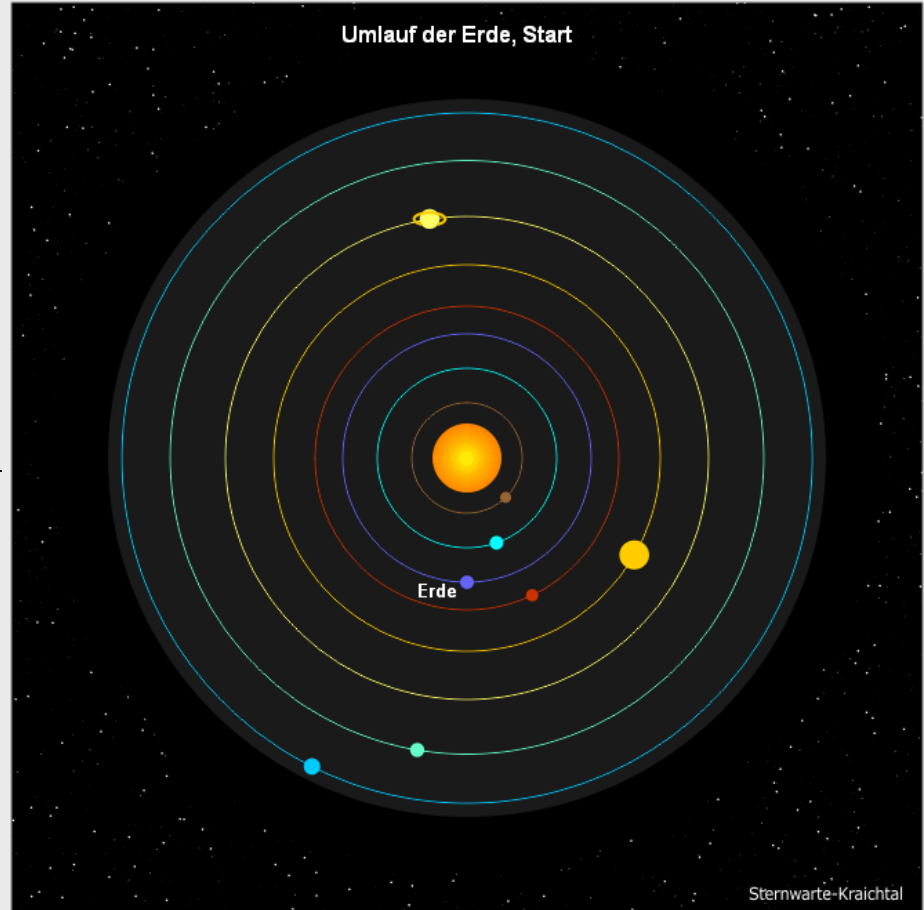
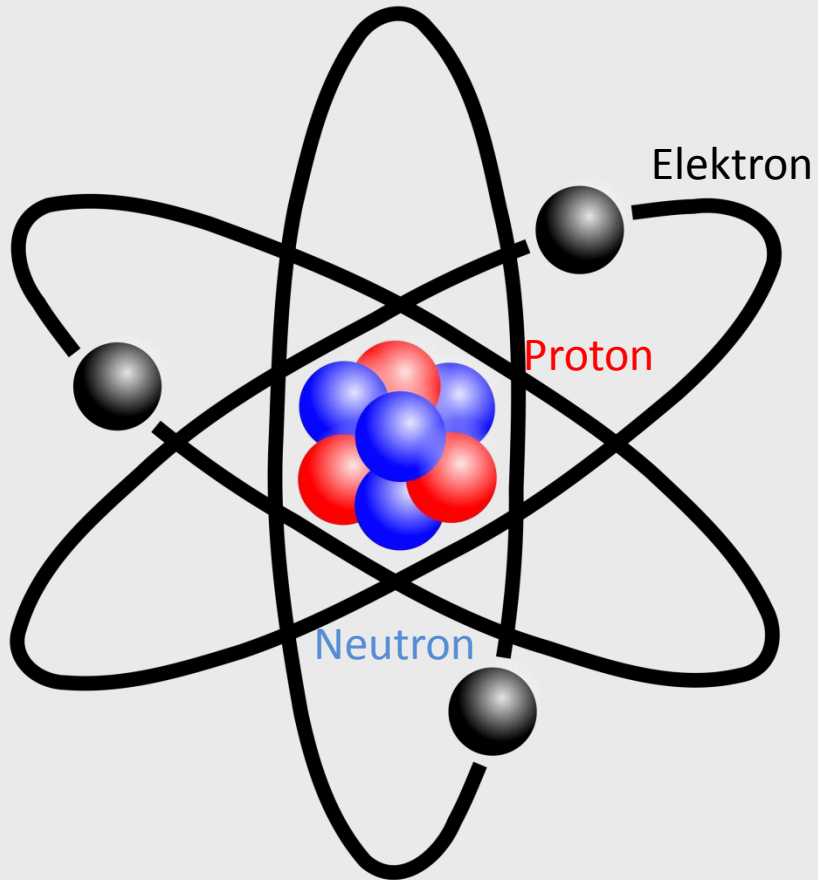


# Das Atom



Youtube: Atom: Clash of Titans | Science Documentary | Reel Truth Science  
<https://www.youtube.com/watch?v=GOJFznzSZhM>

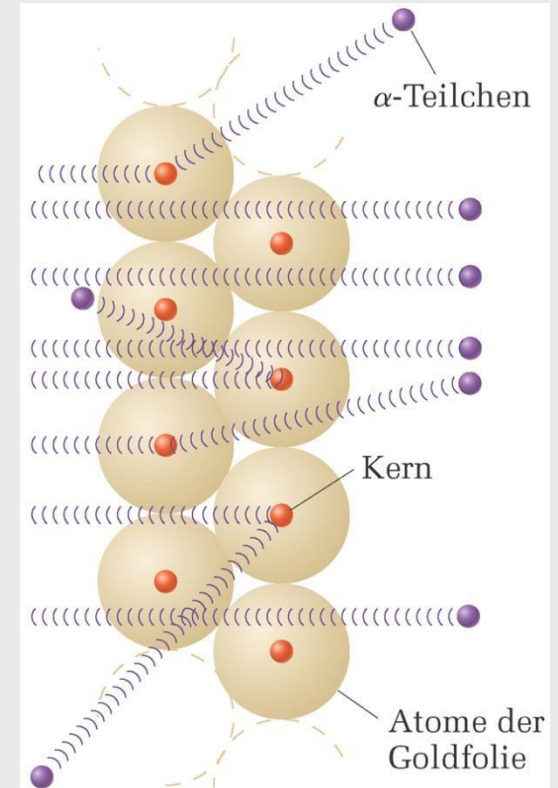
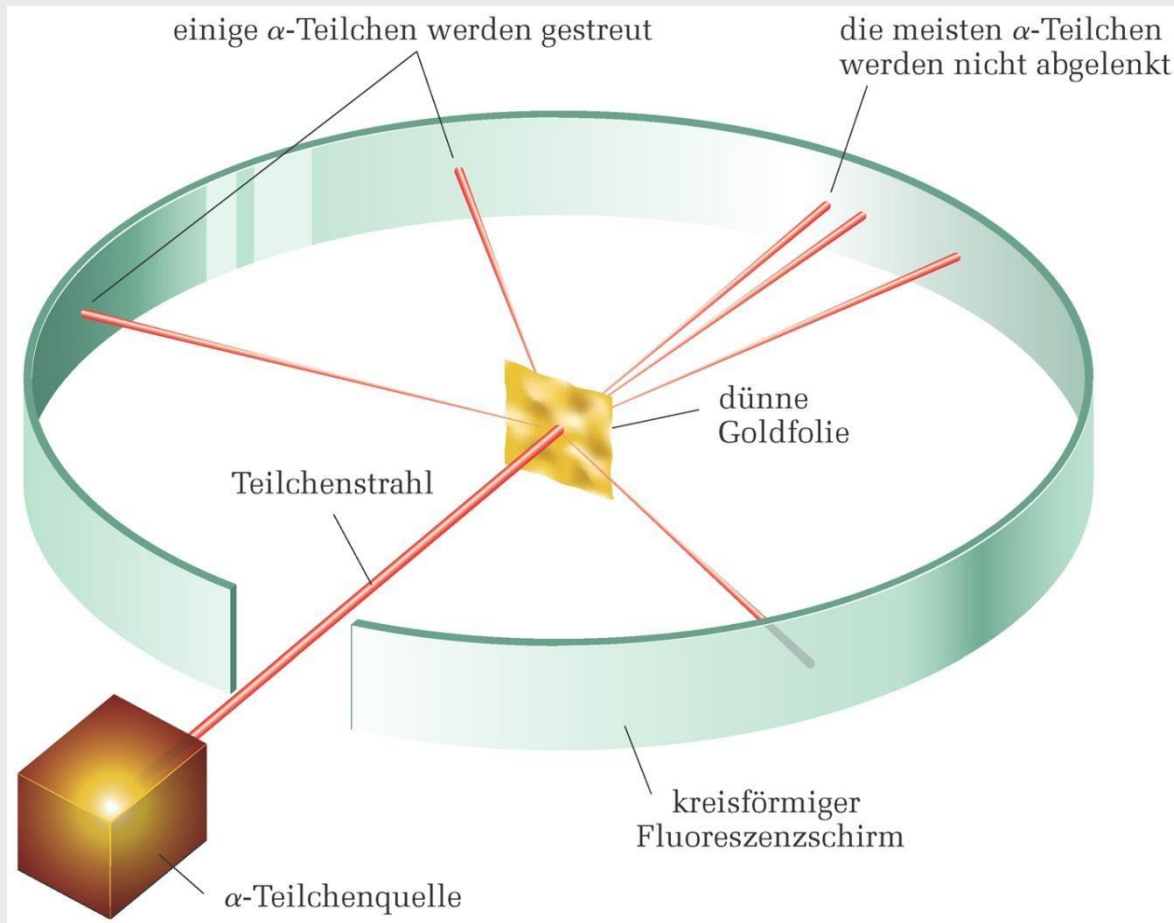
# Eigenschaften von Elementarteilchen

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

Protonen und Neutronen sind ungefähr 1830 mal schwerer als Elektronen.

Freie Neutronen besitzen eine Halbwertszeit von etwa 13 min.

