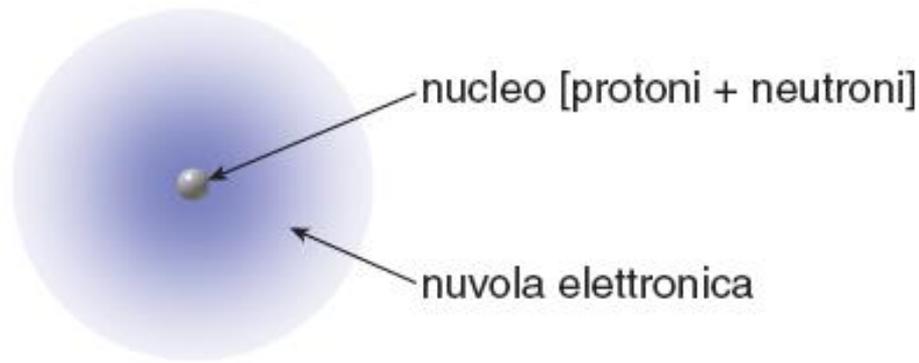


RICHIAMI DI CHIMICA DI BASE

La tavola periodica

Tutta la materia è composta dagli stessi elementi costruttivi chiamati **atomi**.

Rappresentazione di un atomo



- Il **nucleo** contiene **protoni** carichi positivamente e **neutroni** neutri.
- La **nuvola elettronica** è composta da **elettroni** carichi negativamente.

Oltre agli atomi neutri, esistono anche gli **ioni con carica**

- ❖ Un **CATIONE** è carico positivamente e ha meno elettroni rispetto alla sua forma neutra
- ❖ Un **ANIONE** è carico negativamente e ha più elettroni rispetto alla sua forma neutra

Gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento con diverso numero di **neutroni**

Due isotopi dell'elemento carbonio

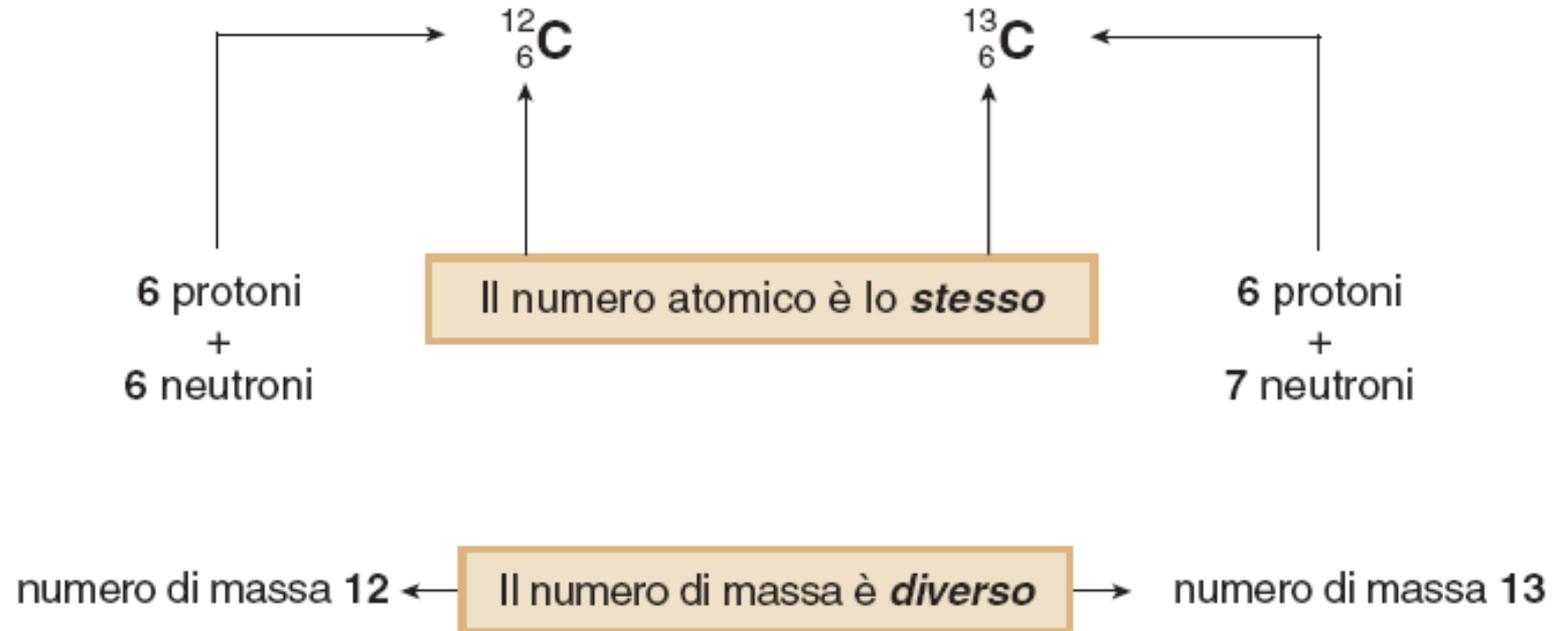


TAVOLA PERIODICA

<http://www.periodni.com/it/>

PERIODO	1	1 1.0079 H IDROGENO	2 4.0026 He ELIO
	2	3 6.941 Li LITIO	4 9.0122 Be BERILLIO
	3	11 22.990 Na SODIO	12 24.305 Mg MAGNESIO
	4	19 39.098 K POTASSIO	20 40.078 Ca CALCIO
	5	37 85.468 Rb RUBIDIO	38 87.62 Sr STRONZIO
	6	55 132.91 Cs CESIO	56 137.33 Ba BARIO
	7	87 (223) Fr FRANCIO	88 (226) Ra RADIO

GRUPPO IUPAC: 13 IIIA, 5 IIA, 10 VIII B, 9 VII B, 8 VI B, 7 V B, 6 IV B, 3 IIIB

GRUPPO CAS: 13 IIIA, 5 IIA, 10 VIII B, 9 VII B, 8 VI B, 7 V B, 6 IV B, 3 IIIB

NUMERO ATOMICO: 5, 10.811

SIMBOLO: **B**

NOME DELL' ELEMENTO: BORO

STATO DI AGGREGAZIONE A 25 °C

Ne - gas **Fe** - solido

Hg - liquido **Tc** - artificiali

13 10.811 B BORO	14 12.011 C CARBONIO	15 14.007 N AZOTO	16 15.999 O OSSIGENO	17 18.998 F FLUORO	18 20.180 Ne NEO
13 26.982 Al ALLUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FOSFORO	16 32.065 S Zolfo	17 35.453 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGO
19 39.098 K POTASSIO	20 40.078 Ca CALCIO	21 44.956 Sc SCANDIO	22 47.867 Ti TITANIO	23 50.942 V VANADIO	24 51.996 Cr CROMO
25 54.938 Mn MANGANESE	26 55.845 Fe FERRO	27 58.933 Co COBALTO	28 58.693 Ni NICHEL	29 63.546 Cu RAME	30 65.38 Zn ZINCO
31 69.723 Ga GALLIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.96 Se SELENIO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr CRIPTO
47 107.87 Ag ARGENTO	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn STAGNO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELLURIO
53 126.90 I IODIO	54 131.29 Xe XENO	72 178.49 Hf AFNIO	73 180.95 Ta TANTALIO	74 183.84 W WOLFRAMIO	75 186.21 Re RENIO
76 190.23 Os OSMIO	77 192.22 Ir IRIDIO	78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALLIO
82 207.2 Pb PIOMBO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADON	
104 (267) Rf RUTHERFORDIO	105 (268) Db DUBNIO	106 (271) Sg SEABORGIO	107 (272) Bh BOHRIO	108 (277) Hs HASSIO	109 (276) Mt MEITNERIO
110 (281) Ds DARMSTADTIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COPERNICIO	113 (...) Uut UNUNTRIO	114 (287) Fl FLEROVIO	115 (...) Uup UNUNPENTIO
116 (291) Lv LIVERMORIO	117 (...) Uus UNUNSEPTIO	118 (...) Uuo UNUNOCTIO			

Copyright © 2012 Eni Generali

LANTANIDI

57 138.91 La LANTANIO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho OLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULLIO	70 173.05 Yb ITTERBIO	71 174.97 Lu LUTEZIO
------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

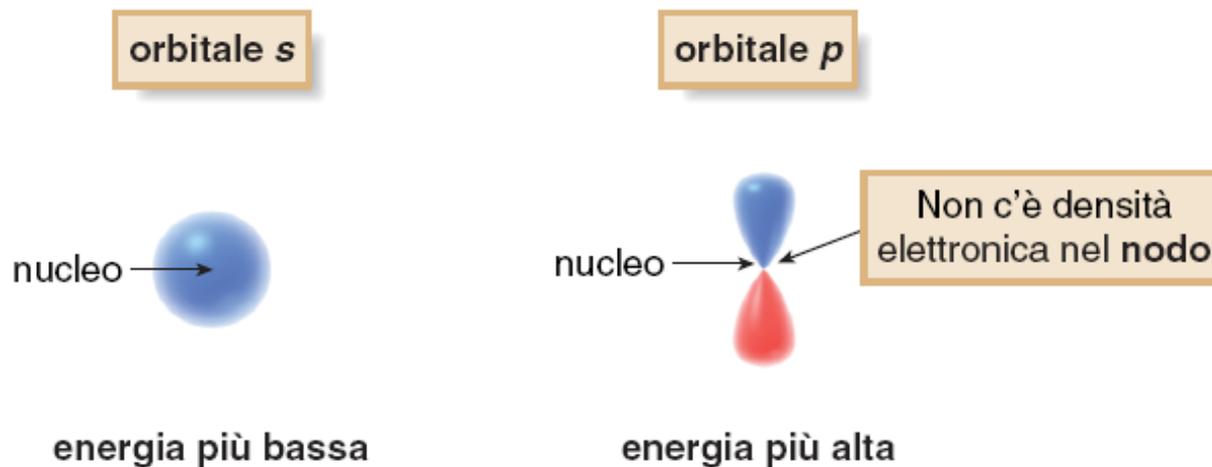
ATTINIDI

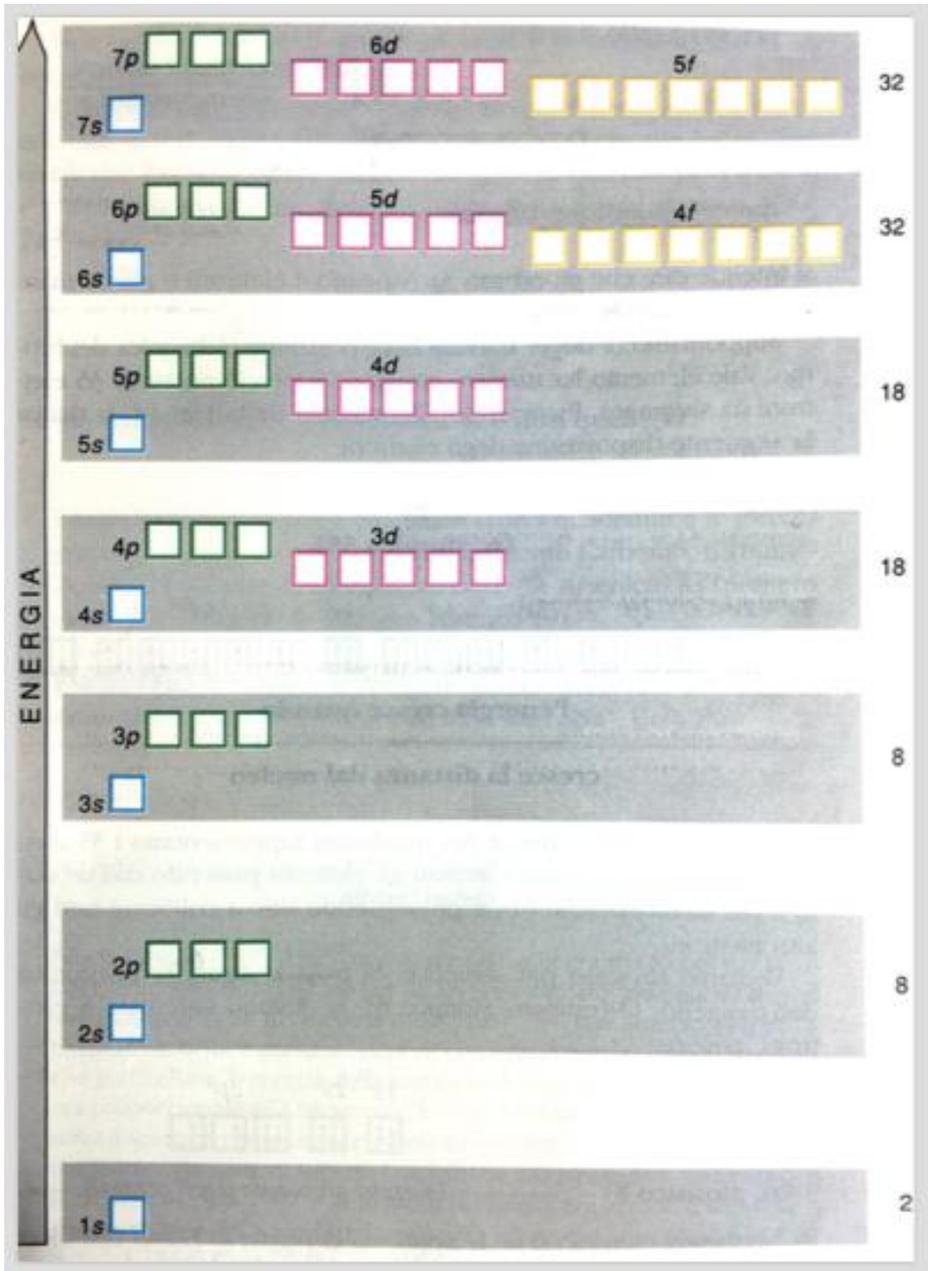
89 (227) Ac ATTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTOATTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NETTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENTIO
----------------------------------	---------------------------------	--	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)

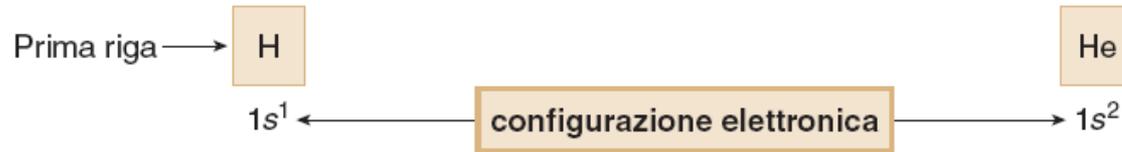
Le masse atomiche relative sono espresse con cinque cifre significative. L'elemento non ha alcuni nuclidi stabili e un valore tra parentesi, e.g. [209], indica il numero totale dell'isotopo lungo-vivo dell'elemento. Tuttavia, tre elementi (Th, Pa ed U) hanno una composizione isotopica terrestre caratteristica e così loro massa atomica data.

- Un orbitale **s** presenta una **densità elettronica sferica** e una **energia più bassa** di altri orbitali nello stesso livello.
- Un orbitale **p** presenta una **forma a due lobi** e contiene un **nodo di densità elettronica** in corrispondenza del nucleo. Presenta una **energia più alta** di un orbitale s dello stesso livello.





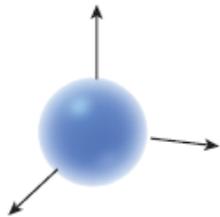
La prima riga - Dal momento che è presente un solo orbitale nel primo livello, ed ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni, ci sono due elementi nella prima riga, H ed He.



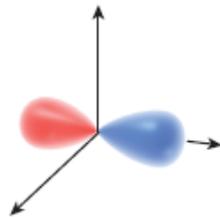
La seconda riga

Ogni elemento della seconda riga della tavola periodica presenta quattro orbitali disponibili ad accettare ulteriori elettroni: **un orbitale 2s**, e **tre orbitali 2p**.

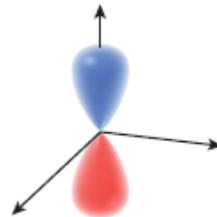
I quattro orbitali del secondo livello



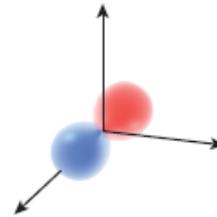
orbitale 2s



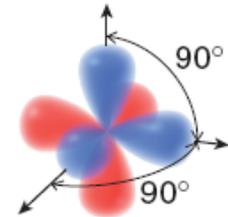
orbitale 2p_x



orbitale 2p_y



orbitale 2p_z



Tutti e tre gli orbitali 2p sullo stesso sistema di assi

- Dal momento che ognuno dei quattro orbitali disponibili può ospitare due elettroni, gli elementi della seconda riga presentano una **capacità massima di otto elettroni** nel secondo livello.

La seconda riga della tavola periodica consiste di otto elementi, ottenuti per aggiunta di elettroni agli orbitali $2s$ e $2p$.

numero del gruppo	→ 1A	2A								
					3A	4A	5A	6A	7A	8A
seconda riga	→ Li	Be			B	C	N	O	F	Ne
numero degli elettroni di valenza	→ 1	2			3	4	5	6	7	8

Gli elettroni più esterni sono chiamati **elettroni di valenza** e sono questi che determinano le proprietà chimiche di un determinato elemento.

Il numero del gruppo di un elemento della seconda riga indica il suo numero di elettroni di valenza.

numero del gruppo	→	1A	2A
seconda riga	→	Li	Be
numero degli elettroni di valenza	→	1	2

3A	4A	5A	6A	7A	8A
B	C	N	O	F	Ne
3	4	5	6	7	8

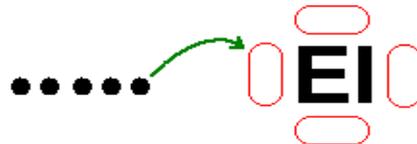
es: B (numero atomico 5; $1s^2, 2s^2, 2p^1$)
O (numero atomico 8; $1s^2, 2s^2, 2p^4$)

Configurazione elettronica fondamentale degli elementi da n. atomico 1 a 18

Primo Periodo*			Secondo Periodo			Terzo Periodo			
H	1	$1s^1$	Li	3	$[\text{He}] 2s^1$	Na	11	$[\text{Ne}] 3s^1$	s^1
He	2	$1s^2$	Be	4	$[\text{He}] 2s^2$	Mg	12	$[\text{Ne}] 3s^2$	s^2
			B	5	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	Al	13	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$s^2 p^1$
			C	6	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	Si	14	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$s^2 p^2$
			N	7	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	P	15	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$s^2 p^3$
			O	8	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	S	16	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$s^2 p^4$
			F	9	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	Cl	17	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$s^2 p^5$
			Ne	10	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	Ar	18	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$s^2 p^6$

Rappresentazione a punti di Lewis della configurazione elettronica esterna degli elementi

solo elettroni del guscio esterno!!! ● = e^-
(elettroni in orbitali *s* e *p* esterni)



1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H·							He:
Li·	Be:	·B:	·C:	·N:	·O:	·F:	·Ne:
Na·	Mg:	·Al:	·Si:	·P:	·S:	·Cl:	·Ar:

Gli elementi stabili sono quelli che possiedono una configurazione elettronica esterna costituita da 8 elettroni. Gli atomi che non possiedono tale configurazione cercano di ottenerla formando legami con altri atomi:

regola dell'ottetto

Atom	Name of element	Atomic number	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s
H	Hydrogen	1	↑					
He	Helium	2	↑↓					
Li	Lithium	3	↑↓	↑				
Be	Beryllium	4	↑↓	↑↓				
B	Boron	5	↑↓	↑↓	↑			
C	Carbon	6	↑↓	↑↓	↑	↑		
N	Nitrogen	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	
O	Oxygen	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
F	Fluorine	9	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	
Ne	Neon	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
Na	Sodium	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

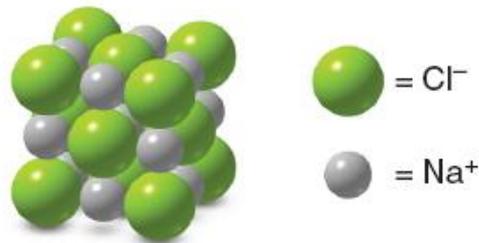
Il legame

- ❖ Il **legame** è l'unione di due atomi in un arrangiamento stabile
- ❖ Attraverso il legame, gli atomi completano il livello esterno di elettroni di valenza
- ❖ Attraverso il legame, gli atomi raggiungono la configurazione stabile dei gas nobili

Esistono due tipi di legame:

- ❖ I **legami ionici** si originano dal trasferimento di elettroni da un elemento ad un altro
- ❖ I **legami covalenti** si originano dalla condivisione di elettroni tra due nuclei

- Un **legame ionico** è generalmente presente quando elementi situati sul lato sinistro della tavola periodica si combinano con elementi situati sul lato destro con scambio di uno o due elettroni, raggiungendo la configurazione di un gas nobile con la conseguente formazione di ioni.
- Un catione carico positivamente formato da un elemento situato sul lato sinistro attrae un anione carico negativamente formato da un elemento situato sulla parte destra. *Un esempio è cloruro di sodio, NaCl.*

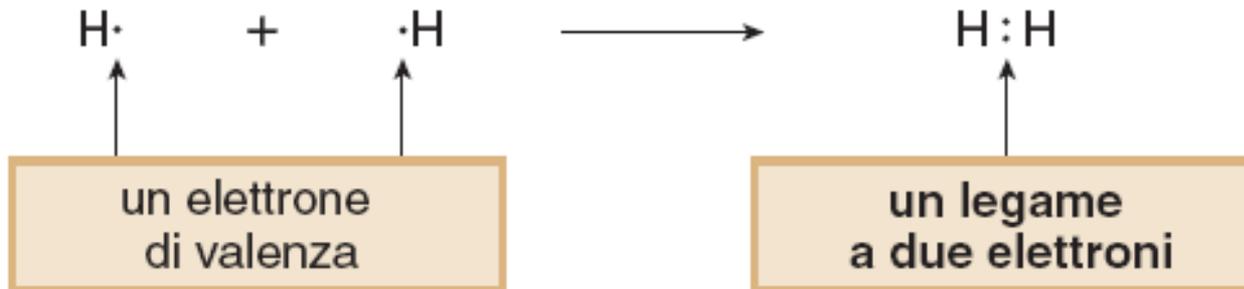


- Il **legame covalente** si verifica con elementi come il carbonio, situati nel mezzo della tavola periodica, i quali dovrebbero altrimenti perdere o acquistare più di uno o due elettroni per formare uno ione con livello di valenza completo.
- Un **legame covalente è un legame a due elettroni** e un composto con legami covalenti è chiamato **molecola**.
- Legame covalente che si forma tra due elementi dello stesso tipo si chiama OMOPOLARE. (es. H_2, Cl_2)
- Legame covalente che coinvolge atomi con diversa elettronegatività si definisce ETEROPOLARE (es. CH_4)

Quanti legami covalenti può formare un atomo?

Dipende naturalmente dalla posizione dell'atomo nella tavola periodica.

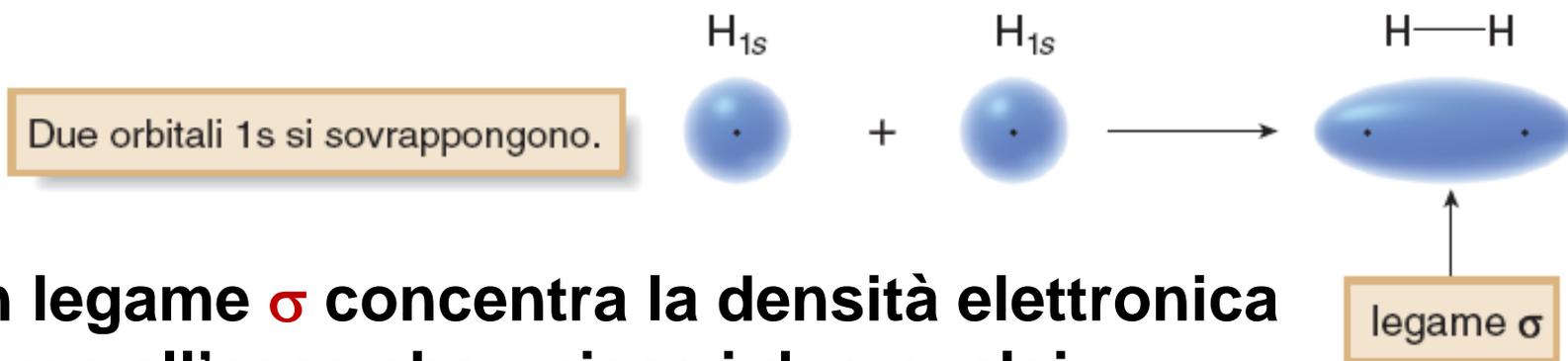
Nella prima riga, **l'idrogeno forma un legame covalente** utilizzando il suo unico elettrone. Quando due atomi di idrogeno sono uniti da un legame, ognuno presenta un livello di valenza completo con due elettroni.



Idrogeno

Quando un orbitale $1s$ di un atomo di idrogeno si sovrappone all'orbitale $1s$ di un altro atomo di idrogeno, si forma tra i due nuclei un **legame σ (sigma)** che concentra la densità elettronica tra i due nuclei.

Questo legame ha simmetria cilindrica perchè gli elettroni che formano il legame sono distribuiti simmetricamente attorno ad una linea immaginaria che congiunge i due nuclei.



- Un legame σ concentra la densità elettronica attorno all'asse che unisce i due nuclei.
- Tutti i legami singoli sono legami σ .

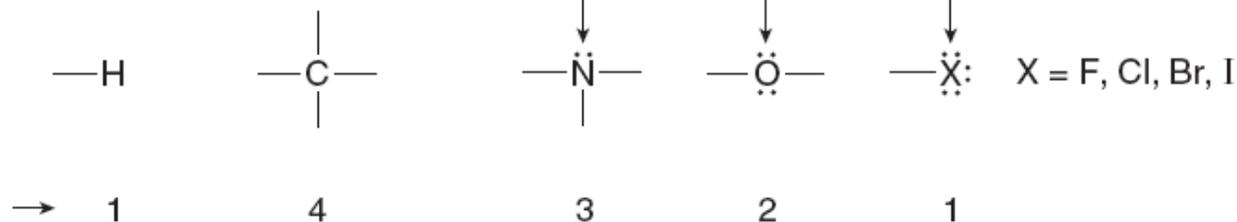
Quanti legami covalenti può formare un atomo?

Gli elementi della **seconda riga** non possono avere più di otto elettroni intorno:

numero di legami
previsti

$$= 8 - \text{numero di elettroni di valenza}$$

N. di legami più
usuali nelle
molecole neutre.



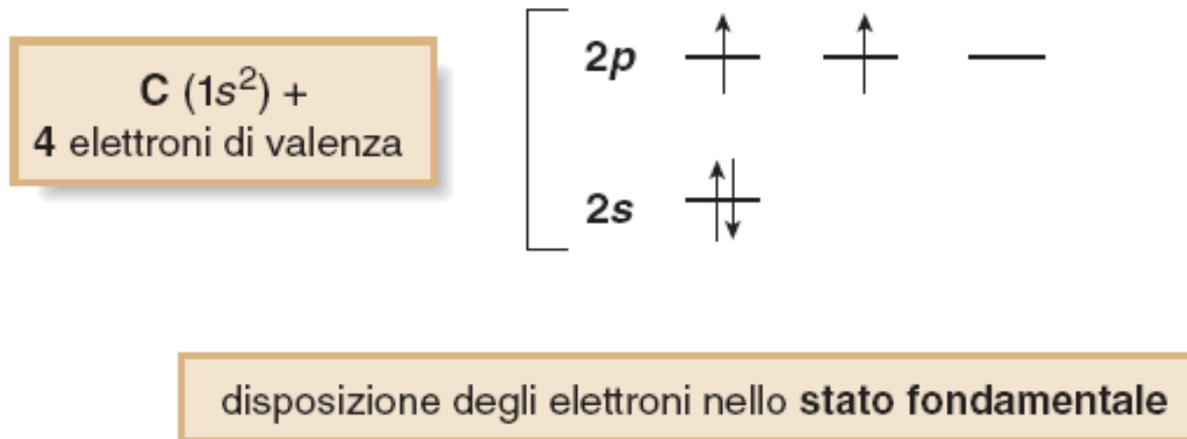
Perché il Carbonio è un atomo speciale?



Legami nel metano, CH₄

Per rendere conto dei tipi di legame osservati in molecole più complesse, dobbiamo esaminare più da vicino gli orbitali 2s e 2p degli atomi della seconda riga.

Il carbonio ha due elettroni interni più quattro elettroni di valenza. Per riempire gli orbitali atomici nella configurazione più stabile, gli elettroni sono disposti negli orbitali a più bassa energia. Per questo nel carbonio abbiamo due elettroni nell'orbitale 2s ed un elettrone ciascuno nei due orbitali 2p.

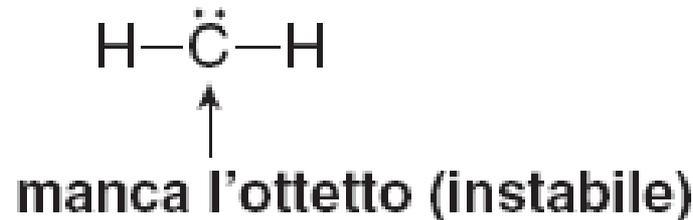


Nota: La disposizione a più bassa energia degli elettroni per un atomo prende il nome di **stato fondamentale**.

Legami nel metano CH₄

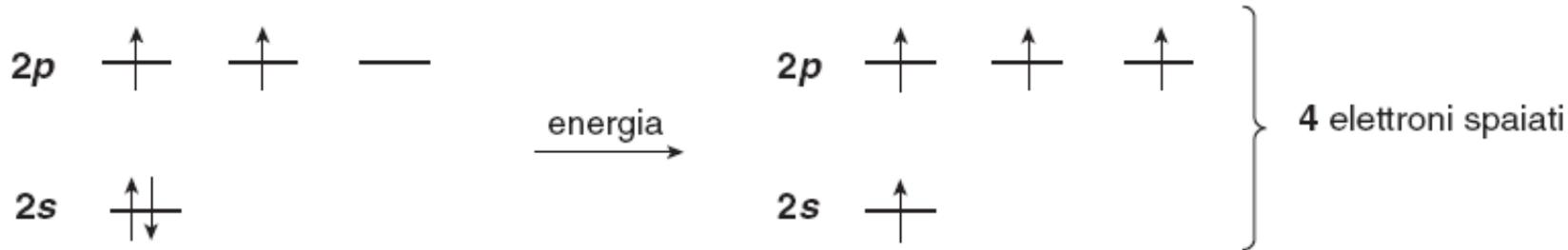
In questa descrizione, il carbonio dovrebbe formare solo due legami poichè ha solo due elettroni di valenza spaiati, e CH₂ dovrebbe essere una molecola stabile. In realtà, CH₂ è una specie altamente reattiva che non può essere isolata nelle normali condizioni di laboratorio. Nel CH₂, il carbonio non avrebbe un ottetto di elettroni.

Due legami da due elettroni spaiati



Legami nel metano CH₄

C'è una seconda possibilità. L'avanzamento di un elettrone da un orbitale 2s a un orbitale 2p libero darebbe origine a quattro elettroni spaiati per formare legami. Questo processo richiede energia perchè sposta un elettrone su un orbitale ad energia più elevata. Questa nuova disposizione di elettroni su orbitali a più alta energia è chiamata **stato eccitato**.



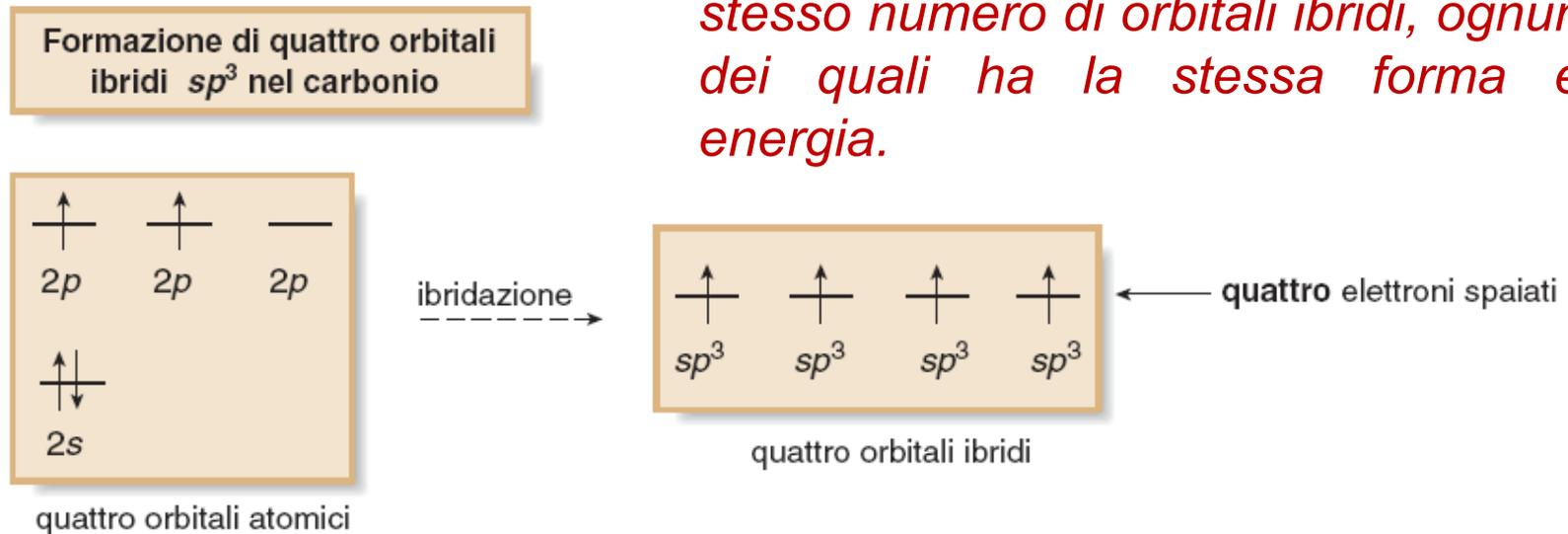
stato fondamentale per il carbonio

stato eccitato per il carbonio

Questa descrizione però non è ancora adeguata. Il carbonio formerebbe due tipi di legame: tre con orbitali 2p e uno con l'orbitale 2s. **Tuttavia prove sperimentali evidenziano che nel metano il carbonio forma quattro legami identici.**

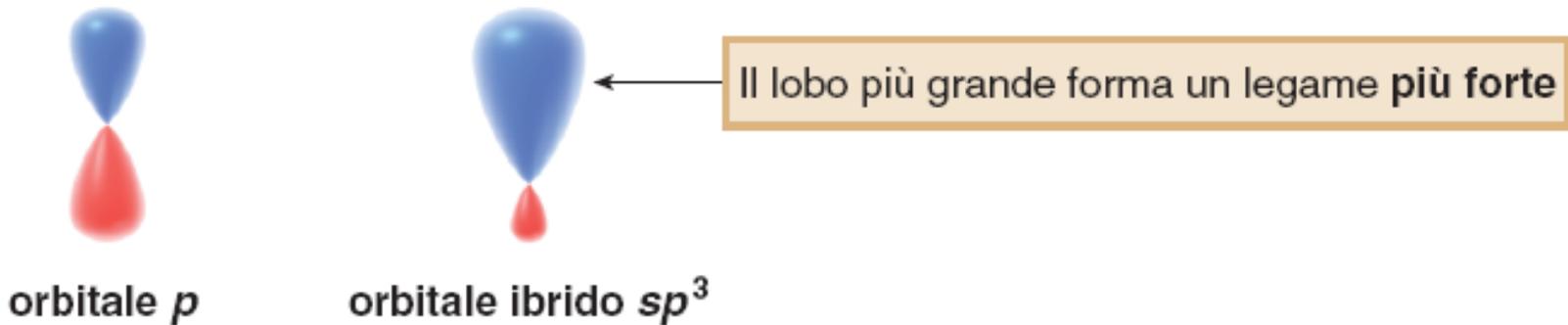
Per risolvere questa incongruenza, i chimici hanno postulato che atomi come il carbonio non usano orbitali puri s e p per formare i legami, ma un insieme di nuovi orbitali chiamati **orbitali ibridi**.

L'ibridazione è la combinazione di due o più orbitali atomici per formare lo stesso numero di orbitali ibridi, ognuno dei quali ha la stessa forma ed energia.

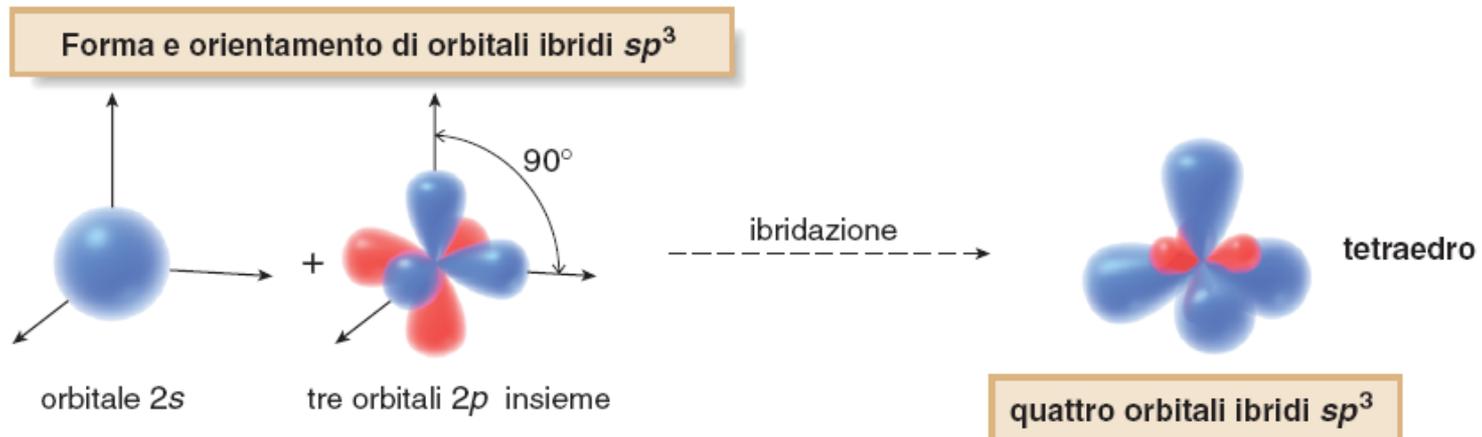


• Questi orbitali ibridi sono chiamati **ibridi sp^3** perché sono formati da **un** orbitale s e **tre** orbitali p

Combinando insieme un orbitale 2s sferico e tre orbitali a forma bilobata 2p si ottengono quattro orbitali formati da un lobo grande ed un lobo piccolo.

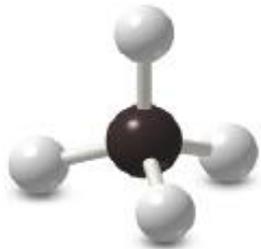


I quattro orbitali ibridi sono orientati secondo i vertici di un tetraedro, e formano quattro legami equivalenti.

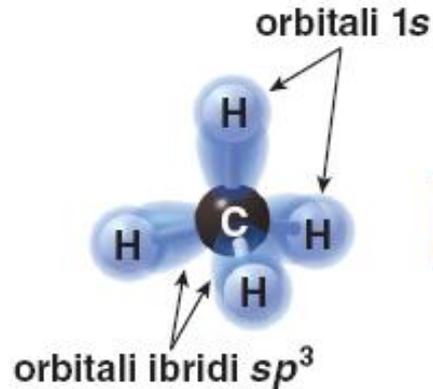


Possiamo ora spiegare i legami osservati in CH₄

- Ogni legame nel CH₄ è formato dalla sovrapposizione di un orbitale ibrido sp^3 del carbonio con un orbitale 1s di un idrogeno. Questi quattro legami puntano verso i vertici di un tetraedro.



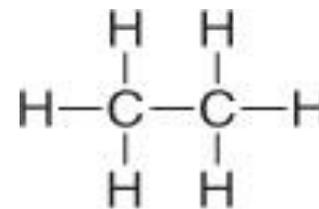
modello a sfere e bastoncini per CH₄



Tutti i quattro legami C–H sono legami σ

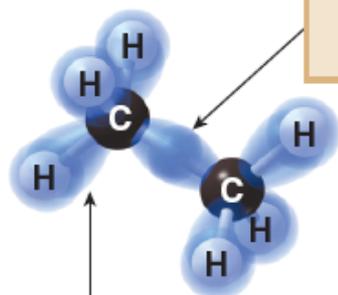
Etano – CH₃CH₃

- Ogni C è tetraedrico
- Ogni C è ibridato sp^3



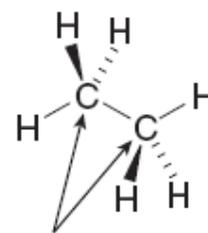
ethane

Descrizione degli orbitali



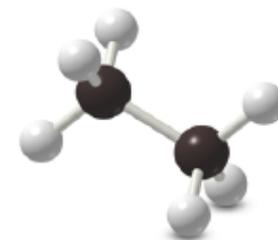
Due orbitali ibridi sp^3 si sovrappongono per formare il legame C–C

Ogni legame C–H è formato dalla sovrapposizione tra un ibrido sp^3 su C e un orbitale $1s$ su H

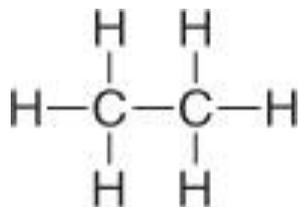


atomi di C tetraedrici

=



Attorno al legame σ C—C esiste libera rotazione.



ethane

Due diverse rappresentazioni dell'etano

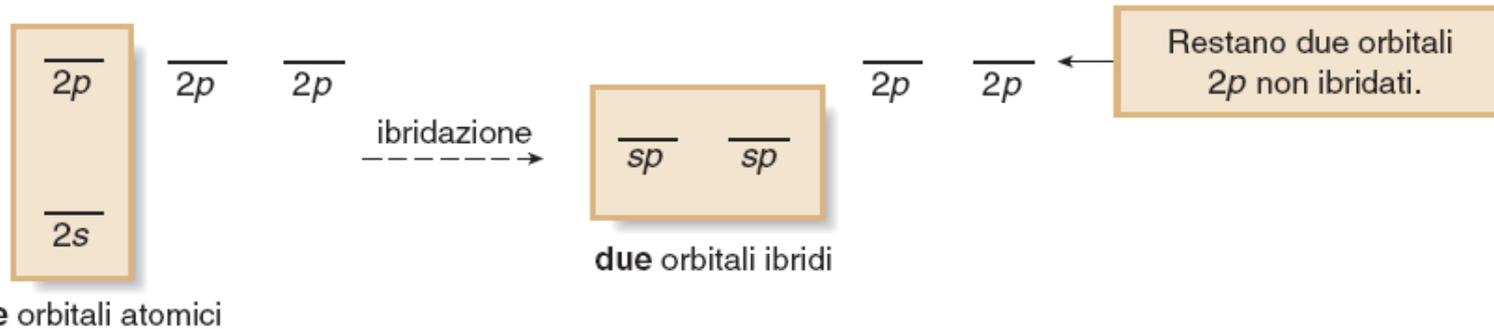


La rotazione del legame può avvenire qui

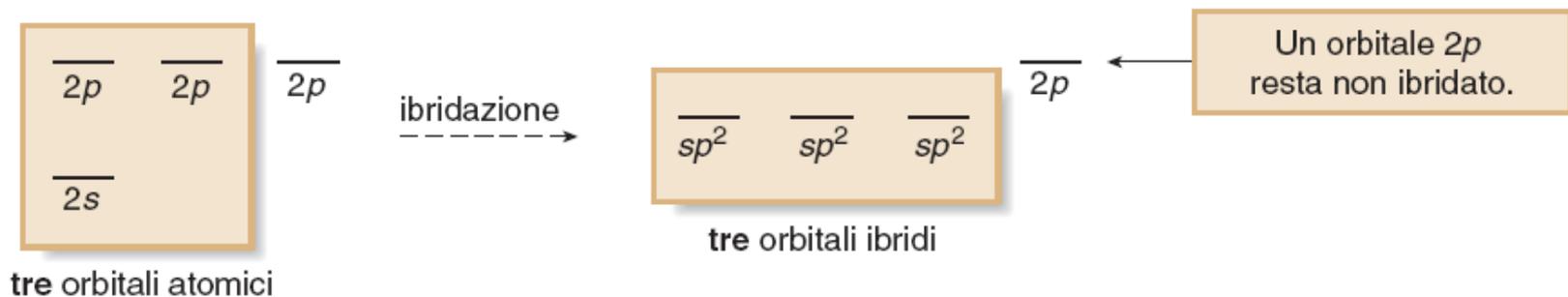
Nota dove è collocato l'atomo H colorato nelle due strutture

Altri modelli di ibridazione – Orbitali ibridi sp e sp^2

- Un orbitale $2s$ e un orbitale $2p$ formano due orbitali ibridi sp .
- Un orbitale $2s$ e due orbitali $2p$ formano tre orbitali ibridi sp^2 .



- La formazione di **due orbitali ibridi sp** usa **un orbitale $2s$** e **un orbitale $2p$** , lasciando **due orbitali $2p$ non ibridati**.

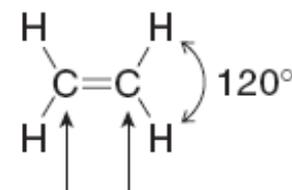


- La formazione di **tre orbitali ibridi sp^2** usa **un orbitale $2s$** e **due orbitali $2p$** , lasciando **un orbitale $2p$ non ibridato**.

Etilene – C_2H_4

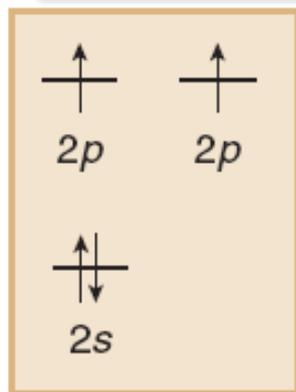
- Ogni carbonio è trigonale e planare.
- Ogni carbonio è ibridato sp^2

Etilene



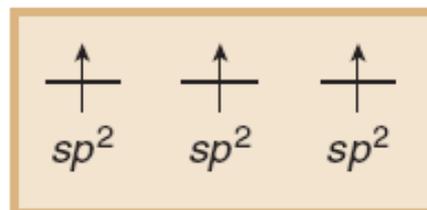
tre gruppi intorno a C

Formazione di un atomo di carbonio ibridato sp^2

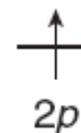


C non ibridato

ibridazione



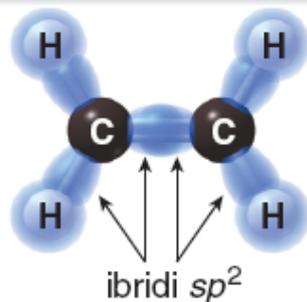
C ibridato sp^2



Questo orbitale $2p$ ha un elettrone

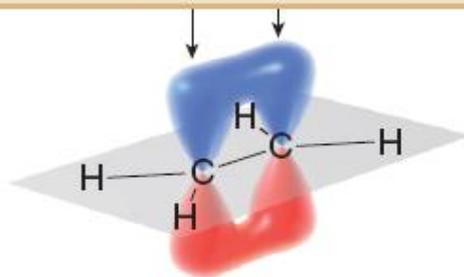
Tre orbitali ibridi sp^2 su ogni carbonio

vista dall'alto



Tutti i legami C-H e il legame C-C sono legami σ

La sovrapposizione degli orbitali 2p forma il secondo legame C-C

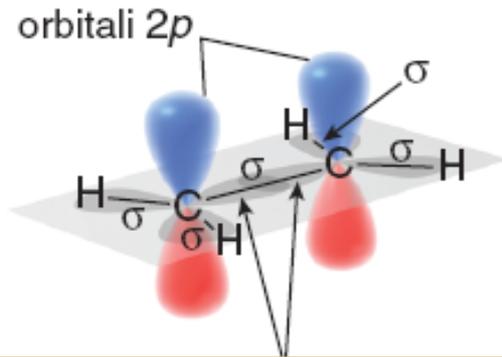


Questo secondo legame, è chiamato **legame π** . La densità elettronica non è concentrata sull'asse che collega i nuclei ed è per questo che **i legami π sono di solito più deboli e quindi si rompono più facilmente dei legami σ** .

Quindi un doppio legame C=C è formato da:

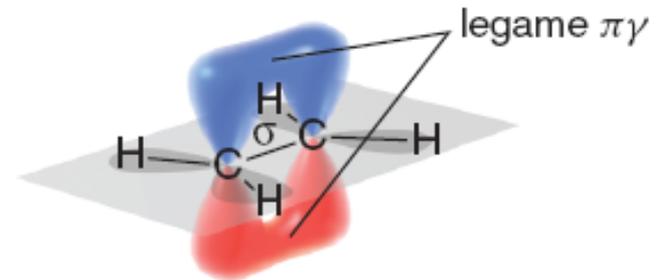
- Un legame σ , formato dalla sovrapposizione delle estremità di due orbitali ibridi sp^2
- Un legame π , formato dalla sovrapposizione laterale di due orbitali $2p$

I cinque legami σ sono indicati



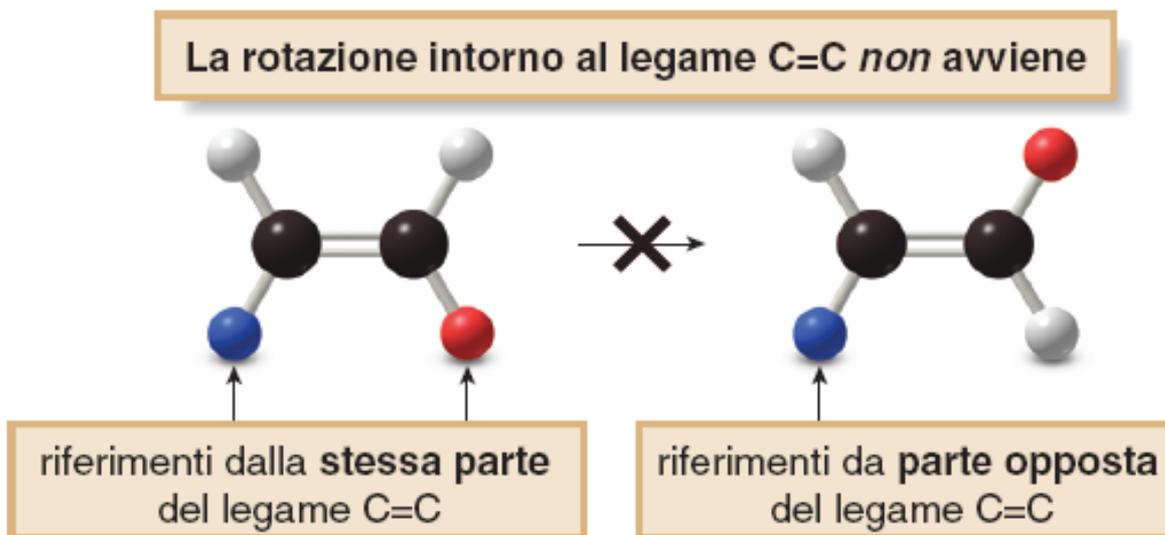
La sovrapposizione di due orbitali ibridi sp^2 forma il legame σ C-C

Il legame π si estende sopra e sotto il piano della molecola



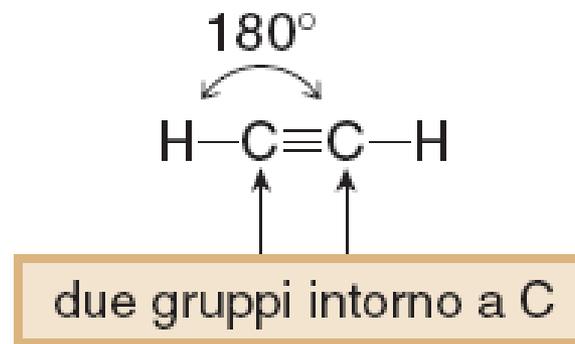
La sovrapposizione di due orbitali $2p$ forma il legame π C-C

Diversamente dal legame singolo C—C nell'etano, la rotazione attorno al doppio legame C=C nell'etilene è limitata. Può verificarsi solo se il legame π prima si rompe e poi si riforma, un processo che richiede un apporto considerevole di energia.

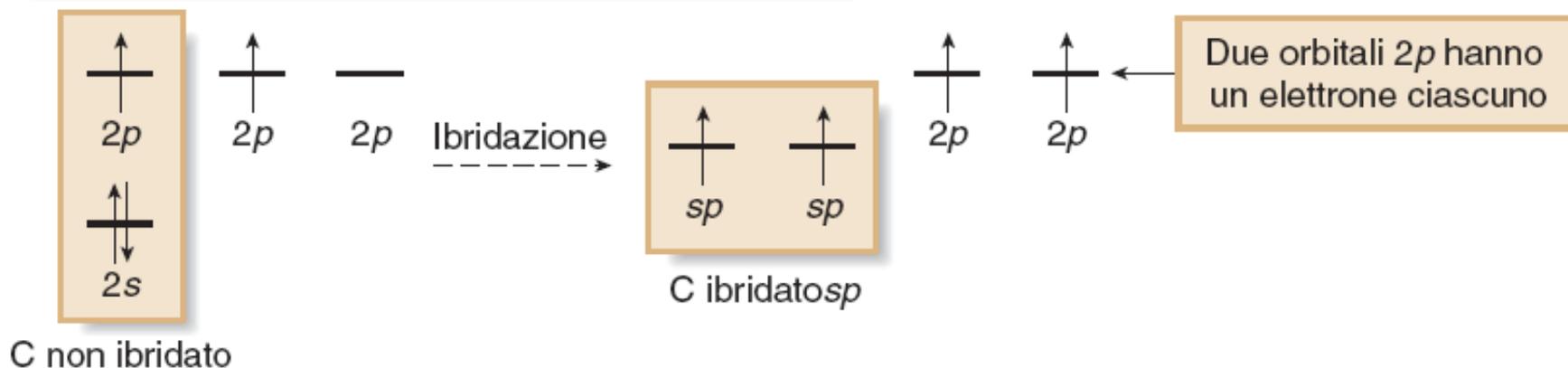


Acetilene – C₂H₂

- Ogni carbonio è lineare
- Ogni carbonio è ibridizzato *sp*



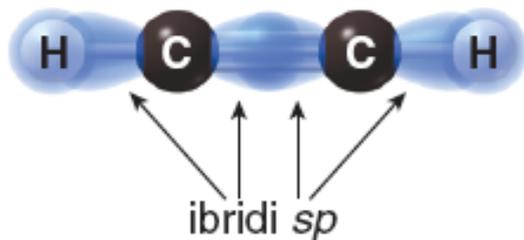
Formazione di un atomo di carbonio ibridato *sp*



Ogni legame C-H risulta dalla sovrapposizione dell'estremità di un orbitale ibrido sp sul C con l'orbitale $1s$ dell'H.

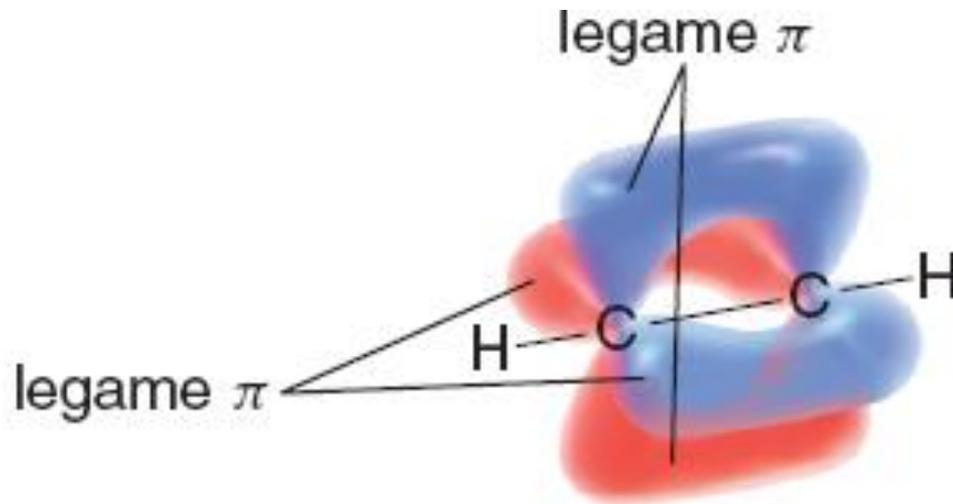
Allo stesso modo, uno dei legami C-C risulta dalla sovrapposizione delle estremità di un orbitale ibrido sp di ciascun atomo di C. Ognuno di questi legami è un **legame σ** .

Due orbitali ibridi sp su ogni carbonio



Ogni legame C-H e il legame C-C sono legami σ

Ogni atomo di carbonio ha due **orbitali 2p non ibridi** che sono perpendicolari fra loro e agli orbitali ibridi sp . La sovrapposizione laterale dei due orbitali 2p su un carbonio con due orbitali 2p sull'altro carbonio dà origine al secondo e terzo legame del triplo legame.

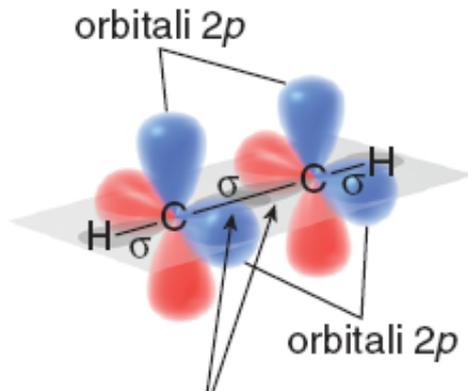


Tutti i tripli legami sono formati da un legame σ e due legami π .

Quindi un triplo legame C-C è formato da:

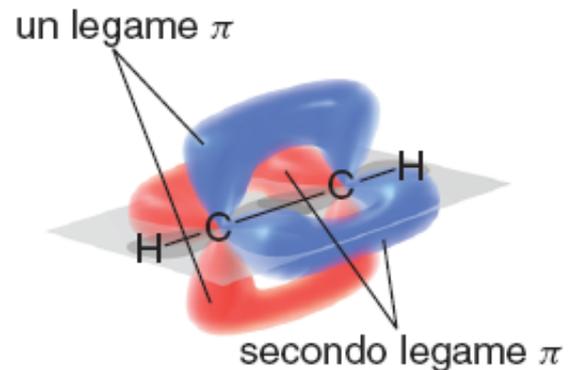
- Un legame σ , formato dalla sovrapposizione delle estremità di due orbitali ibridi sp
- Due legami π , formati dalla sovrapposizione laterale di due coppie di orbitali $2p$

I tre legami σ sono indicati



La sovrapposizione di due orbitali ibridi sp forma il legame σ C-C

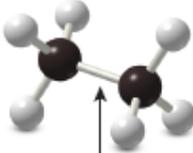
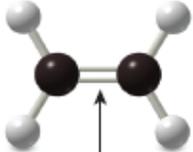
I due legami π si estendono al di fuori dell'asse della molecola lineare



La sovrapposizione di due coppie di orbitali $2p$ forma due legami π C-C

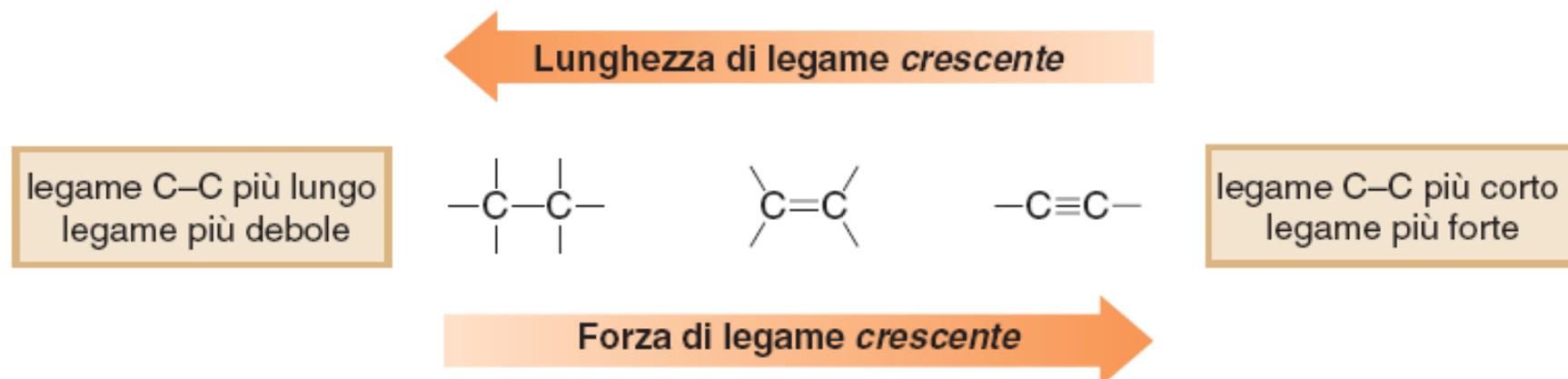
Riassumendo:

i tre possibili tipi di legame nei composti del carbonio

Numero di gruppi legati a C	Ibridazione	Angolo di legame	Esempio	Legame osservato
4	sp^3	109.5°	CH_3CH_3 etano	 un legame σ $\text{C}_{sp^3}-\text{C}_{sp^3}$
3	sp^2	120°	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ etilene	 un legame σ + un legame π $\text{C}_{sp^2}-\text{C}_{sp^2}$ $\text{C}_{2p}-\text{C}_{2p}$
2	sp	180°	$\text{HC}\equiv\text{CH}$ acetilene	 un legame σ + due legami π $\text{C}_{sp}-\text{C}_{sp}$ $\text{C}_{2p}-\text{C}_{2p}$ $\text{C}_{2p}-\text{C}_{2p}$

Lunghezza di legame e forza di legame

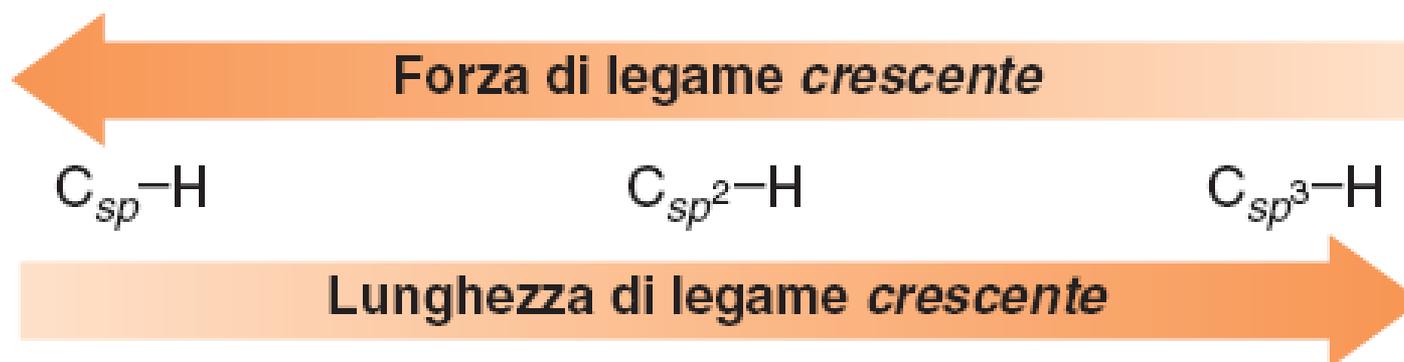
Un confronto tra legami carbonio-carbonio



- **All'aumentare del numero di elettroni tra due nuclei, i legami diventano più corti e più forti.**
- **Quindi, i legami tripli sono più corti e più forti dei legami doppi, che a loro volta sono più corti e più forti dei legami singoli.**

Un confronto tra legami carbonio-idrogeno

La lunghezza e la forza dei legami C—H varia in modo dipendente dall'ibridazione dell'atomo di carbonio.

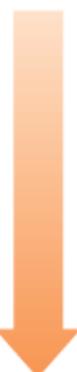


Una quantità chiamata **percentuale di carattere s** indica la frazione di un orbitale ibrido dovuta all'orbitale 2s

I legami doppi sono forti, ma la componente π è più debole della componente σ

TABELLA 1.3 Lunghezze di legame e forze di legame per etano, etilene e acetilene

Composto	Lunghezza di legame C-C (Å)	Forza di legame kcal/mol (kJ/mol)
$\text{CH}_3\text{---CH}_3$ 	1.53	88 (368)
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 	1.34	152 (635)
$\text{HC}\equiv\text{CH}$ 	1.21	200 (837)


 Lunghezza di legame crescente

 Forza di legame crescente

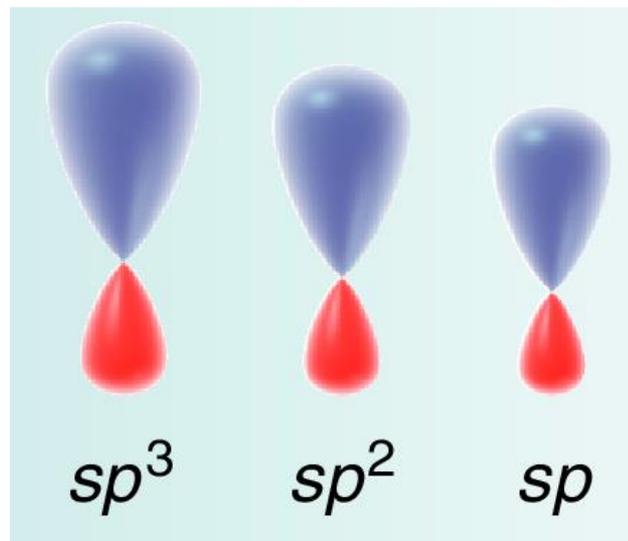
Composto	Lunghezza di legame C-H (Å)	Forza di legame kcal/mol (kJ/mol)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{---H}$ 	1.11	98 (410)
$\text{CH}_2=\text{C}\text{---H}$ 	1.10	104 (435)
$\text{HC}\equiv\text{C}\text{---H}$ 	1.09	125 (523)


 Lunghezza di legame crescente

 Forza di legame crescente

Nota:

- All'aumentare della percentuale di carattere s , un orbitale ibrido mantiene i suoi elettroni più vicini al nucleo e il legame diventa più corto e più forte.
- Sebbene orbitali ibridi sp^3 , sp^2 e sp siano simili nella forma, sono tuttavia differenti nelle dimensioni.



Rappresentazione di strutture organiche

Strutture di Lewis

Strutture di Kekulé

Strutture condensate

Strutture segmentate

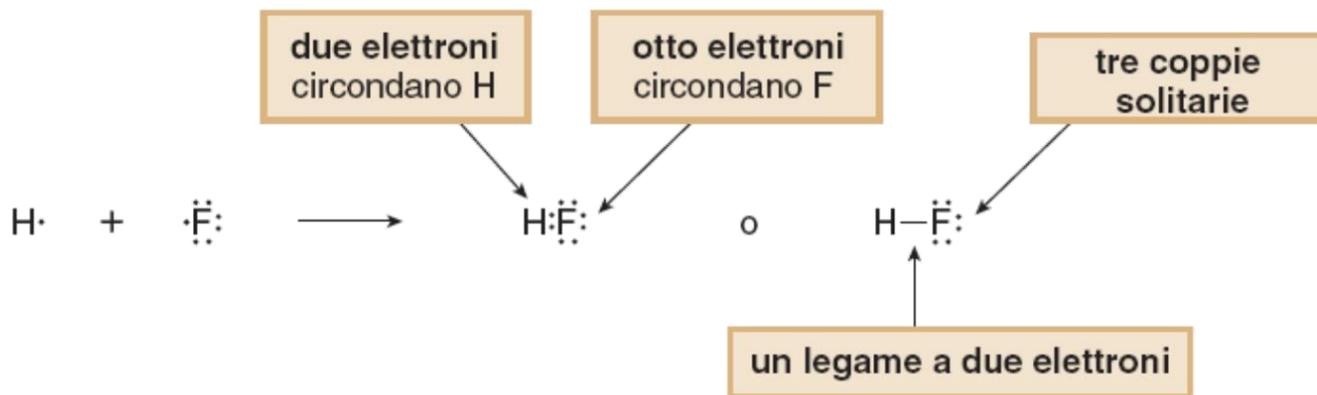
Strutture tridimensionali

Strutture di Lewis

Rappresentazioni delle molecole in cui gli elettroni sono indicati con un punto.

Tre regole generali:

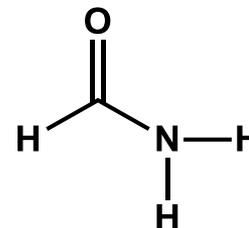
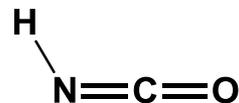
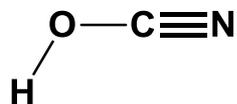
1. Disegnare solo gli elettroni di valenza.
2. Assegnare, se possibile, un otetto di elettroni ad ogni elemento della seconda riga.
3. Assegnare ad ogni idrogeno due elettroni.



In una struttura di Lewis, una *linea piena* indica un legame covalente a due elettroni.

Strutture di Kekulé

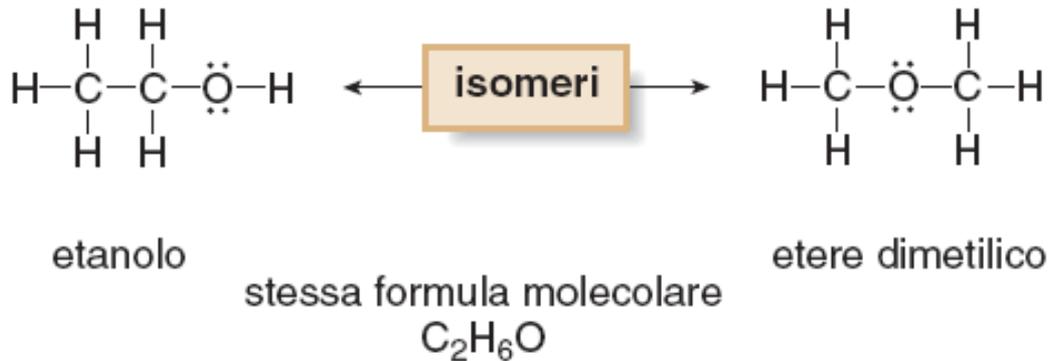
Rappresentazioni delle molecole in cui gli elettroni di legame sono indicate con linee ed i doppietti solitari sono omissi.



Isomeri

Nel disegnare una struttura di Lewis per una molecola con molti atomi, qualche volta per una data formula molecolare è possibile più di una disposizione degli atomi che la costituiscono.

Esempio:

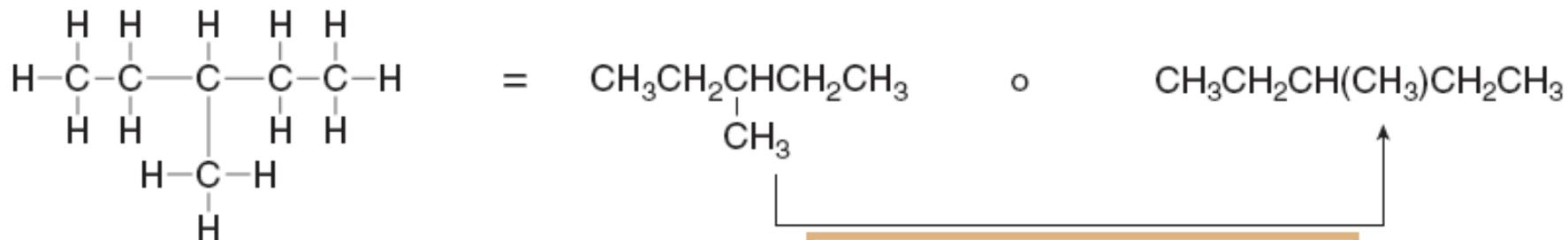


Entrambe sono strutture di Lewis valide ed entrambe le molecole esistono. Questi due composti sono chiamati isomeri.

❖ **Gli isomeri** sono molecole diverse che hanno la stessa formula molecolare

L'etanolo e l'etere dimetilico sono **isomeri costituzionali**.

Esempi di strutture condensate

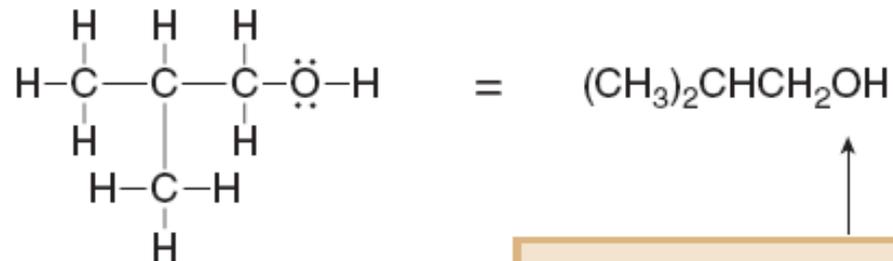


Le parentesi indicano che CH_3 è legato al carbonio della catena

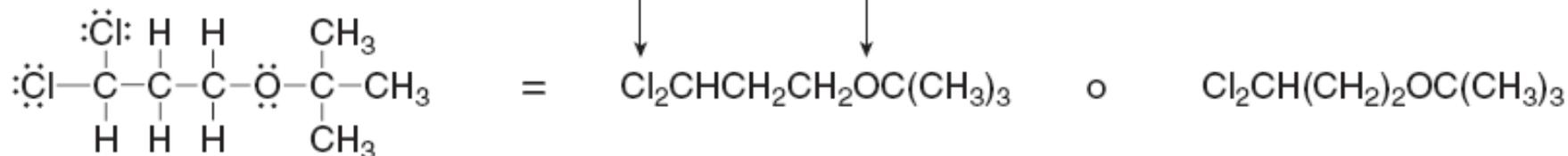


Mantieni il doppio legame

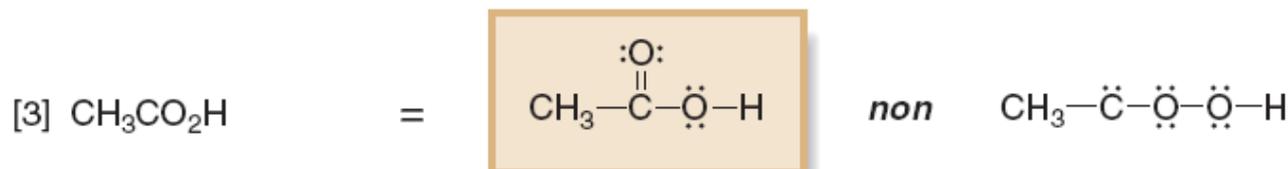
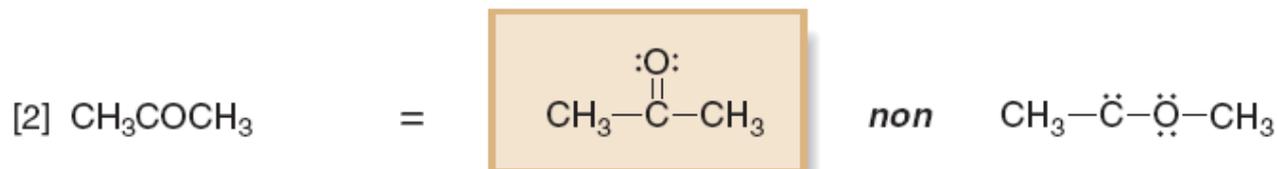
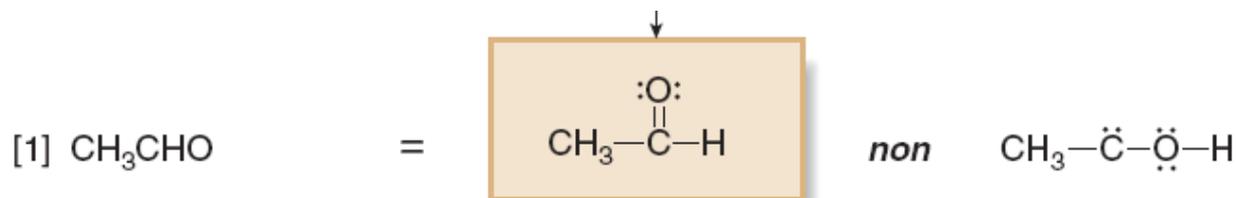
Esempi di strutture condensate



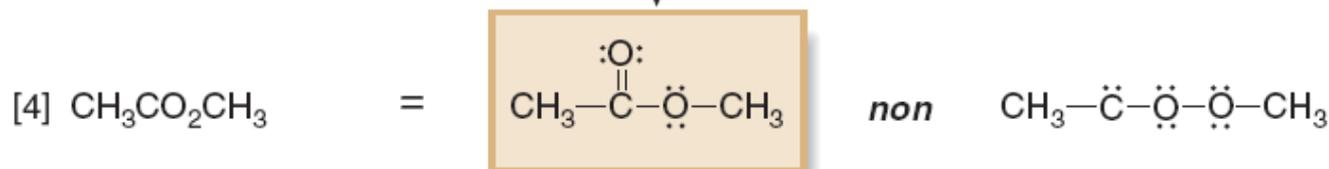
Disegna gli eteroatomi senza le coppie solitarie



Esempi di strutture condensate contenenti un doppio legame C=O

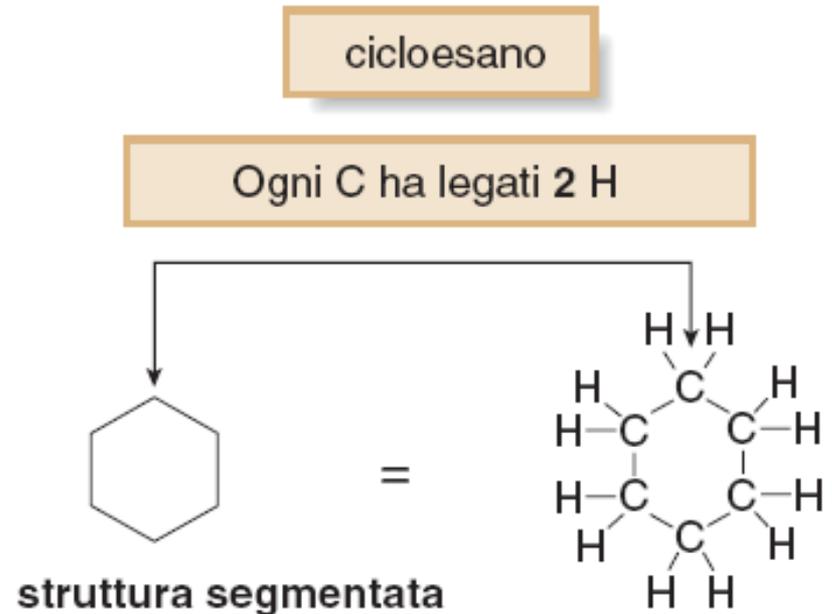
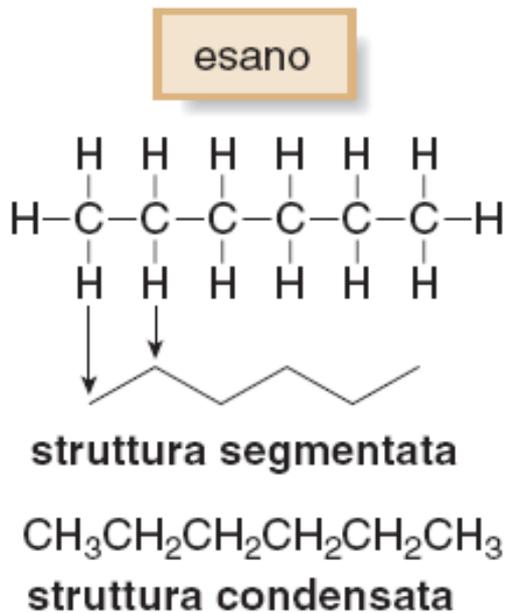


Entrambi gli atomi di O sono legati allo stesso C



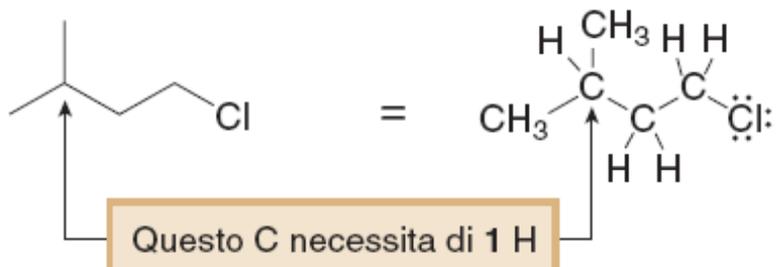
Strutture segmentate

- Assumere che ci sia un atomo di carbonio in corrispondenza di ogni giunzione di due segmenti o all'estremità di ogni segmento.
- Assumere che intorno ad ogni atomo di carbonio ci siano abbastanza idrogeni per renderlo tetravalente.
- Inserire tutti gli **eteroatomi** e gli H ad essi direttamente legati.

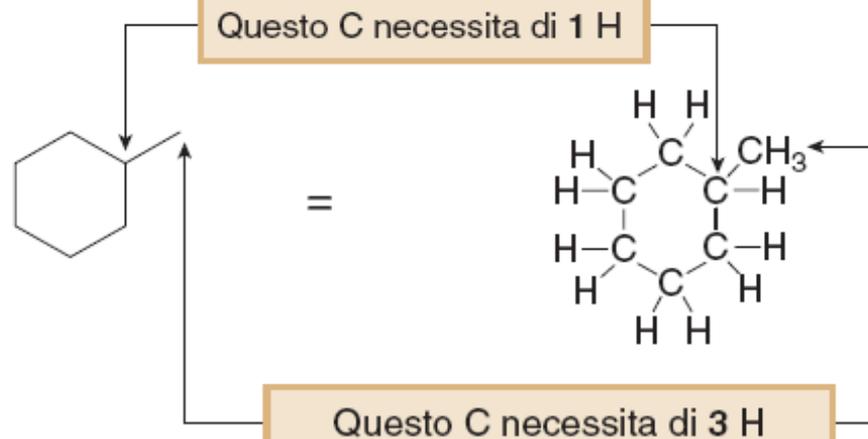


Esempi di strutture segmentate

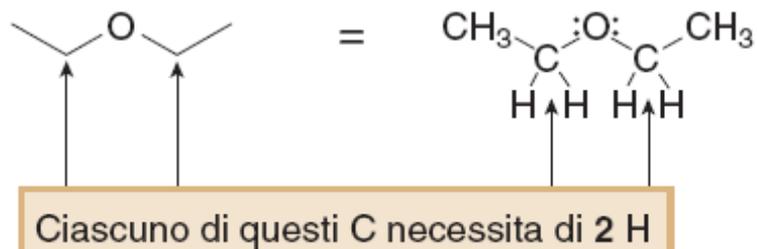
Esempio 1



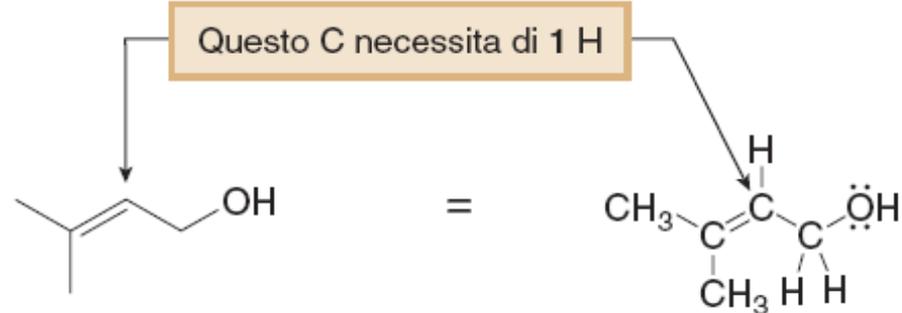
Esempio 2



Esempio 3

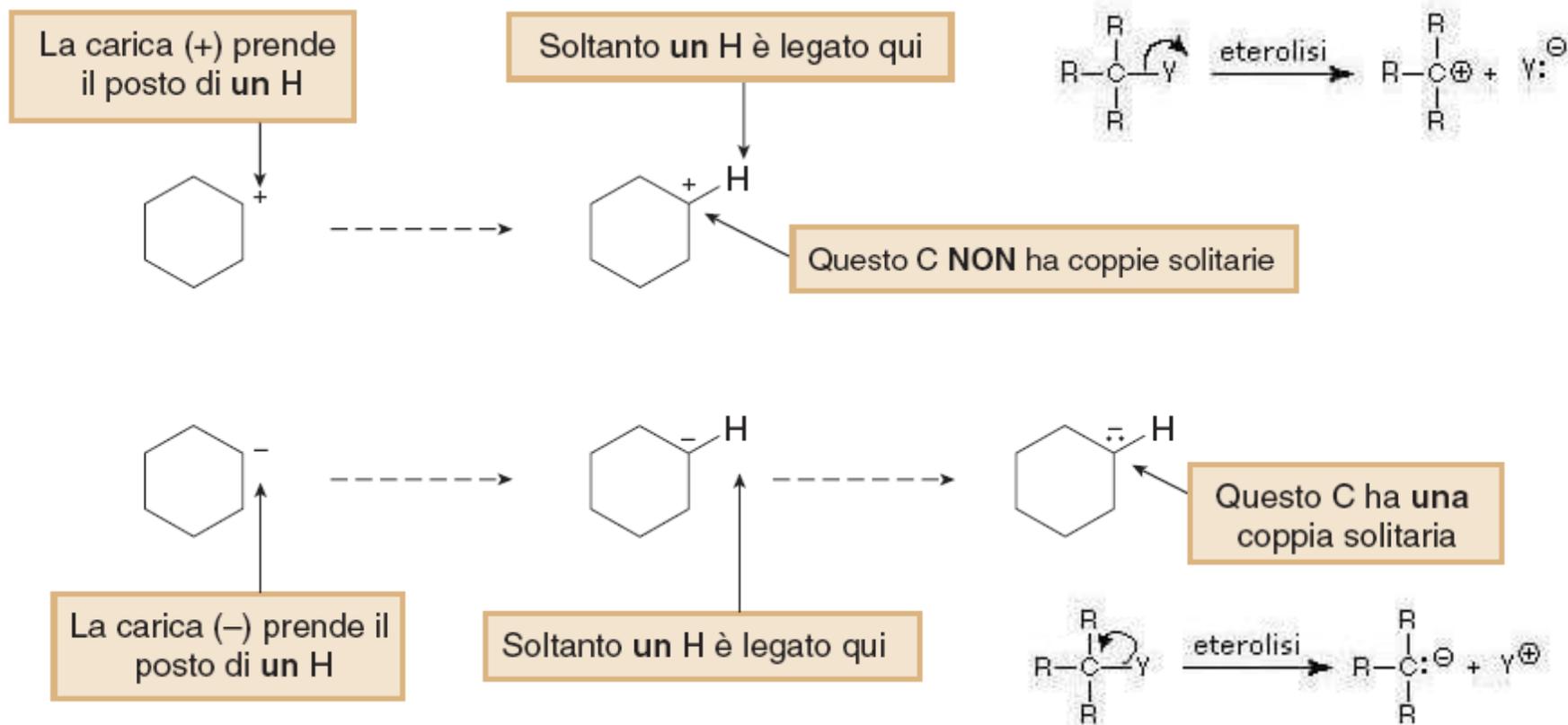


Esempio 4



Note sull'interpretazione delle strutture segmentate:

- Una carica su un atomo di carbonio prende il posto di un atomo di idrogeno.
- Atomi di carbonio con una carica negativa hanno una coppia solitaria e atomi con una carica positiva non ne hanno alcuna.



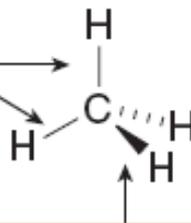
Strutture tridimensionali

Come rappresentiamo la geometria tridimensionale di un **tetraedro**?

- ❖ Il legame *nel* piano è indicato con una **linea piena**.
- ❖ Il legame *davanti* al piano è indicato con un **cuneo**.
- ❖ Il legame *dietro* al piano è indicato con una linea **tratteggiata**.

Rappresentazione sul piano del foglio di un tetraedro tridimensionale

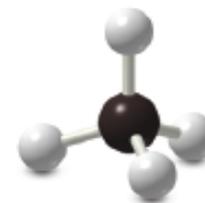
legami nel piano



legame dietro

legame di fronte

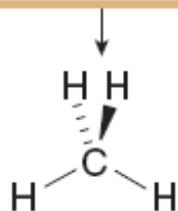
=



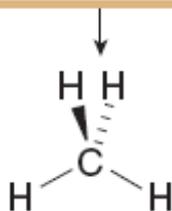
modello del CH₄ a sfere e bastoncini

Cunei e tratteggi sono usati per rappresentare gruppi che stanno in realtà *allineati uno dietro l'altro*. Nelle due rappresentazioni seguenti, non importa se il tratteggio o il cuneo siano a destra o a sinistra, in quanto i due H sono in realtà allineati.

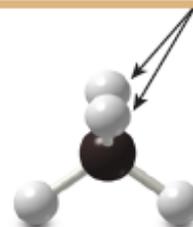
La posizione del cuneo e del tratteggio non è importante



=



=



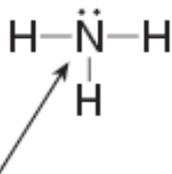
rappresentazioni equivalenti

I due atomi di idrogeno sono in realtà allineati

Le coppie elettroniche solitarie vengono considerate come “Gruppi”

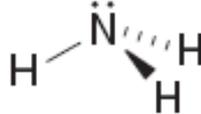
Nell'ammoniaca (NH₃), uno dei quattro gruppi legati all'N centrale è una coppia solitaria. I tre H e la coppia solitaria sono direzionati secondo i vertici di un tetraedro. L'angolo H-N-H di 107° è prossimo all'angolo di legame teorico tetraedrico di 109.5°. La geometria è **TRIGONALE PIRAMIDALE.**

Struttura di Lewis



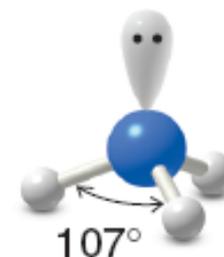
quattro gruppi intorno a N

Un vertice del tetraedro ha una coppia di elettroni, non un legame



trigonale piramidale

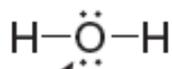
=



Nell'acqua (H_2O), due dei quattro gruppi legati all'O centrale sono coppie solitarie. I due H e le due oppie libere sono direzionati secondo i vertici di un tetraedro. L'angolo H-O-H di 105° è prossimo all'angolo di legame teorico tetraedrico di 109.5° .

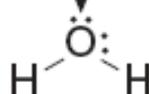
La geometria è **TRIGONALE PIEGATA**: due dei gruppi che circondano l'ossigeno sono coppie solitarie di elettroni.

Struttura di Lewis



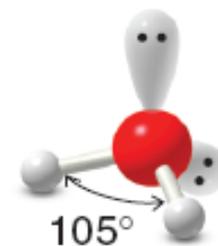
4 gruppi circondano O

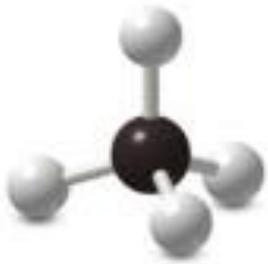
Due estremità del tetraedro incompleto sono **coppie elettroniche**, non legami



molecola ad angolo

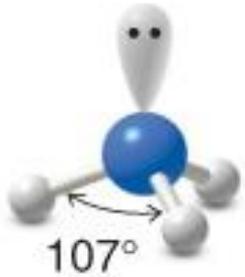
=





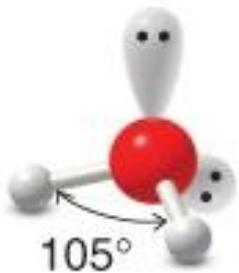
Metano (CH₄)

Tetraedro



Ammoniaca (NH₃)

TRIGONALE PIRAMIDALE



Acqua (H₂O)

TRIGONALE PIEGATA

In entrambe le molecole NH₃ e H₂O, l'angolo di legame è di poco inferiore all'angolo teorico tetraedrico a causa della repulsione delle coppie solitarie di elettroni. Gli atomi legati sono quindi compressi in uno spazio minore con un angolo di legame più piccolo.

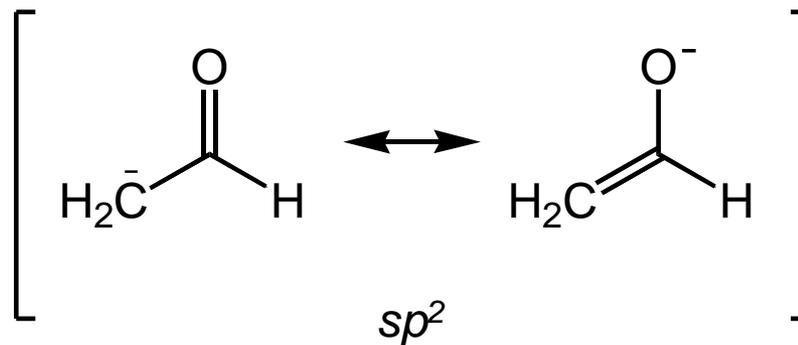
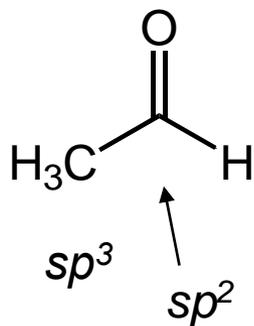
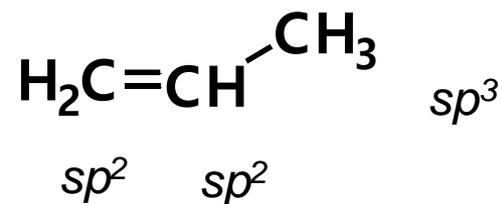
Descrivete l'ibridizzazione di ciascun atomo di carbonio



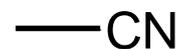
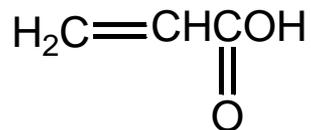
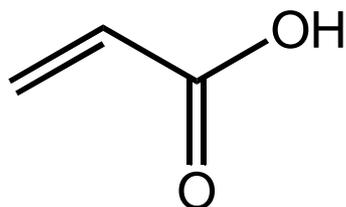
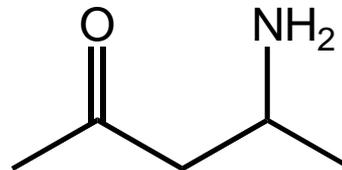
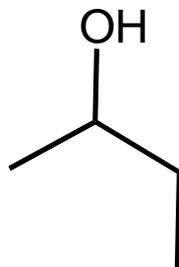
sp^3



sp^3



Convertire le strutture nella forma condensata



Convertire le strutture nella forma cuneo/tratteggio

