

Übungsaufgaben zur Vorlesung „Atombau und chemische Bindung“

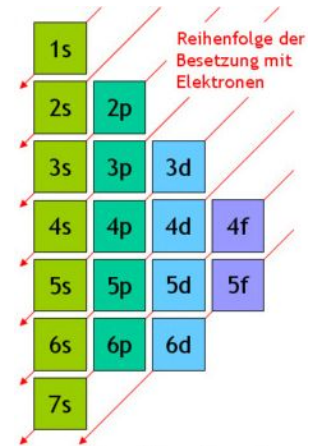
1. Die Elektronenkonfiguration von Atomen

Die Schalen und Unterschalen in Atomen werden von den Elektronen in der Reihenfolge aufsteigender Energie besetzt. Als Merkhilfe für die Besetzungsreihenfolge dient oft die neben stehende Abbildung. Die Angabe der Elektronenkonfiguration erfolgt in folgender Schreibweise (am Beispiel Kohlenstoff):

[C]: $1s^2 2s^2 2p^2$

a) Gib die Elektronenkonfiguration folgender Atome an:
Fluor (F), Schwefel (S), Eisen (Fe), Zink (Zn).

b) Das Metall Titan reagiert mit Nichtmetallen zu Verbindungen, in denen es (selten) als zweiwertiges Ti^{2+} oder (meist) als vierwertiges Ti^{4+} Kation vorkommt. Versuche anhand der Elektronenkonfiguration von Ti und seinen Kationen zu erklären, wie so Titan gerade diese Kationen (und nicht Ti^+ oder Ti^{3+}) bildet.



2. Edelgaskonfiguration als Ziel

Atome gehen miteinander chemische Reaktionen ein, um ihre Elektronenhüllen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen dem besonders stabilen Zustand einer Edelgaskonfiguration näher zu bringen.

a) Schätze aufgrund dieser Überlegung ab, in welchem Mengenverhältnis die folgenden Atomsorten eine chemische Verbindung eingehen würden und wie die Elektronen dabei transferiert werden. Welchen Edelgaszustand erreichen die Atome in ihren Elektronenhüllen jeweils?

Natrium + Schwefel Aluminium + Sauerstoff Magnesium + Stickstoff Kalium + Fluor

b) Wie liegen die Atome aus Aufgabenteil (a) in den Verbindungen vor? Wieso?

c) Worin unterscheiden sich die Verbindungen von Bor und Aluminium mit Chlor?

3. Polarität von Bindungen

Betrachte im folgenden die Verbindungen von Wasserstoff und Kohlenstoff mit den Halogenen Fluor, Chlor, Brom und Iod.

a) Ordne die Bindungen H-Halogen bzw. C-Halogen nach steigender Polarität.

b) Klassifiziere die Bindungen als unpolar, polar oder ionisch und gib die (Partial-)Ladungen an.

c) Betrachte die Molekülverbindungen und entscheide, welche Moleküle Dipolmoleküle sind.

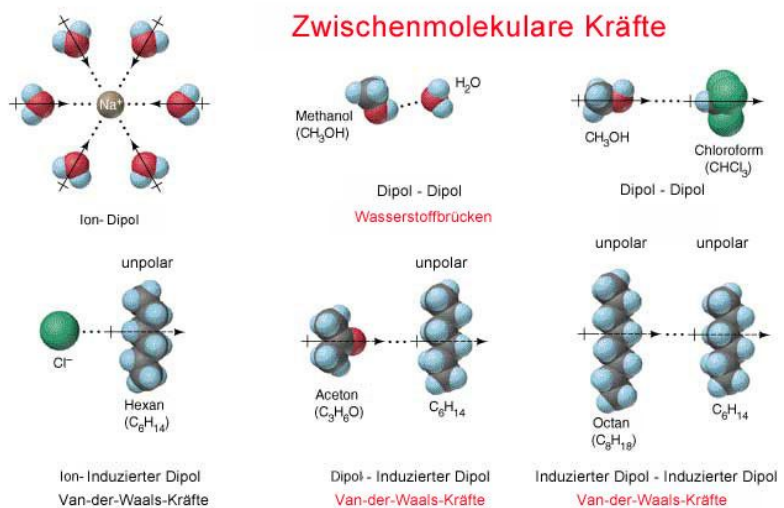
4. Zwischenmolekulare Kräfte

a) In der neben stehenden Grafik sind sechs verschiedene Fälle von zwischenmolekularen Kräften dargestellt.

Erläutere die Fälle und schätze ab, wo eher starke und wo eher schwache Kräfte wirken.

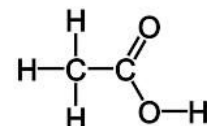
b) Die Moleküle von Ethan, Fluormethan und Methanol sind etwa gleich schwer, dennoch unterscheiden sich die Substanzen stark in ihren Siedepunkten. Erkläre!

Ethan: -89°C
Fluormethan: -78°C
Methanol: $+65^{\circ}\text{C}$



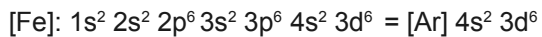
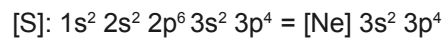
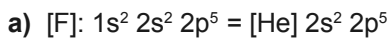
5. Molekülgeometrien

Essigsäure (Ethansäure) hat die neben dargestellte Strukturformel. Zeichne das Essigsäuremolekül und gib dabei die Geometrie der Bindungen an jedem Kohlenstoff- und Sauerstoffatom möglichst genau wieder. Welche Geometrien liegen vor? Achte auch auf die freien Elektronenpaare des Sauerstoffs.



Lösungen zu den Übungsaufgaben

1. Die Elektronenkonfiguration von Atomen

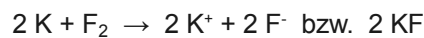
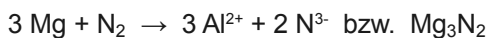
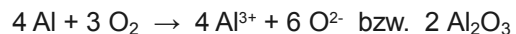
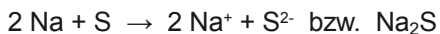


b) Als Ti^{4+} erreicht Titan die Elektronenkonfiguration von Argon. Als Ti^{2+} liegt zumindest die d-Schale leer vor. Bzgl. der Stabilität von Elektronenkonfigurationen gilt die Abfolge: Edelgaskonfiguration > leere bzw. volle Schalen > leere bzw. volle Unterschalen > halbgefüllte Unterschalen.

2. Edelgaskonfiguration als Ziel

Atome gehen miteinander chemische Reaktionen ein, um ihre Elektronenhüllen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen dem besonders stabilen Zustand einer Edelgaskonfiguration näher zu bringen.

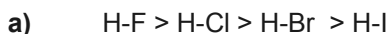
a) Schätze aufgrund dieser Überlegung ab, in welchem Mengenverhältnis die folgenden Atomsorten eine chemische Verbindung eingehen würden und wie die Elektronen dabei transferiert werden. Welchen Edelgaszustand erreichen die Atome in ihren Elektronenhüllen jeweils?



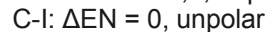
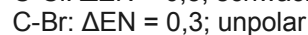
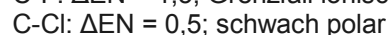
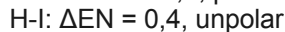
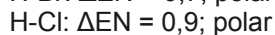
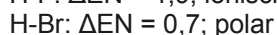
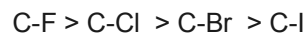
b) Die Atome liegen in den o.g. Verbindungen als Ionen vor, da die Elektronegativitätsdifferenz in allen Fällen so groß ist (> 1,5), dass es zu einer vollständigen Übertragung der Elektronen kommt.

c) B und Al reagieren mit Chlor beide im Verhältnis 1:3 und bilden BCl_3 bzw. AlCl_3 . Während das Aluminiumtrichlorid eine Ionenverbindung (also ein Salz) ist, ist Bortrichlorid ein Molekül.

3. Polarität von Bindungen



und analog



Das H und das C tragen jeweils ggf. die positive (Teil-)Ladung, die Halogene die negative (Teil-)Ladung. Die ermittelten ΔEN -Werte können je nach verwendeter Tabelle etwas abweichen. Die Grenzen zwischen unpolaren und polaren bzw. zwischen polaren und ionischen Bindungen bei 0,5 bzw. 1,5 sind auch nur als Richtwerte, nicht als exakte Werte zu verstehen. Die Bindungsformen gehen gleitend ineinander über.

c) H-Cl und H-Br sind Dipolmoleküle, die Kohlenstoffverbindungen CF_4 usw. haben jeweils eine tetraedrische Geometrie, so dass positiver und negativer Ladungsschwerpunkt zusammen fallen und daher aus den vier polaren Bindungen kein Dipolmolekül resultiert.

4. Zwischenmolekulare Kräfte

a) Die Stärke zwischenmolekularer Kräfte nimmt in folgender Reihe zu:

Ion-Ion > Wasserstoffbrücken > Dipol-Dipol > van-der-Waals

Eine Ion-Dipol-Wechselwirkung kann etwa die Stärke einer Wasserstoffbrücke erreichen. Die Wechselwirkungen induzierter Dipole sind generell schwach.

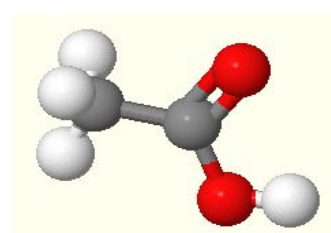
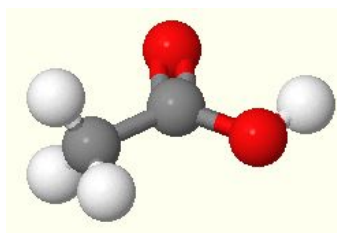
b) Beim Sieden müssen die zwischenmolekularen Kräfte durch die thermische Energie überwunden werden, damit die Moleküle in die Gasphase übergehen können. Es gilt daher: Je schwächer die zwischenmolekularen Kräfte, desto niedriger die Siedetemperatur. Im Ethan liegen nur van-der-Waals-Ww. vor, im Fluormethan immerhin Dipol-Dipol-Ww. und im Methanol starke Wasserstoffbrücken.

5. Molekülgeometrien

CH_3 : tetraedrisch

C=O : trigonal-planar

OH : tetraedrisch (inkl. der beiden freien Elektronenpaare am O)



Hier zwei Ansichten aus unterschiedlichen Blickwinkeln.