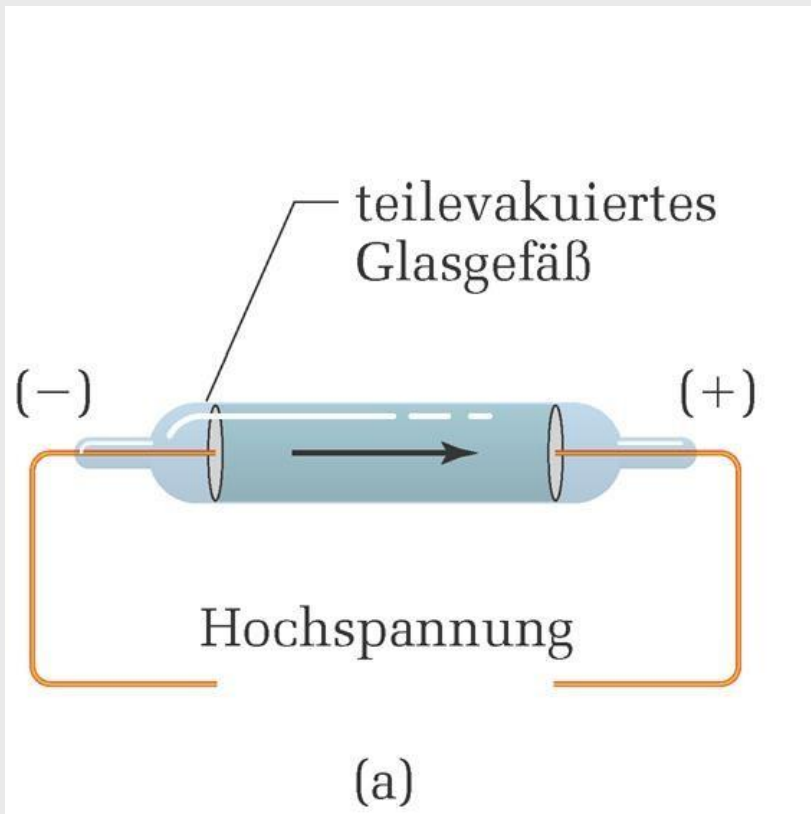
# Das Rutherford - Experiment



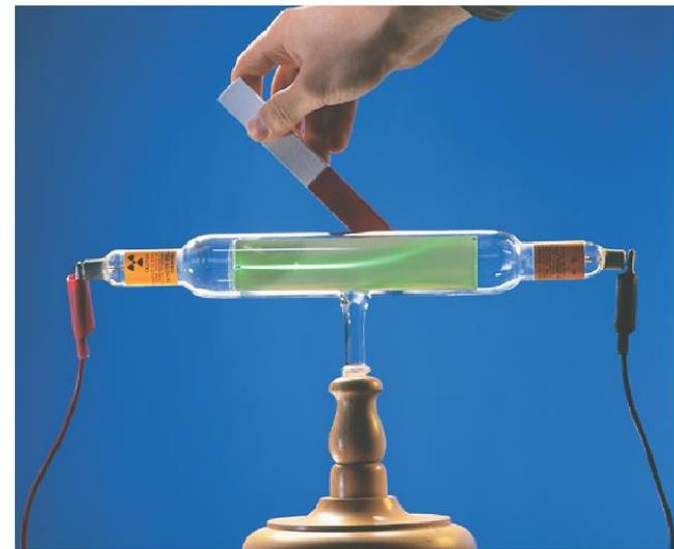
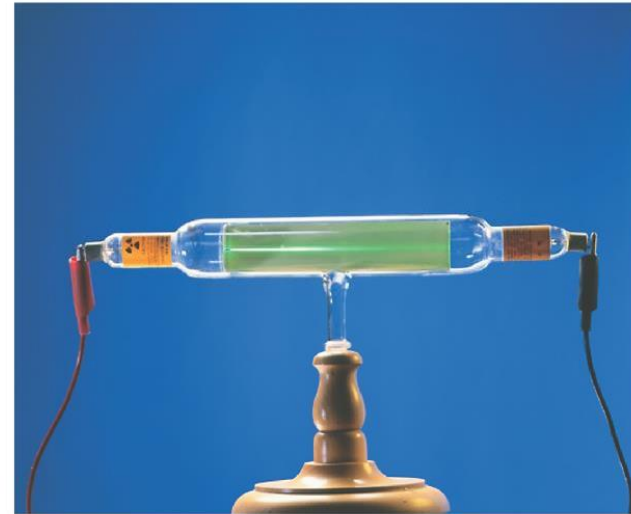
# Elementarteilchen als Bestandteil von Atomen

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

# Kathodenstrahlexperiment

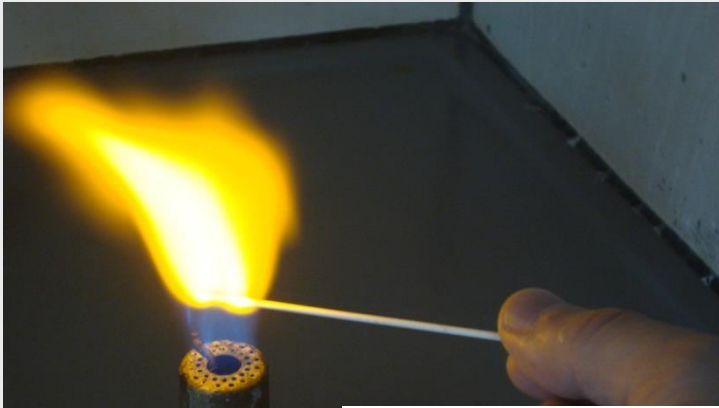


Elektronen werden durch eine Kathode beschleunigt und durch ein angelegtes elektr. Feld abgelenkt. Dadurch kann man das Verhältnis aus Ladung und Masse bestimmen.

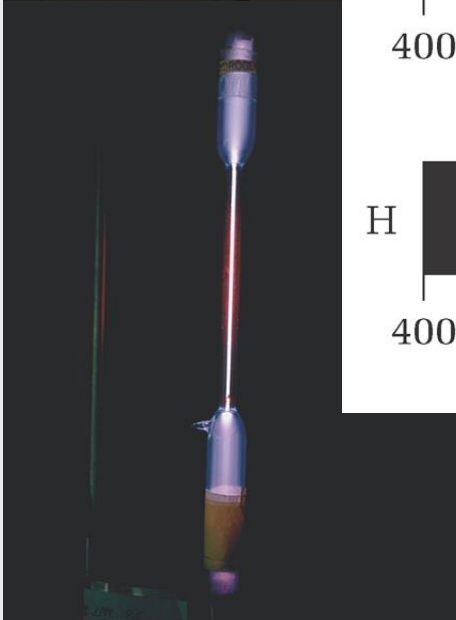
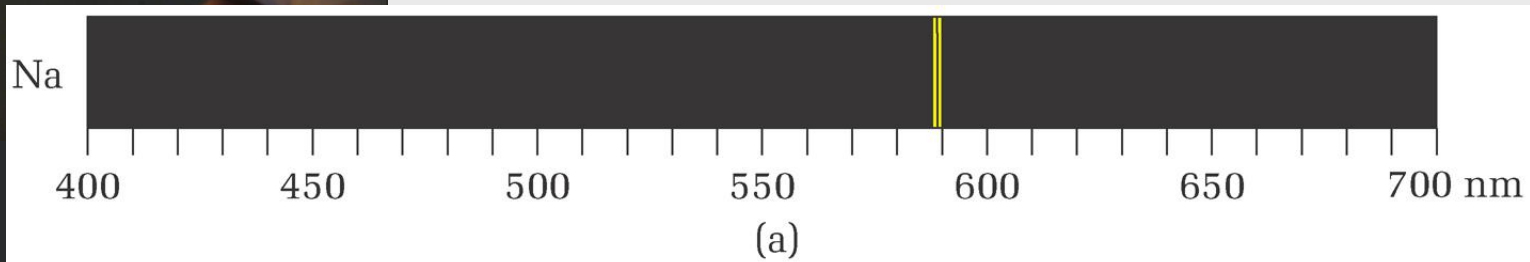


# Aufbau der Elektronenhülle ?

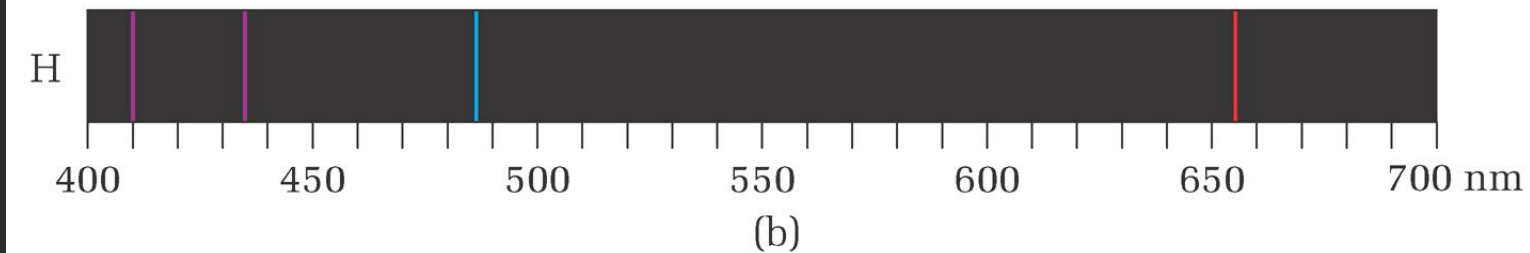
# Atomemission und Spektrallinien



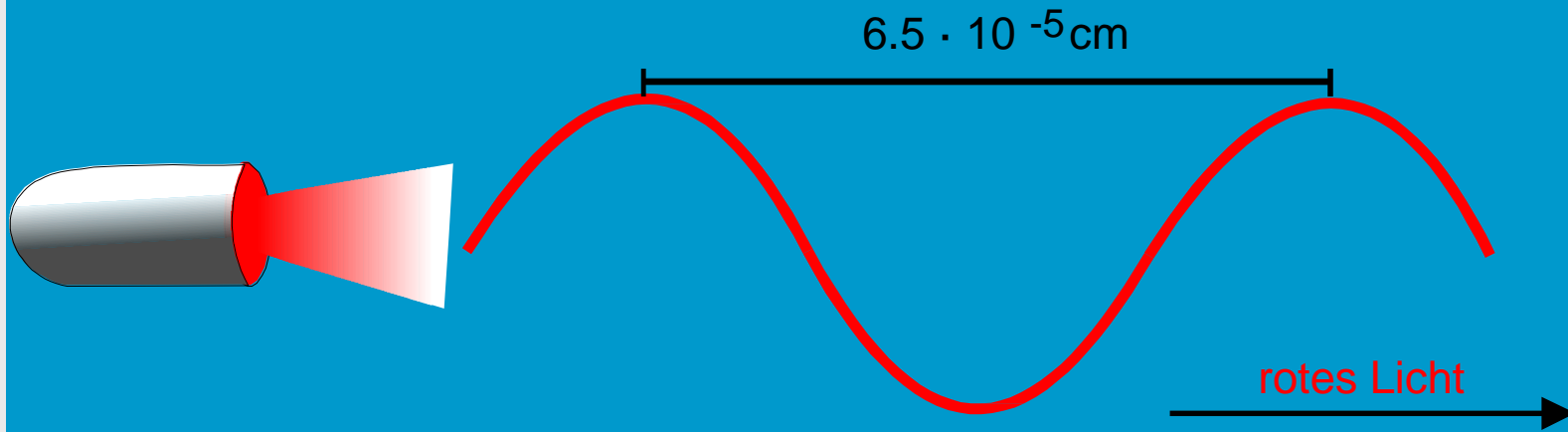
Natrium



Wasserstoff



# Elektromagnetische Wellen



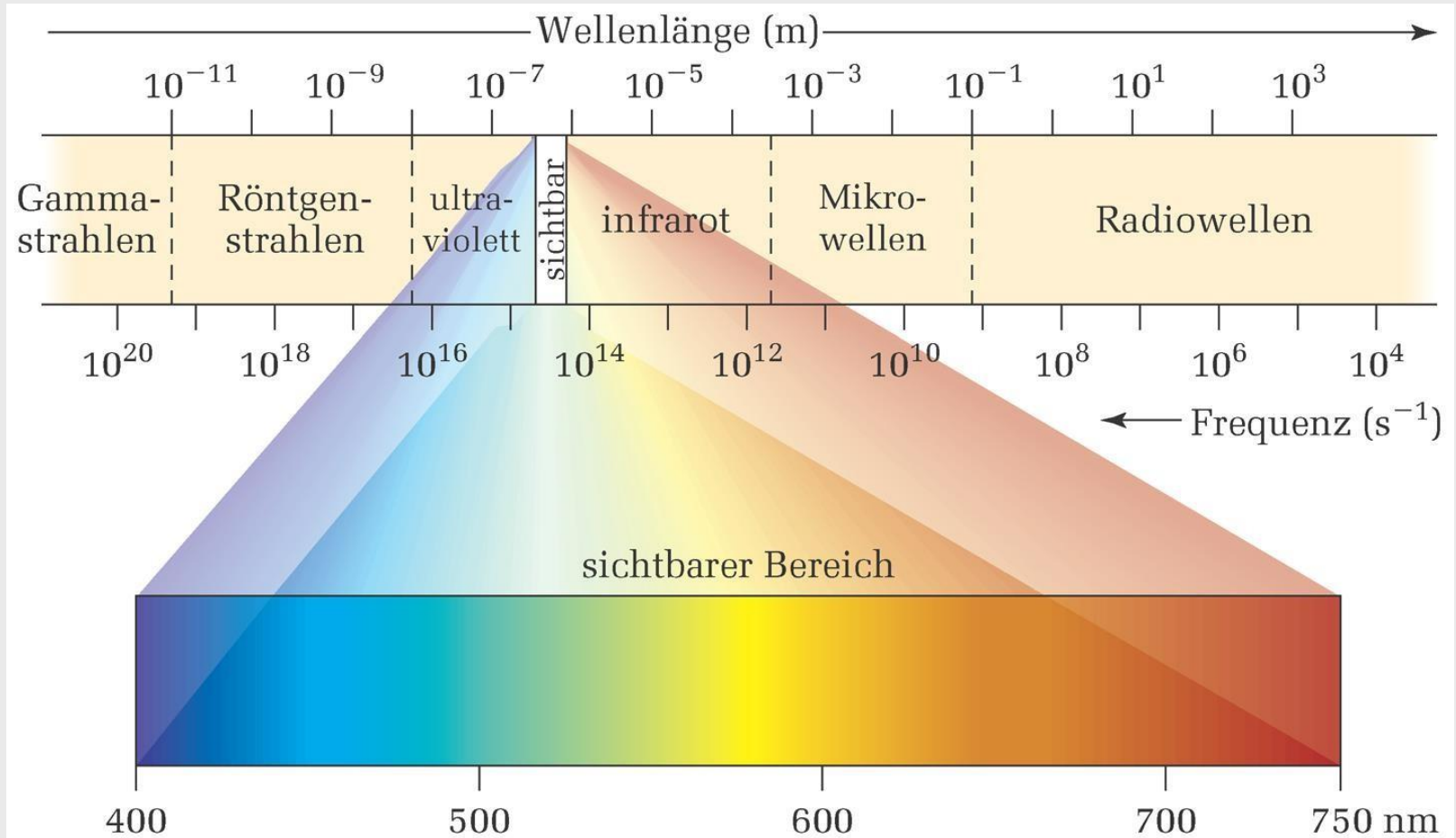
$$4.6 \cdot 10^{14} \text{ Schwingungen pro Sekunde} \cdot 6.5 \cdot 10^{-5} \text{ cm} = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$$

