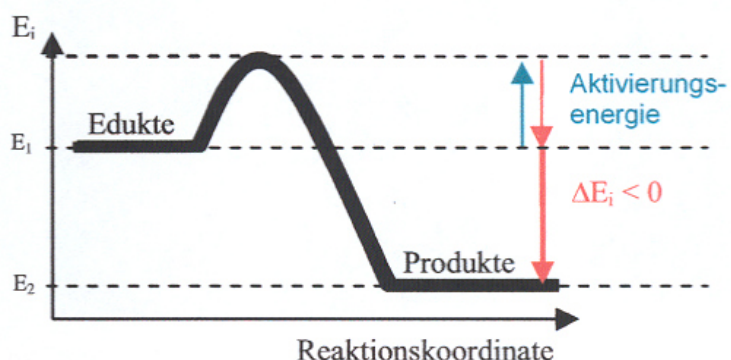
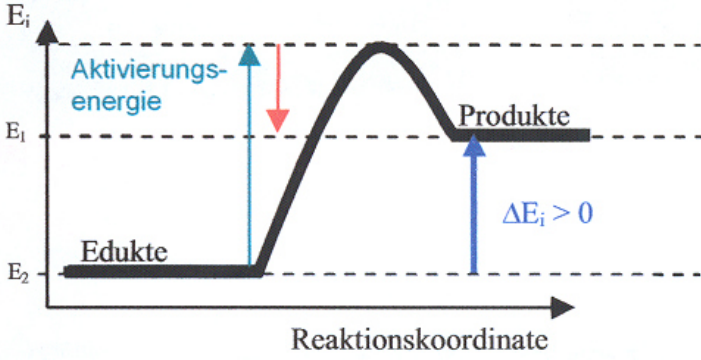


Grundwissen Chemie 8. Jahrgangsstufe - NTG

Betrachtungsebenen: Stoffebene - Teilchenebene	
Stoffebene	Betrachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene)
Teilchenebene	Deuten der Fakten/Phänomene durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände
Einteilung von Stoffen - Teilchenmodell	
Reinstoff	Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) stets gleich bleibende qualitative (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand) und quantitative (z.B. Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte) Eigenschaften (= Kenneigenschaften).
Chemisches Element	Stoffebene: Ein Element ist ein Reinstoff, der mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegt werden kann. Jedem Element ist ein Elementsymbol zugeordnet. Teilchenebene: Ein Element ist ein Verband aus Teilchen einer einzigen Art, d.h. der gleichen Protonenzahl.
Chemische Verbindung	Stoffebene: Eine Verbindung ist ein Reinstoff, der sich in die Elemente zerlegen lässt. Teilchenebene: Eine Verbindung ist ein Verband aus Teilchen (Atomen, Ionen), der sich in mindestens zwei Elemente zerlegen lässt.
Aggregatzustände	Fest (s: solid), flüssig (l: liquid) oder gasförmig (g: gaseous) Übergang von – nach: <ul style="list-style-type: none"> ➤ fest – flüssig = schmelzen ➤ flüssig – gasförmig = sieden (verdampfen) ➤ flüssig – fest = erstarren ➤ gasförmig – flüssig = kondensieren ➤ fest – gasförmig = sublimieren ➤ gasförmig – fest = resublimieren
Teilchenmodell	Das Teilchenmodell beschreibt den Aufbau der Stoffe aus kleinsten, kugelförmigen Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen). Die Teilchen reiner Stoffe sind alle identisch zueinander, unterscheiden sich aber von den Teilchen anderer Stoffe in Größe, Masse und Anziehungskräften.
Gemisch	Gemische bestehen aus zwei oder mehreren Reinstoffen, sie lassen sich durch physikalische Trennverfahren zerlegen.
Homogenes Gemisch	Ein homogenes Gemisch besteht aus zwei oder mehreren Reinstoffen, deren Bestandteile mit unseren Sinnen, also makroskopisch nicht unterscheidbar sind. Beispiele: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Legierung: homogenes Gemisch aus Metallen, z.B. Messing aus Kupfer und Zink oder Bronze aus Kupfer und Zinn. ➤ Lösung: Ein fester, flüssiger oder gasförmiger Stoff ist in einem Lösungsmittel gleichmäßig verteilt.

Heterogenes Gemisch	Ein heterogenes Gemisch besteht aus zwei oder mehreren Reinstoffen, deren Bestandteile mit unseren Sinnen, also makroskopisch unterscheidbar sind. Beispiele: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Feststoffgemisch (Feststoff mit Feststoff, Granit) ➤ Suspension (Feststoff in Flüssigkeit, Schmutzwasser) ➤ Emulsion (Tröpfchenaufschwemmung zweier nicht mischbarer Flüssigkeiten, Fetttropfchen in Wasser) ➤ Rauch (Feststoffteilchen in Gas, Kohlenstoff in Luft) ➤ Nebel (Flüssigkeit in Gas, Wassertröpfchen fein verteilt in Luft)
Trennverfahren	
Sedimentieren	Absetzen lassen der Feststoffteilchen einer Suspension.
Dekantieren	Abgießen einer Flüssigkeit von den festen Bestandteilen.
Abscheiden	Abgießen der oberen oder unteren Phase eines Flüssigkeitsgemisches, in dem die beiden Komponenten unterschiedliches Lösungsverhalten zeigen (z.B.: Öl-Wasser-Gemisch).
Filtrieren	Trennung aufgrund unterschiedlicher Teilchengröße.
Destillieren	Trennung durch Verdampfen und anschließendes Kondensieren des flüssigen Stoffes.
Abdampfen (Eindampfen)	Erhitzen von Lösungen, um das Lösungsmittel vom gelösten Stoff abzutrennen. Beim Abdampfen in einer offenen Apparatur entweicht das Lösungsmittel in die umgebende Luft.
Extrahieren	Trennung durch Herauslösen aufgrund unterschiedlichen Lösungsverhaltens.
Die kleinsten Teilchen der Stoffe	
Atom	Das Atom ist das kleinste Teilchen aller Stoffe.
Molekül	Teilchen aus zwei oder mehr Atomen: <ul style="list-style-type: none"> ➤ bei Elementen: gleichartige Atome ➤ bei Verbindungen: verschiedenartige Atome
Ion	Elektrisch geladenes Teilchen: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Kation: mit positiver Ladung, wandert im elektrischen Feld zum negativen Pol (=Kathode). ➤ Anion: mit negativer Ladung, wandert im elektrischen Feld zum positiven Pol (=Anode).
Teilchenmasse	Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden.
Atomare Masseneinheit	1 u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines ^{12}C -Atoms. $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
Molekülformel	Die Molekülformel gibt die Art und die genaue Anzahl der Atome in einem Molekül an. Beispiele: N_2 , H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Verhältnisformel	Die Verhältnisformel gibt Art und Anzahlverhältnis der Ionen in einem Salz an. Beispiele: NaCl , CaCl_2 . Beachte: Man spricht hier nicht von Molekülen!

Wertigkeit	Die Wertigkeit gibt an, wie viele Wasserstoffatome ein anderes Atom in einer chemischen Verbindung bindet oder ersetzen kann. Wasserstoff besitzt jeweils die Wertigkeit 1. Die Wertigkeit dient als formales Hilfsmittel zur Ableitung einer chemischen Formel.
Chemische Reaktionen	
Chemische Reaktion	Stoffebene: Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen. Teilchenebene: Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch: ➤ Umordnung und Veränderung von Teilchen ➤ Umbau von chemischen Bindungen.
Analyse	Bei einer Analyse entstehen aus einem Edukt zwei oder mehrere Produkte.
Synthese	Bei einer Synthese entstehen aus zwei oder mehr Edukten ein Produkt.
Umsetzung	Die Umsetzung ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d.h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten zwei oder mehr Produkte.
Innere Energie	Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie E_i .
Reaktionsenergie	Die Differenz zwischen der inneren Energie der Produkte $E_i(\text{Produkte})$ und der inneren Energie der Edukte $E_i(\text{Edukte})$ heißt Reaktionsenergie ΔE_i . $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
Exotherme Reaktion	Chemische Reaktion, bei der innere Energie an die Umgebung abgegeben wird. Die Edukte sind energiereicher als die Produkte. <u>Energiediagramm einer exothermen Reaktion</u>  $\Delta E_i < 0$ (negatives Vorzeichen)

Endotherme Reaktion	<p>Chemische Reaktion, bei der Energie aus der Umgebung aufgenommen wird und in innere Energie umgewandelt wird. Die Produkte sind energiereicher als die Edukte.</p> <p style="text-align: center;"><u>Energiediagramm einer endothermen Reaktion</u></p>  <p>$\Delta E_i > 0$ (positives Vorzeichen)</p>
Aktivierungsenergie	<p>Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie nennt man Aktivierungsenergie.</p>
Katalysator	<p>Ein Katalysator erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt. Er liegt nach der Reaktion unverändert vor.</p>
Reaktionsgleichung	<p>Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem kleinstmöglichen Teilchenzahlverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen.</p> <p>Beispiel:</p> $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ <p>bedeutet: Methanmoleküle und Sauerstoffmoleküle reagieren miteinander im Anzahlverhältnis 1:2 zu Kohlenstoffdioxidmolekülen und Wassermolekülen im Anzahlverhältnis 1:2.</p>
Gesetz von der Erhaltung der Masse	<p>Bei einer chemischen Reaktion verändert sich die Gesamtmasse der Reaktionsteilnehmer nicht. $m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte})$</p>
Gesetz der konstanten Massenverhältnisse	<p>Das Massenverhältnis der Elemente in einer chemischen Verbindung ist konstant, d.h. eine Verbindung hat stets die gleiche prozentuale Zusammensetzung.</p>
Luft und Verbrennung	
Zusammensetzung der Luft	<p>78% Stickstoff (N_2), 21% Sauerstoff (O_2), 1% Edelgase, 0,03% Kohlenstoffdioxid.</p>
Verbrennung	<p>Ein brennender Stoff reagiert mit Sauerstoff. Bei derartigen Reaktionen bilden sich die Oxide. Metall + Sauerstoff \rightarrow Metalloxid Nichtmetall + Sauerstoff \rightarrow Nichtmetalloxid</p>
Atombau und Periodensystem (PSE)	
Atom	<p>Das Atom ist das kleinste auf chemischem Wege nicht weiter zerlegbare Masseteilchen eines Elements. Die negativ geladenen Elektronen (e^-) bilden die Atomhülle, die positiv geladenen Protonen (p^+) und ungeladenen Neutronen (n) den Atomkern. p^+, n und e^- bezeichnet man als Elementarteilchen.</p>

Isotop	Isotope sind Atome eines Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in ihrer Atommasse unterscheiden. Isotope besitzen gleiche chemische Eigenschaften.
Valenzelektronen	Sind die Elektronen auf der äußersten Schale. Sie sind für das chemische Verhalten verantwortlich.
Bohr'sches Atommodell (Kern-Hülle-Modell, Energiestufenmodell)	Nukleonen (Protonen und Neutronen) im Kern, Elektronen verteilt auf Bahnen bzw. Energiestufen (=Energieniveaus). Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K,L,M...,Q oder den Hauptquantenzahlen $n = 1,2,3, \dots 7$ gekennzeichnet. Die Formel $z = 2n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.
Periodensystem	Im Periodensystem der Elemente sind die Atomarten so nach steigender Protonenzahl angeordnet, dass die Atome mit gleicher Anzahl der Außenelektronen (Valenzelektronen) untereinander stehen. Die Hauptgruppennummer eines Elements entspricht der Anzahl seiner Außenelektronen. Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl n charakterisierten Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind.
Oktettregel (=Edelgasregel)	Atome streben in chemischen Reaktionen eine stabile Edelgaskonfiguration an. Außer für Elemente der 1. Periode sind dies 8 Valenzelektronen.
Ionisierungsenergie	Die Energie, die erforderlich ist, um ein Elektron vollständig aus der Atomhülle zu entfernen, nennt man Ionisierungsenergie.
Elementfamilien	Elementfamilien sind Gruppen von chemischen Elementen, die aufgrund gleicher Anzahl Valenzelektronen ähnliches Reaktionsverhalten zeigen.
Alkalimetalle	Alkalimetalle sind sehr reaktiv, sie bilden einfach positiv geladene Kationen (z.B. Li^+ , Na^+ , K^+), Zunahme der Reaktivität mit steigendem Atomradius.
Halogene	Halogene bilden zweiatomige Moleküle (z.B. F_2 , Cl_2 , Br_2), sie sind sehr reaktiv und bilden einfach negativ geladene Ionen (F^- , Cl^- , Br^-), Abnahme der Reaktivität mit steigendem Atomradius.
Salze und Ionenbindung	
Salz	Salze bestehen aus Kationen und Anionen. Das Anzahlverhältnis der Ionen in einem Salz ist durch die Verhältnisformel gegeben. Salze sind nach außen stets elektrisch neutral.

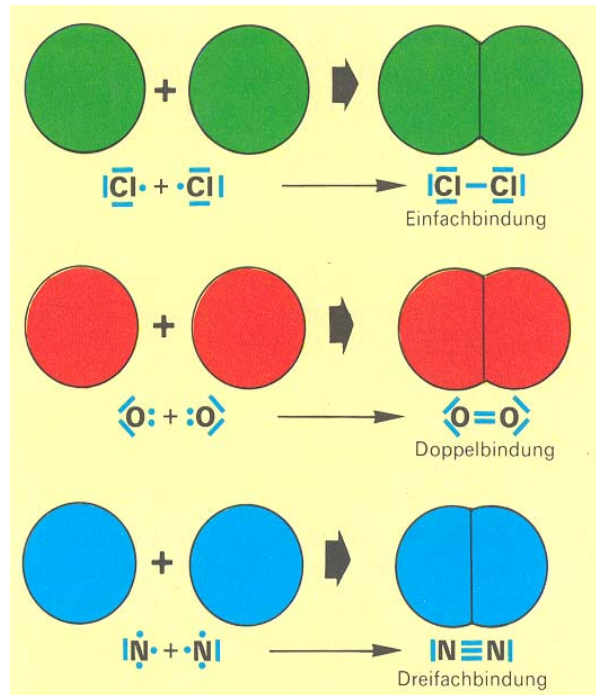
Salzbildungsreaktion	Salze entstehen bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen. Dabei findet eine Elektronenübertragung statt. Metallatome sind Elektronendonatoren, sie geben Elektronen ab und werden zu Kationen. z.B. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ Nichtmetallatome sind Elektronenakzeptoren, sie nehmen Elektronen auf und werden zu Anionen. z.B. $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Eigenschaften	Kristallinität, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit von Lösungen und Schmelzen, meist hohe Schmelz- und Siedetemperaturen, meist gut löslich in polaren Lösungsmitteln, z.B. Wasser.
Ionengitter	In einem Ionengitter sind die Kationen und Anionen regelmäßig in allen drei Raumrichtungen angeordnet.
Ionenbindung	Die chemische Bindung, die in Salzen als elektrostatische Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt, nennt man Ionenbindung. Die Ionenbindung ist umso stärker, je höher die Ladung der Ionen und je kleiner deren Ionenradius ist.
Metalle und Metallbindung	
Eigenschaften	Metallischer Glanz, Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität, Verformbarkeit.
Darstellung	z.B. durch Elektrolyse einer Salzlösung $\text{ZnI}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{I}_2(\text{aq})$
Metallgitter	Regelmäßige Anordnung von positiv geladenen Atomrümpfen, die durch ein Elektronengas aus frei beweglichen Elektronen zusammengehalten werden. Es entsteht eine dichteste Kugelpackung.
Metallbindung	Die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt, wird als Metallbindung bezeichnet.
Metallcharakter	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Unedle Metalle: <ul style="list-style-type: none"> ▪ reagieren mit sauren Lösungen unter H_2-Entwicklung und gehen in Lösung ▪ reagieren leicht mit (Luft-)Sauerstoff ▪ geben leicht Elektronen ab und bilden dabei Kationen. ➤ Edle Metalle: <ul style="list-style-type: none"> ▪ reagieren nicht mit sauren Lösungen ▪ reagieren nicht mit (Luft-)Sauerstoff ▪ geben nur schwer Elektronen ab.

Moleküle und Atombindung

Atombindung
(=Elektronenpaarbindung)

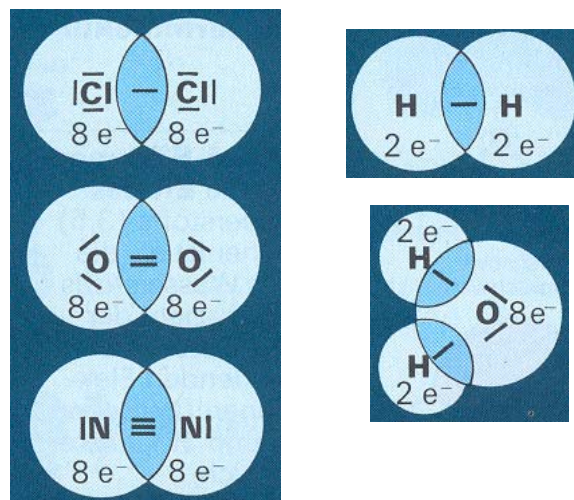
Die chemische Bindung, die in einem Molekül wirkt, wird als Atombindung bezeichnet. Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares und wird daher auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar, in einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung liegen drei Bindungselektronenpaare vor.

Beispiele



Valenzstrichformel
(=Elektronen- oder Lewisformel)


Die Valenzstrichformel gibt die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare an. Prinzip bei der Anordnung: Alle Atome erreichen ein Elektronenoktett bzw. -duplett. Beispiele:



Jeder Kreis umschließt ein Elektronenoktett. Ausnahme Wasserstoff: Elektronenduplett.

Beachte: Bindende Elektronenpaare werden also zweimal berücksichtigt.

Nachweisreaktionen	
Glimmspanprobe	Nachweis von Sauerstoff (Aufglühen eines glimmenden Holzspans)
Knallgasprobe	Nachweis von Wasserstoff (hörbarer Knall und Wasserbeschlag des Reagenzglases)
Kalkwasserprobe	Nachweis von Kohlenstoffdioxid (Trübung der Lösung durch CaCO_3 -Bildung)
Flammenfärbung	Li (rot), Na (gelb), K (violett), Rb (rot)



Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe - NTG

Qualitative Analysemethoden

Flammenfärbungen

Flammenfärbung	<p>Salze der Alkali- und Erdalkalimetalle zeigen charakteristische Flammenfärbungen. Prinzip: Anregung der Elektronen durch Energiezufuhr und Anheben auf ein höheres Energieniveau, Zurückfallen auf das energieärmere Energieniveau verursacht Aussenden von Licht einer bestimmten Wellenlänge (= Farbe).</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Lithiumsalze: rot ➤ Natriumsalze: gelb ➤ Kaliumsalze: fahl violett (Kobaltglas) ➤ Bariumsalze: grün ➤ Strontiumsalze: rot
-----------------------	---

Fällungsreaktionen

Nachweis von Halogenidionen mit Silbernitratlösung (AgNO₃)	<p>Halogenidionen (aus leicht löslichen Salzen) reagieren mit Silberionen unter Bildung schwerlöslicher Niederschläge: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Hal}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgHal}(\text{s})$ AgCl(s): weiß AgBr(s): schwach gelb AgI(s): gelb Zur Unterscheidung der Silberhalogenide kann deren unterschiedliche Löslichkeit in Ammoniakwasser herangezogen werden: AgCl(s) löst sich in verdünntem Ammoniakwasser auf, AgBr(s) in konzentriertem Ammoniakwasser, AgI(s) löst sich auch in konzentriertem Ammoniakwasser nicht auf.</p>
Nachweis von Sulfationen mit Bariumchloridlösung (BaCl₂)	<p>Sulfationen reagieren mit Bariumionen unter Bildung eines schwerlöslichen weißen Niederschlags. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$</p>
Nachweis von Carbonationen mit Kalkwasser (Ca(OH)₂)	<p>Carbonationen reagieren mit Calciumionen unter Bildung eines schwerlöslichen weißen Niederschlags. $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$</p>

Molekülnachweise

Sauerstoff	Glimmspanprobe (Aufglühen eines glimmenden Holzspans)
Wasserstoff	Knallgasprobe (hörbarer Knall und Wasserbeslag des Reagenzglases)
Wasser	mit wasserfreiem Kupfersulfat (CuSO ₄) (Farbänderung von weiß nach blau)
Iod	mit Stärke (Entstehen einer tiefblauen Einschlussverbindung)
Kohlenstoffdioxid	Kalkwasserprobe (Trübung der Lösung durch CaCO ₃ -Bildung)

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Größen zum Erfassen von Stoffportionen	Für die Angabe der Quantität einer Stoffportion stehen folgende Größen zur Verfügung. <ul style="list-style-type: none"> ➤ Masse m [g] ➤ Volumen V [L] ➤ Teilchenzahl N [$\frac{1}{\text{mol}}$] ➤ Stoffmenge n [mol] Die Stoffmenge n ist der Teilchenzahl proportional.
Mol	1 Mol (Einheit: mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12g des ^{12}C -Isotop enthalten sind. 1 mol Teilchen enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle oder Ionen).
Molare Masse M	Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge: $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}; \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Avogadro-Konstante N_A	Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)}; \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$ Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$
Molares Volumen V_m	Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \quad [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.
Molares Normvolumen V_{mn}	Das molare Normvolumen ist der Quotient aus dem Normvolumen V_n einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)}$ Für gasförmige Stoffportionen ist das molare Normvolumen unabhängig von der Stoffart und beträgt $V_{mn} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$

Quantität- und Umrechnungsgrößen in der Übersicht	<p>The diagram illustrates the relationships between mass (m), volume (V), molar mass (M), and the number of particles (n). It shows conversion factors: ρ (density) connects m and V; M (molar mass) connects m and n; N_A (Avogadro's number) connects n and N (number of moles). The diagram also shows m_a and V_m (molar mass and molar volume) connecting N and n.</p>
Molekülstruktur und Stoffeigenschaften	
Orbital	Ein Orbital kennzeichnet den Raum um den Atomkern, in dem sich ein Elektron mit größter Wahrscheinlichkeit aufhält.
Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)	Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Freie Elektronenpaare benötigen mehr Platz als bindende.
Räumlicher Bau von Molekülen	<ul style="list-style-type: none"> ➤ linear (z.B. HCl) ➤ trigonal eben (z.B. SO₃) ➤ tetraedrisch (z.B. CH₄) ➤ pyramidal (z.B. NH₃) ➤ gewinkelt (z.B. H₂O)
Elektronegativität	Die Elektronegativität (EN) ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Bindungselektronen an sich zu ziehen. Je größer die EN eines Atoms ist, desto stärker zieht es die Bindungselektronen an. Die EN hat keine Einheit, da sie eine Bezugsgröße (ein Wert wird festgelegt und alle anderen darauf bezogen) ist.
Polare Atombindung	Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden Atome hin verschoben ist, polare Atombindung. Hier hat ein Bindungspartner eine wesentlich höhere EN als der andere.
Unpolares Molekül	Ein unpolares Molekül liegt vor, wenn die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen eines Moleküls zusammenfallen. Beispiele: CH ₄ , CO ₂
Polares Molekül (=Dipolmolekül)	Fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül nicht zusammen, so liegt ein Dipolmolekül vor. Beispiel: H ₂ O
Zwischenmolekulare Kräfte	Zwischenmolekulare Kräfte wirken zwischen Teilchen. Man unterscheidet: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Van-der-Waals-Kräfte ➤ Dipol-Dipol-Kräfte ➤ Wasserstoffbrückenbindungen

Van-der-Waals-Kräfte	Die Anziehungskräfte zwischen unpolaren Edelgasatomen oder unpolaren Molekülen werden als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet. Diese Kräfte sind umso größer, je größer das Volumen der Teilchen ist.			
Dipol-Dipol-Kräfte	Dipol-Dipol-Kräfte entstehen zwischen Dipolmolekülen aufgrund von Teilladungen in den Molekülen.			
Wasserstoffbrückenbindungen	Wechselwirkung zwischen einem positiv polarisiertem Wasserstoffatom in der einen Verbindung und einem stark negativ polarisierten anderen Atom (F-, O- oder N-Atom) eines zweiten Moleküls.			
Hydratation	Unter Hydratation versteht man die Anlagerung von Wasserdipolen an die Teilchen des Lösestoffs. Orientierung des Wassermoleküls je nach Ladung oder Polarisierung des zu hydratisierenden Teilchens.			
Protonenübergänge				
Indikator	Indikatoren sind Stoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine saure, neutrale oder alkalische Lösung vorliegt.			
Wichtige Indikatoren	Indikator/Milieu	sauer	neutral	alkalisch
	Lackmus	rot	violett	blau
	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
	Phenolphthalein	farblos	farblos	rotviolett
Säure (nach Brönsted)	Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben: Säuren sind Protonendonatoren. Beispiel: $\text{HCl}_{(\text{aq})}$			
Base (nach Brönsted)	Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen: Basen sind Protonenakzeptoren. Beispiel: $\text{NH}_{3(\text{aq})}$			
Protolyse	Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.			
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können. Beispiel: H_2O			
Saure Lösung	Saure Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ Beispiele: Schwefelsäure ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$), Salzsäure ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$)			
Alkalische Lösung = Basische Lösung	Alkalische Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Beispiele: Natronlauge ($\text{NaOH}_{(\text{aq})}$), Kalilauge ($\text{KOH}_{(\text{aq})}$)			
Neutrale Lösung	Neutrale Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Beispiel: H_2O			
Ionenprodukt des Wassers	Bei 20 °C gilt für 1 L Wasser folgendes Stoffmengenverhältnis: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$			
Neutralisation	Bei einer Neutralisation reagieren die Oxoniumionen der sauren Lösung mit den Hydroxidionen der alkalischen Lösung zu Wassermolekülen.			
pH-Wert	Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration in einer wässrigen Lösung. $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ Der pH-Wert gibt an, ob eine Lösung sauer ($\text{pH} < 7$), neutral ($\text{pH} = 7$) oder alkalisch ($\text{pH} > 7$) ist.			
Stoffmengenkonzentration c(X)	Die Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$ eines gelösten Stoffes X ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(\text{X})$ und dem Volumen			

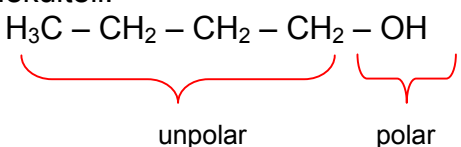
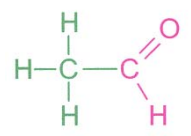
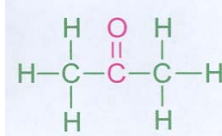
	der Lösung $V(\text{Lsg.})$ $c(X) = \frac{n(x)}{V(\text{Lsg.})}$
Säure-Base-Titration	Zu einem bestimmten Volumen Säure (bzw. Lauge) unbekannter Konzentration wird nach Zusatz eines Indikators mit einer Bürette langsam Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration gegeben, bis der Indikator umschlägt (\rightarrow Äquivalenzpunkt). Aus dem verbrauchten Volumen kann die Konzentration der Säure (bzw. Lauge) errechnet werden. Dabei ist die Lösung mit der bekannten Konzentration immer in der Bürette, die mit der unbekannteren Konzentration im Erlenmeyerkolben.
Äquivalenzpunkt	Am Äquivalenzpunkt liegen äquivalente Stoffmengen von Säure und Base vor. Es gilt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$
Elektronenübergänge	
Reduktion	Die Reduktion ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen aufnimmt.
Oxidation	Die Oxidation ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen abgibt.
Redoxreaktion	Die Redoxreaktion ist der Elektronenübergang zwischen Teilchen. Eine Oxidation kann nur in Kombination mit einer Reduktion ablaufen!
Reduktionsmittel	Ein Reduktionsmittel ist ein Teilchen, das Elektronen abgibt und dadurch oxidiert wird. Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren, z.B. Metall-Atome, H_2 Ein Reduktionsmittel stellt also Elektronen zur Reduktion (Elektronenaufnahme) eines anderen Stoffes bereit.
Oxidationsmittel	Ein Oxidationsmittel ist ein Teilchen, das Elektronen aufnimmt und dadurch reduziert wird. Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren, z.B. Nichtmetall-Atome, MnO_4^- -Ionen
Oxidationszahl	Die Oxidationszahl ist die „gedachte“ Ladungszahl eines Atoms, die sich ergibt, wenn man die Bindungselektronen vollständig dem elektronegativeren Bindungspartner zuordnet. Die Oxidationszahl wird als römische Ziffer über das Elementsymbol geschrieben und hat ein Vorzeichen (+/-). Mit Hilfe der Oxidationszahlen kann man erkennen, ob es sich bei einer chemischen Reaktion um eine Redoxreaktion handelt, und welcher Reaktionspartner oxidiert oder reduziert wird. Eine Erhöhung der Oxidationszahl bedeutet Oxidation und eine Erniedrigung der Oxidationszahl bedeutet Reduktion.
Umwandlung chemischer in elektrische Energie	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Daniell-Element: Aufbau und chemische Vorgänge ➤ Bleiakkumulator: Aufbau und chemische Vorgänge ➤ Brennstoffzelle: Aufbau und chemische Vorgänge
Elektrolyse	Elektrolyse ist eine durch Gleichspannung erzwungene Redoxreaktion.

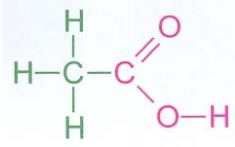
Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe - NTG

Kohlenwasserstoffe	
Kohlenwasserstoffe	Kohlenwasserstoffe sind brennbare und unpolare Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind.
Homologe Reihe der Alkane, Alkene und Alkine	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Alkane sind gesättigte Kohlenwasserstoffe mit der allgemeinen Formel C_nH_{2n+2}. In den Molekülen liegen nur Einfachbindungen vor. ➤ Alkene sind ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer Doppelbindung im Molekül. Die allgemeine Molekülformel lautet: C_nH_{2n} ➤ Alkine sind ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer Dreifachbindung im Molekül. Die allgemeine Molekülformel lautet: C_nH_{2n-2}
Formelschreibweisen und Nomenklatur	Für die Darstellung organischer Moleküle verwendet man in der Regel Struktur- und Halbstrukturformeln. Die Benennung erfolgt gemäß den IUPAC-Nomenklaturregeln.
Bindungsverhältnisse	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Bindungswinkel: Alkane $109,5^\circ$, Alkene 120°, Alkine 180° ➤ Bindungslängen: Einfachbindung > Doppelbindung > Dreifachbindung ➤ Elektronendichte: Bei Doppel- und Dreifachbindungen größer als bei Einfachbindungen
Isomerie, Konstitutionsisomerie,	Die Erscheinung, dass bei gleicher Summenformel verschiedene Verbindungen existieren, bezeichnet man als Isomerie. Beruht die Isomerie auf einer unterschiedlichen Verknüpfung der Atome im Molekül, also auf verschiedener Konstitution der Moleküle, so spricht man von Konstitutionsisomerie. z.B. Butan und 2-Methylpropan sind Konstitutionsisomere
Stereoisomerie, E/Z-Isomerie	Bei der Stereoisomerie unterscheiden sich die Isomeren nur in der Konfiguration, d.h. in der Anordnung von Atomen oder Atomgruppen im dreidimensionalen Raum. z.B. E/Z-Isomerie bei Alkenen (→ Aufhebung der freien Drehbarkeit um die Doppelbindung) (E)-But-2-en und (Z)-But-2-en sind E/Z-Isomere

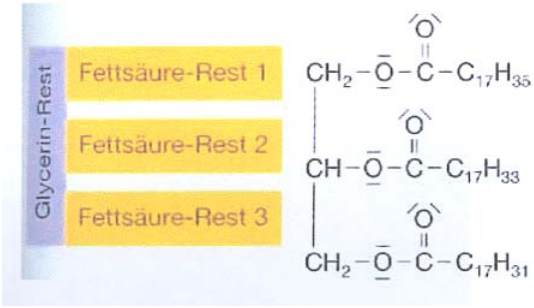
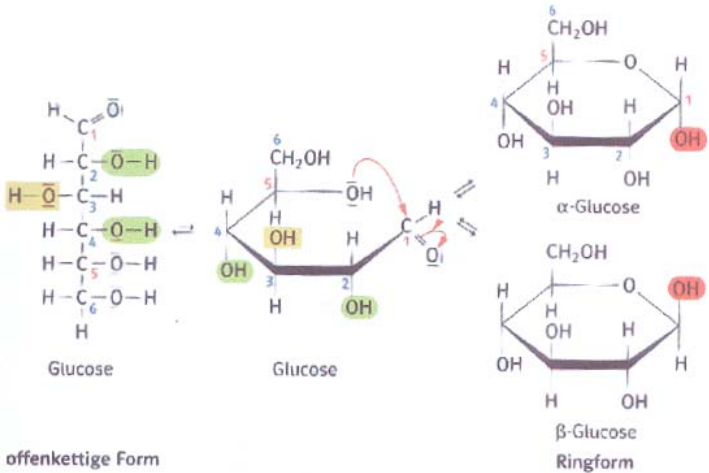
Physikalische Eigenschaften der Alkane (Struktur-Eigenschafts-Konzept)	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Schmelz- und Siedetemperaturen: Alkanmoleküle sind unpolar. Zwischen ihnen wirken nur schwache van-der-Waals-Kräfte. Diese nehmen mit der Kettenlänge zu und sind zwischen unverzweigten Isomeren größer als zwischen verzweigten. Je stärker die van-der-Waals-Kräfte sind, desto höher sind die Schmelz- und Siedetemperaturen der Stoffe. ➤ Löslichkeit: Unpolare Moleküle können schlecht zwischen polaren Teilchen eingelagert werden, da zwischen diesen stärkere Kräfte (Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, Wasserstoffbrückenbindungen) wirken. Alkane sind gut löslich in unpolaren Stoffen, schlecht löslich in polaren Stoffen wie Wasser. Sie sind somit lipophil (fettliebend) und hydrophob (wassermeidend).
Chemische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Brennbarkeit: Kohlenwasserstoffe sind brennbar, bei der vollständigen Verbrennung entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser. ➤ Alkane reagieren mit Halogenen nach dem Mechanismus der radikalischen Substitution (→ Startreaktion, Kettenreaktion, Abbruchreaktionen) ➤ Alkene und Alkine sind reaktionsfreudiger als Alkane und reagieren mit Halogenen nach dem Mechanismus der elektrophilen Addition
Erdöl und Erdgas	<p>Erdöl und Erdgas sind fossile Energieträger, die durch Umwandlungsprozesse aus organischem Material entstanden sind. Erdöl enthält v.a. flüssige Kohlenwasserstoffe, Erdgas besteht v.a. aus Methan.</p>
Treibhauseffekt	<p>Unter Treibhauseffekt versteht man die Erwärmung der Atmosphäre durch übermäßige Freisetzung von Treibhausgasen wie CO₂ infolge der Verbrennung fossiler Energieträger.</p>
Ozonloch	<p>Durch die Zerstörung der Ozonschicht durch Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW) gelangt verstärkt schädliche UV-Strahlung auf die Erde → erhöhtes Hautkrebsrisiko, Schädigung vieler Lebewesen</p>
Derivate	<p>Derivate (=Abkömmlinge) sind Verbindungen, die bei einem KWS-Grundgerüst eine funktionelle Gruppe tragen. Diese funktionelle Gruppe trägt entscheidend zur Reaktionsfähigkeit des Moleküls bei. Beispiele siehe folgende Stoffgruppen.</p>

Alkohole	
Alkohole	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Die funktionelle Gruppe der Alkohole ist die Hydroxygruppe (OH-Gruppe). ➤ Allgemeine Formel der Alkanole; $C_nH_{2n+1}OH$ ➤ Der bekannteste Alkohol ist Ethanol mit der Molekülformel C_2H_5OH.
Nomenklatur der Alkohole	Dem Name des KWS, von dem sich der Alkohol ableitet, wird die Endung –ol angehängt. Die Stellung der Hydroxygruppe wird durch eine Ziffer vor der Endung angegeben, z.B. Propan-2-ol
Einteilung der Alkohole	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Je nachdem, mit wie vielen weiteren C-Atomen der Kohlenstoff verbunden ist, an dem die OH-Gruppe hängt, unterscheidet man: (R, R₁, R₂, R₃ = KWS-Reste) <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin: 10px 0;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>primärer Alkohol</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>sekundärer Alkohol</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{R}_2 \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>tertiärer Alkohol</p> </div> </div> <p style="text-align: center;"><u>Beispiele</u></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin: 10px 0;"> <div style="text-align: center;"> <p>Butan-1-ol (primäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^4 & -\text{C}^3 & -\text{C}^2 & -\text{C}^1 & -\text{O} & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$ <p>primäres C-Atom</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>2-Methylpropan-1-ol (primäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & -\text{C} & -\text{H} & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^3 & -\text{C}^2 & -\text{C}^1 & -\text{O} & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & \end{array}$ <p>primäres C-Atom</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin: 10px 0;"> <div style="text-align: center;"> <p>Butan-2-ol (sekundäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^1 & -\text{C}^2 & -\text{C}^3 & -\text{C}^4 & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{O} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ & & \text{H} & & & & \end{array}$ <p>sekundäres C-Atom</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>2-Methylpropan-2-ol (tert-Butanol) (tertiäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & -\text{C} & -\text{H} & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^1 & -\text{C}^2 & -\text{C}^3 & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{O} & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & & \text{H} & & & & \end{array}$ <p>tertiäres C-Atom</p> </div> </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Alkohole mit einer OH-Gruppe bezeichnet man als einwertige Alkohole, Alkohole mit mehreren OH-Gruppen bezeichnet man als mehrwertige Alkohole. <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin: 10px 0;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{HO}-\text{C} & -\text{C}-\text{OH} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ <p>Ethan-1,2-diol (Glykol)</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \end{array}$ <p>Propan-1,2,3-triol (Glycerin)</p> </div> </div>

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen bei Alkoholen	<p>Ein Alkoholmolekül besteht aus einem polaren und unpolaren Molekülteil.</p> $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  <p>Der unpolare Alkylrest bildet van-der-Waals-Wechselwirkungen aus, die polare Hydroxygruppe bildet Wasserstoffbrücken aus.</p>
Schmelz- und Siedetemperaturen der Alkohole	<p>Alkohole schmelzen und sieden bei viel höheren Temperaturen als Alkane vergleichbarer Molekülgröße. Zwischen den Hydroxygruppen der Alkohole bilden sich Wasserstoffbrücken. Diese müssen beim Schmelzen und Sieden zusätzlich überwunden werden. Aber: je länger die KWS-Kette (=unpolarer Teil des Moleküls), desto geringer ist dieser Effekt.</p>
Löslichkeit der Alkohole	<p>Mit zunehmender Länge des Alkyl-Restes nimmt die Löslichkeit in Wasser ab, die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln zu. (Gleiches löst sich in Gleichem)</p>
Carbonylverbindungen	
Aldehyde	 <p style="text-align: right;">Aldehydgruppe</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Aldehydgruppe (-CHO-Gruppe) ➤ Nomenklatur: Name des KWS + Endung -al, z.B. Ethanal (Beachte: C-Atom an der funktionellen Gruppe wird mit gezählt!) ➤ Aldehyde entstehen durch Oxidation primärer Alkohole
Ketone	 <p style="text-align: right;">Ketogruppe</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Carbonylgruppe = Ketogruppe (>C=O) ➤ Nomenklatur: Name des KWS + Endung -on, z.B. Propanon ➤ Ketone entstehen durch Oxidation sekundärer Alkohole <p>Aldehyde und Ketone werden zusammenfassend als Carbonylverbindungen bezeichnet.</p>

Schmelz- und Siedetemperaturen der Aldehyde und Ketone	<p>Die Schmelz- und Siedetemperaturen liegen höher als bei vergleichbaren Alkanen, aber deutlich niedriger als bei Alkoholen ähnlicher Molekülgröße.</p> <p>Ursache: Zwischen den polaren Molekülen der Carbonylverbindungen liegen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und van-der-Waals-Wechselwirkungen vor, aber keine Wasserstoffbrückenbindungen.</p>
Löslichkeit der Aldehyde und Ketone	<p>Die kurzkettigen Vertreter sind mit Wasser mischbar, die langkettigen mischen sich z.B. mit Heptan.</p> <p>Ursache: Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen mit Wassermolekülen. Bei langkettigen Vertretern sind die unpolaren Kohlenwasserstoffreste jedoch so groß, dass der Einfluss der van-der-Waals-Kräfte überwiegt.</p>
Chemische Eigenschaften der Aldehyde und Ketone	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Aldehyde lassen sich zu Carbonsäuren oxidieren. Aldehyde wirken reduzierend (und werden selbst dabei oxidiert = geben Elektronen ab). Auf ihrer Reduktionswirkung beruhen zwei wichtige Nachweisreaktionen: <ul style="list-style-type: none"> ▪ Fehling-Probe (Reduktion von Cu^{2+} zu Cu_2O im Alkalischen, Bildung eines rotbraunen Niederschlags) ▪ Silberspiegelprobe (Reduktion von Ag^+ zu Ag, Bildung eines Silberspiegels) ➤ Ketone sind durch milde Oxidationsmittel nicht oxidierbar. ➤ Der elektrophile Carbonyl-Kohlenstoff reagiert relativ leicht mit Nucleophilen (z.B. H_2O, R-OH, NH_3, \dots) → charakteristische Reaktion der Carbonylgruppe: nucleophile Addition. Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entstehen im ersten Schritt Halbacetale (Halbketale), die zu Vollacetalen (Vollketalen) weiterreagieren können.
<h2 style="color: blue;">Carbonsäuren</h2>	
Carbonsäuren	<div style="text-align: center;">  </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Carboxygruppe ($-\text{COOH}$) ➤ Nomenklatur: Name des KWS + Endung $-\text{säure}$, z.B. Ethansäure, Propansäure ➤ Nomenklatur des Carboxylations ($-\text{COO}^-$): Endung $-\text{oat}$, z.B. Ethanoat, Propanoat ➤ Carbonsäuren entstehen durch Oxidation von Aldehyden.

Schmelz- und Siedetemperaturen der Carbonsäuren	Carbonsäuren haben im Vergleich zu den Alkoholen höhere Schmelz- und Siedetemperaturen. Ursache: Zwischen den Carboxygruppen zweier Carbonsäuremoleküle bilden sich Wasserstoffbrücken aus, so dass Doppelmoleküle entstehen.
Saure Reaktion der Carboxygruppe	Carbonsäuremoleküle gehen mit Wassermolekülen Säure-Base-Reaktionen ein. Die Carboxygruppe reagiert dabei als Protonendonator. Mit Laugen reagieren Carbonsäuren zu Salzen. $\text{R-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{R-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$
Ester	
Veresterung und Esterspaltung	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Ester entstehen durch Reaktion von Carbonsäuren mit Alkoholen unter Abspaltung von Wasser. ➤ Estergruppe: -COOR ➤ Die säurekatalysierte Esterbildung und -spaltung ist ein chemisches Gleichgewicht, d.h. nach einiger Zeit laufen Hin- und Rückreaktion gleich schnell, so dass sich die Konzentrationen der beteiligten Stoffe nicht mehr ändern (Fließgleichgewicht). <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $\text{Säure} + \text{Alkohol} \xrightleftharpoons{\text{(H}^+)} \text{Ester} + \text{Wasser}$ <p style="color: red; margin: 0;">Veresterung (Kondensation)</p> $\text{R}_1\text{-COOH} + \text{HO-R}_2 \xrightleftharpoons{\text{(H}^+)} \text{R}_1\text{-COO-R}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="color: blue; margin: 0;">Esterspaltung (Hydrolyse)</p> </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Nomenklatur: Den Namen des Esters bildet man aus dem Namen der Säure, dem Namen des Alkyl-Restes des Alkohols und der Endung -ester. Aus Ethansäure und Ethanol entsteht Ethansäureethylester. Nach IUPAC nennt man zuerst den Alkyl-Rest des Alkohols und dann den Stammnamen der Säure mit der Endung -oat: Ethylethanoat.

Fette	
Aufbau	<p>Fettmoleküle sind Ester­moleküle des dreiwertigen Alkohol­moleküls Glycerin mit drei, meist unterschiedlichen Fettsäure­molekülen.</p> 
Verseifung	<p>Fette lassen sich wie alle Ester hydrolysieren (spalten). Die alkalische Hydrolyse eines Fettes bezeichnet man als Verseifung. Die dabei entstehenden Alkalisalze der Fettsäuren nennt man Seifen.</p>
Bedeutung der Fette	<p>Fette dienen dem menschlichen Körper als Energie­lieferant und Reservestoff. Pflanzliche Öle können eine Alternative für Kraftstoffe aus mineralischen Ölen darstellen.</p>
Kohlenhydrate	
Glucose	 <p>offenkettige Form</p> <p>Ringform</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Das Monosaccharid Guucose ($C_6H_{12}O_6$) entsteht bei der Fotosynthese. ➤ Glucosemoleküle liegen sowohl in der offenkettigen Aldehydform als auch in Ringform vor. Der Übergang von der Ketten- in die Ringform erfolgt durch nucleophile Addition zwischen dem C_1-Atom und der OH-Gruppe am C_5-Atom und führt zu einer intramolekularen Halb­acetalbildung (Halbacetal = durch Addition eines Alkohols an ein Aldehyd entstehendes Molekül). ➤ Von der Ringform gibt es zwei Isomere, die sich durch die Stellung der Hydroxygruppe am C_1-Atom unterscheiden: die α- und β-Glucose

Stärke	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Stärke ist ein Polysaccharid und besteht aus den zwei strukturell unterschiedlichen Komponenten Amylose und Amylopektin. ➤ Das kettenförmige Amylosemolekül bildet eine schraubenförmige Struktur und kann mit Iod-Kaliumiodid-Lösung nachgewiesen werden (tiefblaue Verfärbung). ➤ Stärke ist der bedeutendste Reservestoff der Pflanzen.
Aminocarbonsäuren und Proteine	
Aminocarbonsäuren $ \begin{array}{c} \text{COO}^- \\ \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{R} \end{array} $ Zwitterionenstruktur	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Aminocarbonsäuremoleküle oder einfach Aminosäuremoleküle (AS) sind die Bausteine der Peptid- und Proteinmoleküle. ➤ AS enthalten zwei funktionelle Gruppen: die Carboxy- und die Aminogruppe. ➤ AS liegen in fester Form als Zwitterionen vor, d.h. die Aminogruppe ist protoniert (liegt als Ammoniumgruppe $-\text{NH}_3^+$ vor) und die Carboxygruppe ist deprotoniert (liegt als Carboxylatgruppe $-\text{COO}^-$ vor) → salzartiger Charakter. ➤ Im Zwitterion kann die Carboxylatgruppe als Base (Protonenakzeptor) und die Ammoniumgruppe als Säure (Protonendonator) reagieren.
Peptidbindung	<p>Die Bildung von Peptiden aus AS ist eine Kondensationsreaktion. Die Bindung zwischen zwei AS-Molekülen entsteht, indem die Aminogruppe des einen Moleküls mit der Carboxygruppe des anderen Moleküls unter Wasserabspaltung (=Kondensation) reagiert.</p> $ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{R}_1 \end{array} + \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{R}_2 \end{array} \longrightarrow $ $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{C}-\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \quad \quad \\ \text{R}_1 \quad \text{H} \quad \text{R}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O} $
Proteine	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Polypeptide mit mehr als 100 Aminosäuren nennt man Proteine. ➤ Die Aminosäuresequenz bestimmt die Raumstruktur und Funktion der Proteine. ➤ Proteine gehören zu den Grundbausteinen aller Zellen.

Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe SG

Betrachtungsebenen: Stoffebene - Teilchenebene	
Stoffebene	Betrachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene)
Teilchenebene	Deuten der Fakten/Phänomene durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände
Einteilung von Stoffen - Teilchenmodell	
Reinstoff	Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) stets gleich bleibende qualitative (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand) und quantitative (z.B. Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte) Eigenschaften (= Kenneigenschaften).
Chemisches Element	Stoffebene: Ein Element ist ein Reinstoff, der mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegt werden kann. Jedem Element ist ein Elementsymbol zugeordnet. Teilchenebene: Ein Element ist ein Verband aus Teilchen einer einzigen Art, d.h. derselben Protonenzahl
Chemische Verbindung	Stoffebene: Eine Verbindung ist ein Reinstoff, der sich in die Elemente zerlegen lässt. Teilchenebene: Eine Verbindung ist ein Verband aus Teilchen (Atomen, Ionen), der sich in mindestens zwei Elemente zerlegen lässt.
Aggregatzustände	Fest (s: solid), flüssig (l: liquid) oder gasförmig (g: gaseous) Übergang von – nach: <ul style="list-style-type: none"> ➤ fest – flüssig = schmelzen ➤ flüssig – gasförmig = sieden (verdampfen) ➤ flüssig – fest = erstarren ➤ gasförmig – flüssig = kondensieren ➤ fest – gasförmig = sublimieren ➤ gasförmig – fest = resublimieren
Teilchenmodell	Das Teilchenmodell beschreibt den Aufbau der Stoffe aus kleinsten, kugelförmigen Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen). Die Teilchen reiner Stoffe sind alle identisch zueinander, unterscheiden sich aber von den Stoffteilchen anderer Stoffe in Größe, Masse und Anziehungskräften.
Gemisch	Gemische bestehen aus zwei oder mehreren Reinstoffen, sie lassen sich durch physikalische Trennverfahren zerlegen.
Homogenes Gemisch	Ein homogenes Gemisch besteht aus zwei oder mehreren Reinstoffen, deren Komponenten mit unseren Sinnen, also makroskopisch nicht unterscheidbar sind. Beispiele: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Legierung: homogenes Gemisch aus Metallen, z.B. Messing aus Kupfer und Zink oder Bronze aus Kupfer und Zinn. ➤ Lösung: Ein fester, flüssiger oder gasförmiger Stoff ist in einem Lösungsmittel gleichmäßig verteilt.

Heterogenes Gemisch	Ein heterogenes Gemisch besteht aus zwei oder mehreren Reinstoffen, deren Komponenten mit unseren Sinnen, also makroskopisch unterscheidbar sind. Beispiele: ➤ Feststoffgemisch (Feststoff mit Feststoff, Granit) ➤ Suspension (Feststoff in Flüssigkeit, Schmutzwasser) ➤ Emulsion (Tröpfchenaufschwemmung zweier nicht mischbarer Flüssigkeiten, Fetttröpfchen in Wasser) ➤ Rauch (Feststoffteilchen in Gas, Kohlenstoff in Luft) ➤ Nebel (Flüssigkeit in Gas, Wassertröpfchen fein verteilt in Luft)
Trennverfahren	
Sedimentieren	Absetzen lassen der Feststoffteilchen einer Suspension
Dekantieren	Abgießen einer Flüssigkeit von den festen Bestandteilen
Abscheiden	Abgießen der oberen oder unteren Phase eines Flüssigkeitsgemisches, in dem die beiden Bestandteile unterschiedliches Lösungsverhalten zeigen (z.B. Öl - Wasser-Gemisch)
Filtrieren	Trennung aufgrund unterschiedlicher Teilchengröße
Destillieren	Trennung durch Verdampfen und anschließendes Kondensieren des flüssigen Stoffes
Abdampfen (Eindampfen)	Erhitzen von Lösungen, um das Lösungsmittel vom gelösten Stoff abzutrennen. Beim Abdampfen in einer offenen Apparatur entweicht das Lösungsmittel in die umgebende Luft.
Die kleinsten Teilchen der Stoffe	
Atom	Das Atom ist der kleinste Baustein aller Stoffe.
Molekül	Teilchen aus zwei oder mehr Atomen: ➤ bei Elementen: gleichartige Atome ➤ bei Verbindungen: verschiedenartige Atome
Ion	Elektrisch geladenes Teilchen: ➤ Kation: mit positiver Ladung, wandert im elektrischen Feld zum negativen Pol (=Kathode) ➤ Anion: mit negativer Ladung, wandert im elektrischen Feld zum positiven Pol (=Anode)
Teilchenmasse	Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden.
Atomare Masseneinheit	1 u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines ^{12}C -Atoms. $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
Molekülformel	Die Molekülformel gibt die Art und die genaue Anzahl der Atome in einem Molekül an. Beispiele: N_2 , H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Verhältnisformel	Die Verhältnisformel gibt Art und Anzahlverhältnis der Ionen in einem Salz an. Beispiele: NaCl , CaCl_2 , Beachte: Man spricht hier nicht von Molekülen!
Wertigkeit	Die Wertigkeit gibt an, wie viele Wasserstoffatome ein anderes Atom in einer chemischen Verbindung bindet oder ersetzen kann. Wasserstoff besitzt jeweils die Wertigkeit 1. Die Wertigkeit dient als formales Hilfsmittel zur Ableitung einer chemischen Formel.

Chemische Reaktionen	
Chemische Reaktion	<p>Stoffebene: Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen</p> <p>Teilchenebene: Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Umordnung und Veränderung von Teilchen ➤ Umbau von chemischen Bindungen
Analyse	Bei einer Analyse entstehen aus einem Edukt zwei oder mehrere Produkte.
Synthese	Bei einer Synthese entstehen aus zwei oder mehr Edukten ein Produkt.
Umsetzung	Die Umsetzung ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d.h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten zwei oder mehr Produkte.
Innere Energie	Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie E_i .
Reaktionsenergie	Die Differenz zwischen der inneren Energie der Produkte $E_i(\text{Produkte})$ und der inneren Energie der Edukte ($E_i(\text{Edukte})$) heißt Reaktionsenergie ΔE_i . $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
Exotherme Reaktion	<p>Chemische Reaktion, bei der Energie an die Umgebung abgegeben wird. Die Edukte sind energiereicher als die Produkte. $\Delta E_i < 0$ (negatives Vorzeichen)</p> <p style="text-align: center;"><u>Energiediagramm einer exothermen Reaktion</u></p>
Endotherme Reaktion	<p>Chemische Reaktion, bei der Energie aus der Umgebung aufgenommen wird und in innere Energie umgewandelt wird. Die Produkte sind energiereicher als die Edukte. $\Delta E_i > 0$ (positives Vorzeichen)</p> <p style="text-align: center;"><u>Energiediagramm einer endothermen Reaktion</u></p>

Aktivierungsenergie	Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie nennt man Aktivierungsenergie.
Katalysator	Ein Katalysator erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt. Er liegt nach der Reaktion unverändert vor.
Reaktionsgleichung	Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem kleinstmöglichen Teilchenzahlverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen Beispiel: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ bedeutet: Methanmoleküle und Sauerstoffmoleküle reagieren miteinander im Anzahlverhältnis 1:2 zu Kohlenstoffdioxidmolekülen und Wassermolekülen im Anzahlverhältnis 1:2.
Gesetz von der Erhaltung der Masse	Bei einer chemischen Reaktion verändert sich die Gesamtmasse der Reaktionsteilnehmer nicht. $m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte})$
Atombau und Periodensystem (PSE)	
Atom	Das Atom ist das kleinste auf chemischem Wege nicht weiter zerlegbare Masseteilchen eines Elements. Die negativ geladenen Elektronen (e^-) bilden die Atomhülle, die positiv geladenen Protonen (p^+) und ungeladenen Neutronen (n) den Atomkern. p^+ , n und e^- bezeichnet man als Elementarteilchen.
Isotop	Isotope sind Atome eines Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in ihrer Atommasse unterscheiden. Isotope besitzen gleiche chemische Eigenschaften.
Valenzelektronen	Sind die Elektronen auf der äußersten Schale. Sie sind für das chemische Verhalten verantwortlich.
Bohr'sches Atommodell (Kern-Hülle-Modell)	Nukleonen (Protonen und Neutronen) im Kern, Elektronen verteilt auf Bahnen bzw. Energiestufen (=Energieniveaus). Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K,L,M...,Q oder den Hauptquantenzahlen $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet. Die Formel $z = 2n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.
Periodensystem	Im Periodensystem der Elemente sind die Atomarten so nach steigender Protonenzahl angeordnet, dass die Atome mit gleicher Anzahl der Außenelektronen (Valenzelektronen) untereinander stehen. Die Hauptgruppennummer eines Elements entspricht der Anzahl seiner Außenelektronen. Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl n charakterisierten Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind.
Oktettregel	Atome streben in chemischen Reaktionen eine stabile Edelgaskonfiguration an. Außer für Elemente der 1. Periode sind dies 8 Valenzelektronen.
Ionisierungsenergie	Die Energie, die erforderlich ist, um ein Elektron vollständig aus der Atomhülle zu entfernen, nennt man Ionisierungsenergie.

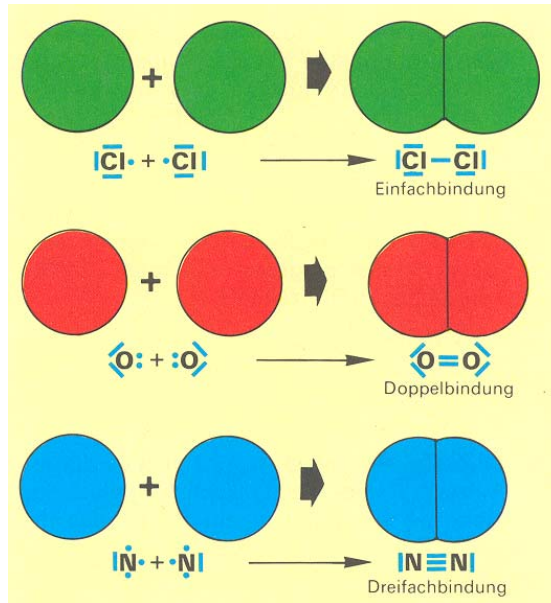
Elementfamilien	Elementfamilien sind Gruppen von chemischen Elementen, die aufgrund gleicher Anzahl Valenzelektronen ähnliches Reaktionsverhalten zeigen.
Salze und Ionenbindung	
Salz	Salze bestehen aus Kationen und Anionen. Das Anzahlverhältnis der Ionen in einem Salz ist durch die Verhältnisformel gegeben. Salze sind nach außen stets elektrisch neutral.
Salzbildungsreaktion	Salze entstehen bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen. Dabei findet eine Elektronenübertragung statt. Metallatome sind Elektronendonatoren, sie geben Elektronen ab und werden zu Kationen. z.B. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ Nichtmetallatome sind Elektronenakzeptoren, sie nehmen Elektronen auf und werden zu Anionen. z.B. $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Eigenschaften	Kristallinität, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit von Lösungen und Schmelzen, meist hohe Schmelz- und Siedetemperaturen, meist gut löslich in polaren Lösungsmitteln, z.B. Wasser
Ionengitter	In einem Ionengitter sind die Kationen und Anionen regelmäßig in allen drei Raumrichtungen angeordnet.
Ionenbindung	Die chemische Bindung, die in Salzen als elektrostatische Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt, nennt man Ionenbindung. Die Ionenbindung ist umso stärker, je höher die Ladung der Ionen und je kleiner deren Ionenradius ist.
Metalle und Metallbindung	
Eigenschaften	Metallischer Glanz, Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität, Verformbarkeit,
Darstellung	z.B. durch Elektrolyse einer Salzlösung $\text{ZnI}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$
Metallbindung	Die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt, wird als Metallbindung bezeichnet.
Metallcharakter	Die unterschiedlich ausgeprägte Fähigkeit der Metallatome, Elektronen abzugeben, wird durch den Metallcharakter ausgedrückt. <ul style="list-style-type: none"> ➤ Unedle Metallatome geben ihre Außenelektronen leicht ab und werden zu Kationen. ➤ Edle Metallatome reagieren nicht mit Nichtmetallatomen, d.h. sie geben ihre Außenelektronen nicht ab.

Moleküle und Atombindung

Atombindung (=Elektronenpaar- bindung)

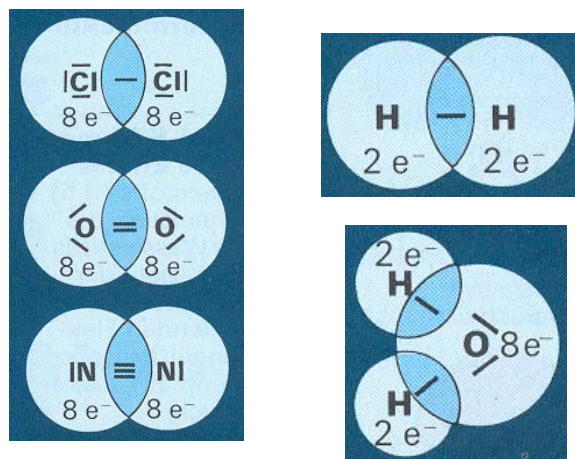
Die chemische Bindung, die in einem Molekül wirkt, wird als Atombindung bezeichnet. Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares und wird daher auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar, in einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung liegen drei Bindungselektronenpaare vor.

Beispiele



Valenzstrichformel (=Elektronen- oder Lewisformel)

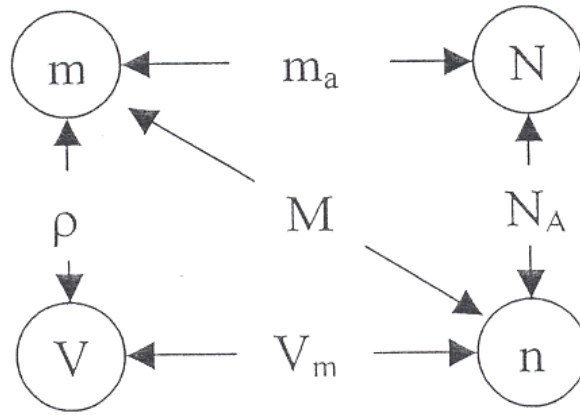
Die Valenzstrichformel gibt die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare an. Prinzip bei der Anordnung: Alle Atome erreichen ein Elektronenoktett bzw. -duplett.



Jeder Kreis umschließt ein Elektronenoktett. Ausnahme Wasserstoff: Elektronenduplett. Bindende Elektronenpaare werden also zweimal berücksichtigt.

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen	
Größen zum Erfassen von Stoffportionen	<p>Für die Angabe der Quantität einer Stoffportion stehen folgende Größen zur Verfügung.</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Masse m [g] ➤ Volumen V [l] ➤ Teilchenzahl N ➤ Stoffmenge n [mol] <p>Die Stoffmenge n ist der Teilchenzahl proportional.</p>
Mol	<p>1 Mol (Einheit: mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12g des ^{12}C-Isotop enthalten sind. 1 mol Teilchen enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle oder Ionen).</p>
Molare Masse M	<p>Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}; \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Avogadro-Konstante N_A	<p>Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)}; \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$ <p>Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert:</p> $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$
Molares Volumen V_m	<p>Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \quad [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.</p>
Molares Normvolumen V_{mn}	<p>Das molare Normvolumen ist der Quotient aus dem Normvolumen V_n einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)}$ <p>Für gasförmige Stoffportionen ist das molare Normvolumen unabhängig von der Stoffart und beträgt $V_{mn} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$.</p>

**Quantität- und
Umrechnungsgrößen
in der Übersicht**



Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe SG

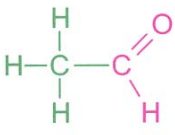
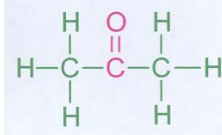
Molekülstruktur und Stoffeigenschaften	
Orbital	Ein Orbital kennzeichnet den Raum um den Atomkern, in dem sich ein Elektron mit größter Wahrscheinlichkeit aufhält.
Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)	Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Freie Elektronenpaare benötigen mehr Platz als bindende.
Räumlicher Bau von Molekülen	<ul style="list-style-type: none"> ➤ linear (z.B. HCl) ➤ trigonal eben (z.B. SO₃) ➤ tetraedrisch (z.B. CH₄) ➤ pyramidal (z.B. NH₃) gewinkelt (z.B. H ₂ O)
Elektronegativität	Die Elektronegativität (EN) ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Bindungselektronen an sich zu ziehen. Je größer die EN eines Atoms ist, desto stärker zieht es die Bindungselektronen an. Die EN hat keine Einheit, da sie eine Bezugsgröße (ein Wert wird festgelegt und alle anderen darauf bezogen) ist.
Polare Atombindung	Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden Atome hin verschoben ist, polare Atombindung. Hier hat ein Bindungspartner eine wesentlich höhere EN als der andere.
Unpolares Molekül	Ein unpolares Molekül liegt vor, wenn die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen eines Moleküls zusammenfallen. Beispiel: CH ₄ , CO ₂
Polares Molekül (=Dipolmolekül)	Fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül nicht zusammen, so liegt ein Dipolmolekül vor. Beispiel: H ₂ O
Zwischenmolekulare Kräfte	Zwischenmolekulare Kräfte wirken zwischen Teilchen. Man unterscheidet: <ul style="list-style-type: none"> ➤ Van-der-Waals-Kräfte ➤ Dipol-Dipol-Kräfte ➤ Wasserstoffbrückenbindungen
Van-der-Waals-Kräfte	Die Anziehungskräften zwischen unpolaren Edelgasatomen oder unpolaren Molekülen werden als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet. Diese Kräfte sind umso größer, je größer das Volumen der Teilchen ist.
Dipol-Dipol-Kräfte	Dipol-Dipol-Kräfte entstehen zwischen Dipolmolekülen aufgrund von Teilladungen in den Molekülen.
Wasserstoffbrückenbindungen	Wechselwirkung zwischen einem positiv polarisiertem Wasserstoffatom in der einen Verbindung und einem stark negativ polarisierten anderen Atom (F-, O- oder N-Atom) eines zweiten Moleküls.

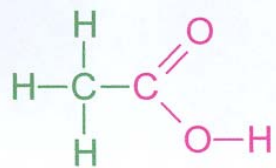
Hydratation	Unter Hydratation versteht man die Anlagerung von Wasserdipolen an die Teilchen des Lösestoffs. Orientierung des Wassermoleküls je nach Ladung oder Polarisierung des zu hydratisierenden Teilchens.			
Protonenübergänge				
Indikator	Indikatoren sind Stoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine saure, neutrale oder alkalische Lösung vorliegt.			
Wichtige Indikatoren	Indikator/Milieu	sauer	neutral	alkalisch
	Lackmus	rot	violett	blau
	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
	Phenolphthalein	farblos	farblos	rotviolett
Säure (nach Brönsted)	Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben: Säuren sind Protonendonatoren. Beispiel: $\text{HCl}_{(\text{aq})}$			
Base (nach Brönsted)	Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen: Basen sind Protonenakzeptoren. Beispiel: $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$			
Protolyse	Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.			
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können. Beispiel: H_2O			
Saure Lösung	Saure Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ Beispiele: Schwefelsäure ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$), Salzsäure ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$)			
Alkalische Lösung = Basische Lösung	Alkalische Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Beispiele: Natronlauge ($\text{NaOH}_{(\text{aq})}$), Kalilauge ($\text{KOH}_{(\text{aq})}$)			
Neutrale Lösung	Neutrale Lösungen sind Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Beispiel: Wasser			
Ionenprodukt des Wassers	Bei 20 °C gilt für 1 L Wasser folgendes Stoffmengenverhältnis: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$			
Neutralisation	Bei einer Neutralisation reagieren die Oxoniumionen der sauren Lösung mit den Hydroxidionen der alkalischen Lösung zu Wassermolekülen.			
pH-Wert	Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration in einer wässrigen Lösung. $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ Der pH-Wert gibt an, ob eine Lösung sauer ($\text{pH} < 7$), neutral ($\text{pH} = 7$) oder alkalisch ($\text{pH} > 7$) ist.			
Stoffmengenkonzentration c(X)	Die Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$ eines gelösten Stoffes X ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(\text{X})$ und dem Volumen der Lösung $V(\text{Lsg.})$ $c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{Lsg.})}$			
Säure-Base-Titration	Zu einem bestimmten Volumen Säure (bzw. Lauge) unbekannter Konzentration wird nach Zusatz eines Indikators mit einer Bürette langsam Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration gegeben, bis der Indikator umschlägt (\rightarrow Äquivalenzpunkt). Aus dem verbrauchten Volumen kann die Konzentration der Säure (bzw. Lauge)			

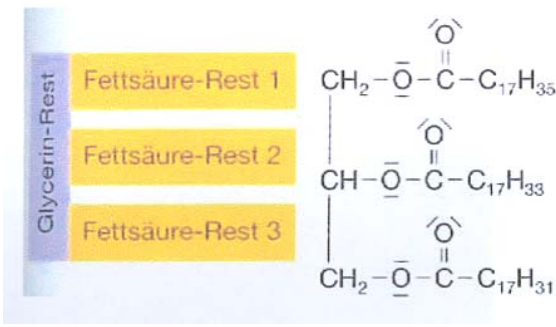
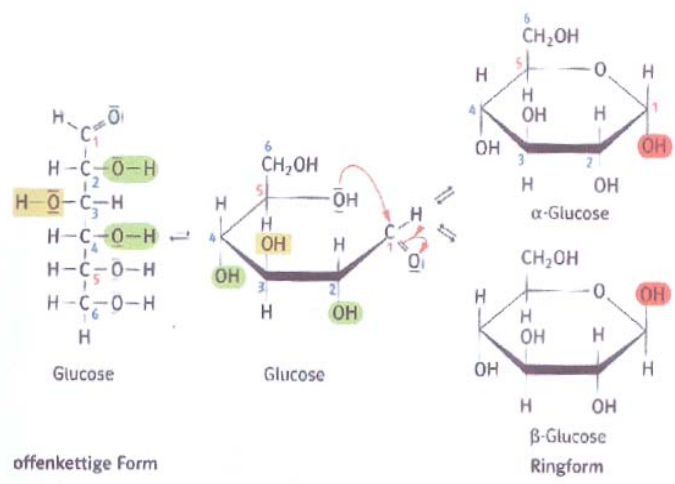
	errechnet werden. Dabei ist die Lösung mit der bekannten Konzentration immer in der Burette, die mit der unbekannt Konzentration im Erlenmeyerkolben.
Äquivalenzpunkt	Am Äquivalenzpunkt liegen äquivalente Stoffmengen von Säure und Base vor. Es gilt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$
Elektronenübergänge	
Reduktion	Die Reduktion ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen aufnimmt.
Oxidation	Die Oxidation ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen abgibt.
Redoxreaktion	Die Redoxreaktion ist der Elektronenübergang zwischen Teilchen.
Reduktionsmittel	Ein Reduktionsmittel ist ein Teilchen, das Elektronen abgibt und dadurch oxidiert wird. Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren, z.B. Metall-Atome, H_2
Oxidationsmittel	Ein Oxidationsmittel ist ein Teilchen, das Elektronen aufnimmt und dadurch reduziert wird. Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren, z.B. Nichtmetall-Atome, MnO_4^- -Ionen
Oxidationszahl	Die Oxidationszahl ist die „gedachte“ Ladungszahl eines Atoms, die sich ergibt, wenn man die Bindungselektronen vollständig dem elektronegativeren Bindungspartner zuordnet. Die Oxidationszahl wird als römische Ziffer über das Elementsymbol geschrieben und hat ein Vorzeichen (+/-). Mit Hilfe der Oxidationszahlen kann man erkennen, ob es sich bei einer chemischen Reaktion um eine Redoxreaktion handelt, und welcher Reaktionspartner oxidiert oder reduziert wird. Eine Erhöhung der Oxidationszahl bedeutet Oxidation und eine Erniedrigung der Oxidationszahl bedeutet Reduktion.
Umwandlung chemischer in elektrische Energie	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Daniell-Element: Aufbau und chemische Vorgänge ➤ Bleiakkumulator: Aufbau und chemische Vorgänge ➤ Brennstoffzelle: Aufbau und chemische Vorgänge
Elektrolyse	Elektrolyse ist eine durch Gleichspannung erzwungene Redoxreaktion.
Kohlenwasserstoffe	
Kohlenwasserstoffe	Kohlenwasserstoffe sind brennbare und unpolare Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind.
Homologe Reihe der Alkane und Alkene	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Alkane sind gesättigte Kohlenwasserstoffe mit der allgemeinen Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. In den Molekülen liegen nur Einfachbindungen vor. ➤ Alkene sind ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer Doppelbindung im Molekül. Die allgemeine Molekülformel lautet: C_nH_2
Formelschreibweisen und Nomenklatur	Für die Darstellung organischer Moleküle verwendet man in der Regel Struktur- und Halbstrukturformeln. Die Benennung erfolgt gemäß den IUPAC-Nomenklatur-

	regeln.
Isomerie, Konstitutionsisomerie,	Die Erscheinung, dass bei gleicher Summenformel verschiedene Verbindungen existieren, bezeichnet man als Isomerie. Beruht die Isomerie auf einer unterschiedlichen Verknüpfung der Atome im Molekül, also auf verschiedener Konstitution der Moleküle, so spricht man von Konstitutionsisomerie. z.B. Butan und 2-Methylpropan sind Konstitutionsisomere
Siedetemperaturen der Alkane	Alkanmoleküle sind unpolar. Zwischen ihnen wirken nur schwache van-der-Waals-Kräfte. Diese nehmen mit der Kettenlänge zu und sind zwischen unverzweigten Isomeren größer als zwischen verzweigten. Je stärker die van-der-Waals-Kräfte sind, desto höher sind die Siedetemperaturen.
Chemische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Brennbarkeit: Kohlenwasserstoffe sind brennbar, bei der vollständigen Verbrennung entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser. ➤ Alkane reagieren mit Halogenen in einer radikalischen Substitution, z.B.: $\begin{array}{ccccccc} \text{C}_6\text{H}_{14} & + & \text{Br}_2 & \rightarrow & \text{C}_6\text{H}_{13}\text{Br} & + & \text{HBr} \\ \text{Hexan} & & \text{Brom} & & \text{Bromhexan} & & \end{array}$ Bromwasserstoff ➤ Alkene sind reaktionsfreudiger als Alkane und reagieren mit Halogenen in einer elektrophilen Addition. Z.B. $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 & + & \text{Br}_2 & \rightarrow & \text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Br} \\ \text{Ethen} & & \text{Brom} & & \text{1,2-Dibromethan} & & \end{array}$
Erdöl und Erdgas	Erdöl und Erdgas sind fossile Energieträger, die durch Umwandlungsprozesse aus organischem Material entstanden sind. Erdöl enthält v.a. flüssige Kohlenwasserstoffe, Erdgas besteht v.a. aus Methan.
Treibhauseffekt	Unter Treibhauseffekt versteht man die Erwärmung der Atmosphäre durch übermäßige Freisetzung von Treibhausgasen wie CO ₂ infolge der Verbrennung fossiler Energieträger.
Ozonloch	Durch die Zerstörung der Ozonschicht durch Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW) gelangt verstärkt schädliche UV-Strahlung auf die Erde → erhöhtes Hautkrebsrisiko, Schädigung vieler Lebewesen
Derivate	Derivate (=Abkömmlinge) sind Verbindungen, die bei einem KWS-Grundgerüst eine funktionelle Gruppe tragen. Diese funktionelle Gruppe trägt entscheidend zur Reaktionsfähigkeit des Moleküls bei. Beispiele siehe folgende Stoffgruppen.
Alkohole	
Alkohole	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Die funktionelle Gruppe der Alkohole ist die Hydroxygruppe (OH-Gruppe). ➤ Allgemeine Formel der Alkanole; C_nH_{2n+1}OH ➤ Der bekannteste Alkohol ist Ethanol mit der Molekülformel C₂H₅OH

Nomenklatur der Alkohole	Dem Name des KWS, von dem sich der Alkohol ableitet, wird die Endung –ol angehängt. Die Stellung der Hydroxygruppe wird durch eine Ziffer vor der Endung angegeben, z.B. Propan-2-ol
Einteilung der Alkohole	<p>➤ Je nachdem, mit wie vielen weiteren C-Atomen der Kohlenstoff verbunden ist, an dem die OH-Gruppe hängt, unterscheidet man:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>primärer Alkohol</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>sekundärer Alkohol</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{R}_2 \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>tertiärer Alkohol</p> </div> </div> <p style="text-align: center;">(R, R₁, R₂, R₃ = KWS-Reste)</p> <p style="text-align: center;">Beispiele</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>Butan-1-ol (primäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^4 & -\text{C}^3 & -\text{C}^2 & -\text{C}^1 & -\text{O} & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$ <p>primäres C-Atom</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>2-Methylpropan-1-ol (primäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & -\text{C} & -\text{H} & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^3 & -\text{C}^2 & -\text{C}^1 & -\text{O} & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & \end{array}$ <p>primäres C-Atom</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;"> <p>Butan-2-ol (sekundäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^1 & -\text{C}^2 & -\text{C}^3 & -\text{C}^4 & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{OH} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ & & \text{H} & & & & \end{array}$ <p>sekundäres C-Atom</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>2-Methylpropan-2-ol (<i>tert</i>-Butanol) (tertiäres Alkanol)</p> $\begin{array}{ccccccc} & & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & -\text{C} & -\text{H} & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C}^1 & -\text{C}^2 & -\text{C}^3 & -\text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{OH} & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ & & \text{H} & & & & \end{array}$ <p>tertiäres C-Atom</p> </div> </div> <p>➤ Alkohole mit einer OH-Gruppe bezeichnet man als einwertige Alkohole, Alkohole mit mehreren OH-Gruppen bezeichnet man als mehrwertige Alkohole.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{HO}-\text{C} & -\text{C}-\text{OH} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ <p>Ethan-1,2-diol (Glykol)</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \end{array}$ <p>Propan-1,2,3-triol (Glycerin)</p> </div> </div>

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen bei Alkoholen	<p>Ein Alkoholmolekül besteht aus einem polaren und unpolaren Molekülteil.</p> $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{unpolar}}{\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2} - \underset{\text{polar}}{\text{OH}}$ <p>Der unpolare Alkylrest bildet van-der-Waals-Wechselwirkungen aus, die polare Hydroxygruppe bildet Wasserstoffbrücken aus.</p>
Schmelz- und Siedetemperaturen der Alkohole	<p>Alkohole schmelzen und sieden bei viel höheren Temperaturen als Alkane vergleichbarer Molekülgröße. Zwischen den Hydroxygruppen der Alkohole bilden sich Wasserstoffbrücken. Diese müssen beim Schmelzen und Sieden zusätzlich überwunden werden. Aber: je länger die KWS-Kette (=unpolarer Teil des Moleküls), desto geringer ist dieser Effekt.</p>
Löslichkeit der Alkohole	<p>Mit zunehmender Länge des Alkyl-Restes nimmt die Löslichkeit in Wasser ab, die Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln zu. (Gleiches löst sich in Gleichem)</p>
Carbonylverbindungen	
Aldehyde	<div style="text-align: center;">  <p>Aldehydgruppe</p> </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Aldehydgruppe (-CHO-Gruppe) ➤ Nomenklatur: Name des KWS + Endung -al, z.B. Ethanal (Beachte: C-Atom an der funktionellen Gruppe wird mitgezählt!) <p>Aldehyde entstehen durch Oxidation primärer Alkohole</p>
Ketone	<div style="text-align: center;">  <p>Ketogruppe</p> </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Carbonylgruppe (Ketogruppe) ➤ Nomenklatur: Endung -on, z.B. Propanon ➤ Ketone entstehen durch Oxidation sekundärer Alkohole <p>Aldehyde und Ketone werden zusammenfassend als Carbonylverbindungen bezeichnet.</p>
Schmelz- und Siedetemperaturen der Aldehyde und Ketone	<p>Die Schmelz- und Siedetemperaturen liegen höher als bei vergleichbaren Alkanen, aber deutlich niedriger als bei Alkoholen ähnlicher Molekülgröße. Ursache: Zwischen den polaren Molekülen der Carbonylverbindungen liegen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und van-der-Waals-Wechselwirkungen vor, aber keine Wasserstoffbrückenbindungen.</p>
Löslichkeit der Aldehyde und Ketone	<p>Die kurzketigen Vertreter sind mit Wasser mischbar, die langketigen mischen sich mit Heptan.</p>

	Ursache: Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen mit Wassermolekülen. Bei langkettigen Vertretern sind die unpolare Kohlenwasserstoffreste jedoch so groß, dass der Einfluss der van-der-Waals-Kräfte überwiegt.
Chemische Eigenschaften der Aldehyde und Ketone	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Aldehyde lassen sich zu Carbonsäuren oxidieren. Aldehyde wirken reduzierend. Auf ihrer Reduktionswirkung beruht eine wichtige Nachweisreaktion, die Fehling-Probe (Reduktion von Cu^{2+} zu CuO im Alkalischen, Bildung eines rotbraunen Niederschlags). ➤ Ketone sind durch milde Oxidationsmittel nicht oxidierbar.
Carbonsäuren	
Carbonsäuren	<div style="text-align: center;">  </div> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Funktionelle Gruppe: Carboxygruppe ➤ Nomenklatur: Name des KW + Endung –säure, z.B. Ethansäure, Propansäure ➤ Nomenklatur des Carboxylations: Endung - oat, z.B. Ethanoat, Propanoat ➤ Carbonsäuren entstehen durch Oxidation von Aldehyden.
Schmelz- und Siedetemperaturen der Carbonsäuren	Carbonsäuren haben im Vergleich zu den Alkoholen höhere Schmelz- und Siedetemperaturen. Ursache: Zwischen den Carboxygruppen zweier Carbonsäuremoleküle bilden sich Wasserstoffbrücken aus, so dass Doppelmoleküle entstehen.
Saure Reaktion der Carboxygruppe	Carbonsäuremoleküle gehen mit Wassermolekülen Säure-Base-Reaktionen ein. Die Carboxygruppe reagiert dabei als Protonendonator. $\text{R-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Ester	
Veresterung und Esterspaltung	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Ester entstehen durch Reaktion von Carbonsäuren mit Alkoholen unter Abspaltung von Wasser. ➤ Die säurekatalysierte Esterbildung und –spaltung ist ein chemisches Gleichgewicht, d.h. nach einiger Zeit laufen Hin- und Rückreaktion gleich schnell, so dass sich die Konzentrationen der beteiligten Stoffe nicht mehr ändern (Fließgleichgewicht). <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> $\text{Säure} + \text{Alkohol} \xrightleftharpoons{(\text{H}^+)} \text{Ester} + \text{Wasser}$ <p style="text-align: center; color: red; font-size: small;">Veresterung (Kondensation)</p> $\text{R}_1\text{-COOH} + \text{HO-R}_2 \xrightleftharpoons{(\text{H}^+)} \text{R}_1\text{-COO-R}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; color: blue; font-size: small;">Esterspaltung (Hydrolyse)</p> </div>

	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Nomenklatur: Den Namen des Esters bildet man aus dem Namen der Säure, dem Namen der Alkyl-Restes des Alkohols und der Endung -ester. Aus Ethansäure und Ethanol entsteht Ethansäureethylester. Nach IUPAC nennt man zuerst den Alkyl-Rest des Alkohols und dann den Stammnamen der Säure mit der Endung -oat: Ethylethanoat.
Fette	
Aufbau	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Fette sind Ester des dreiwertigen Alkohols Glycerin mit drei, meist unterschiedlichen Fettsäuremoleküle. ➤ Flüssige und feste Fette sind immer Gemische aus verschiedenen Fettsäuremolekülen. 
Kohlenhydrate	
Glucose	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Das Monosaccharid Guucose ($C_6H_{12}O_6$) entsteht bei der Fotosynthese. ➤ Glucosemoleküle liegen sowohl in der offenkettigen Aldehydform als auch in Ringform vor. Der Übergang von der Ketten- in die Ringform erfolgt durch Reaktion zwischen der Aldehydgruppe am C_1-Atom und der Hydroxygruppe am C_5-Atom. ➤ Von der Ringform gibt es zwei Isomere, die sich durch die Stellung der Hydroxygruppe am C_1-Atom unterscheiden: die α- und β-Glucose 

Aminocarbonsäuren und Proteine

Aminocarbonsäuren	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Aminocarbonsäuremoleküle oder einfach Aminosäuremoleküle (AS) sind die Bausteine der Peptidmoleküle und Proteinmoleküle. ➤ AS enthalten zwei funktionelle Gruppen: die Carboxy- und die Aminogruppe. ➤ AS liegen in fester Form als Zwitterionen vor, d.h. die Aminogruppe ist protoniert und die Carboxygruppe ist deprotoniert → salzartiger Charakter. ➤ Als Zwitterion kann die Carboxygruppe als Base (Protonenakzeptor) und die Aminogruppe als Säure (Protonendonator) reagieren
Peptidbindung	<p>Die Bildung von Peptiden aus AS ist eine Kondensationsreaktion. Die Bindung zwischen zwei AS-Molekülen entsteht, indem die Aminogruppe des einen Moleküls mit der Carboxygruppe des anderen Moleküls unter Wasserabspaltung (=Kondensation) reagiert.</p> $ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{R}_1 \end{array} + \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{R}_2 \end{array} \longrightarrow $ $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{C}-\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \quad \quad \\ \text{R}_1 \quad \text{H} \quad \text{R}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O} $
Proteine	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Polypeptide mit mehr als 100 Aminosäuren nennt man Proteine. ➤ Die Aminosäuresequenz bestimmt die Raumstruktur und Funktion der Proteine. ➤ Proteine gehören zu den Grundbausteinen aller Zellen.