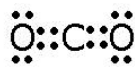


Lewis-Formeln, Formalladungen und Mesomerie

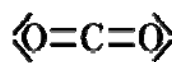
I.) Lewis-Formeln

Um die Bindungsverhältnisse in einem Molekül darzustellen, werden so genannte Valenzstrichformeln oder Lewis-Formeln, benannt nach ihrem Erfinder Gilbert N. Lewis, benutzt. Dabei werden nur die Valenzelektronen betrachtet, da sie für die Bindungen zwischen den Atomen verantwortlich sind. Der Aufbau des Kerns und weitere Elektronenkonfigurationen spielen keine Rolle. Elektronen werden als Punkte dargestellt, die sich am Atom, das mit dem jeweiligen Elementsymbol gekennzeichnet ist, befinden. Zur Vereinfachung werden Elektronenpaare mit Strichen dargestellt. Ein oder mehrere Elektronenpaare zwischen zwei Atomen stehen für die kovalente Bindung. Bei Elementen der zweiten Periode ist die Oktettregel zu befolgen (Oktettregel: Im Einzugsbereich eines Atomes der 2. Periode dürfen sich nicht mehr als 8 Elektronen befinden (freie E-Paare + Bindungselektronenpaare werden gezählt)).

Lewis-Formel von Kohlenstoffdioxid



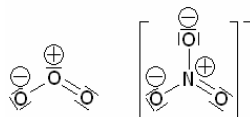
links Punktschreibweise



rechts Strichschreibweise

II.) Formalladungen

Moleküle können in neutraler sowie in geladener Form vorkommen. Um den Ladungszustand der Atome im Molekül durch eine Lewis-Formel beschreiben zu können, benutzt man Formalladungen.

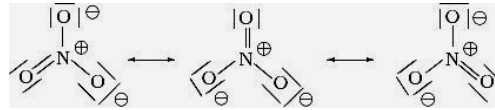


Links das neutrale Ozon Molekül , rechts das geladene Nitrat-Anion

Die Formalladungen werden berechnet indem man die Bindungselektronen unter den Partnern gleichmäßig aufteilt und sie mit der Anzahl an Elektronen vergleicht, die das neutrale Atom aufweist. Fehlen Elektronen, erhält das Atom eine entsprechend positive (\oplus), für jedes Elektron zuviel eine entsprechende negative (\ominus) Formalladung. Die Ladung des gesamten Moleküls wird durch ein + bzw. - angegeben. Sie resultiert aus der Summe der formalladungen.

III.) Mesomerie

Für einige Moleküle ist es möglich sie mit mehreren Lewis-Formeln zu beschreiben. Diese Art der Formulierung nennt man Mesomerie und die einzelnen Formeln werden als mesomere Grenzformeln bezeichnet. Als Bsp. sei das Nitrat-Anion genannt:



Die tatsächliche Struktur des Moleküls ist als Zwischenform aus allen Formeln anzusehen. Im Beispiel wären die negativen Ladungen auf alle O-Atome gleichmäßig verteilt; die Ladung ist *delokalisiert*. Auch die Bindungslängen wären für alle N-O Bindungen gleich lang. Beim Aufstellen von mesomeren Grenzformeln sind folgende Regeln zu beachten:

- Die räumliche Anordnung der Atome ist in allen Formeln gleich
- Zwei aneinander gebundene Atome sollen keine Formalladungen mit gleichem Vorzeichen haben
- Grenzformeln sollen möglichst wenig Formalladungen mit möglichst kleinen Beträgen haben
- Die Verteilung der negativen und positiven Formalladungen sollte der Elektronegativität entsprechen

Dies bedeutet nicht, dass Grenzformeln, die durch die Regeln ausgeschlossen werden, nicht existieren, sie sind nur von geringerer Bedeutung für das Molekül. Im Allgemeinen ist ein Molekül mit mehreren Grenzstrukturen stabiler.

Fragen

1.) Formalladungen spiegeln die tatsächliche Ladungsverteilung in einem Molekül nicht genau wieder. Wie sieht die tatsächliche Ladungsverteilung im Ammonium-Ion aus?

2.) Welche Funktionalität muss ein Molekül besitzen um mesomere Grenzstrukturen bilden zu können?