

Stoffe

Sebastian Wagner

29. Oktober 2010

Inhaltsverzeichnis

1	Aufbau der Atome	3
1.1	Begriffe	3
1.1.1	Atommasse	3
1.1.2	Radioaktiver Zerfall	4
2	Das Mol - eine Stoffmengeneinheit	5
2.1	molare Masse / Molmasse M	5
3	Das Periodensystem der Elemente	6
3.1	Sortierung	6
3.1.1	nach Masse	6
3.1.2	nach Ordnungszahl	6
3.2	Blöcke	6
4	Aufbau der Elektronenhülle	7
4.1	Schalenmodell	7
4.1.1	Spektren	7
4.1.2	Energiequantum	7
4.1.3	Serien	8
4.1.4	Bohr-Sommerfeld-Modell	9
4.1.5	Quantenzahlen	9
4.2	Orbitalmodell	9
4.2.1	Welle-Teilchen-Dualismus	10
4.2.2	Das Unschärfeprinzip/-relation	11
4.2.3	Wellenfunktion	11
4.2.4	Streutheorie	11
4.2.5	Energieniveaus	11
4.2.6	Besetzung der Orbitale - Elektronenkonfiguration	13
4.2.7	Valenzelektronen	14
5	Zusammenhang Atombau-PSE	16
5.1	Alkalimetalle	16
5.2	Erdalkalimetalle	16
5.3	-12. Übergangsmetalle	16
5.13	Borgruppe	16
5.14	Kohlenstoffgruppe	16

5.15 Stickstoffgruppe	16
5.16 Sauerstoffgruppe	16
5.17 Halogene	16
5.18 Edelgase	18

Abbildungsverzeichnis

1 Sphärensprünge gen Kern	9
2 Momentanaufnahmen des Elektrons (um den Kern)	11

Tabellenverzeichnis

1 Isotope von Sauerstoff mit natürlichen Vorkommen	3
2 Isotope von Neon	3
3 Quantenzahlen	9
4 Kennzeichnungen der Orbitale	12
5 Kennzeichnungen der Orbitale	12
6 maximale Anzahl der Elektronen auf den Energieniveaus	13
7 Kurzschreibweisen mit Hilfe der Edelgase	14
8 Ausnahmen in der Elektronenkonfiguration 1: 3. Periode	14
9 Ausnahmen in der Elektronenkonfiguration 2: 4. Periode	14
10 Elektronenkonf. der Alkalimetalle	17
11 Elektronenkonf. der Erdalkalimetalle	17
12 Elektronenkonf. der Übergangsmetalle	17
13 Elektronenkonf. der Borgruppe	17
14 Elektronenkonf. der Borgruppe	17
15 Elektronenkonf. der Stickstoffgruppe	17
16 Elektronenkonf. der Sauerstoffgruppe	17
17 Elektronenkonf. der Halogene	18
18 Elektronenkonf. der Edelgase	18

1 Aufbau der Atome

1.1 Begriffe

Kern-Hülle-Modell ... RUTHERFORD (Streuversuch)

p^+ ... Protonen (im Kern)
 n ... Neutronen (im Kern)
 e^- ... Elektronen (in der Hülle)

$1u = \frac{1}{12}$ der Masse eines ^{12}C -Atoms

Z ... Ordnungszahl ... (Anzahl der p^+ im Kern); z.B. ${}_8\text{O}$, ${}_{33}\text{Br}$, ${}_{92}\text{U}$

A ... Massenzahl ($p^+ + n$)

Nuklid genau definiertes Atom; z.B. ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$

Isotope Nuklide eines Elements; z.B.

${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$

${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H} = D$... Deuterium, ${}^3_1\text{H} = T$... Tritium

${}^{15}_8\text{O}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$
99,76%	0,004%	0,2%	(Radionuklid)

Tabelle 1: Isotope von Sauerstoff mit natürlichen Vorkommen

1.1.1 Atommasse

Atommasse = gewichtetes Mittel der Massenzahl der Isotope

Bsp.:

${}^{10}\text{Ne}$

Ges.: mittlere Atommasse (AM)

${}^{20}\text{Ne}$	${}^{21}\text{Ne}$	${}^{22}\text{Ne}$
90,5%	0,3%	9,2%

Tabelle 2: Isotope von Neon

$$AM(\text{Ne}) = 20 \cdot 0,905 + 21 \cdot 0,003 + 22 \cdot 0,092 = \quad (1)$$

$$= 20,187 \approx 20,2u \quad (2)$$

Anwendungen der Bestimmung der Isotopen-Zusammensetzung:

- Klimaforschung
- Ursprungsbestimmung (Isotopen-Zusammensetzung ist nach Regionen unterschiedlich)
- Wegeverfolgung (Datierung eines Wirkstoffs mit radioaktiven Substanzen)
- Altersbestimmung (^{14}C Radiocarbonmethode)
 $\tau(^{14}\text{C}) = 5730a$

1.1.2 Radioaktiver Zerfall

$$N(t) = N_0 \cdot e^{kt} = N_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad (3)$$

$$\tau = \frac{\ln 2}{\lambda} \quad (4)$$

Beispiele:

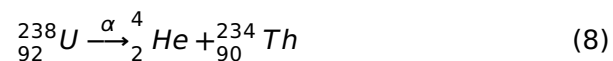
$$\tau(^{137}\text{Cs}) = 30,2a \quad (5)$$

$$\tau(^{232}\text{Th}) = 1,4 \cdot 10^{10}a \quad (6)$$

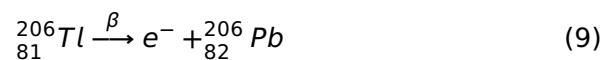
$$\tau(^{217}\text{Ra}) = 1,6 \cdot 10^{-6}a \quad (7)$$

3 Arten der natürlichen Radioaktivität:

- α -Strahlung: He-Kerne ($2p^+$, $2n$) $^4_2\text{He}^{(2+)}$
z.B.:



- β -Strahlung: e^- $n \longrightarrow p^+ + e^-$ z.B.:



- γ -Strahlung: elektromagnetische Wellen (hohe Frequenz, $\sim$ Röntgenstrahlung)
Begleitstrahlung!

2 Das Mol - eine Stoffmengeneinheit

1 Dutzend ... 12 Stück

1 Mol ... $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

$$N_L = N_A = 6,022 \cdot 10^{23} [\text{mol}^{-1}] \quad (10)$$

Avogadro-Konstante oder Loschmidt'sche Zahl

Bsp.:

1 Molekül Wasser H_2O :

$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{O} \\ 2 \cdot 1,0 \quad + \quad 16,0 \end{array} = 18,0u \quad (11)$$

$$\text{Molekülmasse}[u] = \sum \text{Atommasse}[u] \quad (12)$$

$$1 \text{ Mol } H_2O = N_A \text{ Moleküle } H_2O \dots 18,0g \quad (13)$$

2.1 molare Masse / Molmasse M

molare Masse / Molmasse M [g/mol]

Bsp.:

$$\text{Molekülmasse } (CH_4 \text{ Methan}) = 12,0 + 4 \cdot 1,0 = 16,0u \quad (14)$$

$$M(CH_4) = 16g/mol \quad (15)$$

$$\text{Formelmasse } (NaCl \text{ Kochsalz}) = 23,0 + 35,5 = 58,5u \quad (16)$$

$$M(NaCl) = 58,5g/mol \quad (17)$$

$$\text{Atommasse } (Cl) = 35u \text{ bzw. } 37u \quad (18)$$

$$M(Cl) = 35,5g/mol \quad (19)$$

Bsp.: Masse von 3mol Ethanol C_2H_5OH ?

$$M(C_2H_5OH) = 2 \cdot 12,0 + 6 \cdot 1,0 + 16,0 = 46g/mol \quad (20)$$

$$\Rightarrow 3mol \dots 138g \quad (21)$$

Wie viel Mol sind in 1kg Rübenzucker (Saccarose $C_{12}H_{22}O_{11}$)?

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12,0 + 22 \cdot 1,0 + 11 \cdot 16,0 = 342g/mol \quad (22)$$

$$\frac{1000g}{342g/mol} = 2,923 \approx 2,9mol \approx 18 \cdot 10^{23} \quad (23)$$

$$\begin{array}{rcl} \mathbf{m} & = & \mathbf{n} \cdot \mathbf{M} \\ \mathbf{Stoffmasse} & = & \mathbf{Molzahl} \cdot \mathbf{Molmasse} \\ 138g & = & 3mol \cdot 46g/mol \end{array}$$

Gedankenexperiment: Eine Zählmaschine zählt 1 Billion Teilchen pro Sekunde. Wie lang braucht die Maschine für 1 Mol (= N_A) Teilchen eines Stoffes?

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}}{10^{12} \text{ Teilchen/s}} = \quad (24)$$

$$= 6,022 \cdot 10^{11} s \approx 19.000a \quad (25)$$

3 Das Periodensystem der Elemente

mit dem Erstellen des Periodensystem konnte gezielt nach unentdeckten Elementen gesucht werden

3.1 Sortierung

3.1.1 nach Masse

Lothar Meyer & Dimitrij Iwanowitsch Mendeleeff sortierten nach steigender Masse und fassten Gruppen mit ähnlichen Eigenschaften zusammen.

3.1.2 nach Ordnungszahl

Nach bekannt werden der Ordnungszahl, und damit den Elektronen in der Hülle, wurde nach der Ordnungszahl sortiert

Spalten = Gruppen Reihen = Perioden

3.2 Blöcke

1-2. Gruppe = s-Block

3.-12. Gruppe = d-Block

13.-18 Gruppe = p-Block

Lanthanoide, Actinoide = f-Block

In den Blöcken werden die gleichnamigen Orbitale mit Elektronen gefüllt

4 Aufbau der Elektronenhülle

Alle für die Chemie wichtigen Eigenschaften (chem. Verbindungen) werden durch die Elektronenhülle bestimmt.

4.1 Schalenmodell

Niels Bohr: Schalenmodell ¹

e^- bewegen sich auf stabilen Kreisbahnen um den Kern

- **dagegen** spricht: kreisendes e^- müsste Energie abstrahlen und in den Kern "stürzen"
- **dafür** sprechen: Spektren

4.1.1 Spektren

Entdeckung durch KIRCHHOFF und BUNSEN 1860

kontinuierliches Spektrum weißes Licht → Prisma → Spektralfarben: *kontinuierliches Spektrum*

Absorbtionsspektrum weißes Licht → Gas (Metalldampf) → Prisma ⇒ im Spektrum fehlen einzelne Linien: *Absorbtionsspektrum*
einzelne Farben werden von Atomen absorbiert

Emmissionsspektrum Bestimmte Stoffe, wie die Metallsalze, Gase, Edelgase und Metalldämpfe senden bei Zufuhr von Energie (Wärme, elektr. Energie) charakteristisches Licht aus.

Nach dem Durchgang durch ein Prisma ergibt sich ein Spektrum aus einzelnen charakteristischen Linien: *Linienpektrum*

Anwendungen

- Entdeckung neuer Elemente
- Nachweise von Helium auf der Sonne

Absorbtionsspektrum und Emmissionsspektrum sind komplementär zueinander.

4.1.2 Energiequantum

Linie im Spektrum . . . Farbe . . . Licht bestimmter Wellenlänge . . . Energiequantum ²

¹"Schalen" . . . Sphären

²Energiequantum = Energiepaket; bei Licht: Photonen

daraus folgt

Atome absorbieren und emittieren Licht nicht kontinuierlich, sondern in bestimmten Quantenportionen.

