

ATOMBAU UND BINDUNGSLEHRE

Chemie (CH501 – CH504)

Jonas Lauener, Stephan Wagner

www.jolau.ch

Table of Contents

Coulomb-Gesetz	3
Stoffe	3
Einordnung der Stoffe	3
Stoffgemische und ihre Trennung	3
Reinstoffe	4
Atombau	4
Kern-Hülle-Modell	4
Atomkern	4
Radioaktivität	4
Ionenbildung	5
Schalenmodell (Niels-Bohr-Modell)	6
Periodensystem und Eigenschaften der Elemente	7
Physikalische Eigenschaften	7
Chemische Eigenschaften	7
Gruppen des Periodensystems	7
Atombindung	7
Elektronenwolkenmodell	8
Ein- und Mehrfachbindungen	8
Oktettregel	8
Polare Atombindung	8
Bindungslänge	8
Moleküle	9
Strukturformel (Lewis-Formel)	9
Namensgebung	10
Molekülgestalt	11
Molekülgestalt und Molekulpolarität	12
Zwischenmolekulare Kräfte	12
Wichtige molekulare Stoffe	12
Wasserstoff	12
Kohlenstoff	12
Stickstoff	13
Phosphor	13
Sauerstoff	13
Schwefel	13
Halogene	13
Metalle	14
Ionenbindung und Salze	15
Eigenschaften	15
Salzformeln	16
Benennung der Salze	16
Reaktionsgleichung	16
Salze mit Molekül-Ionen	17
Salzlösungen	17

Coulomb-Gesetz

Anziehungskraft zwischen entgegengesetzt geladenen Körpern/Teilchen

$$F \propto \frac{Q_1 * Q_2}{r^2}$$

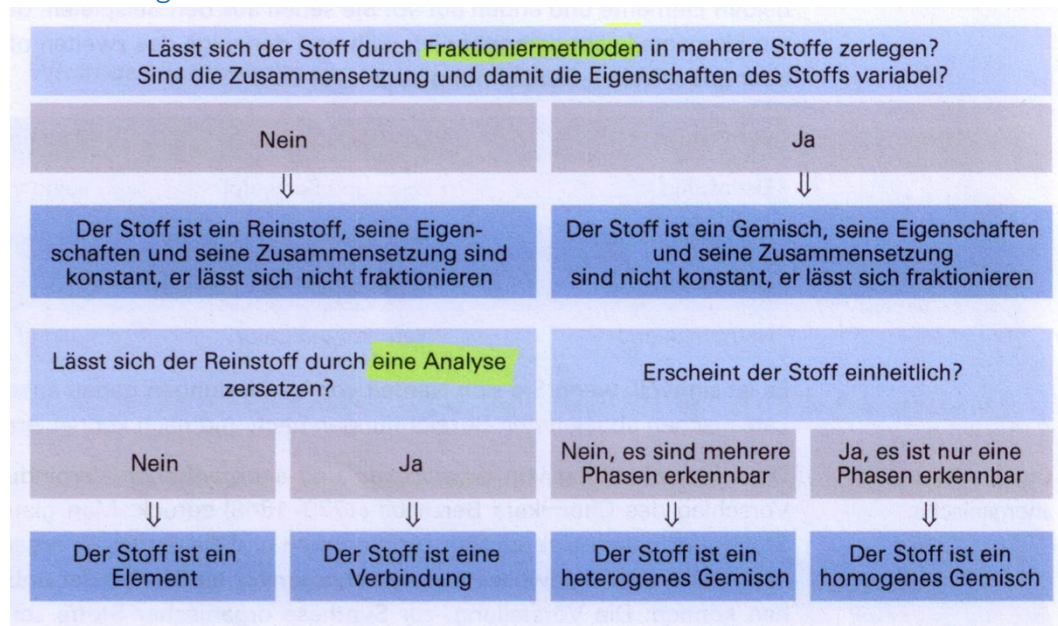
Q	Ladung (Anzahl Valenzelektronen)
r	Abstand (Atomradius)

Positives Ergebnis → anziehend

Negatives Ergebnis → abstossend

Stoffe

Einordnung der Stoffe



Stoffgemische und ihre Trennung

Gemisch Zustand der Komponenten	Name	Beispiel	Trennmethode	
			Bezeichnung	trennt nach
heterogene Gemische				
fest/fest	Gemenge	Sand – Salz	Extraktion	Löslichkeit
fest/flüssig	Suspension	Lehmwasser	Filtration	Teilchengrösse
flüssig/flüssig	Emulsion	Öl – Wasser	Scheidetrichter	Dichte
homogene Gemische				
fest/fest	Legierung	Silber – Gold	Ausschmelzen	Schmelztemperatur
fest/flüssig	Lösung	Salzwasser	Eindampfen, Destillation	Siedetemperatur
flüssig/flüssig	Lösung	Benzin	Fraktionierte Destillation	Siedetemperatur
flüssig/flüssig	Lösung	Farbstoffgemisch	Chromatografie (evtl. Extraktion)	Löslichkeit, Adsorbierbarkeit
gasförmig/gasförmig	Gasgemisch	Luft	Verflüssigen/Destillieren	Siedetemperatur

Reinstoffe

- konstante Zusammensetzung
- nicht durch physikalische Trennverfahren zerlegbar → Grundstoffe
- Verbindungen sind Reinstoffe, die sich durch chemische Reaktionen in Elemente zersetzen lassen

Atombau

Kern-Hülle-Modell

- Atome bestehen aus Kern und Hülle
- Im Kern sind alle positiven Ladungen
- Kern enthält praktisch die gesamte Masse
- Elektronen bewegen sich in Kreisbahnen um den Kern

Atomkern

²⁷₁₃Al

Bsp.: Magnesium

Nukleonenzahl	²⁷	²⁷ Al	Anzahl Protonen (13) + Anzahl Neutronen (14)
Kernladungszahl	13	²⁷ Al	Anzahl Protonen (13) (auch Ordnungszahl)

Die Nukleonenzahl kann auch mit einem Bindestrich hinter das Symbol geschrieben werden: Al-27. Diese Schreibweise wird auch im Namen verwendet: Aluminium-27

Im *Magnesium* finden wir drei verschiedene isotope Nuklide mit 12, 13 bzw. 14 Neutronen. Sie haben als Magnesium-Atome alle 12 Protonen:

Name	Symbol	Symbol	Nukleonen	Protonen	Neutronen
Magnesium-24	Mg-24	²⁴ ₁₂ Mg	24	12	12
Magnesium-25	Mg-25	²⁵ ₁₂ Mg	25	12	13
Magnesium-26	Mg-26	²⁶ ₁₂ Mg	26	12	14

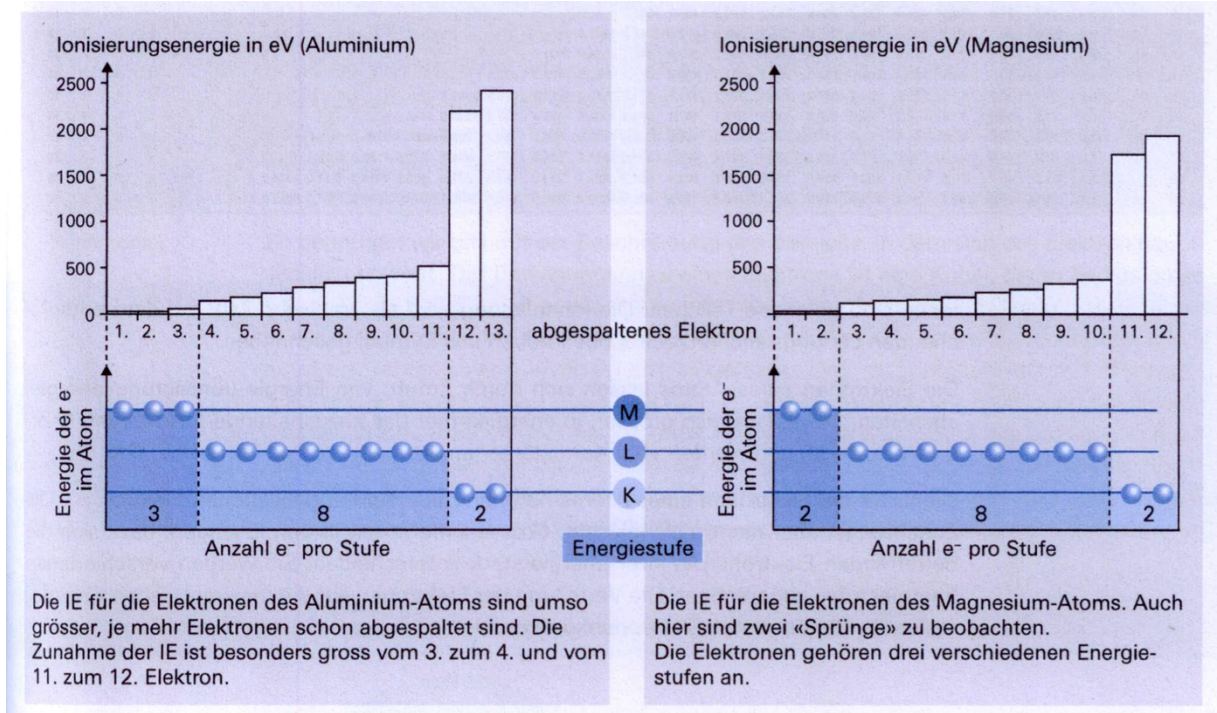
- Isotope Nuklide = unterschiedliche Anzahl Neutronen
- Atommasse ist der Mittelwert der Isotope

Radioaktivität

α-Strahlen	<ul style="list-style-type: none"> – Bestehend aus zwei Protonen und zwei Neutronen – positiv geladen und schwerer – bei Abgabe ändert sich Atomsorte, weil sich Protonenzahl verändert
β -Strahlen	<ul style="list-style-type: none"> – Bestehend aus Elektronen (e⁻) – negative Ladung und leichter – einige Meter Reichweite
γ-Strahlen	<ul style="list-style-type: none"> – elektromagnetische Wellen – mehrere Kilometer Reichweite – sehr energiereich → sehr Mutagen

Ionenbildung

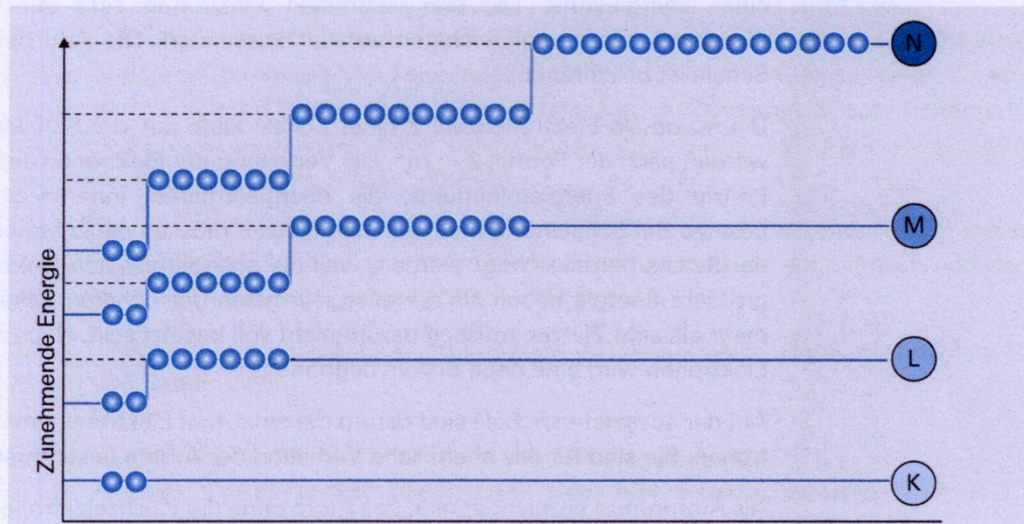
- Ionen sind elektrisch geladene Teilchen
- Darstellung mit Ladungszeichen z.B. Na^+ (für ein einfach, positiv geladenes Natrium-Ion)
- Ionisierungsenergie: Benötigte Energie um Elektron abzuspalten
 - Umso energiereicher bzw. weiter entfernt vom Kern das Elektron, umso weniger Ionisierungsenergie benötigt
 - Nimmt sprunghaft zu → Einteilung in Energiestufen K-Q
- Elektronenkonfiguration: Verteilung auf Energiestufen



Schalenmodell (Niels-Bohr-Modell)

- Schalen entsprechen den Energiestufen
- Maximale Elektronenzahl: $2n^2$, wobei n = Schalennummer
- Die Füllung der Schalen folgt dem Energieminimum, die inneren Schalen werden also zuerst aufgefüllt. Bei Schalen mit der Grösse über 8 Elektronen, wird aufgrund der Energie z.T. vor der Füllung eine neue Schale begonnen:

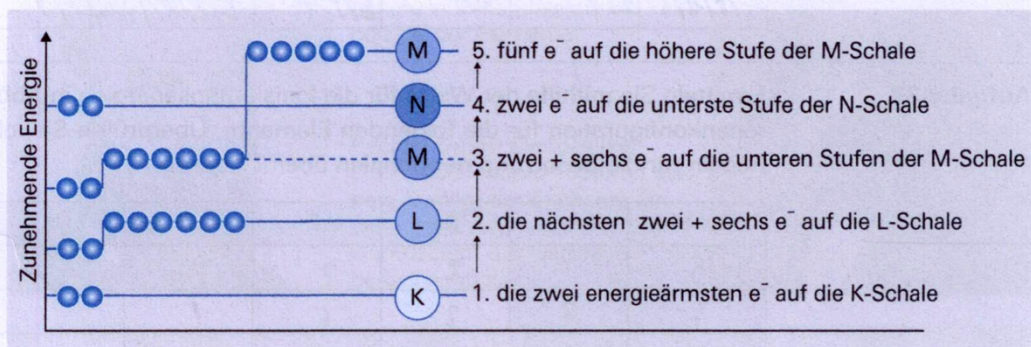
[2-19] Unterniveaus der Schalen K-N



Die energieärmsten zwei Elektronen der N-Schale sind energieärmer als die energiereichsten zehn Elektronen der M-Schale.

Um die Elektronenkonfiguration eines Atoms zu ermitteln, verteilt man die Elektronen entsprechend dem Schema in Abb. 2-19 auf die Schalen, indem man diese, mit der energieärmsten beginnend, von unten her auffüllt.

Wir betrachten dies für das Mangan mit 25 Elektronen (unten beginnen):



- Maximal 8 Valenzelektronen (VE) auf äussersten Schale
 - Atomrumpf: Atom ohne die VE
 - Rumpfladung = Zahl der VE
- wenn Atom alle VE abgibt, positiv geladen z.B. C^{4+} → Rumpfladung

Periodensystem und Eigenschaften der Elemente

Physikalische Eigenschaften

- Metalle: Enge Metallgitter, starke Kräfte zwischen den Atomen
→ hohe Schmelztemperatur, Leitfähigkeit
- Nichtmetalle: Molekülbildung die meist bei Schmelzen und Sieden nicht aufgelöst wird, niedrige Kräfte → niedrigere Schmelztemperatur

Chemische Eigenschaften

- Bei chemischen Vorgängen ändert sich die Atomschale, nicht aber der Atomkern.
→ Elektronen bestimmen chem. Eigenschaft
- Beim Abgeben oder Aufnehmen von Elektronen entstehen geladene Ionen
- Das chemische Verhalten eines Elements entscheidet sich an der Zahl der VE und die Bindung der VE an den Atomrumpf.
- Ionisierungsenergie nimmt
 - In der *Periode nach rechts zu*, da die Rumpfladung grösser wird und
 - innerhalb der Gruppe nach unten ab, da die Entfernung der VE grösser wird.

Gruppen des Periodensystems

Die Hauptgruppen mit wenig oder vielen VE sind am einheitlichsten:

- **Alkalimetalle (Gruppe I)**
 - sehr reaktionsfreudige
 - geringer Härte,
 - kleiner Dichte
 - niedrigen Schmelz- und Siedetemperaturen.
- **Erdalkalimetalle (Gruppe II)**
 - teilen die meisten Eigenschaften der Alkalimetalle, sind allerdings etwas weniger reaktionsfreudig.
- **Halogene (Gruppe VII)**
 - reaktionsfreudige Nichtmetalle, die in der Natur nicht elementar vorkommen. Fluor und Chlor sind bei RT gasförmig, Brom flüssig, Iod fest.
- **Edelgase (Gruppe VIII)**
 - reaktionsträge Nichtmetalle, die bei RT gasförmig sind

Atombindung

- **Molekül:** Atomverband aus mindestens zwei Atomen verbunden durch Atombindung.
- Kleinere Moleküle haben kleinere zwischenmolekulare Kräfte (zwischen den einzelnen Molekülen), dafür Atombindung stärker als zwm. Kräfte
- Moleküle binden sich durch elektrostatische Kräfte. Die Elektronen ziehen die Kerne an und umgekehrt. Die Elektronen werden so von beiden Kernen gebunden. Es muss nun Energie aufgewendet werden um die beiden Atomkerne näher zusammen oder weiter voneinander zu entfernen.
- **Bindungslänge:** Der Abstand zwischen den Zentren im gebundenen Zustand
- **Bindungsenergie:** Die Energie die bei der Bindung frei wird, bzw. bei der Trennung aufgewendet werden muss

Elektronenwolkenmodell

- **Elektronenwolke:** Bereich wo sich ein Elektron oder ein Elektronenpaar besonders häufig aufhalten.
 - Wolken können einfach oder doppelt besetzt werden.
 - 4 Wolken
 - Jede Wolke wird zuerst einfach besetzt
- In Molekülen sind Atome durch gemeinsame Elektronenpaare gebunden (**Atombindung, kovalente Bindung**). Ein gemeinsames Elektronenpaar hält das Molekül durch die elektrostatischen Kräfte zusammen. Das gemeinsame Elektronenpaar hält sich nun bevorzugt zwischen den beiden Kernen auf, die beiden einfach besetzten Wolken vereinigen sich zu einer gemeinsamen.

Ein- und Mehrfachbindungen

- Atome können 1-3 Elektronenwolken teilen → Einfach- Doppel- oder Dreifachbindung (Vierfachbindung ist unmöglich)
- Bindungen mit mehr Elektronen werden kürzer und stärker.

Oktettregel

In den Molekülen der Nichtmetalle (der zweiten Periode) ist der Atomrumpf der gebundenen Atome von acht Valenzelektronen umgeben.

Die Zahl der gemeinsamen Elektronenpaare entspricht den fehlenden Elektronen zum Elektronenoktett oder -duplett (**Bindungswert**).

Polare Atombindung

- Elektronegativität: wie stark ein Atom Elektronen anzieht.
 - Die EN ist umso kleiner, umso grösser das Atom
 - EN umso grösser, umso höher seine Rumpfladung.
- Unterscheiden sich die Bindungspartner in der EN → Verbindung polar, diese Polarität ist stärker, je grösser der EN-Unterschied.
 - Das Atom mit der höheren EN ist negativ-teilgeladen das andere positiv.

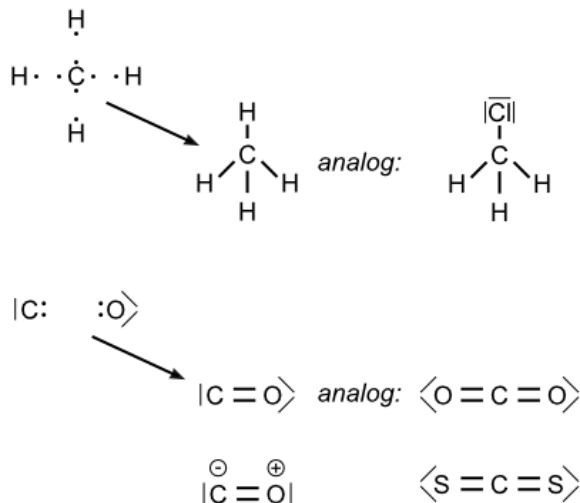
Bindungslänge

- **Bindungslänge** = Abstand der Zentren der gebundenen Atome
- **Kovalenter Radius** = halber Abstand zwischen Zentren einfach gebundener gleichartiger Atome
- **Bindungsenergie** ist grösser:
 - umso **höher die Zahl der gebundenen Elektronen**
 - umso **kürzer** die Bindung
 - umso **polarer** die Bindung

Moleküle

Strukturformel (Lewis-Formel)

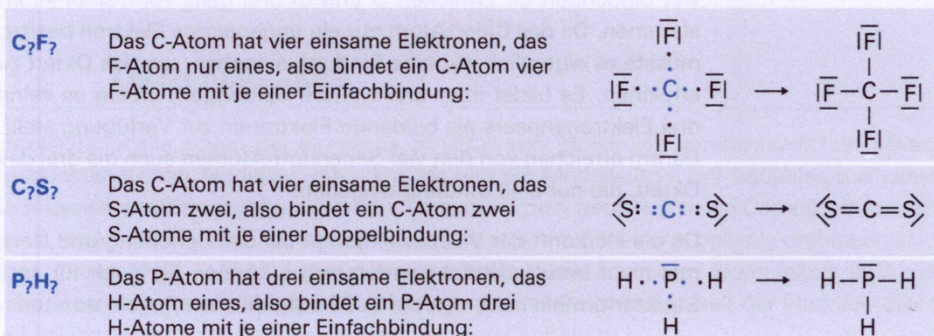
Die Indizes einer Molekülformel geben die Zahl der Atome an, nicht aber die Verknüpfung ebendieser. Dem entgegen die Strukturformel: Diese gibt Auskunft über die Verknüpfungen, nicht aber keine Aussagen über die Gestalt der Moleküle



		Beispiel Kohlenstoffdioxid CO ₂	
1.	Berechnen Sie die Zahl der im Molekül vorhandenen Elektronenpaare (Summe der VE aller Atome : 2).	(4 + 2 · 6) : 2 = 8 EP	
2.	Berechnen Sie die Zahl der bindenden Elektronenpaare. (Summe der Elektronen, die den Atomen zum Oktett fehlen : 2).	Dem C fehlen vier VE, dem O fehlen zwei VE, also (4 + 2 · 2) : 2 = 4 bindende EP	
3.	Zeichnen Sie die Symbole auf: Stellen Sie das Symbol, das in der Formel den kleinsten Index hat, d. h. am meisten Bindungen eingeht, in die Mitte und ordnen Sie die anderen symmetrisch an.	C hat den Index 1, O 2	O C O
4.	Verteilen Sie die bindenden Elektronenpaare. Aus den Bindungswerten ergibt sich, wo Einfach- bzw. Mehrfachbindungen stehen müssen.	O geht 2 Bindungen ein, C 4, beide Bindungen sind darum Doppelbindungen.	O=C=O
5.	Zeichnen Sie die freien EP so ein, dass die Oktettregel für alle Atome erfüllt ist. Vergleichen Sie die Gesamtzahl der Elektronenpaare in der Strukturformel mit der berechneten.	Bei jedem O sind 2 freie EP. Die Gesamtzahl der EP ist 8.	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$

Mit Lewisformeln

Für einfache Moleküle können Sie die Strukturformeln auch grafisch aus den Lewisformeln der Atome herleiten:



Namensgebung

- Das Symbol des elektronegativeren Elements steht hinten z.B. HCl, Cl₂O
- Das Symbol der Elemente der IV. und V. Gruppe stehen vorne z.B. CH₃, NH₃

Sauerstoff	Schwefel	Wasserstoff	Fluor	Chlor	Brom	Iod
-oxid	-sulfid	-hydrid	-fluorid	-chlorid	-bromid	-iodid

Die *Anzahl der Atome* einer Sorte pro Molekül wird durch das *griechische Zahlwort* vor dem Namen angegeben; mono wird oft weggelassen.

1	2	3	4	5	6	7	8
mono-	di-	tri-	tetra-	penta-	hexa-	hepta-	octa-

Zahlwörter für die Zahl der Atome pro Molekül

N_2O_5

Distickstoffpentaoxid

Name des 1. Elements

Bezeichnung für das
2. Element und Endung -id

Molekülgestalt

Viele Eigenschaften molekularer Stoffe sind von der räumlichen Gestalt ihrer Moleküle abhängig. Diese lässt sich experimentell ermitteln und mit Modellen wie dem Kalottenmodell oder der Keilstrichformel darstellen.

Molekülgeometrie						
Allgemeine Formel						
Beispiel						
Anzahl Bindungspartner	4	3	2	3	2	2
Anzahl freier EP	0	1	2	0	0	0
Summe	4	4	4	3	3	2
Anordnung der EW	tetraedisch			trigonal		linear
Bindungswinkel	ca. 109°	ca. 107°	ca. 104°	120°	120°	180°
Kugel-Stab-Modell mit freien EW von X						
Kalotten-Modell						
Molekülgestalt	tetraedisch	pyramidal	planar, gewinkelt	planar, trigonal	planar, trigonal	linear

Molekülgestalt und Molekölularität

- Dipol-Moleküle besitzen zwei Pole mit positiven oder negativen Partialladungen.
- Moleküle sind Dipol bzw. haben Dipolcharakter
 - wenn Pole bestehen (mehrere Atomsorten in einer Verbindung)
 - wenn die Polschwerpunkte nicht aufeinander fallen.

Zwischenmolekulare Kräfte

Molekulare Stoffe bilden im festen Zustand Molekölgitter. Die zwischenmolekularen Kräfte halten sie dabei zusammen. Es gibt drei Arten:

- **Wasserstoffbrücken:** Wasserstoff verbunden mit F-, O- oder N-Atomen haben eine positive Teilladung ($\Delta EN \geq 0.9$) → **HNOF**
- **Dipol-Dipol-Kräfte:** Polaritätskräfte zwischen Dipolmolekülen
 - Stärke von Molekülgestalt und EN-Unterschied abhängig
 - Beeinflusst Siedetemperatur und Löslichkeit → Gleich und gleich gesellt sich gern
- **Van-der-Waals-Kräfte:** Schwache Kräfte aufgrund von zeitweisen Teilladungen (momentane Dipole)
 - durch Aufenthaltsort der Elektronen bzw. asymmetrischen Elektronenverteilung.
 - Wird stärker mit grösserem Molekül und höherer Molekölberfläche

Wichtige molekulare Stoffe

Wasserstoff

- Brennbar, farblos, geruchlos
- Gas
- Nichtmetall, erste Hauptgruppe, niedrigste EN
- Geht eine Elektronenpaarbindung ein zur Edelgaskonfiguration

Kohlenstoff

Modifikationen sind verschiedene Erscheinungsformen eines Elements. Sie bestehen aus gleichen Atomen und unterscheiden sich in Anordnung und Bindungen.

- Gitter: Alle Atome gebunden → riesiges Molekül, hohe Gitterkräfte
- Bindende Elektronen deren Aufenthaltsort nicht durch eine Bindung zwischen zwei Atomrümpfen lokalisiert sind, sind delokalisiert. Können Einfach-Bindungen zu partiellen Doppelbindungen ausbauen.
- Kohlenstoff-Atome brauchen 4 Bindungen, und können fast beliebig grosse Ketten, Netze und Gitter bilden
- **Grafit:** Sechsecke in Ebenenform nur durch VdW-Kräfte zusammengehalten, leitet Strom durch delokalisiertes Elektron
- **Diamant:** Diamantgitter: vier Bindungen in Tetraederform → nicht leitend, hart und durchsichtig

Stickstoff

- Farblos, geruchlos
- Gas, ca. 80% der Luft
- Reaktionsträge, da Dreifachbindung des N_3 gelöst werden muss

Phosphor

- Mehrere Modifikationen: weiss (reaktionsfreudig, entzündet sich bei NB); rot.
- Besteht aus P_4 -Molekülen: Kleiner Bindungswinkel (60 Grad) → instabil

Sauerstoff

- Zwei Arten:
 - O_2 : Luftbestandteil (21%), exotherme Reaktionen nach Aktivierung
 - O_3 : Ozon, entsteht durch kurzweilige UV-Strahlung und blockiert diese. Ist in der Stratosphäre vorhanden, wird von Ozonkillern wie FCKW angegriffen

Schwefel

- Gelb, Kristallin
- Beide Modifikationen bestehen aus S_8 -Ringen, sie unterscheiden sich durch deren Anordnung

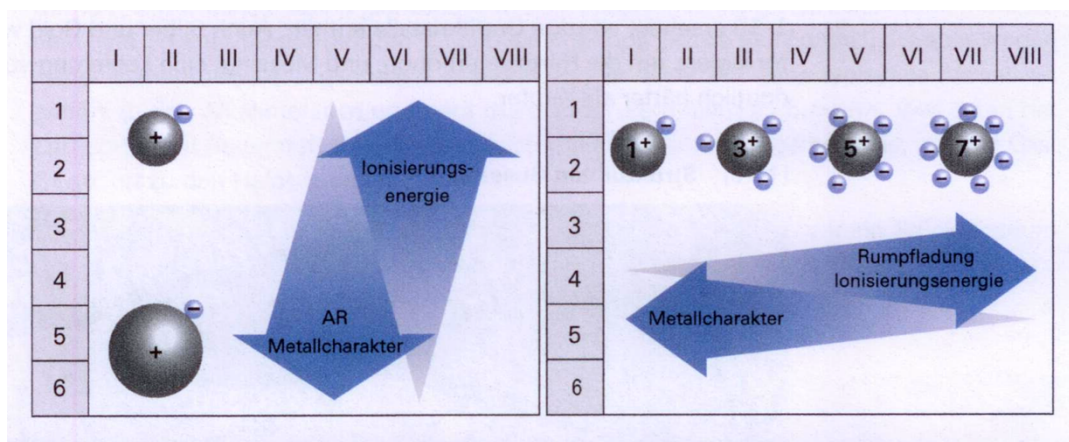
Halogene

- Reaktionsfreudige Nichtmetalle
- Hohe EN
- Nicht elementar vorkommend
- Zweiatomige Moleküle, die sich leicht spalten lassen

Metalle

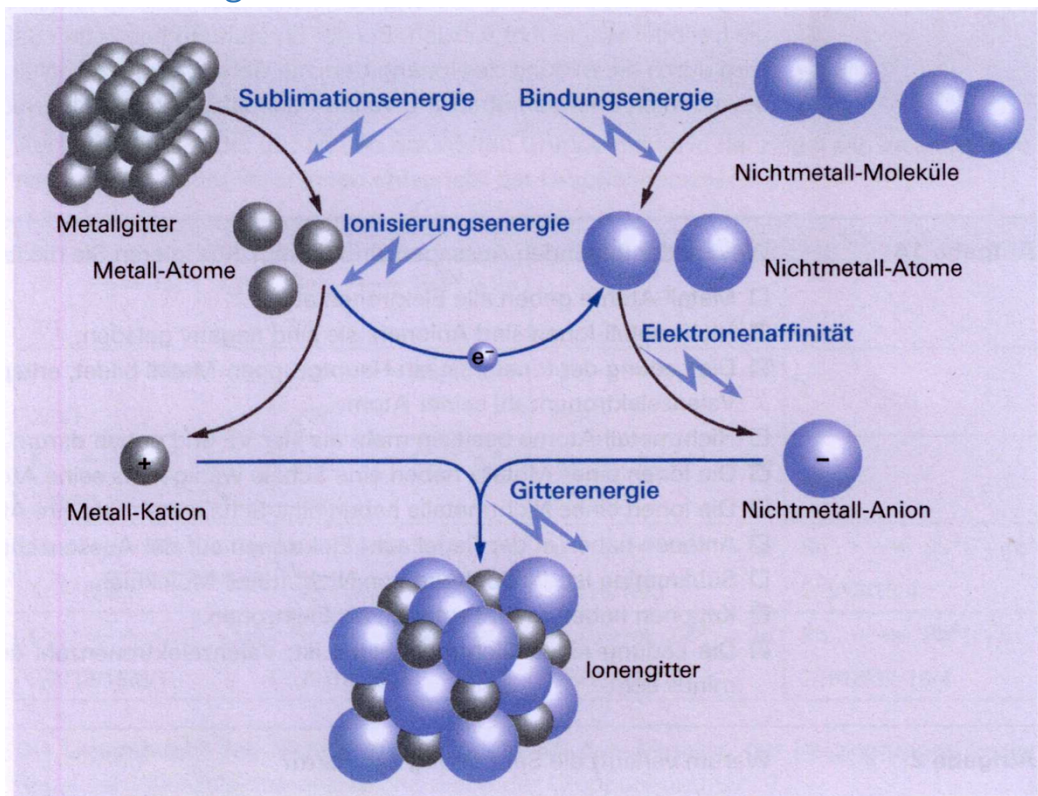
Typische Merkmale:

- Elektrische Leitfähigkeit (Elektronengas)
- Wärmeleitfähigkeit
- Verformbarkeit (leichte Verschiebbarkeit der Gitterebenen)
- Glanz
- Hohe Schmelz- und Siedetemperatur → Starke Bindung
- Hohe Dichte
- Hohe Härte
- Wenige VE → niedrigere Ionisierungsenergien (kleine Rumpfladung)
- Nicht elementar vorkommend (ausser Edel- und Halbedelmetalle)



- Metalle sind im festen Zustand in Metallgittern, in denen die Atomrümpfe dicht gepackt sind und die VE als Elektronengas als delokalisierte Elektronen herumschwirren.
- Die Bindung beruht auf der elektrostatischen Anziehung der positiv geladenen Atomrümpfe und den Elektronen.
- Die Bindung ist stärker,
 - umso kleiner die Atome
 - umso mehr Bindungselektronen

Ionenbindung und Salze



Vorgang ist exotherm, Elektronenaffinität und Gitterenergie ist mehr als aufgewendete Energien

1. Energie muss zugeführt werden um Metall-Atome aus Metallgitter lösen (Sublimationsenergie) und um Nichtmetall-Moleküle in Atome spalten (Bindungsenergie)
2. Als Gas: Metall-Atom wird durch Elektronenabgabe zum Kation (positiv geladen). Aus dem Nichtmetall-Atom entsteht durch Elektronenaufnahme das Anion (negativ geladen).
3. Anionen (-) und Kationen (+) ziehen sich an → bilden Ionengitter
 - jedes Ion von einer bestimmten Zahl (Koordinationszahl) Gegenionen umgeben ist → Salzkristalle.

Eigenschaften

- Kationen sind kleiner als die Atome, da sie eine Schale verlieren
- Anionen sind etwa gleich gross
- Ionenladung (Hauptgruppe: VE-Zahl; Nebengruppe: Nichtmetalle VE zum Oktett)
- Übergangsmetalle könne z.T. auch Elektronen von der 2. Schale abgeben → unterschiedliche Ladung je nach Bindungspartner
- Gitterkräfte und Schmelztemperatur werden grösser mit höheren Ionenladungen und kleineren Ionenradien → Coulomb-Gesetz

Salzformeln

- Salzformel ist Verhältnisformel
- Summe aller Ladungen = 0

Calciumphosphid Wie lautet die Formel des Salzes, das bei der Reaktion von Calcium mit Phosphor entsteht?

Calcium steht in der zweiten, Phosphor in der fünften Hauptgruppe. Die Ionenladungen sind darum 2+ und 3-. Drei Ca^{2+} -Ionen haben dieselbe Ladungszahl wie zwei P^{3-} -Ionen, die Salzformel ist Ca_3P_2 .

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

Ionen	Ca^{2+}	P^{3-}
Zahlenverhältnis der Ionen	$\text{Ca}^{2+} \text{ Ca}^{2+} \text{ Ca}^{2+}$	$\text{P}^{3-} \text{ P}^{3-}$
Ladungssumme	6+	6-
Formel	Ca_3P_2	

Rezept Weil das Produkt Index · Ladungszahl für beide Ionen gleich gross sein muss, ergibt sich der Index aus der Ladungszahl des Gegenions (eventuell kürzen):

$\text{Ca}^{2+} \text{ P}^{3-} \Rightarrow \text{Ca}_3^{2+} \text{ P}_2^{3-}$ $\text{Pb}^{4+} \text{ O}^{2-} \Rightarrow \text{Pb}_2^{4+} \text{ O}_4^{2-} \Rightarrow \text{PbO}_2$

Benennung der Salze

Der Name eines binären Salzes wird gebildet aus dem Namen des Metalls gefolgt von der Bezeichnung für das Nichtmetall-Ion (deutscher / lateinischer Atomname + -id). Bei Salzen von Metallen aus den Nebengruppen wird die Ladungszahl als römische Ziffer zwischengeschoben:



Reaktionsgleichung

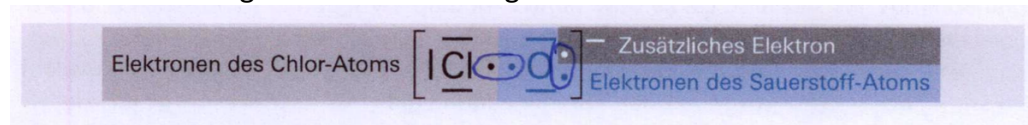
Zuerst wird die Salzformel aus den Ionenladungen hergeleitet. Dann wird eine provisorische Reaktionsgleichung durch das Ergänzen der Koeffizienten korrigiert:

Eisen(III)-Sulfid:



Salze mit Molekül-Ionen

Salze können mit ganzen Molekül-Ion gebildet werden z.B. NaClO



$$\text{Ladung} = (\text{Zahl der VE aller Atome}) - 2 * (\text{Zahl aller EP des Moleküliions})$$

Beispiel für das Cyanid-Ion $[\text{C} \equiv \text{N}]^-$:

$$(4 + 5) - (2 * 5) = -1$$

Carbonat	Chlorit	Chlorat	Perchlorat	Cyanid	Hydroxid
CO_3^{2-}	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-	CN^-	OH^-

Nitrit	Nitrat	Phosphat	Sulfit	Sulfat	Ammonium
NO_2^-	NO_3^-	PO_4^{3-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NH_4^+

Salzlösungen

- Salze werden aus Gesteinen gelöst und gelangen so in die Meere, wo sie sich durch Verdunstung anreichern. Beim Austrocknen flacher Meeresteile entstanden Salzlager, in denen Salze schichtweise mit zunehmender Löslichkeit abgelagert sind.
- Salze haben eine ähnliche Härte und Schmelz-/Siedetemperaturen wie Metalle, sind aber im Gegensatz zu diesen spröde, da bei mechanischer Einwirkung Ionen gleicher Ladung nebeneinander zu liegen kommen → Gitter zerspringt.
- Feste Salze leiten nicht, Salzschnmelzen und Salzlösungen leiten, da sich die Kationen und Anionen frei Richtung Anode und Kathode bewegen können.
- Beim Lösen von Salzen in Wasser werden die Ionen von Wasser-Dipolen umhüllt (hydratisiert) und dadurch aus dem Gitter herausgetrennt. Das Ionengitter zerfällt, die Ionen diffundieren. Der Lösungsvorgang ist exotherm, wenn die Hydrationsenergie höher ist wie die Gitterenergie, die aufgewendet werden muss (sonst umgekehrt).
- Verdampft Wasser aus einer Lösung, nimmt die Konzentration der Ionen zu, bis die Lösung gesättigt ist. Beim weiteren Eindampfen oder beim Abkühlen einer gesättigten Lösung kristallisiert das Salz wieder aus.
- Beim Auskristallisieren ist bei Salzhydraten im Kristallgitter Wasser im Gitter enthalten (Hydratwasser). Es ist meist an die Kationen gebunden.
- Unter Löslichkeit versteht man die Masse des Salzes, die sich bei festgelegter Temperatur in einer best. Masse von Wasser lösen lassen. Die Löslichkeit nimmt mit steigender Temperatur zu. Die Löslichkeit ist umso höher, je schwächer die Gitterkräfte sind.
- Wässrige Lösungen haben eine höhere Dichte, eine höhere Siedetemperatur und eine tiefere Erstarrungstemperatur als Wasser. Sie leiten elekt. Strom. Die Unterschiede zum Wasser nehmen mit der Konzentration zu.
- Beim Mischen von Salzlösungen können aus den Lösungen ein neues, schwerlösliches Salz entstehen und durch die niedrigere Löslichkeit sofort ausfallen → Fällungsreaktion