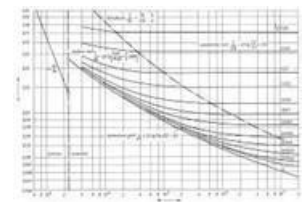
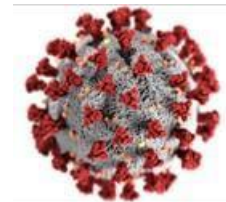
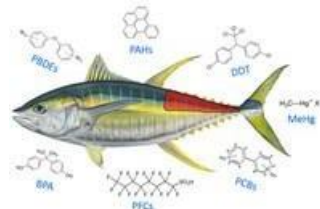
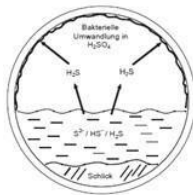
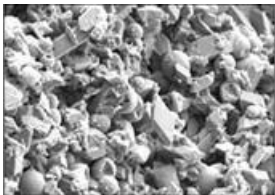


Bachelor Infrastruktur

Vorlesung und Übung: Naturwissenschaftliche Grundlagen 2.2 Chemie: Bindungsformen, organische Verbindungen

Prof. Dr. Welker, Frankfurt University of Applied Sciences



Naturwissenschaftliche Grundlagen

Chemie

2.2 Grundlagen Chemie

- **Hauptbindungsarten**
 - Atombindung (Moleküle)
 - Ionenbindung (Salze)
 - Metallbindung (Metalle im festen Zustand)
- **Nebenbindungsarten**
 - Wasserstoffbrückenbindungen
 - ...
- ausgewählte **anorganische und organische Verbindungen**

Chemische Grundlagen

Atombindung

- **Gemeinsame Nutzung von Elektronen** für die Bindung der beteiligten Atome
- Verbindungen sind i.d.R. **keine Metalle** und **elektrisch neutral**
- **beide Bindungspartner** rechnen sich die **Bindungselektronen** auf ihr **Elektronenoktett** an
- **Oktettregel:**
 - Alle **Elemente der Hauptgruppen** möchten „komplett gefüllte“ Elektronenschalen analog zu den **Edelgasen** haben (He: $n=2$; alle anderen $n=8$)
- **stabiler Zustand** (analog inerte Edelgase) eines Atoms bzw. einer
 - Verbindung

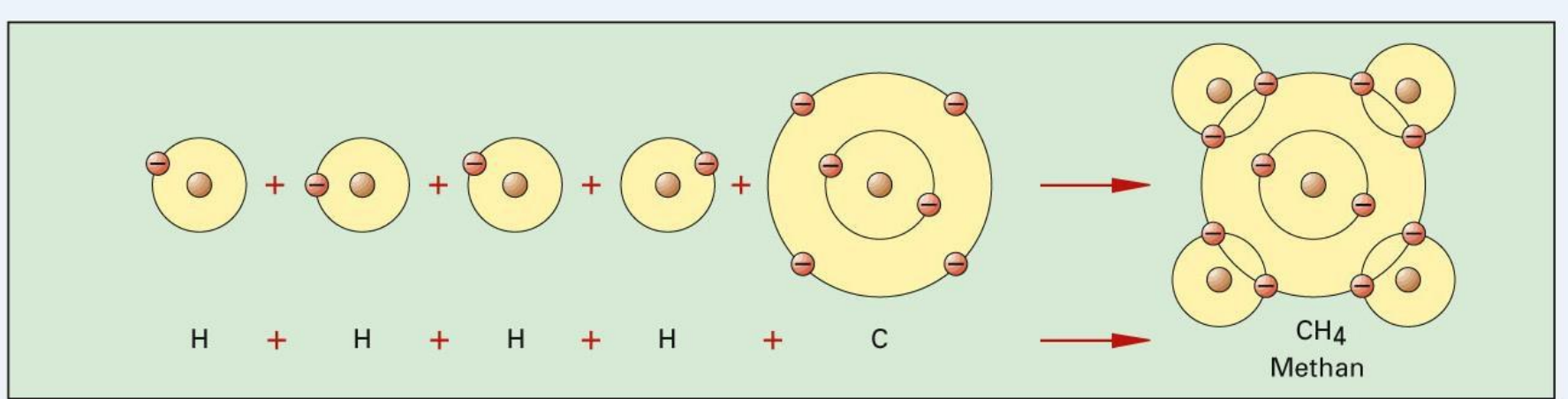
Chemische Grundlagen

Methanmolekül

	I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	Ia	IIa	III	IV	V	VI	VII	VIII
	1 H 1,008															2 He 4,00
	2 Li 6,939	3 Be 9,012														
			8 O 15,999									6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,183

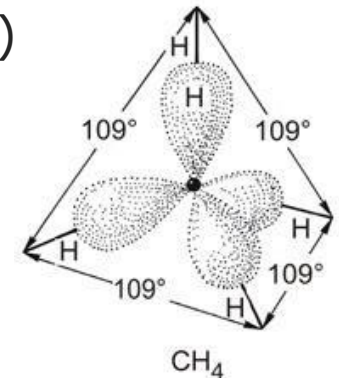
Bezeichnungen: Metalle, Nichtmetalle, Halbmetalle

Ordnungszahl, Kurzzeichen, relative Atommasse (= Massenzahl)



Methanmolekül:

- stabiles Molekül aus **Kohlenstoff** (4 Außenelektronen) und **Wasserstoff** (2 Außenelektronen)
- Oktettregel erfüllt!
- **Kovalente Atombindung (einfach)**



Chemische Grundlagen

Wassermolekül

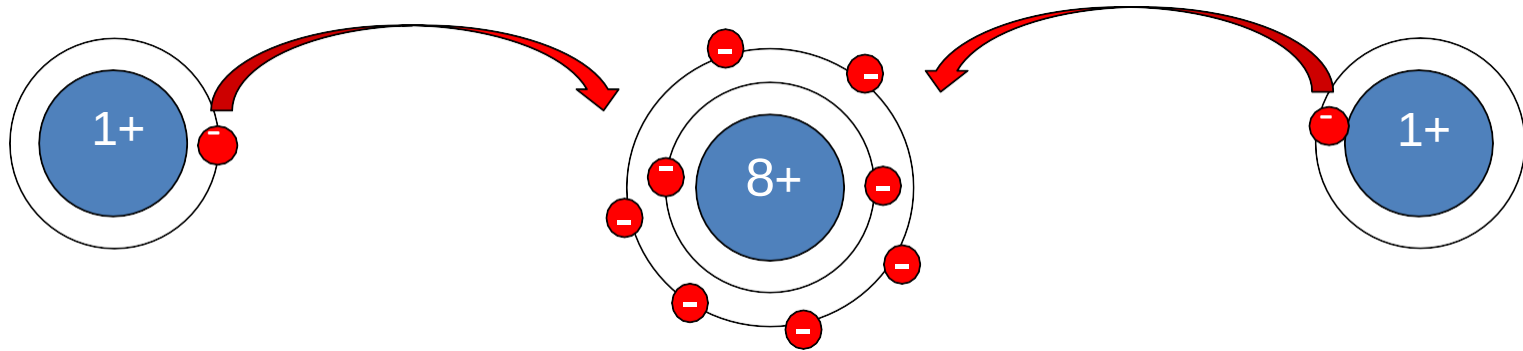
I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	IXa	Xa	III	IV	V	VI	VII	VIII
1 H 1,008	2 Li 6,939	3 Be 9,012	4 B 10,811	5 C 12,011	6 N 14,007	7 O 15,999	8 F 18,998	9 Ne 20,183	10 He 4,003						

Bezeichnungen: Metalle, Nichtmetalle, Halbmetalle

8: Ordnungszahl, O: Kurzzeichen, 15,999: relative Atommasse (= Massenzahl)

Wasserstoff: 1 Valenzelektron
→ benötigt 1 weitere

Sauerstoff: 6 Valenzelektronen
→ benötigt 2 weitere

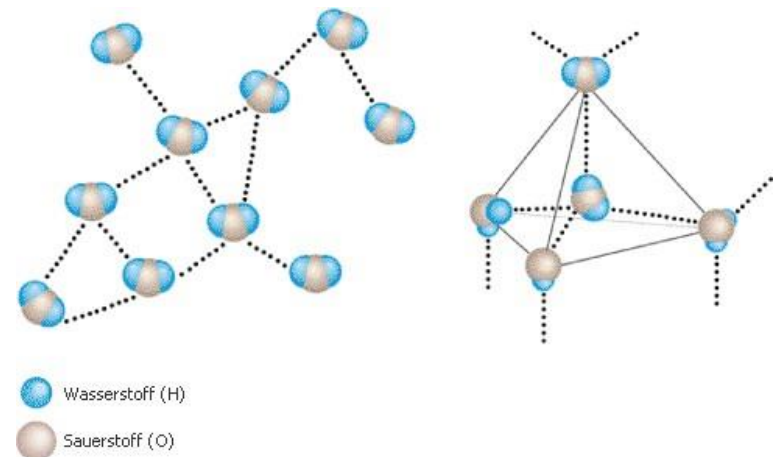
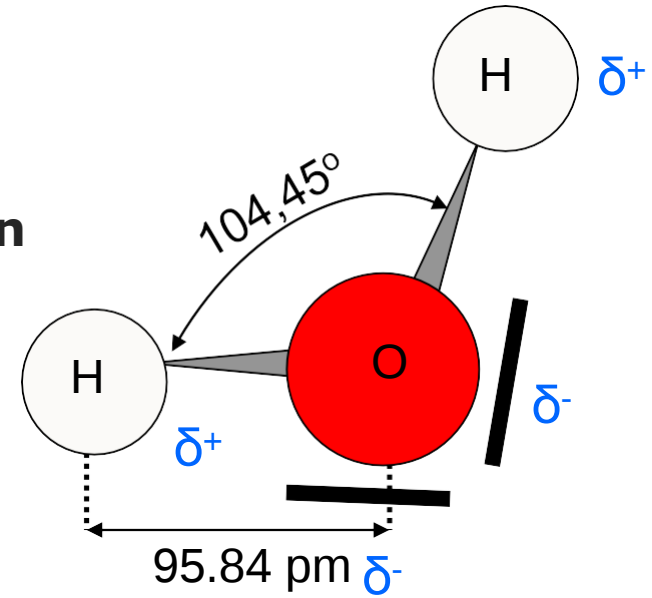


- Ausbildung eines stabilen Wassermolekül H_2O aus **Wasserstoff** und **Sauerstoff**, gemeinsame Nutzung der Elektronen → zwei Einfachbindungen

Chemische Grundlagen

Wassermolekül

- Dipol mit **intramolekularen** Partialladungen
- Sauerstoff hat noch zwei **freie Außenelektronenpaare** (benötigen Platz → winklige Struktur)
- **intermolekulare Wasserstoffbrückenbindungen**



Chemische Grundlagen

Atombindung

	I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	IXa	Xa	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H 1,008															2 He 4,00
2	3 Li 6,939	4 Be 9,012														10 Ne 20,183

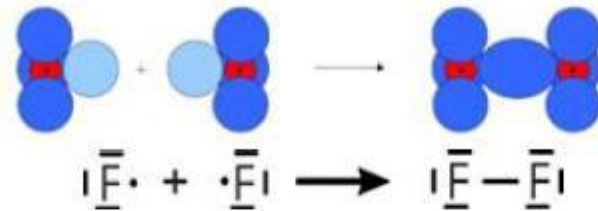
Bezeichnungen:

- Metalle
- Nichtmetalle
- Halbmetalle

8
O

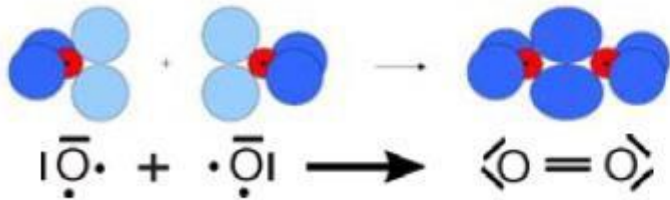
Ordnungszahl
Kurzzeichen
relative Atommasse (= Massenzahl)

Valenzstrichformelschreibweise und Orbitale



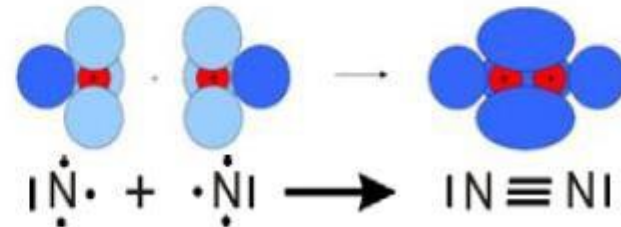
Fluor F₂

Einfachbindung



Doppelbindung

Sauerstoff O₂



Dreifachbindung

Stickstoff N₂

Chemische Grundlagen

Atombindung

Eigenschaften Moleküle mit Atombindung, Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung

- **niedrige Schmelzpunkte:** viele **flüssig** oder **gasförmig** bei Raumtemperatur
- viele **nicht gut löslich in Wasser**
- keine **elektrischen Leiter**

Chemische Grundlagen

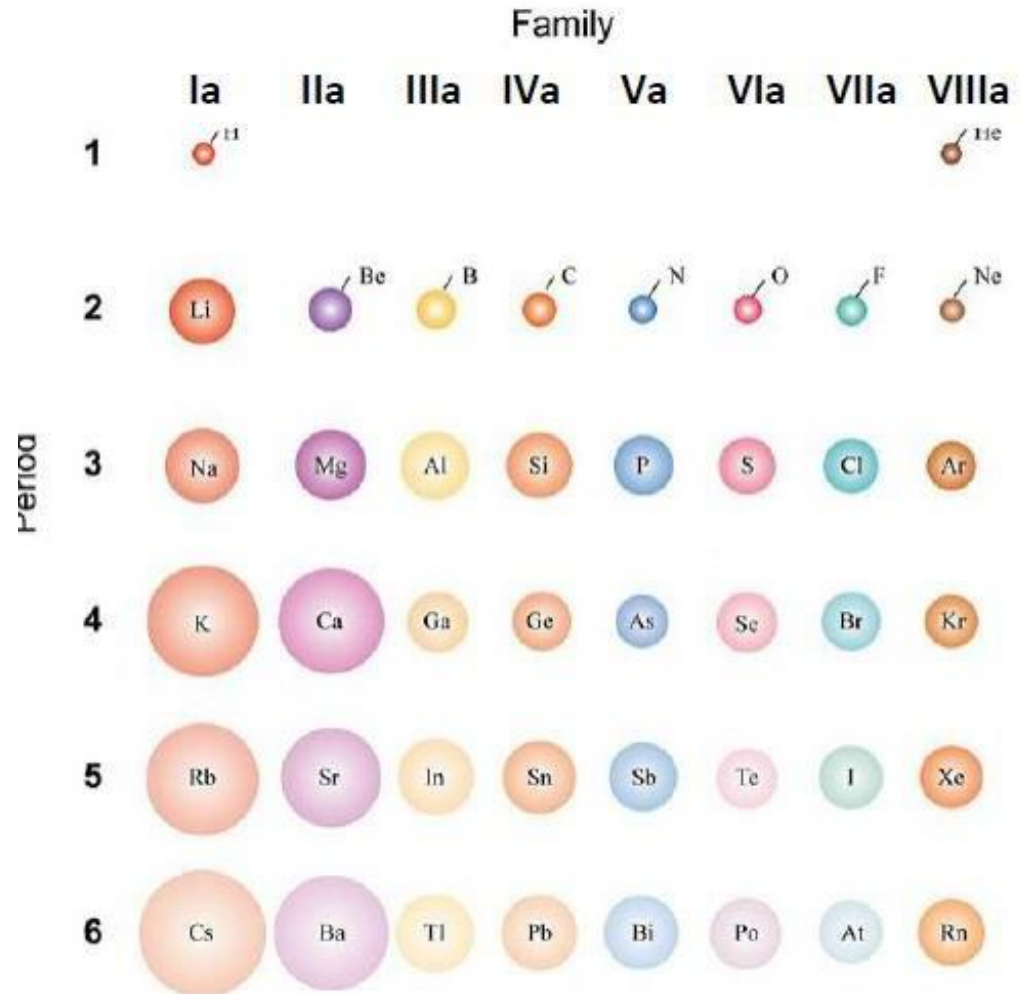
Verbindungen

Tabelle 1: Formelarten			
Stoff	Formel		Bestandteile
	Summenformel	Strukturformel	
Wasser	H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{O} \end{array}$	2 Atome H 1 Atom O
Formaldehyd	HCHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	1 Atom C 2 Atome H 1 Atom O
Tetrachlorkohlenstoff	CCl ₄	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	1 Atom C 4 Atome Cl

