

Bioingegneria Elettronica I

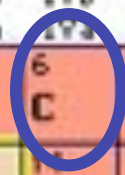
Il Carbonio

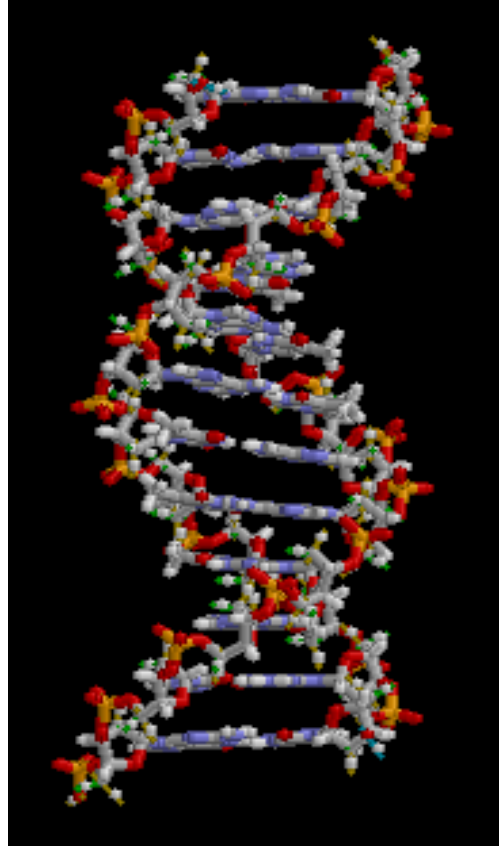
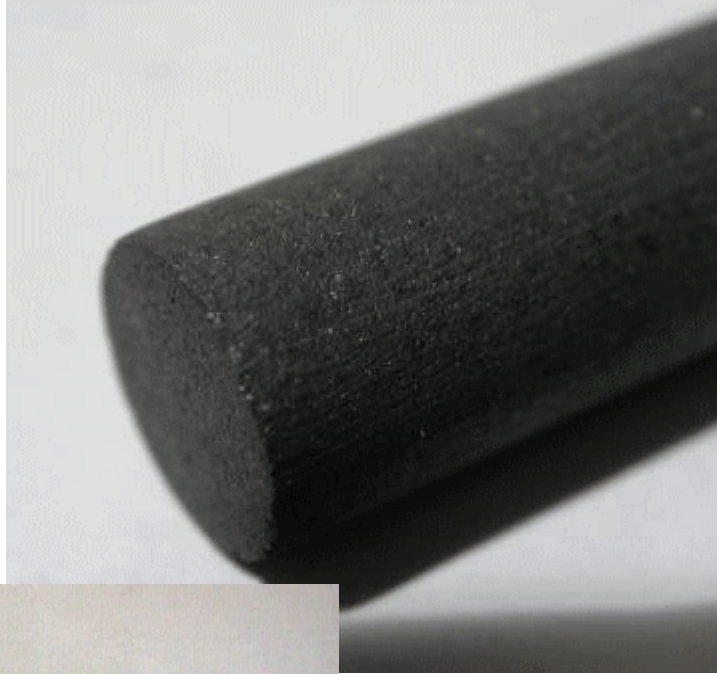
A. Bonfiglio

period	group 1*												13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa											IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa		11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
			IIIb***	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb		Ib	IIb							
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****						

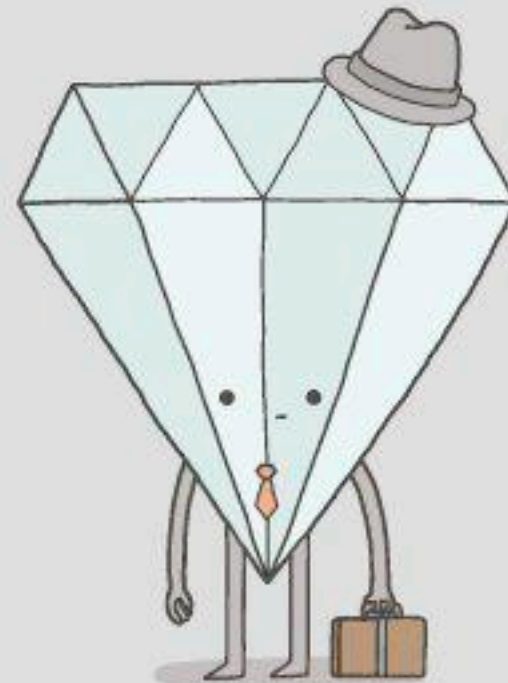
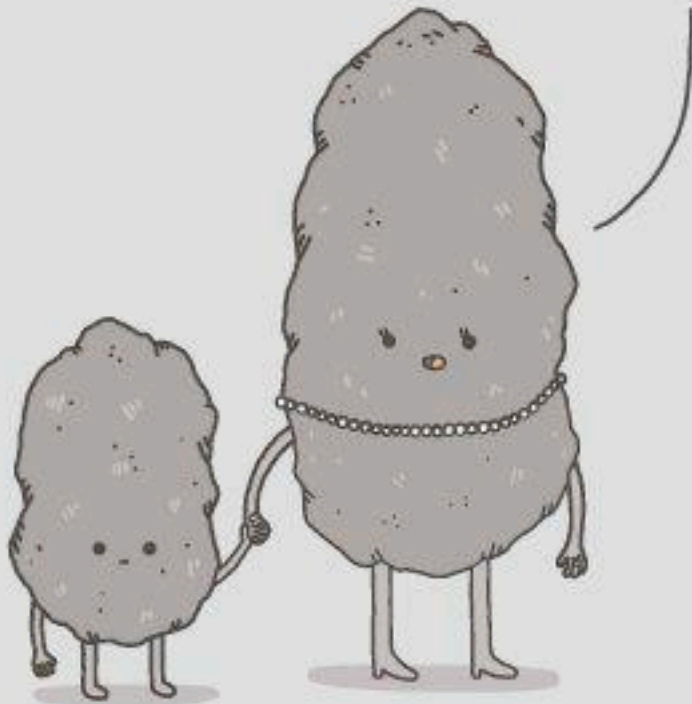
6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

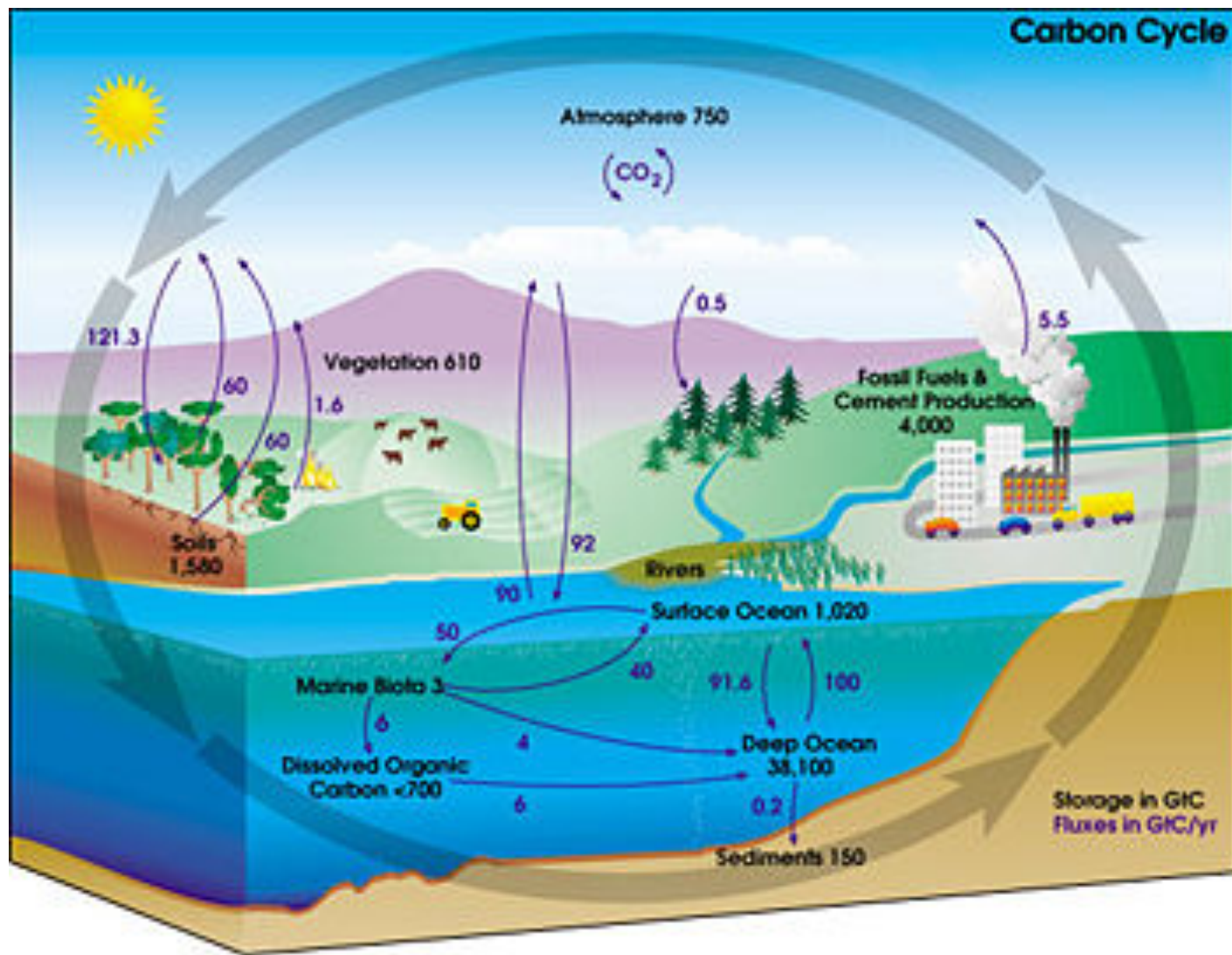
alkali metals	other metals	noble gases
alkaline earth metals	other nonmetals	lanthanides
transition metals	halogens	actinides





YOUR DAD'S BEEN
UNDER A LOT OF
PRESSURE LATELY.

