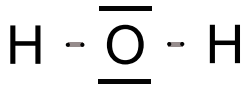


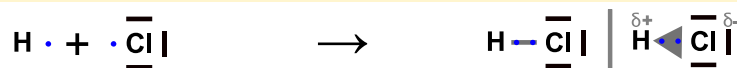
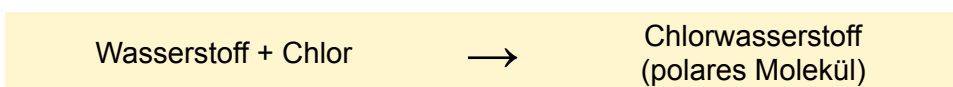
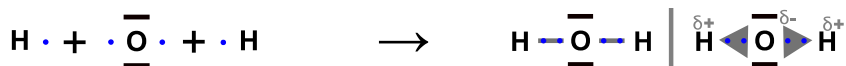
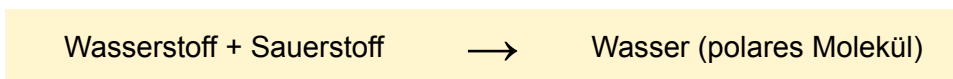
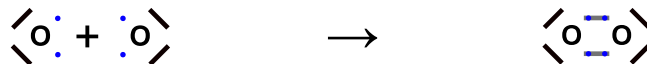
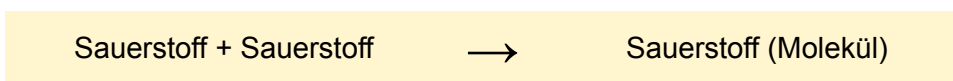
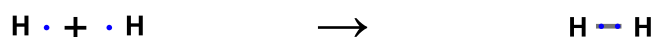
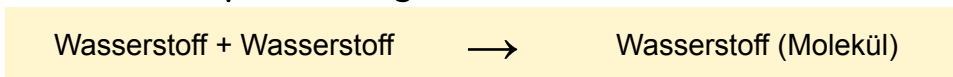
Die Lewis-Formel (Elektronenformel) ist eine chemische Strukturformel. Sie dient zur Darstellung von Atomen und Molekülen. Die Lewis-Formel ist eine Symbolschreibweise, unter Angabe der einzelnen Atome und deren Valenzelektronen.

Einfache Regeln zum Aufbau von Molekülen in der Lewis-Formel

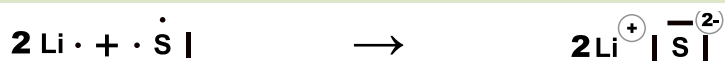
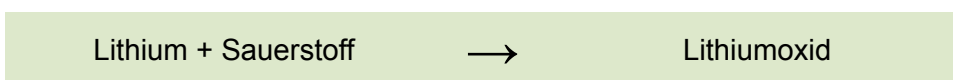
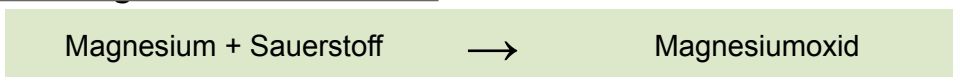


1. Als Erstes werden **alle** Atome des Moleküls einzeln in der Elektronenschreibweise aufgeschrieben.
2. Anschließend werden die Außenelektronen in der Lewis-Schreibweise um jedes Atom geschrieben.
3. Dann überlegt man sich wie sich die Atome unter Berücksichtigung der Oktettregel verbinden.
 - Freie Elektronen zeigen zu einem benachbarten Atom
 - Elektronenpaare zeigen weg von einem benachbarten Atom.
4. Dann werden die einzelnen Elektronen zu einem bindenden Elektronenpaar verbunden.

Einfache Elektronenpaarbindung in der Lewis-Formel



Ionenbindung in der Lewis-Formel



Alle hier verwendeten Bilder der Lewis-Formeln sind von A.Spielhoff und ©©

Exakte Regeln zum Aufbau von Molekülen in der Lewis-Formel

① Bestimmen der Gesamtanzahl an Elektronenpaaren

- Von jedem Atom werden alle vorhandenen Valenzelektronen (Ve) aufgeschrieben und anschließend zusammengerechnet.
- Bei geladenen Molekülen werden die positiven Ladungen abgezogen und die negativen Ladungen hinzugefügt.
- Die berechneten Elektronen anschließend durch zwei geteilt um die Elektronenpaare (Ep) in dem Molekül zu bestimmen.

② Die Atome werden so verbunden, dass jedes Atom die Edelgaskonfiguration hat (sofern es möglich ist).

- Kein Atom der 1. Periode darf mehr als 2 Valenzelektronen besitzen.
- Kein Atom der 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen besitzen.
- Elemente der 3. Periode dürfen 18 Valenzelektronen haben.

Im Beispiel PCl_4^{3-} besitzt das Molekül 16 Elektronenpaare (EP)

③ Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen.

- Zur Bestimmung eventueller Formalladungen zählt man zuerst die Valenzelektronen, welche das jeweilige Atom direkt „berühren“ (alle Elektronenpaare und jeweils eines pro Bindungselektronenpaar)
- Anschließend vergleicht man die bestimmten Valenzelektronen mit der Zahl der Valenzelektronen aus dem PSE.
 - Ist die Zahl geringer, so ist das Atom positiv geladen
(Der Phosphor hat 4 Ve anstatt 5 aus dem PSE = $\oplus$)
 - Ist die Zahl höher, so ist das Atom negativ geladen.
(Jedes Sauerstoff habe 7 Ve anstatt 6 aus dem PSE = $\ominus$)

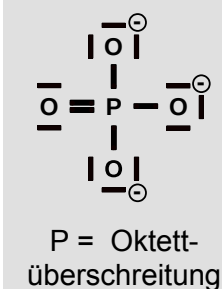
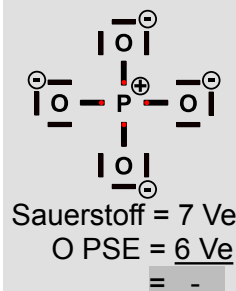
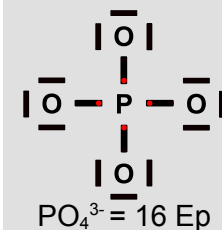
④ Prüfe, ob eine Oktettüberschreitung zum Vermeiden von Formalladungen möglich ist.

- Ab der dritten Periode ist Oktettüberschreitung möglich. Phosphor (P), Chlor (Cl) und Schwefel (S) dürfen mehr als vier Bindungen haben.
- Achtung! In einem Molekül dürfen von einem Atom nie mehr als zwei Doppelbindungen abgehen!

Im Beispiel gehen P & O eine Doppelbindung ein um die Formalladungen ($\oplus$ & $\ominus$) zu vermeiden. Phosphor überschreitet dabei die Oktettregel.

Beispiel: PO_4^{3-}

$$\begin{aligned} &\cdot \text{P} \cdot = 1 \cdot 5 \text{ Ve} \\ &\cdot \text{O} \cdot = 4 \cdot 6 \text{ Ve} \\ &\quad \quad \quad \underline{3-} = \underline{3 \text{ Ve}} \\ &\quad \quad \quad \quad \quad \quad 32 \text{ Ve} \\ &\quad \quad \quad \quad \quad \quad = 16 \text{ Ep} \end{aligned}$$



Tipps:

- H ist niemals im Zentrum, da es nur eine Bindung eingehen kann.
- In Säuren sind die Wasserstoffatome (H) immer an Sauerstoffatome (O) gebunden.
- Verschiedene Formalladungen in einem Molekül sind beim Erstellen möglichst zu vermeiden!
- Sauerstoff ist nur in echten Peroxiden an Sauerstoff gebunden. (Fast nie!)
Wie z.B. im Wasserstoffperoxid: $H - O - O - H$
- Reagieren Metall und Nichtmetall miteinander, liegt oft eine Ionenbindung vor und somit keine Atombindung! Dann zeichnet man die Bindung immer nur über die Ladungen: Na^+Cl^-