

Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundlegende Inhalte der 10. Klasse SG am G9

Stand: Juli 2023



I. Die Bindungsverhältnisse in molekulargebauten Stoffen

1. Orbitalmodell

Die Elektronen in einem Atom befinden sich mal näher beim Atomkern, mal sind sie weiter von ihm entfernt. Der Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, heißt das **Orbital**.

Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt.

Eine **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich einfach besetzte Atomorbitale benachbarter Atome überlappen und so mit zwei Elektronen besetzte Molekülorbitale entstehen.

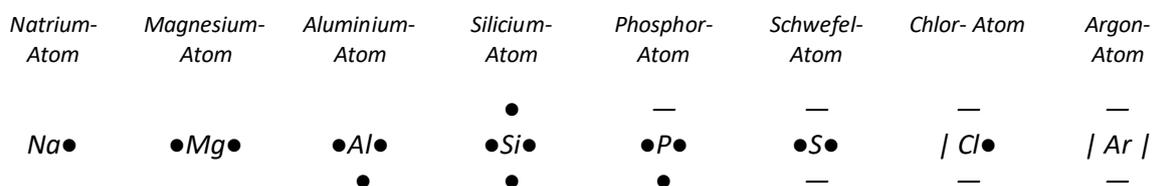
2. Die Valenzstrichschreibweise

Die Valenzstrichschreibweise von Atomen und Ionen

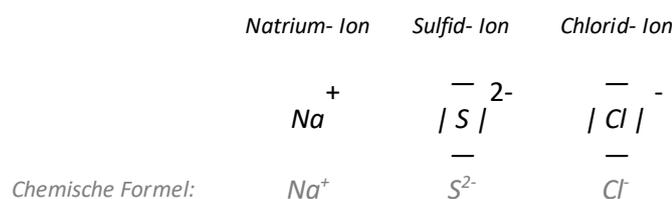
Die Valenzschreibweise ist eine Darstellung der **Valenzelektronen** eines Atoms bzw. eines Ions. Alle anderen Elektronen werden nicht dargestellt:

Beispiele:

Valenzstrichschreibweise der Atome aus der 3. Periode



Valenzstrichschreibweise von Ionen:



Legende:

Ein ● steht für ein ungepaartes Elektron.

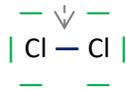
Ein — steht für ein Elektronenpaar.

Die Valenzstrichschreibweise von Molekülen

Die meisten Nichtmetalle und alle Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen sind molekular gebaute Stoffe. Die Atome werden durch Ausbildung von mindestens einem gemeinsamen bindenden Elektronenpaar zu einem Molekül fest verbunden. Diese Bindung nennt man **Atombindung** oder **Elektronenpaarbindung**.

Valenzstrichschreibweise eines Chlor-Moleküls, Sauerstoff-Moleküls, Stickstoff-Moleküls als Beispiel für eine...

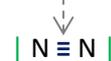
...Einfachbindung



...Doppelbindung



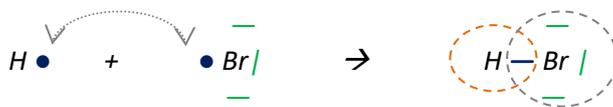
... Dreifachbindung



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Durch Ausbildung von gemeinsamen bindenden Elektronenpaaren erreichen die Bindungspartner die stabile **Edelgaskonfiguration**.

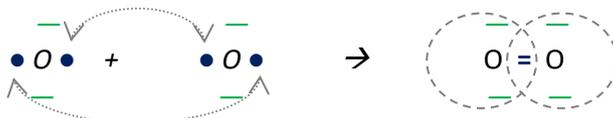
Beispiel: Ausbildung **eines gemeinsamen Elektronenpaares** in einem Wasserstoffbromid-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine einfache Elektronenpaarbindung stellt jedes Atom jeweils **ein freies Elektron** zur Verfügung. Das **bindende Elektronenpaar** wird beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Das Wasserstoff-Atom hat somit ein **stabiles Elektronenduplett**, das Brom-Atom ein **stabiles Elektronenoktett**.

Beispiel: Ausbildung von **zwei gemeinsamen Elektronenpaaren** in einem Sauerstoff-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine Doppelbindung stellt jedes Atom jeweils **zwei freie Elektronen** zur Verfügung. Die beiden **bindenden Elektronenpaare** werden beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Beide Sauerstoff-Atome haben somit ein **stabiles Elektronenoktett**.

Die Valenzstrichschreibweise Molekül-Ionen und die Bestimmung von Formalladungen

Die Valenzstrichformel (= Lewis-Formel) zeigt folgende Informationen über ein Molekül oder Molekül-Ion: Die beteiligten Atome, die bindenden Elektronen (= Atombindungen), die nichtbindenden Elektronen (= freie Elektronen) und die formalen Ladungen. Der räumliche Bau wird meist nicht besonders berücksichtigt.

Schritt 1: Summe der im Molekül vorhandenen **Valenzelektronen** berechnen.

Das Kohlenstoffatom steht in der vierten Hauptgruppe und hat deshalb **4 Valenzelektronen**.
Das Sauerstoffatom steht in der sechsten Hauptgruppe und hat deshalb **6 Valenzelektronen**.



Das Wasserstoffatom steht in der ersten Hauptgruppe und hat deshalb **1 Valenzelektron**. Da es zweimal vorhanden ist, ergibt das **2 Valenzelektronen**.

Das Molekül hat insgesamt **12 Valenzelektronen**.

Das Stickstoffatom steht in der fünften Hauptgruppe und hat deshalb **5 Valenzelektronen**.
Das Molekül ist positiv geladen, deshalb ziehen wir ein Valenzelektron ab. **-1 Valenzelektronen**.



Das Wasserstoffatom steht in der ersten Hauptgruppe und hat deshalb **1 Valenzelektron**. Da es viermal vorhanden ist, ergibt das **4 Valenzelektronen**.

Das Molekül hat insgesamt **8 Valenzelektronen**.

Das Kohlenstoffatom steht in der vierten Hauptgruppe und hat deshalb **4 Valenzelektronen**.
Das Molekül ist zweifach negativ geladen. Addition von zwei Valenzelektronen. **+2 Valenzelektronen**.



