

# **Vorlesung Anorganische Chemie I im WS 2006/7**

**Hans-Jörg Deiseroth  
Anorganische Chemie  
Fb 8 Universität Siegen**

(unter Verwendung von Folien einer Grundvorlesung zur Anorganischen Chemie aus dem Institut für Anorganische Chemie der Universität Bonn sowie des Buches „Allgemeine und Anorganische Chemie“, Binnewies u.a., Spektrum Verlag)



**Robert Boyle (1627-1691)**

**Heutiger Elementbegriff**



**Jöns J. Berzelius (1779-1849)**

**Elementsymbole**

## Antoine L. Lavoisier (1743-1794)

### Gesetz von der Erhaltung der Masse bei chemischen Reaktionen

(Widerlegung der Phlogistontheorie wonach Stoffe beim Verbrennen leichter werden)



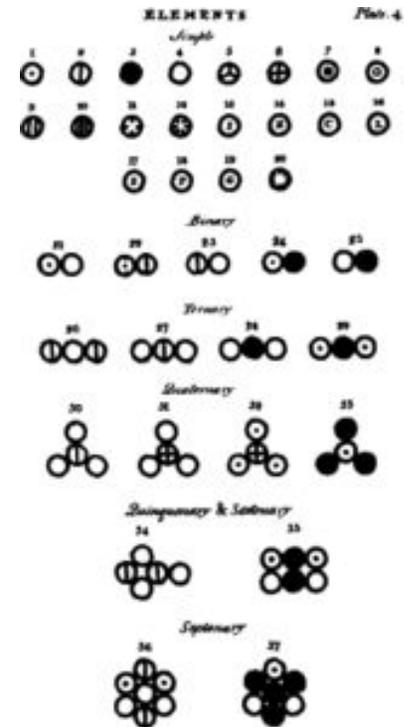
Hinrichtung im Verlauf der Französischen Revolution !





Joseph Louis Proust (1754 – 1826)

Gesetz der „konstanten Proportionen“



John Dalton (1766-1844)

Gesetz der „multiplen Proportionen“





**Joseph Louis Gay-Lussac (1758 – 1850)**

**Volumengesetz bei Gasreaktionen**



**Robert Wilhelm Bunsen,**  
deutscher Chemiker und  
Physiker, 1811–1899;  
Professor in Marburg,  
Breslau und Heidelberg.





Jöns Jakob Berzelius (1779-1848)

**Jöns Jacob Berzelius  
(1779-1848)**

**u.a. Elementsymbole**



**F. Woehler (1800 - 1882)**

**Harnstoff aus  
Ammoniumcyanat**

# Periodensystem



Johann Wolfgang  
**Döbereiner**, deutscher  
Chemiker, 1780–1849;  
Professor in Jena.

„Triaden“

„Döbereiner-Feuerzeug“



Julius Lothar Meyer,  
deutscher Chemiker,  
1830–1895; Professor in  
Eberswalde, Karlsruhe  
und Tübingen.

**Periodensystem**



Dimitrij Iwanowitsch  
**Mendeleev**, russischer  
Chemiker, 1834–1907;  
Professor in St. Peters-  
burg, 1893–1907  
Direktor des Amtes für  
Maße und Gewichte.

**Periodensystem**

# Atommodelle



**Demokrit** von Abdera, griechisch *Demokritos*, griechischer Philosoph, um 460 v. Chr. bis um 375 v. Chr.; einer der größten Philosophen des Altertums.

„**atomos**“



**John Dalton**, britischer Chemiker und Physiker, 1766–1844; Autodidakt und Privatgelehrter, 1817 Präsident der Manchester Literary and Philosophical Society; ab 1816 Mitglied der Académie Française in Paris; ab 1822 Mitglied der Royal Society in London.

**heutiger Atombegriff**



**Ernest Rutherford**, seit 1931 Lord Rutherford of Nelson, neuseeländisch-britischer Physiker, 1871–1937; Professor in Manchester und Cambridge, 1908

Nobelpreis für Chemie (für die Erklärung der Radioaktivität).

**Atommodell, Radioaktivität**



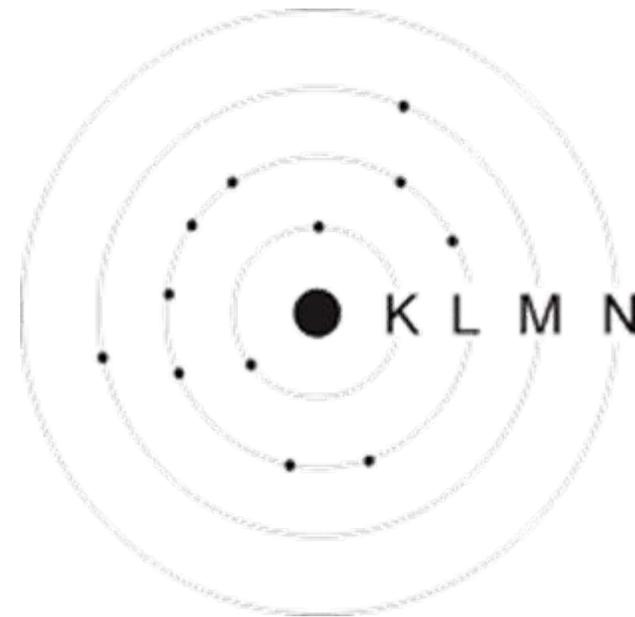
Niels Henrik David **Bohr**, dänischer Physiker, 1885–1962; Professor und Institutsleiter in Kopenhagen, 1922 Nobelpreis für Physik (für die Arbeiten

über den Atombau und atomare Strahlungen).

**„Bohrsches Atommodell“**

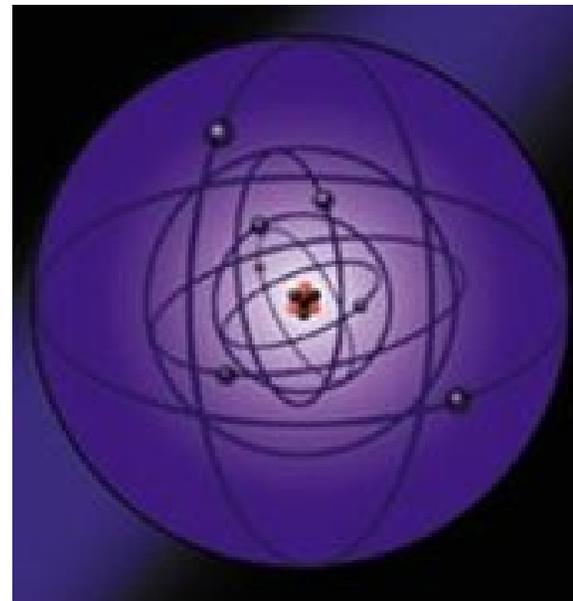


Niels Henrik David **Bohr**, dänischer Physiker, 1885–1962; Professor und Institutsleiter in Kopenhagen, 1922 Nobelpreis für Physik (für die Arbeiten über den Atombau und atomare Strahlungen).



## Bohrsches Postulat

$$m_e \cdot r_n \cdot v_n = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi}$$



# Periodensystem



Johann Wolfgang  
**Döbereiner**, deutscher  
Chemiker, 1780–1849;  
Professor in Jena.

„Triaden“

„Döbereiner-Feuerzeug“



Julius Lothar Meyer,  
deutscher Chemiker,  
1830–1895; Professor in  
Eberswalde, Karlsruhe  
und Tübingen.

**Periodensystem**



Henry Gwyn Jeffreys  
**Moseley**, englischer  
Physiker, 1887–1915.

$$\nu(K_{\alpha}) \sim \sqrt{(OZ-1)}$$

Ordnungszahlen (OZ)



Dimitrij Iwanowitsch  
**Mendeleev**, russischer  
Chemiker, 1834–1907;  
Professor in St. Peters-  
burg, 1893–1907  
Direktor des Amtes für  
Maße und Gewichte.

**Periodensystem**







**Amadeo Carlo Avogadro (1758 – 1850)**

**Avogadro Zahl ( $6 \times 10^{23}$  Teilchen/mol)**



**Josef Loschmidt (1821-1895)**

**Loschmidtsche Zahl ( $6,023 \times 10^{23}$  Teilchen/mol)**

# Periodensystem der Elemente (1)

**Ordnungszahlen:** Gesetz von Moseley

**Massenzahlen:** Summe der Zahl der Protonen und Neutronen

## Isotope und Isobare

Avogadro- (Loschmidt-)Zahl:  **$6,023 \times 10^{23}$**

**Stoffmenge** (mol): 1 mol entspricht  $6,023 \times 10^{23}$  Teilchen

SI-Größen: Länge, Masse, Zeit, Temperatur, El. Strom, Lichtstärke, Stoffmenge)

**Relative Atommasse** ( $\text{g mol}^{-1}$ ), Relative Molekülmasse, Molare Formelmasse

**Molvolumen:** In 22,4 Liter eines idealen Gases befinden sich  $6,023 \times 10^{23}$  „Teilchen“

Radioaktivität

# Radioaktivität



Antoine Henri **Becquerel**, französischer Physiker, 1852–1908; Professor in Paris, ab 1889 Mitglied, seit 1908 Präsident der Académie des Sciences, 1903

Nobelpreis für Physik zusammen mit dem Ehepaar Curie (für die Entdeckung der spontanen Radioaktivität).



Marie **Curie**, französische Chemikerin und Physikerin, 1867–1934; Professorin in Paris, 1903 Nobelpreis für Physik zusammen mit P. Curie und A.H. Becquerel, 1911 Nobelpreis für Chemie (für die Arbeiten über das Radium), ab 1922 Mitglied der Académie der Médecine.

1911 Nobelpreis für Chemie (für die Arbeiten über das Radium), ab 1922 Mitglied der Académie der Médecine.



Pierre **Curie**, französischer Physiker, 1859–1906; Professor in Paris, 1903 Nobelpreis für Physik zusammen mit M. Curie und A. H. Becquerel (für die Arbeiten zur Radioaktivität), ab 1905 Mitglied der Académie des Sciences.

ab 1905 Mitglied der Académie des Sciences. **Magnetismus**



Otto **Hahn**, deutscher Chemiker, 1879–1968; ab 1912 Leitung der Abteilung für Radioaktivität am Kaiser-Wilhelm-Institut (KWI) für Chemie in Berlin-Dahlem, 1944 Nobelpreis für Chemie (für die Entdeckung der Kernspaltung bei schweren Atomen), 1946–1960 Präsident der Max-Planck-Gesellschaft.

1944 Nobelpreis für Chemie (für die Entdeckung der Kernspaltung bei schweren Atomen), 1946–1960 Präsident der Max-Planck-Gesellschaft.



Ernest **Rutherford**, seit 1931 Lord Rutherford of Nelson, neuseeländisch-britischer Physiker, 1871–1937; Professor in Manchester und Cambridge, 1908

Nobelpreis für Chemie (für die Erklärung der Radioaktivität).

# Atommodelle



Louis Victor Pierre Raymond **de Broglie**, Prinz von, französischer Physiker, 1892–1987; Professor in Paris, ab 1933 Mitglied der Académie des Sciences, ab 1944 Mitglied der Académie Française.

$\lambda = h/mv$

$\lambda$ (Welle-Teilchen-Dualismus)



Werner Karl **Heisenberg**, deutscher Physiker, 1901–1976; Professor in Leipzig, Leitung des Kaiser-Wilhelm-/Max-Planck-Instituts für Physik in

Berlin, Göttingen und München, 1932 Nobelpreis für Physik (für die Aufstellung der Quantenmechanik).

Unschärferelation, Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons in einem Orbital



Erwin **Schrödinger**, österreichischer Physiker, 1887–1961; Professor in Zürich, Berlin, Oxford, Graz, Dublin und Wien, 1933 Nobelpreis für Physik

zusammen mit P. A. Dirac (für die Entwicklung der Wellenmechanik).

„Schrödinger-Gleichung“  
Wellenfunktion



Paul Adrien Maurice **Dirac**, englischer Physiker, 1902–1984; Professor in Cambridge und Tallahassee, ab 1930 Mitglied der Royal Society; 1933 Nobel-

preis für Physik zusammen mit E. Schrödinger (für die Entdeckung neuer produktiver Formen der Atomtheorie).

Quantentheorie, Fermi-Dirac-Statistik

# Atommodelle und Quantentheorie



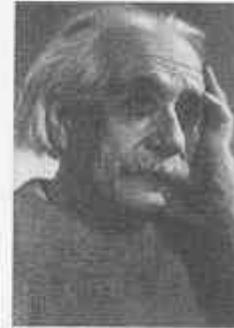
Max **Born**, deutsch-britischer Physiker, 1882–1970; Professor in Frankfurt, Göttingen, Cambridge und Edinburgh, 1954 Nobelpreis für Physik zusammen

mit W. Bothe (für die grundlegenden Forschungen in der Quantenmechanik, besonders für seine statistische Interpretation der Wellenfunktion).



Max **Planck**, deutscher Physiker, 1858–1947; Professor in Kiel und (von 1889 bis 1927) in Berlin, einer der führenden Repräsentanten der Wissenschaft im

Deutschland der ersten Hälfte des 20. Jahrhunderts, längjähriger Präsident der Kaiser-Wilhelm-Gesellschaft (heute Max-Planck-Gesellschaft), 1918 Nobelpreis für Physik (für die Entwicklung der Quantentheorie).



Albert **Einstein**, deutsch-schweizerisch-amerikanischer Physiker, 1879–1955: Professor in Zürich, Prag, Berlin und Princeton, ab 1914 Mitglied der Preußi-

schen Akademie der Wissenschaften, 1914–1934 Direktor des Kaiser-Wilhelm-Instituts für Physik in Berlin, 1921 Nobelpreis für Physik (für seine Verdienste um die theoretische Physik, besonders für seine Entdeckung des Gesetzes des fotoelektrischen Effekts).

**$E = mc^2$ ; Relativitätstheorie**

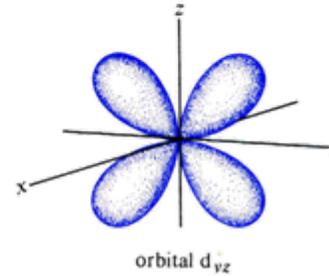
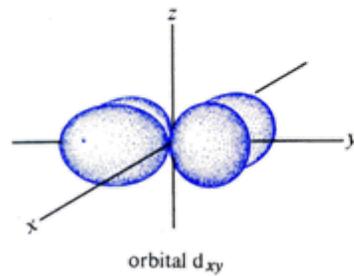
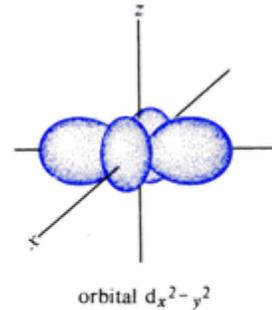
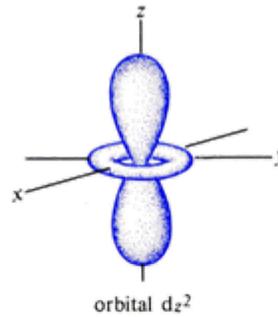
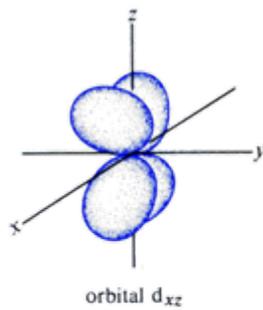
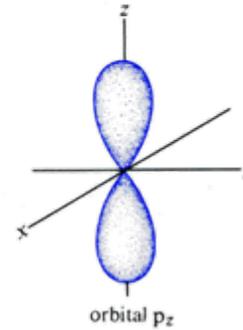
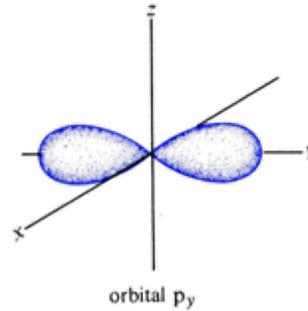
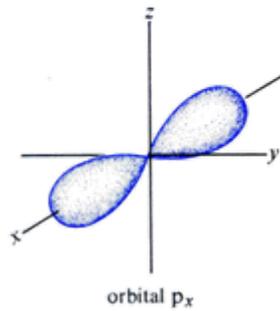
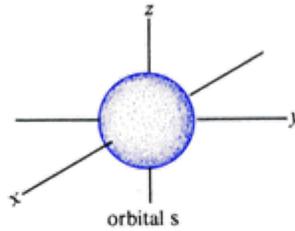
# Grundlagen des wellenmechanischen Atommodells

Welle-Teilchen-Dualismus (de Broglie Gleichung):  $\lambda = h/mv$

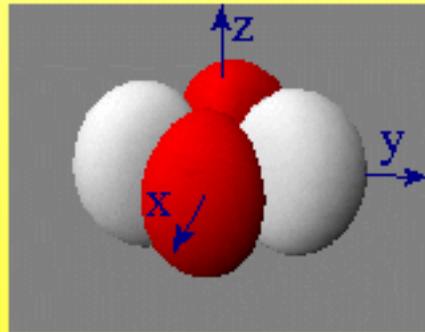
1. Die Gesamtheit aller Elektronen eines Atoms läßt sich durch eine 3-dim Wellenfunktion  $\Psi(xyz)$  beschreiben
2. Die Schrödinger-Gleichung verknüpft die Energie der Elektronen mit der Wellenfunktion:  
$$H\Psi = E\Psi$$
3. Für bestimmte Energiewerte  $E_n$  (Eigenwerte) gibt es Lösungen der Schrödinger-Gleichung. Die  $E_n$  „korrespondieren“ mit entsprechenden Werten des Bohrschen Atommodells.
4. Die zu jeder Lösung gehörenden  $\Psi^2(xyz)$  haben eine anschauliche Bedeutung:
  - a) die Wahrscheinlichkeit  $W(xyz)$  das **punktförmig** gedachte Elektron am Ort  $xyz$  anzutreffen
  - b) die Dichte der über den Raum verschmierten **Elektronenwolke** am Ort  $xyz$  („Atomorbitale“)

# s-, p-, und d-Orbitale (H-Atom)

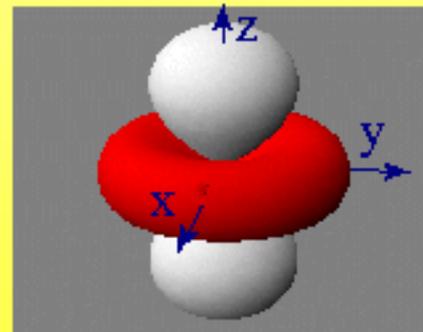
Symmetrie ?



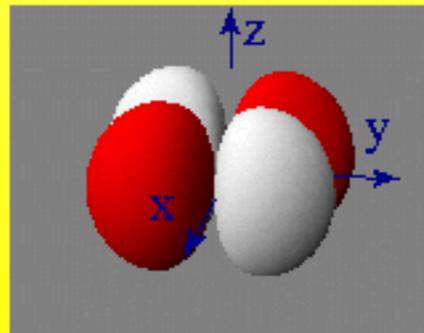
# Graphische Darstellung der 3d-Orbitale



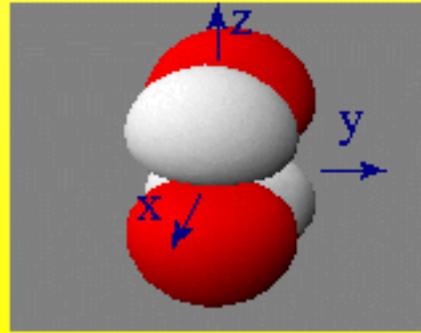
$3d_{x^2-y^2}$  ( $n = 3; \ell = 2; m = -2$ )



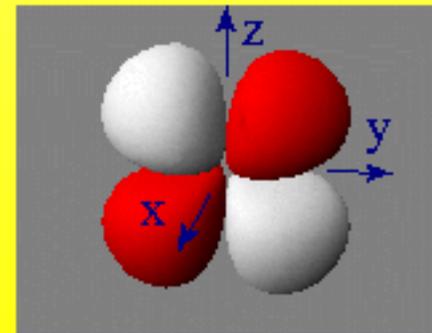
$3d_{z^2}$  ( $n = 3; \ell = 2; m = 0$ )



$3d_{xy}$  ( $n = 3; \ell = 2; m = 1$ )



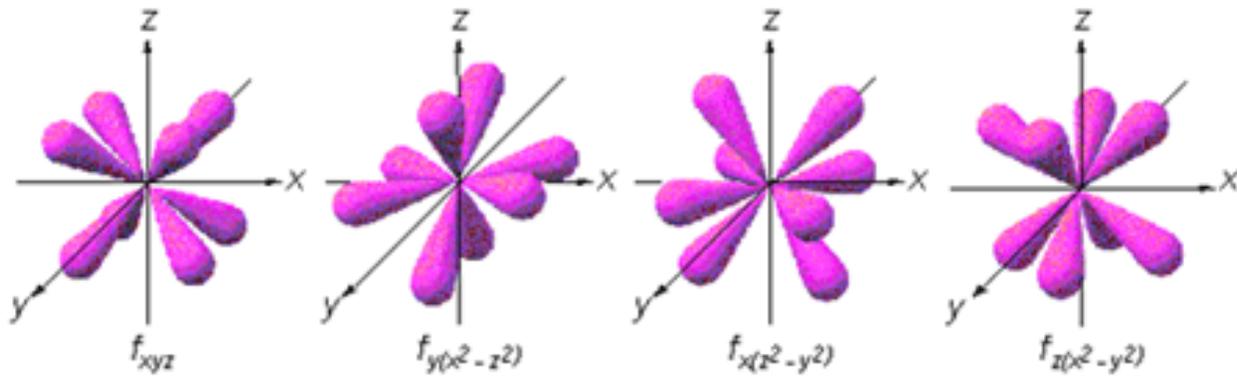
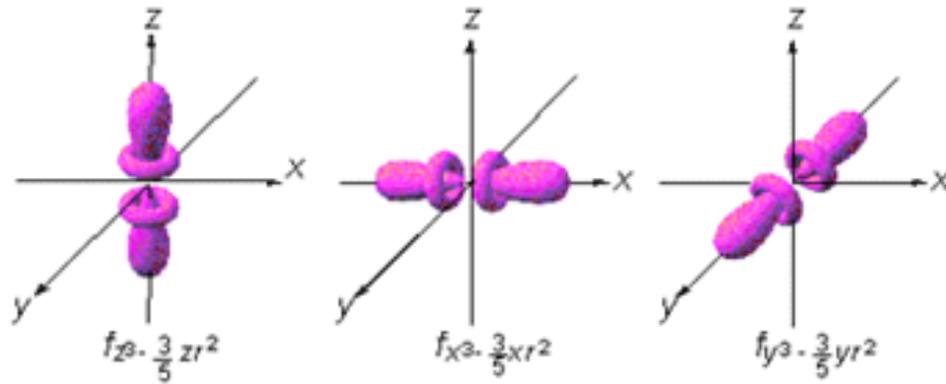
$3d_{xz}$  ( $n = 3; \ell = 2; m = 2$ )



$3d_{yz}$  ( $n = 3; \ell = 2; m = -1$ )

Programm "ORBITAL VIEWER", D. Manthey; <http://www.albany.net/~cprimus/orb/ov.htm>

# f-Orbitale



# Bedeutung der Quantenzahlen für die Eigenschaften von AO's

---

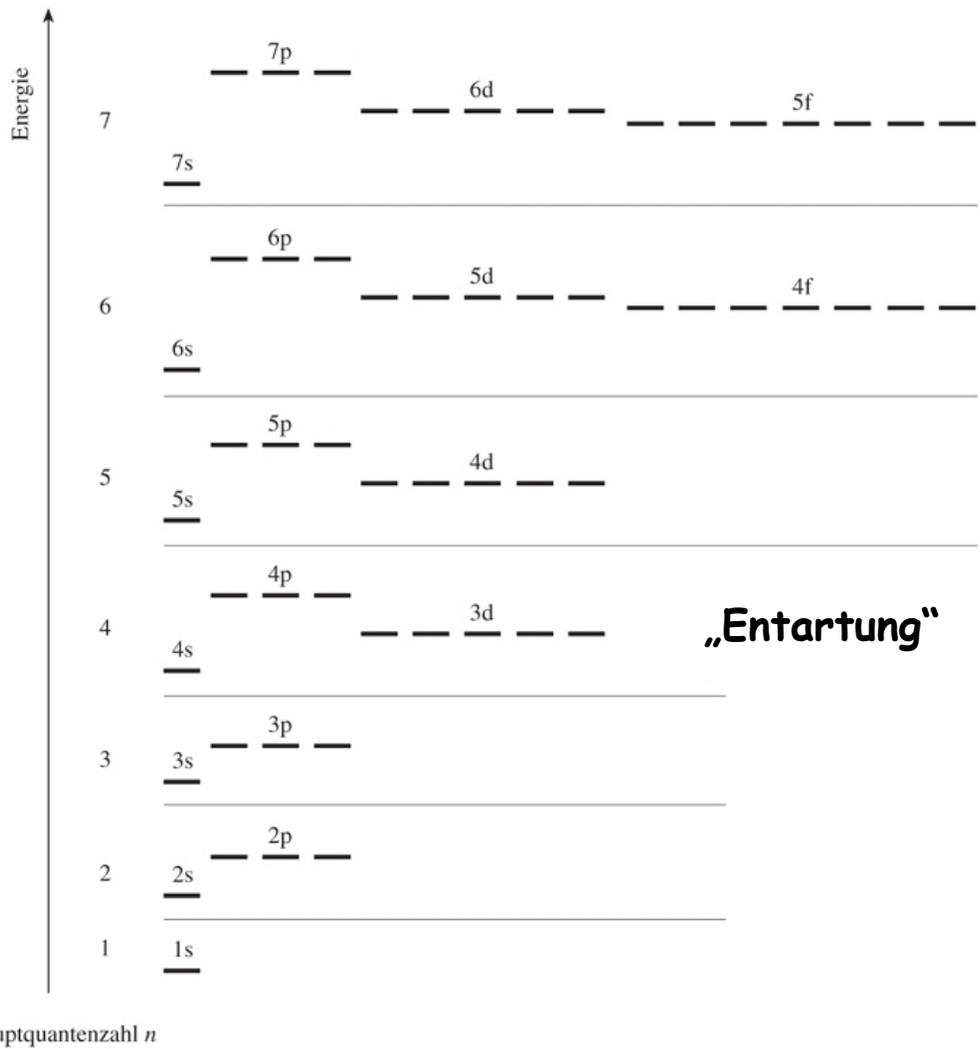
1. HQZ: Bestimmt die Energie
2. NQZ: Bestimmt die geometrische Form - Symmetrie
3. MQZ: Bestimmt die räumliche Orientierung
4. SQZ: Bestimmt den Eigendreh-Impuls des Elektrons  
(ohne Einfluß auf die Gestalt des AO)

**Pauli-Prinzip:** 2 Elektronen eines Atoms dürfen **nicht** in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen

# Verteilung von Elektronen auf Schalen und Unterschalen eines Atoms

---

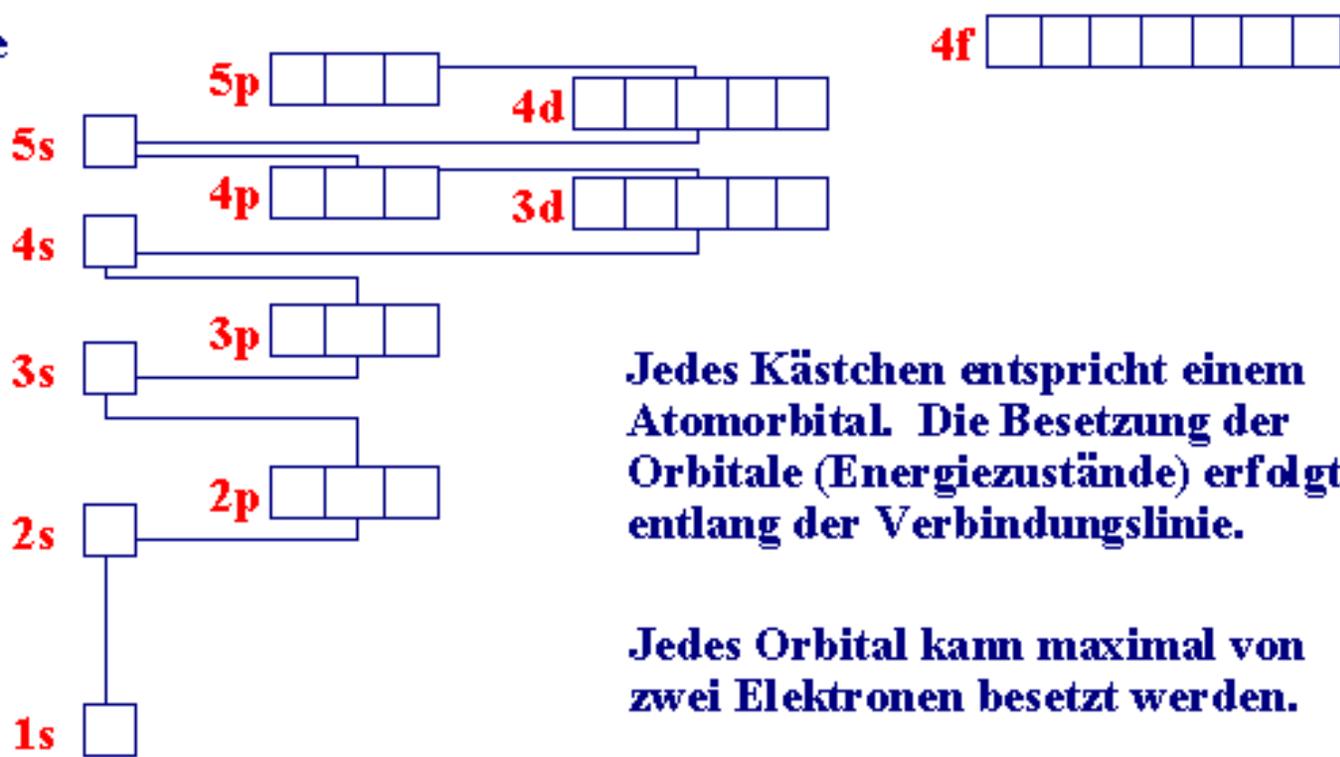
n	ℓ	m	s	Σe (= 2·n <sup>2</sup> )
1	0	0	±1/2	2 = 2 (= 2·1 <sup>2</sup> )
2	0	0	±1/2	2 = 8 (= 2·2 <sup>2</sup> )
	1	-1 0 +1	3 · ±1/2	
3	0	0	±1/2	6 = 18 (= 2·3 <sup>2</sup> )
	1	-1 0 +1	3 · ±1/2	
	2	-2 -1 0 +1 +2	5 · ±1/2	



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung02-24.jpg

## Reihenfolge der AO-Besetzung (HQZ = 1 bis 5)

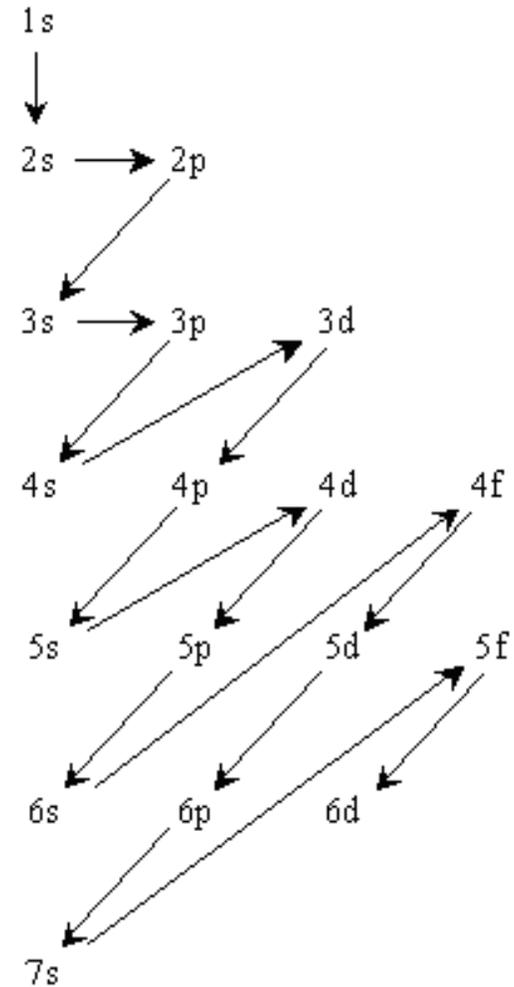
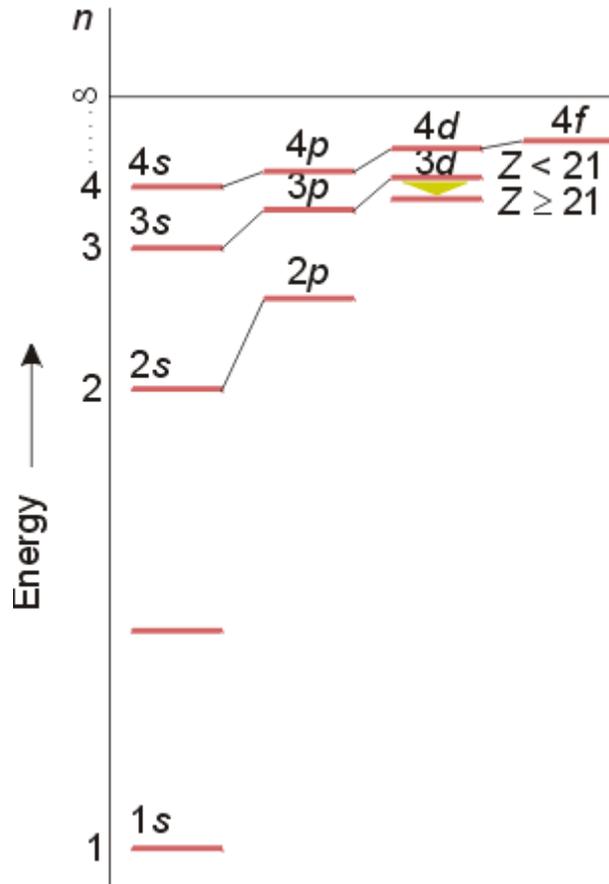
Energie



Jedes Kästchen entspricht einem Atomorbital. Die Besetzung der Orbitale (Energiezustände) erfolgt entlang der Verbindungslinie.

Jedes Orbital kann maximal von zwei Elektronen besetzt werden.

# Energetische Abfolge und Reihenfolge der Auffüllung der Orbitale



# Regeln zur Angabe von Elektronenkonfigurationen



Wolfgang Pauli  
1900-1958  
österr. Physiker



Friedrich Hund  
1896-1997

- Pauli-Prinzip: Zwei Elektronen eines Atoms dürfen **nicht** in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen.
- Hundsche Regel: Energetisch entartete Orbitale werden zunächst **nacheinander** mit nur jeweils **einem** Elektron besetzt.
- **Ein** Orbital kann mit maximal **zwei** Elektronen mit entgegengesetztem spin besetzt sein.

# Allgemeine Trends im PSE

(nur gültig für Hauptgruppen-Elemente)

**Atomradien:** Abnahme in einer Periode;  
Zunahme in einer Gruppe

**Ionisations-  
potentiale:** Zunahme in einer Periode;  
Abnahme in einer Gruppe

**Elektrone-  
gativität:** Zunahme in einer Periode;  
Abnahme in einer Gruppe

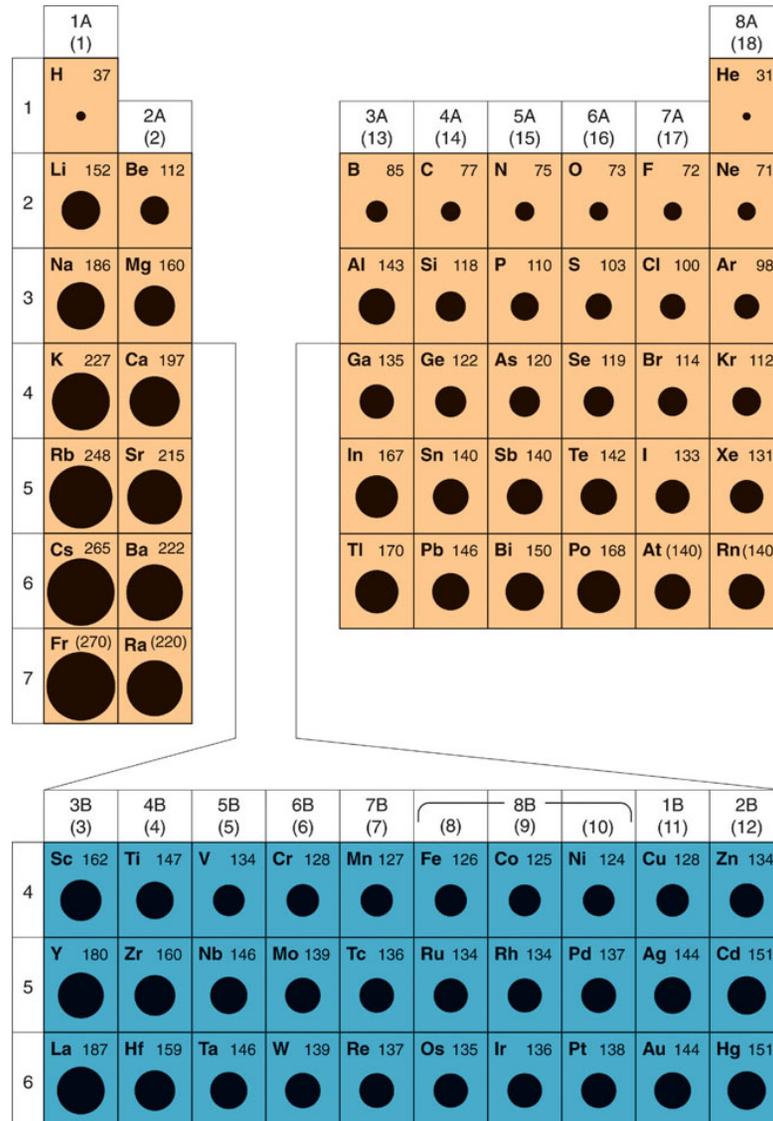
**Metall-  
charakter:** Abnahme in einer Periode;  
Zunahme in einer Gruppe

$$F = C \cdot \frac{q(p) \cdot q(e)}{d^2}$$

**Coulomb**

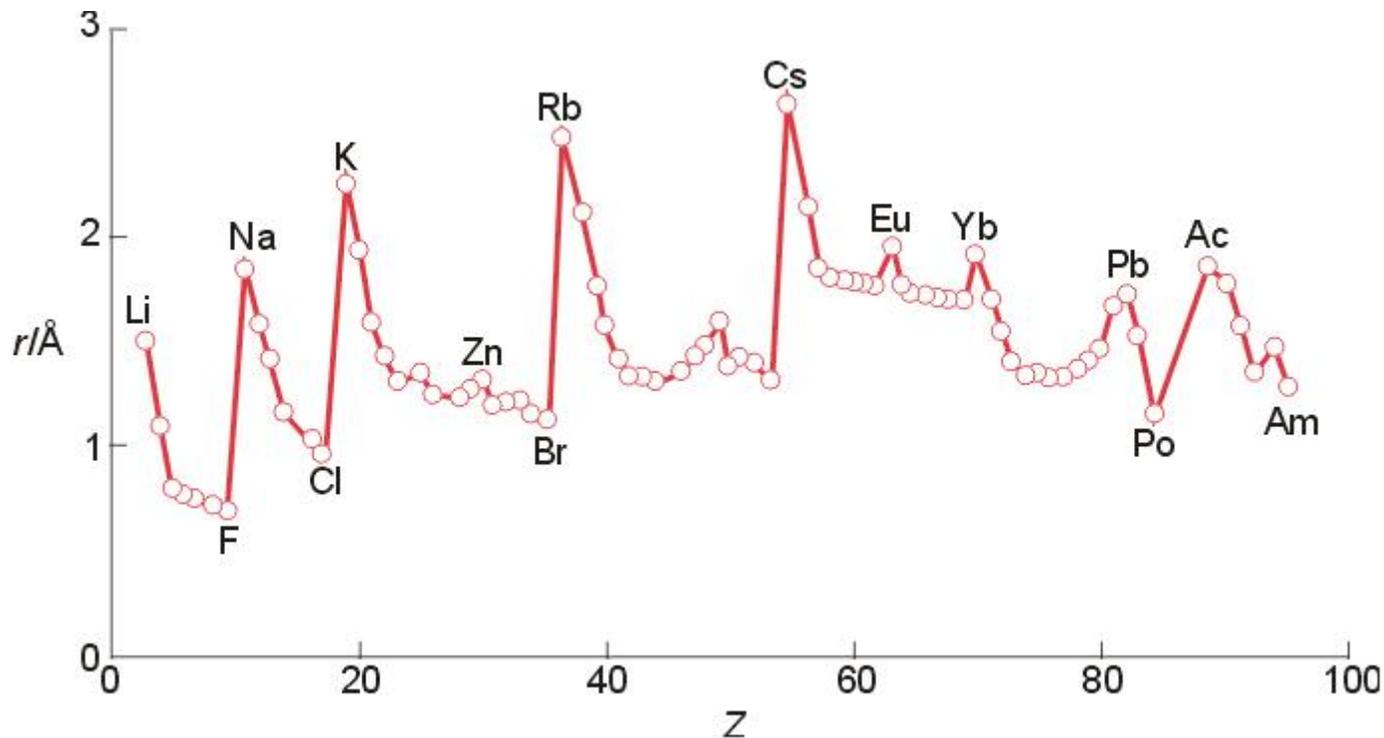
} folgt aus AR, IP und EN

# Atomradien/volumina im PSE (qualitativ)



# Atomradien als Funktion der Ordnungszahl

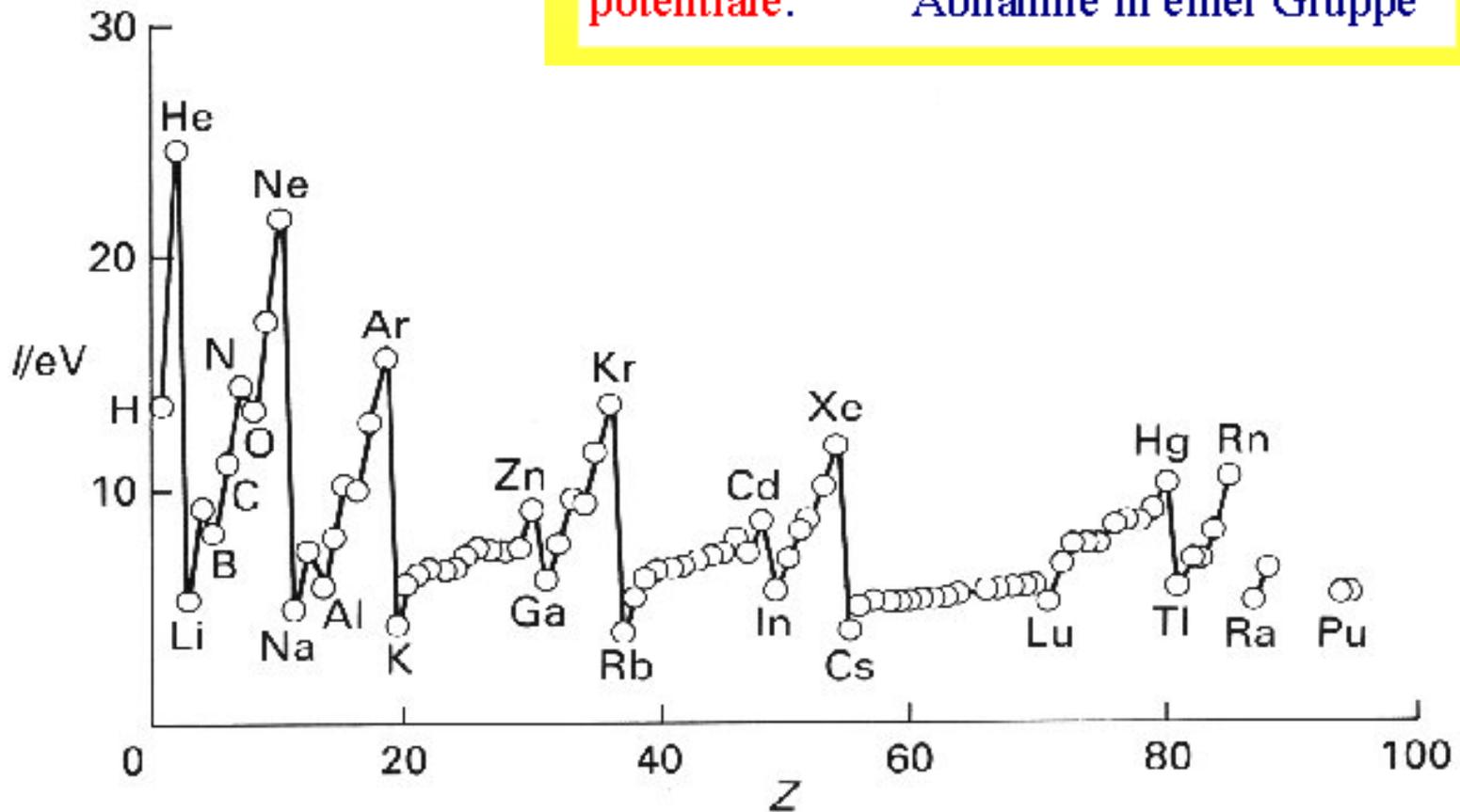
**Atomradien:** Abnahme in einer Periode;  
Zunahme in einer Gruppe



# Die erste Ionisationsenergie als Funktion der Ordnungszahl

**Ionisations-  
potentiale:**

Zunahme in einer Periode;  
Abnahme in einer Gruppe



## Zwischenkapitel

### Grundlegende Aspekte der Chemischen Bindung bei Elementen und Verbindungen

1. **Kovalente** Bindung (intramolekular) bei molekularen Elementen und Verbindungen (z.B.  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2$  usw.)
2. **Ionenbindung** bei salzartigen Festkörpern (z.B.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BaO}$  usw.)
3. **Metallische** Bindung bei Elementmetallen und Legierungen (z.B. Na, Ba, Messing)
4. „Schwache“ Bindungen zwischen Molekülen von Elementen und Verbindungen (intermolekular)
  - a) **Van der Waals** Bindung (z.B. Ne, Xe,  $\text{SF}_6$ )
  - b) **Wasserstoffbrückenbindung** (H-Brückenbindung, z.B.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ )
5. Übergänge (z.B.  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ )

# Größenordnungen, Begriffe

## **Bindungsenergie:**

Energie, die bei der Bildung einer Bindung frei wird [z. B. in kJ/mol]

## **Dissoziationsenergie:**

Energie, die zur Spaltung einer Bindung aufgewendet werden muß

$$1 \text{ eV} = 96,49 \text{ kJ mol}^{-1}$$

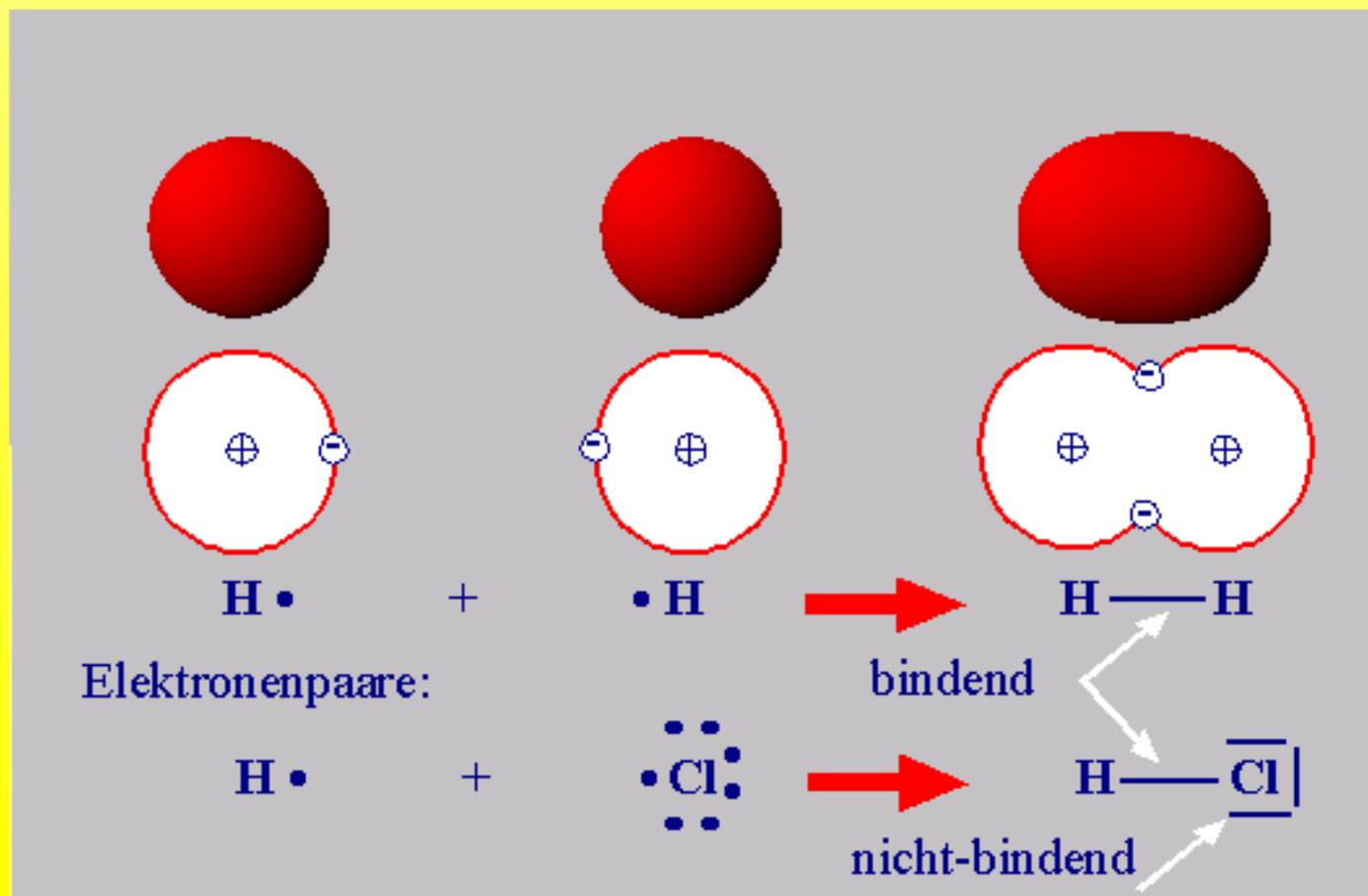
## Die Stärke von “starken” Bindungen

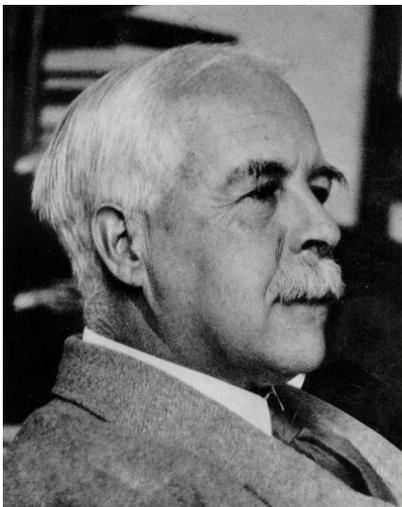
Bindungstyp	Bindungsenergie [kJ/mol]	Beispiele
<b>ionogen</b>	400 bis 700	NaCl, KI, (Salze)
<b>kovalent</b>	100 bis 400	HCl, H <sub>2</sub> O (Moleküle)
<b>metallisch</b>	100 bis 400	Na, Mg, Fe (Metalle)

## Kovalente Bindung (Atombindung, Elektronenpaarbindung)

- Zwei oder mehrere **Valenzelektronen** („Bindungselektronen“) gehören zur Elektronenhülle **verschiedener** Atome
- Größte Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Bindungselektronen **zwischen** den gebundenen Atomen
- Kovalente Bindungen sind meist durch eine oder mehrere räumliche Vorzugsrichtungen charakterisiert („**gerichtete Bindungen**“)

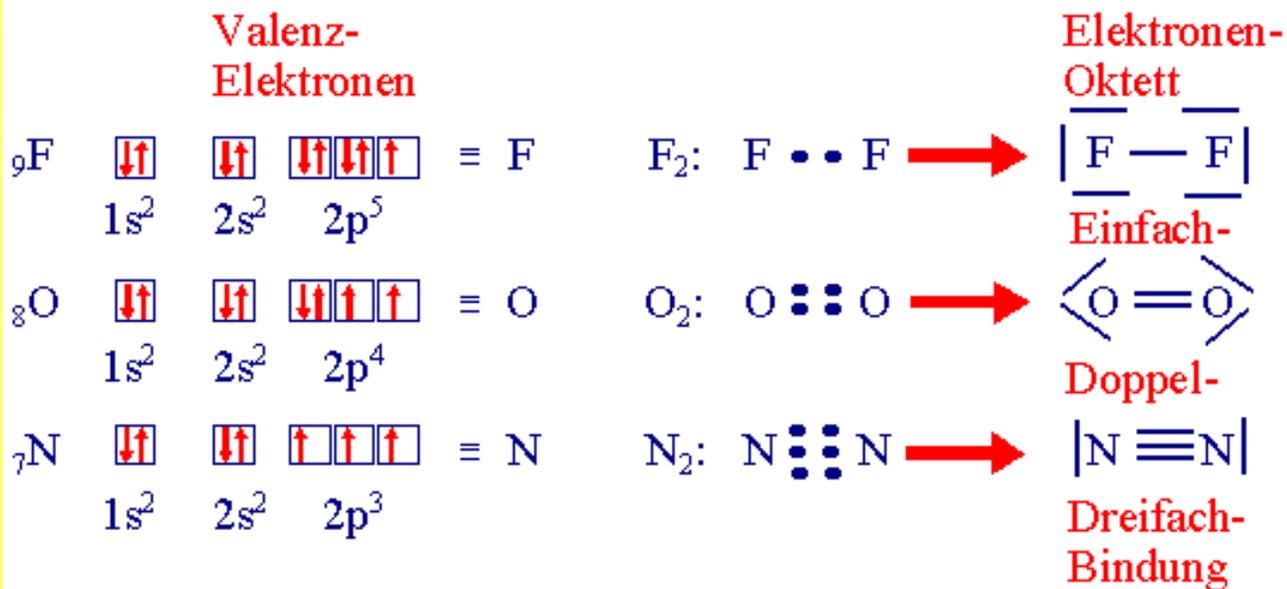
# Kovalente Bindung - Graphisch



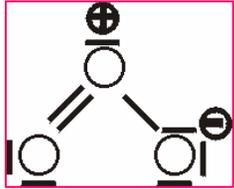


Gilbert Newton Lewis (1875-1946),  
Cambridge, Berkley

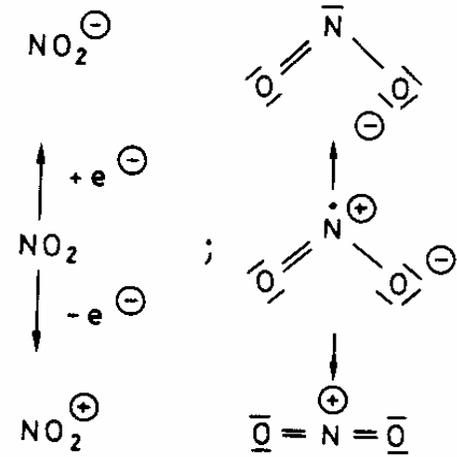
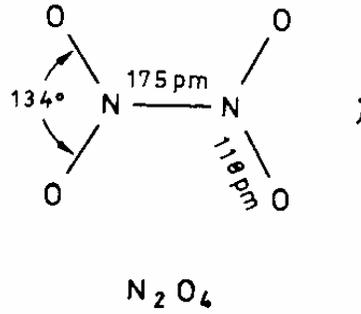
## Valenz-Strich-Formeln und Oktet-Regel



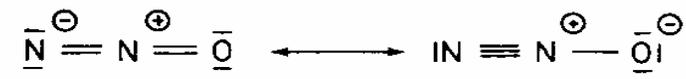
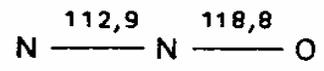
# Ozon



$2 \text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$   
Distickstofftetroxid



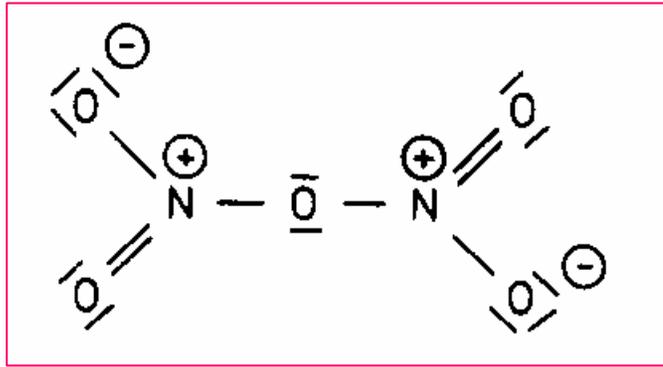
Abstände [ pm ]	
Winkel ONO [ ° ]	
N - O 123,6	115,4°
N - O 119,7	134°
N - O 115	180°



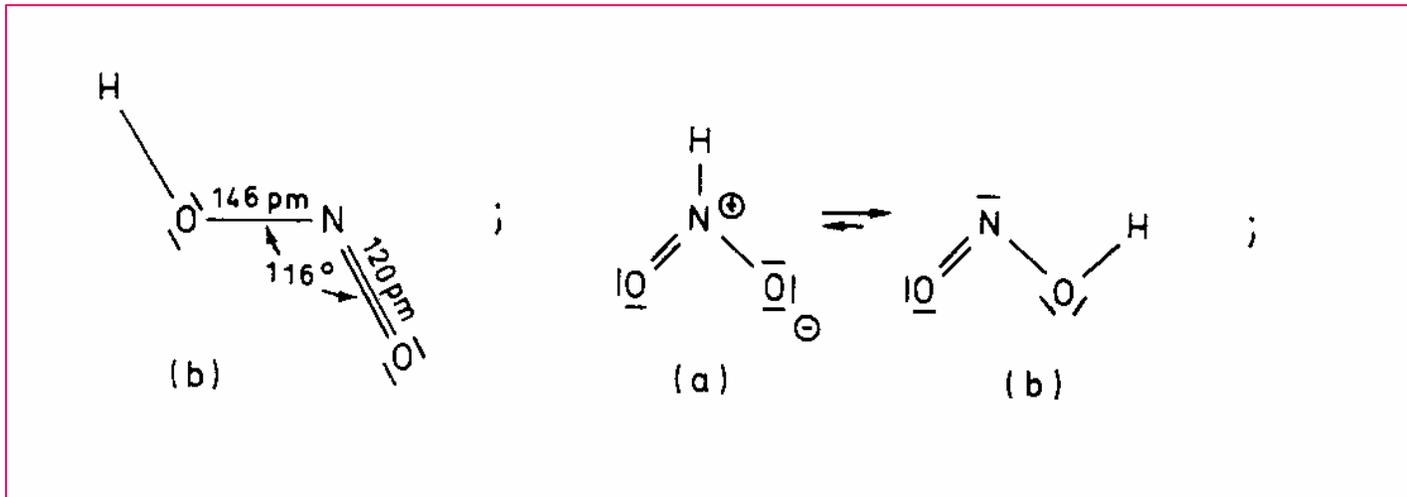
„Lachgas“:  $\text{N}_2\text{O}$

Beachte: In den Grenzformeln ist  $\text{N}_2\text{O}$  mit  $\text{CO}_2$  isoelektronisch!

## Distickstoffpentoxid: $N_2O_5$



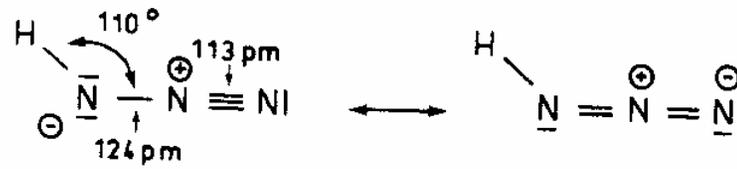
## Salpetrige Säure: $HNO_2$



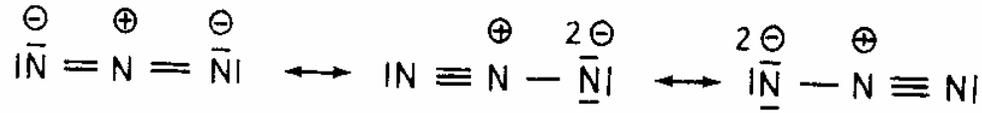
Molekülstruktur

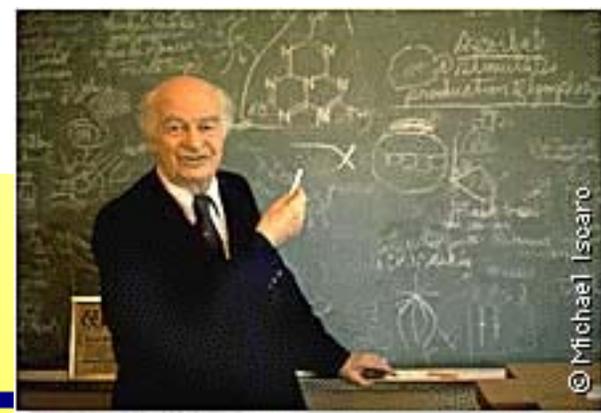
von  $\text{HN}_3$ :

## Stickstoffwasser- stoffsäure



Struktur von  $\text{N}_3^{\ominus}$ :





# Elektronegativität

Die Elektronegativität EN ist ein Maß für die Tendenz eines Atoms, Elektronen in einer kovalenten Bindung anzuziehen (Pauling, 1932).

$$\Delta\chi = 0,102 \cdot \Delta^{1/2}$$

- $\Delta\chi$  Differenz der Elektronegativitäten zweier Elemente A und B
- $\Delta$  Differenz der Dissoziationsenergie einer Bindung A - B zum gewichteten Mittelwert der Dissoziationsenergien A - A und B - B

Als Bezugswerte  $EN(\text{F}) = 4$  und  $EN(\text{H}) = 2,2$ .

- Hohe EN:**
- 1) Atome mit fest gebundenen Valenzelektronen (→ hohe IP)
  - 2) Atome mit hoher Elektronenaffinität

# Elektronegativität als Funktion der Ordnungszahl

(Edelgase ??)

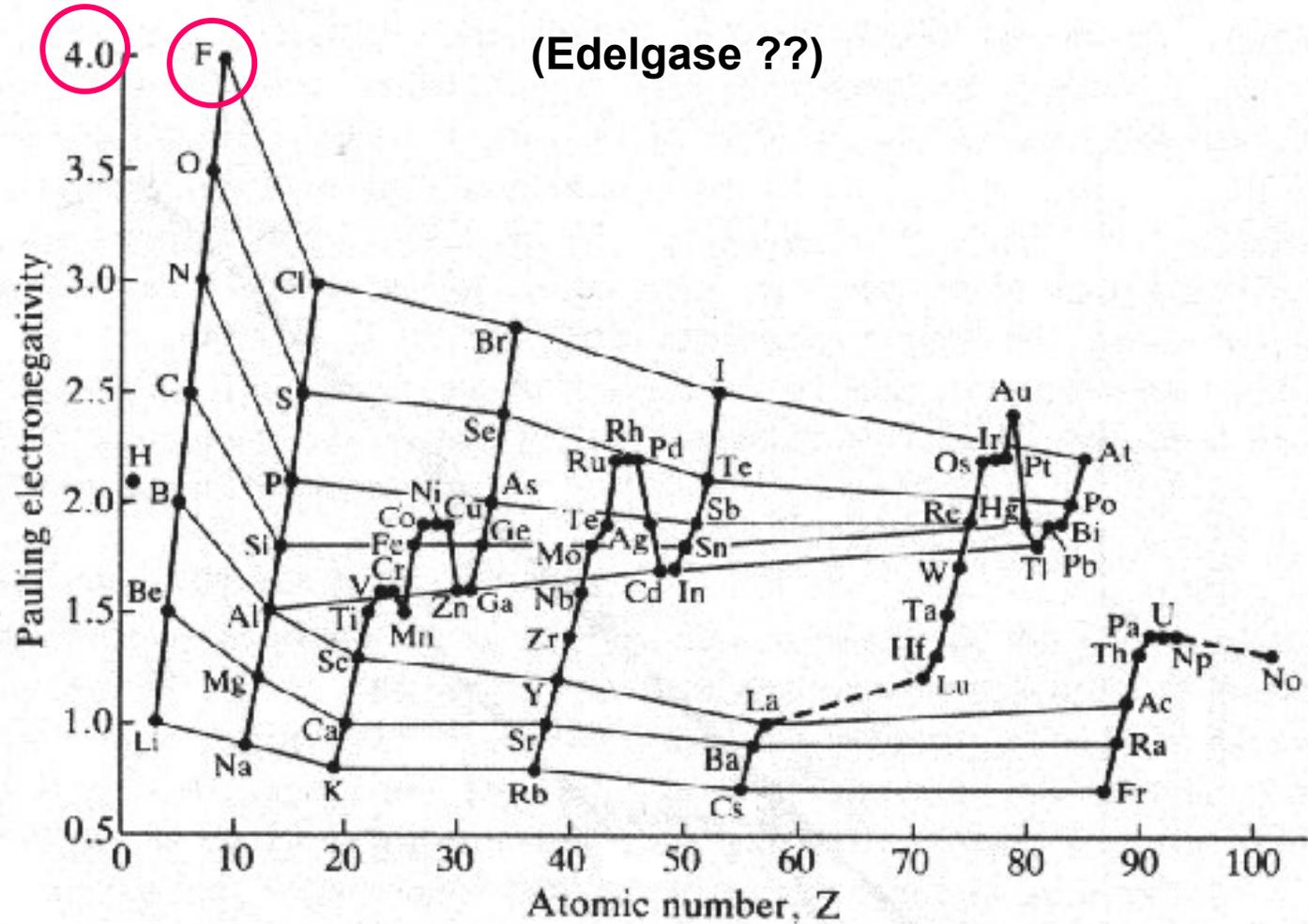
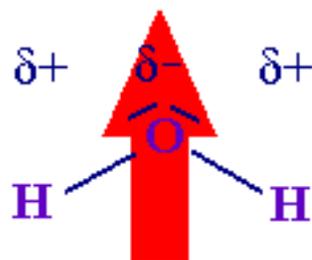


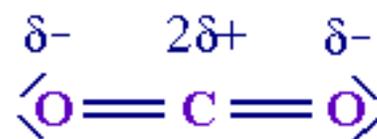
FIG. 14. Values of electronegativity of the elements. (After N. N. Greenwood and A. Earnshaw, 1984)

# Erkennen von Dipol-Molekülen

1. Jede Bindung zwischen verschiedenen Atomsorten führt zu einem Bindungs-Dipol.
2. Aus polarisierten Bindungen folgt nicht notwendigerweise, daß das gesamte Molekül ein Dipol-Moment besitzt.



**Molekül-Dipol**

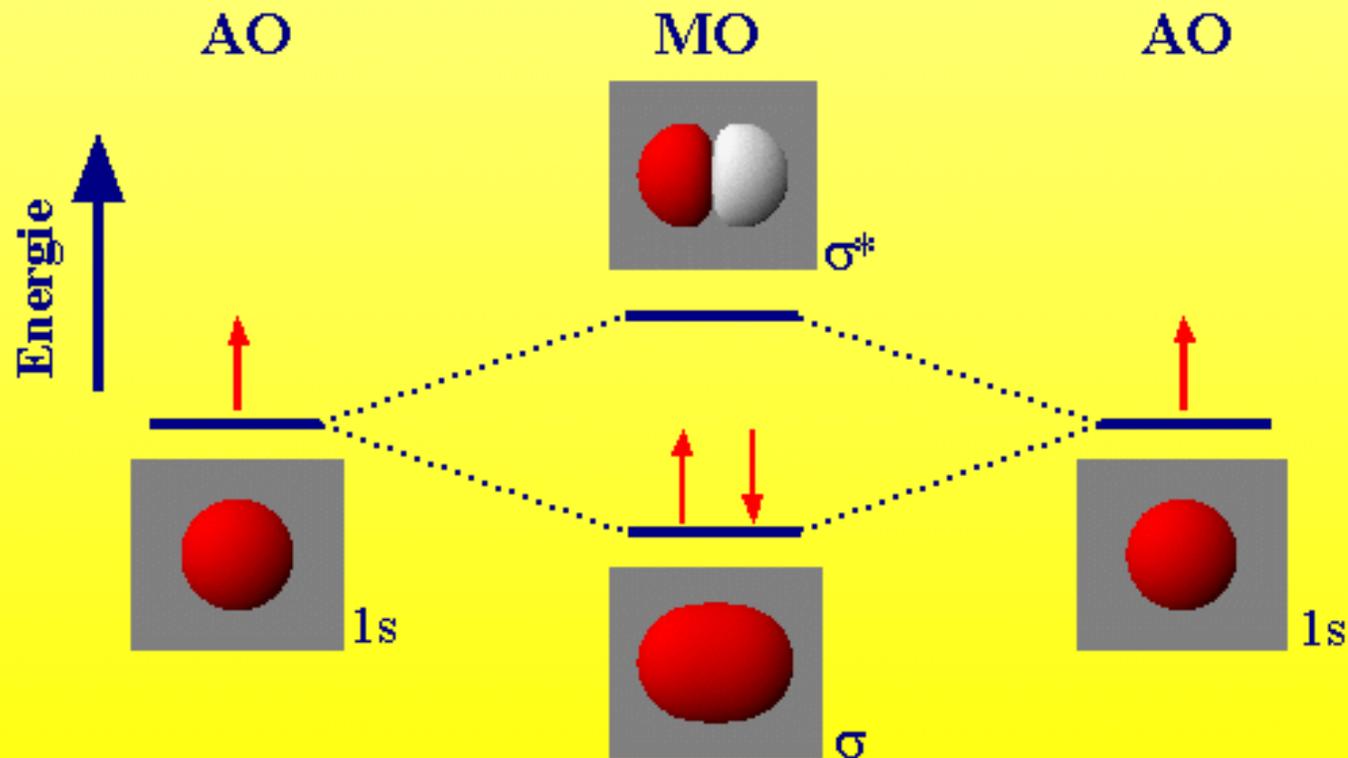


**kein Molekül-Dipol**

3. Zur Vorhersage sind Kenntnisse der Elektronegativitäten und der Molekülgeometrie notwendige Voraussetzung!

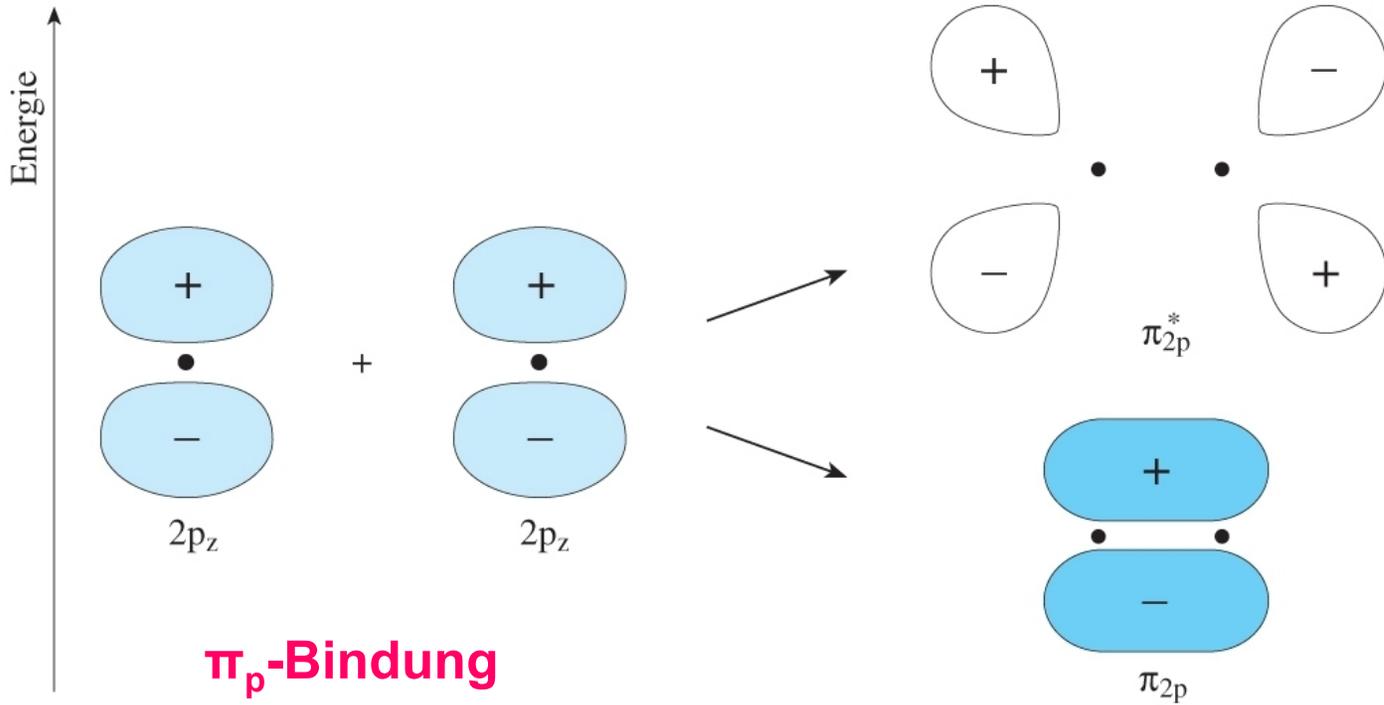
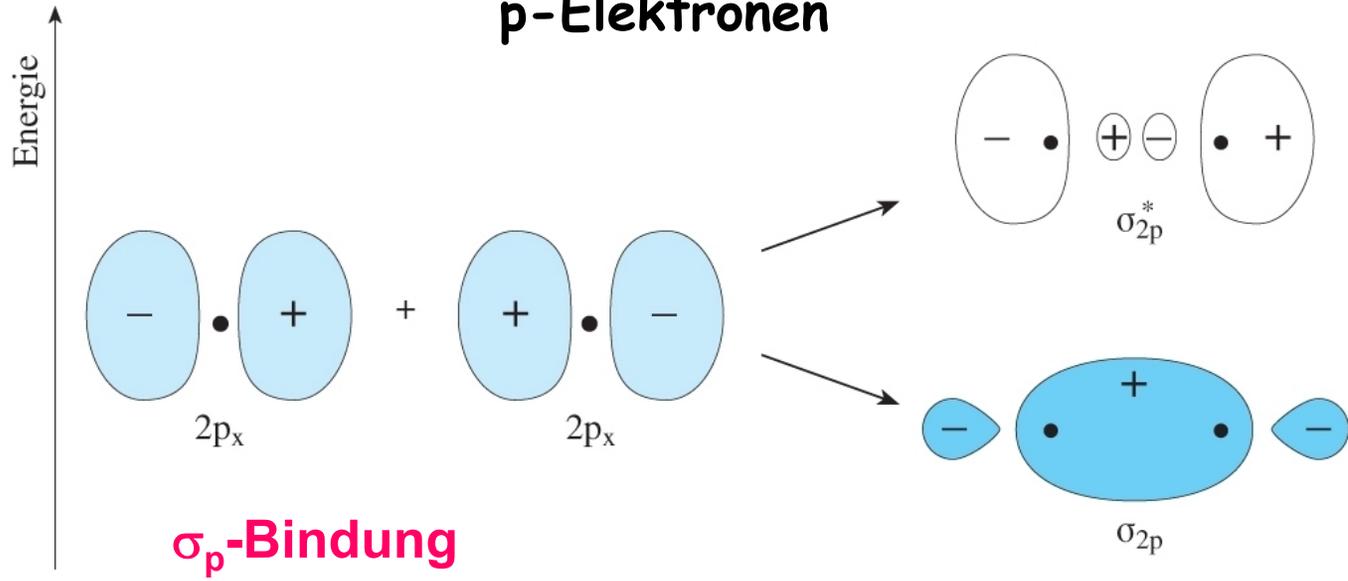
## s-Elektronen

# Kovalente Bindung: MO-Schema von H<sub>2</sub>



Kombination von zwei 1s-Atomorbitalen (AO) zu einem bindenden ( $\sigma$ ) und einem antibindenden ( $\sigma^*$ ) Molekülorbital (MO).

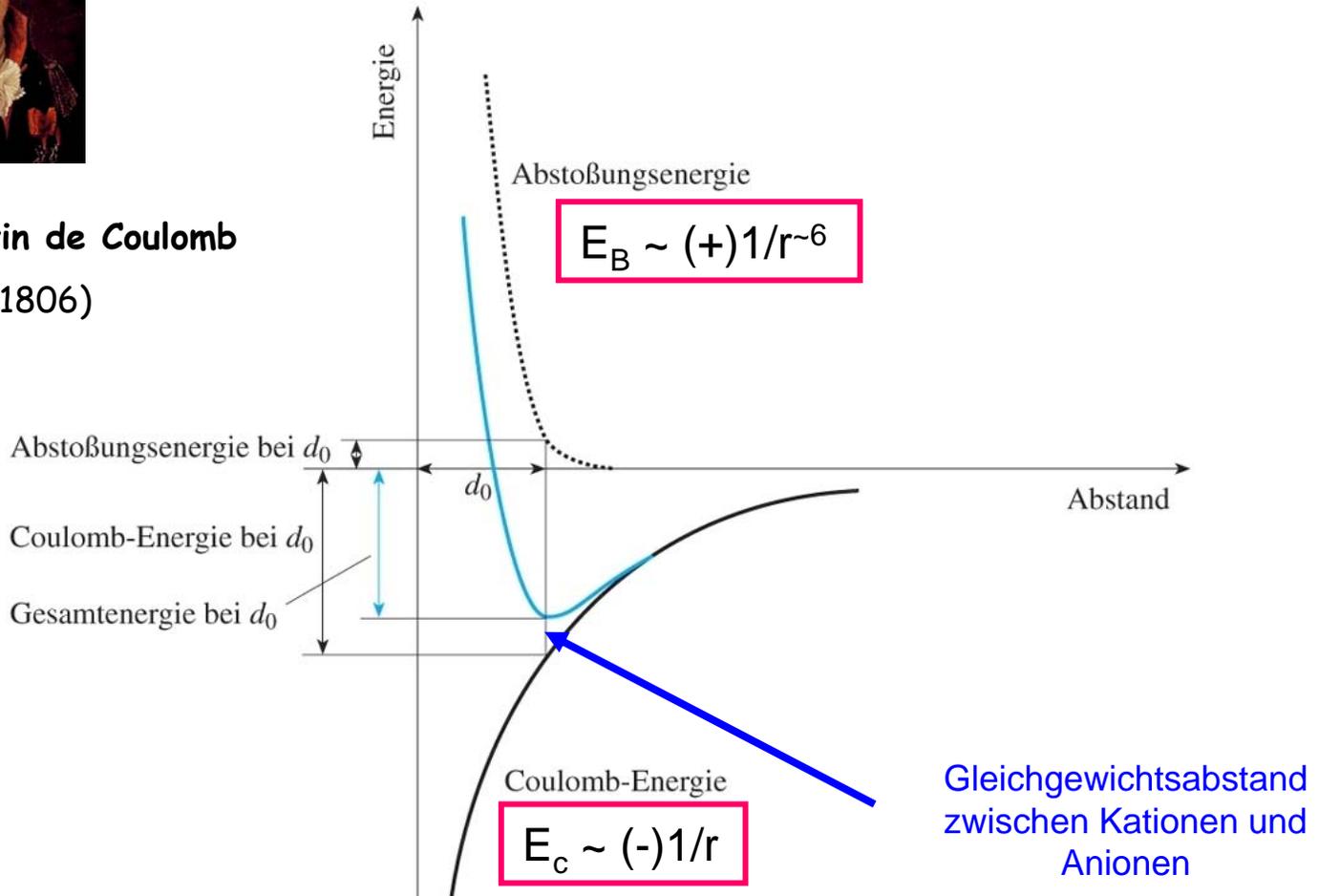
# p-Elektronen



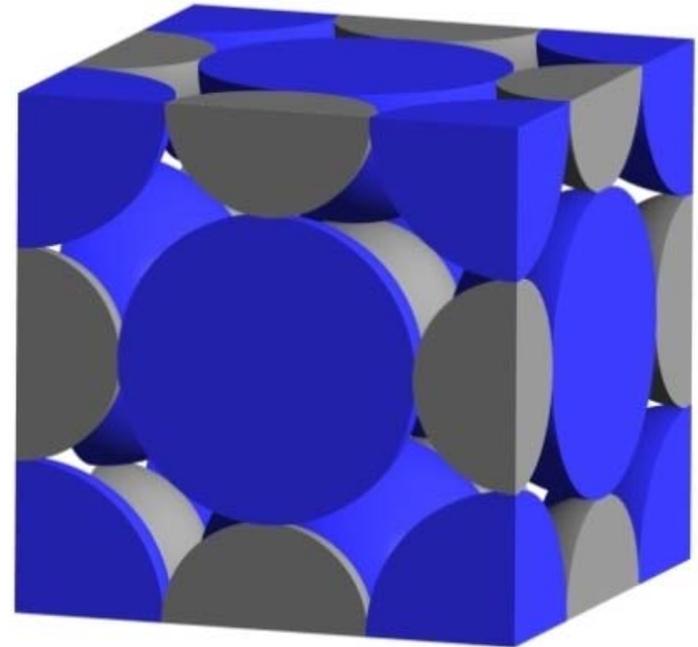
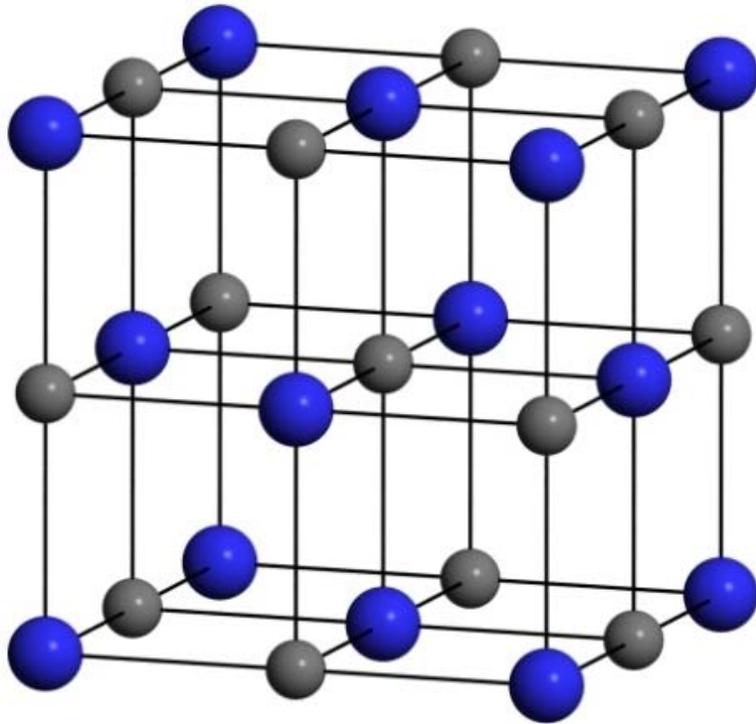
# Die wichtigsten Kräfte und Energien im Modell der Ionenbindung



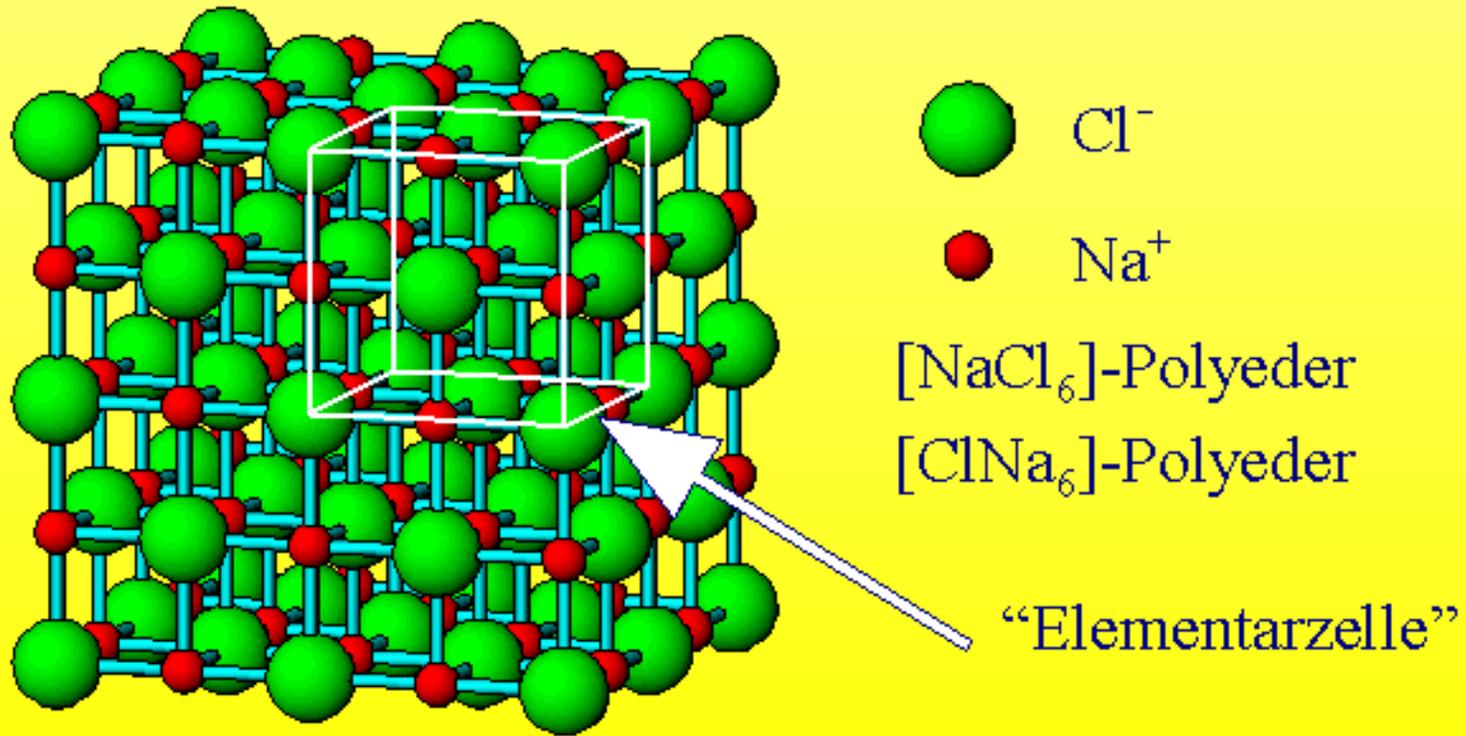
Charles Augustin de Coulomb  
(1736-1806)



## Raumerfüllung !!



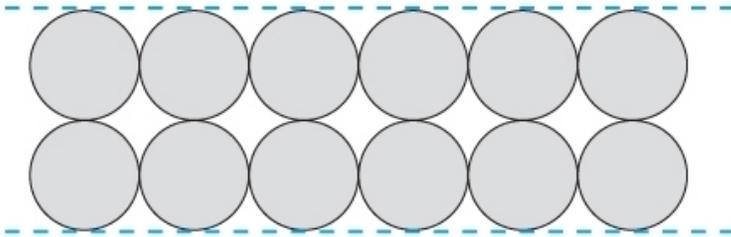
# Die Kochsalzstruktur (NaCl)



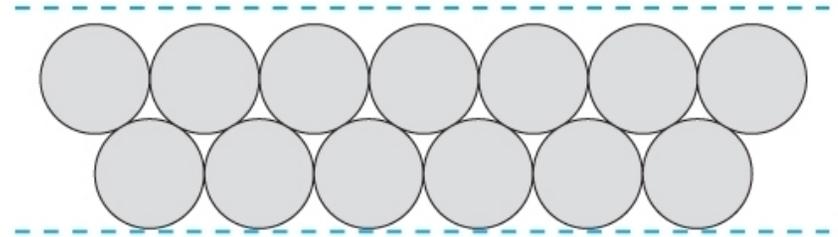
3-dimensional, periodische, “unendliche” Anordnung

Eine möglichst dichte räumliche Packung der Ionen (meist der Anionen) wird angestrebt (**Dichte Kugelpackungen**)

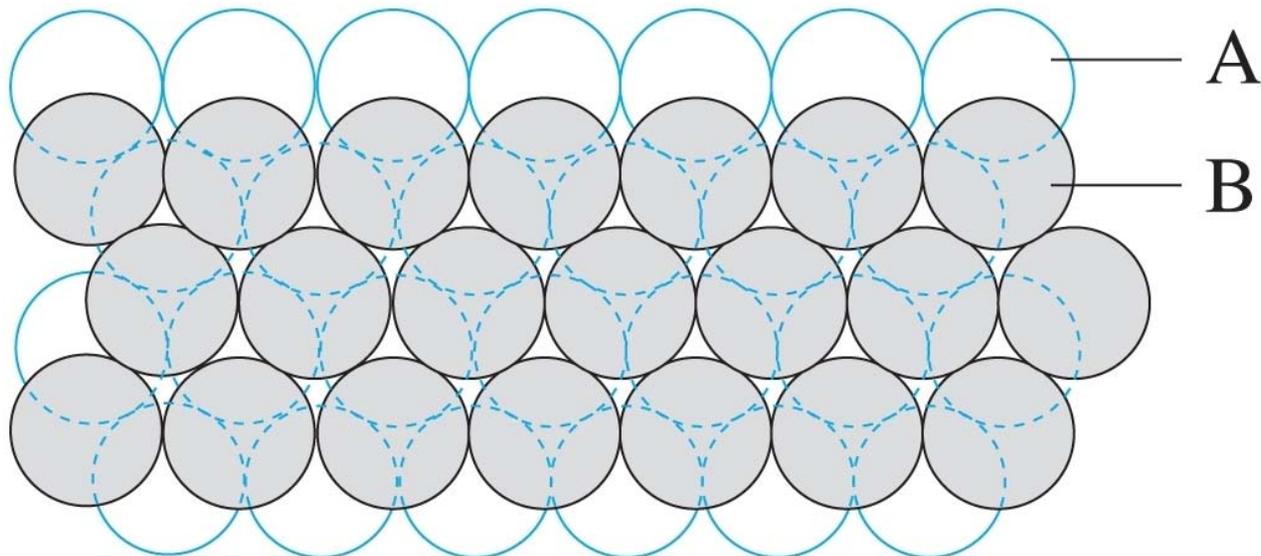
→ s.auch Metallbindung



Primitive Packung



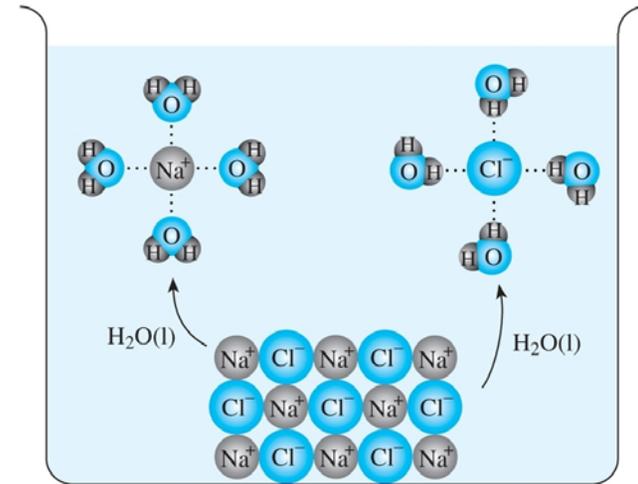
Dichte Packung



# Die Auflösung eines ionischen Festkörpers in wässriger Lösung und die damit verbundene „Hydratation“ der Ionen



Auflösung von Salzen (Ionenbindung)  
in Wasser

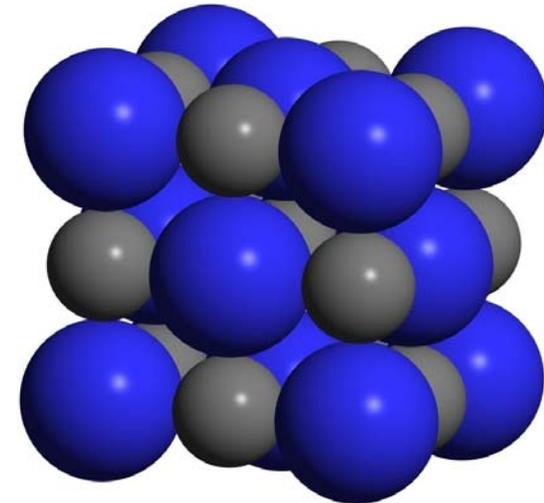


Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Wölner, Rayner-Carham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung04-03.jpg

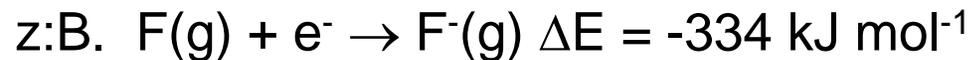
**Svante August Arrhenius**  
(1859 - 1927)

1903 NP für Chemie

Arbeiten zur Dissoziation



Li -66	Be -6	B -33	C -128	N $\approx 0$	O -147	F -334	Ne -6
Na -59	<p style="text-align: center;"><b>Elektronenaffinitäten</b> ausgewählter Elemente ( kJ mol<sup>-1</sup>)</p> <p style="text-align: center;"><b>nicht</b> verwechseln mit <b>Elektronegativität</b></p> <p style="text-align: center;"><b>Freiwerdende Energie bei Besetzung des energetisch niedrigsten, leeren oder nur mit einem Elektron besetzten Orbitals eines Neutralatoms</b></p>						
K -55							
Rb -53							
Cs -52							



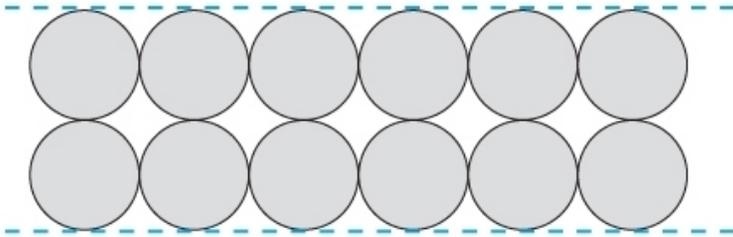
<b>H</b> -0.75							<b>He</b> >0
<b>Li</b> -0.62	<b>Be</b> >0	<b>B</b> -0.28	<b>C</b> -1.26	<b>N</b> +0.07	<b>O</b> -1.46	<b>F</b> -3.40	<b>Ne</b> >0
<b>Na</b> -0.55	<b>Mg</b> >0	<b>Al</b> -0.44	<b>Si</b> -1.28	<b>P</b> -0.75	<b>S</b> -2.08	<b>Cl</b> -3,62	<b>Ar</b> >0
<b>K</b> -0.5	<b>Ca</b> >0	<b>Ga</b> -0.3	<b>Ge</b> -1.2	<b>As</b> -0.81	<b>Se</b> -2.02	<b>Br</b> -3.36	<b>Kr</b> >0
<b>Rb</b> -0.49	<b>Sr</b> >0	<b>In</b> -0.3	<b>Sn</b> -1.2	<b>Sb</b> -1.07	<b>Te</b> -1.97	<b>I</b> -3.06	<b>Xe</b> >0
<b>Cs</b> -0.47	<b>Ba</b> >0	<b>Tl</b> -0.2	<b>Pb</b> -0.36	<b>Bi</b> -0.95	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>
<b>Fr</b>	<b>Ra</b>						

**Elektronenaffinitäten  
einiger Elemente (in eV)**

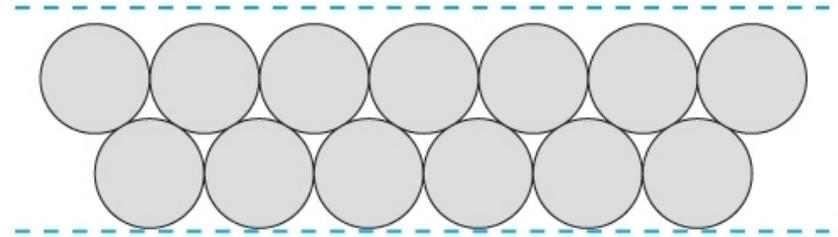
# Die metallische Bindung bei metallischen Elementen und Legierungen

- jedes Atom gibt ein oder mehrere Elektronen an das **Elektronengas** ab
- das Elektronengas verhält sich **entsprechend** den Molekülen eines Gases (Beweglichkeit, Freiheitsgrade usw.)
- das Elektronengasmodell erklärt **qualitativ** typische Eigenschaften von Metallen wie z.B. Duktilität, metallischen Glanz, elektrische Leitfähigkeit.
- das Elektronengasmodell macht aber **falsche** Vorhersagen bzgl. der spezifischen Wärme von Metallen.  
Es trägt - **entgegen** der Vorhersage - **nicht** zur spezifischen Wärme bei !

Eine möglichst **dichte räumliche Packung** der Atome wird **ähnlich** wie bei **ionischen** Stoffen auch bei **Metallen** angestrebt  
(Dichte Kugelpackungen)

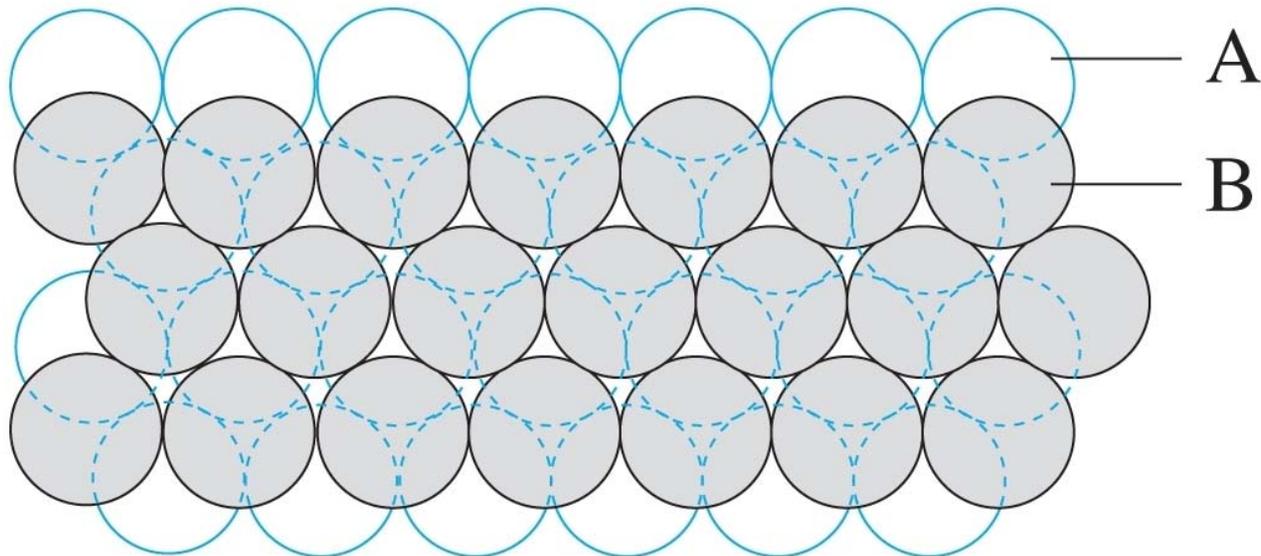


Primitive Packung



Dichte Packung

Raumerfüllung: 74% !



# Metalle im PSE

---

**1) Alle Nebengruppenelemente sind Metalle.**

**2) Hauptgruppen:**

Periode: Abnahme des Metallcharakters mit steigender Ordnungszahl ( von "links" nach "rechts" )

Gruppe: Zunahme des Metallcharakters mit steigender Ordnungszahl ( von "oben" nach "unten" )

(1. HG ohne Wasserstoff; 2. HG; 3. HG (Bor mit Einschränkungen); Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po)

# Schwache Wechselwirkungen

---

## Bindungstypen:

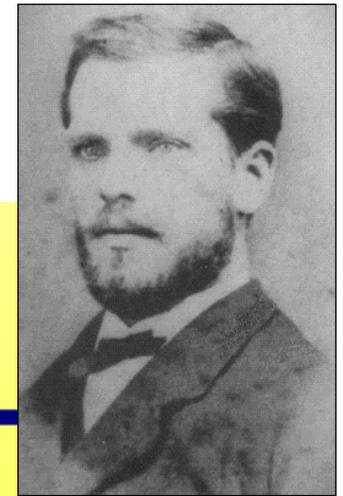
van der Waals -Wechselwirkungen  
(Dipol - Dipol z. B. HCl, SO<sub>2</sub>; Dispersion: Edelgase)  
Wasserstoff-Brücken-Bindungen (HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>)

Im Fall begrenzter Atomverbände (Moleküle) treten neben den starken intramolekularen Bindungen zwischen den Atomen im Molekül noch zusätzliche **schwächere** Bindungen zwischen den Molekülen auf, sog. **intermolekulare Wechselwirkungen**.

## Die Stärke von “schwachen” Bindungen

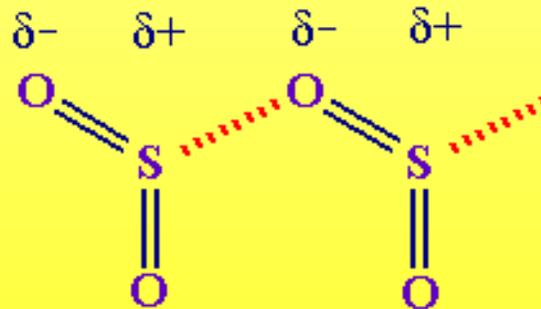
Bindungstyp	Bindungsenergie [kJ/mol]	Beispiele
<b>Dipol-Dipol</b>	$\leq 20$	HCl, SO <sub>2</sub>
<b>Dispersion</b>	1 bis 3	Edelgase; Alkane
<b>H-Brücken</b>	$\leq 30$	HF, H <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub>

Johannes Diderik van der Waals (1837-1923) Prof. in  
Amsterdam

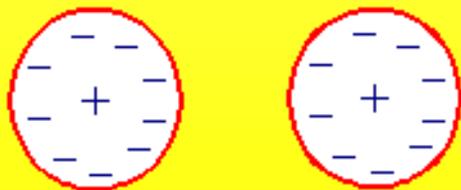


## van der Waals - Bindungen

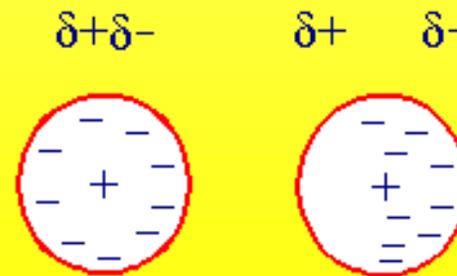
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:



Dispersions-Kräfte:

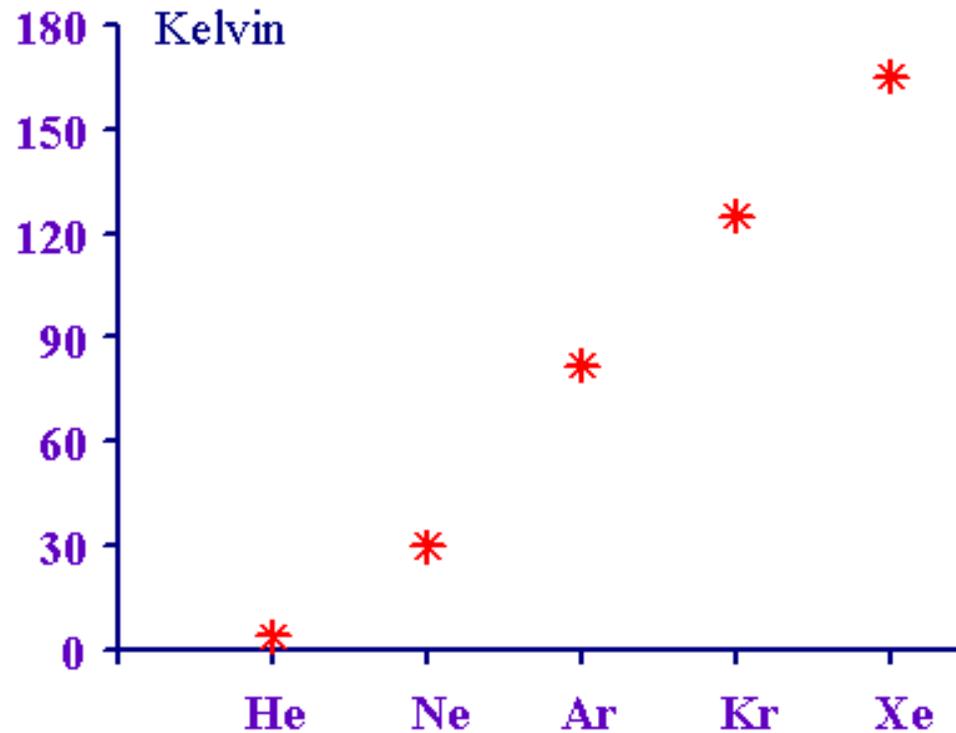


zwei Edelgas-Atome:



Anziehung zwischen  
induzierten Dipolen

# Siedepunkte der Edelgase

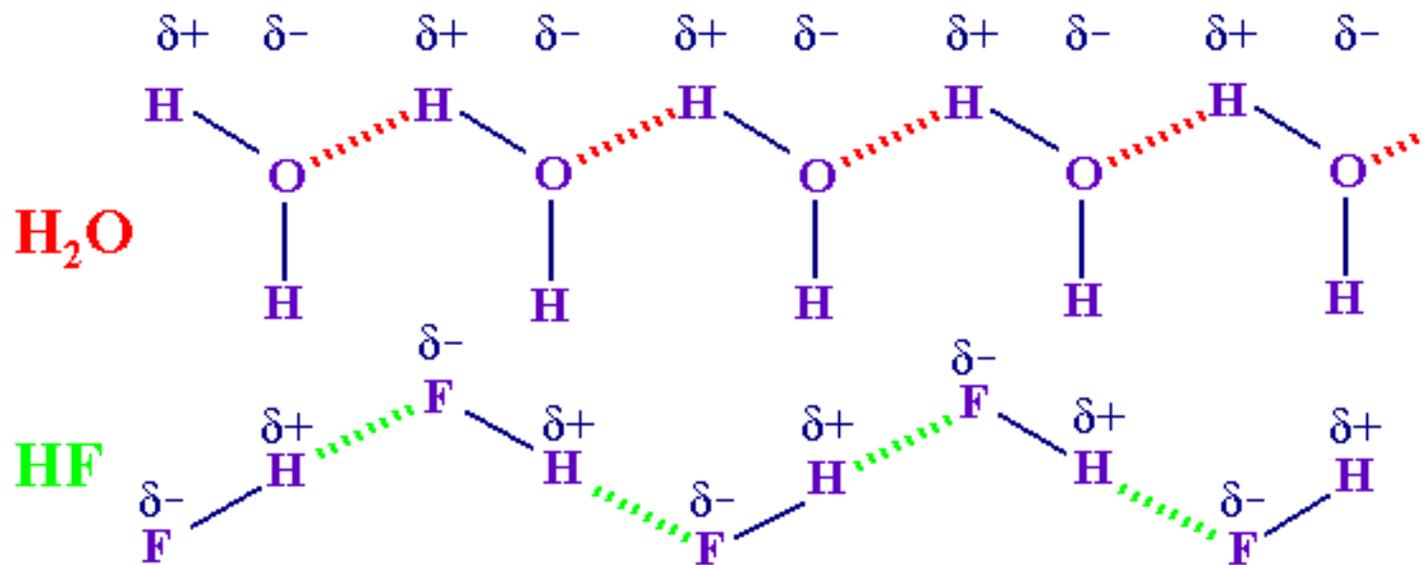


Die Siedepunkte der Edelgase hängen primär von der **Atommasse** ab !

# Wasserstoff-Brücken-Bindungen

- Voraussetzungen:**
1. polare H - X Bindungen (X = N, O, F)
  2. freie(s) Elektronen-Paar(e) an X

**Beispiele:**



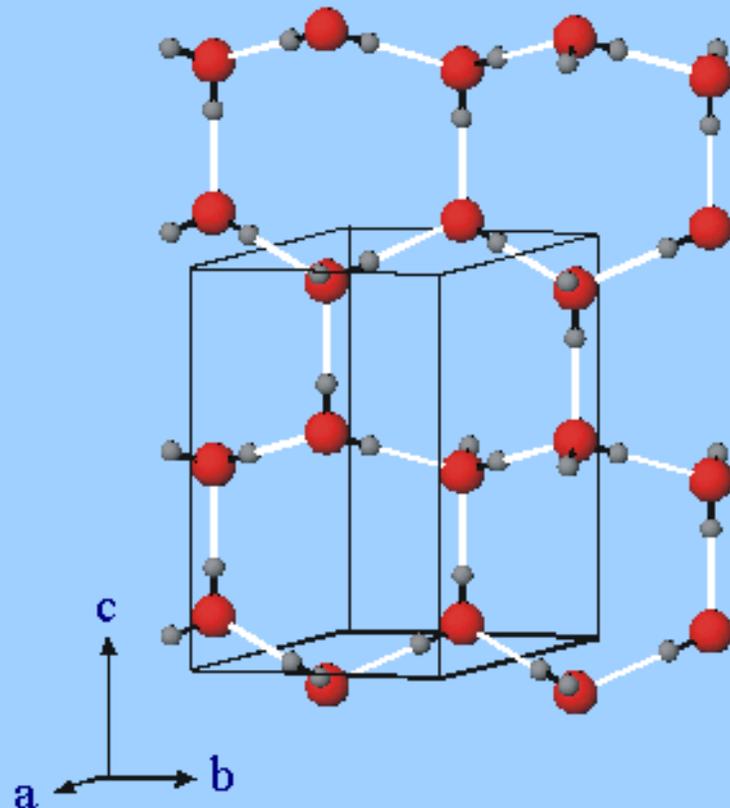
# Die Kristallstruktur von Eis (I)

**Abstände:**

$$d(\text{O} - \text{O}) = 276 \text{ pm}$$

$$d(\text{O} - \text{H}) = 89 \text{ pm}$$

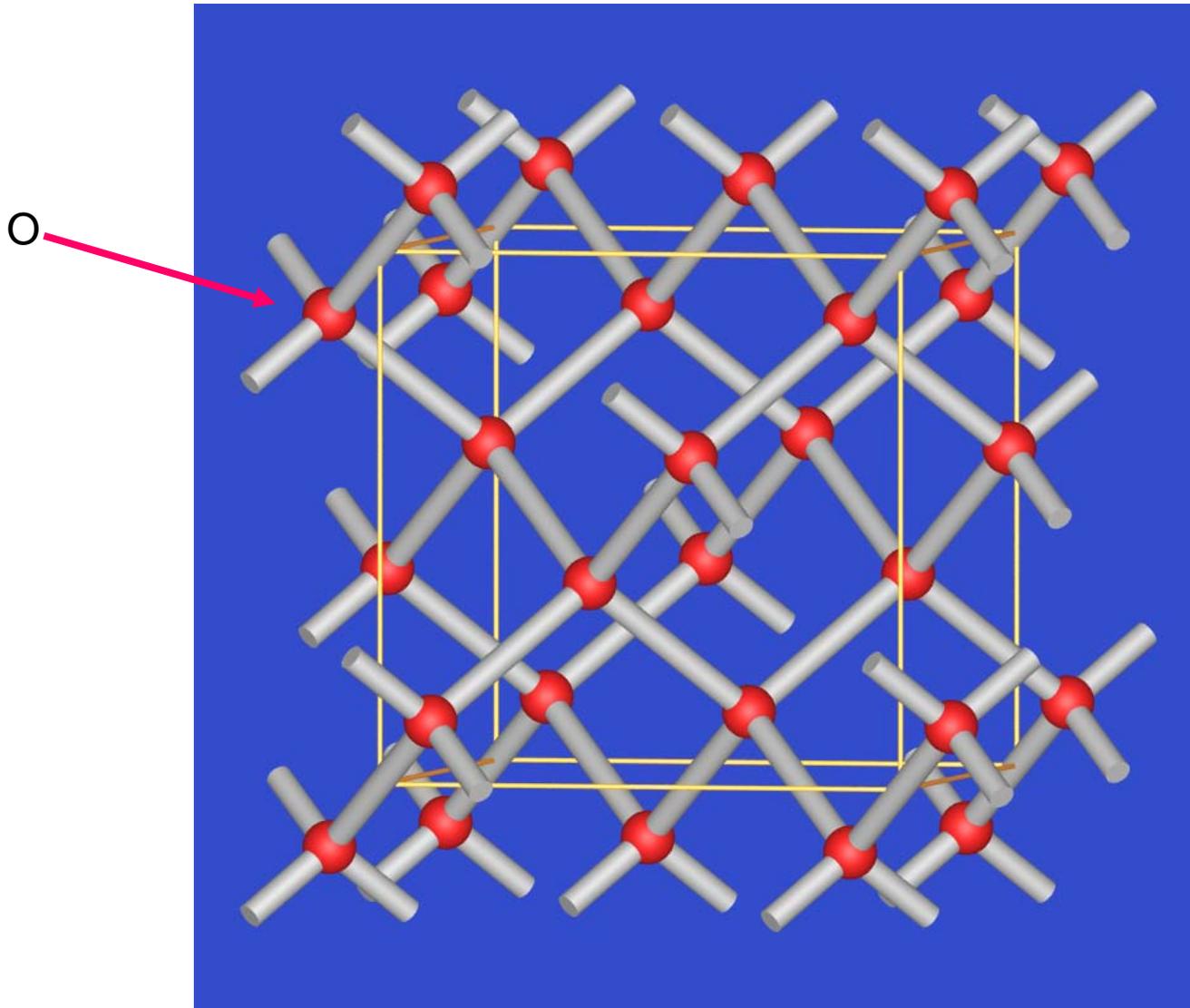
$$d(\text{O} - \text{H}^{\delta}) = 177 \text{ pm}$$



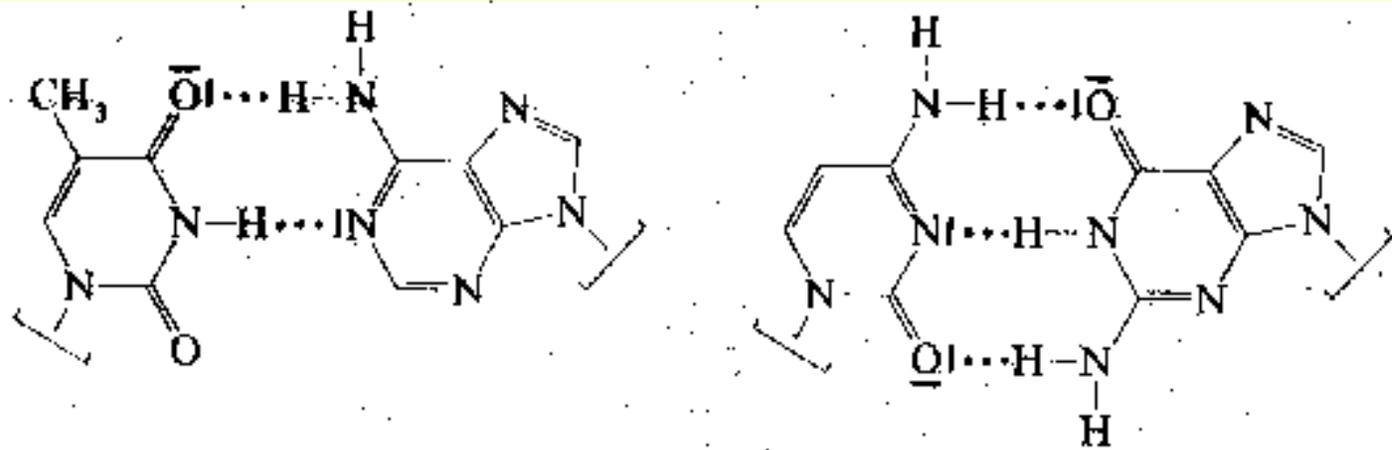
Typisch: Tetraederkonfiguration von 4 H-Atomen um ein O-Atom

Typisch für Eis:

Tetraederkonfiguration von 4 H-Atomen um ein O-Atom



# Wasserstoff-Brücken-Bindungen zwischen Stickstoffbasen der DNS<sup>\*)</sup>



**Thymin**

**Adenin**

**Cytosin**

**Guanin**

Die Dimerisierung von Carbonsäuren R-COOH erfolgt analog.

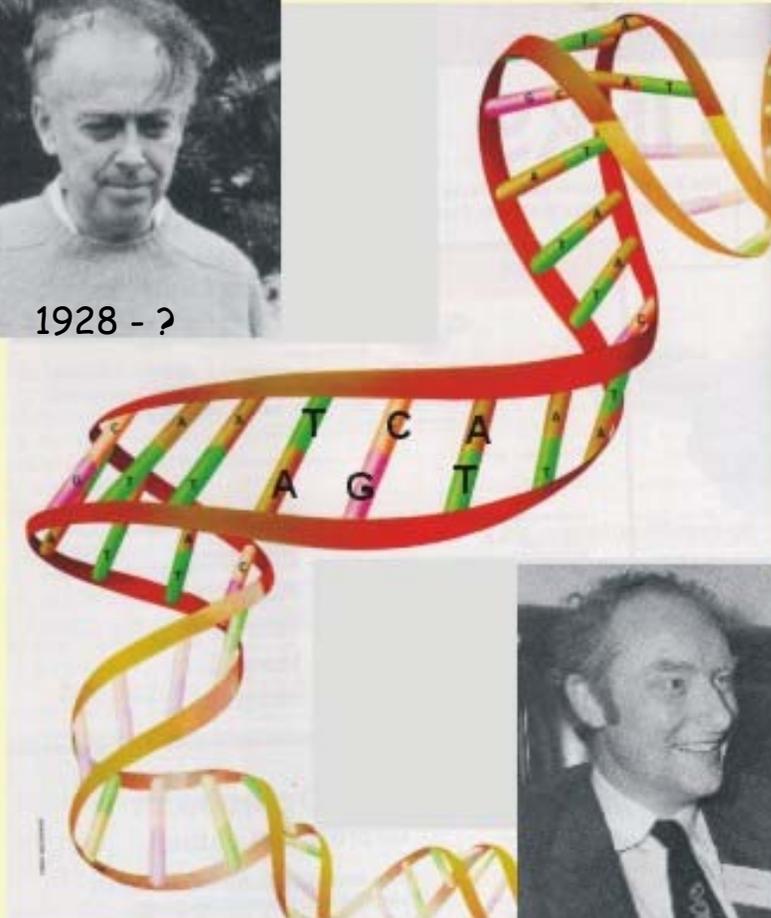
<sup>\*)</sup> Desoxyribonucleinsäure

# DNA DOPPELHELIX

J.D. Watson



1928 - ?

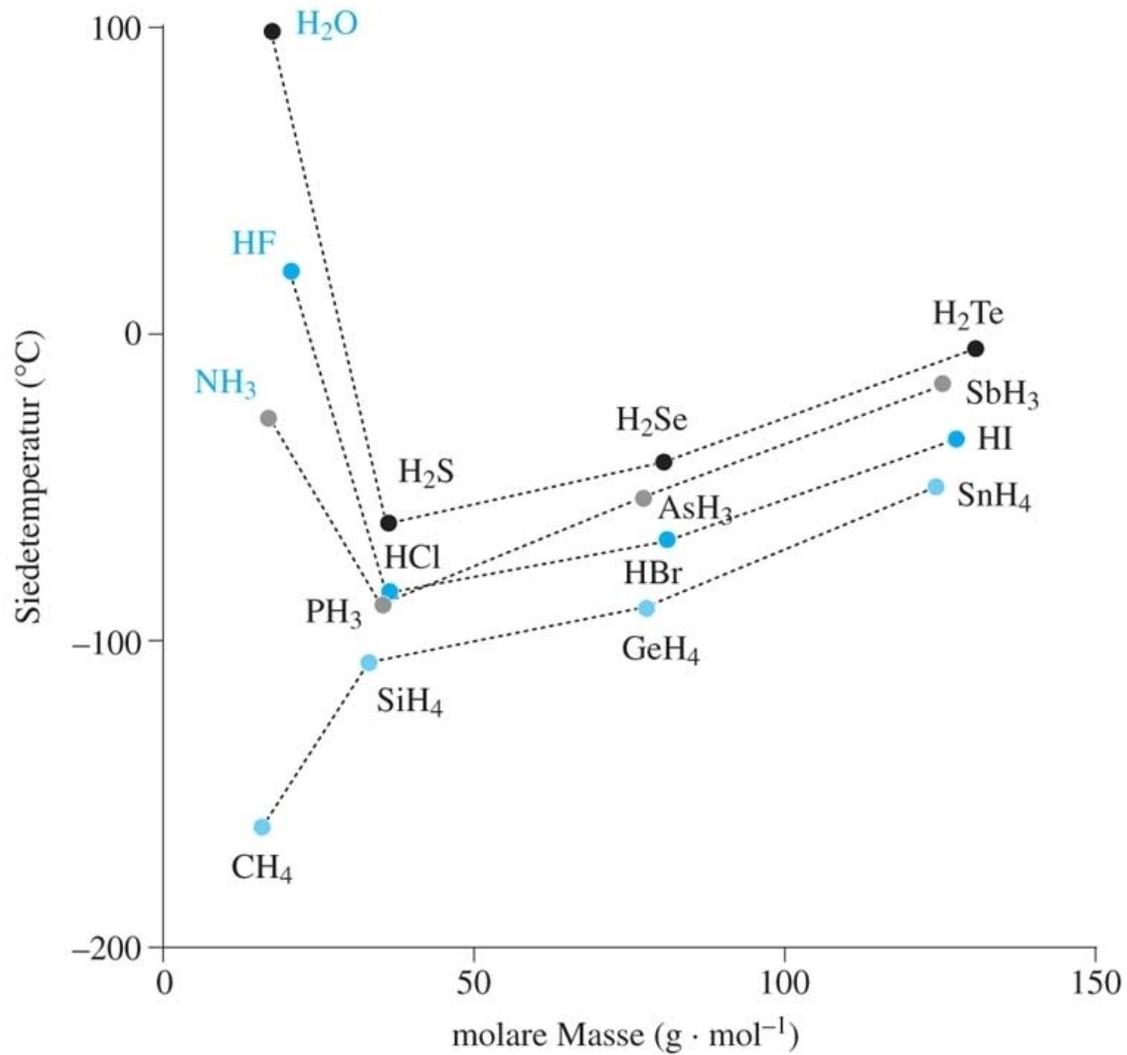


NP 1962



F.H.C. Crick

1916 - 2004



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung14-06.jpg

# Schmelz- (und Siede)punkte 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		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	...	...	...						

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

	> 5000 K		2000 - 2999 K		1 - 499 K
	4000 - 4999 K		1000 - 1999 K		unbekannt
	3000 - 3999 K		500 - 999 K		

# Die Oxidationszahl

---

## **Definition:**

Die Oxidationszahl gibt die Ladung eines Elementes an, die ein Atom des Elements haben würde, wenn die Elektronen aller Bindungen an diesem Atom dem jeweils stärker elektronegativeren Atom zugeordnet werden.

heterolytische Spaltung

Die Oxidationszahl ist also eine mit einem Vorzeichen versehene (formale) Kenngröße zur Charakterisierung eines Elements in einem Molekül.

Insbesondere beim Aufstellen von Redox-Gleichungen ist die Oxidationszahl sehr hilfreich.

# Oxidationszahlen der Elemente und deren Stellung im PSE

## 1. Maximale positive Oxidationszahl:

Die positive Oxidationszahl eines Elementes kann nicht größer sein als dessen Gruppennummer. **Beispiele:** Alkalimetalle (HG 1): +1; Erdalkalimetalle (HG 2): +2; Stickstoff (HG 5): +5; Chlor (HG 7): +7.

## 2. Maximale negative Oxidationszahl:

Die maximale negative Oxidationszahl eines Elementes ergibt sich aus der Gruppennummer minus 8. **Beispiele:** Halogene (HG 7): - 1; Chalkogene (HG 6): - 2; Stickstoff (HG 5): - 3.

3) Als elektronegativstes Element kann **Fluor** keine positiven Oxidationszahlen haben.

4) **Wasserstoff** kann in den Oxidationszahlen +1, 0 und - 1 auftreten.

5) Die meisten Elemente treten in **mehreren Oxidationszahlen** auf.

# Berechnung von Oxidationszahlen I.

## Regeln:

- Die Oxidationszahl von **Fluor** ist immer +1.
- Die Oxidationszahl von **Sauerstoff** ist - 2. **Ausn.:** Verb. mit - O - O -; F - O - F.
- Die Oxidationszahl von **Wasserstoff** ist +1. **Ausn:** Verb. mit Elementen der ersten und zweiten Hauptgruppe (Hydride:  $H^{1-}$ ).
- Die Summe der Oxidationszahlen von Atomen eines Moleküls ist Null.
- Die Summe der Oxidationszahlen von Atomen eines Ions ist gleich der Ionen-Ladung.

**Beispiele:**  $H_2CO_3$ ;  $H_3PO_4$ ;  $SO_4^{2-}$ ; Form aldehyd  $H_2CO$

+4

+5

+6

Null