

# Eigenschaften der „elektrischen Ladung“ Q oder q (Q = Quantum = Menge)

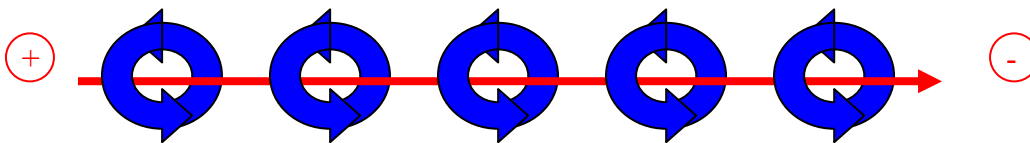
(Von **mengenartigen** Größen kann man **Portionen** bilden bzw. abmessen.)

- a) **Ruhende Ladung** mit **begleitendem elektrischem Feld** und dadurch vermittelter **Wechselwirkung** bzw. „Kraft“  
 Elektrostatik  
 Anziehung bzw. Abstoßung

- b) Elektrodynamik: Eigenschaften bewegter, fließender Ladung: „**strömende Ladung**“  
 falsch verkürzt „Strom“

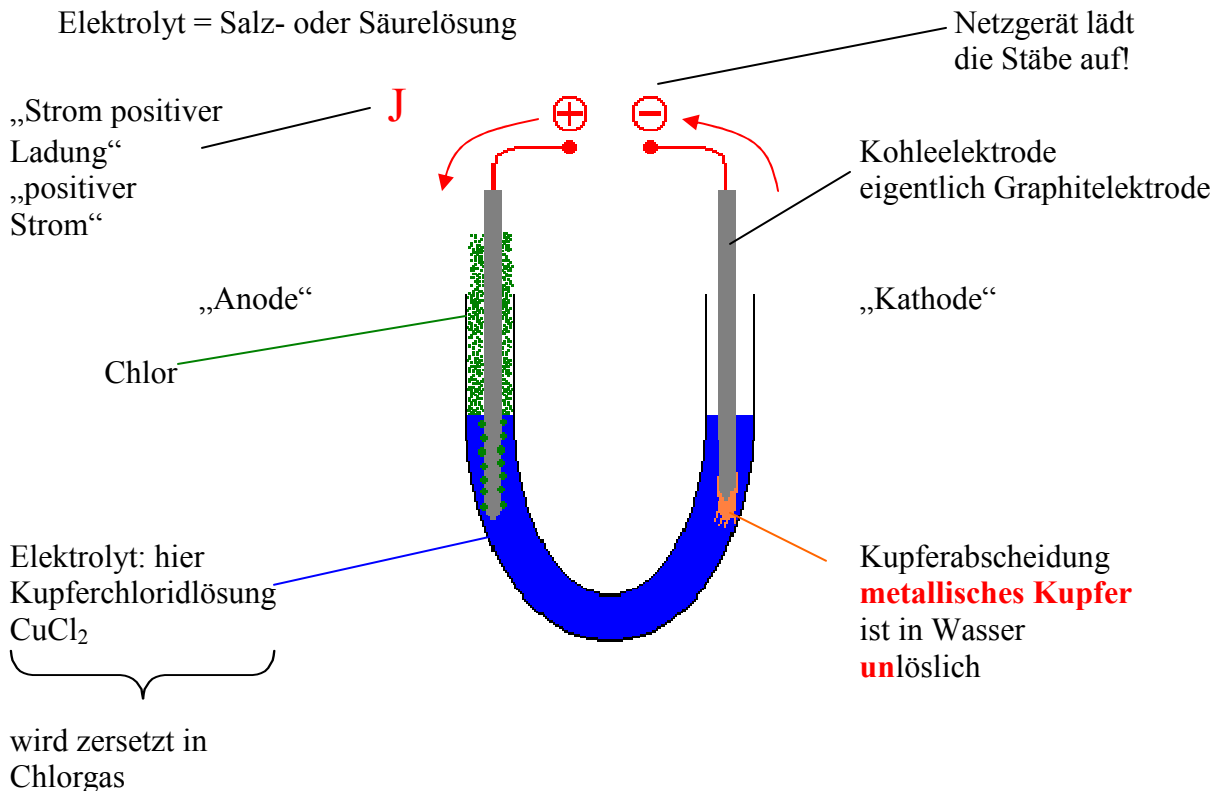
**Drei beobachtbare Wirkungen:**

- 1.) **Wärme** bzw. Entropie wird **erzeugt**; vgl. Föhn, Heizplatte,...
- 2.) fließender Strom ist von einem **Magnetfeld begleitet** ⇒ Elektromagnet, Elektromotor



- 3.) Fließender Strom bewirkt u. U. beliebige **stoffliche, chemische Veränderungen**:  
**„Elektrolyse“** wörtlich: Zersetzung durch den elektrischen Strom bei Salz- und Säurelösungen

Elektrolyt = Salz- oder Säurelösung



$\text{CuCl}_2$  wird bei diesem Versuch umgewandelt, in 2 Stoffe:

1. in elementares Chlor (grünes Gas)
2. in elementares Kupfer (rötliches Metall)

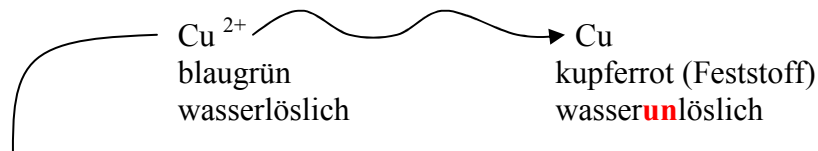
Auffällig, das **Metall** wird **immer** am **Minuspol** abgeschieden (an der Kathode) (genauso Gold, Silber, Nickel,...).

Das **Nichtmetall** erscheint dagegen **immer** am **Pluspol** (Anode).

## Warum erfolgt die Abscheidung an den jeweiligen Polen?

**Am Minuspol:** hier taucht das Metall auf (?)

**Kathode**  $\Rightarrow$  die Teilchen sind **positiv geladen**



Kupferkation, Kupferion

ionos = Wanderer

In Kupfersalzen liegen positive Kupferionen vor, diese wandern im elektrischen Feld zur negativen Kathode hin (Benennung nach dem Pol zu dem sie hinwandern).

**Am Pluspol:** hier taucht das Nichtmetall Chlor auf! (?)

**Anode**  $\Rightarrow$  die Chloridteilchen sind **negativ geladen**

Chloridanion  $\text{Cl}^-$ , Chloridion

In chlorhaltigen Salzen (Kupfersalzen) liegen negative Chloridanionen vor, diese wandern im elektrischen Feld zur positiven Anode hin (Benennung nach dem Pol zu dem sie hinwandern).

Chlorid  
 $\text{Cl}^-$

farblos  
schmeckt salzig

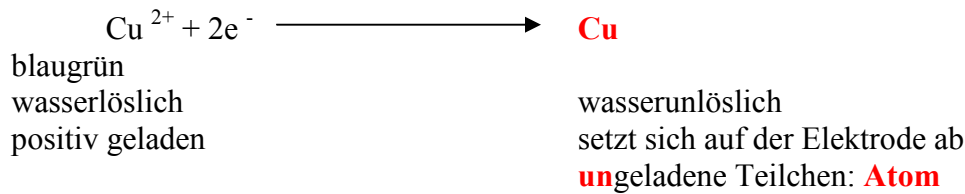
$\neq$

Chlor  
 $\text{Cl}_2$

gelbgrünes  
aggressives Gas

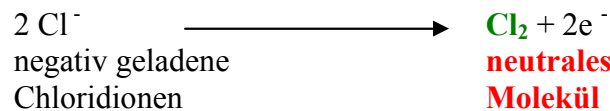
## Entladevorgänge an den Elektroden

### Vorgang am Minuspol:



Die positiven Kupferionen werden durch Aufnahme von Elektronen entladen (ursprünglich dachte man, dass diese durch Abspaltung positiver Ladung geschieht).

### Vorgang am Pluspol:



Die negativen Chloridionen werden durch Abgabe / Abspaltung von Elektronen entladen (ursprünglich dachte man, dass dies durch Aufnahme von positiver Ladung geschieht).

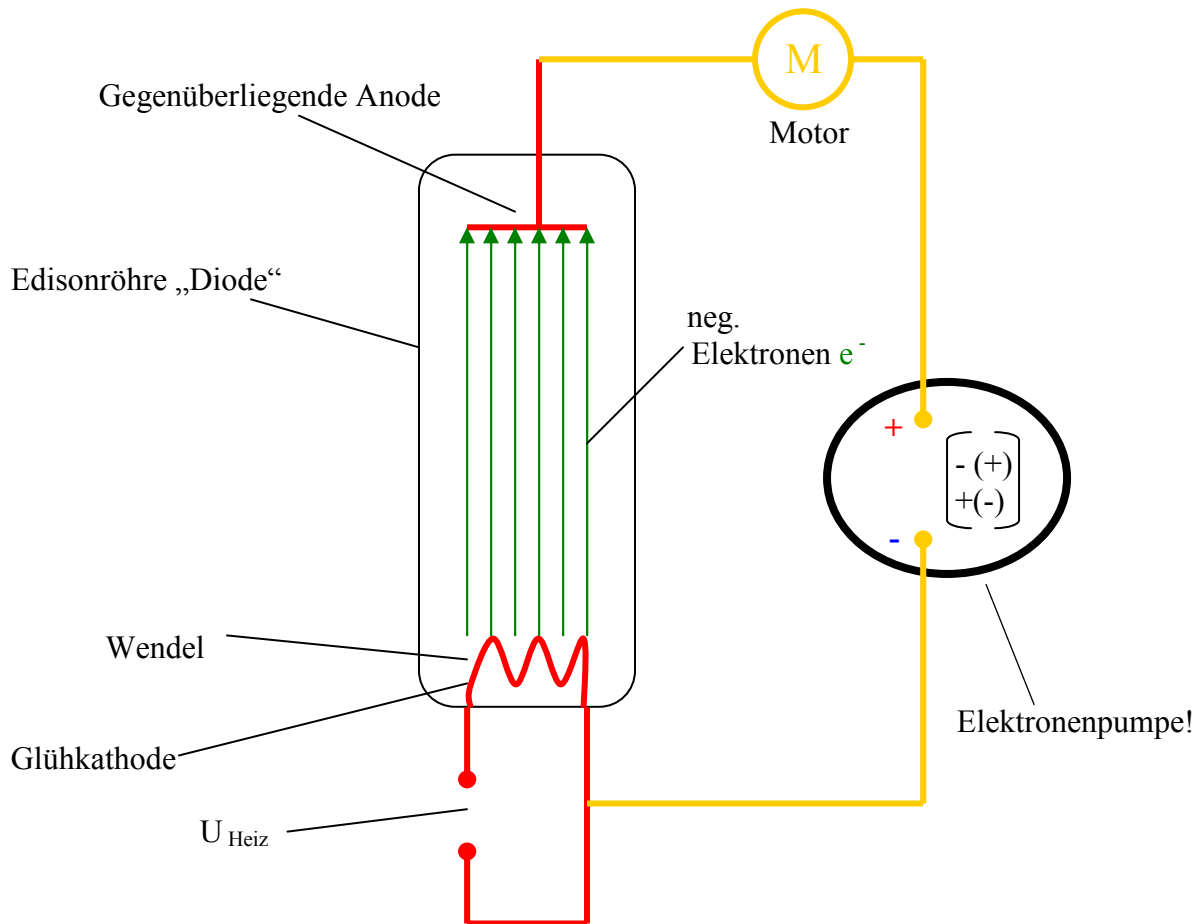
Man unterscheidet zwischen den neutralen Atomen und den **positiv geladenen** Atomen: **Kationen**, bzw. den **negativ geladenen** Atomen: **Anionen**.  
(Benennung nach dem Pol zu dem sie hinwandern.)

Die Ladungsträger, die bei der Elektrolyse an den Elektroden ausgetauscht werden, sind **die negativen Elektronen**.

Metall-**Kationen** werden an der Kathode durch **Aufnahme von Elektronen** entladen. (Sie werden dort als neutrale Atome abgeschieden.)

**Anionen** werden an der Anode durch **Abspaltung von Elektronen** entladen. (Sie werden als neutrale Atome abgeschieden, die sich unmittelbar darauf zu Molekülen vereinigen.)

# Glühelektrischer Effekt; Edison Effekt



## Zwei Bedingungen:

- 1.) Wendel heiß oder kalt
- 2.) Wendel negativ oder positiv aufgeladen

- 1.) Wendel kalt, Wendel positiv **f**
- 2.) Wendel heiß, Wendel positiv **f**
- 3.) Wendel kalt, Wendel negativ **f**
- 4.) Wendel heiß und Wendel negativ geladen: Motor läuft  $\hat{=}$  geschlossener Stromkreis ✓

Die Vakuumstrecke der Diode ist für den Motorstromkreis eine Unterbrechungsstelle. Aber **wenn zwei Bedingungen gleichzeitig** erfüllt sind, fließt trotzdem Strom: Die Wendel muss **gleichzeitig negativ** und **heiß** sein.

## Besonderheit:

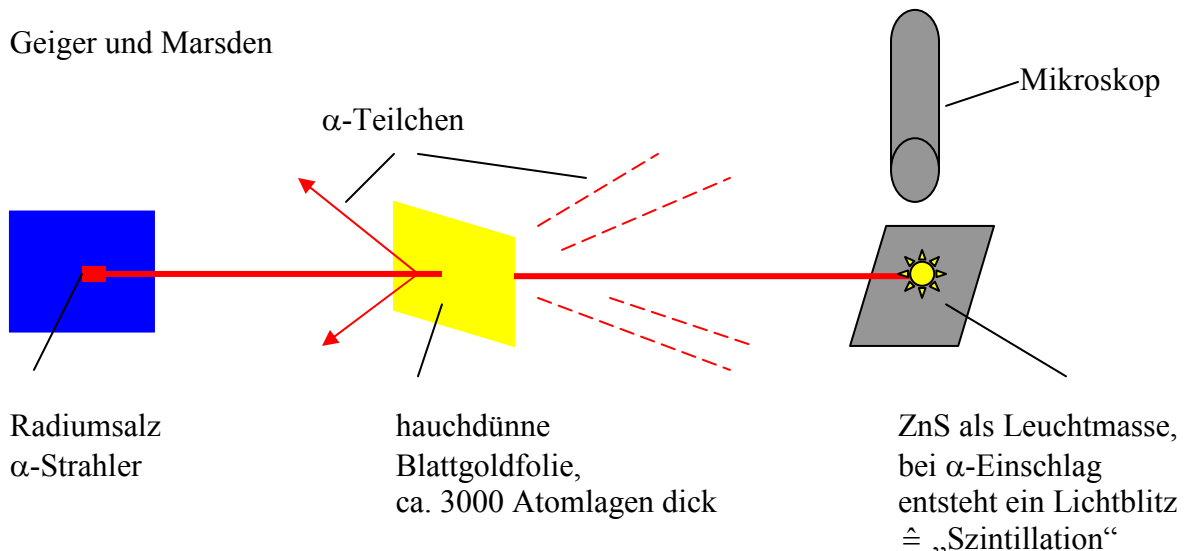
Es fließt zwar die positive Ladung immer noch von + nach -, aber die beweglichen Ladungsträger, die den glühenden Draht verlassen können, sind eindeutig negativ geladen (weil sie zum Pluspol fliegen). Sie sind die elektrisch negativ geladenen Elektronen  $e^-$ .

Netzgeräte und Batterien sind ganz einfach Elektronenpumpen. Ihre „Stauseite“ ist der Minus-Pol, ihre „Saugseite“ ist der Plus-Pol.

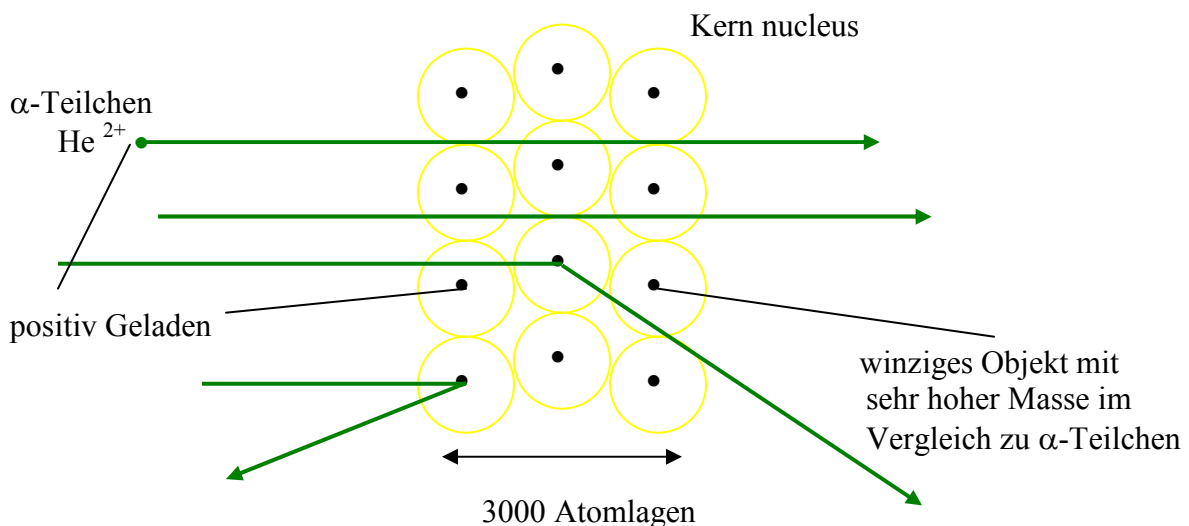
In Metalldrähten fließen als bewegliche Ladungsträger immer die negativen Elektronen vom Minus-Pol („Überschussgebiet“) zum Pluspol-Pol („Mangelgebiet“).

# Atomkern: Rutherford'sche Streuversuche 1911

Geiger und Marsden



- 1.) Man beschloss eine **Blattgoldfolie mit α-Strahlen**.
- 2.) **99% gehen ungestreift hindurch** und nur weniger als 1% werden **weitwinkelgestreut** und zum Teil sogar reflektiert.



- 3.) Deutung (von Rutherford!): Im Innern des Atoms befindet sich ein extrem winziges Hindernis, dass dementsprechend selten getroffen wird: der Kern, engl. nucleus. Seine Größe lässt sich abschätzen:

$$d_{\text{Kern}} \approx \frac{1}{100000} d_{\text{Atom}}, \text{ das ist das gleiche Verhältnis, wie } 1 \text{ cm} : 1 \text{ km}$$

## Bei einem Stoß muss man 2 Fälle unterscheiden:

- 1.) Ist das **Geschoss schwerer**, **fliegt** das **leichtere Objekt davon** (vgl. Auto + Radfahrer)
  - 2.) Ist das Geschoss **leichter**, so **prallt** es **zurück** oder wird **stark abgelenkt**, falls es auf ein schwereres Objekt trifft (vgl. Radfahrer fährt auf ein Auto auf)
- 1.) Der Versuch zeigt, der Kern ist sehr **winzig** – sonst würde er öfter getroffen.
  - 2.) Der Kern muss **sehr viel schwerer** sein als die α-Teilchen – sonst würden sie nicht an ihm abprallen

- 3.) Aus Ablenkversuchen im Magnetfeld, wusste man, dass die  **$\alpha$ -Teilchen** sind **positiv** geladen sind, die abstoßenden **Kerne** müssen ebenfalls **positiv** sein.

## Kernaufbau und Hüllenaufbau

### Kern (nucleus):

1.) **Größe:**  $d_{\text{Kern}} \approx \frac{1}{10000} d_{\text{Atom}}$   $d_{\text{Atom}} \approx 10^{-10} \text{m} \approx 0,1 \text{nm} \approx 100 \text{pm}$

$$d_{\text{Kern}} \approx 10^{-15} \text{m} \approx 1 \text{fm}$$

- 2.) **Masse:** 99% der Masse steckt im Kern

$$m_{\text{Kern}} \approx m_{\text{Atom}} = xu = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$1u \approx m_{\text{H-Atom}} = \frac{1}{12} m_{\text{C-Atom}}$

3.) **Ladung:**  $q_{\text{Kern}} = e \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$

### Hülle (Elektronenhülle):

1.) **Größe:**  $d_{\text{Hülle}} \approx 100\,000 d_{\text{Kern}}$

2.) **Masse:**  $m_{\text{Hülle}} \leq \frac{1}{2000} m_{\text{Kern}}$

- 3.) **Ladung:** negativ Geladen

### Kernaufbau:

Der Kern besteht aus positiv Geladenen Protonen und ungeladenen, neutralen Neutronen, beide wiegen ungefähr gleichviel =  $1u = 1,6 \cdot 10^{-24} \text{g}$  (das Neutron ist eine kleine Spur schwerer).

