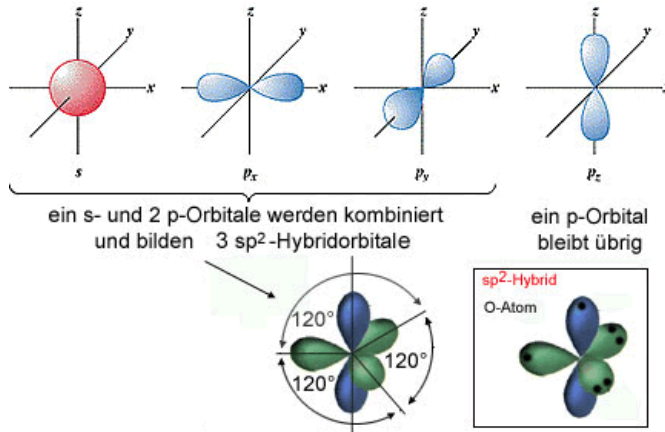


## Musterlösung für die Aufgabe 1, S. 70

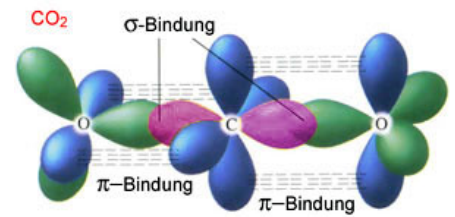
- (1) Im  $\text{CO}_2$ -Molekül müssen aufgrund ihrer Orbitalformen (vgl. Abb. B2 S. 68 und Tab. S. 70) die beiden O-Atome  $\text{sp}^2$ -hybridisiert sein:



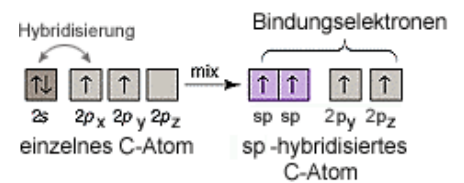
Die 3  $\text{sp}^2$ -Orbitale (grün) liegen in einer Ebene. Das verbleibende p-Orbital (blau) steht senkrecht dazu. Der Übersichtlichkeit halber ist jeweils der zweite kleinere Teil der  $\text{sp}^2$ -Orbitale nicht abgebildet. Man beachte die Befüllung mit Elektronen (Punkte). 2 doppelt besetzte  $\text{sp}^2$ -Orbitale bilden die nicht-bindenden Elektronenpaare in der Lewisformel. Das einfach besetzte  $\text{sp}^2$ -Orbital (grün) wird eine  $\sigma$ -Bindung eingehen, das einfach besetzte p-Orbital (blau) eine  $\pi$ -Bindung. Die Doppelbindung besteht also aus 1  $\sigma$ -Bindung und 1  $\pi$ -Bindung:



Kennzeichne  $\sigma$ - und  $\pi$ -Bindungen auch direkt in der Lewisformel bei der Aufgabe 1 auf der Seite 70.



Die Orbitalformen des zentralen C-Atoms entspricht den Formen eines  $\text{sp}$ -hybridisierten Atoms (vgl. Abb. B3 S. 69 und Tab. S. 70):



Die 3  $\text{sp}^2$ -Orbitale (grün) der O-Atome liegen in einer Ebene. Je ein  $\text{sp}^2$ -Orbital (grün) der 2 O-Atome überlappt mit je einem  $\text{sp}$ -Orbital (violett) des zentralen C-Atoms und bildet eine  $\sigma$ -Bindung. Die senkrecht zur Verbindungsachse der 3 Atome stehenden einfach besetzten p-Orbitale (blau) überlappen und bilden je eine  $\pi$ -Bindung zwischen C- und O-Atom.

Beschrifte jedes Orbital ( $\text{sp}^2$ ,  $\text{sp}$ ,  $\text{p}$ ) im obigen  $\text{CO}_2$ -Molekül bzw. in der Abb. zur Aufgabe 1 auf der Seite 70.

Befülle alle Orbitale noch mit Elektronen (als • darzustellen) und zeige deine fertig beschriftete Abbildung zur Kontrolle der Lehrperson.