

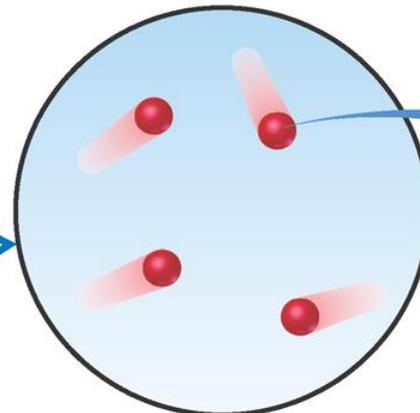
Periodensystem der Elemente (PSE)

Z = Ordnungszahl, von 1 bis 112 (hier)

→ woher kommen Zeilen und Spalten?

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

Atombau - Basics



Atome

von den
Elektronen
besetztes
Volumen

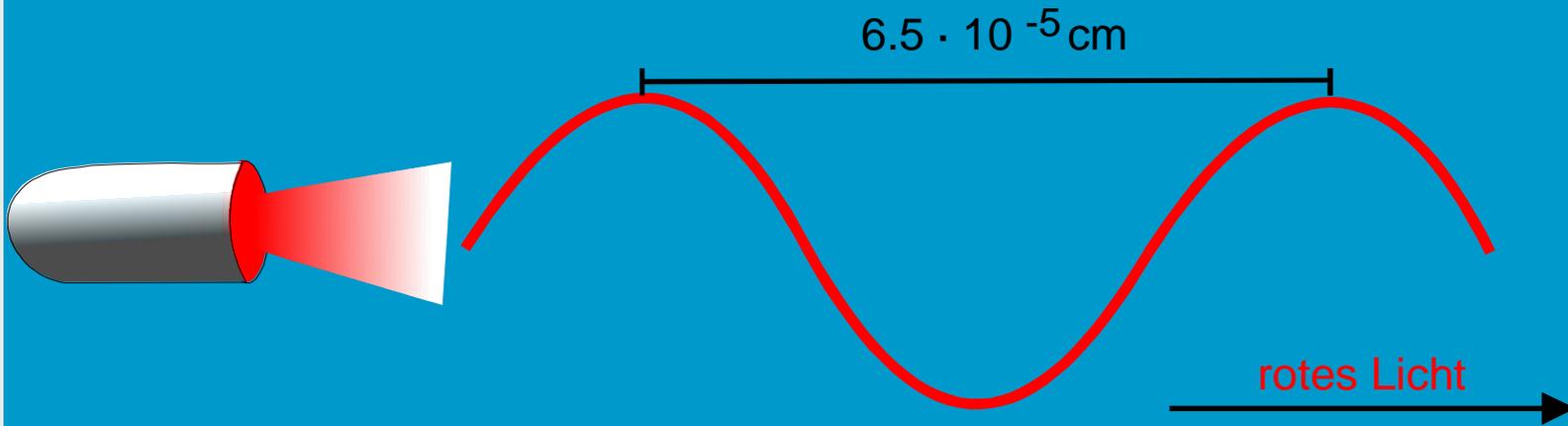
Kern mit
Protonen
und Neu-
tronen

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

$1-5 \text{ \AA}$

Aufbau der Elektronenhülle ?

Elektromagnetische Wellen



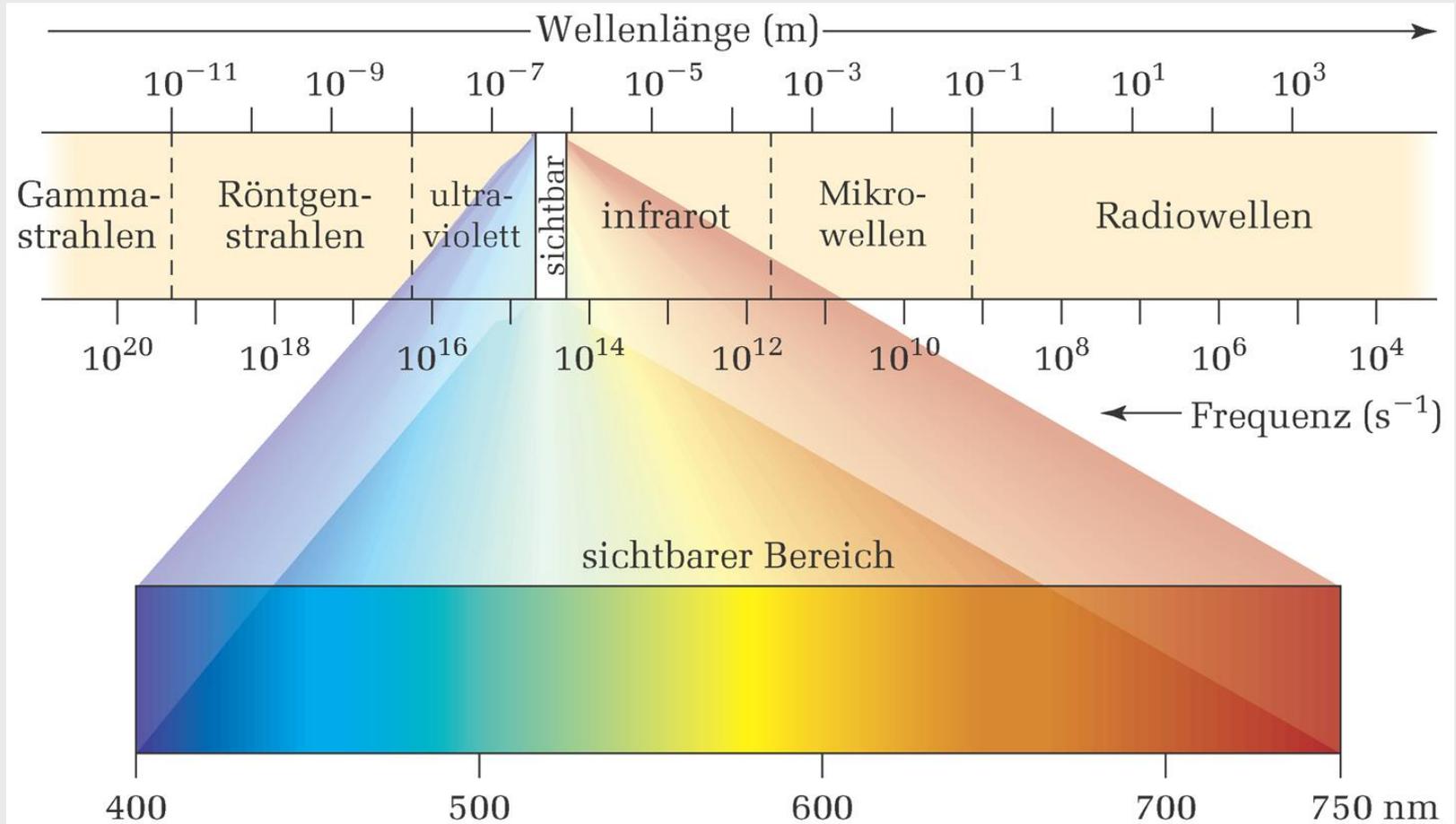
$$4.6 \cdot 10^{14} \text{ Schwingungen pro Sekunde} \cdot 6.5 \cdot 10^{-5} \text{ cm} = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$$

Frequenz ν \cdot Wellenlänge λ = Geschwindigkeit c

$$c = \nu \cdot \lambda$$

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda}$$

Das elektromagnetische Spektrum



Die Quantelung der Energie - Die Plancksche Gleichung



Energie (z.B. Licht) wird nicht kontinuierlich, sondern in winzigen „Energieportionen“, den **Quanten** (*lat. quant* = Menge), übertragen.

$$E = h \cdot \nu$$

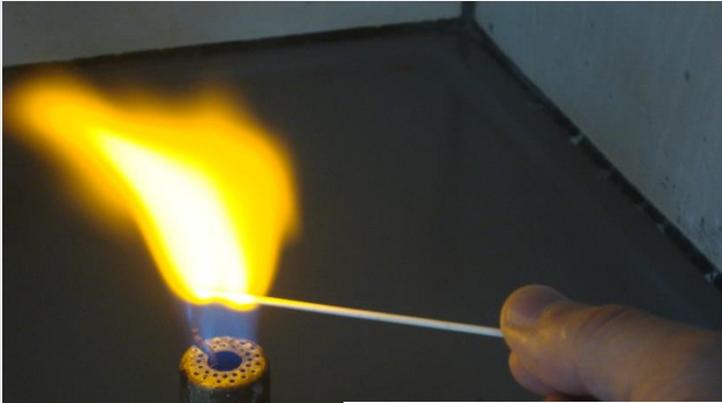
h ist eine Naturkonstante und wird nach Planck als Plancksches Wirkungsquantum bezeichnet. Es besitzt den Wert

$$h = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ Js.}$$

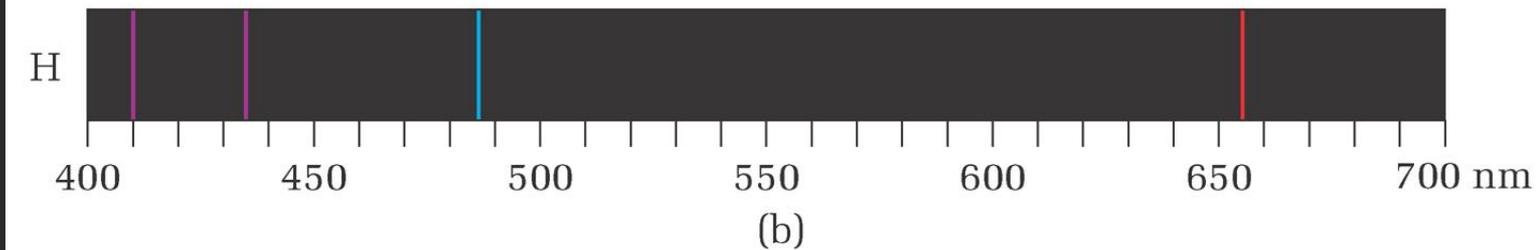
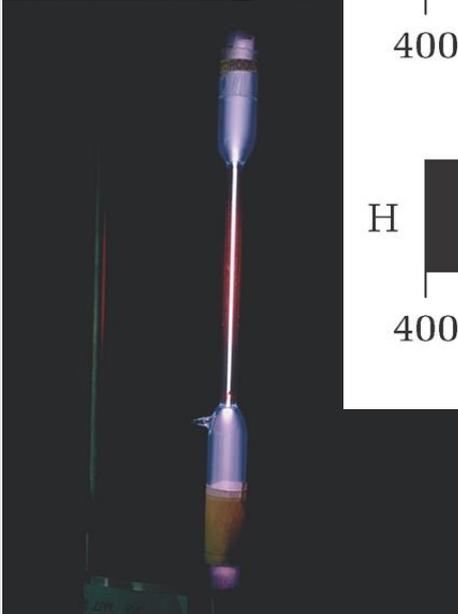
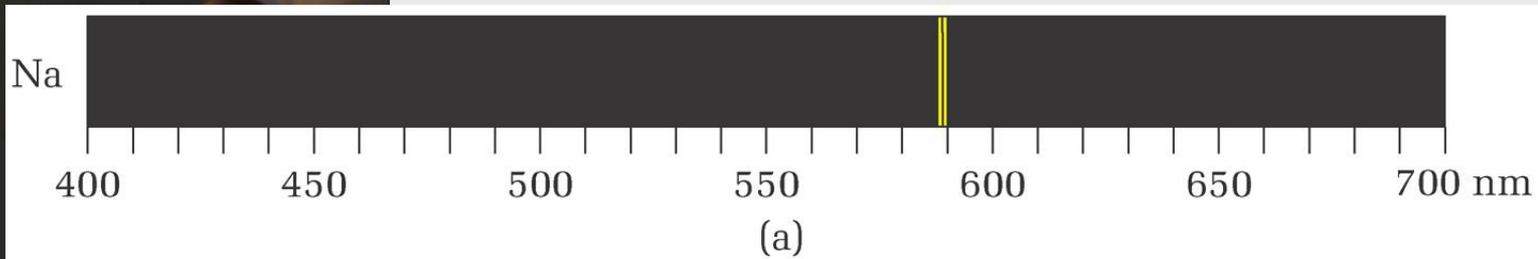


Max Karl Ernst Ludwig Planck (geb. in Kiel, in Göttingen begraben)

Atomemission und Spektrallinien

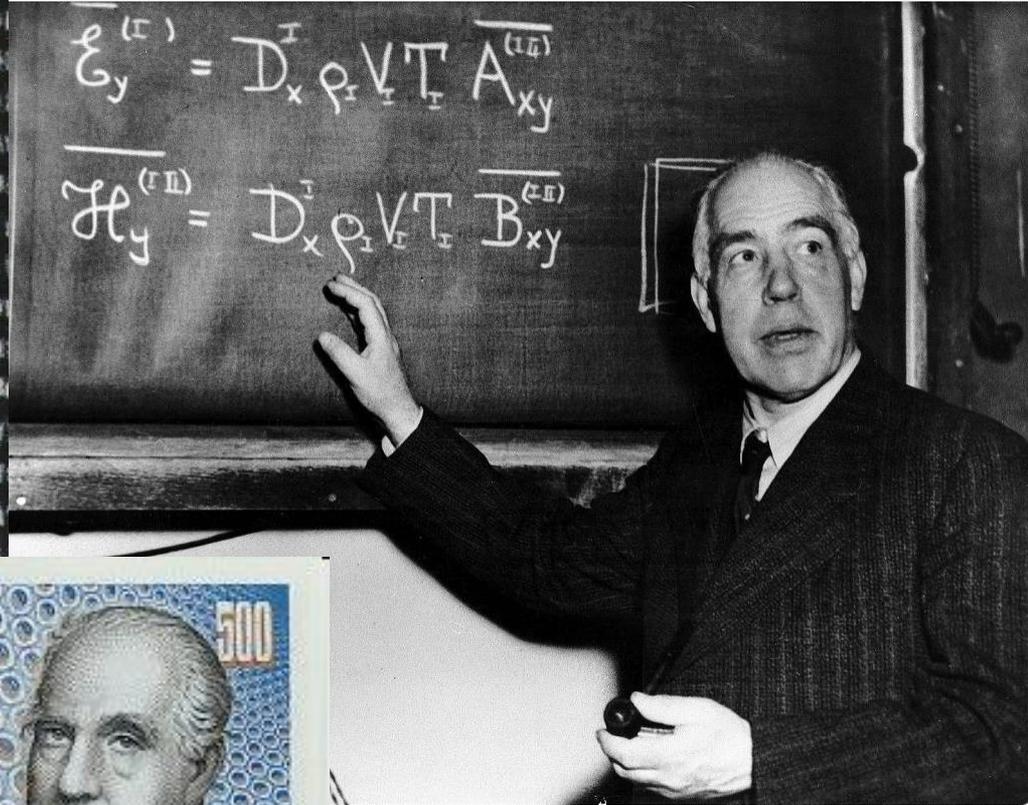
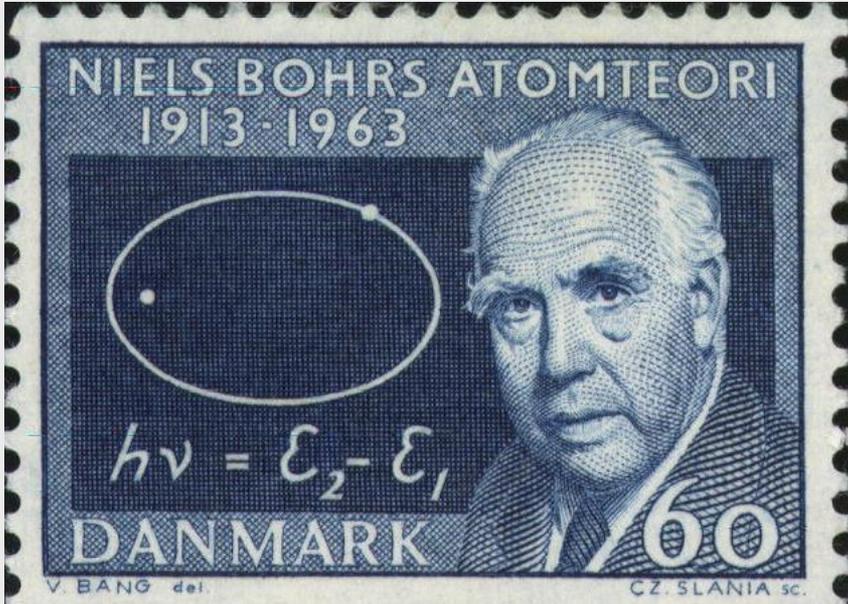


Natrium



Wasserstoff

Das Bohrsche Atommodell (1911)



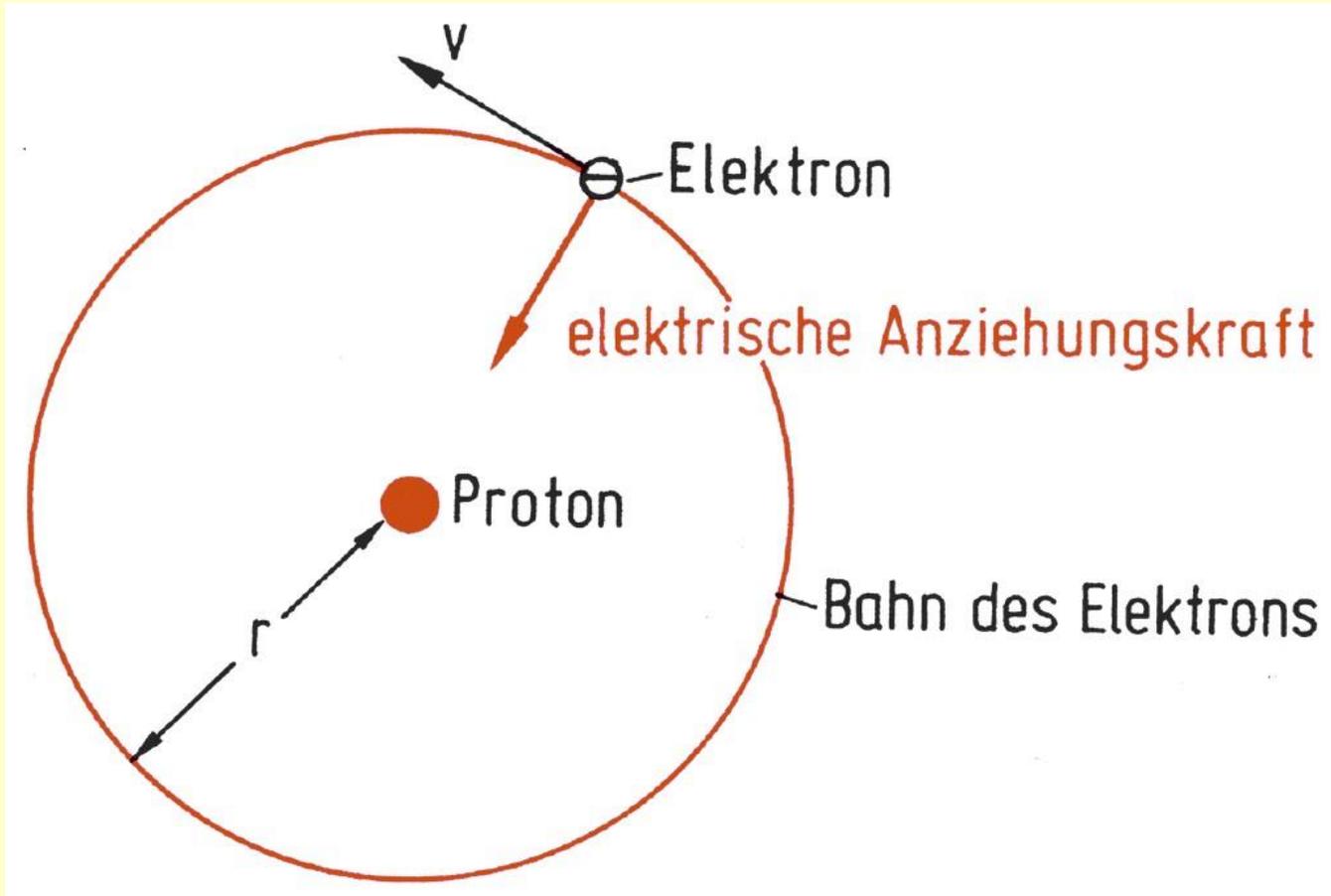
Niels Bohr

Das Bohrsche Atommodell - Die Postulate

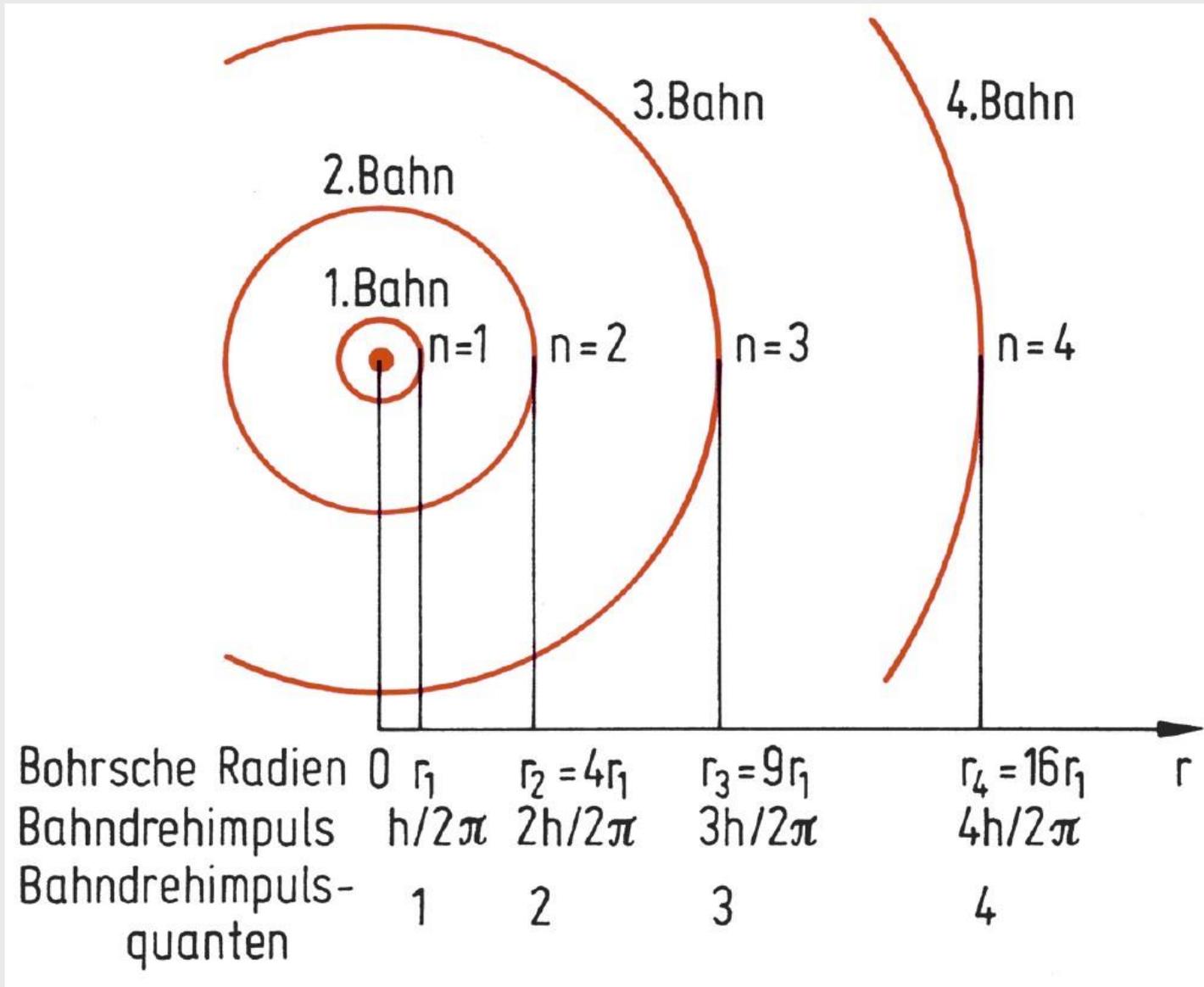
- Elektronen bewegen sich im Atom nur auf wenigen erlaubten Kreisbahnen. Diese Kreisbahnen entsprechen bestimmten Energiezuständen der Elektronen.
- Ein Elektron auf einer erlaubten Kreisbahn strahlt nicht.
- Elektronische Übergänge finden nur zwischen den unterschiedlichen Kreisbahnen durch Aufnahme oder Abgabe von Energiequanten $h \cdot \nu$ statt (Frequenzbedingung)

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

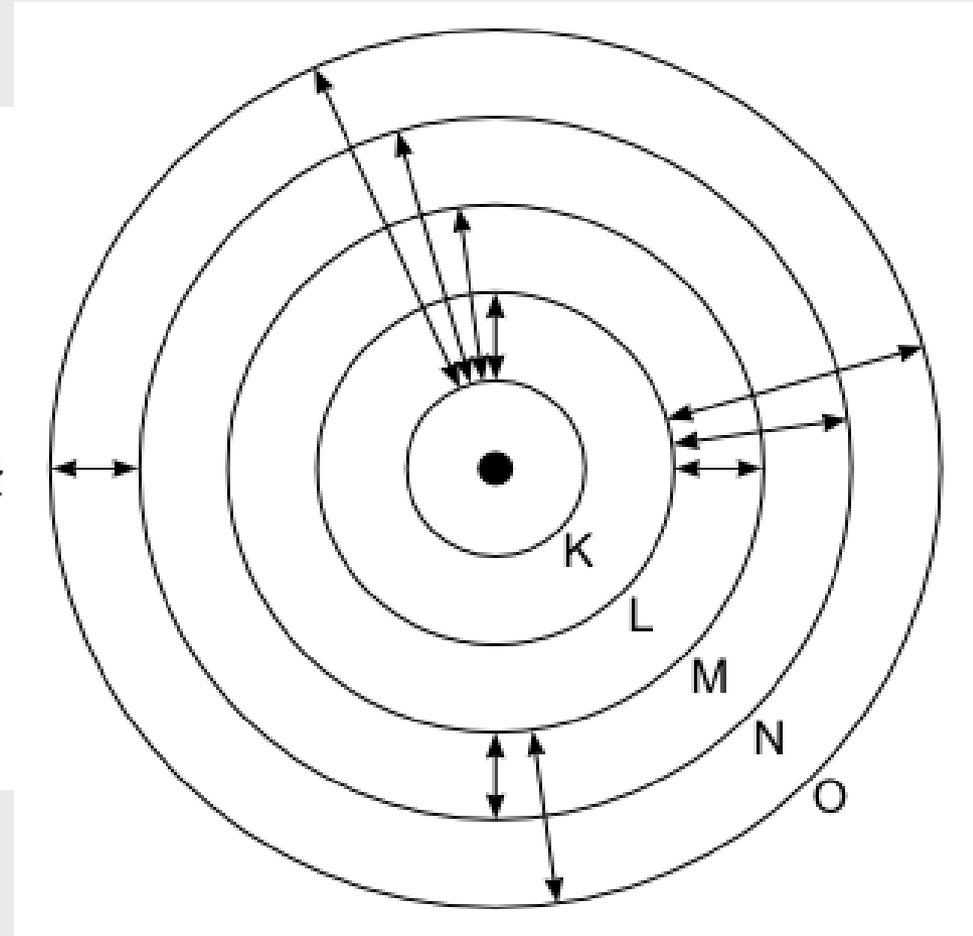
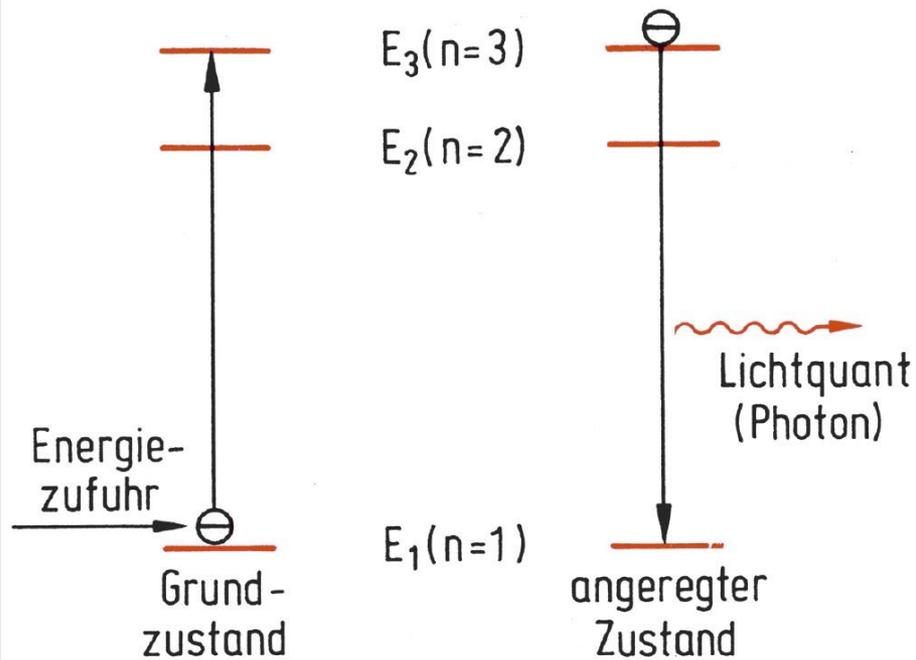
Das Bohrsche Atommodell



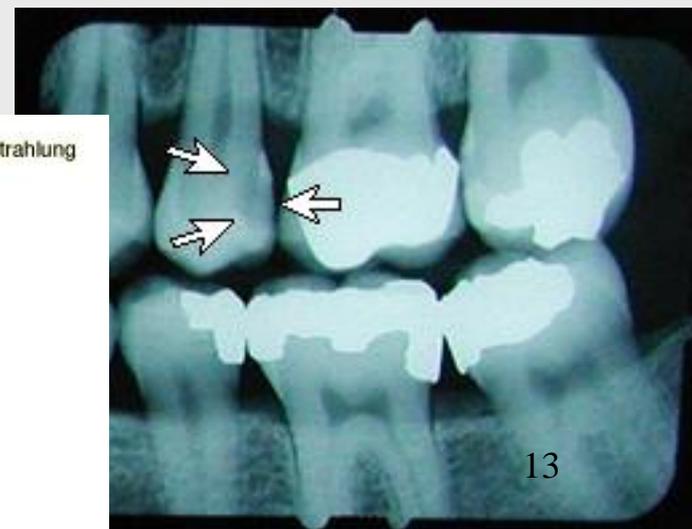
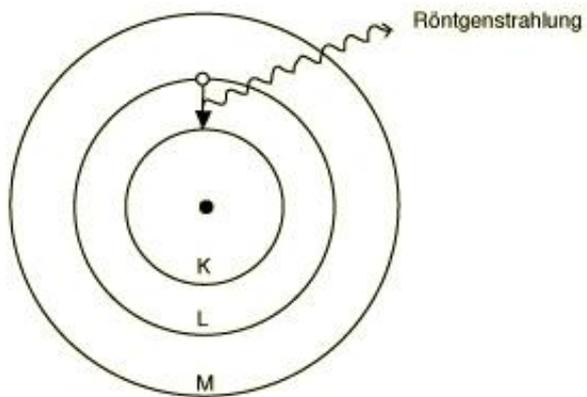
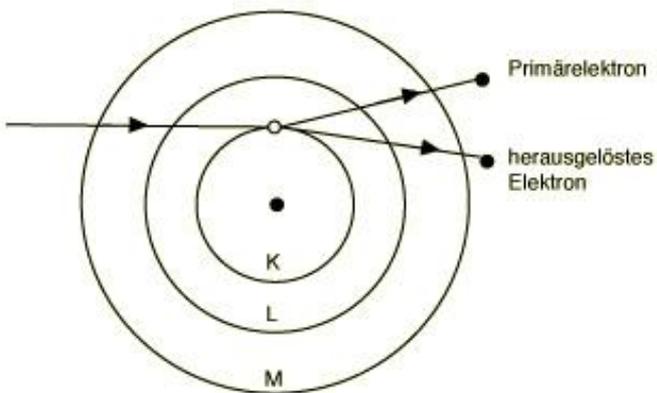
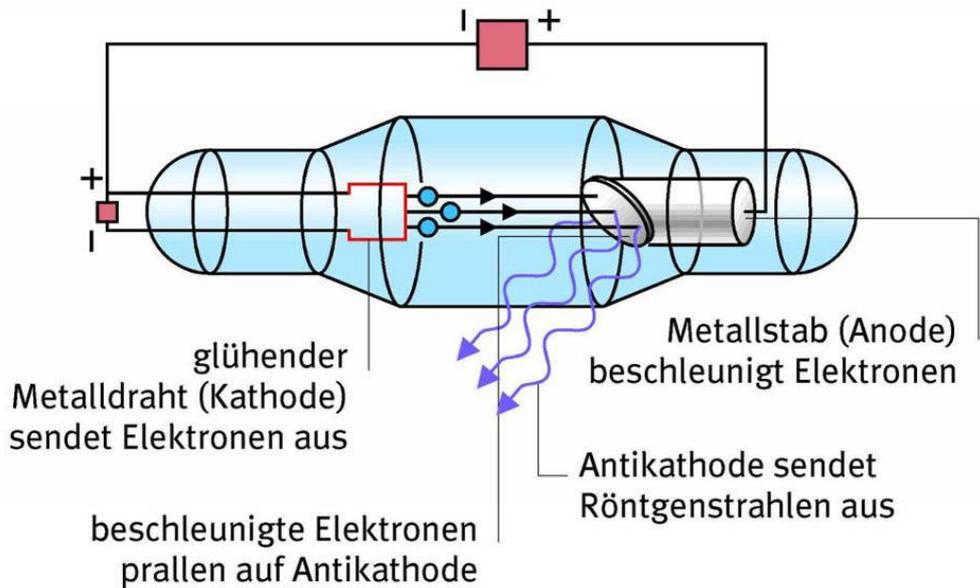
Das Bohrsche Atommodell



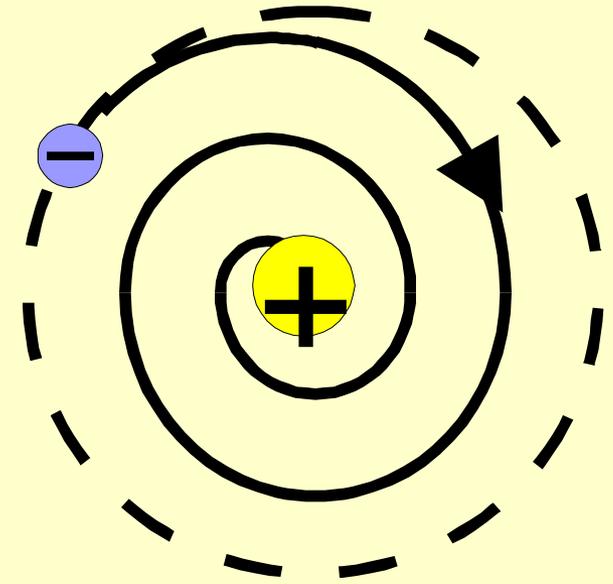
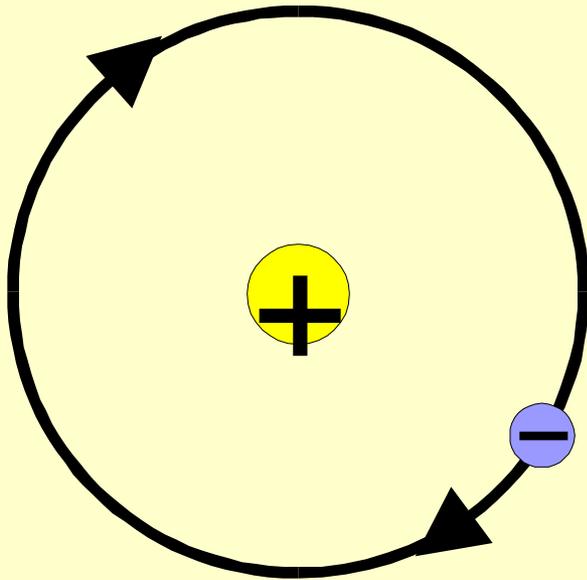
Das Bohrsche Atommodell



Exkurs: Röntgenstrahlen in der Medizin



Stabile Atome - Ein Paradoxon der klassischen Physik

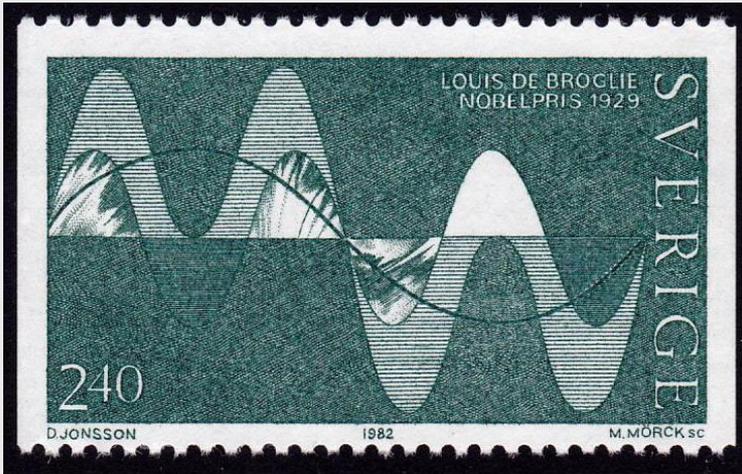


„Strahlungskatastrophe“

- Werden Ladungen in elektrischen Feldern beschleunigt entsteht elektromagnetische Strahlung (Maxwellsches Durchflutungsgesetz).
- kreisendes Elektron verliert Energie in Form von Strahlung
- Atom kollabiert

Erklärung mit Hilfe der Quantenmechanik

Materiewellen (de Broglie-Gleichung)



Wellen-Teilchen Dualismus

Wenn sich elektromagnetische Wellen bei bestimmten Experimenten wie ein Teilchenstrom verhalten, so sollten umgekehrt Materieteilchen unter bestimmten Bedingungen auch einen Wellencharakter zeigen.

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

Wellenlänge und Impuls können ineinander umgerechnet werden



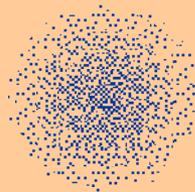
Louis Victor Pierre Raymond Prinz von de Broglie

Aufbau der Elektronenhülle: Was sind Orbitale ?

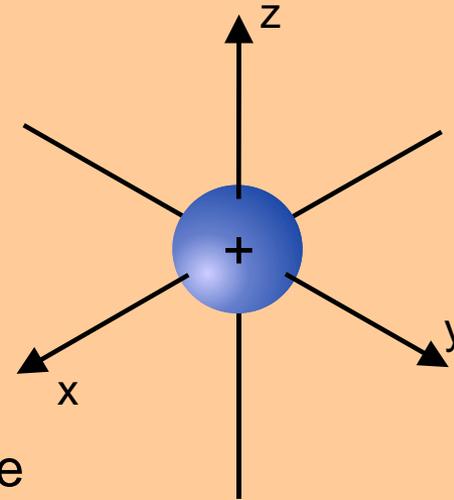
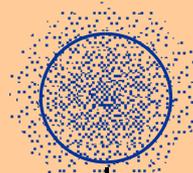
- Orbitale sind Bereiche, in denen ein Elektron eine bestimmte Aufenthaltswahrscheinlichkeit besitzt.
- Orbitale stellen erlaubte Energiezustände der Elektronen dar.
- Die räumliche Ausdehnung und Gestalt der Orbitale ergibt sich aus den Lösungsfunktionen der Schrödingergleichung \Rightarrow Quantenmechanik.
- Lösungsfunktionen enthalten zwei Anteile:
Radialfunktion (räumliche Ausdehnung)
Winkelfunktion (Gestalt)

Wie werden Orbitale dargestellt ? Winkelfunktion

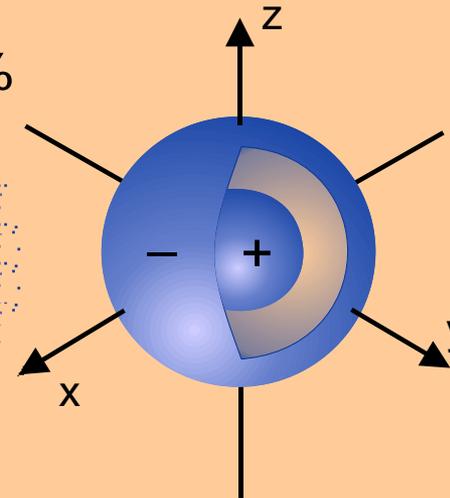
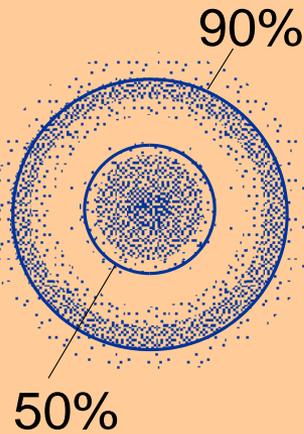
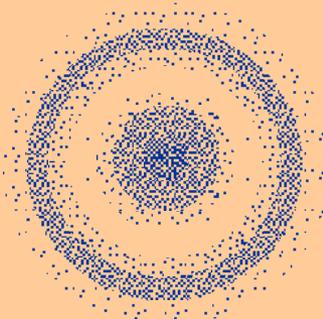
1s-Orbital



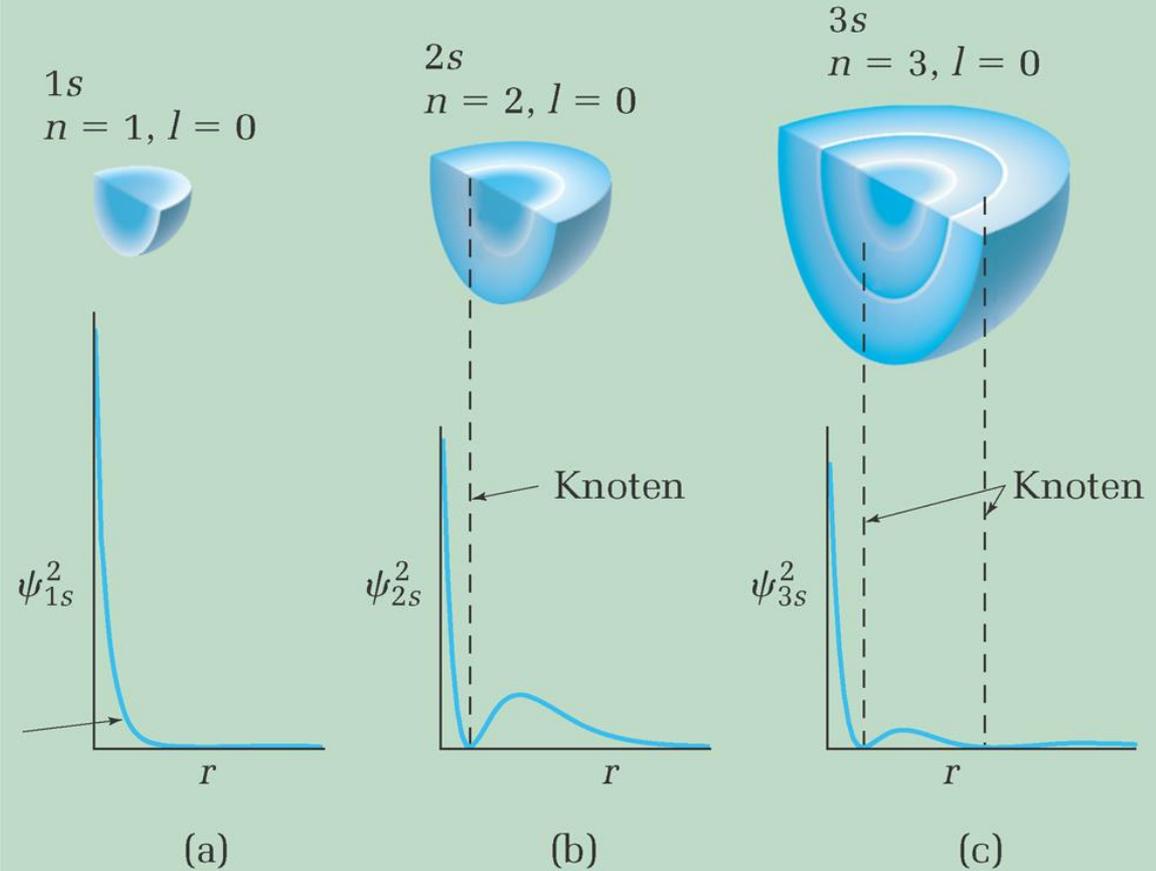
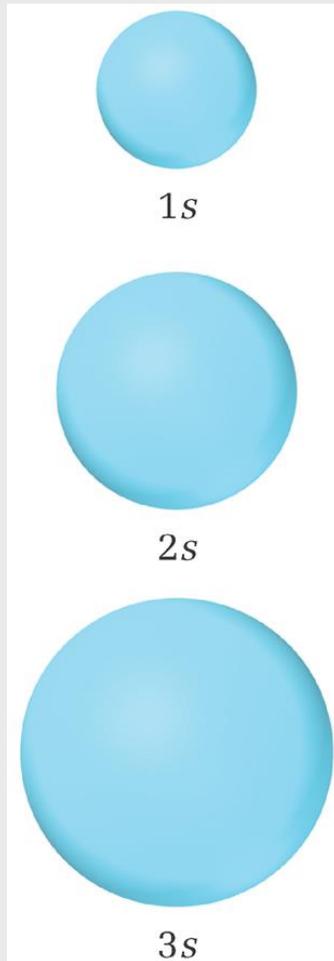
90% der
Elektronendichte



2s-Orbital



Orbitale - Wahrscheinlichkeitsdichte



Die Höhe des Graphen entspricht der Dichte der Punkte als Funktion des Abstands vom Ursprung

Atomorbitale und Quantenzahlen

Die **Quantenzahlen** legen **Größe, Gestalt** und **räumliche Orientierung** der Atomorbitale, sowie die **Energie** der in den jeweiligen Orbitalen anzutreffenden Elektronen fest.

1) Hauptquantenzahl n

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

Bestimmt die mittlere Entfernung des Elektrons zum Kern und somit auch dessen Energie. Die Energie der Elektronen nimmt mit steigender Hauptquantenzahl zu.

2) Bahndrehimpulsquantenzahl l

$$l = 0, 1, \dots, n-1$$

Bestimmt die Gestalt der Orbitale.

3) magnetische Quantenzahl m_l

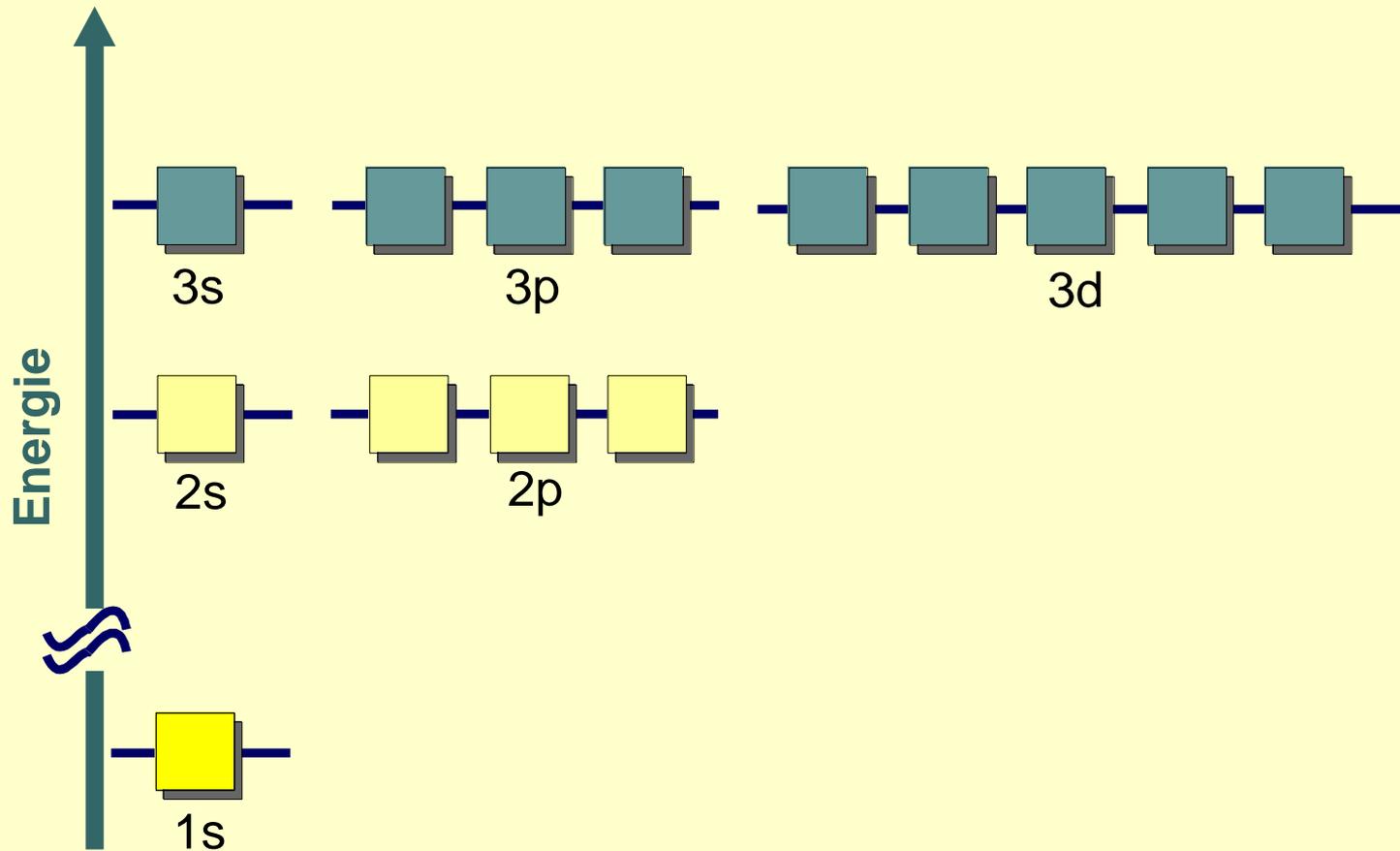
$$m_l = -l, -l+1, \dots, +l$$

Bestimmt die Orientierung der Orbitale im Raum.
Es gibt $2l+1$ Anordnungsmöglichkeiten.

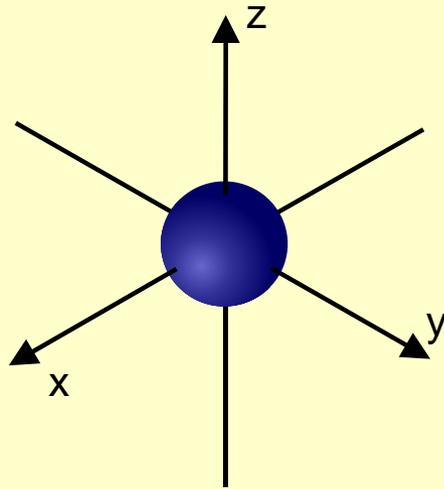
Quantenzahlen

n	Schale	l	Orbitalname	m_l	Anzahl
1	K	0	1s	0	1
		1	2p	-1, 0, 1	3
2	L	0	2s	0	1
		1	2p	-1, 0, 1	3
		2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5
3	M	0	3s	0	1
		1	3p	-1, 0, 1	3
		2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5
		3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7
4	N	0	4s	0	1
		1	4p	-1, 0, 1	3
		2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5
		3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

Orbitalenergieniveau-Schema eines Einelektronensystems, H-Atom



Gestalt von s-Orbitalen ($l = 0$)

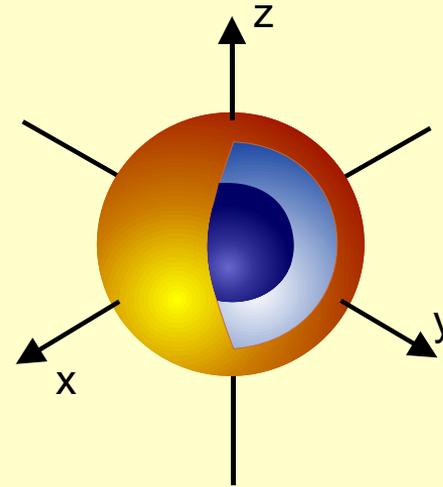


s

$n = 1$

$l = 0$

$m = 0$



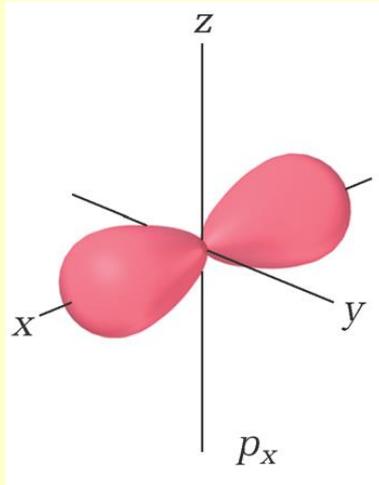
s

$n = 2$

$l = 0$

$m = 0$

Gestalt von p-Orbitalen ($l = 1$)

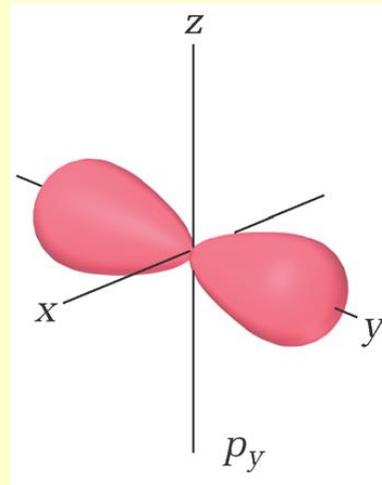


p_x

$n = 2$

$l = 1$

$m = \pm 1$

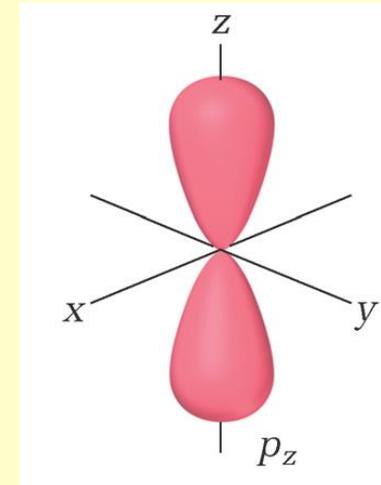


p_y

$n = 2$

$l = 1$

$m = \pm 1$



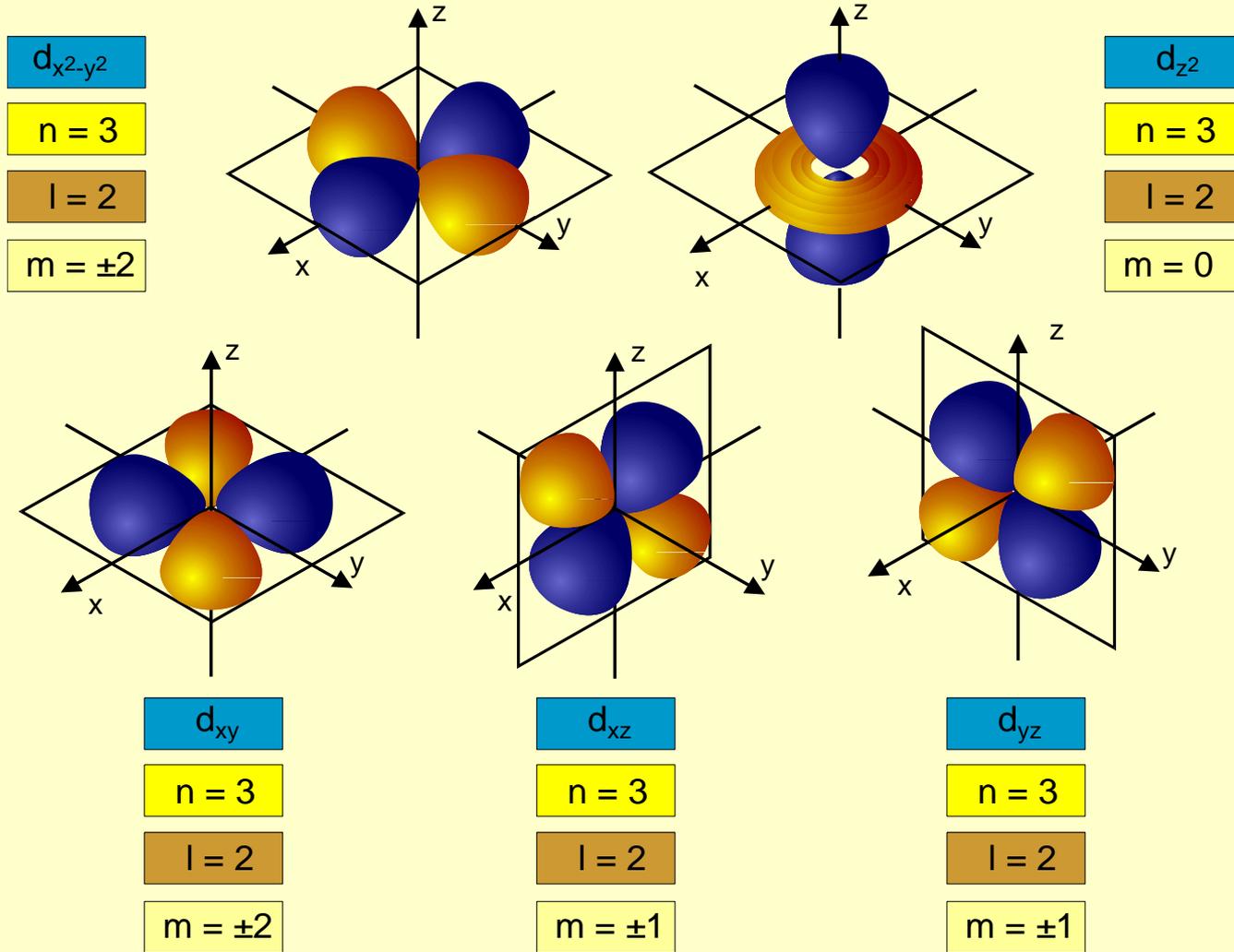
p_z

$n = 2$

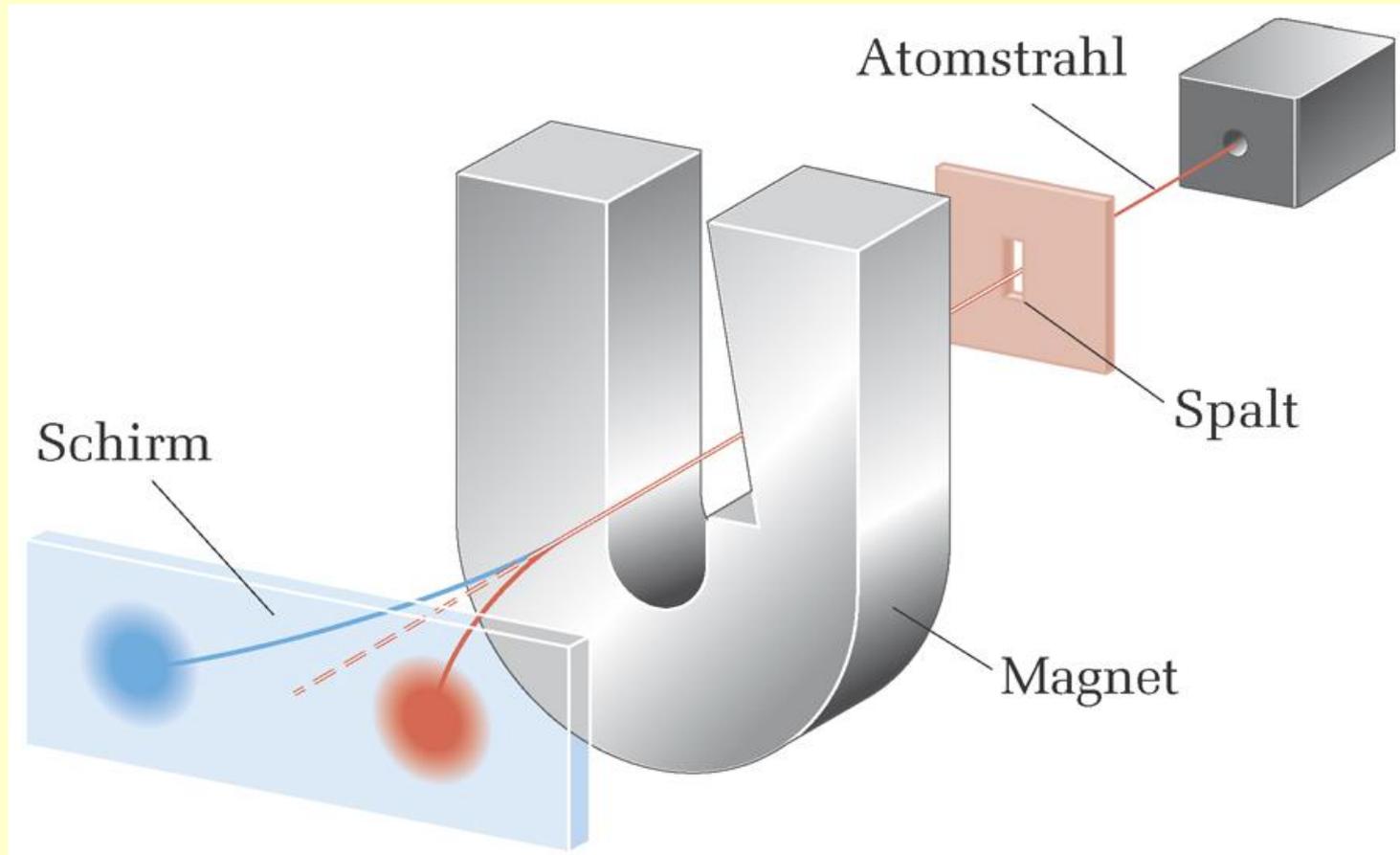
$l = 1$

$m = 0$

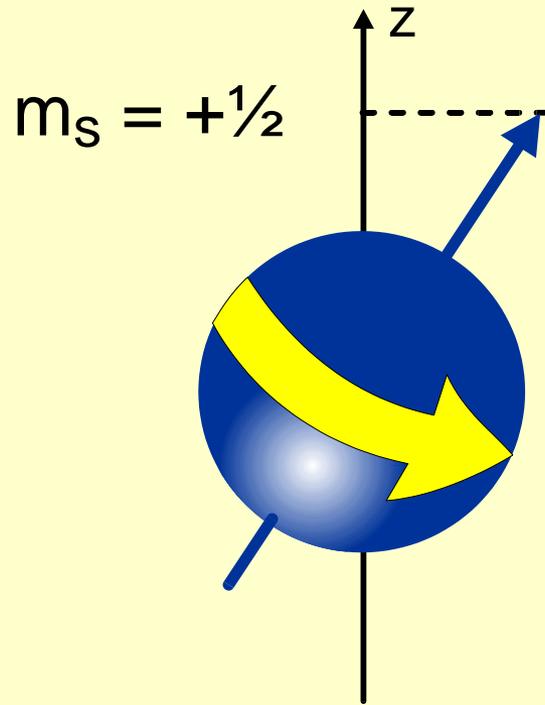
Gestalt von d-Orbitalen ($l = 2$)



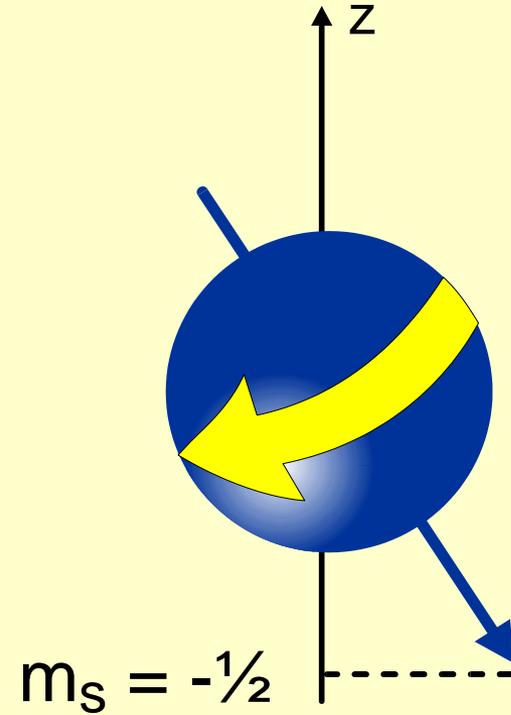
Der Stern-Gerlach Versuch



Der Elektronenspin



α



β

Orientierung des mag. Moments des Elektrons im Orbital

Orbitalmodell der Atome

1) Hauptquantenzahl n

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

mittlere Ausdehnung und Energie

2) Bahndrehimpulsquantenzahl l

$$l = 0, 1, \dots, n-1$$

Gestalt der Orbitale.

3) magnetische Quantenzahl m_l

$$m_l = -l, -l+1, \dots, +l$$

Orientierung der Orbitale im Raum. ($2l+1$ -Werte)

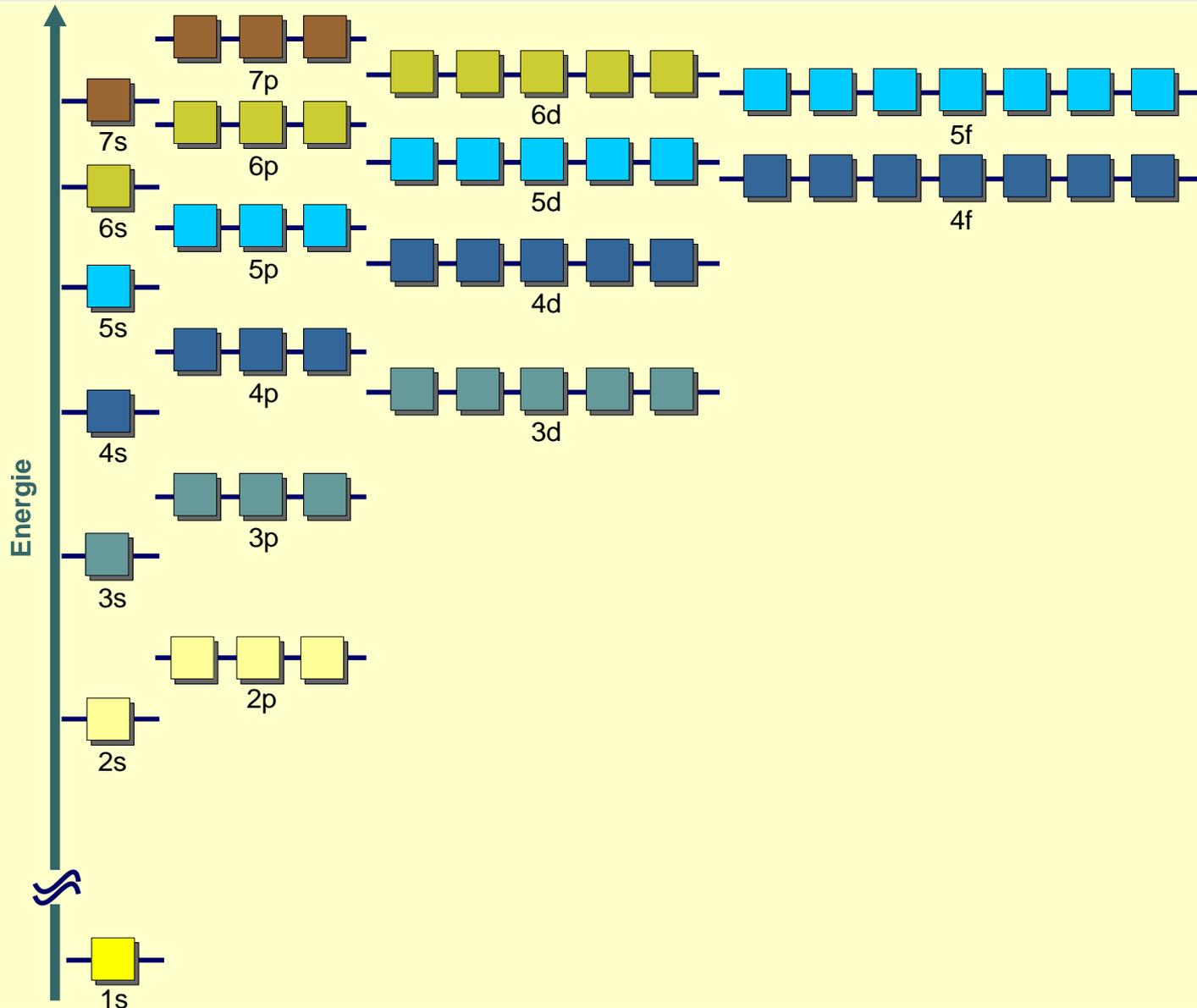
4) Spinquantenzahl m_s

$$m_s = -1/2, +1/2$$

Orientierung des mag. Moments des Elektrons im Orbital.

- Ein Zustand für ein Elektron wird durch alle 4 QZ festgelegt.
- Ein Orbital ist durch n , l und m_l bestimmt.

Energieniveauschema eines Mehrelektronensystems



Merkschema zu Energieniveaus

Schale					
Q	7s	7p			
P	6s	6p	6d		
O	5s	5p	5d	5f	
N	4s	4p	4d	4f	
M	3s	3p	3d		
L	2s	2p			
K	1s				
	s	p	d	f	Unterschale

Das Pauli-Prinzip (1925)

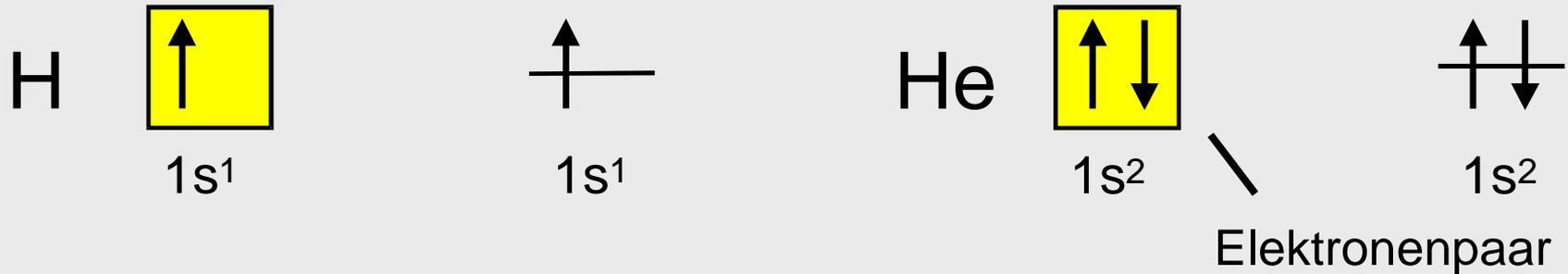


Alle Elektronen eines Atoms müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden

Wolfgang Pauli

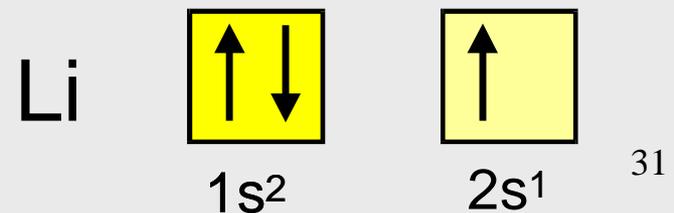
Elektronenkonfiguration von Mehrelektronensystemen

Elektronenkonfiguration

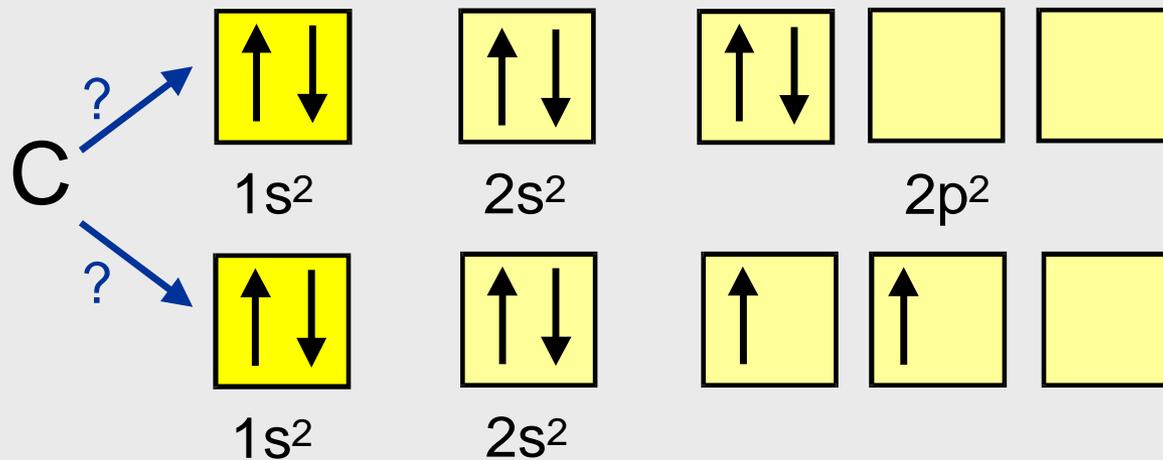
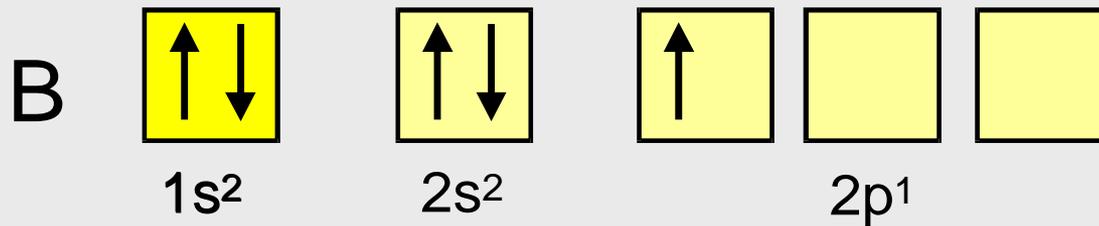
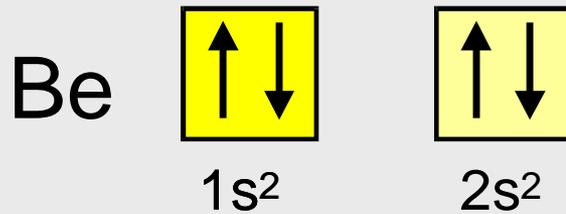


Hauptquantenzahl	1	2	3	4	5	6	7
Maximale Elektronenzahl	2	8	18	32	50	72	98

Jede Elektronenschale kann $2 \cdot n^2$ Elektronen aufnehmen



Elektronenkonfiguration von Mehrelektronensystemen



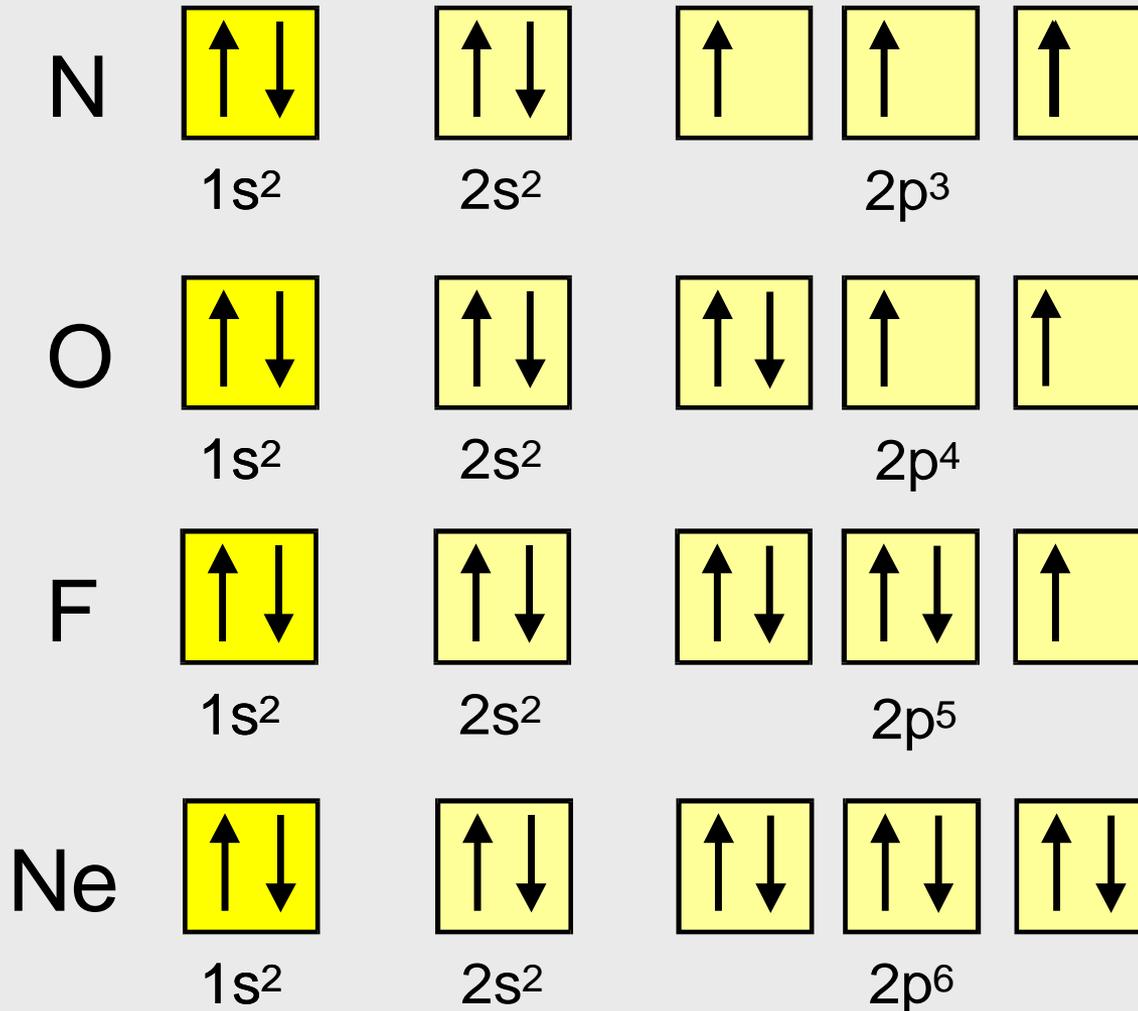
Die Hundsche Regel (Regel der höchsten Multiplizität)



Alle entarteten Orbitale (also Orbitale mit gleicher Energie) werden zunächst einfach mit Elektronen gleichgerichteten Spins besetzt.

Friedrich Hund

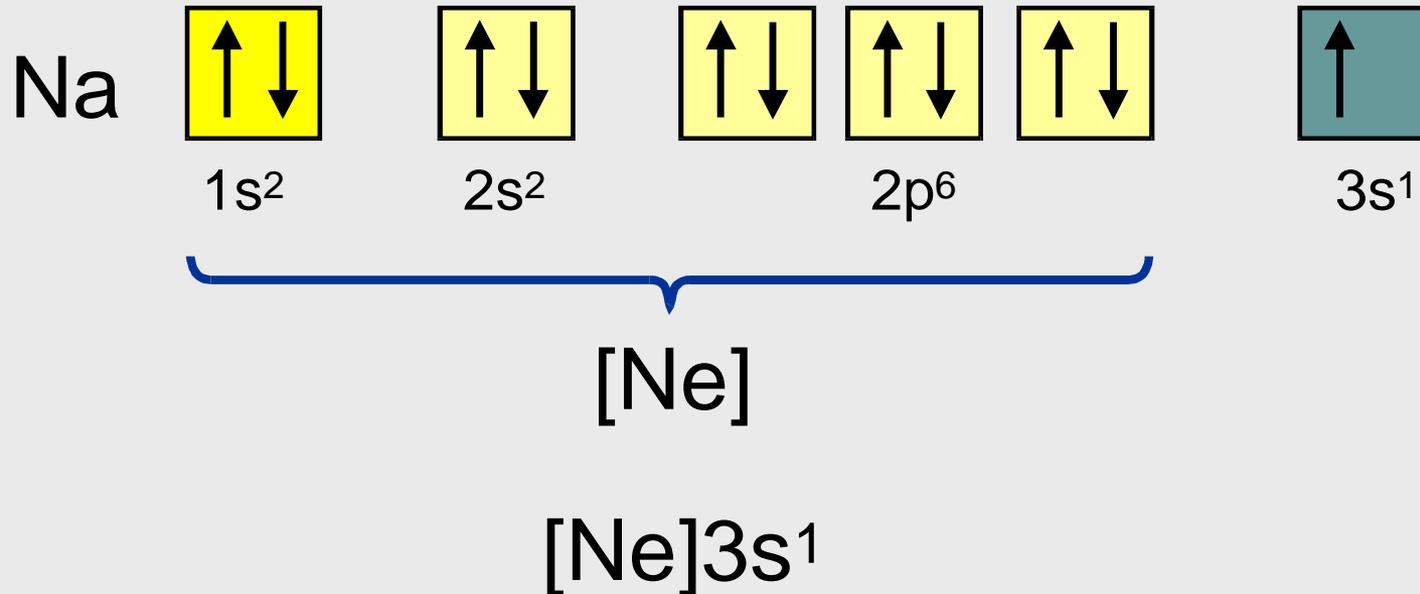
Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen



Eine vollständig mit Elektronen besetzte Elektronenschale ist energetisch besonders stabil. Helium und Neon sind daher reaktionsträge Edelgase.

Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen

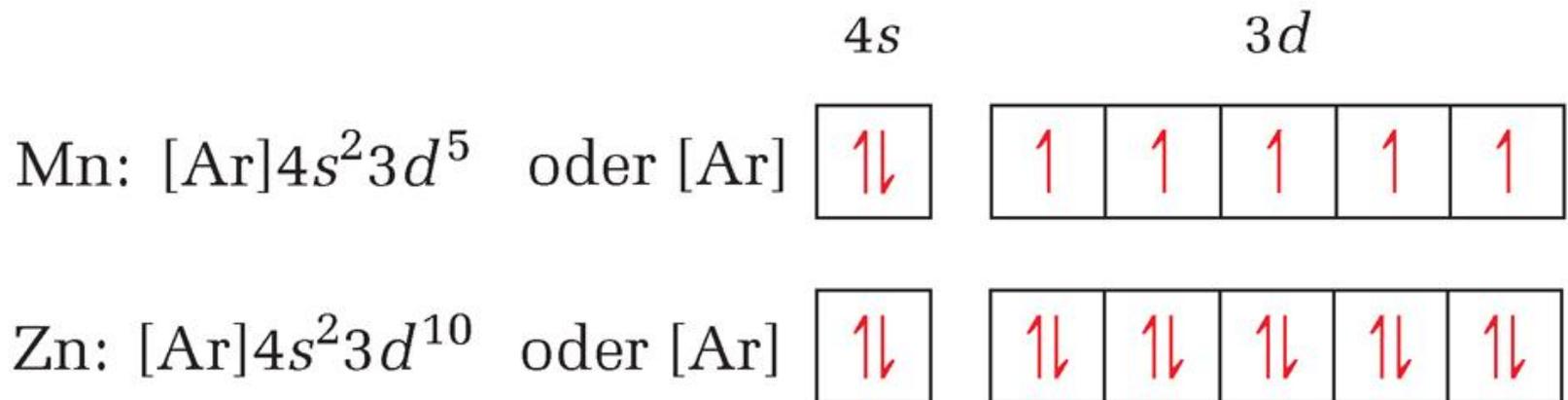
Valenzelektronenkonfiguration



Vollständig mit Elektronen besetzte Elektronenschalen können für eine kürzere Schreibweise durch das in eckige Klammer gesetzte Elementsymbol des entsprechenden Edelgases dargestellt werden.

Valenzelektronen

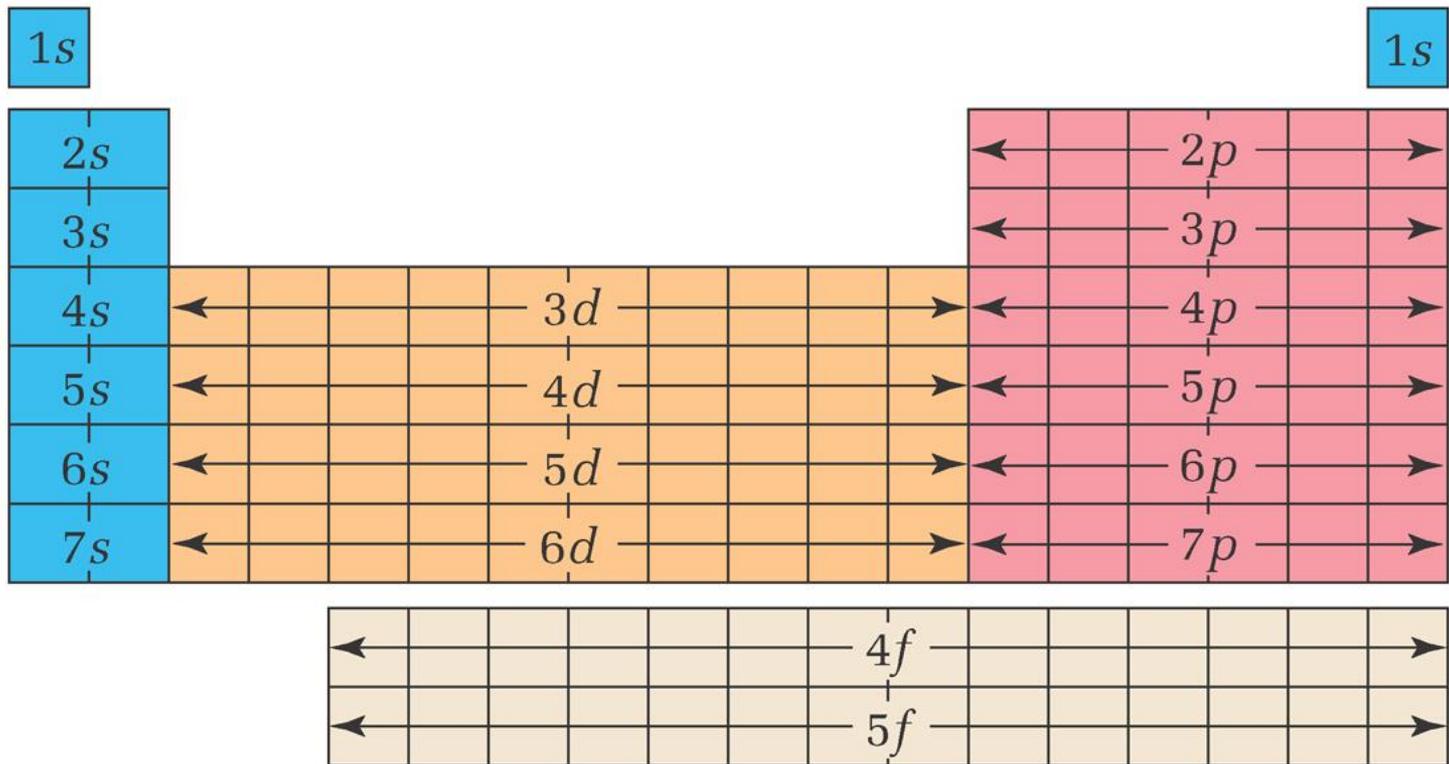
Für die chemischen Reaktivität eines Elements sind besonders die Elektronen auf Energieniveaus oberhalb der letzten voll besetzten Elektronenschalen verantwortlich. Sie werden **Valenzelektronen** genannt



Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen

Element	Gesamtzahl Elektronen	Orbitaldiagramm							Elektronen- konfiguration
		1s	2s	2p			3s		
Li	3	↑↓	↑						$1s^2 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓						$1s^2 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑					$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑				$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑			$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Das Periodensystem der Elemente



Hauptgruppenelemente
des *s*-Blocks

Übergangsmetalle

Hauptgruppenelemente
des *p*-Blocks

f-Block-Metalle

Das Periodensystem der Elemente

s-Orbitale

s¹ s²

1

1	2																						
H	He																						

2

3	4																						
Li	Be																						

3

11	12																							
Na	Mg	d ¹																						

4

19	20	21																						
K	Ca	Sc																						

5

37	38	39																													
Rb	Sr	Y	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰						

6

55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						

7

87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118						
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Eka-Pt	Eka-Au	Eka-Hg	-	-	-	-	-	-						

p-Orbitale

p¹ p² p³ p⁴ p⁵ p⁶

5 6 7 8 9 10

B C N O F Ne

13 14 15 16 17 18

Al Si P S Cl Ar

31 32 33 34 35 36

Ga Ge As Se Br Kr

49 50 51 52 53 54

In Sn Sb Te I Xe

s-Block

f-Block

d-Block

p-Block

Wichtige Begriffe:

Rutherfordsches Atommodell

Bohrsches Atommodell (Postulate)

Quantelung der Energie, Welle-Teilchen-Dualismus

Orbitale, Quantenzahlen, Orbitalenergieniveauschema

Aufbauprinzip, Pauli-Prinzip, Hundsche Regel

Elektronenkonfiguration

Valenzelektronenkonfiguration

s- / p- / d- /f- Block im PSE