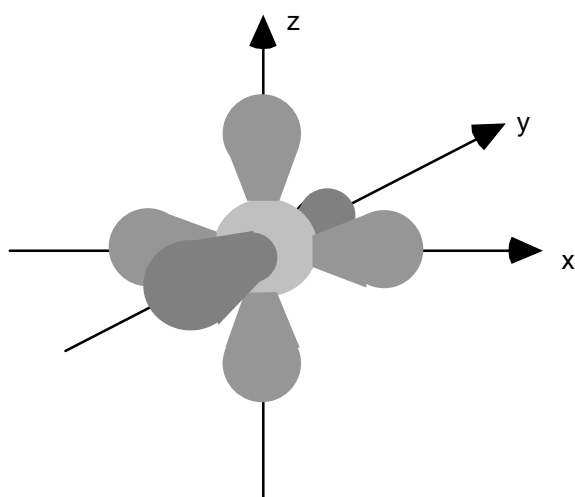


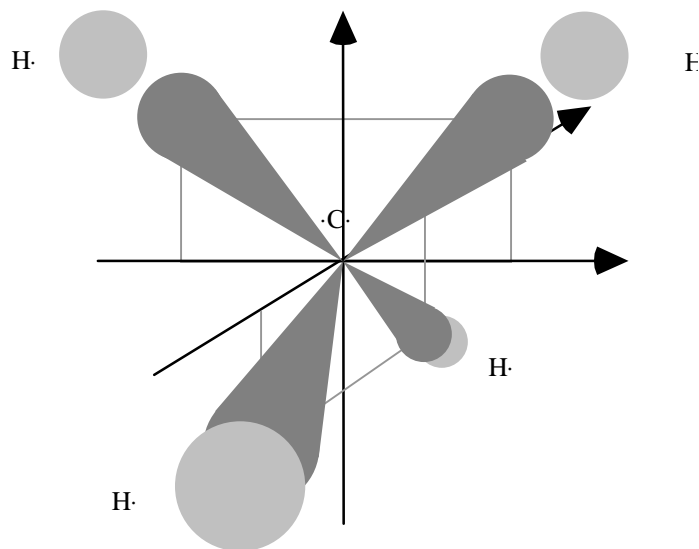
1.7. Hybridisierung von Atomen

Ein **freies** Kohlenstoffatom besitzt nach dem Orbitalmodell auf der äußersten Schale (L-Hauptniveau) ein vollbesetztes 2s-Orbital und zwei halbbesetzte 2p-Orbitale. Das dritte 2p-Orbital ist unbesetzt:

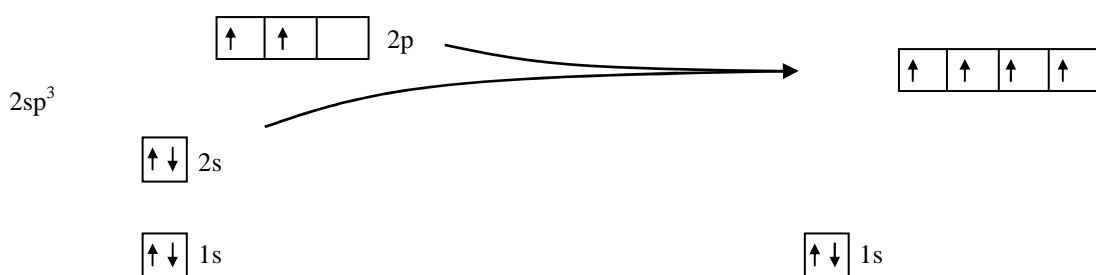
Das **Methanmolekül** CH₄ hat jedoch die Gestalt eines gleichmäßigen **Tetraeders**, d.h. alle vier C-H-Bindungen sind gleich. Um dies zu erklären, geht man davon aus, daß im **angeregten** C-Atom kurz vor der Reaktion mit Wasserstoff die äußeren Atomorbitale 2s, 2p_x, 2p_y und 2p_z so gemischt (**hybridisiert**) werden, daß vier gleichartige **sp³-Hybridorbitale** entstehen. Jedes Hybridorbital ist dann einfach besetzt und durch Überlagerung mit den ebenfalls einfach besetzten 1s-Orbitalen der Wasserstoffatome werden vier gleichartige Elektronenpaarbindungen gebildet:



freies Kohlenstoffatom



angeregtes Kohlenstoffatom
(sp³-hybridisiert)



Da auch die übrigen Atome der 2. und 3. Periode bevorzugt tetraedrische Moleküle bilden, geht man allgemein von einer Hybridisierung im angeregten Zustand aus. Die Besetzung der vier Hybridorbitale wird symbolisch durch **Punkte** (einzelnes Elektron) und **Striche** (Elektronenpaar) an den vier Seiten des Elementsymbols dargestellt: