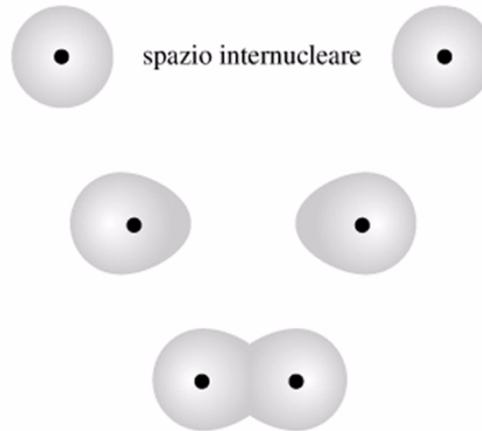


Legami  $\sigma$  e  $\pi$

Teoria degli orbitali ibridi



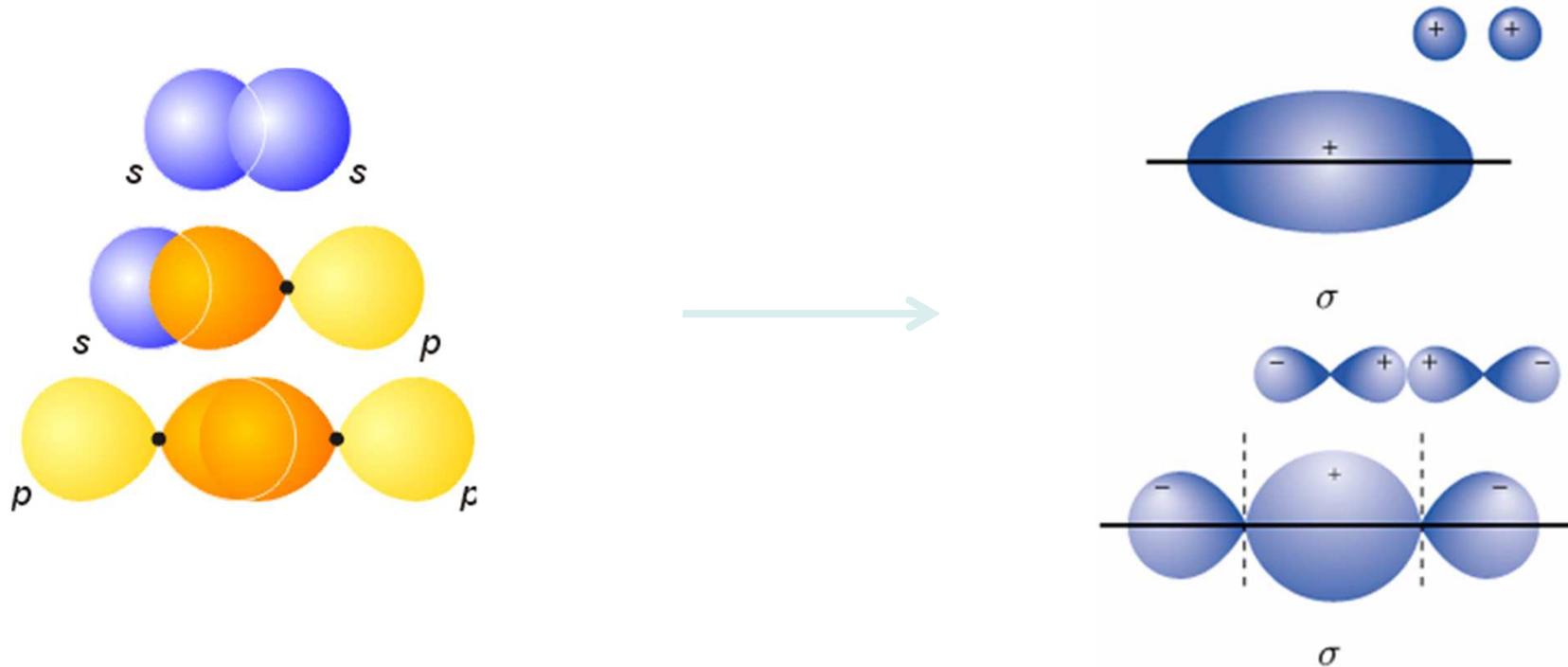
# FORMAZIONE DEI LEGAMI CHIMICI COVALENTI



L'orbitale della molecola  $H_2$  ha **simmetria cilindrica intorno all'asse internucleare H-H**

# LEGAME SIGMA

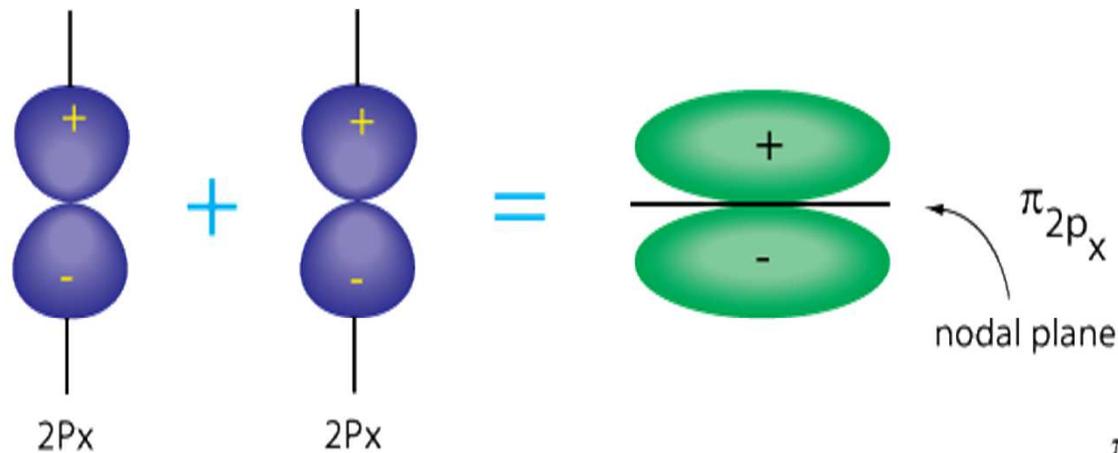
Gli orbitali molecolari così formati si chiamano **orbitali sigma ( $\sigma$ )** ed il legame viene detto **legame sigma**. I legami sigma si possono formare per sovrapposizione di due orbitali  $s$ , di un orbitale  $s$  e di un  $p$  oppure tra due orbitali  $p$



# LEGAME PI GRECO

E' un legame covalente dovuto alla sovrapposizione di orbitali  $p$  paralleli

Nei legami  $\pi$  la massima probabilità di trovare gli elettroni di legame è sopra o sotto l'asse internucleare



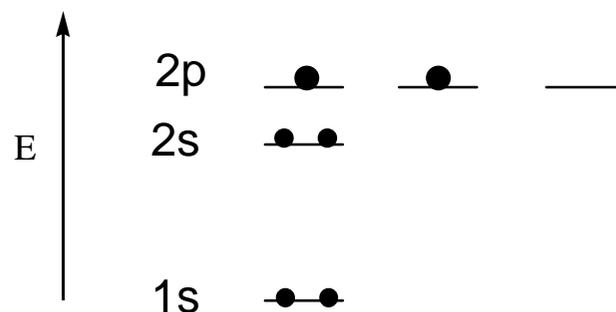
$\pi$  - bonds don't have cylindrical symmetry like  $\sigma$  - bonds.

A causa del minor grado di sovrapposizione degli orbitali del legame  $\pi$  rispetto alla sovrapposizione presente nel legame  $\sigma$ , i legami  $\pi$  sono generalmente più deboli rispetto ai  $\sigma$ .

Questo modello serve a descrivere il *doppio legame*

## TEORIA DEGLI ORBITALI IBRIDI

L'atomo di carbonio ha configurazione elettronica  $1s^2 2s^2 2p^2$

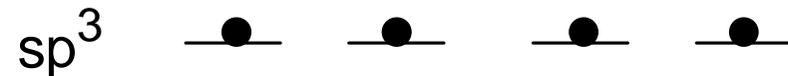


Sembrerebbe che il carbonio possa formare al massimo tre legami

**In realtà il C forma sempre quattro legami**

## Gli orbitali ibridi $sp^3$ del carbonio e il legame $\sigma$

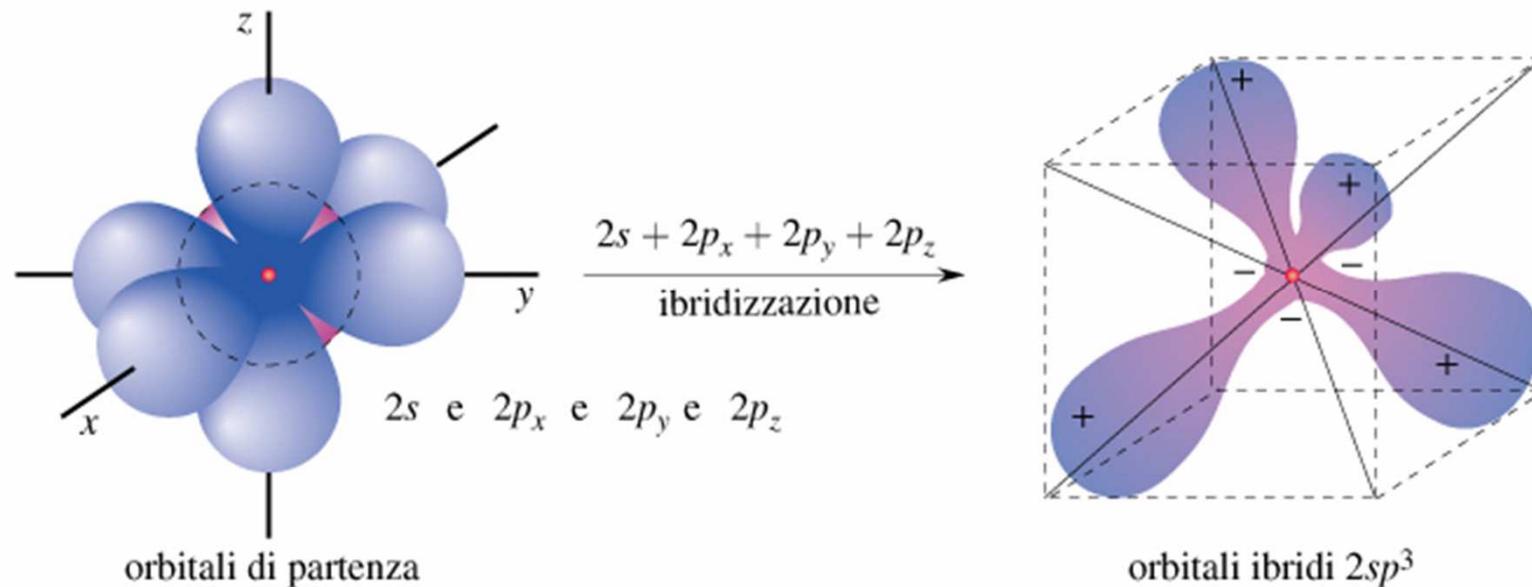
I quattro orbitali atomici esterni si "mescolano" tra loro per formare **quattro orbitali ibridi**, identici fra loro, contenenti ognuno un elettrone



**Orbitali ibridi  $sp^3$**  perché ogni orbitale ha una parte di carattere  $s$  e tre parti di carattere  $p$

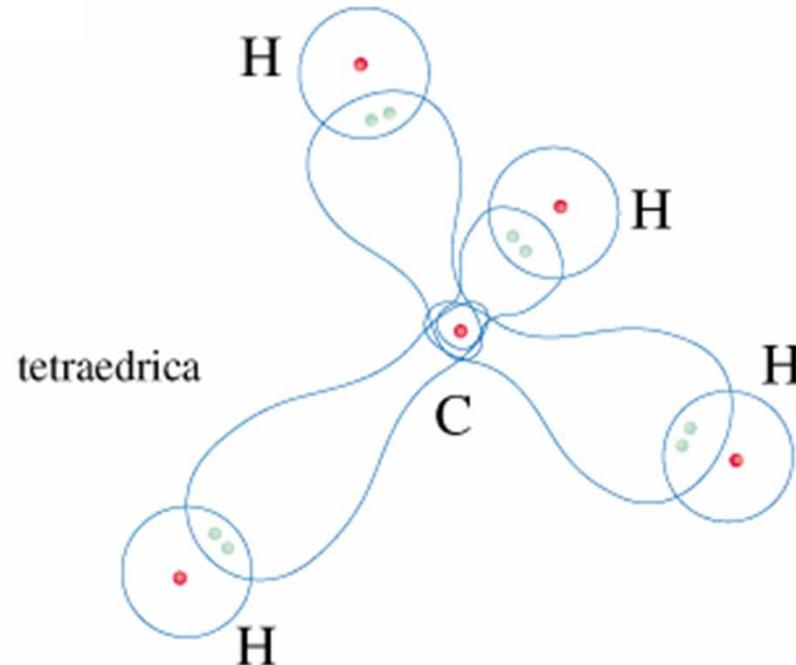
La forma di questi orbitali è **a lobi** ma con un lobo più grande ed uno più piccolo

I quattro orbitali  $sp^3$  sono rivolti ai vertici di un tetraedro regolare con angoli di **109,5°**

