



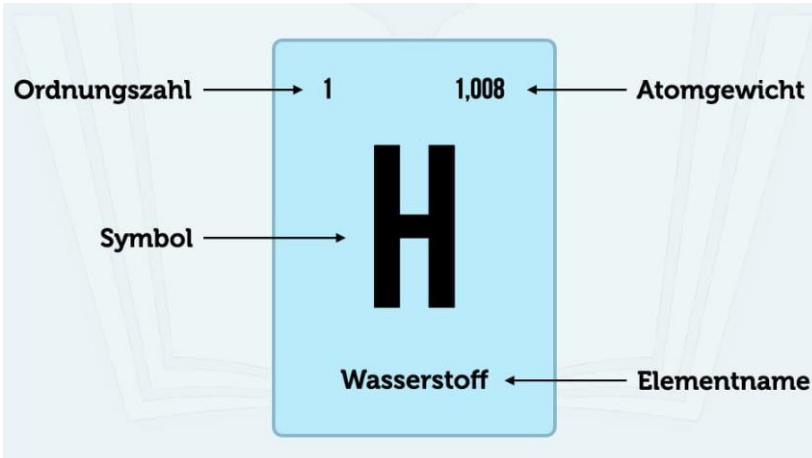
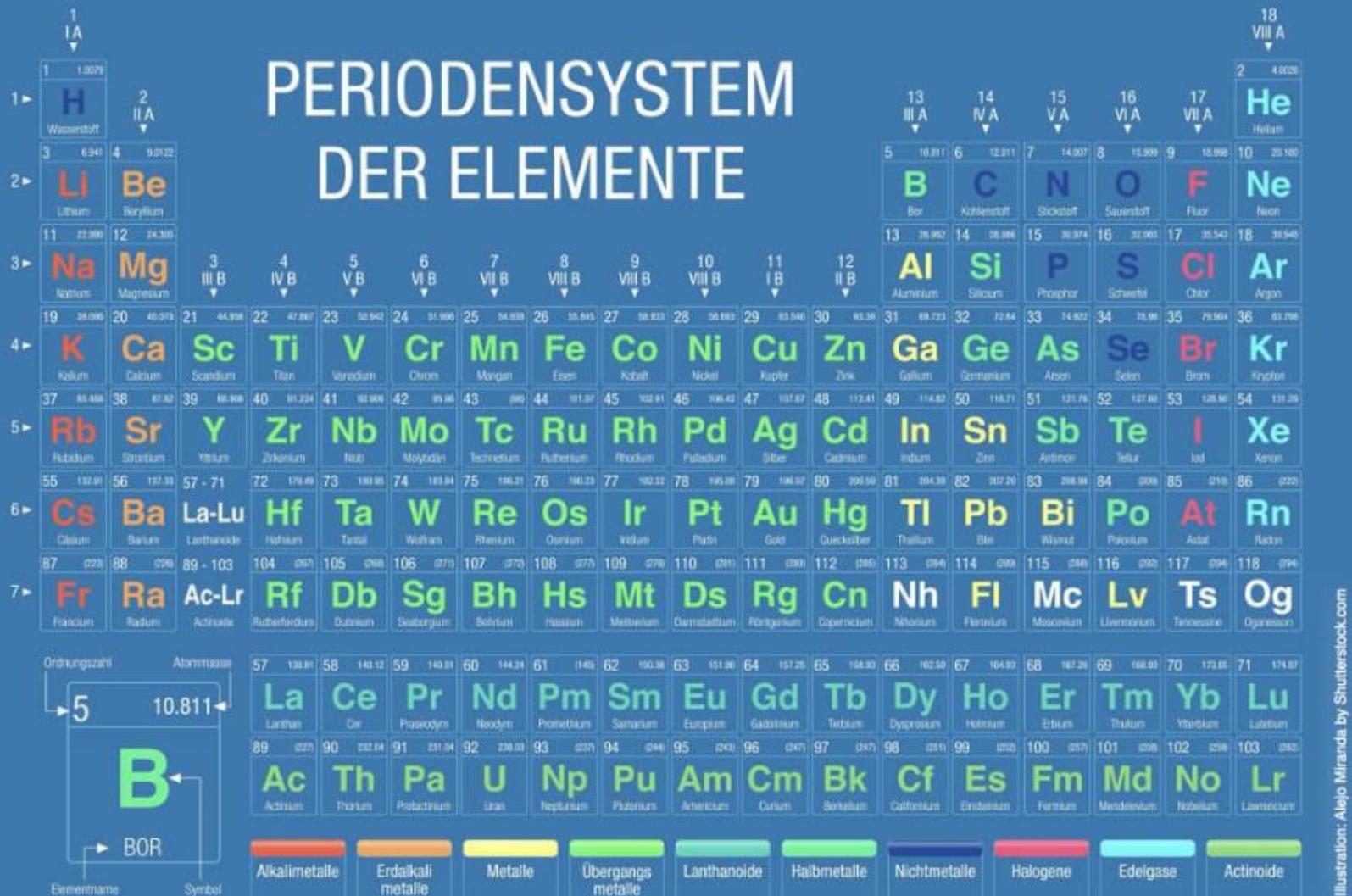
Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

Trends im Periodensystem und VSEPR

09.12.2025

Trends im Periodensystem



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

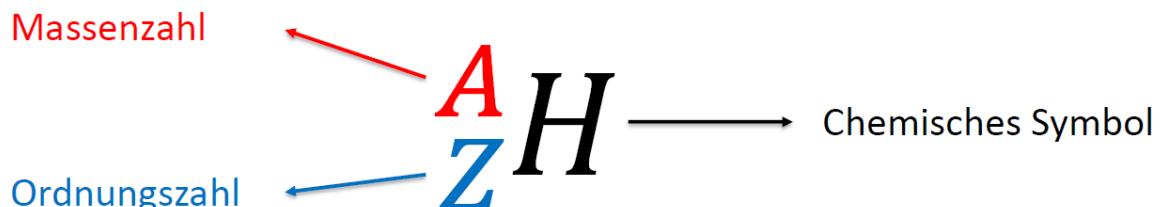
Im Periodensystem befindet sich die Ordnungszahl jeweils über dem Elementsymbol.



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.

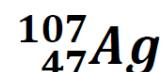


Ordnungszahl Z = Anzahl der Protonen im Kern (legt Element fest!)

Massenzahl A = Gesamtzahl der Nukleonen (Protonen und Neutronen)

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

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



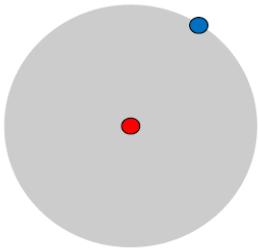


Wiederholung

Isotope

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

Nuklide des Wasserstoffs

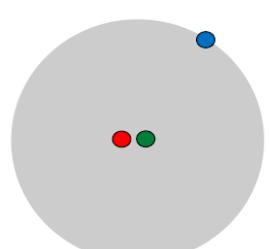


normales Wasserstoffatom

Protium

1H

99,99%

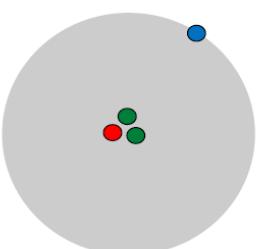


schwerer Wasserstoff

Deuterium

2H oder D

0,0115%



überschwerer Wasserstoff

Tritium

3H oder T

radioaktiv

- Proton
- Elektron
- Neutron

- 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: 0,0000000000000000000000000001 kg

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

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

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

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:

$$\begin{array}{l} \text{Anteil } \times \text{ Masse} \\ 98,90 \% \times 12,000 \text{ u} \\ \left. \begin{array}{l} 1,10 \% \times 13,003^+ \end{array} \right\} A_r(C) = 12,011 \text{ u} \end{array}$$

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

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

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



Wiederholung

Masse eines Atoms

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

- $Z = p = 6$
- $A = p + n = 12 \rightarrow n = 6$
- $e = 6$

$$\bullet M = (6 \times 1.672649 \cdot 10^{-27}) + (6 \times 1.674954 \cdot 10^{-27}) + 6 \times (9.109534 \cdot 10^{-31}) = 1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Elementarteilchen	Masse (absolut) [kg]	Ladung [C] [e]	Radius [m]	Dichte [g · cm ⁻³]
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	$1.3 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{14}$

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:

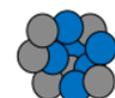
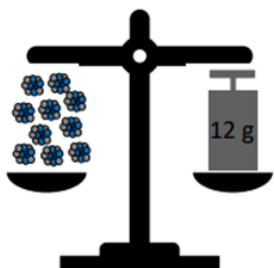


Eine Relation zwischen der Masse einer Substanz und der darin enthaltenen Anzahl an Teilchen ist notwendig

Stoffmenge: Mol

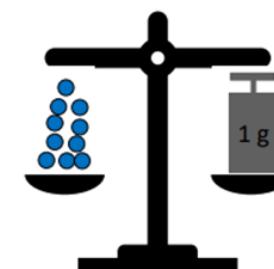


1 Mol ($12 \text{ g } ^{12}\text{C}$)
 $6,02217 \times 10^{23}$ Atome



Kohlenstoffatom

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

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

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

Molmasse ^{12}C : 12 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.

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

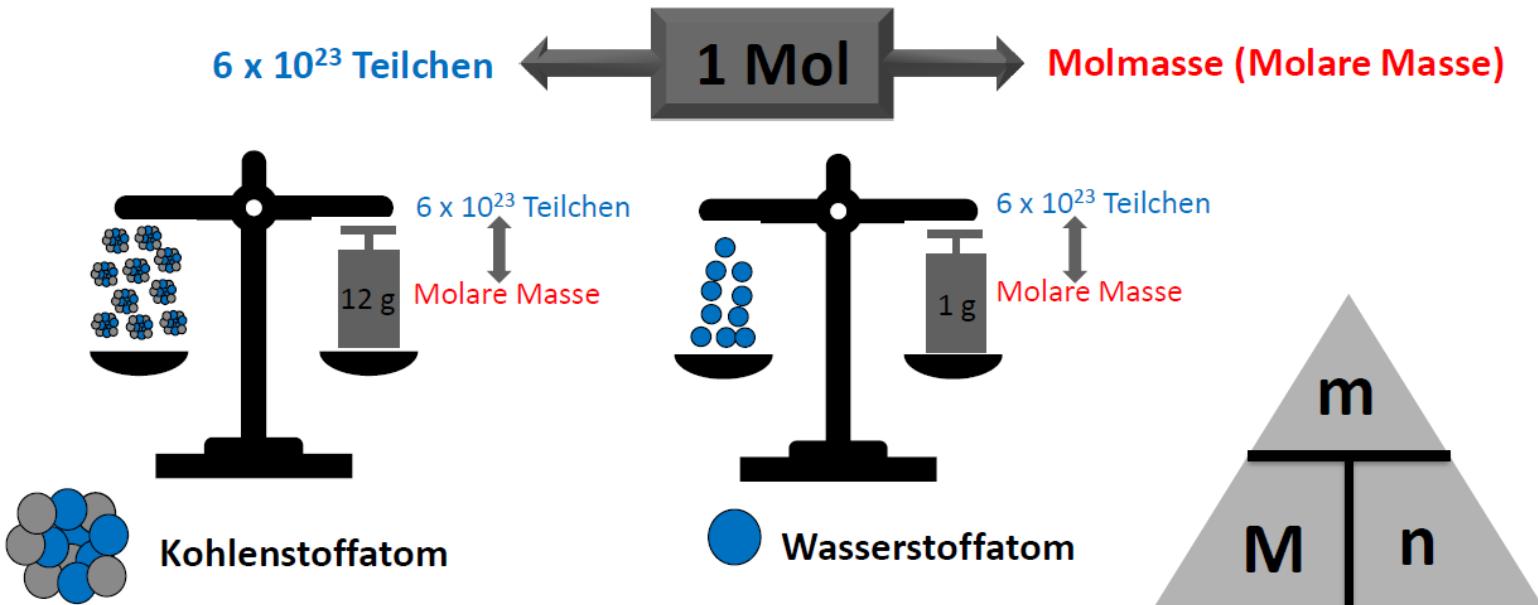
$$\text{Stoffmenge (n)} = \text{Masse (m)} / \text{Molmasse (M)}$$

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



Wiederholung

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

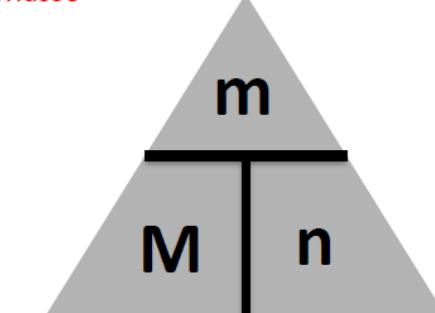


Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

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**

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



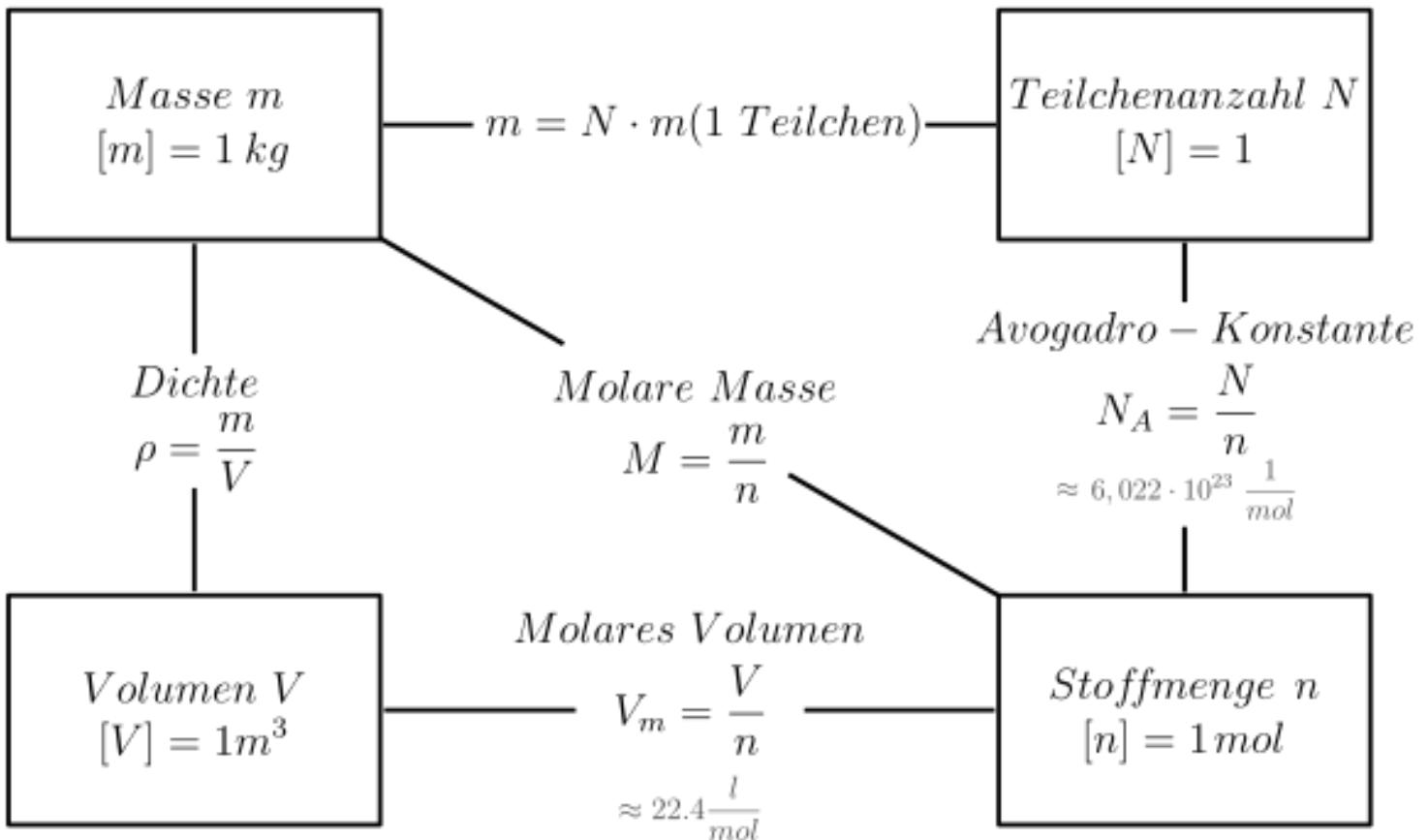
m: Masse

n: Stoffmenge

m_x : Masse eines Moleküls
(eines Atoms)

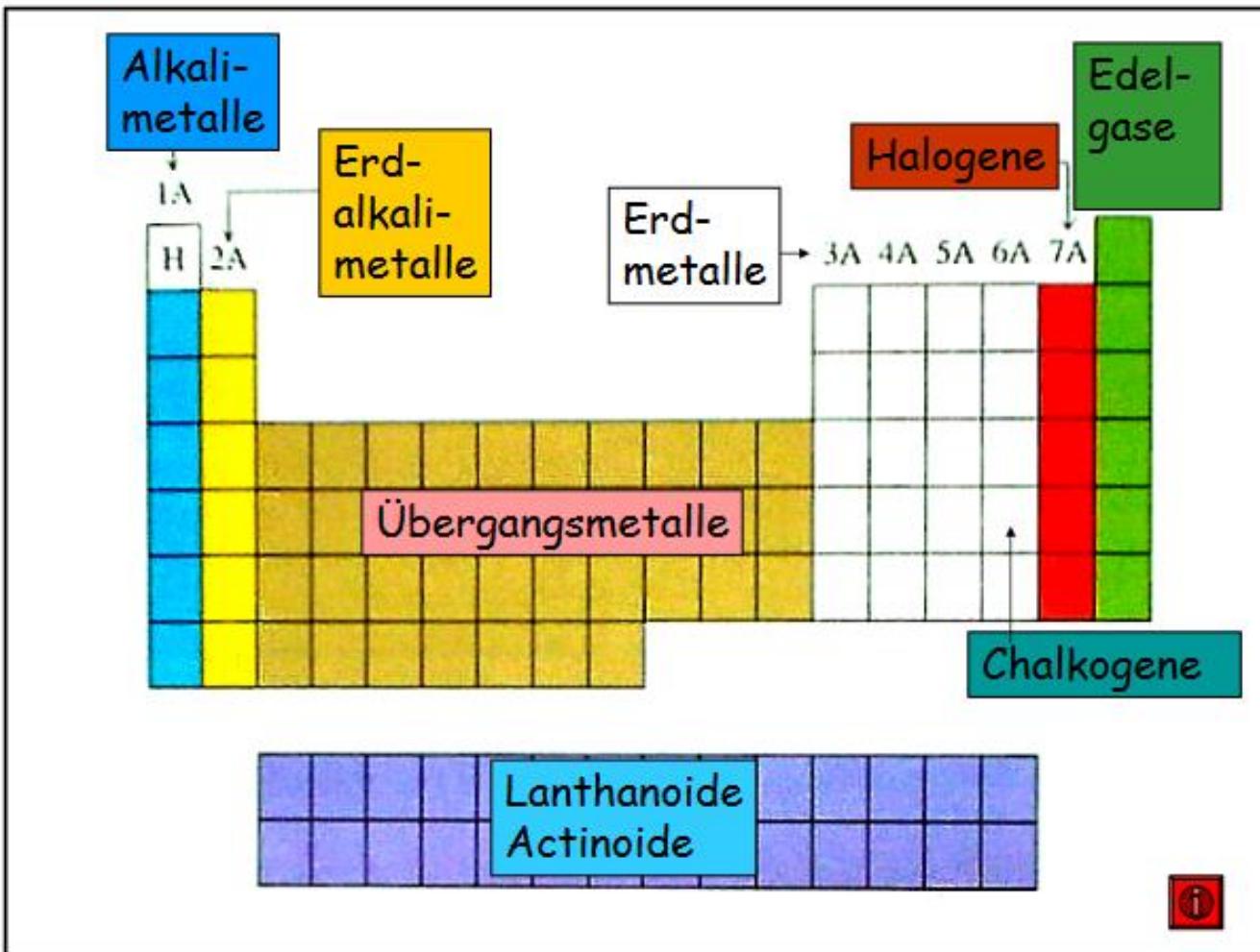


Wiederholung





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													
5	10,813	6	12,011	7	14,007	8	15,999	9	18,998	10	20,180						
B	C	N	O	F								He	Ne				
2,04 Bor	2,46 Kohlenstoff	3,04 Stickstoff	3,44 Sauerstoff	3,98 Fluor								4,0026 Helium	0,90 Neon				
2,55 Aluminium	2,26 Silicium	1,9 Phosphor	2,19 Schwefel	2,58 Chlor								0,18 Wasserstoff					
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl								2,1 Wasserstoff	-253 °C Siedetemperatur				
1,61 1,70	1,9	2,34	2,19	2,69								37,3 Atomradius in pm (10^{-12} m)	-259 °C Schmelztemperatur				
31 32 33 34 35 36	69,723 72,631 74,922 78,972 79,904 83,798											I A (1)					

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
Elektronegativität	2,1	Wasserstoff	Name
Atomradius	37,3 in pm (10^{-12} m)	-253 °C Siedetemperatur	
		-259 °C Schmelztemperatur	

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

Das Diagramm zeigt den Aufbau des Periodensystems. Es ist in Spalten (Gruppen) und Zeilen (Perioden) gegliedert. Die Spalten sind von IA bis VIIA nummeriert, die Zeilen von 1 bis 7. Ein Pfeil zeigt die Zuordnung von Spalten zu Gruppen (Spalten → Gruppen) und Zeilen zu Perioden (Zeilen → Perioden). Ein Beispiel für Bor (B) ist hervorgehoben: Es hat die Ordnungsnummer 5, eine Atommasse von 10.811 und befindet sich in der 2. Periode, Gruppe III A.

	1 IA	2 II A	3 III A	4 IV A	5 V A	6 VI A	7 VII A	8 VIII A	18 VIII A								
1 >	H Wasserstoff	Be Beryllium	Bor	C Kohlenstoff	N Stickstoff	O Sauerstoff	F Fluor	He Helium									
2 >	Li Lithium		Bor	C Kohlenstoff	N Stickstoff	O Sauerstoff	F Fluor	Ne Neon									
3 >	Na Natrium	Mg Magnesium	Aluminium	Silizium	Phosphor	Schwefel	Chlor	Argon									
4 >	K Kalium	Ca Calcium	Mangan	Eisen	Nickel	Zink	Gallium	Germanium									
5 >	Rb Rubidium	Sr Strontium	Scandium	Titan	Vanadium	Chrom	Kupfer	Antimon									
6 >	Cs Cäsium	Ba Barium	Lanthanide	Hafnium	Tantal	Wolfram	Rhenium	Technetium									
7 >	Fr Francium	Ra Radium	Actinide	Rutherfordium	Dubrium	Seaborgium	Böhmium	Mittherium									
	Ordnungszahl	Atommasse															
	5 10.811	B 10.811	La 138.91	Ce 140.12	Pr 141.91	Nd 144.24	Pm 149.01	Sm 150.36	Eu 151.96	Gd 157.29	Tb 160.93	Dy 162.59	Ho 164.93	Er 167.26	Tm 168.93	Yb 171.05	Lu 174.97
	BOR		Laanthan	Cer	Praseodym	Nd Neodym	Promethium	Samarium	Eu Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium
			Ac Actinium	Thorium	Protactinium	U Uran	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium

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

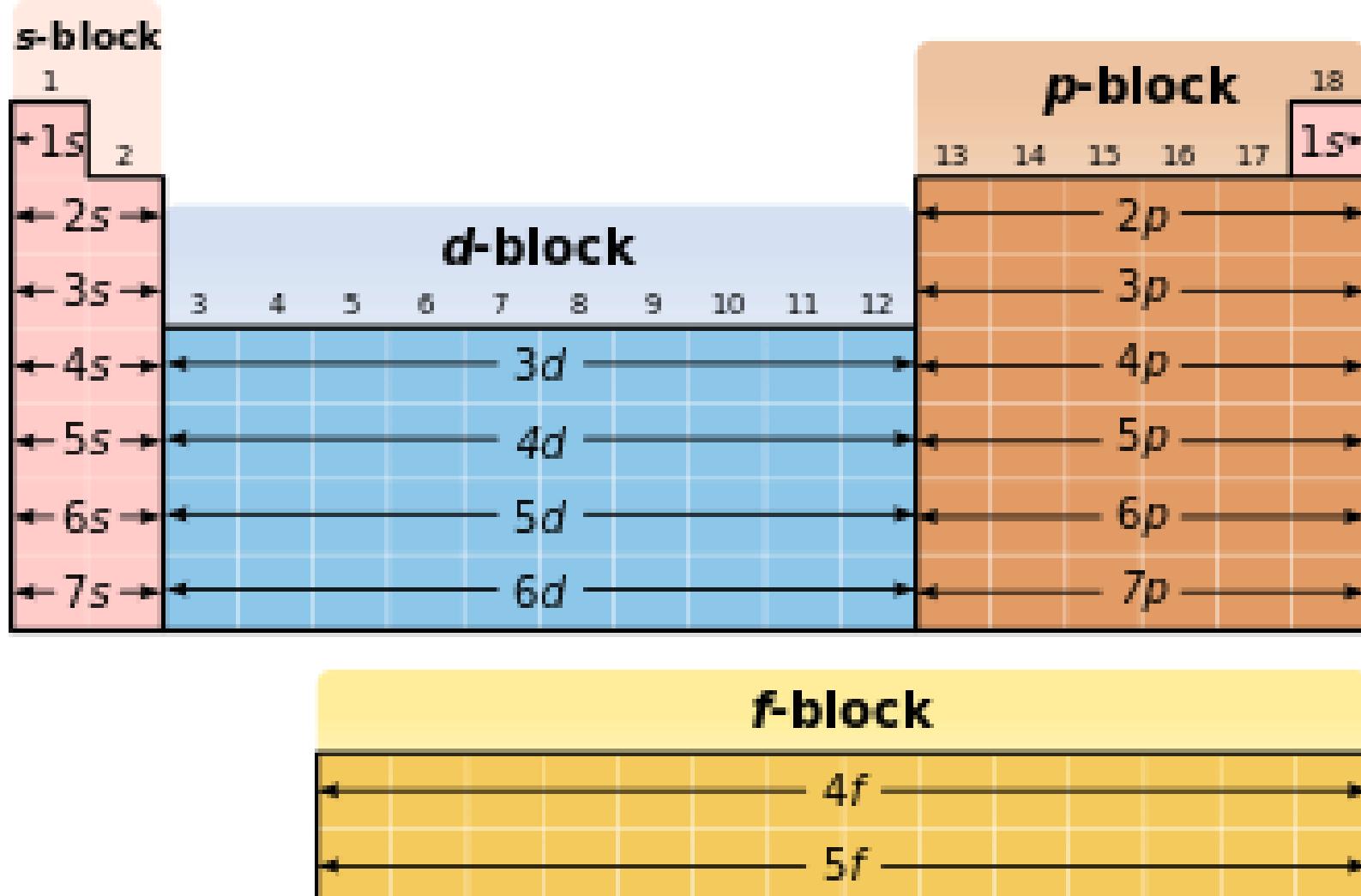
Je nachdem, in welchem Orbital neu hinzukommende Elektronen eingebaut werden, unterscheidet man zwischen den s-, p-, d- und f-Block-Elementen. Dabei sind sich die p-Block-Elemente von Gruppe zu Gruppe verschiedener, als es sich die d-Block-Elemente sind. Diese wiederum unterscheiden sich voneinander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

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.



Trends im Periodensystem



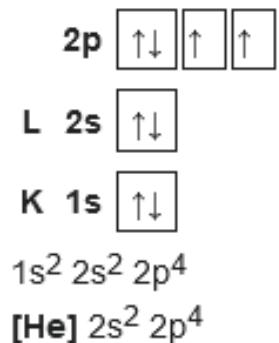
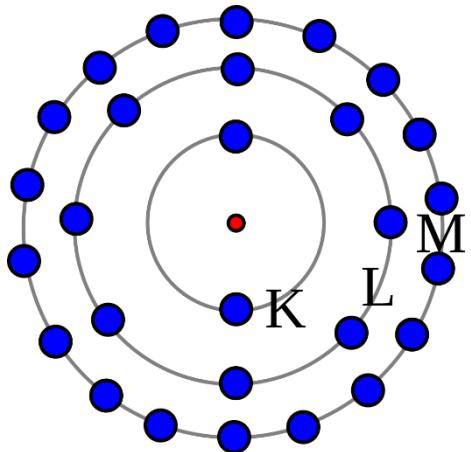
→ Elektronenkonfiguration



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 $\uparrow\downarrow$

Energieschemata:

Lithium E \uparrow $\uparrow\downarrow$ $n=2$ (L) $n=1$ (K)

E \uparrow \uparrow $2s^1$ $1s^2$ $1s^2 2s^1$

Eisen: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Tabelliert: H – Mg

<https://www.sofatutor.com/chemie/videos/elektronenkonfiguration>

Wiederholung

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

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

m_l**MQZ** $m_l = l, l-1, \dots, 0, \dots, -l$

- Orientierung des Orbitals im Raum

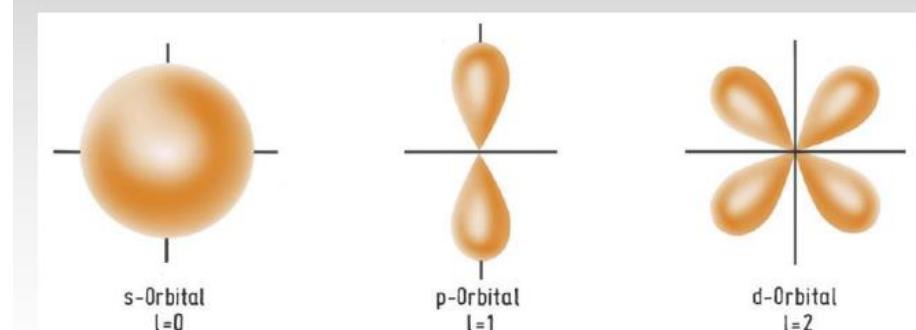
$$\underline{L_z} \Phi_{m_l}(\varphi) = m_l \hbar \Phi_z(\varphi)$$

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

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



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



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

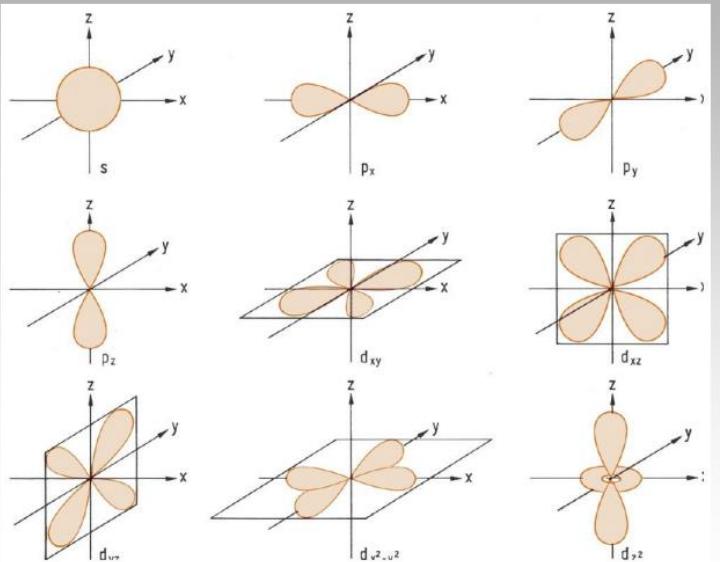
Die **Nebenquantenzahl l** bestimmt die Gestalt der Orbitale.

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

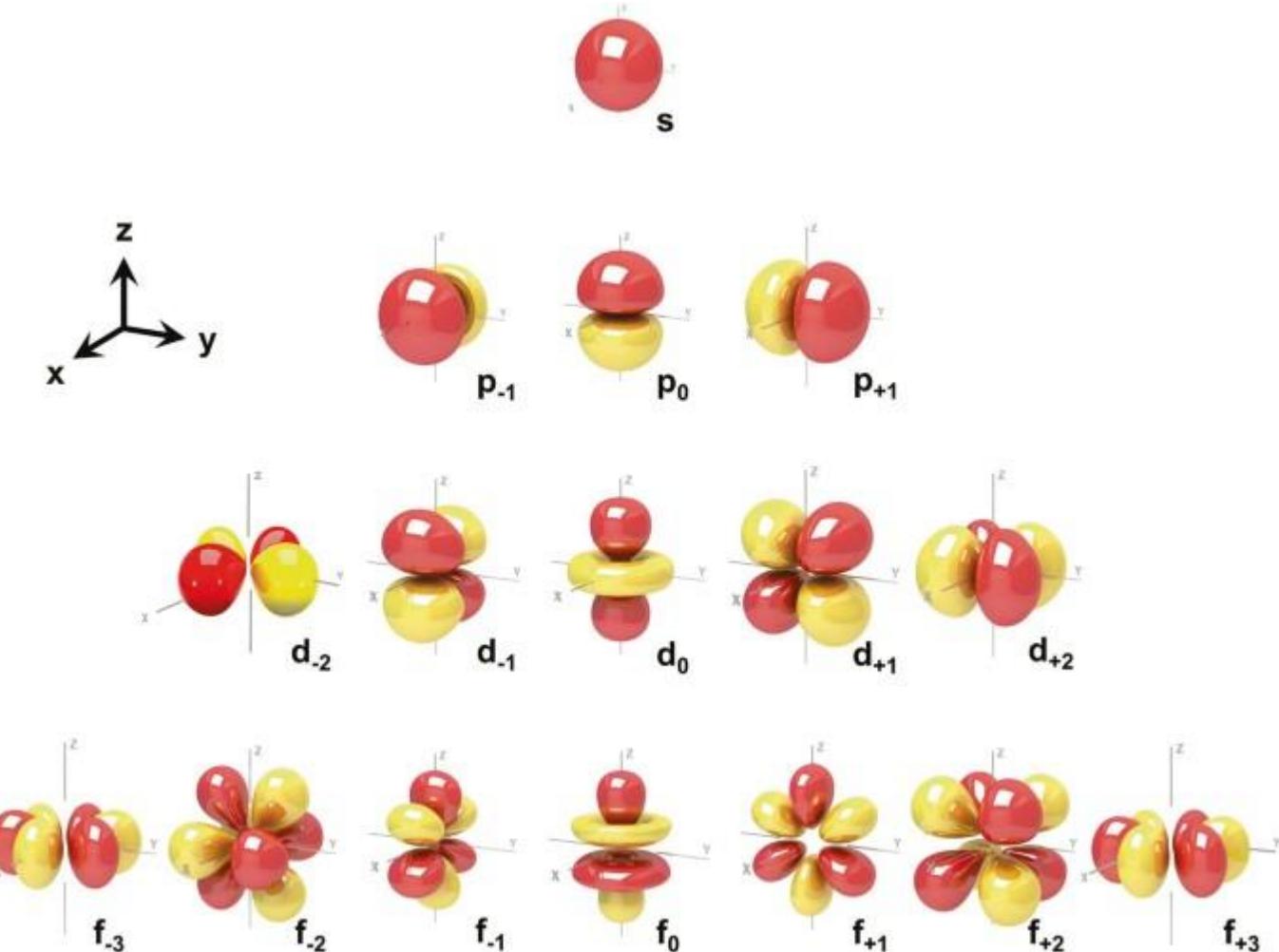
$$\underline{s_z} \chi_s = m_s \hbar \chi_s$$

Wiederholung

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



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

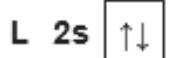


Trends im Periodensystem

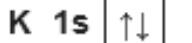
Mit steigender Elektronenzahl der Elemente werden die möglichen Zustände – bei den niedrigen Energien beginnend – besetzt. Gemäß der Hundschen Regel werden dabei die Orbitale gleicher Energie zuerst einfach, dann doppelt belegt.



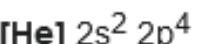
Die Unterschalen werden in folgender Reihenfolge besetzt:



1. Periode: 1s



2. Periode: 2s 2p



3. Periode: 3s 3p

3. Periode: 3s 3p

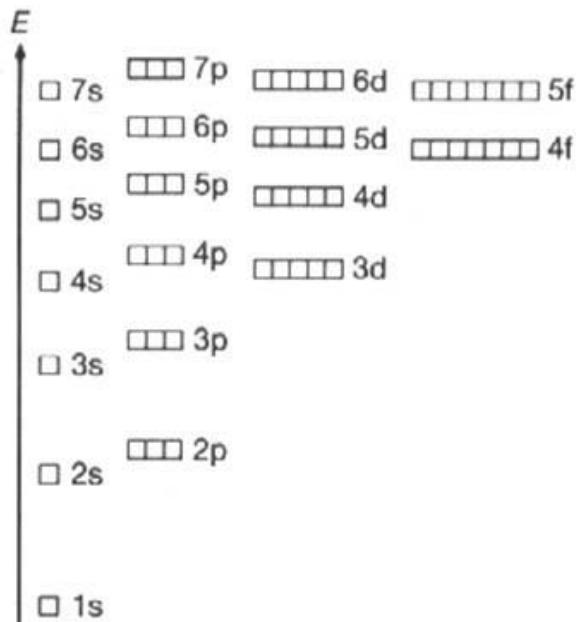
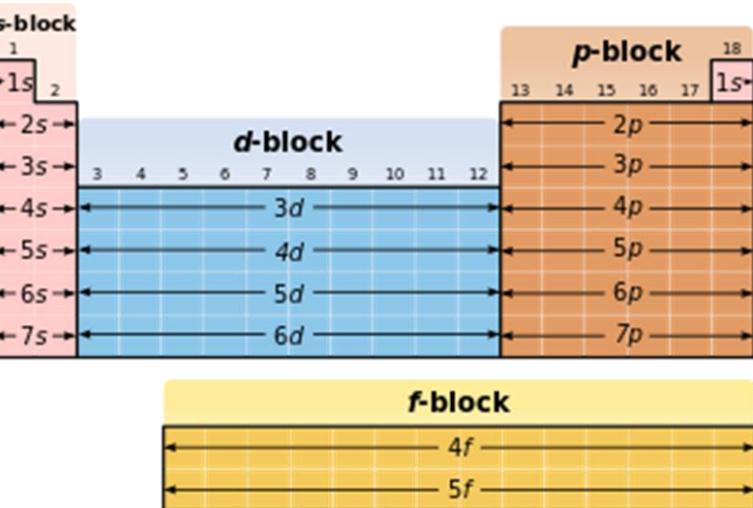
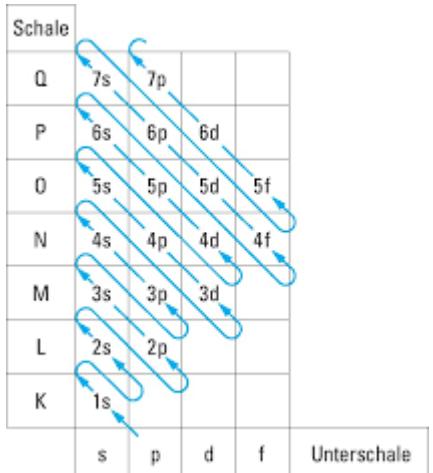
4. Periode: 4s 3d 4p

5. Periode: 5s 4d 5p

6. Periode: 6s 4f 5d 6p

7. Periode: 7s 5f 6d

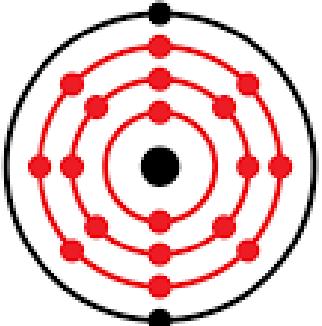
7.1 Einheit 73 von 88 ...



