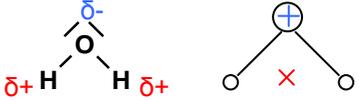
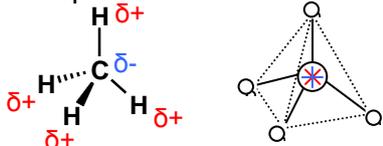
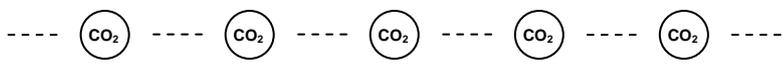


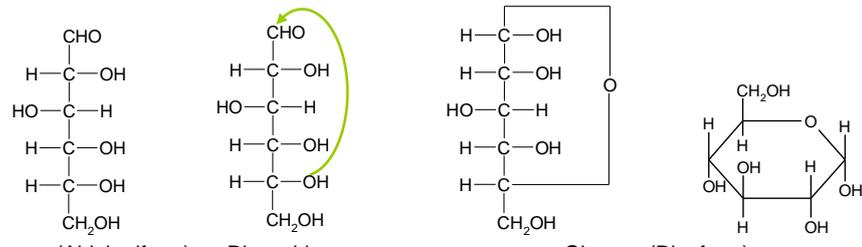
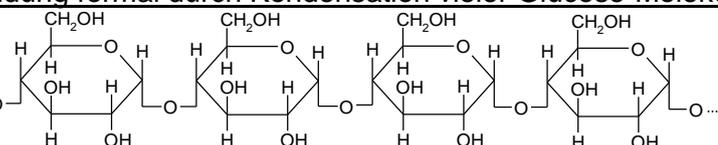
Grundwissen Chemie am Descartes-Gymnasium - 10. Klasse SG (G8)

Fachbegriffe	Erklärung der Fachbegriffe	
Orbital (= Elektronenwolke)	Bereich um einen Atomkern, in dem sich ein Elektron (oder ein Elektronenpaar) mit einer hohen Wahrscheinlichkeit aufhält	
Elektronenpaarabstoßungsmodell (= EPA-Modell)	Modell zur Herleitung des räumlichen Baus von Molekülen: <ol style="list-style-type: none"> 1. Aufstellen der Valenzstrichformel des Moleküls. 2. Die Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. 3. Mehrfachbindungen (Doppel- und Dreifachbindungen) werden im EPA-Modell näherungsweise als Einfachbindungen betrachtet. 4. Freie Elektronenpaare wirken stärker abstoßend als bindende. 	
Elektronegativität	<ul style="list-style-type: none"> - Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung das Bindungselektronenpaar / -paare an sich zu ziehen. - Das Fluoratom hat die größte Elektronegativität: $EN(F) = 4$ 	
Polare Atombindung	<ul style="list-style-type: none"> - Eine polare Atombindung (Bindungspolarität) liegt vor, wenn sich die beiden an der Atombindung beteiligten Atome in ihrer EN unterscheiden: <ul style="list-style-type: none"> • Das Atom mit der größeren Elektronegativität zieht das Elektronenpaar stärker zu sich heran und ist negativ polarisiert (negative Partialladung, δ^-). • Das andere Atom mit der niedrigeren Elektronegativität ist positiv polarisiert (positive Partialladung, δ^+). <p align="center">$\delta^+ \quad \delta^-$</p> <p align="center">Beispiel: H — Cl</p> <ul style="list-style-type: none"> - Je größer der Elektronegativitätsunterschied zwischen zwei miteinander über eine Elektronenpaarbindung verbundenen Atomen ist, desto größer ist die Bindungspolarität. - Sind zwei gleiche Atome miteinander verbunden, so ist keine Bindungspolarität vorhanden (unpolare Atombindung). <p align="center">Beispiel: H-H, F-F, Cl-Cl etc.</p>	
Dipolmolekül (= polares Molekül)	<ul style="list-style-type: none"> - Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (X) und der negativen Teilladung (+) <u>nicht</u> zusammen, spricht man von einem Dipol-Molekül (Molekülpolarität liegt vor). - Beispiel: Wassermolekül 	<ul style="list-style-type: none"> - Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (X) und der negativen Teilladung (+) zusammen, so handelt es sich um ein unpolares Molekül (keine Molekülpolarität). - Beispiel: Methanmolekül 
Zwischenmolekulare (= Intermolekulare) Kräfte	<ul style="list-style-type: none"> - Wechselwirkungskräfte, die zwischen den Molekülen (z.B. CO₂-Moleküle) wirken:  <ul style="list-style-type: none"> - Sie dürfen nicht mit Atombindungen (intramolekulare Wechselwirkungen), die innerhalb der Moleküle wirken, verwechselt werden. - Je größer die zwischenmolekularen Wechselwirkungskräfte sind, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um diese Kräfte zu überwinden und desto höher ist die Siedetemperatur (der Siedepunkt) des Stoffes. 	
<i>Van-der-Waals-Kräfte</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Sie liegen zwischen allen Molekülen vor. Zwischen unpolaren Molekülen liegen ausschließlich Van-der-Waals-Kräfte vor. - Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die mit steigender Teilchenmasse und steigender Teilchenoberfläche zunehmen. 	
<i>Dipol-Dipol-Wechselwirkung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Bei Dipol-Molekülen zusätzlich zu den Van-der-Waals-Kräften auftretende Wechselwirkungskräfte. - Sie beruhen auf den Anziehungskräften zwischen den Ladungsschwerpunkten der Teilladungen der Dipolmoleküle. - Sie sind in der Regel stärker als die Van-der-Waals-Kräfte. 	

<i>Wasserstoffbrückenbindung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungskräfte - Sie treten nur dann auf, wenn die Wasserstoffatome <u>direkt</u> an Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atome gebunden sind, d.h. wenn der Elektronegativitätsunterschied (ΔEN) sehr groß ist. 																				
Hydratation	Die Umhüllung der Ionen eines Salzes mit Wasser-Molekülen (= Hydrathülle) beim Auflösen in Wasser wird Hydratation genannt.																				
Säure (nach Brönsted)	<ul style="list-style-type: none"> - Säureteilchen sind Protonendonatoren (= Protonendonoren), d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen abgeben. - Beispiel: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ 																				
Base (nach Brönsted)	<ul style="list-style-type: none"> - Basenteilchen sind Protonenakzeptoren, d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen aufnehmen. - Beispiel: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ 																				
Protolyse (Säure-Base-Reaktion)	<ul style="list-style-type: none"> - Reaktion, bei der ein Protonenübergang von einem Säuremolekül auf ein Basenmolekül stattfindet. - Beispiel: $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$ 																				
pH-Wert	<ul style="list-style-type: none"> - neutrale Lösungen: $pH = 7$ - basische Lösungen: $pH > 7$ Hydroxid-Ionen (OH^-) überwiegen - saure Lösungen: $pH < 7$ Oxonium-Ionen (H_3O^+) überwiegen 																				
Säure-Base-Indikatoren	<ul style="list-style-type: none"> - Verbindungen, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer, alkalisch oder neutral ist - Beispiele für Indikatoren: <table border="1"> <thead> <tr> <th>Name</th> <th>sauer</th> <th>neutral</th> <th>basisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Bromthymolblau</td> <td>gelb</td> <td>grün</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>farblos</td> <td>rot</td> </tr> <tr> <td>Universalindikator</td> <td>rot</td> <td>gelb</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Lackmus</td> <td>rot</td> <td>violett</td> <td>blau</td> </tr> </tbody> </table>	Name	sauer	neutral	basisch	Bromthymolblau	gelb	grün	blau	Phenolphthalein	farblos	farblos	rot	Universalindikator	rot	gelb	blau	Lackmus	rot	violett	blau
Name	sauer	neutral	basisch																		
Bromthymolblau	gelb	grün	blau																		
Phenolphthalein	farblos	farblos	rot																		
Universalindikator	rot	gelb	blau																		
Lackmus	rot	violett	blau																		
Ampholyt	<ul style="list-style-type: none"> - Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Brönsted-Säure als auch als Brönsted-Base reagieren können - Beispiel: Wassermolekül • Wasser als Brönsted-Base: $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ bzw. $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ • Wasser als Brönsted-Säure: $H_2O \rightarrow OH^- + H^+$ bzw. $H_2O + NH_3 \rightarrow OH^- + NH_4^+$ 																				
Neutralisationsreaktion	Protolyse zw. Oxonium-Ionen der sauren Lösung und Hydroxid-Ionen der basischen Lösung unter Bildung von Wassermolekülen: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$ bzw. $H_3O^+ + Cl^- + NH_4^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O + NH_4^+ + Cl^-$ Säure + Base \rightarrow Wasser + Salz																				
Maßlösung / Titrans	<ul style="list-style-type: none"> - Ein Titrans ist eine Lösung mit genau definierter Konzentration. - Es wird bei einer Titration in die Bürette eingefüllt. 																				
Neutralisationstiteration	Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure oder Lauge: <ol style="list-style-type: none"> 1. Die Maßlösung (z.B. 0,1-molare Natronlauge) wird über die Bürette in die Probelösung unbekannter Konzentration (z.B. 100 ml Salzsäure) in der Vorlage eingetropft: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ 2. Es wird der Verbrauch an Natronlauge bis zum Umschlagen des Indikators (z.B. Bromthymolblau von gelb zu grün) ermittelt. 3. Dadurch kann die Konzentration der Salzsäure ermittelt werden. Beispiel: Es werden 10 ml 0,1-molare Natronlauge verbraucht. $n(NaOH) = c(NaOH) \cdot V(NaOH) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,01 \text{ l} = 0,001 \text{ mol}$ $n(HCl) = n(NaOH) = 0,001 \text{ mol}$ $c(HCl) = n(HCl)/V(HCl) = 0,001 \text{ mol} / 0,1 \text{ l} = 0,01 \text{ mol/l}$ 																				
Äquivalenzpunkt	Umschlagspunkt bei der Neutralisationstiteration: $n(H_3O^+) \text{ vorgelegen} = n(OH^-) \text{ hinzugegeben}$																				

Redoxreaktionen	<ul style="list-style-type: none"> - Elektronenübertragungs- / Elektronenaustauschreaktionen - Kombination von Reduktionsreaktion und Oxidationsreaktion
<i>Oxidation</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Teilreaktion, bei der eine Elektronenabgabe stattfindet - Beispiel: Ox.: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
<i>Reduktion</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Teilreaktion, bei der eine Elektronenaufnahme stattfindet - Beispiel: Red.: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
<i>Oxidationsmittel</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Sie oxidieren andere Stoffe und werden selbst reduziert. - Sie nehmen Elektronen auf (Elektronenakzeptoren). - Typische Oxidationsmittel: <ul style="list-style-type: none"> • Sauerstoff (O_2) und Halogene (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) • Dichromat-Ionen ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) und Permanganat-Ionen (MnO_4^-)
<i>Reduktionsmittel</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Sie reduzieren andere Stoffe und werden selber oxidiert. - Sie geben Elektronen ab (Elektronendonatoren). - Typische Reduktionsmittel: <ul style="list-style-type: none"> • Wasserstoff (H_2), Metalle (Na, Mg, Al), Kohlenstoff (C) • Sulfit-Ionen (SO_3^{2-})
<i>Oxidationszahl (OZ)</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener Ladungen von Teilchen wird als OZ bezeichnet. - Bei einer Redoxreaktion verändert sich die OZ: <ul style="list-style-type: none"> • Erhöhung der OZ \Rightarrow Oxidation • Erniedrigung der OZ \Rightarrow Reduktion
<i>Ermittlung der OZ (Methode der Bezugselemente)</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Atome in <u>Elementen</u> haben stets die OZ null. Beispiele: H_2, Cl_2, O_2, Mg, Na, Al etc. - Fluoratome in <u>Verbindungen</u> haben stets die OZ -1. Beispiele: HF, NaF etc. - Wasserstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ +1. Beispiele: HCl, H_2O etc. Ausnahme: Hydride (NaH) $\text{OZ}(\text{H}) = -1$ - Sauerstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ -2. Beispiele: CaO, H_2O Ausnahme: Peroxide (H_2O_2) $\text{OZ}(\text{O}) = -1$ - Bei <u>Atom-Ionen</u> ist die OZ gleich der Ionenladung. Beispiele: Fe^{3+} $\text{OZ}(\text{Fe}^{3+}) = +3$ - Bei <u>Molekül-Ionen</u> ist die Summe der OZen der Atome gleich der Ionenladung. Beispiel: MnO_4^- $\text{OZ}(\text{O}) = -2$, $\text{OZ}(\text{Mn}) = +7$ - Bei <u>ungeladenen Molekülen und Salzen</u> ist die Summe der OZen der Atome null. Beispiele: MnO_2 $\text{OZ}(\text{O}) = -2$, $\text{OZ}(\text{Mn}) = +4$
<i>Regeln zum Aufstellen von Redox-Reaktionen</i>	<p>Beispiel: Kaliumpermanganat reagiert im Sauren mit Kaliumiodid unter Bildung von Mangan(II)-Ionen und Iod.</p> <ol style="list-style-type: none"> <u>Anschreiben der Redoxpaare (oxidierte und reduzierte Teilchen):</u> $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ I^- / I_2 (saurer Milieu) <u>Ermittlung der OZ:</u> $\text{OZ}(\text{Mn}) = +7 / \text{OZ}(\text{Mn}) = +2$ $\text{OZ}(\text{I}^-) = -1 / \text{OZ}(\text{I}) = 0$ <u>Ausgleichen der Anzahl der Atome, deren OZ sich verändert:</u> $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ (bereits ausgegl.) $2\text{I}^- / \text{I}_2$ <u>Anschreiben der ausgetauschten Elektronen mithilfe der OZ:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ <u>Ladungsausgleich mit H_3O^+-Ionen im Sauren / OH^--Ionen im Bas.:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (bereits ausgeglichen) <u>Ausgleichen der Stoffbilanz mit Wassermolekülen:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$ $/\cdot 2$ Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (bereits ausgegl.) $/\cdot 5$ <u>Ermittlung der Redoxreaktion aus den Teilgleichungen:</u> Redox: $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}_3\text{O}^+ + 10\text{I}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 24\text{H}_2\text{O} + 5\text{I}_2$

	3. Verzweigt-kettige Alkene a. Der Stammmname des Alkens ist die längste Kette, die die Doppelb. enthält. $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <div style="display: inline-block; border: 1px solid black; padding: 2px; margin-left: 100px;">2-Methylbut-1-en</div>		
	b. Die Kette wird so durchnummeriert, dass die Doppelbindung die niedrigste Nummer erhält (und nicht die erste Seitenkette): $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <div style="display: inline-block; border: 1px solid black; padding: 2px; margin-left: 100px;">3-Methylbut-1-en</div>		
	4. Bei Alkenen mit symmetrischem Stammsystem erhält die Seitenkette die niedrigere Nummer. $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ <div style="display: inline-block; border: 1px solid black; padding: 2px; margin-left: 100px;">2-Methylhex-3-en</div>		
<i>Alkine</i>	- Nomenklatur analog der Nomenklatur der Alkene (s.o.): Beispiel: $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ 4-Methylpent-2-in		
Vergleich der Halogenierung von Alkanen und Alkenen	A Halogenierung von Alkanen: Beispiel: Chlorierung von Methan $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{Cl} + \text{HCl}\uparrow$ Substitutionsreaktion: Ein H-Atom wird durch ein Halogenatom ersetzt (radikalische Substitution)		B Halogenierung von Alkenen: Beispiel: Bromierung von Ethen $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BrH}_2\text{C}-\text{CH}_2\text{Br}$ Additionsreaktion: Die Bromatome werden an die Doppelbindung addiert (elektrophile Addition)
Elektrophiles Teilchen	- wörtliche Übersetzung: "elektronenliebendes Teilchen" - Kation oder an einer Stelle positiv polarisiertes Teilchen - Angriff an einem Ort hoher Elektronendichte (z.B. Doppelbindung) möglich		
Isomerie	Phänomen, dass mehrere Verbindungen trotz gleicher Summenformel einen unterschiedlichen Molekülbau und infolgedessen unterschiedliche (physikalische und chemische) Eigenschaften aufweisen		
<i>Konstitutionsisomerie</i>	- Typ von Isomerie, bei der die Atome im Molekül unterschiedlich miteinander verknüpft sind. - Beispiel: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <i>n-Butan</i> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$ <i>2-Methylpropan</i>		
<i>Stereoisomerie</i>	Typ von Isomerie, bei der die Atome trotz gleicher Verknüpfung zueinander räumlich unterschiedlich angeordnet sind.		
<i>E-Z-Isomerie</i> (veraltete Bezeichnung: <i>cis-trans-Isomerie</i>)	Typ der <u>Stereoisomerie</u> , bei der die unterschiedliche räumliche Anordnung der Atome auf der gehinderten Rotation um eine C-C-Doppelbindung beruht: <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Z- bzw. cis-1,2-Dichlorethen </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{Cl} \quad \text{H} \end{array}$ E- bzw. trans-1,2-Dichlorethen </div> </div>		
Alkohole	Organische Moleküle mit mindestens einer Hydroxy(l)-Gruppe (-OH)		
	Primäre Alkohole - OH-Gruppe tragendes C-Atom endständig - oxidierbar zum Aldehyd oder zur Carbonsäure	Sekundäre Alkohole - OH-Gruppe tragendes C-Atom mit 2 weiteren C-Atomen verbunden - oxidierbar zum Keton	Tertiäre Alkohole - OH-Gruppe tragendes C-Atom mit 3 weiteren C-Atomen verbunden - nicht oxidierbar ohne Bindungsbruch
Carbonylverbindungen	$\begin{array}{c} \delta^- \\ \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$ - Sie enthalten eine Carbonylgruppe (C=O) im Molekül. - Dazu gehören Aldehyde = Alkanale (z.B. Ethanal $\text{H}_3\text{C}-\text{CHO}$) und Ketone = Alkanone (z.B. Aceton $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CH}_3$). - Das C-Atom der Carbonylgruppe ist positiv polarisiert.		
Fehlingprobe	- Nachweisreaktion für Aldehyde = Alkanale durch Mischung von: • Fehling I = Lösung von Kupfer(II)-sulfat • Fehling II = Lösung von Kalium-Natrium-Tartrat und Natriumhydroxid - Bei Erwärmen mit einem Aldehyd wird dieser zur Carbonsäure oxidiert und die Kupfer(II)-Ionen zu rotem Kupfer(I)-oxid (Cu₂O) reduziert : Ox.: $\text{R}-\text{CHO} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{R}-\text{COOH} + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O}$ Red.: $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ Redox: $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{OH}^- + \text{R}-\text{CHO} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{R}-\text{COOH}$		

Nukleophile Addition bei Carbonylverbindungen	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{R}' \end{array} + \text{IX-H} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{HO}-\text{C}-\text{X} \\ \\ \text{R}' \end{array}$ <p>Carbonylverbindung Nukleophil Addukt</p>
Nukleophiles Teilchen	<ul style="list-style-type: none"> - wörtliche Übersetzung: "kernliebendes Teilchen" - Anion oder Teilchen mit einem freien Elektronenpaar - Angriff an einem Ort erniedrigter Elektronendichte
Carbonsäuren	<ul style="list-style-type: none"> - Organische Moleküle mit mindestens einer Carboxy(l)-Gruppe (-COOH). - Carbonsäuren reagieren sauer: $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}^- \end{array} + \text{H}_3\text{O}^+$ <p>Carbonsäure Carboxylat-Anion</p>
Ester	<ul style="list-style-type: none"> - Ester entstehen bei der Reaktion einer Carbonsäure mit einem Alkohol. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array} + \text{H}-\text{O}-\text{R} \xrightleftharpoons[\text{Esterhydrolyse}]{\text{Veresterung / Kondensation}} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{R} \end{array} + \text{H}-\text{O}-\text{H}$ <p>Carbonsäure Carbonsäureester</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ester können umgekehrt mit Wasser wieder zu den Ausgangsstoffen reagieren (Esterhydrolyse). => Es stellt sich ein Ester-Gleichgewicht, bei dem Esterbildung und Esterhydrolyse in gleichem Maße ablaufen.
Kohlenhydrate	
Monosaccharid (Beispiel: Glucose)	Bildung der Ringform durch intramolekulare nukleophile Addition:  <p>Glucose (Aldehydform) Ringschluss Glucose (Ringform)</p>
Polysaccharid (Beispiel: Stärke)	Bildung formal durch Kondensation vieler Glucose-Moleküle: 
Aminosäuren	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}^{\alpha}-\text{H} \\ \\ \text{R} \end{array}$ <ul style="list-style-type: none"> - α-Aminocarbonsäuren = 2-Aminocarbonsäuren - In natürlich vorkommenden Proteinen findet man 20 verschiedene Aminosäuren, die sich in ihren Resten (R) unterscheiden.
Peptidbindung	Entsteht durch Wasserabspaltung (Kondensation) zw. der Carboxy-Gruppe einer Aminosäure und der α -Aminogruppe einer anderen Aminosäure: $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C} \\ \\ \text{R} \end{array} + \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{R}' \end{array} \xrightarrow{\text{Kondensation}} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{R} \quad \text{H} \quad \text{R}' \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Aminosäure 1 Aminosäure 2 Dipeptid Wasser</p> <p>Durch fortgesetzte Kond. bilden sich Polypeptide bzw. Proteine (=Eiweißstoffe).</p>
Fette	<ul style="list-style-type: none"> - Fette sind Tri-Ester aus langkettigen Carbonsäuren (= Fettsäuren) und dem dreiwertigen Alkohol Glycerin (= Propan-1,2,3-triol). - Die alkalische Hydrolyse (Verseifung) von Fetten liefert Glycerin und Seifen: $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R} \\ \\ \text{HC}-\text{O}-\text{C}-\text{R}' \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}'' \end{array} + 3 \text{NaOH (aq)} \xrightarrow{\text{Hydrolyse}} \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{HC}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array} + \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Na}^+ \text{ } \text{ } \text{O}^- -\text{C}-\text{R} \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{Na}^+ \text{ } \text{ } \text{O}^- -\text{C}-\text{R}' \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{Na}^+ \text{ } \text{ } \text{O}^- -\text{C}-\text{R}'' \end{array}$ <p>Fett Natronlauge Glycerin Seife</p>