

Atommodell nach Niels Bohr

<https://www.youtube.com/watch?v=cG770N48Hzk>

Oktettregel

<https://www.youtube.com/watch?v=4LAKxGIC8UQ>

Ionenbindung

<https://www.youtube.com/watch?v=n6Dr3qY7c6M>

Ionen und Salze

<https://www.youtube.com/watch?v=fTcnELa-v88&list=RDCMUC146qqkUMTrn4nfSSOTNwiA&index=3>

Löslichkeit von Stoffen

<https://www.youtube.com/watch?v=EvqDernlcJA>

<https://www.youtube.com/watch?v=oO7Hd9FXOcg>

https://www.youtube.com/watch?v=Gr__MwxzBFk

<https://www.youtube.com/watch?v=O2ewhsFAArI>

Atombindung (Elektronenpaarbindung)

<https://www.youtube.com/watch?v=PsR-HRiGAzA&list=RDCMUC146qqkUMTrn4nfSSOTNwiA&index=2>

Metallbindung

https://www.youtube.com/watch?v=0bvldHVL_TU&list=RDCMUC146qqkUMTrn4nfSSOTNwiA&index=4

Fass zu jeder Überschrift den Inhalt mit Hilfe der Lernvideos und der Texte zusammen!

Ionenbindung

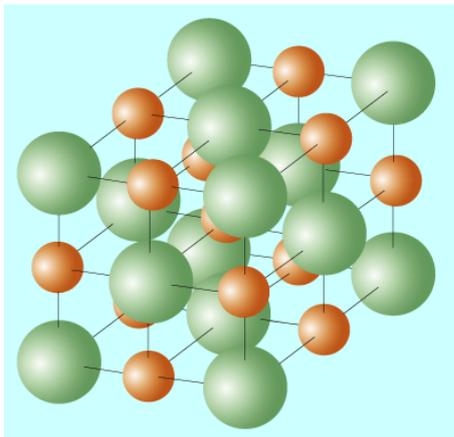
Die Ionenbindung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen hervorgerufen wird.

Bildung von Ionen

Alle Atome streben einen energetisch günstigen Zustand an, der durch eine abgeschlossene äußere Elektronenschale gegeben ist. Im Periodensystem haben aber nur die Atome der Edelgase diese stabile Besetzung. Alle anderen Atome erreichen diesen Zustand durch chemische Reaktionen bzw. Bindungen mit anderen Partnern, wobei es verschiedene Möglichkeiten für sie gibt.

Die Elemente der ersten Hauptgruppe (Alkalimetalle) oder der zweiten Hauptgruppe (Erdalkalimetalle) haben nur ein bzw. zwei Elektronen auf der äußeren Schale. Sie können die abgeschlossene Schale leicht durch Abgabe von diesen Elektronen unter Bildung von positiv geladenen Kationen erreichen.

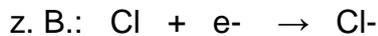
z. B.: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$



Gittermodell eines Natriumchloridkristalls (Na⁺ = klein, Cl⁻ = groß)

Das Natrium-Ion hat nun die abgeschlossene Schale des Edelgases Neon. Eine andere Möglichkeit für das Atom diesen Zustand zu erreichen, ist die Ausbildung einer Metallbindung im metallischen Natrium.

Den Atomen der Elemente der siebenten Hauptgruppe (Halogene) oder der sechsten Hauptgruppe fehlen nur ein bzw. zwei Elektronen zur Auffüllung der Schale. Sie können die abgeschlossene Schale leicht durch Aufnahme von Elektronen unter Bildung von negativ geladenen Anionen erreichen.

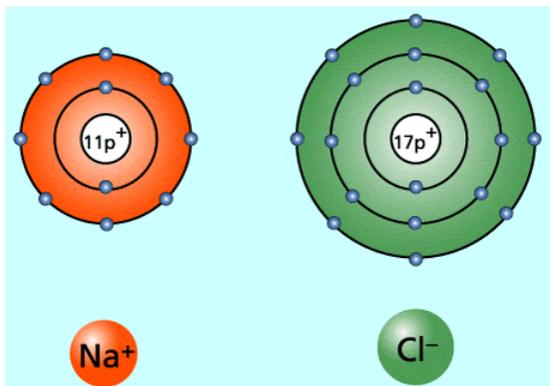


Das Chlorid-Ion hat nun die abgeschlossene Schale des Edelgases Argon. Alternativ kann die abgeschlossene Schale über eine Atombindung durch Nutzung eines gemeinsamen Elektronpaares beispielsweise mit einem zweiten Chloratom erreicht werden.

Die Bezeichnungen Kationen und Anionen rühren daher, dass positiv geladene Ionen in einem elektrischen Feld zur negativ geladenen Kathode und negativ geladene Ionen zur positiv geladenen Anode wandern.

Entstehung der Ionenbindung

Wenn man Natrium mit Chlor reagieren lässt, geben also die Natriumatome ihre Außenelektronen an Chloratome. Die entstandenen Natrium-Ionen und die Chlorid-Ionen bilden nun einen Gitterverband, der durch elektrostatische Kräfte (Ionenbindung) zusammengehalten wird. Im Gegensatz zu der auf einen Partner gerichteten Atombindung ist die Ionenbindung eine ungerichtete Bindung.



Viele Verbindungen, die nach diesem Prinzip zwischen Elementen der ersten oder zweiten Hauptgruppe und Elementen der siebenten oder sechsten Hauptgruppe gebildet werden, weisen oft ähnliche Eigenschaften auf wie Natriumchlorid (Kochsalz), d. h. hohe Schmelzpunkte, gute Löslichkeit in Wasser und Stromleitung im geschmolzenen Zustand. Daher bezeichnet man sie auch als salzartige Verbindungen.

Neben solchen einfachen Ionen, wie z. B. dem Magnesium-Ion Mg^{2+} und dem Sauerstoff-Ion O^{2-} im Gitter des Magnesiumoxids, gibt es auch Molekül-Ionen, die aus mehreren Atomen bestehen, wie das Ammonium-Ion $(NH_4)^+$ -Ion oder Hydronium-Ion (H_3O^+) als Kationen.

Atombindung

Die Atombindung ist eine der drei chemischen Hauptbindungsarten, zu denen man auch die Ionenbindung und die Metallbindung zählt. Die Bindung zwischen den Atomen wird durch die Herausbildung eines oder mehrerer gemeinsamer Elektronenpaare bewirkt. Dadurch erreicht mindestens ein Atom eine stabile Elektronenkonfiguration, z. B. die sogenannte Achterschale. Je nachdem, wie stark das gemeinsame Elektronenpaar von einem der beiden Atome angezogen wird, unterscheidet man zwischen unpolaren und polaren Atombindungen.

Stabilität bei Atomen

Atome streben einen energetisch stabilen Zustand an. Dies wird durch eine voll besetzte Außenschale erreicht. Bei den Hauptgruppenelementen ist der stabile Zustand fast immer eine Achterschale.

Atome können zur Erreichung der Stabilität entweder Elektronen abgeben oder aufnehmen, also Ionen bilden oder mit anderen Atomen gemeinsame Elektronenpaare nutzen. Diese gemeinsamen Elektronenpaare bewirken die Bindungskräfte zwischen den Atomen.

Atome mit gleicher Elektronegativität ziehen die gemeinsamen Elektronenpaare auch gleich stark an. Eine unpolare Atombindung entsteht.

Besitzen die Atome unterschiedliche Elektronegativitäten, so werden die Elektronenpaare von dem Atom mit der größeren Elektronegativität stärker angezogen. Polare Atombindungen entstehen.

