



DER AUFBAU DER MATERIE PERIODENSYSTEM

Wichtig:

Das gesamte Skript darf nur von Teilnehmern dieser Vorlesung als Lehrmaterial verwendet werden. Es darf nicht (auch nicht in Teilen) veröffentlicht, vervielfältigt oder an andere Personen (weder als Ausdruck noch elektronisch) weitergegeben werden.

Inhalt

- Aufbau des Periodensystems - Gruppen und Perioden
- Valenzelektronen - Edelgaskonfiguration und Reaktivität
- Oktettregel und chemische Bindungen
- Trends im Periodensystem
 - Atomradius
 - Metallcharakter
 - Ionisierungsenergie
 - Elektronegativität / Elektronenaffinität

Historische Entwicklung des Periodensystems



Mendelejew

4 wertig	3 wertig	2 wertig
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00
16,5	16,96	16,07
Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07
89,1 / 2 = 44,55	44,0	46,7
	As = 75,0	Se = 78,8
55	45,6	49,5
	Sb = 120,6	Te = 128,3
	87,4 = 2 * 43,7	
	Pi = 208,8	

Meyer

- **Döbereiner (1817) - Triaden**

- Fasste Elemente in Gruppen von je drei Elementen zusammen
- Suchte nach Regelmäßigkeiten in den Elementeigenschaften

- **Newlands (1865) - Oktavengesetz**

- Ordnete Elemente nach ihren Atommassen
- Entdeckte, dass sich Eigenschaften mit jedem 8. Element wiederholen

- **Mendelejew & Meyer (1869) - Periodensystem mit Vorhersagekraft**

- Ordnete bekannte Elemente in 8 Spalten mit Untergruppen
- Lücken für unbekannte Elemente
- Sagte Eigenschaften fehlender Elemente anhand ihrer Nachbarn voraus

- **Moseley (1913) - Ordnungszahlen**

- Entwickelte Methode zur Bestimmung der Ordnungszahlen aus Röntgenspektren
- Ordnungszahl entspricht der Protonenzahl im Atomkern
- Grundlage für die heutige Anordnung der Elemente im Periodensystem

Einteilung in Gruppen und Perioden

1 H Wasserstoff																	2 He Helium
3 Li Lithium	4 Be Beryllium											5 B Bor	6 C Kohlenstoff	7 N Stickstoff	8 O Sauerstoff	9 F Fluor	10 Ne Neon
11 Na Natrium	12 Mg Magnesium											13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphor	16 S Schwefel	17 Cl Chlor	18 Ar Argon
19 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 Kobalt	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
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirkonium	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
55 Cs Cäsium	56 Ba Barium	57 - 71 La-Lu Lanthanoide	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
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 - 103 Ac-Lr Actinoide	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Röntgenium	112 Cn Copernicium	113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessine	118 Og Oganesson
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			

Gruppen:

- Elementanordnung: oben nach unten
- Nummerierung nach IUPAC 1-18
- Hauptgruppen (I-VIII) (1,2, 13-18)
- Nebengruppenelemente (3-12)

Perioden:

- Elementanordnung: links nach rechts
- Das PSE umfasst 7 Perioden

Alkalimetalle	Halbmetalle
Erdalkalimetalle	Nichtmetalle
Metalle	Halogene
Übergangsmetalle	Edelgase
Lanthanoide	Actinoide

Einteilung in Gruppen und Perioden

The periodic table is organized into groups and periods. The color-coding indicates the following categories:

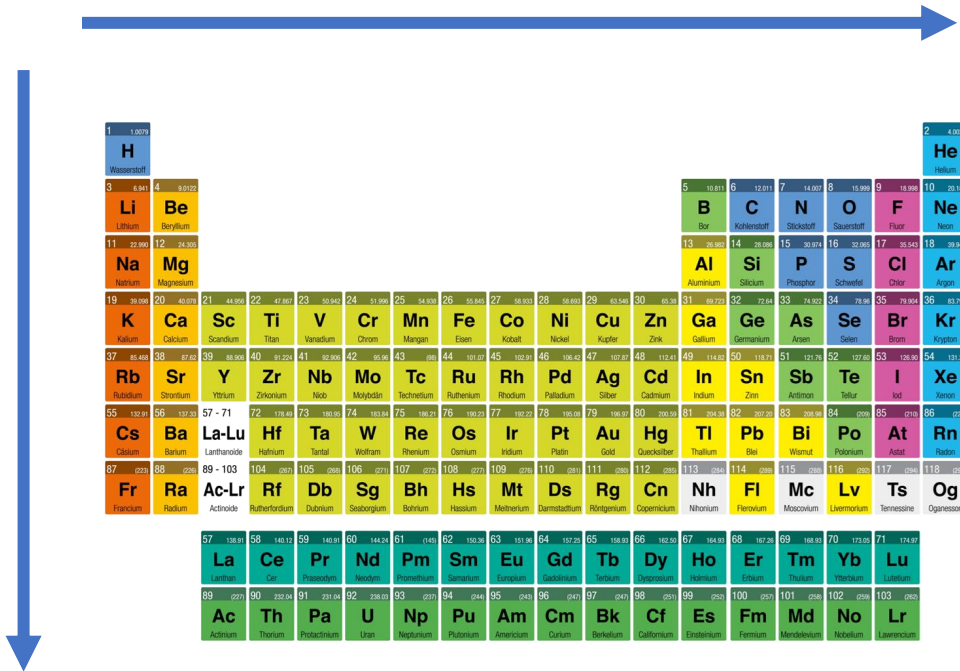
- Alkalimetalle:** Group 1 (orange)
- Erdalkalimetalle:** Group 2 (yellow)
- Metalle:** Groups 3-10 (light green)
- Übergangsmetalle:** Groups 11-10 (dark green)
- Lanthanoide:** Period 6, f-block (teal)
- Actinoide:** Period 7, f-block (dark green)
- Halbmetalle:** Groups 13-16 (light blue)
- Nichtmetalle:** Groups 17-18 (dark blue)
- Halogene:** Group 17 (pink)
- Edelgase:** Group 18 (light blue)

