

Konstruktion von Lewis-Formeln

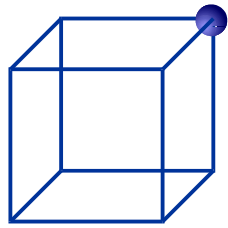
Oktett-Theorie von Lewis



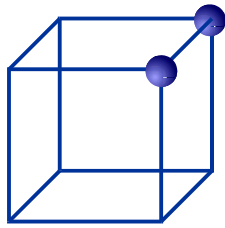
Atome versuchen durch die Nutzung gemeinsamer Elektronenpaare möglichst ein Elektronenoktett zu erlangen.

Gilbert Edward Lewis

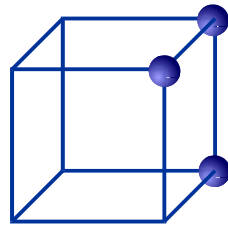
Oktett-Theorie von Lewis



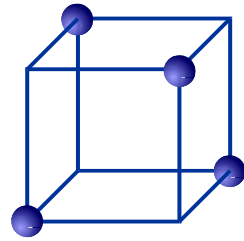
Li



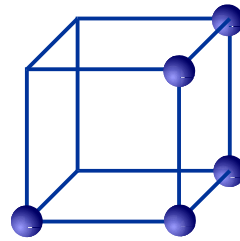
Be



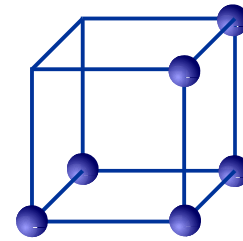
B



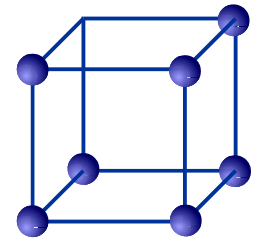
C



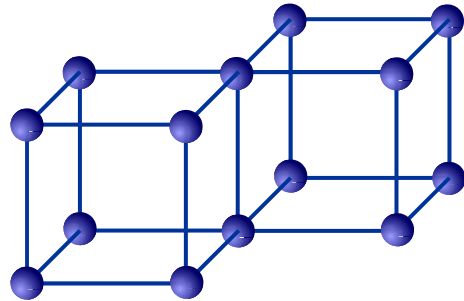
N



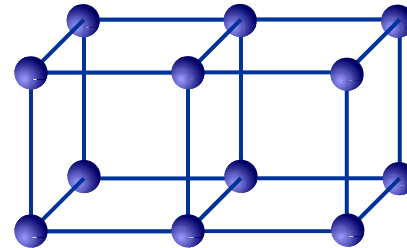
O



F

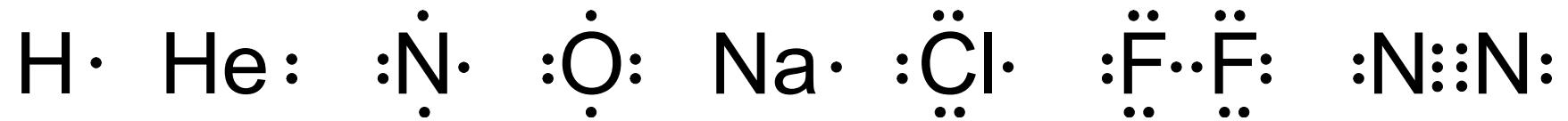
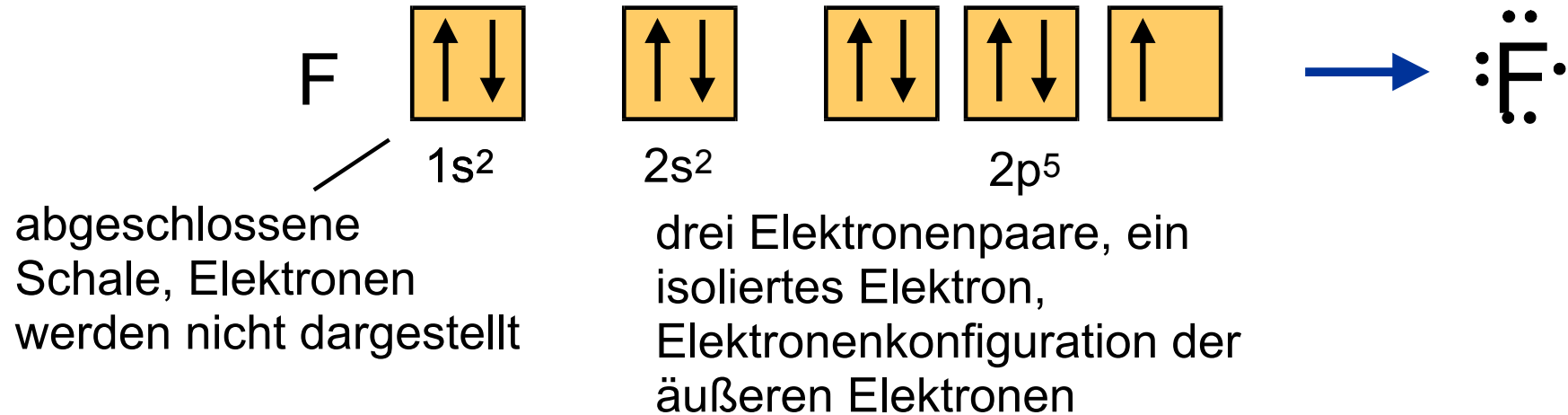


Hal-Hal



O-O

Lewis-Schreibweise für Atome und Moleküle



Konstruktion von Lewis-Formeln

- Die Valenzschale der 1. Periode ist mit zwei Elektronen vollständig gefüllt.
- Die Bindigkeit wird durch die Zahl der einfach besetzten Orbitale bestimmt.
- Wasserstoff- und Halogen-Atome sind einbindig.
- Sauerstoff-Atome sind zweibindig
- Stickstoff-Atome sind dreibindig, bei Kationen vierbindig.
- Kohlenstoff- und Silicium-Atome sind vierbindig.
- Bei unbesetzten d-Orbitalen kann die Zahl von acht Außenelektronen (Oktett) überschritten werden.
- Die Formel mit der niedrigsten Energie ist richtig: höchstmögliche Zahl an Bindungen, heteronukleare Bindungen sind stärker, maximale räumliche Entfernung der Atome voneinander.

Aufstellen einer Lewis-Formel

Beispiel CO₂:



$$1 \cdot 4 + 2 \cdot 6 = 16 \text{ Elektronen}$$

⇒ 8 Elektronenpaare

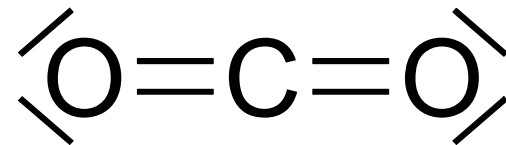
Mögliche Anordnungen:

C O O

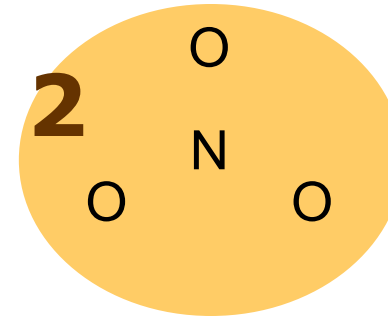
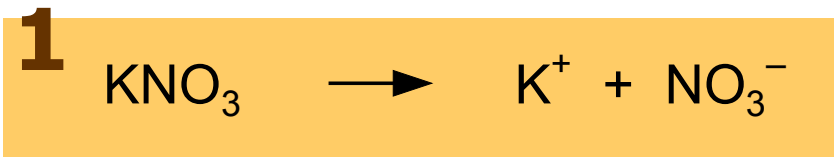
(1)

O C O

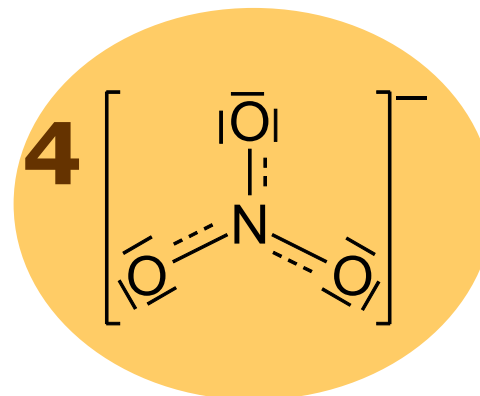
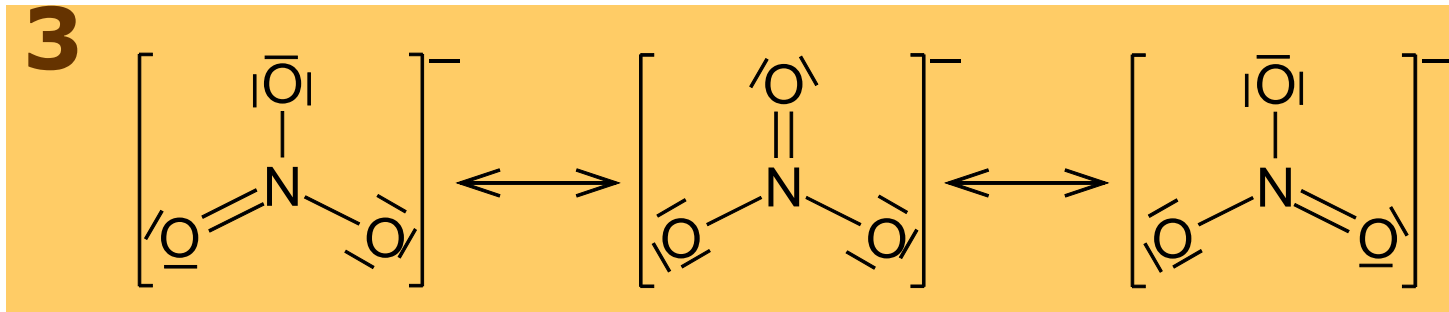
(2)



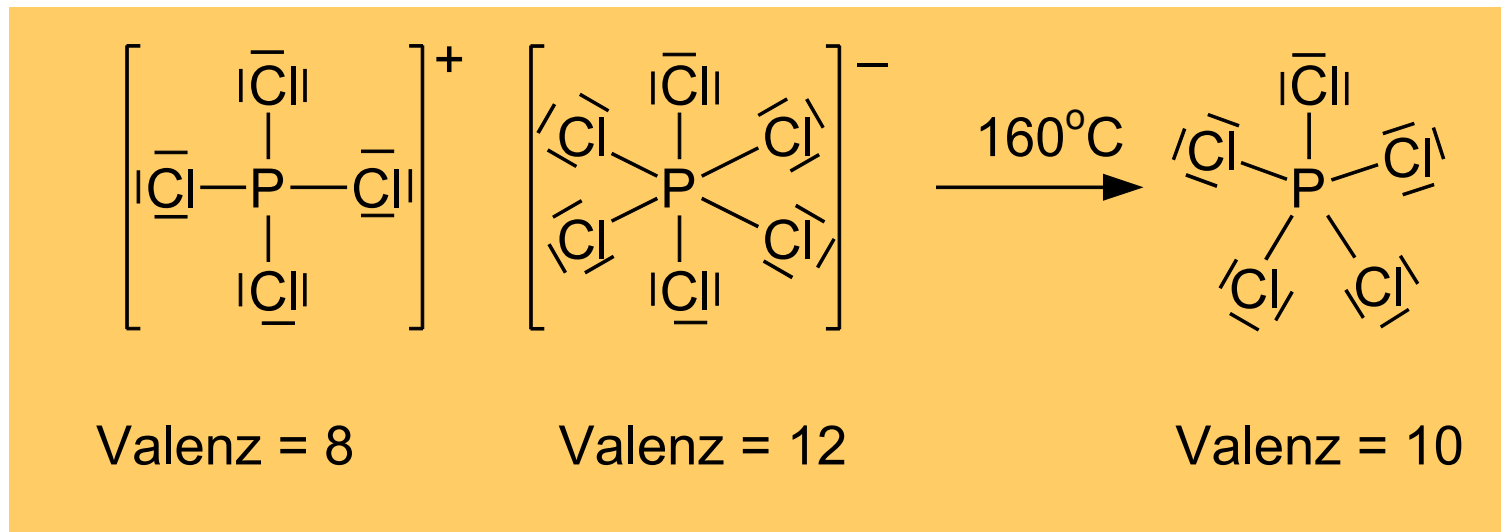
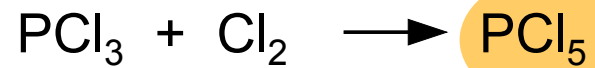
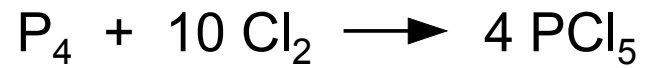
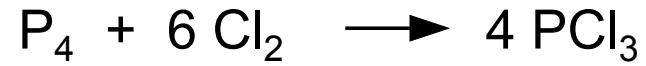
Lewis-Schreibweise von Ionen



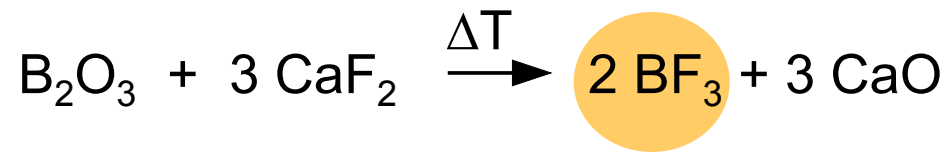
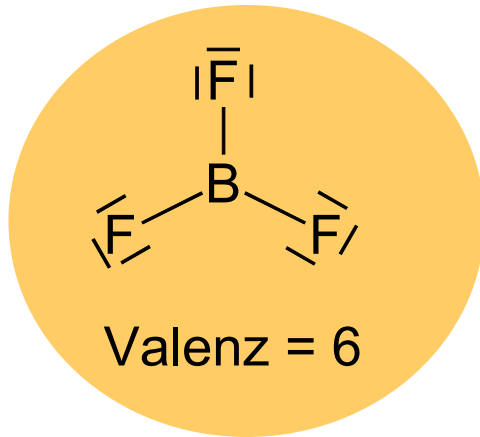
$1 \cdot 5 (\text{N}) + 3 \cdot 6 (\text{O}) + 1 \cdot 1 (\text{Ladung}) = 24 \text{ Elektronen}$
 $\Rightarrow 12 \text{ Elektronenpaare}$



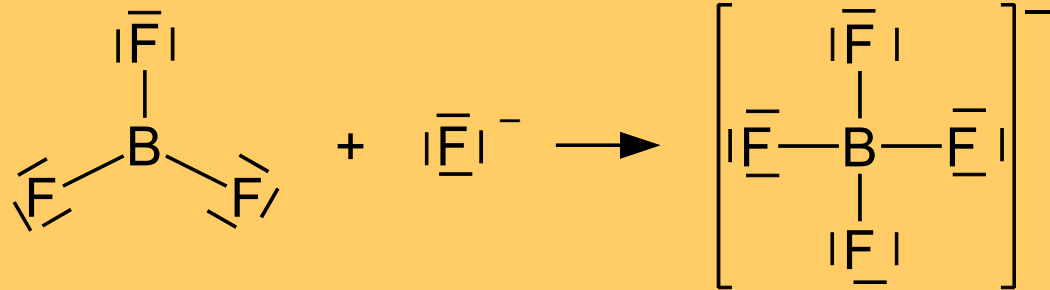
Ausnahmen - Oktetterweiterung



Ausnahmen - Oktettunterschreitung



Lewis-Säure:



Valenz = 6

Valenz = 8

Ausnahmen - Radikale

$$1 \cdot 5 (\text{N}) + 1 \cdot 6 (\text{O}) = 11 \text{ Elektronen}$$

$$\Rightarrow 5 \frac{1}{2} \text{ Elektronenpaare}$$

