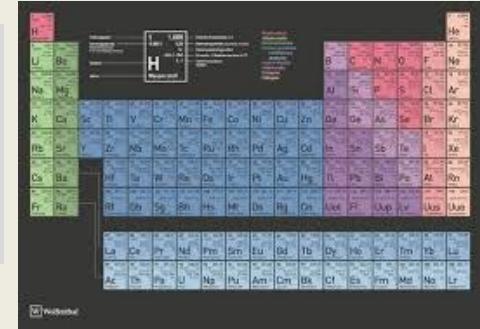


# Aufbauprinzip des PSE:



1) Elemente werden nach Ordnungszahl aufgelistet

Ordnungszahl = Protonenzahl

93 natürlich vorkommende Elemente

2) Waagrechte Reihen: **Perioden** - gleiche Anzahl an Schalen

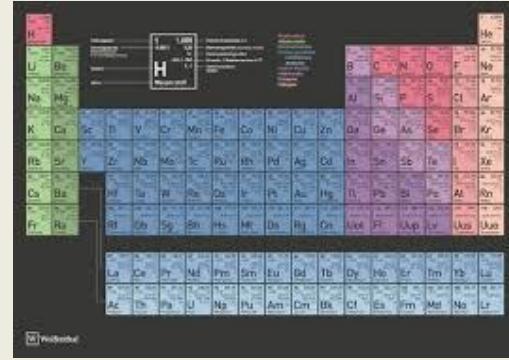
Senkrechte Spalten: **Gruppen** – selbe Anzahl an äußersten  
Elektronen

# Positionierung der Metalle/ Halbmetalle/Nichtmetalle im PSE

Gruppe Periode	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 <b>H</b> Wasserstoff																2 <b>He</b> Helium		
2	3 <b>Li</b> Lithium	4 <b>Be</b> Beryllium		Ordnungszahl → <b>6</b>	Elementsymbol → <b>C</b>	Elementname → <b>Kohlenstoff</b>	feste Elemente → <b>Fe</b>	gasförmige Elemente → <b>O</b>	flüssige Elemente → <b>Hg</b>	radioaktive Elemente → <b>☢</b>	Metalle	Nichtmetalle	Halbmetalle	5 <b>B</b> Bor	6 <b>C</b> Kohlenstoff	7 <b>N</b> Stickstoff	8 <b>O</b> Sauerstoff	9 <b>F</b> Fluor	10 <b>Ne</b> Neon
3	11 <b>Na</b> Natrium	12 <b>Mg</b> Magnesium												13 <b>Al</b> Aluminium	14 <b>Si</b> Silicium	15 <b>P</b> Phosphor	16 <b>S</b> Schwefel	17 <b>Cl</b> Chlor	18 <b>Ar</b> Argon
4	19 <b>K</b> Kalium	20 <b>Ca</b> Calcium	21 <b>Sc</b> Scandium	22 <b>Ti</b> Titan	23 <b>V</b> Vanadium	24 <b>Cr</b> Chrom	25 <b>Mn</b> Mangan	26 <b>Fe</b> Eisen	27 <b>Co</b> Cobalt	28 <b>Ni</b> Nickel	29 <b>Cu</b> Kupfer	30 <b>Zn</b> Zink	31 <b>Ga</b> Gallium	32 <b>Ge</b> Germanium	33 <b>As</b> Arsen	34 <b>Se</b> Selen	35 <b>Br</b> Brom	36 <b>Kr</b> Krypton	
5	37 <b>Rb</b> Rubidium	38 <b>Sr</b> Strontium	39 <b>Y</b> Yttrium	40 <b>Zr</b> Zirconium	41 <b>Nb</b> Niob	42 <b>Mo</b> Molybdän	43 <b>Tc</b> Technetium	44 <b>Ru</b> Ruthenium	45 <b>Rh</b> Rhodium	46 <b>Pd</b> Palladium	47 <b>Ag</b> Silber	48 <b>Cd</b> Cadmium	49 <b>In</b> Indium	50 <b>Sn</b> Zinn	51 <b>Sb</b> Antimon	52 <b>Te</b> Tellur	53 <b>I</b> Iod	54 <b>Xe</b> Xenon	
6	55 <b>Cs</b> Caesium	56 <b>Ba</b> Barium	57 - 71	72 <b>Hf</b> Hafnium	73 <b>Ta</b> Tantal	74 <b>W</b> Wolfram	75 <b>Re</b> Rhenium	76 <b>Os</b> Osmium	77 <b>Ir</b> Iridium	78 <b>Pt</b> Platin	79 <b>Au</b> Gold	80 <b>Hg</b> Quecksilber	81 <b>Tl</b> Thallium	82 <b>Pb</b> Blei	83 <b>Bi</b> Bismut	84 <b>Po</b> Polonium	85 <b>At</b> Astat	86 <b>Rn</b> Radon	
7	87 <b>Fr</b> Francium	88 <b>Ra</b> Radium	89 - 103	104 <b>Rf</b> Rutherfordium	105 <b>Db</b> Dubnium	106 <b>Sg</b> Seaborgium	107 <b>Bh</b> Bohrium	108 <b>Hs</b> Hassium	109 <b>Mt</b> Meitnerium	110 <b>Ds</b> Darmstadtium	111 <b>Rg</b> Röntgenium	112 <b>Cn</b> Copernicium	113 <b>Uut</b> Ununterium	114 <b>Fl</b> Flerovium	115 <b>Uup</b> Ununpentium	116 <b>Lv</b> Livermorium	117 <b>Uus</b> Ununseptium	118 <b>Uuo</b> Ununoctium	

57 - 71	57 <b>La</b> Lanthan	58 <b>Ce</b> Cer	59 <b>Pr</b> Praseodym	60 <b>Nd</b> Neodym	61 <b>Pm</b> Promethium	62 <b>Sm</b> Samarium	63 <b>Eu</b> Europium	64 <b>Gd</b> Gadolinium	65 <b>Tb</b> Terbium	66 <b>Dy</b> Dysprosium	67 <b>Ho</b> Holmium	68 <b>Er</b> Erbium	69 <b>Tm</b> Thulium	70 <b>Yb</b> Ytterbium	71 <b>Lu</b> Lutetium
89 - 103	89 <b>Ac</b> Actinium	90 <b>Th</b> Thorium	91 <b>Pa</b> Protactinium	92 <b>U</b> Uran	93 <b>Np</b> Neptunium	94 <b>Pu</b> Plutonium	95 <b>Am</b> Americium	96 <b>Cm</b> Curium	97 <b>Bk</b> Berkelium	98 <b>Cf</b> Californium	99 <b>Es</b> Einsteinium	100 <b>Fm</b> Fermium	101 <b>Md</b> Mendelevium	102 <b>No</b> Nobelium	103 <b>Lr</b> Lawrencium

# Einteilung der Elemente in Gruppen



## a) Einteilung erfolgt nach den Valenz-elektronen

8 Hauptgruppen

I: Alkalimetalle      V: Stickstoffgruppe

II: Erdalkalimetalle      VI: Sauerstoffgruppe

III: Borgruppe      VII: Halogene (Salzbildner)

IV: Kohlenstoffgruppe      VIII: Edelgase

10 Nebengruppen, 2 Nebenreihen

## b) Einteilung nach elektrischer Leitfähigkeit

- Metalle
- Halbmetalle
- Nichtmetalle

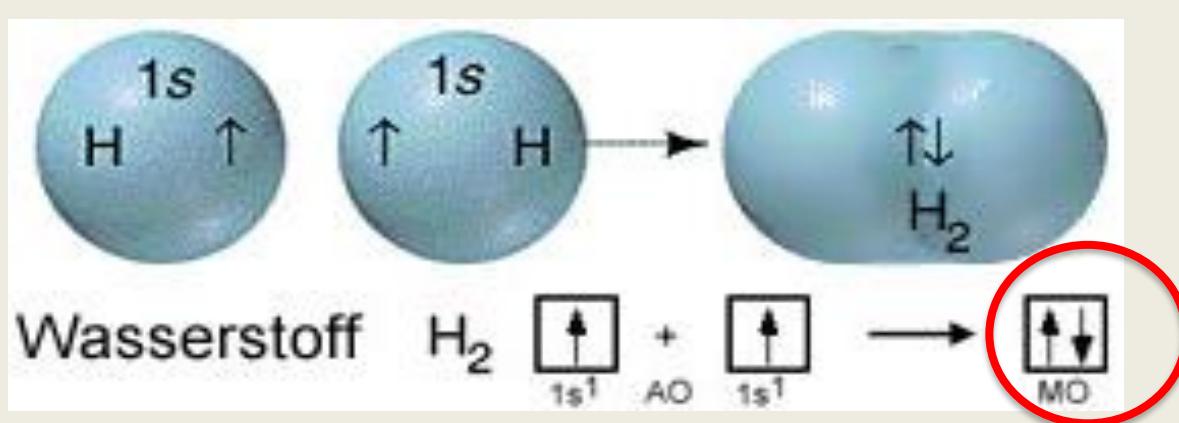
# Die Atombindung

= Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung

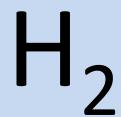
- Atombindung entsteht zw. Nichtmetallen mit hoher Elektronegativität, wobei die Unterschiede in der EN gering sein müssen ( $\Delta EN < 1,8$ ).
- **Die Bindungselektronen bilden ein gemeinsames Elektronenpaar, das beiden Atomen zur Verfügung steht. Es befindet sich zwischen den positiven Kernen und hält so die Atome zusammen!**
- Atomverbände, die durch Atombindung zusammengehalten werden, nennt man **Moleküle**.

# Molekülorbitaltheorie

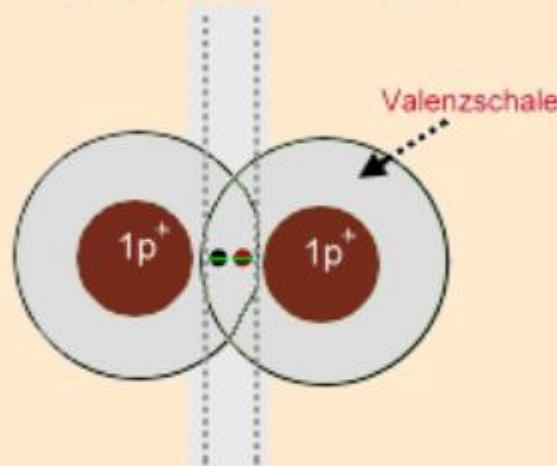
Beide Wasserstoffatome besitzen 1 Elektron im 1s Orbital. Die beiden 1s-Orbitale der Wasserstoffatome **überlappen** sich bis zu einem gewissen Grad und bilden ein gemeinsames **Molekülorbital (MO)**, in dem sich bei der Bindung nun 2 Elektronen bewegen (**Delokalisierung**). Beide Elektronen stehen beiden Atomen zur Verfügung. Für beide erfüllt sich die Oktettregel!



# Molekülorbitale

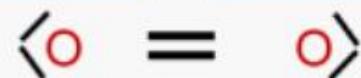
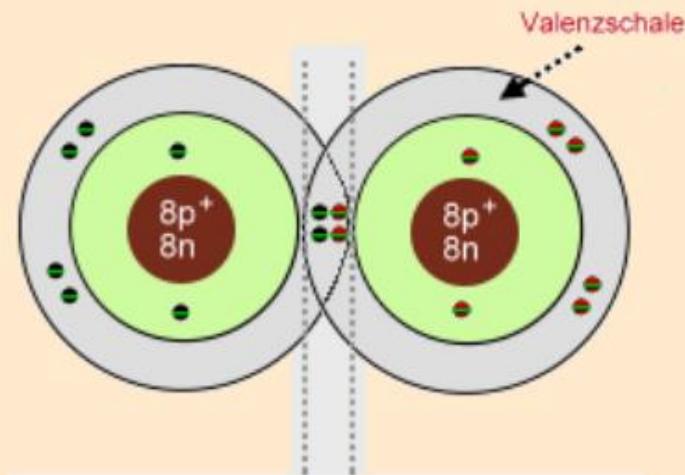


Wasserstoff-Molekül



Lewis-Schreibweise

Sauerstoff-Molekül

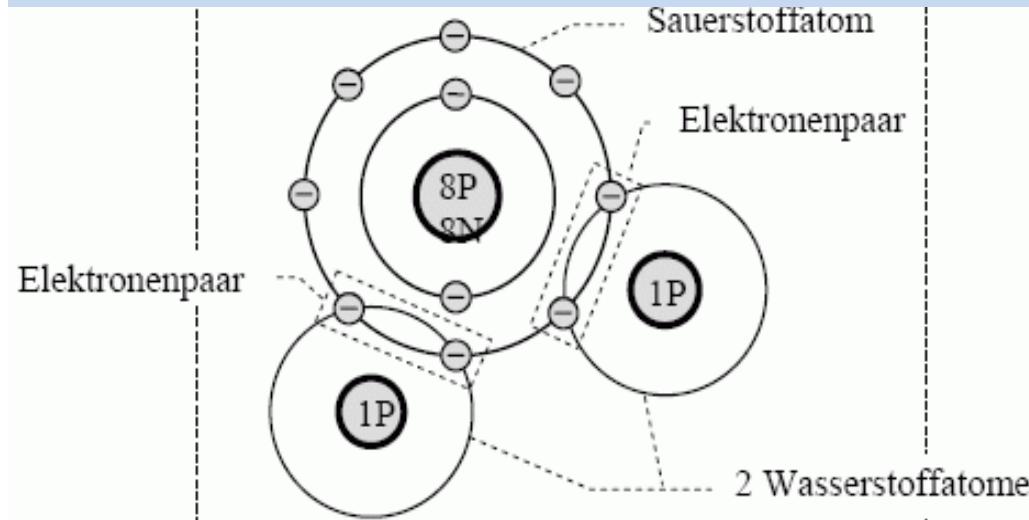


Lewis-Schreibweise

Das Sauerstoff-Atom besitzt im Grundzustand **sechs Valenzelektronen**.

Diese stellt der Sauerstoff zur Verfügung. Er könnte aber noch 2 Elektronen aufnehmen.

## Wasser - Elektronenpaare



**Zwei Wasserstoffatome stellen nun ihre Außenelektronen zur Verfügung,**

das Sauerstoffatom stellt zwei seiner Außenelektronen zur Verfügung; diese werden gemeinsam als Elektronenpaare benutzt.

Es entsteht ein Wassermolekül.

Das Sauerstoffatom benutzt jetzt insgesamt **8 Außenelektronen** (wie Neon), die Wasserstoffatome **jeweils 2 Außenelektronen** (wie Helium); alle beteiligten Atome haben also die Edelgaskonfiguration erreicht.

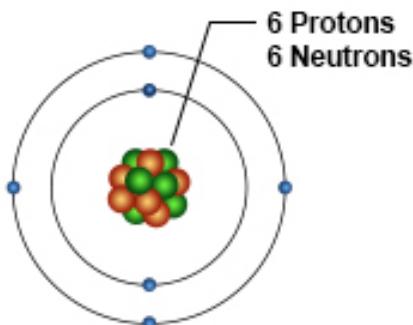
# Isotope

WICHTIG!!

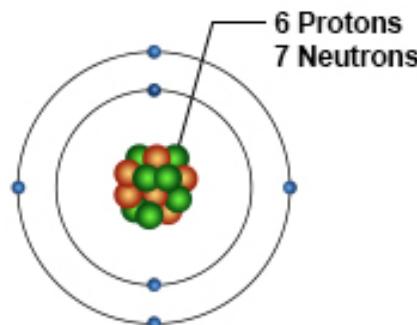
## Das Selbe Element – mehrere Kern-Varianten

Isotope haben gleich viele Protonen (im Kern), aber eine unterschiedliche **Anzahl an Neutronen**.

### NATURAL ISOTOPES OF CARBON

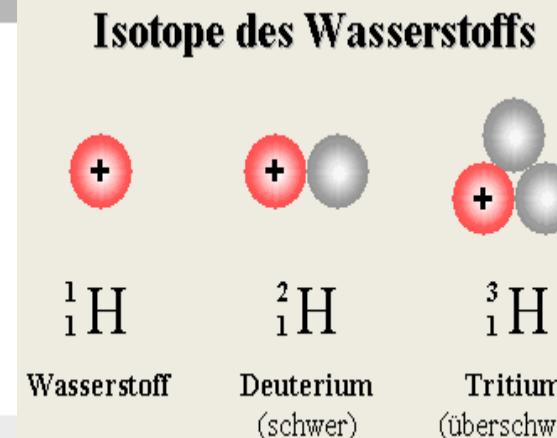
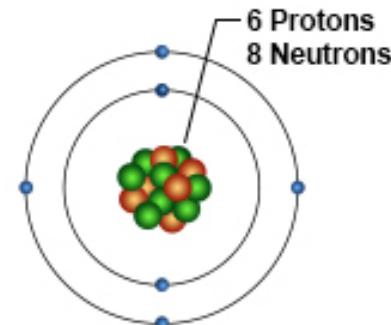


Carbon-12  
(6P + 6N)  
Atomic Weight = 12  
Isotope Mass: 12 u  
Abundance: 98.89%



Carbon-13  
(6P + 7N)  
Atomic Weight = 13  
Isotope Mass = 13.00335 u  
Abundance: 1.109%

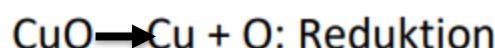
Carbon-14  
(6P + 8N)  
Atomic Weight = 14  
Isotope Mass: 14.003241 u  
Abundance: 1 Part Per Trillion  
Half-life:  $5,730 \pm 40$  Years



## Redoxreaktionen:

Oxidation und Reduktion im ursprünglichen Sinne bezeichnet Reaktionen mit Sauerstoff (Oxygenium). Die Oxidation ist eine Verbindung mit Sauerstoff, als Reduktion wurde die Abgabe von Sauerstoff verstanden.

Reduktion und Oxidation treten immer gekoppelt auftreten, solche Reaktionen bezeichnet man als Redoxreaktionen.



### Reduktion und Oxidation

Von dieser ursprünglichen Reaktion ausgehend erweiterte man die Definition der Redoxreaktion auf Reaktionen, bei denen Elektronen übertragen werden:

Oxidation: Oxidation ist Elektronenabgabe

Reduktion: Reduktion ist Elektronenaufnahme.

Die obige Reaktion lässt sich nun auch nach diesen Gesichtspunkten betrachten:

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  : Elektronenaufnahme, Reduktion;

$\text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  : Elektronenabgabe, also Oxidation;

Genauso kann man Oxidationsmittel und Reduktionsmittel definieren:

Oxidationsmittel:

Ein Oxidationsmittel ist ein Stoff, das einen anderen oxidieren kann, also ihm Elektronen wegnimmt; Bsp.: Sauerstoff;

Reduktionsmittel:

Ein Reduktionsmittel ist ein Stoff, der einen anderen leicht reduzieren kann, also ihm Elektronen zuführt; Bsp.: Wasserstoff;

Reagieren zwei Metalle miteinander, so wird das unedlere Metall leicht oxidiert, das edlere hingegen reduziert.

[Redoxreaktion einfach erklärt • Oxidation & Reduktion • \[mit Video\]](#)

[Redoxreaktionen • aufstellen und Beispiel • \[mit Video\]](#)

Redoxvorgänge können nicht nur bei einer vollständigen Elektronenübertragung, wie das bei der Ionenbindung der Fall ist, stattfinden, auch die Elektronenverschiebungen bei den polaren Atombindungen werden als Redoxreaktionen bezeichnet.

# Ionenbindung

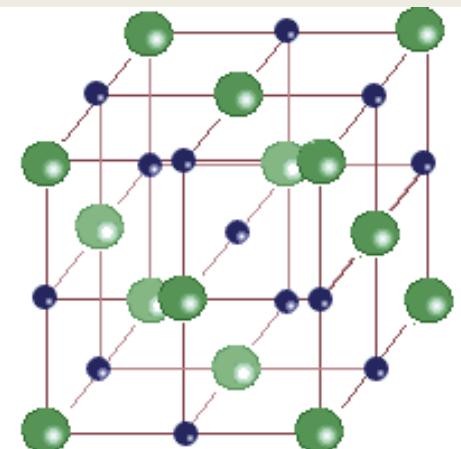
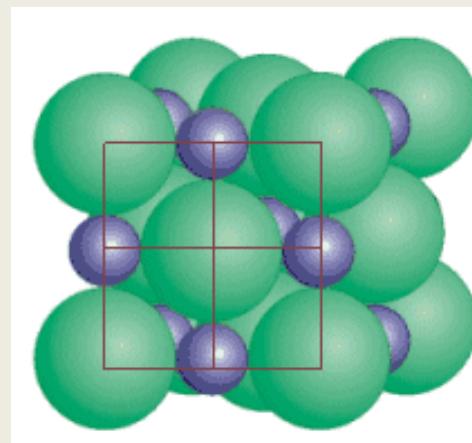
Beide Partner erreichen die Oktettregel! = volle „Außenschalen“

- **IONENBINDUNG** ist eine Bindung aus entgegengesetzt geladenen Ionen in einem Ionengitter.
- **SALZE** sind Verbindungen, die aus Ionen aufgebaut sind
- **IONENGITTER**, nennt man einen regelmäßigen, dreidimensionalen Verband aus Ionen
- **GITTERENERGIE** ist die Differenz der Energieinhalte, der im Gitter gebundenen Ionen und der freien Ionen.

# KRISTALLSTRUKTUR von Salzen

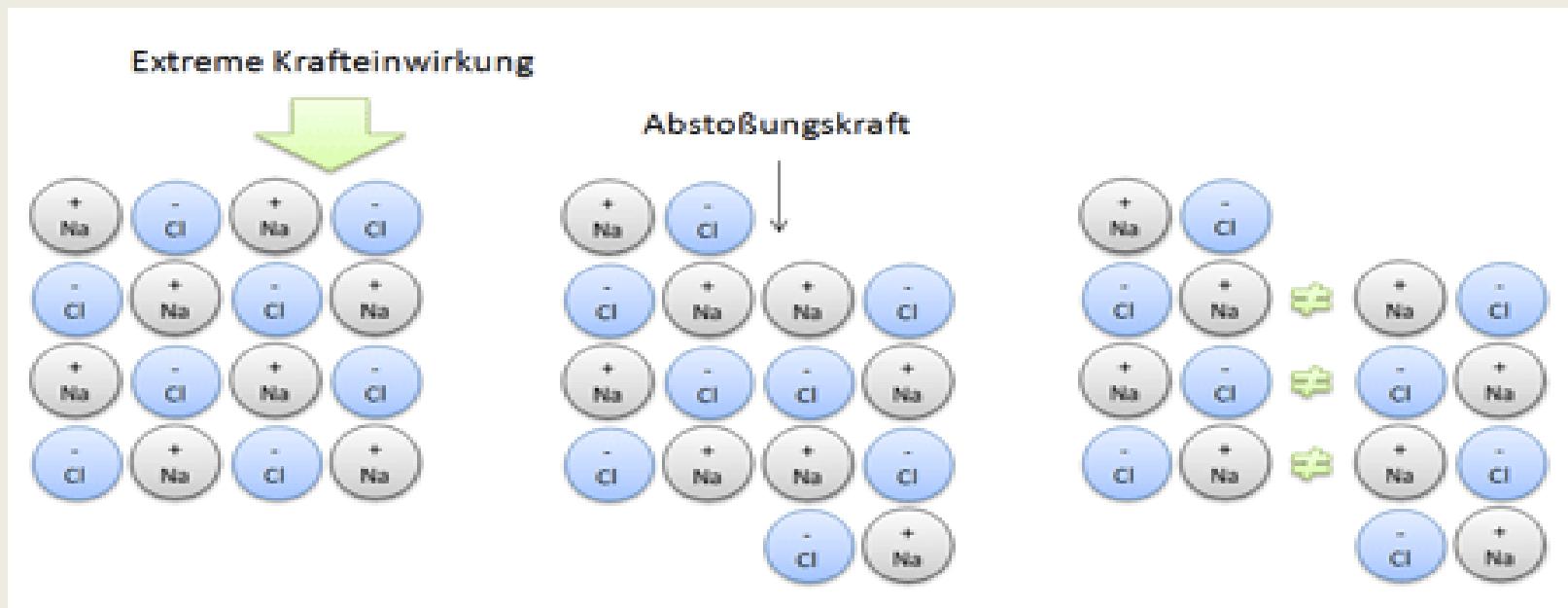
**Kristallstruktur** wird durch das Verhältnis der Kationen und Anionen sowie durch deren Größe bestimmt

Bsp.: Kubischer NaCl-Kristall: Jedes Kation ist von 6 Anionen umgeben und umgekehrt



# EIGENSCHAFTEN von Salzen

## ➤ Sprödigkeit von Salze

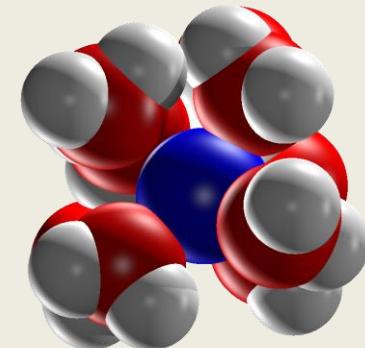
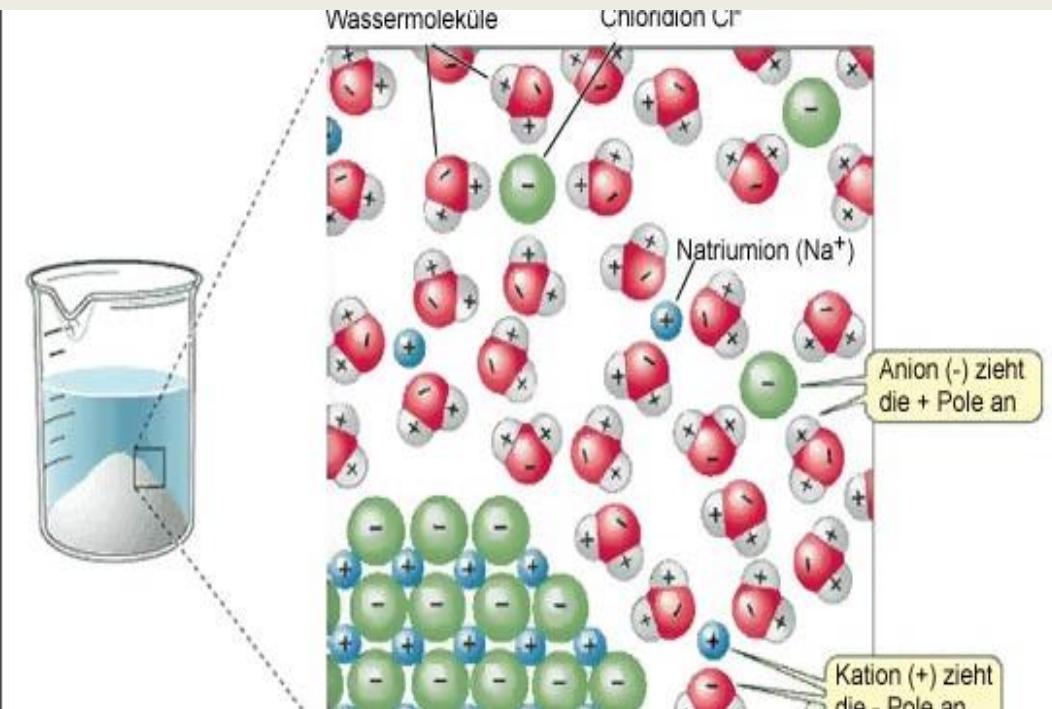


# Hydratisierung von Salzen

Polare Wassermoleküle umgeben Ionen und schützen sie von der Anziehungskraft der entgegengesetzten geladenen Ionen ab.

**Kennzeichnung hydratisierter Ionen: aq (lat. aqua, Wasser)**

z.B.  $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$  oder  $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ .



Hydrathüllle

# Zwei Faktoren, die die Freiwilligkeit einer chem. Reaktion begünstigen

## ➤ **Streben nach Energieminium (H)**

- Herunterfallen eines Körpers (Verlust an potentieller Energie)
- Verbrennungsreaktionen  
(Endprodukte liegen immer im energieärmeren Zustand vor)

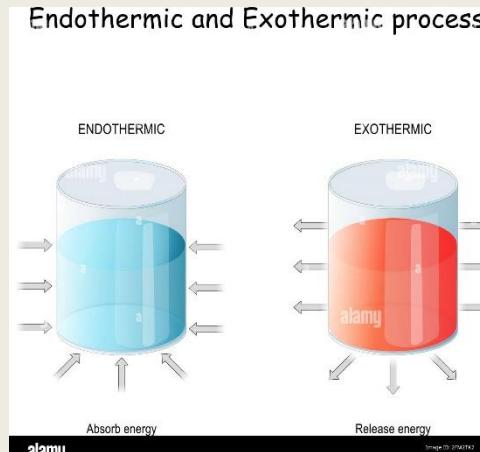
## ➤ **Streben nach Entropiemaximum (Entropie, S)**

- Ausdehnung des Weltalls
- Verdunstung von Wasser
- Verbrennung von festem Kohlenstoff zu gasförmigem CO<sub>2</sub>
- Tod

# Definition

Jede chemische Reaktion, die einen externen Energieeintrag in Form von Wärme aus der Umgebung erfordert, ist eine endotherme Reaktion. Diese Reaktionen gehen also mit der Aufnahme von Wärme aus der Umgebung einher, wodurch die Außentemperatur gesenkt wird.

Die Thermodynamik befasst sich mit der Untersuchung des Energieaustauschs, der bei jeder chemischen Reaktion stattfindet, und mit der Frage, wie er sich auf die Zustandsgrößen eines Systems auswirkt. Wenn ein endothermer Prozess unter konstantem Druck abläuft, erhöht sich die Enthalpie des Systems, und wenn er bei konstantem Volumen abläuft, erhöht sich die innere Energie des Systems.

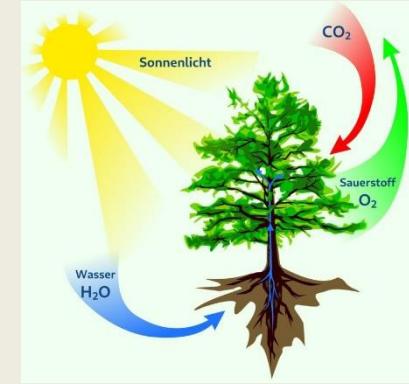


Schauen Sie sich die Beispiele an, dann wird es klarer!

# Spontaneität (Freiwilligkeit) einer Reaktion

Die Spontaneität (Freiwilligkeit) einer Reaktion wird also begünstigt durch:

- **Abnahme der Enthalpie (H)**
- **Zunahme der Entropie (S)**

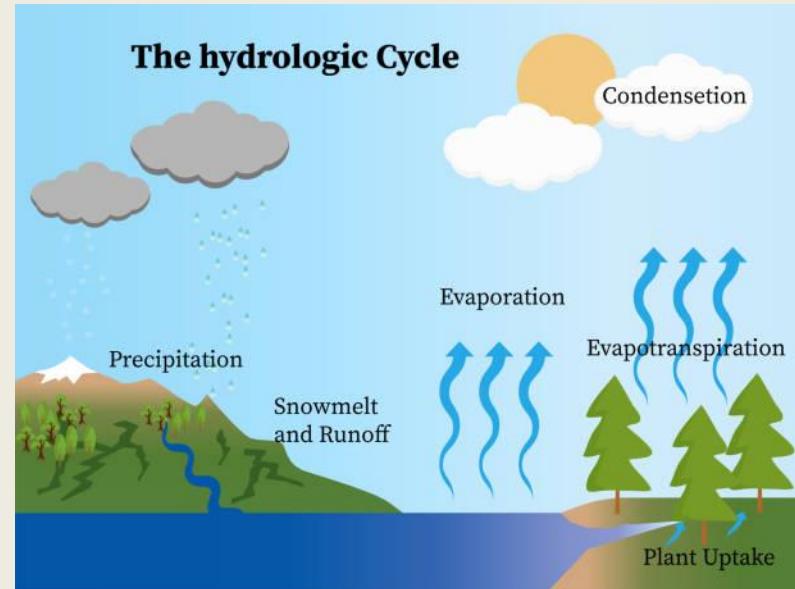


## Photosynthese

Die gesamte NahrungsPyramide auf der Erde wird durch das Vorhandensein photosynthetisierender Pflanzen aufrechterhalten, die am unteren Ende der Pyramide stehen. Es sind die Pflanzen, die durch den Prozess der Photosynthese „Nahrung“ in Form von Glukose erzeugen. Sie erhalten Energie in Form von Sonnenlicht, das auf die Blätter fällt und die Photosynthesereaktion in Gang setzt. Ohne Sonnenlicht kann es keine Photosynthese geben, was diese Reaktion als endotherm kennzeichnet.

