

# Bindungsarten und ihre Eigenschaften

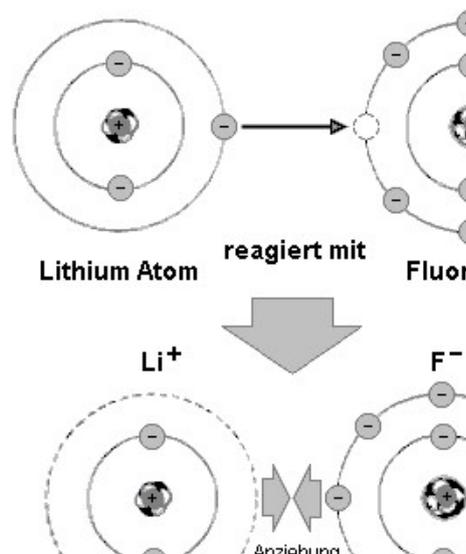
Atome sowohl desselben als auch verschiedener chemischer Elemente können sich miteinander verbinden. Dabei entstehen neue Stoffe, die im Allgemeinen völlig andere Eigenschaften haben als die einzelnen Elemente. Im Wesentlichen gibt es drei verschiedene Arten von chemischen Bindungen; welche davon auftritt, hängt vor allem davon ab, ob es sich bei den Elementen um Metalle oder Nichtmetalle handelt:

- ein Metall geht mit einem Nichtmetall im Allgemeinen eine Ionenbindung ein, es entsteht ein sogenanntes Salz
- Metallatome untereinander gehen eine Metallbindung ein
- Nichtmetalle untereinander gehen im Allgemeinen eine Atombindung ein

Diese drei Bindungsarten werden im Folgenden genauer vorgestellt.

## 1. Ionenbindung

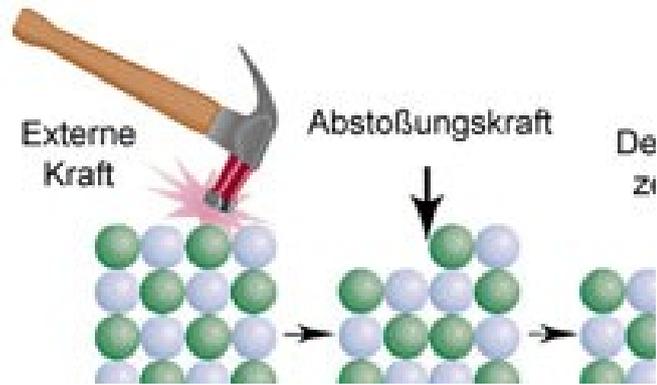
Die Atome mancher Elemente (insbesondere Metalle) halten ihre äußersten Elektronen nur sehr schwach fest, die Atome anderer Elemente (insbesondere Halogene, aber auch andere Nichtmetalle) ziehen dagegen sogar noch zusätzliche Elektronen an. Treffen also Atome von zwei solchen unterschiedlichen Elementen aufeinander, so gehen Elektronen vom einen Atom auf das andere über, es bilden sich also Kationen und Anionen (meist im Edelgaszustand, also mit komplett gefüllten äußeren Schalen). Diese sind elektrisch unterschiedlich geladen, ziehen sich also an.



Treffen viele solcher Atome zusammen, so bildet sich ein dreidimensionales „Kristallgitter“ aus, in dem die unterschiedlichen Atome abwechselnd sitzen und sich alle gegenseitig durch ihre elektrischen Anziehungskräfte zusammen halten (siehe auch das Bild weiter unten).

### Eigenschaften:

- Wegen der starken elektrischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen haben alle Salze hohe Schmelztemperaturen und sind sehr hart.
- Wirkt auf einen Salzkristall eine Kraft, so verschieben sich die Ionen leicht gegeneinander. Dadurch kommen sich dann jeweils die Kationen und die Anionen gegenseitig sehr nahe. Weil diese aber jeweils gleich geladen sind, stoßen sie sich elektrisch ab, der Kristall bricht also auseinander. Deswegen sind die meisten Salze sehr spröde. (siehe Bild nächste Seite!)



- Da die Elektronen stark an die einzelnen Atome bzw. Ionen gebunden sind, können sie sich kaum bewegen; deswegen leiten (feste) Salze den elektrischen Strom nur sehr schlecht. Werden Salze dagegen geschmolzen oder (z. B. in Wasser) gelöst, so können sich die Ionen relativ frei bewegen, deswegen leiten solche Schmelzen und Lösungen dann den elektrischen Strom gut.

### Schreibweise:

Gibt man Ionen einzeln an, so schreibt man für sie jeweils ihr chemisches Elementsymbol und rechts oben daran die elektrische Ladung, zum Beispiel  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ga}^{3+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ . Gibt man dagegen die Zusammensetzung eines Salzes als Ganzes an, so schreibt man die Ladung der einzelnen Bestandteile im Allgemeinen nicht mit hin, zum Beispiel  $\text{LiF}$ ,  $\text{NaCl}$ . Was man aber angeben muss, ist, in welchem Verhältnis die Elemente in dem Salz vorkommen – deshalb nennt man dies die Verhältnisformel. Verbinden sich beispielsweise Magnesium-Kationen mit Fluor-Anionen zum Salz Magnesiumfluorid, so braucht man für jeweils ein Magnesium-Ion (zweifach positiv geladen) jeweils zwei Fluor-Ionen (einfach negativ geladen), damit die Verbindung insgesamt elektrisch neutral ist. Man schreibt dafür dann  $\text{MgF}_2$  (Einsere schreibt man nicht hin). Entsprechend schreibt man für eine Verbindung von Lithium mit Sauerstoff dann beispielsweise  $\text{Li}_2\text{O}$ , da man pro Sauerstoff-Anion jeweils zwei Lithium-Kationen braucht, damit die Verbindung elektrisch neutral ist. Bei jedem Salz schreibt man dabei immer zuerst das Metall, dann das Nichtmetall.

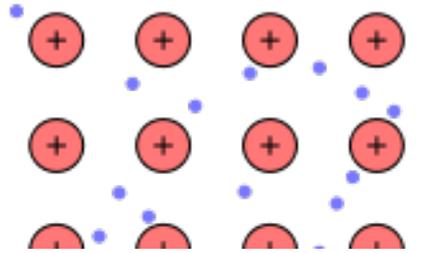
Der Name von Salzen setzt sich immer aus dem Namen des Metalls, gefolgt von dem Namen des Nichtmetalls und einem „id“ am Schluss zusammen. Kommt ein Element im Salz in doppelter Häufigkeit vor, so setzt man oft davor noch ein „di“, kommt es dreimal vor, ein „tri“ (usw.: tetra, penta, ... braucht man kaum; in seltenen Fällen schreibt man vor Elementen, die nur einfach vorkommen, „mono“). Außerdem gibt es noch einige wenige Sonderfälle: bei Verbindungen mit Sauerstoff spricht man von einem **Oxid**, bei Stickstoff **Nitrid**, bei Schwefel **Sulfid**. Ist die Ladung des Kations nicht eindeutig (das kommt vor allem bei Nebengruppenelementen wie z. B. Eisen vor), so schreibt man sie als römische Zahl dazu. Beispiele:

- $\text{LiF}$ : Lithiumfluorid
- $\text{NaCl}$ : Natriumchlorid
- $\text{MgF}_2$ : Magnesium(di)fluorid
- $\text{FeBr}_3$ : Eisen(III)bromid
- $\text{CO}$ : Kohlen(stoff)mon(o)oxid (*dieser Stoff ist aber kein Salz, sondern besteht aus Molekülen! siehe unten*)
- $\text{FeS}$ : Eisen(II)sulfid
- $\text{Li}_2\text{O}$ : (Di)lithiumoxid