Das Sauerstoffatom steht in der sechsten Hauptgruppe und hat deshalb **6 Valenzelektronen**. Da es dreimal vorhanden ist, ergibt das **18 Valenzelektronen**.

Das Molekül hat insgesamt **24 Valenzelektronen**.

Schritt 2: Summe der theoretisch für stabilen Edelgaszustand **benötigten Elektronen** berechnen.

Wasserstoffatome benötigen **2 Elektronen**. Alle anderen Atome benötigen **8 Elektronen**.

Das Kohlenstoffatom **benötigt 8 Elektronen**.
Das Sauerstoffatom **benötigt 8 Elektronen**.



Das Wasserstoffatom **benötigt 2 Elektronen**. Da es zweimal vorhanden ist, ergibt das **4 benötigte Elektronen**.

Das Molekül **benötigt theoretisch 20 Elektronen**.

Das Stickstoffatom **benötigt 8 Elektronen**.



Das Wasserstoffatom **benötigt 2 Elektronen**. Da es viermal vorhanden ist, ergibt das **8 benötigte Elektronen**.

Das Molekül **benötigt theoretisch 16 Elektronen**.

Das Kohlenstoffatom **benötigt 8 Elektronen**.



Das Sauerstoffatom **benötigt 8 Elektronen**. Da es dreimal vorhanden ist, ergibt das **24 benötigte Elektronen**.

Das Molekül **benötigt theoretisch 32 Elektronen**.

Schritt 3: Summe der **bindenden Elektronen** und **nichtbindenden Elektronen** berechnen.

bindende Elektronen = **benötigte Elektronen** – **Valenzelektronen**

nichtbindende Elektronen = **Valenzelektronen** – **bindende Elektronen**



bindende Elektronen = $20 - 12 = 8$
nichtbindende Elektronen = $12 - 8 = 4$



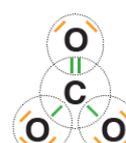
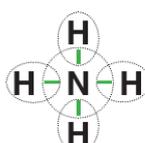
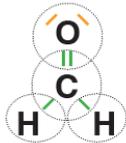
bindende Elektronen = $16 - 8 = 8$
nichtbindende Elektronen = $8 - 8 = 0$



bindende Elektronen = $32 - 24 = 8$
nichtbindende Elektronen = $24 - 8 = 16$

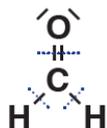
Schritt 4: Atom mit **größter Bindigkeit** zentral anordnen, restliche Atome drumherum.

Bindende Elektronen und **nichtbindende Elektronen** so verteilen, dass alle Atome die **Edelgaskonfiguration** erreichen.



Schritt 5: Formale Ladungen für jedes Atom und Ionenladung bestimmen.

Das Sauerstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **6 Elektronen**. Das entspricht seinen **6 Valenzelektronen**. Keine formale Ladung.

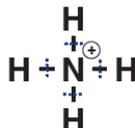


Das Kohlenstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **4 Elektronen**. Das entspricht seinen **4 Valenzelektronen**. Keine formale Ladung.

Die Wasserstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **1 Elektron**. Das entspricht seinem **1 Valenzelektron**. Keine formale Ladung.

Das Molekül ist ungeladen.

Das Stickstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **4 Elektronen**. Das ist **eines weniger als seine 5 Valenzelektronen**. Eine positive formale Ladung.

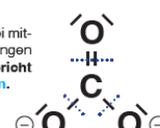


Die Wasserstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **1 Elektron**. Das entspricht seinem **1 Valenzelektron**. Keine formale Ladung.

Das Molekül-Ion ist einfach positiv geladen.

Das obere Sauerstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **6 Elektronen**. Das entspricht seinen **6 Valenzelektronen**. Keine formale Ladung.

Das Kohlenstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **4 Elektronen**. Das entspricht seinen **4 Valenzelektronen**. Keine formale Ladung.



Die unteren Sauerstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen **7 Elektronen**. Das ist **eines mehr als seine 6 Valenzelektronen**. Eine negative formale Ladung.

Das Molekül-Ion ist zweifach negativ geladen.

3. Der Räumliche Bau von Molekülen

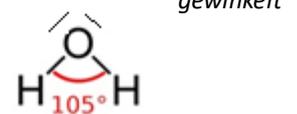
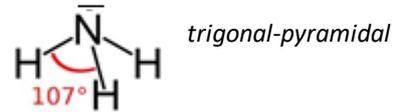
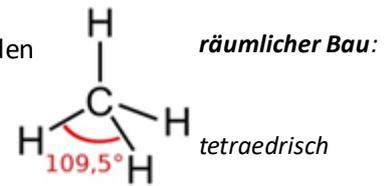
Der räumliche Bau von Molekülen wird vom Platzbedarf der Orbitale bestimmt. In den Orbitalen befinden sich Elektronen(paare).

Weil sich die Elektronenpaare aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Elektronenpaare so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben. Dies beschreibt das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell**.

Mit Hilfe von Strukturformeln kann der räumliche Bau von Molekülen dargestellt werden.

Je nach Anzahl der Raumrichtungen der Elektronenpaare ergeben sich drei unterschiedliche Bindungswinkel:

a) 4 Raumrichtungen => tetraedrische Struktur mit Tetraederwinkel (109,5°)



Beispiele:

Methan CH_4 : 4 Einfachbindungen = 4 Raumrichtungen

Ammoniak NH_3 : 3 Einfachbindungen und 1 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

Wasser H_2O : 2 Einfachbindungen und 2 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

(Die geringen Abweichungen der Bindungswinkel beruhen auf dem größeren Platzbedarf freier EP und sind nicht Stoff des Grundwissens.)

b) 3 Raumrichtungen => trigonal-planare Struktur mit 120°-Winkel

Beispiele:

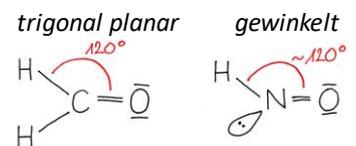
Formaldehyd H_2CO :

2 Einfach- und 1 Doppelbindung = 3 Raumrichtungen

Untersalpetrige Säure HNO :

