



Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

Trends im Periodensystem

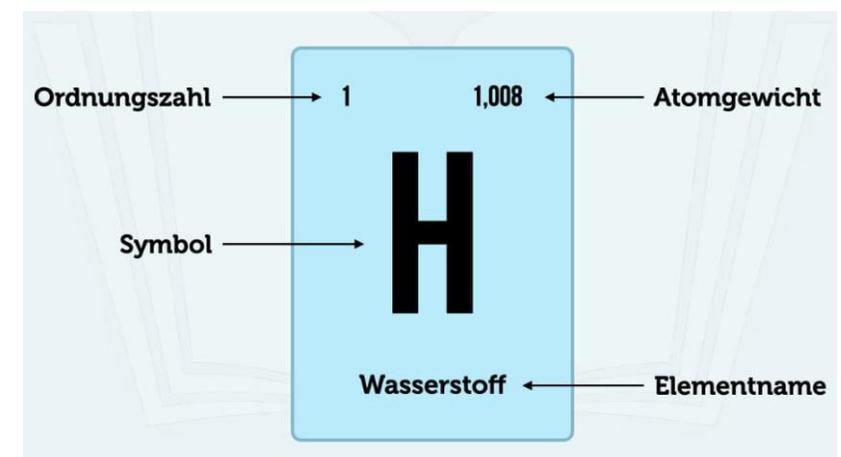
12.11.2025

Trends im Periodensystem



PERIODENSYSTEM DER ELEMENTE

1 1A																	18 VIII A
1 1.00794																	2 4.0026
H Wasserstoff																	He Helium
2 2A											13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A		
3 6.941	4 9.0122											5 10.811	6 12.011	7 14.007	8 15.999	9 18.998	10 20.180
Li Lithium	Be Beryllium											B Bor	C Kohlenstoff	N Stickstoff	O Sauerstoff	F Fluor	Ne Neon
3 22.990	12 24.310											13 26.982	14 28.086	15 30.974	16 32.065	17 35.453	18 39.948
Na Natrium	Mg Magnesium	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 I B	12 II B	Al Aluminium	Si Silicium	P Phosphor	S Schwefel	Cl Chlor	Ar Argon
19 39.098	20 40.078	21 44.956	22 47.887	23 50.942	24 51.996	25 54.938	26 55.845	27 58.933	28 58.933	29 63.546	30 65.38	31 69.723	32 72.64	33 74.902	34 78.96	35 79.904	36 83.798
K Kalium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titan	V Vanadium	Cr Chrom	Mn Mangan	Fe Eisen	Co Kobalt	Ni Nickel	Cu Kupfer	Zn Zink	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsen	Se Selen	Br Brom	Kr Krypton
37 85.468	38 87.62	39 88.906	40 89.224	41 91.224	42 92.906	43 92.906	44 95.939	45 101.07	46 102.91	47 107.87	48 112.41	49 114.82	50 118.71	51 127.6	52 127.6	53 126.905	54 131.29
Rb Rubidium	Sr Strontium	Y Yttrium	Zr Zirkon	Nb Niob	Mo Molybdän	Tc Technetium	Ru Ruthenium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Silber	Cd Cadmium	In Indium	Sn Zinn	Sb Antimon	Te Tellur	I Iod	Xe Xenon
55 132.91	56 137.33	57 - 71	72 178.49	73 180.95	74 188.91	75 186.21	76 190.23	77 192.22	78 195.08	79 197.04	80 200.59	81 204.38	82 207.2	83 208.98	84 209	85 216	86 222
Cs Cäsium	Ba Barium	La-Lu	Hf Hafnium	Ta Tantal	W Wolfram	Re Rhenium	Os Osmium	Ir Iridium	Pt Platin	Au Gold	Hg Quecksilber	Tl Thallium	Pb Blei	Bi Wismut	Po Polonium	At Astat	Rn Radon
87 223	88 226	89 - 103	104 261	105 268	106 271	107 277	108 277	109 278	110 281	111 289	112 285	113 284	114 289	115 288	116 289	117 294	118 294
Fr Francium	Ra Radium	Ac-Lr	Rf Rutherfordium	Db Dubnium	Sg Seaborgium	Bh Bohrium	Hs Hassium	Mt Meitnerium	Ds Darmstadtium	Rg Roentgenium	Cn Copernicium	Nh Nihonium	Fl Flerovium	Mc Moscovium	Lv Livermorium	Ts Tennessine	Og Oganesson
Ordnungszahl	Atommasse																
5	10.811																
B BOR																	
Elementname	Symbol																
Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Metalle	Übergangsmetalle	Lanthanoide	Halbmetalle	Nichtmetalle	Halogene	Edelgase	Actinoide								



Das Periodensystem ist eine Liste aller chemischen Elemente, geordnet nach steigender Kernladung (Ordnungszahl).

Im Periodensystem befindet sich die Ordnungszahl jeweils über dem Elementsymbol.

Wiederholung

Zusammensetzung von Atomen

- Atome bestehen aus Protonen (p^+), Neutronen (n) und Elektronen (e^-).
- Die Anzahl der Protonen im Kern definiert das Element.
- Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen.
- Die Zahl der Neutronen kann variieren.
- Atome eines Elementes mit unterschiedlicher Zahl von Neutronen heißen Isotope.

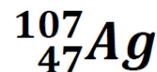


Ordnungszahl Z = Anzahl der Protonen im Kern (legt Element fest!)

Massenzahl A = Gesamtzahl der Nukleonen (Protonen und Neutronen)

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen hat folgendes Silber-Atom?

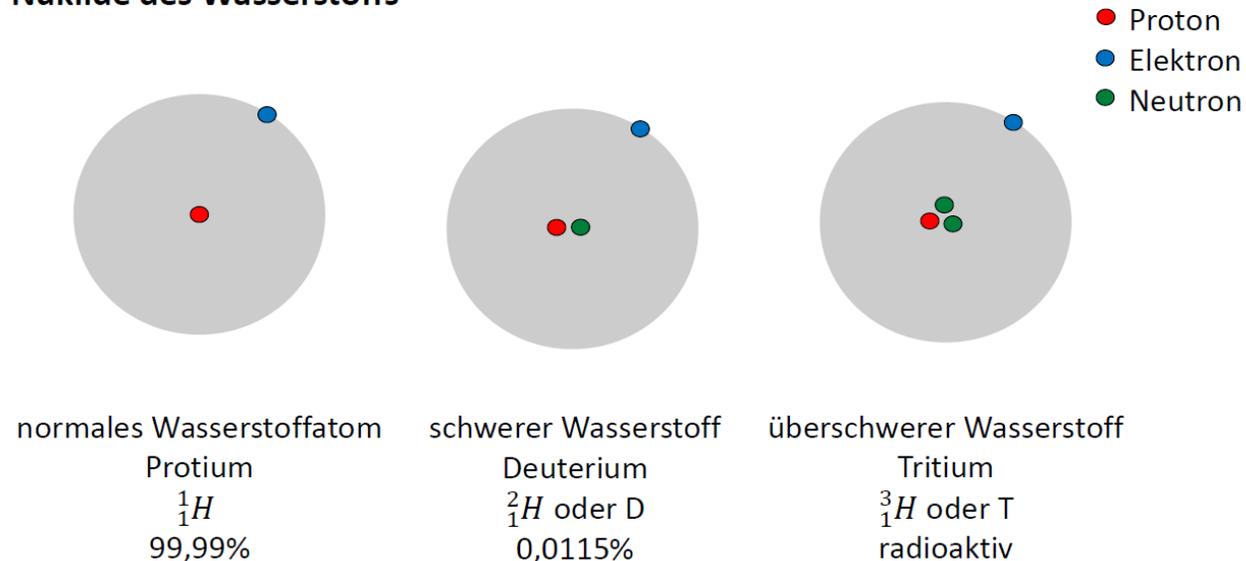


Wiederholung

Isotope

Atome gleicher Ordnungszahl (Anzahl der Protonen) aber unterschiedlicher Massenzahl
(unterschiedlich viele Neutronen)

Nuklide des Wasserstoffs



- Isotope eines Elements haben gleiche chemische Eigenschaften
- Elemente mit nur einem natürlich vorkommendem Isotop: **Reinelement** (z.B. Beryllium, Natrium, Fluor)
- Elemente mit mehreren natürlich vorkommenden Isotopen: **Mischelement** (z.B. Wasserstoff etc.)
- Mit steigender Ordnungszahl eines Elements wächst die Anzahl der Isotope

Wiederholung

Masse eines Atoms

Die Masse eines Atoms beträgt etwa 10^{-27} kg

Ausgeschrieben sind das: 0,000000000000000000000000000001 kg

Um nicht ständig mit so kleinen Zahlen arbeiten zu müssen, wurde 1961 von der IUPAC eine neue Einheit definiert (atomare Masseneinheit):

$m_u = 1 \text{ u} = 1 \text{ unit} = 1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Wiederholung

Masse eines Atoms

Die Atommasse eines Elements X in u erhält man aus den Atommassen der Isotope unter Berücksichtigung der Isotopenhäufigkeit.

Die mittlere A_r des Kohlenstoffs:

^{12}C	Anteil	x	Masse	
	98,90 %		x 12,000 u	}
^{13}C	1,10 %		x 13,003 u	
				$A_r(\text{C}) = 12,011 \text{ u}$

$$A_r(X) = \frac{\text{mittlere Atommasse von X}}{\frac{1}{12}(\text{Nuklidmasse von } ^{12}\text{C})}$$

Da es sich um einen „Massenvergleich“ mit Kohlenstoff handelt, nennt man diesen Wert **relative Atommasse (Atomgewicht) A_r**

Die **relative Atommasse A_r** eines Elements X ist immer auf 1/12 des Nuklids ^{12}C bezogen → A_r hat keine Einheit

Wiederholung

Masse eines Atoms

Was ist die Masse von einem ^{12}C Atom?

- $Z = p = 6$
- $A = p + n = 12 \rightarrow n = 6$
- $e = 6$
- $M = (6 \times 1.672649 \cdot 10^{-27}) + (6 \times 1.674954 \cdot 10^{-27}) + 6 \times (9.109534 \cdot 10^{-31}) = 1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Elementar- teilchen	Masse (absolut) [kg]	Ladung		Radius [m]	Dichte [g · cm ⁻³]
		[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	$1.674954 \cdot 10^{-27}$	± 0	± 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.

Wiederholung

Bei einer chemischen Reaktion reagieren Stoffteilchen (Atome, Moleküle, Ionen oder Elektronen) miteinander:

→ Stoffteilchen zu zählen ist aber nicht leicht → den Stoff zu wiegen ist hier viel praktischer:

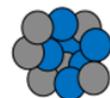
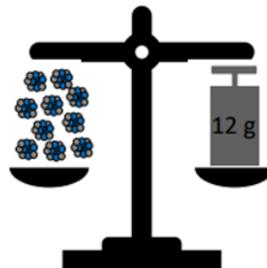


Eine Relation zwischen der Masse einer Substanz und der darin enthaltenen Anzahl an Teilchen ist notwendig

Anzahl an Teilchen ← **1 Mol** → Masse

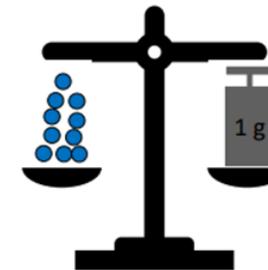
Stoffmenge: Mol

1 Mol (12 g ^{12}C)
 $6,02217 \times 10^{23}$ Atome



Kohlenstoffatom

1 Mol (1 g ^1H)
 $6,02217 \times 10^{23}$ Atome



Wasserstoffatom

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Wiederholung

Das Mol

Ein Mol ist die Einheit für eine bestimmte Stoffmenge. Es ist die Zahl der Atome, die in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind.

$$\text{Zahl der } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = \frac{12 \text{ g } ^{12}\text{C}}{1.9926 \times 10^{-23} \text{ g}} =$$

$$6.022 \cdot 10^{23} \text{ } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = 1 \text{ mol } ^{12}\text{C} - \text{Atome}$$

$$\text{Molmasse } ^{12}\text{C}: 12 \text{ g/mol}$$

Avogadro-Zahl: 1 mol enthält $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen = N_A
[Einheit: 1/mol]

Wiederholung

Molmasse M und Stoffmenge n

Die **Molmasse** eines Elements gibt die Masse von 1 mol Atomen des Elements an.

Die **Stoffmenge** n gibt die Teilchenzahl in mol an.

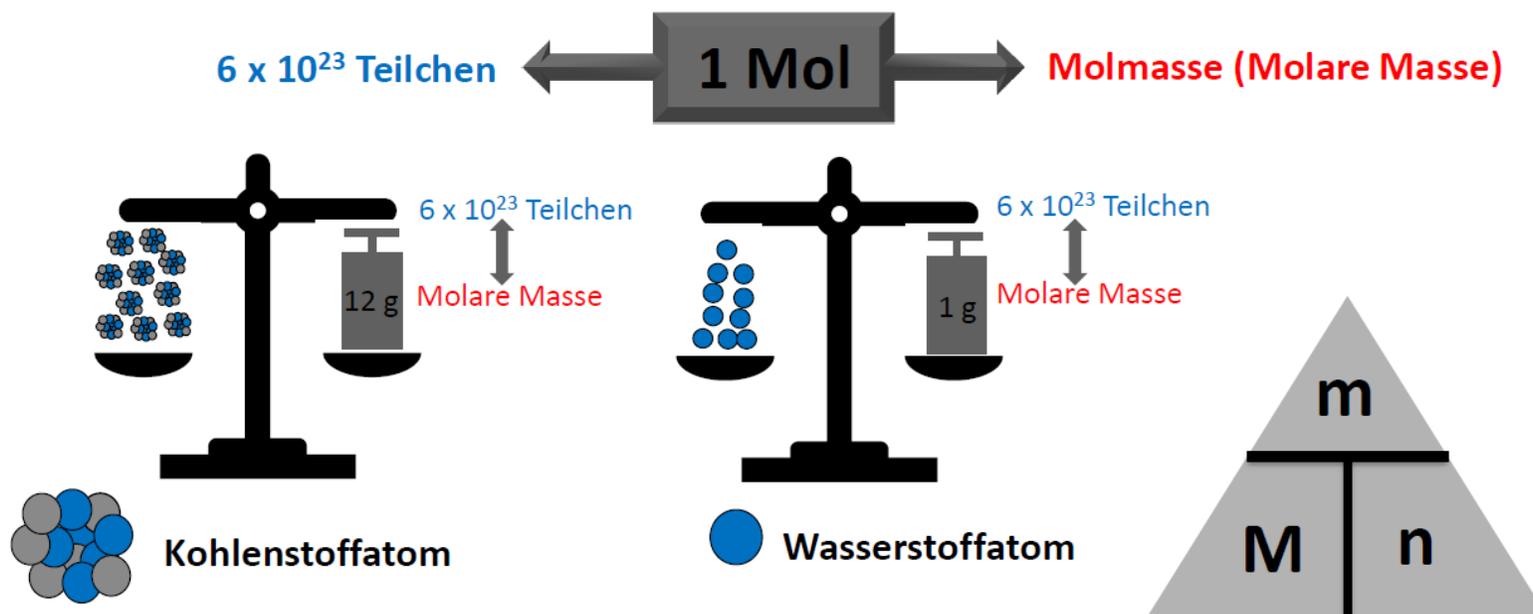
$$\text{Stoffmenge } (n) = \text{Teilchenzahl } (N) / N_A$$

$$\text{Stoffmenge } (n) = \text{Masse } (m) / \text{Molmasse } (M)$$

$$n \text{ [mol]} = m \text{ [g]} / M \text{ [g/mol]}$$

Wiederholung

Die Molmasse ist die Masse von 1 Mol Teilchen (also $6,02217 \times 10^{23}$ Teilchen)!



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

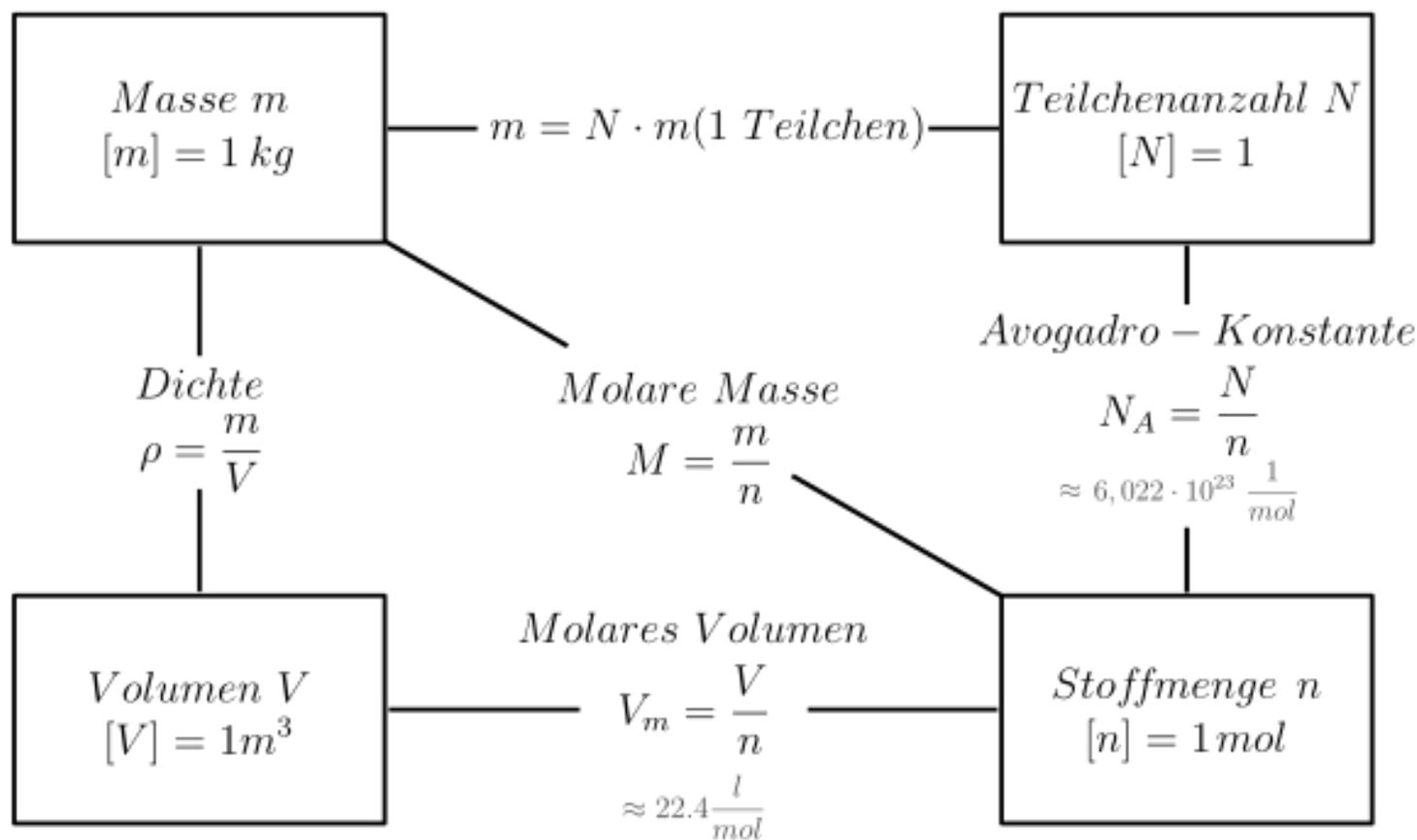
Molare Masse M eines Stoffes X ist der Quotient aus der Masse $m(X)$ und der Stoffmenge $n(X)$.

SI-Einheit: kg/mol, gebräuchlich **g/mol**

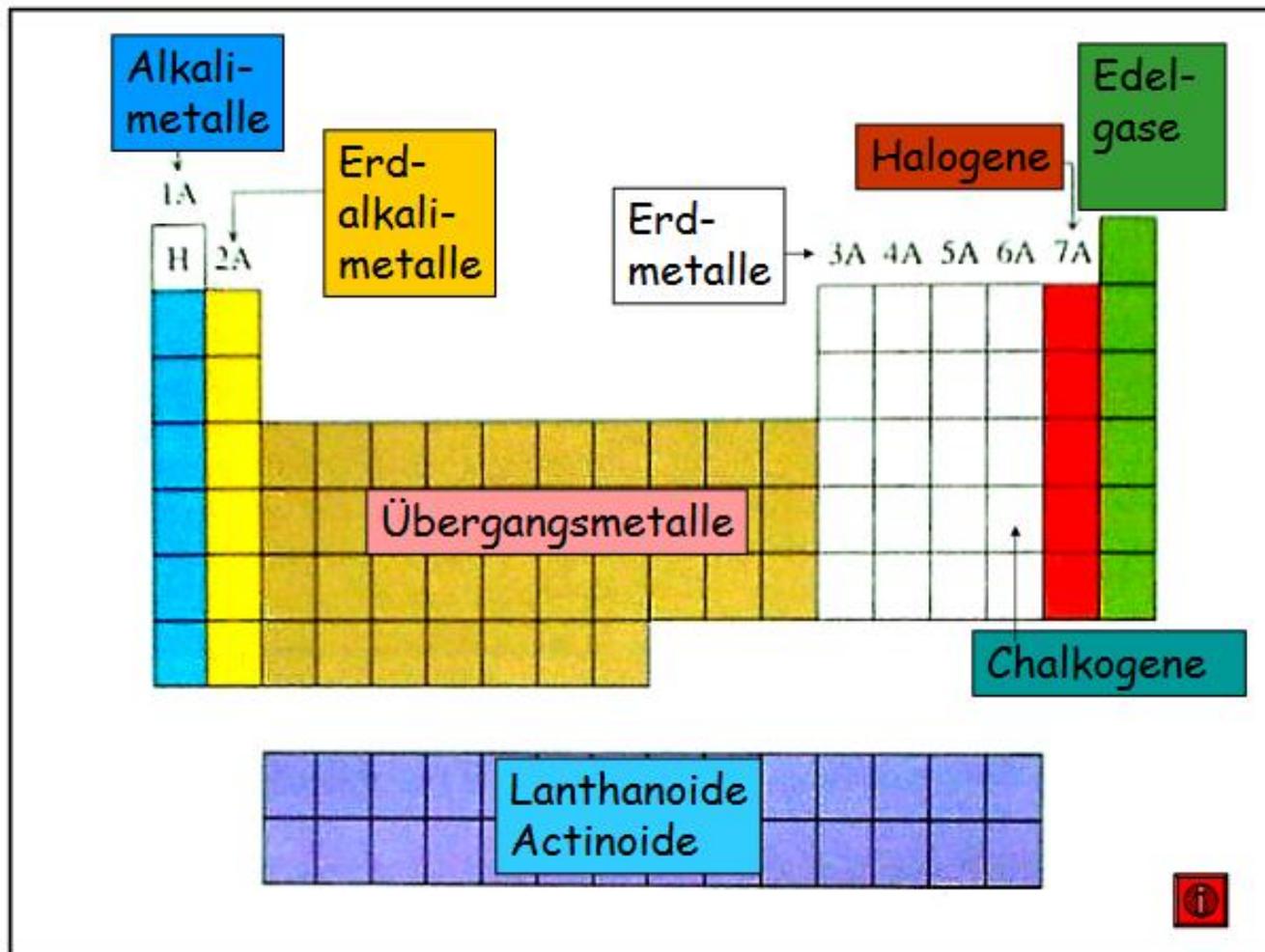
$$M(X) = \frac{m(x)}{n(X)} = N_A m_X$$

m : Masse
 n : Stoffmenge
 m_x : Masse eines Moleküls
 (eines Atoms)

Wiederholung



Trends im Periodensystem





Trends im Periodensystem

Innerhalb jeder Periode nimmt die Ordnungszahl der Elemente von links nach rechts zu. Die Zeilenumbrüche sind so gewählt, dass chemisch ähnliche Elemente jeweils in derselben Spalte (Gruppe) stehen. Die Elemente einer Gruppe weisen also ähnliches chemisches Verhalten auf.

Gruppe		13	14	15	16	17	18					
5	10,813	6	12,011	7	14,007	8	15,999	9	18,998	10	20,180	
	B		C		N		O		F		Ne	
	Bor		Kohlenstoff		Stickstoff		Sauerstoff		Fluor		Neon	
	2,04	2,46	2,55	2,26	3,04	1,25	3,44	1,43	3,98	1,70	0,90	
13	26,981	14	28,085	15	30,974	16	32,067	17	35,451	18	39,948	
	Al		Si		P		S		Cl		Ar	
	Aluminium		Silicium		Phosphor		Schwefel		Chlor		Argon	
	1,61	2,70	1,9	2,34	2,19	2,69	2,58	2,07	3,16	3,21	0,82	1,78
31	69,723	32	72,631	33	74,922	34	78,972	35	79,904	36	83,798	

Molare Masse

http://www.bs-wiki.de/mediawiki/index.php/Periodensystem_der_Elemente_%28PSE%29

Legende: Wo stehen welche Informationen?

Ordnungszahl	1	1,008	Atommasse in u
Dichte	0,09 g/L	H	Elementsymbol
		Wasserstoff	Name
Elektronegativität	2,1	-253 °C	Siedetemperatur
Atomradius	37,3	-259 °C	Schmelztemperatur
	in pm (10 ⁻¹² m)	I A (1)	

Gruppe: A = Hauptgruppe, B = Nebengruppe

- seit 2015: Elemente 1 (Wasserstoff) bis 118 (Oganesson) lückenlos entdeckt oder erzeugt und beschrieben
- in Natur kommen Elemente der Ordnungszahlen 1 bis 94 vor
- Von 94 natürlichen Elementen existieren 83 seit der Entstehung der Erde (primordial)
- ursprünglichen Bestände der übrigen 11 sind wegen ihrer geringeren Halbwertszeiten längst zerfallen → werden aber durch radioaktive Zerfälle in den natürlichen Zerfallsreihen der primordialen Elemente ständig neu gebildet



Trends im Periodensystem

Aufbau des Periodensystems

Spalten → Gruppen
Zeilen → Perioden

1 1 A	2 2 A											13 3 A	14 4 A	15 5 A	16 6 A	17 7 A	18 8 A	
1 H Wasserstoff																		2 He Helium
2 Li Lithium	4 Be Beryllium												5 B Bor	6 C Kohlenstoff	7 N Stickstoff	8 O Sauerstoff	9 F Fluor	10 Ne Neon
3 Na Natrium	12 Mg Magnesium												13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphor	16 S Schwefel	17 Cl Chlor	18 Ar Argon
4 K Kalium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titan	23 V Vanadium	24 Cr Chrom	25 Mn Mangan	26 Fe Eisen	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Kupfer	30 Zn Zink	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsen	34 Se Selen	35 Br Brom	36 Kr Krypton	
5 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirkon	41 Nb Niob	42 Mo Molybdän	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silber	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Zinn	51 Sb Antimon	52 Te Tellur	53 I Iod	54 Xe Xenon	
6 Cs Cäsium	56 Ba Barium	57 - 71 La-Lu Lanthanode	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantal	74 W Wolfram	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platin	79 Au Gold	80 Hg Quecksilber	81 Tl Thallium	82 Pb Blei	83 Bi Wismut	84 Po Polonium	85 At Astat	86 Rn Radon	
7 Fr Francium	88 Ra Radium	89 - 103 Ac-Lr Actinide	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessine	118 Og Oganesson	
Ordnungszahl	Abramsse																	
5	10,811	57 La Lanthan	58 Ce Cer	59 Pr Praseodym	60 Nd Neodym	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium		
		89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uran	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium		
Elementname	Symbol																	

<https://karrierebibel.de/periodensystem/>

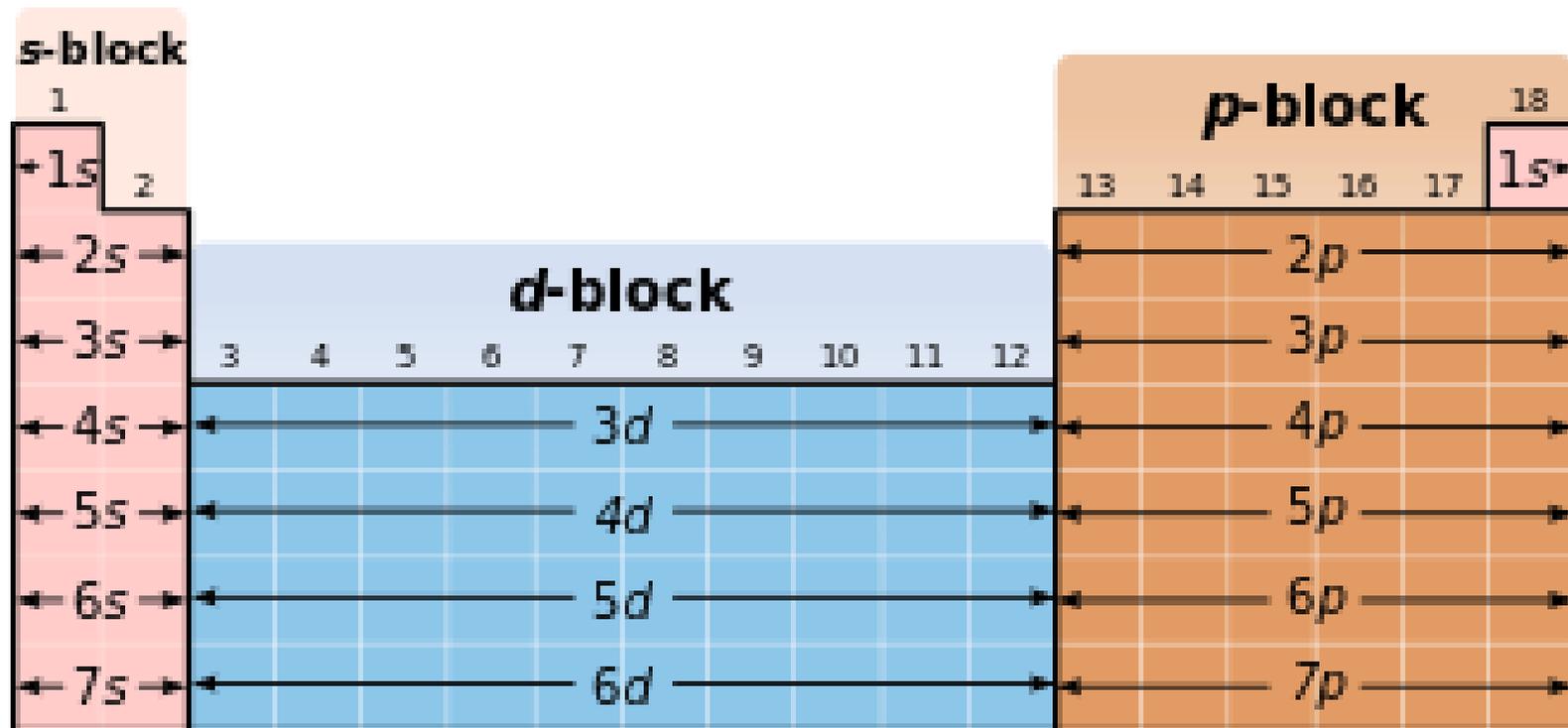
Das Periodensystem stellt eine Ordnung dar, in welcher alle Elemente nach ihren chemischen Eigenschaften sortiert aufgeführt stehen. Dabei stehen also Elemente mit analogen Eigenschaften in Gruppen zusammen. Innerhalb einer Gruppe treten dabei bestimmte Trends auf, die für die entsprechende Gruppe typisch sind.

- Elemente in derselben Spalte (= Gruppe, vertikal angeordnet) im Periodensystem haben die gleiche Anzahl von Elektronen in ihren Valenzorbitalen.
- Elemente in derselben Zeile (= Periode, horizontal im PSE) haben ihre äußersten Elektronen (Valenzelektronen) in derselben Valenzschale.

Je nachdem, in welchem Orbital neu hinzukommende Elektronen eingebaut werden, unterscheidet man zwischen den s-, p-, d- und f-Block-Elementen. Dabei sind sich die p-Block-Elemente von Gruppe zu Gruppe verschiedener, als es sich die d-Block-Elemente sind. Diese wiederum unterscheiden sich voneinander stärker, als die f-Block-Elemente es untereinander tun.



Trends im Periodensystem

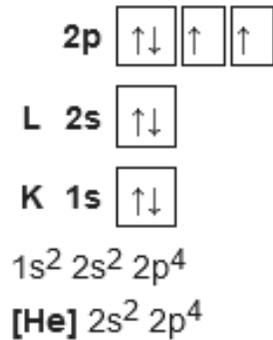
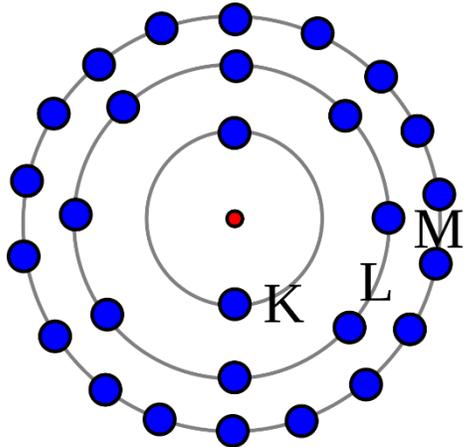


→ Elektronenkonfiguration

Trends im Periodensystem

Elektronenkonfiguration

Die Elektronenkonfiguration gibt im Rahmen des Schalenmodells der Atomhülle die Verteilung der einzelnen Elektronen auf verschiedene Energiezustände und damit Aufenthaltsräume (Atomorbitale) an.



Der Zustand jedes Elektrons der Hülle wird nach dem Bohr-Sommerfeldschen Atommodell sowie dem Orbitalmodell durch vier Quantenzahlen bestimmt:

- n: Hauptquantenzahl (Schale): Größe des Orbitals und Energie
- l: Nebenquantenzahl (Unterschale): Gestalt des Orbitals
- m: Magnetische Drehimpulsquantenzahl: Orientierung des Orbitals im Raum
- s: Magnetische Spinquantenzahl: Spin up oder Spin down

Elektronenkonfiguration
 5. Zusammenfassung

Elektronenhülle
 Quantenzahlen
 n e m s
 E 0 ∞ 8000 $\uparrow\downarrow$

- Energieprinzip: $E \uparrow$ $\uparrow\downarrow$
- Hund'sche Regel: $\uparrow \uparrow \uparrow$
- Pauli-Prinzip: $\uparrow\downarrow$ ~~$\uparrow\uparrow$~~

Energieschemata:
 Lithium E \uparrow
 $n=2$ (L) \uparrow 2s¹
 $n=1$ (K) $\uparrow\downarrow$ 1s²
 $1s^2 2s^1$

Eisen:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 Tabelliert: H ÷ Mg

Wiederholung



Quantenzahlen

- n** **HQZ** $n = 1, 2, 3, \dots$
- Größe des Orbitals
 - Energie (vgl. Bohr)
 - Gesamtkontenzahl: $n-1$

- l** **NQZ** $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
- Gestalt des Orbitals
 - Gesamtdrehimpuls
 - l Knoten im Winkel (X) Teil

$$\underline{L}^2 \chi_{l, m_l}(\vartheta, \varphi) = l(l+1) \hbar^2 \chi$$

- m_l** **MQZ** $m_l = l, l-1, \dots, 0, \dots, -l$
- Orientierung des Orbitals im Raum

$$\underline{L}_z \Phi_{m_l}(\varphi) = m_l \hbar \Phi_z(\varphi)$$

- m_s** **SQZ** $m_s = \pm \frac{1}{2}; \alpha, \beta; \uparrow, \downarrow$

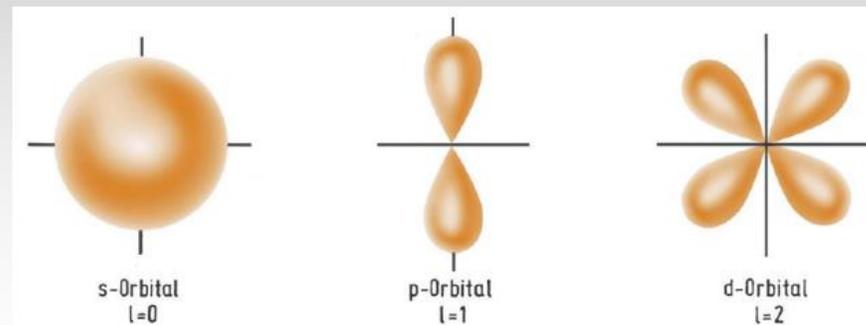
Hauptquantenzahl (n)
Nebenquantenzahl (l)
Magnetische Quantenzahl (m_l)
Spinquantenzahl (m_s)

$$\underline{S}^2 \chi_s = s(s+1) \hbar^2 \chi_s$$

$$\underline{S}_z \chi_s = m_s \hbar \chi_s$$



Die **Hauptquantenzahl n** bestimmt die Größe der Orbitale.



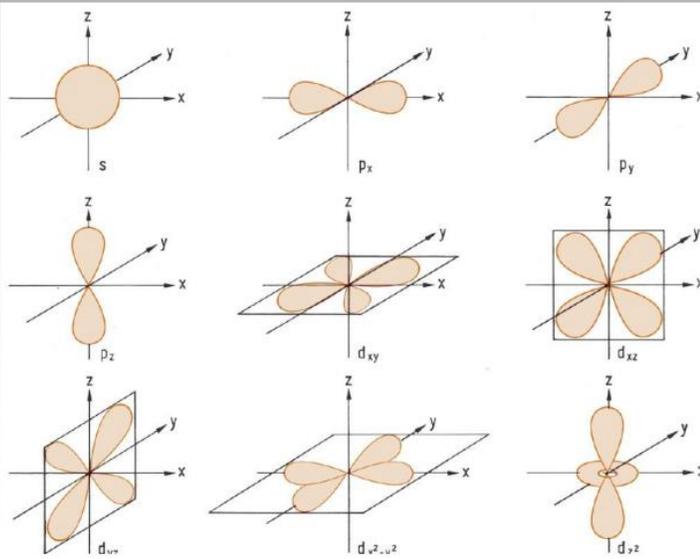
© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Die **Nebenquantenzahl l** bestimmt die Gestalt der Orbitale.

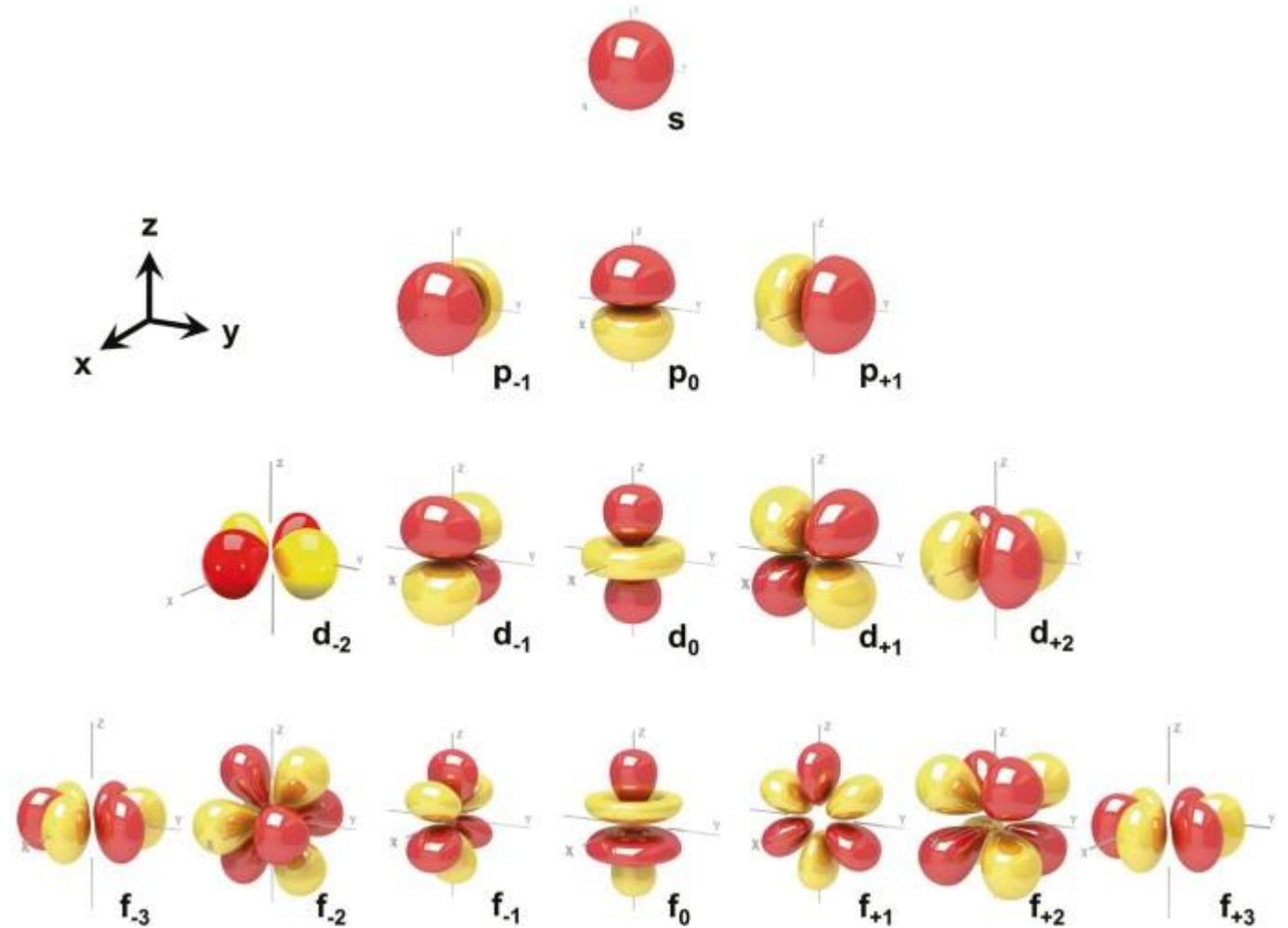
Wiederholung



Gestalt und räumliche Orientierung der s, p- und d-Orbitale.



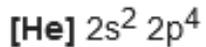
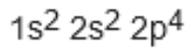
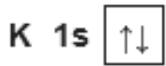
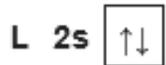
© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Jariak: Anorganische Chemie.



Trends im Periodensystem



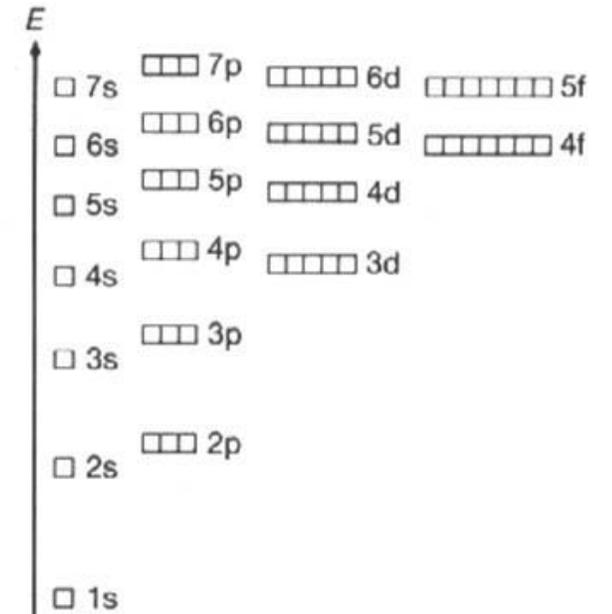
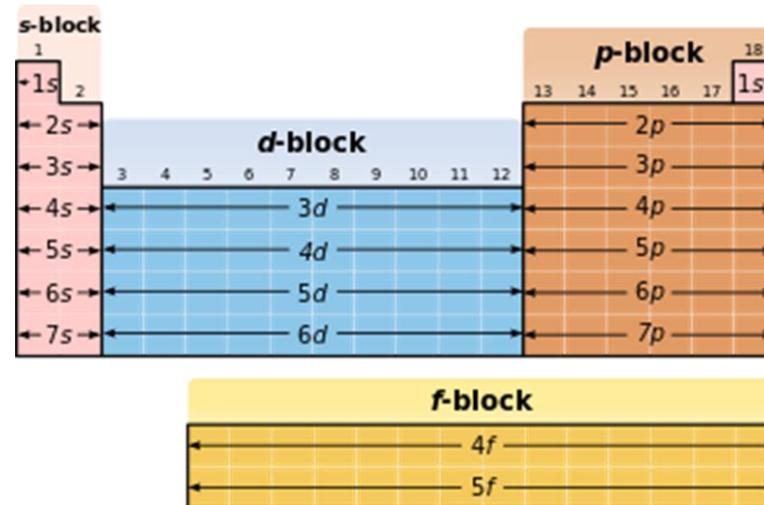
Mit steigender Elektronenzahl der Elemente werden die möglichen Zustände – bei den niedrigen Energien beginnend – besetzt. Gemäß der Hundschen Regel werden dabei die Orbitale gleicher Energie zuerst einfach, dann doppelt belegt.



Die Unterschalen werden in folgender Reihenfolge besetzt:

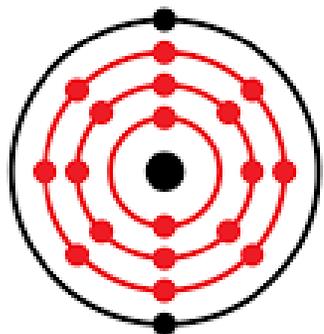
1. Periode: 1s
2. Periode: 2s 2p
3. Periode: 3s 3p
4. Periode: 4s 3d 4p
5. Periode: 5s 4d 5p
6. Periode: 6s 4f 5d 6p
7. Periode: 7s 5f 6d ...

Schale	s	p	d	f	Unterschale
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				



Abstufung der Orbitalenergien

Trends im Periodensystem



Ca



© explain-it-arium.de

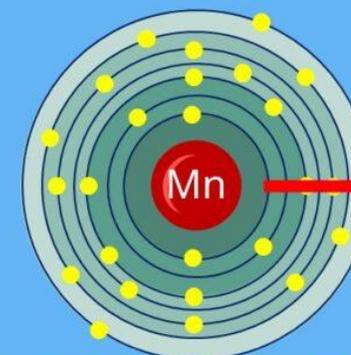
Element	1s-Orbital	2s-Orbital	2p-Orbital	Elektronenkonfiguration
H	↑			1s[1]
He	↑↓			1s[2]
Li	↑↓	↑↓		1s[2] 2s[1]
Be	↑↓	↑↓		1s[2] 2s[2]
B	↑↓	↑↓	↑ □ □	1s[2] 2s[2] 2p[1]
C	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	1s[2] 2s[2] 2p[2]
N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	1s[2] 2s[2] 2p[3]
O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	1s[2] 2s[2] 2p[4]
F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	1s[2] 2s[2] 2p[5]
Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	1s[2] 2s[2] 2p[6]

Elektronenkonfiguration Mangan (Mn)

Mangan

4 Schalen

Orbital	Anzahl Elektronen
s	2
p	6
d	10
f	14



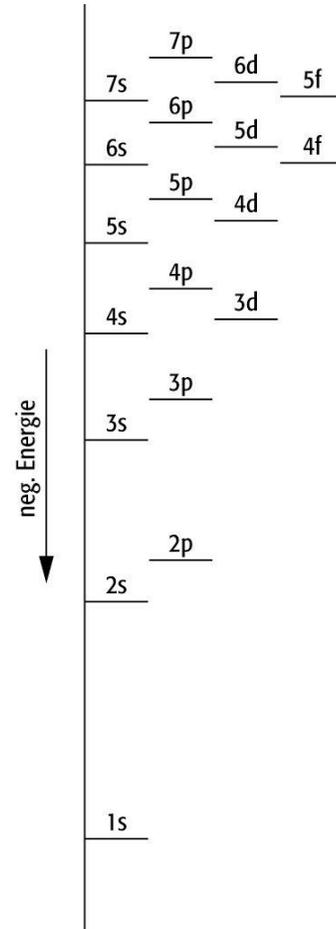
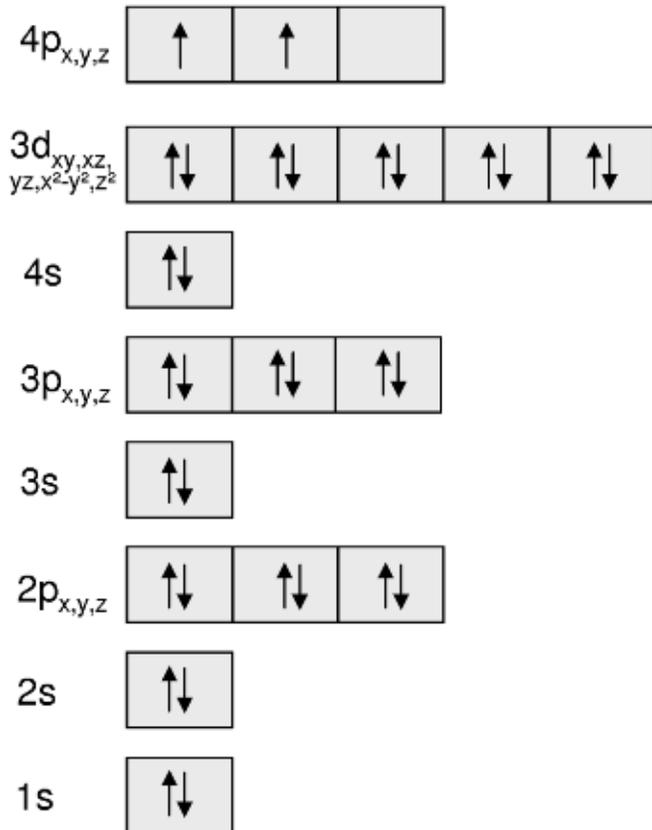
<https://studyflix.de/chemie/elektronenkonfiguration-1596>

Valenzelektronen (oft auch Außenelektronen genannt) sind in der Chemie die Elektronen, die sich in den äußersten Atomorbitalen aufhalten und sich an Bindungen („Valenzen“) zwischen Atomen beteiligen können.

Trends im Periodensystem



Aufbauprinzip



		1s	2s	2p	3s	3p
H Wasserstoff	$1s^1$	↑				
He Helium	$1s^2$	↑↓				
Li Lithium	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑			
Be Beryllium	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓			
B Bor	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑		
C Kohlenstoff	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑↑		
N Stickstoff	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑↑↑		
O Sauerstoff	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓↑		
F Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑		
Ne Neon	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓		
Na Natrium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑	
Si Silicium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↑



Trends im Periodensystem

Aufbauprinzip

Ordnungszahl	Chemisches Element	Nach Aufbauprinzip	Echte E-Konfiguration
Halbbesetztes d-Orbital			
24	Chrom	[Ar] 3d ⁴ 4s ²	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹
42	Molybdän	[Kr] 4d ⁴ 5s ²	[Kr] 4d ⁵ 5s ¹
Vollbesetztes d-Orbital			
29	Kupfer	[Ar] 3d ⁹ 4s ²	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
47	Silber	[Kr] 4d ⁹ 5s ²	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
79	Gold	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ²	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
Keine acht Elektronen im d-Orbital			
28	Nickel	[Ar] 3d ⁸ 4s ² ^[A 1]	[Ar] 3d ⁹ 4s ¹ ^[A 1]
46	Palladium	[Kr] 4d ⁸ 5s ²	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ⁰
78	Platin	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁸ 6s ²	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
Keine acht Elektronen im f-Orbital			
64	Gadolinium	[Xe] 4f ⁸ 6s ²	[Xe] 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
96	Curium	[Rn] 5f ⁸ 7s ²	[Rn] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²

Ausnahmen: Nicht bei allen Atomen folgt die Besetzung der Schalen der einfachen Aufbauregel. Grund: relativistische Effekte und Effekte aufgrund der Korrelationen mehrerer Elektronen untereinander, die bei größerer Ordnungszahl eine immer größere Rolle spielen, aber innerhalb dieser Aufbauregeln noch nicht berücksichtigt sind.

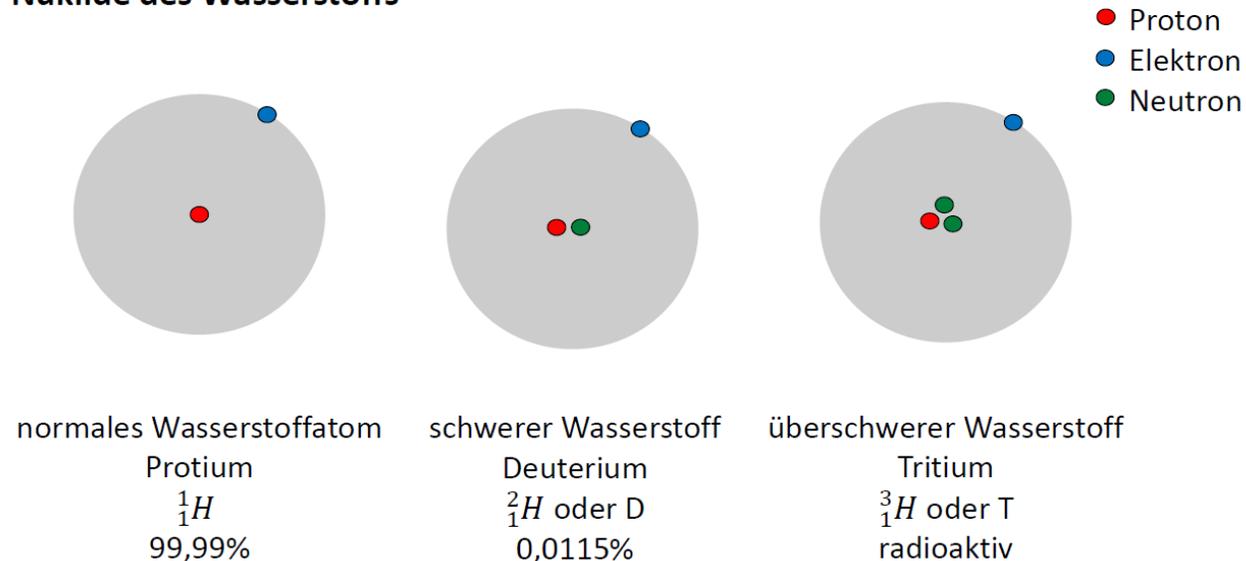
Erst das leere d-Orbital auffüllen			
57	Lanthan	[Xe] 4f ¹ 6s ²	[Xe] 5d ¹ 6s ²
89	Actinium	[Rn] 5f ¹ 7s ²	[Rn] 6d ¹ 7s ²
90	Thorium	[Rn] 5f ² 7s ²	[Rn] 6d ² 7s ²
Ein Elektron vom s-Orbital ins d-Orbital			
41	Niob	[Kr] 4d ³ 5s ²	[Kr] 4d ⁴ 5s ¹
44	Ruthenium	[Kr] 4d ⁶ 5s ²	[Kr] 4d ⁷ 5s ¹
45	Rhodium	[Kr] 4d ⁷ 5s ²	[Kr] 4d ⁸ 5s ¹
Ein Elektron vom f-Orbital ins d-Orbital			
58	Cer	[Xe] 4f ² 6s ²	[Xe] 4f ¹ 5d ¹ 6s ²
91	Protactinium	[Rn] 5f ³ 7s ²	[Rn] 5f ² 6d ¹ 7s ²
92	Uran	[Rn] 5f ⁴ 7s ²	[Rn] 5f ³ 6d ¹ 7s ²
93	Neptunium	[Rn] 5f ⁵ 7s ²	[Rn] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²

Trends im Periodensystem

Isotope

Atome gleicher Ordnungszahl (Anzahl der Protonen) aber unterschiedlicher Massenzahl
(unterschiedlich viele Neutronen)

Nuklide des Wasserstoffs



- Isotope eines Elements haben gleiche chemische Eigenschaften
- Elemente mit nur einem natürlich vorkommendem Isotop: **Reinelement** (z.B. Beryllium, Natrium, Fluor)
- Elemente mit mehreren natürlich vorkommenden Isotopen: **Mischelement** (z.B. Wasserstoff etc.)
- Mit steigender Ordnungszahl eines Elements wächst die Anzahl der Isotope

Trends im Periodensystem

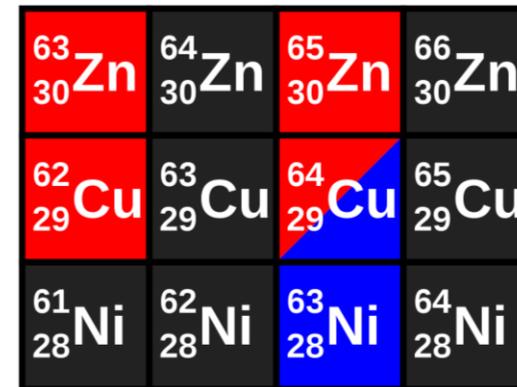
Isotope

p	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
		H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al
n														
0		¹ H												
1	n	² H	³ He	⁴ Li										
2		³ H	⁴ He	⁵ Li	⁶ Be	⁷ B	⁸ C							
3		⁴ H	⁵ He	⁶ Li	⁷ Be	⁸ B	⁹ C	¹⁰ N						
4			⁶ He	⁷ Li	⁸ Be	⁹ B	¹⁰ C	¹¹ N	¹² O					
5			⁷ He	⁸ Li	⁹ Be	¹⁰ B	¹¹ C	¹² N	¹³ O	¹⁴ F				
6			⁸ He	⁹ Li	¹⁰ Be	¹¹ B	¹² C	¹³ N	¹⁴ O	¹⁵ F	¹⁶ Ne			
7				¹⁰ Li	¹¹ Be	¹² B	¹³ C	¹⁴ N	¹⁵ O	¹⁶ F	¹⁷ Ne	¹⁸ Na		
8				¹¹ Li	¹² Be	¹³ B	¹⁴ C	¹⁵ N	¹⁶ O	¹⁷ F	¹⁸ Ne	¹⁹ Na	²⁰ Mg	
9					¹³ Be	¹⁴ B	¹⁵ C	¹⁶ N	¹⁷ O	¹⁸ F	¹⁹ Ne	²⁰ Na	²¹ Mg	²² Al
10					¹⁴ Be	¹⁵ B	¹⁶ C	¹⁷ N	¹⁸ O	¹⁹ F	²⁰ Ne	²¹ Na	²² Mg	²³ Al
11						¹⁶ B	¹⁷ C	¹⁸ N	¹⁹ O	²⁰ F	²¹ Ne	²² Na	²³ Mg	²⁴ Al
12							¹⁷ B	¹⁸ C	¹⁹ N	²⁰ O	²¹ F	²² Ne	²³ Na	²⁴ Mg
13								¹⁹ C	²⁰ N	²¹ O	²² F	²³ Ne	²⁴ Na	²⁵ Mg
													²⁶ Al	

Halbwertszeit	
EI	< 10 ⁻¹⁰ Sekunden
EI	< 1 Minute
EI	1 Minute bis 1 Stunde
EI	1 Stunde bis 1 Tag
EI	1 Tag bis 60 Tage
EI	60 Tage bis 10 Jahre
EI	10 Jahre bis 1.000 Jahre
EI	1.000 Jahre bis 100.000 Jahre
EI	100.000 Jahre bis 10.000.000 Jahre
EI	10.000.000 bis 50.000.000 Jahre
EI	primordiales Nuklid (> 50.000.000 Jahre)
EI	Stabil

Als Isotope bezeichnet man die verschiedenen Atomarten desselben chemischen Elements. Isotope desselben Elements haben in ihren Atomkernen gleich viele Protonen, aber unterschiedlich viele Neutronen. Die Isotope eines Elements haben daher dieselbe Ordnungszahl, aber verschiedene Massenzahlen. Die verschiedenen Isotope eines Elements verhalten sich chemisch fast identisch.

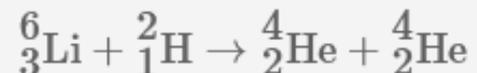
<https://chemiestunde.jimdofree.com/2016/09/07/isotope-unterrichtsstunde-vom-7-09-2016-in-klasse-9a/>



https://de.wikipedia.org/wiki/Isotop#/media/Datei:Isotope_NiCuZn.svg

Trends im Periodensystem

- Um ein bestimmtes Isotop eines Elementes zu kennzeichnen, wird die Massenzahl dem Elementsymbol links oben hinzugefügt. Die Kernladungszahl ist schon durch den Namen (das Elementsymbol) gegeben, kann aber zusätzlich links unten an das Elementsymbol geschrieben werden



- In ihren chemischen Reaktionen unterscheiden sich Isotope des gleichen Elements nur dann, wenn die Massenunterschiede relativ groß sind.
- In der Regel besitzt jedes natürlich vorkommende Element ein oder wenige stabile Isotope, während seine übrigen Isotope radioaktiv (das heißt instabil) sind und früher oder später zerfallen. Es gibt jedoch auch Elemente, bei denen alle Isotope instabil sind.

Trends im Periodensystem



Radioaktive Elemente

nur radioaktive Isotope bekannt

1 H																	2 He																
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne										
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar										
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
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
55 Cs	56 Ba	57 La	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	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		
87 Fr	88 Ra	89 Ac	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Eka-Pt	111 Eka-Au	112 Eka-Hg	113 -	114 -	115 -	116 -	117 -	118 -		

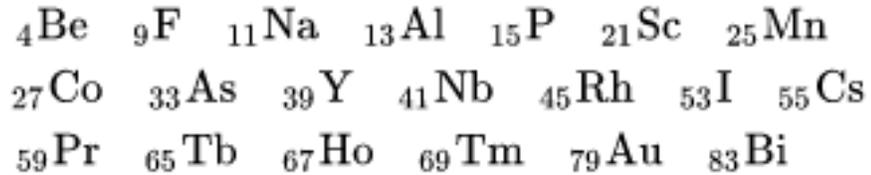
von Elementen mit der Ordnungszahl > 83 sind nur radioaktive Isotope bekannt



Trends im Periodensystem

Atommassen

Reinelemente: bestehen nur aus einem einzigen natürlich vorkommenden Isotop: 20 Elemente



Mischelemente: bestehen in ihrem natürlichen Vorkommen aus einer Mischung verschiedener Isotope: alle anderen Elemente

Für diese Mischelemente ist im Periodensystem die mittlere Atommasse der natürlich vorkommenden Isotopenmischung eingetragen

Element	Massenzahl (Isotop)	Natürliche Häufigkeit ^[63]	Atommasse ^[63] (u)	Mittlere Atommasse (u)
...
15P	31	100 %	30,97	30,97
	32	95,02 %	31,97	
	33	0,75 %	32,97	
	34	4,21 %	33,97	
16S	36	0,02 %	35,97	32,06
	35	75,77 %	34,97	
	37	24,23 %	36,97	
	38	0,063 %	37,96	
17Cl	39	99,600 %	39,96	35,45
	40	0,337 %	35,97	
	41	0,063 %	37,96	
18Ar	42	99,600 %	39,96	39,95
	43	0,063 %	37,96	
	44	0,337 %	35,97	
...

Trends im Periodensystem

Metallcharakter der Elemente

Metallische Eigenschaften sind:

- 1) metallischer Glanz der Oberfläche
- 2) Dehn- und Verformbarkeit
- 3) gute elektrische Leitfähigkeit
- 4) Gute Wärmeleitfähigkeit

- Metalle
- Halbmetalle
- Nichtmetalle

Metallcharakter nimmt ab

Metallcharakter nimmt zu

1									2
H									He
3	4	5	6	7	8	9	10		
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
11	12	13	14	15	16	17	18		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
19	20	31	32	33	34	35	36		
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
37	38	49	50	51	52	53	54		
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
55	56	81	82	83	84	85	86		
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
87	88								
Fr	Ra								

7

Nichtmetalle

1. Mit Ausnahme des Wasserstoffs auf der rechten Seite des PSE
2. Ihre Anzahl ist im Gegensatz zur Anzahl der Metalle bedeutend geringer; in Gewichtsprozent ausgedrückt aber maßgeblich am Aufbau der Erdkruste und der Atmosphäre beteiligt.
3. Bei Raumtemperatur **gasförmig**: Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff, Fluor und Chlor kommen als Moleküle von je zwei Atomen vor. Edelgase kommen atomar vor.
4. Die wichtigsten, bei Raumtemperatur als **Feststoffe** vorliegenden Nichtmetalle sind Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor und Iod.
5. Brom liegt bei Raumtemperatur flüssig vor

1									2
H									He
3	4	5	6	7	8	9	10		
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
	12	13	14	15	16	17	18		
	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
			32	33	34	35	36		
			Ge	As	Se	Br	Kr		
				51	52	53	54		
				Sb	Te	I	Xe		
					84	85	86		
					Po	At	Rn		

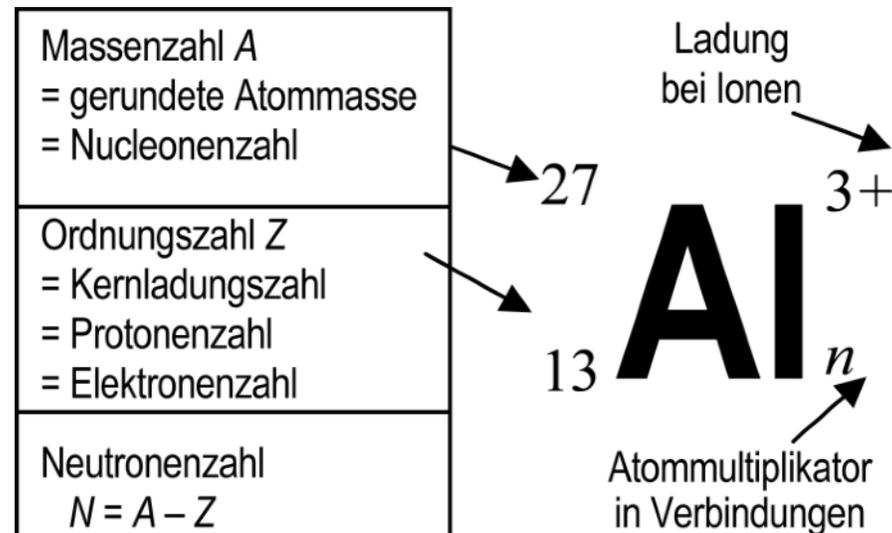
Trends im Periodensystem

Kernladung

Unter der Kernladung versteht man in der Chemie die Ladung eines Atomkerns. In Coulomb ausgedrückt ergibt sich:

$$Z = n \cdot e$$

wobei Z die Kernladung in Coulomb, n die Anzahl der Protonen im Kern und e die Elementarladung ist. Meistens gibt man die Kernladung jedoch einfach als Zahl (Kernladungszahl) an. Sie ist dann dimensionslos und entspricht der Ordnungszahl.



Trends im Periodensystem

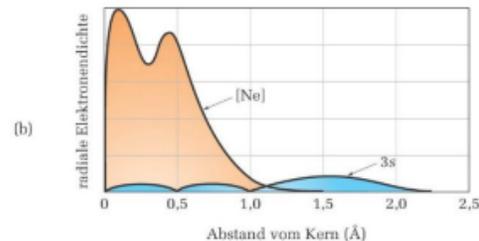
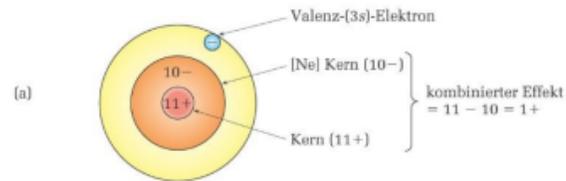


Effektive Kernladungszahl

Warum ist Li leichter zu ionisieren als H?

	H	Li
Ionisierungsenergie [kJ/mol]	1312	520
Kernladung Z	1	3

Die **effektive Kernladung Z_{eff}** , die ein Valenzelektron in Li erfährt, ist kleiner als die tatsächliche Kernladung Z. Die inneren Elektronen schirmen die äußeren Elektronen teilweise von der Anziehung des Kerns ab.



Archiv

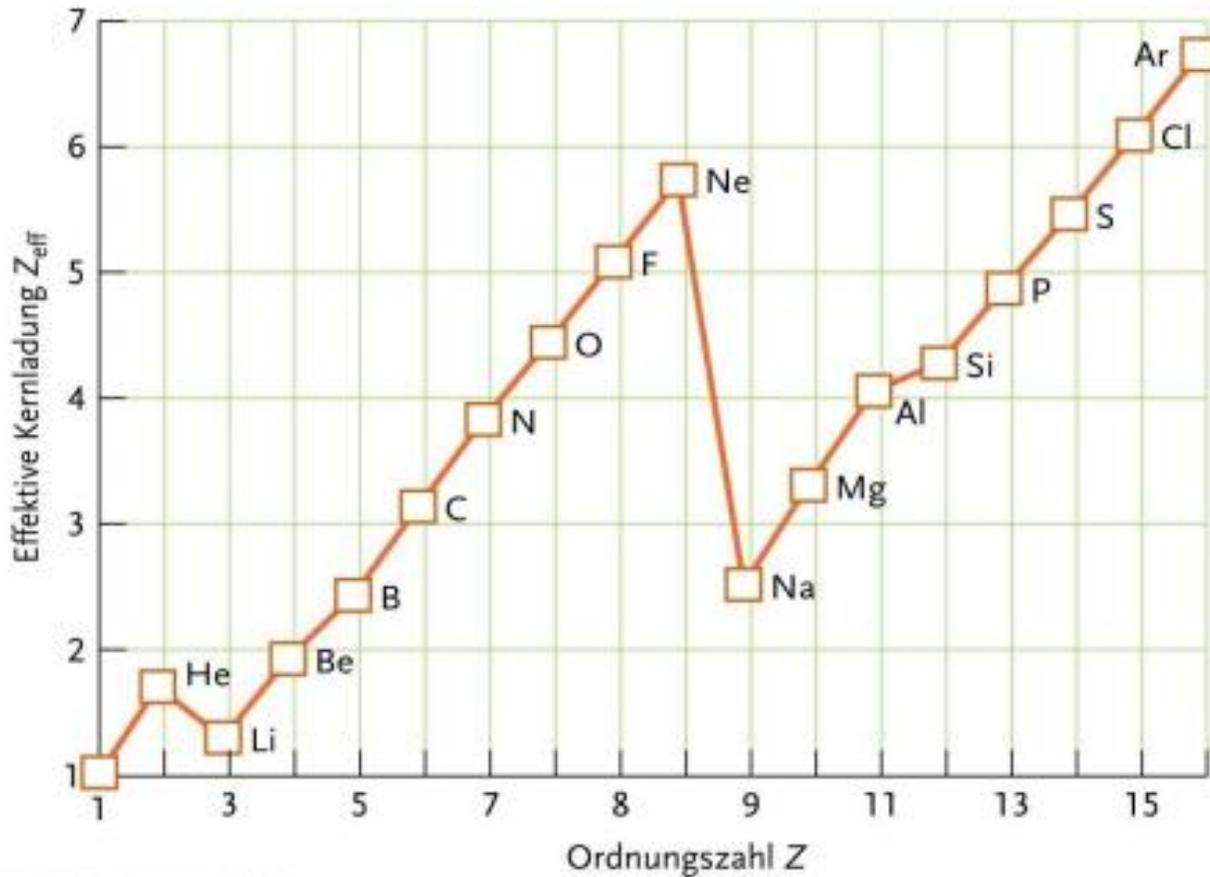
$$Z_{\text{eff}} < Z \quad Z_{\text{eff}} = Z - S$$

S = Abschirmungskonstante

Die effektive Kernladung, die ein 3s-Elektron erfährt, ist etwas größer als 1+.

- Die **effektive Kernladung** hängt vom Element und der Elektronenkonfiguration ab.
- Ebenso wie die **Kernladung** wird sie meist dimensionslos als **effektive Kernladungszahl** angegeben.
- Die **effektive Kernladung** ist wichtig zum Verständnis des Ionisierung von Atomen.

Trends im Periodensystem



- Die effektive Kernladung nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu, fällt aber ab, sobald die äußeren Elektronen eine neue Schale besetzen.

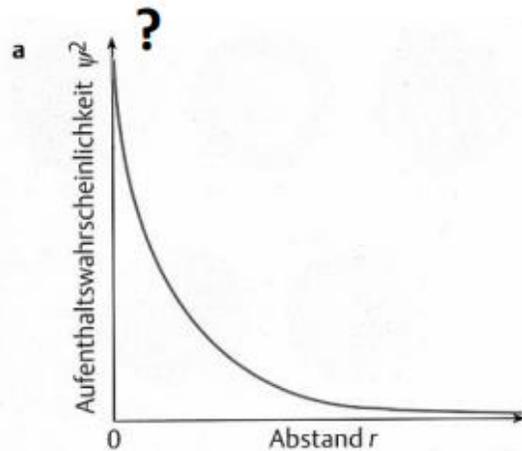
Trends im Periodensystem



Größe von Atomen - Atomradius

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

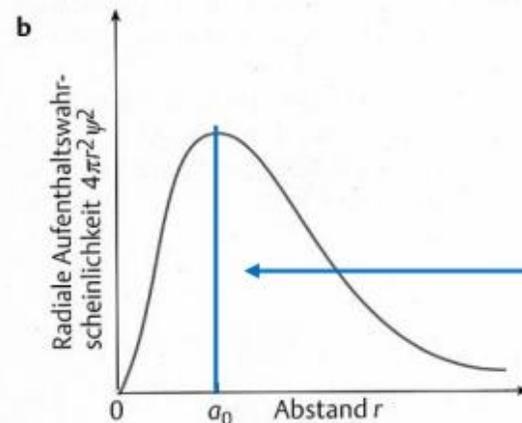
Atomradius



Absolute Atomgrößen können nicht bestimmt werden, da es keine definierte Oberfläche gibt

a Aufenthaltswahrscheinlichkeit für ein Elektron im Zustand $n = 1$ des Wasserstoffatoms, wenn man sich in einer bestimmten Richtung vom Atomkern entfernt

b Radiale Aufenthaltswahrscheinlichkeit, d.h. Wahrscheinlichkeit, das Elektron irgendwo im Abstand r vom Atomkern anzutreffen

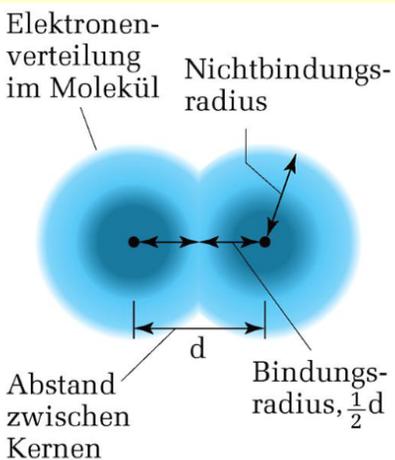


Theoretischer Atomradius:

das Maximum der Radialverteilung des äußersten besetzten Atomorbitals



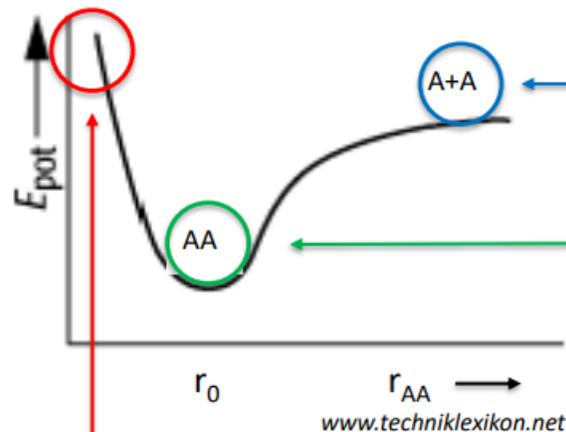
Trends im Periodensystem



H 37	Li 157	Be 111	B 82	C 77	N 70	O 66	F 64
	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99
	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114
	Rb 250	Sr 215	In 167	Sn 158	Sb 141	Te 137	I 133
	Cs 272	Ba 224	Tl 170	Pb 175	Bi 182		

- Absolute Atomgrößen können nicht bestimmt werden, da keine definierte Oberfläche
- Bestimmung der **effektiven Größe**: Abstand zwischen den Atomkernen in einer Verbindung
→ **abhängig von der Bindungsart**

Potentialkurve: Energieinhalt von zwei gebundenen Atomen als Funktion des Abstands



Abstand zwischen den Atomen zu groß, es wirken keine anziehende Kräfte

- Bei Annäherung der Atome wird Energie frei
- Bei r_0 ist ein Energieminimum erreicht
→ **Bindung**

Abstand zwischen Atomen klein, abstoßende Kräfte überwiegen

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

https://www.chemie.uni-hamburg.de/studium/_dokumente/03-trendsimpse.pdf

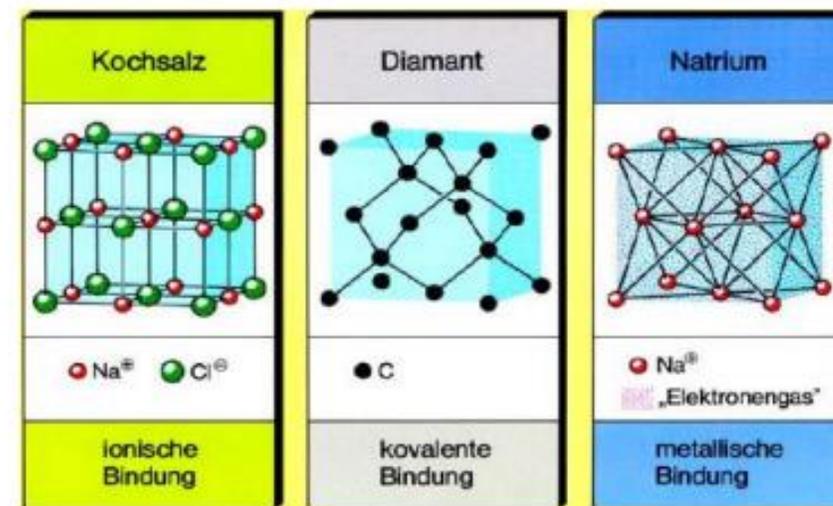
Abstand zwischen den Atomkernen in einer Verbindung → abhängig von der Bindungsart

Trends im Periodensystem



Verbinden sich Atome, treten Veränderungen in der Elektronenverteilung auf:

1. Ionenbindung: Beruht auf der elektrostatischen Anziehung von Anionen und Kationen → Salze
2. Kovalente Bindung: Zwei Atome teilen sich zwei Elektronen (Elektronenpaar) → Moleküle
3. Metallische Bindung: Atome fügen ihre Valenzelektronen zu einem sog. Elektronengas zusammen; Elektronen sind delokalisiert, d.h. sie gehören zu allen Atomen und bewegen sich frei → Metalle und Legierungen
4. Van-der-Waals-Wechselwirkungen: Dipol-Dipol-Wechselwirkung; Schwache Kräfte, die zwischen Atomen oder Molekülen wirken



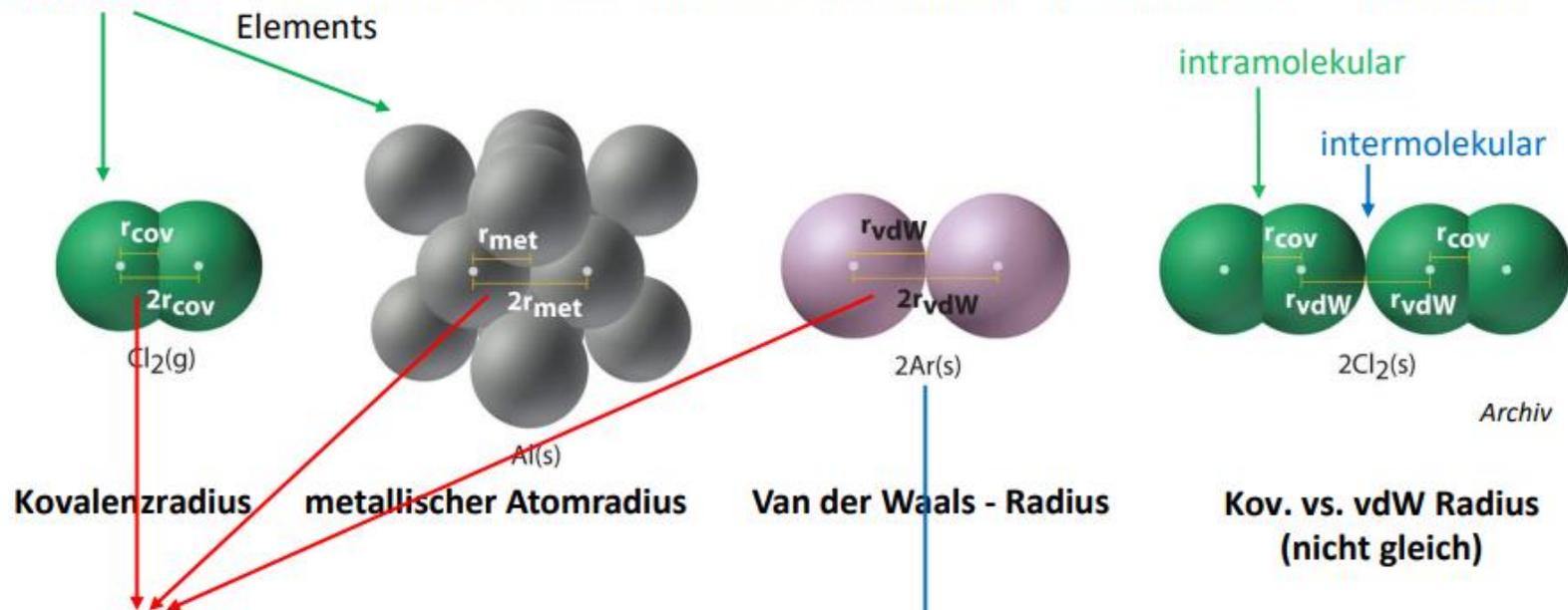
Archiv

Trends im Periodensystem



Abstand zwischen den Atomkernen in einer Verbindung
→ **abhängig von der Bindungsart**

Atomradius = Halber Abstand zwischen den Atomen im Kristallgitter/ in Molekülen des jeweiligen Elements



Bindungslänge: kann experimentell durch Röntgenbeugungsuntersuchungen ermittelt werden

Edelgase: meist keine chemische Bindung nur **intermolekulare (zwischenmolekulare) van-der-Waals-WW**

Außer „Atomradien“ unterscheiden wir noch

- ➔ **Ionenradien**
Größe, wenn das Atom ein oder mehrere Elektronen aufgenommen (Anion) bzw. abgegeben hat (Kation)
- ➔ **Kovalenzradien**
Größe entlang der Bindung, wenn Atome einfach oder mehrfach miteinander gebunden sind
- ➔ **van der Waals-Radien**
Platzbedarf, wenn Atome nicht miteinander gebunden sind

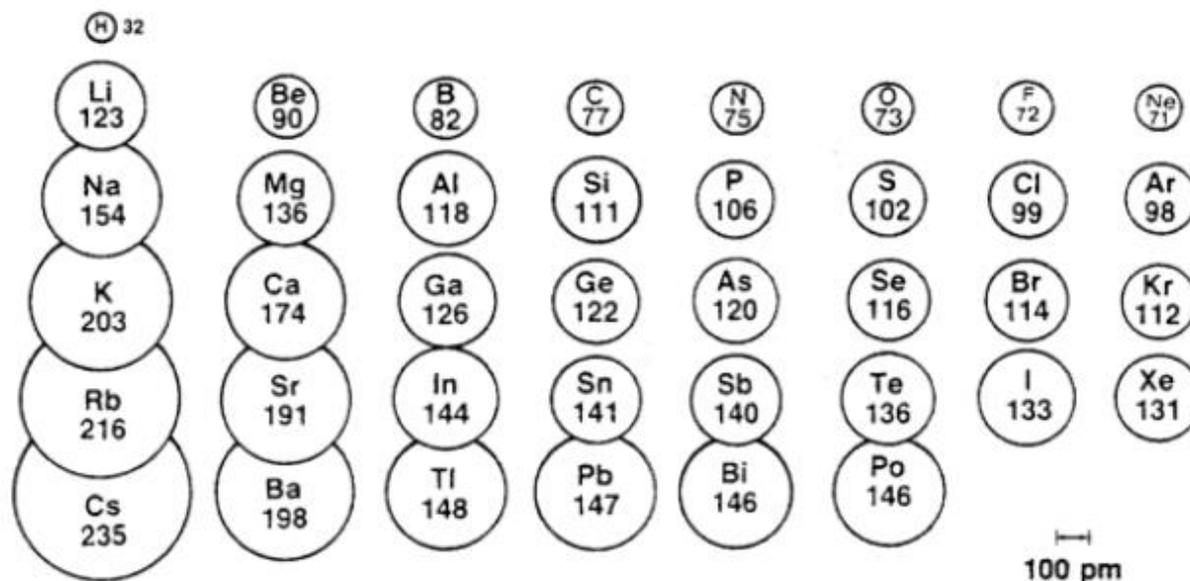
Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

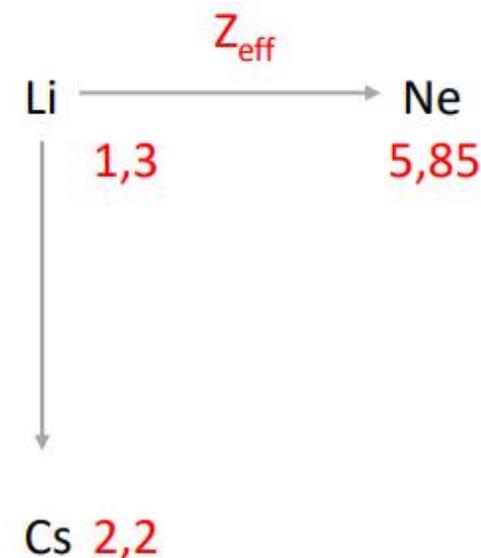
Hauptgruppen

- Kovalenz- /Atomradien **nehmen innerhalb einer Gruppe zu**
→ neu hinzukommende Schale
- Kovalenz- /Atomradien **nehmen innerhalb einer Periode ab**
→ Zunahme der Kernladung, stärkere Anziehung der Elektronenhülle;



Metallische oder kovalente Radien der Hauptgruppenelemente in pm (10^{-12} m)

www.hamm-chemie.de

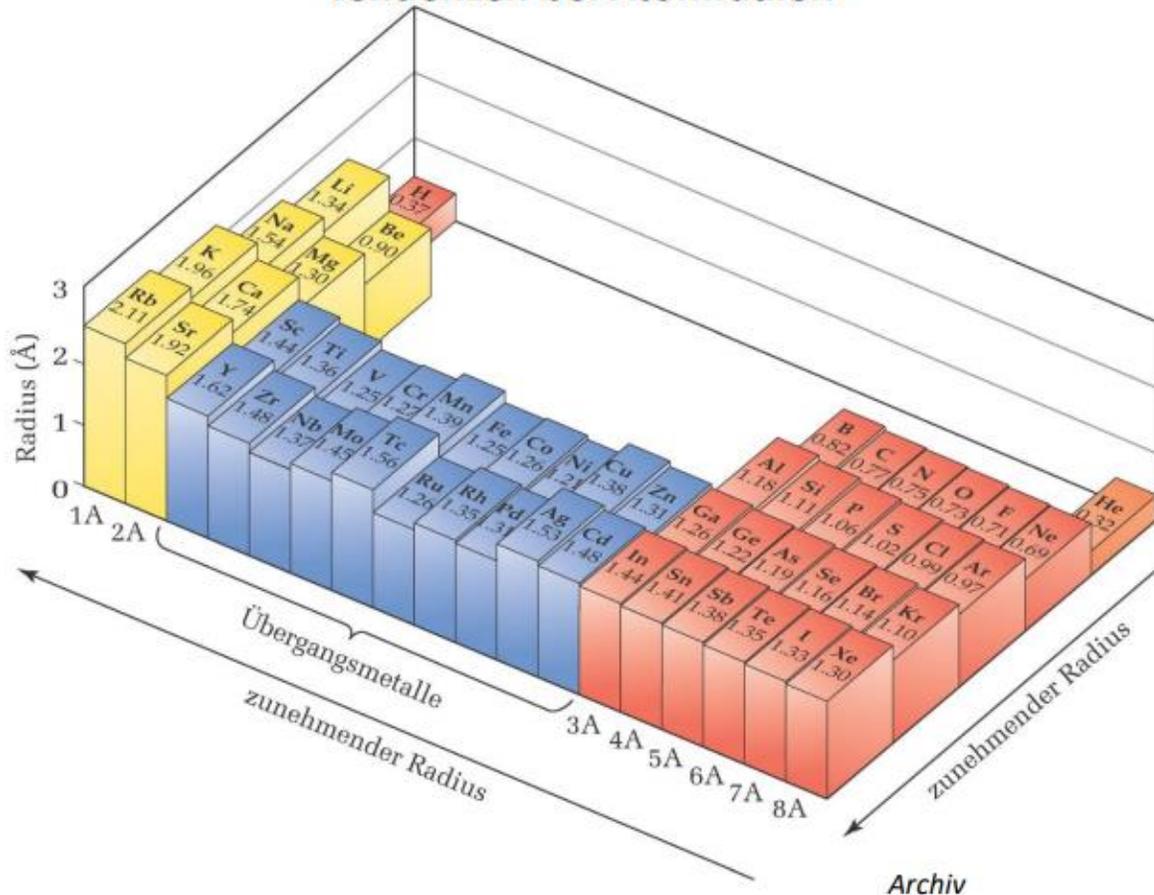


Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Tendenzen bei Atomradien



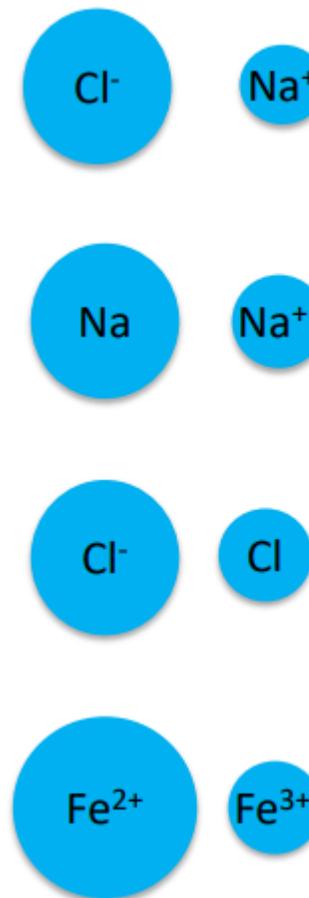
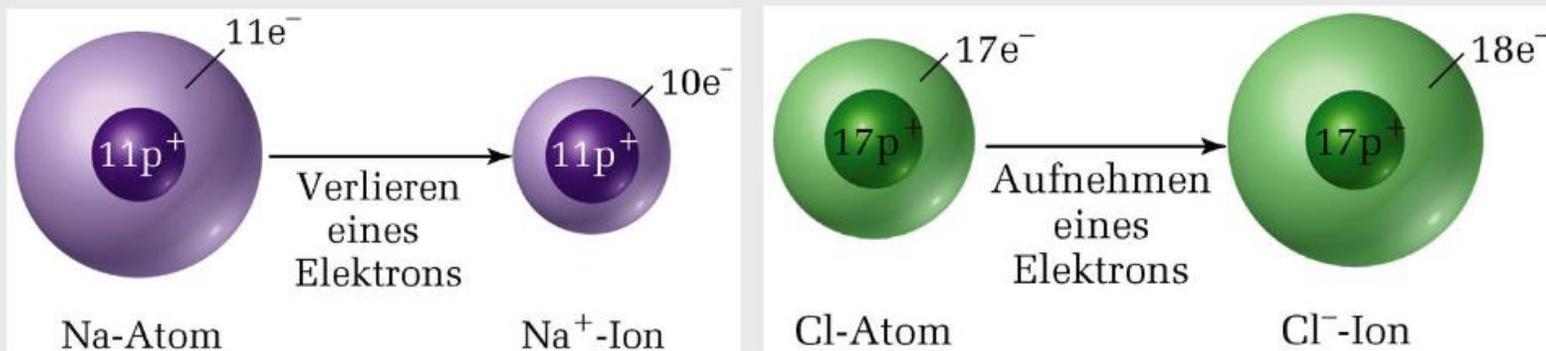
Bindungsradien der ersten 54 Elemente des Periodensystems:
Die Höhe des Balkens für jedes Element ist proportional zu seinem Radius

Trends im Periodensystem

Ionenradius

Kationen und Anionen

Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen. Bei Ionen ist die Protonenzahl ungleich der Elektronenzahl. **Kationen:** $n(p^+) > n(e^-)$; **Anionen** $n(p^+) < n(e^-)$



Trends im Periodensystem

Li ⁺ 0,68	Li 1,34	Be ²⁺ 0,31	Be 0,90	B ³⁺ 0,23	B 0,82	O 0,73	O ²⁻ 1,40	F 0,71	F ⁻ 1,33
Na ⁺ 0,97	Na 1,54	Mg ²⁺ 0,66	Mg 1,30	Al ³⁺ 0,51	Al 1,18	S 1,02	S ²⁻ 1,84	Cl 0,99	Cl ⁻ 1,81
K ⁺ 1,33	K 1,96	Ca ²⁺ 0,99	Ca 1,74	Ga ³⁺ 0,62	Ga 1,26	Se 1,16	Se ²⁻ 1,98	Br 1,14	Br ⁻ 1,96
Rb ⁺ 1,47	Rb 2,11	Sr ²⁺ 1,13	Sr 1,92	In ³⁺ 0,81	In 1,44	Te 1,35	Te ²⁻ 2,21	I 1,33	I ⁻ 2,20

Vergleich der Radien [Å] von neutralen Atomen und Ionen für einige Gruppen des s- und p-Blocks. Neutrale Atome sind grau gezeichnet, Kationen rot und Anionen blau.

- Anionen sind oft größer als Kationen (Achtung: Stellung im PSE, z.B. $9 \text{ F}^- < {}^{55}\text{Cs}^+$)
- Ionenradius eines Kations ist kleiner als sein Atomradius
- Ionenradius eines Anions ist größer als sein Atomradius
- Dreifach geladene Kationen eines Elements sind kleiner als zweifach geladene

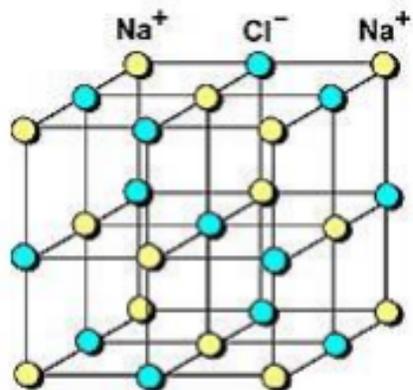
Trends im Periodensystem



Ionenradius

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Ionenradius: Radius eines als starre Kugel betrachteten Ions im Kristallgitter

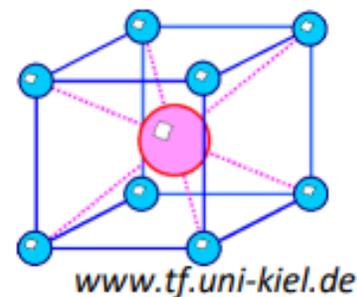


Ionengittermodell
von Natriumchlorid

Experimente.net

Koordinationszahl 6

Koordinationszahl (KZ):
Anzahl der nächsten Nachbarn



Koordinationszahl 8

Trends im Periodensystem

Ionisierungsenergie

Die Ionisierungsenergie (auch Ionisationsenergie, Ionisierungspotential oder Ionisierungsenthalpie) ist die Energie, die benötigt wird, um ein Atom oder Molekül zu ionisieren, d. h. um ein Elektron vom Atom oder Molekül zu trennen. Sie kann durch Strahlung, eine hohe Temperatur des Materials oder chemisch geliefert werden.



→ Maß für die Festigkeit, mit der das Elektron gebunden ist



Es gibt erste, zweite, dritte und höhere Ionisierungsenergien!

Die Ionisierungsenergie von Atomen ist eine Funktion des Radius r und der effektiven Kernladung Z_{eff} :

$$\text{IE} = f(r, Z_{\text{eff}}) \sim \frac{Z_{\text{eff}}}{r}$$

Je kleiner der Radius und je höher die Kernladung, desto größer ist die Ionisierungsenergie!

Trends im Periodensystem

Die erste Ionisierungsenergie hängt von der Anziehungskraft zwischen dem Atomkern und dem zu entfernenden Elektron ab, welche sich nach der Coulomb-Formel berechnet:

$$F = k_C \cdot \frac{Ze \cdot (-e)}{r^2}$$

mit

- Ordnungs- bzw. Kernladungszahl Z
- Elementarladung e
- Abstand r des Elektrons vom Kern
- Coulomb-Konstante

$$k_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$$

mit Elektrischer Feldkonstante ϵ_0

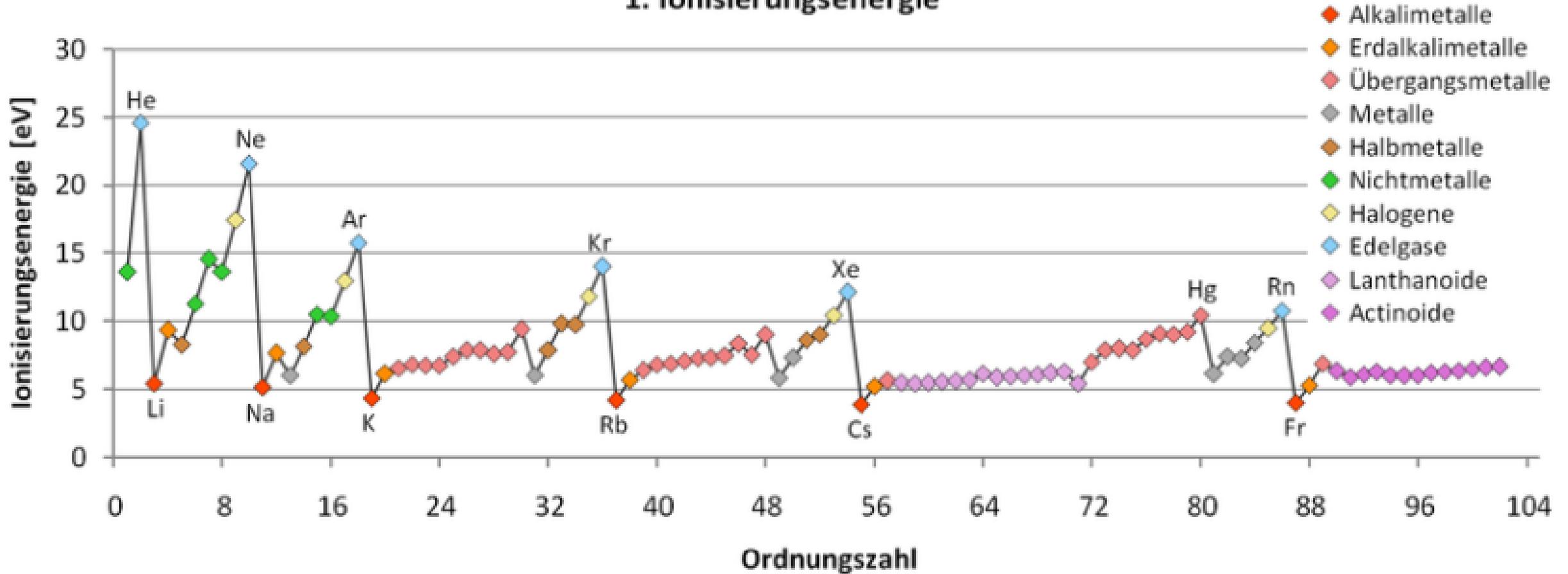


Die Ionisierungsenergien spiegeln die Strukturierung der Elektronenhülle in Schalen und Unterschalen und auch die erhöhte Stabilität halbbesetzter Unterschalen unmittelbar wieder.

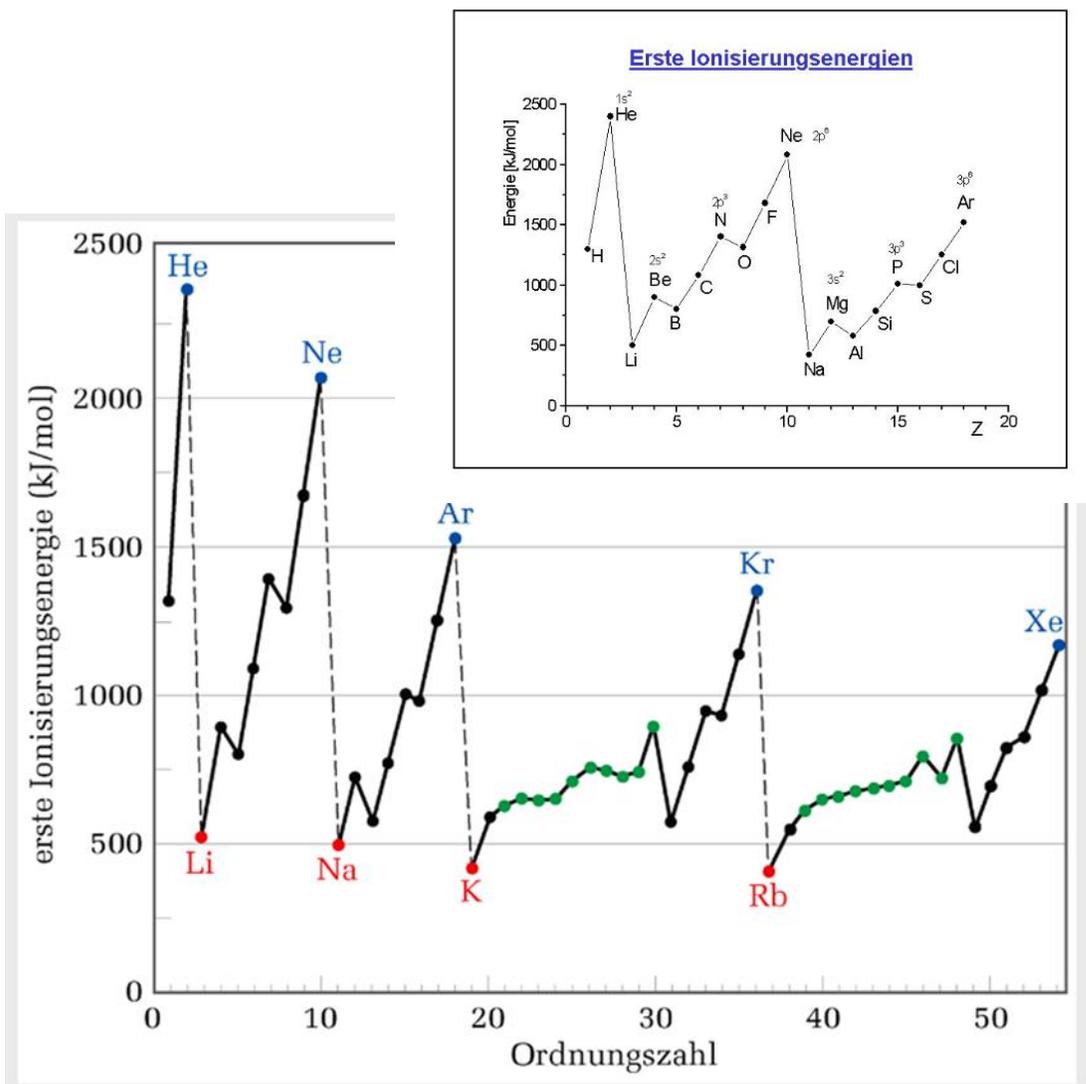


Trends im Periodensystem

1. Ionisierungsenergie



Trends im Periodensystem



Innerhalb einer Periode:

- starker Anstieg der ersten Ionisierungsenergie
 - Zunahme von links nach rechts un stetig
 - Grund für die Zunahme: steigende Kernladungszahl und die dadurch bedingte stärkere Anziehung der Elektronen durch den Kern.
- Elektronenzahl der Hülle nimmt innerhalb der Periode von links nach rechts zwar in gleichem Maß zu → das jeweils hinzukommende Elektron wird jedoch immer in dieselbe Schale eingebaut (Außenschale)
- Die dort schon vorhandenen Elektronen können das jeweils hinzukommende Elektron deshalb nicht so stark von der Kernladung abschirmen, weil sie denselben Kernabstand besitzen wie das hinzugekommene Elektron

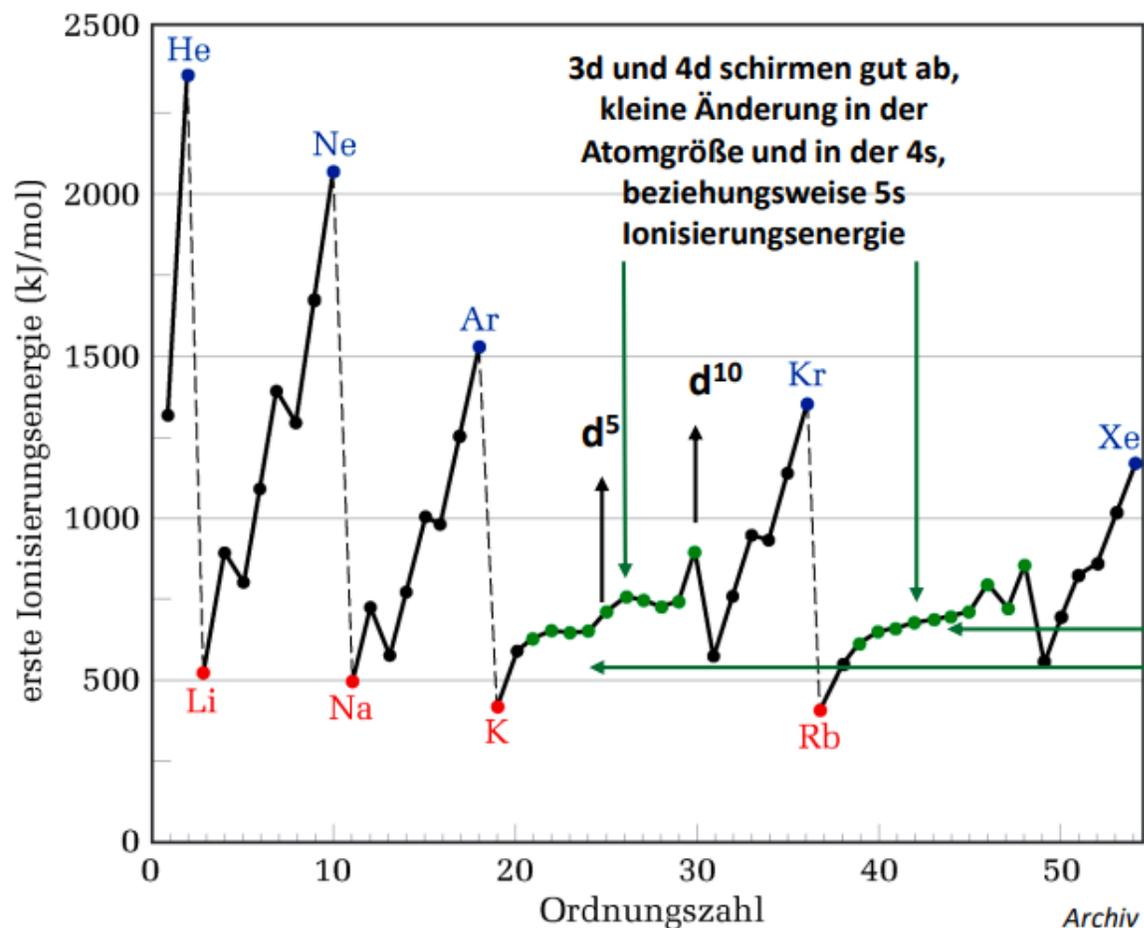
Trends im Periodensystem

- Zunahme der Kernladung kann nicht durch die Zunahme der Ladung der Elektronenhülle kompensiert werden → Zunahme der Ionisierungsenergie
- Übergang Stickstoff zu Sauerstoff: Unstetigkeit IE nimmt von links nach rechts ab
 - ➔ Grund für die Unstetigkeit:
Stickstoff besitzt halb besetzte p-Unterschale:
 - energiearme, stabile Elektronenkonfiguration
 - für Entfernung eines Elektrons wird deshalb besonders viel Energie benötigt
- Alkalimetalle: geringste Ionisierungsenergien innerhalb der Perioden
- Edelgase: höchste Ionisierungsenergien innerhalb der Perioden
- Extrema werden innerhalb einer Gruppe von oben nach unten geringer, da sich das zu entfernende Elektron nach dem Schalenmodell des Atoms auf einer neuen Schale befindet → Abstand r vom Kern steigt → weniger Energie muss aufgewendet werden, um es aus der Anziehungskraft des Kerns zu lösen
- Entsprechend nimmt die erste Ionisierungsenergie beim Übergang von einer Periode zur nächsten, z. B. vom Neon zum Natrium, schlagartig ab.

Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J/Atom} \rightarrow \times 6 \times 10^{23} \text{ Atome/mol} = 96,5 \text{ kJ/mol}$$

Trends im Periodensystem

Elektronenaffinität

Die Elektronenaffinität ist die Energie, die bei der Anlagerung von Elektronen an gasförmige Atome freigesetzt wird.



Definitionsgemäß trägt die Elektronenaffinität ein negatives Vorzeichen!

H -73							He > 0
Li -60	Be > 0	B -27	C -122	N > 0	O -141	F -328	Ne > 0
Na -53	Mg > 0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar > 0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr > 0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe > 0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

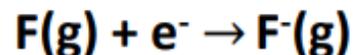
- Je negativer die Elektronenaffinität, desto größer ist die Anziehung des Elektrons durch das Atom.
- Eine Elektronenaffinität > 0 zeigt an, dass das negative Ion eine höhere Energie hat als das getrennte Atom und Elektron.

Trends im Periodensystem

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



$$E_{ea} = \Delta H = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte})$$



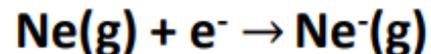
$$\Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H < 0:$$

Exotherm

Energie wird frei

Je negativer die Elektronenaffinität, desto größer ist die Anziehung des Elektrons durch das Atom.



$$\Delta H = +29 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H > 0:$$

Endotherm

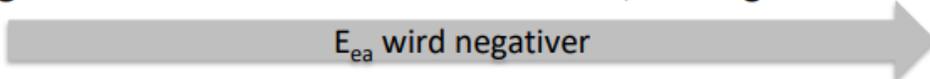
Energie muss aufgewendet werden

Die Elektronenaffinität > 0 der Edelgase zeigt an, dass das negative Ion eine höhere Energie hat als das neutrale Atom und Elektron.

Trends im Periodensystem



Allgemeine Tendenz: Je kleiner ein Atom, umso größer die Tendenz ein e^- aufzunehmen



A. Aufnahme von einem Elektron

H -73						He (+21)
Li -60	Be (>0)					Ne (+29)
Na -53	Mg (>0)					Ar (+35)
K -48	Ca -3					Kr (+39)
Rb -47	Sr -5					Xe (+41)
Cs -45	Ba -14					Rn (+41)

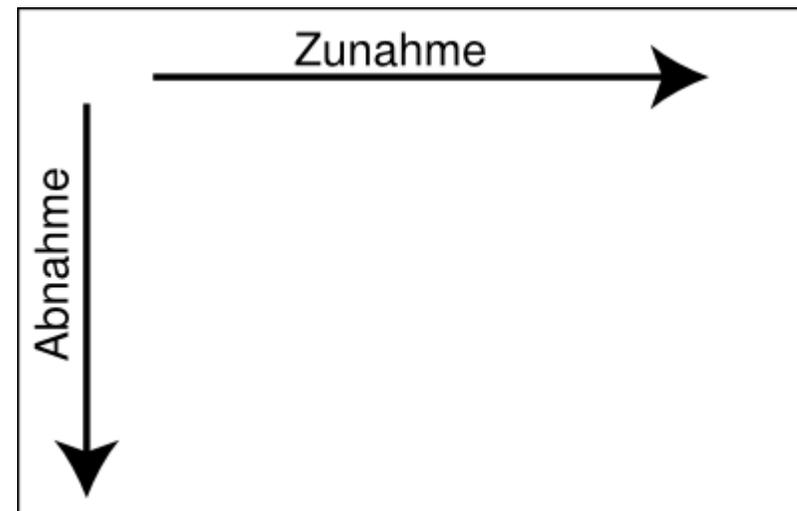
B -27	C -122	N 6	O -141	F -328	
Al -43	Si -171	P -72	S -200	Cl -349	
Ga -40	Ge -119	As -77	Se -195	Br -325	
In -39	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	
Tl -14	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	

F zu klein; größeres Cl kann e^- besser unterbringen

Voll- und teilbesetzte Unterschalen haben eine geringe Tendenz zur e^- -Aufnahme

E_{ea} besonders negativ, Tendenz zur Aufnahme eines e^- groß, anscheinend nur um Edelgaskonfiguration zu erreichen

grob



B. Aufnahme von zwei Elektronen

O +704	S +322
-----------	-----------

2. E_{ea} immer positiv
 Stabilisierung der 2fach negativen Ionen z.B. durch Wechselwirkung mit Kationen im Kristallgitter

Trends im Periodensystem

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Das Erreichen einer stabilen Edelgaskonfiguration der Ionen ist nicht die Ursache, sondern die Folge der chemischen Bindung (Ionenbindung) sowie der Gitterenergie
„Erreicht ein Ion Edelgaskonfiguration, so ist seine Bildung bevorzugt.“ Nicht korrekt!

- **Bildung von O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$ ([Ne])**



O^{2-} hat Edelgaskonfiguration, seine Bildung jedoch ist energetisch nicht günstig?!

Trends im Periodensystem

Elektronegativität

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer chemischen Bindung die Elektronen einer (Atom-)Bindung an sich zu ziehen.

Die Elektronegativität ist eine aus empirischen Daten berechnete Größe.

Pauling: $(\Delta D_{AB})^{1/2} = k |\chi_A - \chi_B|$

Mulliken: $\chi = \frac{1}{2}(IE + EA) \Rightarrow \chi = 0.168 \cdot (IE + EA) - 0.207$

Allred/Rochow: $F \approx \frac{e^2 \cdot Z_{eff}}{r^2}$ EN ist proportional zu F , der elektrostatischen Anziehungskraft.

Das Pauling-Modell beruht auf der Elektronegativitätsdifferenz zweier Atome A und B als Maß für den ionischen Anteil ihrer Bindung A-B. (Dissoziationsenergie D muss bekannt sein)

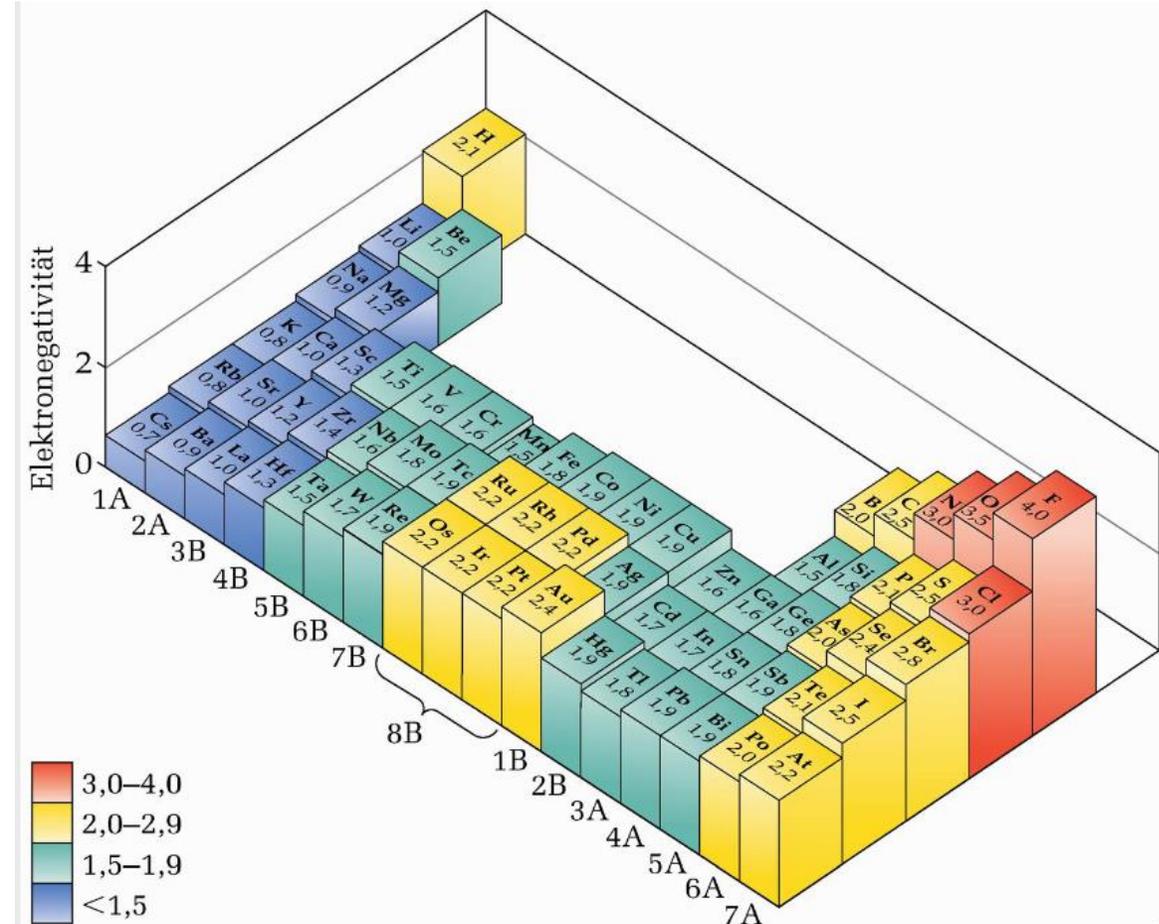
EN eines Atoms ist Mittelwert aus Ionisierungsenergie IE und Elektronenaffinität EA

EN proportional der elektrostatischen Anziehungskraft F , die der Kern auf die Bindungselektronen ausübt. Achtung: Innere Elektronen schirmen einen Teil der Kernladung Z ab $\rightarrow Z_{eff}$

Elektronegativitäten beziehen sich immer auf gebundene Atome, Elektronenaffinitäten auf freie Atome.

D = Dissoziationsenergie, IE = Ionisierungsenergie, EA = Elektronenaffinität

Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
Fr	Ra					

Archiv

- Atome mit hoher Bereitschaft Bindungselektronen anzuziehen sind elektronegat
- Atome mit niedriger Bereitschaft Bindungselektronen anzuziehen sind elektroposit
- Im PSE nimmt EN in den Hauptgruppen ab, in den Perioden zu
- Elektropositivstes Element: Cs (nicht radioaktiv)
- Elektronegativstes Element: F

Trends im Periodensystem



Aus der **Differenz der EN** der Bindungspartner lässt sich die Polarität und somit die **Art der Bindung** abschätzen

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

ΔEN	Bindungsart	Kennzeichen der Bindung
0,0	unpolare Bindung	Elektronenpaare werden von allen Atomen gleich stark beansprucht, sodass keine Ladungsschwerpunkte entstehen.
0,1...0,4	schwach polare Bindung	Ein Atom beansprucht Elektronenpaare etwas stärker als das andere.
0,4...1,7	stark polare Bindung	Ein Atom beansprucht Elektronenpaare viel stärker als das andere.
> 1,7	Ionenbindung	Es sind keine gemeinsamen Elektronenpaare vorhanden, d. h., es bilden sich Ionen

Trends im Periodensystem



PERIODIC TABLE TRENDS

