



Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Orbitalmodell:

Die Elektronen in der Atomhülle befinden sich in Orbitalen (Ort mit der höchsten Aufenthaltswahrscheinlichkeit). Die Atomorbitale nehmen je nach Energiestufe und Schale verschiedene Gestalten an. Orbitale stellen vereinfacht gesehen Elektronenwolken dar, die mit je maximal zwei Elektronen besetzt sein können.

Elektronenpaarabstoßungsmodell:

Die negativ geladenen Elektronenwolken stoßen sich gegenseitig ab, sodass sie den größtmöglichen Abstand zueinander annehmen. Es ergeben sich z.B. folgende Molekülgestalten:

Bindungen	Struktur	Beispiel
4 Einfachbindungen	Tetraeder	CH ₄
3 Einfachbindungen, 1 freies Elektronenpaar	Pyramidal	NH ₃
2 Einfachbindungen, 2 freie Elektronenpaare	gewinkelt	H ₂ O
1 Einfachbindung, 3 freie Elektronenpaare	linear	HCl
2 Doppelbindungen	linear	CO ₂

Elektronegativität:

Darunter versteht man die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen. Die Elektronegativität der Atome steigt in einer Periode von links nach rechts und sinkt innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten. Die elektronegativsten Elemente sind also im PSE rechts oben zu finden (F, O, Cl).

Die polare Elektronenpaarbindung; Dipole

Haben Atome in einem Molekül eine unterschiedliche Elektronegativität (EN), so ist das bindende Elektronenpaar stärker zum elektronegativeren Atom verschoben. Dadurch wird die Bindung polar, das heißt, das elektronegativeren Atom besitzt einen Überschuss an negativer Ladung (δ^-), das andere Atom ist positiv geladen (δ^+). Besitzt ein Molekül einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt, so ist es ein Dipol.

Zwischenmolekulare Kräfte:

- Van-der-Waals-Wechselwirkungen:

Zwischen unpolaren Molekülen; beruhen auf spontanen und induzierten Dipolen; schwache Wechselwirkungen

- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:

Zwischen Dipol-Molekülen oder zwischen Dipol-Molekülen und Ionen; stärkere Wechselwirkungen

- Wasserstoffbrücken:

Diese treten auf, wenn die Anziehung zwischen einem positiv polarisierten H-Atom des einen Dipolmoleküls und einem negativ polarisierten Atom eines anderen Dipols erfolgt (freies Elektronenpaar).

Die Chemie des Wassers:

Bei den meisten Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4°C (Dichteanomalie des Wassers).

Die starken Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen führen zur Oberflächenspannung.

Salze lösen sich in Wasser unter Bildung von hydratisierten Ionen.

Protonenübergänge

Säuren und saure Lösungen:

Brönsted-Säuren sind Verbindungen, die Protonen abspalten können (Protonendonatoren). Es bleibt ein Säurerest-Anion zurück.

Saure Lösungen entstehen, wenn eine Säure ein Proton an ein Wassermolekül überträgt. Es entstehen Oxoniumionen (H_3O^+) und ein Säurerest-Anion.

Basen und alkalische Lösungen:

Brönsted-Basen sind Verbindungen, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren).

Alkalische Lösungen sind wässrige Lösungen, die Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen) enthalten.

Protolysereaktionen:

Darunter versteht man die Übertragung eines Protons von einer Säure auf eine Base.

Ampholyte:

Dies sind Stoffe, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken können.

Neutralisation:

Reaktion zwischen einer Säure und einer Base zu einer neutralen Lösung.

Säure + Base \rightarrow Wasser + Salz

pH-Wert:

Er ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer Lösung.

$\text{pH} < 7 \rightarrow$ saure Lösung;

$\text{pH} = 7 \rightarrow$ neutrale Lösung;

$\text{pH} > 7 \rightarrow$ alkalische Lösung.

Die pH-Skala erstreckt sich von 0 bis 14.

Indikatoren:

Dies sind Stoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob Lösungen sauer, alkalisch oder neutral sind.

Die Stoffmengenkonzentration:

Sie ist der Quotient aus Stoffmenge und Volumen

$$c = n / V \quad [\text{mol} / \text{l}]$$

Die wichtigsten Säuren und Basen:

Säuren:

Name	Formel	Säurerest	Name
Salzsäure	HCl	Cl ⁻	Chlorid-Ion
Salpetersäure	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion
		SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion
		CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion
		HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion
		PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion

Basen:

Ammoniak	NH ₃
Natronlauge	NaOH
Kalilauge	KOH
Kalkwasser (Calciumhydroxid)	Ca(OH) ₂

Elektronenübergänge

Redoxreaktionen:

- Bei diesen Reaktionen werden Elektronen übertragen. Sie laufen nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip ab.
- Oxidationszahlen sind gedachte Ladungszahlen, die Atomen in Elementen, Verbindungen und Ionen zugeordnet werden. Zur Bestimmung der Oxidationszahlen werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Bindungspartner zugeschrieben.
- Oxidation: Abgabe von Elektronen; Oxidationszahl wird erhöht
- Reduktion: Aufnahme von Elektronen; Oxidationszahl wird erniedrigt
- Oxidationsmittel: Dieser Partner oxidiert einen anderen Stoff, er selbst ist ein Elektronenakzeptor
- Reduktionsmittel: Dieser Partner reduziert einen anderen Stoff, er selbst ist ein Elektronendonator

Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

Kohlenwasserstoffe

Alkane:

Gesättigte Kohlenwasserstoffverbindungen; unpolare Stoffe, brennbar, van-der-Waals-Kräfte; Reaktion mit Halogenen: radikalische Substitution (bei Licht oder hohen Temperaturen)

Alkene:

Ungesättigte Kohlenwasserstoffverbindungen; Nachweis durch Bromwasser-Probe; Reaktion mit Halogenen: elektrophile Addition (im Dunkeln und bei Raumtemperatur)

Konstitutionsisomerie:

Gleiche Summenformel, aber unterschiedliche Reihenfolge der Verknüpfung ihrer Atome;
Beispiel: Stellungsisomerie (n-Butan und 2-Methylpropan)

Stereoisomerie:

Verbindungen mit gleicher Summenformel und Konstitution, deren Atome sich aber in der räumlichen Anordnung unterscheiden;

Beispiel: E/Z-Isomerie (E-But-2-en und Z-But-2-en)

Erdöl:

Gemisch aus verschiedenen Kohlenwasserstoffverbindungen; entstanden durch die Zersetzung von organischem Material durch anaerobe Bakterien bei hohen Drücken und Temperaturen;

Verarbeitung: fraktionierte Destillation und Veredelungsverfahren

Benzin:

Fraktion bei der Erdöldestillation; Gemisch aus ca. 150 Kohlenwasserstoffen, deren Moleküle 5 bis 12 Kohlenstoffatome aufweisen;

Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

Alkohole = Alkanole: R-OH

Die funktionelle Gruppe der Alkohole ist die Hydroxyl-Gruppe (OH-Gruppe).

Zusammenhang: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften der Alkanole:

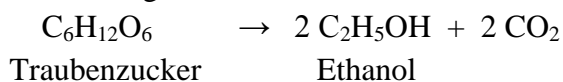
Alkanolmoleküle besitzen einen unpolaren (hydrophoben, lipophilen) Kohlenwasserstoff-Rest, der nur v.d.W.-Kräfte zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare (hydrophile, lipophobe) Hydroxyl-Gruppe, die Wasserstoffbrückenbindungen zu anderen Molekülen ausbilden kann.

Siede- und Schmelztemperaturen der Alkanole liegen deshalb höher als die vergleichbarer Alkane, da mehr Energie erforderlich ist um die zusätzlichen H-Brücken zwischen den Molekülen zu überwinden.

Je größer der unpolare Kohlenwasserstoff-Rest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Alkanolmolekül. Je unpolarer die Alkanolmoleküle, desto schlechter lässt sich der entsprechende Alkohol mit Wasser mischen und umso besser mischbar ist dieser mit unpolaren Stoffen.

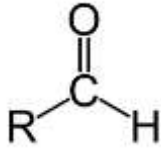
Alkoholische Gärung:

Gewinnung von Ethanol unter Luftausschluss:

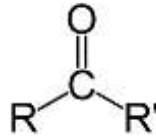


Carbonyl: Aldehyde (=Alkanale) und Ketone (=Alkanone):

Die funktionelle Gruppe ist die Carbonylgruppe. Dabei ist das Carbonyl-Kohlenstoffatom an ein Sauerstoffatom mit einer Doppelbindung gebunden.



Aldehydgruppe: R-CHO



Ketogruppe: R-CO-R'

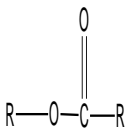
Zusammenhang: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften von Alkanalen und Alkanonen:

Alkanalmoleküle besitzen einen (Alkanonmoleküle zwei) unpolaren Kohlenwasserstoff-Rest, der nur v.d.W.-Kräfte zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare Carbonyl-Gruppe, die Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zu anderen Molekülen (Wasserstoffbrückenbindungen nur zu Wassermolekülen) ausbilden kann.

Siede- und Schmelztemperaturen der Alkanale und Alkanone liegen deshalb höher als die vergleichbarer Alkane. Sie liegen niedriger als die entsprechender Alkohole.

Je größer der unpolare Kohlenwasserstoffrest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Alkanal- bzw. Alkanonmolekül. Je unpolarer die Carbonylmoleküle, desto schlechter lassen sich die Stoffe mit Wasser mischen und umso besser mischbar sind diese mit unpolaren Stoffen.

Organische Säure:



Funktionelle Gruppe der Carbonsäuren: Carboxygruppe;

Zusammenhang: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften von Carbonsäuren

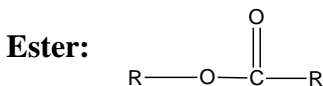
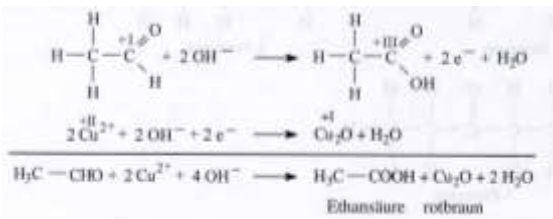
Alkansäuremoleküle besitzen einen unpolaren Kohlenwasserstoff-Rest, der nur v.d.W.-Kräfte zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare Carboxyl-Gruppe, die Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrückenbindungen zu anderen Molekülen ausbilden kann.

Siede- und Schmelztemperaturen der Alkansäuren liegen entsprechend höher als die vergleichbarer Alkane.

Je größer der unpolare Kohlenwasserstoffrest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Alkansäuremolekül. Je unpolarer die Carboxylmoleküle, desto schlechter lassen sich die entsprechenden Stoffe mit Wasser mischen. Zwischen den Carboxylgruppen von Carbonsäuremoleküle bilden sich H-Brückenbindungen aus, so dass Doppelmoleküle entstehen, die nach außen unpolar sind). Alle Alkansäuren lösen sich gut in unpolaren Lösungsmitteln.

Fehling-Probe:

Aldehydnachweis; Zugabe von Fehling I-Lösung und Fehling II-Lösung, Erhitzen; Bei Anwesenheit eines Aldehyds ergibt sich ein ziegelroter Niederschlag:

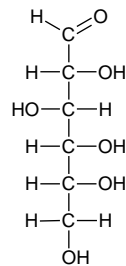


Reaktionsprodukt aus der Reaktion einer Carbonsäure mit einem Alkoholmolekül unter Bildung von Wasser in einer Gleichgewichtsreaktion;

Wichtige Biomoleküle

Glucose:

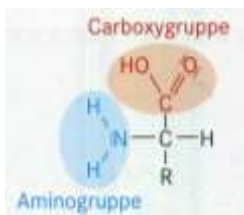
= Traubenzucker $C_6H_{12}O_6$



Stärke:

= Polysaccharid aus Glucose-Bausteinen; Nachweis mit Iod-Kaliumiodid-Lösung: blaviolette Färbung

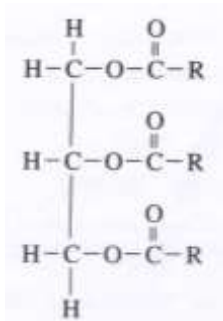
Aminosäure:



Kleinsten Baustein der Proteine

Fette:

Gemisch aus verschiedenen Triglyceriden; Ein Fettmolekül entsteht durch Veresterung eines Glycerinmoleküls mit drei Fettsäuremolekülen unter Abspaltung von drei Wassermolekülen



Ungesättigte Fettsäure:

Langkettige Monocarbonsäure mit einer oder mehreren Doppelbindungen im Kohlenwasserstoffrest; Beispiel: Ölsäure