

Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 10 (SG)

Der räumliche Bau von Molekülen

Erweiterung des Schalenmodells ist das Orbitalmodell: Der Raum, in dem sich ein Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält, nennt man Orbital. In einem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen

Zur Bestimmung des räumlichen Baus von Molekülen dient das Elektronenpaarabstoßungsmodell (VSEPR – Modell).

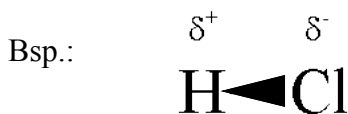
Regeln:

1. Die Elektronenpaare in einem Molekül ordnen sich so an, dass sie einen möglichst großen Abstand voneinander haben.
2. Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare
3. Mehrfachbindungen werden vereinfacht wie Einfachbindungen behandelt

Wichtig: Bei der Bezeichnung der Form des Moleküls werden freie Elektronenpaare nicht berücksichtigt!

Elektronegativität ist die Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen zu sich zu ziehen. Sie nimmt im PSE von links unten nach rechts oben zu.

Ist ein stark elektronegatives Atom ein schwach elektronegatives Atom gebunden, entsteht eine sog. polare Atombindung. Es bilden sich sog. Partialladungen.



Wenn die Ladungsschwerpunkte bei solchen Molekülen nicht zusammenfallen, spricht man von Dipol-Molekülen.

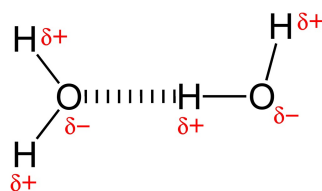
Zwischenmolekulare Kräfte

Def.: Zwischenmolekulare Kräfte sind Anziehungskräfte, die Moleküle untereinander ausüben.

Wasserstoffbrückenbindungen

Voraussetzung: Im Molekül ist ein Wasserstoffatom an ein stark elektronegatives Atom (Fluor, Sauerstoff oder Stickstoff) gebunden.

Wirkung: Anziehung zwischen dem positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und einem freien Elektronenpaar des stark negativ polarisierten Atoms eines anderen Moleküls.



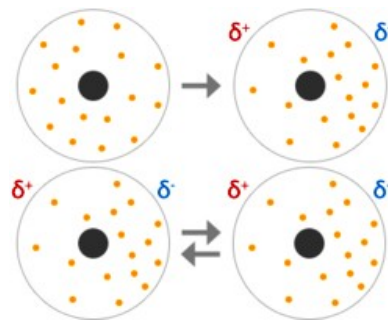
Van-der-Waals-Kräfte

Auch in unpolaren Teilchen sind die Elektronen beweglich. Durch Zufall kann es passieren, dass die Elektronen innerhalb eines Moleküls kurzzeitig ungleichmäßig verteilt sind. Dadurch entstehen kleine Teilladungen im Molekül (spontaner Dipol).

Dadurch werden in den benachbarten Molekülen ebenfalls kurzzeitige Elektronenverschiebungen erzeugt (induzierte Dipole) und es entstehen schwache elektrische Anziehungskräfte zwischen den eigentlich unpolaren Molekülen. Sie werden nach ihrem Entdecker als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet.

Def.: Die schwachen Kräfte, die zwischen unpolaren Molekülen wirken und auf der kurzzeitigen Anziehung zwischen induzierten Dipolen beruhen, nennt man van-der-Waals-Kräfte.

Sie wachsen mit steigender Molekülmasse, sind aber viel schwächer als Wasserstoffbrücken.



Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, umso höher liegen Schmelz- und Siedepunkt des entsprechenden Stoffes.

Für die Löslichkeit eines Stoffes gilt die Faustregel: Ähnliches löst sich in Ähnlichem

Besonderheiten von Wasser

- Dichteanomalie, d.h. Wasser hat seine größte Dichte bei 4 Grad Celsius (Folge: Eis schwimmt oben)
- Oberflächenspannung, d.h. Wasser versucht immer, die kleinste mögliche Oberfläche (Kugel) zu bilden
- Sehr hoher Schmelz und Siedepunkt (Grund: Wasserstoffbrücken)

Säure-Base-Reaktionen

Wichtige Säuren:

Chlorwasserstoff (Ausgangsstoff für Salzsäure)	HCl
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄
Salpetersäure	HNO ₃
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄
Kohlensäure	H ₂ CO ₃

Säuren sind Stoffe, die Protonen abgeben können (Protonendonatoren)



Die Eigenschaften von sauren Lösungen (z.B. der saure Geschmack) werden durch die Protonen bzw. Oxoniumionen in der Lösung bestimmt.

