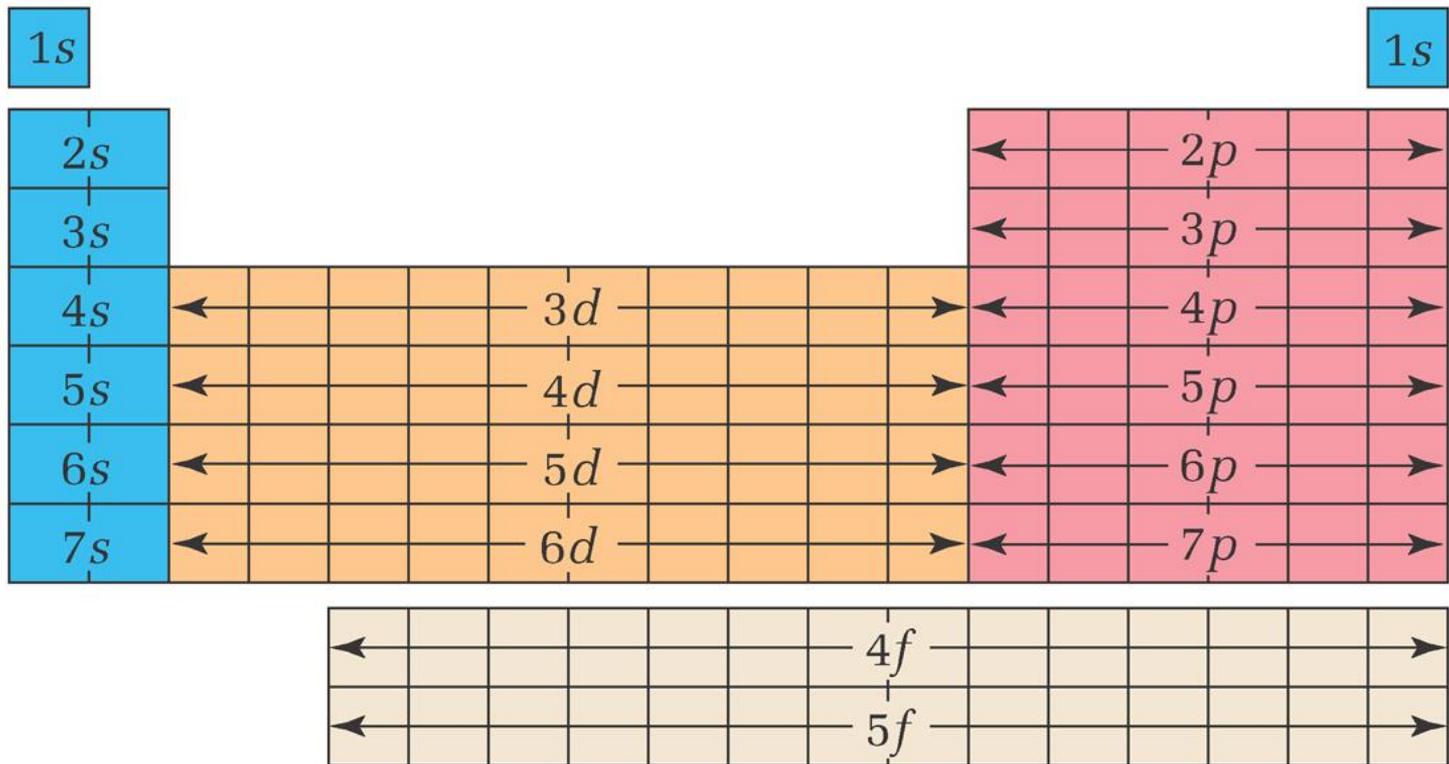


Das Periodensystem der Elemente



Hauptgruppenelemente
des *s*-Blocks

Übergangsmetalle

Hauptgruppenelemente
des *p*-Blocks

f-Block-Metalle

Das Periodensystem: Entdeckung der Elemente

H																He	
Li Be												B	C	N	O	F	Ne
Na Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



Antike



1735–1843



1894–1918



Mittelalter–1700



1843–1886



1923–1961



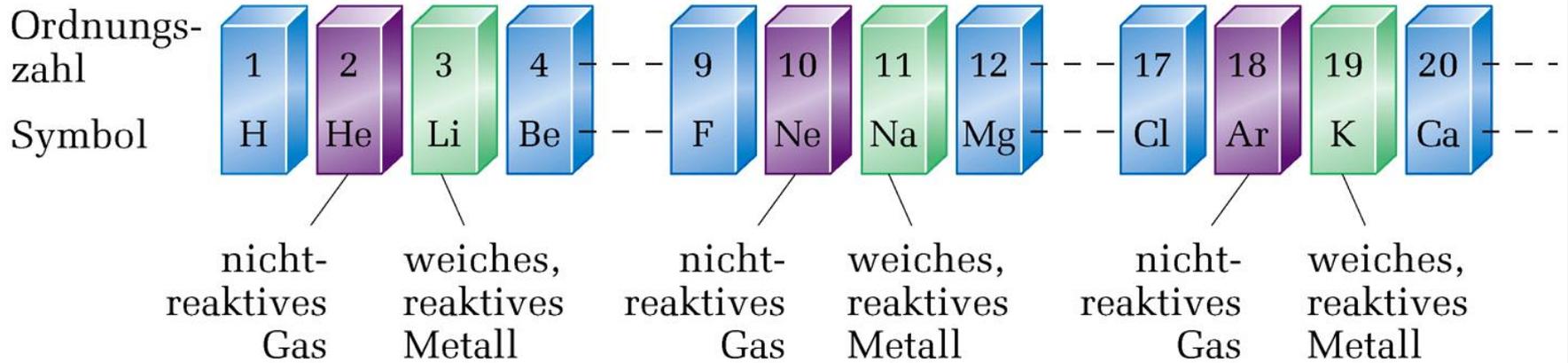
1965–

Das Periodensystem: Biologisch wichtige Elemente

1A 1												3A 13		4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18
1 H	2A 2											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3 Li	4 Be	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
11 Na	12 Mg	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	
19 K	20 Ca	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	
37 Rb	38 Sr		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	
55 Cs	56 Ba																	

Grundelemente
 Mengenelemente
 Spurenelemente

Das Periodensystem: Einteilung nach Reaktionen



Bildung von Kationen und Anionen

1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H ⁺																		
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	E D E L G A S E	
Na ⁺	Mg ²⁺	Übergangsmetalle										Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻		
K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻		
Rb ⁺	Sr ²⁺														Te ²⁻	I ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺																	

Das Periodensystem: Einteilung nach Reaktionen

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	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68



farb- und geruchlose Gase, die mit anderen Stoffen kaum reagieren: **Edelgase**



weiche Metalle, die mit Luft und Wasser heftig reagieren: **Alkalimetalle**



härter als Alkalimetalle, verbrennen unter heller Flamme: **Erdalkalimetalle**



farbige, sehr reaktive Gase: **Halogene**

	1.HG							8.HG
	1	2.HG	3.HG	4.HG	5.HG	6.HG	7.HG	2
1. Periode	3	4	5	6	7	8	9	10
2. Periode	11	12	13	14	15	16	17	18
3. Periode	19	20	31	32	33	34	35	36

Elemente mit ähnlichen Eigenschaften sind im PSE untereinander angeordnet

Nomenklatur des Periodensystems

Bezeichnung der s- und p- Block- Gruppen

1. HG	Gruppe 1	Alkalimetalle
2. HG	Gruppe 2	Erdalkalimetalle
3. HG	Gruppe 13	Borgruppe
4. HG	Gruppe 14	Kohlenstoffgruppe
5. HG	Gruppe 15	Stickstoffgruppe
6. HG	Gruppe 16	Chalkogene
7. HG	Gruppe 17	Halogene
8. HG	Gruppe 18	Edelgase

Metallcharakter der Elemente

Metallische Eigenschaften sind:

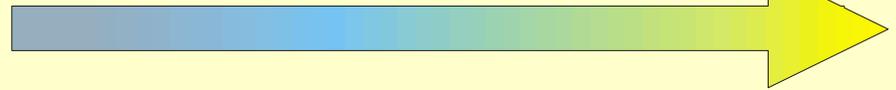
- 1) metallischer Glanz der Oberfläche
- 2) Dehn- und Verformbarkeit
- 3) gute elektrische Leitfähigkeit
- 4) Gute Wärmeleitfähigkeit

Metalle 

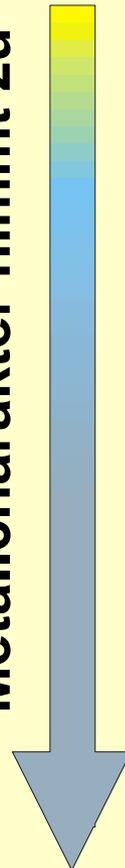
Halbmetalle 

Nichtmetalle 

Metallcharakter nimmt ab



Metallcharakter nimmt zu



1 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	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra						

Metallcharakter der Elemente

												Metalle			Metalloide			Nichtmetalle				
	1A 1	2A 2												3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18			
1	1 H																					
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne				
3	11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar				
4	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				
5	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				
6	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				
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116						

Lanthanoide

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

Actinoide

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

Aggregatzustände der Elemente bei Raumtemperatur

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	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	110 Eka-Pt	111 Eka-Au	112 Eka-Hg	113 -	114 -	115 -	116 -	117 -	118 -



fest



gasförmig (11)



flüssig (2)

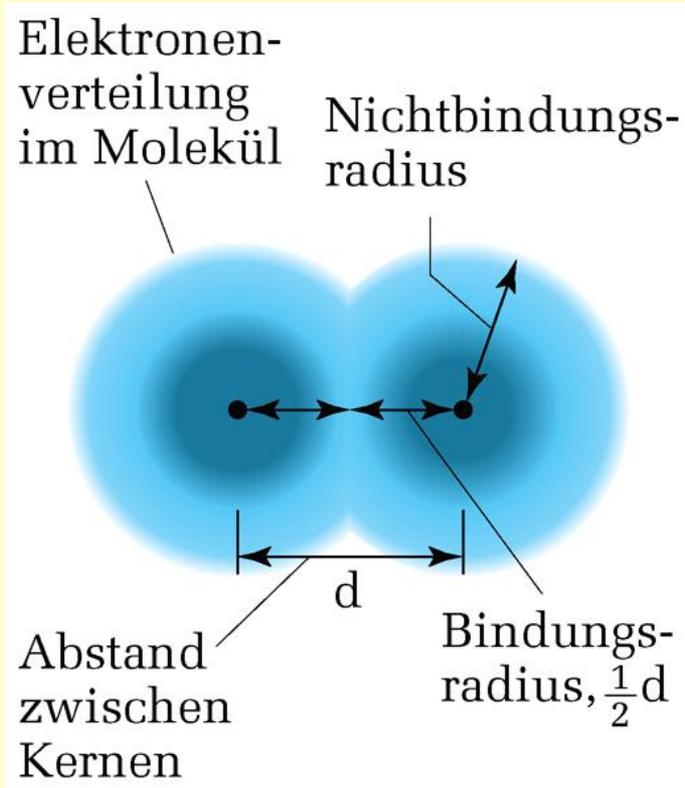
Radioaktive Elemente

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 -

 nur radioaktive Isotope bekannt

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

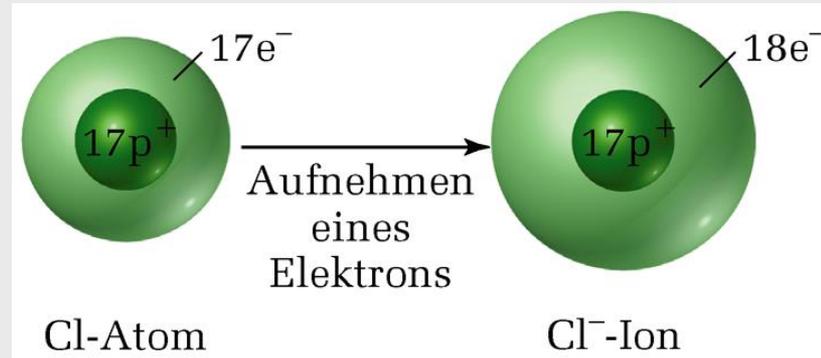
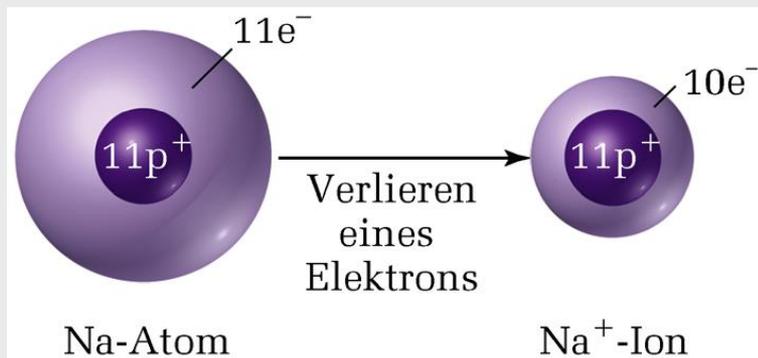
Größe von Atomen - der Atomradius