Abstufung der Orbitalenergien



Trends im Periodensystem

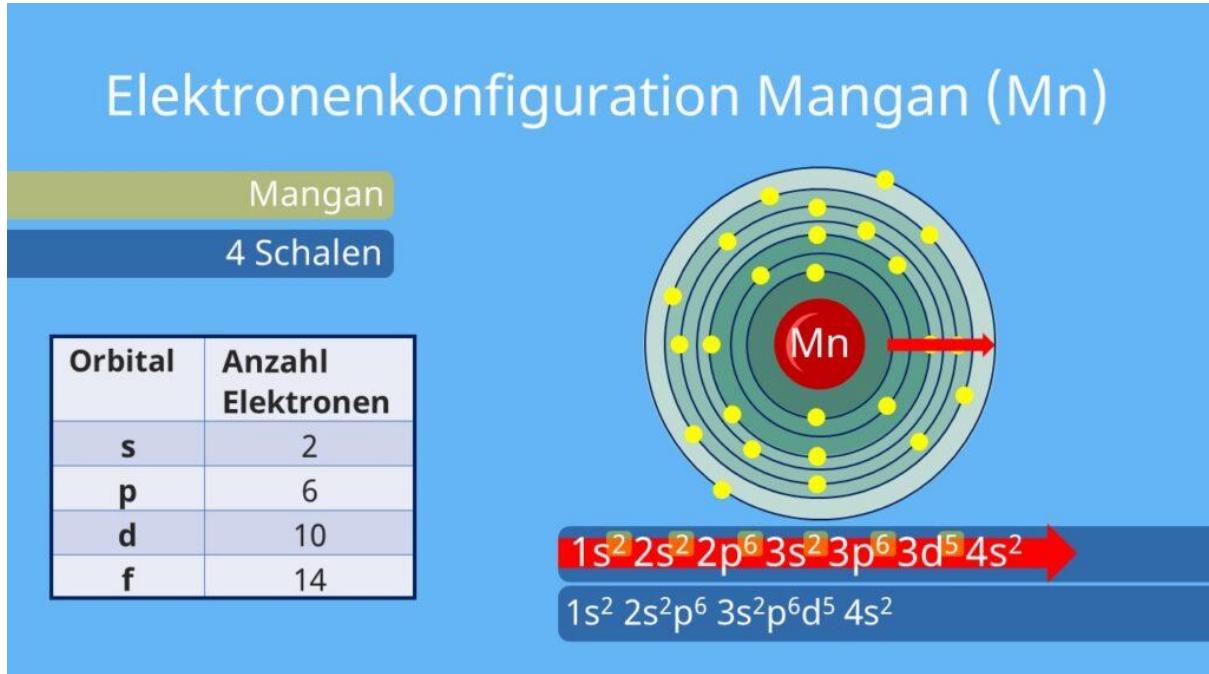


Ca

 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
 $[Ar] 4s^2$

© explain-it-arium.de

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


<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.

<https://www.abitur-wissen.org/index.php/chemie-abitur?start=35>

Trends im Periodensystem

Aufbauprinzip



neg. Energie ↓

			1s	2s	2p	3s	3p
7s	$7p$	$6d$	$1s^1$				
6s	$6p$	$5d$	He Helium	$1s^2$			
5s	$5p$	$4d$	Li Lithium	$1s^2 2s^1$			
4s	$4p$	$3d$	Be Beryllium	$1s^2 2s^2$			
3s	$3p$		B Bor	$1s^2 2s^2 2p^1$			
2s	$2p$		C Kohlenstoff	$1s^2 2s^2 2p^2$			
1s			H Stickstoff	$1s^2 2s^2 2p^3$			
			H 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

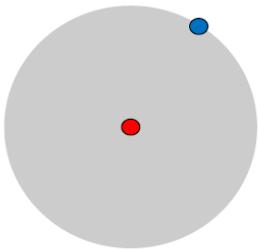
Trends im Periodensystem



Isotope

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

Nuklide des Wasserstoffs

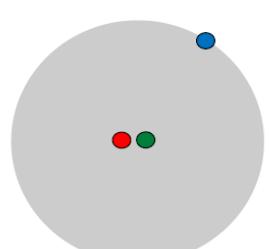


normales Wasserstoffatom

Protium

1H

99,99%

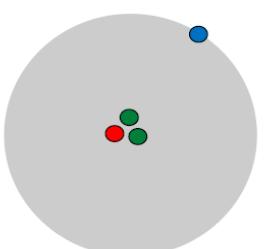


schwerer Wasserstoff

Deuterium

2H oder D

0,0115%



überschwerer Wasserstoff

Tritium

3H oder T

radioaktiv

- Proton
- Elektron
- Neutron

- 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	²⁵ Al	
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

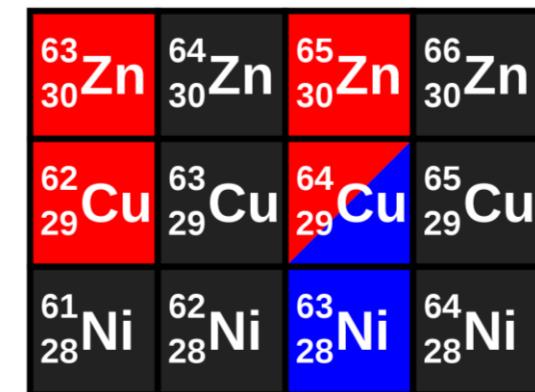
EI 100.000 Jahre bis 10.000.000 Jahre

EI 10.000.000 bis 50.000.000 Jahre

EI primordiales Nuklid (> 50.000.000 Jahre)

EI Stabil

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

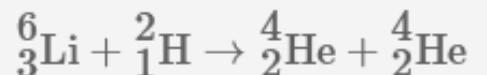


https://de.wikipedia.org/wiki/Isotop#/media/Datei:Isotope_NiCuZn.svg

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.

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

1 H																											2 He				
3 Li	4 Be																										5 B				
11 Na	12 Mg																										6 C				
19 K	20 Ca																										7 N				
37 Rb	38 Sr																										8 O				
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

^4Be ^9F ^{11}Na ^{13}Al ^{15}P ^{21}Sc ^{25}Mn
 ^{27}Co ^{33}As ^{39}Y ^{41}Nb ^{45}Rh ^{53}I ^{55}Cs
 ^{59}Pr ^{65}Tb ^{67}Ho ^{69}Tm ^{79}Au ^{83}Bi

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)
...
^{15}P	31	100 %	30,97	30,97
^{16}S	32	95,02 %	31,97	32,06
	33	0,75 %	32,97	
	34	4,21 %	33,97	
	36	0,02 %	35,97	
^{17}Cl	35	75,77 %	34,97	35,45
	37	24,23 %	36,97	
^{18}Ar	36	0,337 %	35,97	39,95
	38	0,063 %	37,96	
	40	99,600 %	39,96	
...

Trends im Periodensystem

Metalcharakter der Elemente

Metallische Eigenschaften sind:

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

Metalle



Halbmetalle



Nichtmetalle



Metalcharakter nimmt ab

Metalcharakter nimmt zu

1	H								2	He
3	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
11	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
19	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
37	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
55	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
87	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 Erdrinde 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	H								2	He
3	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
12	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
32	Ge	As	Se	Br	Kr					
51	Sb	Te	I	Xe						
84	Po	At	Rn							

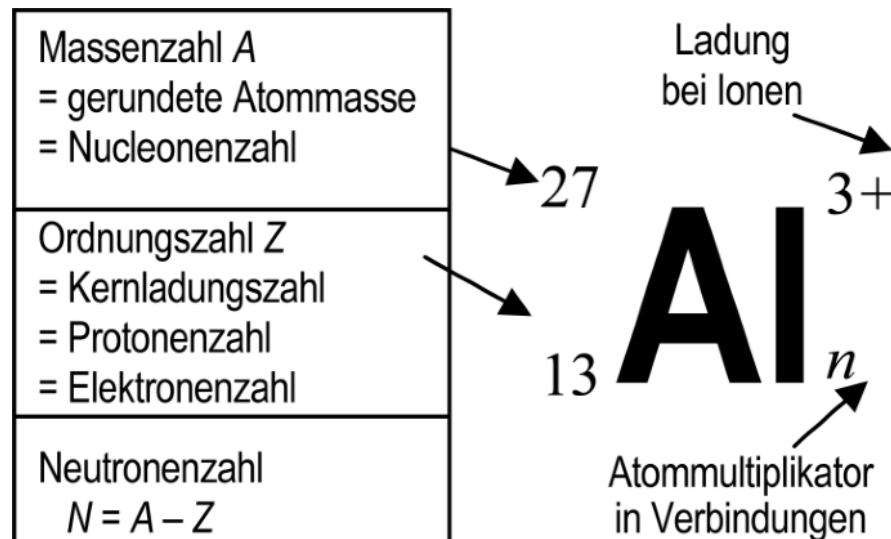
Trends im Periodensystem

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

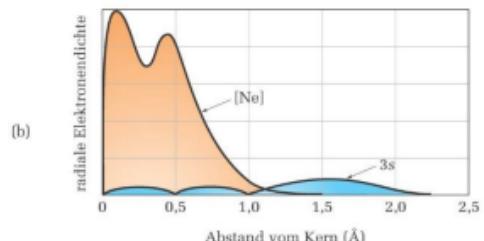
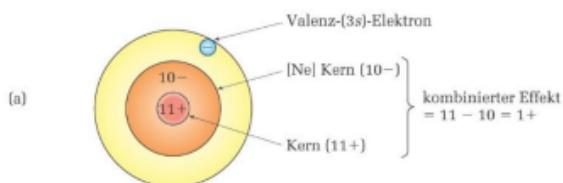


Effektive Kernladungszahl

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

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

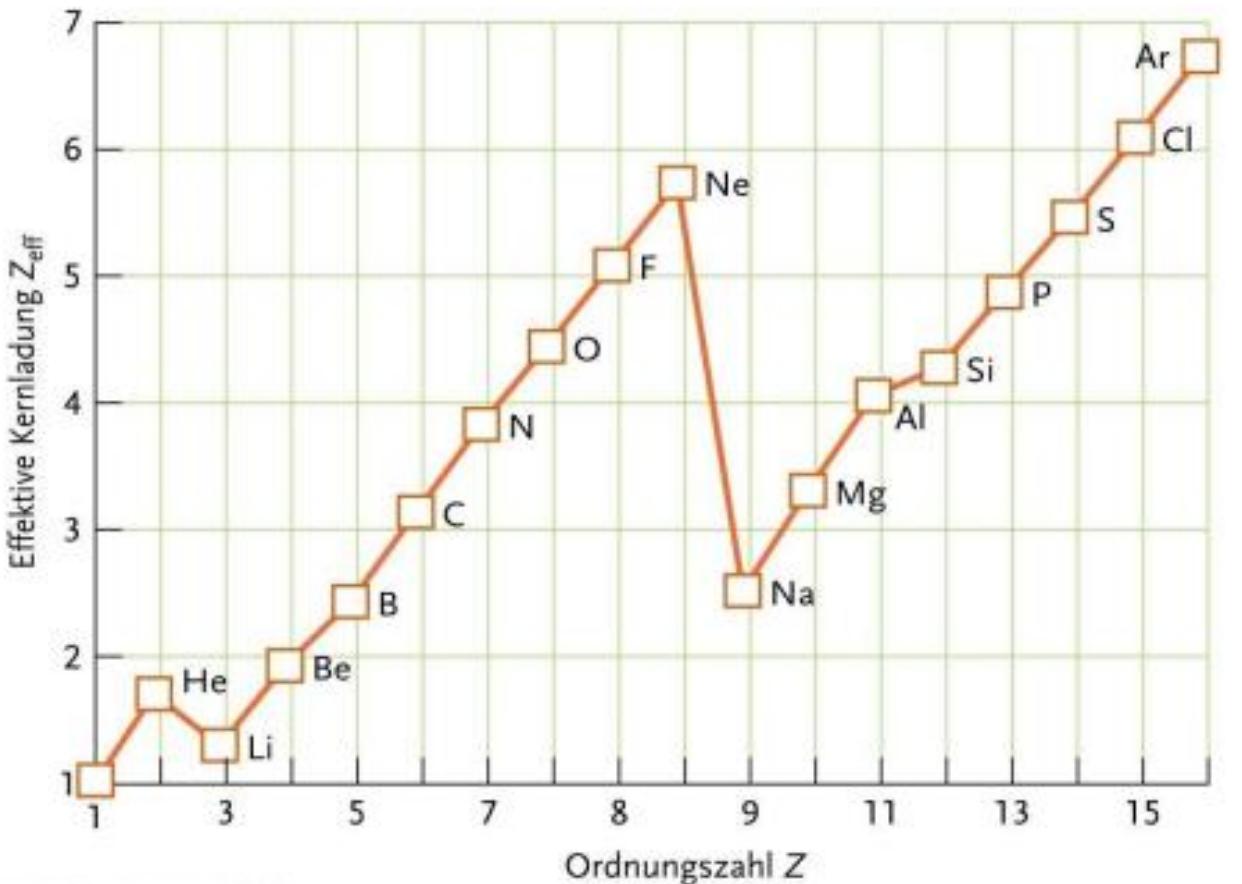
S = Abschirmungskonstante

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.