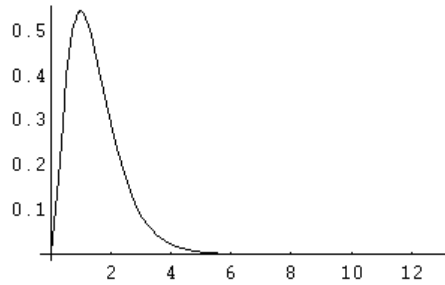




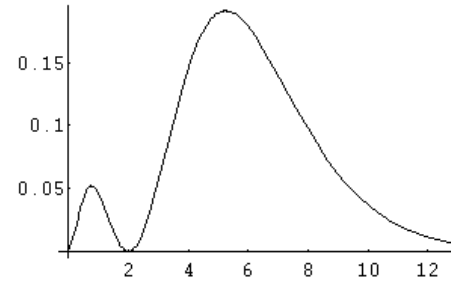
Rif. Letterario: Carbonio – Il sistema periodico di P. Levi

Orbitali atomici

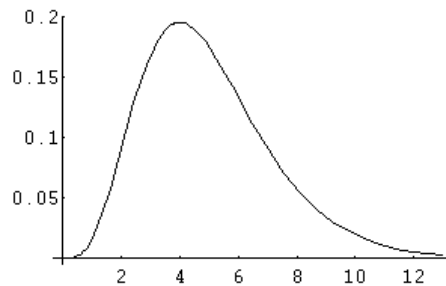
E



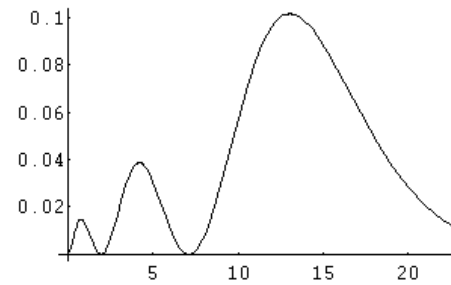
Stato 1s,
 $n=1, l=0$



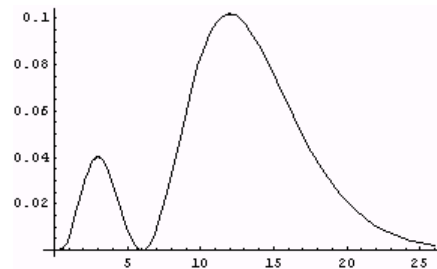
Stato 2s,
 $n=2, l=0$



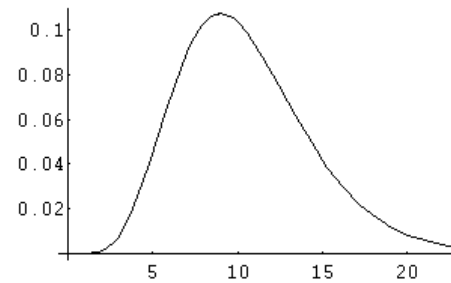
Stato 2p,
 $n=2, l=1$



Stato 3s,
 $n=3, l=0$



Stato 3p,
 $n=3, l=1$



Stato 3d,
 $n=3, l=2$

Configurazione elettronica degli atomi

- Gli elettroni riempiono gli orbitali partendo dai livelli energetici più bassi (es. 1s prima del 2s).
- Il numero di elettroni che può occupare ciascun orbitale è limitato dal Principio di Pauli. Come conseguenza si hanno al massimo 2 elettroni per orbitale di tipo *s*, al più 6 elettroni per orbitali di tipo *p*, al più 10 per orbitali *d*, ed al più 14 per orbitali tipo *f*
- Se più orbitali con la stessa energia sono disponibili, la Regola di Hund dice che gli orbitali inoccupati verranno riempiti prima che gli orbitali occupati vengano riutilizzati
- È la configurazione energetica degli elettroni più distanti dal nucleo a determinare la capacità di interazione dell'atomo con altri atomi, ovvero la sua capacità di formare dei legami.

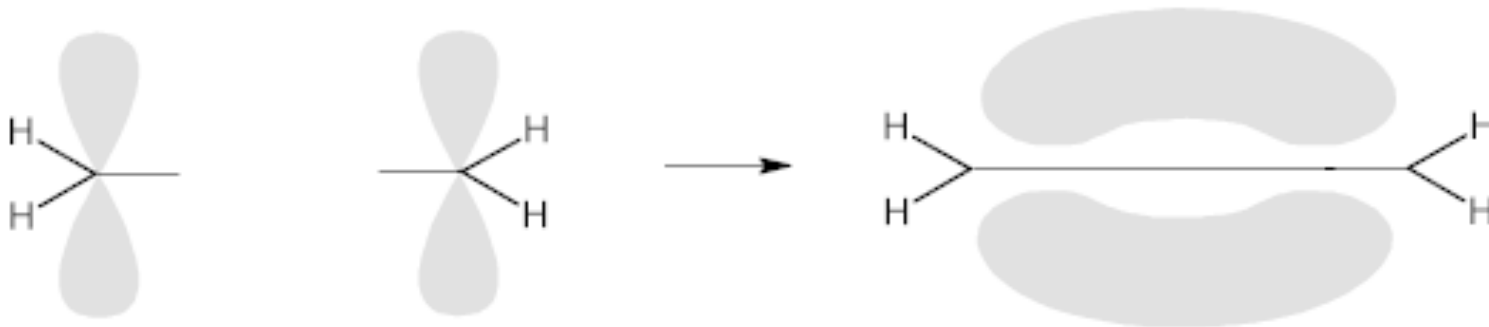
Orbitali Molecolari

Nelle molecole, la probabilità di presenza di un elettrone (descritta nel singolo atomo dal concetto di orbitale atomico) è descritta dal concetto di Orbitale Molecolare. Matematicamente, questo corrisponde per l'elettrone ad una funzione d'onda data dalla combinazione lineare delle funzioni d'onda corrispondenti agli orbitali atomici. Tale combinazione lineare deve rispettare il principio per cui l'integrale del quadrato del modulo della funzione d'onda risultante, esteso a tutto lo spazio (ovvero la probabilità), deve fare 1. In pratica, per rispettare questo principio, date le funzioni d'onda corrispondenti a due orbitali atomici, la funzione d'onda corrispondente all'orbitale molecolare risultante può essere data solo dalla somma o dalla differenza delle funzioni d'onda atomiche corrispondenti. Visivamente, si può pensare all'orbitale molecolare come alla sovrapposizione di due orbitali atomici, sovrapposizione che può avvenire lungo la congiungente i nuclei dei 2 atomi (legame σ), oppure lateralmente (legame π).

Orbitali Molecolari

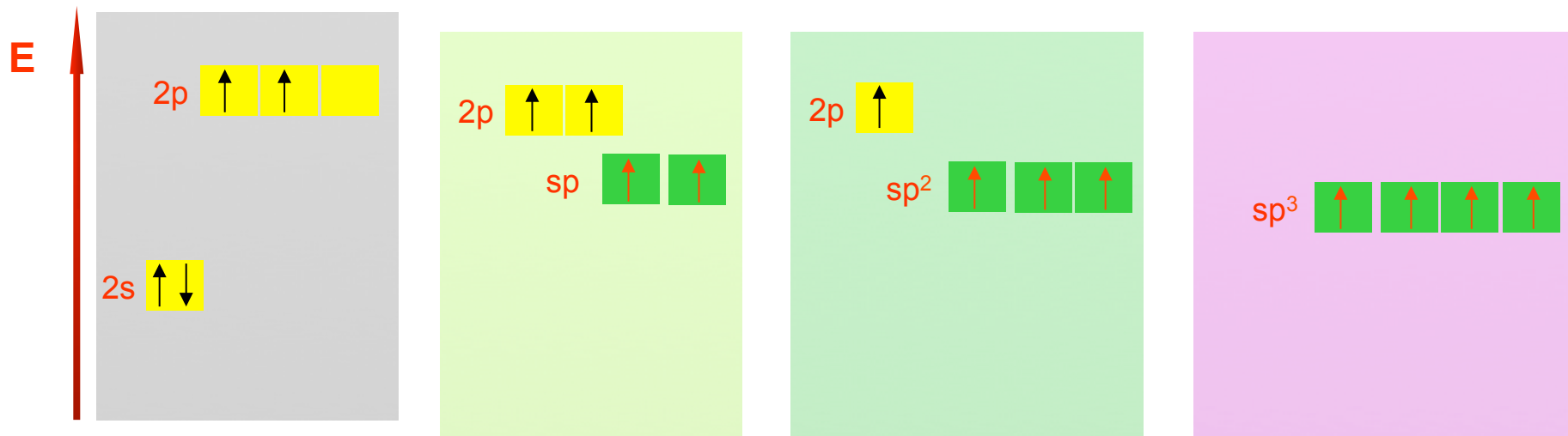


Orbitale risultante: σ (sovrapposizione frontale)



Orbitale risultante: π (sovrapposizione laterale)

Ibridizzazione degli orbitali dell'atomo di Carbonio

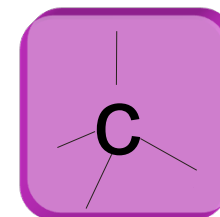
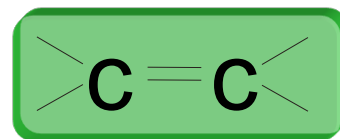
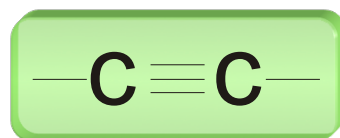