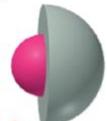
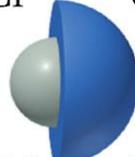
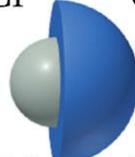
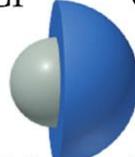
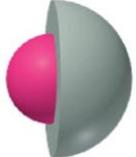
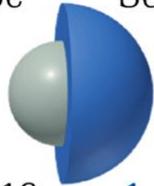
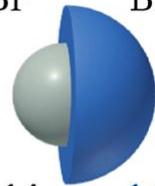
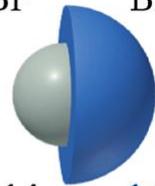
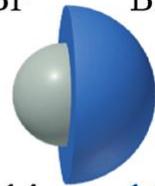
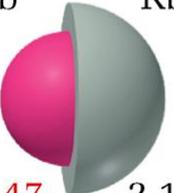
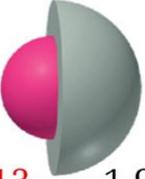
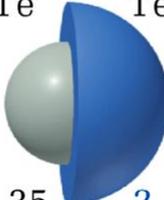
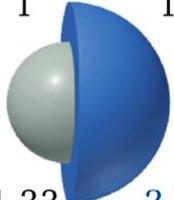
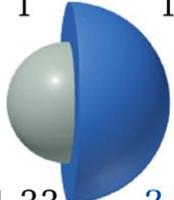
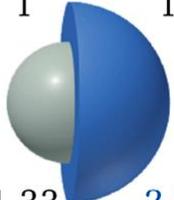
H 37	Li 157	Be 111	B 82	C 77	N 70	O 66	F 64
	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99
	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114
	Rb 250	Sr 215	In 167	Sn 158	Sb 141	Te 137	I 133
	Cs 272	Ba 224	Tl 170	Pb 175	Bi 182		

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:** $n(\text{p}^+) > n(\text{e}^-)$; **Anionen** $n(\text{p}^+) < n(\text{e}^-)$



Ionenradien

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

Radien von Metallionen verschiedener Ladung (in pm)

Chrom	Cr		2+	3+	4+	5+	6+
		129					
			87	76	69	63	58
Mangan	Mn		2+	3+	4+	7+	
		127					
			81	72	67	60	
Eisen	Fe		2+	3+	4+		
		126					
			92	78	72		
Kupfer	Cu		+	2+	3+		
		127					
			91	87	68		

Die Ionisierungsenergie - Definition

Die Ionisierungsenergie ist die zur Entfernung eines Elektrons aus dem Atom- oder Molekülverband benötigte Energiemenge.