Allen Atomen, die im Periodensystem der Elemente zu der siebenten Hauptgruppe gehören, fehlt ein Elektron zur Erlangung einer abgeschlossenen Achterschale, auch Oktett genannt.

Sie können mit anderen Atomen ein gemeinsames Elektronenpaar bilden, sodass Moleküle entstehen.

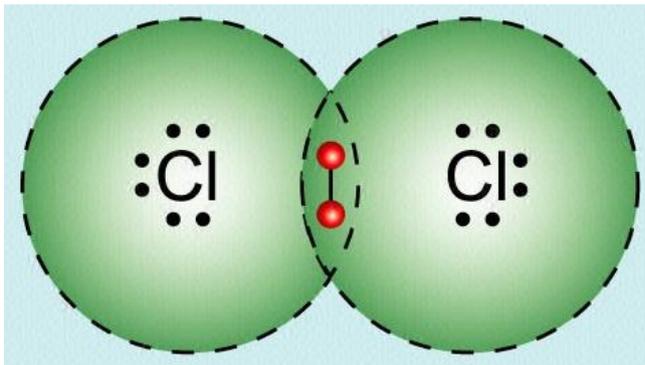
Die entstehende Bindung wird als Elektronenpaarbindung (auch als Atombindung) bezeichnet.

Atome können ein gemeinsames Elektronenpaar nutzen, wenn ihnen nur noch ein Elektron zur Stabilität fehlt. Es können aber auch mehrere gemeinsame Elektronenpaare genutzt werden.

Moleküle mit einer Elektronenpaarbindung: Halogene

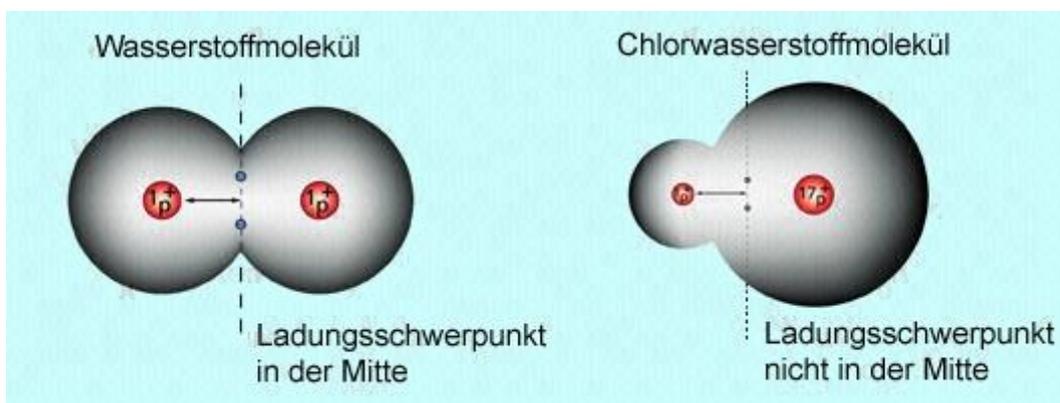
1. Mit Atomen des gleichen Elementes bilden sich unpolare Atombindungen aus, z.B. im Chlormolekül.

Zwei Chloratome nutzen gemeinsam und aufgrund ihrer gleichen Elektronegativitätswerte auch gleichberechtigt ein Elektronenpaar, wobei jedes Chloratom ein Elektron beisteuert.



2. Mit Atomen anderer Elemente bilden sich polare Atombindungen aus, z.B. im Chlorwasserstoffmolekül.

Das Chloratom und das Wasserstoffatom nutzen das gemeinsame Elektronenpaar aus dem Elektron des Wasserstoffatoms und einem Elektron des Chloratoms. Chlor hat aber eine höhere Elektronegativität als Wasserstoff und zieht das Elektronenpaar stärker an. Es ist in Richtung Chlor verschoben. Die Atombindung ist polar.