Chemische Grundlagen

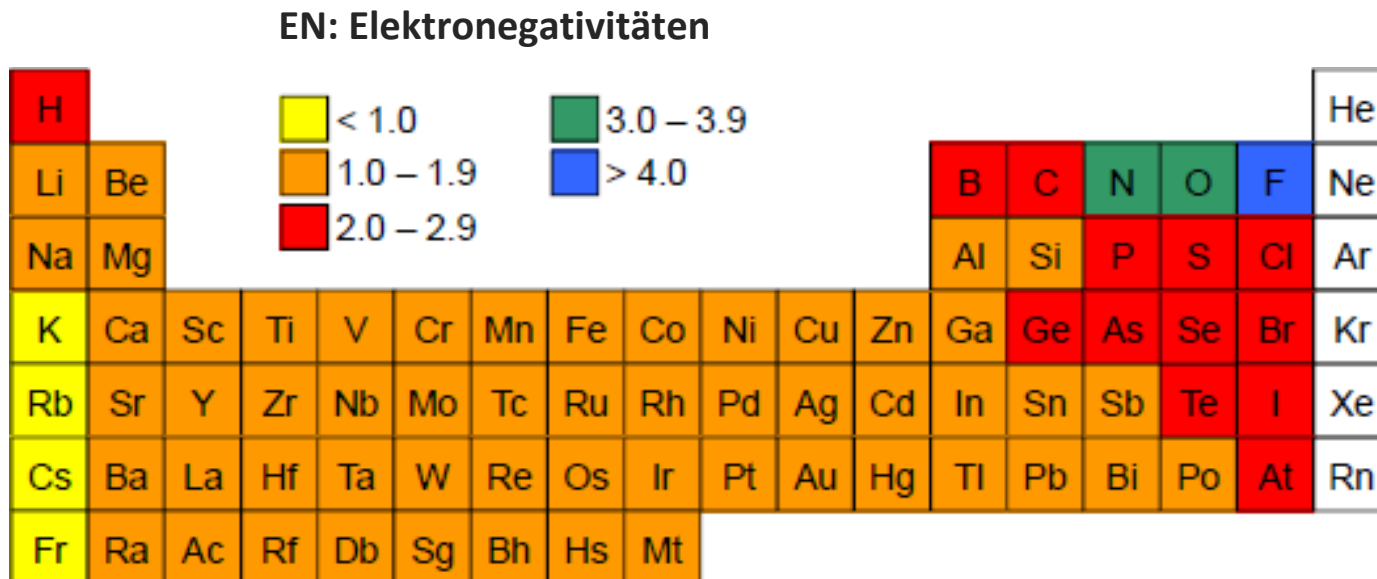
Elektronegativität EN

- Fähigkeit eines **Atoms**, **Elektronen (negativ geladen) in einem Molekül** an sich zu ziehen.
- **abhängig von:**
 - **Anzahl der Protonen (positiv geladen)** und
 - **Durchmesser der Atomhülle** (räumliche Hinderung)



Elektronegativität EN

- EN bei **kleinem Atomdurchmesser** und **vielen Protonen** → höchster Wert: **Fluor** mit EN = 4
- **Differenz der Elektronegativitäten** von verschiedenen Atomen in einer Verbindung hoch → **Abschätzung Bindungsform**



Chemische Grundlagen

Elektronegativität EN

Bindungsform:

Berechnung aus EN Atom 1 – EN Atom 2 = Differenz EN

a) Differenz EN < 0,5 → **unpolare Atombindung**; Cl₂ (Chlorgas)



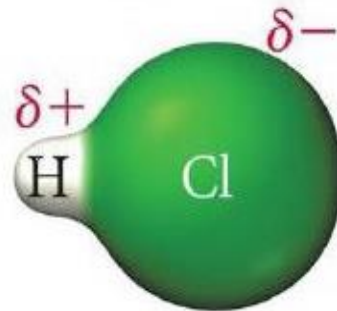
$$\begin{aligned} \text{EN}_{\text{Cl}} &= 3.0 \\ 3.0 - 3.0 &= 0 \\ \text{Rein kovalent} \end{aligned}$$

Chemische Grundlagen

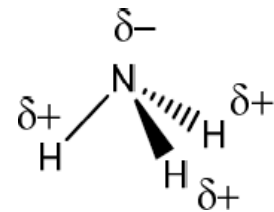
Elektronegativität EN

b) Differenz EN 0,5 bis 1,7 → **polare Atombindung: Übergang von reiner Atombindung zur Ionenbindung**

H₂O (Wasser); H-Cl (Chlorwasserstoff); Ammoniak, Darstellung mit **Partiellladungen**



$$\begin{aligned} \text{EN}_{\text{Cl}} &= 3.0 \\ \text{EN}_{\text{H}} &= 2.1 \\ 3.0 - 2.1 &= 0.9 \\ \text{Rein kovalent} \end{aligned}$$



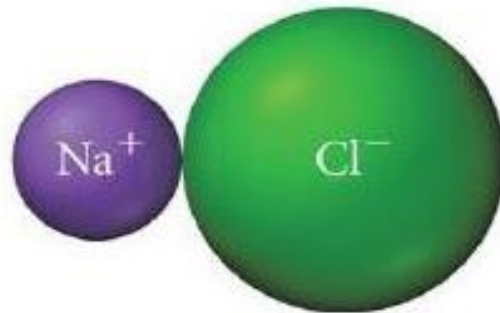
Ammoniak

$$\begin{aligned} \text{EN}_{\text{N}} &= 3,0 \\ \text{EN}_{\text{H}} &= 2,1 \\ 3,0 - 2,1 &= 0,9 \end{aligned}$$

Chemische Grundlagen

Elektronegativität EN

c) Differenz EN > 1,7 → **Ionenbindung; NaCl**

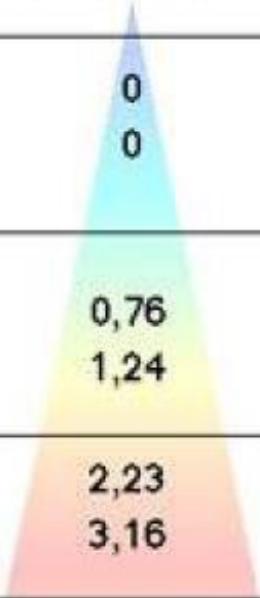


Natriumchlorid

$$\begin{aligned} \text{EN}_{\text{Cl}} &= 3.0 \\ \text{EN}_{\text{Na}} &= 1.0 \\ 3.0 - 0.9 &= 2.1 \\ \text{Ionisch} \end{aligned}$$

Chemische Grundlagen

Je größer der EN-Unterschied zwischen den beiden Atomen, desto stärker polar ist die Bindung zwischen den Atomen.



Bindung	EN-Differenz	Bemerkungen
H-H Br-Br	0 0	unpolare kovalente Bindung
H-Br H-O	0,76 1,24	schwach / stark polare kovalente Bindung
Na-Cl K-F	2,23 3,16	Ionenbindung

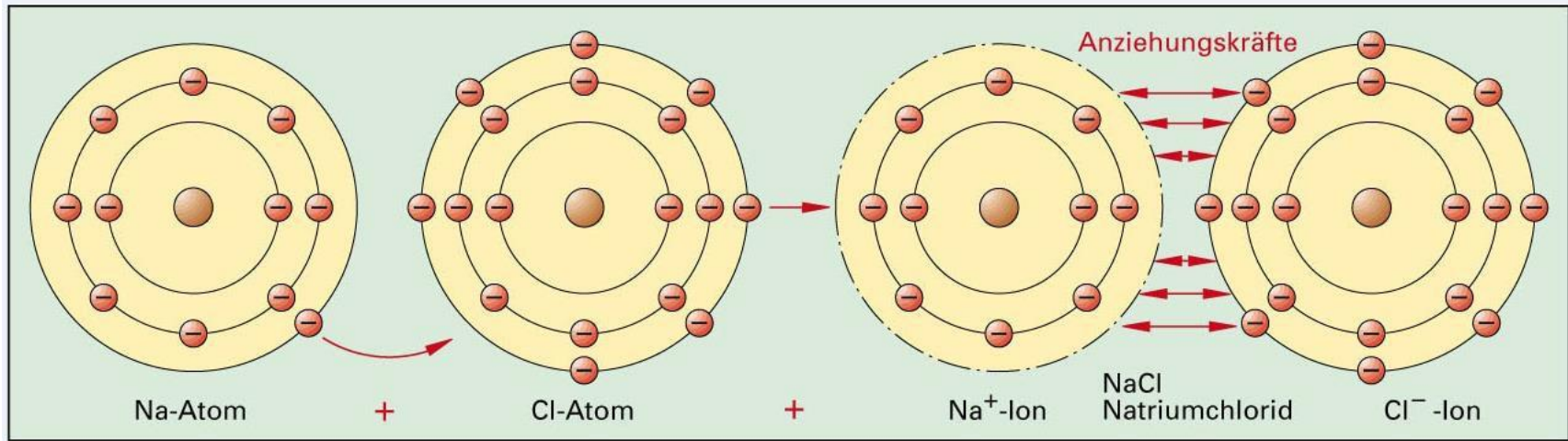
Wichtige Erkenntnis:

Die völlig unpolare Bindung (z.B. im Chlormolekül) und die Bindung im Salzkristall (z.B. KF) stellen nur Extremfälle dar, an sich sind die Grenzen zwischen kovalenter Bindung und Ionenbindung fließend!

Chemische Grundlagen

Ionenbindung

3		11 Na 22,989	12 Mg 24,312	13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,948
		relative Atommasse (= Massenzahl)		* alle Isotope dieser Grundstoffe sind radioaktiv					



Ein **Ion** ist ein elektrisch positiv oder negativ geladenes Atom oder ein Molekül, das eine elektrische Ladung trägt.

Na gibt ein Elektron ab → Kation
Cl nimmt ein Elektron auf → Anion

Als **Ionenbindung** bezeichnet man die Anziehung zwischen den gegensätzlichen Ladungen von Kationen und Anionen → nach außen neutral

Chemische Grundlagen

Ionenverbindung

- charakteristische, räumlich streng regelmäßige Verbände
→ **Ionengitter**

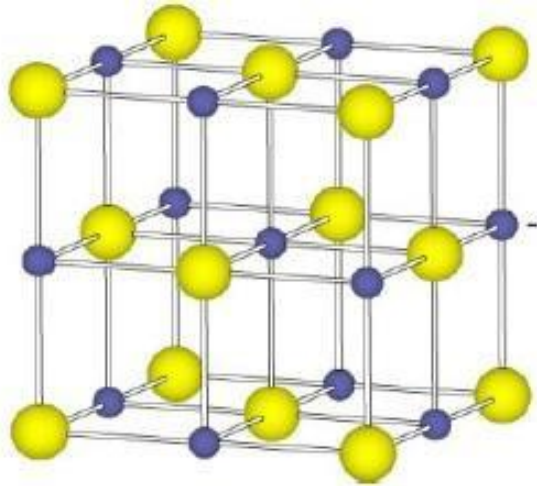


Abb. 23: Gittermodell von PbS (1)

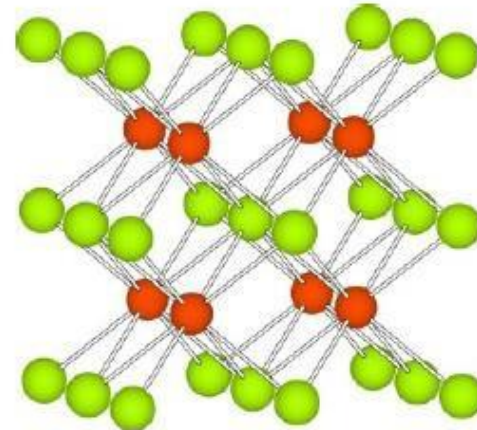


Abb. 24: Gittermodell von CsCl (1)

Chemische Grundlagen

Beispiele: einfache Ionenverbindungen/ Salze

Name Salz = Name Kation + griech./lat. Name Anion + -id

– NaCl: Natrium chlor(os) -id → Natriumchlorid

– MgO: Magnesium ox(igenium) -id → Magnesiumoxid

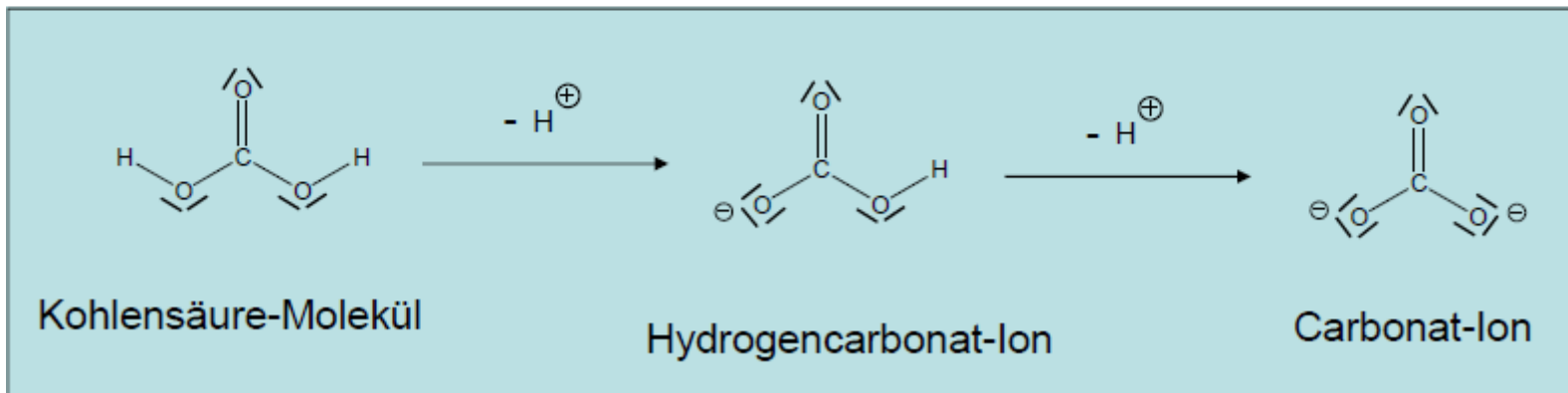
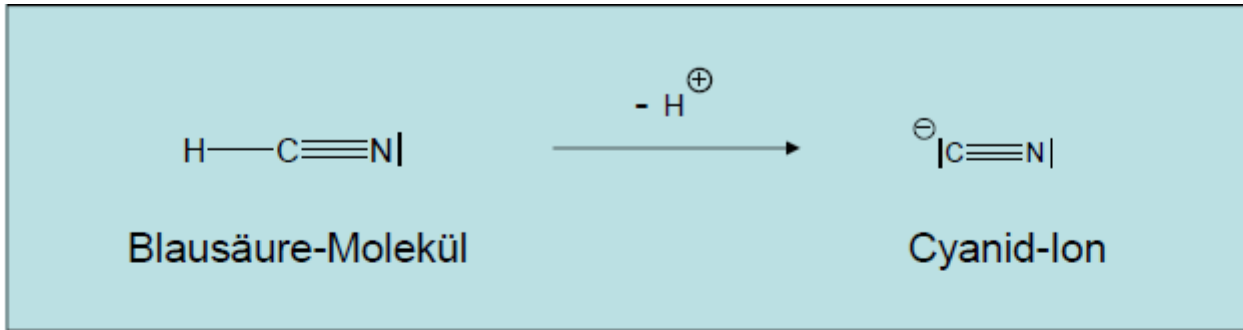
Ladungen von **Übergangsmetallkationen** werden im Namen erwähnt:

– Fe³⁺ und Cl⁻ ergibt FeCl₃ → Eisen(III)-chlorid

– Fe²⁺ und Cl⁻ ergibt FeCl₂ → Eisen(II)-chlorid

Beispiele: mehratomige Ionen

Ionen können nicht nur aus einzelnen Atomen gebildet werden, sondern auch aus **Atom-Gruppen (Moleküle)**. Meistens entstehen dabei **Anionen**.

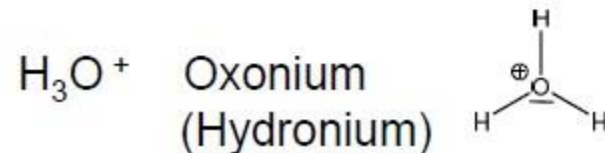
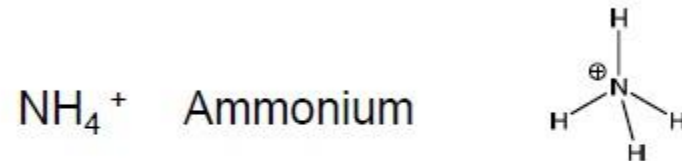
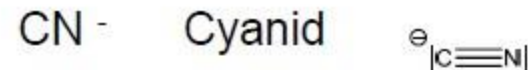
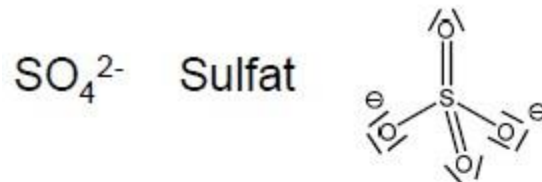
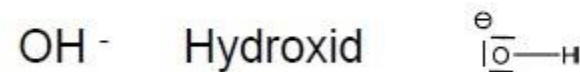


Chemische Grundlagen

Beispiele: Ionen

Ion = elektrisch geladenes Molekül
(Kation = positiv, Anion = negativ)

Beispiele:

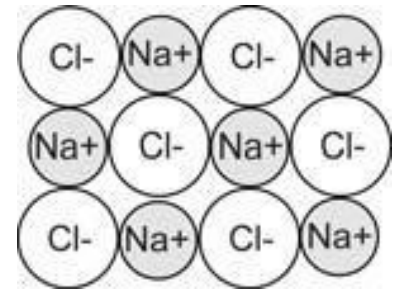


Chemische Grundlagen

Ionenbindung

Eigenschaften von Ionenverbindungen (Salze)

- mikro- und makroskopisch **charakteristische Formen** durch Kristallstruktur (verschiedene Gitterstrukturen möglich)
- **Schmelztemperaturen** hoch durch notwendige Überwindung der **Gitterenergie**, NaCl zersetzt sich erst bei 801°C



Chemische Grundlagen

Ionenbindung

Eigenschaften von Ionenverbindungen (Salze)

- Salzkristalle sind **hart** und **spröde** → keine **plastische Verformung** (Unterschied zu Metallen)
- wässrige Lösungen leiten elektrischen **Strom**
 - → **Leitfähigkeit hoch**

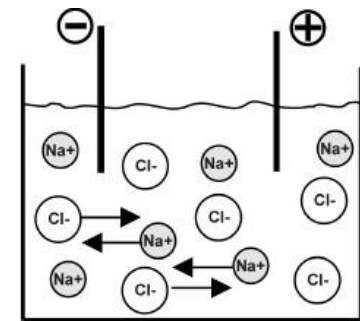
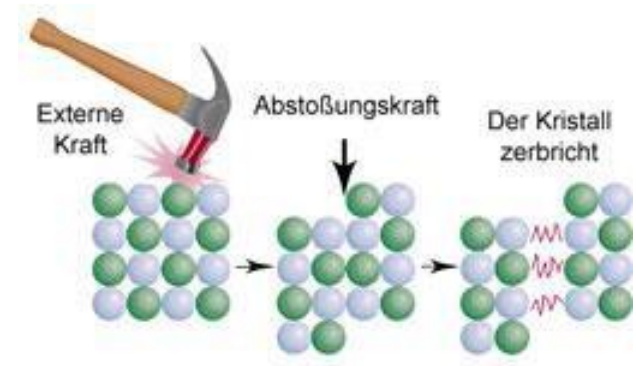


Abb. 26: Ionenwanderung
in einer Salzlösung

Chemische Grundlagen

Lösevorgang Salze

- **Solvatation:** allgemein Wechselwirkung zwischen gelösten
 - Stoff und Lösemittel
- **Hydratation:** Spezialfall bei Lösemittel **Wasser**

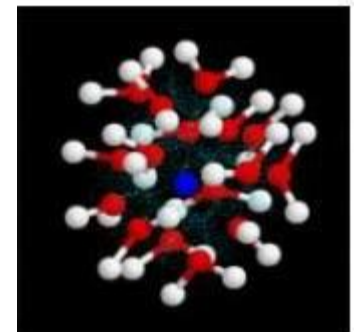
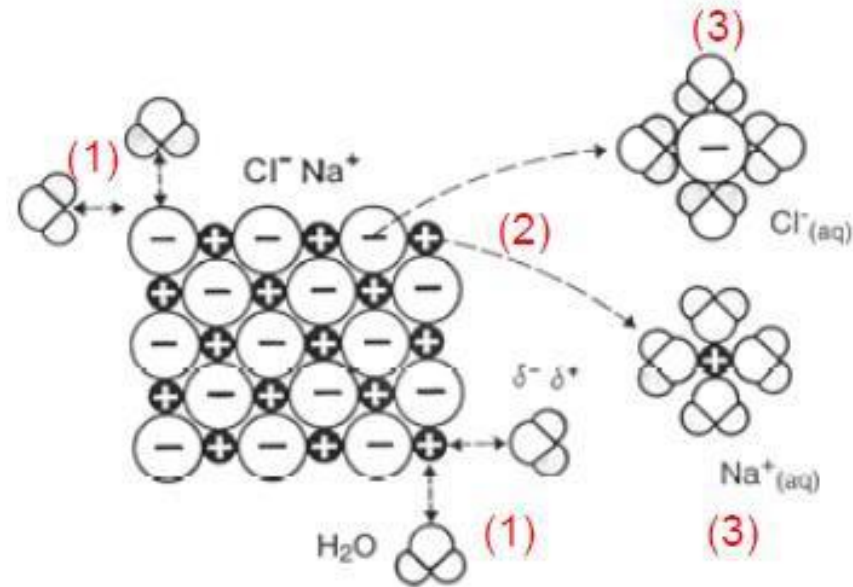
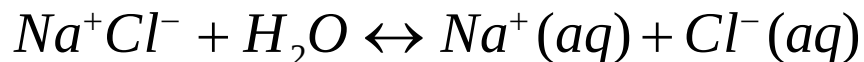
Chemische Grundlagen

Lösevorgang Salze

(1) Oberflächenionen Salz (Na^+ , Cl^-)
ziehen Dipol Wasser (H^+ , O^-) an $\rightarrow$
Ausrichtung der Dipole und
Schwächung der
Kristallgitterenergie

(2) Ablösen und Hydratation von Ionen
aus Salzgitter (**Hydratationsenergie**)

(3) Hydratisierte Ionen Na^+ und Cl^-



hydratisiertes Ion

Chemische Grundlagen

Kältemischung

Gitterenergie zur Herauslösung Ionen aus Kristallgitter wird dem Eiswasser in Form von Wärme entnommen, das sich dabei abkühlt (**endothermer Vorgang**).

Hydration der Ionen: Energie wird in Form von Wärme ans Wasser abgegeben (**exothermer Vorgang**)

Netto: **Abkühlung!**

Die Party kann steigen...



Chemische Grundlagen

Schmelzpunktniedrigung

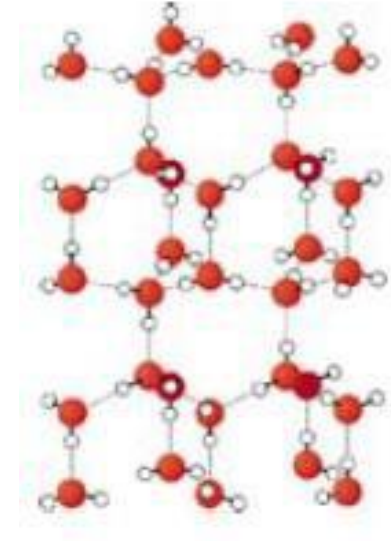
gelöste Salzteilchen (Ionen) hindern die Lösungsmittelmoleküle (Wasser) daran, beim Erstarrungspunkt des Wassers einen Feststoff (z.B. Eiskristall) aufzubauen.

Erstarrungspunkt einer „gesättigten“ Kochsalzlösung: -21.3°C .

Streuung Salz:

Rauslösung Ionen aus Salzgitter und Bindung Wassermoleküle → Salzlösung

Durch Schmelzpunkt-Erniedrigung erstarrt die entstehende Salzlösung erst weit unter 0°C (abhängig von Menge und der Art des Salzes (NaCl , MgCl_2 , CaCl_2))



Chemische Grundlagen

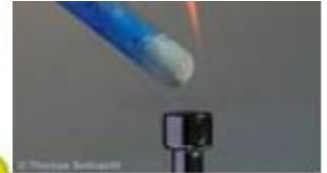
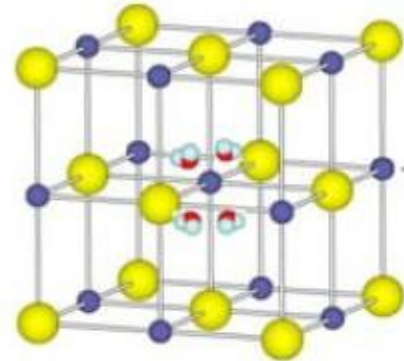
Kristallwasser

- **Kristallwasser** (Hydratwasser) = Wasser, das im kristallinen Festkörper gebunden vorkommt
- Kristallwasserhaltige Substanzen werden als **Hydrate** bezeichnet

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (blau)

CuSO_4 wasserfrei (grau)

- Nutzung verschiedene **Farbigkeit** bei Feuchtigkeitsmessung



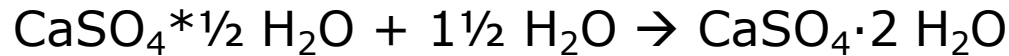
Kristallwasser und Farbe von Salzen:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	(Pentahydrat)	blau
$\text{CuSO}_4 \cdot 1 \text{H}_2\text{O}$	(Monohydrat)	grün
CuSO_4	(wasserfrei)	grau
$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	(Hexahydrat)	rot
$\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$	(Dihydrat)	rot-violett
CoCl_2	(wasserfrei)	blau

Chemische Grundlagen

Kristallwasser

„Gipsen“ (Abbinden von gebranntem Gips):



Ausbilden von Gipsnadeln, die in einander
verfilzen und **Volumenzunahme** durch
Einbau von H_2O ins Ionengitter (1 %)



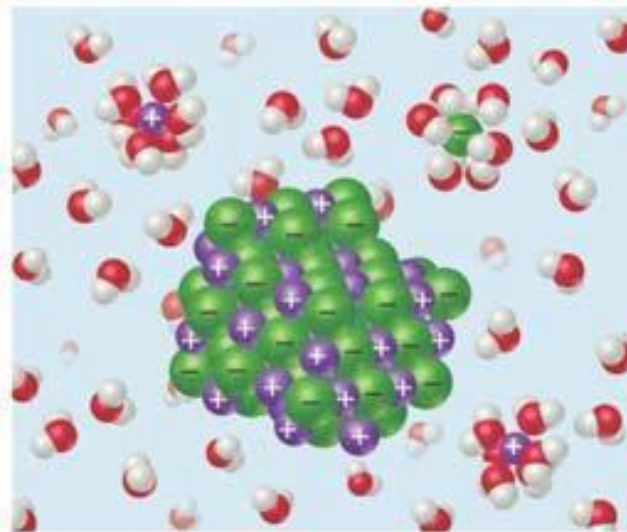
Chemische Grundlagen

Löslichkeit

In einem Liter Wasser lassen sich nur 0,6 g **PbI₂ (Bleijodid)** lösen.

Unlösliche Substanzen: < ca. 1 g/Liter

Anziehung zwischen den Ionen so stark, dass die **Wassermoleküle** nicht in der Lage sind, sie zu trennen, also die Gitterenergie zu überwinden. Die Substanz liegt also vornehmlich ungelöst vor.



Chemische Grundlagen

Löslichkeit

Aus experimentellen Beobachtungen lassen sich die folgenden Anhaltspunkte ableiten:

Lösliche Verbindungen		Wichtige Ausnahmen
Verbindungen mit	NO_3^-	Keine
	Cl^-	Verbindungen mit Ag^+ und Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Verbindungen mit Ag^+ und Pb^{2+}

Unlösliche Verbindungen		Wichtige Ausnahmen
Verbindungen mit	S^{2-}	Verbindungen mit Na^+ , NH_4^+ und Ca^{2+}
	CO_3^{2-}	Verbindungen mit Na^+ und NH_4^+
	PO_4^{3-}	Verbindungen mit Na^+ und NH_4^+

Chemische Grundlagen

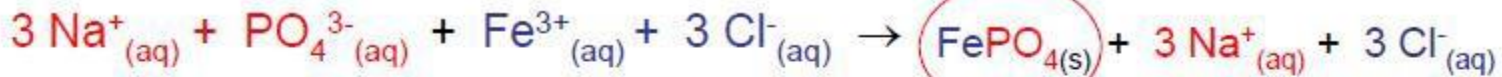
Anwendung Fällungsreaktion

Entfernung gelöstes Phosphat aus
Abwasser in
Abwasserreinigungsanlage (ARA)
durch **Phosphatfällung**:



gelöst

partikulär

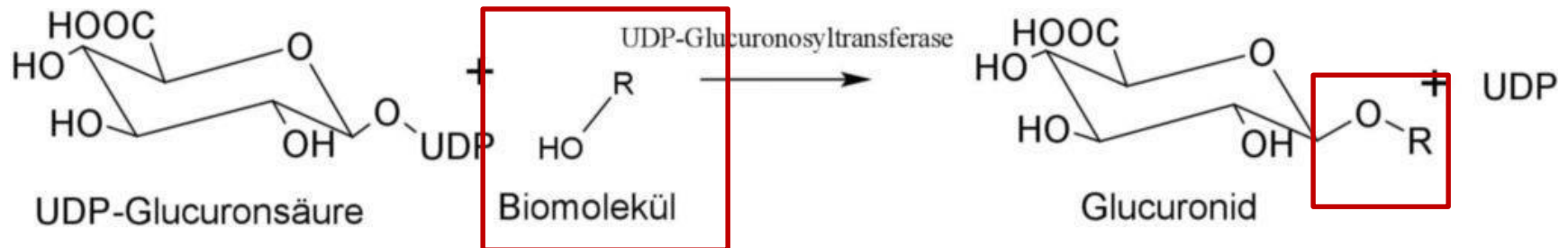


Zudosierung Fällmittel

Chemische Grundlagen

Anwendung Fremdstoffmetabolismus

- **Glucuronierung von Fremdstoffen im menschlichen Körper**
(Biomolekül, z.B. Arzneimittel reagiert mit Glucuronsäure) in Hepatozyten der Leber (Phase II)
- Erhöhung **Wasserlöslichkeit**
- verstärkte Ausscheidung Urin



gelöst → Ausscheidung

Chemische Grundlagen

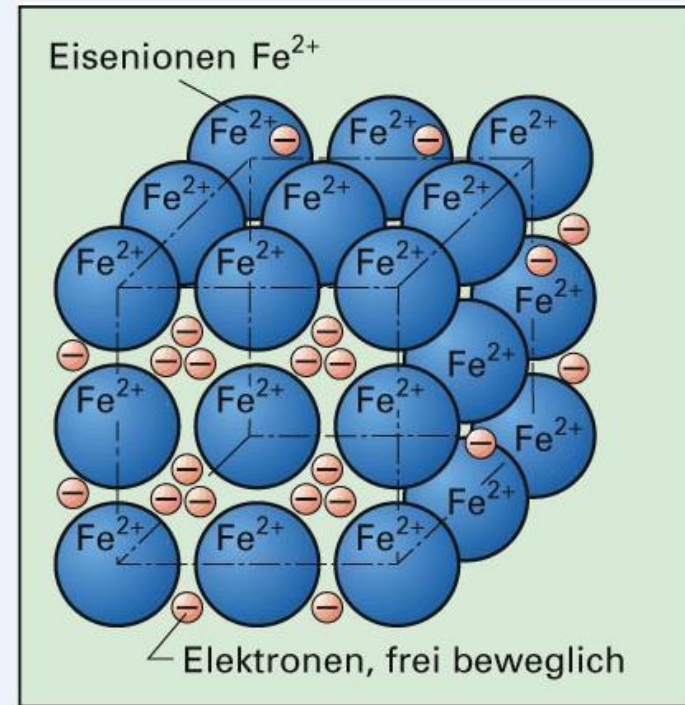
Zusammenfassung Salze

- **Salze** bestehen aus **Ionen**
- Ionenbindungen beruhen auf der Anziehung zwischen **gegensätzlich geladenen Ionen**
- Ionenbindungen bilden sich zwischen Elementen mit stark unterschiedlichen **Elektronegativitäten** (d.h. typischerweise zwischen Metallen und Nichtmetallen)
- **Salze** haben hohe **Schmelz- und Siedepunkte** und sind in polaren Lösungsmitteln **löslich** (z.B. Wasser)
- Überschreiten Salze in Lösungen ihre Löslichkeit, so entstehen **Fällungen**.

Chemische Grundlagen

Metallbindung

- **Metalle** sind kristalline Festkörper, d.h. ihre Atome liegen in einer geordneten Struktur vor.
- Metalle sind **elektropositiv**. Edelgaskonfiguration durch gemeinsame frei bewegliche **Elektronen**. Elektronen sind delokalisiert, nicht an ein Atom gebunden.
- **Modellvorstellung:** Metalle bestehen aus positiv geladenen Atomrümpfe, die von Elektronengas umgeben sind.



Chemische Grundlagen

Metallbindung

- **gute elektrische Leitfähigkeit;**
Erklärung im Elektronengasmodell:
bewegliches Elektronengas
- **hohe Duktilität (Verformbarkeit)**
 - Struktur bleibt erhalten
 - abhängig vom Gittertyp; kubisch dicht. Packungen (Cu, Ag, Au) sind besonders duktil, weil viele dichtest gepackte Ebenen vorhanden
 - **Legierungen** (Mischung verschieden großer Metalle) weniger verformbar

Abb.: Elektrische Leitfähigkeit von Metallen: Beim Anlegen einer Spannung wandern die frei verschiebbaren Elektronen zum positiven Pol. Der negative Pol liefert Elektronen nach.

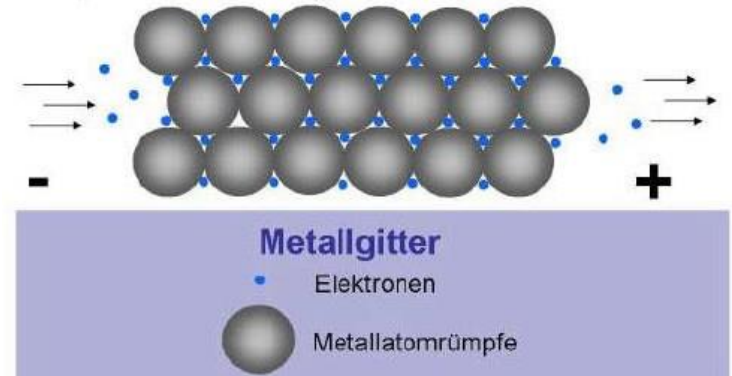
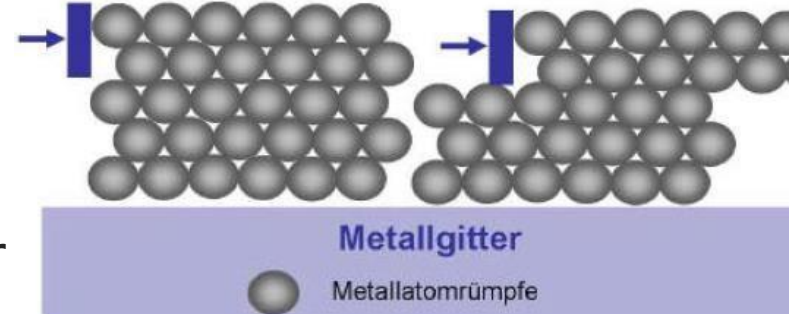


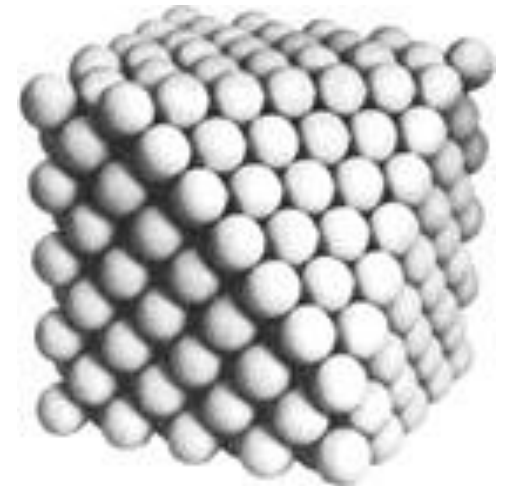
Abb.: Verformbarkeit von Metallen: Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, weil das Metallgitter aus lauter gleichen Bausteinen (positiven Ionen) aufgebaut ist.



Chemische Grundlagen

Metallbindung

- hohe **Schmelz- und Siedetemperatur** → starke metallische Bindungskräfte; Kupfer (Cu): Schmelzpunkt = 1.083 °C
- gute **Wärmeleitfähigkeit** → Elektronengas transportiert Wärmeenergie
- metallischer **Glanz** → Absorption und Reflexion von sichtbarem Licht durch Elektronengas

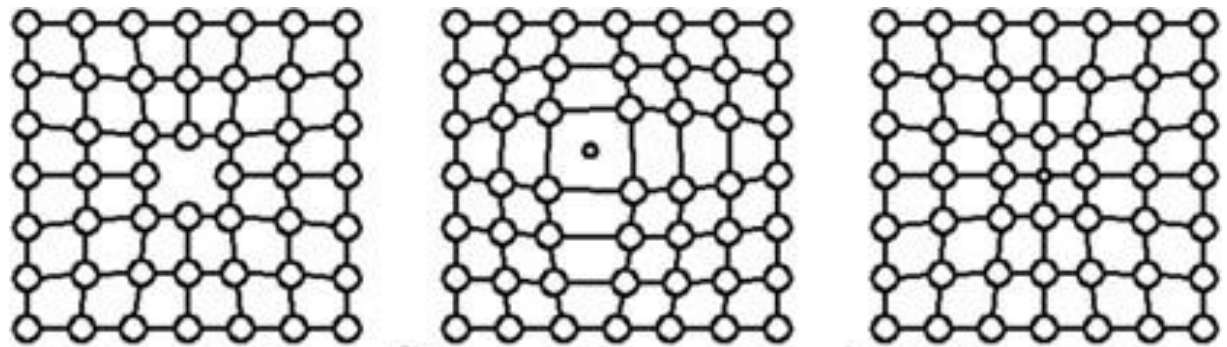


Chemische Grundlagen

Metallbindung

Baufehler im realen Metall:

- unbesetzter **Gitterplatz**
- Fremdatom auf **Zwischengitterplatz**
- Fremdatom auf **Gitterplatz**



Chemische Grundlagen

Metallbindung, Legierungen

- **Legierung** = Stoffe, die aus **zwei oder mehr Elementen** bestehen.
- „Maßgeschneiderte“ Eigenschaften => große Bedeutung für Industrie
- Legierungen sind oft **härter** (schwerer verformbar) als reine Metalle.

Beispiel: Zugabe von **Chrom** oder **Nickel** zu reinem **Eisen**

Legierung	Elemente	Besondere Eigenschaften	Verwendung
Stahl	Fe, <2.1% C, Cr, V	grosse Härte	Werkzeuge
Chromstahl	Fe, C, Cr (15-20%), Ni	korrosionsbeständig, hart	Werkzeuge
Messing	Cu, Zn (bis 40%)	korrosionsbeständig	Sanitärindustrie
Bronze	Cu, Sn (ca. 40%)	grössere Härte als Cu	Glocken, Skulpturen, Anschlussstücke für Rohre

Chemische Grundlagen

Metallbindung

- In der Natur kommen die **Metalle** meistens als **Mineralien (Verbindungen)** vor. Sie müssen daher aufgearbeitet werden.
- Die **Eigenschaften** von Metallen kann man qualitativ durch das **Elektronengas-Modell** erklären, indem man sich die Elektronen so vorstellt, als könnten sie sich frei durch die Metallstruktur bewegen.
- Das Gefüge von Metallen ist **kristallin**, d.h. ihre Atome sind in regelmäßigen Gittern angeordnet.
- Beim Mischen von Metallen mit anderen Elementen (meist Metalle oder Kohlenstoff) entstehen **Legierungen**. Die Legierungselemente beeinflussen die Eigenschaften des Metalls (z.B. Schmelzpunkt, Härte).

Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Wasserstoffbrückenbindung

- Intermolekulare **Bindung H-Atom** und **Nachbar Atom** (polar:
 - **O, N, F...**)

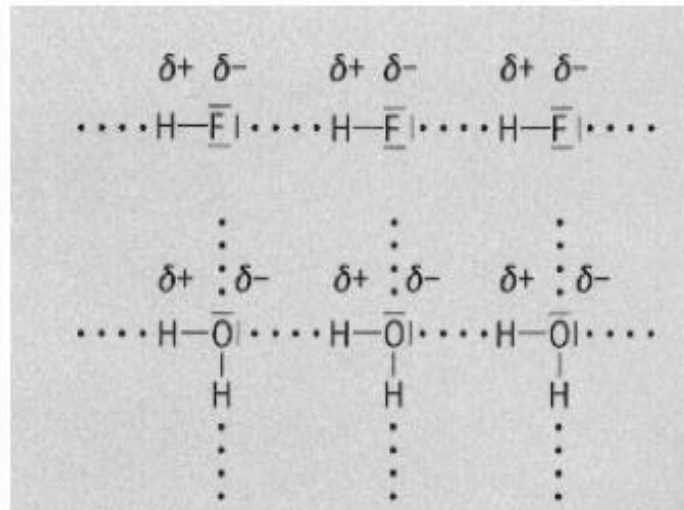
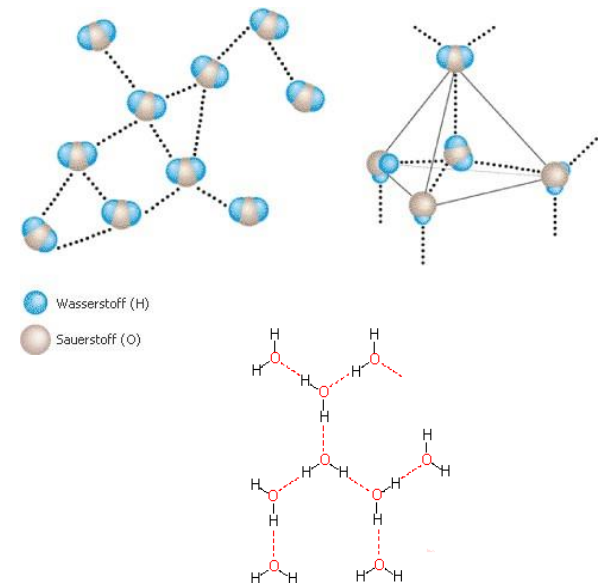
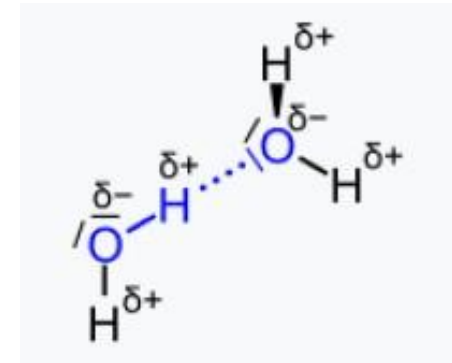


Abb. 21: H-Brücken in HF bzw. H₂O (9)

Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

- Bei **Wasser (H_2O)** sehr wichtig!
- ohne diese Bindungsart wäre H_2O als **flüssiges Wasser auf der Erdoberfläche nicht denkbar**
(Gefrierpunkt ohne Brückenbindung: etwa -120°C)
- **gefrieren**: Ausbildung Sechseck in Eis → geringere Dichte Eis als Wasser flüssig → **Eiswürfel schwimmen**



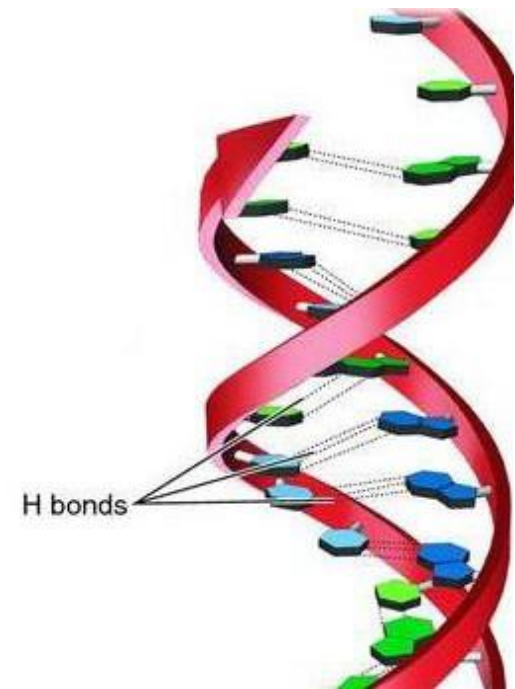
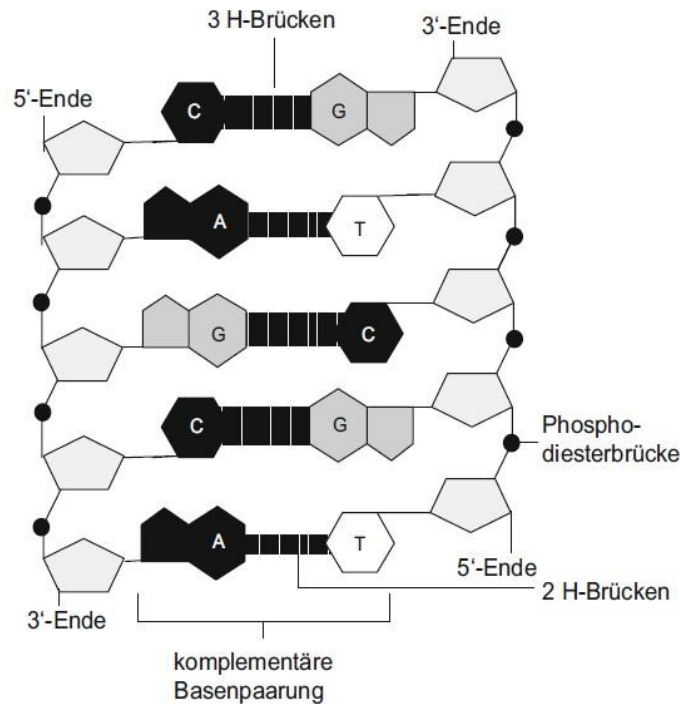
Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Wasserstoffbrückenbindung

- Bei **DNA** sehr wichtig!

Abb. 18.3 Ausschnitt aus einer doppelsträngigen DNA. Phosphodiesterbrücken stabilisieren die beiden kovalenten Stränge in axialer, H-Brücken in lateraler Richtung. Die beiden Nucleotidstränge verlaufen antiparallel



Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Ausbildung (Anordnung Aminosäuren) Faltung von Proteinen

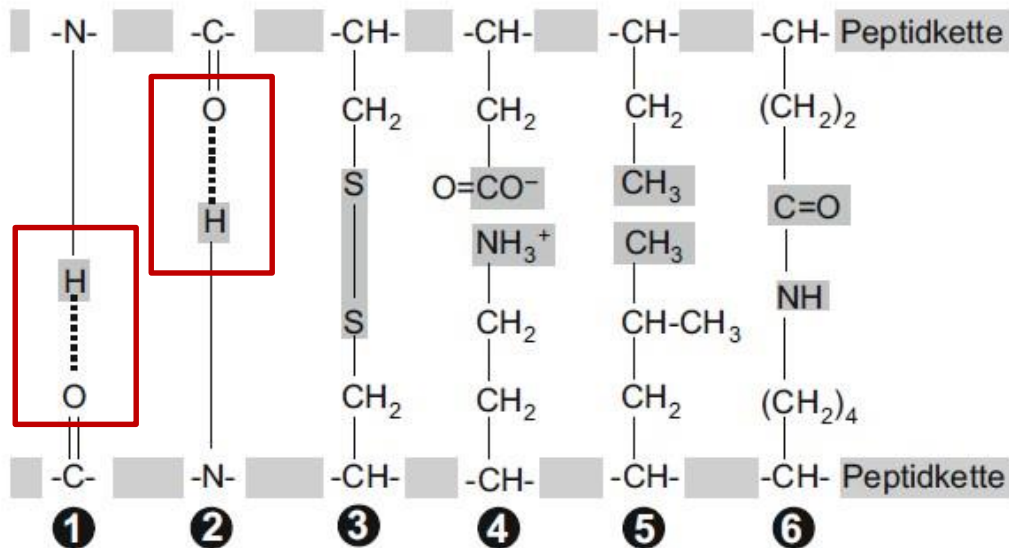


Abb. 15.11 Strukturstabilisierung zwischen Peptidketten: 1, 2 Wasserstoffbrücke, 3 Disulfidbindung (Cys-Cys), 4 ionale Wechselwirkung, 5 hydrophobe Wechselwirkung (zwischen Ile und Leu: „Leucin-Zipper“), 6 Peptidbindung (z. B. zwischen Glu und Lys)

Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Ausbildung (Anordnung Aminosäuren)/ Faltung von Proteinen

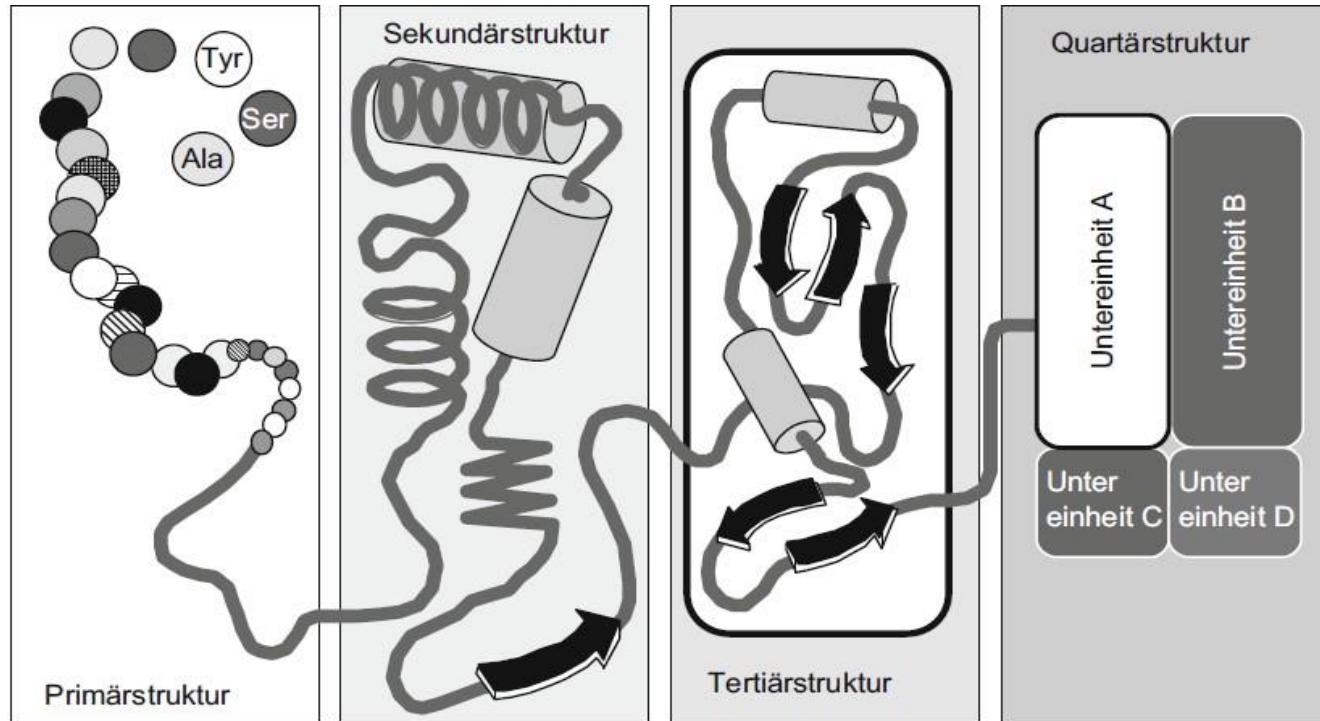
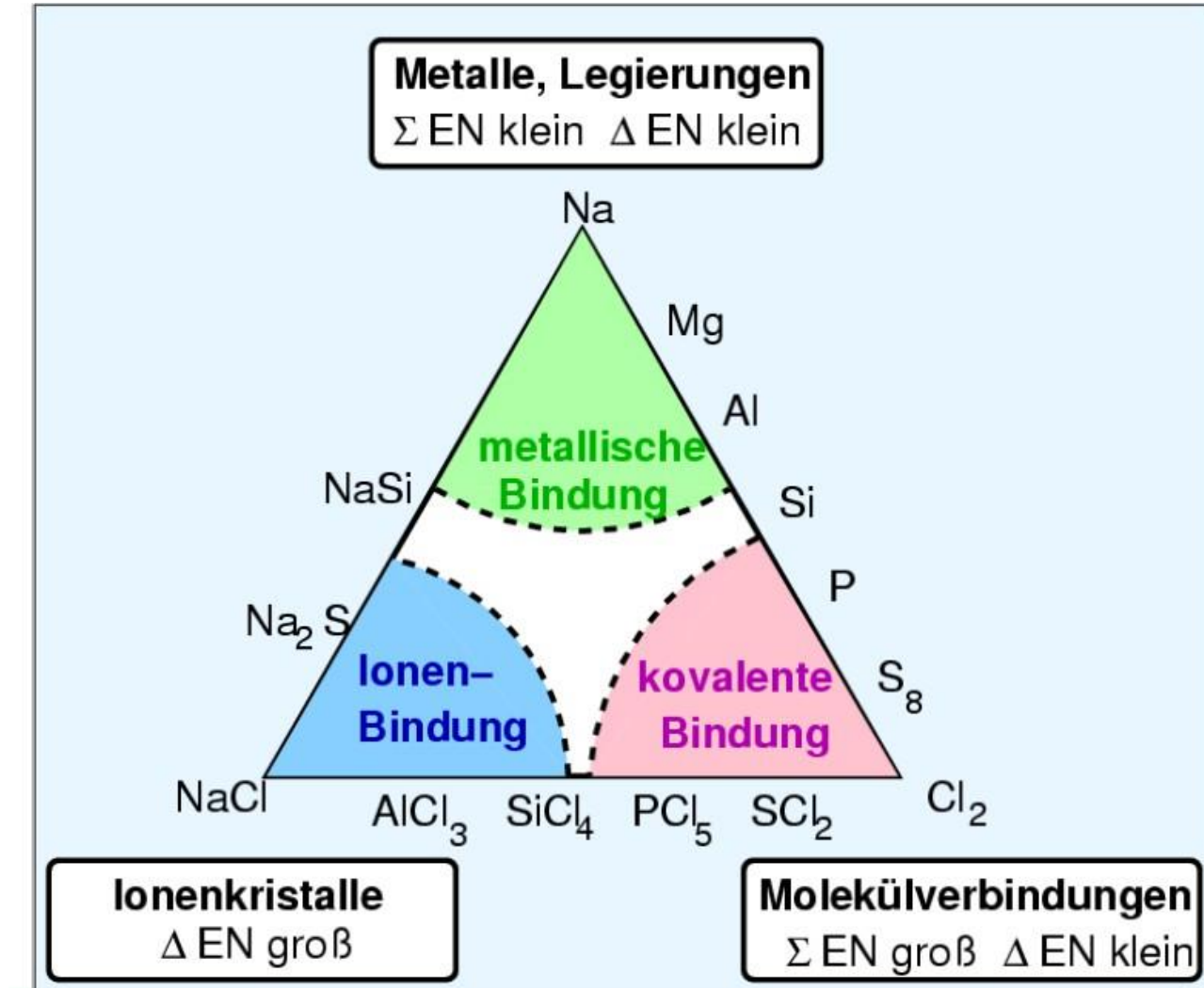


Abb. 15.14 Strukturhierarchie eines Proteins: Makropeptide lassen sich auf vier Strukturebenen beschreiben: Die zahlreichen Aminosäuren einer Peptidkette bilden die Primärstruktur (*links*). Bestimmte Kettenabschnitte können besondere Geometrien aufweisen (Sekundärstruktur: Faltblatt- oder Helixabschnitte), deren genaue Positionierung die Tertiärstruktur ergibt. Mehrere Polypeptidketten können die Baueinheiten noch komplexerer Proteine sein (Quartärstruktur)

Chemische Grundlagen

Bindungen



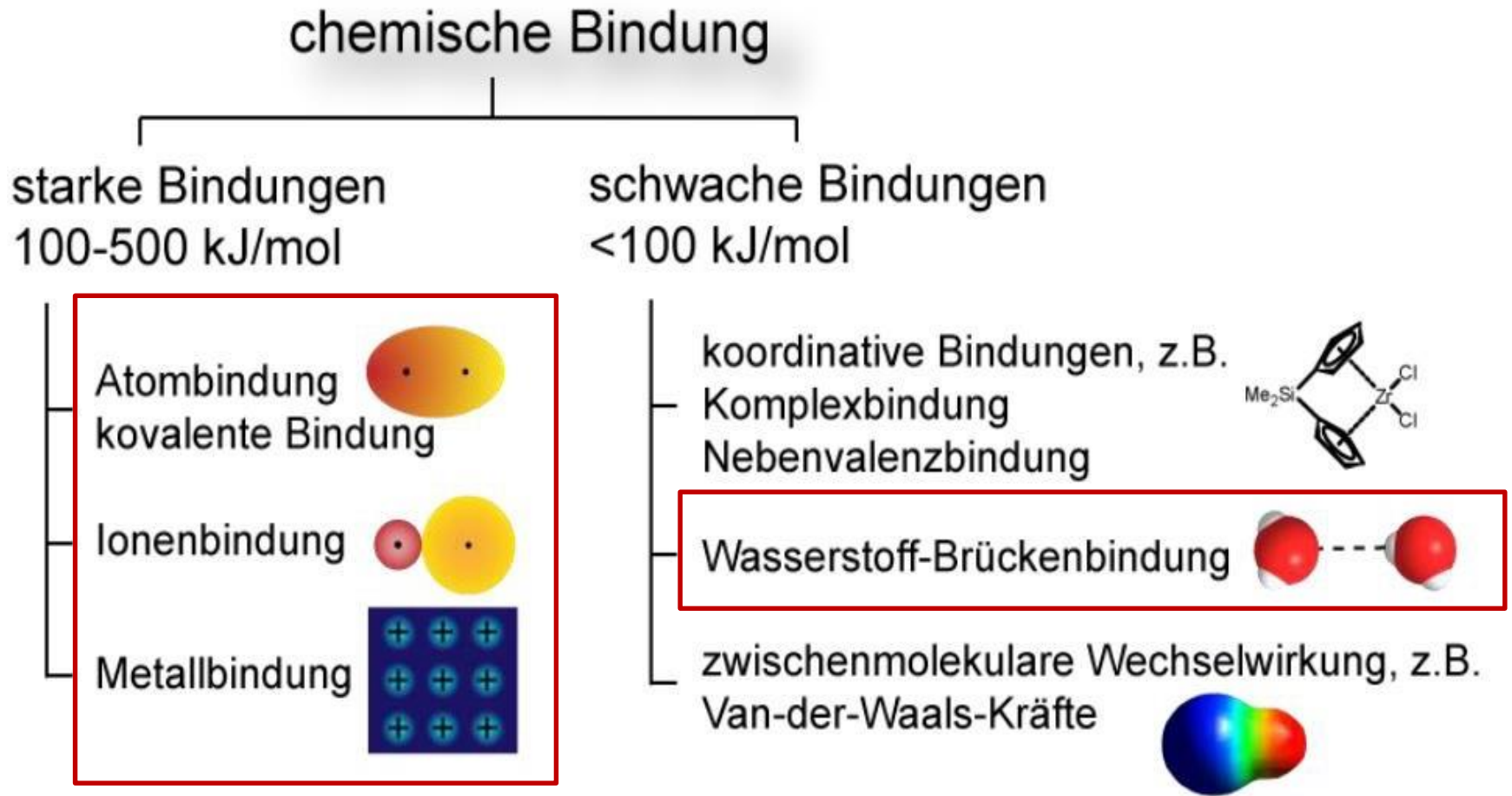
Chemische Grundlagen

Eigenschaften Bindungen

Eigenschaft	Atombindung (kovalente Bindungen)	Ionenbindung	Metallbindung
Leitfähigkeit	Nichtleiter	Ionenleiter	Elektronenleiter
Wärmeleitung	sehr schlecht	schlecht	gut
Löslichkeit	hoch (außer 4. HG)	hoch	gering (außer Säuren)

Chemische Grundlagen

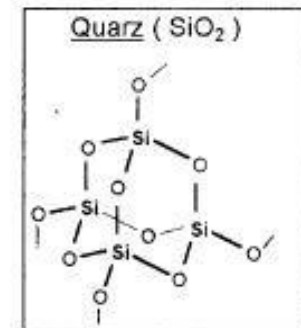
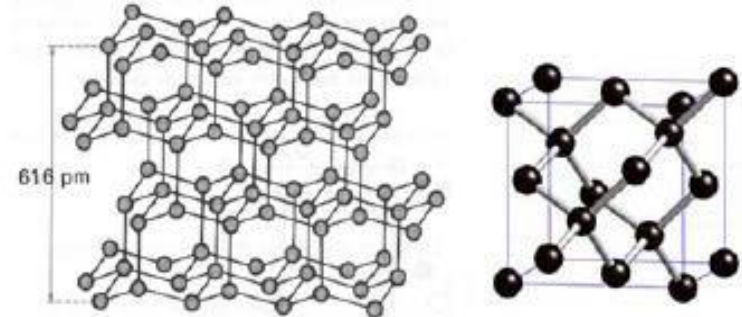
Eigenschaften Bindungen



Chemische Grundlagen

anorganische diamantartige Verbindungen

- Typische Eigenschaft: grosse Härte
- Aufbau:
 - Atomgitter, z.B. Diamant C
 - Atomgitter/ionisch, z.B. Quarz SiO_2
 - rein ionisch, z.B. Korund Al_2O_3



Rohdiamanten (Härte 10)



Quarz (Härte 7)



Korund (Härte 9)

Chemische Grundlagen

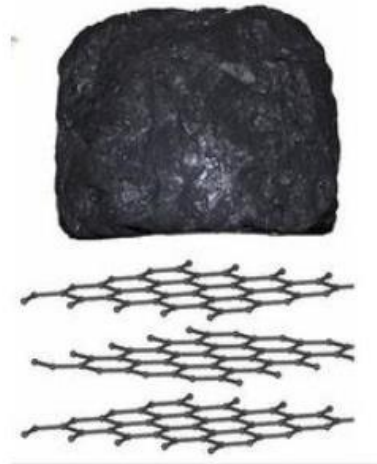
Allotrope von Kohlenstoff

Diamant



Jeder C ist Zentrum eines Tetraeders und ist an 4 andere C gebunden.
Härtestes bekanntes Material
Schmelzpunkt $>4100^{\circ}\text{C}$

Graphit



C in parallel-planaren Schichten angeordnet, können sich gegeneinander verschieben



Fulleren (z.B. C_{60})



Entdeckt 1985, Form eines Fußballes, in verschiedenen Größen C_{60} und C_{70} am bekanntesten

Chemische Grundlagen

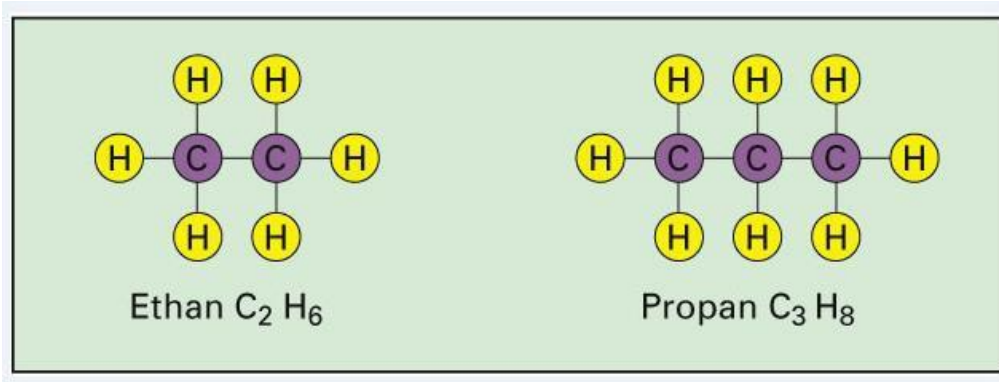
organische Verbindungen

- **Aufbau:** außer Kohlenstoff (C) nur relativ wenige Elemente wie Wasserstoff (H), Sauerstoff (O) und Stickstoff (N), ferner Phosphor (P), Schwefel (S) und einige Halogene
- Zahlenverhältnis ungefähr 5.000: 1 = organische zu anorganischen Stoffen
- Bildung von Kohlenstoff-Ionen (C^{4+} oder C^{4-}) außerordentlich hohe Energiebeträge notwendig → **Atombindungen** als C-C oder C-H

Einfachbindungen	Doppelbindungen
$\begin{array}{ccc} \text{I} & \text{I} & \text{I} \\ & & \\ -\text{C}-\text{C}- & -\text{C}-\text{H} & -\text{C}-\text{N}-\text{H} \\ & & \\ & & \text{H} \end{array}$ 155 pm (0,155 nm)	$\begin{array}{cc} \text{I} & \text{I} & \text{I} \\ & & \\ -\text{C}=\text{C}- & -\text{C}=\text{O} & \\ & 134 \text{ pm (0,134 nm)} \end{array}$

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen



Tab. 13.3 Homologe Reihe der gesättigten Kohlenwasserstoffe (Alkane)

Summenformel	Gruppenformel	Name	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)	Alkylrest (Alkan minus H)
CH_4	CH_4	Methan	-184	-164	Methyl-
C_2H_6	CH_3-CH_3	Ethan	-171,4	-93	Ethyl-
C_3H_8	$CH_3-CH_2-CH_3$	Propan	-190	-45	Propyl-
C_4H_{10}	$CH_3-(CH_2)_2-CH_3$	Butan	-135	-0,5	Butyl-
C_5H_{12}	$CH_3-(CH_2)_3-CH_3$	Pentan	-130	36	Pentyl-
C_6H_{14}	$CH_3-(CH_2)_4-CH_3$	Hexan	-93,5	68,7	Hexyl-
C_7H_{16}	$CH_3-(CH_2)_5-CH_3$	Heptan	-90	98,4	Heptyl-
C_8H_{18}	$CH_3-(CH_2)_6-CH_3$	Octan	-57	126	Octyl-
C_9H_{20}	$CH_3-(CH_2)_7-CH_3$	Nonan	-53,9	150,6	Nonyl-
$C_{10}H_{22}$	$CH_3-(CH_2)_8-CH_3$	Decan	-32	173	Decyl-
...					
$C_{20}H_{42}$	$CH_3-(CH_2)_{18}-CH_3$	Eicosan	37	-	Eicosyl-

Alkane (C-Ketten)

- nicht mischbar mit Wasser
- **Methan:** gasförmig
- **Propan/Butan:** unter
 - Druck flüssig
- **Pentan bis Nonan:** Hauptbestandteile Benzins, leicht flüchtig
- **>Decan:** ölig oder fest, Fraktion C_{10} bis C_{16} für Motorenöl oder $> C_{16}$ im Kerzenparaffin

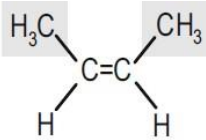
Chemische Grundlagen

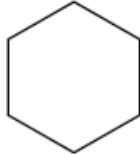
organische Verbindungen

Tab. 13.6 Vereinfachte Systematik der organischen Stoffklassen

Organische C-Verbindungen					
Acyclische Verbindungen mit C-Ketten		Cyclische Verbindungen mit C-Ringen			
Gesättigte Kohlenwasserstoffe:	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe:	Carbocyclen		Heterocyclen	
		Gesättigt	Ungesättigt	Gesättigt	Ungesättigt (aromatisch)
Alkane	Alkene Alkine	Cycloalkane (Alicyclen)	Cycloalkene Arene (Aromaten)		

cis-2-Buten
Z-2-Buten
Siedepunkt 3,7 °C





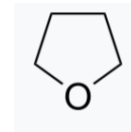
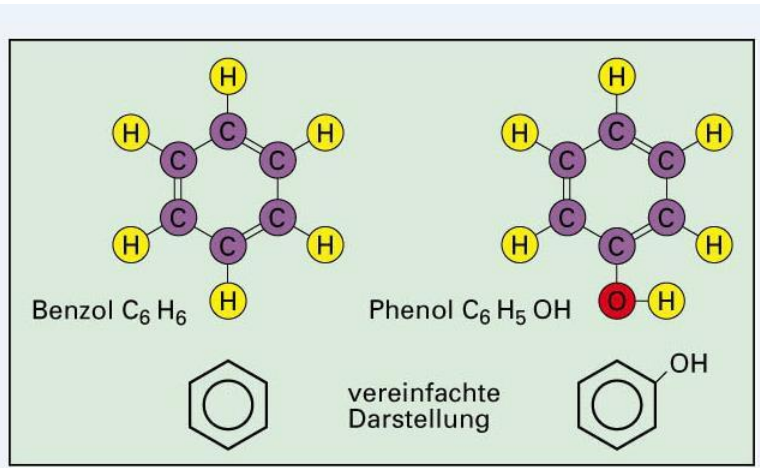
Cyclohexan

Chemische Grundlagen

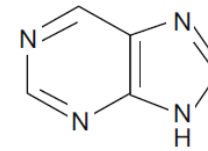
organische Verbindungen

Tab. 13.6 Vereinfachte Systematik der organischen Stoffklassen

Organische C-Verbindungen					
Acyclische Verbindungen mit C-Ketten		Cyclische Verbindungen mit C-Ringen			
Gesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkane	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkene Alkine	Carbocyclen		Heterocyclen	
		Gesättigt	Ungesättigt	Gesättigt	Ungesättigt (aromatisch)
		Cycloalkane (Alicyclen)	Cycloalkene Arene (Aromaten)		

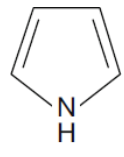


Oxolan,
Tetrahydrofuran
wichtiges
Lösungsmittel



Purin

Grundbaustein:
Nucleobasen
Adenin und
Guanin, Coffein



Pyrrol

Grundbaustein:
Hämoglobin,
Chlorophyll,
Vitamin B12

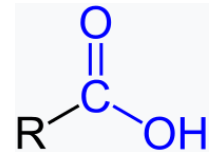
Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

Tab. 13.12 Beispiele wichtiger Monocarbonsäuren

C-Atome	Gruppenformel	Trivialname	Anion	Rest
1	HCOOH	Ameisensäure	-formiat	Formyl-
2	CH ₃ COOH	Essigsäure	-acetat	Acetyl-
3	CH ₃ CH ₂ COOH	Propionsäure	-propionat	Propionyl-
4	CH ₃ -(CH ₂) ₂ -COOH	Buttersäure	-butyrat	Butyryl-
5	CH ₃ -(CH ₂) ₃ -COOH	Valeriansäure	-valerianat	Valerianyl-
6	CH ₃ -(CH ₂) ₄ -COOH	Capronsäure	-capronat	Capronyl-
16	CH ₃ -(CH ₂) ₁₄ -COOH	Palmitinsäure	-palmitat	Palmityl-

Carbonsäuren (C-Ketten):



Einfügen von **Sauerstoff** in Ketten → Carboxylgruppe (COOH)

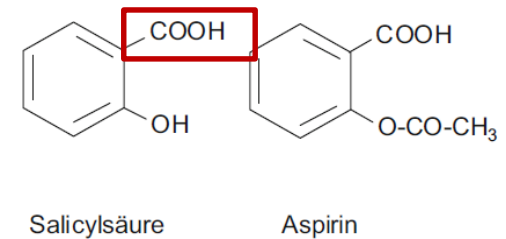
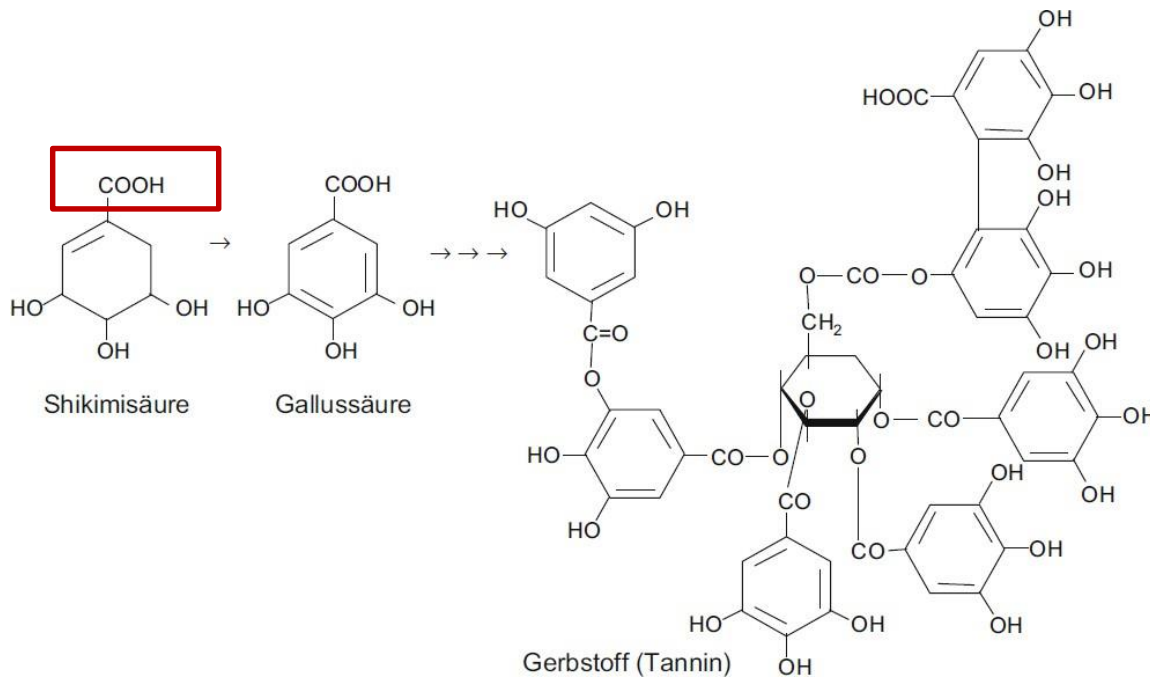
Durch die starke Elektronegativität des Sauerstoffs ist die endständige OH-Bindung so stark polarisiert → Abgabe Proton (H⁺) → Säure

- **Essigsäure**
- **Propion- und Buttersäure**
- **> C12 Fettsäuren: Palmitinsäure**
- langkettig und mehrfach ungesättigt → **Omega-3-Fettsäuren**

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

Aromatische Carbonsäuren:



Chemische Grundlagen

Tabelle 1: Wichtige organische Kohlenstoffverbindungen

Stoff	Summenformel	Strukturformel	Eigenschaften	Verwendung
Ethylalkohol (Ethanol)	C_2H_5OH	$ \begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-OH \\ & \\ H & H \end{array} $	leicht flüchtig, leicht entzündbar, angenehmer Geruch, Dämpfe schwerer als Luft	Lösemittel für Schellack und Nitrozellulose, Ausgangsstoff für Lack- und Kunststoffindustrie
Essigsäure (Ethansäure)	CH_3COOH	$ \begin{array}{c} H \\ \\ H-C-C=O \\ \quad \diagdown \\ H \quad \quad OH \end{array} $	leicht flüchtig, stechend riechend, ätzend	Lösemittel, Konservierungs- mittel, Ausgangsstoff für Kunststoffherstellung, Färbereitechnik
Formaldehyd (Methanal)	$HCHO$	$ \begin{array}{c} O \\ \\ H-C \\ \\ H \end{array} $	stechend riechend, Dämpfe sind giftig	Herstellung von Phenol-, Harnstoff- und Melamin- harzen, Desinfektionsmittel
Trichlorethylen (Trichlorethen)	CCl_2CHCl	$ \begin{array}{c} Cl & & Cl \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ Cl & & H \end{array} $	leicht flüchtig, narkotisierend, giftig, nicht brennbar	Lösemittel und Reinigungs- mittel
Tetrachlor- kohlenstoff (Tetrachlor- methan)	CCl_4	$ \begin{array}{c} Cl \\ \\ Cl-C-Cl \\ \\ Cl \end{array} $	süßlich riechend, schwer entzündbar, giftig	Lösemittel und Reinigungs- mittel
Benzol	C_6H_6		leicht flüchtig, süßlicher Geruch (nach Benzin), verbrennt mit stark rußen- der Flamme, sehr giftig!	Lösemittel für Kunststoffe; Kraftstoffzusatz, Ausgangs- stoff für die Kunststoff-, Farb-, und Arzneimittel- herstellung

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Makromoleküle

Moleküle sind kleine, in sich geschlossene Atomgruppen von weniger als 100 Atomen.

Makromoleküle sind „Riesenmoleküle“ aus Tausenden von Atomen.

Hochmolekulare Stoffe haben **keinen scharfen Schmelzpunkt**.

Beim Erwärmen erweichen sie allmählich (z.B. Thermoplaste beim Kunststoffrecycling) oder zersetzen sich (z.B. energetische Verwertung von Kunststoffabfällen).

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Makromoleküle

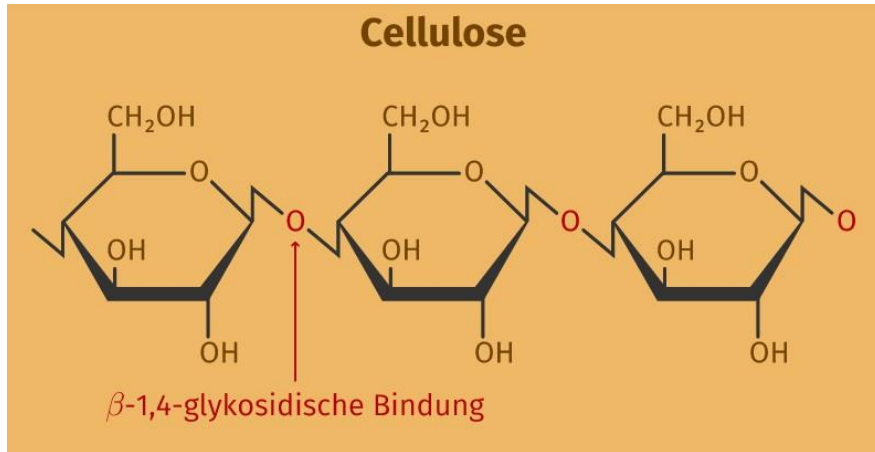
Naturstoffe

- Nucleinsäuren
- Kautschuk
- Cellulose
- Stärke
- Proteine

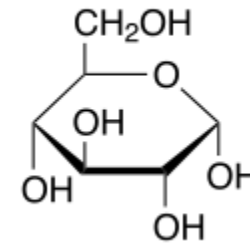


Chemische Grundlagen

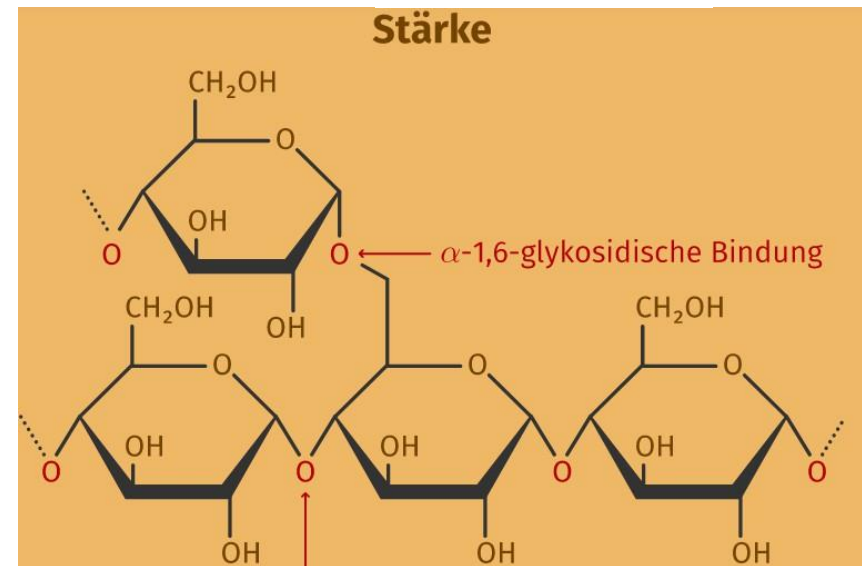
organische Verbindungen: Cellulose, Stärke



- **Polysaccharide** aus **Glucose (Monozucker)**



Amylose (Stärke)



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen: Cellulose

- bedeutendster **nachwachsender Rohstoff** (50 – 100 Mrd. t/a)
- häufigste organische Verbindung
- Bestandteil nahezu aller **natürlicher Zellwände**
- nicht abbaubar durch humanen Stoffwechsel (Ballaststoffe)
- Vielfältige **Einsatzbereiche**



Cellulose als
Bindemittel



Cellulose als
Verdickungsmittel



Cellulose als
Fasernetzwerk



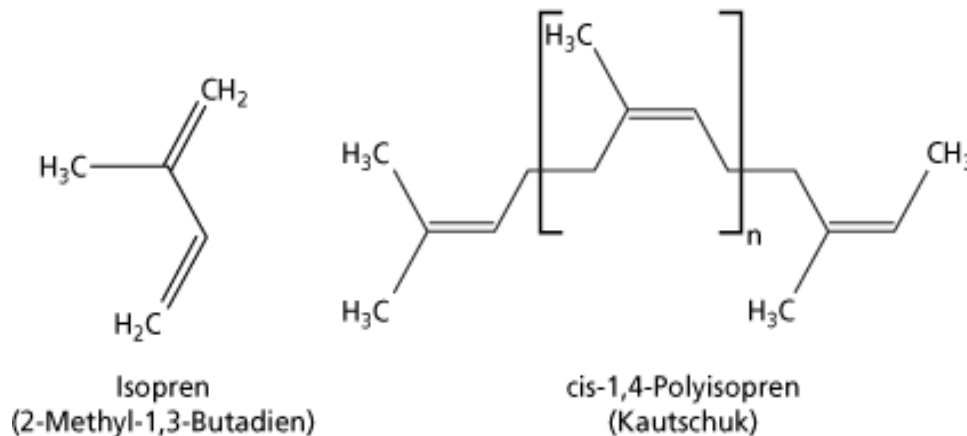
Cellulose als
Absorber

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Kautschuk

- Polymer: 3.000 bis 10.000 Einzelmoleküle von **Isopren (2-Methyl-1,3-Butadien)**
- **natürlich (Latex)** oder künstlich

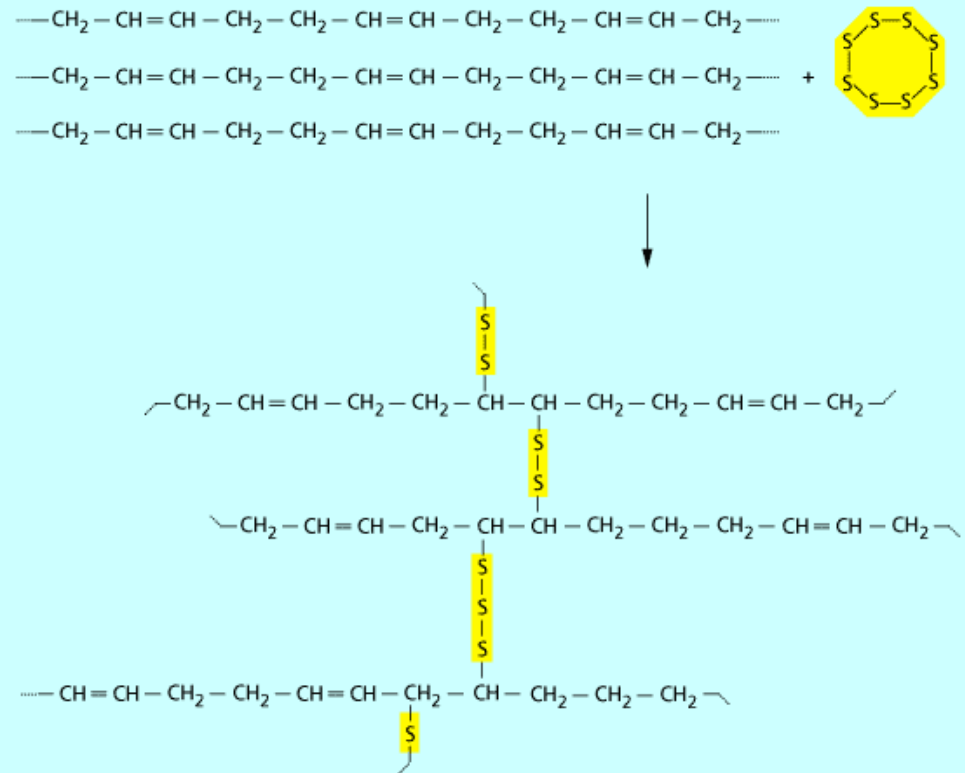
Chemische Struktur von Isopreneinheiten und Kautschuk



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Kautschuk

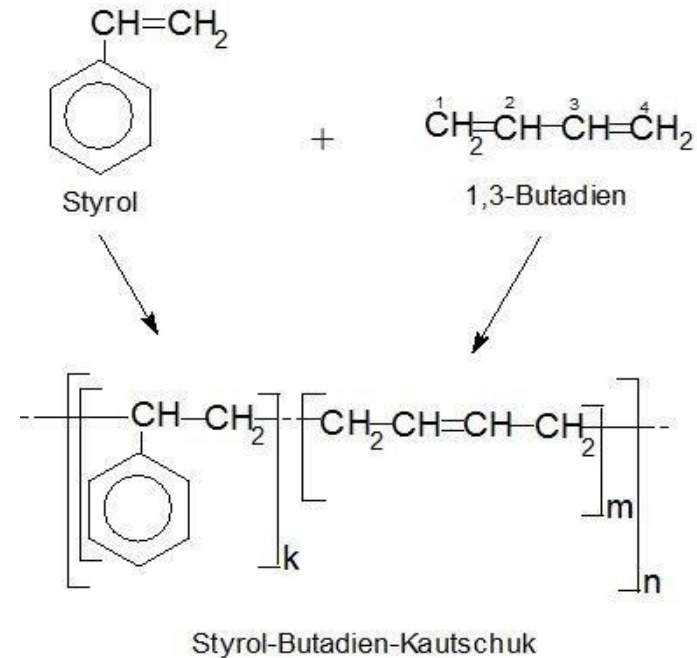
- **Vulkanisation:**
Kautschuk → Gummi
- Ausbildung **Disulfid-Brückenbindungen** (Temperatur, Druck) zwischen den **Isoprenketten** durch Zugabe von **S₈**
- **Weichgummi:** 5 bis 10 % Schwefelgehalt oder
- **Hartgummi:** 30 bis 50 %



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, SBR

- **Styrol-Butadien-Kautschuk, SBR,**
Copolymerisat aus Styrol und Butadien
- Einsatz bei **Reifenherstellung**
(zusammen mit Vulkanisationsmittel und Zink im Straßenabfluss und Hauptquelle für **Mikroplastik**)



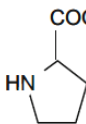
Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

Proteine:

- Bestandteile sind **Aminosäuren**, die sich formal von Mono- oder Dicarbonsäuren ableiten lassen.
- Carboxylgruppe (-COOH)** und eine weitere funktionelle Gruppe, die namensgebende **Aminogruppe (-NH₂)** → Wirkung als Säure und als Base
- 20 „essentielle“ Aminosäuren**

Tab. 15.1 Die 20 biogenen Aminosäuren

$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}$ COOH R Allgemeinformel		Seitenketten aliphatisch (hydrophob): R unpolar <table style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>H</td> <td>CH_3</td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$ </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$ </td> <td> $\begin{array}{c} \text{HC}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ </td> </tr> <tr> <td>Glycin Gly</td> <td>Alanin Ala</td> <td>Valin Val</td> <td>Leucin Leu</td> <td>Isoleucin Ile</td> </tr> </table>					H	CH_3	$\begin{array}{c} \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{HC}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Glycin Gly	Alanin Ala	Valin Val	Leucin Leu	Isoleucin Ile		
H	CH_3	$\begin{array}{c} \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{HC}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$														
Glycin Gly	Alanin Ala	Valin Val	Leucin Leu	Isoleucin Ile														
 Iminosäure Prolin Pro		$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{SH} \end{array}$ Cystein Cys $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{S}-\text{CH}_3 \end{array}$ Methionin Met		$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ Phenylalanin Phe $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{Indol-3-yl} \end{array}$ Tryptophan Try														
Seitenketten ungeladen (hydrophil): R polar <table style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td> $\text{H}_2\text{C}-\text{OH}$ Serin Ser </td> <td> $\begin{array}{c} \text{HC}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Threonin Thr </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Asparagin Asn </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Glutamin Gln </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ Tyrosin Tyr </td> <td colspan="2"></td> </tr> </table>							$\text{H}_2\text{C}-\text{OH}$ Serin Ser	$\begin{array}{c} \text{HC}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Threonin Thr	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Asparagin Asn	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Glutamin Gln	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ Tyrosin Tyr							
$\text{H}_2\text{C}-\text{OH}$ Serin Ser	$\begin{array}{c} \text{HC}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Threonin Thr	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Asparagin Asn	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Glutamin Gln	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ Tyrosin Tyr														
Seitenketten geladen: R kationisch <table style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{NH}_3^+ \end{array}$ Lysin Lys </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{NH}_2 \\ \quad \\ \text{HN}-\text{C}=\text{NH}_2^+ \end{array}$ Arginin Arg </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{Imidazol-4-yl} \end{array}$ Histidin His </td> <td colspan="4"></td> </tr> </table>			$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{NH}_3^+ \end{array}$ Lysin Lys	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{NH}_2 \\ \quad \\ \text{HN}-\text{C}=\text{NH}_2^+ \end{array}$ Arginin Arg	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{Imidazol-4-yl} \end{array}$ Histidin His					R anionisch <table style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Aspartat Asp </td> <td> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Glutamat Glu </td> <td colspan="3"></td> </tr> </table>				$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Aspartat Asp	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Glutamat Glu			
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{NH}_3^+ \end{array}$ Lysin Lys	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{NH}_2 \\ \quad \\ \text{HN}-\text{C}=\text{NH}_2^+ \end{array}$ Arginin Arg	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{Imidazol-4-yl} \end{array}$ Histidin His																
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Aspartat Asp	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$ Glutamat Glu																	

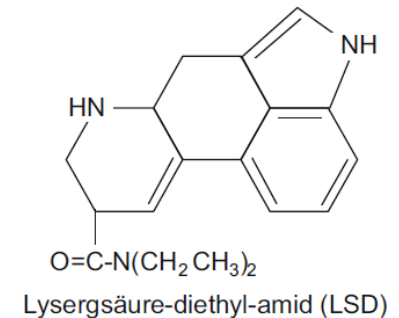
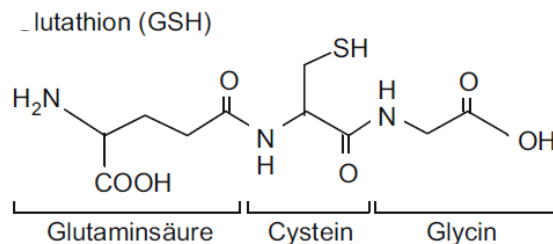
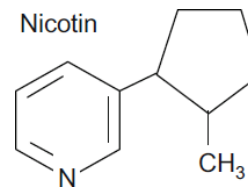
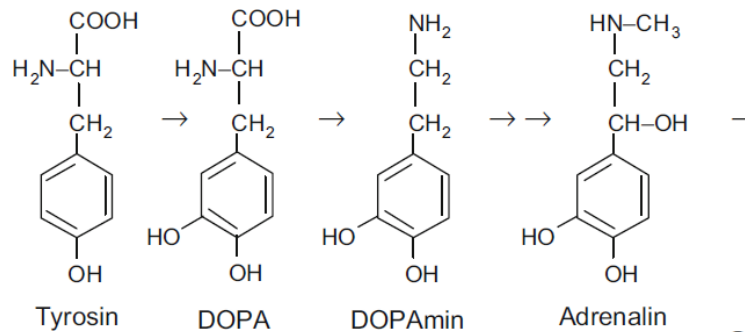
[Bannwarth et al., 2017]

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

aus **Aminosäuren** entstehen

- pharmakologisch bedeutsame **Amine** (Dopamin, Adrenalin, Gluthathion..)
- Alkaloide** (Pflanzen: Tabak (Nikotin); Pilze in Weizen: Mutterkornpilz (Claviceps purpurea..LSD)
- ...



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

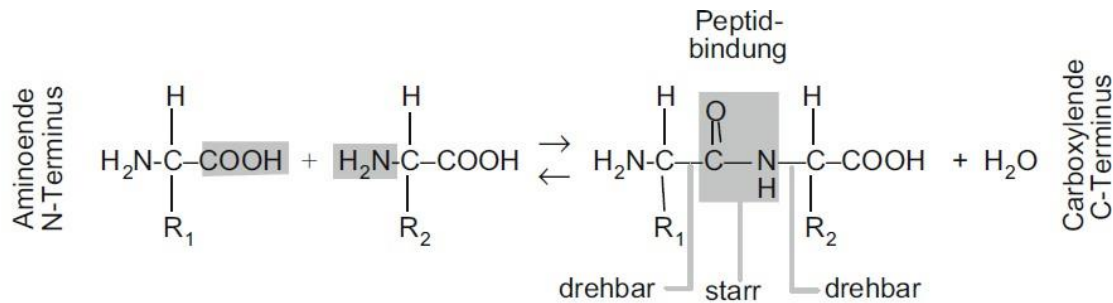
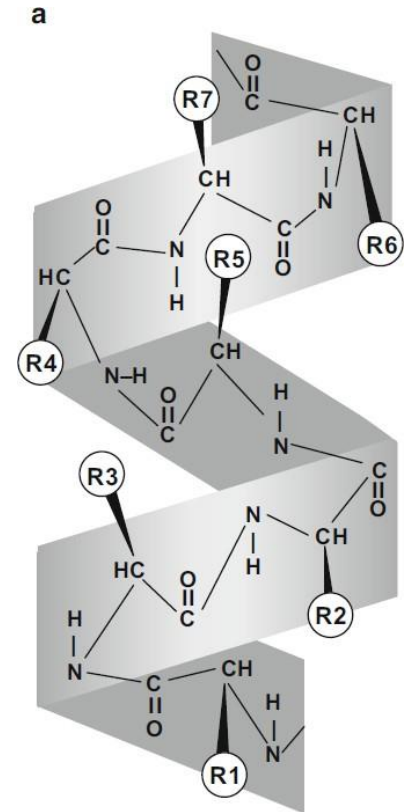


Abb. 15.8 Zwei Aminosäuren verbinden sich zum Dipeptid

Dipeptid



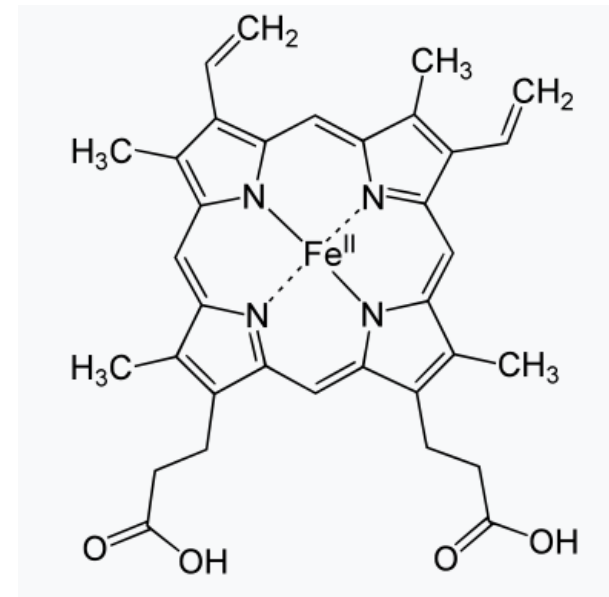
Polypeptid

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

Aufgaben Proteine:

- **Enzyme:** Katalyse chemischer Reaktionen im Zellstoffwechsel
- **Transportproteine:** (Hämoglobin)
- **Speicherproteine** (Globuline sind Nahrungs- bzw. Energiespeicher, **Albumin** der Milch)
- **Bewegungsproteine** (Proteinfilamente im Muskel **Actin** und **Myosin**)

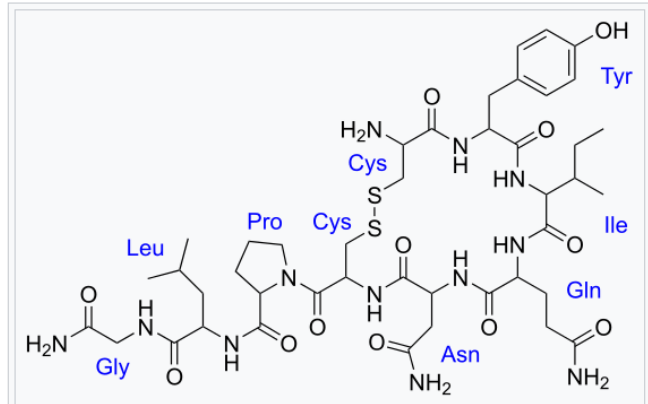


Chemische Grundlagen

organische Verbindungen

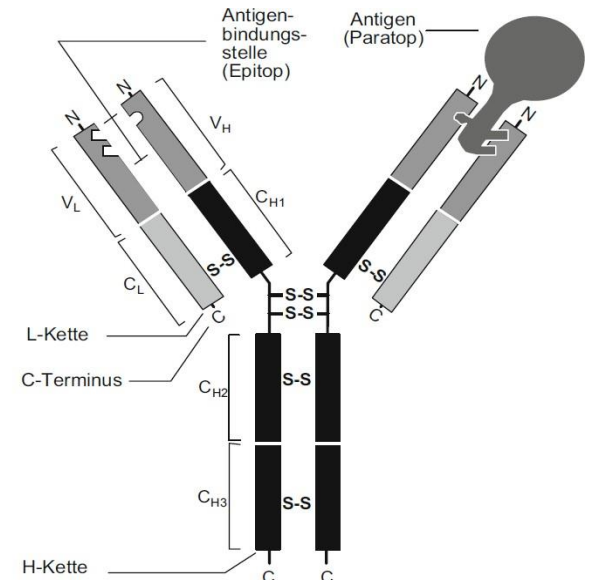
Aufgaben Proteine:

- **Stütz- bzw. Skleroproteine**
(Kollagen)
- **Kontrollproteine**
(Repressorproteine)
- **Rezeptorproteine**
(Nervenzellen:
Neurotransmitter,
Oxytocin)
- **Antikörperproteine**
(Komponente Antikörper)
- **Toxische Proteine**
(Schlangengifte)



Oxytocin ist ein Nonapeptid. Nervenzellen im Hypothalamus bilden aus einem Vorläufer-Protein (106 Aminosäuren) dieses Oligopeptid als Botenstoff und setzen das Neuropeptid auch in der (Neuro-)Hypophyse frei, sodass es als Neurohormon wirkt.

Abb. 15.15 Struktur eines Immunglobulins der Klasse G (IgG): Je zwei H- und L-Ketten (schwere bzw. leichte Ketten) bilden eine Y-förmige Figur. Die Ketten sind untereinander durch Disulfidbrücken (vgl. Abb. 15.11) stabilisiert



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Kunststoffe



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Kunststoffe

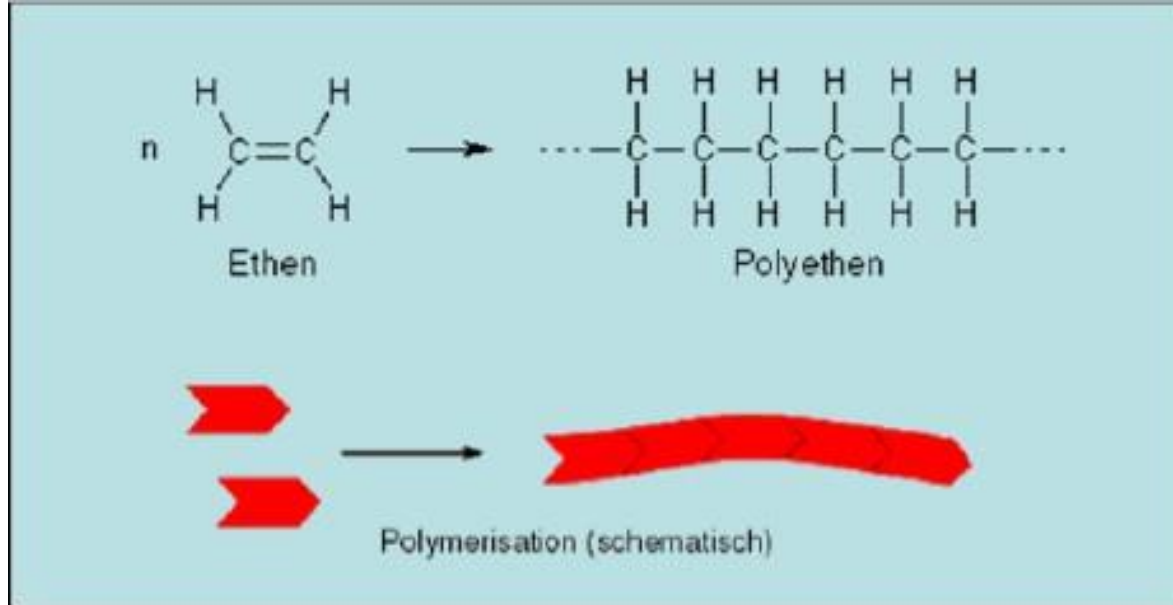
Stoffeigenschaften von Polymeren:

- geringe **Dichte** (ca. 0,8 bis 2 g/cm³)
- geringe oder keine elektrische **Leitfähigkeit**
- geringe **Wärmeleitfähigkeit**
- **große chemische Beständigkeit**, in organischen
 - Lösungsmitteln z.T. löslich
- geringe **Temperaturbeständigkeit**
- kein definierter Schmelzpunkt sondern **Erweichung**

Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Polyethylen

- **PE (Polyethylen), PP (Polypropylen) und PVC (Polyvinylchlorid)** häufigste Kunststoffverbindungen
- Plastiktüten, Eimer, Verpackungen....
- weich, aber stabil gegenüber Chemikalien, nicht biologisch abbaubar



Chemische Grundlagen

organische Verbindungen, Kunststoffe

Wichtige Polymerisate				
Monomer (Syntheseart)		Polymerkette (Ausschnitt)	Verwendung	
Ethen (R' = H) Propen (R' = CH ₃) (R, Z)		Polyethen (PE) Polypropen(PP)		Rohre, Flaschen, Folien, Kfz-Teile
Chlorethen (R)		Polyvinylchlorid (PVC)		Fußböden, Rohre, Kunstleder, Fasern
Tetrafluor- ethen (R)		Polytetrafluorethen (PTFE)		chem. Apparate, Dichtungen, Isolie- rungen
Acrylnitril (R, A)		Polyacrylnitril (PAN)		Textilfasern
Styren (R)		Polystyren/Poly- styrol (PS)		Hausgeräte, Verpackungen
Methacryl- säuremethyl- ester (R)		Polymethacryl- säuremethyl- ester (PMMA)		Gebrauchsgegen- stände, Glasersatz (Plexiglas)
R = Radikalisch, Z = Metallkomplekxkatalysator; A = Anionisch				