Frequenz  $\nu$   $\cdot$  Wellenlänge  $\lambda$  = Geschwindigkeit  $c$

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



# 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.



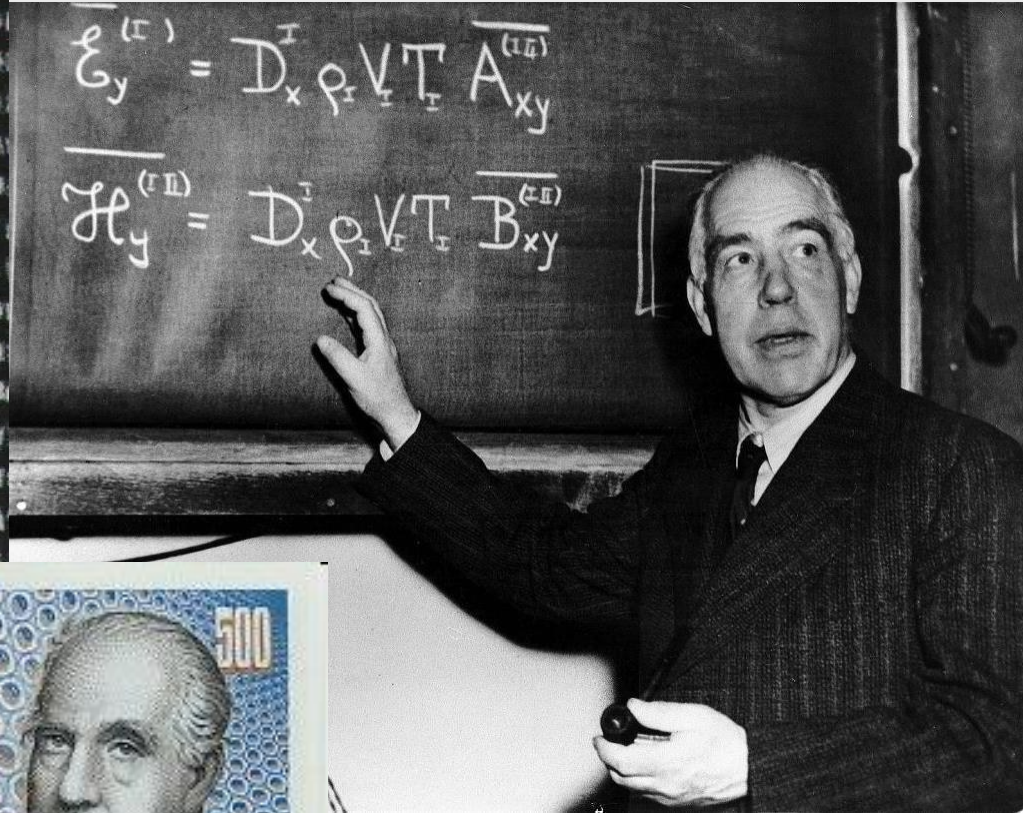
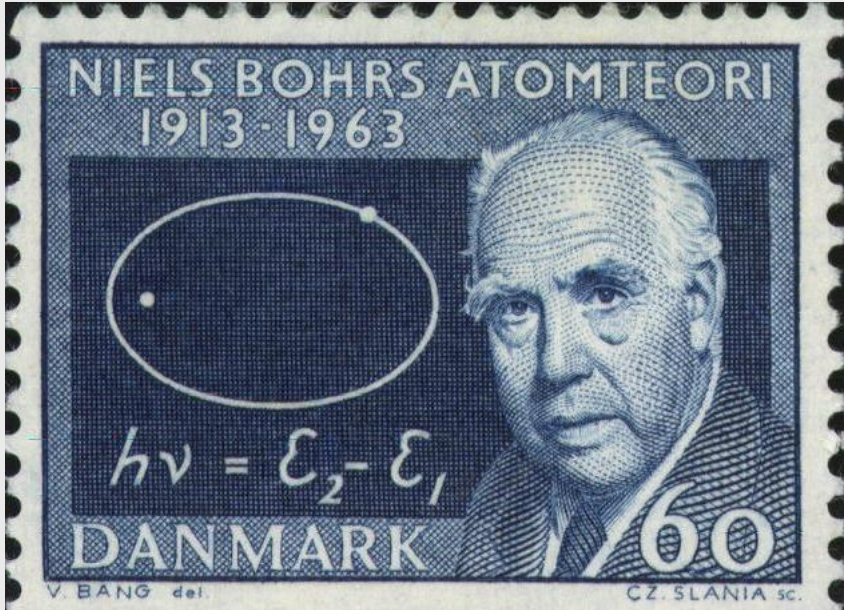
$$E = h \cdot \nu$$

$h$  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)**

# Das Bohrsche Atommodell (1911)



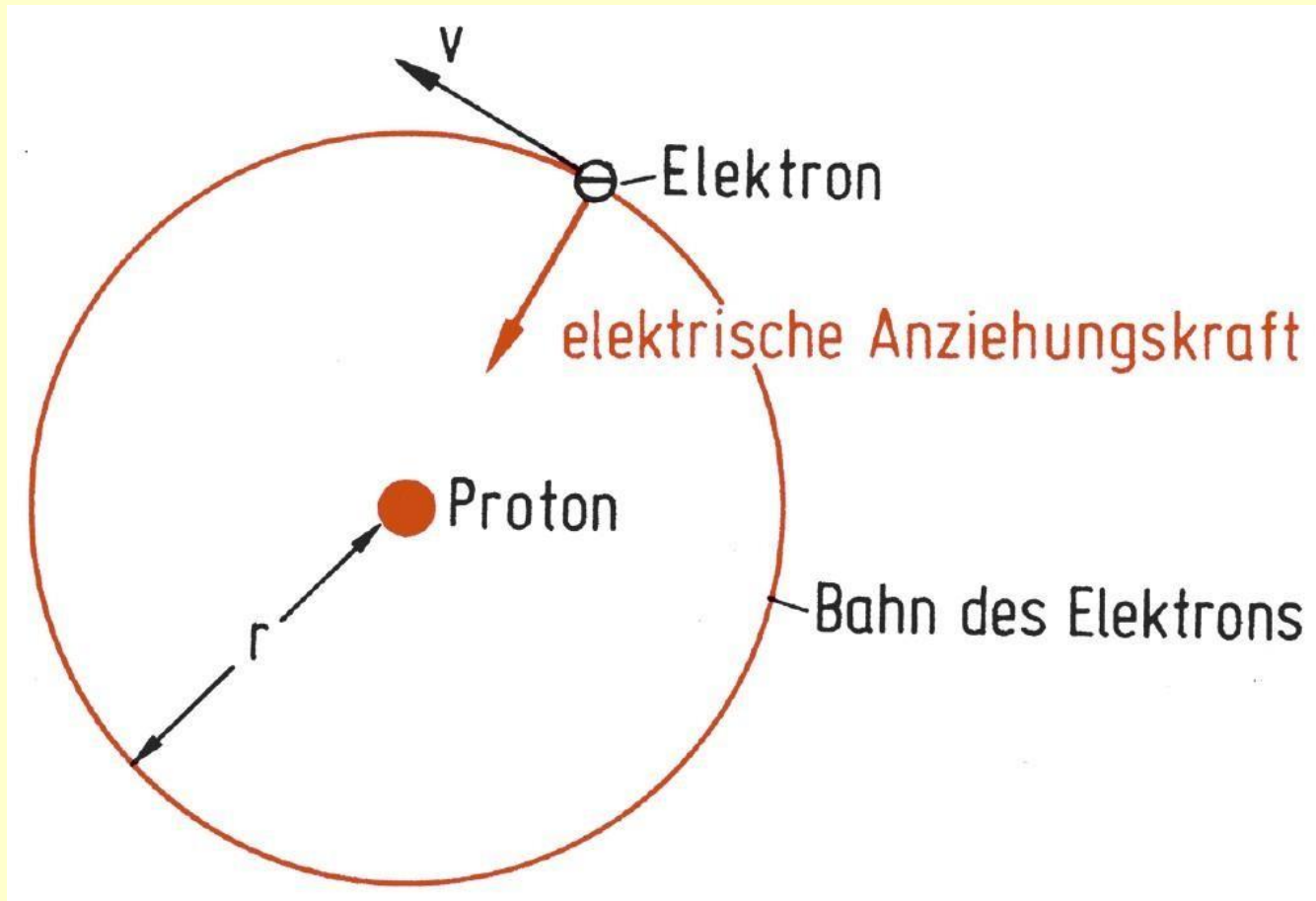
**Niels Bohr**

# Das Bohrsche Atommodell - Die Postulate

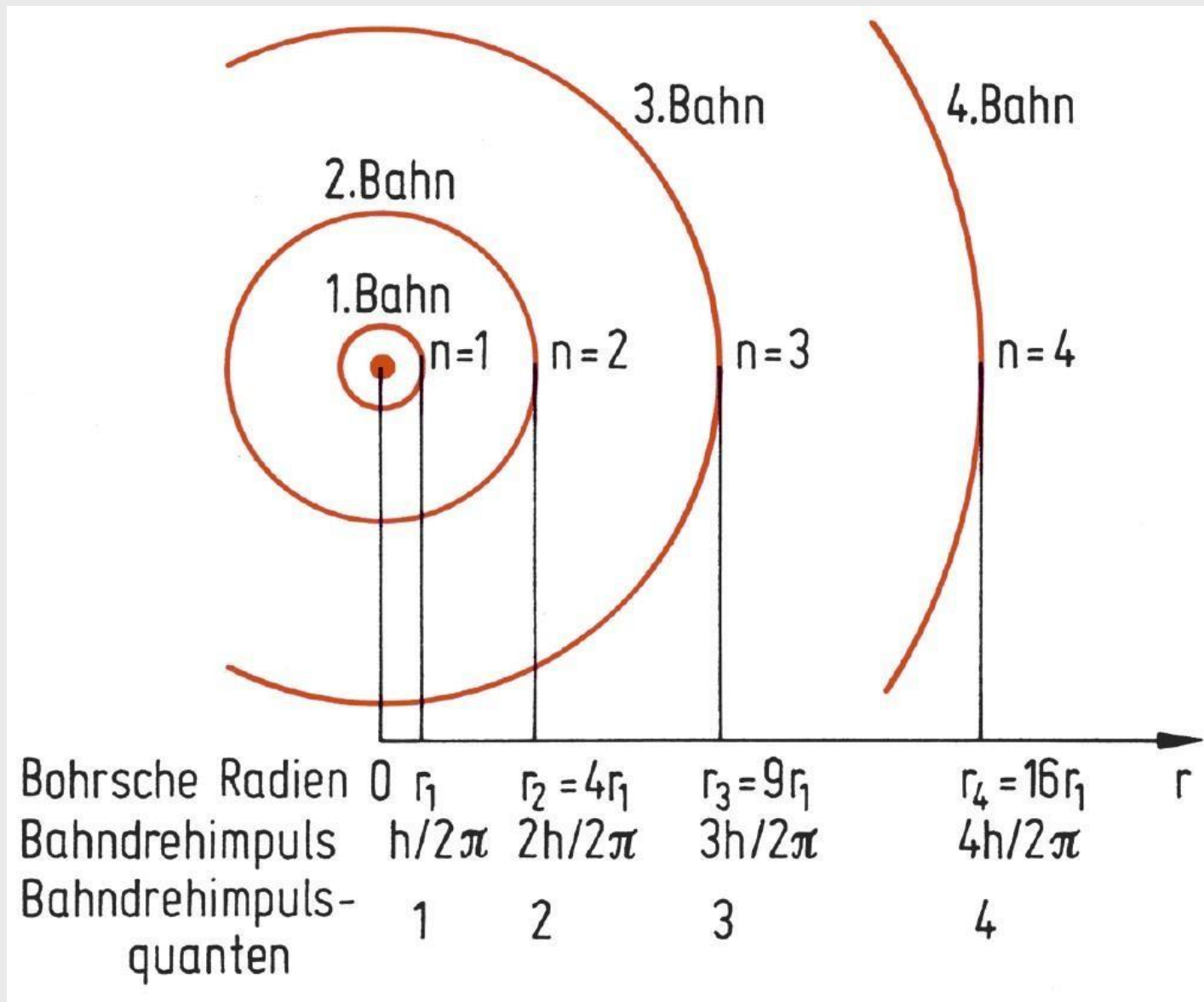
- Elektronen bewegen sich im Atom nur auf wenigen erlaubten Kreisbahnen. Diese Kreisbahnen entsprechen bestimmten Energiezuständen der Elektronen.
- Ein Elektron auf einer erlaubten Kreisbahn strahlt nicht.
- Elektronische Übergänge finden nur zwischen den unterschiedlichen Kreisbahnen durch Aufnahme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

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

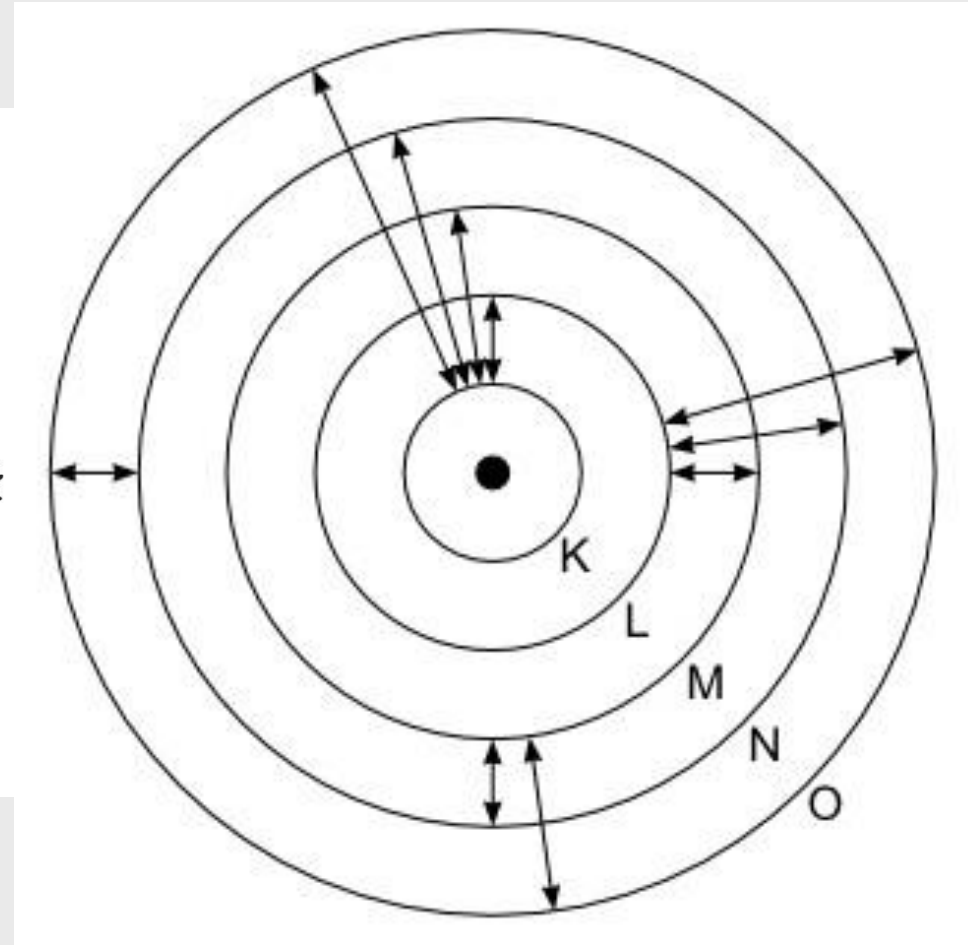
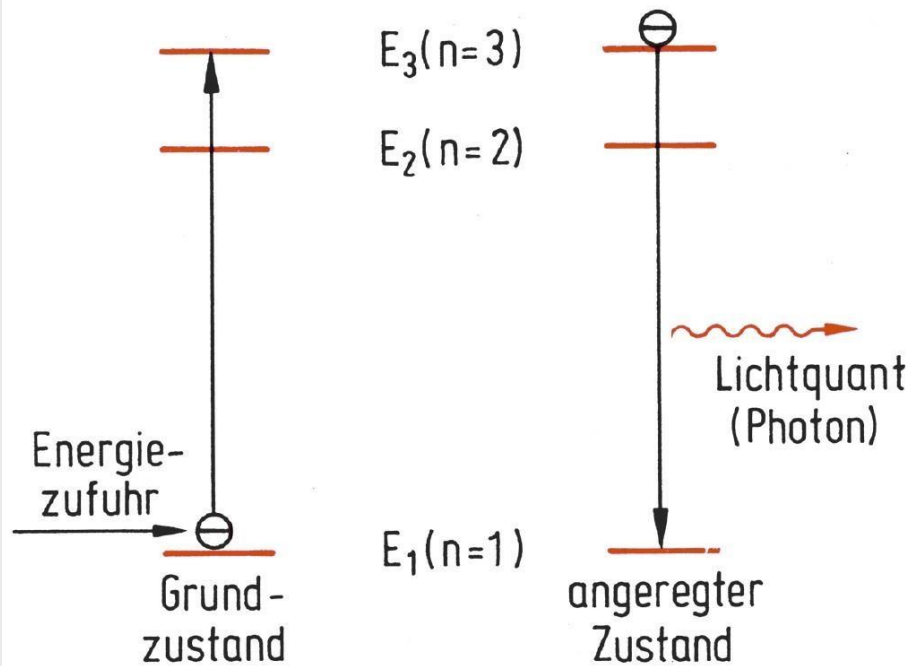
# Das Bohrsche Atommodell



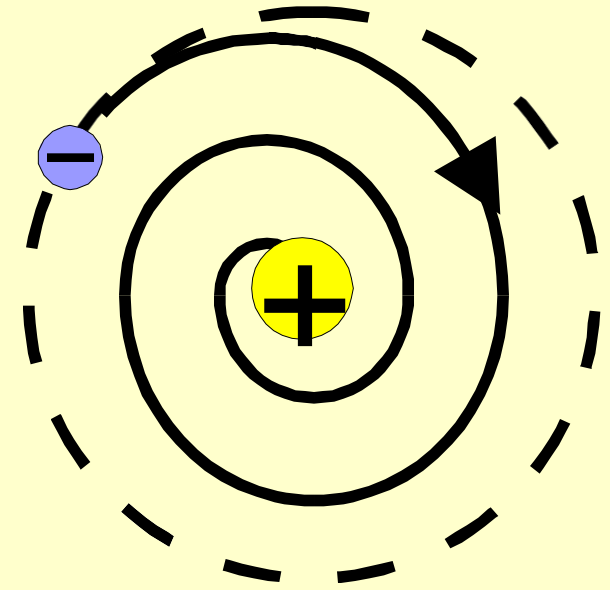
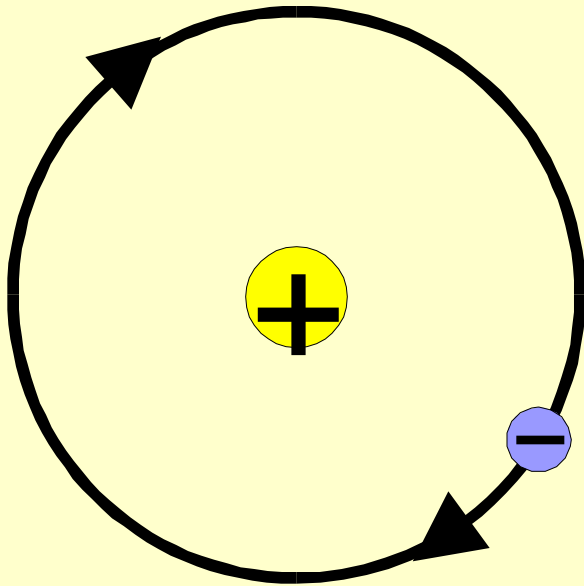
# Das Bohrsche Atommodell



# Das Bohrsche Atommodell



# Stabile Atome - Ein Paradoxon der klassischen Physik



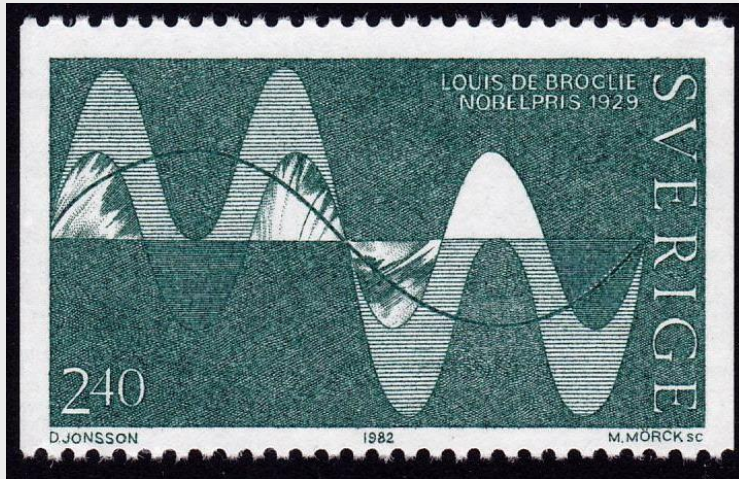
„Strahlungskatastrophe“

- 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.

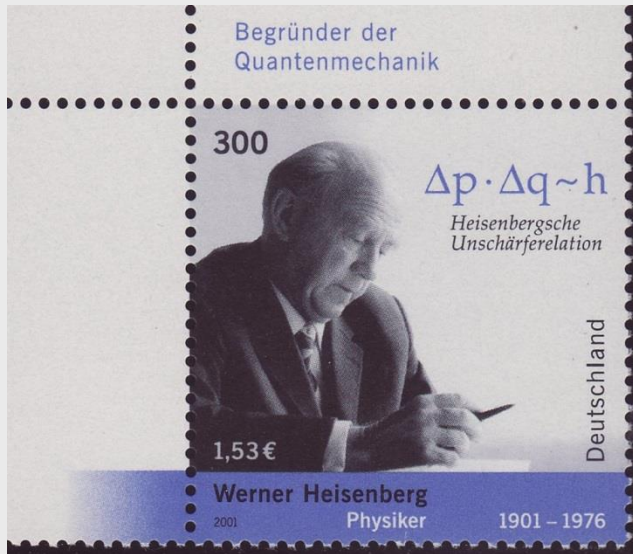
$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \longleftrightarrow \lambda = \frac{h}{p}$$

Wellenlänge und Impuls können ineinander umgerechnet werden



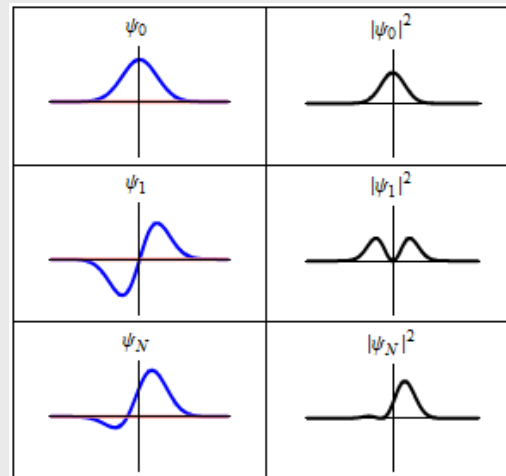
**Louis Victor Pierre Raymond Prinz von de Broglie**

# Heisenbergsche Unschärferelation & Schrödingergleichung



dass zwei komplementäre Eigenschaften eines Teilchens nicht gleichzeitig beliebig genau bestimmbar sind. Das bekannteste Beispiel für ein Paar solcher Eigenschaften sind Ort und Impuls.

$$\Delta x \cdot \Delta p > h / 4\pi$$



## Aufbau der Elektronenhülle: Was sind Orbitale ?

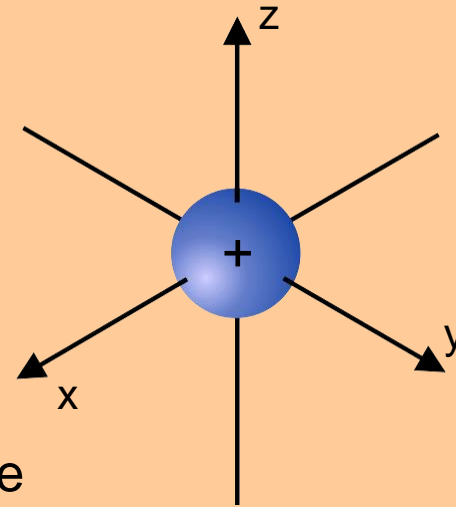
- Orbitale sind Bereiche, in denen ein Elektron eine bestimmte Aufenthaltswahrscheinlichkeit besitzt.
- Orbitale stellen erlaubte Energiezustände der Elektronen dar.
- Die räumliche Ausdehnung und Gestalt der Orbitale ergibt sich aus den Lösungsfunktionen der Schrödinger-Gleichung  $\Rightarrow$  Quantenmechanik.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

# Wie werden Orbitale dargestellt ? Winkelfunktion

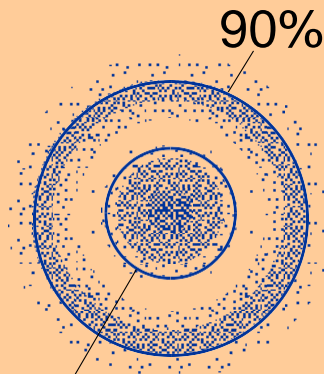
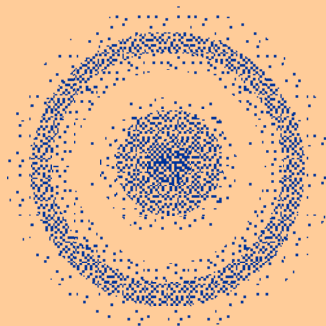
1s-Orbital



90% der  
Elektronendichte

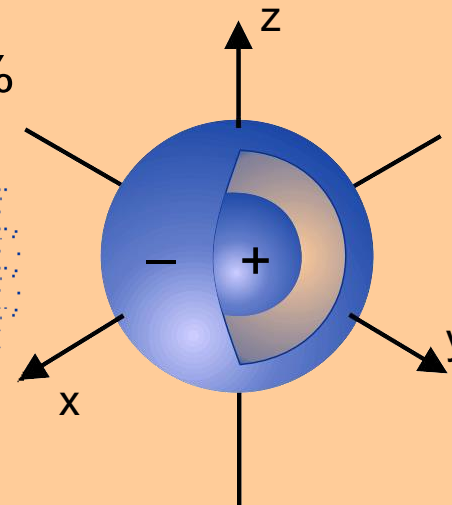


2s-Orbital

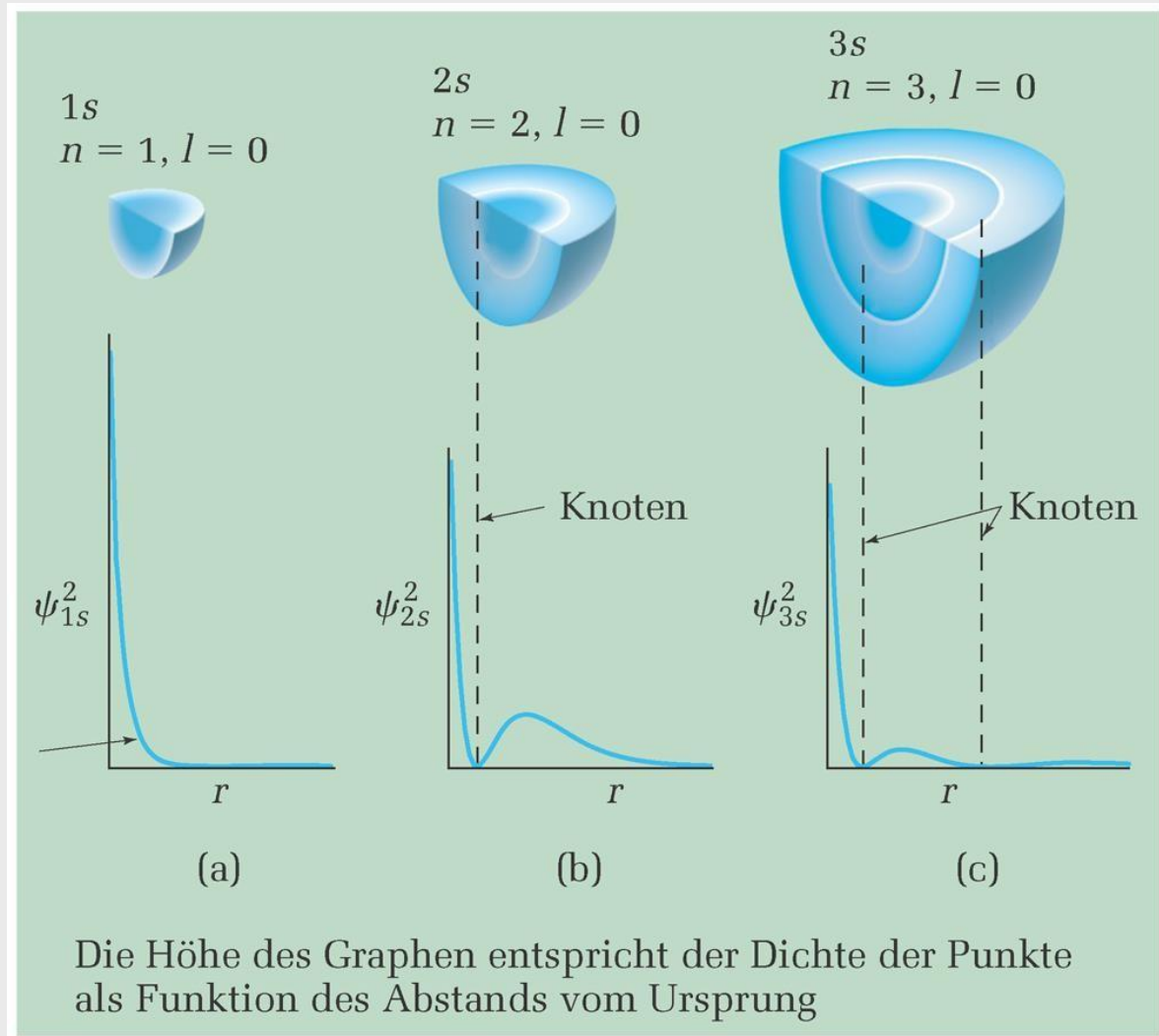
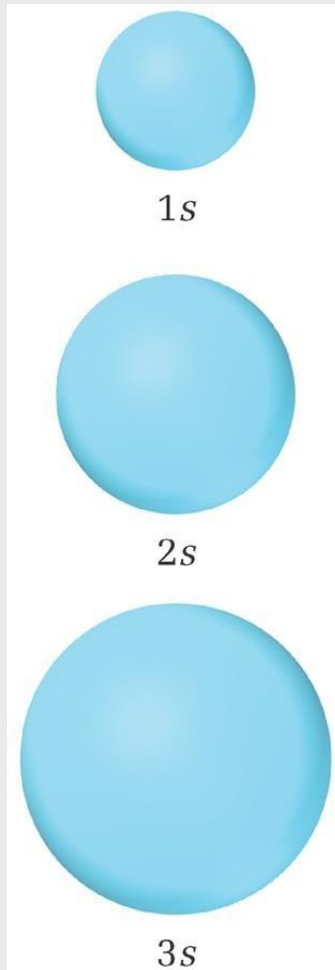


50%

90%



# Orbitale - Wahrscheinlichkeitsdichte



# 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 $m_l$

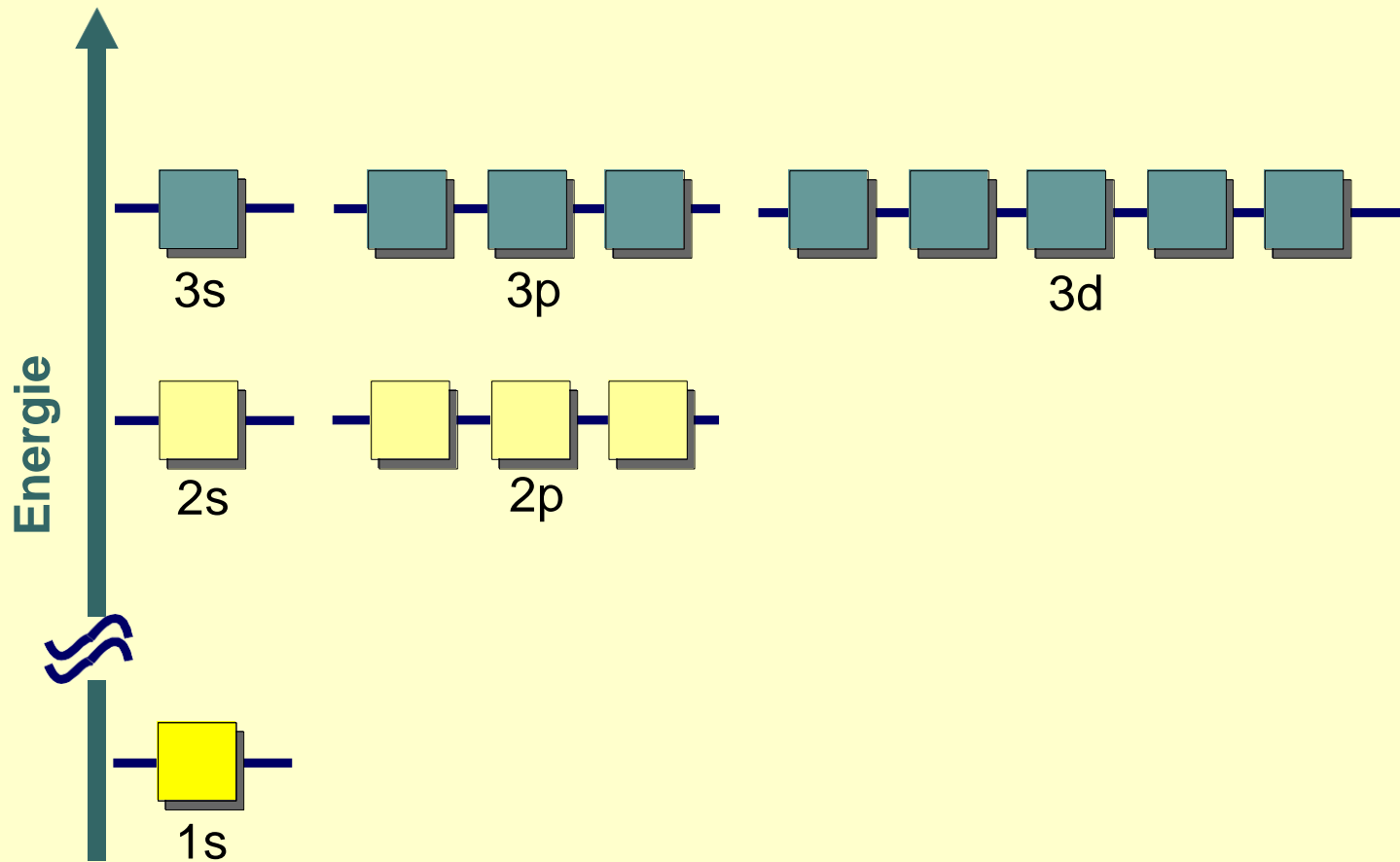
$$m_l = -l, -l+1, \dots, +l$$

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

# Quantenzahlen

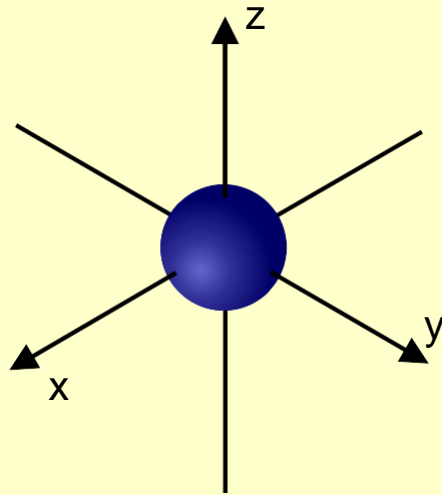
<b>n</b>	<b>Schale</b>	<b>l</b>	<b>Orbitalname</b>	<b><math>m_l</math></b>	<b>Anzahl</b>
<b>1</b>	<b>K</b>	<b>0</b>	<b>1s</b>	<b>0</b>	<b>1</b>
		<b>1</b>	<b>2p</b>	<b>-1, 0, 1</b>	<b>3</b>
<b>2</b>	<b>L</b>	<b>0</b>	<b>2s</b>	<b>0</b>	<b>1</b>
		<b>1</b>	<b>2p</b>	<b>-1, 0, 1</b>	<b>3</b>
		<b>2</b>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

