

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

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

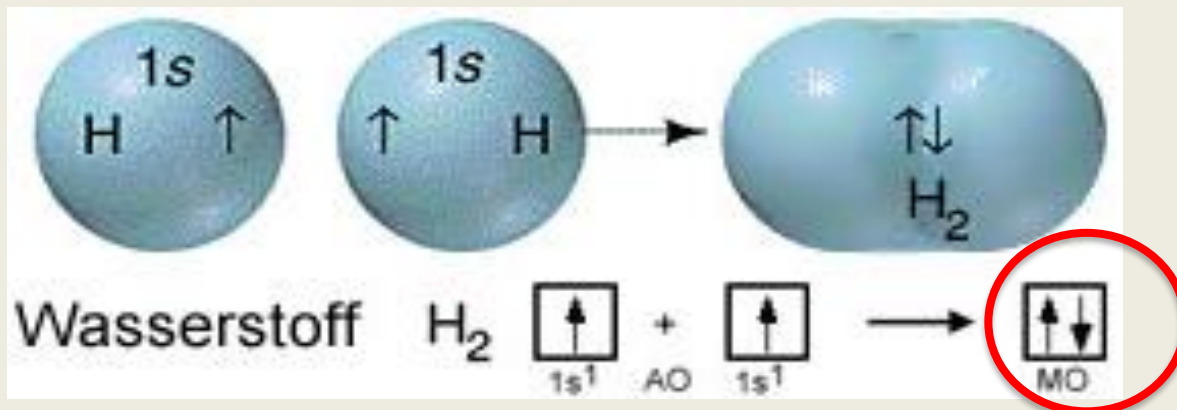
Die Atombindung

= 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!

