

42 02528 Zwischenmolekulare Bindungen

Arbeitsvideo/4 Kurzfilme

18 min, Farbe

1 Wasserstoffbrückenbindung	5,5 min
2 Aggregatzustandswechsel	4,2 min
3 Löslichkeit	2,3 min
4 Van-der-Waals-Kräfte	4,7 min

Wasser ist auf der Erde so weit verbreitet, dass man leicht übersieht, was für ein besonderer Stoff es ist. Die ungewöhnlichen Eigenschaften von Wasser beruhen auf den Bindungen zwischen den Molekülen. Das vierteilige Arbeitsvideo erläutert anschaulich die Entstehung und die Auswirkung derartiger Bindungen.

Schlagwörter

Zwischenmolekulare Bindung, Wasserstoffbrückenbindung, Van-der-Waals-Kräfte, Dipol, Elektronegativität, Elektronenpaarbindung

Chemie

Allgemeine und Physikalische Chemie • Bindung, Struktur, Eigenschaften

Anorganische Chemie • Nichtmetalle

Organische Chemie • Stoffe mit funktionellen Gruppen, Polymere Stoffe und Naturstoffe

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

Sekundarbereich II.

Weitere Medien

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

42 02526 Elektronenpaarbindung. Arbeitsvideo/3 Kurzfilme, 15 min, f

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

Lernziele

Einblick in die zwischen Molekülen auftretenden Kräfte und Einsicht in deren Auswirkungen auf die physikalischen Eigenschaften molekularer Stoffe; Einsicht in die Bedeutung unterschiedlicher Elektronegativitäten für die Polarität einer Bindung und die Bedingungen für das Auftreten von Dipol-Molekülen; Unterscheidung zwischen den Vorgängen, die sich bei der Trennung innermolekularer bzw. zwischenmolekularer Bindungen abspielen; Erkennen der Eigenart der Wasserstoffbrückenbindung und deren Bedeutung in der Natur

Vorkenntnisse

Grundlagen über das Wesen von Elektronenpaar- und Ionenbindung sind für das Verständnis der Kurzfilme erforderlich.

Zum Inhalt

Inhaltsverzeichnis und Zeitangaben

	min/sec	Zählerstand
0 Ende FWU-Sigel	00:00	
1 Wasserstoffbrückenbindung	00:19	
2 Aggregatzustandswechsel	05:50	
3 Löslichkeit	10:03	
4 Van-der-Waals-Kräfte	12:20	

1 Wasserstoffbrückenbindung

Die Beobachtung, dass Wasser zur Bildung von Tröpfchen neigt, führt zur Frage nach den Kräften, die den Zusammenhalt der Wasser-Moleküle bewirken. Das Wasser-Molekül weist zwei Elektronenpaarbindungen und eine gewinkelte Struktur auf. Dabei verknüpfen die bindenden Elektronenpaare Atomrümpfe mit unterschiedlicher Elektronegativität, was zu einer polaren Bindung mit einer negativen Teilladung ($-$) beim Sauerstoff-Atom und positiven Teilladungen ($+$) bei den Wasserstoff-Atomen führt. Diese Bindungspolarität und die gewinkelte Molekülgestalt bewirken, dass im Wasser Dipol-Molekül mit einer negativen und einer positiven Seite vorliegen. Da sich entgegengesetzt geladene Seiten von Dipol-Molekülen anziehen, werden zwischen benachbarten Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken(bindungen) ausgebildet. Neben der Bindung H-O sind auch die Bindungen H-N und H-F deutlich polar und sind die Moleküle des Ammoniaks und des Wasserstofffluorids Dipole, zwischen denen Wasserstoffbrückenbindungen auftreten.

2 Aggregatzustandswechsel

Wasser geht beim Sieden aus dem flüssigen in den gasförmigen Zustand (Wasserdampf) über. Durch die Wärmezufuhr steigt die Energie der Moleküle. Immer schneller werden ihre ungerichteten Bewegungen, bis sie schließlich die zwischen ihnen wirkende Anziehung (Wasserstoffbrücken) überwinden und als Einzelmoleküle in den Gasraum übertreten. Umgekehrt nimmt beim Abkühlen des Wasserdampfes, das zu Kondensation und Nebelbildung führt, die Bewegungsenergie der Wasser-Moleküle ab, sodass zwischen ihnen wieder Wasserstoffbrücken geknüpft werden. Sinkt die Temperatur weiter, so wird - beim Gefrieren - die zwischenmolekulare Anziehung so stark, dass sich die Moleküle in einem wabenförmigen Molekülgitter anordnen, in dem jedes Sauerstoff-Atom durch zwei Elektronenpaarbindungen und zwei Wasserstoffbrücken mit insgesamt vier Nachbaratomen verbunden ist. Die relativ großen Abstände zwischen den Wasser-Molekülen haben zur Folge, dass sich Wasser beim Gefrieren ausdehnt, damit wassergefüllte Gefäße sprengen kann und Eis auf (flüssigem) Wasser schwimmt. Beim Schmelzen lösen sich die Moleküle wieder aus dem Gitter und werden frei beweglich.

3 Löslichkeit

Bindungspolarität innerhalb der OH-Gruppe tritt nicht nur in Wasser-Molekülen auf. Auch die Moleküle des Traubenzuckers und des Haushaltszuckers, deren Bau in Stäbchenmodellen vorgestellt wird, weisen polare Hydroxy-Gruppen auf. Zwischen diesen können bei benachbart liegenden Zucker-Molekülen Wasserstoffbrückenbindungen ausgebildet werden. Gleiches ist zwischen Zucker- und Wasser-Molekülen möglich, was die gute Wasserlöslichkeit der Zucker erklärt. Analoge Bindungen treten zwischen den Molekülen von Wasser und Wasserstoffchlorid bzw. Ammoniak auf, was eine hervorragende Wasserlöslichkeit dieser beiden Gase zur Folge hat.

4 Van-der-Waals-Kräfte

Wasserstoff ist als Raketentreibstoff geeignet. Dieses Gas besteht aus zweiatomigen Molekülen. Da beide Bindungspartner gleich sind, ist die Elektronenpaarbindung zwischen ihnen unpolar und sind die Wasserstoff-Moleküle keine (permanenten) Dipole. Beim Abkühlen wird Wasserstoff - wie andere Gase auch - flüssig. Dies lässt nach den Kräften fragen, die zwischen den Molekülen wirken. Im Trickbild wird gezeigt, dass die beiden bindenden Elektronen in stetiger Bewegung - vor allem zwischen den beiden Atomkernen - sind. Dabei können sie kurzzeitig und zufällig näher bei einem der Bindungspartner sein. Dadurch wird das Molekül zu einem momentanen Dipol, der bei einem benachbarten Molekül eine Ladungsverschiebung induziert und somit einen weiteren momentanen Dipol entstehen lässt. Zwischen den entgegengesetzt geladenen Seiten dieser Dipole kommt es zu einer Anziehung, die nach dem niederländischen Nobelpreisträger Johannes van-der-Waals, dessen Bild eingeblendet wird, benannt wird. Diese Van-der-Waals-Kräfte sind schwach, sodass sie von den Wasserstoff-Molekülen leicht überwunden werden können und Wasserstoff noch bei recht tiefer Temperatur gasförmig ist. Mit zunehmender Molekülgröße steigen die Van-der-Waals-Kräfte und Fixpunkte, was durch den Vergleich zwischen den (beim Raumtemperatur) Gasen Wasserstoff und Methan, dem flüssigen Octan und als Feststoffe auftretenden makromolekularen Kunststoffen demonstriert wird.

Ergänzende Informationen

Unter dem Begriff der chemischen Bindung fasst man im Detail unterschiedliche Formen der Anziehung zwischen entgegengesetzt geladenen Teilchen zusammen, die einerseits die Atome im Molekül, die Atomrümpfe im Metallgitter und die Ionen im Salzkristall, andererseits aber auch die Moleküle in größeren Verbänden zusammenhalten. Nach der Stärke dieser Kräfte werden Hauptvalenzen (Bindungsstärken 50 kJ/mol) und Nebenvalenzen unterschieden. Schon diese Trennlinie von 50 kJ/mol zeigt, dass die Unterscheidung willkürlicher ist, als dies in der unterrichtlichen Praxis zum Ausdruck kommt. Insbesondere die Wasserstoffbrücken sind keineswegs so eindeutig von der Elektronenpaarbindung zu unterscheiden.

Die Nebenvalenzen, mit denen sich dieser Film beschäftigt, sind - neben der vielfach geringen Bindungsstärke - vor allem dadurch gekennzeichnet, dass ein Teilchen mit einer variablen Zahl von Partnern wechselwirken kann und die Abstände deutlich größer ("langweitreichend") sind. Dies zeigt sich etwa in der "Käfigstruktur" von Eis, in der die Bindung H-O eine Länge von 0,096 nm, die Wasserstoffbrücke $O \cdots H$ dagegen von 0,176 nm aufweist.

Letztlich beruhen die intermolekularen Bindungen auf der Wechselwirkung zwischen permanenten und momentanen oder induzierten Dipolen.

Ein permanenter Dipol entsteht, wenn eine Bindungspolarität aufgrund unterschiedlicher Elektronegativitäten der Partner und zudem eine solche räumliche Struktur vorliegt, dass die vektorielle Addition dieser Bindungspolaritäten nicht den Wert Null ergibt.

Diese zweite Bedingung ist bei Molekülen des Typs AB (zum Beispiel den im Film vorgestellten Molekülen HF und HCl) immer gegeben. Bei mehratomigen Molekülen ist nach der Molekülgeometrie zu fragen. Beim gewinkelten Wasser-Molekül und beim Ammoniak-Molekül mit seiner pyramidalen Struktur liegt ein Dipol vor. Lineare Moleküle (etwa beim Kohlenstoffdioxid $O=C=O$) sind trotz deutlich polarer Bindungen keine Dipole.

Dennoch treten auch zwischen solchen Molekülen Anziehungskräfte auf, die auf einer zeitweisen Ungleichverteilung der Elektronen (momentane und induzierte Dipole) beruhen. Diese van-der-Waals-Kräfte nehmen mit der Größe und der Polarisierbarkeit der Moleküle zu und können bei Makromolekülen solche Werte erreichen, dass die aus ihnen aufgebauten Natur- oder Kunststoffe bei Raumtemperatur fest sind. Bei dem im Film vorgestellten Kunststoff muss es sich also um einen Vertreter von der Art des Polyethens handeln. Denn bei anderen Kunststoffen (z. B. PVC) treten zusätzlich deutlich stärkere Dipol-Dipol-Wechselwirkungen ($\text{H}^+ - \text{C} - \text{Cl}^-$) und (so bei Polyamiden wie Nylon) sogar Wasserstoffbrücken ($\text{N} - \text{H} \cdots | \text{O} = \text{C} <$) auf.

Beim Grafit wird der (schwache) Zusammenhalt der einzelnen Schichten ebenfalls mit einer Anziehung nach Art der Van-der-Waals-Wechselwirkung erklärt. Dieses Material lässt den Unterschied in der Bindungsstärke zwischen der Elektronenpaarbindung (in der Schicht) und der Van-der-Waals-"Bindung" anschaulich erleben.

Benannt sind die Van-der-Waals-Kräfte nach Johannes Diderik van der Waals (1837-1923), Professor für Physik an der Universität von Amsterdam, der 1910 für seine Arbeiten über "reale Gase" den Nobelpreis für Physik erhielt.

Ein gewisses Problem ist, dass der Film im Sinne didaktischer Reduktion auf eine Unterscheidung zwischen Dipol-Dipol-Wechselwirkung (etwa zwischen HCl-Molekülen) und Wasserstoffbrückenbindungen (so im Wasser oder in und zwischen Zucker-Molekülen) verzichtet. Letztere treten zwischen einem polar gebundenem ("saurem") Wasserstoff-Atom im Protodonator $\text{R}-\text{X}-\text{H}$ und einem nicht-bindenden Elektronenpaar eines stark elektronegativen Atoms $|\text{Y}-\text{R}'|$ (Y wird vielfach auf die Elemente F, N und O beschränkt) als Protonakzeptor auf. Wasserstoffbrücken können auch intramolekular zwischen verschiedenen Abschnitten eines Moleküls (etwa der Protein-Helix oder eines Cellulose-Makromoleküls) auftreten. Biologisch bedeutsam sind die Wasserstoffbrücken zwischen den Basen der DNA, die deren Doppelhelix stabilisieren.

Mehrere Wasserstoffbrücken zwischen zwei Molekülen (so etwa bei den Dimeren der Carbonsäuren) können so stark sein (Dissoziationsenergien um 60 kJ/mol), dass diese Bindungen bereits den Elektronenpaarbindungen nahe kommen. Ähnliches gilt für die Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen des Wasserstofffluorids (Fluor als elektronegativstes Element!), wobei Dissoziationsenergien von über 100 kJ/mol auftreten. In flüssiger Form besteht diese Verbindung aus Hexameren $(\text{HF})_6$ in Form gewellter Ringe und aus polymeren Zickzackketten $(\text{HF})_x$, die auch den Feststoff aufbauen. Die extrem starken Wasserstoffbrücken bedingen die auffallend hohen Schmelz- und Siedetemperaturen: Wasserstofffluorid bildet eine farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit, die bei 19,5 °C siedet, und unterscheidet sich darin - trotz der leichteren (Einzel-) Moleküle - auffallend vom Wasserstoffchlorid ($t_b = -85$ °C).

Der Film entstammt einer Produktion aus dem englischsprachigen Raum (Australien). Dies zeigt sich etwa in der Angabe B.P. (Boiling Point) für die Siedetemperatur t_b .

Zur Verwendung

Der Film ist aus vier deutlich getrennten Teilen aufgebaut, die jeweils durch Realaufnahmen eingeleitet und abgeschlossen werden, in ihrem Hauptteil aber aus Trickdarstellungen bestehen.

Zum Verständnis ist es erforderlich, dass die Schüler und Schülerinnen sich zuvor die Grundlagen der Elektronenpaarbindung (kovalenten Bindung) erarbeitet haben, was an Hand des Filmes 42 02526 Moleküle und Elektronenpaarbindung erfolgen könnte. Zudem müssen sie einen Einblick in die Prinzipien gewonnen haben, die zu den verschiedenen Molekülgestalten führen und die sich nach dem Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (EPA-Modell von Gillespie und Nyholm) aus der tetraedrischen Anordnung von vier Elektronenpaaren um den Atomrumpf ableiten lassen.

Die Kurzfilme 2 bis 4 setzen die Verarbeitung der in Kurzfilm 1 gebotenen Grundlagen voraus, sind aber ansonsten unabhängig voneinander - auch in anderer Reihenfolge - einsetzbar. Die Teile können zur Erarbeitung, aber auch zur Sicherung bereits erworbener Kenntnisse verwendet werden. Es ist denkbar, dass die im Film gezeigten Inhalte in einem anschließenden Unterrichtsgespräch aufgearbeitet werden, aber auch, dass die Schüler - etwa in arbeitsteiliger Gruppenarbeit - die in den vier Teilen gebotenen Informationen aufnehmen, strukturieren und anschließend in kleinen Referaten präsentieren.

Der große Vorteil der Trickaufnahmen gegenüber dem Einsatz der im Unterricht üblichen (materiellen) Kugel- oder Kalottenmodelle liegt darin, dass sie Vorgänge auf der Teilchenebene - etwa die von der Temperatur abhängige Bewegungstärke der Wasser-Moleküle - äußerst dynamisch erleben lassen. Allerdings sollten die Schüler auf den Wechsel zwischen verschiedenen Modellarten vorbereitet werden. So wird das Wasser-Molekül abwechselnd durch ein Kugel- oder Kalottenmodell oder aber durch ein "Orbitalmodell" dargestellt, in dem grüne "Keulen" als Aufenthaltsräume der bindenden Elektronenpaare, gelegentlich mit den sich in diesen Räumen bewegendenden punktförmigen Elektronen, die Atomrümpfe verknüpfen. Mitunter tritt diese Darstellung (der s-Bindung) auch zwischen den Elementsymbolen (etwa im Wasserstoff-Molekül H-H) auf.

Die Bindungsverhältnisse werden mitunter stark vereinfacht. Dies zeigt sich vor allem in zwei Bereichen: Einerseits bei der weitgehenden "Einbettung" der Dipol-Dipol-Wechselwirkungen in die Beschreibung der Wasserstoffbrückenbindung, deren Nähe zur kovalenten Bindung zudem verschwiegen wird. Andererseits bei den Vorgängen, die sich beim Lösen eines Stoffes in Wasser abspielen. Hierbei wird das Molekülgitter (des Zuckers) durch eine einfache dreidimensionale Kugelpackung dargestellt und auf die Orientierung der die Moleküle umhüllenden Wasser-Dipole bei der Hydratation verzichtet. Diese didaktischen Reduktionen erlauben einen gewinnbringenden Einsatz des Films bereits in der Sekundarstufe I aller Schularten.

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

Geiseltalsteig

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>