

Die chemische Bindung

Sebastian Wagner

22. Jänner 2011

Inhaltsverzeichnis

1 Grundlagen	3
1.1 Auftreten von Materie	3
1.1.1 Teilchenverbände	3
1.1.2 Isolierte Atome	3
1.2 Edelgas- oder Oktettregel	3
1.3 Ionisierungsenergie IE	3
1.3.1 Tendenzen	4
1.4 Elektronenaffinität EA	4
1.4.1 Tendenzen	4
1.5 Elektronegativität EN	4
1.5.1 Tendenzen	4
1.5.2 Edelgase	4
1.5.3 einige Werte	5
2 Das Metallbindungsmodell	6
2.1 Eigenschaften	6
2.1.1 elektrische Leitfähigkeit	6
2.1.2 Wärmeleitfähigkeit	6
2.1.3 Glanz, Undurchsichtigkeit, Farbe	6
2.1.4 3 Gittertypen	7
2.1.5 Duktilität	7
2.1.6 Aggregatzustand	7
2.1.7 Dichte	7
2.2 Legierungen	7
2.2.1 Substitutionslegierung	7
2.2.2 Interstitielle Legierung	8
2.3 Notation	8
3 Das Ionenbindungsmodell	9
3.1 Begriffe	9
3.1.1 Kationen und Anionen	9
3.1.2 Elektronenneutralität	9
3.1.3 Ionengitter	9
3.2 Redox-Reaktion	9
3.2.1 Vorzeichen der Reaktion	10
3.3 Oxidation	10

3.3.1	Nichtmetalle	10
3.3.2	Metalle	10
3.3.3	Oxidationszahl	10
3.3.4	Salzformel	10
3.4	Mehratomige Ionen	11
3.5	Eigenschaften der Salze	11
3.5.1	Wasserlöslichkeit	11
4	Atombindungsmodell	13
4.1	Molekülorbital-Modell	13
4.2	LEWIS-Modell	13
4.3	Bindungen	13
4.3.1	Bindung im Stickstoff	13
4.3.2	Bindung im Sauerstoff	14
4.3.3	Bindigkeit	14
4.4	Modellerweiterungen	14
4.4.1	Hybridisierung	14
4.4.2	Koordinative Bindung	15
4.4.3	Mesomerie	16
4.4.4	VSEPR-Modell	16
4.4.5	polare Atombindung	16
4.4.6	Nebervalenzen	17
4.5	Eigenschaften von Stoffen aus Molekülen	18
4.5.1	Schmelz- und Siedepunkt	18
4.5.2	Mischbarkeit und Löslichkeit molekularer Substanzen	19
4.6	Atomgitter	20
4.6.1	Kohlenstoff	20
4.6.2	Quarz:	20
4.6.3	Silicium:	20

Abbildungsverzeichnis

1	Metallgitter	6
2	Substitutionslegierung	8
3	Interstitielle Legierung	8
4	Anziehungskräfte von Antionen und Kationen	9
5	Das Molekülorbital-Modell	13
6	1,1-Dichlorethan	15
7	1,2-Dichlorethan	15
8	Koordinative Bindung bei NH_3	15
9	Mesomerie bei Ozon	16
10	2 Beispiele für die Dipol-Dipol-Wechselwirkung	17
11	Wasserstoff-Brückenbildung bei Wasser	18
12	Hydrathülle an Ionen	19

Tabellenverzeichnis

1	Typen von Teilchenverbänden	3
2	Verbindungen der Edelgase	5
3	Beispiele für die Elektronennegativität	5
4	Beispiele für interstitielle Legierungen	8
5	einige mehratomige Ionen	11
6	Kristallstrukturtypen der Salze	11
7	Beispiele für die unterschiedliche Bindigkeit	14

1 Grundlagen

1.1 Auftreten von Materie

Das Zustandekommen von Verbindungen ist energetisch begründet und erfolgt durch Veränderungen in der Elektronenhülle.

