

Vormatura Chemie

3. bis 5. Klasse

Grundlagen

Darstellung von Molekülen

Lewis Formel

- Freie Elektronen als Punkte und Elektronenpaare als Striche
- Bei der Verteilung der Elektronenpaare darauf achten, dass das fertige Molekül die Edelgasregel erfüllt (bindende Paare werden nicht aufgeteilt)
- Anzahl Valenzelektronen = HG-Nummer

EPA Modell

Eignet sich um die räumliche Struktur darzustellen.

- Alle Elektronenpaare stoßen sich ab und haben einen möglichst großen Abstand
- Nichtbindende Elektronenpaare benötigen noch mehr Platz → noch größerer Winkel
- Doppel- und Dreifachbindungen benötigen ähnlich viel Platz

Für die 3D-Darstellung verwendet man die Keil-Strich Formel. Der Keil heisst, dass es nach vorne herausragt und eine gestrichelte Linie, dass es nach hinten herausragt. Eine normale Linie heisst auf Zeichenebene.

Skelettformel

Die Symbole der C-Atome werden weggelassen. Auch die H-Atome, welche an die C-Atome gebunden sind, werden weggelassen.

Zwischenmolekulare Kräfte

Innerhalb eines einzelnen Moleküls herrschen Intramolekulare Kräfte oder auch chemische Bindungen. Zwischen den Teilchen (Ionen/Moleküle) herrschen intermolekulare/zwischenmolekulare Kräfte. Die Kräfte beruhen auf elektrostatische Anziehung von positiv und negativ geladenen Teilchen.

Anziehungskräfte zwischen Ionen

Anionen und Kationen ziehen sich an. Es wirken starke Coulomb-Kräfte. Salze sind Stoffe mit hohen Schmelz- und Siedetemperatur.

Anziehungskräfte zwischen Molekülen

Elektrostatische Kräfte bei neutralen Teilchen sind auf Polarität bzw. Dipolcharakter zurückzuführen.

1. Wasserstoffbrückenbindung

Sind die stärksten Anziehungskräfte zwischen Molekülen. Sie entstehen zwischen den freien Elektronenpaaren zwischen einem Sauerstoffatom und einem Wasserstoffatom. Das Wasserstoffatom braucht zusätzlich noch eine Bindung zu einem F, O oder N. Wasserstoffbrücken haben einen bestimmten Winkel (180°) zum Nachbarmolekül.

2. Dipol-Kräfte

Moleküle mit polaren Bindungen sind die, bei denen ein Atom zieht Elektronen stärker an als das andere. Bestimmt wird das mit der Differenz der EN. Ab Differenz von 0.5 spricht man von einer polaren Bindung. Auch die Molekülgeometrie ist entscheidend für Dipolkkräfte. Gleichen sich die polaren Bindung nach Außen aus, so ist ein Molekül trotz polarer Bindung kein Dipol.

3. Van der Waals Kräfte

VdW-Kräfte sind die schwächsten Anziehungskräfte. Sie wirken zwischen Moleküle aller Stoffe. Unpolare Bindungen bilden auch spontane und unregelmäßige Dipole aus. Durch Zufall verteilen sich die Elektronen bei einem Atom nicht mehr so, dass es nach Außen neutral wirkt. Es bildet sich ein positiver Pol beim Kern und ein negative bei der Ansammlung an Elektronen. Der spontane Dipol kann nun die Verteilung der Elektronen am Nachbaratom beeinflussen. Es wird ein Dipol induziert.

Van der Waals Kräfte umso stärker...

- Je grösser die Elektronenanzahl bzw. die Teilchenmasse
- Je grösser die Teilchen Oberfläche

Allgemein:

Je grösser die Kräfte zwischen den Teilchen eines Stoffes, desto höher sind Viskosität, Schmelz- und Siedetemperatur dieses Stoffes.

Mischbarkeit → gleiches löst sich im gleichen (polar in polar)

Stoffmenge und Konzentration

Mengeneinheit

→ Mol, $6.023 \cdot 10^{23}$ (Avogadro-Zahl).

→ Umrechnungsfaktor u/g: $1 \text{ u} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ oder $1 \text{ g} = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ u}$

→ Molare Masse: $M = m/n$

Massenanteil w

Masse m des gelösten Stoffes in g, die in der Lösung enthalten sind. Einheit: %

$$w = \frac{m(\text{Stoff})}{m(\text{Lösung})}$$

Volumenanteil Vol.-%:

Volumen V des gelösten Stoffes in ml in 100 ml Lösung. Einheit: %

$$\text{Vol. \%} = \frac{V(\text{Stoff})}{V(\text{Lösung})}$$

Stoffmengenkonzentration c:

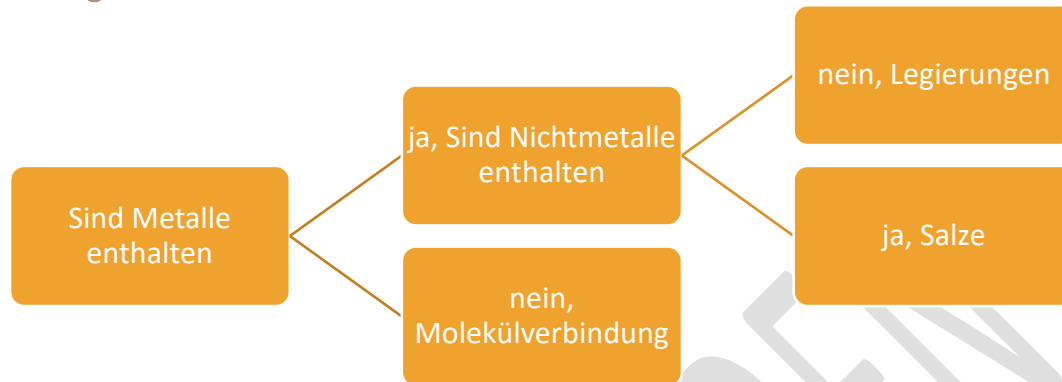
Stoffmengen n des gelösten Stoffes in mol in 1 L der Lösung. Einheit: mol/L

$$w = \frac{n(\text{Stoff})}{m(\text{Lösung})}$$

Reaktionsgleichung aufstellen und ausgleichen

1. Aufstellen der Wortgleichung
2. Ersetzen der Stoffnamen durch entsprechende Verhältnisformeln und Symbole
3. Ausgleichen der Gleichung durch Koeffizienten

Benennung von Stoffen



Benennung von Salzen (Metall und Nichtmetall)

1. (Metall-)Kation steht vor dem (Nichtmetall-)Anion
2. Kation bekommt Name des Elements (Ausnahme: NH_4^+ : Ammonium)
3. Anion bekommt Name des Elements + id

Ausnahmen: O^{2-} : -oxid, S^{2-} : -sulfid, N^{3-} : Nitrid, P^{3-} : -phosphid, H^- : hydrid, C^{4-} : carbid, Si^{4-} : Silicid

oder

Molekül-Ionen

Formel	Name	Formel	Name
SO_4^{2-}	-sulfat	CO_3^{2-}	-carbonat
HSO_4^-	-hydrogensulfat	HCO_3^-	-hydrogencarbonat
PO_4^{3-}	-phosphat	NO_3^-	-nitrat
HPO_4^{2-}	-hydrogenphosphat	CH_3COO^-	-acetat
H_2PO_4^-	-dihydrogenphosphat	OH^-	-hydroxid

Weitere in der Formelsammlung!

4. Die Indexzahlen in der Formel entfallen bei Salzen mit Hauptgruppenmetall bzw. Ammonium

oder

Bei Salzen mit Nebengruppenmetall wird die Wertigkeit des Metalls als römische Ziffer in Klammern angehängt

Benennung von Molekülen

1. Die Reihenfolge ist gleich wie bei der Formel
2. Das erste Nichtmetall nach dem Element
3. Das zweite Nichtmetall nach dem (ggf. griechisch oder lateinischen) Elementnamen + -id
4. Indexzahlen werden mit Präfix angegeben (1 – mono, 2 – di, 3 – tri, 4 – tetra, 5 – penta, 6 – hexa)

Chemische Formeln und Wertigkeit

Elemente

Atomsymbol = chemische Formel

Ausnahmen die nur als X_2 vorkommen: BrINCIOHF

Molekülverbindung (oder Salze mit Nebengruppenmetall)

Summenformel bzw. Verhältnisformel kann meist aus dem Namen gelesen werden.

Salze

Der Namen ist ungenau, man muss selber die Wertigkeit und das Verhältnis herausfinden. Die Wertigkeit eines Stoffes gibt an, wie viele Bindungen ein Atom des Elements eingehen kann.

HG	1	2	3	4	5	6	7	8
Wertigkeit	1	2	3	4	3	2	1	0

Thermodynamik

Energie ist die Fähigkeit eines Systems Arbeit zu verrichten. Je mehr Energie desto instabiler der Stoff.

Sätze der Thermodynamik

1. Energie lässt sich umwandeln, kann aber nicht verbraucht oder erzeugt werden. Sie wird nur weniger wertvoll.
2. Bei einem spontanen Prozess nimmt die Gesamtentropie zu.

Chemische Systeme

Chemische Systeme werden stets von der Umgebung aus betrachtet.

Offen:

Das System und die Umgebung können Wärme und Stoffe austauschen. Bsp. Offene Flasche

Geschlossen:

Das System und die Umgebung kann Wärme austauschen. Bsp. Geschlossene Flasche

Abgeschlossen:

Das System ist gut isoliert, dass es mit der Umgebung weder Energie noch Stoff austauschen kann. Bsp. Perfekt funktionierende Thermoflasche

→ Stoffaustausch ohne Energieaustausch ist nicht möglich

Energie

Maßeinheit der Energie

1 Joule/ 1 Kalorie = 4.184 J

- heute häufig bei Nahrungsmittel verwendet
- 1 cal entspricht der Energiemenge, um 1g Wasser um 1 K zu erwärmen

Energieformen

→ Lichtenergie, Bewegungsenergie, thermische Energie, chemische Energie

- Energie steckt immer in einem Träger
- Mit einem Energie Wandler kann die Energie umgewandelt werden

Enthalpie H

- Thermische Energie eines Systems
- H → Heat content, Energiegehalt

- Oft Enthalpie Änderung, ΔH

Innere Energie U

Ganze Energie in einem System, gesamten Energiegehalt

- $\Delta U = \Delta H$

Kalorimetrie – Messung der Reaktionsenthalpie

Die Energie, die ein System bei einer chemischen Reaktion aufnimmt (endotherm) oder abgibt (exotherm). Kalorimetrie kann nur indirekt gemacht werden. Man misst die Temperatur der Umgebung.

„Die innere Energie des Stoffes sinkt ($U < 0$), die Reaktion ist exotherm ($H < 0$).“

Formel:

$$\Delta H_R = Q = c_p \cdot m \cdot \Delta T$$

c_p = Wärmekapazität

Der Satz von Hess

Gleiche Stoffe (in gleichen Mengen) haben denselben Energieinhalt, egal auf welchem Weg das Produkt erreicht wurde.

Reaktionsenthalpie aus Bildungsenthalpie

Die sog. molare Bildungsenthalpie einer chemischen Verbindung Δ_f , ist die Enthalpie Änderung bei der Bildung von 1 Mol der Verbindung aus den jeweiligen Elementen → Von null zum Produkt.

Formel:

$$\Delta H_R = \sum n \cdot \Delta H_f(\text{PRODUKTE}) - \sum n \cdot \Delta H_f(\text{EDUKTE})$$

Zwischen zwei Atomen beschreibt sie die Energie, die aufgewendet werden muss, um Elektronenpaarbindungen zu teilen.

Formel:

$$\Delta H_R = \sum n \cdot \Delta H_B(\text{EDUKTE}) + \sum n \cdot (-\Delta H_B(\text{PRODUKTE}))$$

Das Prinzip des Enthalpie Minimums

Ein chemischer Prozess verläuft freiwillig immer so, dass am Ende eine möglichst geringe Enthalpie vorhanden ist. Der Prozess ist möglichst exotherm. Ein System strebt den Zustand mit minimaler Enthalpie an. Bei einer endothermen Reaktion hat die meiste Triebkraft, die die am wenigsten Energie gewinnt.

Das Prinzip des Entropie Maximums

Entropie S ist das Maß der Unordnung. Bei einem freiwilligen Prozess nimmt die Gesamtentropie (Umgebung und System) zu.

Die Entropie steigt, wenn:

- Es weniger Edukt als Produkt Teilchen o. Teile (je mehr Teilchen desto mehr Unordnung)

- Die Edukt Teilchen geordneter sind als die Produkt Teilchen
fest – flüssig
fest – gasförmig
flüssig – gasförmig

Die freie Enthalpie und die Gibbs-Helmholtz-Gleichung

Formel:

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

G ist das Maß für die Triebkraft und zeigt, ob sie freiwillig ablaufen kann oder nicht:

- ist $G < 0$, kann die Reaktion freiwillig ablaufen, sie hat Triebkraft, exergonisch
- ist $G > 0$, ist eine freiwillige Reaktion nicht möglich, man kann sie aber durch Energie zufuhr erzwingen, endergonisch
- $\Delta H < 0$ und $\Delta S > 0$ (also günstig) \rightarrow freiwillig
- $\Delta H > 0$ und $\Delta S < 0$ (also ungünstig) \rightarrow nicht freiwillig
- eines günstig eines nicht \rightarrow Temperatur entscheidet (tiefe Temperatur schaut man auf ΔH , bei hoher Temperatur schaut man auf ΔS)

Chemisches Gleichgewicht und Reaktionsgeschwindigkeit

Reaktionsgeschwindigkeit

Wie viele Eduktteilchen verschwinden/Produktteilchen bilden sich in einer gewissen Zeit. Wie viele Teilchen pro Zeit Intervalle Δt reagieren.

$$V = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad V = \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad V = \frac{\Delta m}{\Delta t}$$

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \dots$$

\rightarrow Temperatur versteckt sich in k

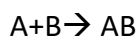
Kollisionstheorie

Damit eine chemische Reaktion überhaupt stattfinden kann müssen die Teilchen mit einer Mindestgeschwindigkeit/Mindestenergie und dem richtigen Winkel zusammenstossen. Eine Reaktion ist demnach grösser je mehr reaktive Stöße stattfinden. \rightarrow Elementarreaktionen sind Reaktionen, die man nicht in Teilschritte zerlegen kann.

Geschwindigkeitsgesetz aufstellen und rechnen

Die Geschwindigkeit ist von Anfang bis Schluss nicht immer gleich. $V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ ist eigentlich nur die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit.

Allgemeine Reaktion



Reaktionsgeschwindigkeit hängt/proportional von der Konzentration von A und B ab

$$v \sim [A] \cdot [B]$$

Um Proportionalitätszeichen mit einem Gleichheitszeichen zu ersetzen müssen wir eine Proportionalitätskonstante einfügen. Nur Edukte müssen beachtet werden

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \dots$$

\rightarrow Temperatur versteckt sich in k

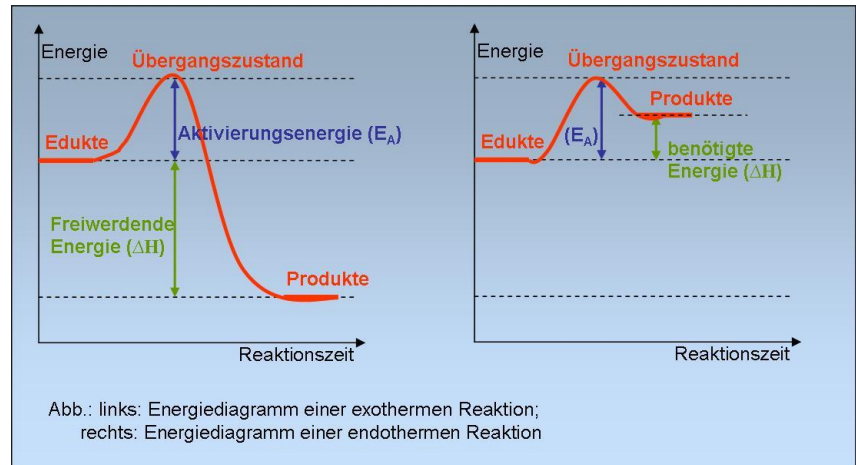
Theoretisch müssen die Faktoren experimentell bestimmt werden. Das Produkt muss ausgeblendet werden.

RGT-Regel und Geschwindigkeitsänderung bei Temperaturänderung

Die Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel ist eine Faustregel für Reaktionsgeschwindigkeiten. Sie erlaubt Abschätzungen vieler Phänomene. Sie besagt, dass chemische Reaktionen bei einer um 10K erhöhten Temperatur etwa doppelt so schnell ablaufen kann. Bei Erhöhung von 10 K steigt der Geschwindigkeit um Faktor 2.

Aktivierungsenergie

Es gibt endotherme (Energie wird aufgenommen) und exotherme (Energie wird abgegeben) Reaktionen. Auch bei exothermen Reaktionen muss Energie aufgewendet werden, damit einen reaktionsbereiten Zustand entsteht. Anfangsbarriere überwinden. Sie wird nicht in Reaktionsenthalpie gerechnet, da sie gleichermassen endotherm wie exotherm ist.



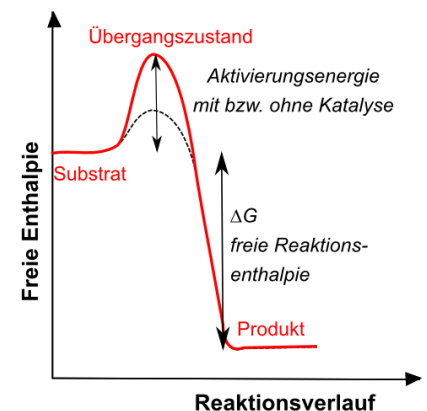
Katalysator

Ein Stoff, der die Aktivierungsenergie beeinflusst und so die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht. Er senkt die Aktivierungsenergie, ohne dabei selbst verbraucht zu werden. → Er ändert nicht den Reaktionsweg, sondern nur die Grösse der „Startbarriere“

Homogene Katalyse liegt ein homogenes Gemisch mit den Edukten und Produkten vor, dies ist schlecht für die Industrie, da man Stoff und Katalysator nach der Reaktion nur schlecht trennen kann.

Bei einer **heterogenen Katalyse** kann man beides leicht trennen.

Biokatalyse existieren in lebenden Zellen, zum Beispiel Enzyme. Sie ermöglichen die Verbrennung von Zucker im Körper bei geringerem Energieaufwand (Körpertemperatur).



Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

Temperatur

Temperaturerhöhung → Reaktionsgeschwindigkeit steigt

Je höher die Temperatur desto schneller bewegen sich die Teilchen und somit ist ihre Energie höher.

→ Es kommt zu mehr Stößen und die Stöße werden heftiger, sie haben genügend Energie

Druck

Erhöhen → Volumen verkleinert sich → Konzentration wird grösser → Reaktionsgeschwindigkeit steigt

Weniger Platz und daher mehr Chancen auf Zusammenstöße.

Konzentration

Konzentrationserhöhung → Reaktionsgeschwindigkeit steigt

Eine hohe Konzentration bedeutet mehr Teilchen. Es gibt eine grössere Chance auf reaktiver Stösse.

Zerteilungsgrad

Mehr Aufprallfläche/-möglichkeiten → erhöht Reaktionsgeschwindigkeit

Ein hoher Zerteilungsgrad ermöglicht eine grössere Fläche für Stösse. Höhere Reaktionsgeschwindigkeit

Andere Energie einsetzen

Mehr Energie → Erhöht Reaktionsgeschwindigkeit

Unterstützt durch Erhöhung der Energie.

Katalysator

Senk die Aktivierungsenergie → Reaktion findet schneller statt → Reaktionsgeschwindigkeit erhöht
Animiert Teilchen zur Reaktion

Teilchengrösse

Umso kleiner ein Teilchen, desto schneller die Reaktionsgeschwindigkeit

Grosse/schwere Teile sind „träger“ als kleinere. Sie haben eine geringere mittlere Energie.

Boltzmann-Verteilung

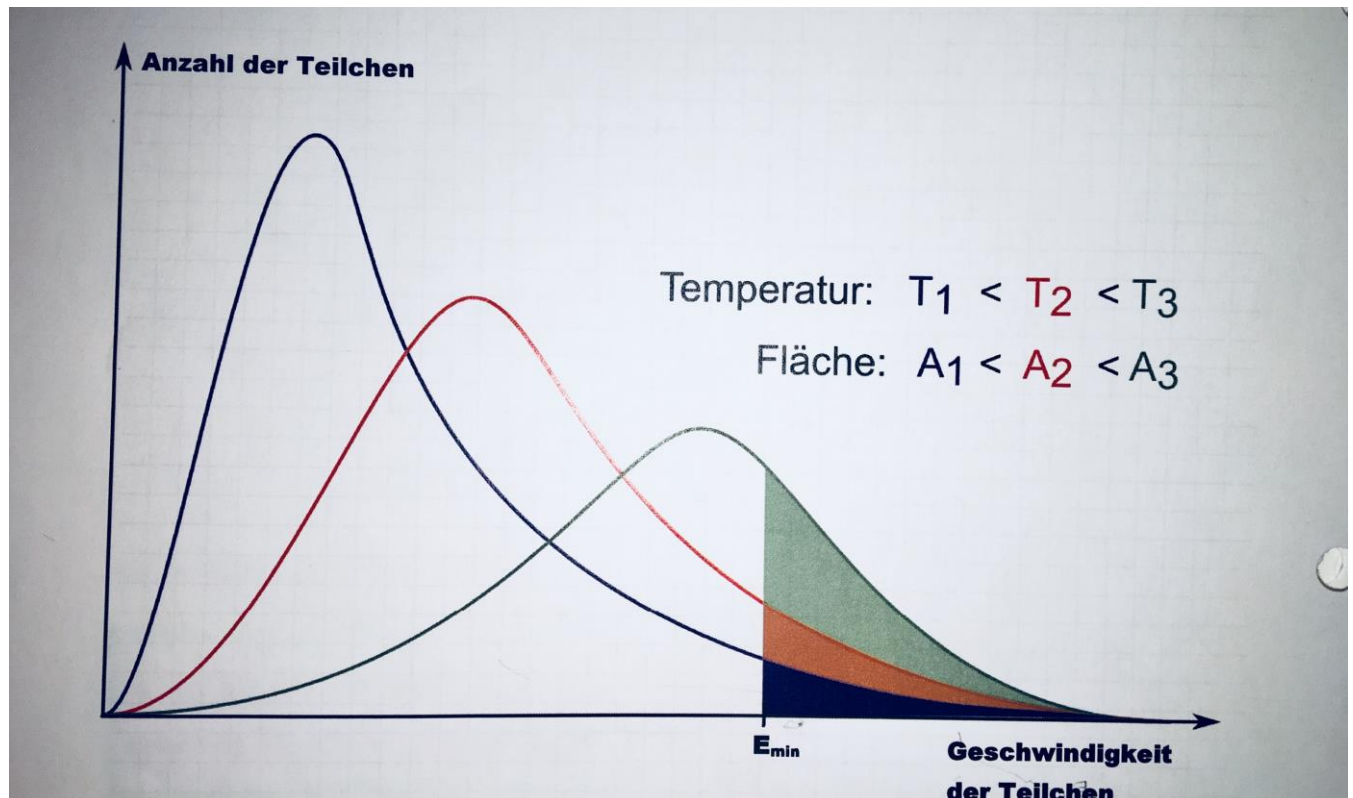
Reaktive Stösse entstehen, wenn:

1. Der Aufprallwinkel muss stimmen, wie haben keine Möglichkeit dies zu beeinflussen
2. Die Energie muss gross genug sein. Je schneller die Teilchen, desto mehr Energie haben sie und desto eher reagieren sie miteinander

→ Je höher die Temperatur, desto schneller sind die Teilchen, desto mehr Energie haben sie, desto mehr reaktive Stösse gibt es

Geschwindigkeitsverteilung

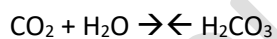
Es gibt Teile, die zu langsam sind, aber trotzdem gibt es noch Teile, die bei einer tiefen Temperatur noch genügend Energie für eine Reaktion haben.



Die Flächen sind Teilchen, die die Mindestenergie erfüllt haben. Je tiefer die Temperatur desto kleiner ist die Fläche/Anzahl Teilchen, die diese erfüllen.

Chemisches Gleichgewicht

Es gibt immer Hin- und Rückreaktion. Mit der Zeit gleichzeitig hin und zurück → dynamisches Gleichgewicht. Dynamisches Gleichgewicht → gleichzeitig, Konzentration ändert sich nicht mehr = 50/50 kann auch 10/90 sein. Edukte und Produkte liegen gleichzeitig vor. $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$!



Umkehrbare Reaktionen. Lässt man eine umkehrbare Reaktion in einem geschlossenen System ablaufen, stellt sich mit der Zeit ein Gleichgewichtszustand ein.



