

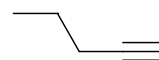
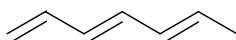
Übungen zur Vorlesung Allgemeine Chemie SS 2008

Teil Organische Chemie: 2. Übungsblatt

1. Zeichnen Sie für die nachstehenden Moleküle die Lewis-Formel (inklusive aller freien Elektronenpaare) und geben Sie die Hybridisierung der Kohlenstoffatome an.

- a) HCOH b) CCl₄ c) HCN d) H₃CCO₂H

2. Schreiben Sie die nachstehenden, in Kurzschreibweise angegebenen Moleküle derart, dass Sie alle Wasserstoffatome im Sinne einer Kekulé-Darstellung darstellen.



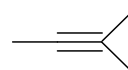
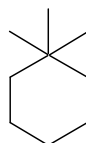
3. Konstruieren Sie die C=C-Doppelbindung im Ethen (Ethylen)

- a) mit dem Elektronenpaarbindungsmodell nach Lewis
b) mit dem Valenzbindungsverfahren ausgehend von hybridisierten AOs

Machen beide Verfahren die gleiche Aussage über die Bindungssituation?

4. Warum ist die Bindung in F-F (Bindungsdissoziationsenergie = BDE = 146 kJ / mol) um einiges schwächer als die Cl-Cl Bindung (BDE = 230 kJ / mol), obwohl die F-F Bindungslänge sehr viel kleiner ist. Warum nehmen die BDE von Cl-Cl, Br-Br und I-I in dieser Reihe von 230, über 181 nach 139 kJ / mol ab?

5. Warum sind nachfolgende Moleküle nicht stabil? Geben Sie jeweils eine kurze Erklärung!



6. Konstruieren Sie die Bindung im Sauerstoffmolekül

- a) mit dem Elektronenpaarbindungsmodell nach Lewis
b) über die Molekülorbitaltheorie (LCAO-MO)

Machen beide Verfahren die gleiche Aussage über die Bindungssituation?