



Experimentalvorlesung

Hauptgruppenchemie

*Axel Schulz
Institut für Chemie
der Universität Rostock
2015*



Definitionen – Stöchiometrische Gesetze

■ Inhalt

- **Zur Geschichte**
- **Stöchiometrische Gesetze – I - IV**
- **Der Molbegriff**
- **Die Gasgleichung**

Alle Folien sind im Internet als pdf Dokument erhältlich:

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

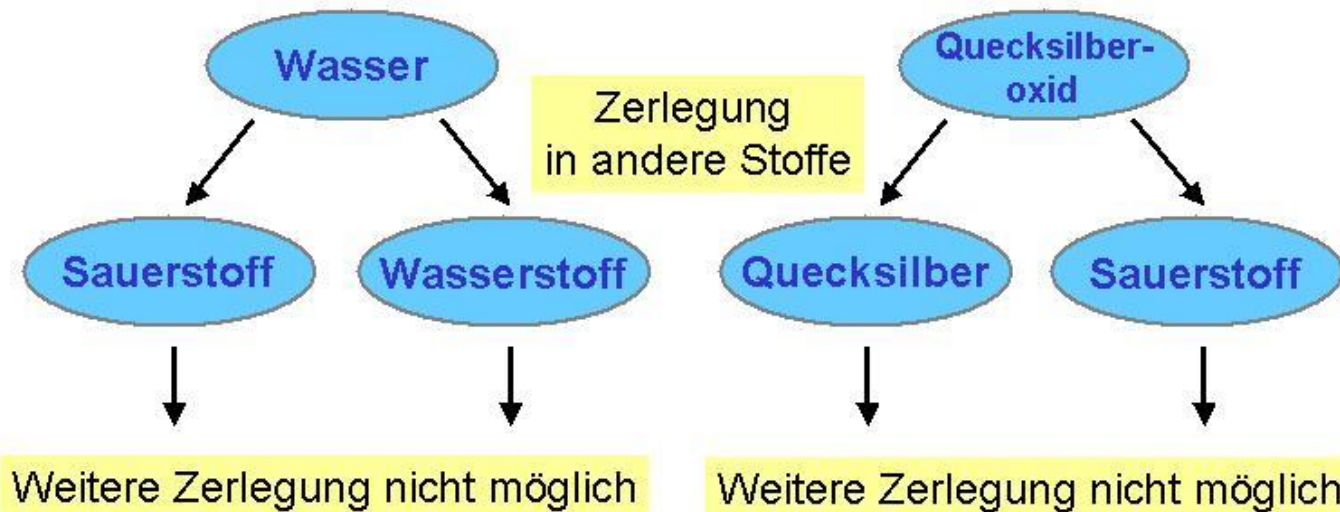
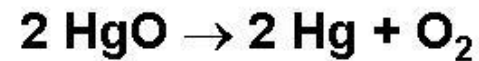
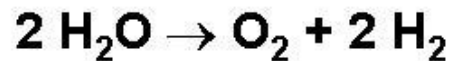


Zur Geschichte

Der Elementbegriff

Jungius 1642 / Boyle 1661

"Elemente sind Substanzen, die sich nicht in andere Stoffe zerlegen lassen."





Masseerhaltung und stöchiometrische Gesetze



Antoine Lavoisier (1790):

Gesetz der Erhaltung der Masse

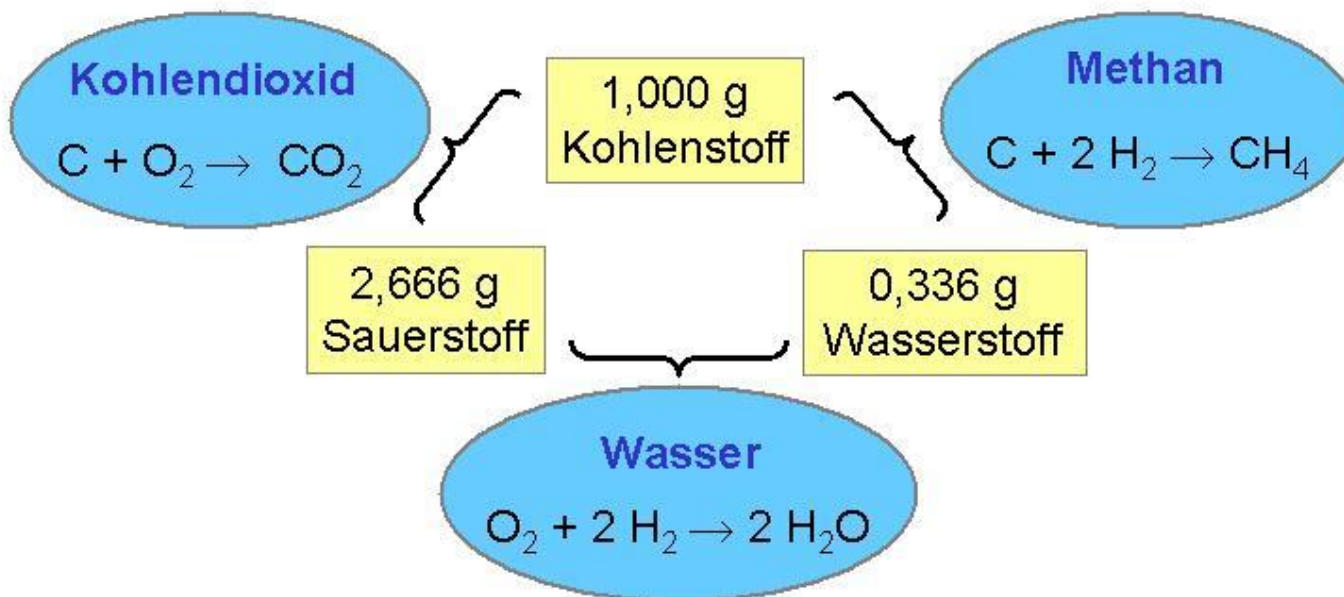
- Im Verlauf einer chemischen Reaktion läßt sich kein Verlust oder Gewinn von Masse beobachten.
- Die Gesamtmasse aller reagierenden Stoffe ist gleich der Gesamtmasse aller Produkte



Stöchiometrische Gesetze I

Gesetz der äquivalenten Proportionen (J. B. Richter, 1791)

"Elemente vereinigen sich stets im Verhältnis bestimmter Verbindungsmassen (Äquivalentmassen) oder ganzzahligen Vielfachen davon zu chemischen Verbindungen."





Stöchiometrische Gesetze II

Gesetz der konstanten Proportionen (J. L. Proust, 1799)

"Das Massenverhältnis zwischen zwei sich zu einer chemischen Verbindung vereinigenden Elemente ist konstant."

1.000 g Kohlenstoff verbindet sich bei vollständiger Verbrennung immer mit **2.666 g Sauerstoff** zu Kohlendioxid.

1.000 g Wasser werden bei der Elektrolyse immer zu **0.888 g Sauerstoff** und **0.112 g Wasserstoff** zersetzt.

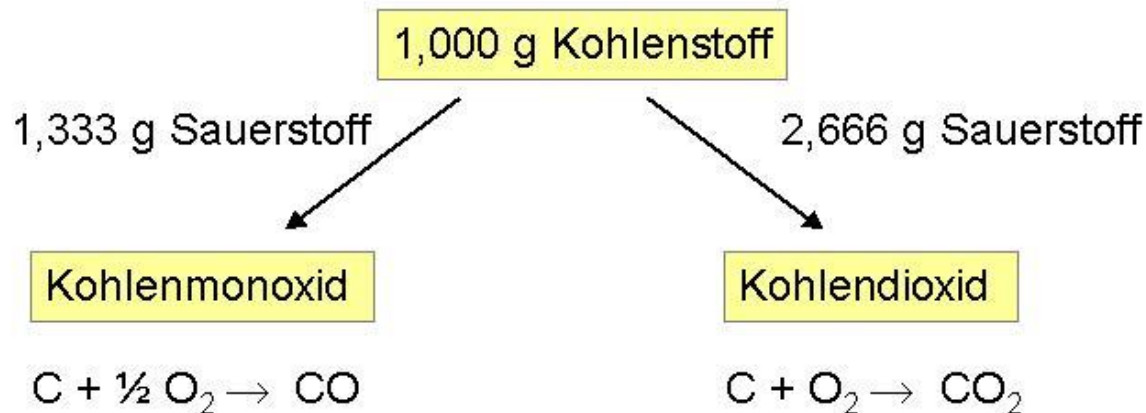




Stöchiometrische Gesetze III

Gesetz der multiplen Proportionen (Dalton, 1803)

"Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigenden Elemente stehen zueinander im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.,,





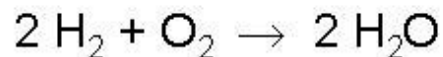
Stöchiometrische Gesetze IV

Volumengesetz (Gay-Lussac, 1811)

"Gase setzen sich in chemischen Reaktionen in ganzzahligen Volumenverhältnissen um.."

2 Volumenteile Wasserstoff und

1 Volumenteil Sauerstoff verbrennen vollständig zu Wasser



Allgemeines Gasgesetz:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Druck Volumen Stoffmenge Gaskonstante Temperatur



Experiment

- **Verbrennen einer Kerze auf einer Balkenwaage**

Beobachtung: Die Waagschale mit der Bienenwachskerze wird leichter

- **Verbrennen von Fe-Wolle (entölt) auf der Waage**

Die Waagschale mit dem gebildeten Eisenoxid wird schwerer

- **Zersetzung von Wasser im „Hoffmann`schen Apparat“:**

Der Hoffmann`sche Wasserzersetzungsgapparat wird mit verdünnter Schwefelsäure gefüllt. An die Elektroden wird eine Gleichspannung von 3 bis 5 Volt angelegt.

Es entstehen 2 Volumenteile Wasserstoff und 1 Volumenteil Sauerstoff.

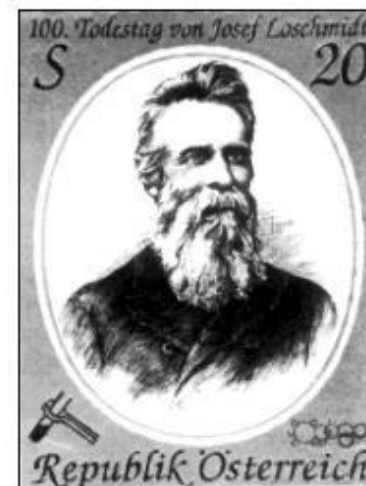


Die Stoffmenge – Das Mol

1 Mol einer Substanz enthält so viele Teilchen
(Atome, Moleküle, Ionen, Formeleinheiten)
wie 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C

$$1 \text{ mol} \triangleq 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

$$N_L = 6,02217 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



Loschmid'sche oder Avogadro'sche Zahl

$6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
sind z.B. enthalten in:

18,00 g Wasser

63,55 g Kupfer

207,2 g Blei

46,07 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$



Experiment

■ **Explosion Sauerstoff/Methan**

Ein Metallzylinder(950ml) wird pneumatisch mit 700ml Sauerstoff und 250ml Erdgas gefüllt. Dann wird der Glasdeckel entfernt und durch eine Karteikarte mit Loch in der Mitte ersetzt. Beim Berühren mit einer Flamme (Zündstock verwenden !) explodiert das Gasgemisch mit einem heftigen Knall.



Experiment

■ Carbiddöller:

Die Dose wird am Stativ eingespannt. Nun werden 5 Carbiddkörner mit Hilfe eines Spatellöffels am Boden gegenüber der Einspritzdüse platziert. Jetzt einige Milliliter Wasser aus der Spritzflasche so durch die Einspritzdüse leiten, daß das Wasser auf die Carbiddkörner trifft. Schon nach ca. 5 Sekunden das brennende Streichholz an die Spritzdüse halten.

Das Ethin-Luft-Gemisch explodiert beim Entzünden mit heftigem Knall und sprengt den Schnappdeckel von der Dose ab.



Übung I

Wer findet den Fehler auf dieser Folie?

Allg. Gasgesetz:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Unter Standardbedingungen: $p = 1013 \text{ hPa}$
 $T = 298 \text{ K (25}^\circ\text{C)}$

gilt für 1 mol eines beliebigen Gases:

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

$$V = n \cdot R \cdot T / p = 22,4 \text{ l}$$

22,4 L Wasserstoff (2,0 g)

$6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
sind z.B. enthalten in:

22,4 L Luft (N_2 , O_2 , CO_2 , Ar ...)

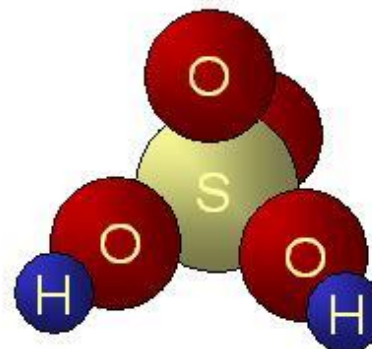
22,4 L Xenon (131,29 g)



Übung II

H₂SO₄ (Schwefelsäure)

Elem.	Anz.	Atommasse (g/mol)	Beitrag (g/mol)
H	2 ×	1,01	= 2,02
S	1 ×	32,06	= 32,06
O	4 ×	16,00	= 64,00



**Formelmasse
molare Masse
(Molekulargewicht)**

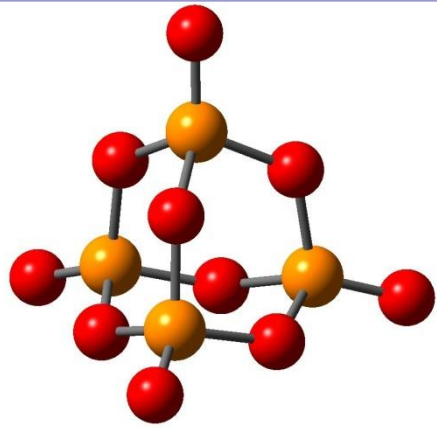
$$M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98,08 \text{ g/mol}$$

1 l Schwefelsäure (d 1,925 g/cm³) => $m = 1925 \text{ g}$

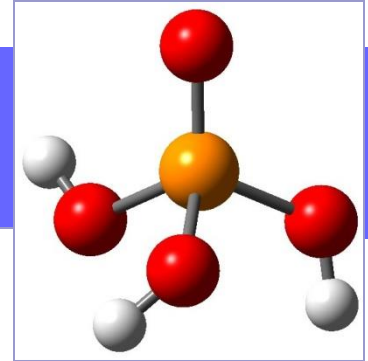
$$n = \frac{m}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{1925 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 19,62 \text{ mol}$$

Stoffmenge

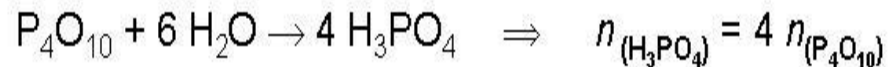
d. h. $1.182 \cdot 10^{25}$ Moleküle



Übung III



Wieviel Phosphorsäure (H_3PO_4) entsteht bei der Hydrolyse von 1 kg Phosphor(V)oxid (P_4O_{10})?



Formelmassen:

$$\text{P}_4\text{O}_{10}: \quad (4 \times 30,97) + (10 \times 16,00) = 283,88 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4: \quad (3 \times 1,01) + 30,97 + (4 \times 16,00) = 98,00 \text{ g/mol}$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10}: \quad n_{(\text{P}_4\text{O}_{10})} = \frac{m}{M_{(\text{P}_4\text{O}_{10})}} = \frac{1000 \text{ g}}{283,88 \text{ g/mol}} = 3,52 \text{ mol}$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4: \quad m = \underbrace{4 n_{(\text{P}_4\text{O}_{10})}}_{n_{(\text{H}_3\text{PO}_4)}} \cdot M_{(\text{H}_3\text{PO}_4)} = 4 \cdot 3,52 \text{ mol} \cdot 98,00 \text{ g/mol} = \underline{\underline{1380 \text{ g}}}$$



Das Periodensystem

■ Inhalt

- **Aufbau**
- **Einteilung**
- **Trends**
- **Elektronenkonfigurationen**

Alle Folien sind im Internet als pdf Dokument erhältlich:

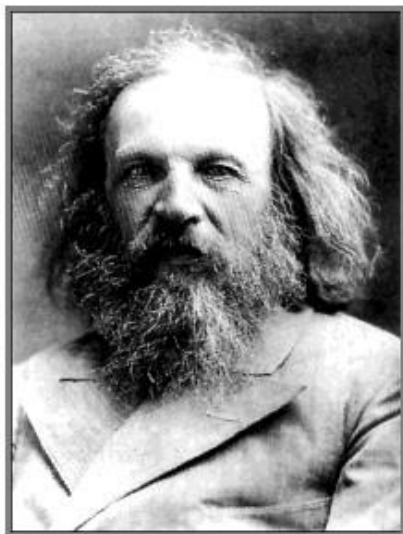
<http://chemie.uni-rostock.de/schulz/>



Aufbau des Periodensystems

1869

Die Elemente mit ähnlichem chemischen Verhalten werden nach steigenden Atommassen geordnet



Dimitri Mendelejev

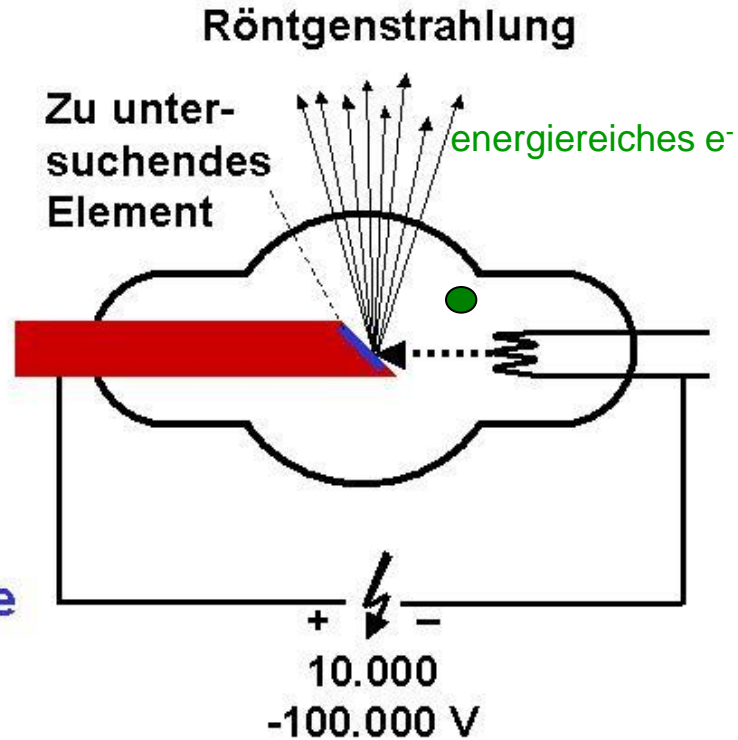
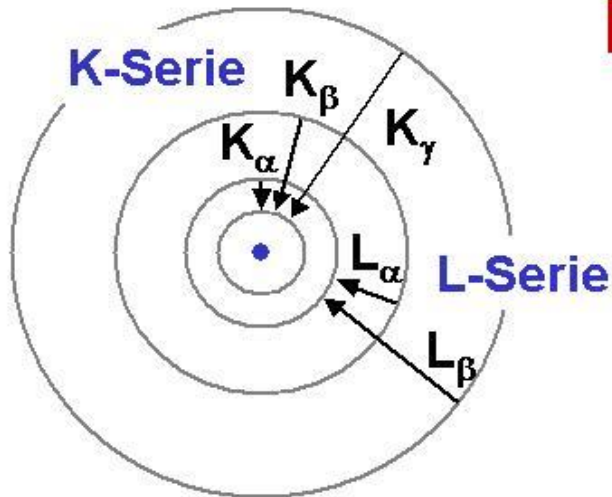
			Ti 50	Zr 90	? 180
			V 51	Nb 94	Ta 182
			Cr 52	Mo 96	W 186
			Mn 55	Rh 104	Pt 197
			Fe 56	Ru 104	Ir 198
			Ni 59	Pd 107	Os 199
			Cu 63	Ag 108	Hg 200
H 1					
	Be 9.4	Mg 24	Zn 65	Cd 112	
	B 11	Al 27	? 68	Ur 116	Au 197
	C 12	Si 28	? 70	Sn 118	
	N 14	P 31	As 75	Sb 122	Bi 210
	O 16	S 32	Se 79	Te 128	
	F 19	Cl 35	Br 80	J 127	
Li 7	Na 23	K 39	Rb 85	Cs 133	Tl 204
		Ca 40	Sr 87	Ba 137	Pb 207
		? 45	Ce 92		
		?Er 56	La 94		
		?Yt 60	Di 95		
		?In 76	Th 118		



Bestimmung der Ordnungszahlen



Henry G. J. Moseley (1913)

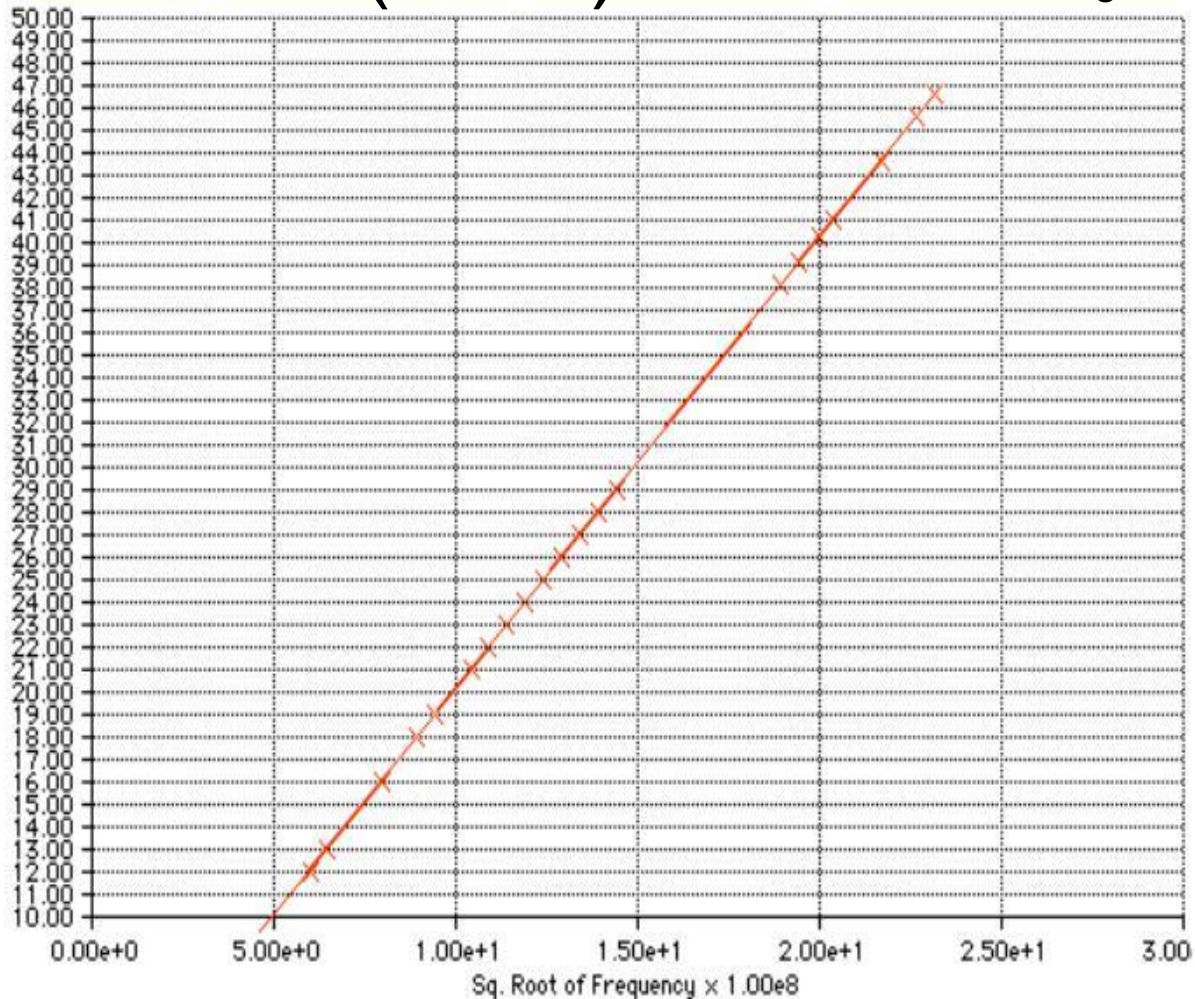




Auftragung der Ordnungszahlen nach Moseley (1913)

