

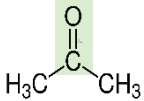


1. Molekular gebaute Stoffe	
Atombindung = Elektronenpaarbindung	Überlappung zweier oder mehrerer Atomhüllen (bzw. Orbitale) führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames, bindendes (oder mehrere gemeinsame, bindende) Elektronenpaar(e).
Formalladung	Die Formalladung eines Atoms ist die Differenz aus der Anzahl der Valenzelektronen des ungebundenen Atoms und der in der Valenzstrichformel zugeordneten Zahl an Valenzelektronen des Atoms. \oplus \ominus
Mesomerie	Als Mesomerie wird die Erscheinung bezeichnet, dass die tatsächliche Elektronenverteilung innerhalb eines Moleküls oder Ions nur durch mehrere Grenzformeln beschrieben werden kann.
Orbital	Die Orbitale lassen sich bildlich als Elektronenwolken darstellen. Sie geben den Raum an, in dem sich Elektronen mit 99%-iger Wahrscheinlichkeit befinden.
Valenzstrichformel	Schreibweise, die den zweidimensionalen Bau eines Moleküls zeigt; die Anordnung der Atome, ihrer Atombindungen und der nichtbindenden Elektronenpaare werden verdeutlicht.
2. Räumlicher Bau von Molekülen	
Gruppen von Kohlenwasserstoffen	<ul style="list-style-type: none">○ Alkane → besitzen nur Einfachbindungen, allgemeine Summenformel C_nH_{2n+2}○ Alkene → besitzen mindestens eine Doppelbindung, allgemeine Summenformel für Monoalkene C_nH_{2n}○ Alkine → besitzen mindestens eine Dreifachbindung, allgemeine Summenformel für Monoalkine C_nH_{2n-2} außerdem Unterscheidung in verzweigte und unverzweigte Kohlenwasserstoffverbindungen
EPA-Modell	Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab. Deshalb ordnen sich die Atome im Molekül räumlich optimiert an: <ul style="list-style-type: none">○ tetraedisch: z.B. Methan (Bindungswinkel $109,5^\circ$)○ pyramidal: z.B. Ammoniak (Bindungswinkel 107°)○ gewinkelt: z.B. Wasser (Bindungswinkel $104,5^\circ$)
Isomerie	Isomere sind Stoffe, deren Moleküle die gleiche Summenformel, aber verschiedene chemische und physikalische Eigenschaften haben.
E/Z-Isomerie	Form von Isomerie, die auf Grund der fehlenden Drehbarkeit der Doppelbindung bei Alkenen auftritt; sie bezeichnet die unterschiedliche Anordnung der Atome an der Doppelbindung (E = entgegen, Z = zusammen).



Keilstrichformel	Darstellung der räumlichen, dreidimensionalen Anordnung der Atome in einem Molekül in der zweidimensionalen Zeichenebene
Konstitutionsisomerie	Form von Isomerie, bei der die einzelnen Isomere eine unterschiedliche Verknüpfung der Atome im Molekülbau aufweisen
Molekülgeometrie	Beschreibung der räumlichen Anordnung der Atome sowie der Bindungswinkel und Bindungslängen in einem Molekül(ion) unter Verwendung des EPA-Modells
Nomenklatur	Unter Nomenklatur versteht man in der Chemie die systematische und einheitliche Namensgebung für chemische Stoffe nach den IUPAC-Regeln.
3. Zwischenmolekulare Kräfte und ihre Auswirkungen	
Aldehyde	Die Gruppe der Aldehyde ist erkennbar an der Aldehyd-Gruppe. Beispiel: Ethanal $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})\text{H}$ Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
Alkohole	Die Gruppe der Alkohole ist erkennbar an der Hydroxy-Gruppe. Beispiel: Ethanol $\text{H}-\text{C}(\text{H})_2-\text{C}(\text{H})_2-\text{OH}$ Wasserstoffbrücken
Bindungspolarität	Bei polaren Elektronenpaarbindungen ist das bindende Elektronenpaar zum elektronegativen Partner verschoben; Bei unpolaren Elektronenpaarbindungen ziehen beide Bindungspartner gleich stark am bindenden Elektronenpaar; ΔEN groß ($>1,7$) → Ionenbindung, Elementarladungen (+, -) ΔEN mittel (0,5-1,7) → polare Atombindung, Partialladungen (δ^+ , δ^-) ΔEN klein ($<0,5$) → schwach polar bis unpolare Atombindung
Carbonsäuren	Die Gruppe der Carbonsäuren ist erkennbar an der Carboxy-Gruppe. Beispiel: Ethansäure $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ → Wasserstoffbrücken + Dimerisierung
Dichteanomalie	Wasser hat im flüssigen Aggregatzustand bei 4°C die höchste Dichte.
Dipol	Ein Molekül besitzt eine unsymmetrische Ladungsverteilung, wodurch es eine positive und eine negative Teilladung (δ^+ / δ^-) besitzt.



Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen
Elektronegativität	elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen
Hydratation	Beim Lösen eines Stoffs, zum Beispiel eines Salzes, in Wasser bilden die Wassermoleküle eine Hydrathülle um die Ionen des Salzes.
hydrophile Stoffe	Stoffe, die sich gut in Wasser lösen; die Moleküle weisen einen polaren Bau auf.
Ketone	Die Gruppe der Ketone ist erkennbar an der Keto-Gruppe. Beispiel: Propanon 
lipophile Stoffe	Stoffe, die sich nicht gut in Wasser, aber gut in unpolaren Lösungsmitteln lösen; die Moleküle weisen einen unpolaren Bau auf.
Oberflächenspannung	Die Oberflächenspannung beruht auf nach innen gerichteten Anziehungskräften zwischen Teilchen einer Flüssigkeit.
Partialladung	Ungleiche Ladungsverteilungen in einem Molekül, die durch die Elektronegativitätsdifferenzen auftreten, werden mit Hilfe von Partialladungen in der Molekülformel gekennzeichnet. ($\delta + / \delta -$)
Van-der-Waals-Wechselwirkungen	schwache Anziehungskräfte vor allem bei unpolaren Molekülen London-Dispersions-Wechselwirkungen: Spontaner Dipol: asymmetrische Ladungsverteilung führt zu +/- geladenen Bereichen im Molekül Induzierter Dipol: Polarisierung von Atomen/Molekülen durch spontane Dipole; schwächste der zwischenmolekularen Wechselwirkungen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen
Wasserstoffbrücken	Eine Wasserstoffbrücke beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar der stark negativ polarisierten Atome F, O, N eines benachbarten Moleküls: stärkste der zwischenmolekularen Wechselwirkungen
4. Säuren und Basen: Die Chemie der Elektronenübergänge	
Ampholyt	Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann (z.B. H ₂ O).



Autoprotolyse des Wassers	Als Ampholyt können Wassermoleküle miteinander zu Oxoniumionen und Hydroxidionen reagieren, allerdings reagieren die gebildeten Ionen schnell wieder zurück. $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$
Base	Teilchen, das Protonen aufnehmen kann → Protonenakzeptor
Lauge (= alkalische Lösung)	Laugen enthalten stets Hydroxid-Ionen (OH^-). Metalloxide reagieren mit Wasser zu Laugen.
Neutralisation	Allgemeine Neutralisationsreaktion: Säure + Base → Wasser + Salz
pH-Wert	Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung pH-Wert = negativer dekadischer Logarithmus des Zahlenwerts der Oxoniumionenkonzentration saure Lösungen: $\text{pH} < 7$ neutrale Lösungen: $\text{pH} = 7$ alkalische Lösungen: $\text{pH} > 7$
Reversible Reaktion und das chemische Gleichgewicht	Reaktionen können unter bestimmten Bedingungen in beide Richtungen ablaufen, sodass sich eine „stabile“ Verteilung der Substanzen auf Edukt- und Produktseite einstellt (= chemisches Gleichgewicht). $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ Reaktionen, die umkehrbar sind, werden reversible Reaktionen genannt. Es stellt sich dabei ein dynamisches Gleichgewicht ein, d.h. die Hin- und Rückreaktionen kommen auch im Gleichgewichtszustand nicht zum Erliegen, sondern laufen in gleicher Anzahl ab.
Säure	Teilchen, das Protonen abgeben kann → Protonendonator! Saure Lösungen enthalten stets Oxonium-Ionen (H_3O^+) sowie den Säurerest. Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren.
Säure-Base-Indikator	Indikatoren (lat. indicare = anzeigen) zeigen durch ihre Farbe an, ob eine Lösung sauer, basisch oder neutral reagiert. Beispiele: Bromthymolblau, Lackmus, Phenolphthalein
Säurestärke	Je stärker eine Säure, desto besser/leichter kann sie Protonen an Wasser abgeben. Bei starken Säuren geben fast alle Säuremoleküle ihre Protonen ab.
Titration	Verfahren der quantitativen Analyse in der Chemie: Ein bekannter Stoff, dessen Konzentration unbekannt ist (Probelösung / Vorlage), wird in einer



	gezielten chemischen Reaktion (z.B. Neutralisation) mit einer Maßlösung / Titrans umgesetzt, deren Konzentration und Volumen bekannt ist.
5. Elektronenübergänge	
Aufstellen von komplexen Redoxgleichungen	<ol style="list-style-type: none">1. Schritt: Edukte und Produkte ermitteln2. Schritt: Edukte und Produkte den beiden Teilgleichungen (Oxidation / Reduktion) zuordnen3. Schritt: Oxidationszahlen der Elemente ermitteln, die ihre Oxidationszahl verändern4. Schritt: Atombilanz = Gleichstellen der Anzahl der Atome, die ihre Oxidationszahl verändern (durch Koeffizienten)5. Schritt: Elektronenbilanz = Darstellen des Anstiegs bzw. des Absinkens der Oxidationszahlen durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen (eventuelle Koeffizienten und Indices miteinbeziehen!)6. Schritt: Ladungsbilanz = Gleichstellen der Ladung (sowohl Edukte, Produkte als auch Elektronen) auf beiden Seiten der Reaktionsgleichungen durch Oxoniumionen (H_3O^+), Hydroxidionen (OH^-) oder Oxidionen (O^{2-})7. Schritt: Stoffbilanz = Richtigstellen der Reaktionsgleichung durch Hinzufügen von i.d.R. Wasser (H_2O)8. Schritt: Teilgleichungen mit einem Faktor multiplizieren, sodass die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen gleichgroß ist9. Schritt: Beide Teilgleichungen zusammenfassen und Stoffe / Koeffizienten wenn möglich streichen / kürzen
Akkumulator (Akku)	Durch die Umkehrbarkeit einer Redoxreaktion lässt sich mithilfe einer externen Spannungsquelle ein System konstruieren, bei dem eine wiederholte Umwandlung von chemischer in elektrische Energie und zurück möglich ist.
Oxidationszahl	hypothetische (oder wirkliche) Ladungszahl von Atomen / Ionen; wird mit römischen Zahlen angegeben, kann positiv oder negativ sein; Bestimmung durch die Regeln der Prioritätenliste oder über die Valenzstrichformel



Oxidierbarkeit primärer Alkohole (partielle Oxidation)	Die Oxidationsprodukte primärer Alkohole sind Alkanale = Aldehyde.
Oxidierbarkeit sekundärer und tertiärer Alkohole	Die Oxidationsprodukte sekundärer Alkohole sind Alkanone = Ketone. Tertiäre Alkohole lassen sich nicht oxidieren.
Oxidierbarkeit von Aldehyden und Ketonen im Vergleich	Die Oxidationsprodukte von Aldehyden sind Carbonsäuren. Ketone lassen sich nicht oxidieren.
Spannungsreihe	Die Spannungsreihe erlaubt Voraussagen, welche Redoxreaktionen freiwillig ablaufen. Die Elektronen fließen stets vom unedleren Element zum edleren, das unedlere Element wird also oxidiert, das edlere reduziert.
6. Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen	
Acetal / Vollacetal	Halbacetale lassen sich selten isolieren (Ausnahme: Zucker). In den meisten Fällen reagieren sie unter saurer Katalyse mit Alkohol (im Überschuss) zu einem Vollacetal weiter.
Ester	Produkt der Reaktion von einem Alkohol mit einer Carbonsäure Darstellung: säurekatalysierte Kondensation (Reaktion unter Wasserabspaltung) Esterhydrolyse = Verseifung = Esterspaltung: Carbonsäureester reagiert mit Wasser zu einer Carbonsäure und einem Alkohol. Somit ist sie die Umkehrreaktion der Estersynthese.
Ether	Produkt der Reaktion von zwei Alkoholen Darstellung: säurekatalysierte Kondensation (Reaktion unter Wasserabspaltung)
Fett	organisches Molekül aus zwei verschiedenen Molekültypen, dem Trägermolekül Glycerin (= Propan-1,2,3-triol) und drei daran gebundenen Fettsäuren Synthese von Fetten: Dreifache Esterkondensation
Glucose	Einfachzucker (Monosaccharid), Fotosyntheseprodukt; Aldose: - 6 Kohlenstoff-Atome (von C ₁ bis C ₆ benannt) - Aldehydgruppe an C ₁ - Hydroxygruppen an C ₂ -C ₆ Wichtig: Die Stellung der Hydroxygruppen an den Kohlenstoffatomen C ₂ -C ₅ ist festgelegt. Bei der Glucose



	(genauer: D-Glucose) stehen diese in der Fischer-Projektion von C ₂ bis C ₅ : rechts, links, rechts, rechts (ta-tü-ta-ta).
Glucose - Ringschluss	Intramolekulare nukleophile Addition der Hydroxygruppe des C ₅ - Atoms an die Aldehydgruppe (intramolekular). Bei der Reaktion bildet sich ein ringförmiges Halbacetal; diese Reaktion läuft in wässrigen Lösungen der Glucose ab
Halbacetal	Produkt, der Reaktion von Alkohol mit Aldehyd in einer nucleophilen Addition
Keto-Enol-Tautomerie	Durch zwei sogenannte Keto-Enol-Umlagerungen kann Fructose über ein Zwischenprodukt in Glucose umgewandelt werden und umgekehrt.
Mehrfachzucker	Verknüpfung von Einfachzuckern (Monosacchariden) in deren Ringstruktur → Zweifachzucker (Disaccharide) und Vielfachzucker (Polysaccharid), wie z.B. Stärke Bindung zwischen der Hydroxygruppe des C ₁ - Atoms und des C ₄ - Atoms des benachbarten Rings unter Wasserabspaltung = Kondensation;
Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen	Nukleophil („kernliebend“): Nucleophile sind Stoffe, die über mindestens ein freies Elektronenpaar verfügen. Mit diesem Elektronenpaar können sie an einem positiv geladenen / polarisierten Kohlenstoffatom angreifen und dadurch sogar andere Bindungspartner (= Substituenten) verdrängen. Elektrophil („elektronenliebend“): Elektrophile sind Stoffe mit Elektronenmangel, sodass sie mit Substanzen reagieren, die über ein freies Elektronenpaar verfügen.
Peptidbindung	Die Carbonsäuregruppe einer Aminosäure kann unter Wasserabspaltung mit der Aminogruppe einer anderen Aminosäure zu einer Peptidbindung reagieren.
Proteine	Makromoleküle, die aus 20 verschiedenen Aminosäuren, mindestens 100 Aminosäuren, in höchst variabler Anzahl und Abfolge, zusammengesetzt sind. Aminosäure: ein zentrales Kohlenstoffatom mit einer Aminogruppe -NH ₂ , einer Carboxygruppe -COOH, einem Wasserstoffatom und einem organischen Rest
Proteinstrukturen	1. Primärstruktur: Abfolge der Aminosäuren, die kettenförmig durch Peptidbindungen verbunden sind.



	<p>2. Sekundärstruktur: Lokale räumliche Anordnung, stabilisiert durch Wasserstoffbrücken zwischen verschiedenen Peptidbindungen. Zwei mögliche Strukturen:</p> <ul style="list-style-type: none">- α-Helix-Struktur- β-Faltblatt-Struktur <p>3. Tertiärstruktur: Räumliche Anordnung des Gesamtproteins aufgrund von Wechselwirkungen und Bindungen zwischen den verschiedenen Resten.</p>
Verseifung	Natriumsalze oder Kaliumsalze der Fettsäuren