### Größenvergleich:

$$1 \text{ m} = 10^3 \text{ mm} = 10^6 \text{ } \mu\text{m} = 10^9 \text{ nm} = 10^{12} \text{ pm} = 10^{15} \text{ fm}$$

$$1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$$

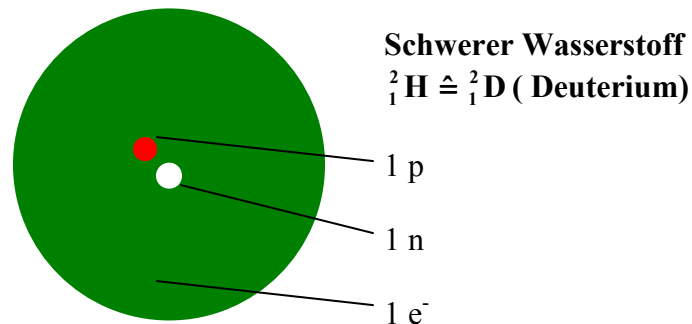
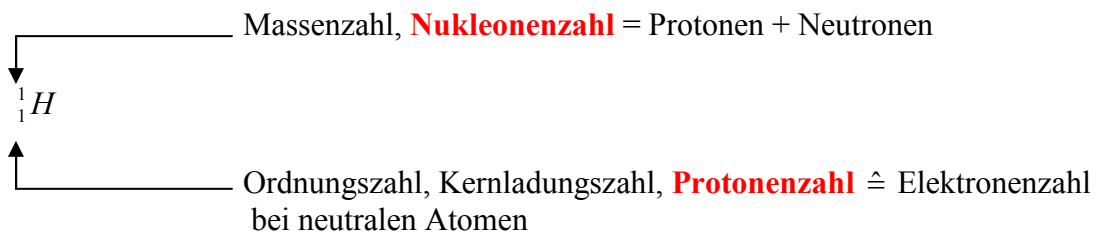
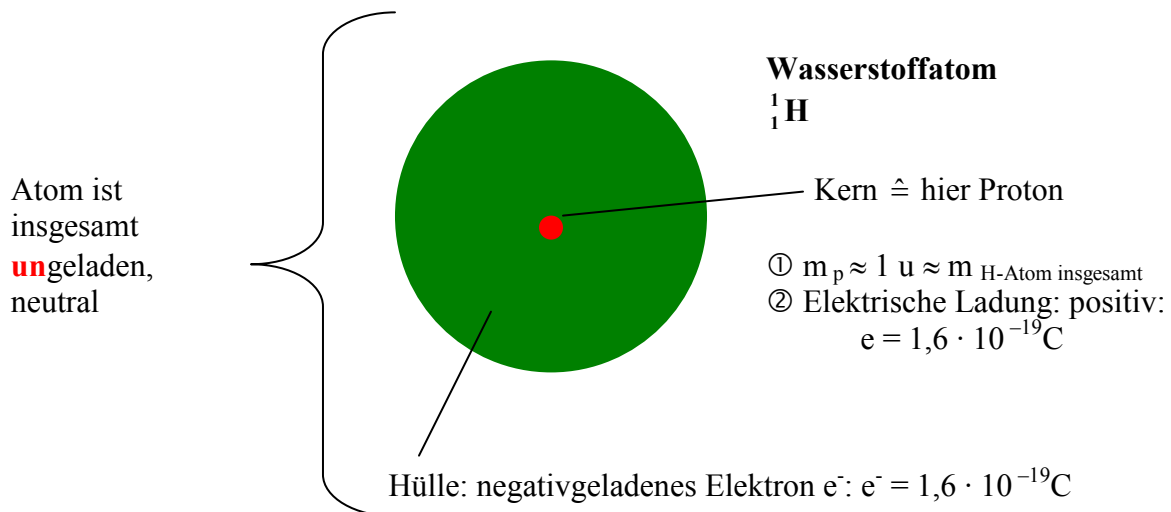
$$1 \text{ } \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

$$1 \text{ fm} = 10^{-15} \text{ m}$$

## Wasserstoff:

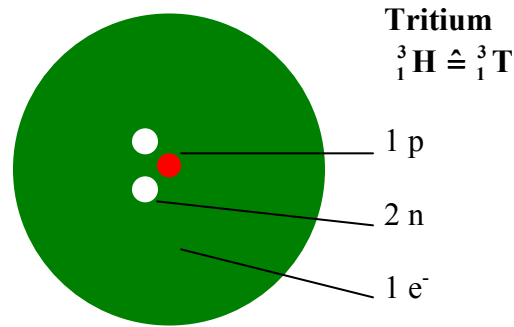


Elektron:  $m_{e^-} \approx \frac{1}{2000} \text{ u} = 0,5 \text{ ‰}$ ; neg. elektr. geladen

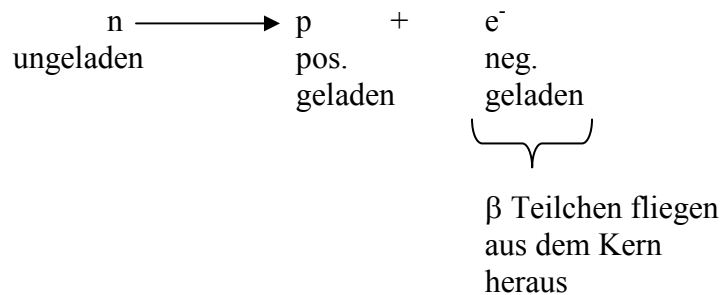
Proton:  $m_p \approx 1 \text{ u}$ ; pos. elektr. geladen

neutrales Neutron:  $m_n \approx 1 \text{ u}$  (etwas schwerer als Proton); **keine** elektr. Ladung

Der schwere Wasserstoff ist im natürlichen Wasserstoff in ganz geringem Anteil enthalten.  
Es existiert ein Sondername: **Deuterium**

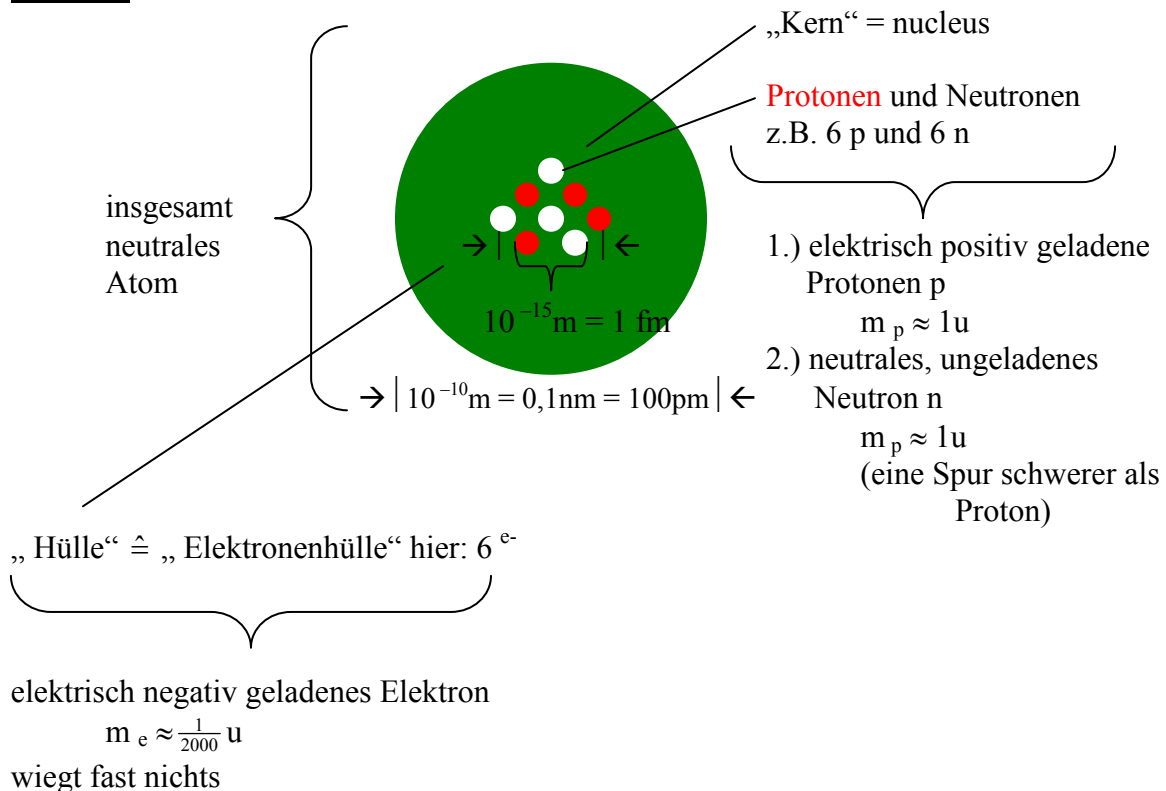


Der Tritiumkern ist nicht stabil, er zerfällt. Dabei wandelt sich ein Neutron n in ein Proton p um. Es ist ein  $\beta$ -Strahler, wie alle stark neutronenüberschüssigen Kerne.

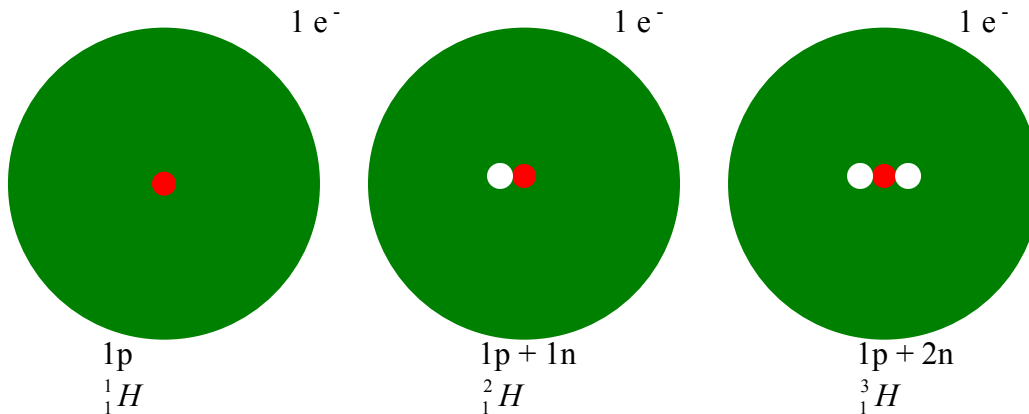


Es gibt ca. 2000 verschiedene Kerne, allerdings nur ca. 100 Elemente, es gibt **Isotope**: Kerne gleicher Protonenzahl, aber verschiedener Neutronen- und somit Massenzahl.

## Kern



# Die Isotope des Wasserstoffs



Leichter Wasserstoff  
 ${}^1_1H$

Schwerer Wasserstoff  
 ${}^2_1H = {}^2_1D$   
Deuterium

Tritium\*  
 ${}^3_1H^* = {}^3_1T^*$

Tritium ist instabil, der Kern zerfällt,  $\beta$ -Strahler  
 $T_{1/2} = 12,35$  a  
(in der Zeit ist gerade die Hälfte der Ausgangsmenge zerfallen)

Anwendung:  
Tritium wird für die Leuchtmasse von Armbanduhren und Weckern verwendet

**Nukleonenzahl** (Zahl der Kernbausteine),  
= Massenzahl  
= Summe aus Protonen- und Neutronenzahl

${}^1_1H$

**Protonenzahl**  
= Kernladungszahl  
= Ordnungszahl

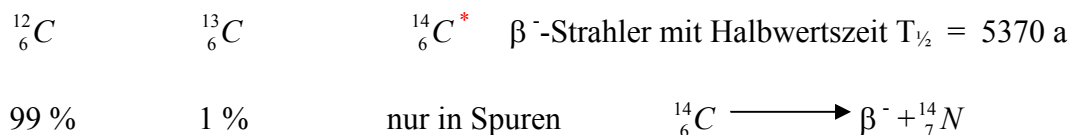
Alle Drei sind chemisch Wasserstoff (gasförmig, brennbar,...)

Hier handelt es sich um sogenannte **Isotope**.

Isotope sind Kerne gleicher Protonen- aber verschiedener Neutronenzahl und damit Massenzahl.

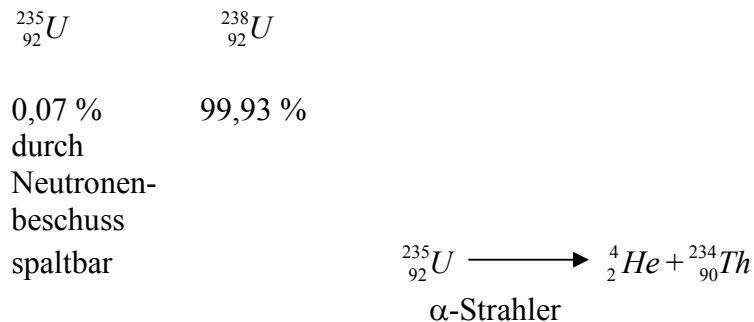
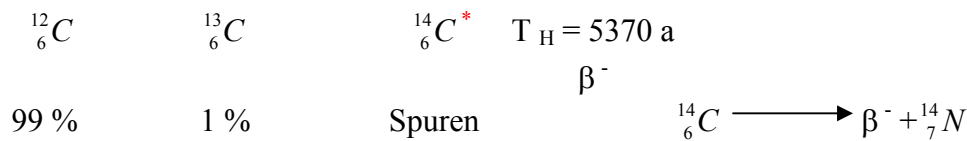
## Wichtige Isotope:

Natürlich vorkommende Isotope des Kohlenstoffs:



# Wichtige Isotope:

## natürlich vorkommende Isotope:

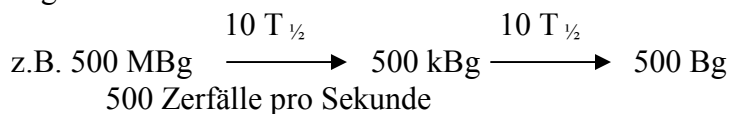


Beim  $\alpha$ -Zerfall schnürt der Kern 4 Nukleonen ab (2 Protonen und 2 Neutronen), das ist der Heliumkern, der sich von irgendwo her 2 Elektronen besorgt und so zum Helium wird. Das Tochternuklid ergibt sich sofort, 4 Masseneinheiten und 2 Protonen weniger  $\rightarrow$  2 Plätze weiter links im Periodensystem.

Es gibt im Wesentlichen 3 natürliche Zerfallsreihen an deren Anfang ein sehr lang lebendes Mutternuklid ( $T_{1/2} \approx$  einige Mrd. Jahre) steht, sonst wäre nichts mehr übrig. In einer Folge von  $\alpha$ - und  $\beta$ -Zerfällen, bildet sich eine ganze Tochterfamilie, die irgendwann bei einem stabilen Isotop (hier Pb Isotop) endet.

## Wichtige Regel:

Nach 10 Halbwertszeiten ist die Menge des Strahlers und damit auch die Aktivität um  $\frac{1}{1000}$  abgefallen.

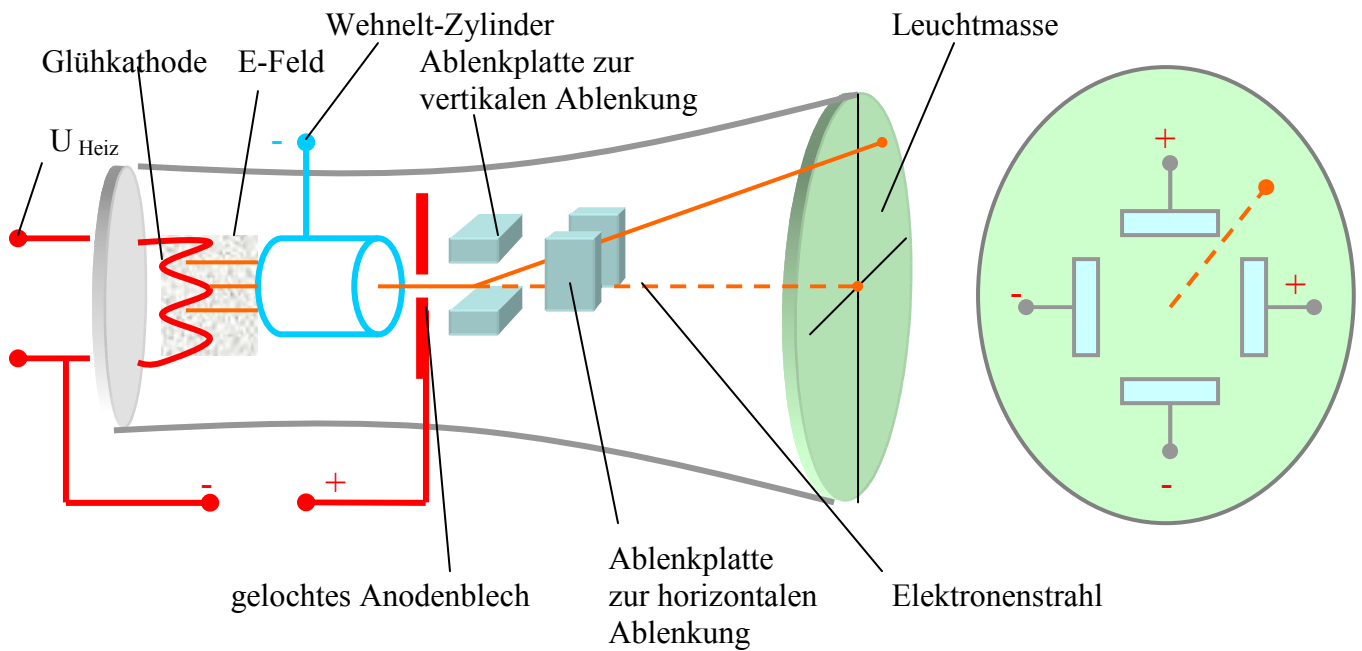


In der Medizin verwendete Isotope sind immer  $\beta$ -Strahler mit begleitender  $\gamma$ -Strahlung (nur  $\gamma$ -Strahlung durchdringt das Gewebe und tritt nach Außen aus).

## Einfachster Weg:

Man bestrahlt stabile Isotope mit einer Neutronenquelle (Kernreaktor) durch Neutroneneinfang, entsteht ein Neutronenüberschüssiger  $\beta$ -Strahler  $\rightarrow$  „**Neutronenaktivierung**“

# Die Braun'sche Röhre



$$U_A = U_{\text{Beschleunigung}} \approx 24 \text{ kV}$$

- ❶ **Glühkathode:** Elektronenquelle
- ❷ **Gelochte Anode.**
- ❸ Sehr starkes **elektrisches Feld** zwischen Kathode und Anode (erzeugt durch eine Hochspannung  $U_A$ , meist von 24 kV, die so genannte **Beschleunigungsspannung**  $U_{A_s}$ ). Dieses beschleunigt die an der Glühkathode austretenden Elektronen  $e^-$  massiv in Richtung Bildschirm (auf ca. 20 000 km/s).
- ❹ Der negativ geladene **Wehnelt-Zylinder** bündelt den Elektronenstrahl und steuert seine Intensität (indem er ihn mehr oder weniger „abquetscht“) → Steuerung der **Bildhelligkeit**.
- ❺ Zwei **Ablenkplattenpaare** (Horizontal- und Vertikalablenkung). Damit kann der Elektronenstrahl auf jeden beliebigen Punkt des Bildschirms gelenkt werden.

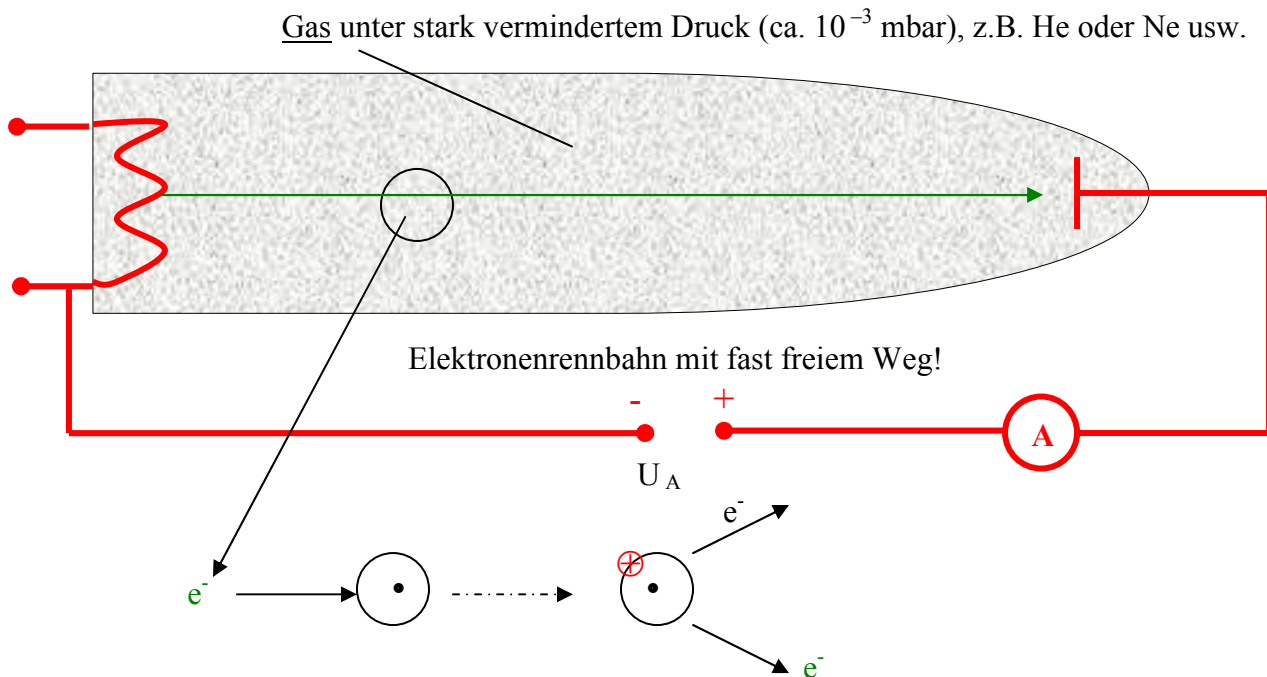
Bei modernen Fernsehgeräten bzw. Monitoren erfolgt die Strahlablenkung nicht mehr auf elektrostatischem Wege, sondern viel wirkungsvoller mit Hilfe starker elektromagnetischer Felder der paarweise angeordneten **Ablenkspulen** → relativ kurze Baulänge der Bildröhre.

(Die Ablenkung geschieht zeilenweise; meist mit einer Bildwiederholfrequenz von 75 Hz, damit das Bild flimmerfrei erscheint – ab 25 Hz ist das Auge zu träge, um einzelne Bilder aufzulösen.)

- ❻ **Leuchtschicht.** Diese leuchtet auf, wenn bzw. wo sie vom Elektronenstrahl getroffen wird → Leuchtpunkt (pixel, picture element).

