

I. Chemische Bindungen

Metalle und ihre Eigenschaften

Metalle haben typische Eigenschaften:

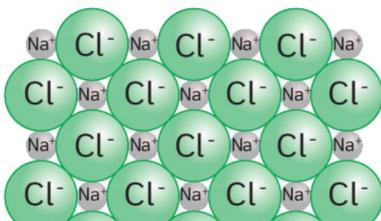
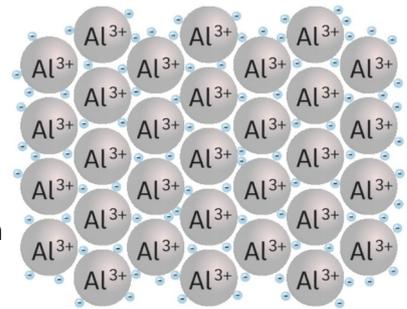
- metallischer Glanz (silbern)
- elektrische und thermische Leitfähigkeit
- Verformbarkeit (Duktilität)
- relativ hohe Schmelz- und Siedetemperaturen

Ausnahmen sind Gold und Kupfer, die nicht silbern sind und Quecksilber, das bei Raumtemperatur flüssig ist.

Nur Eisen, Cobalt und Nickel sind magnetisch.

Die Metallbindung

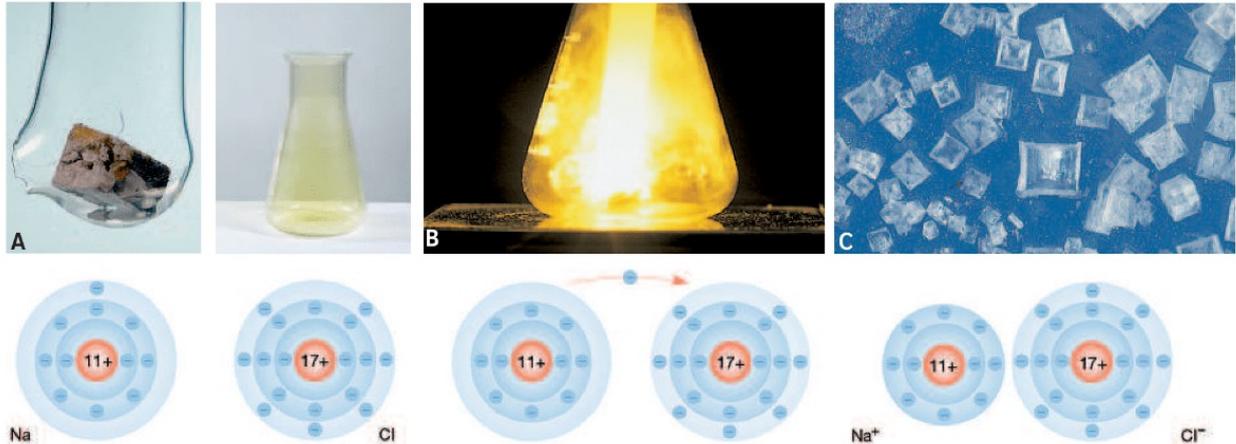
Im Metallgitter sind die **Metallatomrümpfe** regelmäßig angeordnet. Zwischen ihnen bewegen sich die **Außenelektronen frei** und sorgen so für die Bindung zwischen den Metallatomrümpfen.



Im **Ionengitter** der Salze sind die Ionen regelmäßig angeordnet. Die Bindung erfolgt durch die Anziehung zwischen Kationen(+) und Anionen(-).

Die gute **elektrische Leitfähigkeit** beruht auf der freien Beweglichkeit der Elektronen im Metallgitter. Sie ist auch verantwortlich für die gute **thermische Leitfähigkeit**: Durch Zusammenstöße mit anderen Elektronen können die freien Elektronen die Wärme gut weiterleiten.

Atome bilden Ionen



1 Natrium und Chlor reagieren zu Natriumchlorid: A Ausgangsstoffe, B Reaktion, C Endstoff

Atome werden zu Ionen

Wird heißes Natrium in Chlorgas gehalten, setzt eine heftige Reaktion ein. Unter grellgelbem Leuchten entsteht ein weißer, kristalliner Feststoff. Es ist das Salz **Natriumchlorid**. Vergleichst du den Aufbau der Atome vor der chemischen Reaktion mit dem der Ionen danach, so erkennst du, dass ein negativ geladenes Elektron vom Natrium-Atom abgegeben und dieses vom Chlor-Atom aufgenommen wurde. (Bild 1).

