

Chemie LK
Zusammenfassung für das Abitur

Inhaltsverzeichnis

GRUNDWISSEN	6
FORMELSAMMLUNG	6
ELEMENTFAMILIEN	6
ALKALIMETALLE (I. HAUPTGRUPPE)	6
ERDALKALIMETALLE (II. HAUPTGRUPPE)	6
HALOGENE (VII. HAUPTGRUPPE)	6
EDELGASE (VIII. HAUPTGRUPPE)	6
INTRA- UND INTERMOLEKULARE WECHSELWIRKUNGEN	7
NACHWEISREAKTIONEN	7
WASSER (H ₂ O)	7
SAUERSTOFF (O ₂)	8
WASSERSTOFF (H ₂)	8
KOHLENSTOFFDIOXID (CO ₂)	8
ALKALIMETALLE, ERDALKALIMETALLE	8
CHLORID-IONEN (Cl ⁻), BROMID-IONEN (Br ⁻), IODID-IONEN (I ⁻)	8
ALKENE (DOPPELBINDUNGSNACHWEIS MIT BROM)	8
ORGANISCHE VERBINDUNGEN	8
ALKANE	8
ALKENE, ALKINE	9
ALKOHOLE (ALKANOLE)	9
ALDEHYDE (ALKANALE), KETONE	9
CARBONSÄUREN	9
ESTER	9
NOMENKLATUR	9
CIS UND TRANS	10
PRIORITÄTSRHEINFOLGE DER FUNKTIONELLEN GRUPPEN NACH IUPAC	10
OXIDATIONZAHLEN	11
REDOX-GLEICHUNGEN AUFSTELLEN	11
IONENPRODUKT DES WASSERS	11
WICHTIGE VERBINDUNGEN	11
CHEMISCHE ENERGETIK	12
SYSTEME	12
CHEMISCHE REAKTIONEN	12
KALORIMETRISCHE MESSUNG	12
KALORIMETER:	12
AUSWERTUNG:	12
ENTHALPIE	12
(STANDARD-)BILDUNGSENTHALPIE:	12
REAKTIONSENTHALPIE:	13
SÄTZE	13
HAUPTSÄTZE DER THERMODYNAMIK:	13
SATZ VON HESS:	13
ENTROPIE	13
GIBBS-HELMHOLZ-GLEICHUNG (FREIE REAKTIONSENTHALPIE)	13
DIE GRENZEN DER BETRACHTUNGSWEISE	13

CHEMISCHE GLEICHGEWICHTE	15
STOßTHEORIE	15
BOLTZMANNVERTEILUNG	15
REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT	15
DAS CHEMISCHE GLEICHGEWICHT	15
MASSENWIRKUNGSGESETZ	15
LE CHATELIER-PRINZIP	15
HABER & BOSCH	16
SÄURE-BASE GLEICHGEWICHTE	17
SÄUREN UND BASEN NACH BRØNSTED	17
SÄUREN	17
BASEN	17
DONATOR-AKZEPTOR-PRINZIP	17
GLEICHGEWICHTSLEHRE	17
ALLGEMEIN	17
SÄURE/BASE UND VEREINFACHUNG	17
ERKLÄRUNG	17
PH-WERT	18
DEFINITION	18
VEREINFACHTE RECHNUNGEN	18
AUTOPROTOLYSE DES WASSERS	18
INDIKATOREN	18
PUFFERLÖSUNGEN	19
SÄURE-BASE-TITRATION	19
ABLAUF	19
STARKE SÄUREN	19
SCHWACHE SÄURE	20
SÄUREN UND IHRE SALZE	20
NATURSTOFFE	21
GRUNDLAGEN	21
ISOMERIE	21
NOMENKLATUR DER ISOMERE	21
PROJEKTIONSFORMELN	22
CHIRALITÄT	22
REAKTIONSTHEORIE	22
KOHLENHYDRATE	22
NOMENKLATUR BEI ZUCKERN	22
DIE WICHTIGSTEN ZUCKER	22
NACHWEISREAKTIONEN	23
RINGSCHLUSS BEI DER GLUCOSE	24
GLEICHGEWICHTE DER FRUKTOSE	25
GLYCOSIDISCHE BINDUNG	26
PROTEINE	26
PEPTIDE, AMINOSÄURE NOMENKLATUR	26
PROTEINSTRUKTUR	26
DENATURIERUNG	27

PROTEIN NACHWEISE	27
LIPIDE/FETTE	27
DNA / DNS	27
BASEN	27
DESOXYRIBOSE	28
PHOSPHORSÄURE	28
GESAMTER AUFBAU	28

AROMATEN **29**

ORBITALMODELL	29
FORM DER ORBITALE	29
ÜBERARBEITUNG DES MODELLS	30
MESOMERER- UND INDUKTIVER-EFFEKT	30
MESOMERIE	30
INDUKTIVER EFFEKT	31
REGELN	31
BEDINGUNGEN FÜR AROMAZITÄT	31
BENZOL – DER ERSTE ENTDECKTE AROMAT	31
AROMATEN UND IHRE EIGENSCHAFTEN	32

KUNSTSTOFFE **34**

DEFINITION (NACH WESPE):	34
BEDEUTUNG VON KUNSTSTOFFEN IN ALLTAG UND TECHNIK	34
ZUSAMMENHANG ZWISCHEN EIGENSCHAFTEN VON KUNSTSTOFFEN UND IHRER MOLEKÜLSTRUKTUR	34
PRINZIP VON KUNSTSTOFFSYNTHESEN	35
POLYMERISATION	35
POLYADDITION	36
POLYKONDENSATION	36
WICHTIGE POLYMERE	37
STRUKTUR	38
AMORPH UND KRISTALLIN:	38
TAKTIZITÄT:	38
LÖSUNGSSTRATEGIEN ZUR VERWERTUNG VON KUNSTSTOFFABFÄLLEN	38
ASPEKTE DER NACHHALTIGKEIT BEIM EINSATZ VON KUNSTSTOFFEN	38

ELEKTROCHEMIE **39**

GRUNDLAGEN	39
URI	39
STROMKREIS	39
DONATOR-AKZEPTOR-PRINZIP BEI REAKTIONEN MIT ELEKTRONENÜBERGANG	39
GALVANISCHE ZELLE	39
PROZESS OHNE RÄUMLICHE TRENNUNG (BEISPIEL: KUPFER UND GOLD)	39
GALVANISCHE ZELLE AUS ZWEI HALBZELLEN	40
DAS DANIELL-ELEMENT	40
ALLGEMEIN GILT:	40
STANDARDZELLSPANNUNG	40
STANDARD-WASSERSTOFF HALBZELLE	41
KONZENTRATIONSZELLEN UND NERNST GLEICHUNG	41

KONZENTRATIONSZELLEN	41
NERNST GLEICHUNG	41
ELEKTROCHEMISCHE DOPPELSCHICHT	42
ELEKTROLYSE (AUFLADEN VON BATTERIEN/AKKUS)	42
ZERSETZUNGSSPANNUNG UND ÜBERSPANNUNG	42
BEGRIFFE	42
FARADAY'SCHE GESETZE	43
1. GESETZ	43
1. GESETZ	43
ENERGIESPEICHER	43
PRIMÄRZELLEN	43
SEKUNDÄRZELLE	43
TERTIÄRZELLE	43

GRUNDWISSEN

Formelsammlung

Avogadro Konstante $N_A = \frac{N}{n} = 6 \times 10^{23}$ (in $\frac{1}{mol}$)

Molare Masse $M = \frac{m}{n}$ (in $\frac{g}{mol}$)

Molares Volumen $V_m = \frac{V}{n}$ (in $\frac{l}{mol}$) $V_m(25^\circ C, 1000hPa) = 24 \frac{l}{mol}$

Stoffmenge $n = \frac{M}{m}$ (in mol)

Konzentration $c = \frac{n}{V}$ (in $\frac{mol}{l}$)

Elementfamilien

Alkalimetalle (I. Hauptgruppe)

- Sehr reaktionsfreudig
- Weiche Leichtmetalle
- Niedrige Schmelztemperaturen
- Charakteristische Flammenfärbung
- Reagieren heftig mit Wasser
→ Es bilden sich Alkalimetallhydroxide und Wasserstoffgas

Erdalkalimetalle (II. Hauptgruppe)

- Weniger reaktionsfreudig als Alkalimetalle
- Leichtmetalle mit mittlerer Härte
- Charakteristische Flammenfärbungen

Halogene (VII. Hauptgruppe)

- Reaktionsfreudige Nichtmetalle
- Fluor und Chlor sind bei Raumtemperatur gasförmig, Brom ist flüssig, Iod ist fest
- Elemente bestehen aus zweiatomigen Molekülen
- Mit Metallen bilden sie Salze

Edelgase (VIII. Hauptgruppe)

- Kommen nur als einzelne Atome vor
- Sehr reaktionsträge

Intra- und Intermolekulare Wechselwirkungen

	Wechselwirkung	Eigenschaften
Intramolekulare	Unpolar	<ul style="list-style-type: none"> Bei $\Delta EN < 0,4$ Nur Ausbildung von Van-der-Waals und Wasserstoffbrücken
	Polar	<ul style="list-style-type: none"> Bei $0,4 < \Delta EN < 1,7$ Dipole
	Ionisch	<ul style="list-style-type: none"> Bei $\Delta EN > 1,7$ Ionenbindung / Salze → Bilden Kristalle, spröde, Feststoffe, hohe Schmelztemperaturen, leiten nur in wässrigen Lösungen Strom → Aus Reaktion von Nicht-Metallen mit Metallen
Intermolekulare Wechselwirkung	Van-der-Waals	<ul style="list-style-type: none"> Durch zufällige Elektronenverschiebungen entstehen temporäre Dipole → Induzieren weitere Dipole in Nachbar-Molekülen → Dipole ziehen sich gegenseitig an Wechselwirkungen nehmen mit wachsender Elektronenzahl in Molekülen zu Insgesamt sehr schwach
	Dipol-Dipol	<ul style="list-style-type: none"> Entstehung eines permanenten Dipols bei Elektronenpaarbindungen mit unterschiedlichen Elektronegativitäten → Dipole innerhalb eines Moleküls addieren sich Die Dipole ziehen sich gegenseitig an → Zwischen den Molekülen wirken Dipol-Dipol-Wechselwirkungen Schwächer als
	Wasserstoffbrücken	<ul style="list-style-type: none"> Voraussetzung: Molekül mit einer polaren Elektronenpaarbindung zu einem H-Atom, freies Elektronenpaar am Nachbar-Molekül Ausbildung einer H-Brücke zwischen dem positiv polarisierten H-Atom und dem freien Elektronenpaar Stärker als Dipol-Dipol-Wechselwirkung, schwächer als Elektronenpaarbindungen

Nachweisreaktionen

Wasser (H₂O)

- Einige Tropfen der zu untersuchenden Flüssigkeit werden zu wasserfreiem Kupfersulfat gegeben
 - Das weiße Salz wird blau
- Reaktionsgleichung: $CuSO_4(s) + 5H_2O(l) \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O(s)$

Sauerstoff (O₂)

- Gasprobe wird in einem Reagenzglas aufgefangen, ein glimmender Holzspan wird in das Reagenzglas gehalten (Glimmspanprobe)
 - Holzspan flammt auf

Wasserstoff (H₂)

- Gasprobe wird in einem Reagenzglas aufgefangen, Probe wird entzündet (Knallgasprobe)
 - Wenn die Probe ruhig abbrennt, enthält sie reinen Wasserstoff
 - Wenn die Probe mit einem pfeifenden Geräusch abbrennt, enthält sie noch Sauerstoff oder Luft

Kohlenstoffdioxid (CO₂)

- Eine Gasprobe wird in eine frische Kalkwasserlösung eingeleitet
 - Es bildet sich weißer Niederschlag
- Reaktionsgleichung: $Ca^{2+}(aq) + CO_2(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$

Alkalimetalle, Erdalkalimetalle

- Nachweis durch Flammenfärbung oder mit einem Spektroskop
 - Lithium: rote Flamme, orange Linie
 - Natrium: gelbe Flamme, gelbe Linie
 - Kalium: blassviolette Flamme, violette Linie
 - Calcium: ziegelrote Flamme, gelbe und orange Linien
 - Strontium: rote Flamme, gelbe, orange und blaue Linien
 - Barium: grüne Flamme, viele Linien aus rot, orange, gelb, grün und blau

Chlorid-Ionen (Cl⁻), Bromid-Ionen (Br⁻), Iodid-Ionen (I⁻)

- Zum Probenlösung wird verdünnte Salpetersäure und verdünnte Silbernitratlösung gegeben
 - Weißer Niederschlag bei Chlorid-Ionen
 - Blassgelber Niederschlag bei Bromid-Ionen
 - Gelblicher Niederschlag bei Iodid-Ionen
- Reaktionsgleichungen: $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$
 $Ag^+(aq) + Br^-(aq) \rightarrow AgBr(s)$
 $Ag^+(aq) + I^-(aq) \rightarrow AgI(s)$

Alkene (Doppelbindungsnachweis mit Brom)

- Doppelbindungen werden mit Brom nachgewiesen
 - Bei Anwesenheit eines Alkens wird das durch Br₂ gelbgefärbte Bromwasser nach Schütteln mit der Stoffprobe entfärbt
 - Über eine Additionsreaktion entsteht aus dem Alken ein Bromalkan

Organische Verbindungen

Alkane

- Gesättigte Kohlenwasserstoffe
- Allgemeine Molekülformel: C_nH_{2n+2}
- Isomere treten ab Butan auf
 - Gleiche Molekülformel, andere Struktur

- Hydrophob wegen der unpolaren Molekülstruktur
- Mit steigender Kettenlänge gibt es mehr Van-der-Waals-WW und damit werden die Stoffe fester

Alkene, Alkine

- Ungesättigte Kohlenwasserstoffe
- Alkene: Doppelbindung, C_nH_{2n}
- Alkine: Dreifachbindung, C_nH_{n-2}

Alkohole (Alkanole)

- Mindestens eine OH-Gruppe anstelle eines H-Atoms
- Allgemeine Molekülformel: $C_nH_{2n+1}OH$
- Höhere Schmelz- und Siedetemperaturen als die entsprechenden Alkane (wegen H-Brücken zwischen Alkohol Molekülen)

Aldehyde (Alkanale), Ketone

- Carbonyl-Gruppe (C=O)
- Aldehyde: durch Oxidation primärer Alkohole
- Ketone: durch Oxidation sekundärer Alkohol
- Kurze Ketten lösen sich mit Wasser, Carbonyl-Gruppen können Wasserstoff-Brücken ausbauen

Carbonsäuren

- Organische Säuren
- Entstehen durch Oxidation von Aldehyden
- Carboxy-Gruppe: -COOH
- Saure Wirkung, Protonendonator
- Kurze Ketten sind flüssig und hydrophil, da sie H-Brücken mit der Carboxy-Gruppe ausbilden können
- Längere Ketten sind fest (wegen der Zunahme an Van-der-Waals-WW) und hydrophob (wegen überwiegen des unpolaren Anteils)

Ester

- Ester-Gruppe: -COOR
- Entsteht durch Kondensationsreaktion aus Alkanol und Carbonsäure

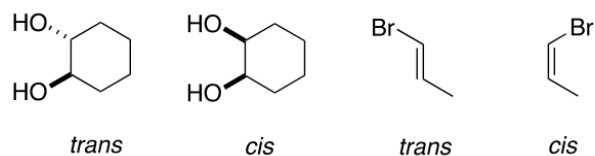
Nomenklatur

- Regel 1: Die längste, durchlaufende Kohlenstoffkette wird durchnummeriert
 - Bei gleicher Länge wird die mit den meisten Substituenten als Hauptkette gewählt
 - Die Anzahl der Kohlenstoffatome bestimmt den Stammnamen
 - Ausnahme: Bei Ketten mit funktionellen Gruppen, gibt die längste Kohlenstoffkette, die die Funktion mit der höchsten Priorität enthält, den Namen und es wird das jeweilige Suffix ergänzt
- Regel 2: Bestimmen sie die Namen der an die längste Kette gebundenen Alkylgruppen
 - Endung -an wird zu -yl
 - Endung -en wird zu -ylen

- Regel 3: Die Kohlenstoffatome der Hauptkette werden durchnummeriert
 - Möglichst kleine Zahlen!
 - Wenn gleiche Seitenketten mehrfach auftreten, werden sie durch vorangestellte Zahlwörter (di-, tri-, tetra-, penta-) zusammengefasst
- Regel 4: Aufbau des Namens
 - 1. Nummer des Kohlenstoffs, an den der Substituent gebunden ist
 - 2. Bindestrich
 - 3. Häufigkeit (Zahlenwort) dieses Substituenten im Molekül
 - 4. Name der Seitenkette (bei mehreren Substituenten in alphabetischer Reihenfolge unter Vernachlässigung der Zahlenwörter)
 - 5. Name des Stammalkans


Cis und Trans

- cis (diesseitig), trans (jenseitig)
- Zur Beschreibung der Geometrie 1,2-disubstituierter Doppelbindungen und bei zweifach substituierten Ringsystemen
- Um die relative Anordnung dieser Substituenten zueinander zu beschreiben



Prioritätsreihenfolge der funktionellen Gruppen nach IUPAC

Verbindungs-klasse	Formel	Suffix	Präfix
Carbonsäuren		-(Stamm)säure	(Carboxy-)
Ester		-ester	Alkoxy-carbonyl-
Aldehyde		-(Stamm)al	Formyl-
Keton		-(Stamm)on	Oxo-
Alkohol		-(Stamm)ol	Hydroxy-
Phenole		-(Stamm)ol	Hydroxy-
Amine		-(Gruppe)ylamin	Amino-
Ether		-ether	-oxy-
Alkene		-(Stamm)en	-enyl

Alkine	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	-(Stamm)in	-inyl
Halogenverbindungen			
Cycloalkane		Cyclo-(Stamm)an	Cyclo(Gruppe)yl-
Alkane		-(Stamm)an	(Gruppe)yl-

Oxidationszahlen

- Ladung, die ein Atom in einem Molekül haben würde, wenn das Molekül aus Ionen aufgebaut wäre
- Fiktive Ladungszahlen
- Atomare Ladung (PSE) – Ladung nach heterolytischer Spaltung
 - Dem Atom mit der höheren Elektronegativität werden die Bindungselektronen zugeordnet
- Insgesamt muss die Summe der Oxidationszahlen der Ladung des Moleküls entsprechen
- Regelmäßigkeiten:
 - Ungeladene Atome / elementare Stoffe: 0
 - O: -II (Ausnahme Peroxide: -I)
 - H: +I (Ausnahme: Metallhydride: -I)
 - Metalle: positiv

Redox-Gleichungen aufstellen

- Schritt 1
 - Bestimmung der Oxidationszahlen
 - Ausgleich der Oxidationszahlen mit e^-
- Schritt 2
 - Zählen der Ladungen auf Produkt / Edukt Seite
 - Ausgleichen der Ladungen mit H_3O^+ oder OH^-
- Schritt 3
 - Zählen der H und O Atome auf beiden Seiten
 - Ausgleichen mit H_2O

Ionenprodukt des Wassers

- Bei Lösung eines Salzkristalls in Wasser, muss sich eine Hydrathülle um jedes Ion bilden
 - Es gibt einen Punkt, an dem keine H_2O Moleküle mehr übrig sind, Salz fällt aus
- Das Ionenprodukt K_1 gibt den maximalen Wert an, den das Ionenprodukt erreichen kann, ohne dass sich Niederschlag bildet

$$\text{Ionenprodukt von } A_n B_m = [A]^n \times [B]^m$$

Wichtige Verbindungen

Wasser	H_2O	Natriumchlorid	NaCl
Ammoniak	NH_3	Natriumhydroxid/Natronlauge	NaOH
Aceton/Propanon	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	Magnesiumoxid	MgO
		Kaliumhydroxid	KOH

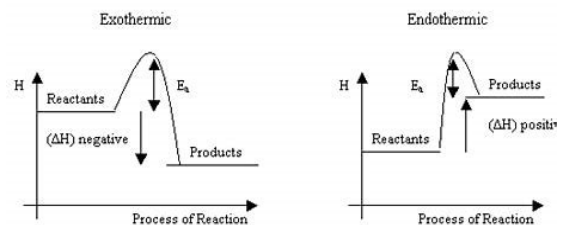
CHEMISCHE ENERGETIK

Systeme

System	Kennzeichen	Beispiele
Offen	Energie- und Stoffaustausch möglich	Reagenzglas ohne Stopfen
Geschlossen	Stoffaustausch nicht möglich, Energieaustausch möglich	Reagenzglas mit Stopfen
Isoliert	Energie- und Stoffaustausch nicht möglich	Dewargefäß (nie perfekt/ideal)

Chemische Reaktionen

- Exotherm: Reaktionen bei denen Energie in Form von Wärme frei wird
- Endotherm: Reaktionen bei denen konstant Wärme aufgenommen wird
- Brennwert: Gesamte Energie die bei einer Verbrennung von Wasser frei wird (flüssig)
- Heizwert: Gesamte Energie die bei einer Verbrennung von Wasser frei wird (gasförmig)



Kalorimetrische Messung

Kalorimeter:

- Künstlich begrenzter Bereich
- Zur Bestimmung der Reaktionswärme Q_r
- Reaktionswärme Q_r : frei werdende/aufgenommene Energie; $Q_r = c \times m \times \Delta T$

Auswertung:

- Die Temperatur wird gegenüber der Zeit in einem Diagramm aufgetragen
- Ausgleichsgeraden (Tangenten)
- Eine Parallele zur y-Achse (Temperatur) anlegen
 - Muss Ausgleichsgeraden schneiden und zwei gleichgroße Flächen einschließen
 - Die Länge der Geraden entspricht $\Delta\vartheta$ und Q_r lässt sich berechnen.

Enthalpie

(Standard-)Bildungsenthalpie:

- Gibt die Energie an, die es benötigt um 1 mol eines Stoffes aus den Elementen herzustellen
 - Elementarer Stoffe gleich Null
- Größenzeichen: $\Delta_f H^0$ (Δ : Änderung; f: Formation; H: Wärme; 0: Standardbedingungen)
- Einheit: kJ/mol

Reaktionsenthalpie:

- $\Delta_R H = \sum \Delta_f H^0 (\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^0 (\text{Edukte})$
→ Unter Beachtung der Koeffizienten der Reaktionsgleichung
- Gibt an wie viel Wärme bei einer bestimmten Reaktion frei oder umgewandelt wird
- Größenzeichen:
→ $\Delta_R H$ (Δ : Änderung; R : Reaktion; H : Wärme) in kJ (bzw. J)
→ $\Delta_R H < 0$: Wärme wird frei - exotherme Reaktionen
→ $\Delta_R H > 0$: Wärme wird aufgenommen - endotherme Reaktion

Sätze

Hauptsätze der Thermodynamik:

0. Steht ein System A mit einem System B im thermischen Gleichgewicht und gilt dies auch für das System B in Bezug auf System C, so steht auch A mit C im thermischen Gleichgewicht
1. In einem isolierten System ist die Summe aller Energien konstant, Energie wird nicht zerstört, sondern nur in andere Formen umgewandelt
2. Die Gesamtentropie eines Systems und seiner Umgebung kann nicht abnehmen, sie bleibt konstant oder nimmt zu; bei spontanen Reaktionen nimmt sie zu
3. Am absoluten Nullpunkt ($T = 0\text{K}$) ist die Entropie eines ideal kristallisierten Reinstoffs gleich Null, diesem Zustand kann sich nur genähert werden, ihn zu erreichen (und zu erhalten) ist unmöglich

Satz von Hess:

- Reaktionsenthalpie ist unabhängig vom Reaktionsweg
- Ermöglicht die Berechnungen von (ansonsten unzugänglichen) Standardbildungsenthalpien (z.B. bei partieller Oxidation)

Entropie

- Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustandes
- Häufig auch „Maß der Unordnung“
- Die Reaktionsentropie wird aus den Standardentropien S^0 berechnet
→ $\Delta_R S^0 = \sum S^0 (\text{Produkte}) - \sum S^0 (\text{Edukte})$
- Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen abschätzen
→ Mit steigender Temperatur und Teilchenzahl (in Gasphase) steigt die Entropie.

Gibbs-Helmholz-Gleichung (Freie Reaktionsenthalpie)

- $\Delta_R G = \Delta_R H - T \cdot \Delta_R S$ (T in Kelvin)
→ $\Delta_R G < 0$: exergonisch - Reaktion läuft spontan ab
→ $\Delta_R G > 0$: endergonisch - Reaktion muss von außen erzwungen werden

Die Grenzen der Betrachtungsweise

- Metastabile Systeme
→ Eine Reaktion läuft nicht immer spontan ab, auch wenn ihre Freie Enthalpie negativ ist
→ Die Aktivierungsenergie ist sehr groß

→ Die Geschwindigkeit der Änderung ohne zufügen von Aktivierungsenergie ist sehr klein, praktisch null

→ Beispiel: Latentwärmespeicher („Handwärmer“)

· Reaktionen können unvollständig ablaufen

→ Gleichgewichtsreaktion

→ Aktivierungsenergie fehlt – Reaktion findet nicht vollständig statt

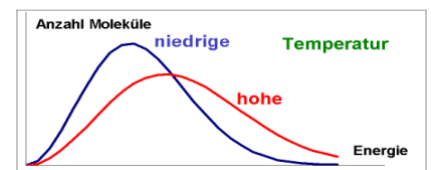
CHEMISCHE GLEICHGEWICHTE

Stoßtheorie

- Beschreibt Reaktionen auf der Teilchenebene
- Legt zwei Reaktionsvoraussetzungen fest
 - Räumliche Nähe
 - ↳ Konzentrationserhöhung verbessert Wahrscheinlichkeit einer Reaktion
 - Mindestenergie
 - ↳ Temperaturerhöhung verbessert die Wahrscheinlichkeit einer Reaktion

Boltzmannverteilung

- Beschreibt die Energieverteilung in einer Menge von Teilchen
- Temperaturerhöhung erhöht die Anzahl an energiereichen Teilchen
- Katalysator senkt die Mindestenergie ab
 - mehr Teilchen verfügen über diese Energiemenge



Reaktionsgeschwindigkeit

- Reaktionsgeschwindigkeit v beschreibt den Stoffumsatz pro Zeit einer Reaktion
$$v = \frac{\Delta n}{\Delta t} = k \cdot [\text{Haufen}]$$
- Geschwindigkeitskonstante k beschreibt die Reaktionsabhängigkeit der Reaktion
 - Konzentrations-, Temperaturerhöhungen und Katalysatoren erhöhen diese, da sie die Wahrscheinlichkeit einer Reaktion erhöhen

Das chemische Gleichgewicht

- $\text{Haufen 1} \rightleftharpoons \text{Haufen 2}$
- Auf der Stoffebene ist keine Änderung sichtbar, jedoch geschehen ständig Reaktionen auf der Teilchenebene

Massenwirkungsgesetz

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{Haufen1}]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{Haufen2}]$$

$$v^1 = v^2 = k^1 \cdot [\text{Haufen1}] = k^2 \cdot [\text{Haufen2}] \quad \Leftrightarrow \quad \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{Haufen2}]}{[\text{Haufen1}]} = K$$

- K wird als Gleichgewichtskonstante bezeichnet

Le Chatelier-Prinzip

Übt man auf ein sich im Gleichgewicht befindliches System einen äußeren Zwang aus, so versucht das System diesem Zwang auszuweichen

- Temperaturänderung
 - Erhöht man die Temperatur wird die exotherme Reaktion zurückgedrängt
- Druckänderung
 - Erhöht man den Druck wird die volumenverkleinernde Reaktion gefördert
- Stoffmengenänderung

→ Verringert man die Konzentration eines Stoffes wird dieser nachproduziert

Haber & Bosch

- Fritz Haber (auch bekannt durch die erstmalige Verwendung von Giftgas als Massenvernichtungswaffe) und Carl Bosch entwickelten im 20. Jahrhundert eine Methode zur Ammoniak-Synthese
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- Für Reaktion wird eine Temperatur von 400-500°C, Druck von 150-300bar sowie ein Katalysator benötigt
- Nach tausenden Laborversuchen von Haber, ergaben sich diese Reaktionsbedingungen, die durch Bosch in der Großproduktion realisiert wurden
- Gesellschaftlich war die Ammoniak-Synthese von großer Relevanz
 - Werbung mit Slogan „Brot aus Luft“
 - ↳ Da Lebensmittelversorgung im 20. Jahrhundert nicht immer gewährleistet war und durch die Ammoniaksynthese Dünger sehr einfach hergestellt werden konnte
 - ↳ Felderträge wurden enorm gesteigert

SÄURE - BASE GLEICHGEWICHTE

Säuren und Basen nach Brønsted

Säuren	Basen
<ul style="list-style-type: none"> Protonendonator (H^+) → abgegebene Wasserstoff muss in einer stark polaren Bindung sein $S-H + H_2O \leftrightarrow S^- + H_3O^+$ H_3O^+: Oxoniumion/ Hydroniumion → Gibt sauren Lösungen ihre Eigenschaften → Ist mobil Säure in Wasser = saure Lösung 	<ul style="list-style-type: none"> Protonenakzeptor (H^+) → Muss ein freies Elektronenpaar haben $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$ OH^-: Hydroxidion Gibt alkalischen Lösungen ihre Eigenschaften Base/Seife in Wasser = alkalische Lösung /Lauge

Donator-Akzeptor-Prinzip

- Säure kann nur Proton abgeben, wenn Base vorhanden ist
- Reaktionen bei denen ein Teilchen von einem Reaktionspartner auf den anderen Reaktionspartner übertragen wird
- Säure= Donator, Base= Akzeptor
- Ampholyt: können sowohl als Säure als auch als Base fungieren
- Die Stärke der konjugierten Säure-Base-Paare bedingt einander

Gleichgewichtslehre

Allgemein

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[Produkte]}{[Edukte]} = K$$

Säure/Base und Vereinfachung

Säure	Base
$\frac{[H_3O^+] \times [S^-]}{[H_2O] \times [SH]} = K \quad \times H_2O$	$\frac{[OH^-] \times [BH^+]}{[B] \times [H_2O]} = K \quad \times H_2O$
$\frac{[H_3O^+] \times [S^-]}{[SH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[SH]} = K_S$	$\frac{[OH^-] \times [BH^+]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{[B]} = K_B$

Erklärung

Weil die Konzentration der H_2O -Moleküle im Vergleich zur Säure/Base in enormen Überschuss vorliegt und sich auch nach der Einstellung des Gleichgewichts kaum verändert, kann man die Gleichgewichtskonzentration der Anfangskonzentration gleichsetzen.

Die Säure-/Basekonstante K_S/K_B ist ein Maß für die Stärke einer Säure/Base. Je stärker eine Säure/Base, desto größer der Wert.

Häufig wird die Säure-/Basenstärke mit dem pK_S/pK_B -Wert angegeben:

$$pK_S = -\log(K_S) \qquad pK_B = -\log(K_B)$$

pH-Wert

Definition

- Potentia Hydrogenii
- Beschreibt wie stark sauer/alkalisch eine Lösung reagiert
- Definiert über die Konzentration von H_3O^+ - Teilchen
- Starke Säure $< pK_S - 0,35 <$ schwache Säure
- Starke Base $< pK_B - 0,35 <$ schwache Base
- $pK_w = pH + pOH = 14$ (Beweis siehe Autoprotolyse des Wassers)

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Vereinfachte Rechnungen

	Säure	Base
Stark	$ph = -\log [H_3O^+]$	$pOH = -\log [OH^-]$
Schwach	$ph = \frac{1}{2} \times (pK_S - \log [SH]_0)$	$pOH = \frac{1}{2} \times (pK_B - \log [B]_0)$

Autoprotolyse des Wassers

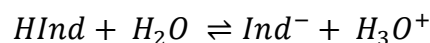
- $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
 - Reaktion die im Wasser ständig abläuft
 - Es sind ständig Ionen im Wasser vorhanden
 - ↳ Leitfähigkeit des Wassers
- Wasser ist ein Ampholyt
- Massenwirkungsgesetz und Vereinfachung:

$$\frac{[H_3O^+] \times [OH^-]}{[H_2O]^2} = K \triangleq \frac{[H_3O^+] \times [OH^-]}{[H_2O]^2_0} = K$$
$$K \times [H_2O]^2_0 = [H_3O^+] \times [OH^-] = K_w$$

- Erklärung:
Die Konzentration des Wassers kann als konstant angenommen werden, weil es im Vergleich zur Konzentration von H_3O^+ und OH^- deutlich im Überschuss vorliegt (Gleichung gilt darum nur bei verdünnten Lösungen). Die Konstante K_w ergibt sich aus dem Produkt zweier Konstanten.
 - Bei 25°C gilt für alle verdünnten, wässrigen Lösungen $K_w = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$, woraus sich der Zusammenhang $pH + pOH = pK_w = 14$ ergibt.

Indikatoren

- Zeigen pH-Wert einer Lösung durch Farbe



HInd: Indikator mit H^+ / protoniert; Ind^- : Indikator ohne H^+ / deprotoniert

- Farbe 1 = HInd

- Farbe 2 = $n(\text{HInd}) = n(\text{Ind}^-)$ (Mischfarbe)
- Farbe 3 = Ind^-
- Der Durchschlagpunkt liegt beim pK_s -Wert

Phenolphthalein ($pK_s = 9,7$)	Bromthymolblau ($pK_s = 7,1$)	Methylrot ($pK_s = 5,8$)
<ul style="list-style-type: none"> · pH 0 - 9,7: farblos · pH 9,7 - 14: lila 	<ul style="list-style-type: none"> · pH 0 - 7: gelb · pH 7: Mischfarbe, grün · pH 7 - 14: blau 	<ul style="list-style-type: none"> · pH 0 - 4,4: rot · pH 4,4 - 6,2: Mischfarbe, orange · pH 6,2 - 14: gelb

Pufferlösungen

- Bleibt (nahezu) pH-konstant, wenn Säure oder Base zugegeben wird
- Besteht aus einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base, im Idealfall im Gleichgewicht, im Verhältnis 1: 1
- Funktioniert wegen des le Châtelier-Prinzips der Überschuss an H_3O^+ bzw. OH^- durch Verlagerung des Gleichgewichtes bis zu einem bestimmten Punkt ausgeglichen werden kann
- Das Verhalten bzw. der pH-Wert der Pufferlösung kann mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung berechnet werden:

$$pH = pK_s + \log \frac{[S^-]}{[SH]}$$

- Wenn Säure und Base 1:1 vorliegen dann ist $pH = pK_s$
- Je größer die Ausgangskonzentration von Säure und Base im Puffer, desto besser hält der Puffer den pH-Wert konstant

Säure-Base-Titration

Ablauf

- Bekannte Säure (Konzentration ist unbekannt) wird in einer Base umgesetzt (Konzentration ist bekannt)
- Verbrauchtes Volumen der Base wird gemessen und mit der Stöchiometrie die unbekannte Konzentration der Säure berechnet
- Am Äquivalenzpunkt ($n_{\text{Säure}} = n_{\text{Base}}$) wird die Zugabe der Base gestoppt
 - Farbumschlag des Indikators gibt darüber bescheid
 - Der Äquivalenzpunkt muss nicht dem Neutralpunkt ($pH = 7$) entsprechen
 - ↳ Gilt nur, wenn Säure und Base gleichstark sind
 - Am Äquivalenzpunkt gilt:

$$n(SH)_0 = n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = n(B)_0$$

Darum gilt:

$$[SH] \times V(SH) = [B] \times V(B)$$

Starke Säuren

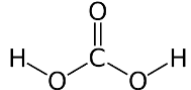
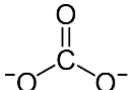
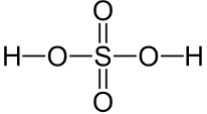
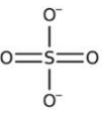
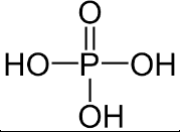
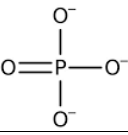
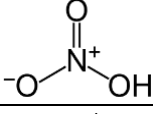
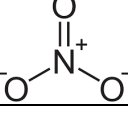
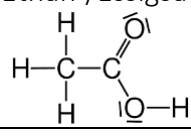
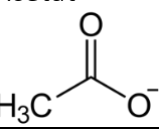
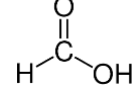
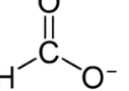
- Äquivalenzpunkt ist der einzige Wendepunkt in der Titrationskurve
- An der Stelle ist $pH = 7$, da alle in der Probelösung vorhandenen H_3O^+ -Teilchen reagiert wurden

- Da bei immer dieselbe Menge an Oxoniumionen aus der Lösung wegagieren, wird die relative Konzentrationsänderung pro zugegebene Einheit immer größer
→ Anstieg um den Äquivalenzpunkt ist sehr steil

Schwache Säure

- Zwei Wendepunkte in der Titrationskurve
 - Halbäquivalenzpunkt: Säure und korrespondierende Base liegen 1:1 vor
 - ↳ Rund um den Punkt liegt der Pufferbereich der schwachen Säure
 - Äquivalenzpunkt: alle in der Probelösung vorhandenen H_3O^+ -Teilchen sind wegagiert
 - ↳ Anstieg um den Äquivalenzpunkt ist sehr steil

Säuren und ihre Salze

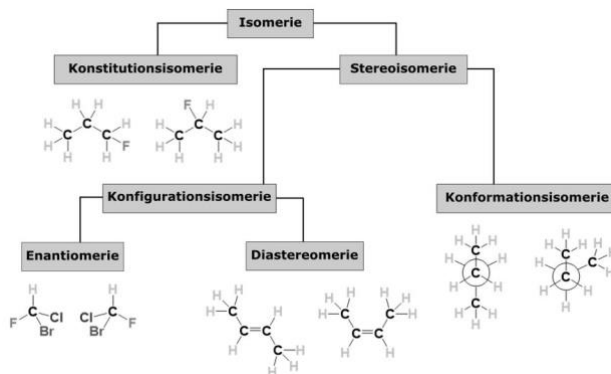
Säure	Salz
Chlorwasserstoff (HCl) $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{Cl}}$	Chlorid (Cl^-)
Kohlensäure (H_2CO_3) 	Carbonat (CO_3^{2-}) 
Schwefelsäure (H_2SO_4) 	Sulfat (SO_4^{2-}) 
Phosphorsäure (H_3PO_4) 	Phosphat (PO_4^{3-}) 
Salpetersäure (HNO_3) 	Nitrat (NO_3^-) 
Ethan-/Essigsäure (CH_3COOH) 	Acetat 
Methan-/Ameisensäure (HCOOH) 	Formiat 

NATURSTOFFE

Grundlagen

Isomerie

- Isomerie: gleiche Summenformel aber nicht identisch
- Konstitutionsisomerie: unterschiedliche Verknüpfungen
- Strukturisomerie: Gleiche Summenformel, aber unterschiedliche Strukturformel
- Stereoisomere: Gleiche Strukturformel aber unterschiedliche räumliche Anordnung
- Enantiomere: Stereoisomere, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten; haben bis auf 2 Ausnahmen (Beeinflussung der Drehung von polarisiertem Licht und Reaktionsverhalten mit isomerreinen Stereoisomeren) die gleichen physikochemischen Eigenschaften
- Diastereomere: Stereoisomere, die sich nicht wie Bild und Spiegelbild verhalten



Nomenklatur der Isomere

+ und -	<ul style="list-style-type: none"> • Isomerenreine Stereoisomere verändern die Drehrichtung von polarisiertem Licht. • Rechtsdrehende (+): die Polarisierung neigt stärker nach rechts • Linksdrehende (-): die Polarisierung neigt stärker nach links • Einziger Fall, in dem links- / rechtsdrehend eine physikalische Bedeutung hat.
D und L	<ul style="list-style-type: none"> • Molekül in der Fischer-Projektion • Unterstes asymmetrische C-Atom bestimmt die Nomenklatur • Steht der höchstwertige Rest links, ist es L (levus, links) • Steht der höchstwertige Rest rechts, ist es D (dexter, rechts, rechtschaffend)
R und S	<ol style="list-style-type: none"> 1. Prioritäten zuordnen: Man vergleicht die direkt an das asymmetrische C-Atom gebundenen Atome und ordnet sie nach ihrer Ordnungszahl → (hohe Ordnungszahl, hohe Priorität), sind zwei gleiche Atome vorhanden, werden ihre Nachbarn verglichen 2. Der Rest mit der niedrigsten Priorität wird so gedreht, dass er in der Blickachse mit dem asymmetrischen C-Atom liegt (also quasi hinter dem C-Atom) 3. Man zeichnet einen Kreis beginnend bei der 1. Priorität über die 2. Zur 3. und bestimmt den Drehsinn <ul style="list-style-type: none"> → Im Uhrzeigersinn: R → Gegen den Uhrzeigersinn: S
α und β	<ul style="list-style-type: none"> • Man bestimmt R und S am anomeren C-Atom und am chiralen C-Atom, das am weitesten vom anomeren C-Atom weg ist <ul style="list-style-type: none"> → Wenn eines R ist und eins S ist es α → Wenn beide gleich sind, ist es β

Projektionsformeln

Fischer-Projektion	<ul style="list-style-type: none">· Kohlenstoffkette von oben nach unten → Höchste Oxidationszahl nach oben· Seitenketten zeichnen· Asymmetrische C-Atome mit „*“ kennzeichnen
Haworth-Projektion	<ul style="list-style-type: none">· Moleküle werden als Ring gezeichnet· Das Eck ist flach nach hinten gekippt· Die untere C-C-Bindung wird dicker gezeichnet· FLOH-Regel: Fischer links, Haworth oben

Chiralität

Chiralität	Enantiomere treten auf, wenn ein Molekül keine innere Spiegelebene aufweist, chiral ist
Chiralitätszentrum	Atome, die eine Chiralität hervorrufen; durch * gekennzeichnet; meist ein asymmetrisches C-Atom
Asymmetrisches C-Atom	C-Atome mit vier verschiedenen Resten

Reaktionstheorie

Orte mit hoher Elektronendichte (=Nukleophil) reagieren gerne mit Orten niedriger Elektronendichte (=Elektrophil)

Kohlenhydrate

Nomenklatur bei Zuckern

- Furanose: Zucker mit 5-Ring
- Pyranose: Zucker mit 6-Ring
- Aldose: Zucker mit Aldehyd-Gruppe
- Ketose: Zucker mit Keto-Gruppe
- Hexose: Zucker mit 6 C-Atomen
- Pentose: Zucker mit 5 C-Atomen

Die wichtigsten Zucker

Name	Glucose, Traubenzucker	Fruktose, Fruchtzucker	Ribose	Desoxyribose
Summen- / Strukturformel	$C_6H_{12}O_6$	$C_6H_{12}O_6$	$C_5H_{10}O_5$	$C_5H_{10}O_4$
Reduzierend?	Ja	Ja		
Nachweis	GOD, Fehling/ Benedict/ Tollens	Fehling/ Benedict/ Tollens, Seliwanow- Reaktion	Bial-Reagenz erhitzen (grün/blau)	Dische-Probe
Vorkommen, Verwendung	Süßungsmittel, Lebensmittelindustrie	Früchte, Süßungsmittel	Baustein der RNA	Baustein der DNA

Name	Maltose, Malzzucker	Saccharose, Haushaltszucker	Laktose, Milchzucker	Cellbiose
Summen- / Strukturformel	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Monomere	2 Glucose-Ringe	D-Glucose, D- Fruktose	D-Galactose, D- Fruktose	2 Glucose- Ringe
Glycosidische Bindung	α -1,4	α/β -1,2	α/β -1,4	β -1,4
Reduzierend?	Ja, 2. Glucose Ring kann öffnen	Nein, Halbacetal in Bindung	Ja, Glucose Ring kann öffnen	Ja
Nachweis	Fehling/ Benedict/ Tollens (aber schwächer)	HPLC-Methode	Wölk-Test, Fehling/ Benedict/ Tollens	
Vorkommen, Verwendung	Bier, Nudeln, Kartoffeln, Abbauprodukt von Stärke	Pflanzen (Photosynthese Produkt), Haushalt	Milchprodukte, Lebensmittel	Cellulose Zerfall Produkt

Name	Stärke	Amylose	Cellulose
Summen- / Strukturformel	$C_6H_{10}O_5$	$C_6H_{10}O_5$	$C_6H_{10}O_5$
Monomere	Amylopektin (verzweigte Glucose) und Amylose	Glucose Ringe	Glucose Ringe
Glycosidische Bindung	α/β -1,4	α/β -1,4	β -1,4
Reduzierend?	Leicht (letzter Glucose Ring kann öffnen)	Leicht (letzter Glucose Ring kann öffnen)	Leicht (letzter Glucose Ring kann öffnen)
Nachweis	Iod-Kaliumiodid Lösung färbt sich blau	Iod-Kaliumiodid Lösung färbt sich blau	Iod-Zinkchlorid färbt sich blau
Vorkommen, Verwendung	Kartoffeln, Getreide, Verdickungsmittel	Stärke, Lebensmitte, Gelbildung	Gerüststoffe in pflanzlichen Zellen, Holz, Baumwolle

Nachweisreaktionen

- Fehling Probe:
 - Nachweis von Reduktionsmitteln
 - Fehling I ($CuSO_4$) und Fehling II (Kalium-Natrium-Tartrat-Tetrahydrat-Lösung) geben zusammen eine blaue Lösung
 - Bei Aldehyd Zugabe ziegelrote Verfärbung; Aldehyd Gruppe oxidiert zur Säuregruppe
 - $R-CHO + 2 Cu^{2+} + 4 OH^- \rightarrow R-COOH + Cu_2O + 2 H_2O$
 - Tartrat Ionen als Stabilisator
- Tollens Probe/Silberspiegelprobe:
 - Nachweis von Reduktionsmitteln

- Lösung aus Silbernitrat und Ammoniaklösung schlägt sich als festes Silber ab, wenn Aldose hinzugegeben wird
- Silber Ionen in Base werden reduziert; das C-Atom der Aldehyd Gruppe wird oxidiert
- $R-CHO + 2 Ag^{2+} + 2 OH^- \rightarrow R-COOH + 2 Ag + 2 H_2O$

• Benedict Probe:

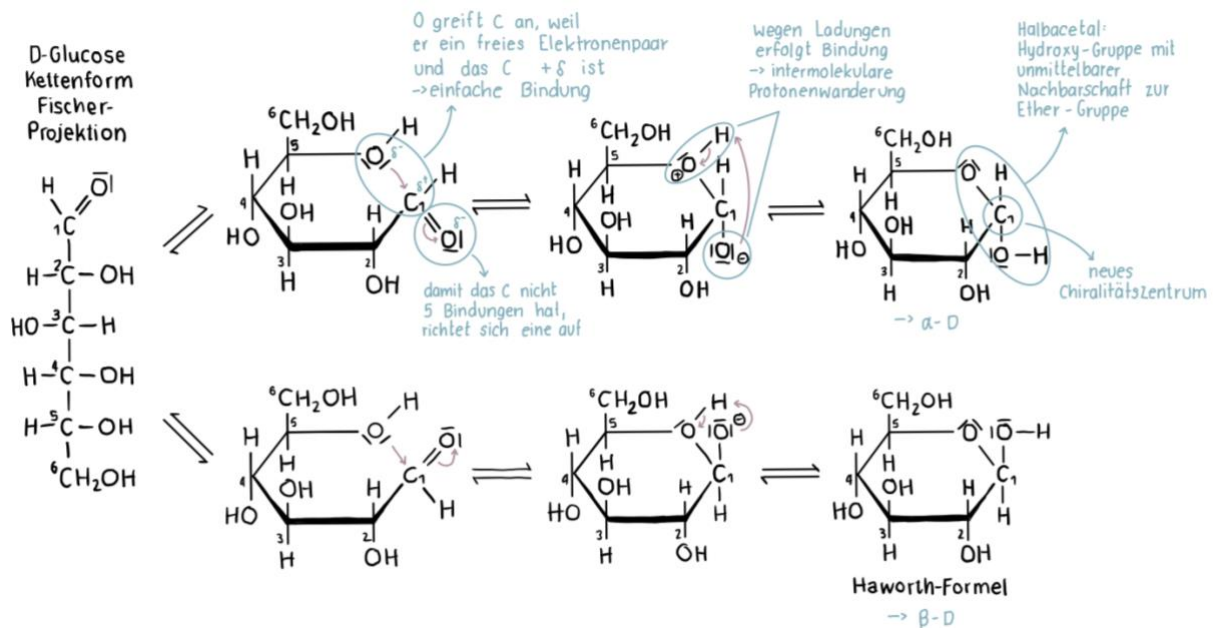
- Nachweis von Reduktionsmitteln
- Natriumcitrat und Natriumcarbonat (dadurch alkalischer Bereich) in Wasser gelöst + Kupfer-(II)-sulfat in Wasser
- Je nach Zuckerkonzentration rot, gelb oder grüner Niederschlag aus Kupfer-(I)-oxid
- $R-CHO + 2 Cu^{2+} + 4 OH^- \rightarrow R-COOH + Cu_2O + 2 H_2O$
- Citrat als Stabilisator

• GOD-Test (Glucose-Oxidase-Test):

- Nachweis von Glucose
- Wirkungsweise beruht auf der Oxidation von Glucose durch die Glucose-Oxidase (Enzym, das die sauerstoffabhängige Oxidation des C1-Kohlenstoffatoms des Zuckers katalysiert)
 - ↪ Entstehung von Gluconolacton und Wasserstoffperoxid
 - ↪ Aus Lacton entsteht Gluconsäure
 - ↪ Wasserstoffperoxid wird dann in nachgeschalteten Farbreaktion (durch Peroxidase katalysiert) mit ABTS zu Wasser reduziert
- Über das gebildete Wasserstoffperoxid kann eine genaue Konzentrationsbestimmung der Glucose erfolgen

Ringschluss bei der Glucose

- Kettenform und Ringform liegen im Gleichgewicht vor
- Bildung der Ringform aus der Kettenform durch intramolekulare nucleophile Addition

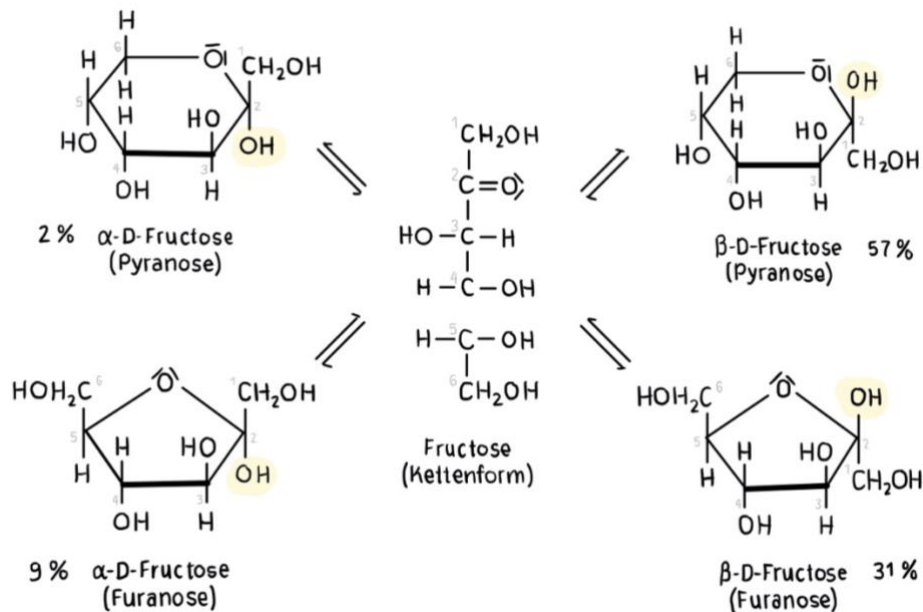


- Produkt der Reaktion zwischen Aldehyd und Alkohol = Halbacetal
 - Deutlich weniger reaktiv als Aldehyd Gruppe, Molekül wird stabiler und schützt sich vor sich selbst

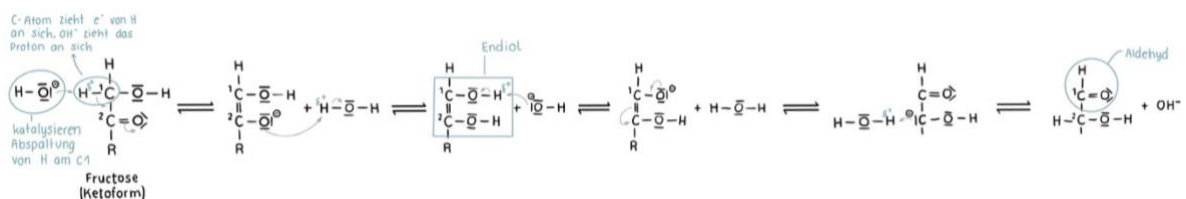
- Immer noch nicht sonderlich stabil, deshalb Gleichgewicht zwischen Ketten- und Ringform
- Vollacetal (C-Atom mit zwei Ether Gruppen) ist stabiler
- Beim Ringschluss bildet sich am C1-Atom ein weiteres chirales Zentrum
 - OH-Gruppe des Produkts kann oben oder unten stehen (abhängig davon, von wo das Nucleophil angreift)
 - ↳ Theoretisch sind beide Varianten gleich wahrscheinlich, 50:50, Racemat
 - Es entstehen zwei Stereoisomere (α und β)
- Die Ringe könne sich wieder öffnen, die Aldehyd-Gruppe kann sich drehen und der Ring kann wieder geschlossen werden (Mutarotation)

Gleichgewichte der Fruktose

- Gleichgewicht zwischen Pyranoseformen, Furanoseformen und Ketoformen
- Pyranose: Reaktion der OH-Gruppe am C6-Atom mit der Keto-Gruppe, zum Halbacetal
- Furanose: Reaktion der OH-Gruppe am C5-Atom mit der Keto-Gruppe, zum Halbacetal
- Mutarotation, da sa sich Ringe in wässriger Lösung öffnen können



- Tollens-Probe und Fehling-Probe sind positiv, obwohl die Kettenform der Fruktose ein Polyhydroxyketon ist; Keto-Enol-Tautomerie
- Proben sind im alkalischen Bereich
 - In alkalischer Lösung steht die Kettenform der D-Fruktose im Gleichgewicht mit der Kettenform der D-Glucose
 - OH^- -Ionen katalysieren Abspaltung von H-Atom am C1, es entsteht ein Endiol als instabiles Zwischenprodukt, weitere Schritte folgen



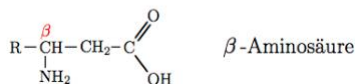
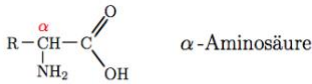
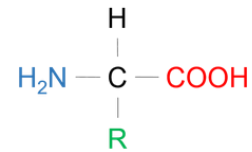
Glycosidische Bindung

- Bei Verbindung zweier Monosaccharide zu einem Disaccharid
- Entstehung eines sehr stabilen Vollacetals (C-O-C Bindung)
- Halbacetal (C1 vom ersten Molekül) und OH-Gruppe (zweites Molekül) reagieren unter Abspaltung von H₂O
- Wenn beide Halbacetale der Monomere in der Bindung sind, kann sich keiner der Ringe öffnen; der Zucker ist somit nicht reduzierend
- Nomenklatur: α/β - (Positionsnummer des C-Atoms in der Bindung) - ...

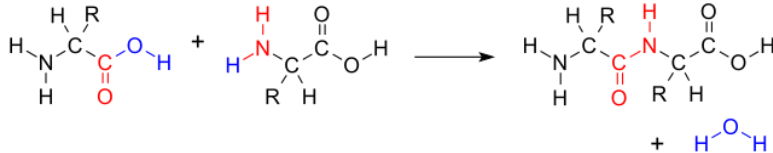
Proteine

Peptide, Aminosäure Nomenklatur

- Bausteine von Eiweiß
- α-Aminosäuren: Die Amino-Gruppe ist an dem C-Atom, was der Carboxy-Gruppe benachbart ist



- Ausbildung der Peptidbindung durch Kondensationsreaktionen:



Proteinstruktur

Primärstruktur	<ul style="list-style-type: none">· Aminosäuresequenz· Legt alle weiteren Raumstrukturen fest
Sekundärstruktur	<ul style="list-style-type: none">· Nahe beieinander liegende CO- und NH-Gruppen können H-Brücken ausbilden· Regelmäßige dreidimensionale Strukturen:<ul style="list-style-type: none">→ α-Helix: Kette ist schraubenartig gewunden, bildet Spirale; Innerhalb der Spirale werden Peptidgruppen benachbarter Windungen durch H-Brücken zusammengehalten→ β-Faltblatt: Ziehharmonikaartig gefaltete Fläche; Peptidbindungen von nah beieinander liegenden Kettenabschnitten wechselwirken über intermolekulare H-Brücken· Beide Strukturen können im Protein auftreten
Tertiärstruktur	<ul style="list-style-type: none">· Wechselwirkungen zwischen den Seitenketten der Sekundärstruktur führen zu Auffaltungen derer und ergeben somit die Tertiärstruktur· Man unterscheidet zwischen verschiedenen WW und Bindungen

	<ul style="list-style-type: none"> → Disulfidbrücken (-S-S-) sind besonders wichtig · Struktur entscheidet über Löslichkeit → Kugelförmig = meist löslich; lang gestreckte (Faserproteine) = nicht wasserlöslich
Quartärstruktur	<ul style="list-style-type: none"> · Viele Proteine bestehen nicht nur aus einer Polypeptidkette, sondern aus mehreren · Ketten werden über gleiche WW und Bindungen zusammengehalten wie die Tertiärstruktur

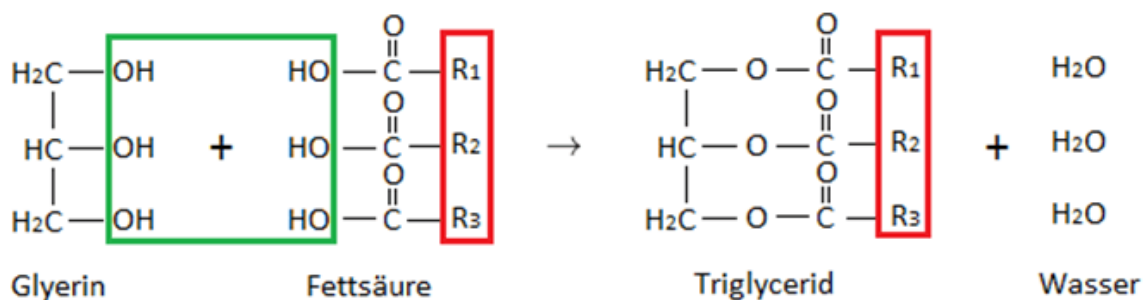
Denaturierung

- Proteine verlieren ihre natürliche Quartär- und Tertiärstruktur
- Durch Erhitzen, starke Änderung des pH-Wertes, Lösemitteln (Ethanol), Schwermetall-Ionen

Protein Nachweise

- Biuret-Probe
 - Zu untersuchende Lösung wird mit Natronlauge versetzt, Kupfersulfat-Lösung wird zugegeben und geschüttelt
 - Verbindungen mit mindestens zwei Peptidbindungen gehen einen farbigen Komplex mit zweiwertigen Kupfer Ionen ein
 - Farbumschlag nach dunkelviolet
- Ninhydrin-Probe
 - Zu untersuchende Probe wird mit Ninhydrin versetzt
 - Violetten Farbstoff
 - Intensität der Farbe ist proportional zur Konzentration der zu bestimmenden Aminosäure

Lipide/Fette



DNA / DNS

- Funktion: Speicherung des Erbgutes

Basen

- Über eine N-glycosidische Bindung an das anomere C-Atom der Ribose angebunden



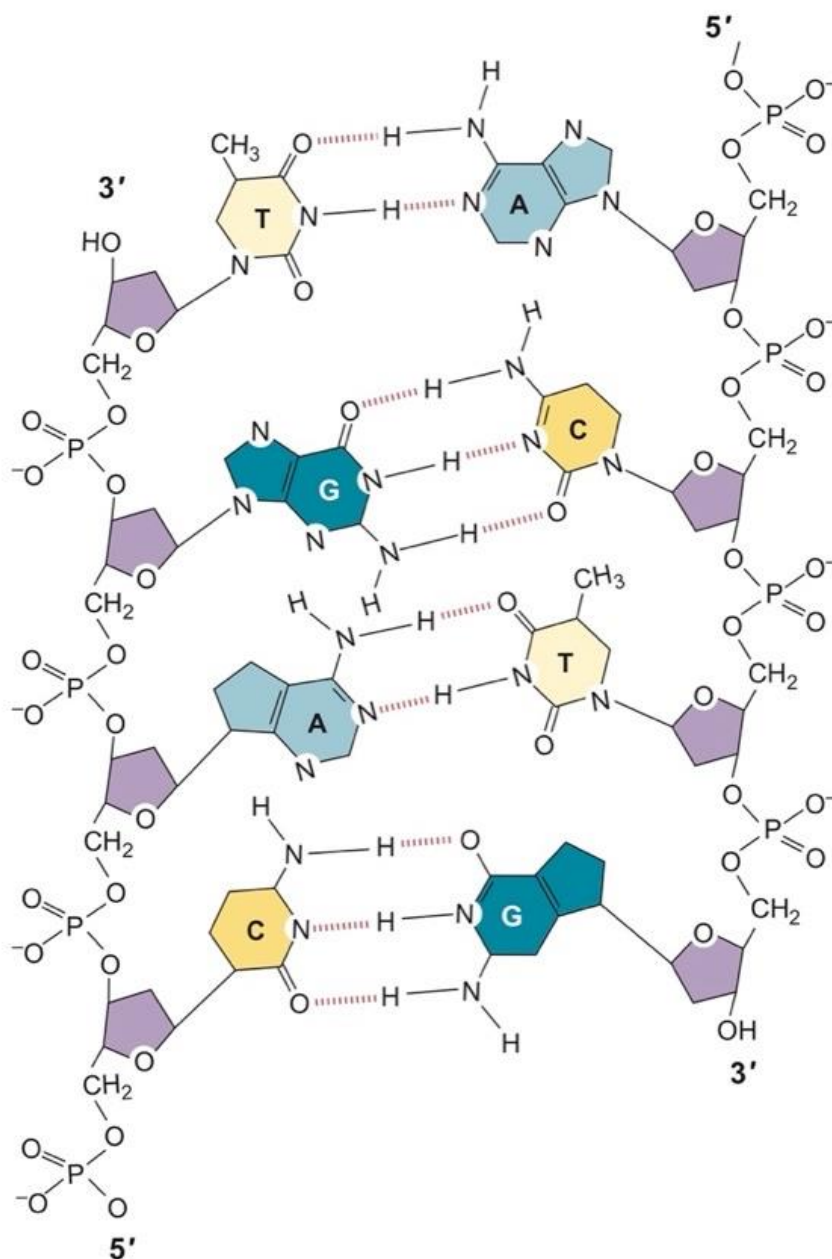
Desoxyribose

- Nicht Ribose, da diese mit mehr OH-Gruppen und einer reaktiven Aldehyd-Gruppe deutlich instabiler ist
 - Ohne OH-Gruppe ist C" nicht mehr elektrophil, sondern unpolar
- C3- und C5-Hydroxylgruppen mit Phosphorsäuren verestert

Phosphorsäure

- Eigentlich 3 protonige Säure
 - 2 Protonen gehen durch Veresterung mit den OH-Gruppen der Zuckermoleküle verloren
 - Eine OH-Gruppe bleibt übrig; gibt DANN sauren Charakter

Gesamter Aufbau



AROMATEN

Orbitalmodell

- Elektronen bewegen sich mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit in einem Bereich um den Atomkern; Form der Orbitale erhält man durch die Schrödinger Gleichung
- Um die Schrödinger Gleichung zu lösen, braucht man die Quantenzahlen:

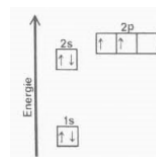
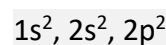
Hauptquantenzahl n
· Gibt an, auf welcher Schale sich das Elektron befindet
· $n=1,2,3,\dots$ bis zur „Schalenummer“
· Se: $n=1,2,3,4$

Magnetquantenzahl m_l
· Zur räumlichen Unterscheidung der Orbitale in einer Unterschale
· $m_l=-l,\dots,-1,0,1,2,\dots,+l$
· Se: $-3,-2,-1,0,1,2,3$

Nebenquantenzahl l
· Gibt die Form eines Orbitals an
· $l=0,1,2,\dots,n-1$
· Kann auch mit Buchstaben angegeben werden (s, p, d, f)
· Se: $l=0,1,2,3$

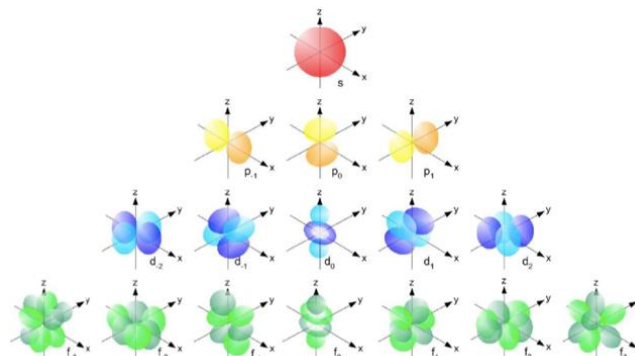
Spinquantenzahl m_s
· Die Orientierung des Spin des Elektrons
· $m_s=-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$

- Pauli-Prinzip: Elektronen in einem Orbital müssen sich mindestens in einer Quantenzahl unterscheiden
- Aufbauprinzip: Elektronen werden so verteilt, dass der energieärmste Zustand erreicht wird
- Hundtsche Regel der maximalen Multiplizität: Die Summe der Spins ist maximal (sie zeigen in die gleiche Richtung)
- Orbitale:
 - s-Orbital: kugelsymmetrisch, 1 s-Orbital pro Energieniveau
 - p-Orbital: hantelförmig, 3 p-Orbitale pro Energieniveau (p_x, p_y, p_z)
 - d-Orbital: rosettenförmig, 5 d-orbitale
 - f-Orbital: 7 f-Orbitale
- Darstellung: Elektronenkonfiguration oder Kästchenschreibweise (Beispiel: Kohlenstoff)



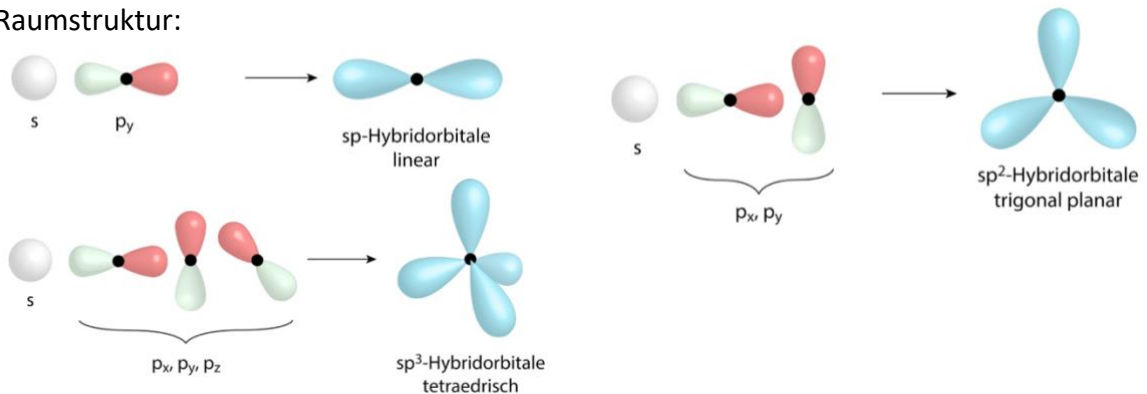
→ Ausnahmen: Cr, Cu, Ag, Pt, Au, ...

Form der Orbitale

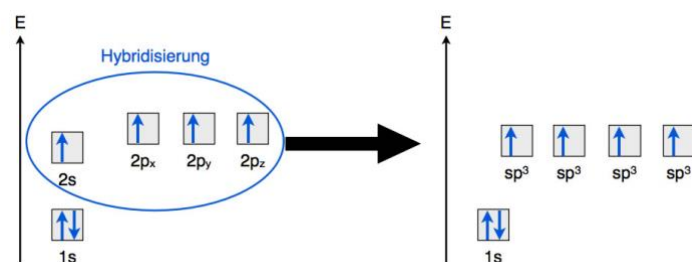


Überarbeitung des Modells

- Grundüberlegung: Innerhalb eines Moleküls liegen keine einzelnen Atome vor, die Wellenfunktionen überlappen also und bilden ein großes Molekülorbital. Die Berechnung ist mathematisch leider sehr anspruchsvoll, weshalb es mit der Hybridisierung vereinfacht wird.
- Idee: Man interpretiert Moleküle als Interaktionen von einzelnen Atomorbitalen und bildet so Bindungen, die nur zwischen einzelnen Atomen auftreten. Dies ist sehr nah an der Realität, sodass es nur leichte Abweichungen gibt.
- Vorgehen: Man fasst alle Orbitale eines Atoms, die an der Bindung beteiligt sind, zu einem Hybridorbital zusammen
- Raumstruktur:



- Energiediagramm bei der Hybridisierung:



- σ -Bindung:
 - Standardbindung, Hybridorbitale überlappen mit anderen Hybridorbitalen
 - Bindende Orbitale, bei denen die Elektronendichte zwischen den Atomkernen besonders hoch ist, bezeichnet man als σ -Bindung
- π -Bindung:
 - Elektronendichte ist oberhalb und unterhalb der Bindungsachse am größten
 - Innerhalb der Bindungsachse liegt sie bei nahezu null

Mesomerer- und Induktiver-Effekt

Mesomerie

- Es können Grenzstrukturen formuliert werden, bei denen Ladungen an unterschiedlichen Zentren sitzen
- Die Ladung ist also über beide Zentren verteilt
- +M (positiver mesomerer Effekt): Substituent erhöht Elektronendichte im Ring
- -M (negativer mesomerer Effekt): Substituent zieht die Elektronendichte aus dem Ring

Induktiver Effekt

- Negativer induktiver Effekt: Atome mit einer hohen Elektronegativität (Fluor) ziehen Bindungselektronen stark an sich, der Bindungspartner wird ungewöhnlich stark polarisiert, der Effekt kann sich über bis zu 3 Bindungen fortsetzen
→ Beispiel: Halogene
- Positiver induktiver Effekt: Hier wird die Elektronendichte erhöht
→ Beispiel: (oft) Alkylgruppe


Regeln

- 1: Mesomere Effekte überwiegen induktive Effekte
- 2: Bei Halogenen überwiegt der induktive Effekt

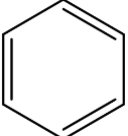
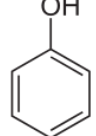
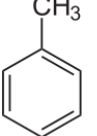
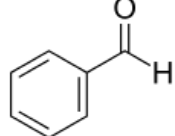
Bedingungen für Aromazität

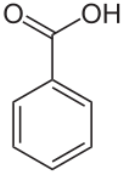
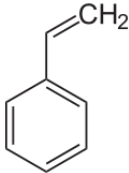
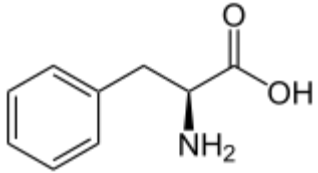
- Cyclische Struktur
 - Alle Kohlenstoffatome im Ring müssen sp^2 -hybridisiert sein
 - Der Ring muss planar sein (damit die p-Bindungen alle parallel zueinanderstehen)
 - Aromaten: $4n+2$ π -Elektron (mit n : 0, 1, 2, 3, ...)
Antiaromaten: $4n$ π -Elektronen (mit n : 0, 1, 2, 3, ...)
(Hückel-System)
- ⇒ Sind nicht alle Bedingungen erfüllt, ist die Verbindung nicht aromatisch

Benzol – der erste entdeckte Aromat

- Roch zufälligerweise gut, daher Namensgebung
- Struktur: C_6H_6 
- Zu erwartende Eigenschaften: Sehr hohe Reaktivität wegen der Ringspannung und Doppelbindungen
- Tatsächliche Eigenschaften: In Reaktion mit Brom nur sehr geringe, kaum Wahrnehmbare Reaktivität
- Erklärung:
 - Alle C-Atome sind sp^2 -hybridisiert
 - ↳ Trigonal-planare Raumstruktur, Bindungswinkel von 120° , Ring aus σ -Bindungen liegt flach im Raum
 - Jedes C-Atom kann mit seinem p-Orbital mit beiden Nachbarn interagieren
 - ↳ Alle Elektronen sind über den Ring verteilt, sodass ein energetisch günstiger Zustand entsteht
- Benzol als delokalisiertes System
 - Benzol kann kein System mit 3 Doppelbindungen sein, da sich zwei Grenzstrukturen bilden können
 - Die Atome müssten durch ihre kürzere Bindungslänge ständig hin und her springen
 - Man zeichnet die Existenz eines aromatischen π -Systems mit einem Kreis

Aromaten und ihre Eigenschaften

Name	Benzol	Phenol	Toluol	Benzaldehyd
Weitere Namen	<ul style="list-style-type: none"> · Benzen 	<ul style="list-style-type: none"> · Benzenol · Carbol · Hydroxybenzol 	<ul style="list-style-type: none"> · Methylbenzol · Toluol 	<ul style="list-style-type: none"> · Benzencarbaldehyd · Phenylmethanal
Strukturformel				
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> · Schlecht wasserlöslich · Reaktionsträge 	<ul style="list-style-type: none"> · Schwache organische Säure · Reaktiver als Benzol 	<ul style="list-style-type: none"> · Fast unlöslich · Relativ reaktionsträge 	<ul style="list-style-type: none"> · Reaktionsfreudig · Kaum wasserlöslich · Riecht nach Bittermandel
Vorkommen	<ul style="list-style-type: none"> · Erdgas · Erdöl 		<ul style="list-style-type: none"> · Erdöl · Leichtöl · Benzin 	<ul style="list-style-type: none"> · In bitteren Mandeln · Kerne verschiedener Früchte
Verwendung	<ul style="list-style-type: none"> · Früher als Reinigungsmittel · Synthese vieler Verbindungen 	<ul style="list-style-type: none"> · Herstellung von Kunststoffen · Arzneimittelherstellung 	<ul style="list-style-type: none"> · Lösungsmittel · TNT · Permanentmarker 	<ul style="list-style-type: none"> · Parfüme · Geschmacksstoff
Toxizität	<ul style="list-style-type: none"> · Krebserregend · Giftig 	<ul style="list-style-type: none"> · Stark toxisch 	<ul style="list-style-type: none"> · Weniger gefährlich als Benzol, dennoch schädlich 	

Name	Benzoessäure	Styrol	Phenylalanin
Weitere Namen	<ul style="list-style-type: none"> · Benzencarbonsäure · Phenylmethansäure 	<ul style="list-style-type: none"> · Ethenylbenzen · Venylbenzol 	<ul style="list-style-type: none"> · 2-Amini-3-phenylpropionsäure
Strukturformel			
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> · Relativ wasserunlöslich 	<ul style="list-style-type: none"> · Reaktiver als Benzol 	<ul style="list-style-type: none"> · Schlecht wasserlöslich · Besitzt ein Stereozentrum (es existieren zwei chirale Enantiomere)
Vorkommen	<ul style="list-style-type: none"> · Baumharz · Lebensmittel (Himbeeren, Honig) 	<ul style="list-style-type: none"> · Weintrauben · Kiwis 	<ul style="list-style-type: none"> · L-Form: Protein- und Peptidbestandteil (essentielle Aminosäure) · D-Form: nur synthetisch herstellbar
Verwendung	<ul style="list-style-type: none"> · Parfüme · Weihrauch · Lebensmittelindustrie 	<ul style="list-style-type: none"> · In Kunststoffen (Polystyrol) · Zusatzstoff in Parfums 	<ul style="list-style-type: none"> · Süßstoff · Als Arzneistoff
Toxizität	<ul style="list-style-type: none"> · Ätzend · Lungenschädigend 		

- MAK-Wert: Maximale Arbeitsplatz-Konzentration
- TRK-Wert: Technische Richtkonzentration

KUNSTSTOFFE

Definition (nach Wespe):

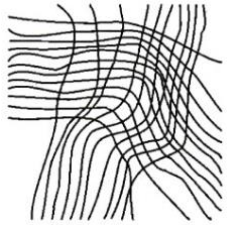

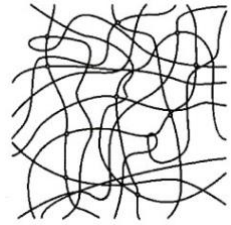
Stoffe nicht-natürlichen Ursprungs, die von Menschen gezielt erzeugt werden

Bedeutung von Kunststoffen in Alltag und Technik

Große Bedeutung, da es in vielen verschiedenen Arten vorliegen kann und damit sehr vielseitig einsetzbar ist

Beispiele: PET-Flaschen, Kleidung, Möbel etc.

Zusammenhang zwischen Eigenschaften von Kunststoffen und ihrer Molekülstruktur

	Thermoplast (amorph oder teilkristallin)	Duroplast	Elastomer
Aufbau	Langkettige, lineare oder wenig verzweigte Makromoleküle	Stark verzweigtes Polymerketten Netzwerk	Ähnlich wie Duroplaste aber weitmaschigere Vernetzung der Ketten, weniger Verknüpfungspunkte, ungeordnet
Struktur			
Strukturgebend	Wasserstoffbrücken oder Van-der-Waals Wechselwirkungen	Kovalente Bindungen (Elektronenpaarbindungen), weitere Wechselwirkungen	Kovalente Bindungen an Verknüpfungspunkten
Besonderheit	Reversibel formbar	Auch bei hohen Temperaturen stabil	Formstabil und elastisch zugleich
Bei Hitze	Makromoleküle kommen ins Schwingen, Wechselwirkungen werden überwunden, Molekülketten gleiten aneinander vorbei → Schmilzt/erweicht langsam, verliert Form	Zersetzung (erst bei sehr hohen Temperaturen)	Netzwerk wird durch Molekülschwingungen gedehnt, sodass Elektronenpaarbindungen brechen und die Struktur zerstört wird

Bei Zug	Einzelne Ketten gleiten aneinander vorbei → Stoff dehnt sich, bis er irgendwann reißt	Bricht (ist spröde)	Dehnbar (kehrt in Ausgangsform zurück), reißen bei zu hohem Zug; stauchen bei Druck zusammen
---------	--	---------------------	--

Prinzip von Kunststoffsynthesen

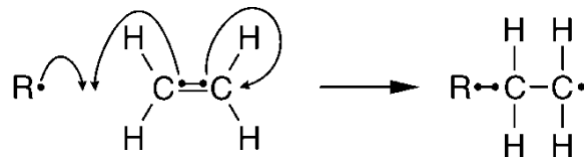
- STAUDINGERS Theorie: kleinere Moleküle können sich zu größeren Molekülen verbinden

Polymerisation

- Allgemein: Monomere setzen sich zu Polymeren zusammen, ohne ihre Zusammensetzung wesentlich zu ändern oder die Entstehung kleiner Moleküle
- Verschiedene Unterklassen: kationische-, anionische- und radikalische Polymerisation
- Beispiel: Bildung von Polyethylen (radikalische Polymerisation)

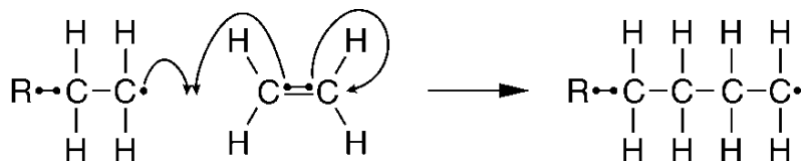
→ Startreaktion:

- ↪ Man benötigt ein Molekül, bei dem eine Elektronenpaarbindung sehr leicht homolytisch gespalten werden kann und Radikale entstehen (z.B. Br₂)
- ↪ Die entstandenen Radikale reagieren nun mit Ethenmolekülen an der Doppelbindung und spalten einer der beiden Bindungen



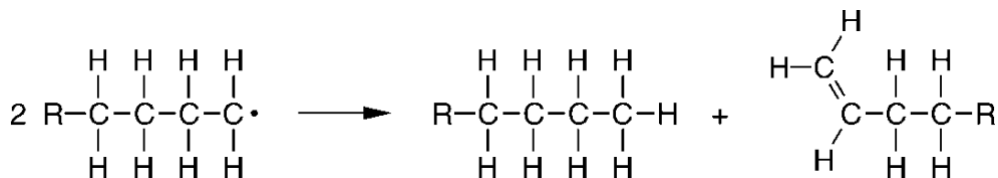
→ Kettenfortpflanzungsschritte:

- ↪ Weitere Ethenmoleküle werden an die Kette gebunden

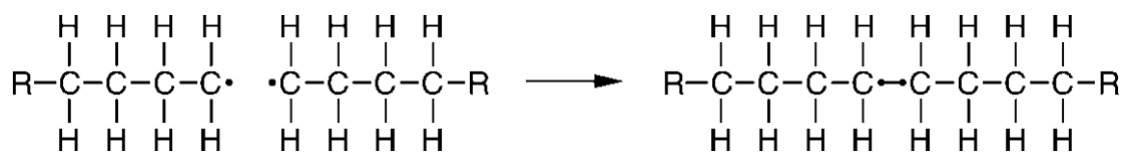


→ Stillstand der radikalischen Polymerisation:

- ↪ Disproportionierung: aus zwei Radikalen entstehen ein Alkan und ein Alken



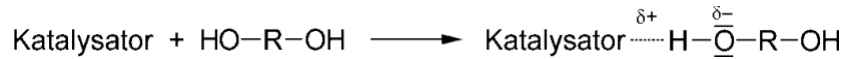
- ↪ Rekombination: die ungepaarten Elektronen zweier Radikale reagieren miteinander und bilden ein längeres Molekül



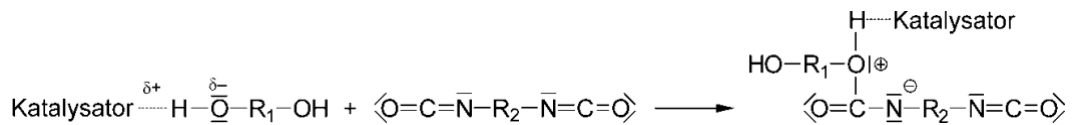
- ↪ Radikalfänger

Polyaddition

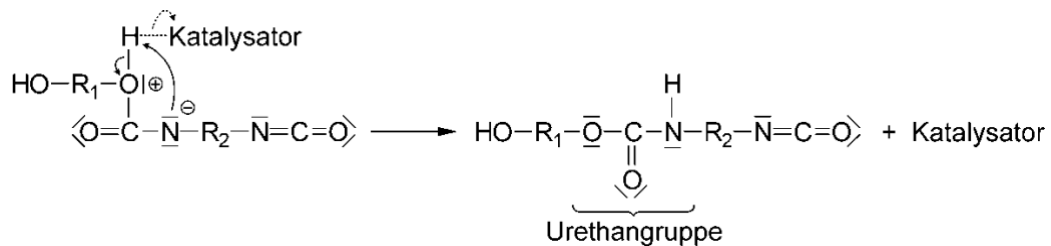
- Voraussetzung: zwei verschiedene Moleküle mit jeweils zwei funktionellen Gruppen, eins der Moleküle braucht eine Doppelbindung, an die „addiert“ werden kann; ggf. mit Katalysator
- Beispiel: Bildung von Polyurethan aus Diisocyanat und einem Diol
 - Katalysator verstärkt die negative Partialladung am Sauerstoffatom der Hydroxygruppe des Diols



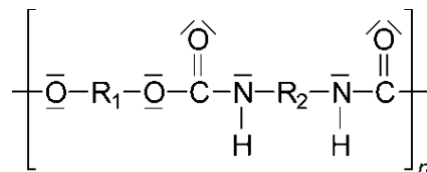
- Sauerstoffatom ist reaktiver als vorher und „sucht“ sich einen Reaktionspartner; das Kohlenstoffatom in der Isocyanatgruppe des Diisocyanats ist elektrophil; Bindung entsteht



- Molekül ist instabil; Abspaltung des Katalysators; Ladungsausgleich innerhalb des Moleküls; Entstehung einer „Urethangruppe“

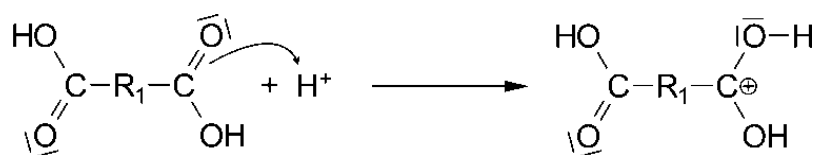


- Wachstumsreaktion: Zwei funktionelle Gruppen können nun mit weiteren Monomeren (Diol, Diisocyanat) reagieren und die Kette verlängern; Oder: Ketten unterschiedlicher Länge reagieren miteinander; es entstehen Polyurethanmoleküle

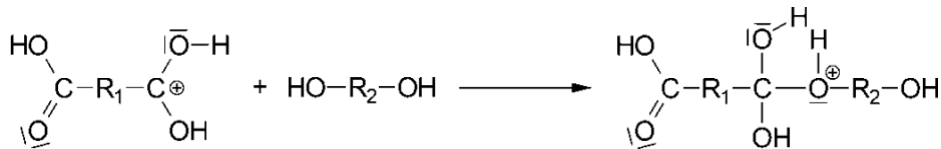


Polykondensation

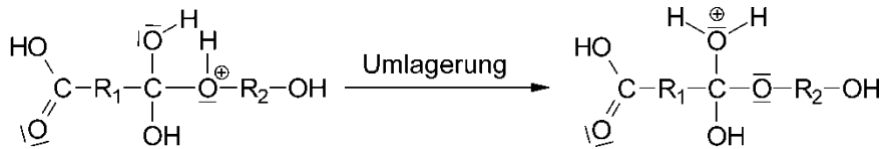
- Voraussetzung: zwei verschiedene Monomere mit jeweils zwei funktionellen Gruppen, die sich unter Abspaltung eines Moleküls (häufig Wasser) verbinden
- Beispiel: Bildung eines Polyesters aus Dicarbonsäure und einem Diol
 - Ein Proton (H^+) lagert sich an das Carbonyl-Sauerstoffatom der Carbonsäure mit negativer Partialladung an (Säurekatalyse), es bildet sich ein Carbokation (nucleophile Teilchen können leicht angreifen)



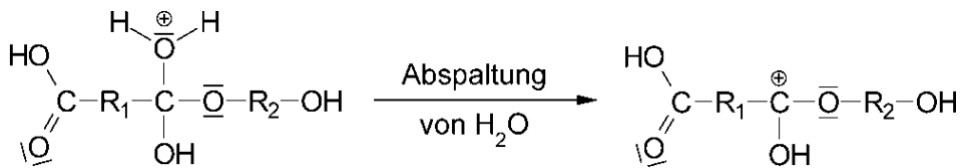
- Anlagerung eines Alkohols an die Carbonsäure; kovalente Bindung; das Molekül wird wegen negativer Ladung am Sauerstoff sehr instabil



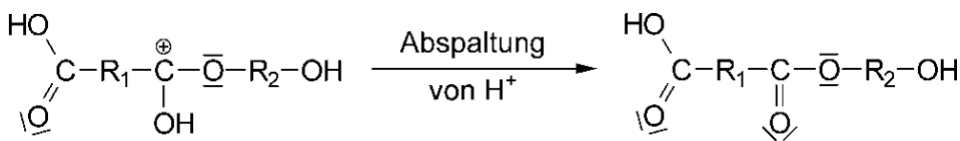
→ Das positiv geladene Sauerstoffatom gibt H^+ ab, welches sich an das Nächstliegende Sauerstoffatom anlagert; auch dieses Molekül ist nicht stabil



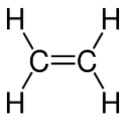
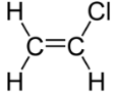
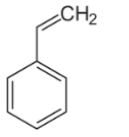
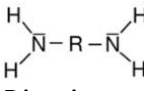
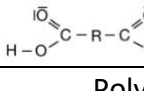
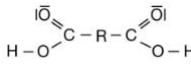
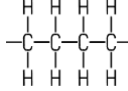
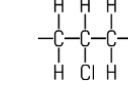
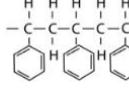
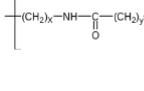
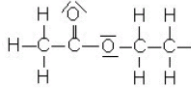
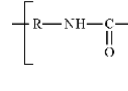
→ Spontane Abspaltung eines Wassermoleküls aus dem instabilen Molekül; positive Ladung befindet sich nun wieder am Kohlenstoffatom



→ Molekül ist ebenfalls nicht sehr stabil; H^+ wird abgespalten („Rückgewinnung des Katalysators“); es entsteht ein Ester



Wichtige Polymere

Polyethen	Polyvinylchlorid	Polystyrol/ Polystyren	Polyamid	Polyester	Polyurethan
Ethen 	Vinylchlorid/ Chlorethen 	Styrol 	 Diamine  Dicarbonsäure	Diol $\text{H}-\text{O}-\text{R}-\text{O}-\text{H}$ Dicarbonsäure  $\text{H}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$	Diol $\text{H}-\text{O}-\text{R}-\text{O}-\text{H}$ Diisocyanat $\text{O}=\text{C}=\text{N}-\text{R}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$
Polymerisation			Polykondensation		Polyaddition
					

- Durch die Vielfältigkeit an Monomeren, die abseits der reagierenden funktionellen Gruppe in ihrer Struktur enorm variieren können, können beim Synthetisieren zu Polymeren Kunststoffe passend zu ihren Anwendungszweck und der dafür benötigten Eigenschaften kreiert werden.

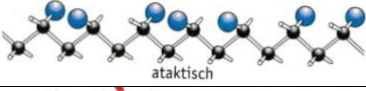
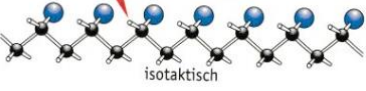
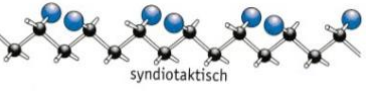
Struktur

Amorph und kristallin:

Amorph	<ul style="list-style-type: none"> · Ungeordnete Makromoleküle · geringe intramolekulare Wechselwirkungen → häufig weich
Kristallin	<ul style="list-style-type: none"> · Geordnete Struktur · stärkere intramolekulare Wechselwirkung → höhere Festigkeit
Teilkristallin	<ul style="list-style-type: none"> · Amorphe und kristalline Bereiche

Taktizität:

- Anordnung von Seitengruppen (CH₃) im Molekül
- beeinflusst Materialeigenschaften

Ataktisch	Unregelmäßige Anordnung von Resten → überwiegend amorphe Strukturen	 ataktisch
Isotaktisch	Alle Seitengruppen sind auf einer Seite der Molekülkette → stärkere Anordnung der Molekülketten → kristallin	 isotaktisch
Syndiotaktisch	CH ₃ -Gruppen abwechselnd auf je einer Seite der Kette	 syndiotaktisch

Lösungsstrategien zur Verwertung von Kunststoffabfällen

Werkstoffrecycling	Rohstoffrecycling	Energetische Verwertung
Kunststoff wird zerkleinert und in seiner ursprünglichen chemischen Struktur zu einem neuen Produkt verarbeitet (meist Downcycling)	Spaltung des Kunststoffes in seine petrochemischen Grundstoffe durch Wärme (bei verschmutztem und vermischtem Kunststoff)	Im Kunststoff gespeicherte Energie wird durch Verbrennung freigesetzt (z.B. für Stromerzeugung).

Aspekte der Nachhaltigkeit beim Einsatz von Kunststoffen

- Nachhaltigkeit: Vorgehensweise, die auch für nachfolgende Generationen durchführbar ist; Gleichgewicht aus Förderung und natürlicher Regeneration
- Nachhaltigkeit für Kunststoffe: Menschheit zu abhängig von Kunststoffen, zu oft benutzt, naturell nicht zersetzbar
→ Umweltbelastung


ELEKTROCHEMIE

Grundlagen

URI

- $U = R \times I$
 - U: Spannung [V], Potentialdifferenz
 - R: Widerstand [Ω]
 - I: Stromstärke [A], Menge bewegter Elektronen

Stromkreis

- Ladungsträger müssen vorhanden sein
- Stromkreis muss geschlossen sein
- Reihenschaltung: -- \otimes - \otimes --
- Parallelschaltung: 

Donator-Akzeptor-Prinzip bei Reaktionen mit Elektronenübergang

- Oxidation: Erhöhung der Oxidationszahl
- Reduktion: Erniedrigung der Oxidationszahl
- Donator-Akzeptor-Prinzip: von einem Teilchen abgegebene Elektronen werden vom anderen Teilchen aufgenommen, Oxidation und Reduktion laufen gleichzeitig ab
- Reduktionsmittel: Elektronendonator, wird oxidiert
- Oxidationsmittel: Elektronenakzeptor, wird reduziert
- Es gibt erzwungene und selbsttätig ablaufende Reaktionen

Galvanische Zelle

- Besteht aus zwei galvanischen Halbelementen
- Leitende Verbindung, die Stromfluss (Kabel) und Ionen Wanderung (Diaphragma oder Salzbrücke) ermöglicht
- Ein Halbelement besteht aus einem korrespondierenden Redox-Paar, also der reduzierten und der oxidierten Form eines Stoffes
 - Metall (Elektroden) und Salzlösung (Elektrolyt)
- Das Bestreben eines Teilchens als Ion in Lösung zu gehen = Lösungsdruck
 - Je niedriger das Standardelektrodenpotential, desto höher der Lösungsdruck
- Das Bestreben eines Teilchens zum Feststoff zu werden = Abscheidungsdruck
 - Je höher das Standardelektrodenpotential, desto höher der Abscheidungsdruck
- Für eine Redox-Reaktion muss eine reduzierbare Form eines edleren Stoffes Kontakt mit einer oxidierbaren Form eines unedleren Stoffes haben
- Je höher/positiver das Standartelektrodenpotential, desto edler ist der Stoff

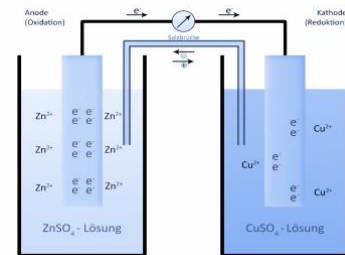
Prozess ohne räumliche Trennung (Beispiel: Kupfer und Gold)

- Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$
- Reduktion: $Au^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Au$
 - Funktioniert, da Gold edler ist als Kupfer

- Problem: Ohne räumliche Trennung fließen Elektronen direkt von einem Atom zum anderen, man kann die Energie in dieser Form nicht nutzen
- Lösung: Räumliche Trennung, Fließen die Elektronen von einer Halbzelle zur anderen, kann man einen Verbraucher dazwischensetzen

Galvanische Zelle aus zwei Halbzellen

- Oxidation und Reduktion sind räumlich voneinander getrennt
- Da in den verschiedenen Halbzellen Stoffe mit unterschiedlich hohem Lösungsdruck sind, gibt es unterschiedlich viele Elektronen, es gibt also eine Ladungsdifferenz
- Um diese auszugleichen, fließen Elektronen aus der Halbzelle mit vielen Elektronen in die mit wenigen
→ Strom
- Damit der Stromfluss anhalten kann, muss diese Ladungsverschiebung durch Ionenwanderung ausgeglichen werden
- Gilt $E_A < E_B$, gehen mehr A^+ in Lösung und die Elektrode aus A enthält somit mehr Elektronen, die zu B abfließen
→ Nach Le Châtelier bildet sich nun wieder mehr A^+ nach, Gleichgewichtsverschiebung
- Halbzelle mit niedrigerem Potential wird zur Anode, Donator
- Halbzelle mit höherem Potential wird zur Kathode, Akzeptor
- Die Reaktion läuft so lange, wie Ionen am Plus-Pol vorhanden sind und Metall am Minus-Pol, das in Lösung gehen kann
- Darstellung des galvanischen Elements: $A/A^+//B/B^+$



Das Daniell-Element

- Spezieller Fall der galvanischen Zelle
- Kupfer und Zink sind in ihren Halbzellen in Lösung
- Beim Zink findet eine Oxidation statt:
→ $Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$
→ Elektronen stauen sich und es entsteht eine negative Ladung
↳ Anode
- Beim Kupfer findet eine Reduktion statt:
→ $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$
→ Elektronen werden abgebraucht und es entsteht eine positive Ladung
↳ Kathode
- Elektronen fließen vom Zink zum Kupfer

Allgemein gilt:

- Unedleres Metall - Elektronendonator - Oxidation - Anode - (Minuspol)
- Edleres Metall - Elektronenakzeptor - Reduktion - Kathode - (Pluspol)

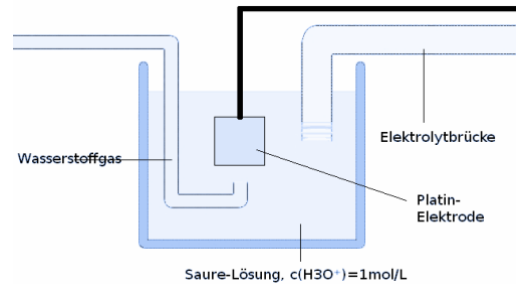
Standardzellspannung

Die Standardzellspannung ist die sich in einem galvanischen Element ausbildende Spannung bei Standardbedingungen (Druck, Temperatur, Konzentration).

$$U^0 = E^0 (\text{Akzeptorhalbzelle}) - E^0 (\text{Donatorhalbzelle})$$

Standard-Wasserstoff Halbzelle

- Eine Möglichkeit, das Potential eines Stoffes zu bestimmen ist, seine Halbzelle mit einer Wasserstoffhalbzelle zu kombinieren
- Die dabei zu messende Spannung ergibt den Wert für das Standardpotential E^0
- Standardbedingungen: $c = 1 \text{ Mol/l}$; $p = 1013 \text{ hPa}$ und $T = 25^\circ\text{C}$
- Wasserstoffelektrode: besteht aus einer platinieren Platinelektrode, die in Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$) getaucht ist und von H_2 umspült wird
 - An der Platinoberfläche (die für diese Reaktion katalytisch wirkt) stellt sich Gleichgewicht ein: $\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+$
- Der Wasserstoff (H) entspricht also dem Metall und die H^+ - Ionen den gelösten Metallionen
 - Halbzelle: $\text{H}|\text{H}^+$
 - Das Potential der Reaktion wurde mit $E^0(\text{H}|\text{H}^+) = 0\text{V}$ festgelegt
 - ↪ Alle anderen Potentiale werden daran gemessen
 - ↪ Manche Potentiale sind positiv und manche negativ (mal fungiert die Wasserstoffhalbzelle als Plus- und mal als Minuspol)
 - Ist die Wasserstoffhalbzelle der Minuspol (also die Donatorhalbzelle), ist das Potential des Stoffes der anderen Halbzelle positiv
 - Ist die Wasserstoffhalbzelle der Pluspol der galvanischen Zelle, dann ist das Potential des anderen Stoffes der anderen Halbzelle negativ
- Das gemessene Potential ist dann das Standartelektrodenpotential



Konzentrationszellen und Nernst Gleichung

Konzentrationszellen

- Galvanische Zellen des gleichen Redox-Paares mit unterschiedlichen Ionenkonzentrationen
- Durch Verdünnung der Ionenlösung wird das Gleichgewicht gestört
 - Das System versucht durch Verschiebung des Reaktionsgleichgewichtes diesem Störfaktor auszuweichen (Le Chatelier-Prinzip)
 - Die Ladung in der Halbzelle verändert sich und es entsteht ein Potential
 - Das Elektrodenpotential ist in der Halbzelle mit der höhere Ionenkonzentration ist höher
 - Die Halbzelle mit der geringeren Konzentration ist die Donatorhalbzelle, die Halbzelle mit der konzentrierteren Lösung ist die Akzeptorhalbzelle

Nernst Gleichung

- Um aus den Standardpotentialen das Potential in den jeweiligen Bedingungen zu bestimmen
- Nernst Gleichung für Metallhalbzellen (Me: Metallatom, z: Ladungszahl):

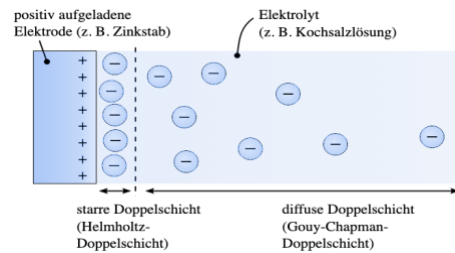
$$E(\text{Me}^{z+} / \text{Me}) = E^0(\text{Me}^{z+} / \text{Me}) + \frac{0.059\text{V}}{z} \cdot \lg \frac{c(\text{Me}^{z+})}{\text{mol/l}}$$

- Nernst Gleichung bei weiteren Redoxsystemen (für $\text{Red} \rightleftharpoons \text{Ox} + z\text{e}^-$)

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

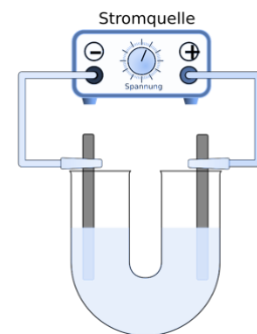
Elektrochemische Doppelschicht

- Entsteht, wenn man zwei Phasen (eine meist ein Metall, die andere eine wässrige Elektrolytlösung) in Kontakt bringt
- Durch Ladungsverschiebung hervorgerufene doppelte Schicht von Ladungsträgern
- Entstehung einer Potentialdifferenz zwischen beiden Phasen
- Die an der Phasengrenze befindlichen Ladungen werden von einer gleichen Anzahl von Ladungsträgern in der wässrigen Phase kompensiert
 - Ein Teil davon kann als starre Schicht unmittelbar an der Phasengrenze adsorbiert sein



Elektrolyse (Aufladen von Batterien/Akkus)

- "Erzwungene Umkehrung eines galvanischen Elementes"; Endergone Redoxreaktionen
- Elektrochemische Erklärung: durch Zufuhr/Entzug von Elektronen werden die Elektrodengleichgewichte so gestört, dass die nichtbevorzugte Reaktion abläuft (Le Chatlier)
- Thermodynamische Erklärung: die Energiezufuhr ermöglicht das Ablaufen der endergonischen Rückreaktion
- Zugeführte elektrische Energie wird als chemische Energie gespeichert
- Problem: es werden auch unerwünschte endergone Reaktionen ermöglicht
 - Der Akku wird langsam beschädigt



Zersetzungsspannung und Überspannung

Begriffe

- Abscheidungspotential E_H^0 : Gegenstück zum Elektrodenpotential; Spannung, die notwendig ist, um eine Halbzelle gegenüber einer Wasserstoffhalbzelle wieder elektrolytisch aufzubauen; stellt quasi die Gleichgewichtsspannung einer Halbzelle da
- Gleichgewichtsspannung U : Der theoretische Wert, bei der die Elektrolyse gerade so viele Produkte aufbaut, wie durch die galvanische Rückreaktion abgebaut wird;

$$U_{Zelle} = E^0(\text{reduktion}) - E^0(\text{oxidation})$$
- Überspannung η : Die Spannung, die man anlegen muss, um die isolierende Wirkung, des sich bildenden Produkts zu überwinden; tritt stark bei Gasen auf, da diese Ladungen schlecht transportieren können und somit besonders isolierend wirken; bei Gasen ist die Struktur der Elektrode sehr wichtig, da die sich bildenden Gasblasen in den Löchern der Elektrode stecken bleiben können
- Zersetzungsspannung U_z : Spannung, die man real anlegen muss, damit eine Elektrolyse stattfindet; $U_z = U + \text{Realität}$; $U_z = (E_H^0 + \eta) - (E_H^{0'} + (-\eta))$

- Stromdichte: Strom auf einen Querschnitt bezogen; je höher die Stromdichte, desto mehr isolierende Produkte können sich bilden; die Überspannung steigt mit zunehmender Stromdichte

Faraday'sche Gesetze

1. Gesetz

- Bei ansonsten konstanten Bedingungen gilt bei einer Elektrolyse: $n \sim I \times t = Q$

1. Gesetz

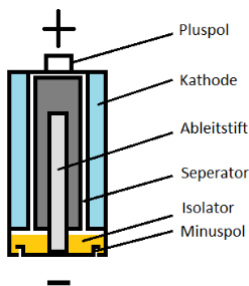
$$n = \frac{I \times t}{z \times F}$$

(n=umgesetzte Stoffmenge; I=Stromstärke; t=Zeit; z=Ladungszahl;
F=Faraday-Konstante ($96\,485\,96\,458\text{ A} \times \text{s} \times \text{mol}^{-1}$))

Energiespeicher

Primärzellen

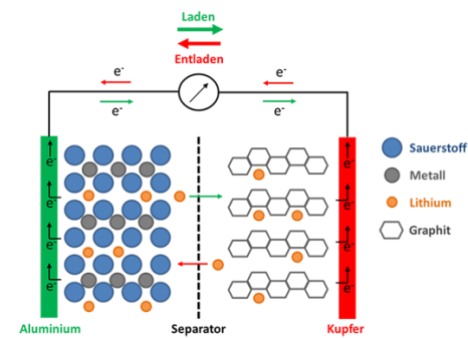
- Galvanische Elemente, die nach Entladung nicht mehr aufgeladen werden können
→ Batterie



Sekundärzelle

- Galvanische Elemente, die nach Entladung wieder aufgeladen werden können
→ Akku bzw. Akkumulator

Lithium-Ionen-Akku:



Tertiärzelle

- Der chemische Energieträger wird nicht in den Zellen gespeichert, sondern von außen durchgehend zur Verfügung gestellt
→ Brennstoffzelle

PEM:

