

Inhalt

1	Thermodynamik	5
1.1	Energetik	5
1.1.1	Chemische Reaktionen und Energie	5
1.1.2	System und Umgebung	5
1.1.3	Die innere Energie	5
1.1.4	Energieerhaltungssatz	5
1.2	Endotherm und Exotherm	6
1.3	Innere Energie	6
1.3.1	Innere Energie	6
1.4	Enthalpie	6
1.4.1	Standardreaktionsenthalpie	6
1.4.2	Reaktionsenthalpie berechnen	7
1.5	Entropie	7
1.5.1	Reaktionsentropie	7
1.5.2	2. Hauptsatz der Thermodynamik	7
1.5.3	3. Hauptsatz der Thermodynamik	7
2	Metastabile Systeme	8
2.1	Chemisches Gleichgewicht	8
2.1.1	Chemisches Gleichgewicht Berechnung	8
2.2	Metastabile Systeme	8
2.3	Spontane Vorgänge	8
2.3.1	Gibbs Hemholtz Gleichung	8
2.3.2	Ordnung im System	9
3	Säure/Base	10
3.1	Säure-Base Liste	10
3.2	pH-Wert	10
3.2.1	pKs/pKb Berechnung	11
3.3	pKs/pKb Wert	11
3.3.1	pKs/pKb Berechnen	11
3.4	Säure Base Reaktion	11
3.5	Puffer	12
3.5.1	Puffer Berechnung	12
4	Naturstoffe	13
4.1	Kohlenhydrate	13
4.2	Schreibweisen	14
4.2.1	Fischer Projektion	14
4.2.2	Haworth Projektion	14
4.3	Zucker	14
4.3.1	Monosaccharide	14
4.3.2	Disaccharide	15
4.3.3	Oligosaccharide	15
4.3.4	Polysaccharide	15
4.4	Stärke	15

Kapitel 1: Thermodynamik

1.1 Energetik

1.1.1 Chemische Reaktionen und Energie

Alle Stoffe sind mit Energieumwandlungen gekoppelt. Chemische Energie kann umgewandelt werden in:

- thermische Energie
- elektrische Energie
- kinetische Energie (Mechanische Energie)
- Strahlungsenergie

1.1.2 System und Umgebung

Will man Energieumsätze bei chemischen Reaktionen betrachten, muss man festlegen in welchem räumlichen Bereich die Untersuchung statt finden soll. Ein solch abgegrenzter Raum nennt man System. Der Bereich der übrig bleibt wird Umgebung genannt.

Arten:

- Offenes System: Energie + Stoffaustausch (Reagenzglas)
- Geschlossenes System: Energieaustausch (Reagenzglas + Stopfen)
- Isoliertes System: kein Austausch (Reagenzglas + Stopfen + Styropor)

1.1.3 Die innere Energie

Die Summe aller Energie die in einem System steckt:

- chemische Energie
- thermische Energie
- kinetische Energie

Einheit in Joule [J].

Die innere Energie ist eine extensive Größe die von der Stoffmenge abhängig ist. Daher ist der Unterschied ΔU messbar.

1.1.4 Energieerhaltungssatz

1. Hauptsatz der Thermodynamik:

Die Gesamtenergie eines Systems und seine Umgebung kann weder zu, noch abnehmen.

exotherme Reaktion $Q_r < 0$ (-E)

endotherme Reaktion $Q_r > 0$ (+E)

Um Q_r bestimmen zu können, begrenzt man die Umgebung künstlich auf einen definierten Raum. Dieser muss isoliert sein. Solche "Systeme" sind **Kalorimeter**.

Kann vernachlässigt werden:

- Reaktionswärme die im geschlossenen System bleibt

- Wärmeverlust durch den Deckel des [Kalorimeters](#)

Je nach Reaktionstyp unterscheidet man:

- Verbrennungswärme
- Lösungswärme
- Neutralisationswärme
- Bildungswärme

1.2 Endotherm und Exotherm

Mithilfe der [Aktivierungsenergie](#) und der Differenz der Energien zwischen Edukt und Produkt, lässt sich sagen, ob eine Reaktion endotherm oder exotherm ist. Wenn die [Aktivierungsenergie](#) kleiner ist als die Differenz, dann ist die Reaktion exotherm. Ist die Aktivierungsenergie höher als die Differenz, dann ist die Reaktion endotherm.

Endotherm:

Das System nimmt Energie aus der Umgebung auf. Während der Reaktion nimmt die Temperatur ab. Ein Beispiel wäre das verdampfen von Wasser.

Exotherm:

Das System gibt Energie an das System in Form von Wärme ab. Ein Beispiel wäre das Verbrennen von Holz.

1.3 Innere Energie

1.3.1 Innere Energie

Nur die Änderung der inneren Energie kann bestimmt werden (ΔU).

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

1.4 Enthalpie

1.4.1 Standardreaktionsenthalpie

Um Reaktionsenthalpien besser vergleichen zu können hat man die molare Standardreaktionsenthalpie eingeführt: $\Delta_R H^\circ$
Standardbedingungen = 25°C bzw. 298K — 1013mBar

Es gibt verschiedene Standardenthalpien, besonders für Berechnungen geeignet sind:

- molare Schmelz- und Verdampfungsenthalpie
- molare Verbrennungsenthalpie
- molare Bindungsenthalpie

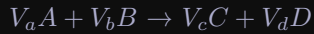
- molare Bildungsenthalpie

Für energetische Betrachtungen kann es geschickt sein die Reaktion in gedachte Teilschritte zu zerlegen.

Satz von Hess 1840: Gesetz der konstanten Wärmesummen:

"Die Enthalpieänderung von zwei Zuständen ist unabhängig vom Reaktionsweg"

1.4.2 Reaktionsenthalpie berechnen



V_x = stöchiometrischer Koeffizient

$$\Delta_R H = \Sigma H_{Produkte} - \Sigma H_{Edukte}$$

1.5 Entropie

1.5.1 Reaktionsentropie

$$\Delta_r S_m = (\Sigma v S_m(Produkte)) - (\Sigma v S_m(Edukte))$$

1.5.2 2. Hauptsatz der Thermodynamik

Entropie ist der 2. Hauptsatz der Thermodynamik:

Die Gesamtentropie eines Systems und seiner Umgebung kann nicht abnehmen. Sie bleibt entweder gleich (ideal reversibler Verlauf) oder nimmt zu (tatsächlicher Ablauf in Natur und Technik).

Die Entropie ist das Maß der Unordnung.

$$\Delta S_{Ges} = \Delta S_{System} + \Delta S_{Umgebung}$$

Änderung der Entropie durch Wärmezufuhr: $\Delta S = \frac{Q}{T}$

1.5.3 3. Hauptsatz der Thermodynamik

Gibt ein System Wärme ab, verringert sich seine Entropie. Am absoluten Nullpunkt $t = 0\text{K} = -273.15^\circ\text{C}$ ist die Entropie eines ideal kristallisierten Reinstoff 0.

Kapitel 2: Metastabile Systeme

2.1 Chemisches Gleichgewicht

Chemisches Gleichgewicht ist ein Zustand, wenn die Geschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion gleich sind und die Konzentration der beteiligten Stoffe konstant bleiben.

2.1.1 Chemisches Gleichgewicht Berechnung

$$K_c = \frac{|C|^c |D|^d}{|A|^a |B|^b}$$

K_c = Gleichgewichtskonstante

2.2 Metastabile Systeme

Metastabilität ist eine schwache Form der Stabilität. Ein metastabiler Zustand ist stabil gegen kleine Änderungen, aber instabil gegenüber größeren Änderungen.

Ein metastabiles System:

Zustand 1 ist gegenüber kleinen Störungen stabil und geht bei großen Störungen in Zustand 3 über. Zustand 2 ist labil. Erst ein Zündfunke oder ein Katalysator lässt eine Reaktion bei metastabilen Systemen ablaufen.

Man benötigt Aktivierungsenergie.

2.3 Spontane Vorgänge

Chemische Reaktionen, die energetisch betrachtet bei einer gegebenen Temperatur ohne äußere Einflüsse ablaufen können. Die Geschwindigkeit spielt dabei keine Rolle.

2.3.1 Gibbs Hemiholz Gleichung

Die freie Enthalpie G beschreibt spontane Reaktionen.

$$G = H - T * S \quad \Delta G = \Delta H - T * \Delta S$$

- $\Delta_r H$ = Reaktionswärme Q_r bei konstantem Druck

- $T * \Delta S$ = Temperatur mal die Entropieänderung
- $\Delta_r G < 0$ = Reaktion ist Exergonisch, läuft freiwillig ab
- $\Delta_r G > 0$ = Reaktion ist Endergonisch, kann durch Energieerzeugung von außen erzwungen werden

2.3.2 Ordnung im System

Befinden sich Teilchen in einem begrenzten Bereich an bestimmten Plätzen, bezeichnet man diesen Zustand als geordnet. Die Ordnung wird geringer, wenn für die Teilchen der Raum und die Anzahl der möglichen Plätze größer werden. Dies beruht auf der Ausbreitung der Energie.

Vorgänge mit geringer Ordnung:

- Diffusion
- Rost
- Schmelzen

Die Ordnung nimmt ab wenn...

- der Raum größer wird
- die Geschwindigkeit der Teilchen zu nimmt (Temperatur)
- Anzahl der Teilchen zu nimmt
- Temperatur, Konzentration oder Druck gleichen sich aus

Man muss die Ordnung sowohl im System als auch in der Umgebung betrachten. [Entropie](#) ist ein Maß der Unordnung.

Kapitel 3: Säure/Base

3.1 Säure-Base Liste

Säure	Formel	Base	Formel
Chlorwasserstoff	HCl	Chloridion	Cl^-
Perchlorsäure	$HClO_4$	Perchloration	ClO_4^-
Ameisensäure	$HCOOH$	Formation	$CHOO^-$
Bromwasserstoff	HB_r	Bromidion	Br^-
Salpetersäure	HNO_3	Nitration	NO_3^-
Essigsäure	HC_3COOH	Acetation	CH_3COO^-
Schwefelwasserstoff	H_2S	Hydrosulfidion	HS^-
		Sulfidion	S^{2-}
Schweiflige Säure	H_2SO_3	Hydrosulfition	HSO_3^-
		Sulfation	SO_3^{2-}
Schweifelsäure	H_2SO_4	Hydrosulfation	HSO_4^-
		Sulfation	SO_4^{2-}
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonation	HCO_3^-
		Carbonation	CO_3^{2-}
Phosphatsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphation	$H_2PO_4^-$
		Hydrogenphosphation	HPO_4^{2-}
		Phosphation	PO_4^{3-}

3.2 pH-Wert

Der pH Wert ist ein Maß für den sauren oder basischen Charakter eine wässrigen Lösung. Er ist die Gegenzahl zum Logarithmus der Ammonium-Ionen (H_3O^+) des Stoffes. Um die Stärke der jeweiligen Säure/Base zu bestimmen gibt es den pK_s oder pK_b Wert.

0: stark sauer

4: leicht sauer

7: neutral
 10: leicht basisch
 14: stark basisch

3.2.1 pK_s/pK_b Berechnung

starke Säuren:

$$pH = -\lg([c(H_3O^+)]) = -\lg([c_0(HAc)])$$

schwache Säuren:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \lg([c_0(HAc)]))$$

starke Basen:

$$pOH = -\lg([c(OH^-)]) \rightarrow pH = 14 - pOH$$

schwache Basen:

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \lg([c_0(Ac)]))$$

3.3 pK_s/pK_b Wert

Je niedriger der pK_s -Wert desto stärker die Säure.

Je niedriger der pK_b -Wert desto stärker die Base.

Der **pH Wert** wird mithilfe des pK_s - pK_b -Wert berechnet.

$$pK_s + pK_b = 14$$

3.3.1 pK_s/pK_b Berechnen

Nach dem **Massenwirkungsgesetz**:

$$K_s = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA)}$$

$$K_b = \frac{c(HB^-) \cdot c(OH^-)}{c(B)}$$

- K_s = Säurenkonstante
- H_3O^+ = Hydroxidion
- A^- = konjugierte Base
- HA = schwache Säure

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

$$pK_b = -\lg(K_b)$$

3.4 Säure Base Reaktion

Im Bronsted-Modell werden Säuren als Protonendonatoren und Base als Protonenakzeptoren definiert.

- Säure gibt H^+ ab
- Base nimmt H^+ auf

3.5 Puffer

Puffersysteme werden benutzt um den pH Wert auf einem konstanten Wert zu halten. Dabei gibt man eine schwache Säure und ihre konjugierte Base im Verhältnis von 1:1.

Pufferwirkung ist am optimalsten: $pH = pK_s + / - 1$

Pufferkapazität:

- Stoffmenge an H_3O^+ die hinzugegeben werden muss, um den pH Wert um 1 zu verringern.
- Stoffmenge an OH^- die hinzugegeben werden muss, um den pH Wert um 1 zu vergrößern.

3.5.1 Puffer Berechnung

$$\text{pH Wert} = pK_s + \lg\left(\frac{|A^-|}{|HA|}\right)$$

Kapitel 4: Naturstoffe

4.1 Kohlenhydrate

Zucker enden auf -ose.

Die jeweiligen Enzyme auf -ase.

Jedes C-Atom darf nur eine Hydroxy-Gruppe haben.

Folgendes gilt für Kohlenhydrate:

- Zahl der C-Atome:
 - 3: Triose
 - 4: Tetrose
 - 5: Pentose
 - 6: Hexose
- Zahl der Einheiten:
 - 1 Zuckereinheit: Monosaccharid
 - 2 Zuckereinheiten: Disaccharid
 - 3-20 Zuckereinheiten: Oligosaccharid
 - $20 <$ Zuckereinheiten: Polysaccharid
- Nach ihrer funktionellen Gruppe:
 - Aldehydgruppe:
 - * Aldosen
 - * Glucosen
 - * Polyhydroxyaldehyde
 - Ketogruppe:
 - * Ketosen
 - * Fructosen
 - * Polyhydroxyketone
 - \Rightarrow sie sind das Produkt der partiellen Oxidation mehrwertiger Alkohole

In Ringform gilt:

- Furanose:
 - 5 C-Atome im Ring
- Pyranose:
 - 6 C-Atome im Ring

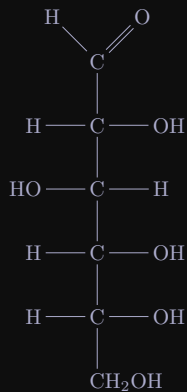
4.2 Schreibweisen

4.2.1 Fischer Projektion

- längste C-Kette von oben nach unten
- höchst oxidiertes C-Atom nach oben
- letzte anomere C-Atom beschreibt rechts- (D) oder links- (L) drehend:
Wenn OH Gruppe rechts ist, ist es D
Wenn OH Gruppe links ist, ist es L

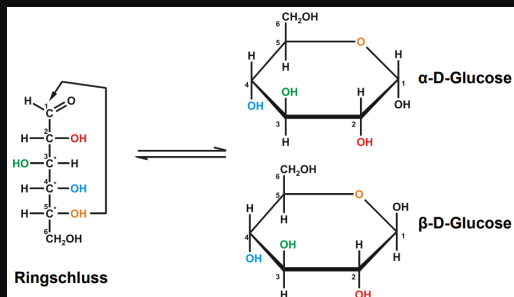
Dabei ist zu beachten, dass durch die Fischerprojektion Enantiomere und Diastomere erfasst werden können. Wenn bei dem folgenden Stoff die letzte OH-Gruppe auf der linken Seite wäre, wäre dies ein Diastomer zu dem Stoff. Wären alle asymmetrischen C-Atome gespiegelt wäre es ein Enantiomer.

α -D-Glucose:



4.2.2 Haworth Projektion

D-Glucose:



4.3 Zucker

4.3.1 Monosaccharide

1 Zuckereinheit

4.3.2 Disacchararide

2 Zuckereinheiten

Zwei Monosaccharide die über eine Sauerstoffverbindung vknüpft sind.

Besonderheiten zum Bau der Saccharose:

α -D-Glucose (Glucopyranose) und β -D Fructose (Fructofuranose) zu einer $\alpha 1 - \beta 2$ glycosidischen B.

→ $\alpha - \beta$ -1,2-...

Saccharose muss gezeichnet werden können.

Besonderheiten zum Bau der Maltose:

Es gibt eine α -Maltose + β -Maltose.

α -1,4 glycosidische Verknüpfung einer α -D Glucose mti einer α/β -D Glucose

Besonderheiten zum Bau der Cellobiose:

β -D Glucose mit β -D Glucose

β -1,4-glycosidische Verknüpfung.

Besonderheiten zum Bau der Lactose:

D-Galactose mit D-Glucose

β -1,4 glycosidische Bindung

4.3.3 Oligosaccharide

3-20 Zuckereinheiten

- Mehrfachzucker
- Muttermilch
- Fucosyllactose
- Cyclodextrin

4.3.4 Polysaccharide

Mehr als 20 Zuckereinheiten

4.4 Stärke

4.4.1 Amylose

Eine Kette von α -1,4-glykosidisch verknüpften Glucoseeinheit.

4.4.2 Amylopektin

Hat eine α -1,4-glykosidische Verbindung. Dazu Struktur mit zusätzlichen α -1,6-Verknüpfung (verzweigter).

4.5 Aminosäuren

In der Natur kommen 20 natürliche Aminosäuren (AS) vor. Alle natürlichen Aminosäuren sind L- α -Amino-Carbonsäuren. Werden in 3 Gruppen eingeteilt:

- neutrale Aminosäuren (Glycin, Alanin, ...)
- saure Aminosäuren (Asparaginsäure, ...)
- basische Aminosäuren (Lysin, ...)

Der Isoelektrische Punkt (IEP) ist der pH-Wert an dem die Aminosäure als Zwitterion vor liegt.

Bei $\text{pH} < \text{IEP}$ = kationische Form

Bei $\text{pH} > \text{IEP}$ = anionische Form

4.5.1 Chromatographie

4.6 Proteine

Reihenfolge:

1. Primärstruktur: Aminosäure-Sequenz (Abfolge in welcher die Aminosäuren verbunden sind)
mit C-terminalen Ende + N-terminalen Ende
2. Sekundärstruktur:
→ α -Helix (intramolekulare H-Brücken-Wechselwirkungen)
→ β -Faltblattstruktur (intermolekulare H-Brücken-Wechselwirkungen)
3. Tertiärstruktur:
meiste Proteine enden hier.
räumliche Bau des Protein:
→ Globuläres Protein | Enzyme (kugelförmig)
→ Fibrilläres Protein | Strukturproteine (faserförmig)

Wechselwirkungen:

- London-Wechselwirkungen
 - Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
 - H-Brücken-Wechselwirkungen
 - Ionische Wechselwirkungen = (Ionische-Bindung)
 - Atombindung
4. Quartärstruktur:
Mehrere globuläre Proteine verbinden sich zu einer größeren Einheit

4.6.1 Denaturierung von Proteinen

Zerstörung von Secundär- und Tertiärstruktur

- Wärmezufuhr
- Säure-/Base Zufuhr (pH-Wert)
- Schwermetalle (Blei, Kupfer, etc.)

4.6.2 Protein Enzyme

Proteine können als Enzyme fungieren.

Enzyme sind Biokatalysatoren die nach dem Schlüssel-Schloss Prinzip wirken.

4.7 Stoffklasse Fette

Fettmoleküle mit (vielen) ungesättigten Fettsäuren sind meistens Öle.

Fettmoleküle mit (vielen) gesättigten Fettsäuren sind bei Raumtemperatur meistens fest.

⇒ Fette besitzen einen Schmelzbereich

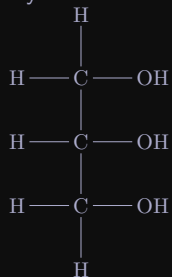
Je langkettiger die Fettsäurereste sind, desto höher liegt der Schmelzbereich des Fettes.

Je mehr C=C (Doppelbindungen) vorkommen, desto niedriger ist der Schmelzbereich des Fettes.

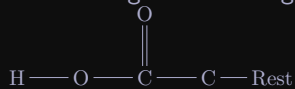
4.7.1 Chemischer Aufbau von Fetten und Ölen

Fettmoleküle sind Ester des Glycerins (1,2,3-Propandiol) mit drei Fettsäuren.

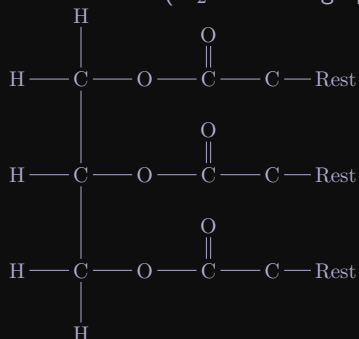
Glycerin:



Fettsäuren gibt es beliebige. Hier:



Wird zu Fett: (H_2O wird abgespalten)



4.7.2 Fetthärtung/Margarine

Pflanzenöle wie zum Beispiel Ölsäure werden mit Wasserstoff (H_2) und Nickelkatalysatoren gehärtet

→ Additionsreaktion

4.7.3 Begriffe

- Gesättigte Fettsäuren: Fettsäuren ohne C-Doppelbindungen
- Ungesättigte Fettsäuren: Fettsäuren mit C-Doppelbindung
- Essenzielle Fettsäuren: vom Körper nicht herstellbar, muss über Nahrung aufgenommen werden.

4.7.4 Ungesättigte Fettsäuren Nachweis

Nachweis der Doppelbindung C=C

- Bromwasser ($Br_2 (aq)$)
- $KMnO_4$ Bayer-Reagenz
- Iod $I_2 \Rightarrow$ Iodzahl zu bestimmen

4.8 Begriffe

4.8.1 Chiralität

- verhält sich wie Bild und Spiegelbild
- optisch Aktiv
→ Fähigkeit bei polarisierendem Licht zu drehen

Beispiel: Hände. Sind gleich aber nicht identisch. Spiegelbild ist identisch zur Hand.

4.8.2 Achiralität

Bild und Spiegelbild lassen sich nicht zur Deckung bringen. Besitzen eine Symmetrieebene.

Beispiel: CO_2



4.8.3 Isomerie

Stoffe mit der selben Summenformel aber unterschiedlicher Strukturformel.

(Andere räumliche Struktur/Aufbau)

Folgende Isomere:

1. Stereoisomere:
 - unterscheiden sich nur in der räumlichen Anordnung
 - haben selbe Anordnung von Atomen
2. Konstitutionsisomere:
 - unterschiedliche Bindungen zwischen Atomen
→ Atome sind in unterschiedlicher Reihenfolge verbunden
 - Beispiel:
 C_4H_{10} könnte Butan und 2-Methylpropan sein

Beispiel: 2-Methylpropan und Butan

3. Enantiomere:

- gehören zu Stereoisomeren
- nicht deckungsgleich (wie Hände)
- gleiche Bindungen
- wie Bild und Spiegelbild
- ist **Chiral**
- kann mit **Fischerprojektion** erfasst werden.

4. Diastomere:

- gehören zu Stereoisomeren
- kann mit **Fischerprojektion** erfasst werden.
- keine Enantiomere da sie nicht im Spiegelbild gleich sind.

4.8.4 Anomere

Eine Art der Isomerie. Wird nur an dem anomeren Zentrum (erste C-Atom von Haworth) unterschieden. Entweder α oder β .

Bei α : Hydroxylgruppe geht nach unten.

Bei β : Hydroxylgruppe geht nach oben.

4.8.5 Asymmetrisches C-Atom

Auch "Chirales Zentrum" genannt.

Ein C-Atom bei dem alle "Ärmchen" unterschiedliche Bindungen haben. Dieser werden mit einem * markiert.

Beispiel:

1. - H
2. - OH
3. - Methan
4. - Ethan

4.8.6 Furanose, Pyranose

Die Begriffe beschreiben den Ring eines Stoffes.

Furanose steht für einen Fünf-Ring (5-C-Atome)

Pyranose steht für einen Sechs-Ring (6-C-Atome)

4.9 Versuche

4.9.1 Benedikt Fehling / Tollens Probe

Beide Reaktionen weisen reduzierende Zucker nach (z.B. Glukose)

Benedikt Fehling Probe

Die Ergebnisse die positiv (also reduzierende Zucker) sind werden farbig (Orange) angezeigt.

Tollens Probe

Die positiven Ergebnisse werden in Form von elementaren Silber gezeigt.

4.9.2 Seliwanow-Probe / GOD-Test

Beides Tests können verwendet werden um von Glucose und Fructose unterscheiden zu können.

Beider versuche kommen auf das selbe Ergebnis nur umgekehrt.

GOD-Test ist ABI relevant. Seliwanow-Probe nicht.

Seliwanow-Probe

Test ist positiv auf Fruktose und negativ auf Glucose

GOD-Test

Glucose-Oxidase-Test

Test is positiv auf Glucose und negativ auf Fructose

4.10 Nachweisreaktionen

Meist Reaktionen bei denen die Farben der Endstoffe der Nachweis ist.

4.10.1 Stärke

Iod-Probe:

1. Probe vorbereitung:
Die zu testende Substanz in Wasser lösen
2. Iodlösung hinzufügen:
Einige Tropfen einer Iod-Kaliumiodid-Lösung hinzufügen
3. Farbänderung:
Bei Anwesenheit von Stärke färbt sich die Lösung blau-schwarz

4.10.2 Aminosäuren**4.10.3 Proteine**

Xanto-Protein-Reaktion

Vorraussetzungen:

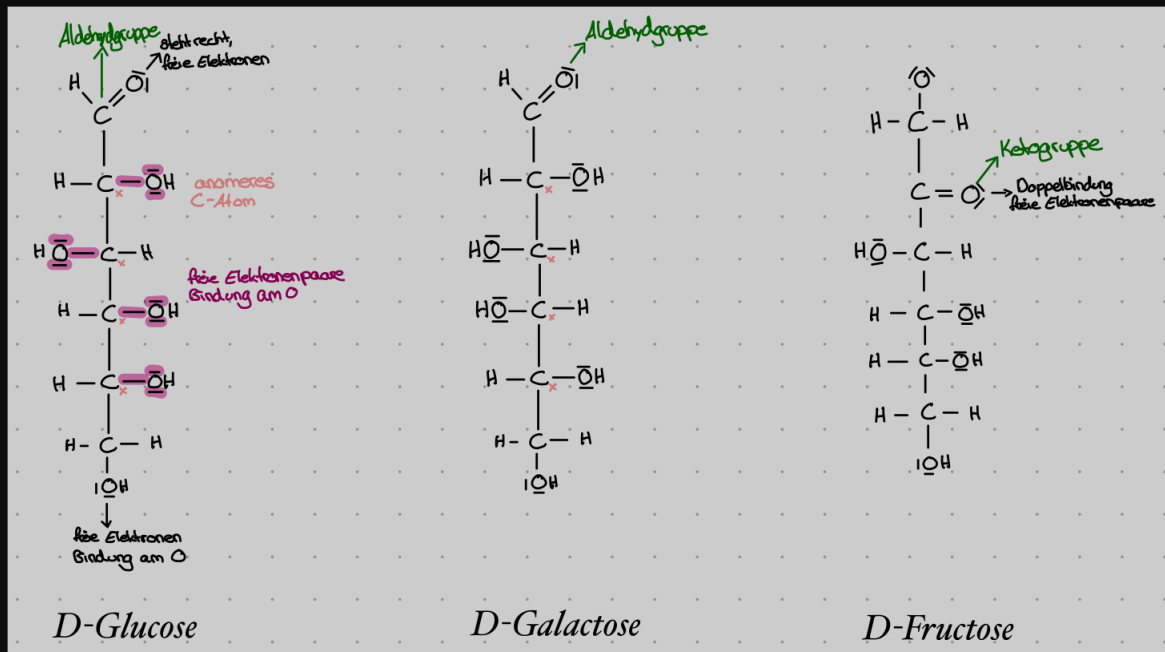
- anwesenheit von Aminosäure mit Ring

Funktionsweise:

- Bei beigabe von Salpetersäure färbt sich die Substanz gelb

4.11 Wichtige Stoffe + Struktur

Kohlenhydrate



Kapitel 5: Aromaten

5.1 Allgemein

- Benzol (C_6H_6) | auch Benzen genannt
- Planar
- Ringförmige Verbindungen mit $4n + 2$ delokalisierten Elektronen (Hückel Regel)
- Mesomerie und Mesomerieenergie
- Hetero- und polycyclische Aromaten
- Wichtige Benzolderivate:
Phenol, Toluol, Benzaldehyd, Benzosäure, Styrol, Phenylalanin

5.2 Begriffe

5.2.1 Benzol - Benzen

Früher Benzol, heute Benzen. (beides wird benutzt)

- C_6H_6
- Cyclohexa-1,3,5-trien
- Molare Masse: 78,14
- unlöslich in wasser \rightarrow organisches Löslich
- Einatmen sehr gefährlich (Krebserregend)
- Farblos, aromatisch riechend
- Schmelztemperatur: 5,5°C
- Siedetemperatur: 80,1°C

5.2.2 Mesomerie Energie

Verbindungen mit delokalisierten Elektronen sind in der Regel Energie ärmer und somit stabiler. Die Energiedifferenz zwischen den tatsächlich existierenden Teilchen und den hypothetischen Teilchen bezeichnet man als Mesomerie Energie.

5.2.3 Ringform

Bei Aromaten wie Benzol gibt es **zwei** Ebenen, die als "obere" und "untere" Ringebeine bezeichnet werden.

5.2.4 Ortho-, Meta-, Para-Positionen

Ortho-Position: Substituent wird an benachbarte Position eines bereits bestehenden Substituen angeschlossen. (Wenn am C_1 -Atom ein Substituent ist, wird an C_2 ein weiterer hinzugefügt)

Meta-Position: Wie Ortho-Position nur eins weiter versetzt. (Nicht direkt benachbart). (Wenn am C_1 -Atom ein Substituent ist, wird an C_3 ein weiterer hinzugefügt)

Para-Position: Wie Ortho-Position nur noch eins weiter versetzt (gegenüber). (Wenn am C_1 -Atom ein Substituent ist, wird an C_4 ein weiterer hinzugefügt)

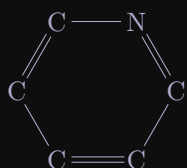
5.2.5 Weichmacher

Weichmacher sind additive verfahren um die London-WW zu "schwächen" und einen Thermoplasten elastischer zu machen. Er wird aber nicht zu einem Elastomer.

5.2.6 Heterocyclische Aromaten

Heterocyclische Aromaten sind Aromaten die in ihrem Ring mindestens ein **nicht** C-Atom haben. Es gibt somit auch Aromaten mit 5 oder 6 gliedrigen Ringen.

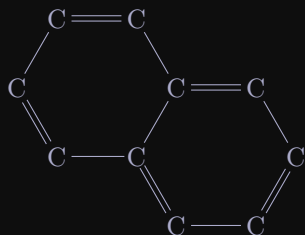
Beispiel: (Pyridin. Hat ein N anstelle eines C-Atoms)



5.2.7 Polycyclische Aromaten

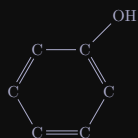
Polycyclische Aromaten sind Aromaten die mit weitem benzenartigen Aromaten verbunden sind und somit sich die π -Bindungen über den Ring verteilen.

Beispiel: (Naphthalin)



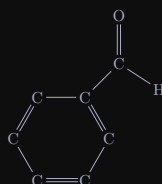
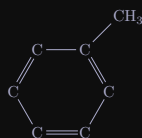
5.3 Benzolderivate

Phenol (Benzen + OH)

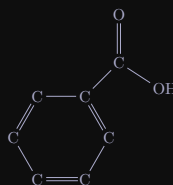


Benzaldehyd (Benzen + CHO)

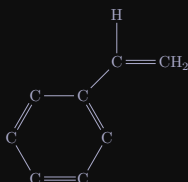
Toluol (Benzen + CH₃)



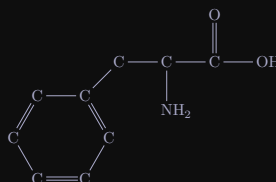
Benzosäure (*Benzen* + COOH)



Styrol (*Benzen* + CCH_2)



Phenylalanin (*Benzen* + $\text{C}_2\text{NH}_2(\text{COOH})$)



5.4 Strukturaufklärung

Nicht Abi relevant!!

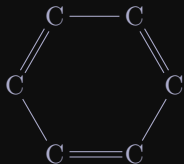
1925 Michael Faraday entdeckt Benzol in Leuchtglasflaschen.

Er ermittelte das Massenverhältnis $C : H = 12 : 1$.

Verhältnisformel: $C_1 : H_1$

→ C_6H_6

1865 - 1872 Kekulé: 6-C-Ring von



1872: Zwei Gleichwertige die sich nur in der Lage von Doppelbindungen unterscheiden und ständig den Platz wechseln können.

Struktur:

- planar
- Bindung
- Bindungswinkel: 120°
- Bindungslänge: 139pm
Einfachbindung: 154pm
Doppelbindung: 134pm
- σ -Bindungsgerüst mit delokalisierten π -Elektronen

5.5 Aromatischer Zustand

"Aromatisch", ursprünglich ohne scharfe Abgrenzungen. Später verstand man Benzol und seine Derivate darunter.

Heute: Aromaten sind Stoffe, die die Hückel-Regel erfüllen

5.6 Hückel-Regel

Ein aromatischer Zustand liegt vor, wenn die Moleküle einer Verbindung eine ebene Ringstruktur mit einem ringförmigen geschlossenen π -Elektronensystem mit $(4n + 2)$ delokalisierten π -Elektronen aufweisen ($n = 0, 1, 2, \dots$).

Das heißt ein Ring mit 6 C passt, weil $4n + 2 = 6$ ist möglich ($4 \cdot 1 + 2 = 6$).

8 C würde nicht passen, weil $4n + 2 \neq 8$ und n darf keine Kommazahl sein.

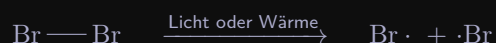
5.7 Mechanismen

5.7.1 Radikale Substitution

Eine radikale Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der ein Atom oder eine Atomgruppe in einem Molekül durch ein anderes Atom oder eine andere Atomgruppe ersetzt wird, wobei Radikale (reaktive Teilchen mit ungepaarten Elektronen) als Zwischenprodukte gebildet werden.

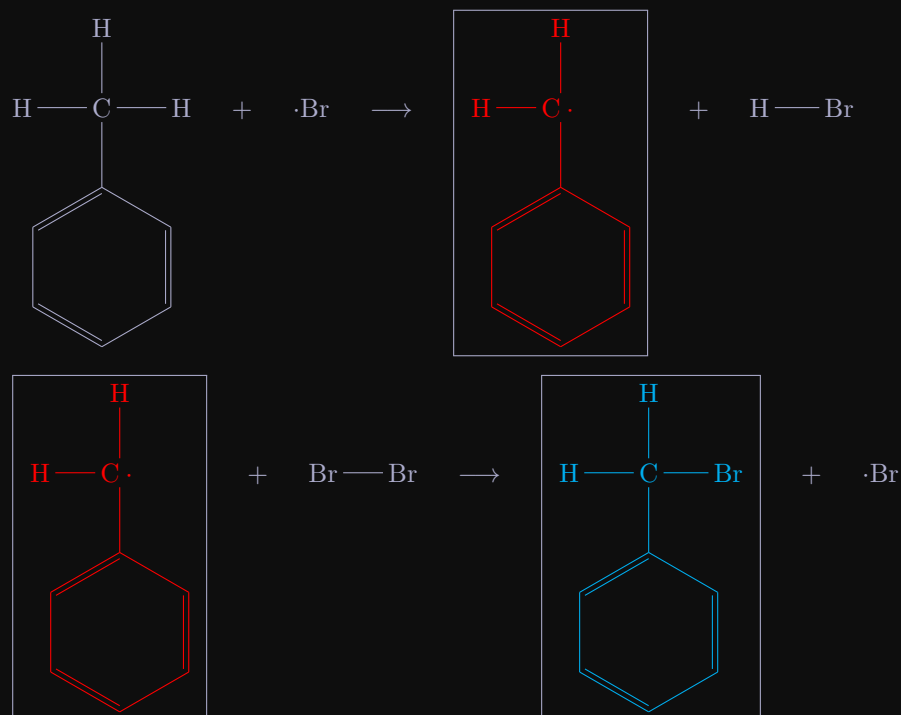
Startreaktion:

Ein Molekül (Hier Br_2) wird geteilt um als radikal zu agieren.



Reaktionskette:

Öffnung des Moleküls durch Radikal.



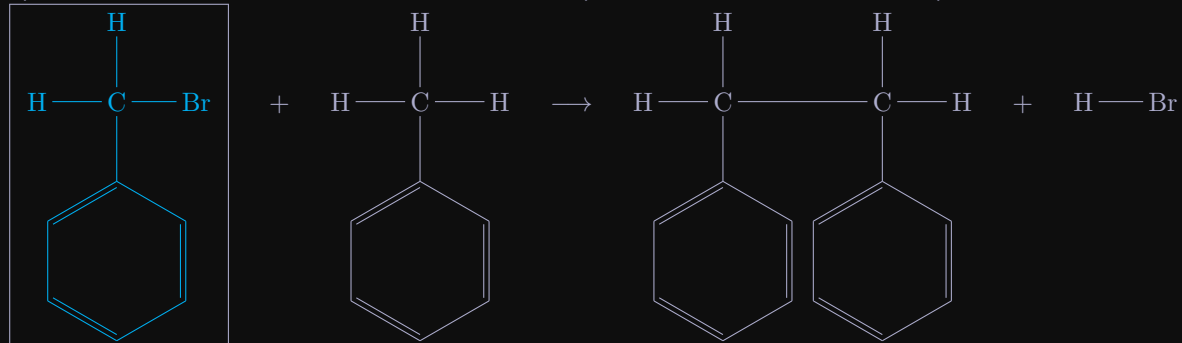
Abbruchreaktion:

Es gibt 3 verschiedene wege wie die Reaktion beendet werden kann.

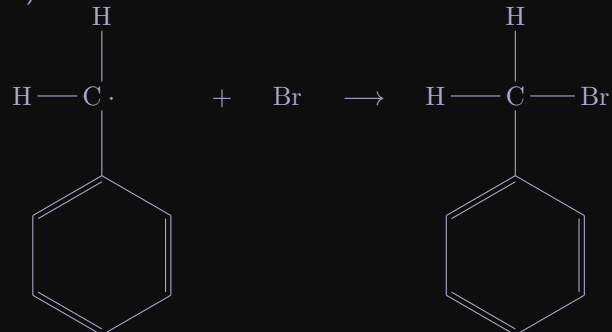
1) Das Radikal wird wieder zusammengefügt



2) Ein zweites Molekül schließt sich dem ersten an (kann in weitere Kette reagieren)



3) Ein Radikal schließt sich dem Molekül an und es wird nicht weiter reagiert



5.7.2 Elektrophile Substitution

Eine elektrophile Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der ein Elektronenpaardonor (Nukleophil) ein Atom oder eine Atomgruppe in einem Molekül durch ein Elektrophil ersetzt, das ein Elektronenpaar anzieht und dabei eine Zwischenverbindung bildet.

Es werden häufig Katalysatoren verwendet wie FeBr_3 .

5.7.3 Elektrophile Addition

Kapitel 6: Kunststoffe

6.1 Begriffe

6.1.1 Polymerisationsgrad

= Anzahl der Monomereinheiten in einem Polymermolekül

Kettenlänge der Makromoleküle ist abhängig von der Temperatur

steuerbar durch: -

- Energie
- Druck
- Monomeeranzahl [Stoffmenge]
- meisten Reaktionen laufen in Flüssigkeiten ab [gelöst, emulgiert, dispergiert]

6.2 Kunststoffverwertung

6.2.1 Problem

Um einschätzen zu können wie die Produkte recycelt werden können, müssen sie Sortenrein getrennt werden.

- Schwimm-Senk-Abscheider
- Hydrozyklon
- \implies Sortenreine Kunststoffe z.B. PET

6.2.2 Drei Verwertungsmöglichkeiten

1) Werkstoffliches Recycling

- ist die effizienteste Methode für Recycling von Kunststoff
- nur thermoplastischen Kunststoff
- muss sortenrein sein
- Kunststoffe werden zu Granulat verarbeitet
- meist führt die Spaltung der Makromoleküle jedoch zur Verschlechterung der Qualität (Downcycling)
- 41% werden in Deutschland recycelt durch diese Methode

2) Rohstoffliches Recycling

- Ausgangsstoff: vermischte, nicht werkstofflich trennbare Kunststoffabfälle
- Polymere werden durch Pyrolyse oder Hydrierung in Monomere gespalten
- **Pyrolyse:** Erhitzung auf 700°C ohne Sauerstoff
- **Hydrierung:** Solvolyse; Kettenteilung durch Lösungsmittel
→ weitere Spaltung durch Hydrolyse mit saurer Lösung
- 1% wird in Deutschland recycelt durch diese Methode

3) Thermisches / Energetisches Recycling

- Verbrennung, Nutzung thermischer Energie = Erdölverbrennung
- Emissionen dürfen nicht überschritten werden
- Krise bei PVC, weil HCl Bildung
- Stoffe müssen rein sein, nur Kohlenwasserstoffverbindungen
- nach Downcycling
- 57% der Kunststoffabfälle in Deutschland

6.2.3 Biologisch abbaubare Kunststoffe

Polymilchsäure (PLA)

- **Verwendung:** Verpackungsmaterial in der Lebensmittelindustrie, Mulchfolien in der Landwirtschaft, bioresorbierbares Nahtmaterial in der Medizintechnik
- **Synthese:** Polykondensation von Milchsäure-Monomeren.
Ringöffnungspolymerisation von Lactid (Milchsäure-Dimeren)
- **Abbau:** Hydrolyse der Esterbindungen im Polymer, anschließend Abbau durch Mikroorganismen zu CO_2 und Wasser.

Biologisch abbaubare Polyester (Biomüll-Folienbeutel)

- **Zusammensetzung:** Polyester, gemischt mit Maisstärke, Zellulose und PLA
- **Verwendung:** Kompostierbare Folienbeutel für Biomüll

6.2.4 Unterschied zwischen biologisch abbaubaren- und Biokunststoffen

Biologisch abbaubare Kunststoffe: Diese Kunststoffe können durch natürliche Prozesse, wie enzymatische Aktivität von Mikroorganismen (Bakterien, Pilze), in einfache Moleküle wie CO_2 , Wasser und Biomasse zerlegt werden. Der Abbau erfolgt in einer ökologisch unbedenklichen Form.

Biokunststoffe: Biokunststoffe sind Kunststoffe, die aus nachwachsenden Rohstoffen wie Pflanzen (Maisstärke, Zellulose) hergestellt werden. Sie können, müssen aber nicht biologisch abbaubar sein. Es gibt also auch Biokunststoffe, die nicht abgebaut werden, obwohl sie aus biologischen Quellen stammen.

Fazit: Nicht alle Biokunststoffe sind biologisch abbaubar und der Begriff "biologisch abbaubar" bezieht sich eher auf das Verhalten des Kunststoffs im Abbauprozess als auf seine Herkunft. Biokunststoffe beziehen sich auf die Rohstoffquelle, während biologisch abbaubare Kunststoffe die Fähigkeit haben, sich auf natürliche Weise zu zersetzen.

6.3 Einteilung der Kunststoffe in verschiedene Arten

- **Sorte:** wie PE, PP, PET, ...

- **mechanischer/thermischer Eigenschaft:** Thermoplasten, Duromere, Elastomere
- **Reaktionstyp:** Polykondensationsreaktion, Polymerisationsreaktion, Polyadditionsreaktion

6.3.1 mechanischen/thermischen Eigenschaften

orange = Wird im Abi gerne abgefragt

Thermoplasten: erhalten eine Doppelbindung oder zwei funktionelle Gruppen im Molekül

- **Struktur:** Lineare anordnung (Faserartig)
- **Kräfte:** London-VW, Wasserstoffbrücken-VW., machmal London-VW
- **Eigenschaften:** Erweichen bei moderater Erwärmung, plastische Verformung möglich, brennbar, werden bei Kälte spröde, recyclebar, spritzgußverfahren
- **Beispiel:** PP, PE, PVE

Duroplasten: enthalten zwei Doppelbindungen oder drei funktionelle Gruppen im Molekül

- **Struktur:** stark verzweigt, engmaschig
- **Kräfte:** kovalente Verbindungen
- **Eigenschaften:** zersetzen sich bei starker Erwärmung, keine plastische Verformung möglich, hart und spröde, nicht brennbar, Form entsteht bei Reaktion
- **Beispiel:** Harze

Elastomere: enthalten zwei oder drei funktionelle Gruppen im Molekül

- **Struktur:** Weitmaschig, weniger verzweigt als Duroplasten
- **Kräfte:**
- **Eigenschaften:**
 - schrumpfen bei moderater Erwärmung
 - zersetzen sich bei starker Erwärmung
 - keine plastische Verformung möglich
 - gummielastische Verformung bei Krafteinwirkung
- **Beispiel:** ABR, SBR, PU - Polyurethan

6.3.2 Reaktionstypen

Polykondensationsreaktion: Bei einer Kondensationsreaktion reagieren Moleküle unter Abspaltung von Wasser oder HCl miteinander. Man unterscheidet *Polyester*, *Polyamide*, *Polycarbonate* und *Aminoplasten*.

Polyester

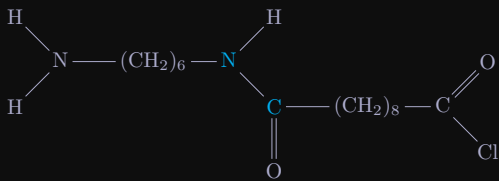
allgemein: Dicarbonsäure + Diol (Derivate)

6.4 Synthese Polyamide

Hinweis: nukleophiler Angriff

Allgemein: Dicarbonsäure + Diamin

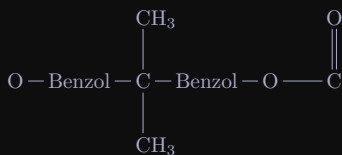
a) Nylon = 1,6-Di-Aminohexan + Decansäurechlorid



Die N-C Bindung wird als Amid-bindung bezeichnet (wie Peptid nur anderer Name).

6.5 Synthese Polycarbonat

Allgemein: Diol + Kohlensäure (oder Derivate)



2,2-Bis(4-Hydroxyphenyl)propan (Bisphenol A) ("Weichmacher")

6.6 Polymerisation

Moleküle die mindestens **eine** Doppelbindung enthalten reagieren meist in einer Polymerisation.

Man unterscheidet:

- **radikalische Polymerisation**
- **anionische Polymerisation**
- **kationische Polymerisation**

orange = Wichtig fürs ABI!

cyan = Nicht direkt aber wichtig für Übertragung!

6.6.1 Mechanismus

6.6.2 Regelung der Kettenlänge bei der Polymerisation

über:

- Menge der Startersubstanzen [Initiator]. Je mehr desto kürzer die Kette
- Je höher die Temperatur \Rightarrow schneller \Rightarrow kurze Ketten
- Zugabe Inhibitoren \Rightarrow Kettenwachstum wird beendet
= hohe Elektronendichte

6.7 Reaktionstypen

6.7.1 Polykondensations-Reaktion

6.7.2 Polyadditions-Reaktion

Monomere mit **mindestens 2 funktionellen Gruppen, die mindestens eine Mehrfachbindung haben**, reagieren unter Übertragung eines Protons von einem Monomer zum anderen zu **Polyaddukten**. Es entstehen dabei keine Nebenprodukte.

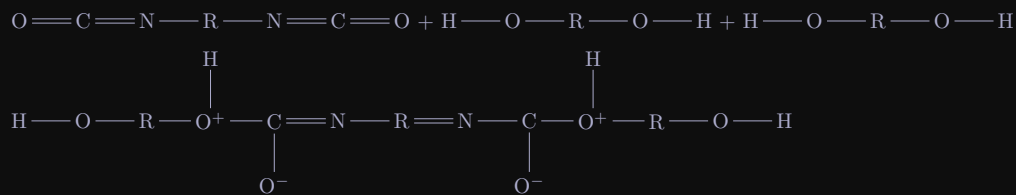
Die Polyaddition von...

- ... Monomeren mit **2 funktionellen Gruppen (=bifunktionelle Monomere)** führt zu linearen **Polyaddukten** mit **thermoplastischen** Eigenschaften
- ... Monomeren mit **3 funktionellen Gruppen (=triefunktionelle Monomere)** führt zu vernetzten **Polyaddukten** mit **duroplastischen** Eigenschaften.

1. Polyurethan (Schäume)

allgemein: Di-Isocyanat + Diol

MUSS BESSER GESCHRIEBEN WERDEN! NICHT VOLLSTÄNDIG!!

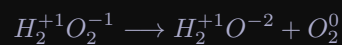


Kapitel 7: Elektrochemie

7.1 Begriffe

7.1.1 Disproportionierung

Gleichzeitige Oxidation und Reduktion in einem Element.

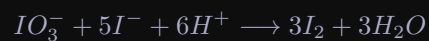


Dabei:

- O_2^0 : Wurde Oxidiert. e^- wurde abgegeben
- O^{-2} : Wurde Reduziert. e^- wurde aufgenommen

7.1.2 Komproportionierung

Die umkehrung von Disproportionierung



7.1.3 Iodometrie

7.1.4 Nernst Gleichung

Nicht vollständig!

$$E = E^0 + \frac{0.059V}{z} \cdot \lg \frac{c(Ox)}{c(Red)}$$

7.2 Redox-Reaktionen

Redoxreaktionen laufen räumlich getrennt voneinander ab. (In Halbzellen)

7.2.1 Metalle sind unterschiedlich gut oxidierbar

Unedle Metalle werden mit edlen Metall-Kationen oxidiert

Cu, Fe, Mg

- *Mg*: reagiert am heftigsten mit Sauerstoff
 - es ist am unedelsten
 - es gibt am liebsten Elektronen ab
 - Bindungsbestreben zu Sauerstoff ist am Größten

7.3 Stromfluss durch Elektrische Reaktionen

Bei Redox-Reaktionen geben unter anderem Metalle Elektronen ab, während Metall-Ionen Elektronen aufnehmen. Die Tendenz Elektronen ab-/aufzunehmen lässt sich Systematisch darstellen.

→ Redoxreihen der Metalle

Die bekannteste Reaktion ist das **Daniell-Element**

7.3.1 Daniell-Element

7.4 Standardpotential

Dient in erster Linie der Vorhersage von Redoxreaktionen:

$$U = \Delta E = E^{\circ}(\text{Akz}) - E^{\circ}(\text{Don})$$

Reaktion kann nur ablaufen, wenn $\Delta E > 0$ ist. Bzw. $U = \Delta E = E^{\circ}(\text{Kathode}) - E^{\circ}(\text{Anode})$.

Kurzer Merksatz: *Oben stehen die Reduktionsmittel, Unten stehen die Oxidationsmittel*

Es können immer nur (in der Tabelle) die Oberen - Unteren reagieren.

7.5 Batterie und Akkumulatoren

Primärelemente:

- Batterien
- Galvanische Elemente, bei dem die Elektrodenreaktion nicht umkehrbar ist

- nicht wieder aufladbar
 ⇒ wenn das Metall sich komplett zersetzt (Ionisierung)

Sekundärelemente:

- Akku
- elektrochemische Vorgänge innerhalb eines Sekundärelements sind umkehrbar
- Laden: elektrische Energie → chemische Energie
- Entladen: chemische Energie → elektrische Energie

Brennstoffzellen:

7.5.1 Batteriemodelle

Mangan Zink Batterie:

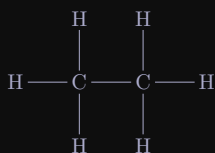
- Allgemein:
- Anode: $2MnO_2(s) + 2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow 2MnOOH(s) + 2OH^-(aq)$
- Kathode: $Zn(s) + 4OH^-(aq) \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}(aq) + 2e^-$
- Redoxreaktion: $Zn(s) + 2MnO_2(s) + 2OH^-(aq) + 2H_2O(l) \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}(aq) + 2MnOOH(s)$
- Zellspannung: 1.5V
- Elektrolyt: Zinkpaste mit Kalilauge (KOH)
- Verwendung/Sonstiges: Fotoapparate, in vielen Geräten in Reihe geschaltet

Kapitel 8: Allgemeines

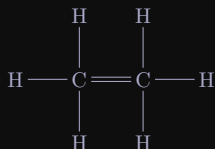
8.1 Homologe Reihen

Beispiele sind jeweils mit Ethan- gewählt.

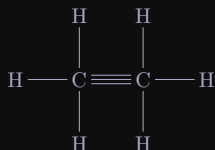
1. Alkane: $C - C$ -Einfachbindung | $C_n O_{n2+2}$
Ethan:



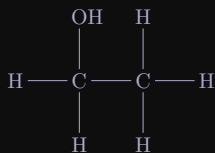
2. Alkene: $C = C$ -Doppelbindung | $C_n O_{n2}$
Ethen:



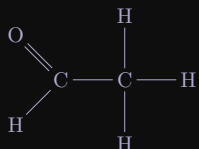
3. Alkine: $C \equiv C$ -Dreifachbindung | $C_n O_{n2-2}$
Ethin:



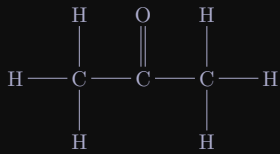
4. Alkohole: $R - OH$ | $C_n H_{2n} + 1OH$
Ethanol:



5. Aldehyde: $R - CHO$ | $C_n H_{2n} CHO$
Ethanal:

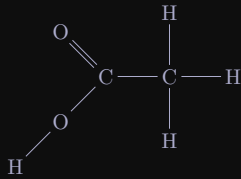


6. Ketone: $R - CO - R'$ | $C_n H_{2n} O$
Propanon: (Da mindestens 3 C benötigt)



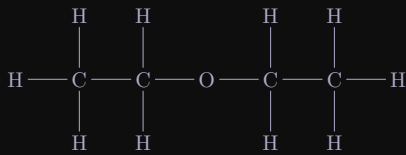
7. Carbonsäuren: $R - \text{COOH}$ | $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$

Ethansäure:



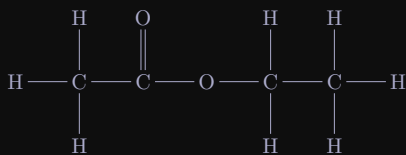
8. Ether: $R - \text{COO} - R'$

Diethylether-Molekül:



9. Ester: $R - \text{COO} - R'$

Ethansäureethylester:



8.2 Bindungen

8.2.1 Elektronenpaarbindung

- Atome teilen sich die Elektronen
- Immer zwei Elektronen bilden eine Elektronenpaar (polar, unpolar ΔEN)
- bindende/nichtbindende Elektronenpaare
- Oktettregel/Edelgaskonfiguration soll erfüllt sein
- Einfach-, Zweifach-, Dreifachbindungen möglich

8.2.2 Atombindung

8.2.3 Ionenbindung

- Salze
- Nichtmetall mit Metall
- Elektronen werden vollständig übertragen bzw. entzogen $\Delta\text{EN} > 1.5$
→ Kationen (positiv), Anionen (Negativ)

- Bohr'sche Atommodell → volle äußerste Schale
- positive und negative Ladungen ziehen sich elektrostatisch an
- Gitterstrukturen
- Wechselwirkungen in alle Raumrichtungen
- Hohe Schmelz und Siedepunkte

8.2.4 Metallbindung

- Metall
- "Elektronengasmodell"
- Leitfähigkeiten erklärbar
- Duktilität (Verformbarkeit)
- chemische Bindung, die durch Anziehung zwischen Atomrümpfen und den freien Elektronen (Elektronengas) entsteht

8.2.5 Koordinative Bindungen

- Kommen bei Komplexverbindungen vor
- Wechselwirkungen zwischen Zentralatom/ion und Liganden
- Spezielle Art der Elektronenpaarbindung
- Koordinationszahl als Anzahl der koordinativen Bindungen am Zentralteilchen
- Lewis Säure/Base-Theorie

Bsp: Diamminsilber(I)-Ions bei Tollens Reaktion, Tetraaquakupfer(II)-Ions bei Fehling Reaktion

8.3 Polarität

Ein Stoff ist *Polar* wenn er zwei Atome besitzt die eine Elektronegativitäts-differenz höher als 0.4 aufweisen.

Beispiel: $H_2O \Rightarrow H$ hat eine Elektronegativität von 2.2 und O von 3.44.

Die Differenz ist höher als 0.4 ($3.44 - 2.2 = 1.22$) also ist Wasser (H_2O) Polar.

Beispiel 2: Alle *Alkane* sind *unpolar*, weil C (2.55) und H (2.2) haben eine Differenz von weniger als 0.4.

8.4 Wechselwirkungen

8.4.1 Wasserstoffbrückenwechselwirkung

8.4.2 London-Wechselwirkung

8.4.3 Dipol-Dipol Wechselwirkung

8.4.4 Ionische-Wechselwirkung

8.5 Aktivierungsenergie

Die Aktivierungsenergie ist die benötigte Energie um eine Reaktion ablaufen zu lassen.

Die Aktivierungsenergie zeigt an ob es sich um eine **exotherme** oder **endotherme** Reaktion handelt. Ist die Aktivierungsenergie hoch, so ist es eine **endotherme** Reaktion, ist sie jedoch niedrig so ist es eine **exotherme** Reaktion. Reaktionen mit niedriger Aktivierungsenergie laufen in der Regel schneller ab und können als **spontaner** wahrgenommen werden.

Um die Aktivierungsenergie herabzusenken kann man einen **Katalysator** verwenden.

8.6 Kalorimeter

Ein Kalorimeter ist ein Gerät um Temperaturen eines Systems zu berechnen.

Aufbau:

- Geschlossener Behälter
- Thermometer
- Rührer

Berechnung: $Q = m_{ges} * c_{ges} * \Delta T$

- Q = Wärmeenergie
- m = Masse des Behälters
- c = spezifische Wärmekapazität
- ΔT = Temperaturänderung

8.7 Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff um die Aktivierungsenergie herabzusetzen.

"Der Katalysator geht unverändert aus der Reaktion heraus."

Er bietet der Reaktion eine andere Route wodurch es einfacher wird zu reagieren.

Arten des Katalysators:

- Homogene Katalyse: Der Katalysator und der Reaktionspartner sind beide in der gleichen Phase. Sprich, beide gasförmig oder flüssig. Dadurch können sich die Stoffe gut vermischen.
- Heterogene Katalyse: Beide Stoffe liegen in verschiedenen Phasen vor. Der Katalysator ist im festen Zustand während die Edukte flüssig oder gasförmig sind.
- Biokatalyse: Katalyse die im Körper statt findet (biologische Systeme)
- Autokatalyse: Bei der Reaktion entsteht der Katalysator selbstständig, daher braucht man keinen extra hinzuzufügen.

8.8 Massenwirkungsgesetz

Die Gleichgewichtskonstante K_c ist temperaturabhängig und unabhängig von den Anfangskonzentrationen der reagierenden Stoffe. Bei konstanter Temperatur im chemischen Gleichgewicht bleibt das Verhältnis der Konzentrationen der Teilchen auf der rechten Seite der Gleichung dividiert durch die Konzentrationen der Teilchen auf der linken Seite konstant. Die Einheit der Gleichgewichtskonstanten hängt von den Koeffizienten in der Reaktionsgleichung ab.

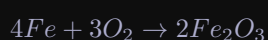
8.9 Nukleophiler Angriff

Ein nukleophiler Angriff beschreibt den Angriff eines elektronenreichen Teilchens (Nukleophil) auf ein elektronenarmes Zentrum (Elektrophil) in einer chemischen Reaktion.

8.10 Redox Reaktion

8.10.1 Oxidation

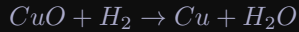
Oxidation ist ein chemischer Prozess, bei dem ein Element oder eine Verbindung Elektronen verliert, während es mit einem anderen Stoff reagiert. Die Substanz, die Elektronen verliert, wird als Reduktionsmittel bezeichnet, während die Substanz, die Elektronen gewinnt, als Oxidationsmittel bekannt ist. Ein Beispiel für eine Oxidationsreaktion ist die Reaktion von Eisen mit Sauerstoff, bei der Eisenoxid entsteht:



In diesem Beispiel verliert das Eisen Elektronen und wird oxidiert, während der Sauerstoff Elektronen gewinnt und reduziert wird.

8.10.2 Reduktion

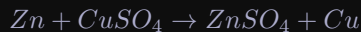
Reduktion ist das Gegenteil der Oxidation und bezeichnet einen chemischen Prozess, bei dem ein Element oder eine Verbindung Elektronen gewinnt. Die Substanz, die Elektronen gewinnt, wird als Oxidationsmittel bezeichnet, während die Substanz, die Elektronen verliert, als Reduktionsmittel bekannt ist. Ein typisches Beispiel für eine Reduktionsreaktion ist die Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff, bei der Kupfer und Wasser entstehen:



In diesem Beispiel gewinnt das Kupfer(II)-oxid Elektronen und wird reduziert, während der Wasserstoff Elektronen verliert und oxidiert wird.

8.10.3 Redox Reaktion

Redoxreaktionen (Reduktions-Oxidationsreaktionen) sind chemische Reaktionen, bei denen Elektronen zwischen zwei Substanzen übertragen werden. Sie bestehen aus zwei Halbreaktionen: einer Oxidation, bei der Elektronen abgegeben werden, und einer Reduktion, bei der Elektronen aufgenommen werden. Ein Beispiel für eine Redoxreaktion ist die Reaktion von Zink mit Kupfer(II)-sulfat:



In dieser Reaktion gibt Zink Elektronen ab und wird zu Zinkionen oxidiert, während Kupfer(II)-ionen Elektronen aufnehmen und zu elementarem Kupfer reduziert werden. Hierbei fungiert Zink als Reduktionsmittel und Kupfer(II)-sulfat als Oxidationsmittel.

Oxidation: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ Reduktion: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

8.11 Isomerie

Es gibt verschiedene Arten der Isomerie. [Hier](#) gibt es mehr dazu.

8.12 Nachweisreaktionen

Dokumenten-Links:

- [Stärke Nachweis](#)
- [Proteine Nachweis](#)
- [Aminosäuren Nachweis](#)
- [Ungesättigte Fettsäuren Nachweis](#)

8.13 Schreibweisen

8.13.1 Fischer Projektion

Gehört zu Naturstoffen und ist [hier](#) zu finden.

8.13.2 Haworth Projektion

Gehört zu Naturstoffen und ist [hier](#) zu finden.

8.13.3 Ionenschreibweise

8.13.4 Lewis Formel

8.13.5 Strukturformel

8.14 Wichtige Stoffe

Name	Formel
Essigsäure	HC_3COOH
Ammoniak	NH_3
Ammoniumchlorid	NH_4Cl
Chlorwasserstoff	HCl
Oxoniumionen	H_3O^+
Hydroxidion	OH^-
Citronensäure	$C_6H_8O_7$

Kapitel 9: Was fehlt noch?

- Mesomer info
- Brönsted
- Atombindung / Bindungen bessere Erklärung
- Koordinative Bindungen
- Kondensationsschreibweise / Kondensationsreaktion
- Wechselwirkungen
- polar / unpolar
- Peptidbindungen
- Chromatographie
- Aromaten Steckbrief und Strukturaufklärung verbessern
- Hybridisierungen und so
- Monomer, Polymer (villt)
- Nukleophiler
- Reaktionstypen für Kunststoffe!
- Urethale
- Schreibweisen:
 - Lewis Formel
 - Ionenschreibweise
 - Strukturformel
- Nachweisreaktion:
 - Stärke (Iod probe)
 - Restliche sonst auch
- Stoffe:
 - Carboxi-/Carboxylgruppen
 - Voll-/Halbacetat
 - Glycosidische Bindungen
 - Acetat
 - Cellulose