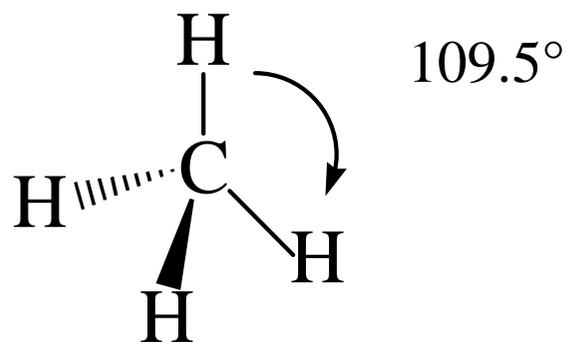


Gli orbitali ibridi possono formare **legami sigma** per **sovrapposizione con altri orbitali ibridi o con orbitali atomici**

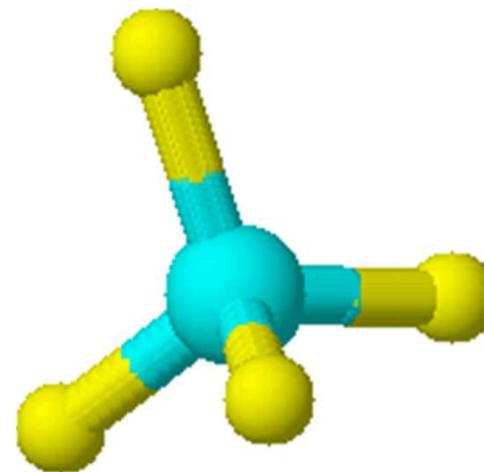
Così il carbonio si lega a 4 atomi di H per formare il metano ( $\text{CH}_4$ ). Con la sovrapposizione tra un orbitale  $sp^3$  del C ed un orbitale  $1s$  di H si formano 4 legami  $\sigma$  (tutti gli angoli di legame sono di  $109,5^\circ$ )



Possiamo rappresentare il metano con una formula tridimensionale:



I legami a tratto normale si trovano sul piano, il legame a cuneo tratteggiato è sotto il piano del foglio mentre quello a cuneo pieno emerge sopra il piano



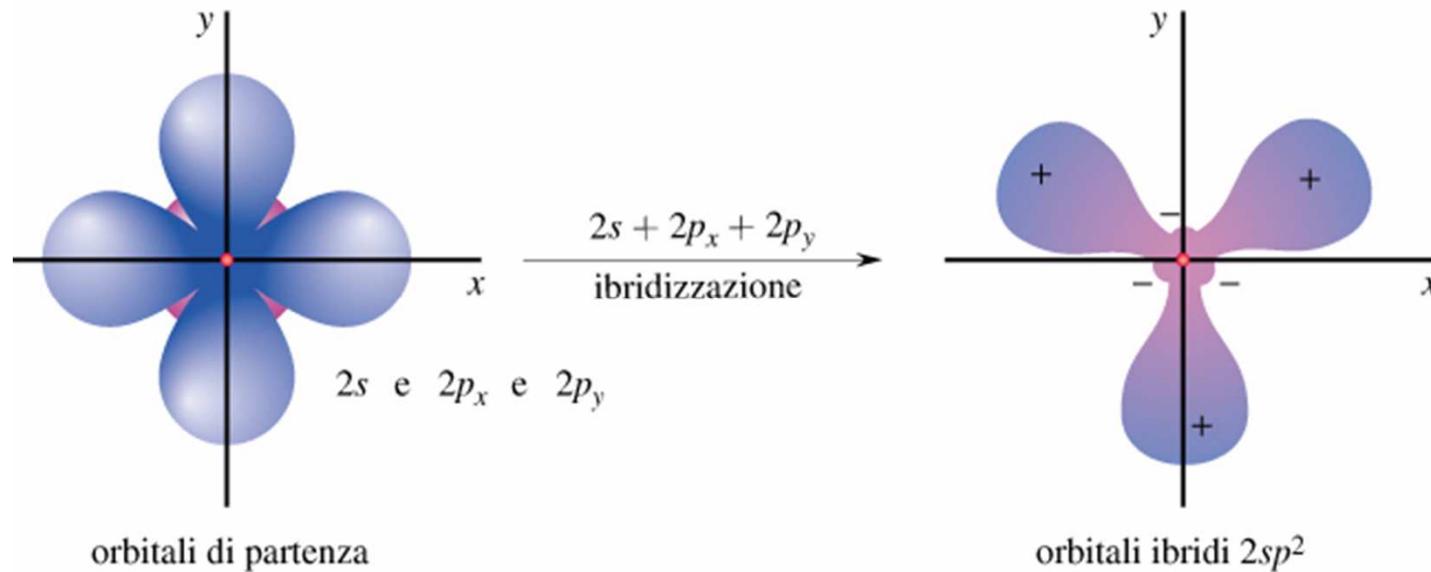
## Gli orbitali ibridi $sp^2$ del carbonio e il legame $\pi$

Dalla combinazione di un orbitale  $2s$  con due orbitali  $2p$  si ottengono **tre orbitali** ibridi equivalenti  **$sp^2$**

Ognuno di essi ha una parte di carattere  $s$  e due parti di carattere  $p$

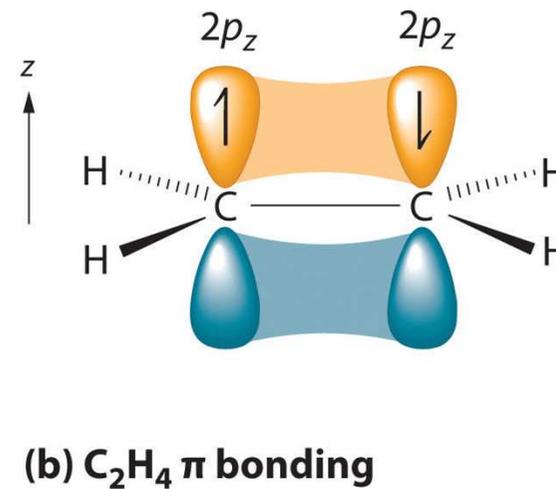
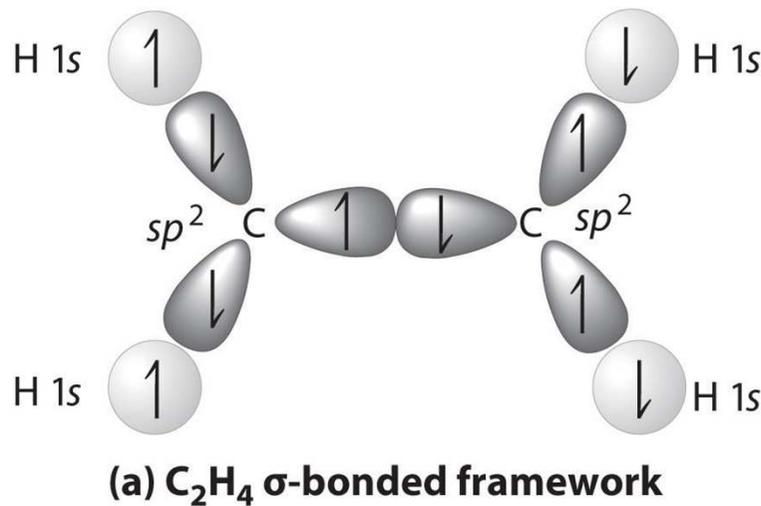
La forma di questi orbitali è a lobi

I tre orbitali  $sp^2$  giacciono in un **piano** ed hanno angoli di  **$120^\circ$**

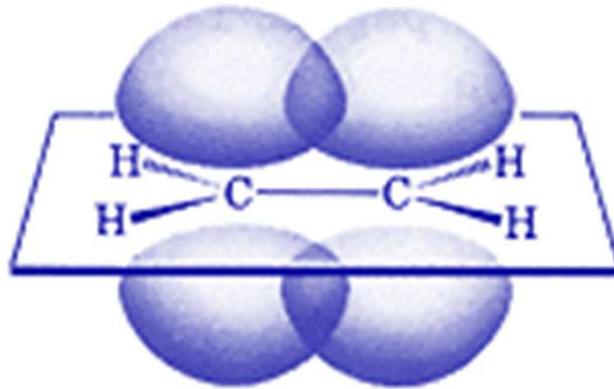


Ogni carbonio forma un legame sigma con l'altro carbonio utilizzando un orbitale  $sp^2$ .

Ciascun carbonio forma anche due legami sigma con due idrogeni utilizzando gli altri due orbitali  $sp^2$ .

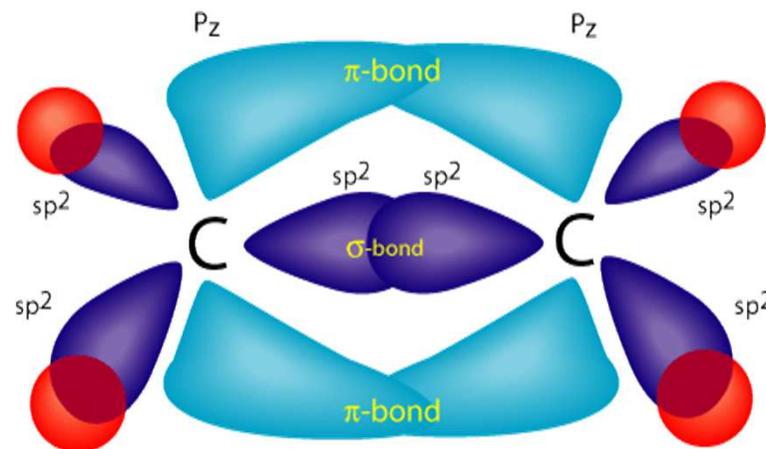


L'orbitale atomico, che non partecipa all'ibridazione, è un orbitale  $2p$  che si trova perpendicolare al piano degli orbitali  $sp^2$

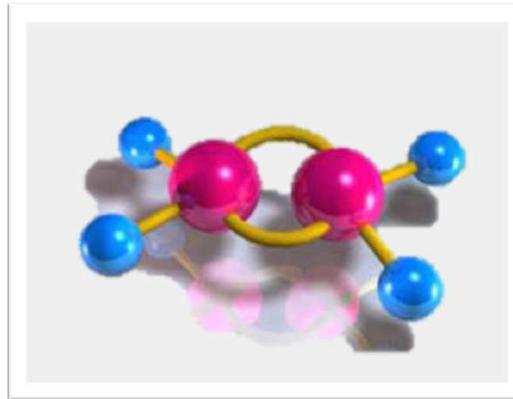
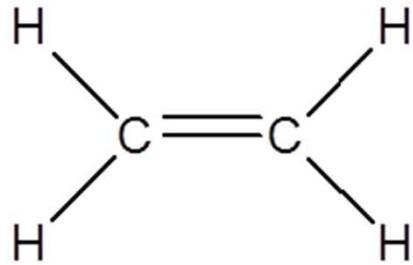


Gli orbitali atomici non ibridati  $2p$  del carbonio si sovrappongono essendo paralleli tra loro (e perpendicolari al piano della molecola).

Formano un **legame  $\pi$**

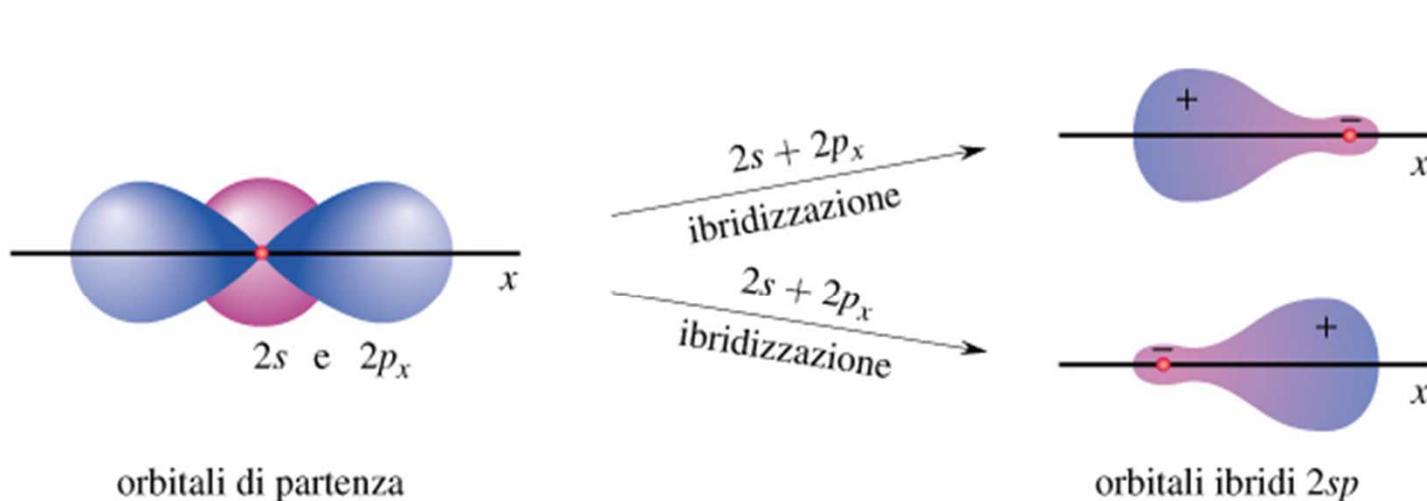


L'etene è dunque una molecola piana con angoli di circa  $120^\circ$

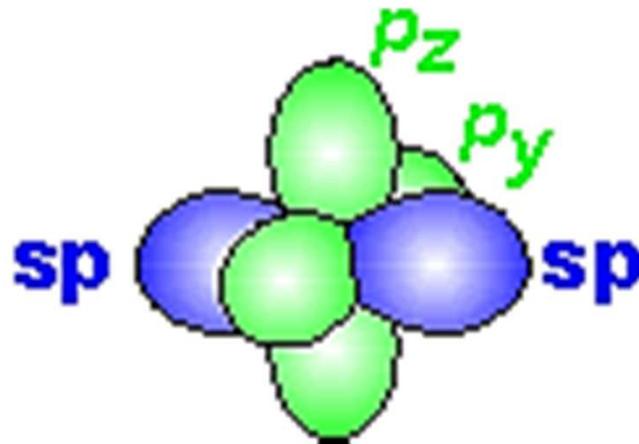


## Gli orbitali ibridi $sp$ del carbonio

Dalla combinazione di un orbitale  $2s$  con un orbitale  $2p$  si ottengono **due orbitali ibridi** equivalenti  $sp$ . Gli orbitali sono orientati in modo da formare un angolo di  **$180^\circ$**



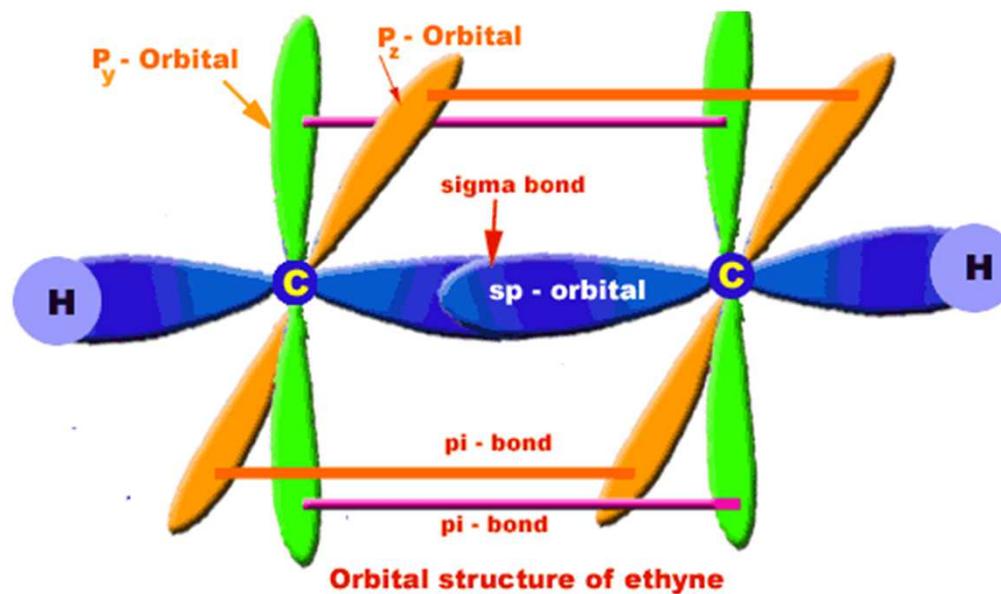
I due orbitali  $2p$  ( $p_z$  e  $p_y$ ) che non partecipano all'ibridazione sono perpendicolari l'uno all'altro ed anche agli orbitali  $sp$



Gli orbitali *sp* sono presenti, ad esempio, nell'etino



Il *triplo legame* consiste in un legame  $\sigma$  tra gli orbitali ibridi *sp* e in due legami  $\pi$  tra gli orbitali atomici *2p*





# METALLI E LEGAME METALLICO

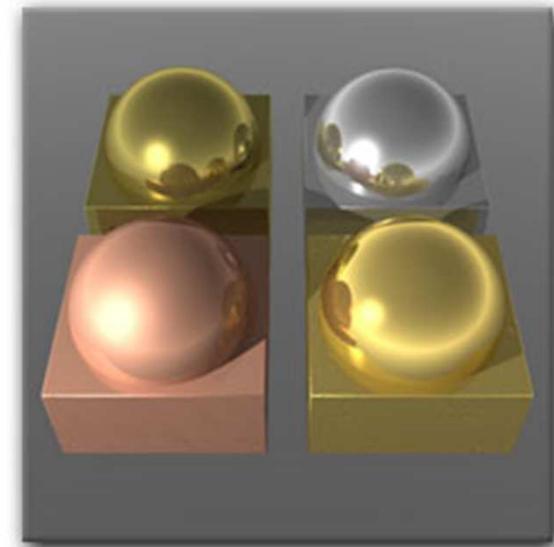
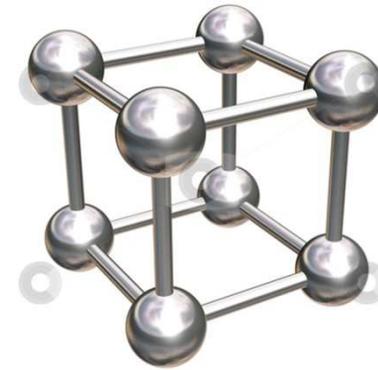
# I METALLI

Possiedono una lucentezza caratteristica

Sono duttili e malleabili

Hanno elevate conducibilità elettrica e termica

Possiedono strutture cristalline molto compatte



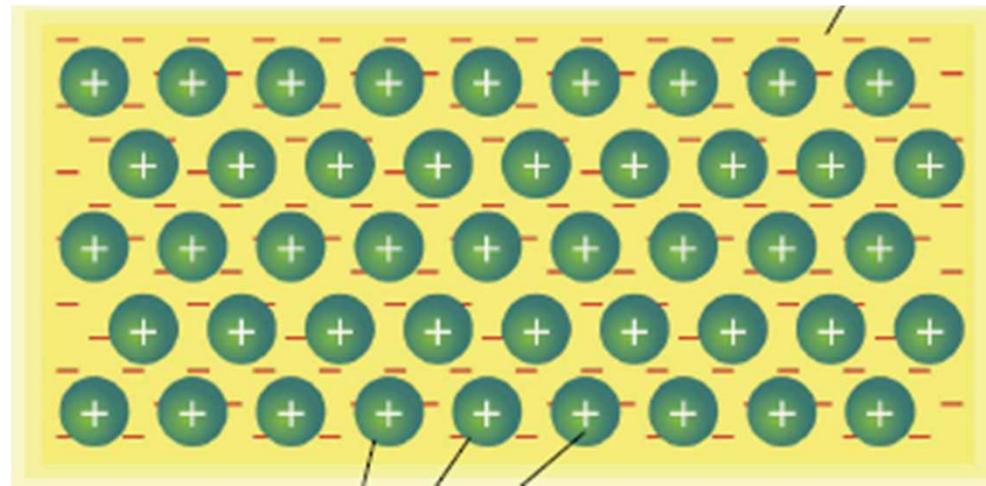
# LEGAME METALLICO

Presente nei **metalli solidi**

I vari atomi sono affiancati in **modo compatto** secondo uno schema ripetitivo o struttura cristallina

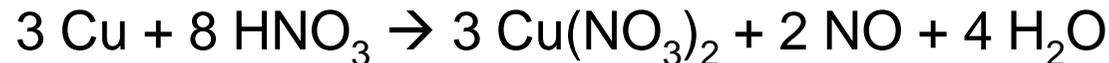
In queste strutture **gli elettroni esterni sono attratti da parecchi nuclei atomici**

Gli **elettroni di valenza** non sono strettamente associati con un nucleo particolare ma **sono dispersi tra gli atomi sotto forma di nuvola di carica elettronica** e possono muoversi facilmente nel cristallo metallico



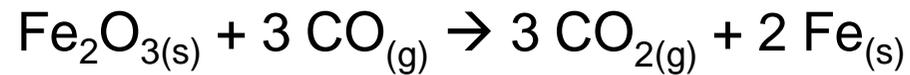
## ESERCIZI SUI RAPPORTI STECHIOMETRICI

1) Data la reazione



- a) Se 4 g di Cu vengono posti a reagire con 16 moli di  $\text{HNO}_3$ , quante moli di  $\text{HNO}_3$  restano a fine reazione e quante moli di prodotti si ottengono?
- b) Se 24 g di Cu vengono messi a reagire con 12 g di  $\text{HNO}_3$ , quale reattivo e quanti g di esso restano?

2) Quanti grammi di triossido di ferro sono necessari per ottenere 10 g di ferro metallico secondo la seguente reazione ?



Quanti g di  $\text{CO}_2$  si formano ?

3) Quanti grammi di  $\text{CaSiO}_3$  sono necessari per eliminare 300 g di  $\text{CO}_2$  secondo la seguente reazione ?

