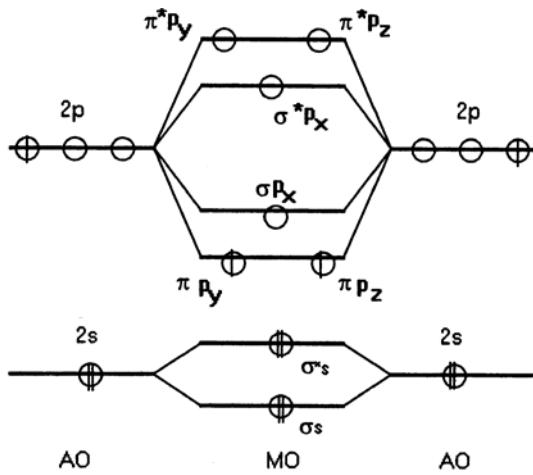


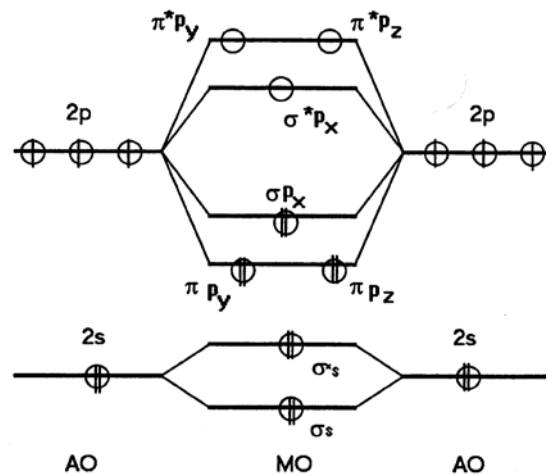
Lösung für die MO-Schemata von B<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> und NO (S. 64 a)



Orbitalschema B<sub>2</sub>

Bindungsordnung:  $\frac{1}{2} \cdot (4e^- - 2e^-) = 1$  ( $\Rightarrow$  Einfachbindung)

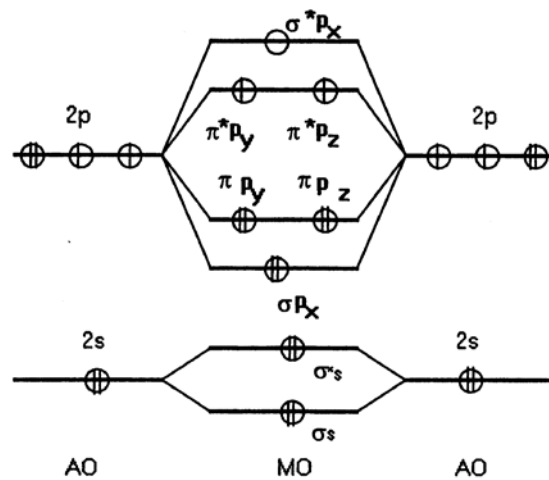
Lewis-Formel:  $|B-B|$



Orbitalschema N<sub>2</sub>

Bindungsordnung:  $\frac{1}{2} \cdot (8e^- - 2e^-) = 3$   
( $\Rightarrow$  1 Dreifachbindung)

Lewis-Formel:  $|\text{N} \equiv \text{N}|$

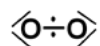


Orbitalschema O<sub>2</sub>

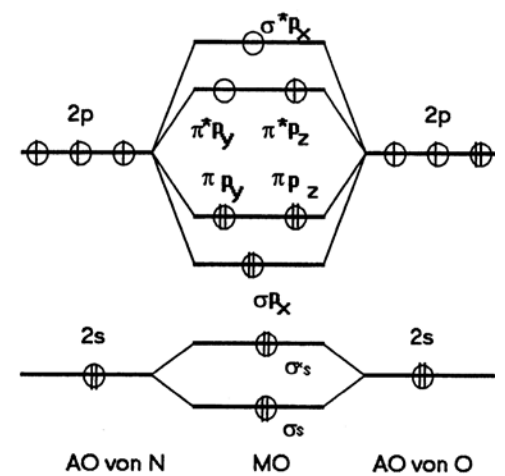
Bindungsordnung:  $\frac{1}{2} \cdot (8e^- - 4e^-) = 2$  ( $\Rightarrow$  Doppelbindung)

Lewis-Formel:  $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$

Nur die MO-Theorie bestätigt hier die experimentellen Befunde, dass das O<sub>2</sub>-Molekül ein Diradikal sein muss (ersichtlich an den beiden ungepaarten Elektronen in den antbindenden  $\pi$ -Orbitalen). Eine passendere Lewisformel wäre also:



(Ergänze diese Lewisformel und die Erklärung dazu an entsprechender Stelle auf der Seite 64a.)



Orbitalschema NO

Bindungsordnung:  $\frac{1}{2} \cdot (8e^- - 3e^-) = 2.5$   
( $\Rightarrow$  1 Doppelbindung, 1 einfach besetzte Wolke)

Lewis-Formel:  $|\dot{\text{N}} = \text{O} \cdot$