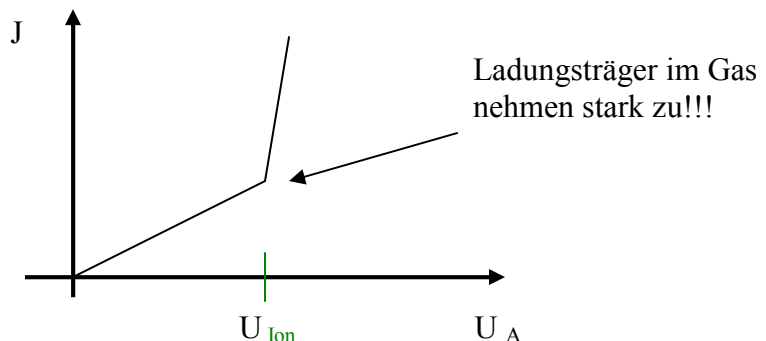
Farbfernsehgeräte verfügen über gleich **drei** solcher **Elektronenstrahlssysteme** in einem und derselben Bildröhre, sowie drei verschiedene Leuchtmassen (jeweils für die Emission von **Rot**, **Grün** und **Blau**). Der Farbeindruck ergibt sich gemäß einer additiven Farbmischung. Eine **Lochmaske** dicht vor der Leuchtschicht sorgt dafür, dass jeweils nur das richtige Leuchtpigment getroffen wird, und damit für die nötige Bildschärfe. Die Zahl der Löcher legt die maximale Auflösung fest, z.B. 800 x 600 oder 1024 x 768 Pixel.

# Elektronenstoßversuche:



Ein schnell fliegendes Elektron schlägt aus einem Atom, das es zufällig trifft, ein Elektron aus dessen Hülle heraus. Dabei erzeugt es zwei weitere Ladungsträger: das herausgeschlagene Elektron und den zugehörigen positiven „Atomrumpf“, ein positiv geladenes Kation.

Makroskopisch beobachtbare Auswirkung: die Stromstärke im Stromkreis, von dem die restgasgefüllte Strecke ein Teil ist, steigt plötzlich überproportional mit der Spannung an!



## **Stoßionisation:**

Ein hinreichend schnelles Elektron, das über die nötige Energie verfügt, kann aus der **Atomhülle** ein **Elektron** heraus schlagen. Das Atom wird so zum **positiven Ion**. Es wird ionisiert.

Der Vorgang heißt Ionisation bzw. Stoßionisation.

Jede Strahlung, die in der Lage ist, eine Ionisation auszulösen, heißt **ionisierende Strahlung**. (UV-Licht,  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ - und Röntgenstrahlung, nicht aber die Radio- oder Mikrowellen).

Die Energie, die zur Ionisation erforderlich ist, heißt **Ionisierungsenergie**.

Sie wird meist in der in der Atomphysik üblichen Einheit ein **Elektronvolt**, abgekürzt **1 eV**, gemessen. Ein Elektronvolt ist  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Joule.

**Ein Elektronvolt ist die Energie, die ein Elektron aufgenommen hat, wenn es die Potentialdifferenz  $\Delta\phi$  von einem Volt durchlaufen hat.** (Der Zahlenwert der Energieangabe in Elektronvolt ist also gleich dem Wert der Beschleunigungsspannung  $U_A = \Delta\phi$ .)

# Ergebnisse der Elektronenstoßversuche:

Die Elektronen lassen sich aus der Hülle unterschiedlich leicht entfernen (kein Wunder, ihre Kerne sind von 1–107 sehr unterschiedlich stark geladen).

## Auffälligkeiten:

Bei jedem Atom sind immer **zwei Elektronen ganz besonders fest gebunden** (außer beim Wasserstoff, der hat nur ein einziges Elektron).

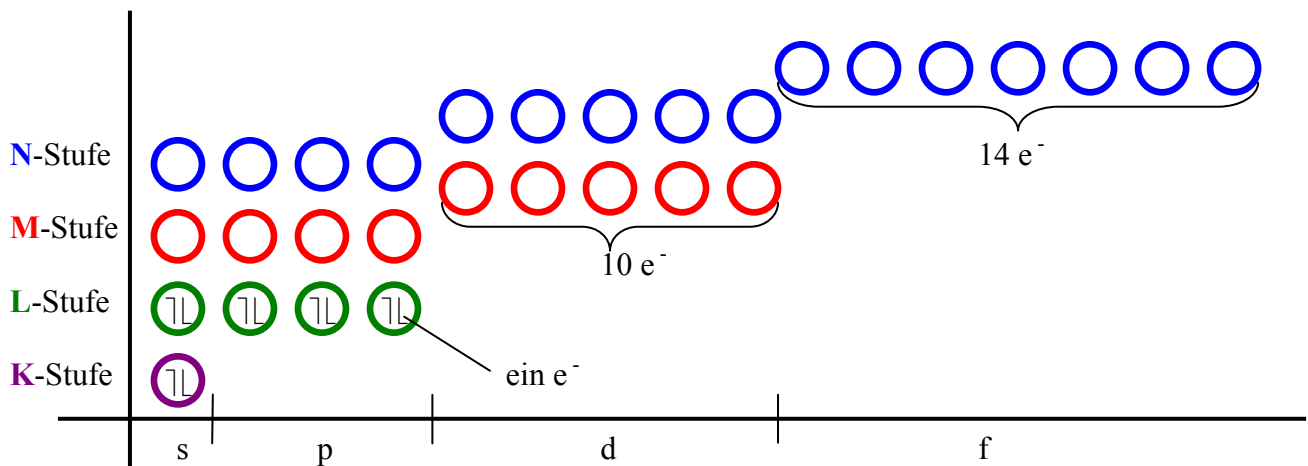
## Deutung:

Zwei besonders „Kernnahe“ K-Elektronen. Außer den zwei besonders fest gebundenen K-Elektronen, existiert ein weiterer Satz von **Acht**, ebenfalls relativ fest gebundenen Elektronen: Die acht L-Elektronen. Danach kommt ein Satz von acht M-Elektronen (eigentlich 18)

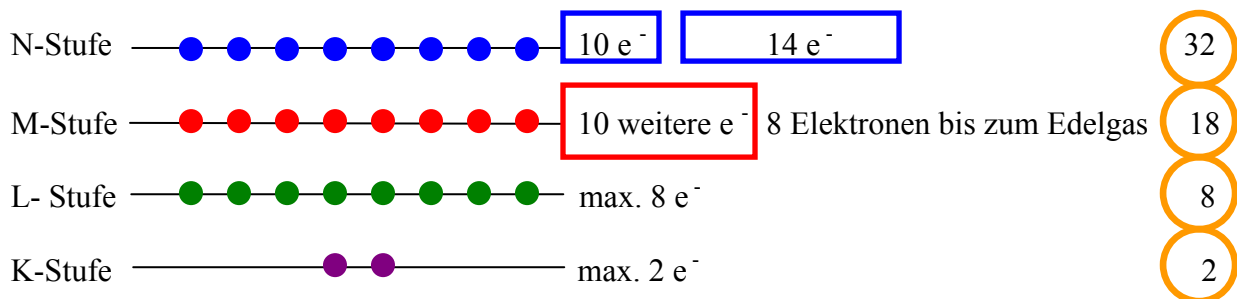
## Besonderheit:

Die Alkalimetalle sind alle Elemente die **ein** einziges, sehr lockergebundenes Elektron besitzen → dies ist charakteristisch für die **1.** Hauptgruppe.

# Atommodell nach dem Aufbauprinzip



## Stark vereinfachtes „Energistufenmodell“



Bei dem Modell wird angenommen, dass sich die Elektronen sich auf bestimmte Schalen verteilen:

1. eine Kernnahe **K**-Schale mit **2** Elektronen
2. eine **L**-Schale mit **8** Elektronen
3. eine **M**-Schale mit bevorzugt **8** und insgesamt mit **18** Elektronen
4. eine **N**-Schale mit bevorzugt **8** und insgesamt **32** Elektronen, usw.

Die Schalen werden von unten nach oben besetzt (von innen nach außen). Für die Chemie entscheidend wichtig ist immer die äußerste Schale, die „**Valenz**-Schale“ mit ihren **Valenzelektronen**.

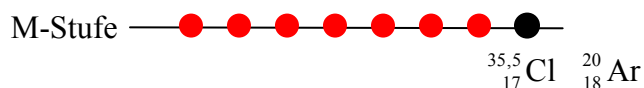
## Ein Element mit:

- 1 Valenzelektronen** in der äußeren Schale ist immer ein **Alkalimetall**,
- 2 Valenzelektronen** in der äußeren Schale ist immer ein **Erdalkalimetall**,
- 3 Valenzelektronen** in der äußeren Schale ist immer ein **Erdmetall**,
- 4 Valenzelektronen** ist immer ein Element der 4. Hauptgruppe (**Kohlenstoffgruppe**),
- 5 Valenzelektronen** ist immer ein Element der 5. Hauptgruppe (**Stickstoffgruppe**),
- 6 Valenzelektronen** in immer ein Element der 6. Hauptgruppe (**Chalkogenide**),
- 7 Valenzelektronen** in der äußeren Schale ist immer ein **Halogen**,
- 8 Valenzelektronen** in der äußeren Schale ist immer ein **Edelgas**.

Beispiel: Ein Element mit 17 Elektronen, das heißt mit 7 Valenzelektronen ( $17 = 2 + 8 + 7$ ) ist ein Halogen.

Alle Elemente mit einem oder wenigen Elektronen auf der äußersten Schale sind Metalle - mit **locker gebundenen** Elektronen. Diese sind im elektrischen Feld **leicht beweglich** und vermitteln die für die Metalle so typische **Elektronenleitung**.

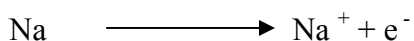
# Elektronenakzeptoren und Elektronendonoren



Chlor hat 17 Elektronen, holt sich aber 1 weiteres Elektron, um seine Schale zu füllen, hat nachher also 18 Elektronen, genau wie das nachfolgende Edelgas Argon.



**Elektronenakzeptor**



**Elektronendonator**

**Lewis'sche Oktett-Regel:** Atome „suchen“ eine **edelgasähnliche 8er-Schale** zu erreichen.

**Fehlen** nur **wenige Elektronen** bis dorthin, handelt es sich um **Elektronenakzeptoren**, die die Schale mit fremden Elektronen auffüllen und so zu **negativen Ionen** werden.

Elemente die nur **wenige, locker gebundene Elektronen** in der Valenzschale besitzen sind **Elektronendonatoren**. Sie **geben** ihre **Valenzelektronen an Akzeptoren ab** und werden so zu **positiven Ionen**.



2. Hauptgruppe = 2 Valenzelektronen    7. Hauptgruppe = 7 Valenzelektronen

**Halogene** liegen in der Natur überwiegend als negative Halogenidionen vor:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$

Bei der **6. Hauptgruppe** sind die Anionen **doppelt negativ**:  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Se}^{2-}$ ,  $\text{Te}^{2-}$

Bei der **5. Hauptgruppe** sind die Anionen **dreifach negativ**:  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{As}^{3-}$

**Alkalimetalle** sind in der Natur immer **einfach positive Ionen** (das jeweils extrem locker gebundene Valenzelektron wurde irgendwann einmal abgegeben):  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Fr}^+$

**2. Hauptgruppe:** immer **doppelt positive Ionen**:  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ra}^{2+}$ .

**3. Hauptgruppe:** immer **dreifach positive Ionen**:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ga}^{3+}$ ,  $\text{In}^{3+}$ ,  $\text{Tl}^{3+}$ , Ausnahme:  $\text{Tl}^{1+}$ .

Bei der **4. Hauptgruppe** liegen **nicht immer Ionen** vor. Die wenigen Beispiele sind zweifach positiv oder vierfach positiv, wie z.B.  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ge}^{4+}$ .

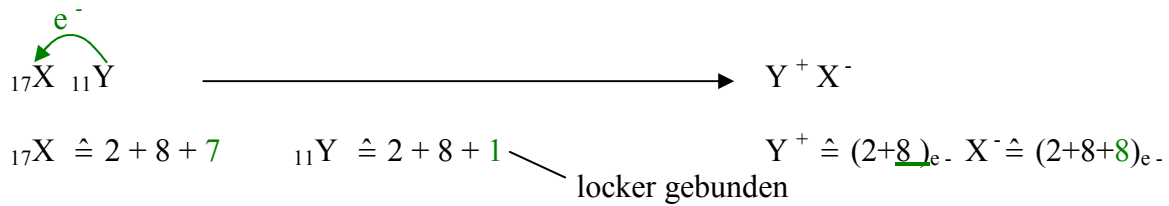
Allgemein gilt: **Salze** bestehen immer aus **mindestens 2 Komponenten**:

- 1. positive(s) Kation(en)**
- 2. negative(s) Anion(en)**

Und zwar immer in einem bestimmten Verhältnis, nämlich geradeso, dass insgesamt **Ladungsneutralität** herrscht. Die Gesamtladung aller Ionen muss immer Null sein.

# Akzeptor und Donor

Wie lautet die Formel der Verbindung der Elemente  $_{17}\text{X}$  und  $_{11}\text{Y}$ ?

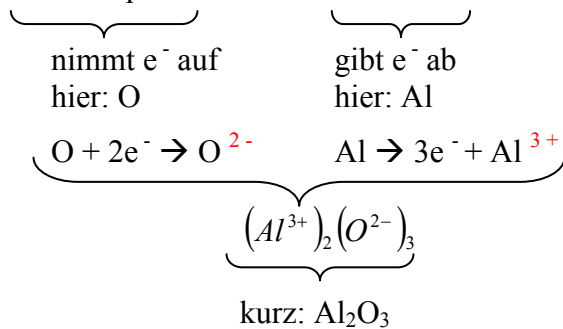


## Aluminiumoxid $\text{Al}_x\text{O}_y$

Al = Aluminium = 3. Hauptgruppe

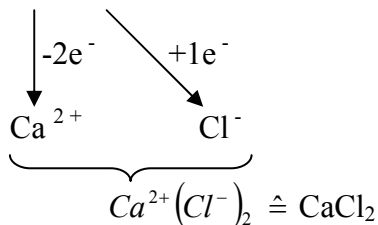
O = Sauerstoff = 6. Hauptgruppe

Kombination eines  $e^-$ -Akzeptors mit einem  $e^-$ -Donor



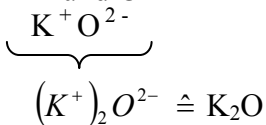
## Calciumchlorid $\text{Ca}_x\text{Cl}_y$

Ca und Cl      2. Hauptgruppe und 7. Hauptgruppe



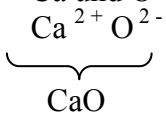
## Kaliumoxid $\text{K}_x\text{O}_y$

K und O      1. und 6. Hauptgruppe



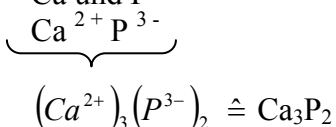
## Calciumoxid $\text{Ca}_x\text{O}_y$

Ca und O      2. und 6. Hauptgruppe



## Calciumphosphid $\text{Ca}_x\text{P}_y$

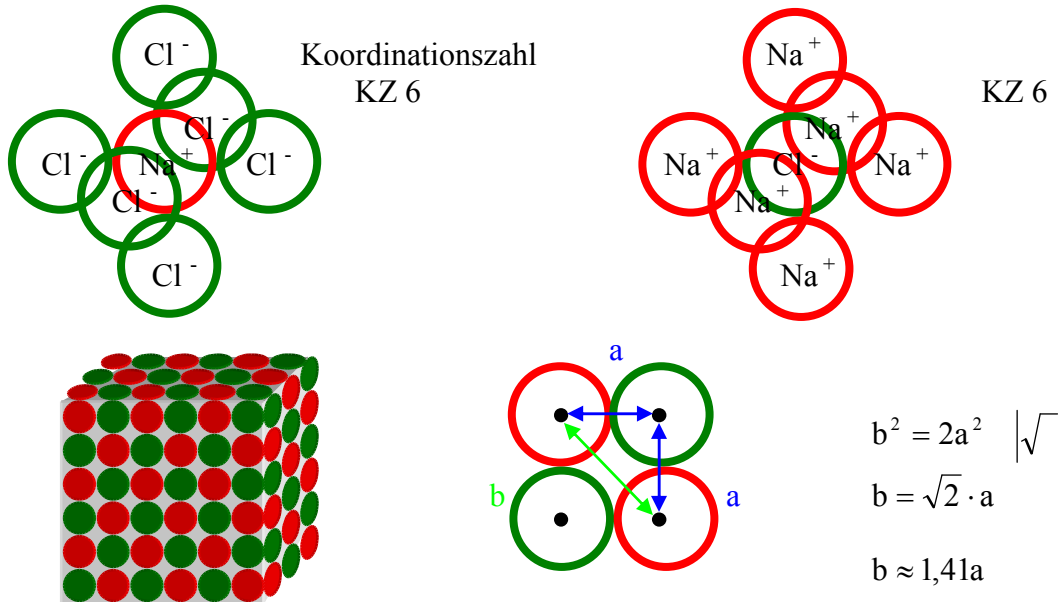
Ca und P      2. und 5. Hauptgruppe



# Eigenschaften von Salzen

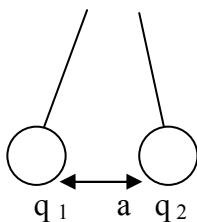
- 1.) **Kristalline Feststoffe** – da sie aus **Ionen** bestehen  
 sehr häufig würfel- bzw. quaderförmig

**Grund:** Elektrostatische Wechselwirkung der **geladenen** Ionen



## Coulomb'sche Gesetz

Die Kraftwirkung zwischen zwei geladenen Kugeln ist umso größer, je größer die Ladungen sind (sogar direkt proportional).



- 1.) F el.  $\sim q_1$
- 2.) F el.  $\sim q_2$
- 3.) F el.  $\sim \frac{1}{a^2}$
- 4.) F el.  $\sim \frac{q_1 \cdot q_2}{a^2}$

Wichtig ist die Entfernungsabhängigkeit: Die Kraftwirkung ist **umgekehrt** proportional **zum Quadrat** des Abstandes zwischen den Ladungsschwerpunkten.

Verkürzt man den Abstand auf die Hälfte, so ist die Kraftwirkung 4 mal so groß.

Verkürzt man den Abstand auf  $\frac{1}{3}$ , so ist die Kraftwirkung 9 mal so groß.

Verkürzt man den Abstand auf  $\frac{1}{10}$ , so ist die Kraftwirkung 100 mal so groß.

Verkürzt man den Abstand auf  $\frac{1}{100}$ , so ist die Kraftwirkung 10000 mal so groß.

Im Salzkristall sorgt das Wechselspiel von Anziehung und Abstoßung für Ordnung. Das bedeutet, es liegt immer (bei Raumtemperatur) ein **wohlgeordneter, kristalliner Feststoff** vor. Dabei überwiegt die Anziehung immer die Abstoßung, weil der Abstand der entgegengesetzt geladenen Ionen (die sich anziehen), immer kleiner ist als der Abstand der gleichnamigen Ionen (die sich abstoßen). Der Kristall ist aufgrund der relativ großen Kräfte ein vergleichsweise **harter Feststoff**, mit relativ **hohem Schmelz-** und noch höherem **Siedepunkt**.

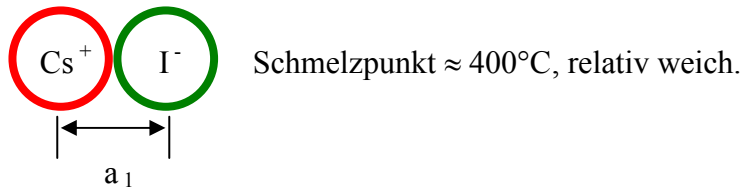
## Wichtig:

Die Wechselwirkung bzw. Anziehung ist besonders stark, bei **kleinen, hochgeladenen Ionen**.

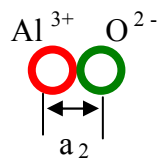
z.B.:  $\text{Al}_2\text{O}_3$  schmilzt bei  $\approx 2200^\circ\text{C}$

$\text{CsI}$  bei  $\approx 400^\circ\text{C}$

Starke Wechselwirkung  $\Rightarrow$  1.) hoher Schmelzpunkt, noch höherer Siedepunkt  
2.) relativ große Härte



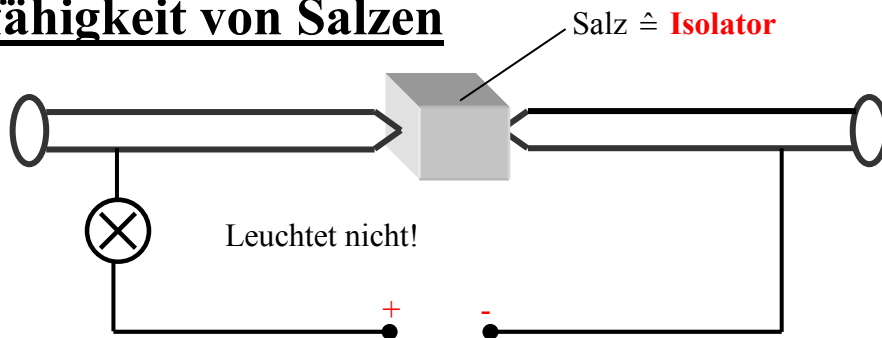
Schmelzpunkt  $\approx 400^\circ\text{C}$ , relativ weich.



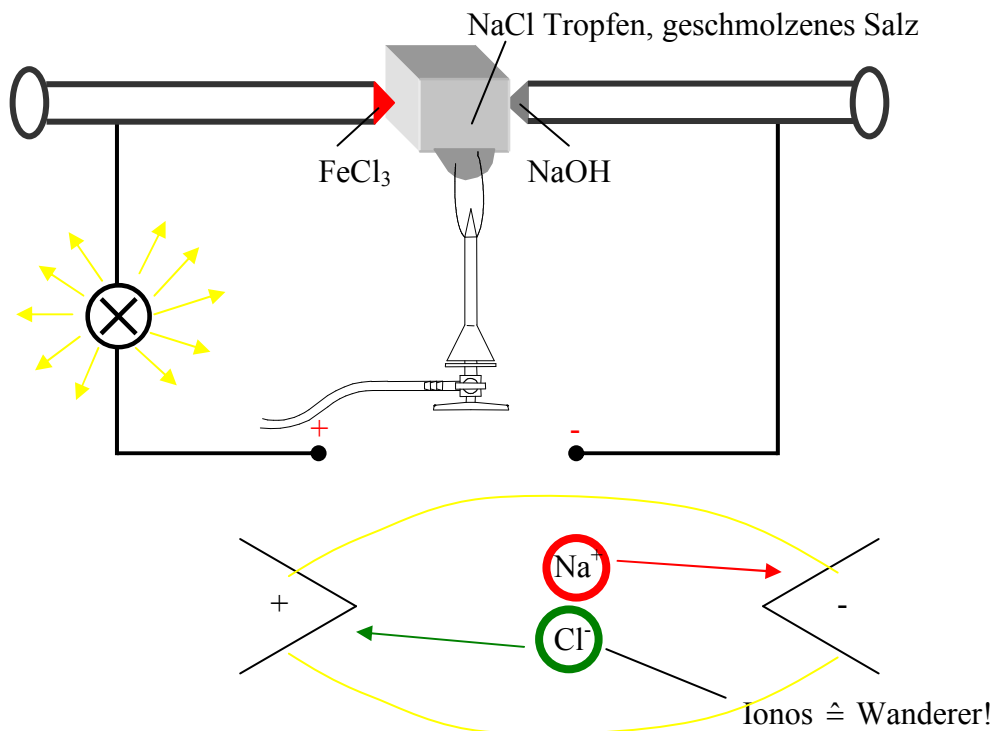
Schmelzpunkt  $\approx 2200^\circ\text{C}$ , extrem hart.

$$a_2 < a_1$$

# Leitfähigkeit von Salzen

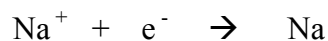


Die Ionen sind nicht beweglich, sie sind ortsfest. Sie transportieren folglich keine Ladung.

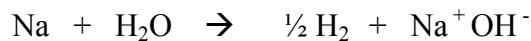


In der **Schmelze**, wie in der **Lösung**, sind die Ionen **beweglich**:

Die positiven Natriumionen wandern zum Minuspol und werden dort durch Aufnahme eines Elektrons entladen:



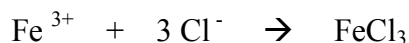
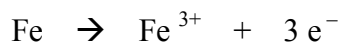
Die Natriumatome reagieren danach sofort mit der Luftfeuchtigkeit zum Hydroxid:



Weißer Belag auf den Minuspol-Nagel von Natriumhydroxid, das Phenolphthalein rosa färbt.

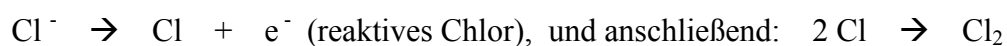
Die Chloridionen dagegen wandern zum Pluspol. Dort gibt es dann zwei Möglichkeiten:

① Bei obiger Anordnung wird das Eisen angegriffen, das heißt zum Eisen(3+)-Ion oxidiert.

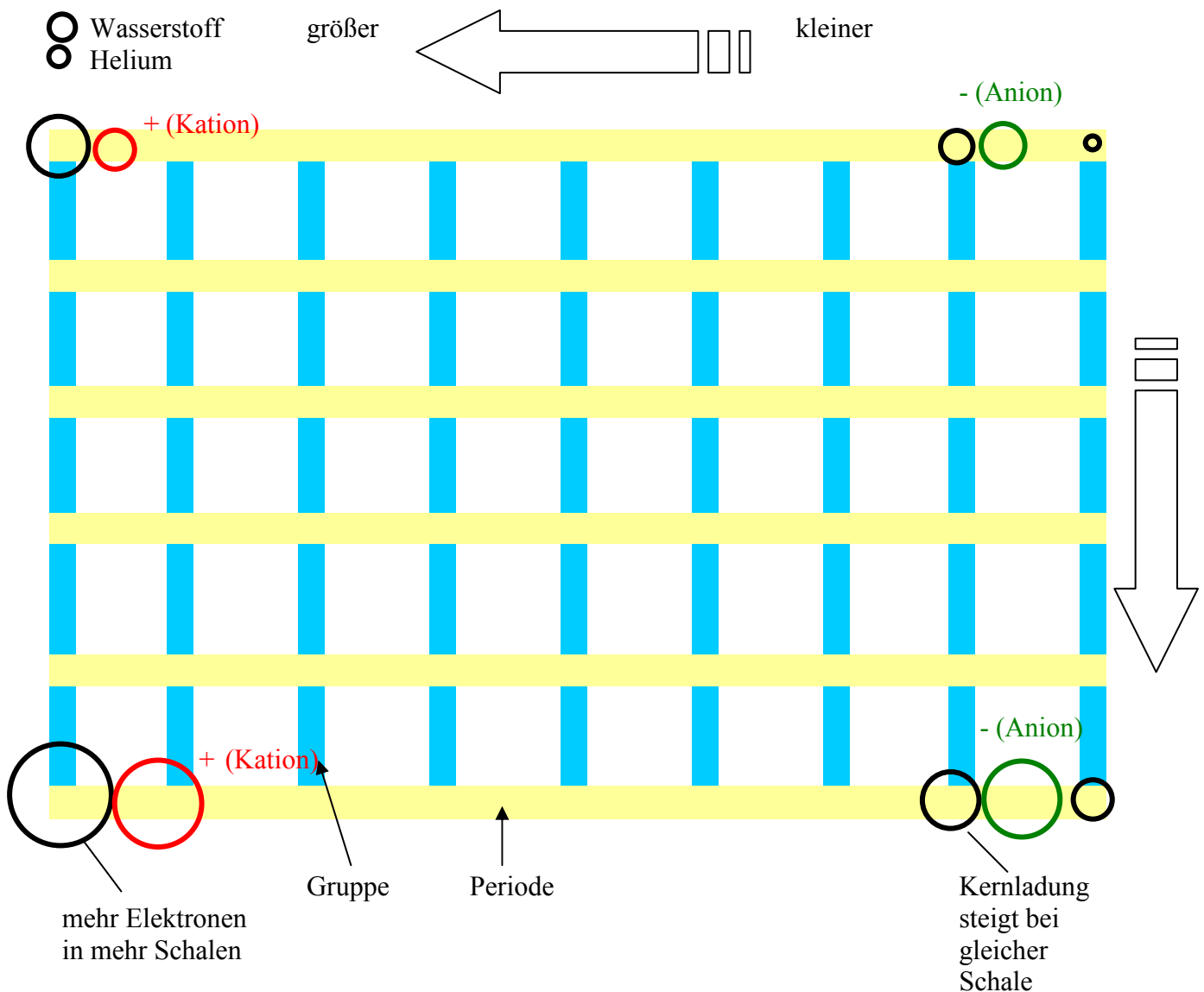


Es bildet sich ein rehbrauner Belag von Eisen(III)chlorid FeCl<sub>3</sub> auf dem Pluspol-Nagel.

② Bei einer nichtangreifbaren Graphitelektrode wird das Chloridion zum neutralen Chloratom entladen, wobei sich anschließend jeweils zwei Atome zum Chlormolekül Cl<sub>2</sub> vereinigen. In diesem Falle entsteht an der Anode das grüne Chlorgas.



# Größenverhältnisse im Periodensystem



- 1.) Innerhalb einer **Gruppe** nimmt die **Größe** von **oben** nach **unten zu** (mehr Elektronen in der Hülle, auf mehr Schalen)
- 2.) Innerhalb einer **Periode** nimmt die **Größe** von **links** nach **rechts ab** (bei gleicher Schale wirkt sich die zunehmende Kernladung(-szahl) aus)
- 3.) Ein positives **Kation** ist **immer kleiner** als das **zugehörige Atom** (entstanden durch Abgabe von Elektronen und zwar der gesamten Äußersten Schale)
- 4.) Ein negatives **Anion** ist **immer größer** als das **zugehörige Atom** (entstanden durch Aufnahme von weiteren Elektronen)

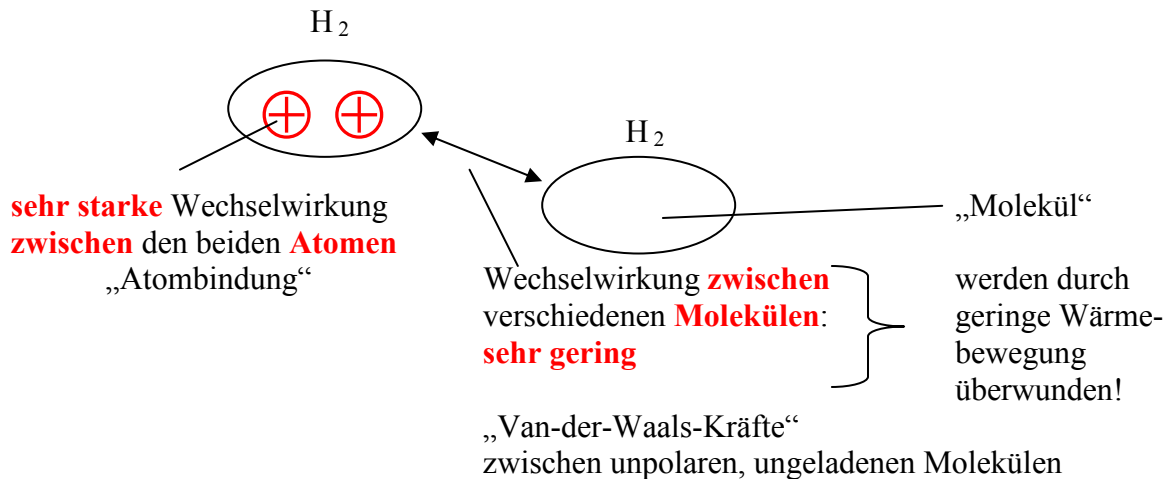
# Flüchtige Stoffe

## Siedepunkt:

$H_2 = -253^\circ C \mid 20K$

$N_2 = -196^\circ C$

$O_2 = -183^\circ C$



Es herrscht ein relativ **starker Zusammenhalt** der **Atome** in einem bestimmten Molekül. Die entsprechende **Bindung** heißt **Atombindung**. Vergleiche hierzu: Knallgas aus Wasserstoff und Sauerstoff reagiert erst oberhalb von  $560^\circ C$  — wenn die Bindungen der Atome in den Molekülen entsprechend gelockert sind.

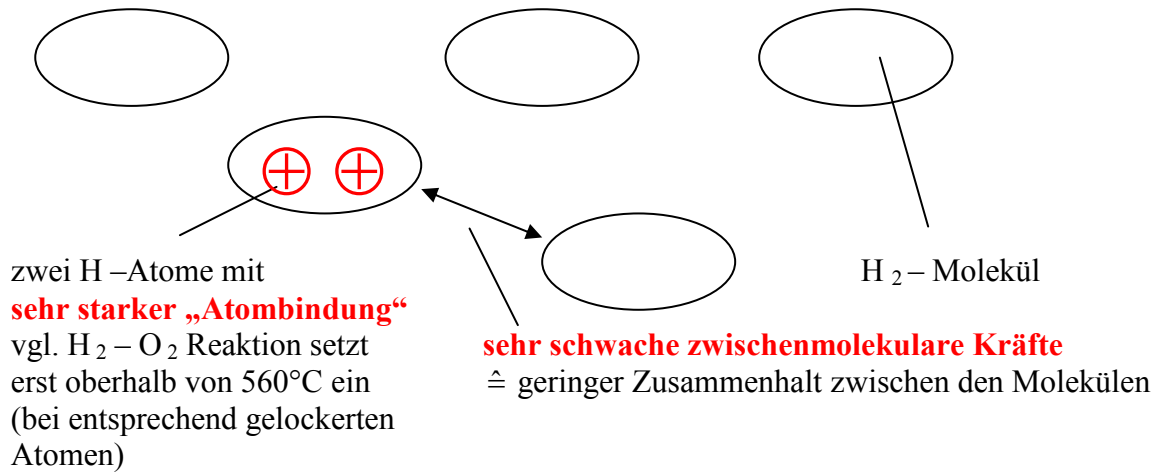
Die **Kräfte zwischen** den verschiedenen **Molekülen** sind bei Flüchtigen Stoffen **erstaunlich gering**. Sie heißen „**Zwischenmolekulare Kräfte**“ oder „**Van-der-Waals-Kräfte**“.

Vergleiche hierzu die Gase Wasserstoff  $H_2$ , Sauerstoff  $O_2$ , Kohlenstoffdioxid  $CO_2$

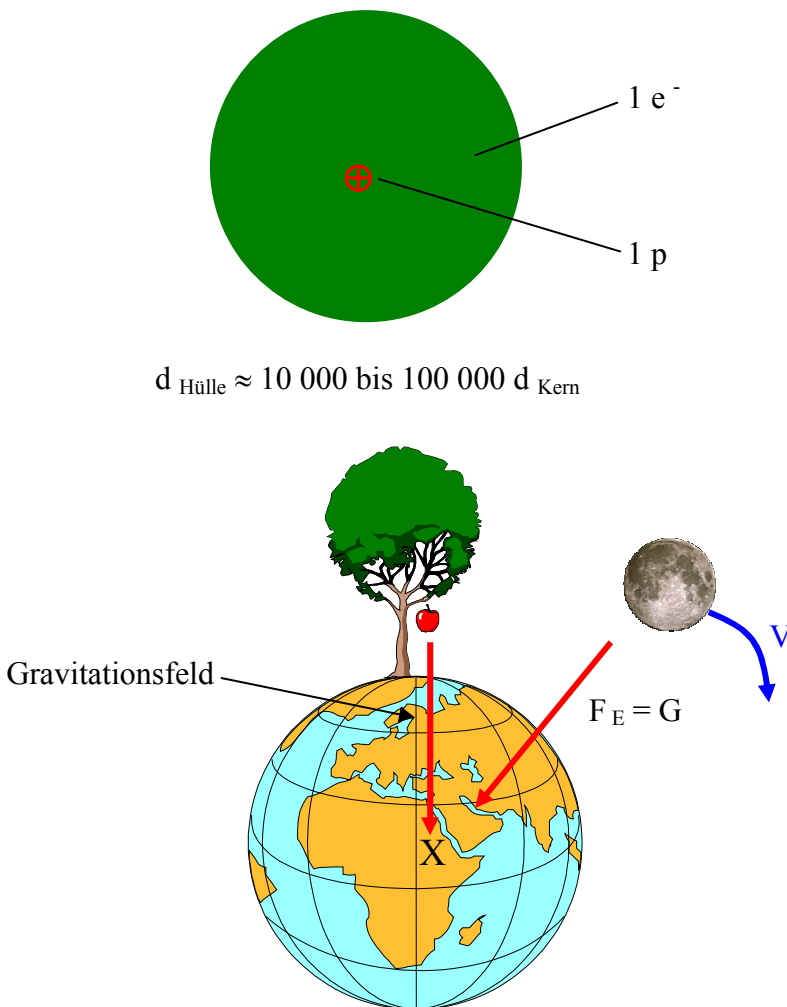
# Flüchtige Stoffe

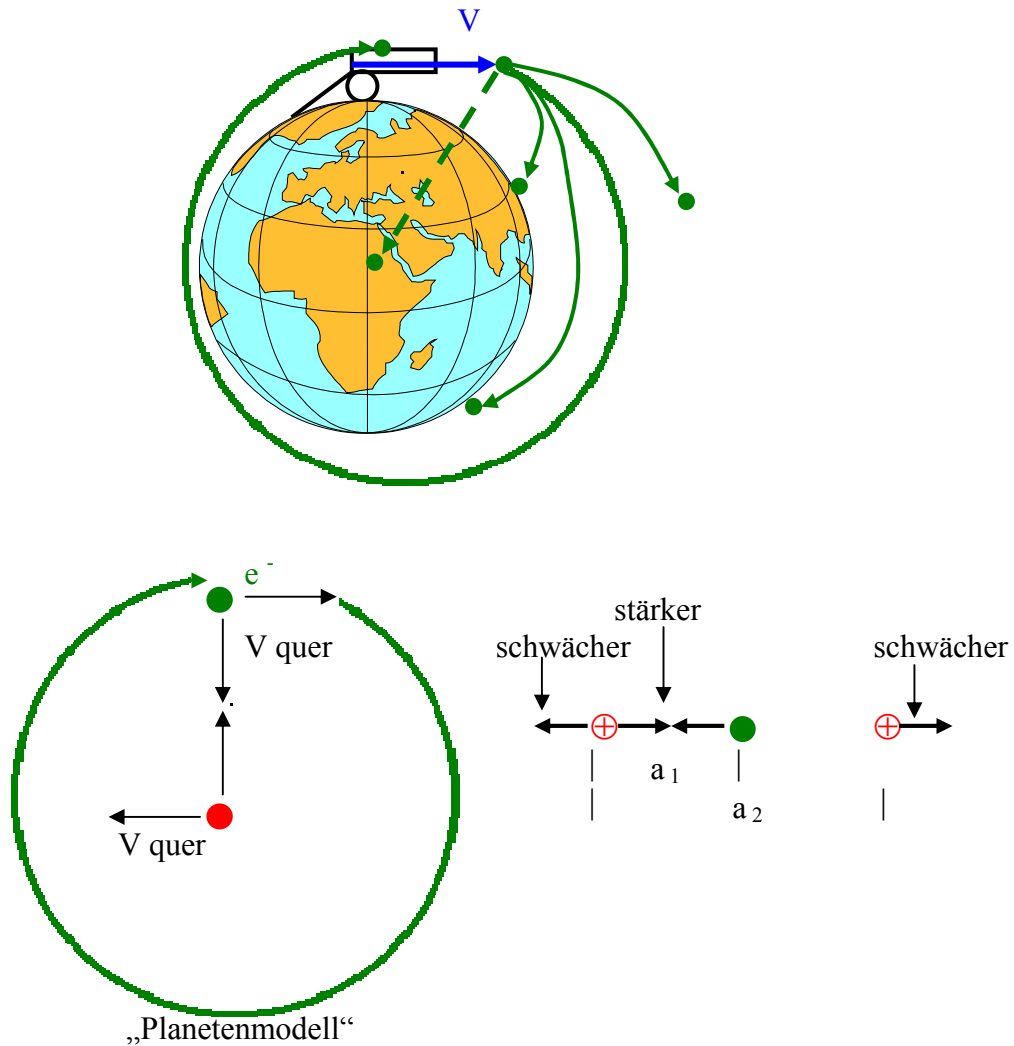
## Teil 2

z.B. Wasserstoff als **einfachster** Stoff (ein Gas)



**Ansatz:** Elektrische Kräfte bzw. ein **elektrisches Feld** vermittelt die Anziehungskräfte.





Die Atombindung widersetzt sich einer Erklärung in der klassischen Physik → Ende der klassischen Physik

Ein Elektron wird vom Proton ständig angezogen und zwar umso stärker je näher es ihm kommt ( $\frac{1}{2}$  Entfernung entspricht 4-fache Kraft) ⇒ Das Elektron müsste ins Proton einschlagen.

Erklärungsversuch:

Das Elektron verfügt über eine Geschwindigkeit quer zur Anziehungsrichtung  $v_{\text{quer}}$ , und fällt so um den Kern herum. Gewissermaßen gerade so, wie der Mond um die Erde fällt (oder wie die Satelliten)

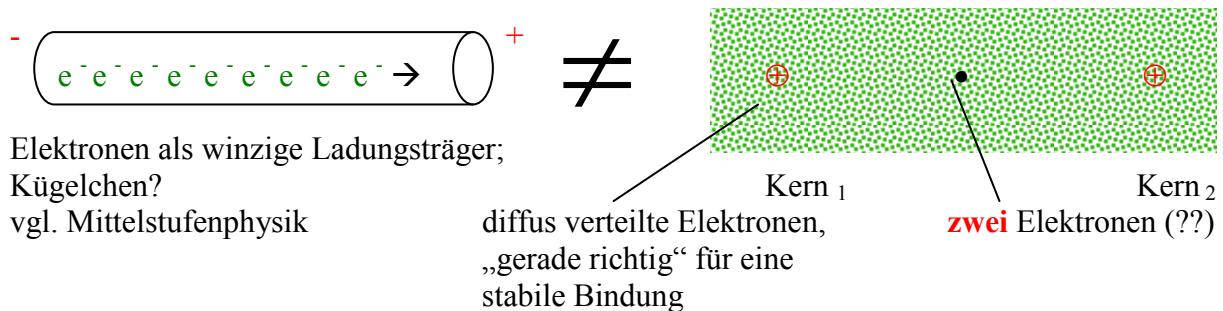
Aber: Das kleinste Abbremsen (etwa durch einen Stoß) würde unweigerlich zum Absturz führen → irgendwann wäre die Erde, ähnlich einem Neutronenstern, nur noch 120m groß.

Betrachtet man ein vereinfachtes Molekül aus 2 Wasserstoffkernen und einem Elektron, das genau zwischen den Kernen steht, so ergibt sich folgendes weiteres Problem, die Anziehungskraft zwischen Kern und Elektron wäre immer 4 mal so groß wie die Abstoßung der beiden Kerne → und zwar umso größer, je näher sich die Teilchen kommen → Einschlag / Kollision.

