

Radioökologie und Strahlenschutz

Vorlesung FHH: WS 2019/20

Ulrich J. Schrewe

Themen:

Anwendung kernphysikalischer Messverfahren in
der industriellen Messtechnik

Eigenschaften ionisierender Strahlung

Strahlungswirkung - Strahlenschutz

1. Einleitung
2. Grundlagen Atomphysik
3. Basiswissen Kernphysik
4. Röntgenstrahlung
5. Strahlungswechselwirkung
6. Strahlungsnachweis
7. Anwendungen
8. Grundlagen Strahlenschutz

Zugang zu den Unterlagen

Microsoft Power Point Dateien mit Vorlesungsunterlagen
finden Sie als Web-Disk:

<https://webdisk.hs-hannover.de>

Oder über die Homepage:

<http://schrewe.wp.hs-hannover.de>

Fragen (jederzeit) auch per E-Mail:

ulrich.schrewe@hs-hannover.de

Atome – Kleinste Bausteine

Philosophische Überlegungen führten bereits vor ~2500 Jahren in Indien und Griechenland zur Hypothese von einfachen Bausteinen der Materie, die sich zu komplexeren Objekten zusammenschließen können.

Die griechischen Philosophen Leukipp und Demokrit systematisierten die Atomvorstellung (~ 450 v. Chr.).

Naturwissenschaftliche Atomvorstellungen entwickelten die Chemiker des 18. und 19. Jahrhunderts.

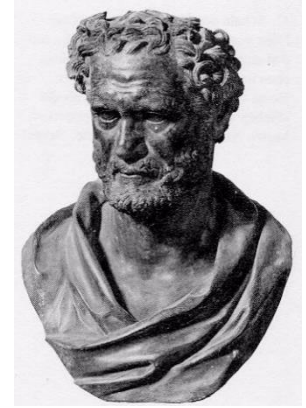
Atomvorstellung in der Antike

Scheinbar ist Farbe, scheinbar ist
Süßigkeit, scheinbar ist Bitterkeit:
Wirklich nur Atome und Leere

aus Fragment 125 des Demokrit

ατομος (atomos) - unzerteilbar

Eigenschaften: Atome sind hart, unteilbar, von
verschiedener Gestalt, jedoch ohne Farbe, Geschmack
oder Geruch. Sie bewegen sich spontan und
ununterbrochen im Vakuum. Wegen ihrer Kleinheit sind sie
unsichtbar.



Demokrit
von Abdera
(ca. 460 - 370 vor Chr.)

Atomvorstellung in der Chemie

Die mittelalterliche Alchemie wurde im 18. Jahrhundert durch eine naturwissenschaftliche Chemie abgelöst. Nach alchemistischen Vorstellungen konnten Stoffe und Elemente umgewandelt (transmutiert) werden. Die Herstellung von Gold war oft Ziel des alchemistischen Forschens.

Im 18. Jahrhundert entdeckte Lavoisier das Prinzip der Oxidation als Ursache der Verbrennung und das Gesetz von der Massenerhaltung.

Proust und Dalton schufen eine Atom- und Molekülvorstellung für chemische Reaktionen und Stoffe.



Joseph Proust - 1799

John Proust
(1754 – 1826)

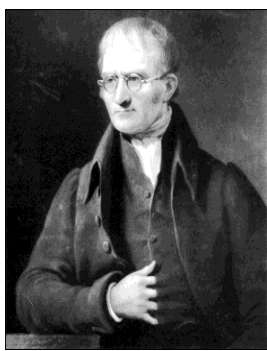
Proust untersuchte Carbonatverbindungen von Kupfer, Zinn und Eisen. Er fand

Gesetz der konstanten Proportionen

das heißt: Konstante Gewichtsverhältnisse der Elemente in einer Verbindung.

Zunächst war diese Erkenntnis sehr umstritten und konnte sich erst ab 1811 allgemein durchsetzen. Heute ist es die Grundlage der Chemie.

(Erklärung: Es gibt neben üblichen stöchiometrischen Verbindungen auch nicht-stöchiometrische, z. B. bei Eisen (II) Oxiden.)



John Dalton
(1760 – 1844)

John Dalton - 1808

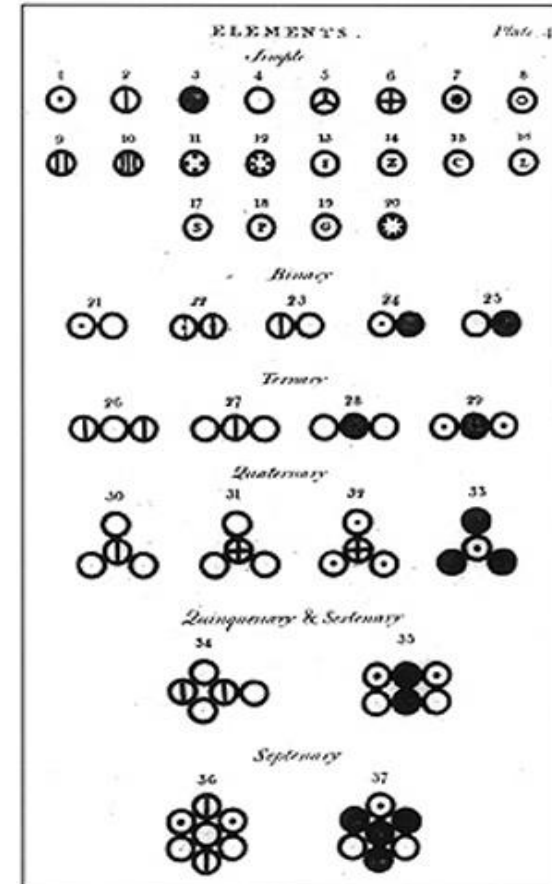
Daltons Vorstellung von Atomen und Molekülen

Dalton konnte mit Hilfe der Atomvorstellung erklären, warum in der Chemie die Gewichtsmengen der Elemente im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen reagieren.

Gesetz der multiplen Proportionen

Beispiel: 2 g Wasserstoff + 16 g Sauerstoff ergeben 18 g Wasser

Heute: Materie besteht aus den Atomen der Elemente und aus Molekülen, die wiederum aus Atomen zusammengesetzt sind.



Quelle: A New System of Chemical Philosophy (1808) von J. Dalton aus Wikipedia 2010



Joseph Gay-Lussac - 1808

Louis Joseph
Gay-Lussac
(1778 - 1850)

Gay-Lussac fand, bei Verbindung von Gasen treten bestimmte Verhältnisse der Volumina auf.

