

---

# Allgemeine Chemie

SS 2014

Thomas Loerting

# Inhalt

---

- 1 Der Aufbau der Materie (Teil 1)**
- 2 Die chemische Bindung (Teil 2)
- 3 Die chemische Reaktion (Teil 3)

## Literatur

1. „Chemie = Das Basiswissen der Chemie“ (Mortimer, Georg Thieme Verlag, 8. Auflage)
2. „Allgemeine und Anorganische Chemie“ (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham, Spektrum/Akademischer Verlag)
3. „Anorganische Chemie“ (Riedel, Janiak, DeGryter, 8. Auflage)

# 1. Der Aufbau der Materie

---

Chemie = Lehre vom Aufbau, Verhalten und der Umwandlung der Elemente und ihren Verbindungen.

# 1. Der Aufbau der Materie

---

## 5 Historische Abschnitte

### 1) Handwerkskünste: bis ~ 600 v. Chr.

Erzeugung von Metallen aus Erzen

- Rein empirische Anwendung (geleitet durch praktische Erfahrungen)
- Keinerlei theoretisches Konzept über die ablaufenden chemischen Reaktionen

### 2) Griechische Theorie (600 – 300 v. Chr.)

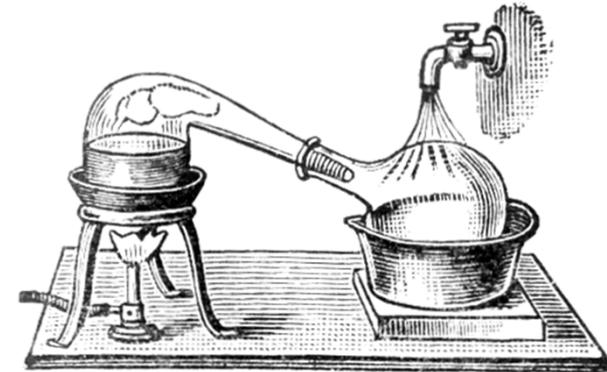
- Erstmals theoretische/ philosophische Betrachtung der Chemie
- 2 Theorien:
  - a) alle Stoffe bestehen aus 4 Elementen (Erde, Luft, Wasser, Feuer) in verschiedenen Mengenverhältnisse [Aristoteles];
  - b) alle Stoffe bestehen aus Atomen (=definierte, kleinste unteilbare Teilchen) [Leukipp, Demokrit]; Atome eines Elements können durch Veränderung ihrer Gestalt in solche eines anderen Elements umgewandelt werden [Plato].  
atomos (gr.) = das Unteilbare

# 1. Der Aufbau der Materie

---

## 3) Alchemie (300 v. Chr. – 1650 n. Chr.)

→ Großes Interesse an Stoffumwandlung, Stoffverarbeitung  
In Schriften: Skizzen von Destillationsapparaturen  
und Beschreibung von Laborprozessen.



→ „Stein der Weisen“ sollte Metalle (Eisen, Quecksilber, Blei) in Gold umwandeln  
Im Arabischen Raum „El Iksir“  
- konnte Metalle umwandeln  
- konnte unsterblich machen (Universalmedizin)

→ **Robert Boyle** (1627 – 1692), britischer Naturforscher  
(Zusammenhang zw. Druck und Volumen eines Gases)  
„*The Sceptical Chemist* „

$$V = const \cdot \frac{1}{p} \text{ oder } p \cdot V = const$$

Chemische Theorie muss auf experimentelle Beobachtung aufgebaut sein.

# 1. Der Aufbau der Materie

---

## 4) Phlogiston - Theorie (1650 – 1790)

- Brennbare Substanzen enthalten „Phlogiston“, das bei der Verbrennung entweicht und eine einfache Substanz zurücklässt. Umgekehrt wird das Phlogiston beim Erhitzen z.B. eines Erzes mit Kohle, unter Bildung eines glänzenden Metalls aufgenommen.
- Oxidations-Reduktionsreaktionen, Säuren, Basen und Salze ausreichend erklärbar.
- Widerspruch: Bei der Metallverkalkung (starke Erhitzung eines Metalls mit Feuer und Luft, dabei entstehen Metalloxide) nimmt das Gewicht des salzartigen Stoffes gegenüber dem reinen Metall zu.
- **Antoine Laurent de Lavoisier** (1743–1794):  
Oxidationstheorie löste die Phlogistontheorie ab.  
Bei Verbrennen von Metallen oder Schwefel verbinden sich diese mit Sauerstoff.



# 1. Der Aufbau der Materie

---

## 5) Moderne Chemie: Lavoisier

Gesetz der Erhaltung der Masse: Kein Gewinn/ Verlust von Masse durch chemische Reaktion (auch Masse der entweichenden oder verbrauchten Gase berücksichtigen!)

- Materie besteht aus definierten Elementen und Verbindungen;
- Elemente sind Substanzen, die sich nicht in andere Stoffe zerlegen lassen;
- Verbindungen bestehen aus mehreren Elementen.
- Lavoisier kannte bereits O, C, S, P.

Metalle wie Au, Ag, Cu, Pb, Hg, Zn, Fe, Mn, Ni, Sn, W, Pt, Mo rechnete er ebenfalls zu den Elementen, da in Reaktion mit so genannter Lebensluft nur Oxide entstanden. Der Sauerstoff konnte beim Erhitzen mit Kohle wieder abgespalten werden.

- 1789: Lavoisier veröffentlicht eine Liste mit 21 Elementen:  
(Mendelejew 1869: 63 Elemente, Heute: 117 Elemente)

**Die vielen mannigfaltigen Stoffe sind aus relativ wenigen Grundstoffen aufgebaut!**

# 1. Der Aufbau der Materie

---

## 5) Moderne Chemie:

**John Dalton** (1766 – 1844), englischer Naturforscher

→ Dalton'sches Atommodell (1808)

Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen, den Atomen;

Alle Atome eines Elements sind gleich.

Atome verschiedener Elemente sind verschieden.

Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich durch ihre Masse und ihr Volumen.

Jedes Element besteht aus nur einer für das Element typischen Atomsorte;

**Atomtheorie erklärt grundlegende Gesetze chemischer Reaktionen, die bis dahin unverstanden waren!**



# 1. Der Aufbau der Materie

---

→ Bei einer chemischen Reaktion werden Atome in einfachen Zahlenverhältnissen miteinander verbunden bzw. voneinander getrennt. Die Gesamtzahl der Atome bleibt konstant (keine Zerstörung/ keine Neubildung).

➤ **Gesetz der Erhaltung der Masse**

z. B.



→ Eine chemische Verbindung bildet sich immer aus Elementen in konstanten Massenverhältnissen.

➤ **Gesetz der konstanten Proportionen**

z. B. 1 g Kohlenstoff reagiert mit 1,333 g Sauerstoff zu Kohlenmonoxid, jedoch nicht mit davon abweichenden Mengen, z.B. 1,5 g oder 2,3 g Sauerstoff.

# 1. Der Aufbau der Materie

---

→ Bilden zwei Elemente mehrere Verbindungen miteinander, dann stehen die Massen desselben Elements zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

➤ **Gesetz der multiplen Proportionen**

z. B. 1 g Kohlenstoff reagiert mit 1 mal 1,333 g Sauerstoff zu Kohlenmonoxid  
1 g C reagiert mit 2 mal 1,333 g O - also 2,666 g O - zu CO<sub>2</sub>.

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Entdeckung des Elektrons

- **George Johnstone Stoney (1826 -1911)**, irischer Physiker  
Schlug Existenz von elektrischen Ladungsträgern vor, die mit den Atomen verbunden sind. Gab der Elementarladung den Namen Elektron.
  
- **Julius Plücker (1801 bis 1868)**, deutscher Physiker und Mathematiker  
Entdecker der Kathodenstrahlung (1858)  
Experiment: Glasrohr mit Gas, 2 Elektroden, Hochspannung (einige kV) → Leuchterscheinung, die vom minus-Pol (Kathode) ausgeht → Kathodenstrahlen.



# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Entdeckung des Elektrons

→ **Joseph John Thomson (1856 -1940)**, britischer Physiker, Nobelpreis für Physik 1906

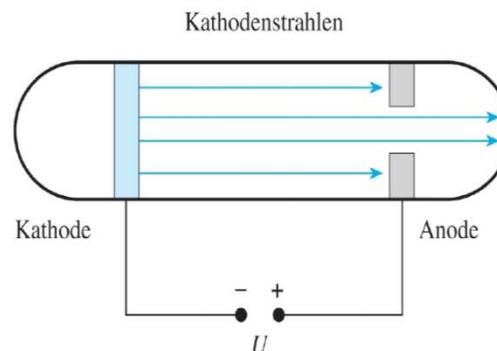
Entdecker des Elektrons (1897): Experimente mit Kathodenstrahlen, Ablenkungsversuche, unterschiedlich starke Felder, Nachweis der Existenz der Elektronen

→ Bestimmung des Ladungs/Masse Verhältnis:

$$q/m = -1,759 \cdot 10^8 \text{ C/g}$$

Je größer die Masse, desto kleiner die Ablenkung

Je größer die Ladung, desto größer die Ablenkung



Einheit der Ladung q: Coulomb, C  
Einheit der Masse m: Gramm, g

Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-01.jpg

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Ladung des Elektrons

- **Robert Andrews Millikan (1868 -1953),**  
amerikanischer Physiker, Nobelpreis für Physik 1923  
Ermittlung der Elementarladung des Elektrons und  
Erforschung des Photoelektrischen Effekt



Bundesarchiv, Bild 102-12031  
Foto: s. Abg. | November 1931

November 1931: Der amerikanische Nobelpreisträger für Physik Prof. Millikan spricht vor deutschen Gelehrten im Harnack-Haus der Kaiser-Wilhelmgesellschaft in Berlin (heute Fritz Haber Institut der Max Planck Gesellschaft)

# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Öltröpfchenversuch:

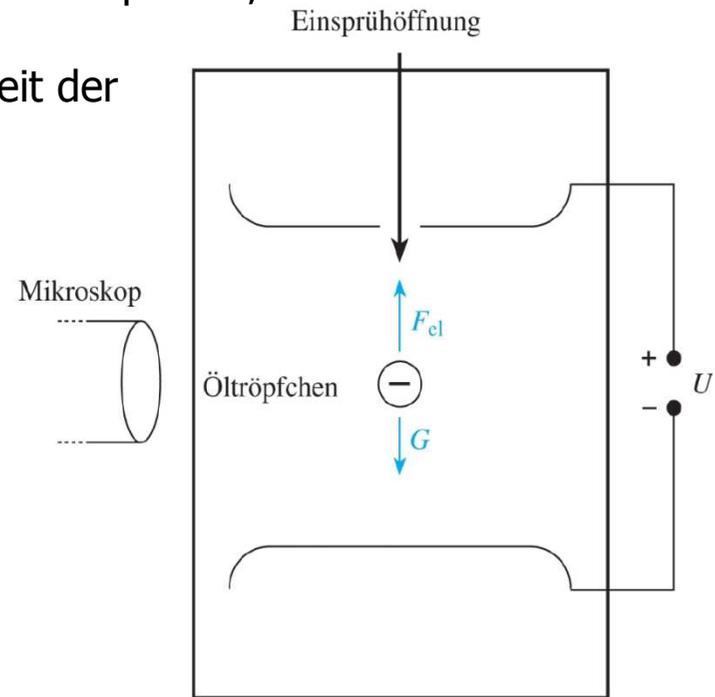
Elektrisch geladene Öltröpfchen im Feld eines Plattenkondensators;

10 000 V an zwei horizontale Platten anlegen, in der Mitte der oberen (negativen) Platte Zerstäuber angebracht → 1,6 μm große Öltröpfchen, mit Mikroskop beobachtet, Ionisierung der Tröpfchen mit Röntgenstrahlung, Messung der Bewegungsgeschwindigkeit der Tröpfchen im elektrischen Feld;

## Ergebnisse:

- Die Ladung  $q$  eines Öltröpfchen ist immer ein ganzzahliges Vielfaches einer Elementarladung!
- Es gilt  $q = n \cdot e$ ; mit  $n=0, 1, 2, 3$ , usw.
- Erster experimenteller Beweis für die Quantelung der Ladung! (Alle auftretenden Ladungsmengen können immer nur ein ganzzahliges Vielfaches der Elementarladung sein!)
- Dabei bestimmte Millikan die Elementarladung relativ genau.

$$e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C für ein negativ geladenes Teilchen;}$$
$$m = 0,911 \cdot 10^{-27} \text{ g}$$



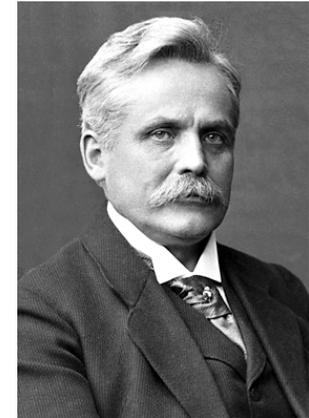
Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München, Abbildung02-02.jpg

# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Entdeckung des Protons

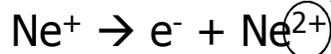
→ **Joseph John Thomson**

→ **Wilhelm Wien (1864 – 1928)**, deutscher Physiker, Physiknobelpreis 1911 (Untersuchung der Wärmestrahlung, Wiensches Verschiebungsgesetz: Verknüpfung der Wellenlänge maximaler Emissionen eines Schwarzen Körpers mit seiner Temperatur)



**Was bleibt übrig, wenn man Elektronen aus Atomen bzw. Molekülen entfernt?**

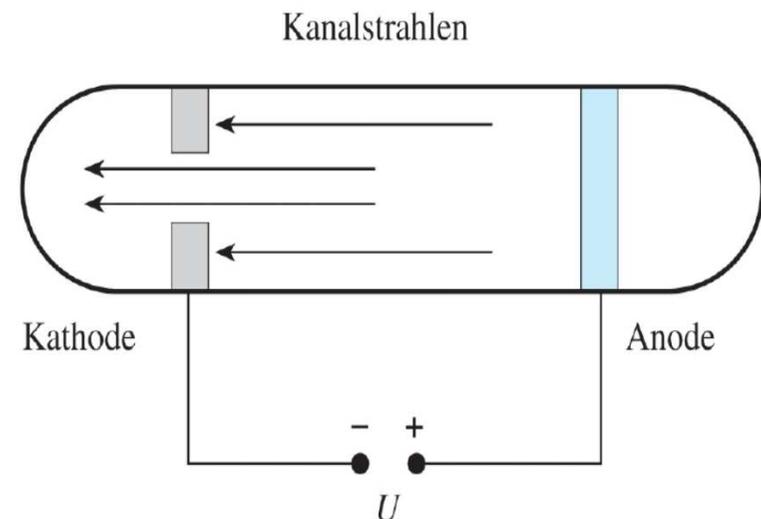
→ Experimente in der Kathodenstrahlröhre:  
Elektrischer Strom fließt durch Gas → Ionisierung



Ladungszahlen = wie viele  
Elementarladungen weist ein  
Teilchen auf.

**Kanalstrahlen = positiv geladene Ionenstrahlung**

Positiv geladenen Ionen wandern Richtung Kathode, Löcher in der Kathode (Kanäle) lassen träge Ionen durchtreten, können dahinter anhand von Leuchterscheinungen nachgewiesen werden.



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jackel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg. © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-01.jpg

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Positive Elementarladung = Proton

- Bestimmung des Ladungs/Masse Verhältnis für Wasserstoff:  
 $q/m = 9,579 \cdot 10^4 \text{ C/g}$  (größter je beobachteter Wert,  
für He  $\sim$  nur halb so groß)
- $q = + 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  (positive Elementarladung)  
 $m = 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

## Atome bestehen aus negativ geladenen Elektronen und der gleichen Menge an positiver Ladung = Erklärung der elektrischen Neutralität von Atomen

- Wasserstoff besteht aus 1 Elektron und 1 positiv geladenen Elementarteilchen (= Proton).
- Helium besteht aus 2 Elektronen und 2 Protonen.
- Daher im Periodensystem: Ordnungszahl (Protonenzahl) 1 bzw. 2      ${}_1\text{H}$       ${}_2\text{He}$

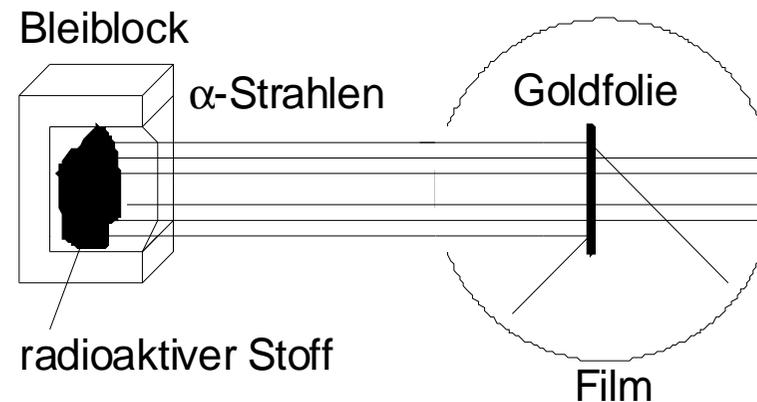
# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Rutherford'sches Atommodell

### Ernest Rutherford (1871 -1937)

neuseeländischer Physiker, 1908 Nobelpreis für Chemie

- 1911: R. stellte sein Atommodell auf: Atom beinhaltet einen positiv geladenen Atomkern, im Zentrum des Atoms, vereint fast die gesamte Masse des Atoms;
- Experimente zur Ablenkung von  $\alpha$ -Teilchen an Gold Atomen.  
Alpha-Strahl auf 4  $\mu\text{m}$  dicke Folie aus Au, Ag oder Cu, 98 % der Teilchen fliegen geradlinig durch Folie hindurch. Der Rest wird abgelenkt oder zurückgeworfen.



# 1.1 Der Aufbau der Atome

- Beobachtung: Eine ca. 1000 Atomlagen dicke "Mauer" von Goldatomen wird durch  $\alpha$ -Teilchen (Heliumkerne) mühelos durchdrungen. Nur etwa jedes zehntausendste Teilchen wird abgelenkt oder reflektiert.
- Schlussfolgerungen:
  - Atomkern muss im Zentrum der Atome sitzen, und fast die ganze Masse und positive Ladung tragen.
  - Starke Ablenkung nur durch enorme Feldstärke möglich, die durch eine hohe Konzentration der positiven Ladung in einem kompakten Kern verursacht wird.
  - Elektronen nehmen fast das gesamte Volumen des Atoms ein und umkreisen den Kern schnell, gleichen Kernladung aus.

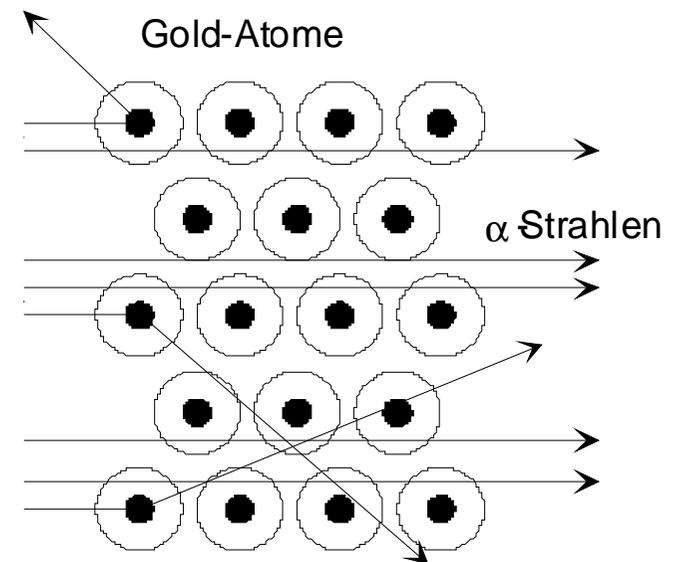
Kernradius um Faktor  $\sim 3000$  kleiner als Atomradius;

Ein paar Kennzahlen...

Atomradius  $\sim 10^{-10}$  m

Atomkern  $\sim 10^{-14}$  bis  $10^{-15}$  m

Zum Vergleich: Hätte ein Atom einen Radius von 10 m so wäre der Kernradius 1 mm.



# 1.1 Aufbau der Atome

---

## Entdeckung des Neutrons

→ **James Chadwick** (1891 – 1974), englischer Physiker  
1953 Nobelpreis für Physik (Entdeckung des Neutrons)



**Tatsächlich ist die Masse der Atome größer als die Summe der Elektronen und Protonen! → Es muss zusätzlich elektrisch ungeladenen Teilchen in den Atomen geben!**

→ Bestimmung der Neutronenmasse:  
→  $m = 1,675 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ ,  $q = 0$

$m(\text{Proton}) \sim m(\text{Neutron})$

Elektronen, Protonen und Neutronen sind **Elementarteilchen**

Protonen und Neutronen bezeichnet man auch als **Nukleonen** (Kernteilchen), diese bestehen aus Quarks (für das Verständnis chemischer Zusammenhänge unwesentlich).

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

Teilchen	Symbol	Ladung	Masse	Masse
		Vielfaches der Elementarladung	[g]	[u]
Elektron	$e^-$	-1	$0,9109 \cdot 10^{-27}$	0,00054859
Proton	p	1	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	1,007277
Neutron	n	0	$1,6748 \cdot 10^{-24}$	1,008665

Elementarladung =  $1,6022 \cdot 10^{-19}$  C

Die Größe der atomaren Masseneinheit (u) so gewählt, dass Masse (p, n) ungefähr 1 u beträgt!

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Atommassen

- Einzelne Atome können nicht gewogen werden (zu leicht!)
- Relative Massen der Atome zueinander können bestimmt werden;
- Definition der relativen Atommassen über die atomare Masseneinheit u

1 u = eine atomare Masseneinheit

- 1 u = 1/12 der Masse eines Kohlenstoffatoms  ${}^{12}_6\text{C}$  (6p 6e<sup>-</sup> 6n)

Masse eines Atoms  ${}^{12}\text{C} = 12 \text{ u}$

1 u =  $1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

**Loschmidt-Zahl/ Avogadro-Zahl**

1 mol enthält  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Isotope/ Nuklide

- Chemisches Element besteht aus Atomen mit gleicher Protonenzahl, Neutronenzahl kann unterschiedlich sein → unterschiedliche Massen.
- Atome mit gleicher Protonenzahl verhalten sich chemisch gleich: gleiche Anzahl von Elektronen und gleiche Struktur der Elektronenhülle. (Kerne erfahren bei chemischen Reaktionen keine Änderungen!)
- Struktur der Elektronenhülle ausschlaggebend für chemisches Verhalten!
- Nuklide mit gleicher Protonenzahl, verschiedener Neutronenzahl = Isotope
- Schreibweise für Nuklid (durch Protonen- und Neutronenzahl charakterisierte Atomsorte):

$\begin{matrix} \text{Nukleonenzahl} \\ \text{Protonenzahl} \end{matrix} \text{Elementsymbol}$

Nukleonenzahl = Protonenzahl+Neutronenzahl (Gesamtzahl der p und n bestimmt die Masse des Atoms, daher wurde es früher auch als Massenzahl bezeichnet)

Protonenzahl = Ordnungszahl = Kernladungszahl (Anzahl der Elektronen)

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Isotope/ Nuklide

- Die meisten Elemente sind Mischelemente, bestehen aus mehreren Isotopen, die in sehr unterschiedlicher Häufigkeit vorkommen  
z.B. besteht Kohlenstoff aus zwei natürlichen Isotopen:  
 $^{12}\text{C}$  zu 98,89 % und  
 $^{13}\text{C}$  zu 1,11 %
- Reinelemente (nur 1 natürliches Isotop)  
Z.B.  $^{27}\text{Al}$ ,  $^{23}\text{Ne}$ ,  $^9\text{Be}$ ,  $^{31}\text{P}$ ,  $^{127}\text{I}$ ,  $^{19}\text{F}$
- Isobare: Nuklide mit gleicher Nukleonenzahl, aber verschiedener Protonenzahl  
Z.B.  $^{14}_6\text{C}$  und  $^{14}_7\text{N}$
- Es gibt 340 natürlich vorkommende Nuklide, davon 270 stabile und 70 radioaktive.
- Es gibt keine Gesetzmäßigkeiten für die Anzahl auftretender Isotope.
- Prinzipiell wächst mit steigender Ordnungszahl die Anzahl der Isotope.

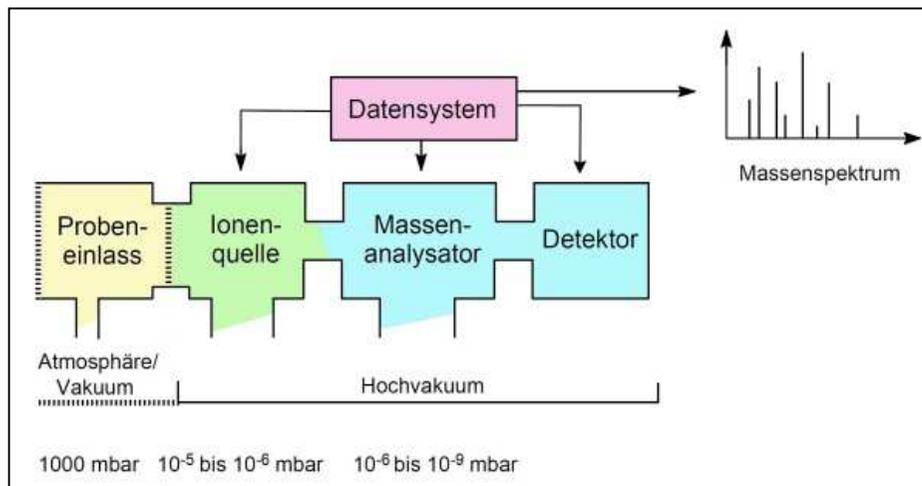
# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Bedeutung der Isotope

- Altersbestimmung (später)
- Herkunftsbestimmung archäologischer Proben (später)
- Lebensmittelüberwachung:  
Die Isotopenverhältnisse der Elemente (H, C, O, N, S) hängen von ihrer geographischen, klimatischen, botanischen und chemischen Entstehung ab.

Wichtige Methode für die Bestimmung der Isotope: **Massenspektrometrie**

Ermittlung von Anzahl, Art und Masse von Atomen und Molekülen (Genauigkeit bis zu  $10^{-6}$  u)



### Massenspektrometrie:

- Ermittlung von Spurenverunreinigungen
- Analyse von Verbindungsgemischen
- Aufklärung von Molekülstrukturen und Reaktionsmechanismen.

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Karlsruher Nuklidkarte

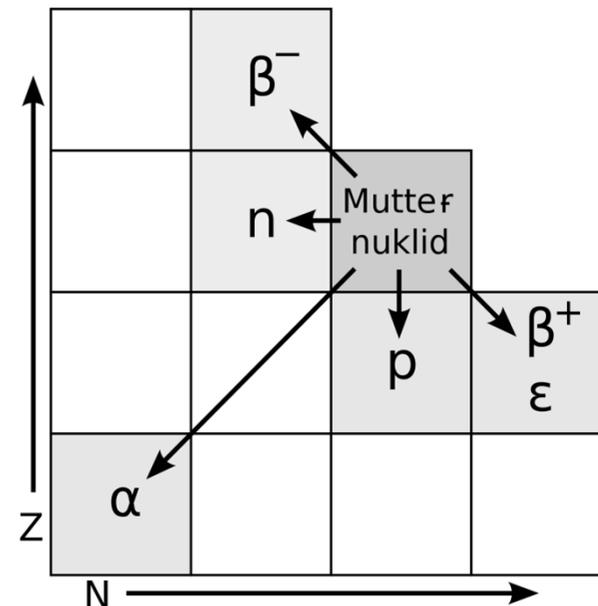
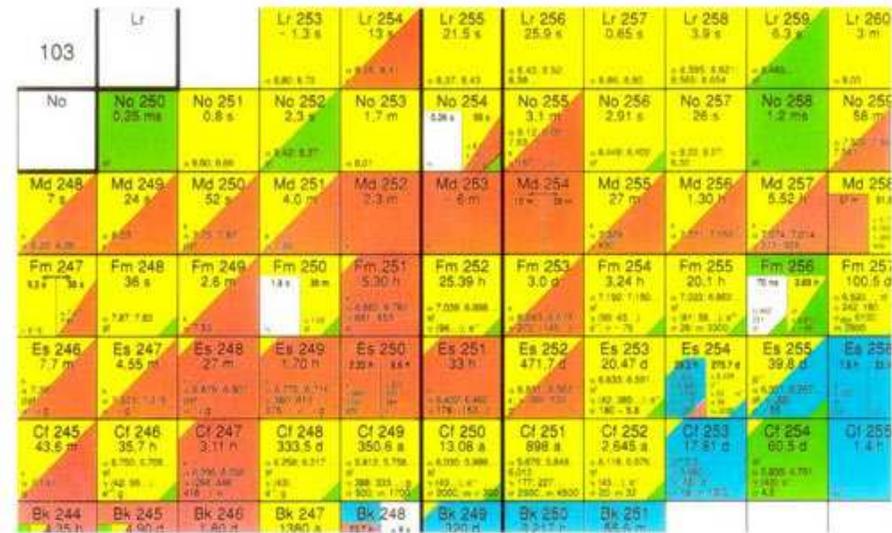
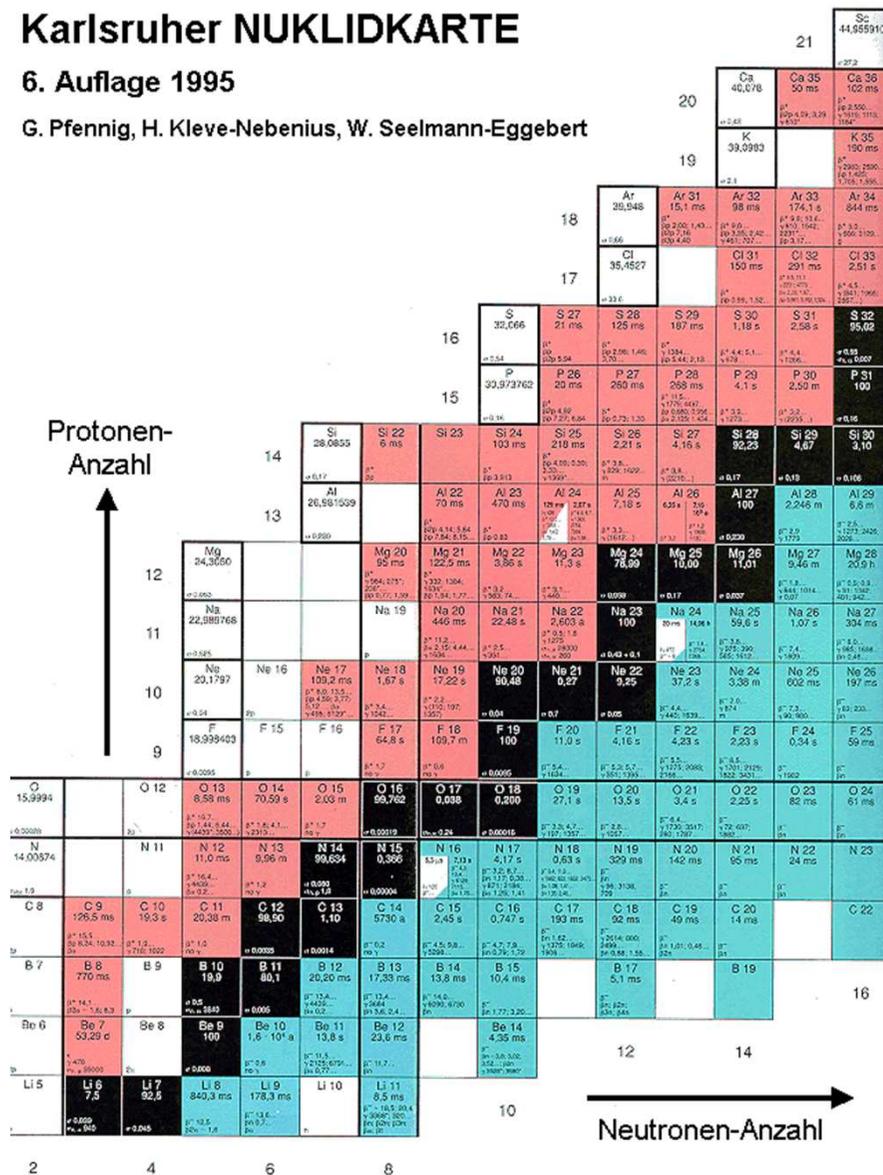


# 1.1 Der Aufbau der Atome

## Karlsruher NUKLIDKARTE

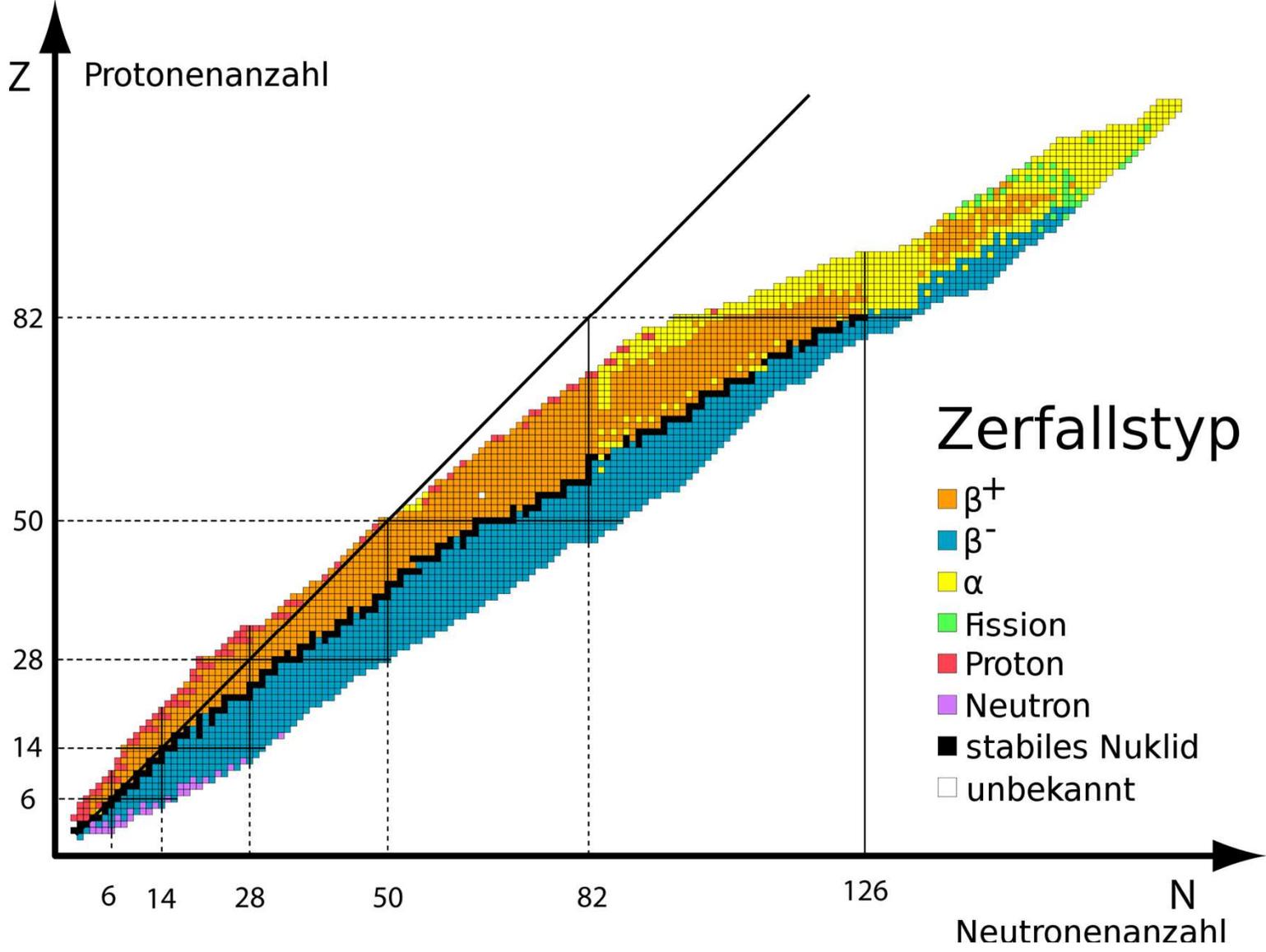
6. Auflage 1995

G. Pfennig, H. Kleve-Nebenius, W. Seelmann-Eggebert



# 1.1 Der Aufbau der Atome

Karlsruher Nuklidkarte



# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Atommasse eines Elements

→ Berechnung aus den Atommassen der Isotope unter Berücksichtigung der natürlichen Isotopenhäufigkeit.

## Übungen:

- 1) Berechne die mittlere Atommasse des Wasserstoffatoms!  
(Isotopenhäufigkeit von  $^1\text{H}$  beträgt 99,985 %, von  $^2\text{H}$  0,015 %, Nuklidmasse ( $^1\text{H}$ ) = 1,007825 u, Nuklidmasse ( $^2\text{H}$ ) = 2,01410 u)
- 2) Berechne die mittlere Atommasse des Sauerstoffatoms!  
(Isotopenhäufigkeit von  $^{16}\text{O}$  beträgt 99,759%, von  $^{17}\text{O}$  0,037%,  $^{18}\text{O}$  0,204%, Nuklidmasse ( $^{16}\text{O}$ ) = 15,99491 u, Nuklidmasse ( $^{17}\text{O}$ ) = 16,99913 u, Nuklidmasse ( $^{18}\text{O}$ ) = 17,99916 u)
- 3) Bor bildet zwei stabile Isotope mit der Nukleonenzahl 10 (Nuklidmasse  $^{10}\text{B}$ =10,01294 u) und 11 (Nuklidmasse  $^{11}\text{B}$ =11,00931 u) und der natürlichen Häufigkeit 19,78% bzw. 80,22%. Wie groß ist die mittlere relative Atommasse?
- 4) Aus welchen und wie vielen Nukleonen sind folgende Nuklide aufgebaut:  
 $^{31}_{15}\text{P}$ ,  $^{197}_{79}\text{Au}$ ,  $^{127}_{53}\text{I}$  ?

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

## Massendefekt/ Kernbindungsenergie

- Berechnung der Atommasse von  ${}^4_2\text{He}$ :  
Massen der  $e^-$ ,  $p$  und  $n$  addieren:  
 $(2 \cdot 5,4859 \cdot 10^{-4} \text{ u} + 2 \cdot 1,007277 \text{ u} + 2 \cdot 1,008665 \text{ u}) = 4,0319 \text{ u}$
- Gemessene Masse beträgt 4,0015 u!!  
Diskrepanz: 0,0304 u ( $\sim 0,75\%$ )  
Ursache des Massenverlust  $\rightarrow$  Massendefekt
- Die Masse eines Nuklids ist stets kleiner als die Summe der Massen seiner Bausteine.
- Zusammenhalt der Nukleonen im Kern durch Kernkräfte. Bei Vereinigung von Nukleonen  $\rightarrow$  Kernbindungsenergie wird frei, Energieabnahme ist äquivalent zu einer Massenabnahme.

# 1.1 Der Aufbau der Atome

---

→ **Äquivalenz der Kernbindungsenergie und Masse** durch

Einstein'sche Gleichung  $E = m \cdot c^2$

Lichtgeschwindigkeit im leeren Raum  
 $c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

→ Beispiel  ${}^4_2\text{He}$ :

$$m(2 \cdot p + 2 \cdot e^- + 2 \cdot n) = m({}^4_2\text{He}) + \Delta m = 4,0015 \text{ u} + 0,0304 \text{ u}$$

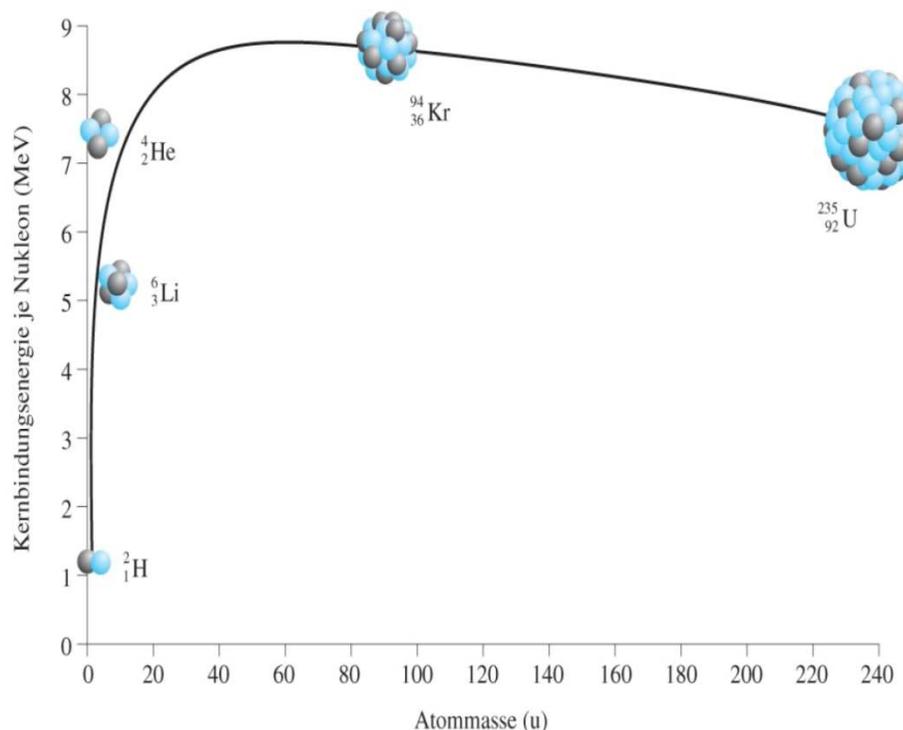
→ 1 u entspricht  $15 \cdot 10^{-11} \text{ J}$  bzw. 931 MeV

→ 0,0304 u entsprechen 28,3 MeV → will man den Heliumkern in seine Bestandteile zerlegen, muss man diese äquivalente Energiemenge zuführen.

→ Pro Nukleon (Gesamtkernbindungsenergie dividiert durch die Anzahl der Kernbausteine) eine durchschnittliche Kernbindungsenergie im He-Atom von 7,1 MeV.

# 1.1 Der Aufbau der Atome

- Durchschnittliche **Kernbindungsenergie** pro Nukleon 8 MeV.  
Kernbindungsenergie bei Nukleonenzahl 60 ein Maximum. Kerne mit dieser Nukleonenzahl (Fe,Co,Ni) sind besonders stabil.
- Unterschiedliche Stabilität wichtig f.d. Gewinnung von Kernenergie (später).
- Unterschiedliche Stabilität der Kerne spielt Rolle bei der Entstehung der Elemente (*Chem. Unserer Zeit* (2005) 39, 100, Jörn Müller, Harald Lesch „Die Entstehung der chemischen Elemente“).



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-05.jpg

# 1.2 Kernchemie

Unterscheidung zwischen

**Chemischen Reaktionen:** laufen über eine Umverteilung der Elektronenverteilung ab

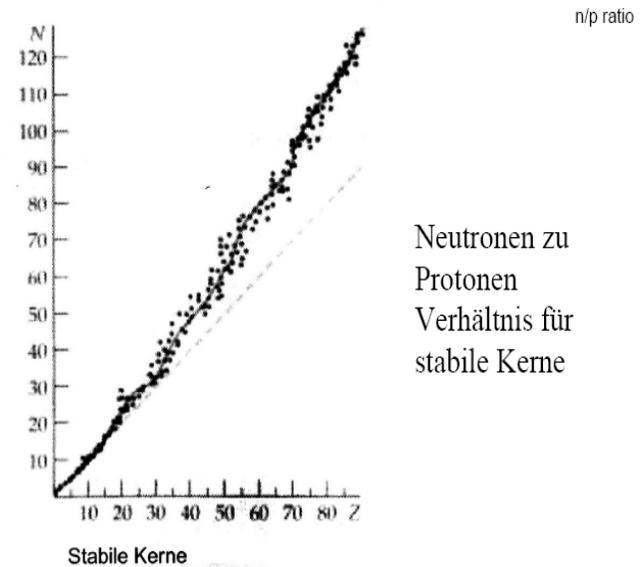
→ Rest der Vorlesung

**Kernreaktionen:** Atomkern selbst wird verändert.

- Starke Kernkraft, die die Protonen zusammenhält hat nur sehr kurze Reichweite.
- Atomkerne können nicht beliebig groß werden. Zur Stabilisierung sind Neutronen notwendig.
- Je größer der Kern wird, desto mehr Neutronen werden benötigt.

Größter stabiler Atomkern ist das  $^{209}_{83}\text{Bi}$  ( $n/p = 1,5$ ).

Alle größeren Kerne sind radioaktiv und zerfallen!



## 1.2 Kernchemie

---

1896 entdeckte Antoine-Henri Becquerel, dass Uranverbindungen spontan Strahlen aussenden, er nannte dies Radioaktivität.

1898 entdeckten Pierre und Marie Curie in Pechblende (Uranerz) das radioaktive Element Radium und isolierten dieses.

Becquerel und P. u. M. Curie erhielten 1903 den Nobelpreis für Physik für die Entdeckung der Radioaktivität.

1903 erkannten Rutherford und Frederick Soddy, dass die Radioaktivität auf einen Zerfall der Atomkerne zurückzuführen ist, dass radioaktive Strahlen Zerfallsprodukte der instabilen Atomkerne sind.

1921 erhielt Soddy den Nobelpreis für Chemie „für seine Beiträge zur Kenntnis der Chemie der radioaktiven Stoffe und seine Untersuchungen über das Vorkommen und die Natur der Isotopen“.

→ Instabile Nuklide wandeln sich durch Ausstoßung von Elementarteilchen oder kleinen Kernbruchstücken in andere Nuklide um. Diese spontane Kernumwandlung wird als **radioaktiver Zerfall** bezeichnet.

## 1.2 Kernchemie

---

### **Kernumwandlungsvorgänge:**

1. Radioaktiver Zerfall (natürlicher Vorgang)
2. Kernumwandlung/ künstliche Nuklide
3. Kernspaltung
4. Kernfusion

## 1.2 Kernchemie

---

### 1. Radioaktiver Zerfall

Es werden 3 Strahlungsarten emittiert:

$\alpha$ -Strahlung:  ${}^4\text{He}$ -Teilchen; Reichweite in Luft 3,5 cm

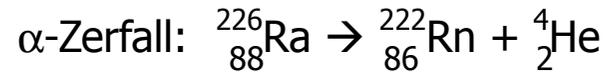
$\beta$ -Strahlung: Elektronen; Reichweite in Luft 4 m

$\gamma$ -Strahlung: energiereiche elektromagnetische Strahlung, wird nur von Stoffen hoher Dichte absorbiert: Blei mit mehreren cm Dicke, meterdicke Betonwände.

# 1.2 Kernchemie

---

## 1. Radioaktiver Zerfall



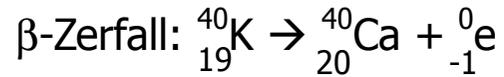
→ Es entstehen Elemente mit um zwei verringerter Protonenzahl und um vier verkleinerter Nukleonenzahl!

→  $\alpha$ -Zerfall ist mit Massendefekt verbunden: Äquivalente Energie wird vom emittierten Teilchen als kinetische Energie aufgenommen!

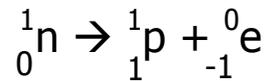
Beim  $\alpha$ -Zerfall von  ${}^{226}\text{Ra}$  beträgt der Massendefekt 0,005 u; das entspricht einer kinetischen Energie von 4,78 MeV.

Kernreaktionsgleichungen: Summe der Nukleonenzahlen und die Summe der Kernladungen (Protonenzahl) müssen auf beiden Seiten der Kernreaktionsgleichung gleich sein!

# 1.2 Kernchemie

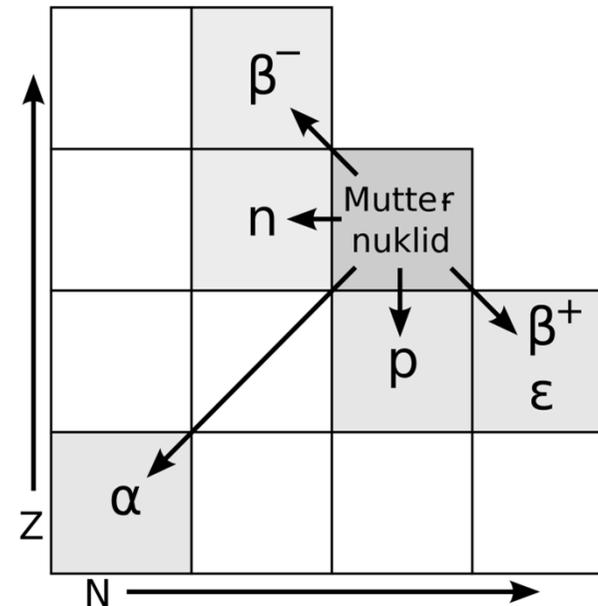


Die Elektronen beim  $\beta$ -Zerfall stammen nicht aus der Elektronenhülle sondern aus dem Kern: ein Neutron wird in ein Proton und ein Elektron umgewandelt, das Elektron wird aus dem Kern geschleudert, Proton verbleibt im Kern.



Bei  $\beta$ -Zerfall entstehen Elemente mit einer um eins erhöhten Protonenzahl.

$\gamma$ -Zerfall: Es kommt zu keiner Änderung der p und n, zu keiner Elementumwandlung, sondern zu einer Änderung des Energiezustandes des Atomkerns.



# 1.2 Kernchemie

## Einheiten:

### Aktivität:

Aktivität einer radioaktiven Substanz = Anzahl der Zerfälle pro Zeit.

SI-Einheit: Becquerel (Bq).

$$1 \text{ Bq} = 1 \text{ s}^{-1}$$

### Strahlenwirkung:

Für die Strahlenwirkung muss die medizinisch-biologische Wirksamkeit durch einen Faktor  $q$  berücksichtigt werden.

Die Äquivalentdosis  $D_q$  in SI-Einheit Sievert (Sv):  $D_q = q \cdot D$

Maximal tolerierbare Strahlenbelastung im Beruf: 20 mS/Jahr

Natürliche Belastung  $\sim$  1-5 mS/ Jahr

Lungenröntgen 0,1 mS, Mammographie 0,7 mS

3-4 S  $\rightarrow$  50 % Todesfälle nach 30 Tagen

6-10 S  $\rightarrow$  100 % Todesfälle nach 14 Tagen

### Energiedosis:

Energiedosis  $D$  ist die einem Körper durch ionisierende Strahlung zugeführte massenbezogene Energie.

SI-Einheit ist das Gray (Gy)

$$1 \text{ Gy} = 1 \text{ Jkg}^{-1}$$

Strahlungsart	Bewertungsfaktor $q$
Röntgen-Strahlen	1
Gamma-Strahlen Beta-Strahlen	1
Protonen	5
Neutronen unbekannter Energie	10
Alpha-Strahlen	20
Schwere Ionen	20

## 1.2 Kernchemie

---

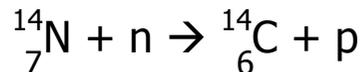
### Radioaktive Zerfallsreihen:

→ Beim radioaktiven Zerfall entstehen meist ebenfalls radioaktive Elemente, die weiter zerfallen. Am Ende einer Zerfallsreihe steht ein stabiles Nuklid.

Radioaktiver Zerfall ist unabhängig von äußeren Bedingungen oder in welcher chemischen Verbindung ein radioaktives Nuklid vorliegt → radioaktiver Zerfall als geologische Uhr.

### <sup>14</sup>C Altersbestimmung:

Kosmische Strahlung in der oberen Atmosphäre erzeugt <sup>14</sup>C.



<sup>14</sup>C ist ein β-Strahler mit einer Halbwertszeit von 5730 Jahren, ist im CO<sub>2</sub> der Atmosphäre chemisch gebunden und gelangt durch die Photosynthese in die Nahrungskette.

Sterben z.B. Pflanzen ab, so hört auch der Stoffwechsel auf und der radioaktive Zerfall verringert den <sup>14</sup>C Gehalt. Man bestimmt das <sup>14</sup>C/<sup>12</sup>C Verhältnis.

Beispiel: Ein Lebewesen, das vor 5730 Jahren gestorben ist, weist ein nur halb so großes <sup>14</sup>C/<sup>12</sup>C Verhältnis auf.

Datierungen bis zu Altern von 60000 Jahren möglich. Durch Isotopenanreicherung auf 75000 Jahre möglich. Altersbestimmung archäologischer Proben, Alter von Tonscherben (eingelagerte Lipide).

## 1.2 Kernchemie

---

### Geologische Altersbestimmung / Alter von Mineralien:

${}_{92}^{238}\text{U}$  zerfällt in einer Zerfallsreihe in 14 Schritten zu stabilem  ${}_{82}^{206}\text{Pb}$ . Dabei entstehen acht  $\alpha$ -Teilchen. Die Halbwertszeit des ersten Schrittes ist mit  $4,5 \cdot 10^9$  Jahren die größte der Zerfallsreihe und bestimmt die Geschwindigkeit des Gesamtzerfalls.

Beispiel: Aus 1 g  ${}_{92}^{238}\text{U}$  entstehen in  $4,5 \cdot 10^9$  Jahren:

0,5 g  ${}_{92}^{238}\text{U}$

0,4326 g  ${}_{82}^{206}\text{Pb}$

0,0674 g Helium (aus  $\alpha$ -Strahlung).

→ Man kann daher aus dem experimentell bestimmten Verhältnis von  ${}_{82}^{206}\text{Pb}/{}_{92}^{238}\text{U}$  und  ${}_{2}^{4}\text{He}/{}_{92}^{238}\text{U}$  das Alter von Uranmineralien bestimmen.

