

Chimica Organica

Chimica dei composti del C e di pochi altri elementi (H, O, N, ... P, S, ... Cl, Br, I)

- Sono stati scoperti (identificati da fonti naturali) o sintetizzati poco più di qualche milione di composti organici ($>10^6$)

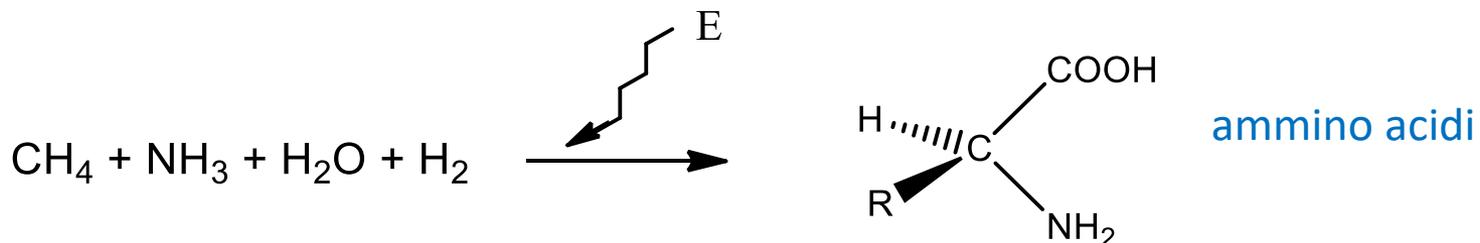
I **composti organici** sono ubiquitari intorno a noi e costituiscono i cibi, gli odori, farmaci, cosmetici, plastiche, fibre, resine, colori, vernici, colle....

Sono le molecole alla base della vita e che **sostengono gli organismi viventi**

Le **prime molecole organiche** si formarono sulla terra più di 3 miliardi di anni fa e si reputano siano state gli ammino acidi, i precursori della vita.

1923 Teoria di Oparin

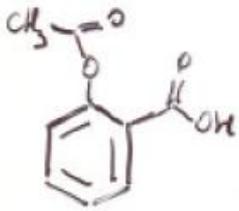
1950 Dimostrazione di Miller



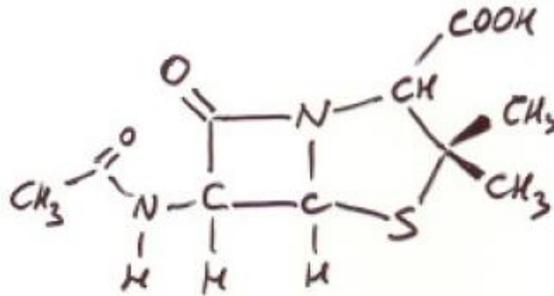
- Per milioni di anni si sono formati una enorme varietà di composti organici che si sono
 - Organizzati in aggregati molecolari complessi
 - Evoluti a forme di vita primordiali e poi sempre più raffinate.

Esempi di alcuni importanti composti organici della vita di tutti i giorni

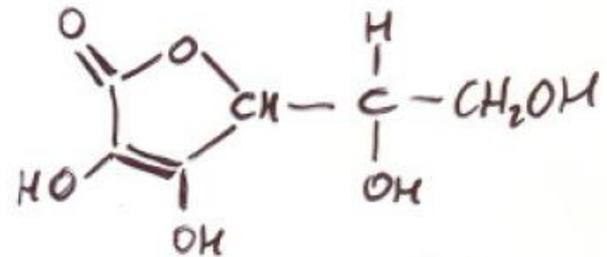
Farmaci



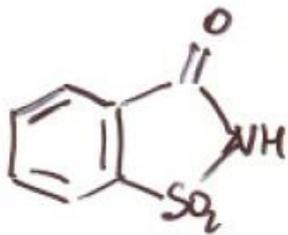
aspirine



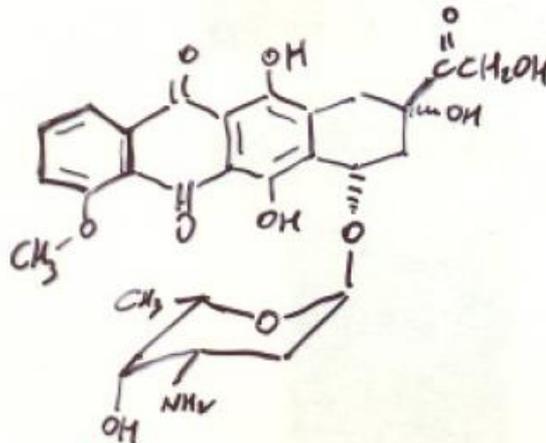
penicillina



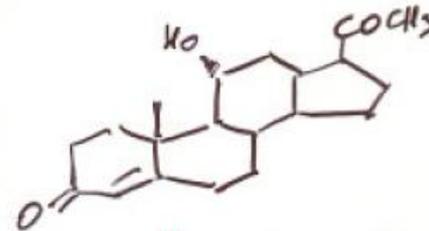
acido ascorbico (Vitamina C)



seccarina



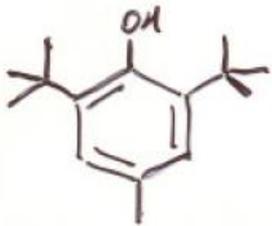
adriamicina



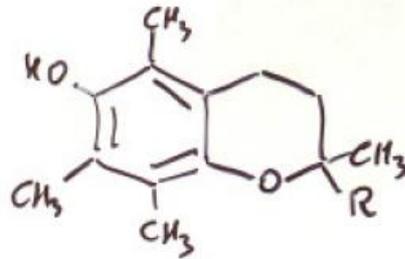
11- α -idrossiprogesterone

↓
corticoidi, contraccettivi...

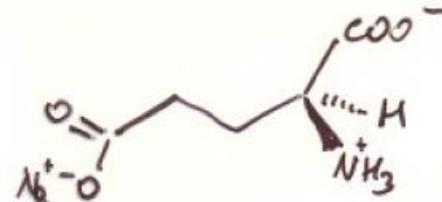
Industria Alimentare



BHT

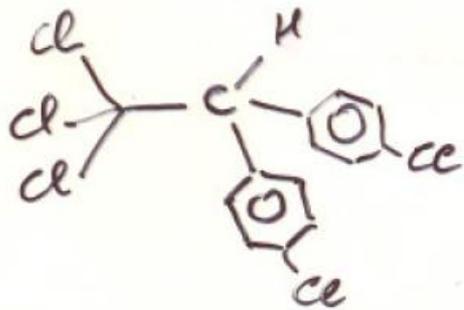


vitamine E



glutammato di Na

Pesticidi



DDT

Perché il Carbonio come elemento centrale della vita?

**Gli elementi più comuni nei composti organici sono C, H, O, N.
Costituiscono il 98% dei tessuti viventi**

Come mai?

Eppure i più abbondanti sulla crosta terrestre sono O, Si, e i metalli

- **Ad eccezione dell' O, quindi, gli elementi che costituiscono gli organismi viventi sono piuttosto rari (< 1%) sulla crosta terrestre.**
- **Il motivo è da attribuire alla particolare **configurazione elettronica** del C, che gli consente di formare fino a 4 legami, originando una **sorprendente diversità** di strutture, forme e dimensioni**

C: $1s^2; 2s^2, 2p^2$ 4 e⁻ di valenza, per completare l'ottetto può mettere in comune questi 4 e⁻ con 4 atomi per dare fino a 4 legami covalenti

✓ Peculiarità del C

E' l'unico elemento che può condividere coppie di e⁻ con altri atomi uguali per dare legami Elemento-Elemento covalenti

Ciò permette al C di formare un n. infinito di strutture con legami C-C lineari, ramificati, ciclici, a gabbia....

Unica alternativa sarebbe il Si, ma questo, in atmosfera ricca di O₂ si ossida facilmente a silice SiO₂ e non può dare sostanze adatte a sostenere la vita in atmosfera ossidante.

Questa enorme versatilità dell'atomo di C consente quindi di originare una enorme varietà di molecole con forme, dimensioni e funzioni molto diverse tra loro

Per esempio, **le proteine**

sono costituite da solo **20 amino acidi** fondamentali che combinandosi tra loro in numero, rapporti e ordine diverso originano fino a

10¹² differenti proteine (con MW compreso tra 1.000 e 1.000.000 Da)

Escherichia coli contiene ca. 3.000 proteine differenti da qualsiasi altro organismo vivente

Uomo contiene 5.000.000 di proteine!

1.200.000 diverse specie viventi sono caratterizzate da almeno 10¹² diverse proteine

✓ Struttura elettronica degli atomi

Nucleo $10^{-14} \div 10^{-15}$ metri

Nuvola elettronica 10^{-10} metri

Livelli principali di energia o gusci

(ognuno contenente $2n^2$ elettroni con $n =$ numero del guscio)

Sottogusci

s, p, d, f

Dove gli elettroni sono raggruppati in orbitali, ovvero in regioni di spazio contenenti $2 e^-$. Gli orbitali si rappresentano come una superficie che delimita lo spazio che presenta il 95% di probabilità di contenere l' e^- associato a quell'orbitale.

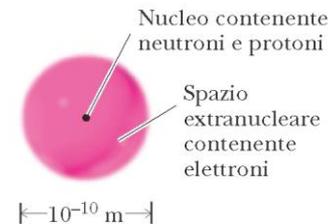


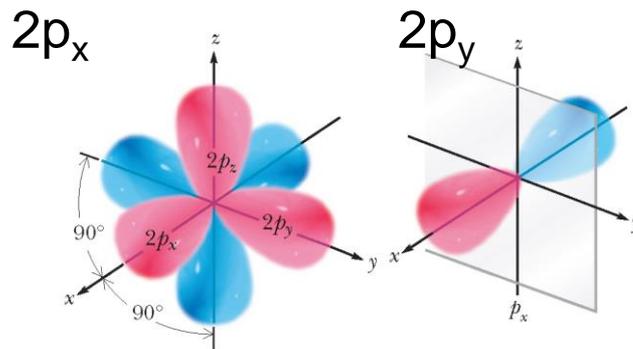
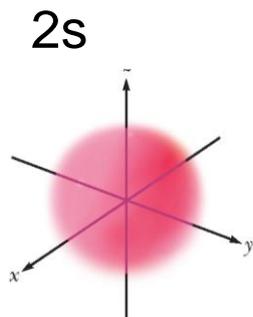
FIGURA 1.1 Rappresentazione schematica di un atomo. La maggior parte della massa di un atomo è contenuta nel suo nucleo piccolo e denso.

Orbitale s a forma sferica

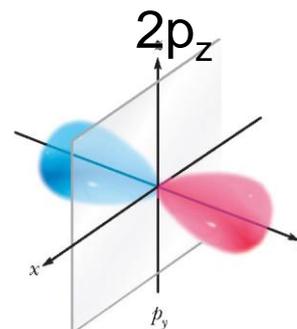
Orbitale p

due lobi su uno degli assi di un sistema cartesiano ortogonale

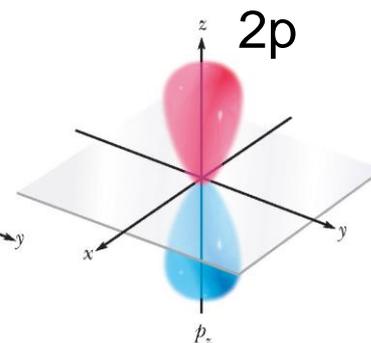
I 4 ORBITALI DEL SECONDO GUSCIO



Piano nodale = yz



Piano nodale = xz

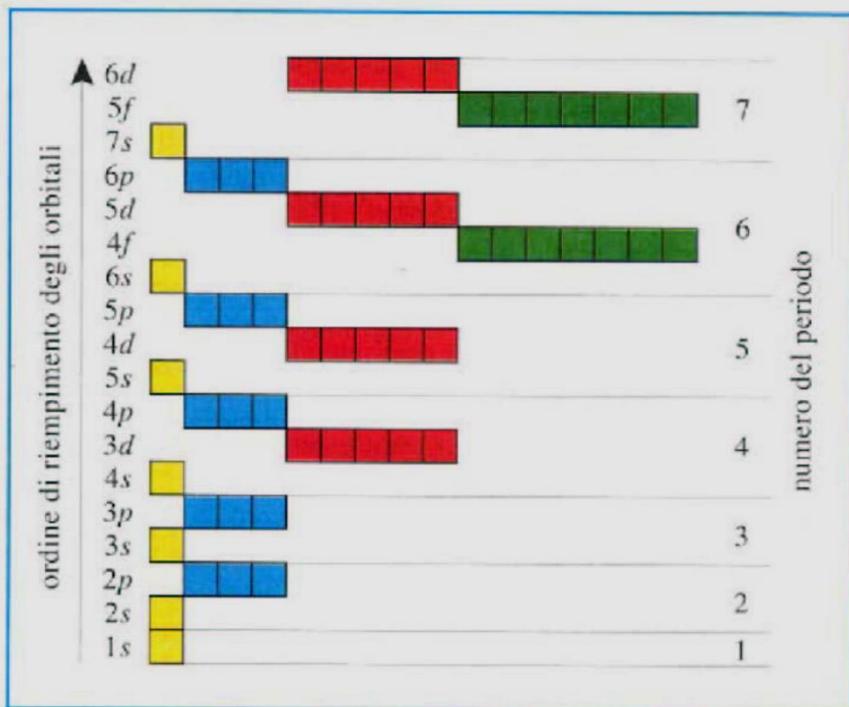


Piano nodale = xy

(b) Orbitali 2p rappresentati graficamente

Configurazione elettronica fondamentale: come gli e⁻ si distribuiscono negli orbitali

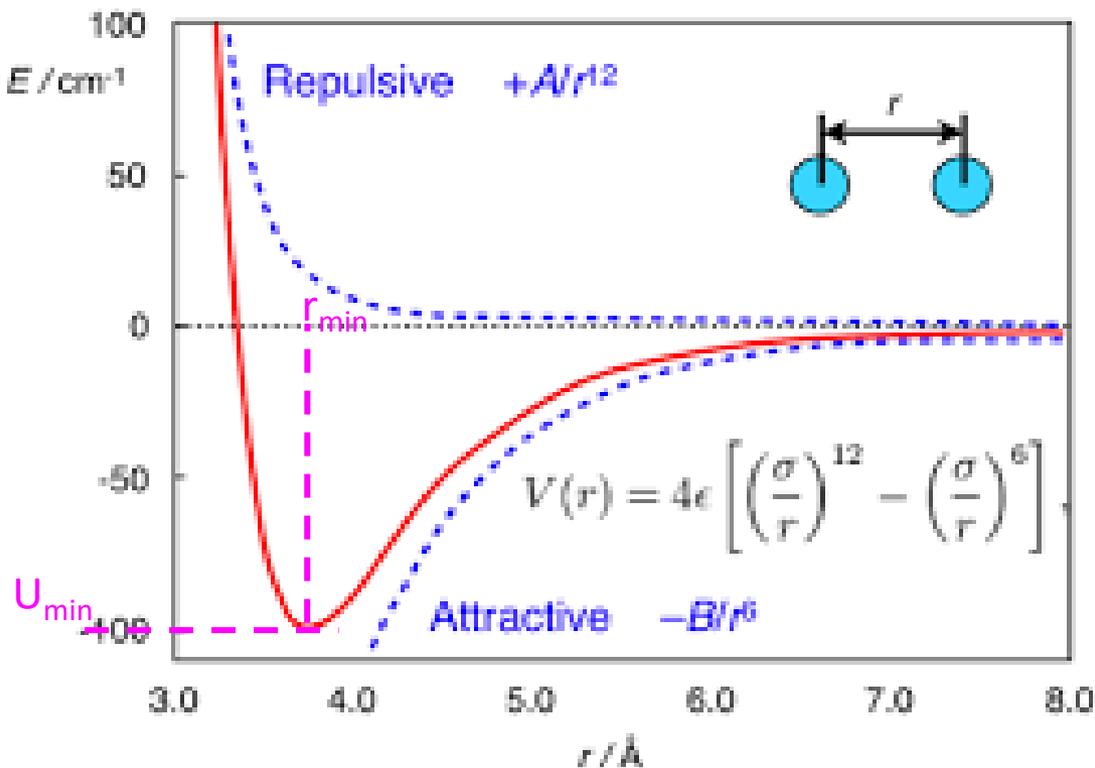
Elemento	n. atomico	Orbitali
H	1	1s
C	6	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹
N	7	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹
O	8	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹
F	9	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹
P	15	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ¹ 3p _y ¹ 3p _z ¹
S	16	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ² 3p _y ¹ 3p _z ¹
Cl	17	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ² 3p _y ² 3p _z ¹



1. **Regola Aufbau:** orbitali si riempiono in ordine E_n crescente
2. **Principio esclusione Pauli:** solo 2 e⁻ per orbitale e sempre con spin opposto (appaiato)
3. **Regola di Hund:** se ci sono più e⁻, prima si dispone 1 e⁻ per ogni orbitale degenerare (stessa E_n) poi quando si pone un e⁻ in un orbitale che già ne contiene uno, questo avrà spin opposto

Cenni sul legame chimico

Quando due atomi si avvicinano tendono ad interagire tra loro. L'Energia (E) del sistema è funzione della distanza interatomica (r) e può essere descritta dalla funzione empirica del potenziale di Lennard-Jones.



Le forze di van der Waals operano in un *range* tra qualche Å e un centinaio di Å, mentre le forze repulsive operano a distanze minori di qualche Å.

L'energia di legame è l'energia necessaria per rompere il legame A-B in modo **omolitico** (rottura in parti).



La **rottura eterolitica** dello stesso legame richiede molta più energia (generando ioni di carica opposta)



ORDINI DI GRANDEZZA: L'energia di un legame semplice varia da circa 50 a circa 100 Kcal/mole

Es.:

H-H	104 kcal/mol (435 kJ/mol)
H-Cl	103 kcal/mol (430 kJ/mol)
H-I	71 kcal/mol (296 kJ/mol)
C-C	~ 80 kcal/mol (335 kJ/mol)
C-H	~ 100 kcal/mol (418 kJ/mol)
C-O	~ 85 kcal/mol (355 kJ/mol)
O-O	40/50 kcal/mol (1805 kJ/mol)

I legami multipli sono ancora più forti es.:

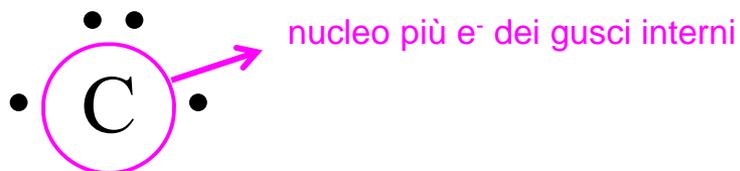
C=C	~ 145 kcal/mole (600 kJ/mol)
C=O	~ 170 kcal/mole (710 kJ/mol)

1 cal = 4.18 joule

✓ Strutture di Lewis

Attenzione sul guscio esterno, il **guscio di valenza**, che contiene gli e⁻ di valenza

La struttura di Lewis mostra quindi solo gli e⁻ del guscio esterno degli atomi nelle molecole



Attenzione!

C, N, O, F elementi del 2° periodo, orbitali 2s e 2p e possono ospitare **max 8 e⁻** di valenza

Si, P, S, Cl elementi del 3° periodo, orbitali 3s, 3p, 3d **anche 10-12 e⁻** nel guscio di valenza

✓ Modello di legame di Lewis

L'inerzia chimica dei gas nobili indica elevata stabilità della configurazione elettronica di atomi col guscio esterno completo (8 e⁻ per elementi del 2 periodo).

Regola dell'ottetto: gli atomi tendono a combinarsi tra loro (reagire) in modo da raggiungere un guscio esterno con 8 e⁻ di valenza (la configurazione elettronica del gas nobile più vicino)

Legami chimici

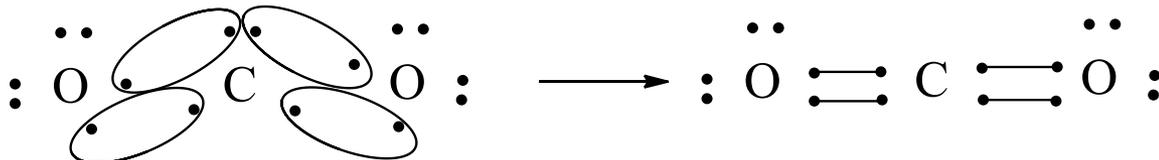
legame ionico

cessione o acquisto di e⁻



legame covalente

condivisione di e⁻

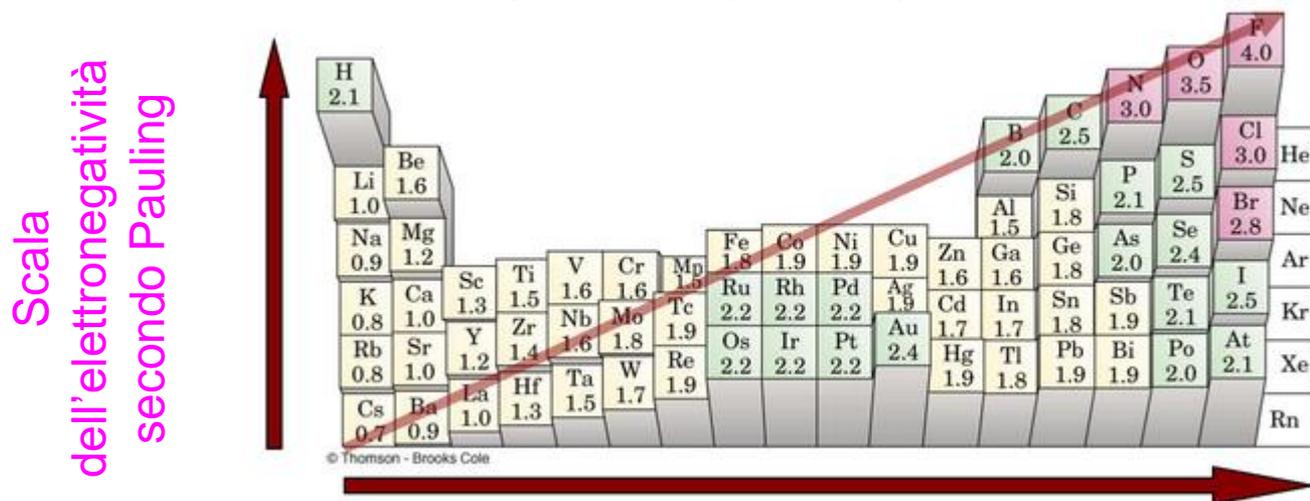


✓ ELETTRONEGATIVITA'

Per valutare il grado di carattere ionico o covalente in un legame si deve confrontare l'elettronegatività degli atomi coinvolti

L'elettronegatività è la misura della forza di attrazione di un atomo per gli e⁻ che condivide in un legame chimico con un altro atomo

La struttura di Lewis mostra quindi solo gli e⁻ del guscio esterno degli atomi nelle molecole



Legami ionici si ha un trasferimento di e⁻ da atomi meno elettronegativi ad atomi più elettronegativi. Un legame viene considerato **ionico** se Δ elettronegatività ≥ 1.9

Legami covalenti condivisione di e⁻, quando Δ elettronegatività < 1.9

Δ elettronegatività

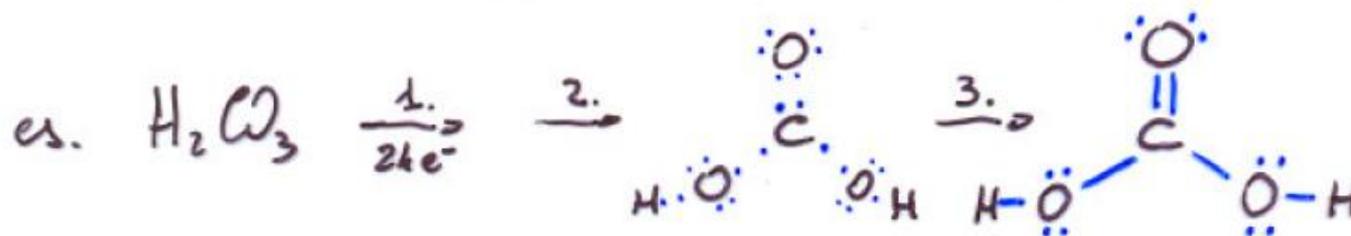
< 0.5 covalente NON polare C-H $\Delta = 0.4$

$0.5 \div 1.9$ covalente polare H-Cl $\Delta = 0.9$

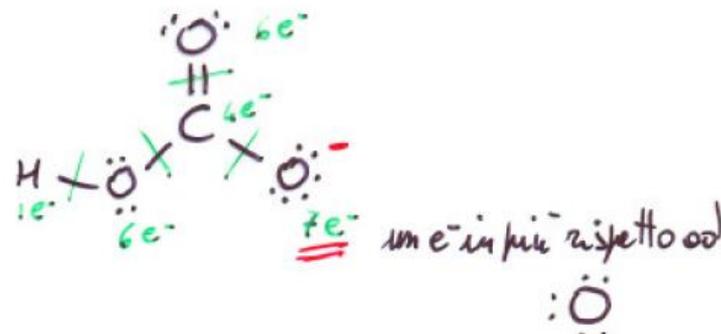
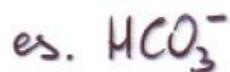
≥ 1.9 ionico C-F $\Delta = 1.5$

STRUTTURE DI LEWIS DI MOLECOLE E IONI

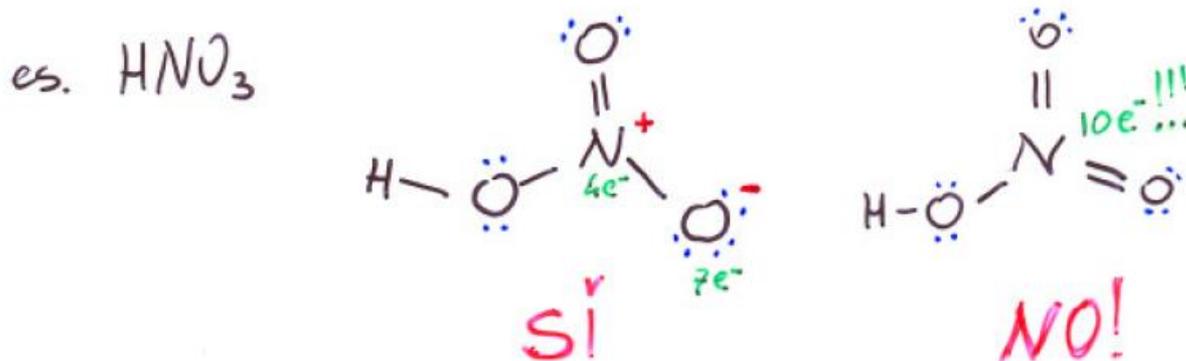
1. Determinare il n° di e⁻ di valenza
sono gli e⁻ di valenza di ciascun atomo + n° di cariche negative – n° di cariche positive
2. Determinare la posizione relativa degli atomi nello spazio
3. Unire gli atomi con legami semplici in modo che i gusci esterni dei vari atomi siano completi (H con 2 e⁻, C, N, O, F con 8 e⁻ al massimo)
4. Evidenziare gli e⁻ di legame e gli e⁻ di non legame



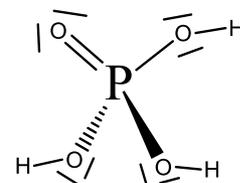
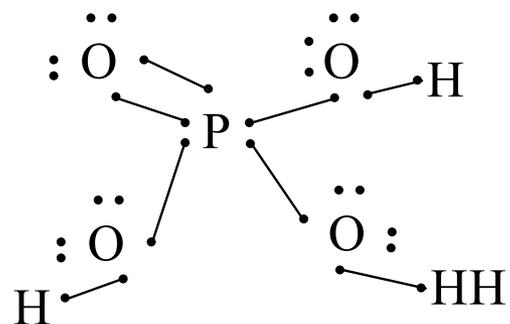
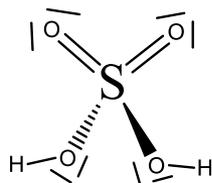
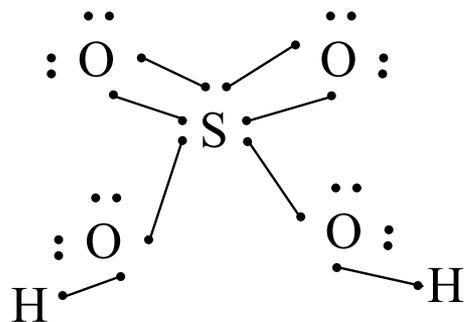
5. Per gli ioni, assegnare la carica formale



Elementi del 2° periodo (C, N, O) MAI più di 8 e⁻ di valenza



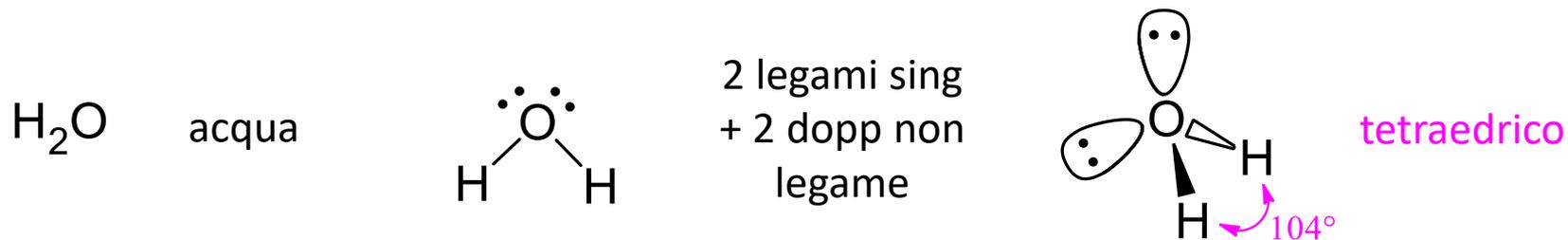
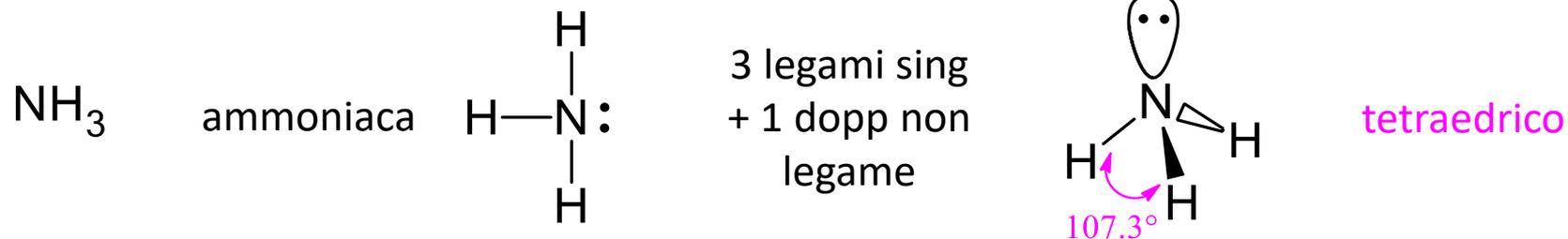
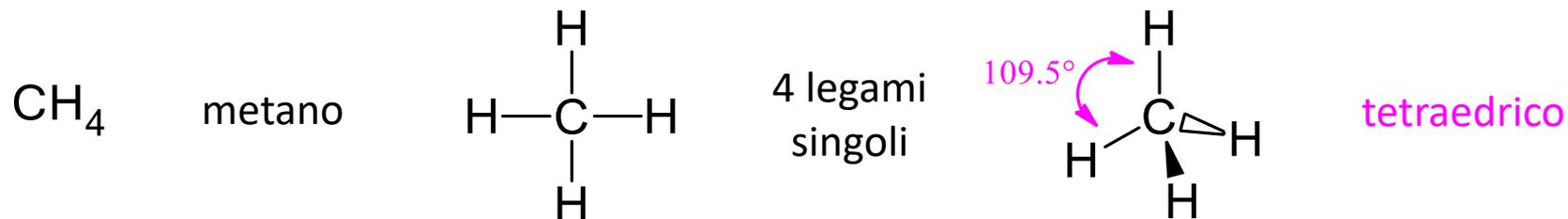
Elementi del 3° periodo (P, S ...) ANCHE più di 8 e⁻ di valenza, ovvero più di 4 legami

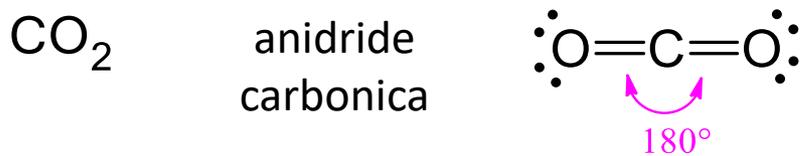
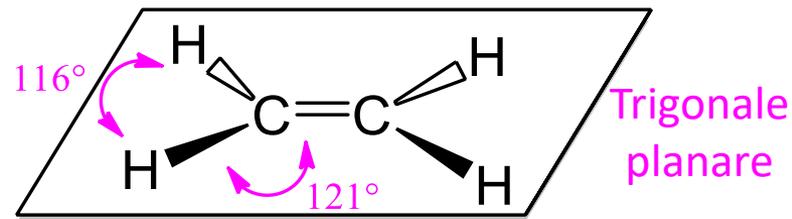
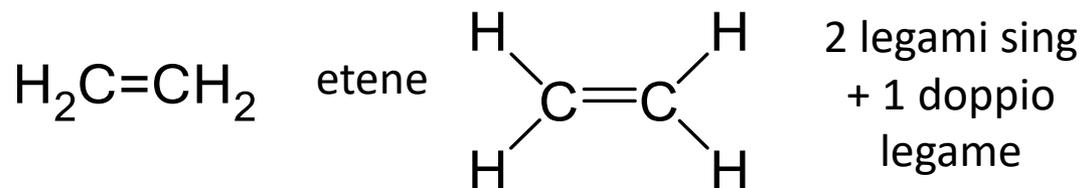
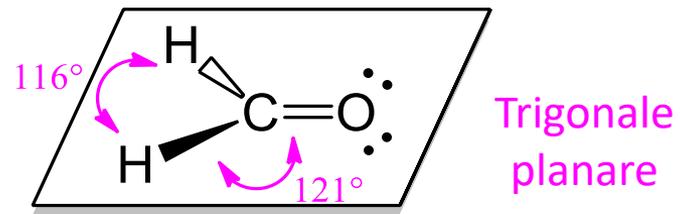
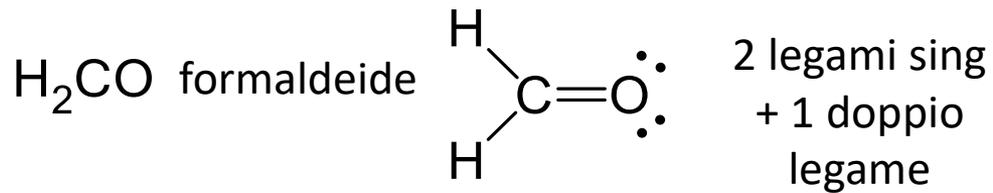


✓ ANGOLI DI LEGAME E FORMA DELLE MOLECOLE

Le strutture di Lewis insieme al modello **VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)** consentono di prevedere gli angoli tra i legami e \Rightarrow forma delle molecole.

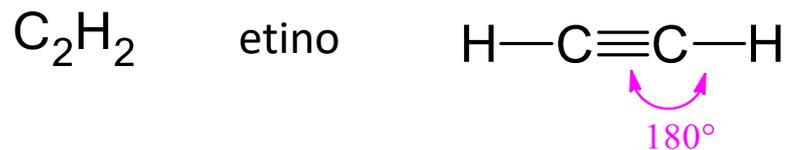
Coppie di e^- di non legame, legami semplici (doppi o tripli) si respingono e si dispongono alla massima distanza possibile uno dall'altra.





2 doppi legami

lineare



1 triplo legame

lineare

MOMENTO DI DIPOLO

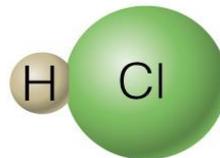
In una molecola biatomica la presenza di un legame covalente polarizzato porta ad una molecola polare, nella quale **i baricentri separati delle cariche positive e negative costituiscono un dipolo.**

Il Dipolo (vettore), generato grazie alla presenza di atomi aventi differente elettronegatività, può essere rappresentato formalizzando **sull'atomo più elettronegativo una parziale carica negativa (δ^-) e sull'atomo meno elettronegativo una parziale carica positiva (δ^+)** (vettore orientato lungo il legame dal δ^+ al δ^-) e può essere quantificato dal valore del **MOMENTO DIPOLO.**

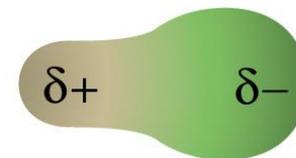
In una molecola biatomica il modulo **dipende dalla differenza di elettronegatività degli atomi**

H- F	$\mu = 1.82$	Δ Elettroneg.= 1.9
H- Cl	$\mu = 1.03$	Δ Elettroneg.= 0.9
H- Br	$\mu = 0.82$	Δ Elettroneg.= 0.7
H- I	$\mu = 0.44$	Δ Elettroneg.= 0.4

RAPPRESENTAZIONE DI LEGAMI POLARI



(a)



(b)

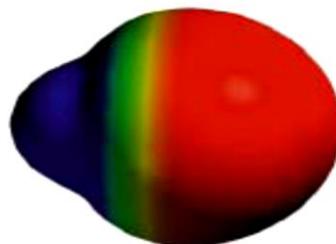


(c)

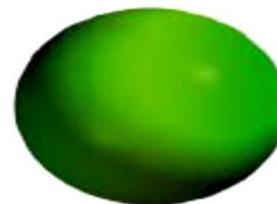


(d)

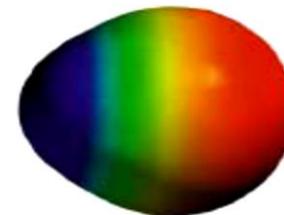
MAPPE DI POTENZIALE ELETTROSTATICO



LiH



H₂



HF

Rosso arancio giallo
potenziale negativo

verde blu
potenziale positivo

In una molecola formata da più di due atomi, il momento dipolare si calcola facendo la somma vettoriale dei valori di momento dipolare relativi a tutti i **legami** presenti.

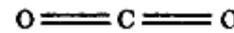
Per determinare la polarità di molecole con più di 2 atomi:

1-determina la forma della molecola nello spazio

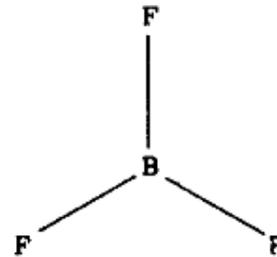
2-trova la polarità dei legami

3-usa l'analisi vettoriale per determinare il dipolo molecolare

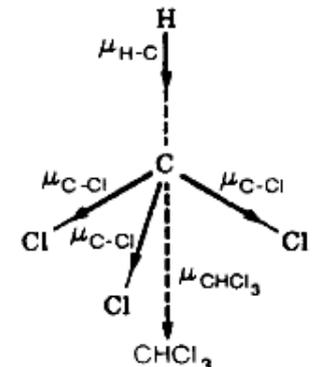
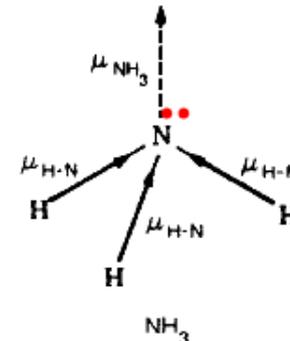
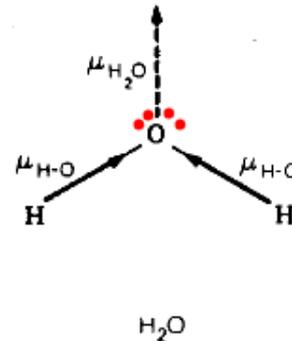
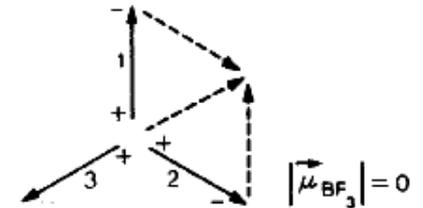
Polarità delle molecole



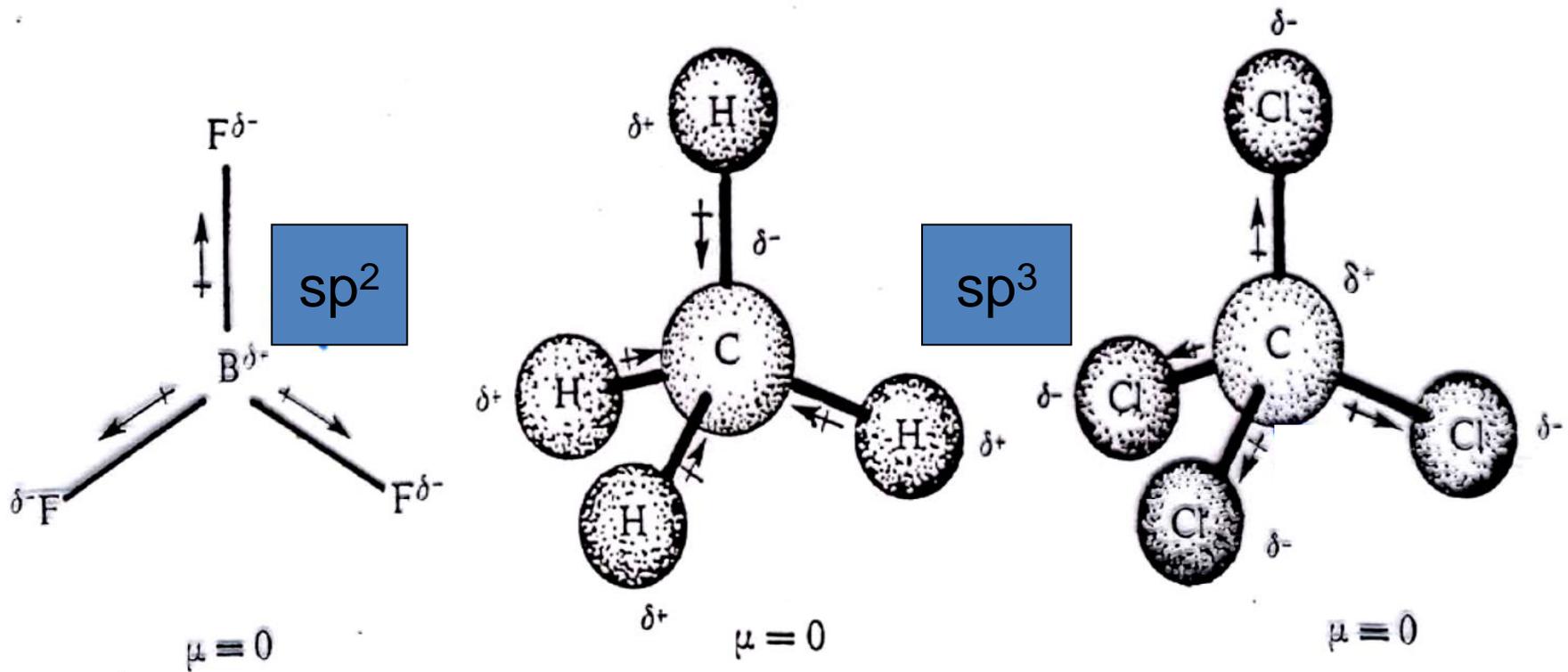
CO₂



BF₃



Quindi, sono APOLARI le molecole in cui gli atomi non presentano una significativa differenza di elettronegatività oppure quelle (es BF_3 , CH_4 , CCl_4), nelle quali, in base alla simmetria della molecola, dipoli uguali si annullano a vicenda: in queste molecole il momento dipolare è nullo.



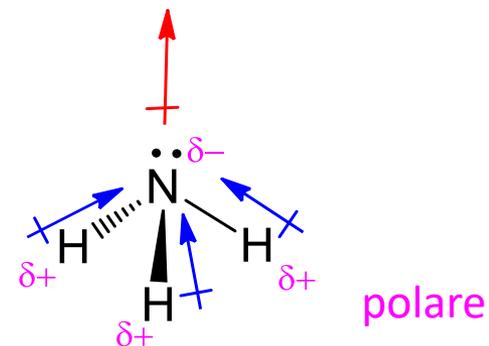
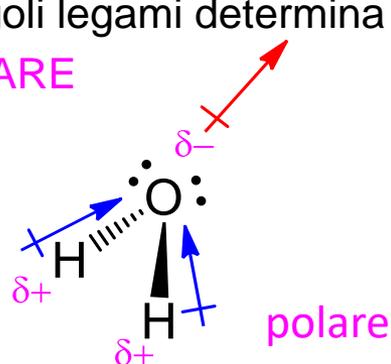
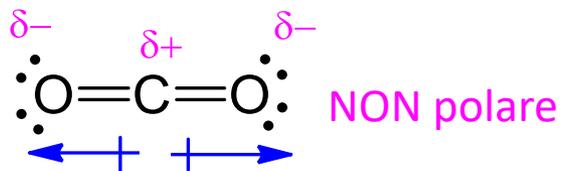
Quindi, sono POLARI le molecole in cui gli atomi presentano contemporaneamente

1 - legami con una **significativa differenza di elettronegatività**

2 – **Il baricentro delle cariche (parziali) positive non coincide con quello delle cariche (parziali) negative** (es. H_2O , NH_3), in queste molecole il momento dipolare è diverso da zero.

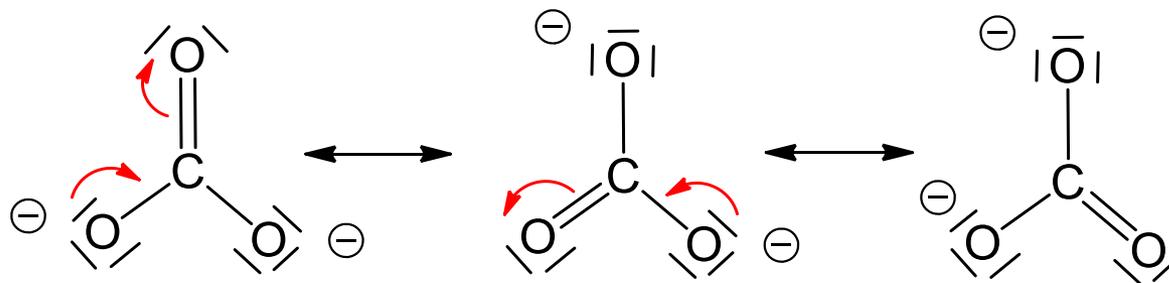
✓ MOMENTO DIPOLARE DI UN LEGAME E DI UNA MOLECOLA

La risultante dei momenti dipolari dei singoli legami determina se una molecola è **POLARE** o **NON POLARE**



✓ RISONANZA

Le molecole reali sono meglio rappresentate da un **ibrido di risonanza** di diverse **strutture limite di risonanza**



Ogni legame ha un ordine di legame $1\frac{1}{3}$ mentre ogni atomo di O ha una carica di $\frac{2}{3}$

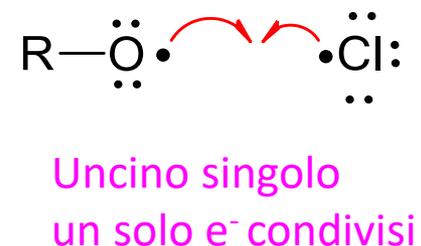
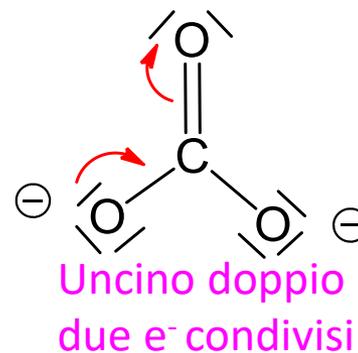
La struttura reale è una sola, difficilmente rappresentabile su carta.

L'unica differenza tra le strutture limite è la distribuzione degli **e⁻ di valenza** (e⁻ di non legame e dei legami doppi).

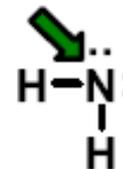
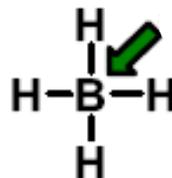
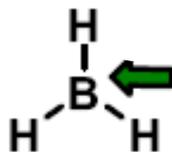
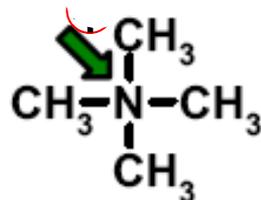
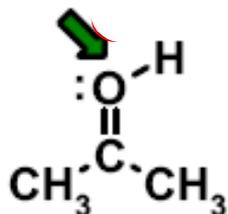
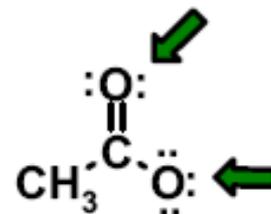
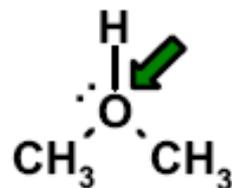
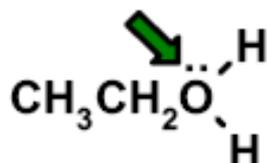
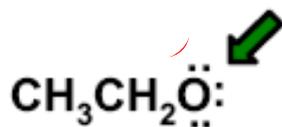
✓ FORMALISMO DELLE FRECCE CURVE

Indica la direzione di spostamento degli e⁻

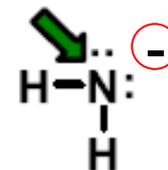
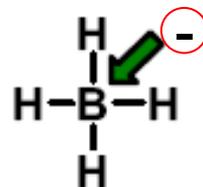
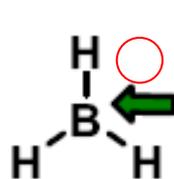
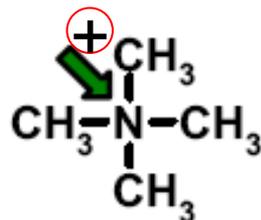
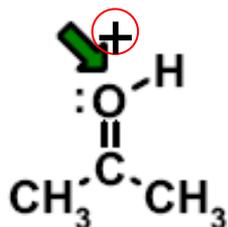
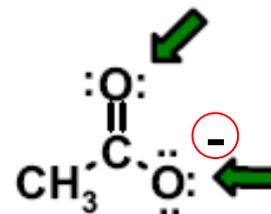
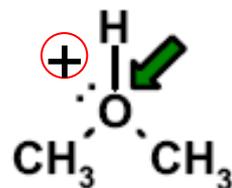
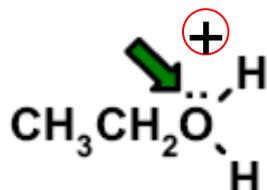
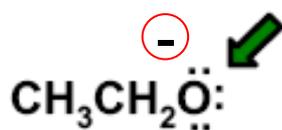
Sono in condivisione da un atomo col vicino



Soluzione esercizio: Sistemare la carica formale (se presente) sui seguenti atomi



Soluzione esercizio: Sistemare la carica formale (se presente) sui seguenti atomi

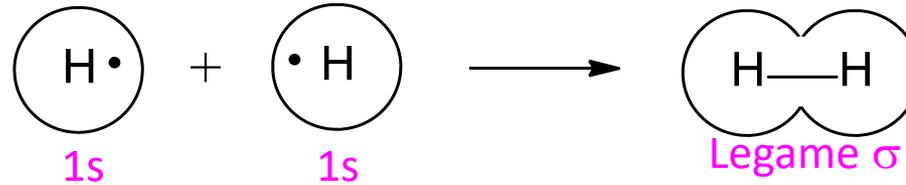


CARICA FORMALE PER ALCUNE STRUTTURE DI C,N,O

ATOMO	N° ELETTRONI DI VALENZA	CARICA FORMALE		
		+1	0	-1
C	4	$\begin{array}{c} + \\ \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{C}^- \\ \end{array}$
N	5	$\begin{array}{c} \\ -\text{N}^+ \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{N}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{N}^- \\ \end{array}$
O	6	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{O}^+ \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{O}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \\ \\ -\text{O}^- \\ \end{array}$

LEGAME COVALENTE SECONDO IL MODELLO DEL LEGAME DI VALENZA

Spiega meglio la reattività dei composti organici. I legami covalenti sono la conseguenza della sovrapposizione di orbitali atomici



Il **legame σ** è un legame covalente ove la sovrapposizione degli orbitali atomici porta alla formazione di un orbitale con **simmetria lungo l'asse** che unisce i nuclei.

✓ Ibridazione di orbitali atomici

C, N, O per formare legami usano sia orbitali **s** che orbitali **p**

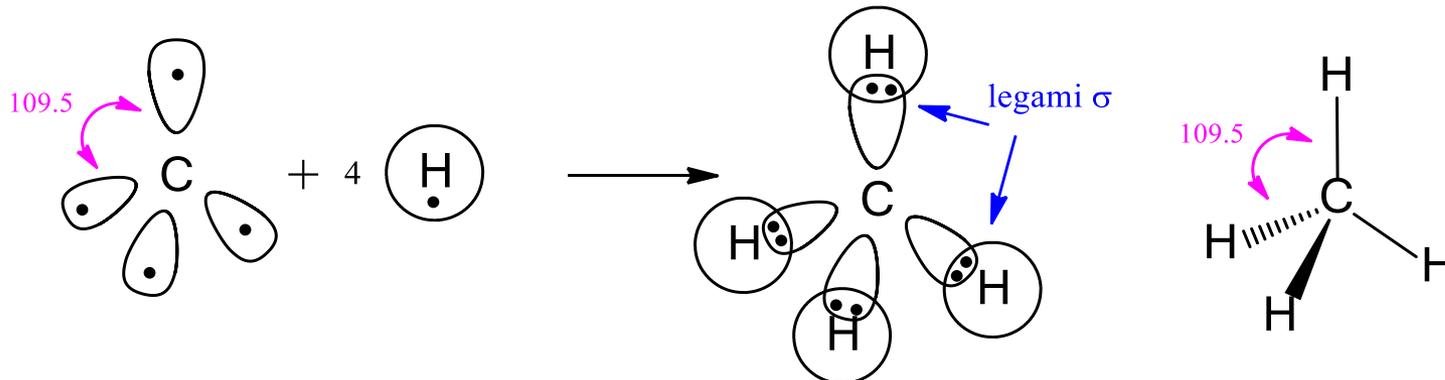
Per spiegare le geometrie e gli angoli di legame di questi atomi occorre ammettere che si ibridizzano formando, a seconda dei casi, orbitali **sp^3 sp^2 sp**

Vedi ibridizzazione
Diapo successiva

Ibridi sp^3 : angoli di legame = 109.5°

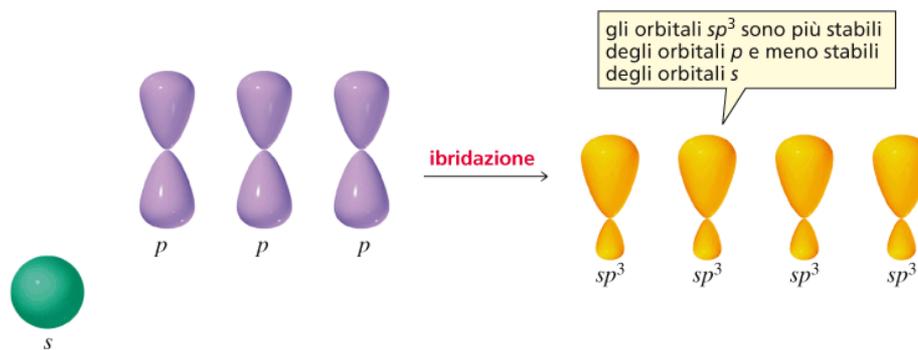
1 orbitale $2s$ + 3 orbitali $2p \Rightarrow$ **4 orbitali degeneri sp^3**

Il C possiede 4 e^- di valenza ognuno dei quali si posiziona in un orbitale sp^3

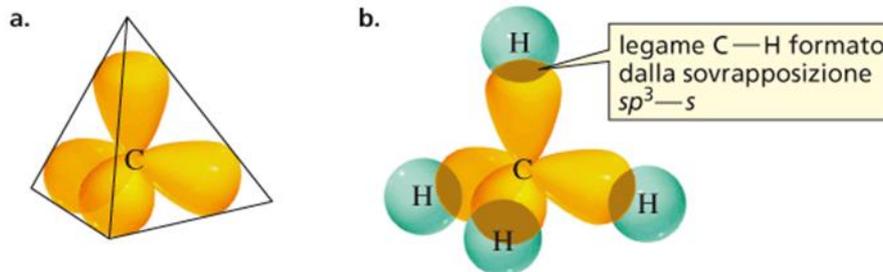


► **Figura 1.3**

Un orbitale s e tre orbitali p si ibridizzano a formare quattro orbitali sp^3 . Un orbitale sp^3 è più stabile (a energia più bassa) di un orbitale p ma non stabile (a energia più alta) quanto un orbitale s .



Le coppie di elettroni tendono a occupare più spazio possibile stando il più possibile lontano l'un l'altro.



◀ **Figura 1.4**

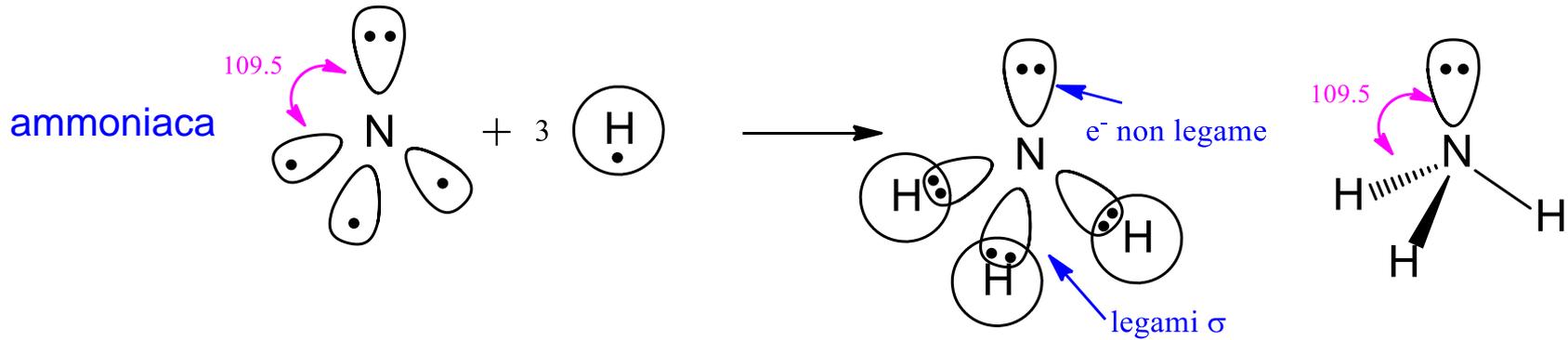
(a) I quattro orbitali sp^3 sono diretti verso i vertici di un tetraedro a formare un angolo di legame ciascuno di 109.5° . Questo arrangiamento spaziale consente ai quattro orbitali di essere il più lontano possibile tra loro.

(b) Rappresentazione degli orbitali del metano mostrante la sovrapposizione di ogni orbitale sp^3 dell'atomo di carbonio con l'orbitale s di un atomo di idrogeno. (Per chiarezza, i lobi più piccoli degli orbitali sp^3 sono stati omissi).

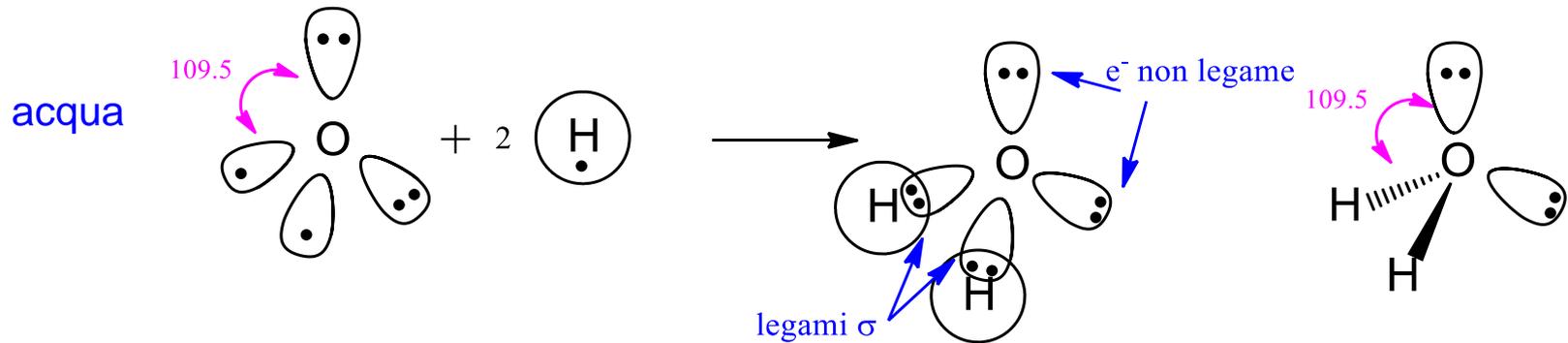
Ibridi sp^3 : angoli di legame $\sim 109^\circ$

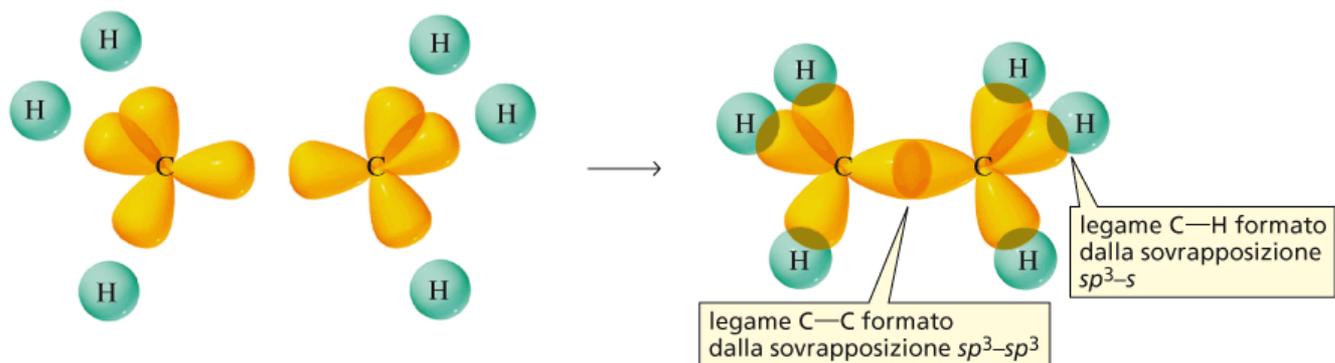
1 orbitale $2s$ + 3 orbitali $2p \Rightarrow$ 4 orbitali degeneri sp^3

L' N possiede 5 e^- di valenza che si posizionano negli orbitali sp^3 come sotto



L' O possiede 6 e^- di valenza che si posizionano negli orbitali sp^3 come sotto



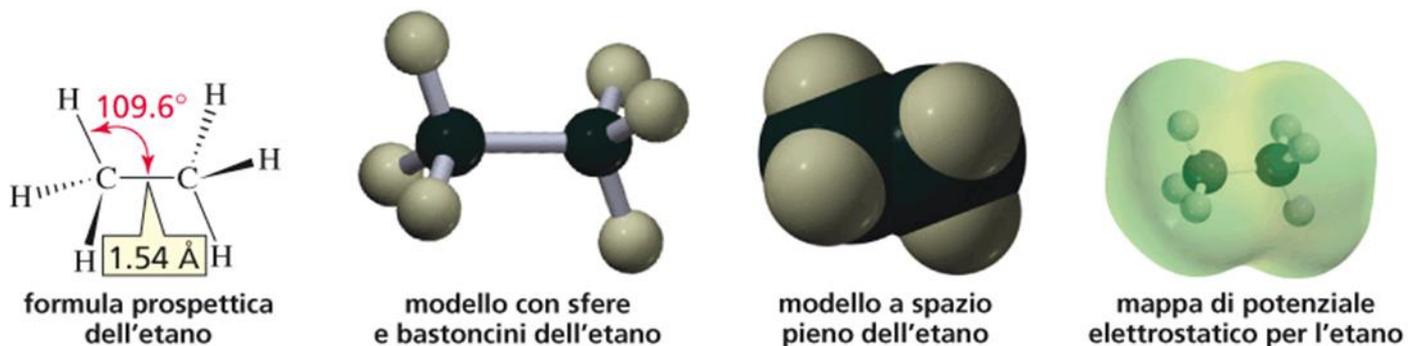


▲ **Figura 1.5**

Rappresentazione degli orbitali dell'etano. Il legame C—C è formato dalla sovrapposizione di due orbitali ibridi sp^3-sp^3 dell'atomo di carbonio e ciascun legame C—H è formato dalla sovrapposizione sp^3-s di un orbitale sp^3 dell'atomo di carbonio con l'orbitale s dell'atomo di idrogeno. (I lobi più piccoli degli orbitali sp^3 sono stati omessi). Come risultato si ha che entrambi gli atomi di carbonio sono tetraedrici e tutti gli angoli di legame sono di $\sim 109.5^\circ$.



P. Y. Bruice
Elementi di Chimica Organica
EdiSES



P. Y. Bruice
Elementi di Chimica Organica

EdiSES

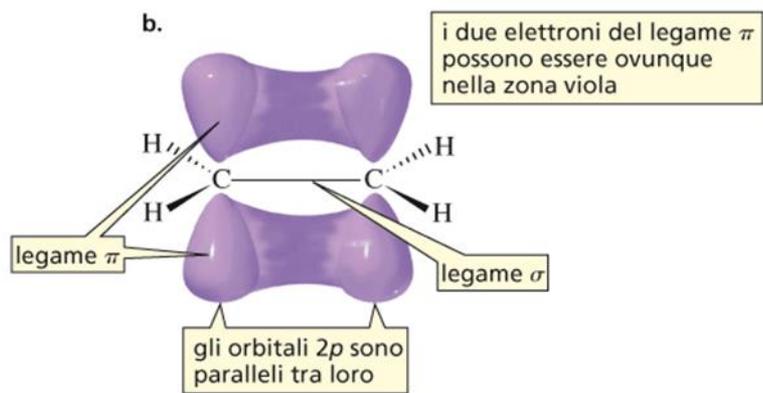
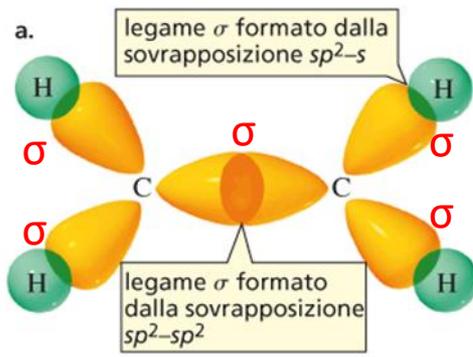
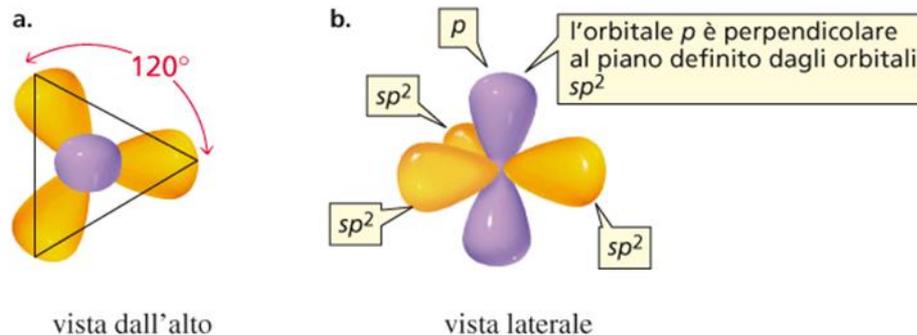
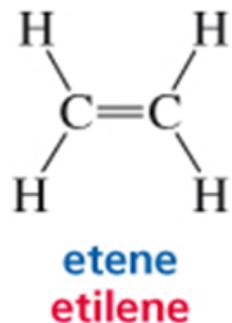
Riproduzione a uso commerciale vietata

Ibridi sp^2 : angoli di legame $\sim 120^\circ$

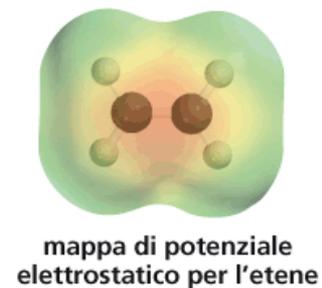
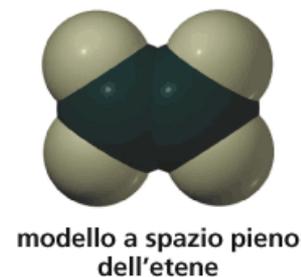
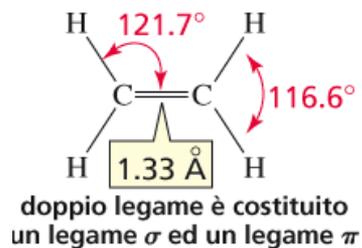
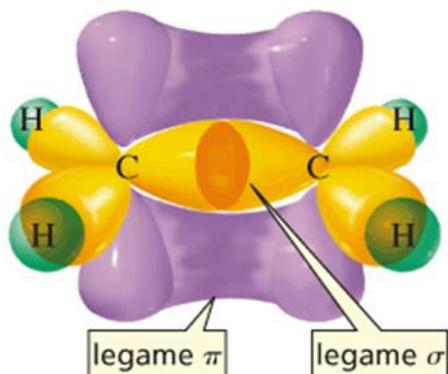
Dovuti alla combinazione di 1 orbitale $2s$ + 2 orbitali $2p \Rightarrow$ 3 orbitali degeneri sp^2

Presentano maggiore carattere s

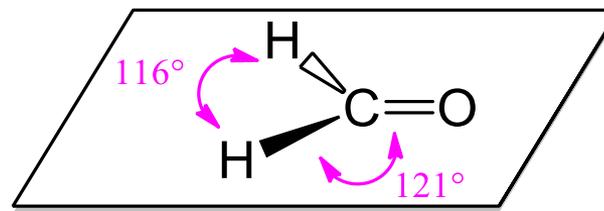
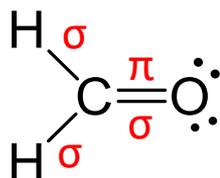
Rimane escluso un orbitale $2p$ non ibridato



I legami π sono più deboli dei σ perché dovuti ad una minore sovrapposizione



Aldeide formica, metanale



$$d \text{ C}-\text{C} = 1.53 \text{ \AA}$$

$$d \text{ H}-\text{C}_{\text{sp}^3} = 1.10 \text{ \AA}$$

$$d \text{ C}=\text{C} = 1.34 \text{ \AA}$$

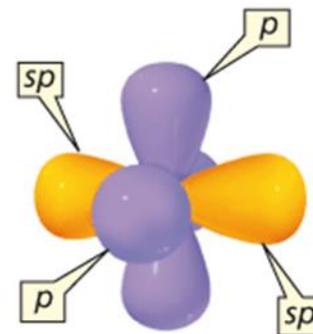
$$d \text{ H}-\text{C}_{\text{sp}^2} = 1.10 \text{ \AA}$$

Ibridi sp : angoli di legame $\sim 180^\circ$

Combinazione di 1 orb. $2s$ + 1 orb. $2p \Rightarrow$ 2 orbitali degeneri sp

Ancora maggiore carattere s

Rimangono esclusi 2 orbitali $2p$ non ibridati, ciascuno con un e^- $2p_y$ e $2p_z$

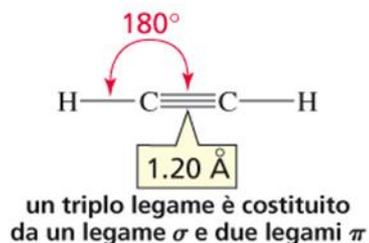
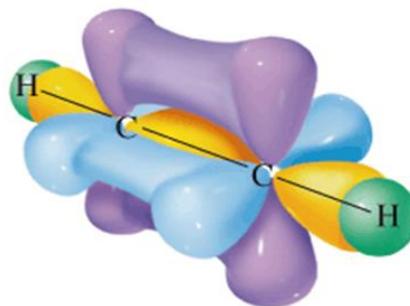
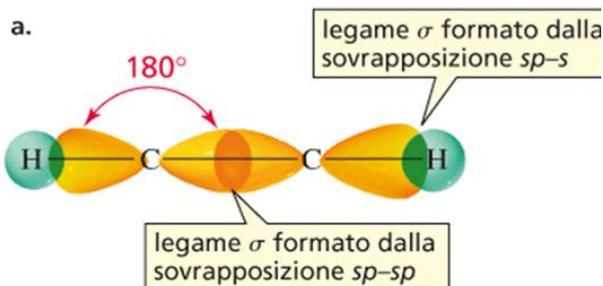


▲ **Figura 1.9**

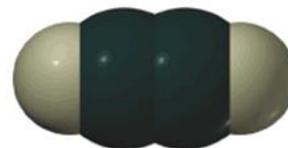
I due orbitali sp puntano in direzioni opposte. I due orbitali p non ibridati sono perpendicolari tra loro e rispetto agli orbitali sp . (I lobi più piccoli degli orbitali sp sono stati omessi).



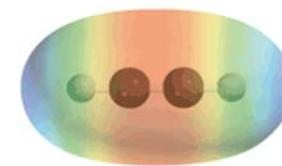
etino
acetilene



modello con sfere e bastoncini dell'etino

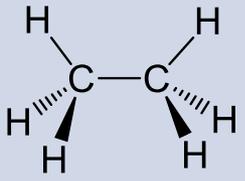
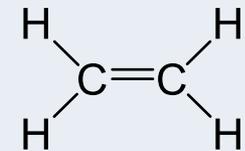


modello a spazio pieno dell'etino



mapa di potenziale elettrostatico per l'etino

RIASSUMENDO

Nome	Formula	N atomi legati al C	Angoli	Ibridazione	Stato ossid del C	d C – C (Å)
Etano		4	109.5	sp^3	-3	1.53
Etene		3	120	sp^2	-2	1.34
Etino	$H-C\equiv C-H$	2	180	sp	-1	1.21

GRUPPI FUNZIONALI IN CHIMICA ORGANICA

Unità strutturali ottenute dalla combinazione di almeno un C con H, N, O, S...

Tutte quelle unità strutturali che non sono semplici legami C-H, o C-C.

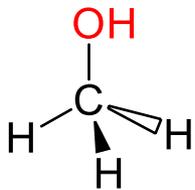
- Consentono la divisione **in classi** dei composti organici
- Sono la base per l'assegnazione dei **nomi** dei composti organici
- Sono siti di **reazioni chimiche**. In qualsiasi, complicata, molecola si trovino, subiscono sempre la stessa reazione

The functional group is an atom, or a group of atoms that has similar chemical properties whenever it occurs in different compounds. It defines the characteristic physical and chemical properties of families of organic compounds.

Alcuni esempi di gruppi funzionali

✓ **ALCOLI**

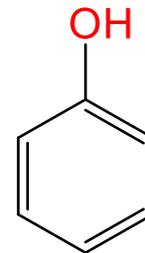
Gruppo ossidrilico legato ad un C ibridato sp^3



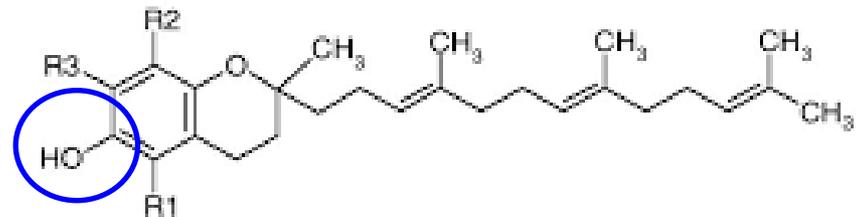
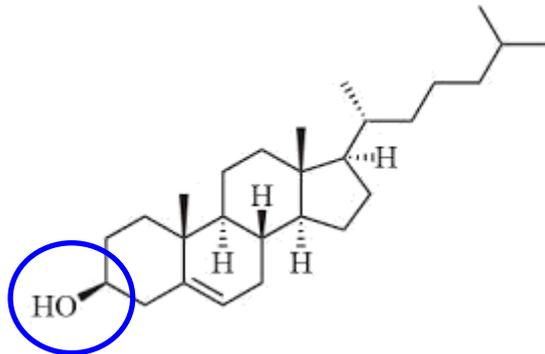
metanolo

✓ **FENOLI**

Gruppo ossidrilico legato ad un C ibridato sp^2

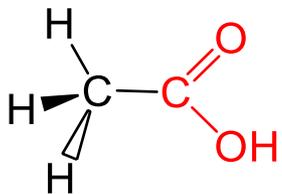


fenolo



✓ ACIDI CARBOSSILICI

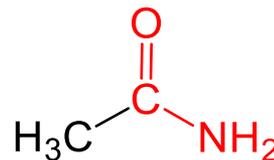
Gruppo carbossilico -COOH



acido acetico

✓ AMMIDE

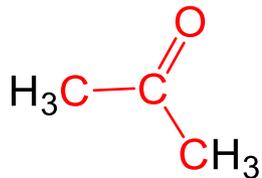
Derivato dell'acido carbossilico -CONH₂



acetammide

✓ CHETONI

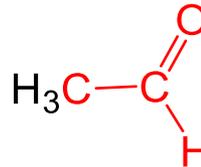
Gruppo carbonilico >C=O,
con attaccati 2 C



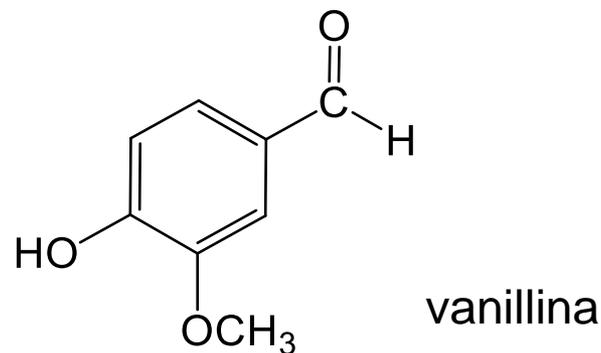
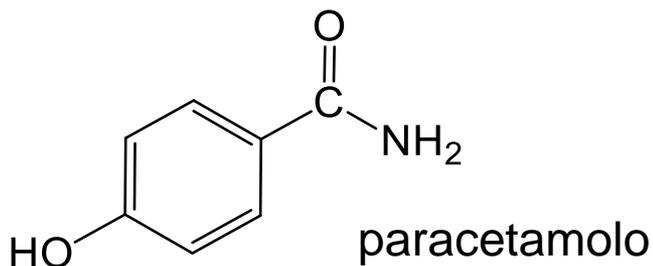
acetone

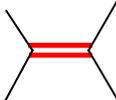
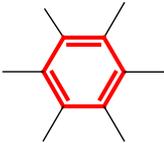
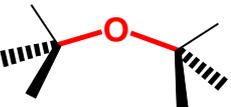
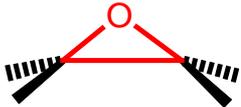
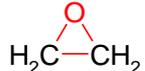
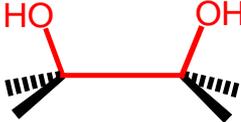
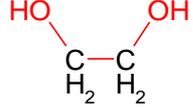
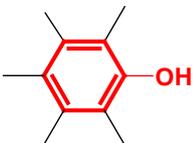
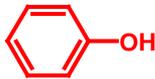
✓ ALDEIDI

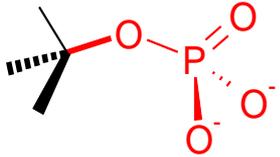
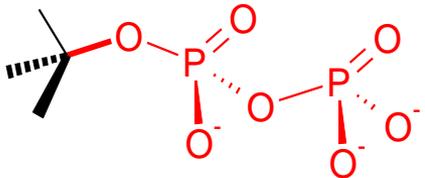
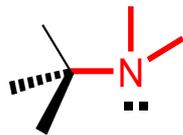
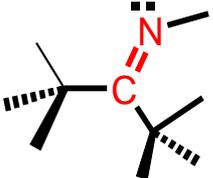
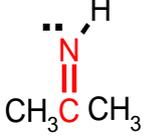
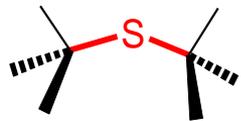
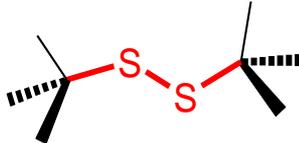
Gruppo carbonilico >C=O,
con attaccato 1H e 1C

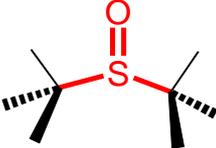
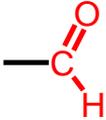
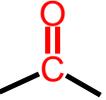
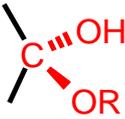
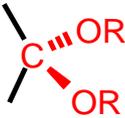
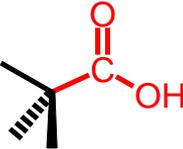
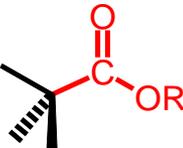
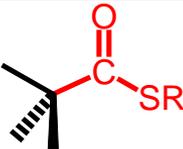


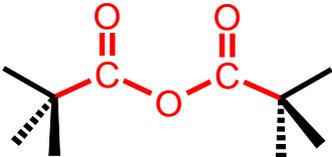
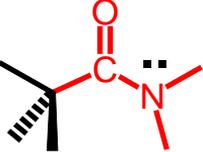
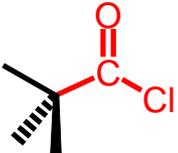
acetaldeide



	Nome Gruppo Funzionale	Struttura del Gruppo Funzionale	Desinenza	Esempio
★	Alchene (doppio legame)		-ene	H ₂ C=CH ₂ Etene
★	Alchino (triplo legame)		-ino	HC≡CH Etino
★	Arene (anello aromatico)		nessuna	 Benzene
★	Alogenuro alchilico	 (X = F, Cl, Br, I)	nessuna	CH ₃ Cl Clorometano
★	Alcol		-olo (1°, 2°, 3°)	CH ₃ OH Metanolo
★	Etere		etere	CH ₃ OCH ₃ Dimetil etere
	Epossido		nessuno	 H ₂ C—CH ₂ Ossido di etilene
★	Glicole		nessuno	 HO—C—C—OH H ₂ H ₂ Glicole etilenico
★	Fenolo (OH legato a C sp ² aromatico)		nessuna	 Fenolo

Monofosfato		fosfato	$\text{CH}_3\text{OPO}_3^{2-}$ Metil fosfato
Difosfato		difosfato	$\text{CH}_3\text{OP}_2\text{O}_6^{3-}$ Metil difosfato
★ Ammina		-ammina (1°, 2°, 3°, alifatica, aromatica, eter. arom.)	CH_3NH_2 Metilammina
★ Immina (base di Schiff)		nessuna	 Immina dell'acetone
Nitrile	$\text{—C}\equiv\text{N}$	-nitrile	$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{N}$ Etanonitrile
★ Tiolo		-tiolo	CH_3SH Metantiolo
Solfuro		solfuro	CH_3SCH_3 Dimetil solfuro
★ Disolfuro		disolfuro	CH_3SSCH_3 Dimetil disolfuro

	Solfossido		solfossido	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}\text{CH}_3$ Dimetil solfossido
★	Aldeide		-ale	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{H}$ Etanale (acetaldeide)
★	Chetone		-one	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{CH}_3$ Propanone (acetone)
★	Emiacetale		nessuna	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{OH})(\text{OMe})-\text{H}_3\text{C}$ Metil emiacetale dell'acetone
★	Acetale		nessuna	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{OMe})_2-\text{H}_3\text{C}$ Dimetil acetale dell'acetone
★	Acido carbossilico		acido -oico	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{OH}$ Acido etanoico (acido acetico)
★	Estere		-oato	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{OMe}$ Etanoato di metile
	Tioestere		-tioato	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{SMe}$ Etantioato di metile

★ Anidride		anidride -ica	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{O}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{CH}_3$ Anidride acetica
★ Ammidi		-ammide	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{NH}_2$ Etanammide (acetammide)
★ Cloruro acilico		cloruro di -oile	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{Cl}$ Cloruro di etanoile (acetil cloruro)

★ Trattati molto bene nel corso e assolutamente da saper riconoscere

● Summary: Important functional groups and oxidation levels

Nessun legame
con eteroatomo
Basso stato
ossidazione

Un solo legame
con eteroatomo

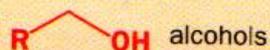
Due legami con
uno (o due)
eteroatomi

Tre legami con
Eteroatomi

Quattro legami
con eteroatomi



alkanes



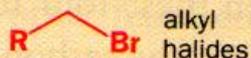
alcohols



ethers



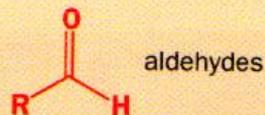
amines



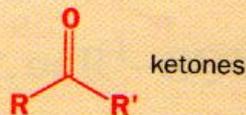
alkyl
halides



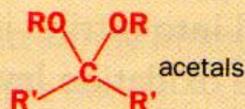
alkenes



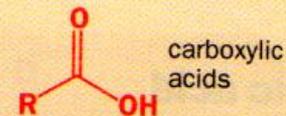
aldehydes



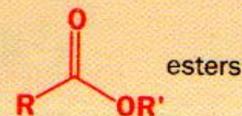
ketones



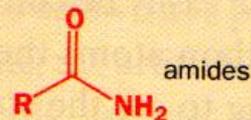
acetals



carboxylic
acids



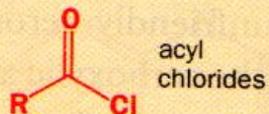
esters



amides



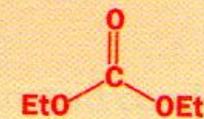
nitriles



acyl
chlorides



carbon dioxide



diethyl carbonate



CFC-12



alkynes