

Lewis-Schreibweise

Bindungsdipole und Dipolmomente

Hybridisierungszustände und Atomgeometrien

Orbitaldiagramme

Kapitel 1

Mit Modellen und Molekülen arbeiten

Chemiker, die sich mit der Organischen Chemie befassen, beschreiben Moleküle mithilfe von Modellen. Die Molekülcharakterisierung über die einzelnen Atome ist oft ziemlich schwierig, da diese winzigen Kreaturen meist ein recht ungewöhnliches Verhalten an den Tag legen. Ein Modell fasst auf bequeme Weise zusammen, wie die einzelnen Atome in einem Molekül miteinander verbunden sind. Modelle sind sehr nützlich, wenn Sie verstehen wollen, wie und warum chemische Reaktionen ablaufen.

In diesem Kapitel lernen Sie die Lewis-Schreibweise kennen, das am häufigsten verwendete Modell in der Organischen Chemie. Sie werden außerdem üben, das Konzept der Atomhybridisierung anzuwenden, um Orbitaldiagramme von Molekülen zu erstellen und somit die Elektronenverteilungen in einfachen organischen Strukturen zu erklären. In diesem Zusammenhang werden Sie auch erfahren, wie Sie Dipole für Bindungen und Moleküle bestimmen können – ein extrem nützliches Werkzeug zur Einschätzung von Löslichkeit und Reaktionsfreudigkeit organischer Moleküle.

Lewis-Strukturen entwerfen

Die *Lewis-Schreibweise* ist ein Grundwerkzeug für jeden, der sich mit Organischer Chemie beschäftigen will. Lewis-Strukturen beschreiben die Bindungen der einzelnen Atome in einem Molekül und zeigen außerdem, wie viele Elektronen an jeder Bindung beteiligt sind. Der Umgang mit diesen Strukturen muss Ihnen in Fleisch und Blut übergehen, damit Sie die Sprache der Organischen Chemie problemlos verstehen können.



Gehen Sie wie folgt vor, um eine Lewis-Struktur in vier einfachen Schritten zu zeichnen:

1. Bestimmen Sie die Lage der Atome in einem Molekül zueinander.

Finden Sie heraus, wie die Atome miteinander verbunden sind. Hier ein paar Richtlinien:

- ✓ Im Allgemeinen besitzt das Zentralatom eines Moleküls die geringste Elektronegativität. (Die Elektronegativität der Elemente wird umso geringer, je weiter unten und je weiter links sie im Periodensystem der Elemente zu finden sind.)
- ✓ Wasserstoffatome und Halogenide wie F, Cl, Br und I liegen meistens an der Peripherie (Außenseite) eines Moleküls, da diese Atome für gewöhnlich nur eine einzige Bindung eingehen können.

2. Bestimmen Sie die Anzahl der Valenzelektronen (die Elektronen in der äußersten Schale)

Addieren Sie die Valenzelektronen jedes einzelnen Atoms, um die Gesamtanzahl der Valenzelektronen des ganzen Moleküls zu erhalten. Ist das Molekül geladen, rechnen Sie ein Elektron pro Negativladung hinzu beziehungsweise ziehen Sie ein Elektron pro Positivladung wieder ab.

3. Fügen Sie die Valenzelektronen wieder in das Molekül ein.

Gehen Sie wie folgt vor:

- ✓ Beginnen Sie damit, Bindungen vom Zentralatom zu den peripheren Atomen zu ziehen; ziehen Sie pro Bindung zwei Valenzelektronen von Ihrer Gesamtvalenzelektronenzahl ab.
- ✓ Teilen Sie dann die übrig gebliebenen Elektronen auf freie Elektronenpaare der peripheren Atome auf, sodass jedes periphere Atom ein komplett gefülltes Elektronenoktett besitzt.
- ✓ Sollten nun noch Elektronen übrig sein, dann gehören diese zum Zentralatom.

4. Versuchen Sie, das Elektronenoktett jedes Atoms zu füllen.

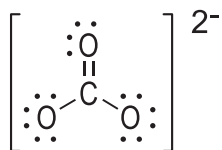
Wenn Sie mit Schritt 3 fertig sind und das Zentralatom noch kein komplett gefülltes Elektronenoktett besitzt, können Sie die Elektronen eines oder mehrerer Peripherieatome benutzen. Ziehen Sie dazu eine Doppelbindung zwischen Zentral- und Peripherieatom, wenn ein Elektron geteilt werden soll, oder eine Dreifachbindung, wenn zwei Elektronen geteilt werden sollen.



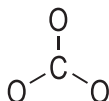
Sie dürfen die Oktettregel auch bei untergeordneten Atomen nicht außer Acht lassen; mit anderen Worten, die Summe der Bindungen inklusive freier Elektronenpaare um ein Atom herum darf den Wert vier nicht überschreiten.



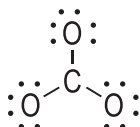
F: Zeichnen Sie die Lewis-Struktur von CO_3^{2-} .



A: Meist besitzt das Zentralatom die niedrigste Elektronegativität. In diesem Fall ist Kohlenstoff (C) weniger elektronegativ als Sauerstoff (O), sodass Kohlenstoff das Zentralatom ist und die Bindungsverhältnisse wie folgt aussehen:



Der Kohlenstoff besitzt vier Valenzelektronen, da er im Periodensystem der Elemente in der vierten Spalte steht. Sauerstoff hat sechs Valenzelektronen, da er in der sechsten Spalte zu finden ist. Daher beträgt die Gesamtanzahl der Valenzelektronen dieses Moleküls $4 + (3 \times 6) + 2 = 24$ Valenzelektronen. Zwei weitere Elektronen wurden noch hinzuaddiert, da das Molekül eine zweifach negative (2^-) Ladung besitzt (bei einer dreifach negativen Ladung hätte man drei Elektronen hinzuaddiert, bei einer vierfach negativen Ladung vier Elektronen und so weiter). Zeichnen Sie zuerst je eine Bindung zwischen dem zentralen Kohlenstoffatom und jedem der drei umliegenden Sauerstoffatome ein. Dadurch haben Sie sechs Elektronen (zwei pro Bindung) eingesetzt. Dann geben Sie den drei Sauerstoffatomen so viele freie Elektronenpaare, bis diese komplette Elektronenoktette besitzen. Dadurch erhalten Sie folgende Konfiguration:



Das Ergebnis des vorangehenden Schritts macht alle drei Sauerstoffatome glücklich, da alle komplett gefüllte Valenzschalen besitzen. Lediglich das Kohlenstoffatom sieht noch etwas unzufrieden aus, da ihm immer noch zwei Elektronen zu seiner gefüllten Valenzschale fehlen. Um diese Situation aufzulösen, schicken Sie ein freies Elektronenpaar von einem der Sauerstoffatome zu dem Kohlenstoffatom, um eine Doppelbindung zu schaffen. Es ist egal, welches Sauerstoffatom Sie dazu wählen. In der Endstruktur wird dann die so entstandene Negativladung angegeben:

