

Konstruktion von Lewis-Formeln

Bei der Darstellung von Atomen oder Molekülen in der Lewis-Schreibweise müssen einige Regeln berücksichtigt werden:

- ⇒ Die Valenzschale ist in der ersten Periode bereits mit zwei Elektronen vollständig gefüllt. Die Anzahl der formal möglichen Bindungen, die Bindigkeit, wird durch die Zahl der einfach besetzten Orbitale in der äußersten Schale bestimmt.
- ⇒ Wasserstoff- und Halogen-Atome erreichen jeweils mit einem weiteren Elektron Edelgaskonfiguration. Sie sind einbindig.
- ⇒ Sauerstoff- und Stickstoff-Atome dagegen benötigen zwei und drei Elektronen für eine abgeschlossene Edelgasschale, d. h. das Sauerstoff-Atom muss zwei Bindungen eingehen, das Stickstoff-Atom muss drei Bindungen eingehen. Ein Sauerstoff-Atom ist somit zweibindig, ein Stickstoff-Atom ist dreibindig. Ein Stickstoff-Atom kann aber auch sein noch freies Elektronenpaar für die Bindung zur Verfügung stellen, so dass Ammonium-Kationen entstehen, beispielsweise durch Addition eines Protons. In diesem Fall ist das Stickstoff-Atom sogar vierbindig.
- ⇒ Auch Kohlenstoff- und Silicium-Atome sind vierbindig.
- ⇒ Können mehrere Lewis-Formeln für ein Moleküle formuliert werden, sollte die Anordnung mit der geringsten Energie gewählt werden: Dies ist gleichbedeutend mit höchstmöglicher Zahl von Bindungen, Ausbildung energiereicher Bindungen und maximale räumliche Entfernung der Atome voneinander.

Veraltete Regel:

- ⇒ Besitzt ein Atom unbesetzte d-Orbitale, kann die Zahl von acht Außenelektronen, das Oktett, leicht überschritten werden.

Aufstellen einer Lewis-Formel

Kohlenstoffdioxid hat die Summenformel CO_2 .

Zum Aufstellen der Lewis-Formel muss zunächst die Zahl der Außenelektronen bestimmt werden.

Kohlenstoff, C, steht in der vierten Hauptgruppe (Gruppe 14), besitzt also vier äußere Elektronen.

Sauerstoff, O, steht in der sechsten Hauptgruppe (Gruppe 16) und hat sechs Valenzelektronen.



Lewis-Diagramme von Kohlen- und Sauerstoff-Atomen

Die Summe aller Valenzelektronen beträgt im Kohlenstoffdioxid $1 \cdot 4 + 2 \cdot 6 = 16$.

Werden diese 16 Elektronen auf Elektronenpaare verteilt, stehen $16 : 2 = 8$ Elektronenpaare zur Verfügung.

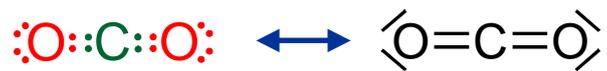
Die drei Atome des Kohlenstoffdioxids können nun auf zwei unterschiedliche Weisen angeordnet werden:



Die Anordnung (1) würde zu einer Bindung zwischen zwei Sauerstoffen und einer Kohlenstoff-Sauerstoff-Bindung führen. Die Anordnung (2) hätte zwei Kohlenstoff-Sauerstoff-Bindungen zur Folge. Welche Anordnung ist energetisch günstiger?

Eine Kohlenstoff-Sauerstoff-Bindung ist polarer als eine Bindung zwischen zwei gleichen Sauerstoffen und damit energiereicher, also "stärker".

Nachdem Anordnung (2) nach den oben dargestellten Regeln ausgewählt wurde, müssen jetzt nur noch die acht Elektronenpaare so verteilt werden, dass jedes der Atome ein Elektronenoktett erhält.



Lewis-Diagramm von Kohlenstoffdioxid. Punkteschreibweise (links), übliche Strichschreibweise (rechts).

Eine Bindung zwischen zwei gleichen Elementen wird als **homonuklear** bezeichnet. Sind zwei verschiedene Elemente miteinander verbunden, handelt es sich um eine **heteronukleare** Bindung.