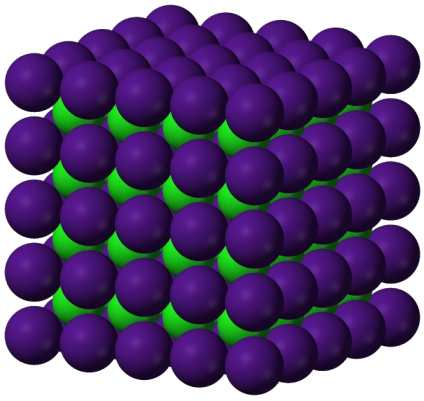
Teilen statt besitzen! Shared Economy auf Atomebene: Die Elektronenpaarbindung TG/TO

1: laborberufe.de

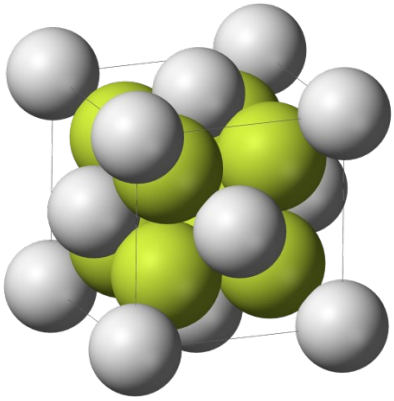
Alle Atome streben nach einer Edelgas-Elektronenkonfiguration , also nach einem Zustand, in dem in der äußersten besetzten Schale acht Elektronen (einzige Ausnahme: He: 2 Außen-e^-) untergebracht sind. Diese Elektronenkonfigurationen sind sehr stabil, das heißt *energiearm*. Das führt dazu, dass Edelgase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

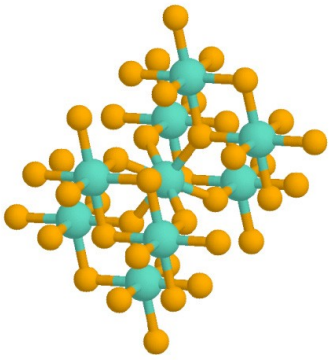


Ausschnitt aus Cäsiumchlorid-Gitter (CsCl) Q: wikicommons. A: Benjah-bmm27



Ausschnitt aus Zinksulfid-Gitter(ZnS)

Q: wikicommons. A: Benjah-bmm27



Ausschnitt aus Titandioxid-Gitter (TiO_2) . Die Stäbe dienen nur zur räumlichen Orientierung. Q: wikicommons A: Cynthia Striley

Zusammenfassung zur Ionenbindung und Salzen

- **Verbindungen zwischen positiv geladenen Metall-Kationen und negativ geladenen Nichtmetall-Anionen. Es gibt auch Salze mit Molekülionen. z.B. Natriumcarbonat: $Na_2CO_3 = 2\ Na^+ + CO_3^{2-}$**
- **Aufgrund der hohen ……., sehr hohe Schmelz- und Siedepunkte, von mehreren hundert bis tausenden Grad.**
- **Beim Lösen in Wasser gehen die Ionen einzeln in Lösung. Das Ionengitter wird dabei zerstört. Die Ionen umgeben sich mit einer ……. Je nachdem ob der Betrag der Gitterenergie oder der Betrag der …… überwiegt, kann es beim Lösen zur Abkühlung oder zur Erwärmung kommen.**
- **Legt man Gleichstrom an, so kommt es zur ……. Die Ionenverbindung wird zerlegt.**

2. Strategie: 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

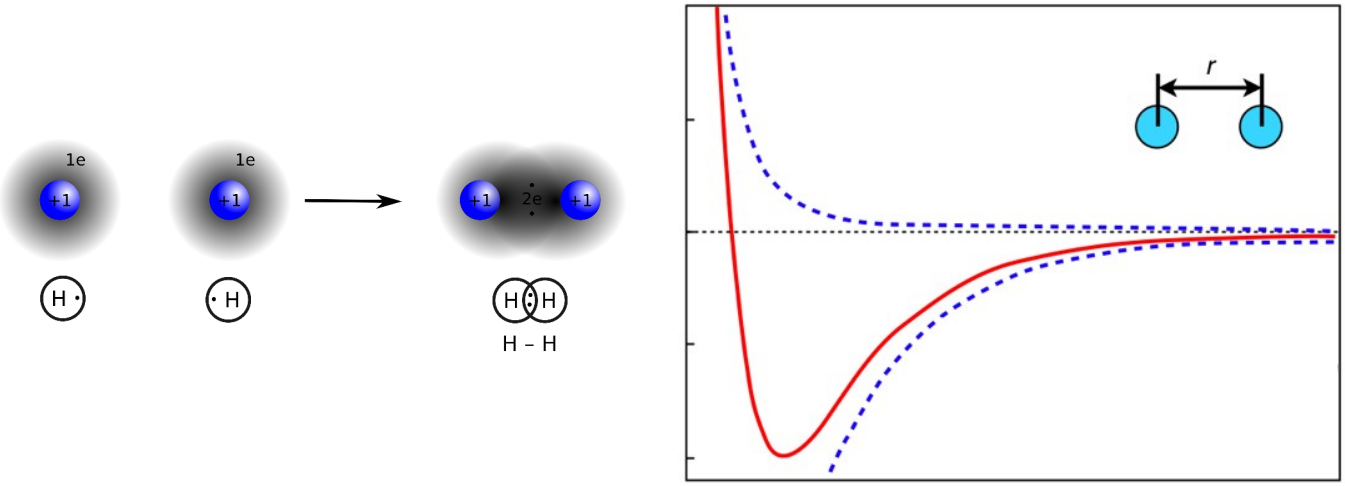


Abb. 1: *Bildung des H_2-Moleküls.* *Quellen verändert: links: commons.wikimedia.org; Jacek FH, rechts: wikifisica.etsit.upm.es; Luchigsc*

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

Für ultraleichte Teilchen, beispielsweise Elektronen, ist es aus theoretischen Gründen nicht möglich, ihren Aufenthaltsort und ihre Geschwindigkeit gleichzeitig beliebig genau anzugeben. Es bleibt eine Unschärfe. Nach dem Entdecker dieses Sachverhalts spricht man von der HEISENBERGschen Unschärferelation. Deshalb sind in Abb. 1 links die Elektronen nicht als Kugeln dargestellt, sondern als diffuse Ladungswolken (Elektronenwolken). Bei der Bildung der Atombindung stellen beide Atome dem Bindungspartner Ladungsdichte ihres Elektrons zur Verfügung. Die beiden Atom(kern)e 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 anziehende Kraft nur zwischen den beiden Atomkernen, sie ist also räumlich gerichtet.

Fallbeispiel: Wasser

2. ***Die Win-Win-Situation beim Wasser.*** *Warum hat Wasser gerade die Summenformeln H_2O und nicht etwa HO, H_3O oder HO_2? Erklären Sie mithilfe des Lernvideos „Atombindung I musste wissen Chemie“ von Mai-Thi. Nur die ersten 6,5 Minuten schauen:*

Moodle:
https://0410175830O.moodle.bw.schule/mod/resource/view.php?id=30284

youtube:
https://youtu.be/PsR-HRiGAzA

3. [Gemeinsam mit Lehrer]: Die Win-Win-Situation beim Fluor (F_2), beim Chlorwasserstoff (HCl), Sauerstoff (O_2) und Stickstoff (N_2).