

Vorkurs Chemie Tag 2

Kern/Hülle - Modell des Atoms

Schalenmodell der Atomhülle

Bau des Atomkerns

chemische Bindung

zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Atommodell: Historisches (I), (II)

chemie - interaktiv.net

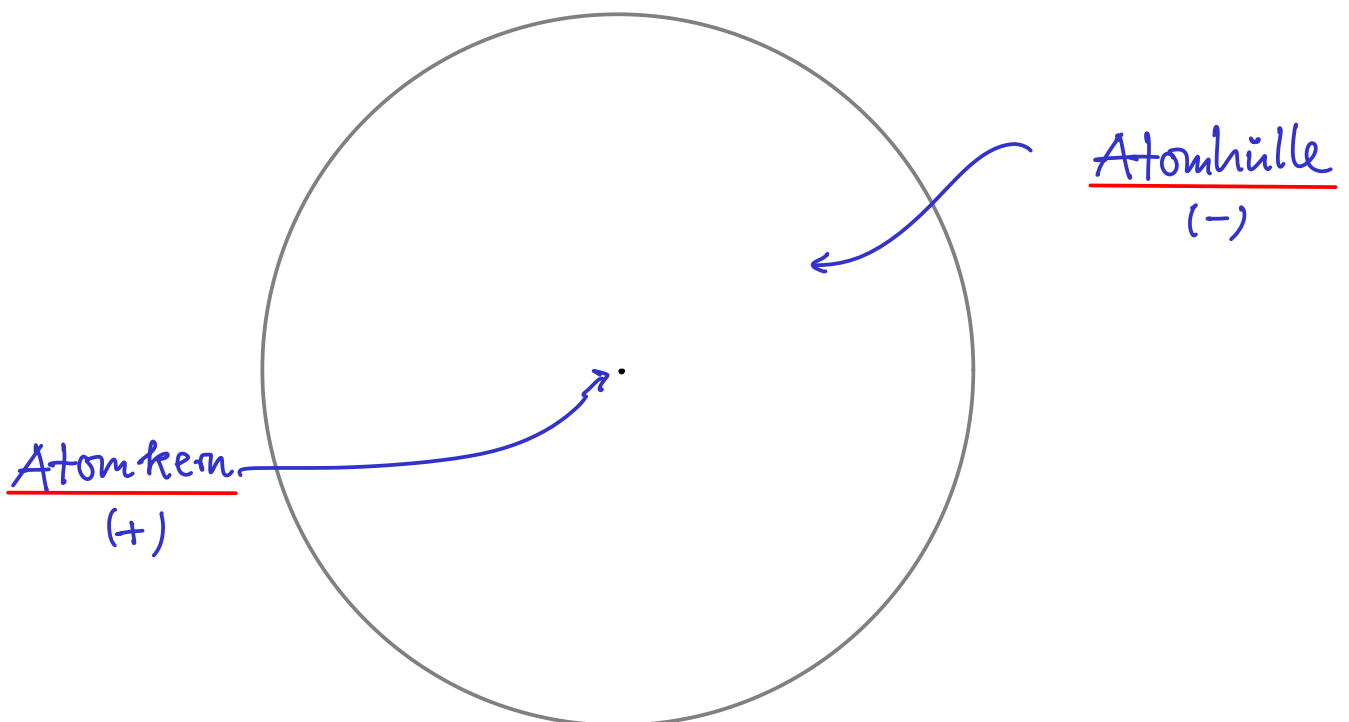
"Der Streuversuch von Rutherford"

Atommodell: Historisches (III)

Kern/Hülle - Modell des Atoms

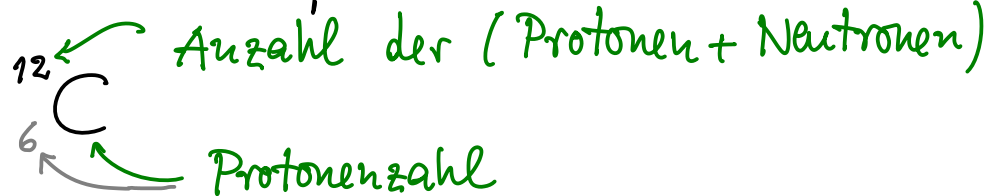
Schalenmodell der Atomhülle

1. Atombau



2. Bau des Atomkerns

- Der Atomkern besteht aus Protonen und Neutronen.
↑ elektrisch positiv geladen
- Die Protonenzahl (Kernladungszahl) bestimmt den Namen des Elements (!) und ist die Ordnungszahl im PSE.
- Die Atome der meisten Elemente können unterschiedlich viele Neutronen im Atomkern enthalten.
(→ Isotope)
- Symbolschreibweise Beispiel



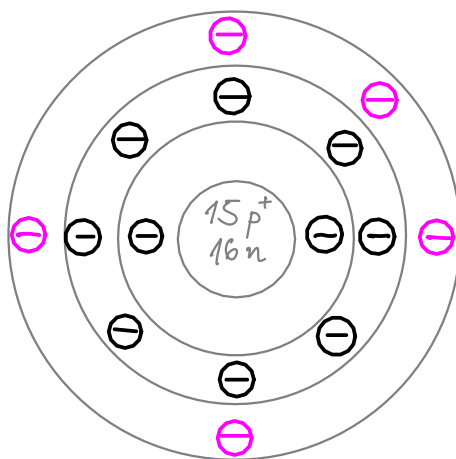
Es gibt auch ^{13}C und ^{14}C .

3. Schalenbau der Atomhülle

- Die Atomhülle enthält so viele Elektronen wie der Kern Protonen.
Atommodell: Historisches (IV), (V) ↗ elektrisch negativ geladen
- Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Diese können räumlich als Kugelschalen veranschaulicht werden.
- Die Elektronenschalen werden von innen nach außen mit K, L, M, N, O, P und Q bezeichnet.
- In die K-Schale passen maximal zwei Elektronen, in die L-Schale acht, in die M-Schale 18 ($2n^2$). $n \in \mathbb{N}$

- Die Elektronen der äußeren Schale heißen Außenelektronen (Valenzelektronen); sie bestimmen das chemische Verhalten der Elemente

Beispiel: Phosphor



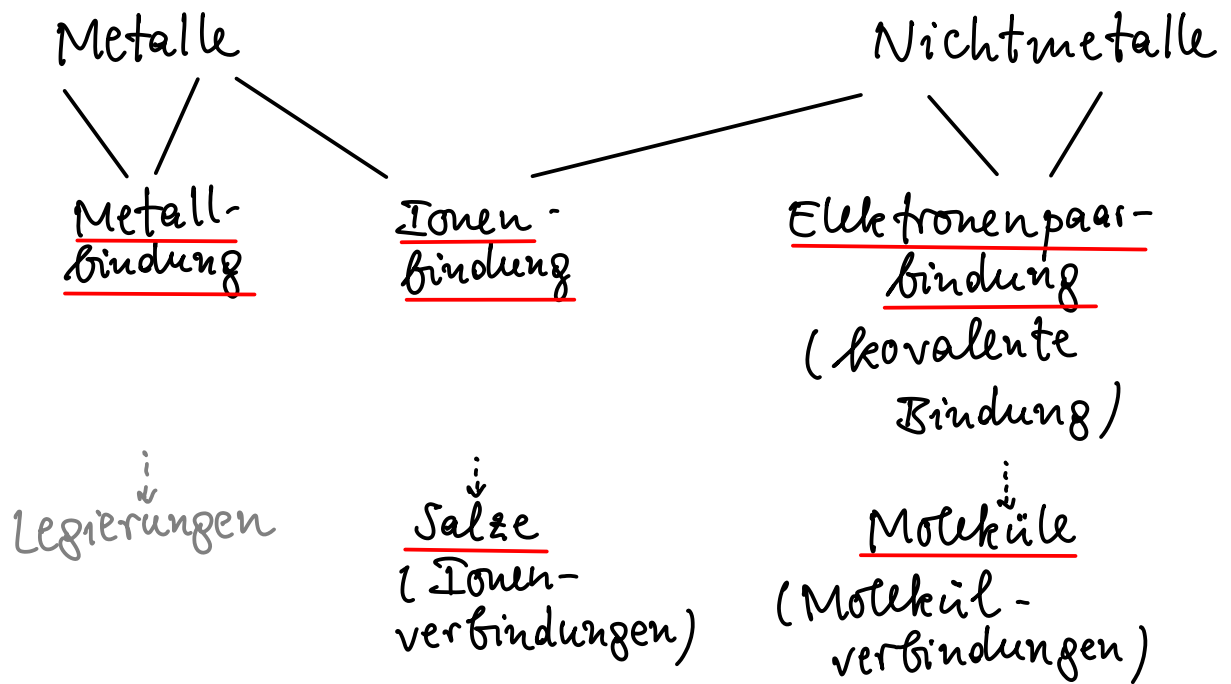
- In der Elektronenschreibweise werden die Außenelektronen als Striche (für Elektronenpaare) oder als Punkte (für einzelne Elektronen) dargestellt:



4. Atombau und Periodensystem der Elemente

Hauptgruppennummer = Zahl der Außenelektronen

Chemische Bindung - Arten

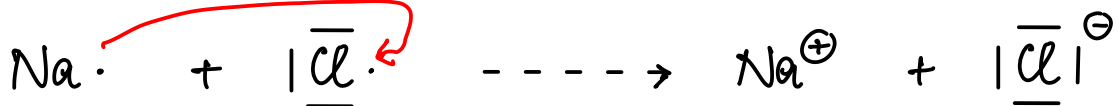


Antrieb: Erreichen einer vollen Außenschale, weil volle Außenschalen energetisch besonders günstig sind.

1. Ionenbindung

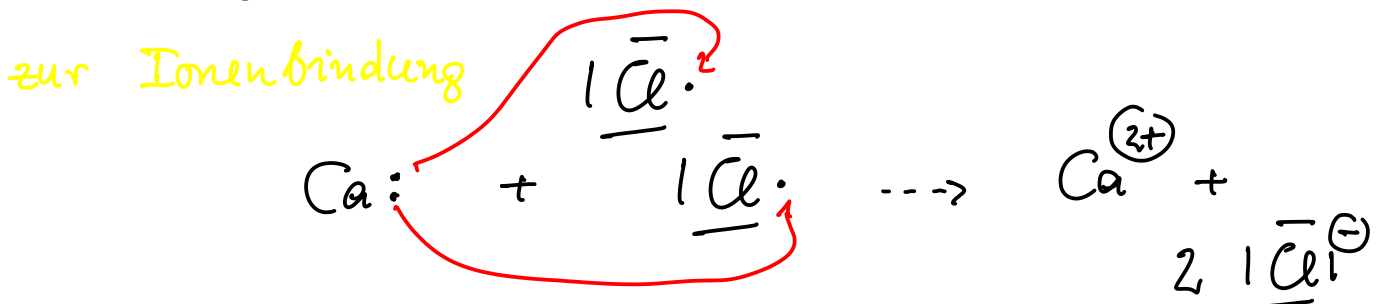
Beispiel: → chemie-interaktiv.net

„Die Reaktion von Natrium mit Chlor“
(auch am Schalenmodell!)



