

# Chemie für Physiker (Teil: Allg. + Anorg. Chemie)

## Inhalt

1. Einführung
2. Stoffe und Stofftrennung
3. Atome und Moleküle
4. Der Atomaufbau
5. Ionenbindung und Salze
6. Atombindung
7. Metallbindung
8. Chemisches Gleichgewicht
9. Säuren und Basen
10. Redoxvorgänge

# Einführende Literatur

- **E. Riedel, Allgemeine und anorganische Chemie deGruyter, 7. Auflage 1999**
- **C.E. Mortimer, U. Müller, Chemie Thieme, 8. Auflage 2003**
- **P.W. Atkins, J.A. Beran, Chemie – einfach alles Wiley-VCH, 2. Auflage 1998**
- **M. Binnewies, M. Jäckel, H. Willner, G. Rayner-Canham, Allgemeine und Anorganische Chemie, Spektrum, 1. Auflage 2004**
- **A. Arni, Grundkurs Chemie II, Organische Chemie, Wiley-VCH, 2. Auflage 1998**

# Weiterführende Literatur

## Anorganische Chemie

- **E. Riedel, Anorganische Chemie, Verlag deGruyter**
- **A.F. Hollemann, N. Wiberg, Lehrbuch der anorganischen Chemie, Verlag deGruyter**
- **J.E. Huheey, E.A. Keiter, R. Keiter, Anorganische Chemie, Verlag deGruyter**

## Organische Chemie

- **H. Beyer, W. Walter, Lehrbuch der organischen Chemie, S. Hirzel Verlag**
- **K.P.C. Vollhardt, N.E. Schore, Organische Chemie, Wiley-VCH**
- **K. Weissermel, H.J. Arpe, Industrial Organic Chemistry, Wiley-VCH**

## Physikalische Chemie

- **P.W. Atkins, Physikalische Chemie, Wiley-VCH**
- **T. Engel, P. Reid, Physikalische Chemie, Pearson Studium**
- **G. Wedler, Lehrbuch der Physikalischen Chemie, Wiley-VCH**
- **R. Brdica, Grundlagen der physikalischen Chemie, Wiley-VCH**

# Praktikum

- **Blockveranstaltung am Ende des Semesters**
- **Vorbesprechung im Laufe des April im Rahmen der Vorlesung**
- **Umfang: Drei Versuche**
  - **Gravimetrische Bestimmung des Nickelgehaltes**
  - **Säure-Base-Titration**
  - **Synthese eines Esters**

# 1. Einführung

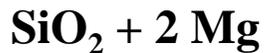
## Was ist Chemie?

„Die Chemie ist die Lehre von den Stoffen, von ihrem Aufbau, ihren Eigenschaften, und von den Umsetzungen, die andere Stoffe aus ihnen entstehen lassen“

(L. Pauling 1956)

Je nach Fragestellung wird in anorganische, organische, physikalische, ... Chemie unterschieden, wobei sich die einzelnen Disziplinen mitunter nur schwer abgrenzen lassen.

## Beispiel



*Natürliche Quarzkristalle*



**Chemischer Prozess**

(z.B. Reduktion)



**Physikalischer Prozess**

(z.B. Rekristallisation)

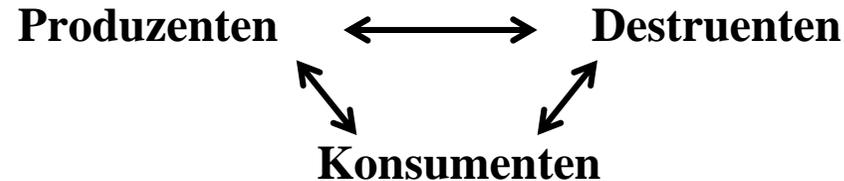


*12“ Wafer für die Halbleiterproduktion*

# 1. Einführung

## Chemie ist überall!

Stoffkreislauf (Ökologie)



Photosynthese

Spaltung von  $\text{H}_2\text{O}$  mit Sonnenenergie zu  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$   
Aufbau von Biomasse

Aerober Energiestoffwechsel

Oxidative Phosphorylierung, Atmungskette, Citratzyklus, ATP-Synthese zur Nutzbarmachung der Energie

Sinneswahrnehmungen

Sehen, Schmecken, Riechen

# 1. Einführung

**Auch der Mensch ist nur eine Ansammlung von Atomen bzw. Ionen**

**Ein bisschen Statistik:  $7 \times 10^{27}$  Atome/Ionen**

**60 Elemente, davon 29 ‚positiv‘ für Leben und Gesundheit**

| <b>Element</b>     | <b>OZ</b> | <b>Masse-%</b> | <b>Atom-%</b>  | <b>Bedeutung</b>  |
|--------------------|-----------|----------------|----------------|---|
| <b>Sauerstoff</b>  | <b>8</b>  | <b>65</b>      | <b>24</b>      | <b>Wasser, e<sup>-</sup>-Akzeptor, Oxidationsmittel</b> |
| <b>Kohlenstoff</b> | <b>6</b>  | <b>18</b>      | <b>12</b>      | <b>Strukturelement organischer Materie</b>              |
| <b>Wasserstoff</b> | <b>1</b>  | <b>10</b>      | <b>62</b>      | <b>Wasser, Elektronenmediator</b>                       |
| <b>Stickstoff</b>  | <b>7</b>  | <b>3</b>       | <b>1,1</b>     | <b>DNS, Aminosäuren</b>                                 |
| <b>Kalzium</b>     | <b>20</b> | <b>1,4</b>     | <b>0,22</b>    | <b>Knochen, Zähne</b>                                   |
| <b>Phosphor</b>    | <b>15</b> | <b>1,1</b>     | <b>0,22</b>    | <b>DNS, Energiespeicher, Knochen, Zähne</b>             |
| <b>Kalium</b>      | <b>19</b> | <b>0,25</b>    | <b>0,033</b>   | <b>Elektrolyte, Reizleitung</b>                         |
| <b>Schwefel</b>    | <b>16</b> | <b>0,25</b>    | <b>0,038</b>   | <b>Aminosäuren, Vitamine, Hormone</b>                   |
| <b>Natrium</b>     | <b>11</b> | <b>0,15</b>    | <b>0,037</b>   | <b>Elektrolyte, Reizleitung</b>                         |
| <b>Eisen</b>       | <b>26</b> | <b>0,006</b>   | <b>0,00067</b> | <b>Hämoglobin, Myoglobin, Cytochrome</b>                |

# 1. Einführung

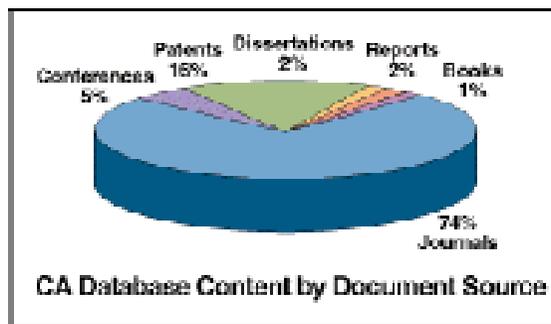
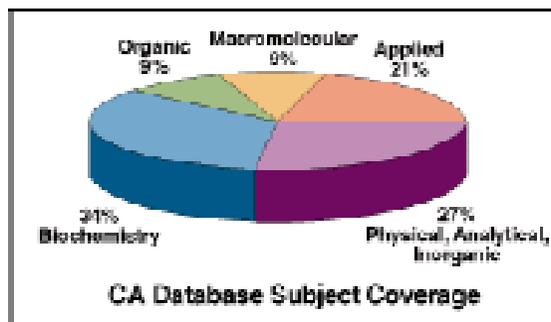
**Die Chemie ist eine bis heute exponentiell wachsende Wissenschaft!**

**Anzahl der in den Chemical Abstracts (CA) bis 2003 referierten wissenschaftlichen Originalarbeiten:**

**~ 37 Millionen Abstracts**

**Zeitliche Entwicklung der Veröffentlichungen pro Jahr**

|             |                |
|-------------|----------------|
| <b>1830</b> | <b>400</b>     |
| <b>1930</b> | <b>55.000</b>  |
| <b>1985</b> | <b>460.000</b> |
| <b>1995</b> | <b>700.000</b> |
| <b>2001</b> | <b>755.000</b> |



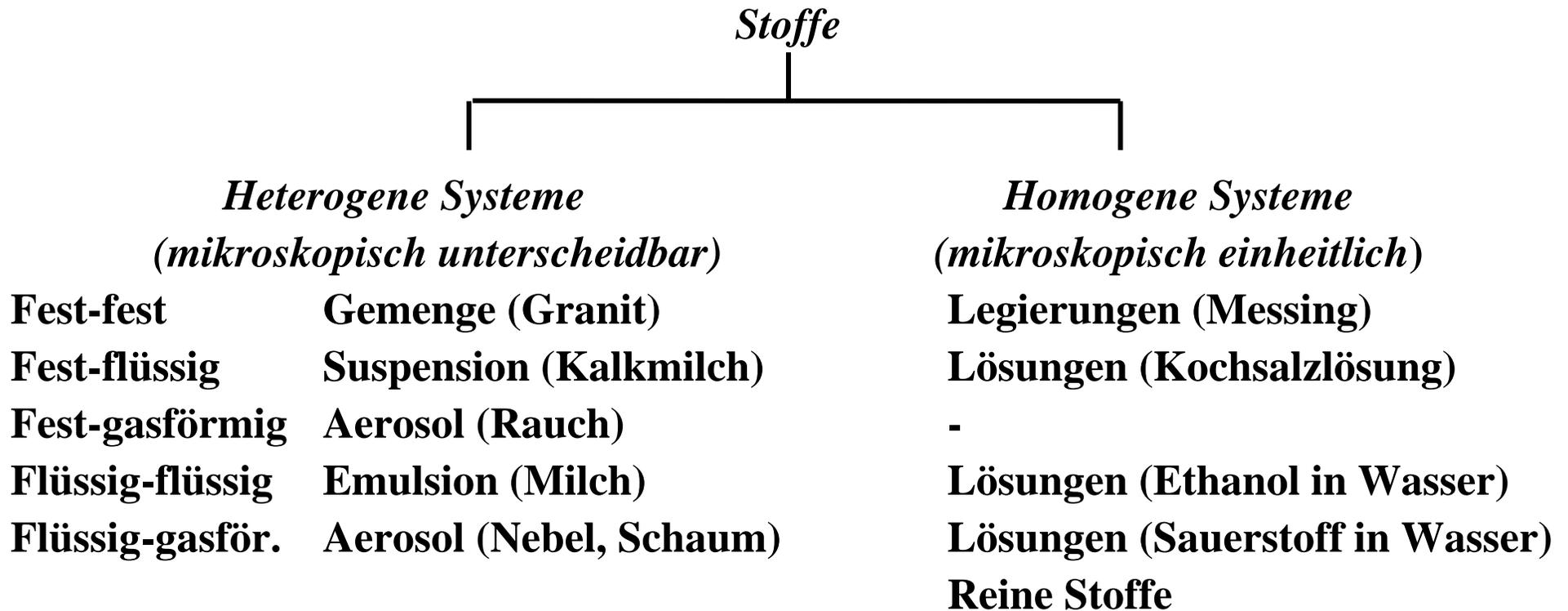
**Mehr als 70 Mio. Verbindungen und 64 Mio. Protein- und DNA-Sequenzen in CA Datenbank registriert**

|                                  |            |
|----------------------------------|------------|
| <b>Biosequenzen</b>              | <b>41%</b> |
| <b>Polymere</b>                  | <b>3%</b>  |
| <b>Legierungen</b>               | <b>2%</b>  |
| <b>Organische</b>                | <b>47%</b> |
| <b>Anorganische</b>              | <b>2%</b>  |
| <b>Koordinationsverbindungen</b> | <b>5%</b>  |

## 2. Stoffe und Stofftrennung

**Als Stoffe bezeichnet man Körper, deren chemische und physikalische Eigenschaften von Größe und Gestalt bzw. Form unabhängig sind**

**Beispiel: Edelstahl → Bohrer, Messer, Rahmen, Schere, Schreibfeder....**



# 2. Stoffe und Stofftrennung

## Physikalische Trennung heterogener Systeme

### 1. Dichteunterschiede

fest-fest

Aufschlämmen (Goldwäscherei)

fest-flüssig

Sedimentation (1 G)

Zentrifugation (-  $10^4$  G)

flüssig-flüssig

Scheiden (Scheidetrichter)

### 2. Teilchengrößenunterschiede

fest-fest

Sieben

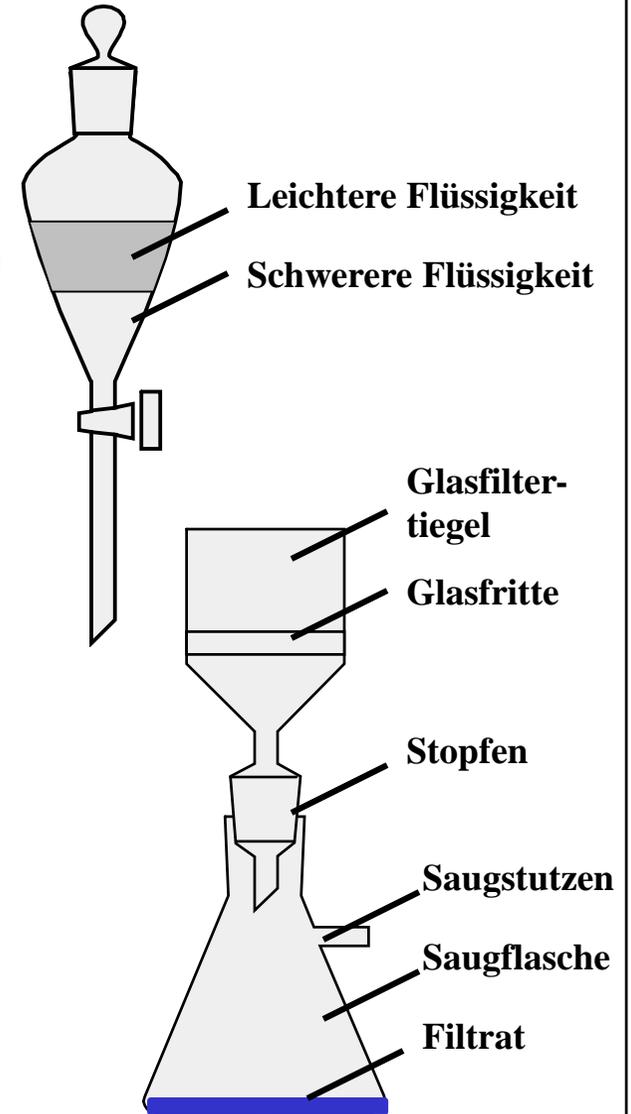
Sedimentation

fest-flüssig

Filtrieren (Glasfiltertiegel)

fest-gasförmig

Filtrieren (Luftfilter)



# 2. Stoffe und Stofftrennung

## Zerlegung homogener Systeme

### 1. Physikalische Methoden

Verdampfen und Kondensation:

Destillation:

Abkühlen:

Kondensation und Verdampfen:

Adsorption und Desorption

Gaschromatografie

Flüssigkeitschromatografie

Papierchromatografie

Zentrifugation (von Gasen)

Meerwasser → Regenwasser

Ethanol/H<sub>2</sub>O → Ethanol + H<sub>2</sub>O

Salzlösungen → Salzkristalle

Luft → N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Edelgase

Lösung verdampfbarer Substanzen

Lösung fester Substanzen

Lösung fester Substanzen (β-Carotine)

$^{235/238}\text{UF}_6 \rightarrow ^{235}\text{UF}_6 + ^{238}\text{UF}_6$

### 2. Chemische Methoden

Fällungsreaktionen

Gasreinigung

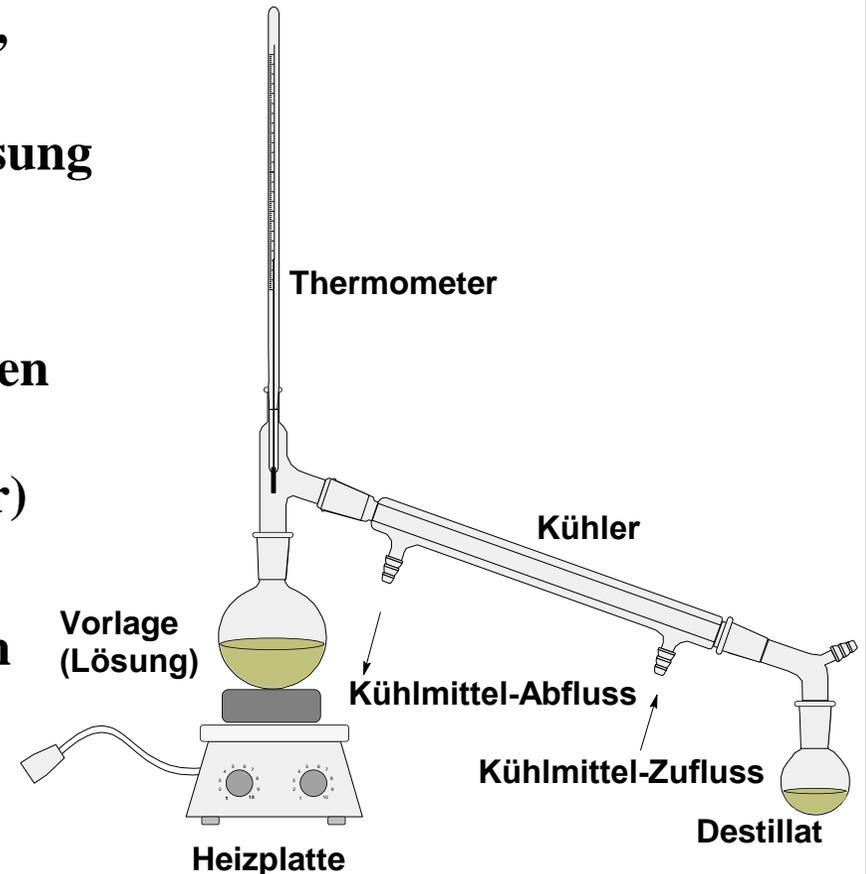
$\text{Mg}^{2+}, \text{Hg}^{2+} (\text{aq}) + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} \downarrow + \text{Mg}^{2+} (\text{aq})$

Trocknung von Edelgasen oder N<sub>2</sub> über Phosphorpentoxid

$\text{P}_4\text{O}_{10} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4$

# Destillation

- **Thermisches Trennverfahren u.a. für homogene Lösungen unter Ausnutzung von Siedetemperaturunterschieden der Komponenten**
- **Vollständige Trennung nur bei Substanzen, bei denen die zwischenmolekularen Kräfte der Reinstoffen gleich denen in der Lösung sind → Zeotrope Mischungen**
- **Bei geringeren zwischenmolekularen Kräften in der Mischung als in den Reinstoffen: Siedepunktminimum (Bsp: Ethanol/Wasser)**
- **Bei größeren zwischenmolekularen Kräften in der Mischung als in den Reinstoffen: Siedepunktmaximum (Bsp.: Salpetersäure/Wasser)**



# 2. Stoffe und Stofftrennung

## Einteilung der Stoffe

**Heterogene Stoffe**

**Stoffaufbau aus verschiedenen Phasen**

**Homogene Stoffe**

**Stoffaufbau aus einer einzigen Phase**

**1. Lösungen**

**Phasenaufbau aus verschiedenen Molekülarten**

**2. Reine Stoffe**

**Phasenaufbau aus einer einzigen Molekülart**

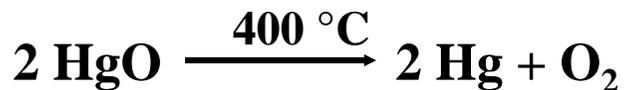
**a. Verbindungen**

**Molekülaufbau aus verschiedenen Atomarten**

**b. Elemente**

**Molekülaufbau aus einer einzigen Atomart**

**Alle chemischen Verbindungen lassen sich durch Dissoziationsprozesse bei genügend hohen Temperaturen in die einzelnen Elemente zerlegen:**



# 3. Atome und Moleküle

## Gliederung

- 3.1 Gesetz von der Erhaltung der Massen
- 3.2 Dalton'sche Atomhypothese
- 3.3 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen
- 3.4 Relative Atommassen
- 3.5 Molare Massen
- 3.6 Absolute Atommassen

# 3.1 Gesetz von der Erhaltung der Massen

**Bei allen chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Reaktionsteilnehmer konstant (L. Lavoisier 1774)**

**Experimentelle Bestätigung durch genaue Messungen der Masse von Edukten und Produkten (Hans Landolt, 1908)  $\Rightarrow$  Massenänderung  $< 10^{-5}\%$**

**Aber: Chemische Reaktionen sind von Energieumsatz  $\Delta E$  begleitet**

**Energie/Masse Äquivalenz:**

$$E = mc^2$$

**(A. Einstein 1915)**

**Stark exotherme Reaktion:  $\Delta E = 500 \text{ kJ} \Rightarrow$  Massenänderung  $\sim 10^{-9}\%$**

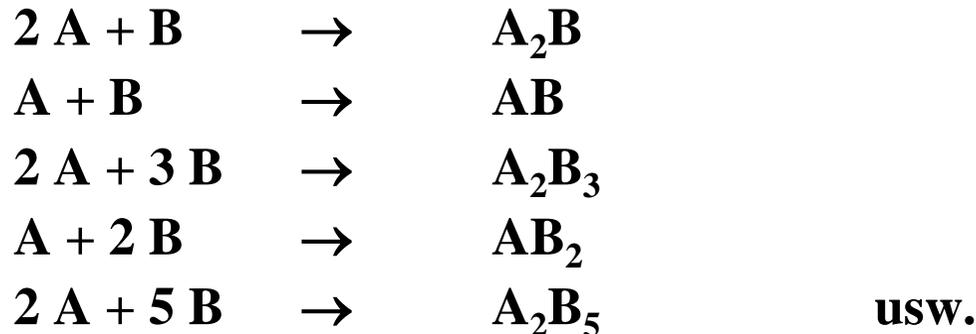
**$\Rightarrow$  Massenänderung bei chemischen Reaktionen liegen jenseits der erreichbaren Wägegenauigkeit**

## 3.2 Dalton'sche Atomhypothese

### Atome als kleinste Teile der Materie (J. Dalton 1808)

1. Elemente sind nicht bis ins Unendliche teilbar, sondern bestehen aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den sogenannten Atomen
2. Alle Atome eines Elementes sind gleich (Masse und Gestalt)
3. Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Eigenschaften

Verbindungen: Massen verschiedener Elemente in festen Verhältnissen zueinander



Relative Atommassen sind so nicht bestimmbar, da noch unbekannt ist, in welchem Zahlenverhältnis sich die Atome zu Verbindungen vereinigen

# 3.3 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen

## Beobachtung an Gasen

**Jeder Menge eines Stoffes entspricht, wenn der Stoff gasförmig ist oder sich verdampfen lässt, bei bestimmtem Druck und bestimmter Temperatur ein bestimmtes Gasvolumen!**

**Stöchiometrische Massengesetze  $\Rightarrow$  Volumengesetze**

**$\Rightarrow$  Das Volumenverhältnis zweier sich zu einer chemischen Verbindung vereinigender gasförmiger Elemente ist konstant und lässt sich durch einfache ganze Zahlen darstellen.**

### Beispiele

**2 Volumina Wasserstoff + 1 Volumen Sauerstoff  $\rightarrow$  2 Volumina Wasserdampf**

**1 Volumen Wasserstoff + 1 Volumen Chlor  $\rightarrow$  2 Volumina Chlorwasserstoff**

## 3.4 Relative Atommassen

**Die relativen Atommassen ergeben sich aus den experimentell bestimmten Massenverhältnissen bei chemischen Reaktionen (siehe Kapitel 3.2)**

**Beispiel: Wasser  $\text{H}_2\text{O}$**

**Massenverhältnis: auf 1 ME Wasserstoff kommen 7,936 ME Sauerstoff**

**Atomzahlverhältnis: auf 2 ME Wasserstoff kommen 15,872 ME Sauerstoff**

**Definition eines Bezugspunkt notwendig:**

**Das Kohlenstoffisotop  $^{12}\text{C}$  wurde 1961 von der IUPAC als Bezugspunkt gewählt und hat die relative Atommasse  $A_r = 12,000$**

| <u>Element</u> | <u>Rel. Atommasse <math>A_r</math></u> |
|----------------|--|
| Wasserstoff    | 1,008 u                                |
| Chlor          | 35,453 u                               |
| Sauerstoff     | 15,999 u                               |
| Stickstoff     | 14,007 u                               |
| Kohlenstoff    | 12,011 u                               |

**Definition der Atommasseneinheit:**

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ m}(^{12}\text{C}\text{-Atom})$$

**Elemente bestehen aus mehreren Isotopen!**

**Kohlenstoff enthält z.B. auch  $^{13}\text{C}$  und  $^{14}\text{C}$**

$$A_r(\text{C}) > 12$$

## 3.5 Molare Massen

**Die Menge in Gramm eines Elementes, die dem Zahlenwert der relativen Atommasse entspricht, enthält stets die gleiche Zahl von Atomen, nämlich  $N_A$  Atome**

Die Masse eines Mols nennt man die molare Masse  $M$ . Die Stoffmenge ergibt sich demnach zu:

$$n = m/M$$

Die entsprechende Teilchenzahl ist:

$$N = n \cdot N_A$$

$M$  = Molare Masse [g/mol]

$m$  = Masse [g]

$n$  = Stoffmenge [mol]

$N_A$  = Avogadro-Konstante [Teilchen/mol]

$N$  = Teilchenzahl

**Berechnung von molaren Massen:**

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ g/mol} + 15,999 \text{ g/mol} = 18,015 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O}) = 12,011 \text{ g/mol} + 2 \cdot 15,999 \text{ g/mol} = 44,009 \text{ g/mol}$$

# 3.6 Absolute Atommassen

Die absoluten Atommassen ergeben sich aus der Division der molaren Massen durch die Avogadrozahl  $N_A$

Bestimmung der Avogadrokonstante notwendig

$$\text{Dichte } \rho = \frac{m}{V} = \frac{4M(\text{Cu})}{N_A a^3} = 8,93 \text{ gcm}^{-3}$$

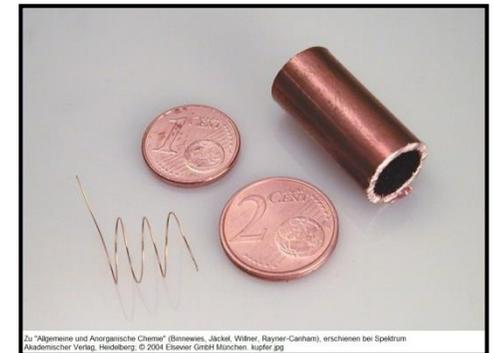
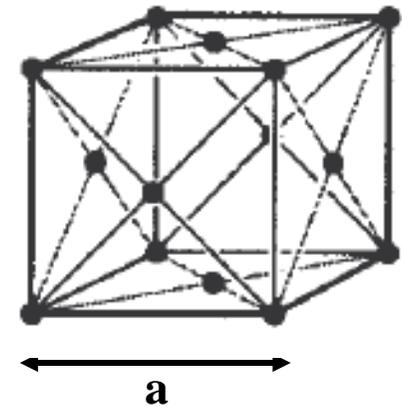
$$\Rightarrow N_A = \frac{4M(\text{Cu})}{\rho a^3} = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$a = \text{Gitterkonstante von Cu} = 3,62 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 3,62 \text{ \AA}$$

## Beispiel

$$\begin{aligned} m(^{12}\text{C}) &= M(^{12}\text{C})/N_A \\ &= 12,0 \text{ g mol}^{-1}/N_A \\ &= 1,99269 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Elementarzelle von Kupfer  
(kubisch-flächenzentriert)



## 3.6 Absolute Atommassen

**Die absoluten Atommassen lassen sich mit Hilfe der atomaren Masseneinheit u berechnen**

Atomare Masseneinheit

$$1 \text{ u} = 1/12 \cdot m(^{12}\text{C}) = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

| <b>Element</b>     | <b>Rel. Atommasse <math>A_r</math></b> | <b>Molare Masse [g/mol]</b> | <b>Abs. Atommasse [<math>10^{-24}</math> g]</b> |
|--------------------|--|-----------------------------|---|
| <b>Wasserstoff</b> | <b>1,008 u</b>                         | <b>1,008</b>                | <b>1,678</b>                                    |
| <b>Chlor</b>       | <b>35,453 u</b>                        | <b>35,453</b>               | <b>58,871</b>                                   |
| <b>Sauerstoff</b>  | <b>15,999 u</b>                        | <b>15,999</b>               | <b>26,567</b>                                   |
| <b>Stickstoff</b>  | <b>14,007 u</b>                        | <b>14,007</b>               | <b>23,259</b>                                   |
| <b>Kohlenstoff</b> | <b>12,011 u</b>                        | <b>12,011</b>               | <b>19,945</b>                                   |

**In der Praxis werden nur relative Atom- und Molekülmassen bzw. Atom- und Molekulargewichte benutzt. Der Begriff Gewicht ist eigentlich unzulässig, da das Gewicht vom Schwerfeld abhängt, die Masse dagegen nicht.**

# 4. Der Atomaufbau

## Gliederung

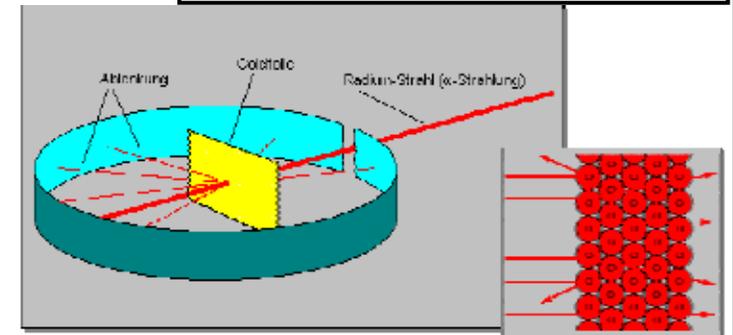
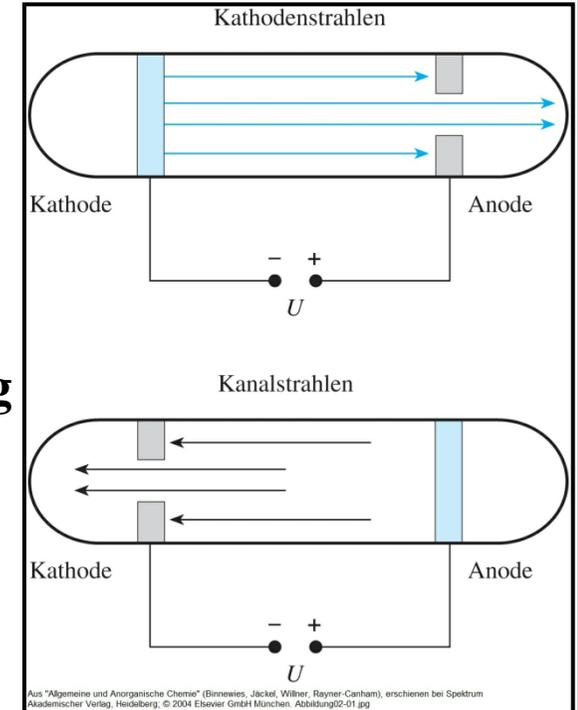
- 4.1 Elementarteilchen
- 4.2 Atomkerne und chemische Elemente
- 4.3 Isotope
- 4.4 Radioaktiver Zerfall
- 4.5 Kernreaktionen
- 4.6 Herkunft und Häufigkeit der Elemente
- 4.7 Quantentheorie nach Planck
- 4.8 Atomspektren
- 4.9 Bohr'sches Atommodell
- 4.10 Der Wellencharakter von Elektronen
- 4.11 Die Quantenzahlen
- 4.12 Energie der Orbitale
- 4.13 Aufbau des Periodensystems

# 4.1 Elementarteilchen

**Elementarteilchen sind kleinste Bausteine der Materie, die aus nicht noch kleineren Einheiten zusammengesetzt sind**

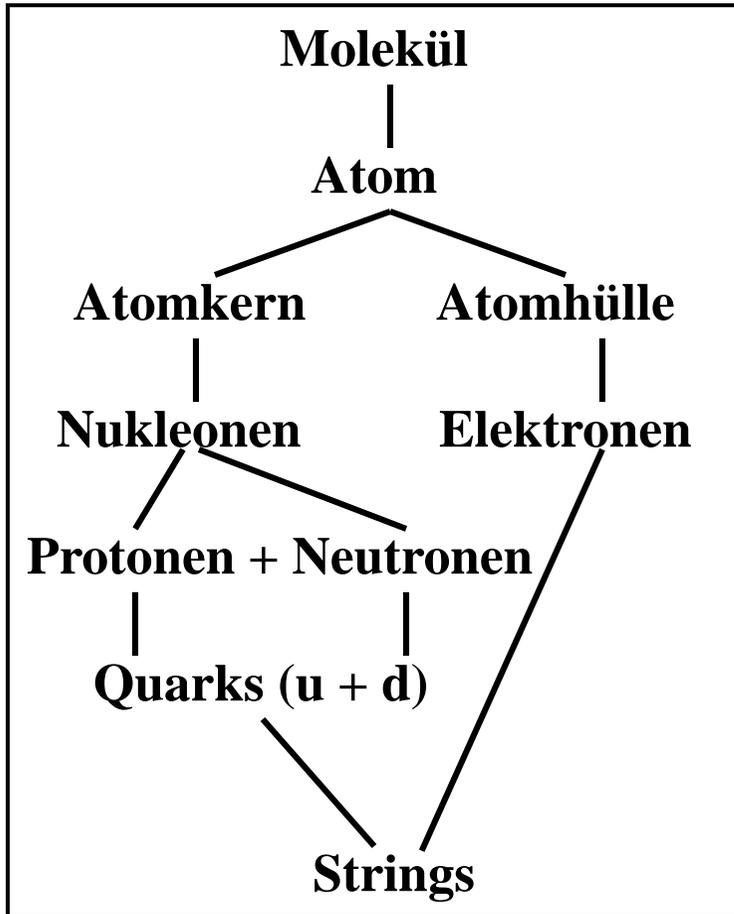
## Historische Entdeckungen in der Teilchenphysik

|      |               |   |
|------|---------------|---|
| 1808 | J. Dalton     | Atomhypothese                               |
| 1897 | J.J. Thomson  | Elektronen + Ionen                          |
| 1909 | R.A. Millikan | Bestimmung der Elementarladung              |
| 1913 | E. Rutherford | Proton                                      |
| 1932 | J. Chadwick   | Neutron                                     |
| 1934 | W. Pauli      | Neutrino-Postulat ( $\beta$ -Zerfall)       |
| 1940 |               | Mesonen, Baryonen                           |
| ⋮    |               | (Höhenstrahlung +<br>Teilchenbeschleuniger) |
| 1970 |               |   |
| 1964 | M. Gell-Mann  | Quark-Postulat                              |
| 1995 | Fermi-Lab     | Nachweis des Top-Quarks                     |



# 4.1 Elementarteilchen

## Aufbau der Materie



## Eigenschaften der atomaren Bausteine

| Teilchen | Elektron                               | Proton                                   | Neutron                                  |
|----------|--|--|--|
| Symbol   | e                                      | p  | n  |
| Masse    | 0,9109·10 <sup>-27</sup> g<br>0,51 MeV | 1,6725·10 <sup>-24</sup> g<br>938,27 MeV | 1,6725·10 <sup>-24</sup> g<br>939,55 MeV |
| Ladung   | -e<br>-1,602·10 <sup>-19</sup> C       | +e<br>1,602·10 <sup>-19</sup> C          | 0<br>0                                   |

Elementarladung  $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Massen lassen sich gemäß  $E = mc^2$  auch durch  
Energien ausdrücken

mit  $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$  bzw.  $1 \text{ MeV} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ J}$

# 4.2 Atomkerne und chemische Elemente

**Ein chemisches Element besteht aus Atomkernen mit gleicher Protonenzahl (Kernladungszahl oder Ordnungszahl Z)**

${}_1\text{H}$       1 Proton  
 ${}_2\text{He}$       2 Protonen  
 ${}_3\text{Li}$       3 Protonen

## Nomenklatur

|              |          |          |
|--------------|----------|----------|
| Massenzahl   | <b>E</b> | Ladung   |
| Ordnungszahl |          | Atomzahl |

**Eindeutig durch Protonen- und Neutronenzahl charakterisierte Atomsorten heißen Nuklide**

${}^1\text{H} = 1$  Proton  
 ${}^2\text{H} = 1$  Proton + 1 Neutron (Deuterium)  
 ${}^3\text{H} = 1$  Proton + 2 Neutronen (Tritium)  
 ${}^4\text{He} = 2$  Protonen + 2 Neutronen

**Die Ladung der Atome wird durch die Zahl der Elektronen bestimmt**

Hydrogeniumkation       $\text{H}^+ = 1$  Proton  
Wasserstoffatom       $\text{H} = 1$  Proton + 1 Elektron  
Hydridanion       $\text{H}^- = 1$  Proton + 2 Elektronen

# 4.3 Isotope

**Nuklide mit gleicher Protonenzahl und verschiedener Neutronenzahl heißen Isotope**

| Ordnungs-<br>zahl | Element                        | Nuklid-<br>symbol                                       | Protonen-<br>zahl | Neutronen-<br>zahl | Nuklid-<br>masse | Atomzahl-<br>anteil |
|-------------------|--------------------------------|---|-------------------|--------------------|------------------|---------------------|
| <b>1</b>          | <b>Wasserstoff</b><br><b>H</b> | <b><math>^1\text{H}</math></b>                          | <b>1</b>          | <b>0</b>           | <b>1,0078</b>    | <b>99,985</b>       |
|                   |                                | <b><math>^2\text{H}</math></b>                          | <b>1</b>          | <b>1</b>           | <b>2,0141</b>    | <b>0,015</b>        |
|                   |                                | <b><math>^3\text{H}</math></b>                          | <b>1</b>          | <b>2</b>           |                  | <b>Spuren</b>       |
| <b>2</b>          | <b>Helium</b><br><b>He</b>     | <b><math>^3\text{He}</math></b>                         | <b>2</b>          | <b>1</b>           | <b>3,0160</b>    | <b>0,00013</b>      |
|                   |                                | <b><math>^4\text{He}</math></b>                         | <b>2</b>          | <b>2</b>           | <b>4,0026</b>    | <b>99,99987</b>     |
| <b>3</b>          | <b>Lithium</b><br><b>Li</b>    | <b><math>^6\text{Li}</math></b>                         | <b>3</b>          | <b>3</b>           | <b>6,0151</b>    | <b>7,42</b>         |
|                   |                                | <b><math>^7\text{Li}</math></b>                         | <b>3</b>          | <b>4</b>           | <b>7,0160</b>    | <b>92,58</b>        |
| <b>4</b>          | <b>Beryllium</b><br><b>Be</b>  | <b><math>^9\text{Be}</math></b><br><b>(Reinelement)</b> | <b>4</b>          | <b>5</b>           | <b>9,0122</b>    | <b>100,0</b>        |
| <b>5</b>          | <b>Bor</b><br><b>B</b>         | <b><math>^{10}\text{B}</math></b>                       | <b>5</b>          | <b>5</b>           | <b>10,0129</b>   | <b>19,78</b>        |
|                   |                                | <b><math>^{11}\text{B}</math></b>                       | <b>5</b>          | <b>6</b>           | <b>11,0093</b>   | <b>80,22</b>        |
| <b>6</b>          | <b>Kohlenstoff</b><br><b>C</b> | <b><math>^{12}\text{C}</math></b>                       | <b>6</b>          | <b>6</b>           | <b>12,0000</b>   | <b>98,89</b>        |
|                   |                                | <b><math>^{13}\text{C}</math></b>                       | <b>6</b>          | <b>7</b>           | <b>13,0034</b>   | <b>1,11</b>         |
|                   |                                | <b><math>^{14}\text{C}</math></b>                       | <b>6</b>          | <b>8</b>           |                  | <b>Spuren</b>       |

# 4.4 Radioaktiver Zerfall

Der radioaktive Zerfallsprozess folgt einer Kinetik 1. Ordnung, d.h. die Anzahl der pro Zeiteinheit zerfallenden Kerne  $dN/dt$  ist proportional zur Gesamtzahl der vorhandenen Kerne  $N$

$$dN/dt = -k \cdot N \quad \text{mit } k = \text{Zerfallskonstante}$$
$$\Rightarrow dN/N = -k \cdot dt \quad \text{und } t = \text{Zeit}$$

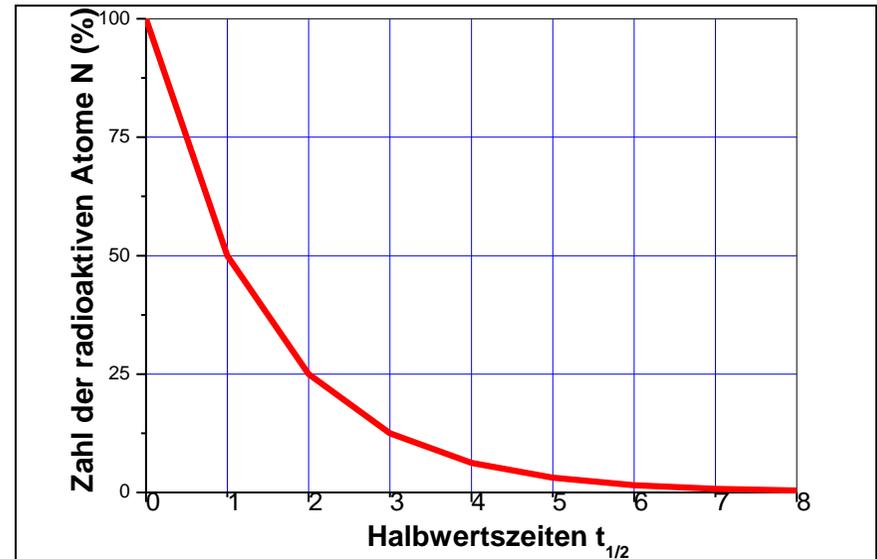
Integration ergibt:

$$\ln N - \ln N_0 = -k \cdot t$$
$$\Rightarrow \ln(N/N_0) = -k \cdot t$$
$$\Rightarrow N = N_0 \cdot \exp(-k \cdot t)$$

Halbwertszeit  $t_{1/2}$ :  $N = N_0/2$

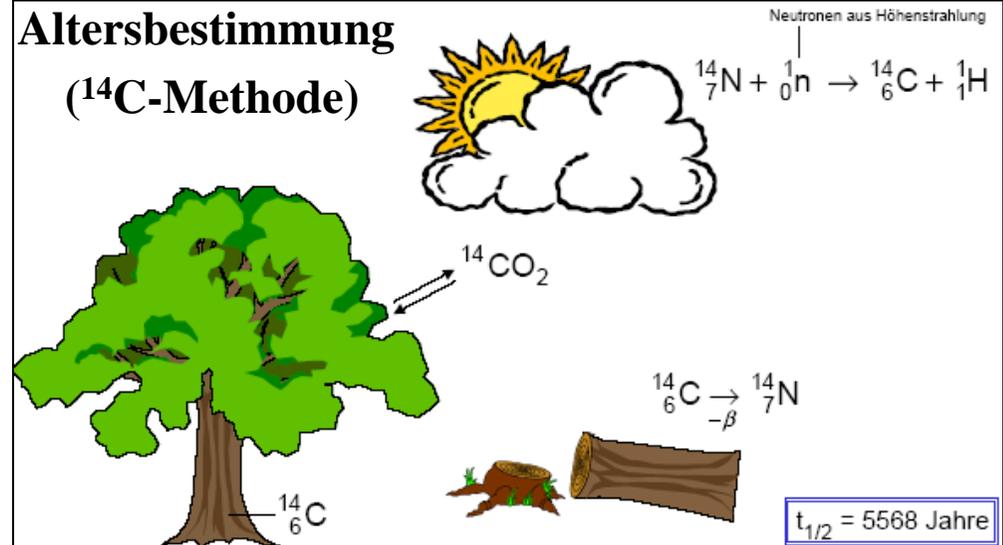
$$\ln 2 = k \cdot t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = (\ln 2)/k = 0,693/k$$



Altersbestimmung

( $^{14}\text{C}$ -Methode)

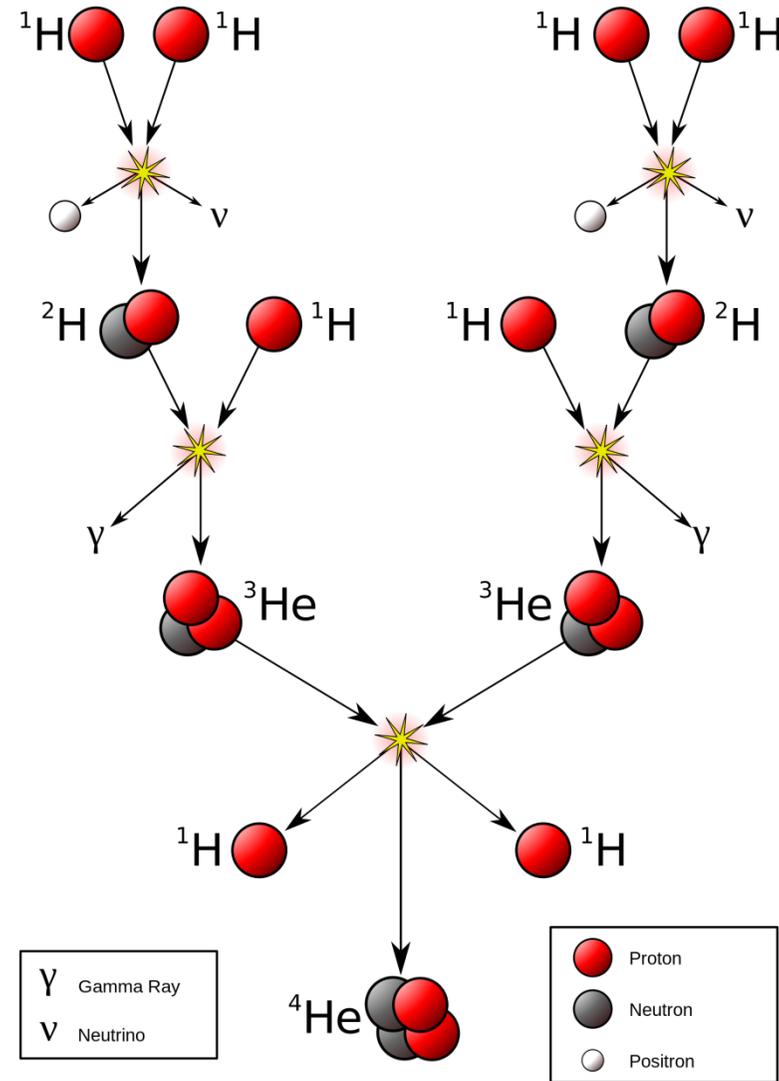


# 4.5 Kernreaktionen

**Kernreaktionen stellen die Primärenergiequelle im Kosmos dar und sind für die Entstehung der Elemente verantwortlich**

## Kernfusion

- **Stellare Energieerzeugung**  
( ${}^1\text{H} \rightarrow {}^4\text{He} \rightarrow {}^{12}\text{C}$ )
- **Supernovaexplosionen**
- **Thermonukleare Waffen**  
( ${}^1\text{H} \rightarrow {}^4\text{He}$ )



# 4.5 Kernreaktionen

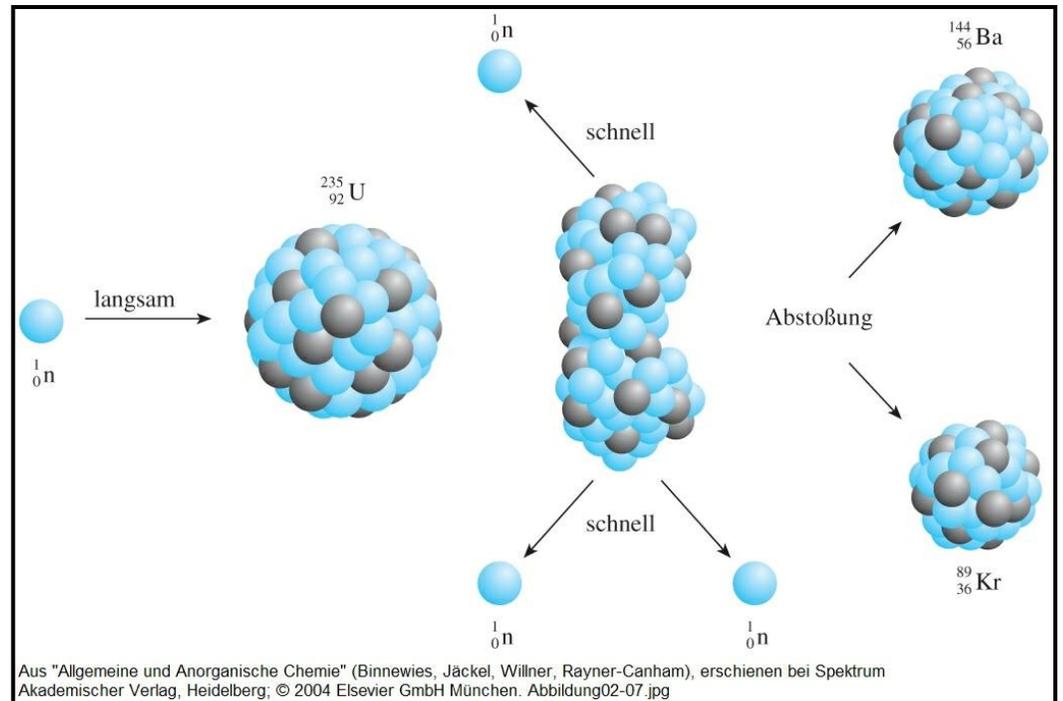
## Kernspaltung

- Erdwärme ( $^{238}\text{U}$ ,  $^{232}\text{Th}$ ,  $^{40}\text{K}$ )
- Atomwaffen ( $^{235}\text{U}$ ,  $^{239}\text{Pu}$ )



**1 g  $^{235}\text{U}$  liefert  $8,1 \cdot 10^7$  kJ, was der Energiemenge entspricht, die bei der Verbrennung von 2,4 t C frei werden!**

- Kernkraftwerke ( $^{235}\text{U}$ ,  $^{239}\text{Pu}$ )



# 4.6 Herkunft und Häufigkeit der Elemente

**Alle Elemente schwerer als Wasserstoff sind durch Kernfusionsprozesse entstanden**

## Urknall

$> 10^{10} \text{ K} \Rightarrow 90\% \text{ H, } 10\% \text{ He}$

## Sterne

$> 1 \cdot 10^7 \text{ K} \Rightarrow$  Wasserstoffbrennen  $4 \text{ }^1\text{H} \rightarrow \text{}^4\text{He} + 2 \text{ e}^+ + \nu_e + 26,72 \text{ MeV}$

$> 1 \cdot 10^8 \text{ K} \Rightarrow$  Heliumbrennen  $3 \text{ }^4\text{He} \rightarrow \text{}^{12}\text{C} + \gamma + 7,28 \text{ MeV}$

$> 5 \cdot 10^8 \text{ K} \Rightarrow$  Kohlenstoffbrennen  $\text{}^{12}\text{C} + \text{}^4\text{He} \rightarrow \text{}^{16}\text{O} + \gamma + 7,15 \text{ MeV}$

$\text{}^{16}\text{O} + \text{}^4\text{He} \rightarrow \text{}^{20}\text{Ne} + \gamma + 4,75 \text{ MeV}$

..... bis  $^{56}\text{Fe}$  (energieärmster Kern)

## Supernovae

$> 3 \cdot 10^9 \text{ K} \Rightarrow$  Bildung der schweren Elemente bis  $^{256}\text{Lr}$

(Beobachtet: 1054 Chinesen, 1572 T. Brahe, 1604 J. Kepler)

**Heutige Verteilung der Elemente im Kosmos: 8,6% H, 11,3% He, 0,1% „Metalle“**

# 4.6 Herkunft und Häufigkeit der Elemente

**Die Häufigkeitsverteilung der Elemente in der irdischen Atmos-, Bio-, Hydro-, Kryo- und Lithosphäre unterscheidet sich deutlich von der kosmischen Elementverteilung**

**Ursache: Differenzierungsprozesse**

## 1. Bildung des Planetensystems

**Zentrum: Sonne mit H und He**

**Peripherie: Planeten und Monde mit H, He und „Metallstaub“**

## 2. Bildung der Planeten

**innere Planeten: klein mit geringer Schwerkraft  $\Rightarrow$  Elemente  $>$  Li**

**Kern: schwere Elemente  $\Rightarrow$  Fe, Ni und andere Metalle**

**Kruste: leichte Elemente  $\Rightarrow$  Silicate, Aluminosilicate**

**äußere Planeten: groß mit hoher Schwerkraft  $\Rightarrow$  leichte Elemente: H, He, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>...**

## 3. Entwicklung der Planetenatmosphären (primordiale $\rightarrow$ heutige Atmosphäre)

**Venus: CO<sub>2</sub>/N<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O**

**CO<sub>2</sub>/N<sub>2</sub>**

**H<sub>2</sub>O(g)  $\rightarrow$  2 H $\uparrow$  + O $\uparrow$**

**Erde: CO<sub>2</sub>/N<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O**

**N<sub>2</sub>/O<sub>2</sub>/Ar**

**CO<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Carbonate $\downarrow$**

**CO<sub>2</sub>  $\rightarrow$  C + O<sub>2</sub> (biol. Aktiv.)**

**H<sub>2</sub>O(g)  $\rightarrow$  H<sub>2</sub>O(l) (Ozeane)**

**H<sub>2</sub>O(g)  $\rightarrow$  H<sub>2</sub>O(s) $\downarrow$**

**Mars: CO<sub>2</sub>/N<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O**

**CO<sub>2</sub>/N<sub>2</sub>**

## 4.6 Herkunft und Häufigkeit der Elemente

**Häufigkeit der Elemente in der Erdhülle (Atmos-, Bio-, Hydro-, Kryo- und Lithosphäre) in Gewichtsprozent**

| Häufigkeit [wt-%]                                | Element(e)  |
|--|---|
| <b>48,9</b>                                      | <b>O</b>  |
| <b>26,3</b>                                      | <b>Si</b>   |
| <b>10 – 1</b>                                    | <b>Al, Fe, Ca, Na, K, Mg</b>  |
| <b>1 – 0,1 (1 ‰)</b>                             | <b>H, Ti, Cl, P</b>   |
| <b>0,1 – 0,01</b>                                | <b>Mn, F, Ba, Sr, S, C, N, Zr, Cr</b>   |
| <b>0,01 - 10<sup>-3</sup></b>                    | <b>Rb, Ni, Zn, Ce, Cu, Y, La, Nd, Co, Sc, Li, Nb, Ga, Pb, Th, B</b>                     |
| <b>10<sup>-3</sup> - 10<sup>-4</sup> (1 ppm)</b> | <b>Pr, Br, Sm, Gd, Ar, Yb, Cs, Dy, Hf, Er, Be, Xe, Ta, Sn, U, As, W, Mo, Ge, Ho, Eu</b> |
| <b>10<sup>-4</sup> – 10<sup>-5</sup></b>         | <b>Tb, I, Tl, Tm, Lu, Sb, Cd, Bi, In</b>  |
| <b>&lt; 10<sup>-5</sup></b>                      | <b>Hg, Ag, Se, Ru, Te, Pd, Pt, Rh, Os, Ne, He, Au, Re, Ir, Kr....</b>                   |

