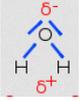
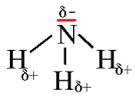
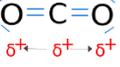
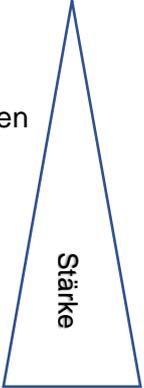
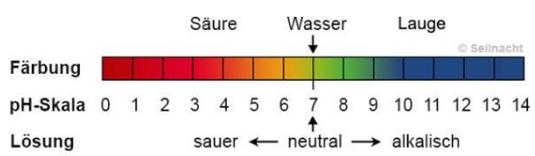
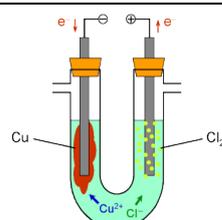
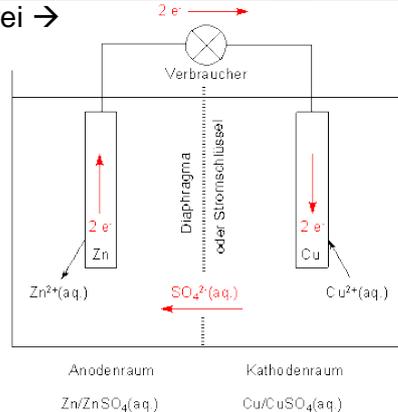
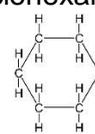
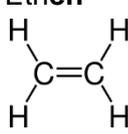
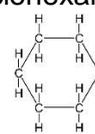
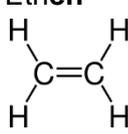
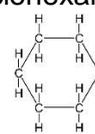
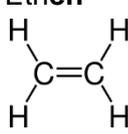
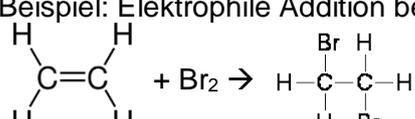


**Grundwissen: 10.Klasse – Chemie SG, MuG**

<p><b>Orbital</b></p>	<p>Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit aufhalten.</p> <p>Eine Überlappung von mindestens zwei Orbitalen führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames, bindendes Elektronenpaar (Atombindung, kovalente Bindung)</p>
<p><b>Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell</b></p>	<p>Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab, so dass sich die Elektronenpaare mit möglichst großer Entfernung voneinander anordnen. Das Orbital eines nichtbindenden Elektronenpaars nimmt einen etwas größeren Raum ein als das Orbital eines bindenden Elektronenpaars.</p> <p>Molekülgeometrie – Beispiele  <math>H_2O</math> = gewinkelt  <math>CH_4</math> = Tetraeder  <math>NH_3</math> = trigonal pyramidal</p>
<p><b>Elektro-negativität</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Eigenschaften der Atome, Bindungselektronen anzuziehen</li> <li>- Die Atombindung ist umso polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz <math>\Delta EN</math> ist</li> <li>- Die Elektronegativität hängt von der Größe und der Kernladung der Atome ab</li> </ul>
<p><b>Polare Atom-bindung</b></p>	<p>Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind. <math>\delta^+ \quad \delta^-</math>  <math>H - Cl</math></p> <p><math>\delta^+</math> positive Partialladung  <math>\delta^-</math> negative Partialladung (! Keine Elementarladungen wie bei Ionen)</p>
<p><b>Dipolmoleküle</b></p>	<p>Dipole sind nach außen elektrisch ungeladene Moleküle, bei denen die Schwerpunkte positiver und negativer Ladungen im Molekül nicht zusammenfallen (asymmetrischer Molekülbau): Sie besitzen daher einen positiven und einen negativen Pol</p> <p>Beispiel:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Dipol</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Dipol</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>kein Dipol</p> </div> </div>
<p><b>Zwischen-molekulare Wechsel-wirkungen</b></p>	<p><b>Van der Waals WW</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Zwischen unpolaren Molekülen wirken nur schwache Anziehungskräfte</li> <li>- Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen</li> <li>- Steigen mit zunehmender Kontaktfläche und Molekülmasse</li> </ul> <p><b>Dipol-Dipol-WW</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Zwischen zwei permanenten Dipolen (z.B. HCl)</li> </ul> <p><b>Wasserstoffbrücken</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Zwischen stark positiv polarisiertem H-Atom und F-, O-, oder N-Atomen</li> <li>- Sind bei geringer Molekülgröße die stärksten WW</li> </ul> <div style="text-align: right; margin-top: 20px;">  </div>
<p><b>Löslichkeit von Stoffen</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Salze (aufgebaut aus Ionen) oder polare Stoffe (z.B. Zucker) lösen sich in polaren Lösungsmitteln z.B. Wasser → hydrophil</li> <li>- Unpolare Stoffe z.B. Fette, lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Benzin) → hydrophob, lipophil</li> </ul> <p>→ „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“</p>

<b>Kennzeichen einer sauren und basischen (alkalischen) Lösung</b>	<p><b>Saure Lösungen</b> enthalten Oxoniumionen (<math>\text{H}_3\text{O}^+</math>) Herstellung: Nichtmetalloxid + Wasser</p> <p><b>Basische Lösungen</b> enthalten Hydroxidionen (<math>\text{OH}^-</math>) Herstellung: Metalloxid + Wasser, oder Unedles Metall + Wasser</p> <p><b>Neutrale Lösungen</b> enthalten gleich viele Teilchen an Hydroxid- und Oxoniumionen</p>
<b>Säure und Base (Brönsted)</b>	<p><b>Säure</b> = Protonendonator; Teilchen, dass Protonen <math>\text{H}^+</math> abgibt</p> <p><b>Basen</b> = Protonenakzeptor, Teilchen, dass Protonen aufnimmt</p>
<b>Protonenübergang</b>	<p>Bei einer Säure-Base Reaktion werden Protonen von der Säure (=Protonendonator) auf die Base (=Protonenakzeptor) übertragen. Beispiel: <math>\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-</math></p>
<b>Wichtige Säuren</b>	<p>Salzsäure: <math>\text{HCl}(\text{aq})</math>, Salpetersäure: <math>\text{HNO}_3</math>, salpetrige Säure: <math>\text{HNO}_2</math>, Schwefelsäure: <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, schweflige Säure: <math>\text{H}_2\text{SO}_3</math>, Kohlensäure: <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>, Phosphorsäure: <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>, Blausäure: <math>\text{HCN}(\text{aq})</math></p>
<b>Wichtige Basen</b>	<p>Natriumhydroxid: <math>\text{NaOH}</math>, Kaliumhydroxid: <math>\text{KOH}</math>, Calciumhydroxid: <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, Ammoniak: <math>\text{NH}_3</math></p>
<b>Indikator</b>	<p>Indikatoren sind Farbstoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung neutral, sauer oder basisch ist. z.B. Phenolphthalein, Lackmus, Bromthymolblau</p>
<b>pH-Wert</b>	<p>Der pH-Wert einer wässrigen Lösung gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist → Ein Maß für die Oxoniumionen-Konzentration:  <math>\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)</math>  <math>\text{pH} &lt; 7</math> sauer  <math>\text{pH} = 7</math> neutral <math>c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)</math>  <math>\text{pH} &gt; 7</math> basisch</p>  <p>The diagram shows a color scale for pH from 0 to 14. The colors transition from red (pH 0) to orange (pH 4), yellow (pH 7), green (pH 10), and blue (pH 14). Above the scale, 'Säure' is labeled for pH 0-6, 'Wasser' for pH 7, and 'Laug' for pH 8-14. Below the scale, 'Lösung' is labeled as 'sauer' for pH 0-6, 'neutral' for pH 7, and 'alkalisch' for pH 8-14. An arrow points to pH 7, labeled 'Wasser'.</p>
<b>Ampholyt</b>	<p>= Teilchen, die sowohl als Säure als auch Base reagieren können. Entscheidend für das jeweilige Reaktionsverhalten ist der Reaktionspartner. z.B. <math>\text{H}_2\text{O}</math>, <math>\text{HCO}_3^-</math></p>
<b>Neutralisation</b>	<p>Bei einer Reaktion äquivalenter Mengen einer starken Säure mit einer starken Base bildet sich eine neutral Salzlösung. <math>\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Wasser} + \text{Salz}</math></p>
<b>Säure-Base Titration</b>	<p>Quantitatives Verfahren zur Bestimmung einer unbekanntem Konzentration eines gelösten Stoffes (z.B. Säure) durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (z.B. Laug) bis zum Äquivalenzpunkt (Farbumschlag Indikator). Am ÄP gilt: <math>n(\text{Säure}) = n(\text{Base})</math></p>
<b>Oxidation und Reduktion</b>	<p><b>Oxidation:</b> Abgabe von Elektronen (Oxidationszahl steigt) <b>Reduktion:</b> Aufnahme von Elektronen (Oxidationszahl sinkt)</p> <p>Ein <b>Oxidationsmittel</b> = Elektronenakzeptor, nimmt Elektronen auf und wird selbst reduziert: z.B. <math>\text{O}_2</math>, <math>\text{F}_2</math>, <math>\text{Cl}_2</math> Ein <b>Reduktionsmittel</b> = Elektronendonator, gibt Elektronen ab und wird selbst oxidiert. <math>\text{H}_2</math>, Metalle</p> <p>An einer Redoxreaktion sind immer zwei korrespondierende Redoxpaare beteiligt.</p>

<b>Elektrolyse</b>	<p>Redox-Reaktion wird durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen. Dabei wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt.</p> <p>Beispiel:          Kathode (-Pol), Reduktion: <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}</math>          Anode (+Pol), Oxidation: <math>2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-</math></p>																						
<b>Galvanisches Element</b>	<p>Redoxreaktionen setzen elektrische Energie frei → Batterie</p> <p>Beispiel:          Kathode (+Pol), Reduktion: <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}</math>          Anode (-Pol), Oxidation: <math>\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-</math></p>																						
<b>Kohlenwasserstoffe</b>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th colspan="2" style="text-align: left;">Gesättigte KW</th> <th colspan="2" style="text-align: left;">Ungesättigte KW</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Alkane</td> <td>Cycloalkane</td> <td>Alkene</td> <td>Alkine</td> </tr> <tr> <td><math>\text{C}_n\text{H}_{2n+2}</math></td> <td><math>\text{C}_n\text{H}_{2n}</math></td> <td><math>\text{C}_n\text{H}_{2n}</math></td> <td><math>\text{C}_n\text{H}_{2n-2}</math></td> </tr> <tr> <td colspan="2">C-C Einfachbindung</td> <td>Doppelbindung</td> <td>Dreifachbindung</td> </tr> <tr> <td>Methan (<math>\text{CH}_4</math>), Ethan (<math>\text{C}_2\text{H}_6</math>), Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan</td> <td>Cyclohexan </td> <td>Ethen </td> <td>Ethin <math>\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}</math> Endung -in</td> </tr> </tbody> </table>			Gesättigte KW		Ungesättigte KW		Alkane	Cycloalkane	Alkene	Alkine	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	C-C Einfachbindung		Doppelbindung	Dreifachbindung	Methan ( $\text{CH}_4$ ), Ethan ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan	Cyclohexan 	Ethen 	Ethin $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ Endung -in
Gesättigte KW		Ungesättigte KW																					
Alkane	Cycloalkane	Alkene	Alkine																				
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$																				
C-C Einfachbindung		Doppelbindung	Dreifachbindung																				
Methan ( $\text{CH}_4$ ), Ethan ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan	Cyclohexan 	Ethen 	Ethin $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ Endung -in																				
<b>Eigenschaften der KW</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Kohlenwasserstoffe sind <b>unpolar</b></li> <li>- <b>Van-der-Waals Kräfte</b> als zwischenmolekulare Wechselwirkungen</li> <li>- Löslichkeit: <b>Hydrophob</b> (wasserabweisend) und <b>lipophil</b> (fettliebend)</li> </ul>																						
<b>Isomerie</b>	<p>= gleiche Summenformel, aber verschiedene Verbindungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>→ <b>Konstitutionsisomerie</b>: unterschiedliche Verknüpfung der Atome</li> <li>→ <b>Stereoisomerie</b>: unterschiedliche Anordnung der Atome im Raum, bei gleicher Reihenfolge der Verknüpfung (E/Z-Isomerie an Doppelbindungen)</li> </ul>																						
<b>Elektrophil - Nukleophil</b>	<p>Donator-Akzeptor-Reaktion</p> <p>Nukleophile Teilchen mit freien Elektronenpaaren reagieren stets mit elektrophilen Teilchen, welche zusätzliche Bindungen ausbilden können.</p>																						
<b>Chemische Reaktionen: Substitution</b>	<p>Bei organischen Verbindungen mit Einfachbindungen können <b>Substitutionsreaktionen</b> stattfinden. Hierbei wird ein Atom oder eine Atomgruppe durch ein anderes Atom/Atomgruppe <b>ersetzt</b>.</p> <p>Beispiel: Radikalische Substitution bei Alkanen</p> <p>Reaktionsmechanismus: Startreaktion, Kettenreaktion, Abbruchreaktion</p> $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$																						
<b>Chemische Reaktionen: Addition</b>	<p>Bei organischen Verbindungen mit Mehrfachbindungen können <b>Additionsreaktionen</b> stattfinden. Hierbei lagern sich Moleküle oder Atome an ein ungesättigtes Molekül.</p> <p>Beispiel: Elektrophile Addition bei Alkenen</p> 																						

<b>Sauerstoff-haltige organische Verbindungen</b>	<b>Funktionelle Gruppen</b> bestimmen das Reaktionsverhalten organischer Verbindungen.		
	Verbindungsklasse	Funktionelle Gruppe	Typische Reaktion
	Alkohole	-OH (Hydroxygruppe) Endung: <b>-ol</b> Bsp.: Ethanol $\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\   &   \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{O}^{\ominus}-\text{H} \\   &   \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	- Oxidation: Primär → Aldehyd → Carbonsäure Sekundär → Keton - Veresterung
	Aldehyde	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\   \\ \text{H} \end{array}$ (Carbonylgruppe) Endung: <b>-al</b>	- Oxidation → Carbonsäure - Nucleophile Addition
	Ketone	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\   \\ \text{R}' \end{array}$ (Carbonylgruppe) Endung: <b>-on</b>	- Nucleophile Addition
	Carbonsäuren	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ (Carboxgruppe) Endung: <b>-säure</b>	- Protolyse - Veresterung
Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}^1-\text{C} \\   \\ \text{O}-\text{R}^2 \end{array}$	- Esterspaltung	
<b>Alkohole</b>	<p>- Je nachdem, mit wie vielen weiteren C-Atomen der Kohlenstoff verbunden ist, an dem die Hydroxygruppe hängt unterscheidet man:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <math>\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{OH} \end{array}</math> <p>Primärer</p> </div> <div style="text-align: center;"> <math>\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \\   \\ \text{OH} \end{array}</math> <p>Sekundärer</p> </div> <div style="text-align: center;"> <math>\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}</math> <p>Tertiärer Alkohol</p> </div> </div> <p>- Alkohole mit mehreren -OH-Gruppen bezeichnet man als <b>mehrwertige</b> Alkohole.</p> <p>- Alkohole schmelzen und sieden bei viel höheren Temperaturen als Alkane vergleichbarer Molekülgröße → zusätzlich Wasserstoffbrücke zwischen Hydroxygruppen</p> <p>- Je langkettiger der Alkohol desto unpolarer, lipophiler wird er; die Löslichkeit in Wasser nimmt ab → zunehmende Van-der Waals-WW</p>		



**Proteine (Eiweiß)**

(vgl. Bio 5, 10)

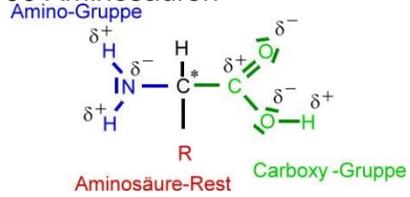


·  
·  
·

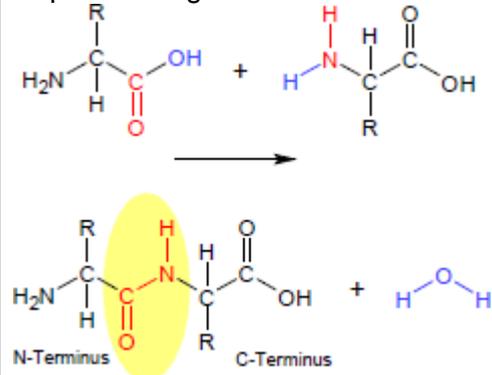
= Polypeptide mit mehr als 100 Aminosäuren

→ Peptidbindung

Aminosäure



Peptidbindung



**Fette**

(vgl. Bio 5, 10)

= Ester aus Glycerin und Fettsäuren