→ Zur Altersbestimmung auch andere natürliche Zerfallsreihen verwenden, z.B.  ${}_{38}^{87}\text{Sr}/{}_{37}^{87}\text{Rb}$  oder  ${}_{18}^{40}\text{Ar}/{}_{19}^{40}\text{K}$ .

→ Ältestes Erdgestein:  $4,0 \cdot 10^9$  Jahre

→ Mondproben:  $3,6 - 4,2 \cdot 10^9$  Jahre

# 1.2 Kernchemie

## Halbwertszeit

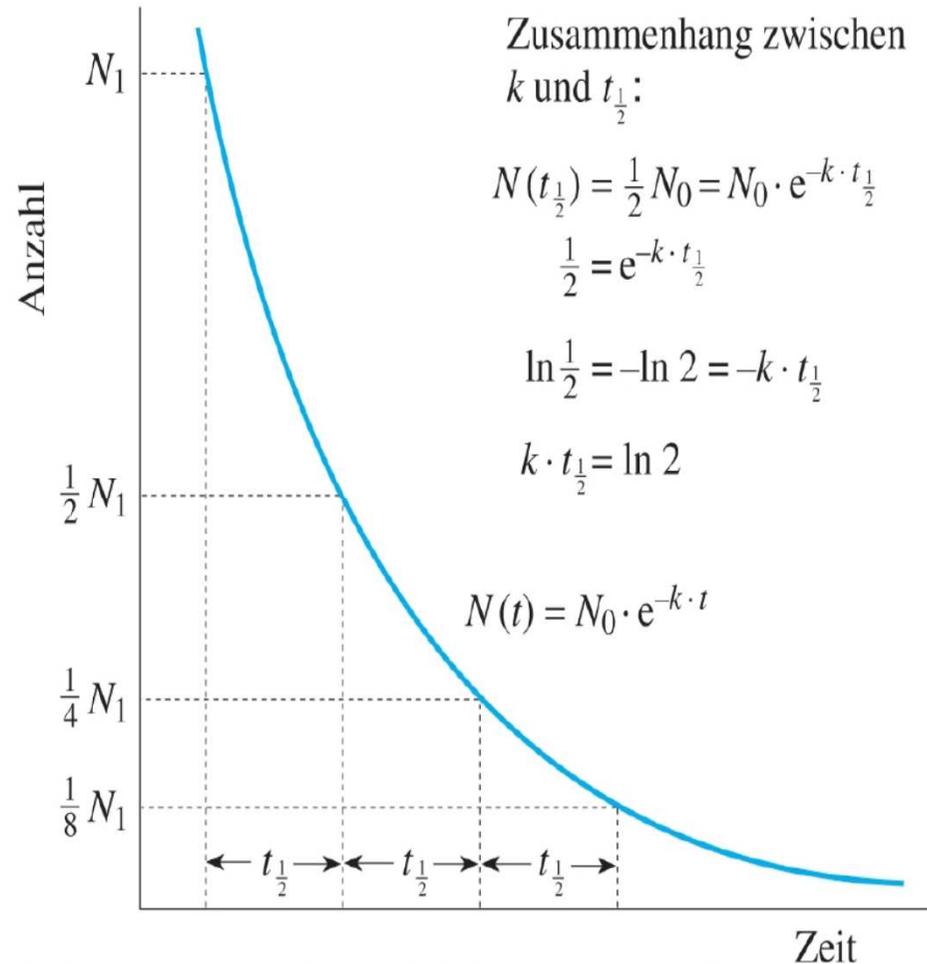
Ein Maß für die Stabilität eines Radionuklids ist die Halbwertszeit  $t_{1/2}$ . Es ist die Zeit nach der die Hälfte eines radioaktiven Stoffes zerfallen ist.

$$N_{1/2} = N_0/2$$

Der radioaktive Zerfall erfolgt nach einer Exponentialfunktion. Pro Zeiteinheit zerfällt immer der gleiche Anteil der vorhandenen Kerne.

$$-dN/dt = k \cdot N$$

Es existiert für jede Nuklidsorte eine typische Zerfallskonstante  $k$ .



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-06.jpg

# 1.2 Kernchemie

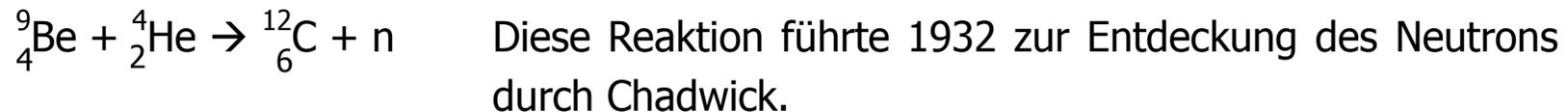
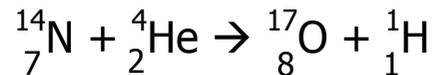
---

## 2. Kernumwandlung/ künstliche Nuklide

Kernreaktionen können erzwungen werden, wenn man Kerne mit  $\alpha$ -Teilchen, p, n, Deuteronen ( ${}^2_1\text{H}$ -Kerne) u.a. beschießt.

Erste künstliche Kernumwandlung:

1919 Ernest Rutherford: Bestrahlung von Stickstoff mit  $\alpha$ -Teilchen.



→Eine Vielzahl künstlicher Nuklide konnten hergestellt werden. Es gibt 340 natürliche Nuklide, insgesamt sind zur Zeit  $\sim 2600$  Nuklide bekannt, 2200 davon sind radioaktiv (zerfallen wieder).

Natürliche Elemente bis Ordnungszahl 92 (Uran). Durch Kernreaktionen konnten die nicht in der Natur vorkommenden Elemente mit  $Z= 93$  bis 116 und 118 (Transurane) hergestellt werden. Technisch wichtig ist Plutonium.

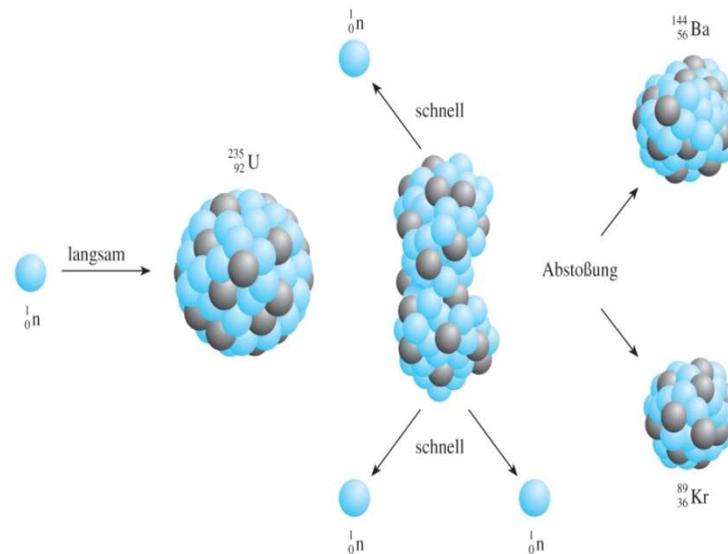
Künstliche radioaktive Isotope gibt es von praktisch allen Elementen. Wichtige Bedeutung in der Medizin.  ${}^{131}\text{I}$  z.B. für die Schilddrüsenfunktionsprüfung,  ${}^{226}\text{Ra}$  und  ${}^{60}\text{Co}$  zur Strahlentherapie;

# 1.2 Kernchemie

## 3. Kernspaltung

1938 von Otto Hahn und Fritz Straßmann entdeckt.

Völlig neue Reaktion des Atomkerns beim Beschuss von Uran mit langsamen Neutronen.



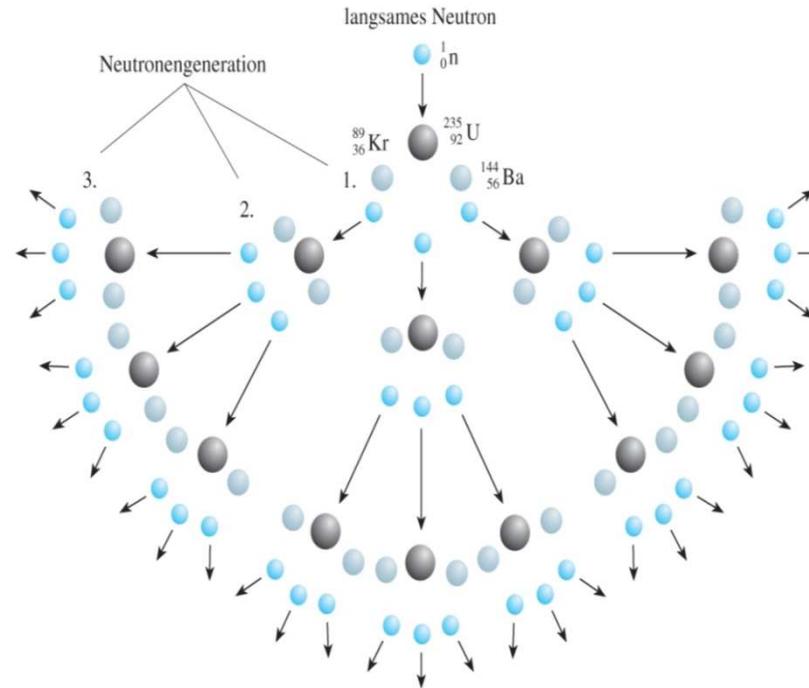
Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jackel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-07.jpg

Einfang des Neutrons → instabiler Uran Zwischenkern → zerfällt unter Abgabe von großer Energiemenge in 2 Kernbruchstücke und 1 bis 3 n.

Beim Zerfall des schweren Urankerns in zwei leichtere Kerne wird die Kernbindungsenergie um 0,8 MeV pro Nukleon erhöht → bei 230 Nukleonen ~ 190 MeV an Bindungsenergie wird bei der Kernspaltung freigesetzt.

# 1.2 Kernchemie

**Entstehende Neutronen** können neue Kernspaltungen auslösen → Kettenreaktion.  
Ungesteuerte Kettenreaktion:



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-08.jpg

Gesteuerte Kettenreaktion → Pro Spaltung ist 1 Neutron vorhanden, das wieder eine Spaltung auslöst.

## 1.2 Kernchemie

---

### **Gesteuerte Kettenreaktion → Kernkraftwerk**

1 kg  $^{235}\text{U}$  liefert die gleiche Energiemenge wie  $2,5 \cdot 10^6$  kg Steinkohle.

Als Kernbrennstoff natürliches Uran (0,71 %  $^{235}\text{U}$ ) oder angereichertes Uran;

Im Atomreaktor entsteht auch spaltbares Material,  $^{233}\text{U}$  und  $^{239}\text{Pu}$  (Brutreaktoren), dadurch wird Energiemenge, die aus Natururan gewonnen werden kann, gesteigert.

Derzeit 210 Kernkraftwerke (435 Reaktoren) in 31 Ländern, liefern 11% des elektrischen Stroms. („Atomenergie verliert weltweit an Bedeutung“ Der Spiegel, 6. Juli 2012)

### **Ungesteuerte Kettenreaktion → Atombombe**

Kernspaltungsenergie wird explosionsartig frei.

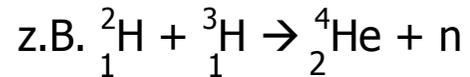
1945 Atombombe von Hiroshima: 50 kg  $^{235}\text{U}$ , Urankugel mit 8,5 cm Radius.

# 1.2 Kernchemie

---

## 4. Kernfusion

Verwendung der Kernenergie zur Verschmelzung von sehr leichten Kernen.



Kernbindungsenergie pro Nukleon erhöht sich, Energiedifferenz wird abgegeben.

Sehr hohe Temperaturen nötig:  $10^7 - 10^8 \text{ K}$  → Thermonukleare Reaktoren

**H-Bombe** – technisch realisiert

**Kontrollierte Kernfusion** technisch noch nicht möglich.

Problem: hohe T, bisher konnten Fusionsreaktionen nur sehr kurze Zeit aufrechterhalten werden.

Vorteile wären: Rohstoffe in beliebiger Menge vorhanden, weniger radioaktiver Abfall.

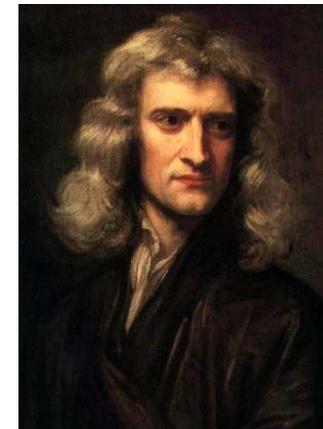
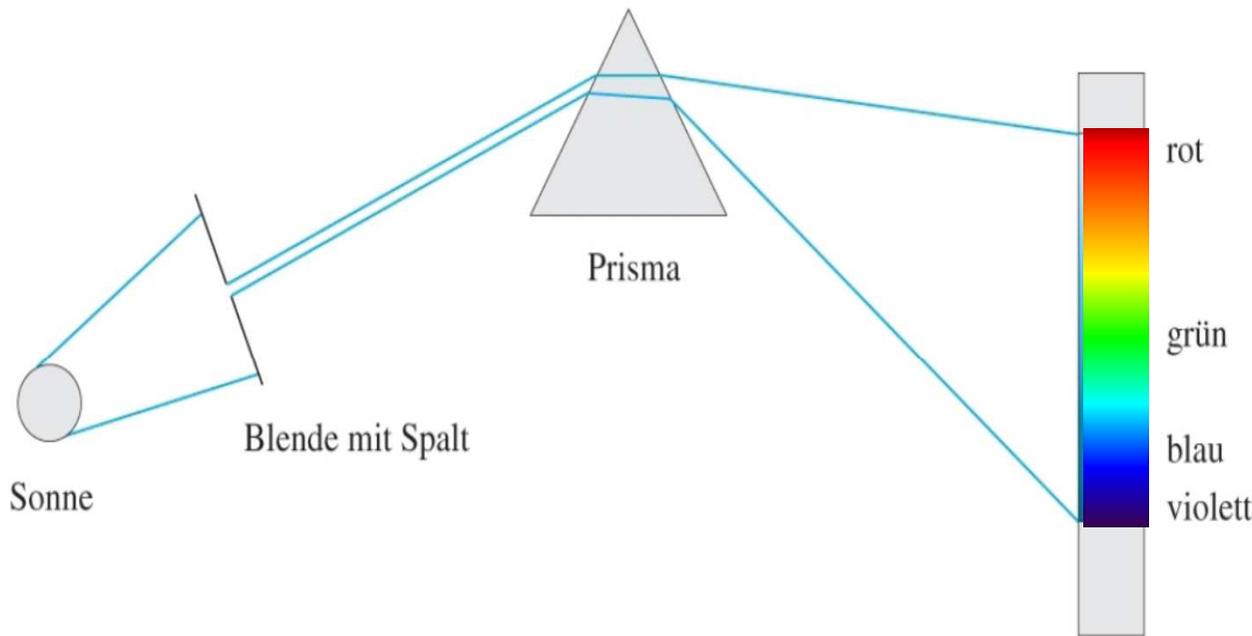
Kernfusionsreaktor ITER, Forschungsprojekt in Frankreich, Beginn des Kraftwerkbaus 2005, soll 2015 in Betrieb gehen.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

Für die chemischen Eigenschaften der Atome ist die Elektronenhülle entscheidend.  
Nach Rutherford besteht Atom aus einem sehr kleinen Kern und einer Elektronenhülle.  
Die Elektronenhülle beherrscht die chemischen Eigenschaften.  
Die Struktur der Elektronenhülle war jedoch unbekannt. (~Anfang 20. Jhdt)

Initialzündung für die Erforschung der Elektronenstruktur ~ 1700

**Isaac Newton** (1642 – 1726), englischer Naturforscher, Gravitationsgesetz,  
Optik: Erforschung des Lichts.

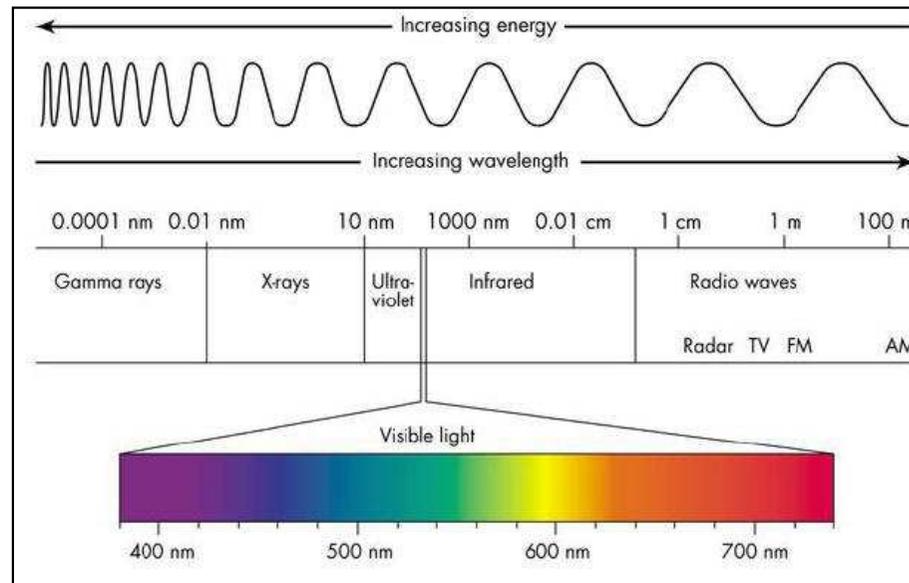


Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-10.jpg

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Schlussfolgerungen:

- Prisma spaltet weißes Licht in ein kontinuierliches Spektrum auf.
- Weißes Licht besteht aus Licht mehrerer Wellenlängen („polychromatisch“, Licht einer Wellenlänge nennt man „monochromatisch“).
- Licht ist eine elektromagnetische Strahlung, durch Wellenlänge  $\lambda$  und Schwingungsfrequenz  $\nu$  charakterisiert.
  - Je größer  $\lambda$ , desto kleiner  $\nu$ :  $\lambda = c / \nu$
  - $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m/s}$  Wellen breiten sich im leeren Raum mit Lichtgeschwindigkeit aus.
  - Zusätzlich: Amplitude (Helligkeit  $\sim A^2$ )



# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

**1859 Robert Wilhelm Bunsen**, Entdecker der Spektroskopie

Untersuchung der Lichtemissionen von Gasen/Dämpfen chemischer Substanzen  
(Lichtemission durch Energiezufuhr)

→ Jedes chemische Element leuchtet in einer ganz charakteristischen Farbe.

