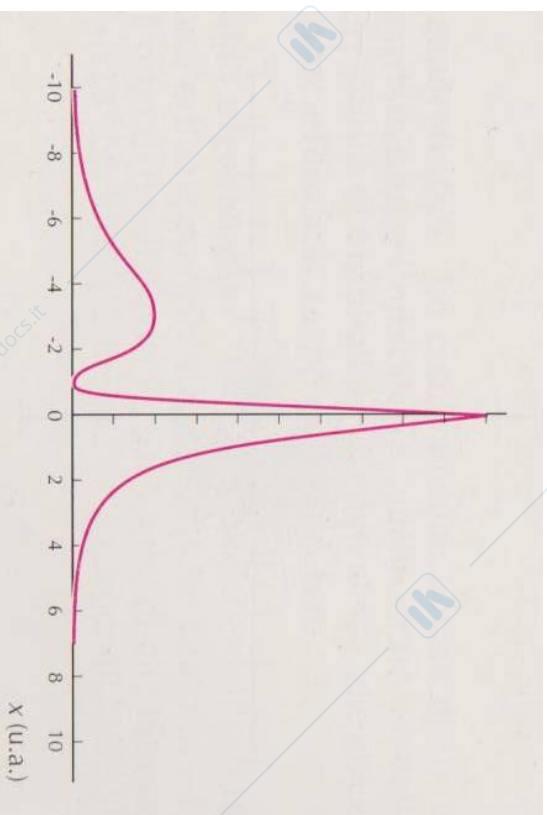
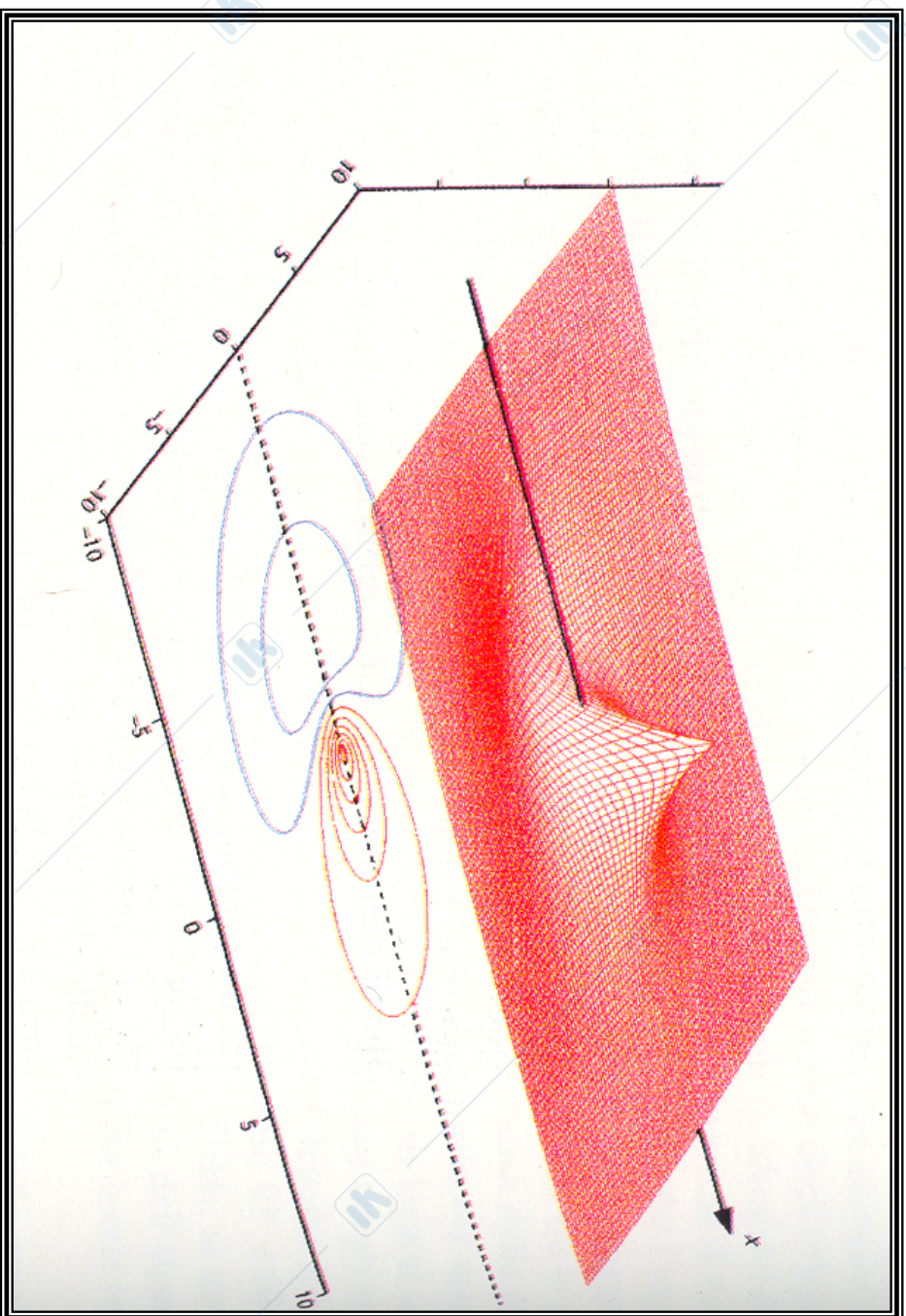


