



Metallische Bindung

Als **Metallische Bindung** oder **Metallbindung** bezeichnet man die [chemische Bindung](#), wie sie bei [Metallen](#) und in [Legierungen](#) vorliegt. Diese ist gekennzeichnet durch das Auftreten von frei beweglichen (delokalisierten) Elektronen im Metallgitter, die unter anderem für die makroskopischen Eigenschaften *Stromleitfähigkeit*, *metallischer Glanz*, *Duktilität* (*Schmiedbarkeit*, *Verformbarkeit*) verantwortlich sind. Sie wird durch Anziehungskräfte zwischen Metall-[Ionen](#) und freien [Elektronen](#) verursacht.

Entstehung

Die Außenelektronen der Metalle sind nur schwach gebunden und können daher leicht vom Atom abgetrennt werden. Im Metall bildet sich deshalb ein Gitter aus positiv geladenen Metall-Ionen, den sogenannten *Atomrümpfen*, welche jeweils die [Rumpfladung](#) tragen. Die abgegebenen Außenelektronen sind nicht mehr einem einzelnen Atom zugeordnet und können sich innerhalb des Gitters nahezu frei bewegen. Dies bewirkt die gute [elektrische Leitfähigkeit](#) und hohe [Wärmeleitfähigkeit](#) der Metalle.

Die freien Elektronen, die sich zwischen den Atomrümpfen im metallischen Festkörper frei und ungeordnet umher bewegen, bezeichnet man auch als [Elektronengas](#) oder Elektronengaswolke. Mitunter benennt man das Elektronengas auch nach dem italienischen Physiker Enrico Fermi (1901-1954) [Fermigas](#). Es handelt sich hierbei jedoch wie so oft nur um eine Modellvorstellung.

Die positiv geladenen Metall-Ionen (Atomrümpfe) und die Metallatome bilden ein sogenanntes Metallgitter / einen sogenannten Metalkristall, in dem sie – analog zu einem [Ionengitter](#) – regelmäßig angeordnet sind. Es gibt verschiedene Gittertypen. Der häufigste Gittertyp ist der kubische Gittertyp mit einer würfelförmigen Elementarzelle. Seltener treten Metalle in hexagonalen, orthorombischen, monoklinen und triklinen Gitterformen auf.

Die Eigenschaften elektrische Leitfähigkeit und Wärmeleitfähigkeit lassen sich gut mit dem [Bändermodell](#) erklären.

Vorkommen

Die **metallische Bindung** tritt bei den metallischen Elementen ([Metallen](#)) auf, bei [Legierungen](#) (Mischungen von Metallen), aber auch in bestimmten [Salzen](#), die dann meist eine Übergangsform dieser Bindung hin zur Ionenbindung zeigen, d.h. metallisch glänzen, aber farbig sind, bzw. den Strom nur in eine Richtung gut leiten (eindimensionale Metalle). Es ist aber auch gelungen, [Kunststoffe](#) ([Polymere](#), die normalerweise durch [kovalente Bindung](#) gekennzeichnet sind) mit metallischen Eigenschaften herzustellen. Hier wurden delokalisierte Elektronen in die Substanz durch das gezielte Einfügen von Doppelbindungen „eingebaut“. Bei sehr hohem Druck kann sogar der normalerweise gasförmige Stoff und elektrische Isolator [Wasserstoff](#) (H₂) metallische Eigenschaften annehmen. Man nimmt an, dass dies z.B. bei den „Gasriesenplaneten“ Jupiter und Saturn der Fall ist.

Hierdurch wird deutlich, dass die Ausdrücke [kovalente Bindung](#), [ionische Bindung](#) und metallische Bindung zwar leichter verständlich sind, aber für Zwischenbereiche die [Molekülorbitaltheorie](#) die besseren Beschreibungen und Vorhersagen treffen kann.

Kategorie: [Chemische Bindung](#)

Dieser Artikel basiert auf dem Artikel [Metallische Bindung](#) aus der freien Enzyklopädie [Wikipedia](#) und steht unter der [GNU-Lizenz für freie Dokumentation](#). In der Wikipedia ist eine [Liste der Autoren](#) verfügbar.

http://www.chemie.de/lexikon/Metallische_Bindung.html

© 1997-2017 LUMITOS GmbH