



Aufstellen von Lewis-Formeln

1. Semester

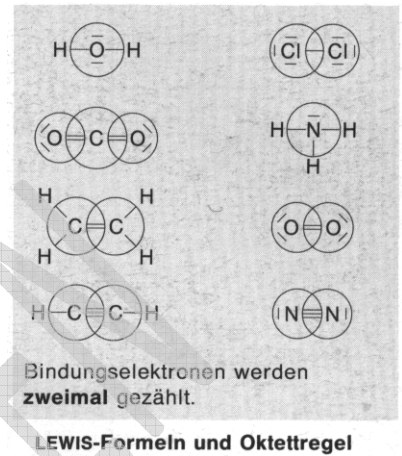
Unterrichtsreihe:
Aufbau der Materie

Seite im Hefter:

Datum:

Die Lewis-Formeln (Strukturformeln) sind uns schon oft begegnet. Wir wollen uns hier einmal mit dem Aufstellen solchen Lewis-Formeln näher beschäftigen.

Die Lewis-Formeln beschreiben Bindungsverhältnisse in Molekülen oder Ionen. Das Bindungskonzept von LEWIS (1916 entwickelt) geht davon aus, dass die Bindung zwischen den Atomen eines Moleküls durch die gemeinsame Benutzung von Elektronen erfolgt. Elektronen, die gemeinsam benutzt werden, nennt man bindende Elektronenpaare. Sie werden jeweils aus ungepaarten Valenzelektronen der Atome gebildet. Man nennt diese Bindungsart Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung oder auch Atombindung. Die übrigen Elektronenpaare werden als nichtbindende oder freie Elektronenpaare bezeichnet. Wohl gemerkt: Es geht hier ausschließlich um Valenzelektronen. In Lewis-Formeln stellt man ein Bindungselektronenpaar durch einen Strich zwischen den entsprechenden Elementsymbolen dar.



Regeln zum Aufstellen von LEWIS-Formeln

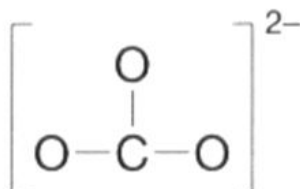
1. Schreibe zunächst die Summenformel des Teilchens auf.
2. Bilde nun die Summe der Valenzelektronen aller beteiligten Atome. Sollte es sich um ein Ion handeln, dann berücksichtige die Ladung, indem du für jeweils eine negative Ladung ein Elektron addierst. Bei Kationensubtrahierst du ein Elektron.

Beispiel:

Im Carbonat-Ion (CO_3^{2-}) beträgt die Zahl der Valenzelektronen: $4_{(\text{C})} + (3 \cdot 6_{(\text{O})}) + 2_{(\text{negative Ladungen})} = 24$

3. Man bestimmt das Zentralatom und gruppiert die anderen Atome durch eine Einfachbindung jeweils im 90° -Winkel um das Zentralatom herum.

Beispiel:



Nun sind sechs (drei Elektronenpaare) von den 24 Elektronen in der Formel schon verbaut.

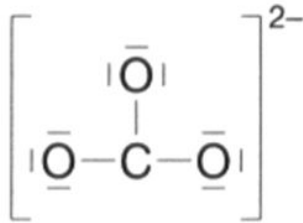
Es müssen also noch 18 Elektronen in die Lewis-Formel eingebaut werden.

4. Die verbleibenden Elektronen werden so verteilt, dass möglichst jedes Atom eine voll besetzte Valenzschale erhält.
 Wasserstoff: zwei Elektronen zur vollbesetzten Valenzschale!
 Alle Elemente der 2. und 3. Periode haben ihre Valenzschale mit acht Elektronen voll besetzt (Oktettregel).

Falls dies allein mit Einfachbindungen nicht möglich ist, werden Elektronenpaare zur Bildung von Zweifach- und Dreifachbindungen verwendet.

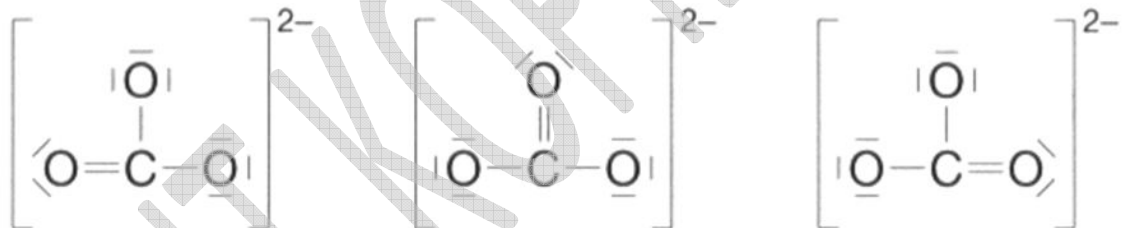
Beispiel:

Beim Carbonat-Ion ist es nicht möglich allen Atomen eine vollbesetzte Valenzschale zu geben, solange man nur Einfachbindungen zulässt.



Wenn man nun allerdings eines der freien Elektronenpaare für die Bildung einer Zweifachbindung, so erhält man eine Formel, in der die Bedingung einer vollbesetzten Valenzschale für alle Atome erfüllt ist:

5.



Es gibt also drei verschiedene Lewis-Formeln für das Carbonat-Ion.

Aufgaben:

- 1) Erklären Sie, warum Schwefeldioxid-Moleküle gewinkelt sind (Bindungswinkel 119°).
- 2) Stellen Sie für folgende Teilchen die Lewis-Formel auf und beschreiben Sie die Molekülstruktur nach dem Elektronenpaarabstoßungs-Modell von GILLESPIE:
 - a) Bortrifluorid
 - b) Ethen
 - c) Stickstoffdioxid
 - d) Nitrat-Ion
 - e) Sulfat-Ion
 - f) Schwefelwasserstoff