- Elemente einer Gruppe haben **ähnliche Elektronenkonfiguration** und **Eigenschaften**
- Innerhalb einer Gruppe oder Periode ändern sich die physikalischen und chemischen Eigenschaften in ganz bestimmter Art und Weise. Beispielsweise:

- Atomradius
- Ionisierungsenergie
- Dichte
- Elektronegativität
- Metalleigenschaften
- usw.

■ Alkalimetalle	■ Halbmetalle
■ Erdalkalimetalle	■ Nichtmetalle
■ Metalle	■ Halogene
■ Übergangsmetalle	■ Edelgase
■ Lanthanoide	■ Actinoide

Trends im PSE - Atomradius



Trends der **Atomradien** im Periodensystem

Zunahme innerhalb einer **Gruppe** (von oben nach unten)

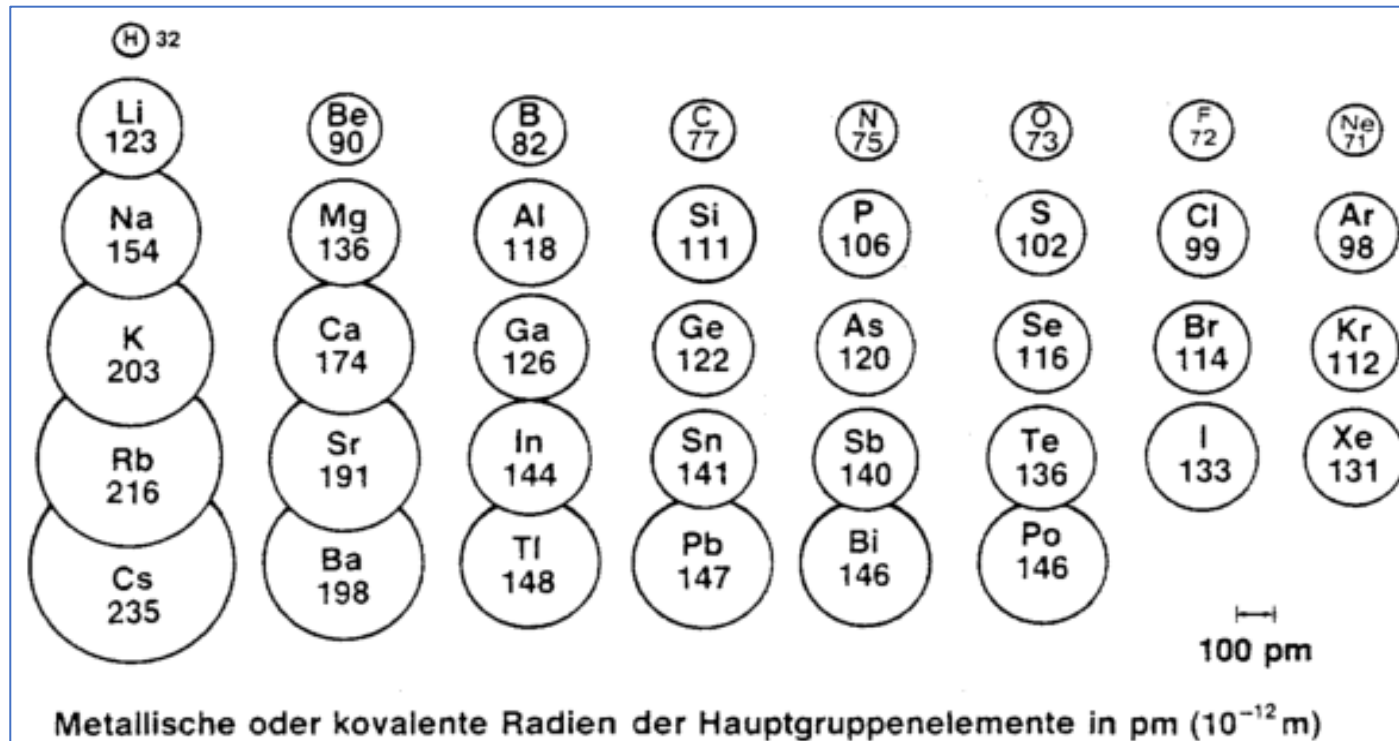
- Atomradius wächst durch zunehmende Größe der Orbitale
- Abschirmungseffekt der inneren Elektronen verstärkt die Zunahme

Abnahme innerhalb einer **Periode** (von links nach rechts)

- Atomradius wird mit steigender Ordnungszahl kleiner
- Steigende Kernladung zieht Elektronen stärker an

Trends im PSE - Atomradius

Der **Atomradius** nimmt innerhalb einer Gruppe kontinuierlich zu und innerhalb einer Periode kontinuierlich ab.



Trends im PSE - Metallcharakter

Legende

- Metall (blau)
- Übergangsmetall (türkis)
- Nichtmetall (hellgrün)

Perioden: I, II, III, IV, V, VI, VII

Gruppen: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18

Lanthanoide: Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Actinoide: Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

• Metalleigenschaften:

- hohe Wärmeleitfähigkeit
- hohe elektrische Leitfähigkeit
- Verformbarkeit
- Metallischer Glanz

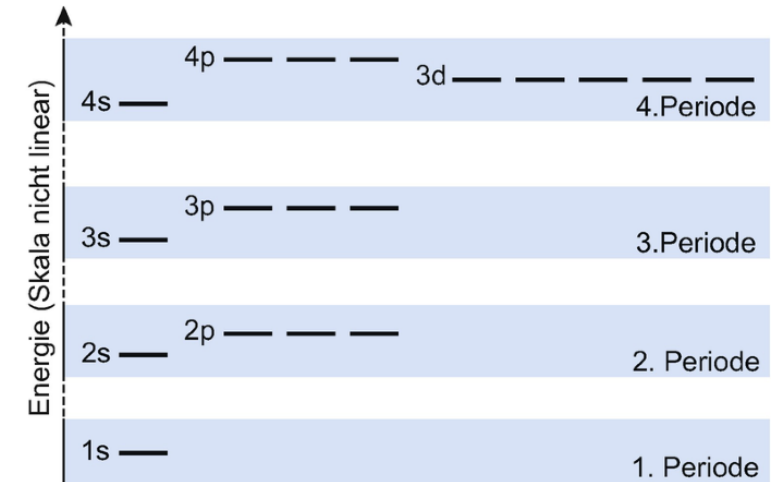
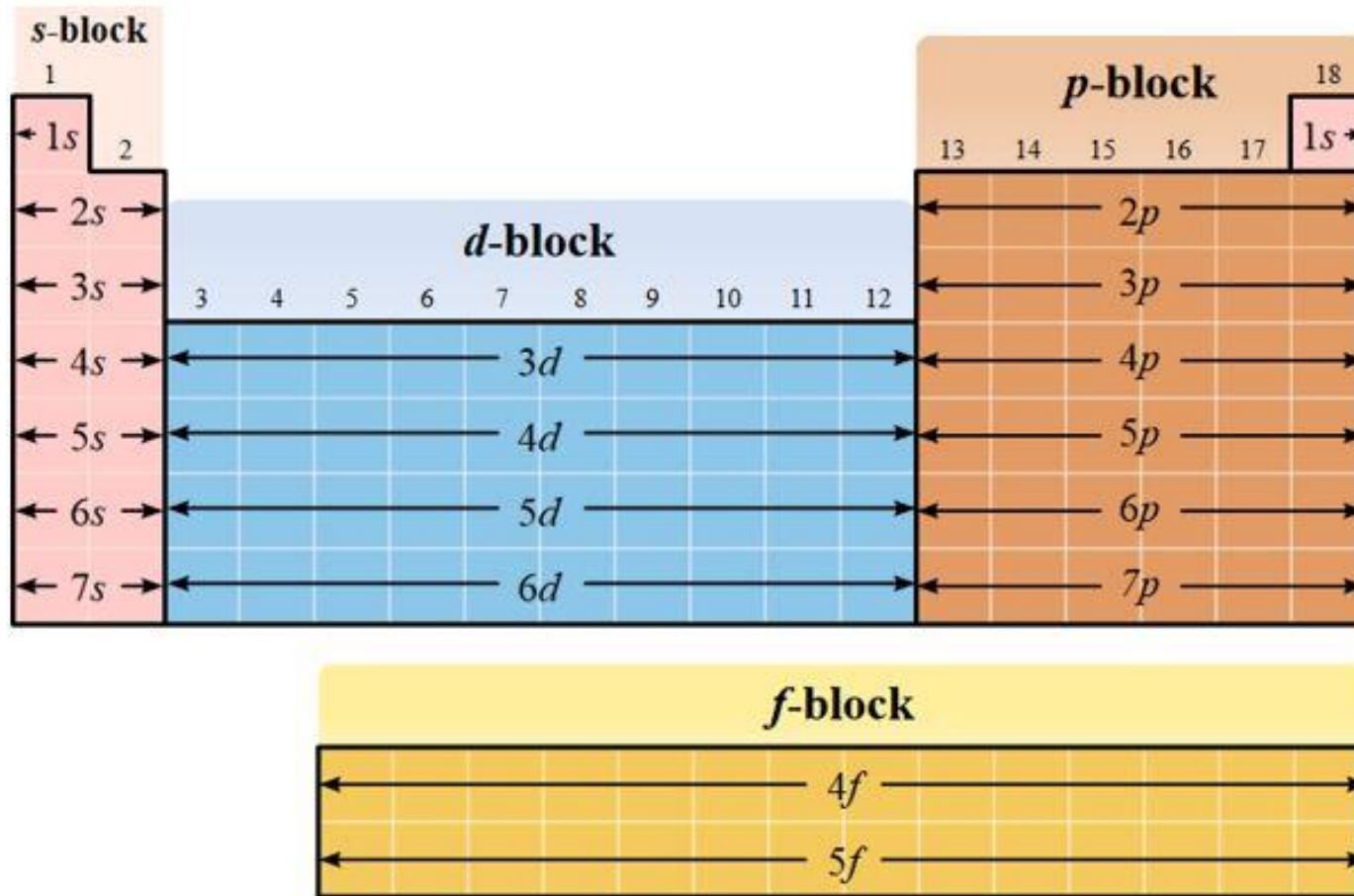
• Man unterscheidet **Metalle** (blau) und **Nichtmetalle** (hellgrün).

• **Halbmetalle/Übergangsmetalle** (türkis):

Elemente an der Grenze zwischen typ. Metallen und Nichtmetallen; Eigenschaften zwischen Metallen und Nichtmetallen, z.B. Halbleiter

■ Abb. 1.41 Tendenzen des Metallcharakters im PSE und PSE mit Angabe des Metallcharakters

Informationen über Elektronen



Valenzelektronen (Valenzorbitale)

Für die chemischen Eigenschaften sind nicht alle Elektronen verantwortlich

Die inneren Elektronen sind in der Regel nicht an den Bindungen beteiligt

Das Verhalten der Atome wird in erster Linie von den Valenzelektronen bestimmt

Valenzelektronen = „Bindungselektronen“, „Außen-Elektronen“, Elektronen in Orbitalen, die an Bindungen beteiligt sind

Frage: Wie viele Valenzelektronen haben folgende Atome:

- Natrium
- Stickstoff
- Sauerstoff
- Chlor
- Eisen

Die Reaktionsträgheit der Edelgase

Edelgas

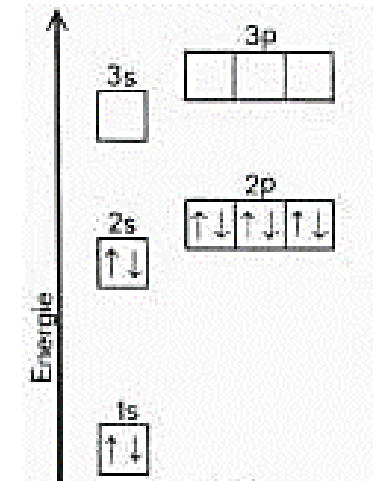
Valenzelektronen

- Helium $1 s^2$
- Neon $2 s^2 2 p^6$
- Argon $3 s^2 3 p^6$
- Krypton $4 s^2 4 p^6$
- Xenon $5 s^2 5 p^6$
- Radon $6 s^2 6 p^6$

Alle Valenzorbitale sind **vollständig** mit Elektronen **besetzt**.

→ Energetisch sehr stabile Anordnung.

Edelgaskonfiguration: $n s^2 n p^6$

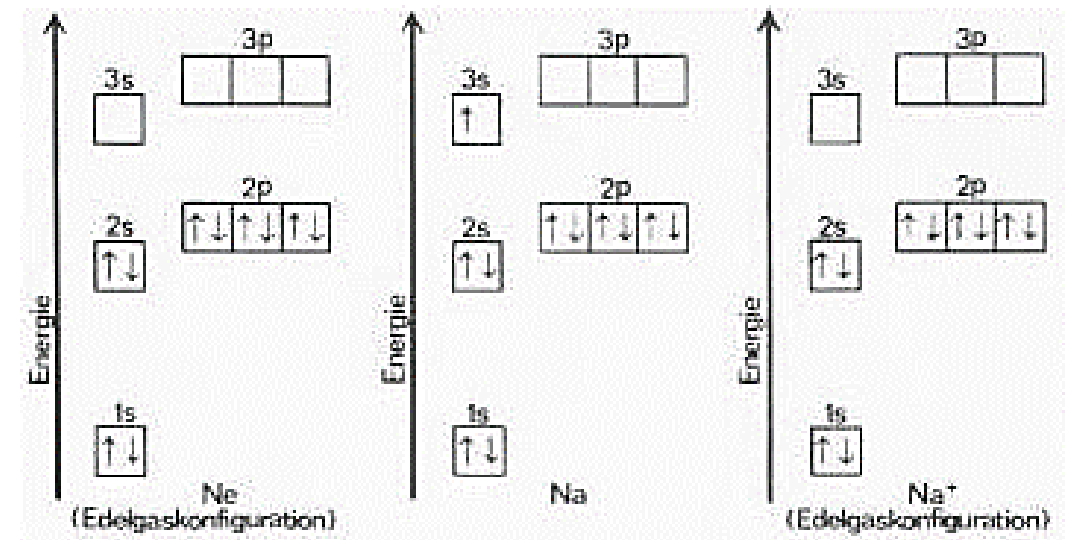
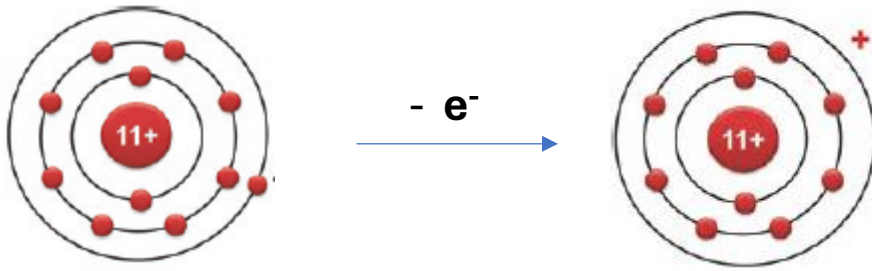


Die Edelgase geben, wegen der **energetisch stabilen Elektronenkonfiguration**, in chemischen Reaktionen ungern Elektronen auf oder geben welche ab → **Reaktionsträgheit**.

Zusammenhang Edelgaskonfiguration und Reaktivität

Hauptgruppenelemente können durch Elektronenabgabe bzw. Elektronenaufnahme in chemischen Reaktionen die **Edelgaskonfiguration** erreichen.

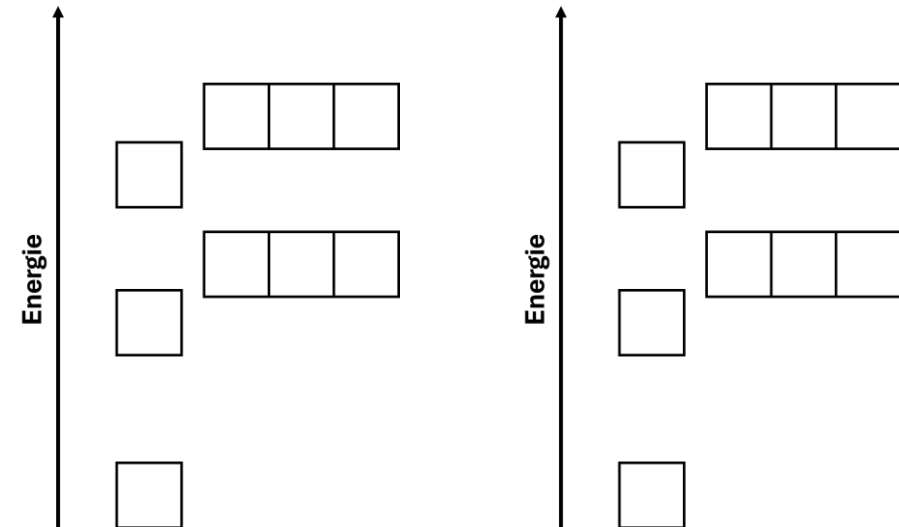
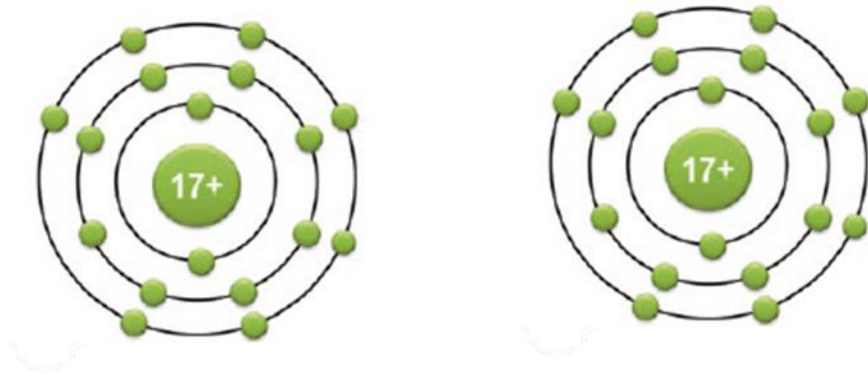
Beispiel: Na-Atome bilden in chemischen Reaktionen positiv geladene Ionen (**Kationen**):



Zusammenhang Edelgaskonfiguration und Reaktivität

Beispiel: Chlor bildet in chemischen Reaktionen negativ geladene Ionen (**Anionen**):

Aufgabe: Erklären Sie die Bildung von Chlorid-Anionen anhand des Schalen-Modells und der Elektronenkonfiguration. Vergleichen Sie die Elektronenkonfiguration des Anions mit einer Edelgaskonfiguration.



Zusammenhang Edelgaskonfiguration und Reaktivität

Beispiel: Kochsalz (NaCl) ist eine stabile ionische Verbindung, bei der Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen in einem Salzgitter vorliegen.

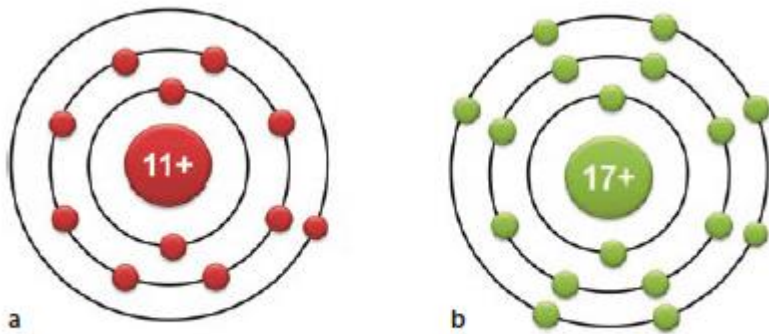


Abb. 4.2 Elektronenkonfiguration von Natrium (a) und Chlor (b)

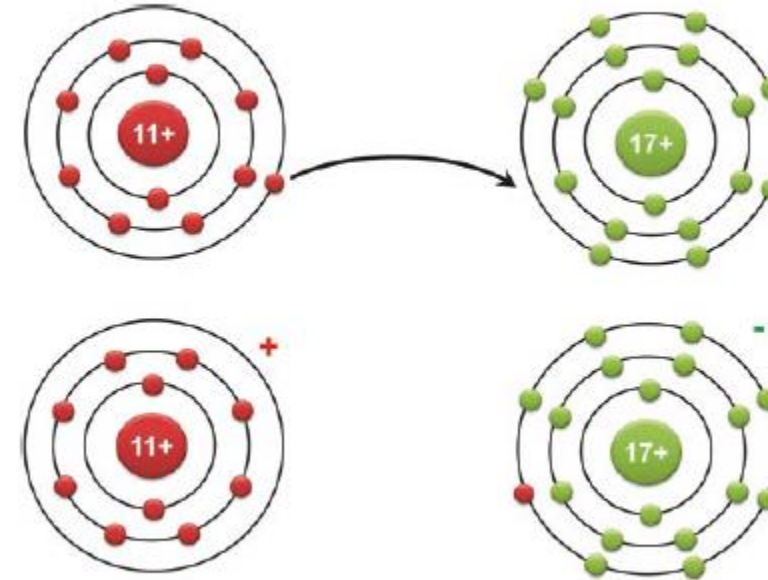


Abb. 4.3 Ausbildung einer Ionenbindung durch Elektronenübergang von Natrium auf Chlor

Die Oktettregel für Hauptgruppenelemente

Oktettregel (Acht-Elektronen-Regel): alle Hauptgruppenelemente sind bestrebt, durch chemische Reaktionen die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Elektronenoktett kann durch folgende Bindungen erreicht werden:

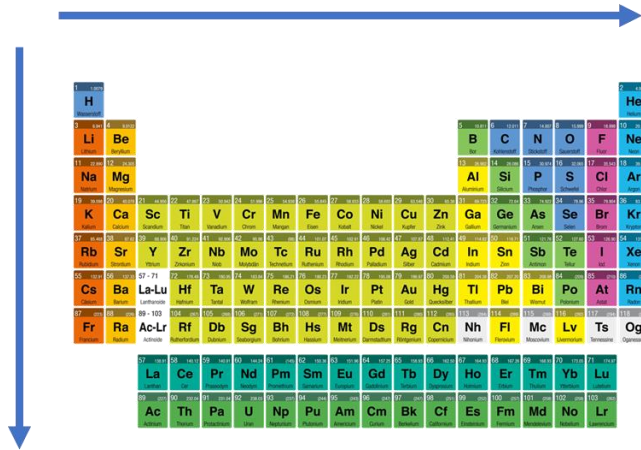
- Ionenbindung
- kovalente Bindung
- metallische Bindung

Gruppe	IA 1	IIA 2	IIIA 13	IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	0 18
Atom	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
Ion	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		•P• ³⁻	•S• ²⁻	•Cl• ⁻	

Trends im PSE – Ionisierungsenergie

Ionisierungsenergie (Definition):

Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Elektron aus dem äußersten besetzten Orbital eines gasförmigen Atoms zu lösen und das entstandene Ion und das Elektron unendlich weit voneinander zu entfernen.



Trends:

- **Gruppe:** Ionisierungsenergie **nimmt** von oben nach unten **ab** (steigende Abschirmung, wachsender Radius)
- **Periode:** Ionisierungsenergie **nimmt** von links nach rechts **zu** (steigende effektive Kernladung).

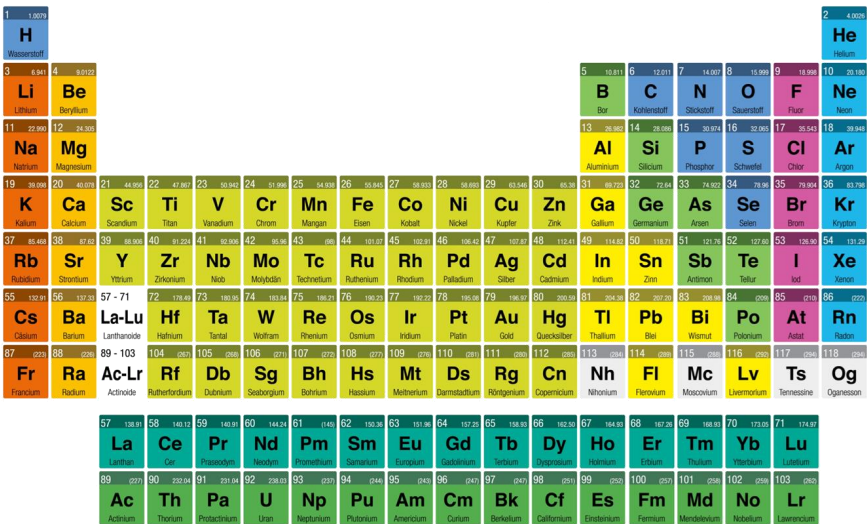
Diskussion:

Lithium und Natrium reagieren mit Wasser unter Abgabe eines Elektrons. Welches Element reagiert heftiger? Warum?

Trends im PSE – Ionisierungsenergie

Tabelle: Ionisierungsenergien ausgewählter Elemente:

Metall	Gruppe	Ionisierungsenergien/(kJ · mol ⁻¹)			
		erste	zweite	dritte	vierte
Na	IA	+496	+4563	+6913	+9541
Mg	II A	+738	+1450	+7731	+10 545
Al	III A	+578	+1817	+2745	+11 575



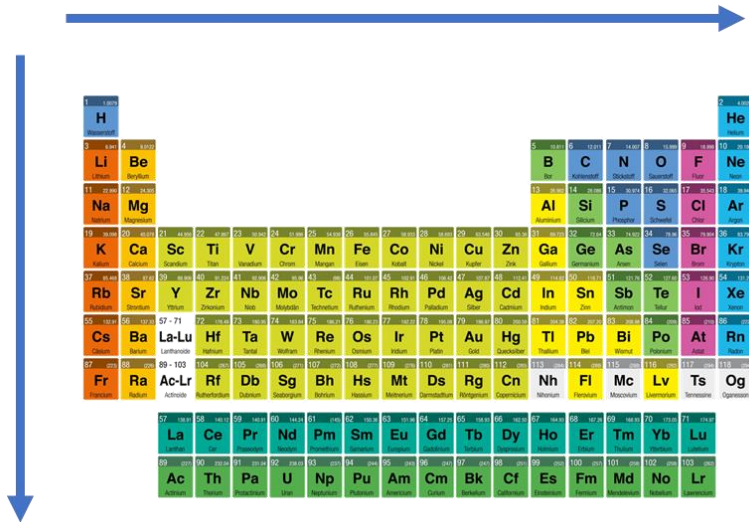
Diskussion: Warum beobachtet man einen sprunghaften Anstieg in der Ionisierungsenergie?

Trends im PSE – Elektronegativität, Elektronenaffinität

Elektronegativität (EN): ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung das Bindungselektronenpaar an sich zu ziehen (L. Pauling 1932).

Elektronenaffinität: Energie, die bei der Anlagerung eines Elektrons an ein Atom oder Molekül im Gaszustand freigesetzt bzw. dafür benötigt wird.

Wird durch die Anlagerung eines Elektrons ein voll oder halb besetztes Energieniveau erreicht, so zeigen die Elektronenaffinitäten in diesen Gruppen Maxima.



Beispiel: Elektronenaffinität von Fluor (Element mit höchster Elektronegativität (EN = 4)).

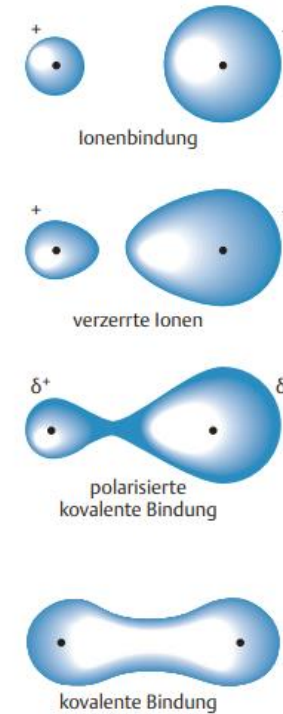


Charakterisierung chemischer Bindungen

Die Elektronegativität (EN) hilft bei der Klassifizierung chemischer Bindungen.
EN-Werte sind relative Größen (Referenz: Fluor EN = 4)

Einteilung chem. Bindungen anhand der EN-Differenz:

$\Delta EN > 1,8$	Ionenbindung
$\Delta EN = 0,5 - 1,8$	Polare Atombindung
$\Delta EN = 0:$	Reine Atombindung



Charakterisierung chemischer Bindungen

Einteilung chem. Bindungen anhand der EN-Differenz:

$\Delta EN = 0$:	Reine Atombindung
$\Delta EN = 0,5 - 1,8$	Polare Atombindung
$\Delta EN > 1,8$	Ionenbindung

Aufgabe: Sagen Sie mit Hilfe der Elektronegativität voraus, welcher Bindungstyp vorliegt.

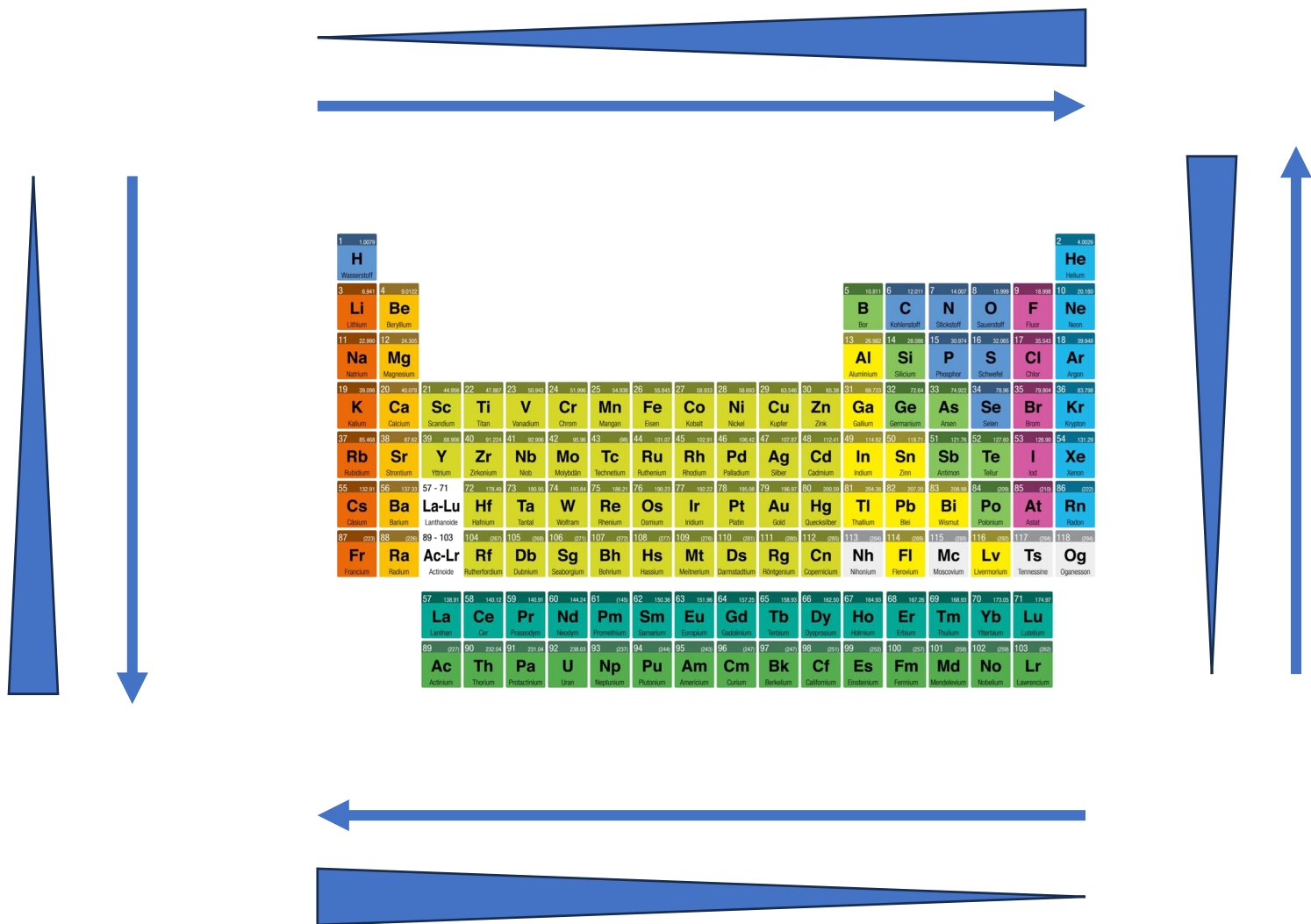
K_2O (K: 0.8, O: 3.5)

PBr_3 (P: 2.1, Br: 2,8)

CF_4 (C: 2.5, F: 4.0)

O_2 (O : 3,5)

Zusammenfassung der Trends



Zusammenfassung / Lernzielkontrolle

1. Nach welchen Kriterien sind Elemente im Periodensystem angeordnet?
2. Erläutern Sie mithilfe des Periodensystems, in welcher Reihenfolge Orbitale mit Elektronen besetzt werden!
3. Welche Orbitale werden bei den Nebengruppenelementen sukzessive besetzt?
4. Was versteht man unter Valenzelektronen?
5. Warum sind die Valenzelektronen für den Chemiker so wichtig?
6. Mit welchem Ordnungskriterium korreliert die Anzahl der Valenzelektronen der Hauptgruppenelemente?
7. Wie viele Valenzelektronen haben Erdalkalimetalle, Halogene bzw. Edelgase?
8. Wie ist die 1. Ionisierungsenergie definiert? Wie verhält sich diese in einer Gruppe und in einer Periode?
9. Was beschreibt die Elektronegativität eines Elements? Wie sind die Trends in einer Periode bzw. Gruppe?