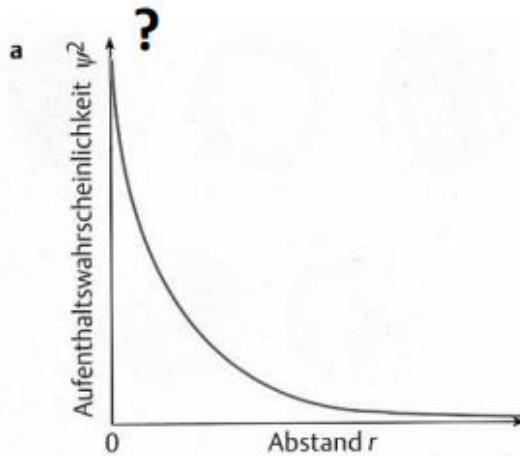


Trends im Periodensystem

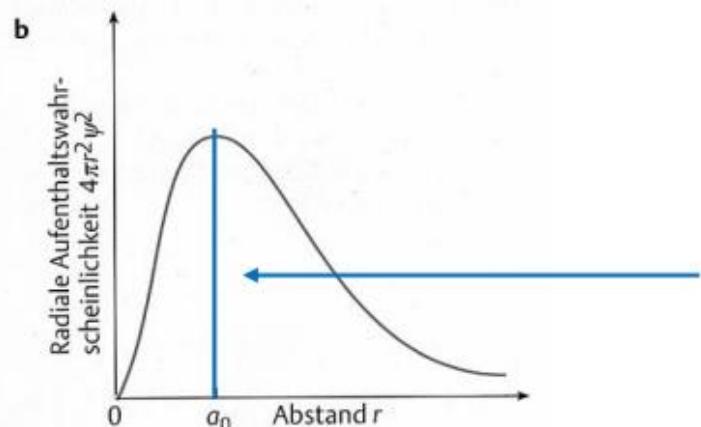
Größe von Atomen - Atomradius

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Atomradius



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



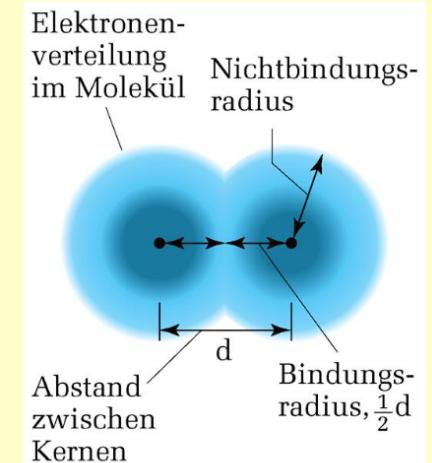
a Aufenthaltswahrscheinlichkeit für ein Elektron im Zustand $n = 1$ des Wasserstoffatoms, wenn man sich in einer bestimmten Richtung vom Atomkern entfernt

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



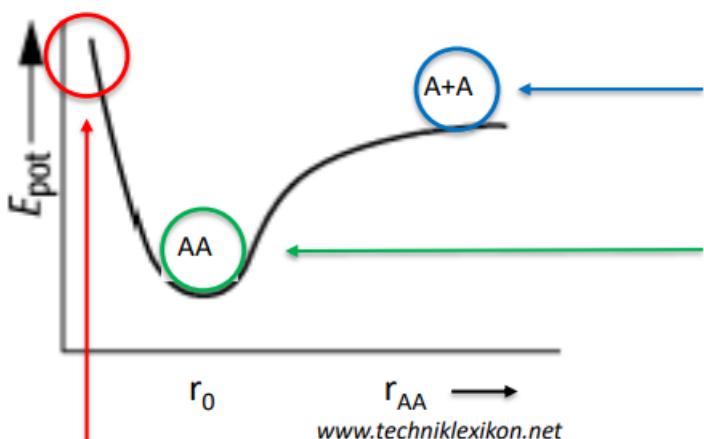
H	Li	Be	B	C	N	O	F
37	157	111	82	77	70	66	64
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	191	160	143	117	110	104	99
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
	235	197	153	122	121	117	114
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
	250	215	167	158	141	137	133
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		
	272	224	170	175	182		
						12	

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

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

- 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 Atomen klein, abstoßende Kräfte überwiegen

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

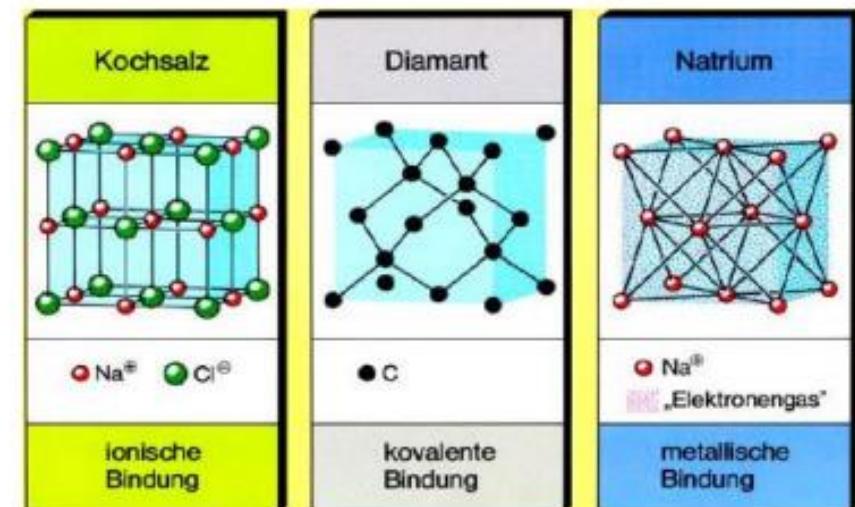
Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



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



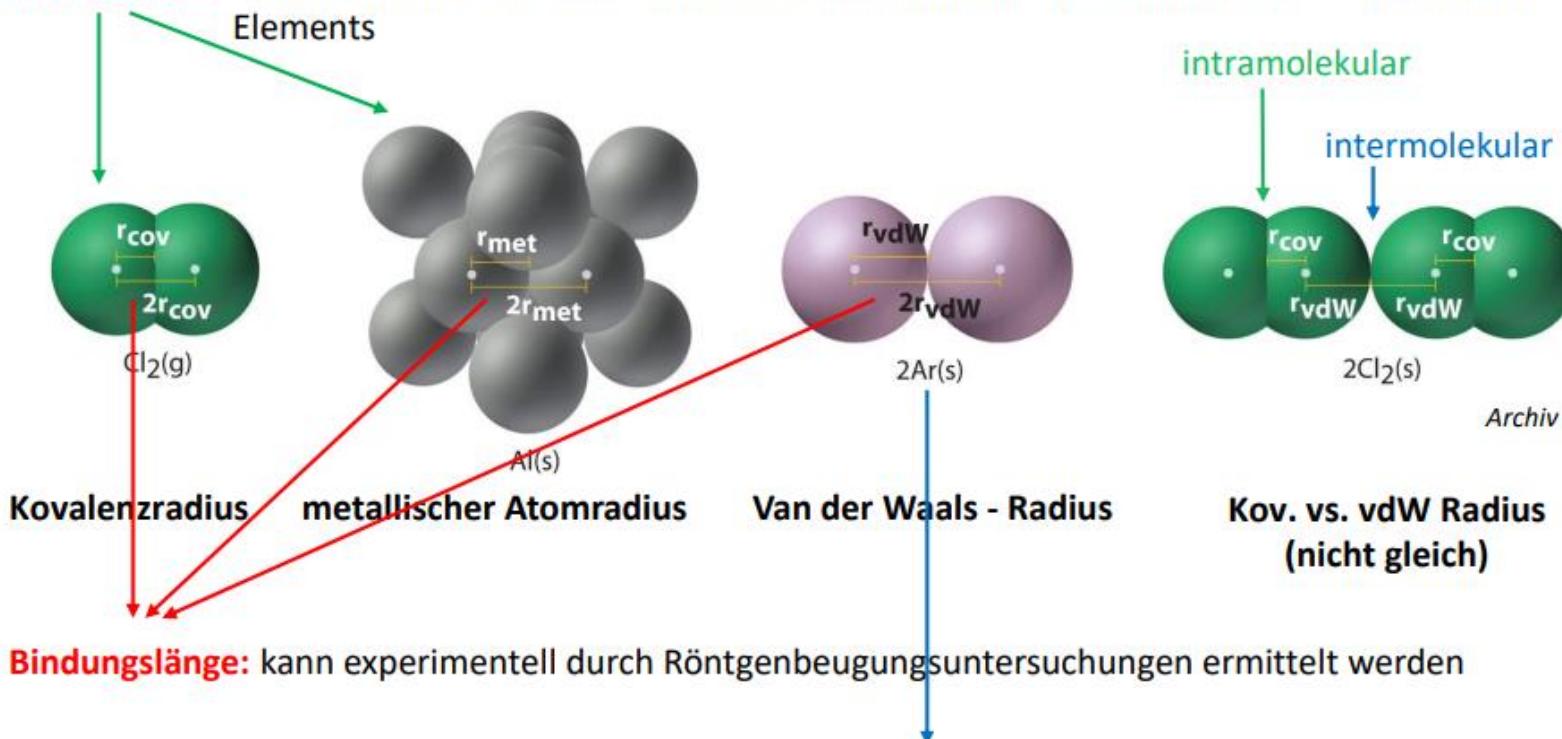
Archiv



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



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



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

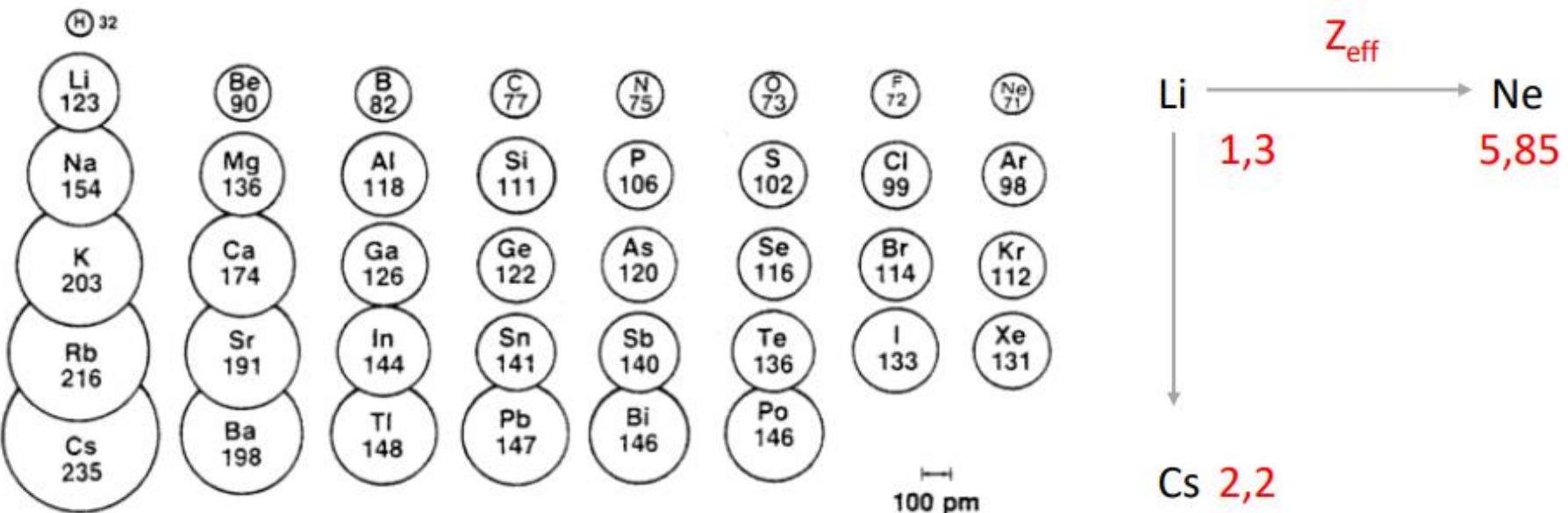
Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Hauptgruppen

