

Alle Atome streben nach einer Edelgas-Elektronenkonfiguration, also nach einem Zustand, in dem in der äußersten besetzten Schale acht Elektronen (einzige Ausnahme: He: 2 Außen- $e^-$ ) untergebracht sind. Diese Elektronenkonfigurationen sind sehr stabil, das heißt *energiearm*. Das führt dazu, dass Edelgase alle einzelne

neutrale Atome vorliegen und sich nicht mit anderen Stoffen verbinden. Die **Edelgasregel (Oktettregel)** besagt also, dass die Atome anderer Elemente die gleiche Anzahl an Außenelektronen anstreben wie bei einem Edelgas (Edelgaskonfiguration). Um sich diesem Zustand anzunähern oder zu erreichen, gibt es verschiedene Strategien.

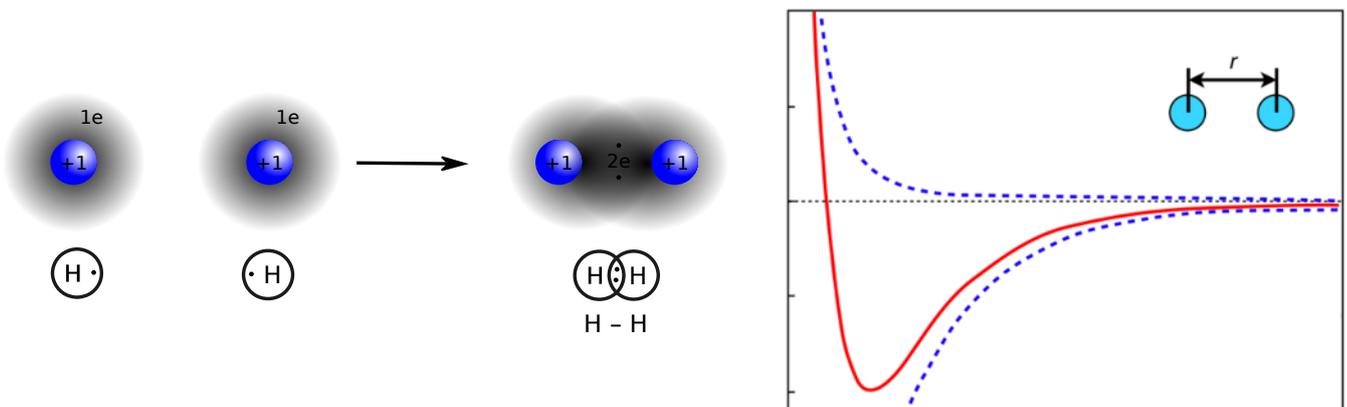
**1. Zur Erinnerung: Wenn Metallatomen auf Nichtmetallatom trifft: Ergänzen Sie fehlende Worte!**

Diese Strategie kennen wir schon: Metalle haben geringe Ionisierungsenergien. Sie geben bereitwillig alle Elektronen ab, die sie auf ihrer äußersten Schale besitzen. So schaffen Sie es, dass die weiter innen liegende Schale zur äußersten besetzten Schale wird. Sie ahnen es schon: Sie hat ..... (bzw. ....) Elektronen! Sie müssen auf einen Reaktionspartner treffen, der die Achter-Außenschale durch Elektronen..... zu erreichen sucht. Das sind Nichtmetallatome. Sie hängen zu sehr an ihren Außenelektronen, als dass sie diese abgeben würden. In Fachsprache heißt das: Sie haben eine hohe ..... Im Gegenteil: Sie neigen zur Elektronenaufnahme, und zwar in genau der Anzahl, die ihnen für die ..... fehlt. So kommt es zwischen diesen beiden Atomsorten zu einem *Geben und Nehmen*. Die Fachbegriffe hierfür lauten ..... und ..... Insgesamt entstehen Kationen und Anionen die sich aus allen Raumrichtungen gegenseitig anziehen. So entsteht das .....

**2. Wenn Nichtmetallatom auf Nichtmetallatom trifft**

Was passiert wenn ein Nichtmetallatom auf ein Nichtmetallatom trifft? Hier muss es auch eine Strategie geben, um beiden Bindungspartnern einen energieärmeren Zustand zu ermöglichen. Betrachten wir eins der einfachsten Moleküle:

**Fallbeispiel: Das Wasserstoffmolekül**



**Abb. 1:** Bildung des  $H_2$ -Moleküls. Quellen verändert: links: commons.wikimedia.org; Jacek FH, rechts: wikifisica.etsit.upm.es; Luchigsc

**1. Beschriften Sie mithilfe des folgenden Texts die Abb. 1 links und rechts mit allen unterstrichenen Worten.**

Nach der HEISENBERGSchen Unschärferelation, kann man für ultraleichte Teilchen, wie zum Beispiel Elektronen, Ort und Impuls nicht gleichzeitig beliebig genau angeben. Es bleibt eine Unschärfe. Deshalb sind die Elektronen nicht als Kugeln dargestellt, sondern als diffuse Ladungswolken (Elektronenwolken). Beide Atome stellen dem Bindungspartner Ladungsdichte ihres Elektrons zur Verfügung. Die beiden Atom(kerne) teilen sich also die Elektronen: Die Ladungsdichte findet sich im Molekül hauptsächlich im Bereich zwischen den beiden Atomkernen. Diese Anhäufung von negativer Ladung zieht die Atomkerne an.

Sie können sich aber nicht beliebig annähern, weil sich die positive Ladung gegenseitig abstößt. Der Abstand (r) zwischen den H-Atomkernen ist nicht starr. Die Atome schwingen entlang der Bindungsachse, wie zwei Kugeln, die über eine Stahlfeder verbunden sind. Die Bindungslänge beträgt im Mittel 74 Picometer (pm), die Bindungsenergie beträgt 436 kJ/mol  $H_2$ . Durch die Ausbildung einer **Atombindung (kovalente Bindung, Elektronenpaarbindung)** können die H-Atome Edelgaskonfiguration erreichen. Das bindende Elektronenpaar wird häufig als Strich dargestellt.

Im Gegensatz zu den Salzen mit ihrem *Ionengitter*, liegt hier einzelne **Moleküle** vor. Bei der Atombindung wirken die anziehenden Kräfte nur zwischen den beiden Atomkernen, sie ist also räumlich gerichtet.

Video zu den Inhalten



<https://youtu.be/PsR-HRiGAZA>