

A Atomverbände

Mit Ausnahme der Edelgase bilden die Atome in allen Stoffen grössere Verbände: Moleküle oder Gitter. Die Atome werden dabei durch chemische Bindungen zusammengehalten.

Chemische Bindungen

Chemische Bindungen sind Kräfte, die zwischen Teilchen wirken und so das chemische und physikalische Verhalten der Stoffe beeinflussen.

Neben der Bindungsart bestimmt vor allem die Struktur der Verbände die Eigenschaften der betreffenden Stoffe. Eine wichtige Eigenschaft von Stoffen ist ihre elektrische Leitfähigkeit.

Elektrische Leitfähigkeit

Die elektrische Leitfähigkeit beruht stets auf dem Vorhandensein beweglicher, elektrisch geladener Teilchen.

Aufgrund der elektrischen Leitfähigkeit lassen sich die Stoffe in folgende Gruppen einteilen:

Stoffgruppe	elektrische Leitfähigkeit
Metalle	im festen und flüssigen Zustand
Salze	nur im flüssigen Zustand
Flüchtige Stoffe	keine

Edelgaskonfiguration:

Wie eingangs erwähnt, bilden nur die Edelgase keine Atomverbände. Der Aufbau der Hülle von Edelgasatomen muss daher sehr stabil sein.

Die Elektronenanzahl eines Edelgases bezeichnet man als Edelgaskonfiguration.

Oktettregel:

Die Atome aller Elemente haben das Bestreben, eine Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Die Atome der Elemente können eine Edelgaskonfiguration erreichen, wenn sie entweder Valenzelektronen abgeben, von anderen Atomen aufnehmen oder mit ihnen gemeinsam haben. Auf welche der genannten Weisen ein Atom Edelgaskonfiguration erreicht, hängt von der Elektronegativität der am Verband beteiligten Atome ab. Sie bestimmt die Art der chemischen Bindung im Atomverband und somit die Eigenschaften des Stoffes, insbesondere ob der Stoff zu den Metallen, Salzen oder flüchtigen Stoffen gehört.

Elektronegativität:

Die Elektronegativität EN ist ein Mass für das Vermögen eines Atoms, Valenzelektronen an sich zu ziehen.

Je kleiner der Atomradius eines Elements ist und je mehr Valenzelektronen es besitzt, umso besser kann es seine Elektronen festhalten und weitere anlagern. Es besitzt eine grosse EN und nimmt leicht Elektronen auf.

Elemente mit grosser EN gehören zu den Nichtmetallen.

Je grösser der Atomradius eines Elements ist und je weniger Valenzelektronen es besitzt, umso schlechter kann es seine Elektronen festhalten oder gar weitere aufnehmen. Es hat eine kleine EN und die Tendenz, Elektronen abzugeben.

Elemente mit kleiner EN gehören zu den Metallen.

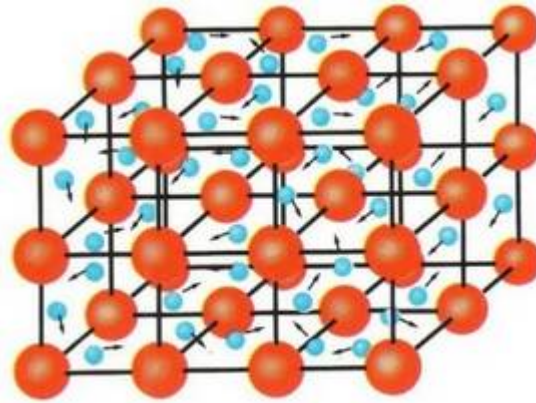
Tendenz der EN im PSE:

B Metalle

Metallbindung

Metalle haben eine kleine EN. Dies führt dazu, dass die Metallatome ihre Elektronen der äussersten Schale in den freien Raum abgeben und dadurch Edelgaskonfiguration erhalten. Die nun freien Elektronen, die sich wie ein "Elektronen-Nebel" verhalten, bewirken durch ihre negative Ladung den Zusammenhalt der positiv geladenen Metallrümpfe und eine gleichmässige Verteilung der Ladung. Es bildet sich ein Metallgitter, in dessen Gitterpunkten sich die Metallrümpfe befinden und in dessen Zwischenräumen sich die freien Elektronen mit grosser Geschwindigkeit ungeordnet bewegen.

Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den beweglichen Elektronen und den in einem Metallgitter angeordneten Metallrümpfen bezeichnet man als Metallbindung.



Eigenschaften von Metallen

Viele der besonderen "metallischen" Eigenschaften lassen sich aus dem Aufbau des Metallgitters ableiten.

Eigenschaft	Begründung
hohe Schmelz- und Siedepunkte	starke Anziehung zwischen den Metallrümpfen und Elektronen
plastische Verformbarkeit	Gitterebenen verschiebbar ohne Abstossung, da Elektronen beweglich
hohe Dichte	Nur eine Art von Bausteinen ermöglicht dichte Kugelpackung
elektrisch leitend im festen Zustand	Elektronen sind als Ladungsträger nahezu frei beweglich

Legierungen

Legierungen sind Kombinationen zweier oder mehrerer Metallatomsorten in einem Metallgitter. Die Metalle sind in beliebigen, von den Valenzelektronenzahlen unabhängigen, Verhältnissen mischbar. Dabei können sich die verschiedenen Atomsorten regellos über das ganze Gitter verteilen. Man zählt Legierungen deshalb nicht zu den chemischen Verbindungen.

Die elektrische Leitfähigkeit ist im Allgemeinen schlechter als die der reinen Komponenten:

Die EN der Metallatome ist verschieden gross. Die Elektronen in den Zwischenräumen des Gitters werden verschieden stark angezogen und sind deshalb nicht mehr ganz frei.

Legierungen sind meist härter als die reinen Komponenten:

Die Fremdatome erschweren durch ihre verschiedene Grösse das Gleiten der Gitterebenen.

Halbmetalle

Gegenüber den Metallen unterscheidet sich die elektrische Leitfähigkeit der Halbmetalle:

Unterschied	Begründung
geringe Leitfähigkeit	Die Elektronen werden von den Atomrümpfen so stark gebunden, dass sich nur wenige lösen können.
nimmt mit steigender Temperatur zu	Durch die Wärmebewegung werden zusätzliche Elektronen „freigeschüttelt“.

Aufgaben

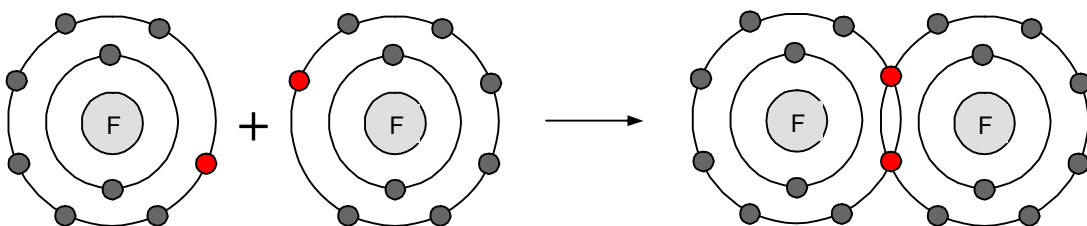
1. Warum bilden Atome Atomverbände ?
2. Wie kann man eine Edelgaskonfiguration im Orbitalmodell allgemein beschreiben ?
3. Welche Eigenschaften eines Atoms sind massgebend für die Grösse seiner Elektronegativität ?
4. Ordnen Sie die folgenden Atome nach zunehmender EN, beginnend mit der tiefsten !
Chlor Cl, Stickstoff N, Magnesium Mg, Kalium K, Helium He
5. Worin unterscheidet sich die Elektronenbewegung in einem stromdurchflossenen Metalldraht von derjenigen in einem gewöhnlichen Stück Metall ?

Flüchtige Stoffe

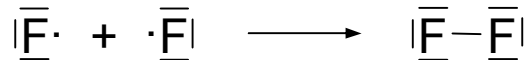
Atombindung

Dieser Bindungstyp wird auch als **Elektronenpaarbindung** oder **Kovalente Bindung** bezeichnet.

Zwei Atome, die beide eine grosse EN aufweisen, d.h. zwei Nichtmetallatome, können die erstrebte Edelgaskonfiguration erhalten, wenn jedes Atom ein Elektron für ein gemeinsames Elektronenpaar zur Verfügung stellt. Dieses Elektronenpaar hält sich dann in den äussersten Schalen beider Atome auf und bewirkt dadurch eine Bindung, eine **Atombindung**.



In der Elektronenstrichformel (Lewis-Formel) werden gemeinsame Elektronenpaare als Bindestriche zwischen den Symbolen gezeichnet.



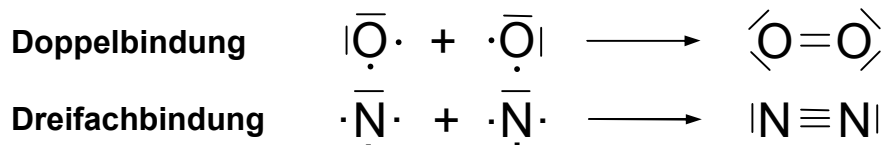
Die Bindungselektronen halten sich mehrheitlich zwischen den beiden Atomkernen auf. Die Stärke dieser Bindung resultiert somit aus der Anziehung zwischen den positiv geladenen Kernen und der negativen Ladungswolke der Bindungselektronen. Ein Mass für die Stärke einer Bindung ist die Bindungsenergie:

Die Energie, die bei der Ausbildung einer Bindung freigesetzt wird, bezeichnet man als Bindungsenergie.

Durch Atombindungen vereinigte Atome bilden einen neutralen Atomverband, ein **Molekül**.

Jedes Nichtmetallatom bildet mit seinem Reaktionspartner so viele gemeinsame Elektronenpaare, wie ihm Elektronen bis zur nächsten Edelgaskonfiguration fehlen.

Zwischen zwei Atomen kann sich also auch mehr als eine Atombindung ausbilden. Man spricht dann von einer **Mehrfachbindung**.



Polarisierte Atombindung

Auch verschiedenartige Nichtmetallatome bilden gemeinsame Elektronenpaare. In diesem Fall aber werden sich aufgrund der unterschiedlich grossen Elektronegativität der Atome die Bindungselektronen mehr auf der Seite des elektronegativeren Atoms befinden. Durch diese ungleiche Verteilung der negativen Ladung wird das elektronegativere Atom partiell negativ und das andere partiell positiv geladen; die Bindung ist polarisiert. Man kennzeichnet die kleinen Teilladungen der Atome, die stets unter 1 e liegen, mit δ^- und δ^+ .



Die Bindung zwischen zwei Nichtmetallatomen verschiedener EN bezeichnet man als polarisierte Atombindung.

Die Teilladungen bewirken einen zusätzlichen Zusammenhalt zwischen den an der Bindung beteiligten Atome. Polarisierte Atombindungen sind deshalb stabiler (höhere Bindungsenergie) als unpolarisierte. Elemente haben grundsätzlich das Bestreben, möglichst polare Bindungen einzugehen.

Summenformel

Die Summenformel oder Molekülformel einer Molekülverbindung beschreibt die Zusammensetzung des Moleküls.

Die Indices geben die Anzahl der am Molekül beteiligten Atome des betreffenden Elementes an.

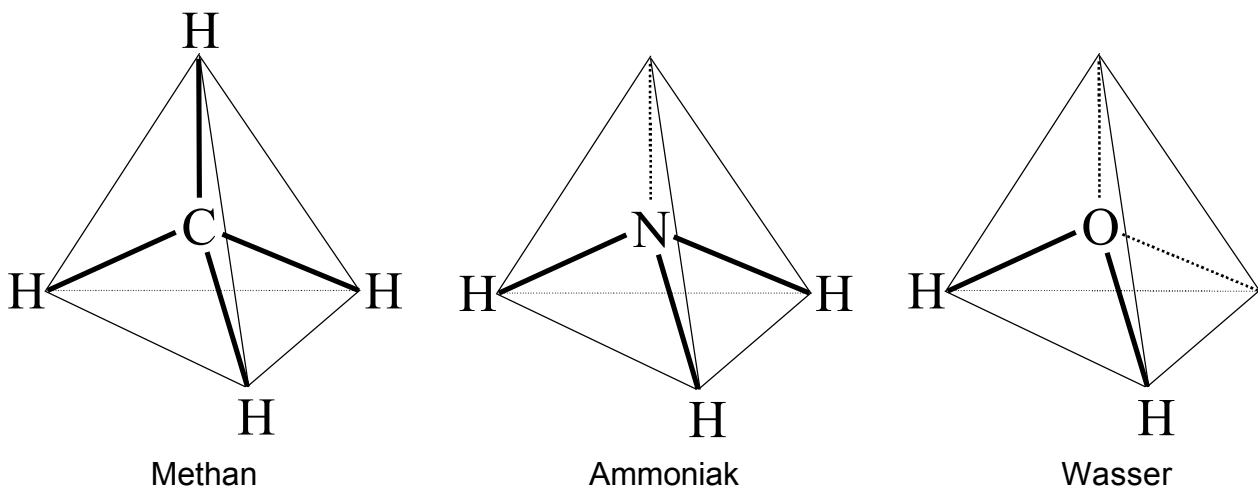
Beispiele: F_2 O_2 N_2 HCl H_2O

Tetraedermodell

Aus der Elektronenstrichformel von Molekülen ist ersichtlich, dass jedes Atom (ausser dem Wasserstoff und dem Bor) in einem Molekül 4 Elektronenpaare um sich hat. Da diese aber gleich geladen sind, stossen sie sich ab. Die grösste Entfernung von vier Punkten auf einer Kugel sind die Entfernungen der vier Ecken eines Tetraeders.

Daraus ergibt sich, dass die Atombindung gerichtet ist. Die vierbindigen Elemente bilden Moleküle von der räumlichen Struktur eines Tetraeders. Der Winkel zwischen zwei Bindungselektronenpaaren beträgt $109^\circ 28'$.

Ist das Element nur dreibindig, bildet die vierte Ecke das freie Elektronenpaar und das Molekül hat die Struktur einer Pyramide. Ist es nur zweibindig, sind sogar zwei Ecken durch freie Elektronenpaare besetzt, sodass nur noch ein gleichschenkeliges Dreieck übrig bleibt.



Eigenschaften Flüchtiger Stoffe

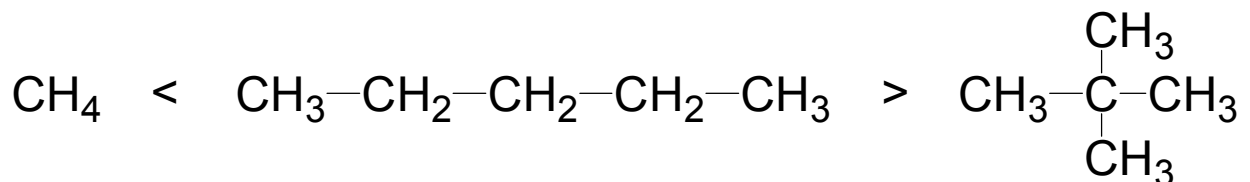
Eigenschaft	Begründung
weich	schwache Anziehung im Gitter
tiefe Schmelz- und Siedepunkte, meist flüssig oder gasig	nur schwache Wechselwirkungen zwischen den Molekülen, nur bei grossen Molekülen fest
nicht leitend	Moleküle tragen keine Ladung

Zwischenmolekulare Kräfte

Van der Waal's Kräfte

Unpolare Moleküle werden durch Van der Waal'sche Kräfte zusammengehalten. Es handelt sich hierbei um äusserst schwache Kräfte, die jeglicher Materie zu eigen sind. Sie werden durch die Elektronenbewegung erzeugt und manchmal auch als fluktuierende Dipole bezeichnet. So kann zu einem gegebenen Augenblick ein Teil eines sonst neutralen Moleküls eine sehr kleine negative Ladung erhalten, weil es eine etwas über dem Durchschnitt liegende Elektronendichte aufweist. Im nächsten Augenblick jedoch kann derselbe Molekülteil aufgrund einer leichten Elektronenverarmung relativ positiv sein.

Die Stärke der Van der Waal's-Kräfte hängt von der Grösse und der Länge des Moleküls ab. Sie beeinflussen die physikalischen Eigenschaften von Molekülverbindungen. So hat Pentan wegen seinem grösseren Molekül den höheren Siedepunkt als Methan, und das gradkettige Pentan hat einen höheren Siedepunkt als das gleich grosse, aber kugelförmige 2,2-Dimethylpropan.



Wasserstoffbrückenbindung

Molekülverbindungen mit polarisierten Atombindungen sind durch die Ausrichtung der Pole und der daraus resultierenden, zusätzlichen elektrostatischen Anziehungskräfte weniger flüchtig. Die Stärke der Bindungskraft wird mit zunehmender Elektronegativitätsdifferenz zwischen den Bindungspartnern im Molekül grösser. Besonders ausgeprägt ist diese Erscheinung in den Verbindungen des Wasserstoffs mit stark elektronegativen Elementen.

Der Wasserstoff stellt dabei den positiven Pol dar und ist daher in der Lage, mit einem elektronegativen Atom, das einen negativen Pol bildet, in Beziehung zu treten. Es bildet sich dadurch eine auf elektrostatischen Kräften beruhende Bindung zwischen dem Wasserstoffatom und einem anderen Nichtmetallatom, die man als **Wasserstoffbrückenbindung** bezeichnet.

Die Bindung kann zwischen Atomen des gleichen Moleküls, **intramolekular**, oder zwischen zwei Molekülen, **intermolekular**, auftreten. Die Festigkeit steigt mit zunehmender Elektronegativitätsdifferenz zum Wasserstoff.

Die intermolekulare Wasserstoffbrückenbindung führt zu einem stärkeren Zusammenhalt zwischen den Molekülen, der vor allem bei OH-haltigen Verbindungen auftritt (Wasser, Alkohole, sauerstoffhaltige Säuren). Daraus resultiert eine ganze Reihe von starken Einflüssen auf die physikalischen Eigenschaften dieser Stoffe (Anomalie des Wassers).

- höhere Schmelz- und Siedepunkte
- höhere Schmelz- und Verdampfungswärmen
- höhere Dichten
- bessere Wasserlöslichkeit organischer Verbindungen
- höhere Viskosität von Flüssigkeiten

Aufgaben

- Formulieren Sie die Molekülbildung für folgende Elementpaare:

a) Chlor Cl und Sauerstoff O	d) Stickstoff N und Wasserstoff H
b) Kohlenstoff C und Sauerstoff O	e) Stickstoff N und Sauerstoff O
c) Kohlenstoff C und Wasserstoff	f) Bor B und Fluor F
- Welche räumliche Struktur (Name) haben die folgenden Moleküle ?

a) PCl_3	b) H_2S	c) CO_2	d) CCl_4
-------------------	-------------------------	------------------	-------------------
- Zeichnen Sie die Elektronenstrichformel der folgenden Moleküle und tragen Sie die Polarität der Bindungen ein ! Welche Bindung ist am stärksten polarisiert ?

a) SiH_4	b) CS_2	c) PH_3	d) H_2S
-------------------	------------------	------------------	-------------------------
- Welcher Stoff aus den angegebenen Stoffpaaren hat jeweils den höheren Siedepunkt ? Begründen Sie Ihre Entscheidung !

a) H_2S und H_2O	b) Cl_2 und Br_2	c) HCl und HBr	d) BF_3 und NH_3
--	------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------
- Worin unterscheiden sich die auftretenden Dipole in der Wasserstoffbrückenbindung und in der Van der Waals Bindung ?

Salze

Ionenbindung

Vereinigt man ein Element mit vergleichsweise niedriger EN (Metall) und ein Element mit relativ grosser EN (Nichtmetall), so kommt es zur Übertragung von Elektronen bis beide Elemente die ihnen am nächsten liegende Edelgaskonfiguration erreicht haben. Dabei entsteht eine ionische Verbindung, in der geladene Teilchen durch elektrostatische Kräfte in einem Kristallgitter zusammengehalten werden.

Bei der Reaktion von Natrium mit Chlor wird ein Elektron vom Natriumatom in die äusserste Schale des Chloratoms übertragen und beide Atome erreichen so Edelgaskonfiguration.

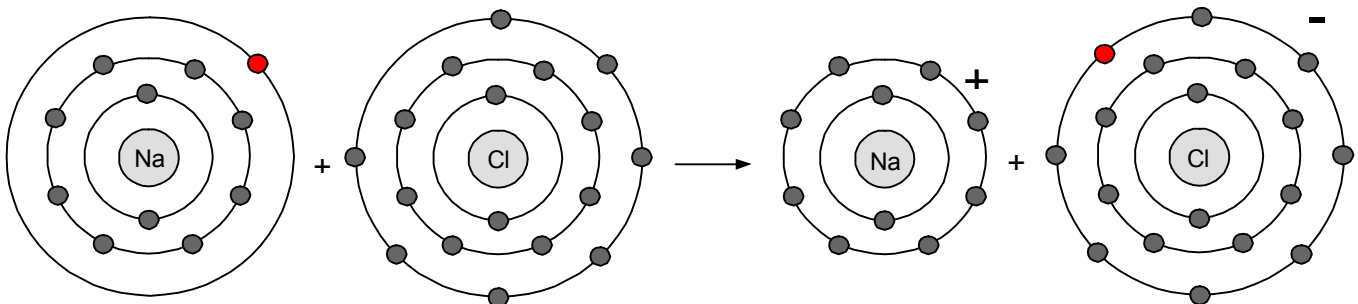
Natrium wird isoelektronisch mit **Neon**

Chlor wird isoelektronisch mit **Argon**

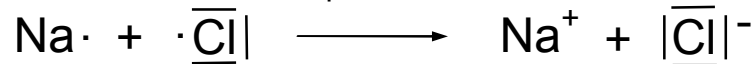
Das Natriumatom hat nun aber nur noch 10 Elektronen in der Schale, gegenüber 11 Protonen im Kern. Es ist zu einem geladenen Teilchen, zu einem Ion, mit der Ladung +1 geworden.

Das Chloratom besitzt nun 1 Elektron mehr als es Protonen im Kern aufweist und ist zu einem Ion der Ladung -1 geworden.

Positive Ionen werden als **Kationen**, negative Ionen als **Anionen** bezeichnet.



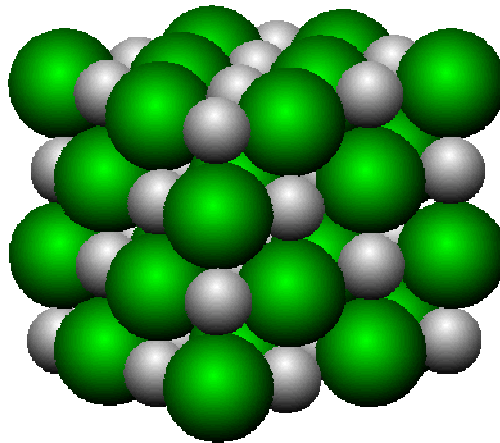
Die Vorgänge lassen sich auch hier bequemer in der Elektronenstrichformel darstellen:



Die Gesamtzahl der Elektronen, die das Natrium verliert muss gleich der Gesamtzahl an Elektronen sein, die das Chlor aufnimmt. Daher muss die Zahl der Natriumionen auch gleich der Anzahl Chloridionen sein.

Die entstandenen Ionen ziehen sich aufgrund ihrer entgegengesetzten Ladungen an und bilden ein **Ionengitter** (Kristall). Die wirkenden elektrostatischen Anziehungskräfte sind relativ stark und werden als **Ionenbindung** bezeichnet. Es bildet sich ein streng geordnetes Gitter, das nur mit grossem Energieaufwand (Gitterenergie) zerstört werden kann (hoher Schmelzpunkt).

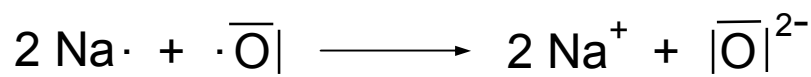
Obwohl die Zahl der Natriumionen im Kristall gleich der Zahl der Chlorid-Ionen ist, können keine individuellen Ionenpaare unterschieden werden. Vielmehr ist jedes Natrium-Ion von sechs Chlorid-Ionen und jedes Chlorid-Ion von sechs Natrium-Ionen umgeben. Bei dieser Anordnung wird die Abstossung der gleichgeladenen Ionen durch die Anziehung der entgegengesetzt geladenen Ionen überkompensiert.



Die elektrostatischen Anziehungskräfte im Ionengitter werden als Ionenbindung bezeichnet.

Weiteres Beispiel:

Wenn Sauerstoff eine Ionenbindung eingeht, nimmt jedes Sauerstoffatom zwei Elektronen auf und erreicht damit die Neon-Konfiguration. Das entstehende Ion erhält die Ladung -2. Bei der Reaktion von Natrium mit Sauerstoff werden für jedes Sauerstoffatom zwei Natriumatome benötigt, damit das Gleichgewicht zwischen Elektronenverlust und Elektronengewinn hergestellt werden kann. Das Ionenverhältnis im Ionengitter ist deshalb 2 : 1 und die Formel von Natriumoxid Na_2O .



Summenformel

Die Indices geben das kleinste, ganzzahlige Teilchenverhältnis der am Gitter beteiligten Ionen an.

Beispiele: NaCl Na_2O

Eigenschaften von Salzen

Eigenschaft	Begründung
hohe Schmelz- und Siedepunkte	starke Anziehung zwischen den Ionen, regelmässige Ordnung
harte Kristalle	starke Ionenanziehung
spröde	wenn Ionengitter verschoben, kommt es zur Abstossung
elektrisch leitend im flüssigen Zustand	Ionen sind als Ladungsträger im flüssigen Zustand beweglich

Aufgaben

- Formulieren Sie die Ionenbildung für folgende Elementpaare:
 - Calcium Ca und Fluor F
 - Magnesium Mg und Schwefel S
 - Aluminium Al und Chlor Cl
 - Aluminium Al und Sauerstoff O
 - Magnesium Mg und Stickstoff N
 - Kupfer Cu(I) und Schwefel S
- Welchen Bindungstyp gehen die folgenden Elementpaare ein ?
 - C und I
 - Fe und Cl
 - P und Br
 - Mg und Al
- Warum haben Salze einen viel höheren Schmelzpunkt als flüchtige Stoffe ?
 - Warum sind Salze spröde, Metalle im allgemeinen nicht ?
 - Warum sind Salze gelöst oder geschmolzen elektrisch leitend, flüchtige Stoffe dagegen nicht ?
 - Warum sind Metalle dagegen schon im festen Zustand elektrisch leitend ?
- Ordnen Sie die folgenden Stoffe nach steigendem Schmelzpunkt, beginnend mit dem tiefsten !

$AlCl_3$ H_2O CH_4 H_2S Al_2O_3 Pb