

## 0.1 Kohlenstoff – der Grundbaustein der organischen Chemie

Kohlenstoff:

- 4-bindig
- 12 u ( $6p$ ,  $6n$ ,  $6e^-$ )
- (2,55 Elektronegativität)
- Zwei Schalen mit vier Valenzelektronen

Genauere Darstellung der  $e^-$ -Hülle als Orbitalmodell:

$1s^2 2s^2 2p^2$  (C im Grundzustand (wäre 2-bindig))  $\xrightarrow{E}$

$1s^2 2s^1 2p^3$  (C im angeregten Zustand)  $\longrightarrow$

$1s^2 2sp^3$ -Hybrid<sup>4</sup> (C im Bindungszustand)

28.09.2005

### 0.1.1 Bindungsverhältnisse beim Kohlenstoff

Voraussetzung: C liegt „hybridisiert“ ( $sp^3$ ) vor. Vier gleichwertige Orbitale  $\rightarrow$  Tetraederwinkel ( $109,5^\circ$ )

Einfache Vorstellung von  $CH_4$  (Methan):

[Bild: C-Atom ohne äußerste Schale mit vier  $sp^3$ -Orbitelen (Tetraederwinkel), jeweils Überlappung mit einem s-Orbital, welche von den H-Atomen kommen]

Bindet ein Kohlenstoff-Atom ein anderes Atom, so überlappen die Hybrid-Orbitale mit bestimmten Orbitalen des Bindungspartners.

Weiteres Beispiel:  $H_3C-CH_3$

[Bild: Je ein  $sp^3$ -Orbital dient zur C-C-Bindung, die anderen Orbitale überlappen sich mit den s-Orbitalen der H-Atome]

Es existieren unterschiedliche Bindungen:

Überlappung $s/sp^3$	} rotationssymmetrische Bindung,
Überlappung $sp^3/sp^3$	