

Chemie

Inhalt

1	Was fehlt noch?	4
2	Thermodynamik	5
2.1	Energetik	5
2.1.1	Chemische Reaktionen und Energie	5
2.1.2	System und Umgebung	5
2.1.3	Die innere Energie	5
2.1.4	Energieerhaltungssatz	5
2.2	Endotherm und Exotherm	6
2.3	Innere Energie	6
2.3.1	Innere Energie	6
2.4	Enthalpie	6
2.4.1	Standardreaktionsenthalpie	6
2.4.2	Reaktionsenthalpie berechnen	7
2.5	Entropie	7
2.5.1	Reaktionsentropie	7
2.5.2	2. Hauptsatz der Thermodynamik	7
2.5.3	3. Hauptsatz der Thermodynamik	7
3	Metastabile Systeme	8
3.1	Chemisches Gleichgewicht	8
3.1.1	Chemisches Gleichgewicht Berechnung	8
3.2	Metastabile Systeme	8
3.3	Spontane Vorgänge	8
3.3.1	Gibbs Helmholtz Gleichung	8
3.3.2	Ordnung im System	9
4	Säure/Base	10
4.1	Säure Base Liste	10
4.2	pH-Wert	11
4.2.1	pKs/pKb Berechnung	11
4.3	pKs/pKb Wert	11
4.3.1	pKs/pKb Berechnen	11
4.4	Säure Base Reaktion	11
4.5	Puffer	12
4.5.1	Puffer Berechnung	12
5	Naturstoffe	13
5.1	Kohlenhydrate	13
5.2	Schreibweisen	14
5.2.1	Fischer Projektion	14

5.2.2	Haworth Projektion	14
5.3	Zucker	14
5.3.1	Monosaccharide	14
5.3.2	Disacchararide	15
5.3.3	Oligosaccharide	15
5.3.4	Polysaccharide	15
5.4	Stärke	15
5.4.1	Amylose	15
5.4.2	Amylopektin	15
5.5	Aminosäuren	16
5.5.1	Chromatographie	16
5.6	Proteine	16
5.6.1	Denaturierung von Proteinen	16
5.6.2	Protein Enzyme	17
5.7	Begriffe	17
5.7.1	Chiralität	17
5.7.2	Achiralität	17
5.7.3	Isomerie	17
5.7.4	Anomere	18
5.7.5	Asymmetrisches C-Atom	18
5.7.6	Furanose, Pyranose	18
5.8	Versuche	18
5.8.1	Benedikt Fehling / Tollens Probe	18
5.8.2	Seliwanow-Probe / GOD-Test	18
5.9	Nachweisreaktionen	19
5.9.1	Stärke	19
5.9.2	Aminosäuren	19
5.9.3	Proteine	19
5.10	Wichtige Stoffe + Struktur	20
6	Aromaten	21
7	Kunststoffe	22
8	Elektrochemie	23
9	Allgemeines	24
9.1	Homologe Reihen	24
9.2	Bindungen	25
9.2.1	Elektronenpaarbindung	25
9.2.2	Atombindung	25
9.2.3	Ionenbindung	25
9.2.4	Metallbindung	26
9.2.5	Koordinative Bindungen	26
9.3	Polarität	26
9.3.1	Polar	26
9.3.2	Unpolar	26
9.4	Wechselwirkungen	26
9.4.1	Wasserstoffbrückenwechselwirkung	26
9.4.2	London-Wechselwirkung	26
9.4.3	Dipol-Dipol Wechselwirkung	26
9.4.4	Ionische-Wechselwirkung	26

9.5	Aktivierungsenergie	26
9.6	Kalorimeter	27
9.7	Katalysator	27
9.8	Massenwirkungsgetz	27
9.9	Nukleophiler Angriff	27
9.10	Redox Reaktion	28
9.10.1	Oxidation	28
9.10.2	Reduktion	28
9.10.3	Redox Reaktion	28
9.11	Isomerie	28
9.12	Schreibweisen	28
9.12.1	Fischer Projektion	28
9.12.2	Haworth Projektion	28
9.12.3	Ionenschreibweise	29
9.12.4	Lewis Formel	29
9.12.5	Strukturformel	29
9.13	Wichtige Stoffe	29

Kapitel 1: Was fehlt noch?

- Atombindung / Bindungen bessere Erklärung
- Mesomerie info
- Brönsted
- Koordinative Bindungen
- Kondensationsschreibweise / Kondensationsreaktion
- Wechselwirkungen
- polar / unpolar
- Peptidbindungen
- Chromatographie
- Schreibweisen:
 - Lewis Formel
 - Ionenschreibweise
 - Strukturformel
- Nachweisreaktion:
 - Stärke (Iodprobe)
 - Restliche sonst auch
- Stoffe:
 - Carboxi-/Carboxylgruppen
 - Voll-/Halbacetat
 - Glycosidische Bindungen
 - Acetat
 - Cellulose

Kapitel 2: Thermodynamik

2.1 Energetik

2.1.1 Chemische Reaktionen und Energie

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

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

2.1.2 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)

2.1.3 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.

2.1.4 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

2.2 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.

2.3 Innere Energie

2.3.1 Innere Energie

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

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

2.4 Enthalpie

2.4.1 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:

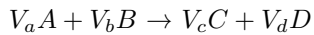
- molare Schmelz- und Verdampfungsenthalpie
- molare Verbrennungsenthalpie

- 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"

2.4.2 Reaktionsenthalpie berechnen



V_x = stöchiometrischer Koeffizient

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

2.5 Entropie

2.5.1 Reaktionsentropie

$$\Delta_r S_m^\circ = (\Sigma \nu S_m^\circ(Produkte)) - (\Sigma \nu S_m^\circ(Edukte))$$

2.5.2 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: $\Delta S = \frac{Q}{T}$

2.5.3 3. Hauptsatz der Thermodynamik

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

Kapitel 3: Metastabile Systeme

3.1 Chemisches Gleichgewicht

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

3.1.1 Chemisches Gleichgewicht Berechnung

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

K_c = Gleichgewichtskonstante

3.2 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.

3.3 Spontane Vorgänge

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

3.3.1 Gibbs Hemholtz 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

3.3.2 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 4: Säure/Base

4.1 Säure Base Liste

Säure	Formel	Base	Formel
Chlorwasserstoff	HCl	Chloridion	Cl^-
Perchlorsäure	$HClO_4$	Perchloration	ClO_4^-
Ameisensäure	$HCOOH$	Formiation	$CHOO^-$
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-}
Schweifelige 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-}

4.2 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

4.2.1 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:

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

4.3 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.

$$pK_s + pK_b = 14$$

4.3.1 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

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

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

4.4 Säure Base Reaktion

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

- Säure gibt H^+ ab

- Base nimmt H^+ auf

4.5 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.

4.5.1 Puffer Berechnung

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

Kapitel 5: Naturstoffe

5.1 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
- => sie sind das Produkt der partiellen Oxidation mehrwertiger Alkohole

In Ringform gilt:

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

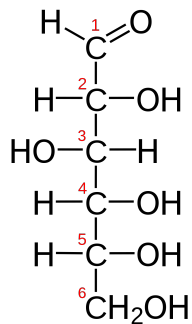
5.2 Schreibweisen

5.2.1 Fischer Projektion

- längste C-Kette von oben nach unten
- höchst oxidiertes C-Atom nach oben

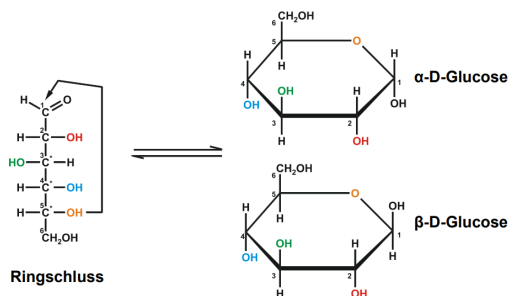
Dabei ist zu beachten, dass durch die Fischerprojektion Enantiomere und Diastomere erfasst werden können. Wenn bei dem folgenden Stoff die OH-Gruppe auf der linken Seite wäre, wäre dies ein Diastomer zu dem Stoff. Wären alle asymmetrischen C-Atome gespiegelt wäre es ein Enantiomer.

D-Glucose:



5.2.2 Haworth Projektion

D-Glucose:



5.3 Zucker

5.3.1 Monosaccharide

1 Zuckereinheit

5.3.2 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

5.3.3 Oligosaccharide

3-20 Zuckereinheiten

- Mehrfachzucker
- Muttermilch
- Fucosyllactose
- Cyclodextrin

5.3.4 Polysaccharide

Mehr als 20 Zuckereinheiten

5.4 Stärke

5.4.1 Amylose

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

5.4.2 Amylopektin

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

5.5 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

5.5.1 Chromatographie

5.6 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

5.6.1 Denaturierung von Proteinen

Zerstörung von Secundär- und Tertiärstruktur

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

5.6.2 Protein Enzyme

Proteine können als Enzyme fungieren.

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

5.7 Begriffe

5.7.1 Chiralität

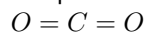
- verhält sich wie Bild und Spiegelbild
- optisch Aktiv
→ Fähigkeit bei polarisierendem Licht zu drehen

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

5.7.2 Achiralität

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

Beispiel: CO_2



5.7.3 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.

5.7.4 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.

5.7.5 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

5.7.6 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)

5.8 Versuche

5.8.1 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.

5.8.2 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 Fructose und negativ auf Glucose

GOD-Test

Glucose-Oxidase-Test

Test ist positiv auf Glucose und negativ auf Fructose

5.9 Nachweisreaktionen

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

5.9.1 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

5.9.2 Aminosäuren

5.9.3 Proteine

Xanto-Protein-Reaktion

Vorraussetzungen:

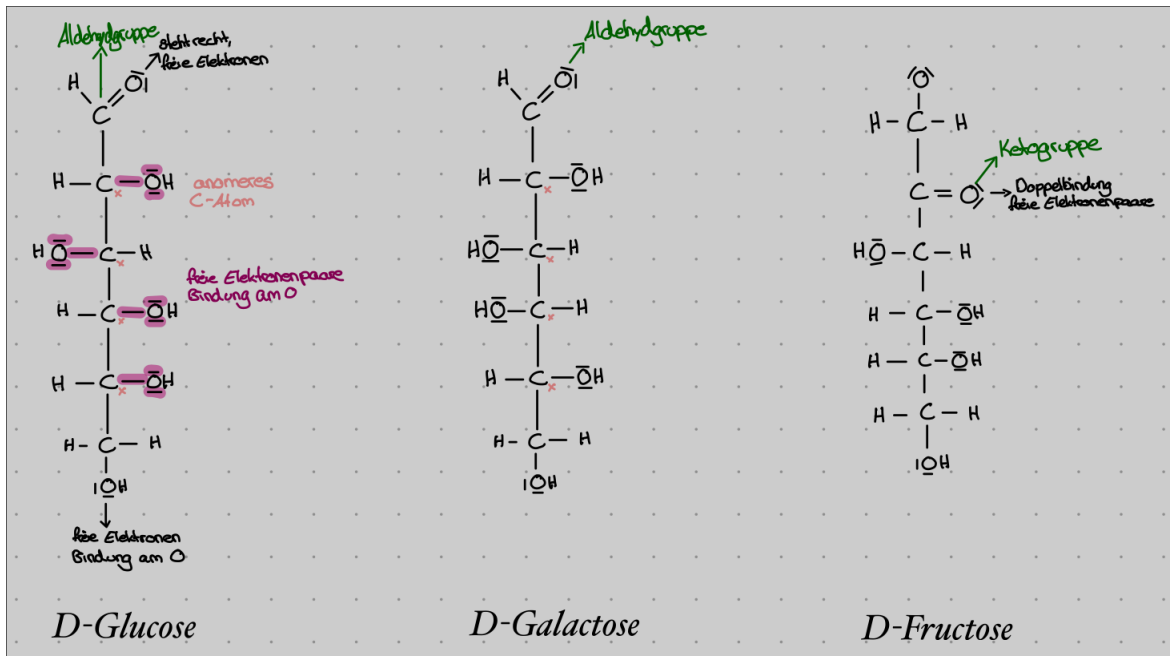
- anwesenheit von Aminosäure mit Ring

Funktionsweise:

- Bei Zugabe von Salpetersäure färbt sich die Substanz gelb

5.10 Wichtige Stoffe + Struktur

Kohlenhydrate



Kapitel 6: Aromaten

Kapitel 7: Kunststoffe

Kapitel 8: Elektrochemie

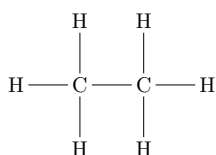
Kapitel 9: Allgemeines

9.1 Homologe Reihen

Beispiele sind jeweils mit Ethan- gewählt.

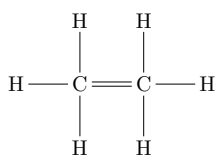
1. Alkane: $C - C$ -Einfachbindung | C_nO_{n2+2}

Ethan:



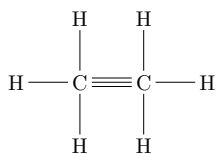
2. Alkene: $C = C$ -Doppelbindung | C_nO_{n2}

Ethen:



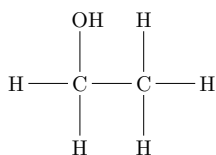
3. Alkine: $C \equiv C$ -Dreifachbindung | C_nO_{n2-2}

Ethin:



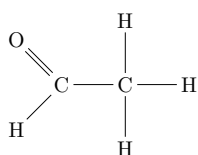
4. Alkohole: $R - OH$ | $C_nH_{2n+1}OH$

Ethanol:

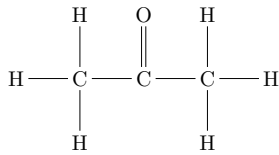


5. Aldehyde: $R - CHO$ | $C_nH_{2n}CHO$

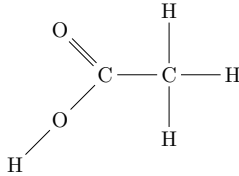
Ethanal:



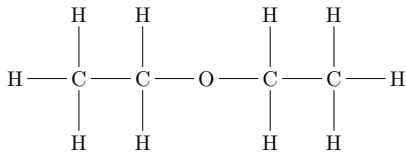
6. Ketone: $R - CO - R' \mid C_n H_{2n} O$
 Propanon: (Da mindestens 3 C benötigt)



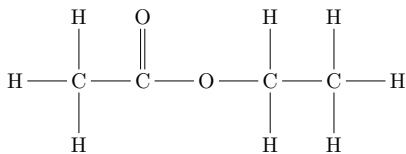
7. Carbonsäuren: $R - COOH \mid C_n H_{2n+1} COOH$
 Ethansäure:



8. Ether: $R - COO - R'$
 Diethylether-Molekül:



9. Ester: $R - COO - R'$
 Ethansäureethylester:



9.2 Bindungen

9.2.1 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

9.2.2 Atombindung

9.2.3 Ionenbindung

- Salze
- Nichtmetall mit Metall
- Elektronen werden vollständig übertragen bzw. entzogen $\Delta EN > 1.5$
 → 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

9.2.4 Metallbindung

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

9.2.5 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

9.3 Polarität

9.3.1 Polar

9.3.2 Unpolar

9.4 Wechselwirkungen

9.4.1 Wasserstoffbrückenwechselwirkung

9.4.2 London-Wechselwirkung

9.4.3 Dipol-Dipol Wechselwirkung

9.4.4 Ionische-Wechselwirkung

9.5 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 herabzusetzen kann man einen Katalysator verwenden.

9.6 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

9.7 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 es Katalysator:

- 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 hinzufügen.

9.8 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.

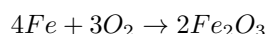
9.9 Nukleophiler Angriff

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

9.10 Redox Reaktion

9.10.1 Oxidation

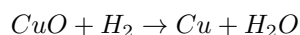
Oxidation ist ein chemischer Prozess, bei dem ein Element oder eine Verbindung Elektronen verliert, während es mit einem anderen Stoff reagiert. Die Substanz, die Elektronen verliert, wird als Reduktionsmittel bezeichnet, während die Substanz, die Elektronen gewinnt, als Oxidationsmittel bekannt ist. 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.

9.10.2 Reduktion

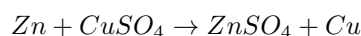
Reduktion ist das Gegenteil der Oxidation und bezeichnet einen chemischen Prozess, bei dem ein Element oder eine Verbindung Elektronen gewinnt. Die Substanz, die Elektronen gewinnt, wird als Oxidationsmittel bezeichnet, während die Substanz, die Elektronen verliert, als Reduktionsmittel bekannt ist. 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.

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

9.11 Isomerie

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

9.12 Schreibweisen

9.12.1 Fischer Projektion

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

9.12.2 Haworth Projektion

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

9.12.3 Ionenschreibweise

9.12.4 Lewis Formel

9.12.5 Strukturformel

9.13 Wichtige Stoffe

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