

Was ist Kleben? Ein kurzer theoretischer Überblick (Teil II)

Der Klebstoff in der **Adhäsionszone** liegt in einer *modifizierten molekularen Struktur* vor, die durch die Anbindung an die Fügeoberfläche entsteht. Das Phänomen der Adhäsion wird durch **molekulare Wechselwirkungen** zwischen der Fügeoberfläche und dem Klebstoff erklärt, die sich in die **schwächeren zwischenmolekularen Wechselwirkungen** und in die **starken chemischen Bindungen** unterscheiden lassen.

Zu den starken chemischen Bindungen gehören:

a) Die **Kovalente Bindung**; sie bezeichnet man auch als Atom- oder Molekülbindung. Bei Atomen desselben Elements entsteht sie durch die Bildung eines gemeinsamen Elektronenpaares, das die gegenseitige Abstoßung der Atomkerne überwindet. Die Ausbildung dieser bindenden gemeinsamen Elektronenpaares (oder mehrerer bei Doppel- und Dreifachbindungen) lassen sich nur mit dem sog. Orbital-Modell erklären. Sind die beiden Partner einer kovalenten Bindung unterschiedlich, hat man eine polare Atombindung vor sich, hier spielt die **Elektronegativität** der Bindungspartner eine wesentliche Rolle.

b) Die **metallische Bindung** entsteht durch die Anziehung zwischen den in einem Atomgitter regelmäßig angeordneten Atomrümpfen und dem sog. „Elektronengas“, das sind die Valenzelektronen, die frei fluktuieren können. Deswegen sind Metalle auch verformbar und elektrisch leitend.

c) Die **Ionenbindung** entsteht durch Abgabe und Aufnahme von Elektronen in die betreffenden Atome: es bilden sich **Ionen** (Kation und Anion). Beide Ionen ziehen sich elektrostatisch an und bilden zu zigtausenden große kristalline Verbände, die Kristallgitter. Ionengitter sind nicht verformbar, sondern spröde und brechen deswegen bei mechanischer Belastung.

Bindungsart	Bindungslängen [nm]	Bindungsenergien [kJ/mol]
chemische Bindungen = Primärbindung		
kovalente	0,1-0,2	150-950
metallische	0,3-0,5	100-400
ionische	0,2-0,3	400-800
zwischenmolekulare Wechselwirkungen = Sekundärbindung		
van-der-Waals-Kräfte	0,4-0,5	2-15
Wasserstoffbrückenbindungen	0,2	20-30

Tab. 1: Adhäsionskräfte

Von den **zwischenmolekularen Wechselwirkungen** oder Bindungen/Kräften spielen zwei in diesem Zusammenhang eine Rolle: die **Van-der-Waals-Kraft/-Bindung** (VdWK) und die Wasserstoffbrückenbindung (WBB). Die erstere wird folgendermaßen erklärt: in großen Atomen oder Molekülen bilden alle äußeren Elektronen eine gemeinsame Elektronenhülle. Diese ist nicht mehr einzelnen Atomen zuzuordnen, sondern gehört allen Atomen gemeinsam. Diese Elektronenhülle kann sich spontan verschieben. Dadurch liegen die Schwerpunkte der negativen und positiven Ladungen nicht mehr aufeinander, sondern ein Dipol hat sich gebildet. Durch diesen Dipol werden nun die umliegenden Moleküle ebenfalls zu Dipolen. Weil die Ladungsverschiebung aber spontan entstanden ist, kann sie sich auch spontan rückbilden und an einer anderen Stelle bei einem anderen Molekül entstehen. Der Dipol wandert also durch den gesamten Verbund der Moleküle und bindet letztendlich alle Moleküle schwach aneinander.

Die **Wasserstoffbrückenbindung** existiert nur zwischen dem Atom **Wasserstoff** und Atomen der Elemente **Fluor**, **Sauerstoff** und **Stickstoff** (NOF-Regel). Die Atome dieser Elemente sind so stark elektronegativ (siehe Chemieunterricht), dass zwischen ihnen und Wasserstoff als Bindungspartner starke Dipole entstehen. Bei diesen Dipolen besitzt das H-Atom kaum noch etwas vom gemeinsamen Elektronenpaar. Das nutzen die NOF-Atome der umliegenden Moleküle aus: Sie übertragen einen Teil ihrer Ladung in Form der nichtbindenden Elektronenpaare an den Wasserstoff. So kommt es zu einer Bindung zwischen den Molekülen, die aus einer dipolaren Anziehung und einer partiellen Ladungsübertragung besteht.

Arbeitsaufträge:

1. Studiere aufmerksam den Text von „AB- Was ist Kleben - Teil I“.
2. Fasse zusammen und definiere mit eigenen Worten die entscheidenden Begrifflichkeiten: Adhäsion, Kohäsion, ~zone, Grenzschicht, starke und schwache zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungen, ...
3. Stelle die wesentlichen Eigenschaften der hier dargestellten Bindungsarten tabellarisch zusammen.