



# Das Bindungsdreieck

Clarissa Grauß; WS 13/14

## Gliederung

|   |  |   |
|---|--|---|
| 1 | Grenzfälle chemischer Bindung.....           | 1 |
| 2 | Das Bindungsdreieck.....                     | 1 |
| 3 | Übergänge zwischen den Bindungsklassen ..... | 2 |

**Einstieg:** Es werden drei Proben auf den Amboss gelegt, dabei weisen zwei einen metallischen Glanz auf. Auf jede Probe erfolgt ein Schlag mit einem Hammer. Die nichtmetallisch aussehende Probe und eine der metallisch aussehenden Proben zerbrechen, während die zweite metallisch aussehende Probe unversehrt bleibt. Das widersprüchliche Verhalten der zwei metallisch aussehenden Proben soll im Folgenden erklärt werden.

## 1 Grenzfälle chemischer Bindung

Entscheidend für das Verhalten eines Stoffes ist die chemische Bindung der Atome dieses Stoffes. In der folgenden Tabelle werden die drei Typen chemischer Bindungen gegenübergestellt und mit den für sie klassischen Beispielen versehen.

| Bindungstyp | Ionen-Bindung  | Kovalente Bindung          | Metall-Bindung                                      |
|-------------|--|----------------------------|---|
| Bindung     | Elektrische Anziehung zwischen gegensätzlich geladenen Ionen | Gemeinsame Elektronenpaare | Positiv geladene Ionen (Atomrümpfe) im Elektrogenas |
| Erklärung   | Coulombsches Gesetz  | Molekülorbitaltheorie      | Bändermodell  |
| Beispiel    | CsF  | F <sub>2</sub>             | Cs  |

Tab. 1: Bindungstypen

## 2 Das Bindungsdreieck

Die Bindung vieler Verbindungen können jedoch durch die oben genannten Bindungstypen nicht ausreichend beschrieben werden. Die Demonstration oben verdeutlicht, dass der Bindungstyp nicht allein aufgrund sichtbarer Merkmale vorhersagbar ist. Für die Abschätzung des Bindungstyps wurde von Anton Eduard van Arkel das Bindungsdreieck als Hilfsmittel entwickelt und von William B. Jensen mit Hilfe der Elektro-Negativität quantifiziert. In einem kartesischen Koordinaten-System werden auf der Ordinate die Mittelwerte der Elektro-Negativität  $EN_{av}$  und auf der Abszisse die Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN$  aufgetragen. Die Berechnung der Werte erfolgt mit den folgenden Formeln (Summen-Formel  $A_m B_n$ ):

$$EN_{av} = \frac{(mEN_A - nEN_B)}{(m + n)}$$

$$\Delta EN = EN_B - EN_A$$

Die Bindungstypen können Größen-Ordnungen der Elektronegativitätsdifferenz und dem Mittelwert der Elektro-Negativitäten wie folgt zugeordnet werden:

| Bindungstyp                                    | Ionen-Bindung | Kovalente Bindung | Metall-Bindung |
|--|---------------|-------------------|----------------|
| Mittelwert der Elektronegativitäten $EN_{av}$  | mittel        | klein             | klein          |
| Differenz der Elektronegativitäten $\Delta EN$ | groß          | groß              | klein          |

Tab. 2: Zuordnung der Mittelwerte der Elektro-Negativitäten und der Elektronegativitätsdifferenz zu den Bindungstypen

Die Anwendung der oben aufgeführten Formeln auf die in Tab. 1 verwendeten Beispiele ergibt folgende Grafik:

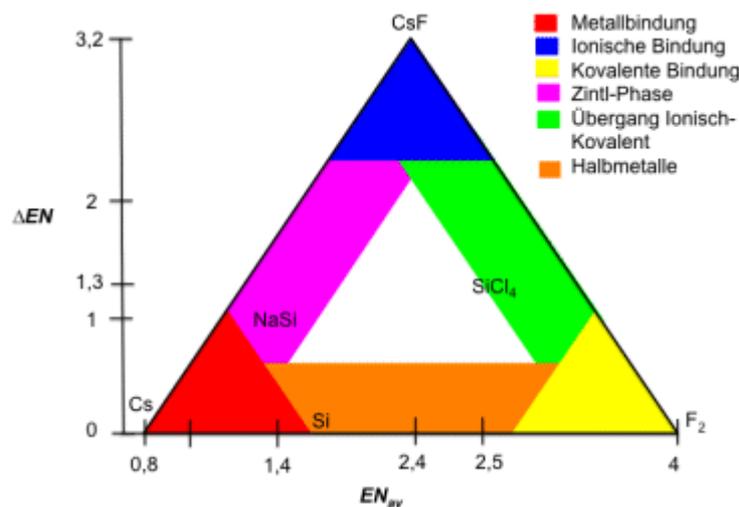


Abb. 1: Das Bindungsdreieck nach Jensen

Die Bindungstypen bilden die Ecken des Dreiecks und die Schenkel stellen den fließenden Übergang zwischen ihnen dar.

### 3 Übergänge zwischen den Bindungsklassen

Den Übergang zwischen metallischer und ionischer Bindung bilden die Zintl-Phasen. Zintl-Phasen sind Verbindungen, die sowohl ionische und auch kovalente Bindungen in einem Molekül aufweisen. Als Beispiele für die Übergänge werden Elemente der 3. Periode verwendet, da die bisher verwendeten Elemente ausschließlich als Beispiele für die Bindungstypen verwendbar sind. Natriumsilicid (NaSi) ist eine Zintl-Phase und in der Verbindung gibt Natrium ein Valenz-Elektron an Silicium ab. Silicium besitzt nun fünf Valenz-Elektronen. Das Silicid-Ion ( $Si^-$ ) ist jedoch instabil, da mit der Aufnahme eines Elektrons nicht die Edelgas-Konfiguration erreichen werden kann. Es bildet sich in Analogie zum isoelektrischen Phosphor-Atom ein Tetraeder aus Tetrasilicid(4-)-Ionen ( $Si_4^{4-}$ ). Durch die

so hinzukommenden Elektronen der kovalenten Bindungen erlangt das Silicid-Ion Edelgas-Konfiguration und damit Stabilität.

Der Übergang zwischen kovalenter und ionischer Bindung geht mit einer stetigen Steigerung der Elektronegativitätsdifferenz und damit einer zunehmenden Polarisierung der Bindung einher. Diese Form der Bindung wird als polare kovalente Bindung bezeichnet und das Siliciumtetrachlorid ( $\text{SiCl}_4$ ) ist ein Beispiel aus der 3. Periode für diese Bindung.

Im Übergang zwischen kovalenter und metallischer Bindung sind Verbindungen zu finden, die als Halbleiter bezeichnet werden. Bei Halbleitern ist die Lücke zwischen Valenzband und Leitungsband geringer als bei Nichtleitern und größer als bei Metallen. Die Leitfähigkeit von Halbleitern wie Silicium (Si) nimmt mit steigender Temperatur zu.

#### **Zusammenfassung:**

- Grenzfälle chemischer Bindung sind Ionen-Bindung, Metall-Bindung und kovalente Bindung.
- Zwischen den Grenzfällen gibt es einen fließenden Übergang.
- Das Bindungsdreieck veranschaulicht grafisch die Grenzfälle chemischer Bindung sowie die Übergänge.
- Mit Hilfe der Elektro-Negativität und dem Bindungsdreieck kann die Bindung und das Verhalten jeder Verbindung abgeschätzt werden.

**Abschluss:** Die Probe aus der Demonstration, die auf der Stoff-Ebene einem Metall glich, aber zerbrochen ist, war ein Halbleiter und somit auf der Teilchen-Ebene von einem Metall deutlich zu unterscheiden. Dieser Unterschied kann mit Hilfe des Bindungsdreiecks und den Elektronegativitätswerten ohne genaue Kenntnis aller Eigenschaften der Verbindung abgeschätzt werden.

#### **Quellen:**

1. Jensen, William B.; Journal of Chemical Education, Volume 72, May 1995, 395-398.
2. Holleman, A.; Wiberg, N.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, DeGruyter, Berlin 2007.
3. Binnewies, M.; Jäckel, M.; u.a.; Allgemeine und Anorganische Chemie, Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg 2011.
4. Meek, Terry L.; Journal of Chemical Education, Volume 82, February 2005, 325-333.