

KURT HAIM, JOHANNA LEDERER-GAMBERGER
ILLUSTRIERT VON KLAUS MÜLLER

Anorganische CHEMIE macchiato

CARTOONKURS FÜR SCHÜLER UND STUDENTEN



Chemland sucht den Edelgas-Star

4



Atomverbände

Chemland sucht den Edelgas-Star



Atome kommen in unserer Umwelt selten einzeln vor, sondern schließen sich meist zu **Verbänden** zusammen. Der Grund dafür ist schnell erklärt:

Einzelne Atome sind sehr instabile und damit reaktionsfreudige Teilchen, da sie als Singles einen sehr hohen energetischen Zustand einnehmen. Grundsätzlich gilt: je energieärmer, desto stabiler! Stabilität, also einen energieärmeren Zustand, erreichen Atome, indem sie mit anderen Atomen einen Verband eingehen.

Entsteht ein neuer Atomverband, kommt es vor allem zu einer neuen Verteilung der Außenelektronen. Und gerade durch diese Umverteilung der Valenzelektronen können energieärmere, also stabilere Zustände entstehen. Bei dieser Umverteilung der Valenzelektronen streben die Elemente oft danach, wie die Edelgase **acht Valenzelektronen** zu besitzen. Dieses Bestreben nennt man übrigens auch „**Oktettregel**“ (Okta; griech. acht).

Metallatome erreichen den Oktettzustand stets durch **Abgabe** all ihrer Valenzelektronen.

Nichtmetallatome erreichen den Oktettzustand stets durch **Aufnahme** von Valenzelektronen.

Die Kräfte, die die Teilchen in einem Verband zusammenhalten, resultieren fast immer aus Anziehungskräften zwischen entgegengesetzten Ladungen. Eine Ausnahme ist nur die Atombindung. Bei allen anderen Bindungstypen halten die Teilchen zusammen, weil sich positive und negative Ladungen anziehen!

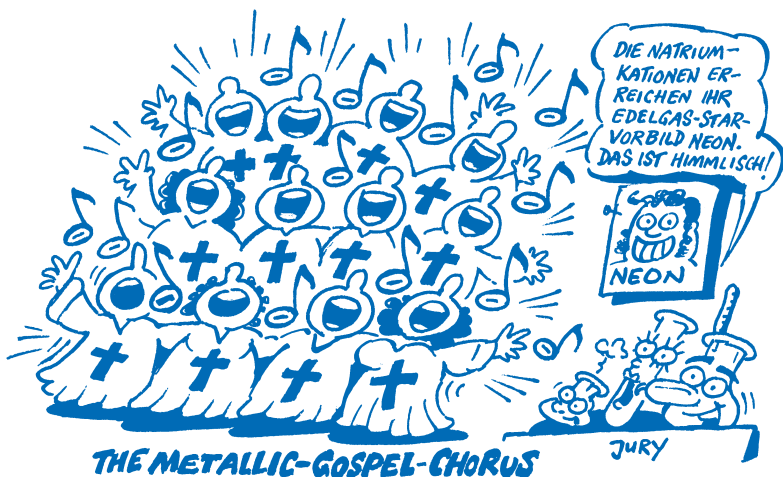
Wenn nun Atome die Möglichkeit haben, einen Teilchenverband einzugehen, dann entscheiden vor allem die Elektronegativitätsunterschiede zwischen den Partnern, welcher von vier möglichen Verbänden eingegangen wird. Die Zuordnung eines Atoms zu Metall oder Nichtmetall ermöglicht hier allgemeine Voraussagen:

Bindungstyp	Partner	Bezeichnung des Verbands
Metallische Bindung	Metall- und Metallatome	Metallgitter
Ionenbindung	Metall- und Nichtmetallatome	Ionengitter
Atom- oder auch kovalente Bindung	Nichtmetall- und Nichtmetallatome	Molekül
Komplexbindung	Metallatome und Moleküle oder Ionen	Komplex

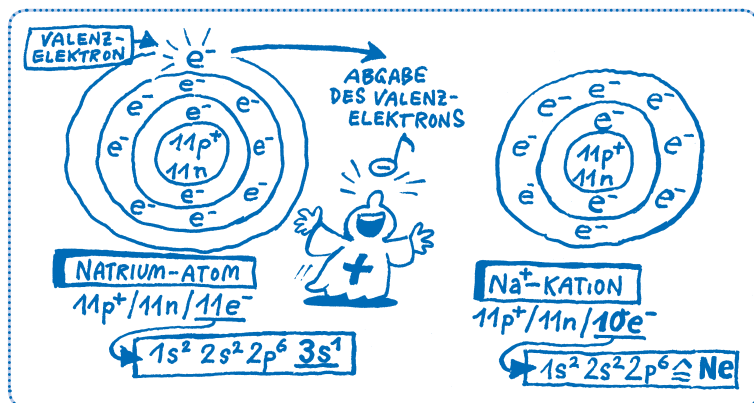


Die metallische Bindung

Kehren wir nun zurück zu unserem Wettbewerb, wo es darum geht, die „Edelgas-Stars“ möglichst perfekt nachzuahmen. Die ersten, die sich der Jury stellen, treten als „The Metallic-Gospel-Chorus“ auf. Sie bilden eine riesige Formation und bestechen durch ihr massives Auftreten.

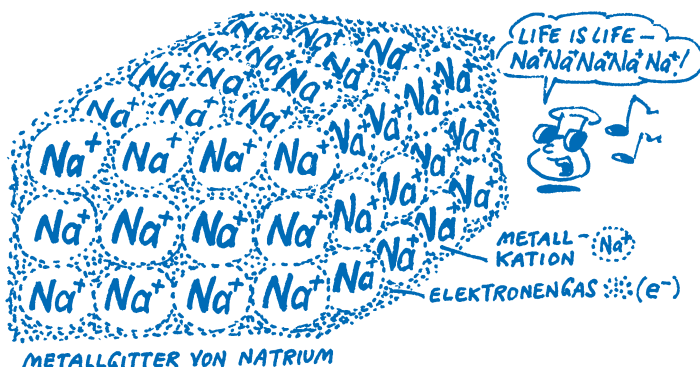


Die metallische Bindung entsteht zwischen Partnern mit ähnlich niedriger Elektronegativität – also zwischen Metallatomen. Gehen solche Atome einen Verband ein, geben sie all ihre Valenzelektronen ab und verlieren so ihre äußere Schale. Die nächst tiefer liegende Schale entspricht der eines Edelgases, womit der Oktettregel Genüge getan wurde und die Teilchen nun stabiler sind als vorher.



Die Valenzelektronen werden bei diesem Vorgang abgegeben und sind keinem bestimmten Atom mehr zugeordnet. Sie können sich zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen nahezu frei bewegen. Daher nennt man diese Elektronen auch „**Elektronengas**“. Sie sind verantwortlich für die gute elektrische Leitfähigkeit und auch die Wärmeleitfähigkeit von Metallen.

Durch die Elektronenabgabe erlangen die Atome allesamt eine positive Ladung – es entstehen somit Metallkationen. Zusammengehalten werden die Metallkationen durch die Anziehung mit den zwischen den Ionen befindlichen negativ geladenen Elektronen. Den dreidimensionalen Teilchenverband nennt man auch „**Metallgitter**“.



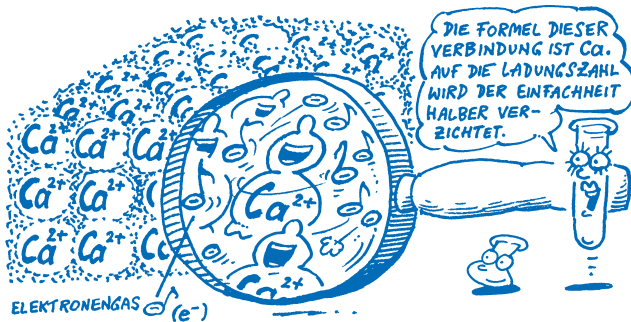
Bei der Kationenbildung können bei den Hauptgruppenelementen immer sämtliche Valenzelektronen abgegeben werden. Die Ladungszahl entspricht somit immer genau der Einerstelle der Gruppennummer!

	Chemische Symbole der Metalle	Kationen im Metallverband
1. Hauptgruppe:	Li, Na, K	Li^+ , Na^+ , K^+
2. Hauptgruppe:	Be, Mg, Ca	Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+}
13. Hauptgruppe:	B, Al, Ga	B^{3+} , Al^{3+} , Ga^{3+}

Bei den Nebengruppenelementen spielt die Oktettregel keine so große Rolle mehr und die Elemente können unterschiedlich viele ihrer Außenelektronen abgeben. Meist sind sie zweifach positiv geladen.

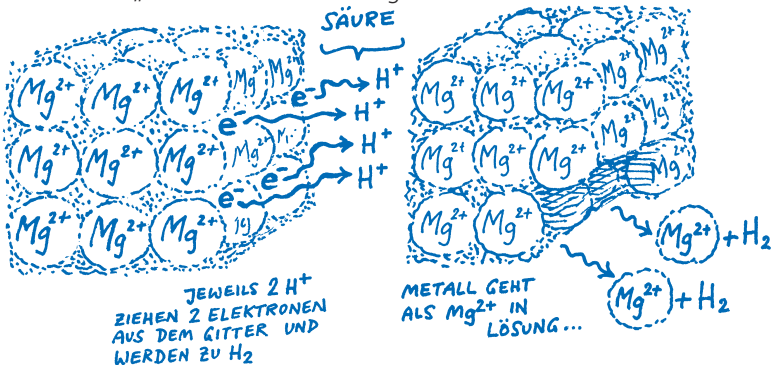
Die Zusammensetzung eines Metallgitters gibt man mithilfe einer **chemischen Formel** an. Die chemische Formel beschreibt dabei immer die kleinstmögliche Einheit eines Teilchenverbands.

Da ein Reinmetall aus lauter gleichen Metallatomen aufgebaut ist, steht das chemische Symbol gleichzeitig auch für die Formel des Stoffs.



Auflösung eines Metallgitters

So stabil ein Metallgitter auch ist, es kann durch Säuren auch wieder zerstört werden. Für diesen Vorgang sind vor allem die H^+ -Ionen verantwortlich, die von den Säuren gebildet werden. Diese H^+ -Ionen können die Elektronen aus dem Metallgitter herausreißen und für sich zur Bildung von H_2 -Gas in Anspruch nehmen. Somit stehen sich im Metallgitter gleich geladene Metallkationen gegenüber, die sich nun abstoßen und einzeln in Lösung gehen. Handelt es sich hierbei um Metallkationen der Hauptgruppenelemente, können diese mit Licht nicht mehr wechselwirken, wodurch die Lösung immer farblos und durchsichtig erscheint. → „Das Metall hat sich aufgelöst“.





Somit können für Metallatome folgende Zustände existieren:

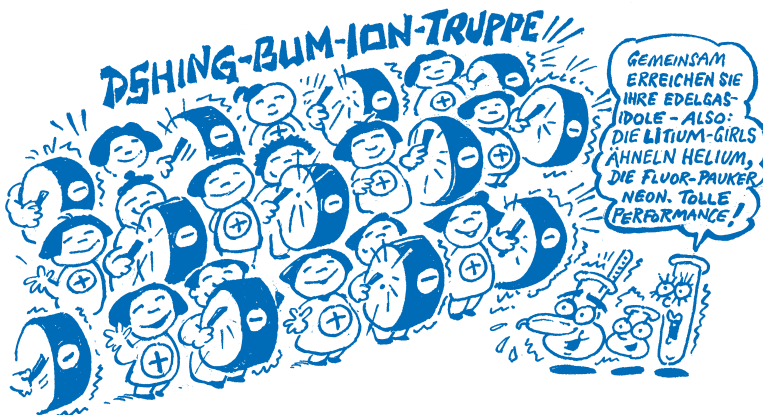
Liegen Metallkationen im Metallgitter vor, spricht man vom **metallischen Zustand** und sie besitzen typische metallische Eigenschaften wie Glanz, Härte, Leitfähigkeit etc.

Sind Metallkationen in einer Flüssigkeit einzeln frei beweglich, spricht man vom **aufgelösten** oder **ionisierten Zustand** und sie besitzen keine typisch metallischen Eigenschaften mehr.

Spricht ein Mediziner davon, dass in einem lebenden Organismus Metalle eine wichtige biologische Funktion erfüllen, wie z.B. Eisen im Blut, dann liegen diese Metalle stets im ionisierten Zustand vor.

Die Ionenbindung

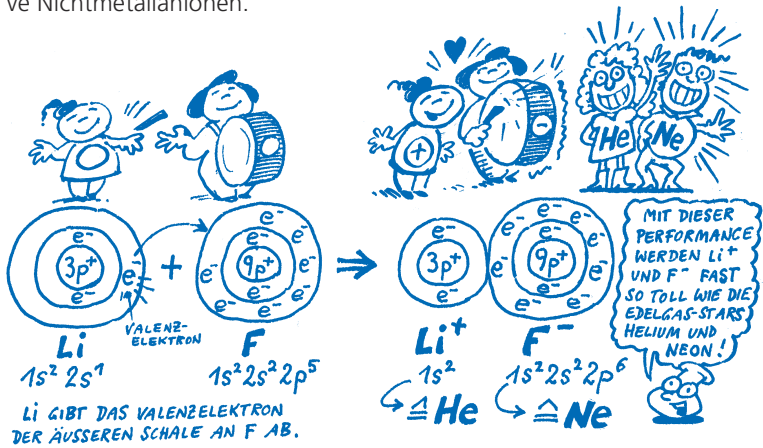
Der zweite Beitrag zu unserem Wettbewerb stammt von der chinesischen „Pshing-Bum-Ion-Trommel-Truppe“. Sie bilden wie der Metallic-Gospel-Chorus ein riesenstarkes Team. Anders als beim ersten Beitrag musizieren in der Trommeltruppe zwei verschiedene Musikertypen.



Ionenbindung entsteht zwischen Partnern mit stark unterschiedlicher Elektronegativität. Der Unterschied in der Elektronegativität beträgt dabei mehr als 1,8 ($\Delta EN > 1,8$).

Ionenverbindungen entstehen somit zwischen Metall- und Nichtmetallatomen. Während der Zusammenlagerung geben die Metallatome ihre Valenzelektronen an die Nichtmetallatome ab. Durch diese Elektronen-

Übertragung entstehen gleichzeitig positive Metallkationen und negative Nichtmetallanionen.

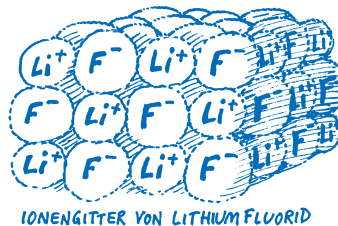


So erreichen beide Atome als **Ionen** einen Edelgaszustand!

Lithium besitzt immer drei Protonen im Kern. Durch die Abgabe des einen Valenzelektrons hat es nur noch zwei Elektronen. Es entsteht ein einfach positiv geladenes Ion – ein **Kation**. Mit diesen zwei Elektronen besitzt das Li dieselbe Elektronenkonfiguration wie Helium.

Fluor, mit seinen neun Protonen im Kern, besitzt durch die Aufnahme eines Elektrons plötzlich zehn Elektronen. Somit wird es ein einfach negativ geladenes Ion – ein **Anion**. Mit seinen zehn Elektronen entspricht dies der Elektronenkonfiguration des Edelgases Neon.

Man darf jedoch nicht annehmen, dass sich bei der Ionenbindung immer nur ein Kation mit einem Anion verbindet. Da die entstehenden Ladungen räumlich nach allen Seiten wirken, bilden die Ionen einen dreidimensionalen Verband, ein **Ionengitter**. Ionenverbindungen werden allgemein auch als **Salze** bezeichnet.



Damit die Atome in der Ionenbindung Edelgaskonfiguration erreichen, gibt es für Metall- und Nichtmetallatome unterschiedliche Strategien:

Metallatome geben immer all ihre Valenzelektronen ab!
(Ladungszahl = Gruppennummer)

Nichtmetallatome nehmen immer so viele Elektronen auf, dass sie auf acht Valenzelektronen kommen.
(Ladungszahl = Gruppennummer minus acht)



Gruppe	Zuordnung	Elemente	Ladung	Beispiele
1	Metalle	Li, Na, K	Einfach positiv	Li^+ , Na^+
2	Metalle	Be, Mg, Ca	Zweifach positiv	Be^{2+} , Mg^{2+}
13	Metalle	B, Al, Ga	Dreifach positiv	B^{3+} , Al^{3+}
14	Metalle	Sn, Pb	Vierfach positiv	Sn^{4+} , Pb^{4+}
14	Nichtmetalle	C	Vierfach negativ	C^{4-}
15	Nichtmetalle	N, P	Dreifach negativ	N^{3-} , P^{3-}
16	Nichtmetalle	O, S	Zweifach negativ	O^{2-} , S^{2-}
17	Nichtmetalle	F, Cl	Einfach negativ	F^- , Cl^-

Nomenklatur (Namensgebung) von Salzen

An den deutschen Namen des Metallatoms hängt man den lateinischen Namen (meist gekürzt) des Nichtmetallatoms und die Endung -id an.

Symbol	Bezeichnung	Symbol	Bezeichnung
F^-	Fluorid	S^{2-}	Sulfid
Cl^-	Chlorid	N^{3-}	Nitrid
Br^-	Bromid	O^{2-}	Oxid
I^-	Iodid	C^{4-}	Carbid
P^{3-}	Phosphid	OH^-	Hydroxid

Wie bei der Metallbindung beschreibt die Formel einer Ionenverbindung die kleinste Einheit des Verbands. Am einfachsten geht dies, wenn nur das Mengenverhältnis von Kationen und Anionen im Verband angegeben wird.

Welches Verhältnis die Metalle mit den Nichtmetallen eingehen, ergibt sich aus der Bedingung, dass die Summe der Ladungszahlen der Ionen null sein muss!

Um anhand des Namens eines Salzes die Formel zu ermitteln, geht man wie folgt vor:



- Als Erstes ermittelt man die Symbole der beteiligten Atome!
- Danach schreibt man die Ladungszahl der Ionen an!
- Zuletzt muss man mit einem tiefergestellten Index das Verhältnis der Ionen so hinbekommen, dass genauso viele positive wie negative Ladungen vorhanden sind. Für eine bessere Übersichtlichkeit verzichtet man allerdings in der Formel auf die Ladungen.

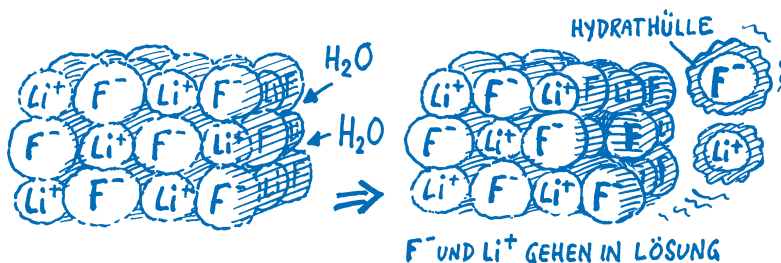
Name	Kation	Anion	Formel
Calciumchlorid	Ca^{2+}	Cl^-	CaCl_2
Calciumoxid	Ca^{2+}	O^{2-}	CaO
Natriumsulfid	Na^+	S^{2-}	Na_2S
Aluminiumoxid	Al^{3+}	O^{2-}	Al_2O_3

Die Formeln beschreiben das Mengenverhältnis zwischen den Ionen im Verband. Beim Calciumchlorid kommen also zwei Chloridionen auf ein Calciumion. Durch dieses Verhältnis ist das Salz nach außen neutral.

Löslichkeit von Salzen in Wasser

So stabil eine Ionenbindung auch ist, lässt sich dieser Verband relativ leicht durch Wasser wieder auflösen. Beim Lösevorgang umgeben die Wassermoleküle die Ionen des Salzkristalls. Diesen Vorgang nennt man in der Fachsprache **Hydratisierung**. Dabei gehen die Anziehungskräfte

zwischen den Kationen und Anionen verloren und die einzelnen hydratisierten Ionen können sich frei in der Lösung bewegen. Einzelne Ionen sind nun für das Auge nicht mehr sichtbar. „Das Salz hat sich aufgelöst.“



Hydrathülle: Wassermoleküle, die das Ion umlagern

Hydratisierung: Bildung einer Hydrathülle um ein Ion

Hydratisierte Ionen werden oft auch mit aq (lat. *aqua*, Wasser) gekennzeichnet, z.B. Na^+ (aq) bzw. Cl^- (aq).



Je nach Aussehen einer Salzlösung kann man sowohl die Vollständigkeit der Auflösung einschätzen als auch eine Voraussage treffen, welche Metallionen hydratisiert sind.

- **Klare** (durchsichtige) Salzlösung = vollständig aufgelöstes Salz
- **Trübe** Salzlösung = unvollständig aufgelöst: Trifft Licht auf feste Partikel, die sich nicht aufgelöst haben, wird der Lichtstrahl gestreut.
- **Farblose** Salzlösung: Licht kann mit den hydratisierten Ionen nicht wechselwirken und tritt ungehindert hindurch. Dies trifft vor allem für die Hauptgruppenelemente zu.
- **Farbige** Salzlösungen: Hydratisierte Ionen aus den Nebengruppen können sichtbares Licht absorbieren und erscheinen deshalb farbig.

Copyright

Daten, Texte, Design und Grafiken dieses eBooks, sowie die eventuell angebotenen eBook-Zusatzdaten sind urheberrechtlich geschützt. Dieses eBook stellen wir lediglich als **persönliche Einzelplatz-Lizenz** zur Verfügung!

Jede andere Verwendung dieses eBooks oder zugehöriger Materialien und Informationen, einschließlich

- der Reproduktion,
- der Weitergabe,
- des Weitervertriebs,
- der Platzierung im Internet, in Intranets, in Extranets,
- der Veränderung,
- des Weiterverkaufs und
- der Veröffentlichung

bedarf der **schriftlichen Genehmigung** des Verlags. Insbesondere ist die Entfernung oder Änderung des vom Verlag vergebenen Passwortschutzes ausdrücklich untersagt!

Bei Fragen zu diesem Thema wenden Sie sich bitte an: info@pearson.de

Zusatzdaten

Möglicherweise liegt dem gedruckten Buch eine CD-ROM mit Zusatzdaten bei. Die Zurverfügungstellung dieser Daten auf unseren Websites ist eine freiwillige Leistung des Verlags. **Der Rechtsweg ist ausgeschlossen.**

Hinweis

Dieses und viele weitere eBooks können Sie rund um die Uhr und legal auf unserer Website herunterladen:

<http://ebooks.pearson.de>