$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$$



→ Im Gleichgewicht $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$

Massenwirkungsgesetz

Im chemischen Gleichgewicht ist der Quotient der Konzentration des Produktes und der Konzentration des Eduktes eine konstante Grösse. MWG ermöglicht bei bekanntem Wert von K die maximal mögliche Ausbeute an Produkt zu bestimmen. Feststoffkonzentration werden vereinfacht 1 mol/l

Bedingung $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$

$$K = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]}$$

$K < 1 \rightarrow$ GGW liegt links (Eduktseite)

$K = 1 \rightarrow$ GGW liegt in der Mitte

$K > 1 \rightarrow$ GGW liegt rechts (Produktseite)

Gleichgewichtskonstante K

Die Gleichgewichtskonstante entsteht aus den beiden Geschwindigkeitskonstanten. Die Gleichgewichtskonstante beschreibt die Lage des Gleichgewichts.

Prinzip von Le Chatelier

Jede Störung eines chemischen Gleichgewichts durch Änderung der äusseren Bedingungen führt zu einer Verschiebung der Gleichgewichtslage, die die Störung verkleinert.

Katalysatoren haben keinen Einfluss darauf. Sie beschleunigen nur die Einstellung des Gleichgewichts.

Fantastische Reaktion

Festes Zeug + Farbloses \rightarrow „magische Flüssigkeit“

Konzentrationsänderung

Erhöhung der Konzentration eines Edukts fördert die Reaktion zur Umsetzung dieses Stoffes. HIN
Senkung der Konzentration eines Edukts fördert die Reaktion zur Neubildung dieses Stoffes. RÜCK

Drückänderung

Erhöhung des Drucks fördert die Reaktion mit Volumen Abnahme.
Erhöhung des Drucks fördert die Reaktion mit Volumen Zunahme.

Temperaturänderung

Erhöhung der Temperatur fördert die exotherme Reaktion.
Senkung der Temperatur fördert die endotherme Reaktion.

Säure-Base Chemie

Der pH-Wert

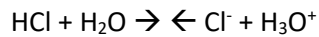
Unterscheidung von Lösungen in sauer, basisch, neutral. Man braucht es zum Beispiel, für Reaktionen die nur bei bestimmten pH-Wert ablaufen. (Der Körper braucht zum Beispiel auch den richtigen pH-Wert.)

- Der pH-Wert ist definiert von 0 bis 14
- Für saure Lösungen gilt pH von 0 bis unter 7
- Für neutrale Lösungen gilt pH von 7
- Für basische Lösungen gilt pH von über 7 bis 14
- Wird der pH-Wert um 1 erhöht, bedeutet das, dass die Lösung 10-mal weniger sauer ist

pH-Indikatoren

Ein universal-Indikator ist eine Mischung aus verschiedenen pH-Indikatoren, dieser misst den pH-Wert relativ genau, so dass jeder ganzen Zahl eine Farb-Schattierung zugeordnet werden kann. Bei zum Beispiel dem Methyl-Indikator gibt es nur 2 Schattierungen für alle pH-Werte.

Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser



Ein H^+ Teilchen wird auf ein anderes Molekül übertragen. \rightarrow Protolyse

Oxonium verursacht in diesem Fall Verfärbung des pH-Werts.

Reaktion von Ammoniak mit Wasser



Ein H^+ Teilchen wird auf ein anderes Molekül aufgenommen bzw. Ammoniak wurde ein H^+ übertragen \rightarrow Protolyse

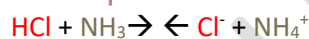
Hydroxidion verursacht in diesem Fall Verfärbung des pH-Werts.

Definition nach BRONSTED

- **Säure** sind Teilchen, die bei einer Protolyse ein Proton abgeben und auf andere Teilchen übertragen, sie sind Protonendonatoren
- Säure hat ein kovalent gebundenes Wasserstoffatom
- **Basen** sind Teilchen, die bei einer Protolyse Teilchen aufnehmen, sie sind Protonenakzeptoren
- Base hat ein nicht bindendes Elektronenpaar
- Ampholyten sind Teilchen, die als Säure und Base reagieren können
-

Bei einer Protolyse reagiert immer eine Säure mit einer Base, wird auch Säure-Base-Reaktion genannt.

Korrespondierende Säure-Base-Paare



Das Edukt einer Protolyse sind immer eine Säure und eine Base, genau sowie das Produkt. Aus Säure wird Base und aus Base wird Säure. Teile die durch eine Protolyse auseinander entstehen nennt man korrespondierende Säure-Base-Paare. (HCl und Cl^- oder NH_3 und NH_4^+) Sie unterscheiden sich nur durch einen Wasserstoff Kation.

Säure- und Basestärke – Stark und Schwach

Wie sauer eine Lösung ist hängt von der Konzentration der Säure/Base ab und vom Stoff selber ab. Das heisst, dass Säure/Basen verschiedenen Tendenzen haben ein Proton abzugeben/aufzunehmen. Diese Tendenz wird mit ... erklärt:

- dem Bau des Teilchens
 - **Polarität:** Je polarer die Bindung zu Atom X, desto grösser die Tendenz H^+ abzugeben, desto stärker die Säure. (EN-Differenz ab 1.7 ionisch, ab 0.5 Dipol, unter 0.5 unpolar)
 - **Polarisierbarkeit:** Je grösser das Atom X, woran ein Wasserstoffatom gebunden ist, desto leichter wird aus der X-H-Bindung das Proton abgespalten. Teilchen, in denen Wasserstoffatome an größere Atome gebunden sind, sind die stärkere Säure als

Teilchen, in denen Wasserstoffatome an kleinere Atome gebunden sind. (von Unten nach oben und von links nach rechts grösser wird Atomradius kleiner)

Schwache Säuren reagieren etwa zum Gleichgewicht. Starke Säuren reagieren weit zur Produktseite.

Protolysegleichgewicht

Die elektrische Leitfähigkeit einer starken Säure ist wesentlich besser, daraus kann man schliessen, dass die Ionenkonzentration grösser ist.

Das chemische Gleichgewicht einer starken Säure liegt soweit auf der Produktseite, dass man von einer vollständigen Reaktionsverlauf reden kann. Bei einer schwachen Base verläuft die Protolyse nicht vollständig, da nicht alle Protonen abgegeben werden, somit ist die Ionenkonzentration kleiner, sowie die elektrische Leitfähigkeit. Das GGW liegt auf der Eduktseite.

Bei der Base muss man das Gleiche entsprechend umschreiben abgeben → aufnehmen

Die Säurestärke – pKs-Wert

Massenwirkungsgesetz der Reaktion einer Säure mit Wasser:

$$K = \frac{[A] * [H_3O^+]}{[HA][H_2O]}$$

In einer wässrigen Lösung ist der Anteil an Wasser-Molekülen viel höher als der der anderen Teilchen. Die Konzentration der Wasserteilchen bleibt ziemlich konstant, darum wird sie in die Gleichgewichtskonstante K integriert. → Säure Konstante:

$$K_s = \frac{[A] * [H_3O^+]}{[HA]}$$

Je stärker die Säure, desto höher die Säurekonstante.

$$pK_s = -\log(K_s)$$

Je kleiner der pK_s-Wert, desto stärker die Säure.

Für den pK_b-Wert gilt die gleiche Herleitung. Beziehung → pK_s + pK_b = 14

Eine Base ist umso stärker, je kleiner ihr pK_b-Wert ist.

- pK_s < 4 : starke Säure
- pK_s > 4 : schwache Base
- pK_b < 10 : starke Base
- pK_b > 10 : schwache Base

Umrechnung von pK_s zu K_s → $K_s = 10^{-pK_s}$

Die Säure-Base-Reihe

Eine Tabelle die Säure stärke aufgelistet sind. Nur der pK_s Wert ist angegeben und sortiert. Starke Säuren reagieren zu schwachen Basen (korrespondieren).

- Je stärker eine Säure, desto schwächer ihre korrespondierende Base

- Je stärker eine Base, desto schwächer ihre korrespondierende Säure
- Eine Base ist umso stärker, je grösser der pKs-Wert der konjugierten Säure
- Das Gleichgewicht liegt immer so, dass aus starken Säuren/Basen, die schwächeren Säuren/Basen entstehen

ESELSBRÜCKE

Säure und Base der EDUKTseite mit einem Pfeil verbinden. Ist der Pfeil nach unten gerichtet, liegt das GGW Rechts auf der Produktseite. Ist der Pfeil nach oben gerichtet, liegt das GGW Links auf der Edukt.

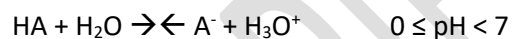
Ein und Mehrprotonige Säuren

Eine einprotonige Säure hat nur ein leicht abspaltbares Proton. Mehrprotonige haben demnach mehrere leicht abspaltbare Protonen. Das Bestreben zu Abgabe der einzelnen Protonen einer mehrprotonigen Säure ist unterschiedlich groß und lässt sich durch verschiedene Säurekonstante der mehrprotonigen Säure beschreiben.

Der pH-Wert – Etwas genauer

Der pH-Wert charakterisiert eine wässrige Lösung in sauer, basisch, neutral.

Eine wässrige saure Lösung enthält H_3O^+ -Ionen.



Eine wässrige basische Lösung enthält OH^- -Ionen.



- Je niedriger der pH-Wert, desto saurer die Lösung, desto mehr H_3O^+ enthält die Lösung (Konzentration)
- Je höher der pH-Wert, desto basischer die Lösung, desto mehr OH^- enthält die Lösung (Konzentration)

Autoprotolyse und Ionenprodukte von Wasser

Je nach dem fungiert das Wassermolekül in eine Protolyse als Base oder Säure.

Autoprotolyse zwischen zwei Wassermolekülen. GGW auf der Edukt-Seite.



Massenwirkungsgesetz für diese GGW.

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Da die Konzentration von Wasser konstant ist, wird sie in K einbezogen $\rightarrow K_w$ ($w = [\text{H}_2\text{O}] * [\text{H}_2\text{O}] =$ Ionenprodukt von Wasser d.h. konstante Produkt der Konzentration von H_3O^+ und OH^-)

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 1 * 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

Die mathematische Definition des pH-Wertes

Definition des pH-Wertes:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Definition des pOH-Wertes:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Mathematische Beziehung von pH und pOH:

$$pH + pOH = 14$$

Konzentration:

$$[H_3O^+ \text{ oder } OH^-] = 10^{-pH \text{ oder } -pOH} \text{ mol/l}$$

Saure, basische und neutrale Lösungen

In allen wässrigen Lösungen hat es H_3O^+ sowie OH^- Ionen. Kennt man die Konzentration des einen Ions, so kann man die Konzentration des anderen berechnen. Es gelten folgende Definitionen:

Neutrale Lösung: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l} \rightarrow pH = pOH = 7$

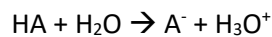
Saure Lösung: $[H_3O^+] > [OH^-] \rightarrow pH < pOH$

Basische Lösung: $[H_3O^+] < [OH^-] \rightarrow pH > pOH$

Eine Säure mit dem pH 2 ist 10-mal so sauer, wie eine Säure mit dem pH 3 und 100-mal saurer als eine Säure mit pH 4. (Immer um das 10-Fache)

pH- Werte von starken Säuren und Basen

Eine **Starke Säure** reagiert vollständig mit Wasser.



- Die Konzentration $[A^-]$ ist nach der Reaktion gleich der Anfangskonzentration der Säure $[]_0$, da alle Säuremoleküle Protonen abgeben.
- Die Konzentration von Oxoniumionen entspricht der, der Anionen: $[A^-] \text{ ca.} = [H_3O^+]$
- Der pH-Wert kann also vereinfacht aus der Ausgangskonzentration der Säure berechnet werden:
 $pH = -\lg[HA]_0$
- Für starke Basen gilt das Analoge:
 $pOH = -\lg [B^-]_0$ und damit $pH = 14 - pOH$

pH-Werte von schwachen Säuren bzw. Basen

Bei **schwachen Säure** gibt nur ein geringer Teil der Moleküle tatsächlich Proton ab.



- Die Konzentration im Gleichgewicht ist kaum verschieden von der Ausgangskonzentration:
 $[HA] \text{ GGW ca.} = [HA]_0$
- Ganz korrekt: $[HA] \text{ GGW} = [HA]_0 - [H_3O^+]$
- Die Konzentration von Oxoniumionen entspricht der, der Anionen: $[A^-] \text{ ca.} = [H_3O^+]$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_s - \lg [HA]_0)$$

$$pOH = \frac{1}{2} (pK_b - \lg [B^-]_0) \text{ und wieder } pH = 14 - pOH$$

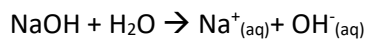
Neutralisation – Ätzend + Ätzend = Meerwasser

Die Reaktion einer sauren und basischen Lösung heißt Neutralisation. H_3O^+ Ionen reagieren mit OH^- Ionen.

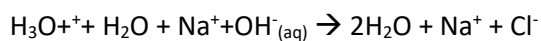
- Reagieren beim zusammen gießen einer sauren und einer basischen Lösung alle H_3O^+ mit allen OH^- Ionen zu Wassermolekülen, spricht man von einer vollständigen Neutralisation
- Die Anzahl H_3O^+ Ionen in der sauren Lösung war in diesem Fall gleich der Anzahl OH^- Ionen in der basischen Lösung
- pH-Wert der resultierenden Lösung ist 7

→ Saure Lösung entsteht, indem Säure zu Wasser gegeben werden.

→ Basische Lösung entsteht, indem Base zu Wasser gegeben werden. Viel öfter produziert man aber eine basische Lösung durch Auflösen eines Metallhydroxids in Wasser. Hierbei wird das Ionengitter aufgebrochen und es entstehen hydratisierte Kationen und OH^- Ionen.:



Neutralisation beim zusammen gießen:



Säure und Basen sind Gegenspieler. Sind genauso viele Teilchen der Säure und der Base in der Lösung vorhanden, heben sie sich gegenseitig in ihrer ätzenden Wirkung auf, das heißt sie sind neutralisiert.

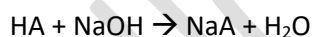
Titration

Eine analytische Methode um Konzentration (einer Säure/Base) zu bestimmen.

Bei einer starken Säure reicht es den pH-Wert zu messen. → $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Für *schwache Säuren* lässt sich $[\text{H}^+]$ nicht so einfach bestimmen, da nur ein Teil der Säureteilchen HA mit Wasser zu A^- und H_3O^+ reagieren und ein anderer Teil noch als hydratisierte Säureteilchen HA vorliegen.

Bei einer Titration nutzt man die Neutralisation von sauren und basischen Lösungen. Man gibt zuerst das abgemessene Volumen in ein Gefäß. Anschließend mischt man kleinen Portionen aus einer Burette z.B. Natronlauge mit genau bekannten Konzentration bei.



Haben alle Teilchen mit der Natronlauge reagiert, spricht man vom Äquivalenzpunkt. Es kommt zu einem starken pH-Wert Anstieg – Sprung. Die Anzahl der OH^- Ionen die bis zum Sprung dazugegeben wurden, entsprechen der Konzentration der H_3O^+ und HA Teilchen.

$$[\text{HA}] \times V_{\text{Probe}} = [\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}}$$

Äquivalenzpunkt einer Titration:

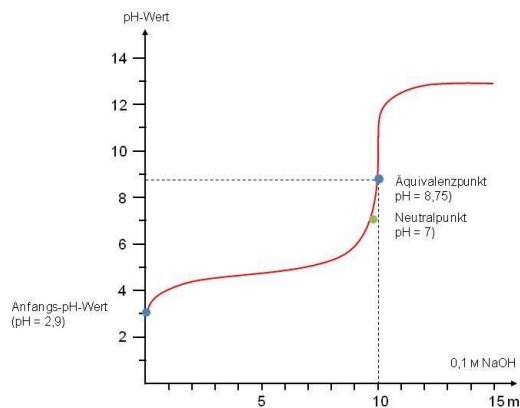
$$[\text{S}] \times V_{\text{S}} \times z_{\text{S}} = [\text{B}] \times V_{\text{B}} \times z_{\text{B}}$$

$[\text{S}]$ = Säure Konzentration V_{S} = Volumen der Säure z_{S} = Zahl der Protonen, die ein Säureteilchen abgeben kann

$[\text{B}]$ = Konzentration der Base V_{B} = Volumen der Base z_{B} = Zahl der Protonen, die ein Baseteilchen aufnehmen kann

Titrationen

Die grafische Darstellung des Verlaufs einer Titration. X-Achse → Verbrauch der zugesetzten Lösung mit bekannten Konzentration, y-Achse pH-Wert. Äquivalenzpunkt ist dort wo gleich viel Säure und Base Teilchen in der Lösung sind, nicht unbedingt pH = 7.



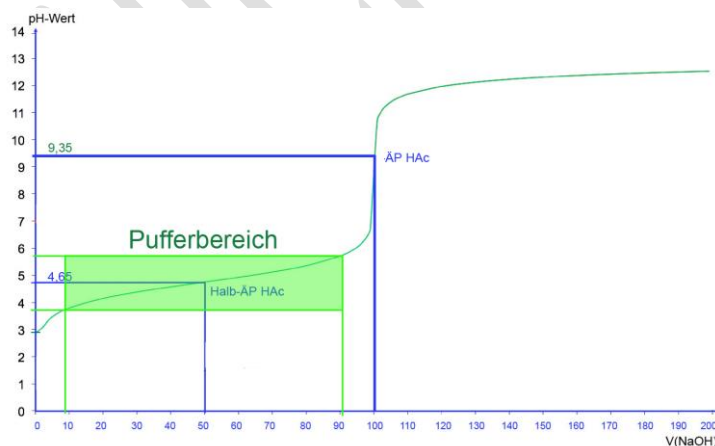
- Bereich 1. vor dem Erreichen des ÄP - Säure dominiert
- 2. ÄP
- 3. nach dem ÄP - Base dominiert

(Neutralpunkt wäre der Punkt, wo Säure und Base sich neutralisiert, (Nicht alle Säure Teile haben die gleiche Stärke), der pH = 7)

Säure Base Puffer

In der Natur müssen Reaktionen teilweise in einem sehr engen pH-Bereich ablaufen. Darum müssen zBs. Organismen, Schwankungen auffangen können. Hat ein System diese Fähigkeit, so spricht man von einem Puffer-System. Pufferlösungen, sind Lösungen, welche auch nach Zugabe von Säure/Base den pH-Wert konstant halten können.

Wird eine Säure in die Lösung gegeben, so reagiert es nicht mit Wasser sondern mit der Base des Pufferpaares. Da weder H_3O^+ noch OH^- Konzentration geändert hat, bleibt der pH-Wert konstant.:



Pufferbereich ist, wo der pH-Wert bei Zugabe von Säure/Base nur wenig verändert. Bei weiterer Zugabe verliert der Puffer seine auffangende Wirkung – die Pufferkapazität ist erschöpft.

Ein Pufferpaar HA/A^- puffert den pH-Wert einer Lösung in einen Bereich von ± 1 um seinen pK_s -Wert.

Puffer funktionieren mit korrespondierenden Basen im mittleren Bereich. Der Pufferbereich ist für jedes Pufferpaar charakteristisch, daher soll man für jeden pH-Wert das geeignete Puffersystem wählen.

Mit einer Puffergleichung kann man

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

- Bei bekannter Konzentration der Pufferbestandteile, den pH-Wert ermitteln

Konzentrationsverhältnis der Pufferbestandteile in einer Pufferlösung eines bestimmten pH-Wertes errechnen.

Organische Chemie I

Friedrich Wöhler und die Irrlehre der Lebenskraft

Im 18. Jahrhundert ordnete JÖNS J. BERZELIUS alle lebenden Organismen der organischen Chemie zu. Bis ins 19. Jahrhundert liessen sich organische Stoffe nicht im Labor herstellen. Man dachte, dass solche Organismen mit einer bestimmten Lebenskraft «vis vitalis» hergestellt werden mussten. FRIEDRICH WÖHLER gelang es erstmals einen organischen Stoff herzustellen:

Aus dem anorganischen Salz Ammoniumcyanat konnte er durch Erhitzen Harnstoff herstellen. Aus WÖHLERS Synthese erkannte man, dass organische und anorganische Stoffe aus denselben Atomsorten aufgebaut sind.

Definition organische Stoffe: Alle organischen Stoffe sind kohlenstoffhaltige Verbindungen. Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoff-Verbindungen.

Nicht zu den organischen Stoffen gehört Kohlenstoff C, Kohlenstoffdioxid CO_2 , Kohlenstoffmonoxid CO, Kohlensäure (H_2CO_3) sowie deren Salze, Carbonate und Hydrogencarbonat.

Ursprung der Vielfalt organischer Stoffe

Die Vielfalt beruht auf den besonderen Eigenschaften der C-Atome.

- ✚ Der Kohlenstoff hat 4-Valenzelektronen
- ✚ Ionenbildung fast unmöglich, da die zu überwindende Abstossungskraft bei der Aufnahme und Abgabe groß ist
- ✚ Das C Atom kann 4 kovalente Bindungen eingehen
- ✚ Die C Atome können untereinander stabile Bindungen eingehen und dadurch sind vielseitige Verknüpfungen möglich
- ✚ Die C Atome können untereinander stabile Doppel- und Dreifachbindungen eingehen

Darstellung organischer Moleküle

Sie werden meistens in der Skelettformel dargestellt. Hier wird die Dreidimensionalität vernachlässigt. Für die dreidimensionale Darstellung braucht man die Keil-Strich-Formel.

Zusammensetzung der Alkane

Versuch Verbrennung von Propan – S. 7 bis 8

Man verbrennt Propan um zu schauen welche Stoffe enthalten sind. Dieser Nachweis erfolgt über:

Die Elementaranalyse

Man untersucht die Verbrennungsprodukte von Propan (ein Alkan) auf Anwesenheit bestimmter Atomsorten.

→ *Nachweis von H-Atomen als Wasser*

Watesmopapier oder Weißes Kupfersulfat färbt sich bei Zugabe von Wasser blau

→ *Nachweis von C-Atomen als Kohlenstoffdioxid*

Bariumhydroxid-Lösung wird bei Zugabe von C-Atomen trübe

Verbindungen, deren Moleküle aus C- und H-Atomen bestehen und ausschließlich Einfachbindungen aufweisen, heißen Alkane.

Weil bei den Alkanen an jedem C-Atom die maximal mögliche Anzahl an H-Atomen gebunden ist – das C-Atom also mit H-Atomen gesättigt ist- bezeichnet man die Alkane als gesättigte Kohlenwasserstoffe.

Die Homologe Reihe der Alkane

Definition: Eine Reihe von Stoffen, die sich über eine allgemeine Summenformel darstellen lassen & bei der ein Stoff dieser Reihe aus dem vorherigen Stoff durch „Hinzufügen“ eines weiteren „Kettengliedes“ gebildet wird.

Alkane lassen sich nach Anzahl C-Atomen ordnen, sie unterscheiden sich immer um eine CH₂-Gruppe.

Die Siede- und Schmelztemperatur nimmt nach unten zu, da ausschließlich Van der Waals Kräfte vorhanden sind. Van der Waals Kräfte nehmen zu bei größerer Teilchen Anzahl (größere Anzahl Orte für mögliche Dipole, VdW-Kräfte beruhen auf zufällige, kurzzeitige Dipole) und bei größerer Masse.

Die allgemeine Summenformel der Alkane lautet C_xH_{2x+2}

Name	Summenformel	Skelettformel	T_m [°C]	T_s [°C]	Anzahl Isomere
Methan	CH ₄	nicht möglich	-182	-162	1
Ethan	C ₂ H ₆		-183	-89	1
Propan	C ₃ H ₈		-188	-42	1
Butan	C ₄ H ₁₀		-138	-1	2
Pentan	C ₅ H ₁₂		-130	36	3
Hexan	C ₆ H ₁₄		-95	68	5
Heptan	C ₇ H ₁₆		-90	98	9
Octan	C ₈ H ₁₈		-57	126	18
Nonan	C ₉ H ₂₀		-54	151	35
Decan	C ₁₀ H ₂₂		-30	174	75

Tabelle 1: homologe Reihe der Alkane (T_m : Schmelztemperatur, T_s : Siedetemperatur)

Reaktion der Alkane

Alkane sind sehr reaktionsträge, sie brauchen Motivation durch sehr reaktive Reaktionspartner oder hohe Temperaturen um die Aktivierungsenergie zu überwinden. Stoffe die mit Alkanen reagieren können → Sauerstoff, halogene Flur/Chlor/Brom.

Oxidation (Verbrennung)

Bei der Verbrennung muss man unterscheiden, ob genug Sauerstoff vorhanden ist oder nicht. Ist genügend vorhanden spricht man von einer **vollständigen** Verbrennung. Bei zu wenig Sauerstoff, spricht man von einer **unvollständigen** Verbrennung. Im Falle der Alkane bedeutet das, dass die Verbrennungsreaktionen je nach Menge des zu Verfügung stehenden Sauerstoffs unterschiedliche Produkte liefern. Bei der **vollständigen** Verbrennung sind dies immer CO₂ und H₂O. Bei der **unvollständigen** Verbrennung sind dies CO und C.

Radikale Substitution

Versuch: Reaktion von Brom mit Heptan – S.11

Die radikalische Substitution ist wie eine Kettenreaktion anzusehen.

A – Start

Durch Bestrahlung mit UV-Licht zerfällt ein Brommolekül homolytisch (Bindung wird so gespalten, dass jedes Bromatom ein Bindungselektron enthält). Dabei bilden sich zwei Bromradikale.

B – Kette

1. Ein Bromradikal greift das Heptan-Molekül an einem Wasserstoffatom an. Dabei bildet sich ein Bromwasserstoffmolekül und ein Heptylradikal.

2. Das Heptylradikal greift nun ein weiteres Brommolekül an und es bildet sich das Bromheptan, sowie wieder ein Bromradikal als Zwischenprodukt. Das Bromradikal setzt die Kette fort wie bei „1.“

C – Abbruch

Verschiedene Abbruchreaktionen sind denkbar.

1. Zwei Bromradikale rekombinieren zu einem Brommolekül

2. Ein Bromradikal und ein Heptylradikal rekombinieren zu einem Bromheptan

3. Zwei Heptylradikale rekombinieren zu einem Alkan mit 14 C-Atomen

(4. Abbruchreaktion namens Disproportionierung)

Isomerie der Alkane

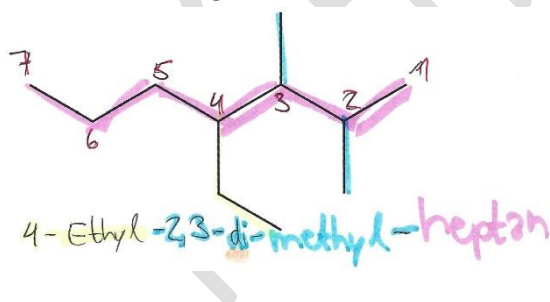
N-Alkane sind lineare Alkane. Die Angabe N wird meistens nicht angegeben. Aber Alkane können auch anders verknüpft werden. Andere Verknüpfungen haben auch andere Eigenschaften. Je grösser die Fläche desto höher ist die Siedetemperatur.

Moleküle mit derselben Summenformel aber unterschiedlicher Verknüpfung (Konstitution) der Atome nennt man Konstitutionsisomere.

Nomenklatur der Alkane – systematische Benennung

Je mehr Atome ein Alkan enthält, desto mehr Isomere sind denkbar, darum die systematische Benennung.

1. Anzahl der C-Atome in der längsten durchgehenden Kette bestimmt den Stammnamen der Verbindung (siehe: *homologe Reihe der Alkane*).
2. Seitenketten verzweigter Alkane erhalten ihren Namen ebenfalls nach der Anzahl C-Atome, wobei die Endung '-an' bei diesen sogenannten Alkylresten durch '-yl' ersetzt wird. Verschiedene Seitenketten werden alphabetisch aufgeführt (methyl: 1 Strich, ethyl: 2 Striche, propyl: 3 Striche)
3. Zur Angabe der Verknüpfungsstellen zwischen der Haupt- & den Seitenketten wird die Hauptkette so durchnummeriert, dass die Verknüpfungsstellen möglichst tiefe Zahlen (Lokanten) erhalten. Die Lokanten werden (mit aufsteigendem Wert & durch Kommas getrennt) im Namen den Alkylresten vorangestellt.
4. Kommen Seitenketten mehrmals vor, so wird dies durch das entsprechende griechische Zahlwort (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, okta, ennea...) angegeben. Diese Zahlenwörter werden bei der alphabetischen Sortierung nicht berücksichtigt.
5. Erster Buchstabe des Namens wird grossgeschrieben. Vor & nach den Lokanten werden Bindestriche gesetzt.



Alkene – ungesättigte Kohlenwasserstoffe

Alkene sind Alkane welche mindestens eine C-C-Doppelbindung haben. Die allgemein Summenformel C_nH_{2n} . Endung -en

Es gibt auch analog zu den Cycloalkanen, die Cycloalkene C_nH_{2n-2}

Bei mehreren Doppelbindungen müssen entsprechend die Zahlwörter angegeben werden.

→ But-1,2-dien

Die -Bindung verhindert die freie Drehbarkeit der C-C-Doppelbindung. Es unterscheidet sich nicht die Verknüpfung, sondern nur die räumliche Anordnung der Atomgruppen.

Verbindung mit derselben Summenformel und derselben Verknüpfung der Atome aber unterschiedlicher räumlicher Anordnung der Atome bzw. Atomgruppen nennt man geometrische Isomere oder Stereoisomere

Liegen zwei Substitutionen mit der höchsten Priorität auf derselben Seite einer Doppelbindung, spricht man von Z-Isomer. Auf unterschiedlichen Seiten spricht man von E-Isomer.

Bsp. (Z)-But-1-en

Alkine – ungesättigte Kohlenwasserstoffe

Alkine haben mindestens eine C-C-Dreifachbindung. Sie haben die allgemeine Summenformel C_nH_{2n-2} . Endung -in. E, Z Isomerie nicht möglich.

Verschiedene Konstitutionsisomere, bei welchen Verzweigungen/ Position der dreifachen Bindung variiert, sind möglich

Alkine sind deutlich reaktiver als Alkane, weil sie Mehrfachbindungen als funktionelle Gruppe aufweisen. Die π -Bindung (2. und 3. Bindung zwischen C-Atomen) sind weniger stabil als die σ -Bindungen (1. Bindung zwischen C-Atomen) und können daher leicht angegriffen werden bzw. an dieser Stelle leicht verändert werden.

Erklärung von Erdöl, Entstehung + Aufbereitung

Erdöl ist ein natürlich in der oberen Erdkruste vorkommendes, gelblich bis schwarzes, hauptsächlich aus Kohlenwasserstoffen bestehendes Stoffgemisch. Es dient zur Erzeugung von Elektrizität & als Treibstoff fast aller Verkehrs- und Transportmittel. Es steckt in Kunststoffen, Farben, Medikamenten & Kosmetika. Die moderne Industriegesellschaft ist ohne den Rohstoff kaum vorstellbar → 'Schwarzes Gold'.

Entstehung

Meeresorganismen sowie tierisches & pflanzliches Plankton stirbt ab & sinkt auf den Grund von Meeren und Seen. In den Tiefen der Meere & Seen gelangt das tote, organische Material kaum Sauerstoff. Folge: Das abgestorbene Plankton kann nicht verwesen und Sedimente, wie Sand & Ton, mischen sich mit der Zeit in die Planktonschicht → Faulschlamm (feinkörniges, unverfestigtes Erdölmuttergestein). Durch weitere Überlagerung mit Sedimenten verfestigt sich das Muttergestein & wandert in die Tiefe → Druck & Hitze nehmen zu. In dieser Tiefe & den Temperaturen bis zu 150°C brechen die Bindungen der großen Moleküle des Muttergesteins auf & es entstehen kleinere Moleküle, die Erdöl-Kohlenwasserstoffe. Aus fester Substanz wird so zähflüssiges Öl.

Der hohe Druck in der Tiefe quetscht das Öl aus dem Muttergestein heraus & es gelangt in die nächste, poröse Gesteinsschicht. Weil es leichter als Wasser ist, wandert es in den Porengängen (z.B. in Sandstein) nach oben bis es in einer "Erdöl-Falle" gefangen wird: Eine undurchlässige Schicht (z.B.

Ton oder Salz) verhindert ein weiteres Auftauchen des begehrten Rohstoffes. In einer Art Kuppel sammeln sich im Speichergestein immer mehr Erdöltröpfchen & eine Erdöllagerstätte entsteht.



Erdölvorkommen sind also keine riesigen, unterirdischen Seen, sondern eher poröse Gesteinsschichten, die sozusagen wie ein Schwamm vollgesogen sind mit Erdöl. Die wundersame Verwandlung des Planktons zu dem schwarzen, stinkigen und klebrigen Rohstoff kann zwischen 10.000 und einigen Millionen Jahren dauern.

Alternative zum Erdöl: Biomasse

Bei der Biomasse werden aus biologischem Material reaktive Grundchemikalien gewonnen. 5-HMF ist ein Stoff, der sich bei der thermischen Zersetzung von Zucker oder Kohlenhydraten bildet. 5-HMF kann in vielen mit Hitze behandelten Lebensmitteln wie Milch, Fruchtsaft, alkoholische Getränke, Honig usw. nachgewiesen werden. Er ist die Grundlage für die Herstellung von Biomasse.

Fraktionierende Destillation

Erdöl ist ein Gemisch aus verschiedenen KW. Um dieses Gemisch in die einzelnen Stoffe/Fractionen aufzuteilen nutzt man die unterschiedlichen Siedetemperaturen der Stoffe aus:

Das Erdöl wird in einem Ofen auf ca. 350°C erhitzt.

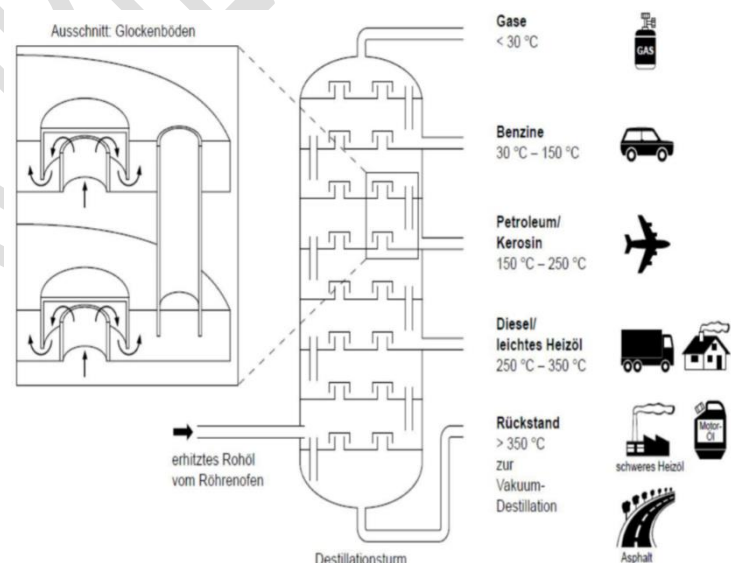
Ein Teil des Öls verdampft, ein Teil bleibt flüssig.

Das Gemisch wird nun in einen hohen Destillationsturm (bis zu 50m hoch) geleitet. Er ist durch Zwischenböden in mehrere 'Stockwerke' unterteilt → Glockenböden. Diese dienen zur besseren Trennung des Gemischs: Der aufsteigende Dampf durchperlt die Glockenböden, die eine bestimmte Temperatur besitzen. Wenn man den aufsteigenden Dampf durch die kondensierte Flüssigkeit strömen lässt, kondensieren alle Stoffe mit einem höheren Siedepunkt in der Flüssigkeit im Glockenboden.

Durch die seitlich liegenden Ventile können die einzelnen Fraktionen entnommen werden => Rektifikation.

Die Temperaturen im Turm nehmen von unten nach oben hin ab → Öldämpfe kühlen sich ab, wenn sie im Turm nach oben steigen → werden wieder flüssig. Somit sammeln sich KW mit ähnlichen Siedetemperaturen auf denselben Böden (Fraktionen) & können so laufen abgezogen & in Tanks gepumpt werden.

Gewonnene Stoffe: Gase, Benzine, Kerosin/Petroleum, Diesel/Heizöl. Da die Siedetemperaturen der Stoffe viel zu eng beieinander liegen ist es bei dieser Destillation nicht möglich reine Stoffe zu gewinnen, sondern nur Stoffgemische. Aus dem Rückstand kann man Stoffe wie schweres Heizöl, Schmieröle & Fette, Paraffin oder Bitumen gewinnen.



Fracking

Der Begriff 'Fracking' ist eine Abkürzung für 'hydraulic fracturing'. Es ist eine umstrittene Form um Erdöl & Gasmoleküle aus dichtem Schiefergestein zu extrahieren. Der Prozess beansprucht giftige Substanzen und braucht enorme Menge von Wasser. Gegner von 'Fracking' sagen es verursacht ernste Umweltschäden, Verschmutzung von Grundwasser & Luft, und es ist ein Risiko für die menschliche Gesundheit. Befürworter behaupten 'Fracking' sei sicher & eine gute Methode um grosse Mengen von Erdgas zu gewinnen, welches sonst unerreichbar wäre.

Die 'International Energy Agency' (IEA) schätzt, dass die USA in nur zwei Jahren Russland als weltgrösster Hersteller von Erdgas ersetzen wird. Denn seit US-amerikanische Bohr-Experten die 'Fracking'-Methode benutzen, ist die USA in Sachen Erdöl & Erdgas unabhängig von den arabischen Öl-Sheiks & -Ländern geworden.

Der Begriff 'Gas revolution' bezieht sich auf den Fakt, dass mit dem 'Fracking'-Prozess eine neue Methode von Gasproduktion existiert, welche die USA von einem Erdgas & Erdöl Importeur zu einem Exporteur gemacht hat. Die USA besitzt massive Erdgas & -öl Reservoirs welche das Potential haben das geopolitische Saldo zu ihren Lasten zu verändern.

Der grosse Unterschied von 'Fracking' in den USA & ausserhalb ist der, dass die Methode in den USA schon hoch entwickelt & verbreitet ist. In Europa z.B. ist 'Fracking' sehr umstritten wegen den vielen negativen Folgen für die Umwelt & den Menschen.

Die 'Fracking' Technologie:

1. Flüssigkeit wird mit hohem Druck in die Schiefergesteinsschichten gepumpt.
2. Der hohe Druck zerbricht das Gestein → 'fracking'
3. Gas wird von Gestein freigelassen und erzeugt
4. Flüssigkeit wird herausgepumpt und wird für eine erneute Anwendung verarbeitet

Cracken

Zur Gewinnung von Benzin & leichtem Heizöl:

Durch Cracken werden die bei der Destillation von Rohöl gewonnen Mengen an Benzin & leichtem Heizöl (Dieselöl) in die gewünschten leichteren Faktoren umgewandelt. Denn die bei der Destillation gewonnen Stoffe reichen nicht aus, um den Bedarf des Marktes zu decken.

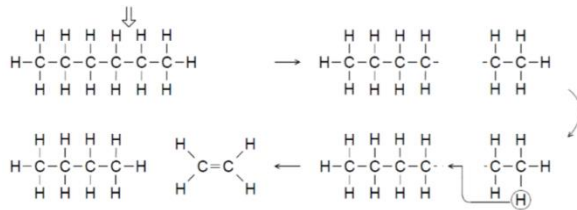
Zur Gewinnung von Chemierohstoffen:

Durch Cracken von Rohbenzin ist es möglich, grosse Mengen an ungesättigten KW zu gewinnen. Denn diese werden in der chemischen Industrie benötigt.

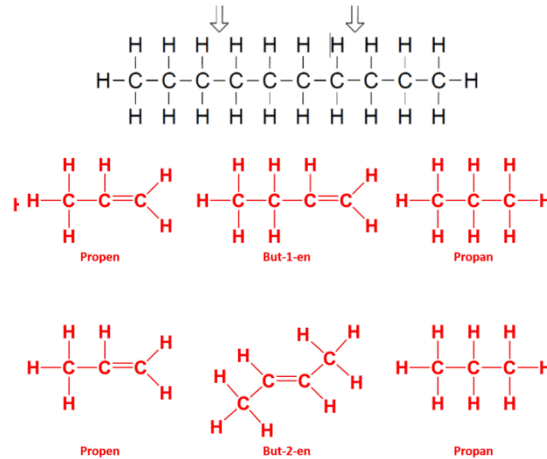
Beim Cracken werden kleine Kugeln aus Aluminiumoxid mit anderen Metalloxiden als Katalysator verwendet. Dieser muss ständig wiederaufbereitet werden, da sich Kohlenstoff (Russ) auf der Oberfläche absetzt, wodurch er unwirksam wird. Diese Russschicht wird im Regenerator abgebrennt. Das beim Cracken entstandene Gemisch aus ungesättigten & gesättigten KW wird in einem Destillationsturm in Fraktionen zerlegt.

Beim Cracken von Alkanen entstehen gesättigten & ungesättigte KW. Durch Umlagerung von Wasserstoffatomen & die Ausbildung von C=C-Doppelbindungen können alle Bindungen abgesättigt werden.

Bsp. 1: Hexan



Bsp. 2: Dekan



Funktionsweise des Ottomotors

Im Ottomotor wird Benzin verbrannt & er arbeitet nach einem Viertaktprinzip:

Tankt ein Auto Benzin, so wird es von einem Ottomotor angetrieben. Er arbeitet nach einem Viertaktprinzip. Im ersten Takt, dem **Ansaugtakt**, wird eine kleine Menge Benzin & Luft in die Brennkammer des Zylinders gesaugt. Im zweiten Takt, dem **Verdichtungstakt**, wird das Benzin-Luft-Gemisch komprimiert. Der elektrische Funken der Zündkerze startet im dritten Takt, dem **Arbeitstakt**, die Verbrennung des Benzin-Luft-Gemisches, bei der Temperaturen über 2000 °C sowie gasförmige Reaktionsprodukte entstehen. Durch die Gasentstehung baut sich ein Druck von bis zu 50 bar auf, der Kolben wird nach unten gedrückt & so das Getriebe in Gang gesetzt. Im vierten Takt, dem **Auspufftakt**, öffnet sich das Auslassventil & die Abgase werden durch den Kolben aus der Brennkammer gepresst.

Organische Chemie II

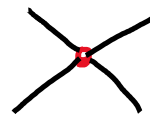
Chemische Reaktivität

- **Elektronische Struktur:** Chemische Reaktionen basieren auf das Bewegen von Elektronen.
 - Je einfacher die Elektronen zugänglich sind, desto reaktiver ein Stoff.
→ Doppel- und Dreifachbindungen sind ausserhalb der Kerne und leichter anzugreifen
 - Vor allem beim Vorhandensein von (partial) neg. und pos. geladenen Zentren.
→ C-C ist unpolar und schwerer zu zerstören als C-O polar. Ein positiver Angreifer kann den negativen Pol leichter angreifen und umgekehrt.
- **Sterische Hinderung:** Einfluss des räumlichen Aufbaus auf Reaktivität.
 - Ein chem. Zentrum kann so stark abgeschirmt sein, dass kein Reaktionspartner zu diesem vordringen kann. Keine Reaktion findet statt.
→ 1 ist nicht sterisch, leichter zu erreichen als 2, welches bessere sterische Hinderung hat.

1)



2)



Aromaten

Aromatizität: Alle cyclischen Verbindungen mit delokalisierten mesomeristabilisierten Elektronensystem. Verbindungen aus mehreren Ringen oder Fremdatomen bestehen, gehören auch dazu.

Kriterium für Aromat

1. Ringförmiges Molekül
2. Das Molekül muss planar sein
3. Die Doppelbindungen müssen konjugiert sein (Doppelbindungen grenzen immer an Einfachbindungen)
4. Die Hückel-Regel muss erfüllt sein

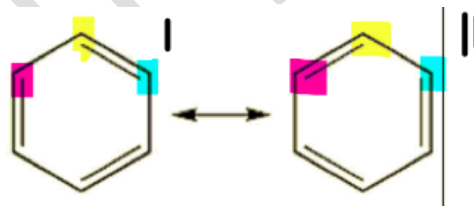
Hückel-Regel: Man zählt die Elektronen, die zu der Doppelbindung gehört und zusätzlich sind, also pro Doppelbindung 2 und setzt sie bei X ein. Für n muss man probieren eine ganze Zahl kleiner/grösser als null einzusetzen, damit die Gleichung stimmt. « $4 \cdot n + 2 = x$ »

Erklärung für Reaktivität

Vergleicht man Cylohexen (Ring mit 1 Doppelbindung) mit Benzol (Ring mit 3 Doppelbindungen) erwartet man eigentlich, dass Cylohexen weniger reaktiv ist als Benzol wegen der Doppelbindung Anzahl, aber...

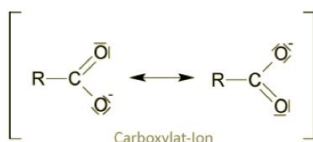
Benzol, welches 3 Doppel- und 3 Einfachbindungen hat, ist also weniger reaktiv (weniger Energie) als erwartet. Die C-Atome sind durch je zwei Einfachbindungen untereinander verbunden und eine Bindung wird zu dem Wasserstoff gebildet. Jedes C hat also ein Elektron die noch zur Bindung frei sind. Die insgesamt 6 Elektronen sind gleichmässig verteilt – delokalisiert und konjugiert.

Die Bindungsverhältnisse eines Moleküls müssen durch mehrere **mesomere Grenzformeln** dargestellt werden. Hier ist der Mesomeriepfeil wichtig. Dieses Phänomen heisst **Mesomerie**.



Mesomerie in nicht-aromatischen Teilchen

Carboxylatgruppe (-COO⁻)



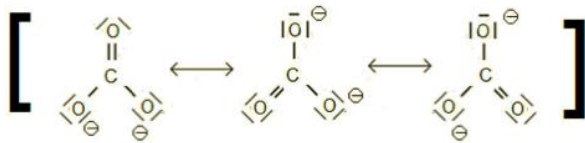
Nitrogruppe

Sie sind mit der Carboxylatgruppe isoelektronisch d.h. sie haben dieselbe



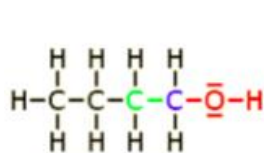
Valenzelektronenkonfiguration.

Carbonat-Ion

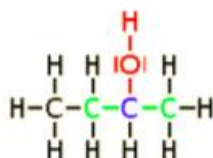


Alkohole

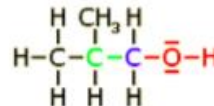
Die Hydroxygruppe (-OH) gehört zu der Stoffklasse Alkohole. Als Endung wird -ol/ verwendet. Die Endung wird zusätzlich angefügt. Bei mindestens 4 Kohlenstoffatomen gibt es auch hier verschiedene Isomere. Sie unterscheiden sich mit der Position der OH-Gruppe. Es gibt primär, sekundär und tertiär. Sie entsprechen den angehängten C-Ketten:



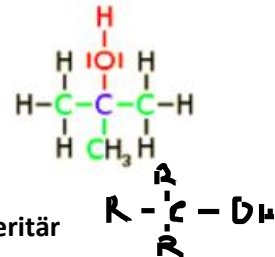
primär



sekundär



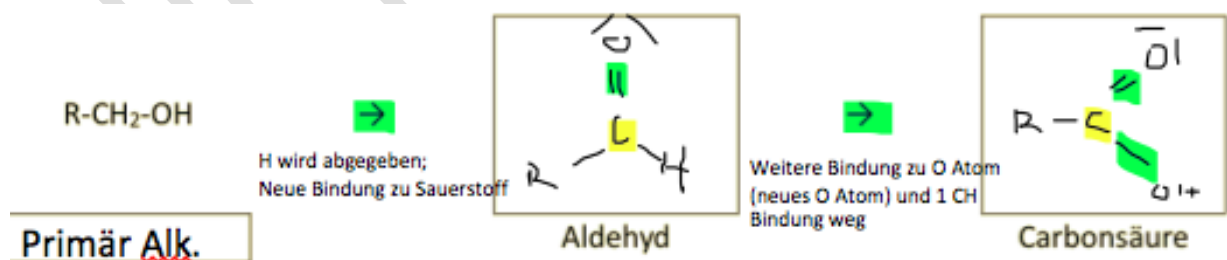
teritär



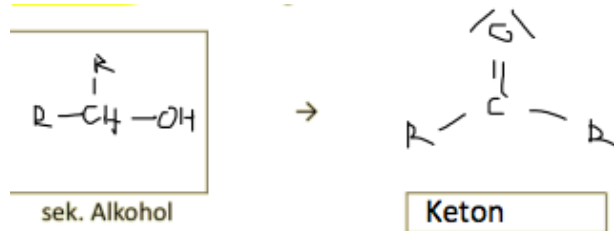
Es gibt noch **zwei-, drei-, vier- oder mehrwertige Alkohole**. Diese entsprechen der Anzahl Hydroxygruppen (OH) im Molekül. Vorsicht nicht verwechseln!

Oxidierbarkeit der Alkohole

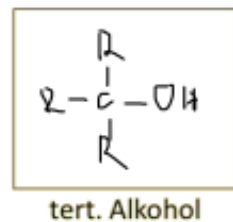
Primäre Alkohole können zu Aldehyden oxidiert werden. Aldehyde können zu Carbonsäure oxidiert werden.



Sekundäre Alkohole können zu Ketonen oxidiert werden.



Tertiäre Alkohole können nicht oxidiert werden.



Oxidierbarkeit

Schema

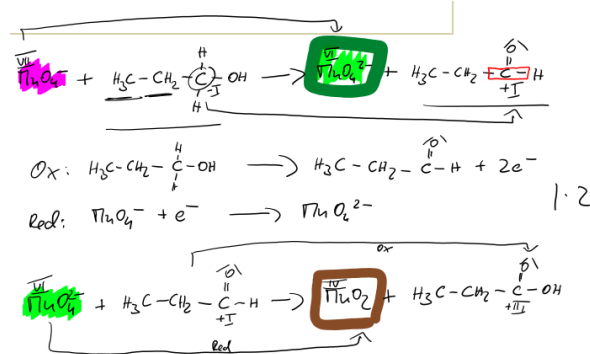
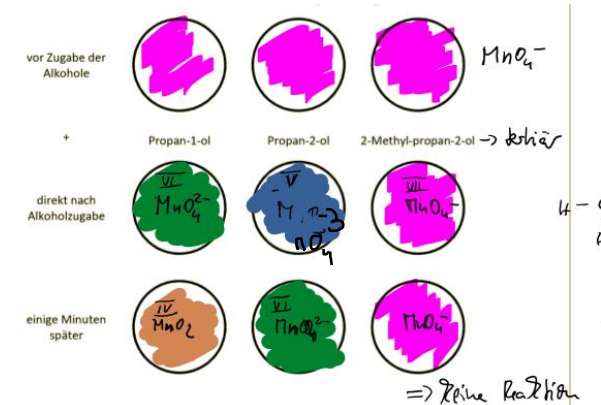
Man betrachtet das Atom in der Lewisformel. Bindungselektronen werden den beteiligten Atomen wie folgt zugeordnet: Bindungspartner mit höherer EN bekommt beide Elektronen, bei gleicher EN wird je ein Elektron zugeordnet.

→ $OZ(\text{Atom}) = \text{Anzahl Valenzelektronen des ungeladenen Atoms} - \text{Anzahl zugeordneter Elektronen des Atoms im Molekül}$

Faustregeln

1. Einzelne Atome und Elemente haben immer $OZ = 0$
2. Die Summe aller OZ in einem Teilchen ist gleich der Ladung des Teilchens
 - a. Molekül: Summe aller OZ ist Null
 - b. Einatomige Ionen: $OZ = \text{Ladung des Ions}$
 - c. Mehratomige Ionen: Summe aller $OZ = \text{Ladung des Ions}$
3. Sauerstoff hat meistens $OZ = -II$
4. Wasserstoff hat meistens $OZ = +I$
5. Fluor hat in allen Verbindungen $OZ = -I$
6. Alkalimetalle haben in allen Verbindungen $OZ = +I$

Versuch



Rand Information – Redoxreaktion

Reduktion: Ein Teilchen, welches Elektronen aufnimmt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher sinkt

Oxidation: Ein Teilchen, welches Elektronen abgibt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher steigt

Oxidationsmittel: Teilchen, welches Elektronen aufnimmt – Elektronenrezeptor – wird selbst reduziert

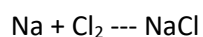
Reduktionsmittel: Teilchen, welches Elektronen abgibt – Elektronendonator – wird selbst oxidiert

Oxidierterform: Die Elektronen ärmere Form eines Teilchens

Reduzierterform: Die Elektronen reichere Form eines Teilchens

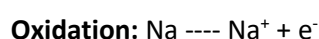
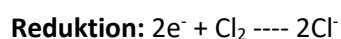
1. Ermitteln der Grundgleichung

Zuerst wird festgehalten, welche Edukte zu welchen Produkten reagieren. Achtung: BrINClHOFl müssen alleine immer an sich selber gebunden sein.



2. Aufstellen der Teilgleichung für Oxidation und Reduktion

Man schaut dann welcher der Teile oxidiert/reduziert werden und stellt dann eine Teilgleichung für Oxidation/Reduktion.

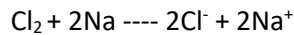


3. Elektrobilanz

Man multipliziert so, dass auf beiden Seiten gleich viele Elektronen sind, damit man diese dann Streichen kann.

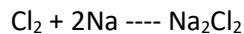
4. Vereinen der beiden Teilgleichungen

Man vereint die beiden Teilgleichung und übernimmt die Ladung – Ionengleichung

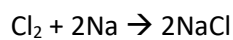


5. Erstellen der Stoffgleichung

Man fügt die Teilchen zusammen.



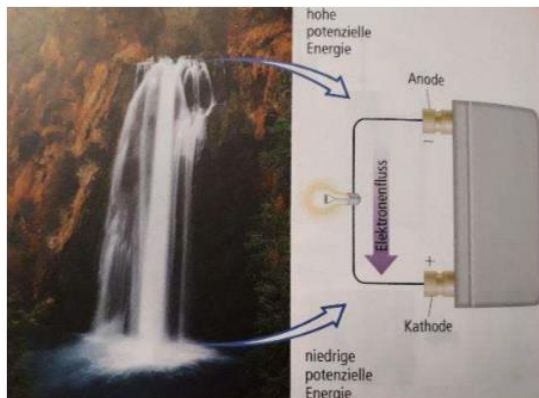
Kürzen falls möglich.



6. Kontrolle

Man überprüft ob die Anzahl Atome auf beiden Seiten gleich ist.

Zellspannung und Reduktionspotenziale - Exkurs



In jedem Stromkreis kann die Zellspannung gemessen werden.

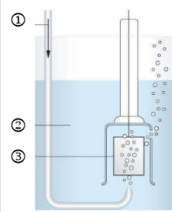
Daniell-Element misst Zellspannung $U = 1.1 \text{ V}$, Blei/Kupfer-zelle 0.5 V . Die Spannung ist also abhängig von den kombinierten Halbzellen bzw. welche Reaktionen ablaufen.

Redoxreihe quantitativ nutzen, das heisst man nutzt Standard-Reduktionspotenziale E^0 statt «Säure und Base der EDUKTseite mit einem Pfeil verbinden. Ist der Pfeil nach unten gerichtet, liegt das GGW rechts auf der Produktseite. Ist der Pfeil nach oben gerichtet, liegt das GGW Links auf dem Edukt“, um Zellspannung bzw. wie stark GGW links/rechts liegt.

Potential bzw Potentialdifferenz

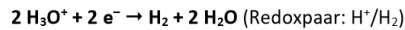
Elektronenfluss einer galvanischen Zelle ist mit einem Wasserfall zu vergleichen. Wasserfall fällt, da potentielle Energie unten geringer ist als oben. Die Elektronen fallen also analog zum Ort mit niedriger potentieller Energie, also von der Anode zur Kathode. Die Zellspannung gibt an wie tief die Elektronen in galvanischen Zellen fallen → wie groß die Potentialdifferenz zwischen Anode und Kathode ist.

Man benötigt Potential jeder Halbzelle und berechnet die Differenz. Potentiale selbst kann man aber nicht messen, nur Differenz. Darum ist willkürlich ein 0 Punkt definiert. Dieses Bezugssystem ist Standard-Wasserstoffelektrode und deren Potenzial beträgt 0.00 V . Jede Spannung einer Halbzelle ist in Bezug auf die Wasserstoffelektrode festgelegt.

Die Standard-Wasserstoffelektrode

- ① Wasserstoffgas
② $[H_3O^+] = 1 \text{ mol/l}$
③ Platinelektrode

Das Potential der Standard-Wasserstoffelektrode ist per Definition der Nullpunkt der Potentialskala ($E^0 = 0.00 \text{ V}$). Es liegt die folgende Reaktion zugrunde:



Da Wasserstoff als Gas weder Elektrodenform annehmen kann, noch elektrisch leitet, verwendet man eine Hilfselektrode in Form eines Edelmetalls (Platin). Diese Hilfselektrode wird mit Wasserstoffgas umspült, welches an der Platinoberfläche adsorbiert und diese mit einer hauchdünnen Schicht von Wasserstoffatomen überzieht. Somit erhält man einen "Wasserstoffblock", der im Inneren aus Platin besteht – die Wasserstoffelektrode.

Die Platinelektrode taucht in eine Säure-Lösung mit $[H_3O^+] = 1 \text{ mol/L}$ (z.B. 1 mol/l Salzsäure) ein und wird von Wasserstoffgas (bei $p = 1013 \text{ hPa}$ und $T = 298.15 \text{ K} = 25^\circ \text{C}$) umspült. Das Wasserstoffgas adsorbiert teilweise am Platin und bildet ein Gleichgewicht mit den H_3O^+ -Ionen der sauren Lösung. Das elektrische Potential, das sich an dieser Elektrode bildet, ist das Standardpotential, welches als $E^0 = 0.00 \text{ V}$ definiert wird.

Bei der Kombination von Standard Zink-Halbzelle mit einer Standard Wasserstoff-Halbzelle wird $U = 0.76 \text{ V}$ gemessen. Zink findet Oxidation statt – Minuspol.

$$\rightarrow E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0.67 \text{ V}$$

Bei der Kombination von Standard Kupfer-Halbzelle mit einer Standard Wasserstoff-Halbzelle wird $U = 0.34 \text{ V}$ gemessen. Kupfer findet Reduktion statt – Pluspol.

$$\rightarrow E^0(Cu^{2+}/Cu) = +0.34 \text{ V}$$

→ Die Zellspannung ergeben sich aus der Differenz der Standard-Reduktionspotentiale der beiden Teilreaktionen an Anode und Kathode

Zellspannung:

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0 (\text{Kathode}) - E^0 (\text{Anode}) && \text{oder allgemeiner} \\ \Delta E^0 &= E^0 (\text{Reduktion}) - E^0 (\text{Oxidation}) && \text{oder formuliert für die Redoxreihe} \\ \Delta E^0 &= E^0 (\text{Zeile mit OM}) - E^0 (\text{Zeile mit RM}) \end{aligned}$$

Mit Standardpotentialen kann man bestimmen, ob Redoxreaktionen freiwillig ablaufen oder nicht, also wo GGW liegt.

→ Je stärker positiv E^0 , desto leichter läuft eine Reduktion ab

→ Je kleiner E^0 , desto einfacher läuft Oxidation ab

→ Je positiver Differenz von E^0 , desto freiwilliger eine Reaktion

Für das **Standard-Potential** ΔE^0 einer Redoxreaktion gilt (wie schon oben gesehen):

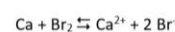
$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0 (\text{Zeile mit dem Oxidationsmittel}) - E^0 (\text{Zeile mit dem Reduktionsmittel}) \\ &= E^0 (\text{Reduktion}) - E^0 (\text{Oxidation}) \end{aligned}$$

$\Delta E^0 > 0 \text{ V}$: Das Normgleichgewicht liegt rechts (auf der Seite der Produkte).

$\Delta E^0 < 0 \text{ V}$: Das Normgleichgewicht liegt links (auf der Seite der Edukte).

Beispiel: **Reaktion von Calcium (Ca) mit Brom (Br₂)**

RM	OM	E^0 : ←
Li	$\rightleftharpoons Li^+$	+ 1 e ⁻ - 3.04 V
K	$\rightleftharpoons K^+$	+ 1 e ⁻ - 2.93 V
Ca	$\rightleftharpoons Ca^{2+}$	+ 2 e ⁻ - 2.87 V
Na	$\rightleftharpoons Na^+$	+ 1 e ⁻ - 2.71 V
Zn	$\rightleftharpoons Zn^{2+}$	+ 2 e ⁻ - 0.76 V
$H_2 + 2 H_2O$	$\rightleftharpoons 2 H_3O^+$	+ 2 e ⁻ 0.00 V
Sn^{2+}	$\rightleftharpoons Sn^{4+}$	+ 2 e ⁻ 0.15 V
Cu	$\rightleftharpoons Cu^{2+}$	+ 2 e ⁻ 0.34 V
2 Br ⁻	$\rightleftharpoons Br_2$	+ 2 e ⁻ 1.09 V



Reaktion ist freiwillig, GGW rechts, da RM (Ca) über OM (Br₂)

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0 (\text{Reduktion}) - E^0 (\text{Oxidation}) \\ &= E^0 (Br_2/Br^-) - E^0 (Ca/Ca^{2+}) \\ &= 1.09 \text{ V} - (-2.71 \text{ V}) \\ &= 3.8 \text{ V} \end{aligned}$$

$\Delta E^0 > 0 \Rightarrow$ GGW rechts

GALVANISCHES ELEMENT

Redoxreaktionen können einen elektrischen Strom liefern, wenn die Teilreaktionen an voneinander getrennten Orten ablaufen, die zwei Orte aber elektrisch leitend miteinander verbunden sind. Chemische Energie wird dabei in elektrische Energie umgewandelt.

Elektronen Übertragung → Elektronen fließen → elektrischer Strom

DAS DANIELL-ELEMENT

Zinkstab in Cu^{2+} -Sulfat-Lösung: Elektronen wandern vom Zink zum Cu^{2+}

→ Um den Elektronenfluss auszunützen, muss man die direkte Übertragung verhindern...

Cu^{2+} -Lösung ist über einen Verbraucher mit dem Zinkstab verbunden: Es findet kein Stromfluss statt

→ Es braucht einen geschlossenen Stromkreis für einen Stromfluss

Cu -Stab in Cu^{2+} -Lösung mit ist über einem Verbraucher und mit einer Salzbrücke mit dem Zn -Stab in Zn^{2+} -Lösung verbunden: Es gibt Stromfluss

Zn ist weniger edel als Cu , es steht höher in der Redoxreihe. Die Cu^{2+} -Ionen können es daher zu Zn^{2+} -Ionen oxidieren, die Cu^{2+} -Ionen selbst werden reduziert. Zn/Zn^{2+} bilden den negativen Pol, Elektronen werden von der Reduktion an den äusseren Stromkreis geliefert. Cu/Cu^{2+} bilden den positiven Pol, Elektronen werden vom äusseren Stromkreis entnommen.

Anode: Hier läuft immer die Oxidation ab, (in der galvanischen Zelle der Minuspol (weil Elektronen an den äusseren Stromkreis abgegeben werden, bei der Elektrolyse der Pluspol))

Kathode: Hier läuft immer die Reduktion ab, in der galvanischen Zelle der Pluspol (weil Elektronen vom äusseren Stromkreis aufgenommen werden), bei der Elektrolyse Minuspol)

Halbzelle: Ist ein Ion mit seinem dazugehörigen Metall, System aus Metall und seinem Elektrolyten (Zellendiagramm als Schreibweise à $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} // \text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$)

Elektroden: Leitfähiger Feststoff

Elektrolyt: Leitfähige Flüssigkeit

Salzbrücke: Eine Salzbrücke dient als ionenleitende Verbindung zwischen Elektrolyt-Lösungen. Sie ermöglicht den freien Fluss von Ionen zwischen verbundenen Systemen. Im Falle eines aus zwei Halbzellen bestehenden galvanischen Elementes verhindert die Salzbrücke den Aufbau von Ladung in den Halbzellen, welche den Stromfluss ansonsten frühzeitig zum Erliegen bringen würde.

Diaphragma: Eine stromdurchlässige Trennung in oder an einer elektrochemischen (Halb-)Zelle, z. B. eine Membran oder poröse Trennwand. Das Diaphragma verhindert die Durchmischung, lässt aber einen Strom durch Ionenleitung hindurch.

ERLÄUTERUNG: DIE BEIDEN HALBZELLEN AUS METALLION SIND ELEKTRISCH VIA VERBRAUCHER UND SALZBRÜCKE VERBUNDEN. AN DER ANODE FINDET DIE OXIDATION STATT, DIE ELEKTRONEN WANDERN DURCH DEN ÄUSSEREN STROMKREIS ZUR KATHODE, DORT FINDET DIE REDUKTION STATT. UM DEN STROMKREISZUSCHLIESSEN MÜSSEN DIE HALBZELLEN AUSSERDEM ÜBER EINE SALZBRÜCKE, ODER DIAPHRAGMA VERBUNDEN SEIN.

Aldehyde

Vorkommen

Desinfektionsmittel, Konservierungsmittel, Parfüm, wenn Alkohol abgebaut wird in der Leber und Grund für Kater

Herstellung

Oxidation von primär Alkohol

Benennung

Name des Alkans mit gleich vielen Kohlenstoffatome mit Endung -al

Endständige C-O Doppelbindung:



Sonstiges

Tollensprobe: Ammoniakalische Silbernitratlösung mit probe versetzt und erhitzt → Niederschlag von Silber

Fehlingprobe: Kupfersulfat Lösung mit probe versetzt und erhitzt → Verfärbung

Verdacht auf Krebs, stark polar, stärkere ZMK als Alkanen, Siedetemp. Höher als entsprechende Alkane aber niedriger als entsprechender Alkohol, keine Wasserstoffbrückenbindung möglich, leicht zu oxidieren, Ethanal - Kater

Ketone

Vorkommen

Nagellack, Klebstoffe, Parfüm, Medikamente, Lösungsmittel, Nagellackentferner

Herstellung

Oxidation von sekundären Alkoholen.

Benennung

Viele Trivialnamen...

Name des entsprechenden Alkans + Endung -on

ab 5-Cs: Position der C-O Doppelbindung angeben

Pentan-3-On \neq Pentan-2-On

Sonstiges

Schlecht oxidierbar \rightarrow wirken nicht reduzierend, hohe Elektronennegativität – stark polar, stärkere ZMK als bei Alkanen aber niedriger als bei Alkoholen.

Carbonsäure

Vorkommen

Pflanzensäften, Schweiß, Tiersekret, Ölen, Fetten, Wachsen, Aromen, Harzen, Seifen, Kunststoff, Konservierungsmittel

Herstellung

Oxydierte Alkohole (primär) bzw. Aldehyd

Benennung

Name des verwandten Alkans + Endung Säure.

Sonstiges

Stark polar, können H-Brücken ausbilden, Siedetemp. noch höher als Alkohol, *eher* nicht wasserlöslich, Säurecharakter nimmt bei zunehmender Länge ab, können nicht weiter oxidiert werden.

Säure sind Teilchen, die bei einer Protolyse ein Proton abgeben und auf andere Teilchen übertragen, sie sind Protonendonatoren

Bestimmung der Siedetemperatur

Man schaut auf die vorhandenen Zwischenmolekularekräfte. Siedetemperatur steigt mit den Zwischenmolekularekräften.

VdW	Sind praktisch in jedem Molekül vorhanden. Je länger ein Molekül bzw. je mehr Bindungen, desto höher ZMK.
Dipol/Dipol	Bei EN 0.4-1.7 und Symmetrie muss noch passen \rightarrow Mitte von positiv und negativ darf nicht aufeinander liegen. Je mehr Dipol/Dipol-Kräfte, desto stärker ZMK.

H-Brücke	Wenn O-H Bindung besteht. Je mehr O-H Bindungen desto stärker ZMK.
-----------------	--

Bestimmung der Löslichkeit in Wasser

Gleiches löst sich im gleichen. Polar in polar und unpolar in unpolar. Polar ab EN 0.4. Zusatzinfo:



Nomenklatur – Mehrere Funktionelle Gruppen

Funktionelle Gruppe			Stoffklasse
Strukturformel*	Kurzform	Name (Präfix)	Name (Suffix)
	R-COOH oder R-C(=O)OH	Carboxy-	Carbonsäure
	R-COO-R oder R-C(=O)O-R	---	Ester
	R-CHO oder R-C(=O)H	Oxo- Carbonyl-	Aldehyd
	R-CO-R oder R-C(=O)-R	Oxo- Keto- Carbonyl-	Keton
	R-OH	Hydroxy-	Alkohol
	R-NH ₂	Amino-	Amin
	R-C≡C-R	Dreifachbindung	Alkin
	R ₂ -C=C-R ₂	Doppelbindung	Alken
---	---	Ring	Cyclo...

* https://de.wikipedia.org/wiki/Funktionelle_Gruppe (17.08.2015)

Die Funktionelle Gruppen sind nach ihrer Priorität geordnet. Oben höchste Priorität. Hellgrau hinterlegte Zeilen sind nicht zu beachten bei der Priorität. Sie tragen einfach die Endung -en oder -in und sind alphabetisch zu sortieren falls beide vorkommen. Bei der funktionellen Gruppe mit der höchsten Priorität wird für die Endung benutzt, die anderen als Präfix alphabetisch sortiert und vorangestellt. Die «Adresse» der funktionellen Gruppe wird mit der Nummer des C-Atoms definiert.

Merksatz: Priorität sinkt mit weniger Bindungen von C zu O. Name der funktionellen Gruppe dient als Vorsilbe, der Name der Stoffklasse als Endung. **Ausnahme:** Ester. **Randinformation:** R ist C-Kette (aber kann manchmal auch H sein.) Man nummeriert so, dass die wichtigste funktionelle Gruppe die kleinste Zahl kriegt.

Ester

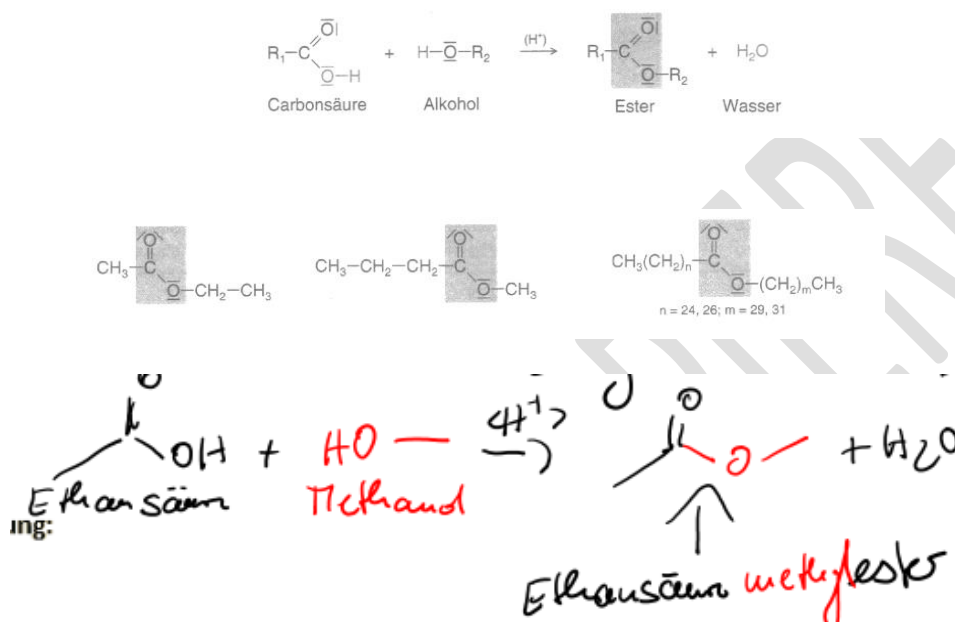
Vorkommen

Duft/Geschmack von Früchten (Fruchtester) kann auch synthetisch hergestellt werden → Duftmittel, Arzneimittel, Lösungsmittel, Kleber, Lack, Polyester → Textilien, PET, Lebensmittelverpackung

Herstellung

Chemische Reaktionen zwischen einer Carbonsäure und einem Alkohol in Gegenwart von Schwefelsäure als Katalysator. «Veresterung» - Kondensationsreaktion (2 organische Moleküle → zu einem neuen organischen Molekül + kleineres Molekül (meistens H₂O))

Carbonsäure + Alkohol – H⁺ → Ester + Wasser



Anorganische Chemie

Atombau (Wiederholung)

Bestandteile: Elektronen, Protonen, Neutronen

Elektronen sind in den Elektronenschale/Atomhülle, Protonen und Neutronen im Atomkern. Die Neutronen haben keine Ladung und halten die Protonen davon ab sich abzustossen. Elektronen sind negativ geladen und Protonen positiv, sie lösen sich also auf und ziehen sich an.

Edelgasregel: Alle Atome wollen den Edelgaszustand erfüllen. Das heisst die letzte Schale ist voll.

Aufbau der Atomhülle

Elektronen in der Atomhülle befinden sich auf verschiedene Energiestufen das heisst die Schalen haben unterschiedliche Elektronen Kapazität.

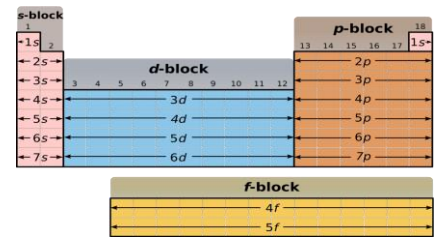
- Die Hauptschalen entsprechen den Hauptenergieniveaus
- Die Elektronen der Hauptschalen umkreisen den Kern auf kreisförmigen und elliptischen Unterbahnen (s-, p-, d- und f-Bahnen)
- Die Unterbahnen haben unterschiedliche Energiestufen/Zustände, sie sind verschieden gross
 - s-Bahn 1 Kästchen – 2 Elektronen

- p-Bahn 3 Kästchen – 6 Elektronen
- d-Bahn 5 Kästchen – 10 Elektronen
- f-Bahn 7 Kästchen – 14 Elektronen

Elektronenkonfiguration – Elektronenordnung

Schalenbesetzung

Energie nimmt mit zunehmendem Abstand zu. Die Besetzung beginnt also immer mit der Schale mit dem niedrigsten Energieniveau. Achtung! Später kommt es dann zu Ausnahmen, weil kleine Unterbahnen mehr angezogen werden. → Eselbrücken



Hund'sche Regel

Energie gleiche Unterbahnen werden zuerst einzeln mit Elektronen gleicher Drehrichtung besetzt.

Pauli-Prinzip

Dann wird die gleiche Unterbahn doppelt mit entgegengesetzter Drehrichtung besetzt. Schliesslich wechselt man zur nächsten Unterbahn. (In jedes Kästchen können maximal 2 Elektronen mit unterschiedlicher Drehrichtung gesetzt werden.)

Kurschreibweise

[Elementsymbol des letzten Edelgases] $1s^2 2s^2 2p^6$

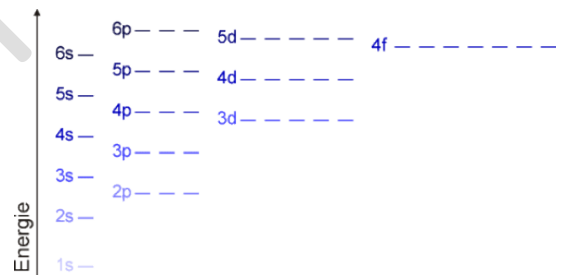
S = Elementsymbol

n = Hauptschale/Etage

s, p, .. = Unterbahn

ⁿ ... = Elektronenzahl

		1s	2s	2p	3s	3p
H Wasserstoff	$1s^1$	↑				
He Helium	$1s^2$	↑↓				
Li Lithium	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑			
Be Beryllium	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓			
B Bor	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑		
C Kohlenstoff	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑↑		
N Stickstoff	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑↑↑		
O Sauerstoff	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↑↑↓		
F Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↓		
Ne Neon	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↑↓		
Si Silicium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↑↓	↑↓	↑↑



Komplexchemie

Einführung

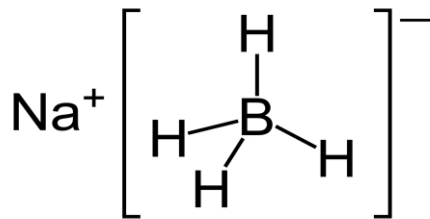
Bei einem Versuch haben wir gesehen, dass eine Aluminiumchlorid Lösung bei Zugabe von Natronlauge einen Niederschlag bildet. – Al^{3+} erreichen den Edelgaszustand von Neon, sie geben 3 Elektronen ab und bilden ein unlösliches Salz ($Al(OH)_3$).

Bei weiterer Zugabe löst sich der Niederschlag wieder. Es hat sich ein Komplex gebildet ($[Al(OH)_4]^-$). Aluminium bekommt von OH^- Elektronen und erreicht so den Edelgaszustand von Argon. Jedes OH^- kann 1 Elektronenpaar (2 Elektronen) zur Verfügung stellen. *

Grundbegriffe

- **Komplexe:** Aggregate der Wechselwirkung zwischen zwei Stoffen. Zbs. Lösung grün aber Feststoff gelb (oder siehe «Einführung»). Besteht aus Zentralteil und Liganden
- **Zentralteilchen:** Metall Ion, meist Kation

- *Liganden*: Bindungspartner des Zentralteilchen. Kann immer Elektronen zur Verfügung stellen. Meist negativ geladen.
- *Koordinationszahl*: Anzahl Liganden pro Zentralteil
- *Gegen Ion*: Ion, dass den Komplex entladet



* Versuch 2

Teil I: Etwa 5 mL der Kupfersulfatlösung werden tropfenweise mit Ammoniak versetzt. Das verschlossene Reagenzglas wird von Zeit zu Zeit geschüttelt.

Teil II: In die Lösung von Teil 1 bzw. die reine Kupfersulfatlösung wird Natronlauge gegeben.

Teil III: In die Lösung von Teil 1 bzw. die reine Kupfersulfatlösung wird ein Eisennagel gegeben.

Beobachtung 1: Bei Zugabe von Ammoniak bildet sich zunächst ein bläulicher Niederschlag, der sich bei weiterer Zugabe wieder auflöst.

Deutung 1: Ähnlich wie in Versuch 1 bildet sich hier erst ein unlösliches Salz und später ein Komplex.

Beobachtung 2: In der Kupfersulfatlösung bildet sich ein bläulicher Niederschlag, in der Lösung von Teil 1 passiert nichts.

Beobachtung 3: In der Kupfersulfatlösung bildet sich nach einiger Zeit ein roter Niederschlag am Eisennagel, in der Lösung von Teil 1 passiert nichts.

Deutung 2&3: Liegt ein komplexiertes Ion vor, werden die „normalen“ Reaktionen des freien Ions verhindert.

Nomenklatur von Komplexen

Namen

	Name deutsch	Name latein/griechisch
Fe	Eisen	Ferrum
Cu	Kupfer	Cuprum
Ag	Silber	Argentum
Sb	Antion	Stibium

	Name
H ₂ O	Aqua
NH ₃	Ammin
CO	Carbonyl
NO	Nitrosyl

	Name
F ⁻	Fluoro
Cl ⁻	Chloro
Br ⁻	Bromo
I ⁻	Iodo
OH ⁻	Hydroxo

	Name deutsch	Name latein/griechisch	Name	
<i>Sn</i>	Zinn	Stannum	CN^-	Cyano
<i>Au</i>	Gold	Aurum	SCN^-	Thiocyanato
<i>Hg</i>	Quecksilber	Mercurium	SO_4^{2-}	Sulfato
<i>Pb</i>	Blei	Plumbum	CO_3^{2-}	Carbonato
			$S_2O_3^{2-}$	Thiosulfato

Aufbau

Komplexes Kation				Anion
Anzahl Liganden	Name Ligand	Name Zentralion	Oxidationszahl Zentralion	Name Anion

$[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightarrow$ Tetraamminkupfer(II)sulfat

Kation		Komplexes Anion		
Name Kation	Anzahl Liganden	Name Ligand	Name Zentralion	Oxidationszahl Zentralion Name Anion

$Na[Al(OH)_4] \rightarrow$ Natriumtetrahydroxoaluminat(III)

Geometrie von Komplexen

Elektronenpaare müssen aufgrund der gleichen Ladung den grösst möglichen Abstand voneinander haben. Es ergibt sich eine symmetrische Anordnung der Liganden.

MeL_2 - linear	MeL_4 - tetraedisch	MeL_4 – quad. planar	MeL_6 - oktaedrisch

Bindungsverhältnisse in Komplexen**Repetition**

	METALLISCH	IONISCH	KOVALENT
ATOMSORTEN	Metallatom	Metallatom und Nichtmetallatom	Nichtmetallatom
KLEINSTE BAUSTEINE	Atomrumpf und freie Elektronen	Metall Kation (+) und Nichtmetall Anion (-)	Moleküle
ZUSAMMENHALT DES STOFFS	Elektrostatische Anziehung positivgeladener Atomrümpfe und negativ geladenen Aussenelektronen	Elektrostatische Anziehung des Kations und Anions	Zwischenmolekulare Kräfte
STOFKLASSE	metallisch	salzartig	Flüchtig, diamantartig, hochmolekular

Sie zeigen Eigenschaften mehrerer Bindungstypen. Die Zwischen Zentralatom und Ligand entspricht der, der Kovalenten Bindung. Jeder Ligand hat mindestens ein freies Elektronenpaar, über das er mit dem Zentralion verbunden ist. Beide Elektronen der Bindung kommen aber von einem Atom, dass macht der Komplex aus. Diese Art von Bindung heisst **koordinative Bindung**.

Die Koordinationszahl der Komplexen lässt sich mit der **Edelgasregel** erklären. Das Zentralion nimmt Bindungselektronen auf um Edelgaszustand zu erreichen.

Die koordinative Bindung erklärt am Versuch S. 2

- Al gibt 3 Elektronen ab und ist nun Al^{3+}
- Al^{3+} Hat nun 4 leere Orbitale (4 Kästchen (3s 1 Kästchen, 3p 3 Kästchen)), die für Bindungen zur Verfügung stehen
- Bindung entsteht durch Überlappen der leeren Orbitale mit den gefüllten Orbitalen des Liganden
- Durch 4 Liganden, die je 1 Elektronenpaar zur Verfügung stellen, wird der Edelgaszustand/Elektronenkonfiguration von Argon erreicht

Liganden Austausch – Maskierung**Repetition**

Massenwirkungsgesetz:

Im chemischen Gleichgewicht ist der Quotient der Konzentration des Produktes und der Konzentration des Eduktes eine konstante Grösse. MWG ermöglicht bei bekanntem Wert von K die maximal mögliche Ausbeute an Produkt zu bestimmen. Feststoffkonzentration werden vereinfacht 1mol/l

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

[] = Konzentration von Produkte/Edukte

$K < 1 \rightarrow$ GGW liegt links (Eduktseite)

$K = 1 \rightarrow$ GGW liegt in der Mitte

$K > 1 \rightarrow$ GGW liegt rechts (Produktseite)

Verschiebung von Gleichgewichten:

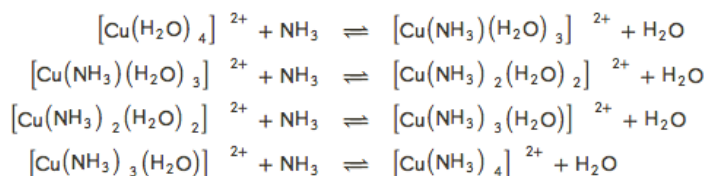
- Fantastische Reaktion
Festes Zeug + Farbloses $\rightarrow \leftarrow$ „magische Flüssigkeit“
- Konzentrationsänderung
Erhöhung der Konzentration eines Edukts fördert die Reaktion zur Umsetzung dieses Stoffes.
HIN
Senkung der Konzentration eines Edukts fördert die Reaktion zur Nachbildung dieses Stoffes.
RÜCK
- Drückänderung
Erhöhung des Drucks fördert die Reaktion mit Volumen Abnahme.
Senkung des Drucks hemmt die Reaktion mit Volumen Zunahme.
- Temperaturänderung
Erhöhung der Temperatur fördert die exotherme Reaktion.
Senkung der Temperatur fördert die endotherme Reaktion.

Prinzip von Le Chatelier oder Prinzip des kleinsten Zwanges:

Jede Störung eines chemischen Gleichgewichts durch Änderung der äusseren Bedingungen führt zu einer Verschiebung der Gleichgewichtslage, die die Störung verkleinert. Katalysatoren haben keinen Einfluss darauf. Sie beschleunigen nur die Einstellung des Gleichgewichts.

Liganden Austausch und Versuch

Verschiedene Liganden sind unterschiedlich stark an das Zentralion gebunden. Schwach gebundene Liganden werden leicht durch stärker bindende Liganden ersetzt. Andererseits kann durch einen starken Überschuss schwacher Liganden auch ein starker Ligand aus einem Komplex verdrängt werden. Der Ligandenaustausch läuft nicht sofort vollständig ab, sondern über mehrere Teilschritte.



Maskierung und Versuch

Für den Nachweis von Ionen in wässriger Lösung setzt man Komplexbildner ein, um störende Nebenreaktionen zu verhindern. Die Komplexbildung führt dazu, dass eine zu erwartende Reaktion eines Teilchens ausbleibt.

In einer wässrigen Lösung gibt es Cobalt(II)-Ionen, welches man nachweisen will. Cobalt(II)-Ionen reagiert mit Thiocyanatlösung zum rosafarbenen Pentaquathiocyanatocobalt(II)-komplex.



Cobalt(II)-Ionen und Eisen(III)-ion reagieren zum tiefroten Pentaquathiocyanatoferrat(III)-komplex.



Das Tiefrote überdeckt das Rosafarbene. Da man Cobalt(II)-Ionen nachweisen möchte, muss man die unerwünschte Eisen Nebenreaktion oder besser gesagt das Eisen(III)-ion maskieren. Man gibt zuerst Natriumfluorid hinzu, welches mit dem Eisen zum farblosen Hexafluoroferratkomplex reagiert.



Eisen(III)-ionen sind nun fast alle im farblosen Komplex und stören den Nachweis von Cobalt nicht.

Reagenz:

Das Reagenz muss mit dem Teilchen, das "versteckt" werden soll, besonders stabile Komplexe bilden, damit dessen normale Reaktionen ausbleiben. Das zu versteckende Teilchen muss also mit dem Reagenz eher reagieren als mit dem Teilchen in der zbs. Lösung.

Anorganische Chemie – Nanotechnologie

Nanotechnologie – Was ist das?

Nano = griech. Zwerg

Nanometer = 1 milliardstel von 1 m (10^{-9}m) oder 1 millionstel von 1mm (10^{-6}mm) (etwa 3 Goldatome)

Nano ist im Bereich der DNA-Stränge, HIV-Stränge oder allgemein grössere biologische Gebilde. 1 Verhältnis von einem Fussball zur Erde entspricht dem Verhältnis von einem Fulleren zum Fussball.

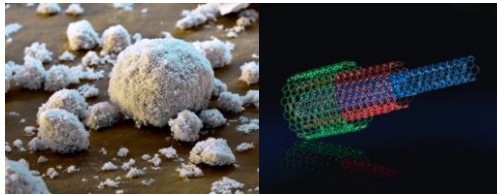
Die Nanotechnologie...

- ... beinhaltet Forschung und technologische Entwicklung im Bereich von 1nm bis 10nm
- ... erzeugt und bedient sich Strukturen, die aufgrund ihrer Grösse völlig neue Eigenschaften aufweisen
- ... beruht auf der Fähigkeit im atomaren Massstab zu kontrollieren und zu manipulieren
- ... verbindet die Gebiete Chemie, Physik, Biologie → interdisziplinär

Nanomaterial

Man unterscheidet zwischen Nanostrukturen und Nanoobjekt. Nanostruktur sind Innerstrukturen oder Oberflächen im Nanomassstab. Nanoobjekte haben 1,2 oder 3 Aussenmasse im Nanomassstab.

- 1 Aussenmass = Nanopartikel
- 2 Aussenmass = Nanofaser
 - Nanodraht – Elektrisch leitende Nanofasern
 - Nanostäbchen – Starre Nanofasern
 - Nanoröhrchen – Hohle Nanofasern
- 3 Aussenmass = Nanoplättchen



Ordnung im Allerkleinsten

Atome und Moleküle bilden aufgrund ihrer chemischen/physikalischen Wechselwirkung, sowie ihrer Geometrie nach dem Prinzip der Selbstorganisation Kugel, Plättchen oder Kristalle.

In zwei Dimensionen als Grenzen zwischen System gleicher/verschiedener Aggregatzustände. In drei Dimensionen als Gitter, poröse Gebilde oder regelmässige Packungen von Partikeln

→ Je winziger Strukturen werden, desto mehr Atome liegen auf der Oberfläche und können mit ihrer Umgebung in Wechselwirkung treten.

→ Gleiche Elemente können verschiedene Eigenschaften aufweisen(, da Elektronen veränderte Zustände haben.)

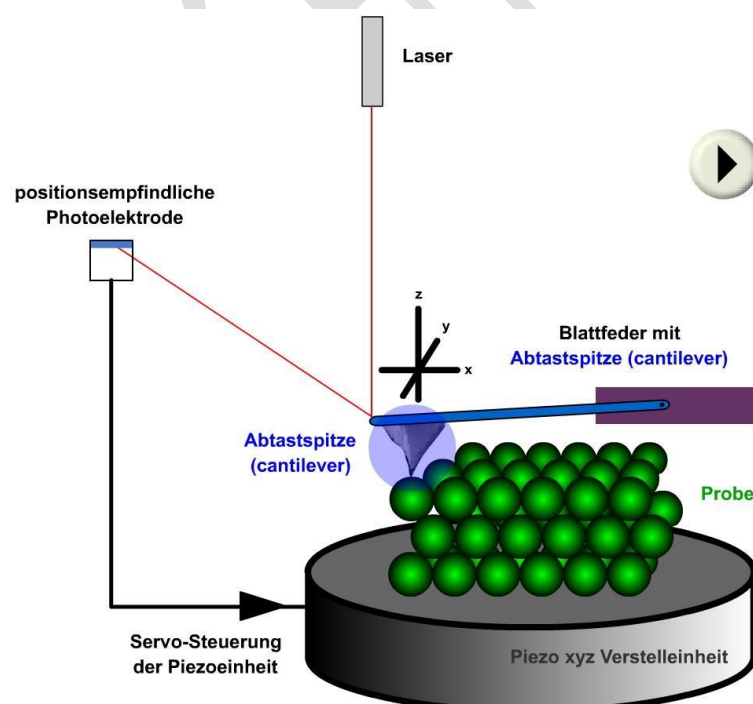
Elektronenmikroskopie

Da schnelle Elektronen eine sehr viel kleinere Wellenlänge als sicht- bares Licht haben und die Auflösung eines Mikroskops durch die Wellenlänge begrenzt ist, kann mit einem Elektronenmikroskop eine deutlich höhere Auflösung (derzeit etwa 0,1 nm) erreicht werden als mit einem Lichtmikroskop (etwa 200 nm).

Rastersondenmikroskopie – Finger statt Strahlen

Die Oberfläche einer Probe wird abgebildet. Eine feine Abtastspitze von wenigen Mikrometern länge fährt in geringen Abstand kreuz und quer über die Fläche. Der Sensor fühlt die Astandabhängige Wechselwirkung zwischen Spitze und Wechselwirkung. Diese Messungen der Wechselwirkung und der relativen Position der Sonde kombiniert. Ein dreidimensionales Bild entsteht.

→ Raster-Tunnelmikroskopie, Raster-Kraftmikroskopie etc.



Rasterelektronenmikroskopie

Ein Elektronenstrahl wird zu einem Fleck gebündelt und zeilenweise über die Oberfläche geführt. Es werden die durch die Bestrahlung herausgeschlagenen Elektronen gemessen. Vergleichbar mit einer Reflektion. Die Verteilung der Elektronen wird mit einem Detektor und einen Verstärker in optische Signale umgewandelt.

Herstellung von Nanomaterialien – Woher kommt Nano Nanopartikel aus natürlichen Quellen

- Vulkanausbrüche
- Waldbrände
- Sandstürme

Nanopartikel durch den Menschen verursacht

- Zigarettenrauch
- Verkehr (Dieselfahrzeuge)
- Industrie

Industrielle Erzeugung von Nanostrukturen

- Top-down
 - Erzeugung nanoskaliger Strukturen durch Verkleinerung bzw. durch ultrapräzise Materialbearbeitung
 - Verfahren:
 - Zerkleinerung von Pulvern mit Kugelmøhlen
 - Ätzverfahren (Photolithographie)
 - Strukturierung mit Elektronen- oder Ionenstrahlen
- Bottom-up
 - Aufbau von komplexen Strukturen aus einzelnen Atomen oder Molekülen häufig in Selbstorganisation (self-assembly)
 - Verfahren:
 - Sol-Gel-Prozess
 - Gasphasensynthese
 - Chemische Gasphasenabscheidung (chemical vapor deposition, CVD)
 - Physikalische Gasphasenabscheidung (physical vapor deposition, PVD)

Der Lotuseffekt

- „Selbstreinigung“ von Lotusblättern beruht auf der Mikro- und Nanostrukturierung der Blattoberfläche.
- Wassertropfen perlen ab und reißen dabei Schmutzpartikel mit.
- Mikrostrukturen mit Nano-Wachs-Kristallen auf der Blattoberfläche (Rasterelektronenmikroskop)

Stoffe mit einer hohen Grenzflächenspannung (zum Beispiel Glasplatte) werden besser benetzt als solche mit niedriger Grenzflächenspannung (zum Beispiel Wachspapier). Bei einer extrem wasserabweisenden (superhydrophoben) Oberfläche kugelt sich der Wassertropfen idealerweise vollständig ab und berührt den Untergrund nur in einem Punkt, als befände er sich auf einer heißen Herdplatte. Sein Kontaktwinkel beträgt dann 180°.

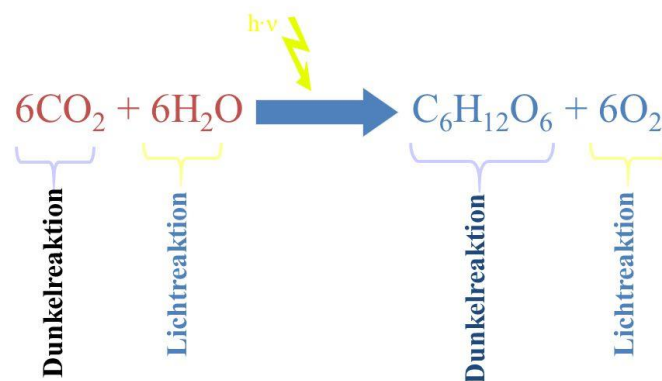
Eine hydrophile Oberfläche wird umso benetzbarer, je rauer sie ist. Dies kann man bei Küchenpapier beobachten. Eine hydrophobe Oberfläche hingegen wird durch Aufrauung superhydrophob. Genau dies ist beim Lotus-Effekt der Fall: Die Luft wird zwischen den hydrophoben – weil mit Nano-Wachskristallen besetzten – Mikrostrukturen und dem Wassertropfen eingeschlossen. Auf der rauen Oberfläche wird die Kontaktfläche zwischen Blatt und Wassertropfen extrem klein – der Tropfen rollt scheinbar reibungslos ab.

Naturstoffe

Kohlenhydrate

- Aufbau: C, H und O
- Spielen in der Natur eine zentrale Rolle: lagerbarer Energieträger, strapazierfähiger Baustoff, Nahrung (Stärke/Zucker), Cellulose unterstützt Darmtätigkeit, Zellwände der Pflanzen enthalten Zellulose
- Grüne Pflanzen können Photosynthese machen und brauchen Kohlenhydrate als Reservestoffe
 - Sonnenlicht + Kohlendioxid und Wasser → Zucker und Sauerstoff

2. Die Photosynthese: Reaktionsgleichung



- Es gibt Licht- und Dunkelreaktion, bei der **Lichtreaktion** wird Chlorophyll genutzt um ATP und NADPH herzustellen. H₂O wird verbraucht und O₂ freigesetzt. In der **Dunkelreaktion** finden komplexe Mechanismen statt. ATP und NADPH bilden mithilfe von CO₂ Zucker. Die Dunkelreaktion ist lichtunabhängig, sie läuft ab, solange es ATP und NADPH gibt.

- Lebensmittel mit Kohlenhydraten: Brot, Reis, Früchte, Bohnen, Mais
- Süßeste Verbindung: Fruchtzucker/Fructose → Traubenzucker/Glukose → Haushaltszucker/Saccharose

„Kohlenhydrate“ bestehen aus Kohlenstoffatom, Sauerstoffatomen und Wasserstoffatome. Ihre Summenformel war, $C_n(H_2O)_n$ bis man später entdeckte, dass es keine Hydrate sind dh. Kein H_2O enthalten. Kohlenhydrate enthalten Alkoholgruppen (-OH), Aldehydgruppen (-CHO) und Ketogruppen (-CO).

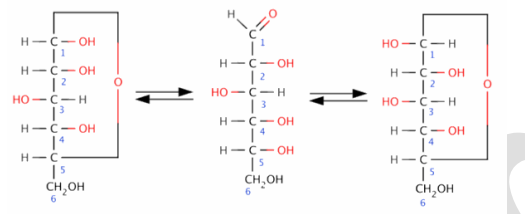
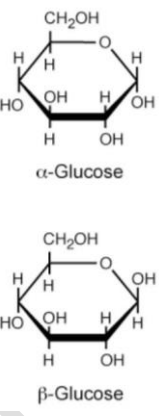
NICHT KOPIEREN

Monosaccharide

Einfachzucker bestehen aus einem einzelnen Baustein. Sie haben Aldehyde oder Ketone und 2 oder mehr Hydroxylgruppen.

Glucose

- Glykos = süß.
- Im Alltag Traubenzucker
- 1g Glucose pro Liter Blut – beeinflusst Blutzuckerspiegel
- Energielieferant
- Wichtigste Baustein der grösseren Kohlenhydrate
- $C_6H_{12}O_6$
- Kette von 6 Kohlestoffatome
- C 1 Teil einer Aldehydgruppe
- C 2 – 6 Hydroxygruppe
- Man nennt sie auch Aldose (Bezeichnung für Kohlenhydrate mit Aldehydgruppen)

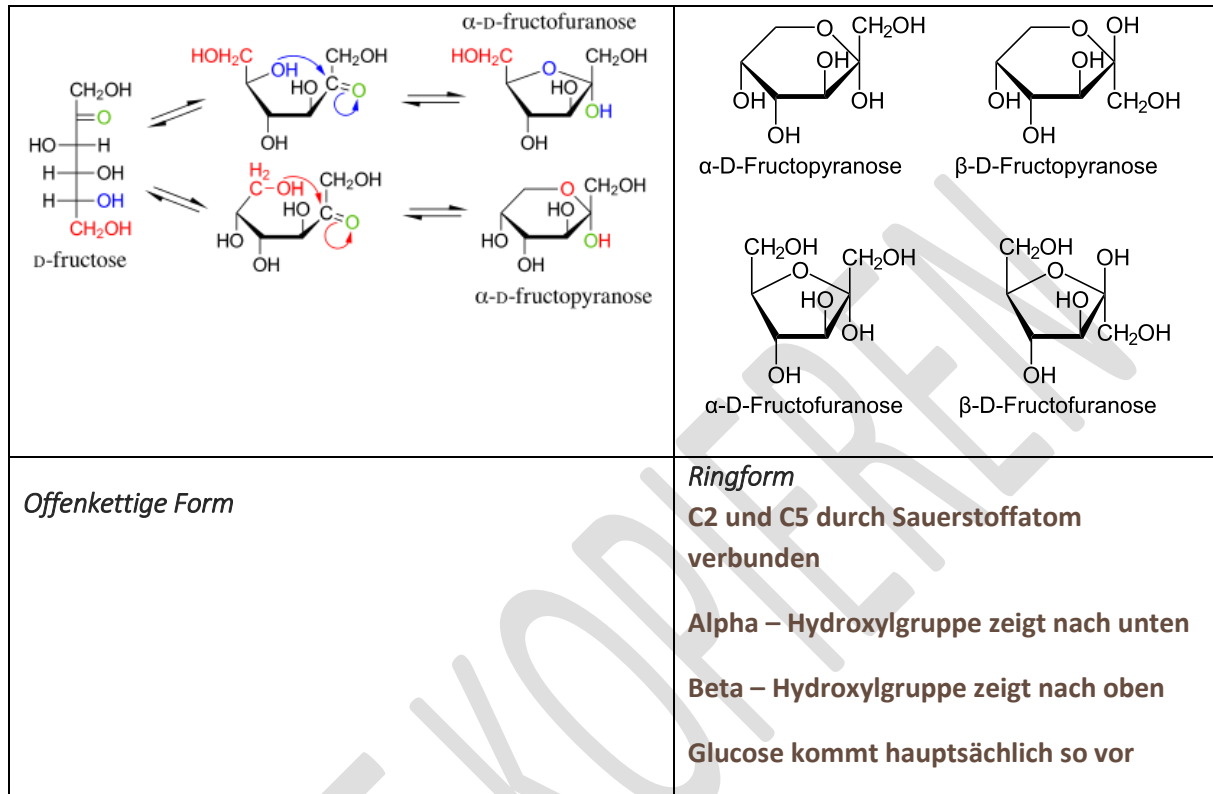
 <p>α-D-(+)-Glucose $\alpha_{sp} = +112^\circ$ (36 %)</p> <p>D-Glucose offenkettige Form ($<0,1$ %)</p> <p>β-D-(+)-Glucose $\alpha_{sp} = +19^\circ$ (64 %)</p>	 <p>α-Glucose</p> <p>β-Glucose</p>
<p>Offenkettige Form (Achtung Anordnung der Hydroxygruppen ist: re-li-re-re!)</p>	<p>Ringform C1 und C5 durch Sauerstoffatom verbunden</p> <p>Alpha – Hydroxylgruppe zeigt nach unten</p> <p>Beta – Hydroxylgruppe zeigt nach oben</p> <p>Glucose kommt hauptsächlich so vor</p>

- **Glucose-Nachweis Fehling-Test**
 - Aldehydgruppe führt dazu, dass Glucose eine reduzierende Wirkung hat/leicht oxidiert wird. Tiefblaue ammoniakhaltige Kupfersulfa- Lösung wird von der Aldehydgruppe zu rotem Niederschlag reduziert wird. Der Aldehyd wird zu einer Säuregruppe.

Fructose

- Kommt in reifen Früchten vor
- Beeinflusst Blutzuckerspiegel nicht, ist aber genauso kalorienreich
- $C_6H_{12}O_6$

- **Kette von 6 Kohlestoffatome**
- **C 2 Teil einer Ketogruppe**
- **C 1, 3 – 6 Hydroxygruppe**
- Man nennt sie auch Ketose
- Eigentlich keine reduzierende Wirkung

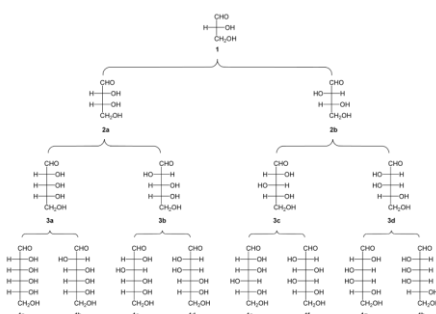


- **Glucose-Nachweis Fehling-Test**
 - Fällt positiv aus im Gegensatz zu den Ketonen. Ketosen werden auch leicht oxidiert. Alle Zucker mit freien Aldehydgruppen bzw. Ketogruppen. Das liegt daran, dass die Fructose/Ketose unter diesen Bedingungen in Glucose/Aldose umwandelt.

Stammbäume der Aldosen und Ketosen

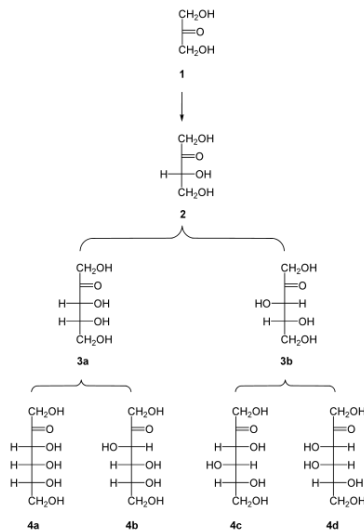
Aldosen

- 3C Kette – (Aldo)Triosen (kleinste)
- 4C Kette – (Aldo)Tetrosen
- 5C Kette – (Aldo)Pentosen
- Stammform == Glycerinaldehyd \rightarrow jeweils H-C-OH bzw. HO-C-H Gruppe hinzu



Ketosen

- Stammform == Dihydroxypropanon → jeweils H-C-OH bzw. HO-C-H Gruppe hinzu



Eigenschaften der Monosaccharide

- Leicht oxidierbar (Bei Ketosen beruht dies auf Umwandlung in Aldosen)
- Offenkettige und Ringform
- Gut wasserlöslich: Viele Hydroxylgruppen → Viele Wasserstoffbrückenbindung → Stark polar (Gleiches löst sich in gleichem)

Disaccharide

Zweifachzucker bestehen aus zwei Bausteinen/Monosaccharide.

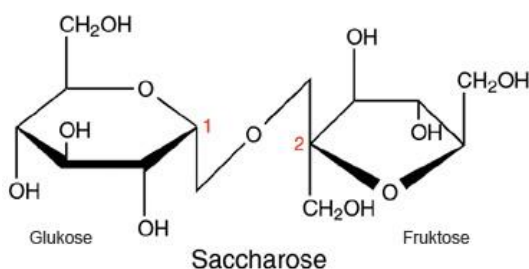
Saccharose

- Im Alltag Haushaltszucker
- Produkt der Kondensationsreaktion von: Glucose + Fructose

(Bei einer Kondensationsreaktion werden zwei Moleküle verknüpft. Dabei wird ein weiteres Molekül, z.B. Wasser, abgespalten.)

Neu gebildete Verknüpfung stellt Ethergruppe (R-O-R) dar

- Bindung ist (1,2-)glycosidisch → Glucose C1 verbindet sich über O mit Fructose C2



Chemische Eigenschaften

- Verfärbt sich dunkel beim Erhitzen (karamellisiert)

- Intamolekularekräfte (kovalente Bindung zwischen Atomen) sind kleiner als ZMK.
Atombindungen werden beim Erhitzen gebrochen bevor ZMK aufgebrochen werden.
- Existiert nur in Ringform
- Kann nur mit starker Säure gespalten werden
- Fehling-Test fällt negativ aus → Keine reduzierende Gruppen
- Fehling-Test fällt mit Säure positiv aus, weil Dissaccharide zuerst gespalten wird und Monosaccharide dann reduzieren

Keil-Strich Schreibweise

Da Moleküle ganz unterschiedlich je nach räumlicher Anordnung (**Stereoisomere**) sind, muss man sie irgendwie 3D zeichnen können.

1. Normale Linien sind in der Papierebene
2. Schraffierte Linien die dünner werden sind hinter der Papierebene
3. Keilförmige Linien die dicker werden sind vor der Papierebene

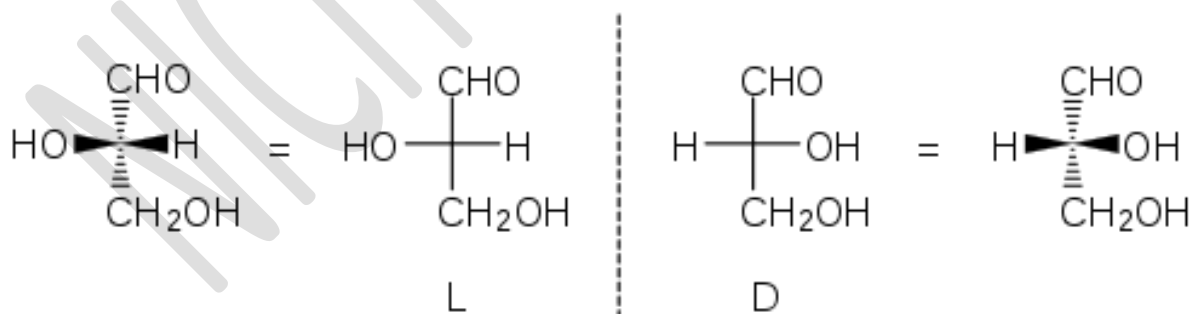
(Wasserstoffatome werden nur eingezeichnet, wenn sie eine wichtige Information zum Aufbau des Atoms liefern oder wenn sie zu einer Aldehydgruppe gehören)

Chiralitätszentrum: Moleküle, die eine räumliche Anordnung haben, sodass sie mit ihrem Spiegelbild nicht zur Deckung gebracht werden können, bei organischen Molekülen immer dann der Fall, wenn ein Kohlenstoffatom 4 verschiedene Substituenten hat.

Stereoisomere chemischer Verbindungen, die sich in ihrer Konstitution decken und sich in den räumlichen Strukturen zu einem Gegenstück verhalten wie dessen (nicht-deckungsgleiches) Spiegelbild, nennt man **Enantiomere**. → Das Chiralitätszentrum nennt man so, da sie 2 verschieden- „händige“ Verbindungen bzw. 2 Enantiomere haben. – **Enantiomerenpaar**.

Im Alltag: Linker Schuh passt nicht auf den rechten Fuß oder man kann nicht mit links und der andere mit rechts die Hände schütteln.

Fischer Projektion Schreibweise



1. Bindungen der Papierebene zeigen nach links und nach rechts
2. Bindungen unterhalb der Papierebene zeigen nach oben und nach unten (Senkrechte)
3. Das oberste C-Atom der Senkrechte weist immer die höchste Oxidationsstufe auf.
 - i. -COOH (Säuregruppe)
 - ii. -CHO (Aldehydgruppe)
 - iii. -CH₂OH (Alkoholgruppe)
 (Siehe Bild: D-Glycerinaldehyd rechts)

Die Art der Verknüpfung mit dem Chiralitätszentrum nennt man **Konfiguration**. Man unterscheidet zwischen D(rechts)- und L(links)-Konfiguration. Der Unterschied ist die Lage der Hydroxylgruppe (-OH) am 2. Untersten Kohlenstoffatom (Siehe Bild).

Enantiomere drehen das Licht um gleiche Winkel aber in entgegengesetzte Richtung. Es besteht keinen Zusammenhang zwischen optischen Drehrichtung und Art der Konfiguration.

Man Unterscheide, weil in biologischen Systemen nur D-Konfiguration vorkommt. Es ist schwierig eine Form reinzuhalten, wie es zum Beispiel bei der Medikamente Herstellung notwendig ist. Der Menschliche Körper kann zbs. nur auf D reagieren und erkennt L nicht, somit wäre ein Wirkstoff mit viel L wirkungslos.

Biologische Systeme und Konfiguration

Enzyme unterscheiden zwischen verschiedene Konfigurationen. An Enzyme können kleiner Moleküle gebunden werden, sie sind aber sehr wählerisch. Sie funktionieren mit dem Schloss-Schlüssel-Prinzip. Ein Schlüsselmolekül wird nur erkannt, wenn alle notwendigen Bindungen zwischen dem Schlüsselmolekül und der Bindungsstelle des Enzymes gebildet werden können.

Fette

Vorkommen und Verwendung von Fetten

- Guter Speicherstoff von Energie (Reserven), Fettgewebe wird in Unterhaut und Inneren Organe angelegt (wirkt so auch als Stoßdämpfer und Isolator)
- Baustoff und Polster
- Stoffwechselbaustein, Fett ist Ausgangsstoff für Synthesen zbs. Hormonen
- Achtung! Fettbrände nie mit Wasser löschen, da Wasser und Fett sich nicht vermischen.

Bestandteile von Fetten

Sie bestehen aus Glycerin (Propan-1,2,3-triol) und aus Fettsäuren Molekül, die ans Glycerin gebunden werden. Sie sind organische Moleküle und basieren auf einen Kohlenstoffgerüst. Sie sind Untergruppe der Carbonsäuren → Haben also eine Carboxygruppe (-COOH).

Gesättigte und ungesättigte Fettsäuren

Gesättigte Fettsäuren beinhalten keine C-C-Doppelbindung

→ Palmitinsäure

Ungesättigte Fettsäuren haben mindestens eine C-C-Doppelbindung

→ Ölsäure

Mehrfach ungesättigte Fettsäuren enthalten mehrere Doppelbindungen.

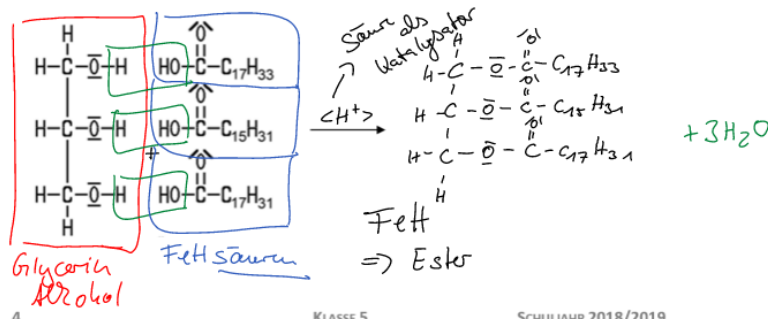
Durch das Erhitzen können ungesättigte zu gesättigten Fettsäuren werden. Sie verlieren eine C-C-Doppelbindung. Ungesättigte Fettsäuren sind gesünder. Sie sind einfacher zu verändern, haben ein reaktives Zentrum. Aus ihnen (C-C-Doppelbindung?) können Hormone hergestellt werden.

Omega-Fettsäuren

Der Mensch kann Omega-Fettsäuren nicht selber herstellen, er muss sie über die Nahrung zu sich nehmen. Sie werden von dem Ende nummeriert, welche die Carboxylgruppe nicht enthält. Position wird als Omega-Nummer angegeben. Nur Fettsäuren, welche die erste Doppelbindung an der 3., 6. Oder 9. Stelle haben sind Omega-Fettsäuren.

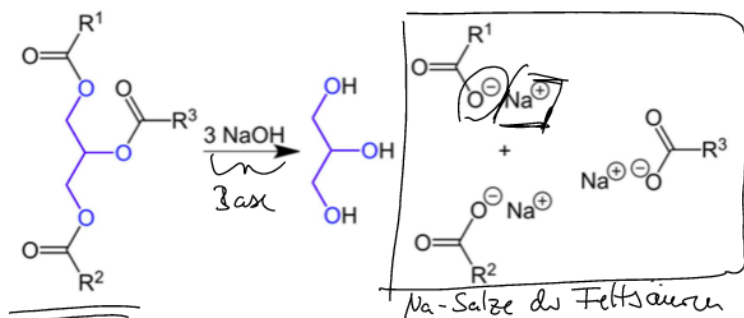
Herstellung von Fetten

Fettsäuren werden mit Glycerin zur Reaktion gebracht. Säure dient hier als Katalysator. Die Reaktionsart ist eine Kondensation (Aus 2 großen Moleküle kommen 1 kleineres und 1 organisches Molekül heraus)



Verseifungsreaktion von Fetten

Mit einer starken Base kann die Reaktion zum Fett rückgängig gemacht werden. Diese Reaktion wird auch Hydrolyse genannt. Hydroxid-Ionen spalten den Ester wieder in Glycerin und portionierte Fettsäuren auf. Diese Fettsäuren sind Metallsalze bzw. Seife.



Aminosäuren

Aminosäuren sind die Grundbausteine von Proteinen. Großteil unserer Zellen, Muskeln, Gewebe bestehen aus Aminosäuren und übernehmen viele wichtige Funktionen: Struktur der Zellen, Transport und Speicherung von Nährstoffen. Aminosäuren können im Körper selbsthergestellt werden oder durch Nahrung aufgenommen werden (Fleisch, Eier, Fische, Linsen...)

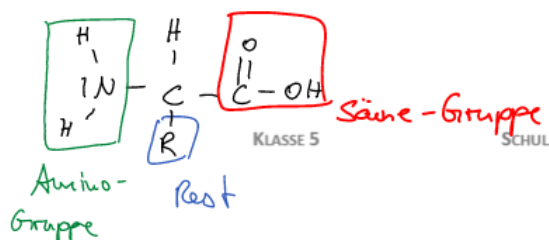
Struktur von Aminosäuren

Verbrennen von Aminosäure:

verkohlt → Enthält C-Atome,

PH-Papier wird blau → basisch, $\text{NH}_3 \rightarrow$ N-Atome enthalten,

Watesmo Papier wird blau → H_2O enthalten → H-Atome und vielleicht O-Atome

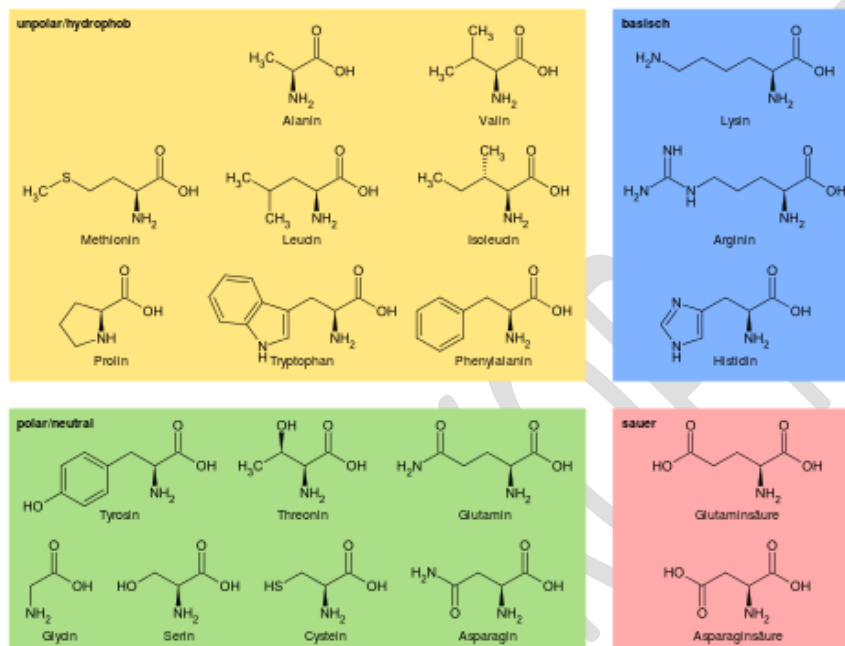


Position der Seitenkette gibt an ob es sich um... handelt:

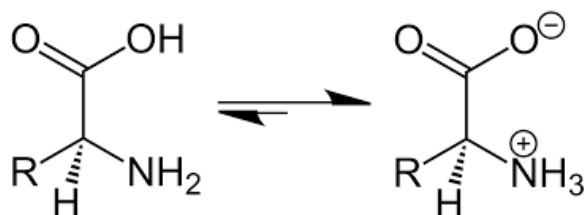
- Alpha- Aminosäuren: 1 C zwischen Säure und Amin
- Beta- Aminosäuren: 2 C zwischen Säure und Amin
- Gamma- Aminosäuren: 3 C zwischen Säure und Amin

Proteinogene Aminosäuren

- Polare Seitenkette/Unpolare Seitenkette (Alle die nur C und H haben)
- Saure Seitenkette/Basische Seitenkette
- Essentielle Aminosäuren: Verbrauchen wir um neue Proteine herzustellen, wir müssen sie essen./Nicht essentielle Aminosäuren: Vom Körper selbsthergestellt.

**Eigenschaften von Aminosäuren**

- Fest, kristallin
- Abhängig von R:
 - Unterschiedliches Löslichkeitsverhalten in Wasser
 - Saure/basische Eigenschaften
 - Sie tragen eine Säuregruppe sowie die basisch wirkende Amino-Gruppe
 -
- Zwitterion (Ion, wo sowohl positiv als auch negativ ist → bei pH = 7/aufgelöst in Wasser)

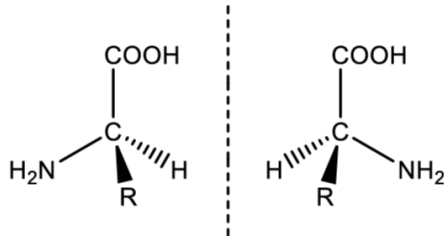


- Bei Überschuss von H⁺-Ionen (pH = 2) nach Auflösung in Wasser, werden H⁺-Ionen an die Carboxygruppe angelagert. Die Aminosäure hat die kationische Form, ist positiv geladen. (H⁺ bindet sich an O⁻)

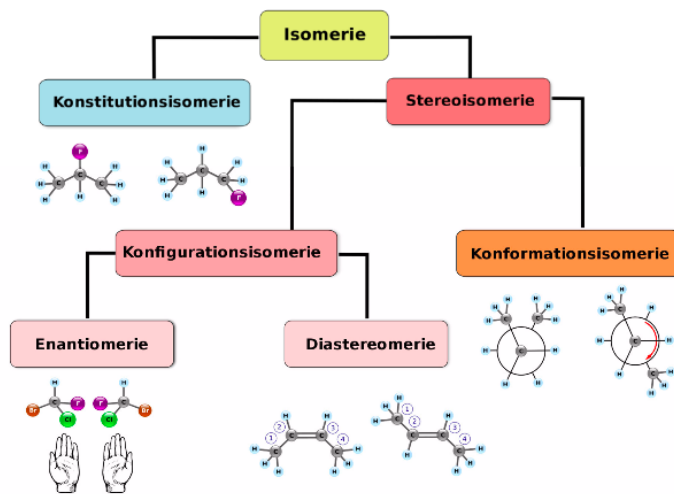
- Bei Überschuss von OH⁻-Ionen (pH = 10), nehmen die OH⁻-Ionen das H⁺ der Aminogruppe auf. Die Aminosäure hat die anionische Form, ist negativ geladen. (OH⁻ bindet sich an H⁺ von NH₃⁺, H₂O entsteht als Nebenprodukt)

Aminosäure Enantiomere

Aminosäure haben 4 verschiedene Substituenten am alpha-Kohlenstoffatom, sie sind chiral.

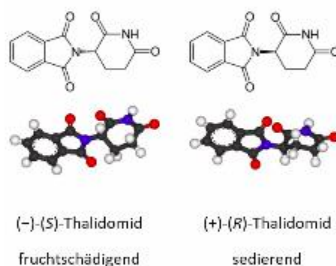


Überblick Isomerie



Contergan

Contergan wurde als Betäubungsmittel verkauft, dass auch in der Schwangerschaft eingenommen werden konnte. Der Wirkstoff in Contergan war das Molekül Thalidomid, welches chiral ist und deshalb als Bild und Spiegelbild vorkommt. Das Spiegelbild des Moleküls war fruchtschädigend und niemand hat gemerkt, dass das linke auch im Wirkstoff enthalten war.



Nach diesem Skandal wurde in der chemischen Industrie und Arzneimittelherstellung sehr viel in die präzise Herstellung eines Enantiomers investiert. Heutzutage werden Arzneimittel genau auf ihre Enantiomerenzusammensetzung untersucht, bevor sie für den Verkauf frei gegeben werden.

Makromoleküle

Grundbegriffe

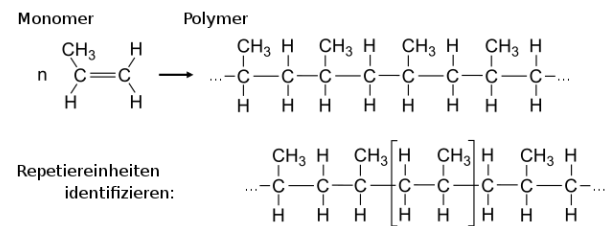
Als **Kunststoffe/Plastik** bezeichnet man Werkstoffe, die hauptsächlich aus Makromolekülen aufgebaut sind.

Makromoleküle sind sehr grosse Moleküle, die aus wiederholenden und gleichen oder unterschiedlichen Bausteinen bestehen. Sie sind aus Monomeren aufgebaut. Sie haben somit eine relativ grosse Molekülmasse.

Monomere sind reaktionsfähige Moleküle, welche durch Reaktionen sich zu Makromolekülen zusammensetzen können.

Ein **Polymer** ist theoretisch ein Stoff, welches aus Makromolekülen besteht.

Die **Repetiereinheit** ist das, was man in einem Makromolekül immer wieder findet.



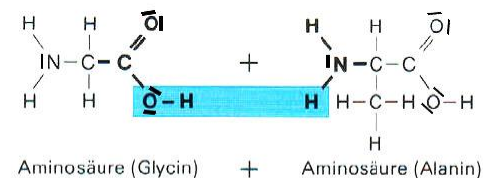
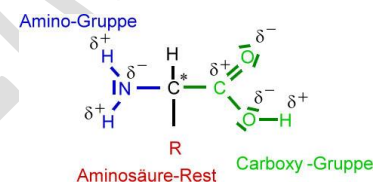
Peptide und Proteine

Peptide

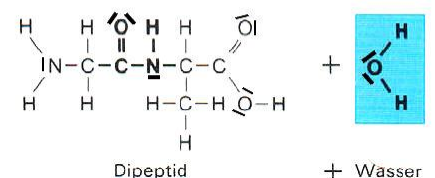
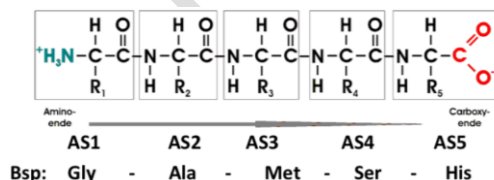
Peptide setzen sich aus Aminosäuren zusammen. Die Reaktion ist die Kondensationsreaktion, wobei ein H_2O abgespalten wird. Das andere Reaktionsprodukt heisst:

- Di-, Tri-, Tetrapeptid... (2,3,4... AS)
- Polypeptid (10 – 100 AS)
- **Protein** (> 100 AS)

Das bei der Reaktion entstandene Dipeptid besitzt noch eine Amino- und Carboxy-Gruppe. Es kann also mit weiteren Aminosäure-Molekülen reagieren. Es entsteht Tripeptid usw. Bei Aminosäurenkette bleiben immer ein Amino- und Carboxyende frei.



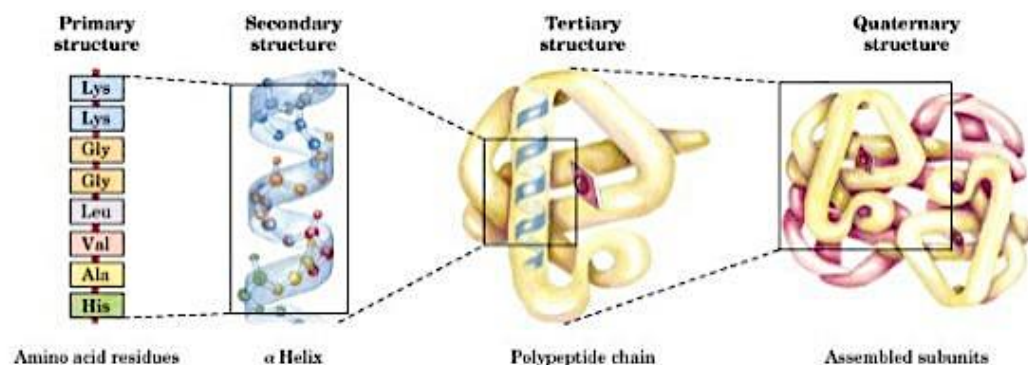
Ein **Polypeptidrückgrat** ermöglicht eine einfache Möglichkeit grössere Peptid-/Proteinketten darzustellen. Man startet immer vom Aminoende. Ein Rückgrat unterscheidet sich nur durch die Variation von R.



Proteine

Proteine sind die Naturstoffe mit der grössten Anzahl an unterschiedlichen Verbindungen. Chemisch ändert sich im Vergleich zu den Peptiden nicht viel. Zentral ist jedoch ihre biologische Funktion. Diese hängen von der räumlichen Struktur des Proteins ab. Man unterscheidet vier Levels. (1 bestimmt chemische Eigenschaften und 2 bis 4 biologische Funktion)

4 levels of protein structure



1. Primärstruktur

Reihenfolge der Aminosäure in der Kette. Bestimmt chemische Eigenschaften.

2. Sekundärstruktur

Räumliche Anordnung durch Ausbildung von Wasserstoffbrücken über die Rückgrate bzw. Wechselwirkung zwischen den Peptidgruppen → alpha-Helix oder beta-Faltblatt

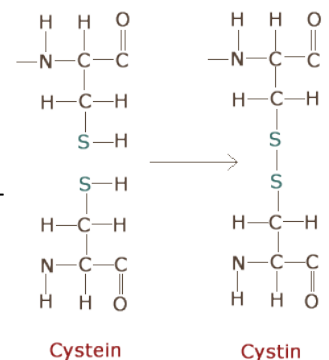
3. Tertiärstruktur

Raumstruktur aus mehreren sekundären Strukturen. Es geht darum wie die Reste zusammenhalten, also wie sich der «Knäul» bildet bzw. wie die Seitenketten miteinander wechselwirken

→ Van der Waals, Wasserstoffbrücken (F, N, O – H – F, N, O), Ionenbindung, Disulfid-Brücken.

4. Quartärstruktur

Funktionseinheit aus mehreren Tertiärstrukturen. Es geht darum wie Polypeptidketten/Knäule zu einander stehen.



Denaturierung

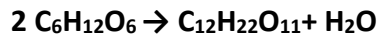
Zerstört man die Sekundäre- bis Quartäre-Struktur, so geht die biologische Aktivität des Proteins verloren. Gründe einer Denaturierung können Hitze, starke Änderung des pH-Wertes oder Zugabe von Schwermetallionen sein.

Polysaccharide

Poly bedeutet viele. Polysaccharide sind sehr lange Molekülketten. Sie entstehen auch durch eine Kondensationsreaktion vieler Zuckermolekülen. Die drei wichtigsten sind Cellulose, Stärke und Glykogen. Cellulose stabilisiert die Zellwände von Pflanzen. Stärke dient als Energiespeicher in Pflanzen. Glykogen als Energiespeicher bei Menschen und Tieren. Diese 3 bestehen aus Glucosemolekülen. Sie haben unterschiedliche Eigenschaften durch unterschiedliche Verknüpfung.

Stärke

Stärke setzt sich aus vielen Alpha-Glucosemolekülen zusammen. Man unterscheidet zwischen wasserlösliche und wasserunlösliche Form.

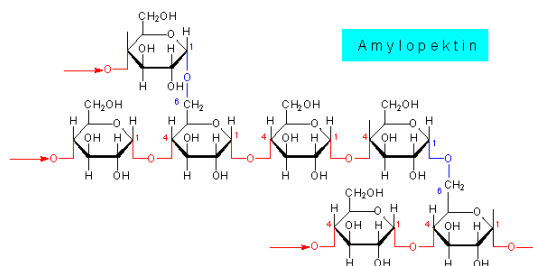


Wasserlöslichen Form

- 1,4-glycosidische Verknüpfung (Kohlenstoff 1 des Glucose Teilchens 1 mit Kohlenstoff 4 des Glucose Teilchens 2)
- **Amylose**
- 100 bis 1000 Glucosemoleküle zu langen Ketten, welche Spiralen formen

Wasserunlöslichen Form

- Grösster Teil der natürlichen Stärke
- 1,4-glycosidische und 1,6-glycosidische Verknüpfung
- **Amylopektin**
- 1,4 bildet lange Ketten, 1,6 bilden zusätzliche Verzweigungen (immer nach 25 Glucosemolekülen)
- Es können mehr als 10'000 Zuckereinheiten vernetzt werden

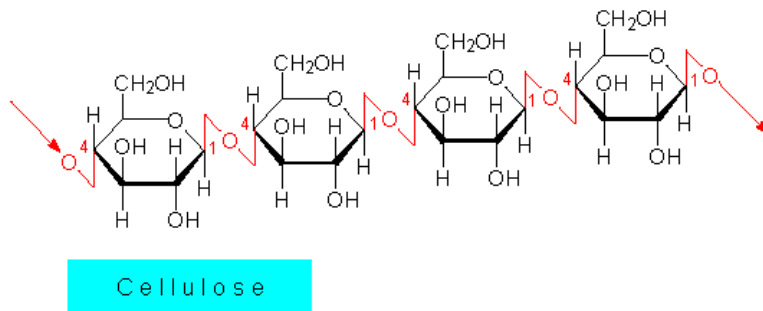


Cellulose

Pflanzen produzieren pro Jahr 10 Mia Tonnen Cellulose. Sie dient als Stütz- und Gerüststoff. Sie setzt sich aus beta-Glucosemolekülen zusammen.

- 1,4-glycosidisch verknüpft
- lange nicht verzweigte Ketten
- Bis zu 10'000 Glucoseeinheiten
- Nicht wasserlöslich → Molekülketten sind parallel ausgerichtet und die einzelnen Ketten werden durch starke ZMK zu dickeren Ketten zusammengehalten. Keine Chance für H dazwischen zu drängen





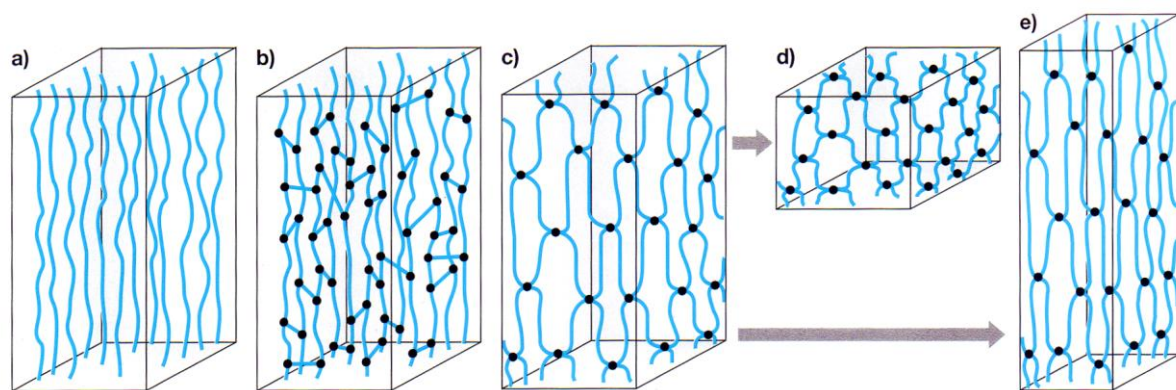
Glykogen

Glykogen bildet ein Energiespeicher in Leber und Muskelzellen. Sie sind eng verwandt mit den wasserunlöslichen Stärke Moleküle. Sie bestehen aus eine alpha-Glucose-Einheit.

- 1,4-glycosidische und 1,6-glycosidische Verknüpfung
- Unterschied zu Stärke: Alle 8 bis 10 Glucosmolekülen bilden 1,6 Verzweigungen aus

Kunststoffe

Die Struktur bestimmt die Eigenschaft



Verschiedene Strukturen bei Kunststoffen: a) Thermoplast, b) Duroplast, c) Elastomer bei Druck (d) und Zug (e)

Thermoplast

- Lineare Makromoleküle
- Zusammenhalt über Van-der-Waals- Bindungen oder Wasserstoffbrücken
- Spaghettiertig
- Beim Erhitzen → beweglich, erweicht, formbar, schweisbar (schmelzbar, Moleküle können aneinander vorbei gleiten)
- löslich
- Beispiele: Fahrradrückleuchte, Spülmittelflasche, Schallplatte, Mülltonne, Tragetasche...

Duroplast

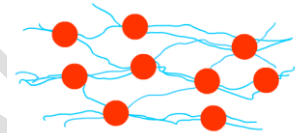
- Spröde, hart, nicht formbar
- Engmaschig vernetzt
- Elektronenpaarbindung
- ZMK erst bei starker Hitze gelöst, die Elektronenpaarbindung brechen zuerst (Intramolekularekraft)
- unlöslich
- nicht schmelzbar
- Beispiele: Telefonzelle, Zahnrad, Giessharz, Strahltriebwerk, Trommelstöcke...

Elastomere

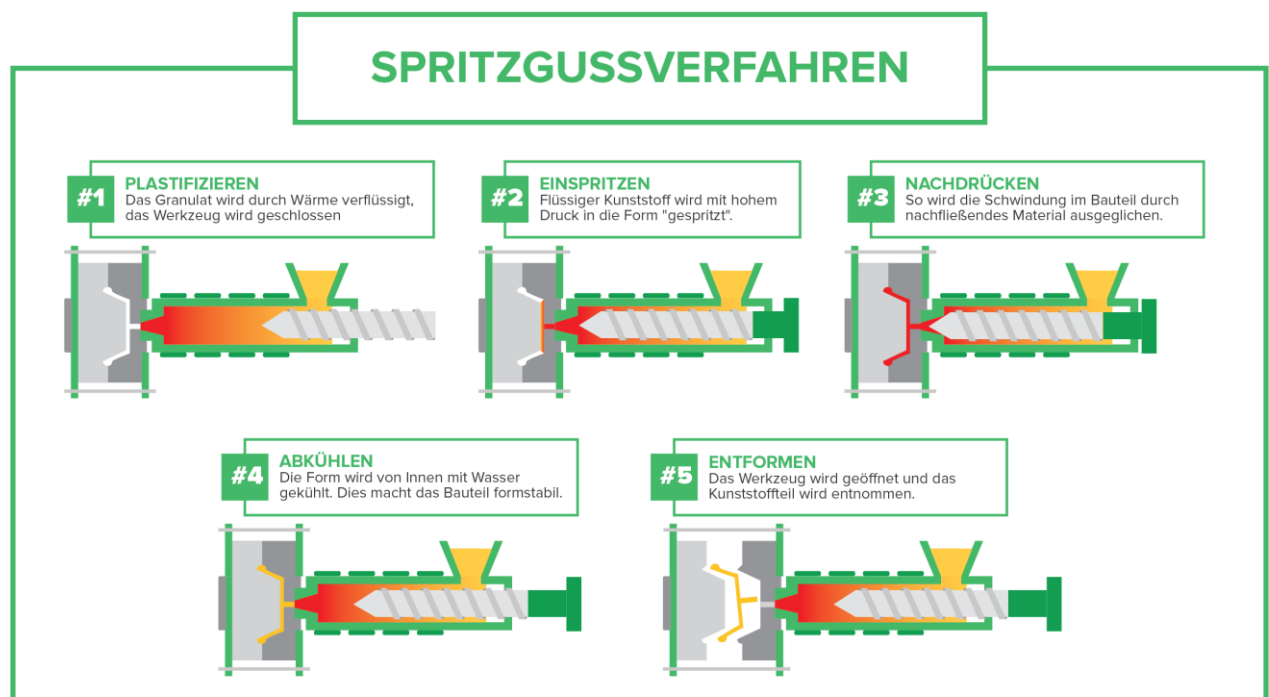
- Gummielastisch
- Nicht durch Wärme formbar
- Elektronenpaarbindung
- Flexibel
- Nicht schmelzbar
- Bis zur Zersetzung elastisch
- Auf das Doppelte dehnbar
- Beispiele: Schlauchboot, Autoreifen, Sitzpolster, Wärmeflasche, Badekappe...

Thermoplastische Elastomere

Thermoplastische Elastomere vereinigen die Verarbeitungseigenschaften der Thermoplaste mit den Gebrauchseigenschaften der Elastomere. In thermoplastischen Elastomeren wechseln harte und starre Struktureinheiten mit elastischen und weichen Abschnitten.



Spritzgussverfahren



Vorteile gegenüber Glas/Metall: Isolatoren (normalerweise), leichter, Säureresistent

Herstellung von Kunststoffen

Monomer

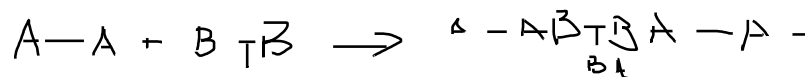
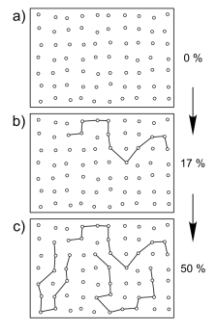
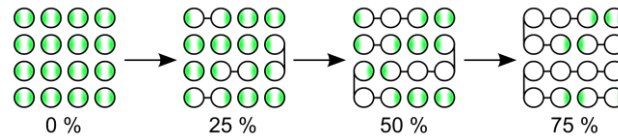
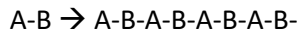
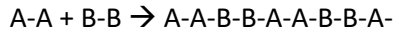
Das Monomer ist der Grundbaustein eines Polymers. Die Molekülstruktur muss ganz bestimmte Voraussetzungen erfüllen, damit sich ein Molekül als Monomer eignet.

- Ein Monomer braucht an beiden Enden eine funktionelle Gruppe (zbs. Diisocyanat, Dicarbonsäure, Dialkohol) oder min. eine Doppelbindung
- Die Doppelbindung wird als Diradikal angesehen
- Achtung! Aromat \neq 3 Doppelbindung

Reaktionstypen von Kunststoffen

Es gibt das Stufenwachstum oder den Kettenwachstum. Beim Stufenwachstum wächst das Molekül mit plötzlicher Grössenzunahme. Es wird plötzlich von flüssig zu fest. Beim Kettenwachstum wächst das Molekül kontinuierlich. Es wird kontinuierlich von flüssig zu fest.

Allgemein:



Polymerisation

Anionische Polymerisation:

Kettenstart:



Kettenwachstum:



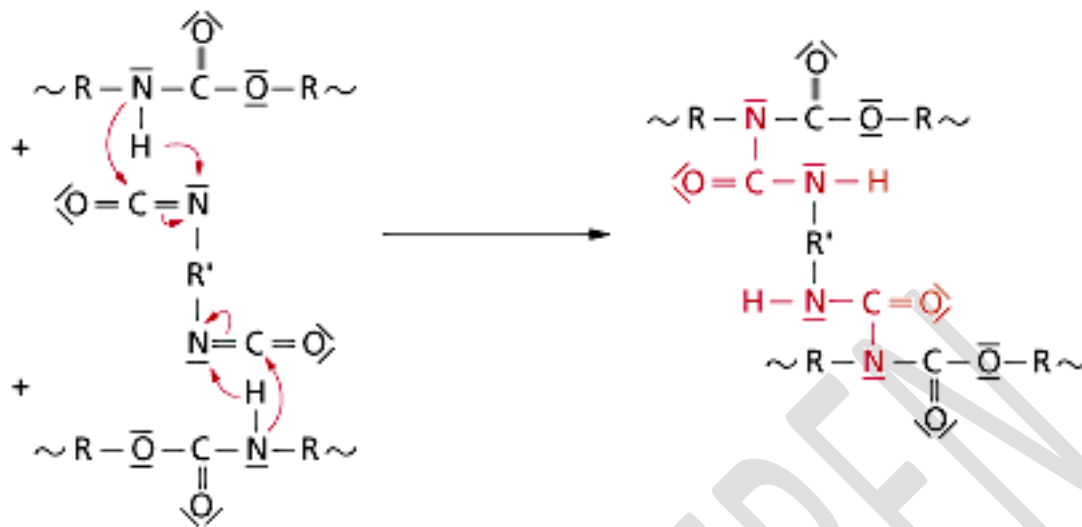
Kettenabbruch:



- Monomer braucht mindestens eine Doppelbindung
- Initiator = Kation, Anion oder Radikal
- Abbruch mit gegen Ladung oder Radikal mit Radikal
- Polymerarchitektur: 1 DB = Thermoplast, Mehrere DB = Duroplast
- Kettenwachstum

Polyaddition

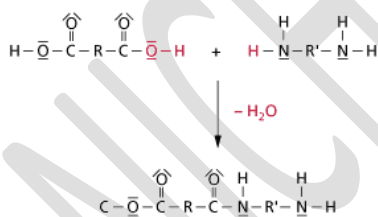
Vernetzung eines Polyurethans durch überschüssiges Diisocyanat



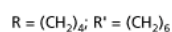
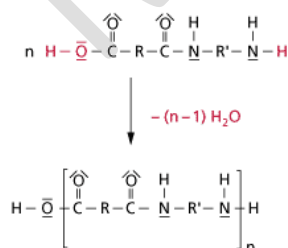
- Monomer braucht Diisocyanat
- 1H bindet sich ans 2N und das 1N an das 2C
- Mit Alkohol: 1H bindet sich ans 2N über 1 Bindung der C-N-Doppelbindung und 1O bindet sich ans 2C
- Produkt: Polyurethan
- Polymerarchitektur: Abhängig von Monomer/Anzahl an funktionellen Gruppen (2: linear, 3+: verzweigt)
- Stufenwachstum

Polykondensation

1. Bildung des Carbonsäureamides bei der Nylon®-Synthese

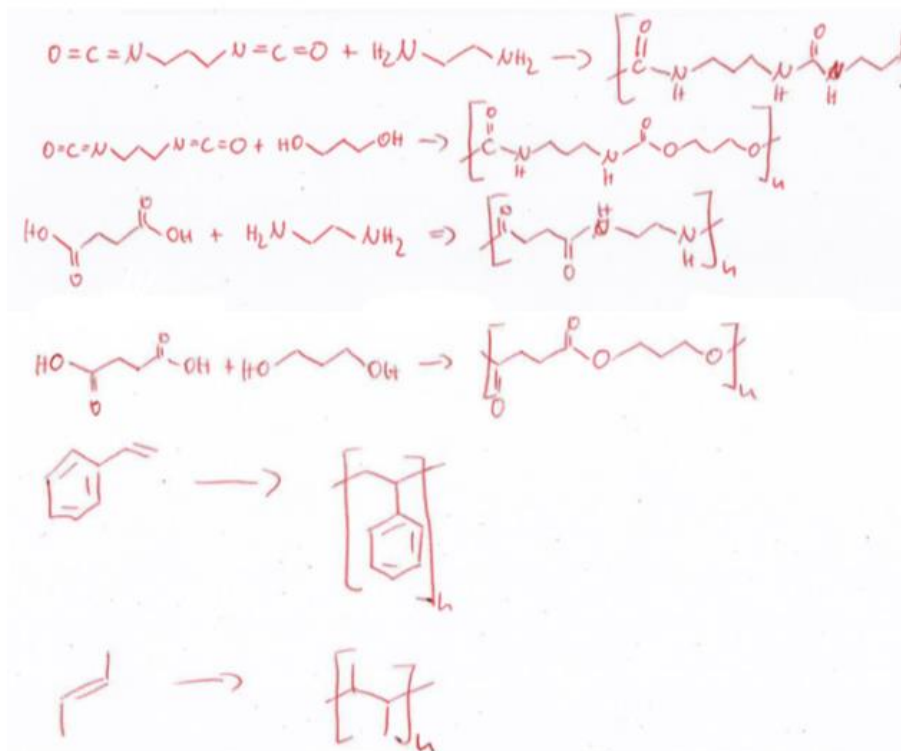


2. Vielfache Wiederholung der Carbonsäureamidbildung



- Säuregruppe «OH» verbindet sich mit H von der Aminogruppe und bildet Nebenprodukt H₂O und C und N verbinden sich o. «OH» eines Alkohols bindet sich an das «H» der Säuregruppe und bildet als Nebenprodukt H₂O

- Produkt: Polyester o. Polyamid/Peptide
- Polymerarchitektur: Abhängig von Monomer/Anzahl an funktionellen Gruppen
- Besonderheit: braucht Katalysator
- Stufenwachstum



Ökologische Aspekte

Recycling

Verwertungsprinzip

Unter dem Wort Recycling versteht man das Rückführen eines Materials oder Stoffes zur erneuten Verwendung. Heute versteht man darunter meist Prozesse, bei denen aus Abfall ein Sekundärrohstoff gewonnen wird. Ende 20. Jahrhundert kam das Recycling von Kunststoffen dazu. Da Kunststoffe viele Komponente enthalten, gibt es 3 Verfahren.

Werkstoffliches Recycling – physikalischer Prozess

Kunststoffe werden gereinigt und getrocknet und zu Granulat zerkleinert. Das Granulat wird eingeschmolzen und zu einem neuen Produkt verarbeitet. Die Grösse der Moleküle bleibt gleich, jedoch verliert der recycelte Kunststoff an Qualität.

Zeichen	Kurzbezeichnung	Bezeichnung
	PET	Polyethylenterephthalat
	HDPE	Polyethylen hoher Dichte
	PVC	Polyvinylchlorid
	LDPE	Polyethylen niedriger Dichte
	PP	Polypropylen
	PS	Polystyrol
	O	andere Kunststoffe
	PAP	Wellpappe
	PAP	sonstige Pappe
	PAP	Papier
	Fe	Stahl
	ALU	Aluminium
	FOR	Holz
	GL	Glas

- Thermoplast, sehr sinnvoll

Rohstoffliches Recycling – chemischer Prozess

Wird bei gemischten Abfällen verwendet, welche sich leicht für erneute Synthese eignen. Die Makromoleküle werden durch Pyrolyse oder Solvolyse aufgespalten. Dieses Gemisch aus aufgespaltenen Molekülen wird aufgetrennt (zbs. Destillation) und so zu handelsüblichen Monomeren verarbeitet. Der Abfall wird zu einem hochwertigeren Stoff.

- Thermoplast, nicht sinnvoll
- Duroplast, sinnvoll
- Elastomer, sinnvoll

Thermische Verwertung

Bevorzugtes verfahren beim Recyceln von Kunststoffen, die weder rohstofflich noch werkstofflich. Die Kunststoffe werden verbrannt. Diese Methode ist kostengünstig, aber giftige Produkte entstehen.

- Alle, wirtschaftlich sinnvoll, aber unökologisch

Wirkungsgrad

Je nach Sortenreinheit bei werkstofflichem 80%. → 80% der in der Plastikherstellung verwendeten Energie konnte wiederverwertet werden. 20% wird als Abwärme «verloren».

Downcycling: Recyceltes Material hat schlechtere Eigenschaften als das ursprüngliche.

Upcycling: Höherwertige Stoff als die Ausgangsstoffe sind möglich.

Biokunststoffe

Biobasierte

Biobasierte Kunststoffe bestehen teilweise/ vollständig aus nachwachsenden Rohstoffen und können biologisch abbaubar sein. Die meisten biobasierten Kunststoffe sind nicht biologisch abbaubar. Dazu zählen BIO-PE (Polyethylen) oder naturfaserverstärkte Kunststoffe aus Holz und Kunststoff.

- Ausgangsstoff für Biokunstst. = Vielzahl pflanzlicher Rohstoffe (vor allem Stärke, Cellulose und Zucker aus Mais, Kartoffeln, Weizen, Zuckerrüben und Hölzer)

Thermoplastische Stärke ist der wichtigste und gebräuchlichste Vertreter der Biokunststoffe, nebenbei werden **Polymilchsäure (PLA)** und **Polyhydroxyfettsäuren (PHF)** in letzter Zeit mehr verwendet.

Polymilchsäure: Entsteht durch Polykondensation der Milchsäure. Milchsäure stammt aus der Fermentation aus Zucker und Stärke durch Milchsäurebakterien. PLA für Herstellung von Folien, Formteilen, Dosen, Bechern, Flaschen.

Polyhydroxyfestsäuren: Mit der Einwirkung von Bakterien oder Pilzen aus Stärke/ Zucker gewinnt man der thermoplastische Polyester. Es kommt durch die Extraktion aus den Zellen von Mikroorganismen (Bekannte Vertreter: Polyhydroxybutyrat) Je nach dem welche Bakterienart es ist, entstehen unterschiedliche Kunststoffe mit anderen Eigenschaften.

Polyhydroxyfestsäuren sind gar keine Polysäuren, sondern eigentlich Polyester.

Die Hauptanwendung von biologisch abbaubaren Kunststoffen: **Verpackungs-, Cateringbereich, Garten- und Landschaftsbau und in der Medizin. (Folien bis Wattestäbchen und Windeln)**

Bioabbaubar

Biokunststoffe werden nicht nur aus nachwachsenden Rohstoffen hergestellt

Nicht alle Biokunststoffe können biologisch abbaubar sein.

Unterschied vom biologischen Abbau und Kompostierung:

Biologischer Abbau und Kompostierung sind beides biologische Prozesse bei denen Materialien durch Mikroorganismen zerlegt werden. Der biologische Abbau ist jedoch ein natürlicher Prozess, während die Kompostierung von «ausen» gesteuert wird. Die Kompostierung dient dem raschen Abbau der zu kompostierenden Materialien, gleichzeitig Aufbau humusartiger Substanzen und möglichst hohem «Energiegewinn». Beim biologischen Abbau ist der Abbau des Materials zweitrangig. Man könnte sagen, Ziel der Mikroorganismen ist die «Nahrungsaufnahme».

Das niedersächsische Umweltministerium empfiehlt, Biokunststoffe wie normalen Restmüll durch **Verbrennung** zu entsorgen, denn Biokunststoffe sind zwar biologisch abbaubar, jedoch eignen sie sich nicht für die (industrielle) Kompostierung, da ihr Abbau unter den Kompostierungsbedingungen zu langsam erfolgt. Humusartige Substanzen werden ausserdem auch nicht bei ihrem Abbau erzeugt, sondern lediglich Wasser und Kohlenstoffdioxid, ähnlich wie bei der Verbrennung. Es macht daher keinen Sinn biologisch abbaubare Kunststoffe zu kompostieren.

Biokunststoffe führen beim Kompostieren zu keinem nützlichen ökologischen Nutzen. Beim Abbau entstehen nur überwiegend Wasser und Kohlendioxid. Es entstehen keine pflanzenverfügbaren Nährstoffe.

Elektrochemie

Reduktion + Oxidation = Redoxreaktion

«Historische» Definition

Reduktion: Abspaltung von Sauerstoff aus Verbindungen, Gewinnung von Metallen aus Oxiden

Oxidation: Verbrennung, Reaktion mit Sauerstoff

Neue Definition

Reduktion: Ein Teilchen, welches Elektronen aufnimmt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher sinkt

Oxidation: Ein Teilchen, welches Elektronen abgibt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher steigt

Weitere Definitionen

Oxidationsmittel: Teilchen, welches Elektronen aufnimmt – Elektronenrezeptor – wird selbst reduziert

Reduktionsmittel: Teilchen, welches Elektronen abgibt – Elektronendonator – wird selbst oxidiert

Oxidierteform: Die Elektronen ärmere Form eines Teilchens

Reduzierteform: Die Elektronen reichere Form eines Teilchens

Korrespondierendes Redoxpaar: Die oxidierte und die reduzierte Form eines Teilchens

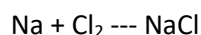
Redoxreaktion: Reaktion bei denen Elektronen von einem Teilchen abgegeben wird und vom anderen Teilchen aufgenommen wird + Wenn OZ von vorher zu nachher sich ändert

Redoxgleichungen

Bei der Redoxgleichung wird die Anzahl der übertragenen Elektronen beachtet, daher ist sie komplizierter als eine normale Gleichung.

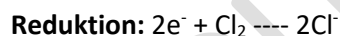
1. Ermitteln der Grundgleichung

Zuerst wird festgehalten, welche Edukte zu welchen Produkten reagieren. Achtung: BrINClHOFl müssen alleine immer an sich selber gebunden sein.



2. Aufstellen der Teilgleichung für Oxidation und Reduktion

Man schaut dann welcher der Teile oxidiert/reduziert werden und stellt dann eine Teilgleichung für Oxidation/Reduktion.

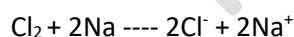


3. Elektrobilanz

Man multipliziert so, dass auf beiden Seiten gleich viele Elektronen sind, damit man diese dann streichen kann.

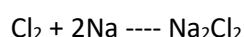
4. Vereinen der beiden Teilgleichungen

Man vereint die beiden Teilgleichung und übernimmt die Ladung – Ionengleichung

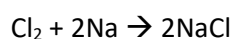


5. Erstellen der Stoffgleichung

Man fügt die Teilchen zusammen.



Kürzen falls möglich.



6. Kontrolle

Man überprüft ob die Anzahl Atome auf beiden Seiten gleich ist.

Die Redoxreihe

Werden die Metalle nach ihrem Bestreben, durch Elektronenabgabe positiv geladene Ionen zu bilden (Oxidationsbestreben), geordnet, so ergibt sich die Redoxreihe der Metalle.

Jedes Metall verdrängt die in der Redoxreihe rechts von ihm stehenden Metalle aus den Lösungen ihrer Salze, d.h. es wirkt gegenüber den Ionen aller Metalle, die in der Redoxreihe weiter rechts stehen, als Reduktionsmittel. Umgekehrt wirken Metall-Ionen gegenüber allen Metallen, die in der Redoxreihe weiter links stehen, als Oxidationsmittel.

Tabelle

In dieser Tabelle stellen die Metalle Reduktionsmittel dar, während die Metall-Kationen Oxidationsmittel sind. Anhand der Beobachtungen kann man zudem die Metalle nach ihrem Reduktions- und die Metallkationen nach ihrem Oxidationsvermögen geordnet.

Je leichter ein Metallatom oxidiert werden kann, desto stärker wirkt es als Reduktionsmittel // Je leichter ein Metallkation reduziert werden kann, desto stärker wirkt es als Oxidationsmittel.

Je stärker ein Reduktionsmittel ist, desto schwächer ist das zugehörigen Oxidationszahlen (Die oxidierte Form) und Umgekehrt.

Edle Metalle (allg. Stoffe), welche schlechte Reduktionsmittel sind/schwer oxidiert werden, stehen in der Redoxreihe unter $H_2 \rightarrow H^+$. Unedle Metalle (allg. Stoffe), welche gute Reduktionsmittel sind/leicht oxidiert werden, stehen in der Redoxreihe über $H_2 \rightarrow H^+$.

Reagiert Teilchen von oben rechts mit Teilchen unten links, läuft die Reaktion freiwillig. Ansonsten muss sie erzwungen werden. Je weiter entfernt, desto besser.

Galvanisches Element

Redoxreaktionen können einen elektrischen Strom liefern, wenn die Teilreaktionen an voneinander getrennten Orten ablaufen, die zwei Orte aber elektrisch leitend miteinander verbunden sind. Chemische Energie wird dabei in elektrische Energie umgewandelt.

Elektronen Übertragung \rightarrow Elektronen fließen \rightarrow elektrischer Strom

Das Daniell-Element

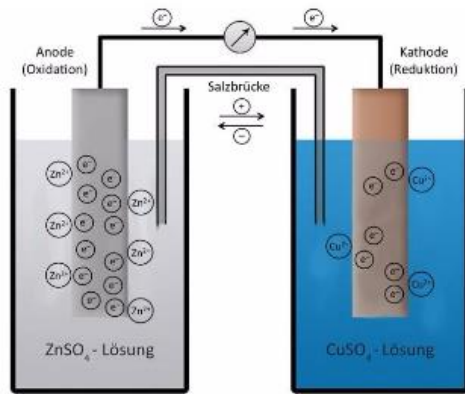
Zinkstab in Cu^{2+} -Sulfat-Lösung: Elektronen wandern vom Zink zum Cu^{2+}

\rightarrow Um den Elektronenfluss auszunützen, muss man die direkte Übertragung verhindern...

Cu^{2+} -Lösung ist über einen Verbraucher mit dem Zinkstab verbunden: Es findet kein Stromfluss statt

\rightarrow Es braucht einen geschlossenen Stromkreis für einen Stromfluss

Cu-Stab in Cu^{2+} -Lösung mit ist über einem Verbraucher und mit einer Salzbrücke mit dem Zn-Stab in Zn^{2+} -Lösung verbunden: Es gibt Stromfluss



Zn ist weniger edel als Cu, es steht höher in der Redoxreihe. Die Cu^{2+} -Ionen können es daher zu Zn^{2+} -Ionen oxidieren, die Cu^{2+} -Ionen selbst werden reduziert. Zn/Zn^{2+} bilden den negativen Pol, Elektronen werden von der Reduktion an den äusseren Stromkreis geliefert. Cu/Cu^{2+} bilden den positiven Pol, Elektronen werden vom äusseren Stromkreis entnommen.

Anode: Hier läuft immer die Oxidation ab, (in der galvanischen Zelle der Minuspol (weil Elektronen an den äusseren Stromkreis abgegeben werden, bei der Elektrolyse der Pluspol))

Kathode: Hier läuft immer die Reduktion ab, in der galvanischen Zelle der Pluspol (weil Elektronen vom äusseren Stromkreis aufgenommen werden), bei der Elektrolyse Minuspol)

Halbzelle: Ist ein Ion mit seinem dazugehörigen Metall, System aus Metall und seinem Elektrolyten (**Zellendiagramm** als Schreibweise $\rightarrow \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} // \text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$)

Elektroden: Leitfähiger Feststoff

Elektrolyt: Leitfähige Flüssigkeit

Salzbrücke: Eine Salzbrücke dient als ionenleitende Verbindung zwischen Elektrolyt-Lösungen. Sie ermöglicht den freien Fluss von Ionen zwischen verbundenen Systemen. Im Falle eines aus zwei Halbzellen bestehenden galvanischen Elementes verhindert die Salzbrücke den Aufbau von Ladung in den Halbzellen, welche den Stromfluss ansonsten frühzeitig zum Erliegen bringen würde.

Diaphragma: Eine stromdurchlässige Trennung in oder an einer elektrochemischen (Halb-)Zelle, z. B. eine Membran oder poröse Trennwand. Das Diaphragma verhindert die Durchmischung, lässt aber einen Strom durch Ionenleitung hindurch.

Erläuterung: Die beiden Halbzellen aus Metallion sind elektrisch via Verbraucher und Salzbrücke verbunden. An der Anode findet die Oxidation statt, die elektronen wandern durch den äusseren stromkreis zur Kathode, dort findet die Reduktion statt. Um den Stromkeiszuschliessen müssen die Halbzellen ausserdem über eine Salzbrücke, oder Diaphragma verbunden sein.

Das Daniell-Element ist unhandlich und schnell verbraucht, außerdem liefert es nicht sehr viel Spannung.

Alltagstaugliche Galvanische Zellen

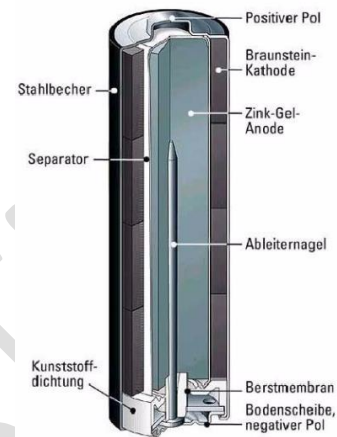
In der mobilen Energieversorgung spielen Batterien eine grosse Rolle. Man sucht nach einem galvanischen Element, welches weniger schnell Energie verbraucht, handlich ist und viel Spannung liefert.

Alkali-Mangan-Batterie (Alkaline)

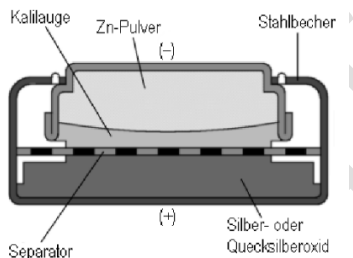
Sie ist eine Weiterentwicklung des Leclanché-Elements. Zinkpulver/Gel bildet die Anode/Minuspol. In der Anode findet die Oxidation von Zn zu $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ statt. Der negative Pol ist auf die ganze Halbzelle verteilt. Chemikalien müssen über eine kleinere Distanz zum Ort der Reaktion transportiert werden. Der Transport ist jetzt schnell genug und Spannung sinkt langsamer ab. → Es können über längere Zeit Ströme fließen.

Der Positive Pol besteht aus einer Baustein-Graphit-Mischung. Die Reduktion ist komplizierter. Sie ist auch eine Säure-Base- sowie Komplex-Reaktion. Es findet folgende Reaktion statt: $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO(OH)} + \text{OH}^-$

Anode und Kathode werden durch ein Diaphragma getrennt. Als Elektrolyt gebraucht man eine wässrige Kaliumhydroxid-Lösung. Diese erstarrt erst bei tiefen Temperaturen. Die Batterie ist in ein Stahlgehäuse eingefasst. Maximale Spannung = 1.5V. Die Spannung fällt nur kurz vor der Entladung deutlich ab. Nachteil ist, dass sie nicht aufladbar ist.



Zink-Silberoxid-Knopfzellen



Das sind besonders kleine Batterien. Sie liefern sehr konstante Spannung von 1.5V. Als Elektrolytlösung dient auch hier die Kalilauge. Oxidation an der Anode ist auch gleich: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

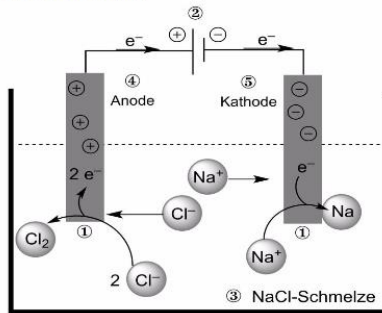
Die Reduktion an der Kathode ist: $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + 2\text{OH}^-$

Elektrolyse – Grundbegriffe und Anwendung

Eine technische wichtige Redoxreaktion ist: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \leftarrow 2\text{NaCl}$

Diese Reaktion ist exotherm und freiwillig, das GGW liegt rechts. Die Rückreaktion – also die Zerlegung von Natriumchlorid – ist zwar nicht freiwillig aber technisch sehr wichtig. Na und Cl sind aber in der Natur nicht verfügbar, Natriumchlorid schon. Man kann also mit Hilfe von Energie mit der Rückreaktion von Kochsalz, Natrium und Chlor herstellen. **Eine unter dem Einfluss von elektrischem Strom erzwungene Redoxreaktion heisst Elektrolyse.**

Beispiel: Elektrolyse von Natriumchlorid



Zwei elektrische Platten aus Graphit oder einem Metall, sogenannte Elektroden, werden über eine Spannungsquelle (2) stromleitend miteinander verbunden. Man taucht sie, in einem Abstand voneinander, in einen Elektrolyten ein. Wird die Spannungsquelle eingeschaltet, so wirkt sie als Elektronenpumpe und befördert ständig Elektronen von der einen Elektrode zur anderen; die Elektroden werden elektrisch aufgeladen. Dort, wo Elektronen weggepumpt werden, entsteht ein Mangel an negativer Ladung, das heisst die Elektrode wird positiv geladen. Damit an dieser Elektrode Elektronen weggepumpt werden können, muss hier die Oxidation stattfinden - Anode. Dort, wo die Elektronen hin gepumpt werden, entsteht ein Überschuss an negativer Ladung, das heisst die Elektrode wird negativ geladen. Die ankommenden Elektronen werden für die Reduktion verwendet (Kathode). Zwischen den Elektroden herrscht elektrische Spannung.

Im Elektrolyten: Gemäss Coulomb-Gesetz die negativ geladenen Ionen (Anionen) zum positiven Pol (Anode) hingezogen, während die positiv geladenen Ionen (Kation) zum negativen Pol (Kathode) hingezogen werden. An den Elektroden kommt es dann zu einer Halbreaktion. (Anode Oxidation und Kathode Reduktion).

Chemischer Prozess

NaCl gehört zu den Salzen. Die kleinsten Teilchen in geschmolzenen NaCl sind daher Ionen. Na⁺ und Cl⁻ sind die kleinsten Teilchen des Edukts (NaCl).

Das Ziel der Elektrolyse ist es, die Elemente Natrium und Chlor herzustellen.

Natrium → Metall → kleinstes Teilchen Atom → Na

Chlor → Molekülverbindung → kleinstes Teilchen Molekül → Cl₂

Na und Cl₂ sind die kleinsten Teilchen der Produkte.

Oxidation: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Reduktion: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$

Ionengleichung: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$

Stoffgleichung $2 \text{NaCl} \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$

→ Sobald es Spannung gibt, werden Na⁺-Ionen zum Minuspol hingezogen und nehmen die Elektronen auf, um den Überschuss zu kompensieren, es entsteht elementares Natrium. Der Pluspol zieht die Cl⁻-Ionen an, diese geben Elektronen ab, um den Elektronen Mangel zu kompensieren.

Anwendung der Elektrolyse

Herstellung von Aluminium

Aluminium kommt in der Natur als Aluminiumoxid vor. Zur Reinigung der Tonerde nutzt man die Tatsache, dass Al^{3+} in stark basisches Milieu gut löslich ist, anders als die Verunreinigung. Nach der Filtration, fällt man das Aluminium bei tiefen pH-Werten als $\text{Al}(\text{OH})_3$ wieder aus und erhält nach einer Hochtemperatur-Trocknung reines Aluminiumoxid. $\text{Al}(\text{OH})_4^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$

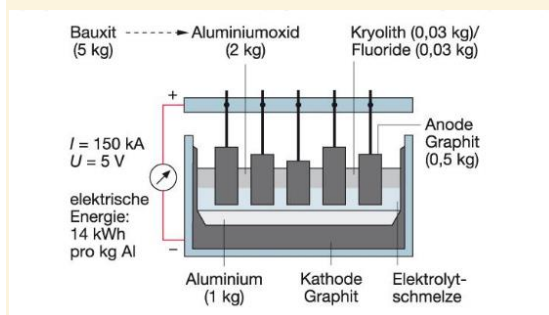
Al^{3+} -Ion ist ein schwaches Oxidationsmittel. Elektrolyse kann nur mit geschmolzener Form stattfinden, das Wasser sonst reduziert werden würde. Da es aber erst bei 2045° schmelzen würde, verwendet man ein Gemisch aus Aluminiumoxid und Kryolith (schmilzt bei 950°). Mittels Schmelzfluss-Elektrolyse wird an der Kathode Al^{3+} -Ionen zu Aluminium reduziert. $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al} + 3 \text{e}^-$

Die mit dem Kryolith ins System gebrachte Fluorid-Ionen stören nicht. Sie sind schwache Reduktionsmittel und oxidieren nicht. An der Anode passiert folgendes: $2 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$

Weil die Temperaturen so hoch sind, reagiert Sauerstoff mit Graphit-Anoden weiter: $4 \text{C} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{CO}$

→ Die Elektroden werden also verbraucht und müssen ersetzt werden

Gesamtreaktion der Elektrolyse: $2 \text{Al}_2\text{O}_3 + 4 \text{C} \rightarrow 4 \text{Al} + 2 \text{CO}_2 + 2 \text{CO}$



Aluminium Herstellung braucht viel Energie, darum dort errichtet wo leistungsfähige Wasserkraftwerke sind. Wenn man recycelt braucht man 5% (mit Transport 10%) des Energieaufwands der Herstellung von Neu-Aluminium.

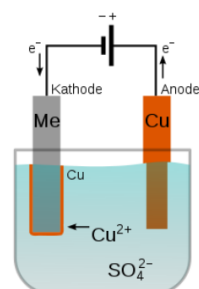
Lithium, Natrium und Kalium

Man elektrolysiert Schmelze ihrer Chloride (LiCl , NaCl , KCl). Weil sie so starke Reduktionsmittel sind, kommen Alkalimetalle in der Natur elementar nicht vor. Nebenprodukt → Chlor

Galvanisieren

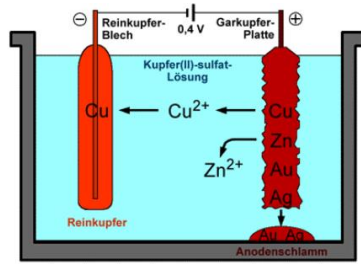
Die elektrolytische Beschichtung von Werkstücken mit Metallen. → Verschönerung, Schutz, Katalysatoren, Leitfähigkeit verbessern.

Verkupferung: Der metallische Gegenstand wird als Kathode in eine Elektrolysezelle gebaut. Das Elektrolyt enthält Cu^{2+} -Ionen, welche während der Elektrolyse reduziert werden und sich dabei auf dem metallischen Gegenstand als Kupfer abscheiden.



Gewinnung hochreiner Edelmetalle aus dem Rohmaterial – elektrolytische Raffination

Rohkupfer hat nach seiner Gewinnung aus Erzen eine Reinheit von 99%. Man nimmt hochreine



Kupferplatte als Kathode und das zu reinigende als Anode und man verwendet eine schwefelsäurehaltige Lösung von Kupfer(II)-sulfat als Elektrolyt.

Spannung hoch genug um das Kupfer der Anode, sowie metallische Verunreinigungen (grössere Redoxpotentiale als Kupfer) in Form von Kationen in die Lösung zu bringen. Aber so klein, das edlere

metallische Verunreinigungen nicht oxidiert werden können – diese sinken als Anodenschlamm auf den Boden. Die Cu^{2+} -Ionen wandern zur kathodischen Kupferplatte, werden dort reduziert und als Kupfer abgeschieden. (Spannung reicht nicht für die anderen Kationen, sie sind schwächere Oxidationsmittel)

Eloxalverfahren (elektrolytische Oxidation von Aluminium)

Aluminium wird gegen Korrosion geschützt. Das zu schützende Werkstück wird als Anode gebraucht.

Das anodische geschaltete Aluminium wird oxidiert: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

Nach der Oxidation reagieren Al^{3+} -Ionen mit dem Wasser des Elektrolyten weiter: $2 \text{Al}^{3+} + 9 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}_3\text{O}^+$

Das schwerlösliche Aluminiumoxid bildet einen Schutzfilm über das elementare Aluminium, welches nun nicht mit dem Wasser, Sauerstoff in Berührung kommen kann.