

Kapitel 7 - Eigenschaften der Atome und die Ionenbindung

Bindungen

- Ionenbindung:
 - Elektronen werden von einem Atom auf ein anderes übertragen
 - Es entstehen positive und negative Ionen
 - Zusammenhalt durch elektrostatische Bindung
- Kovalente Bindung:
 - Atome teilen sich gemeinsame Elektronen
 - Es entsteht ein Elektronenpaar, das 2 Atomen gemeinsam gehört
 - Es entstehen Moleküle
- Metallische Bindung:
 - Bei Metallen und Legierungen
 - Viele Atome zusammen; Ein oder mehr Außenelektronen sind in ein gemeinsames Elektronengas abgegeben
 - Zusammenhalt der positiven Ionen durch das Elektronengas
 - Elektronengas ist frei beweglich
- Van der Waals Wechselwirkung:
 - Schwache, immer anziehend wirkende Kraft zwischen Molekülen

Eigenschaften der Atome

- Chemisches Verhalten wird bestimmt durch Kernladung, Elektronenkonfiguration & Atomgröße
- Atomgröße ist nicht absolut messbar, deswegen Messung des Abstandes der Kerne bei einer Bindung
- Potentialkurve = Bei sinkendem Abstand zweier Atome wird zuerst Energie frei, dann folgt ein Energieminimum, danach ist Energiezufuhr nötig für eine weitere Annäherung
- Atome halten einen Abstand von einander ein, der dem Energieminimum der Potentialkurve entspricht
- Die abstoßende Kraft ist immer gleich, die anziehende abhängig von der Art der Bindung
- Bindungslänge = Abstand zwischen Kernen
- $\frac{1}{2}$ Bindungslänge = Atomradius = Abhängig von Art der Bindung
- Unterschiedliche effektive Größen/Radien je nach Bindung: Kovalenzradius, Van der Waals Radius, Ionenradius & Metall-Atomradius
- Bei Feststoffen beträgt der Abstand zwischen den gleichen Atomen verschiedener Moleküle den Van der Waals Radius
- Atomradien von Metallen sind größer als bei Nichtmetallen
- Innerhalb einer Gruppe nimmt die effektive Größe mit der Ordnungszahl zu
- Kovalenz- / Van der Waals Radien:
Hauptgruppen: Größe in Periode von links nach rechts abnehmend
Nebengruppen: Größe erst schwach abnehmend, dann zunehmend
- Erste Ionisierungsenergie: Energie, um einem Atom im Grundzustand das schwächste Elektron zu entreissen
 $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^-$
Einheit: Elektronenvolt pro Atom oder Kilojoule pro Mol

- Elektronenvolt = Die kinetische Energie von einem Elektron, dass von 1 Volt im Vakuum beschleunigt wurde
 $1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 $1 \text{ eV}/_{\text{Atom}} = 96,487 \text{ kJ}/_{\text{mol}}$
- Ionisierungsenergie im Periodensystem:
 - In Periode von links nach rechts zunehmend
 - Hauptgruppen: Abnahme mit zunehmender Ordnungszahl
 - Bei Nebengruppen ist die Abnahme weniger stark
 - Lanthanoiden: Die Ionisierungsenergie bleibt ungefähr konstant
 - Metalle: Relativ niedrig
 - Nichtmetalle: Relativ hoch
 - Minimal: links unten
 - Maximal: Bei Edelgasen; Be, Mg, Zn, Cd, Hg; N, P, As, (Sb)
- Zweite Ionisierungsenergie: Energie, um einem 1-fach positiven Ion das 2. Elektron zu entreissen
 $A^+(g) \rightarrow A^{2+}(g) + e^-$
- Die weiteren Ionisierungsenergien verlaufen analog, doch Ionen mit einer Ladung von mehr als 3^+ sind sehr selten
- Die Ionisierungsenergie nimmt zu ($1. < 2. < 3. \text{ etc.}$)
- Erste Elektronenaffinität: Energie, die bei Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom (gasförmig) umgesetzt wird
 $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g)$
- Je nach Überwiegung der Anziehung (durch den Kern) oder der Abstoßung (durch die anderen Elektronen) kommt es zu Energiefreisetzung oder nicht; meist ist es Energiefreisetzung (andersrum z.B. bei Ne)
- Ein kleineres Atom kann meist leichter Elektronen aufnehmen
- In einer Periode werden die Elektronenaffinitäten von links nach rechts meist negativer (Ausnahmen!)
- Die 7. Hauptgruppe hat die negativste Elektronenaffinität
- Zweite Elektronenaffinität: analog zu erster; aber es ist immer ein Energieaufwand notwendig, deswegen ist sie selten

Ionenbindung

- Kation = positiv = Metall-Atome
- Anion = negativ = Nichtmetall-Atome
- Ionenkristall = Viele Anionen & Kationen, die sich jeweils gegenseitig umgeben, es kommt zu elektrostatischer Anziehung, der Kristall ist insgesamt neutral geladen
- Koordinationszahl = Zahl der Nachbarionen um ein Ion
- Ionenbindung = Anziehung im Ionenkristall
- Isoelektronisch = Atom/Ion haben die gleiche Elektronenzahl
- Hauptgruppenelemente: Ionen sind isoelektronisch mit den Edelgasen
- Gitterenergie: Energie, die freigesetzt wird durch das Zusammenfügen gasförmiger Ionen
- Born-Haber-Kreisprozess: Bestimmung der Gitterenergie
Die Bildungsenthalpie eines Ionengitters ergibt sich aus der Summe der Reaktionsenthalpien der Einzelschritte
Alle hierbei relevanten Energiebeträge bis auf die Gitterenergie können bestimmt werden; Auflösung nach der Gitterenergie
- Gitterenergie ist abhängig von:
 - Ladung der Ionen
Je höher die Ladung, desto größer der Betrag der Gitterenergie
 - Größe der Ionen
Kleinere Ionen \rightarrow höherer Betrag der Gitterenergie

- Edelgaskonfiguration = Elektronenkonfiguration der Edelgase = Energetisch begünstigt
- Die Gitterenergie bestimmt, welche Ladung die Atome im Ionenkristall annehmen:
-> Die Ionisierungsenergie muss niedriger als die die Gitterenergie sein, damit ein Ion gebildet wird
-> Entscheidend ist, wann die Edelgaskonfiguration erreicht wird, weil dann die Ionisierungsenergie sprunghaft steigt
- Bildung von Ionen mit Edelgaskonfiguration ist energetisch begünstigt (Durch die daraus resultierende starke Zunahme der Gitterenergie lohnt sich der "Aufwand" einer Ionisierung)
- Ionen bilden sich nur bis zu einer Ladung von +3/-3, die Energie für höhere Ionen steht nie zur Verfügung

- Arten von Ionen:
 - s^2 : z.B. H^- , Li^+ , Be^{2+}
 - s^2p^6 (Bezogen auf Valenzschale): Häufig
 - d^{10} :
Einige Metalle, die $ns^2np^6nd^{10}$ bilden können
Die Edelgaskonfiguration ist zu weit entfernt, d^{10} ist jedoch durch die Ionisierungs- & Gitterenergie begünstigt, denn es entstehen vollbesetzte Unterschalen
 - $d^{10}s^2$:
Schwerere Elemente der 3., 4. & 5. Hauptgruppe mit $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^{10}ns^2$, dies führt wiederum zu vollbesetzten Unterschalen

- Bildung von Ionen bei Nebengruppenelementen:
Die äußerste Schale ist die s-Unterschale, deswegen zuerst Abgabe der s-Unterschalen-Elektronen und danach von Elektronen aus der d-Unterschale
Die Elemente können verschieden viele Elektronen abgeben, es gibt also verschiedene Ionen der gleichen Elemente

- Ionenradius:
 - $[Abstand\ der\ Ionen] \times \frac{1}{2}$ ist meist nicht der Radius, denn dies gilt nur bei kleinen Kationen zusammen mit großen Anionen, hier berühren sich die Anionen und ihr Abstand kann gemessen werden
 - Durch Messungen mit großen Anionen lassen sich Rückschlüsse auf andere Ionengitter ziehen:
Wenn der Radius von einem Anion bestimmt ist, kann mit diesem in einem anderen Kristall der Radius des Kations bestimmt werden
 - Der Ionenradius ist abhängig von der Koordinationszahl: Je größer sie ist, desto mehr Abstoßung gibt es, desto größer ist der gemessene Radius
 - Bei Kationen ist der Ionenradius immer kleiner als der Kovalenzradius (da bei der Ionisierung eine Schale wegfällt und weniger Elektronen vorhanden sind), bei den Anionen ist dies andersherum (da mehr Elektronen vorhanden sind)
 - Der Ionenradius eines 2-fachen Kations ist größer als der eines 3-fachen (wegen der stärkeren Anziehung beim 3-fachen)
 - Der Ionenradius bei Anionen ist ähnlich wie ihr Van der Waals Radius

- Mehratomige Ionen bestehen aus Atomen, die durch kovalente Bindung verbunden sind
(z.B. NO_2^- , $CH_3CO_2^-$, CrO_4^{2-})

Nomenklatur

- Kationen
 - Einatomig (meist Metalle)
 - Bei nur einer Sorte Ion: Deutscher Name
(z.B. Natrium-Ion)
 - Bei mehreren Sorten: Deutscher Name & römische Ziffer in Klammern
(z.B. Kupfer(I)-Ion)
 - Bei mehratomigen unter Beteiligung von Wasserstoff: Endung auf -onium
(z.B. Ammonium)
- Anionen
 - Einatomig (Nichtmetalle)
Lateinischer Name & Endung -id
(z.B. Chlorid)
Teilweise wird der Name abgekürzt
(z.B. Oxid)
 - Mehratomig
Häufig
(z.B. Acetat, Phosphat)
Teilweise auch hier Endung auf -id
(z.B. Hydroxid)
- Verbindungen
Zuerst Name des Kations, dann Name des Anions
(z.B. Ammoniumsulfid)