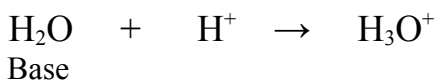
Basen sind Stoffe, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren)



Die Eigenschaften von basischen bzw. alkalischen Lösungen (= Laugen) werden durch die Hydroxidionen in der Lösung bestimmt.

Teilchen, die sowohl als Säuren als auch als Basen reagieren können, nennt man Ampholyte.

Bsp.: Wasser



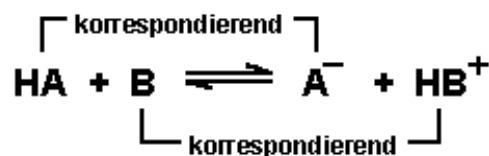
Eine Säure geht durch Protonenabgabe in ihre korrespondierende Base, eine Base durch Protonenaufnahme in ihre korrespondierende Säure über:



Es gilt: Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base und umgekehrt.

Die Stärke einer Säure ist abhängig davon, wie groß ihre Neigung ist, ein Proton abzugeben.

Bei der Reaktion einer Säure mit einer Base kommt es zu einem Übergang von Protonen: Protolyse
Hierbei werden zwei korrespondierende Säure-Base-Paare verknüpft:



Wie stark sauer eine Lösung ist, wird durch den **pH-Wert** angegeben. Er ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration und wird in einer logarithmischen Skala angegeben:

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Je höher die Konzentration der Oxoniumionen, desto kleiner ist der pH-Wert.

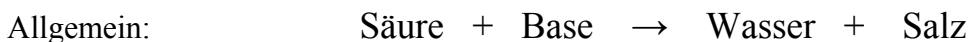
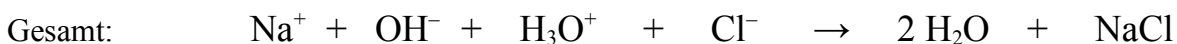
Es gilt: pH = 7 neutrale Lösung
 pH < 7 saure Lösung
 pH > 7 alkalische (basische) Lösung

Bei einer Neutralisation handelt es sich um eine Protolyse, bei der sich aus einer sauren und einer basischen Lösung eine neutrale Lösung bildet.

Der entscheidende Vorgang ist die Reaktion der Oxoniumionen mit den Hydroxidionen zu Wasser:



Aus den übrigen Ionen in der Lösung entsteht als Nebenprodukt ein Salz.

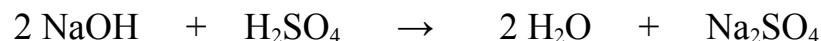


Die Neutralisation ist beendet, wenn jedes Oxoniumion mit einem Hydroxidion reagiert hat. Dies ist am sog. Äquivalenzpunkt (ÄP) der Fall. Um ihn zu erreichen, sind daher äquivalente Stoffmengen nötig:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

Für die Neutralisation von 1 Mol Natronlauge (NaOH) ist daher 1 Mol Salzsäure, aber nur 0,5 Mol Schwefelsäure notwendig (bei gleichen Konzentrationen).

Grund: Schwefelsäure kann zwei Protonen abgeben



Entscheidend ist also immer die Anzahl Oxoniumionen bzw. die der Hydroxidionen!

Mit einer Titration lässt sich die Konzentration einer Säure (oder Base) bestimmen. Der ÄP kann mit Hilfe eines Indikators ermittelt werden, da dieser genau an diesem Punkt die Farbe ändert.

Über die zur Neutralisation benötigte Stoffmenge einer bekannten Lauge (oder Säure) - der sog. Maßlösung - kann die unbekannte Konzentration berechnet werden.

Redoxchemie

Oxidation bedeutet Elektronenabgabe, Reduktion bedeutet Elektronenaufnahme

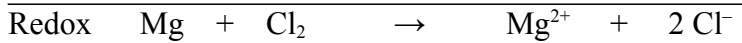
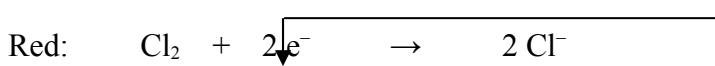
Vorsicht: Jede Reaktion mit Sauerstoff ist eine Oxidation, aber nicht jede Oxidation ist eine Reaktion mit Sauerstoff!!!

Das Oxidationsmittel wird reduziert, d.h. es nimmt Elektronen auf (Bsp.: Halogene)

Das Reduktionsmittel wird oxidiert, d.h. es gibt Elektronen ab (Bsp.: Alkali- und Erdalkalimetalle)

Es gilt: Reduktionsmittel \rightleftharpoons Oxidationsmittel + $n \cdot e^-$ (korrespondierendes Redoxpaar)

Bei einer Redoxreaktion findet ein Übergang von Elektronen statt.

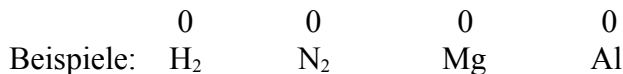


Ein Hilfsmittel zur Formulierung komplizierterer Redoxgleichungen ist die sog. Oxidationszahl (OZ).

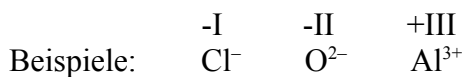
Def.: Die OZ ist die Ladungszahl, die ein Atom in einer Verbindung hätte, wenn die Verbindung aus Ionen aufgebaut wäre. Sie wird als römische Zahl über das jeweilige Atom geschrieben.

Faustregeln zur Bestimmung der Oxidationszahl

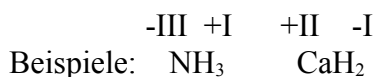
1. Die OZ eines Atoms in einem Element ist immer Null



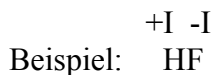
2. Die OZ des Atoms in einem einatomigen Ion entspricht der Ladungszahl des Ions



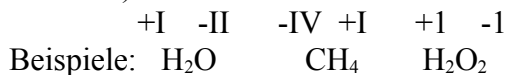
3. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die OZ +1, in Verbindungen mit Metallen die OZ -I



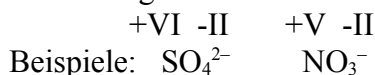
4. Fluor hat in Verbindungen immer die OZ -I



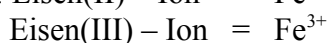
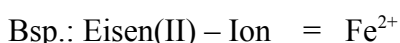
5. Sauerstoff hat in den meisten Verbindungen die OZ -II (Ausnahme sind Peroxide wie z.B. H_2O_2)



6. Die Summe der OZ aller Atome in einem Molekül ist Null; in einem Ion ist sie gleich der Ladungszahl des Ions



Die Atome einiger Elemente können in unterschiedlichen OZ auftreten. In einem solchen Fall wird beim Namen einer Verbindung oder eines Ions die OZ in Klammern hinter das entsprechende Element gesetzt.



Vorgehen beim Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Formuliere die Ausgangs- und Endstoffe. Verwende dabei noch keine Koeffizienten und gib Salze als Ionen an.
2. Bestimme die Oxidationszahlen (OZ). Sie werden unabhängig vom Index immer für ein einzelnes Atom angegeben
3. Zerlege die Gleichung in die Oxidation (dabei vergrößert sich die OZ) und die Reduktion (dabei erniedrigt sich die OZ). Führe die Schritte 4 bis 9 dann nacheinander für beide Teilgleichungen durch.
4. Wichtig sind nur die Teilchen, bei denen sich während der Reaktion die OZ ändert. Wenn ein solches Teilchen auf einer Seite der Gleichung (z.B. durch einen Index) häufiger ist, als auf der anderen, dann gleiche es mit einem Koeffizienten aus.
5. Vergleiche zunächst nur die OZ und gleiche sie mit Elektronen aus. Beachte dabei die Teilchenzahl! Bei der Oxidation werden Elektronen abgegeben, sie stehen also auf der rechten Seite der Gleichung. Bei der Reduktion werden Elektronen aufgenommen, daher stehen sie auf der linken Seite der Gleichung.
6. Nun vergiss die OZ und achte auf die Ladungen. Sie muss auf beiden Seiten der Gleichung identisch sein (nicht unbedingt null!). Im sauren Milieu gleichst Du die Ladung mit Oxoniumionen (H_3O^+), im basischen Milieu mit Hydroxidionen (OH^-) aus. Je nach dem, welche Ionen Du verwendest, stehen sie auf unterschiedlichen Seiten der Gleichung!
7. Nun musst Du noch die Stoffbilanz ausgleichen. Zähle dazu die Sauerstoffatome auf beiden Seiten der Gleichung und gleiche die Zahl mit Wassermolekülen aus. Selbstkontrolle: Jetzt muss auch die Zahl der Wasserstoffatome auf beiden Seiten gleich sein, sonst hast Du einen Fehler gemacht.
8. Im letzten Schritt musst Du darauf achten, dass die Zahl der Elektronen bei der Oxidation und der Reduktion identisch ist. Suche dazu das größte gemeinsame Vielfache der beiden Elektronenzahlen und multipliziere dann gegebenenfalls eine der Gleichungen bzw. beide Gleichungen mit einer ganzen Zahl.
9. Stelle die Gesamtgleichung auf. Dazu schreibst Du einfach die Oxidation und die Reduktion in eine einzige Gleichung. Beachte dabei aber die Koeffizienten, die sich aus Schritt 8 ergeben haben!