Beispiel: 2 l Wasserstoff + 1 l Sauerstoff ergeben 1 l Wasserdampf

Man beachte den Unterschied zwischen Gewichts-
verhältnissen und Volumenverhältnissen.

(2 g / 2 l) H₂ + (16g / 1 l) O₂ ergeben (18 g / 1 l) H₂O

Aus dem Vergleich kann man schließen, dass die Bestandteile von idealen Gasen trotz unterschiedlicher Massen den gleichen Volumenbedarf haben.



Amadeo Avogadro - 1811

Amadeo Avogadro
(1776 - 1856)

Kinetische Gastheorie: Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten (wenn p und T konstant) die gleiche Anzahl von Atomen/Molekülen. Atome/Moleküle sind klein und dauernd in Bewegung. Sie halten ihren Abstand durch dauernde Stöße unter-einander aufrecht. Der Druck auf die Wände entsteht ebenfalls durch Stöße.

Für ideale Gase gelang 1865 Loschmidt die Bestimmung der Teilchenzahl pro Volumeneinheit, genannt $N_L = 2,686777 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$ (Loschmidt-Zahl)

Heute verwendet man primär die auf die Stoffmenge bezogene Teilchenzahl, genannt **Avogadro-Konstante:**

$$N_A = 6,022.140.857(74) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Quelle: <http://physics.nist.gov/cuu/Constants/>
oder: http://www.ptb.de/de/naturkonstanten/_zahlenwerte.html
verwenden Sie Naturkonstanten aus diesen Quellen



Achtung: Dies war bis zum 19.05.2019 richtig!
Neuerdings gelten etwas andere Definitionen für die SI-Basiseinheiten.

Die quantitative Menge eines Stoffes, insbesondere in der Stöchiometrie, wird als Stoffmenge bezeichnet n .

Die Einheit der Stoffmenge ist das Mol (1 mol).

Die Stoffmenge wird bezogen auf die Teilchenzahl (Zahl der Atome oder Moleküle) oder auch auf gedachte Bruchstücke realer Teilchen (z. B. 1/12 des ^{12}C).

1 mol enthält $N_A = 6,022.140.857(74) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Teilchen.

Nach Definition der atomaren Masseneinheit 1 u entsprechen N_A Atome des ^{12}C exakt der Masse von 12,0000 g.

Neudefinition der SI- Einheiten ab 20.05.2019

Die Avogadro-Zahl wird zukünftig nicht mehr als die zu messende Anzahl von ^{12}C -Atomen in einer isotopenreinen Masse von 12 g definiert. Der Zahlenwert wurde vielmehr festgelegt:

$$N_A = 6,022.140.76 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Man beachte:

- Die neu festgelegte Konstante N_A besitzt **keine Unsicherheit!**
- Auch die anderen Basiseinheiten, z. B. das Kilogramm wurden neu definiert. Die Definitionen sind leider wenig anschaulich.

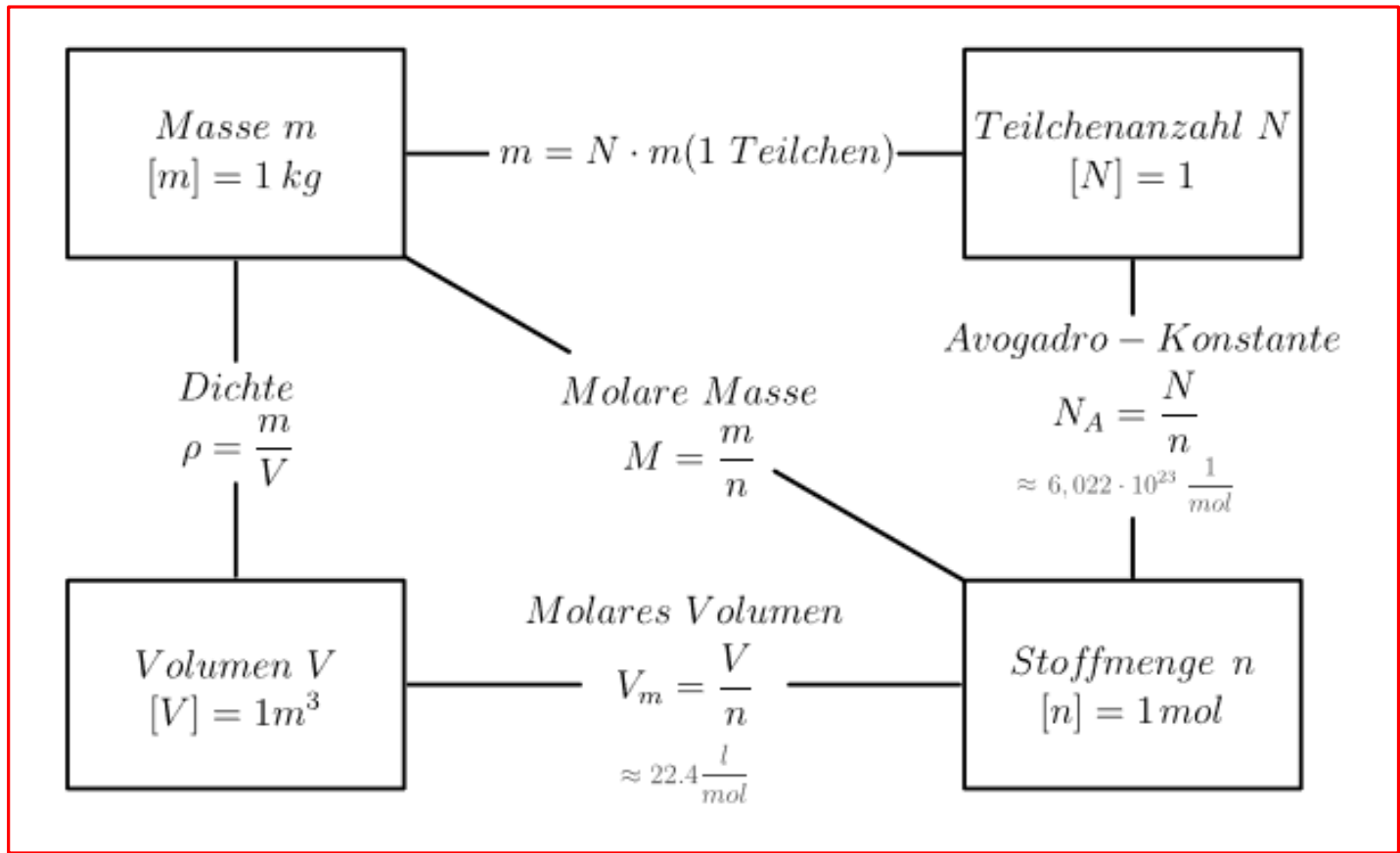
(Beispiel: Das Kilogramm wird neuerdings über den festgesetzten Wert für das Plancksche Wirkungsquantum h definiert, das Urkilogramm in Paris hat ausgedient!)

