

# ERSTELLEN VON VALENZSTRICHFORMELN/ LEWIS-FORMELN

Mit den Lewis-Formeln werden die Bindungsverhältnisse in Molekülen beschrieben. Bei dieser Darstellung werden Moleküle zweidimensional dargestellt. Die Bindungselektronenpaare werden durch Striche dargestellt. Diese Striche verbinden Elementsymbole.

Zur Erfüllung der Oktettregel teilen sich die Atome eines Moleküls die bindenden Elektronen. Die Anzahl der Valenzelektronen lässt sich im Periodensystem ablesen. Die Hauptgruppenzahl entspricht der Anzahl an Valenzelektronen. Ab der 5. Hauptgruppe liegen freie Elektronenpaare vor.



## BEISPIEL METHAN

1. Wie lautet die Summenformel des Stoffes?  $\text{CH}_4$

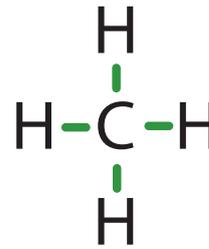
2. Welche Anzahl an Elektronenpaaren liegt vor?

$$\begin{aligned} \text{C hat } 4 \text{ Ve}^- &\rightarrow 4 \text{ Ve}^- \\ \text{H hat } 1 \text{ Ve}^- &\rightarrow 4 \text{ Atome} \cdot 1 \text{ Ve}^- \rightarrow 4 \text{ Ve}^- \\ &\underline{8 \text{ Ve}^-} \rightarrow 4 \text{ Elektronenpaare} \end{aligned}$$

3. Wie werden die Atome angeordnet?

Das Element, von dem am wenigsten vorliegt und das die meisten Bindungen eingehen kann, steht oft im Zentrum. H kann nicht im Zentrum sein, da es nur eine Bindung eingehen kann.

Die Atome sollen, sofern möglich, die Edelgaskonfiguration erreichen (Oktettregel).



4. Liegen Formalladungen vor?

Um festzustellen, ob Formalladungen vorliegen, zählt man die Valenzelektronen, die das jeweilige Atom direkt „berühren“ (alle Elektronen der freien  $e^-$ -Paare und eins pro Bindungselektronenpaar). Diese Zahl vergleicht man dann mit der ursprünglichen Anzahl aus Schritt 2. Nun bildet man die Differenz und erhält die Ladung. Ist die vorliegende Anzahl geringer als die ursprüngliche Anzahl, so ist das Atom positiv geladen. Ist die vorliegende Anzahl größer als die ursprüngliche Zahl, so ist das Atom negativ geladen.

5. Ist eine Oktettüberschreitung möglich?

Um Formalladungen zu vermeiden, sollte man überprüfen, ob eine Oktettüberschreitung möglich ist. Eine Oktettüberschreitung ist ab der 3. Periode möglich. Phosphor (P), Chlor (Cl) und Schwefel (S) dürfen mehr als 4 Bindungen eingehen. Sauerstoff, Fluor und Stickstoff dürfen das aber nie.

Hinweis: In einem Molekül dürfen von einem Atom nie mehr als 2 Doppelbindungen abgehen.

## Hinweise und Tipps

- In Säuren sind die Wasserstoffatome (H) immer an Sauerstoffatome (O) gebunden.
- Liegen Formalladungen vor, könnte dies ein Hinweis für Instabilität sein. Daher Formalladungen beim Erstellen vermeiden.
- Sauerstoff kommt meistens in folgenden Formen vor:  $=\text{O}$ ,  $-\text{O}-$ ,  $-\text{O}|$   
Andere Formen sollte man vermeiden, da sie selten sind.
- Sauerstoff bindet nur in echten Peroxiden an Sauerstoff.
- Reagiert ein Nichtmetall mit einem Metall, so handelt es sich wahrscheinlich um eine ionogene Verbindung und keine Atombindung. Die Bindung wird dann immer nur über die Ladungen gezeichnet.