



# Experimentalvorlesung

## Hauptgruppenchemie

*Axel Schulz  
Institut für Chemie  
der Universität Rostock  
2016*



# Atombau

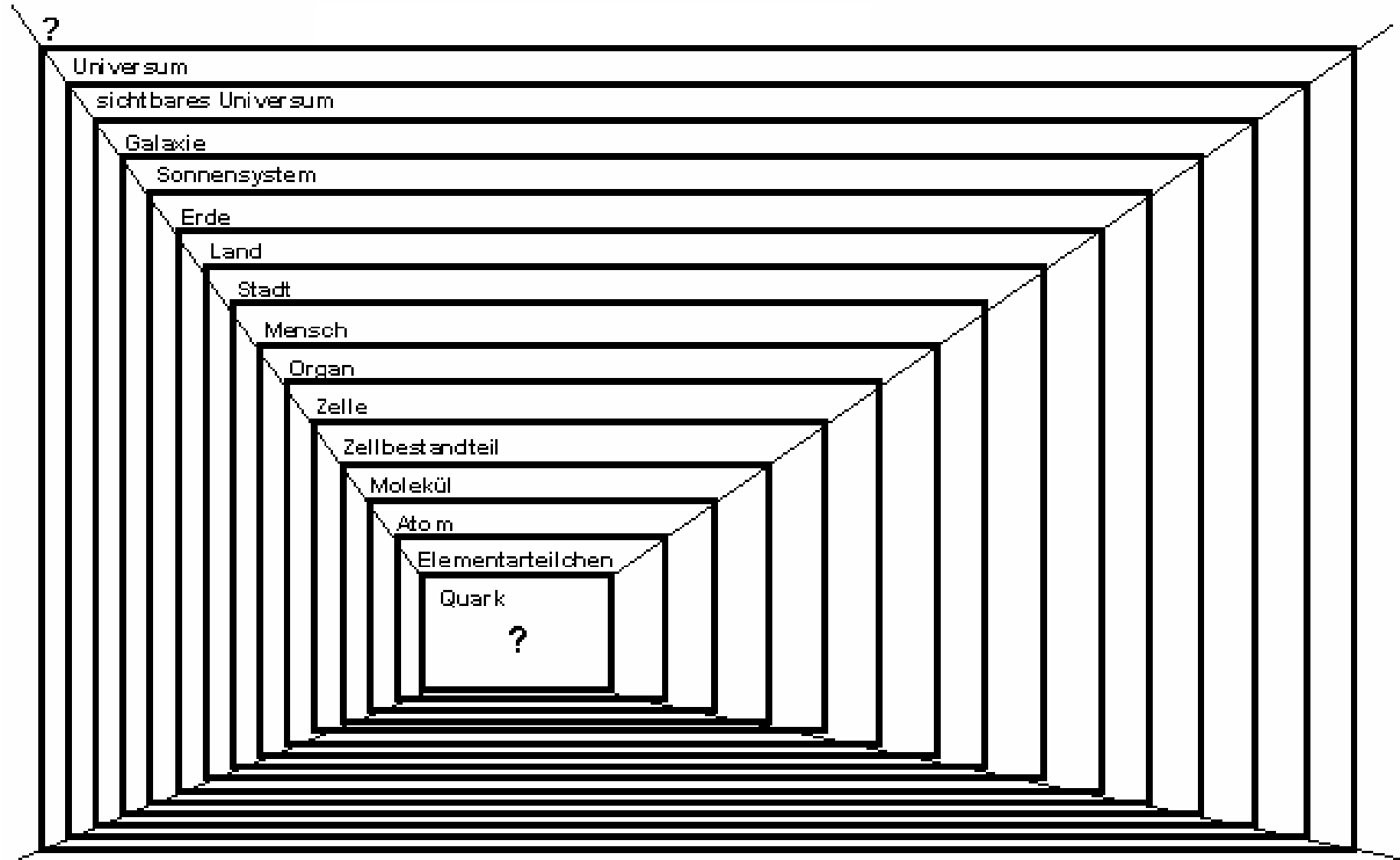
- Nach Script Vorlesung zu den Themen:
  - Elementarteilchen
  - Atommodelle
  - chemische Bindung

Alle Folien sind im Internet als pdf Dokument erhältlich:

<http://www.schulz.chemie.uni-rostock.de/>



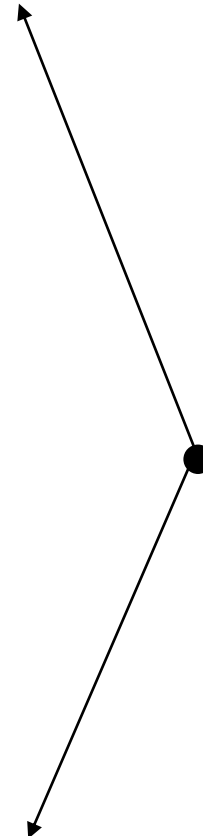
# Systeme und Dimensionen





# Strukturierung der Welt

<b>Parameter</b>	<b>[m]</b>
Leptonen, Quarks	$10^{-19}$
Proton	$10^{-15}$
Wasserstoffatom	$10^{-10}$
Grippevirus	$10^{-7}$
Zellen	$10^{-6}$
Regentropfen	$10^{-3}$
Mensch (Größe)	$10^0$
Kilometer	$10^3$
Erddurchmesser	$10^7$
Entfernung Erde-Mond	$10^9$
Entfernung Sonne-Erde	$10^{11}$
Durchmesser des Sonnensystems	$10^{13}$
Entfernung zum nächsten Stern	$10^{17}$
Durchmesser der Milchstraße	$10^{20}$
Galaxienhaufen	$10^{22}$
Entfernung zum Rand des beobachtbaren Universums	$10^{26}$



**Einheitliche Beschreibung durch Längeneinheit „m“ ist unhandlich!**

**⇒ dezimale Vorsätze**

$10^{-20}\text{m}$

$10^{-10}\text{m}$

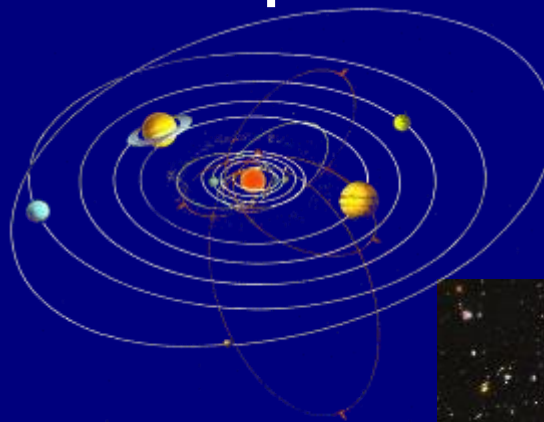
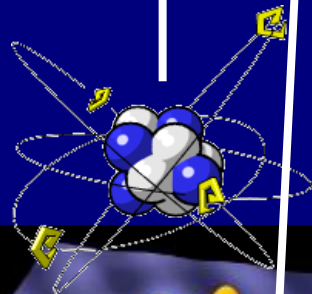
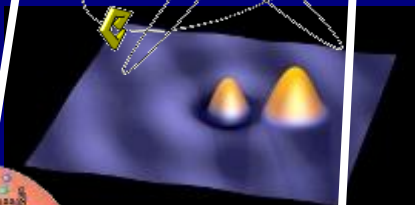
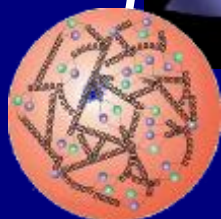
$10^0\text{m}$

$10^{10}\text{m}$

$10^{20}\text{m}$

$10^{30}\text{m}$

Elektronen  
Quarks





# Atombau

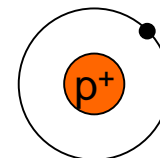
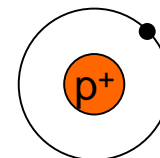
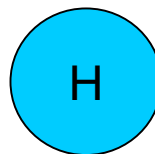
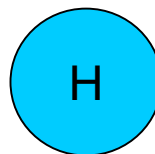
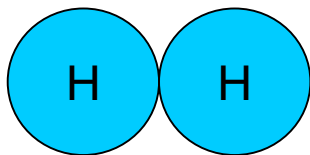
Molekül



Atom



Elementarteilchen



Masse(Molekül)

=

$\sum_i [\text{Masse}_i(\text{Atome})]$

<

$\sum_i [\text{Masse}_i(\text{Nukleonen})]$

**Massedefekt**



# Atommodelle

- Elemente bestehen aus extrem kleinen Teilchen, den Atomen
- In einem Element sind alle Atome gleich
- Atome verschiedener Elemente sind verschieden
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome aneinander gebunden oder von einander getrennt, die Atome werden dabei aber nicht umgewandelt
- Eine chemische Verbindung resultiert aus der Verknüpfung der Atome von zwei oder mehr Elementen. Sie enthält immer die gleichen Atomsorten, die in einem festen Mengenverhältnis miteinander verknüpft sind.

**J. Dalton (1766–1844)**



**1803 – 1805 Dalton-Theorie**



# Wider der klassischen Physik

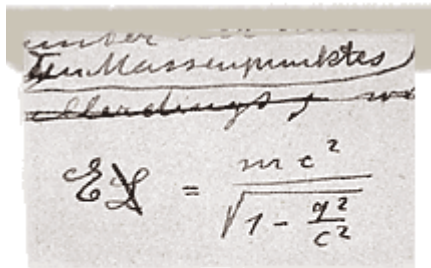


Max Planck  
(1858 - 1947)  
Nobelpreis 1918

1900

**Planck** führt (zur Beschreibung der Strahlung des „schwarzen Körpers“) eine neue Naturkonstante ein, das Plancksche Wirkungsquantum

$$h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$



Einstein's famous formula



Albert Einstein  
(1879 - 1955)  
Nobelpreis 1921

1905

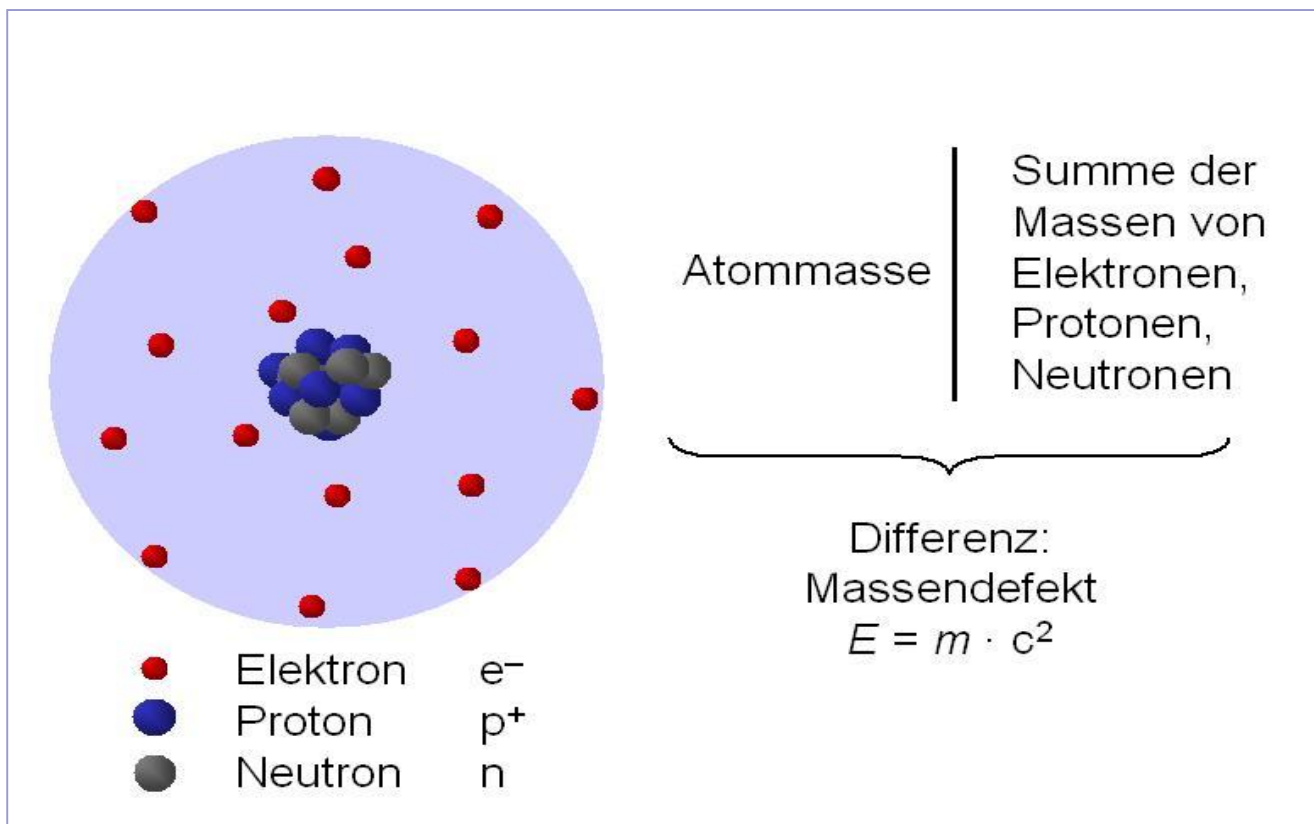
**Einstein** entwickelt die spezielle Relativitätstheorie. Er gibt die Beziehung

$$E^2 = p^2c^2 + m^2c^4$$

an. Dabei sind E die Energie, p der Impuls und m die Ruhemasse eines Teilchens und  $c = 2.998 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$  die Lichtgeschwindigkeit im Vakuum



# Atomtheorie von Rutherford (1911)





# Das Bohrsche Atommodell

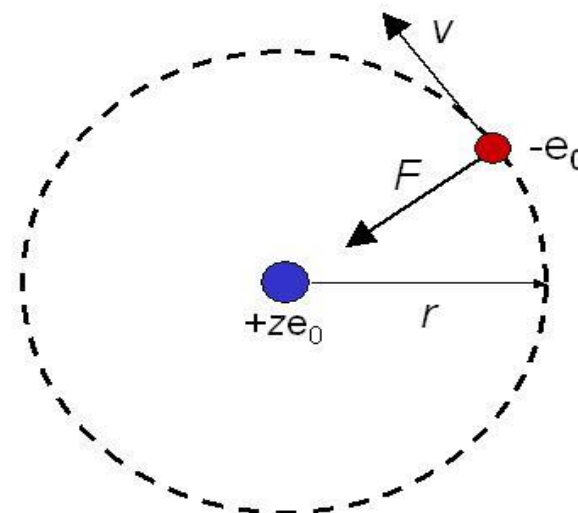


Niels Bohr, 1913

$$|F| = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{ze_0^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$$

$\underbrace{\hspace{10em}}$   
 Coulomb-  
kraft
 

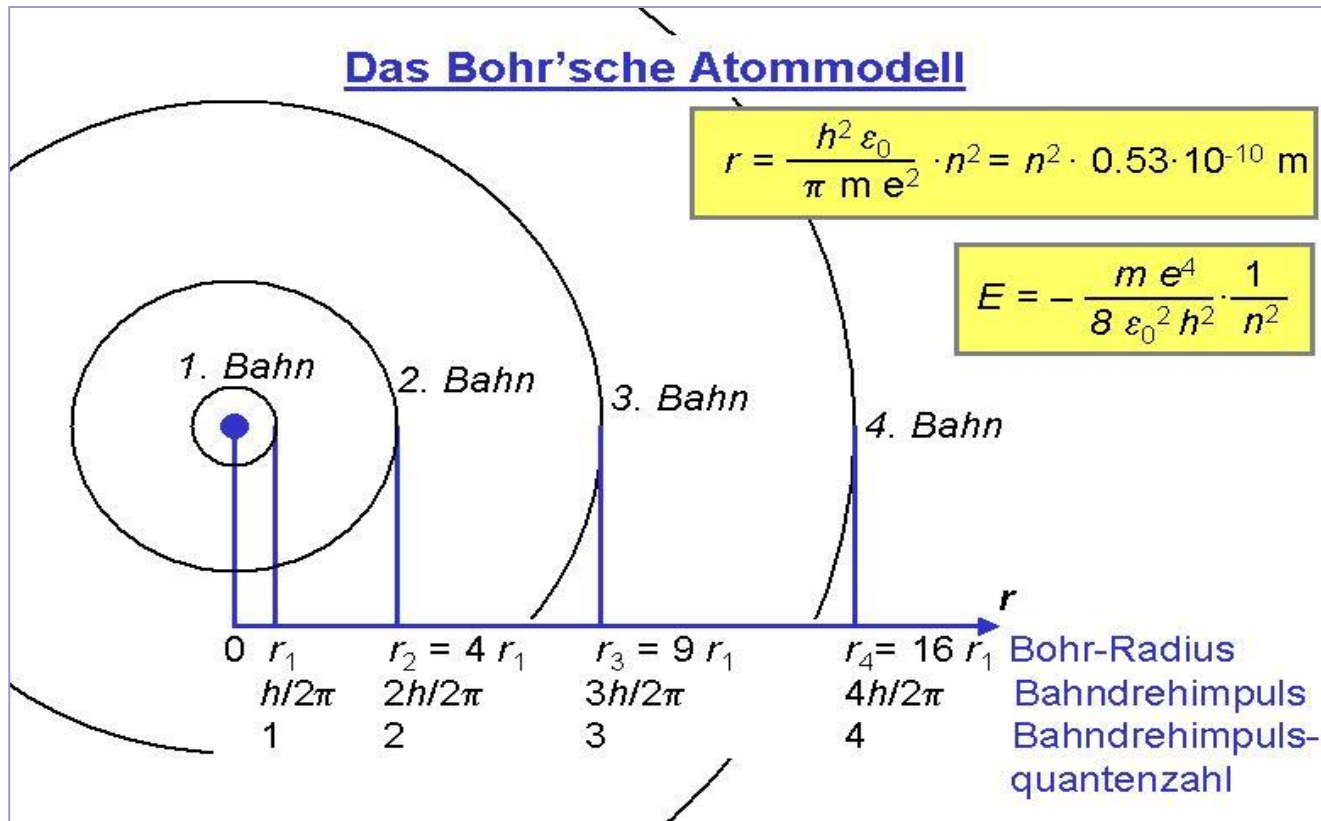
 $\underbrace{\hspace{10em}}$   
 Zentripetal-  
kraft



- positiv geladener Atomkern (Protonen + Neutronen)
- negativ geladenes Elektron
- $d_{\text{Kern}} \quad 10^{-15} \text{ m}$
- $d_{\text{Atom}} \quad 0.8 \cdot 10^{-10} - 3.0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

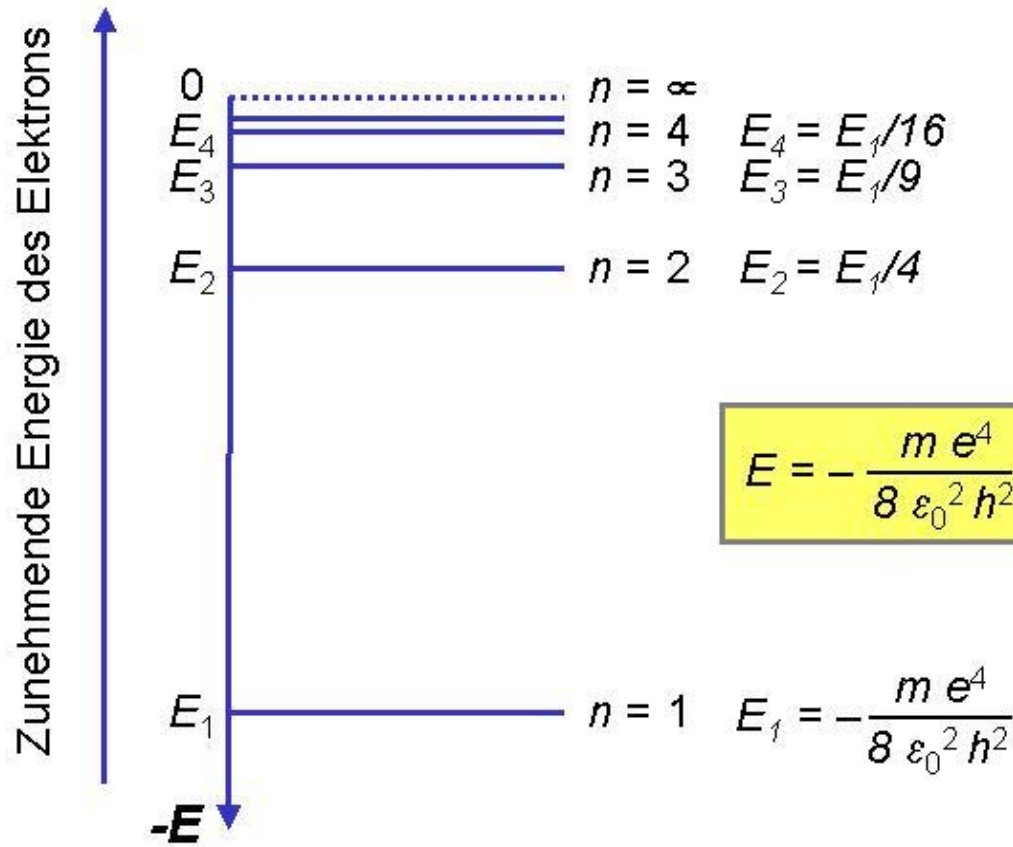


# Elektronen auf Kreisbahnen





# Das H-Atom nach Bohr





# Die Quantenmechanische Beschreibung des Atoms

1924

Welle-Teilchen-Dualismus

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot v}$$

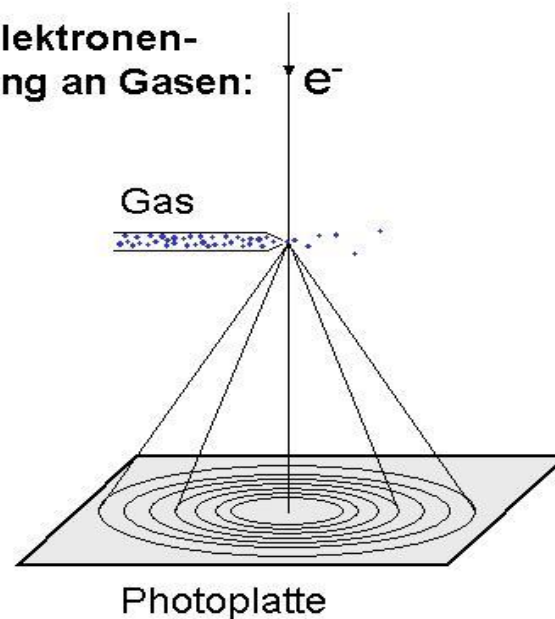
Wellenlänge      Impuls



(1892-1987)

Louis de Broglie

z. B. Elektronen-  
beugung an Gasen:  $e^-$



Planck'sche Konstante

$$h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

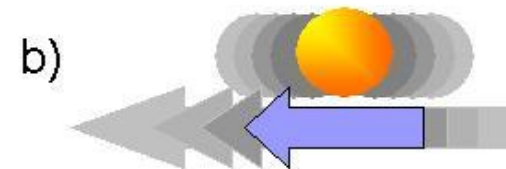
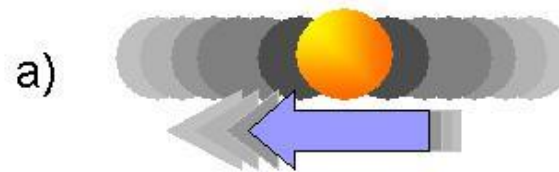


# Heisenbergsche Unschärferelation

(1901-1976)



Werner Heisenberg



$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi}$$

1927

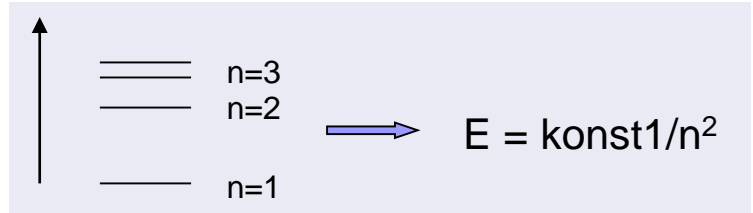
- a) Wenn die Position eines Partikels unscharf ist, kann der Impuls relativ genau bestimmt werden
- b) Ist die Position eines Partikel relativ genau bekannt, ist sein Impuls unscharf.



# Von der Gitarrensaite zur Schrödinger-Gleichung

(i) *Die Vorgeschichte*

**A** H-Atom Spektrum zeigt diskrete Linien



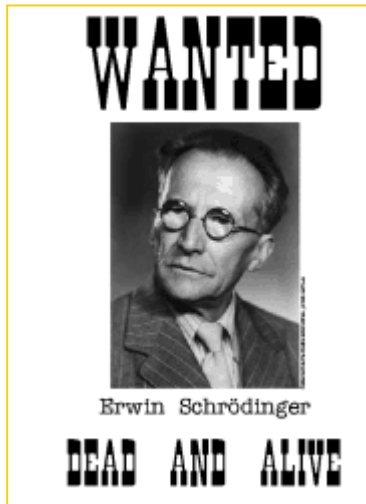
**B** Welle-Teilchendualismus



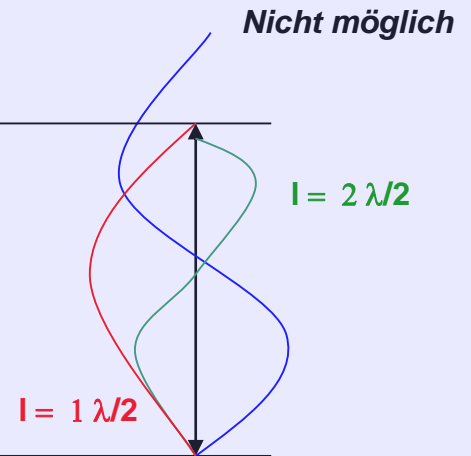
$$\lambda = h/p$$

**C** klassische Physik – Gitarrensaite: Quantelung und diskrete Werte, Wellengleichung

(ii) **1926** E. Schrödinger **A+B+C** (Musik + Elektron)



$$\underline{H} \psi = E \psi$$



**Mögliche stehende Wellen**  
 $l = n \lambda/2, n = \text{Quantenzahl}$

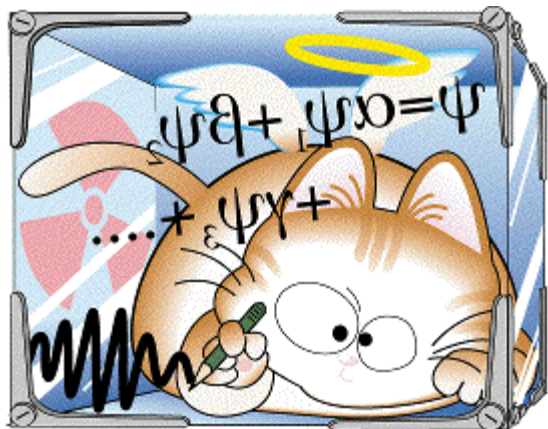


# $Y = a + b \cdot i$ komplexe Funktion

↓  
 Physikalische Bedeutung besitzt  
*nur* das Quadrat von  $\Psi$  (Max Born)

$$dW = \Psi^*(x,y,z) \cdot \Psi(x,y,z) \cdot dx dy dz$$

Wahrscheinlichkeit = Wahrscheinlichkeitsdichte · Volumen



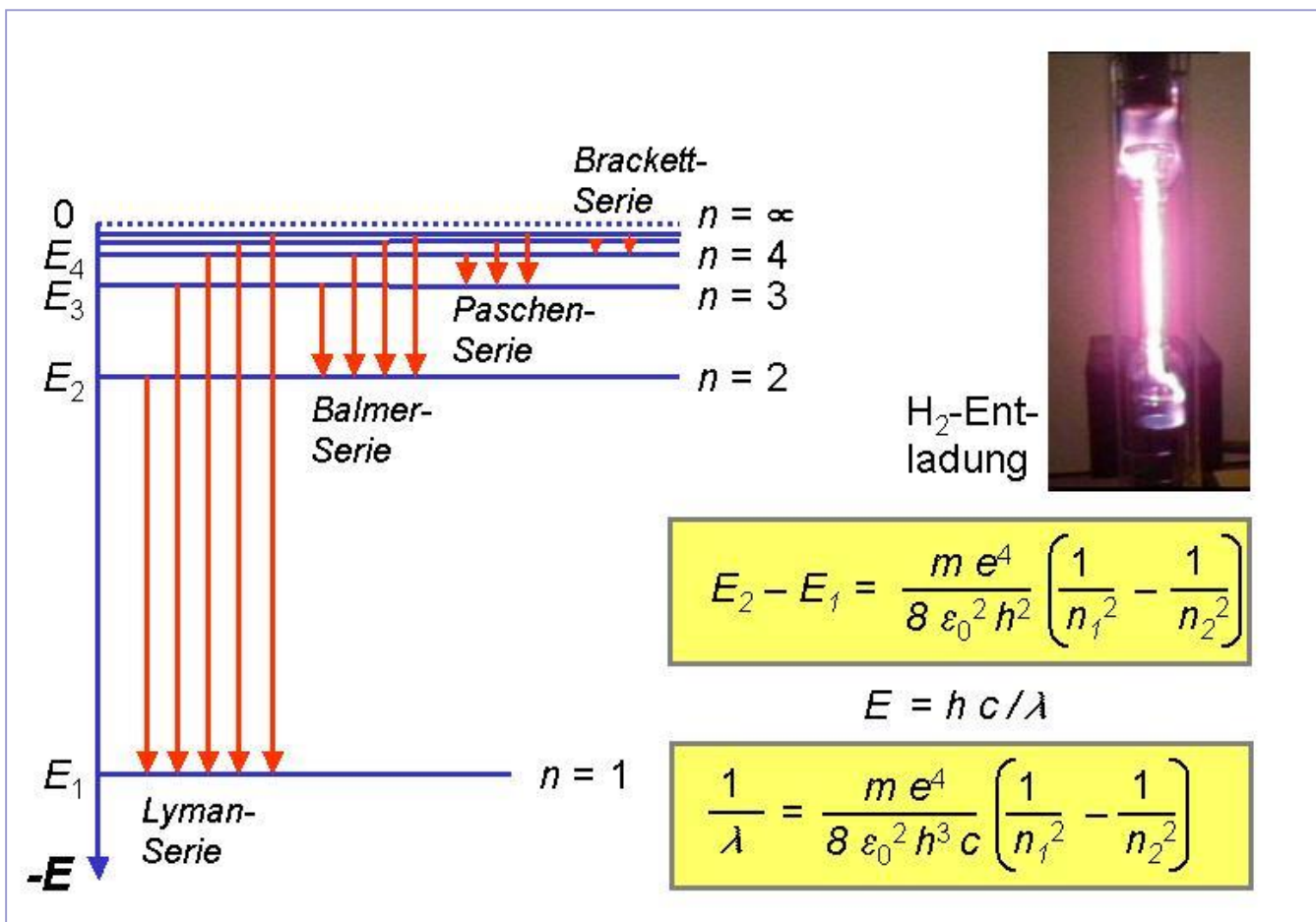
↓  
 Integration über den gesamten Raum

$$\int_{-\infty}^{+\infty} |\psi|^2 d\tau = 1$$

*Für das Auffinden des Elektrons  
 im Raum muß die Wahrscheinlichkeit  
 1 (100%) ergeben!*

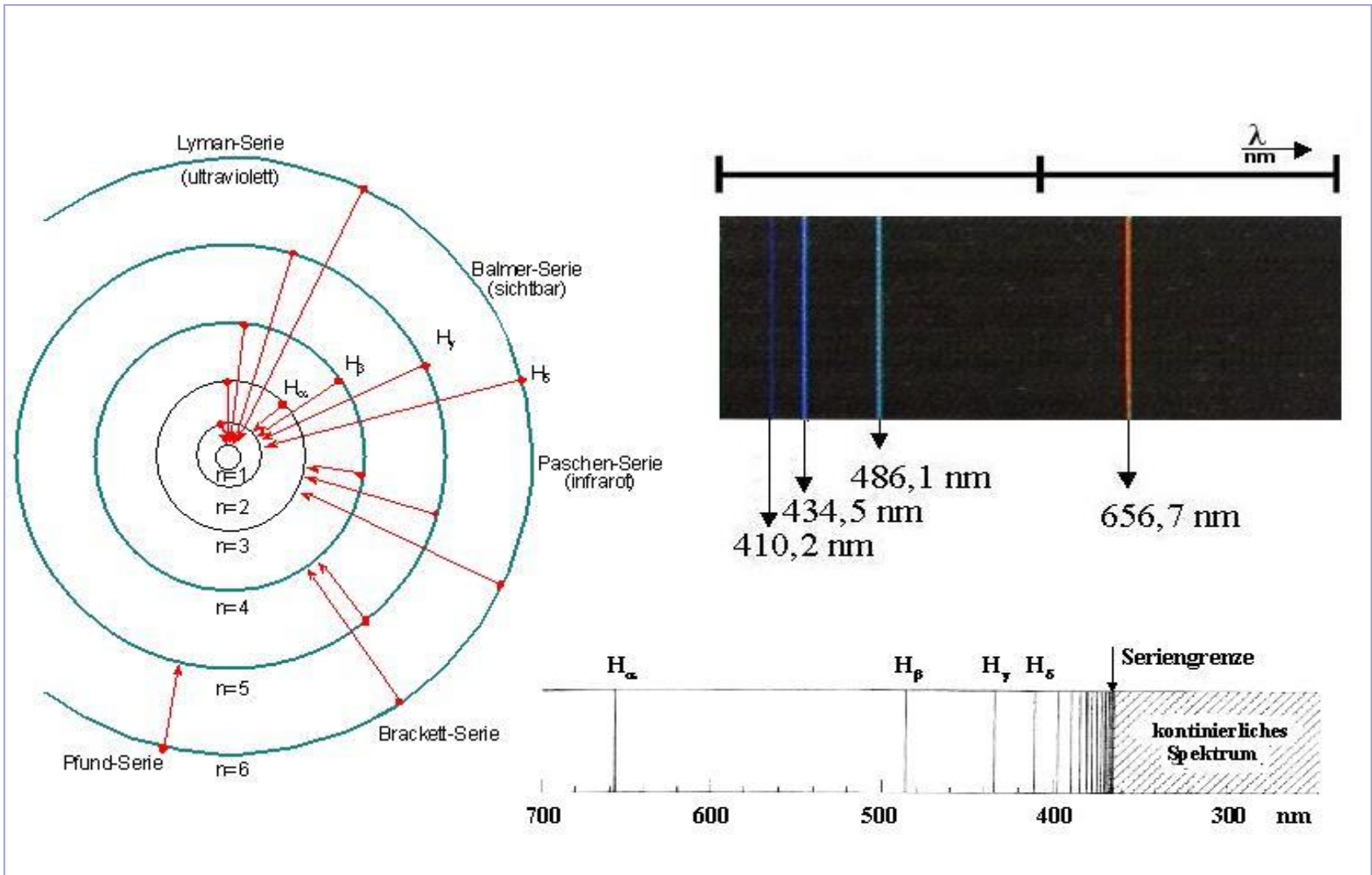


# Das H-Atom





# Das Linienspektrum des Wasserstoffs





# Experimente

## ■ Flammfärbungen :

$\text{Li}^+$  (rot),  $\text{Na}^+$  (gelb),  $\text{K}^+$  (violett),  $\text{Sr}^{2+}$ (rot),  $\text{Ba}^{2+}$ (grün)

Die Flammfärbungen werden jeweils mit den Chloriden der angegebenen Metalle durchgeführt. Ein Magnesiastäbchen wird glühend erhitzt und sofort in die Lösung getaucht. Dabei verdampfen Teile der Lösung. Die gebildeten Dämpfe werden von der in den Brenner einströmenden Luft mitgerissen und gelangen so in die Brennerflamme, wo sie charakteristische Flammfärbungen hervorrufen.

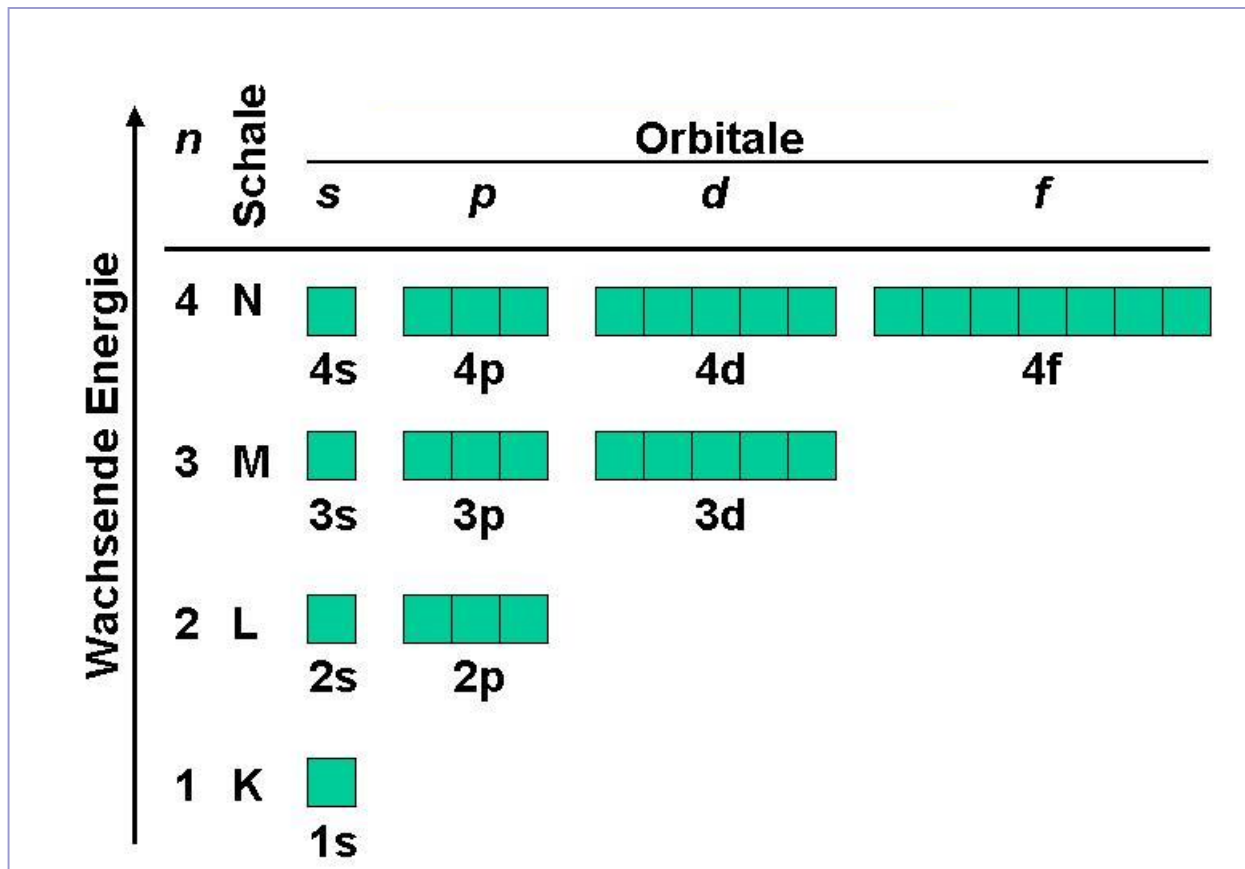


# Niels Bohr

- „Anyone who is not shocked by Quantum Theory has not understood it!“
- „Fortunately, it is much easier to apply Quantum theory than to understand it!“



# Atomorbitale des H-Atoms



## Orbitale

Orbitale sind die Ein-Elektronen-Lösungsfunktionen der Schrödinger-Gleichung für das H-Atom!

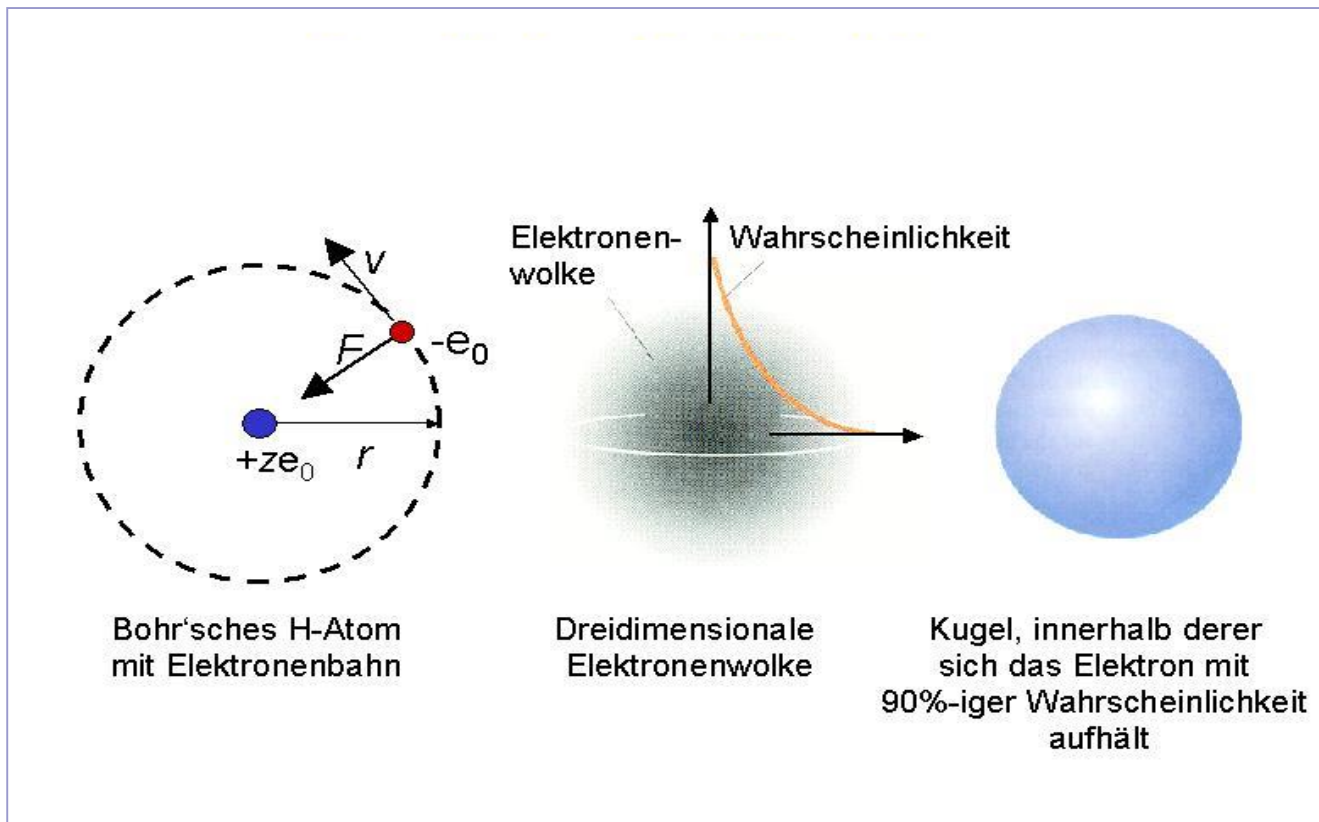
## Entartung

Ein Energiewert besitzt mehrere Lösungsfunktionen z.B. 2s und 2p

Aufhebung der Entartung bzgl.  $l$  im Mehrelektronensystem



# Das H-Atom im Grundzustand ( $1s^1$ )





# Die Lösungsfunktionen des H-Atoms - Quantenzahlen

## Wellenfunktionen

$$\Psi_{n, l, m_l} = N \cdot R_{n, l}(r) \cdot \Phi_{l, m_l}(\theta, \varphi)$$

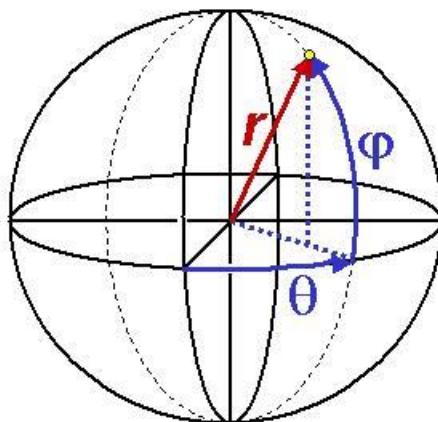
Wellen-  
funktion

Normierungs-  
konstante

Radial-  
anteil

Winkelanteil

### Kugelkoordinaten

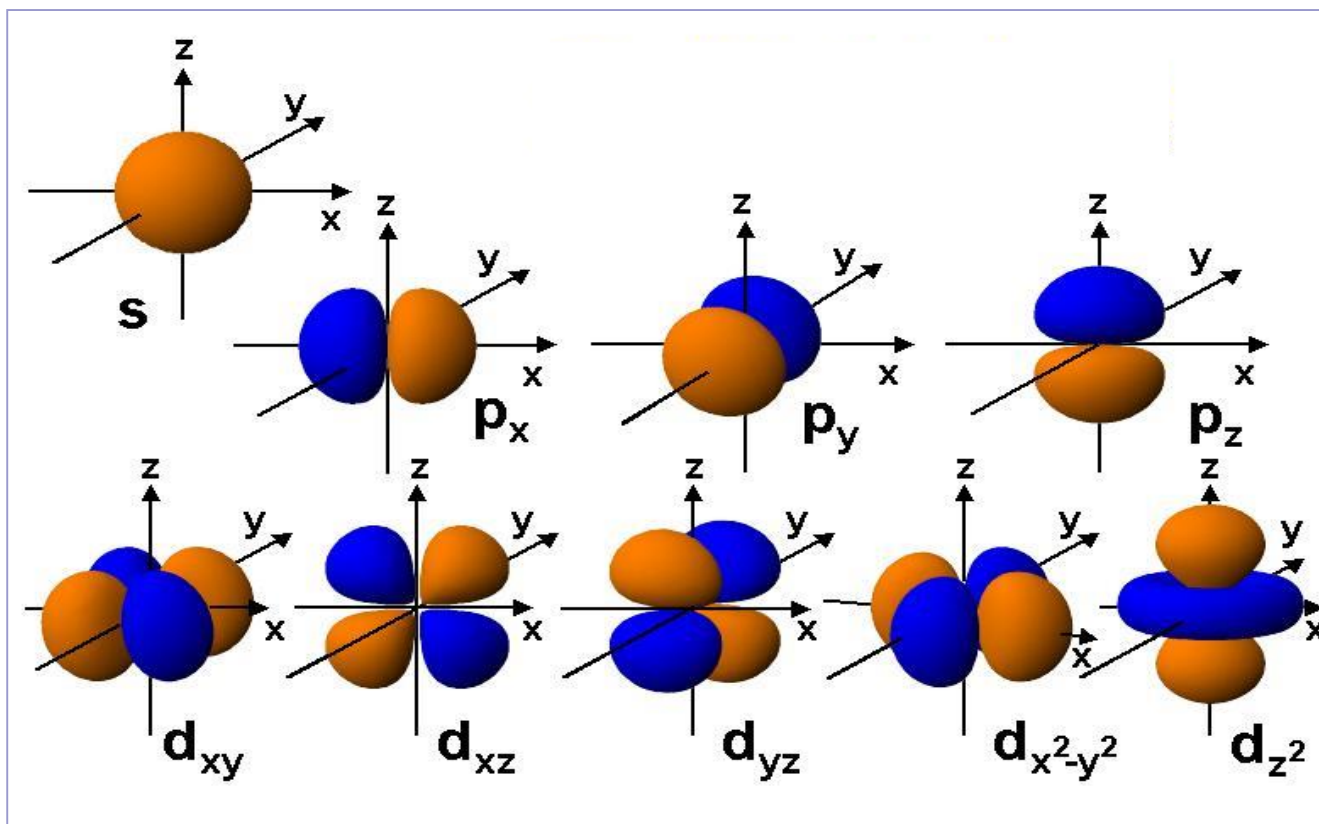


n = Hauptquantenzahl  
l = Nebenquantenzahl  
m<sub>l</sub> = magnetische QZ  
m<sub>s</sub> = Spinquantenzahl

Elektronen und alle anderen  
Elementarteilchen haben  
drei fundamentale Eigenschaften:  
Masse, Ladung und Spin

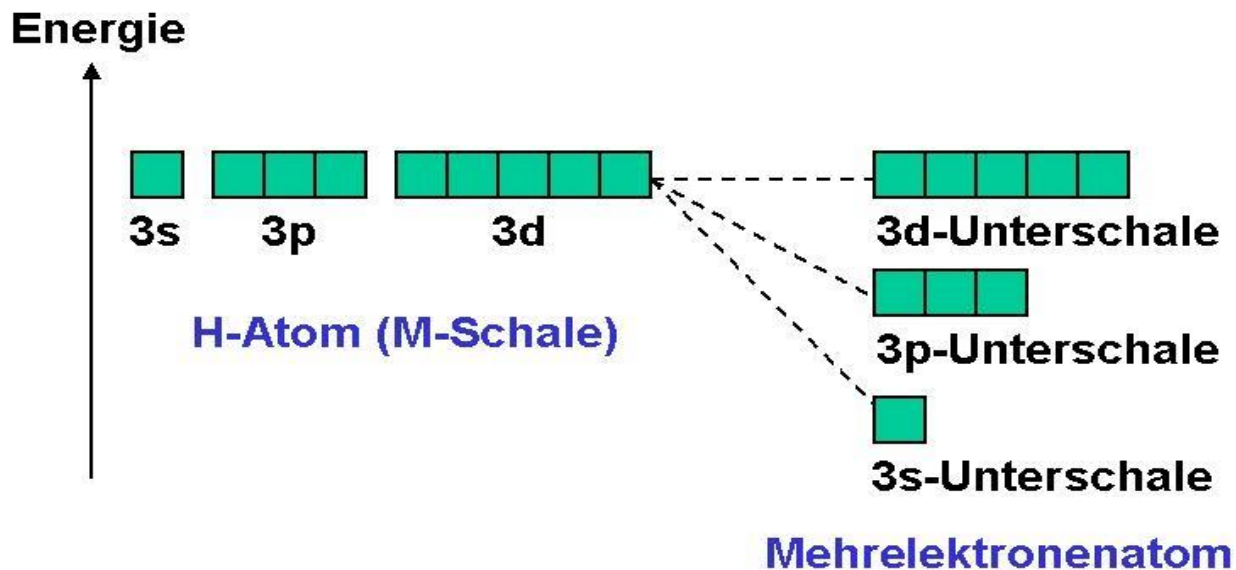


# s-, p- und d-Orbitale – räumliche Ausrichtung



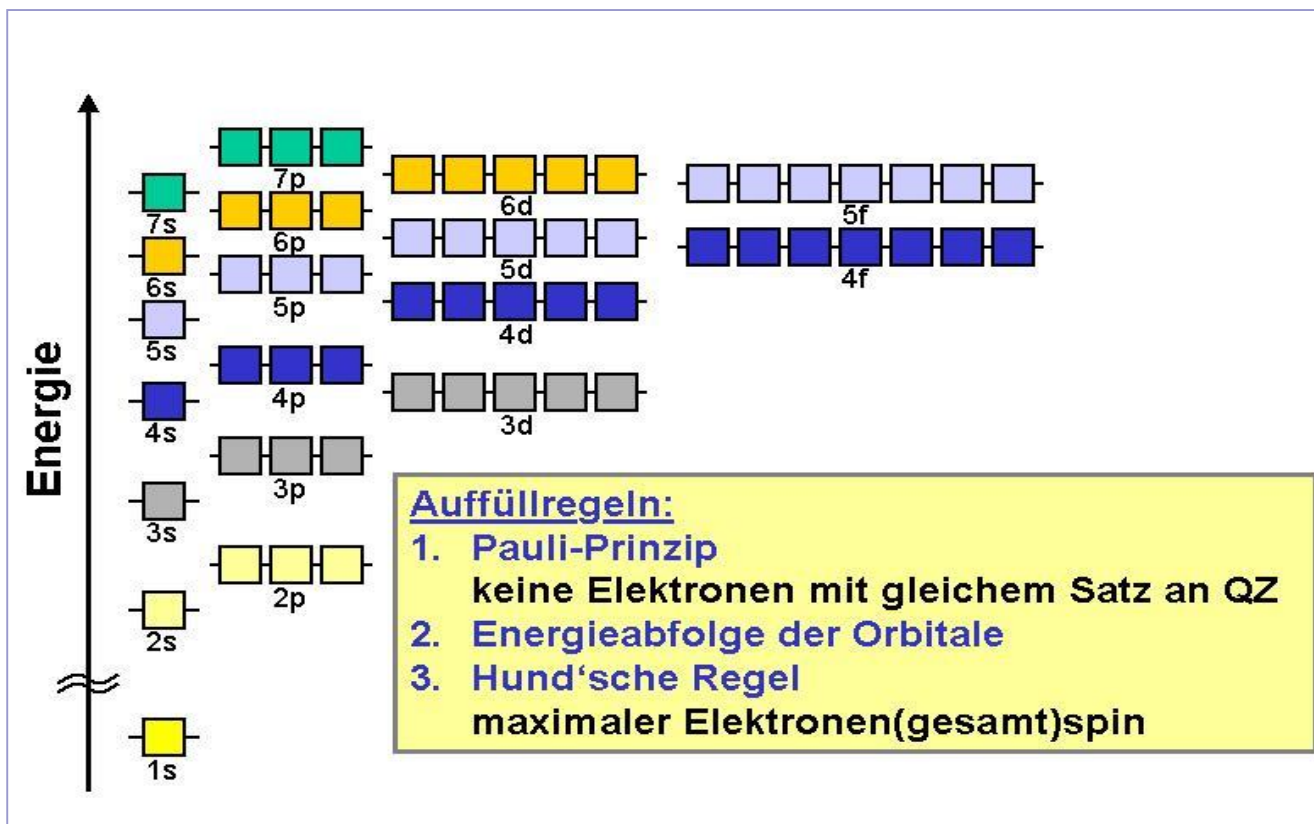


# Aufhebung der Entartung im Mehrelektronensystem



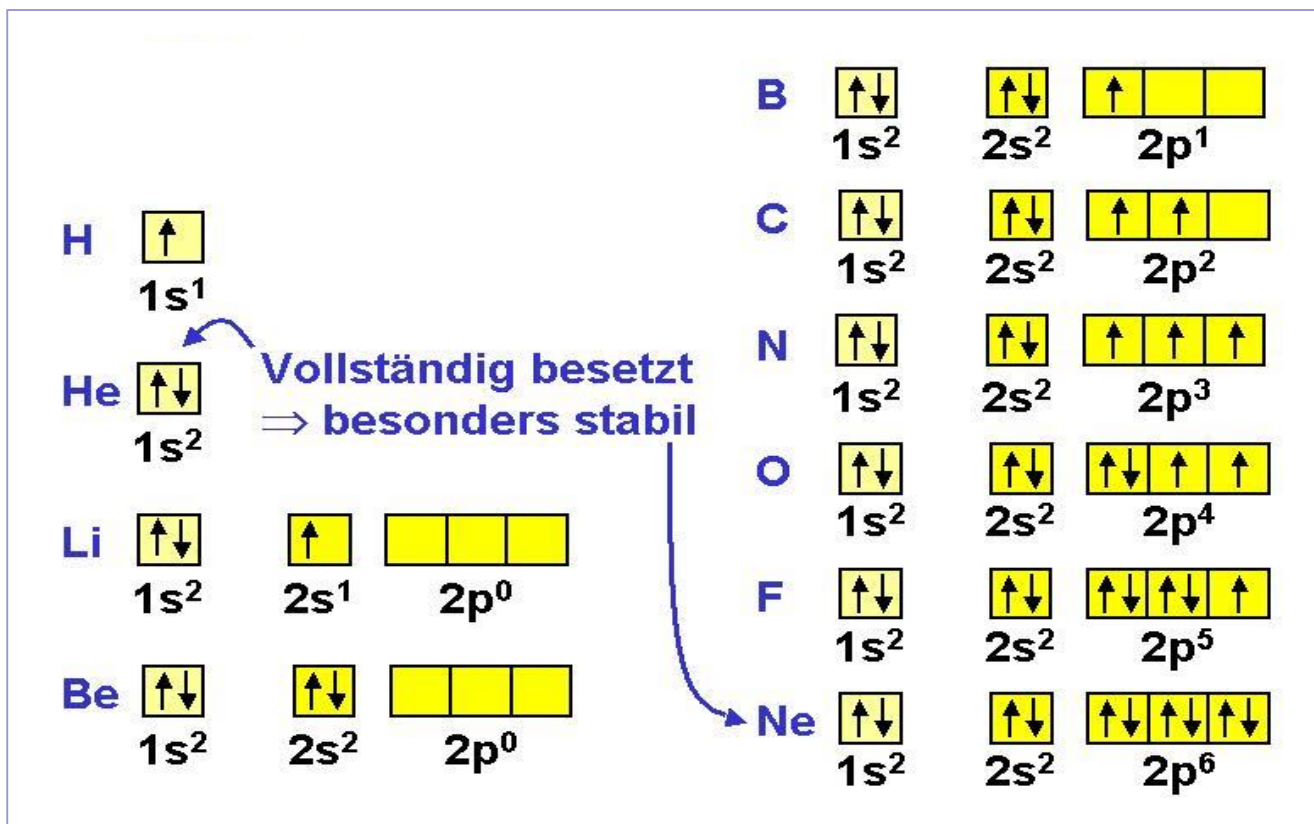


# Energieniveauschema eines Mehrelektronensystems





# Elektronenkonfiguration der ersten 4 Elemente des PSE



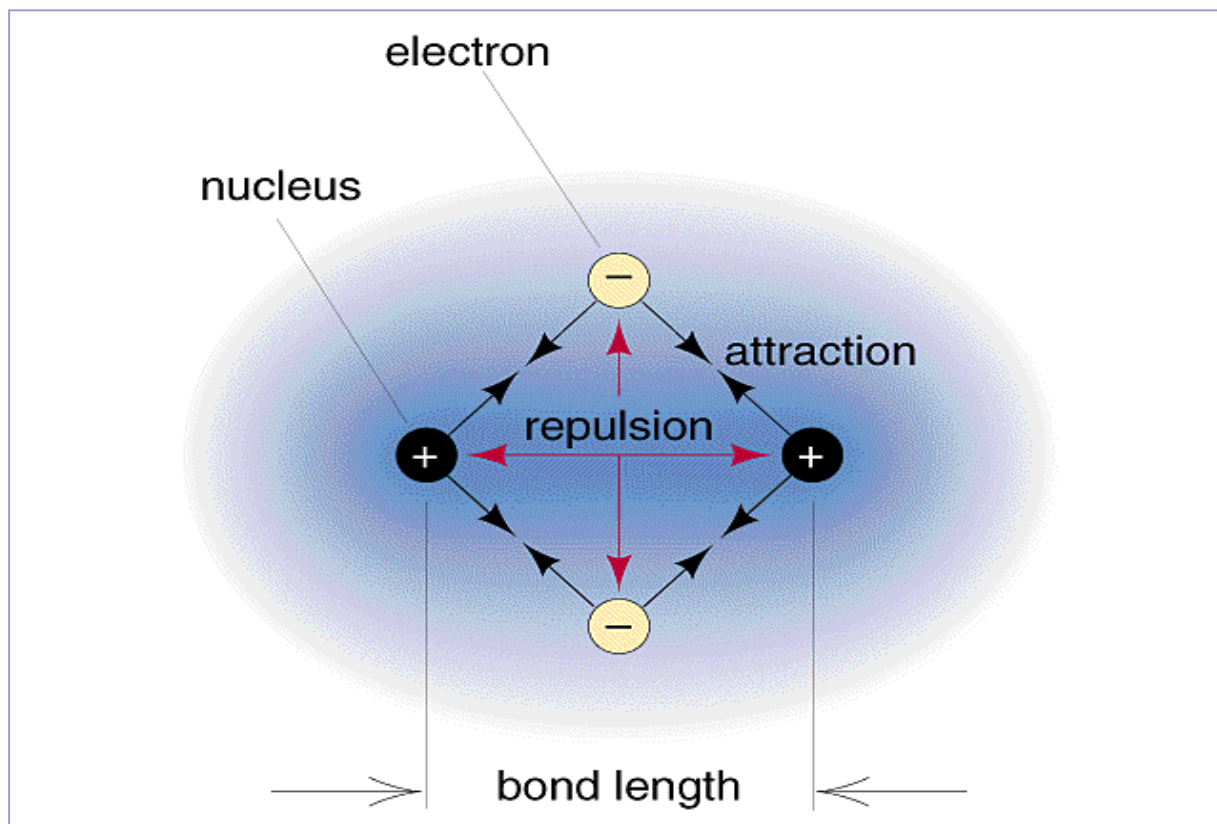


# Chemische Bindung

- Kovalente Bindung (gemeinsames Elektronenpaar, Überlappung, VB-, MO-Theorie)
- Ionische Bindung (Coulomb-Wechselwirkung zwischen Ionen)
- Metallische Bindung (Metallkationen + Elektronengas, Bändermodell)
- Van-der-Waals-Wechselwirkungen (Elektrostatik, Induktion, Dispersion)

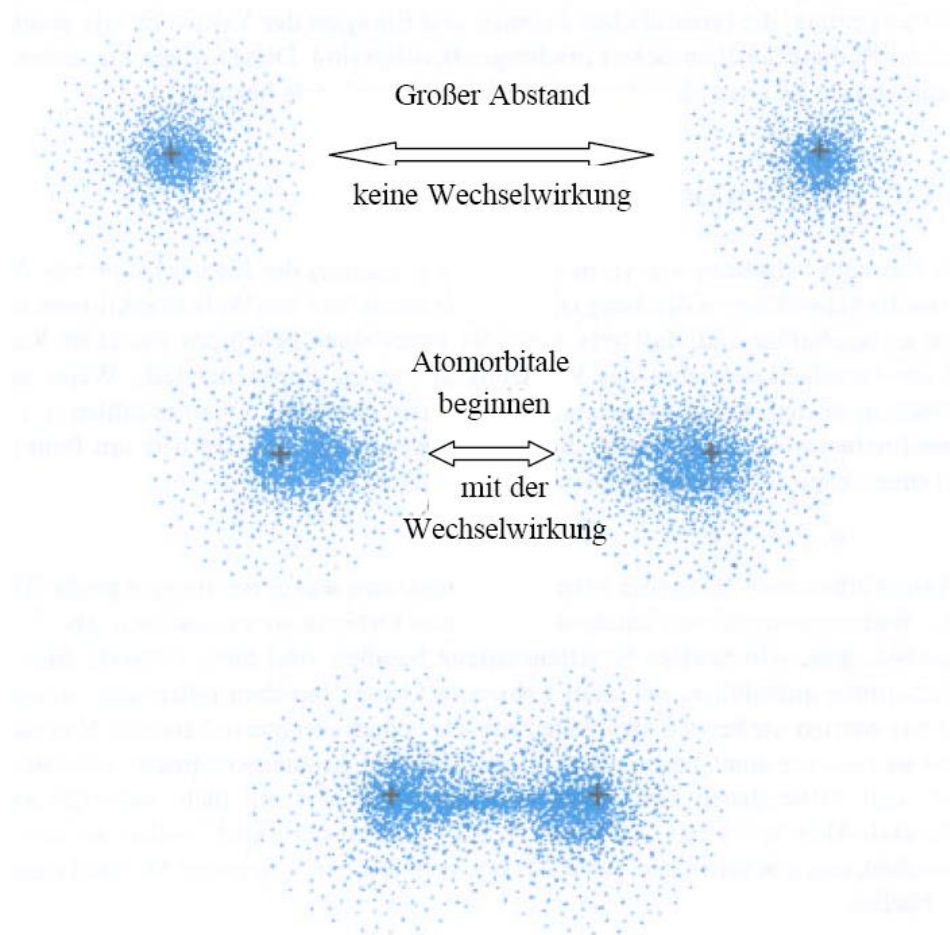


# Wie kommt die chemische Bindung zustande?





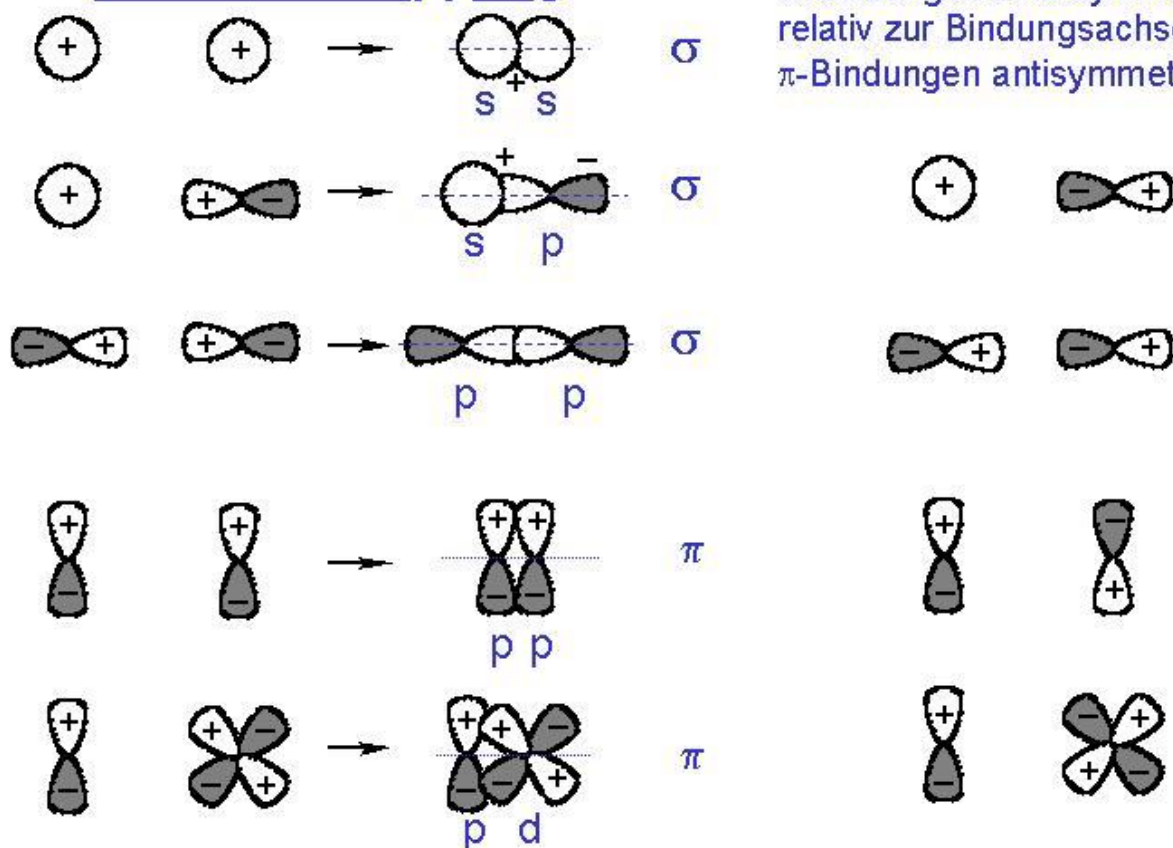
# Kovalenz: Kurze Reichweite – gerichtete Bindung





# Bindungstypen

## Orbitalüberlappung



$\sigma$ -Bindungen sind symmetrisch  
relativ zur Bindungsachse,  
 $\pi$ -Bindungen antisymmetrisch

konstruktiv  $\Rightarrow$  bindend

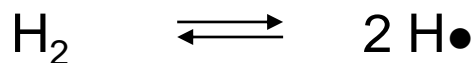
destruktiv  $\Rightarrow$  antibindend



## Atombindung (kovalente Bindung)

Die H-H-Bindung im molekularen Wasserstoff ist SEHR stark!

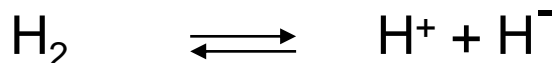
Homolytische Dissoziation:



Bindungsdissoziationsenthalpie  
 $\Delta H = +436 \text{ kJ/mol}$

T[K]	300	1500	2000	3000	4000	5000	6000
Spaltung [%]	$10^{-34}$	$10^{-3}$	0.081	7.85	62.2	95.4	99.3

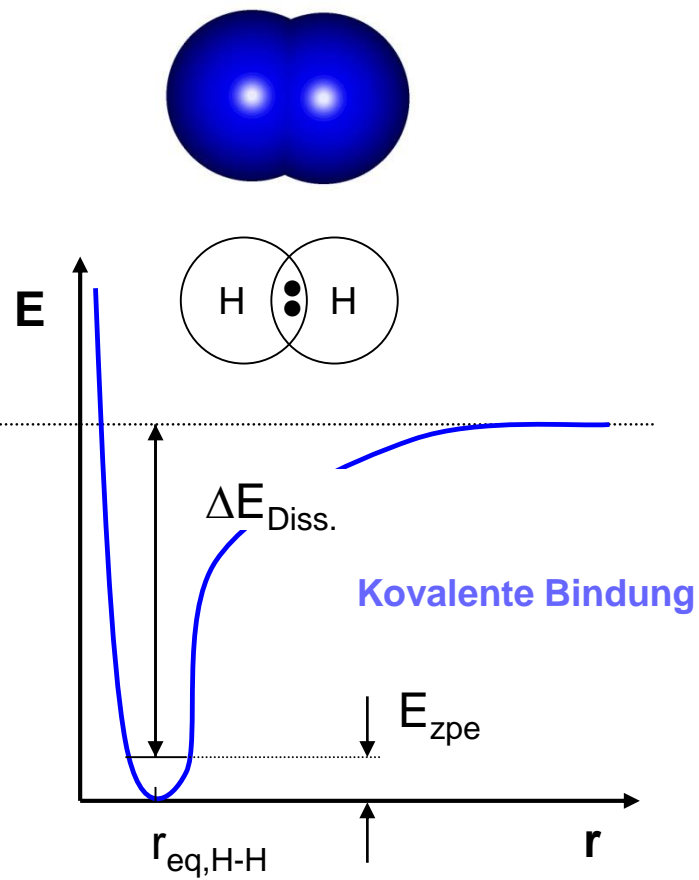
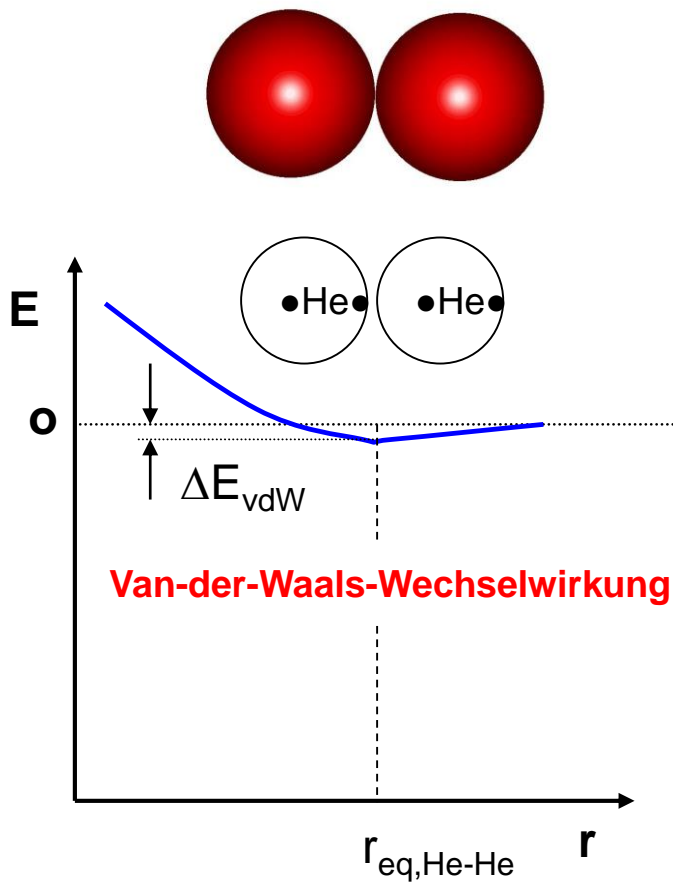
Heterolytische Dissoziation:



$\Delta H = +1675 \text{ kJ/mol}$

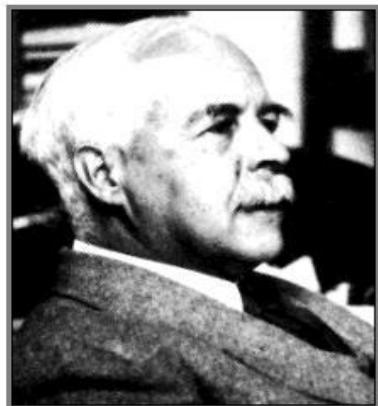


# He<sub>2</sub> versus H<sub>2</sub>



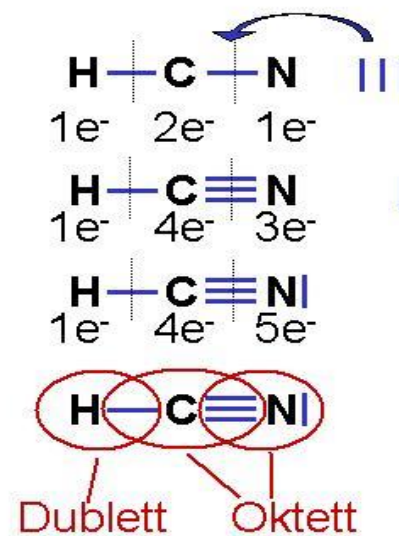


# Einführung in die VB- und MO-Theorie



Gilbert Newton Lewis

**HCN:** H 1e<sup>-</sup>  
 C 4e<sup>-</sup>  
 N 5e<sup>-</sup>  
 ⇒ 10e<sup>-</sup>  
 ⇒ 5 e<sup>-</sup>-Paare



Oktettregel gilt für ALLE Hauptgruppenelemente



# Experimente

## ■ Vergleich Atombindung und Ionenbindung

Chloroform wird mit einer 1M Silbernitratlösung versetzt. Es bilden sich zwei Phasen aber kein Niederschlag.

Eine 1%ige Natriumchloridlösung wird mit einer 1M Silbernitratlösung versetzt. Es fällt ein weißer Niederschlag von Silberchlorid aus.

## ■ Synthese NaCl



# Experiment

## ■ Lots-Frau

**Natriumacetat-Kristall** in eine Schale geben, der als Kristallisationspunkt dient, dann NaAc-Lösung darauf kippen. Es entsteht ein Eisberg-kerzenähnlicher Turm.





# Experiment

- **Unterscheidungsmöglichkeit zwischen Ionenbindung und Atombindung mit Hilfe der Leitfähigkeit**

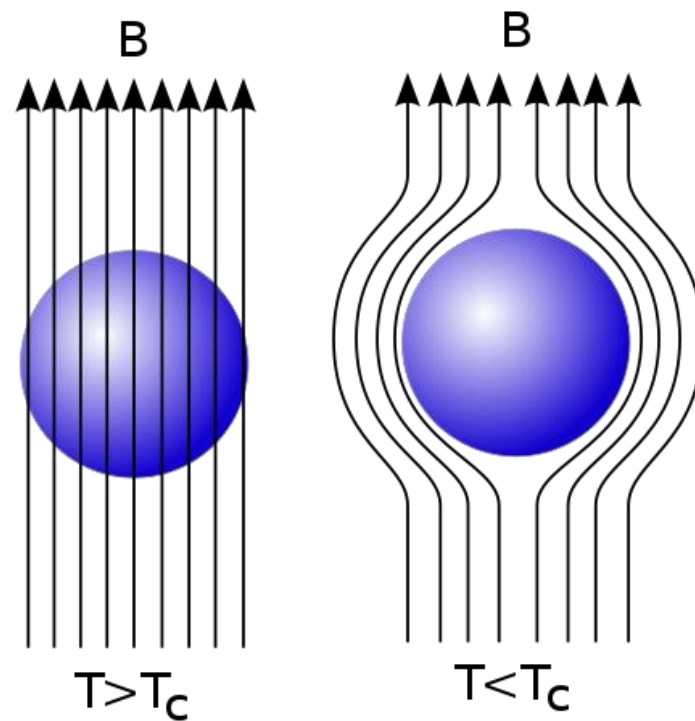
In ein Becherglas mit Wasser wird ein Leitfähigkeitsmessgerät gehalten. Es fließt kein Strom. (keine Leitfähigkeit). Fügt man jetzt festes Natriumchlorid hinzu, fließt ein elektrischer Strom. Es liegt eine Ionenbindung vor.

Wird in ein Becherglas mit Wasser Glucose gegeben, fließt kein elektrischer Strom. (keine Leitfähigkeit). In diesem Falle handelt es sich um eine Atombindung.



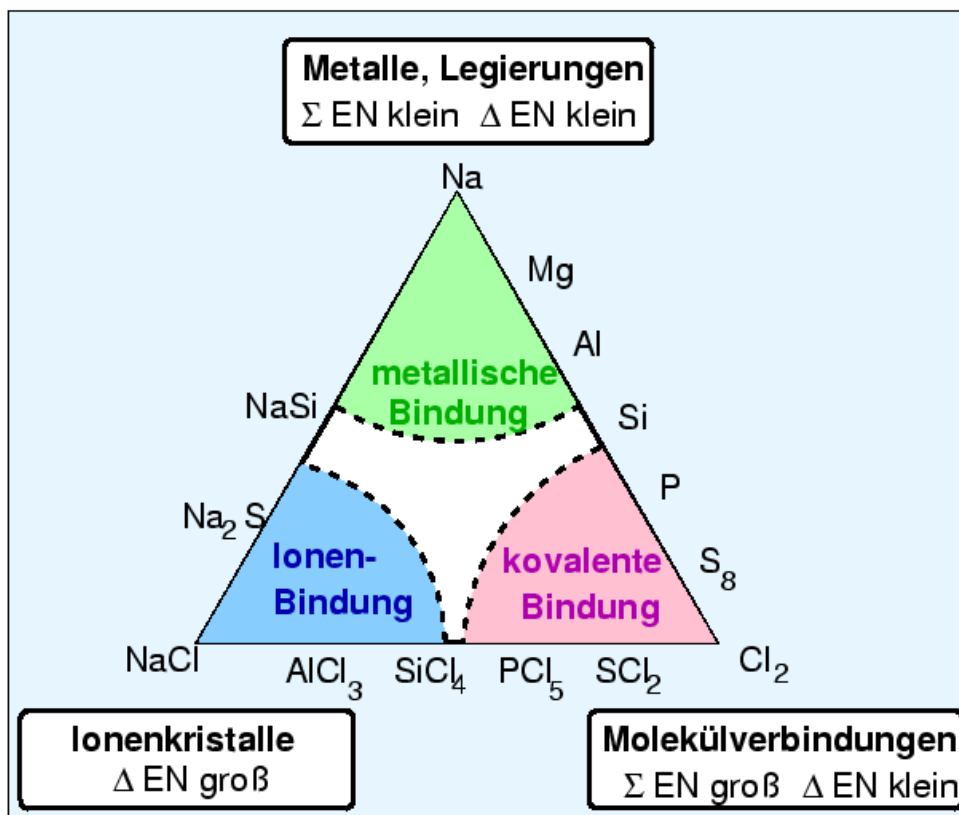
# Experiment

- **Supraleitung - Meißner-Ochsenfeld-Effekt**



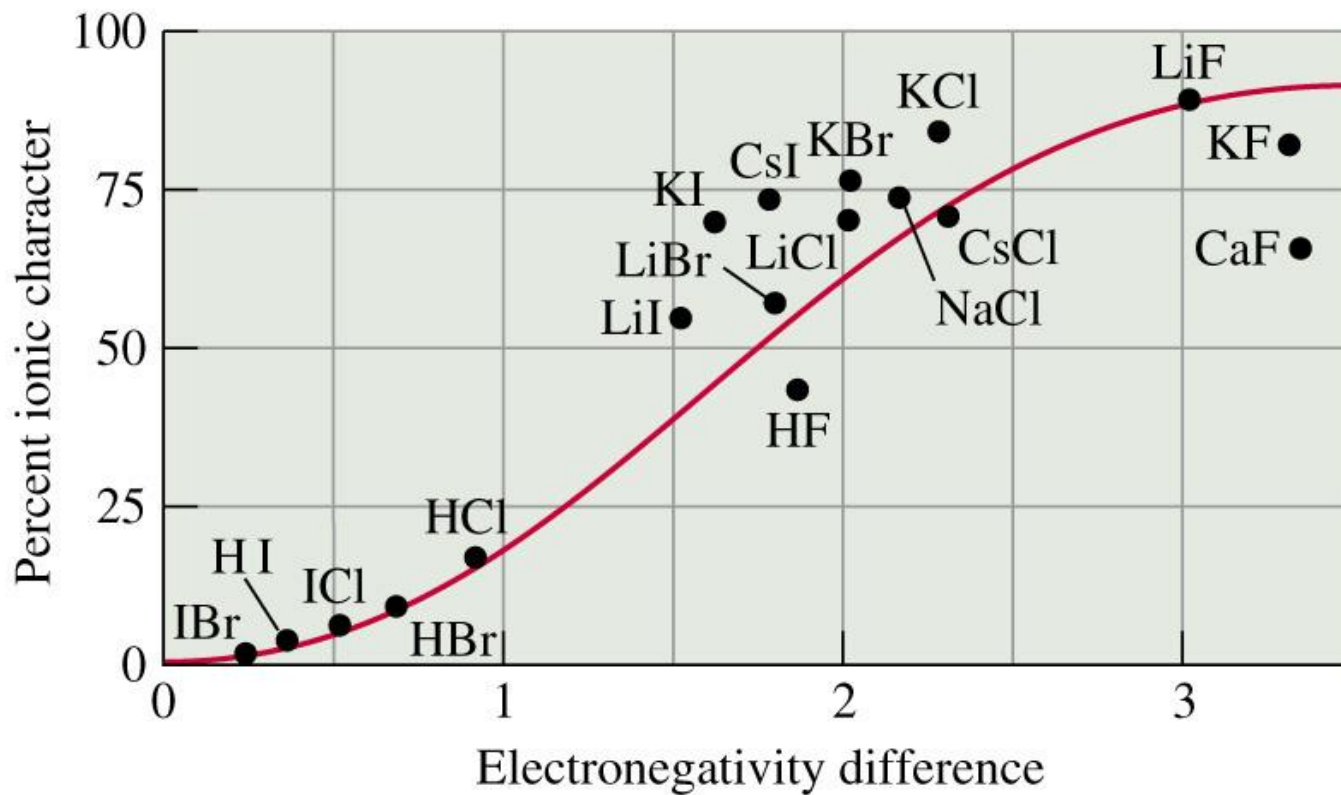


# Vergleich der Bindungsarten



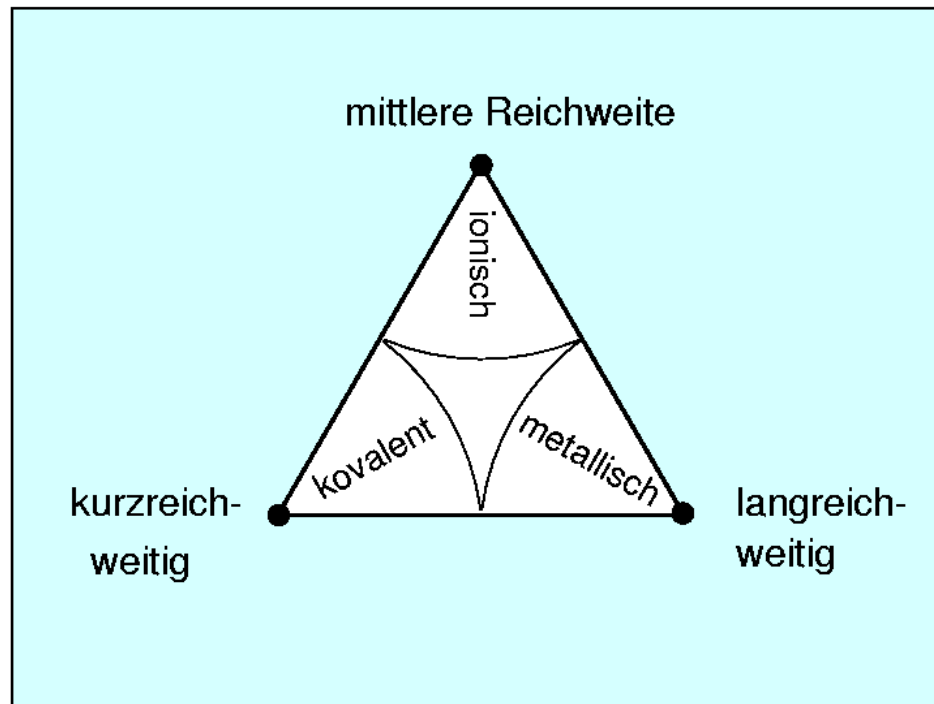


# Beispiel Halogenide





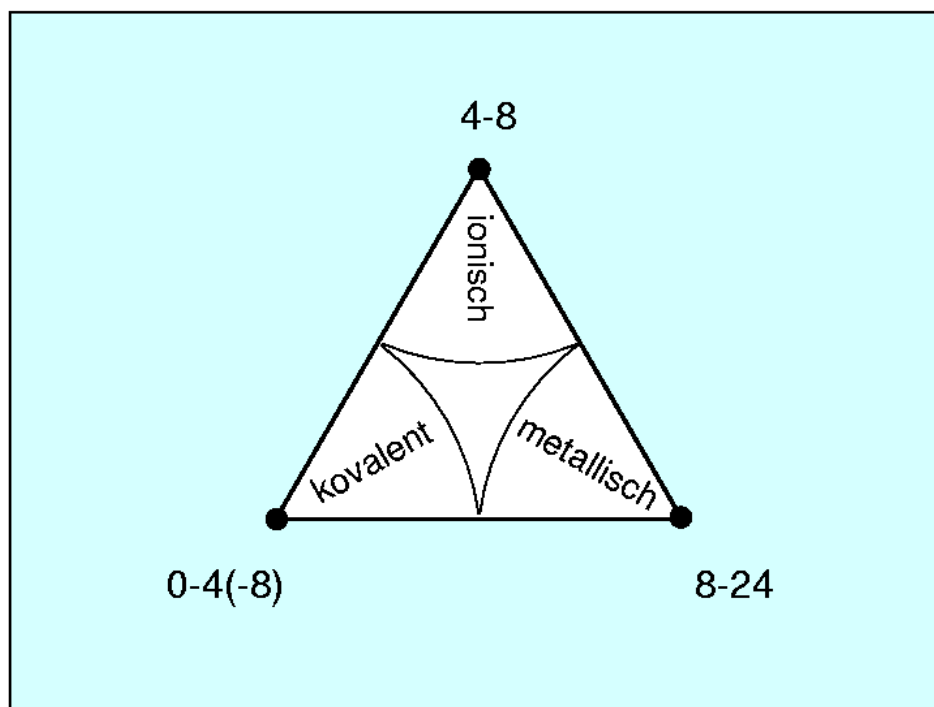
# Vergleich der Bindungsarten II



Reichweite der Wechselwirkung



# Vergleich der Bindungsarten III



Koordinationszahlen



# Vergleich der Bindungsarten IV