stato
fondamentale

Ibrido sp

Ibrido sp²

Ibrido sp³

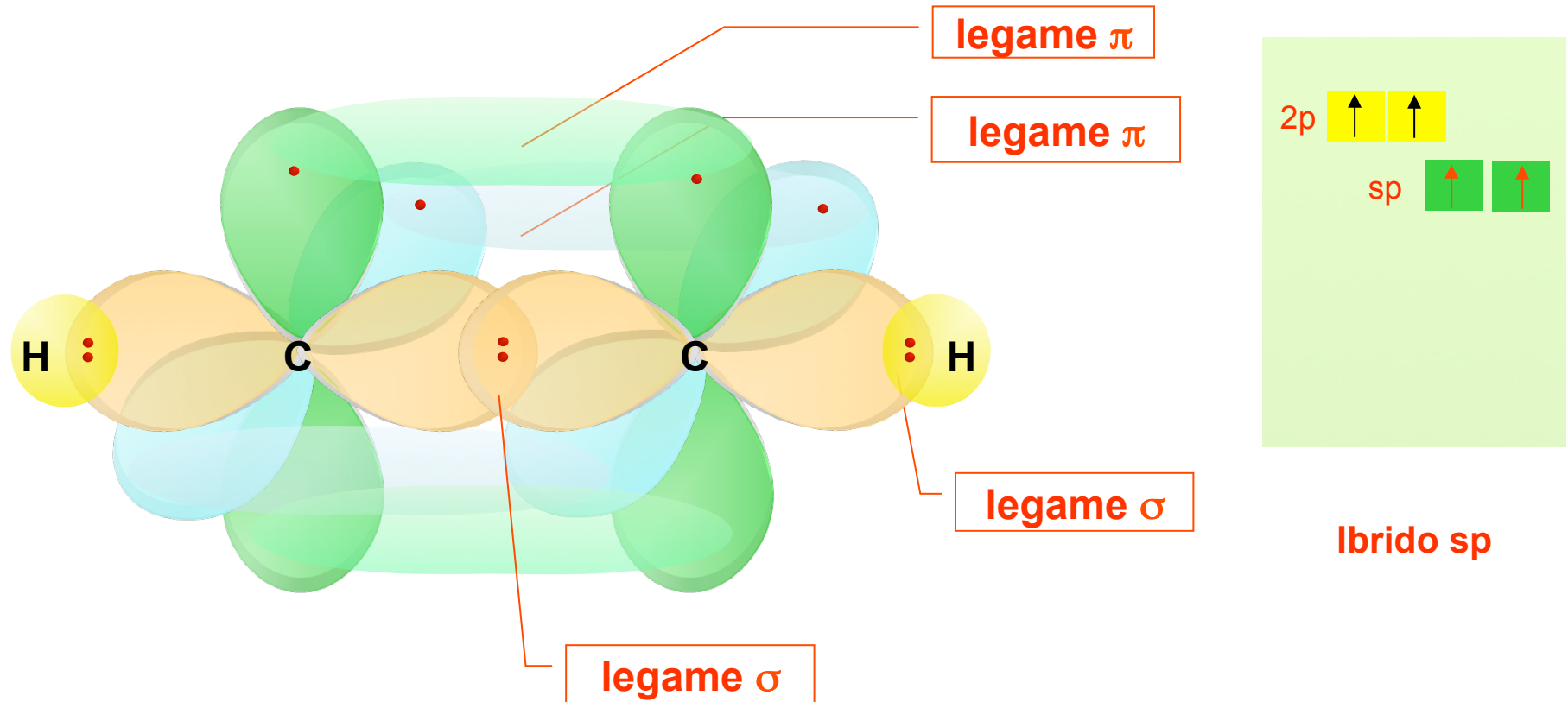


1σ
2π
120 pm

1σ
1π
134 pm

1σ
154 pm

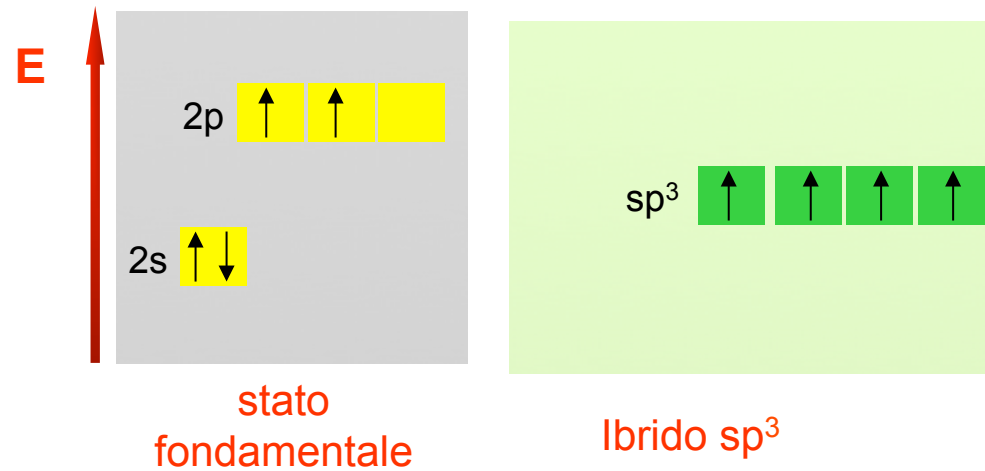
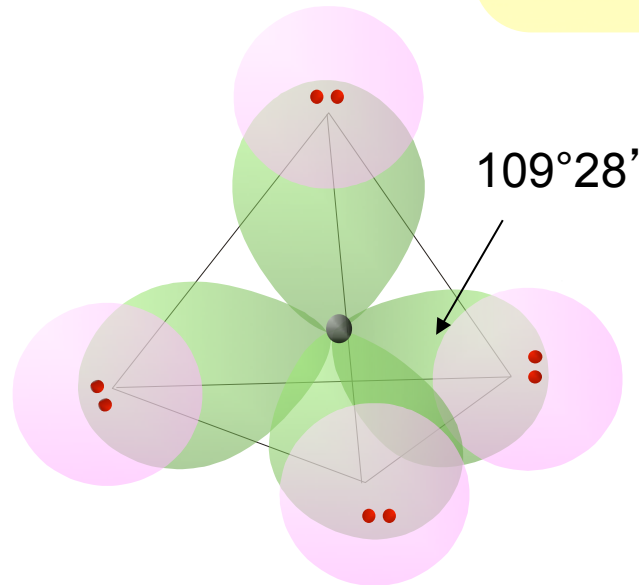
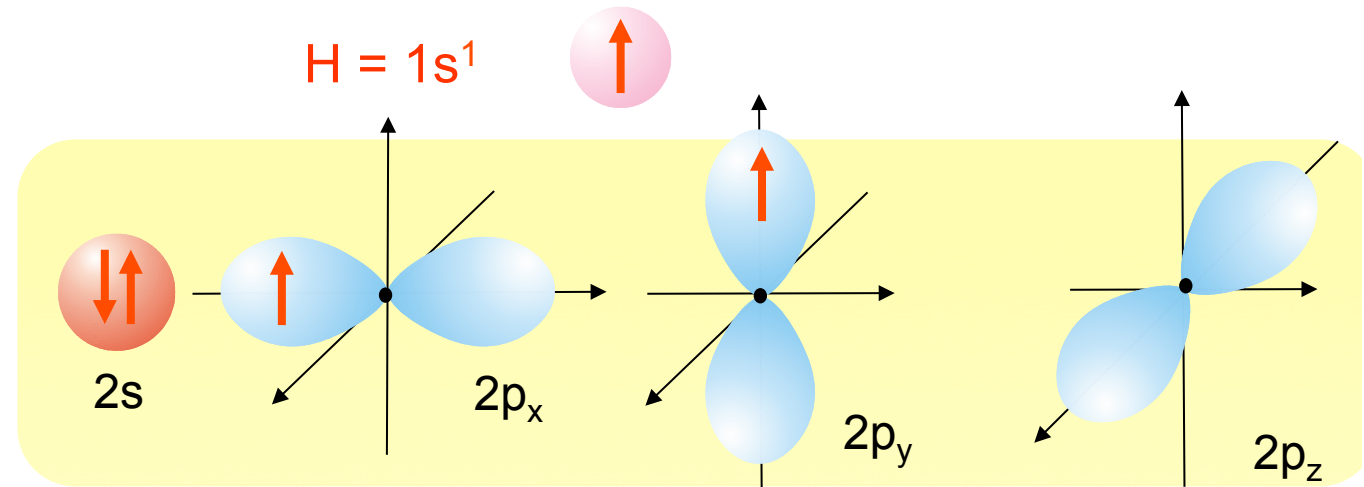
Ibridizzazione degli orbitali del Carbonio: sp



Ibridizzazione degli orbitali del Carbonio: sp^3

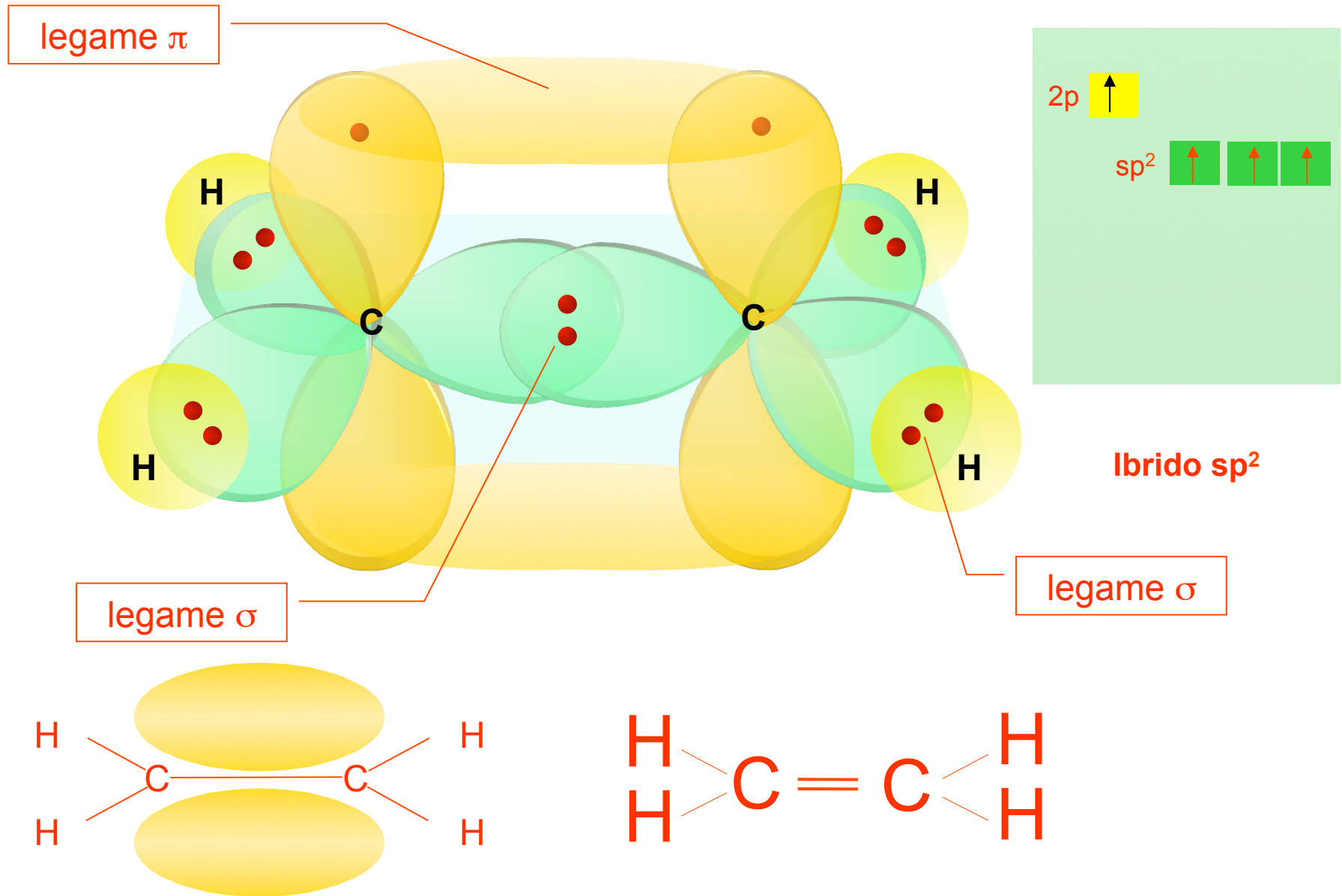
Esempio: CH_4

$C = [He]2s^2 2p^2$



AB_4 : tetraedrica

Ibridizzazione degli orbitali del Carbonio: sp^2



Ibridizzazione degli orbitali: sp^2

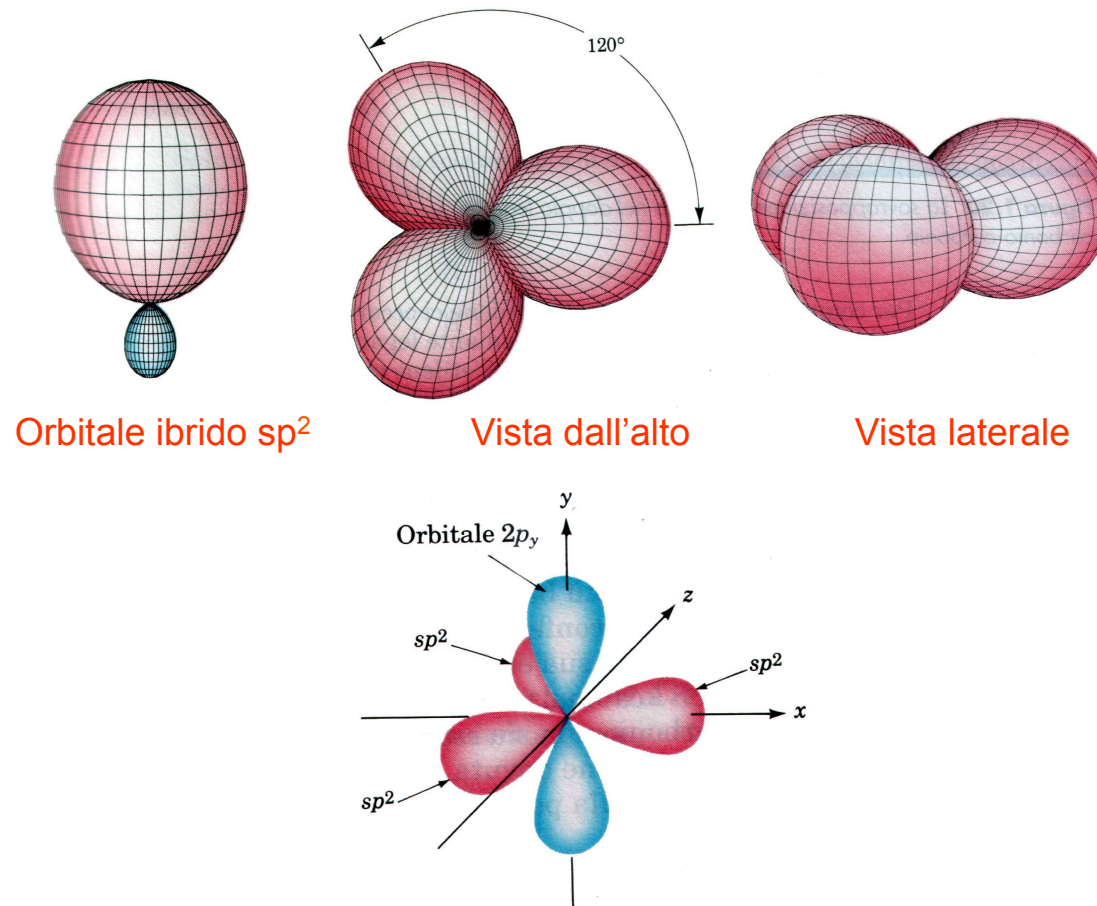
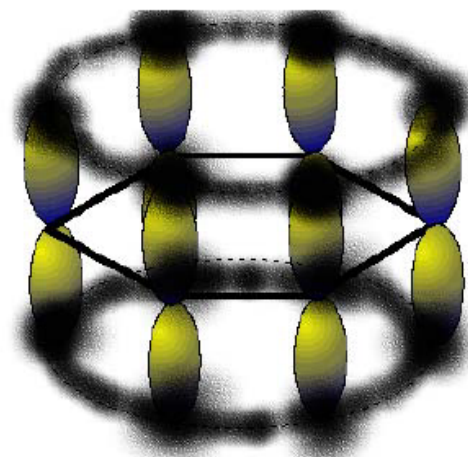
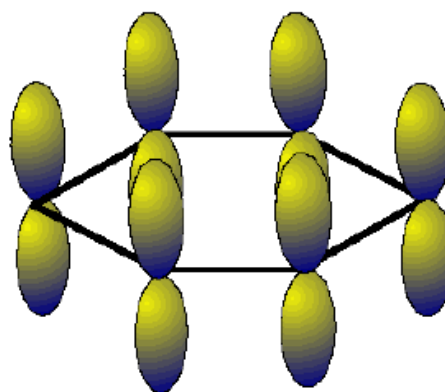
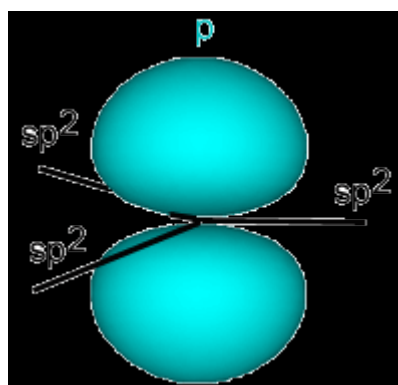
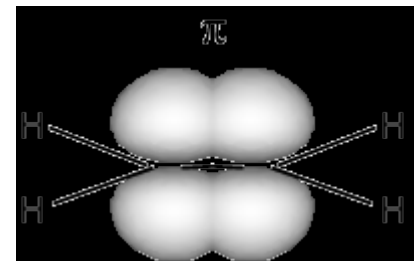
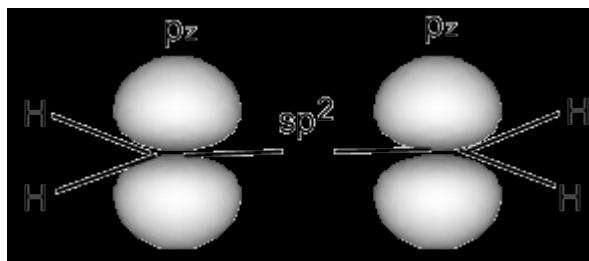
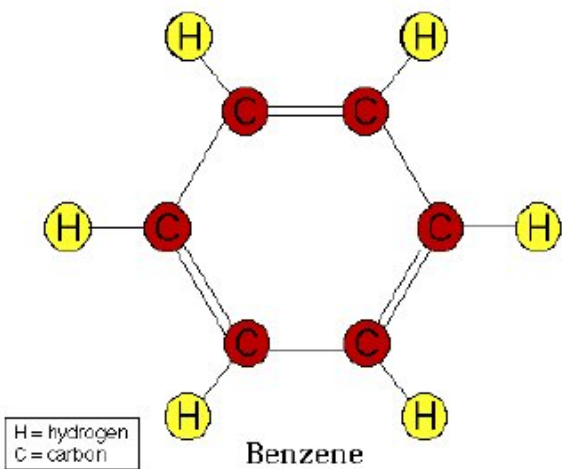


fig.1.1: un atomo di carbonio ibridizzato sp^2 [3].

La molecola del benzene



Energie di legame: ovvero quanto e' facile ottenere lunghe catene di atomi

Legame	Energia di legame (kJ • mol ⁻¹)
C—C	350
C—H	410
C—O	350
C—S	260
C—F	440
C—Cl	330
C—Br	280
C—I	240

Legame	Energia di legame (kJ • mol ⁻¹)
Si—Si	180
Si—H	300
Si—O	370
Si—S	230
Si—F	540
Si—Cl	360
Si—Br	290
Si—I	210