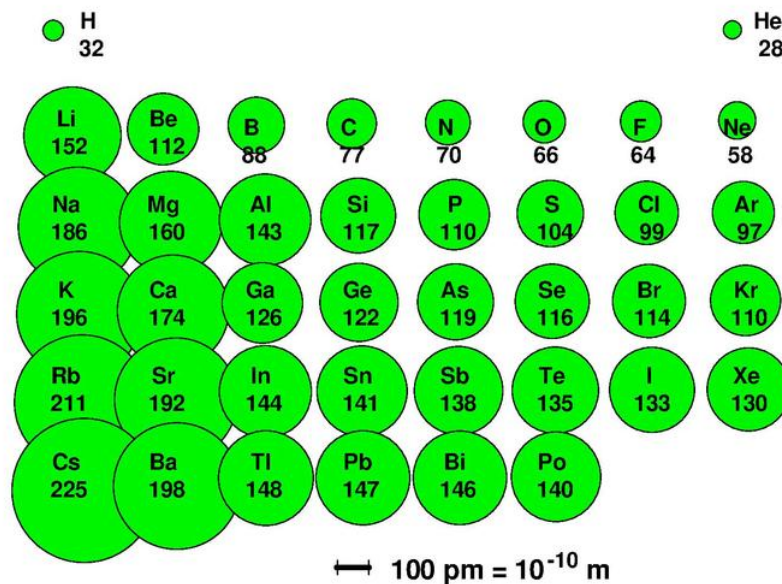


Die chemischen Elemente und chemische Bindungen



Edelgase

Ganz rechts im [Periodensystem](#) stehen die Edelgase, die so heißen, weil sie so stabil sind (Man könnte auch sagen, sie sind mit sich zufrieden.), dass sie mit keinem anderen [Atom chemisch](#) reagieren. Die Ursache für diese Selbstgenügsamkeit ist offenbar eine volle äußere [Elektronenschale \(Valenzschale\)](#). Alle anderen [chemischen Elemente](#) scheinen unbedingt ebenfalls eine volle [Valenzschale](#) haben zu wollen. Zu den Edelgasen gehören Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, das radioaktive Radon sowie das künstlich erzeugte, ebenfalls radioaktive Oganesson.

Alkalimetalle

Ganz links in der 1. [Hauptgruppe](#) stehen untereinander die Alkalimetalle Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium (K), Rubidium (Rb), Caesium (Cs) und Francium (Fr). Sie alle geben besonders leicht ihr einziges [Valenzelektron](#) ab und werden zu einfach positiv geladenen [Ionen](#).

Erdalkalimetalle

In der 2. [Hauptgruppe](#) stehen untereinander die Erdalkalimetalle Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba) und Radium (Ra). Sie alle geben besonders leicht ihre beiden [Valenzelektronen](#) ab und werden zu zweifach positiv geladenen [Ionen](#).

Halogene

Links neben den Edelgasen stehen in der 7. [Hauptgruppe](#) (hier unter der 17) die [Halogene](#) (Fluor, Chlor, Brom, Iod, das äußerst seltene radioaktive Astat und das 2010 erstmals künstlich erzeugte, sehr instabile Tenness). Die [Halogene](#) besitzen 7 [Valenzelektronen](#) und benötigen zum Erreichen der [Edelgaskonfiguration](#) nur noch ein weiteres [Elektron](#). Darum nehmen die [Halogene](#) besonders leicht ein zusätzliches [Elektron](#) auf und halten alle ihre [Elektronen](#) besonders fest.

Ionen

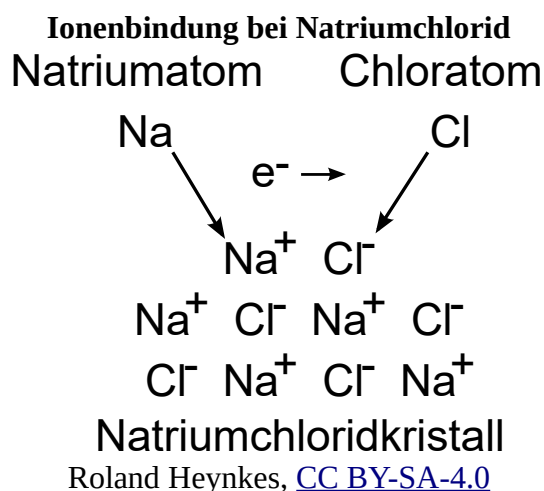
Die [Elektronen](#) größerer [Atome](#) befinden sich auf verschiedenen [Energieniveaus](#). Um es verständlicher zu machen, stellt man sich diese [Energieniveaus](#) oft als [Elektronenschalen](#) vor. Die [Elektronen](#)

in den inneren [Elektronenschalen](#) sind aufgrund ihrer größeren Nähe zum positiv geladenen [Atomkern](#) viel fester an diesen gebunden als die [Elektronen](#) der äußersten [Elektronenschale](#) ([Valenzschale](#)). Man nennt die [Elektronen](#) der äußersten [Elektronenschale](#) [Valenzelektronen](#) und praktisch nur sie bestimmen die [chemischen Eigenschaften](#) eines [Atoms](#). Eine der wichtigsten Ursachen für [chemische Reaktionen](#) ist das Bestreben der [Atome](#), ihre [Valenzschale](#) entweder ganz voll oder ganz leer zu machen. Man nennt diesen Zustand die stabile [Edelgaskonfiguration](#), weil die Edelgase volle [Valenzschalen](#) besitzen und derart stabil (edel) sind, dass sie praktisch gar nicht an [chemischen Reaktionen](#) teilnehmen. [Atome](#) mit nur wenigen [Valenzelektronen](#) neigen dazu, ihre [Valenzelektronen](#) abzugeben. [Atome](#) mit fast vollen [Valenzschalen](#) neigen dazu, [Elektronen](#) aufzunehmen. Dadurch erhalten [Atome](#) negative oder positive elektrische Ladungen und man nennt sie im elektrisch nicht neutralen Zustand [Ionen](#).

Ionenbindung

Natrium ist ein Alkali-[Metall](#), dessen [Atome](#) in der [Valenzschale](#) nur ein [Elektron](#) besitzen, welches sie sehr leicht abgeben. Chlor ist ein äußerst aggressives Gas, dessen [Atomen](#) für eine vollständig gefüllte äußerste [Elektronenschale](#) nur ein einziges [Elektron](#) fehlt. Treffen ein Natrium-[Atom](#) und ein Chlor-[Atom](#) aufeinander, dann gibt das Natrium-[Atom](#) dem Chlor-[Atom](#) sein [Valenzelektron](#) und es entstehen ein positiv geladenes Natrium-[Ion](#) sowie ein negativ geladenes Chlorid-[Ion](#).

Gegensätzlich elektrisch geladene Teilchen ziehen sich an. Das gilt auch für [Ionen](#) und man nennt die starke [chemische Bindung](#) zwischen positiv und negativ geladenen [Ionen](#) eine [Ionenbindung](#). Typisch für [Ionenbindungen](#) ist, dass sich sehr viele [Ionen](#) zu großen [Kristallen](#) verbinden. So entsteht durch die [Ionenbindungen](#) zwischen vielen Natrium- und Chlorid-[Ionen](#) ein Natriumchlorid-[Kristall](#), den wir Kochsalz nennen.



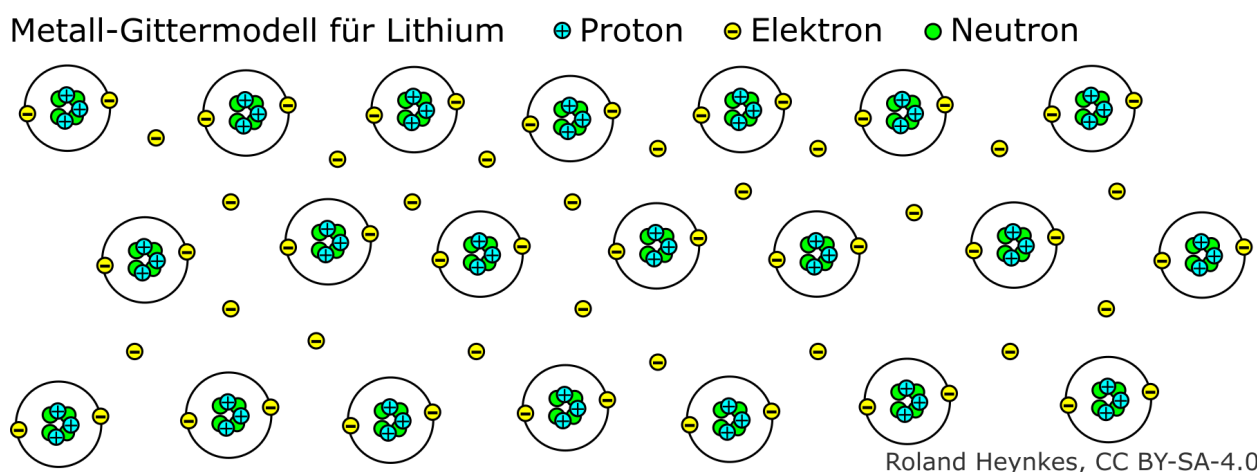
Metallbindung

Wie üblich in den [Naturwissenschaften](#) ist die Sache in Wirklichkeit sehr viel komplizierter und letztlich unanschaulich. Aber wenn man kein Quantenphysiker ist und nicht über deren mathematische Fähigkeiten verfügt, dann macht man nichts verkehrt, wenn man sich die [metallische Bindung](#) in einem Stück [Metall](#) mit Hilfe eines sogenannten [Elektronengases](#) vorstellt. Selbstverständlich wollen [Atome](#) nichts, weil sie ja keine Gehirne haben. Aber es macht die Sache für uns Menschen anschaulicher, wenn wir uns vorstellen, die [Atome](#) wollten immer eine volle oder eine ganz leere äußerste [Elektronenschale](#) ([Valenzschale](#)) haben. Denn [Atome](#) reagieren so, als wollten sie das. Und

wenn wir uns vorstellen, die [Atome](#) streben das an, dann können wir zuverlässig vorhersagen, was passieren wird.

Stellen wir uns also vor, Lithium-[Atome](#) fänden keine [Halogen-Atome](#) als Reaktionspartner für die Bildung eines Salzes. Da wären nur noch viele andere Lithium-[Atome](#), die alle ihre einsamen [Elektronen](#) auf der zweiten Schale loswerden wollen. Wenn die [Temperatur](#) nicht extrem hoch ist, dann geben [Atome](#) ihre [Elektronen](#) aber nicht einfach so ins Leere bzw. in ein [Plasma](#) ab. Normalerweise brauchen sie andere [Atome](#), welche die [Elektronen](#) übernehmen. Aber in einem [Metall](#) liegen sehr viele [Metall-Atome](#) dicht nebeneinander und alle geben einfach ihre äußersten [Elektronen](#) ([Valenzelektronen](#)) in die Zwischenräume zwischen den [Atomen](#) ab. So übernehmen quasi alle [Metall-Atome](#) gemeinsam die überschüssigen [Elektronen](#) und die [Elektronen](#) können sich zwischen ihnen frei wie ein Gas ([Elektronengas](#)) bewegen. Diese Beweglichkeit ist der Grund dafür, dass in [Metallen](#) Strom fließen kann, nämlich ein Strom von negativ geladenen [Elektronen](#).

Die [metallische Bindung](#) können wir uns nun so vorstellen, dass zwischen all den positiv geladenen [Metall-Ionen](#) negativ geladene [Elektronen](#) herum fliegen. Dabei ziehen sich die positiven Ladungen der [Metall-Ionen](#) und die negativen Ladungen der [Elektronen](#) gegenseitig an. Und so werden die positiv geladenen [Metall-Ionen](#) durch das zwischen ihnen fließende [Elektronengas](#) zusammen gehalten.



Atombindung und Moleküle

Die [Ionenbindung](#) ist typisch für [chemische Bindungen](#) zwischen [Metallen](#) und Nichtmetallen. [Chemische Bindungen](#) gibt es aber auch zwischen Nichtmetallen. Aufgrund ihrer großen [Elektro-negativität](#) trennen sich Nichtmetall-[Atome](#) allerdings normalerweise nicht von ihren [Elektronen](#). Um trotzdem [chemische Bindungen](#) einzugehen zu können, müssen sich deshalb zwei Nichtmetall-[Atome](#) ihre [Valenzelektronen](#) teilen. Das kann etwas kompliziert sein, denn häufig erfordert es die Bildung der im [Lerntext Orbitale und Hybridorbitale](#) beschriebenen [Hybridorbitale](#).

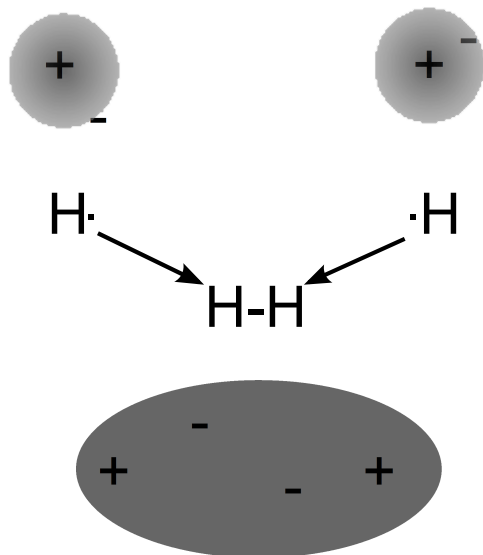
Eine [Atombindung](#) ist ein [Elektronenpaar](#), welches zwei [Atome](#) miteinander verbindet, weil es mit seiner negativen Ladung zwischen zwei positiv geladenen [Atomkernen](#) liegt. Solch ein beiden [Atomen](#) gehörendes gemeinsames [Elektronenpaar](#) ([Bindungselektronenpaar](#)) entsteht quasi als Misch- oder Fusionsorbital durch die Überlappung zweier [Valenzorbitale](#). Meistens steuert dazu jedes der beiden [Atome](#) ein [Valenzorbital](#) bei, das mit einem einsamen [Valenzelektron](#) gefüllt ist.

Nicht selten verbindet sich aber auch ein mit zwei Valenzelektronen gefülltes Valenzorbital des einen Atoms mit einem leeren Valenzorbital des anderen Atoms.

Moleküle sind chemische Verbindungen aus mindestens zwei Atomen über wenigstens eine kovalente Elektronenpaarbindung. Die folgende Darstellung soll das am besonders einfachen Beispiel zweier Wasserstoff-Atome (H) zeigen, die sich auf diese Weise zu einem Wasserstoff-Molekül (H₂) verbinden.

Atombindung am Beispiel des Wasserstoffs

einzelne Wasserstoffatome



Wasserstoff-Molekül

Roland Heynkes, [CC BY-SA-4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/)

Mit meiner Zeichnung versuche ich anschaulich zu machen, wie sich zwei H-Atome ihre beiden Elektronen teilen. Die positiv geladenen Atomkerne werden aneinander gebunden, weil sie beide durch die zwischen ihnen konzentrierte negative elektrische Ladung angezogen werden.

Eine Atombindung verbindet zwei Atome miteinander, indem zwei positiv geladene Atomkerne von der zwischen ihnen liegenden konzentrierten negativen elektrischen Ladung des Bindungselektronenpaares angezogen werden.

Wasserstoff-Atome sind allerdings ein Grenzfall zwischen den Metallen und Nichtmetallen. Bei allen echten Nichtmetallen gibt es keine Valenzelektronen, die einsam in ihrer Valenzschale sind. Sonst wären es keine Nichtmetalle, sondern Metalle. Aber Atombindungen (Bindungselektronenpaar) werden von Valenzelektronen gebildet, die allein in ihren Valenzorbitalen sind. In jedes Orbital passen zwei Elektronen und das Atom erreicht einen stabileren Zustand (Edelgaskonfiguration), wenn seine Orbitale alle doppelt besetzt sind.

Ionenbindungen führen nur zu einfach strukturierten Kristallen ohne klar definierte Grenzen. Atombindungen hingegen ermöglichen hochkomplexe und eindeutig strukturierte Moleküle mit genau festgelegten Formen. Das ist sehr wichtig, weil die Funktion eines Moleküls von seiner Struktur abhängt.