# Richard Feynmann:

„What the electron is – we just don't know!“

Es ist **kein** kleines negativ geladenes **Teilchen!**



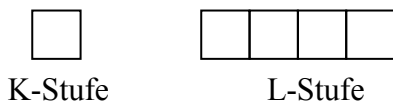
Heutiger Stand: **Zwei** Elektronen halten jeweils „die Welt zusammen“

„Elektronenpaar“ vermittelt die Bindung zwischen Atomen

„Elektronenpaarbindung“  $\hat{=}$  „Atombindung“

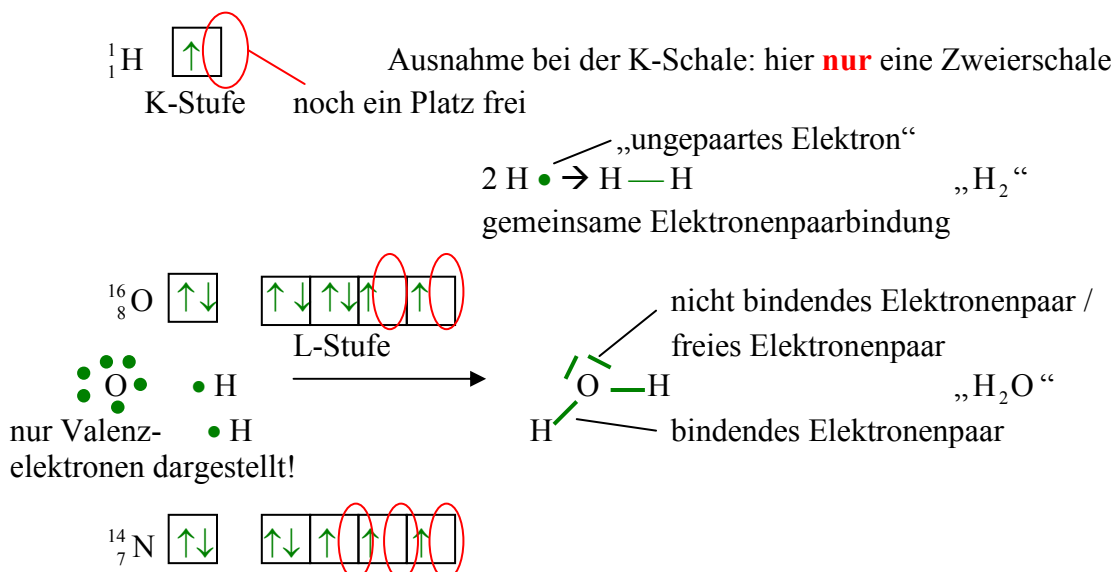
Praktischer Ansatz: Man zerlegt die bewährte „Achterschale“ in **vier „Unterschalen“**

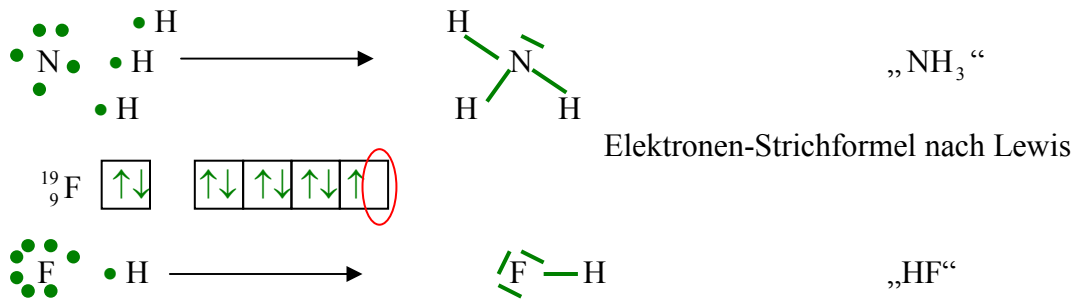
Darstellungsweise nach Linus Pauling:



- 1.) **max.** durch **zwei** Elektronen besetzbar vgl. „Pauli-Regel“
- 2.) **zunächst nur einfach** besetzt vgl. „Hund'sche-Regel“

Vorhersage von Formeln:

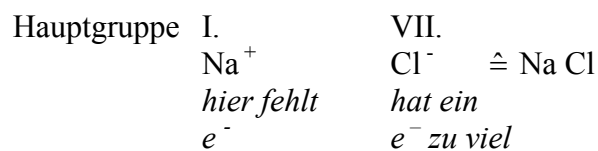




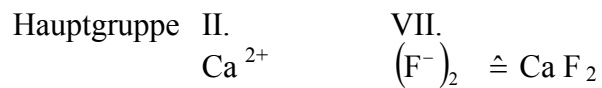
## Vorhersage der Formel

### a) Salze            volle / leere Achterschale

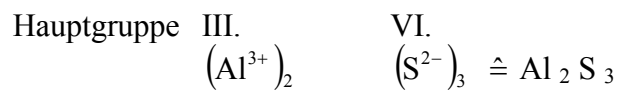
#### Natriumchloridsalz



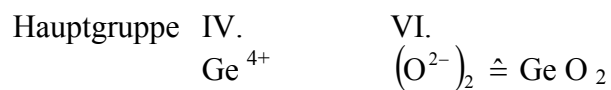
#### Calciumfluorid



#### Aluminiumsulfid



#### Germaniummonoxid

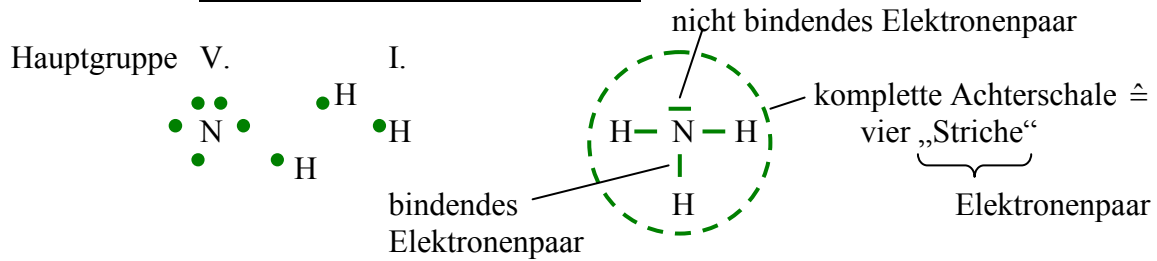


## b) Molekülformeln

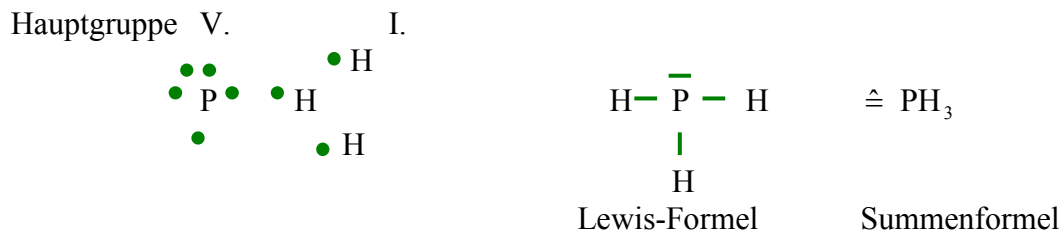
① Hauptgruppe  $\hat{=}$  vier „Unterschalen“

② volle Achterschale – wird erreicht mit Hilfe von gemeinsamen Elektronen.

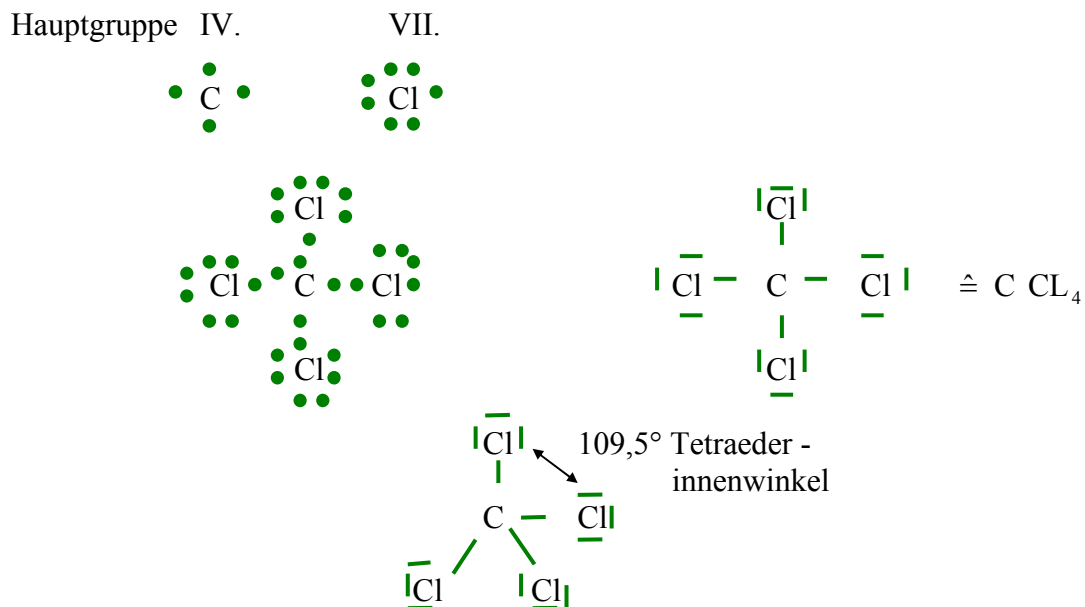
### Stickstoffwasserstoffverbindung



### Phosphorwasserstoff (hoch giftiges Gas)



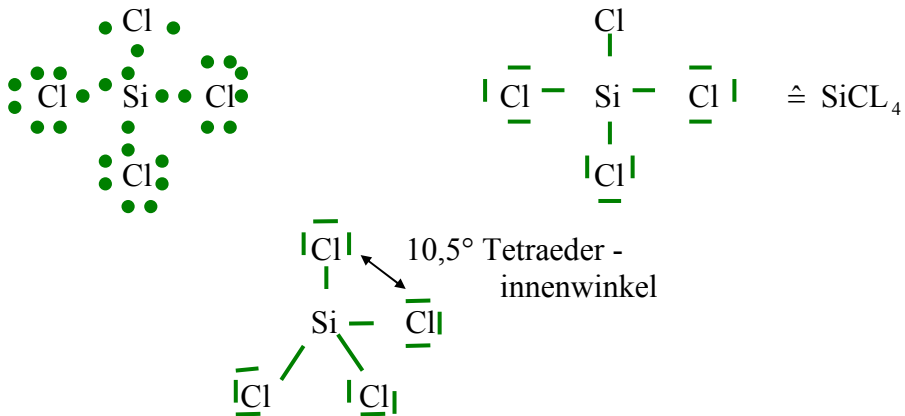
### Kohlenstoffchlorid / Chlorkohlenstoff



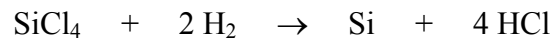
## Siliziumchlorid (ebenfalls flüchtig)

Hauptgruppe IV.

VII.



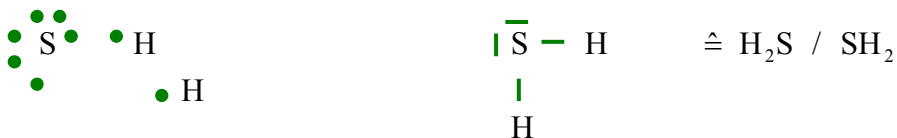
Siliziumtetrachlorid bildet ebenfalls eine flüchtige, leicht verdampfbare Flüssigkeit, die durch Destillation hochrein hergestellt werden kann. Über diese so leicht zu reinigende Verbindung wird hochreines Silizium für die Halbleiterindustrie hergestellt:



## Schwefelwasserstoffverbindung

Hauptgruppe VI.

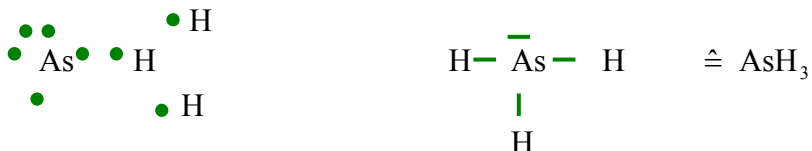
I.



## Arsenwasserstoff

Hauptgruppe V.

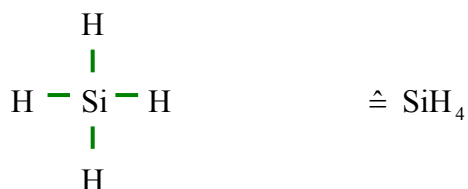
I.



## Siliziumwasserstoff = „Silan“

Hauptgruppe IV.

I.



## Bromwasserstoff

Hauptgruppe VII.

I.



# Die besonderen Eigenschaften von Wasser H<sub>2</sub>O

Siedet für ein kleines Molekül relativ hoch → es existiert überwiegend **flüssiges** Wasser, bei üblichen Temperaturen

Siedepunkt: CH<sub>4</sub> ≈ - 164 °C      ≙ + 109 K

Siedepunkt: NH<sub>3</sub> ≈ - 34 °C      ≙ + 239 K

Siedepunkt: H<sub>2</sub>O ≈ + 100 °C      ≙ + 373 K



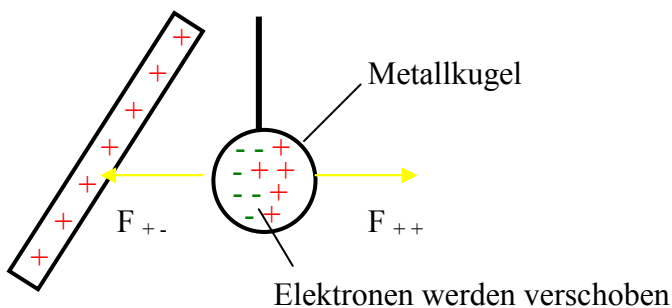
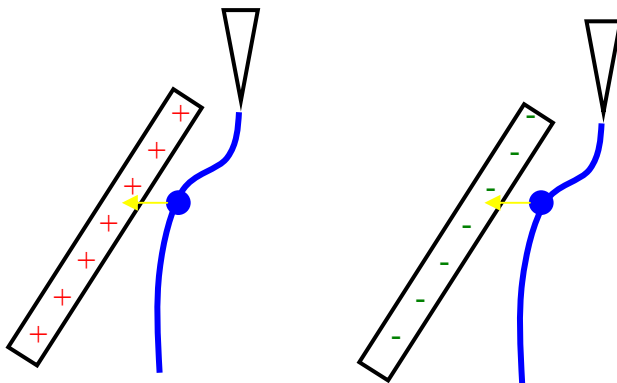
Warum hoher Siedepunkt?

relativ **guter Zusammenhalt** der Moleküle untereinander

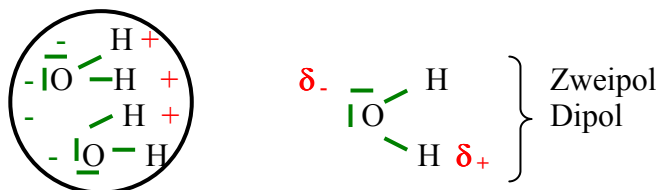
große zwischenmolekulare Kräfte / große intermolekulare Kräfte

Rückführung auf bekannte Kräfte:

- 1.) Gravitationskräfte? sehr gering bei kleinen Massen
- 2.) Elektrische Kräfte vgl. bei geladenen Ionen! **Aber:** Moleküle sind **neutral**

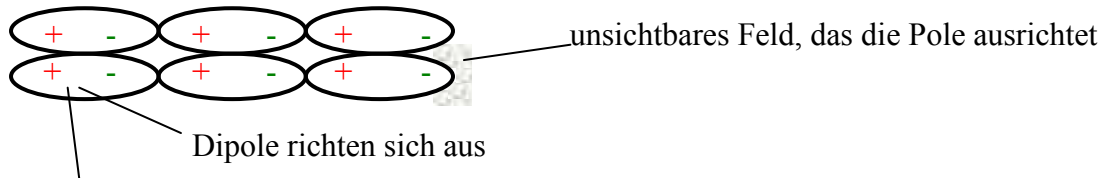


Problem Wasser ist ein Isolator – **kein Elektronenleiter**

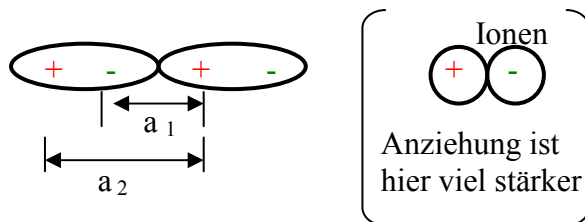


Eine neutrale Kugel kann angezogen werden, wenn sie zwei Pole hat, die sich ladungsmässig ausgleichen / kompensieren (lat.  $\hat{=}$  Aufwiegen). Wegen der Entfernungsabhängigkeit der elektrischen Kräfte sind nämlich Anziehungskräfte und Abstoßungskräfte unterschiedlich groß, so dass in der Summe eine Anziehung erfolgt.

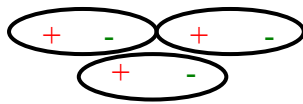
1. Fall: Das Material ist ein **elektronenleitendes Metall**, dann werden die Pole durch **Verschiebung von Elektronen** in einem äußeren Feld erzeugt („Influenz“).
2. Fall: Viele Stoffe sind **Isolatoren**, bei ihnen liegen die Elektronen in den **Molekülen fest** gebunden vor — trotzdem kann eine Polarisierung auftreten, nämlich wenn die **Moleküle selbst Dipolmoleküle** sind.



insgesamt neutral



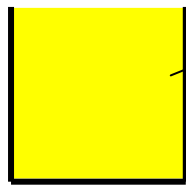
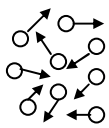
Selbst neutrale Dipole ziehen sich aufgrund des elektrischen Feldes ihrer Pole gegenseitig an.



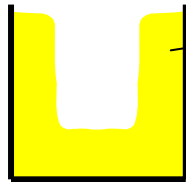
Dipole bilden **Verbände**:

- ⇒
- 1.) Siedepunkt relativ hoch!
  - 2.) Analog hoher Schmelzpunkt
  - 3.) Man braucht sehr viel Energie um Wasser zu verdampfen  
⇒ destilliertes Wasser ist teuer, vergleiche Trinkwassergewinnung
  - 4.) Wasser hat eine große spezifische Wärmekapazität  $c_w = 4,19 \text{ J / g} \cdot \text{g}$

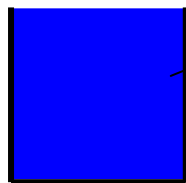
# Eis: Anomalie („nicht gesetzmäßig“)



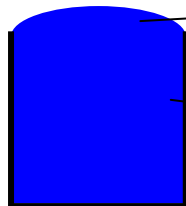
flüssiges Wachs



festes Wachs  
dichter gepackt, dank hoher Ordnung



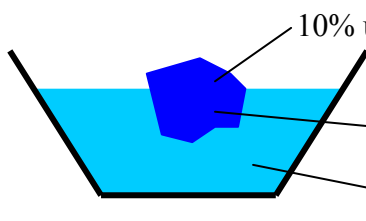
flüssiges Wasser



Volumen nimmt ca. 10 bis 11% zu!

Eis, **kristallin** geordnet  $\hat{=}$  Volumenzunahme  $\hat{=}$  sperrige Anordnung der Moleküle im Kristall

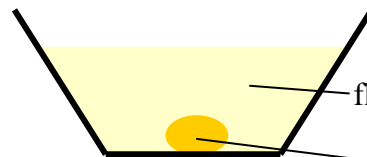
$$\Rightarrow \rho_{\text{Eis}} = \frac{m}{V} < \rho_{\text{flüssiges Wasser}}$$



10% über Wasser

Eis

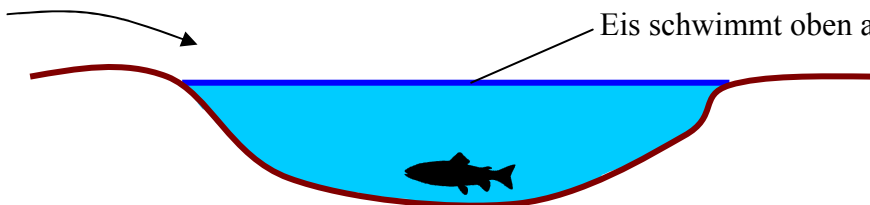
Wasser



flüssiges Wachs

festes Wachs

Wind mit  $-20^{\circ}\text{C}$



Eis schwimmt oben auf!

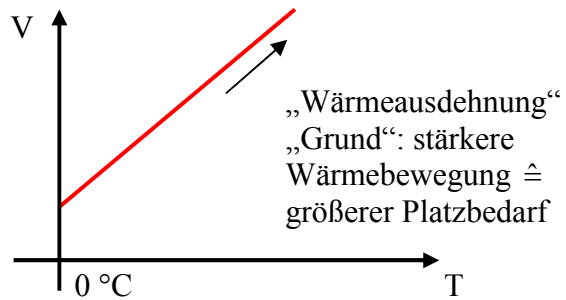
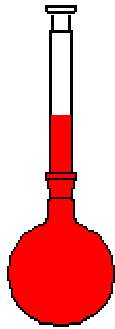
Eis dehnt sich beim Gefrieren aus, es bilden sich Kristalle, die im Innern eine sperrige Struktur aufweisen.

Schockgefrieren verhindert die Ausbildung größerer Eiskristalle  $\Rightarrow$  Konservierung von Früchten und lebendem biologischen Material durch Eintauchen in flüssigen Stickstoff ( $-196^{\circ}\text{C}$ ). Der Feststoff ist dann mikrokristallin bis amorph ( $\hat{=}$  nichtkristallin), da er zum Ordnen überhaupt keine Zeit hat.

# Dichte-Maximum bei 4°C ≐ Volumen-Minimum

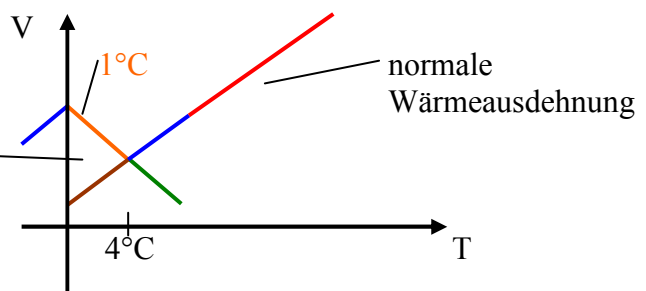
Dichte  $\rho = \frac{m}{V}$  ← Masse m ist immer gleich, „konstant“

## 1.) normale Flüssigkeit



## 2.) anomale Flüssigkeit

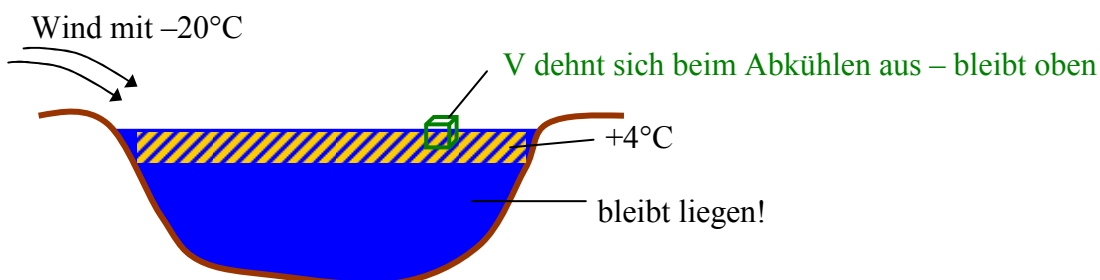
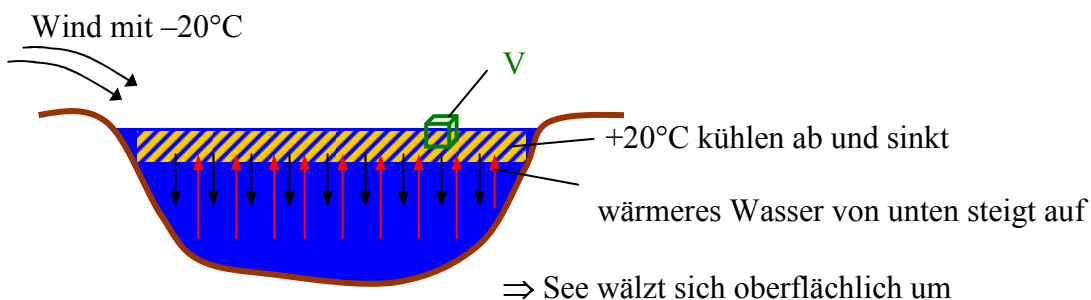
anomaler Bereich  
H<sub>2</sub>O zieht sich beim Erwärmen zusammen

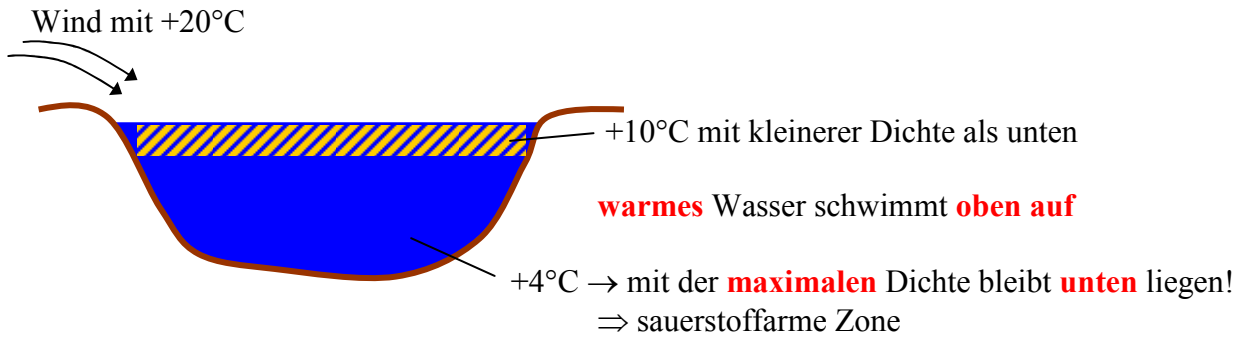
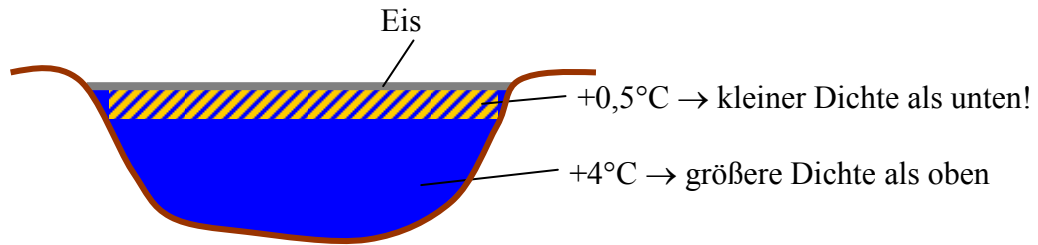


Warum **zieht** sich das Wasser im Bereich von 0°C bis 4°C **zusammen** (Anomalie!)?

Im Wasser existieren **nah geordnete** Bereiche (Cluster ≐ Traube) mit sperriger Eisstruktur. Diese werden mit steigender Temperatur immer mehr abgebaut, zum ungeordneten und damit **dichtergepacktem, flüssigen Wasser**. Das **Volumen nimmt ab**, die **Dichte nimmt zu**.

Ab **4°C** wird die **Volumenabnahme**, aufgrund des fortschreitenden Clusterabbaus, von der normalen **Wärmeausdehnung** einer jeden Flüssigkeit **überholt**.



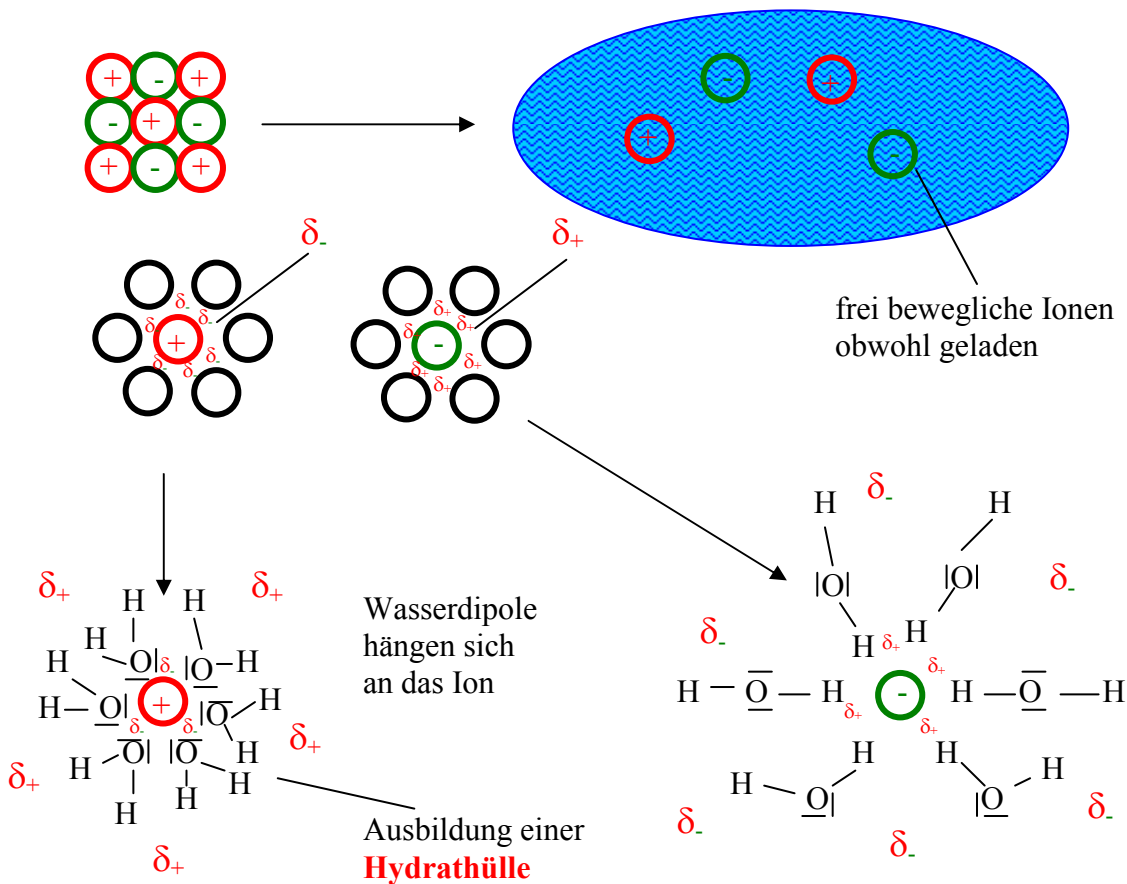
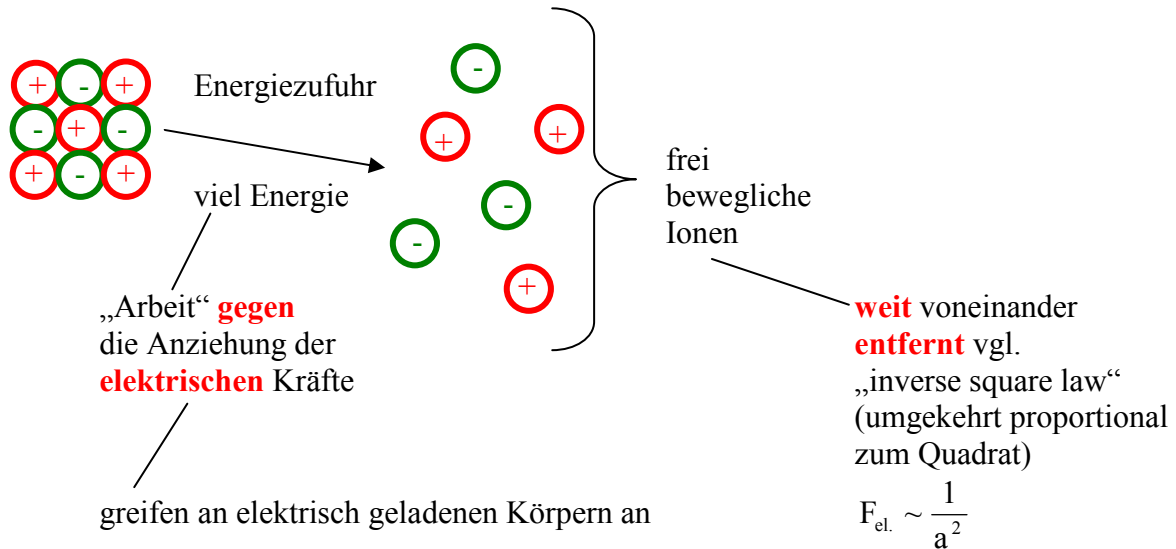


# Wasser als Lösungsmittel für polare Stoffe

vgl. Körper besteht zu ca. 2/3 aus Wasser

- 1.) **Lösungsmittel** und **Reaktionsmedium**
- 2.) Transportmedium
- 3.) **Kühlung** durch Verdunstung

Zu 1.) „Gleiches löst sich in Gleichem“



Bei der Hydratation (Hydratation), der Ausbildung einer **Hydrathülle** (Ausbildung einer Wasserhülle um die Ionen) wird **Energie frei** – (umgekehrt, um die Dipole wieder abzulösen, muss man wieder Energie aufwenden)

[Ganz ähnlich: das Anheben eines Steins im Gravitationsfeld der Erde gegen die Anziehungskraft der Erde, bzw. sein Herabfallen im Gravitationsfeld.]

### **Wichtig:**

Die Hydrathülle liefert so ungefähr die Energie, die man benötigt um Ionen gegen ihre Anziehung abzulösen.

### **Beachte:**

Der Effekt setzt voraus, dass die Moleküle Dipolmoleküle sind.

### **Vgl.:**

Einlagerung von Treibstoff, bzw. von Öl in Salzkavernen.

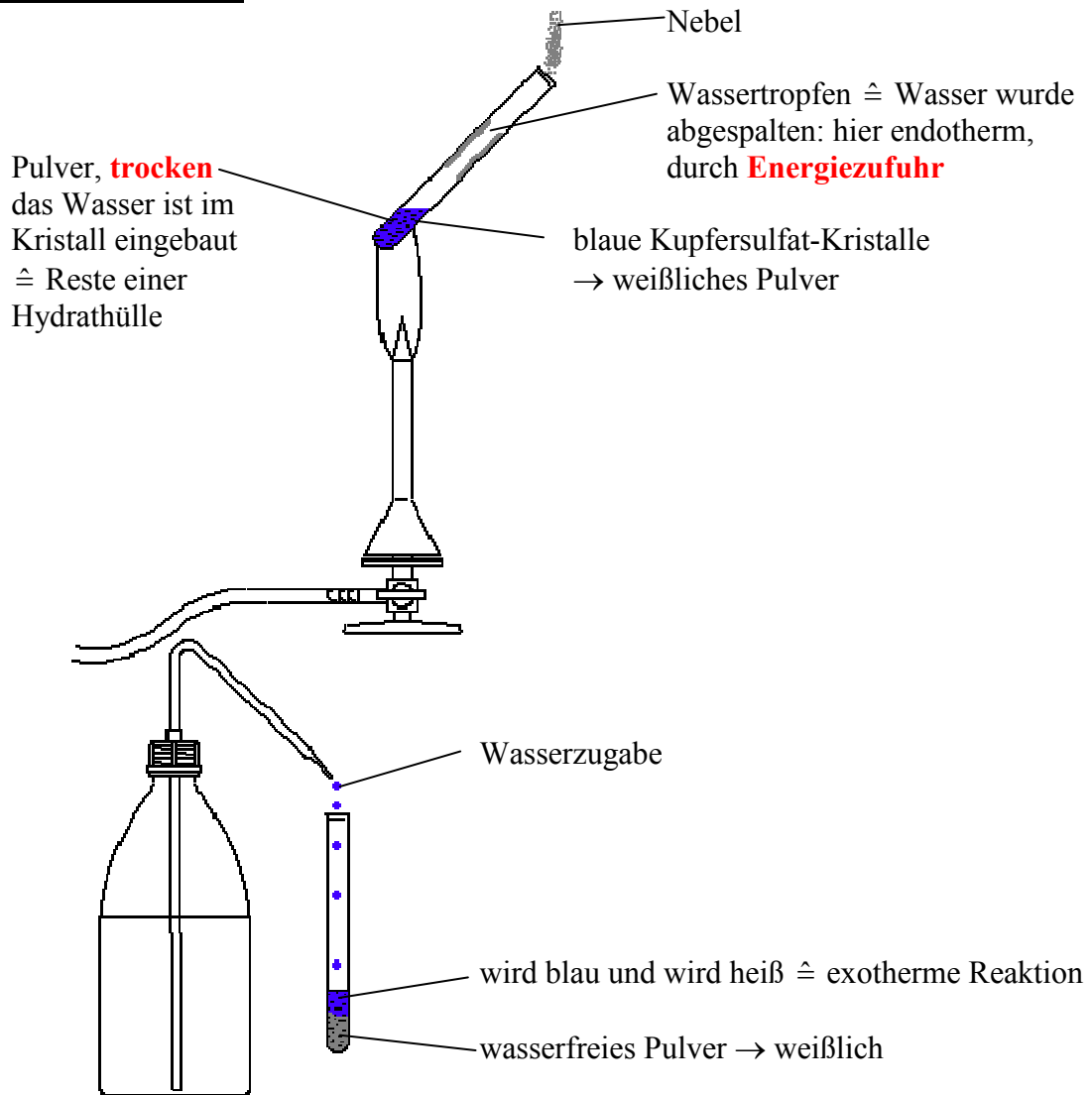


**Salze** sind **in unpolaren Flüssigkeiten absolut unlöslich** (wegen der großen Anziehungskräfte der Ionen)

### **Variante der Erklärung:**

Die **Hydrathülle** aus Dipolen **schwächt** das **elektrische Feld** der Ionen nach außen hin ab, so dass deren **Wechselwirkung** stark **abnimmt** und sie (die **Ionen**) sich gegeneinander **frei bewegen** können.

# Kristallwasser

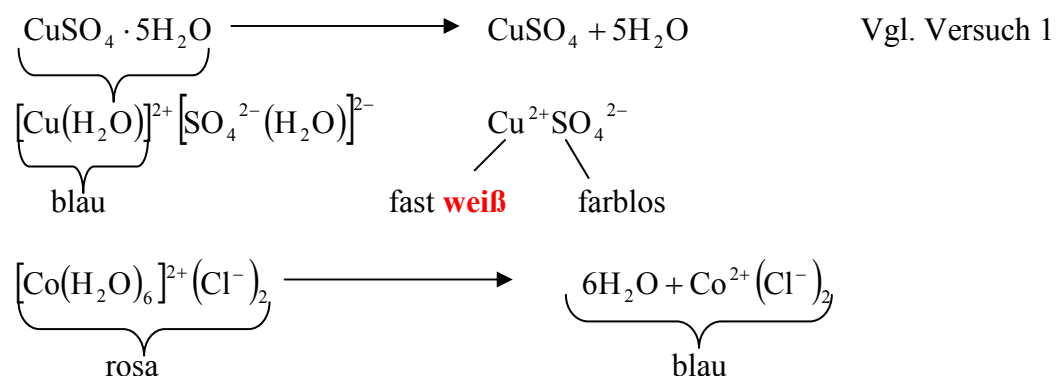


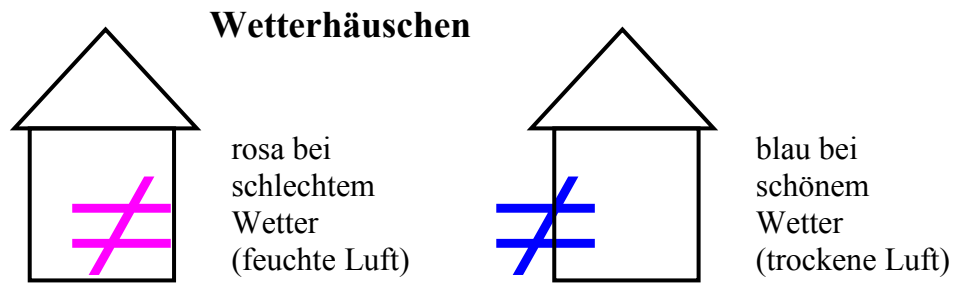
## Besonderheit:

Manche Salze kristallisieren, wobei an den Ionen noch eine bestimmte Anzahl von Wasserdipolen hängen bleiben. Diese werden fest in den Kristall eingebaut. Das so eingebaute Wasser heißt Kristallwasser.

Problem: an sehr trockener Luft zerfallen solche Salzkristalle zu Pulver, wenn sie ihr Kristallwasser verlieren („verwittern“).

## Spezialfälle:



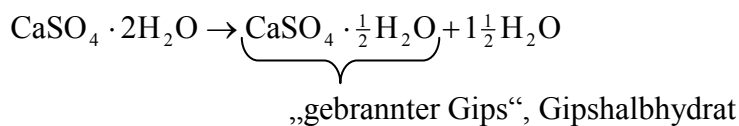


Kobaltsalz (Co) dient als Indikator in Trockenmittelperlen, da die wasserfrei Form tiefblau und die wasserhaltige Form rosa ist.

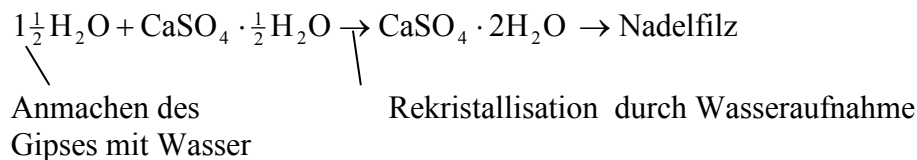
### Gips Calciumsulfatdihydrat

$\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  Nadelförmige Kristalle

„Brennen“ von Gips:

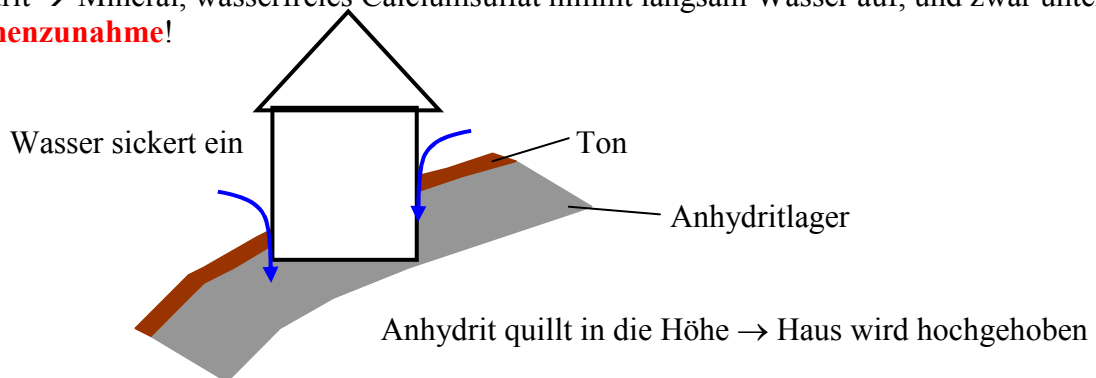


Anrühren mit Wasser:



### ganz Wasserfreier Gips: Anhydrit $\text{CaSO}_4$

Anhydrit → Mineral, wasserfreies Calciumsulfat nimmt langsam Wasser auf, und zwar unter **Volumenzunahme!**



Anhydritlagerstätten im Boden nehmen Wasser auf, sobald solches eindringt, wenn etwa die sie abdeckende, abdichtende Tonschicht durchstochen wurde → der Untergrund hebt sich, da das Dihydrat ein deutlich größeres Volumen als der Anhydrit hat → Straßen- und Gebäudeschäden

## Wärmetönung des Lösevorgangs

- V 1: Festes  $\text{Na}^+\text{OH}^-$  (Natriumhydroxid) löst sich in Wasser sehr gut, und zwar unter deutlicher Erwärmung, dies entspricht einem exothermem Lösevorgang. Die Hydratation liefert hier mehr Energie als zur Zerlegung des Kristalls erforderlich ist. Der Energieüberschuss erwärmt das Wasser bzw. die Lösung.
- V 2: Amoniumchlorid ( $\text{NH}^+\text{Cl}^-$ ) löst sich ebenfalls sehr gut in Wasser, aber unter deutlicher Abkühlung. Die Hydratation liefert hier etwas weniger Energie als zur Ablösung der Ionen aus dem Kristall erforderlich ist. Das Defizit stammt aus dem Wasser, daher die Abkühlung. (Endothermer Lösevorgang)

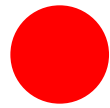
In vielen Fällen ist der Wärmeeffekt gering, wenn die Energiebeträge mehr oder weniger einander entsprechen.

**Anwendung:** Kältepackungen gegen Sportverletzungen.

„Rohrfrei“, festes Natriumhydroxid, löst sich exotherm in Wasser, und „heizt sich von selbst auf“. Die heiße Natronlauge baut dann sehr rasch die Haare ab, die sich im Siphon verfangen haben.

# Säuren und Basen

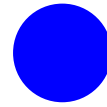
Verfärbungen  
durch  
Universalindikator  
bei folgenden Lösungen:  
z.B. bei



sauer  
Salzsäure



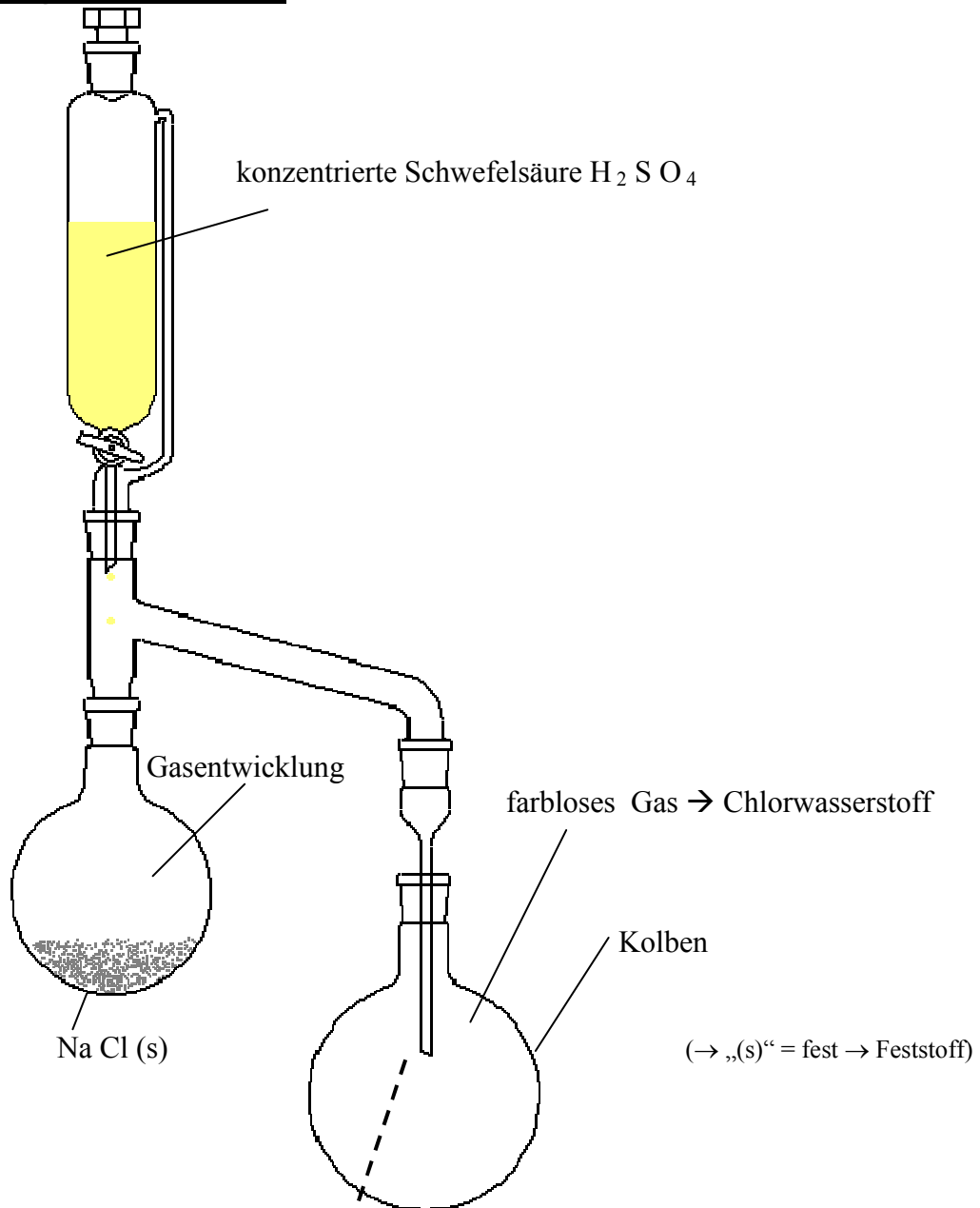
neutral  
Wasser



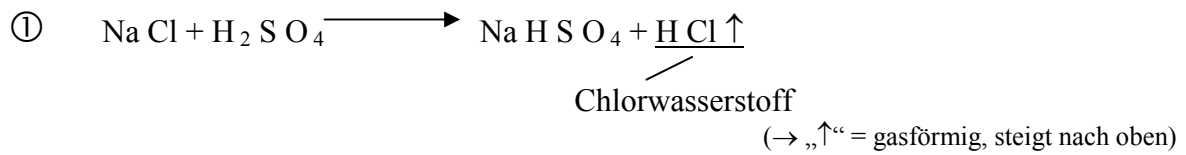
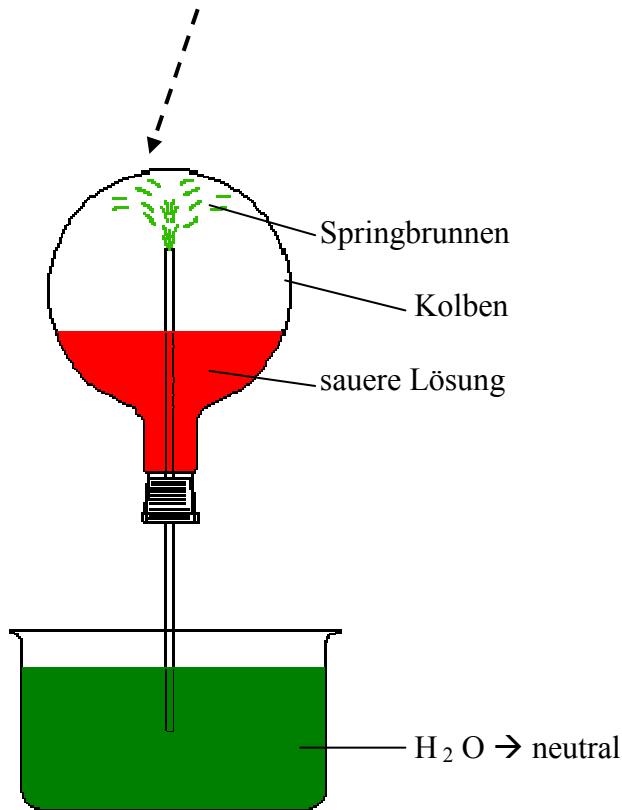
alkalisch  
Natronlauge

## Herstellung von Salzsäure:

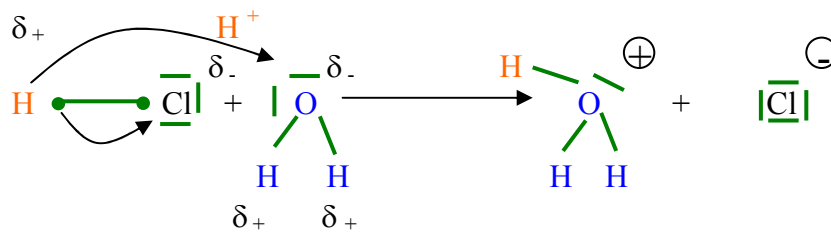
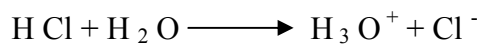
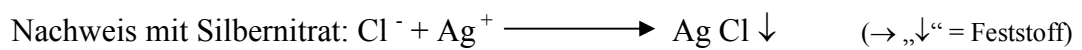
①



②

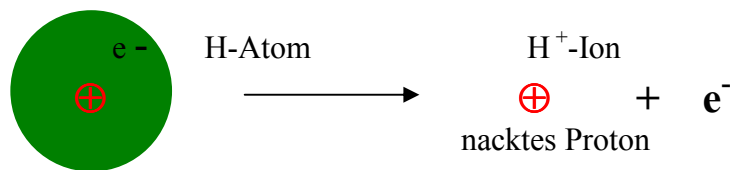
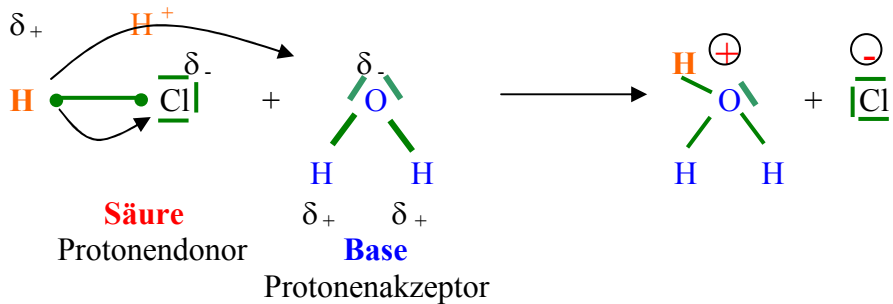
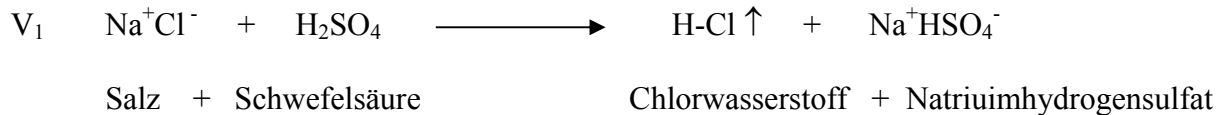


② Die hergestellte **Lösung**, leitet den elektrischen Strom, das heißt, es sind in der **Lösung** Ionen vorhanden



**Protolyse**

# Die Protolyse

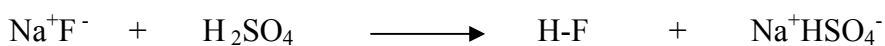


Eine **Protolyse**, auch Säure-Base-Reaktion genannt, ist eine **Protonenübertragung**.

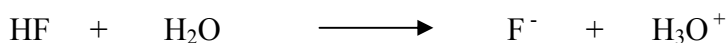
Säuren sind Protonendonoren; sie **geben H<sup>+</sup>-Ionen** (≙ Protonen) **ab**.  
Sie müssen also immer **gebundene Wasserstoffatome** enthalten.

Basen sind Protonenakzeptoren; sie **nehmen H<sup>+</sup>-Ionen auf**.  
Sie besitzen immer ein **freies Elektronenpaar**, mit dem sie das Proton binden.

Beachte: Die Ablösung eines Protons erfordert Energie. Sie ist bei Zimmertemperatur nur möglich, wenn eine erneute Bindungsbildung diese Energie (oder mehr) liefert. Das heißt, sie geschieht nur in Gegenwart bzw. durch Einwirkung einer Base.



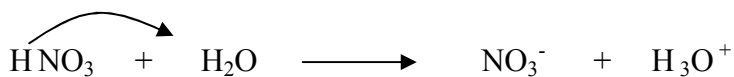
Natriumfluorid + Schwefelsäure                      Fluorwasserstoff + Natriumhydrogensulfat



Fluorwasserstoff + Wasser                      Fluoridion + Oxoniumion



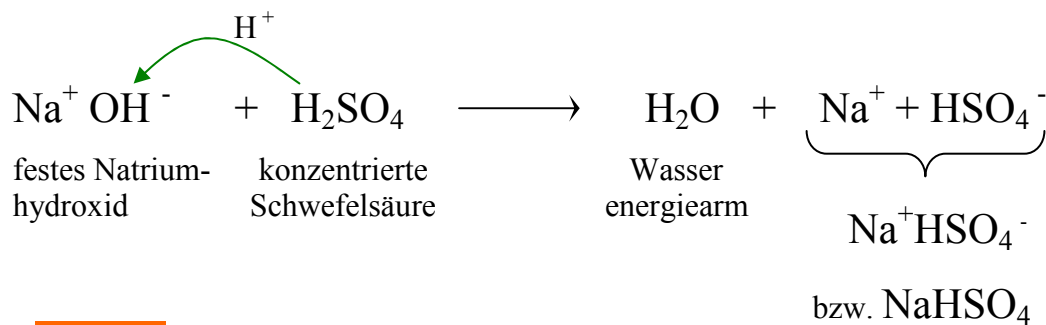
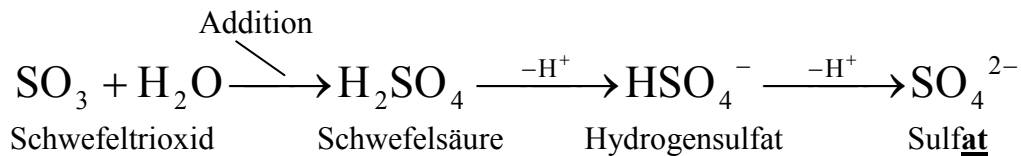
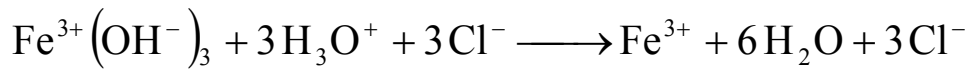
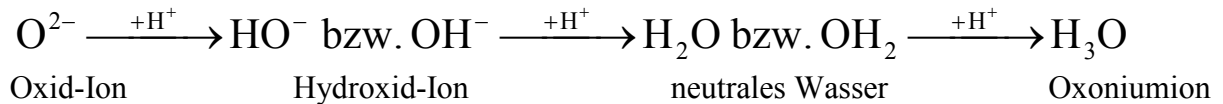
Schwefelsäure + Wasser                      Hydrogensulfation + Oxoniumion



Salpetersäure + Wasser                      Nitration + Oxoniumion



# Protolysereihen



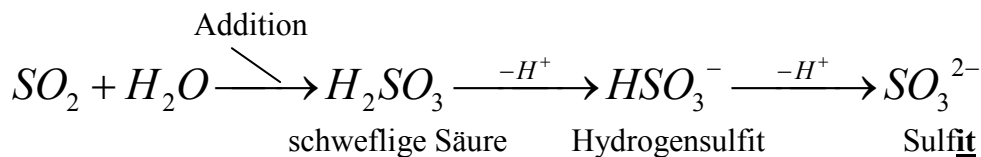
**ACHTUNG!!**

Hier wird relativ viel Energie frei!!

Hierbei wird viel Energie frei, es wird so heiß, dass Wasser verdampft, bzw. spritzt.

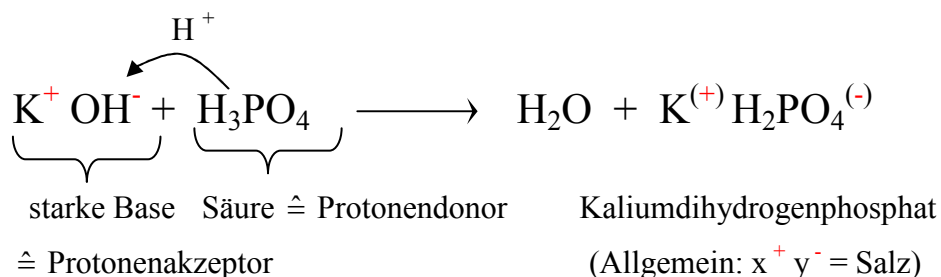
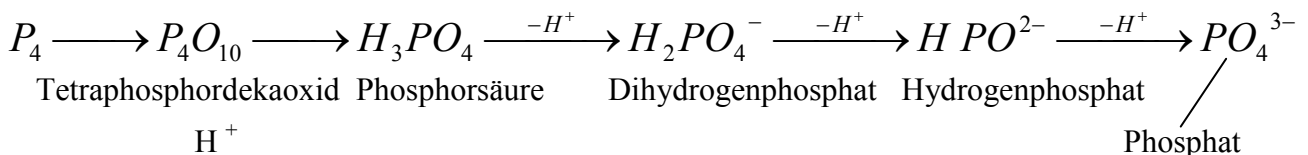
**Achtung: Heiße Säure- bzw. Laugenlösungen sind stark ätzend!! Schutzbrille!!**

**Niemals** konzentrierte Säuren und Laugen einfach zusammen gießen!



Nicht verwechseln!  $\text{S}^{2-}$   
Sulfid

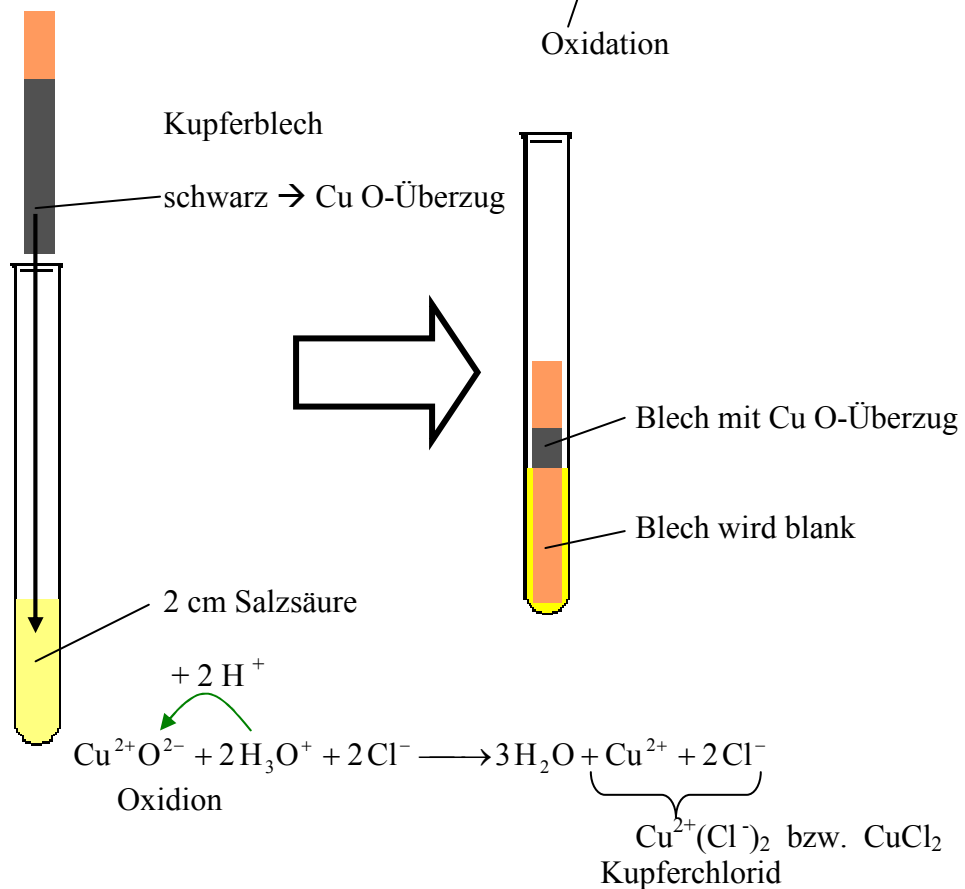
Oxidation



# Protolysen mit Beteiligung des Oxidions:

V<sub>1</sub>: Kupferblech wird in der Flamme erhitzt:  $\text{Cu} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cu O}$  eigentlich  $\text{Cu}^{2+} \text{O}^{2-}$   
 Oxidation

V<sub>2</sub>:



Oxide lösen sich in Säuren rasch auf – es entsteht Wasser und das entsprechende Salz der Säure.

Bei unserem Versuch wurde die Oxidschicht aufgelöst / abgelöst, so dass das darunter liegende blanke Metall freigelegt wurde.

(Kupfer selbst, als halbedles Metall, wird von der Säure nicht angegriffen.)

V<sub>3</sub>: Kupfernachweis:  $\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \longrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}$   
 tiefblaues Tetraminkupferion

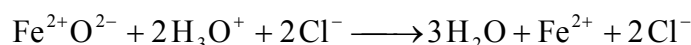
Kupfersalzlösungen (genauer, die Kupferionen) geben mit Ammoniak  $\text{NH}_3$  eine deutliche Blaufärbung.

V<sub>4</sub>: Kupfersalze färben die Flamme intensiv grün.

Die Flammenfärbung stammt praktisch immer vom Metall, hier vom Kupfer. Voraussetzung ist allerdings, dass die Substanz, hier das Kupferchlorid, in der Flamme verdampft.

Kupfermetall selbst, und Kupferoxid sind nicht flüchtig sind → keine Färbung der Flamme

V<sub>5</sub>: Oxidierte Eisenwolle (mit Fe O-Überzug) in Salzsäure: Es bildet sich eine grüne Lösung von Eisen(II)chlorid  $\text{FeCl}_2$ .



**Allgemein:** Metalloxid + Säure → Wasser + Metallsalz der Säure

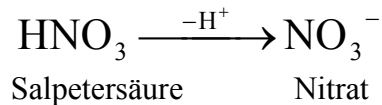
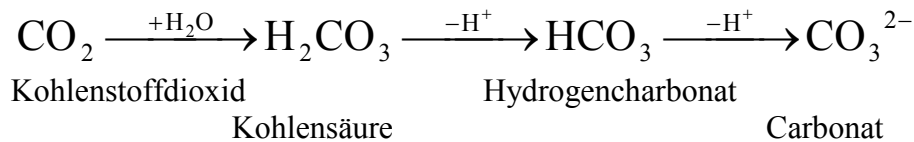
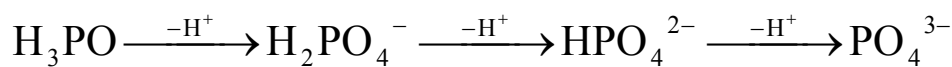
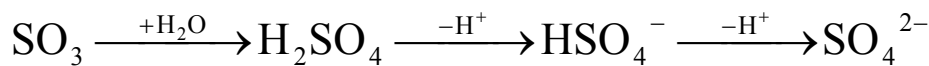
# Wichtige Formeln (Übungen)

Schwefelsäure:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Kalziumsulfat:  $\text{Ca}^{2+} \text{SO}_4^{2-}$

Natriumhydrogensulfat:  $\text{Na}^+ \text{HSO}_4^-$

Bromwasserstoffsäure:  $\text{HBr} \quad \text{H} \text{ --- } \boxed{\text{Br}} \text{ |} \longrightarrow \text{H}^+ + \boxed{\text{Br}^-}$



Formuliere die wichtigen „-igen“ Säuren und die dazu gehörigen Natriumsalze:

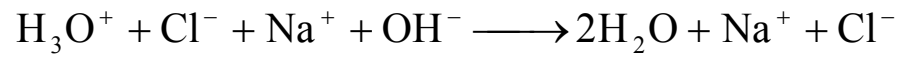
salpetrige Säure  $\text{HNO}_2$        $\rightarrow$       Natriumsalz  $\text{Na}^+ \text{NO}_2^-$   
 phosphorige Säure  $\text{H}_3\text{PO}_3$        $\rightarrow$       Natriumsalz  $(\text{Na}^+)_3 \text{PO}_3^{3-}$   
 schweflige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_3$        $\rightarrow$       Natriumsalz  $(\text{Na}^+)_2 \text{SO}_3^{2-}$

		Anion	Na-Salz	Ca-Salz
Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$ Nitrat	$\text{Na}^+ \text{NO}_3^-$ $\text{Na NO}_3$	$\text{Ca}^{2+} (\text{NO}_3^-)_2$ $\text{Ca} (\text{NO}_3)_2$
salpetrige Säure	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$ Nitrit	$\text{Na NO}_2$	$\text{Ca} (\text{NO}_2)_2$

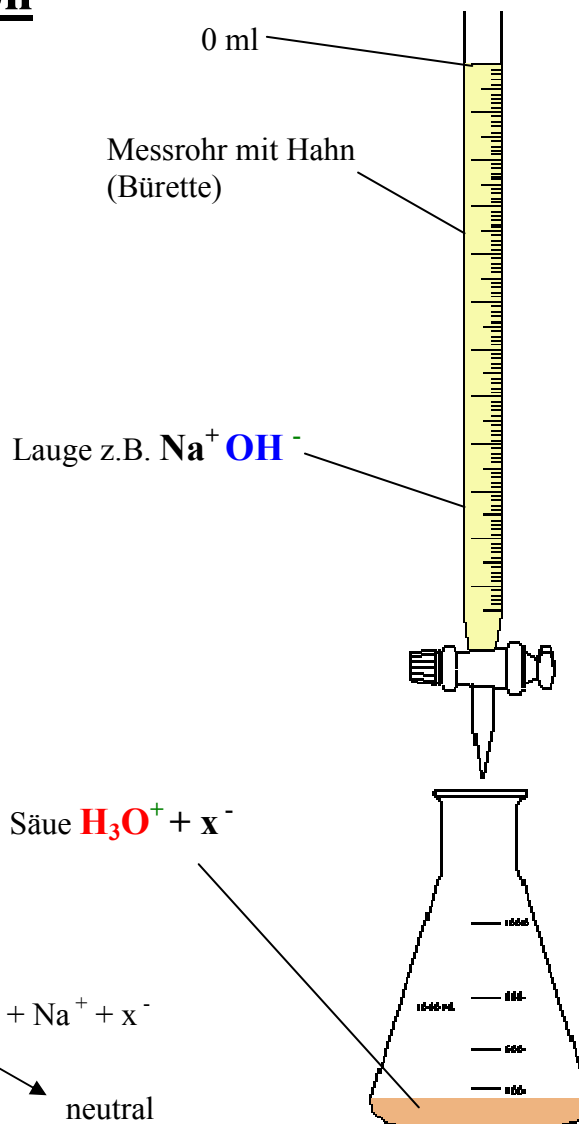
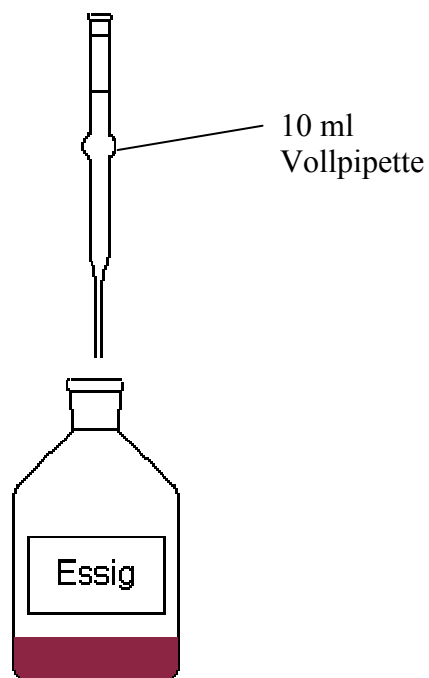
$\text{NH}_3$        $\text{NH}_2^-$        $\text{NH}^{2-}$        $\text{N}^{3-}$   
 Ammoniak    Amid      Imid      Nitrid  $\hat{=}$  ohne den Sauerstoff

# Herstellung von Eiweißhydrolysat

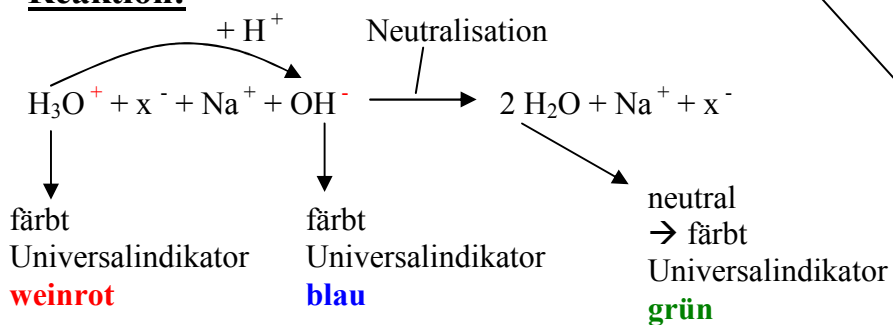
Eiweißhydrolysat wird durch Kochen von Bierhefe mit konzentrierter Salzsäure und anschließender Neutralisation der Säure mit der richtigen Menge Natronlauge hergestellt. → kochsalzhaltige „Maggi-Würze“.



# Maßanalyse per Titration

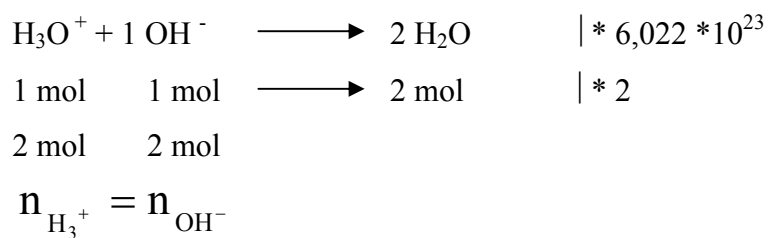


## Reaktion:

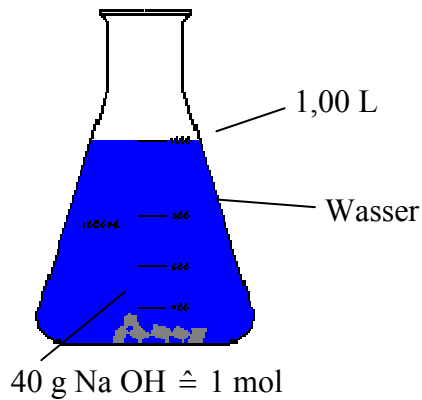


Der Umschlag erfolgt am sogenannten „Äquivalenzpunkt“.

## Auswertung:



vereinfacht:  $n_1 = n_2$   
 Säure Lauge



**Definition:** Stoffmengenkonzentration

$$c = \frac{n}{V_{\text{ges}}} \quad \text{z.B.} \quad c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{ges}}}$$

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

$$c_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{V_1}$$

[  $^{23}\text{(Na)} + ^{16}\text{(O)} + ^1\text{(H)}$  ]  
vgl. Periodensystem

Eine unbekannte Konzentration  $c_1$  ergibt sich so sehr einfach als  $c_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{V_1}$

10 ml Säure (Probe) verbrauchen 16,0 ml einer 1-molaren Natronlauge ( $c_{\text{NaOH}} = 1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ )

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

$$c_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{V_1}$$

$$c_1 = \frac{1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 16 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} = 1,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Säureprobe!

z.B.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (Essigsäure)

**Was bedeutet dies?** 1 Liter enthält genau 1,6 mol Säure

**Wieviel ist dies?**

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n \cdot M = 1,6 \text{ mol} \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 96,0 \text{ g}$$

**Definition:**

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = c \cdot V$$

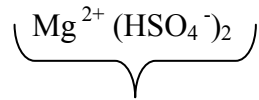
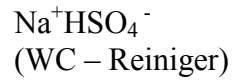
# Säuren



Schwefelsäure



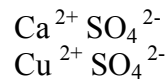
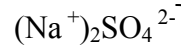
Hydrosulfat ( $H \hat{=} Hydrogen$ )



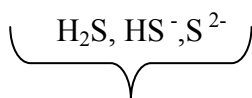
... hydrosulfat



**Sulfat**



... sulfat



... **id** → kein Sauerstoff (O)



schwefelige Säure



Hydrosulfit



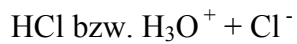
**Sulfit**



Phosphorsäure



Salpetersäure



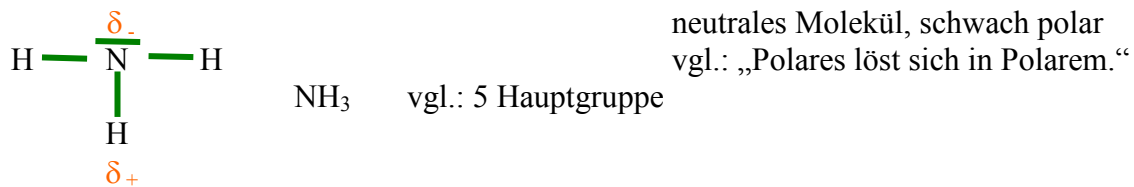
Chlorwasserstoff bzw. Salzsäure



Kohlensäure

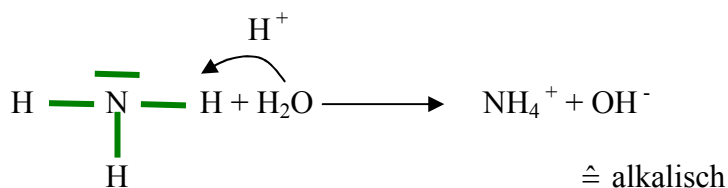
# Ammoniak NH<sub>3</sub>

Das best wasserlösliche Gas: 1000 l Ammoniak lösen sich in einem Liter Wasser bei 0°C.  
Bei 20°C sind es immer noch 700 Liter.



Ammoniak: farbloses, stechend riechendes Gas, mit ganz typischem Misthaufengeruch.

## Warum stechender Geruch?

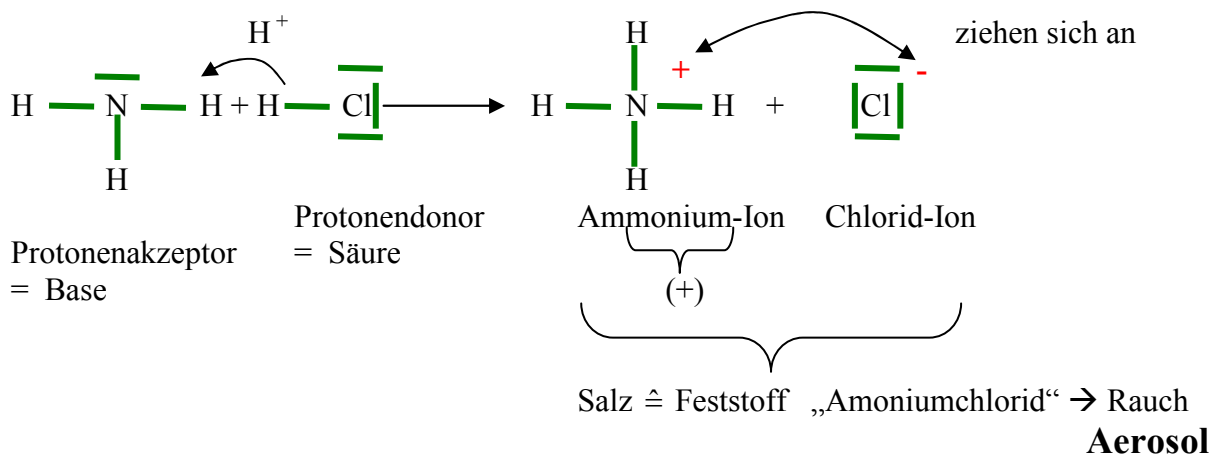


**Besonderheit:** Ammoniak reagiert mit Wasser, wobei **Hydroxidionen** OH<sup>-</sup> **entstehen** (außer den Ammonium-Ionen NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).

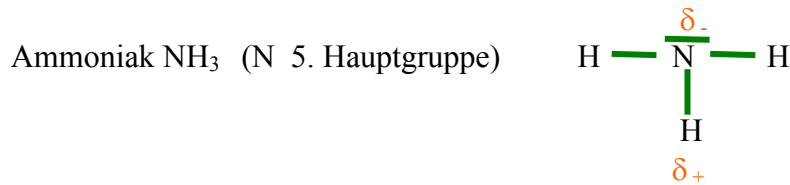
**Hydroxidlösungen** sind **alkalisch, ätzend** → Ammoniak ist daher oft Bestandteil von Glasreinigern und wird beim Farbbeizen verwendet.

Universalindikator wird bei Hydroxiden blau, Phenolphthalein dagegen pink/rosa.

**Besonderheit:** Begegnen sich die beiden farblosen Gase NH<sub>3</sub> und HCl, so reagieren sie miteinander zu einem feinverteilten, weißen Rauch.

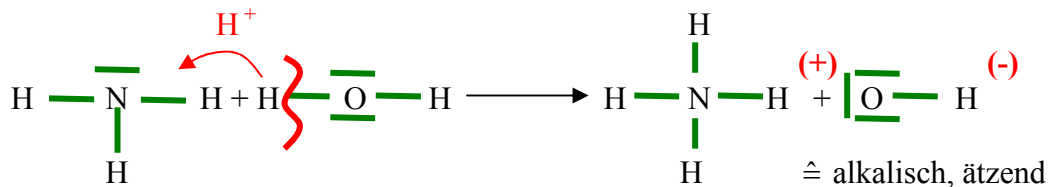


# Protonenakzeptor, Base

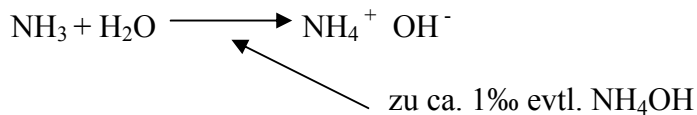


historisch: Salmiakgeist, ein stechend riechendes Gas, riecht ganz typisch nach Misthaufen.

## Strukturformeln:



## Summenformel:



Entweder mit „+“ oder „-“ oder gar nicht!

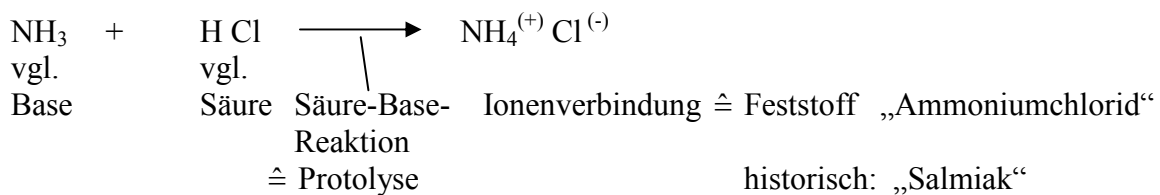
**Achtung:** Wenn Ladungssymbole eingesetzt werden, dann auch konsequent verwenden.

→ Na + H<sub>2</sub>O + Cl<sup>-</sup> ist nicht dasselbe wie  
Na<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O + Cl<sup>-</sup> oder durchgängig ohne Ladungszeichen: NaCl + H<sub>2</sub>O

**Universalindikator** wird **blau** bei Hydroxiden.

**Phenolphthalin** wird **pink/rosa** bei Hydroxiden.

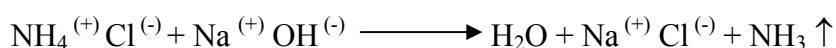
Ammoniaklösung reagiert schwach alkalisch → Fensterputzmittel „Ajax Salmiakplus“; wird auch zum Abbeizen von Farbe verwendet, statt dem gefährlicheren Natriumhydroxid NaOH.



Aus der Gasphase entsteht ein Feststoff in allerfeinster Form. Die Körnchen sind so klein, dass sie nur ganz langsam absinken: Aerosol oder Rauch. Nicht verwechseln mit „Nebel“!

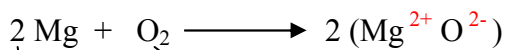
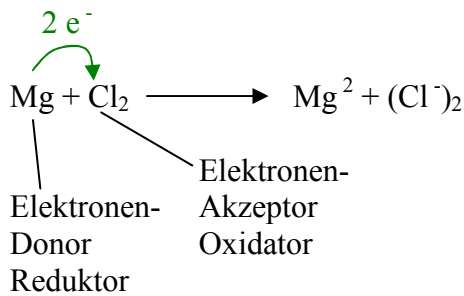
Ammoniumsalze sind wichtige Düngemittel.

Nachweis: Mit Natronlauge kann man aus dem NH<sub>4</sub><sup>+</sup> das Proton wieder abspalten, so entsteht wieder der charakteristisch riechende Ammoniak.

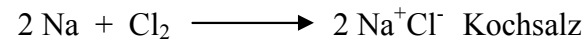


# Redoxreaktion $\hat{=}$ Elektronenübergang

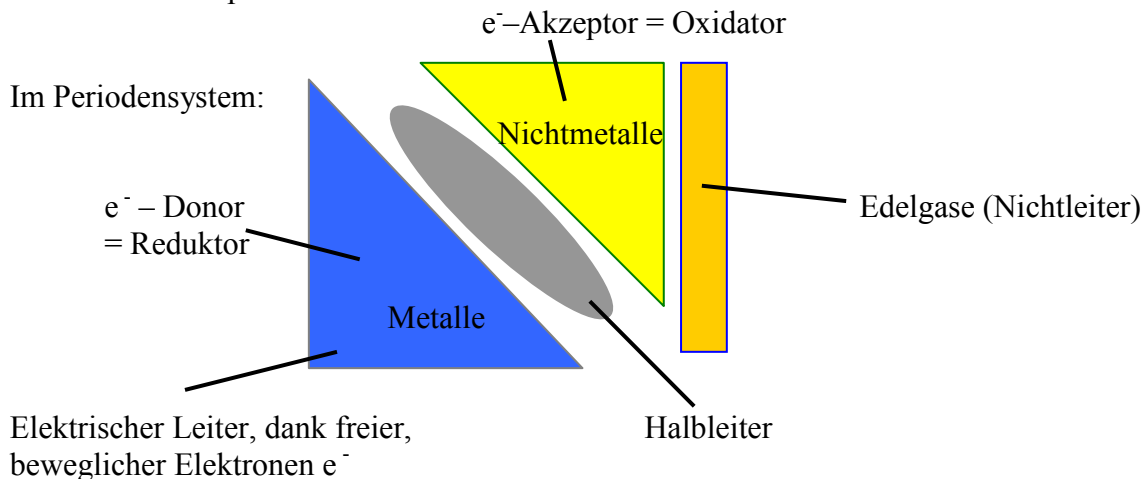
$\neq$  Protonenübergang



$e^-$ -Akzeptor  $\rightarrow$  Oxidator, er oxidiert das Mg zu  $\text{Mg}^{2+}$   $\rightarrow$  er **wird** dabei **reduziert**  
 $e^-$ -Donor  $\rightarrow$  Reduktor, er reduziert das O-Atom zum Oxidion  $\text{O}^{2-}$   $\rightarrow$  er **wird** dabei **oxidiert**

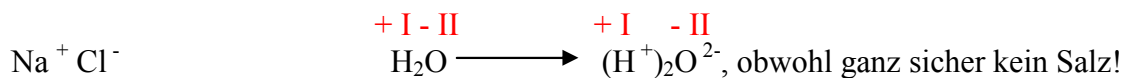


Na: Donor, Cl<sub>2</sub>: Akzeptor



Oxidationsstufe:

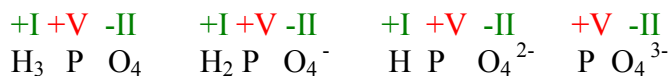
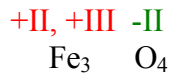
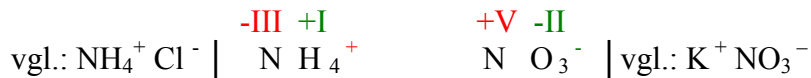
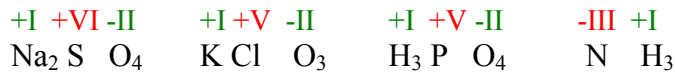
Um sich die Unterscheidung: unpolares Molekül, polares Molekül oder Ionenverbindung (Salz), zu sparen, behandelt man die Welt so, als ob sie nur aus Ionen bestehen würde:  $\rightarrow$  real vorhandene Ionen und fiktive Ionen werden nicht unterschieden!



Die Oxidationsstufe ist einfach die fiktive Ladung der fiktiven Ionen.

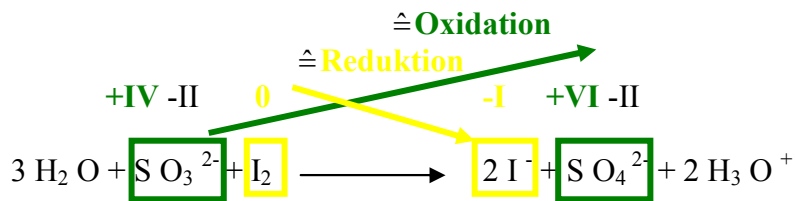
+I -I H Cl	+I +VI -II H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+IV -II C O <sub>2</sub>	+I +V -II H NO <sub>3</sub>	+I -II H <sub>2</sub> S
+I +IV -II H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	+I +I +VI -II Na H SO <sub>4</sub>	-III +I -I N H <sub>4</sub> Cl	+I -II H <sub>2</sub> O	+I -I H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> Ausnahme!! Ein Peroxid

# Weitere Oxidationsstufen



Bei einer Protolysereihe bleibt die Oxidationsstufe erhalten.

- ...**at** ist die höchste Oxidationsstufe
- ...**it** ist zweithöchste Oxidationsstufe
- ...**id** ist die niedrigste Oxidationsstufe



Ändert sich irgendwo eine Oxidationsstufe eines Elements, so liegt eine Redoxreaktion vor.

Steigt die Oxidationsstufe, so wurde der betroffene Stoff oxidiert – dafür muss die Oxidationsstufe an einer anderen Stelle abnehmen, der betreffende Stoff wurde dann reduziert.