# Orbitalenergieniveau-Schema eines Einelektronensystems, H-Atom





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

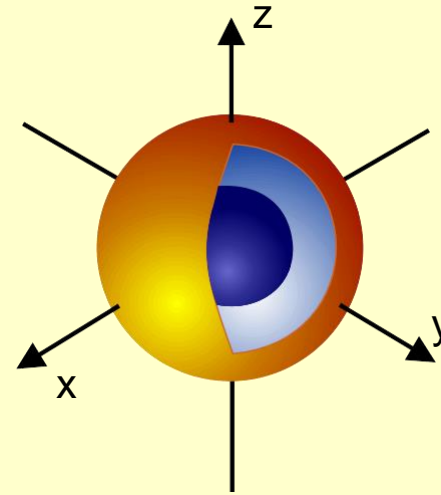


s

$n = 1$

$l = 0$

$m = 0$



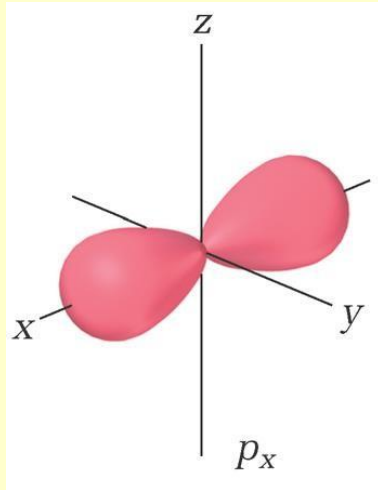
s

$n = 2$

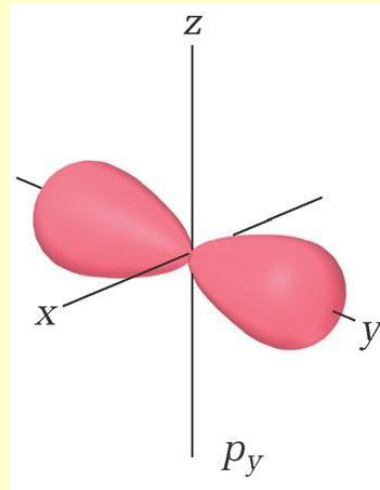
$l = 0$

$m = 0$

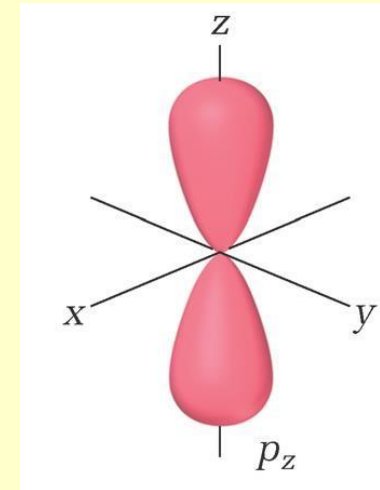
# Gestalt von p-Orbitalen ( $l = 1$ )



$p_x$
$n = 2$
$l = 1$
$m = +1$

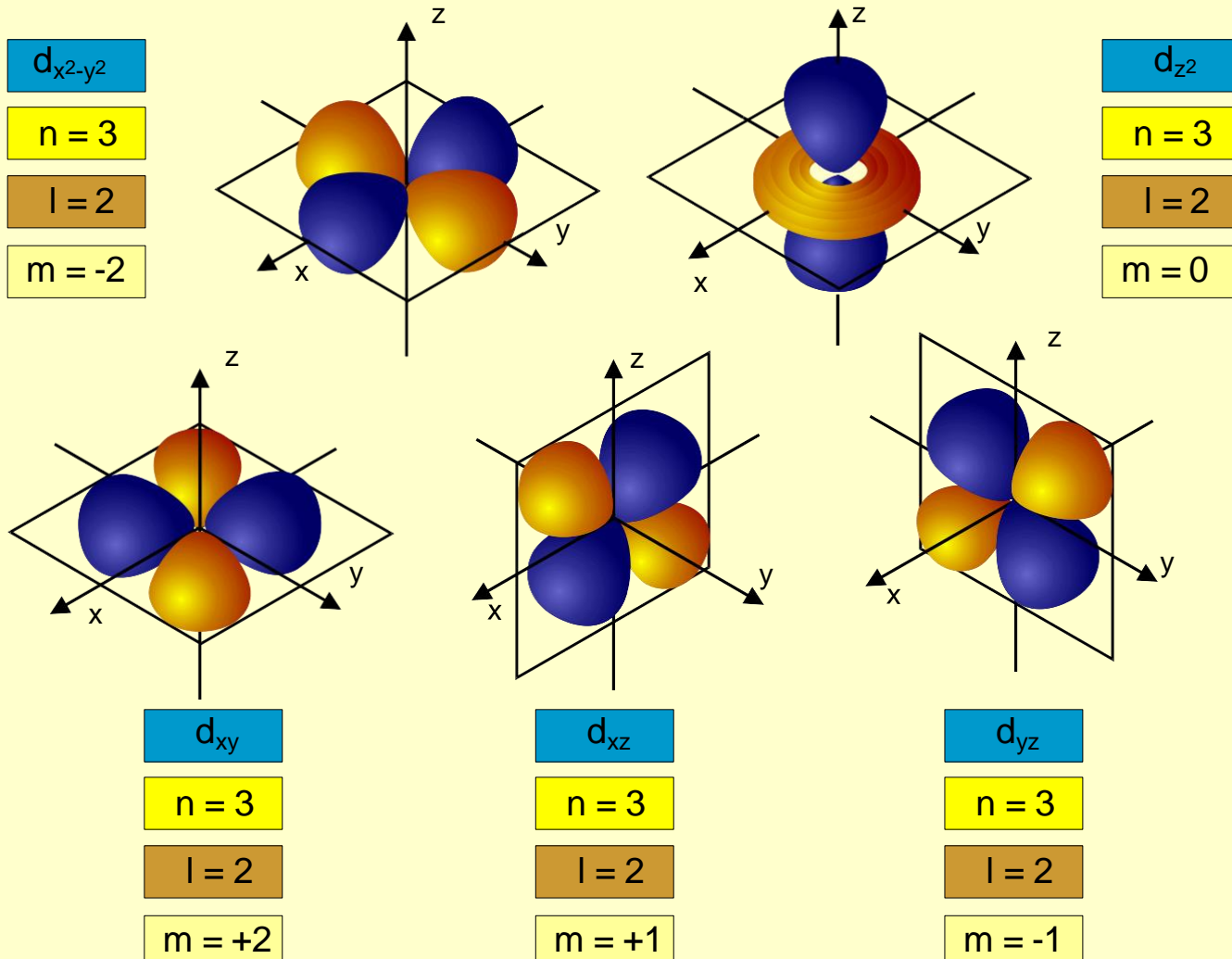


$p_y$
$n = 2$
$l = 1$
$m = -1$

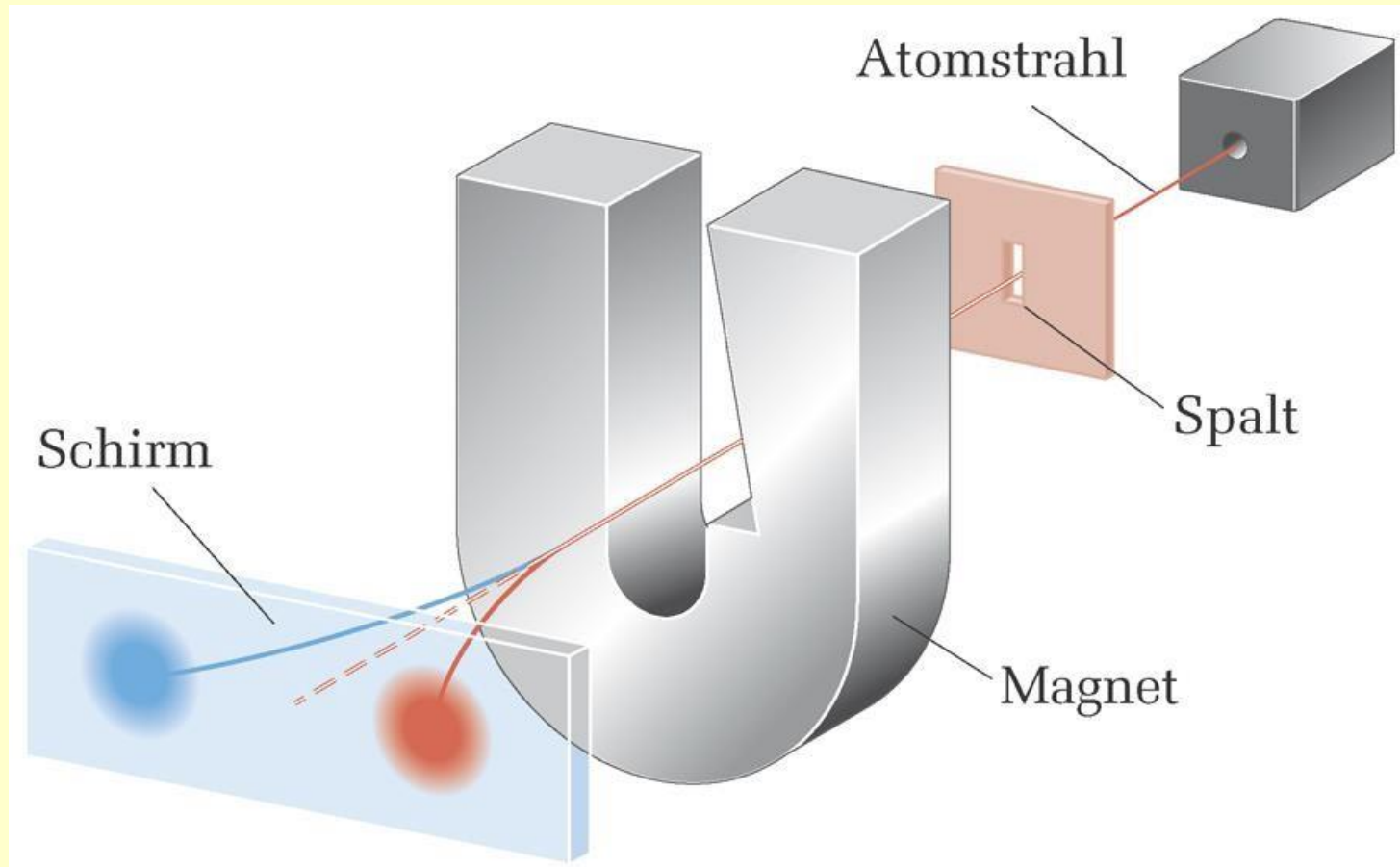


$p_z$
$n = 2$
$l = 1$
$m = 0$

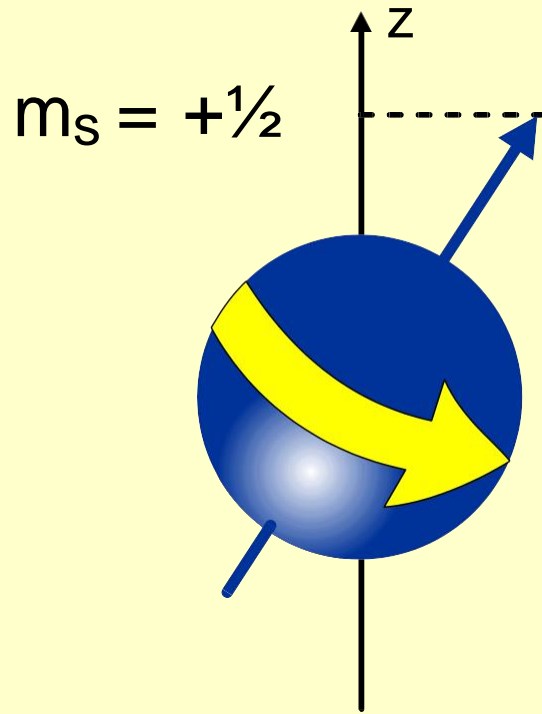
# Gestalt von d-Orbitalen ( $l = 2$ )



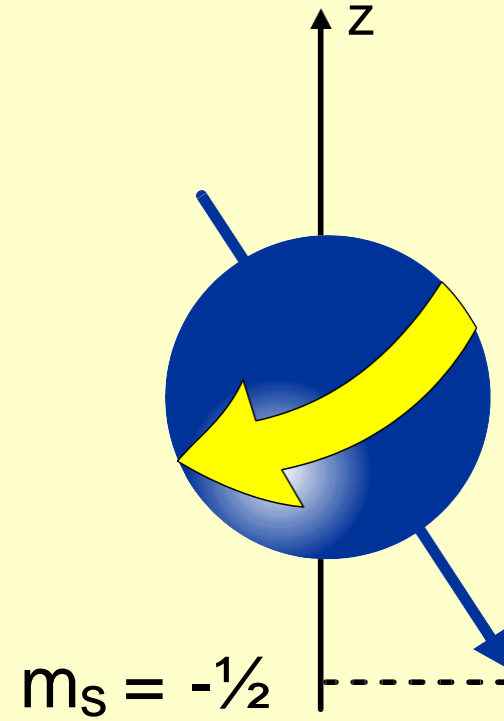
# Der Stern-Gerlach Versuch



# Der Elektronenspin



$\alpha$



$\beta$

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)

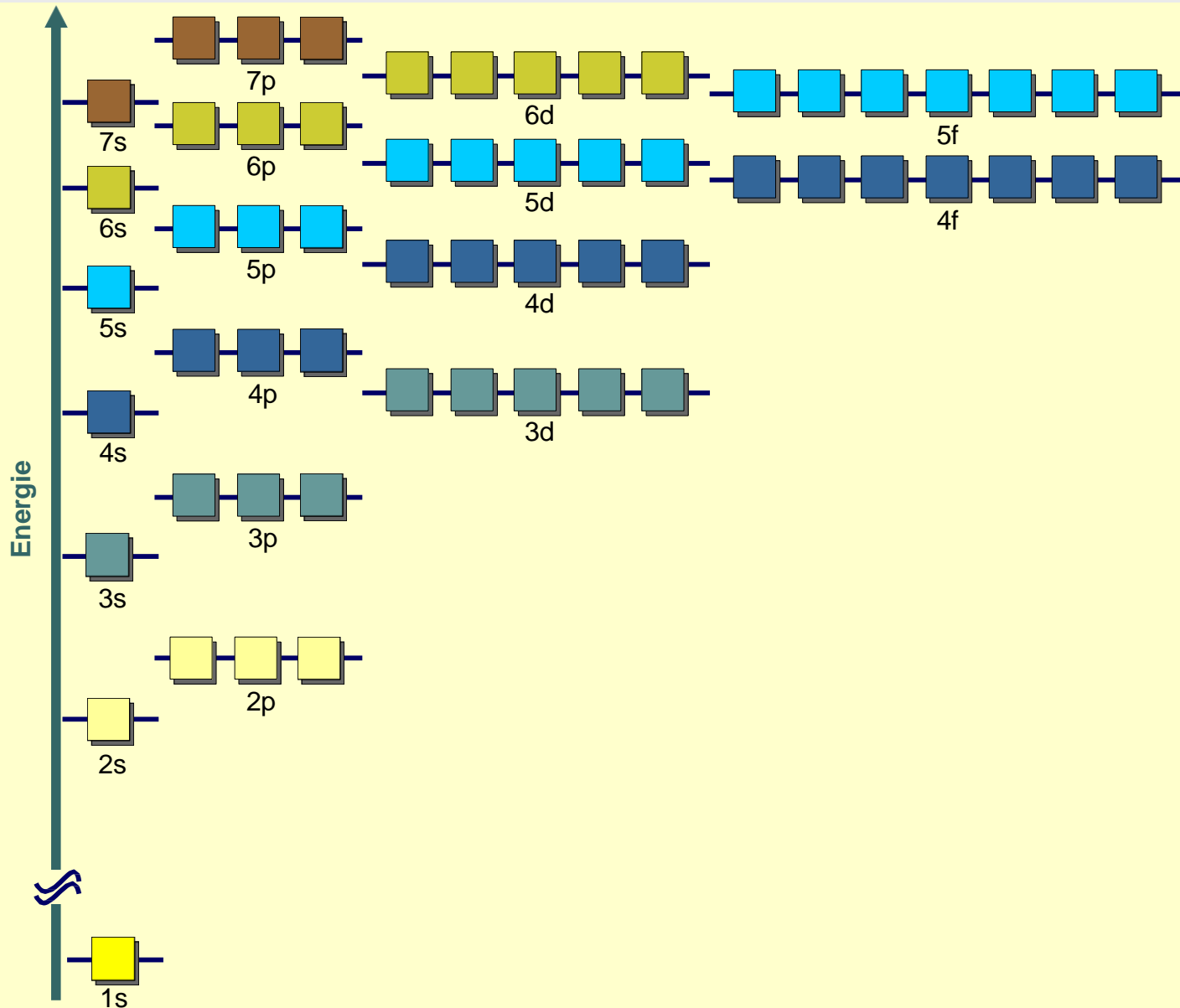
## 4) Spinquantenzahl $m_s$

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

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)

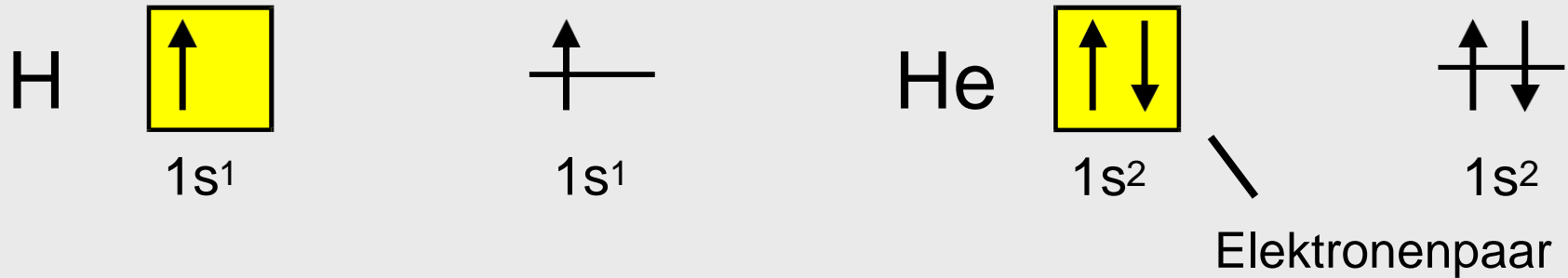


**Alle Elektronen eines Atoms müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden**

***Wolfgang Pauli***

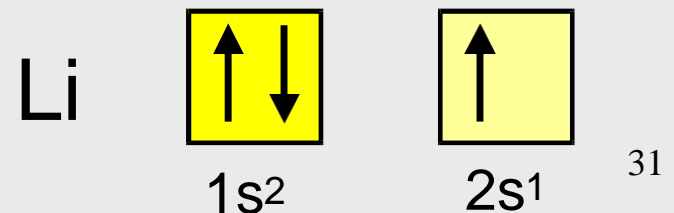
# Elektronenkonfiguration von Mehrelektronensystemen

## Elektronenkonfiguration

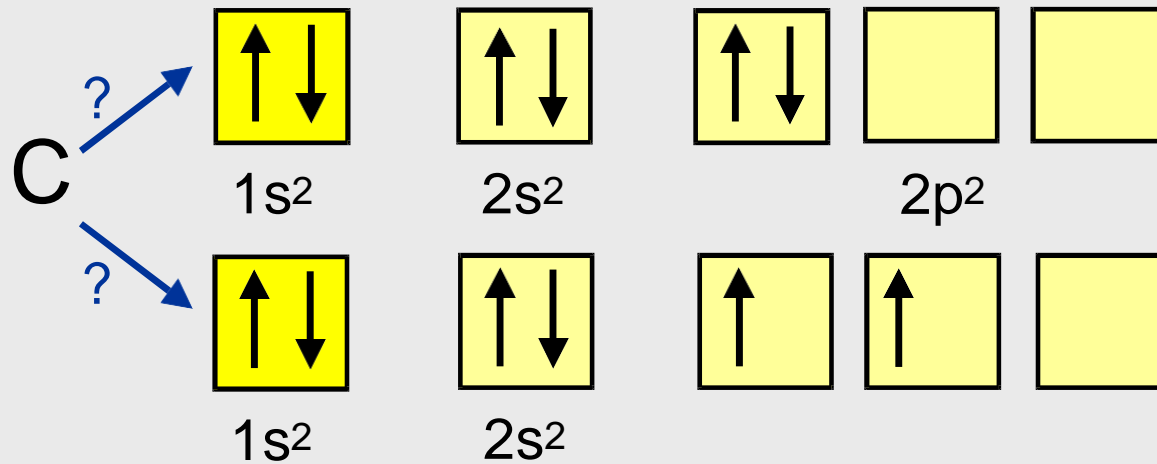
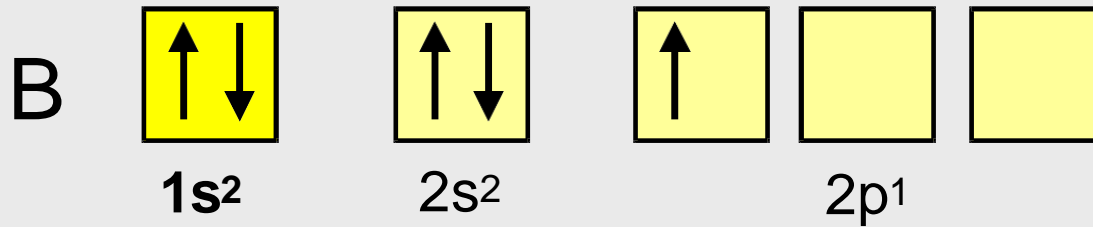
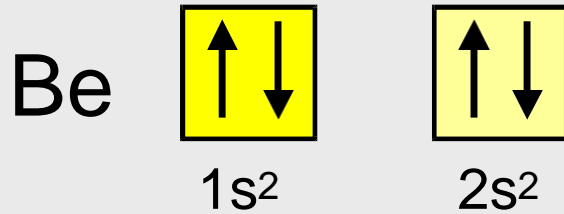


Hauptquantenzahl	1	2	3	4	5	6	7
Maximale Elektronenzahl	2	8	18	32	50	72	98

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



# Elektronenkonfiguration von Mehrelektronensystemen



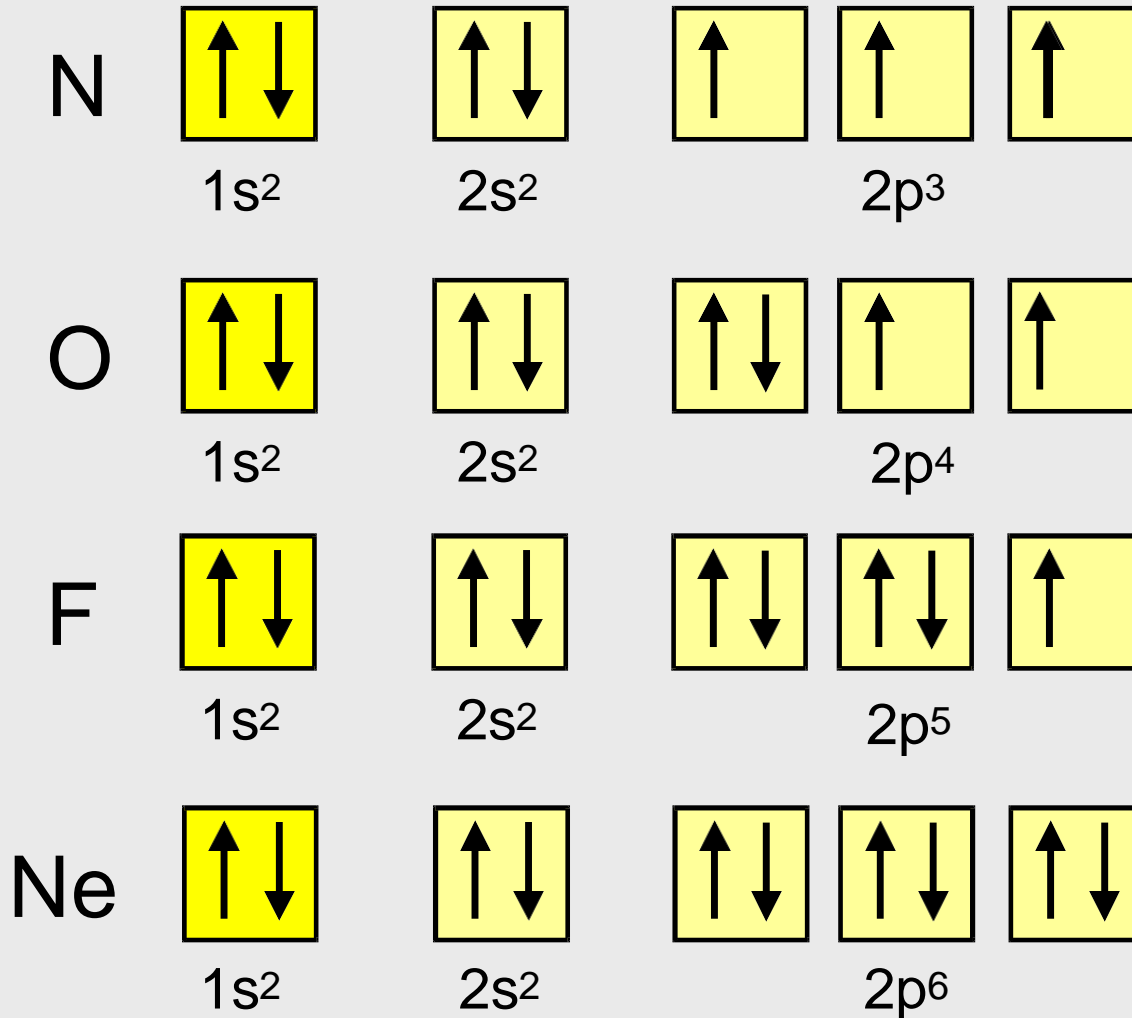
## Die Hundsche Regel (Regel der höchsten Multiplizität)



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

***Friedrich Hund***

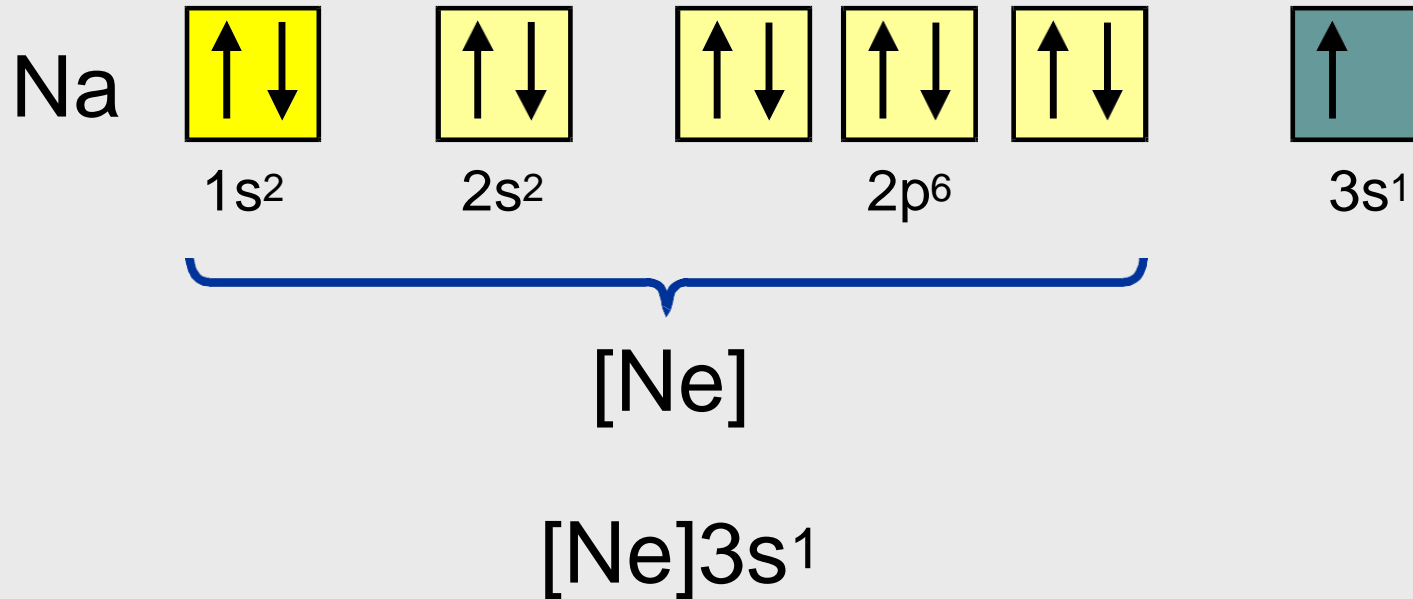
# Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen



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

# Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen

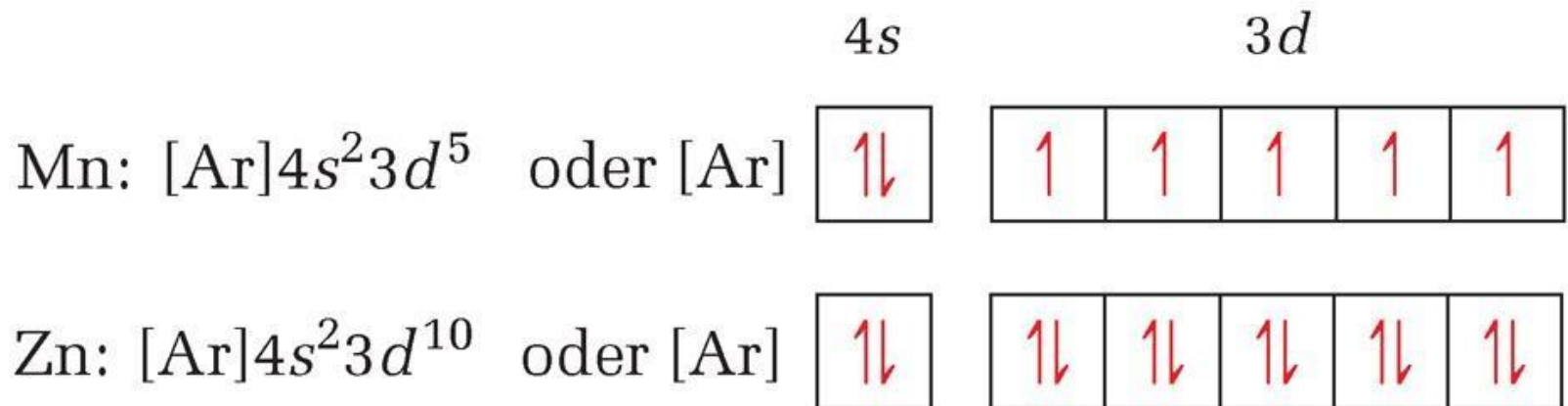
## Valenzelektronenkonfiguration



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

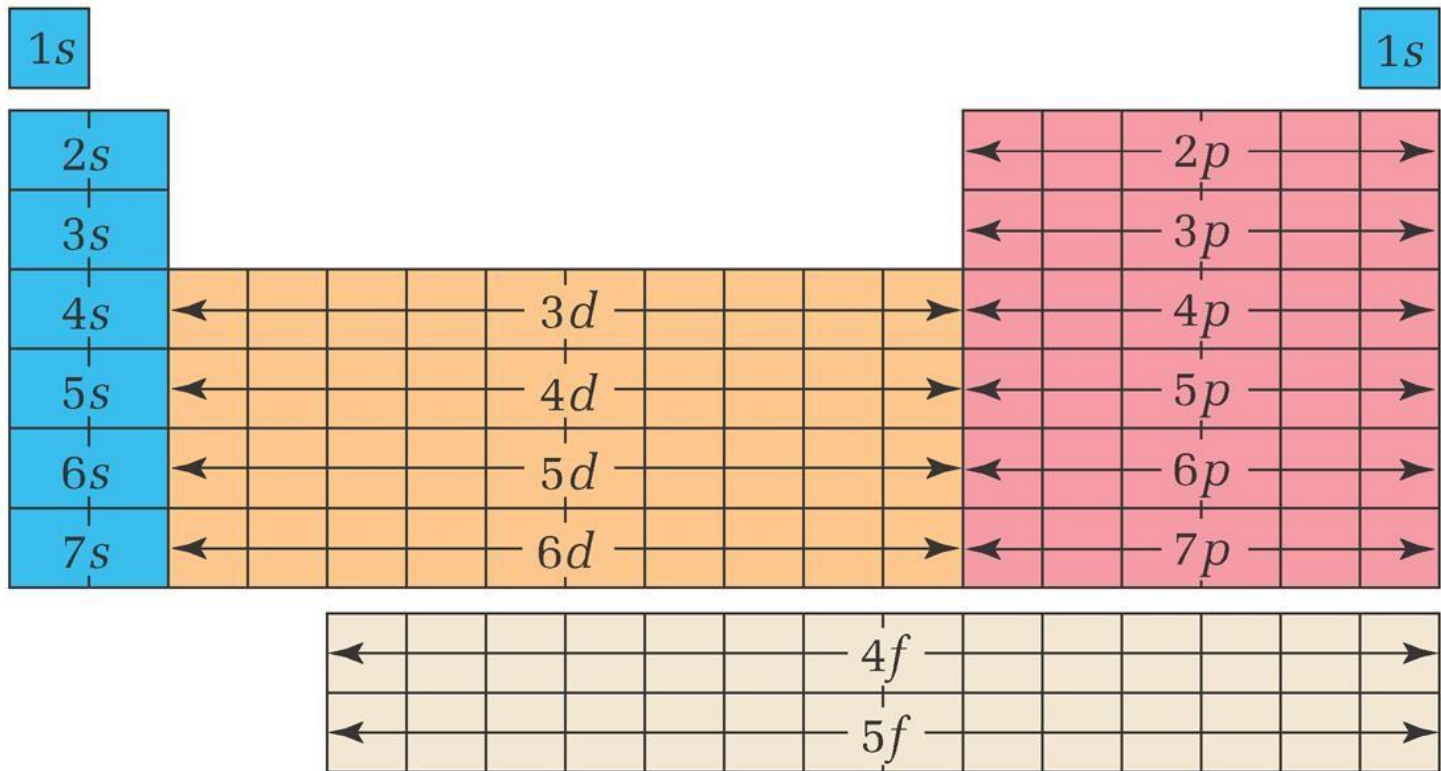


# Elektronenkonfiguration in Mehrelektronensystemen

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

s<sup>1</sup> s<sup>2</sup>

1-Orbitale

p-Orbitale

p<sup>1</sup> p<sup>2</sup> p<sup>3</sup> p<sup>4</sup> p<sup>5</sup> p<sup>6</sup>

d-Orbitale

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>

f-Orbitale

f<sup>1</sup> f<sup>2</sup> f<sup>3</sup> f<sup>4</sup> f<sup>5</sup> f<sup>6</sup> f<sup>7</sup> f<sup>8</sup> f<sup>9</sup> f<sup>10</sup> f<sup>11</sup> f<sup>12</sup> f<sup>13</sup> f<sup>14</sup>

1	1	2																														
	H	He																														
2	3	4																	5	6	7	8	9	10								
	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne								
3	11	12	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>	13	14	15	16	17	18	
	Na	Mg															Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	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	
	K	Ca	Sc														Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	38	39	f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y															Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
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	-	-	-	-	-	

s-Block                      f-Block                      d-Block                      p-Block

## **Wichtige Begriffe:**

Rutherford'sches Atommodell

Bohr'sches Atommodell (Postulate)

Quantelung der Energie, Welle-Teilchen-Dualismus

Orbitale, Quantenzahlen, Orbitalenergieniveauschema

Aufbauprinzip, Pauli-Prinzip, Hund'sche Regel

Elektronenkonfiguration

Valenzelektronenkonfiguration

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