

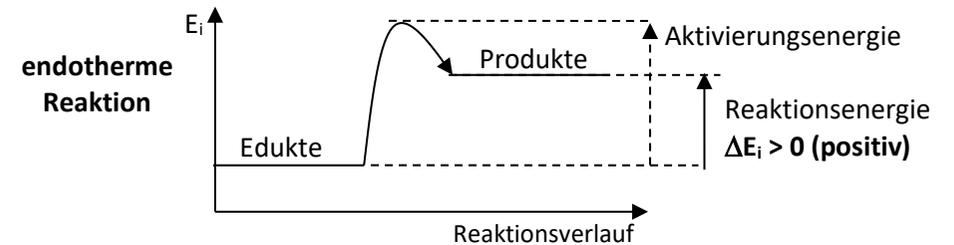
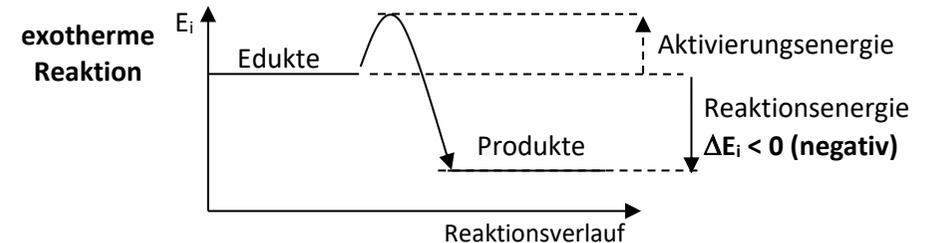
GRUNDWISSEN CHEMIE

Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

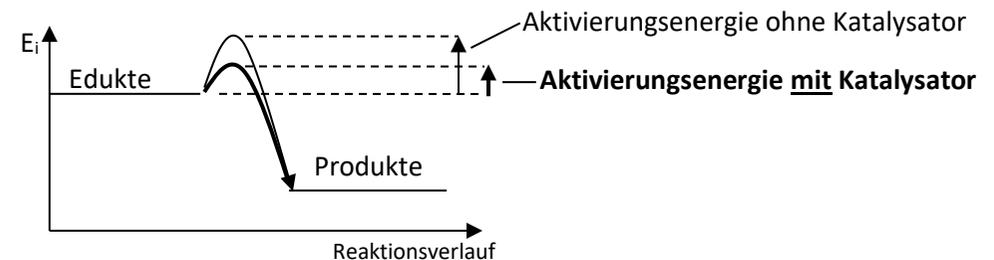


- Innere Energie:
Die in Stoffen gespeicherte Energie wird als **innere Energie E_i** bezeichnet.
- Reaktionsenergie:
Die **Reaktionsenergie ΔE_i** ist die Differenz aus der inneren Energie der Produkte und der Edukte $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
- Aktivierungsenergie
Die Aktivierungsenergie ist die aus der Umgebung benötigte Energie, um jede Reaktion in Gang zu bringen.
- Arten der Energiebeteiligung:
 - Energie wird freigesetzt: **exotherme Reaktion:**
Energie war in den Edukten gespeichert und wird in die Umgebung freigesetzt.
 - Energie wird benötigt: **endotherme Reaktion:**
Energie wird aus der Umgebung aufgenommen und in den Produkten gespeichert.
- Katalysatoren:
Katalysatoren sind Stoffe, die die Aktivierungsenergie einer Reaktion senken. Katalysatoren gehen unverändert aus der Reaktion hervor und beschleunigen die Reaktion. Enzyme sind Biokatalysatoren. So senken Verdauungsenzyme die Aktivierungsenergie für die Zerlegung von Nährstoffmolekülen.

- Energiediagramme:
Die innere Energie der Edukte und Produkte wird in einem **Energiediagramm** dargestellt:



exotherme Reaktion mit und ohne Katalysator im Vergleich:



GRUNDWISSEN CHEMIE

Die chemische Reaktion

- Bei einer chemischen Reaktion verschwinden Stoffe (Edukte) und es entstehen neue Stoffe (Produkte).

Edukte → Produkte

Die Aggregatzustände können in Klammern hinter den Namen der Stoffe angegeben werden:

s = fest (solid)

l = flüssig (liquid)

g = gasförmig

aq = Stoff ist in Wasser gelöst

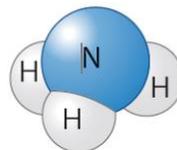
Atommodell nach Dalton

- Alle Atome sind kugelförmig, massiv und unteilbar.
- Die Atome eines Elements sind alle gleich.
- Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse und Größe und werden mit unterschiedlichen Atomartensymbolen dargestellt.
- Chemische Verbindungen enthalten Atome verschiedener Elemente in einem bestimmten Anzahlverhältnis.
- Bei einer chemischen Reaktion werden Atome weder erzeugt noch vernichtet, sondern nur umgruppiert.

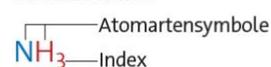
Moleküle

Moleküle bestehen aus zwei oder mehr Nichtmetallatomen, die fest miteinander verbunden sind. Sie werden mithilfe einer **Molekülformel** dargestellt, aus der sich die Zusammensetzung des Moleküls ableiten lässt. So besteht das Ammoniakmolekül z. B. aus drei Wasserstoffatome und einem Stickstoffatom.

Molekülmodell:



Molekülformel:



- Knallgasprobe:** Nachweis für das Gas Wasserstoff
Versuch: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff bei Zündung mit einem pfeifenden oder ploppenden Geräusch

Chemische Reaktionsgleichung

z. B. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ Koeffizient



Es gilt:

- jedes Element kommt auf beiden Seiten des Reaktionspfeils in gleicher Zahl vor
- die Ladungen müssen auf beiden Seiten des Reaktionspfeils insgesamt gleich sein

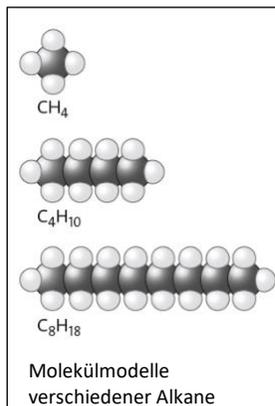
Unterscheide:

- **Index** = tiefgestellte Zahl innerhalb einer chemischen Formel
- **Koeffizient** = Zahl vor einer chemischen Formel, die aussagt, wie viele dieser Teilchen reagieren

- Alkane** sind Kohlenwasserstoffe. Die Moleküle erfüllen die allgemeine Molekülformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Wenn Alkane vollständig verbrennen, reagieren sie mit ausreichend Sauerstoff exotherm zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

z. B. Verbrennung von Propan



GRUNDWISSEN CHEMIE

Wichtige molekulare Stoffe und die chemischen Formeln ihrer Moleküle:

Wasserstoff	H ₂
Stickstoff	N ₂
Sauerstoff	O ₂
Fluor	F ₂
Chlor	Cl ₂
Iod	I ₂
Brom	Br ₂

Ozon	O ₃
Methan	CH ₄
Wasser	H ₂ O
Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂
Ammoniak	NH ₃

Wasserstofffluorid (= Fluorwasserstoff)	HF
Wasserstoffchlorid (= Chlorwasserstoff)	HCl
Wasserstoffbromid (= Bromwasserstoff)	HBr
Wasserstoffiodid (= Iodwasserstoff)	HI
Schwefelwasserstoff	H ₂ S

Chemische Formeln wichtiger Ionen:

Fluorid	F ⁻	Sulfid	S ²⁻
Chlorid	Cl ⁻	Oxid	O ²⁻
Bromid	Br ⁻	Nitrid	N ³⁻
Iodid	I ⁻		
Ammonium	NH ₄ ⁺		
Hydroxid	OH ⁻		
Oxonium	H ₃ O ⁺		
Permanganat	MnO ₄ ⁻		

Chemische Formeln wichtiger Molekülonen:

Sulfat	SO ₄ ²⁻	Nitrat	NO ₃ ⁻
Carbonat	CO ₃ ²⁻	Ammonium	NH ₄ ⁺
Hydroxid	OH ⁻		

Quantitative Berechnungen

Stoffmenge $n(X)$

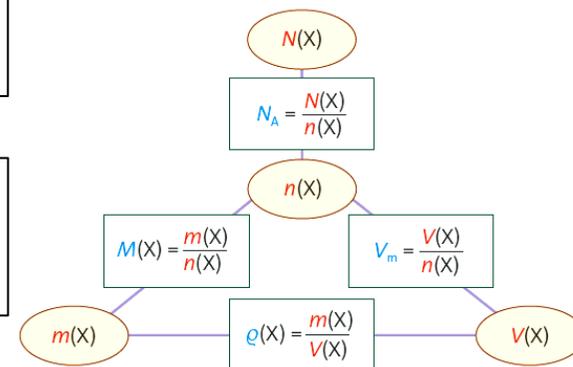
1 Mol enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$

Molares Volumen V_m

$V_m = 24,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ unter Standardbedingungen (25 °C, 1013 hPa)
 V_m ist für alle Gase gleich, hängt aber von Druck und Temperatur ab.

Molare Masse $M(X)$

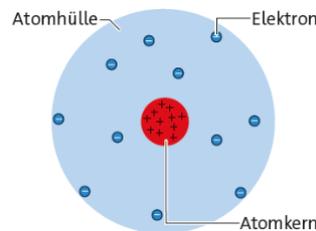
Die Masse von 1 mol Teilchen in Gramm hat den gleichen Zahlenwert wie die Masse des Teilchens in unit.



Die Zusammensetzung einer Lösung wird mit der Stoffmengenkonzentration $c(X)$ in der Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ angegeben.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})}$$

Kern-Hülle-Modell:



Atomkern: positiv geladen, aus Protonen und Neutronen

Atomhülle: Aufenthaltsraum der sich um den Kern bewegenden, negativ geladenen Elektronen

GRUNDWISSEN CHEMIE

- **lonen:** Ein Ion ist ein geladenes Atom oder Molekül. Kationen sind positiv geladene Ionen, Anionen sind negativ geladene Ionen.

- **Salze:**

Das Zahlenverhältnis von Kationen und Anionen im Salz ist genau so, dass deren Ladungen sich gegenseitig aufheben.

- **Namensgebung:**

Zuerst kommt der Name des Kations, dann der Name des Anions. Bei Kationen aus Nebengruppenelementen wird die Ladung des Kations in römischer Ziffer in runden Klammern angegeben, danach folgt ein Bindestrich.

Bsp.: Salz aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen: Natriumchlorid
Salz aus Mg^{2+} -Ionen und Br^- -Ionen: Magnesiumbromid
Salz aus Fe^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen: Eisen(III)-oxid

- **Chemische Formel der Salze = Verhältnisformel:**

Die Verhältnisformel eines Salzes sagt aus, in welchem kleinsten Zahlenverhältnis Kationen und Anionen im Salz vorhanden sind. In der Verhältnisformel werden die Ladungen der Ionen weggelassen. Zuerst kommt die Formel des Kations, dann die Formel des Anions. Die Indizes sind so zu wählen, dass sich die Ladungen von Kation und Anion gegenseitig aufheben.

Bsp.: Salz aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen: NaCl
Salz aus Mg^{2+} -Ionen und Br^- -Ionen: MgBr_2
Salz aus Fe^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen: Fe_2O_3

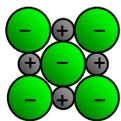
- **Ionenbindung:**

Zusammenhalt der Ionen im festen Salz durch **elektrostatische Anziehungskräfte** zwischen Kationen und Anionen, die **in alle Raumrichtungen** gleichstark wirken und zur Ausbildung eines **dreidimensionalen Ionengitters** führen.

- **Lösungsvorgänge:**

Beim Lösen eines Salzes in Wasser muss das **Ionengitter des Salzes aufgebrochen** werden. Dies ist möglich, da die Wassermoleküle mit den Ionen in Wechselwirkung treten.

→ Die Ionen werden von den Wassermolekülen umhüllt und aus dem Gitter gelöst.



- **Nachweis von Ionen:**

Die Zusammensetzung eines Salzes kann durch den Nachweis von Ionen ermittelt werden.

Flammenfärbung: Die gesuchten Metall-Ionen erzeugen in der Gasbrennerflamme charakteristisches farbiges Licht.

Li^+ : karminrot Na^+ : orange-gelb Ba^{2+} : grün

Fällungsreaktionen: Bei einer Fällungsreaktion wird zur wässrigen Lösung eines Salzes die wässrige Lösung eines anderen Salzes hinzugegeben. Die Kationen des einen Salzes und die Anionen des anderen Salzes bilden ein schwer lösliches Salz, das aus der Lösung ausfällt.

Nachweis von **Halogeniden:** Chlorid-, Bromid- und Iodid-Ionen werden mit Silbernitrat-Lösung als schwerlösliche Silberhalogenide nachgewiesen.

Silberchlorid: weiß, Silberbromid: weißgelb, Silberiodid: gelb

Umgekehrt kann man **Silber-Ionen** auch durch Zugabe von Halogenid-Ionen nachweisen.

Nachweis von **Carbonat-** und **Sulfat-Ionen:** Mit Bariumchlorid-Lösung (BaCl_2 (aq)) lassen sich Carbonat- und Sulfat-Ionen ausfällen.

Bariumcarbonat: weiß, löst sich in Salzsäure

Bariumsulfat: weiß, keine Reaktion mit Salzsäure

Umgekehrt kann man **Barium- und Calcium-Ionen** durch Zugabe von Sulfat- oder Carbonat-Ionen nachweisen.

Farbreaktionen: Die gesuchten Ionen bewirken, dass sich die Farbe des Nachweisreagens ändert.

Nachweis von **Eisen(III)-Ionen** Fe^{3+} :

Bei Zugabe von Kaliumthiocyanat-Lösung färbt sich die Lösung blutrot.

Nachweis von **Kupfer(II)-Ionen** Cu^{2+} :

Bei Zugabe von Ammoniaklösung färbt sich die Lösung tiefblau.

GRUNDWISSEN CHEMIE

▪ Bausteine der Atome:

- **Protonen:** einfach positiv geladen, Masse ca. 1 u
 - **Neutronen:** nicht geladen, Masse ca. 1 u
 - **Elektronen:** einfach negativ geladen, Symbol e^- , Masse sehr gering
- } Kernbausteine
= **Nukleonen**

Es gilt für jedes Atom (ungeladen): **Protonenzahl = Elektronenzahl.**

Da sich auch die Reihenfolge der Elemente im PSE nach dieser Zahl richtet, nennt man sie auch **Ordnungszahl.**

Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl = ungefähre Atommasse

Die Atome eines Elements können sich in der Neutronenzahl und damit auch in der Masse unterscheiden: **Isotope** sind Atome eines Elements, die sich in der **Neutronenzahl** unterscheiden.

Im PSE findet man beim Elementsymbol folgende Zahlen:

Nukleonenzahl	Elementsymbol
Ordnungszahl	

Bsp.:

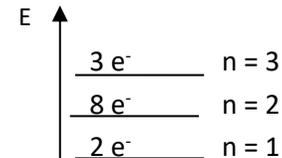


▪ Energistufen-Modell:

Nach diesem Modell sind die Elektronen eines Atoms bestimmten Energiestufen zugeordnet, die sich im Energiegehalt unterscheiden.

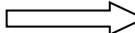
Verteilung der Elektronen auf den Energiestufen n (= **Elektronenkonfiguration**). Die Besetzung der Energiestufen erfolgt aufsteigend mit maximal **$2n^2$** Elektronen.

Beispiel: Elektronenkonfiguration des Aluminium-Atom



- **Valenzelektronen** = Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe
- **Edelgasregel** = Die Atom-Ionen der Hauptgruppenelemente immer die Elektronenkonfiguration des im PSE nächst gelegenen Edelgas-Atoms besitzen.

▪ Ordnung im Periodensystem der Elemente:

Periode: 

Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl besetzter Energiestufen.

Gruppe:

Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl an Valenzelektronen.

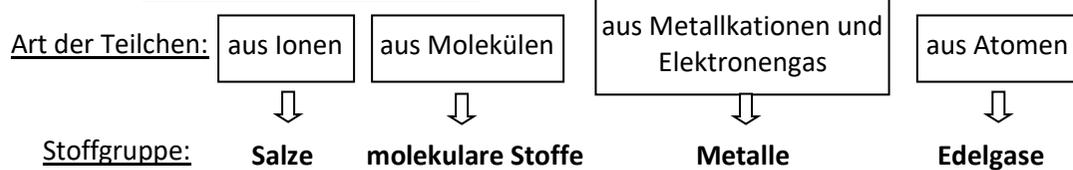
z. B. Alkalimetalle = 1 Valenzelektron,

Halogene = 7 Valenzelektronen,

Edelgase = 8 Valenzelektronen

GRUNDWISSEN CHEMIE

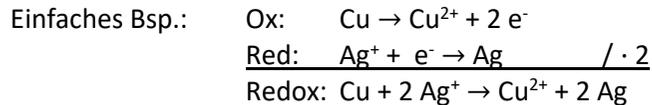
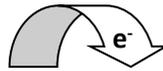
- **Je nach Art der Teilchen, aus denen sie bestehen, unterscheidet man folgende Arten von Stoffen:**



- **Redoxreaktionen** = Reaktion mit Elektronenübergang

Oxidation: Teilvorgang der **Elektronenabgabe**

Reduktion: Teilvorgang der **Elektronenaufnahme**



Die **Salzbildung** ist eine exotherme freiwillige Redoxreaktion.
 Die **Elektrolyse** ist eine endotherme erzwungene Redoxreaktion.
 Die beiden Reaktionen lassen sich umkehren, man spricht von **Reversibilität**.

Oxidationszahlen ermitteln:

Die Oxidationszahlen eines Moleküls müssen zusammengerechnet immer Null ergeben.
 Die Ox-Zahlen eines Ions müssen zusammengerechnet die Ladung des Ions ergeben.
 Sauerstoff **O** hat fast immer die Oxidationszahl **-2**,
 Wasserstoff **H** hat fast immer die Oxidationszahl **+1**.

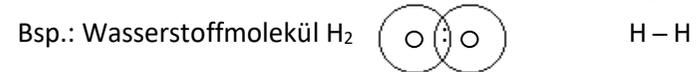
Teilgleichungen schwierigerer Redoxreaktionen erstellen:

- 1) Elemente, deren Oxidationszahlen sich ändern ausgleichen
- 2) aus Oxidationszahlen die **Elektronenzahlen** ermitteln
- 3) **Ladungsausgleich** mit H_3O^+ oder OH^- durchführen
- 4) Ausgleich der **Atombilanz** durch H_2O

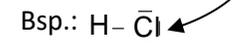
▪ Aufbau der Moleküle

- Zusammenhalt der Atome eines Moleküls:

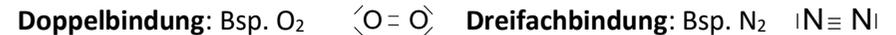
In einem Molekül sind Nichtmetallatome miteinander verbunden. Man kann diese Bindung auch als Orbital darstellen. Das Molekülorbital ist der Bereich, in dem sich die beiden bindenden Elektronen mit höchster Wahrscheinlichkeit aufhalten. Das mit zwei Elektronen besetzte Molekülorbital entspricht der **Elektronenpaarbindung**.



Nicht an der Bindung beteiligte Valenzelektronen der Atome werden als **freie (= nichtbindende) Elektronenpaare** bezeichnet.



Wird durch Teilen eines Elektronenpaares noch keine Elektronenkonfiguration eines Edelgases erreicht, so werden **Mehrfachbindungen** ausgebildet:



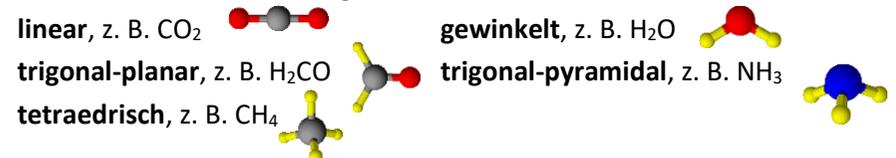
Molekülformel: Anzahl der jeweiligen Atome im Molekül, z. B. NH_3

Valenzstrichformel (= Strukturformel): Verknüpfungsreihenfolge der Atome im Molekül sowie die Elektronenpaare, z. B. $\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{H}$

- Räumlicher Bau von Molekülen: Elektronenpaarabstoßungsmodell:

- Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab \rightarrow möglichst große Entfernung voneinander
- Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.
- Freie Elektronenpaare benötigen etwas mehr Platz als bindende.

Man unterscheidet u. a. folgende Arten des räumlichen Baus:



GRUNDWISSEN CHEMIE

▪ Polarität der Moleküle

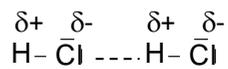
- **Elektronegativität (= EN):** = Fähigkeit eines Atoms die Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.
- **unpolare Elektronenpaarbindung:** $\Delta EN = 0$, d. h. bindendes Elektronenpaar gehört beiden Atomen zu gleichen Teilen, H- $\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}$ Bsp.:
- **polare Elektronenpaarbindung:** $\Delta EN \neq 0$, d. h. das bindende Elektronenpaar ist zu einem Bindungspartner verschoben, wodurch **Partialladungen** auftreten. Bsp.: $\delta^+ \quad \delta^-$
 $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$
- **Dipole (= polare Moleküle):** Moleküle, bei denen die Schwerpunkte von positiven und negativen Partialladungen **nicht** zusammenfallen. Bsp.: HCl, NH₃, H₂O
- **Unpolare Moleküle:** Moleküle, deren Ladungsschwerpunkte aufgrund der Molekülgeometrie zusammenfallen. Bsp.: CH₄, CO₂

▪ Zwischenmolekulare Wechselwirkungen:

- Van der Waals-Wechselwirkungen:

London-Dispersions-Wechselwirkungen (LDWW): Sie entstehen durch kurzzeitige unsymmetrische Ladungsverteilungen im Molekül, durch die benachbarte Moleküle polarisiert und angezogen werden. Die LDWW werden mit steigender Moleküloberfläche immer stärker. Unpolare Moleküle verfügen nur über LDWW als zwischenmolekulare Kräfte.

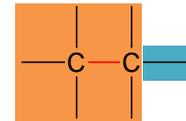
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: permanente Dipole ziehen sich gegenseitig mit ihren entgegengesetzten Partialladungen an.



- **Wasserstoffbrücken** = sehr starke zwischenmolekulare WW. Sie wirken nur zwischen Dipolen, in denen Wasserstoffatome mit einem stark elektronegativen Partner verbunden sind, z.B. HF, H₂O, NH₃.

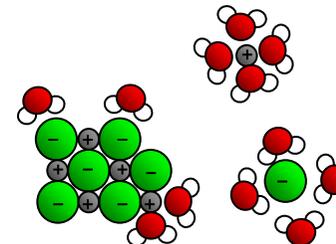
▪ Erklärung von physikalischen Stoffeigenschaften

- **Schmelz- und Siedetemperatur:** Grundsätzlich gilt: Je geringer die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Teilchen eines Stoffes sind, desto niedriger sind Schmelz- und Siedetemperaturen des Stoffes, da mehr Energie zur Überwindung der Wechselwirkung notwendig ist.
- **Löslichkeit:** Faustregel: Ähnliches löst sich in Ähnlichem: Je ähnlicher die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Teilchen verschiedener Stoffe sind, desto besser ist die Löslichkeit der Stoffe ineinander.
 - Hydrophile Stoffe (wasserliebend) lösen sich in allen hydrophilen Lösemitteln. Beispiel: Ethansäure löst sich in Wasser.
 - Lipophile Stoffe (fettliebend) lösen sich in allen lipophilen Lösemitteln. Beispiel: Heptan löst sich gut in Fetten.
 - Amphiphile Stoffe lösen sich gut in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln. Sie bestehen aus Molekülen, die aus polarisierten und unpolarisierten Bereichen aufgebaut sind. Beispiel Ethanol



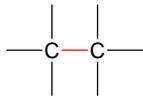
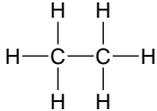
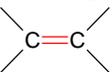
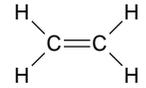
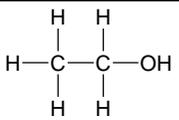
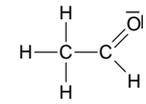
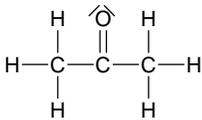
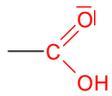
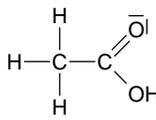
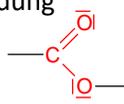
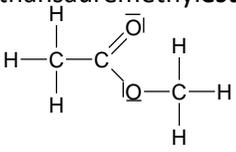
- **Lösungsvorgänge eines Salzes:** Beim Lösen eines Salzes in Wasser muss das **Ionengitter des Salzes aufgebrochen** werden. Dies ist möglich, da die Wassermoleküle mit ihren Polen in Wechselwirkung treten mit den jeweils entgegengesetzt geladenen Ionen (= **Ion-Dipol-Wechselwirkung**).

→ Die Ionen werden von den Wassermolekülen umhüllt und aus dem Gitter gelöst:



GRUNDWISSEN CHEMIE

Stoffklassen organischer Verbindungen

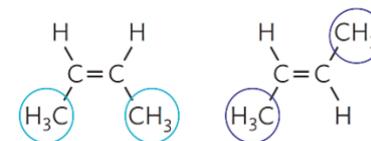
Stoffklasse: charakteristische Gruppe	Beispiel
Kohlenwasserstoffe	
Alkane: CC-Einfachbindung 	Ethan 
Alkene: CC-Doppelbindung 	Ethen 
Alkine: CC-Dreifachbindung 	Ethin 
Alkohole	
Hydroxygruppe 	Ethanol 
Carbonylverbindungen	
Aldehyde: Aldehydgruppe 	Ethanal 
Ketone: Ketogruppe 	Propanon (= Aceton) 
Carbonsäuren	
Carboxygruppe 	Ethansäure (=Essigsäure) 
Ester	
Esterbindung 	Ethansäuremethylester 

Isomerie:

Moleküle, mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlicher Strukturformel

- **Konstitutionsisomerie:** Moleküle, bei denen die Atome in unterschiedlicher Reihenfolge miteinander verbunden sind.

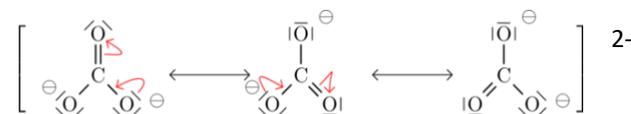
- **E/Z-Isomerie:** Alken-Moleküle, bei denen die Atome an der Doppelbindung räumlich verschieden sind. Links: (Z)-But-2-en rechts: (E)-But-2-en



Mesomerie:

Die Darstellung der Bindungsverhältnisse bestimmter Moleküle und Molekülionen kann nicht durch eine eindeutige Valenzstrichformel erfolgen, sondern nur durch sogenannte **Grenzstrukturformeln**. Die Elektronen sind nicht an einem Ort fixiert, sie sind **delokalisiert**. Keine dieser Grenzstrukturformeln beschreibt die Bindungsverhältnisse und damit die Verteilung der Elektronen in exakter Weise (= **Mesomerie**).

Bsp: Grenzstrukturformeln eines Carbonat-Ions



GRUNDWISSEN CHEMIE

Chemische Formeln wichtiger Säuren und der daraus abgeleiteten Anionen:

H_2SO_4	→	HSO_4^-	→	SO_4^{2-}		
Schwefelsäure		Hydrosulfat		Sulfat		
H_2SO_3	→	HSO_3^-	→	SO_3^{2-}		
Schweflige Säure		Hydrosulfit		Sulfit		
H_2CO_3	→	HCO_3^-	→	CO_3^{2-}		
Kohlensäure		Hydrogencarbonat		Carbonat		
H_3PO_4	→	$H_2PO_4^-$	→	HPO_4^{2-}	→	PO_4^{3-}
Phosphorsäure		Dihydrogenphosphat		Hydrogenphosphat		Phosphat
HNO_3	→	NO_3^-				
Salpetersäure		Nitrat				
HNO_2	→	NO_2^-				
Salpetrige Säure		Nitrit				

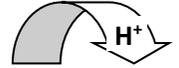


Wichtige Laugen:

Natronlauge	$NaOH(aq)$, d. h. $Na^+(aq) + OH^-(aq)$
Kalilauge	$KOH(aq)$, d. h. $K^+(aq) + OH^-(aq)$
Kalkwasser	$Ca(OH)_2(aq)$, d. h. $Ca^{2+}(aq) + 2 OH^-(aq)$

▪ **Säure-Base-Reaktion = Protolyse** = Reaktion mit Protonenübergang

Säure = Teilchen, das Proton abgibt (= **Protonendonator**)



Base = Teilchen, das Proton aufnimmt (= **Protonenakzeptor**)

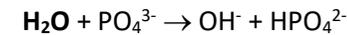


Säure Base

Ampholyt = Teilchen, das je nach Reaktionspartner ein Proton abgeben oder aufnehmen kann.



Säure Base

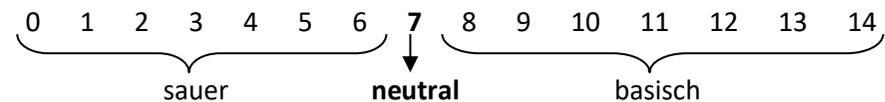


Säure Base

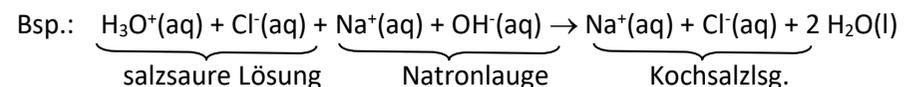
Eine **saure wässrige Lösung** enthält viele Oxoniumionen H_3O^+ ,

eine **alkalische = basische wässrige Lösung** enthält viele Hydroxidionen OH^- .

Der **pH-Wert** gibt den Säuregrad einer wässrigen Lösung an:



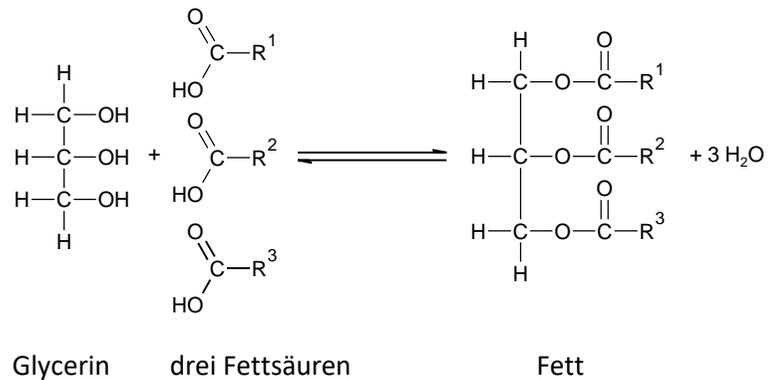
Eine **Neutralisation** ist eine Protolyse zwischen Oxoniumionen und Hydroxidionen. Es entsteht dabei ein Salz und Wasser.





GRUNDWISSEN CHEMIE

Fette: = Ester des Alkohols Glycerin mit drei Fettsäuren



Kohlenhydrate: = Carbonylverbindungen mit mehreren Hydroxygruppen

z. B. **Monosaccharid Glucose** (Traubenzucker)

Die Moleküle gibt es in der offenkettigen Form oder als Ringform.

Die Ringbildung ist eine **nucleophile Addition** zwischen Carbonylgruppe und einer Hydroxygruppe.