## Wasserverdunstung

Wenn Wasser verdampft und sich in Wasserdampf verwandelt, geschieht dies aufgrund der Wärme, die es aus der Umgebung erhält. Da jedes Wassermolekül Wärmeenergie erhält, erhöht sich seine Schwingungsenergie bis zu dem Punkt, an dem es sich frei bewegen kann und Dampf entsteht. Durch diese Wärmezufuhr von außen handelt es sich um eine endotherme Reaktion.



## Das Schmelzen von Eis

Das Schmelzen von Eis ist ebenfalls ein Beispiel für eine endotherme Reaktion. Die Wärmeenergie, die das Eis aus seiner Umgebung erhält, lässt es zu Wasser schmelzen. Da diese physikalische Veränderung ohne Wärmezufuhr aus der Umgebung nicht stattfinden kann, wird dieses Phänomen als endothermer Prozess eingestuft.



# Gibbs-Helmholtz-Gleichung

- Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung verknüpft die Enthalpie und Entropie zu einer Gleichung und liefert eine Aussage darüber, ob Reaktionen freiwillig ablaufen oder nicht.

$$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$$

The diagram illustrates the Gibbs-Helmholtz equation with the following components:

- free Energy "Gibbs-Energie"** (freie Energie "Gibbs-Energie")
- Reaktionsenergie bzw. -enthalpie** (Reaktionsenergie bzw. -enthalpie)
- absolute Temperatur in Kelvin** (absolute Temperatur in Kelvin)
- Entropie-Veränderung** (Entropie-Veränderung)

Two terms in the equation,  $\Delta H$  and  $\Delta S$ , are circled in yellow.

Ist die Gibbs-Energie kleiner als 0, so verläuft der Prozess freiwillig, man spricht von exergonen Vorgängen. Ist die Gibbs-Energie größer als 0, so spricht man von endergonen Vorgängen, die Reaktion verläuft nicht spontan

# Säuren und Basen

Säuren und Basen sind Substanzen, die in der Natur in vielfältiger Form vorkommen, zu den natürlich vorkommenden Säuren zählen die Kohlensäure (in Wasser gelöstes Kohlenstoffdioxid), die Gewässer oder auch den Regen sauer machen kann, Schwefeloxide, die vulkanische Gewässer stark sauer machen können (z.B. im Yellowstone-Nationalpark) oder Stickstoffoxide, die bei Blitzschlägen entstehen und den Niederschlag sauer machen können.

Zusätzlich existieren noch eine Vielfalt an organischen Säuren wie Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure oder Huminsäuren.

Als natürlich vorkommende Basen können einige Mineralien angesehen werden, so Kalk (Kalziumkarbonat,  $\text{CaCO}_3$ ) oder Soda (Natriumkarbonat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )). Es existieren unterschiedliche Definitionen und Erklärungen für die Säuren und Basen. Die gängigste Erklärung bezieht sich auf die in wässrigen Lösungen:

**Säuren sind Substanzen, die in wässrigen Lösungen  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen (Oxoniumionen = Hydroniumionen) freisetzen können.**

**Basen sind Substanzen, die in wässrigen Lösungen  $\text{OH}^-$ -Ionen (Hydroxidionen) freisetzen können.**

**Neutralisation** ist eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base in jenem Mengenverhältnis, dass sämtliche OH<sup>-</sup>-Ionen der Basenmoleküle mit den Protonen der Säuremoleküle zu H<sub>2</sub>O reagieren. Die restlichen Säurerest- und Basenrest-<sup>-</sup>ionen werden vom Wasser hydratisiert. Erst beim Verdampfen von Wasser entstehen daraus die Salze.



gelöste Natrium-Kationen und Chlor-Anionen

Verdunsten des Wassers



**NaCl ..... Salz, Natriumchlorid**

Daraus ergibt sich die Neutralisationsreaktion von Basen und Säuren:



Säure + Base ergibt Wasser

Eine erweiterte Definition von Säuren und Basen bezieht sich auf die Übertragung von Elektronenpaaren (Lewis-Säuren).

Säuren bilden Salze aus, die Salze sind nach dem „Säurerest“ benannt:

Beispiele für Salze mit einem Rest aus einem einfachen Element-Anion (Anion: negativ geladenes Ion) und die auf -id enden

Salzsäure (HCl): Chloride  $\text{Cl}^-$

Flusssäure (HF): Fluoride  $\text{F}^-$

Schwefelwasserstoff ( $\text{H}_2\text{S}$ ): Sulfide  $\text{S}^{2-}$

Beispiele für Salze mit sauerstoffreichen mehratomigen Resten und die auf -at enden:

Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ): Sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$

Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ): Nitrate  $\text{NO}_3^-$

Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ): Phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$

Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ): Karbonate  $\text{CO}_3^{2-}$

Beispiele für Salze mit einem sauerstoffreichen mehratomigen Rest mit reduzierter Oxidationsstufe und die auf -it enden:

Schwefelige Säure ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ): Sulfite  $\text{SO}_3^{2-}$

Salpetrige Säure ( $\text{HNO}_2$ ): Nitrite  $\text{NO}_2^-$