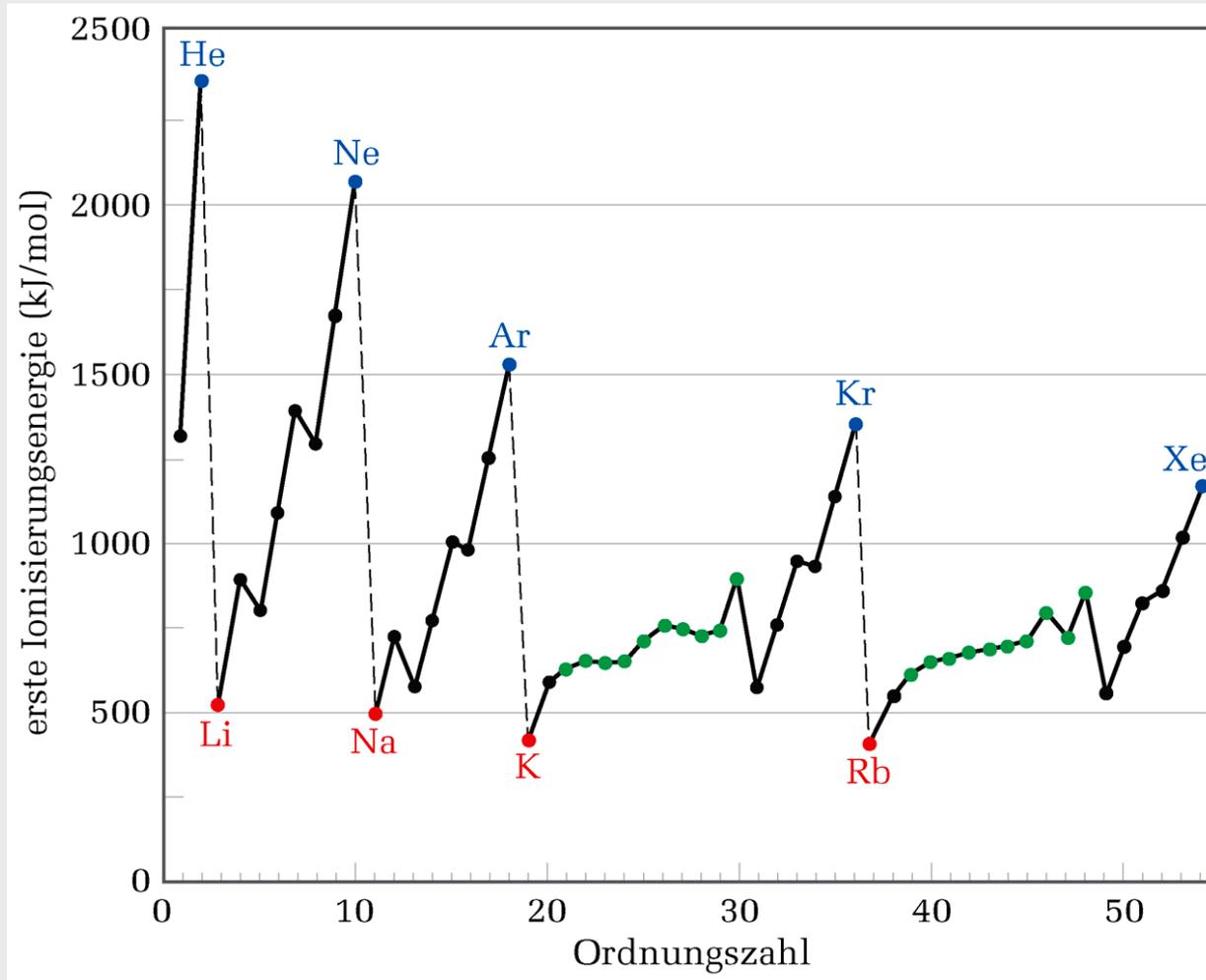
Es gibt erste, zweite, dritte und höhere Ionisierungsenergien!

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

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

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

Die erste Ionisierungsenergie IE1

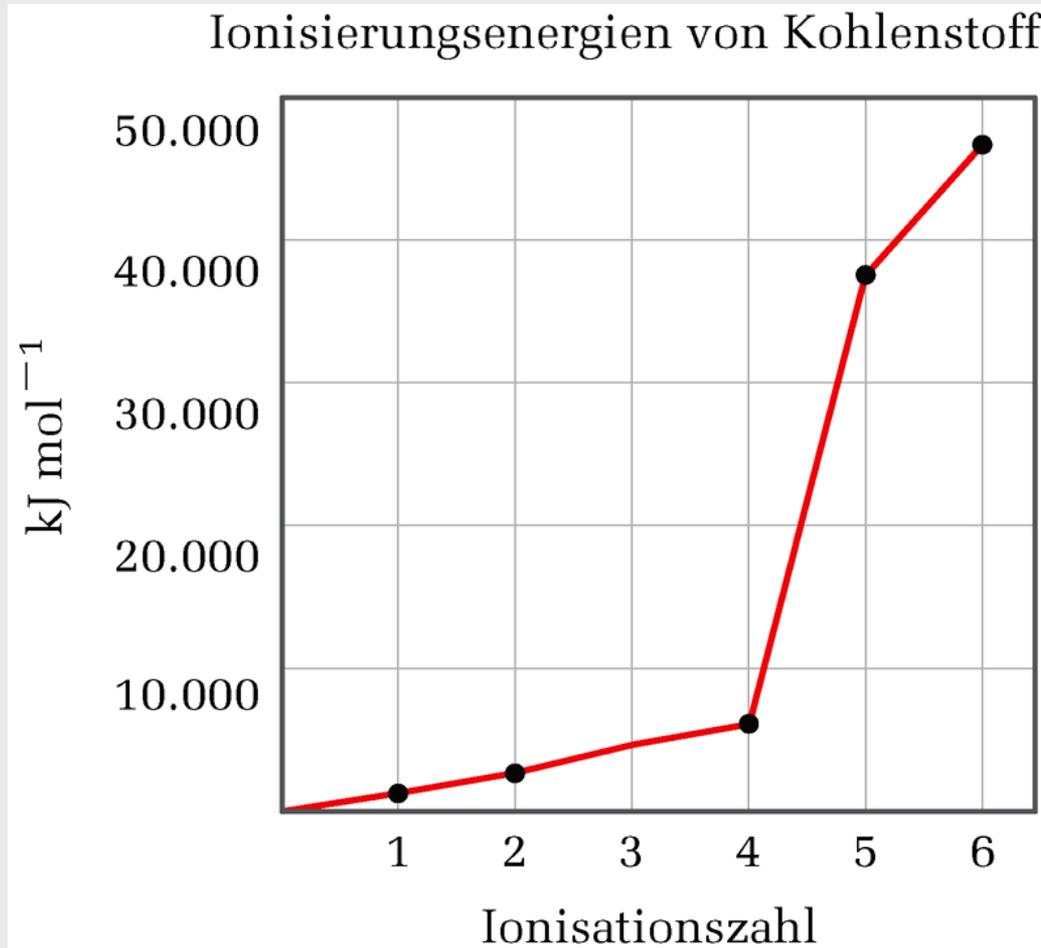


Die Ionisierungsenergien spiegeln die Strukturierung der Elektronenhülle in Schalen und Unterschalen und auch die erhöhte Stabilität halbbesetzter Unterschalen unmittelbar wider

Die erste Ionisierungsenergie IE1

Element		2s	2p	Ionisierungsenergie
Lithium	Li	↑	□ □ □	
Beryllium	Be	↑↓	□ □ □	
Bor	B	↑↓	↑ □ □	
Kohlenstoff	C	↑↓	↑ ↑ □	
Stickstoff	N	↑↓	↑ ↑ ↑	
Sauerstoff	O	↑↓	↑↓ ↑ ↑	
Fluor	F	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	
Neon	Ne	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	

Bildung höhergeladener Ionen – Beispiel Kohlenstoff



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

Die Elektronenaffinität - Definition

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



Definitionsgemäß trägt die Elektronenaffinität ein negatives Vorzeichen!

Die Elektronenaffinität (in kJ mol⁻¹)

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.

Die Elektronegativität

Die Elektronegativität χ ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Elektronen einer (Atom-)Bindung anzuziehen.

Die Elektronegativität ist eine aus empirischen Daten berechnete Größe.

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

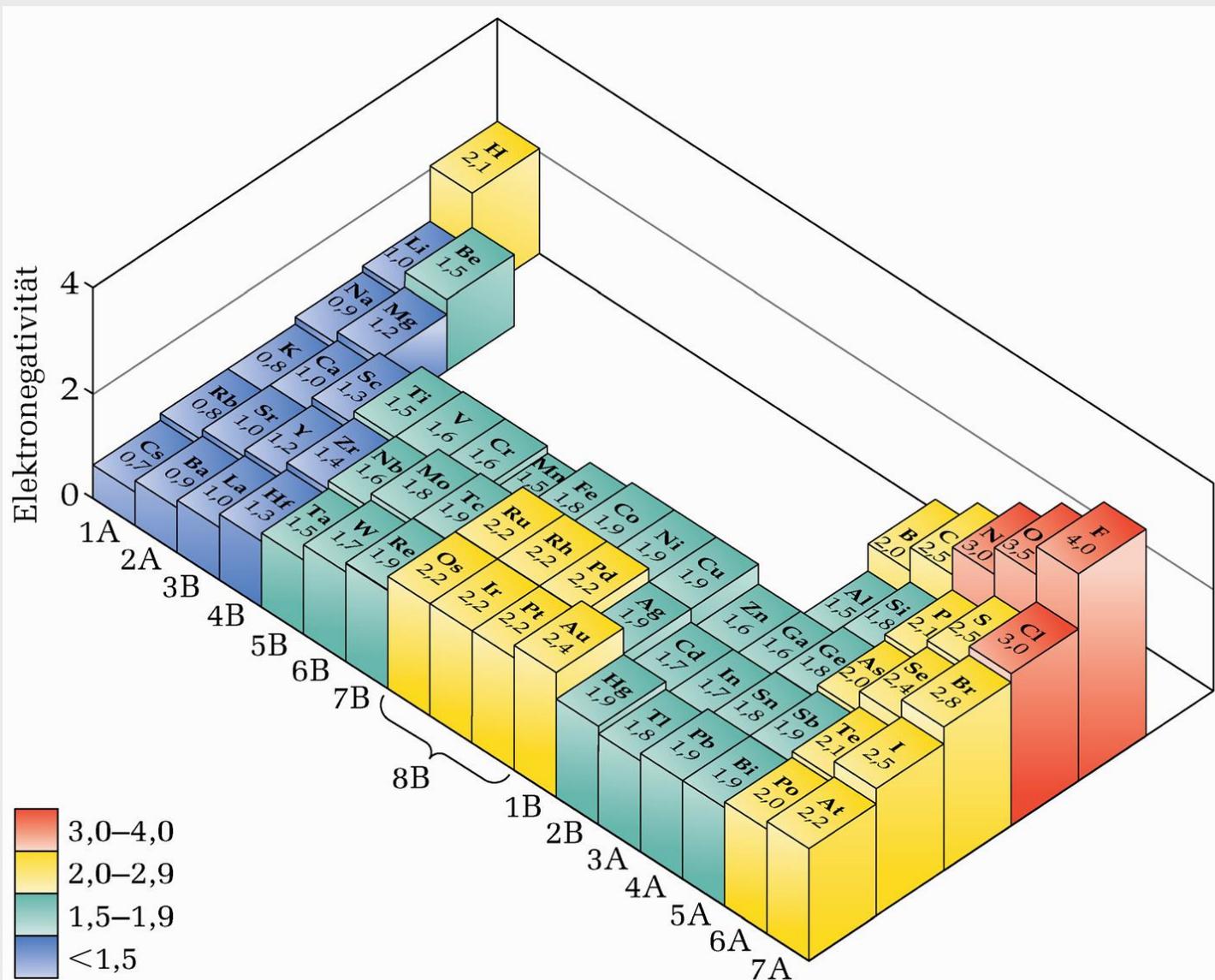
Mulliken: $\chi = \frac{1}{2}(IE + EA) \Rightarrow \chi = 0.168 \cdot (IE + EA) - 0.207$

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

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

D = Dissoziationsenergie, IE = Ionisierungsenergie, EA = Elektronenaffinität

Die Elektronegativität



Reaktionen der Elemente

Periodische Wiederholungen bei der Elektronenbesetzung bewirken gleiche Elektronenanordnungen (Elektronenkonfigurationen) in der Valenzschale

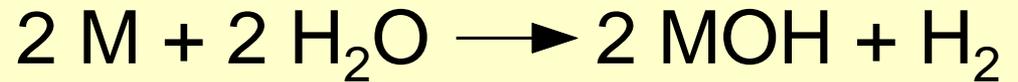
⇒ Die Elektronenkonfiguration der Valenzschale bestimmt das chemische Verhalten der Elemente

Periodische Eigenschaften der Elemente

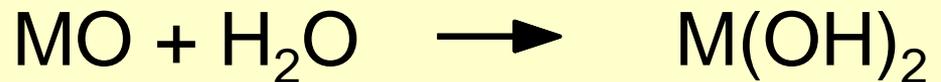
1 H 1.0079				
3 Li 6.941	4 Be 9.0122			
11 Na 22.990	12 Mg 24.305			
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33		72 Hf 178.49	73 Ta 180.95
87 Fr* 223.02	88 Ra* 226.03		104 Rf* 261.11	105 Db* 262.11
		57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91
		89 Ac* 227.03	90 Th* 232.04	91 Pa* 231.04
			60 Nd 144.24	92 U 238.03

Valenzelektronenkonfiguration
Ionisierungsenergie
Elektronenaffinität

Alkalimetalle, M = Li, Na, K, Rb, Cs



Erdalkalimetalle,
M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba



Edelgase (Gruppe 18)

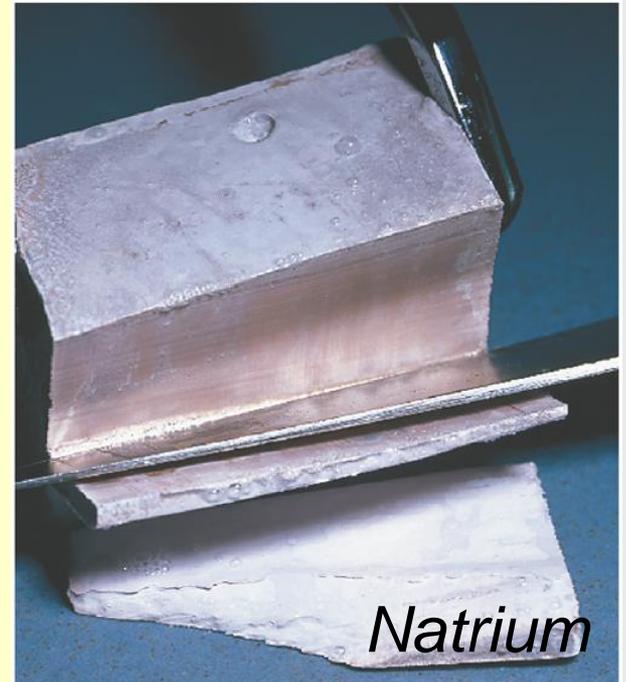
He	Helium	$1s^2$
Ne	Neon	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Ar	Argon	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Kr	Krypton	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xe	Xenon	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$



abgeschlossene Valenzschale ($s^2 p^6$)
ist energetisch sehr stabil \Rightarrow reaktionsträge Elemente
charakteristische Atomemissionen

Alkalimetalle (Gruppe 1)

Li	Lithium	$[\text{He}]2s^1$
Na	Natrium	$[\text{Ne}]3s^1$
K	Kalium	$[\text{Ar}]4s^1$
Rb	Rubidium	$[\text{Kr}]5s^1$
Cs	Caesium	$[\text{Xe}]6s^1$



Konfiguration s^1 in der Valenzschale (1 Elektron *zu viel*)

⇒ leichte Abgabe des Elektrons (Bildung von Kationen M^+)
(kleine Ionisierungsenergien)

⇒ große Reaktionsfähigkeit

Erdalkalimetalle (Gruppe 2)

Be	Beryllium	[He]2s ²
Mg	Magnesium	[Ne]3s ²
Ca	Calcium	[Ar]4s ²
Sr	Strontium	[Kr]5s ²
Ba	Barium	[Xe]6s ²

Konfiguration s² in der Valenzschale (2 Elektronen *zuviel*)

⇒ leichte Abgabe der Elektronen, Bildung von Kationen M²⁺

⇒ große Reaktionsfähigkeit

Kohlenstoffgruppe (Gruppe 14)

C	Kohlenstoff	$[\text{He}]2s^22p^2$
Si	Silicium	$[\text{Ne}]3s^23p^2$
Ge	Germanium	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$
Sn	Zinn	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$
Pb	Blei	$[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^2$

Konfiguration s^2p^2 in der Valenzschale

⇒ C max. 4-bindig,

⇒ andere max. 6-bindig

C → Nichtmetall

Si, Ge → Halbmetall

Sn, Pb → Metalle



Silicium

Stickstoffgruppe (Gruppe 15)

N	Stickstoff	$[\text{He}]2s^22p^3$
P	Phosphor	$[\text{Ne}]3s^23p^3$
As	Arsen	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$
Sb	Antimon	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$
Bi	Bismut	$[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^3$

Konfiguration s^2p^3 in der Valenzschale (3 ungepaarte p-Elektronen)

⇒ N max. 4-bindig, andere max. 5-bindig

Chalkogene (Erzbildner, Gruppe 16)

O	Sauerstoff	$[\text{He}]2s^22p^4$
S	Schwefel	$[\text{Ne}]3s^23p^4$
Se	Selen	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$
Te	Tellur	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$
Po	Polonium	$[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^4$

Konfiguration s^2p^4 in der Valenzschale (2p Elektronen sind ungepaart, zwei gepaart, es fehlen zwei zum Erreichen der Edelgaskonfiguration)

⇒ Bildung von E^{2-} Ionen

⇒ O max. 4-bindig, andere max. 6-bindig

Halogene (= Salzbildner, Gruppe 17)

F	Fluor	$[\text{He}]2s^22p^5$
Cl	Chlor	$[\text{Ne}]3s^23p^5$
Br	Brom	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$
I	Iod	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$
At	Astat	$[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^5$

Konfiguration s^2p^5 in der Valenzschale

⇒ leichte Aufnahme von einem Elektron

(hohe Elektronenaffinität), Bildung von Hal^- Ionen

⇒ große Reaktionsfähigkeit



Wichtige Begriffe:

Nomenklatur im PSE → Gruppen 1 – 18

Unterscheidung Metalle – Halbmetalle – Nichtmetalle

Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität, Elektronegativität

Trends im PSE:

- Atom- und Ionenradien
- Ionisierungsenergie
- Elektronenaffinität
- Elektronegativität

Bezeichnung der Gruppen der s- und p-Blockelemente