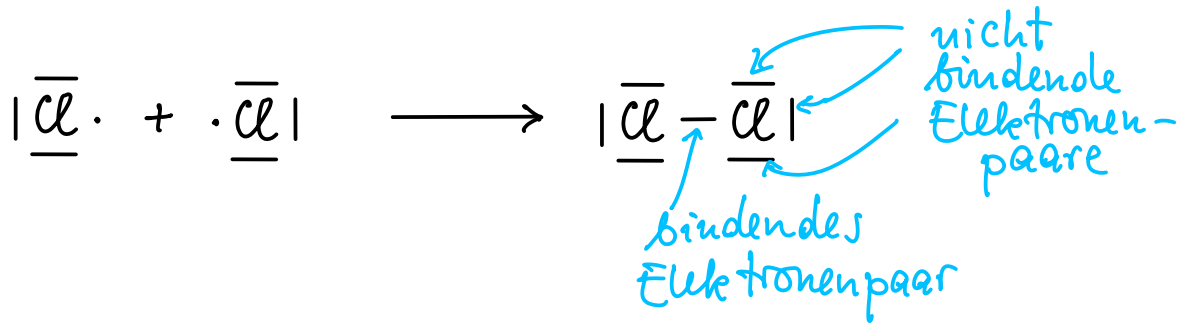
-----> Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen

-----> Bildung eines dreidimensionalen Kristallgitters



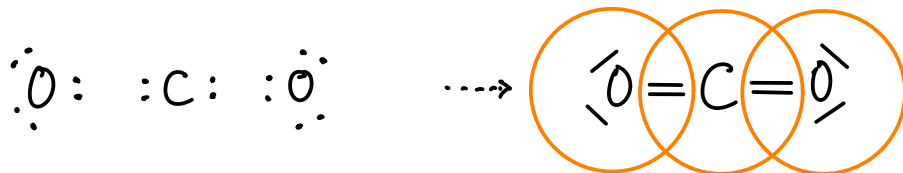
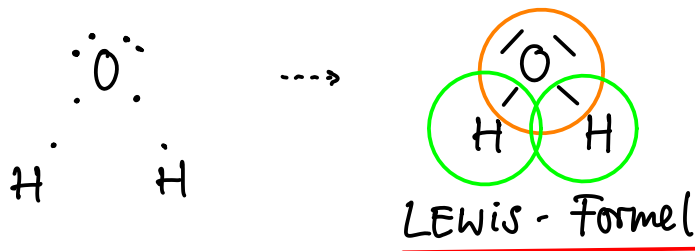
2. Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung)

Beispiel:



- Moleküle bestehen aus Nichtmetall-Atomen, die durch gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden sind.
- Die Atome in den Molekülen erreichen durch gemeinsame Elektronenpaare eine Edelgaskonfiguration. Sie besitzen dann insgesamt acht (H: zwei) Elektronen in der Außenschale (Okettregel). Die bindenden Elektronenpaare zählen jeweils bei beiden Bindungspartnern mit.

Weitere Beispiele:



- Mit dem Elektronenpaarabstoßungs-Modell lässt sich auf der Basis der Lewis-Formel die räumliche Struktur von Molekülen vorhersagen. Die vier Elektronenpaare, die Atome im Molekül nach der Okettregel umgeben, stoßen sich gegen-

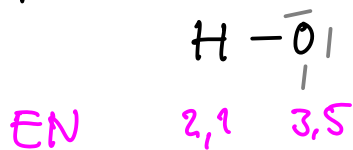
seitig ab und orientieren sich daher im Raum so, dass ihre Abstände voneinander maximal sind (soweit die Molekülstruktur das zulässt).

→ Strukturen, die sich vom Tetraeder ableiten
EPR-Modell - Beispiele, VSEPR-Modell

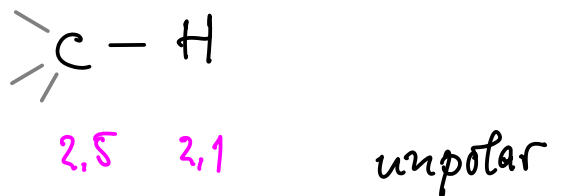
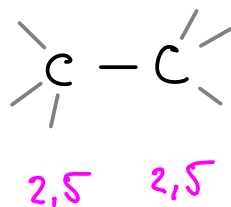
- Wenn Atome verschiedener Elemente eine Elektronenpaarbindung bilden, befindet sich das „geteilte“ Elektronenpaar in der Regel nicht „in der Mitte“ zwischen beiden. Es ist vielmehr näher an dem Atom, welches die höhere Elektro-
zur EN negativität hat. Die Bindung ist dann polar.

Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen gleicher (oder ähnlicher) Elektronegativität sind unpolar.

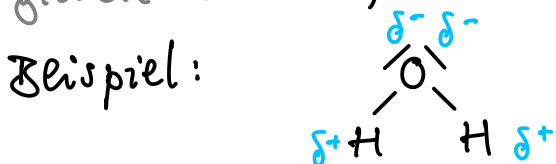
Beispiele:



aber



- In Dipol-Molekülen ist die elektrische Ladung nicht symmetrisch verteilt: Auf einer Seite besteht ein (kleiner) Überschuss an positiver Ladung (δ^+), auf der anderen Seite ein (betragsmäßig gleich kleiner) Überschuss an negativer Ladung (δ^-).



Dipol-Molekül

aber $\overset{\delta^-}{\underset{|}{\text{O}}} = \overset{\delta^+ \delta^+}{\text{C}} = \overset{\delta^-}{\underset{|}{\text{O}}}$ kein Dipol-Molekül

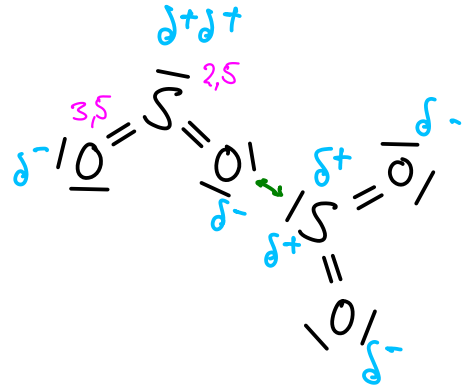
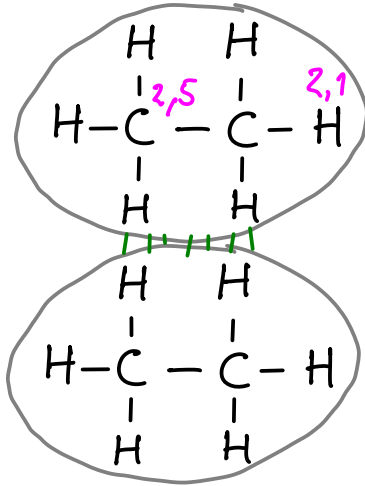
Polare Elektronenpaarbindung

→ chemie - interaktiv.net Wasser

zum Effekt der Wasserstoffbrücken

Zwischenmolekulare*₁ Wechselwirkungen*₂

Beispiel



Art

VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

In welchen Fällen?

zwischen Molekülen, die nur unpolare Elektronenpaarbindungen ($\Delta EN \leq 0,5$) enthalten

zwischen Dipol-Molekülen

Stärke

„schwach“

„(mittel-) stark“

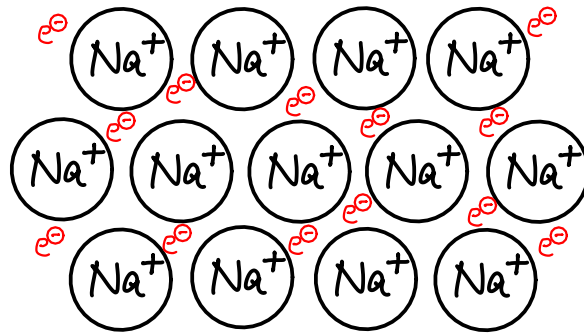
*₁ auch „intermolekulare“

*₂ auch „Kräfte“

Elektronegativität

Partialladungen (Teilladungen)

3. Metallbindung



- dicht(est) gepackte positiv geladene Metall-Ionen
 - Außenelektronen bilden ein frei bewegliches "Elektronengas"
 - Bindung durch elektrostatische Anziehung
- chemie-interaktiv.net „Die Metallbindung“