



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften									
Atomorbital (Kugelwolke)	Ein Orbital ist der Bereich in der Atomhülle, in dem ein Elektron die höchste Aufenthaltswahrscheinlichkeit hat. Bei einer Elektronenpaarbindung überlappen zwei Atomorbitale zu einem Molekülorbital.								
Molekülgeometrie	Räumliche Gestalt eines Moleküls. Sie wird bestimmt durch Bindungslänge und Bindungswinkel . Grundlage ist das Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell .								
Valenzelektronen-paar-abstoßungsmodell (VSEPR/EPA)	<p>Zweck: Beschreibung der Molekülgeometrie</p> <p>Vorgehen zur Ermittlung der Molekülgeometrie:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Valenzstrichformel aufstellen. - Anzahl aller Elektronenpaare am Zentralatom ermitteln. - Doppel- und Dreifachbindungen wie Einfachbindungen behandeln. - Bindungselektronen und freie Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab. - Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare. - Elektronenpaare ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. <p>Geometrische Grundformen:</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>linear</td> <td>gewinkelt</td> <td>pyramidal</td> <td>tetraedrisch</td> </tr> <tr> <td>CO₂, HCl</td> <td>H₂O</td> <td>NH₃</td> <td>CH₄</td> </tr> </table>	linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch	CO ₂ , HCl	H ₂ O	NH ₃	CH ₄
linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch						
CO ₂ , HCl	H ₂ O	NH ₃	CH ₄						
Elektronegativität (EN)	Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer Elektronenpaarbindung Bindungselektronen an sich zu ziehen. EN (F) > EN (O) > EN (N) > EN (Cl)								
Dipol-Moleküle	<p>Polare Moleküle mit einer unsymmetrischen Verteilung der Ladungsdichte nennt man Dipole. Sie sind nach außen hin elektrisch neutral, lassen sich aber in einem elektrischen Feld ausrichten. Bsp.: Wasser</p> <div style="text-align: center;"> <p style="color: purple; font-size: small;">Ladungsschwerpunkt</p> <p style="color: purple; font-size: small;">δ⁻</p> <p style="color: purple; font-size: small;">O</p> <p style="color: purple; font-size: small;">H H</p> <p style="color: purple; font-size: small;">δ⁺</p> <p style="color: purple; font-size: small;">Ladungsschwerpunkt</p> </div>								



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)	<p>⇒ Van-der-Waals-Kräfte (VdW-Kräfte): Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die auf der elektrostatischen Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen bei Atomen oder Molekülen beruhen. Die Kräfte nehmen mit der Größe der Atome oder Moleküle zu.</p> <p>⇒ Dipol-Dipol-Kraft: elektrostatische Anziehung zwischen Dipol-Molekülen</p> <p>⇒ Wasserstoffbrücken (H-Brücken): H-Brücken sind starke ZMK zwischen einem partial stark positiv geladenem H-Atom, das an ein F-, O-, N- oder Cl-Atom gebunden ist, und einem freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Partners wie F, O, N oder Cl). Bsp.: $F - H \quad F - H$</p> <p>⇒ Dipol-Ionen-Brücke: elektrostatische Anziehung zwischen einem Dipol-Molekül und einem Ion</p> <p>Je stärker die ZMK eines Stoffes X sind, umso höher liegen dessen Schmelz- und Siedetemperatur bzw. umso schwerlöslicher ist dieser Stoff X in Wasser.</p>
Hydratation	Wassermoleküle umhüllen die Ionen eines Salzes und bilden eine Hydrathülle . Die dabei freigesetzte Wärme bezeichnet man als Hydratationsenergie ΔE_H .
Lösungsenergie ΔE_L	Differenz zwischen der Hydratationsenergie ΔE_H und der Gitterenergie ΔE_G eines Salzes: $\Delta E_L = \Delta E_G - \Delta E_H $ <p>$\Delta E_H > \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L < 0 \Rightarrow$ exothermer Lösevorgang z. B. $CaCl_2$</p> <p>$\Delta E_H < \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L > 0 \Rightarrow$ endothermer Lösevorgang z. B. KCl</p> <p>$\Delta E_H \ll \Delta E_G \Rightarrow$ schwerlösliches Salz z. B. $AgCl (s)$</p>
Löslichkeit von Stoffen	„ <i>similia similibus solvuntur</i> “ – „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ Polare Moleküle, das heißt Moleküle mit einem Dipolmoment (z. B. HCl) lösen sich in hydrophilen Lösungsmitteln (z. B. Wasser). Unpolare Teilchen (z. B. C_5H_{12}) lösen sich in hydrophoben Lösungsmitteln (z. B. Benzin). polar/unpolar: Teilcheneigenschaften hydrophil/hydrophob: Stoffeigenschaften



