

1. Aufbau von Molekülen

In einem Molekül werden Nichtmetallatome durch Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden.

Valenzstrichschreibweise

In der **Valenzstrichschreibweise** werden die Valenzelektronen mit Punkten und Strichen beschrieben.

Valenzstrichschreibweise bei Atomen und Atomionen.

Beispiel: Natrium-Ion, Wasserstoff-Atom

Valenzstrichschreibweise bei Molekülen und Molekülionen.

Beispiel: NH_3 , CO_3^{2-}

Räumlicher Bau - das Elektronenpaarabstoßungsmodell

Tetraedrisch (z.B.: CH_4 , NH_4^+)

Trigonal - pyramidal (z. B.: NH_3)

Trigonal – planar (z. B.: CH_2O)

Linear (z. B.: CO_2)

Gewinkelt (z. B.: H_2O)

Kohlenwasserstoff – Moleküle

Unzählige Moleküle bestehen nur aus Kohlenwasserstoff – und Wasser – Atomen.

Alkane: gesättigte Kohlenwasserstoffe: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Homologe Reihe der Alkane:

Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan

Alkene: ungesättigte Kohlenwasserstoffe: C_nH_{2n} (Doppelbindung)

Homologe Reihe:

Ethen, Propen, Buten, Penten, Hexen, Hepten, Octen

Alkine: ungesättigte Kohlenwasserstoffe: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ (Dreifachbindung)

Homologe Reihe:

Ethin, Propin, Butin, Pentin, Hexin, Heptin

Isomerie

Moleküle mit gleicher Strukturformel aber unterschiedlicher Strukturformel.

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

Beispiel: Butan und 2-Methylpropan

E/Z- Isomerie: Alken-Moleküle, bei denen die Atome an der Doppelbindung räumlich verschieden sind.

Beispiel: (E)- Pent-2-en und (Z)- Pent-2-en

2. Vielfalt der Moleküle und ihre Wechselwirkungen

Molekulpolarität – Dipol-Moleküle

Ein Molekül ist dann ein Dipolmolekül, wenn die Anordnung der polaren Elektronenpaarbindungen zu einer Molekulpolarität führt.

Polare Elektronenpaarbindungen

Je höher die **Elektronegativitätsdifferenz** der beteiligten Atome ist, desto polarer ist die Bindung.

Beispiel: HCl

Elektronegativität

Nach Pauling ein Vergleichswert für die Anziehungskräfte von Atomen unterschiedlicher chemischer Elemente aufbindende Elektronenpaare. Die Polarität einer chemischen Bindung kann mithilfe der Differenz der Elektronegativitätswerte (siehe PSE) abgeschätzt werden.

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen wirken zwischen Molekülen eines Stoffes und zwischen Molekülen unterschiedlicher Stoffe. Ihre Stärke bestimmt die Eigenschaften von Stoffen, wie z. B.: die Siedetemperatur, die Schmelztemperatur.

London-Dispersions-Wechselwirkungen

London-Dispersions-Wechselwirkungen wirken zwischen Molekülen. Sie wirken zwischen temporären Dipolen. Je größer das Molekül ist, desto stärker sind die London-Dispersions-Wechselwirkungen.

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen gibt es zwischen allen Dipol-Molekülen. Je größer, die Molekulpolarität ist, desto stärker sind die Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

Wasserstoffbrücken

Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen. Es gibt diese zwischen Molekülen, bei denen ein Wasserstoffatome an Sauerstoff,- Stickstoff,- oder Fluoratome gebunden sind.

Lösevorgänge bei Salzen

Ähnliches löst sich in Ähnlichem. Die Löslichkeit molekularer Stoffe hängt von der Molekulpolarität ab.

-*Hydrophile Stoffe* (polare Moleküle, lösen sich in allen hydrophilen Lösemitteln z.B.: Wasser)

- *Amphiphile Stoffe* (Moleküle, die sowohl aus polarisierten als auch unpolarisierten Bereichen aufgebaut sind, lösen sich in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln)

- *Lipophile Stoffe* (unpolare Moleküle lösen sich in lipophilen Lösungsmitteln z. B.: Alkane, Fette)

Funktionelle Gruppen

Funktionelle Gruppen in Molekülen haben Einfluss auf die Eigenschaften von Stoffen.

Alkohole

Funktionelle Gruppe: Hydroxygruppe

z. B.: Ethanol

Aldehyde

Funktionelle Gruppe: Aldehydgruppe

z. B.: Ethanal

Ketone

Funktionelle Gruppe: Ketogruppe

z. B.: Propanon

Carbonsäuren

Funktionelle Gruppe: Carboxygruppe

z. B.: Ethansäure

3. Säuren, Basen und ihre Lösungen (Donator-Akzeptor-Konzept-Protonenübergänge)

Säuren und Basen

Säuren sind **Protonendonatoren**, also Teilchen, die ein oder mehrere Protonen abgeben.

z. B.: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Basen sind **Protonenakzeptoren**, also Teilchen, die ein mehrere Protonen aufnehmen.

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

Säure – Base Reaktionen sind Reaktionen mit **Protonenübergang**. (**Protolysen**)

Saure Lösungen enthalten **Oxonium - Ionen (H_3O^+)** und Säurerest-Ionen.

- Saurer Geschmack
- Ätzende Wirkung

z. B.: zitronensaure Lösung, Essig

Basische Lösungen enthalten **Hydroxid - Ionen (OH^-)** und Kationen.

- Fühlen sich seifig an
- Ätzende Wirkung

z. B.: Seifenlösung, Natronlauge

pH-Wert

Der pH-Wert erlaubt Rückschlüsse auf die Stoffmengenkonzentration an Oxonium – oder Hydroxid – Ionen in einer Lösung.

Es gilt:

$\text{pH} < 7$ saure Lösung

$\text{pH} = 7$ neutrale Lösung

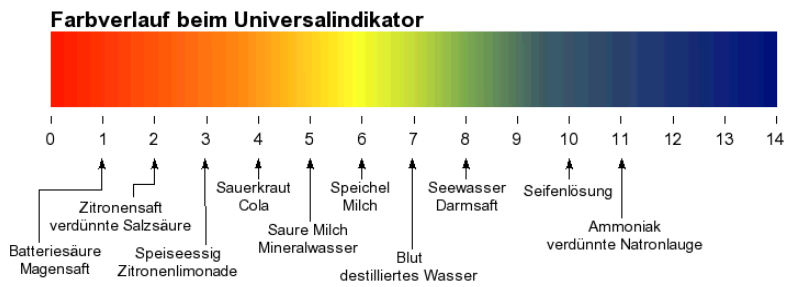
$\text{pH} > 7$ basische Lösung

Indikatoren

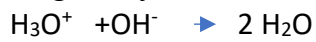
Saure und basische Lösungen sind wichtige Stoffe in unserem Alltag sowie für die Synthese vieler Industrieprodukte. Ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist, lässt sich mit Indikatoren anzeigen.

Neutralisation

z. B.:



Eine saure und eine basische Lösung reagieren miteinander zu einer Salzlösung. Dabei reagieren je ein Oxonium-Ion und ein Hydroxid-Ion zu zwei Wasser-Molekülen.



Säure – Base Titration

Methode, mit der die Stoffmengenkonzentration einer sauren oder basischen Lösung bestimmt werden kann. Es wird das Prinzip der Neutralisation genutzt.

4. Redoxreaktionen (Donator- Akzeptor- Konzept- Elektronenübergänge)

Redoxreaktionen

Bei **Redoxreaktionen** erfolgt immer ein **Elektronenübergang** zwischen **Elektronendonator** und **Elektronenakzeptor**.

Oxidationszahlen sind ein Hilfsmittel zum Erkennen von Redoxreaktionen. Bei einer Redoxreaktion verändern sich die Oxidationszahlen.

Reduktion: Verringerung der Oxidationszahl (**Elektronenaufnahme**)

Oxidation: Erhöhung der Oxidationszahl (**Elektronenabgabe**)

Reaktion von unedlen Metallen in sauren Lösungen

Unedle Metalle reagieren in sauren Lösungen in einer Redoxreaktion zu Wasserstoff und einer Salzlösung.

Aufstellen von Redoxgleichungen in wässriger Lösung

Bei diesen Redoxgleichungen ist zu berücksichtigen, ob eine **saure** oder **basische** Lösung vorliegt.

Die Änderung der Oxidationszahl lässt die Zahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen ermitteln.

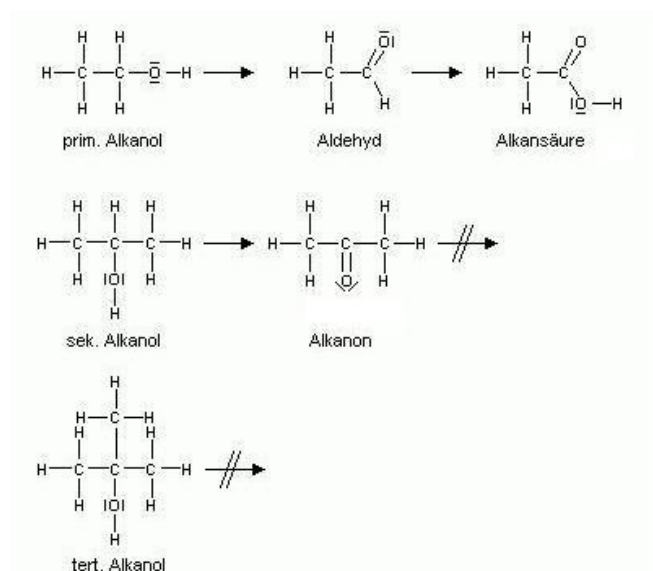
In saueren Lösungen wird die **Ladungsbilanz** mit Oxonium-Ionen (H_3O^+) und in basischen Lösungen mit Hydroxid-Ionen (OH^-) ausgeglichen. Die **Atombilanz** wird mit **Wasser-Molekülen** ausgeglichen.

Oxidierbarkeit primärer, sekundärer und tertiärer Alkohole

Primäre Alkohole werden über Aldehyde zur Carbonsäure oxidiert.

Sekundäre Alkohole werden zu Ketonen oxidiert.

Tertiäre Alkohole können nicht oxidiert werden.



Nachweis von Aldehyden

Für Aldehyde gibt es verschiedene Nachweisreaktionen:

- **Fehling-Probe (ziegelroter Niederschlag)**
- **Silberspiegelprobe (Silber an der Gefäßwand)**
- **Schiffsche Reagenz (rot-violette Färbung)**

5. Zucker und Ester

Zucker sind eine Stoffgruppe von multifunktionalen Verbindungen, deren Moleküle eine Aldehyd -oder Ketogruppe und mehrere Hydroxygruppen besitzen.

Monosaccharide

Fructose:

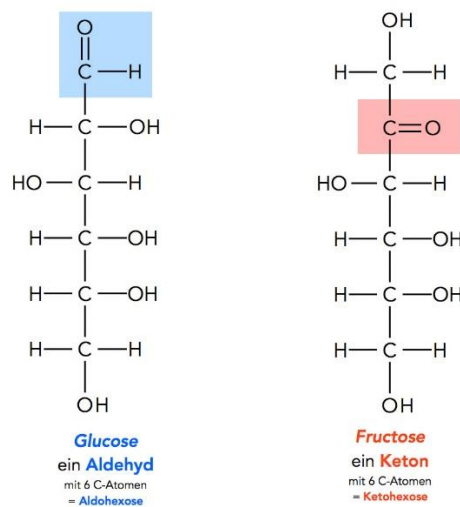
1,3,4,5,6-Pentahydroxyhexan-2-on

positive Fehling-Probe

Glucose:

2,3,4,6-Pentahydroxyhexanal

positive Fehling-Probe



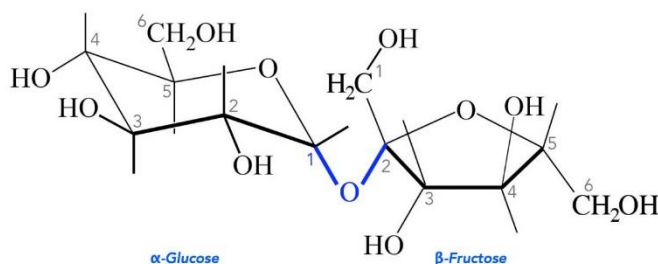
Disaccharide

Saccharose: „Haushaltszucker“

Verknüpfung eines Moleküls **Glucose** mit einem Molekül **Fructose**

Durch Hydrolyse wieder in Monosaccharide zerlegbar

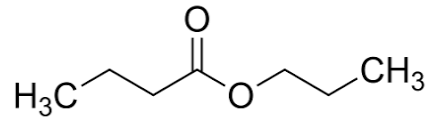
negative Fehling-Probe



Ester

Ein **Carbonsäureester** entsteht durch die Reaktion zwischen einer **Carbonsäure** und einem **Alkohol**.

z. B.: Butansäurepropylester



Ester sind in vielen Alltäglichen Stoffen enthalten, etwa in Lösungsmittel oder Aromastoffe.



Esterkondensation und Esterhydrolyse sind **reversible Reaktionen**.

Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen

Ein **Nukleophil** ist ein Teilchen, das sich bevorzugt an **positiv polarisierte Molekülbereiche** anlagert. („Kernliebend“).

Ein **Elektrophil** ist ein Teilchen, das sich bevorzugt an **negativ polarisierte Molekülbereiche** anlagert. („Elektronenliebend“).

Bei einem nukleophilen Angriff wird ein freies Elektronenpaar des Nukleophils zu einem bindenden Elektronenpaar zwischen Nukleophil und Elektrophil.