

4. Chemische Bindung

4.1 Grundlagen

Es gibt in der Chemie drei verschiedene Arten von Bindungen:

- ▶ Metallische Bindung: zwischen zwei Metallen, es entsteht ein Metall
- ▶ Atombindung: zwischen zwei Nichtmetallen, es entsteht ein Molekül
- ▶ Ionenbindung: zwischen einem Nichtmetall und einem Metall, es entsteht ein Salz

Für die Bindung von Bedeutung sind nur die Elektronen in der äußersten Schale (Valenzelektronen).

Oktettregel: Jedes Atom ist bestrebt, durch Aufnahme oder Abgabe von Valenzelektronen eine volle Außenschale zu erreichen.

Elemente aus den ersten beiden Hauptgruppen geben gerne Elektronen ab, die Schale darunter wird zur vollen, äußersten Schale.

Elemente der 6. und 7. Hauptgruppe nehmen gerne Elektronen auf, um ihre äußerste Schale aufzufüllen.

Edelgase erfüllen die Oktettregel bereits und reagieren entsprechend selten.

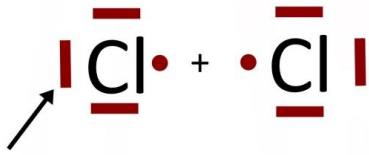
Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die notwendig ist, um ein Elektron aus der äußersten Schale zu entfernen. Je größer Atome sind, desto leichter lassen sich Elektronen entfernen, weil die Kernkräfte nicht so weit reichen.

4.2 Die Atombindung

Die Atombindung ist die Bindung zwischen zwei Nichtmetallen, dabei entsteht ein Molekül. Sie heißt auch kovalente Bindung.

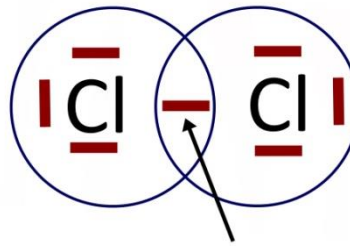
Bei der Atombindung teilen sich Atome gemeinsam Elektronen, die dann zur äußersten Schale beider Atome zählen und sie so vervollständigen.

Beide Atome haben je 7 Valenzelektronen.



Die Striche stehen für zwei Elektronen in der äußersten Schale.

Wird zu:



Die beiden Elektronen gehören zu beiden Atomen. So erfüllen beide Cl die Oktettregel.

Das neue gemeinsame Elektronenpaar hält die beiden sich abstoßenden, positiv geladenen Atomrümpfe zusammen.

Moleküle haben immer eine typische Form. Die Orbitale versuchen, immer möglichst weit weg voneinander zu sein. Zur Darstellung der räumlichen Struktur gibt es das VSEPR-Modell.

Partiellladung

Die Elektronen, die zu beiden Atomen gehören, befinden sich selten komplett in der Mitte, sie halten sich bei dem Atom mit der höheren Elektronegativität auf. Dadurch hat das eine Atom eine negativere Ladung als im Grundzustand, das andere eine etwas positivere. Diese kleinen Ladungsunterschiede nennt man Partiellladung und schreibt es als $\delta^{+/-}$.

Moleküle können mehrere Partiellladungen haben. Fallen diese nicht zusammen, sondern haben einen Abstand voneinander, ist das Molekül polarisiert (Dipol). Je symmetrischer ein Molekül ist, desto unpolarer ist es. Fast nur Bindungen zwischen den gleichen Elementen sind unpolar, die restlichen Bindungen sind polar.

Bindungen von Molekülen

Zwischen Molekülen wirken Kräfte, die von der Polarität stark beeinflusst werden. Man nennt sie Nebervalenzen.

Bindung zwischen polaren Molekülen

Zwischen der positiven Seite eines Moleküls und der negativen Seite eines anderen bilden sich Wechselwirkungen aus, da sich ungleiche Ladungen anziehen. Sie heißen Dipol-Dipol-Wechselwirkung.

Sind an den Wechselwirkungen Wasserstoffatome beteiligt, bezeichnet man das als Wasserstoff-Brückenbildung. Dabei ziehen sich ein positives H und ein freies Elektronenpaar

eines anderen Moleküls an. Diese Bindung ist relativ stark, da das Wasserstoff-Atom kein Elektron mehr hat, um den positiven Kern abzuschirmen. In der Biochemie spielen Wasserstoff-Brückenbindungen eine große Rolle, durch sie entsteht die Sekundärstruktur von Proteinen oder die Spiralstruktur der DNA. (Anm.: Man nennt es zwar „Bindung“, es ist aber keine, sondern nur eine starke Wechselwirkung.)

Je polarer die Moleküle sind, desto fester ist die Wechselwirkung. Dementsprechend sind auch der Schmelz- und Siedepunkt polarer Verbindungen höher.

Auch auf die Löslichkeit hat die Polarität eine Auswirkung: In polaren Flüssigkeiten (z.B. Wasser) lösen sich nur polare Stoffe, in unpolaren Flüssigkeiten lösen sich nur unpolare Stoffe.

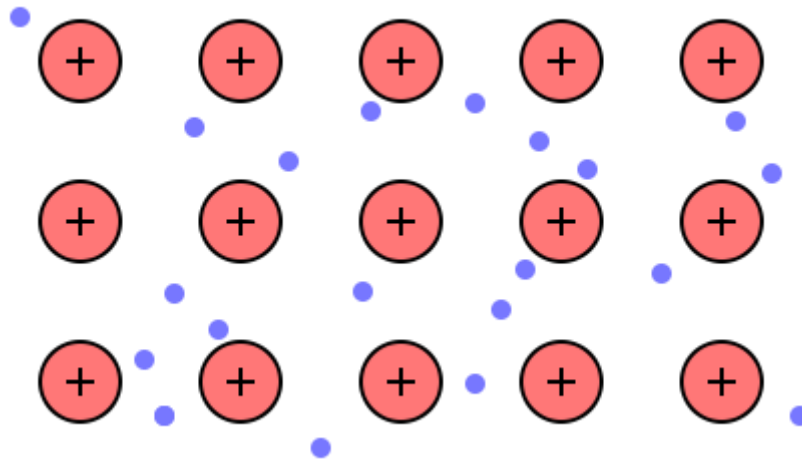
Bindungen von unpolaren Molekülen

Auch zwischen unpolaren Molekülen bilden sich Nebenvalenzen. In einem Molekül kann es zu einer zufälligen, kurzfristigen Ladungsverschiebung kommen (spontaner Dipol), das ruft im Nachbarmolekül einen induzierten Dipol hervor. An diesen beiden schwach geladenen Punkten hängen die Moleküle zusammen. Man nennt diese Art der Bindung Van-der-Waals Bindung.

4.3 Das Metallbindungsmodell

Die Bindung zwischen Metallionen heißt metallische Bindung, sie unterscheidet sich deutlich von der Atombindung.

Positive Atomrümpfe (Metallionen, die ihre Valenz-Elektronen abgegeben haben = Kationen) bilden ein Gitter (Metallkristall). Die Elektronen bewegen sich frei zwischen diesem Gitter und gehören nicht zu einem bestimmten Atom. Sie werden auch als Elektronengas bezeichnet. Die Beweglichkeit des Elektronengases erklärt auch die elektrische Leitfähigkeit (Metalle sind Leiter der 1. Klasse). Wenn Strom fließt, bewegen sich die Elektronen einfach durch das Kationen Gitter.



Auch die Wärmeleitfähigkeit ist wegen der frei beweglichen Elektronen gut (Je besser die elektrische Leitfähigkeit, desto besser ist auch die Wärmeleitfähigkeit). Außerdem sind Metalle durch ihre Struktur bei hohen Temperaturen leicht verformbar (sie sind duktil). Die Elektronen halten die Kationen bei mechanischer Beanspruchung zusammen.

Legierungen

Legierungen sind Mischungen aus unterschiedlichen Metallen. Sie haben die gleiche Struktur wie Metalle, im Metallgitter sind Kationen beider Metalle eingebaut. Die Eigenschaften einer Legierung können sich aber deutlich von den ursprünglichen Metallen unterscheiden. Aus Kupfer (Cu) und Zinn (Sn), die beide weich sind, entsteht zum Beispiel Bronze, das hart ist.

Einteilungsmöglichkeiten der Metalle

- ▶ Edle Metalle sind reaktionsträge und kommen in der Natur meistens rein vor (Gold, Silber, Platin, ...).
- ▶ Unedle Metalle sind reaktionsfreudig und kommen in der Natur nur in Verbindungen vor, da sie gerne mit anderen Stoffen reagieren (Eisen, Natrium, Chrom).
- ▶ Alkalimetalle: Metalle der ersten Gruppe im PSE
- ▶ Erdalkalimetalle: Metalle der zweiten Gruppe im PSE
- ▶ Leichtmetalle: Alkali- und Erdalkalimetalle

Schwermetalle (z.B. Kupfer oder Zink): Es gibt keine gültige Definition. Manche Schwermetalle sind hochgiftig. Sie bilden schwerlösliche Sulfide, die Enzyme deaktivieren können und lagern sich im Körper an (vor allem chronische Vergiftungsgefahr).