Creazione di un orbitale ibrido $2s + 2p$



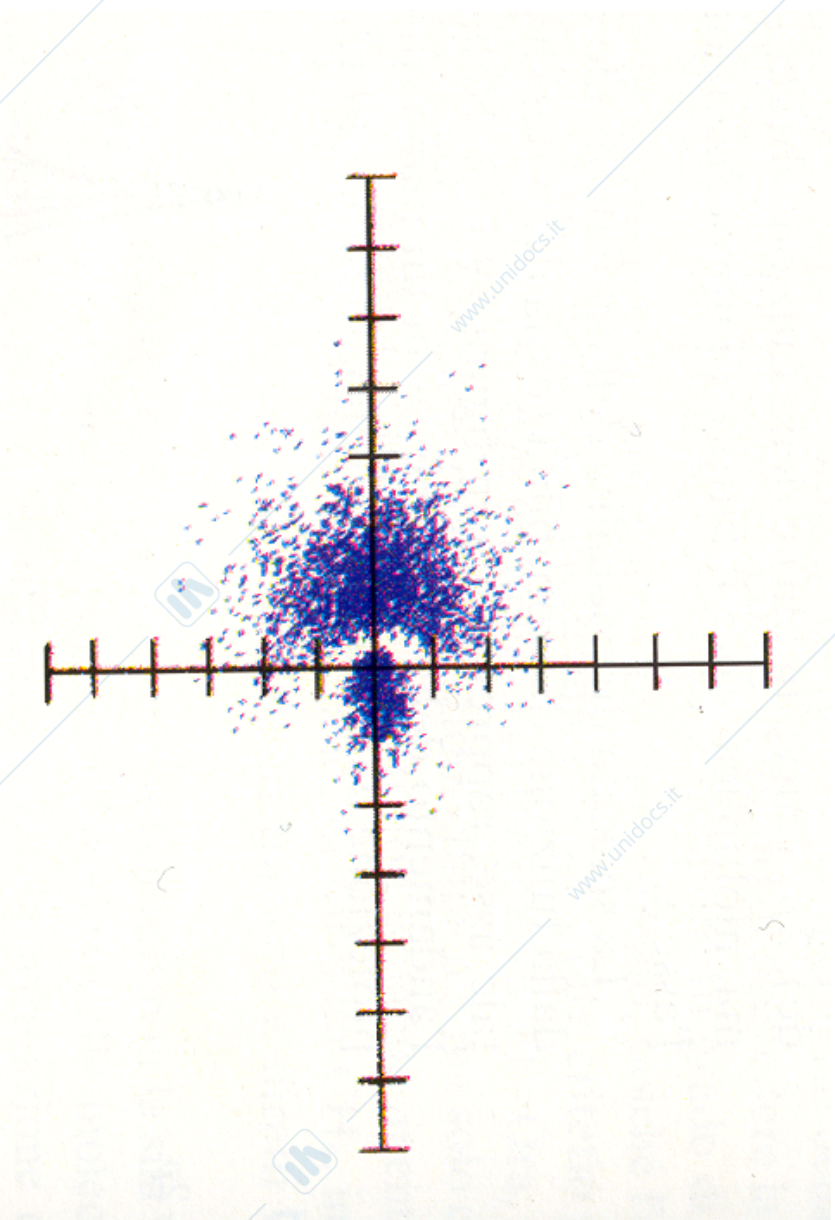
Funzione di probabilità dell'ibrido sp

Gli orbitali ibridi sp



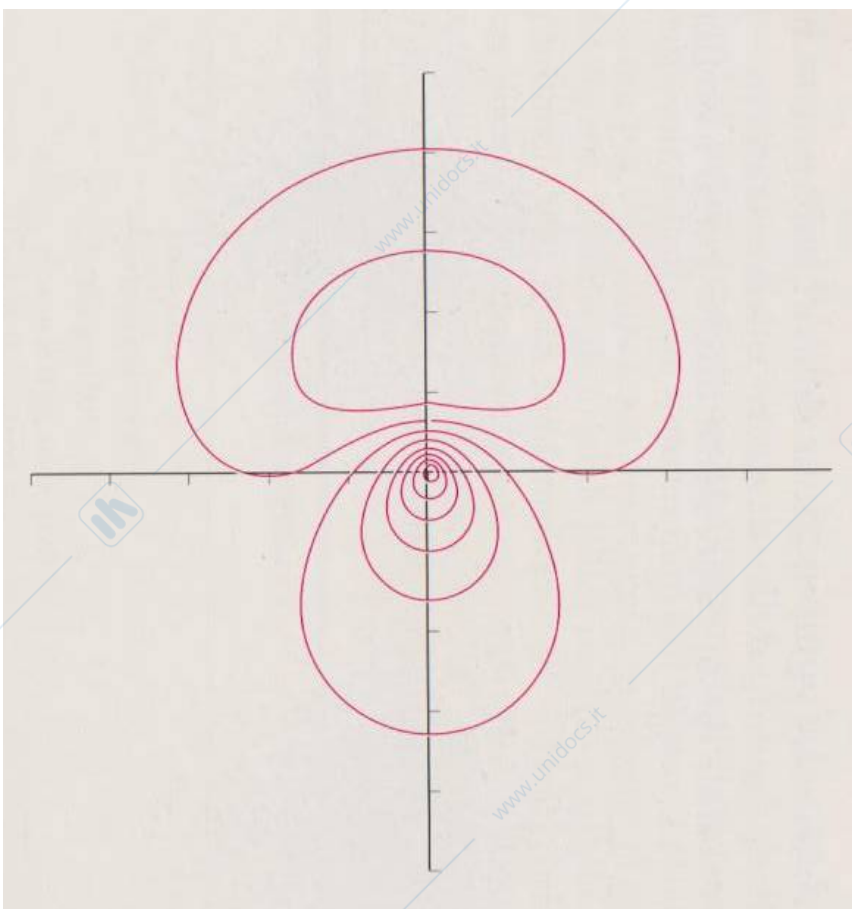
L'ibrido sp in un piano passante per l'asse x

Gli orbitali ibridi sp

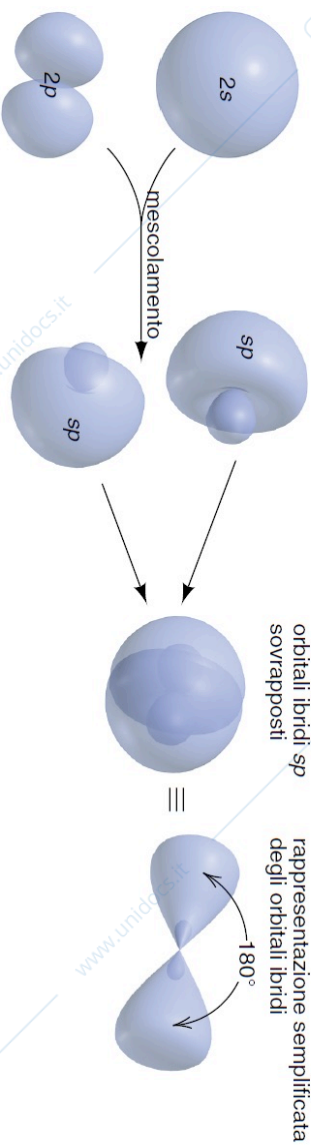


La nuvola elettronica dell'ibrido sp

Intersezioni della linea di contorno dell'ibrido sp

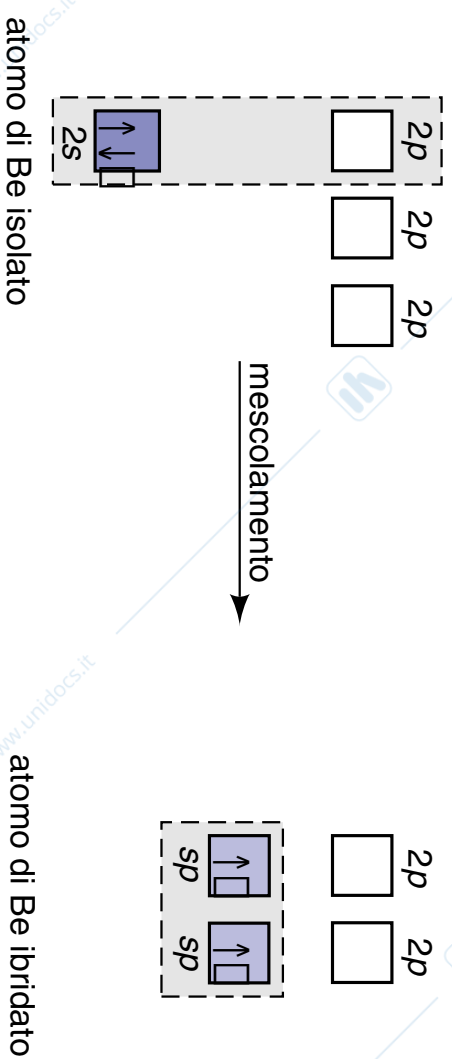


Gli orbitali ibridi sp

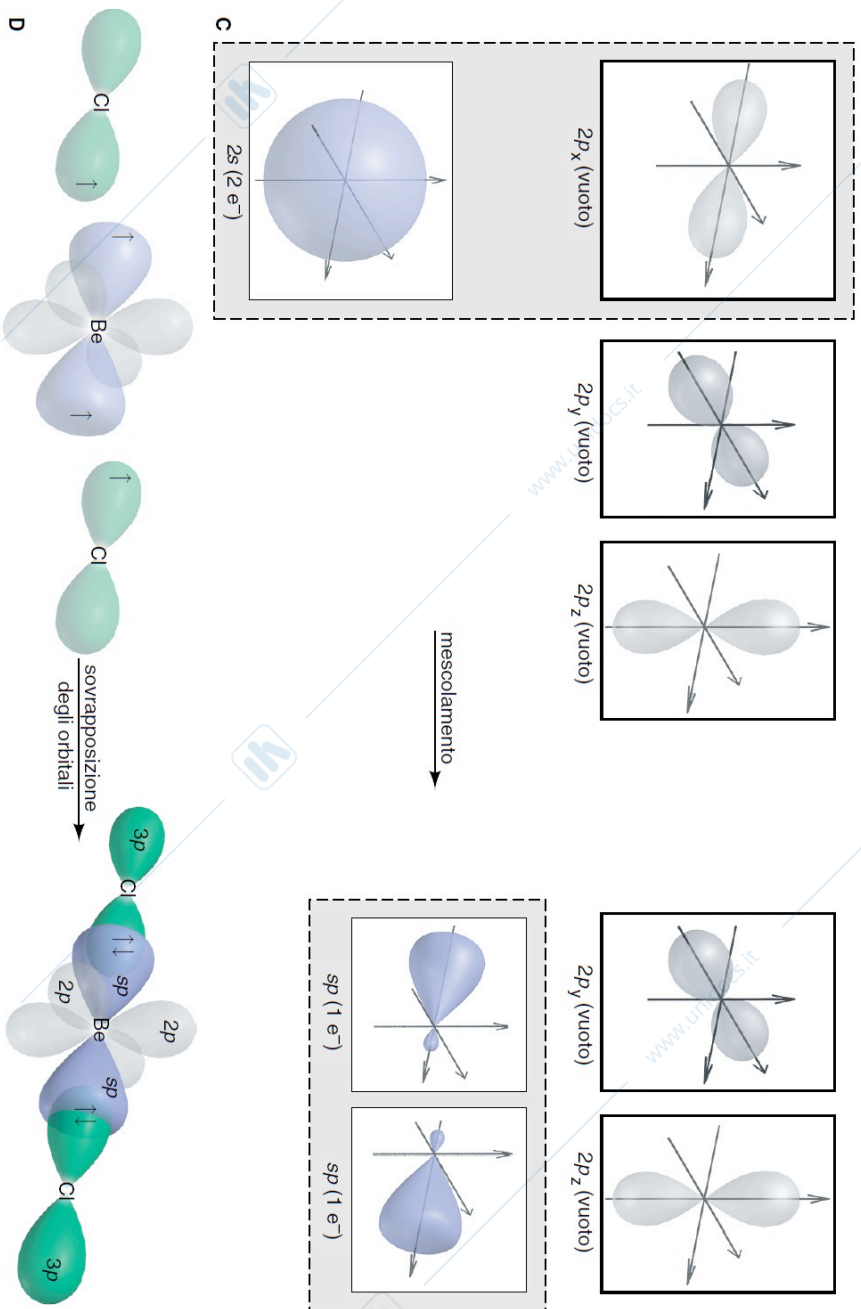


Un orbitale atomico $2s$ e uno $2p$ atomico si mescolano per formare due orbitali ibridi

