

So geht's: Erstellen von Valenzstrichformeln

Vorbemerkung: Atomarten der 1., 2., mitunter auch der 3. Periode weisen in Molekülen Edelgaskonfiguration auf (**Edelgasregel**). In diesen Fällen lässt sich die Valenzstrichformel auf einfache Weise ableiten.

Regeln	CH ₂ O (Methanal-Molekül)	NH ₄ ⁺ (Ammonium-Ion)
Berechne die Zahl der vorhandenen Valenzelektronen VE des Moleküls. Sie ergibt sich als Summe der VE der Bindungspartner. Bei Molekül-Ionen wird zur Ermittlung der Zahl der vorhandenen Valenzelektronen die der Ladungszahl entsprechende Anzahl von Elektronen addiert (Anionen) bzw. subtrahiert (Kationen).	$\begin{array}{ccc} \text{C} & 2\text{H} & \text{O} \\ 1 \cdot 4e^- + 2 \cdot 1e^- + 1 \cdot 6e^- & = & 12e^- \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{N} & 4\text{H} & + \\ 1 \cdot 5e^- + 4 \cdot 1e^- - 1 \cdot e^- & = & 8e^- \end{array}$
Ermittle die Zahl der benötigten VE , damit die isolierten Atome das Duplett bzw. Oktett aufweisen (Edelgasregel).	$\begin{array}{ccc} \text{C} & 2\text{H} & \text{O} \\ 1 \cdot 8e^- + 2 \cdot 2e^- + 1 \cdot 8e^- & = & 20e^- \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{N} & 4\text{H} & \\ 1 \cdot 8e^- + 4 \cdot 2e^- & = & 16e^- \end{array}$
Ermittle die Zahl der bindenden Elektronen als Differenz zwischen der Zahl der benötigten und der Zahl der vorhandenen Elektronen.	$\begin{array}{l} 20e^- - 12e^- = 8e^- \\ \rightarrow \qquad \qquad \qquad 4 \text{ bindende EP} \end{array}$	$\begin{array}{l} 16e^- - 8e^- = 8e^- \\ \rightarrow \qquad \qquad \qquad 4 \text{ bindende EP} \end{array}$
Berechne die Zahl der nicht-bindenden Elektronen als Differenz aus der Zahl der vorhandenen VE und der Zahl der bindenden Elektronen.	$\begin{array}{l} 12e^- - 8e^- = 4e^- \\ \rightarrow \qquad \qquad \qquad 2 \text{ nicht-bindende EP} \end{array}$	$\begin{array}{l} 8e^- - 8e^- = 0e^- \\ \rightarrow \qquad \qquad \qquad \text{keine nicht-bindende EP} \end{array}$
Stelle die Valenzstrichformel unter Beachtung der Edelgasregel auf; Wasserstoff-Atome sind stets einbindig und daher endständig; symmetrische Atom-anordnungen sind bevorzugt. Die Zahl der formalen Ladungen soll möglichst niedrig sein.	<p>Valenzstrichformel von Methanal (CH₂O): Ein Kohlenstoffatom (C) ist zentral positioniert und bildet zwei Einfachbindungen mit zwei Wasserstoffatomen (H) und eine Doppelbindung mit einem Sauerstoffatom (O). Die Sauerstoffatome sind durch zwei gekrümmte Linien (Lone Pairs) dargestellt.</p>	<p>Valenzstrichformel von Ammonium-Ion (NH₄⁺): Ein Stickstoffatom (N) ist zentral positioniert und bildet vier Einfachbindungen mit vier Wasserstoffatomen (H). Das Stickstoffatom trägt eine positive formale Ladung (+). Die gesamte Struktur ist in eckige Klammern eingeschlossen, gefolgt von einem Pluszeichen (+).</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 15px; padding: 5px; font-size: 0.8em;"> <p>formale Ladung = Zahl der Valenzelektronen des freien Atoms – Zahl der Atombindungen – Zahl der nichtbindenden Elektronen</p> </div> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 15px; padding: 5px; font-size: 0.8em;"> <p>Ionenladungszahl = Summe der formalen Ladungen in einem Molekül.</p> </div> </div>