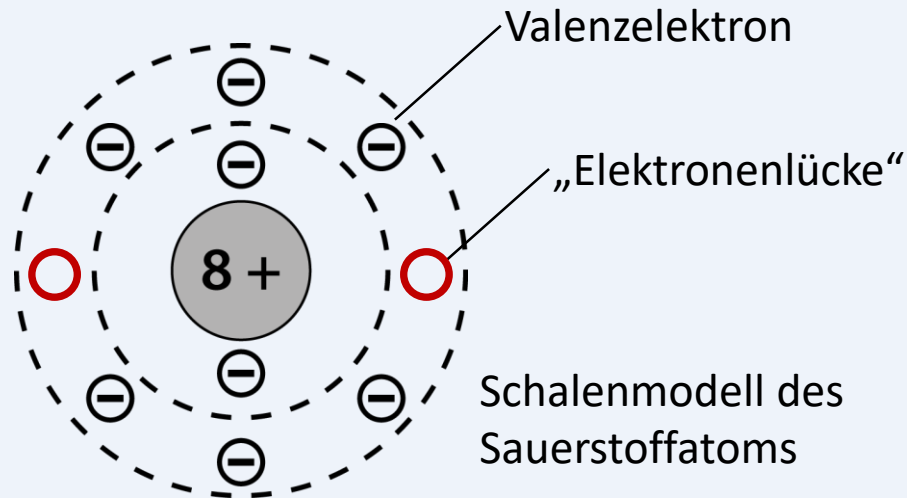


Die chemische Bindung

– Elektronenpaarbindung –

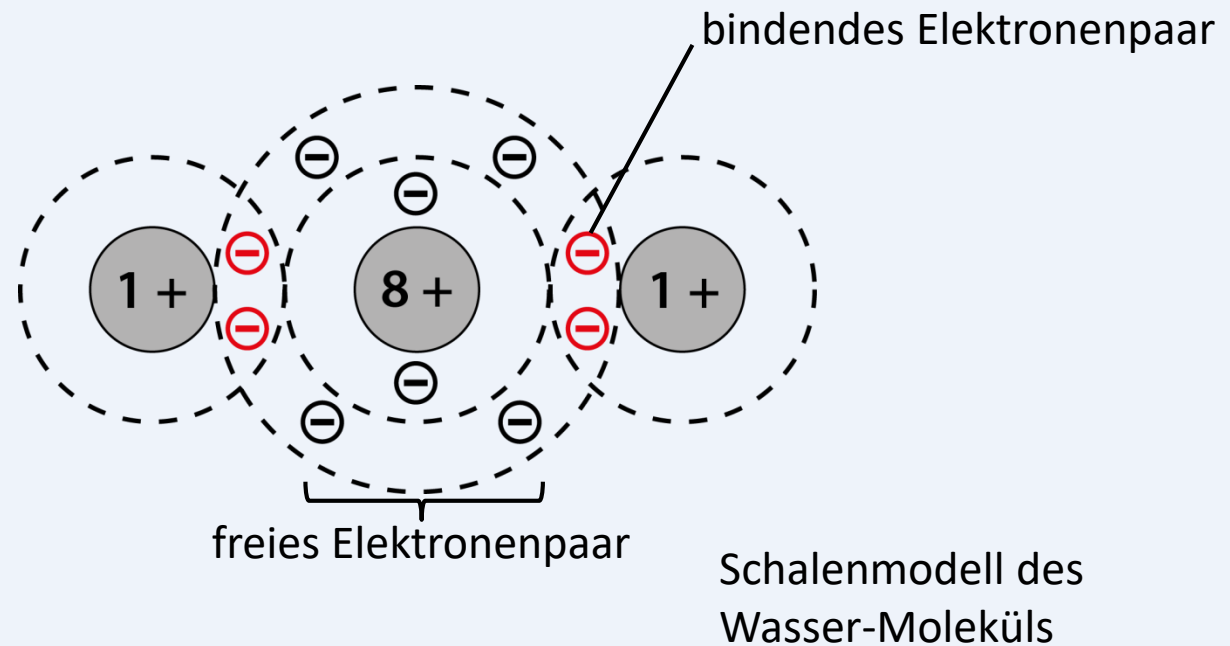
Elektronenpaarbindung – Schalenmodell

- betrachtet wird die chemische Bindung zwischen zwei oder mehr benachbarten Atomen in einem Molekül oder Molekül-Ion
→ Atombindung
- berücksichtigt werden nur die Elektronen auf der jeweils äußeren Schale
→ chemische Bindung erfolgt mittels Valenzelektronen
- Ziel der chemischen Bindung ist eine jeweils vollständig gefüllte äußere Schale
→ chemische Bindung führt zur Edelgaskonfiguration



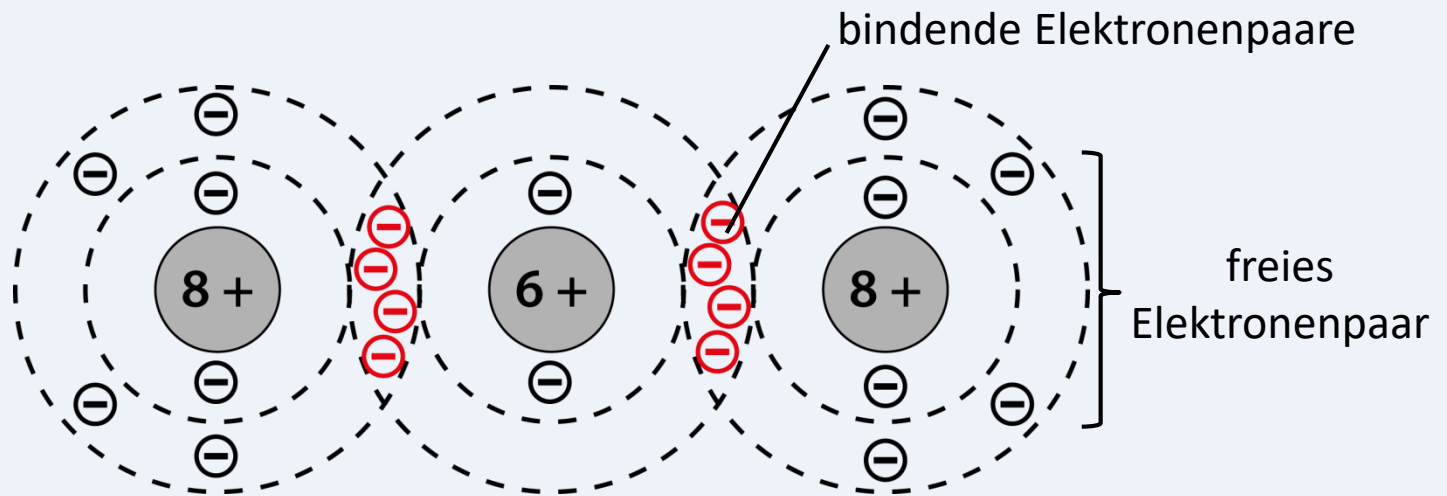
Elektronenpaarbindung – Schalenmodell

- die chemische Bindung erfolgt durch gemeinsame/bindende Elektronenpaare
→ Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung
- es können freie/nicht bindende Elektronenpaare und einzelne Elektronen an einem Atomrumpf verbleiben



Elektronenpaarbindung – Schalenmodell

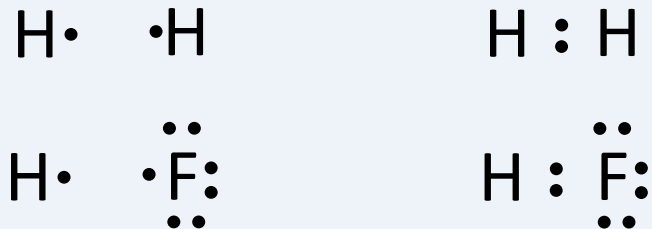
- die chemische Bindung erfolgt durch gemeinsame/bindende Elektronenpaare
→ Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung
- es können freie/nicht bindende Elektronenpaare und einzelne Elektronen an einem Atomrumpf verbleiben
- es können auch Doppel- und Dreifachbindungen auftreten, z. B. bei CO_2 und N_2



