

Die Stoffmenge n

Die Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ ist die Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.

Bsp.:

$n(\text{He}) = 1 \text{ mol}$ → enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(= He-Atome)

$n(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ → enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(= H₂-Moleküle)

Die Molare Masse M

$$M(\text{X}) = m(\text{X})/n(\text{X}) \quad [\text{g/mol}]$$

Die molare Masse hat denselben Zahlenwert wie die Summe der atomaren Massen (siehe PSE).

Bsp.:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}) + M(\text{H}) + M(\text{O})$$

Das Molare Volumen V_m

$$V_m(\text{X}) = V(\text{X})/n(\text{X}) \quad [\text{l/mol}]$$

Das molare Volumen von Gasen ist bei gleichem Druck und gleicher Temperatur immer gleich groß.

Das molare Volumen aller Gase beträgt im Normzustand 22,4 l/mol.

$$V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Das VSEPR-Modell


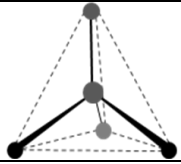

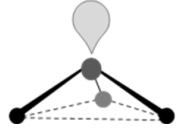
Die Elektronenpaare ordnen sich auf Grund der elektrostatischen Abstoßung mit größtmöglichen Abstand um das Zentralatom an.

Die freien Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende.

→ Ableitung des räumlichen Baus (= Molekülstruktur) möglich!

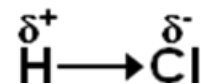
Wichtige Molekülstrukturen

Abkürzungen: A = Zentralatom
 X = Ligand
 E = freie Elektronenpaare

	AX ₂ Linear z.B. CO ₂		AX ₄ tetraedisch z.B. CH ₄
	AX ₂ E ₂ gewinkelt z.B. H ₂ O		AX ₃ E Pyramidal z.B. NH ₃

Die Elektronegativität EN

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms einer Atombindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen.
 Besitzen die Atome in Molekülen unterschiedliche EN, so ergeben sich Partialladungen (= Teilladungen).
 Symbole: δ^+ und δ^-



Polare und unpolare Atombindungen

Polare Atombindung:
 Atombindung, in der die Bindungselektronen ungleichmäßig verteilt sind.

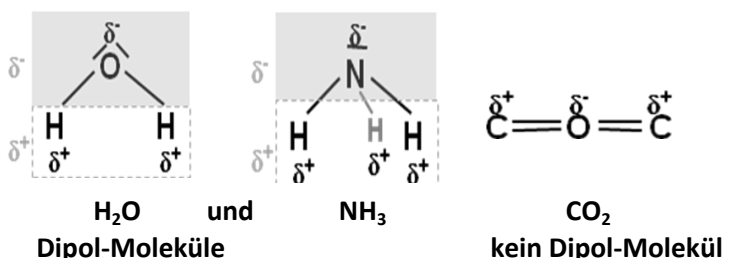


Unpolare Atombindung:
 Atombindung, in der die Bindungselektronen gleichmäßig verteilt sind.



Dipole

Dipole sind nach außen elektrisch ungeladen, besitzen jedoch einen positiven und einen negativen Pol, da die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen. Bsp.:



Zwischenmolekulare Wechselwirkungen:

- Van der Waals - WW
- Dipol – WW
- Wasserstoffbrücken

Van-der-Waals-Wechselwirkung

Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Diese sog. induzierten Dipole ziehen sich gegenseitig an. Schwächste zwischenmolekulare Kraft.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung

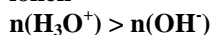
Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.

Wasserstoffbrückenbindung (WBB)

Bilden Moleküle WBB, so muss ein Wasserstoffatom direkt an ein stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein). Stärkste zwischenmolekulare Kraft.

Säuren und saure Lösungen**Säure = Protonendonator**

Saure Lösungen enthalten mehr Oxonium- als Hydroxid- ionen



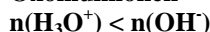
Die Oxoniumionen sind für das Verhalten wässriger, saurer Lösungen verantwortlich

Ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration ist der pH – Wert.

Für Säuren: $\text{pH} < 7$

Basen und basische Lösungen**Base = Protonenakzeptor**

Basische Lösungen enthalten mehr Hydroxid- als Oxoniumionen



Für Basen: $\text{pH} > 7$

Wichtige Säuren und Basen

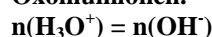
Säuren		Basen	
HCl	Salzsäure	O^{2-}	Oxid-Ion
HNO_3	Salpetersäure	OH^-	Hydroxid-Ion
H_2SO_4	Schwefelsäure	CO_3^{2-}	Carbonat-Ion
H_3PO_4	Phosphorsäure	NH_3	Ammoniak
H_2CO_3	Kohlensäure	S^{2-}	Sulfid-Ion
H_2S	Dihydrogen-sulfid		
NH_4^+	Ammonium-Ion		

Neutrale Lösungen und Neutralisation

Neutralisation: Protonenübergang von Oxonium- auf Hydroxidionen unter Wasserbildung



Neutrale Lösungen enthalten gleich viel Hydroxid- und Oxoniumionen.



Für neutrale Lösungen: $\text{pH} = 7$

Allg.: Säure + Lauge \rightarrow Salz + Wasser

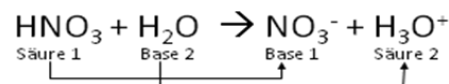
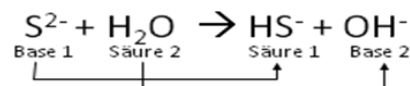


Protolyse und Ampholyt

Protolyse (= Säure-Base-Reaktion):

Reaktion mit Protonenübergang von einer Säure auf eine Base.

Bsp.:



Ampholyt:

Stoff, der sowohl als Säure als auch als Base reagieren können. Bsp.: Wasser

Die Titration

Verfahren zur Bestimmung der Stoffmenge in einer bestimmten Portion einer Säure oder Lauge mit bekannter Konzentration unter Verwendung eines Indikators.

Äquivalenzpunkt:

Punkt, an dem $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

Die Stoffmengenkonzentration

Sie gibt an, welche Stoffmenge n eines gelösten Stoffes X in einem Liter Lösung enthalten ist:

$$c(x) = n(X)/V(X) \quad [\text{mol/l}]$$

Redoxreaktionen

Oxidationszahl (=OZ): Hilfsmittel zum Erstellen der Oxidations- und Reduktionsteilgleichungen

Oxidation: Elektronenabgabe, Erhöhung der OZ

Reduktion: Elektronenaufnahme, Erniedrigung der OZ

Redox-Reaktion: Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor

Gesättigte Kohlenwasserstoffe

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe

Konstitutionsisomerie

E/Z-Isomerie

Homologe Reihe:

Reihe von Kohlenwasserstoffen, bei der jedes Molekül eine CH_2 -Gruppe mehr enthält als das vorhergehende.

Alkane: Allg. Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (Endung -an)

Enthalten ausschließlich Einfachbindungen; Tetraedrische Anordnung mit Bindungswinkel $109,5^\circ$

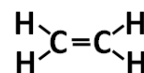
Bsp.: Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan

Cycloalkane: Allg. Summenformel C_nH_{2n}

Ringförmige Verbindungen; Vorsilbe Cyclo-

Alkene: Allg. Summenformel C_nH_{2n} (Endung -en)

Alkene besitzen mindestens eine C-C-Doppelbindung
Trigonale, planare Struktur (Beispiel Ethen)



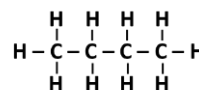
Alkine: Allg. Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ (Endung -in)

Alkine besitzen mindestens eine C-C-Dreifachbindung
Lineare Struktur (Beispiel Ethin)

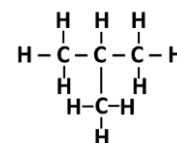


Moleküle, die bei gleicher Summenformel unterschiedliche Atomverknüpfungen haben.

Beispiele:
Geradkettig: n-Butan

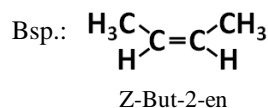


Verzweigt: 2Methylpropan
(= Iso-Butan, i-Butan)

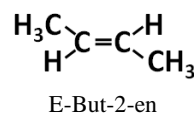


Isomere Verbindungen unterscheiden sich in ihren physikalischen Eigenschaften.

Bei der E/Z-Isomerie ist die räumliche Anordnung der Atome verschieden. Die Molekülteile sind nicht um die Bindungsachse drehbar, da keine freie Drehbarkeit um die C-C-Doppelbindung besteht.



Z: Atome mit der höheren Priorität stehen auf der gleichen Seite.



E: Atome mit der höheren Priorität stehen entgegen

Merkhilfe: Z zusammen, E entgegen

Radikalische Substitution

Typische Reaktionsweise gesättigter Kohlenwasserstoffe z.B. mit Halogenen.

Radikale: besitzen mindestens ein ungepaartes Elektron und sind deshalb sehr reaktionsfreudig

Substitution: Ersetzen einzelner Atome (Atomgruppen) durch andere Atome (Atomgruppen)

Reaktionsschritte:

1.Startreaktion (Licht): Bildung der Radikale

2.Kettenreaktion: Reaktion von Radikalen unter Angriff einer Einfachbindung (C-H oder Br-Br) und Bildung neuer Radikale

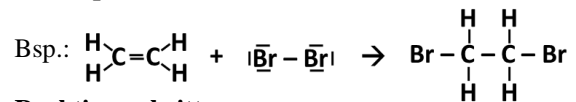
3.Abbruchreaktion: Zwei Radikale reagieren miteinander

Elektrophile Addition

Typische Reaktionsweise ungesättigter Kohlenwasserstoffe (Alkene/Alkine) z.B. mit Halogenen.

Elektrophil: Teilchen, das „Elektronen liebend“ ist.

Nucleophil: Teilchen, das „Kern liebend“ ist.



Reaktionsschritte:

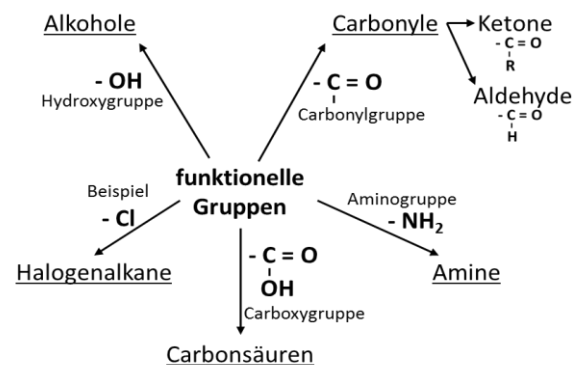
1.Polarisierung des Halogenmoleküls durch die Doppelbindung

2.Elektrophiler Angriff des Halogenkations an der Doppelbindung → Bildung eines Carbokations

3.Nukleophiler Rückseitenangriff des Halogenid-Ions auf das Carbokation

Funktionelle Gruppen

Die funktionellen Gruppen bestimmen das Reaktionsverhalten der organischen Verbindungen.

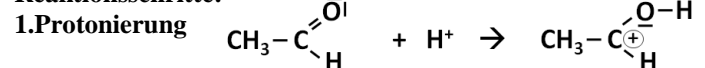


Nukleophile Addition

Typische Reaktionsweise von Carbonylgruppen nucleophiler Teilchen (Begriff s. Elektrophile Addition)

Bsp.: Ethanal reagiert mit Ethanol (Säurekatalyse)

Reaktionsschritte:



2.Nucleophiler Angriff der Hydroxygruppe an das Carbokation

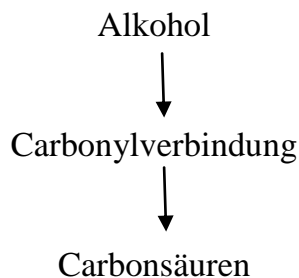
3.Deprotonierung (= Rückbildung des Katalysators)
Produkt: **Halbacetal**

Eigenschaften:

Löslichkeit und Siedetemperaturen sauerstoffhaltiger organischer Verbindungen

Fehlingprobe

Oxidierbarkeit von Alkoholen:



Carbonsäuren

Je länger der Alkylrest im Molekül einer sauerstoffhaltigen Verbindung ist, desto höher ist die Siedetemperatur und desto geringer ist die Löslichkeit in Wasser.

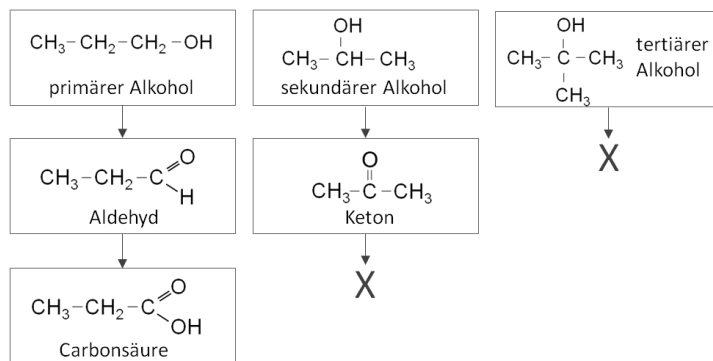
Die Siedetemperaturen steigen mit zunehmender Oberfläche, da die Anziehungskräfte zwischen den Alkylresten (Van-der-Waals- Wechselwirkungen) stärker werden.

Je mehr Hydroxygruppen bzw. Carboxygruppen im Molekül vorkommen, desto höher ist die Siedetemperatur und desto besser ist die Wasserlöslichkeit, da sich Wasserstoffbrücken/Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen den Molekülen ausbilden.

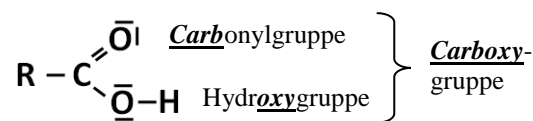
Nachweisreaktion für Aldehyde mit Hilfe von Fehling I (= Kupfersulfat-Lösung) und Fehling II (= alkalische Lösung)

Positiver Nachweis: Rotfärbung (Cu₂O)
Negativer Nachweis: keine Farbänderung

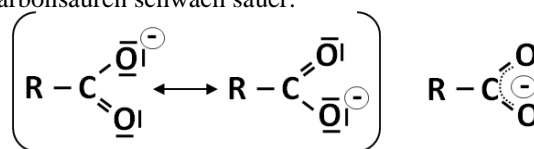
(vgl. Oxidierbarkeit von Alkoholen GW10-11)



Funktionelle Gruppe:

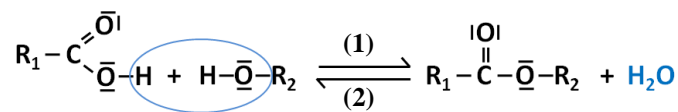


Acidität: Wegen der Mesomeriestabilität des Carboxylations sind Carbonsäuren schwach sauer.



Ester

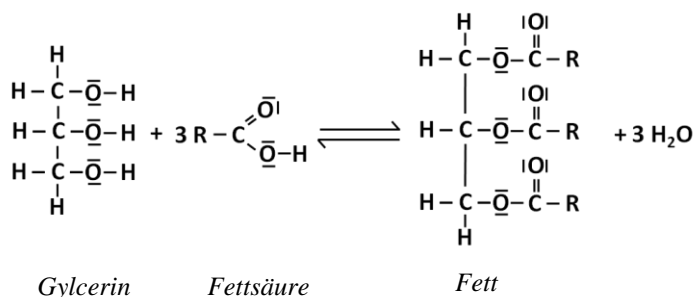
Esterbildung (1): Ester entstehen bei der Reaktion von Carbonsäuren mit Alkoholen unter Abspaltung von Wasser. Die Veresterung ist eine Gleichgewichtsreaktion.



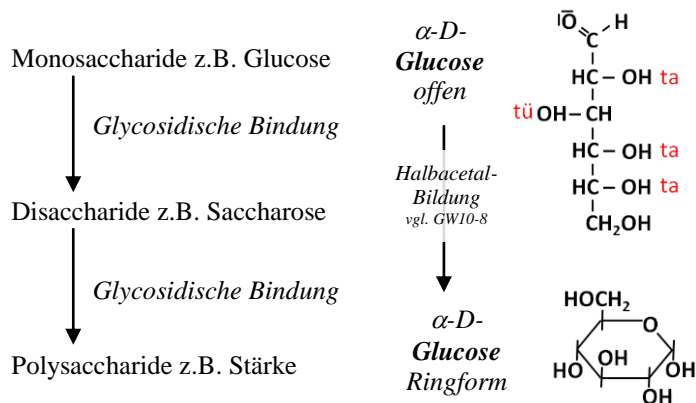
Esterhydrolyse (2): Spaltung von Estern mit Hilfe von Wasser

Fette

Fette sind Ester aus dem dreiwertigen Alkohol Glycerin (Propan-1,2,3-triol) und langkettigen Carbonsäuren.

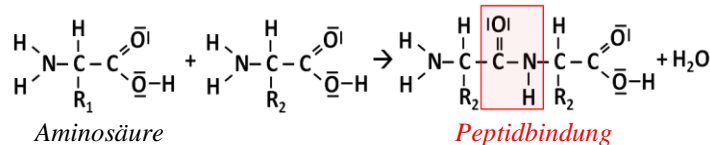


Kohlenhydrate:



Aminosäuren (AS) und Proteine

Die 20 natürlich vorkommenden AS haben eine gemeinsame Grundstruktur. Sie unterscheiden sich nur durch ihre Reste R. Sie sind durch Peptidbindungen zu Polypeptiden verknüpft.



Bei mehr als 100 AS spricht man von Proteinen.

Organisationsebenen eines Proteins:

Primärstruktur → **Sekundärstruktur** → **Tertiärstruktur**
 (AS-Sequenz) (funktionsbestimmend)

Grundwissen 10.Klasse SG

17

Grundwissen 10.Klasse SG

17

Grundwissen 10.Klasse SG

18

Grundwissen 10.Klasse SG

18

Grundwissen 10.Klasse SG

19

Grundwissen 10.Klasse SG

19

Grundwissen 10.Klasse SG

20

Grundwissen 10.Klasse SG

20