

Allgemeine Chemie für Studierende der Zahnmedizin

Sommersemester 2015

Organisatorisches

Dozenten



P.D. Dr. Birger Dittrich

Institut für Angewandte und
Anorganische Chemie
Martin-Luther-King-Platz 6
birger.dittrich@chemie.uni-
hamburg.de

AC Raum 15c

Vorlesung

Allgemeine / Anorganische
Chemie



Prof. Dr. Paul Margaretha

Institut für Organische
Chemie
Martin-Luther-King-Platz 6
paul.margaretha@chemie.
uni-hamburg.de

OC Raum 221

Vorlesung

Organische Chemie



Dr. Ulrich Riederer

Institut für Pharmazie

Bundesstraße 45
riederer@chemie.uni-
hamburg.de

Praktikum

Klausurorganisation

Organisatorisches

- Vorlesung Di + Do von 13:15 bis 14:45 Uhr ohne Pause
- Hörsaal D und A, Chemie, MLK-Platz 6
- Anorganische und Allgemeine Chemie (Dittrich)
2. April bis 19. Mai
- Vorlesungen am 26. & 28. Mai finden nicht statt
(Pfingstwoche)
- Organische Chemie (Margaretha)
21. Mai bis 9. Juli
- Klausur 9. Juli; Nachklausur im August – Infos folgen
durch Dr. Riederer
- **wichtig:** Termin für Vorbesprechung & Sicherheits-
belehrung zum Praktikum wird online bekannt gegeben.
Raum: Großer Hörsaal der Pharmazie, Bundesstraße 45

Organisatorisches

Materialien zu Vorlesungen und Praktikum finden Sie im Internet unter

<http://www.chemie.uni-hamburg.de/studium/praktika/medizin/>

- Vorlesungs-, Praktikums- und Klausurtermine sowie aktuelle Ankündigungen
- PDF-Dateien der Vorlesungsfolien
- Videoaufzeichnung (*lecture to go*) der Vorlesung aus dem Sommersemester 2012 (Schatzschneider / Vill)

<http://www.chemie.uni-hamburg.de/ac/burger/>

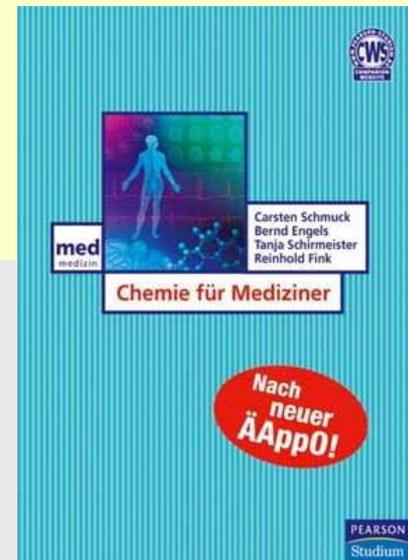
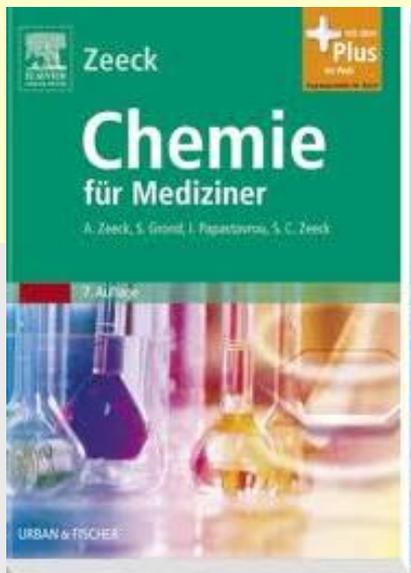
[Medizinerpraktikum/Skripte.htm](#)

- alte Klausuren und Vorlesungsskripte

Lehrbücher

- S. Zeeck, S. Grond, I. Papastavrou, A. Zeeck
Chemie für Mediziner, 7. Auflage,
Urban & Fischer, München, **2010**, € 35,95
- P. Margaretha, *Chemie für Mediziner*, Springer, Berlin,
2002, € 9,95
- C. Schmuck, B. Engels, T. Schirmeister, R. Fink, *Chemie
für Mediziner*, Pearson, München, **2008**, € 49,95

Diese Bücher gibt es auch in der Uni-Bibliothek!



Inhalt der Vorlesung (Teil Dittrich)

- Aufbau der Materie:
Atome, Elemente, Radioaktivität, Periodensystem
- chemische Bindung und intermolekulare Wechselwirkungen
- chemische Reaktionen und Thermodynamik
- wässrige Lösungen, Säuren und Basen, Puffer
- Oxidationszahlen, Redoxreaktionen, Elektrochemie
- (Koordinationsverbindungen und Bioanorganische Chemie)

Was ist Chemie?

„Die Chemie ist die Lehre von den Stoffen, von ihrem Aufbau, ihren Eigenschaften und von den Umsetzungen, die andere Stoffe aus ihnen entstehen lassen.“

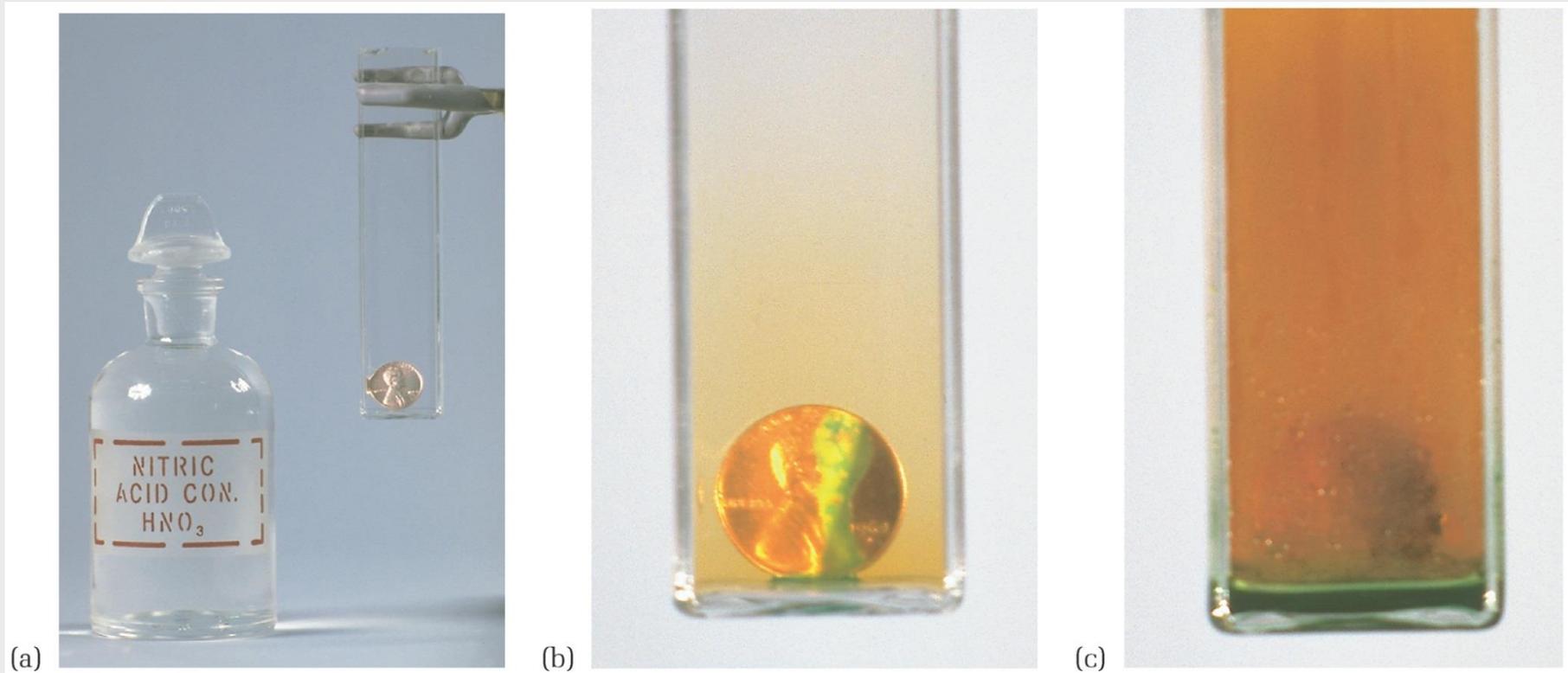
(L. Pauling, 1956)

„Die Chemie hat als Aufgabe und Ziel, das Zusammenwirken der Atome zu verstehen, welches letztendlich das, was wir als Materie verstehen, sei sie anorganisch oder biologisch, umfasst.“ (A. Weiss, 1987)

**Chemie ist die Lehre von den Stoffen
und den stofflichen Umwandlungen**

**Physik untersucht Zustände und
Zustandsänderungen der Materie**

Eine chemische Reaktion



Stoffsystematik

Zustandsänderungen erhalten die Charakteristik eines Stoffes oder verändern diese reversibel

Stoffumwandlungen verändern die physikalischen und chemischen Eigenschaften irreversibel

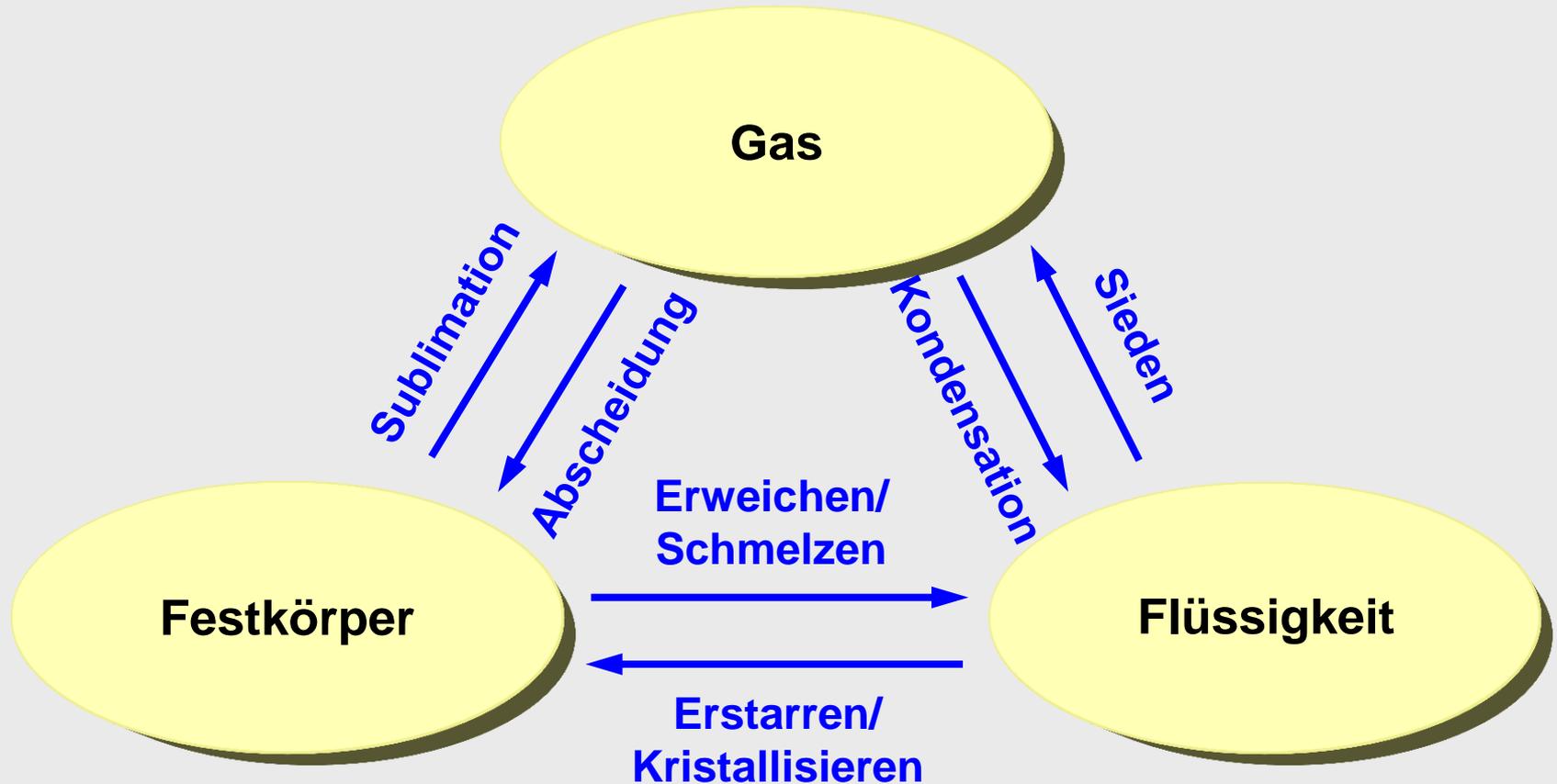
Ein reiner Stoff wird durch für ihn charakteristische physikalische Eigenschaften (Größen) bestimmt

Spezifische Eigenschaften (Bestimmungsgrößen)

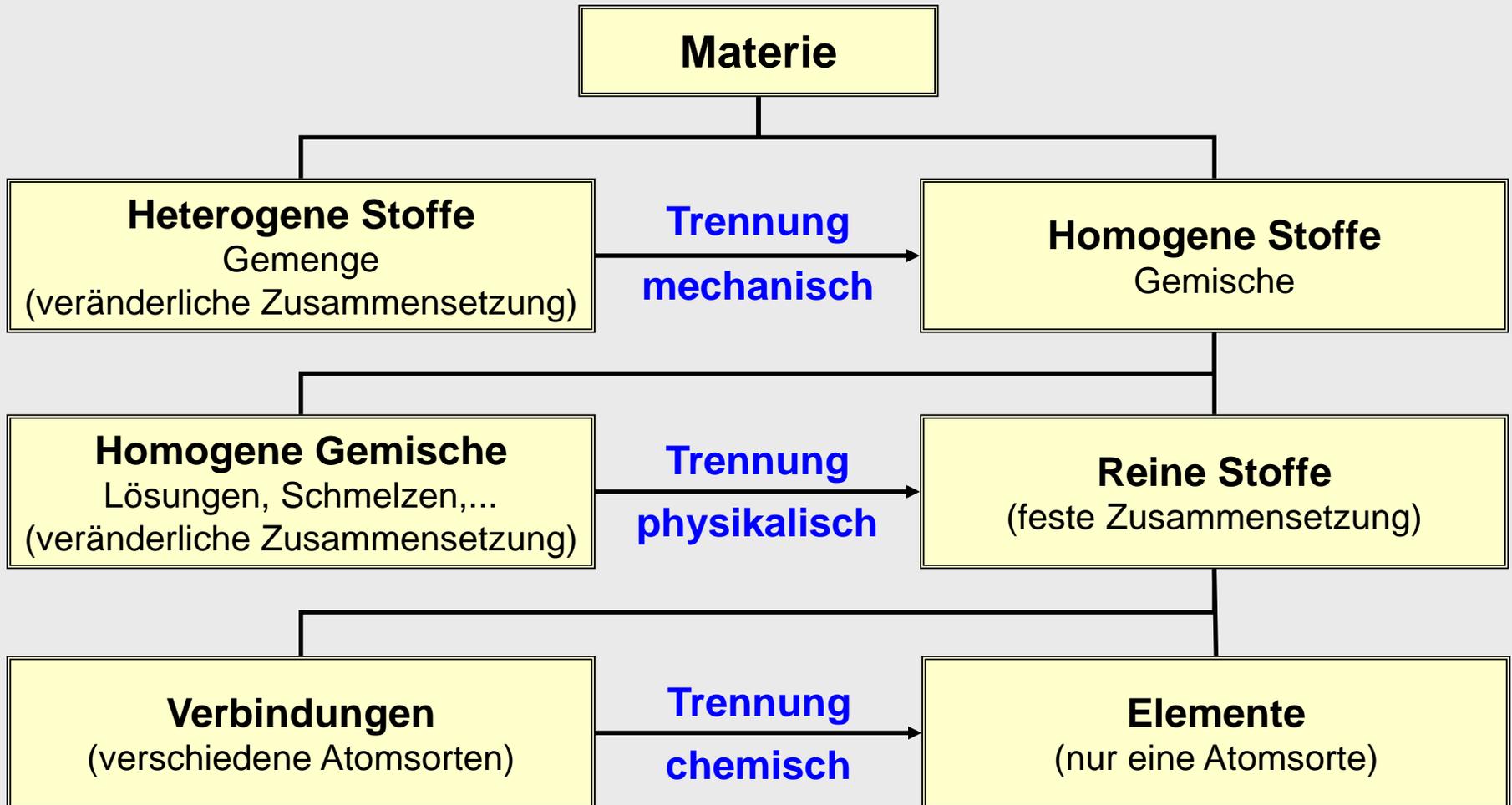
Dichte, Härte, Farbe, Absorption/ Emission elektromagnetischer Strahlung, Leitfähigkeit (elektrische und Wärme), Schmelzpunkt, Siedepunkt, Löslichkeit, ...

Physik: Aggregatzustände der Materie

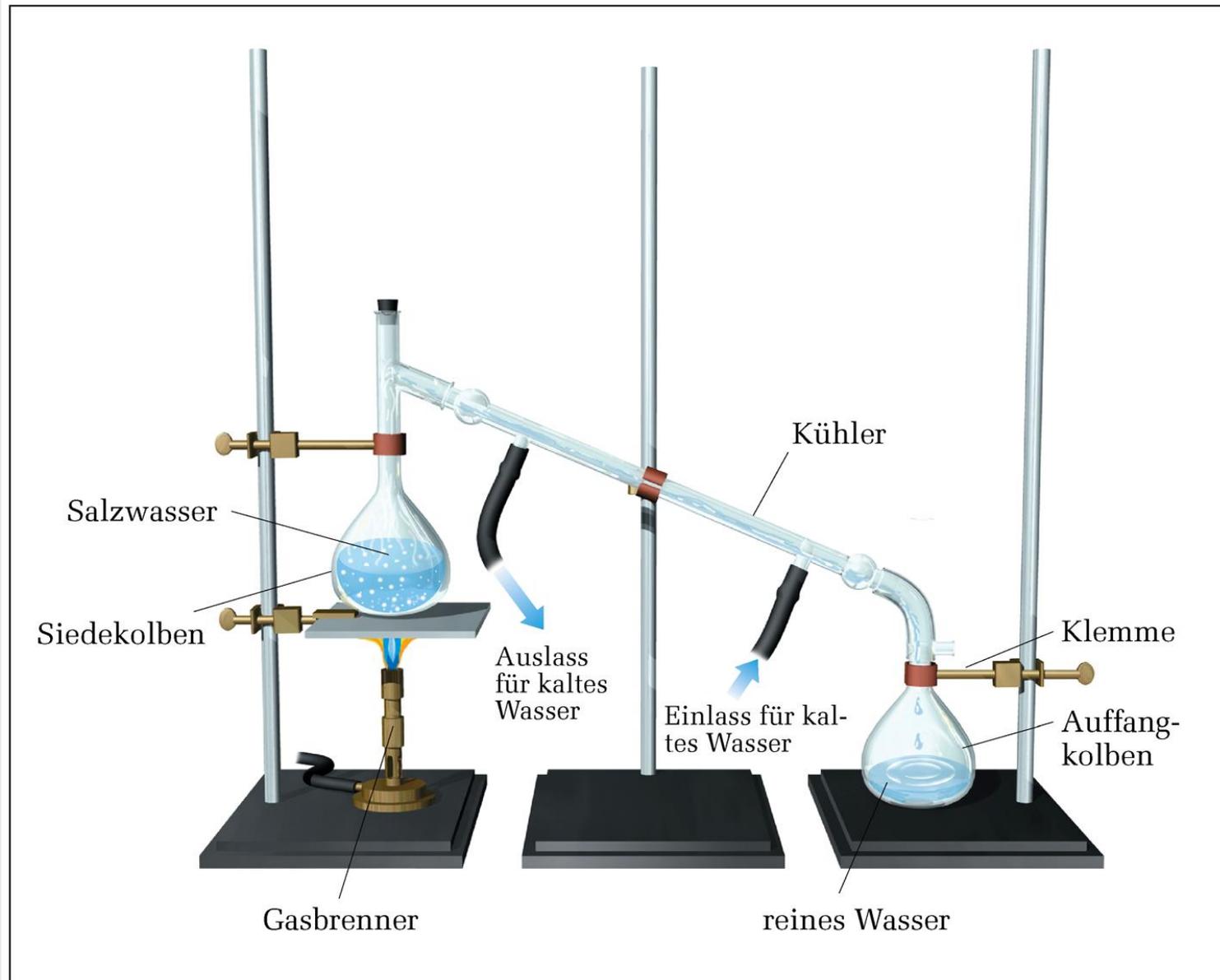
Zustandsänderungen



Einteilung von Stoffen und Stofftrennung



Beispiele Stofftrennung - Destillation



Einteilung von Stoffen und Stofftrennung

Aggregatzustand	Bezeichnung	Beispiele	Trennverfahren
fest/ fest	Gemenge	Granit, Iod/ Sand	Sortieren, Sieben, Extraktion, Sichten, Sublimation, ...
fest/ flüssig	Suspension	Schlamm, Pasten, Kolloide	Filtrieren, Sedimentieren, Dekantieren, Zentrifugieren
flüssig/ flüssig	Emulsion	Milch, Öl+Wasser	Zentrifugieren, Abscheiden
flüssig/ gasf.	Aerosol	Nebel, Schaum	Sedimentieren
fest/ gasf.	Aerosol	Rauch	Sedimentieren, Filtrieren, elektrostatisch

Die Chemischen Grundgesetze

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse



Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794)

„Die Masse der Produkte ist nach einer chemischen Reaktion genauso groß wie die Masse der Ausgangsstoffe“ (1774)

Versuchsbeschreibung
Versuchsergebnis
Schlussfolgerungen



Hans Landolt (1830-1910)

**Fundierte wissenschaftliche
Bestätigung erst 1908**

Il ne leur a fallu qu'un moment pour faire tomber cette tête et cent années, peut-être, ne suffiront pas pour en reproduire une semblable

Die Chemischen Grundgesetze

Das Gesetz der konstanten Proportionen



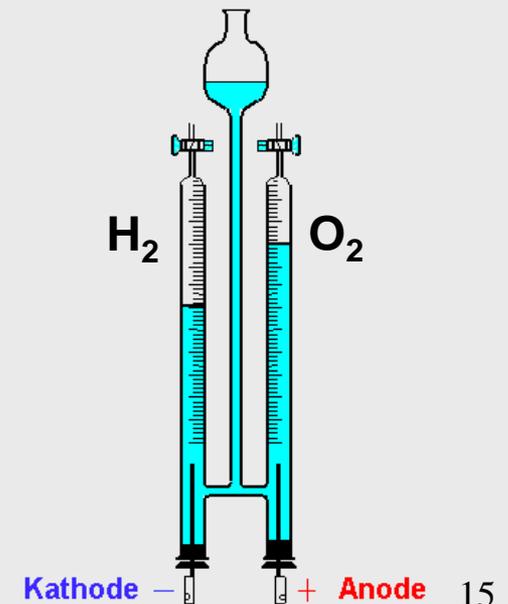
Joseph Louis Proust (1754 – 1826)

„Das Massenverhältnis zweier sich zu einer chemischen Verbindung vereinigender Elemente ist konstant.“ (1799)

Hofmann'scher Wasserzersetzungsapparat



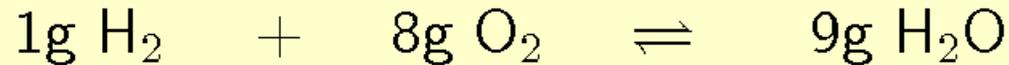
Massenverhältnis H/O 1:7.937



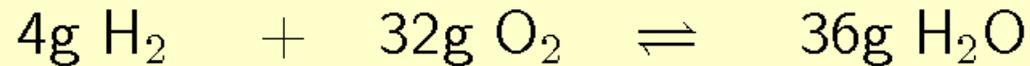
Das Gesetz der konstanten Proportionen

Beispielreaktionen

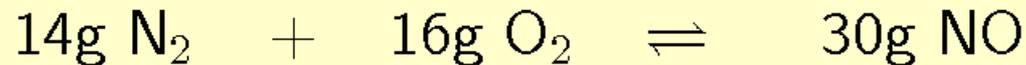
Massen- verhältnis



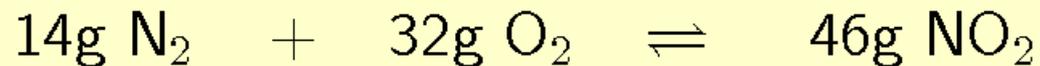
$$1/8 = 0.125$$



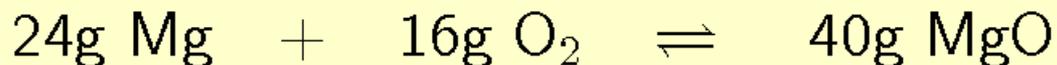
$$4/32 = 0.125$$



$$14/16 = 0.875$$



$$14/32 = 0.438$$



$$24/16 = 1.5$$



$$56/44 = 1.273$$

Die Chemischen Grundgesetze

Das Gesetz der multiplen Proportionen



John Dalton (1754 – 1826)

„Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigender Elemente stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.“ (1803)

Zu diesem Zeitpunkt konnte noch nicht
Zwischen Atom und Molekül unterschieden werden.

Das Gesetz der multiplen Proportionen

Massenverhältnisse verschiedener Kohlenstoffoxide CO_y

M(C) / M(O)	bezogen auf C	GGV	Verbindung
0.751	1 : 1.332	1 : 1 · 1.332	CO
0.375	1 : 2.664	1 : 2 · 1.332	CO ₂

Gesetz der konstanten Proportionen - Volumen

Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850)



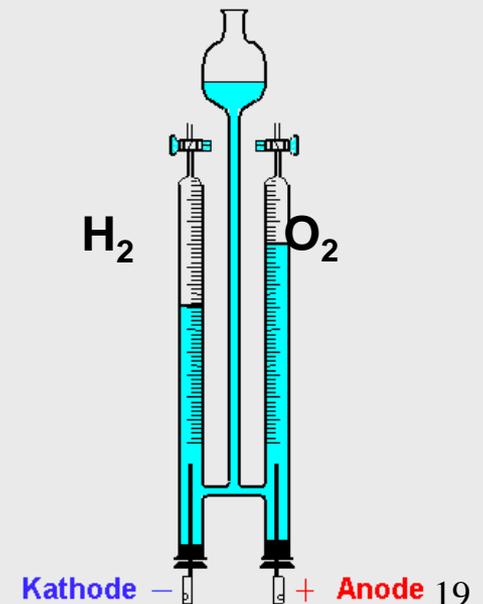
Chemisches Volumengesetz (1808):

Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Umsetzung beteiligter Stoffe lässt sich bei gegebener Temperatur und Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben.

Hofmann'scher Wasserzersetzungsgesetz



Volumenverhältnis H/O 2:1



Atomhypothese



Daltonsche Atomhypothese (1808)

- Chemische Elemente bestehen aus Atomen. Atome sind kleine nicht weiter zerlegbare Teilchen.
- Alle Atome eines Elementes sind gleich (Masse, Gestalt, ...)
- Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Eigenschaften (versch. Massen, ...)

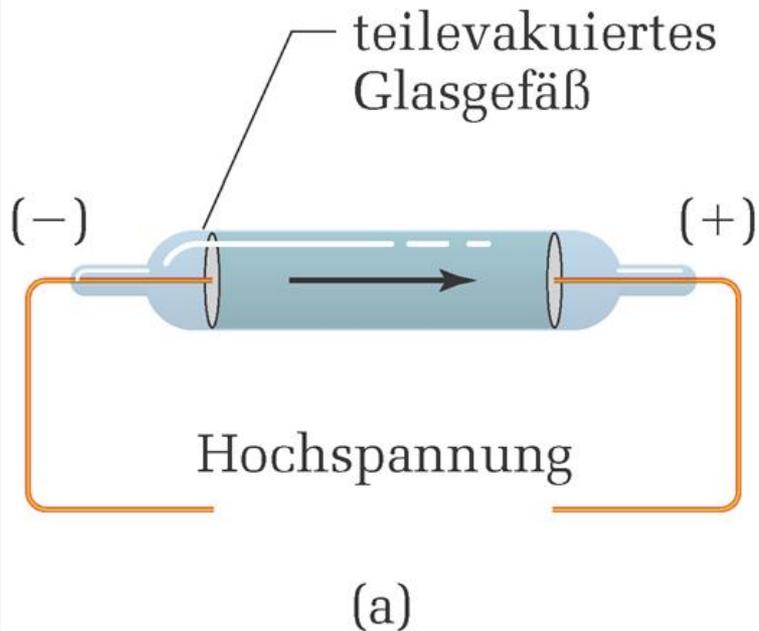
Elemente, Verbindungen und Moleküle

- **Elemente** bestehen aus Atomen der gleichen Sorte. Alle Elemente sind im Periodensystem der Elemente (PSE) aufgeführt
- **Verbindungen** sind Stoffe, die Atome verschiedener Elemente in einem festgelegten Verhältnis enthalten.
- Ein **Molekül** ist eine definierte Gruppierung von fest aneinander gebundenen Atomen. Es ist das kleinste Teilchen, das noch alle chemischen Eigenschaften der entsprechenden Verbindung aufweist.

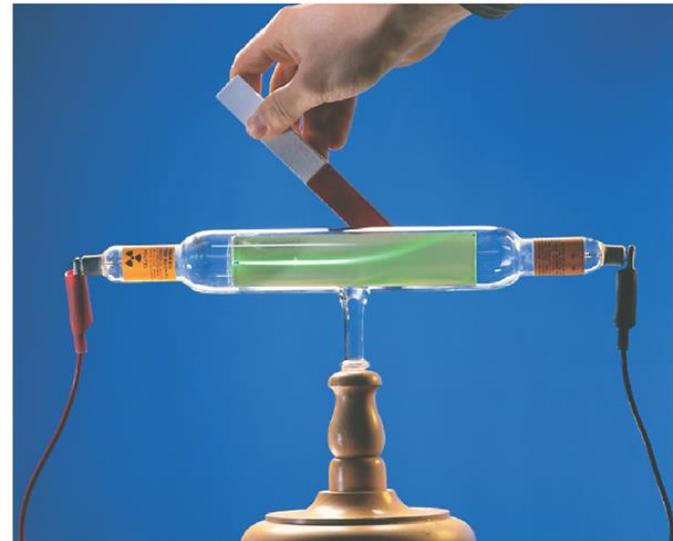
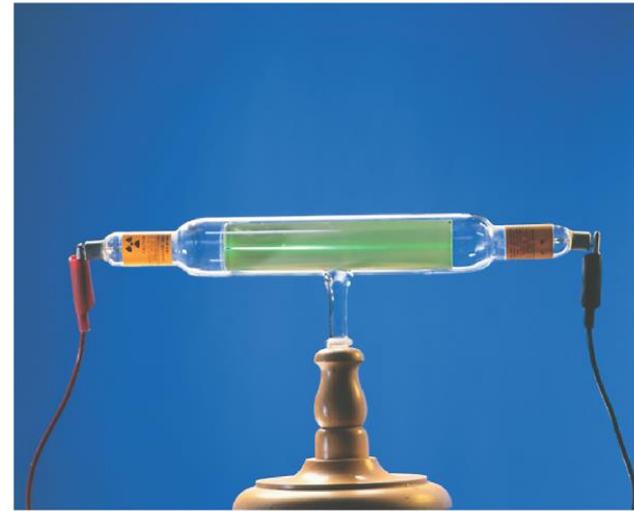
Elementarteilchen als Bestandteil von Atomen

1833	M. Faraday	Atome tragen diskrete Mengen elektrischer Ladung	Elektrolysen
1886	E. Goldstein	Entdeckung von Protonen als positive Kanalstrahlen	Studierten die Vorgänge in Gasentladungsröhren
1897	J. J. Thomson Sir W. Crooks	Entdeckung von Elektronen als negative Kanalstrahlen	Studierten die Vorgänge in Gasentladungsröhren
1911	R. A. Millikan	Bestimmung der Elementarladung	Öltröpfchenversuch
1913	H. G. J. Moseley	Jedes Element unterscheidet sich vom vorherigen Element im PSE durch ein zusätzliches Proton	Versuche mit Röntgenröhren
1932	Sir J. Chadwick	Entdeckung von Neutronen als neutrale Bestandteile der Atome	Beschuss von Be mit α -Teilchen

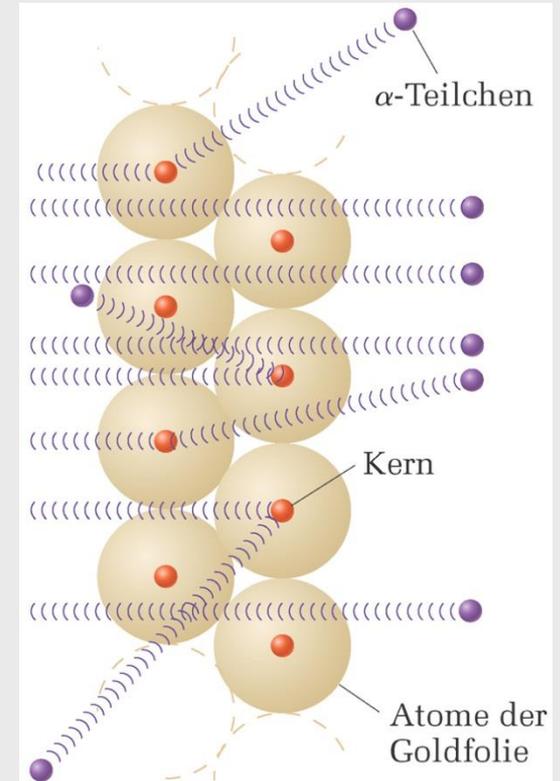
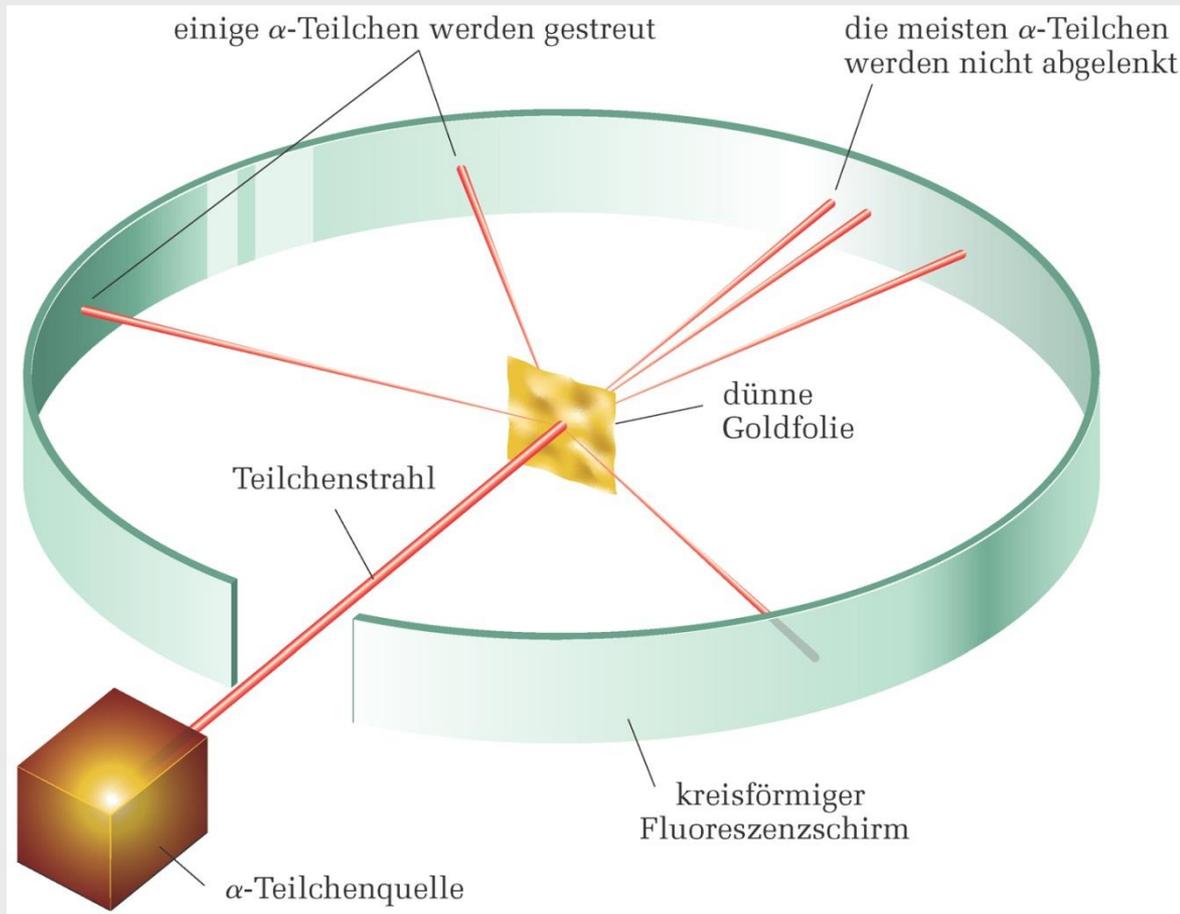
Kathodenstrahlexperiment



Elektronen werden durch eine Kathode beschleunigt und durch ein angelegtes elektr. Feld abgelenkt. Dadurch kann man das Verhältnis aus Ladung und Masse bestimmen.



Das Rutherford - Experiment



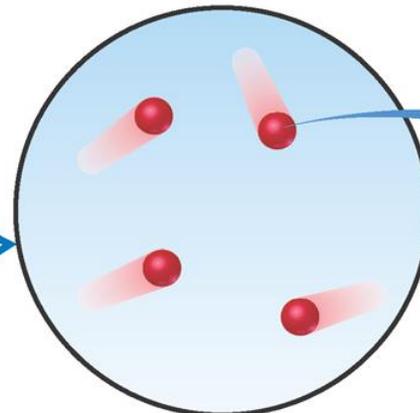
Eigenschaften von Elementarteilchen

Elementar- teilchen	Masse (absolut) [kg]	Ladung		Radius [m]	Dichte [g · cm ⁻³]
		[C]	[e]		
Elektron	$9.109534 \cdot 10^{-31}$	$-1.602189 \cdot 10^{-19}$	-1	$< 10^{-19}$	sehr hoch
Proton	$1.672649 \cdot 10^{-27}$	$1.602189 \cdot 10^{-19}$	+1	$1.3 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{14}$
Neutron	$1.674954 \cdot 10^{-27}$	± 0	± 0	$1.3 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{14}$

Protonen und Neutronen sind ungefähr 1830 mal schwerer als Elektronen.

Freie Neutronen besitzen eine Halbwertszeit von etwa 13 min.

Atombau - Basics



Atome

von den
Elektronen
besetztes
Volumen

Kern mit
Protonen
und Neu-
tronen

$\sim 10^{-4} \text{ \AA}$

$1-5 \text{ \AA}$

Zusammensetzung von Atomen

Atome bestehen aus Protonen (p^+), Neutronen (n) und Elektronen (e^-).

Die Anzahl der Protonen im Kern definiert das Element.

Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen. Bei Ionen ist die Protonenzahl ungleich der Elektronenzahl. **Kationen:** $n(p^+) > n(e^-)$; **Anionen** $n(p^+) < n(e^-)$

Die Zahl der Neutronen kann variieren. Atome eines Elementes mit unterschiedlicher Zahl von Neutronen heißen **Isotope**.



E: Elementsymbol

Z: Ordnungszahl (Zahl der p^+)

A: Massenzahl/Nukleonenzahl
(Zahl der $p^+ + n$)

Reinelemente und Mischelemente

Reinelemente

es gibt nur ein stabiles Isotop (22 Elementen, z.B. Phosphor ^{31}P , Natrium ^{23}Na , ^{19}F Fluor, ^{127}I Iod, ^{197}Au Gold).
andere Schreibweise ^{31}P bzw. P-31

Mischelemente

Es existieren mehrere natürlich vorkommende Isotope, z.B. von Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H) jeweils drei

^1H , ^2H , ^3H

^{16}O , ^{17}O , ^{18}O

Isotope des Wasserstoffs

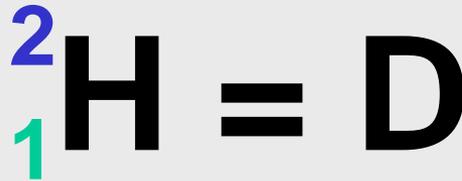
Hydrogenium

Leichter Wasserstoff



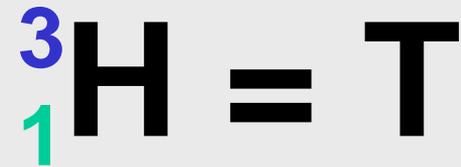
Deuterium

Schwerer Wasserstoff

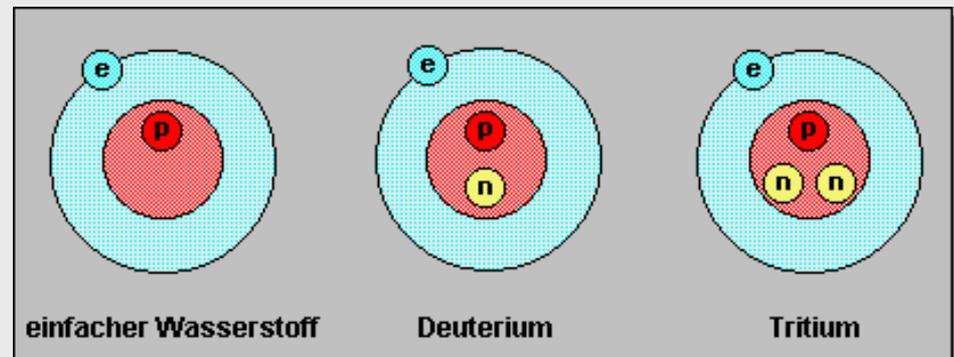


Tritium

Superschwerer Wasserstoff



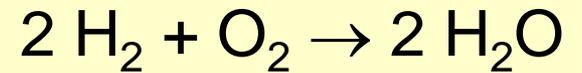
Wasserstoff ist ein Ausnahme!
Bei allen anderen Elementen
haben die **Isotope** dasselbe
Elementsymbol



Isotope – Verbindungen – Eigenschaften

Sauerstoff hat drei Isotope: O-16, O-17 und O-18

dies ergibt mit den drei Wasserstoffisotopen

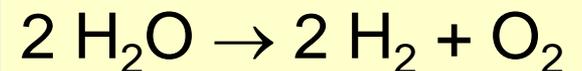


⇒ 18 verschiedene Arten von Wassermolekülen, die in der Natur vorkommen
gewöhnliche Wasser H_2O , D_2O (schweres Wasser) und T_2O
(superschweres Wasser), HDO , DTO usw.

Isotope unterscheiden sich nur sehr geringfügig in ihren chemischen
Reaktionen bzw. in ihren physikalischen Eigenschaften:

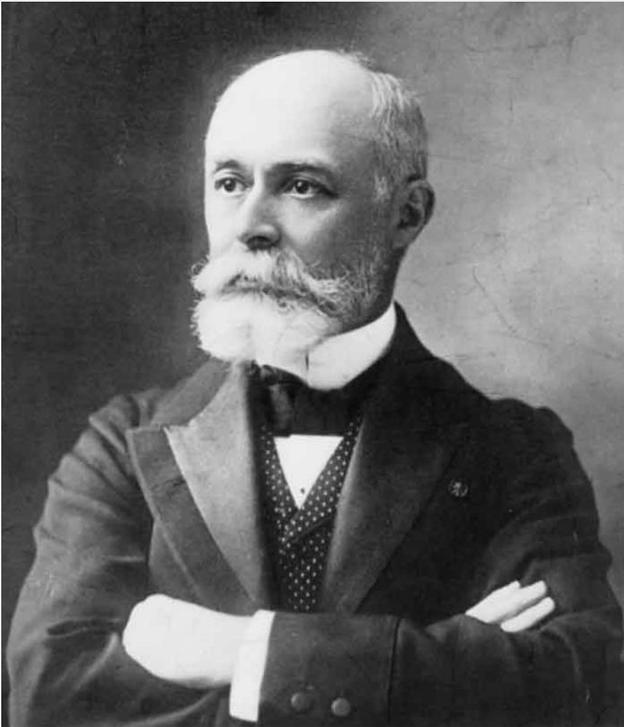
$T_{\text{Schm.}}$: $0,00 \text{ }^\circ\text{C}$ (H_2O), $3,82 \text{ }^\circ\text{C}$ (D_2O), $4,49 \text{ }^\circ\text{C}$ (T_2O)

Bei der elektrolytischen Zersetzung von Wasser wird bevorzugt gewöhnliches
Wasser zerlegt, Wassermoleküle mit schwerem Wasser reichern sich im
Restwasser an.

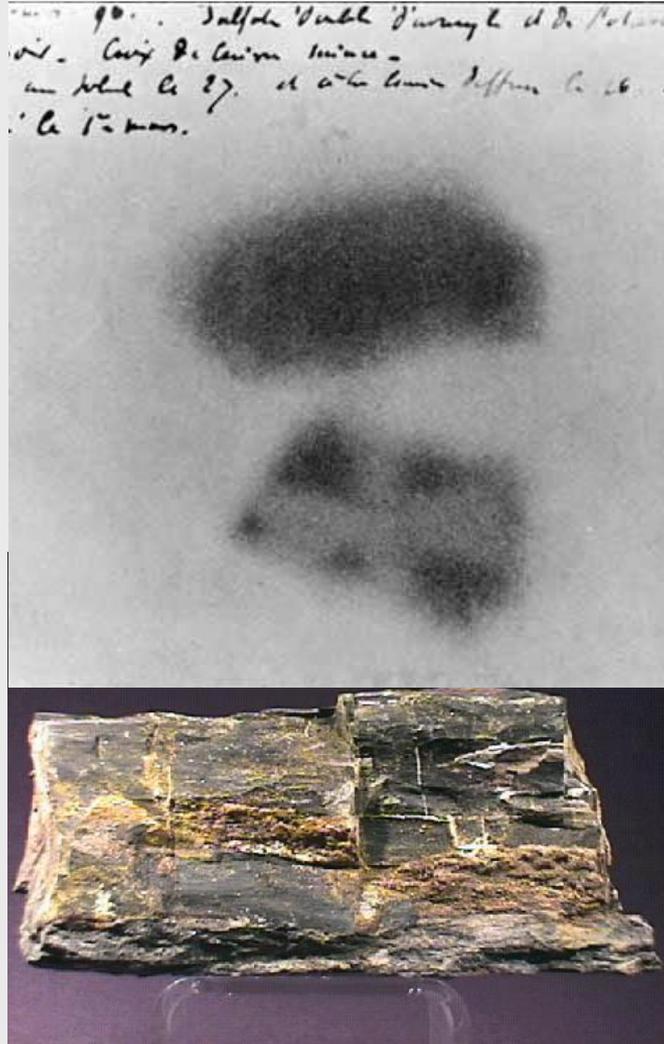


Entdeckung der Radioaktivität 1896

**Uranhaltige
Gesteine belichten
Photoplatten;
Entdecker...**



Antoine Becquerel



Uranitit, Pechblende, UO_2

**... und Namens-
geberin**



Marie Curie

Kernumwandlungen

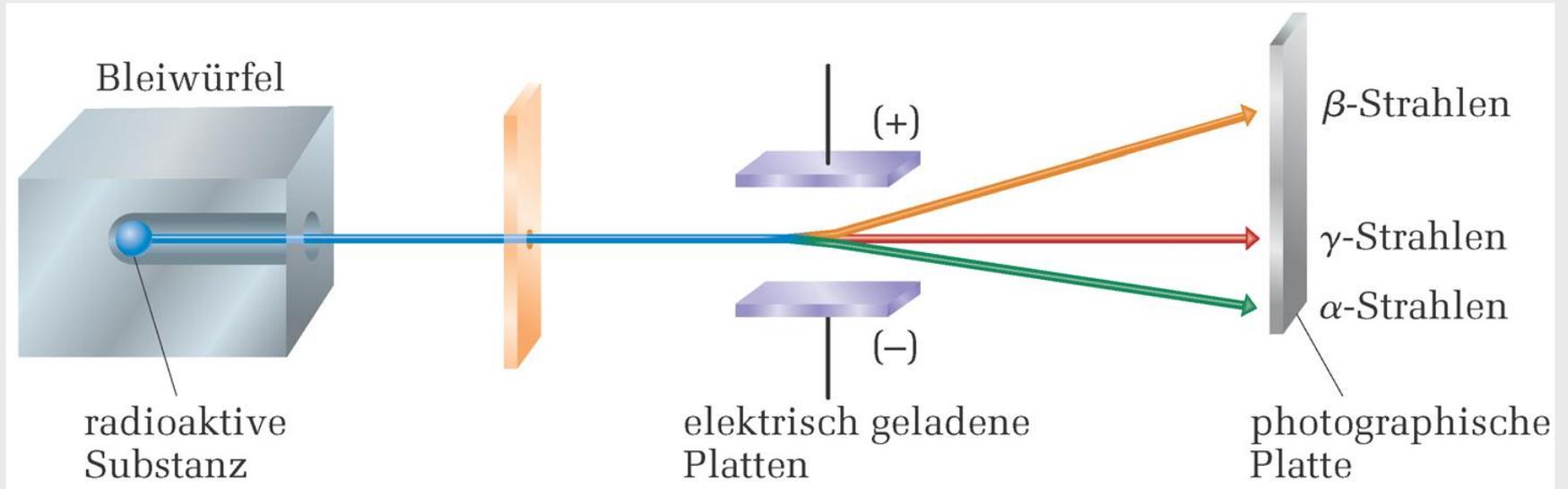
Kernumwandlungen:

Jede durch äußere Einwirkung bewirkte (induzierte) oder von selbst (spontan) erfolgende Umwandlung eines Atomkerns in einen oder mehrere andere Kerne

Kernreaktion: Jede durch einen Stoß mit einem anderen Kern oder Elementarteilchen bewirkte Umwandlung von Atomkernen, wobei Kerne anderer Zusammensetzung entstehen und oft Elementarteilchen emittiert werden.

spontane Kernspaltung: Spontan ablaufende Kernumwandlungen, natürliche und künstliche Radioaktivität

Radioaktivität



α -, β - und γ -Strahlung

α -Strahlen:

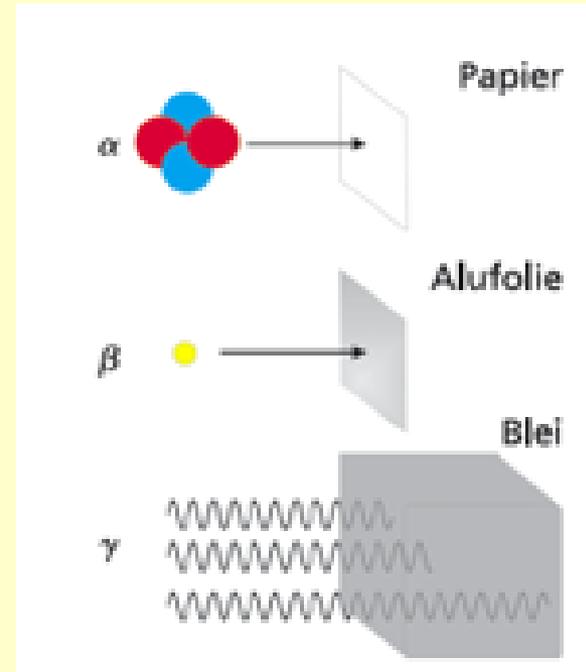
besitzen das geringste Durchdringungsvermögen, jedes α -Teilchen besteht aus 2 Protonen und 2 Neutronen und bewegt sich mit 1/10 der Lichtgeschwindigkeit

β -Strahlen:

sind durchdringender als α -Strahlen
 β^- = Elektron; β^+ = Positron
in etwa Lichtgeschwindigkeit

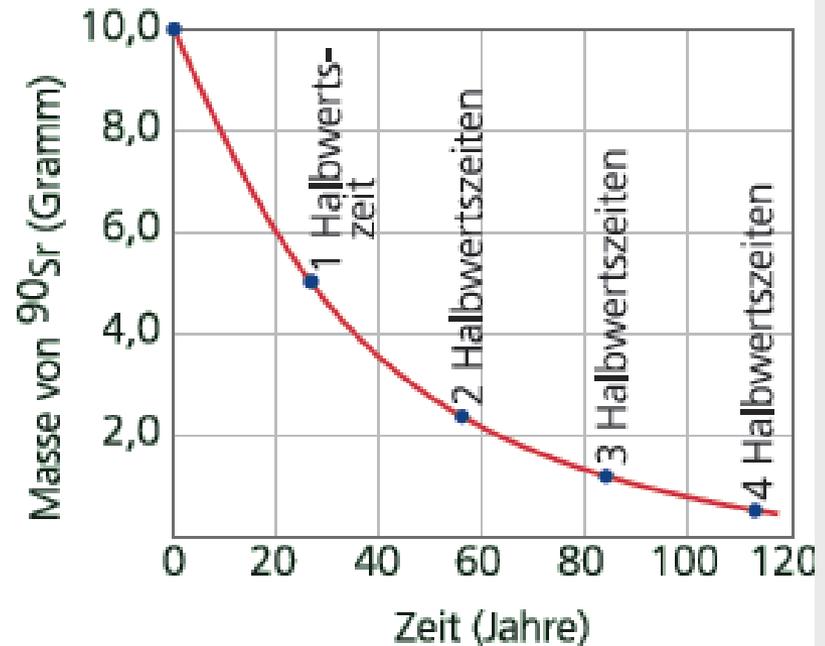
γ -Strahlen:

größtes Durchdringungsvermögen; mehrere cm dicke Bleischicht nötig, um sie zu absorbieren, lassen sich nicht in Magnetfeldern ablenken
bestehen nicht aus Teilchen sondern stellen einen Teil des elektromagnetischen Spektrums dar, ähneln harten Röntgenstrahlen, haben aber eine kürzere Wellenlänge



Kernspaltung - Halbwertszeit

Die Halbwertszeit ($t_{1/2}$) ist die Zeit, nach der die Hälfte der Atome in einer Probe zerfallen ist. Die Halbwertszeit ist für ein gegebenes Isotop immer gleich; sie hängt nicht davon ab, wie viele Atome wir noch haben oder wie lange sie schon existiert haben.



Element	Formel	$t_{1/2}$
Uran	^{235}U	704 Mio. Jahre
Kohlenstoff	^{14}C	5.730 Jahre
Strontium	^{90}Sr	29 Jahre
Beryllium	^8Be	$9 \cdot 10^{-17}$ s (90 Trillionstelsekunden)

Exkurs: SPECT

SPECT: *single photon emission computed tomography*, gibt Verteilung von Radiopharmakon im Körper; genutzt werden γ -Emitter wie ^{99m}Tc , ^{111}In , ^{123}I , ^{201}Tl .

Detektor: Gammakamera (Array aus Szintillationszählern)
 γ -Strahlung induziert Anregung von Photonen im Material, dieses emittiert Licht, welches detektiert wird)

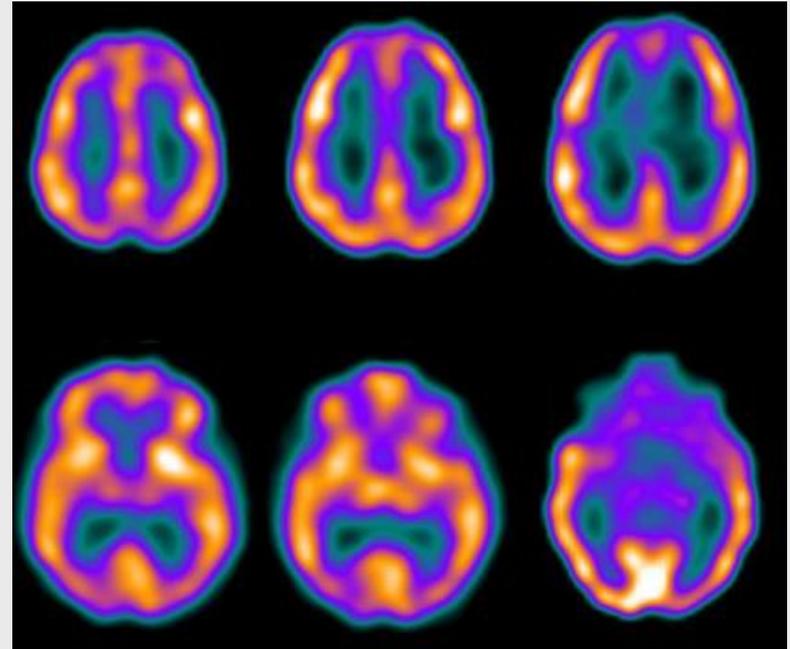
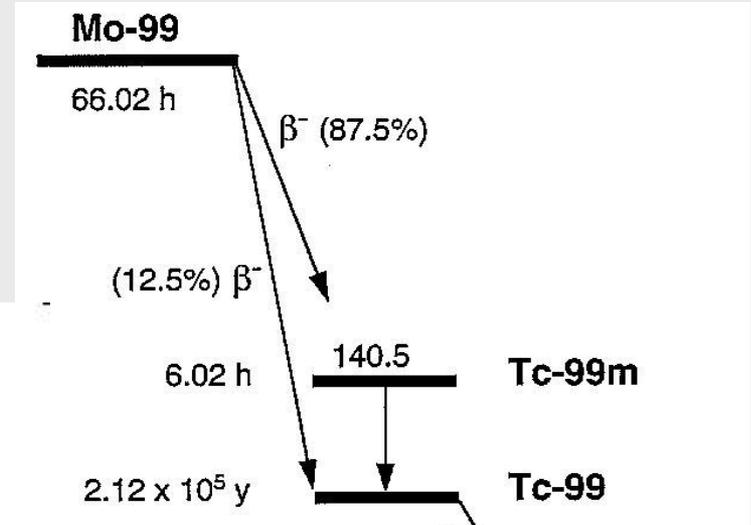
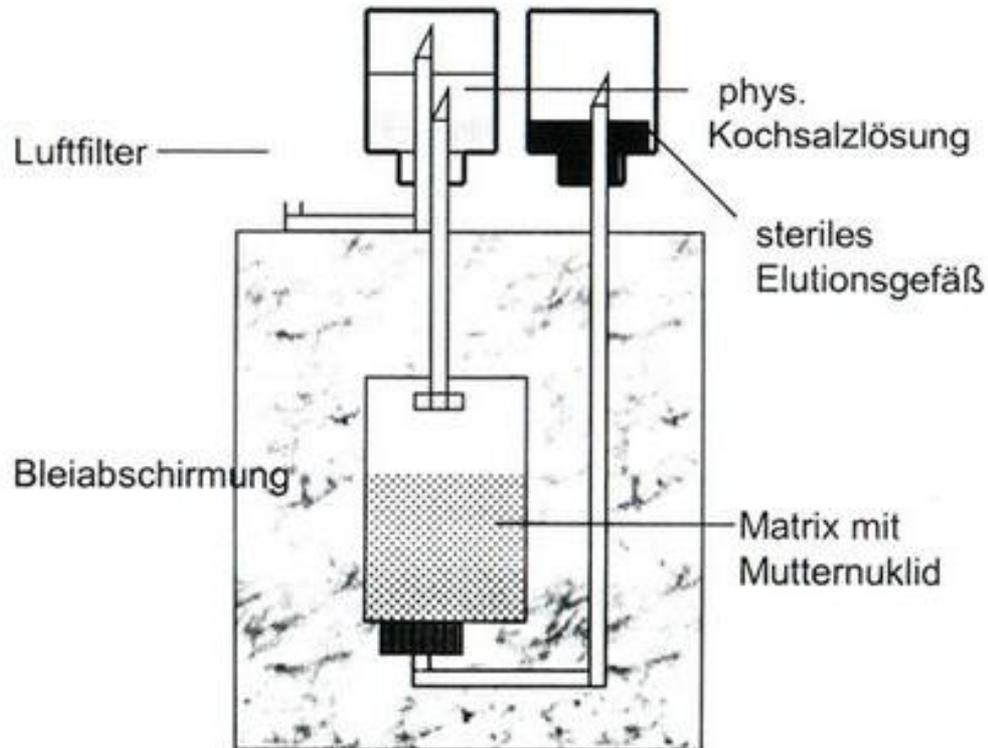
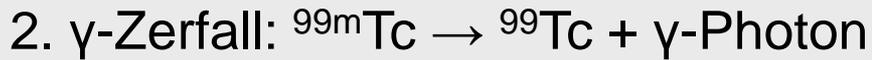


Abbildung der Hirnaktivität mit ^{99m}Tc

Exkurs: SPECT – der ^{99m}Tc Generator

Kernreaktionen:



Zusammensetzung von Atomen

Atome bestehen aus Protonen (p^+), Neutronen (n) und Elektronen (e^-).

Die Anzahl der Protonen im Kern definiert das Element.

Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen. Bei Ionen ist die Protonenzahl ungleich der Elektronenzahl. **Kationen:** $n(p^+) > n(e^-)$; **Anionen** $n(p^+) < n(e^-)$

Die Zahl der Neutronen kann variieren. Atome eines Elementes mit unterschiedlicher Zahl von Neutronen heißen **Isotope**.



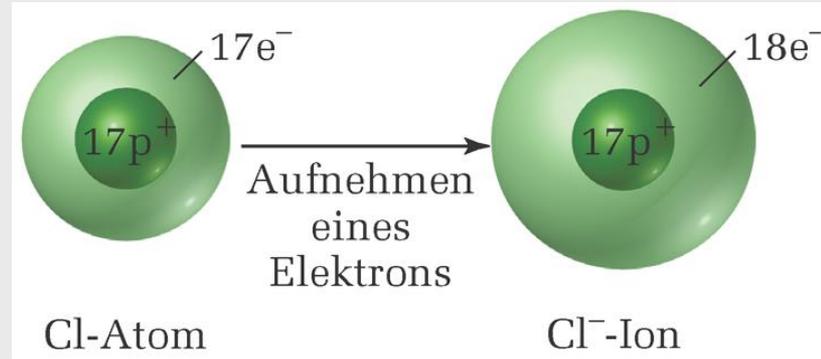
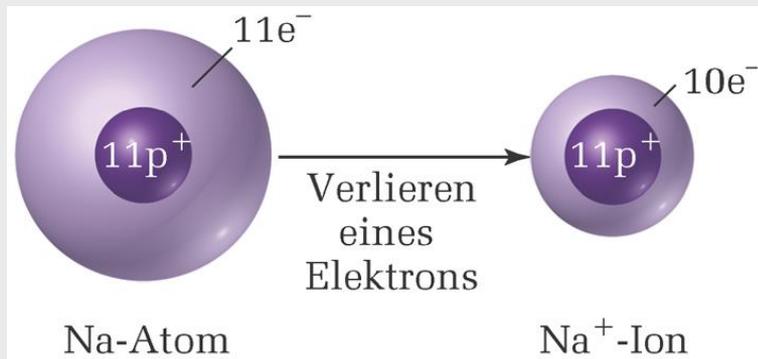
E: Elementsymbol

Z: Ordnungszahl (Zahl der p^+)

A: Massenzahl/Nukleonenzahl
(Zahl der $p^+ + n$)

Kationen und Anionen

Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen. Bei Ionen ist die Protonenzahl ungleich der Elektronenzahl. **Kationen:** $n(\text{p}^+) > n(\text{e}^-)$; **Anionen** $n(\text{p}^+) < n(\text{e}^-)$



Periodensystem der Elemente

1 H 1.0079																	2 He 4.0026									
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180									
11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.066	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948									
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80									
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc* 98.906	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29									
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33											72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po* 208.98	85 At* 209.99	86 Rn* 222.02
87 Fr* 223.02	88 Ra* 226.03											104 Rf* 261.11	105 Db* 262.11	106 Sg* 263.12	107 Bh* 262.12	108 Hs* 265	109 Mt* 268	110 Eka-Pt 271	111 Eka-Au 272	112 Eka-Hg						
		57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm* 146.92	62 Sm 150.36	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97										
		89 Ac* 227.03	90 Th* 232.04	91 Pa* 231.04	92 U* 238.03	93 Np* 237.05	94 Pu* 244.06	95 Am* 243.06	96 Cm* 247.07	97 Bk* 247.07	98 Cf* 251.08	99 Es* 252.08	100 Fm* 257.10	101 Md* 258.10	102 No* 259.10	103 Lr* 260.11										

Z = Protonenzahl = Ordnungszahl

Was bedeutet die Zahl unter den Elementsymbolen?

Atomare Masseneinheit

Definition: Eine atomare Masseneinheit entspricht $1/_{12}$ der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C und besitzt die Einheit 1 u. (äquivalent zu **u** werden auch die Abkürzungen **amu** (dt.: **ame**) oder **Da** (1 Dalton) verwendet)

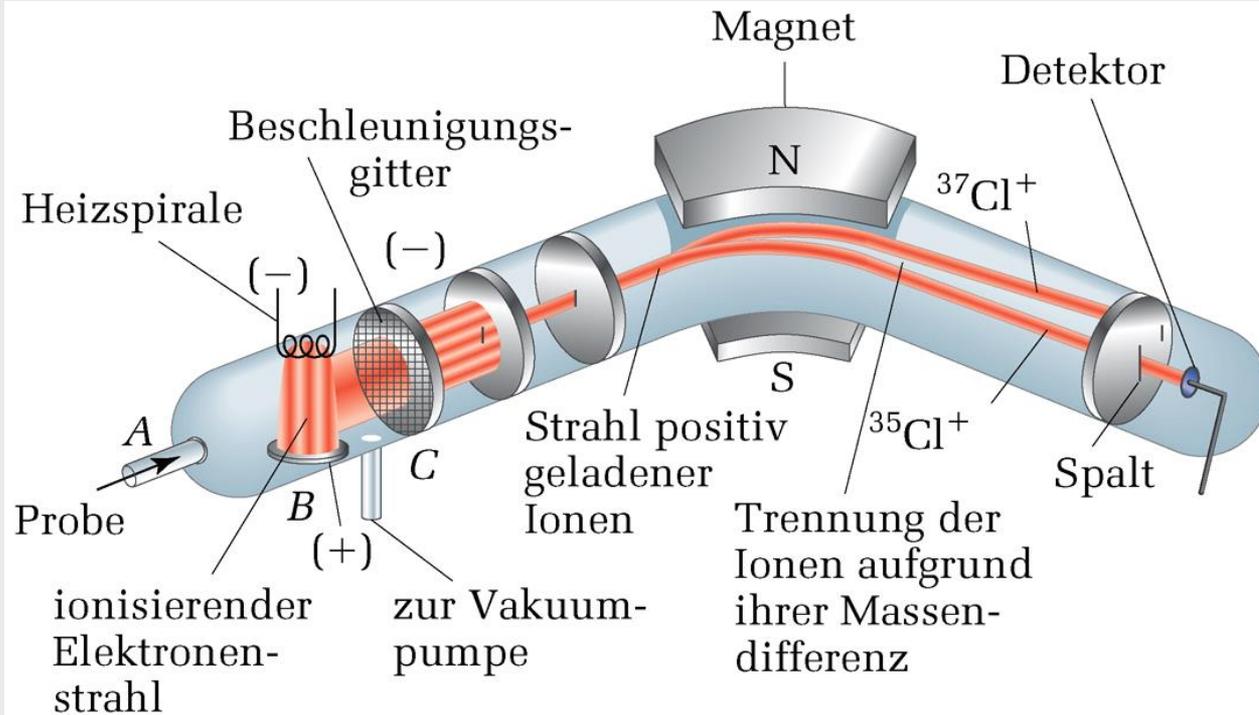
Die Masse eines ^{12}C -Kohlenstoffatoms beträgt 12 u. **Protonen** und **Neutronen** besitzen jeweils eine Masse von etwa 1 u.

Mit der Masse eines Kohlenstoffatoms $m_{\text{C}} = 1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ folgt:

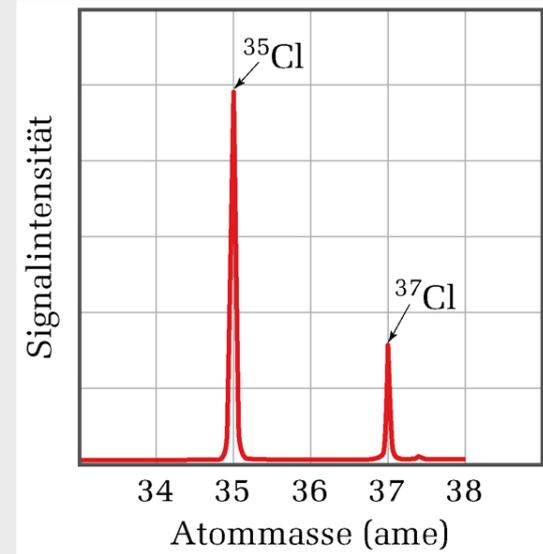
$$1 \text{ u} = \frac{1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{12} = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Massenspektrometer

- Separation und absolute Bestimmung von Atom- und Molekülmassen



Cl- Spektrum



Mittlere Atommassen der Elemente

Die Atommassen im Periodensystem ergeben sich durch anteilige Mittelwertbildung der Atommassen aller Isotope.

Ein Beispiel:

Chlor kommt mit den natürlichen Isotopen ^{35}Cl und ^{37}Cl vor. Die Häufigkeit dieser beiden Isotope beträgt 75.77 % und 24.23 %. Die mittlere Atommasse ergibt sich somit zu:

$$\frac{75.77}{100} \cdot 34.97 \text{ u} + \frac{24.23}{100} \cdot 36.97 \text{ u} = 35.45 \text{ u}$$

^{35}Cl

^{37}Cl

Das Mol

Ein Mol ist die Einheit für eine bestimmte Stoffmenge. Es ist die Zahl der Atome, die in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind.

$$\text{Zahl der } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = \frac{12 \text{ g } ^{12}\text{C}}{12 \cdot 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}} =$$

$$6.022 \cdot 10^{23} \text{ } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = 1 \text{ mol } ^{12}\text{C} - \text{Atome}$$

Avogadro-Zahl: 1 mol enthält $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

$$= N_A \text{ [Einheit: 1/mol]}$$

Molmasse M und Stoffmenge n

Die **Molmasse** eines Elements gibt die Masse von 1 mol Atomen des Elements an.

$$\text{Molmasse (M)} = \text{mittlere atomare Masse (m)} \cdot N_A$$

$$[\text{g/mol}] = [\text{g}] \cdot 1/[\text{mol}]$$

Die **Stoffmenge** n gibt die Teilchenzahl in mol an.

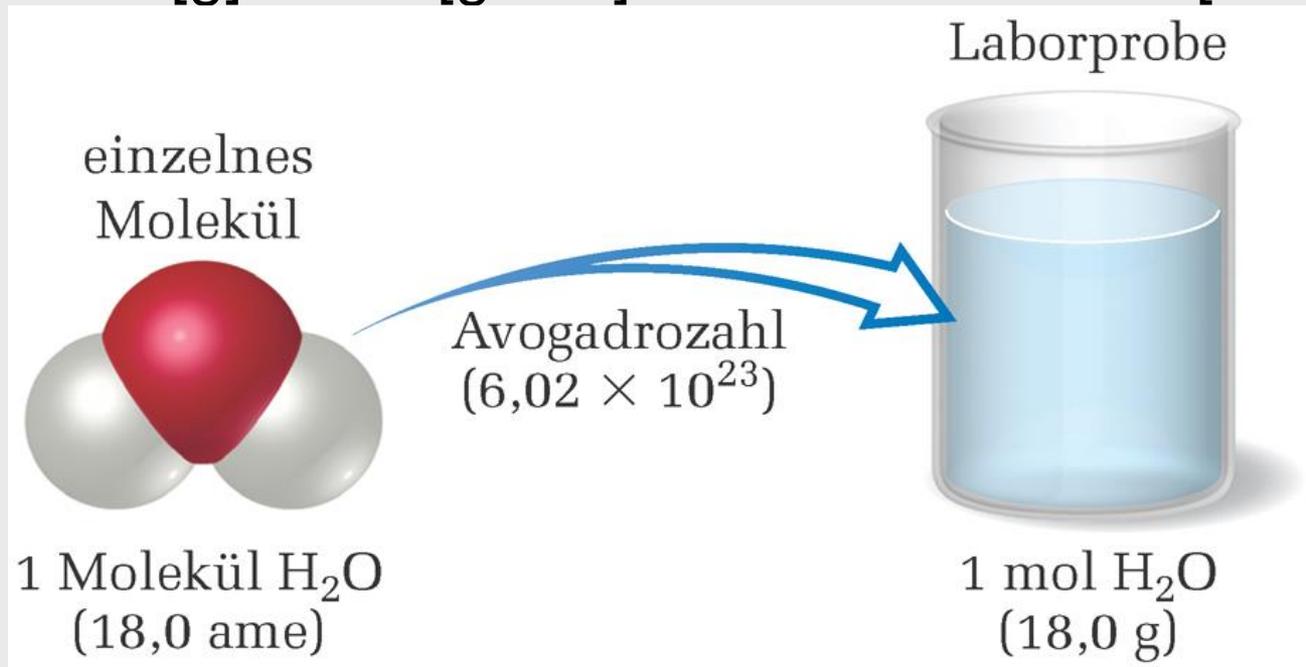
$$\text{Stoffmenge (n)} = \text{Teilchenzahl (N)} / N_A$$

$$m [\text{g}] = M [\text{g/mol}] \cdot n [\text{mol}]$$

Molmasse M und Stoffmenge n

Welcher Masse entspricht 1 mol Wasser?

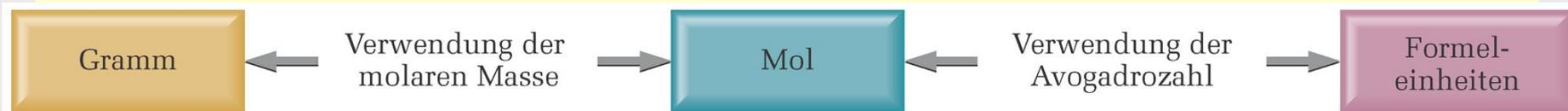
$$m = M \cdot n \quad \text{Masse} = \text{Molmasse (Verbindung)} \times \text{Stoffmenge}$$
$$[\text{g}] \quad = [\text{g/mol}] \quad \times [\text{mol}]$$



Beispiele Molmasse & Stöchiometrie

Berechnungen von Molmassen

Wasser:	H_2O :	$2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O})$	$\approx 18 \text{ g mol}^{-1}$
Phosphorsäure:	H_3PO_4 :	$3 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{P}) + 4 \times M(\text{O})$	$\approx 98 \text{ g mol}^{-1}$
Ammoniak:	NH_3 :	$1 \times M(\text{N}) + 3 \times M(\text{H})$	$\approx 17 \text{ g mol}^{-1}$
Natriumchlorid:	NaCl :	$1 \times M(\text{Na}) + 1 \times M(\text{Cl})$	$\approx 58,5 \text{ g mol}^{-1}$

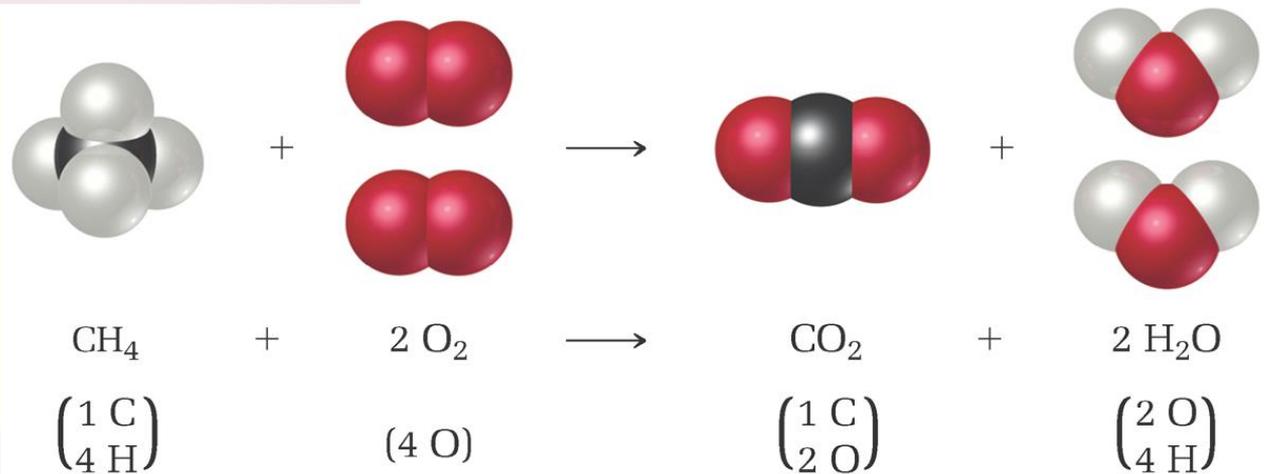
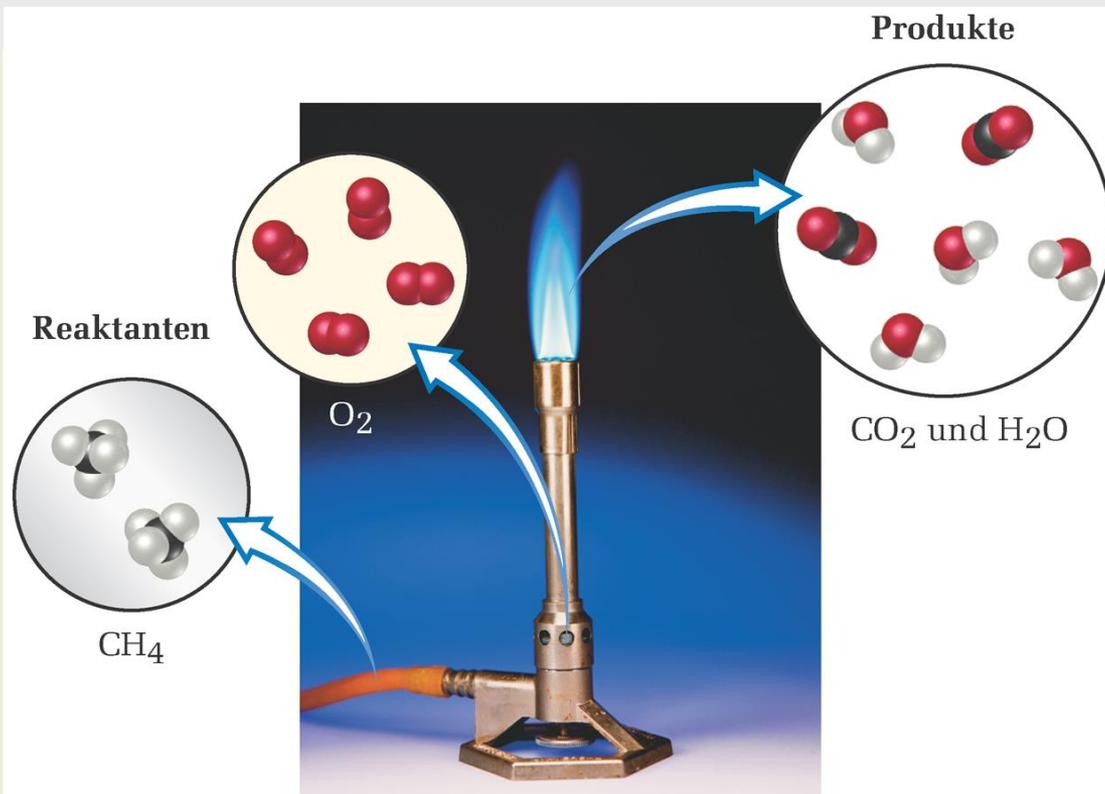


Reaktionsgleichungen

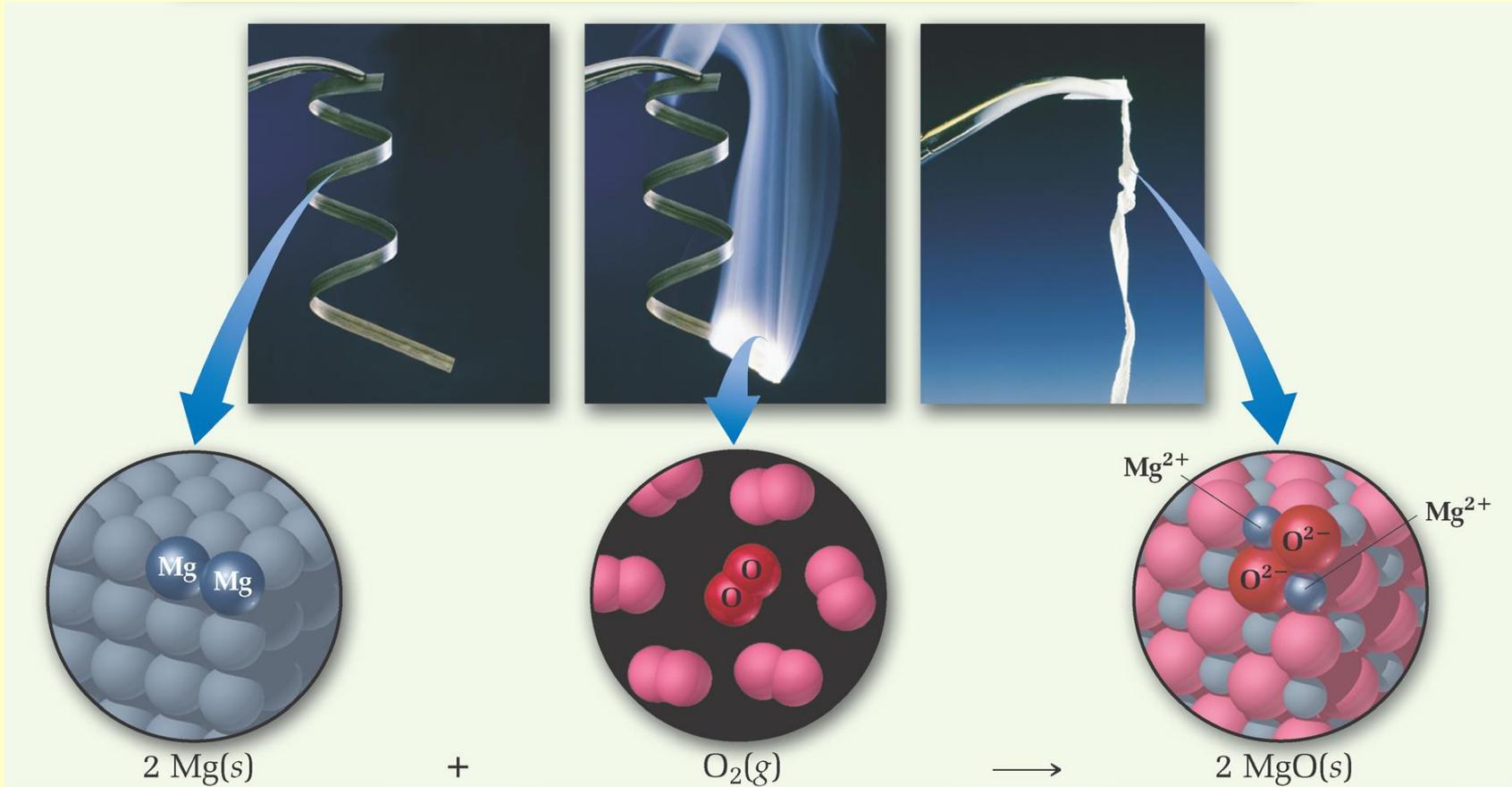
- 1 Mol Sauerstoff reagiert mit 2 Mol Wasserstoff zu 2 Mol Wasser
- 1 Mol Sauerstoff reagiert mit 1 Mol Kohlenstoff zu 1 Mol Kohlendioxid
- 2 Mol Natrium reagieren mit 1 Mol Chlor zu 2 Mol Natriumchlorid

H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 kommen elementar als zweiatomige Moleküle vor!

Beispiele Stöchiometrie



Beispiele Stöchiometrie



Beispiele Stöchiometrie

Informationen aus einer ausgeglichenen Reaktionsgleichung



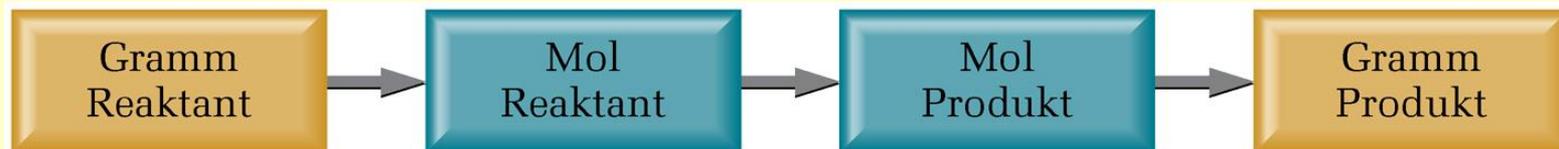
Moleküle: 2 Moleküle H_2 + 1 Molekül O_2 \longrightarrow 2 Moleküle H_2O



Masse (ame): 4,0 ame H_2 + 32,0 ame O_2 \longrightarrow 36,0 ame H_2O

Stoffmenge (mol): 2 mol H_2 + 1 mol O_2 \longrightarrow 2 mol H_2O

Masse (g): 4,0 g H_2 + 32,0 g O_2 \longrightarrow 36,0 g H_2O



Konzentrationen und Gehalte

Quantifizierung der Stoffanteile einer Mischung, einer Lösung oder eines Gemenges

Konzentration: **Mengenangabe** (n , m , V) eines Stoffes i , die in einem bestimmten **Volumen** der Mischphase (Mischung) gelöst ist.

Gehalt: Dimensionsloser **Quotient** aus einer **Mengenangabe** (n , m , V) eines Stoffes i , und der **Summe** der gleichartigen Größe für alle Stoffe der Mischphase.

Konzentrationen und Gehalte

Bezeichnung	Symbol	Definition	Einheit
Stoffmengenkonzentration	$c(i)$	$\frac{\text{Stoffmenge des gelösten Stoffes}}{\text{Volumen der Lösung}}$	mol/l
Massenkonzentration	$\beta(i)$	$\frac{\text{Masse des gelösten Stoffes}}{\text{Volumen der Lösung}}$	g/l
Molenbruch	$x(i)$	$\frac{\text{Stoffmenge eines Stoffes}}{\sum \text{Stoffmenge aller Komponenten}}$	%
Massengehalt	$w(i)$	$\frac{\text{Masse eines Stoffes}}{\sum \text{Masse aller Komponenten}}$	Gew.-%
Volumengehalt	$\chi(i)$	$\frac{\text{Volumen eines Stoffes}}{\sum \text{Volumen aller Komponenten}}$	Vol.-%

Konzentrationen und Gehalte

Wie viel Gramm Kupfersulfat muss man lösen, damit man 0.25 L einer 1 M Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$) erhält?

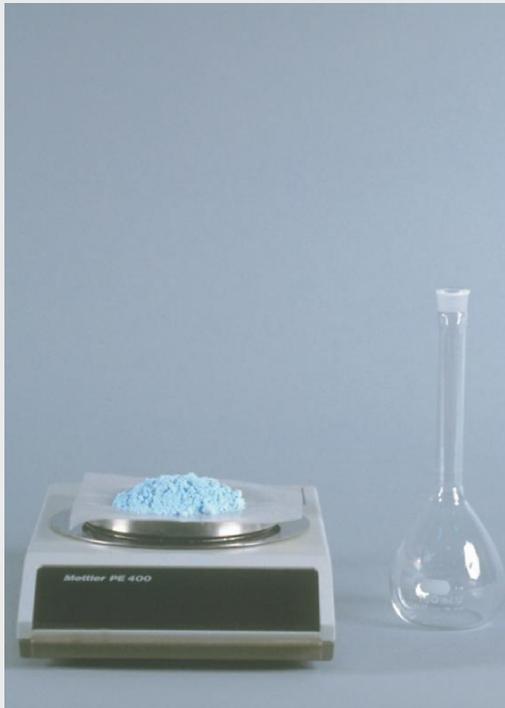
Lösung: $m = M \times n$ (Masse = Molmasse \times Stoffmenge)

$$m = 159,6 \text{ g/mol} \times 0,25 \text{ mol}$$
$$m = 39,9 \text{ g}$$

Man muss also in einem 250mL-Messkolben 39,9 g Kupfersulfat in einer kleineren Menge Wasser lösen und dann mit Wasser bis zur 250mL-Markierung auffüllen.

Konzentrationen und Gehalte

Man muss also in einem 250mL-Messkolben 39,9 g Kupfersulfat in einer kleineren Menge Wasser lösen und dann mit Wasser bis zur 250mL-Markierung auffüllen.



(a)



(b)



(c)



(d) 54

Konzentrationen und Gehalte

Aus der 1M „Stammlösung“ durch Verdünnung eine 100 mM CuSO_4 -Lösung herstellen:



(a)



(b)



(c)

Wichtige Begriffe zum Aufbau der Materie :

Unterscheidung Chemie – Physik

Aggregatzustände, Einteilung von Stoffen, Stofftrennung

Chemische Grundgesetze: Erhaltung der Masse,
konstante /multiple Proportionen

Elemente – Verbindungen – Moleküle

Proton, Neutron, Elektron, Isotop

Ordnungszahl, Massenzahl, chemisches Element,
Atommasse, mittlere Atommasse

Reihenfolge der Elemente im PSE

Kernreaktionen

Mol, Molmasse, Stoffmenge, Gesetz von Avogadro,
Stoffmengenkonzentration, Molarität, Molenbruch