

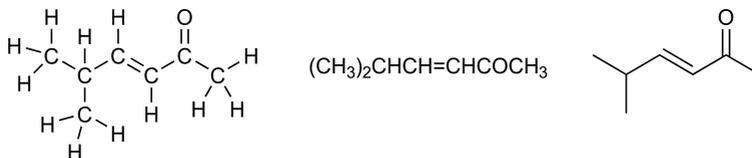
1 Skelettformeln zeichnen

In diesem Kapitel...

- lernen Sie die wichtigste Kurzschrift der Organischen Chemie kennen
- erspart Ihnen das Periodensystem die Zählerei
- lernen Sie charakteristische Strukturen kennen, die Ihnen das Leben noch weiter vereinfachen

Um Ihren Kurs über Organische Chemie zu bestehen, müssen Sie zunächst lernen, die Zeichnungen zu interpretieren, die in der Organischen Chemie üblich sind. Wenn Sie die Darstellung eines Moleküls sehen, ist es unabdingbar, dass Sie sämtliche darin enthaltenen Informationen entschlüsseln können. Ohne diese Fähigkeit ist es nahezu unmöglich, auch nur die einfachsten Reaktionen und Zusammenhänge zu verstehen.

Moleküle können auf verschiedene Art und Weise gezeichnet werden. Unten sehen Sie zum Beispiel drei dieser Möglichkeiten, ein und dasselbe Molekül zu Papier zu bringen:

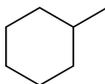


Zweifellos lässt sich die rechte Struktur (Skelettformel) am schnellsten zeichnen, überschauen und in Informationen übersetzen. Wenn Sie eine beliebige Seite in der zweiten Hälfte dieses Buches aufschlagen, werden Sie feststellen, dass nahezu jede Seite mit solchen Skelettformeln übersät ist. Die meisten Studenten werden rasch mit diesen Formeln vertraut und sind sich dabei dennoch nicht bewusst, wie absolut wichtig es ist, diese Darstellungen flüssig lesen zu können. Dieses Kapitel soll Ihnen dabei helfen, Ihre Fähigkeiten im schnellen und flüssigen Lesen dieser Abbildungen zu entwickeln.

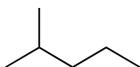
Skelettformeln lesen

Skelettformeln zeigen das Kohlenstoffgerüst (die Verbindungen aller Kohlenstoffatome, die das Rückgrat oder Skelett des Moleküls bilden) mit allen an-

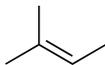
hängenden funktionellen Gruppen wie zum Beispiel -OH oder -Br. Einfache Bindungslinien werden dabei in Zickzackform gezeichnet, wobei jede Ecke zwischen zwei Linien und jeder Endpunkt einer Linie ein Kohlenstoffatom markiert. Die folgende Verbindung besteht zum Beispiel aus 7 Kohlenstoffatomen:



Dabei wird häufig vergessen, dass auch die Enden jeder Linie für jeweils ein Kohlenstoffatom stehen. Das folgende Molekül hat zum Beispiel 6 Kohlenstoffatome (vergewissern Sie sich, dass Sie alle zählen können):



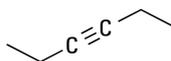
Doppelbindungen werden durch zwei parallele Linien dargestellt, Dreifachbindungen entsprechend durch drei parallele Linien:



Vergewissern Sie sich beim Zeichnen von Dreifachbindungen, dass Sie sie in einer geraden Linie und *nicht* im Zickzack zeichnen, da Dreifachbindungen linear sind (mehr zu diesem Thema finden Sie im Kapitel über Geometrie). Das erscheint auf den ersten Blick recht verwirrend, da es Ihnen so ein wenig erschwert wird, die Anzahl der Kohlenstoffatome in einer Dreifachbindung zu überblicken. Schauen wir uns die Sache also einmal näher an:



entspricht



also hat diese Verbindung
6 Kohlenstoffatome

Häufig sieht man eine kleine Lücke auf jeder Seite einer Dreifachbindung, etwa so:

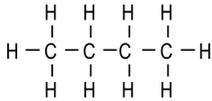


entspricht

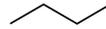


Die beiden obigen Zeichnungen werden häufig verwendet. Sie sollten Ihre Augen schulen, Dreifachbindungen in jeder dieser beiden Darstellungsweisen zu erkennen. Lassen Sie sich von Dreifachbindungen nicht verwirren.

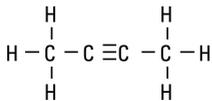
Die beiden Kohlenstoffatome einer Dreifachbindung und die an jeder Seite daran anschließenden Kohlenstoffatome werden als gerade Linie dargestellt. Alle anderen Bindungen jedoch werden in Zickzackform gezeichnet:



wird so gezeichnet:



ABER

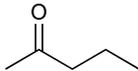


wird so gezeichnet:



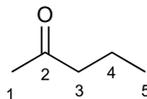
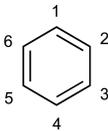
BEISPIEL

Zählen Sie die Kohlenstoffatome in jeder der folgenden Darstellungen:



Lösung

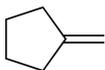
Die erste Verbindung hat sechs Kohlenstoffatome, die zweite Verbindung hat 5 Kohlenstoffatome.



— Aufgaben

Zählen Sie die Kohlenstoffatome in jeder der folgenden Zeichnungen.

— 1.1



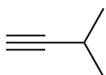
Lösung: _____

— 1.2



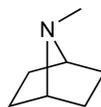
Lösung: _____

— 1.3



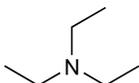
Lösung: _____

— 1.4



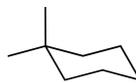
Lösung: _____

— 1.5



Lösung: _____

— 1.6



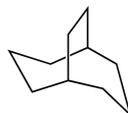
Lösung: _____

— 1.7



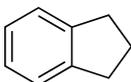
Lösung: _____

— 1.8



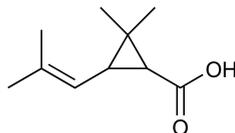
Lösung: _____

— 1.9



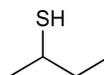
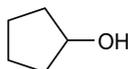
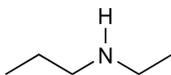
Lösung: _____

— 1.10



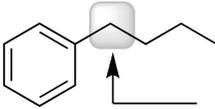
Lösung: _____

Da wir jetzt wissen, wie man Kohlenstoffatome zählt, müssen wir nun lernen, wie man die Anzahl der Wasserstoffatome in der Skelettformel eines Moleküls bestimmt. Da die meisten Wasserstoffatome nicht dargestellt werden, lassen sich Skelettformeln sehr rasch zeichnen. Wasserstoffatome, die an andere Atome als Kohlenstoffatome gebunden sind (wie beispielsweise Stickstoff oder Sauerstoff) müssen jedoch *immer* dargestellt werden:



Wasserstoffatome, die an Kohlenstoffatome gebunden sind, werden meist nicht dargestellt. Mit der folgenden Regel können Sie die Anzahl der Wasserstoffatome pro Kohlenstoffatom bestimmen: *neutrale Kohlenstoffatome gehen*

insgesamt vier Bindungen ein. In der folgenden Abbildung sehen Sie, dass das hervorgehobene Kohlenstoffatom nur zwei Bindungslinien besitzt:



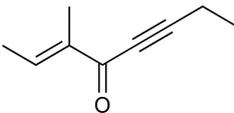
Wir sehen nur zwei Bindungen
an diesem Kohlenstoffatom.

Das legt nahe, dass noch zwei weitere Bindungen existieren, die zu jeweils einem Wasserstoffatom führen (damit der Kohlenstoff insgesamt vier Bindungen eingeht). Dadurch können wir uns das Zeichnen der Wasserstoffatome und somit viel Zeit beim Darstellen von Molekülen sparen. Es wird einfach davon ausgegangen, dass eine Durchschnittsperson in der Lage ist, bis vier zu zählen und dadurch die Anzahl der Wasserstoffatome in einem Molekül bestimmen kann, auch wenn nicht alle ausdrücklich dargestellt sind.

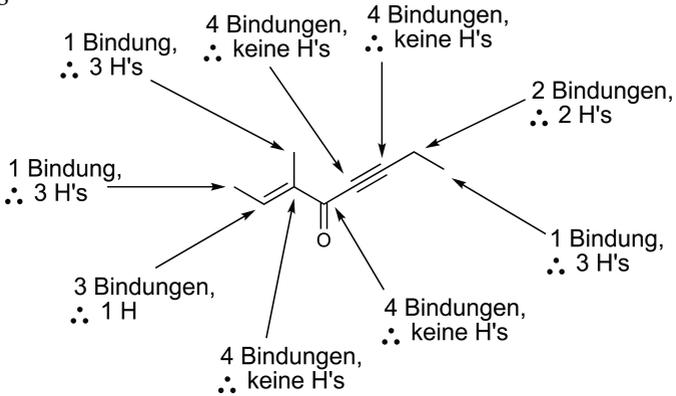
Sie müssen also nur die Bindungslinien zählen, die von jedem Kohlenstoffatom abgehen und dann genügend Wasserstoffatome hinzu addieren, um die vier Bindungen des Kohlenstoffatoms zu vervollständigen. Wenn Sie das viele Male geübt haben, werden Sie den Punkt erreichen, an dem Sie nicht einmal mehr zählen müssen. Sie werden einfach so versiert im Betrachten dieser Zeichnungen sein, dass Sie die Anzahl Wasserstoffatome sofort »überblicken«. Wenden wir uns jetzt ein paar Übungen zu, die Ihnen helfen, diesen Punkt zu erreichen.

BEISPIEL

Das folgende Molekül hat neun Kohlenstoffatome. Bestimmen Sie die Anzahl der Wasserstoffatome, die an jedes einzelne Kohlenstoffatom gebunden sind.



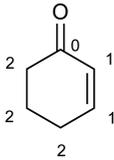
Lösung:



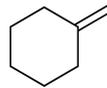
— **Aufgaben**

Bestimmen Sie bei jedem der folgenden Moleküle die Anzahl der Wasserstoffatome, die an jedes einzelne Kohlenstoffatom gebunden sind. Die erste Aufgabe wurde bereits für Sie gelöst (die Zahlen stehen für die jeweilige Anzahl der Wasserstoffatome pro Kohlenstoffatom).

— **1.11**



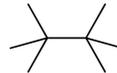
— **1.12**



— **1.13**



— **1.14**



— **1.15**



— **1.16**



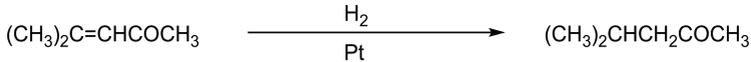
— **1.17**



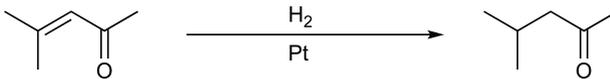
— **1.18**



Jetzt verstehen Sie bestimmt, warum sich so viel Zeit sparen lässt, wenn Moleküle in der Skelettformel gezeichnet werden. Natürlich geht es schneller, wenn nicht jedes einzelne C und H dargestellt werden muss. Aber diese Zeichnungen haben einen noch größeren Vorteil: Sie sind nicht nur leichter darzustellen sondern auch leichter zu lesen. Betrachten Sie dazu die folgende Reaktion als Beispiel:



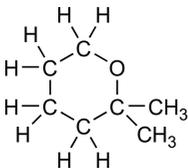
In dieser Form ist es etwas schwierig zu erkennen, was genau bei dieser Reaktion passiert. Wahrscheinlich müssen Sie erst ein Weilchen darauf starren, um die Veränderungen nachvollziehen zu können. Wenn wir diese Reaktion jedoch mithilfe von Skelettformeln darstellen, wird die Reaktion sofort viel leichter lesbar:



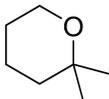
Sobald Sie die Reaktion sehen, wissen Sie sofort, was passiert: Eine Doppelbindung wird in eine Einfachbindung verwandelt, indem an die Kohlenstoffe der Doppelbindung zwei Wasserstoffatome hinzugefügt («addiert») werden. Sobald Sie mit dem Lesen dieser Darstellungen einmal vertraut sind, werden Sie die Veränderungen im Verlauf einer Reaktion viel schneller erkennen.

Skelettformeln zeichnen

Da Sie jetzt wissen, wie Skelettformeln zu lesen sind, müssen Sie nun noch lernen, wie man sie selber zeichnet. Nehmen wir dazu das folgende Molekül als Beispiel:



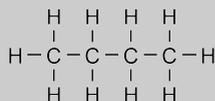
Um dieses Molekül in der Skelettformel darzustellen, müssen Sie sich zunächst auf das Kohlenstoffgerüst konzentrieren und dann alle anderen Atome außer C und H einzeichnen. Sämtliche Atome, die nicht C oder H sind, *müssen* dargestellt werden. Das obige Beispiel würde dann so aussehen:



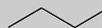
Die folgenden Hinweise werden Ihnen beim Lösen weiterer Aufgaben helfen.

Tip

Denken Sie daran, dass Kohlenstoffatome in einer geraden Kette, die über Einfachbindungen miteinander verbunden sind, in Zickzackform dargestellt werden:



wird so gezeichnet:



1. Versuchen Sie beim Zeichnen einer Doppelbindung die anderen Bindungen so weit wie möglich von dieser entfernt zu platzieren:

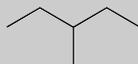


ist viel besser als

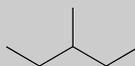


SCHLECHT

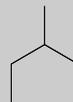
2. Beim Zeichnen von Zickzacklinien ist es egal, von welcher Seite Sie beginnen und in welche Richtung die Kette fortgesetzt wird:



entspricht



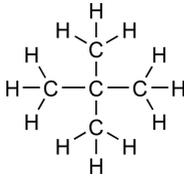
entspricht



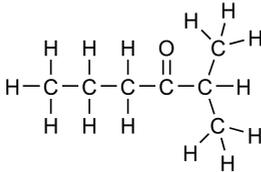
— AUFGABEN

Zeichnen Sie die Skelettformel für jede der folgenden Verbindungen in den daneben stehenden Kästen.

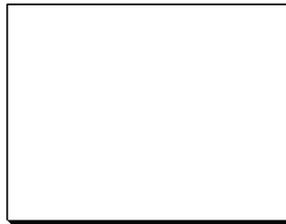
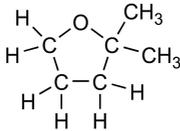
— 1.19



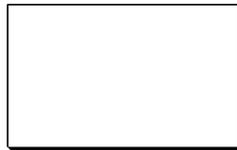
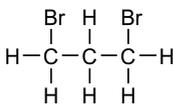
— 1.20



— 1.21



— 1.22



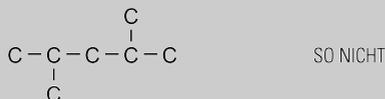
Fehler vermeiden

Warnung

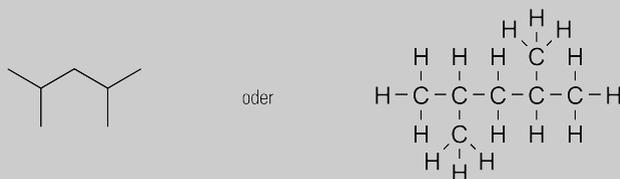
1. Zeichnen Sie *niemals* ein Kohlenstoffatom mit mehr als vier Bindungen. Das ist ein großer Fehler. Kohlenstoffatome besitzen nur vier Orbitale; daher können Kohlenstoffatome nur vier Bindungen ausbilden (Bindungen entstehen, wenn Orbitale eines Atoms mit Orbitalen

eines anderen Atoms überlappen). Dies gilt für alle Elemente der zweiten Reihe des Periodensystems (der »zweiten Periode«). Im Kapitel über das Zeichnen von Resonanzstrukturen werden wir auf dieses Thema ausführlicher eingehen.

2. Beim Zeichnen eines Moleküls sollten Sie entweder alle C- und H-Atome darstellen oder aber die Skelettformel verwenden, in der C und H nicht eingezeichnet werden. Sie dürfen jedoch **nicht** die C-Atome zeichnen und gleichzeitig die H-Atome weglassen:



Diese Zeichnung ist nicht korrekt. Lassen Sie also (bevorzugt) entweder die C's weg oder fügen Sie die H's mit ein.



3. Wenn Sie jedes Kohlenstoffatom in einer Zickzacklinie zeichnen, richten Sie alle Bindungsarme so weit voneinander entfernt wie möglich aus:



Weitere Übungen

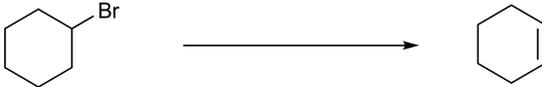
Schauen Sie sich jetzt die folgende Reaktion an und versuchen Sie nachzuvollziehen, welche Veränderungen dabei stattfinden:



Dabei ist es zunächst einmal egal, *wie* es zu diesen Veränderungen kommt. Das werden Sie später verstehen, wenn Sie Reaktionsmechanismen kennenlernen. Konzentrieren Sie sich also fürs Erste ganz auf die Erklärung, was eigentlich geschieht. Für den Fall des obigen Beispiels können wir sagen, dass

zwei Wasserstoffatome an das Molekül *addiert* werden (eines an jedes Ende der Doppelbindung).

Betrachten Sie ein anderes Beispiel:



In diesem Beispiel *eliminieren* wir ein H und ein Br, um eine Doppelbindung zu erzeugen. Wenn Sie nicht sofort erkennen können, dass ein H entfernt wurde, müssen Sie die Gesamtzahl der Wasserstoffatome im Ausgangsmolekül ermitteln und diese mit der Anzahl der H-Atome im Reaktionsprodukt vergleichen:



Betrachten Sie nun noch ein Beispiel:

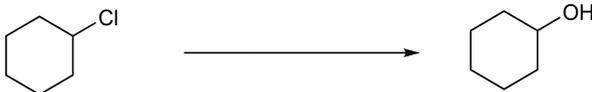


In diesem Beispiel *substituieren* (*ersetzen*) wir ein Brom- durch ein Chloratom.

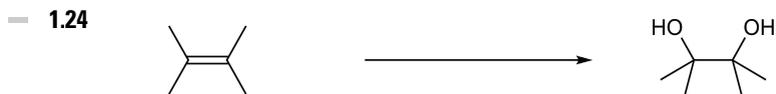
— Aufgaben

Geben Sie für jede der folgenden Reaktionen die entsprechende Veränderung deutlich an. In jedem Fall sollte Ihre Antwort wie einer der folgenden Sätze klingen: *XY wird/werden addiert.*, *XY wird/werden eliminiert.* oder *XY wird/werden substituiert.*

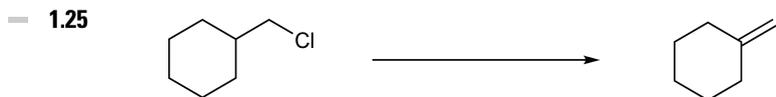
— 1.23



Lösung: _____



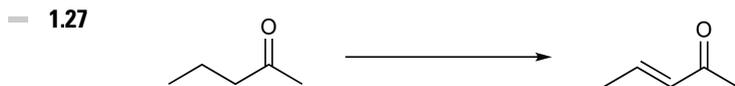
Lösung: _____



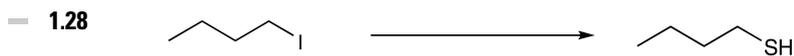
Lösung: _____



Lösung: _____



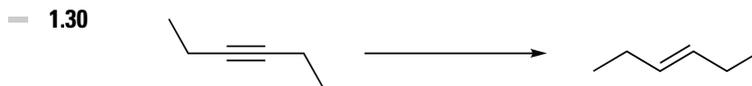
Lösung: _____



Lösung: _____



Lösung: _____



Lösung: _____

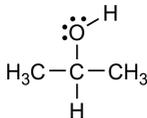
Formalladungen identifizieren

Formalladungen sind Ladungen (entweder positive oder negative), die wir häufig in unseren Zeichnungen auftauchen lassen müssen. Sie sind von besonderer Bedeutung. Wenn Sie eine Formalladung weglassen, obwohl sie erforderlich wäre, wird Ihre Zeichnung dadurch unvollständig (und falsch). Sie müssen also lernen, wie Sie Formalladungen identifizieren und einzeichnen können. Wenn Sie das nicht beherrschen, werden Sie nicht in der Lage sein, eine Resonanzstruktur zu zeichnen (die wir uns im nächsten Kapitel anschauen) – und dann wird es für Sie auch extrem schwer, diesen Kurs zu bestehen.

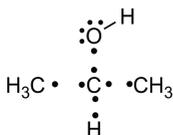
Eine Formalladung ist eine Ladung an einem Atom, das nicht die volle Anzahl seiner Valenzelektronen besitzt. Bei der Bestimmung der Formalladung eines Atoms müssen wir zuerst die Anzahl der Valenzelektronen kennen, die das Atom haben *müsste*. Wir können diese Zahl im Periodensystem der Elemente ablesen, da die Nummer jeder Spalte im Periodensystem (die »Gruppe«) der Anzahl der Valenzelektronen der jeweiligen Elemente entspricht (Valenzelektronen sind Elektronen der Valenzschale, also der äußersten Elektronenschale um ein Atom – wahrscheinlich haben Sie das bereits im Chemieunterricht in der Schule gelernt). Kohlenstoff befindet sich zum Beispiel in Spalte 4A (der vierten »Hauptgruppe«) und besitzt daher 4 Valenzelektronen. Jetzt wissen Sie, wie Sie herausfinden können, wie viele Valenzelektronen ein Atom haben *sollte*.

Als Nächstes fragen wir uns, wie viele Elektronen das Atom denn *tatsächlich* in der Zeichnung besitzt. Aber wie können wir diese Anzahl bestimmen?

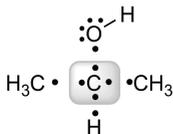
Lassen Sie uns dazu ein Beispiel anschauen. Betrachten Sie das zentrale Kohlenstoffatom in der folgenden Verbindung:



Denken Sie daran, dass jede Bindungslinie zwei Elektronen repräsentiert, die sich jeweils zwei Atome teilen. Als erstes entfernen Sie nun jede Bindungslinie und ersetzen sie stattdessen durch zwei Punkte, die für die Elektronen des einen und des anderen Atoms stehen:



Bestimmen Sie nun die Anzahl der Elektronen, die das zentrale Kohlenstoffatom unmittelbar umgeben:



Da gibt es also vier Elektronen. Diese Zahl entspricht der Elektronenzahl, die das Atom tatsächlich besitzt. Jetzt sind wir in der Lage, die theoretische Anzahl aller möglichen Elektronen (in diesem Fall vier) mit der Anzahl der tatsächlich vorhandenen Elektronen (in diesem Fall ebenfalls vier) zu vergleichen. Da diese beiden Zahlen gleich groß sind, trägt das Atom keine Formalladung (0). Das wird auf die meisten Atome in den Verbindungen zutreffen, die Sie in diesem Kurs zeichnen werden. Manchmal aber wird es doch eine Differenz zwischen der theoretisch möglichen und der tatsächlich vorhandenen Elektronenzahl geben. In diesen Fällen kommt eine Formalladung ins Spiel. Schauen wir uns also ein Atom an, das eine Formalladung trägt.

Betrachten Sie dazu das Sauerstoffatom in der folgenden Verbindung:



Lassen Sie uns damit anfangen, die Anzahl der Valenzelektronen zu bestimmen, die ein Sauerstoffatom *theoretisch* haben kann. Sauerstoff befindet sich im Periodensystem in Spalte 6A (der sechsten Hauptgruppe), also darf Sauerstoff sechs Valenzelektronen haben. Als Nächstes schauen wir uns das Sauerstoffatom in der obigen Verbindung an und fragen uns, wie viele Valenzelektronen es *tatsächlich* besitzt. Also zeichnen wir die Verbindung neu, indem wir die C-O-Bindung formal aufspalten:



Zusätzlich zu dem Elektron, das das Sauerstoffatom durch die C-O-Bindung erhält, besitzt das Sauerstoffatom auch drei freie Elektronenpaare. Ein freies Elektronenpaar liegt dann vor, wenn zwei Elektronen am gleichen Atom nicht für eine Bindung genutzt werden. Freie Elektronenpaare werden in Form zweier nebeneinander liegender Punkte an einem Atom dargestellt –

und wie Sie sehen, hat das obige Sauerstoffatom drei dieser freien Elektronenpaare. (Denken Sie daran, dass jedes freie Elektronenpaar zwei Elektronen enthält!) Wir sehen also, dass das Sauerstoffatom tatsächlich sieben Elektronen besitzt, also ein Elektron mehr, als es haben sollte. Aus diesem Grund trägt das Atom eine negative Ladung:



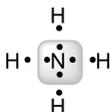
BEISPIEL

Betrachten Sie das Stickstoffatom in der folgenden Verbindung und ermitteln Sie, ob es eine Formalladung trägt:



Lösung

Stickstoff steht im Periodensystem in Spalte 5A (der 5. Hauptgruppe) und darf demnach 5 Valenzelektronen besitzen. Nun zählen wir, wie viele Elektronen es tatsächlich aufweist:



Es hat nur vier. Das ist ein Elektron weniger als theoretisch möglich. Aus diesem Grund trägt das Stickstoffatom eine positive Ladung:



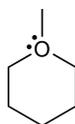
— Aufgaben

Bestimmen Sie für jede der folgenden Strukturen, ob das Stickstoff- oder Sauerstoffatom eine Formalladung trägt. Zeichnen Sie die Ladung ein, wenn es eine gibt.

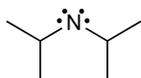
— 1.31



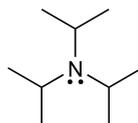
— 1.32



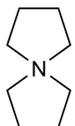
— 1.33



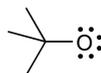
— 1.34



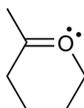
— 1.35



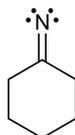
— 1.36



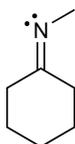
— 1.37



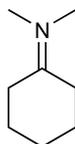
— 1.38



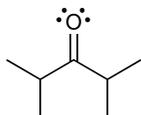
— 1.39



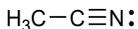
— 1.40



— 1.41



— 1.42



Das bringt uns zum wichtigsten Atom überhaupt: Kohlenstoff. Wir wissen nun, dass Kohlenstoff immer vier Bindungen eingeht. Deswegen können wir beim Zeichnen von Skelettformeln die Wasserstoffatome ignorieren, da einfach davon ausgegangen wird, dass wir wissen, wie man bis vier zählt, und entsprechend bestimmen können, wie viele Wasserstoffatome wohl vorhanden sind. Bisher haben wir in diesem Zusammenhang stets nur von Kohlenstoffatomen ohne Formalladung gesprochen (die meisten Kohlenstoffatome in den meisten Verbindungen tragen keine Formalladungen). Aber da wir

jetzt wissen, was eine Formalladung ist, können wir nun herausfinden, was passiert, wenn Kohlenstoff *doch* einmal eine Formalladung trägt.

Wenn ein Kohlenstoffatom eine Formalladung trägt, können wir nicht mehr davon ausgehen, dass es vier Bindungen eingehen kann. Tatsächlich besitzt es dann nur noch drei Bindungsarme. Lassen Sie uns herausfinden, warum das so ist. Schauen wir uns zunächst C^+ und dann C^- an.

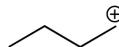
Wenn Kohlenstoff eine *positive* Formalladung trägt, besitzt es nur drei Elektronen (eigentlich sollte es vier besitzen, da es in Gruppe 4A des Periodensystems steht). Da es nur drei Elektronen besitzt, kann es auch nur drei Bindungen eingehen. So einfach ist das. Ein Kohlenstoffatom mit einer positiven Formalladung hat also nur drei Bindungsarme. Daran sollten Sie stets denken, wenn Sie die Wasserstoffatome zählen:



Keine Wasserstoffatome
an diesem C^+

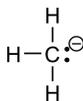


1 Wasserstoffatom
an diesem C^+



2 Wasserstoffatome
an diesem C^+

Schauen wir nun, was geschieht, wenn ein Kohlenstoffatom eine *negative* Formalladung trägt. Die negative Formalladung entsteht durch ein zusätzliches Elektron zu den vier theoretisch möglichen Elektronen, die Kohlenstoff haben darf. Es besitzt dann also fünf Elektronen. Zwei dieser Elektronen bilden ein freies Elektronenpaar, die anderen drei Elektronen gehen Bindungen ein:



Das freie Elektronenpaar entsteht, da nicht mit allen fünf Elektronen Bindungen gebildet werden können. Kohlenstoff kann *niemals* fünf Bindungen eingehen. Warum nicht? Elektronen existieren in Aufenthaltsräumen, die man als Orbitale bezeichnet. Diese Orbitale können entweder mit den Orbitalen eines anderen Atoms überlappen und dabei Bindungen bilden, oder sie können zwei Elektronen (ein freies Elektronenpaar) beherbergen. Kohlenstoff besitzt nur vier Orbitale, also besteht keine Möglichkeit, dass es je fünf Bindungen ausbilden kann – es besitzt einfach keine fünf Orbitale, die zur Bildung von fünf Bindungen nun einmal nötig sind. Aus diesem Grund besitzt ein Kohlenstoffatom mit einer negativen Formalladung ein freies Elektronenpaar (wenn Sie sich die obige Verbindung anschauen, kommen Sie entspre-

chend auf vier Orbitale – eines für das freie Elektronenpaar und drei weitere für die Bindungen).

Aus diesem Grund kann ein Kohlenstoffatom mit einer negativen Ladung auch nur drei Bindungen eingehen (genau wie ein positiv geladener Kohlenstoff). Beim Zählen der Wasserstoffatome sollten Sie dies im Hinterkopf behalten:



Keine Wasserstoffatome
an diesem C⁻

Freie Elektronenpaare aufspüren, die nicht eingezeichnet sind

Anhand der obigen Fälle (Sauerstoff, Stickstoff, Kohlenstoff) verstehen Sie nun, dass es wichtig ist, die Anzahl der freien Elektronenpaare zu kennen, um die Formalladung eines Atoms zu bestimmen. Schauen wir uns nun das folgende Beispiel mit einem Stickstoffatom an:



Wären die freien Elektronenpaare eingezeichnet, wären wir in der Lage, die Ladung zu bestimmen (zwei Elektronenpaare würden eine negative Ladung bedeuten, ein Elektronenpaar würde zu einer positiven Ladung führen). Umgekehrt könnten wir bei eingezeichneter Formalladung die Anzahl der freien Elektronenpaare bestimmen (eine negative Ladung würde auf zwei Elektronenpaare hinweisen, eine positive Ladung würde ein freies Elektronenpaar bedeuten). So wird klar, dass in Strukturen entweder freie Elektronenpaare oder Formalladungen eingetragen sein müssen. Sie sollten es sich zur Gewohnheit machen, immer nur die Formalladungen einzutragen und die freien Elektronenpaare wegzulassen. Das ist nicht nur viel einfacher darzustellen, da Sie meist nicht mehr als eine Ladung pro Zeichnung eintragen müssen (wenn überhaupt), sondern spart auch Zeit, da Sie nicht mühsam jedes einzelne freie Elektronenpaar an jedem Atom einzuzichnen brauchen. Nachdem wir jetzt bestimmt haben, dass Formalladungen *immer* eingezeichnet werden müssen und freie Elektronenpaare *weggelassen* werden können,

müssen wir nun üben, die freien Elektronenpaare auch dann zu erkennen, wenn Sie nicht eingezeichnet sind. Das ist nicht viel anders, als Sie darauf zu trainieren, immer alle Wasserstoffatome in einer Skelettförmel wahrzunehmen, auch wenn sie nicht ausdrücklich angegeben sind. Wenn Sie zählen können, dann können Sie auch herausfinden, wie viele freie Elektronenpaare sich an einem Atom befinden, auch wenn sie dort nicht eingezeichnet sind. Schauen wir uns dazu ein Beispiel an:



In diesem Fall betrachten wir ein Sauerstoffatom. Sauerstoff befindet sich im Periodensystem in der sechsten Hauptgruppe (Spalte 6A) und kann demnach 6 Elektronen besitzen. Nun müssen wir die Formalladung betrachten. Dieses Sauerstoffatom trägt eine negative Ladung, es besitzt also ein überzähliges Elektron. Daher muss dieses Sauerstoffatom $6 + 1 = 7$ Elektronen besitzen. Jetzt können wir herausfinden, wie viele freie Elektronenpaare vorhanden sind.

Vom Sauerstoff geht eine Bindung aus, das heißt, er nutzt eins seiner sieben Elektronen, um eine Bindung einzugehen. Die anderen sechs müssen daher freie Elektronenpaare sein. Da jedes freie Elektronenpaar aus zwei Elektronen besteht, müssen drei freie Elektronenpaare vorliegen:



entspricht



Lassen Sie uns den Prozess noch einmal überblicken:

1. Bestimmen Sie die Anzahl der Elektronen, die das Atom laut Periodensystem theoretisch haben sollte.
2. Betrachten Sie die Formalladung. Eine negative Ladung entsteht durch ein überzähliges Elektron, eine positive Ladung durch ein fehlendes Elektron.
3. Nun kennen Sie die Anzahl der Elektronen, die das Atom tatsächlich besitzt. Bestimmen Sie anhand dieser Zahl die Anzahl der freien Elektronenpaare.

Jetzt müssen wir uns mit den häufigsten Strukturen vertraut machen. Obwohl es natürlich wichtig ist, durch Abzählen die Anzahl freier Elektronenpaare bestimmen zu können, ist es eigentlich viel wichtiger, den Punkt zu erreichen, an dem Sie keine Zeit mehr mit Zählen verschwenden müssen. Sie müssen also mit den Strukturen vertraut werden, denen Sie am häufigsten begegnen. Lassen Sie uns das Ganze methodisch angehen.

Wenn Sauerstoff keine Formalladung trägt, hat es zwei Bindungen und zwei freie Elektronenpaare:



Wenn Sauerstoff eine negative Ladung trägt, muss er eine Bindung und drei freie Elektronenpaare besitzen:



Wenn Sauerstoff eine positive Ladung trägt, muss er drei Bindungen und ein freies Elektronenpaar besitzen:



BEISPIEL

Zeichnen Sie alle freien Elektronenpaare in die folgende Struktur ein:

**Lösung**

Das Sauerstoffatom trägt eine positive Formalladung und ist an drei Bindungen beteiligt. Früher oder später sollten Sie den Punkt erreichen, an dem Sie sofort erkennen, dass dies auf ein einzelnes freies Elektronenpaar hinweist:



Bis Sie diesen Punkt erreicht haben, sollten Sie die Aufgabe durch Zählen lösen.

Sauerstoff sollte eigentlich immer sechs Elektronen haben. Dieses Sauerstoffatom trägt eine positive Formalladung, also besitzt es ein Elektron weniger. Das heißt, der Sauerstoff besitzt $6 - 1 = 5$ Elektronen. Jetzt können wir die Anzahl der freien Elektronenpaare bestimmen.

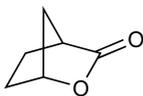
Das Sauerstoffatom hat drei Bindungen, das heißt, dass es drei seiner fünf Elektronen für Bindungen einsetzt. Die restlichen zwei müssen daher als freies Elektronenpaar vorliegen. Also gibt es nur ein einziges Elektronenpaar.

— **Aufgaben**

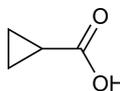
Gehen Sie die obigen Beispiele noch einmal durch und wenden Sie sich dann den folgenden Aufgaben zu. Zeichnen Sie in jede der unten stehenden Strukturen die freien Elektronenpaare ein. Versuchen Sie zu erkennen, wie viele freie Elektronenpaare vorliegen, *ohne* die Elektronen vorher durch-zuzählen. Erst dann zählen Sie nach, um zu sehen, ob Sie mit Ihrer Antwort richtig lagen.

— **1.43**— **1.44**

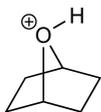
— 1.45



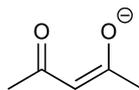
— 1.46



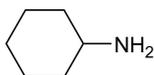
— 1.47



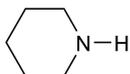
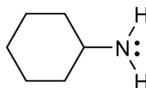
— 1.48



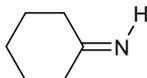
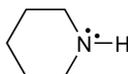
Jetzt schauen wir uns die häufigsten Fälle für Stickstoffatome an. Wenn Stickstoff keine Formalladung trägt, ist es drei Bindungen eingegangen und hat ein freies Elektronenpaar:



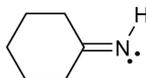
entspricht



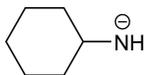
entspricht



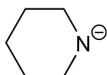
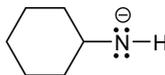
entspricht



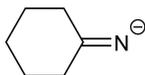
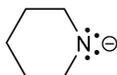
Wenn Stickstoff eine negative Ladung trägt, muss es zwei Bindungen und zwei freie Elektronenpaare besitzen:



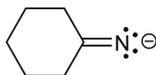
entspricht



entspricht



entspricht

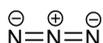


Wenn Stickstoff eine positive Formalladung trägt, muss es vier Bindungen und kein freies Elektronenpaar besitzen:

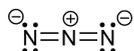


BEISPIEL

Zeichnen Sie alle freien Elektronenpaare in die folgende Struktur ein:



Das zentrale Stickstoffatom hat eine positive Formalladung und vier Bindungen. Schon bald sollten Sie den Punkt erreichen, an dem Sie sofort erkennen, dass dieses Stickstoffatom kein einziges freies Elektronenpaar besitzt. Die beiden anderen Stickstoffatome haben je eine negative Formalladung und zwei Bindungen. In diesen Fällen sollten Sie erkennen, dass diese Stickstoffatome jeweils zwei freie Elektronenpaare besitzen:

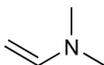
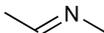
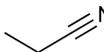
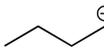
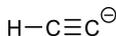
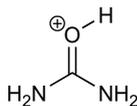
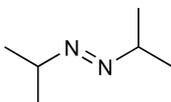
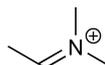
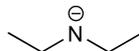
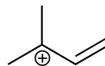
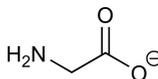
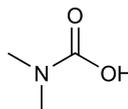


Bis Sie diese Zusammenhänge erkennen, sollten Sie die Lösung durch Zählen bestimmen. Stickstoff kann 5 Elektronen aufweisen. Der Stickstoff in der Mitte trägt eine positive Ladung, also fehlt ihm ein Elektron. Oder anders ausgedrückt: dieser Stickstoff hat $5 - 1 = 4$ Elektronen. Jetzt können wir herausfinden, wie viele freie Elektronenpaare vorliegen. Da vier Bindungen vorhanden sind, verwendet der Stickstoff all seine Elektronen für Bindungen. Also hat dieser Stickstoff kein freies Elektronenpaar.

Die beiden anderen Stickstoffatome tragen jeweils eine negative Formalladung. Das heißt, beide verfügen über ein zusätzliches Elektron, also $5 + 1 = 6$ Elektronen. Jedes der beiden Stickstoffatome hat zwei Bindungen, das heißt, jedes Atom hat vier Elektronen übrig, die sich in Form zweier Elektronenpaare organisieren können.

— **Aufgaben**

Gehen Sie die obigen Zustände für Stickstoff noch einmal durch und widmen Sie sich dann den folgenden Aufgaben. Zeichnen Sie in jede der unten stehenden Strukturen die freien Elektronenpaare ein. Versuchen Sie zu erkennen, wie viele freie Elektronenpaare vorhanden sind, *ohne* die Elektronen zu zählen. Zählen Sie dann nach, um zu sehen, ob Sie mit Ihrer Antwort richtig lagen.

— **1.49**— **1.51**— **1.53**— **1.55**— **1.57**— **1.59**— **1.61**— **1.63**— **1.50**— **1.52**— **1.54**— **1.56**— **1.58**— **1.60**— **1.62**