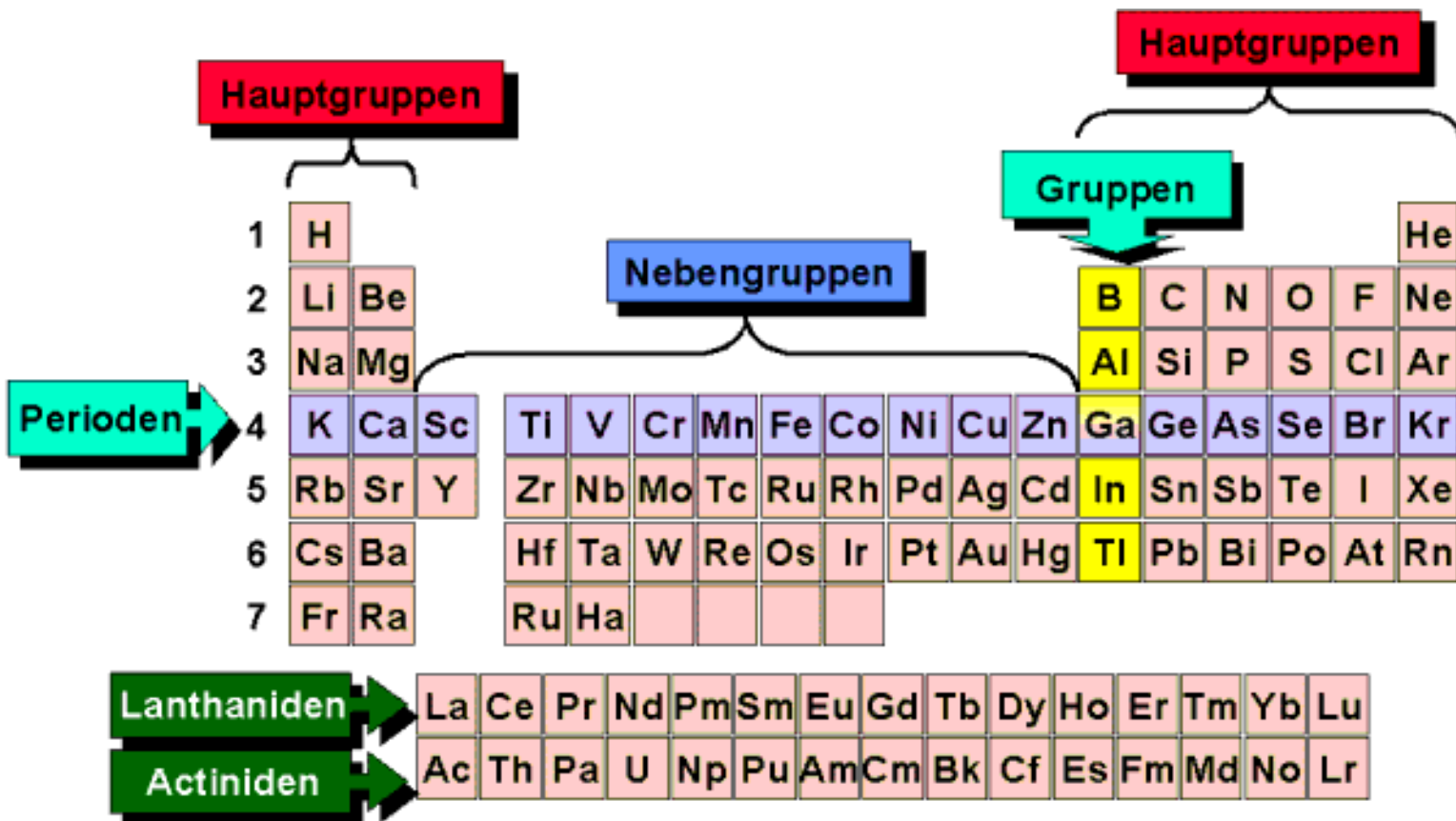
$$\sqrt{\nu} = A(Z - S)$$

A, S = Konstanten
Z = Ordnungszahl





Das Periodensystem



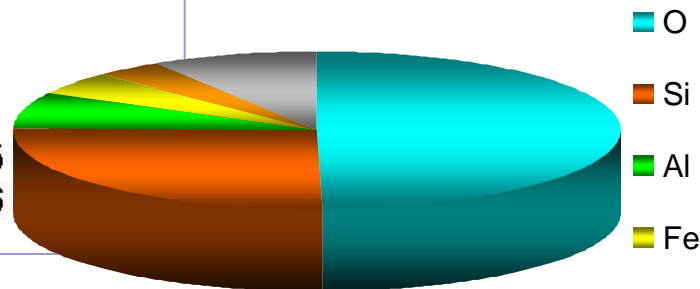
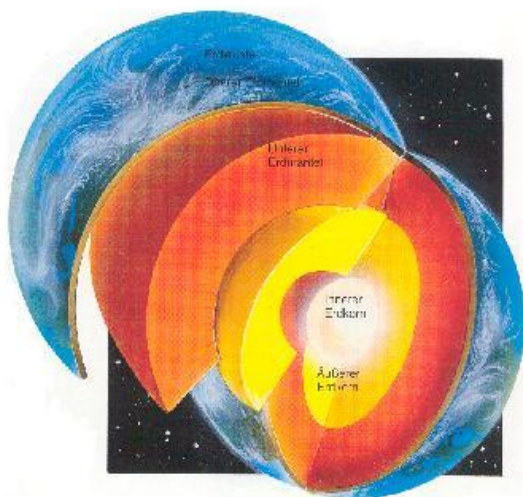


Natürliche Häufigkeit der Elemente

Im Bereich der Erdkruste, Ozeane und Atmosphäre:

Rang	Element	Symbol	Massenanteil
1	Sauerstoff	O	49,2
2	Silicium	Si	25,7
3	Aluminium	Al	7,5
4	Eisen	Fe	4,7
5	Calcium	Ca	3,4
6	Natrium	Na	2,6
7	Kalium	K	2,4
8	Magnesium	Mg	1,9
9	Wasserstoff	H	0,9
10	Titan	Ti	0,6
11	Chlor	Cl	0,2
12	Phosphor	P	0,1
13	Mangan	Mn	0,1
14	Kohlenstoff	C	0,1
15	Schwefel	S	0,05
	Rest		0,56

%



- O
- Si
- Al
- Fe
- Ca
- Sonstige



Periodische Eigenschaften

1	2												13	14	15	16	17	18															
		Alkalimetalle (+H)												Pnikogene		Chalkogene		Halogene															
1	2	Erdalkalimetalle																				2											
1	2											Erdmetalle (+B)										2											
3	4	Übergangsmetalle										5	6	7	8	9	10																
11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																
1	2																																
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112																						
Lanthanide			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																	
Actinide			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																	
																		Edelgase															



Periodizität in den Elektronenkonfigurationen

1 s ¹		2 s ²												13 p ¹	14 p ²	15 p ³	16 p ⁴	17 p ⁵	18 p ⁶ (s ²)
1 H																		2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
11 Na	12 Mg	3 d ¹	4 d ²	5 d ³	6 d ⁴	7 d ⁵	8 d ⁶	9 d ⁷	10 d ⁸	11 d ⁹	12 d ¹⁰	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 Cu	29 Ni	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 Ag	47 Pd	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	57 La	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	—	—	—								
			f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴			
			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			
			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			



Elektronenkonfiguration I

Z	Element	K		L			M			N		Symbol	Periode	
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p					
1	H	↑									$1s^1$	1		
2	He	↑↓									$1s^2$			
3	Li	↑↓	↑								$[\text{He}] 2s^1$	2		
4	Be	↑↓	↑↓								$[\text{He}] 2s^2$			
5	B	↑↓	↑↓	↑							$[\text{He}] 2s^2 2p^1$			
6	C	↑↓	↑↓	↑	↑						$[\text{He}] 2s^2 2p^2$			
7	N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑					$[\text{He}] 2s^2 2p^3$			
8	O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑					$[\text{He}] 2s^2 2p^4$			
9	F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑					$[\text{He}] 2s^2 2p^5$			
10	Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					$[\text{He}] 2s^2 2p^6$			
11	Na	Neonkonfiguration [Ne]			↑						$[\text{Ne}] 3s^1$	3		
12	Mg				↑↓									$[\text{Ne}] 3s^2$
13	Al				↑↓	↑								$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	Si				↑↓	↑	↑							$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	P				↑↓	↑	↑	↑						$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	S				↑↓	↑↓	↑	↑						$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	Cl				↑↓	↑↓	↑↓	↑						$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18	Ar				↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$





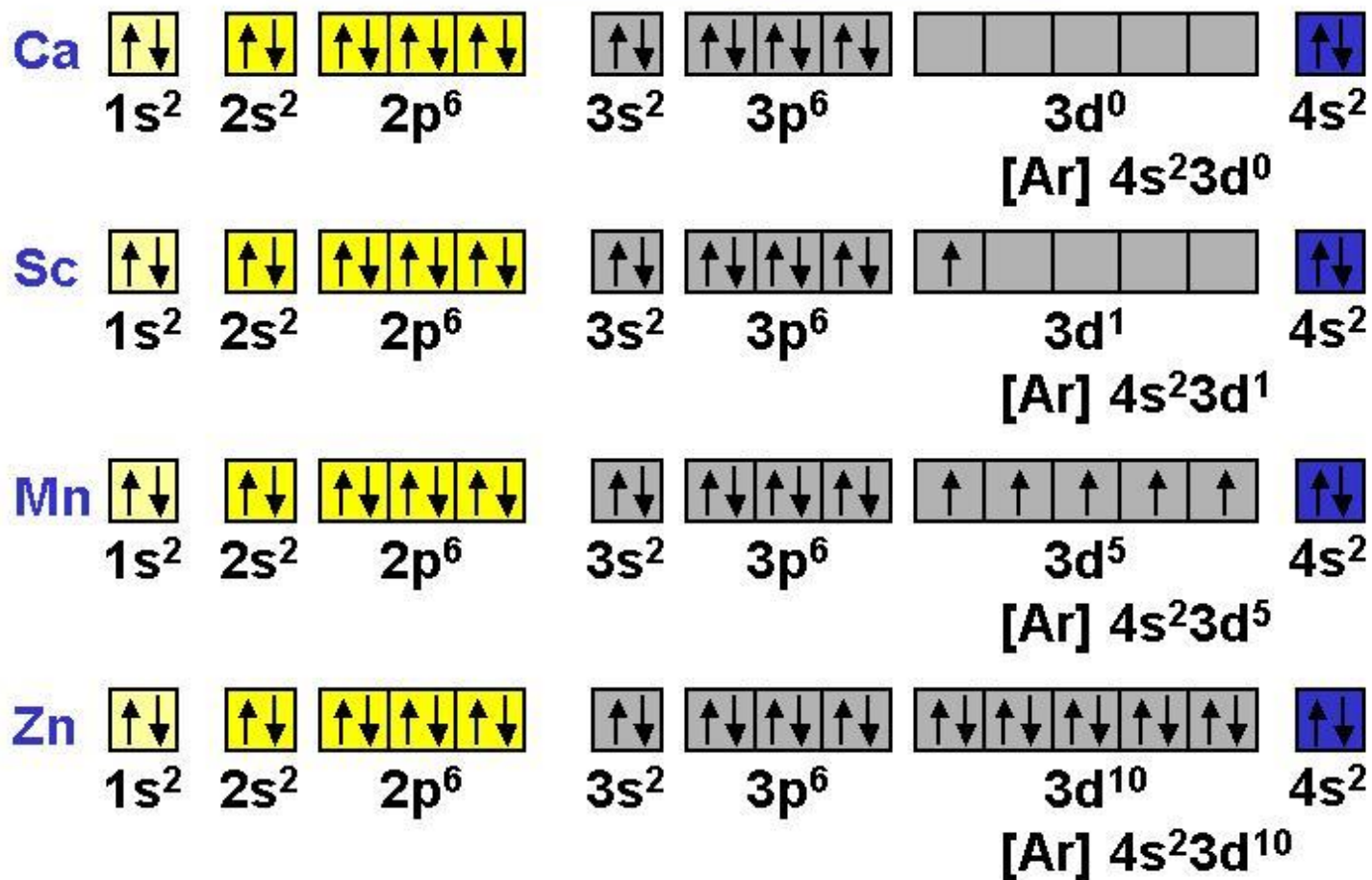
Elektronenkonfiguration II

Z	Element	K 1s	L 2s 2p	M 3s 3p 3d	N 4s 4p	Symbol	Periode
19	K				↑	[Ar]4s ¹	4
20	Ca				↑↓	[Ar]4s ²	
21	Sc			↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ¹	
22	Ti			↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ²	
23	V			↑ ↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ³	
24	*Cr			↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	
25	Mn			↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ⁵	
26	Fe			↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ⁶	
27	Co			↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ⁷	
28	Ni			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	↑↓	[Ar]4s ² 3d ⁸	
29	*Cu			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	
30	Zn			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	
31	Ga			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	
32	Ge			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑ ↑	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	
33	As			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑ ↑ ↑	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	
34	Se			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	
35	Br			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	
36	Kr			↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	





Beispiel I





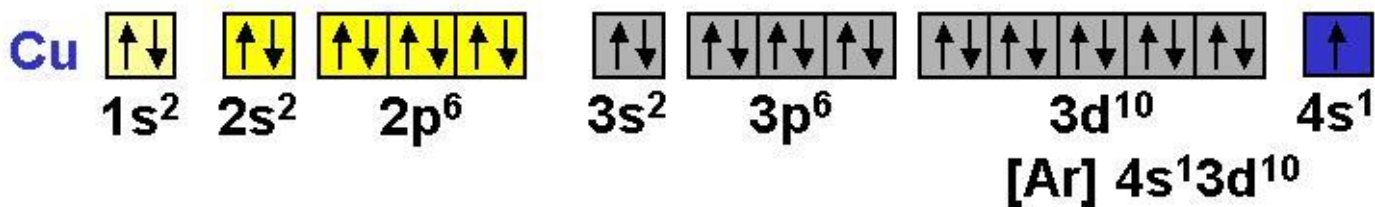
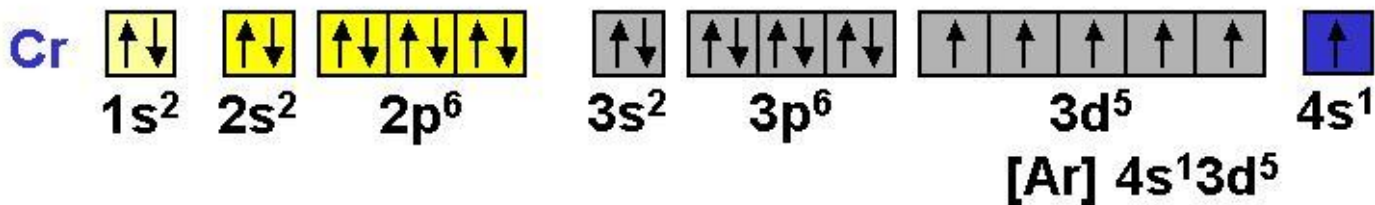
Übung - Elektronenkonfiguration

- Chrom
- Kupfer



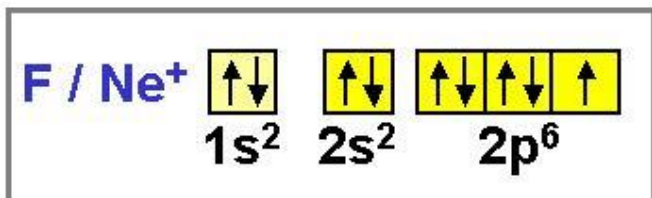
Beispiel II – Ausnahmen von der Regel

**Halbgefüllte bzw. vollst. gefüllte Unterschalen
 ⇒ höhere Stabilität**

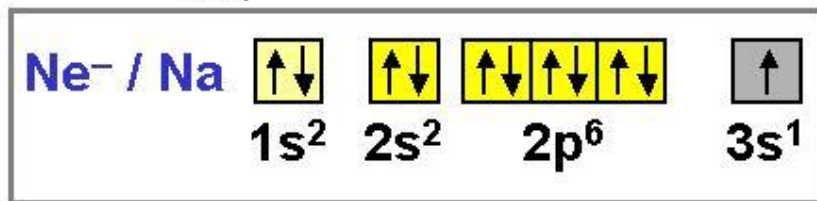
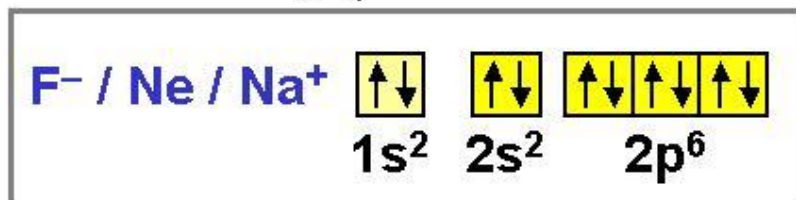




Ionisierungsenergien, Elektronegativitäten, Elektronenaffinitäten



Wenn neutrale Atome Elektronen abgeben oder aufnehmen, entstehen Ionen (Kationen bzw. Anionen)

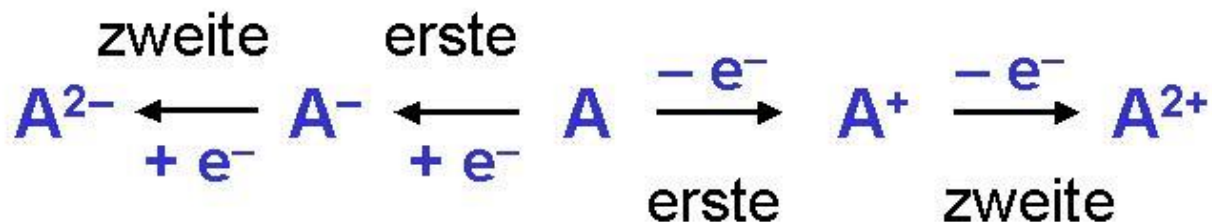




Ionisierungsenergie - Elektronenaffinität

Ionisierungsenergie ist die Energie, die zur Entfernung eines Elektrons benötigt wird.
Elektronenaffinität ist die Energie, die bei der Aufnahme eines Elektrons frei wird.

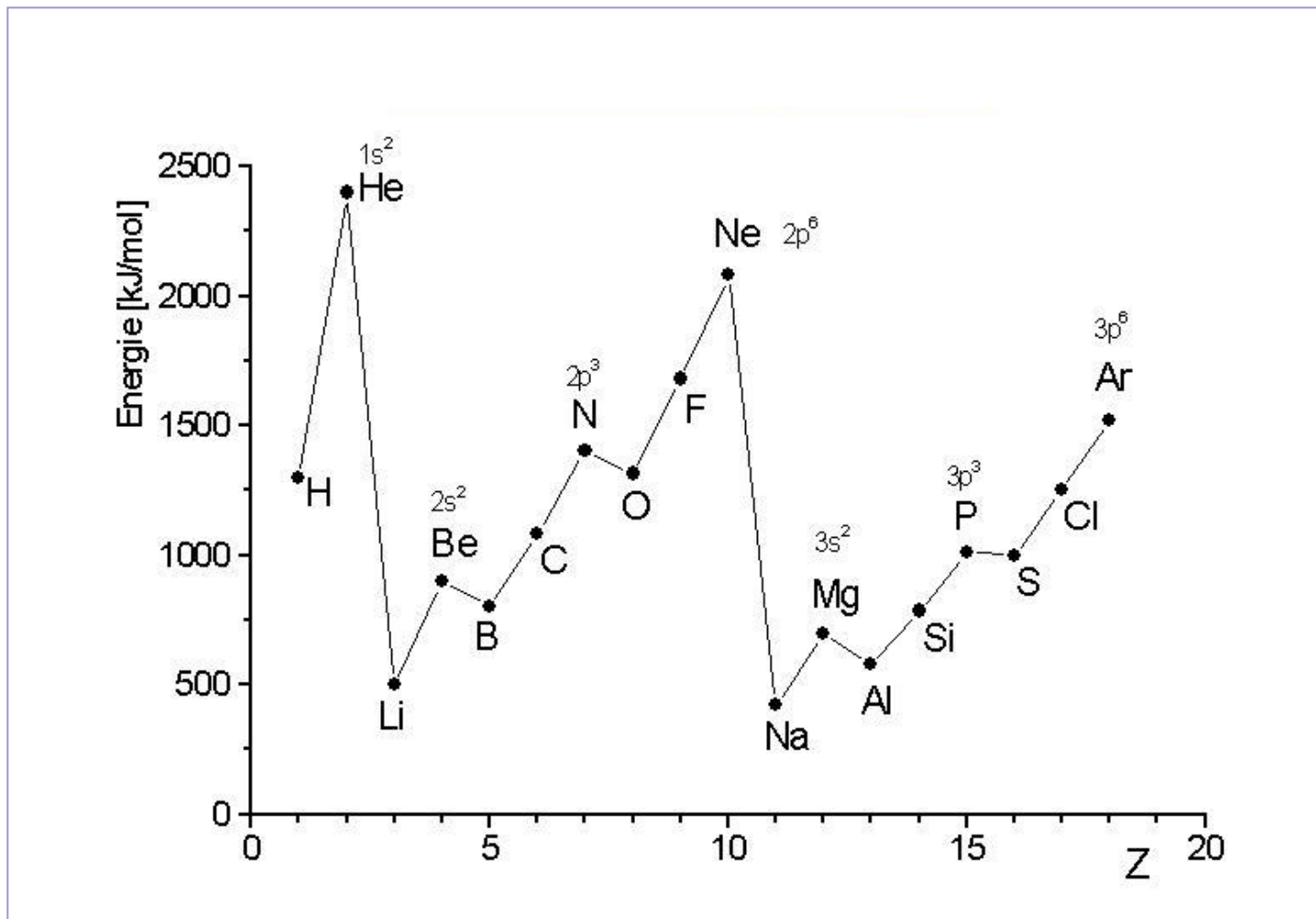
Elektronenaffinität



Ionisierungsenergie

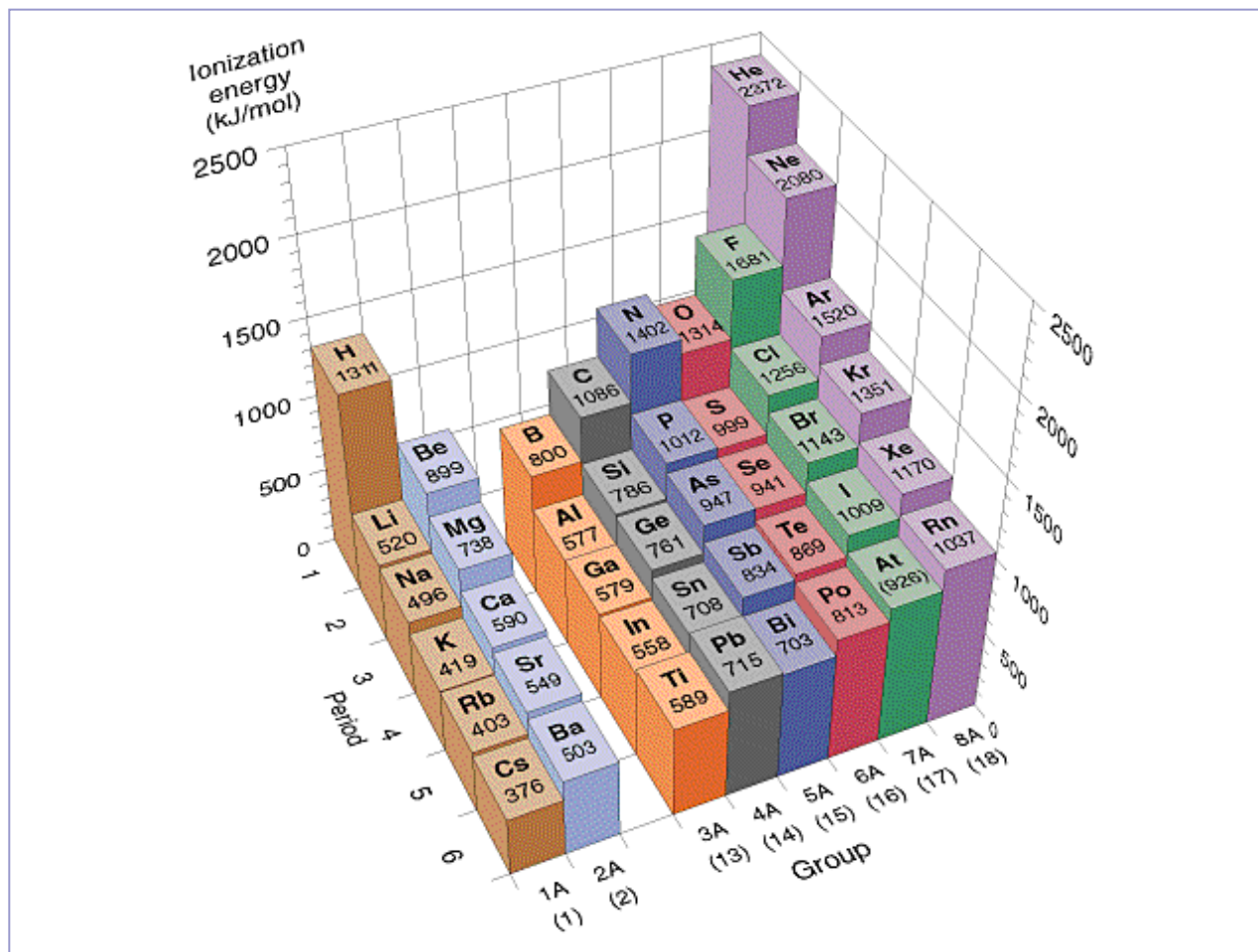


Trends in den 1. Ionisierungsenergien



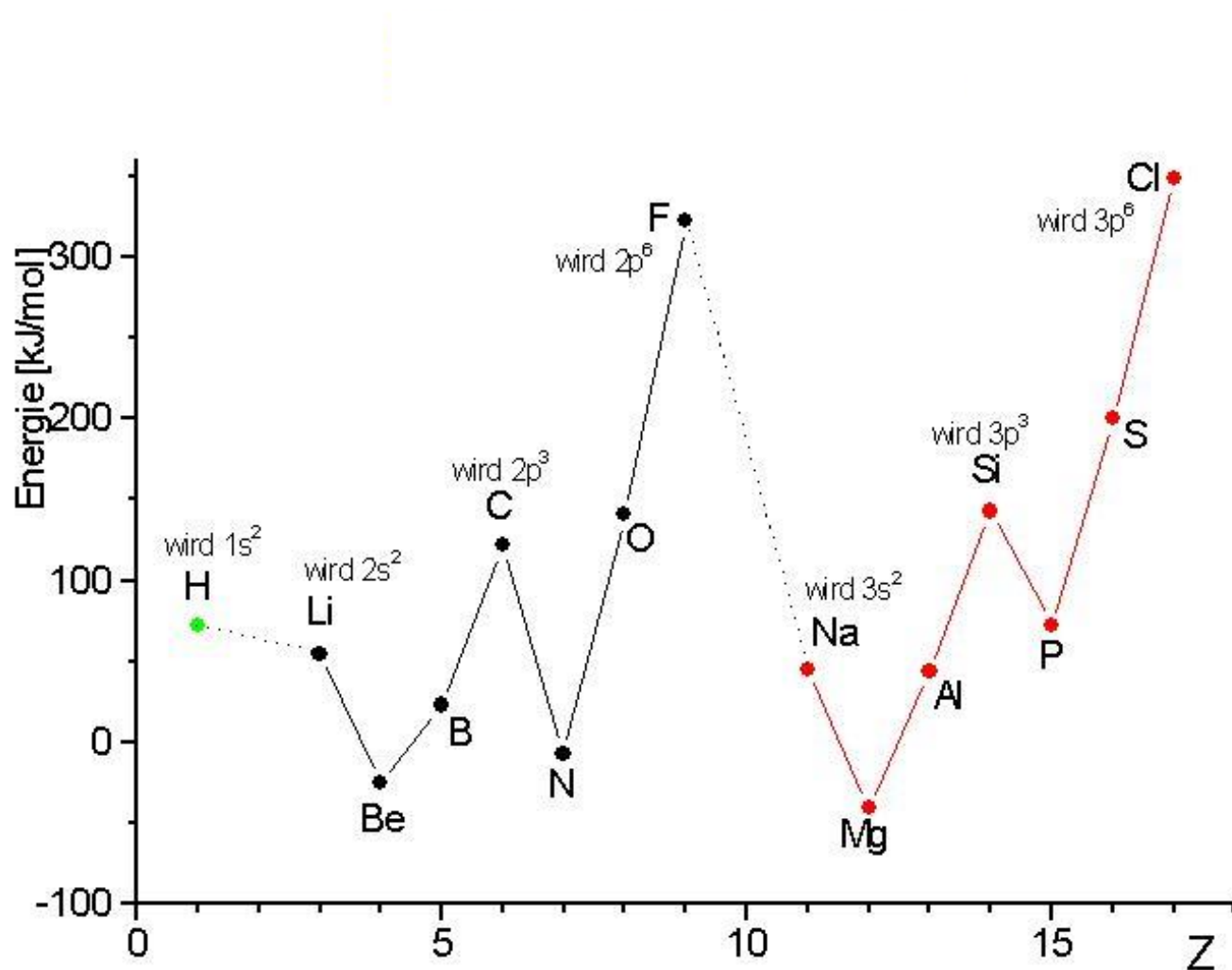


Ionisierungsenergien – 3D





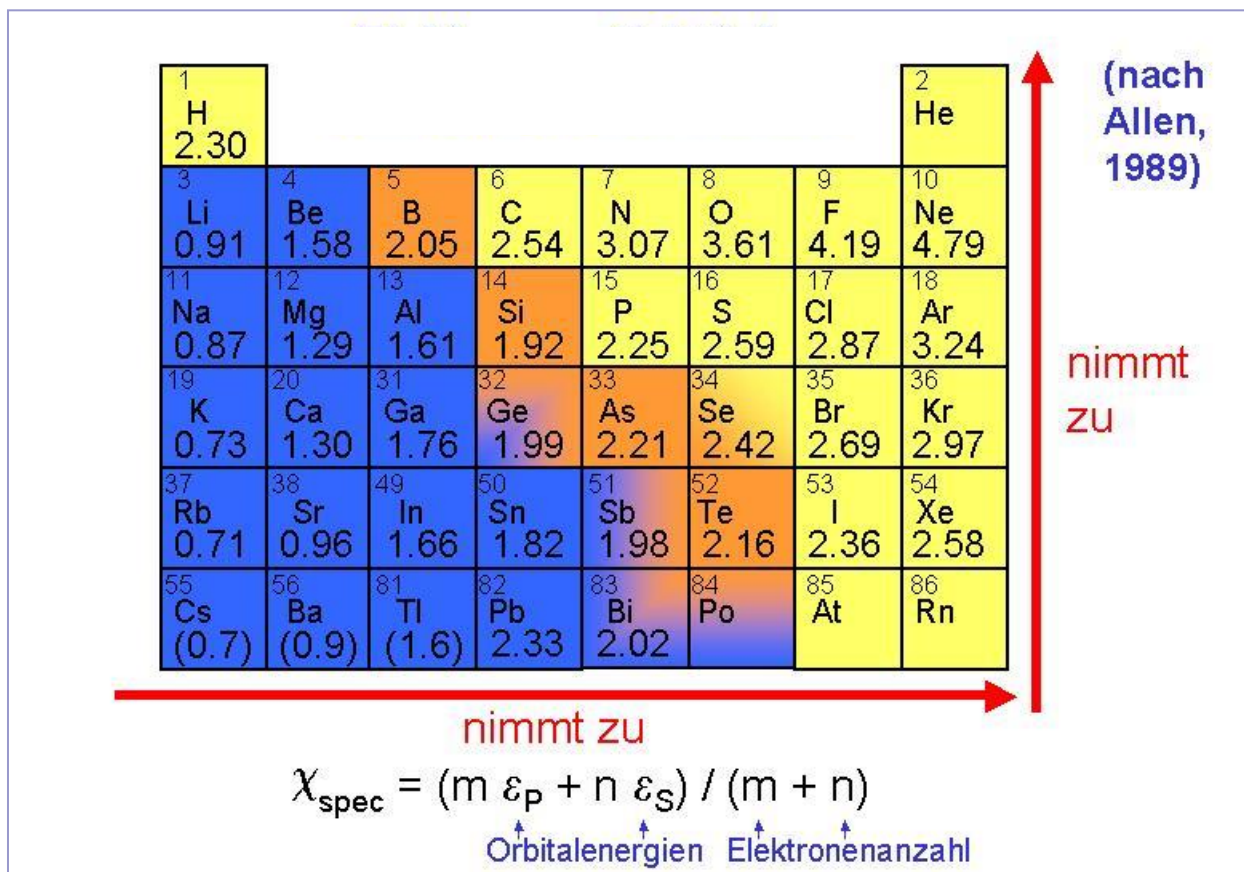
Trends in den Elektronenaffinitäten





Elektronegativität

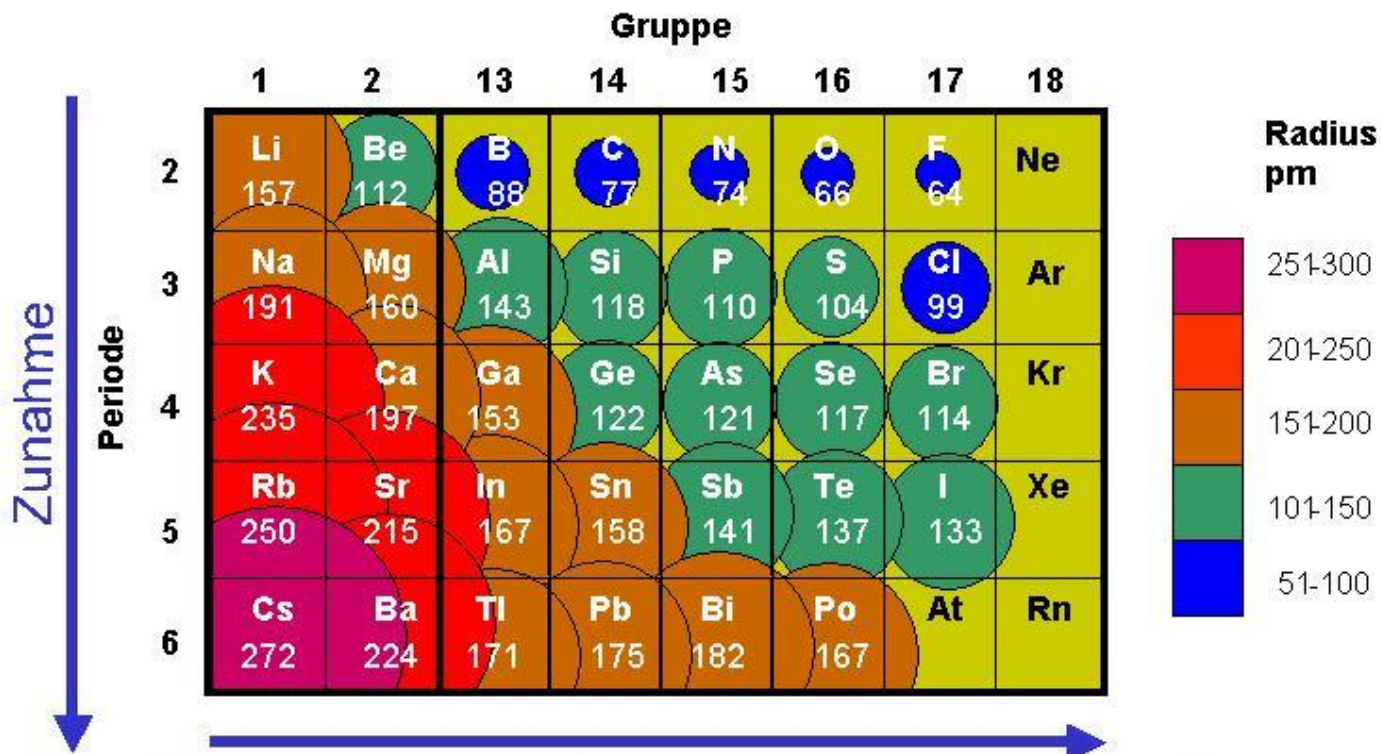
Bezieht sich auf Moleküle und beschreibt quantitativ das Vermögen der Atome, die das Molekül bilden, **Bindungselektronen zu polarisieren**.





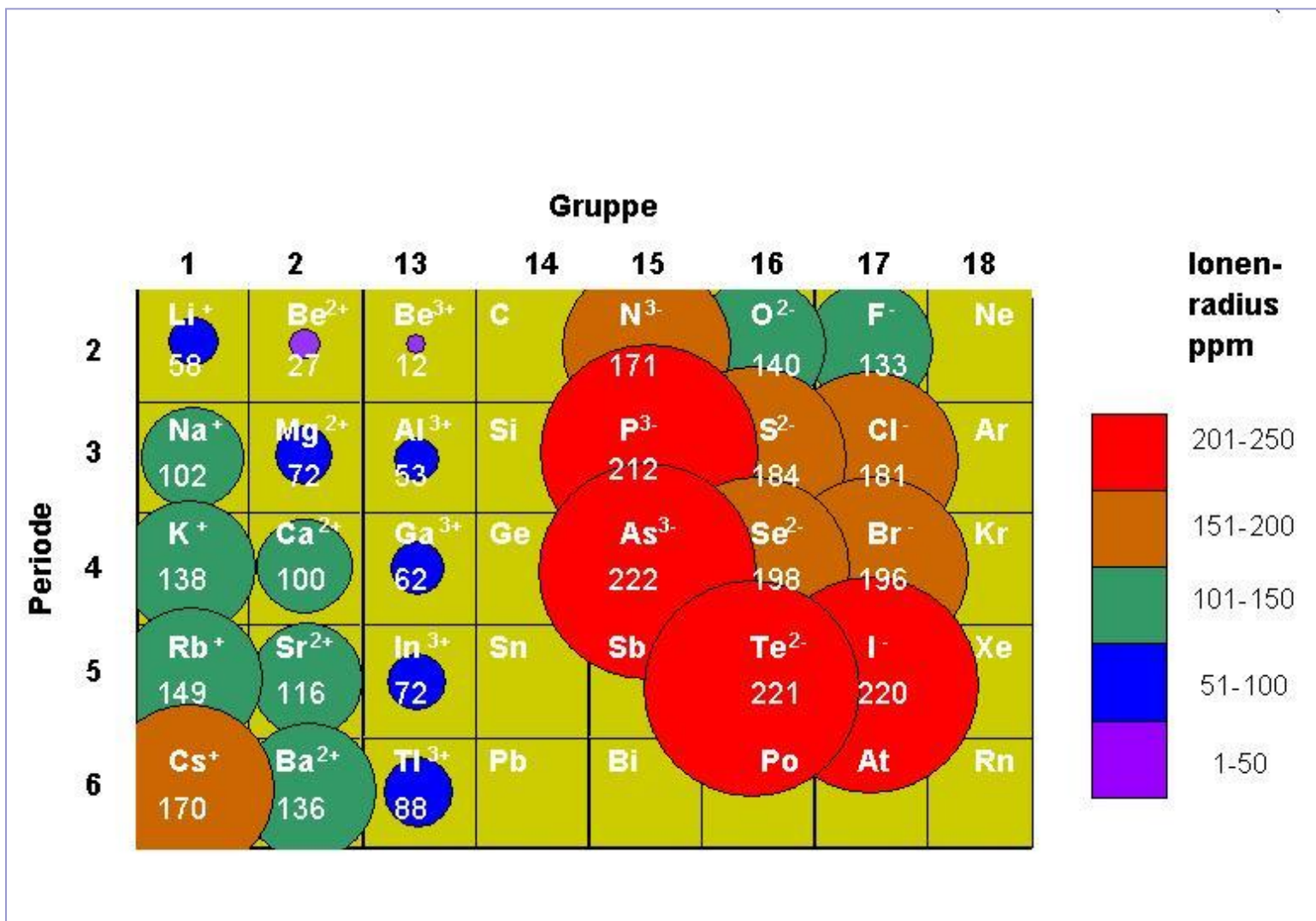
Atom- und Ionenradien

Atomradien der Hauptgruppenelemente





Ionenradien der Hauptgruppenelemente





Vergleich Atom- und Ionenradien