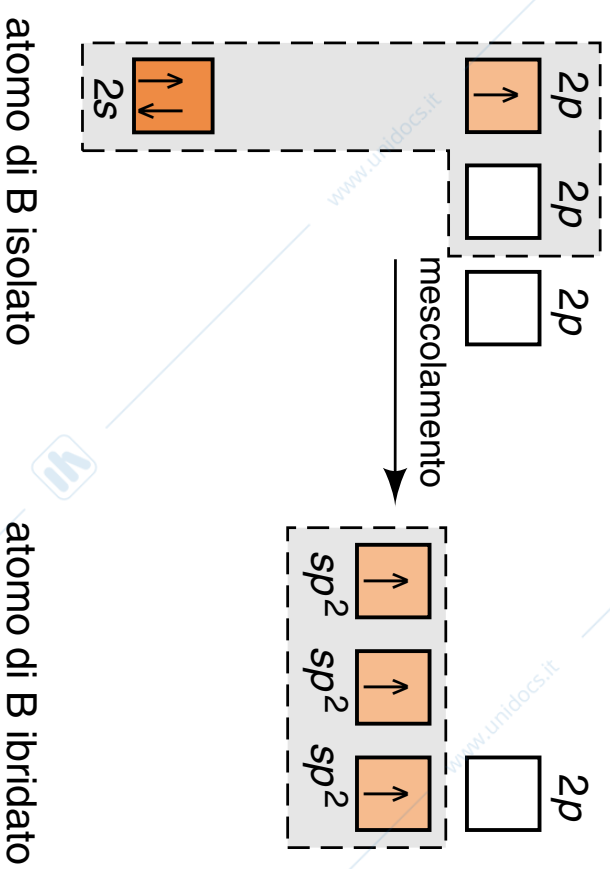
sp



Gli orbitali ibridi sp

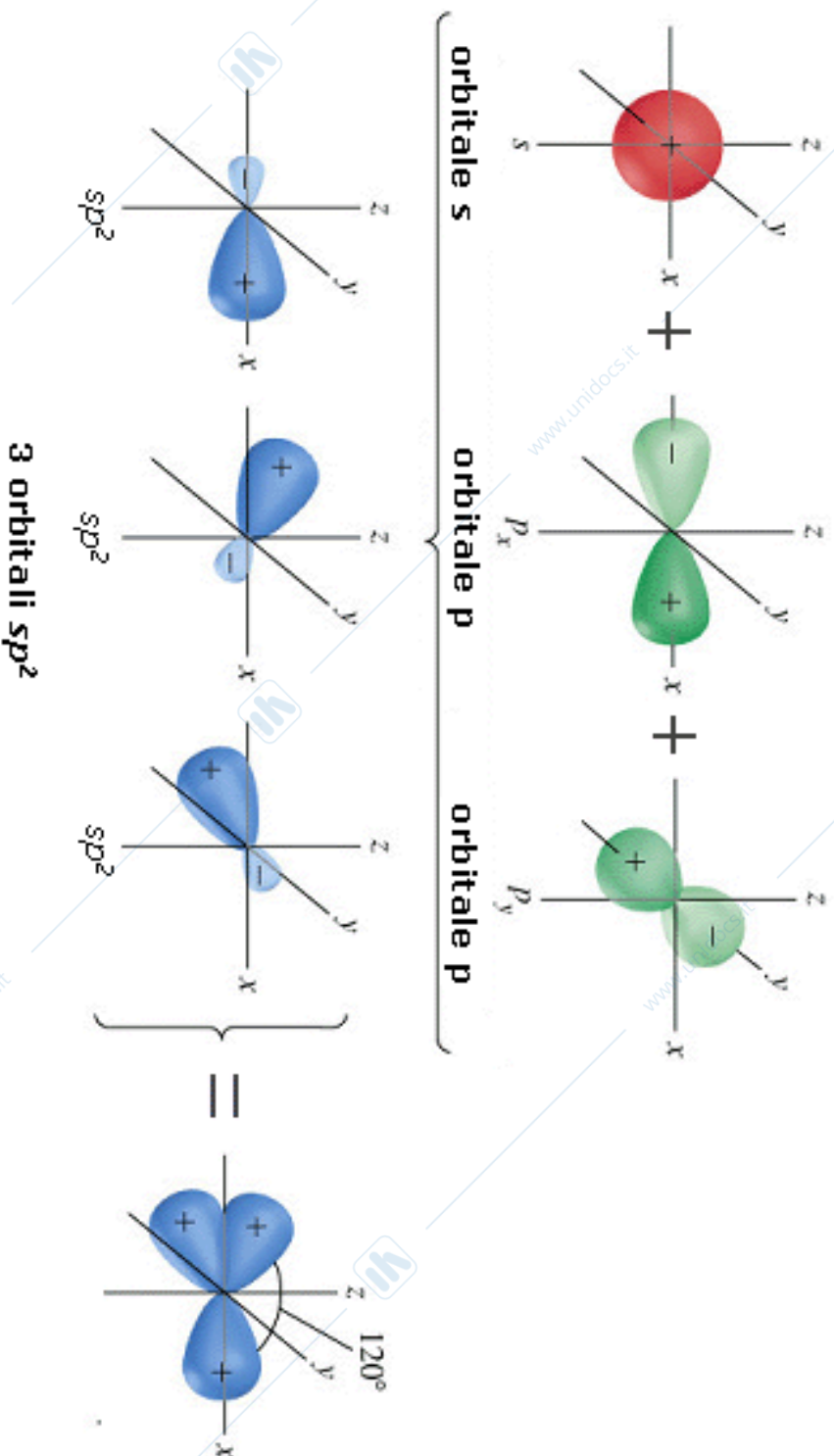


GLI ORBITALI IBRIDI sp^2

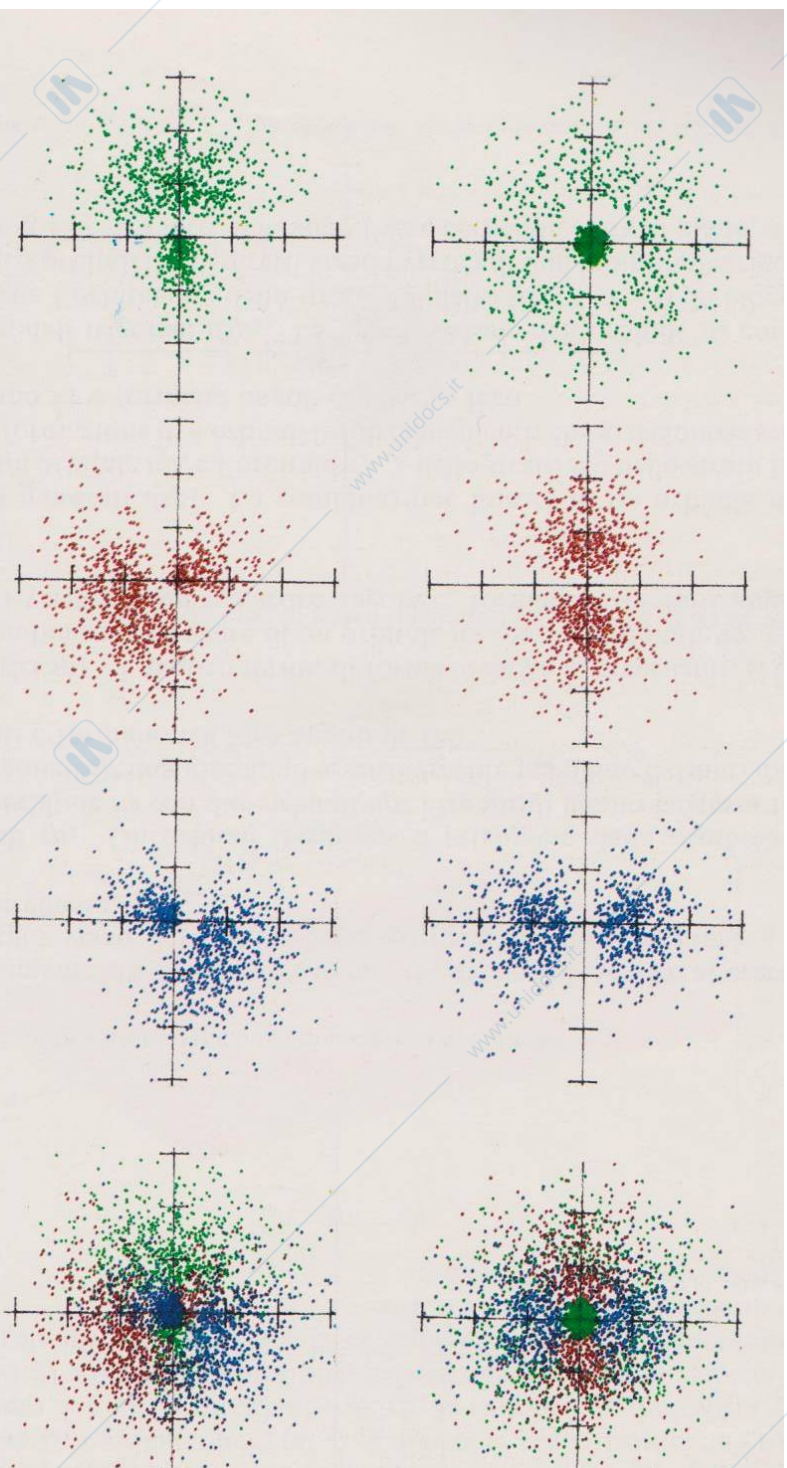


Mescolando un orbitale s e due orbitali p si ottengono tre orbitali ibridi sp^2 . Il terzo orbitale $2p$ non è ibridato.

GLI ORBITALI IBRIDI sp^2

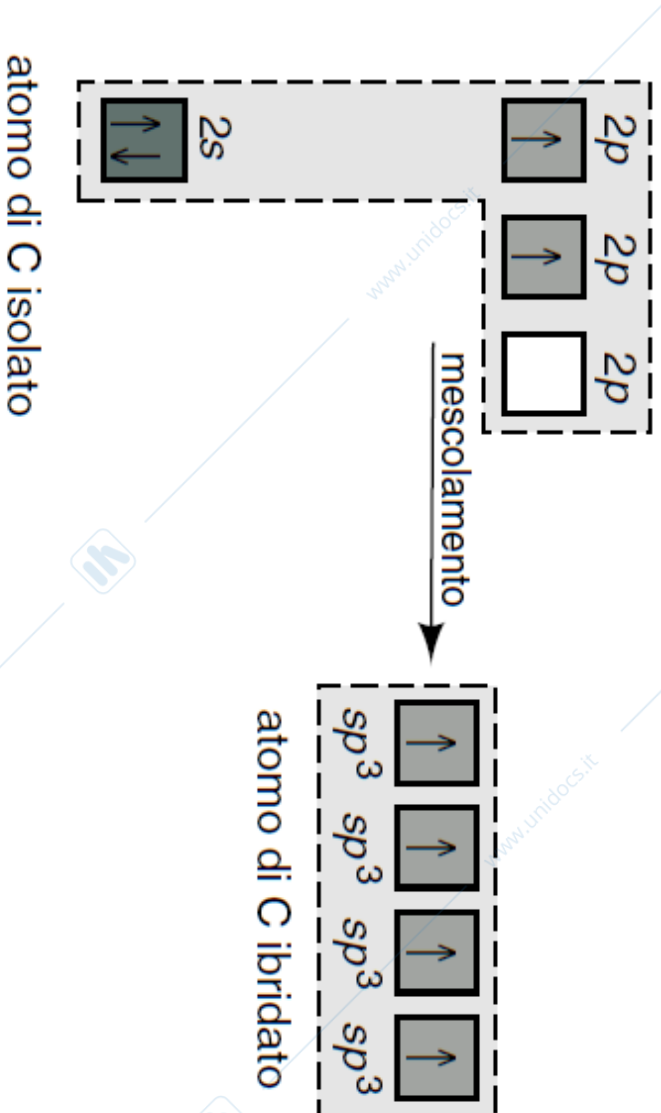


Il modello di orbitali ibridi sp^2 e la distribuzione elettronica globale

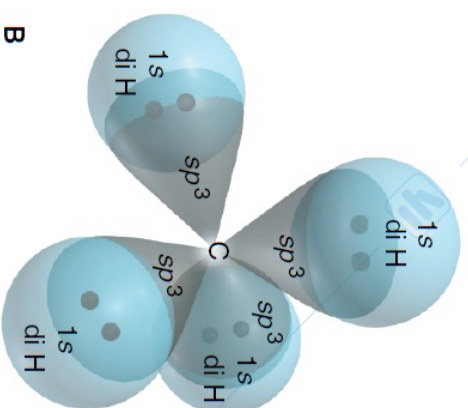
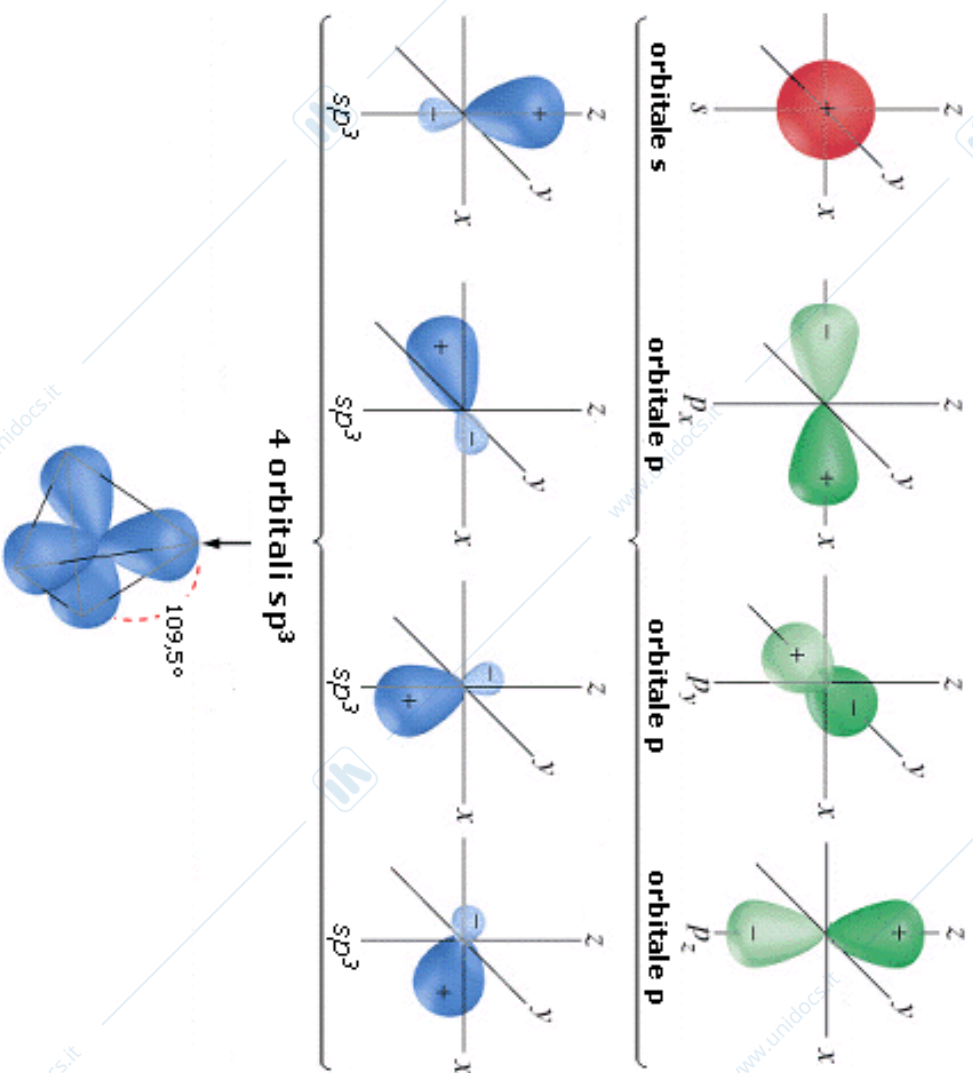


Nuvole elettroniche di orbitali «puri» e orbitali ibridi sp^2 , che portano a un'identica distribuzione della nuvola elettronica globale

