

## ELEKTRONENPAARBINDUNG

Diese Form der Atombindung hat verschiedene Namen: homöopolare, unpolare, unitarische, kovalente Bindung. Die gebräuchlichste Bezeichnung ist der Begriff der Elektronenpaarbindung. Sie kommt ausschließlich bei Verbindungen zwischen Nichtmetallen, also vorwiegend in der organischen Chemie und bei nicht-metallischen Gasen vor.

Die Bindungen zwischen den Atomen können auf drei verschiedene Weisen dargestellt werden:

Elektronenformel H:H Cl:Cl O::O N:::N

Valenzstrichformel H-H Cl-Cl O=O N°N

Summenformel H<sub>2</sub> Cl<sub>2</sub> O<sub>2</sub> N<sub>2</sub>

Bei der reinen Atombindung geht man von der abstrakten Vorstellung aus, dass bei den vorliegenden Bindungsverhältnissen der Moleküle die Atome durch Bildung eines gemeinsamen Elektronenpaares eine Edelgaskonfiguration erlangen. Das heißt aber, dass diese Edelgaskonfiguration nicht durch Auf- bzw. Abgabe von Elektronen entsteht, denn dann würde nur ein Atom die stabile äußere Schale erhalten. Vielmehr bilden bei der Atombindung beide Atome ein gemeinsames Elektronenpaar, ohne ein Elektron aufzunehmen oder abzugeben, was letztendlich zu einem Dipol werden würde. Die Elektronen bleiben so dem jeweiligen Atom erhalten.

Atombindungen treten nur zwischen Atomen auf, die einen mehr oder weniger elektronegativen Charakter besitzen, also zwischen Nichtmetallatomen. Den elektronegativen Charakter bezeichnet man auch als Elektronegativität. Dieser Begriff wurde von dem amerikanischen Chemiker Linus Pauling als Maß für die Anziehungskraft geprägt. Die Stärke der Anziehung hängt von der Ladung des Atomkerns und der Anzahl der Elektronenschalen der Atomhülle ab.

Es gibt aber auch Elemente, die eine fast gleiche Elektronegativität haben, wie z.B. Kohlenstoff

### Elektronegativität

Von allen Elementen ist Fluor das elektronegativste Element. Sein Wert wurde willkürlich auf 4,0 festgelegt. Die Elektronegativität sinkt in den einzelnen Gruppen des Periodensystems von oben nach unten, und sie wächst innerhalb einer Periode der Elemente von links nach rechts.

und Schwefel. Zwischen ihnen tritt dann auch eine reine Atombindung (S::C::S) auf. Dies wäre dann eine Doppelbindung.

Als Beispiel kann das Chlor-Atom dienen, das 7 Elektronen auf der Außenschale hat. Kommen zwei Chlor-Atome zusammen, dann nutzen sie das eine ungepaarte Elektron eines jeden Partners, um ein Elektronenpaar zu bilden. Nur diese Bindung wird dann mit Atombindung bezeichnet. Sie kann auch mehrere Elektronenpaare umfassen, dies hängt von der Wertigkeit der Elemente ab. Man bezeichnet dann die Bindung als Einfach-, Doppel-, Dreifach- oder Mehrfachbindung und die Anzahl der Bindungen als Bindigkeit. Einfachbindungen werden auch als „ $\sigma$ -Bindung“ bezeichnet, die zugehörigen Bindungselektronenpaare als „ $\sigma$ -Elektronenpaare“. Bei Mehrfachbindungen werden die Bindungen über die  $\sigma$ -Bindung hinaus als „ $\pi$ -Bindung“ bezeichnet. So verfügt die Dreifachbindung des Stickstoffes (N<sub>2</sub>, N°N) zum Beispiel über eine  $\sigma$ -Bindung und zwei  $\pi$ -Bindungen.

Die Atomorbitale überlappen sich bei der Atombindung. Es gilt das Prinzip der maximalen Überlappung. Die größtmögliche Überlappung tritt dann ein, wenn beide Atome sich auf der Symmetrieachse der Orbitale der Elektronen befinden.

### Freie Elektronenpaare

Elektronenpaare, die nur einem Atom alleine gehören, werden als freie, einsame oder nicht bindende Elektronenpaare bezeichnet.

Die meisten Schwimmbäder verwenden Chlor als Desinfektionsmittel für das Wasser. Der typische Schwimmbadgeruch entsteht durch die Reaktion von Chlor mit organischen Stoffen (Verschmutzungen) im Beckenwasser.