Na - gelb

Sr - rot

Ba - grün



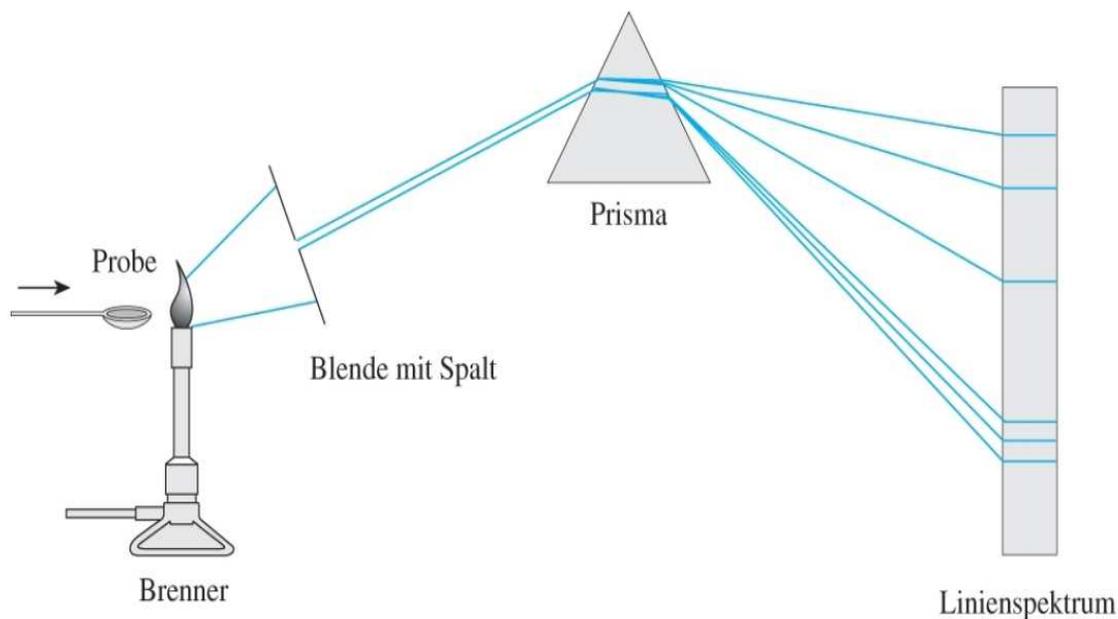
Strontium  
Sr



Barium  
Ba

## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-11.jpg

### **Schlussfolgerungen:**

- Das Spektrum ist NICHT kontinuierlich, sondern besteht aus scharfen begrenzten farbigen Linien.
- Jedes Element zeigt ein eigenes charakteristisches Spektrum.
- Man kann daher die Elemente durch die Analyse ihres Spektrums identifizieren (Spektralanalyse)

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

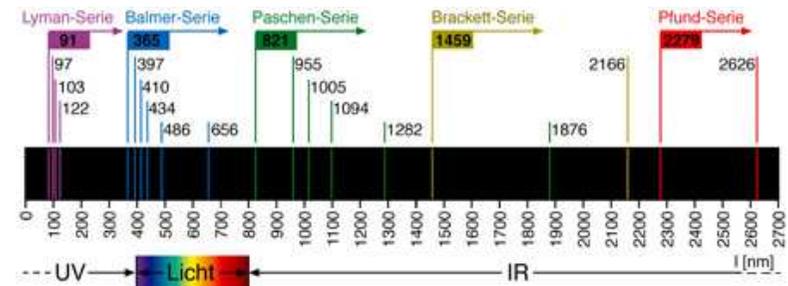
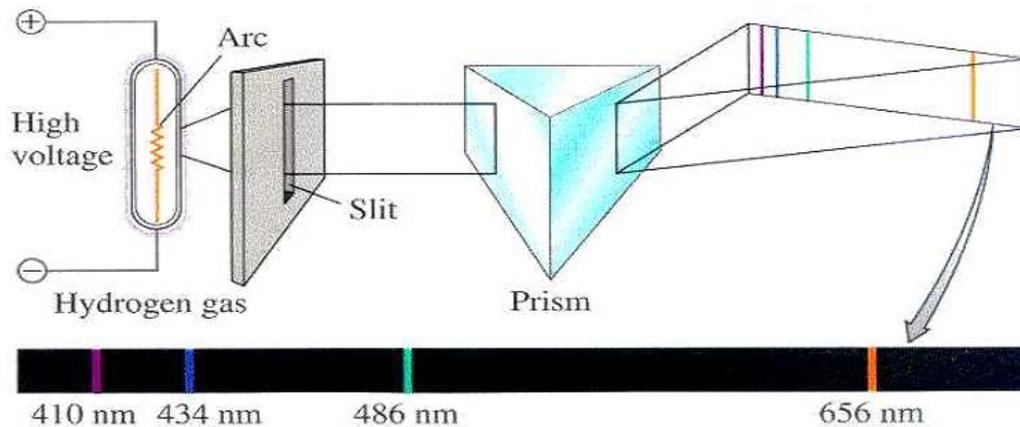
## Emissionsspektrum von Wasserstoff:

→ 1885 Johann Jakob Balmer (Schweizer Mathematiker und Physiker) erstellte eine empirische Gleichung die die Spektrallinien des Wasserstoffspektrums vorhersagten.

$$1/\lambda = R ( 1/n^2 - 1/m^2 )$$

R = 109 678 cm<sup>-1</sup> ...Rydberg-Konstante, n und m ....ganze positive Zahlen.

Linien des Wasserstoffspektrums in drei Serien in analoger Linienfolge:  
Lymann-, Balmer- und Paschen-Serie (benannt nach den Entdeckern).

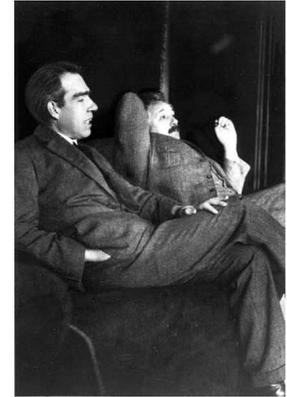


# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Theoretische Deutung des Wasserstoffspektrums – Bohr'sches Atommodell

- 1913 lieferte Niels Bohr eine theoretische Erklärung und entwickelte für das einfachste Atom, das Wasserstoffatom, ein Atommodell.
- **Niels Bohr** (1885 – 1962), dänischer Physiker, Nobelpreis für Physik 1922 „für seine Verdienste um die Erforschung der Struktur der Atome und der von ihnen ausgehenden Strahlung“
- Elektron des H-Atoms bewegt sich auf einer Kreisbahn um das Proton.
- Die elektrische Anziehungskraft zw.  $e^-$  und  $p$  zwingt das  $e^-$  auf eine Kreisbahn.
- Für eine stabile Umlaufbahn muss gelten:  
Zentrifugalkraft= elektrostatische Anziehungskraft zw. Kern und  $e^-$ .
- Die Energie des Elektrons ist die Summe der kinetischen Energie (stammt von der Bewegung des  $e^-$ ) und der potentiellen Energie (kommt durch elektrische Anziehung zustande). Energie des Elektrons hängt nur vom Bahnradius ab → jede Energie wäre erlaubt.  $E(\text{Elektron}) = E_{\text{kin}} + E_{\text{pot}}$
- **Annahme:** Für ein  $e^-$  sind NUR Bahnen mit best. Energiewerten stabil.
- Erlaubte Elektronenbahnen: Bahndrehimpuls des  $e^-$  ganzzahliges Vielfaches der Grundeinheit des Drehimpulses:

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot h / (2\pi)$$

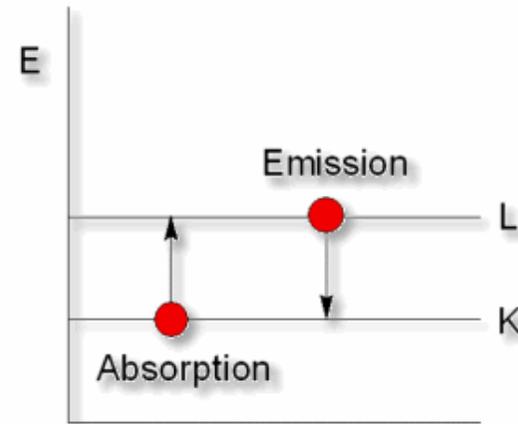
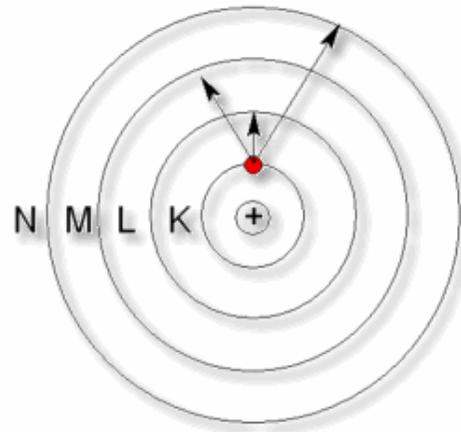


Niels Bohr und  
Albert Einstein 1925

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

In Kurz:

- Jede erlaubte Bahn entspricht einem bestimmten Energieniveau, auch Schale genannt.
- Die Energieniveaus werden mit den Buchstaben K, L, M, usw. bezeichnet und durch die Hauptquantenzahlen  $n=1, 2, 3$ , usw. beschrieben.
- Für jede Bahn, auf der das Elektron den Kern umkreist, hat das Elektron eine bestimmte Energie. Auf der K-Schale, die dem Kern am nächsten ist, kommt dem Elektron die geringste Energie zu (Grundzustand).
- Durch Energiezufuhr (Wärme, elektr. Entladung) wird ein Elektron auf eine höhere Bahn gehoben und nimmt einen höheren Energiezustand an, den man als angeregten Zustand bezeichnet. Beim Zurückfallen gibt es die aufgenommene Energie in Form elektromagnetischer Strahlung ganz bestimmter Wellenlänge (Farbe) ab.



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- Jede Linie im H-Spektrum entspricht einem Elektronenübergang zwischen zwei sog. "erlaubten" Bahnen. Der Energiebetrag entspricht der Differenz der Energien des höheren und niedrigeren Energiezustandes und wird durch die Planck'sche Formel beschrieben:

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda = E_2 - E_1$$

h... Planck'sche Konstante,  $h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$

$\nu$ ...Frequenz

$\lambda$ ...Wellenlänge

c... Lichtgeschwindigkeit,  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$

- Energie wird in Form von „Lichtstößen“, bzw. definierten Portionen abgegeben, den sogenannten Quanten.
- Einstein nannte ein einzelnes Lichtquant „Photon“.
- Licht als Welle oder als Teilchen verstehen - zwei scheinbar konträre Modelle.
- Es gibt experimentelle Hinweise darauf, dass Licht Teilchencharakter hat (Photoelektrischer Effekt), während andere Beobachtungen (Beugung, Interferenz) den Wellencharakter bestätigen. Man spricht vom **Welle-Teilchen-Dualismus**.

## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- **Max Planck** (1858 – 1947) deutscher Physiker, 1918 Nobelpreis für Physik, für die Entdeckung des Planck'schen Wirkungsquantum;
- Stellte 1900 die Quantentheorie vor.
- Zeigte, dass ein System Strahlung nicht in beliebigen Energiebeträgen abgeben kann, sondern nur als ganzzahliges Vielfaches von kleinsten Energiepaketen.
- Diese werden Quanten oder Lichtquanten genannt.
- Der Energiebetrag eines Quants ist proportional zur Frequenz:

$$E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda$$

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

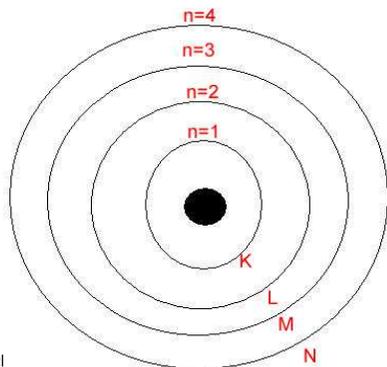
## Die Besetzung der einzelnen Schalen:

(nicht mit Perioden verwechseln!!! Z.B. werden die 3d Orbitale erst nach den 4s Orbitalen aufgefüllt, Auffüllung mit ansteigender Energie, nicht nach der Reihenfolge der Schalen!!!)

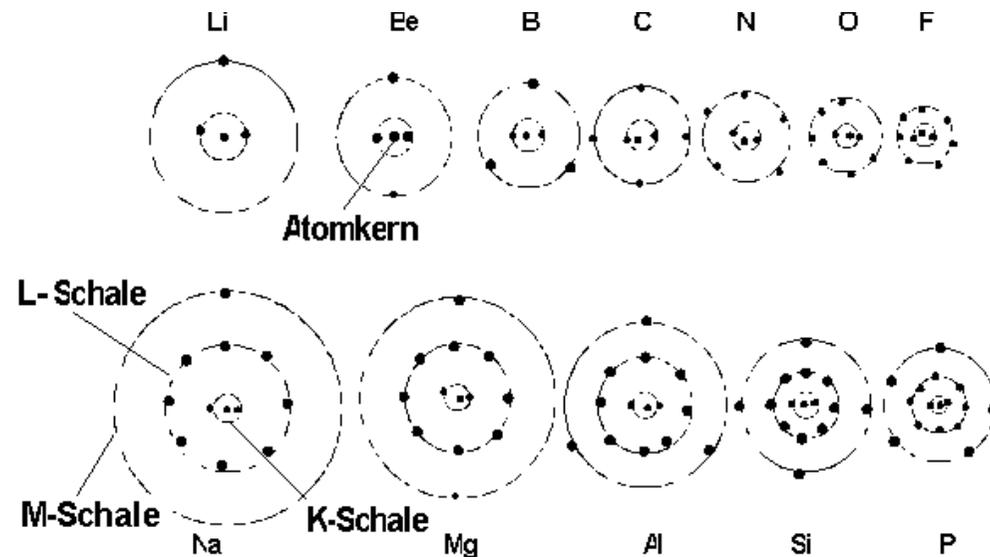
Der Zusammenhang zwischen der Schalennummer n (Hauptquantenzahl) und der maximalen Besetzung mit Elektronen wird durch folgende Beziehung ausgedrückt:

$$\text{max. e}^- \text{ Anzahl} = 2n^2$$

n	Maximale Anzahl an Elektronen	Schale
1	2	K
2	8	L
3	18	M
4	32	N
	USW.	



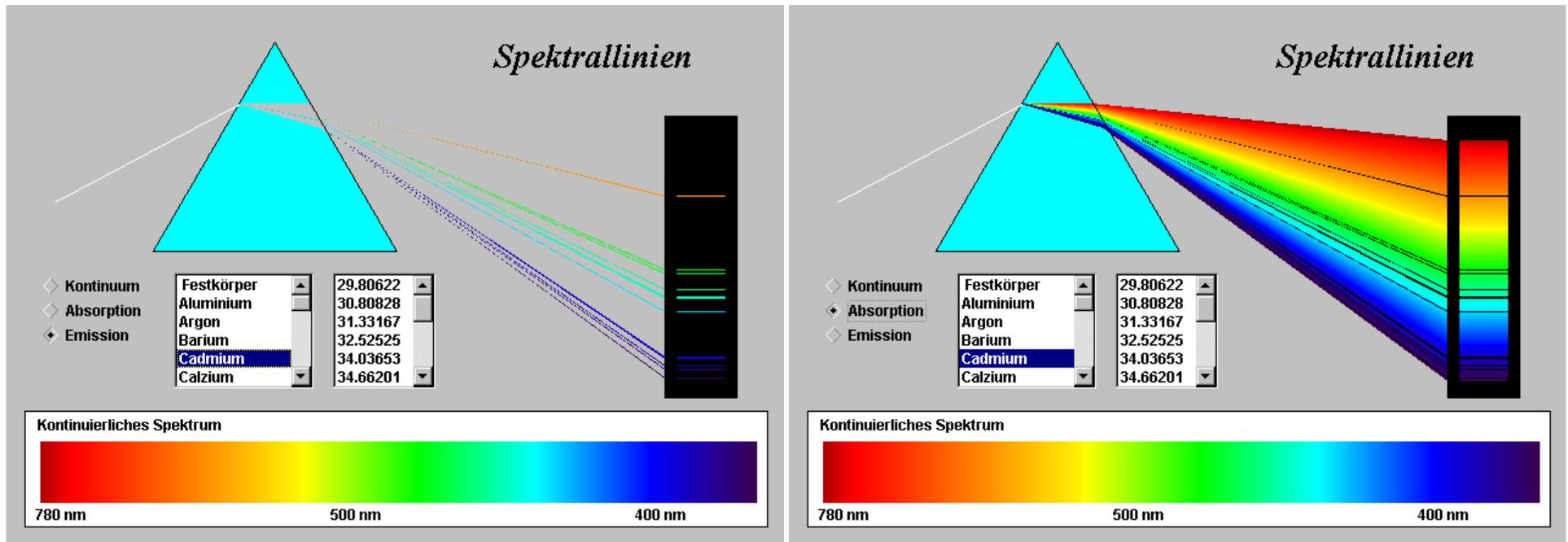
## Die Besetzung der K-, L- und M-Schale:



# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Spektralanalyse

- Wird weißes Licht durch Gase oder Metalldämpfe gesandt, so werden genau jene Wellenlängen absorbiert (= **Absorptionsspektrum** ), die bei Anregung emittiert (= **Emissionsspektrum** ) werden.
- Da die Spektrallinien charakteristisch sind für das jeweilige Element (wie ein Fingerabdruck), werden sie auch in der **Spektralanalyse** zum Nachweis von Elementen verwendet.

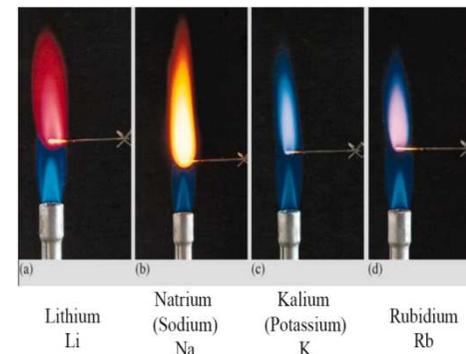


→ Emissions- und Absorptionsspektren sind zueinander komplementär.

## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

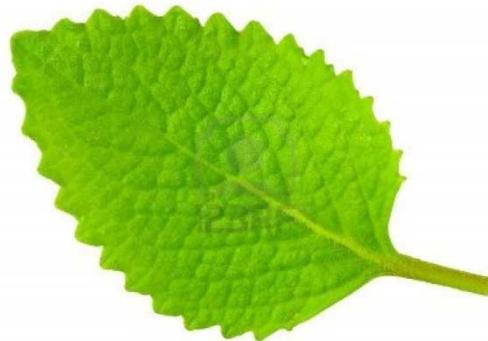
- Ein besonders leistungsfähiges Verfahren in der Spurenanalytik (Umwelt) ist die **Atomabsorptionsspektroskopie (AAS)**, die auf der Verminderung der Intensität (Absorption) von Licht bestimmter Wellenlänge beim Durchgang durch Metalldämpfe beruht. Die Methode ist so empfindlich, dass beispielsweise ein in einer vollgefüllten Badewanne gelöstes Salzkorn noch nachgewiesen werden kann. Sie eignet sich besonders zum Nachweis von Metallen und damit auch zur Erfassung der umweltgefährdenden Schwermetalle Blei, Quecksilber und Cadmium.
- Die **Flammenfärbung** ist eine Methode zur Analyse von chemischen Elementen oder deren Ionen (Nachweisreaktion). Die Methode beruht darauf, dass die Elemente oder Ionen in einer farblosen Flamme Licht spezifischer Wellenlängen abgeben, das für jedes Element charakteristisch ist. Die Flammenfärbung entsteht durch Energieumwandlung von Wärmeenergie zu Strahlungsenergie. Die Umwandlung kommt durch Elektronen zustande, die durch die Wärmeenergie in einen angeregten Zustand *gehoben werden* und unter der Abgabe von Licht wieder *zurückfallen*.



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- Auch die **Farbigkeit** vieler Stoffe (Farbstoffe) beruht auf der Absorption von Licht bestimmter Wellenlängen. So absorbieren Stoffe, die uns schwarz erscheinen, praktisch das gesamte sichtbare Spektrum, während Stoffe, die alle Wellenlängen des sichtbaren Lichtes reflektieren, weiß bzw. farblos erscheinen. Farbstoffe absorbieren nur einen bestimmten Farbanteil des sichtbaren Lichtes, das reflektierte Licht entspricht der *Komplementärfarbe*, d.h. der Mischfarbe aus allen reflektierten Wellenlängen. So absorbiert z.B. Chlorophyll im blauen und roten Bereich des Spektrums. Wir sehen „grün“, wobei dieser Sinneseindruck auf dem Zusammenwirken der beiden Komplementärfarben Gelb und Blaugrün beruht.



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

### **Das Orbitalmodell/ wellenmechanisches Modell**

- Das Bohr'sche Atommodell (Elektronen sind Teilchen, die auf bestimmten Bahnen um einen Kern kreisen) ist gut geeignet zur Interpretation von Spektren einfacher Atome oder zur Erklärung der Ionenbindung.
- Es wurde aber nach und nach klar, dass es nicht ausreichend war.
- In den 1920er Jahren begannen Physiker wie de Broglie, Heisenberg und Schrödinger die Grundlagen für das leistungsfähigere wellenmechanische Modell zu entwickeln.

## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

### Das Orbitalmodell/ wellenmechanisches Modell

Elektronen werden, so wie das Licht, als Welle wie als geladenes Teilchen betrachtet.

(zur damaligen Zeit eine sehr kühne Sichtweise)

**Louis de Broglie** (1892 – 1987), französischer Physiker

1929 Nobelpreis für Physik, Theorie der Materiewellen

- Nicht nur einem Photon, sondern jedem bewegten Teilchen kann eine Wellenlänge zugeordnet werden.
- Quantencharakter der Materie: Jeder Masse  $m$  eine Frequenz  $\nu$  zuordnen.
  - Gleichsetzen der Einstein'schen Beziehung und der Planck'schen Beziehung:

Einstein'sche Beziehung  $E = m \cdot c^2$  (Äquivalenz von Masse und Energie)

Planck'sche Beziehung  $E = h \cdot \nu$  bzw.  $E = h \cdot c / \lambda$  ( $c = \nu \cdot \lambda$ )

$$\nu = (m \cdot c^2) / h \text{ bzw. } \lambda = h / (m \cdot c)$$

→ Der Masse eine Wellenlänge/Frequenz zuordnen!!!



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- Elektronen verhalten sich je nach experimentellen Bedingungen wie Wellen oder wie Partikel. Welleneigenschaften und Partikeleigenschaften sind komplementäre Beschreibungen des Elektronenverhaltens.

*Welle-Teilchen Dualismus* für Lichtquanten (Photonen) aber auch für Materieteilchen (z.B. Elektronen)!

- Jedes Teilchen hat Wellenlänge, die mit Masse verbunden ist.

$$\rightarrow \lambda = \frac{h}{m \cdot \overset{\text{Geschwindigkeit}}{v}} \quad (\text{schweres Teilchen mit hoher Geschw. hat kurze Wellenlänge})$$

Wellencharakter bei makroskopischen Teilen nicht beobachtbar:

-Tennisball mit 100g und 65 km/h hat  $\lambda = 10^{-33}$  m

-Elektron mit 2000 km/s hat  $\lambda = 106$  pm

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## Heisenberg´sche Unschärferelation

**Werner Karl Heisenberg** (1901 – 1976), deutscher Physiker, 1932 Nobelpreis für Physik  
Formulierte 1927 die nach ihm benannte Unschärferelation.



- Es ist unmöglich, den Impuls und den Aufenthaltsort eines Elektrons **gleichzeitig** zu bestimmen. (Teilchen kann nicht gleichzeitig festgelegten Ort und festgelegte Geschwindigkeit besitzen!)  
Das Produkt der Unbestimmtheit des Ortes und der Unbestimmtheit des Impulses hat die Größenordnung der Plank´schen Konstante:

$$\Delta x \cdot \Delta (m \cdot v) \approx h$$

**Beispiel Elektron:** Laut Bohrscher Theorie hat das Elektron im H-Atom im Grundzustand  $v = 2,18 \cdot 10^6 \text{ ms}^{-1}$ . Genauigkeit dieses Wertes 1%,  $\Delta v = 10^4 \text{ ms}^{-1}$ . Die Unbestimmtheit des Ortes ist daher  $\Delta x = 0,7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$  bzw. 70 nm. Die ist deutlich größer als der erste Radius der innersten Bohr´schen Kreisbahn  $r = 0,053 \text{ nm}$ .

**Der Ort des Elektrons ist bei bekannter Geschwindigkeit somit unbekannt.**

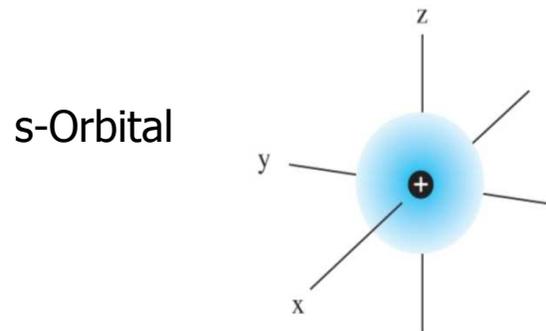
**Bei makroskopischen Körpern ist die Masse so groß, dass Geschwindigkeit und Ort scharfe Grenzen haben.**

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- Bohr'schen Atommodell: Elektronen sind Teilchen, die sich auf einer Bahn von Punkt zu Punkt mit einer bestimmten Geschwindigkeit bewegen.
- Nach Heisenberg ist dieses Bild falsch.
- Man kann nicht zu einem bestimmten Zeitpunkt den Ort des Elektrons kennen. Sondern man kann nur **Wahrscheinlichkeiten** für den Aufenthaltsort (Orbital) und den Impuls angeben.
- Lösung: Elektron vorstellen als Elektronenwolke, die über das Atom verteilt ist, die Gestalt der Elektronenwolke gibt den Raum an, in dem sich das Elektron mit größter Wahrscheinlichkeit aufhält.

Die Elektronenwolke des Wasserstoffatoms im elektronischen Grundzustand ist kugelsymmetrisch.



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

- Nach de Broglie Elektron als zeitlich unveränderliche Elektronenwelle vorstellen.
- Stehende Elektronenwelle hat bestimmte Wellenlänge  $\lambda$ .
- Um eine stehende Welle auf einer Bohr'schen Kreisbahn auszubilden, muss der Umfang der Kreisbahn ein ganzzahliges Vielfaches der Wellenlänge sein.

$$2 \cdot \pi \cdot r = n \cdot \lambda \quad \text{mit } n = 1, 2, 3, \dots \text{ (Hauptquantenzahl, bereits bei Bohr eingeführt)}$$

Dadurch erhält man die von Bohr postulierte Quantelung des Drehimpulses :

mit  $\lambda = h/(m \cdot v)$  erhält man

$$2 \cdot \pi \cdot r = n \cdot h/(m \cdot v) \quad \text{oder}$$

$$(n \cdot h)/(2 \cdot \pi) = m \cdot v \cdot r \quad \text{(Bereits von Bohr postuliert!)}$$

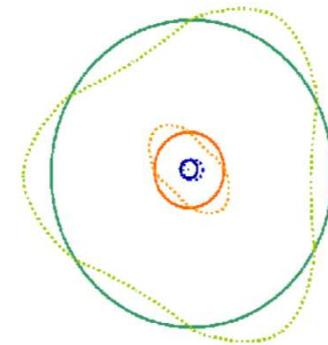
- Sowohl das Auftreten der Quantenzahl  $n$  als auch die Unbestimmtheit des Aufenthaltsortes eines Elektrons im Atom ist eine Folge der Welleneigenschaften von Elektronen.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## Zusammenfassend:

- Elektron hat (auch) Welleneigenschaften
- Vorstellung aufgeben, dass Elektronen als winzige starre Körper um den Kern kreisen.
- Elektron als diffuse Wolke veränderlicher Ladungsdichte betrachten.
- Ort des Elektrons als Wahrscheinlichkeitsdichte oder Elektronendichte diskutieren (Orbitale).
- Elektronenwolken sind dreidimensionale schwingende Systeme, deren mögliche Schwingungszustände dreidimensionale stehende Wellen sind.



## 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---



→ Die Welleneigenschaften des Elektrons können mit der Schrödinger-Gleichung beschrieben werden.

**(Erwin Schrödinger** (1887–1961), österreichischer Physiker, 1933 Physiknobelpreis)

→ Die Lösung der Schrödinger-Gleichung ergibt eine begrenzte Anzahl erlaubter Schwingungszustände, deren räumliche Ladungsverteilungen und Energien (=Orbitale).

→ Wasserstoffatom: Erhaltene erlaubte Energien aus der Schrödinger-Gleichung stimmen mit den Berechnungen von Bohr überein!

→ Erlaubte Zustände (Atomorbitale) durch **3 Quantenzahlen** festgelegt.

→ **Vierte Quantenzahl** ist erforderlich um Elektron im Magnetfeld zu beschreiben.

→ Quantenzahlen kennzeichnen den Zustand eines Elektrons.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## Quantenzahlen:

1. Hauptquantenzahl  $n$
2. Nebenquantenzahl  $l$
3. Magnetquantenzahl  $m_l$
4. Spinquantenzahl  $m_s$

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## 1. Hauptquantenzahl $n$

- $n$  nimmt ganzzahlige Werte ein,  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- $n$  bestimmt die möglichen Energieniveaus des Elektrons (K, L, M,.. Schale nach Bohr)
- Im H-Atom befindet sich das  $e^-$  in der K-Schale ( $n=1$ ), **Grundzustand**.
- Führt man Energie zu, so wird das  $e^-$  in einen Zustand höherer Energie angeregt,  $n$  wird größer. Zustände höherer Energie nennt man **angeregte Zustände**.
- Führt man viel Energie zu, so wird das  $e^-$  nicht mehr in einen angeregten Zustand angehoben sondern verlässt das Atom, so entsteht ein positiv geladenes Ion und ein freies  $e^-$ . Die Mindestenergie, die dafür nötig ist, ist die Ionisierungsenergie.  
Für das H-Atom: 13,6 eV.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## 2. Nebenquantenzahl l

- „Unterschale“
- Es gilt  $l \leq n - 1$
- $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$
- Diese Quantenzustände als s-, p-, d-, f- Zustände bezeichnet (Orbitale).

Schale	K	L	M	N
n	1	2	3	4
l	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3
Bezeichnung	s	s p	s p d	s p d f

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## 3. Magnetquantenzahl $m_l$ (Bahndrehimpulsquantenzahl)

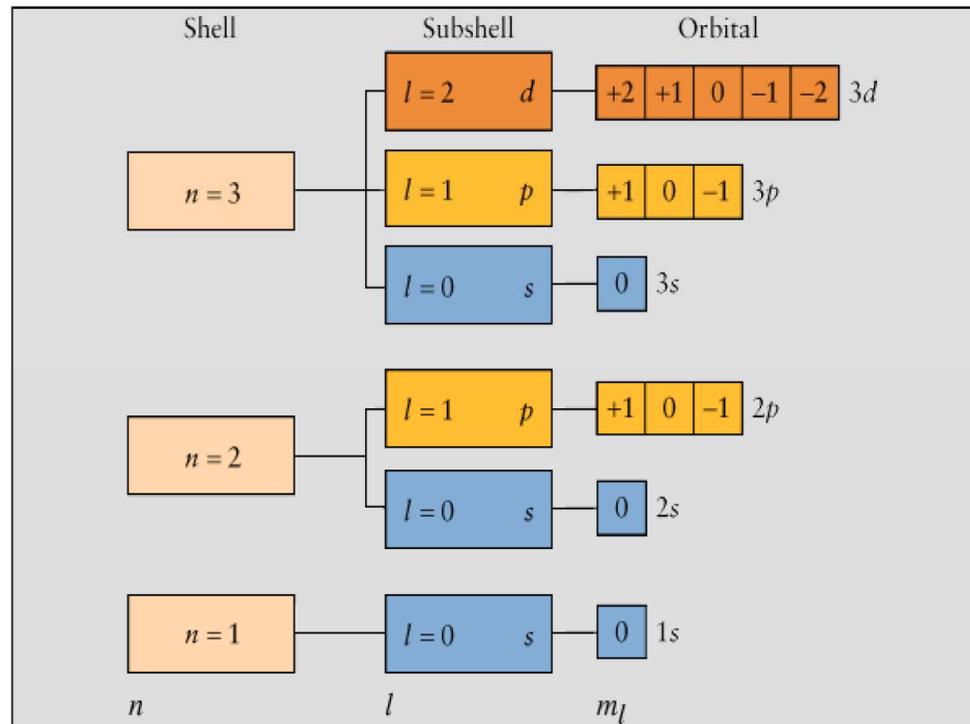
- $m_l$  kann Werte von  $-l$  bis  $+l$  annehmen.
- Gibt also an, wie viele s-, p-, d-, und f-Zustände existieren.

$l$	$m_l$	Anzahl der Zustände $2l + 1$
0	0	ein s-Zustand
1	-1 0 1	drei p-Zustände
2	-2 -1 0 1 2	fünf d-Zustände
3	-3 -2 -1 0 1 2 3	sieben f-Zustände

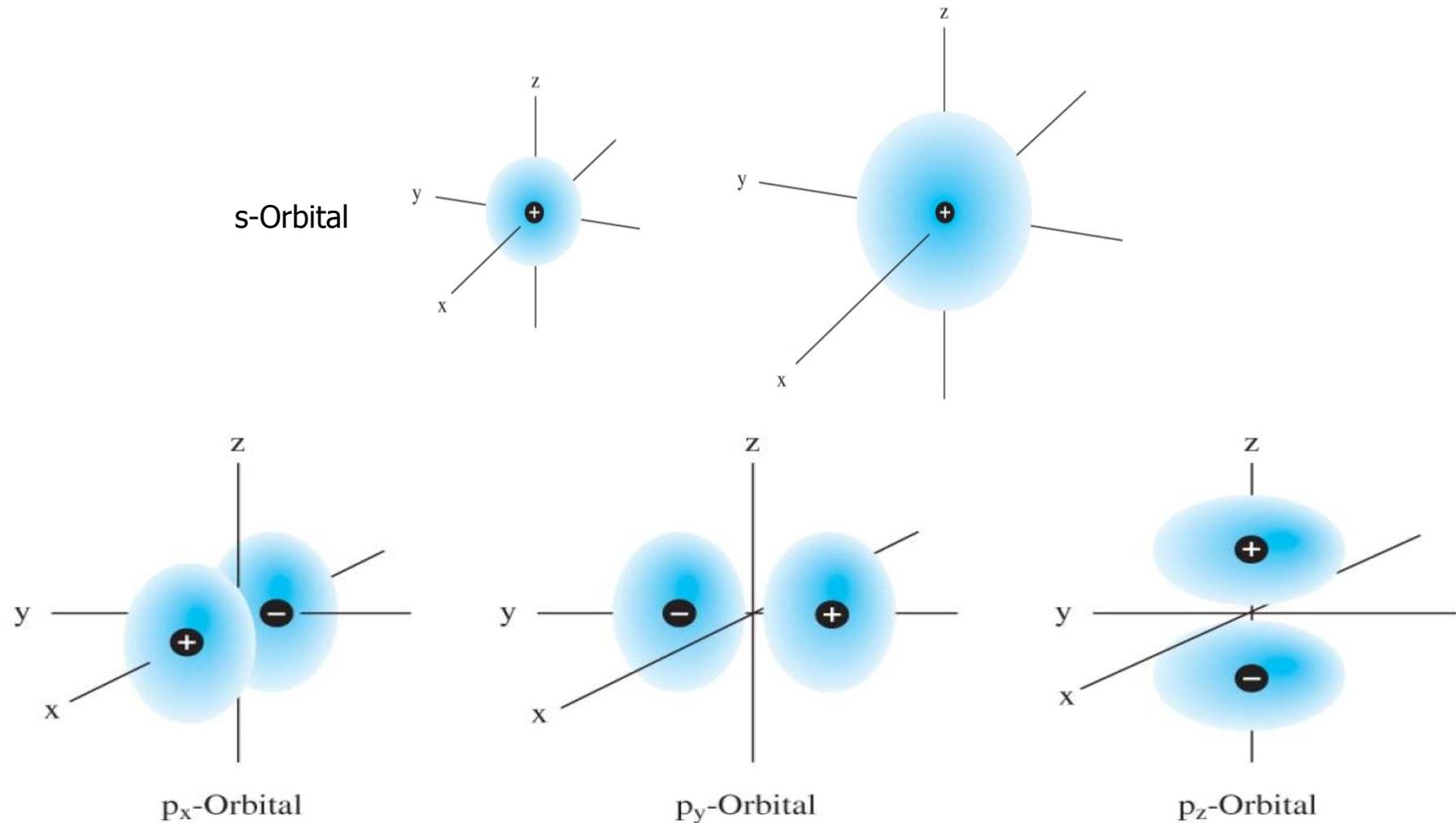
# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

- Quantenzustände durch drei Quantenzahlen  $n$ ,  $l$  und  $m_l$  charakterisiert.
- Quantenzustände werden auch Atomorbitale genannt.