Wichtig: Es sind nicht bei jeder Redoxgleichung alle Schritte notwendig!

Redoxreaktionen spielen in der Technik eine große Rolle. Wichtige Anwendungen der Redoxchemie sind z.B. Batterien und Akkus. Hierbei finden ebenfalls Elektronenübergänge statt, die jedoch räumlich so angeordnet sind, dass die Elektronen durch einen Verbraucher fließen.

Eine durch elektrische Energie erzwungene Redoxreaktion wird als Elektrolyse bezeichnet. Durch Elektrolyse können z.B. elementare Metalle aus ihren Erzen gewonnen werden.

ORGANISCHE CHEMIE

Def.: Die organische Chemie ist die Chemie des Kohlenstoffs und seiner Verbindungen.

Kohlenwasserstoffe

- Bestehen nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff
- Kohlenstoffatome gehen immer genau vier Bindungen ein

Alkane

- Nur Einfachbindungen
- Allgemeine Formel: C_nH_{2n+2} .
- Gesättigte Kohlenwasserstoffe
- Jedes Kohlenstoffatom mit vier anderen Atomen verknüpft, die sich immer in den Ecken eines gedachten Tetraeders befinden (bekannt: VSEPR-Modell).

Alkene besitzen mindestens eine Doppelbindung, Alkine mindestens eine Dreifachbindung. Da sie weniger Wasserstoffatome enthalten, nennt man sie auch ungesättigte Kohlenwasserstoffe.

Mit steigender Anzahl an Kohlenstoffatomen ergibt sich eine logische Abfolge, die sog. homologe Reihe der Alkane / Alkene / Alkine.

Anzahl C-Atome	Alkane	Alkene	Alkine
1	Methan	-	-
2	Ethan	Ethen	Ethin
3	Propan	Propen	Propin
4	Butan	Buten	Butin
5	Pentan	Penten	Pentin
6	Hexan	Hexen	Hexin
7	Heptan	Hepten	Heptin
8	Oktan	Okten	Oktin
9	Nonan	Nonen	Nonin
10	Decan	Decen	Decin

Verbindungen mit gleicher Summenformel aber unterschiedlicher Struktur nennt man Isomere. Unterscheiden sich zwei Isomere in der Reihenfolge der verknüpften Atome, spricht man von Struktur- oder Konstitutionsisomeren

Regeln zur Nomenklatur von Alkanen

1. Der Stammname der Verbindung richtet sich nach der längsten Kohlenstoffkette. Bei mehreren Möglichkeiten ist die Kette mit den meisten Verzweigungen die Hauptkette.
2. Die Kohlenstoffatome werden durchnummeriert. Man beginnt an dem Ende, das einer Verzweigung am nächsten steht. Bei mehreren Möglichkeiten erhält der im Alphabet weiter vorne stehende Alkylrest die kleinere Nummer.
3. Die Seitenketten werden als Reste benannt und erhalten die Endung -yl (Bsp.: Methyl, Butyl)
4. Die Lage einer Seitenkette wird durch die Nummer des Kohlenstoffatoms, an dem die Verzweigung erfolgt, festgelegt.
5. Zweigen von einem Kohlenstoffatom zwei Reste ab, wird die entsprechende Zahl zweimal genannt.
6. Enthält ein Molekül mehrere identische Seitenketten, wird dies durch die Vorsilben „Di-“, „Tri-“, „Tetra-“ usw. ausgedrückt.
7. Die verschiedenen Seitenketten eines Moleküls werden in alphabetischer Reihenfolge genannt (die griechischen Vorsilben werden dabei nicht berücksichtigt).
8. Benennung verzweigter Seitenketten: Zählung beginnt an dem Kohlenstoffatom, das an die Hauptkette gebunden ist; sowohl die Nebenkette als auch deren Reste erhalten die Endung -yl; die alphabetische Einordnung richtet sich nach dem ersten im Namen vorkommenden Alkylrest.

Schmelz- und Siedepunkt eines Stoffes hängen von zwei Faktoren ab. Erstens von der Größe der Moleküle und zweitens von den Wechselwirkungen zwischen den Molekülen.

Kohlenwasserstoffmoleküle sind unpolar, da die Elektronegativitätsdifferenz zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff sehr gering ist. Zwischen den Molekülen wirken daher nur die schwachen van-der-Waals-Kräfte. Die Schmelz- und Siedepunkte Kohlenwasserstoffe liegen daher relativ niedrig, steigen aber mit wachsender Molekülgröße gleichmäßig an.

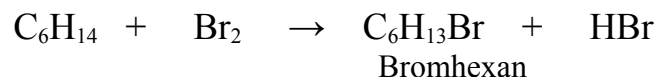
Auf Grund ihrer unpolaren Moleküle sind Alkane schlecht in Wasser, aber gut in unpolaren LM wie Benzin löslich (Faustregel: Ähnliches löst sich in Ähnlichem).

Generell sind die meisten Alkane (vor allem die langkettigen wie beispielsweise Paraffinöl) sehr reaktionsträge.

Reaktionen der Kohlenwasserstoffe

1. Substitution

Wenn ein Atom oder eine Atomgruppe durch eine andere ersetzt wird, spricht man von einer Substitution.

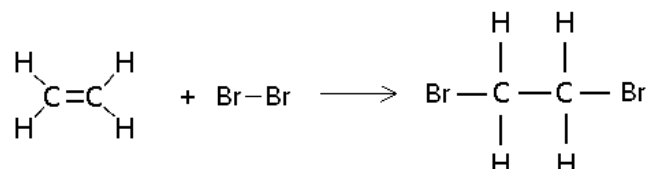


Die entstehenden Stoffe werden allgemein als Halogenalkane bezeichnet.

2. Addition

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind reaktiver als gesättigte. So können an Alkene bzw. Alkine bestimmte kleinere Moleküle addiert werden. Hierbei wird die Mehrfachbindung aufgelöst bzw. reduziert (Dreifachbindung wird zu Doppelbindung).

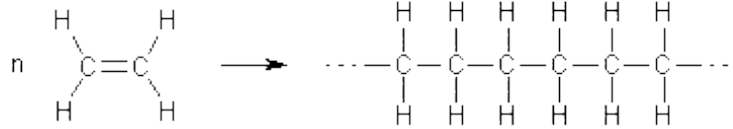
Bsp.: Addition von Brom an Ethen



3. Polymerisation

Hierbei handelt es sich um eine Reaktion, bei der aus vielen kleinen, meist ungesättigten Molekülen große sog. Makromoleküle entstehen. Wichtige technische Produkte, die aus Polymeren bestehen, sind z.B. die Kunststoffe.

Bsp.: Bildung von Polyethen (Polyethylen)

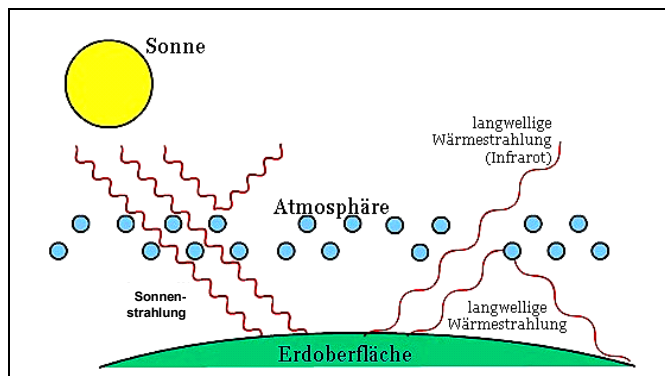


Fossile Brennstoffe wie Erdöl bestehen zu einem Großteil aus Kohlenwasserstoffen. Bevor es genutzt werden kann, muss das Rohöl aber noch aufbereitet werden.

Bei der fraktionierten Destillation werden die Bestandteile des Rohöls nach ihren Siedepunkte aufgetrennt. Auf diese Weise erhält man Benzin, Kerosin, Heizöl und andere technische Produkte. Durch Cracken können größere Moleküle in kleinere gespalten werden.

Da die weltweiten Vorräte an fossilen Brennstoffen immer schneller zur Neige gehen, ist es unumgänglich, nach Alternativen zu suchen. Zudem wird durch die Verbrennung fossiler Brennstoffe sehr viel Kohlenstoffdioxid freigesetzt, welches den Treibhauseffekt verstärkt.

Prinzip des Treibhauseffekts:



Die Sonnenstrahlung kann die Atmosphäre ungehindert passieren. Trifft sie auf die Erde, wird sie in längerwellige Wärmestrahlung umgewandelt. Diese wird abgestrahlt und von der Atmosphäre bzw. wieder reflektiert. In gewissem Maße ist dieser Effekt wichtig, um das Leben auf der Erde zu ermöglichen (natürlicher Treibhauseffekt). Aber durch die übermäßige Freisetzung von Kohlendioxid durch den Menschen wird dieser Effekt verstärkt (anthropogener Treibhauseffekt) und es kommt zur globalen Erwärmung mit all ihren bekannten (meist negativen) Folgen.

Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

Alkohole

Stoffe, in deren Molekülen mindestens eine Hydroxygruppe (OH-Gruppe) vorkommt, werden als Alkohole bezeichnet.

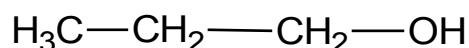
Allgemeine Formel: R–OH

Bekanntester Vertreter ist Ethanol (Trinkalkohol). Die homologe Reihe ist analog zu den Kohlenwasserstoffen. Einiger Unterschied ist die Endung –ol:

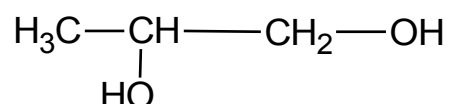
Methanol, Ethanol, Propanol, Butanol, ...

Die Benennung erfolgt ebenfalls analog zu den Kohlenwasserstoffen. Die Stellung der Hydroxygruppe wird mit einer Zahl vor der Endung –ol angegeben.

Bsp.: Propan-1-ol



Propan-1,2-diol

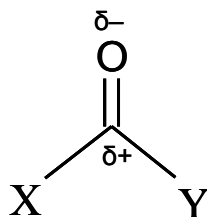


Je nach dem, an wie viele weitere Kohlenstoffatome das Kohlenstoffatom mit der Hydroxygruppe gebunden ist, unterscheidet man primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole. Die Wertigkeit eines Alkohols gibt an, wie viele Hydroxygruppen im Molekül vorkommen.

Die Schmelz- und Siedepunkte der Alkohole liegen viel höher als die der entsprechenden Kohlenwasserstoffe. Dies liegt daran, dass Alkoholmoleküle Wasserstoffbrücken ausbilden können. Da Hydroxygruppen polar, die Alkylreste dagegen unpolar sind, ist die Löslichkeit von Alkoholen unterschiedlich. Kurzkettige Alkohole und solche, die sehr viele Hydroxygruppen enthalten, lösen sich gut in Wasser. Überwiegt der unpolare Alkylrest, sind die entsprechenden Alkohole in Wasser unlöslich.

Carbonylverbindungen

Carbonylverbindungen enthalten eine Carbonylgruppe, d.h. ein Kohlenstoffatom, das über eine Doppelbindung an ein Sauerstoffatom gebunden ist. Auf Grund der Elektronegativitätsdifferenz trägt das Kohlenstoffatom eine positive, das Sauerstoffatom eine negative Partialladung:



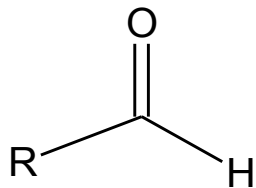
Zwischen solchen Molekülen wirken daher Dipol-Dipol-Kräfte.

Folgen:

- Siedepunkte liegen höher als die der entsprechenden Alkane
- Löslichkeit in Wasser analog zu den Alkoholen

Aldehyde

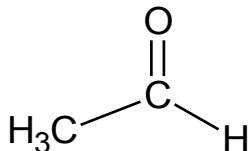
Allgemeine Formel:



(R steht für einen beliebigen Kohlenwasserstoffrest)

Aldehyde entstehen durch Oxidation primärer Alkohole und enden auf die Silbe -al.

Bsp.: Ethanal

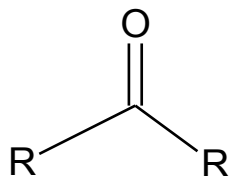


Nachweis von Aldehyden:

- Silber Spiegelprobe
- Fehling'sche Probe (kupferroter Niederschlag)

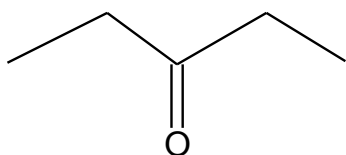
Ketone

Allgemeine Formel:

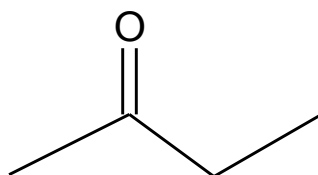


Ketone entstehen durch Oxidation sekundärer Alkohole und enden auf die Silbe -on.

Bsp.:



Pentan-3-on

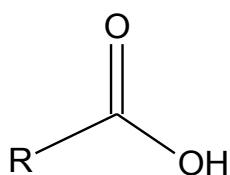


Butan-2-on

Die Nachweisreaktionen für Aldehyde klappen bei Ketonen nicht.

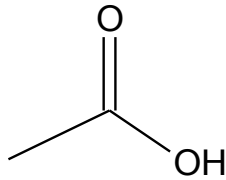
Carbonsäuren

Allgemeine Formel:

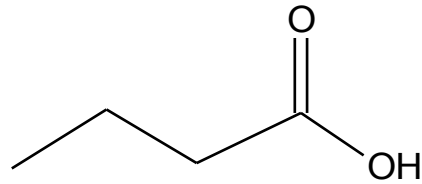


Carbonsäuren entstehen durch Oxidation von Aldehyden und enden auf -säure.

Bsp.:



Ethansäure (Essigsäure)

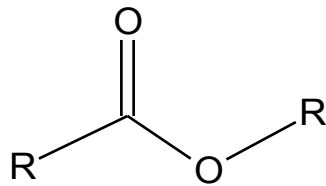


Butansäure (Buttersäure)

Auf Lebensmitteln sind oft die entsprechenden E-Nummern angegeben (z.B. E260 für Essigsäure).

Ester

Allgemeine Formel:

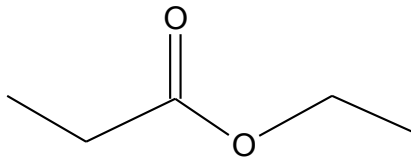


Ester entstehen aus der Reaktion von Alkoholen mit Carbonsäuren.

Alkohol + Säure Ester + Wasser

Benennung: Name der Säure + Stammname des Alkohols + Endung -ester

Bsp.:



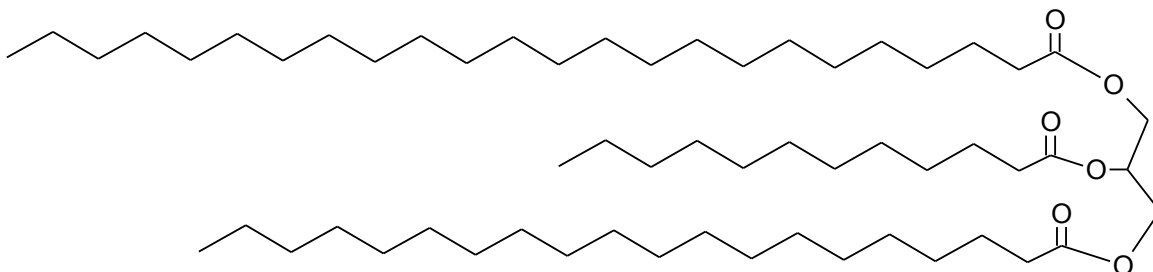
Propansäure-ethyl-ester

Bei der Esterbildung handelt es sich (wie bei vielen chemischen Reaktionen) um ein chemisches Gleichgewicht. Wenn sich ein solches Gleichgewicht eingestellt hat, laufen Hin- und Rückreaktion mit der gleichen Geschwindigkeit ab und die Konzentrationen ändern sich nicht mehr.

Biomoleküle

Fette

Fette sind Triester aus Glycerin und langkettigen Carbonsäuren:



Die Anzahl der Kohlenstoffatome der enthaltenen Fettsäuren ist immer gerade und liegt meist zwischen 10 und 30. Man unterscheidet gesättigte und ungesättigte Fettsäuren.

Fette sind immer Gemische aus verschiedenen Estermolekülen, die sich in den Fettsäureresten unterscheiden. Ihre Schmelzpunkte liegen relativ niedrig (nur schwache zwischenmolekulare Kräfte), ihre Siedepunkte relativ hoch (große Molekülmasse).