**von links nach rechts mit abnehmender Häufigkeit (A.F. Hollemann, N. Wiberg)**

# 4.7 Quantentheorie nach Planck

**Elektromagnetische Strahlung wird als Teilchenstrom beschrieben, wobei die Energie eines Teilchens nicht beliebige Werte annehmen kann, sondern ein Vielfaches eines Quants (kleinster Energiewert) ist (M. Planck 1900)**

$$E = h\nu$$

mit  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  Js (Plancksches Wirkungsquantum)  
und  $\nu =$  Frequenz [ $s^{-1}$ ]

$$E = hc/\lambda$$

Lichtgeschwindigkeit:  $c = \lambda\nu = 2,9979 \cdot 10^8$  ms $^{-1}$

**Die Energie eines Lichtquants (Photons) ist somit proportional zur Frequenz bzw. umgekehrt proportional zur Wellenlänge**

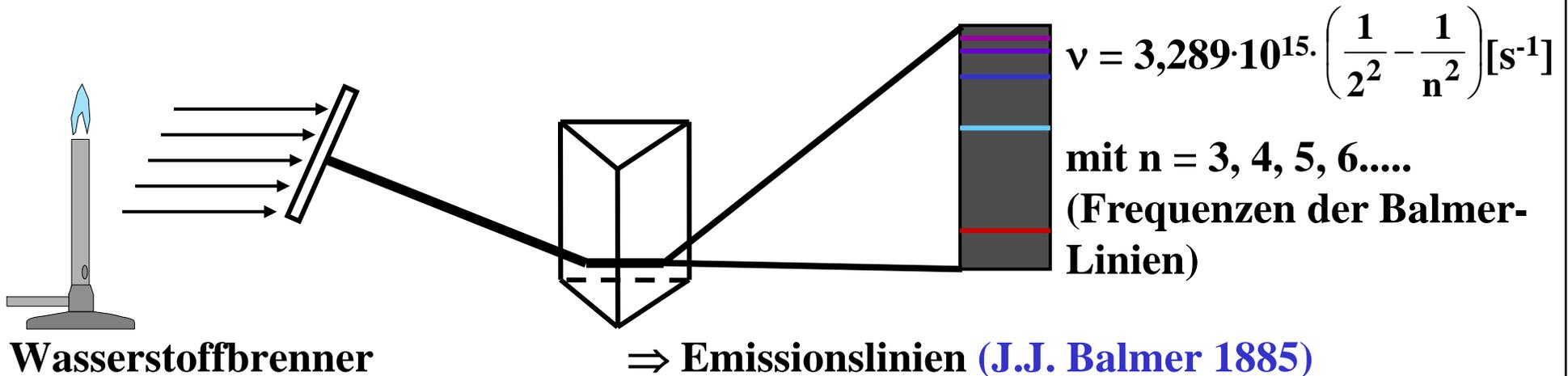
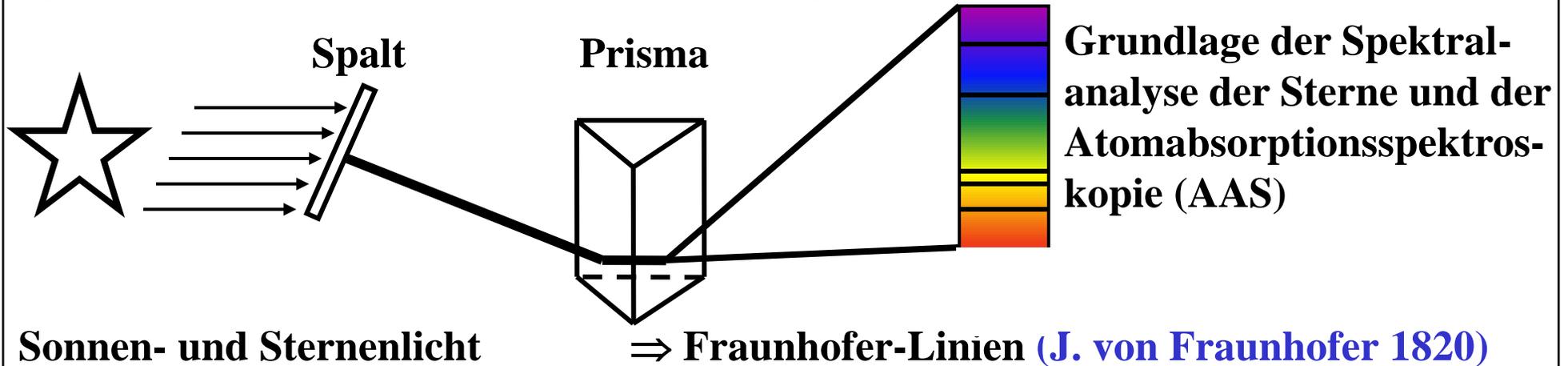
**Berechnung der Photonenzahl für 1 W (1 Js $^{-1}$ ) Photonen der Wellenlänge 550 nm**

**Energie eines Photons:  $E = hc/\lambda = hc/550 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 4,0 \cdot 10^{-19} \text{ J pro Photon}$**

**$\Rightarrow$  Anzahl Photonen:  $\text{Gesamtenergie/Energie eines Photons}$   
 $= 1 \text{ Js}^{-1} / 4,0 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,5 \cdot 10^{18} \text{ Photonen s}^{-1}$**

# 4.8 Atomspektren

Bei der Zerlegung von Licht treten diskrete Absorptions- bzw. Emissionslinien im Spektrum auf (charakteristische Linien für jedes Element)

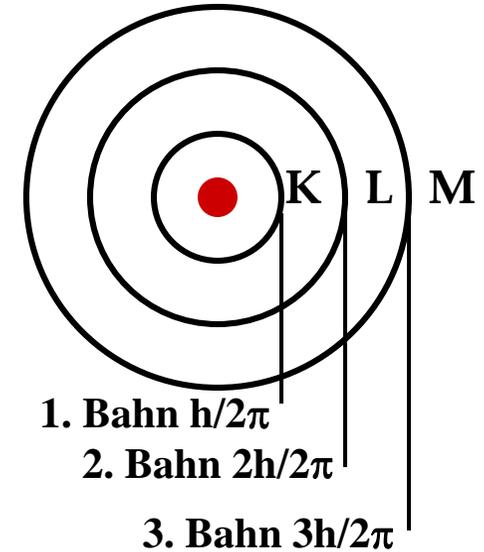


# 4.9 Bohrsches Atommodell

## Erster Versuch zur Beschreibung der Elektronenhülle von Atomen (Niels Bohr 1913)

### Bohrs Modell für das H-Atom

- Kern viel schwerer als Elektron ( $\Rightarrow$  in Ruhe)
- Elektron ( $m_e, e$ ) kreist um den Kern in einem Bahnradius  $r$  mit der Bahngeschwindigkeit  $v$
- Elektron unterliegt der Zentrifugalkraft:  $F_Z = m_e v^2 / r$
- Elektron wird vom Kern angezogen:  $F_{el} = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r^2$
- Für stabile Bahnen gilt:  $F_Z = -F_{el}$



### Bohrs Postulat

Nicht alle Bahnen sind erlaubt, sondern nur solche, bei denen der Bahndrehimpuls  $L = m \cdot r \cdot v$  ein Vielfaches  $n$  des gequantelten Drehimpulses  $h/2\pi$  ist

### Energie des Elektrons

$$E_{n-\infty} = hcR_{\infty} \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty} \right) = \frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$= -2,179 \cdot 10^{-18} / n^2 \text{ J} \quad \text{mit } n = 1, 2, 3, \dots$$

$R_{\infty}$  = Rydberg-Konstante (Ionisierungsenergie von Wasserstoff)

# 4.10 Der Wellencharakter von Elektronen

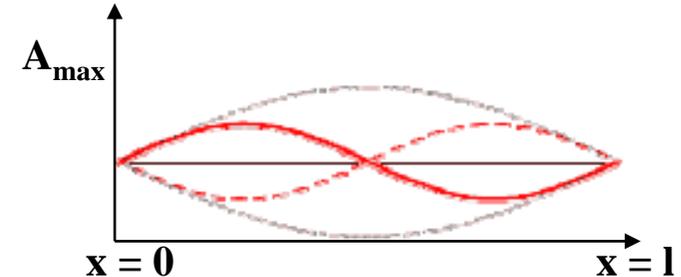
Jedes bewegte Teilchen besitzt auch Welleneigenschaften (Louis deBroglie 1924)

Gleichsetzen von  $E = hc/\lambda$  und  $E = mc^2$  ergibt

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

deBroglie Wellenlänge

Schwingende Saite



Elektronen verhalten sich auf der Kreisbahn um den Kern wie eine stehende Welle (zeitlich unveränderliche Welle)

Bedingungen für eine stehende Welle

**Kreisbahn:**  $n\lambda = 2\pi r$

$$\Rightarrow \frac{nh}{2\pi} = mvr$$

(Quantelung des Drehimpulses)

**Saite:** Amplitude  $A = 0$  für  $x = 0, 1$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{2 \cdot 1}{n+1} \quad \text{mit } n = 0, 1, 2, 3$$

$$\Rightarrow \frac{d^2 A(x)}{dx^2} + 4\pi^2 \nu^2 A(x) = 0$$

$\Rightarrow$  **Eigenfunktionen:**  $A(x) = A_{\max} \sin(2\pi \nu x + d)$

# 4.10 Der Wellencharakter von Elektronen

**Elektronenwolken sind dreidimensional schwingende Systeme, deren mögliche Schwingungszustände dreidimensional stehende Wellen sind**

**Beschreibung der Welleneigenschaften des Elektrons durch E. Schrödinger 1927**

**Ortsabhängige Schrödingergleichung**

$$\frac{\delta^2\Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\Psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} [E - V(x, y, z)] \cdot \Psi(x, y, z) = 0$$



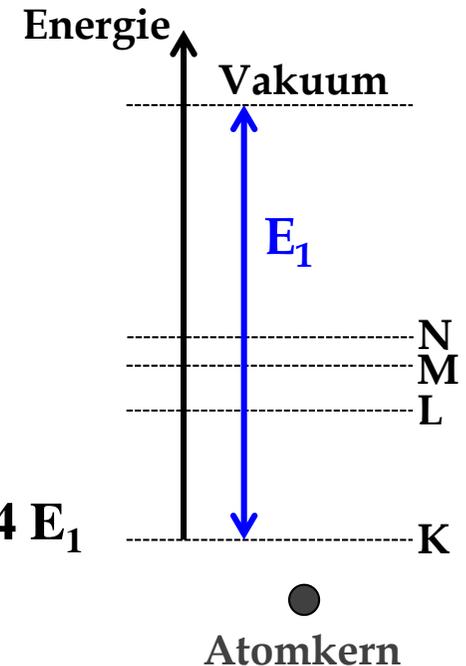
- **Homogene Differentialgleichung 2. Ordnung**
- **Lösungen sind Wellenfunktion  $\psi(x,y,z)$  analog der Amplitudenfunktion bei der schwingenden Saite**  
**E = Gesamtenergie, V = potentielle Energie,**  
**m = Masse des Elektrons, h = Planck'sches Wirkungsquantum**
- **Bei den Wellenfunktionen  $\psi(x,y,z)$  handelt es sich um e-Funktionen**

# 4.11 Die Quantenzahlen

Die drei Indizes der Lösungsfunktionen der Schrödinger-Gleichung werden als Quantenzahlen bezeichnet

Die erste Quantenzahl  $n$  wird als Hauptquantenzahl bezeichnet und definiert die verschiedenen Hauptenergieniveaus (Schalen) des Atoms (analog den Bahnen im Bohr'schen Modell)

| laufende Nr. | Bezeichnung | Energie                                   |
|--------------|-------------|---|
| $n = 1$      | K-Schale    | $E_1$ (Grundzustand)                      |
| $n = 2$      | L-Schale    | $1/4 E_1$                                 |
| $n = 3$      | M-Schale    | $1/9 E_1 + 1/4 E_1$                       |
| $n = 4$      | N-Schale    | $1/16 E_1 + 1/9 E_1 + 1/4 E_1$            |
| $n = 5$      | O-Schale    | $1/25 E_1 + 1/16 E_1 + 1/9 E_1 + 1/4 E_1$ |

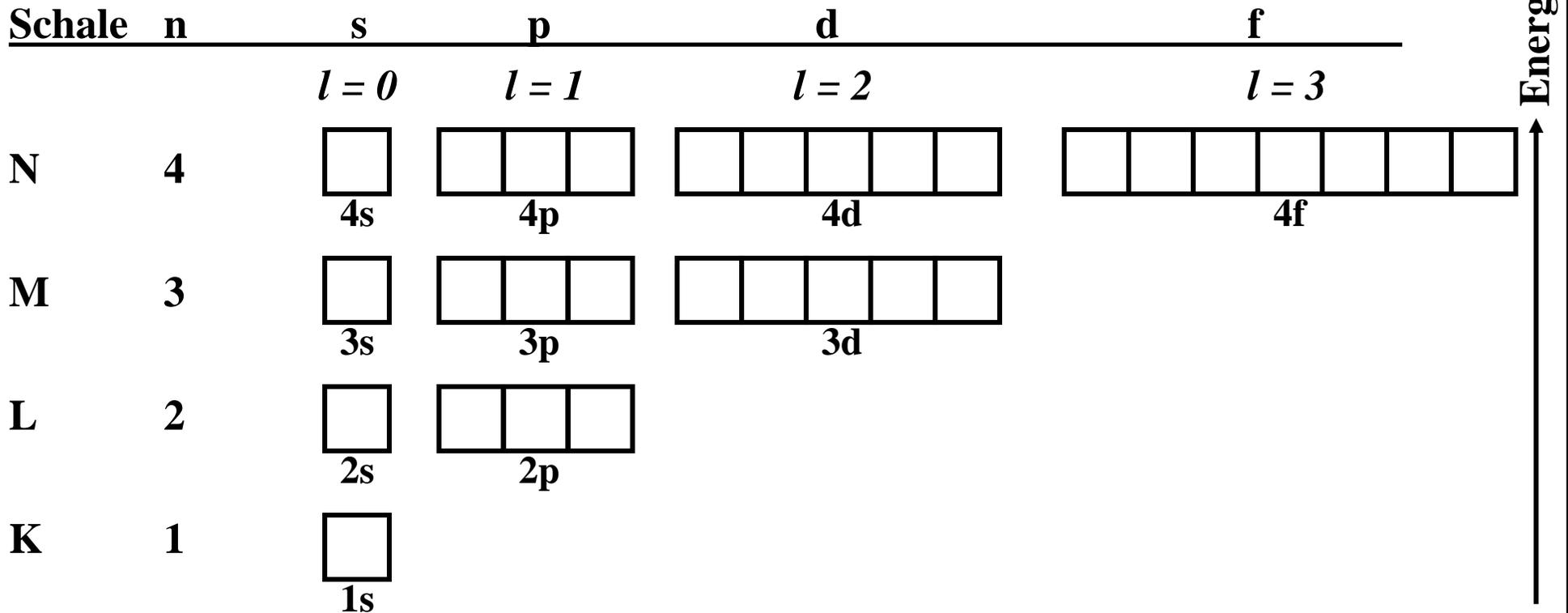


# 4.12 Energie und Besetzung der Orbitale

## Atomorbitale wasserstoffähnlicher Atome (1 Elektron)

Alle Orbitale einer Schale besitzen die gleiche Energie (sind entartet)

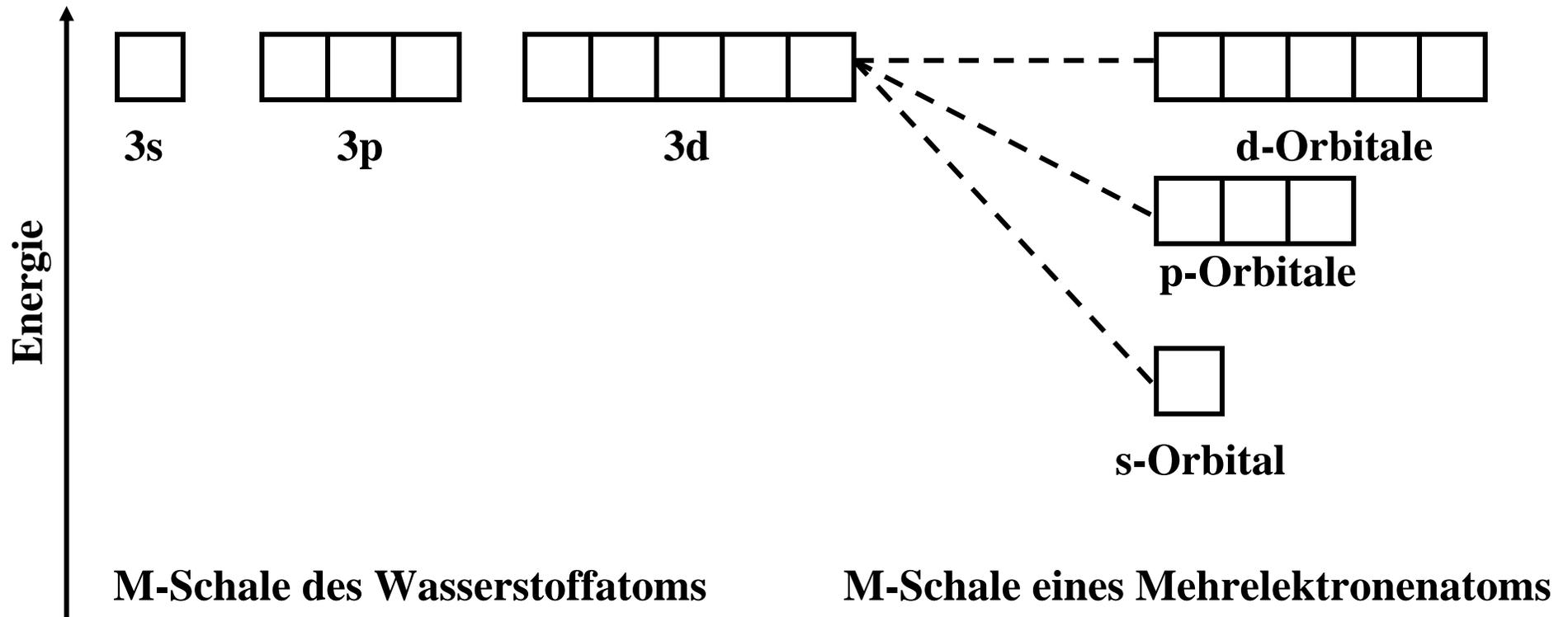
$n$  = Hauptquantenzahl (Schale)     $l$  = Nebenquantenzahl (Drehimpulsquantenzahl)  
(Form der Unterorbitale)



# 4.12 Energie und Besetzung der Orbitale

## Mehrelektronenatome

Die Orbitale einer Schale besitzen nicht mehr dieselbe Energie (Aufhebung der Entartung durch Elektron-Elektron-Wechselwirkung)



# 4.12 Energie und Besetzung der Orbitale

Das Schema zur Besetzung der Unterschalen ergibt sich aus der Abhängigkeit der Energie der Unterschalen von der Ordnungszahl

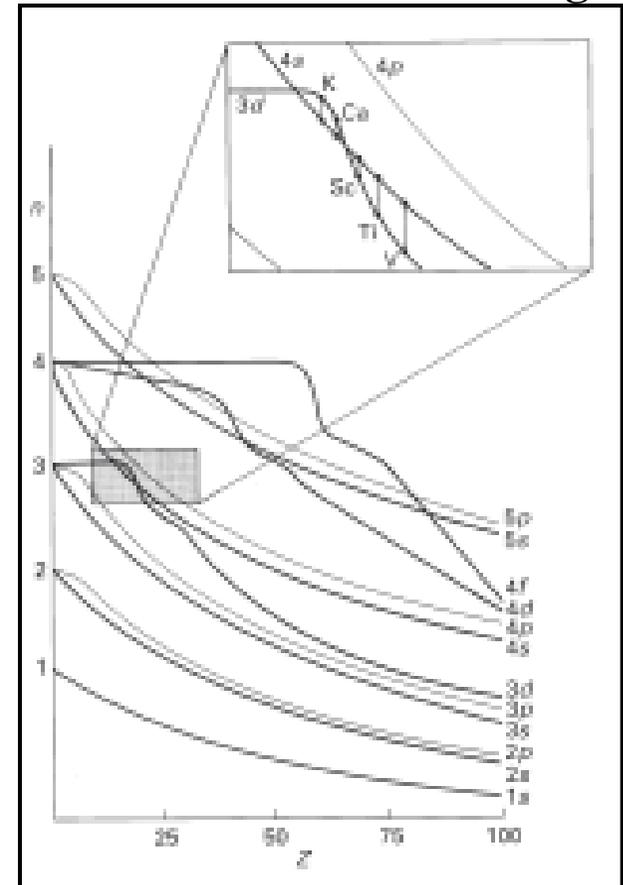
Schale

|   |    |    |    |    |
|---|----|----|----|----|
| Q | 7s | 7p |    |    |
| P | 6s | 6p | 6d |    |
| O | 5s | 5p | 5d | 5f |
| N | 4s | 4p | 4d | 4f |
| M | 3s | 3p | 3d |    |
| L | 2s | 2p |    |    |
| K | 1s |    |    |    |
|   | s  | p  | d  | f  |

Unterschale

Beispiele:  $1s2s2p3s3p$   
 $1s2s2p3s3p4s3d4p5s$

Änderung der Energie der Unterschale mit wachsender Ordnungszahl



# 4.12 Energie und Besetzung der Orbitale

Die Besetzung der Zustände (Orbitale) mit Elektronen geschieht gemäß dem Pauli-Prinzip und der Hund'schen Regel

Pauli-Prinzip (Wolfgang Pauli 1925)

In einem Atom dürfen keine zwei Elektronen in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen:



Hund'sche Regel (Friedrich Hund 1927)

Entartete, also energetisch gleichwertige, Orbitale gleichen Typs werden so besetzt, dass sich die maximale Anzahl ungepaarter Elektronen gleichen Spins ergibt:



Niedrigere Energie

Höhere Energie

# 4.13 Aufbau des Periodensystems

Bei der Auffüllung der Atomorbitale mit Elektronen kommt es zu periodischen Wiederholungen gleicher Elektronenanordnungen auf der jeweils äußersten Schale

| Atom | Orbitaldiagramm  | Elektronenkonfiguration | Gruppe  |
|------|--|-------------------------|---|
| H    | $\boxed{\uparrow}$   | $1s^1$                  |   |
| He   | $\boxed{\uparrow\downarrow}$   | $1s^2$                  | [He] Edelgase   |
| Li   | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$  | $1s^2 2s^1$             | [He]2s <sup>1</sup> Alkalimetalle                     |
| Be   | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$  | $1s^2 2s^2$             | [He]2s <sup>2</sup> Erdalkalimetalle                  |
| B    | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\square$ $\square$   | $1s^2 2s^2 2p^1$        | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> Borgruppe         |
| C    | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\square$  | $1s^2 2s^2 2p^2$        | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> Kohlenstoffgruppe |
| N    | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$                               | $1s^2 2s^2 2p^3$        | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> Stickstoffgruppe  |
| O    | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$                     | $1s^2 2s^2 2p^4$        | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> Chalkogene        |
| F    | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$           | $1s^2 2s^2 2p^5$        | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> Halogene          |
| Ne   | $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ | $1s^2 2s^2 2p^6$        | [Ne] Edelgase   |
|      | 1s    2s    2p   |                         |   |

# 4.13 Aufbau des Periodensystems

| Gruppen  |          |          |           |           |           |           |           |           |           |          |          |          |          |          |          |          |          |        |        |        |          |   |
|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|--------|--------|--------|----------|---|
| 1        |          |          |           |           |           |           |           |           |           |          |          |          |          |          |          |          | 18       |        |        |        |          |   |
| 1<br>H   | 2        |          |           |           |           |           |           |           |           |          |          |          |          |          |          | 13       | 14       | 15     | 16     | 17     | 2<br>He  | 1 |
| 3<br>Li  | 4<br>Be  |          |           |           |           |           |           |           |           |          |          |          |          |          |          | 5<br>B   | 6<br>C   | 7<br>N | 8<br>O | 9<br>F | 10<br>Ne | 2 |
| 11<br>Na | 12<br>Mg | 3        | 4         | 5         | 6         | 7         | 8         | 9         | 10        | 11       | 12       | 13<br>Al | 14<br>Si | 15<br>P  | 16<br>S  | 17<br>Cl | 18<br>Ar | 3      |        |        |          |   |
| 19<br>K  | 20<br>Ca | 21<br>Sc | 22<br>Ti  | 23<br>V   | 24<br>Cr  | 25<br>Mn  | 26<br>Fe  | 27<br>Co  | 28<br>Ni  | 29<br>Cu | 30<br>Zn | 31<br>Ga | 32<br>Ge | 33<br>As | 34<br>Se | 35<br>Br | 36<br>Kr | 4      |        |        |          |   |
| 37<br>Rb | 38<br>Sr | 39<br>Y  | 40<br>Zr  | 41<br>Nb  | 42<br>Mo  | 43<br>Tc  | 44<br>Ru  | 45<br>Rh  | 46<br>Pd  | 47<br>Ag | 48<br>Cd | 49<br>In | 50<br>Sn | 51<br>Sb | 52<br>Te | 53<br>I  | 54<br>Xe | 5      |        |        |          |   |
| 55<br>Cs | 56<br>Ba | 57<br>La | 72<br>Hf  | 73<br>Ta  | 74<br>W   | 75<br>Re  | 76<br>Os  | 77<br>Ir  | 78<br>Pt  | 79<br>Au | 80<br>Hg | 81<br>Tl | 82<br>Pb | 83<br>Bi | 84<br>Po | 85<br>At | 86<br>Rn | 6      |        |        |          |   |
| 87<br>Fr | 88<br>Ra | 89<br>Ac | 104<br>Rf | 105<br>Db | 106<br>Sg | 107<br>Bh | 108<br>Hs | 109<br>Mt | 110<br>Ds |          |          |          |          |          |          |          |          | 7      |        |        |          |   |

Perioden

|          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |   |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|---|
| 58<br>Ce | 59<br>Pr | 60<br>Nd | 61<br>Pm | 62<br>Sm | 63<br>Eu | 64<br>Gd | 65<br>Tb | 66<br>Dy | 67<br>Ho | 68<br>Er  | 69<br>Tm  | 70<br>Yb  | 71<br>Lu  | 6 |
| 90<br>Th | 91<br>Pa | 92<br>U  | 93<br>Np | 94<br>Pu | 95<br>Am | 96<br>Cm | 97<br>Bk | 98<br>Cf | 99<br>Es | 100<br>Fm | 101<br>Md | 102<br>No | 103<br>Lr | 7 |

**Hauptgruppenelemente**

**Nebengruppenelemente (Übergangsmetalle)**

**Lanthanoiden, Actinoiden**

**s- und p-Block Elemente**

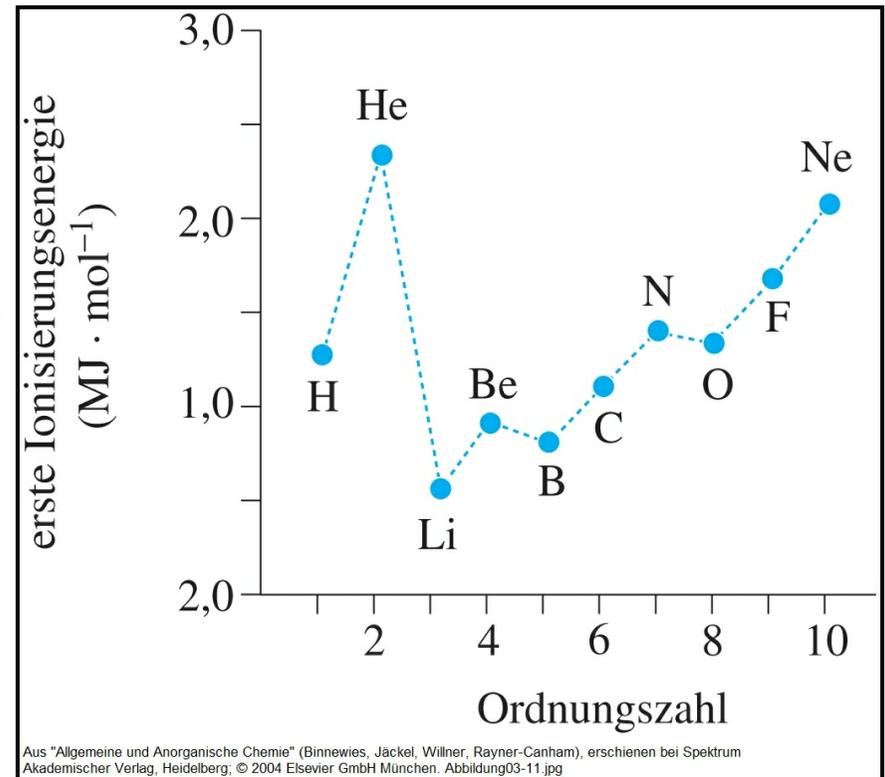
**d-Block Elemente**

**f-Block Elemente**

# 4.13 Aufbau des Periodensystems

## Periodische Eigenschaften: Ionisierungsenergie

- Die Ionisierungsenergie  $I$  eines Atoms ist die Energie, die benötigt wird, um ein Elektron aus dem höchsten besetzten Niveau zu entfernen:  $A \rightarrow A + e^-$  mit  $+I$
- Sie ist für alle Elemente negativ, es kostet also immer Energie ein Elektron zu entfernen
- Sie nimmt innerhalb der Gruppen des PSE von oben nach unten ab (zunehmende Größe und Abschirmung)
- Sie nimmt innerhalb der Perioden des PSE mit steigender Ordnungszahl zu (aber nicht monoton)



# 4.13 Aufbau des Periodensystems

## Periodische Eigenschaften: Elektronenaffinität

- Die Elektronenaffinität  $E_A$  eines Atoms ist die Energie, die frei wird, wenn es ein Elektron aufnimmt  
 $A + e^- \rightarrow A^-$  mit  $-E_A$
- In den meisten Fällen wird bei der Anlagerung eines Elektrons also Energie frei
- Ihre Größe hängt von der Anziehungskraft des Kerns und von der Elektron-Elektron-Abstoßung ab
- Für die Anlagerung eines 2. Elektrons muss immer Energie aufgewendet werden, d.h.  $E_A$  ist positiv (Abstoßung zwischen  $e^-$  und  $A^-$ )

$E_A$  in  $\text{kJmol}^{-1}$

|     |    |     |      |    |      |      |    |
|-----|----|-----|------|----|------|------|----|
| Li  | Be | B   | C    | N  | O    | F    | Ne |
| -66 | -6 | -33 | -128 | ~0 | -147 | -334 | -6 |
| Na  |    |     |      |    |      |      |    |
| -59 |    |     |      |    |      |      |    |
| K   |    |     |      |    |      |      |    |
| -55 |    |     |      |    |      |      |    |
| Rb  |    |     |      |    |      |      |    |
| -53 |    |     |      |    |      |      |    |
| Cs  |    |     |      |    |      |      |    |
| -52 |    |     |      |    |      |      |    |

# 5. Ionenbindung und Salze

## Gliederung

5.1 Eigenschaften ionischer Verbindungen

5.2 Ionenradien

5.3 Polarisierung und Kovalenz

5.4 Nomenklatur von Salzen

5.5 Ionische Strukturen

## Steinsalz NaCl



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

## Sylvin KCl



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

# 5.1 Eigenschaften ionischer Verbindungen

**Ionenverbindungen entstehen durch Vereinigung von ausgeprägt metallischen Elementen mit ausgeprägt nicht metallischen Elementen**

**metallischer Charakter und Radius nimmt ab**

|          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 1<br>H   |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 2<br>He  |
| 3<br>Li  | 4<br>Be  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 5<br>B   | 6<br>C   | 7<br>N   | 8<br>O   | 9<br>F   | 10<br>Ne |
| 11<br>Na | 12<br>Mg |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 13<br>Al | 14<br>Si | 15<br>P  | 16<br>S  | 17<br>Cl | 18<br>Ar |
| 19<br>K  | 20<br>Ca | 21<br>Sc | 22<br>Ti | 23<br>V  | 24<br>Cr | 25<br>Mn | 26<br>Fe | 27<br>Co | 28<br>Ni | 29<br>Cu | 30<br>Zn | 31<br>Ga | 32<br>Ge | 33<br>As | 34<br>Se | 35<br>Br | 36<br>Kr |
| 37<br>Rb | 38<br>Sr | 39<br>Y  | 40<br>Zr | 41<br>Nb | 42<br>Mo | 43<br>Tc | 44<br>Ru | 45<br>Rh | 46<br>Pd | 47<br>Ag | 48<br>Cd | 49<br>In | 50<br>Sn | 51<br>Sb | 52<br>Te | 53<br>I  | 54<br>Xe |
| 55<br>Cs | 56<br>Ba | 57<br>La | 72<br>Hf | 73<br>Ta | 74<br>W  | 75<br>Re | 76<br>Os | 77<br>Ir | 78<br>Pt | 79<br>Au | 80<br>Hg | 81<br>Tl | 82<br>Pb | 83<br>Bi | 84<br>Po | 85<br>At | 86<br>Rn |
| 87<br>Fr | 88<br>Ra | 89<br>Ac |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |

metallischer Charakter  
und Radius nimmt zu

**Bei einer Ionenbindung gehen Elektronen formal vollständig von Atomen einer Sorte auf Atome einer anderen Sorte über:**



# 5.1 Eigenschaften ionischer Verbindungen

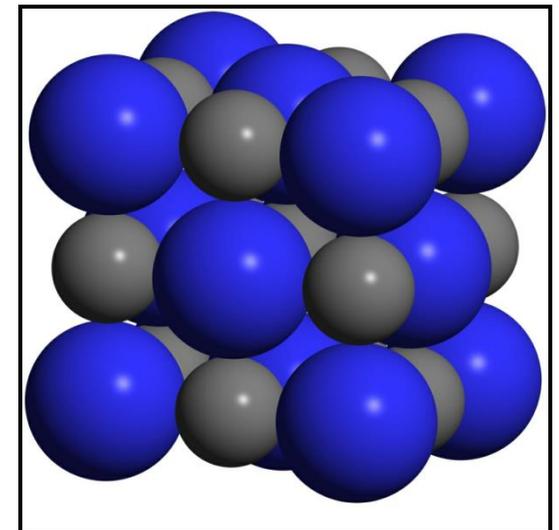
**Typische Ionenverbindungen sind Alkalimetallhalogenide, z.B. Kochsalz NaCl**

## Makroskopische Eigenschaften

- **Harte und spröde Festkörper (aus Ionen aufgebaute Kristalle)**
- **Hohe Schmelzpunkte**
- **Niedrige elektrische Leitfähigkeit**
- **Schmelze hat hohe elektrische Leitfähigkeit**
- **(Gute) Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln (H<sub>2</sub>O)**
- **Lösungen sind elektrisch leitend**

## Struktureller Aufbau

- **Aus kugelförmigen Kationen und Anionen bestehend**
- **Bindungskräfte sind ungerichtet**
- **Die Ionen versuchen eine möglichst dichte Anordnung zu bilden, wobei jedes Ion von möglichst vielen Ionen entgegengesetzter Ladung umgeben ist**



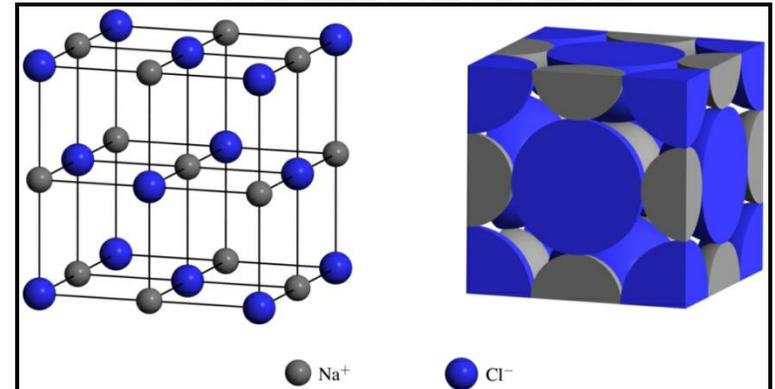
# 5.2 Ionenradien

**Der Ionenradius hängt von der Stärke der Kern-Elektronen-Wechselwirkung ab**

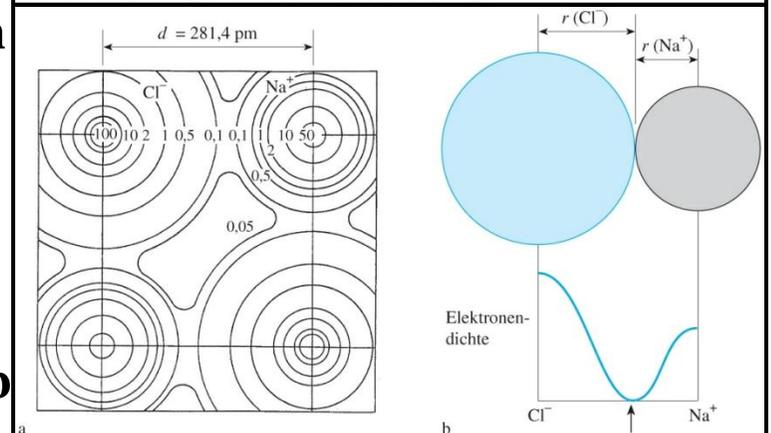
## Trends

- **Kationen sind kleiner als Anionen**
- **In den Hauptgruppen nimmt der Ionenradius mit steigender Ordnungszahl zu**  
 $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+ < \text{Cs}^+$   
 $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$
- **Bei Ionen mit gleicher Elektronenkonfiguration nimmt der Radius mit zunehmender Ordnungszahl ab**  
 $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+} (1s^2 2s^2 2p^6)$
- **Gibt es von einem Element mehrere pos. Ionen, nimmt der Radius mit zunehmender Ladung ab**  
 $\text{Fe}^{2+} (78 \text{ pm}) > \text{Fe}^{3+} (65 \text{ pm})$   
 $\text{Pb}^{2+} (119 \text{ pm}) > \text{Pb}^{4+} (78 \text{ pm})$

**NaCl-Kristallstruktur**



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jackel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung04-14.jpg



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jackel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung04-01.jpg

# 5.3 Polarisierung und Kovalenz

**Die Kationen ziehen die Elektronen der Anionen an, so dass die Anionen verzerrt (polarisiert) werden  $\Rightarrow$  Kovalenz bzw. kovalenter Bindungscharakter**

## Fajans Regeln für die Polarisierung

1. Ein Kation wirkt umso stärker polarisierend, je kleiner und je höher positiv geladen es ist
2. Ein Anion wird umso leichter polarisiert, je größer es ist und je höher seine negative Ladung ist
3. Polarisierung findet bevorzugt durch Kationen statt, die keine Edelgaskonfiguration haben

## Maß für das Polarisierungsvermögen

$$\text{Ladungsdichte} = \frac{\text{Ionenladung}}{\text{Ionenvolumen}} = \frac{\text{Formalladung} \cdot 1.602 \cdot 10^{-19} [\text{C}]}{\frac{4}{3} \pi \cdot \text{Ionenradius}^3 [\text{mm}^3]}$$

| <u>Ion</u>       | <u>r [pm]</u> | <u>[C/mm<sup>3</sup>]</u> |
|------------------|---------------|---------------------------|
| Na <sup>+</sup>  | 102           | 36                        |
| Al <sup>3+</sup> | 54            | 729                       |

(gilt für Koordinationszahl 6)

# 5.4 Nomenklatur von Salzen

**Salzname = Kationenname + Anionenname**

## Bildung des Kationnamens

*einatomig*

**Metallname + Oxidationsstufe**

**Cu<sup>+</sup> Kupfer(I)**

**Cu<sup>2+</sup> Kupfer(II)**

*mehratomig*

**Endung „-onium“**

**NH<sub>4</sub><sup>+</sup> Ammonium**

**PH<sub>4</sub><sup>+</sup> Phosphonium**

## Bildung des Anionennamens

*Einatomig*

**Elementname + Endung „-id“**

**N<sup>3-</sup> Nitrid**

**P<sup>3-</sup> Phosphid**

**As<sup>3-</sup> Arsenid**

**Sb<sup>3-</sup> Antimonid**

**S<sup>2-</sup> Sulfid**

*mehratomig*

**CN<sup>-</sup> Cyanid**

**CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> Carbonat**

**ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> Perchlorat**

**CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> Chromat**

**SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> Sulfit**

# 6. Atombindung

## Gliederung

6.1 Allgemeines

6.2 Lewis-Konzept

6.3 Dative Bindung

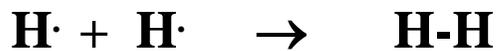
6.4 Atom- vs. Ionenbindung

6.5 Elektronegativität

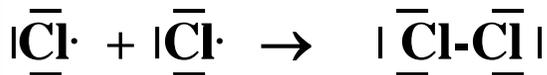
# 6.1 Allgemeines

**Atombindungen (kovalente oder homöopolare Bindungen) sind gerichtete Wechselwirkungen zwischen Atomen, bei der zwischen den Atomen eine hohe Elektronendichte besteht.**

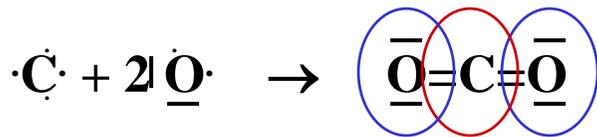
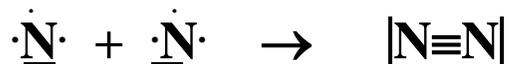
Sie tritt dann auf, wenn Nichtmetallatome miteinander eine chemische Bindung eingehen, wobei sich Moleküle bilden:



„Prinzip der Elektronenpaarbindung“



Gemeinsame Elektronenpaare werden beiden Bindungspartnern zugerechnet



Durch Bindung der ungepaarten Elektronen entstehen Einfach-, Zweifach- oder Dreifachbindungen

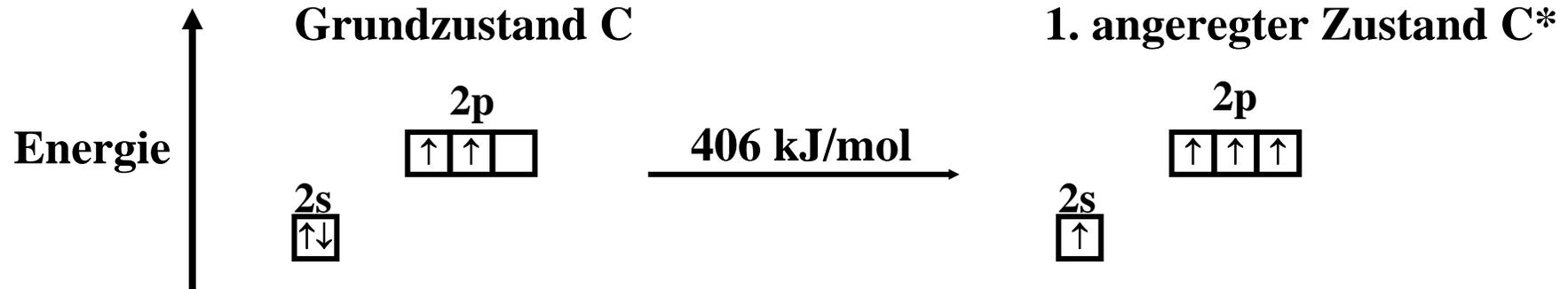
# 6.2 Lewis-Konzept

**Die Lewis-Theorie besagt, dass jedes Atom in einem Molekül die Edelgaskonfiguration erreichen will, um einen stabilen Zustand zu erreichen**

|   |   |   |   |   |
|---|---|---|---|---|
| <b>Wasserstoff</b>                            | <b>He-Konfiguration</b>   |   |   |   |
| <b>Andere Elemente</b>                        | <b>Ne/Ar/Kr/Xe-Konfiguration</b>  |   |   | <b>⇒ Oktettregel</b>  |
| <b>Hauptgruppe</b>                            | <b>4</b>  | <b>5</b>  | <b>6</b>  | <b>7</b>  |
| <b>2. Periode</b>                             | <b>C</b>  | <b>N</b>  | <b>O</b>  | <b>F</b>  |
| <b>3. Periode</b>                             | <b>Si</b>   | <b>P</b>  | <b>S</b>  | <b>Cl</b>   |
| <b>Elektronen-<br/>konfiguration</b>          | $\begin{array}{c} \text{s} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{p} \\ \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\phantom{\uparrow}} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{s} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{p} \\ \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{s} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{p} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{s} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{p} \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \end{array}$ |
| <b>Bindigkeit</b>                             | <b>2 (4)</b>  | <b>3</b>  | <b>2</b>  | <b>1</b>  |
| <b>Einfache Wasser-<br/>stoffverbindungen</b> | <b>CH<sub>4</sub></b><br><b>SiH<sub>4</sub></b>   | <b>NH<sub>3</sub></b><br><b>PH<sub>3</sub></b>  | <b>H<sub>2</sub>O</b><br><b>H<sub>2</sub>S</b>  | <b>HF</b><br><b>HCl</b>   |

# 6.2 Lewis-Konzept

**Die 4-Bindigkeit des Kohlenstoffs entsteht durch die elektronische Anregung eines 2s-Elektrons**



| Atom/Ion                              | Elektronenkonfiguration |    |          | Bindig-<br>keit | Außenelektronen<br>im Bindungszustand | Beispiele   |
|---------------------------------------|-------------------------|----|----------|-----------------|---------------------------------------|---|
|                                       | 1s                      | 2s | 2p       |                 |                                       |   |
| Li                                    | ↑↓                      | ↑  | □ □ □    | 1               | 2                                     | LiH   |
| Be*                                   | ↑↓                      | ↑  | ↑ □ □    | 2               | 4                                     | BeCl <sub>2</sub>   |
| B*                                    | ↑↓                      | ↑  | ↑ ↑ □    | 3               | 6                                     | BF <sub>3</sub>   |
| B <sup>-</sup> , C*, N <sup>+</sup>   | ↑↓                      | ↑  | ↑ ↑ ↑    | 4               | 8                                     | BF <sub>4</sub> <sup>-</sup> , CH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> |
| N, O <sup>+</sup>                     | ↑↓                      | ↑↓ | ↑ ↑ ↑    | 3               | 8                                     | NH <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                               |
| O, N <sup>-</sup>                     | ↑↓                      | ↑↓ | ↑↓ ↑ ↑   | 2               | 8                                     | H <sub>2</sub> O, NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>                                |
| O, F                                  | ↑↓                      | ↑↓ | ↑↓ ↑↓ ↑  | 1               | 8                                     | OH <sup>-</sup> , HF  |
| O <sup>2-</sup> , F <sup>-</sup> , Ne | ↑↓                      | ↑↓ | ↑↓ ↑↓ ↑↓ | 0               | -                                     | -   |

# 6.2 Lewis-Konzept

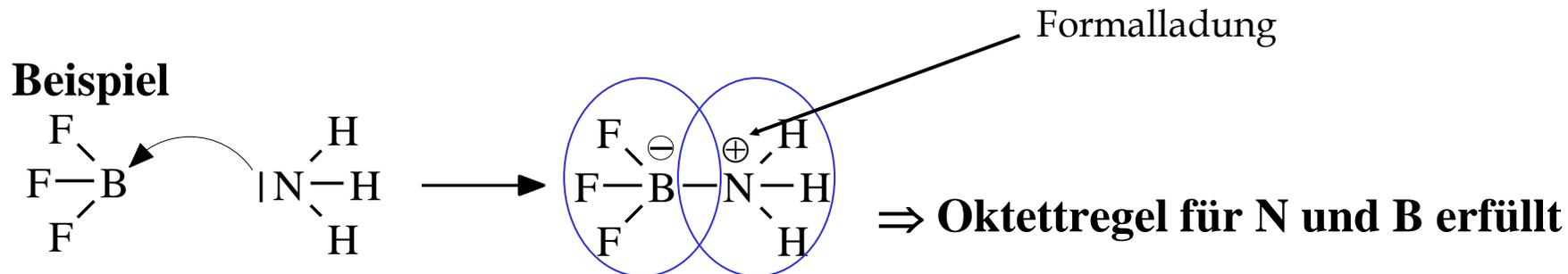
**Elemente der dritten und höheren Perioden erfüllen auch die Oktettregel, wenn nur s- und p-Orbitale an der Bindung beteiligt sind. Allerdings können auch d-Orbitale an der Bindung teilnehmen  $\Rightarrow$  18-Elektronenregel**

| Atom/Ion                               | Elektronenkonfiguration |  |   | Bindigkeit | Außenelektronen im Bindungszustand | Beispiele         |
|--|-------------------------|--|---|------------|------------------------------------|-------------------|
|  | 3s                      | 3p   | 3d  |            |                                    |                   |
| Na                                     | $\uparrow$              | $\square \square \square$                          | $\square \square \square \square \square$   | 1          | 2                                  | -                 |
| Mg*                                    | $\uparrow$              | $\uparrow \square \square$                         | $\square \square \square \square \square$   | 2          | 4                                  | -                 |
| Al*                                    | $\uparrow$              | $\uparrow \uparrow \square$                        | $\square \square \square \square \square$   | 3          | 6                                  | AlCl <sub>3</sub> |
| Si*                                    | $\uparrow$              | $\uparrow \uparrow \uparrow$                       | $\square \square \square \square \square$   | 4          | 8                                  | SiCl <sub>4</sub> |
| P                                      | $\uparrow \downarrow$   | $\uparrow \uparrow \uparrow$                       | $\square \square \square \square \square$   | 3          | 8                                  | PH <sub>3</sub>   |
| P*                                     | $\uparrow$              | $\uparrow \uparrow \uparrow$                       | $\uparrow \square \square \square \square$  | 5          | 10                                 | PF <sub>5</sub>   |
| S                                      | $\uparrow \downarrow$   | $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow$            | $\square \square \square \square \square$   | 2          | 8                                  | H <sub>2</sub> S  |
| S*                                     | $\uparrow \downarrow$   | $\uparrow \uparrow \uparrow$                       | $\uparrow \square \square \square \square$  | 4          | 10                                 | SF <sub>4</sub>   |
| S**, Si <sup>2-</sup> , P <sup>-</sup> | $\uparrow$              | $\uparrow \uparrow \uparrow$                       | $\uparrow \uparrow \square \square \square$ | 6          | 12                                 | SF <sub>6</sub>   |
| Cl                                     | $\uparrow \downarrow$   | $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow$ | $\square \square \square \square \square$   | 1          | 8                                  | HCl               |
| Cl*                                    | $\uparrow \downarrow$   | $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow$            | $\uparrow \square \square \square \square$  | 3          | 10                                 | ClF <sub>3</sub>  |

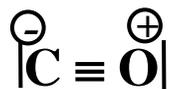
\* Angeregter Zustand

## 6.3 Dative Bindung

Die Bindungselektronen einer kovalenten Bindung können auch ausschließlich von einem Bindungspartner stammen  $\Rightarrow$  Dative oder koordinative Bindung



Die **Formalladung** erhält man also, wenn man die Bindungselektronen auf die beiden Bindungspartner zu gleichen Teilen aufteilt (Homolyse)



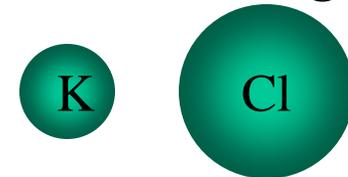
Die reale Verteilung der Bindungselektronen hängt von der Fähigkeit der Bindungspartner ab, Elektronen anzuziehen (elektronenziehender Charakter)

# 6.4 Atom- vs. Ionenbindung

**In chemischen Verbindungen liegen meistens weder reine Ionen- noch reine Atombindungen vor!**

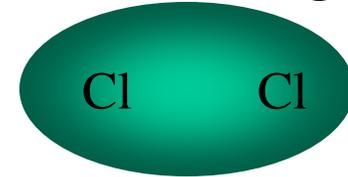
**KCl**     **K ist schwach und Cl stark elektronenziehend**

„Ionenbindung“



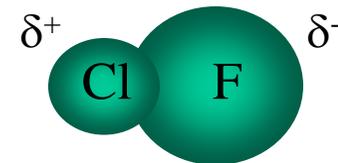
**Cl<sub>2</sub>**     **Beide Partner gleich stark elektronenziehend**

„Atombindung“



**$\overline{\text{Cl}} \leftarrow \overline{\text{F}}$**      **F ist stärker elektronziehend**

„polare Atombindung“



**Wovon hängt die Polarität kovalenter Bindungen ab?**

- 1. Anionen (Polarisierbarkeit bzw. Größe)**
- 2. Kationen (Ladungsdichte bzw. die Fähigkeit die Anionen zu polarisieren)**

# 6.5 Elektronegativität

**Die Elektronegativität ( $X_E$ ) einer Atom- oder Ionensorte beschreibt deren Vermögen, in einer chemischen Bindung die Elektronen an sich zu ziehen**

**Die Elektronegativität (EN) ist experimentell nicht messbar!**

**Für die Festlegung der EN-Werte sind mehrere Formalismen entwickelt worden:**

- 1. Pauling**
- 2. Allred und Rochow**
- 3. Mulliken**
- 4. Allen**

**Die EN-Werte sind im Periodensystem tabelliert!**

**Je größer die Differenz der EN-Werte, desto polarer ist die Atombindung bzw. desto höher ist der Ionenbindungscharakter**

# 6.5 Elektronegativität

**Pauling bestimmte die EN-Werte aus der Abweichung der Dissoziationsenergie  $D$  der homonuklearen Verbindungen von den entsprechend heteronuklearen Verbindungen**

$$\Rightarrow D(AB) = \frac{1}{2} [D(A_2) + D(B_2)] + \Delta$$

$\Delta$  notwendig, da eine Abweichung vom arithmetischen Mittel beobachtet wird!

**Beispiel:**  $D(H_2) = 435 \text{ kJ/mol}$

$D(Cl_2) = 243 \text{ kJ/mol} \quad \Rightarrow \text{arithmetisches Mittel} = 339 \text{ kJ/mol}$

$D(HCl)_{\text{exp}} = 431 \text{ kJ/mol} \quad \Rightarrow \Delta = 92 \text{ kJ/mol}$

**Dieser stabilisierende Beitrag  $\Delta$  wird durch dipolare Anordnungen verursacht  $A^+B^-$**

$$\Delta = 96 \cdot (\chi_H - \chi_{Cl})^2$$

$$\Rightarrow \chi_{Cl} = 3,2$$

**Bezugspunkt notwendig:  $\chi_H = 2,2$**

**Höchster Wert:  $\chi_F = 4,0$**

# 6.5 Elektronegativität

**Allred und Rochow bestimmten die EN-Werte nach einem elektrostatischen Ansatz**

**Physikalische Grundlage: Die Elektronegativität  $\chi$  ist ein Maß für die auf ein Valenzelektron wirkende Coulomb-Kraft  $F_C$**

$$\chi \sim F_C \sim Z^*/r^2$$

$r$  = Atomradius

$Z^* = OZ - \sum S_i$  = effektive Kernladungszahl

$S_i$  = Abschirmungskonstanten  
verursacht durch  $e^-$  (nach Slater)

$S_i$  = 0,0 für höhere Schalen  
0,35 für gleiche Schale (abweichend 0,3 für  $n = 1$ )  
0,85 für einfach niedrigere Schale (s- und p-Elektronen)  
1,00 für einfach niedrigere Schale (d- und f-Elektronen)  
1,00 für mehrfach niedrigere Schale (alle Elektronen)

**Umrechnung in Pauli-Skala möglich:  $\chi = 0,359 Z^*/r^2 + 0,744$**

# 6.5 Elektronegativität

EN-Werte nach **Pauling** und nach **Allred und Rochow**

Elektronegativität nimmt zu →

|                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |    |
|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|----|
| H<br>2.2<br>2.2  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | He |
| Li<br>1.0<br>1.0 | Be<br>1.5<br>1.5 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | B<br>2.0<br>2.0  | C<br>2.5<br>2.5  | N<br>3.0<br>3.1  | O<br>3.4<br>3.5  | F<br>4.0<br>4.1  | Ne |
| Na<br>0.9<br>1.0 | Mg<br>1.3<br>1.2 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | Al<br>1.6<br>1.5 | Si<br>1.9<br>1.7 | P<br>2.2<br>2.1  | S<br>2.6<br>2.4  | Cl<br>3.2<br>2.8 | Ar |
| K<br>0.8<br>0.9  | Ca<br>1.0<br>1.0 | Sc<br>1.4<br>1.2 | Ti<br>1.5<br>1.3 | V<br>1.6<br>1.4  | Cr<br>1.7<br>1.6 | Mn<br>1.6<br>1.6 | Fe<br>1.8<br>1.6 | Co<br>1.9<br>1.7 | Ni<br>1.9<br>1.8 | Cu<br>1.9<br>1.8 | Zn<br>1.7<br>1.7 | Ga<br>1.8<br>1.8 | Ge<br>2.0<br>2.0 | As<br>2.2<br>2.2 | Se<br>2.6<br>2.5 | Br<br>3.0<br>2.7 | Kr |
| Rb<br>0.8<br>0.9 | Sr<br>1.0<br>1.0 | Y<br>1.2<br>1.1  | Zr<br>1.3<br>1.2 | Nb<br>1.6<br>1.2 | Mo<br>2.2<br>1.3 | Tc<br>1.9<br>1.4 | Ru<br>2.2<br>1.4 | Rh<br>2.3<br>1.5 | Pd<br>2.2<br>1.4 | Ag<br>1.9<br>1.4 | Cd<br>1.7<br>1.5 | In<br>1.8<br>1.5 | Sn<br>1.8<br>1.7 | Sb<br>2.1<br>1.8 | Te<br>2.1<br>2.0 | I<br>2.7<br>2.2  | Xe |
| Cs<br>0.8<br>0.9 | Ba<br>0.9<br>1.0 | La<br>1.1<br>1.1 | Hf<br>1.3<br>1.2 | Ta<br>1.5<br>1.3 | W<br>2.4<br>1.4  | Re<br>1.9<br>1.5 | Os<br>2.2<br>1.5 | Ir<br>2.2<br>1.5 | Pt<br>2.3<br>1.4 | Au<br>2.5<br>1.4 | Hg<br>2.0<br>1.4 | Tl<br>2.0<br>1.4 | Pb<br>1.9<br>1.5 | Bi<br>2.0<br>1.7 |                  |                  |    |

Elektronegativität  
nimmt ab ↓

**Edelmetalle haben nach Pauling eine relativ hohe Elektronegativität!**

# 7. Metallbindung

## Gliederung

7.1 Eigenschaften von Metallen

7.2 Die metallische Bindung

7.3 Leiter, Eigenhalbleiter, Isolatoren

7.4 Dotierte Halbleiter



*Atomium in Brüssel 1958  
(Fe-Elementarzelle in  
 $150 \cdot 10^{12}$ -facher Vergrößerung)*

# 7.1 Eigenschaften von Metallen

**80% aller bekannten Elemente sind Metalle, die eine Reihe von gemeinsamen Eigenschaften haben**

## Typische Eigenschaften

- **Niedrige Ionisierungsenergie ( $< 10$  eV) bzw. elektropositiver Charakter, d.h. Metalle bilden leicht Kationen**
- **Metallischer Glanz der Oberfläche**
- **Dehnbarkeit und plastische Verformbarkeit**
- **Gute thermische und elektrische Leitfähigkeit, die mit steigender Temperatur abnimmt**
- **Metallische Eigenschaften bleiben in der Schmelze erhalten und gehen erst im Dampfzustand verloren**

**⇒ Metallische Eigenschaften sind also an die Existenz größerer Atomverbände gebunden**

# 7.1 Eigenschaften von Metallen

Die elektrische Leitfähigkeit hängt stark von der Elektronenkonfiguration ab

|           |           |    |           |           |           |           |            |          |          |          |           |           |           |           |  |
|-----------|-----------|----|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|--|
| Li<br>11  | Be<br>18  |    |           |           |           |           |            |          |          |          |           |           |           |           |  |
| Na<br>23  | Mg<br>25  |    |           |           |           |           |            |          |          |          |           | Al<br>40  |           |           |  |
| K<br>15,9 | Ca<br>23  | Sc | Ti<br>1,2 | V<br>0,6  | Cr<br>6,5 | Mn<br>20  | Fe<br>11,2 | Co<br>16 | Ni<br>16 | Cu<br>65 | Zn<br>18  | Ga<br>2,2 |           |           |  |
| Rb<br>8,6 | Sr<br>3,3 | Y  | Zr<br>2,4 | Nb<br>4,4 | Mo<br>23  | Tc        | Ru<br>8,5  | Rh<br>22 | Pd<br>10 | Ag<br>66 | Cd<br>15  | In<br>12  | Sn<br>10  | Sb<br>2,8 |  |
| Cs<br>5,6 | Ba<br>1,7 | La | Hf<br>3,4 | Ta<br>7,2 | W<br>20   | Re<br>5,3 | Os<br>11   | Ir<br>20 | Pt<br>10 | Au<br>49 | Hg<br>4,4 | Tl<br>7,1 | Pb<br>5,2 | Bi<br>1   |  |

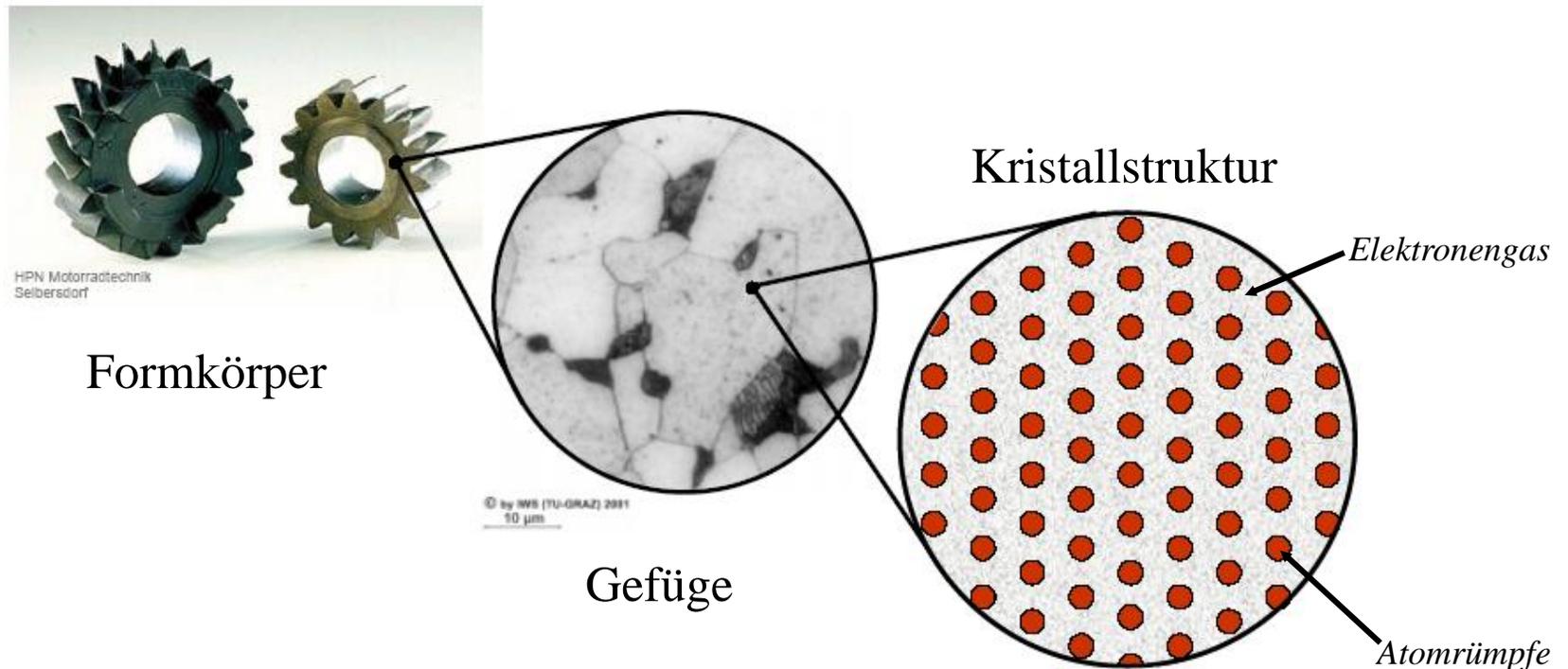
Elektrische Leitfähigkeit der Metalle bei 0 °C in  $10^6 \Omega^{-1}\text{m}^{-1}$

Die höchsten elektrischen Leitfähigkeiten haben die Elemente der 1. Nebengruppe (Gruppe 11) mit der Elektronenkonfiguration  $[\text{Ar}]3\text{d}^{10}4\text{s}^1$ ,  $[\text{Kr}]4\text{d}^{10}5\text{s}^1$ ,  $[\text{Xe}]5\text{d}^{10}6\text{s}^1$

# 7.2 Die metallische Bindung

## Elektronengasmodell

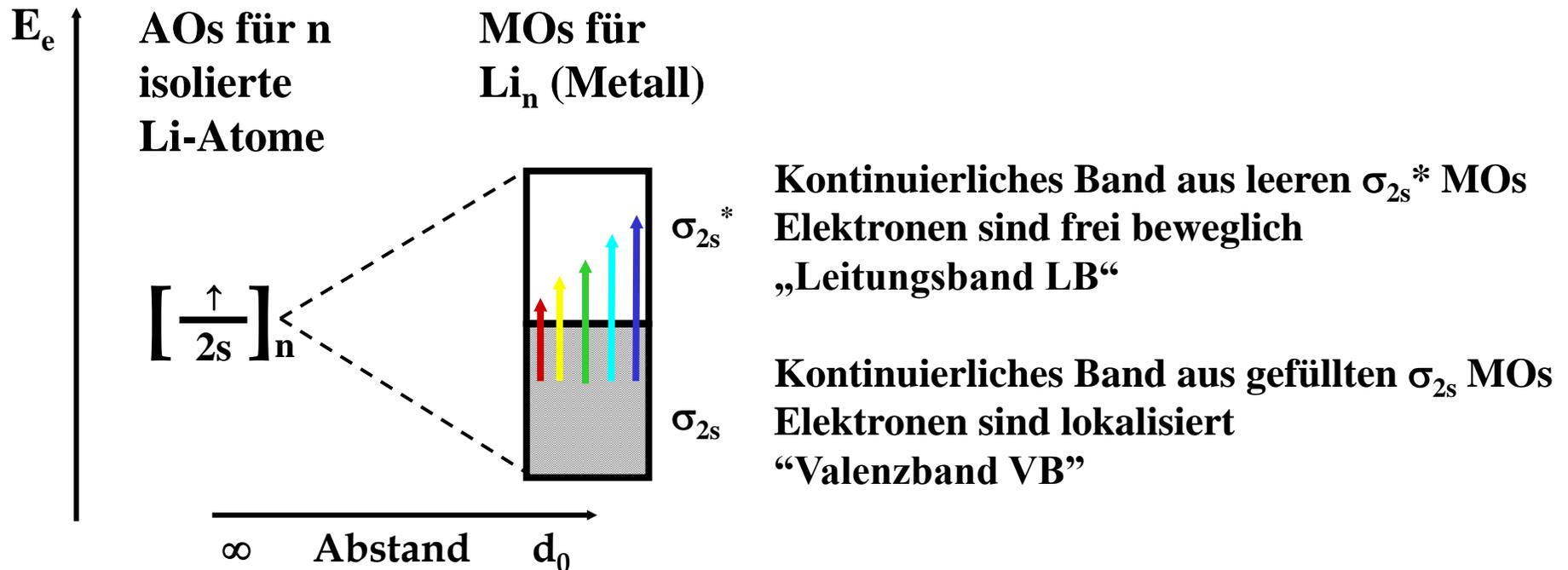
Metalle bestehen aus kleinen Kristallen (Kristalliten). Die Atomrümpfe sind periodisch angeordnet und die Valenzelektronen bilden ein „Elektronengas“.



**Das Modell erklärt die hohe elektrische und thermische Leitfähigkeit, aber nicht die thermodynamischen (Wärmekapazität) oder die optischen Eigenschaften**

# 7.2 Die metallische Bindung

## Energiebändermodell



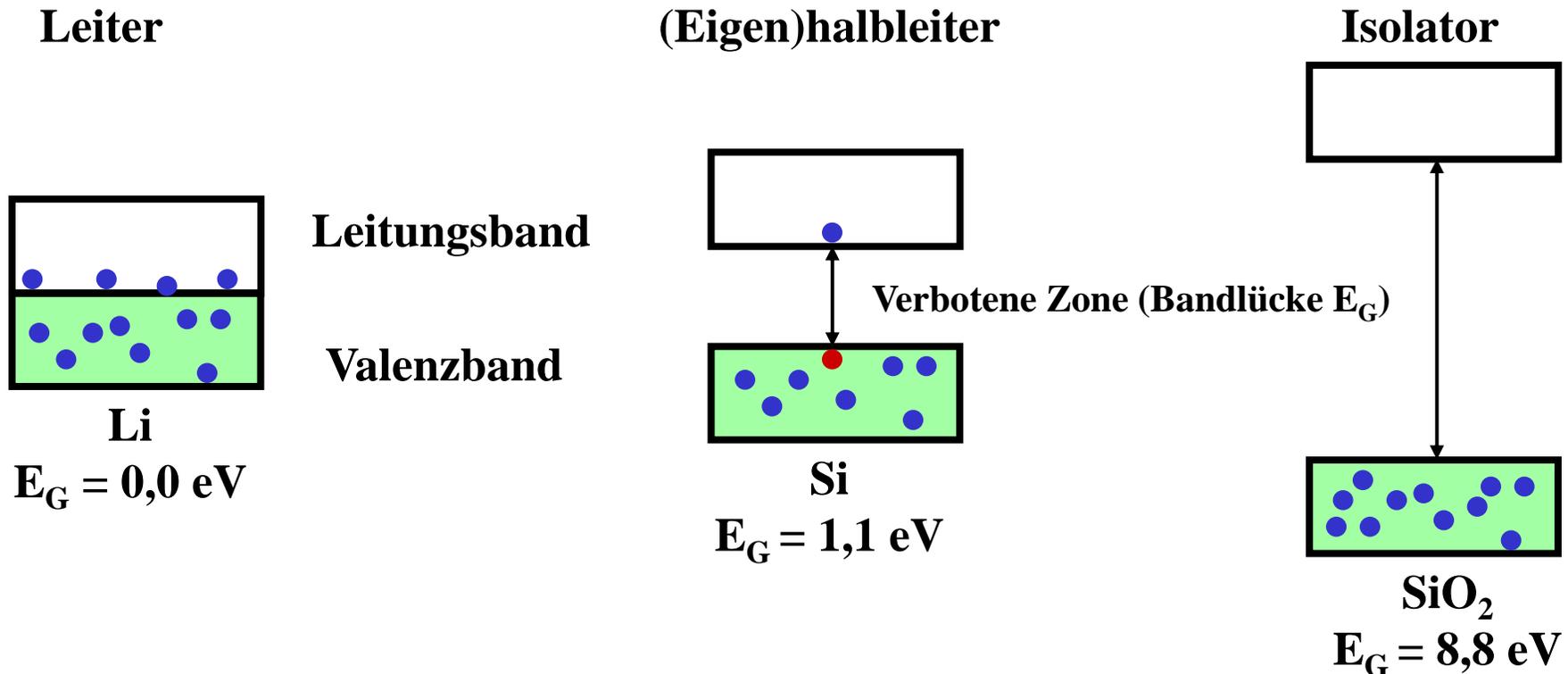
**Elektronen aus dem Valenzband lassen sich durch geringste Anregungsenergien in das Leitungsband überführen**

**⇒ Absorption und Emission aller Wellenlängen ohne Energieverlust**

**⇒ Breitbandige Reflexion (Spiegel) und metallischer Glanz (polierte Metalloberflächen)**

# 7.3 Leiter, Eigenhalbleiter, Isolatoren

Die Ausprägung der metallischen Eigenschaften hängen vom Energieabstand des Valenzbandes zum Leitungsband ab



Bei Eigenhalbleitern wird elektrische Leitfähigkeit durch thermisch oder optisch induzierte Überführung von Valenzbandelektronen in das Leitungsband erreicht

# 7.4 Dotierte Halbleiter

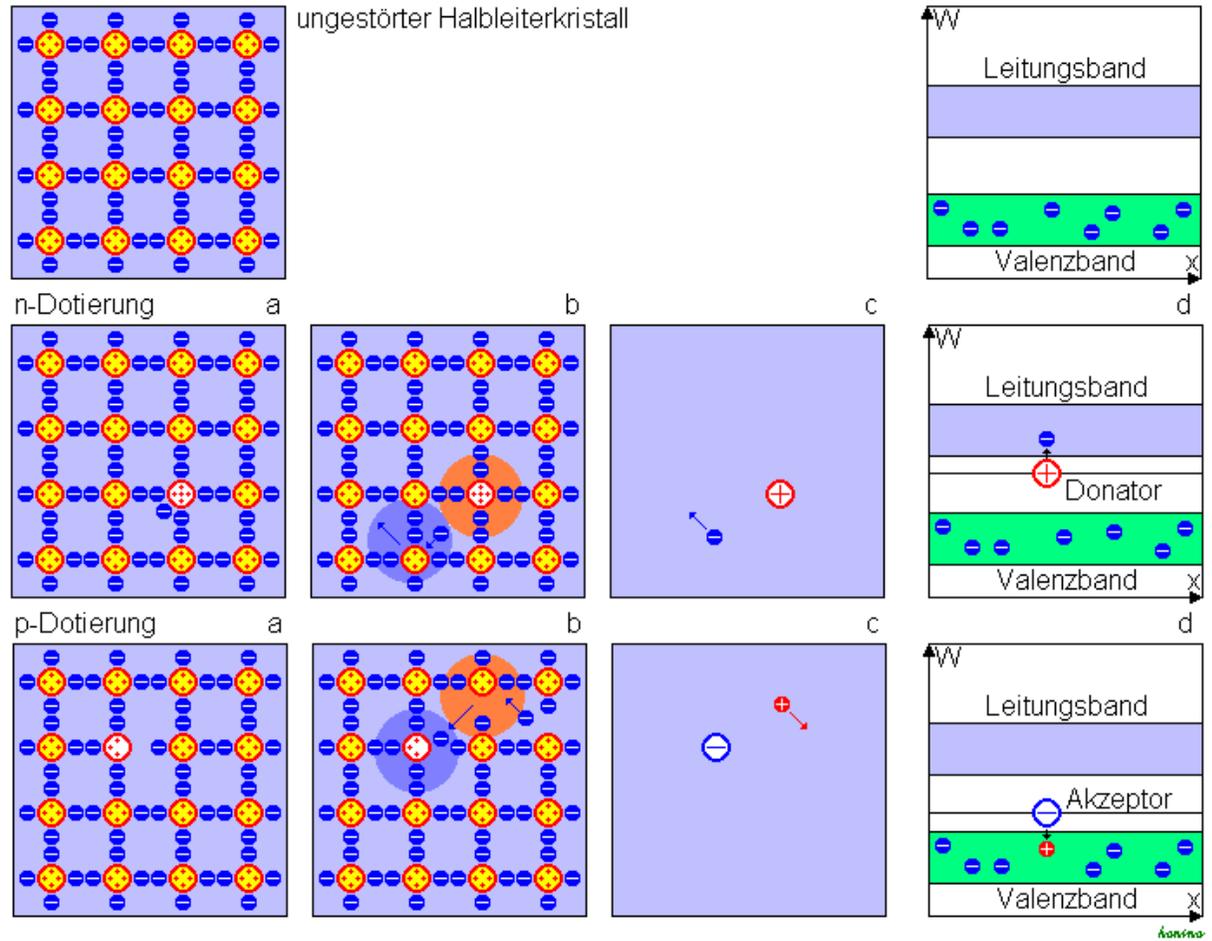
**Die Leitfähigkeit von Eigenhalbleitern kann durch gezielte Dotierung erhöht werden.**

**Dotierung** meint hier den **Einbau von Störstellen** in den Kristall.

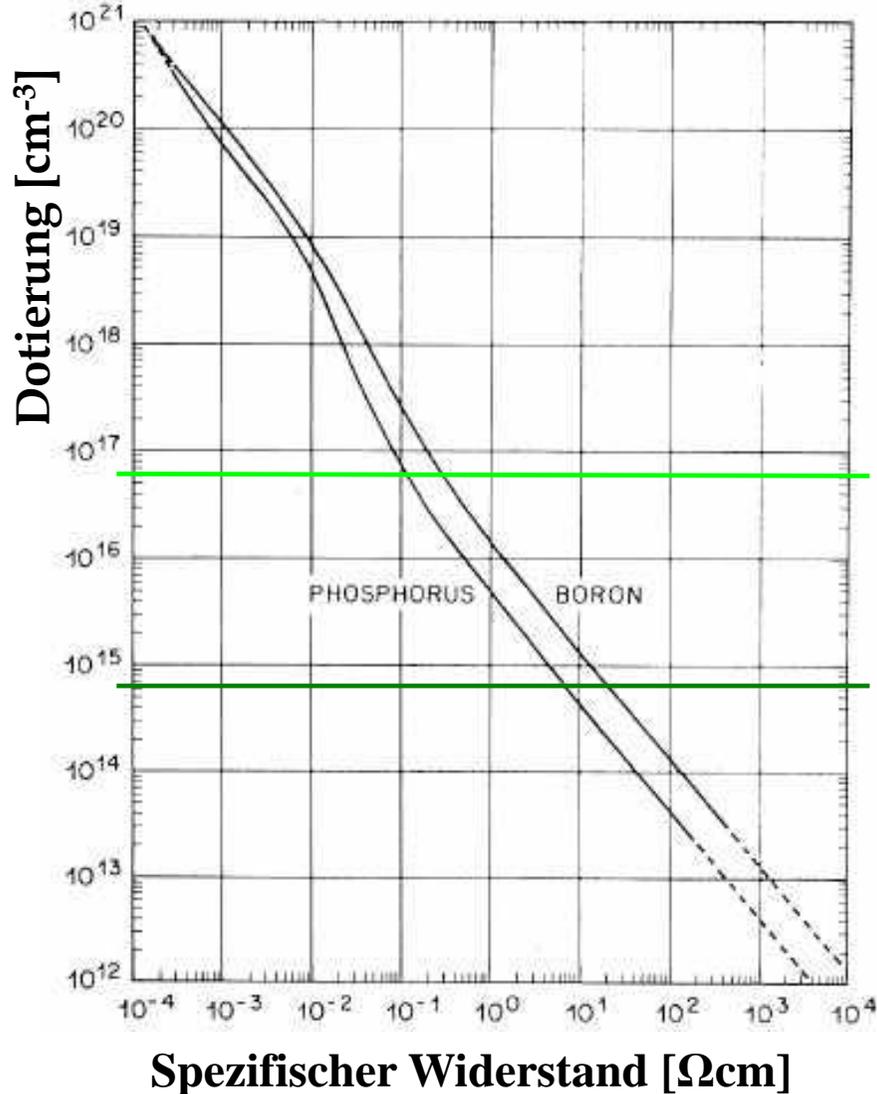
**Elemente mit abweichender elektronischer Struktur** sorgen für

**Elektronenleitung**  
(→ **n-Dotierung**)

**oder**  
**Lochleitung**  
(→ **p-Dotierung**).



# 7.4 Dotierte Halbleiter



## Beispiel Silizium

n-Dotierung (Elektronenleitung)

P, As, Sb (Donatoren)

p-Dotierung (Lochleitung)

B, Al, Ga, In (Akzeptoren)

Die elektrische Leitfähigkeit  $\sigma$  [S/m] ist der Kehrwert des spezifischen Widerstands.

Für Halbleiter:  $\sigma = f$  (Dotierung)

Si  $4,35 \times 10^{-4}$  S/m

n-Si

1 ppm

$9 \times 10^2$  S/m

p-Si

$5 \times 10^2$  S/m

1 ppb

$6 \times 10^0$  S/m

$9 \times 10^{-1}$  S/m

# 8. Das chemische Gleichgewicht

## Gliederung

### 8.1 Vorbemerkungen

### 8.2 Prinzip von Le Chatelier

### 8.3 Löslichkeitsgleichgewichte

### 8.4 Homogene Gleichgewichte

### 8.5 Heterogene Gleichgewichte

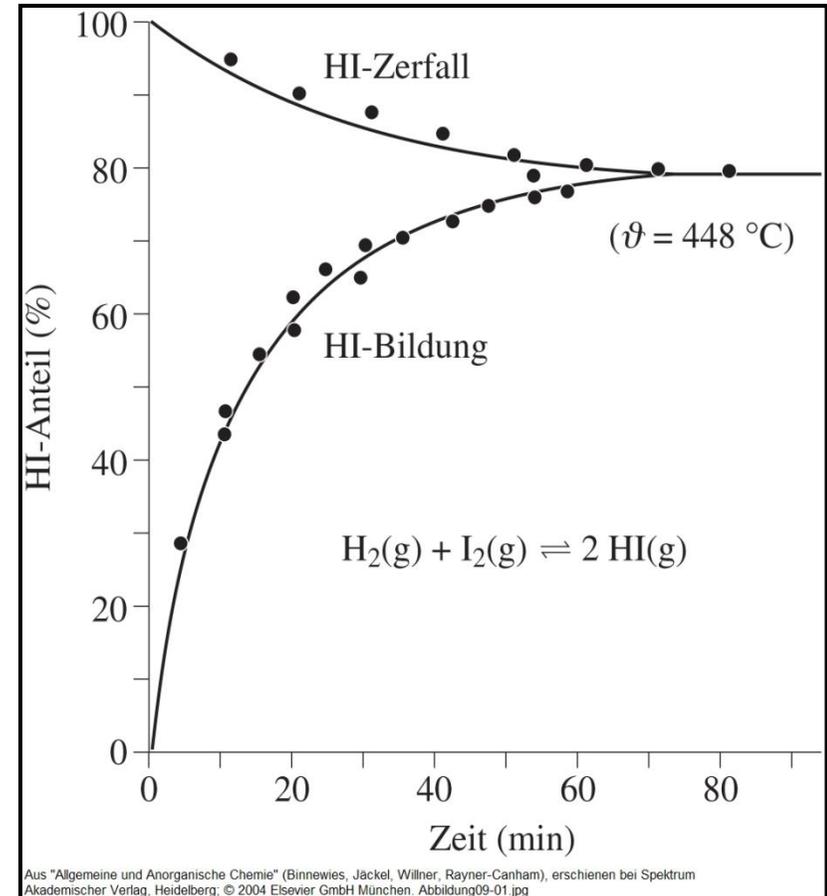


# 8.1 Vorbemerkungen

**Der Begriff Gleichgewicht täuscht die absolute Stabilität von dynamischen Situationen vor! Der Gleichgewichtszustand ist kein Ruhezustand, sondern dynamisch, wobei nur makroskopisch keine Veränderungen festzustellen sind!**

## Beispiele

- **Biologische Gleichgewichte:**  
Regenwald (Wachstum ↔ Abbau)
- **Physikalische Gleichgewichte:**  
Treibhaus (Einstrahlung ↔ Abstrahlung)  
Sterne (Strahlungsdruck ↔ Gravitation)
- **Chemische Gleichgewichte:**  
Reversible Reaktionen, wie z.B.  
$$\text{C(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO(g)}$$
$$\text{SO}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_3\text{(g)}$$
$$\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$$
$$\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI(g)}$$

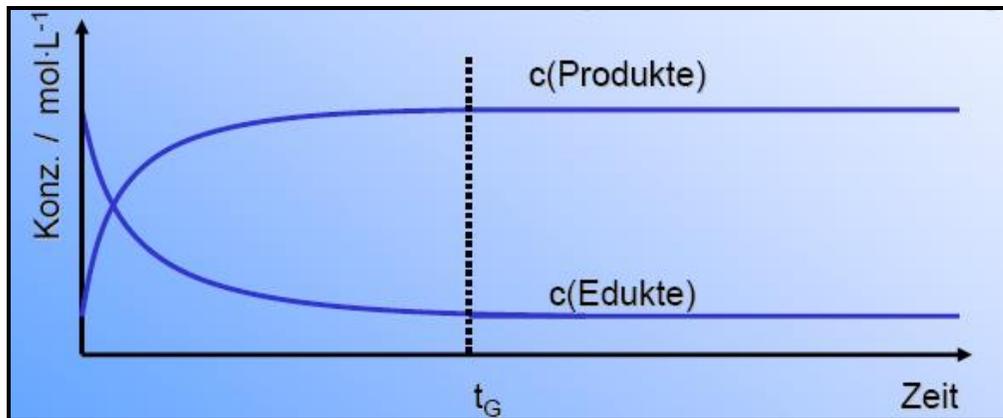
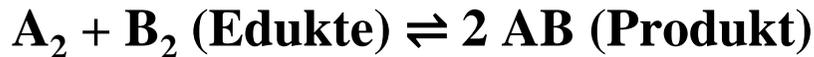


# 8.1 Vorbemerkungen

## Der Gleichgewichtszustand

- Die Konzentrationen aller beteiligten Substanzen bleiben konstant
- Hin- und Rückreaktion laufen gleichzeitig und mit gleichen Geschwindigkeiten  $v$  ab

Gleichgewichtsreaktion zwischen 2 Reaktionspartnern:



$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c(\text{Edukte})$$

$$v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c(\text{Produkte})$$

$$\text{Im Gleichgewicht: } v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$$

Die Gleichgewichtseinstellung benötigt die Zeit  $t_G$  und kann durch einen Katalysator beschleunigt werden

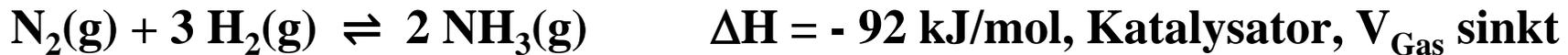
## 8.2 Prinzip von Le Chatelier

**Übt man auf ein System, das im Gleichgewicht ist, durch Druck-, Temperatur- oder Konzentrationsänderungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass sich ein neues Gleichgewicht einstellt, bei dem dieser Zwang reduziert ist.**

**Beeinflussung der Gleichgewichtslage chemischer Reaktion durch**

- 1. Änderung der Konzentrationen bzw. der Partialdrücke**
- 2. Temperaturänderungen**
- 3. Druckänderungen (bei Reaktionen mit einer Stoffmengenänderungen der gasförmigen Komponenten)**

**Beispiel: Ammoniaksynthese im Haber-Bosch-Verfahren**



**Temperaturerhöhung  $\Rightarrow$  GG verschiebt sich auf Eduktseite, Aktivierung  $\text{N}_2$ , Katalysatorwirkung**

**Druckerhöhung  $\Rightarrow$  GG verschiebt sich auf Produktseite**

**Produktentfernung  $\Rightarrow$  GG verschiebt sich auf Produktseite**

## 8.3 Löslichkeitsgleichgewichte

Zur Beschreibung der Lage des Löslichkeitsgleichgewichts von Salzen wird das Löslichkeitsprodukt verwendet.



$$K = \frac{c^m(A^+) \cdot c^n(B^-)}{c(A_m B_n)}$$

Da die Konzentration von  $A_m B_n$  bei konstanter Temperatur konstant ist, kann man die Gleichung auch mit  $c(A_m B_n)$  multiplizieren  $\Rightarrow$  **Löslichkeitsprodukt**

d.h.  $K_L = K \cdot c(A_m B_n)$

$$K_L = c^m(A^+) \cdot c^n(B^-)$$



$$K_L = c(Ag^+) \cdot c(Cl^-) = 2,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/l^2$$

$$pK_L = 9,7 \quad (p = -\log_{10})$$

Konzentration an  $Ag^+$ -Ionen:  $c(Ag^+) = \sqrt{K_L} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ , da  $c(Ag^+) = c(Cl^-)$

# 8.3 Löslichkeitsgleichgewichte

## Löslichkeitsprodukte schwerlöslicher Salze

| Salz             | pK <sub>L</sub> -Wert* | Salz                            | pK <sub>L</sub> -Wert* |
|------------------|------------------------|---------------------------------|------------------------|
| MgF <sub>2</sub> | 8,2                    | Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | 2,7                    |
| CaF <sub>2</sub> | 9,7                    | MgCO <sub>3</sub>               | 4,5                    |
| BaF <sub>2</sub> | 5,7                    | CaCO <sub>3</sub>               | 8,3                    |
| AgCl             | 9,7                    | CaSO <sub>4</sub>               | 4,7                    |
| AgBr             | 12,3                   | BaSO <sub>4</sub>               | 9,0                    |
| AgI              | 16,1                   | Mg(OH) <sub>2</sub>             | 12,0                   |
| PbS              | 27,5                   | Ca(OH) <sub>2</sub>             | 5,4                    |
| ZnS              | 24,0                   | Al(OH) <sub>3</sub>             | 32,7                   |
| FeS              | 18,4                   | Fe(OH) <sub>2</sub>             | 14,7                   |
| HgS              | 53,7                   | Fe(OH) <sub>3</sub>             | 37,3                   |

\*auf Aktivitäten bezogen

Exp. Untersuchungen zur Löslichkeit von Salzen zeigen, dass die Löslichkeit von der Konzentration des Salzes und der von Fremdsalzen abhängen

Aktivität:  $a = \gamma \cdot c$   
(wirksame Konzentration)

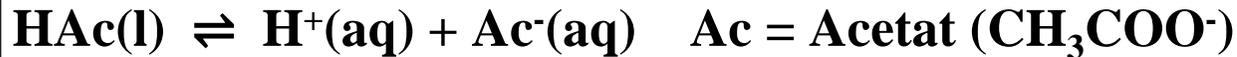
Stark verdünnte Lösungen  
 $\gamma \approx 1,0$  d.h.  $a = c$   
 Konzentrierte Lösungen  
 $\gamma = 0,0 \dots 1,0$  d.h.  $a < c$

Die Größe des Aktivitätskoeffizienten hängt von der Ionenstärke, der Ionenladung und dem Ionenradius ab

# 8.4 Homogene Gleichgewichte

Man spricht von homogenen Gleichgewichten, wenn alle Reaktionspartner in der gleichen Phase vorliegen (Lösung oder Gasphase)

## In Lösungen



$$K_c = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

## In der Gasphase



$$K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

$pV = nRT \Rightarrow p = cRT \Rightarrow c = p/RT$  einsetzen ergibt

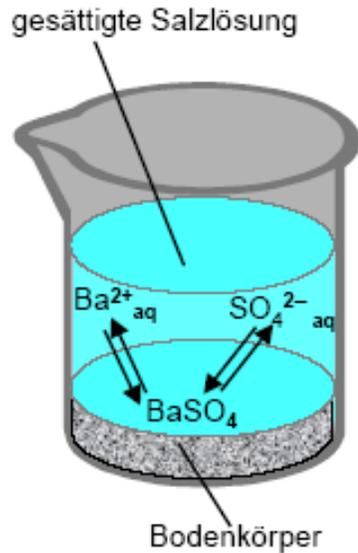
$$K_p = \frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} RT$$

**Allgemeiner Zusammenhang zwischen  $K_p$  und  $K_c$**   
( $\Delta v$  ist die Differenz der Teilchenzahl zwischen Produkt- und Eduktseite)

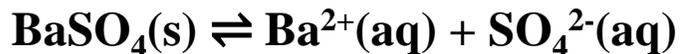
$$K_p = K_c \frac{1}{(R \cdot T)^{\Delta v}}$$

# 8.5 Heterogene Gleichgewichte

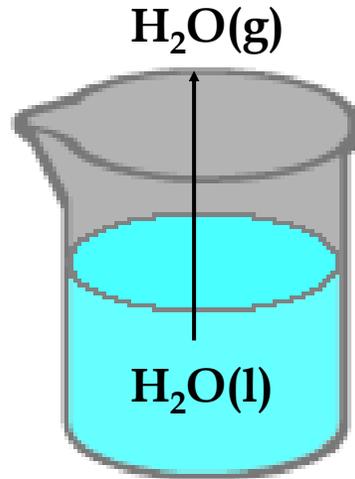
Man spricht von heterogenen Gleichgewichten, wenn die Reaktionspartner in verschiedenen Phasen vorliegen



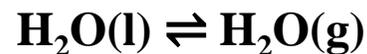
Löslichkeitsgleichgewichte



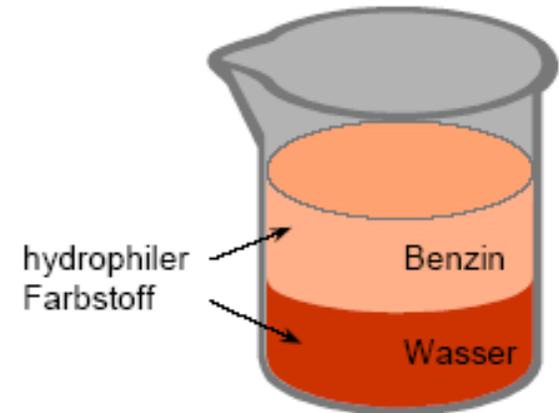
$$K = K_L = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$



Phasengleichgewichte



$$K_p = p(\text{H}_2\text{O})$$



Verteilungsgleichgewichte



$$K = c(F_{\text{Benzin}}) / c(F_{\text{aq}})$$

(Nernst'scher Verteilungssatz)

# 9. Säuren und Basen

## Gliederung

9.1 Historisches

9.2 Definitionen

9.3 Stärke von Säuren und Basen

9.4 Zusammenfassung



# 9.1 Historisches

## Säuren

- haben sauren Geschmack
  - Zitronensäure, Essigsäure
  - Salzsäure, Phosphorsäure
- lösen unedle Metalle unter Wasserstoffentwicklung
- Färben Pflanzenfarbstoffe rot (Rotkohl, Lackmus)  
→ Säurebegriff (**Robert Boyle 1663**)

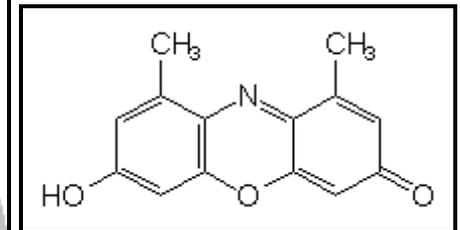
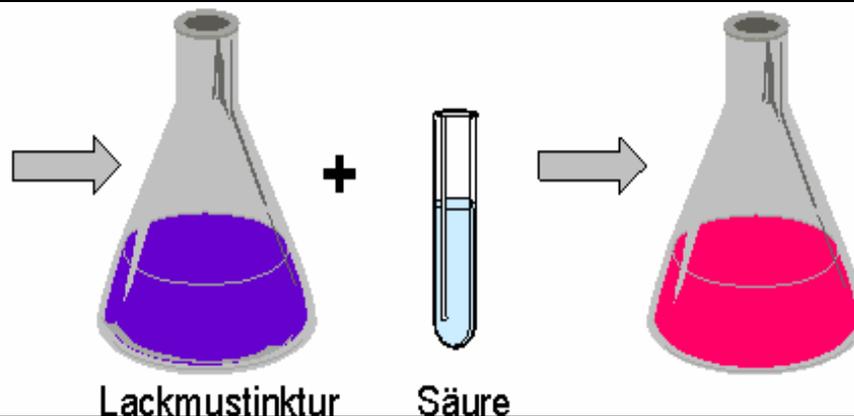
## Basen

- schmecken bitter bis seifig
- geben basische bzw. alkalische Lösungen (Laugen)
- lösen einige organische Stoffe durch Verseifung
- reagieren mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasser

*Rocella  
tinctoria*



Flechten



*Orcein*

## 9.2 Definitionen - Arrhenius (1884)

**Saure Eigenschaften werden durch H<sup>+</sup>-Ionen, basische durch OH<sup>-</sup>-Ionen verursacht**

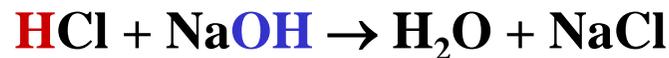
**Säuren bilden durch Dissoziation in wässriger Lösung H<sup>+</sup>-Ionen:**

- $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

**Basen bilden durch Dissoziation in wässriger Lösung OH<sup>-</sup>-Ionen:**

- $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

**Neutralisation:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$   $\Delta\text{H} = -57,4 \text{ kJ/mol}$**



### **Problem**

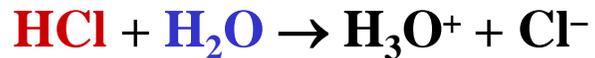
**Nach dieser Definition ist Ammoniak NH<sub>3</sub> keine Base, obwohl es basisch reagiert:**

- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

## 9.2 Definitionen - Brønsted und Lowry (1923)

**Säure/Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen (in Wasser)**

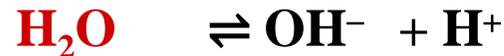
**Säuren sind Stoffe, die Protonen an einen Reaktionspartner abgeben:**



**Basen sind Stoffe, die Protonen von einem Reaktionspartner aufnehmen:**



**Konjugiertes Säure-Base-Paar:**  $\text{Säure} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{Proton}$



- An Protonenübertragungsreaktionen sind immer 2 Säure-Base-Paare beteiligt
- $\text{H}_2\text{O}$  reagiert je nach Reaktionspartner als Säure oder Base (Ampholyt)
- Die Zuordnung eines Stoffes als Säure oder Base hängt vom Reaktionspartner ab

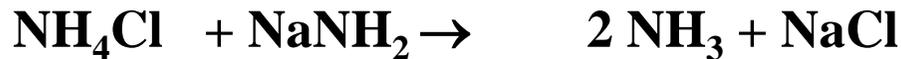
## 9.2 Definitionen - Brønsted und Lowry (1923)

**Der Lowry/Brønsted Säure-Basen-Begriff umfasst auch Reaktionen ohne Lösungsmittel (Gasphase) und in anderen protischen Lösungsmitteln**

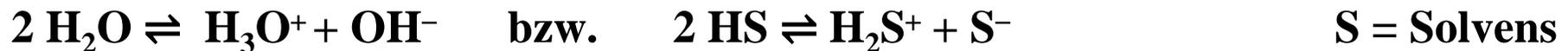
**In der Gasphase:**



**In flüssigem Ammoniak als Lösungsmittel:**



**In protischen Lösungsmitteln mit Eigendissoziation (Autoprotolyse)**



wirken

**Stoffe, welche die Kationenkonzentration des Solvens erhöhen, als Säure**

**Stoffe, welche die Anionenkonzentration des Solvens erhöhen, als Base**

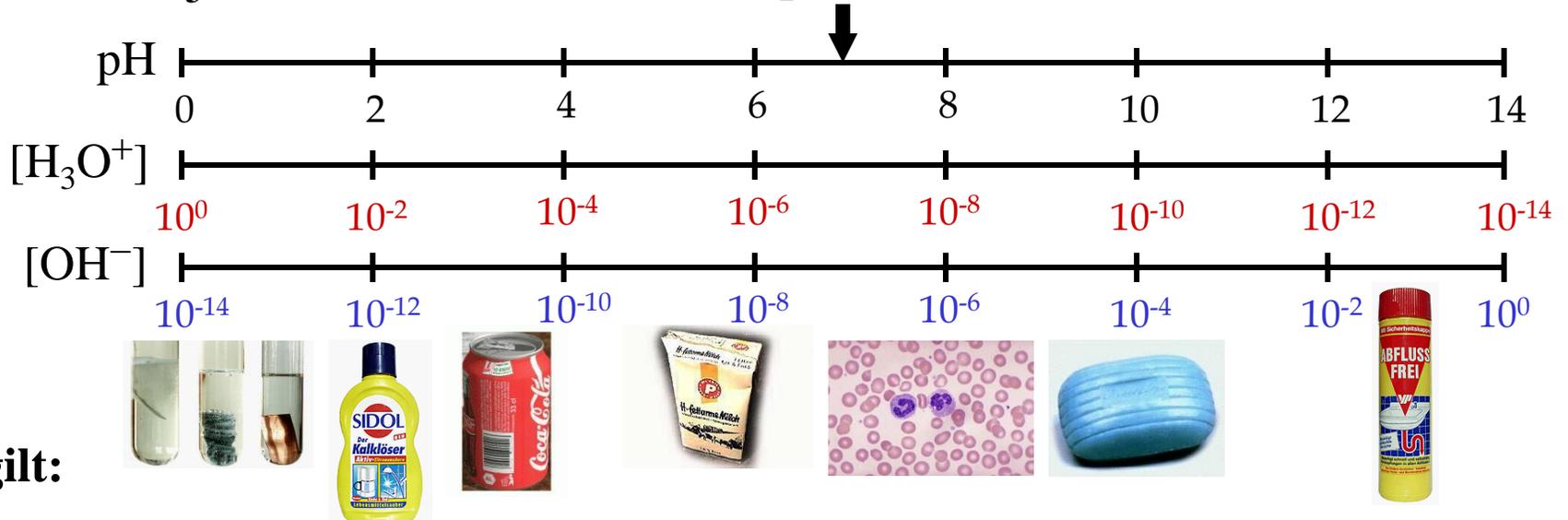
# 9.2 Definitionen - Der pH-Wert

Der pH-Wert ist der neg. dekadische Logarithmus der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen Konzentration

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

pH = frz. puissance d'hydrogène (J. Sørensen 1909)

Neutralpunkt:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 7$



Analog gilt:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

In wässrigen Lösungen ist das Produkt der Konzentration der  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$ -Ionen konstant:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

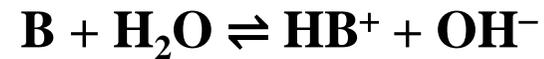
## 9.3 Stärke von Säuren und Basen

**Nach Brønsted/Lowry ist die Stärke einer Säure bzw. Base abhängig von ihrem Dissoziationsgrad in einem Lösungsmittel (Wasser)**

Reaktion einer Säure mit Wasser



Reaktion einer Base mit Wasser



Die Gleichgewichtsquotienten ergeben sich gemäß dem Massenwirkungsgesetz zu

$$K^*[\text{H}_2\text{O}] = K_s = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$K^*[\text{H}_2\text{O}] = K_B = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$\text{p}K_s = -\log K_s$$

$$\text{p}K_B = -\log K_B$$

$K_s$  = Säurekonstante

$K_B$  = Basenkonstante

In Wasser ist die stärkste Säure das  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ion, die stärkste Base das  $\text{OH}^-$ -Ion

# 9.3 Stärke von Säuren und Basen

**Brønsted Säuren und Basen lassen sich in einer protochemischen Reihe anordnen**

| Säure                          | ⇌ | Base  | + H <sup>+</sup> | pKs-Wert | Name                | Säurestärke ↑ |
|--------------------------------|---|---|------------------|----------|---------------------|---------------|
| HClO <sub>4</sub>              |   | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>               | + H <sup>+</sup> | -10      | Perchlorsäure       |               |
| HCl                            |   | Cl <sup>-</sup>                             | + H <sup>+</sup> | -7       | Chlorwasserstoff    |               |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |   | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>               | + H <sup>+</sup> | -3       | Schwefelsäure       |               |
| HNO <sub>3</sub>               |   | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | + H <sup>+</sup> | -1.4     | Salpetersäure       |               |
| H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>  |   | H <sub>2</sub> O                            | + H <sup>+</sup> | 0        | Hydronium-Ion       |               |
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> |   | H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | + H <sup>+</sup> | 2.2      | Phosphorsäure       |               |
| CH <sub>3</sub> COOH           |   | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>            | + H <sup>+</sup> | 4.75     | Essigsäure          |               |
| H <sub>2</sub> S               |   | HS <sup>-</sup>                             | + H <sup>+</sup> | 7.2      | Schwefelwasserstoff |               |
| NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>   |   | NH <sub>3</sub>                             | + H <sup>+</sup> | 9.25     | Ammonium-Ion        |               |
| H <sub>2</sub> O               |   | OH <sup>-</sup>                             | + H <sup>+</sup> | 14       | Wasser              |               |

**Dissoziationsgrad einer Säure in Wasser:**

$$\text{Dissoziation} = \frac{100}{1 + 10^{(\text{pks}-\text{pH})}} \text{ [%]}$$

# 9.4 Zusammenfassung

## Fundamentelle Gemeinsamkeit aller Säure-Base Definitionen

- Eine **Säure** ist eine Verbindung, die eine positiv geladene Spezies abspaltet oder eine negativ geladene Spezies aufnimmt
- Eine **Base** ist eine Verbindung, die eine negativ geladene Spezies abspaltet oder eine positiv geladene Spezies aufnimmt

## Allgemeinste Definition

- **Azidität** ist der positive Charakter einer chemischen Spezies, welcher durch eine Reaktion mit einer Base erniedrigt wird
- **Basizität** ist der negative Charakter einer chemischen Spezies, welcher durch eine Reaktion mit einer Säure erniedrigt wird

## Stärke von Säuren und Basen

- Die Stärke hängt von der Ladungsdichte ab (Ladung pro Volumen)
- Stärkste **Säure**: Proton **H<sup>+</sup>** (Größe  $\sim 10^{-13}$  cm)
- Stärkste **Base**: Elektron **e<sup>-</sup>** (Elementarteilchen)

# 10. Redoxvorgänge

## Gliederung

10.1 Oxidationszahlen

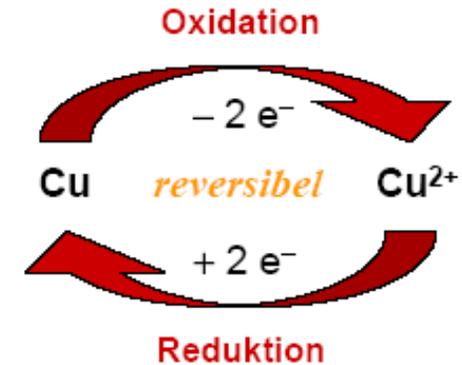
10.2 Oxidation und Reduktion

10.3 Galvanische Elemente

10.4 Elektrolyse

10.5 Galvanische Spannungsquellen

10.6 Korrosion- und Korrosionsschutz



# 10.1 Oxidationszahlen

## Allgemeine Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahlen

### 1. Elemente

Die Oxidationszahl eines Atoms im elementaren Zustand ist null

### 2. Ionenverbindungen

Die Oxidationszahlen sind mit der Ionenladung identisch

| Verbindung                     | Ionen   | Oxidationszahlen                        |
|--------------------------------|---|---|
| NaCl                           | Na <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup>                       | Na <sup>+I</sup> Cl <sup>-I</sup>       |
| Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> | Fe <sup>2+</sup> 2 Fe <sup>3+</sup> , 4 O <sup>2-</sup> | Fe <sup>+II/+III</sup> O <sup>-II</sup> |

### 3. Kovalente Verbindungen

Die Oxidationsstufen der Atome werden durch Heterolyse ermittelt

| Verbindung       | Lewisformel | fiktive Ionen                       | Oxidationszahlen                  |
|------------------|-------------|-------------------------------------|-----------------------------------|
| HCl              | H-Cl        | H <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup>    | H <sup>+I</sup> Cl <sup>-I</sup>  |
| H <sub>2</sub> O | H-O-H       | 2 H <sup>+</sup> , O <sup>2-</sup>  | H <sup>+I</sup> O <sup>-II</sup>  |
| CO <sub>2</sub>  | O=C=O       | C <sup>4+</sup> , 2 O <sup>2-</sup> | C <sup>+IV</sup> O <sup>-II</sup> |

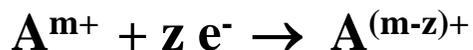
# 10.2 Oxidation und Reduktion

**Oxidation = Elektronenabgabe, d.h. Erhöhung der Oxidationszahl**



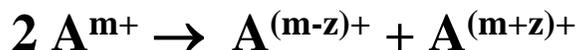
„Rosten von Eisen“

**Reduktion = Elektronenaufnahme, d.h. Erniedrigung der Oxidationszahl**



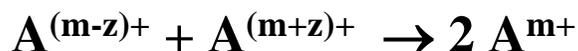
„Silberspiegelreaktion“

**Disproportionierung**



⇒ Instabilität von  $Cu^{+}$

**Komproportionierung**



⇒ Braunsteinbildung

# 10.2 Oxidation und Reduktion

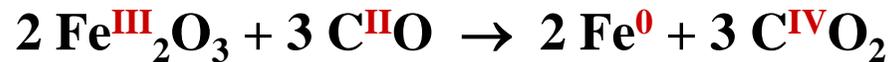
**Redoxreaktionen sind reversibel**

Oxidation von Eisen zu  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

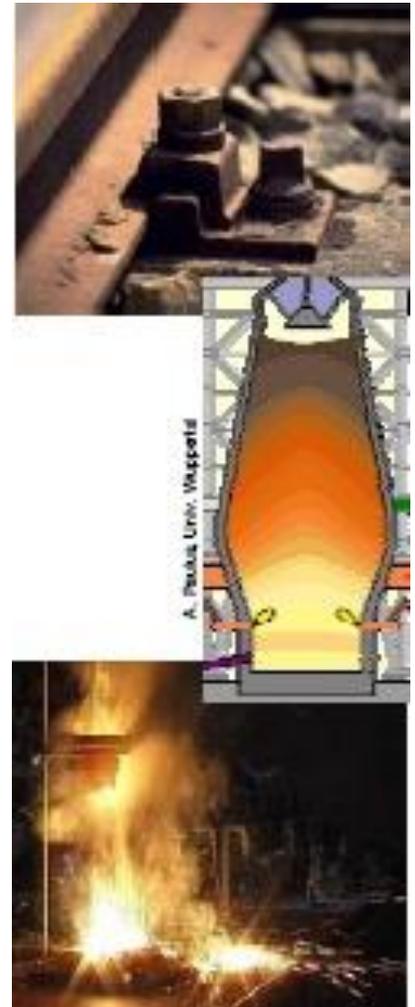


Reduktion von  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  zu Eisen

a) Hochofen-Prozess



b) Thermit-Reaktion (Schweißen von Schienen)



# 10.2 Oxidation und Reduktion

## Exkurs: Höllenstein ( $\text{AgNO}_3$ )

$\text{Ag}^+$  ( $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ) ist ein starkes Oxidationsmittel und kann daher organische Materie oxidieren, wobei es selbst zu  $\text{Ag}^0$  reduziert wird.

### Verwendung

- Entfernung von Warzen
- Desinfektion
- Entfernung wuchernden Gewebes



# 10.3 Galvanische Elemente

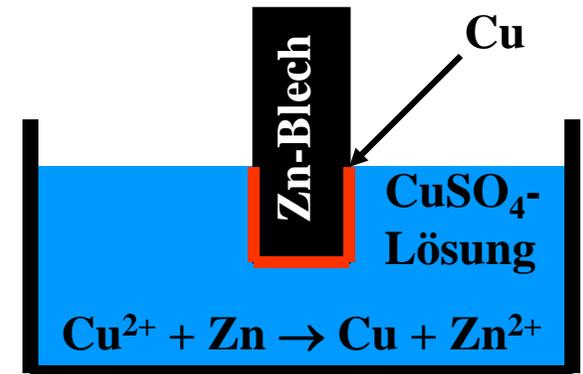
Die Funktionsweise galvanischer Elemente beruht auf der unterschiedlichen Neigung chemischer Spezies Elektronen aufzunehmen bzw. abzugeben

|   | <u>Reduzierte Form</u>              |                      | <u>Oxidierter Form</u>          |                    |
|---|-------------------------------------|----------------------|---------------------------------|--------------------|
| <b>Steigende Tendenz zur<br/>Elektronenabgabe ↑</b> | Na                                  | $\rightleftharpoons$ | Na <sup>+</sup>                 | + e <sup>-</sup>   |
|   | Zn                                  | $\rightleftharpoons$ | Zn <sup>2+</sup>                | + 2 e <sup>-</sup> |
|   | Fe                                  | $\rightleftharpoons$ | Fe <sup>2+</sup>                | + 2 e <sup>-</sup> |
|   | H <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O | $\rightleftharpoons$ | 2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> |
|   | Cu                                  | $\rightleftharpoons$ | Cu <sup>2+</sup>                | + 2 e <sup>-</sup> |
|   | 2 I <sup>-</sup>                    | $\rightleftharpoons$ | I <sub>2</sub>                  | + 2 e <sup>-</sup> |
|   | Fe <sup>2+</sup>                    | $\rightleftharpoons$ | Fe <sup>3+</sup>                | + e <sup>-</sup>   |
|   | 2 Cl <sup>-</sup>                   | $\rightleftharpoons$ | Cl <sub>2</sub>                 | + 2 e <sup>-</sup> |

Steigende Tendenz zur  
Elektronenaufnahme ↓

## Beispiele

1. Abscheidung von Ag auf einem Kupferpfennig
2. Abscheidung von Cu auf einem Zinkblech →

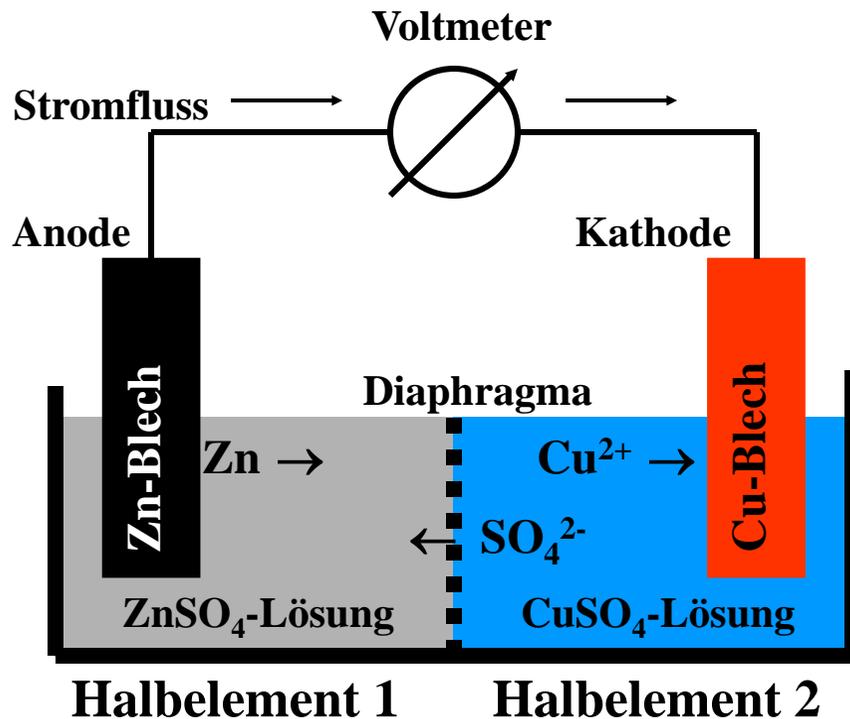


# 10.3 Galvanische Elemente

In einem galvanischen Element sind Oxidation und Reduktion räumlich durch ein Diaphragma, das aus porösem Material besteht, getrennt.

## Daniell-Element

Beispiel:  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$



Redoxpaar 1 (Halbelement 1)



Redoxpaar 2 (Halbelement 2)



Der Strom, der von der Anode (Zn) zur Kathode (Cu) fließt, entspricht der in der Redoxreaktion übertragenen Elektronenzahl. Das Gesamtpotential ergibt sich aus der Differenz der Redoxpotentiale

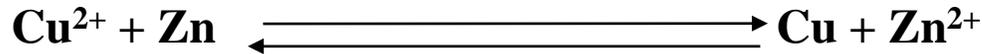
$$\Delta E = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} \text{ (Elektromotorische Kraft)}$$

# 10.4 Elektrolyse

**Redoxvorgänge, die nicht freiwillig ablaufen, können durch Zuführung elektrischer Arbeit erzwungen werden**

**Beispiel**

freiwillig (galvanischer Prozess)

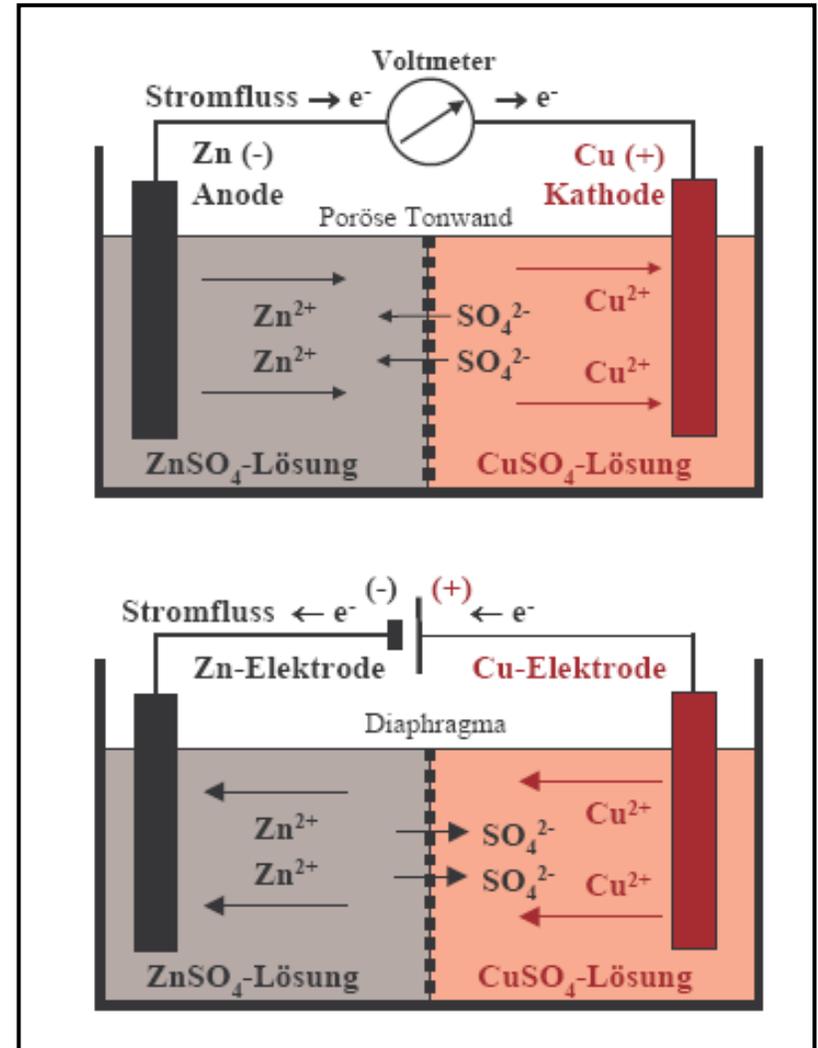


erzwungen (Elektrolyse)

Bei der Elektrolyse wird eine Gleichspannung  $U$  angelegt

$U = \text{Zersetzungsspannung } \Delta E + \text{Überspannung}$

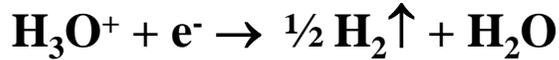
Die Überspannung wird wegen der kinetischen Hemmung der Produktbildung an den Elektroden benötigt



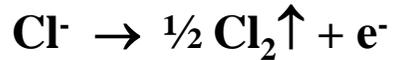
# 10.4 Elektrolyse

## Elektrolyse von Salzsäure

### Kathodenreaktion



### Anodenreaktion



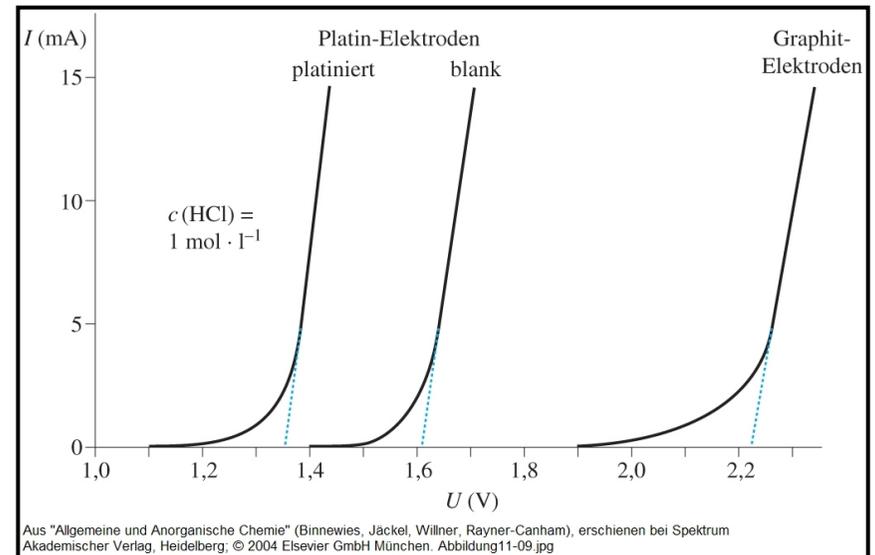
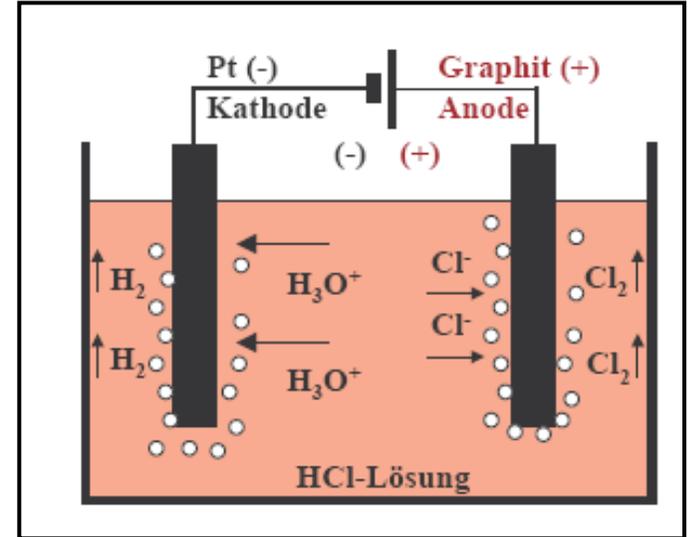
### Gesamtreaktion



$$\Delta E = E^0_{1/2\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - E^0_{\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2} = 1,36 \text{ V}$$

Die Überspannung hängt von vielen Faktoren ab:

- Elektrodenmaterial
- Stromdichte
- Temperatur
- abgeschiedener Stoff
- .....



# 10.5 Galvanische Spannungsquellen

**Galvanische Elemente sind Energieumwandler, in denen chemische Energie, direkt in elektrische Energie umgewandelt wird.**

**Primärelemente**

**Sekundärelemente (Akkumulatoren)**

**Brennstoffzellen**

**irreversibel**

**reversibel**

**irreversibel**

**Primärelemente ⇒**

**Minupol**

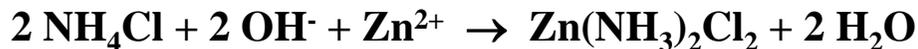


**Pluspol**

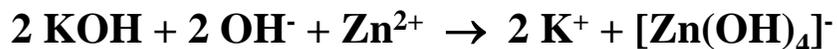


**Elektrolyt**

**Zink-Kohle-Batterie (Leclanche-Element)**

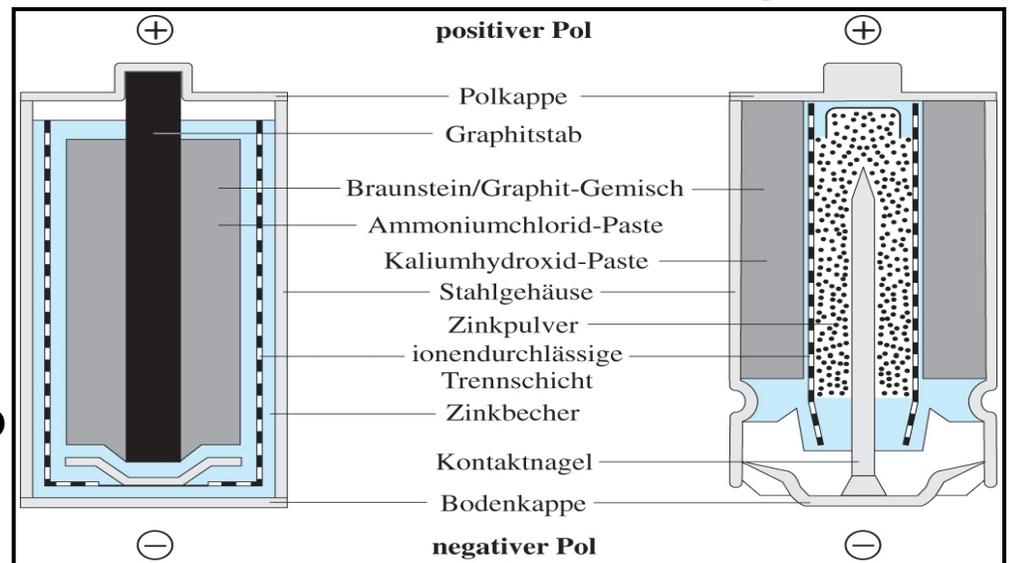


**Alkali-Mangan-Batterie**



**Zink-Kohle-Batterie**

**Alkali-Mangan-Batterie**



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jackel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung 11-11.jpg

# 10.5 Galvanische Spannungsquellen

## Sekundärelemente

### 1. Ni-Cd-Akku



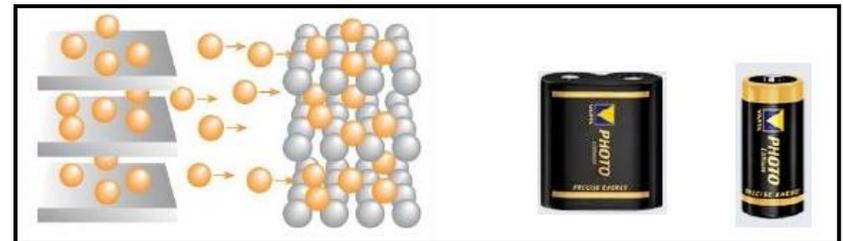
### 2. Pb-Akku



### 3. Lithium-Ionen-Akku



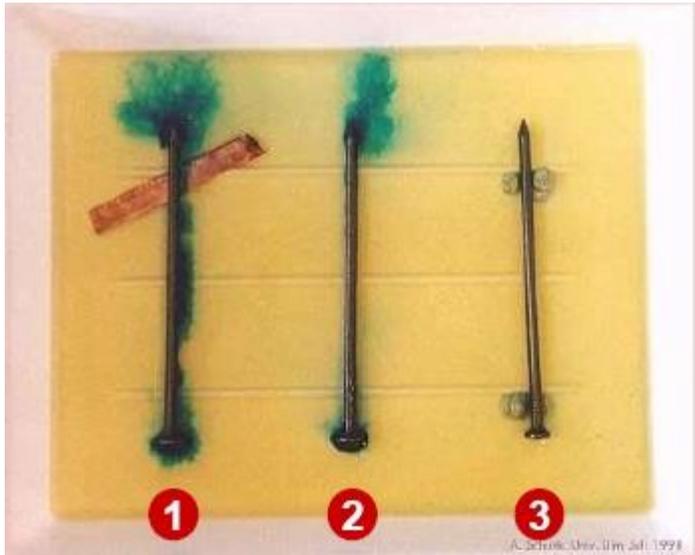
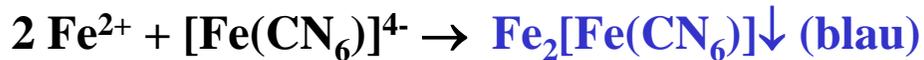
⇒ Interkalation von Li in Graphitschichten



# 10.6 Korrosion- und Korrosionsschutz

**Korrosion, d.h. Oxidation von wertvollen Metallen kann durch Lokalelemente beschleunigt oder verlangsamt werden**

**Korrosion von Eisen in einer Kochsalzlösung durch  $K_4[Fe(CN_6)]$ -Lösung sichtbar gemacht:**



**Bauteile aus Eisen können durch Anschluss unedlerer Metalle (Zn, Mg, ...) als Opferanoden vor Korrosion geschützt werden  $\Rightarrow$  Brücken, Rohrleitungen, Tanks...**

# 10.6 Korrosion- und Korrosionsschutz

**Lokalelemente bilden sich auch beim Kontakt von Amalgam- und Goldfüllungen aus**

**Metalle im Amalgam: Sn, Cu, Ag, Hg**



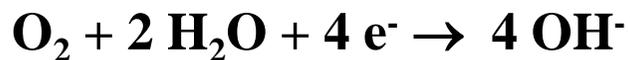
$$E^0_{\text{Sn}} = -0,14 \text{ V}$$



$$E^0_{\text{Cu}} = +0,34 \text{ V}$$



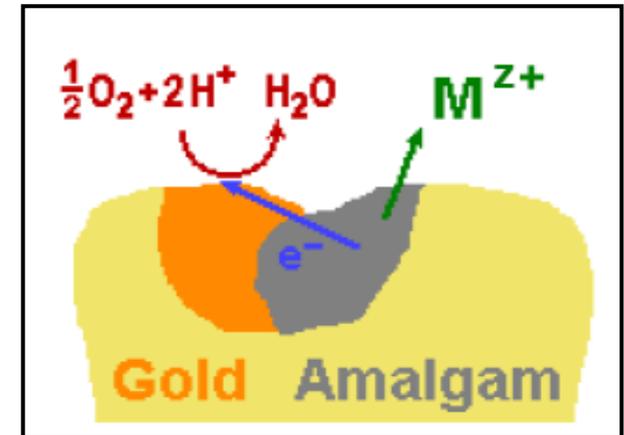
$$E^0_{\text{Hg}} = +0,85 \text{ V}$$



$$E^0_{\text{O}_2/\text{OH}^{-}} = +1,24 \text{ V}$$



$$E^0_{\text{Au}} = +1,50 \text{ V}$$



**Durch die Ausbildung des Lokalelementes gehen verstärkt die unedleren Metalle in Lösung, also in den Speichel.**

**Es muss daher vermieden werden, dass Amalgam- und Goldfüllungen miteinander in Kontakt kommen.**

# 8. Wasserstoff

## Gliederung

**8.1 Isotope und physikalische Eigenschaften**

**8.2 Darstellung und Reaktivität**

**8.3 Technische Verwendung**

**8.4  $^1\text{H}$ -NMR-Spektroskopie**

**8.5 Wasserstofftechnologie**

# 8.1 Isotope und physikalische Eigenschaften

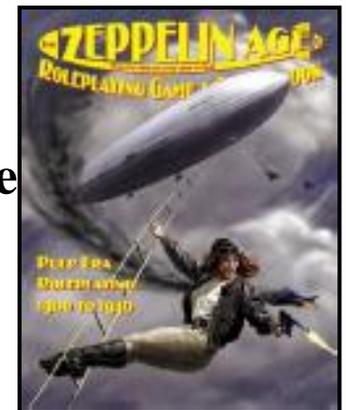
**Wasserstoff ist das häufigste Element im Universum und der primäre Brennstoff der stellaren Energieerzeugung (und einer zukünftigen Energiewirtschaft?)**

| Isotop         | Rel. Häufigkeit       | $T_b$ [°C] | $T_m$ (N <sub>2</sub> O) [°C] | $T_b$ (N <sub>2</sub> O) |
|----------------|-----------------------|------------|-------------------------------|--------------------------|
| H <sub>2</sub> | 99,985%               | -253,5     | 0,0                           | 100,0                    |
| D <sub>2</sub> | 0,015%                | -249,2     | 3,8                           | 101,4                    |
| T <sub>2</sub> | 1·10 <sup>-15</sup> % | -248,0     | 4,5                           | 101,5                    |

Anreicherung  
beim Verdampfen

*D<sub>2</sub>O/H<sub>2</sub>O-Verhältnis* → *Klimaanalyse von Eisbohrkernen*

- H<sub>2</sub> hat unter Normbedingungen eine sehr geringe Dichte von 0,0899 g/l (Luft: 1,30 g/l) ⇒ starker Auftrieb ⇒ Ballone/Zeppele
- H<sub>2</sub> hat ein großes Diffusionsvermögen in vielen Materialien ⇒ Speicherung in Pd möglich





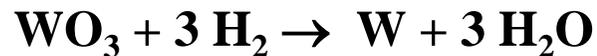
# 8.3 Technische Verwendung

## Hydrierung, Reduktionsmittel, Treibstoff, Ammoniaksynthese, Energiespeicherung

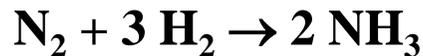
1. Hydrierung von C=C Bindungen  $\Rightarrow$  Härtung von Pflanzenölen (Margarine)



2. Reduktionsmittel  $\Rightarrow$  Synthese von Metallen



3. Ammoniaksynthese  $\Rightarrow$  Haber-Bosch Verfahren



4. Treibstoff für Raumfahrzeuge  $\Rightarrow$  Space Shuttle



5. Energiespeicherung  $\Rightarrow$  Wasserstofftechnologie



# 8.4 $^1\text{H}$ -NMR-Spektroskopie

In der NMR-Spektroskopie (engl.: Nuclear Magnetic Resonance) zur Aufklärung molekulare Strukturen untersucht man den Kernspin  $m_I$  des Protons

## Prinzip

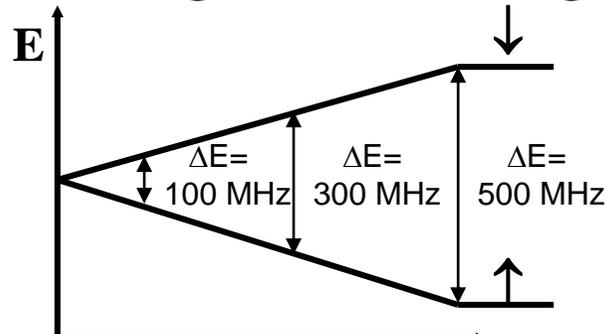
Das Proton bzw. der  $^1\text{H}$ -Kern besitzt einen Eigendrehimpuls (Kernspin) wie das Elektron

$$\Rightarrow P = \sqrt{I(I+1)}\hbar \text{ mit } I = 1/2$$

$\Rightarrow$  2 Zustände:  $m_I = +1/2$  und  $m_I = -1/2$

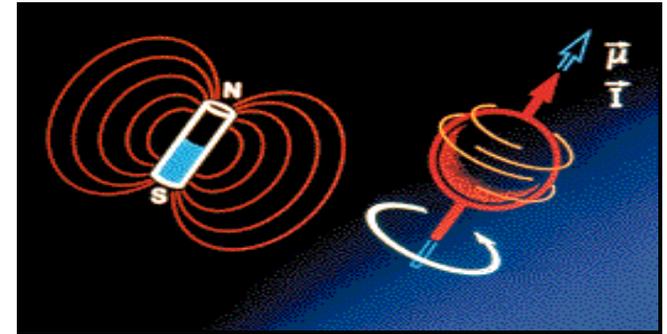
Ohne Magnetfeld  $\Rightarrow$  Gleiche Energie

Mit Magnetfeld  $\Rightarrow$  Energiedifferenz  $\Delta E$

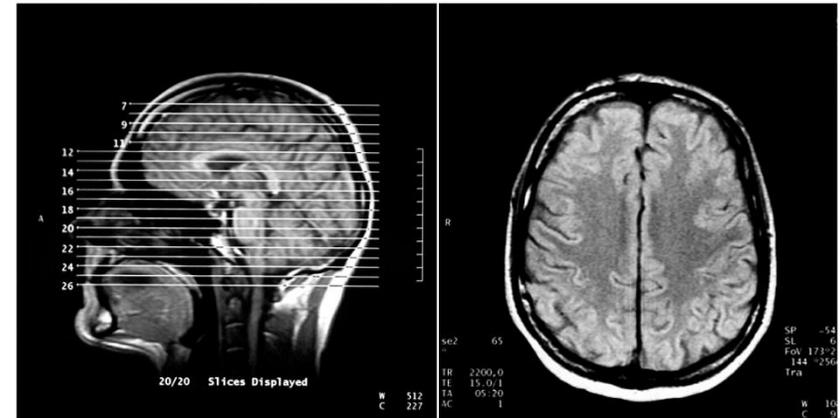


$$\Delta E = h\nu = \gamma \frac{h}{2\pi} B_0$$

Magnetfeldstärke  $B_0$  für  $B_0 = 11,75$  Tesla tritt Resonanz bei  $\nu = 500$  MHz (Radiowellen) auf



Kernspin-Tomographie  
(Relaxationszeit angeregter  $^1\text{H}$ -Kerne)

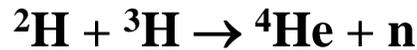


Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnemess, Jüchel, Wilzer, Rayner Carham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München, Abbildung 4.69a,gg

# 8.5 Wasserstofftechnologie

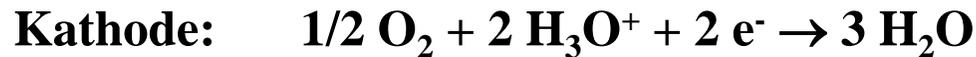
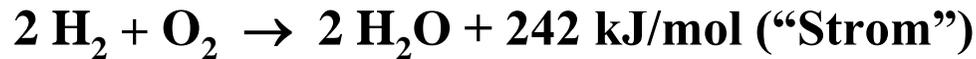
**H<sub>2</sub> wird zum Schlüssel der zukünftigen Energieversorgung (sobald die fossilen Brennstoffe knapp werden)**

- Kontrollierte Kernfusion in magnetisch gekapselten Plasmen (KFA Jülich, MPI Garching)**



⇒ **Zentrale Energieerzeugung**

- Brennstoffzellen**



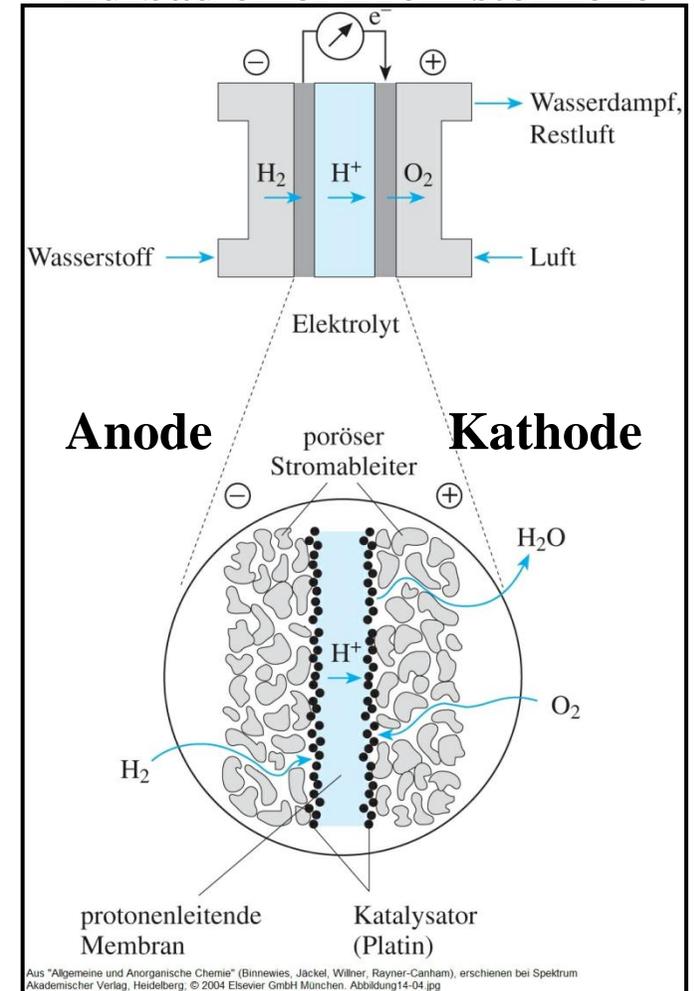
⇒ **Dezentrale Energieerzeugung + Elektro-KFZ**

**H<sub>2</sub>-Erzeugung:** Elektrolyse (Solarzellen)

**H<sub>2</sub>-Transport:** Pipelines, Tankschiffe

**H<sub>2</sub>-Speicherung:** Flüssigtanks

**Aufbau einer Brennstoffzelle**



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Wlñner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung14-04.jpg

# 9. Edelgase

## Gliederung

**6.1 Ursprung und physikalische Eigenschaften**

**6.2 Gewinnung**

**6.3 Edelgasverbindungen**

**6.4 Das VSEPR Modell**

**6.5 Verwendung**

**6.6 Gasentladungslampen**

**6.7  $^{129}\text{Xe}$ -NMR-Spektroskopie**

# 9.1 Vorkommen und physikalische Eigenschaften

**Edelgase sind inerte, farb-, geruch- und geschmacklose einatomige Gase, die in Sternen und in der Atmosphäre vorkommen**

|    |                     |   |
|----|---------------------|---|
| He | Helios (Sonne)      | Kernfusion  |
| Ne | Neos (neu)          | Kernfusion  |
| Ar | Argos (träge)       | $^{40}\text{K} + e^-$ (K-Einfang) $\rightarrow$ $^{40}\text{Ar}$    |
| Kr | Kryptos (verborgen) | $^{235}\text{U} \rightarrow$ $^{90}\text{Kr} + ^{144}\text{Ba} + n$ |
| Xe | Xenos (fremd)       |   |
| Rn | Radius (Strahl)     | $^{226}\text{Ra} \rightarrow$ $^{222}\text{Rn} + ^4\text{He}$       |



| Edelgas | Elektronenkonfiguration                | $T_m$ [°C] | $T_b$ [°C] | IE [eV] | [kJ/mol] | Vol-% in Luft      |
|---------|--|------------|------------|---------|----------|--------------------|
| He      | $1s^2$                                 | -272       | -269       | 24,6    | 2370     | $5 \cdot 10^{-4}$  |
| Ne      | $[\text{He}]2s^2 2p^6$                 | -248       | -246       | 21,6    | 2080     | $2 \cdot 10^{-3}$  |
| Ar      | $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$                 | -189       | -186       | 15,8    | 1520     | <b>0,933!</b>      |
| Kr      | $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$         | -157       | -153       | 14,0    | 1350     | $1 \cdot 10^{-4}$  |
| Xe      | $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$         | -112       | -108       | 12,1    | 1170     | $9 \cdot 10^{-6}$  |
| Rn      | $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ | -71        | -62        | 10,7    | 1040     | $6 \cdot 10^{-18}$ |



# 9.2 Gewinnung

## Aus Erdgas und Luft

**He:** aus Erdgas (bis zu 7 Vol-%!  $\Rightarrow$  radioaktiver Zerfall von U und Th im Erdinneren)

**Rn:** aus dem Zerfall von Ra-Salzen

**Ne, Ar, Kr, Xe:** Durch Fraktionierung verflüssigter Luft (Linde-Verfahren)

### Vorgehen

#### 1. Verflüssigung + Rektifikation

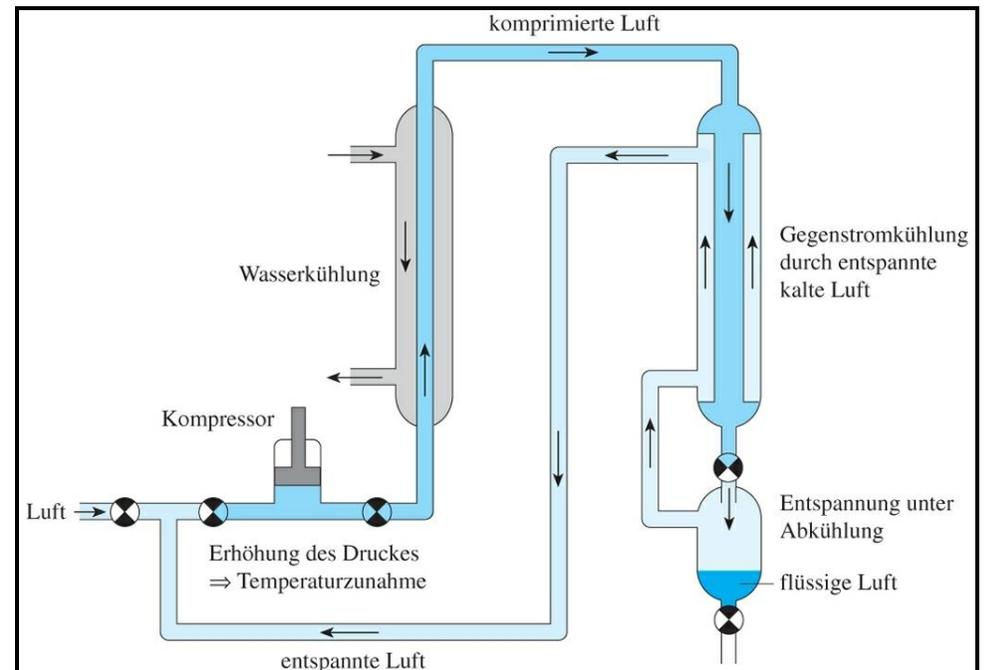
1. Fraktion: He/Ne/N<sub>2</sub>

2. Fraktion: N<sub>2</sub>/Ar

3. Fraktion: Ar/O<sub>2</sub>

4. Fraktion: O<sub>2</sub>/Kr/Xe

#### 3. Entfernung von O<sub>2</sub> und N<sub>2</sub> durch chemische Methoden

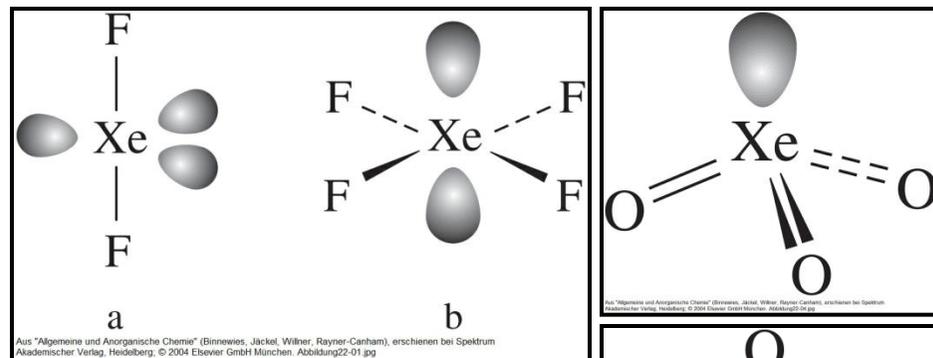
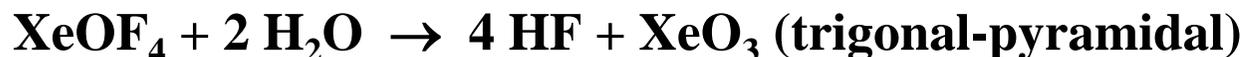
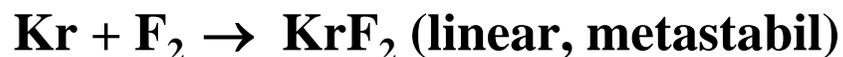


Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung08-06.jpg

# 9.3 Edelgasverbindungen

**Das Dogma, dass Edelgase keine Verbindungen eingehen, gilt nicht für Kr, Xe und Rn (Neil Bartlett, Rudolf Hoppe 1962)**

Die Ionisierungsenergie von Krypton und Xenon ist gering genug, dass Reaktion mit einem starken Oxidationsmittel (F<sub>2</sub>) möglich ist



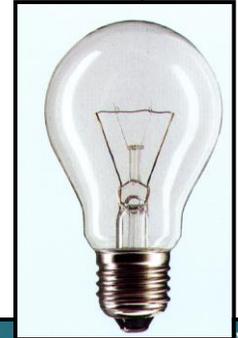
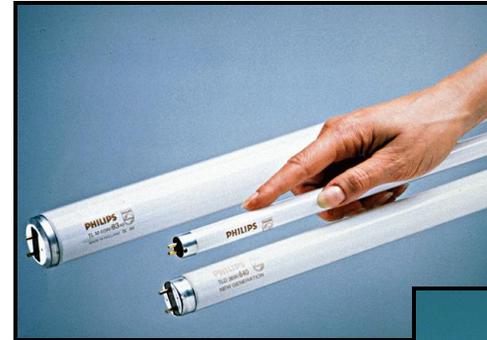
# 9.5 Verwendung

**In Lichtquellen, Excimer-Laser, Ballone, Atemgas, als Schutzgas, Kühlmittel, .....**

## 1. Lichtquellen

**Ar, Kr, Xe in Glühlampen**

**Ar, Ne, Kr, Xe in Gasentladungslampen**

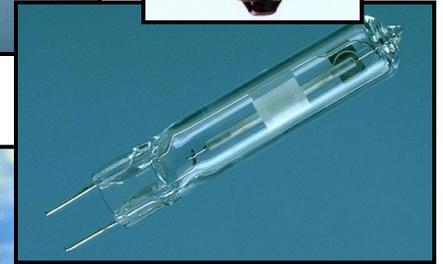


## 2. Excimer-Laser und Plasmabildschirme

**$\text{Ar}_2^* \rightarrow 2 \text{Ar} + h\nu(126 \text{ nm})$**

**$\text{Kr}_2^* \rightarrow 2 \text{Kr} + h\nu(146 \text{ nm})$**

**$\text{Xe}_2^* \rightarrow 2 \text{Xe} + h\nu(172 \text{ nm})$**



## 3. Füllung von Ballonen

**Geringe Dichte von He ~ 0,1785 g/l**



## 4. Atemgas

**He-O<sub>2</sub> Atemgas für Taucher (He löst sich schlechter in Blut als N<sub>2</sub>)**

# 10. Sauerstoff

## Gliederung

**7.1 Vorkommen in der Atmosphäre**

**7.2 Darstellung und Reaktivität**

**7.3 Physikalische Eigenschaften**

**7.4 Atmosphärenchemie**

**7.5 Sauerstoff in Verbindungen**

**7.6 Technische Verwendung**

# 10.1 Vorkommen in der Atmosphäre

Das Vorkommen von Sauerstoff (O<sub>2</sub> und O<sub>3</sub>) in der Atmosphäre ist das Ergebnis biologischer Aktivität → Photosynthese:  $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$

## Zusammensetzung von trockener Luft

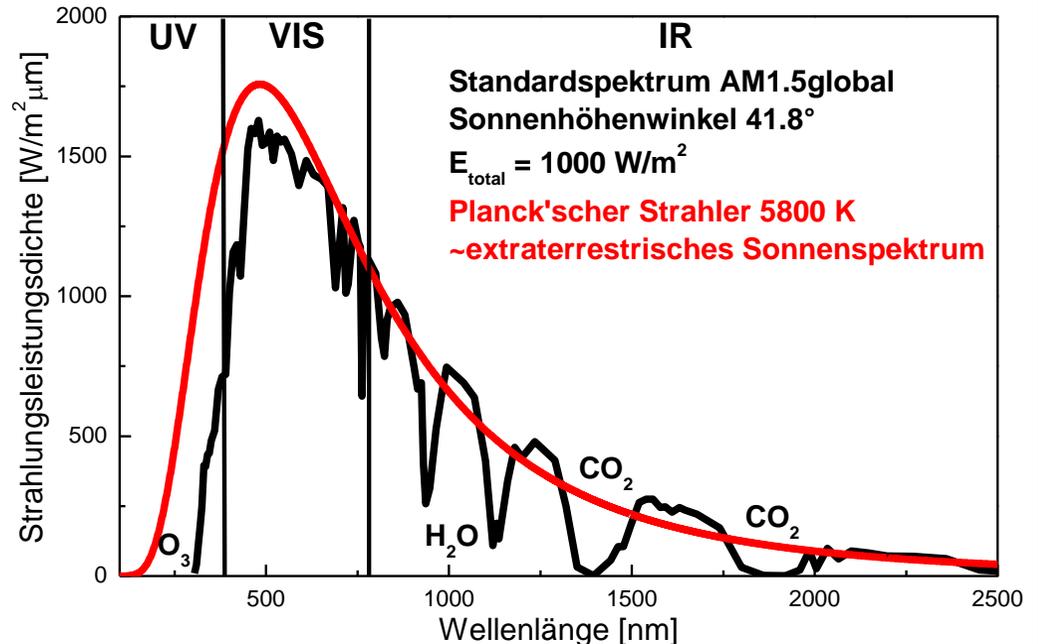
|   |                        |
|---|------------------------|
| N <sub>2</sub>  | 78,08%                 |
| O <sub>2</sub>  | 20,95%                 |
| Ar  | 0,93%                  |
| CO <sub>2</sub>   | 0,037%                 |
| Ne  | 0,0018%                |
| CH <sub>4</sub> , Kr, N <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> , CO, Xe | < 0,001%<br>(< 10 ppm) |

## Sauerstoffisotope

|                 |         |
|-----------------|---------|
| <sup>16</sup> O | 99,762% |
| <sup>17</sup> O | 0,038%  |
| <sup>18</sup> O | 0,200%  |

## Geochemie, Klimatologie, Paläontologie

H<sub>2</sub><sup>18</sup>O reichert sich bei der Verdunstung in der flüssigen Phase an  
⇒ T-Sensor: Einbau von <sup>18</sup>O in Foraminiferen, Mollusken und Kalk  
⇒ massenspektroskopische Bestimmung des <sup>16</sup>O/<sup>18</sup>O-Verhältnisses

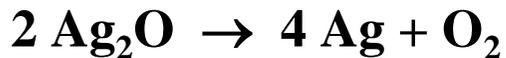


# 10.2 Darstellung und Reaktivität

## Darstellung

### Disauerstoff O<sub>2</sub>

a) Erhitzen von Edelmetalloxiden



b) Zersetzung von Peroxiden



### Trisauerstoff (Ozon) O<sub>3</sub>

a) Photolyse von O<sub>2</sub> oder Funken in O<sub>2</sub>



(Ozonisator, Ozonschicht: Stratosphäre)

b) Photolyse von NO<sub>2</sub> in Luft



(Sommersmog: Troposphäre)

## Reaktivität

- Disauerstoff ist bei RT recht stabil und reaktionsträge:  $\Delta H_{\text{diss}} = 498 \text{ kJ/mol}$
- Trisauerstoff ist thermodyn. instabil und zersetzt sich beim leichten Erwärmen oder in Gegenwart von Katalysatoren wie MnO<sub>2</sub>, PbO<sub>2</sub> gemäß  $2 \text{O}_3 \rightarrow 3 \text{O}_2$
- O<sub>2</sub> und O<sub>3</sub> sind starke Oxidationsmittel  
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$  bzw.  $\text{S} + \text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_3$

# 10.3 Physikalische Eigenschaften

**Sauerstoff und Ozon lösen sich gut in Wasser  
(viel besser als Kohlenwasserstoffe.....)**

## Löslichkeit von $O_2$ in $H_2O$

- bei 25 °C und 1 bar ~ 40 mg pro Liter
- Luft enthält ca. 21%  $O_2 \Rightarrow$  ~ 8 mg pro Liter
- Löslichkeit nimmt mit steigender Temperatur ab  
 $\Rightarrow$  Kalte Gewässer sind fischreich (Humboldtstrom)
- Sauerstofffreie Chemie in Lösung erfordert gründliches Spülen mit einem Inertgas ( $Ar, N_2$ )



## Giftigkeit von $O_2$ und $O_3$

< 8%  $O_2 \Rightarrow$  Ersticken durch Sauerstoffmangel

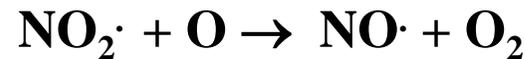
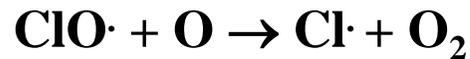
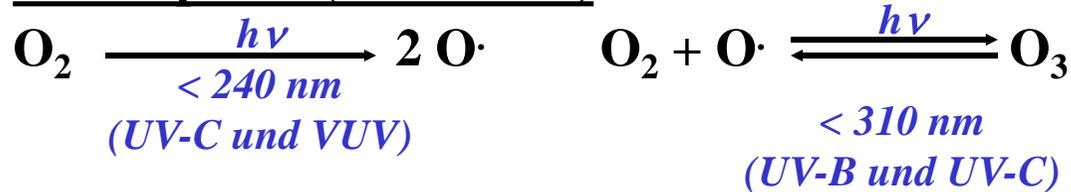
> 60%  $O_2 \Rightarrow$  Bildung von schädlichen Hyperoxid  $O_2^-$

$O_3$  ist extrem giftig: MAK-Wert = 0,2 mg/cm<sup>3</sup> ~ 0,1 ppm (parts per million)

# 10.4 Atmosphärenchemie

Durch die Bildung von O<sub>2</sub> entstand vor ca. 500 – 600 Mio. Jahren die Ozonschicht

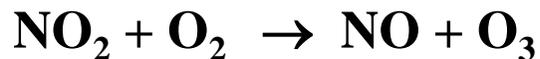
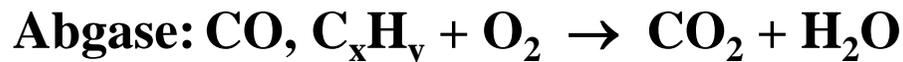
Stratosphäre (15 - 50 km)



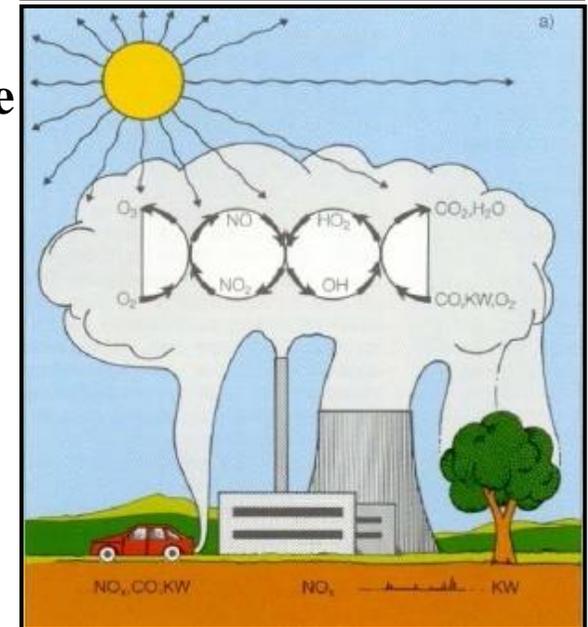
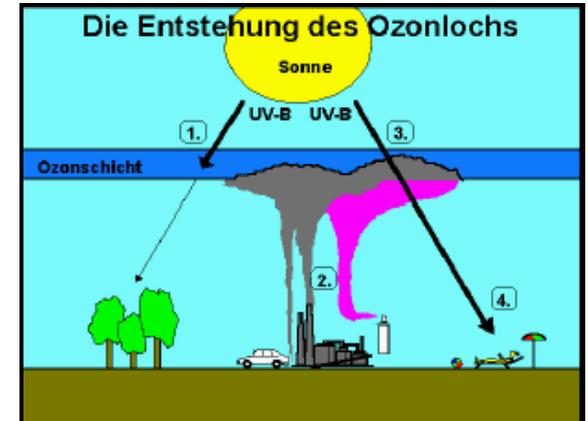
Cl· stammt aus den FCKW = Fluorchlorkohlenwasserstoffe



Troposphäre (0 – 10 km)



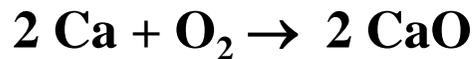
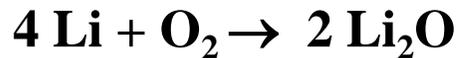
(Sommermog: O<sub>3</sub> > 180 µg/m<sup>3</sup> Luft)



# 10.5 Sauerstoff in Verbindungen

## Sauerstoff bildet Oxide, Peroxide, Hyperoxide (Superoxide) und Ozonide

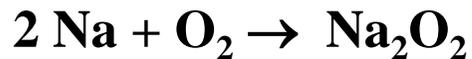
**Oxide  $O^{2-}$  (-II)**



**diamagnetisch**



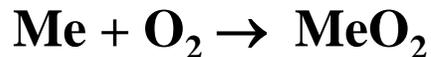
**Peroxide  $O_2^{2-}$  (-I)**



**diamagnetisch**



**Hyperoxide  $O_2^-$  (-1/2)**



**paramagnetisch**

**Me = K, Rb, Cs**

**Ozonide  $O_3^-$  (-1/3)**



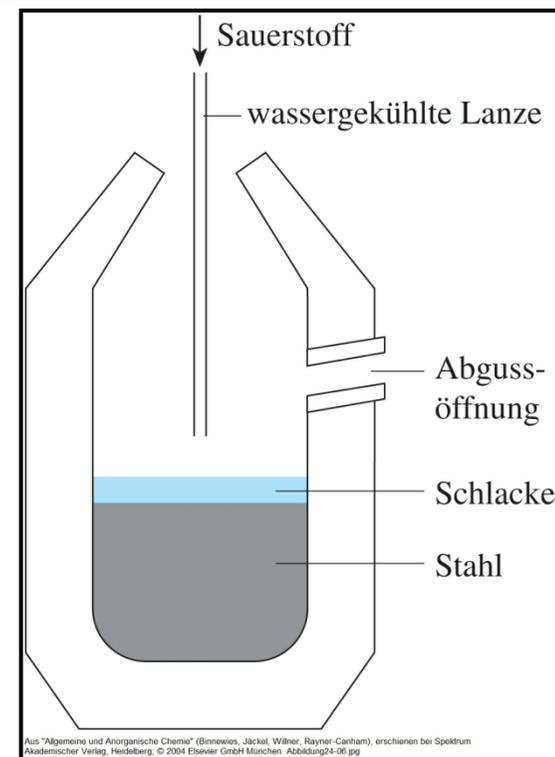
**paramagnetisch**

**Me = K, Rb, Cs**

# 10.6 Technische Verwendung

## Disauerstoff (O<sub>2</sub>)

- **Stahlerzeugung**  
(Reduktion des Kohlenstoffgehaltes:  $2\text{ C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ CO}$ )
- **Schweißen (Acetylen/O<sub>2</sub>)**
- **Abwasserbehandlung**
- **Trinkwassergewinnung**
- **Als Atemgas (vermischt mit N<sub>2</sub> oder He)**
- **Medizin (Sauerstoffzelte)**



## Trisauerstoff Ozon (O<sub>3</sub>)

- **Trinkwasser- und Luftentkeimung (Abtöten von Mikroorganismen)**
- **Organische Chemie (Ozonolyse)**