1 Einfach-, 1 Doppelbindung und 1 nichtbindendes EP = 3 Raumrichtungen

Realstruktur:



c) 2 Raumrichtungen => lineare Struktur mit 180°-Winkel

Beispiele:

Kohlenstoffdioxid CO_2 : 2 Doppelbindungen = 2 Raumrichtungen

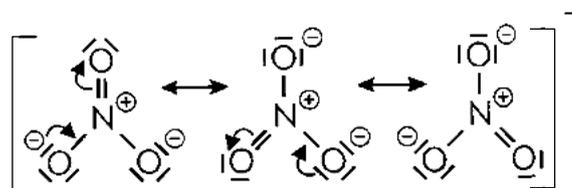
Cyansäure HCN : 1 Einfach- und 1 Dreifachbindung = 2 Raumrichtungen



4. Das Mesomerie-Modell

Können die in einem Molekül vorliegenden *Bindungsverhältnisse* nicht durch eine einzige Valenzstrichformel dargestellt werden, sondern nur durch mehrere *Grenzstrukturformeln*, spricht man vom Phänomen der **Mesomerie** oder einem **mesomeren System**.

Beispiel: Nitrat-Ion



5. Die Benennung und das Phänomen der Isomerie bei Kohlenwasserstoffen

Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, deren Moleküle nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind. Man unterscheidet:

gesättigte Kohlenwasserstoffe

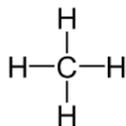
→ jedes C-Atom hat die maximale Anzahl an Bindungspartnern

die Alkane

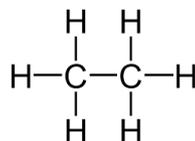
nur Einfachbindungen zwischen den C-Atomen

Beispiele:

Methan



Ethan



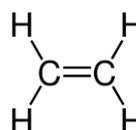
ungesättigte Kohlenwasserstoffe

die Alkene

mind. 1 Doppelbindung zwischen 2 C-Atomen

Beispiel:

Ethen



die Alkine

mind. 1 Dreifachbindung zwischen zwei C-Atomen

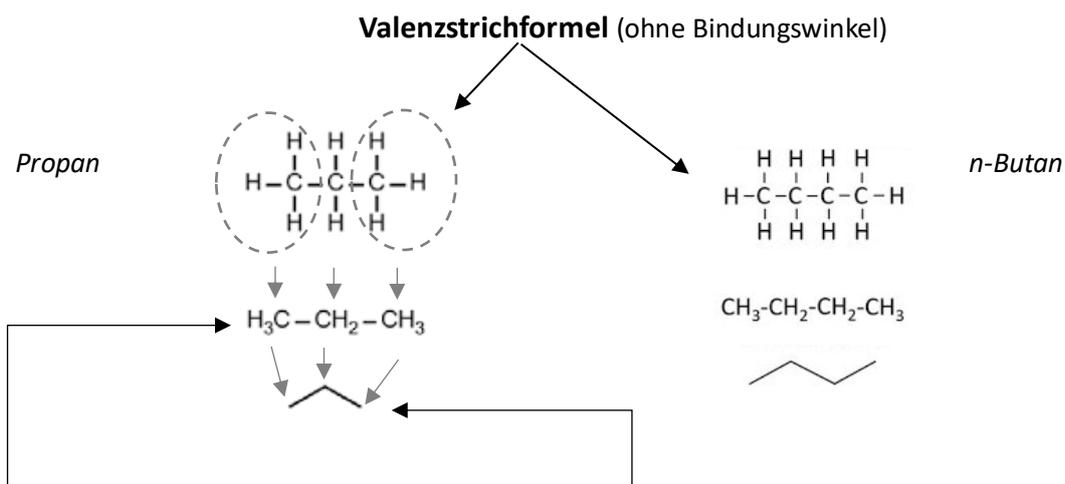
Beispiel:

Ethin



An der Endung **-an**, **-en** oder **-in** erkennt man die Zugehörigkeit der Verbindung zu einer der Gruppen.

Wichtige Formelschreibweisen: Kohlenwasserstoff-Moleküle können sehr groß werden. Daher ist es auch hilfreich, wichtige abgekürzte Formelschreibweisen zu formulieren:



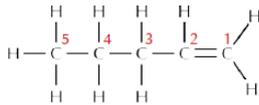
Halbstrukturformeln: Sie geben vereinfacht nur die Bindungen zwischen den Kohlenstoff-Atomen an. Die an den Kohlenstoffatomen gebundenen Atome werden zusammengefasst. Der Index gibt die jeweilige Anzahl dieser Atome an. Die Atomartsymbole werden noch geschrieben.

Skelettformeln: Durch eine stark vereinfachte Schnellschreibweise werden nur die Anordnungen der Bindungen zwischen den Kohlenstoff-Atomen angegeben. Alle Atomartsymbole werden weggelassen. Bindungswinkel werden berücksichtigt. An jeder Ecke und an den Enden sitzen also C-Atome.

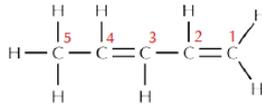
Die Benennung von Kohlenwasserstoffen

Die Nomenklatur erfolgt nach den **IUPAC-Regeln** (International Union of Pure and Applied Chemistry). Der Name setzt sich aus dem **Stammnamen** und der entsprechenden **Endung** zusammen.

Ab vier Kohlenstoffatomen wird die Lage der Mehrfachbindung(en) mit **Zahlen** angegeben. Es wird so gezählt, dass die Zahlen möglichst klein sind. Gibt es mehrere Mehrfachbindungen, wird dies durch **griechische Zahlwörter** angegeben (s. Tabelle). Der Stammname erhält dann wieder ein „a“:



Pent-1-en

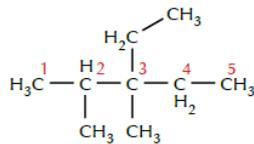


Pent-1,3-dien

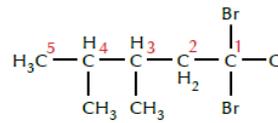
Tabelle: Überblick über die griechischen Zahlenwörter

2: di-, 3: tri-, 4: tetra-, 5: penta-,
6: hexa-, 7: hepta-, 8: octa-,
9: nona-, 10: deca-

Bei verzweigten Molekülen bestimmt die längste unverzweigte Kette den **Stammnamen**. Es wird so nummeriert, dass die Verzweigungsstellen und Mehrfachbindungen möglichst kleine Zahlen haben. Die **Seitenketten** werden mit **Stammname** + Endung „-yl“ benannt und nach alphabetischer Reihenfolge geordnet. Treten mehrere gleiche Seitenketten auf, wird vor den Namen ein **griechisches Zahlwort** gestellt, das in der alphabetischen Reihenfolge nicht berücksichtigt wird.



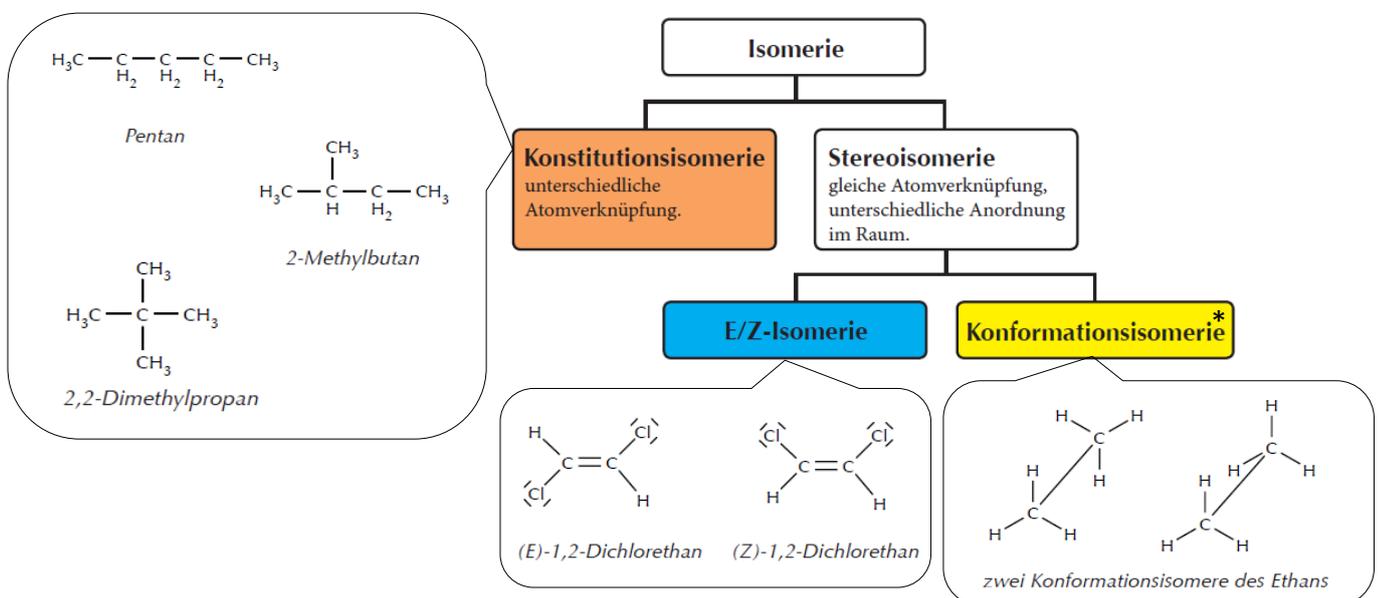
3-Ethyl-2,3-dimethylpentan



1,1-Dibrom-1-chlor-3,4-dimethylpentan

Das Phänomen der Isomerie bei Kohlenwasserstoffen

Moleküle mit **gleicher Molekülformel**, aber **unterschiedlicher Strukturformel**, nennt man **Isomere**. Es gibt unterschiedliche Arten der Isomerie:



* stellt kein Grundwissen der 9. Jahrgangsstufe dar

II. Das Wechselwirkungskonzept

1. Die Bindungspolarität

Die **Elektronegativität** (EN) ist ein Maß für die Stärke eines Atoms, die bindenden Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.

Die Elektronegativität der Atome steigt innerhalb einer Periode des PSE von „links nach rechts“ und innerhalb einer Hauptgruppe von „unten nach oben“ an. Das Maß für die EN ist eine Zahl ohne Einheit.

Fluor ist das elektronegativste Element (EN(F) = 3,89), gefolgt von Sauerstoff (EN(O) = 3,44), Chlor (EN(Cl) = 3,16) und Stickstoff (EN(N) = 3,04).

Hinweis: Die Zahlen stellen kein Grundwissen dar, man entnimmt sie dem Periodensystem (Rückseite!).

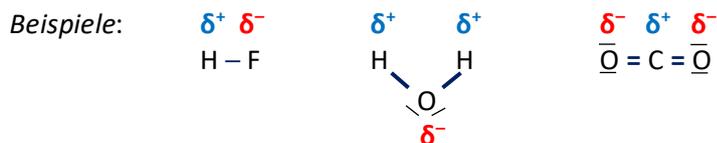
Haben zwei Atome, zwischen denen eine Elektronenpaarbindung besteht, **unterschiedliche EN-Werte**, so wird das **bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben**. Daher besitzt das elektronegativeres Atom einen Überschuss an negativer „Ladung“ (= negative Partialladung δ^-), das andere Atom ist im Gegenzug leicht positiv „geladen“ (= positive Partialladung δ^+) => Es liegt eine **polare Atombindung** vor. Generell gilt: Je größer die Differenz ΔEN zwischen den Atomen einer Atombindung ist, desto stärker polar ist diese Atombindung.

Haben zwei Atome die **gleichen EN-Werte**, liegt eine **unpolare Atombindung** vor.

Richtwerte für die Bestimmung der Bindungspolarität:

$\Delta EN \leq 0,40$ „unpolare“ Atombindung $\Delta EN > 0,40$ polare Atombindung

Anmerkung: In der Schule werden schwach polare Atombindungen vereinfacht wie unpolare Atombindungen behandelt.