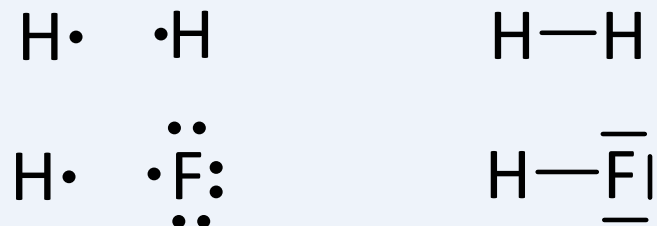
Schalenmodell des
Kohlenstoffdioxid-Moleküls

Elektronenpaarbindung – Schreibweise

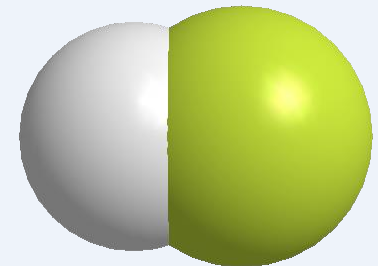
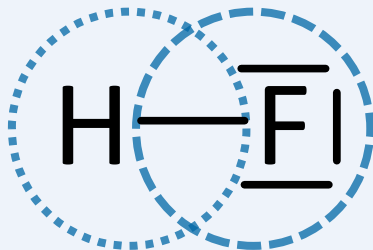
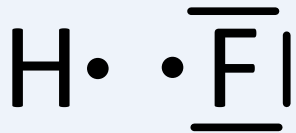
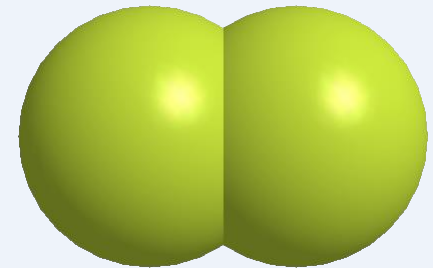
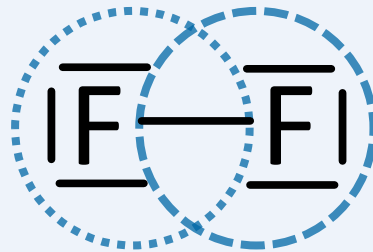
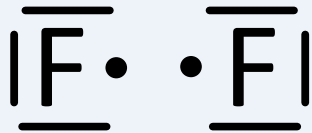
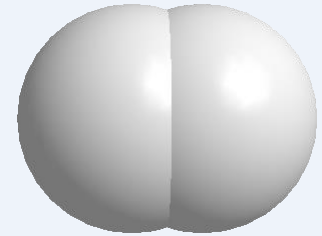
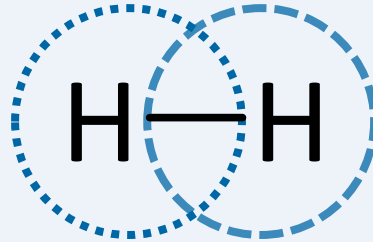
- Formelschreibweise nach LEWIS
 - einzelne Valenzelektronen als Punkte
 - Elektronenpaare als Doppelpunkte
 - Elektronenformel



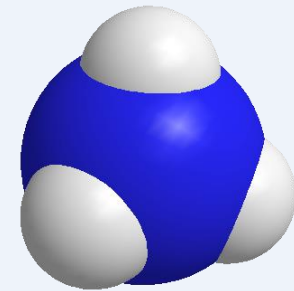
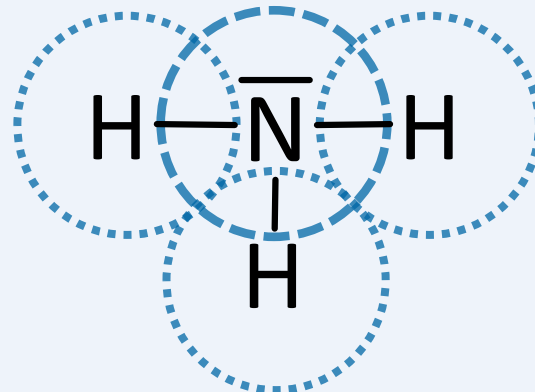
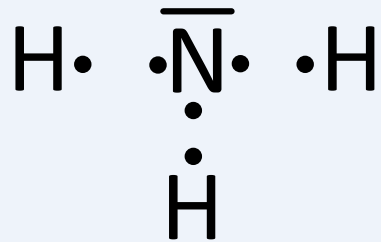
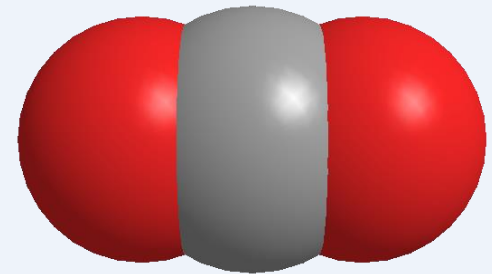
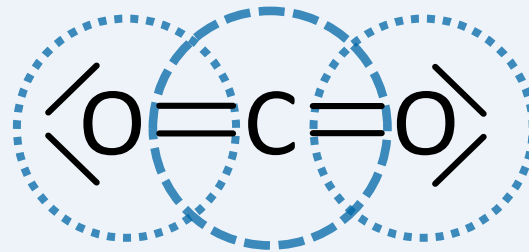
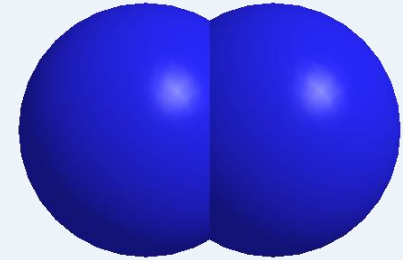
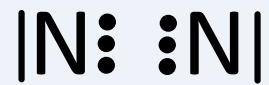
- vereinfachte Formelschreibweise nach LEWIS
 - einzelne Valenzelektronen als Punkte
 - Elektronenpaare als Striche
 - Valenzstrichformel (LEWIS-Formel)



Elektronenformel und Valenzstrichformel



Elektronenformel und Valenzstrichformel

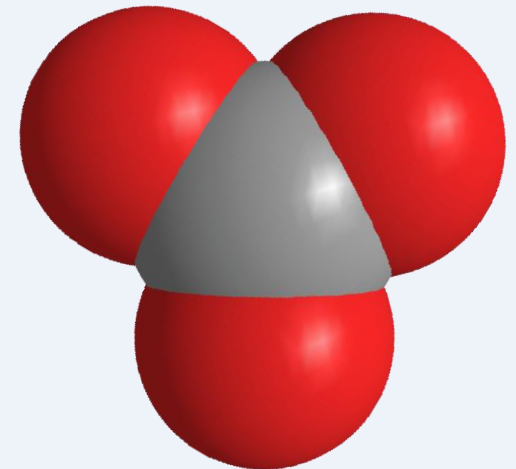
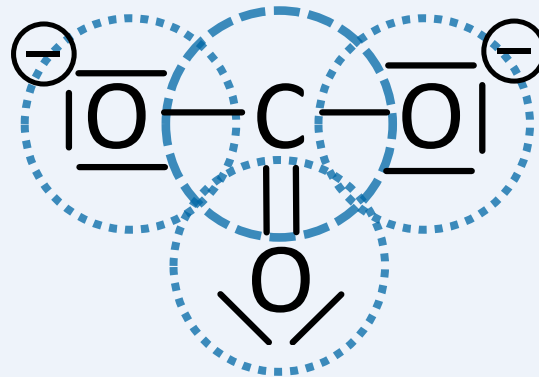
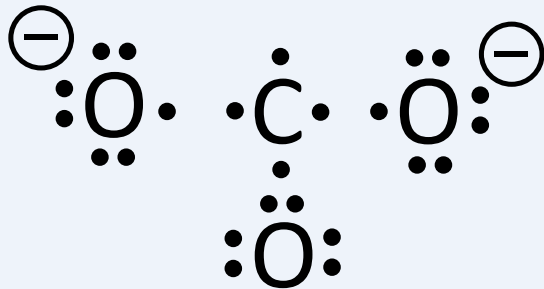
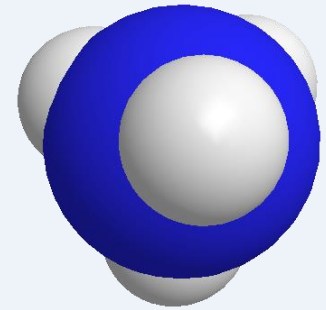
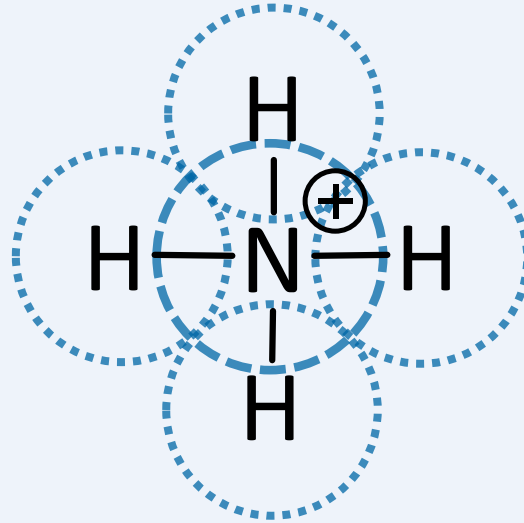
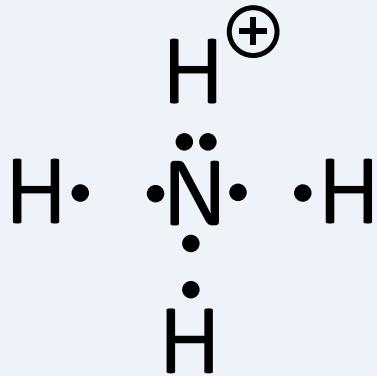


PSE mit Valenzelektronen

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H ·																	He
Li ·	Be :											B ·	· C ·	⋮ N ·	⋆ O ⋆	F ·	Ne
Na ·	Mg :											Al ·	· Si ·	⋮ P ·	⋆ S ⋆	⋮ Cl ·	Ar
K ·	Ca :	· Sc ·	· Ti ·	· V :	· Cr ·	· Mn ·	Fe :	Co ·	Ni ·	Cu :	Zn :	· Ga ·	· Ge ·	⋮ As ·	⋆ Se ⋆	⋮ Br ·	Kr
Rb ·	Sr :	· Y ·	· Zr ·	· Nb ·	· Mo ·	· Tc ·	Ru :	Rh ·	Pd ·	Ag ·	Cd :	· In ·	· Sn ·	⋮ Sb ·	⋆ Te ⋆	⋮ I ·	⋆ Xe ⋆
Cs ·	Ba :	La-Lu	· Hf ·	· Ta ·	· W ·	· Re ·	Os :	Ir ·	Pt ·	Au ·	Hg :	· Tl ·	· Pb ·	⋮ Bi ·	⋆ Po ⋆	⋮ At ·	⋆ Rn ⋆
Fr ·	Ra :	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

- Elektron, das sich i. d. R. an einer chemischen Bindung beteiligt.
- Elektron, das sich häufig an einer chemischen Bindung beteiligt.
- Elektron, das sich nur manchmal an einer chemischen Bindung beteiligt.
- ⋆ Elektronenpaar, das sich häufig aufspaltet, damit sich die Elektronen an einer chemischen Bindung beteiligen können.
- ⋆ Elektronenpaar, das sich manchmal aufspaltet, damit sich die Elektronen an einer chemischen Bindung beteiligen können.
- | Elektronenpaar, das sich i. d. R. nicht aufspaltet, d. h. die Elektronen nehmen nicht an einer chemischen Bindung teil.

Elektronenformel und Valenzstrichformel von Ionen



Elektronenpaarbindung

- Atome gelangen durch die Elektronenpaarbindung häufig idealerweise formal zu einer Edelgaskonfiguration:
 - für die Elemente Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff und Fluor gilt meistens die Oktett-Regel, z. B. CH_4 , NH_3 , H_2O , HF ...
Ausnahmen sind selten, z. B. NO , NO_2 ...
 - für andere Elemente gelten Oktett- und 18-Elektronen-Regel nur gelegentlich, z. B. SH_2 , aber SO_3 , SF_6 ... ; PCl_3 , aber PCl_5 , POCl_3 ...
- einige Moleküle und Molekül-Ionen lassen sich nicht durch eine einzige Formel beschreiben, z. B. N_2O , CO_3^{2-} ...
→ Mesomerie wird durch mehrere Grenzformeln beschrieben