## 2. Metallbindung

Treffen viele Metallatome zusammen, die alle ihre äußeren Elektronen sehr leicht abgeben können, so können sich die Elektronen sehr leicht von einem Atom zu einem benachbarten bewegen. Es bildet sich ein Elektronengas, in welches die Atomrümpfe (Metallkationen mit den restlichen Elektronen), eingebettet sind. Die Atomrümpfe haben zu wenig Elektronen, sind also positiv geladen und werden durch die elektrische Anziehung der Elektronen zusammen gehalten. Ähnlich wie bei Salzen hat man hier

also auch ein Ionengitter – allerdings nur aus Kationen, und die Zwischenräume des Gitters sind mit Elektronen „ausgefüllt“.



#### Eigenschaften:

- Wegen der starken elektrischen Anziehung zwischen den Kationen und den Elektronen sind Metalle meist hart und haben eine hohe Schmelztemperatur.
- Wirkt auf ein Metall eine Kraft, so verschieben sich die Kationen gegeneinander. Die Elektronen bewegen sich aber mit; zwischen den Kationen bleiben also immer Elektronen. Im Gegensatz zu Salzen bleibt es hier also bei einer elektrischen Anziehung, es kommt zu keiner Abstoßung. Deshalb sind Metalle nicht spröde, sondern (mehr oder weniger leicht) verformbar.
- Wegen der leichten Beweglichkeit der Elektronen sind Metalle auch gute Leiter für den elektrischen Strom. Nimmt die Temperatur allerdings zu, so schwingen die Atomrümpfe immer mehr um ihre Ruhelage, was die Fortbewegung der Elektronen behindert (diese stoßen dann häufiger mit den Atomrümpfen zusammen). Deswegen nimmt die elektrische Leitfähigkeit von Metallen mit zunehmender Temperatur ab.
- Weil die Atomrümpfe sehr dicht gepackt sind (und auch wegen der frei beweglichen Elektronen) leiten Metalle auch Wärme leicht: die Schwingungen (Bewegungsenergie) der Atome werden leicht von einem zum nächsten übertragen
- In der Natur kommen die meisten Metalle nicht als Element vor, sondern nur als Verbindungen (typisch: Oxide und Sulfide). Nur die sogenannten „Edelmetalle“ (Silber, Gold, Platin, ...) gehen eher schlecht Verbindungen ein und kommen deshalb auch in Reinform vor.
- Es gibt auch Metalle, bei denen im Metallgitter Kationen verschiedener Elemente sitzen. Bei solchen Verbindungen verschiedener Metalle spricht man von „Legierungen“. Im Gegensatz zu Salzen können die einzelnen Elemente in Legierungen in nahezu beliebigen Verhältnissen vorkommen. Man schreibt deshalb oft den (Massen-)Anteil in % dahinter: CuZn 37 besteht beispielsweise zu 63% aus Kupfer, zu 37% aus Zink.

### 3. Atombindung

Bei der Ionenbindung sind die Elektronen alle jeweils nur auf ein Atom/Ion beschränkt; man nennt sie „lokalisiert“. Bei der Metallbindung können sich die (Valenz-)Elektronen dagegen relativ frei durch das gesamte Metall bewegen und sind nicht an ein festes Atom gefunden; man spricht dann von „komplett delokalisierten“ Elektronen. Die Atombindung (auch kovalente Bindung, Elektronenpaarbindung oder molekulare Bindung genannt) ist ein Mittelding dazwischen (und vor allem zwischen Nichtmetallen üblich): Zwei (oder in seltenen Fällen auch mehr) benachbarte Atome teilen sich ein oder mehrere (Valenz-)Elektronen, die sich also dann um beide Kerne bewegen. Ein solcher Verbund von Atomen wird Molekül genannt; er wird durch die elektrischen Anziehungskräfte zwischen den geteilten Elektronen und den Atomkernen zusammen gehalten.

Um zu verstehen, welche Valenzelektronen der Atome zur Bindung beitragen, muss man sich zunächst anschauen, wie sich die Valenzelektronen in einem einzelnen Atom anordnen. (Wir betrachten hier nur Atome bis maximal  $Z = 20$ ; danach wird's wegen der Nebengruppen deutlich komplizierter...) Die ersten vier Valenzelektronen eines Atoms ordnen sich jeweils einzeln rund um das Atom an (ungepaarte Elektronen, als Punkt geschrieben), so schreibt man z. B. ein Kohlenstoff-Atom folgendermaßen:



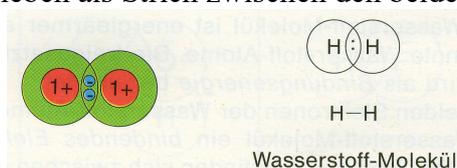
Ab dem fünften (Valenz-)Elektron bilden sich Elektronenpaare (als Strich geschrieben); so schreibt man z. B. ein Sauerstoff-Atom folgendermaßen:



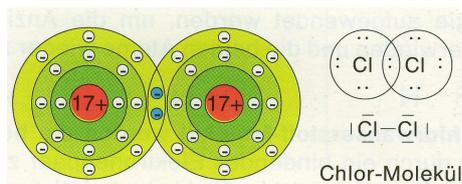
Nur die ungepaarten Elektronen können jeweils zu einer Bindung mit einem anderen Atom beitragen; es bilden sich dabei wieder Elektronenpaare, sogenannte bindende Elektronenpaare, die als Strich zwischen den Elementensymbolen geschrieben werden. Die restlichen Elektronenpaare nennt man dementsprechend nichtbindend. Diese Darstellung von Molekülen nennt man ihre Strukturformeln oder Lewis-Formeln.

Beispiele:

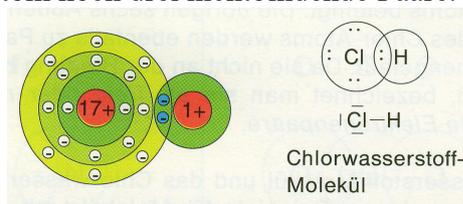
- ein einzelnes Wasserstoff-Atom hat nur ein Elektron, das ist also logischerweise ungepaart und wird als Punkt geschrieben:  $\text{H}\cdot$
- ein einzelnes Chlor-Atom hat sieben Valenzelektronen; sechs davon bilden drei Paare, das siebte ist ungepaart:  $\cdot \bar{\text{Cl}} \cdot$
- Verbinden sich zwei Wasserstoff-Atome zu einem Wasserstoff-Molekül, so bilden die beiden Elektronen ein Paar, geschrieben als Strich zwischen den beiden H-Atomen (Einfachbindung):



- Verbinden sich zwei Chlor-Atome zu einem Chlor-Molekül, so bildet wieder ein Elektronenpaar eine Einfachbindung; außerdem hat aber jedes Chlor-Atom noch jeweils drei nichtbindende Elektronenpaare:



- Verbindet sich ein Wasserstoff-Atom mit einem Chloratom, so hat man wiederum ein bindendes Elektronenpaar und am Chloratom noch drei nichtbindende Paare:



Viele Atome haben mehrere ungepaarte Elektronen und können deshalb auch mehrere Bindungen gleichzeitig eingehen, zum Beispiel Kohlenstoff, Stickstoff und Sauerstoff. Auch die räumliche Struktur eines Moleküls kann mit dieser Schreibweise grob dargestellt werden; so sind Wasser-Moleküle  $\text{H}_2\text{O}$  beispielsweise gewinkelt und werden auch dementsprechend dargestellt:

Molekül	Methan	Ammoniak	Wasser
	bindendes Elektronenpaar	nichtbindendes Elektronenpaar	
LEWIS-Formel	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{O}} \\   \\ \text{H} \end{array}$

Bisher wurden nur Einfachbindungen betrachtet; bei häufig auftretenden Stoffen wie z. B. Sauerstoff und Kohlendioxid treten aber pro Bindung jeweils zwei bindende Elektronenpaare auf (Doppelbindung), bei Stickstoff sogar drei Paare (Dreifachbindung). Vierfachbindungen sind nicht möglich,

Molekül	Sauerstoff	Stickstoff	Kohlenstoffdioxid
LEWIS-Formel	$\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}$	$ \text{N}\equiv\text{N} $	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$

Für Atombindungen gilt meist die sogenannte Oktettregel: Die gesamte Anzahl der Valenzelektronen pro Atom (nichtbindende Paare, und von den bindenden Paaren jeweils beide Elektronen mitgerechnet) ist in der Regel acht. (*Anmerkung: das entspricht im Wesentlichen der Edelgas-Konfiguration bei Salzen.*) Eine Ausnahme ist der Wasserstoff: dort sind es immer zwei Elektronen. **Beachte:** In einem Molekül verbinden sich immer **alle** ungepaarten Elektronen! (wenn nicht, hat man ein sogenanntes „Radikal“)

Neben dieser ausführlichen Schreibweise gibt es auch eine Kurzschreibweise, die Summenformel, in der nur jeweils angegeben wird, wie viele Atome jedes Elements ein Molekül jeweils enthält, in den Beispielen oben also: H<sub>2</sub>, HCl bzw. H<sub>2</sub>O. (Beachte: Bei Salzen und Metallen geben diese Zahlen nur die Verhältnisse zwischen den Elementen im Gitter an, hier direkt die Anzahl der Atome in einem Molekül!)

Als Faustregel kann man sich merken: H, O, N, Cl, Br, I, F kommen jeweils als zweiatomige Moleküle H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, ... in der Natur vor.

### Eigenschaften:

- Die meisten Stoffe, die aus Molekülen bestehen, sind Nichtleiter. (Ausnahmen: z. B. elektrisch leitende Kunststoffe)
- Je nach Größe der Moleküle und den Anziehungskräften zwischen ihnen sind die Stoffe fest, flüssig oder gasförmig:
  - Die allermeisten Stoffe, deren Moleküle aus zwei bis drei Atomen bestehen, sind bei Normalbedingungen Gase (Beispiele: Wasserstoff H<sub>2</sub>, Sauerstoff O<sub>2</sub>, Stickstoff N<sub>2</sub>, Kohlendioxid CO<sub>2</sub>).
  - Stoffe mit größeren Molekülen bzw. solchen, zwischen denen die Anziehungskräfte größer sind, liegen eher als Flüssigkeiten vor (Beispiele: Ethanol H<sub>5</sub>C<sub>2</sub>OH, aber auch Wasser H<sub>2</sub>O).
  - Es gibt auch Stoffe aus riesigen Molekülen (mit hunderten, tausenden oder mehr Atomen, z. B. organische Makromoleküle wie die DNA oder Ribosomen, aber auch Kunststoffe), die bei Normalbedingungen fest sind. Beim Erhitzen schmelzen diese Stoffe meist nicht, sondern zersetzen sich in ihre Bestandteile.

Außer diesen drei grundlegenden Bindungsarten gibt es auch Mischformen: beispielsweise können auch Moleküle Elektronen abgeben oder aufnehmen und dadurch zu einem Kation bzw. Anion werden. Also können auch Moleküle Bestandteile von Salzen sein. Beispiele:

- Das sogenannte Hydroxid-Molekül OH<sup>-</sup> ist ein Anion und kann sich mit Na<sup>+</sup>-Ionen zum Salz Natriumhydroxid (Natronlauge) verbinden.
- Die Molekül-Ionen NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>2-</sup> heißen Nitrate, Carbonate, Sulfate bzw. Phosphate, das Salz CaCO<sub>3</sub> heißt beispielsweise Calciumcarbonat.
- Es gibt auch komplexere Molekül-Ionen wie beispielsweise das Hexacyanoferrat [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup>:

