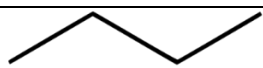


Thema	Inhalt
Molekülgeometrie	Räumliche Anordnung von Atomen oder Atom-Gruppen in einem Molekül, die mit Hilfe des EPA-Modells ermittelt werden kann.
Elektronenpaar-abstoßungs-Modell (EPA- bzw. VSEPR-Modell)	Modell zur Ermittlung der Geometrie von Molekülen. Dabei werden alle Elektronenpaare (bindende und freie) so um das Zentralatom A eines Moleküls angeordnet, dass deren Abstand zueinander maximal ist, wobei Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt werden. <u>Beispiele:</u> <ul style="list-style-type: none"> • Methan (CH₄): 4 Bindungspartner, 0 freie EP → tetraedisch • Bortriiodid (BI₃): 3 Bindungspartner, 0 freie EP → trigonal-planar • Blausäure (HCN): 2 Bindungspartner, 0 freie EP → linear • Ammoniak (NH₃): 3 Bindungspartner, 1 freies EP → trigonal-pyramidal • Wasser (H₂O): 2 Bindungspartner, 2 freie EP → gewinkelt • Iodbromid (IBr): 1 Bindungspartner, 0 freie EP → linear
Elektronegativität	Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung das bindende Elektronenpaar zu sich zu ziehen. <u>Entwicklung der Elektronegativität im PSE:</u> <ul style="list-style-type: none"> • sie nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu • sie nimmt innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben zu → das elektronegativste Element ist Fluor
unpolare Atombindung	Atombindung zwischen zwei Atomen, die: <ul style="list-style-type: none"> • die gleiche Elektronegativität aufweisen, z.B. H₂, oder • deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag unter 0,5 liegt, z.B. BrI.
polare Atombindung	Atombindung zwischen zwei Atomen, deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag größer als 0,5 ist, z.B. HCl. Dadurch werden die Elektronen der Atombindung stärker zum elektronegativeren Atom gezogen, wodurch dort ein Elektronen-Überschuss entsteht → negative Partialladung (δ^-); am elektropositiveren Atom entsteht eine positive Partialladung (δ^+).
unpolares Molekül	Molekül, das: <ul style="list-style-type: none"> • nur unpolare Atombindungen enthält, z.B. H₂, oder • mindestens eine polare Atombindung enthält, aber der positive und der negative Ladungsschwerpunkt aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie zusammenfallen, z.B. CF₄ oder CO₂.
polares Molekül / Dipol	Molekül mit mindestens einer polaren Atombindung, bei dem die daraus resultierenden positiven und der negativen Ladungsschwerpunkte aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie nicht zusammenfallen, z.B. HCl, H ₂ O oder NF ₃ .
zwischen-molekulare Anziehungskräfte	Elektrostatische Anziehungskräfte (<u>keine</u> Bindungen!), die zwischen verschiedenen Teilchen wirken. Dabei werden folgenden Anziehungskräfte unterschieden: <ul style="list-style-type: none"> • van-der-Waals-Anziehungskraft • Dipol-Dipol-Anziehungskraft • Wasserstoffbrücken

van-der-Waals-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • zwischen allen Nichtmetall-Atomen bzw. -Molekülen als Folge der Bildung von induzierten Dipolen wirkt, z.B. zwischen He-Atomen oder H₂-Molekülen • die schwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Dipol-Dipol-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, z.B. BrF • die zweitschwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Wasserstoffbrücken	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • eine besonders starke Form der Dipol-Dipol-Anziehungskraft ist • zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, wenn in diesen Wasserstoff <u>direkt</u> an eines der folgenden sehr elektronegativen Elemente gebunden ist: F, O, Cl oder N → die Verbindungen H₂O, NH₃, HF oder HCl • die zweitstärkste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Säure-Base-Indikatoren	Farbstoffe, die durch ihre Eigenfarbe bzw. Farbumschlag anzeigen, ob eine saure, neutrale oder basische Lösung vorliegt. Beispiele:			
	Indikator	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
	Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
	Lackmus	rot	violett	blau
	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
	Universal-indikator	rot / orange / gelb	grün	blau / violett
Säure	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) abgeben kann (Protonendonator), z.B. HCl.			
saure Lösung	Wässrige Lösung, die Oxonium-Ionen (H ₃ O ⁺ _(aq)) enthält und einen pH-Wert < 7 aufweist.			
Base	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) aufnehmen kann (Protonenakzeptor), z.B. NH ₃ .			
basische / alkalische Lösung	Wässrige Lösung, die Hydroxid-Ionen (OH ⁻ _(aq)) enthält und einen pH-Wert > 7 aufweist.			
Proton	Positiv geladenes Wasserstoff-Ion (H ⁺). Wird bei Protolyse-Reaktionen von einer Säure auf eine Base übertragen.			
wichtige Säuren und Säurereste	Name Säure	Summenformel Säure	Name Säurerest(e)	Summenformel Säurerest(e)
	Salzsäure	HCl	Chlorid	Cl ⁻
	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Hydrosulfat Sulfat	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻
	Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Hydrogencarbonat Carbonat	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻
	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻
	Salpetersäure	HNO ₃	Nitrat	NO ₃ ⁻

wichtige Basen und basische Lösungen	<u>wichtige Basen:</u>			
	Name Base	Summenformel Base	Name protonierte Base	Summenformel protonierte Base
	Ammoniak	NH ₃	Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺
	<u>wichtige basische Lösungen:</u>			
	Name basischer Lösung	Trivialname basischer Lösung	Verhältnisformel basischer Lösung	
	wässrige Natriumhydroxid-Lösung	Natronlauge	NaOH _(aq)	
wässrige Kaliumhydroxid-Lösung	Kalilauge	KOH _(aq)		
Protolyse-Reaktion	Reaktion, bei der mindestens ein Proton (H ⁺) von einer Säure auf eine Base übertragen wird.			
Ampholyt	Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure bzw. Base reagiert, z.B. H ₂ O.			
Neutralisations-Reaktion	Protolyse-Reaktion, bei der eine saure Lösung mit einer basischen Lösung zu einer neutralen Salz-Lösung (= Wasser + gelöstes Salz) reagiert.			
Stoffmengen-konzentration c(X)	Die Stoffmengenkonzentration c(X) gibt die Stoffmenge n des gelösten Stoffes X pro Volumen der Lösung an und hat die Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$			
pH-Wert	Maß für die Stoffmengenkonzentration c(X) an Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen in einer Lösung. Die pH-Skala umfasst die Zahlen von 0-14. <ul style="list-style-type: none"> pH < 7: saure Lösung: c(Oxonium-Ionen) > c(Hydroxid-Ionen) pH = 7: neutrale Lösung: c(Oxonium-Ionen) = c(Hydroxid-Ionen) pH > 7: basische Lösung: c(Oxonium-Ionen) < c(Hydroxid-Ionen) 			
Oxidation	Teilreaktion, bei der Elektronen abgegeben werden, wodurch die Oxidationszahl steigt / positiver wird.			
Reduktion	Teilreaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden, wodurch die Oxidationszahl sinkt / negativer wird.			
Redox-Reaktion	<u>Reduktions-Oxidations-Reaktionen</u> : Reaktionen, bei der Elektronen von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor übertragen werden, wodurch sich jeweils die Oxidationszahlen ändern.			
Reduktionsmittel	Teilchen, das Elektronen abgibt und auf einen Reaktionspartner überträgt (Elektronendonator). Dabei wird das Reduktionsmittel oxidiert und der Reaktionspartner reduziert.			
Oxidationsmittel	Teilchen, das Elektronen von einem Reaktionspartner aufnimmt (Elektronenakzeptor). Dabei wird das Oxidationsmittel reduziert und der Reaktionspartner oxidiert.			
Konzept der Oxidationszahl	Formales Hilfsmittel, mit dem ermittelt werden kann, ob es sich bei einer Teilreaktion um die Oxidation (OZ steigt / wird positiver) oder die Reduktion (OZ sinkt / wird negativer) handelt.			

Unterteilung der Kohlenwasserstoffe	<u>Kohlenwasserstoffe (KW)</u>			
	↙ <u>gesättigte KW</u> enthalten nur Einfachbindungen zwischen Kohlenstoff-Atomen ↓ Alkane (→ Einfachbindung(en)) allg. Summenformel: C_nH_{2n+2}	↘ <u>ungesättigte KW</u> enthalten mindestens eine Mehrfachbindung zwischen Kohlenstoff-Atomen ↓ Alkene (→ Doppelbindung(en)) allg. Summenformel (bei einer Doppelbindung): C_nH_{2n}		
homologe Reihe der Alkane	IUPAC-Name	Summenformel	IUPAC-Name	Summenformel
	Methan	CH ₄	Hexan	C ₆ H ₁₄
	Ethan	C ₂ H ₆	Heptan	C ₇ H ₁₆
	Propan	C ₃ H ₈	Octan	C ₈ H ₁₈
	Butan	C ₄ H ₁₀	Nonan	C ₉ H ₂₀
	Pentan	C ₅ H ₁₂	Decan	C ₁₀ H ₂₂
Darstellungsformen in der organischen Chemie	Summenformel am Bsp. Butan		C ₄ H ₁₀	
	Strukturformel am Bsp. Butan		$ \begin{array}{cccc} & H & H & H & H \\ & & & & \\ H & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & \\ & H & H & H & H \end{array} $	
	Halbstrukturformel am Bsp. Butan		H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	
	Skelettformel am Bsp. Butan			
Isomere	Moleküle mit identischer Summenformel, die sich hinsichtlich der Atomverknüpfung und / oder räumlichen Atomanordnung unterscheiden.			
Konstitutionsisomere	Isomere, die sich hinsichtlich der Atomverknüpfung (= Konstitution) unterscheiden. Beispiel:			
	IUPAC-Name	Summenformel	Halbstrukturformel	
	n-Butan	C ₄ H ₁₀	H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	
2-Methylpropan	C ₄ H ₁₀	$ \begin{array}{c} CH_3 \\ \\ H_3C-CH-CH_3 \end{array} $		
Substitutionsreaktion	Reaktion, bei der Atome eines Moleküls durch andere Atome bzw. Atomgruppen ersetzt werden.			
radikalische Substitution	Reaktionstyp, bei dem ein Alkan mit einem Halogen zu einem Halogenalkan und einem Wasserstoffhalogenid reagiert, wobei Radikale (sehr reaktive Teilchen mit einem ungepaarten / einzelnen Valenzelektron) auftreten. Um die Reaktion zu starten muss dem Reaktionsgemisch durch Licht oder Wärme Aktivierungsenergie zugeführt werden. <u>Reaktionsschema:</u> Butan + Brom → Brombutan + Wasserstoffbromid <u>Reaktionsgleichung:</u> C ₄ H ₁₀ + Br ₂ → C ₄ H ₉ Br + HBr			
Elektrophil vs. Nukleophil	<u>Elektrophil:</u> „Elektronen-liebendes“-Teilchen bzw. Teilchen mit einem Elektronendefizit. Dies äußert sich in einer positiven (Partial-)Ladung. <u>Nukleophil:</u> „Kern-liebendes“-Teilchen bzw. Teilchen mit einem Elektronenüberschuss. Dies äußert sich in einer negativen (Partial-)Ladung oder Mehrfachbindungen.			

Additionsreaktion	Reaktion, bei der sich mehrere Moleküle zu einem Molekül verbinden, wobei bei ungesättigten Kohlenwasserstoffen eine Kohlenstoff-Kohlenstoff-Mehrfachbindung aufgespalten wird. Bei Alkenen bildet sich eine Kohlenstoff-Kohlenstoff-Einfachbindung, bei Alkinen eine Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung.
elektrophile Addition	Reaktionstyp, bei dem ein elektrophiles Teilchen an die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Mehrfachbindung eines Alkens bzw. Alkins angelagert wird. Dabei muss keine zusätzliche Aktivierungsenergie in Form von Wärme oder Licht hinzugeführt werden. <u>Reaktionsschema:</u> Propen + Brom → 1,2-Dibrompropan <u>Reaktionsgleichung:</u> $C_3H_6 + Br_2 \rightarrow C_3H_6Br_2$
Bromwasser-Probe	Nachweisreaktion für Mehrfachbindungen / ungesättigte Kohlenwasserstoffe. Bei Zugabe von bräunlichem Brom zu ungesättigten Kohlenwasserstoffen kommt es, ohne zusätzliche Aktivierung des Reaktionsgemisches, zu einer Entfärbung. Ursache: Die für die braune Farbe verantwortlichen Brom-Moleküle werden an die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Mehrfachbindung addiert.
sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe	Kohlenwasserstoffe, die neben Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen mindestens ein Sauerstoff-Atom enthalten. <u>Stoffklassen der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe:</u> Alkohole, Aldehyde, Ketone, Carbonsäuren und Carbonsäureester.
Alkohole	Stoffklasse der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe. <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: Hydroxy-Gruppe: $R-\bar{O}H$ Benennung: Name des Kohlenwasserstoffs, Position der Hydroxy-Gruppe, Endung -ol Beispiel: Butan-2-ol $H_3C-CH_2-\overset{\bar{O}H}{\underset{ }{CH}}-CH_3$
Oxidation von Alkoholen	<u>Oxidation primärer Alkohole:</u> Bei der Oxidation von primären Alkoholen bildet sich bei Verwendung eines: <ul style="list-style-type: none"> schwachen Oxidationsmittels, z.B. CuO, ein Aldehyd (partielle Oxidation). starken Oxidationsmittels, z.B. $KMnO_4$, eine Carbonsäure (vollständige Oxidation). <u>Oxidation sekundärer Alkohole</u> Bei der Oxidation eines sekundären Alkohols bildet sich bei Verwendung eines: <ul style="list-style-type: none"> schwachen Oxidationsmittels, z.B. CuO, ein Keton. starken Oxidationsmittels, z.B. $KMnO_4$, ein Keton. <u>Oxidation tertiärer Alkohole</u> Tertiäre Alkohole können nicht oxidiert werden, ohne dass das Kohlenstoffgerüst zerstört wird.
Carbonylverbindungen	Stoffklasse der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe. <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: Carbonyl-Gruppe: $R_1-\overset{\bar{O}}{\underset{ }{C}}-R_2$ umfasst zwei Untergruppen: <ul style="list-style-type: none"> Aldehyde (R_1 ist Alkyl-Rest oder H-Atom, R_2 ist H-Atom) Ketone (R_1 und R_2 sind Alkyl-Reste).

<p>Aldehyde</p>	<p>Untergruppe der Carbonylverbindungen</p> <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: rand- bzw. endständige Carbonyl-Gruppe → an die Carbonyl-Gruppe ist mindestens ein Wasserstoff-Atom gebunden. Benennung: Name des Kohlenwasserstoffs, Endung -al Beispiel: Ethanal $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad // \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$
<p>Ketone</p>	<p>Untergruppe der Carbonylverbindungen</p> <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: nicht-rand- bzw. nicht-endständige Carbonyl-Gruppe → an die Carbonyl-Gruppe sind zwei Alkyl-Reste gebunden. Benennung: Name des Kohlenwasserstoffs, Position der Carbonyl-Gruppe, Endung -on Beispiel: Butan-2-on $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad // \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
<p>Fehling-Probe</p>	<p>Redoxreaktion, die zum Nachweis von Aldehyden dient. Dabei laufen in basischem Milieu folgende Teilreaktionen ab:</p> <ul style="list-style-type: none"> Oxidation: der eingesetzte Aldehyd reagiert zur entsprechenden Carbonsäure. Reduktion: Cu^{2+}-Ionen reagieren zu $\text{Cu}_2\text{O}_{(s)}$; dabei bildet sich aus der tiefblauen Lösung ein ziegelroter Niederschlag.
<p>Carbonsäuren</p>	<p>Stoffklasse der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe.</p> <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: Carboxy-Gruppe: $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} // \text{O} \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$ Benennung: Name des Kohlenwasserstoffs, Endung -säure Beispiel: Ethansäure $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad // \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \\ \quad \quad \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$
<p>Carbonsäureester bzw. Ester</p>	<p>Stoffklasse der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe.</p> <ul style="list-style-type: none"> funktionelle Gruppe: (Carbonsäure-)Ester-Gruppe: $\text{R}_1-\text{C} \begin{array}{l} // \text{O} \\ \text{O}-\text{R}_2 \end{array}$ Benennung: Name des Alkylrest des eingesetzten Alkohols, Name des Säurerests der eingesetzten Carbonsäure Beispiel: Methylmethanoat $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad // \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
<p>Kondensationsreaktion</p>	<p>Reaktion, bei der sich zwei Moleküle unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (z.B. H_2O, HCl oder NH_3) zu einem Molekül verbinden.</p>
<p>Veresterung bzw. Esterkondensation</p>	<p>Kondensationsreaktion, bei der eine Carbonsäure und ein Alkohol unter Wasserabspaltung zu einem Carbonsäureester reagieren.</p> <p><u>Reaktionsschema:</u> Carbonsäure + Alkohol → Carbonsäureester + Wasser</p> <p><u>Reaktionsgleichung:</u> $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>
<p>Hydrolysereaktion</p>	<p>Reaktion, bei der ein Molekül unter Anlagerung eines Wasser-Moleküls in mehrere kleinere Moleküle gespalten wird.</p>
<p>Esterhydrolyse</p>	<p>Hydrolysereaktion, bei der ein Carbonsäureester unter Wasser-Anlagerung in eine Carbonsäure und einen Alkohol gespalten wird.</p> <p><u>Reaktionsschema:</u> Carbonsäureester + Wasser → Carbonsäure + Alkohol</p> <p><u>Reaktionsgleichung:</u> $\text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH}$</p>