

Atombindung, Moleküle und zwischenmolekulare Kräfte*

Patrick Bucher

15. August 2011

Inhaltsverzeichnis

1 Die Atombindung	1
2 Moleküle	2
3 Die polare Atombindung	3
4 Zwischenmolekulare Kräfte	4
5 Die Namen binärer Molekülverbindungen	4

1 Die Atombindung

- Ein *Molekül* ist ein Teilchen aus mehreren, durch Atombindung(en) zu einer Einheit zusammengebundener Atome. Man bezeichnet diese Bindung als *Atombindung*, *Elektronenpaarbindung* oder *kovalente Bindung*. Diese Bindungen sind bei kleinen Molekülen in der Regel stärker als die zwischenmolekularen Kräfte, die zwischen den Molekülen wirken. Bei einer *Einfachbindung* sind zwei Atome durch ein gemeinsames Elektronenpaar gebunden.
 - Lässt sich der Abstand zweier Atome nur unter Energieaufwand verändern, sind die beiden Atome gebunden. Die entgegengesetzt geladenen Elementarteilchen der beiden Atome lässt diese eine Bindung eingehen.
 - Bei einem Wasserstoffmolekül (H_2) sind die Atome durch die elektrostatischen Kräfte zwischen den Kernen und den Elektronen gebunden. Die beiden Elektronen (jedes *H*-Atom hat ein Elektron) halten sich bevorzugt zwischen den beiden Kernen auf und binden diese durch die elektrostatische Anziehung.

* AKAD-Reihe CH 103, ISBN: 3-7155-1916-9

- Die *Bindungslänge* ist der Abstand, den die Kerne zweier gebundener Atome beim Erreichen des Energieminimums voneinander haben. Die bei der Bindung freigesetzte bzw. für die Spaltung notwendige Energie bezeichnet man als *Bindungsenergie*.
- Eine *Elektronenwolke* bezeichnet den kugelförmigen Raum um einen Atomkern, in dem sich ein Elektron (einfach besetzte Wolke) oder ein Elektronenpaar (doppelt besetzte Wolke) mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält. Zu Beginn ist jede Wolke einfach besetzt. Die Valenzelektronen können auf maximal 4 Elektronenwolken ($8VE/2VE$ pro Wolke) verteilt sein. Eine Atombindung ist nichts anderes als eine Vereinigung zweier einfach besetzter Elektronenwolken zu einer einzigen, doppelt besetzten Elektronenwolke.
- Bei der *Strukturformel* (*Lewis-Formel*, *Strichformel*) symbolisieren die Elementsymbole die Atomrümpfe. Sie werden von Punkten (einzelne Valenzelektronen) und Strichen (Valenzelektronenpaare) umgeben. Mithilfe der Strukturformel können die Bindungsverhältnisse in Molekülen beschrieben werden. Beispiele:

$$H_2: H - H \qquad H_2O: H \cdot \cdot \overline{O} \cdot \cdot H \qquad Cl_2: |\overline{Cl}| \cdot \cdot |\overline{Cl}|$$
- Ist die äusserste Schale (die *Valenzschale*) eines Atoms mit 8 Elektronen besetzt, hat es die *Edelgaskonfiguration* erreicht. Alle Edelgase ausser Helium haben 8 Valenzelektronen.
- *Oktettregel*: Die Atome der zweiten Periode erreichen die Edelgaskonfiguration in Molekülen. Jeder Atomrumpf der gebundenen Moleküle ist von 8 Elektronen umgeben. Die Regel gilt auch für viele Nichtmetall-Atome höherer Perioden, doch gibt es zahlreiche Ausnahmen. So ist beispielsweise die einzige Schale von Wasserstoff-Molekülen bereits mit zwei Elektronen vollständig (*Elektronenduplett*). Der *Bindungswert* (die Zahl der gemeinsamen Elektronenpaare, an denen sich ein Nichtmetall-Atom beteiligt), entspricht der Zahl der Elektronen, die dem jeweiligen Atom zum Oktett fehlen.
- Mehrfachbindungen (Doppel- und Dreifachbindungen aus 2 bzw. 3 Elektronenpaaren) sind kürzer und somit stärker als Einfachbindungen. Die bindenden Elektronenpaare einer Mehrfachbindung stossen sich gegenseitig ab. Dadurch sind ihre Elektronenwolken gekrümmt.

2 Moleküle

- Die Indizes der *Molekülformel* machen nur eine Aussage über die Zahl der gebundenen Atome, nicht aber über deren Verknüpfung. Die Art der Verknüpfung ist jedoch entscheidend für die Gestalt der Moleküle, welche wiederum die chemischen Eigenschaften molekularer Stoffe (mit)bestimmt. Die Gestalt von Molekülen lässt sich experimentell ermitteln und mit dem *Kalotten-* oder dem *Kugel-Stab-Modell* darstellen.
- Bindende und freie Elektronenpaare stossen sich gegenseitig ab. In einem Molekül ordnen sie sich so um die Atomrümpfe an, dass sie die maximal mögliche Entfernung voneinander einnehmen. Je nach Anzahl der Elektronenwolken ergibt sich eine andere räumliche Anordnung:

- 2 Elektronenwolken: lineare (eindimensionale) Struktur, Winkel: 180°
- 3 Elektronenwolken: trigonale (dreieckige, zweidimensionale) Struktur, Winkel: 120°
- 4 Elektronenwolken: tetraedrische (tetraederförmig, dreidimensionale) Struktur, Winkel: ca. 109°
- Die Wolke eines freien Elektronenpaares ist etwas grösser als diejenige eines bindenden Elektronenpaares.
 - Beim NH_3 -Molekül sind die vier Atome pyramidenförmig angeordnet. Jedes Atom stellt eine Ecke dar. Das Stickstoffatom hat eine Wolke aus einem freien Elektronenpaar und drei Wolken mit je einem bindenden Elektronenpaar. Die freie Wolke nimmt nun aufgrund ihrer Grösse etwas mehr Platz ein und verkleinert so die Winkel zwischen den bindenden Elektronenwolken auf ungefähr 107° .
 - Das OH_2 Molekül verfügt über zwei Wolken freier Elektronenpaare und zwei Wolken bindender Elektronenpaare. Die freien Elektronenwolken nehmen soviel Platz ein, dass der Winkel bei den bindenden Elektronenwolken nur noch gerade 104° beträgt.

3 Die polare Atombindung

- Die beiden Atomrümpfe einer Elektronenwolke gleichartiger Atome ziehen sich gleich stark an. Die Elektronenwolke ist darum symmetrisch. Solche Bindungen bezeichnet man als *unpolar*. Sämtliche Bindungen von Elementmolekülen (Moleküle, die nur aus einem einzigen Element zusammengesetzt sind) sind unpolar.
- Die Anziehung der Bindungspartner auf die gemeinsamen Elektronen ist bei verschiedenen Elementen meist unterschiedlich. Die Elektronenwolke ihrer Bindung ist somit nicht symmetrisch. Eine solche Bindung wird als *polar* bezeichnet. Beide Atome tragen eine *Partialladung* ($\delta+$, $\delta-$).
- Die Fähigkeit eines gebundenen Atoms, die bindenden Elektronen anzuziehen, bezeichnet man als *Elektronegativität*. Jedes Element hat eine spezifische Elektronegativität auf einer Skala von 1.0 (Lithium) bis 4.0 (Fluor). Im Allgemeinen gilt: je kleiner das Atom und je grösser die Rumpfladung ist, desto grösser ist auch die Elektronegativität.
- Eine Bindung eines Atoms mit hoher und eines Atoms mit tiefer Elektronegativität ist polar. Auf der Seite des Atoms mit der höheren Elektronegativität ist die Partialladung negativ ($\delta-$), auf der Seite des Atoms mit der tieferen Elektronegativität positiv ($\delta+$). Beispiel: Chlor (Cl) hat eine Elektronegativität von 3.0, bei Brom (Br) beträgt sie nur 2.8. Gehen nun ein Chlor- und ein Brom-Atom eine Verbindung ein, ist diese polar ($Cl : \delta-$, $Br : \delta+$). Da die Differenz nur gerade 0.2 beträgt, ist die Bindung nur schwach polar. Je höher die Differenz der beiden Elektronegativitäten, desto stärker ist die Bindungspolarität.

- Der halbe Abstand zwischen den Zentren zweier einfach gebundener, gleichartiger Atome bezeichnet man als den *kovalenten Radius*. Die Summe der kovalenten Radien ist der Abstand zwischen den Zentren der gebundenen Atome – die *Bindungslänge*.
- Bei der Bildung einer Atombindung wird der gleiche Energiebetrag freigesetzt, der für die Spaltung dieser Atombindung wieder aufgewendet werden muss. Diesen Energiebetrag bezeichnet man als *Bindungsenergie*, die Einheit lautet $\text{kJ} : \text{mol}$ (Energie geteilt durch Stoffmenge). Je grösser die Zahl der gemeinsamen Elektronenpaare und je kürzer und polarer die Bindung, desto grösser die Bindungsenergie der Atombindung.
- Sind bei einem Molekül die Bindungen polar und fallen die Schwerpunkte der positiven und der negativen Partialladung nicht zusammen, handelt es sich um ein *Dipol-Molekül*. Dipol-Moleküle haben einen positiv und einen negativ geladenen Pol.

4 Zwischenmolekulare Kräfte

Molekulare Stoffe werden durch die *zwischenmolekularen Kräfte* zusammengehalten und bilden dadurch ein *Molekülgitter* (auch bei Flüssigkeiten). Bei *flüchtigen* Stoffen sind die zwischenmolekularen Kräfte relativ schwach, ihre Schmelz- und Siedetemperaturen sind dementsprechend tief. Es gibt drei Arten von zwischenmolekularen Kräften:

1. *Wasserstoffbrücken* sind elektrostatische Kräfte zwischen Wasserstoffatomen, die an F^- , O^- oder N^- -Atome gebunden sind und den freien Elektronenpaaren solcher Atome in benachbarten Molekülen. Sie wirken, weil Wasserstoff von allen Nichtmetallen die kleinste Elektronegativität hat.
2. Zwischen Dipol-Molekülen wirken die *Dipol-Dipol-Kräfte*. Diese Kräfte sind relativ stark und von der Molekülgestalt und der Bindungspolarität (Differenz der Elektronegativität) abhängig.
3. Die *Van-der-Waals-Kräfte* entstehen aufgrund der zeitweise asymmetrischen Ladungsverteilung, die bei der Bewegung von Elektronen um einen Atomkern auftreten. Es entstehen *momentane Dipole*. Je grösser die Molekülmasse und die Moleküloberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte. Bei kleinen Dipol-Molekülen sind die Dipol-Dipol-Kräfte in der Regel stärker als die Van-der-Waals-Kräfte.

5 Die Namen binärer Molekülverbindungen

Bei chemischen Formeln stehen die Elementsymbole der *IV.* und *V.* Gruppe immer vorne, die Symbole der Elemente mit der höheren Elektronegativität meist hinten. Die Namen binärer Molekülverbindungen enden auf «-id». Die Anzahl der Atome wird durch das griechische Zahlenwortpräfix ausgedrückt: mono- (1), di- (2), tri- (3), tetra- (4), penta- (5), hexa- (6), hepta- (7), octa- (8). Das zweite Element wird oft mit einer aus dem lateinischen Namen abgeleiteten Bezeichnung benannt: -oxid (*O*), -sulfid (*S*), -hydrid (*H*), -fluorid (*F*), -chlorid (*Cl*), -bromid (*Br*), -iodid (*I*). Beispiele: N_2O_3 : «Distickstofftrioxid», N_2O_5 : «Distickstoffpentaoxid».