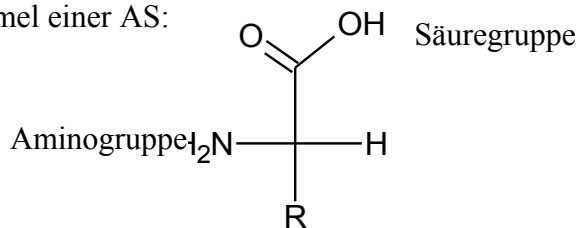
Im menschlichen Organismus dienen Fette als Energiespeicher, zur Isolation und zur Abpolsterung.

Seifen sind die Natrium- bzw. Kaliumsalze von Fettsäuren. Sie entstehen aus der Reaktion eines Fettes mit Lauge

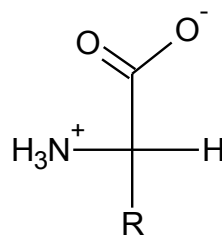
Proteine (EiweiÙe)

Proteine sind aus Aminosäuren (AS) aufgebaut.

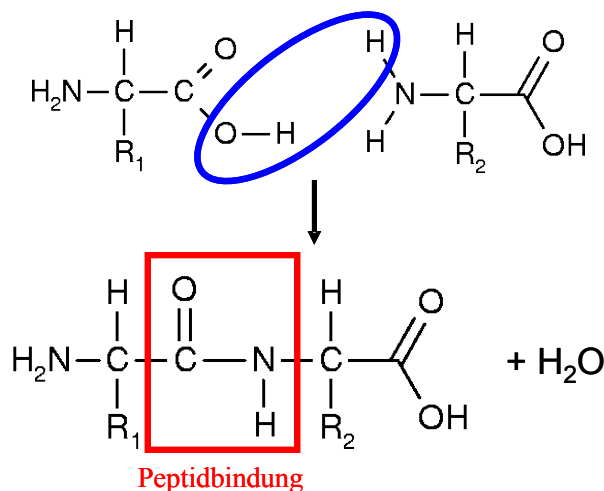
Allgemeine Formel einer AS:



In wässriger Lösung liegen die Moleküle allerdings überwiegend als Zwitterionen vor:



AS können unter Wasserabspaltung miteinander verknüpft werden:



Bis 100 AS spricht man von Peptiden, bei mehr als 100 AS von Proteinen. Jedes Protein besitzt eine charakteristische räumliche Anordnung, die für die Funktionalität des Moleküls wichtig ist.

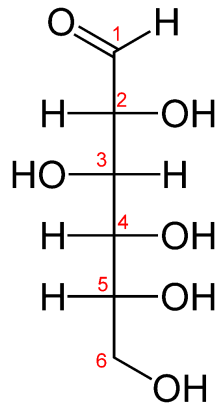
Muskeln bestehen zum Großteil aus Proteinen.

Kohlenhydrate

Kohlenhydrate sind Aldehyde bzw. Ketone, die zudem viel Hydroxygruppen enthalten.

Kohlenhydrate, die aus kleineren Molekülen bestehen, nennt man Einfachzucker oder Monosaccharide. Einfachster Vertreter ist die Glucose.

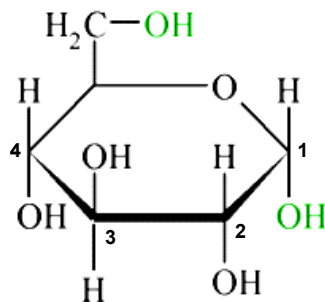
Schreibweise:



Auf Grund der vielen Hydroxygruppen liegen die Schmelz- und Siedepunkte von Zuckern relativ hoch, die Löslichkeit in Wasser ist sehr gut.

Wegen der Aldehydgruppe fallen Fehling'sche Probe und Silber Spiegelprobe positiv aus.

Neben der kettenförmigen Struktur können Kohlenhydrate auch als ringförmige Moleküle vorliegen:



Durch Verknüpfung mehrerer Monosaccharide entstehen Polysaccharide (Vielfachzucker).

Bsp.:

- Stärke dient Pflanzen als Energiespeicher und dem Menschen als wichtiger Nährstoff
- Cellulose ist Hauptbestandteil pflanzlicher Zellwände
- Glycogen ist die Speicherform von Glucose im Muskel und in der Leber