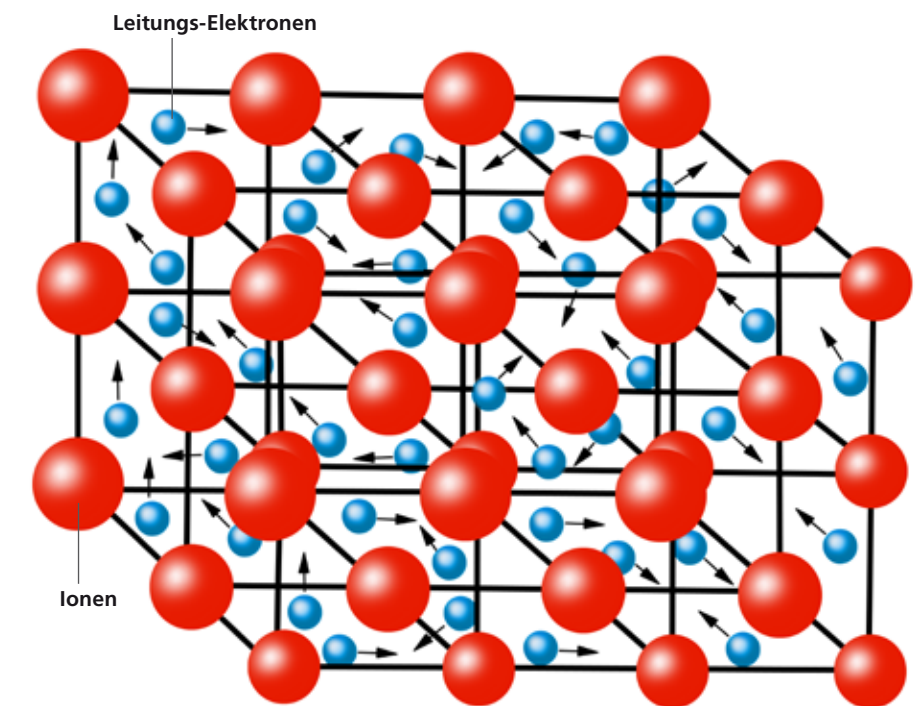
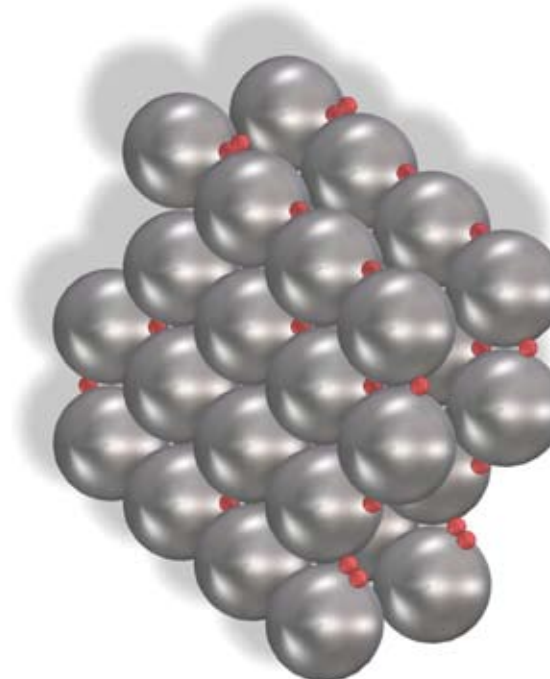


## METALLBINDUNG

Metallatome besitzen wenige Außenelektronen (1 bis 4 Außenelektronen) und es liegen – wie bei der Ionenbindung – keine gerichteten Kräfte vor, so dass sie miteinander keine gemeinsame Elektronenpaarbindung bilden und somit auch nicht auf diese Art eine stabile Elektronenkonfiguration erreichen können. Metallatome sind daher in einem Metallgitter angeordnet. Die Außenelektronen sind so locker gebunden, dass sie sich leicht verschieben lassen. Dadurch sind die Elektronen im Metallgitter frei beweglich. Die Gesamtheit der beweglichen Elektronen im Raum zwischen den Atomen bezeichnet man als Elektronengas.

Je nach Art des Metallgitters ist jedes Metallatom von acht oder zwölf Nachbarn umgeben. Die Zahl der jeweils umgebenden Nachbarn wird Koordinationszahl genannt. Im Gegensatz zur Atombindung wechseln die Elektronen im Metallgitter ständig ihren Partner. Das führt dazu, dass die Bindungen im Metallgitter auf alle benachbarten Atomkerne gleichmäßig wirken, weswegen sie deutlich weniger fest sind als die gerichteten Bindungen im Atomgitter.

Je weniger Valenzelektronen die Metallatome besitzen, desto niedriger ist ihr Schmelzpunkt. Der Schmelzpunkt von Metallen hängt jedoch außerdem von der Gitterkonstanten, d.h. von den Abständen der Metallionen im Gitter ab.



Die leichte Beweglichkeit des Elektronengases erzeugt den metallischen Charakter, allem voran die elektrische Leitfähigkeit der Metalle. Im Gegensatz zu der Leitfähigkeit von Salzen (in Lösungen) werden die Metalle beim Leiten von elektrischer Ladung nicht zersetzt. Denn es erfolgt ja nur eine Wanderung der Elektronen im Elektronengas, während das Metallionen-Gerüst erhalten bleibt. Leiter dieser Art werden „Leiter 1. Klasse“ genannt.

Die Metalle liegen in ihren Gitterstrukturen als kubisch-flächenzentrierte (z.B. Kupfer), hexagonal-dichteste (z.B. Magnesium) oder kubisch-raumzentrierte (z.B. Alkalimetalle) Kugelpackungen vor. Die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle wird durch die Beweglichkeit der Elektronen im Elektronengas ermöglicht. Durch das Elektronengas besitzen Metalle einen so genannten Metallglanz. Bei Ausübung von Druck lassen sich Metalle verformen, da die Atomrümpfe sich bei Einwirkung von größeren Kräften gegeneinander verschieben lassen. Sie verschieben sich innerhalb des Elektronengases, so dass die elektrostatische Anziehung als Bindungskraft jederzeit erhalten bleibt. Beim Erwärmen steigern sich die Schwingungen der Atomrümpfe im Metall. Daher sind Metalle gute Wärmeleiter. Beim Erhitzen können die Teilchenbewegungen so zunehmen, dass die Anziehungskräfte überwunden und die Atomrümpfe gegeneinander beweglich werden. In diesem Falle schmilzt das Metall.

### Metallbindung

Die Bindungsverhältnisse der Metalle kommen durch die elektrische Anziehung zwischen negativ geladenem Elektronengas und den positiv geladenen Atomrümpfen zustande. Das Metallgitter wird auch als Metallkristall bezeichnet, da es dem Ionengitter der Kristalle sehr ähnelt.