

Vorlesung

„Allgemeine und Anorganische Chemie für Human-, Zahn-, und Veterinärmediziner“

Vorlesung 5

Die Chemische Bindung, Die Ionenbindung (Bindungskräfte, Gittertypen, Radiengrenzverhältnisse), Die Metallische Bindung, Die Wasserstoff-Brückenbindung, Hydrophobe Wechselwirkungen

Die Ionenbindung

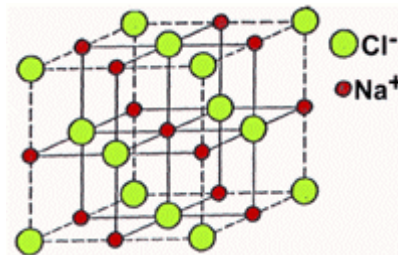
Ionen

- Teilchen (ein- oder mehratomig), die eine elektrische Ladung besitzen
- Anionen (negativ geladene Ionen), Kationen (positiv geladene Ionen)

Ionenverbindungen

- Eine durch Ionenbindung aufgebaute Verbindung besteht aus zahlreichen Anionen und Kationen, die zu einem Ionenkristall geordnet sind.
- Die elektrostatische Anziehung zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen hält den Kristall zusammen.
- Es treten **ungerichtete Wechselwirkungen** auf.
- Ein Anion ist immer von Kationen umgeben und umgekehrt (kein Anion gehört zu einem bestimmten Kation und umgekehrt).

Beispiel: Natriumchlorid (jedes Na^+ -Ion ist von 6 Cl^- -Ionen umgeben (Koordinationszahl 6). Die Koordinationszahl hängt vom Gittertyp ab



Bindungsbildung

- Annahme von positiven und negativen kugelförmigen Ionen, die durch Übergang von Elektronen aus einem Atom zu einem anderen entstanden sind (Edelgas-Schale!!)
- Ionenverbindungen sind so aufgebaut, daß die Anziehungskräfte zwischen entgegengesetzt geladenen Teilchen einen Höchstwert erreichen während die Abstoßungskräfte zwischen gleichartig geladenen Teilchen minimiert werden.

Gitterenergie

- Unter der molaren Gitterenergie E_g einer Substanz versteht man die Energie, die an die Umgebung abgegeben wird, wenn 1 Mol dieser Substanz aus den gasförmigen Bausteinen gebildet wird. z.B. $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}$ $E_g = -787 \text{ kJ/mol}$
- Die Gitterenergie ist im wesentlichen von elektrostatischen Wechselwirkungen abhängig.

Gittertypen

- Voraussetzung: niedrigste Energie wird angestrebt

- Dieser Zustand wird erreicht, wenn die größte Anzahl entgegengesetzt geladener Ionen sich berühren, ohne daß Ionen gleicher Ladung zusammengedrückt werden.
- Aus den unterschiedlichen Radienverhältnisse der Ionen ergeben sich: Koordinationszahl, Koordinationspolyeder und Gittertyp.
- Welcher Gittertyp gebildet wird, hängt von der Größe und Ladung der beteiligten Ionen ab.

Beispiele für 1:1-Gitter:

Koordinationszahl	Polyeder	Radienverhältnis Kation/Anion	Gittertyp
4	Tetraeder	0,22	ZnS
6	Oktaeder	0,41	NaCl
8	Würfel	0,73	CsCl

Allgemeine Eigenschaften von Ionenverbindungen

- Im festen Zustand sehr geringe elektrische Leitfähigkeit, in geschmolzenem Zustand leiten sie die Elektrizität oft gut
- im allgemeinen hohe Schmelz- und Siedepunkte
- Ionenbindungen sind **nicht gerichtet**.
- Die Verbindungen sind oft hart und spröde.
- oft in polaren Lösungsmitteln mit hoher Dielektrizitätskonstante löslich

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

- schwache Wechselwirkungen, die neben starken chemischen Bindungen zwischen Atomen und Molekülen auftreten (oft als van-der Waals-Kräfte bezeichnet)
- bei genügend niedrigen Temperaturen führt dies zur Aggregation
- bei Temperaturerhöhung können diese Kräfte infolge zunehmender Wärmebewegung leicht überwunden werden

Dipol-Dipol-Kräfte:

durch elektrostatische Wechselwirkungen zwischen dipolaren Molekülen hervorgerufen (Orientierung polarer Moleküle in Kristallen)

Dispersionskräfte:

Induktion eines Dipolmomentes durch Bewegungen innerhalb der Elektronenhülle

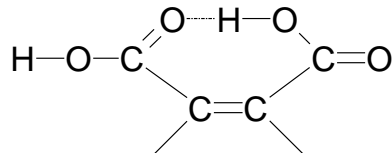
Je größer die Elektronenhülle ist, desto größer ist diese Wechselwirkung (Polarisierbarkeit)

Wasserstoffbrücken

- Wechselwirkungen zwischen aciden H-Atomen eines Moleküls und freien Elektronenpaaren stark elektronegativer Atome (F, O, N)
- Wasserstoffbrücken können intramolekular (Beispiel: Maleinsäure) oder intermolekular (Beispiel Wasser) auftreten.

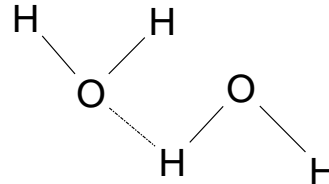
intramolekulare Wasserstoffbrücken:

z.B. Maleinsäure:

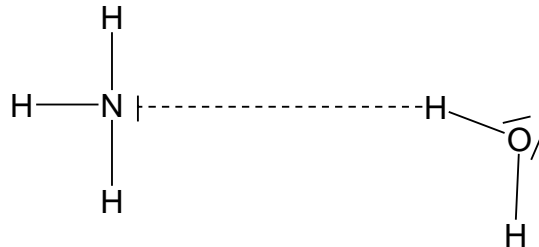


intermolekulare Wasserstoffbrücken:

z.B. Wasser:



- Sie sind für zahlreiche Eigenschaften chemischer Verbindungen verantwortlich (relativ hoher Siedepunkt des Wassers im Vergleich zu H₂S, in dem kaum H-Brücken ausgebildet werden).
- Die Löslichkeit einer Reihe von Stickstoff- und Sauerstoffverbindungen beruht auf der Ausbildung von Wasserstoffbrücken.



Wasserstoffbrücken sind für viele Lebensprozesse von großer Bedeutung:

- Bestimmen die räumliche Struktur von Proteinen und Enzymen
- Helixstruktur der DNA wird durch Wasserstoffbrücken bestimmt
- Knüpfen und Öffnen von H-Brücken sind chemische Grundprozesse biologischer Vorgänge wie Zellteilung und Proteinsynthese.

Hydrophobe Wechselwirkungen

- Assoziierung hydrophober Moleküle in polarer Umgebung (Mizellenbildung)
- sehr kleine Wechselwirkungen (Bindungsenergien um 10 kJ/mol)
- sind u.a. für die Konformation von Proteinen verantwortlich (hydrophile Gruppen nach außen, hydrophobe nach innen)
- hydrophobe Wechselwirkungen können mit Hilfe der *Gibbs-Helmholtz-Gleichung* quantitativ erfaßt werden

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

freie Enthalpie Reaktionsenthalpie Temperatur Entropieänderung

- Mizellen stellen einen Zustand höherer Ordnung im Gesamtsystem dar, d.h. die Entropie nimmt ab (Entropie = Maß für den Grad der "Unordnung" in einem System).
- Konsequenz: "Verbrauch" freier Energie
- biologische Bedeutung: Ausbildung von Lipid-Membran-Doppelschichten, Emulgatoren (Stoffe mit hydrophilen und lipophilen Gruppen), neben H-Brücken verantwortlich für die Tertiärstruktur von Proteinen

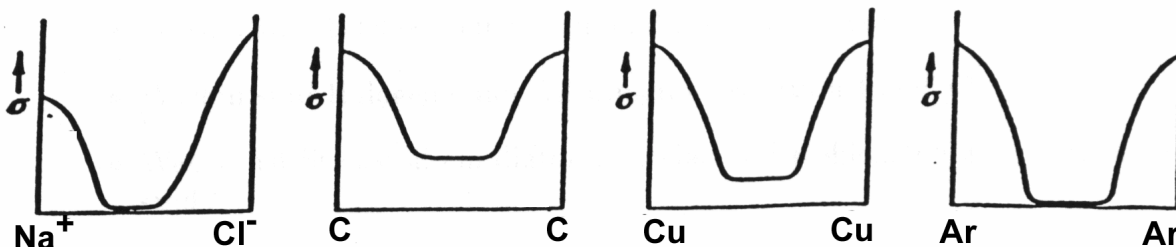
Metallische Bindung

- ist nur im festen oder flüssigem Aggregatzustand möglich
- wird von Elementen mit wenig Valenzelektronen gebildet (unbesetzte Atomorbitale sind vorhanden)
- für die Erklärung werden Gitter aus positiv geladenen Atomrümpfen angenommen, während die Valenzelektronen nicht mehr einzelnen Atomen zugeordnet werden können
- Die Valenzelektronen halten sich in Molekülorbitalen auf, die durch Linearkombination **vieler** Atomorbitale entstehen. Sie sind über den gesamten Kristall delokalisiert.
- Die Wechselwirkungen sind **nicht gerichtet**.
- Die Vielzahl der energetisch eng beieinander liegenden Energieniveaus ist meßtechnisch nicht mehr unterscheidbar, man spricht von Energiebändern.
- Bei Metallen überlagern sich die Bänder eines Hauptquantenzustandes.

Vergleich der Bindungskräfte

Schematische Elektronendichteverteilung zwischen zwei Gitterbausteinen im

Ionengitter (NaCl) kovalenten Kristalle (C) Metallkristall (Cu) Molekulkristall (Ar)



Ionenverbindungen

- Elektronendichte zwischen den Ionen sinkt auf Null (vollständiger Übergang der Elektronen auf den Bindungspartner)
- Ionenverbindungen: hart, spröde, nur in polaren Lösungsmitteln löslich, Schmelzen leiten den elektrischen Strom
- ungerichtete Wechselwirkungen
- Gitterenergien bis ca. 1000 kJ/mol

Kovalenz

- merkliche Elektronendichte zwischen den Atomen
- gerichtete Wechselwirkungen
- 100-1000 kJ/mol

Metallische Bindung

- alle Atome geben ihre Valenzelektronen ab
- ungerichtete Bindungskräfte
- meßbare Elektronendichte zwischen den Gitterbausteinen
- Eigenschaften: dehnbar, schmiedbar, metallischer Glanz

van-der-Waals-Kräfte

- schwache Wechselwirkungen zwischen valenzmäßig abgesättigten Bindungspartnern
- 10-50 kJ/mol
- Eigenschaften: weich, niedriger Schmelzpunkt, löslich in polaren und unpolaren Lösungsmitteln