

1 Grundlagen

1.1 Chemische Bindungen

1.1.1 Chemische Bindungen

Elektronen, die sich auf der äußersten Schale befinden, können sich vom Atom lösen (z.B. durch Zuführen von Energie in Form von Wärme) und mit anderen Atomen ausgetauscht werden. Verbindungen von mehreren Elementen nennt man Moleküle. Der Grund für das Bindungsbestreben ist das Erreichen der mit acht Elektronen voll besetzten äußersten Schale: die so genannte Edelgaskonfiguration. Stoffe, die die volle Außenschale erreicht haben, gehen keine Verbindungen ein (einige wenige Ausnahmen wie z. B. Xenon-Fluor-Verbindungen sind möglich).

Dabei unterscheidet man hauptsächlich zwischen drei verschiedenen Arten von Bindungen, die im Folgenden näher erläutert werden.

1.1.2 Die Atombindung

Nichtmetalle gehen diese Verbindung ein um das Elektronenoktett zu vervollständigen. So können zwei Fluoratome (je sieben Außenelektronen) durch gegenseitigen Austausch eines Elektrons ihr Elektronenoktett auffüllen. Der Abstand zwischen den beiden Atomkernen repräsentiert einen Kompromiss zwischen der Anziehung von Atomkern und Bindungselektronen und der Abstoßung der beiden Atomkerne. Der Grund für Atombindungen ist das Bestreben der Natur den energetisch niedrigsten Zustand herzustellen. Da den Elektronen durch den Zusammenschluss mehrerer Atome zu einem Molekül „mehr Raum“ zur Verfügung steht, was einer geringeren Energie entspricht, kommt es überhaupt erst zur Atombindung.

Aus dem Bindungsbestreben zum Erreichen der voll besetzten Außenschale ergibt sich, dass Fluoratome elementar niemals atomar, sondern immer als Fluormolekül (F_2)

auftreten. Dies gilt auch für Stickstoff (N_2), Sauerstoff (O_2), Chlor (Cl_2), Brom (Br_2) und Jod (I_2). Auf Grund der Elektronenpaare nennt man diese Bindung auch Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung.

In der folgenden Abbildung ist die Atombindung am Beispiel von Silan (SiH_4) dargestellt (beim Siliciumatom ist nur die äußerste Schale abgebildet). Das Siliciumatom erreicht durch die Bindung die volle Achterschale, die Wasserstoffatome die bereits mit zwei Elektronen voll besetzte erste Schale.

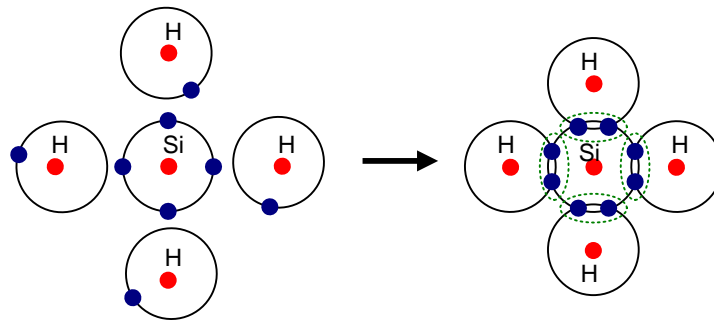


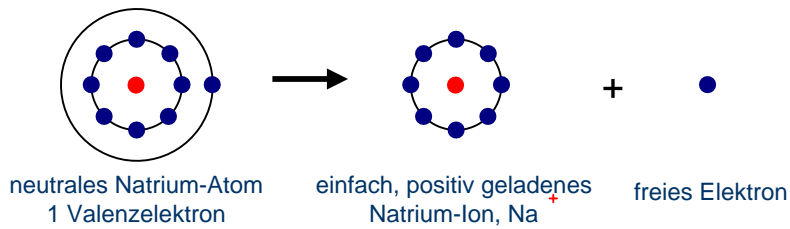
Abb. 1.1: Atombindung am Beispiel von Silan

1.1.3 Die Ionenbindung

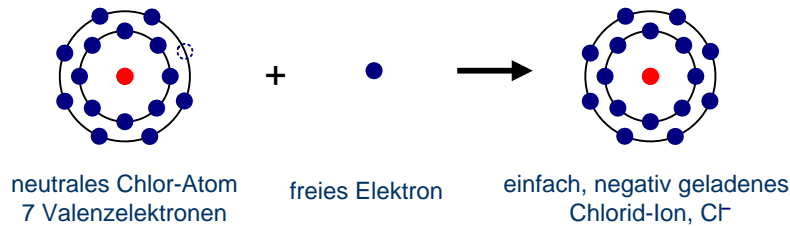
Ionenbindungen entstehen durch den Zusammenschluss von Metallen und Nichtmetallen. Metalle haben das Bestreben, Elektronen abzugeben um eine vollständig gefüllte Außenschale zu erreichen, Nichtmetalle können dagegen zusätzliche Elektronen aufnehmen. Ein Beispiel für eine Ionenbindung ist Natriumchlorid ($NaCl$, Kochsalz).

Das Natriumatom gibt sein Valenzelektron ab (damit besitzt es mehr Protonen als Elektronen und ist positiv geladen), Chlor nimmt ein Elektron auf und ist damit einfach negativ geladen. Durch die unterschiedlichen Ladungen ziehen sich die zwei Atome an. Ein geladenes Atom bezeichnet man als Ion, dabei unterscheidet man zwischen Kation (positive Ladung) und Anion (negative Ladung).

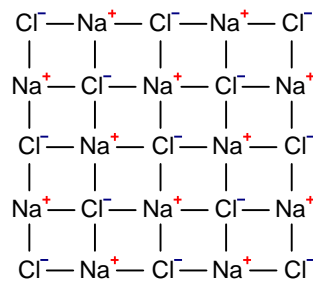
Da die Atome immer in einer sehr hohen Anzahl auftreten, richten sie sich dabei Dank der Anziehungs- und Abstoßungskräfte zu einem gleichmäßigen Ionengitter aus. Stoffe, die im festen Zustand ein solches Gitter bilden, bezeichnet man als Salze.



(a) Natrium als positives Kation



(b) Chlor als negatives Anion



(c) NaCl-Ionengitter

Abb. 1.2: Prinzip der Ionenbindung am Beispiel von Natriumchlorid

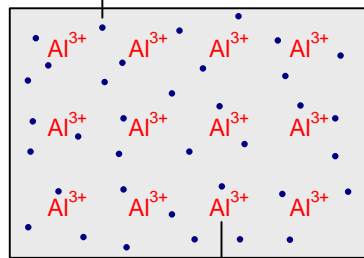
1.1.4 Die Metallbindung

Metalle gehen diese Bindung ein, um die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dazu gibt jedes Metallatom seine Außenelektronen ab: es entstehen positiv geladene Metallionen (Atomrümpfe) und freie Elektronen zwischen denen starke Anziehungskräfte herrschen. Die Metallionen stoßen sich untereinander ebenso ab wie die Elektronen.

Da die Anziehungs- und Abstoßungskräfte in alle Richtungen des Raumes wirken ordnen sich die Atomrümpfe zu einem regelmäßigen Gitter an. In den Zwischenräumen befinden sich die frei beweglichen Elektronen als so genanntes Elektronengas, dieses

hält die positiven Metallionen zusammen. Auf Grund der frei beweglichen Elektronen leiten Metalle den elektrischen Strom sehr gut.

Freie Elektronen bilden ein Elektronengas



Feste positive Aluminiumionen

Abb. 1.3: Metallbindung

Die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Verbindungen sind von der Bindungsart abhängig. So bedeuten stärkere Anziehungskräfte höhere Schmelz- und Siedepunkte, die Anzahl der freien Elektronen beeinflusst die Leitfähigkeit.