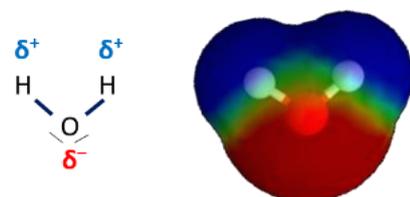


2. Die Molekulpolarität

Ein **Dipolmolekül** (kurz: *Dipol*) ist ein nach außen hin elektrisch neutrales Molekül, das durch das Vorhandensein von mindestens einer polaren Atombindung einen positiv und einen negativ polarisierten Molekülbereich aufweist. Das Molekül ist nicht vollständig symmetrisch gebaut (denn bei vollständig symmetrischen Molekülen wie z.B. C Cl₄ oder CO₂ fallen der positive und negative Ladungsschwerpunkt zusammen, so dass das Molekül nach außen hin *unpolar* ist).

Abbildung: Wassermoleküle sind typische Dipolmoleküle:

links: Valenzstrichformel mit Partialladungen an den Atomen
rechts: ladungscodierte Elektronendichteverteilung
blau: niedrige Elektronendichte -> rot: hohe Elektronendichte



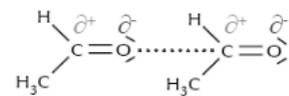
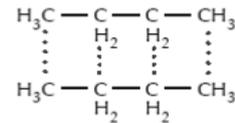
3. Die verschiedenen zwischenmolekularen Wechselwirkungen (ZMW)

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen wirken zwischen den Molekülen desselben Stoffs bzw. zwischen den Molekülen bzw. Teilchen unterschiedlicher Stoffe. Diese Wechselwirkungen werden oft durch gepunktete Linien dargestellt.

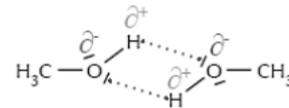
Man unterscheidet:

- Die **VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen**:

- Die **London-Dispersions-Wechselwirkungen** sind schwache elektrostatische Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen bzw. unpolaren Molekülteilen, die durch die zufälligen Elektronenverschiebungen (Bildung spontaner und induzierter Dipole) innerhalb eines Moleküls bzw. Molekülteils entstehen.
- Die **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** sind permanente elektrostatische Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolmolekülen.



- **Wasserstoffbrücken** können immer an den Stellen in einem Molekül ausgebildet werden, wenn ein Wasserstoffatom besonders stark positiv polarisiert wird, weil es an einem Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratom gebunden ist. Dieses positiv polarisierte Wasserstoffatom tritt dann mit den Elektronen eines nicht-bindenden Elektronenpaares eines benachbarten Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratoms in Wechselwirkung.



Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.

- Die **Ion-Dipol-Wechselwirkungen** sind elektrostatische Wechselwirkungen, die zwischen Ionen und permanenten Dipolmolekülen auftreten.

4. Der Einfluss der zwischenmolekularen Wechselwirkungen auf die Stoffeigenschaften

Die **Siede- und Schmelztemperaturen**, die **Viskosität** eines Stoffes und die **Löslichkeit** von Stoffen werden stark von den zwischenmolekularen Wechselwirkungen beeinflusst:

Beim **Sieden**, also beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand, sind zwei Vorgänge von Bedeutung:

a) Im flüssigen Zustand „berühren“ sich die Moleküle noch. Um die Moleküle voneinander vollständig zu trennen, müssen die zwischenmolekularen Wechselwirkungen überwunden werden, welche die Moleküle aneinanderhalten: Je stärker die ZMW, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um die Moleküle voneinander zu trennen. Die Siedetemperaturen von Stoffen aus unpolaren Molekülen sind niedriger als von Stoffen aus polaren Molekülen (bei vergleichbarer Molekülmasse).

b) Im gasförmigen Zustand bewegen sich die voneinander isolierten Moleküle sehr schnell. Je höher die Molekülmasse der Teilchen ist, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um sie zu beschleunigen. Deshalb haben Stoffe aus kleinen/leichten Molekülen niedrigere Siedetemperaturen als Stoffe aus großen/schweren Molekülen.

III. Das Donator-Akzeptor Konzept bei Protonenübergängen

1. Saure, basische und neutrale Lösungen

Wässrige Lösungen (= ein Stoffgemisch aus dem Lösemittel Wasser und mind. einem darin gelösten Stoff) können nach ihrem Charakter unterschieden werden:

	Saure Lösungen...	Neutrale Lösung	Basische Lösungen...
Eigenschaften auf Stoffebene: 	... „schmecken“ sauer. ... verursachen Reizungen oder Verätzungen. ...sind immer elektrisch leitfähig.		... „fühlen“ sich seifig an ... verursachen Reizungen oder Verätzungen. ...sind immer elektrisch leitfähig.
Der pH-Wert ...	<p>Indikatoren sind Farbstofflösungen, die anzeigen können, ob eine wässrige Lösung sauer, basisch oder neutral ist.</p> <p>Der Universalindikator kann durch seine vielfältigen Farbabstufungen auch anzeigen, welchen pH-Wert eine Lösung hat:</p> <div style="text-align: center;">  <p>← saurer Charakter nimmt zu basischer Charakter nimmt zu →</p> </div> <p>... beschreibt, wie stark/schwach sauer oder basisch eine Lösung ist.</p> <p>... beschreibt die Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen. Je höher der pH-Wert ist, desto geringer ist die Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen.</p>		
Besonderheiten auf Teilchen-ebene: 	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>... enthalten mehr Oxonium-Ionen als Hydroxid-Ionen.</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↓</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>... enthält gleich viele Oxonium- und Hydroxid-Ionen.</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↑</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>... enthalten mehr Hydroxid-Ionen als Oxonium-Ionen.</p> </div> </div>		

2. Die Säure-Base-Reaktion (= Die Protolysereaktion)

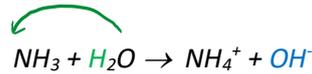
Saure und basische Lösungen können durch **Säure-Base-Reaktionen** entstehen, wenn der zu lösende Stoff mit dem Wasser eine chemische Reaktion eingeht und Hydroxid- oder Oxonium-Ionen gebildet werden.

