

Chemie

ABI

Zusammenfassung

TG 2008/2009

Inhaltsverzeichnis

Inhalt	Seitenzahl
1. Energetik	4-6
<i>1.1 Reaktionsenthalpie</i>	4-5
1.1.1 Berechnung der Reaktionsenthalpie	4
1.1.2 Messung der Reaktionsenthalpie mit Hilfe eines Kalorimeters	4
1.1.3 Bestimmung der Wärmekapazität eines Kalorimeters	4
1.1.4 Berechnung der Enthalpieänderung mit dem Satz von Hess	5
<i>1.2 Entropie</i>	5
1.2.1 Berechnung der Entropie	5
<i>1.3 Zusammenwirken von Enthalpie und Entropie</i>	6
<i>1.4 Reaktionsgeschwindigkeit</i>	6
1.4.1 Abhängigkeiten der Reaktionsgeschwindigkeit	6
1.4.1 Autokatalysator	7
2. Das chemische Gleichgewicht	7
<i>2.1 Das Massenwirkungsgesetz</i>	7
<i>2.2 Oxidationszahlenberechnung</i>	7
<i>2.3 Redoxreaktionen</i>	7
2.3.1 Redoxreaktionen Zerlegung	7
2.3.2 Die Galvanische Zelle	7
2.3.3 Spannungsreihe (Redoxreihe)	7
<i>2.4 pH-Werte</i>	8
2.4.1 pH-Wert-Berechnung von starken Säuren	8
2.4.2 pH-Wert-Berechnung von schwachen Säuren	8
2.4.3 pH-Wert-Berechnung von schwachen Basen	8
2.4.4 Titrationskurve	8
2.4.5 Ks-Wert	8
2.4.6 pKs-Wert	8
2.4.7 Säure-Base-Paare	8
<i>2.5 Elektrolyse</i>	9
<i>2.5.1 Wasserstoffbezugselektrode</i>	9
<i>2.6 Die Zellspannung</i>	9
2.6.1 Die Nerntsche Gleichung	9
2.6.2 Allgemeine Form der Gleichung	9
<i>2.7 Faraday</i>	9
<i>2.8 Galvanometer (Coloumbmeter)</i>	9
<i>2.9 Korrosion</i>	9
<i>2.9.1 Kontaktkorrosion</i>	9
<i>2.9.2 Korrosionsschutz</i>	10
3. Alkane, Alkene und Alkine	10-14
3.1.1 Isomere	10
3.1.2 Nomenklatur	10
3.1.3 Löslichkeit	10
3.1.4 Oktanzahl	10
3.1.5 Cycloalkane	10
3.1.6 Cracken (Alkene)	11
3.1.7 Cis-Trans-Isomerie	11
3.1.8 Halogenalkane	11
<i>3.2 Additionen und Substitutionen</i>	11-12
3.2.1 Elektrophile Addition	11
3.2.2 Elektrophile Substitution	11
3.2.3 Radikalische Substitution	11

3.2.3 Nucleophile Substitution	12
3.3.1 Konjugierte Doppelbindung (Alkene)	12
3.3.2 Herstellung von Ethin	12
3.3.3 Aromatische Kohlenwasserstoffe	12
3.4 Der (+) und (-) – I – Effekt	12
3.5 Mehrwertige Alkohole	13
3.5.1 Aldehyde (Primär)	13
3.5.2 Ketone (Sekundär)	13
3.5.3 Tertiär	13
3.5.4 Fehlingprobe als Nachweisreaktion	14
3.6 Bedeutung von Aldehyden und Ketonen	14
3.7 Reaktionen von Alkanolen mit Schwefelsäure	14
3.8 Ether	14
4. Carbonsäuren	14-16
4.1 Säureeigenschaften von Carbonsäuren	16
4.2 Salze von Carbonsäuren	15-16
4.3 Carbonsäuren mit mehreren funktionellen Gruppen	16
5. Aminosäuren	17
5.1 Säure-Base-Gleichgewichte von Aminosäuren	17
5.2 Peptidbindung	17
6. Ester	18
6.1 Nomenklatur von Ester	18
6.2 Physikalische Eigenschaften von Ester	18
7. Fette	19
7.1 Natürliche Fettsäuren	19
7.2 Triglyceride	19
7.3 Zusammensetzung natürlicher Fette und Öle	19
7.4 Bildung von Fetten	19
8. Seife	19-20
8.1 Definition von Seife	19
8.2 Seifenherstellung	19
8.3 Waschwirkung von Seife	20
8.4 Nachteile von Seife	20
9. Kunststoffe	21-26
9.1 Bestandteile	21
9.1.1 Makromoleküle	21
9.2 Radikalische Polymerisation	22
9.2.1 Eigenschaften der radikalischen Polymerisation	22
9.2.2 Radikalbildner für die Polymerisation (Peroxide)	22
9.2.3 Polybutadien- Synthetikgummi	22
9.2.4 Polysaccharide	23
9.3 Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen	24
9.4 Polykondensation	25
9.4.1 Polyester	25
9.4.2 Polyamide	25
9.4.3 Polykondensation in der Natur	26
9.5 Vulkanisation	26

1. Energetik

1.1 Reaktionsenthalpie

$\Delta_R H$ = Reaktionsenthalpie [kJ]

$\Delta_R H > 0 \rightarrow$ endotherm

$\Delta_R H < 0 \rightarrow$ exotherm

$\Delta_R H = f$ (Stoffmenge, Temperatur, Druck)

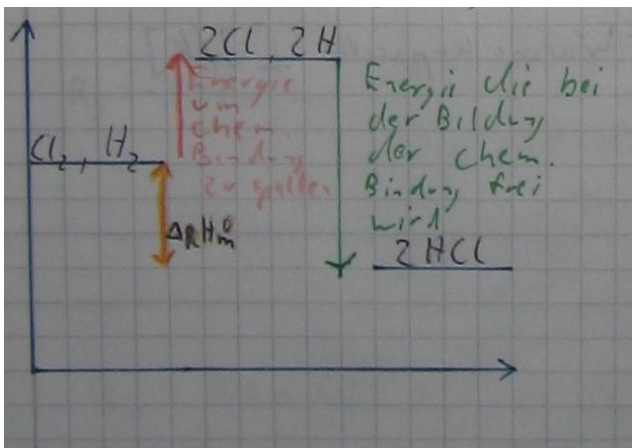
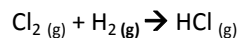
$\Delta_R H_m$ = molare Reaktionsenthalpie [$\frac{kJ}{mol}$] (Standardbed.: 25°C, 1013hPa)

$\Delta_R H_m^0$ = molare Standardreaktionsenthalpie

Ursache von Enthalpieänderung	Anteil bei chem. Reaktion
Bewegung von Teilchen	gering
Zwischenmolekulare Bindungskräfte	gering
Energie der chemischen Bindungen	sehr hoch
Elektronen die nicht in chem. Bindungen ein??	gering
Atomkern	gering

→ Näherung: Enthalpieänderungen bei einer Reaktion werden durch die Bildung und Spaltung von chem. Bindungen verursacht

Beispiel: Chlorknallgasreaktion



1.1.1 Berechnung der Reaktionsenthalpie $\Delta_R H$

$\Delta_f H_m^0$ = molare Standardbildungsenthalpie

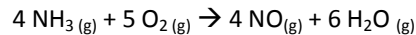
(f = „formation“)

→ Molare Reaktionsenthalpie für die Bildung von 1mol einer Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen

Definition: $\Delta_f H_m^0$ von Elementen = 0

$$\Delta_R H^0 = \sum \Delta_f H^0 (\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^0 (\text{Edukte})$$

[Beispiel: Verbrennung von Ammoniak]



$$\Delta_R H^0 = [4x \Delta_f H^0 (\text{NO}) + 6x \Delta_f H^0 (\text{H}_2\text{O})] - [4x \Delta_f H^0 (\text{NH}_3) + 5x \Delta_f H^0 (\text{O}_2)]$$

$$= [4x 90 + 6x (-242)] - [4x (-46) + 5x 0] = -908 \text{KJ}$$

→ exotherm (Energie wird frei)

$$\Delta_R H_m^0 = \frac{\text{Gesamtenergie}}{\text{Anzahl der Mole}} = \frac{-908 \text{KJ}}{4 \text{ mol}} = -227 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

1.1.2 Messung der Reaktionsenthalpie (Kalorimeter)

$$Q_p = c * m * \Delta T$$

$$C = c * m$$

$$Q_p = C * \Delta T$$

1.1.3 Bestimmung der Wärmekapazität eines Kalorimeters

Mischung: Warmes und kaltes Wasser -> T_{Misch} messen

$$Q_{\text{Ab}} = Q_{\text{Auf}}$$

$$Q_{\text{Ab}} = c_2 * m_2 * (T_2 - T_m)$$

$$Q_{\text{Auf}} = (c_1 * m_1 + k) (T_m - T_1)$$

$$\rightarrow k = [c_2 * m_2 * (T_2 - T_m) : (T_m - T_1)] - c_1 * m_1$$

Q_p = freiwerdende Wärmemenge [J]

c = spez. Wärmekapazität [$\frac{J}{g \cdot K}$]

m = Masse [g]

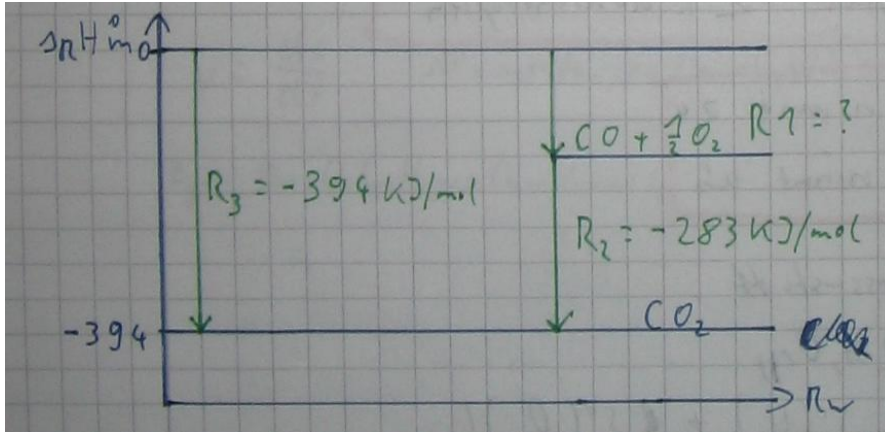
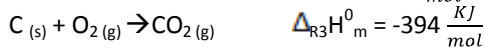
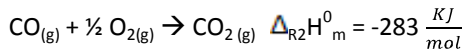
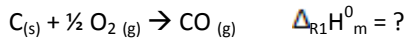
ΔT = Temperaturdifferenz [K]

C = Wärmekapazität [$\frac{J}{K}$]

1.1.4 Berechnung von Enthalpieänderung mit dem Satz von Hess

$$\Delta_{R3}H_m^0 = \Delta_{R1}H_m^0 + \Delta_{R2}H_m^0$$

Berechnung unbekannter $\Delta_{R1}H_m^0$:



$$R_3 = R_1 + R_2$$

$$R_1 = R_3 - R_2$$

$$R_1 = -111 \frac{kJ}{mol}$$

1.2 Entropie

Maß für die Unordnung = Entropie S

je größer Unordnung desto größer S

Beispiele:

1. Reiner Stoff, fester Zustand → niedriges S
Jedes Teilchen sitzt auf einem festen Gitterplatz
2. Geschmolzener Stoff → S wird größer
Teilchen sind in der Schmelze beweglicher
3. Gasförmiger reiner Stoff → S wird größer
Teilchen sind frei beweglich
4. Gemisch von reinen Stoffen → S steigt weiter
Größte Unordnung
5. Entstehung von mehr Teilchen, z.B.: $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \rightarrow S$ steigt weiter
Es entstehen mehr Teilchen

$$\text{Dimension: } \frac{J}{mol \cdot K}$$

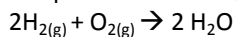
1.2.1 Berechnung der Entropie

$$\Delta_{R}S = \sum \text{Produktentropie} - \sum \text{Eduktentropie}$$

$\Delta_{R}S > 0 \rightarrow$ Entropie nimmt zu

$\Delta_{R}S < 0 \rightarrow$ Entropie nimmt ab

Beispiel: Verbrennung von Wasserstoff



$$\Delta_{R}S^0 = [2 \cdot S^0(H_2O)] - [2 \cdot S^0(H_2) + S^0(O_2)]$$

$$\Delta_{R}S^0 = [2 \cdot 70] - [2 \cdot 131 + 205]$$

$$= -327 \frac{J}{K}$$

$$\Delta_{R}S_m^0 = \frac{-327J}{2mol \cdot K} = -163,5 \frac{J}{mol \cdot K}$$

1.3 Zusammenwirken von Enthalpie und Entropie

Gibbs-Helmholtz-Gleichung

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

ΔG → freie Energie / Enthalpie

$\Delta G < 0$ → Reaktion kann stattfinden → exergonisch

$\Delta G > 0$ → Reaktion kann nicht stattfinden → endergonisch

$\Delta G = 0$ → Gleichgewicht

Damit $\Delta G < 0$ muss gelten:

- hohe Temperaturen mit Entropiezuwachs
- viel Wärme wird bei Reaktion abgegeben

1.4 Reaktionsgeschwindigkeit

Beispiel: Entstehung von Erdöl (Jahrtausende)

Rosten von Eisen (Monate, Wochen)

Umsetzen von Metallen mit Säuren (Stunden, Tage)

Neutralisation (sofort)

$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ Durchschnittsgeschwindigkeit

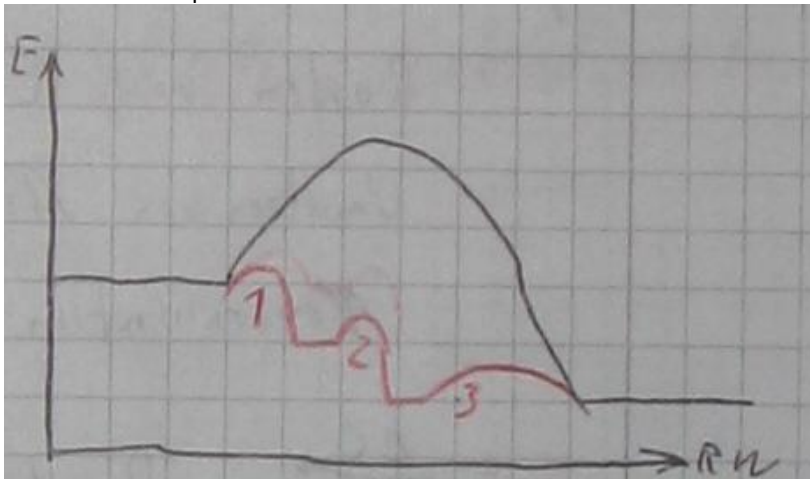
$v = \frac{dc}{dt}$ Momentangeschwindigkeit

1.4.1 Abhängigkeiten der Reaktionsgeschwindigkeit

1. Zerteilungsgrad
→ Mit höherem Zerteilungsgrad (größerer OF) nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit zu
2. Konzentration
→ Mit zunehmender Konzentration nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit zu
3. Temperatur
→ Mit zunehmender Temperatur nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit zu
RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel)
Bei einer Temperaturerhöhung von 10°C verdoppelt sich die Reaktionsgeschwindigkeit
 $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

1.4.2 Auto-Katalysator / Mechanismus des Katalysators

1. Adsorption an der Oberfläche des Katalysators (Pt)
2. Reaktion (neue Bindungen entstehen)
3. Desorption



2. Das chemische Gleichgewicht

Beispiel: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2$

2.1 Massenwirkungsgesetz:

Le Chatelier „Prinzip des kleinsten Zwanges“: Jede Störung eines Gleichgewichts durch die Änderung der äußeren Bedingungen führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts die der Störung entgegenwirkt.

Gleichgewichtsreaktion: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$

Gleichgewichtskonstante K: $K \gg 1$ GG Seite der Produkte
 $K \ll 1$ GG Seite der Edukte

$$K = \frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B}$$

Bei $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C} \rightarrow K = \frac{(c_C)^2}{c_A \cdot c_B}$

Bei $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D} \rightarrow K = \frac{(c_C)^c \cdot (c_D)^d}{c_A^a \cdot c_B^b}$

$\text{pK} = -\log K$

2.2 Oxidationszahlenberechnung:

Mit Hilfe von bekannten auflösen: $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{O} = -2 \quad \text{N} = +1 \cdot 2$ von N_2

2.3 Redoxreaktionen

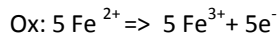
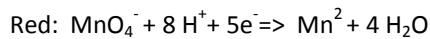
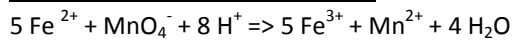
Oxidation = $-e^-$ = Elektronenabgabe

Reduktion = $+e^-$ = Elektronenaufnahme

Reduktion: $\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$

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

2.3.1 Redoxreaktionen Zerlegung:



2.3.2 Galvanische Zelle:

Metall in jeweiliger Sulfatlösung

e^- von Anode zur Kathode (- \rightarrow +)



Oxidation, Anode, (-), Donator || Reduktion, Kathode, (+), Akzeptor

2.3.3 Spannungsreihe (Redoxreihe):

Au Ag Cu Fe Zn Al Mg

Metalle links oxidieren die rechts (werden reduziert!)

2.4 pH-Werte

2.4.1 pH-Wert-Berechnung von starken Säuren:

1 m HCl + 1 m H₂O → 1 m H₃O⁺ + 1 m Cl⁻

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

$$\text{pH} = -\log 10^0$$

$$\text{pH} = 0$$

2.4.2 pH-Wert-Berechnung von schwachen Säuren:



$$K_S = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})} = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})} \quad | \quad C_0 = \text{Grundstoffmenge}$$

$$\Leftrightarrow c^2(\text{H}_3\text{O}^+) = K_S \cdot C_0(\text{HA}) \quad | -\log$$

$$\Leftrightarrow 2\text{pH} = \text{p}K_S - \log c_0(\text{HA})$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \log c_0(\text{HA}))$$

2.4.3 pH-Wert-Berechnung von schwachen Basen:



$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \log c_0(\text{B}))$$

0,1 m H₂S mit K_s-Wert 7,05



$$\text{p}K_S = -\log K_S \quad \text{und} \quad K_S = \frac{((c(\text{H}_3\text{O}^+))^2 \cdot c(\text{S}^{2-}))}{c(\text{H}_2\text{S})}$$

$$\text{p}K_S = -\log \left(\frac{(c(\text{H}_3\text{O}^+))^2 \cdot c(\text{S}^{2-})}{c(\text{H}_2\text{S})} \right) \quad c = x$$

$$K_S = (x \cdot x/2) : (0,1 - x) \quad -x \text{ wird vernachlässigt da } x \rightarrow 0$$

$$7,05 = -\log \text{ von } (x \cdot x/2) : 0,1$$

$$x = 2,61 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 2,6 \cdot 10^{-3}$$

2.4.4 Titrationskurven:

pH: Y-Achse

Stoffmenge: in ml X-Achse

pH = pK_s am Halbäquivalenzpunkt

2.4.5 K_s-Wert Ermittlung:

Je größer K_s desto stärker Säure

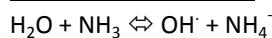
$$K_S = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-) : c(\text{HA})$$

2.4.6 pK_s-Wert Interpretation:

je kleiner pK_s desto stärker Säure

$$\text{p}K_S = -\log K_w = -\log (c(\text{H}_2\text{O}) \cdot K)$$

2.4.7 Säure-Base-Paar:



S1 B2 B1 S2

S1+B1 und B2+S2

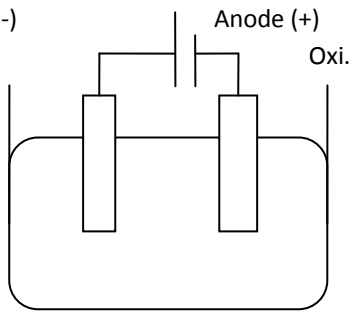
2.5 Elektrolyse:

Reduktion, Kathode, (-) und Oxidation, Anode, (+)

← e⁻

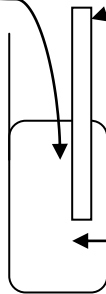
Kath. (-)

Red.



2.5.1 Wasserstoffbezugselektrode:

pH₂ Pt



Potentialbildender Vorgang: $H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e^-$

Standardpotential: $U_{H_2/2H}^0 \equiv 0V$

$c(H^+) = 1 \text{ mol/l}$

2.6 Zellspannung:

$U_G = U_A - U_D$ bzw. $U_{Red} - U_{Ox}$ bzw. $U_{Kath} - U_{Anode}$ bzw. $U_{Edel} - U_{Unedel}$ bzw. $U_{(größerer \text{ Wert})} - U_{(kleinerer \text{ Wert})}$

2.6.1 Nerntzsche Gleichung:

$U(\text{Me}/\text{Me}^{n+}) = U^0(\text{Me}/\text{Me}^{n+}) + 0,059/n * \log(c(\text{Me}^{n+}))$

$n \equiv$ Ladungszahl des Kations || Anzahl der ausgetauschten e⁻

Allgemeine Form: $U = U^0 + 0,059/n * \log\left(\frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})}\right)$

2.7 Faraday

$m = \frac{AM * I * t}{Z * F} = I * t = Q = \frac{Z * F * m}{AM}$ AM= Atommasse (u), t = Zeit (s), Z = Ladungszahl,
I = Stromstärke (A), F= 96500 Asec

2.8 Galvanometer/Coloumbmeter:

Bestimmung von $Q = I * t$

Zeit messen, wiegen -> Rechnen

2.9 Korrosion:

2.9.1 Kontaktkorrosion:

Oxidation = Anode = Fe und Reduktion= Kathode = Cu

Lokalelement: Wassertropfen auf Eisen -> außen setzt sich Fe²⁺ ab

2.9.2 Korrosionsschutz:

Aktiv: Opferanode: Unedles Metall schützt Edles vor Korrosion

Passiv: luftdichter Überzug

3. Alkane, Alkene und Alkine

	Vorsilbe (Zahlwort)	Seiten- kette (Alkylrest)	Alkan sp^3 C_nH_{2n+2} Nur Einfachbdg.	Alken sp^2 C_nH_{2n} Doppelbdg.& Einfachbdg.	Alkin sp C_nH_{n-2} Dreifachbdg.& Einfachbdg.	Zustand
1		Methyl	Methan	X	x	Gas
2	Di-	Ethyl	Ethan	Ethen	Ethin	Gas
3	Tri-	Propyl	Propan	Gas
4	Tetra-	Butyl	n-Butan			Gas
5	Penta-	...	n-Pentan			Flüssig
6	Hexa-		n-Hexan			Flüssig
7	Hepta-		n-Heptan			Flüssig
8	Octa-		n-Octan			Flüssig
9	Nona-		n-Nonan			Flüssig
10	Deca-		n-Decan			Zähflüs.

3.1.1 Isomere:

Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel (ab n-Butan)

Je höher der Grad der Hybridisierung desto geringer der Bindungsabstand und desto größer die Bindungsenergie. → sp ist am instabilsten. Gilt für C-C und C-H Bindungen.

3.1.2 Nomenklatur:

1. Längste Kette ermitteln und benennen
2. Seitenketten benennen und alphabetisch sortieren
3. Anzahl gleicher Seitenketten ermitteln und durch entsprechendes Zahlwort benennen

3.1.3 Löslichkeit:

Gut Wasserlöslich	→ hydrophil	}	(polare Stoffe/Ionen) Wasserstoffbrücken
Schlecht Wasserlöslich	→ hydrophob		(Fette / Alkane) VdW-Kräfte
Gut Fettlöslich	→ lipophil		(Fette / Alkane) VdW-Kräfte
Schlecht Fettlöslich	→ lipophob		(polare Stoffe/Ionen) Wasserstoffbrücken

⇒ **Gleiches löst sich in Gleichem (H-Brücken und VdW-Kräfte)**

3.1.4 Oktanzahl:

Festlegung: Isooktan = 2,2,4 – Trimethylpentan = 100 OZ

n-Heptan = 0 OZ

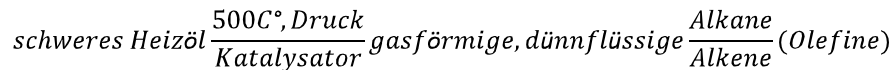
95% Isooktan + 5 % n-Heptan = 95 OZ usw.

3.1.5 Cycloalkane: (C_nH_{2n})

Sesselform: energiearm(stabil)

Wannenform: energiereich (instabil)

3.1.6 Cracken: (Alkene)



Vorgänge: C-Ketten zerfallen zu Radikalen. Diese bilden neue Bindungen oder zerfallen weiter.

3.1.7 Cis-Trans-Isomerie: (Alkene)

(Cis = parallel || Trans = gegenüber (stabiler))

Alkane können gleiche Konstitutionen besitzen, aber unterschiedliche Konfigurationen.

Konstitution = gleiche Summenformel und Isomerie

Konfiguration = räumliche Anordnung

3.1.8 Halogenalkane:

sekundäre Radikale(Mitte) sind wegen des +I-Effekts energieärmer(stabiler), als primäre Radikale(Rand).

Umweltsauerei

Höhere Schmelzpunkte/Siedepunkte

Unbrennbar

Klimaanlagen

Gift

3.2 Additionen und Substitutionen:

3.2.1 Elektrophile Addition:

Heterolytische Trennung (Brom wird **polarisiert**)

→ + reißt Doppelbindung von C_2H_4 auf und hängt sich durch Wechselwirkung zwischen positivem Ende des Brommoleküls und den π -Elektronen der Doppelbindung (positives Dreieck)

→ negatives Brom hängt sich an ein gegenüberliegendes C und es entsteht 1,2-Dibromethan

Funktioniert auch mit anderen Nucleophilen (z.B. H_2O) s. Brom

3.2.2 Elektrophile Substitution: (bei Aromaten)

1. Heterolytische Spaltung von Br_2 (Br^+ & Br^-)
2. Br^+ bindet sich an ein C-Atom → teilweise Aufhebung der Delokalisierung
Stabilisierung der Delokalisierung, aber mit positiver Ladung.
3. Reaktion unter Abgabe eines Protons (meist H^+) mit dem AlBr_4^- Ion.

Ring mit delokalisiert π -Elektronen bildet sich zurück → Rückgewinnung der Mesomerieenergie

3.2.3 Radikalische Substitution:

Mechanismus: Br_2 (+Licht) → $\text{Br} \cdot + \text{Br} \cdot$ (2 homolytische Radikale entstehen)

Kettenreaktion beginnt: $\text{Br} \cdot + \text{CH}_4 \rightarrow \text{HBr}_{(g)} + \cdot\text{CH}_3$

$\cdot\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BrCH}_3 + \text{Br} \cdot$

$\text{Br} \cdot + \text{CH}_4 \rightarrow$ s. oben

Abbruchreaktionen:

$\text{Br} \cdot + \text{Br} \cdot \rightarrow \text{Br}_2$

$\text{CH}_3 \cdot + \text{Br} \cdot \rightarrow \text{BrCH}_3$

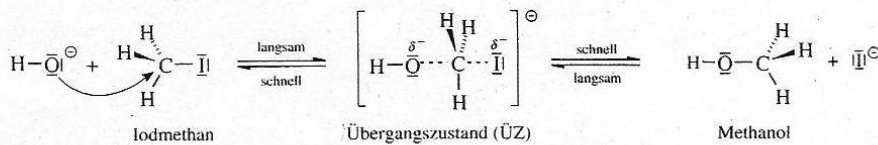
$\text{CH}_3 \cdot + \text{CH}_3 \cdot \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$

3.2.4 Nucleophile Substitution

In alkalischer Lösung lassen sich Halogenalkane zu Alkoholen umsetzen.

Heinrich-Wieland-Schule Pforzheim	Die Nucleophile Substitution	Klasse: TG 13
		Datum: 17.12.08

Reaktionsmechanismus:



Mechanismus der $\text{S}_{\text{N}}2$ -Reaktion am Beispiel der Reaktion von Monoiodmethan mit einer Lauge

Das nucleophile OH^- -Ion greift das positiviertete C-Atom auf der dem Halogen gegenüber liegenden Seite an. Es tritt mit diesem C-Atom in Wechselwirkung, wobei die Kohlenstoff-Halogen-Bindung teilweise gelöst wird. Dieser Übergangszustand zerfällt sehr schnell in einen Alkohol und ein Halogenid-Ion. Die drei Wasserstoffatome „klappen um wie ein Regenschirm im Wind“.

3.3.1 Konjugierte Doppelbindung(Alkene):

Alkene mit (2|3|vielen) Doppelbdg. nennt man (Diene|Triene|Polyene).

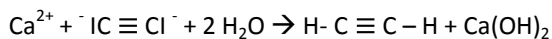
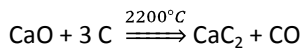
(Bsp: 2Doppelbdg. 1-3-Hexadien | Doppelbdg. an der 1.und 3. Stelle)

Es gibt 3 Mögliche Anordnungen:

- Kommulierte Doppelbdg. = Alle zusammenhängend nacheinander
- Konjugierte Doppelbdg. = Reihe der Doppelbdg wird unterbrochen durch n Einfachbdg.(farbstoffe)
- Isolierte Doppelbdg. = Doppelbdg. steht alleine.

3.3.2 Herstellung von Ethin:

früher: gebrannter Kalk + Kohle + viel Energie \rightarrow Calciumcarbit und Kohlenstoffmonoxid



Heute: $4 \text{CH}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

3.3.3 Aromatische Kohlenwasserstoffe:

Benzol C_6H_6 , Ring, delocalisiertes π -Elektronensystem, weder einfach, noch Doppelbindungen.

3.4 (+)und(-)-I-Effekt:

Ladungsverschiebung durch Elektronegativität. (+I-Effekt \rightarrow Abstoßung von e^-)

Ist am Benzolring ein Alkylrest vorhanden, wie bei Toluol, können Substitutionsreaktionen sowohl am Benzolring („Kern“), als auch an der Seitenkette (Alkylrest) stattfinden. Welche der beiden Reaktionen abläuft, hängt von den Reaktionsbedingungen ab:

SSS-Regel

- Sonne
- Siedehitze
- Seitenkette

Radikalische Substitution
Reaktion an der Seitenkette

KKK-Regel

- Kälte (0-10 °C)
- Katalysator
- Kern

Elektrophile Substitution
Reaktion am Ring

Hitze + Br_2 - HBr (Benzolring)

↓

CH_2-Br

Bromphenylmethan (Benzylbromid)

+ Br_2 - HBr (Benzolring) Kälte Katalysator AlBr_3

↓

CH_3 CH_3

Br Br

und

2- und 4-Bromtoluol

3.5 Mehrwertige Alkohole (Mehr als eine Hydroxylgruppe OH):

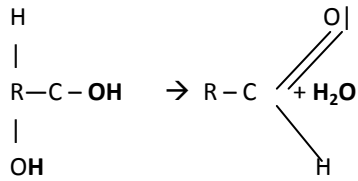
vor ol kommt di, tri, tetra etc...

hydrophil, lipophob

Erlenmeyer Regel:

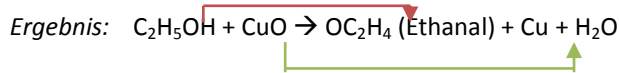
Ein C Atom kann max. eine OH Gruppe tragen.

Doppelte (2 OHs an einem C) zerfallen zu Aldehyd.



3.5.1 Aldehyde (Primär)

(Oxidation primärer Alkohole)



Ox. $-2e^-$

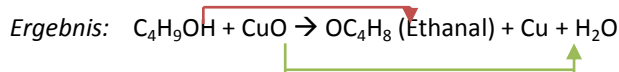
Red: $+2e^-$

Es entstehen Aldehyde (-al) || Funktionelle Gruppe: s. unten

3.5.2 Ketone (Sekundär)

Es entstehen Alkanone (Ketone) Endung -on

Das C-Atom der Ketogruppe erhält die niedrigste mögliche Nummer

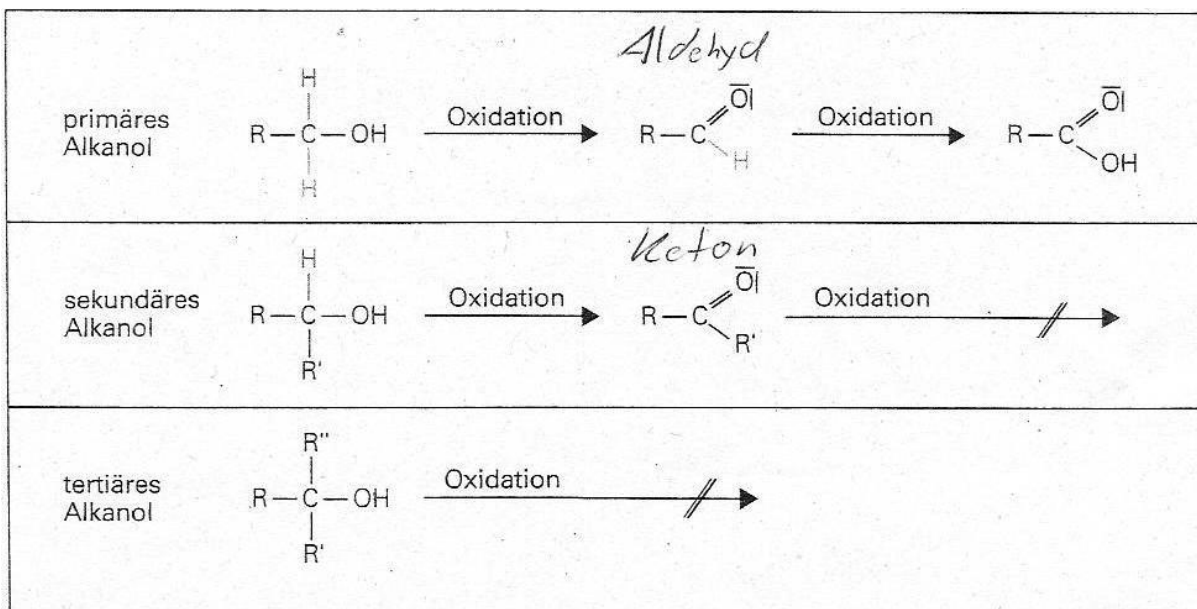


2-Butanol

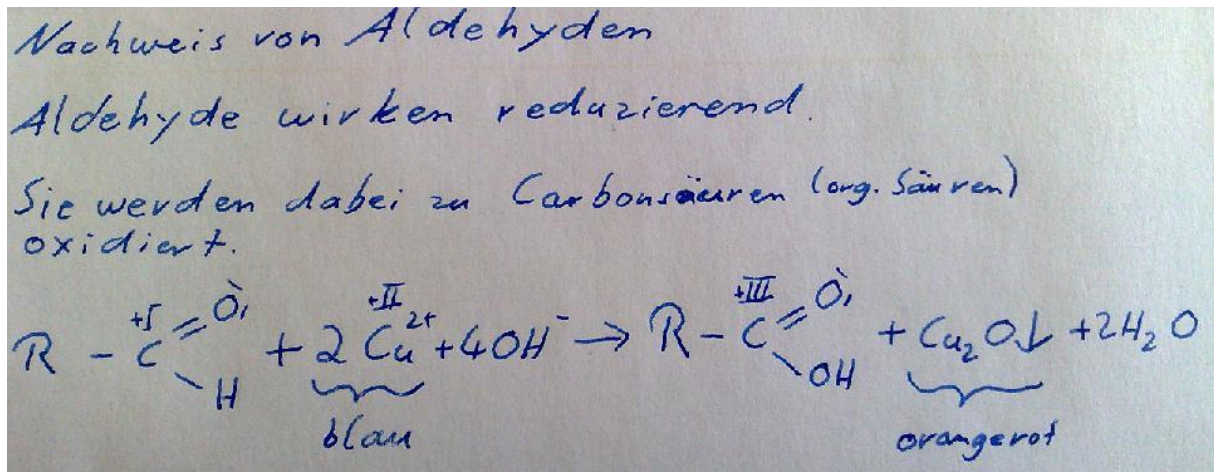
Butanon

Funktionelle Gruppe: s. unten

3.5.3 Tertiär (nicht möglich, da H fehlt)



3.5.4 Fehlingprobe als Nachweisreaktion



3.6 Bedeutung von Aldehyden und Ketonen:

Glukose ist eine **Adohexose** (**Aldehydgruppe**, 6-C-Atome und Kohlenhydrat)

3.6.1 Siedetemperaturen:

von Alkanalen und Alkanonen liegen über denen der entsprechenden Alkane, aber unter denen der Alkanole. Die Carbonylgruppe ist zwar stark polar, jedoch können Aldehyde bzw. Ketone keine H-Brücke untereinander bilden.

3.6.2 Wasserlöslichkeit:

Die kurzkettigen Alkanale und Alkanone sind gut Wasserlöslich (H-Brücken)

3.7 Reaktionen von Alkanolen mit Schwefelsäure

- <100°C → Esterbildung (1. Protonierung 2. nucleophile Substitution)
- zwischen 130°C und 140°C → Etherbildung (Protonierung 2. nucleophile Substitution)
- zwischen 160°C und 180°C → Ethenbildung (Protonierung 2. nucleophile Substitution 3. Eliminierung)

3.8 Ether

allgemeine Formel: R-O-R

Benennung: Namen der Alkylreste –ether z.B: Ethylmethylether

Herstellung: ROH + HOR → ROR + H₂O

Alkohol und Alkohol → Ether und Wasser

Siedetemp.: niedriger als Alkohol ähnlich Alkan mit gleicher Molekülmasse (schwache Dipole, keine H-Brücken)

Wasserlöslichkeit: gering da keine H-Brücken mit den H₂O Molekülen gebildet werden können.

4.0 Carbonsäuren:

Funktionelle Gruppe: $\begin{matrix} \text{O} \\ \text{=} \\ \text{C} \\ \text{/} \\ \text{O-H} \end{matrix}$

Carboxylgruppe (Carbonyl und Hydroxylgruppe)

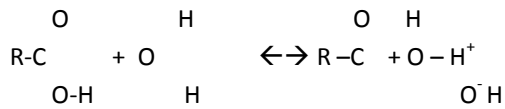
Wenn Gruppe an Alkylrest → Alkansäure → Überbegriff Carbonsäuren

Alkane –säure

Achtung: C-Atom der Carboxylgruppe (wird mit eingerechnet)

Siedetemp.: deutlich über den entsprechenden Alkanalen. Alkansäuren liegen als sogenanntes „Doppelmolekül“ vor.

4.1 Säureeigenschaft von Carbonsäuren:



$$K_s = [c(\text{RCOO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)]: c(\text{RCOOH})$$

$$\text{p}K_s = -\log(K_s)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$$

starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{Säure})$

Merke: Je länger die Kohlenstoffkette, desto größer der +I – Effekt der Alkylgruppe. Desto geringer ist die Polarität der OH-Gruppe und die Säurestärke nimmt ab.

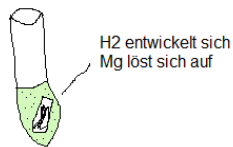
Alle organ. Säuren sind sog. „schwache Säuren“ und haben daher einen pKs-Wert

4.2 Salze von Carbonsäuren

V:

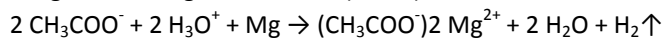


B:



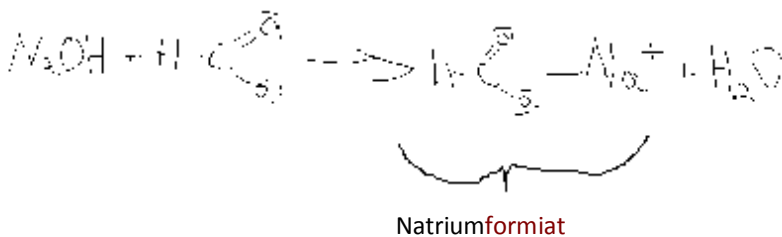
E:

Essigsäure + Magnesium → Salz (Ionen) + Wasserstoff



Es entsteht Magnesiumacetat (ein Salz der Essigsäure)

Neutralisation von Ameisensäure mit Natronlauge:



Die Salze der Alkansäuren bilden eine homologe Reihe:

Formiat, Acetat, Propionat, Butyrat, Valerat ... Palmitat, Stearat

Essigsäure Tonerde: Aluminiumacetat

(entzündungshemmend)

Grünspan: Kupferacetat

(giftig)

Bleiacetat

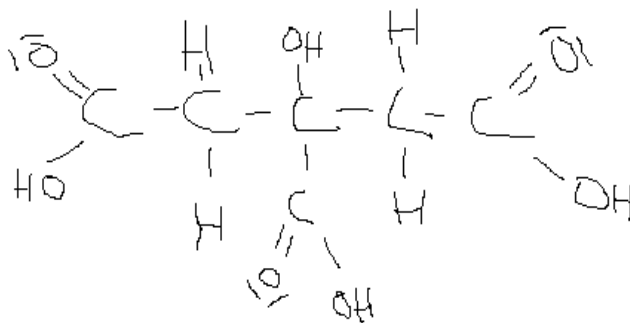
Carbonsäuresalze reagieren in wässriger Lösung alkalisch. Carbonsäuren sind schwache Säuren, die größtenteils undissoziiert vorliegen.

4.3 Carbonsäuren mit mehreren funktionellen Gruppen

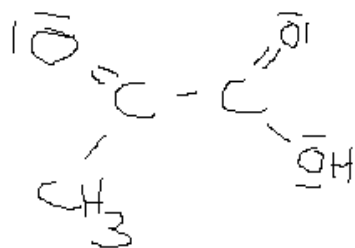
Oxalsäure: Ethandisäure (schwerlösliches Calciumoxalat: Nierensteine)



Zitronensäure:



Brenztraubensäure: einfachste **Ketosäure**, Salze: **Pyruvate**

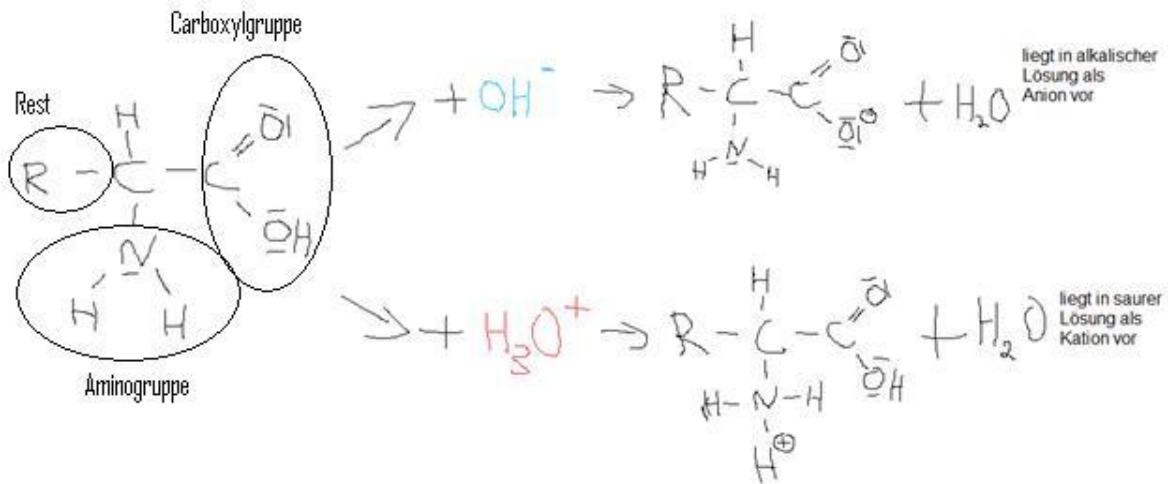


→ Spielt eine entscheidende Rolle im Kohlenhydratstoffwechsel
(Tiere, Mikroorganismen (**Citrazyklus**))

5. Aminosäuren

sind nicht flüchtig. Sie lösen sich ausschließlich in polaren Lösungsmitteln, da es ein Zwitterion gibt (polar)

5.1 Säure-Base-Gleichgewichte von Aminosäuren:



Eine Aminosäure kann sowohl als Säure, als auch als Base fungieren. Solche Moleküle nennt man **amphoter**.

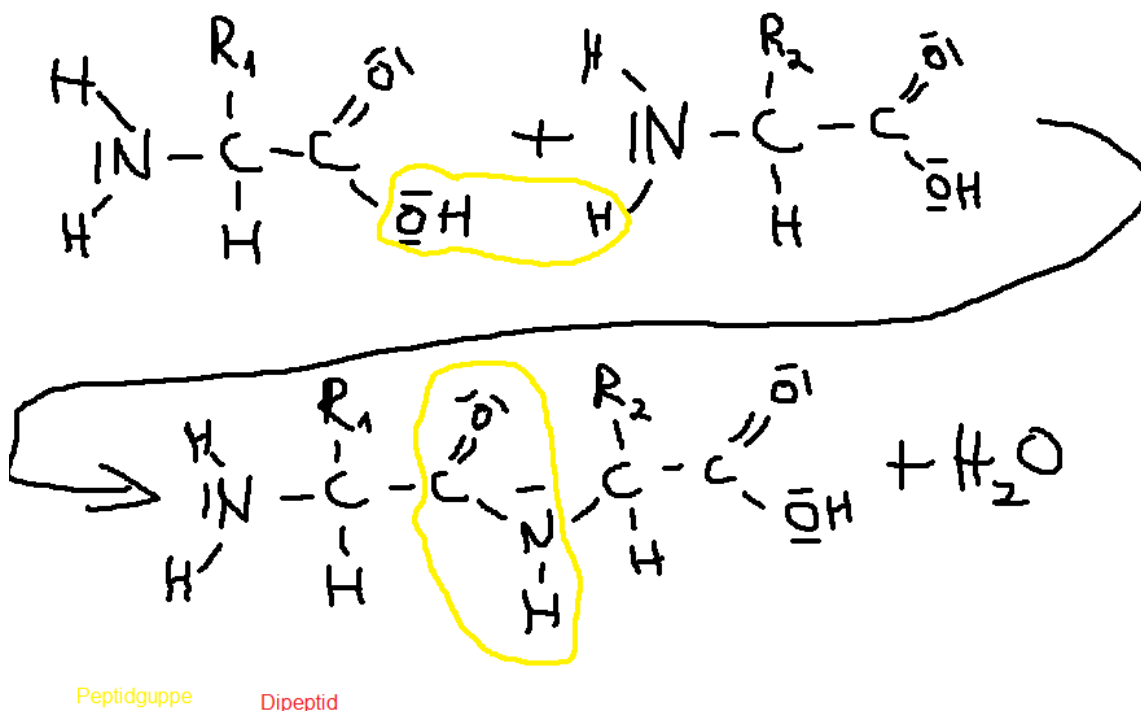
Bei einem für jede Aminosäure charakterischen pH-Wert liegt diese fast ausschließlich als Zwitterion vor. Die elektrische Leitfähigkeit einer Aminosäure-Lösung fällt bei diesem pH-Wert auf ein Minimum. Diesen pH-Wert nennt man den **isoelektrischen Punkt (IEP)** einer Aminosäure.

Essentielle Aminosäuren sind Aminosäuren, die vom Menschen nicht selbst synthetisiert werden können. Sie müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. (8 von 20)

5.2 Peptidbindung

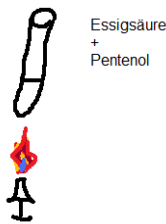
Proteine bestehen aus Aminosäuren, die über Peptidbindungen miteinander verknüpft sind.

Ein Protein enthält in der Regel mehrere Hundert Aminosäuren.

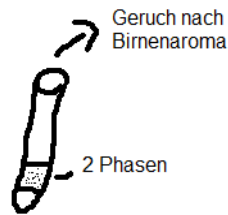


6. Ester

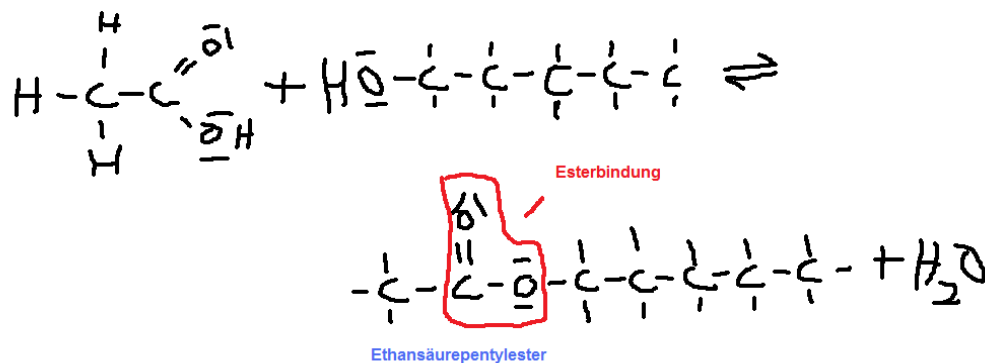
V:



B:



E:



6.1 Nomenklatur:

Name der Säure + Alkylrest des Alkohols + -ester

Die Veresterung ist eine typische Gleichgewichtsreaktion:

Säure + Alkohol \rightleftharpoons Ester + Wasser

$$\text{MWG: } K = \frac{c(\text{Ester}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{Säure}) \cdot c(\text{Alkohol})}$$

Verschiebung des Gg zugunsten des Esters durch:

- Entzug des Wassers durch H_2SO_4 Konz.
- Abdestillieren des Esters, falls dieser eine niedrigere Siedetemp. als die anderen Komponenten besitzt.

Merke:

Die Hinreaktion nennt man *Kondensation* (H_2O wird frei).

Die Rückreaktion nennt man *Hydrolyse* (Ester wird durch Aufnahme von H_2O gespalten)

6.2 Physikalische Eigenschaften des Esters:

Wasserlöslichkeit: gering, da kaum Wasserstoffbrücken mit Wasser gebildet werden

Siedetemperaturen: niedrig (<- leicht flüchtige Substanzen), da keine Wasserstoffbrücken

Wachse sind Ester höhere Carbonsäuren und Alkoholes. Sie gehören zu den Lipiden (fett ähnlichen Stoffen)

7. Fette

7.1 Natürliche Fettsäuren:

- unverzweigte Monocarbonsäuren (nur eine -COOH) mit 4 bis 24 C-Atomen
- Doppelbindung (ungesättigt) und ohne (gesättigt)
- gerade Anzahl C-Atome

Schmelztemperatur steigt mit zunehmender Anzahl C-Atome, sinkt mit zunehmender Anzahl der Doppelbindungen.

7.2 Triglyceride:

Fette und Öle sind Ester aus dem dreiwertigen Alkohol Glycerin und drei Fettsäuremolekülen.

Glycerin ist idR mit 3 verschd. Fettsäuren verestert → gemischtes Triglycerid

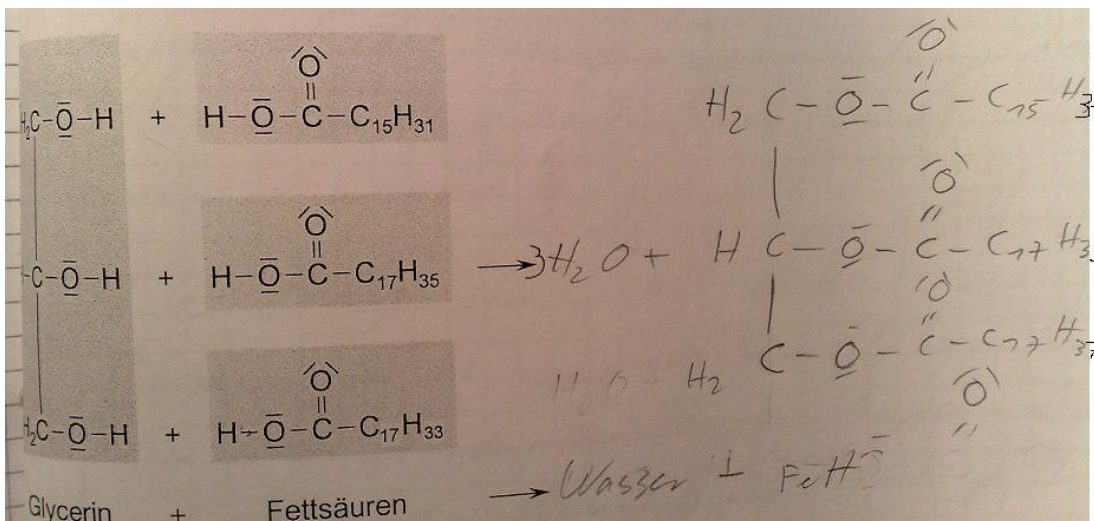
7.3 Zusammensetzung natürlicher Fette und Öle

Natürliche Fette und Öle sind Gemische aus verschiedenen gemischten Triglyceriden.

Sie haben einen Schmelzbereich keinen Schmelzpunkt

7.5 Bildung von Fetten

Kondensation



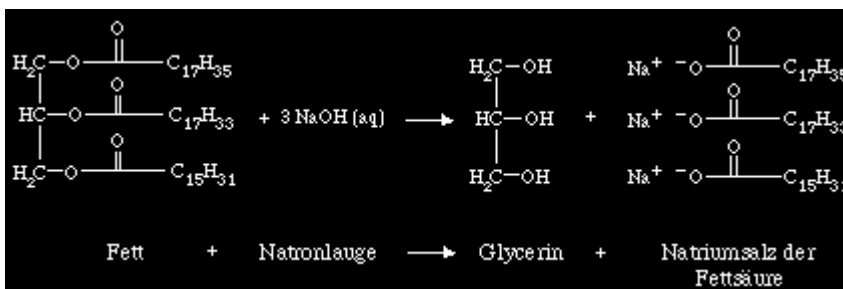
8. Seife

8.1 Definition von Seife

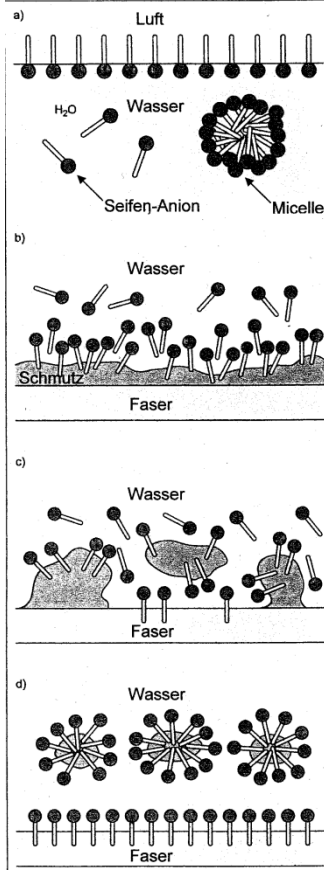
Seifen sind Alkalisalze höherer Fettsäuren.

8.2 Seifenherstellung

Fett und Natronlauge bei 100°C kochen und ges. Kochsalzlösung begeben.



8.3 Waschwirkung von Seife



a) Seife ordnet sich an der Oberfläche des Wassers an. Es bilden sich H-Brücken zwischen dem polaren Rest und H₂O. Seife, die an der Oberfläche keinen Platz mehr hat, bildet Micellen. (Die unpolaren Teilchen lagern sich zusammen)

b) Seifen-Anionen lagern sich mit ihrem unpolaren Teil an den unpolaren Schmutz an.

c) Schmutz wird abgelöst und zerteilt. Der polare Teil wird vom Wasser angezogen.

d) Schmutzteilchen werden von Seife umschlossen und zerteilt. Schmutz wird in Schwebelösung gehalten und Seife lagert sich auch an der Faseroberfläche ab. (Abspülen)

8.4 Nachteile von Seife

a) Seifenlösung reagiert alkalisch

b) In hartem Wasser bildet Seife einen weißen, flockigen Niederschlag (Kalkseife). Je härter das Wasser, desto mehr Seife muss verwendet werden. Kalkseife bildet einen Grauschleier auf Stoffen.

c) In saurem Milieu ist Waschen mit Seife nicht möglich.

→ Seifen werden heute von anderen Tensiden ersetzt.

Seife ist ein anionisches Tensid.

Tenside haben einen polaren und einen unpolaren Teil und man unterscheidet zwischen vier Tensidarten:

1. Anionische Tenside:

polarer Teil ist negativ geladen

2. Kationische Tenside:

polarer Teil ist positiv geladen

3. Amphotenside:

Zwitterionen

4. Nicht-ionische-Tenside:

keine Ladung und mehrere Ethergruppen und eine endständige Hydroxylgruppe

9. Kunststoffe

9.1 Bestandteile:

Kunststoffe bestehen aus Makromolekülen organischer Verbindungen. Makromoleküle sind durch Vereinigung vieler kleiner Moleküle (Monomere) entstandene Riesenmoleküle. Daher der Begriff Polymere.

9.1.1 Makromoleküle:

Als **Makromoleküle** werden Moleküle bezeichnet, die aus vielen (bis zu mehreren Hunderttausend) gleichen oder unterschiedlichen Bausteinen (Atomgruppen) bestehen und damit eine relativ große Molekülmasse haben. Die meisten Makromoleküle finden sich in der organischen Chemie.

Etwa 90 % der weltweiten Kunststoffproduktion von jährlich etwa 150 Mio. Tonnen entfallen auf die folgenden sechs Kunststoffe:



Polyethylen

HD-PE (*High-Density-PE*), LLD-PE (*Linear-Low-Density-PE*), LD-PE (*Low-Density-PE*). Flaschen, Getränkekästen, Fässer, Batteriegehäuse, Eimer, Verpackungsfolien für Zigaretten, CDs, Tragetaschen.



Polypropylen

Lebensmittelverpackungen, Automobilindustrie: Luftfiltergehäuse, Scheinwerfergehäuse, Sitzbezüge und Gaspedale, Gartenmöbel, WC-Sitze, Koffer, sterilisierbare medizinische Geräte.



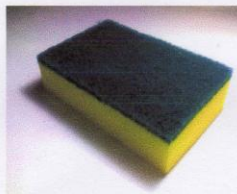
Polyvinylchlorid

Hart-Polyvinylchlorid und Weich-Polyvinylchlorid. Abflussrohre, Fensterprofile, Bodenbeläge, Dichtungen, Schläuche, Kunstleder, Tapeten, Dachbahnen.



Polystyrol

Isolierung von elektrischen Kabeln, Material für Gehäuse, Schalter, Dämmstoff und Verpackungen (Styropor), Joghurtbecher



Polyurethan

Schaumstoffe, Matratzen, Polster in Autositzen und Sitzmöbeln, Dämmmaterial, Schwämme



Polyethylenterephthalat

Teile für Haushalts- und Küchengeräte, Computer, Maschinenbau: Zahnräder, Schrauben, Federn, Fahrzeugtechnik: Sicherheitsgurte, LKW-Abdeckplanen, Getränkeflaschen und Verpackungen für Lebensmittel und Kosmetika.

9.2 Radikalische Polymerisation:

Die radikalische Polymerisation umfasst im Wesentlichen drei Teilschritte:

1. Startreaktion, bei der das aktive Zentrum gebildet wird.
2. Wachstumsreaktion, bei der die makromolekulare Kette in einer Kettenreaktion wächst (wiederholte Anlagerung der Monomere) und
3. Abbruchreaktion, bei der das Wachstum der Kette durch Disproportionierungsreaktionen oder Kombination irreversibel beendet wird.

9.2.1 Eigenschaften der rad. Polymerisation

Radikalbildung durch spezielle Radikalbildner.

Kettenlänge durch Zufälligkeit der Abbruchreaktion bestimmt. (In Praxis Stoffe zugesetzt die steuern)

⇒ Copolymerisation = verschiedene Monomere

Polymerisationen sind exotherm.

Je länger die Ketten, desto höher der Polymerisationsgrad.

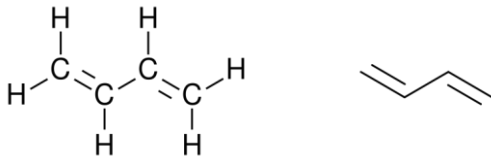
9.2.2 Radikalbildner für die Polymerisation (Peroxide)

$R-O-O-R \rightarrow$ Homogene Spaltung zwischen den beiden Sauerstoffatomen.

9.2.3 Polybutadien- Synthetikgummi

Oft wird Butadien mit anderen Monomeren copolymerisiert.

Monomer für den Synthetikgummi: 1,3-Butadien



Nach der rad. Polymerisation entsteht **Polybutadien**

(cis- oder trans-Polybutadien)

Eigenschaften: farbloses, giftiges Gas mit Sdtemp.: 5°C

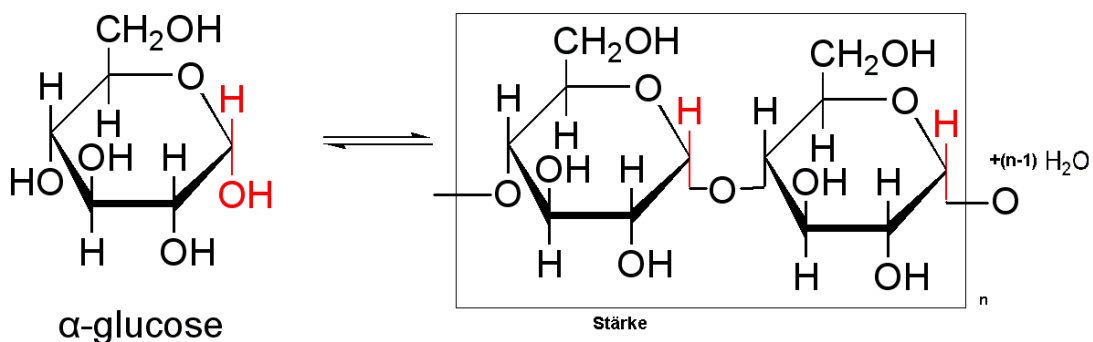
Im Polymerisationsprodukt sind selbst Doppelbindungen enthalten. Diese können durch weitere Radikalinitiatoren miteinander verknüpft werden. Es entstehen Polymere mit einem hohen Grad an *Quervernetzung*. Diese ist die Ursache für die herausragende Eigenschaft des Polybutadiens: **Elastizität**. Gegenstände aus **“Gummi“** sind in der Regel aus *Polybutadien* oder *Polyisopren*.

Monomer-Molekül	Polymermolekül (Ausschnitt)	Name (Abkürzung) Handelsnamen
		Polyethylen (PE) <i>Lupolen®, Hostalen®, Vestolen® A</i>
		Polypropylen (PP) <i>Luparen®, Hostalen®, Vestolen® P</i>
		Polyvinylchlorid (PVC) <i>Venoflex®, Hostalit®, Vestolit®</i>
		Polytetrafluorethylen (PTFE) <i>Teflon®, Hostafilon®</i>
		Polyacrylnitril (PAN) <i>Dralon®, Orlon®</i>
		Polystyrol (PS) <i>Hostyren®, Styropor®, Vestypor</i>
		Polymethacrylsäuremethylester (PMMA) <i>Plexiglas®, Acronal®</i>

9.2.4 Polysaccharide

Stärke wird in grünen Pflanzenzellen aus CO₂ und H₂O mit Sonnenlicht als Energiequelle gebildet.

Stärke dient als Energiespeicher für Pflanzen. *Stärke* ist ein Polykondensat aus Traubenzucker (Glucose) mit 100-500 Monomereinheiten:



Cellulose dient als Gerüstsubstanz für Pflanzen und besteht aus 600-6000 Glucose Einheiten (je nach Herkunft) (Info: Holz enthält 40% Zellulose)

9.3 Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen

positive Eigenschaften	negative Eigenschaften
Massenproduktion	Verrottungsfest
Beständig gegen Säuren und Laugen	brennbar
mechanische Stabilität	geringe Temperaturbeständigkeit
geringe Dichte	teilweise unbeständig gegen organ. Lösungsmittel
nicht leitfähig	
wärmeisolierender Stoff	

Kunststoffe können in drei Gruppen nach ihren Eigenschaften eingeteilt werden:



In *Thermoplasten* liegen lineare oder strauchähnlich verzweigte Makromoleküle mit einer Länge von 10^{-6} bis 10^{-3} mm vor. Diese werden durch van-der-Waals-Kräfte und je nach Zusammensetzung auch durch Wasserstoffbrückenbindungen zusammen gehalten.



Duroplaste bestehen aus dreidimensional eng vernetzten Makromolekülen, das heißt sie bestehen praktisch aus einem einzigen Molekül. Sie sind spröde.



Elastomere sind aus dreidimensional weitmaschig vernetzten Makromolekülen aufgebaut und daher gummielastisch.

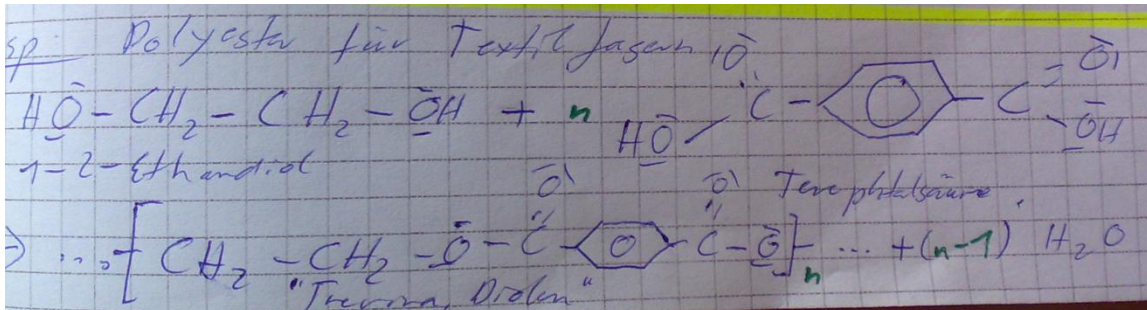
9.4 Polykondensation

Die Monomere besitzen mind. zwei reaktionsfähige Gruppen. Bei der Polykondensation werden kleinere Moleküle (Wasser aber auch HX = H+Halogen, Alkohole oder Ammoniak=NH₃) abgespalten

9.4.1 Polyester

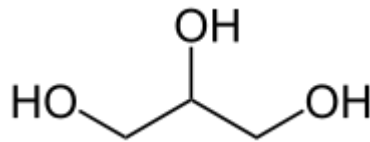
Dicarbonsäuren + Diolen (zweiwertige Alkohole) → **lineares Polyester** + H₂O

Bsp: Polyester für Textilfasern



$n^* \text{ 1-2-Ethandiol} + n^* \text{ Terephthalsäure} \rightarrow \dots, \text{ „Trevira, Diolen“ } \dots + (n-1) \text{ H}_2\text{O}$

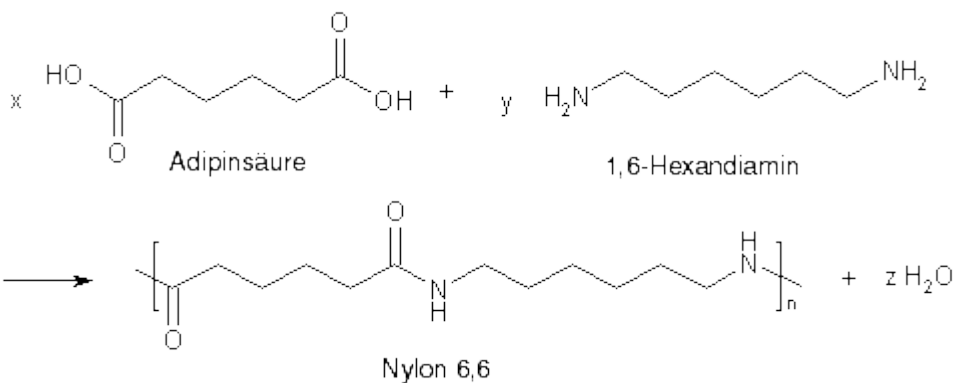
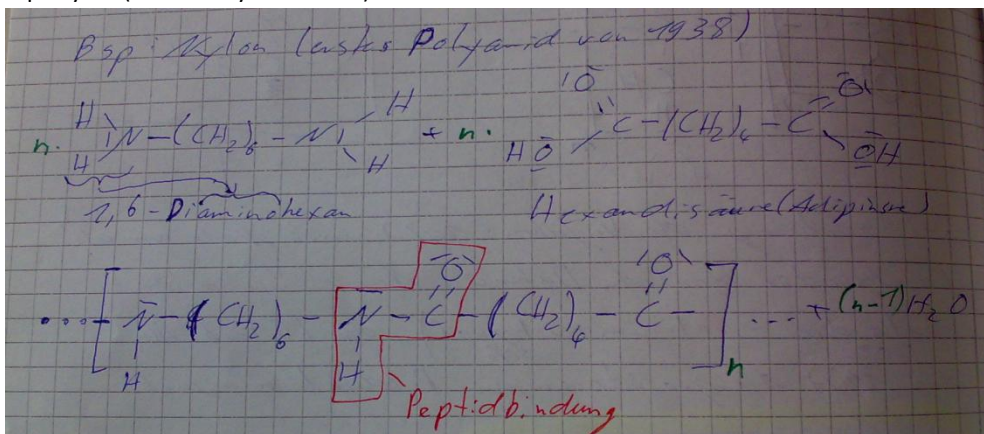
Verzweigte oder vernetzte Polyester erhält man bei Verwendung von Alkoholen mit mehr als zwei OH-Gruppen. z.B. Glycerin



9.4.2 Polyamide

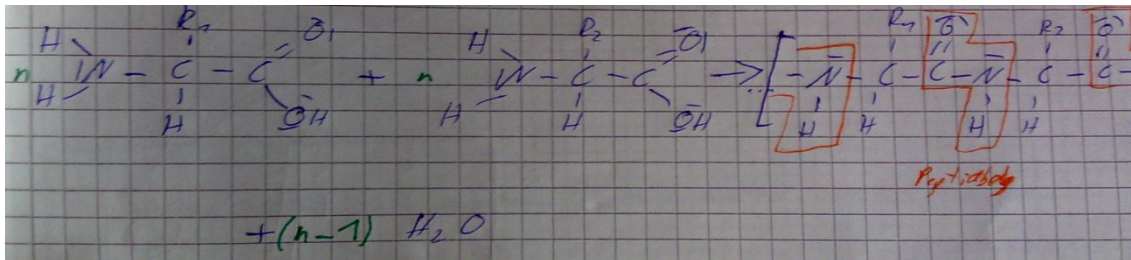
Dicarbonsäuren + Diamine → **lineares Polyamid** + H₂O

Bsp: Nylon (erstes Polyamid 1938)



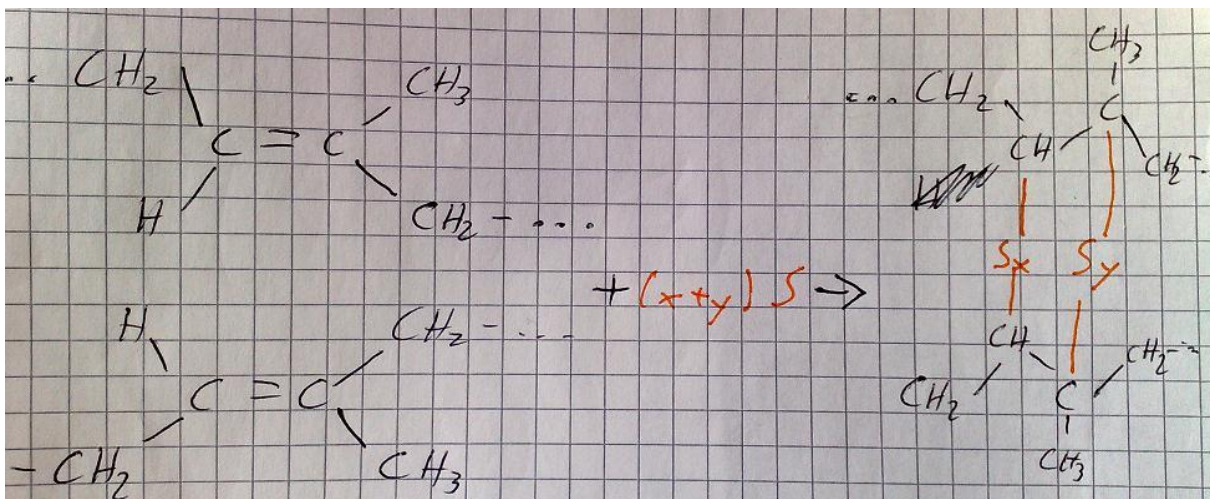
9.4.3 Polykondensation in der Natur

Eiweisse (Proteine) entstehen durch Polykondensation von Aminosäuren. Dabei bildet sich unter Wasserabspaltung eine Peptidbindung aus.



9.5 Vulkanisation

Naturkautschuk (Polyisopren) und Synthetikautschuk (Polybutadien) sind lineare, ungesättigte Polymere. Elastizität erst durch Vulkanisation. Kautschuk + Schwefel + weitere Zusatzstoffe bei 140°C erhitzen.



Durch Schwefel bilden sich Polysulfidbrücken aus → Vernetzung der linearen Polymerketten → Gummi.