Max PLANCK:

$$\Delta^3 E \sim f \quad (26)$$

$$\Delta E = h^4 \cdot f \quad (27)$$

PLANCKsches Wirkungsquantum:
 $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{Js}$

$$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad (28)$$

Aus der Aufnahme bzw. Abgabe von Energieportionen, -quanten kann auf das Aufhalten der Elektronen in bestimmten Bereichen (Sphären) und nicht dazwischen geschlossen werden.

Hauptquantenzahl Erlaubte Bereiche werden charakterisiert durch die **Hauptquantenzahl**

$$n = \begin{matrix} 1, 2, 3, \dots 7 \\ K, L, M, \dots Q \end{matrix} \quad \text{bzw.} \quad (29)$$

Energiezufuhr e^- nach aussen, in den "angeregten Zustand"

Energieabgabe Rückfall auf niedrigere Spähre: im Spektrum sichtbar

H-Spektrum: mit H_2 gefüllte Spektrallampe: rosaviolette Licht → durch Prisma → 4 Linien

4.1.3 Serien

zurück auf ...

1. Bahn: Licht im **UV**-Bereich: *LYMAN-Serie*
2. Bahn: Licht im **sichtbaren** Bereich: *BALMER-Serie*
3. Bahn: Licht im **IR**-Bereich: *PASCHEB-Serie*
4. Bahn: *BRACKETT-Serie*
5. Bahn: *PFUND-Serie*

³Energiequantum

⁴Naturkonstante

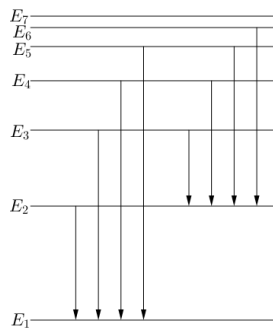


Abbildung 1: Sphärensprünge gen Kern

4.1.4 Bohr-Sommerfeld-Modell

Bei mehr als einem Elektron?

Bohr-SOMMERFELD⁵-Modell: Wechselwirkungen zwischen den Elektronen

Niels Bohr postuliert:

- Elektronen können auf bestimmten Bahnen kreisen, ohne Energie abzugeben
- Nicht alle beliebigen Arten von Bahnänderungen sind möglich
- Die Energie der Elektronen in der Hülle ist in bestimmten Portionen verfügbar: Sie ist „gequantelt“
- Bei Bahnänderungen müssen die Elektronen Energiequanten aufnehmen bzw. abgeben

4.1.5 Quantenzahlen

Zur Beschreibung der möglichen Energiezustände wird nicht nur die Hauptquantenzahl benötigt, sondern auch die Nebenquantenzahl etc.

Bezeichnung	Abkürzung	Bereich
Hauptquantenzahl	n	$1 \leq n \leq 7$
Nebenquantenzahl	l	$0 \leq l \leq 6$
Magnetquantenzahl	m	$-6 \leq m \leq 6$
Spinquantenzahl ⁶	s	$s = \pm 1/2$

Tabelle 3: Quantenzahlen

4.2 Orbitalmodell

Das wellenmechanische Atommodell

⁵deutscher Chemiker

⁶Spin ... Eigenrotation des Elektrons

4.2.1 Welle-Teilchen-Dualismus

Für die Teilchen-Natur des Elektrons spricht:

Fällt energetische Strahlung auf die Oberfläche eines geeigneten Metalls, so können Elektronen herausgeschlagen werden

Für die Wellen-Natur des Elektrons spricht:

Schickt man Elektronen durch einen engen Spalt, so erhält man ein Beugungsmuster, wie man es von Wellen kennt.

Louis de BROGLIE 1924

De-Broglie-Gleichung

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad \wedge \quad E = m \cdot c^2 \quad (30)$$

$$h \cdot \frac{c}{\lambda} = m \cdot c^2 \quad (31)$$

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = m \cdot c^2 \quad | : c \quad (32)$$

$$\frac{h}{\lambda} = m \cdot c \quad | \cdot \lambda \quad (33)$$

$$h = m \cdot c \cdot \lambda \quad | : (m \cdot c) \quad (34)$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c} \quad (35)$$

Beispiele:

$$m_{e^-} = 10^{-27} g = 10^{-30} kg \quad (36)$$

$$v = c = 3 \cdot 10^8 m/s \quad (37)$$

$$h = 6,6 \cdot 10^{-34} Js \quad (38)$$

$$\lambda_{e^-} = \frac{6,6 \cdot 10^{-34} Js}{3 \cdot 10^8 m/s \cdot 10^{-30} kg} = 2,2 \cdot 10^{-12} m \quad (39)$$

⇒ Bei makroskopischen Objekten tritt die Teilchennatur in den Vordergrund

$$m(\text{Stahlkugel}) = 1g = 10^{-3} kg \quad (40)$$

$$v = 100 m/s \quad (41)$$

$$h = 6,6 \cdot 10^{-34} Js \quad (42)$$

$$\lambda = \frac{6,6 \cdot 10^{-34} Js}{3 \cdot 10^8 m/s \cdot 10^{-3} kg} = 6,6 \cdot 10^{-33} m \quad (43)$$

⇒ Bei submikroskopischen Objekten tritt die Wellennatur in den Vordergrund

⁷ Lässt sich als v ... Geschwindigkeit verallgemeinern

4.2.2 Das Unschärfeprinzip/-relation

von Werner HEISENBERG 1927

Es ist prinzipiell unmöglich Ort und Impuls eines Elektrons gleichzeitig anzugeben.
Der Begriff „Bahn“ aus der klassischen Physik ist in den atomaren Dimensionen nicht anwendbar.

4.2.3 Wellenfunktion

von Erwin SCHRÖDINGER 1926

Die Wellenfunktion beschreibt das Elektron als 3-dimensionale stehende Welle
Wellenfunktion: $\psi(x, y, z, t)$
Die Lösungen der Schrödinger-Gleichung liefern die Energiezustände des Teilchen.

4.2.4 Streutheorie

Max BORN hat ψ^2 als Aufenthaltswahrscheinlichkeit interpretiert

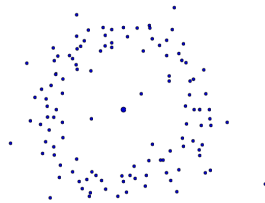


Abbildung 2: Momentanaufnahmen des Elektrons (um den Kern)

Je dichter die Elektronen-Wolke, desto wahrscheinlicher ist es, die Elektronen dort anzutreffen (Aufenthaltsbereich des Elektron)
Orbital ... Aufenthaltsbereich

Jedem Orbital entspricht ein spezielles Energieniveau

4.2.5 Energieniveaus

Hauptenergieniveaus n : $1 \leq n \leq 7$

Unterniveaus: diesen Energie-Unterniveaus entsprechen Orbitaltypen bestimmter Größe, Form und räumlicher Orientierung. Zur Kennzeichnung verwendet man folgende Kennbuchstaben:

Abk.	Bed.	Form
s	sharp	kugelsymmetrisch, mit zunehmender Hauptquantenzahl immer größer
p	principle	hantelförmig, 3 energetisch gleichwertige p-Orbitale
d	diffus	
f	fundamental	

Tabelle 4: Kennzeichnungen der Orbitale

n = 1	s-Orbital ($l = 0$)	Anzahl: 1 ($m = 0$) [$-l \leq m \leq l$]
n = 2	s-Orbital ($l = 0$) p-Orbitale ($l = 1$)	Anzahl: 1 ($m = 0$) Anzahl: 3 ($m = -1, 0, 3$)
n = 3	s-Orbital ($l = 0$) p-Orbitale ($l = 1$) d-Orbitale ($l = 2$)	Anzahl: 1 ($m = 0$) Anzahl: 3 ($m = -1, 0, 3$) Anzahl: 5 ($m = -2, -1, 0, 1, 2$)
n = 4	s-Orbital ($l = 0$) p-Orbitale ($l = 1$) d-Orbitale ($l = 2$) f-Orbitale ($l = 3$)	Anzahl: 1 ($m = 0$) Anzahl: 3 ($m = -1, 0, 3$) Anzahl: 5 ($m = -2, -1, 0, 1, 2$) Anzahl: 2 ($s = \pm 1/2$)

Tabelle 5: Kennzeichnungen der Orbitale

4.2.6 Besetzung der Orbitale - Elektronenkonfiguration

Möglichkeiten:

- unbesetzt
- einfach besetzt
- doppelt besetzt (mit antiparallelem/entgegengesetztem Spin)

PAULI-Ausschließungsprinzip:

In einem Atom können 2 Elektronen nicht in allen 4 Quantenzahlen übereinstimmen.

Elektronen auf den Energieniveaus:

$n = 1$	1 Orbital (s)	max $2e^-$
$n = 2$	$\begin{matrix} s & p \\ 1 & + & 3 \end{matrix} = 4$	max $8e^-$
$n = 3$	$\begin{matrix} s & p & d \\ 1 & + & 3 & + & 5 \end{matrix} = 9$	max $18e^-$
$n = 4$	$\begin{matrix} s & p & d & f \\ 1 & + & 3 & + & 5 & + & 7 \end{matrix} = 16$	max $32e^-$
allgemein:		$2n^2e^-$

Tabelle 6: maximale Anzahl der Elektronen auf den Energieniveaus

Besetzungsregeln für die Orbitale = Aufenthaltsprinzip der Elektronenhülle

- Gesetz vom Minimum der Energie
Energieärmere (kernnahe) Zustände werden zuerst besetzt.
Reihenfolge: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, ...
"Schachbrettregel" Abb. B. S. 18.4
- PAULI-Prinzip:
Jedes Orbital kann mit max. 2 Elektronen mit entgegengesetztem Spin besetzt werden.
- HUNDsche Regel:
energetisch gleichwertige Orbitale werden zuerst einfach besetzt

Schreibweisen siehe Mitschrift. . .

Verkürzte Schreibweise:

${}^2\text{He}$	$1s^2$	$= [\text{He}]$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$	$= [\text{Ne}]$
${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6$	$= [\text{Ar}]$
${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6$	$= [\text{Kr}]$

Tabelle 7: Kurzschreibweisen mit Hilfe der Edelgase
charakteristische Teile sich hervorgehoben

${}_{23}\text{V}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^3$
${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^4 \ 4s^1 \ 3d^5$
${}_{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^5$

Tabelle 8: Ausnahmen in der Elektronenkonfiguration 1: 3. Periode

- Ausnahmen:** → energetisch günstig, wenn d-Orbitale halb voll sind
→ energetisch günstig, wenn d-Orbitale voll sind
5. und 6. Periode: noch mehr Ausnahmen
- auf La(nthan) folgen die *Lanthanoide* (4f-Orbitale werden gefüllt)
 - auf Ac(tinium) folgen die *Actinoide* (5f-Orbitale werden gefüllt)

4.2.7 Valenzelektronen

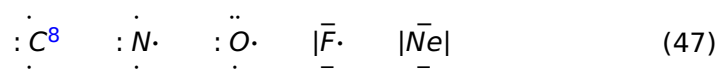
Elektronen, die für die Reaktionsfähigkeit, d.h. chemische Eigenschaften verantwortlich sind.

Valenzfähig sind die s- und p-Elektronen des äußersten Hauptenergieniveaus (= Außenelektronen) und Elektronen aus nicht vollbesetzten d- und f-Orbitalen

LEWIS-Schreibweise: Elementsymbol + Außenelektronen für s- und p-Block
s-Block: 1.-2. Gruppe
p-Block: 13.-18. Gruppe

${}_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^8$
${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^9 \ 4s^1 \ 3d^{10}$
${}_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10}$

Tabelle 9: Ausnahmen in der Elektronenkonfiguration 2: 4. Periode



⁸→ Hybridisierungsmodell
erklärt die Bindungsverhältnisse in C-Verbindungen

5 Zusammenhang Atombau-PSE

Die Gruppen weisen ähnliche chem. Eigenschaften auf und haben ähnlich aufgebaute Elektronenhüllen.

5.1 Alkalimetalle

bilden mit Wasser *basische* (= alkalische) *Lösungen*

Ausnahme: Wasserstoff H

$ns^1 \rightarrow 1$ Valenzelektron

5.2 Erdalkalimetalle

$ns^2 \rightarrow 2$ Valenzelektronen

1. und 2. Gruppe: s-Block

Valenzelektronen im s-Orbital

5.3 -12. Übergangsmetalle

Nebengruppen

d-Block: d-Orbitale werden gefüllt

(s- und p-Orbitale werden sind immer valenzfähig)

5.13 Borgruppe

Erdmetalle

$ns^2 np^1 \rightarrow 3$ Valenzelektronen

5.14 Kohlenstoffgruppe

$ns^2 np^2 \rightarrow 4$ Valenzelektronen

5.15 Stickstoffgruppe

$ns^2 np^3 \rightarrow 5$ Valenzelektronen

5.16 Sauerstoffgruppe

Erzbildner

Chalkogene

$ns^2 np^4 \rightarrow 6$ Valenzelektronen

5.17 Halogene

bilden mit Metallen Salze (= hal)

Salzbilner

$ns^2 np^5 \rightarrow 7$ Valenzelektronen

Li	$1s^2 2s^1$
Na	$[Ne] 3s^1$
K	$[Ar] 4s^1$
Rb	$[Kr] 5s^1$
Cs	$[Xe] 6s^1$
Fr	$[Rn] 7s^1$

Tabelle 10: Elektronenkonf. der Alkalimetalle

Be	$1s^2 2s^2$
Mg	$[Ne] 3s^2$
Ca	$[Ar] 4s^2$
Sr	$[Kr] 5s^2$
Ba	$[Xe] 6s^2$
Ra	$[Rn] 7s^2$

Tabelle 11: Elektronenkonf. der Erdalkalimetalle

$_{21}Sc$	$[Ar] 4s^2 3d^1$
$_{30}Zn$	$[Ar] 4s^2 3d^{10}$

Tabelle 12: Elektronenkonf. der Übergangsmetalle

$_5B$	$1s^2 2s^2 2p^1$
$_{13}Al$	$[Ne] 3s^2 3p^1$
$_{31}Ga$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Tabelle 13: Elektronenkonf. der Borgruppe

$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$
$_{14}Si$	$[Ne] 3s^2 3p^2$
$_{32}Ge$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^2$

Tabelle 14: Elektronenkonf. der Borgruppe

$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$
$_{15}P$	$[Ne] 3s^2 3p^3$
$_{33}As$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$

Tabelle 15: Elektronenkonf. der Stickstoffgruppe

$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$
$_{16}S$	$[Ne] 3s^2 3p^4$
$_{34}Se$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Tabelle 16: Elektronenkonf. der Sauerstoffgruppe

${}_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$
${}_{17}Cl$	$[Ne] 3s^2 3p^5$
${}_{35}Br$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Tabelle 17: Elektronenkonf. der Halogene

5.18 Edelgase

${}_2He$	$1s^2$
${}_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{18}Ar$	$[Ne] 3s^2 3p^6$
${}_{36}Kr$	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Tabelle 18: Elektronenkonf. der Edelgase

$ns^2 np^6 \rightarrow 8$ Valenzelektronen ($He\ 2e^-$)
 stabile, d.h. energetisch günstige Elektronenkonf.: Edelgaskonfiguration
 reaktionsträge = "edel"
 $\rightarrow$ Edelgase treten als Einzelatome auf