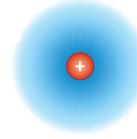


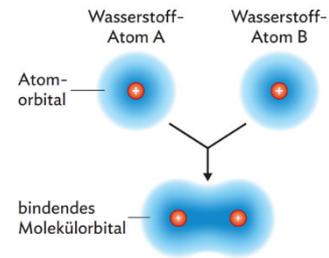
Orbitalmodell

- Unter einem Orbital versteht man den Raum, in dem sich ein Elektron mit 99 %iger Wahrscheinlichkeit aufhält.
- In einem Orbital haben zwei Elektronen Platz.



Atombindung (Elektronenpaarbindung)

- Durch Überlappung von 2 einfach besetzten Atomorbitalen entsteht ein doppelt besetztes Molekülorbital.
- Die beiden Elektronen gehören jetzt beiden Atomen gemeinsam (bindendes Elektronenpaar).



Bindigkeit und PSE

Wird das bindende Elektronenpaar beiden Atomen zugerechnet, so erreichen in der Regel beide Atome die Edelgaskonfiguration (Oktett bzw. Duplett).

7. HG	6. HG	5. HG	4. HG
einbindig	zweibindig	dreibindig	vierbindig

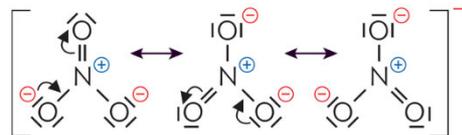
Valenzstrichformel erstellen

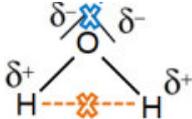
- Zahl der für die Edelgaskonfiguration aller Atome benötigten Elektronenpaare minus Zahl der insgesamt vorhandenen Valenzelektronenpaare ergibt die Zahl der bindenden Elektronenpaare (BEP).
- Atom mit größter Bindigkeit ist meist Zentralatom.
- BEP verteilen, dann Doppel- bzw. Dreifachbindungen sowie freie EP anordnen, so dass möglichst der Edelgaszustand erreicht ist und die Bindigkeiten stimmen.
- Bei Diskrepanz der „persönl. Elektronen“ mit dem PSE sind Formalladungen nötig.
- Summe der Formalladungen ergibt die Außenladung.

Mesomerie

- ist die Erscheinung, dass sich die wahre Elektronenverteilung in einem Molekül nicht durch eine einzige Strukturformel darstellen lässt, sondern zwischen mehreren Grenzformeln liegt.

- Bsp.:



<h2 style="text-align: center;">Regeln des EPA-Modells</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Elektronenpaare ordnen sich so um ein Zentralatom an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. • Freie Elektronenpaare brauchen mehr Platz als bindende. Daher verringern sich die Bindungswinkel. • Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt. 																					
<h2 style="text-align: center;">Räumlicher Bau von Molekülen</h2>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <thead> <tr> <th style="padding: 5px;">EP am Zentralatom (BEP + FEP)</th> <th style="padding: 5px;">Molekül-geometrie</th> <th style="padding: 5px;">Bindungs-winkel</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="padding: 5px;">4</td> <td style="padding: 5px;">tetraedrisch</td> <td style="padding: 5px;">109,5°</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">3+1</td> <td style="padding: 5px;">trigonal-pyramidal</td> <td style="padding: 5px;">107°</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">2+2</td> <td style="padding: 5px;">gewinkelt</td> <td style="padding: 5px;">104,5°</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">3</td> <td style="padding: 5px;">trigonal-planar</td> <td style="padding: 5px;">120°</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">2+1</td> <td style="padding: 5px;">gewinkelt</td> <td style="padding: 5px;">118°</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">2</td> <td style="padding: 5px;">linear</td> <td style="padding: 5px;">180°</td> </tr> </tbody> </table>	EP am Zentralatom (BEP + FEP)	Molekül-geometrie	Bindungs-winkel	4	tetraedrisch	109,5°	3+1	trigonal-pyramidal	107°	2+2	gewinkelt	104,5°	3	trigonal-planar	120°	2+1	gewinkelt	118°	2	linear	180°
EP am Zentralatom (BEP + FEP)	Molekül-geometrie	Bindungs-winkel																				
4	tetraedrisch	109,5°																				
3+1	trigonal-pyramidal	107°																				
2+2	gewinkelt	104,5°																				
3	trigonal-planar	120°																				
2+1	gewinkelt	118°																				
2	linear	180°																				
<h2 style="text-align: center;">Elektronegativität</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • ist das Bestreben eines Atoms, in einer Atombindung das gemeinsame Elektronenpaar an sich zu ziehen • nimmt im PSE von links nach rechts und von unten nach oben zu 																					
<h2 style="text-align: center;">Bindungspolarität: Vorliegen einer polaren Atombindung</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Eine Atombindung, bei der das bindende Elektronenpaar zum elektronegativeren Atom hin verschoben ist, ist polar. • Es entstehen positive und negative Partialladungen (sie sind kleiner als Ionenladungen). • Liegt vor, wenn $\Delta EN > 0,4$ und $< 1,7$ ist <p style="text-align: center; color: red;"> δ^+ δ^- </p> <ul style="list-style-type: none"> • Bsp.: H—Cl 																					
<h2 style="text-align: center;">Molekulpolarität: Vorliegen eines Dipol-Moleküls</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Ein Molekül, bei dem der positive und der negative Ladungsschwerpunkt nicht in einem Punkt zusammenfallen, ist polar. • Es verhält sich nach außen wie ein Stäbchen, das zwei Pole hat. • Voraussetzung: Bindungspolarität • Bsp.: Wasser-Molekül <div style="text-align: center;">  </div>																					