Physikalische Größen zur Angabe atomarer Massen

Größe	Symbol	Einheit
Masse	m	1 kg
Volumen	V	1 m ³
Dichte	ρ	1 kg m ⁻³
Stoffmenge	n	1 mol
Teilchenzahl	N	dimensionslos
Avogadro Zahl	N_A	1 mol ⁻¹
Molare Masse	M	1 kg mol ⁻¹
Molares Volumen	V_m	1 m ³ mol ⁻¹
Teilchenmasse	m_M	1 kg
Relative Atommasse	A_u	dimensionslos
Teilchenvolumen	V_M	1 m ³
Atomare Masseneinheit	u	1 kg



Masse, Stoffmenge, Teilchenzahl und Volumen





Verknüpfungen

Masse	$m = \rho \cdot V = n \cdot M$	Teilchenmasse	$m_M = V_M \cdot \rho = \frac{m}{N} = \frac{m}{n \cdot N_A} = \frac{M}{N_A}$
Volumen	$V = \frac{m}{\rho} = n \cdot V_m = n \cdot N_A \cdot V_M$	Relative Atommasse	$A_u = \frac{m_M}{u}$
Dichte	$\rho = \frac{m}{V} = \frac{m_m}{V_m} = \frac{m_M}{V_M}$	Teilchenvolumen	$V_M = \frac{V_m}{N_A} = \frac{V}{n \cdot N_A} = \frac{m_M}{\rho}$
Stoffmenge	$n = \frac{m}{M}$	Atomare Masseneinheit	$u \cdot N_A = M_u = 1 \frac{g}{mol}$
Teilchenzahl	$N = \frac{m}{m_M} = n \cdot N_A$	Definition*)	$u = \frac{m_M}{N_A} = \frac{1}{12} \frac{m_{12C}}{N_A}$
Avogadro Zahl	$N_A = 6,022.140.76 \cdot 10^{23} mol^{-1} = \frac{M}{m_M}$	neu!	
Molare Masse	$M = \frac{m}{n} = m_M \cdot N_A$	Molares Volumen	$V_m = \frac{V}{n} = V_M \cdot N_A$

*) neu: $u \cdot N_A = M_u = 0,999.999.999.65(30) \frac{g}{mol}$ für die Praxis nicht relevant

Atomare Masseneinheit u

Frage: Was ergibt das Produkt $u \cdot N_A$

Antwort früher: $u \cdot N_A = 1 \text{ g/mol}$ heute: $u \cdot N_A = 0,999.999.999.65(30) \text{ g/mol}$

Eine natürliche Masseneinheit wäre die Masse eines Atoms des leichtesten Elements, des Wasserstoffs $m(^1\text{H})$. Dies erwies sich jedoch als unpraktisch, unter anderem, weil es ein zweites Isotop ^2H gibt. Von 1865 bis 1960 diente ein 16-tel eines Sauerstoffatoms als Masseneinheit.

Seit 1960 verwendet man ein 12-tel der Masse des Isotopes ^{12}C als Masseneinheit u . $1u = 1,660.539.040(20) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Man kann sich jedoch die atomare Masseneinheit näherungsweise als Masse eines Wasserstoffatoms vorstellen. Die relative Atommasse von natürlichem Wasserstoff weicht mit $A_u = 1,00784$ wenig von Eins ab.

Für ideale Gase gilt, dass ein Mol eines beliebigen Gases bei Normalbedingungen ($p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 273,15 \text{ K}$) ein Volumen von $(22,413\,996 \pm 0,000\,039) \text{ l/mol}$ einnimmt.

Man nennt die Zahl der Teilchen pro Volumeneinheit üblicherweise Loschmidt-Konstante N_L :

$$N_L = 2,686.7811(15) \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$$

bei $p = 1013 \text{ hPa}$ und $T = 273,15 \text{ K}$.

Bei Festkörpern und für Flüssigkeiten ist das Molvolumen stoffabhängig, genauer, dichteabhängig.

Zahl der Wassermoleküle in 1 l

Das Wasservolumen 1 l entspricht der Masse 1 kg.

Die Molmassen M von H und O entsprechen zahlenmäßig den Werten der relativen Atommassen:

$$M_{\text{H}} = 1,00794 \text{ g/mol und } M_{\text{O}} = 15,9994 \text{ g/mol.}$$

$$\text{Für Wasser ergibt sich: } M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,01528 \text{ g/mol}$$

$$\text{Die Masse } m = 1 \text{ kg enthält: } n = (m/M_{\text{H}_2\text{O}}) = 55,508435 \text{ mol}$$

$$\text{Der Stoffmenge } n \text{ entsprechen: } N = n \cdot N_{\text{A}} \text{ Teilchen.}$$

$$N = 55,508435 \text{ mol} \cdot 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 334,2796 \cdot 10^{23}$$

$$\text{Zahl der Wassermoleküle pro 1 l: } N = 3,342796 \cdot 10^{25}$$

Teilchenzahl in einem Sandkorn

Mittelsand hat Korngrößen von 0,2 - 0,6 mm. Betrachte ein Quarzkorn mit Durchmesser 0,3 mm. Seine Masse beträgt:

$$m_Q = \rho \cdot V = 2,65 \text{ g cm}^{-3} \cdot 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^3 = 3,7 \cdot 10^{-5} \text{ g} = 37 \text{ } \mu\text{g}$$

Molmasse von SiO_2 : $M_{\text{SiO}_2} = 60,08 \text{ g/mol}$

Stoffmenge $n = m/M_{\text{SiO}_2} = 37 \mu\text{g}/60,08 \text{ g/mol} = 6,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$

Zahl der SiO_2 Moleküle im Sandkorn: $N = n \cdot N_A = 3,7 \cdot 10^{17}$

Man stelle sich alternativ die Anzahl von $3,7 \cdot 10^{17}$ Sandkörnern vor. Deren Masse würde $14 \cdot 10^9 \text{ kg}$ betragen und einem Würfel mit Kantenlänge von 240 m entsprechen.

Vergleich Atom - Sandkorn

Die Dünen im Great Sand Dune Monuments National Park Col./USA haben eine Fläche von $\sim 80 \text{ km}^2$ und eine mittlere Höhe von $\sim 100 \text{ m}$. Um diese gewaltige Dünenlandschaft zu bilden, sind $N_{\text{Sand}} = 3,3 \cdot 10^{20}$ Sandkörner der Größe $0,3 \text{ mm}$ erforderlich,

Der selben Anzahl von Wassermoleküle entspricht der Masse:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = A_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot (N_{\text{Sand}}/N_A) = 0,01 \text{ g} = 10 \text{ mg}$$

Das Beispiel zeigt die extreme, anschaulich kaum fassbare Kleinheit atomarer Objekte.



Bereits Dalton kannte Wasserstoff als leichtestes aller Elemente und wählte dessen Masse als Einheit für die relative Atommassenskala. Die heutige Definition ($1/12$ des ^{12}C) entspricht dem praktisch immer noch (Abweichung $< 1\%$). Allerdings bietet der Bezug auf ^{12}C messtechnische Vorteile.

Alle weiteren Elemente sind schwerer als Wasserstoff.

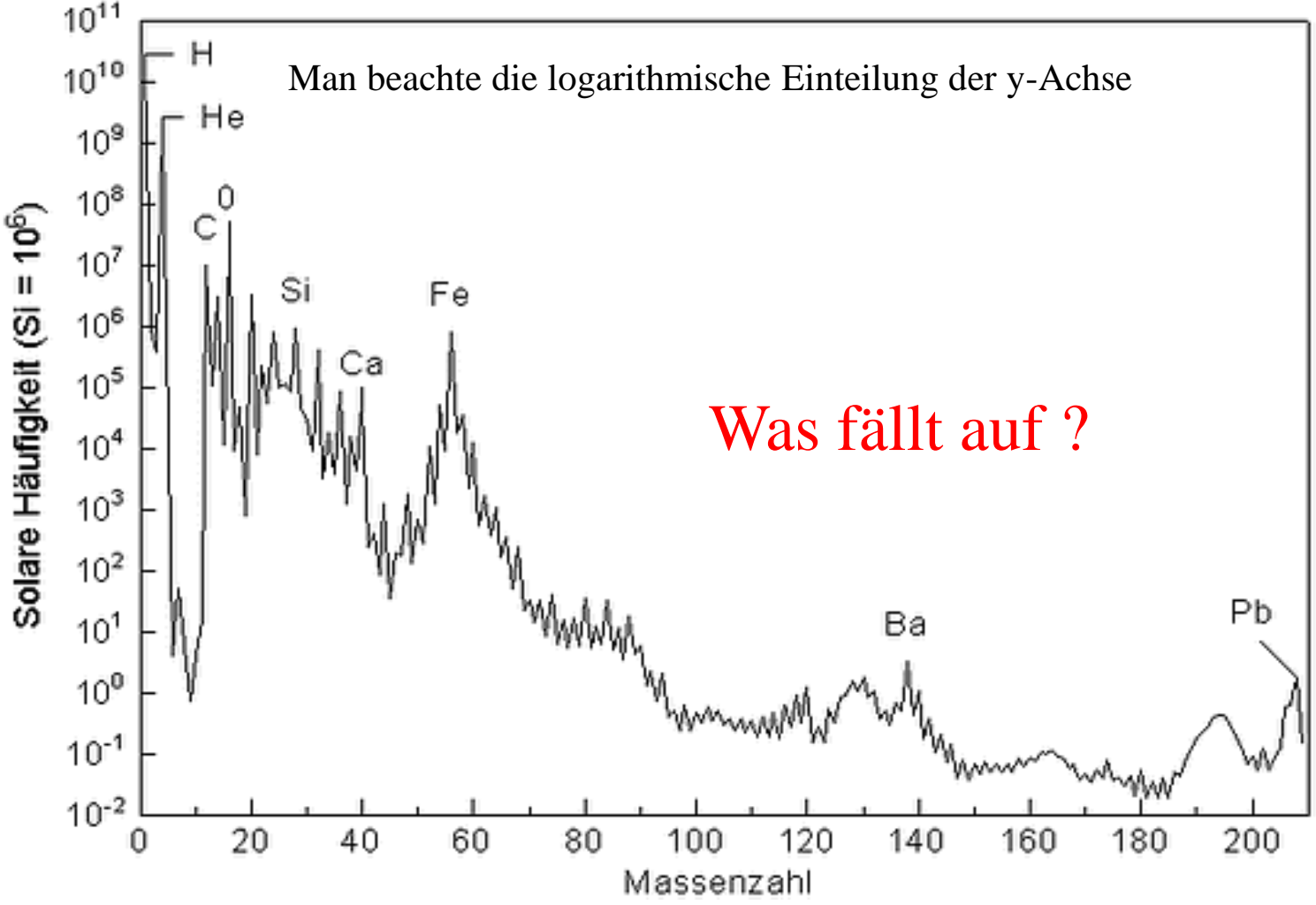
In der Natur findet man Elemente bis 92 (Uran).

Namen einiger schwerer Elemente:

Bohrium $Z = 107$, Hassium $Z = 108$, Meitnerium $Z = 109$,
Darmstadtium $Z = 110$, Roentgenium $Z = 111$, Copernicium $Z = 112$.
(2006 wurde aus Dubna/Russland von der Entdeckung des Elements 118 mit der $A_r = 294$ berichtet. Das Element hat noch keinen Namen.)



Elementverteilung im Kosmos



Was fällt auf ?

Häufigkeitsverteilung der Elemente im Sonnensystem relativ zur Siliziumhäufigkeit, die zu 10⁶ festgelegt wurde.



HOCHSCHULE
HANNOVER
UNIVERSITY OF
APPLIED SCIENCES
AND ARTS
*Fakultät II
Maschinenbau und
Bioverfahrenstechnik*



Mendelejew
(1834 - 1907)

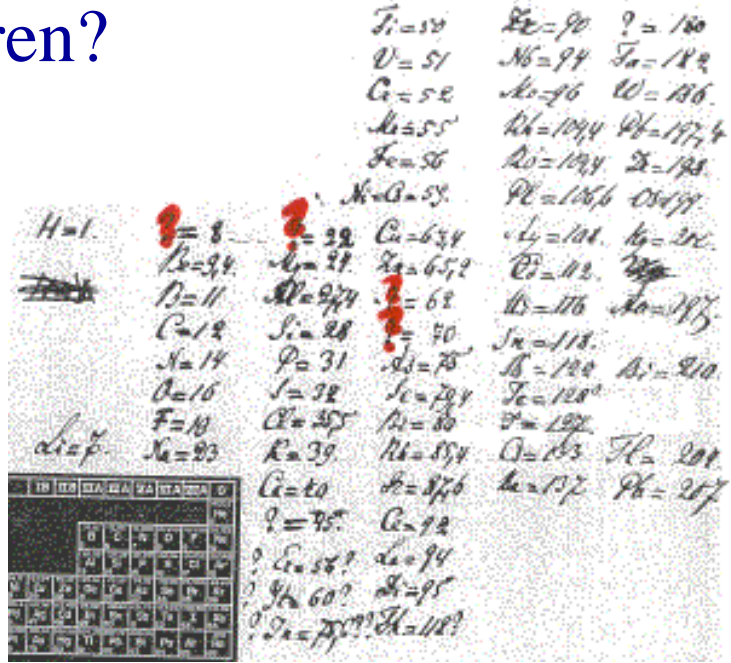
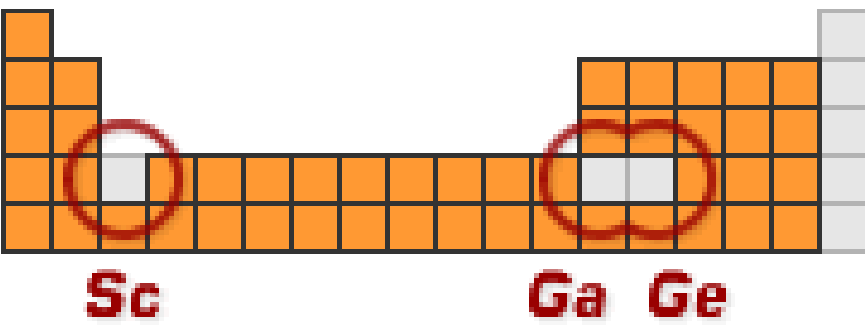


J. L. Meyer
(1830 -1895)

Periodensystem der Elemente

Das neue
Ordnungsschema
bringt Klärung und
neue Erkenntnisse

1869: Kann man die Eigenschaften
bekannter chemischer Elemente
systematisieren?





Periodensystem der Elemente

	1																		18	
1	1 H 1.008	2 He 4.003																		
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18			
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31										13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95			
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80		
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 98.91	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3		
6	55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	71 Lu 175.0	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po 209.0	85 At 210.0	86 Rn 222.0		
7	87 Fr 223.0	88 Ra 226.0	103 Lr 262.1	104 Rf 261.1	105 Db 262.1	106 Sg 263.1	107 Bh 264.1	108 Hs 265.1	109 Mt 268	110 Uun 269	111 Uuu 272	112 Uub 277	113 Uut	114 Uuq 289	115 Uup	116 Uuh 289	117 Uus	118 Uuo 293		
			57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm 146.9	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0				
			89 Ac 227.0	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np 237.0	94 Pu 244.1	95 Am 243.1	96 Cm 247.1	97 Bk 247.1	98 Cf 251.1	99 Es 252.0	100 Fm 257.1	101 Md 258.1	102 No 259.1				

Metall
 Halbmetall
 Nichtmetall

6 — Ordnungszahl
C — Symbol
12.01 — Atommasse

Massenzahl $A \in \mathbb{N}$
relative Atommasse $A_u \in \mathbb{R}$

Zur Kennzeichnung der chemischen Elemente bzw. der Isotope verwendet man das chemische Symbol, die Ordnungszahl Z , die Massenzahl A und die (relative) Atommasse A_u .

Massenzahl A : Auch Atommassenzahl genannt. Natürliche Zahl, keine Einheit. Wasserstoff: $A = 1$. A entspricht der Summe der Zahlen der Protonen und Neutronen im Atomkern.

Relative Atommasse A_u : Die Masse des Elementes im natürlich vorkommenden Gemisch in Einheiten der atomaren Masseneinheit u .

Beachte die Unterschiede von A und A_u !!!

Aus der molaren Masse M kann man die Masse des einzelnen Atoms bestimmen.

Die molare Masse Al ist $M_{\text{Al}} = 26,981538 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Die Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ enthält N_{A} Atome.

Masse des einzelnen Al Atoms: $m_{\text{Al-Atom}} = M_{\text{Al}}/N_{\text{A}}$

$$\begin{aligned} m_{\text{Al-Atom}} &= 26,981.538(1) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 6,022.140.76 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ &= 4,480.389.79(1) \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Die Werte in Klammer entsprechen den Unsicherheiten der letzten Stellen.

Beachte: Atommassen können extrem genau angegeben werden, Unsicherheit zum Beispiel hier $< 2 \cdot 10^{-9}$.

Das Licht in unserer Umwelt wird allgemein durch heiße Körper erzeugt - es sind Temperaturstrahler.

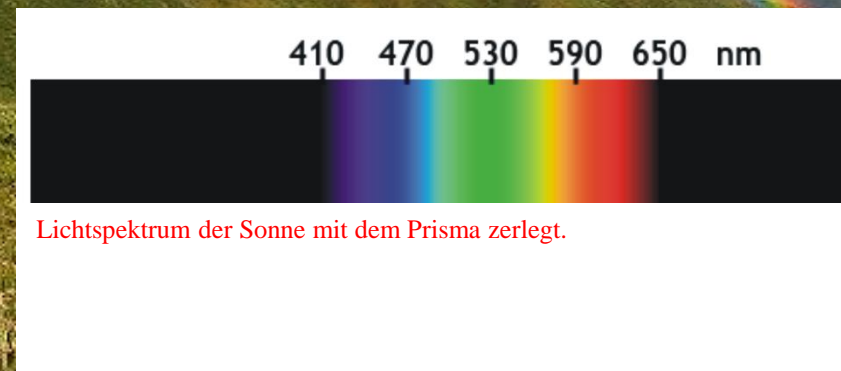
Wichtige Lichtquellen sind:

Die Sonne (Oberflächentemperatur $T \sim 5778$ K).

Glühlampen $T \sim 2300 - 2900$ K,

Halogenlampen $T \sim 3000$ K.

Das Licht aller Temperaturstrahler hat ein kontinuierliches Spektrum - es enthält alle Farben.

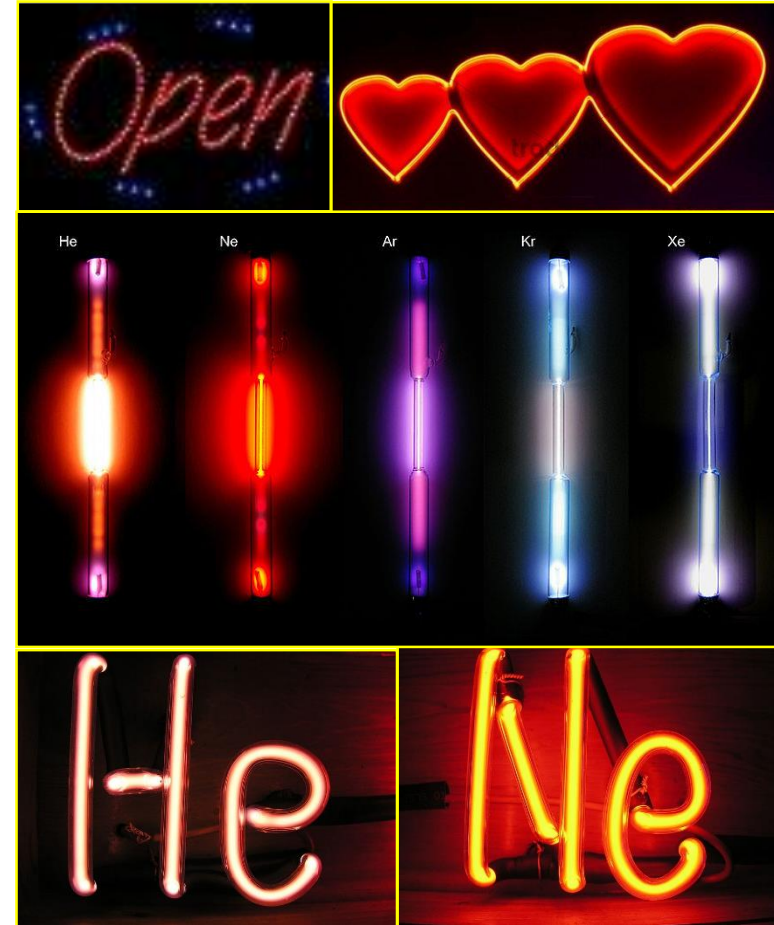


Licht aus der Anregung von Gasen

Anders als Temperaturstrahler, die breite, kontinuierliche fast einheitliche Lichtspektren aussenden

- weißes kontinuierliches Licht,
erscheinen leuchtende Gase in unterschiedlichen Farben

- monochromatisches diskretes Licht



Kathodenstrahlen

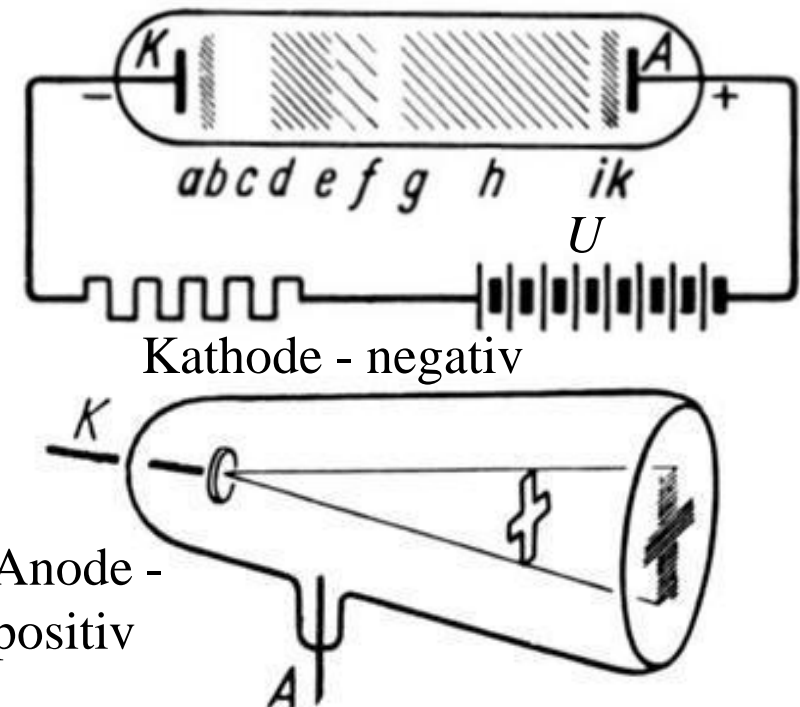
Hittdorf (1869) untersuchte die Elektrizitätsleitung in Gasen.

Ergebnisse:

bei kleinem Druck fließt Strom, ab ca. 1 hPa Druck zeigen sich Leuchterscheinungen

Kathodenstrahlung (freie Elektronen) breiten sich geradlinig aus. Elektrischen u. magnetischen Felder können sie ablenken.

Kathodenstrahlröhre - zwei Elektroden mit Spannung U in einer Röhre mit verdünntem Gas

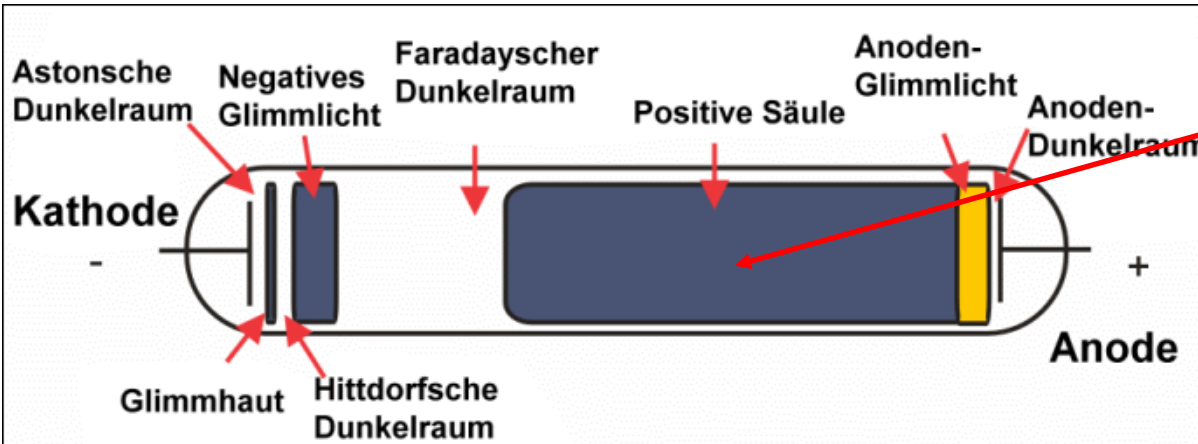


Kathodenstrahlen breiten sich geradlinig aus und werfen Schatten

Gasentladungsröhre

In der positiven Säule zeigt sich das Leuchten in getrennten Schichten.

Ursache: Elektronen stoßen inelastisch mit den Gasatomen und regen diese zur Lichtaussendung an.

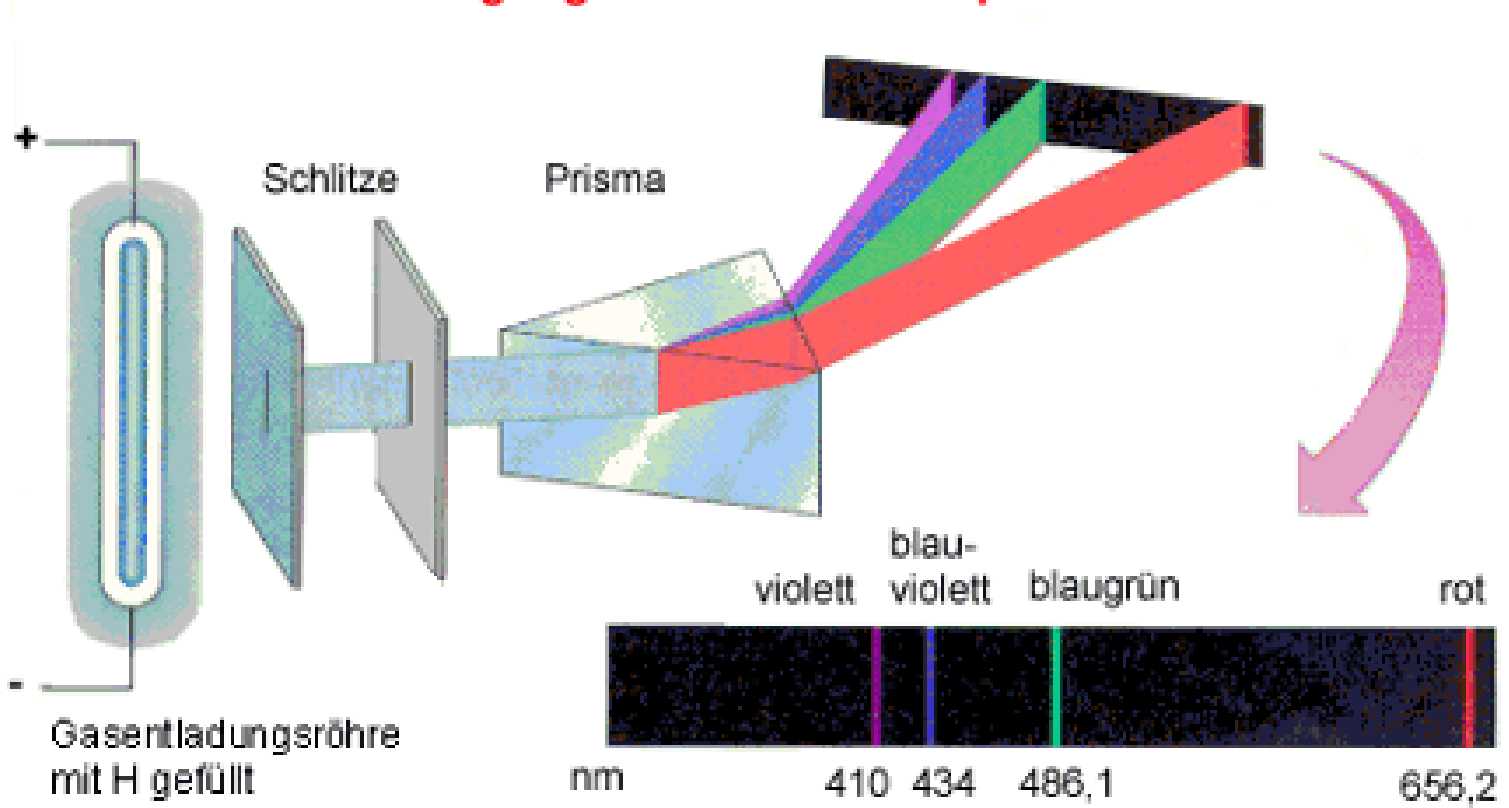


Quelle: <http://de.wikipedia.org/wiki/Glimmentladung>



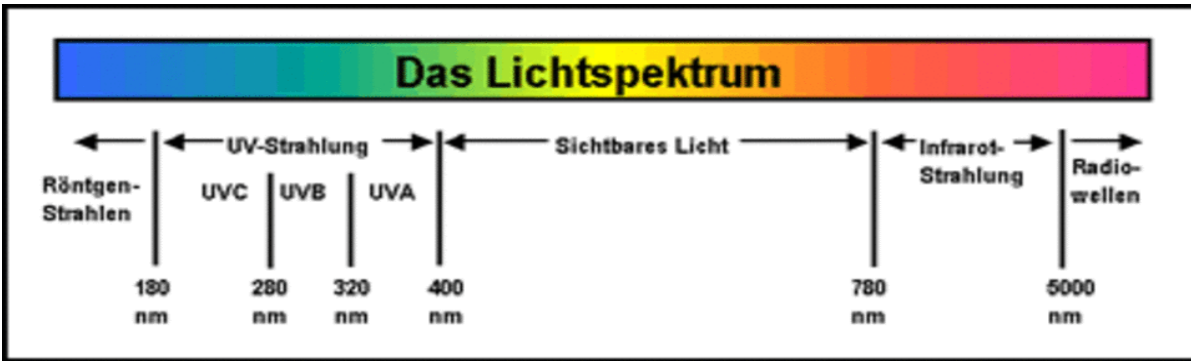
Besonderheit der Gasentladung

Leuchtende Gase (z.B. H) erzeugen ein Linienspektrum

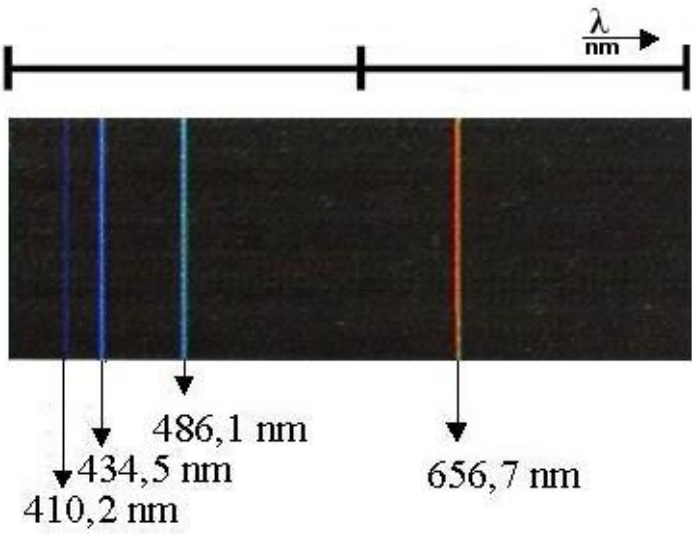




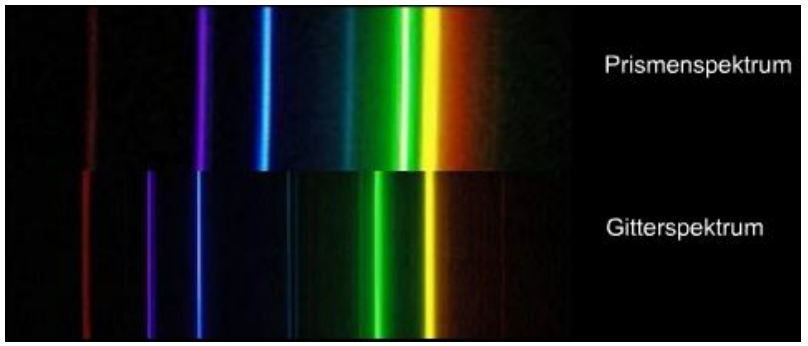
Linienpektren verschiedener Elemente



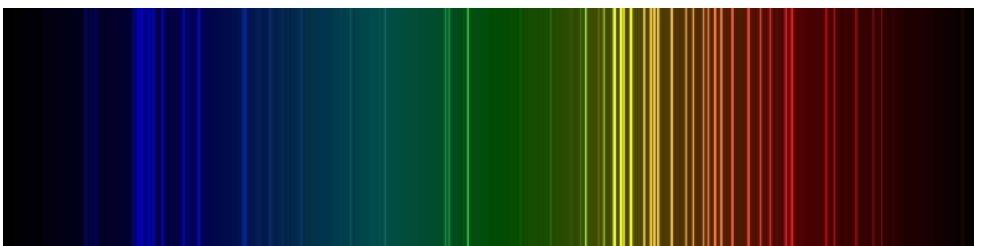
H

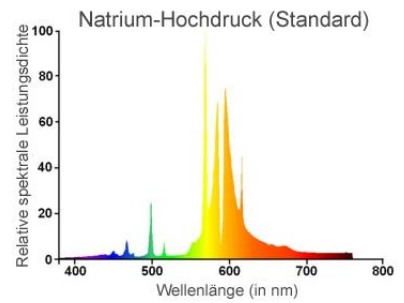


He

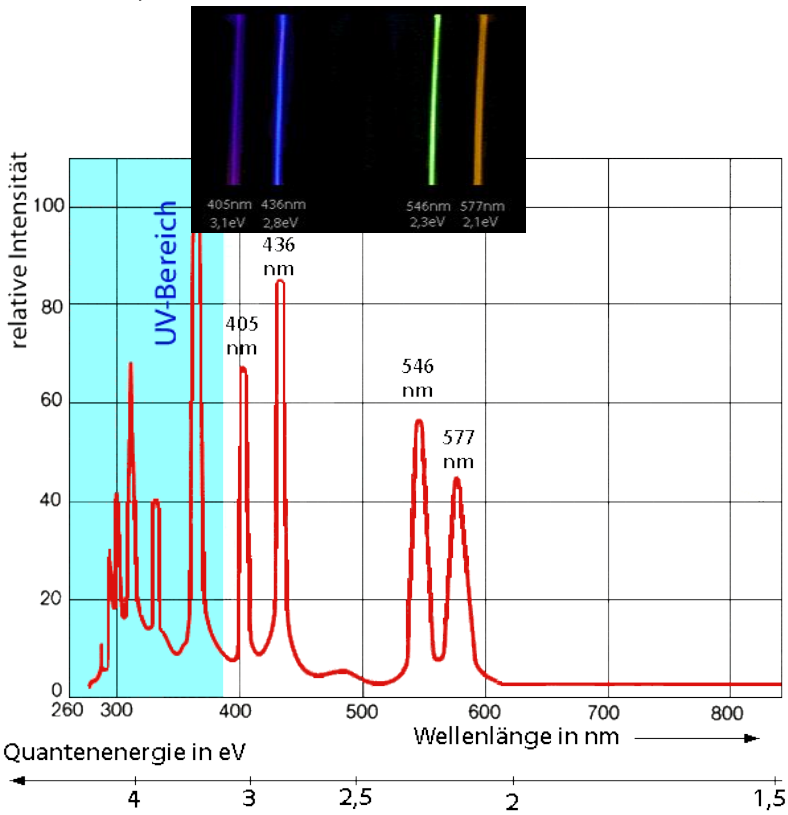


Ne

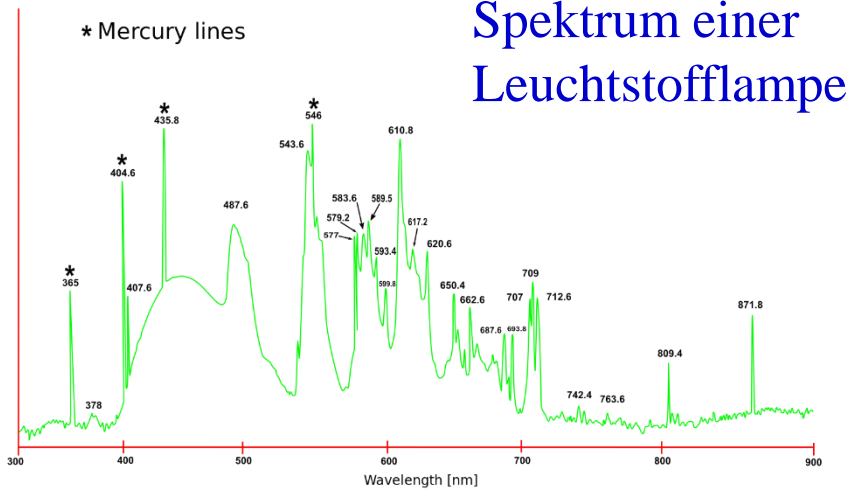




Leuchtstofflampe



Gasentladungsspektrum von Hg



Spektrum einer
Leuchtstofflampe

Spectrum from a 48" Philips F32T8 natural sunshine fluorescent light

UV-A-Strahlung (Wellenlänge 400 - 315 nm)
UV-B-Strahlung (Wellenlänge 315 - 280 nm)
UV-C-Strahlung (Wellenlänge 280 - 100 nm).

Beschichtung im Inneren einer
Leuchtstofflampe dient der Absorption der
UV-Strahlung und Erzeugung von Licht
im Bereich 400 – 800 nm.

Die Vorstellung von kleinsten Bausteinen der Materie stammt aus philosophischen Vorstellungen des Altertums.

Die Chemie des 18. und 19. Jahrhunderts begründet ein naturwissenschaftliches Bild von Atomen und Molekülen.

Die atomaren Dimensionen sind verglichen mit den Dimensionen in unserer Umwelt extrem klein.

Die Lichtaussendung von Atomen zeigt die Besonderheit, dass bestimmte feste Anregungsenergien und bestimmte Lichtfarben miteinander verknüpft sind.

Dies entspricht einer Quantenstruktur der Atome.