Jeder Reaktionspartner nimmt entweder Elektronen auf oder gibt Elektronen ab, um jeweils einen stabileren Zustand mit einer vollbesetzten Außenschale zu erreichen. Das ist die **Edelgaskonfiguration**.

Wenn bei chemischen Reaktionen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen übertragen werden, entstehen **Ionen**. Dabei geben Atome mit wenigen Außenelektronen, wie die Metalle, Elektronen ab. Sie werden zu positiv geladenen Ionen.

Geben und Nehmen

Atome, die Elektronen abgeben, werden als **Donatoren** (donare, lat.: schenken) bezeichnet.

Atome mit vielen Außenelektronen nehmen Elektronen auf, um eine voll besetzte Außenschale zu erreichen. Es entstehen negativ geladene Ionen. Atome, die bei der Ionenbildung Elektronen aufnehmen, werden als **Akzeptoren** (acceptare, lat.: empfangen) bezeichnet.

Das **Donator-Akzeptor-Prinzip** beschreibt die Übertragung von Elektronen von einem Reaktionspartner, dem Donator, auf einen anderen Reaktionspartner, den Akzeptor.

Bei chemischen Reaktionen müssen alle abgegebenen Elektronen von einem oder mehreren anderen Reaktionspartnern aufgenommen werden. Es dürfen keine Elektronen übrigbleiben oder fehlen.

Du kannst den Elektronenübergang bei chemischen Reaktionen mit dem Donator-Akzeptor-Prinzip erklären.

Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff

Verbrennung von Magnesium

Magnesium reagiert mit Sauerstoff in einer stark exothermen Reaktion. Dabei leuchtet das Magnesium gleißend hell auf. Es entsteht ein weißer spröder Feststoff, das Salz **Magnesiumoxid**.

Elektronenübertragung

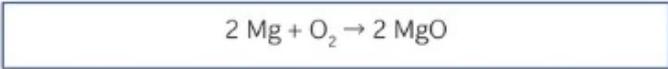
Ein Magnesium-Atom hat zwei Elektronen in der äußersten Schale. Diese müssen abgegeben werden, um eine Edelgaskonfiguration zu erlangen.

Ein Sauerstoff-Atom dagegen hat sechs Außenelektronen. Für die Edelgaskonfiguration fehlen zwei Elektronen.

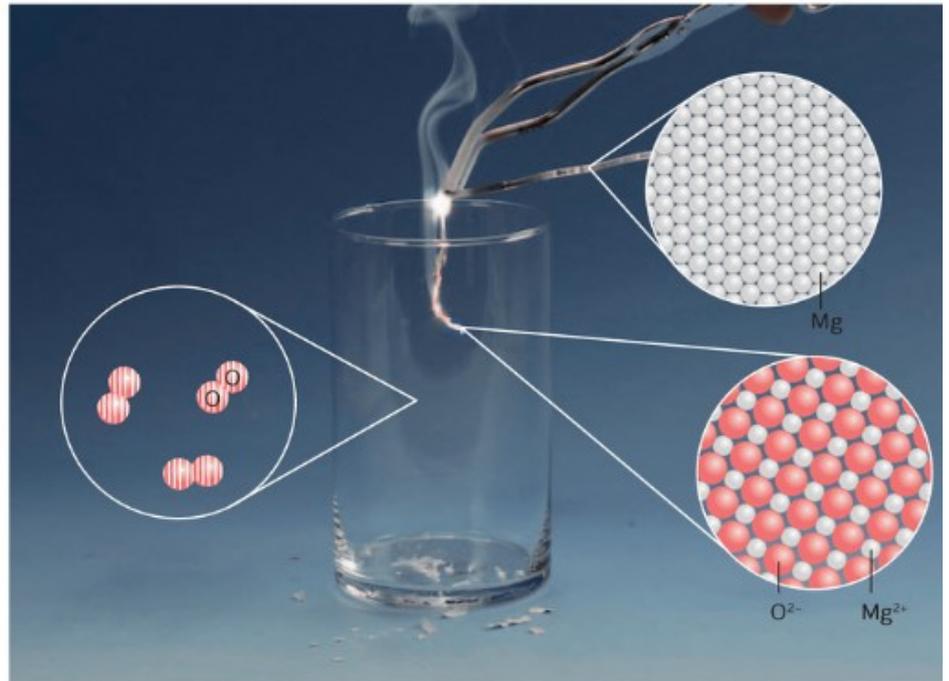
Bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff werden die beiden Außenelektronen des Magnesium-Atoms auf das Sauerstoff-Atom übertragen.

Es entstehen Mg^{2+} - und O^{2-} -Ionen. Beide Ionen weisen nach dem Elektronenübergang eine Edelgaskonfiguration auf. Zusammen bilden sie die Ionenverbindung **Magnesiumoxid**.

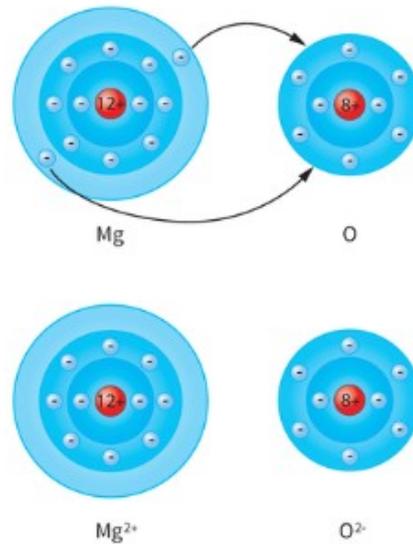
Da Sauerstoff nicht atomar, sondern als O_2 -Molekül vorkommt, werden für die Reaktion jeweils zwei Magnesium-Atome benötigt. Die Reaktionsgleichung lautet:



Du kannst die Verbrennung von Magnesium auf Stoff- und Teilchenebene erklären.



1 Magnesium verbrennt in Sauerstoff zu Magnesiumoxid.



2 Elektronen werden von Magnesium auf den Sauerstoff übertragen.

Verhältnisformeln von Salzen

Eloxieren

Aluminium ist ein unedles Metall. Es oxidiert schnell an der Luft. Trotzdem wird es für den Bau von Fahrrädern oder für Verkleidungen an Autos und Häusern eingesetzt. Der Grund ist, dass Aluminium an der Oberfläche eine dichte Oxidschicht bildet, die wie eine Schutzschicht wirkt und weiteren Sauerstoff vor dem Eindringen abhält. Die Oxidschicht kann durch **Eloxieren** optimiert werden. Auch können dabei Farben aufgebracht werden (Bild 1).

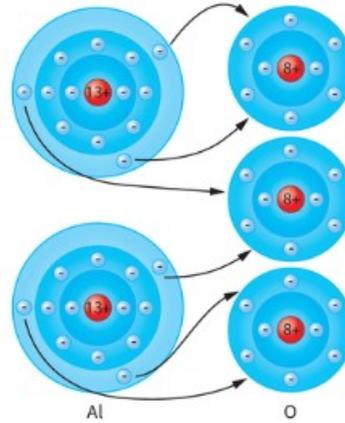
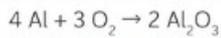


1 Eloxiierte Schrauben

Verhältnisformel von Aluminiumoxid

Aluminium steht in der dritten Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. Ein Aluminium-Atom hat drei Außenelektronen, die leicht abgeben werden können. Ein Sauerstoff-Atom hingegen hat sechs Außenelektronen und benötigt zwei Elektronen für eine voll besetzte Außenschale. Damit alle Atome nach der Reaktion zu Aluminiumoxid die passende Elektronenanzahl haben, werden zwei Aluminium-Atome und drei Sauerstoff-Atome benötigt (Bild 2). Die Verhältnisformel ergibt sich deshalb zu Al_2O_3 .

Da Sauerstoff als O_2 -Molekül vorkommt, lautet die Reaktionsgleichung der Aluminiumoxid-Synthese:

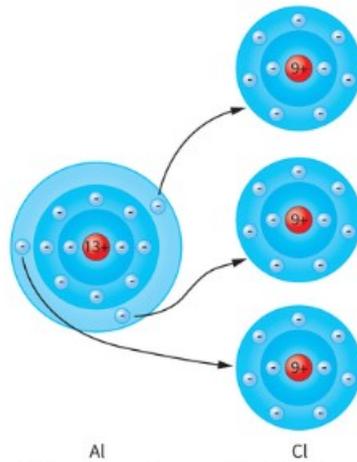
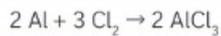


2 Elektronen werden von Aluminium-Atomen auf Sauerstoff-Atome übertragen.

Verhältnisformel von Aluminiumchlorid

Aluminium reagiert mit fast allen Nichtmetallen in einer exothermen Reaktion.

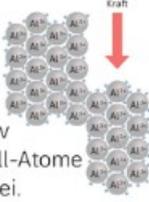
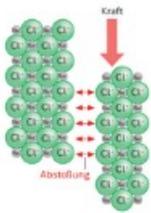
In der Reaktion mit Chlor entsteht Aluminiumchlorid. Ein Chlor-Atom hat sieben Außenelektronen und benötigt ein Elektron für eine volle Außenschale. Es gehen die drei Außenelektronen des Aluminium-Atoms auf jeweils ein Chlor-Atom über (Bild 3). Da Chlor als Molekül, Cl_2 , vorkommt, lautet die Reaktionsgleichung:



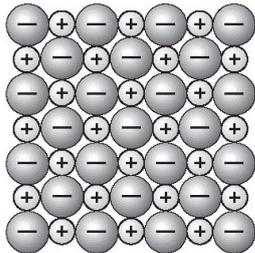
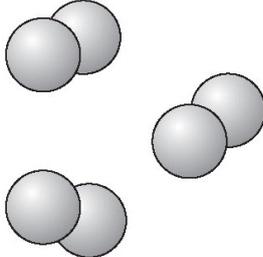
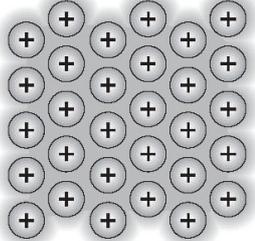
3 Elektronen werden vom Aluminium-Atom auf das Chlor-Atom übertragen.

Du kannst die Verhältnisformeln von Salzen mithilfe des Periodensystems aufstellen.

Stoffklassen und ihre Bindungstypen im Überblick

Metalle	Flüchtige Stoffe	Salze
<p>Die Metallbindung Metalle sind bei Raumtemperatur zumeist fest. Zwischen den Atomen herrschen Anziehungskräfte. Diese werden durch die Metallbindung beschrieben. Die Außenelektronen jedes Metallatoms stehen allen Atomen gleichermaßen zur Verfügung.</p> <p>Elektrische Leitfähigkeit Wird an einer Seite eines Metallstücks Ladung aufgebracht, so verschieben sich die Elektronen und geben damit die Ladung weiter. Metalle sind gute elektrische Leiter.</p> <p>Verformung Beim Verformen eines Metalls gleiten die positiv geladenen Metall-Atome aneinander vorbei. Da sich die Elektronen mitbewegen, bleibt die Anziehung erhalten.</p> <p>Wärmeleitfähigkeit Die frei beweglichen Elektronen in einem Metallgitter nehmen leicht die Wärme aus der Umgebung auf. Durch Stöße leiten sie diese weiter. Metalle weisen eine gute Wärmeleitfähigkeit auf.</p> 	<p>Die Elektronenpaarbindung Flüchtige Stoffe bestehen aus Molekülen. In diesen sind zwei oder mehrere Atome über Elektronenpaarbindungen verbunden. Bei der Elektronenpaarbindung werden die Außenelektronen zweier Atome gemeinsam genutzt, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Jeweils zwei Elektronen bilden dabei eine Bindung.</p> <p>Eigenschaften Da die Moleküle durch die Elektronenpaarbindung nach außen hin ungeladen bleiben, sind auch die Anziehungskräfte zwischen den Stoffteilchen gering. Die Folge sind niedrige Siede- und Schmelztemperaturen sowie die fehlende elektrische Leitfähigkeit.</p> <p>Kugelwolkenmodell – ME Um die Geometrie von Molekülen zu bestimmen, kann das Kugelwolkenmodell angewandt werden. Dabei überlappen einfach besetzt Kugelwolken zweier Atome zu einer Elektronenpaarbindung.</p> 	<p>Die Ionenbindung Salzkristalle sind aus Ionengittern aufgebaut. In diesem sind die Ionen fest an ihre Plätze gebunden, sodass sie nicht zur elektrischen Leitfähigkeit beitragen können. Die ungleichnamig geladenen Ionen ziehen sich stark an, so dass Salze hohe Schmelz- und Siedetemperaturen aufweisen. Die Sprödigkeit kommt daher, dass bei einem Bruch im Kristallgitter positiv und negativ geladene Ionen aufeinandertreffen und sich abstoßen.</p> <p>Ionenbildung Salze bilden sich bei der Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall. Bei der Reaktion gehen ein oder mehrere Elektronen vom Metall-Atom auf das Nichtmetall-Atom über. Es entstehen positiv geladene Metall-Ionen und negativ geladene Nichtmetall-Ionen.</p> 

Chemische Bindungen im Überblick

Stoffklasse	Salze	Flüchtige Stoffe	Metalle
Bindungsart	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung	Metallbindung
Beispiel	Kupferchlorid	Iod	Aluminium
Kleinste Teilchen	positiv und negativ geladene Ionen Cu ²⁺ und Cl ⁻ -Ionen	Moleküle	positiv geladene Metall-Ionen und frei bewegliche Elektronen
Bindung durch ...	Anziehung der entgegengesetzt geladenen Ionen	Anziehung zwischen gemeinsamen Elektronenpaaren und Atomkernen	Anziehung zwischen Metall-Ionen und freien Elektronen
Dabei entstehen ...	Ionengitter 	Moleküle 	Metallgitter 
Schmelz- und Siedetemperaturen	hohe Schmelz- und Siedetemperaturen	Niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen Bei Raumtemperatur meist Gase oder Flüssigkeiten	hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
Löslichkeit in Wasser	oft gut in Wasser löslich	Viele Molekülverbindungen sind schlecht in Wasser löslich.	Metalle sind unlöslich in Wasser.
Verformbarkeit	hart, spröde und nicht verformbar	unterschiedlich	meist gute Verformbarkeit
Elektrische Leitfähigkeit	Salzlösungen und Salzschnmelzen leiten den elektrischen Strom. Feste Salze sind Nichtleiter.	Molekülverbindungen sind Nichtleiter.	Metalle sind elektrische Leiter.

Hauptgruppen

Hauptgruppen-Name	Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Borgruppe	Kohlenstoff-Silicium-Gruppe	Stickstoff-Phosphor-Gruppe	Chalkogene	Halogene	Edelgase
Hauptgruppen (HG)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
IUPAC-Gruppe	1	2	16	14	15	16	17	18
Periode 1.	1,01u H 1 Wasserstoff 1 2,2	16,00u O 8 Sauerstoff -2,-1 3,4						4,00u He 2 Helium --
2.	6,94u Li 3 Lithium 1 1,0	9,01u Be 4 Beryllium 1,6	10,81u B 5 Bor 2,0	12,01u C 6 Kohlenstoff -4...4 2,5	14,01u N 7 Stickstoff -3...5 3,0	16,00u O 8 Sauerstoff -2,-1 3,4	19,00u F 9 Fluor -1 4,0	20,18u Ne 10 Neon --
3.	22,99u Na 11 Natrium 1 0,9	24,31u Mg 12 Magnesium 1,3	26,98u Al 13 Aluminium 1,6	28,09u Si 14 Silicium 1,9	30,97u P 15 Phosphor ±3, 5 2,2	32,07u S 16 Schwefel ±2, 6 2,6	35,45u Cl 17 Chlor ±1 3,2	39,95u Ar 18 Argon --
4.	39,10u K 19 Kalium 1 0,8	40,08u Ca 20 Calcium 1,0	69,72u Ga 31 Gallium 1,8	72,64u Ge 32 Germanium 2,0	74,92u As 33 Arsen ±3, 5 2,2	78,96u Se 34 Selen -2,4,6 2,6	79,96u Br 35 Brom ±1, 5 3,0	83,80u Kr 36 Krypton --
5.	85,47u Rb 37 Rubidium 1 0,8	87,82u Sr 38 Strontium 1,0	114,82u In 49 Indium 1,8	118,71u Sn 50 Zinn 4, 2 2,0	121,76u Sb 51 Antimon ±3, 5 2,1	127,60u Te 52 Tellur -2,4,6 2,1	126,90u I 53 Iod ±1,5,7 2,7	131,29u Xe 54 Xenon --