



Theodore L. Brown
H. Eugene LeMay
Bruce E. Bursten

Chemie

Studieren kompakt

10., aktualisierte Auflage



Theodore L. Brown
H. Eugene LeMay
Bruce E. Bursten

Chemie

Studieren kompakt

10., aktualisierte Auflage

Deutsche Bearbeitung von
Christian Robl und Wolfgang Weigand

PEARSON

Higher Education
München • Harlow • Amsterdam • Madrid • Boston
San Francisco • Don Mills • Mexico City • Sydney
a part of Pearson plc worldwide

Molekülstruktur und Bindungstheorien

9

9.1	Molekülformen	331
9.2	Das VSEPR-Modell	334
9.3	Molekülform und Molekülpolarität	343
9.4	Kovalente Bindung und Orbitalüberlappung	346
9.5	Hybridorbitale	348
9.6	Mehrfachbindungen	354
	Chemie und Leben	
	Die Chemie des Sehens	359
9.7	Molekülorbitale	361
9.8	Zweiatomige Moleküle der zweiten Periode	364
	Zusammenfassung und Schlüsselbegriffe	376
	Veranschaulichung von Konzepten	377

ÜBERBLICK

Was uns erwartet

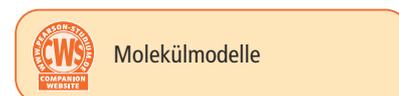
- Wir beginnen mit der Diskussion und Untersuchung einiger gängiger *Molekülstrukturen* (*Abschnitt 9.1*).
- Wir betrachten als Nächstes, wie Molekülstrukturen mit einem einfachen Modell (dem *VSEPR-Modell*) vorhergesagt werden können, das im Wesentlichen auf Lewis-Strukturformeln und der Abstoßung zwischen Bereichen mit hoher Elektronendichte basiert (*Abschnitt 9.2*).
- Wenn wir die Bindungsarten in einem Molekül und seine Molekülgestalt kennen, können wir bestimmen, ob das Molekül *polar* oder *unpolar* ist (*Abschnitt 9.3*).
- Wir untersuchen anschließend die *Valenzbindungstheorie*, ein Modell für molekulare Bindung, das uns zu verstehen hilft, warum Moleküle Bindungen bilden und warum sie die Form haben, die sie haben (*Abschnitt 9.4*).
- Um Molekülformen zu erklären, betrachten wir, wie die Orbitale eines Atoms sich miteinander mischen oder *hybridisieren*, um Orbitale zu erzeugen, die zur Bindung in Molekülen geeignet sind (*Abschnitt 9.5*).
- Kovalente Bindungen können als *Überlappung* von Atomorbitalen betrachtet werden, und wir werden untersuchen, wie Orbitalüberlappungen zu *sigma* (σ)- und *pi* (π)-Bindungen zwischen Atomen führen (*Abschnitt 9.6*).
- Wir werden sehen, dass eine Einfachbindung im Allgemeinen aus einer einzelnen σ -Bindung zwischen den gebundenen Atomen besteht und eine Mehrfachbindung eine σ -Bindung und eine oder mehrere π -Bindungen beinhaltet (*Abschnitt 9.6*).
- Abschließend diskutieren wir die *Molekülorbitaltheorie*, ein Modell für chemische Bindungen, das eine erweiterte Einsicht in die Elektronenstruktur von Molekülen gibt (*Abschnitte 9.7 und 9.8*).

Wir haben in Kapitel 8 gesehen, dass Lewis-Strukturformeln uns beim Verständnis der Zusammensetzung von Molekülen und ihren kovalenten Bindungen helfen. Lewis-Strukturformeln zeigen aber nicht einen der wichtigsten Aspekte von Molekülen – ihre Gesamtform. Moleküle haben Formen und Größen, die durch die Winkel und Abstände zwischen den Kernen ihrer Atome definiert werden. Tatsächlich beziehen sich Chemiker oft bei der Beschreibung der unterschiedlichen Formen und Größen der Moleküle auf die *Molekülarchitektur*.

Die Form und Größe eines Moleküls einer bestimmten Substanz, zusammen mit der Stärke und Polarität seiner Bindungen, bestimmen größtenteils die Eigenschaften dieser Substanz. Einige der dramatischsten Beispiele für die wichtige Rolle von Molekülform und -größe kann man in biochemischen Reaktionen und in von lebenden Wesen produzierten Substanzen sehen. 1967 isolierten zwei Chemiker aus der Rinde der Pazifischen Eibe – einer Art, die entlang der Pazifikküste der nordwestlichen USA und Kanada wächst – eine kleine Menge eines Moleküls, von dem man herausfand, dass es zu den wirkungsvollsten Stoffen gegen Brust- und Eierstockkrebs gehört. Dieses Molekül, jetzt als Medikament Taxol bekannt, hat eine komplexe Molekülarchitektur und wirkt therapeutisch sehr stark. Nur kleine Modifikationen der Form und Größe des Moleküls verringern seine Effektivität und führen zur Bildung einer Substanz, die für Menschen toxisch ist. Chemiker haben kürzlich herausgefunden, wie man das Medikament im Labor herstellen kann, wie es besser verfügbar wird und was die langsam wachsende Pazifische Eibe vor einer möglichen Ausrottung bewahrt. Sechs Bäume müssten geerntet werden, um das Taxol zur Behandlung eines Krebspatienten zu liefern.

Die Sinneseindrücke Riechen und Sehen hängen zum Teil von der Molekülarchitektur ab. Wenn Sie einatmen, werden Moleküle an Rezeptoren Ihrer Nase transportiert. Wenn die Moleküle die richtige Größe und Form haben, passen sie genau an diese Rezeptoren; dadurch werden Impulse an das Gehirn gesendet. Das Gehirn identifiziert diese Impulse als einen bestimmten Geruch, wie z. B. den Geruch von frisch gebackenem Brot. Die Nase ist bei der Molekülerkennung so gut, dass zwei Substanzen unterschiedliche Geruchssinnseindrücke erzeugen können, obwohl ihre Moleküle sich nur wie Ihre rechte Hand von Ihrer linken unterscheiden. Im Jahre 2004 erhielten zwei amerikanische Wissenschaftler für ihre Studien zur molekularen Basis des Geruchssinns den Nobelpreis für Medizin.

Unser erstes Ziel in diesem Kapitel ist es, die Beziehung zwischen zweidimensionalen Lewis-Strukturformeln und dreidimensionalen Molekülformen zu erlernen. Mit dieser Kenntnis gerüstet können wir dann die Natur der kovalenten Bindungen näher untersuchen. Die Striche, die bei den Lewis-Strukturformeln zur Darstellung von Bindungen benutzt werden, liefern wichtige Hinweise zu den Orbitalen, die Moleküle zur Bindung verwenden. Durch die Untersuchung dieser Orbitale können wir ein besseres Verständnis des Verhaltens von Molekülen erlangen. Sie werden sehen, dass das Material in diesem Kapitel Ihnen bei späteren Diskussionen der physikalischen und chemischen Eigenschaften von Substanzen helfen wird.



Molekülformen

9.1

In Kapitel 8 haben wir Lewis-Strukturformeln zur Erklärung der Formeln kovalenter Verbindungen benutzt (siehe Abschnitt 8.5). Aber Lewis-Strukturformeln zeigen nicht die Form von Molekülen an, sondern einfach nur die Anzahl und Arten der

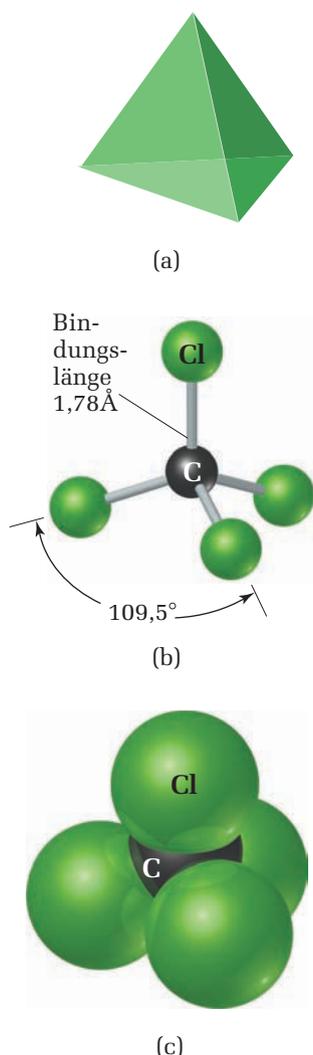
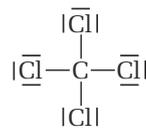


Abbildung 9.1: Tetraedrische Struktur. (a) Ein Tetraeder ist ein Objekt mit vier Flächen und vier Eckpunkten. Jede Fläche ist ein gleichseitiges Dreieck. (b) Die Struktur des CCl_4 -Moleküls. Jede C—Cl-Bindung in dem Molekül zeigt zu einem Eckpunkt eines Tetraeders. Alle C—Cl-Bindungen haben die gleiche Länge und alle Cl—C—Cl-Bindungswinkel sind gleich. Diese Art CCl_4 zu zeichnen wird Kugel-Stab-Modell genannt. (c) Eine Darstellung von CCl_4 , genannt Kalottenmodell. Sie zeigt die relativen Größen der Atome, aber die Struktur ist schlechter zu erkennen.

Bindungen zwischen Atomen. Zum Beispiel sagt uns die Lewis-Strukturformel von CCl_4 nur, dass vier Cl-Atome an ein zentrales C-Atom gebunden sind.



Die Lewis-Strukturformel wird zweidimensional gezeichnet. Wie in ► Abbildung 9.1 zu sehen ist, zeigt aber die wirkliche dreidimensionale Anordnung der Atome die Cl-Atome an den Ecken eines *Tetraeders*, einem Polyeder mit vier Ecken und vier Flächen, die alle gleichseitige Dreiecke sind.

Die Gesamtform eines Moleküls wird durch seine **Bindungswinkel** bestimmt, die Winkel, die durch die Linien gebildet werden, die die Atomkerne in dem Molekül verbinden. Die Bindungswinkel eines Moleküls, zusammen mit den Bindungslängen (siehe Abschnitt 8.8), definieren genau die Form und Größe des Moleküls. In CCl_4 sind die Bindungswinkel als die Winkel zwischen den C—Cl-Bindungen definiert. Sie sollten erkennen können, dass es sechs Cl—C—Cl-Winkel in CCl_4 gibt, und dass alle den gleichen Wert ($109,5^\circ$, der charakteristisch für ein Tetraeder ist) besitzen. Zusätzlich haben alle vier Bindungen die gleiche Länge ($1,78 \text{ \AA}$). Folglich wird die Form und Größe von CCl_4 vollständig durch die Aussage beschrieben, dass das Molekül tetraedrisch mit einer C—Cl-Bindungslänge von $1,78 \text{ \AA}$ ist.

In unserer Diskussion der Molekülformen werden wir mit Molekülen (und Ionen) anfangen, die wie CCl_4 ein einzelnes Zentralatom enthalten, das an zwei oder mehr Atome des gleichen Typs gebunden ist. Solche Moleküle entsprechen der allgemeinen Formel AB_n , in der das Zentralatom A mit n B-Atomen verbunden ist. Zum Beispiel sind sowohl CO_2 als auch H_2O AB_2 -Moleküle, während SO_3 und NH_3 AB_3 -Moleküle sind usw.

Die möglichen Formen von AB_n -Molekülen hängen vom Wert für n ab. Für einen gegebenen Wert von n werden nur wenige allgemeine Formen beobachtet. Die gewöhnlich für AB_2 - und AB_3 -Moleküle gefundenen sind in ► Abbildung 9.2 abgebildet. Folglich muss ein AB_2 -Molekül entweder linear (Bindungswinkel = 180°) oder gewinkelt

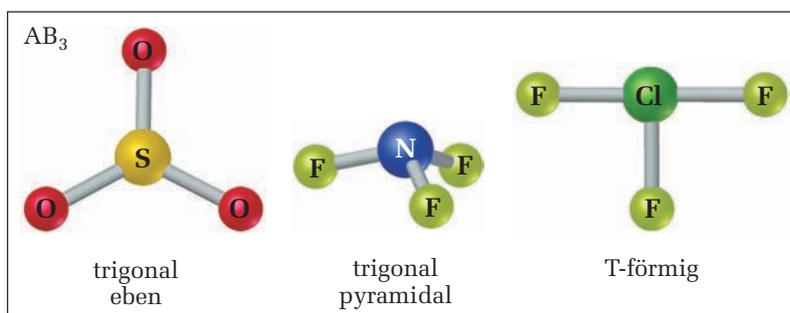
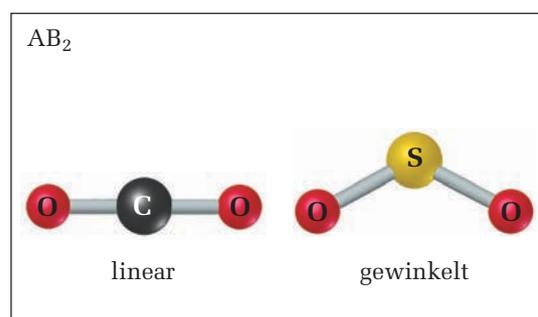


Abbildung 9.2: Formen von AB_2 - und AB_3 -Molekülen. Oben: AB_2 -Moleküle können entweder linear oder gewinkelt sein. Unten: Drei mögliche Formen von AB_3 -Molekülen.

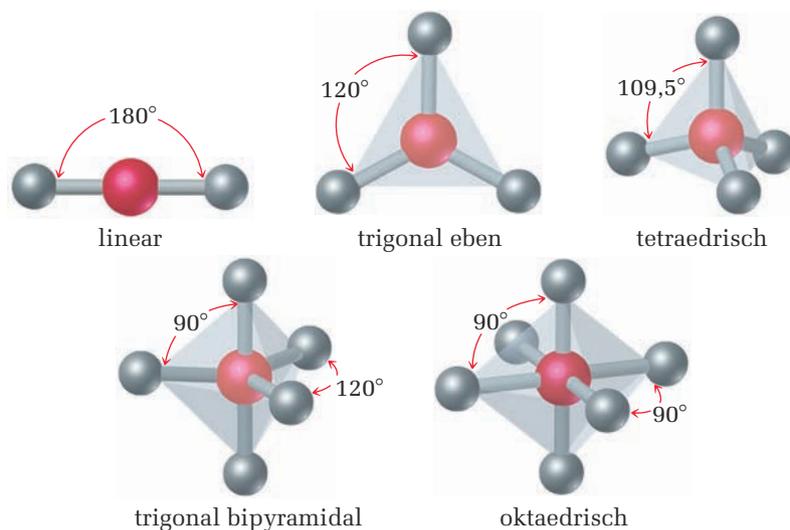


Abbildung 9.3: Formen von AB_n -Molekülen. Für Moleküle mit der allgemeinen Formel AB_n gibt es fünf Grundformen.

(Bindungswinkel $\neq 180^\circ$) sein. Zum Beispiel ist CO_2 linear und SO_2 ist gewinkelt. Bei AB_3 Molekülen platzieren die beiden häufigsten Formen die B-Atome an den Ecken eines gleichseitigen Dreiecks. Wenn das A-Atom in der gleichen Ebene wie die B-Atome liegt, wird die Form *trigonal eben* genannt. Wenn das A-Atom oberhalb der Ebene der B-Atome liegt, wird die Form *trigonal pyramidal* (eine Pyramide mit einem gleichseitigen Dreieck als Grundfläche) genannt. Zum Beispiel ist SO_3 trigonal eben und NF_3 ist trigonal pyramidal. Einige AB_3 -Moleküle wie z. B. ClF_3 weisen die in Abbildung 9.2 gezeigte unüblichere *T-Form* auf.

Die Form eines bestimmten AB_n -Moleküls kann gewöhnlich aus einer der in ► Abbildung 9.3 gezeigten fünf geometrischen Grundstrukturen abgeleitet werden. Gehen wir von einem Tetraeder aus, können wir, wie in ► Abbildung 9.4 gezeigt, sukzessive Atome von den Ecken entfernen. Wenn ein Atom aus einer Ecke des Tetraeders entfernt wird, hat das verbleibende Fragment eine trigonal pyramidale Struktur wie die für NF_3 gefundene. Wenn zwei Atome entfernt werden, entsteht eine gewinkelte Form.

Warum haben so viele AB_n -Moleküle zu den in Abbildung 9.3 verwandte Strukturen, und wie können wir diese Formen voraussagen? Wenn A ein Hauptgruppenelement ist (ein Element des *s*- oder *p*-Blocks des Periodensystems) können wir die Fragen mit dem **Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell (VSEPR)-Modell** beantworten. Obwohl der Name recht imposant ist, ist das Modell ziemlich einfach, und es hat nützliche Voraussagefähigkeiten, wie wir in Abschnitt 9.2 sehen werden.

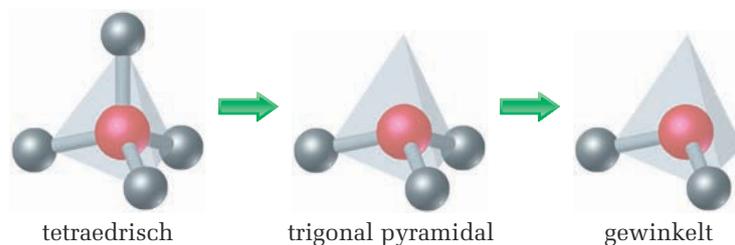
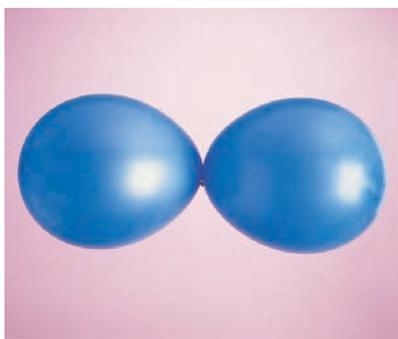


Abbildung 9.4: Ableitungen aus den AB_n -Strukturen. Weitere Molekülformen können durch Entfernen von Eckatomen aus den Grundformen in ► Abbildung 9.3 gebildet werden. Hier fangen wir mit einem Tetraeder an und entfernen sukzessiv Ecken, wir erzeugen zuerst eine trigonal-pyramidale Struktur und dann eine gewinkelte Struktur, jede mit idealen Bindungswinkeln von $109,5^\circ$. Die Molekülform ist nur von Bedeutung, wenn es wenigstens drei Atome gibt. Wenn es nur zwei Atome gibt, müssen Sie nebeneinander angeordnet werden, und es gibt keinen speziellen Namen zur Beschreibung des Moleküls.

? DENKEN SIE EINMAL NACH

Eine der gewöhnlichen Formen für AB_4 -Moleküle ist *quadratisch eben*: Alle fünf Atome liegen in der gleichen Ebene, die B-Atome liegen in den Ecken eines Quadrats und das A-Atom liegt im Zentrum des Quadrats. Welche der in ► Abbildung 9.3 gezeigten Formen könnte durch das Entfernen von einem oder mehr Atomen zu einer quadratisch ebenen Struktur führen?



(a) Zwei Ballons nehmen eine lineare Anordnung ein.



(b) Drei Ballons nehmen eine trigonal ebene Anordnung ein.

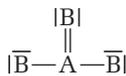


(c) Vier Ballons nehmen eine tetraedrische Anordnung ein.

Abbildung 9.5: Eine Ballon-Analogie für Elektronenpaare. An ihren Enden aneinandergedundene Ballons nehmen von Natur aus die Anordnung mit der geringsten Energie ein.

? DENKEN SIE EINMAL NACH

Ein AB_3 -Molekül hat folgende Resonanzstruktur:

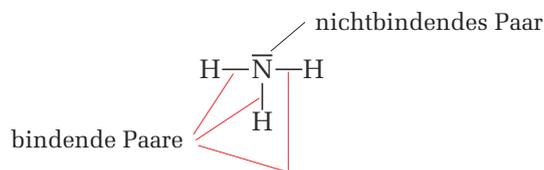


Erfüllt diese Lewis-Strukturformel die Oktettregel? Wie viele Elektronenpaare gibt es um Atom A?

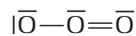
Das VSEPR-Modell

Stellen Sie sich vor, zwei identische Ballons an ihren Enden zusammenzubinden. Wie in ► Abbildung 9.5 a gezeigt, orientieren sich die Ballons natürlicherweise so, dass sie voneinander wegzeigen; d. h. sie versuchen sich so weit wie möglich „aus dem Weg zu gehen“. Wenn wir einen dritten Ballon hinzufügen, richten sich die Ballons zu den Ecken eines gleichseitigen Dreiecks aus wie in ► Abbildung 9.5 b. Wenn wir einen vierten Ballon hinzufügen, nehmen sie eine Tetraederform an (► Abbildung 9.5 c). Wir sehen, dass es für jede Zahl von Ballons eine optimale Anordnung gibt.

In mancher Hinsicht verhalten sich die Elektronen in Molekülen wie die Ballons in Abbildung 9.5. Wir haben gesehen, dass eine einzelne kovalente Bindung zwischen zwei Atomen gebildet wird, wenn ein Elektronenpaar den Raum zwischen den Atomen besetzt (siehe Abschnitt 8.3). Ein **Bindungselektronenpaar** definiert folglich einen Bereich, in dem man die Elektronen am wahrscheinlichsten findet. Im Gegensatz dazu ist ein **nichtbindendes Elektronenpaar** (ein *einsames Paar*) hauptsächlich an einem Atom lokalisiert. Zum Beispiel hat die Lewis-Strukturformel von NH_3 insgesamt vier Elektronenpaare um das zentrale Stickstoffatom (drei bindende Elektronenpaare und ein nichtbindendes Paar):



Für die folgenden Betrachtungen bezeichnen wir zur Vereinfachung auch Mehrfachbindungen als „Elektronenpaar“. Jede Mehrfachbindung in einem Molekül stellt also ebenfalls ein Elektronenpaar dar. Folglich hat die folgende Resonanzstruktur für O_3 drei Elektronenpaare um das zentrale Sauerstoffatom (eine Einfachbindung, eine Doppelbindung und ein nichtbindendes Elektronenpaar):

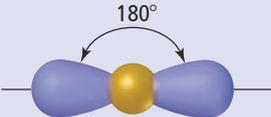
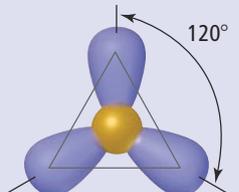
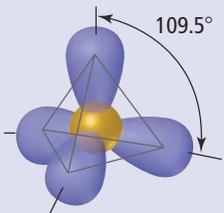
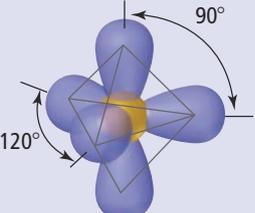
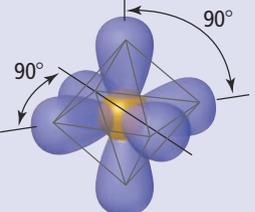


Also liefert generell *jedes nichtbindende Paar, jede Einfach- oder Mehrfachbindung ein Elektronenpaar um das Zentralatom.*

Da Elektronenpaare negativ geladen sind, stoßen sie sich gegenseitig ab. Deshalb versuchen Elektronenpaare, wie die Ballons in Abbildung 9.5, sich aus dem Weg zu gehen. *Die beste Anordnung einer gegebenen Zahl von Elektronenpaaren ist die, in der die Abstoßung zwischen ihnen minimal ist.* Diese einfache Vorstellung bildet die Grundlage des VSEPR-Modells. Tatsächlich ist die Analogie zwischen Elektronenpaaren und Ballons so gut, dass die gleichen bevorzugten Strukturen in beiden Fällen gefunden werden. Folglich ordnen sich zwei Elektronenpaare, wie die Ballons in Abbildung 9.5, *linear* an, drei ordnen sich *trigonal eben*, und vier ordnen sich *tetraedrisch* an. Diese Anordnungen, zusammen mit denen für fünf Elektronenpaare (*trigonal bipyramidal*) und sechs Elektronenpaare (*oktaedrisch*), sind in Tabelle 9.1 zusammengefasst. Wenn Sie die Strukturen in Tabelle 9.1 mit denen in Abbildung 9.3 vergleichen, werden Sie feststellen, dass sie gleich sind. *Die Form verschiedener AB_n -Moleküle oder Ionen hängt von der Zahl der Elektronenpaare um das zentrale A-Atom herum ab.*

Tabelle 9.1

Strukturtypen als Funktion der Zahl von Elektronenpaaren

Zahl von Elektronenpaaren	Anordnung von Elektronenpaaren	Strukturtyp	Vorhergesagte Bindungswinkel
2		linear	180°
3		trigonal eben	120°
4		tetraedrisch	109,5°
5		trigonal bipyramidal	120° 90°
6		oktaedrisch	90°

