
42 02526 Moleküle und Elektronenpaarbindung

Arbeitsvideo/ 3 Kurzfilme

15 min, Farbe

1	Elektronenpaarbindung	4,5 min
2	Molekülstruktur	5,0 min
3	Mehrfachbindungen	4,7 min

Wasser, der wohl wichtigste Stoff für das Leben auf der Erde, ist bestechend einfach aufgebaut. Anschauliche Tricksequenzen leiten die Bindungsverhältnisse im Wassermolekül ab und übertragen sie auf komplizierter gebaute Moleküle (Traubenzucker, Diamant). Auch die Zwei- und Dreifachbindung ist Gegenstand des dreiteiligen Arbeitsvideos.

Schlagwörter

Molekül, Elektronenpaarbindung, Einfachbindung, Mehrfachbindung

Chemie

Allgemeine und Physikalische Chemie • Bindung, Struktur, Eigenschaften

Anorganische Chemie • Nichtmetalle

Sekundarbereich I • Hauptschule, Realschule, Gymnasium, Integrierte Gesamtschule (ab Schuljahr 8).

Sekundarbereich II.

Weitere Medien

42 02527 Salze und Ionenbindung. Arbeitsvideo/5 Kurzfilme, 20 min, f

42 02528 Zwischenmolekulare Bindungen. Arbeitsvideo/ 4 Kurzfilme, 18 min, f

42 02525 Metalle und Metallbindung. Arbeitsvideo/5 Kurzfilme, 23 min, f

Lernziele

Kenntnis eines einfachen Modells für den Aufbau molekularer Stoffe und die chemischen Bindung zwischen Nichtmetall-Atomen durch gemeinsame Elektronenpaare; Einsicht, dass die räumlich gerichtete Bindung zur Bildung von Molekülen diskreter Größe führt; Unterscheidung von Einfach- und Mehrfachbindungen; Einblick in die Ableitung der räumlichen Gestalt eines Moleküls aus der Valenzstrichformel mit Hilfe des Elektronenpaar-Abstoßungs-Modells; Kenntnis der Struktur und des Baus des Wasser-Moleküls

Vorkenntnisse

Chemische Grundkenntnisse und Kenntnisse über den Bau von Atomen sind für das Verständnis der Kurzfilme erforderlich.

Zum Inhalt

Inhaltsverzeichnis und Zeitangaben

	min/sec	Zählerstand
0 Ende FWU-Sigel	00:00	
1 Elektronenpaarbindung	00:18	
2 Molekülstruktur	04:49	
3 Mehrfachbindungen	09:51	

1 Elektronenpaarbindung

Wasser besteht aus einer Ansammlung von Molekülen. Kalottenmodell und Strukturformel zeigen deren Bau. Die Bildung von Molekülen aus Einzelatomen wird an diesem Beispiel aufgezeigt: Zwei Wasserstoff-Atome nähern sich einem Sauerstoff-Atom. Die dabei freigesetzte Bindungsenergie, die das Wasser-Molekül stabilisiert, wird in Gegensatz zur Energie gestellt, die die Reaktion der Gase Wasserstoff und Sauerstoff liefert und etwa zum Antrieb einer Raketen genutzt wird.

Die Frage nach der Ursache der Stabilität des Wasser-Moleküls führt zur Erläuterung der Struktur der Atomhülle, für die das Bohr-Modell ("Schützenscheibenmodell") verwendet wird. Beim Wasserstoff-Atom befindet sich ein Elektron in der ersten und einzigen Schale, die bis zu zwei Elektronen aufnehmen kann. Voll besetzte Schalen stellen einen stabilen Zustand dar. Diesen könnte das Wasserstoff-Atom durch Aufnahme eines Elektrons erreichen. Beim Sauerstoff-Atom sind die acht Elektronen auf zwei Schalen verteilt, von den die erste mit zwei Elektronen, die zweite mit sechs Elektronen besetzt ist. Diese Außenschale erreicht ihren stabilen Zustand erst mit acht Elektronen. Dem Atom fehlen also zwei Elektronen.

Bei der Bildung des Wasser-Moleküls überlappen sich die Schalen der drei Atome. Dadurch "leihen" sich die Atome gegenseitig die fehlenden Elektronen von ihren Bindungspartnern. Durch die beiden negativ geladenen Elektronenpaare zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen wird der Zusammenhalt der drei Atome erreicht: Elektronenpaarbindung. Durch sie erreicht das Wasser-Molekül seine hohe Stabilität - Voraussetzung für dessen Rolle als "Molekül des Lebens".

2 Molekülstruktur

Die Behandlung der räumlichen Gestalt von Molekülen (Molekülgeometrie) wird mit einem Rückblick auf die Bindungsverhältnisse im Wasser-Molekül eingeleitet. Zusätzlich zu den beiden bindenden Elektronenpaaren sind an den Sauerstoff-Atomen noch zwei nicht-bindende Elektronenpaare angeordnet. Die Elektronenpaare einer Schale gehen auf größtmöglichen Abstand. Bei vier Elektronenpaaren wird dies bei einer Ausrichtung der Achsen ihrer Aufenthaltsbereiche auf die Ecken eines Tetraeders erreicht. Beim Wasser-Molekül sind zwei Tetraederecken mit Wasserstoff-Atomen besetzt. Daraus ergibt sich der gewinkelte Bau des Moleküls.

Weitere Beispiele für die Molekülgeometrie liefern Ammoniak und Methan.

Für das Ammoniak-Molekül (drei bindende und ein nicht-bindendes Elektronenpaar am Stickstoff-Atom) ergibt sich die Gestalt einer Pyramide mit dreieckigem Grundriss. Beim Methan-Molekül mit vier bindenden Elektronenpaaren sind alle vier Ecken des Tetraeders mit (Wasserstoff-) Atomen besetzt.

Abschließend werden vier Kalottenmodelle - u.a. der Moleküle von Wasser, Ammoniak und Methan - einander gegenübergestellt. In all diesen Fällen lässt sich die Molekülgestalt auf der Grundlage des verwendeten (wenngleich nicht benannten) Elektronenpaar-Abstoßungs-Modells ableiten.

3 Mehrfachbindungen

Sauerstoff, als Produkt der Photosynthese eingeführt, besteht aus zweiatomigen Molekülen. Wiederholend wird der Bau des Sauerstoff-Atoms dargestellt: Wenn sich die beiden instabilen Atome gegenseitig die zum Oktett fehlenden Elektronen zur Verfügung stellen, entsteht das weit stabilere zweiatomige Molekül. In ihm sind die beiden Atome durch zwei Elektronenpaare, also durch eine Doppelbindung (im Modell in der Gestalt von Bananenbindungen), verknüpft. Jedes Sauerstoff-Atom weist zudem zwei nichtbindende Elektronenpaare auf.

Das Atom des Stickstoffs, des Hauptbestandteils unserer Luft, besitzt in der Außenschale nur fünf Elektronen, muss sich also drei Elektronen "ausleihen". Der Partner kann ein anderes Stickstoff-Atom sein. Zwischen beiden tritt dann - mit drei bindenden Elektronenpaaren - eine Dreifachbindung auf; jedes Atom verfügt zudem über ein nichtbindendes Elektronenpaar. Dem Kohlenstoff-Atom fehlen zur stabilen Außenschale vier Elektronen.

Es kann sich diese mit vier anderen Atomen "teilen" - so im Methan-Molekül CH_4 . Stehen nur drei Partner zur Verfügung, so im Ethen-Molekül C_2H_4 , so kommt es zu einer Doppelbindung ($\text{C}=\text{C}$ in Form der Bananenbindungen) und jeweils zwei Einfachbindungen ($\text{C}-\text{H}$). Das Molekül des Kohlenstoffdioxids CO_2 zeigt, dass der stabile Zustand auch mit zwei Doppelbindungen ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) erreicht werden kann. Im Blausäure-Molekül (Wasserstoffcyanid, HCN) schließlich ist das Kohlenstoff-Atom durch eine Dreifachbindung mit dem Stickstoff-Atom und eine Einfachbindung mit dem Wasserstoff-Atom verbunden. Rein rechnerisch könnte man beim Kohlenstoff auch an ein zweiatomiges Molekül C_2 mit einer Vierfachbindung denken. Eine Überlappung ist aber - wegen der tetraedrischen Ausrichtung der Elektronenpaare - maximal bei drei der vier Aufenthaltsbereiche möglich. Eine Vierfachbindung ist aus räumlichen Gründen unmöglich.

Ergänzende Informationen

Der Film stellt die Elektronenpaarbindung (Synonyme sind: kovalente Bindung, Atombindung und homöopolare Bindung) zwar an einem Beispiel aus der unmittelbaren Lebenswelt der Schüler und Schülerinnen dar, doch ist das Wasser-Molekül sicherlich nicht das einfachste Beispiel. Vielfach wird daher diese Bindungsart am Beispiel des Wasserstoff-Moleküls abgeleitet.

Im Gegensatz zur Ionenbindung wird eine stabile Elektronenkonfiguration nicht durch den Übergang von Elektronen von einem Atom zu einem anderen Atom erreicht, die zu Salzen (beim Wasserstoff $\text{H}^+ \text{H}^-$, beim Chlor $\text{Cl}^+ \text{Cl}^-$) führen würde, da sie nur für einen Partner (H^- bzw. Cl^-) zu einem stabilen Zustand führen würde. Die "Lösung" des Problems erfolgt durch das gemeinsame Elektronenpaar (in einem mit zwei Elektronen besetzten Molekülorbital) mit der Folge, dass diese Bindung räumlich gerichtet ist. Das Produkt ist ein Molekül bzw. ein molekularer Stoff, der ein elektrischer Nichtleiter und - kommt es nicht zur Bildung von Makromolekülen - flüchtig ist (relativ niedere Schmelz- und Siedetemperaturen), als Feststoff eine geringe Härte aufweist und in vielen organischen und anorganischen Medien löslich ist.

Die Atome verschiedener Elemente können eine unterschiedliche Bindigkeit aufweisen, wobei ein Zusammenhang mit der Stellung im Periodensystem besteht: Die Bindungszahl der Elemente der IV. bis VII. Hauptgruppe ergibt sich nach der (8-N)-Regel aus der Differenz zwischen der Zahl 8 (Oktettregel!) und der Zahl N der Außenelektronen eines Atoms. So ist der Kohlenstoff (in stabilen Verbindungen!) vierbindig, wobei es sich bei diesen vier Bindungen z. B. um vier Einfachbindungen (Methan), zwei Doppelbindungen (Kohlenstoffdioxid), eine Doppel- und zwei Einfachbindungen (Methanal und Ethen) oder um eine Dreifach- und eine Einfachbindungen (Blausäure und Ethin) handeln kann. Allerdings

versagt diese (8-N)-Regel bei Verbindungen, deren Bindungspartner nicht die Oktettregel einhalten. Vielfach wird dies für Verbindungen von Elementen ab der dritten Periode angenommen. Beispiele liefern das Schwefelsäure-Molekül und das Sulfat-Ion. In den am meisten verbreiteten Strukturformeln - vielfach als Grenzformel - werden, da dann die geringste Zahl an Formalladungen auftritt und das Schwefel-Atom selbst ohne Formalladung bleibt, zwei Doppel- und zwei Einfachbindungen angenommen. Doch scheint selbst diese so vertraute Formel keineswegs gesichert. Dem Schwefel-Atom dürfte im Sulfat-Ion eine so hohe positive Formalladung zukommen, dass nur Einfachbindungen zu den vier Sauerstoff-Atomen (mit jeweils einer negativen Formalladung) anzunehmen sind (Weidenbruch, M.: Das Elektronenoktett: Renaissance einer tot geglaubten Regel. In: Chemie konkret 1, 1994, S. 15 - 20).

Zur Verwendung

Der Film besteht aus drei deutlich getrennten Teilen und wird - zur Erarbeitung der Elektronenpaarbindung eingesetzt - wohl nicht "in einem Stück gezeigt werden. Eine eingehende Besprechung der im Film durch eine Fülle von Trickszenen eindrucksvoll veranschaulichten Informationen im Unterricht ist sicherlich unerlässlich. Denn das Wesen der Elektronenpaarbindung zu erkennen, ist äußerst schwierig. "Versuche, sie auf der Grundlage der klassischen Physik zu verstehen, sind gescheitert" (Römpf). So muss man sich mit Modellen begnügen, die zwar nicht widerspruchsfrei sind, aber dennoch gewisse Vorstellungen vom Bau der Moleküle ermöglichen.

Schwierigkeiten bereitet dem Schüler sicherlich das "Nebeneinander" des Bildes von den um den Kern kreisenden Elektronen und der räumlich gerichteten Bindung durch Elektronen, die sich "vor allem" im Bereich zwischen den Atomrümpfen aufhalten und diese auf Grund der entgegengesetzten Ladung verknüpfen. Dem Schalenmodell steht damit ein Orbitalmodell gegenüber, in dem die Elektronen nicht mehr auf Bahnen kreisen, sondern sich in nur statistisch erfassbaren Aufenthaltsräumen befinden, die nach außen nicht begrenzt sind, in jeder Darstellung aber endlich dargestellt werden müssen. Die Überlappung dieser Aufenthaltsräume (zu doppelt besetzten Molekülorbitalen) kann noch veranschaulicht werden, doch erscheint dem Schüler mitunter die "Nutzung" der bindenden Elektronen durch beide Bindungspartner, also das "electron sharing", zunächst wie ein Taschenspieler-Trick. Doch lassen sich formal mit einer der Mengenlehre entnommenen Formulierung die bindenden Elektronen als Schnittmenge der beiden Teilmengen auffassen und die Bindungsverhältnisse in Mengendiagrammen darstellen. Diese gestatten, die Zahl der bindenden Elektronenpaare rechnerisch zu ermitteln und - unter Berücksichtigung der Endständigkeit der Wasserstoff-Atome - die Valenzstrichformel (meist der Lewisformel gleichgesetzt) vieler Moleküle abzuleiten.

Im Film bleibt zudem verborgen, warum sich die Elektronen eines Oktetts bzw. ihre Aufenthaltsräume nicht in größtmöglichen Abstand und damit auf die Ecken eines Würfels ausgerichtet anordnen, sondern Elektronenpaare bilden, zwischen denen die Abstoßung durch eine ungenannte Eigenschaft (den Elektronenspin) gemindert oder aufgehoben wird. Dagegen kann, ist diese Klippe überwunden, das Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (von Gillespie und Nyholm) für Moleküle, deren Atome der Oktettregel (beim Wasserstoff: der Duplettregel) folgen, von Schülern und Schülerinnen auch der Sekundarstufe I (Jahrgangsstufe 9 oder 10) erfolgreich angewendet werden.

Die Mehrfachbindung wird - in Übereinstimmung mit den meisten der an den Schulen verbreiteten Molekülbaukästen - als "Bananenbindung" dargestellt. Dieses t-Modell ist

sicherlich wesentlich einfacher und leichter durchschaubar als das s-p-Modell der Doppel- und Dreifachbindung und damit für den Einsatz in der Sekundarstufe I vorzuziehen.

Deutlich sollte in der unterrichtlichen Nachbesprechung der auch im Film angesprochene Unterschied zwischen der Bindungsenergie, die bei der Bindung von zwei Wasserstoff-Atomen an ein Sauerstoff-Atom frei wird, und der Reaktionsenergie (bzw. -enthalpie) bei der Synthese von Wasser aus den molekularen Edukten freigesetzt wird. Denn im letzteren Fall müssen zuerst die Moleküle H_2 und O_2 unter erheblichem Energieaufwand getrennt werden, sodass sich die Energiebilanz wesentlich verschlechtert (auf $\Delta H = -242 \text{ kJ/mol}$ Wasserdampf).

Die Polarität einer Bindung zwischen Atomen mit unterschiedlicher Elektronegativität wird in diesem Film nicht angesprochen. Sie wird im Film 42 02528 Zwischenmolekulare Bindungen behandelt. Auch beschränkt er sich auf niedermolekulare Verbindungen und lässt makromolekulare Stoffe aus der anorganischen (Quarz, Diamant) und der organischen Chemie (Natur- und Kunststoffe) unerwähnt.

Bearbeitete Fassung und Herausgabe

FWU Institut für Film und Bild, 2000

Produktion

Rod Rees, im Auftrag von VEA Video Education Australasia

Buch und Regie

Rod Rees

Bearbeitung

Dr. Christine Fischer

Begleitkarte und Fachberatung

Dr. Herbert Kiechle

Bildnachweis

IFA-Bilderteam

Pädagogische Referentin im FWU

Sonja Riedel

Nur Bildstellen/Medienzentren:

öV zulässig

© 2000

FWU Institut für Film und Bild
in Wissenschaft und Unterricht
gemeinnützige GmbH
Geiselgasteig
Bavariafilmplatz 3
D-82031 Grünwald

Telefon (089) 6497-1

Telefax (089) 6497-240

E-Mail Info-fwu@t-online.de

Internet <http://www.fwu.de>