1.1.1 Teilchenverbände

Normalerweise treten Teilchen in **Teilchenverbänden** auf.

Es gibt 3 Grundtypen:

Auftreten	metallisch ((Erd-) Alkalimetalle)	salzartig (Halogene)	flüchtig/diamantartig
Bindung	Metallverbindung (MeB)	Ionenbindung (IB)	atomare Bindung (AB)

Tabelle 1: Typen von Teilchenverbänden

1.1.2 Isolierte Atome

Edelgase Edelgaskonfiguration: ns^2np^6

erhitzte Dämpfe zB. Natrium (aber auch Na_2)

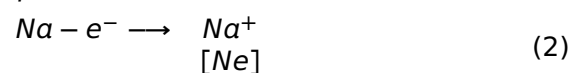
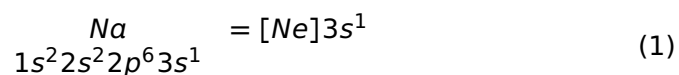
1.2 Edelgas- oder Oktettregel

Atome verbinden sich so, dass ihre Elektronenanzahl jener der Edelgase entspricht

1.3 Ionisierungsenergie IE

Die zur Ablösung erforderliche Energie
 e^- ... erforderliche Energie

Beispiel



1.3.1 Tendenzen

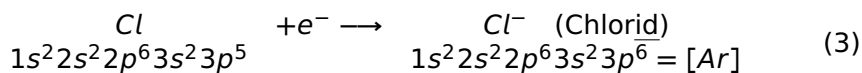
Gruppe innerhalb der Gruppe: IE nimmt ab (aufgrund der niedrigen Unterschieden zw. den Hauptenergieniveaus)

Periode innerhalb der Periode: IE nimmt zu
→ Metalle haben eine geringe IE, sie bilden gerne pos. Ionen (insbesondere Cs)

1.4 Elektronenaffinität EA

Energie, die frei wird, wenn e^- aufgenommen werden
Die EA ist umso höher, je weniger Elektronen zur Edelgaskonfiguration fehlen und je kleiner das Atom ist.

Beispiel



IE und EA sind Eigenschaften isolierter Atome.

1.4.1 Tendenzen

wie Elektronenaffinität und Elektronennegativität

1.5 Elektronennegativität EN

Linus PAULING, Robert MULLIKEN:

Die EN fasst IE und EA zusammen, "*Elektronengier*"

Die EN gibt die Fähigkeit von Atomen an, Elektronen innerhalb einer Bindung anzuziehen.

Die Elektronen werden zu jenem Atom hin verschoben, das die höhere EN hat.

1.5.1 Tendenzen

Gruppe EN nimmt zu
→ Metalle haben eine geringe EN (geringste: Cs)

Periode EN nimmt ab
hohe EN: Nicht-Metalle (höchste Fluor)

1.5.2 Edelgase

Edelgasen wird meist kein EN-Wert zugeordnet, da (fast) keine Verbindungen gebildet werden

Element	Verbindungen
<i>He, Ne, Ar</i>	keine Verbindungen
<i>Kr</i>	<i>KrF₂</i>
<i>Xe</i>	<i>XeF_{2/4/6}, XeO_{3/4}, XePtF₆, ...</i>
<i>Rn</i>	keine Verbindungen

Tabelle 2: Verbindungen der Edelgase

1.5.3 einige Werte

Element	Elektronennegativität
F	4,1
O	3,5
N	3
C	2,5
H, As	2,2
Al	1,5
Rb, Cs, Fr	0,9

Tabelle 3: Beispiele für die Elektronennegativität
nach Allred, Rochow

Anordnung im PSE Metalle mit niedriger EN sind links unten, Nicht-Metalle mit hoher EN rechts oben

2 Das Metallbindungsmodell

Elektronengasmodell

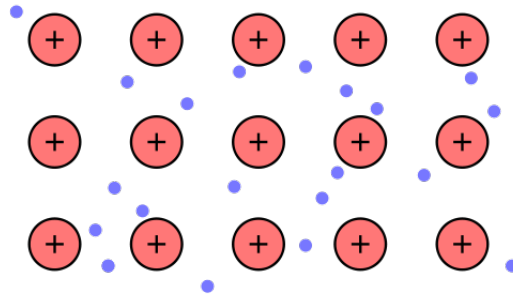


Abbildung 1: Metallgitter

positive Atomrümpfe: Atome ohne Valenzelektronen¹
frei bewegliche Valenzelektronen; "Elektronengas", **delokalisierte Elektronen**

2.1 Eigenschaften

2.1.1 elektrische Leitfähigkeit

delokalisierte Elektronen können sich weitgehend frei im Elektronengitter bewegen (→ Elektronengas)

wird durch Wärme verringert, da Atomrümpfe vermehrt schwingen und Zusammenstöße häufiger auftreten²

beste: Silber *Ag*, Kupfer *Cu*³

2.1.2 Wärmeleitfähigkeit

Elektronen sind gute Energieüberträger

beste: Silber *Ag*, Kupfer *Cu*

2.1.3 Glanz, Undurchsichtigkeit, Farbe

Fast alle Metalle haben eine graue Farbe. Alle glänzen und sind undurchsichtig.

Eigenfarbe haben nur: Kupfer *Cu* (rötlich), Gold *Au* (gelblich)

¹z.B. Ag^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Zn^{2+}

²In Supraleitern schwingen die Atomrümpfe nicht bis kaum, deshalb gehören sie auch zu den besten Leitern

³Eigentlich weist Graphen die beste Leitfähigkeit auf, da die Elektronen in einer Graphenschicht sich fast wie masselose Teilchen verhalten

2.1.4 3 Gittertypen

nach Anzahl der nächsten Nachbarn: *Koordinationszahl*

1. kubisch - raumzentriert
2. kubisch - flächenzentriert
3. hexagonal

2.1.5 Duktilität

Verformbarkeit ⁴

2.1.6 Aggregatzustand

Fest bei Raumtemperatur

Ausnahme: *Hg* Quecksilber (Schmelzpunkt: -39°C)

2.1.7 Dichte

Einteilung in Leicht und Schwermetalle

Leichtmetalle $\rho < 5\text{g/cm}^3$

- alle Erd- und Alkalimetalle
- teilweise Zwischenmetalle (*Sc*, *Y*, *Ti*) und
- teilweise p-Block (*B*, *Al*, *Si*, *Se*)
- wichtig: Titan *Ti*, Magnesium *Mg*, Aluminium *Al*

Schwermetalle $\rho > 5\text{g/cm}^3$

- Großteil der Elemente (Zwischenmetalle und p-Block)
- wichtige Vertreter: Eisen *Fe*, Kupfer *Cu*, Zink *Zn*, Quecksilber *Hg*

2.2 Legierungen

1. niedriger Schmelzpunkt
2. große Härte

z.B. Bronze *Cu* + *Sn*

2.2.1 Substitutionslegierung

Gitterplätze werden ersetzt

Nur möglich wenn Atomradien und Eigenschaften ähnlich sind
Gitterplätze werden meist beliebig besetzt

beliebige Verhältnisse *Au* + *Ag*
Fe + *Cr*, *Ni*, *Mn* (Edelstähle)

⁴(durch Unregelmäßigkeiten im Metallgitter)

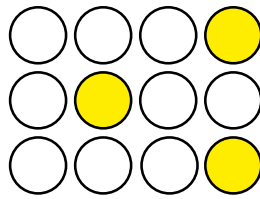


Abbildung 2: Substitutionslegierung
Die Kreise unterschiedlicher Farbe stellen unterschiedliche Metalle mit ähnlichen Eigenschaften dar, sie passen in ein Metallgitter

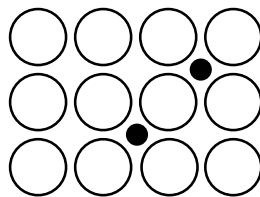


Abbildung 3: Interstitielle Legierung
kleine Atome können sich zwischen die großen Metallatome *zwängen*

bestimmte Zusammensetzungen Messing: Cu_5Zn_8

2.2.2 Interstitielle Legierung

Additionslegierung

Zwischengitterplätze werden besetzt von kleinen Atomen (Nicht-Metallen)

$Fe + C$		
mit 0,5 bis 1,7% C-Anteil	größere Härte	Stahl
mit 4 bis 5% C-Anteil	Sprödigkeit	Gusseisen
$Fe + N$		
	Oberflächen härten	Nitride
Metall + H		
	zur Speicherung/Transport von H^5	Hydride

Tabelle 4: Beispiele für interstitielle Legierungen

2.3 Notation

Formeleinheit für das Metallgitter: wie das Einzelatom
 Fe ... das Metall Eisen (im Gitter) / 1 Atom Eisen

⁵durch hohen Druck wird der Wasserstoff in der Metallgitter *gepresst*

3 Das Ionenbindungsmodell

Die Ionenbindung tritt auf zwischen Atomen mit hoher EN-Differenz, also Metallen und Nichtmetallen.

Stoffe mit Ionengitter werden **Salze** genannt

3.1 Begriffe

3.1.1 Kationen und Anionen

Metalle geben Elektronen ab $\Rightarrow$ Kationen $\oplus$ (positiv geladen)

Nichtmetalle nehmen Elektronen auf $\Rightarrow$ Anionen $\ominus$ (negativ geladen)

3.1.2 Elektronenneutralität

kein Verlust von Elektronen

3.1.3 Ionengitter

ungerichtete Anziehungskräfte: Ausbildung eines räumlichen Gitters:
Ionengitter

Anionen haben meist durch Ionenbindung mehr Elektronen

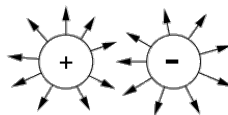
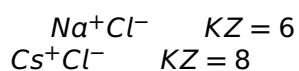


Abbildung 4: Anziehungskräfte von Anionen und Kationen
Die Anziehungskräfte zwischen Elektron und Proton wirken in alle Richtungen gleich

Koordinationszahl = Anzahl der nächsten Nachbarn
z.B.



3.2 Redox-Reaktion

Die Verbindung zu einer Ionenbindung ist eine chemische Reaktion, bestehend aus 2 Teilen:

1. Oxidation⁶

Elektronen-Abgabe vom Stoff mit der niedrigeren EN

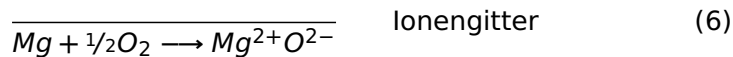
⁶Die weite Definition von *Oxidation* ist die Abgabe von Elektronen

2. Reduktion

Elektronen-Aufnahme vom Stoff mit der höheren EN

Ergebniss Ionengitter

Beispiel: Verbrennung von Magnesium



Oxidation + Reduktion = Redox-Reaktion
= Elektronenübertragungsreaktion

3.2.1 Vorzeichen der Reaktion

exotherme Reaktion (neg. Vorzeichen): Nach dem anfänglichen Erhitzen wird Energie frei

endotherme Reaktion (pos. Vorzeichen): Reaktion läuft nur bei dauerhafter Energiezufuhr

3.3 Oxidation

Stabile Ionen entstehen meist durch ausbilden einer Edelgashülle (Grundtendenz)

3.3.1 Nichtmetalle

gehörchen stehts der **Oktettregel**

3.3.2 Metalle

Alkalimetalle und Erdalkalimetalle geben stets ihre Valenzelektronen ab

Übergangsmetalle s- und d-Elektronen valenzfähig

3.3.3 Oxidationszahl

Häufigste Ionenladungen (meist in arabischen Ziffern)

Ab der 4. Periode sind 2 Ionenladungen möglich, entweder Abgabe aller Valenzelektronen; oder nur der p-Elektronen (PSE II)

3.3.4 Salzformel

In der Salzformel spiegelt sich das kleinstmögliche Ionenverhältniss wieder

3.4 Mehratomige Ionen

NH_4^+	Amonium
CN^-	Cyanid
SO_4^{2-}	Sulfat
SO_3^{2-}	Sulfit
CO_3^{2-}	Carbonat
NO_3^-	Nitrat
MnO_4^-	Permanganat
OH^-	Hydroxid
PO_4^{3-}	Phosphat
NO_2^-	Nitrit
HCO_3^-	Hydrogencarbonat
N^{3-}	Nitrid

Tabelle 5: einige mehratomige Ionen

3.5 Eigenschaften der Salze

- hart und spröde
- leitfähig im gelösten und geschmolzenen Zustand (bewegliche Ionen)
- bei RT Feststoffe; hohe Schmelzpunkte aufgrund hoher Gitterenergie, die zu überwinden ist; z.B.:

$NaCl$: 801°C

MgO : 2800°C

- Kristallstruktur

Typ	Koordinationszahl
Kochsalz ($NaCl$)	6
Cäsiumchlorid ($CsCl$)	8
Zinkblende (ZnS)	4

Tabelle 6: Kristallstrukturtypen der Salze

3.5.1 Wasserlöslichkeit

viele Salze sind gut wasserlöslich

Mineralwasser Quellwasser mit gelösten Salzen (= Ionen = Mineralien) plus eingepresstes CO_2

Wasserhärte Wasser mit vielen gelösten Salzen wird “hartes Wasser” genannt

leicht wasserlösliche Ionen

- Ca^{2+}, Mg^{2+}
- $HCO_3^-, SO_4^{2-}, Cl^-, NO_3^-$

schlecht wasserlösliche Ionen gebirgsbildend, Metallgewinnung

- Kalk $CaCO_3$
- Erze: z.B. Hämatit Fe_2O_3

4 Atombindungsmodell

AB, Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung
zwischen Nichtmetallen (keine bzw. geringe EN-Differenz: $\leq 1,7$)

4.1 Molekülorbital-Modell

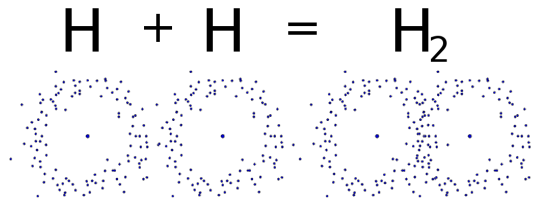
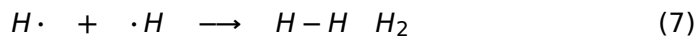


Abbildung 5: Das Molekülorbital-Modell
Die Atomorbitale durchdringen einander zu einem doppelt besetzten Molekülorbital

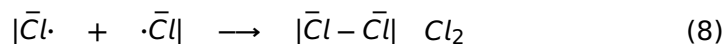
Durch die Atombindung entstehen abgeschlossene Teilchenverbände = Moleküle

4.2 LEWIS-Modell

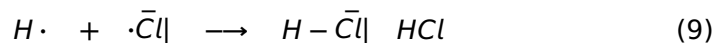
Modell zur einfachen Darstellung



ein bindendes Elektronenpaar, das im gemeinsamen Orbital ist

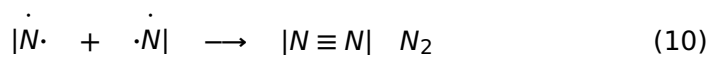


zusätzlich existieren noch 3 nichtbindende Elektronenpaare
Chlorwasserstoff / Hydrogenchlorid:



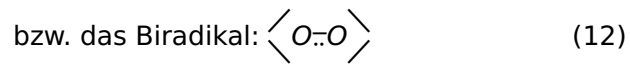
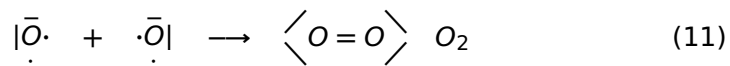
4.3 Bindungen

4.3.1 Bindung im Stickstoff



Bindung energetisch günstig $\rightarrow$ reaktionsträge

4.3.2 Bindung im Sauerstoff



(freie) Radikale Teilchen mit einem ungepaarte Elektronen → reaktionsfreudig

4.3.3 Bindigkeit

Die Bindigkeit ist von der Anzahl der einfach besetzten Atomorbitale abhängig

Element	Bindigkeit
Wasserstoff <i>H</i>	immer <i>ein</i> bindig
Halogene	meist <i>ein</i> bindig
Sauerstoffgruppe	meist <i>zwei</i> bindig
Stickstoffgruppe	meist <i>drei</i> bindig
Kohlenstoff	immer <i>vier</i> bindig

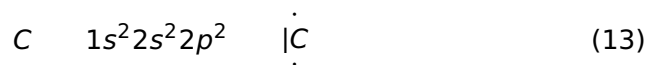
Tabelle 7: Beispiele für die unterschiedliche Bindigkeit

4.4 Modellerweiterungen

4.4.1 Hybridisierung

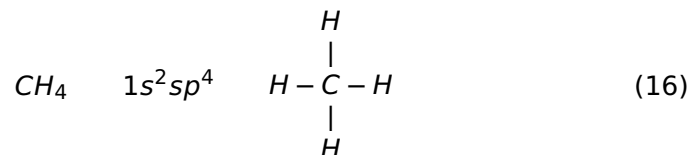
Es werden alle Orbitale der valenzfähigen Spähren zu neuen Aufenthaltsräumen, dem so genannten **Hybrid-Orbital** kombiniert

Beispiel: Methan statt CH_2



(15)

bildet sich ein Hybridorbital und es entsteht die Verbindung



Die Elektronenpaare bilden sich im Hybrid-Orbital sp^4

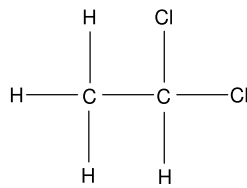


Abbildung 6: 1,1-Dichlorethan

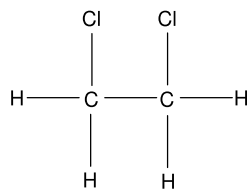


Abbildung 7: 1,2-Dichlorethan

Beispiel: Dichlor-ethan

Isomere Stoffe mit gleicher Summenformel aber unterschiedlicher Strukturformel

4.4.2 Koordinative Bindung

Bildung eines Hybridorbitals durch Überlappung eines doppelt besetzten mit einem leeren Atomorbital.

Bildung eines Molekülorbitals durch Überlappung eines doppelt besetzten mit einem leeren Atomorbital (Elektronenstrich von einem Element wird für ganze Bindung verwendet, weil z.B. H kein eigenen "Punkt" mehr freihat)

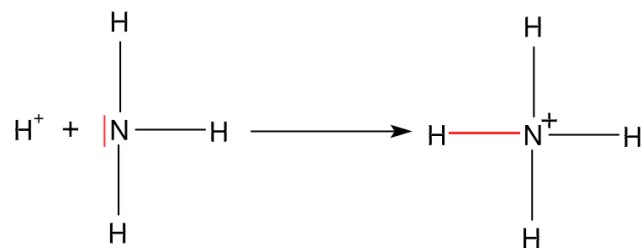


Abbildung 8: Koordinative Bindung bei NH_3

4.4.3 Mesomerie

bzw. Delokalisation

delokalisierte Elektronen sind nicht an einen bestimmten Platz gebunden.

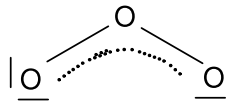


Abbildung 9: Mesomerie bei Ozon

Formalladung Ladung eines Atoms innerhalb eines Moleküls

4.4.4 VSEPR-Modell

Valenzschalenelektronenparrabstoßungs-Modell, engl: Valence Shell Electron Pair Repulsion Model

von: GILLSPIE, NYHOLM, 1956

Bindende und nichtbindende Elektronenpaare ordnen sich so um das Zentralatom an, sodass sie möglichst weit voneinander entfernt sind.

Mehrfachbindungen wirken dabei fast wie Einfachbindungen. Freie Elektronenpaare benötigen mehr Platz als bindende.

- 4 Elektronenpaare: tetragonal ($109,5^\circ$)
- 3 Elektronenpaare: trigonal (120°)
- 2 Elektronenpaare: gerade (180°)

weitere:

- Oktaeder, zB SF_6
- trigonale Bipyramide, zB PCl_5
- pyramidal, zB PF_3

4.4.5 polare Atombindung

oder polarisierte Atombindung

δ ... Partialladung

Das Atom das in der Bindung eine höhere EN-Differenz besitzt "zieht" das andere Atom (bzw. dessen Elektronen) an. Daraus ergibt sich eine pos. sowie eine neg. Partialladung auf der jeweils gegenüberliegenden Seite.

Beispiele für unpolare Moleküle:

gleichartige Atome bilden Elementmoleküle $O_2, N_2, F_2, \dots Hal_2, S_8 (S), P_4 (P)$

Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen fallen zusammen

4.4.6 Nebenvalenzen

Wechselwirkungen zwischen Molekülen
Schmelz- und Siedepunkt sind abhängig von

- der Molekülmasse (je höher die Masse, desto höher Schmelz- und Siedepunkt)
- den Kräften zw. den Molekülen (Polarisation)

3 Arten von zwischen molekularen Kräften:

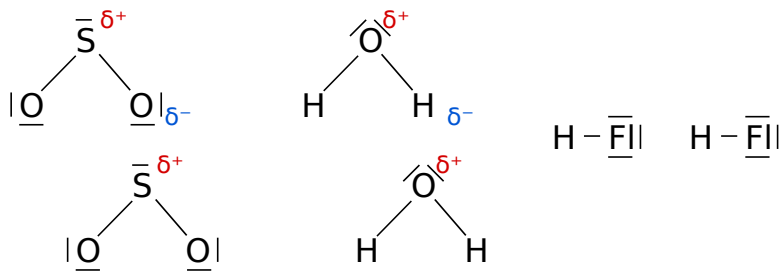


Abbildung 10: 2 Beispiele für die Dipol-Dipol-Wechselwirkung
Schwefeldioxid und Wasser

Dipol-Dipol-Wechselwirkung

Wasserstoffbrückenbindung (Sonderform der Dipol-Dipol-Wechselwirkung)

Tritt auf zw. Molekülen, die Wasserstoff und einem stark elektro-negativen Bindungspartner enthalten (mit freien El.paaren) z.B. H_2O, NH_3, HF

Wasser kann ein Molekülgitter bilden, mit gr. Hohlräumen → Anoma-lie des Wassers (geringe Dichte von Eis)

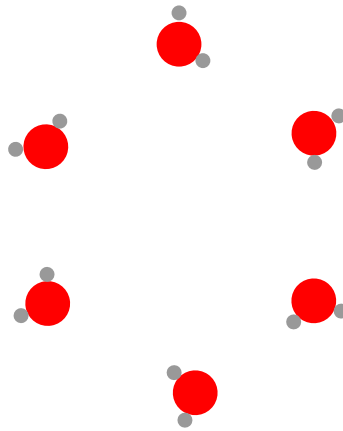


Abbildung 11: Wasserstoff-Brückenbildung bei Wasser
Durch die Ausbildung der Kristallstruktur ergibt sich die Anomalie des Wassers

Van der Waals-Kräfte Tritt auf zwischen fast oder völlig unpolaren Molekülen

Beim induzierten Dipol, sind im Gegensatz zum temperierten Dipol die Elektronen nicht gleichmäßig verteilt.

abhängig von der Größe und Form der Moleküle

Je größer das Molekül, desto stärker (mehr "Angriffsfläche") die Van-der-Waals-Kräfte.

4.5 Eigenschaften von Stoffen aus Molekülen

4.5.1 Schmelz- und Siedepunkt

kleine Moleküle: flüchtige Stoffe; bei Raumtemperatur:

Gase: H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , HF , HCl , CO_2 , NH_3 , CH_4

Flüssigkeiten die leicht verdampfen Br_2 , C_2H_5OH

Makromoleküle:

- (oft) schwer schmelzbar
- zersetzen sich oft beim Erhitzen
- d.h. Haupt- und Nebenvalenzen werden gebrochen

4.5.2 Mischbarkeit und Löslichkeit molekularer Substanzen

strukturelle Ähnlichkeiten in Molekülen bewirken die Mischbarkeit

Ähnliches wird von Ähnlichem gelöst

- polare Lösemittel lösen polare Stoffe
- unpolare Lösemittel lösen unpolare Stoffe
- hydrophob *wasserfreundlich* - lipophob "*wasserfeindlich*"
- hydrophil *fettfreundlich* - lipophil "*fettfeindlich*"

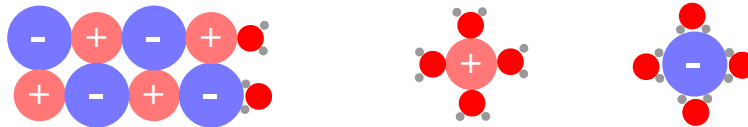


Abbildung 12: Hydrathülle an Ionen

Wasser als Lösemittel für Salze In einer Lösung sind die Ionen von einer Hülle aus Wasser-Molekülen (**Hydrathülle**) umgeben

Gitterenergie muss überwunden werden

Hydratisierungsenergie wird frei

1. Hydratisierungsenergie > Gitterenergie
Salz löst sich unter Erwärmung
 $\text{Lösungswärme} = \text{Hydratisierungsenergie} - \text{Gitterenergie}$
2. Hydratisierungsenergie < Gitterenergie
Fehlende Energie wird der Umgebung (Wärmebad) entzogen, Salz löst sich unter Abkühlung
3. Hydratisierungsenergie $\ll$ Gitterenergie
Salz praktisch unlöslich

Auskristallisieren eines Salzes aus einer Lösung

Manche Ionen bauen (Teile der) Hydrathülle in das Ionengitter ein: **Kristallwasser**

Kristallwasser-hältige und -freie Salze unterscheiden sich oft in ihrer Farbe → Einsatz als Feuchtigkeitsindikator

Fällungsreaktion Beim Zusammengießen von Ionenlösungen leicht löslicher Salze können schwer lösliche Salze entstehen. Es bildet sich ein **Niederschlag, Fällung**

Anwendungen:

- qualitative Analyse: Nachweis von Ionen in Lösungen
- quantitative Analyse: "Gravimetrie"
- Abwasserreinigung: schädliche Ionen werden als schwer löslicher Niederschlag abgetrennt

Nachweis von Halogeniden mit $AgNO_3^-$ -Lösung

4.6 Atomgitter

Atomgitter: unbegrenzte Anzahl von Atomen, statt wie bei Molekülen: begrenzte Anzahl

4.6.1 Kohlenstoff

Diamant: Raumgitter; MOHSSche Härte: 10; Nichtleiter

Graphit: Schichtgitter; 3 kovalente Bindungen, 1 delokalisiertes Elektron, elektrisch leitfähig, weich, schwarz, metallischer Glanz

Fullerene: Kugeln, zB. C_{60}

4.6.2 Quarz:

SiO_2 , Si 4-bindig, O 2-bindig, Schmelzpunkt: $1700^\circ C$, hart, vgl. CO_2

4.6.3 Silicium:

Raumgitter wie Diamant, Halbleiter