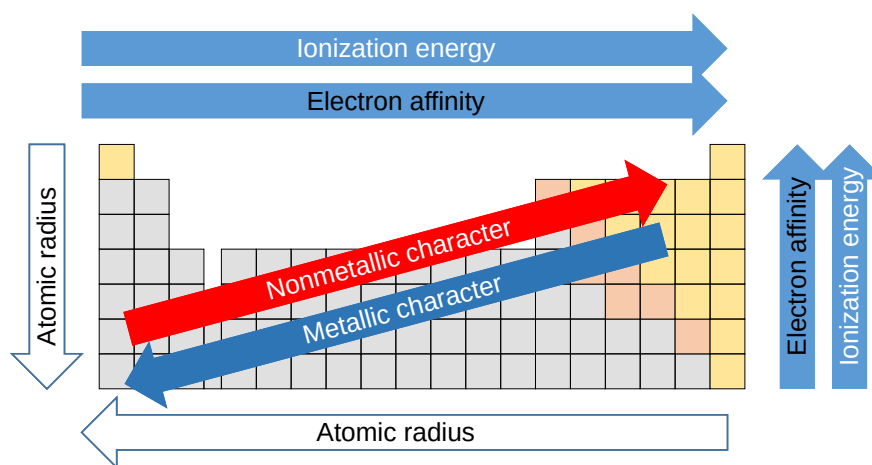


Diese Zusammenfassung erhebt starken Anspruch auf Unvollständigkeit!

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	Ce	Pr	Nd	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Langform des PSE zeigt das ausführliche Aufbauprinzip. Quelle: wikicommons. Autor: AnthonyDu0122

Allgemeine Trends



Quelle: wikicommons. Autoren: Sandbh, Haborator terrae

- Uniformität der Metalle. Individualität der Halb- und Nichtmetalle.
- Aufbauprinzip. Steigender Außenelektronenzahl von links nach rechts.
- Nebengruppen: Auffüllung der d-Orbitale der zweitäußersten Schale. Lanthanoide und Actinoide: Füllung der f-Orbitale.
- Doppelbindungsregel.
- Abnehmende Elektronegativität.

Alkalimetalle (AM). Gruppe Nr. 1

- Wasserstoff gehört nicht dazu. Gründe und Indizien:
- Herstellung der AM über Schmelzflusselektrolysen, da sie mit Wasser sofort reagieren würden:
Die Standardpotentiale (E^0) sind
- Aufbewahrung in Paraffin (.....)
- Alle *kubisch innenzentrierte Kugelpackungen* (mit kubisch raumzentrierter Elementarzelle). nicht-dichtest.

- Für Metalle relativ niedrige Smp/Sdp, da Atomverband (Metallpackung) nur durch 1 Außenelektron pro Atom im Elektronengas aufrecht erhalten wird. [**Smp**: Li: 180 °C....Fr: 25 °C, **Sdp**: Li: 1330 °C..... Fr: 677 °C]
- Weiche Metalle, die mit dem Buttermesser geschnitten werden können. Relativ große Atome. Die größten ihrer Periode mit großen Lücken $\Rightarrow$ Geringe Dichten.
- Zunehmende Reaktivität von oben nach unten. Grund:

Erdalkalimetalle (EAM). Gruppe Nr. 2

- Seltenheit von Be.
- Herstellung z.B. über Schmelzflusselektrolysen und/oder aus den Oxiden mit geeigneten Reduktionsmittel (Koks, Aluminium).
- Geringere Reaktivität als AM, da IE zur Abspaltung von zwei e^- größer. Zunehmende Reaktivität von oben nach unten, da IE immer kleiner und die Valenzelektronen immer leichter abgegeben werden können.
- Ca^{2+} und Mg^{2+} für die temporäre und die Gesamthärte verantwortlich.

Gesamthärte:

Carbonathärte/temporäre Härte:

Bleibende Härte:

Borgruppe. Gruppe Nr. 13

- Von oben nach unten: Übergang von Halbmetall zu Metall: Je nach Bindungspartner kommt B auch in negativen OZ vor.
- Der Übergang zeigt sich auch in den Elementoxiden. In H_2O gelöst bildet Boroxid eine saure Verbindung (Borsäure), also wie Nichtmetalle. Aluminiumoxid bildet schon eine amphotere Verbindung, $Al(OH)_3$. Gallium-, Indium- und Thalliumoxide ergeben in H_2O gelöst, alkalische Verbindungen (wie Metalle, *Hydroxide*).

- Während es nur Al, Ga und In nur in den OZ + III gibt, existiert Tl auch in der OZ + I: Effekt des inerten Elektronenpaars. So gibt es beispielsweise zwei Thalliumchloride: $TlCl_3$ auch $TlCl$.

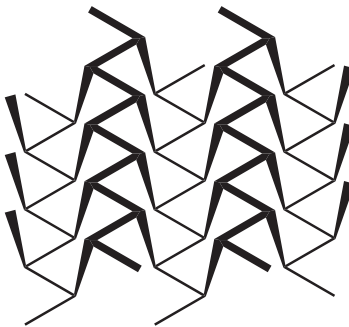
Kohlenstoffgruppe. Gruppe Nr. 14

- Von oben nach unten: Übergang von Nichtmetall zu Metall. Kaum Gemeinsamkeiten, die über das Übliche hinausgehen: Stärkster Individualismus der Gruppenglieder durch den
 - Zunahme der elektrischen Leitfähigkeit
 - Wechsel der bevorzugten Oxidationszahlen

- Acidität der Oxide: Aus Kohlenstoffoxiden und Siliciumoxiden entstehen mit Wasser Säuren. Bleihydroxide sind amphoter.
- Modifikationen: Wechsel von nichtmetallischen zu metallischen Modifikationen. Zinn: Sowohl metallische als auch nichtmetallische Modifikation wichtig.
- Dominanz des Kohlenstoffs in der Vielfalt der Verbindungen. Träger der belebten Natur
- Dominanz des Siliciums durch die Vielfalt der Silicate. Träger der unbelebten Natur.

Gruppe Nr. 15

- Ausgeprägte Allotropie, besonders des Phosphors. P_4 ist wohl die bekannteste, aber nicht die Raumtemperatur stabile Modifikation!
- **Merke:** Jeweils die grauen bis schwarzen Modifikationen sind bei P, As und Ab die stabilen. Alle bestehen aus gewellte Sechsering-Doppelschichten. Auch noch beim Bi! Von oben nach unten gleichen sich die Abstände an!



Abstände in der stabilsten Elementmodifikation				
	schwarzer Phosphor	graues Arsen	graues Antimon	Bismut
kürzester Abstand zwischen Atomen von zwei Doppelschichten	360 pm	312 pm	336 pm	353 pm
kürzester Abstand zwischen Atomen derselben Doppelschicht	225 pm	252 pm	291 pm	307 pm
van-der-Waals-Abstand (doppelter v.d.W-Radius)	358 pm	370 pm	412 pm	414 pm

- **Oxidationsstufen:** Die stabilste Oxidationsstufe nimmt innerhalb der Stickstoffgruppe von oben nach unten zu. Zum Bismut nimmt sie jedoch dann wieder ab: Effekt des inerten Elektronenpaares. Hinweise:
 - **-III:** XH_3 . NH_3 ist sehr stabil, Monophosphan (PH_3) schon instabiler, Arsenwasserstoff (AsH_3) zersetzt sich spontan.
 - **+V:** Die Oxidationsstufe +V auf der anderen Seite, ist bei Stickstoff noch ein starkes Oxidationsmittel (Sapetersäure, Nitrate). Die Phosphorsäure und Phosphate sind in dieser Oxidationsstufe schon stabil. Auch As und Ab bilden stabile verbindungen mit +III und +V.
 - Effekt des inerten Elektronenpaares: Das schwerste Homolog liegt bevorzugt in einer um zwei verringerten Oxidationsstufe vor: Bi^{+3} . Von $Bi(+V)$ gibt es keine stabilen (nennenswerten) Verbindungen. So entsteht beim Rösten von Bismutsulfid das Bismut(III)-oxid, beim Rösten von Antimon aber das Sb(III,V)-oxid.
 -

Chalkogene. Gruppe Nr. 16

- Instabilität von O-O-Einfachbindung (Peroxide!), aufgrund der schwachen O-O-Einfachbindung, d.h. nur geringe Bindungsenergie. Grund: Abstoßung der nichtbindenden Elektronenpaare der beiden Atome untereinander, da es sich um elektronenreiche und zusätzlich kleine Atome handelt. Deutlich stabiler ist die O-O-Doppelbindung.
- Wechsel vom Nichtmetall zum Metall.
- Modifikationen: Ausgeprägte Allotropie des Schwefels mit dem Hang zur Kettenbildung. Se und Te: Makromolekulare halbmimetallische Kettenmoleküle. Polonium: Kubisch primitives Metall.

	Atomradius (pm)	van-der-Waals-Radius (in pm)	Quotient v.d.W.: Atomradius
O	60	152	2,53
S	100	180	1,80
Se	115	190	1,65
Te	140	206	1,47
Po	190	197	1,03 (= Abstände nahezu angeglichen!)

Halogene. Gruppe Nr. 17

- Extreme Reaktivität von F-F, aufgrund der schwachen Atombindung, d.h. nur geringe Bindungsenergie. Grund: Abstoßung der nichtbindenden Elektronenpaare der beiden Atome untereinander, da es sich um elektronenreiche und zusätzlich kleine Atome handelt.
- Der ausgeprägte Individualismus der vorangegangenen drei Gruppen ist überwunden! Primäre Uniformität durch die Existenz als elektronenaffine Nichtmetalle.
- Kontinuierlicher Wechsel im Aggregatzustand und Farbverdunkelung.
- Halogen-Wasserstoffverbindungen reagieren sauer als Zeichen der Elektronegativität des Halogens.

Edelgase. Gruppe Nr. 18

- Reaktionsträgheit nimmt ab. Von Kr und Xe gibt es nutzbare Fluorierungsmittel.