- n** bestimmt die Größe des Orbitals
- l** gibt Auskunft über die Gestalt eines Orbitals.
- $m_l$**  beschreibt die Orientierung des Orbitals im Raum.

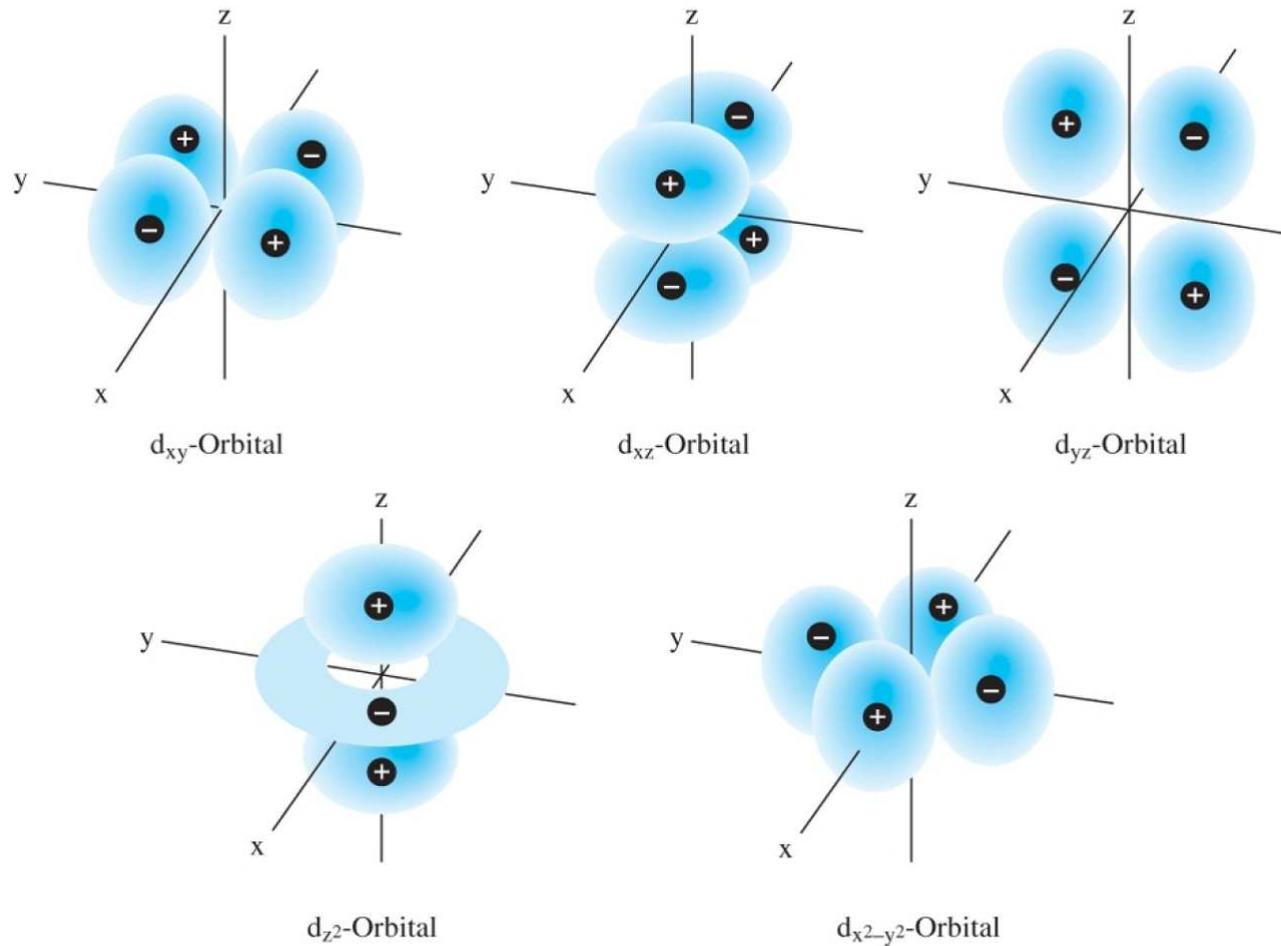


# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-19.jpg

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-19.jpg

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

---

## 4. Spinquantenzahl $m_s$

- Elektronen haben Eigendrehung.
- 2 Möglichkeiten der Rotation (nach links und nach rechts)
- Daher:  $m_s = + 1/2$  (spin up  $\uparrow$ )  
und  $m_s = - 1/2$  (spin down  $\downarrow$ )
  
- Im Magnetfeld spaltet ein Zustand, z.B. ein s-Zustand symmetrisch in zwei energetisch unterschiedliche Zustände auf.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

Quantenzustände des Wasserstoffatoms bis  $n = 4$

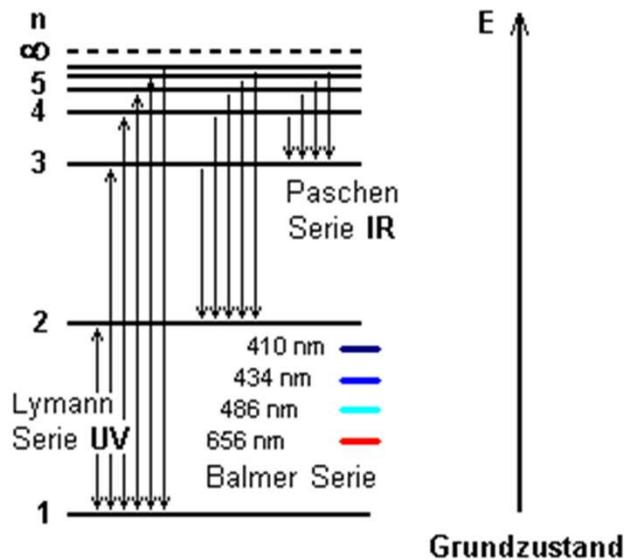
- Im Grundzustand besetzt das Elektron des H-Atoms einen 1s-Zustand.
- Durch Energiezufuhr kann das Elektron Orbitale höherer Energie besetzen.

Schale	$n$	$l$	Orbitaltyp	$m_l$	$m_s$	Anzahl der Quantenzustände	
K	1	0	1s	0	$\pm 1/2$	2	2
L	2	0	2s	0	$\pm 1/2$	2	8
		1	2p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6	
M	3	0	3s	0	$\pm 1/2$	2	18
		1	3p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6	
		2	3d	-2 -1 0 +1 +2	$\pm 1/2$	10	
N	4	0	4s	0	$\pm 1/2$	2	32
		1	4p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6	
		2	4d	-2 -1 0 +1 +2	$\pm 1/2$	10	
		3	4f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	$\pm 1/2$	14	

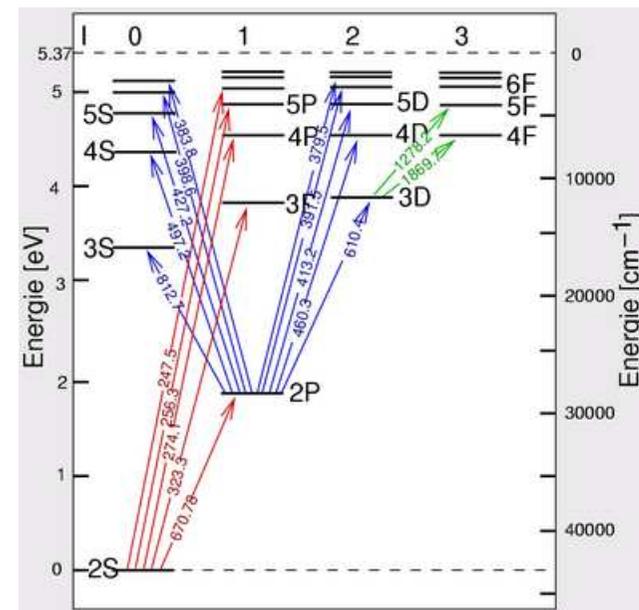
# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Mehrelektronen-Atome:

- Die Schrödinger-Gleichung kann nur für das H-Atom exakt gelöst werden. Bei Mehrelektronen-Atomen gibt es Näherungslösungen:
- Wie beim H-Atom sind die Elektronenhüllen aus Schalen aufgebaut. Schalen bestehen aus der gleichen Anzahl von Atomorbitalen des gleichen Typs wie die des H-Atoms. Gestalt der Orbitale ist wasserstoffähnlich, Richtungen der maximalen Elektronendichten stimmen überein.
- Im H-Atom sind alle Orbitale einer Schale auf dem gleichen Energieniveau (energetisch entartet).
- In Atomen mit mehr Elektronen besitzen nicht mehr alle Orbitale einer Schale die gleiche Energie. Nur noch Orbitale des gleichen Typs, also p-, d- und f-Orbitale.



Termschema des Wasserstoffatoms



Termschema des Lithiumatom

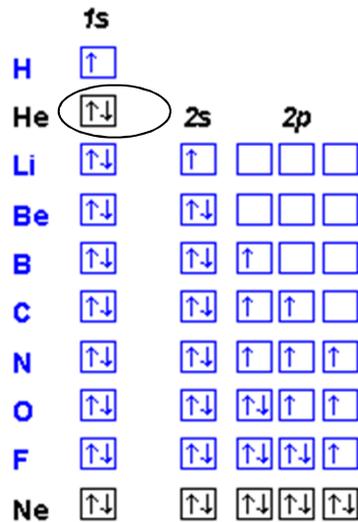
# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Pauli-Ausschließungsprinzip:

**Wolfgang Pauli** (1900 – 1958), österreichischer Physiker, 1945 Physiknobelpreis

→ Ein Atom darf keine Elektronen enthalten, die in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen.

**Beispiel:** Das 1s Orbital kann nur mit zwei Elektronen besetzt werden. Diese zwei Elektronen unterscheiden sich nur in der Spinquantenzahl. Besetzung mit drei Elektronen ist verboten.



Elektronen werden mit Pfeilen symbolisiert.

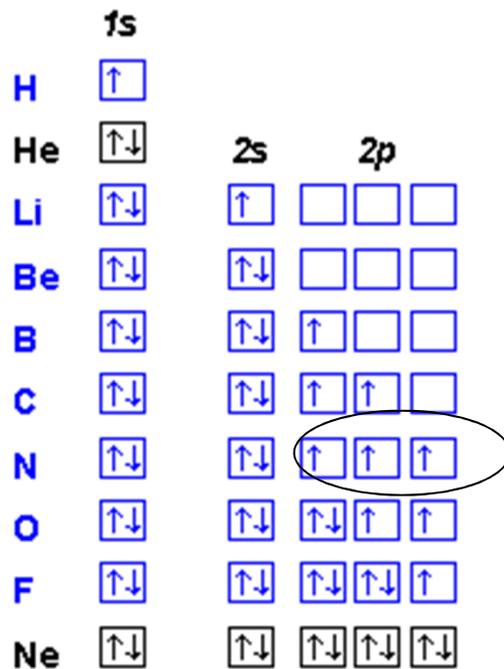
1. Schale maximal 2 Elektronen
2. Schale maximal 8 Elektronen
3. Schale maximal 18 Elektronen
4. Schale maximal 32 Elektronen

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Hund'sche Regel:

**Friedrich Hund** (1896 - 1997), deutscher Physiker,

→ Die Orbitale einer Unterschale werden so besetzt, dass die Anzahl der Elektronen mit gleicher Spinrichtung maximal wird.



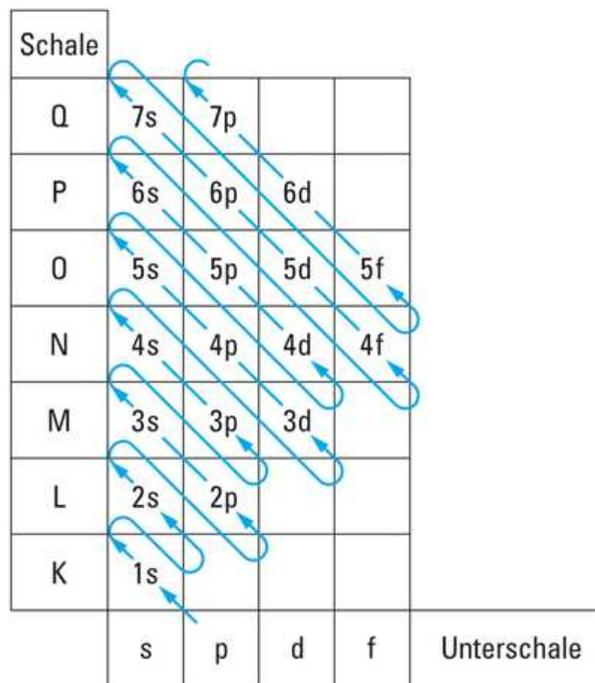
Maximale Zahl von ungepaarten e<sup>-</sup> mit parallelem Spin soll erreicht werden.

Paramagnetisch: Gesamtspin ungleich 0  
(ungepaarte e<sup>-</sup> sind wie kleine Minimagneten)  
Diamagnetisch: Gesamtspin = 0.

# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Auffüllen der Orbitale

- Im Grundzustand werden die Orbitale in der Reihenfolge wachsender Energie mit Elektronen aufgefüllt.
- Verteilung der Elektronen auf die Orbitale nennt man **Elektronenkonfiguration**.
- Die Unterschalen werden in der Reihenfolge 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, usw. aufgefüllt.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

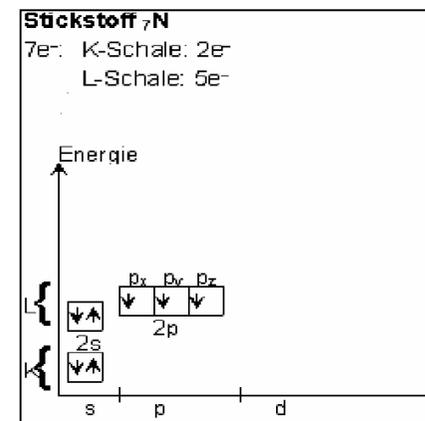
# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Auffüllen der Orbitale

→ Die Unterschalen werden in der Reihenfolge 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, usw. aufgefüllt.

Beispiele:

H	1e <sup>-</sup>	1s <sup>1</sup>		N	7e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
He	2e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup>	1. Schale ist voll!	O	8e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
Li	3e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>		F	9e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
Be	4e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>		Ne	10e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
B	5e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>				2. Schale voll!
C	6e <sup>-</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>				



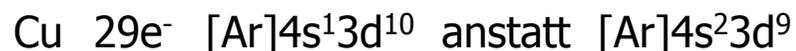
# 1.3 Aufbau der Elektronenhülle

## Auffüllen der Orbitale

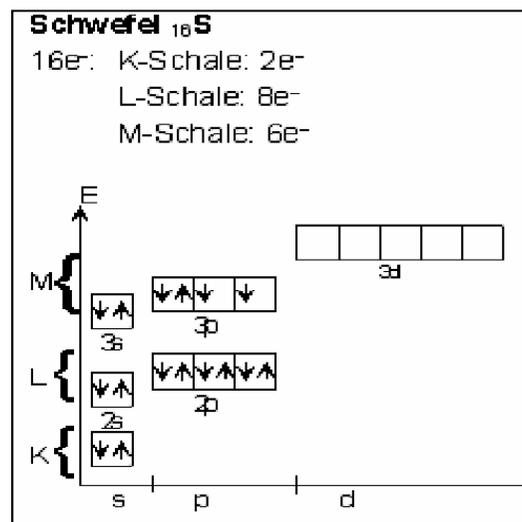
Weitere Beispiele:



Unregelmäßigkeiten bei Cr und Cu



Eine halbgefüllte oder vollgefüllte d-Unterschale ist energetisch günstiger.



→ Lanthan, La, obwohl das 4f-Niveau vor dem 5d Niveau aufgefüllt werden sollte, besitzt La kein 4f-Elektron, sondern ein 5d-Elektron. Erst bei den folgenden Elementen wird die 4f Unterschale aufgefüllt.

→ 5f- und 6d-Unterschalen sind von sehr ähnlichen Energien → Element Actinium und einige Actinoide unregelmäßige Besetzung.

Elektronenkonfiguration der Elemente in Tabellen oder Periodensystem nachschlagen.

# 1.4 Das Periodensystem

→ 1868 ordneten **Dimitri Mendelejew** und **Lothar Meyer** die damals bekannten Elemente nach steigender Atommasse und stellten fest, dass sich bestimmte Eigenschaften in regelmäßigen Abständen (periodisch) wiederholen. Eine Erklärung dafür konnte erst viel später gefunden werden.

Das moderne Periodensystem ist nach drei Ordnungsprinzipien aufgebaut:

1. Ordnungszahl
2. Elementgruppe
3. Perioden

Blau Nichtmetalle  
 Hellblau Halbmetalle (Eigenschaften sowohl der Metalle als auch Nichtmetalle)  
 Weiß Metalle

Wasserstoff: Sonderstellung

	Hauptgruppen		Nebengruppen										Hauptgruppen					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>
1	1																	2
1s	H																	He
2	3	4											5	6	7	8	9	10
2s 2p	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	11	12											13	14	15	16	17	18
3s 3p	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4s 3d 4p	K	Ca	Sc	Ti	V	*Cr	Mn	Fe	Co	Ni	*Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5s 4d 5p	Rb	Sr	Y	Zr	*Nb	*Mo	*Tc	*Ru	*Rh	*Pd	*Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
6s 4f 5d 6p	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	*Pt	*Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116		118
7s 5f 6d	Fr	Ra	*Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						
Lanthanoide (4f-Elemente)	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	*Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actinoide (5f-Elemente)	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
	*Th	*Pa	*U	*Np	Pu	Am	*Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

# 1.4 Das Periodensystem (PS)

---

## 1. Ordnungszahl

- Reihenfolge der Elemente wird durch die Ordnungszahl (= Protonenzahl = Elektronenzahl) bestimmt.
- Die natürlichen Elemente (in der Natur vorkommend) besetzen die Ordnungszahlen 1 bis 92.
- Elemente mit einer Ordnungszahl größer als 92 werden als künstliche Elemente oder **Transurane** (stehen im PS jenseits des Uran!) bezeichnet. Sie sind radioaktiv und zerfallen in stabile Elemente.

# 1.4 Das Periodensystem

---

## 2. Elementgruppen

- Elemente, deren Atome analoge Elektronenkonfigurationen besitzen, haben ähnliche Eigenschaften und können zu Gruppen zusammengefasst werden. (Wasserstoff in Gruppe 1, jedoch kein Metall, Sonderstellung bzgl. Eigenschaften.)
- Die periodische Wiederholung analoger Elektronenkonfigurationen führt zum periodischen Auftreten ähnlicher Elemente → Zusammenfassung in Elementgruppen durch Untereinanderstellen.
- Elemente mit der gleichen Elektronenkonfiguration in der äußersten Schale (Valenzschale) werden zu Elementgruppen zusammengefasst.
- Es gibt Gruppen 1 bis 18.
- Einteilung in Hauptgruppen und Nebengruppen.



# 1.4 Das Periodensystem

---

## **Edelgase**

- Helium, Neon, Argon, Krypton und Xenon
- Auf der äußeren Schale Elektronenkonfiguration  $s^2p^6$  (außer Helium, hat  $s^2$ ).  
D.h. alle s- und p-Orbitale (wenn vorhanden, ab 3. Schale!) sind vollständig besetzt.
- Solche abgeschlossenen Elektronenkonfigurationen sind energetisch besonders stabil  
→ Edelgase äußerst reaktionsträge.
  
- Kommen alle in der Luft vor!  
Ar 0,9 %, häufigstes Gas nach  $O_2$  und  $N_2$ .

# 1.4 Das Periodensystem

---

## **Alkalimetalle**

- Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium
- Auf der äußeren Schale Elektronenkonfiguration  $s^1$ .  
Dieses Elektron kann leicht abgegeben werden. Es bilden sich positiv geladene Ionen, z.B.  $\text{Na}^+$ .
- Sehr reaktionsfähig, weiche Leichtmetalle mit niedrigem Schmelzpunkt.

# 1.4 Das Periodensystem

---

## **Halogene (Salzbildner)**

- Fluor, Chlor, Brom, Iod
- Auf der äußeren Schale Elektronenkonfiguration  $s^2p^5$ .  
Ihnen fehlt 1 Elektron auf Edelgaskonfiguration.
  
- Sehr reaktionsfähig, typische Nichtmetalle, bilden mit Metallen Salze aus, z.B. NaCl.  
Dabei nehmen sie ein Elektron auf und bilden negativ geladene Ionen, z.B.  $Cl^-$ .

## 1.4 Das Periodensystem

---

### **Nebengruppenelemente (Übergangselemente)**

- Gruppen 3 – 12 werden Nebengruppen genannt.
- Bei ihnen erfolgt die Auffüllung der d-Unterschalen.
- Besitzen auf der äußersten Schale ein voll besetztes s-Orbital. → bei der Auffüllung des d-Orbitals wird die zweitäußerste Schale aufgefüllt.
- Haben die Elektronenkonfiguration  $s^2d^1$  bis  $s^2d^{10}$ , dabei haben die s-Elektronen eine um 1 höhere Hauptquantenzahl als die d-Elektronen.
- Besetzung der d-Orbitale nicht immer regelmäßig.
- Nebengruppenelemente auch Übergangselement bezeichnet.
- Elemente der Gruppen 3 und 4 (Nebengruppen) besitzen gleiche Anzahl Valenzelektronen wie Gruppen 13 und 14 (Hauptgruppen).
- Gruppen 11 und 12 (Nebengruppen) ist die d-Schale vollkommen aufgefüllt. Sie haben wie Gruppen 1 und 2 (Hauptgruppen) 1 bzw. 2 s-Elektronen auf der äußersten Schale. → Bilden gerne einfach und zweifach positiv geladene Ionen. Gruppe 11 (Cu, Ag, Au) bildet auch 2-fach und 3-fach geladene Ionen durch Ionisation von d-Elektronen.

# 1.4 Das Periodensystem

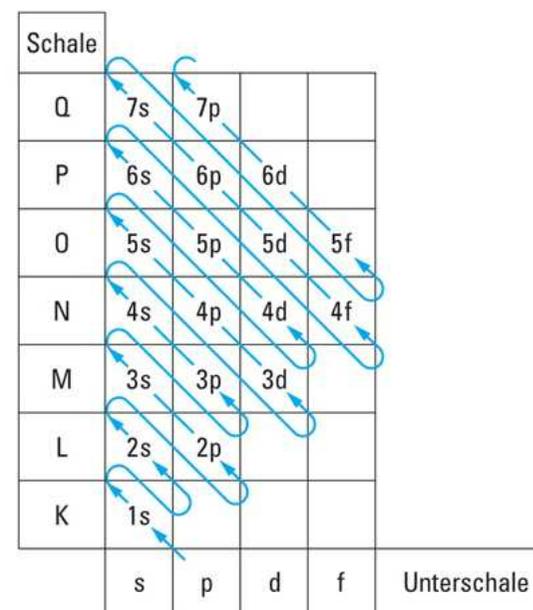
## Innere Übergangselemente:

### Lanthanoide

- Auf Lanthan ( $[\text{Xe}]5d^16s^2$ ) folgende 14 Elemente, 4f-Unterschale wird aufgefüllt.
- Es erfolgt somit die vollkommene Auffüllung der N-Schale.
- Erst danach werden 5d und 6p-Unterschalen weiter aufgefüllt.
- Lanthanoide zeigen große chemische Ähnlichkeit, da sie sich nur in der drittäußersten Schale unterscheiden.

### Actinoide

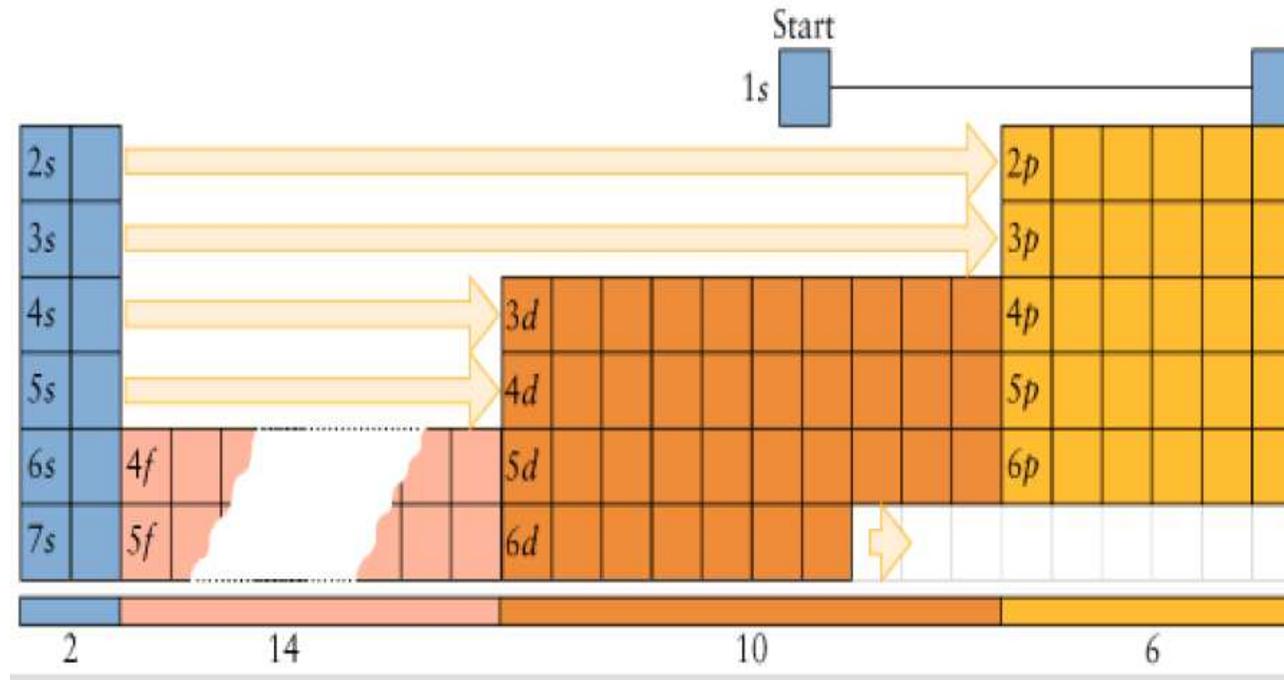
- 14 Elemente, die auf Actinium folgen.
- Auffüllung der 5f-Unterschale.
- Actinoide sind radioaktiv und überwiegend künstlich hergestellt.



# 1.4 Das Periodensystem

## 3. Perioden (Zeilen im Periodensystem)

- Es gibt 7 Perioden entsprechend der Schalen.
- Anzahl der Elemente der ersten sechs Perioden: 2, 8, 8, 18, 18, 32.
- Elemente der 1. Periode: H und He; 1s-Orbital der K-Schale wird besetzt.
- 2. Periode, 2s- und 2p-Orbital der L-Schale wird gefüllt.
- Wiederholung in den kommenden Perioden.
- Usw.



# 1.4 Das Periodensystem

---

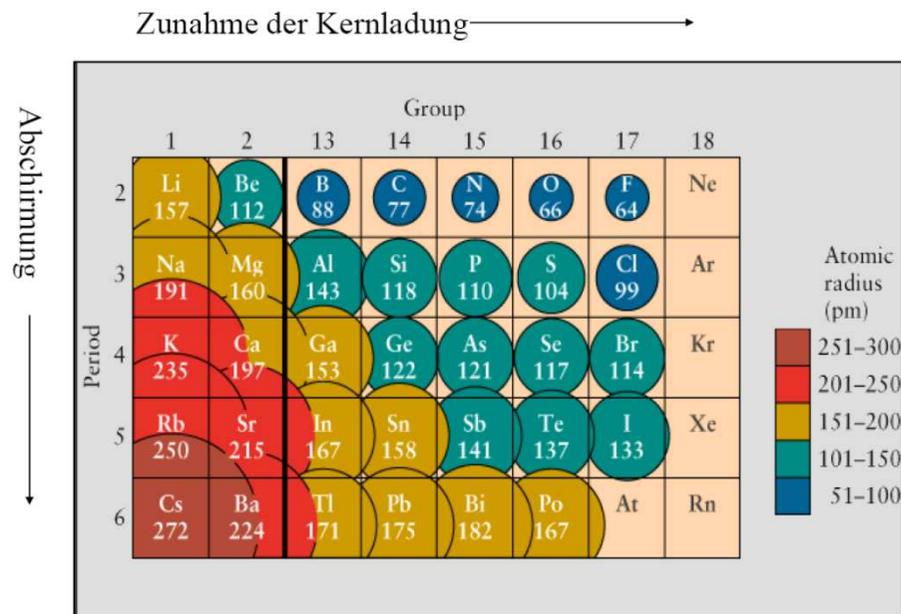
## Eigenschaften von Elementen

- Die meisten Eigenschaften der Elemente hängen von den äußeren Elektronen ab. Diese ändern sich mit zunehmender Ordnungszahl periodisch.
- Innerhalb einer Periode ändern sich Eigenschaften stark:
  - z.B. stehen typische Metalle links unten, typische Nichtmetalle rechts oben.
  - Am Ende einer jeden Periode steht ein Edelgas mit 8 Valenzelektronen.
- Aufgrund der Periodizität der Elementeigenschaften lassen sich mit Hilfe des Periodensystems viele Eigenschaften vorhersagen.
- Z.B. die Größe eines Atoms (Atomradius), seine Bereitschaft zur Elektronenaufnahme oder – abgabe (hat Einfluss auf Art der chemischen Bindungen).

# 1.4 Das Periodensystem

## Atomradius

- Räumliche Ausdehnung eines Atoms: Hängt von den Bindungsverhältnissen ab, keine absolute Größe.
- Der Atomradius nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zu, da die Anzahl der Schalen größer wird.
- Innerhalb einer Periode nimmt er von links nach rechts ab, da bei gleicher Schalenzahl die Ladung und damit die Anziehung von Kern und Hülle zunimmt und dadurch der Kern die Hülle näher an sich heranzieht.



# 1.4 Das Periodensystem

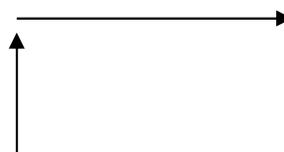
---

## Ionisierungsenergie

- Unter der Ionisierungsenergie versteht man jene Energie, die notwendig ist, um ein Elektron aus dem Anziehungsbereich des Kerns zu entfernen. Sie hängt unmittelbar vom Abstand der Elektronen zum Kern und damit vom Atomradius ab, da die elektrische Anziehung der geladenen Teilchen mit dem Quadrat der Entfernung abnimmt.

$E = (Q_1 \cdot Q_2) / r^2$	..Elektrische Anziehung zwischen 2 Ladungen
$Q_1, Q_2$	..elektrische Ladung
$r$	..Abstand zwischen den elektrischen Ladungen

- Die Ionisierungsenergie nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab. Ursache: zunehmender Atomradius - abnehmende Anziehung.
- Sie nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu, da der Atomradius in dieser Richtung abnimmt und die Elektronen vom Kern stärker gebunden werden.
- Kenntnisse über die Ionisierungsenergie erlauben Voraussagen über den Bindungstyp zwischen zwei Elementen.
- Ionisierungsenergie ist maximal bei Edelgasen, groß bei halb besetzten Schalen, relativ niedrig bei Metallen.



# 1.4 Das Periodensystem

---

## Elektronegativität

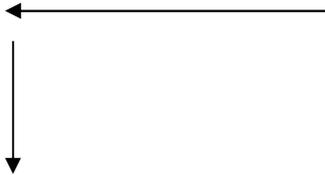
- Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen innerhalb einer Bindung an sich zu ziehen.  
Sie ist eine Folge der über das Atom hinaus wirksamen Anziehung von Elektronen durch den Atomkern. Daher ist sie bei jenen Atomen am größten, die eine hohe Kernladung bei relativ kleinem Atomradius besitzen. Sie nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab, innerhalb einer Periode von links nach rechts zu.
- Die höchste EN von allen Elementen besitzt Fluor, gefolgt von Sauerstoff, Chlor, Stickstoff und Brom. Metalle besitzen eine nur sehr geringe EN, sie können daher ihre Außenelektronen nur sehr schwach binden (Leitfähigkeit!).
- Die EN hat großen Einfluss auf den Bindungstyp. Während bei Bindungspartnern mit gleicher EN die Bindungselektronen gleichmäßig zwischen den Atomen verteilt sind (*apolare Bindung*), kommt es bei ungleicher EN zu einer Verschiebung der Elektronen in Richtung des elektronegativeren Bindungspartners. Man spricht von einer *polaren Bindung*. Daraus ergibt sich häufig eine Ladungstrennung innerhalb des Moleküls, es entstehen sogenannte *Dipolmoleküle*.



# 1.4 Das Periodensystem

## Metallcharakter

- Metalle bestehen aus relativ großen Atomen und besitzen daher nur schwach gebundene Außenelektronen, die den elektrischen Strom transportieren können. Auch weitere typische Metalleigenschaften wie z.B. Glanz und Verformbarkeit lassen sich durch diese lose gebundenen Außenelektronen erklären.
- Der Metallcharakter nimmt mit dem Atomradius innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zu und innerhalb einer Periode von links nach rechts ab. Aufgrund dieser Tendenz lässt sich im PSE eine Diagonale ziehen, die Metalle und Nichtmetalle voneinander trennt. Die entlang dieser Linie liegenden Elemente nehmen eine Zwischenstellung ein und werden als Halbmetalle bezeichnet. Alle Nebengruppenelemente sind Metalle.



Hauptgruppen	Nebengruppen										Hauptgruppen							
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb		Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	
	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>
1 1s	1 H																	2 He
2 2s 2p	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 3s 3p	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4 4s 3d 4p	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5 5s 4d 5p	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6 6s 4f 5d 6p	55 Cs	56 Ba	57 *La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 *Pt	79 *Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7 7s 5f 6d	87 Fr	88 Ra	89 *Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114	115	116		118
Lanthanoide (4f-Elemente)																		
	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 *Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
Actinoide (5f-Elemente)																		
	90 *Th	91 *Pa	92 *U	93 *Np	94 Pu	95 Am	96 *Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.