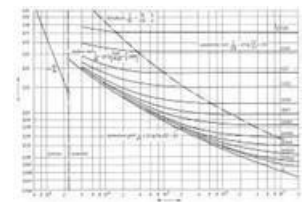
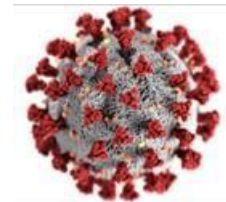
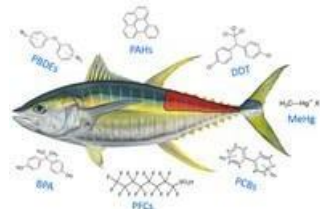
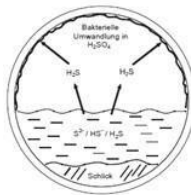
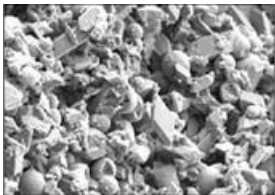


Bachelor Infrastruktur

Vorlesung und Übung: Naturwissenschaftliche Grundlagen

2.2.1 Chemie: Bindungsformen

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
- ...

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

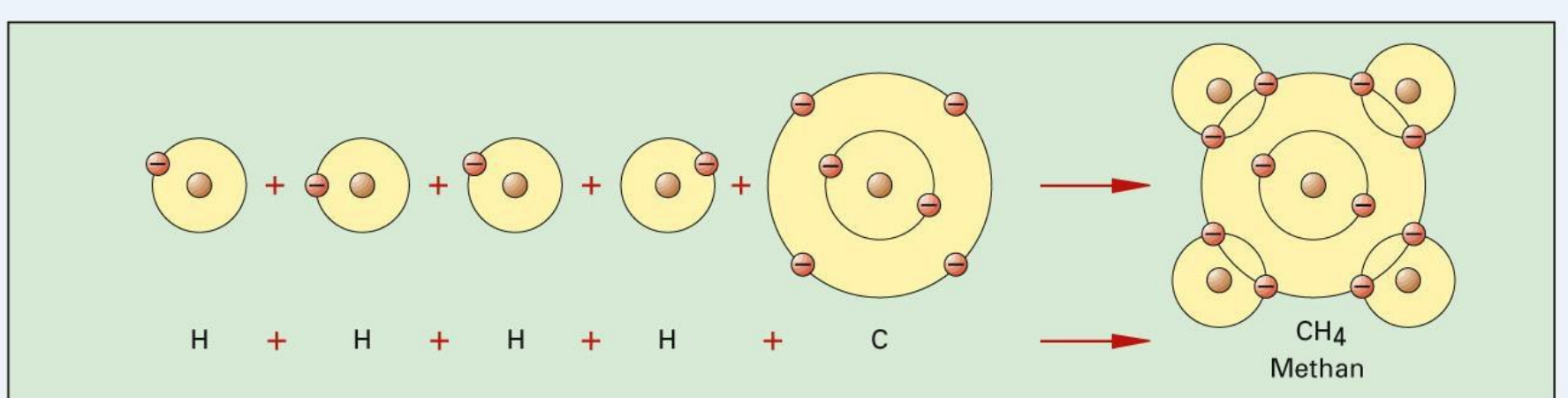
Chemische Grundlagen

Methanmolekül

	I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	IXa	Xa	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

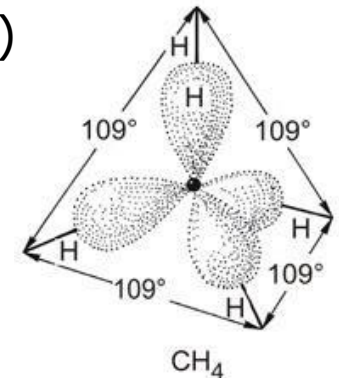
Bezeichnungen: Metalle, Nichtmetalle, Halbmetalle

Ordnungszahl, Kurzzeichen, relative Atommasse (= Massenzahl)



Methanmolekül:

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



Chemische Grundlagen

Wassermolekül

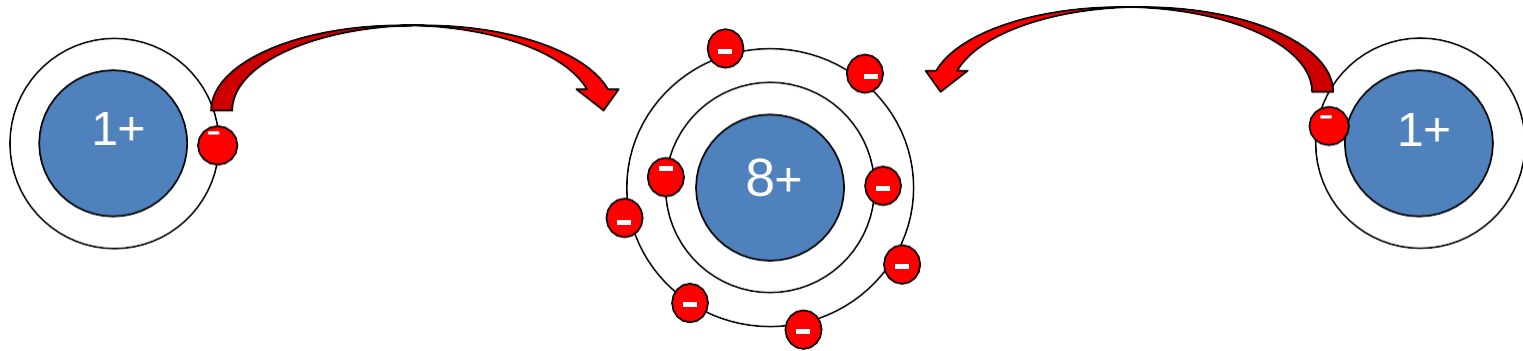
I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	IXa	Xa	III	IV	V	VI	VII	VIII
1 H 1,008	2 Li 6,939	3 Be 9,012	4 B 10,811	5 C 12,011	6 N 14,007	7 O 15,999	8 F 18,998	9 Ne 20,183	10 Na 22,990	11 Mg 24,305	12 Al 26,981	13 Si 28,086	14 P 30,974	15 S 32,06	16 Cl 35,45

Bezeichnungen: Metalle, Nichtmetalle, Halbmetalle

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

Wasserstoff: 1 Valenzelektron
→ benötigt 1 weitere

Sauerstoff: 6 Valenzelektronen
→ benötigt 2 weitere

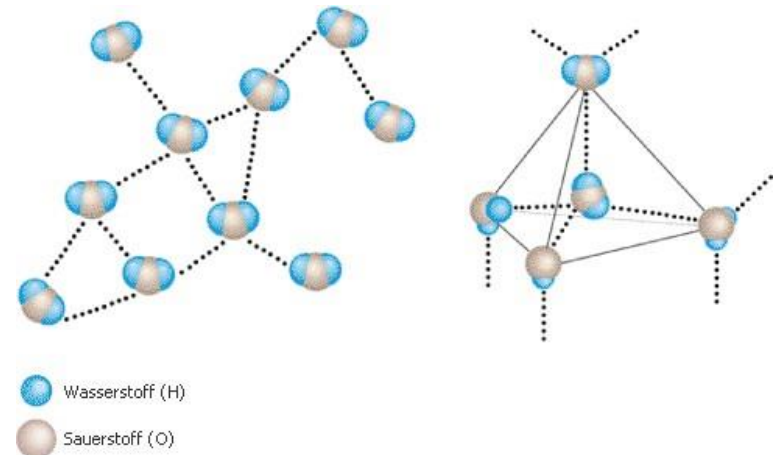
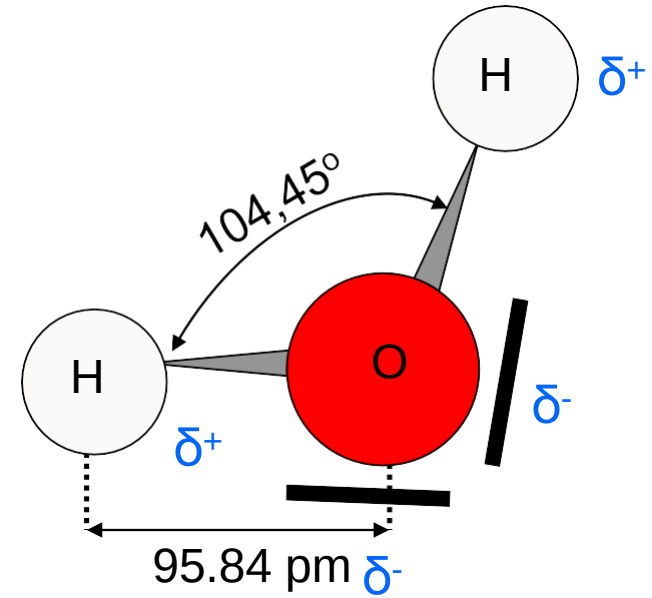


- Ausbildung eines stabilen **Wassermolekül** aus **Wasserstoff** und **Sauerstoff H₂O**, gemeinsame Nutzung der Elektronen
→ zwei Einfachbindungen

Chemische Grundlagen

Wassermolekül

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



Chemische Grundlagen

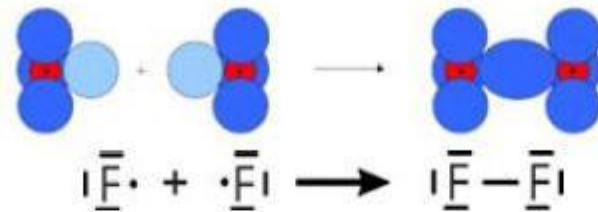
Atombindung

	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

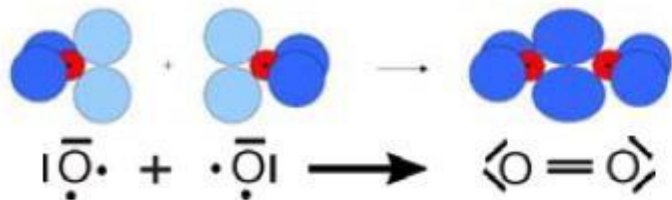
8 Ordnungszahl
O Kurzzeichen
16,00 relative Atommasse (= Massenzahl)

Valenzstrichformelschreibweise und Orbitale



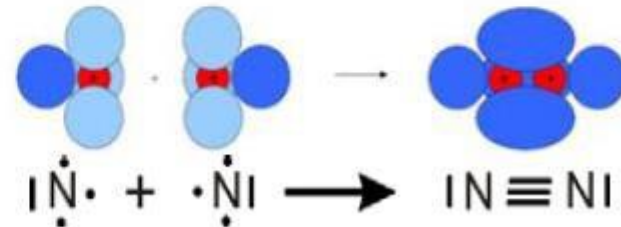
Fluor F_2

Einfachbindung



Doppelbindung

Sauerstoff O_2



Dreifachbindung

Stickstoff N_2

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		Bestand- teile
	Summen- formel	Struktur- formel	
Wasser	H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$	2 Atome H 1 Atom O
Formaldehyd	HCHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	1 Atom C 2 Atome H 1 Atom O
Tetrachlor- kohlenstoff	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

- **EN:** Fähigkeit eines **Atoms**, **Elektronen (negativ geladen)** in einem **Molekül** an sich zu ziehen.
- **abhängig von:**
 - **Anzahl der Protonen** (positiv geladen) **nimmt von links nach rechts zu** → **Anziehungskraft der Protonen steigt** → **Elektronegativität steigt**
 - EN Fluor >> EN Beryllium

	I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	Ia	IIa	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H 1,008		Bezeichnungen: Metalle Nichtmetalle Halbmetalle 8 O 15,999 Ordnungszahl Kurzzeichen relative Atommasse (= Massenzahl)													2 He 4,00
2	3 Li 6,939	4 Be 9,012									5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 12,998	10 Ne 20,183

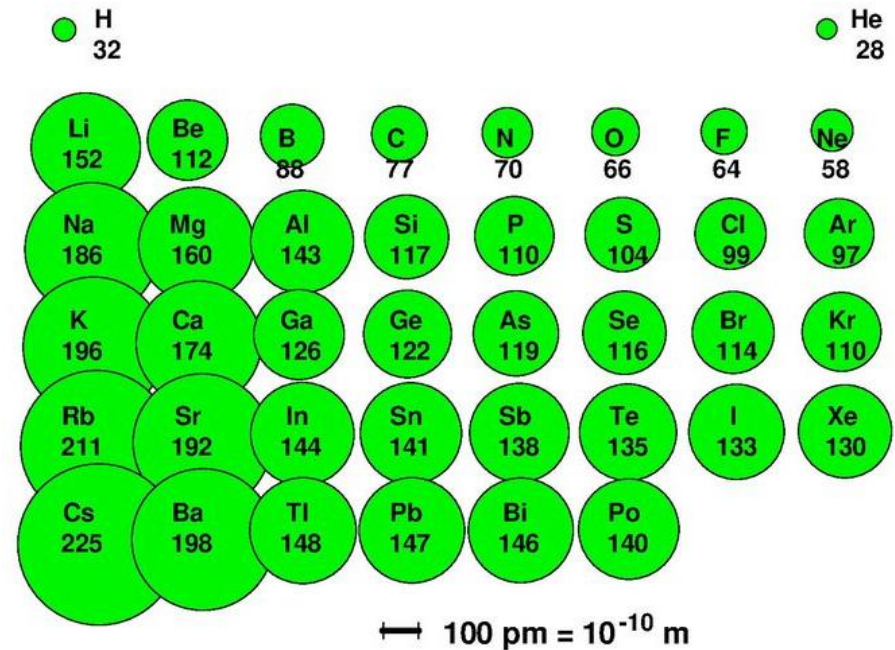
Chemische Grundlagen

Elektronegativität EN

- **EN:** Fähigkeit eines **Atoms**, **Elektronen (negativ geladen)** in einem **Molekül** an sich zu ziehen.

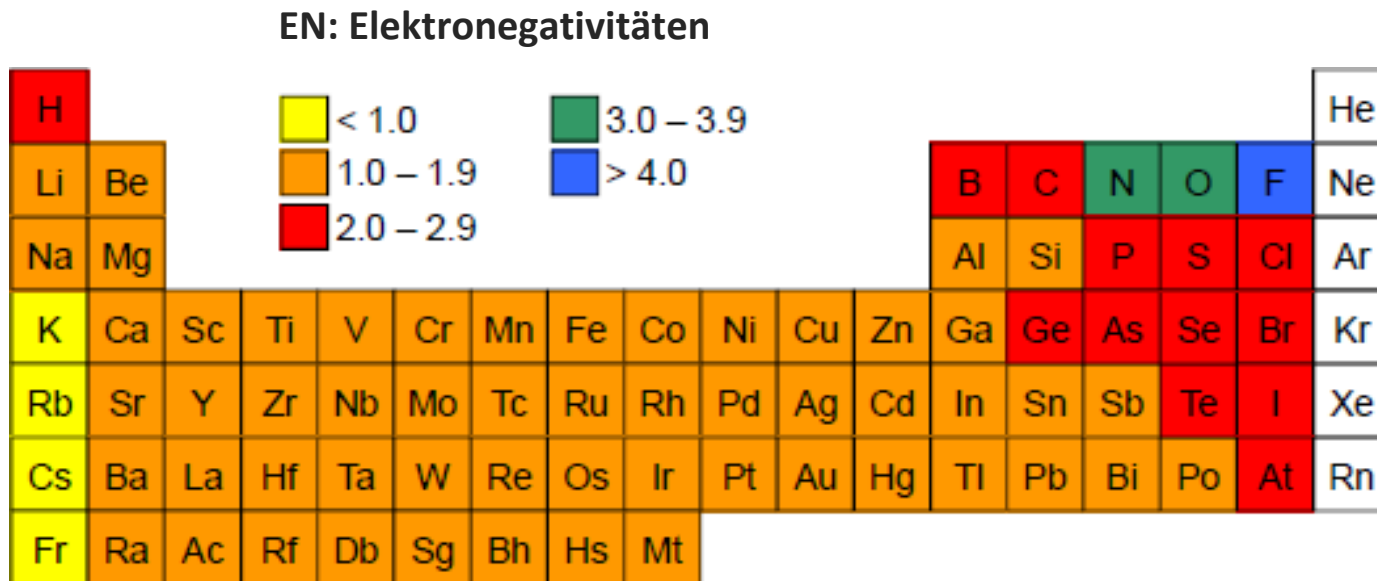
abhängig von:

- mit zunehmenden **Durchmesser der Atomhülle** wird die **EN immer kleiner**
- Anziehungskraft der **Protonen** auf die **Elektronen** durch räumliche Entfernung immer schwächer
- EN Lithium > EN Kalium



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

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,5	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn

Chemische Grundlagen

Elektronegativität EN

Bindungsform:

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

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



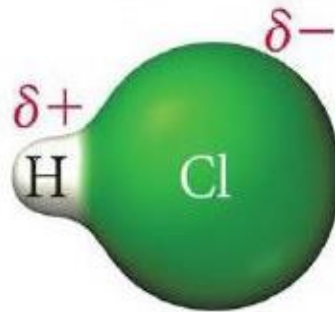
$$\begin{aligned} \text{EN}_{\text{Cl}} &= 3.0 \\ 3.0 - 3.0 &= 0 \\ \text{Rein kovalent} \end{aligned}$$

Chemische Grundlagen

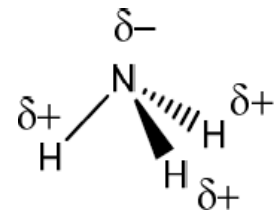
Elektronegativität EN

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

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



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



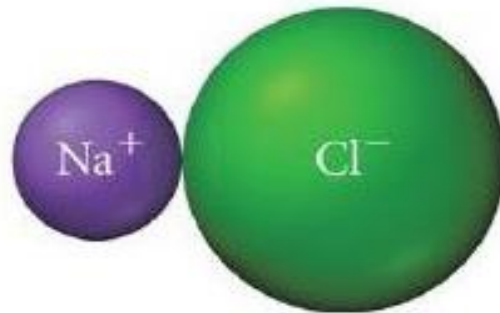
Ammoniak

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

Chemische Grundlagen

Elektronegativität EN

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



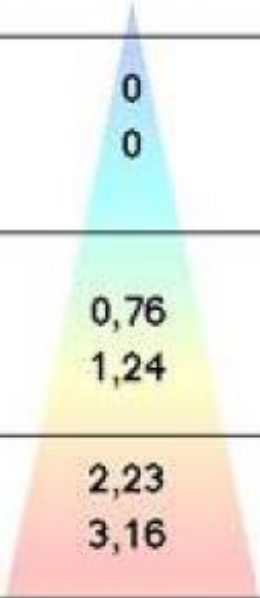
Natriumchlorid

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

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



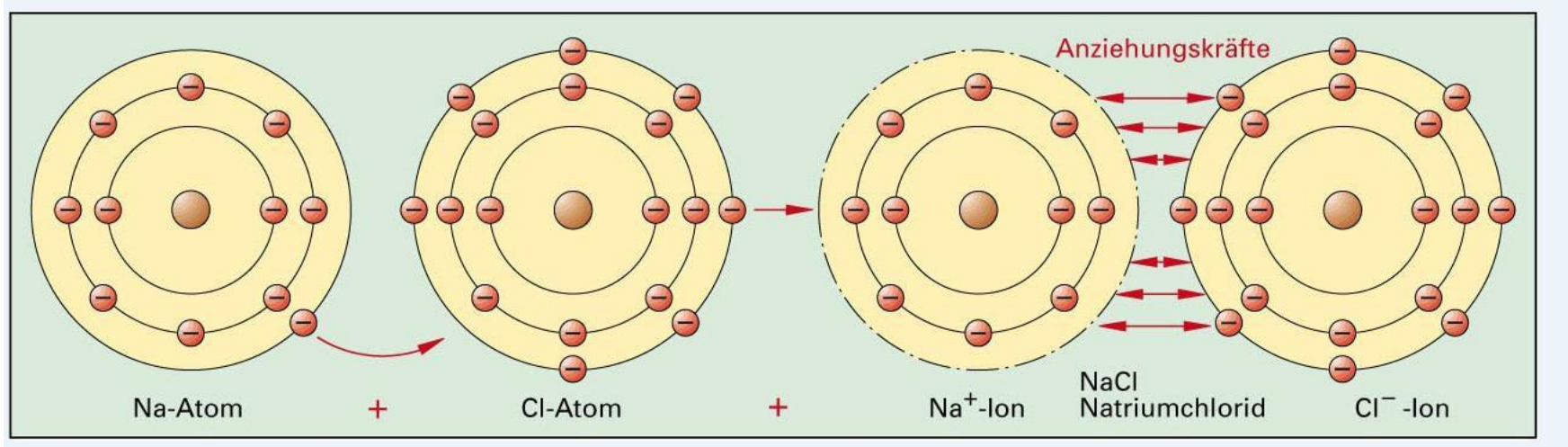
Wichtige Erkenntnis:

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.

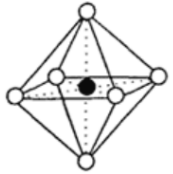
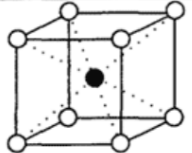
Na gibt ein Elektron ab → Kation
Cl nimmt ein Elektron auf → Anion

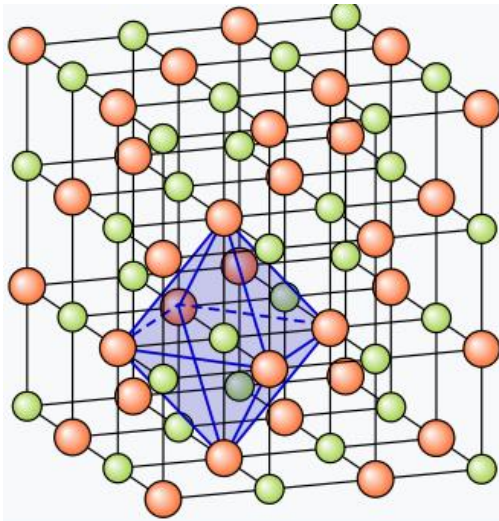
Als **Ionenbindung** bezeichnet man die Anziehung zwischen den gegensätzlichen Ladungen von Kationen und Anionen → nach außen neutral

Chemische Grundlagen

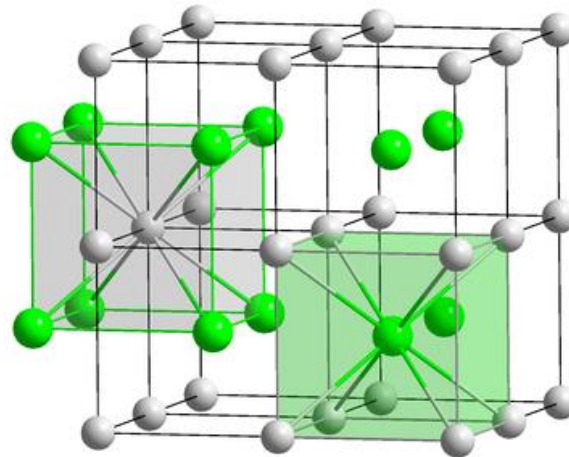
Ionenverbindung

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

	6 oktaedrisch	6 o
	8 cubisch (raumzentriert)	8 c



Gittermodell von NaCl
Koordinationszahl: 6



Gittermodell von CsCl
Koordinationszahl: 8 (abh. Atomgröße: Cs >> Na)

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:

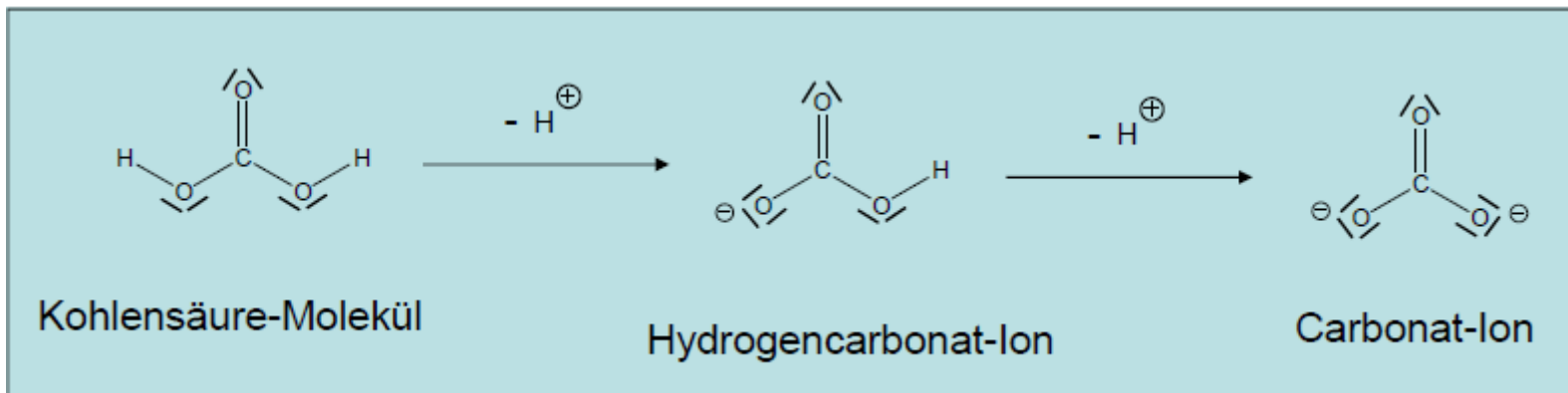
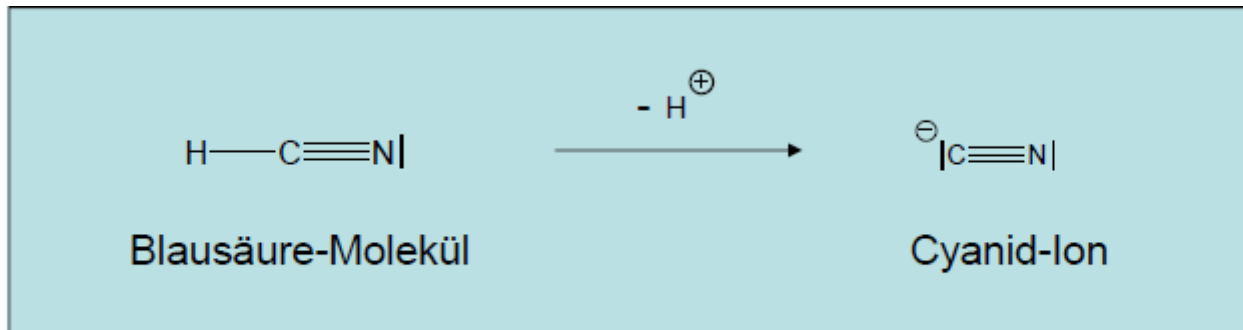
– Fe³⁺ und Cl⁻ ergibt FeCl₃ → Eisen(III)-chlorid

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

Chemische Grundlagen

Beispiele: mehratomige Ionen

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

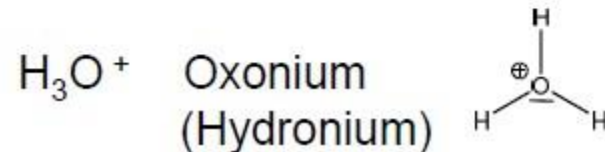
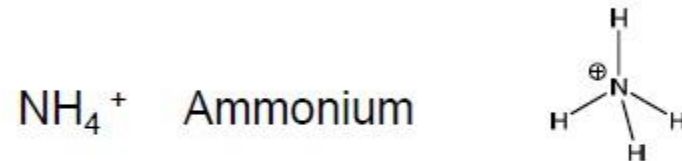
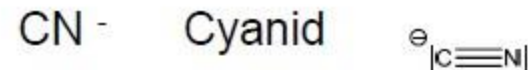
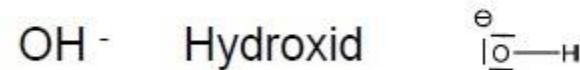


Chemische Grundlagen

Beispiele: Ionen

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

Beispiele:

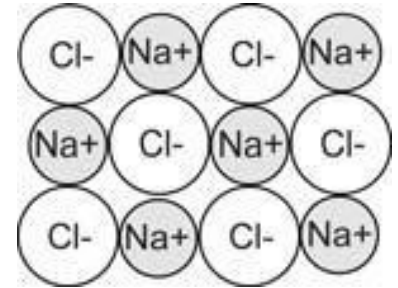


Chemische Grundlagen

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 ca. 800°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**

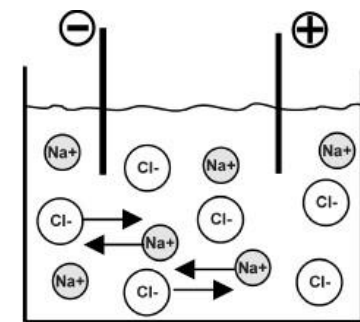
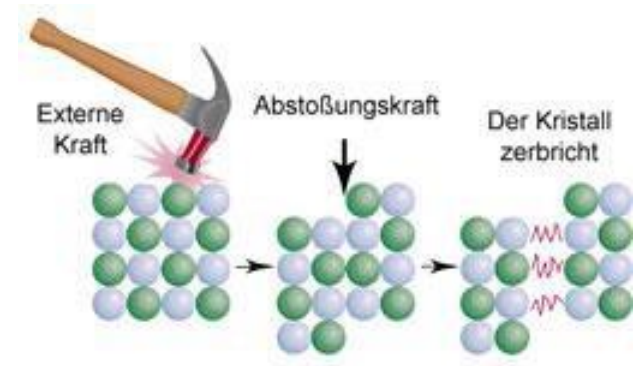


Abb. 26: Ionenwanderung
in einer Salzlösung

Chemische Grundlagen

Lösevorgang Salze

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

Chemische Grundlagen

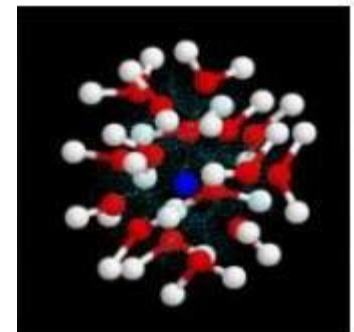
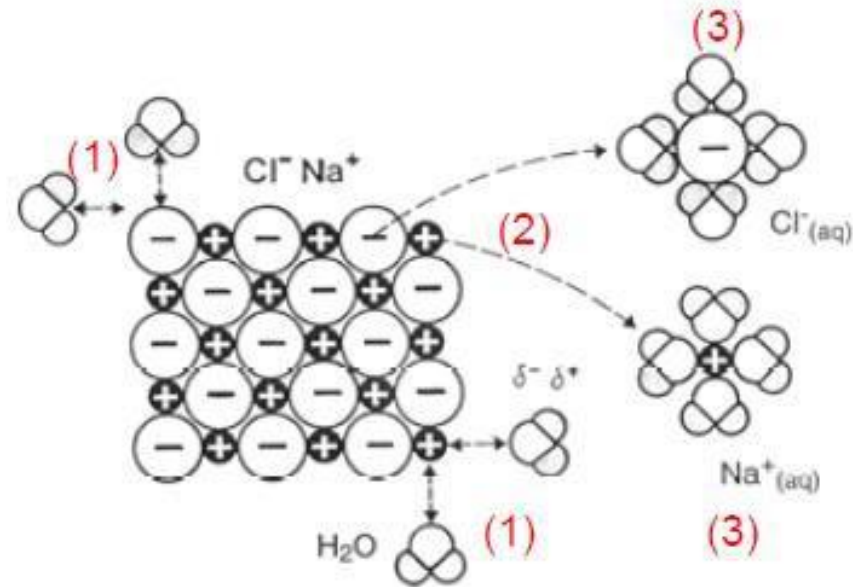
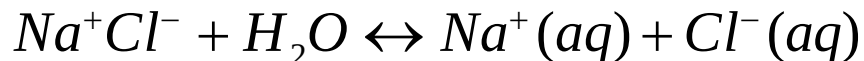
Lösevorgang Salze

- (1) Oberflächenionen Salz (Na^+ , Cl^-)
ziehen Dipol Wasser (H^+ , O^-) an →
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**).

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

Netto: **Abkühlung!**

Die Party kann steigen...



Chemische Grundlagen

Schmelzpunktniedrigung

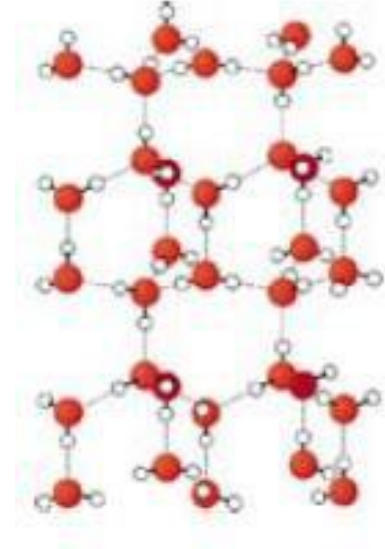
gelöste Salzteilchen (Ionen) hindern die Lösungsmittelmoleküle (Wasser) daran, beim Erstarrungspunkt des Wassers einen Feststoff (z.B. Eiskristall) aufzubauen.

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))



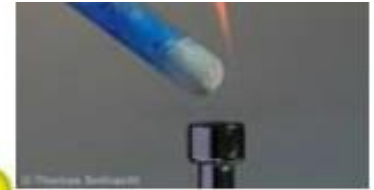
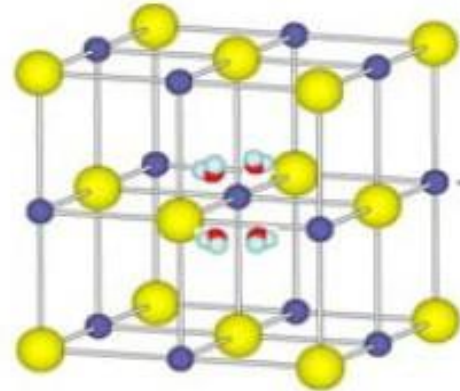
Chemische Grundlagen

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**



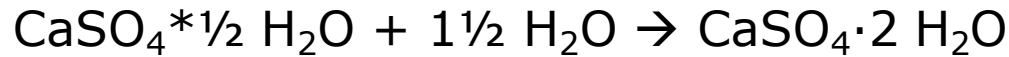
Kristallwasser und Farbe von Salzen:

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



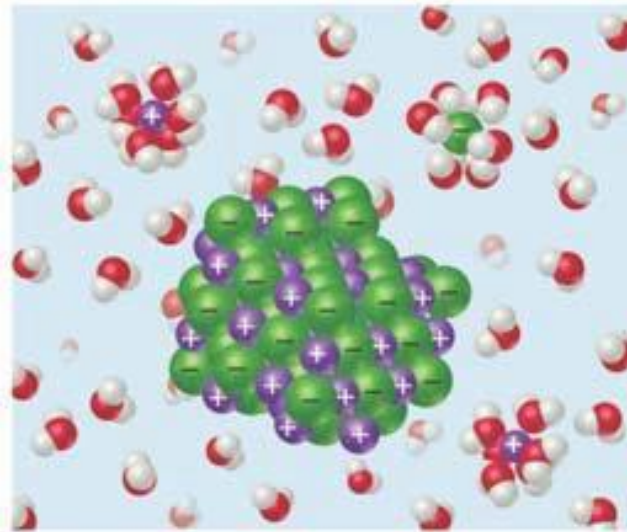
Chemische Grundlagen

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

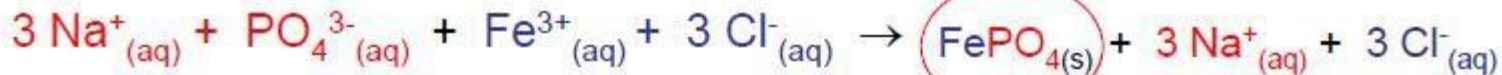
Anwendung Fällungsreaktion

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



gelöst

partikulär

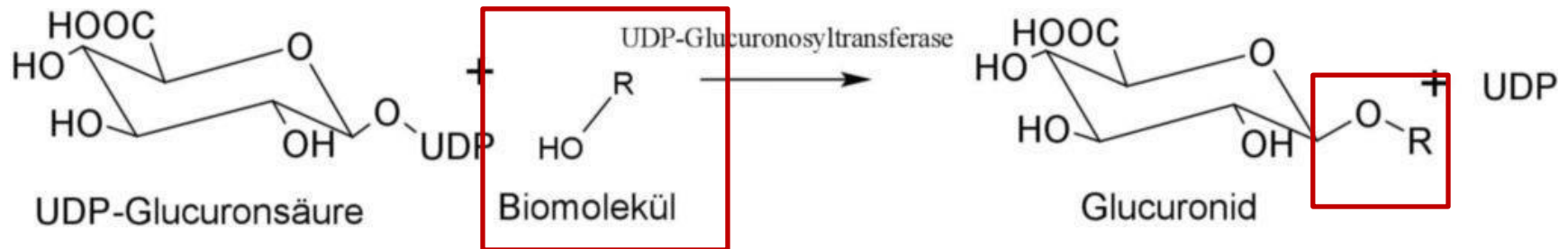


Zudosierung Fällmittel

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

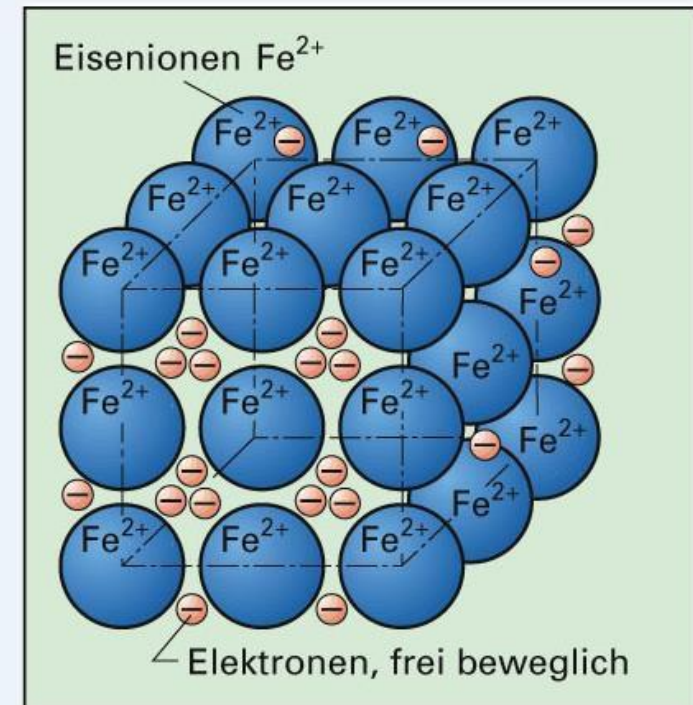
Zusammenfassung Salze

- **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.

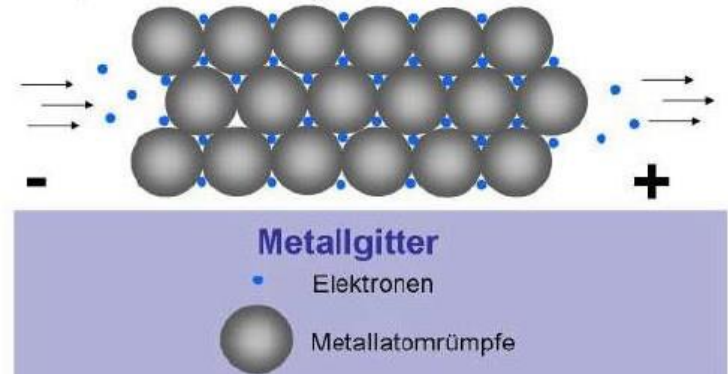
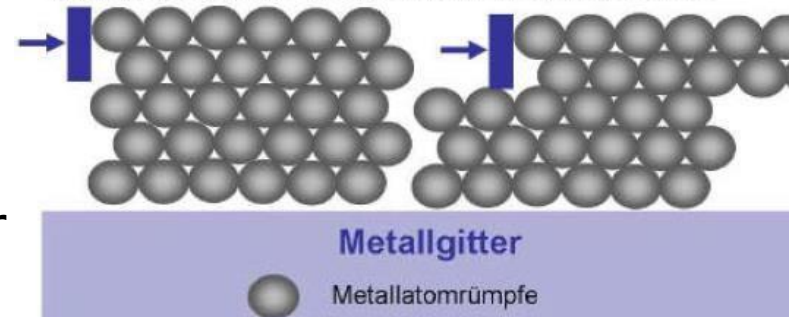


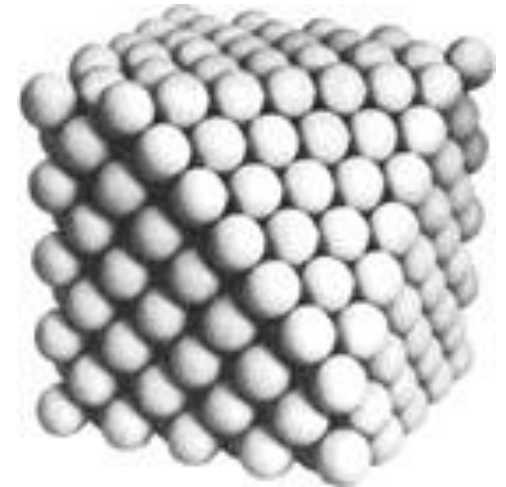
Abb.: Verformbarkeit von Metallen: Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, weil das Metallgitter aus lauter gleichen Bausteinen (positiven Ionen) aufgebaut ist.



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

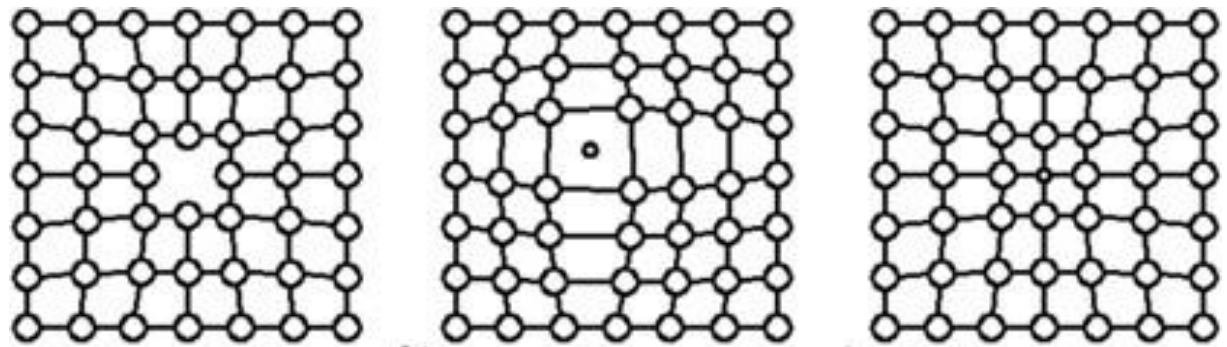


Chemische Grundlagen

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...**)

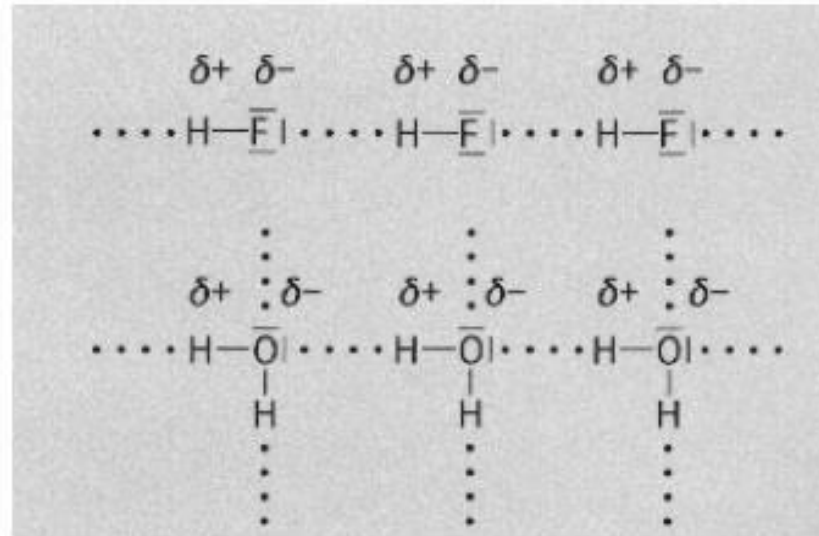
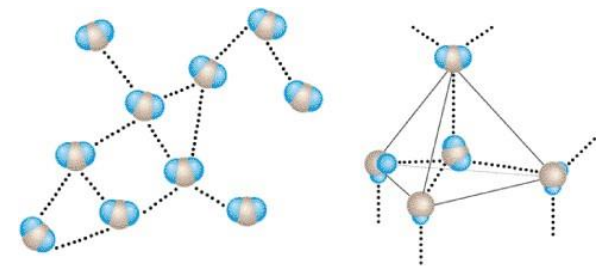
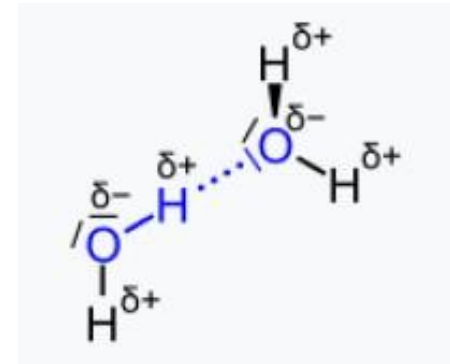


Abb. 21: H-Brücken in HF bzw. H_2O (9)

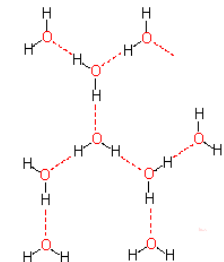
Chemische Grundlagen

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**



● Wasserstoff (H)
● Sauerstoff (O)



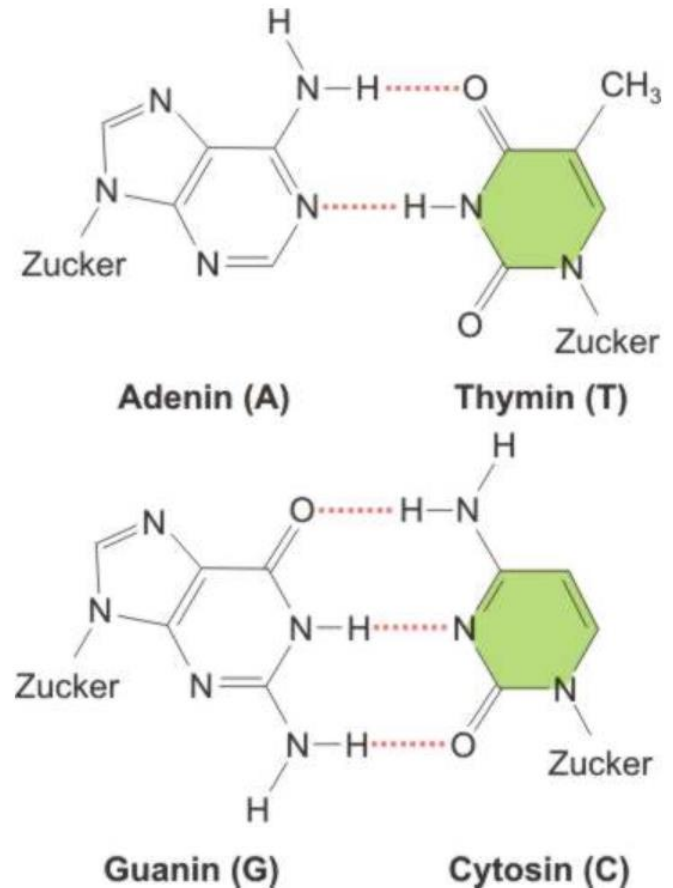
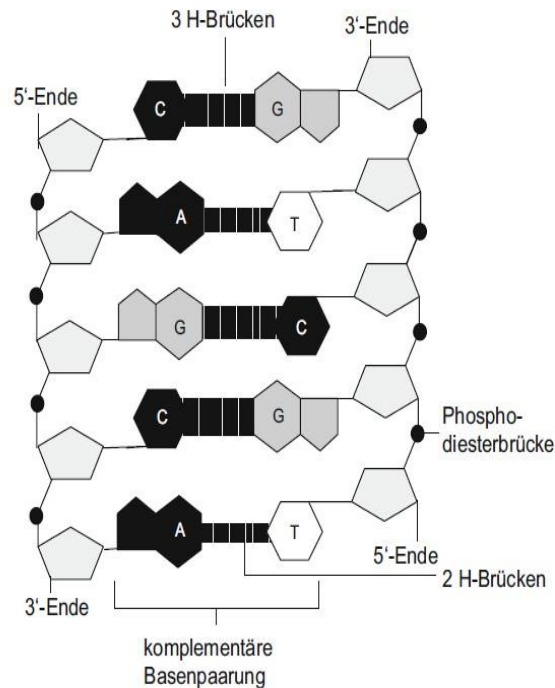
Chemische Grundlagen

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

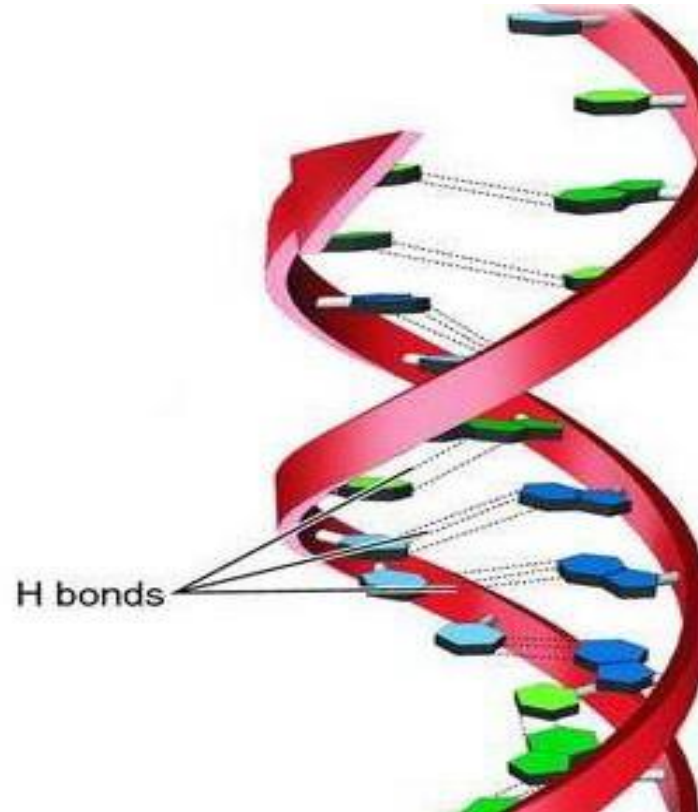


Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Wasserstoffbrückenbindung

- Bei **DNA** sehr wichtig!



Nebenbindungsarten

Ausbildung (Anordnung Aminosäuren) Faltung von Proteinen

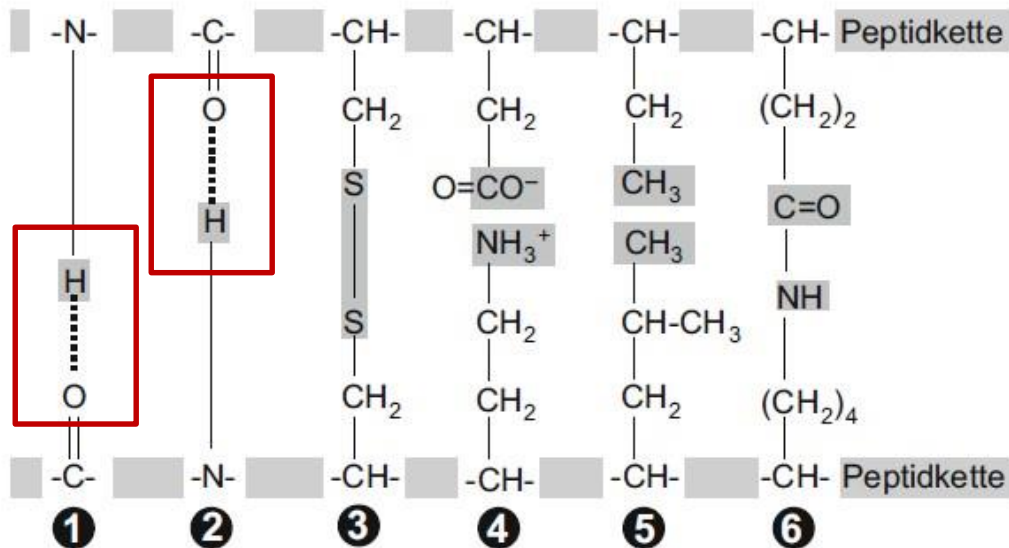


Abb. 15.11 Strukturstabilisierung zwischen Peptidketten: 1, 2 Wasserstoffbrücke, 3 Disulfidbindung (Cys-Cys), 4 ionale Wechselwirkung, 5 hydrophobe Wechselwirkung (zwischen Ile und Leu: „Leucin-Zipper“), 6 Peptidbindung (z. B. zwischen Glu und Lys)

Chemische Grundlagen

Nebenbindungsarten

Ausbildung (Anordnung Aminosäuren)/ Faltung von Proteinen

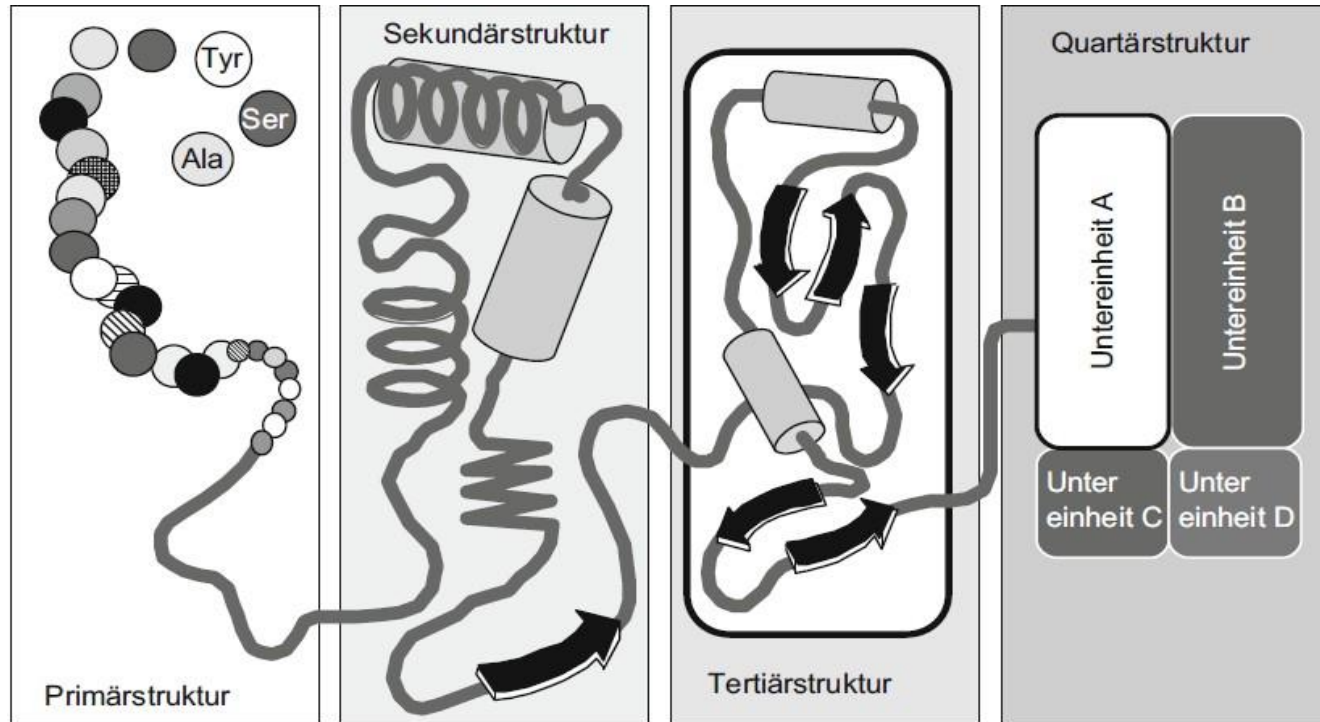
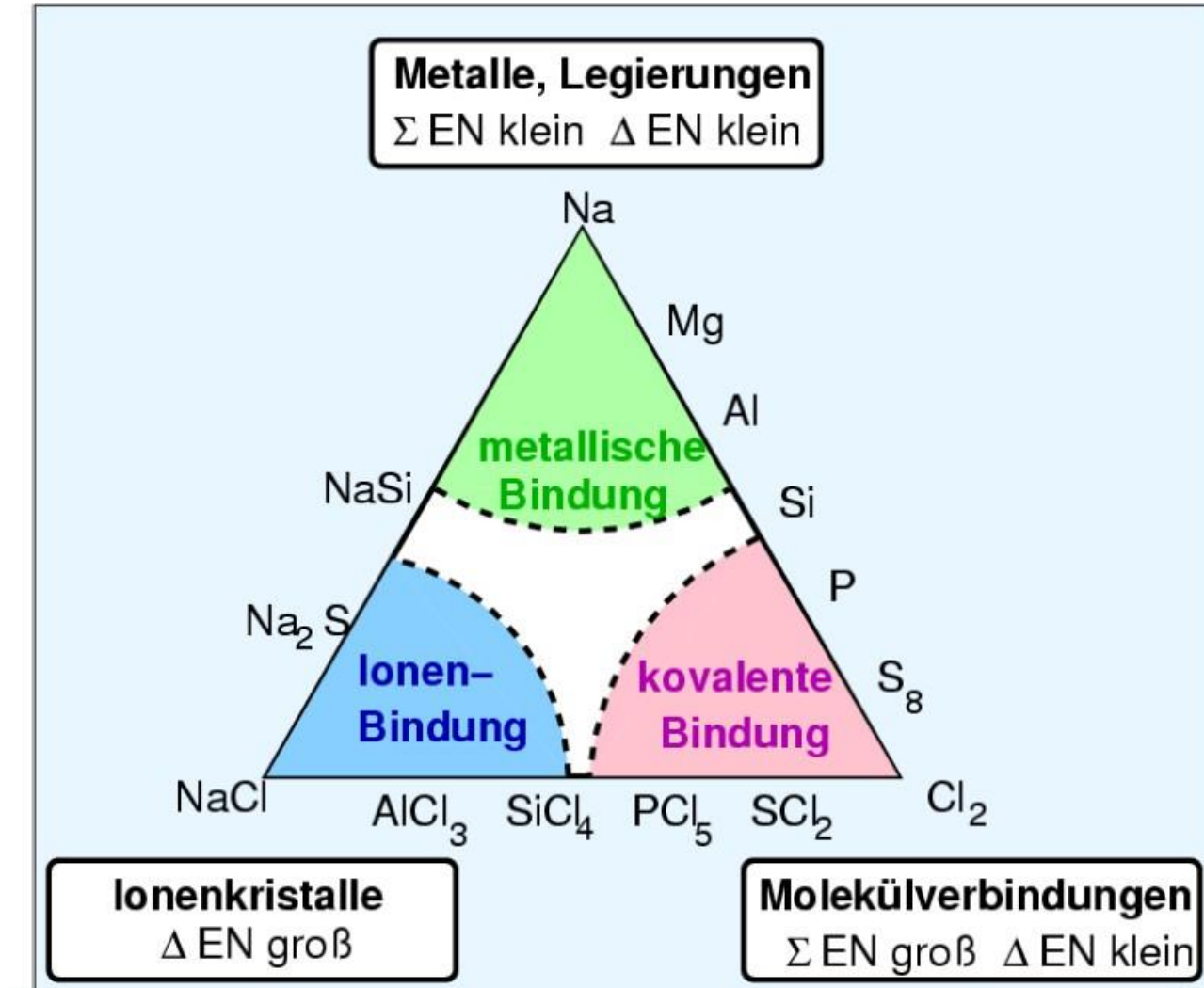


Abb. 15.14 Strukturhierarchie eines Proteins: Makropeptide lassen sich auf vier Strukturebenen beschreiben: Die zahlreichen Aminosäuren einer Peptidkette bilden die Primärstruktur (*links*). Bestimmte Kettenabschnitte können besondere Geometrien aufweisen (Sekundärstruktur: Faltblatt- oder Helixabschnitte), 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