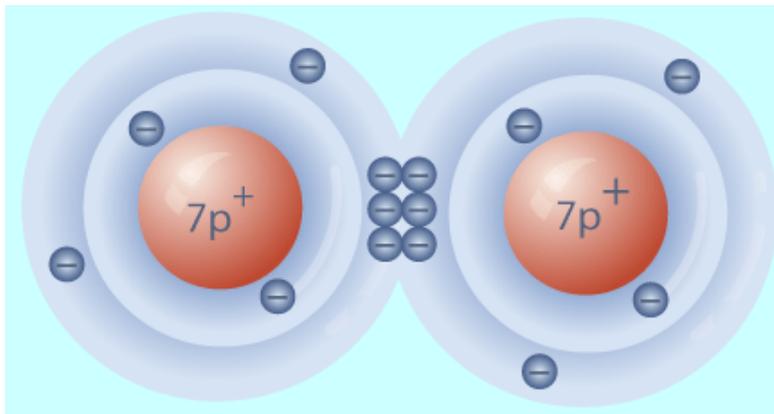


Moleküle mit mehreren Elektronenpaarbindungen:

Sauerstoff

Das Sauerstoffatom besitzt sechs Außenelektronen. Um eine abgeschlossene Achterschale zu erreichen, muss es noch zwei Elektronen aufnehmen. So entsteht ein Sauerstoff-Ion O^{2-} .

Wenn zwei Sauerstoffatome hingegen untereinander zwei gemeinsame Elektronenpaare für die Atombindung nutzen, erreichen beider wiederum eine abgeschlossene Schale. Da die Bindung hier von zwei Elektronenpaaren bewirkt wird, spricht man auch von einer Doppelbindung.



Mit Atomen anderer Elemente, z.B. mit Wasserstoff bildet Sauerstoff ebenfalls zwei Atombindungen aus, zu jedem Wasserstoffatom eine.

Diese bindenden Elektronenpaare sind jedoch in Richtung des Sauerstoffatoms verschoben, da Sauerstoff eine höhere Elektronegativität besitzt. Polare Atombindungen sind entstanden.

Metallbindung

Die Metallbindung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch Anziehungskräfte zwischen Metall-Ionen und freien Elektronen verursacht wird. Die meisten Metalle der Hauptgruppen besitzen nur wenige Außenelektronen, die leicht vom Metallatom abgegeben werden, da die Atomkerne auf die Außenelektronen nur geringfügige Anziehungskräfte ausüben. Dadurch entstehen positiv geladene Metall-Ionen und nahezu frei bewegliche Elektronen. Man bezeichnet diese freien Elektronen im metallischen Festkörper auch als Elektronengas, weil sich die Elektronen wie Gasteilchen frei bewegen können. Mitunter nennt man das Elektronengas nach dem italienischen Physiker ENRICO FERMI (1901-1954) auch Fermigas. Das

Elektronengas befindet sich zwischen den Metall-Ionen. Man spricht auch von einer Elektronengaswolke. Es handelt sich jedoch um eine Modellvorstellung.

Die von den Metallatomen abgegebenen Elektronen sind also nicht fest an eine bestimmte Stelle innerhalb des Gitters gebunden. Sie können sich frei innerhalb des Festkörpers bewegen und ermöglichen daher die gute elektrische Leitfähigkeit und die hohe Wärmeleitfähigkeit der Metalle.



Die positiv geladenen Metall-Ionen (Atomrümpfe) und die Metallatome sind in einem Gitter, dem Metallkristall, regelmäßig angeordnet. Die abgespaltenen Elektronen bewegen sich in den Zwischenräumen frei und ungeordnet umher. Beim Anlegen eines elektrischen Stroms transportieren die Elektronen die Ladungen.

Steigt die Temperatur, dann verstärken sich die Schwingungen der Atomrümpfe im Gitter. Die Beweglichkeit des Elektronengases wird dadurch behindert und die elektrische Leitfähigkeit von Metallen sinkt.