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Besondere Eigenschaften des Stoffes Wasser	<p>Oberflächenspannung Die Wasser-Moleküle üben Dipol-Dipol-Kräfte aufeinander aus. An der Oberfläche besteht allerdings kein Kräftegleichgewicht, so dass eine Anziehung nach innen entsteht.</p> <p>Dichteanomalie Wasser besitzt bei 4°C die größte Dichte, da die Wasser-Moleküle bei dieser Temperatur die geringsten Abstände zueinander einnehmen.</p> <p>Dichte (festes Wasser = Eis) < Dichte (flüssiges Wasser)</p>																					
2. Protonenübertragung: Säure-Base-Reaktionen																						
Protolyse: Säure-Base-Reaktion	<p>Protolysen sind Reaktionen mit einem Protonenübergang von einer Säure auf eine Base.</p> <table border="1" data-bbox="528 752 1474 898"> <thead> <tr> <th>HA</th> <th>+</th> <th>B⁻</th> <th>→</th> <th>A⁻</th> <th>+</th> <th>HB</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Säure 1</td> <td></td> <td>Base 2</td> <td></td> <td>Base 1</td> <td></td> <td>Säure 2</td> </tr> <tr> <td>Protonen-donator</td> <td></td> <td>Protonen-akzeptor</td> <td></td> <td>Protonen-akzeptor</td> <td></td> <td>Protonen-donator</td> </tr> </tbody> </table> <p>Korrespondierendes Säure/Base-Paar 1: HA/A⁻ Korrespondierendes Säure/Base-Paar 2: HB/B⁻</p>	HA	+	B ⁻	→	A ⁻	+	HB	Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2	Protonen-donator		Protonen-akzeptor		Protonen-akzeptor		Protonen-donator
HA	+	B ⁻	→	A ⁻	+	HB																
Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2																
Protonen-donator		Protonen-akzeptor		Protonen-akzeptor		Protonen-donator																
Säuren (nach Brønsted)	<p>Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben können (= Protonendonatoren).</p> <p>z.B.: HCl, HNO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₄, H₂O, H₃O⁺</p> <p>Starke Säuren (z. B. HI) geben Protonen leichter ab als schwache Säuren (z. B. HF).</p>																					
Basen (nach Brønsted)	<p>Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen können (= Protonenakzeptoren).</p> <p>z. B.: I⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻, NH₃, PO₄³⁻, H₂O, OH⁻, F⁻</p> <p>Starke Basen (z. B. F⁻) nehmen Protonen leichter auf als schwache Basen (z. B. I⁻).</p>																					
Saure Lösungen	<p>Wässrige Lösungen, die mehr Oxonium-Ionen (H₃O⁺) als Hydroxid-Ionen (OH⁻) enthalten.</p>																					
Basische Lösungen (Laugen)	<p>Wässrige Lösungen, die mehr Hydroxid-Ionen (OH⁻) als Oxonium-Ionen (H₃O⁺) enthalten.</p>																					
Ampholyt	<p>Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Brønsted -Säure als auch als Brønsted -Base reagieren können, z. B. H₂O, HSO₄⁻.</p>																					
Neutralisationsreaktion	<p>Protonenübertragungsreaktion eines H₃O⁺-Ions auf ein OH⁻-Ion unter Bildung von Wasser: H₃O⁺ + OH⁻ → 2 H₂O</p>																					



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Stoffmengen- konzentration c	Die Stoffmengenkonzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n und dem Volumen V des gelösten Stoffes X: $[c] = \frac{\text{mol}}{\text{l}} \qquad c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$																					
Titration	Verfahren zur Bestimmung einer Säure (oder Lauge) unbekannter Konzentration mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) genau definierter Konzentration (Maßlösung).																					
pH-Wert	Mithilfe des pH-Werts gibt man die Oxonium-Ionen-Konzentration in einer wässrigen Lösung an. pH < 7 → saure Lösung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ pH = 7 → neutrale Lösung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ pH > 7 → basische Lösung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$																					
Indikatoren	Indikatoren sind Stoffe, die anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer oder basisch ist. Sie nehmen in sauren Lösungen eine andere Farbe an als in basischen Lösungen. <table border="1" style="margin-left: 20px;"> <thead> <tr> <th>Indikator</th> <th>sauer</th> <th>basisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Bromthymolblau (BTB)</td> <td>gelb</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>pink</td> </tr> </tbody> </table>	Indikator	sauer	basisch	Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau	Phenolphthalein	farblos	pink												
Indikator	sauer	basisch																				
Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau																				
Phenolphthalein	farblos	pink																				
3. Elektronenübertragung: Redox-Reaktionen																						
Redox-Reaktion	Bei Redox-Reaktionen werden Elektronen (e^-) von einem Reduktionsmittel (Elektronendonator) auf ein Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor) übertragen . Dabei ändern sich die Oxidationszahlen der beteiligten Atome. <table border="1" style="margin-left: 20px;"> <thead> <tr> <th>Mg</th> <th>+</th> <th>Cl₂</th> <th>→</th> <th>Mg²⁺</th> <th>+</th> <th>2 Cl⁻</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Reduktionsmittel 1</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 2</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 1</td> <td></td> <td>Reduktionsmittel 2</td> </tr> <tr> <td>Elektronendonator</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronendonator</td> </tr> </tbody> </table> korrespondierendes Redox-Paar 1: Mg/Mg ²⁺ korrespondierendes Redox-Paar 2: 2 Cl ⁻ /Cl ₂	Mg	+	Cl ₂	→	Mg ²⁺	+	2 Cl ⁻	Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2	Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator
Mg	+	Cl ₂	→	Mg ²⁺	+	2 Cl ⁻																
Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2																
Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator																
Oxidationszahl (OZ)	Fiktive Ladungszahlen , die in Molekülen durch Zuordnung von Bindungselektronen anhand der Elektronegativität der Bindungspartner entstehen.																					
Oxidation	Abgabe von Elektronen, Erhöhung der Oxidationszahl (OZ) OZ: 0 +II Bsp.: Mg → Mg ²⁺ + 2e ⁻																					
Reduktion	Aufnahme von Elektronen, Erniedrigung der Oxidationszahl (OZ) OZ: 0 -I Bsp.: Cl ₂ + 2e ⁻ → 2 Cl ⁻																					



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor)	Ein Oxidationsmittel oxidiert einen anderen Stoff, indem es von diesem Elektronen aufnimmt und dabei selbst reduziert wird.	
Reduktionsmittel (Elektronendonator)	Ein Reduktionsmittel reduziert einen anderen Stoff, indem es an diesen Elektronen abgibt und dabei selbst oxidiert wird.	
Beispiele für Redox-Reaktionen	Galvanische Zelle	Elektrolyse
	Spontaner Redox-Prozess, bei dem chemische in elektrische Energie umgewandelt wird.	Erzwungener Redox-Prozess, bei dem elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt wird.
	Beispiel: Brennstoffzelle	Beispiel: Chlor-Alkali-Elektrolyse

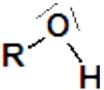
4. Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

Organische Chemie	Chemie der Kohlenstoffverbindungen Ausnahmen (zählen zur anorganischen Chemie): - Kohlensäure (H_2CO_3) und ihre Salze (Carbonate) - Blausäure (HCN) und ihre Salze (Cyanide) - Cyanate, Carbide, CO_2 und CO
4.1. Kohlenwasserstoffe	
Alkane	Gesättigte Kohlenwasserstoffe (KW), die nur Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen im Molekül aufweisen. Die allgemeine Formel der Alkane lautet: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Die räumliche Anordnung der Atombindungen am C-Atom ist tetraedrisch . Bindungswinkel: $109,5^\circ$
Alkene	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (KW), mit mindestens einer Doppelbindung im Molekül. Die allgemeine Formel lautet: C_nH_{2n} . planare Anordnung der Atombindungen der an der Doppelbindung beteiligten Kohlenstoffatome (Bindungswinkel 120°)
Alkine	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (KW), die mindestens eine Dreifachbindung im Molekül aufweisen. Die allgemeine Formel lautet: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. lineare Anordnung der Atombindungen der an der Dreifachbindung beteiligten Kohlenstoffatome (Bindungswinkel 180°)
Homologe Reihe	Reihe von Kohlenstoffverbindungen, die sich durch jeweils eine Methylengruppe ($-\text{CH}_2$) unterscheiden: Homologe Reihe der Alkane: Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Oktan, Nonan, Dekan analog: Alkene/Alkine mit einer Doppel- bzw. Dreifachbindung.
Konstitutionsisomerie	Isomerie liegt vor bei Molekülen gleicher Summenformel aber unterschiedlicher Verknüpfung (Struktur, Konstitution) der Atome. z. B. Butan / 2-Methylpropan



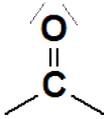
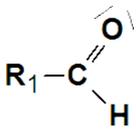
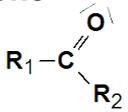
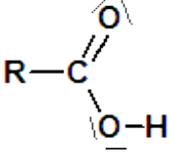
Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Stellungsisomere	Isomere unterscheiden sich nur in der Position (Stellung) der Mehrfachbindung , z. B. But-1-en und But-2-en.
E/Z-Isomerie (an Doppelbindungen)	<p>liegt bei Doppelbindungen vor, da diese nicht frei drehbar sind: (Z: „zusammen“, E: „entgegen“)</p> <div style="text-align: center;"><p>(Z)-1,2-Dichlorethen (E)-1,2-Dichlorethen</p></div> <p>gleiche Summenformel, unterschiedliche Konstitution und Konfiguration (Anordnung der Atome im Raum)</p>
Physikalische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe (KW)	
Siedetemperatur (SdT)	<p>Allgemein gilt: Je größer die zwischenmolekularen Kräfte (hier Van der Waals- (VdW-) Kräfte) sind, desto höher ist der Energiebedarf, um die Moleküle voneinander zu trennen und desto höher die SdT.</p> <p>Bei <i>unverzweigten</i> KW gilt: je länger die KW-Kette, desto größer die Oberfläche und desto stärker die VdW-Kräfte.</p> <p>Bei <i>verzweigten</i> KW gilt: je stärker verzweigt, desto kleiner die Oberfläche, desto kleiner die VdW-Kräfte.</p>
Löslichkeit	„ <i>similia similibus solvuntur</i> – Ähnliches löst sich in Ähnlichem “: KW sind unpolar und lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (z. B. Benzin)
Chemische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe (KW)	
Brennbarkeit	KW sind brennbar . Produkte: Kohlenstoffdioxid und Wasser
Radikalische Substitutionsreaktion (unter Lichteinfluss) (typische Reaktion bei Alkanen)	<p>Reaktion zwischen zwei Molekülen, bei der Molekülteile ausgetauscht (substituiert) werden, z. B. die Halogenierung von Ethan mit Brom zu Wasserstoffbromid und Bromethan.</p> <div style="text-align: center;"><p>Bromethan</p></div> <p>Die Reaktion ist gegliedert in Startreaktion, Kettenreaktion und Abbruchreaktionen.</p>

<p>Elektrophile Addition (auch im Dunkeln möglich) (typische Reaktion für ungesättigte Verbindungen)</p>	<p>Anlagerung eines Moleküls an eine Doppelbindung/Dreifachbindung eines Alkens/Alkins unter Ausbildung von Atombindungen. Reaktionsmechanismus läuft in 2 Schritten ab:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. elektrophiler Angriff eines Kations oder positiv polarisierten Teilchens → <i>kationische Zwischenstufe</i> 2. Rückseitenangriff des Anions <p>z. B. die Halogenierung durch Addition von Brom an Ethen:</p> $ \begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{H} \end{array} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H} & \text{Br} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & - & \text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{Br} & \text{H} \end{array} $ <p style="text-align: center;">1,2-Dibromethan</p>
<h2>4.2. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen</h2>	
<h3>Alkohole (Alkanole)</h3>	
<p>Alkohole/Alkanole</p> 	<p>Organische Moleküle mit mind. einer Hydroxygruppe (-OH) Nomenklatur: Alkanname + Endung -ol</p> <p>primäre Alkohole/Alkanole: endständige Hydroxygruppe, z. B. Ethanol</p> <p>sekundäre Alkohole/Alkanole: Hydroxygruppe am sekundären C-Atom: z. B. Propan-2-ol</p> <p>tertiäre Alkohole/Alkanole: Hydroxygruppe am tertiären C-Atom: z. B. 2-Methylpropan-2-ol</p> <p>Wertigkeit des Alkohols/Alkanols: Anzahl der OH-Gruppen</p>
<h3>Physikalische Eigenschaften der Alkanole</h3>	
<p>Siedetemperatur (SdT)</p>	<p>SdT höher als bei KW Ursache: Dipolcharakter der Hydroxygruppe Zusätzlich zu Van-der-Waals-Kräften der Alkylreste bilden sich Wasserstoffbrücken aus. → höhere Siedetemperatur.</p>
<p>Löslichkeit</p>	<p>Kurzkettige Alkanole sind in polaren Lösungsmitteln löslich. Bei längerkettigen überwiegt der unpolare Alkylrest. → löslich in unpolaren Lösungsmitteln</p>
<h3>Chemische Eigenschaften der Alkanole</h3>	
<p>Oxidierbarkeit von Alkoholen</p>	<p>schrittweise Oxidierbarkeit</p> <p>primäre Alkohole $\xrightarrow{\text{Ox.}}$ Aldehyde $\xrightarrow{\text{Ox.}}$ Carbonsäuren</p> <p>sekundäre Alkohole $\xrightarrow{\text{Ox.}}$ Ketone</p> <p>tertiäre Alkohole $\xrightarrow{\text{Ox.}}$ nur unter Zerstörung des C-Gerüsts</p> <p><i>Oxidationsmittel:</i> z. B. Kaliumpermanganat (KMnO₄) und Kaliumdichromat (K₂Cr₂O₇)</p>



Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Carbonylverbindungen	
Carbonyle 	Organische Moleküle, die eine planar gebaute Carbonylgruppe enthalten. Bindungswinkel der Carbonylgruppe: 120°. Man unterscheidet zwischen Aldehyden (Alkanalen) und Ketonen (Alkanonen).
Aldehyde/Alkanale 	funktionelle Gruppe: Aldehyd-/Alkanalgruppe (R-CHO) z. B. Ethanal H ₃ CCHO Nomenklatur: Alkanname + Endung -al Nachweis (s. u.) der Aldehydgruppe: Fehling-Probe
Ketone/Alkanone 	funktionelle Gruppe: Keto-/Alkanongruppe (Carbonylgruppe) z. B. Propanon H ₃ CCOCH ₃ . Nomenklatur: Alkanname + Endung -on
Physikalische Eigenschaften der Alkanale und Alkanone	
Schmelz- (SmT) und Siedetemperaturen (SdT)	SmT und SdT sind höher als bei vergleichbaren KW, aber geringer als bei Alkoholen/Alkanolen. Ursache: Das Kohlenstoffatom der Carbonylgruppe ist positiv polarisiert . → Dipol-Dipol-Kräfte zwischen den funktionellen Gruppen
Löslichkeit	Kurzkettige Aldehyde/Alkanale sind mäßig wasserlöslich Ketone/Alkanone sind nicht wasserlöslich.
Chemische Eigenschaften der Alkanale und Alkanone	
Fehling-Probe	Nachweisreaktion für Aldehyde/Alkanale mit einem Gemisch aus Fehling I (= Kupfersulfat)-Lösung und Fehling II (= alkalische Kalium-Natrium-Tartrat)-Lösung. Beim Erwärmen in Anwesenheit eines Aldehyds/Alkanals wird dieses zur Carbonsäure/Alkansäure oxidiert und die Cu ²⁺ -Ionen werden zu rotem Cu₂O reduziert.
Carbonsäuren (Alkansäuren)	
Carbonsäuren 	organische Moleküle mit mindestens einer planaren Carboxygruppe (-COOH) . Bindungswinkel der Carboxygruppe: 120°. Nomenklatur: Alkanname + Endung -säure z. B.: Ethansäure, Butansäure → <i>Monocarbonsäuren</i> bei zwei Carboxygruppen → <i>Dicarbonsäuren</i> Trivialnamen: z. B. Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure
Physikalische Eigenschaften der Carbonsäuren (Alkansäuren)	
Schmelz- (SmT) und Siedetemperaturen (SdT)	Wasserstoffbrücken zwischen den Carboxygruppen (Dimerisierung) → höhere Siedepunkte als bei Alkanalen und Alkanonen
Wasserlöslichkeit	sehr gut bei kürzerkettigen Säuren Bei langkettigen überwiegt der unpolare Alkylrest → in Wasser schlecht bis gar nicht löslich

Chemische Eigenschaften der Carbonsäuren (Alkansäuren)

<p>Protolyse/Acidität</p>	<p>Die Carboxygruppe reagiert sauer, ist also ein Protonendonator</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{O}^- \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}^- \\ \\ \text{C}-\text{R} \end{array} \right] + \text{H}_3\text{O}^+ $ <p>Nomenklatur der deprotonierten Säure/des Carboxylations: Alkanname + Endung -ion (Natriummethanoat: NaCOOH)</p>
<p>Veresterung</p>	<p>Beim Kochen mit Alkoholen in Gegenwart von konzentrierter Schwefelsäure (Katalysator) bilden Carbonsäuren in einer Kondensationsreaktion wasserunlösliche Ester. →funktionelle Gruppe: -COOR.</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array} + \begin{array}{c} \text{O}-\text{R}_2 \\ \\ \text{H} \end{array} \xrightleftharpoons[\text{Esterspaltung}]{\text{Veresterung}} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{R}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O} $ <p>Veresterungen sind umkehrbar (reversibel) und Gleichgewichtsreaktionen. Das heißt Ester können mit Wasser in einer Esterhydrolyse wieder zu den Ausgangsstoffen reagieren.</p> <p>Nomenklatur (IUPAC): Alkylrest des Alkanols/Alkohols + Alkanname der Säure + Endung (z. B. Ethylethanoat, Methyl-ethanoat)</p> <p>geläufiger: Alkanname der Säure + Alkylrest des Alkanols/Alkohols + Endung -ester (z. B: Ethansäureethylester, Ethansäuremethylester)</p>

3. Biochemie

<p>Fette</p>	<p>Ester aus Glycerin (Propan 1,2,3-triol) und drei Fettsäuremolekülen (Monoalkansäuren). Bei der basischen Esterhydrolyse erhält man die Alkalisalze der Fettsäuren, die sogenannten. Seifen.</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}_1 \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{HC}-\text{O}-\text{C}-\text{R}_2 \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}_3 \end{array} $
---------------------	--

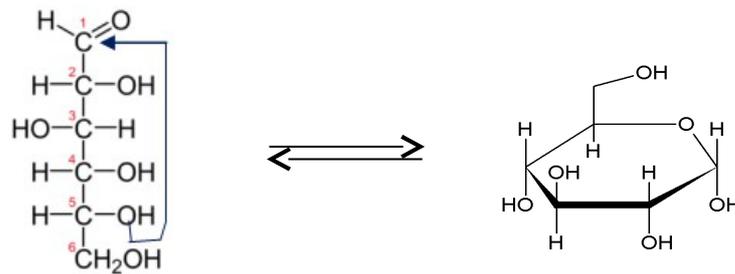
Kohlenhydrate

Glucose (C₆H₁₂O₆) liegt

offenkettig

und

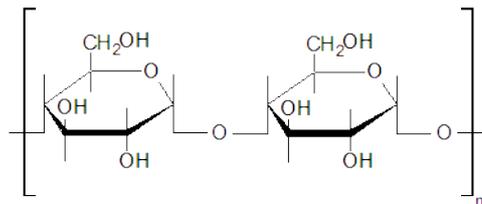
ringförmig vor.



Die **Kettenform** geht durch intramolekulare nucleophile Addition in einen **Sechsring** über.

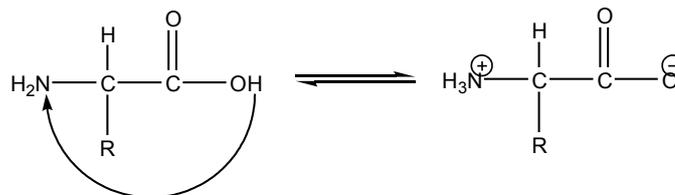
Stärke (Polysaccharid)

Makromolekül, Wichtiger Nähr- und Speicherstoff, der durch lineare Kondensation von Glucosemolekülen entsteht.

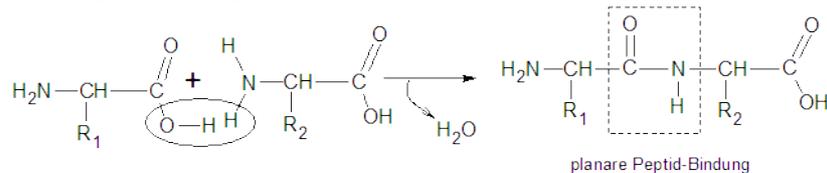


Aminosäuren und Proteine

allgemeine Bezeichnung der **Aminosäuren**: **2-Aminocarbonsäuren**. Sie liegen normalerweise als **Zwitterion** vor (intramolekulare Säure-Base-Reaktion).



Proteine sind makromolekulare **Eiweißstoffe**. Sie entstehen durch **Kondensationsreaktionen** einzelner Aminosäuren. Die **Carboxygruppe** des einen Moleküls bildet mit der **2-Amino-**gruppe eines anderen Aminosäuremoleküls eine **planare Peptid-Bindung** (Bindungswinkel 120°).





Grundwissen Chemie 10. Klasse WSG

Diese Methoden und Konzepte solltest Du beherrschen

Den **räumlichen Bau** einfacher Moleküle beschreiben können und daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte ableiten und auf wesentliche Eigenschaften der Stoffe schließen können.

Das **Donator-Akzeptor-Konzept** auf Säure-Base-Reaktionen und auf Redox-Reaktionen anwenden und entsprechende Reaktionsgleichungen formulieren können.

Eine **Säure-Base-Titration** durchführen und auswerten können.

Beim **Struktur-Eigenschafts-Konzept**: Zusammenhang zwischen Molekülstruktur und Eigenschaften eines Stoffes (wie Siedetemperatur und Löslichkeit) herstellen können.

Organische Moleküle als **Valenzstrichformeln**, Halbstrukturformeln und Keil-/Strichformeln zeichnen können.

Systematische Nomenklatur bei organischen Verbindungen (IUPAC):

Strukturformeln zeichnen und Stoffe benennen können.

Isomerie aus Strukturen ableiten können.

Grundstrukturen von Fetten, Kohlenhydraten und Proteinen