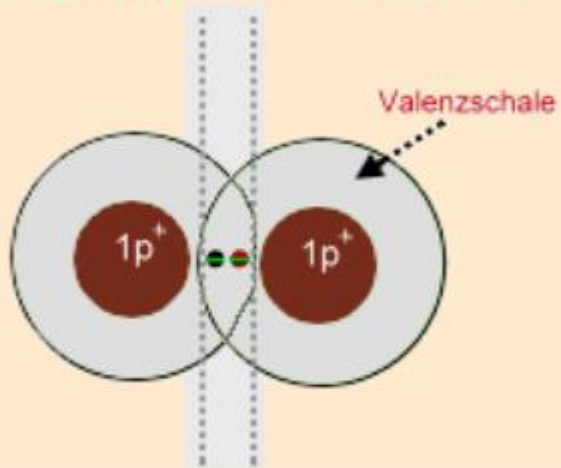


Molekülorbitale

H_2

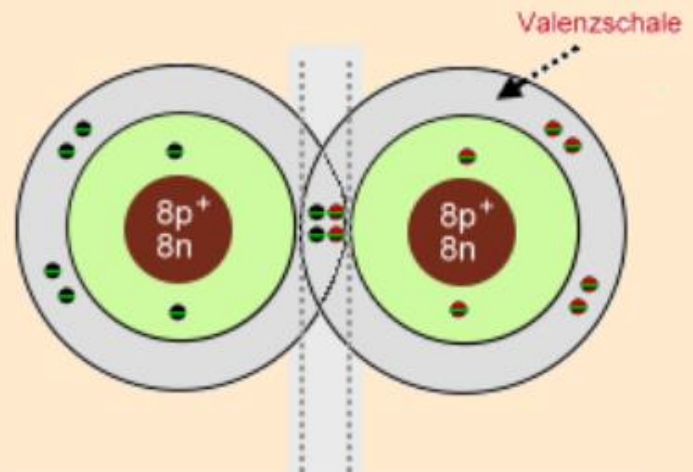
O_2

Wasserstoff-Molekül



Lewis-Schreibweise

Sauerstoff-Molekül

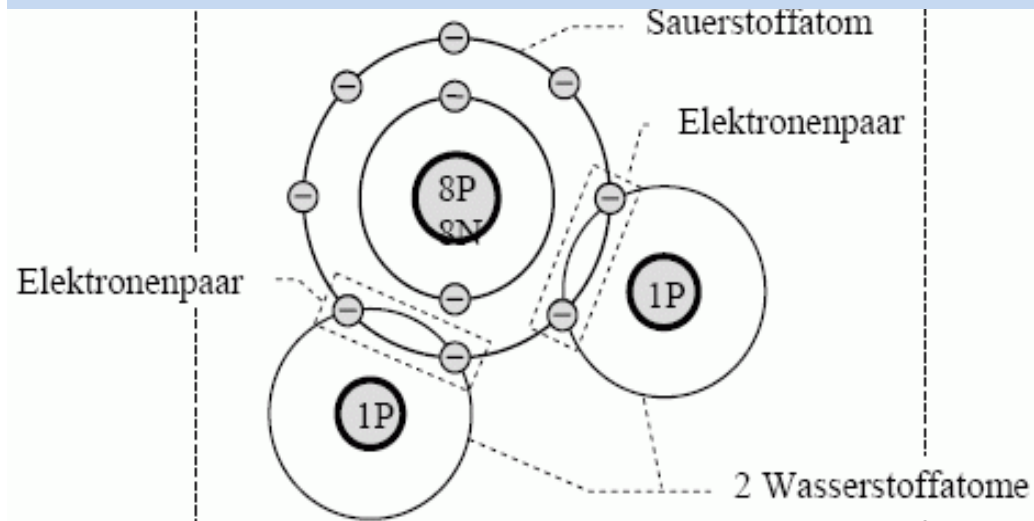


Lewis-Schreibweise

Wasser - Elektronenpaare

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

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



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.

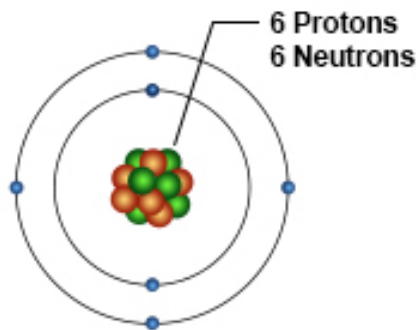
Isotope

WICHTIG!!

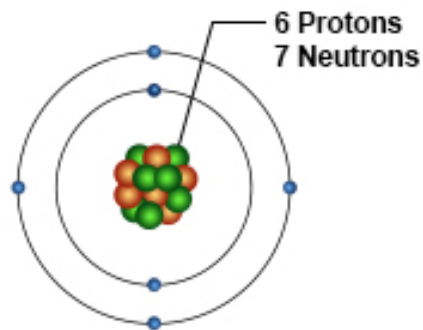
Das Selbe Element – mehrere Kern-Varianten

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

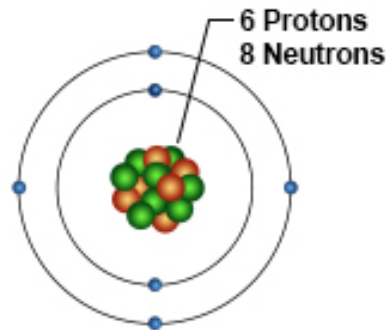
NATURAL ISOTOPES OF CARBON



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



Carbon-13
(6P + 7N)
Atomic Weight = 13
Atomic 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 ± 40 Years

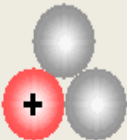
Isotope des Wasserstoffs



Wasserstoff



Deuterium
(schwer)



Tritium
(überschwer)

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.

Bsp.: $\text{CuO} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeO}$

$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{O}$: Reduktion

$\text{Fe} + \text{O} \rightarrow \text{FeO}$: Oxidation;

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

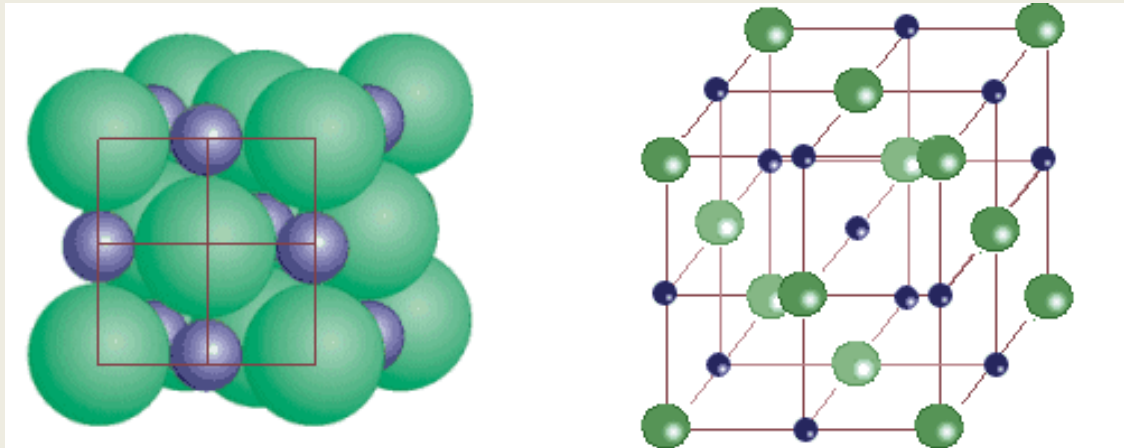
Beide Partner erreichen die Oktettregel! = volle „Außenschalen“

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

KRISTALLSTRUKTUR von Salzen

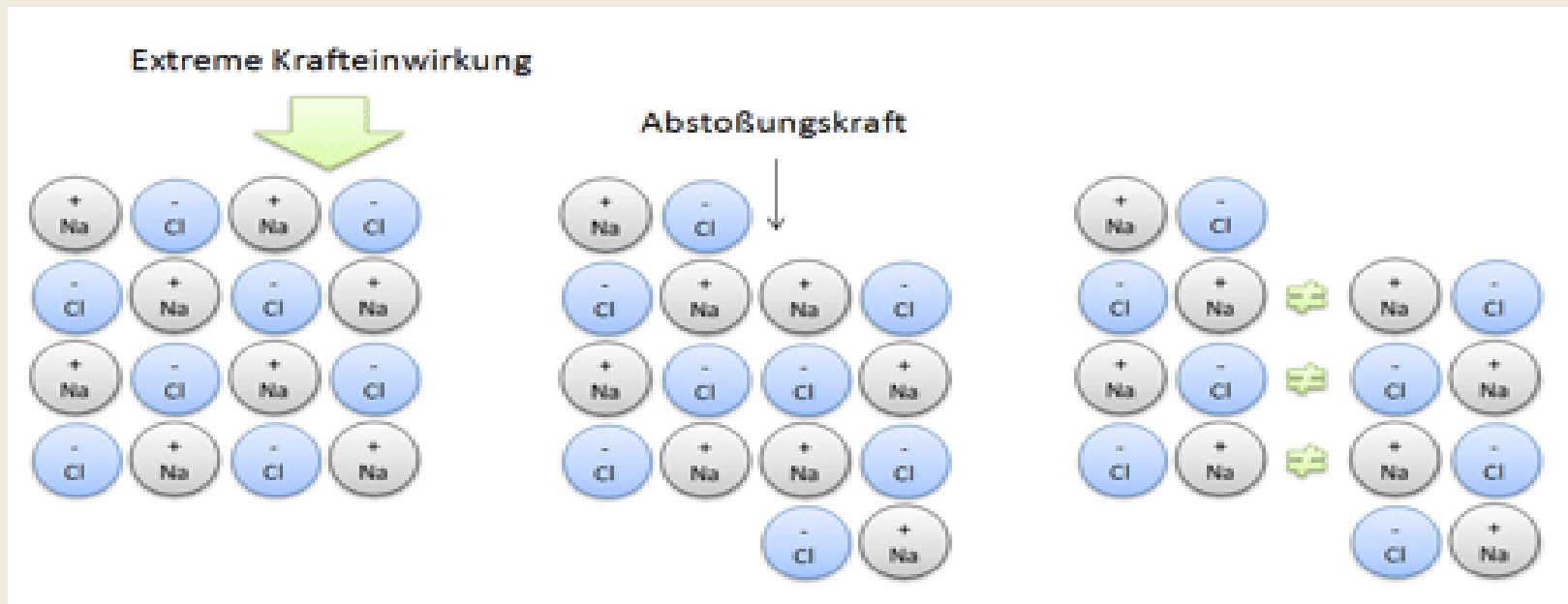
Kristallstruktur wird durch das Verhältnis der Kationen und Anionen sowie durch deren Größe bestimmt

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



EIGENSCHAFTEN von Salzen

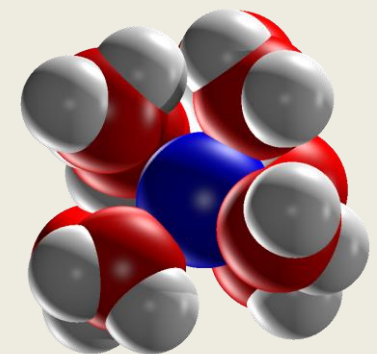
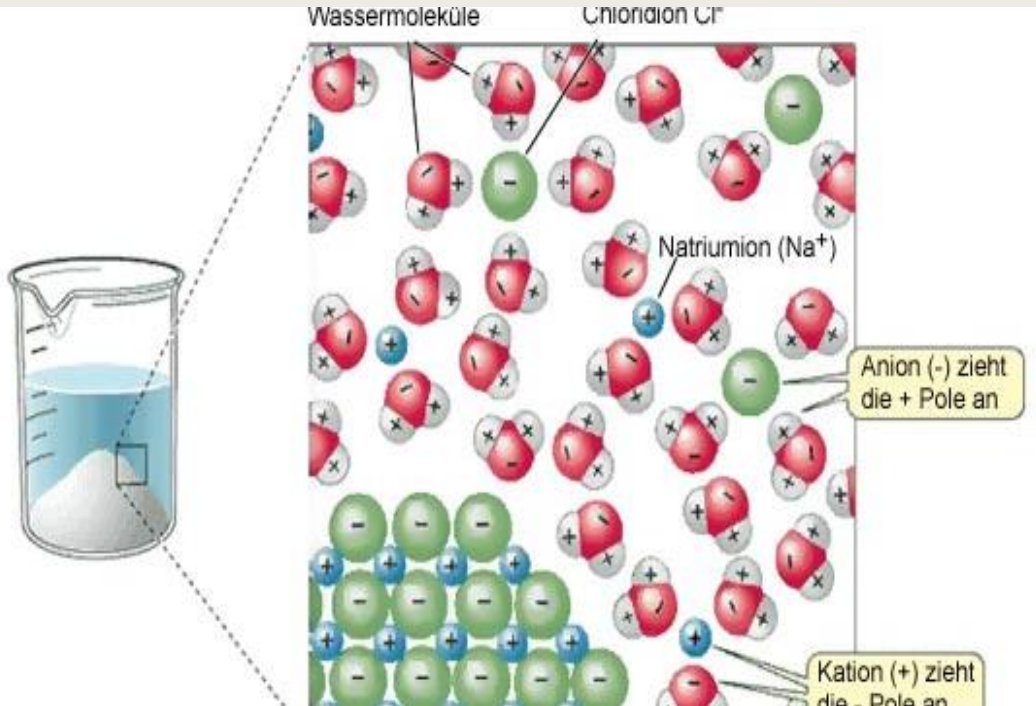
➤ Sprödigkeit von Salze



Hydratisierung von Salzen

Polare Wassermoleküle umgeben Ionen und schotten sie von der Anziehungskraft der entgegengesetzt geladenen Ionen ab.

Kennzeichnung hydratisierter Ionen: **aq** (lat. aqua, Wasser)
z.B. $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ oder $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.



Hydrathülle

Zwei Faktoren, die die Freiwilligkeit einer chem. Reaktion begünstigen

➤ Streben nach Energieminimum (H)

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

➤ Streben nach Entropiemaximum (Entropie, S)

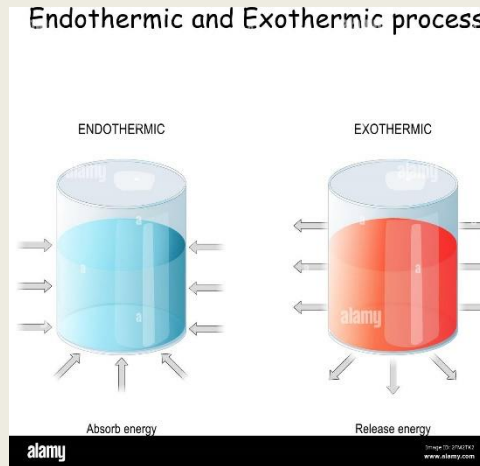
- Ausdehnung des Weltalls
- Verdunstung von Wasser
- Verbrennung von festem Kohlenstoff zu gasförmigem CO_2
- Tod

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.

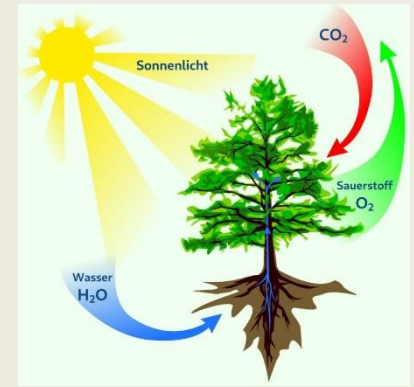
Schauen Sie sich die Beispiele an, dann wird es klarer!



Spontaneität (Freiwilligkeit) einer Reaktion

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

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

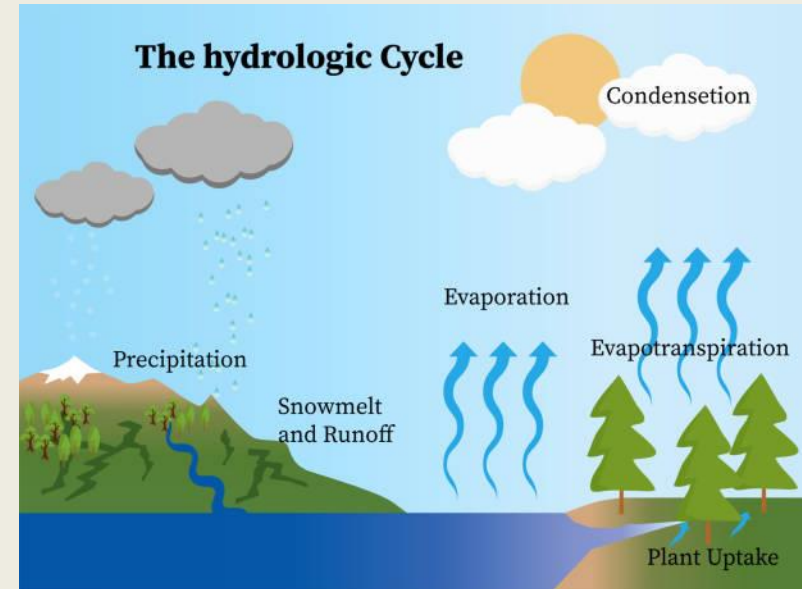


Photosynthese

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.

The diagram shows the Gibbs-Helmholtz equation $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ inside a red rectangular box. The terms ΔH and $T \cdot \Delta S$ are each circled in yellow. Four arrows point from text labels below to the terms in the equation: an arrow from 'freie Energie "Gibbs-Energie"' points to ΔG ; an arrow from 'Reaktionsenergie bzw. -enthalpie' points to ΔH ; an arrow from 'absolute Temperatur in Kelvin' points to T ; and an arrow from 'Entropie-Veränderung' points to ΔS .

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

freie Energie
"Gibbs-Energie"

Reaktionsenergie
bzw. -enthalpie

absolute
Temperatur in
Kelvin

Entropie-
Veränderung

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.

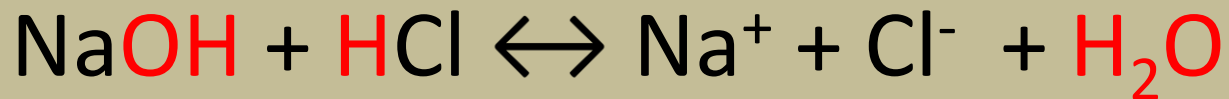
Zusätzlich existieren noch eine Vielfalt an organischen Säuren wie Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure oder Huminsäuren.

Als natürlich vorkommende Basen können einige Mineralien angesehen werden, so Kalk (Kalziumkarbonat, CaCO_3) oder Soda (Natriumkarbonat (Na_2CO_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 H_3O^+ -Ionen (Oxoniumionen = Hydroniumionen) freisetzen können.

Basen sind Substanzen, die in wässrigen Lösungen OH^- -Ionen (Hydroxidionen) freisetzen können.

Neutralisation ist eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base in jenem Mengenverhältnis, dass sämtliche OH^- -Ionen der Basenmoleküle mit den Protonen der Säuremoleküle zu H_2O reagieren. Die restlichen Säurerest- und Basenrest-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 Cl^-

Flusssäure (HF): Fluoride F^-

Schwefelwasserstoff (H_2S): Sulfide S^{2-}

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

Schwefelsäure (H_2SO_4): Sulfate SO_4^{2-}

Salpetersäure (HNO_3): Nitrate NO_3^-

Phosphorsäure (H_3PO_4): Phosphate PO_4^{3-}

Kohlensäure (H_2CO_3): Karbonate CO_3^{2-}

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

Schwefelige Säure (H_2SO_3): Sulfite SO_3^{2-}

Salpetrige Säure (HNO_2): Nitrite NO_2^-