Beispiele:

- Ammoniak-Gas wird in Wasser eingeleitet. Durch eine chemische Reaktion entsteht eine **basische Lösung**:

Reaktionsgleichung auf Teilchenebene:

Protonenübergang

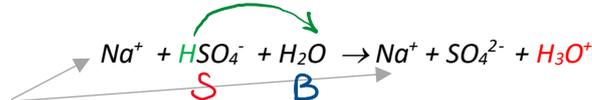


B S

In der Lösung liegen nun Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen vor. Diese machen die Lösung elektrisch leitfähiger als das reine Wasser. Da zusätzlich Hydroxid-Ionen entstanden sind, liegt nun eine basische Lösung vor.

- Durch die Reaktion des Salzes Natriumhydrogensulfat in Wasser erhält man eine **saure Lösung**.

Protonenübergang



Diese Ionen nehmen nicht teil, sondern liegen in der Lösung nur als „Zuschauer“-Ionen vor. Man könnte sie theoretisch in einer vereinfachten Reaktionsgleichung weglassen.

Bei einer **Säure-Base-Reaktion** (= Protolysereaktion) findet ein **Protonenübergang** von einem **Protonendonator** auf einen **Protonenakzeptor** statt. Dieser Reaktionstyp folgt dem **Donator-Akzeptor-Prinzip**! Die Reaktionen sind grundsätzlich **reversibel** (umkehrbar).

- Beispiel für eine Protolysereaktion, die ohne Wasser als Reaktionspartner stattfindet: Ammoniak-Gas und Wasserstoffchlorid-Gas bilden das Salz Ammoniumchlorid.

Protonenübergang



B S

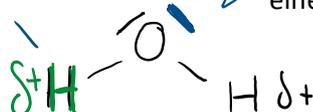
Der Protonendonator wird als **Säure**, der Protonenakzeptor als **Base** bezeichnet. „Säure“ und „Base“ sind also Begriffe der Teilchenebene.

Der Begriff „Säure“ kann auf Stoffebene für einen Reinstoff (z.B. Citronensäure) und für eine saure Lösung (z.B. Salzsäure) stehen.

Strukturelle Voraussetzungen für die Eignung als „Säure“- oder „Base“-Teilchen:

Stark positiv polarisiertes Wasserstoff-Atom in einem Molekül

Nicht-bindendes Elektronenpaar an einem negativ polarisierten Atom



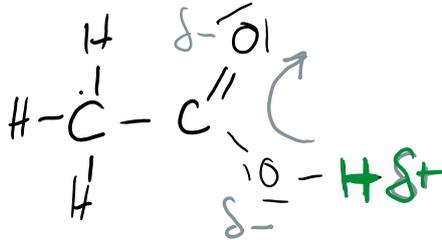
Wasser-Moleküle weisen beide strukturellen Voraussetzungen auf und können daher, je nachdem welcher Reaktionspartner zur Verfügung steht, als „Säure“ oder „Base“ fungieren.

Solche Moleküle nennt man **Ampholyte**.

Die Fähigkeit eines Teilchens als „Säure“ zu reagieren, ist unterschiedlich stark ausgeprägt und wird als **Acidität** bezeichnet. Hat ein Teilchen also eine hohe Acidität, dann geben die Teilchen besonders leicht Protonen bei chemischen Reaktionen ab.

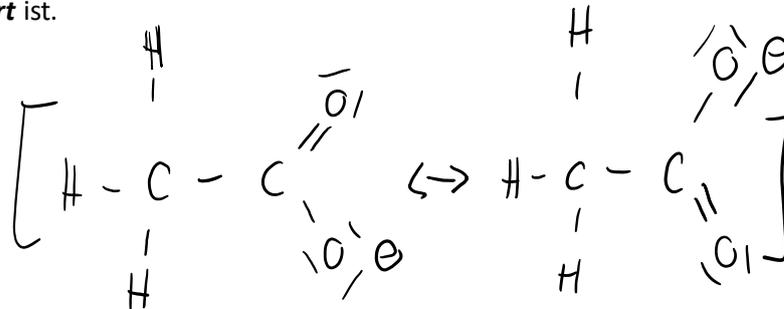
Carbonsäure-Moleküle sind zum Beispiel besonders acide, weil ein Carbonsäure-Molekül ein **positiv polarisiertes Wasserstoffatom in der Carboxy-Gruppe** besitzt. Dieses Wasserstoff-Atom ist besonders stark positiv polarisiert, da sich in der nahen Umgebung ein weiteres Sauerstoff-Atom befindet.

Essigsäure-Molekül



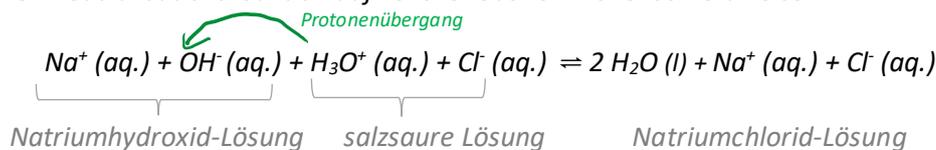
Der zweite Grund ist, dass durch die Protonenabgabe ein **Carboxylat-Ion** entsteht, das **mesomeriestabilisiert** ist.

Ethanoat-Ion
(Acetat-Ion)



Bei einer **Neutralisations-Reaktion** reagieren auf Stoffebene eine saure und eine basische Lösung zu einer neutralen Salz-Lösung. Bei der Reaktion reagieren gleiche (äquivalente) Mengen von Oxonium-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wasser-Molekülen

Beispiel einer Neutralisationsreaktion auf Teilchenebene in Ionenschreibweise:

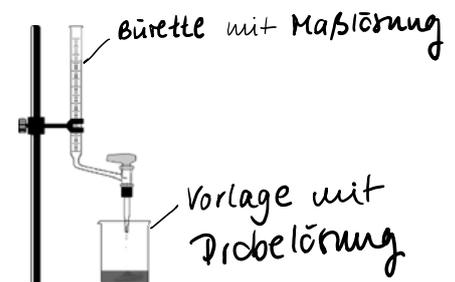


3. Die Stoffmengenkonzentration und die Säure-Base-Titration

Die **Stoffmengenkonzentration** gibt an, welche Stoffmenge eines gelösten Stoffes x in dem Gesamtvolumen V einer Lösung vorliegt: $c(x) = n(x)/V(\text{Lösung})$ [mol/L]

Eine unbekannte Stoffmengenkonzentration einer Lösung kann mit Hilfe der **Säure-Base-Titration** ermittelt werden.

Dabei wird in die Vorlage ein passender Indikator gegeben, der den **Äquivalenzpunkt** (gleiche Mengen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen wurden umgesetzt) durch Farbumschlag anzeigt. Die Vorlage (=Probeflösung) enthält eine Lösung mit unbekannter Stoffmenge, aber bekanntem Volumen. Die Maßlösung ist eine Lösung mit bekannter Stoffmengenkonzentration. Das zugegebene Volumen der Maßlösung bis zum Äquivalenzpunkt kann an der Bürette abgelesen werden.



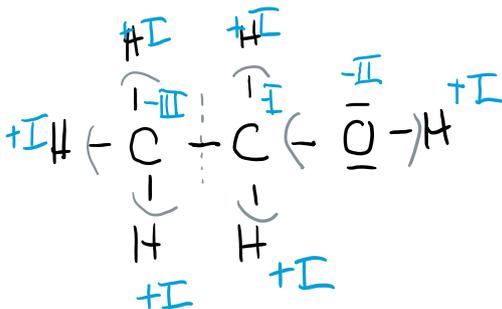
IV. Das Donator-Akzeptor-Konzept bei Elektronenübergängen

1. Die Oxidationszahl (OZ)

Redoxreaktionen sind aus der vorherigen Jahrgangsstufe bekannt. Der **Elektronenübergang** war leicht an der veränderten Ionenladung zu erkennen. Sind nun an der chemischen Reaktion Moleküle oder Molekül-Ionen beteiligt, so kann man den Elektronenübergang nur erkennen, wenn man die Oxidationszahlen aller Atome bestimmt: **Erhöht** sich die **Oxidationszahl**, liegt die **Oxidation** vor. **Verringert** sich die **Oxidationszahl**, liegt die **Reduktion** vor.

Bestimmung der Oxidationszahl in Valenzstrichformeln:

Die Bindungselektronen werden formal dem elektronegativeren Partner zugeordnet. Die Oxidationszahl ergibt sich dann aus der Differenz zwischen den Valenzelektronen, die in einem isolierten Atom vorliegen würden und den formal ermittelten Valenzelektronen.



Bestimmung der Oxidationszahl in Molekülformeln:

Hier müssen die Regeln entsprechend der Reihenfolge beachtet werden. Erstgenannte Regeln „stechen“, wie bei einem Kartenspiel, die nächsten Regeln.

- (1) Atome von Elementen haben die OZ=0
- (2) Die Ladung von Atom-Ionen entspricht der OZ.
- (3) Die Summe der OZ aller Atome in einem ungeladen Molekül ergibt 0.
- (4) Die Summe aller OZ aller Atome entspricht der Ladungszahl eines Molekül-Ions.
- (5) Metall-Atome haben in Verbindungen immer positive Oxidationszahlen.
- (6) Fluor-Atome haben in Verbindungen immer die OZ = -I.
- (7) Wasserstoff-Atome haben in der Regel die OZ = +I.
- (8) Sauerstoff-Atome haben in der Regel die OZ = -II.
- (9) Chlor-, Brom- und Iod-Atome haben in der Regel die OZ = -I.

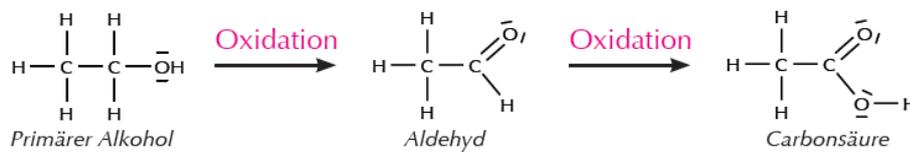
2. Aufstellen von Redoxreaktions-Gleichungen in wässrigen Lösungen

Redoxreaktionen können in wässrigen Lösungen ablaufen. Je nach pH-Wert der Lösung können unterschiedliche Produkte entstehen. Beim Aufstellen der Gesamtgleichung der Redoxreaktion mit Hilfe der Teilgleichungen von Oxidation und Reduktion, geht man in dieser Reihenfolge vor:

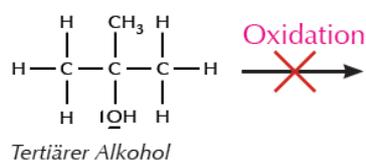
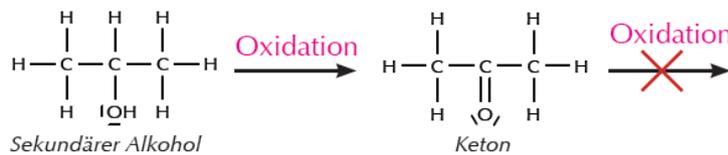
- (1) Notiere die Formeln der Edukt- und Produktteilchen.
- (2) Bestimme die Oxidationszahlen aller Atome und Ionen und ordne damit die Oxidation und Reduktion zu.
- (3) Gleiche die Anzahl der Atomarten, deren Oxidationszahlen sich ändern, falls nötig, mit geeigneten Koeffizienten aus.
- (4) Ermittle man aus der Differenz der Oxidationszahlen die übertragenen Elektronen.
- (5) Gleiche nun die Ladungen auf Edukt- und Produktseite der Teilgleichung mit Oxonium-Ionen oder Hydroxid-Ionen (je nachdem ob die Lösung sauer oder basisch ist) aus.
- (6) Gleiche nun mit Wasser-Molekülen (es ist ja eine wässrige Lösung) die Atombilanz der Teilgleichungen aus.
- (7) Bei der Zusammenfassung der Teilgleichungen muss man beachten, dass die Oxidation gleich viele Elektronen liefert, wie bei der Reduktion verbraucht werden.

3. Redoxreaktionen mit sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffen

Alkohole und Aldehyde können je nach Wahl des Oxidationsmittels oxidiert werden:



(mit einem starken Oxidationsmittel kann auch der primäre Alkohol direkt zur Carbonsäure oxidiert werden)



Primär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit einem C-Atom verbunden.
Sekundär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit zwei C-Atomen verbunden.
Tertiär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit drei C-Atomen verbunden.