Die Anordnung der Elektronenpaare um das Zentralatom eines AB_n -Moleküls oder -Ions wird **Strukturtyp oder Pseudostruktur** genannt. Im Gegensatz dazu ist die **Molekülstruktur** *nur* die Anordnung *der Atome* in einem Molekül oder Ion – alle nichtbindenden Paare sind nicht Teil der Beschreibung der Molekülgestalt. Mit dem VSEPR-Modell sagen wir den Strukturtyp voraus, und durch das Wissen, wie viele nichtbindende Elektronenpaare beteiligt sind, können wir die Molekülstruktur voraussagen.

Wenn alle Elektronenpaare in einem Molekül Bindungen bilden, ist die Molekülstruktur identisch mit dem Strukturtyp. Wenn aber ein oder mehrere nichtbindende Elektronenpaare vorhanden sind, müssen wir daran denken, diese bei der Voraussage der Molekülform zu berücksichtigen. Betrachten Sie z. B. das NH_3 -Molekül, das



Das VSEPR-Modell

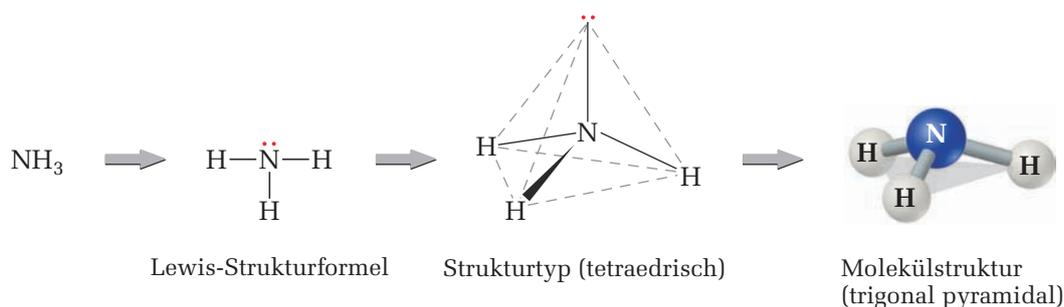


Abbildung 9.6: Die Molekülstruktur von NH_3 . Die Struktur wird vorausgesagt durch 1. Zeichnen der Lewis-Strukturformel, 2. Anwenden des VSEPR-Modells zur Bestimmung des Strukturtyps und 3. Beschreibung der Molekülstruktur.

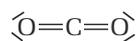
vier Elektronenpaare um das Stickstoffatom hat (► Abbildung 9.6). Wir wissen aus Tabelle 9.1, dass die Abstoßung zwischen vier Elektronenpaaren minimal ist, wenn diese in die Ecken eines Tetraeders zeigen – der Strukturtyp von NH_3 ist tetraedrisch. Wir wissen aus der Lewis-Strukturformel von NH_3 , dass eines der Elektronenpaare nichtbindend ist, das eines der vier Ecken des Tetraeders besetzen wird. Daher ist die Molekülstruktur von NH_3 trigonal pyramidal, wie in Abbildung 9.6 gezeigt. Beachten Sie, dass die tetraedrische Anordnung der vier Elektronenpaare uns zur Voraussage der trigonal-pyramidalen Molekülgestalt führt.

Wir können die Schritte zur Vorhersage der Form von Molekülen und Ionen unter Anwendung des VSEPR-Modells verallgemeinern:

- 1** Zeichnen Sie die *Lewis-Strukturformel* des Moleküls oder Ions und zählen Sie die Gesamtzahl der Elektronenpaare um das Zentralatom. Jedes nichtbindende Elektronenpaar, jede Einfachbindung, jede Doppelbindung und jede Dreifachbindung zählt als ein Elektronenpaar.
- 2** Bestimmen Sie den Strukturtyp durch Anordnen der Elektronenpaare um das Zentralatom, so dass die Abstoßung zwischen ihnen minimal ist, wie in Tabelle 9.1 gezeigt.
- 3** Verwenden Sie die Anordnung der gebundenen Atome zur Bestimmung der *Molekülstruktur*.

Abbildung 9.6 zeigt, wie diese Schritte zur Vorhersage der Gestalt des NH_3 -Moleküls angewendet werden. Da die trigonal-pyramidale Struktur auf einem tetraedrischen Strukturtyp basiert, sind die *idealen Bindungswinkel* $109,5^\circ$ groß. Wie wir bald sehen werden, weichen Bindungswinkel von den idealen Winkeln ab, wenn die umgebenden Atome und Elektronenpaare nicht identisch sind.

Lassen Sie uns diese Schritte anwenden, um die Form des CO_2 -Moleküls zu bestimmen. Wir zeichnen zuerst die Lewis-Strukturformel, die zwei Elektronenpaare (zwei Doppelbindungen) um das zentrale Kohlenstoffatom offenbart:



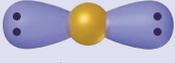
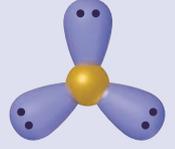
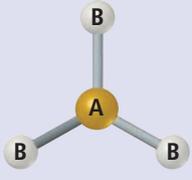
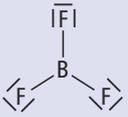
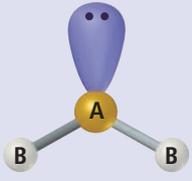
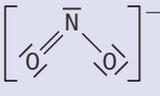
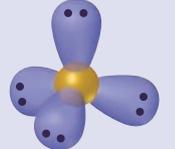
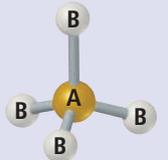
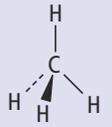
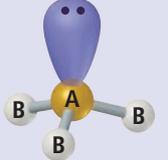
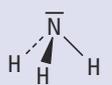
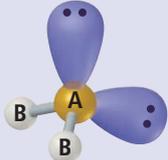
Zwei Elektronenpaare ordnen sich selbst so an, dass sich ein linearer Strukturtyp ergibt (Tabelle 9.1). Da kein nichtbindendes Elektronenpaar vorliegt, ist die Molekülstruktur ebenfalls linear und der $\text{O}-\text{C}-\text{O}$ -Bindungswinkel ist 180° .



Tabelle 9.2 fasst die möglichen Molekülstrukturen zusammen, wenn ein AB_n -Molekül vier oder weniger Elektronenpaare um A hat. Diese Strukturen sind wichtig, da sie alle üblichen auftretenden Formen beinhalten, die man für Moleküle oder Ionen findet, die die Oktettregel befolgen.

Tabelle 9.2

Strukturtypen und Molekülformen für Moleküle mit zwei, drei und vier Elektronenpaaren um das Zentralatom

Zahl von Elektronenpaaren	Strukturtyp	Bindende Paare	Nichtbindende Paare	Molekülstruktur	Beispiel
2	 linear	2	0	 linear	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$
3	 trigonal eben	3	0	 trigonal eben	
		2	1	 gewinkelt	
4	 tetraedrisch	4	0	 tetraedrisch	
		3	1	 trigonal pyramidal	
		2	2	 gewinkelt	

Copyright

Daten, Texte, Design und Grafiken dieses eBooks, sowie die eventuell angebotenen eBook-Zusatzdaten sind urheberrechtlich geschützt. Dieses eBook stellen wir lediglich als **persönliche Einzelplatz-Lizenz** zur Verfügung!

Jede andere Verwendung dieses eBooks oder zugehöriger Materialien und Informationen, einschließlich

- der Reproduktion,
- der Weitergabe,
- des Weitervertriebs,
- der Platzierung im Internet, in Intranets, in Extranets,
- der Veränderung,
- des Weiterverkaufs und
- der Veröffentlichung

bedarf der **schriftlichen Genehmigung** des Verlags. Insbesondere ist die Entfernung oder Änderung des vom Verlag vergebenen Passwortschutzes ausdrücklich untersagt!

Bei Fragen zu diesem Thema wenden Sie sich bitte an: info@pearson.de

Zusatzdaten

Möglicherweise liegt dem gedruckten Buch eine CD-ROM mit Zusatzdaten bei. Die Zurverfügungstellung dieser Daten auf unseren Websites ist eine freiwillige Leistung des Verlags. **Der Rechtsweg ist ausgeschlossen.**

Hinweis

Dieses und viele weitere eBooks können Sie rund um die Uhr und legal auf unserer Website herunterladen:

<http://ebooks.pearson.de>