

8 Atombau und chemische Bindung

8.6 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

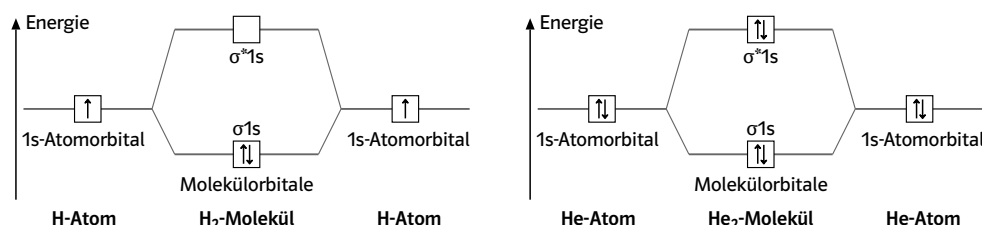
A1

- Nach dem Thomson'schen Atommodell besteht ein Atom aus einer positiv geladenen Kugel, in der negativ geladene Elektronen verteilt sind, ähnlich wie die Rosinen in einem Rosinenkuchen. Im Vergleich zum Vorgängermodell, dem Dalton'schen Atommodell, machte es eine erste Aussage über den inneren Aufbau der Atome: Atome enthalten Elektronen.
- Nach dem Rutherford'schen Atommodell besteht ein Atom aus einem sehr kleinen positiv geladenen Atomkern, in dem fast die gesamte Masse des Atoms vereint ist und einer Atomhülle, die aus Elektronen besteht. Nach dem Vorgängermodell, dem Thomson'schen Atommodell, konnte man den Streuversuch von RUTHERFORD nicht erklären. Das Rutherford'sche Atommodell verbesserte also die Vorstellung über den Aufbau der Atome.
- Nach dem Bohr-Sommerfeld'schen Atommodell bewegen sich die Elektronen auf Ellipsenbahnen um den Atomkern; diese entsprechen den Energiestufen des Energiestufenmodells. Man konnte damit (allerdings nur beim Wasserstoff-Atom) die Höhen der Energiestufen berechnen. Im Vergleich zum Vorgängermodell, dem Rutherford'schen Atommodell, machte es eine erste Aussage über den Aufbau der Atomhülle.
(Nach dem Energiestufenmodell besetzen die Elektronen in der Atomhülle bestimmte Energiestufen. Das Leuchten eines Atoms kann man als Abgabe eines Photons beim Übergang eines Elektrons von höheren in eine niedrigere Energiestufe erklären.)
- Nach dem Orbitalmodell bewegen sich die Elektronen nicht auf Kreisbahnen, sondern sie entsprechen stehenden Wellen am Atomkern. Das Vorgängermodell, das Bohr-Sommerfeld'sche Atommodell, konnte nicht erklären, warum die Elektronen auf ihren Bahnen nicht Energie abgeben und dadurch in den Kern stürzen. Diese Schwäche hat das Orbitalmodell nicht. Das Orbitalmodell ist das bis heute gültige Atommodell.
Das Schalenmodell ist eine Vereinfachung des Orbitalmodells.

A2

- a) Ordnet man im H_2 -Molekül das bindende Elektronenpaar einem der H-Atome zu, so hat es mit insgesamt zwei Elektronen Edelgaskonfiguration (wie das He-Atom). Das Gleiche gilt auch für das andere H-Atom. Ein He-Atom hat bereits Edelgaskonfiguration; man erwartet daher nicht, dass es Verbindungen bildet. Im „ He_2 -Molekül“ könnte man einem He-Atom vier Elektronen zuordnen. Es hätte damit die Elektronenkonfiguration des Be-Atoms, also keine Edelgaskonfiguration.
- b) Linkes Diagramm: Zwei He-Atome ziehen sich aufgrund der London-Kräfte schwach an. Mit einer Verringerung des Kernabstands nimmt daher die Energie etwas ab (d.h., es wird etwas Energie abgegeben), bis sie bei R_0 ein Minimum erreicht. Es entsteht aber keine kovalente Bindung. Um den Abstand der beiden He-Kerne weiter zu verringern, muss Energie aufgewendet werden, da nun die Abstoßung überwiegt.
Rechtes Diagramm: Nähern sich zwei H-Atome, so wird durch Wechselwirkung zwischen den Atomhüllen Energie frei. Es entsteht eine kovalente Bindung. Beim Kernabstand R_0 erreicht die Energie ein Minimum; dies ist die Bindungslänge des H_2 -Moleküls. Sie ist wesentlich kleiner als der Kernabstand R_0 bei den He-Atomen. Auch hier muss Energie aufgewendet werden, um den Abstand der beiden H-Kerne noch weiter zu verringern, da nun die Abstoßung überwiegt.

c)

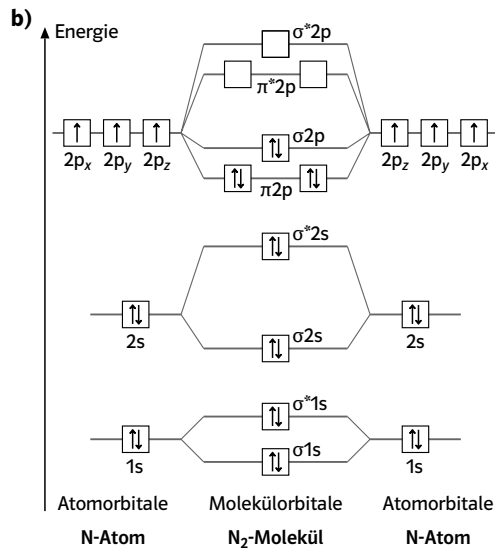


Die beiden MO-Schemata zeigen, dass nur bei der Bildung des H_2 -Moleküls Energie abgegeben wird: Beide Elektronen geben beim Übergang vom $1s$ -Orbital in das bindende $\sigma 1s$ -Orbital Energie ab.

Bei der Bildung des „ He_2 -Moleküls“ würde diese Energieabgabe mehr als kompensiert, da zwei weitere Elektronen in das antibindende $\sigma^* 1s$ -Orbital übergehen und dabei Energie aufnehmen müssten. Da die Energieaufnahme größer wäre als die Energieabgabe, würde zur Bildung des „ He_2 -Moleküls“ Energie benötigt. Wenn der Kernabstand so klein wird, dass die Atomorbitale zu Molekülorbitalen kombinieren, resultiert aus dieser Energieerhöhung eine Abstoßung zwischen den He-Atomen (s. B3 im Schulbuch).

A3

a) Das MO-Schema des N_2 -Moleküls sieht ähnlich aus wie das des O_2 -Moleküls (s. Schulbuch, Kap. 8.4, B5), nur dass insgesamt zwei Elektronen weniger vorhanden sind:



Im O_2 -Molekül sind zwei antibindende Molekülorbitale mit je einem Elektron besetzt.

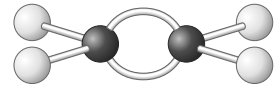
Das O_2 -Molekül ist folglich ein Diradikal, das (wie alle Radikale) relativ reaktionsfreudig ist.

Im N_2 -Molekül sind diese antibindenden Molekülorbitale nicht besetzt.

Hinweis: Aus den unterschiedlichen Elektronenkonfigurationen des O_2 - und N_2 -Moleküls folgt ein weiterer messbarer Unterschied in den Stoffeigenschaften: Sauerstoff ist paramagnetisch; Stickstoff ist diamagnetisch.

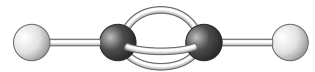
A4

a) Im Ethen-Molekül (C_2H_4) betrachtet man die beiden C-Atome zunächst als separate Zentren: Die beiden C–H-Einfachbindungen und die C=C-Doppelbindung haben gleiche Abstände und bilden drei Winkel von 120° , d.h., die Struktur ist trigonal planar. Das gesamte Ethen-Molekül ist aus zwei gleichen trigonal planaren Strukturen zusammengesetzt.

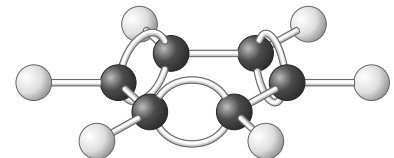


Hinweis: Dass das Molekül insgesamt planar ist, kann man mit dem EPA-Modell nicht erklären, aber es ergibt sich aus dem Modell der Hybridisierung, siehe (b).

Im Ethin-Molekül (C_2H_2) betrachtet man die beiden C-Atome zunächst als separate Zentren: Die beiden C–H-Einfachbindungen und die C≡C-Dreifachbindung bilden einen Winkel von 180° , d.h., die Struktur ist linear. Das gesamte Ethin-Molekül ist aus zwei gleichen linearen Strukturen zusammengesetzt, also auch insgesamt linear.



Im Benzol-Molekül (C_6H_6) betrachtet man die sechs C-Atome zunächst als separate Zentren: Die C–H-Einfachbindung, die C–C-Einfachbindung und die C=C-Doppelbindung bilden einen Winkel von 120° , d.h., die Struktur ist trigonal planar. Das gesamte Benzol-Molekül ist aus sechs gleichen trigonal planaren Strukturen zusammengesetzt, also auch insgesamt planar. Die sechs C-Atome befinden sich an den Ecken eines regelmäßigen Sechsecks.



- b) Zur Bildung des Ethen-Moleküls konstruiert man an jedem C-Atom aus einem s-Orbital und zwei p-Orbitalen drei sp^2 -Hybridorbitale. Diese überlappen mit den s-Orbitalen zweier H-Atome bzw. mit einem sp^2 -Hybridorbital des anderen C-Atoms zu σ -Bindungen. Das übrige p-Orbital überlappt mit dem p-Orbital des anderen C-Atoms zu einer π -Bindung. Die p-Orbitale können nur überlappen, wenn alle Atome des Ethen-Moleküls in einer Ebene liegen, deshalb ist das Molekül insgesamt planar.

Zur Bildung des Ethin-Moleküls konstruiert man an jedem C-Atom aus einem s-Orbital und einem p-Orbital zwei sp -Hybridorbitale. Diese überlappen mit dem s-Orbital eines H-Atoms bzw. mit einem sp -Hybridorbital des anderen C-Atoms zu σ -Bindungen. Die beiden übrigen p-Orbitale überlappen mit den p-Orbitalen des anderen C-Atoms zu zwei π -Bindungen.

Zur Bildung des Benzol-Moleküls konstruiert man an jedem der sechs C-Atome aus einem s-Orbital und zwei p-Orbitalen drei sp^2 -Hybridorbitale. Diese überlappen jeweils mit den s-Orbitalen eines H-Atoms bzw. mit den sp^2 -Hybridorbitalen der zwei benachbarten C-Atome zu σ -Bindungen. An jedem der sechs C-Atome bleibt ein p-Orbital übrig. Diese sechs p-Orbitale überlappen miteinander zu einem π -Elektronensystem.

- c) Ethen: Aus beiden Modellen ergibt sich ein H-C-C-Bindungswinkel von 120° . Der real etwas größere Bindungswinkel von $121,3^\circ$ wird dadurch verursacht, dass die vier Elektronen der Doppelbindung etwas mehr Platz beanspruchen als die jeweils zwei Elektronen der Einfachbindungen. (*Hinweis:* Im verfeinerten EPA-Modell wird berücksichtigt, dass Mehrfachbindungen mehr Raum einnehmen als Einfachbindungen. Dies wird aber in der knappen Beschreibung im Schulbuch nicht erwähnt.)

Ethin: Aus beiden Modellen ergibt sich ein H-C-C-Bindungswinkel von 180° . Dies stimmt mit dem realen Bindungswinkel überein.

Benzol: Aus beiden Modellen ergibt sich ein H-C-C-Bindungswinkel von 120° . Dies stimmt mit dem realen Bindungswinkel überein. (*Hinweis:* Nach dem verfeinerten EPA-Modell müsste der H-C-C-Bindungswinkel etwas größer als 120° sein, da die Doppelbindungen mehr Platz beanspruchen. Gleichzeitig müsste jedoch das Sechseck weiterhin planar sein. Beides zusammen ist geometrisch nicht möglich; die Winkelsumme des Sechsecks muss 720° betragen. In der Realität ist das Molekül planar; die Winkel betragen genau 120° .)

© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022. Alle Rechte vorbehalten. www.klett.de
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Autorinnen und Autoren: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Paul Gietz, Prof. Heike Maier, Prof. Karsten Wiese
Bei der Erstellung dieses Unterrichtswerkes wurde auch auf andere Titel des Ernst Klett Verlags zurückgegriffen.
Deren Autorinnen und Autoren sind: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Edgar Brückl, Prof. Werner Eisner, Paul Gietz, Heike Große, Dr. Erhard Irmer, Axel Justus, Prof. Dr. Klaus Laitenberger, Prof. Heike Maier, Dr. Martina Mihlan, Peter Nelle, Hildegard Nickolay, Dr. Carsten Penz, Horst Schaschke, Prof. Dr. Werner Schierle (†), Bärbel Schmidt, Andrea Schuck, Michael Sternberg, Dr. Jutta Töhl-Borsdorf, Prof. Karsten Wiese, Peter Zehentmeier, Dr. Thorsten Zippel.

Illustrationen: Marzell, Alfred, Schwäbisch Gmünd: 1.1, 2.1, 2.2, 2.3, 2.4