<h2 style="text-align: center;">Wasserstoffbrücken-Bindungen</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Anziehungskraft zwischen stark positiv polarisiertem H-Atom und freiem Elektronenpaar. • Das H-Atom muss an ein O-, F- oder N-Atom gebunden sein. • starke intermolekulare WW $ \begin{array}{ccc} \delta^- & \delta^+ & \delta^- & \delta^+ \\ \text{ \bar{O}}-\text{H} & \cdots & \text{ \bar{O}}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \delta^+ & \text{H} & \delta^+ \end{array} $ <p style="text-align: right;">--- Wasserstoffbrücke</p>
<h2 style="text-align: center;">Dipol-Dipol-Kräfte</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipol-Molekülen • mittelstarke intermolekulare WW • Bsp.: $ \begin{array}{cccc} \delta^+ & \delta^- & & \delta^+ & \delta^- \\ \text{H}-\text{Cl} & \cdots & \cdots & \text{H}-\text{Cl} \end{array} $
<h2 style="text-align: center;">London-Dispersions-Wechselwirkungen</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen • bei Atomen und unpolaren Molekülen • sehr schwache intermolekulare WW <div style="text-align: center;"> <p style="text-align: center;"> $\delta^- \quad \delta^+ \quad \delta^- \quad \delta^+ \quad \delta^- \quad \delta^+$ induzierter Dipol spontaner Dipol induzierter Dipol </p> </div>
<h2 style="text-align: center;">Ion-Dipol-Kräfte</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Anziehungskräfte zwischen Kationen und dem negativen Ladungsschwerpunkt bzw. zwischen Anionen und dem positiven Ladungsschwerpunkt von Dipol-Molekülen • Bsp.: <div style="text-align: center;"> </div>
<h2 style="text-align: center;">Auswirkungen von zwischenmolekularen Kräften auf die Siedetemperaturen</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Teilchenebene: Je stärker die intermolekularen Kräfte sind, umso mehr Energie muss zugeführt werden, um sie zu überwinden und die Moleküle voneinander zu trennen Stoffebene: umso höher liegt der Siedepunkt • Stärke der WW zwischen Teilchen im Vergleich: <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg); margin-right: 10px;">abnehmende Stärke ↓</div> <div style="text-align: center;"> Dipol-Ion-Wechselwirkungen, Wasserstoffbrücken, Dipol-Dipol-Wechselwirkung, London-Dispersions-Wechselwirkungen </div> </div>

Auswirkungen von zwischenmolekularen Kräften auf die Löslichkeit

- Regel: Ähnliches löst sich in Ähnlichem.
- Teilchenebene: haben die Teilchen von Lösestoff und Lösungsmittel ähnliche Molekülpolaritäten, so können sie zwischenmolekulare Kräfte ausbilden.
- Stoffebene: die Stoffe lösen sich in-einander.

Fachbegriffe für das Löseverhalten

- Teilchenebene:
Moleküle sind polar oder unpolar
- Stoffebene:
 - Stoff ist hydrophil und lipophob: er löst sich in Wasser, nicht in Benzin oder Fett.
 - Stoff ist lipophil und hydrophob: er löst sich in Benzin, nicht in Wasser.
 - Stoff ist amphiphil: er löst sich in Benzin und in Wasser.

Eigenschaften saurer und basischer Lösungen auf der Stoffebene

Saure Lösungen	Basische Lösungen
schmecken sauer	schmecken seifig-fade
sind ätzend	sind ätzend
brennen auf der Haut	sind glitschig auf der Haut
färben BTB-Lösung gelb	färben BTB-Lösung blau
lösen Kalk auf	

Eigenschaften saurer und basischer Lösungen auf der Teilchenebene

- Für die sauren Eigenschaften wässriger Lösungen sind Oxonium-Ionen (H_3O^+) verantwortlich.
- Für die basischen Eigenschaften wässriger Lösungen sind Hydroxid-Ionen (OH^-) verantwortlich.

Indikatoren

- Def.: Indikatoren sind Stoffe, die in saurer und basischer Lösung unterschiedliche Farbe haben.
- Beispiele:

Indikator	Farbe in saurer Lösung	Farbe in basischer Lösung
Bromthymolblau	gelb	blau
Lackmus	rot	blau
Methylrot	rot	gelb
Phenolphthalein	farblos	pink

<p style="text-align: center;">pH-Wert</p>	<p>Der pH-Wert gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Die pH-Skala umfasst Werte von 0 – 14. • Saure Lösung: pH < 7 Neutrale Lösung: pH = 7 Basische Lösung: pH > 7 																																
<p style="text-align: center;">Säure-Base-Begriff nach Brönsted</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Säuren sind Teilchen, die H⁺-Ionen abgeben (Protonendonatoren). • Basen sind Teilchen, die H⁺-Ionen aufnehmen (Protonenakzeptoren). • Bei einer Säure-Base-Reaktion (Protolyse) kommt es zum Protonenübergang zwischen den beiden Teilchen. 																																
<p style="text-align: center;">Struktur von Säuren und Basen</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Säure-Moleküle müssen H-Atome besitzen, die an ein stark elektronegatives Atom gebunden sind, damit sie als H⁺-Ion abgespalten werden können. • Basen-Moleküle müssen ein freies Elektronenpaar besitzen, um das H⁺-Ion binden zu können. 																																
<p style="text-align: center;">Ampholyt</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Def.: Ein Ampholyt ist ein Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann. • Beispiel: Wasser-Molekül $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">Base Säure</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$ <p style="text-align: center;">Säure Base</p>																																
<p style="text-align: center;">Wichtige Säuren und ihre korrespondierenden Basen</p>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <thead> <tr> <th>Name des Reinstoffs</th> <th>Formel der Säure</th> <th>Formel der korr. Base</th> <th>Name der korr. Base</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Wasserstoffchlorid</td> <td>HCl</td> <td>Cl⁻</td> <td>Chlorid</td> </tr> <tr> <td>Salpetersäure</td> <td>HNO₃</td> <td>NO₃⁻</td> <td>Nitrat</td> </tr> <tr> <td>Salpetrige Säure</td> <td>HNO₂</td> <td>NO₂⁻</td> <td>Nitrit</td> </tr> <tr> <td>Schwefelsäure</td> <td>H₂SO₄</td> <td>SO₄²⁻</td> <td>Sulfat</td> </tr> <tr> <td>Schweflige Säure</td> <td>H₂SO₃</td> <td>SO₃²⁻</td> <td>Sulfit</td> </tr> <tr> <td>Kohlensäure</td> <td>H₂CO₃</td> <td>CO₃²⁻</td> <td>Carbonat</td> </tr> <tr> <td>Phosphorsäure</td> <td>H₃PO₄</td> <td>PO₄³⁻</td> <td>Phosphat</td> </tr> </tbody> </table>	Name des Reinstoffs	Formel der Säure	Formel der korr. Base	Name der korr. Base	Wasserstoffchlorid	HCl	Cl ⁻	Chlorid	Salpetersäure	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat	Salpetrige Säure	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Sulfat	Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Sulfit	Kohlensäure	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonat	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Phosphat
Name des Reinstoffs	Formel der Säure	Formel der korr. Base	Name der korr. Base																														
Wasserstoffchlorid	HCl	Cl ⁻	Chlorid																														
Salpetersäure	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat																														
Salpetrige Säure	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit																														
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Sulfat																														
Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Sulfit																														
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonat																														
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Phosphat																														

Wichtige Basen und basische Lösungen (Laugen)

Name des Reinstoff	Formel der Base	Name der Lauge	Ionen in der Lauge
Ammoniak	NH ₃	Ammoniak-lauge	NH ₄ ⁺ + OH ⁻
Natrium-hydroxid	NaOH	Natron-lauge	Na ⁺ + OH ⁻
Kalium-hydroxid	KOH	Kali-lauge	K ⁺ + OH ⁻
Calcium-hydroxid	Ca(OH) ₂	Kalk-lauge	Ca ²⁺ + 2 OH ⁻

Neutralisation auf der Stoff- und Teilchenebene

- Stoffebene: Bei der Reaktion einer sauren mit einer basischen Lösung entsteht eine neutrale Lösung.
- Teilchenebene: Es kommt zu einer Reaktion der Oxonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen unter Bildung von Wasser-Molekülen:

$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$$
- Die Reaktion ist exotherm, es wird Neutralisationswärme freigesetzt.

Neutralisationsgleichung als Stoffgleichung und Ionengleichung

- Allgemein:
 saure Lösung + basische Lösung → Wasser + gelöstes Salz
- Bsp. Stoffgleichung:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$$
- Bsp. Ionengleichung:

$$2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{K}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$$

Stoffmengenkonzentration

- Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, welche Stoffmenge n eines Stoffes X im Gesamtvolumen der Lösung enthalten ist.

- Größengleichung:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$

Säure-Base-Titration

- Man nutzt die Neutralisationsreaktion, um die Stoffmenge einer Probelösung zu ermitteln.
- Bsp.: Zur sauren Probelösung wird so viel Maßlösung (basische Lösung genau bekannter Konzentration) getropft, bis der Farbumschlag des Indikators eine neutrale Lösung anzeigt (Äquivalenzpunkt).
 Nach Ablesen des benötigten Volumens der Maßlösung lässt sich die Stoffmenge bzw. Konzentration der Probelösung berechnen.

Vergleich von Redoxreaktion und Protolyse

- Beide gehören zu den Donator-Akzeptor-Reaktionen.
- Überblick:

Reaktionstyp	Redoxreaktion	Protolyse
Übertragene Teilchen	Elektronen	Protonen (H ⁺ -Ionen)
Donator	Reduktionsmittel	Säure
Akzeptor	Oxidationsmittel	Base

Oxidationszahl

- Def.: Die Oxidationszahl ist die hypothetische Ladung, die ein Atom erhält, wenn in der Atombindung dem elektronegativeren Atom die gemeinsamen Elektronenpaare ganz zugeteilt werden.
- Eine Redoxreaktion ist daran zu erkennen, dass sich Oxidationszahlen ändern.
- Erhöhung der OZ: Oxidation (Elektronenabgabe)
Erniedrigung der OZ: Reduktion (Elektronenaufnahme)

Reaktion von Metallen mit sauren Lösungen

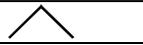
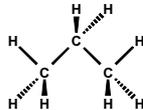
- Unedle Metalle lösen sich in sauren Lösungen unter Wasserstoffentwicklung auf.
- Bsp.:
 $\text{Mg (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{H}_2 \text{(g)} + \text{MgCl}_2 \text{(aq)}$
- Edle Metalle reagieren nicht.

Homologe Reihen der Kohlenwasserstoffe: Alkane, Alkene, Alkine

Name des Alkans	Molekülformel (C _n H _{2n+2})
Methan	CH ₄
Ethan	C ₂ H ₆
Propan	C ₃ H ₈
n-Butan	C ₄ H ₁₀
n-Pentan	C ₅ H ₁₂
n-Hexan	C ₆ H ₁₄
n-Heptan	C ₇ H ₁₆
n-Octan	C ₈ H ₁₈
n-Nonan	C ₉ H ₂₀
n-Decan	C ₁₀ H ₂₂

- bei Alkenen: Endung -en
1 Doppelbindung
C_nH_{2n}
- bei Alkinen: Endung -in
1 Dreifachbindung
C_nH_{2n-2}

Verschiedene Formeldarstellungen

Molekülformel	C ₃ H ₈
Strukturformel	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$
Halbstrukturformel	H ₃ C—CH ₂ —CH ₃
Skelettformel	
Keilstrichformel	

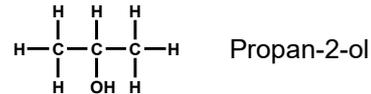
Isomerie bei Kohlenwasserstoffen

Isomerie ist die Erscheinung, dass es Teilchen mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlicher Struktur gibt.

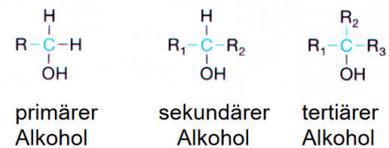
- Gerüstisomerie (Konstitutionsisomerie): unterschiedliches Kohlenstoffgerüst, das verschieden lang bzw. verzweigt sein kann
- Stellungsisomerie: unterschiedliche Lage von Doppel- oder Dreifachbindung
- Z/E-Isomerie: unterschiedliche räumliche Anordnung von Gruppen an der Doppelbindung

Alkohole (Alkanole)

- funktionelle Gruppe: Hydroxygruppe (-OH)
- Benennung: Name Alkylrest + Position der OH-Gruppe + Endung „ol“



- Man unterscheidet:

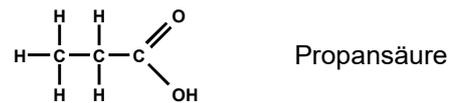


Carbonylverbindungen

	Aldehyde (Alkanale)	Ketone (Alkanone)
Struktur	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \end{array}$
Funktionelle Gruppe	Aldehydgruppe	Keto- gruppe
Benennung	-al	-on
Endung	Formyl-	Oxo-
Vorsilbe		

Carbonsäuren

- funktionelle Gruppe: Carboxygruppe (-COOH)
- Benennung: Name Alkylrest + Endung „säure“



- geben H⁺-Ion der Carboxygruppe ab, da
 - die OH-Bindung durch den -I-Effekt der Carbonylgruppe stärker polarisiert ist
 - das entstehende Carboxylat-Ion durch Verteilung der negativen Ladung sehr stabil ist.

Oxidation von Alkoholen

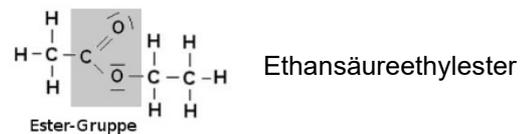
- Oxidation von primären Alkoholen → Aldehyd
- Oxidation von sekundären Alkoholen → Keton
- Oxidation von tertiären Alkoholen → unter diesen Bedingungen nicht möglich
- Totaloxidation aller Alkohole mit Sauerstoff → CO₂

Reaktionsverhalten von Carbonylverbindungen

- Oxidation von Aldehyden → Carbonsäuren
 - Fehling-Probe (Cu^{2+} , OH^-) → roter Niederschlag (Cu_2O)
 - Tollens-Probe / Silberspiegelprobe (Ag^+ , OH^-) → Silberspiegel oder schwarzer NS (Ag)
- Oxidation von Ketonen → unter diesen Bedingungen nicht möglich

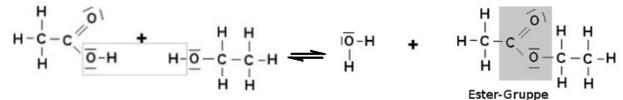
Ester

- funktionelle Gruppe: Estergruppe ($-\text{COOR}$)
- Benennung: Name Säure + Alkylrest des Alkohols + Endung „ester“
- Bsp.:



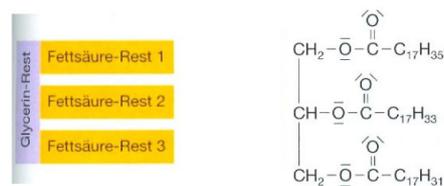
Veresterung

- Ester entstehen durch Reaktion von Carbonsäuren mit Alkoholen.
- Es ist eine Kondensationsreaktion: 2 funktionelle Gruppen reagieren miteinander unter Abspaltung eines kleinen Moleküls.
- Es ist eine Nucleophil-Elektrophil-Reaktion.
- Bsp.:



Fette

- Fett-Moleküle entstehen durch Veresterung eines Moleküls Glycerin (Propan-1,2,3-triol) mit drei Molekülen langkettiger Carbonsäuren.
- Struktur:



Proteine (EiweiÙe)

- Proteine sind Makromoleküle.
- Ihre Bausteine, die Aminosäuren, sind durch Peptidbindungen miteinander verknüpft.
- Entstanden sind diese durch Kondensationsreaktion:

