

# Periodensystem der Elemente

## Aufbauprinzipien und Regeln

(i) Pauli Prinzip :  $e^-$  in Atom unterscheiden sich in mindestens einer Quantenzahl

(ii) Elektronenkonfiguration so, dass Gesamtenergie minimal

→ Hund'sche Regeln

(1) Je größer  $S$ , desto niedriger die Energie des Zustandes.  
Bei Termen mit gleichem  $S$  liegt die Energie um so niedriger, je größer  $L$  ist.

(2) unvollständig gefüllte Schalen

weniger als halbgefüllt  $\Rightarrow$  energetisch günstigster Zustand hat kleinstmögliches  $J$ , also  $J = |L - S|$

mehr als halbgefüllt  $\Rightarrow$  energetisch günstigster Zustand hat größtmögliches  $J$ , also  $J = L + S$ .

$S$  : GesamtElektronenspin

$L$  : Gesamt Drehimpuls

$J$  : Gesamtspin aufgrund von Spin-Bahn Kopplung.

(i) + (ii)  $\Rightarrow$  Grundzustandskonfigurationen der Atome (\*)

Term Schema:  $2S+1 \quad L \quad J$

(\*) genauere Diskussion entspricht dem Vorlesungsstoff.

# PSE - Spiegelbild der elektronischen Struktur der Atome

Auffbaumprinzipien / Regeln  $\Rightarrow$  ordnet man Elemente nach der Kernladungszahl (Ordnungszahl), so treten Elemente mit ähnlichen chem. und phys. Eigenschaften in regelmäßigen Abständen wieder auf.

H								He	K	
Li	Be			B	C	N	O	F	Ne	L - "Periode"
Ka	Nb			Al	Si	P	S	Cl	Ar	(Schalenabschluss)
K	Ca	Sc	Übergangsmetalle	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	N
Rb	Sr			In	Sn	Sb	Te	I	Xe	O
Cs	Ba			Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	P
Fr	Ra									

"Spalte"

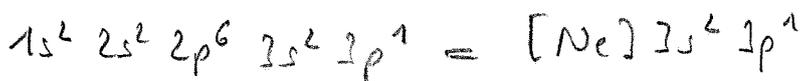
(Elemente mit ähnlichen chem. Eigenschaften, gleiche # von Valenze<sup>-</sup>, Reaktivität  $\leftrightarrow$  Abschirmung der Coulomb L<sub>0</sub>)

Auffüllen von U<sub>2n</sub> der vorhergehenden Schalen.

Übergangsmetalle: starke chem. Ähnlichkeit, starke Unterschiede zu Hauptgruppenelementen.

Stellung eines jeden Elementes in PSE durch elektr. Konf. festgelegt.

Bsp: Al,  $Z=13 \Rightarrow 13e^-$



Fragen: Wieso gibt es Übergangsmetalle?

Wieso sind Edelgase chem. inert, Alkalimetalle hingegen chem. sehr reaktiv?

# Elektronenfülle der Atome $\leftrightarrow$ chem. Eigenschaften

(i) Edelgase: He, Ar, Ne

abgeschlossene Unterschale  $\Rightarrow$  symm. Ladungsverteilung,  
besonders stark gebundene Valenzelektronen  $\Rightarrow$  Valenz-  
elektronen schwer zu entfernen  $\Rightarrow$  chem. Trägheit

(ii) Alkalimetalle: Li, Na, K, ...

halbgefüllte s Schale, Valenzelektron nur schwach gebunden  
wegen starker Abschirmung der Kernladung durch innere Elektronen  
 $\Rightarrow$  chem. sehr reaktiv

Illustration Na  $\leftrightarrow$  Ar

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \cong [\text{Ne}] 3s^1$ ,  $10e^-$  schirmen die  
Kernladung  $+11e$  ab  $\Rightarrow$  netto spürt  $1s e^-$  eine Elementar-  
ladung.

Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \cong [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ,  $10e^-$  schirmen die  
Kernladung  $+18e$  ab  $\Rightarrow$  Valenzelektronen bewegen sich  
in Coulomb Feld, das von netto von 8 Elementarladungen  
hervorgehen wird.  $\Rightarrow e^-$  innerhalb einer Schale  
schirmen schwächer ab  $\Rightarrow$  netto spürt ein Valenz-  
elektron im Ar Atom eine stärkere Kraft als das  $3s$   
Valenz  $e^-$  in Na.

(iii) Übergangsmetalle

treten auf, da s Elektronen im Vergleich zu d- oder f-Elektronen  
in komplexen Atomen eine festere Bindung haben.

Erstes Element, das diesen Effekt zeigt: K, äußeres e<sup>-</sup> ist in 4s und nicht in einem 3d Zustand

(iv) chemische Ähnlichkeit der Gruppe der Lanthanide bzw. der Gruppe der Actinide

Lanthanide:  $\underbrace{5s^2 5p^6 6s^2}_{\text{abgeschlossene US}}$   $\underbrace{4f}_{\text{unvollständig gefüllt}}$   
bestimmt Chemie, da 6s Wellenfkt. größeres Gewicht weit als von Kern hat, als 4f Wellenfkt. Also: Obwohl 6s e<sup>-</sup> stärker als 4f e<sup>-</sup> gebunden sind, bestimmen 6s e<sup>-</sup> [und wahrscheinlich auch 6p e<sup>-</sup>] die Chemie der Lanthanide.

Actinide:  $\underbrace{6s^2 6p^6 7s^2}_{\text{abgeschlossene US}}$   $\underbrace{5f 6d}_{\text{unvollständige US}}$   
↓  
Chemie, wegen Ausdehnung der 6f  
Also: Auffüllen der 5f und 6d US führt nur zu sehr kleinen Änderungen der Chemie, so wie bei den Lanthaniden.

(v) Molekülbildung

welche Elemente gehen miteinander chem. Bindung ein, Geometrie + Symmetrie der Moleküle, ...

Letscha, Klein

38

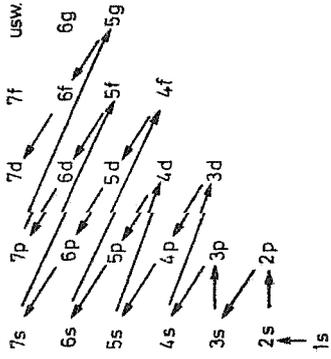


Abb. 16. Reihenfolge der Besetzung von Atomorbitalen

Erläuterungen zu Abb. 16 und Abb. 17:

Bei der Besetzung der Energieniveaus ist auf folgende Besonderheit zu achten:

Nach der Auffüllung der  $3p$ -Orbitale mit sechs Elektronen bei den Elementen Al, Si, P, S, Cl, Ar wird das  $4s$ -Orbital bei den Elementen K ( $s^1$ ) und Ca ( $s^2$ ) besetzt.

Jetzt wird bei Sc das erste Elektron in das  $3d$ -Niveau eingebaut. Sc ist somit das erste Übergangselement (s. S. 43).

Es folgen: Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn. Zn hat die Elektronenkonfiguration  $4s^2 3d^{10}$ .

Anschließend wird erst das  $4p$ -Niveau besetzt bei den Elementen Ga, Ge, As, Se, Br, Kr usw.

Aus Tabelle 6 geht hervor, daß es Ausnahmen von der in Abb. 16 angegebenen Reihenfolge gibt. Halb- und vollbesetzte Niveaus sind nämlich besonders stabil; außerdem ändern sich die Energien der Niveaus mit der Kernladungszahl. Bei höheren Schalen werden zudem die Energieunterschiede zwischen einzelnen Niveaus immer geringer, vgl. Abb. 14, S. 33.