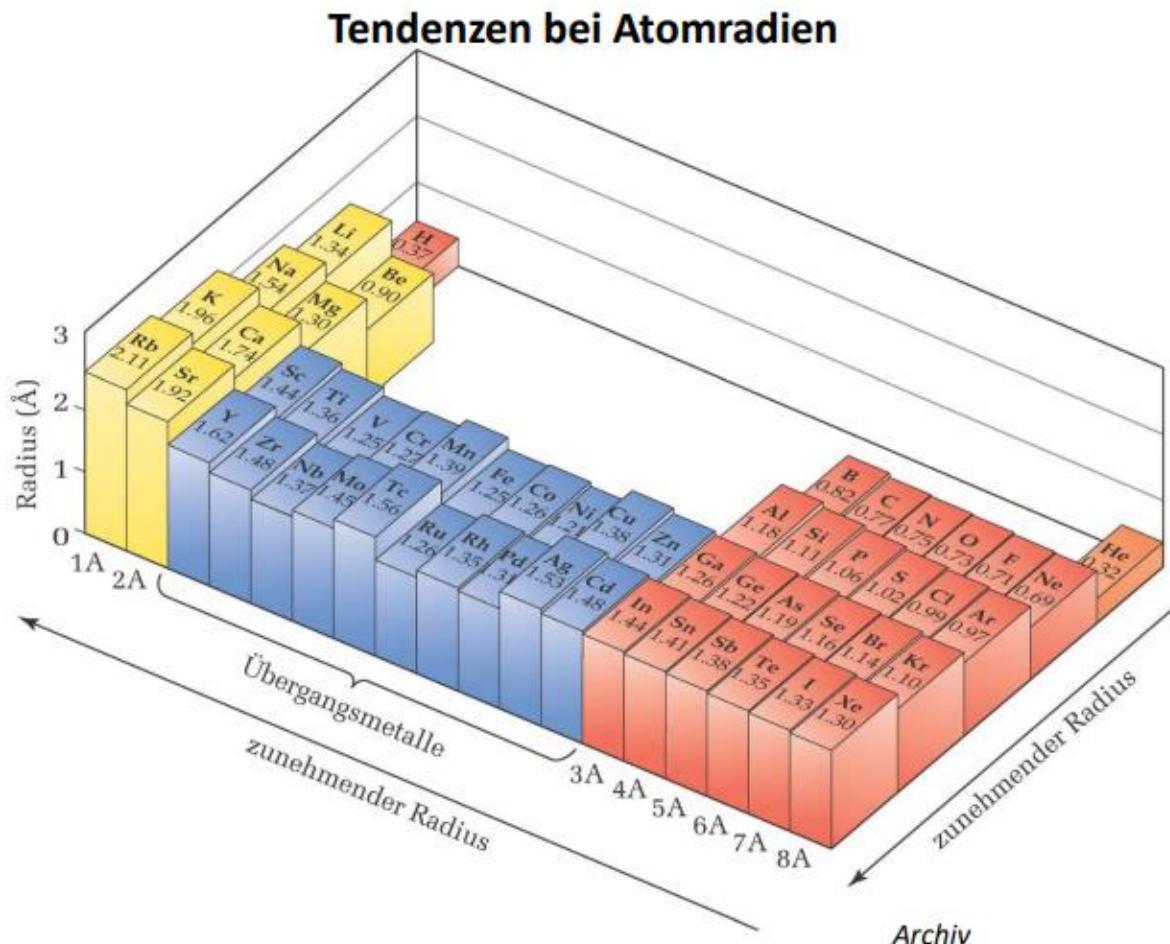
- Kovalenz- /Atomradien **nehmen innerhalb einer Gruppe zu**
→ neu hinzukommende Schale
- Kovalenz- /Atomradien **nehmen innerhalb einer Periode ab**
→ Zunahme der Kernladung, stärkere Anziehung der Elektronenhülle;

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



Trends im Periodensystem

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



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

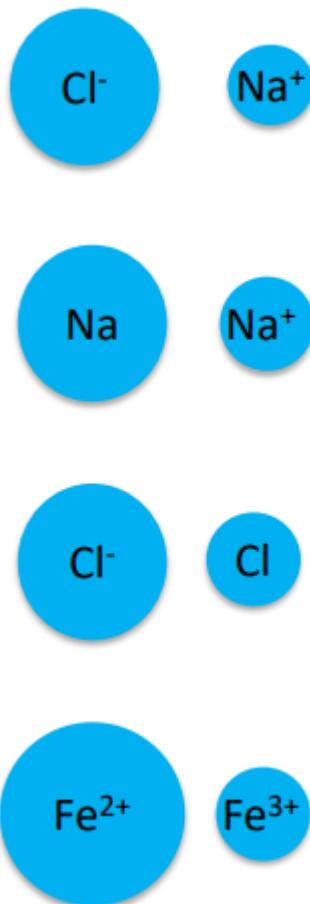
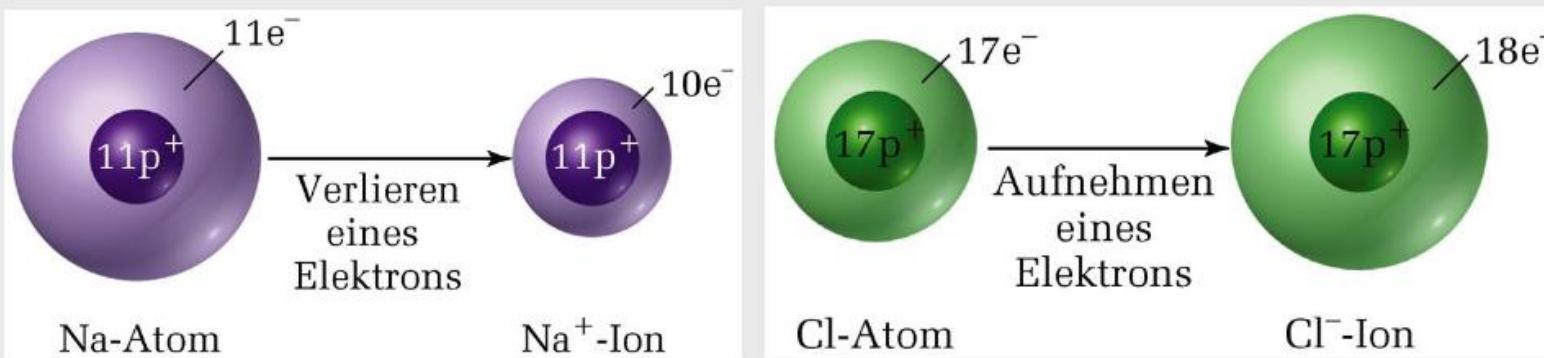
Trends im Periodensystem



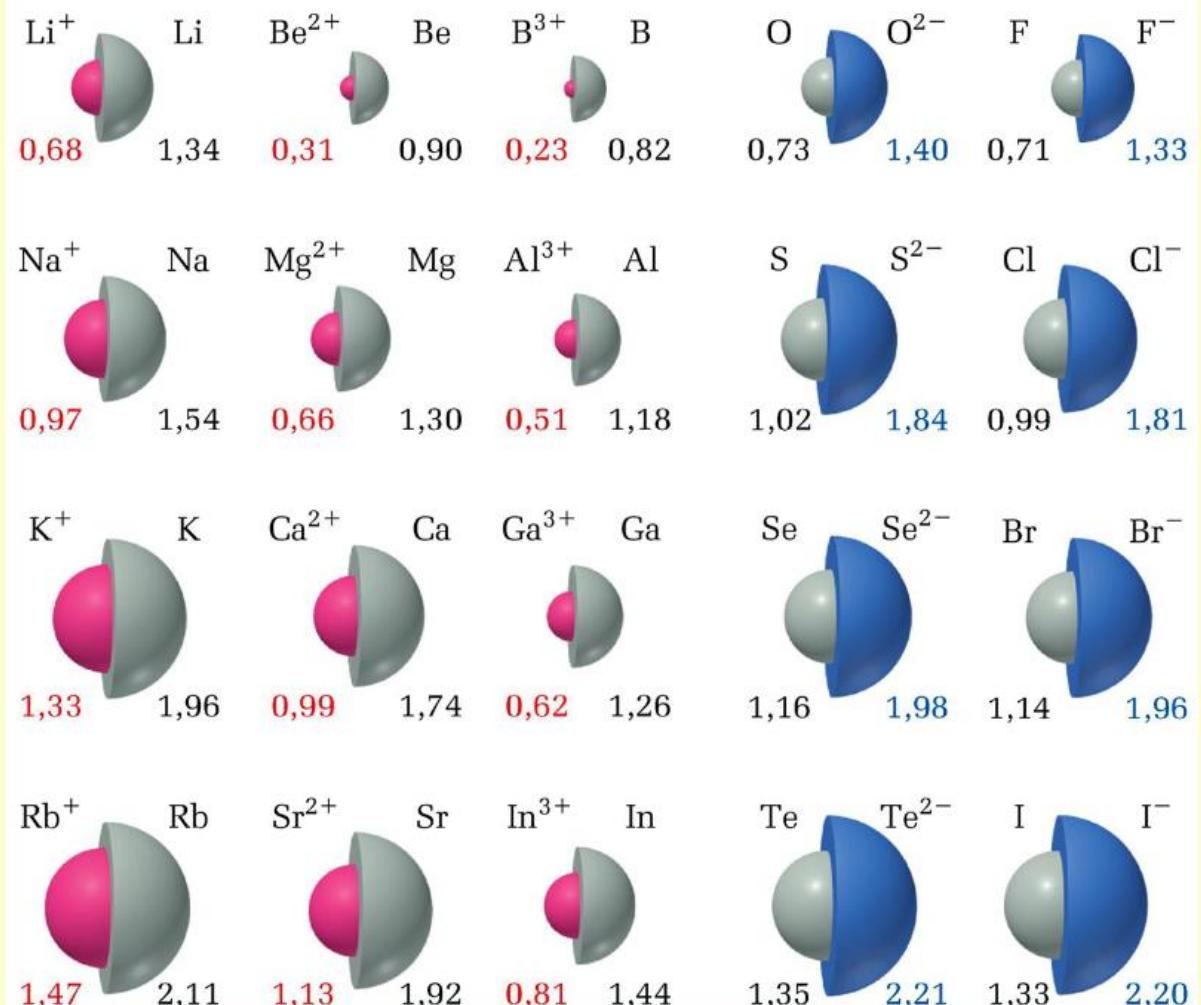
Ionenradius

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



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 F⁻ < ⁵⁵Cs⁺)
- 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

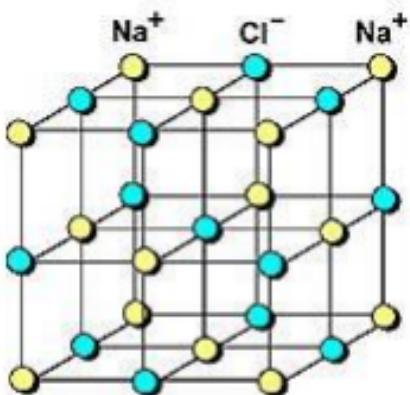
Trends im Periodensystem



Ionenradius

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Ionenradius: Radius eines als starre Kugel betrachteten Ions im Kristallgitter

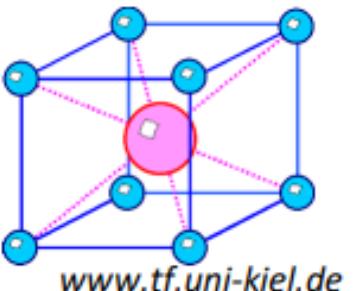


Ionengittermodell
von Natriumchlorid

Experimente.net

Koordinationszahl 6

Koordinationszahl (KZ):
Anzahl der nächsten Nachbarn



www.tf.uni-kiel.de

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.

z.B.:



Positives Vorzeichen, da
Energie aufgewendet
werden muss!

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

Ionisierungsenergie: $\text{A(g)} \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

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

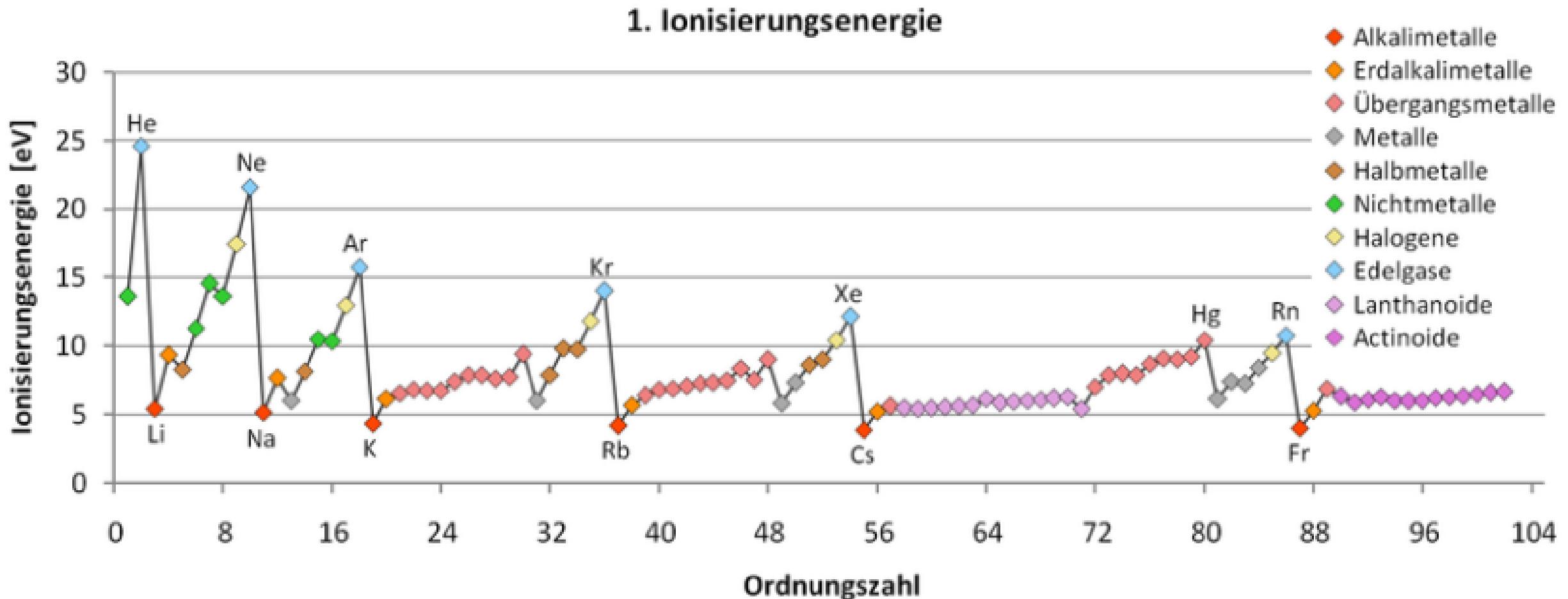
$$k_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$$

mit Elektrischer Feldkonstante ϵ_0



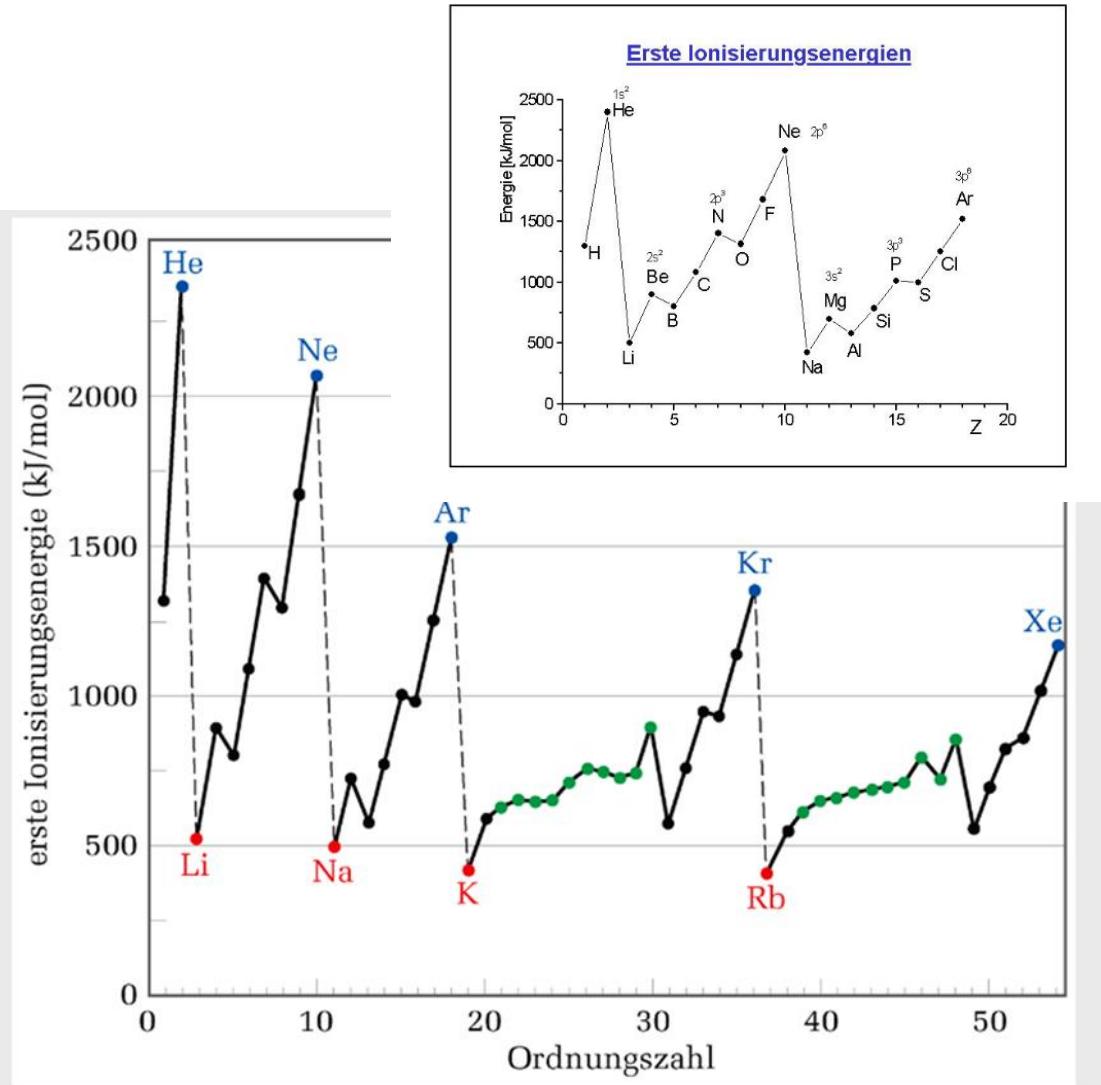
Die Ionisierungsenergien spiegeln die Strukturierung der Elektronenhülle in Schalen und Unterschalen und auch die erhöhte Stabilität halbbesetzter Unterschalen unmittelbar wieder.

Trends im Periodensystem





Trends im Periodensystem



Innerhalb einer Periode:

- starker Anstieg der ersten Ionisierungsenergie
- Zunahme von links nach rechts unstetig
- 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

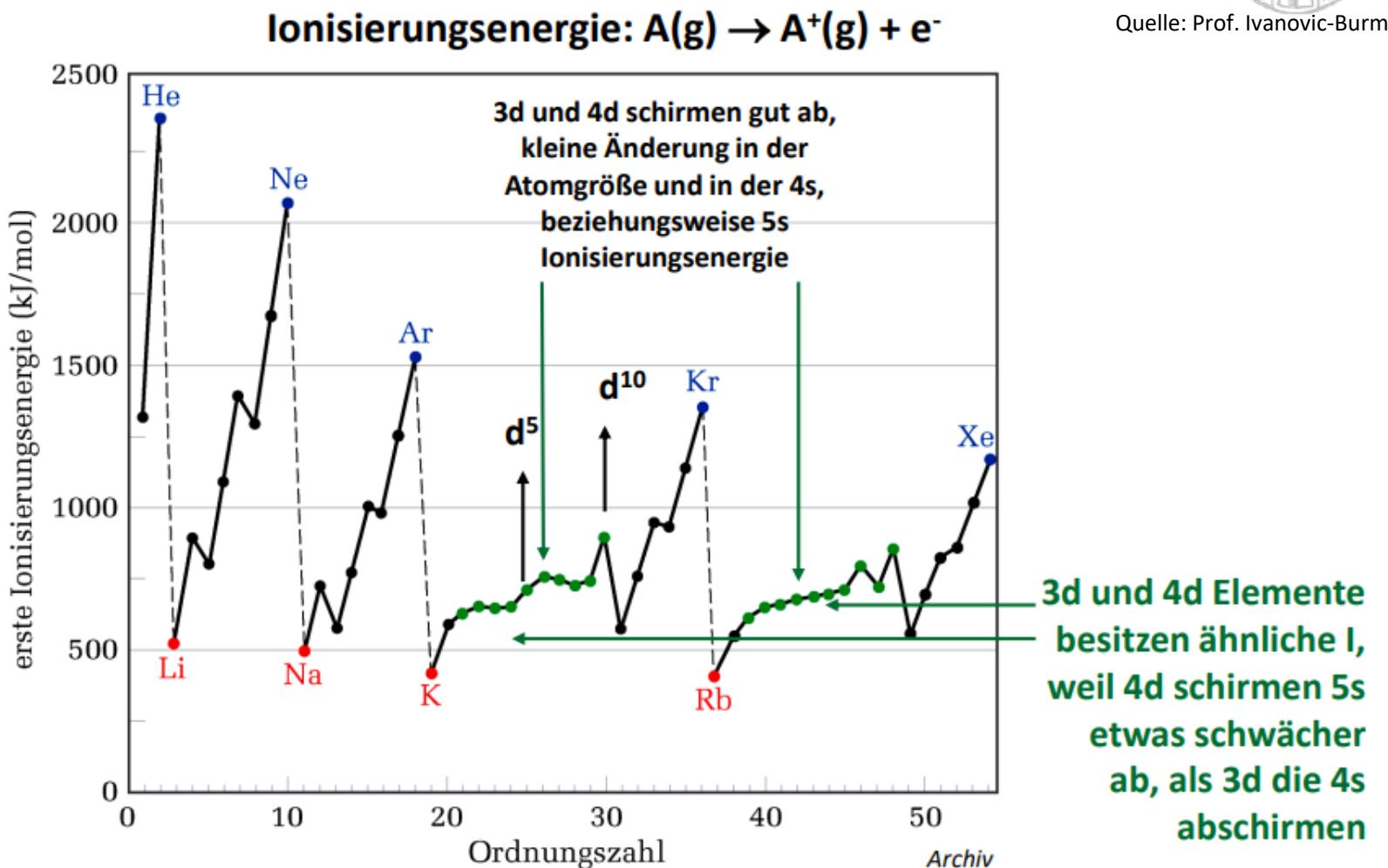
Trends im Periodensystem



- 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



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



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.

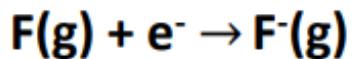


Trends im Periodensystem

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



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



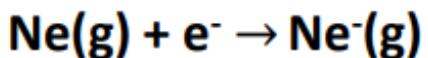
$$\Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

Energie wird frei

$$\Delta H < 0:$$

Exotherm

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



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

Energie muss aufgewendet werden

Endotherm

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

E_{ea} wird negativer

A. Aufnahme von einem Elektron

H -73	
Li -60	Be (>0)
Na -53	Mg (>0)
K -48	Ca -3
Rb -47	Sr -5
Cs -45	Ba -14

B -27	C -122	N 6	O -141	F -328	He (+21)
Al -43	Si -171	P -72	S -200	Cl -349	Ne (+29)
Ga -40	Ge -119	As -77	Se -195	Br -325	Ar (+35)
In -39	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Kr (+39)
Tl -14	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Xe (+41)

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

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

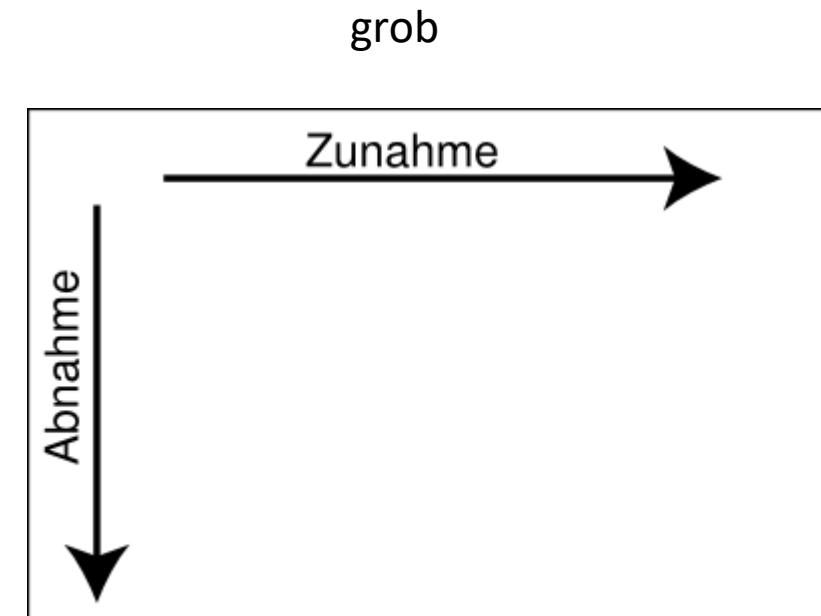
E_{ea} besonders negativ, Tendenz zur Aufnahme eines e^- groß, *anscheinend nur um Edelgaskonfiguration zu erreichen*

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

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)

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

EN eines Atoms ist Mittelwert aus Ionisierungsenergie IE und Elektronenaffinität EA

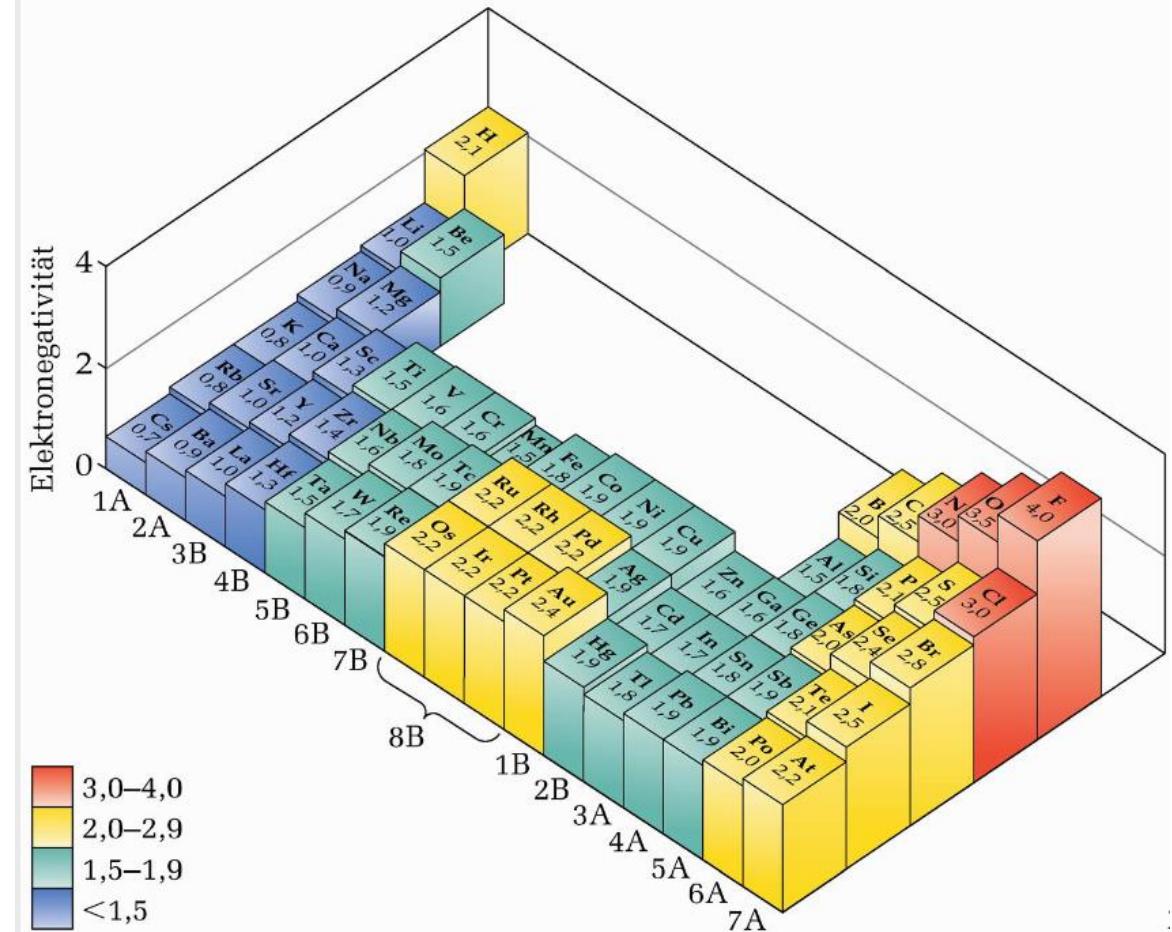
Allred/Rochow: $F \approx \frac{e^2 \cdot Z_{eff}}{r^2}$ EN ist proportional zu F, der elektrostatischen Anziehungskraft.

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.



Trends im Periodensystem



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

H 2.2	Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 4.00
	Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16
	K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.98
	Rb 0.83	Sr 0.95	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.66	I 2.66
	Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 2.04	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.02	At 2.02
	Fr	Ra					

Archiv

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



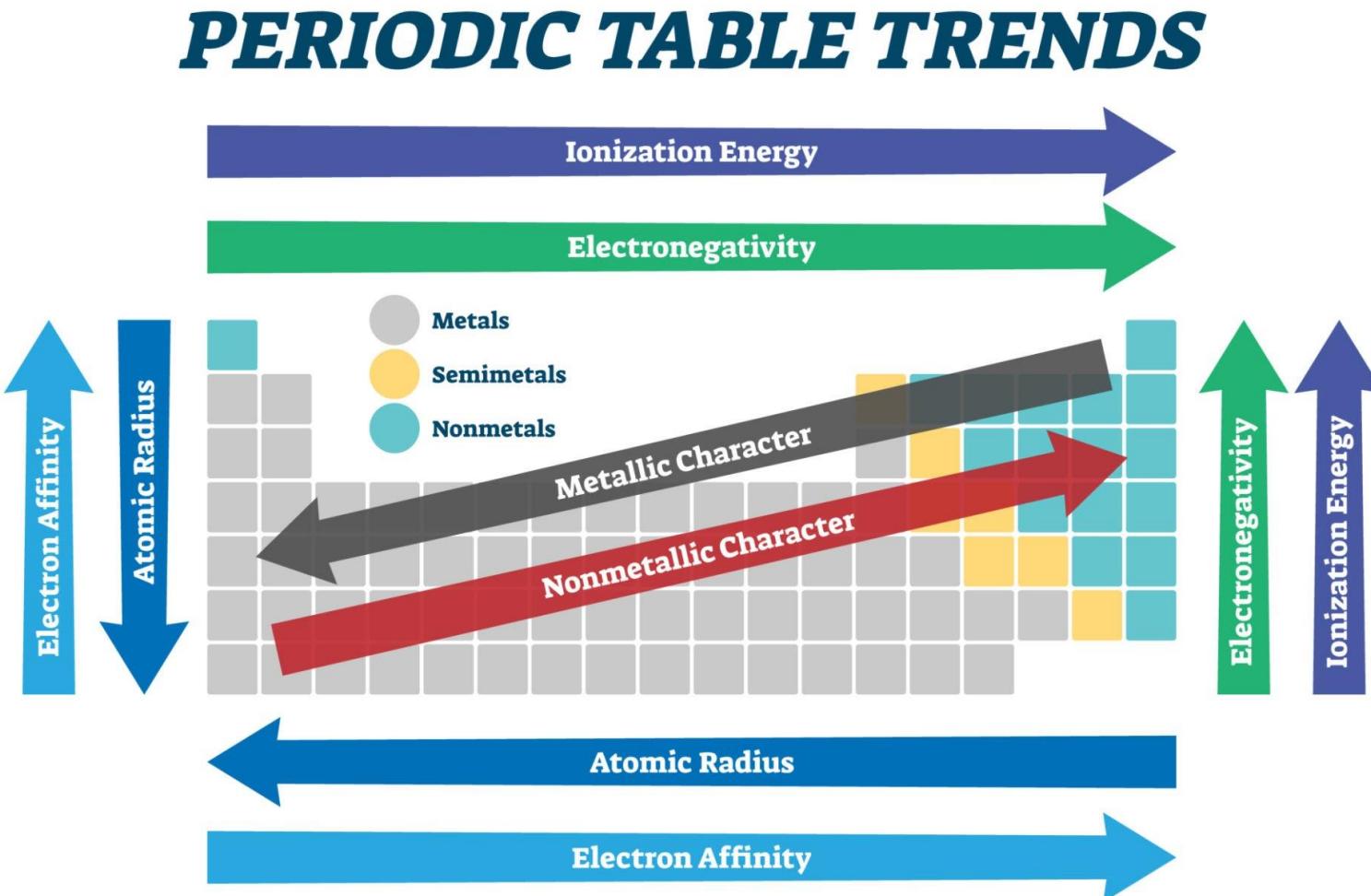
Trends im Periodensystem

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



VSEPR Theorie

VSEPR-Theorie

(valence-shell electron-pair repulsion theory)

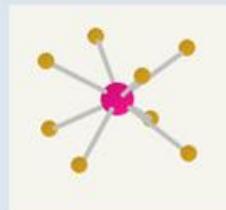
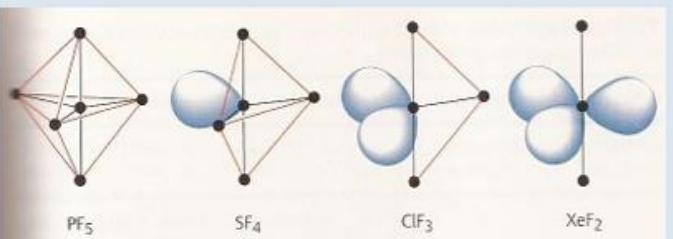
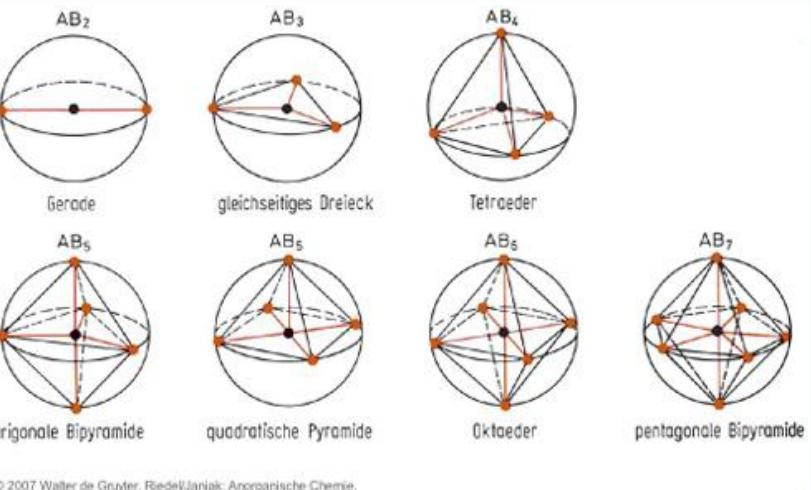
Bindende und nichtbindende (einsame) Elektronenpaare werden betrachtet:

- negativ geladene Elektronenpaare stoßen einander ab → Elektronenpaare der Valenzschale des Zentralatoms ordnen sich so weit wie möglich voneinander an
→ Molekülgestalt ist Konsequenz der gegenseitigen Elektronenpaar-Abstoßung
- alle Elektronen der Valenzschale des Zentralatoms werden berücksichtigt (bindende und nichtbindende)
- nichtbindende Elektronenpaare tragen zur Molekülgestalt bei, aber die Molekülgestalt selbst wird nur durch die Positionen der Atomkerne beschrieben

VSEPR Theorie



Anzahl der Elektronenpaare			Molekülstruktur	Beispiele
gesamt	bindend	nicht-bindend		
2	2	0	linear	HgCl ₂ , CuCl ₂ ⁻
3	3	0	trigonal-planar	BF ₃ , HgCl ₃ ⁻
3	2	1	gewinkelt	SnCl ₂
4	4	0	tetraedrisch	CH ₄ , BF ₄ ⁻
4	3	1	trigonal-pyramidal	NH ₃ , PF ₃
4	2	2	gewinkelt	H ₂ O, ICl ₂ ⁺
5	5	0	trigonal-bipyramidal	PF ₅ , SnCl ₅
5	4	1	s, $\angle 90^\circ$	SF ₄ , IF ₄
5	3	2	T-förmig	ClF ₃ , BrF ₃
5	2	3	linear	XeF ₂ , ICl ₂ ⁻
6	6	0	oktaedrisch	SF ₆ , PF ₆ ⁻
6	5	1	quadratisch-pyramidal	IF ₅ , SbF ₅ ²⁻
6	4	2	quadratisch-planar	XeF ₄ , BrF ₄
8	8	0	quadratisch-anti-prismatisch	CeF ₈ ⁴⁻



quadratisch-antiprismatisch

HgCl₂, SnCl₂, BF₃, CH₄, SO₄²⁻, NH₃, H₂O,...



VSEPR Theorie

Number of Electron Dense Areas	Electron-Pair Geometry	Molecular Geometry				
		No Lone Pairs	1 lone Pair	2 lone Pairs	3 lone Pairs	4 lone Pairs
2	Linear					
3	Trigonal planar					
4	Tetrahedral					
5	Trigonal bipyramidal					
6	Octahedral					