GLI ORBITALI IBRIDI sp^3

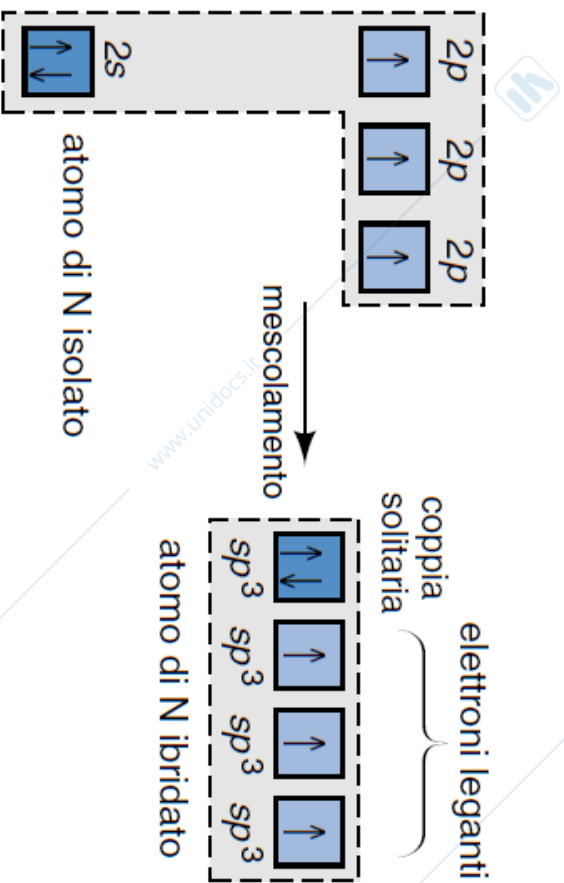


GLI ORBITALI IBRIDI sp^3

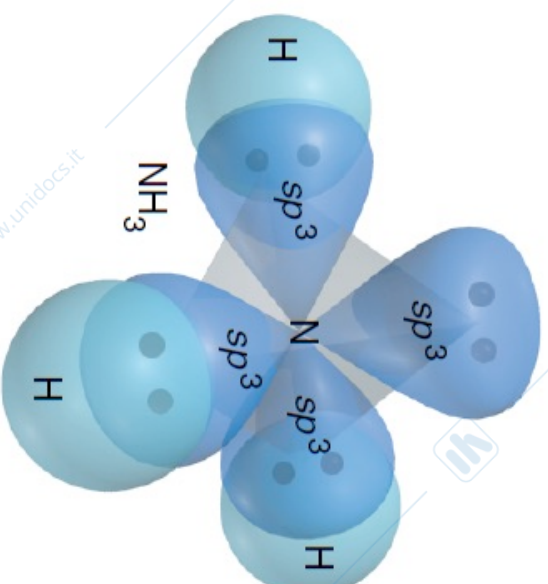


B

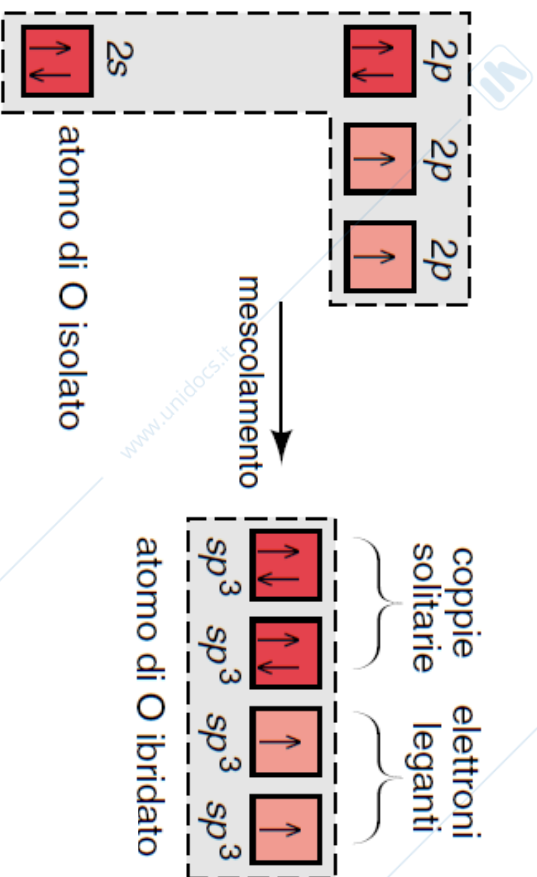
Gli orbitali ibridi sp^3 in NH_3



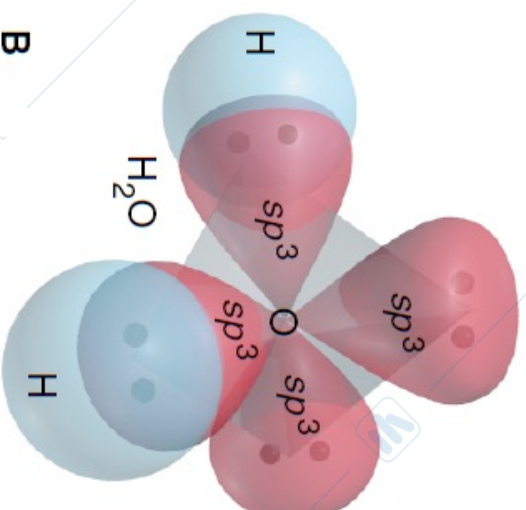
Il lone pair dell'azoto occupa un orbitale ibrido sp^3 , la molecola ha forma di piramide trigonale.



Gli orbitali ibridi sp^3 in H_2O

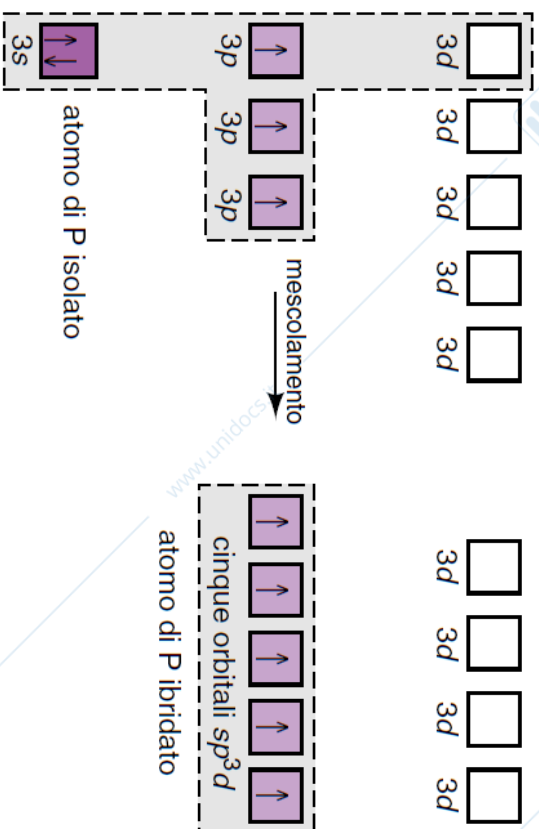


I due lone pair dell'ossigeno occupano orbitali ibridi sp^3 , la molecola assume forma piegata.

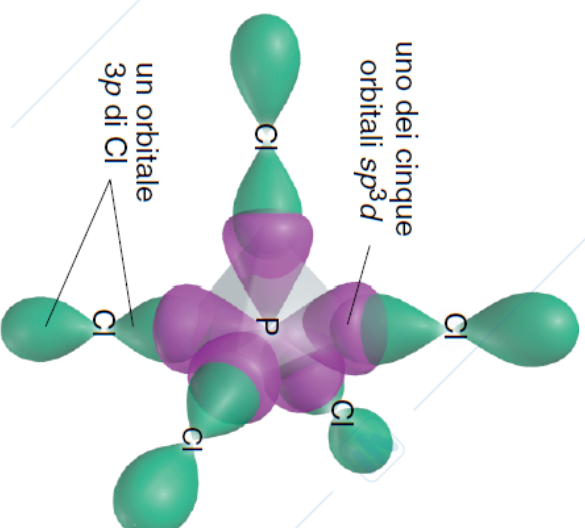


B

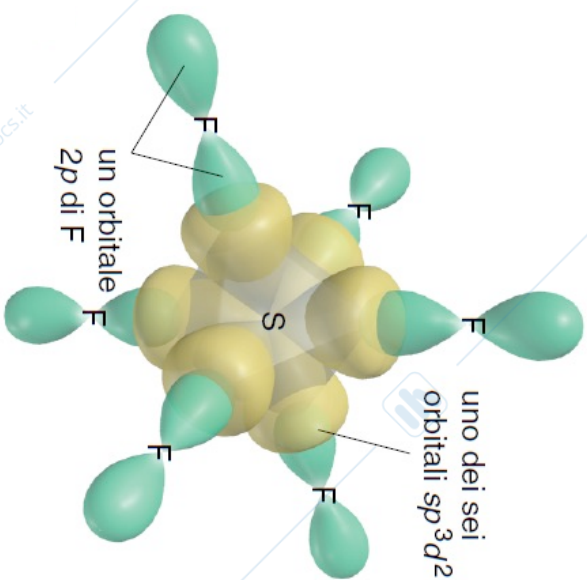
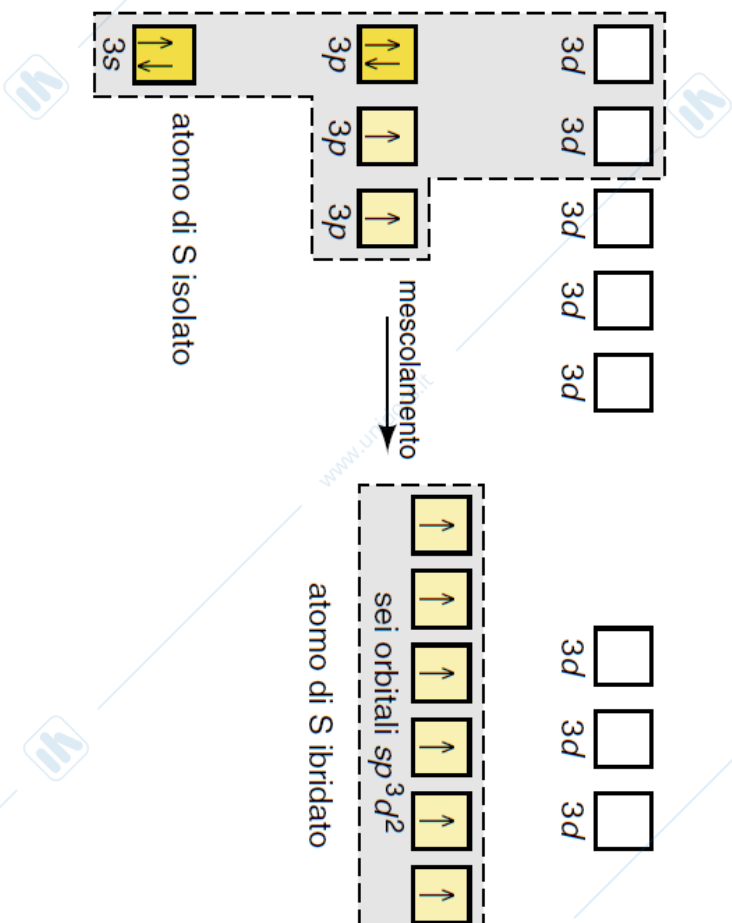
Gli orbitali ibridi sp^3d in PCl_5




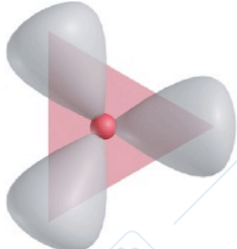
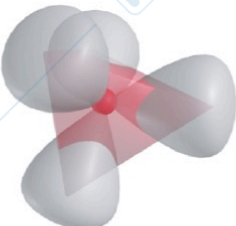
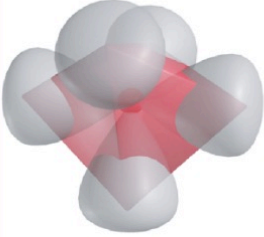
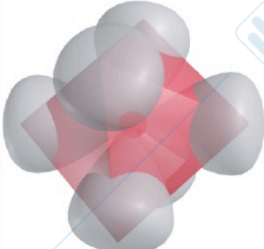
La formazione di più di quattro orbitali di legame richiede il coinvolgimento degli orbitali d nell'ibridazione.



Gli orbitali ibridi sp^3d^2 in SF_6



Composizione e orientazione degli orbitali ibridi

	Lineare	Planare trigonale	Tetraedrica	Bipiramidale trigonale	Ottaedrica
Orbitali atomici mescolati	uno <i>s</i> uno <i>p</i>	uno <i>s</i> due <i>p</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i> uno <i>d</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i> due <i>d</i>
Orbitali ibridi formati	due <i>sp</i>	tre <i>sp²</i>	quattro <i>sp³</i>	cinque <i>sp³d</i>	sei <i>sp³d²</i>
Orbitali non ibridati restanti	due <i>p</i>	uno <i>p</i>	nessuno	quattro <i>d</i>	tre <i>d</i>
Orientamento					

La regola dell'ottetto

- **Gli elementi rappresentativi raggiungono le configurazioni dei gas nobili nella maggior parte dei loro composti**
- **Le formule di Lewis si basano sulla regola dell'ottetto**

$$N - A = S$$

- $N = n^\circ$ di elettroni necessari per ottenere la configurazione elettronica del gas nobile che segue
 - normalmente 8
 - 2 per H
- $A = n^\circ$ di elettroni disponibili nel guscio di valenza
 - uguale al numero del gruppo
 - 8 per i gas nobili
- $S = n^\circ$ di elettroni da condividere in legami covalenti con altri atomi

- **Per gli ioni**

- aggiungere 1 e⁻ per ogni carica negativa
- sottrarre 1 e⁻ per ogni carica positiva

- **L'atomo centrale in una molecola o ione poliatomico è determinato da:**

- l'atomo che richiede il maggior numero di e⁻
- per due atomi nello stesso gruppo - l'elemento meno elettronegativo è centrale

- **Geometria**

