Verhalten.

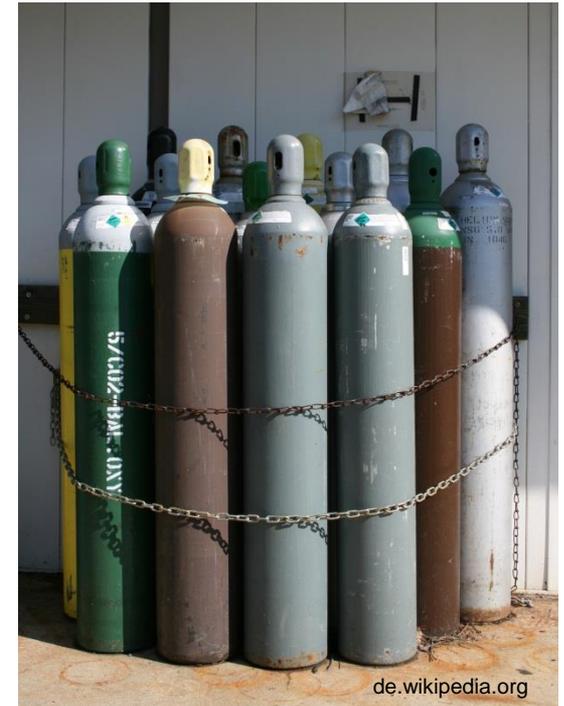
Zustandsverhalten realer Gase

Bei hohen Drücken:

- Beträchtliche Abweichungen vom idealen Gasverhalten

z . B. Problem:

- Was ist die Stoffmenge eines realen Gases in einem Hochdruckbehälter?
- Abfüllprozess: Behälter wird mit dem jeweiligen Gas gefüllt, bis der zulässige Druck erreicht ist.
- Welche Stoffmenge ist im Behälter?
- Ideales Gasgesetz gilt nicht mehr...



de.wikipedia.org

*Wie viel Gas ist
in der Flasche?*

Zustandsverhalten realer Gase

Welche Stoffmenge Xenon nimmt eine Gasflasche bei hohen Drücken auf?

- Gewinnung von Xenon bei der Destillation von Luft
- vielfältige Anwendungen, z.B. in der Materialforschung und Medizin.
- Welche Stoffmenge n kann in eine 20 L-Druckflasche gefüllt werden, ohne dass der zulässige Maximaldruck von 150 bar für eine maximale Außentemperatur von 40 °C überschritten wird.

Rechnung für ideales Gas:

Geg.: $V = 20 \text{ L} = 0,02 \text{ m}^3$; $p = 150 \text{ bar} = 1,5 \cdot 10^7 \text{ Pa}$; $T = 40^\circ\text{C} = 313,16 \text{ K}$

Ges.: $n = ?$

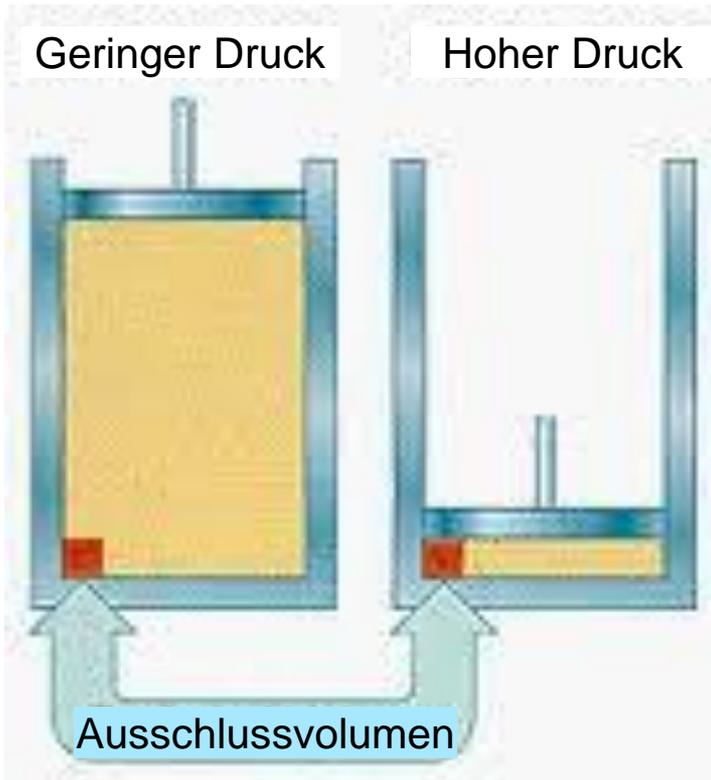
$$pV = nRT \Leftrightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,5 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 0,02 \text{ m}^3}{8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 313,16 \text{ K}} = 115,22 \frac{\text{Nm}^{-2} \text{ m}^3}{\text{NmK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ K}} = 115,22 \text{ mol}$$

⇒ **Experimenteller Wert: $n = 200 \text{ mol}$!!!!!**

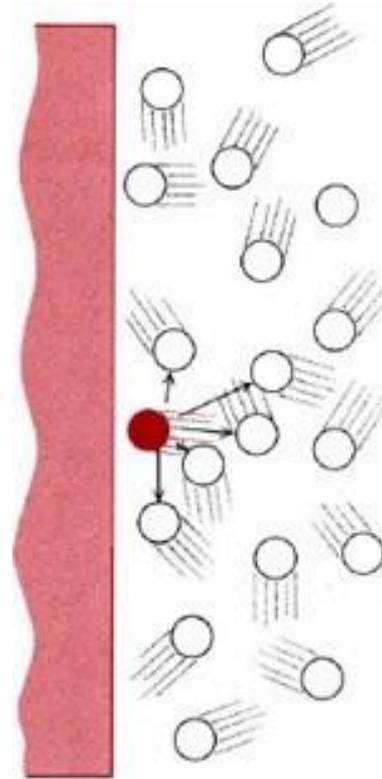
Reale Gase

Zur Beschreibung realer Gase reicht das ideale Gasgesetz nicht aus, denn es berücksichtigt nicht:

- 1) Eigenvolumina der Moleküle
- 2) Wechselwirkungen zwischen den Molekülen



Eigenvolumina der Moleküle

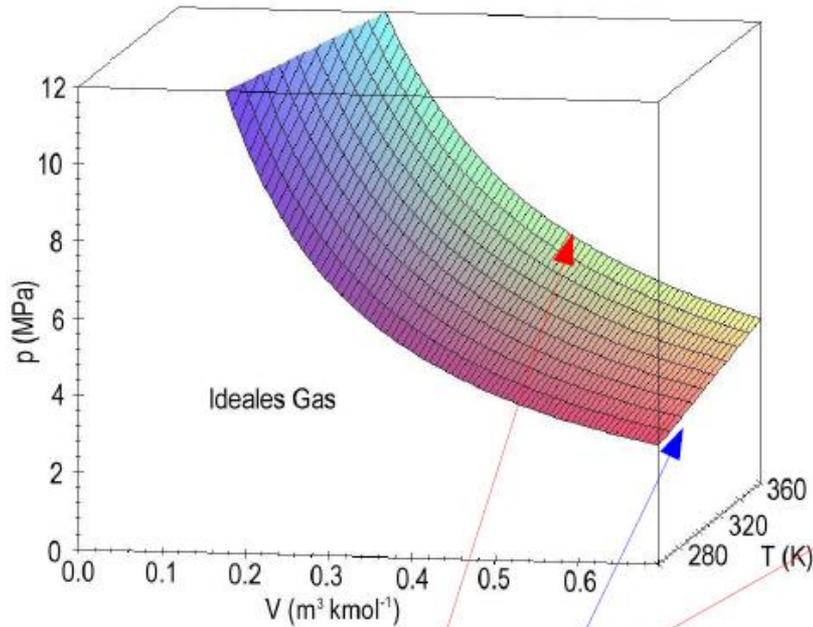


*Kleine intermolekulare Anziehungskräfte zwischen den Gasmolekülen halten die Moleküle zusammen
⇒ Gase können kondensieren und bei niedrigen Temperaturen Flüssigkeiten bilden.*

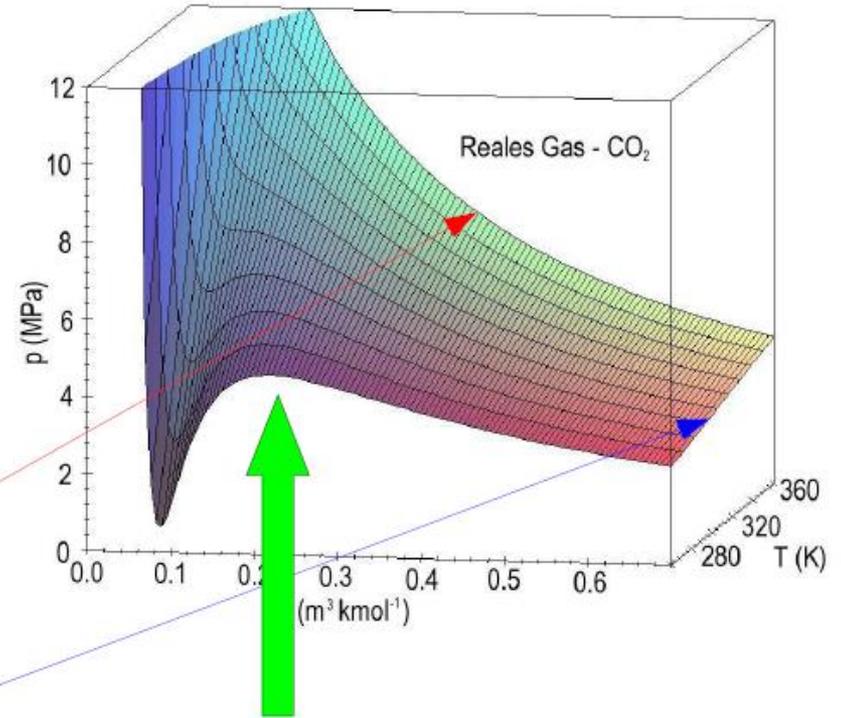
Reale Gase

- Bei **hohen Temperaturen** spielen die **Wechselwirkungen keine** Rolle, jedoch die **Eigenvolumina** der Moleküle \Rightarrow Man benötigt einen **höheren Druck**, um das Gas zu komprimieren
- Bei **tiefen Temperaturen** und **kleinem Druck**: **Anziehende Wechselwirkungen** zwischen den Teilchen machen sich bemerkbar \Rightarrow Man benötigt **weniger Druck** für eine Kompression, das Gas lässt sich stärker komprimieren
- Bei **tiefen Temperaturen** und **höherem Druck** wirken wieder die **Eigenvolumina** der Moleküle (**repulsive Kräfte**)

Reale Gase



Ähnlichkeiten
bei **hohen Temperaturen**
und **großem Volumen** (pro Mol)



Deutliche Unterschiede
bei **tiefen Temperaturen**
und **kleinem Volumen** (pro Mol)

Reale Gase

- Im Minimum kompensieren sich gerade beide Kräfte. Die Temperatur bei der ein reales Gas annähernd ideales Verhalten zeigt, heißt **Boyle-Temperatur**.

- Stoffspezifische Größe:

H₂: -80°C

N₂: 62°C

CO₂: 500°C

Zustandsverhalten realer Gase

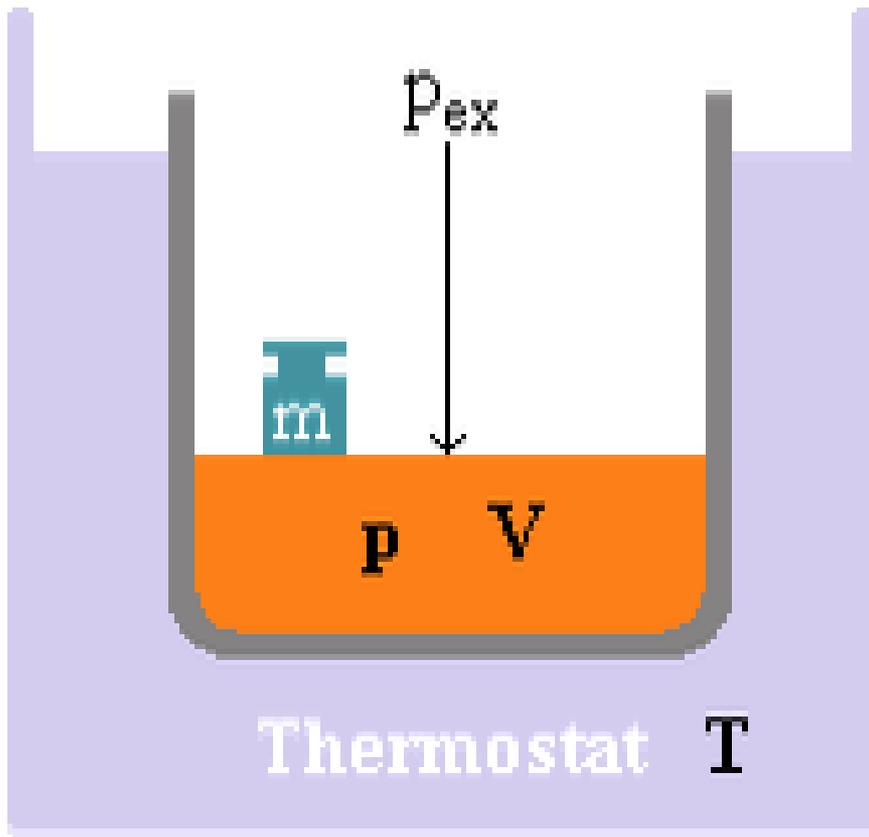
- Eine **allgemein gültige Zustandsgleichung** für reale Gase ist **nicht bekannt**.
- Unterschiedliche Ansätze zur Beschreibung ihres Zustandsverhaltens

Wichtigste Ansätze:

- van der Waals'sche Gleichung
- Virialgleichung
- Kompressionsfaktor Z ,
- Theorem der übereinstimmenden Zustände,

Zustandsverhalten realer Gase

- Genaue Messung von Volumen, Druck und Temperatur im interessierenden Wertebereich dieser drei Zustandsvariablen.



Experimentelle Vorgehensweise:

1. *Einstellung der Gastemperatur T mit einem Thermostaten*
2. *Vorgabe des äußeren Drucks, im Gleichgewicht gilt $p_{ex} = p_{Gas} = p$*
3. *Genaue Messung des resultierenden Volumen V des Gases.*

Zustandsverhalten realer Gase

Thomas Andrews 1871:

- Umfangreiche, systematische p, V, T -Messungen
- Zwischen Gasteilchen im Abstand r bestehen
- Anziehungskräfte $F_{an} \sim 1/r^6$
- Abstoßungskräfte $F_{ab} \sim 1/r^{12}$

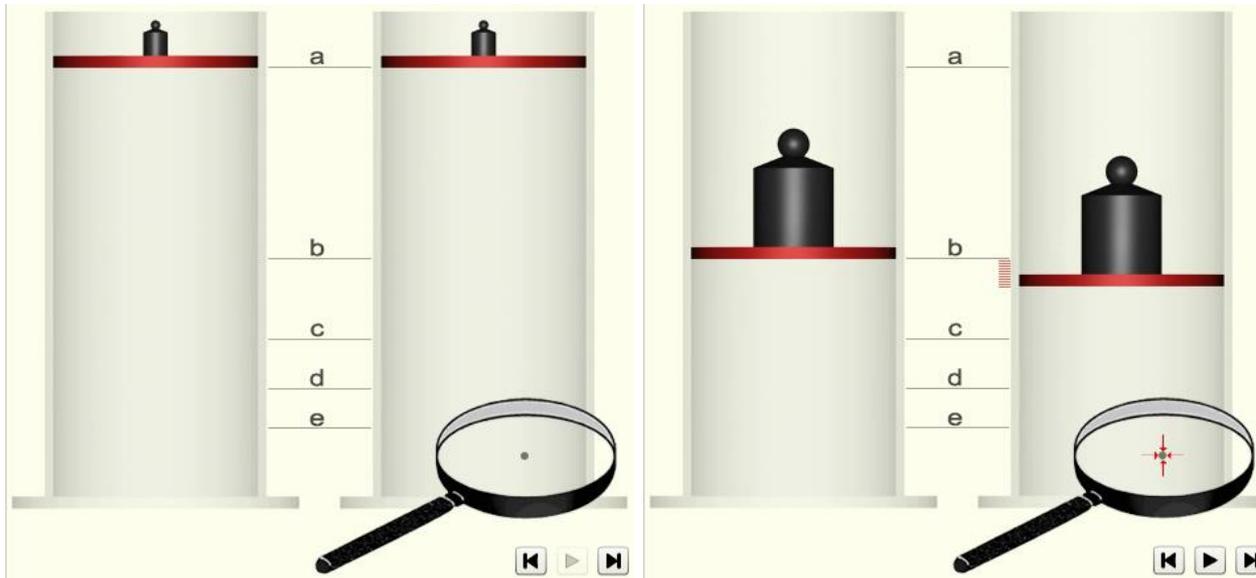


Thomas Andrews
http://en.wikipedia.org/wiki/Thomas_Andrews

Thomas Andrews

1813 - 1885

Verhalten realer Gase für zunehmenden Druck bei konstanter Temperatur



a) sehr kleine Teilchendichte:

$$F_{an} = F_{ab} \approx 0 \Leftrightarrow V_{real} = V_{id}$$

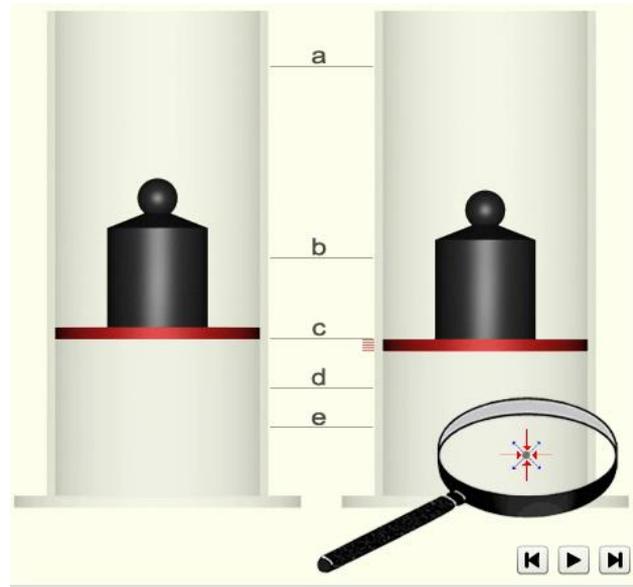
b) kleine Teilchendichte

$$F_{an} \neq 0 \quad F_{ab} = 0 \Leftrightarrow V_{real} < V_{id}$$

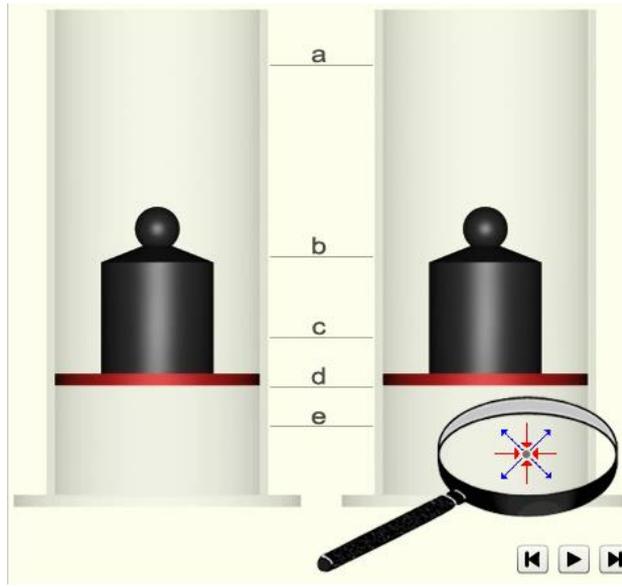
- Bei kleinen Teilchendichten überwiegt F_{an} .
- Mit steigender Dichte wächst der Einfluss von F_{ab} .
- Bei sehr hohen Teilchendichten dominiert F_{ab} .

Zustandsverhalten realer Gase

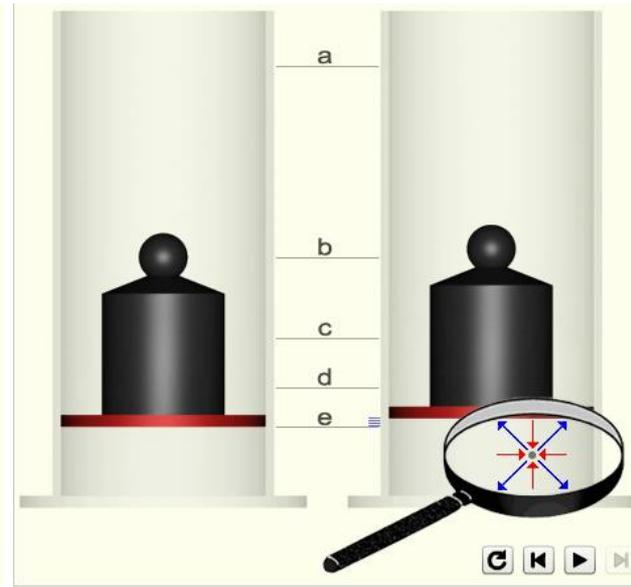
Verhalten realer Gase für zunehmenden Druck bei konstanter Temperatur



c) mittlere Teilchendichte
 $F_{an} \neq 0 > F_{ab} \neq 0 \Leftrightarrow V_{real} \approx V_{id}$



d) T-abhängiger Sonderfall
 $F_{an} = F_{ab} \neq 0 \Leftrightarrow V_{real} = V_{id}$



e) sehr große Teilchendichte
 $F_{an} \neq 0 < F_{ab} \neq 0 \Leftrightarrow V_{real} > V_{id}$

Reale Gase

Korrektur der Idealen Gasgleichung:

Van der Waals-Gleichung:

$$\left(p + \frac{a n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n b) = n R T \quad (9)$$

Reale Gase bestehen aus Molekülen mit einem Eigenvolumen, deshalb ist das Volumen realer Gase größer als das Volumen eines idealen Gases

Intermolekulare Anziehungskräfte: führen dazu, dass vor allem bei höherem Druck, der Druck des realen Gases unter dem Druck des idealen Gases liegt.

mit a , b = van der Waals-Konstanten (stoffspezifische Größen)

- Konstanten a und b wurden zunächst empirisch bestimmt.
- Sie **spiegeln aber, klare physikalische Eigenschaften der betreffenden Materie wider.**

Reale Gase

Van der Waals-Gleichung:

- beschreibt das p, V, T -Verhalten eines reinen Gases bei hohen Drücken wesentlich besser als das ideale Gasgesetz.
- Genauigkeit ist umso besser, je höher die Temperatur des Stoffes über seiner kritischen Temperatur (siehe später) liegt.
- Bei geeigneter Interpretation der berechneten Isothermen ermöglicht die van der Waals-Gleichung auch eine sinnvolle Beschreibung des flüssig/gasförmig-Zweiphasenbereich .
- **Die Arbeiten von van der Waals wurden in den Naturwissenschaften als so neuartig und weiterführend angesehen, dass van der Waals 1910 den Nobelpreis erhielt.**



<http://de.wikipedia.org/>

1837 - 1923

*Johannes Diderik van
der Waals*



*Nobelpreis für Physik 1910
„für seine Arbeiten über die
Zustandsgleichung der
Gase und Flüssigkeiten“*

Reale Gase

Bedeutung der van der Waals-Konstanten:

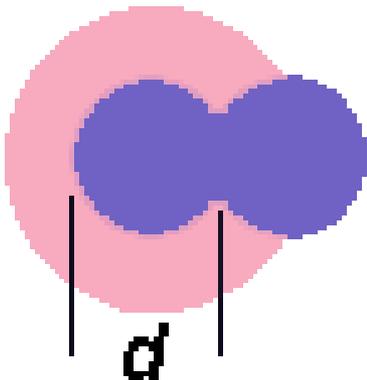
Ausgehend vom idealen Gasgesetz in der Form

$$p = \frac{n R T}{V} \quad (10)$$

wird ein „Ausschlussvolumen“ $n \cdot b$ berücksichtigt („Eigenvolumen“ eines Teilchens multipliziert mit $n \cdot N_A$)

$$p = \frac{n R T}{V - n b} \quad (11)$$

- Diese Beziehung beschreibt ein Gas, dessen Teilchen abstoßende Wechselwirkungen bei sehr geringen Abständen zeigen.



Zweierstoß/
verbotenes Volumen

Rosafarbener Bereich:

- kugelförmigen Raum vom Radius d , der im Mittelpunkt der linken blauen Kugel zentriert ist.
- für den Mittelpunkt der zweiten blauen Kugel nicht zugänglich.
- Pro Stoßpaar besteht im realen Gas ein „verbotenes“ Volumen (‐Ausschlussvolumen“ V_{eff}) $(4/3)\pi d^3$, das vom zweiten Stoßpartner wegen der Anwesenheit des Ersten nicht mehr einnehmbar ist.

van-der-Waalssche Zustandsgleichung

"Ausschlussvolumen" V_{eff} :

- 8 mal größer als Teilchenvolumen $\left(\frac{4}{3}\pi\left(\frac{d}{2}\right)^3\right)$
- Bei der Berechnung von V_{eff} werden aber alle Teilchen doppelt gezählt
- V_{eff} ist nur 4 mal so groß wie das Molekülvolumen.
- V_{eff} = van-der-Waals-Konstante b („Kovolumen“).

Man kann aus b den **Teilchendurchmesser** zu bestimmen:

Für 1 Mol gilt: $b = 4 \times \text{Volumen eines Teilchens} \times \text{Zahl der Teilchen pro Mol} (= N_A)$

$$b = 4 \cdot \frac{4}{3}\pi\left(\frac{d}{2}\right)^3 \cdot N_A \text{ bzw.}$$

$$d = \sqrt[3]{\frac{3b}{2\pi N_A}} \quad (12)$$

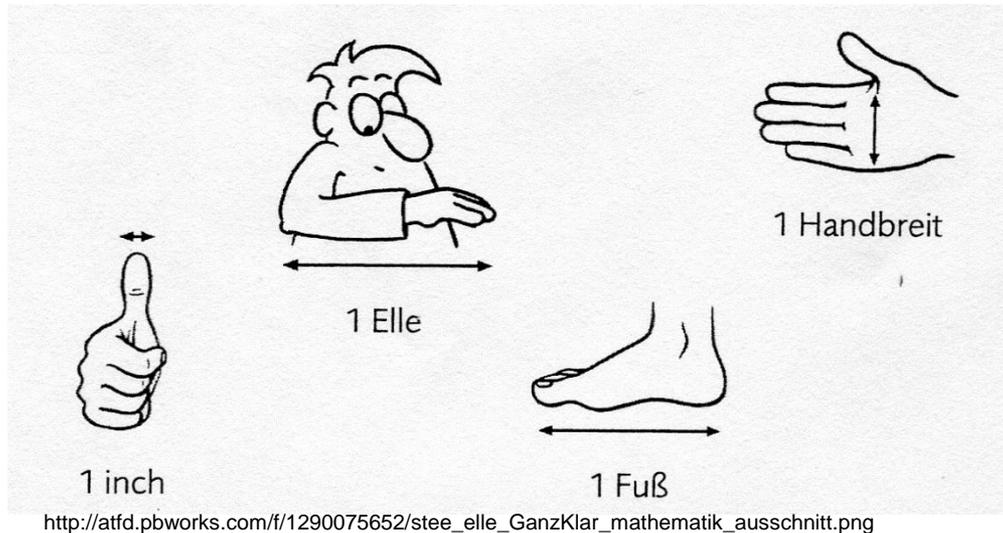
- Messung von pV-p-Isothermen zur Bestimmung von Molekülparametern
- Gilt nur als Näherung, da Moleküle weder exakt kugelförmig noch starr sind.

Dimensionen und Einheiten

Eine physikalische Größe besteht aus **Maßzahl** und **Einheit**,

Beispiel: Längenmessung: Die Länge l eines Menschen beträgt z. B. 1,78 m.

Es gibt verschiedene Einheitensysteme.



- Wir verwenden das "**System international d'Unités**", kurz **SI**.
- Das SI ist ein **metrisches**, **dezimales** und **kohärentes** Einheitensystem.

Dimensionen und Einheiten

- Durch das SI werden physikalische Einheiten zu ausgewählten Größen festgelegt
- Das SI beruht auf sieben (per Konvention festgelegten) Basiseinheiten zu entsprechenden Basisgrößen.
- Daraus werden anderen Größen abgeleitet:

Basisdimensionen	Ausgewählte abgeleitete Größen
Länge l [m]	Kraft F : $\text{kg}\cdot\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$ in der Einheit Newton [N]
Zeit t [s]	Druck p : $\text{N}\cdot\text{m}^{-2}$ in der Einheit Pascal [Pa]
Masse m [kg]	Arbeit W : $\text{N}\cdot\text{m}=\text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-2}$ in der Einheit Joule [J]
Stoffmenge n [mol]	Leistung P : Js in der Einheit Watt [W]
Stromstärke I [A]	
Temperatur T [K]	
Lichtstärke I_v [Cd]	

<http://www.chemgapedia.de>

- In der Europäischen Union (EU), der Schweiz und den meisten anderen Staaten ist die Benutzung des SI im amtlichen oder geschäftlichen Verkehr gesetzlich vorgeschrieben.

Dimensionen und Einheiten

Vorsätze zur Bezeichnung von dezimalen Vielfachen und Teilen der Einheiten

Zehnerpotenz	Vorsatz	Symbol	Zehnerpotenz	Vorsatz	Symbol
10^1	Deka	da	10^{-1}	Dezi	d
10^2	Hekto	h	10^{-2}	Zenti	c
10^3	Kilo	k	10^{-3}	Milli	m
10^6	Mega	M	10^{-6}	Mikro	μ
10^9	Giga	G	10^{-9}	Nano	n
10^{12}	Tera	T	10^{-12}	Piko	p
10^{15}	Peta	P	10^{-15}	Femto	f
10^{18}	Exa	E	10^{-18}	Atto	a
10^{21}	Zetta	Z	10^{-21}	Zepto	z
10^{24}	Yotta	Y	10^{-24}	Yocto	y

Wie löse ich eine Aufgabe in Physikalischer Chemie?

- In der Aufgabenstellung schauen, welche Informationen (Variablen) gesucht sind
- In der Aufgabenstellung schauen, welche Informationen gegeben sind.
- Gegebene Werte in **SI-Einheiten umrechnen**

- Passende Formel suchen oder herleiten oder aus verschiedenen Formeln erstellen.
- Formel zur gesuchten Variablen auflösen.
- **Dann erst Werte einsetzen:**

- Zahlen und Einheiten getrennt schreiben: Aus gegeben Einheiten, Einheit des Ergebnis bestimmen (Dimensionsbetrachtung): Ist die Einheit sinnvoll?
- Potenzen der Zahlenwerte zusammenfassen: Sinnvolle Größenordnung?
- Ergebnis ausrechnen.
- Nochmal nachrechnen. Ist die Größenordnung sinnvoll?
- Ist das Vorzeichen sinnvoll?
- Ergebnis sinnvoll runden und mit der richtigen Einheit angeben.

Wie löse ich eine Aufgabe in Physikalischer Chemie?

- Ein Wert in der Physikalischen Chemie besteht aus **Zahl** und **Einheit**, die Angabe der Nachkommastellen ist eine Information über die Genauigkeit des Messwerts oder des errechneten Werts.
- Man kann aus wenig genauen Angaben keine genaueren Werte erhalten (mit vielen Nachkommastellen).
- Prüfen: Ist die Frage aus der Aufgabe gelöst. Ggf. Antwortsatz schreiben!
- Wenn eine graphische Auftragung der Werte benötigt wird, schreibt man an die x- und y-Achsen die Messgröße und die Einheit.