Wichtige Nachweisreaktionen für Aldehyde:

- **Fehlingprobe:** Die dunkelblaue Reagenzlösung wird rot, wenn Aldehyde anwesend sind. Es läuft eine Redoxreaktion ab, bei dem das Aldehyd-Molekül zu einem Carbonsäure-Molekül oxidiert wird.
- **Silberspiegelprobe:** Bei Anwesenheit von Aldehyden Es läuft eine Redoxreaktion ab, bei dem das Aldehyd-Molekül zu einem Carbonsäure-Molekül oxidiert wird.
- **Schiffsche Probe:** Das farblose Schiffsche Reagenz wird bei Anwesenheit von Aldehyden rosa. Hier läuft keine Redoxreaktion ab.

4. Redoxreaktionen in Alltag und Technik

Die **Brennstoffzelle:**

Es gibt verschiedene Brennstoffzellen, die je nach Brennstoff unterschieden werden. In Brennstoffzellen laufen Redoxreaktionen ab. Der Brennstoff wird, anders als in Batterien, kontinuierlich zugeführt. Die chemische Energie wird dabei in elektrische Energie umgewandelt.

Die **Solarwasserstofftechnologie:**

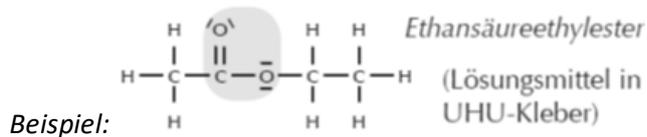
Mit Hilfe von Solarzellen wird Strom erzeugt. Dieser Strom wird für die Elektrolyse von Wasser verwendet, um Wasserstoff herzustellen, der dann als Brennstoff verwendet werden kann.

III. Das Donator-Akzeptor-Konzept bei Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen

1. Die Stoffklasse der Carbonsäureester

Die Ester sind eine eigenständige Stoffklasse. Sie sind in Alltagsprodukten als Duft- und Aromastoffe, aber auch als Lösemittel enthalten.

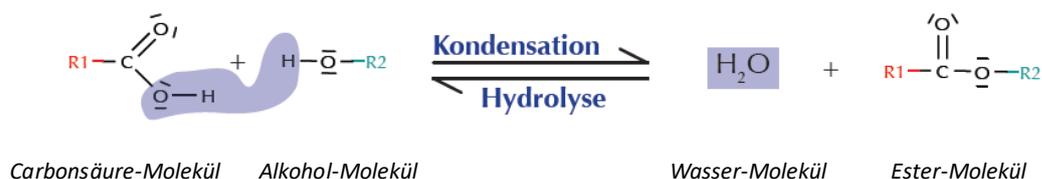
Die Carbonsäureester-Moleküle sind durch die Estergruppe gekennzeichnet. Die Namen der Verbindungen enden auf **-ester**.



Je nachdem wie lang die an der Estergruppe gebundenen Alkylreste sind, ergeben sich unterschiedliche physikalische Eigenschaften bezüglich der Löslichkeit oder Siedetemperatur.

2. Esterkondensation und Esterhydrolyse

Bei einer **Kondensationsreaktion** entsteht aus zwei Edukten ein Produkt unter Abspaltung von einem kleinen Molekül z.B. Wasser. Die Umkehrung ist die **Hydrolyse-Reaktion** bei der das Produkt durch Anlagerung von z.B. Wasser wieder gespalten wird.



Die **Ester-Kondensation** und die **Ester-Hydrolyse** stellen ein Beispiel für eine reversible (umkehrbare) Reaktion dar.

Die einzelnen Schritte dieser Reaktionen können in einem Reaktionsmechanismus dargestellt werden (s. dazu das Schulheft).

Auf Teilchenebene reagieren nukleophile und elektrophile Teilchen miteinander. Ein **Nukleophil** „liefert“ ein Elektronenpaar für die neu entstehende Atombindung zum **Elektrophil**. Dieses Konzept entspricht dem **Donator-Akzeptor-Prinzip**.

Nukleophil „kernliebend“

= Teilchen, das eine negativ polarisiertes/geladenes Atom besitzt, das ein nicht-bindendes Elektronenpaar besitzt

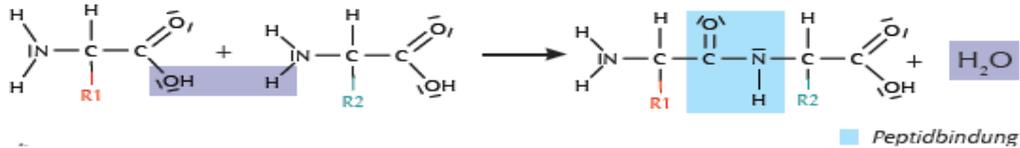
Elektrophil „elektronenliebend“

= Teilchen, das eine positiv polarisiertes/geladenes Atom besitzt und „Platz“ für ein weiteres Elektronenpaar hat

3. Besondere Verbindungsklassen

Peptide

Aminosäure-Moleküle werden durch eine Kondensationsreaktion miteinander verknüpft. Es entstehen **Peptidbindungen**. Ein Protein ist ein Makromolekül aus derartig verknüpften Aminosäure-Molekülen.



Es gibt 20 verschiedene Typen von natürlichen Aminosäuren, die sich in ihrem Rest unterscheiden. Die Aminosäuresequenz bestimmt die Struktur und Funktion des Proteins. Proteine sind wichtig Nähr-, Bau- und Gerüststoffe und spielen als Enzyme (= Biokatalysatoren) eine wichtige Rolle bei Stoffwechselfvorgängen.

Kohlenhydrate

Kohlenhydrate sind Energielieferanten für den Körper. Die Moleküle sind mehrwertige **Alkohole mit einer Aldehyd- oder Ketogruppe**. Man unterscheidet Einfachzucker (**Monosaccharide**), Zweifachzucker (**Disaccharide**) oder Mehrfachzucker (**Polysaccharide**).

Wichtige Kohlenhydrate:

