

CHIMICA GENERALE con LABORATORIO ed ELEMENTI di ORGANICA (12 CFU)

Patrizia Nitti, email: pnitti@units.it

DSCF via Licio Giorgieri 1, Ed.C11, III piano, stanza 339

Telefono 040 5582722

Orario lezioni frontali

Elementi di chimica organica

- Lezioni 24 ore lezioni frontali (3 CFU)
 - mercoledì 14-16, aula A, Pal. Q
 - giovedì 11-13, aula A, Pal. Q
 - Dal 1° marzo al 30 marzo 2023 (20 lezioni)
 - Pausa pasquale dal 3 aprile al 14 aprile 2023
 - Mercoledì 19 aprile e giovedì 20 aprile ultime due lezioni (24 ore)
- Preappello a maggio

Modalità d'esame

- Bisogna aver superato la parte di Chimica Generale con laboratorio
- Prova scritta: 5 domande, ogni domanda vale 2 punti

Obiettivi del corso

- Acquisire le conoscenze di base sulla struttura e le proprietà delle molecole organiche, cenni sulla loro reattività e la loro sintesi.
- Comprendere i principali meccanismi che stanno alla base delle reazioni in chimica organica.

Programma del modulo di Chimica Organica 24h:

- 1) Concetti di chimica organica, il legame chimico. Orbitali atomici. Legame covalente secondo il modello del legame di valenza, orbitali ibridi sp^3 , sp^2 e sp ; concetto di risonanza. Acidi e basi.
- 2) Struttura, nomenclatura e proprietà degli alcani. Cicloalcani. Reazioni degli alcani.
- 3) Stereochimica. Enantiomeri e diastereoisomeri. Chiralità. Carbonio chirale. Potere ottico rotatorio.
- 4) Alcheni e alchini. Struttura, nomenclatura e proprietà.
- 5) Gruppi funzionali e reazioni in chimica organica
- 6) Reazioni degli alcheni: addizione elettrofila. Reazione di idrogenazione degli alcheni.
- 7) Benzene e derivati. Nomenclatura. Concetto di aromaticità. Eterocicli aromatici.
- 8) Struttura, nomenclatura e cenni sulla reattività di alogenuri alchilici, alcoli, eteri, tioli, ammine, aldeidi e chetoni, acidi carbossilici e derivati.

Libri di testo

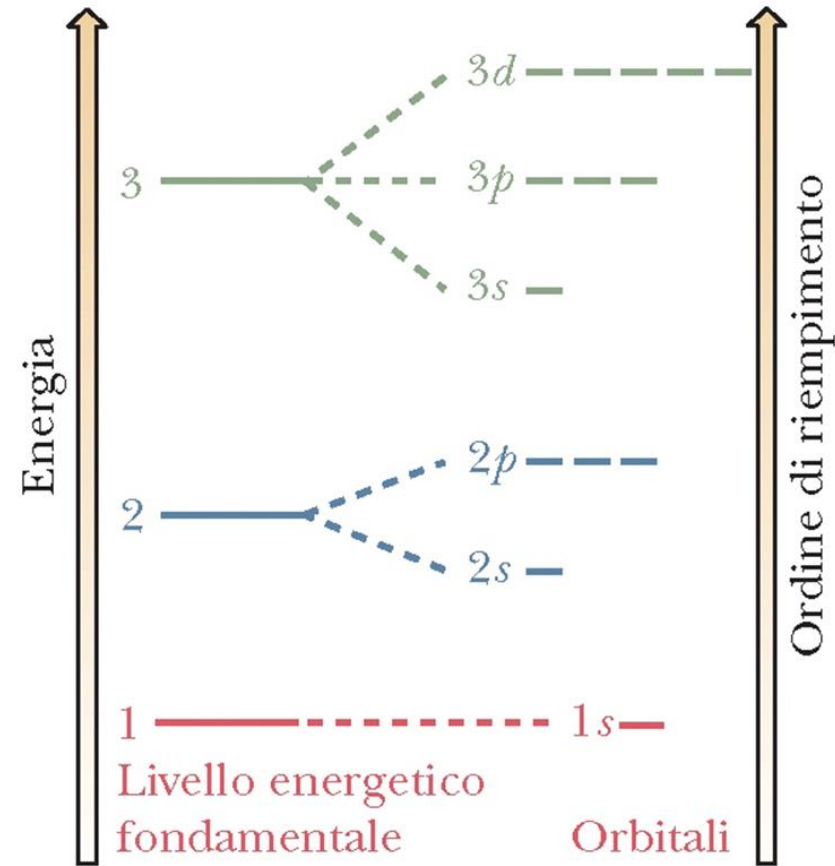
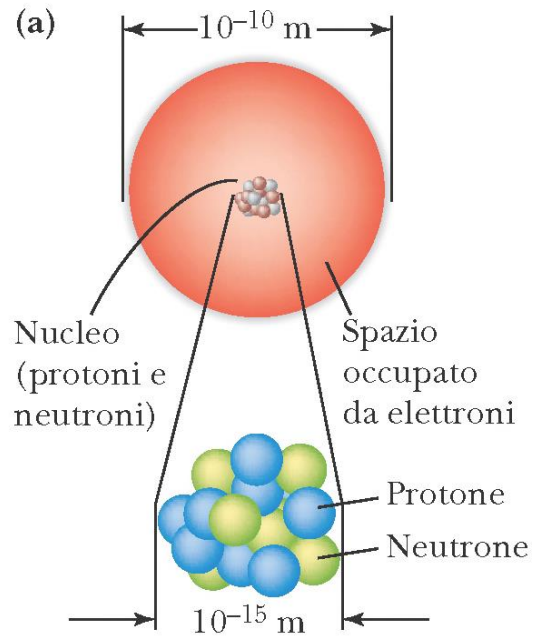
Introduzione alla chimica organica - W. H. Brown e T. Poon – EdiSES editore



Fondamenti di chimica organica – J. Gorzynski Smith – Mc Grow Hill Education




Struttura elettronica degli atomi



Struttura elettronica degli atomi

il primo guscio contiene un singolo orbitale, denominato orbitale 1s. Il secondo guscio contiene un orbitale 2s e tre orbitali 2p. Tutti gli orbitali di tipo *p* sono tre e, quindi, possono ospitare fino a 6 elettroni. Il terzo guscio contiene un orbitale 3s, tre orbitali 3p e cinque orbitali 3d. Tutti gli orbitali di tipo *d* sono cinque e, quindi, possono ospitare fino a 10 elettroni. Tutti gli orbitali di tipo *f* sono sette e, quindi, possono ospitare fino a 14 elettroni

TABELLA 1.1 Distribuzione degli orbitali nei gusci

Guscio	Orbitali contenuti nel guscio	Numero massimo di elettroni che il guscio può contenere	Energia relativa degli elettroni in ciascun guscio
4	Un orbitale 4s, tre orbitali 4p, cinque orbitali 4d e sette orbitali 4f	$2 + 6 + 10 + 14 = 32$	Maggiore
3	Un orbitale 3s, tre orbitali 3p e cinque orbitali 3d	$2 + 6 + 10 = 18$	
2	Un orbitale 2s e tre orbitali 2p	$2 + 6 = 8$	
1	Un orbitale 1s	2	

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Table of Selected Radioactive Isotopes

GROUP IA		IIA		Selected Radioactive Isotopes										VIII																																																																																																																																	
1	1.00794 H Hydrogen	2	4.00260 He Helium	3	6.941 Li Lithium	4	9.01218 Be Beryllium	5	10.811 B Boron	6	12.011 C Carbon	7	14.0067 N Nitrogen	8	15.9994 O Oxygen	9	18.99840 F Fluorine	10	20.1797 Ne Neon	11	22.98977 Na Sodium	12	24.305 Mg Magnesium	13	26.981538 Al Aluminum	14	28.0855 Si Silicon	15	30.97376 P Phosphorus	16	32.066 S Sulfur	17	35.4527 Cl Chlorine	18	39.948 Ar Argon	19	39.0983 K Potassium	20	40.078 Ca Calcium	21	44.9559 Sc Scandium	22	47.87 Ti Titanium	23	50.9415 V Vanadium	24	51.996 Cr Chromium	25	54.9380 Mn Manganese	26	55.845 Fe Iron	27	58.9332 Co Cobalt	28	58.9332 Ni Nickel	29	63.546 Cu Copper	30	65.39 Zn Zinc	31	69.723 Ga Gallium	32	72.61 Ge Germanium	33	74.9216 As Arsenic	34	78.96 Se Selenium	35	79.904 Br Bromine	36	83.80 Kr Krypton	37	85.4678 Rb Rubidium	38	87.62 Sr Strontium	39	88.9059 Y Yttrium	40	91.224 Zr Zirconium	41	92.9064 Nb Niobium	42	95.94 Mo Molybdenum	43	(98) Tc Technetium	44	101.07 Ru Ruthenium	45	102.9055 Rh Rhodium	46	106.42 Pd Palladium	47	107.868 Ag Silver	48	112.41 Cd Cadmium	49	114.82 In Indium	50	118.710 Sn Tin	51	121.760 Sb Antimony	52	127.60 Te Tellurium	53	126.9045 I Iodine	54	131.29 Xe Xenon	55	132.9054 Cs Cesium	56	137.33 Ba Barium	57	138.9055 La Lanthanum	58	178.49 Hf Hafnium	59	180.9479 Ta Tantalum	60	183.84 W Tungsten	61	186.207 Re Rhenium	62	190.23 Os Osmium	63	192.22 Ir Iridium	64	195.08 Pt Platinum	65	196.9665 Au Gold	66	200.59 Hg Mercury	67	204.383 Tl Thallium	68	207.2 Pb Lead	69	208.9804 Bi Bismuth	70	(209) Po Polonium	71	(210) At Astatine	72	(222) Rn Radon

Selected Radioactive Isotopes
Naturally occurring radioactive isotopes are designated by a mass number in blue (although some are also manufactured). Letter m indicates an isomer of another isotope of the same mass number. Half-lives follow in parentheses, where s, min, h, d, and y stand respectively for seconds, minutes, hours, days, and years. The table includes mainly the longer-lived radioactive isotopes; many others have been prepared. Isotopes known to be radioactive but with half-lives exceeding 10¹⁰ y have not been included. Symbols describing the principal mode (or modes) of decay are as follows (these processes are generally accompanied by gamma radiation):
α alpha particle emission
β beta particle (electron) emission
β⁺ positron emission
EC orbital electron capture
IT isomeric transition from upper to lower isomeric state
SF spontaneous fission

KEY

ATOMIC NUMBER (top left)

ATOMIC WEIGHT (2) (top right)

OXIDATION STATES (Bold most stable) (middle right)

SYMBOL (middle)

NAME (bottom)

DENSITY at 300 K (3) (g/cm³) (bottom left)

MELTING POINT, K (left)

BOILING POINT, K (top left)

Example: Zinc
30 65.39
1180 692.73
7.13
[Ar]3d¹⁰4s²
Zinc

58	140.12 3.2 3715 1071 6.77 Ce [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² Cerium	59	140.9077 3.4 3785 1204 6.77 Pr [Xe]4f ³ 6s ² Praseodymium	60	144.24 3.2 3347 1204 7.01 Nd [Xe]4f ⁴ 6s ² Neodymium	61	(145) 3.2 3273 1315 7.22 Pm [Xe]4f ⁵ 6s ² Promethium	62	150.36 3.2 1800 1095 7.22 Sm [Xe]4f ⁶ 6s ² Samarium	63	151.964 3.2 1920 1585 8.23 Eu [Xe]4f ⁷ 6s ² Europium	64	157.25 3.2 3500 1629 8.23 Gd [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Gadolinium	65	158.9253 3.2 2840 1685 9.07 Tb [Xe]4f ⁹ 6s ² Terbium	66	162.50 3.2 2968 1747 9.07 Dy [Xe]4f ¹⁰ 6s ² Dysprosium	67	164.9303 3.2 3140 1802 9.32 Ho [Xe]4f ¹¹ 6s ² Holmium	68	167.26 3.2 2223 1818 9.32 Er [Xe]4f ¹² 6s ² Erbium	69	168.9342 3.2 1469 1092 6.97 Tm [Xe]4f ¹³ 6s ² Thulium	70	173.04 3.2 2002 1092 6.97 Yb [Xe]4f ¹⁴ 6s ² Ytterbium	71	174.967 3.2 2002 1092 6.97 Lu [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Lutetium
90	232.0381 4 5060 2028 11.72 Th [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² Thorium	91	232.0381 3.4 4300* 1845 15.4 Pa [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Protactinium	92	238.0289 3.4 4407* 1845 18.95 U [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Uranium	93	(237) 3.4 4175* 1912 20.2 Np [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Neptunium	94	(244) 3.4 3505 1489 19.84 Pu [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Plutonium	95	(243) 3.4 2880 1408 13.7 Am [Rn]5f ⁷ 7s ² Americium	96	(247) 3.4 1620 13.5 Cm [Rn]5f ¹⁰ 7s ² Curium	97	(247) 3.4 1170* 14 Bk [Rn]5f ¹³ 7s ² Berkelium	98	(251) 3.4 1170* 14 Cf [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Californium	99	(252) 3.4 1130* 14 Es [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Einsteinium	100	(257) 3.4 1800* 14 Fm [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Fermium	101	(258) 3.4 1100* 14 Md [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Mendelevium	102	(259) 3.4 1100* 14 No [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Nobelium	103	(262) 3.4 1900* 14 Lr [Rn]5f ¹⁴ 7s ² 7p ¹ Lawrencium

NOTES:
(1) Black — solid.
Red — gas.
Blue — liquid.
Outline — synthetically prepared.
(2) Based upon carbon-12. () indicates most stable or best known isotope.
(3) Entries marked with daggers refer to the gaseous state at 273 K and 1 atm and are

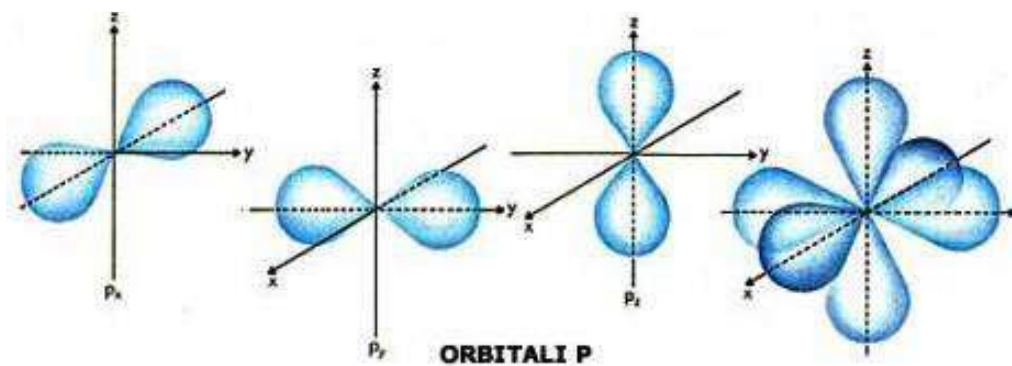
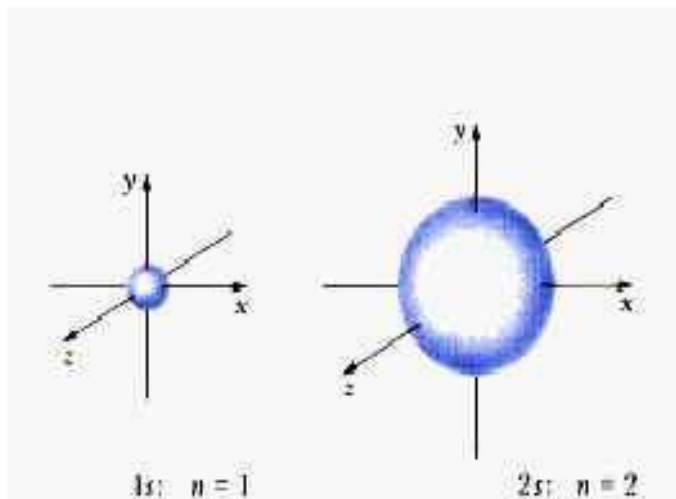
The A & B subgroup designations, applicable to elements in rows 4, 5, 6 and 7, are those recommended by the International Union of Pure and Applied Chemistry.

REDMI NOTE 8T AI QUAD CAMERA

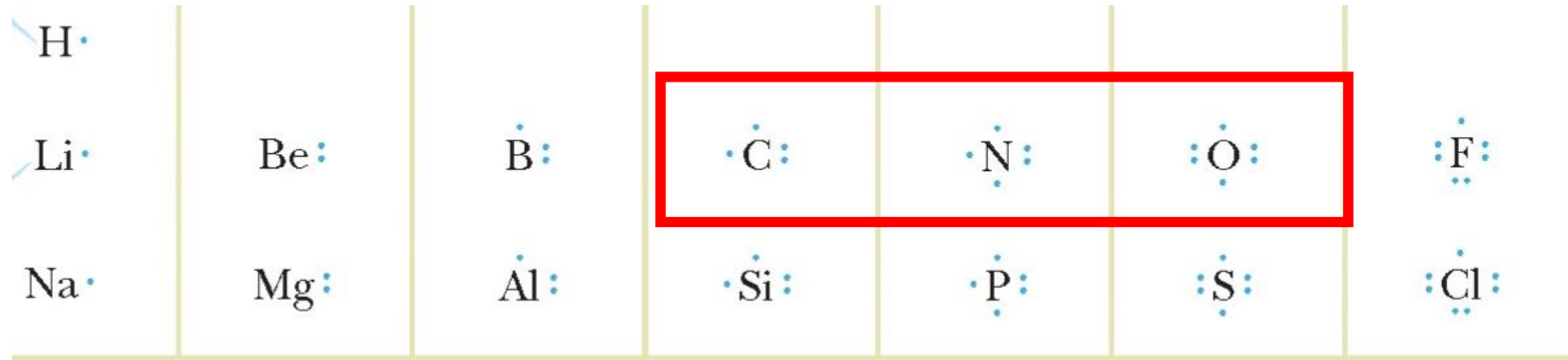
Configurazione elettronica fondamentale

	Numero atomico	
H	1	$1s^1$
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	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$

Orbitali atomici



Strutture di Lewis



Si considerano solo gli elettroni del livello più esterno: 2s e 2p

Gas nobile	Notazione gas nobile
He	$1s^2$
Ne	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$

Regola dell'ottetto

- Gli atomi del II periodo (C, N, O, F) reagiscono in modo da raggiungere un guscio esterno con otto elettroni di valenza
- La regola non vale per Si, P, S, Cl
- Due modi per completare l'ottetto:
 1. Perde o acquista elettroni (legame ionico)
 - L'atomo perde uno o più elettroni
 - **diventa positivo, catione**
 - L'atomo acquista elettroni
 - **diventa negativo, anione**
 2. Mette a comune gli elettroni (legame covalente)

Elettronegatività dell'atomo

- Misura la tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni che condivide (in un legame chimico) con un altro atomo
- Scala di Pauling
 - Il fluoro è l'atomo più elettronegativo 4.0
 - Nella tavola periodica
 - l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in un periodo
 - L'elettronegatività diminuisce dall'alto in basso in un gruppo

TABELLA 1.4 Valori ed andamento dell'elettronegatività per alcuni atomi (scala di Pauling)

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B				1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	

 <1.0	 1.5 – 1.9	 2.5 – 2.9
 1.0 – 1.4	 2.0 – 2.4	 3.0 – 4.0

Polarità dei legami covalenti

- 1.34** Quali delle seguenti affermazioni sono vere a proposito dell'elettronegatività?
- (a) L'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in un periodo della Tavola Periodica.
 - (b) L'elettronegatività aumenta dall'alto al basso lungo un gruppo della Tavola Periodica.
 - (c) L'idrogeno, l'elemento col numero atomico più basso, ha il minimo valore di elettronegatività.
 - (d) Più alto è il numero atomico di un elemento, maggiore è la sua elettronegatività.
- 1.35** Perché il fluoro, l'elemento in alto a destra nella Tavola Periodica, ha l'elettronegatività più alta tra tutti gli elementi?

TABELLA 1.5 Classificazione dei legami chimici

Differenza di elettronegatività tra gli atomi legati	Tipo di legame
< 0.5	Covalente non polare } Covalente polare }
da 0.5 a 1.9	
> 1.9	Ionico

il sodio (numero atomico 11) perde un elettrone e raggiunge il guscio di valenza completo identico a quello del neon (numero atomico 10)



il cloro (numero atomico 17) acquista un elettrone e raggiunge il guscio di valenza completo identico a quello dell'argon (numero atomico 18)

Na (11 elettroni) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Na⁺ (10 elettroni) $1s^2 2s^2 2p^6$

Ne (10 elettroni) $1s^2 2s^2 2p^6$

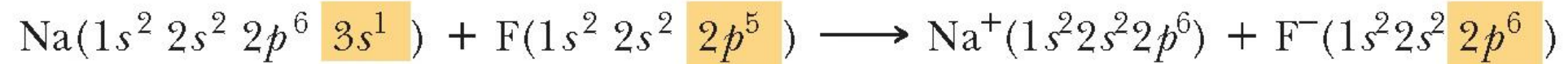
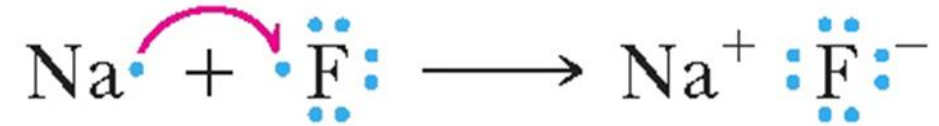
Elettronegatività del sodio = 0.9

Elettronegatività del cloro = 3.0

Differenza di elettronegatività tra i due atomi = 2.1

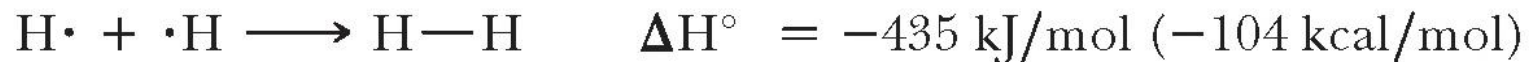
Legame ionico

Legame ionico



Legame covalente

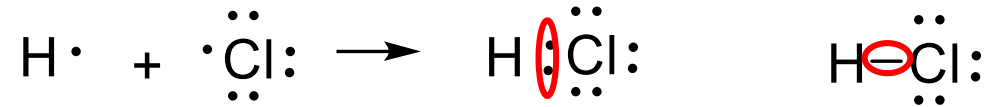
- Secondo il modello di Lewis una coppia di elettroni di un legame covalente:
 - È condivisa tra i due atomi
 - Completa il guscio di valenza di ciascun atomo



ogni atomo di cloro (numero atomico 17) condivide un elettrone con un altro atomo di cloro in modo che ogni cloro abbia un guscio di valenza completo

Acido cloridrico

Elettroni di legame, condivisi



Elettronegatività

H = 2.1 Cl = 3.0

Differenza = 0.9

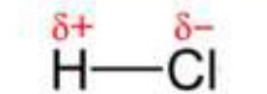
Legame covalente polare

Il cloro possiede:

tre **coppie di non legame** dette

anche: **doppietti non condivisi**

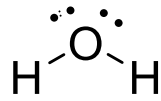
Lone pair



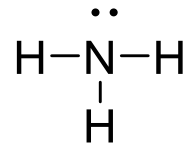
Esercizi

- H_2O acqua
- CH_4 metano
- NH_3 ammoniaca
- C_2H_4 etilene
- C_2H_2 acetilene
- CH_2O formaldeide
- H_2CO_3 acido carbonico

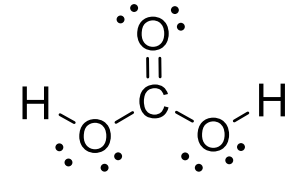
Esercizi



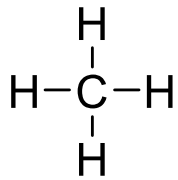
acqua



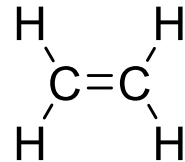
ammoniaca



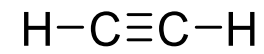
Acido carbonico



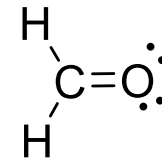
metano



etilene

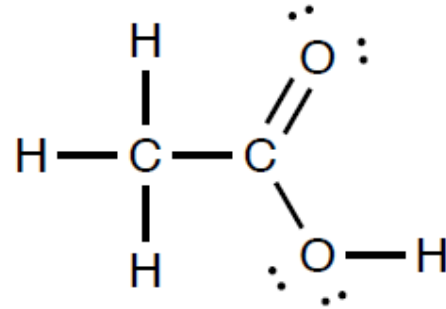
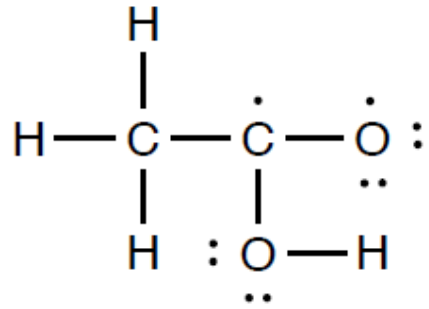
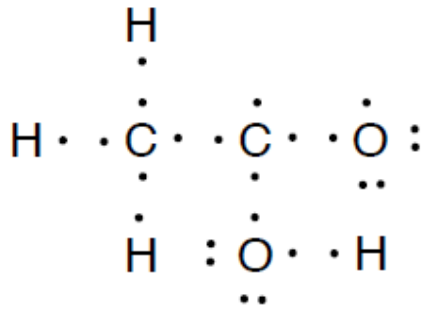


acetilene

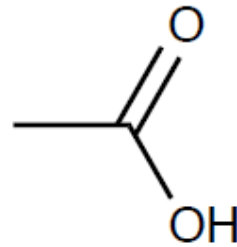
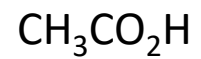
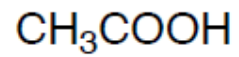
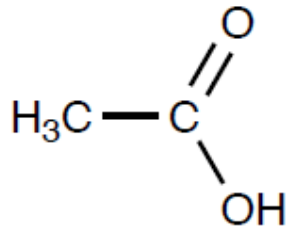


formaldeide

Acido acetico

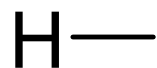


Formula di struttura



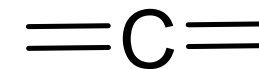
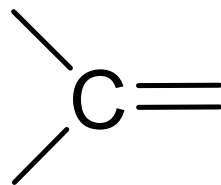
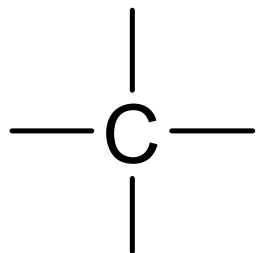
Numero di legami covalenti degli atomi in molecole organiche neutre

idrogeno



1 legame

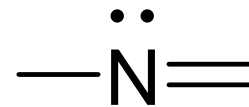
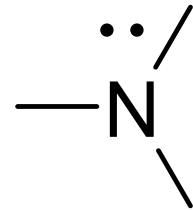
carbonio



4 legami

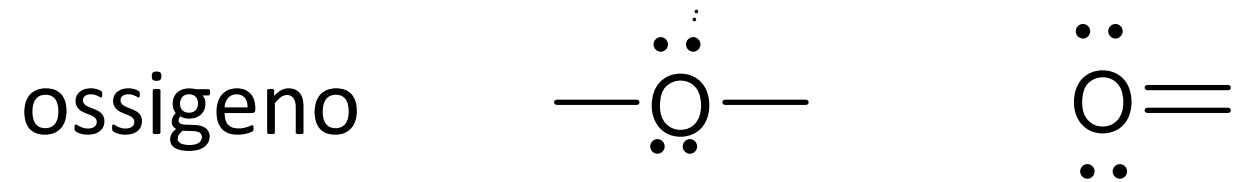
Numero di legami covalenti degli atomi in molecole organiche neutre

azoto



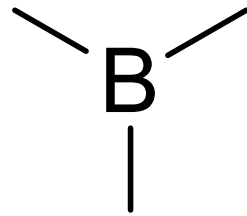
3 legami e un doppietto non condiviso

Numero di legami covalenti degli atomi in molecole organiche
neutre

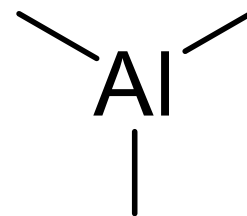


2 legami e due doppietti non condivisi

Numero di legami covalenti degli atomi in molecole organiche
neutre



boro



alluminio

3 legami, non rispettano la regola dell'ottetto

Numero di legami covalenti degli atomi in molecole organiche neutre

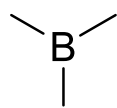
idrogeno H— 1 legame

carbonio $\begin{array}{c} | \\ -C- \\ | \end{array}$ $\begin{array}{c} \diagup \\ C= \\ \diagdown \end{array}$ $-C\equiv$ $=C=$ 4 legami

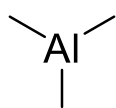
azoto $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ | \\ -N \\ | \end{array}$ $-N=$ $N\equiv$ 3 legami e un doppietto non condiviso

ossigeno $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ | \\ -O- \\ | \end{array}$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ O= \\ \cdot\cdot \end{array}$ 2 legami e due doppietti non condivisi

alogeni $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ | \\ :X- \\ | \end{array}$ X = F, Cl, Br, I un legame e 3 doppietti non condivisi



boro



alluminio

3 legami, non rispettano la regola dell'ottetto

Carica formale esercizi ed esempi

La carica formale è la carica assegnata a un singolo atomo in una struttura di Lewis.

- H
- OH
- H₂O
- H₃O
- H₂CO₃
- HCO₃
- NH₃
- NH₄
- CH₃NH₂
- CH₃NH₃
- HNO₃

Carica formale

La carica formale è la carica assegnata a un singolo atomo in una struttura di Lewis.

carica formale = [elettroni di valenza] - [elettroni di non legame] - [legami]

[elettroni di valenza] = dato dalla tavola periodica

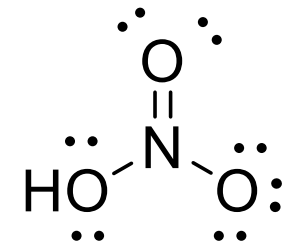
[elettroni di non legame] = n. di puntini presenti sull'atomo considerato

[legami] = n. di trattini che partono dall'atomo considerato

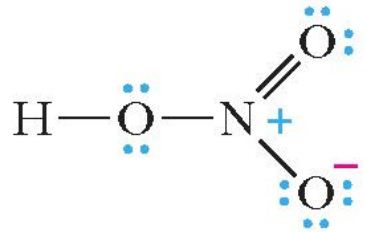
La somma delle cariche formali su ogni singolo atomo è uguale alla carica netta sulla molecola o ione.



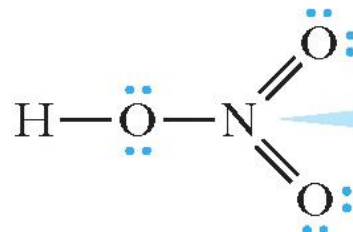
Acido nitrico



Acido nitrico HNO₃



Struttura di Lewis
accettabile



Struttura di Lewis
non accettabile

violazione della regola dell'ottetto,
10 elettroni nel guscio
di valenza dell'azoto

Carica formale N: (Numero e- di valenza N)- (numero di e- di non legame)-(numero di legami)

$$5-0-4 = +1$$

Carica formale O: $6-6-1 = -1$

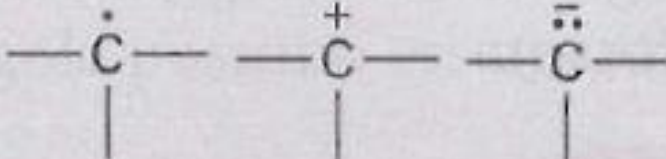
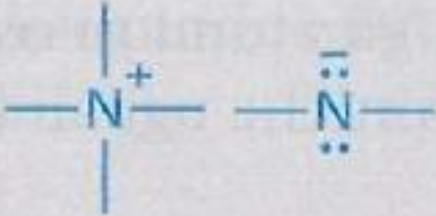
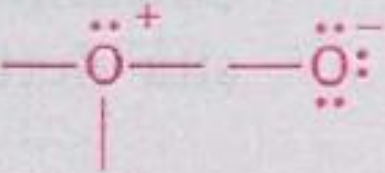
$$6-4-2 = 0$$

$$6-4-2 = 0$$

Carica formale H: $1-0-1 = 0$

Cariche formali più comuni

Tabella 2.2 Un sommario delle cariche formali più comuni

Atomo	C	N	O
Struttura			

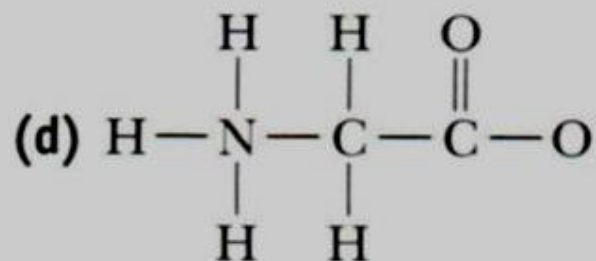
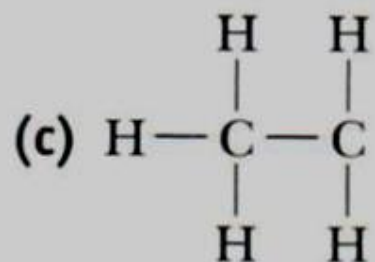
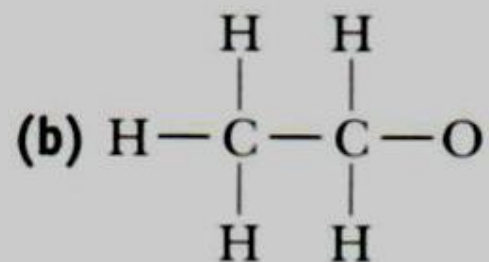
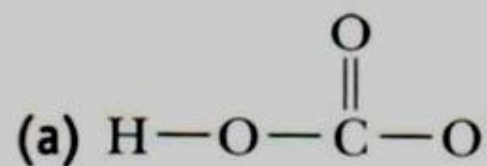
Carica formale : (Numero e- di valenza)- (numero di e- di non legame)-(numero di legami)

$$\text{C radicalico} : 4 - 1 - 3 = 0$$

$$\text{Carbocatione} : 4 - 0 - 3 = +1$$

$$\text{Carbanione} : 4 - 2 - 3 = -1$$

1.30 Seguendo la regola secondo cui ogni atomo di carbonio, ossigeno e azoto reagisce per raggiungere un guscio di elettroni esterno completo, aggiungi tante coppie di elettroni non condivise quante sono necessarie per completare il guscio di valenza di ciascun atomo in queste molecole e ioni. Quindi, assegna le relative cariche formali.



Lunghezze, angoli di legame e forma delle molecole

- La struttura di una molecola è definita dalla lunghezza di legame e dagli angoli di legame
- Lunghezza di legame: distanza tra i due nuclei che partecipano a un legame covalente (si misura in angstrom Å) $1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$
- Angolo di legame: è l'angolo formato dagli assi congiungenti i nuclei degli atomi legati

Average Bond Lengths for Some Single, Double, and Triple Bonds

Bond	Bond Length (Å)	Bond	Bond Length (Å)
C—C	1.54	N—N	1.47
C=C	1.34	N=N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C—N	1.43	N—O	1.36
C=N	1.38	N=O	1.22
C≡N	1.16	O—O	1.48
C—O	1.43	O=O	1.21
C=O	1.23		
C≡O	1.13		

Modello VSEPR

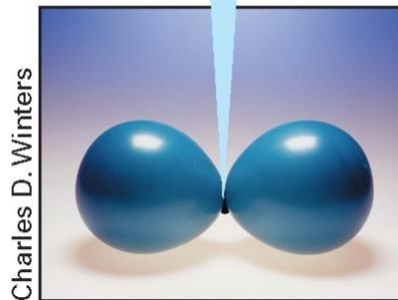
Valence Shell Electron Pair Repulsion

repulsione tra le coppie di elettroni del guscio di valenza

il punto in cui i palloncini sono legati insieme rappresenta l'atomo di cui si vogliono prevedere gli angoli di legame

ogni palloncino rappresenta una regione di densità elettronica, che può consistere in un legame semplice, doppio o triplo o in una coppia solitaria di elettroni

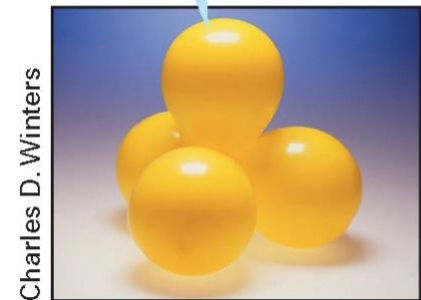
FIGURA 1.5 Modelli a palloncino utilizzati per predire gli angoli di legame. (a) Due palloncini assumono una forma lineare con un angolo di legame di 180° intorno al punto di legame. (b) Tre palloncini assumono una forma trigonale planare con angoli di legame di 120° . (c) Quattro palloncini assumono una forma tetraedrica con angoli di legame di 109.5° .



(a) Lineare



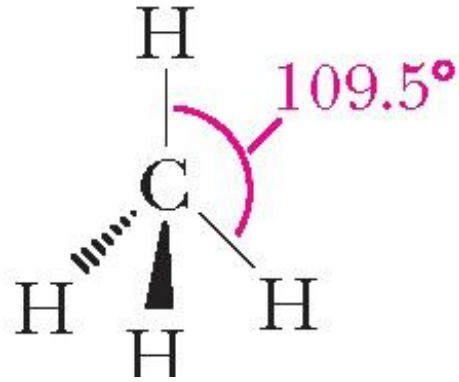
(b) Trigonale planare



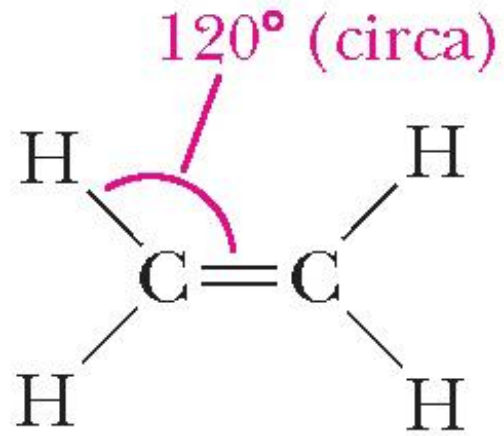
(c) Tetraedro

Esempi

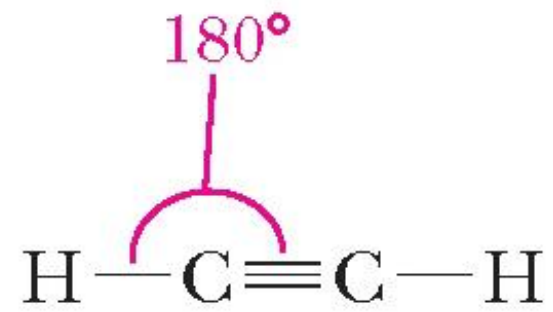
- Struttura di metano, ammoniaca, acqua, aldeide formica, etilene, anidride carbonica, acetilene
- Disposizione degli orbitali: lineare, trigonale planare, tetraedrica
- Forma della molecola: tetraedrica, piramidale, piegata, planare, lineare



metano



etilene



acetilene

Perché è importante conoscere la forma di una molecola?

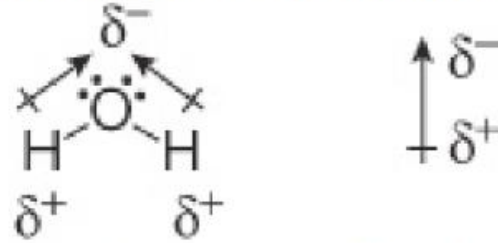
Molecole polari e non polari

- La forma di una molecola determina le sue proprietà chimico-fisiche come ad esempio la sua polarità
- La polarità delle molecole è il risultato della somma di tutti i vettori relativi alla polarità dei singoli legami e del contributo delle coppie di elettroni non condivisi

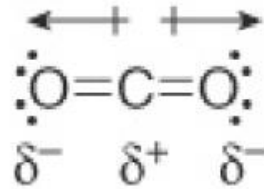
Momento di dipolo

- Molecole polari hanno uno o più legami covalenti polari.

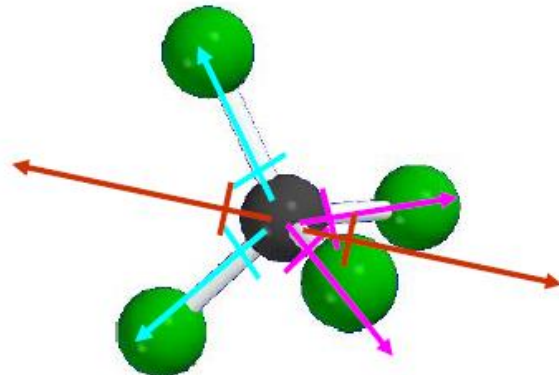
Es. H₂O



- Molecole non polari o non hanno legami covalenti polari o i momenti di dipolo si cancellano. ES. CO₂

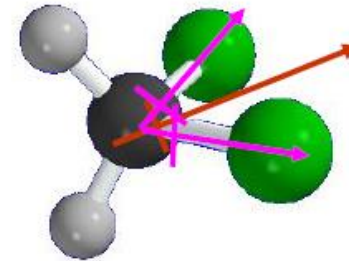


CCl₄ $\delta = 0$ D



I dipoli si cancellano

CH₂Cl₂ $\delta = 1.62$ D



I dipoli si sommano

Il tetrafluoroetilene, C_2F_4 , è il materiale di partenza per la sintesi del polimero poli(tetrafluoroetilene), comunemente chiamato Teflon. Le molecole del tetrafluoroetilene sono non polari. Proponi una formula di struttura per questo composto.

Chimica organica

- Struttura
- Reattività
- La struttura e la reattività sono correlate

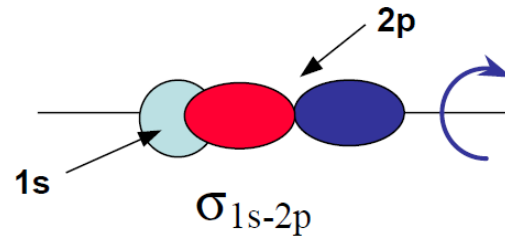
STRUTTURA  **REATTIVITA'**

Legame covalente secondo il modello del legame di valenza

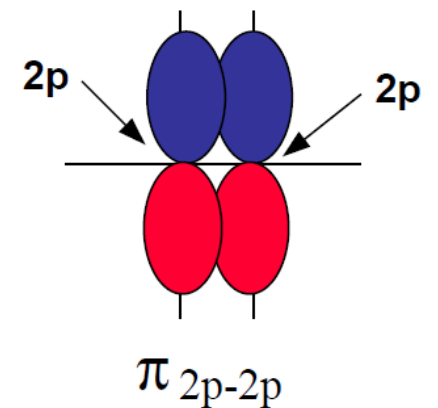
- I legami si formano per sovrapposizione degli orbitali atomici
- Gli elettroni sono localizzati e condivisi
- Maggiore è la sovrapposizione, più forte è il legame
- Legame sigma (σ) deriva dalla sovrapposizione di orbitali atomici che ha luogo lungo l'asse che unisce i due nuclei
- Legame pi greco (π) deriva dalla sovrapposizione di 2 orbitali p paralleli fra loro e perpendicolari al legame σ

Legame covalente secondo il modello del legame di valenza

- Legame sigma (σ) deriva dalla sovrapposizione di orbitali atomici che ha luogo lungo l'asse che unisce i due nuclei

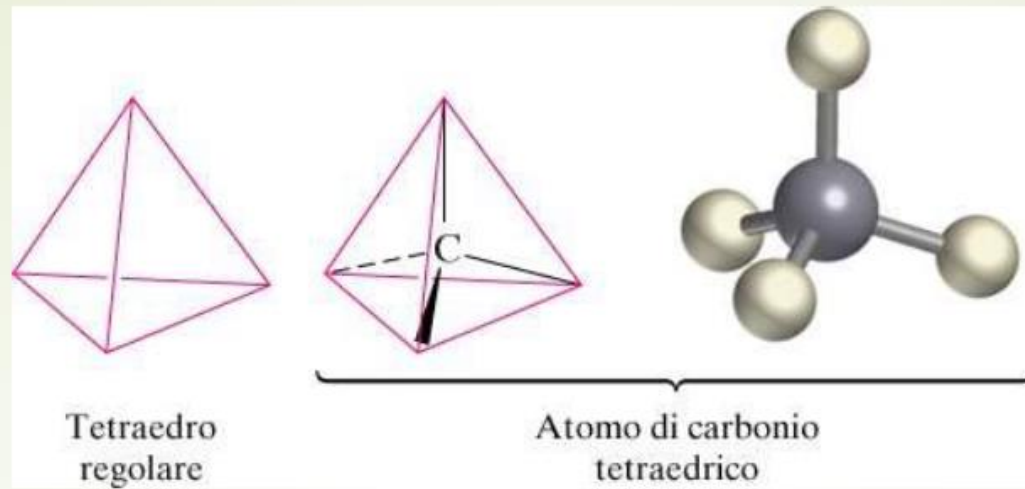


- Legame pi greco (π) deriva dalla sovrapposizione di 2 orbitali p paralleli fra loro e perpendicolari al legame σ



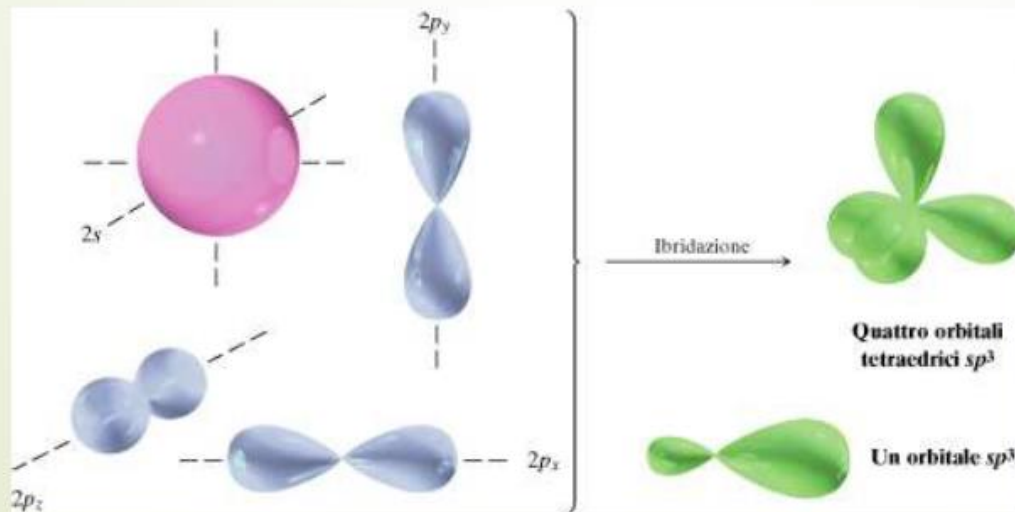
Teoria degli Orbitali ibridi

- Atomi, come il carbonio, non usano orbitali puri s o p per formare legami, ma degli orbitali chiamati **orbitali ibridi**
- Per formare dei legami covalenti con altri atomi il carbonio userà orbitali ibridi contenenti un solo elettrone
- Per formare il legame l'altro elettrone verrà messo dall'altro atomo



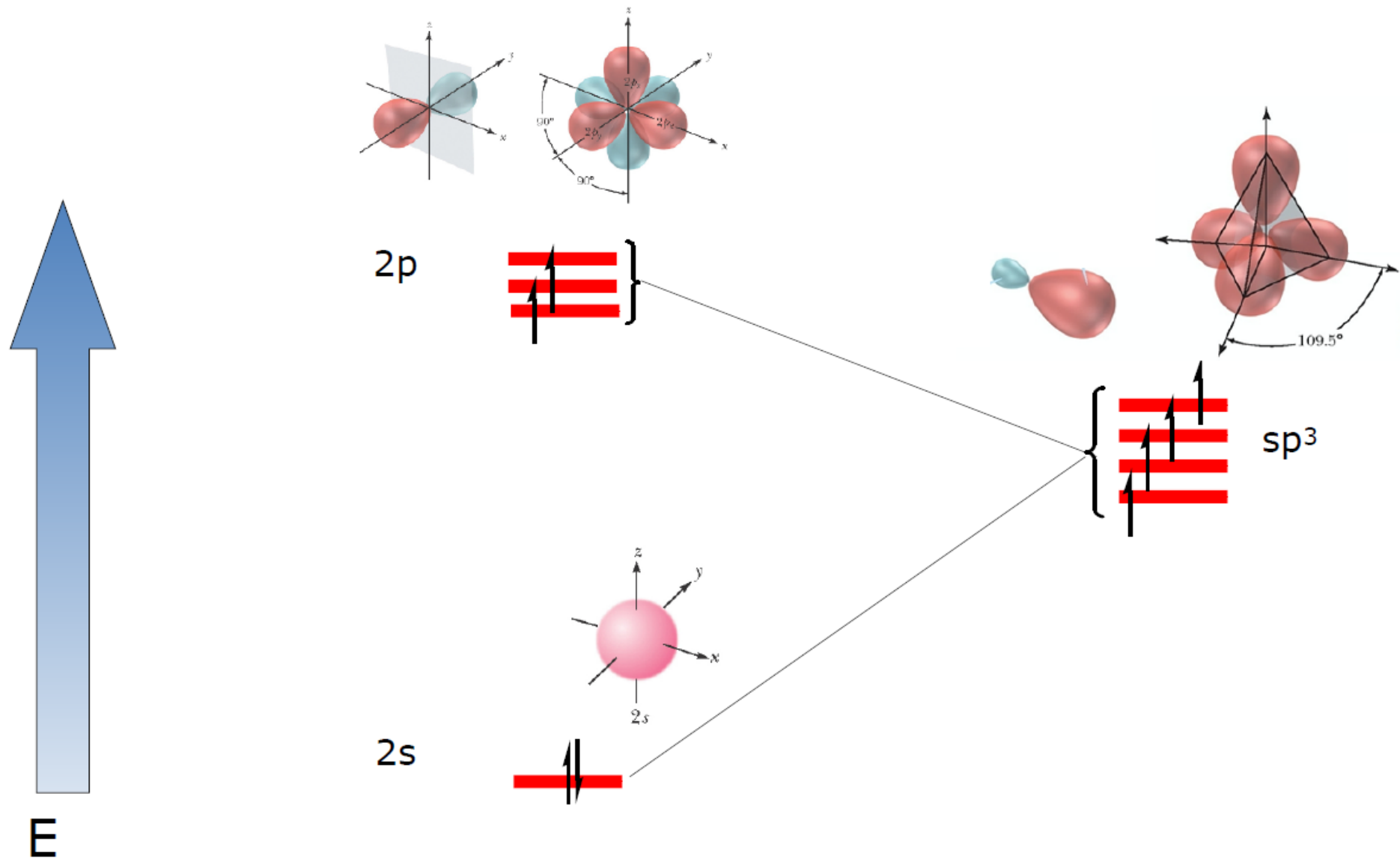
CH₄
metano

Ibridazione: combinazione di due o più orbitali atomici per formare un numero uguale di orbitali ibridi.



sp³ angoli di 109,5°

4 single bonds: sp^3 hybridization



4 single bonds: sp^3 hybridization

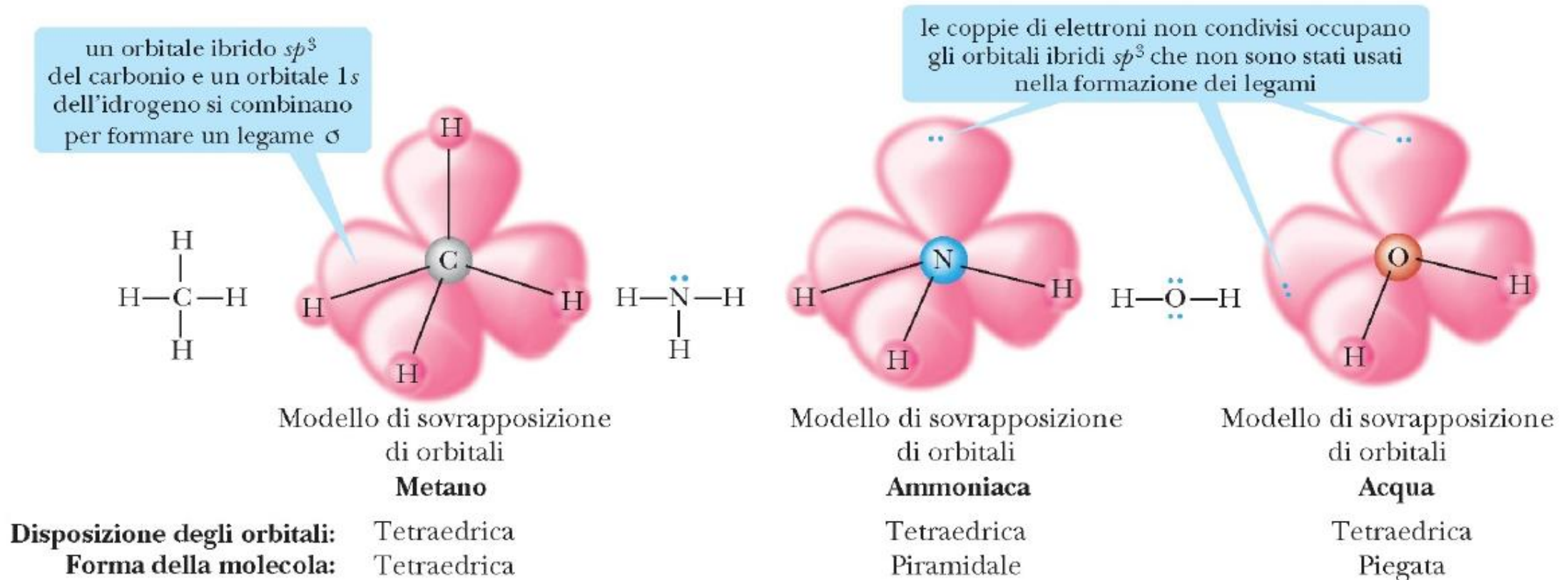
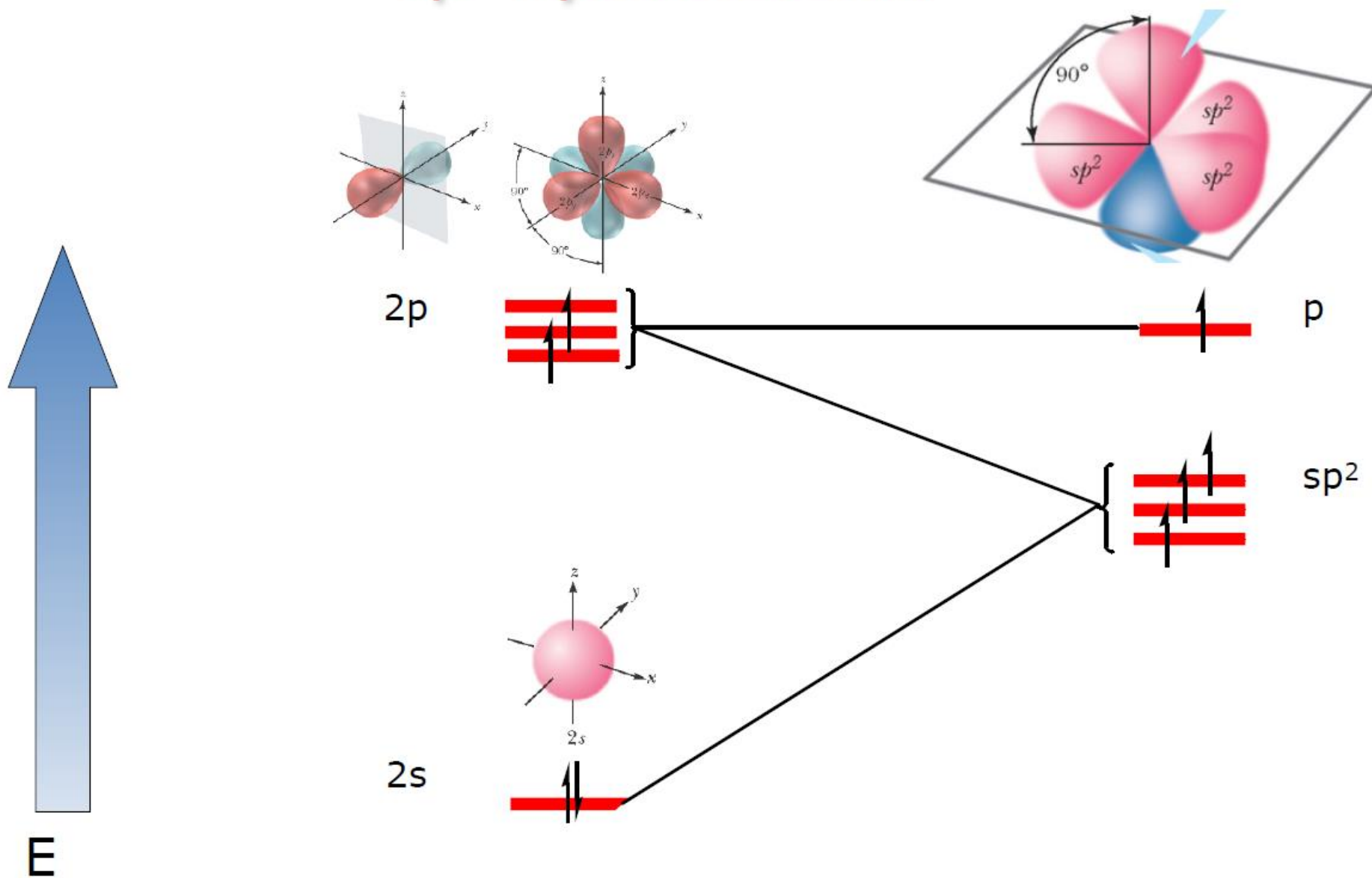


FIGURA 1.17 Modelli di sovrapposizione degli orbitali del metano, dell'ammoniaca e dell'acqua.

1 double bond and 2 single bonds: sp^2 hybridization



1 double bond and 2 single bonds: sp^2 hybridization

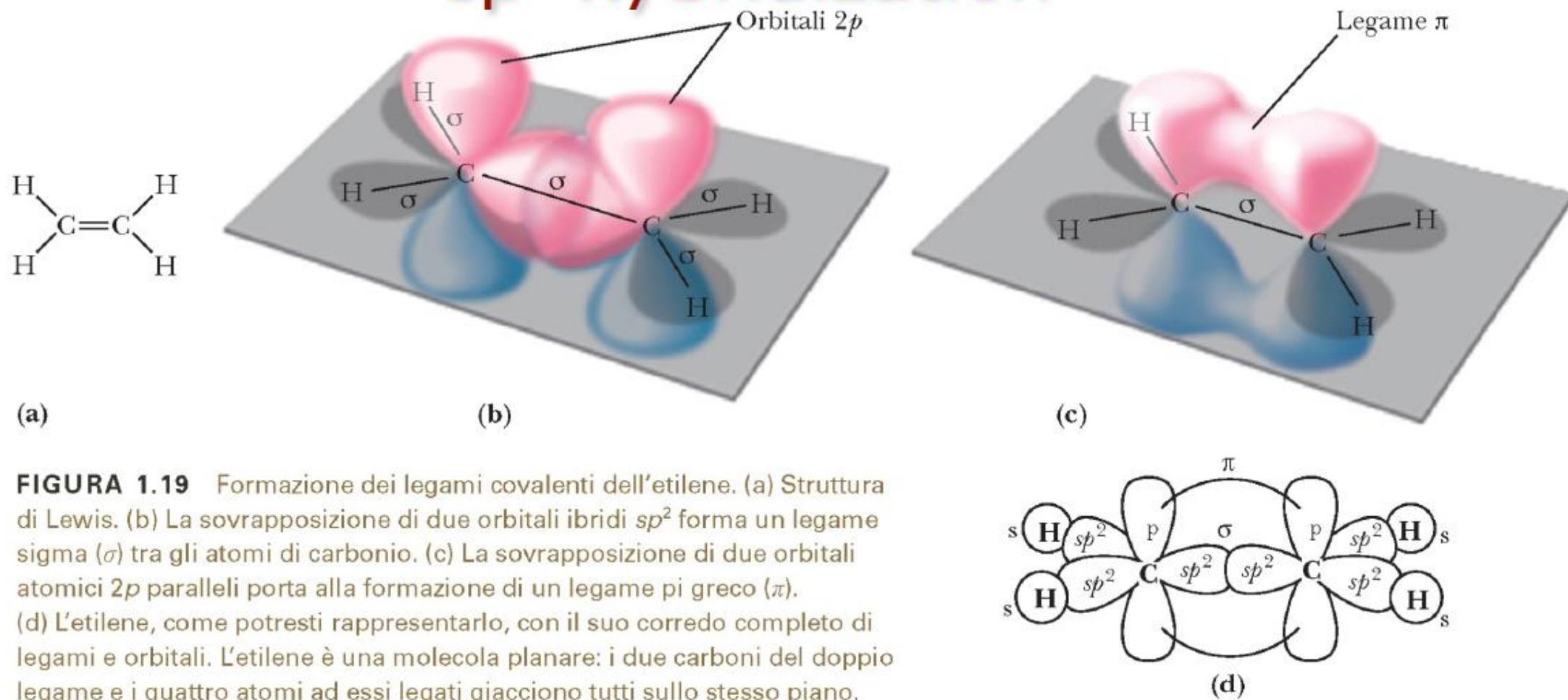
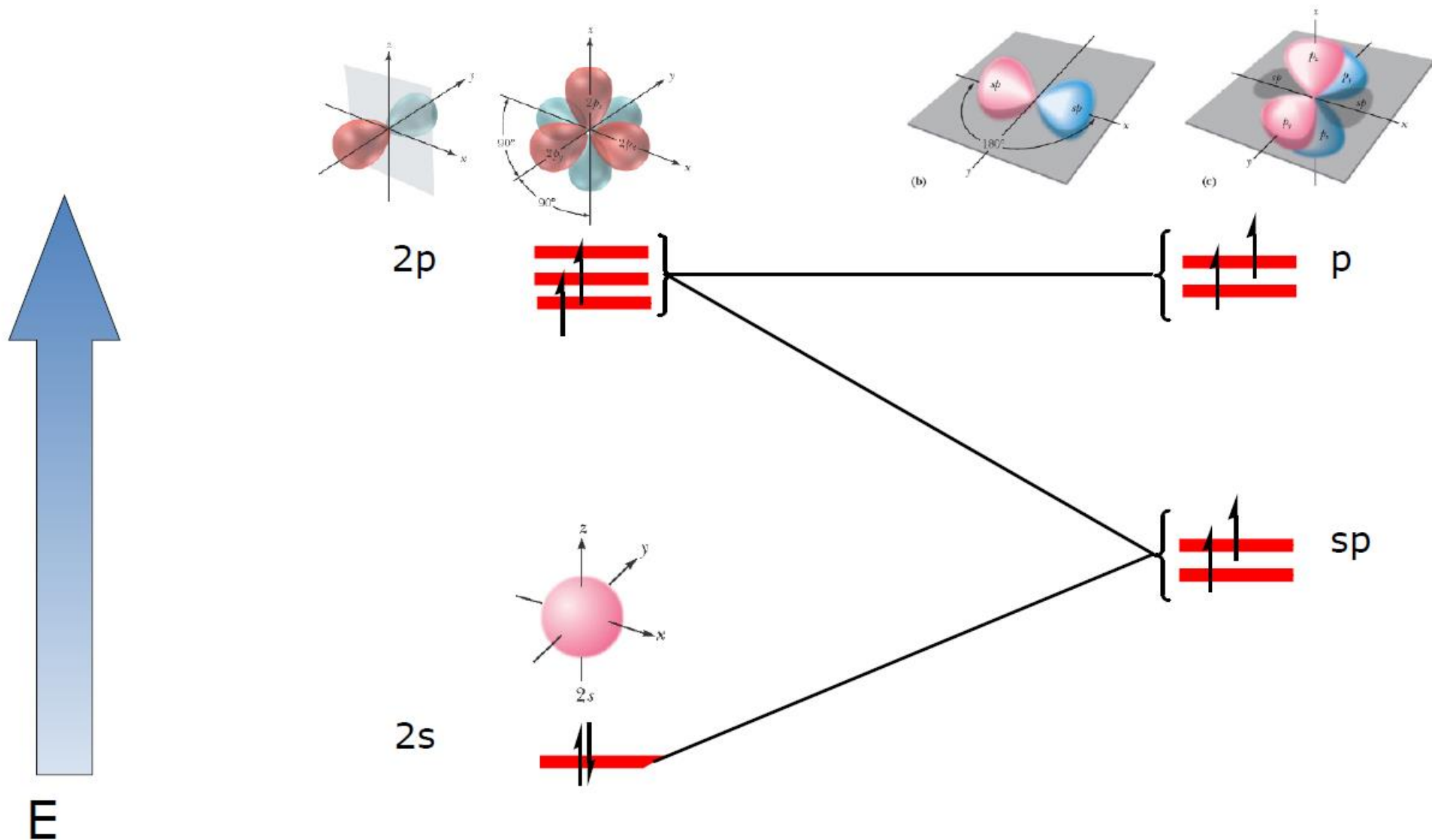
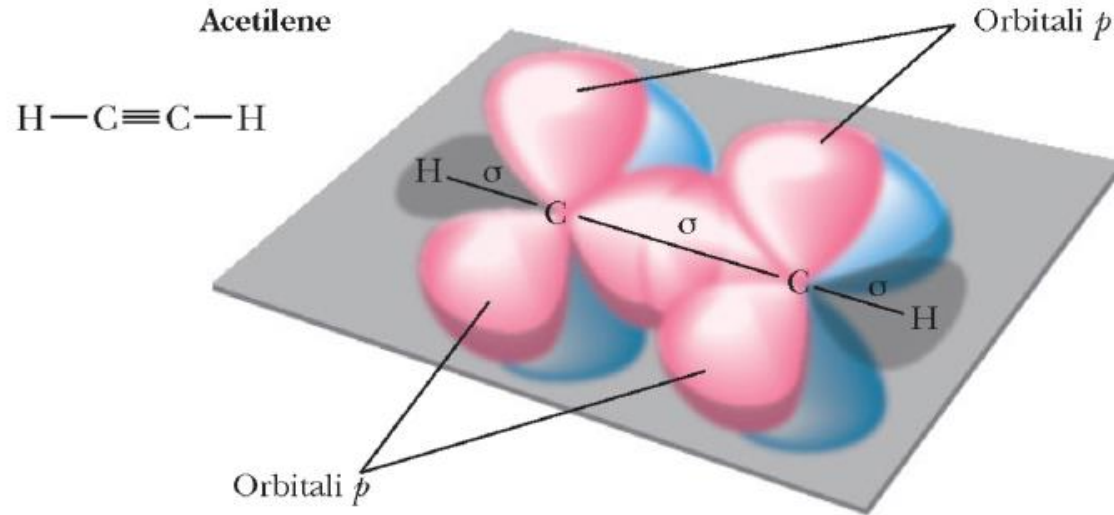


FIGURA 1.19 Formazione dei legami covalenti dell'etilene. (a) Struttura di Lewis. (b) La sovrapposizione di due orbitali ibridi sp^2 forma un legame sigma (σ) tra gli atomi di carbonio. (c) La sovrapposizione di due orbitali atomici 2p paralleli porta alla formazione di un legame pi greco (π). (d) L'etilene, come potresti rappresentarlo, con il suo corredo completo di legami e orbitali. L'etilene è una molecola planare: i due carboni del doppio legame e i quattro atomi ad essi legati giacciono tutti sullo stesso piano.

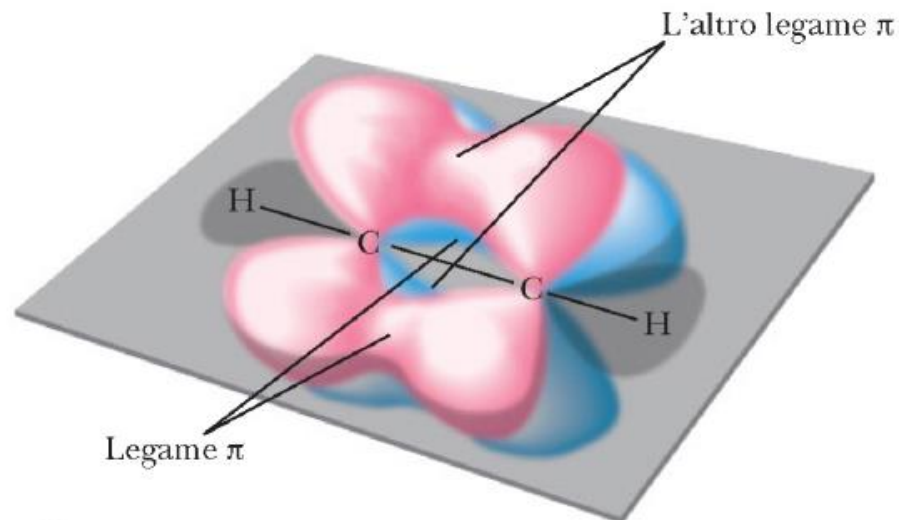
1 triple bond and 1 single bonds: sp hybridization



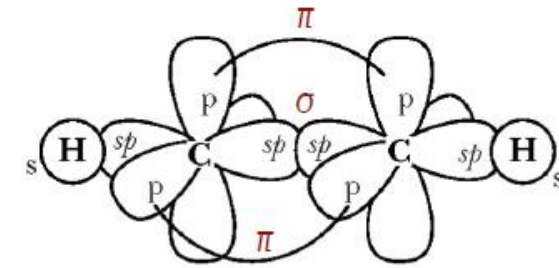
1 triple bond and 1 single bonds: sp hybridization



(a)



(b)



(c)

FIGURA 1.22 Legami covalenti dell'acetilene. (a) Struttura dello scheletro dei legami sigma insieme ai due orbitali atomici $2p$ non ancora sovrapposti. (b) Formazione di due legami π per sovrapposizione di due set di orbitali atomici $2p$ paralleli. (c) L'acetilene, come potresti rappresentarla, con il suo corredo completo di legami e orbitali.

5. Completate le seguenti strutture di Lewis (disegnando i lone pair). Indicate poi l'ibridizzazione di ogni atomi (che non sia idrogeno)

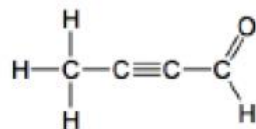
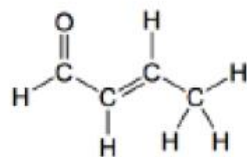
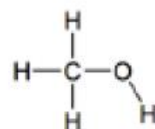


TABELLA 5.1 LUNGHEZZE DI LEGAME ED ENERGIE DI DISSOCIAZIONE DI LEGAME PER ETANO, ETILENE E ACETILENE

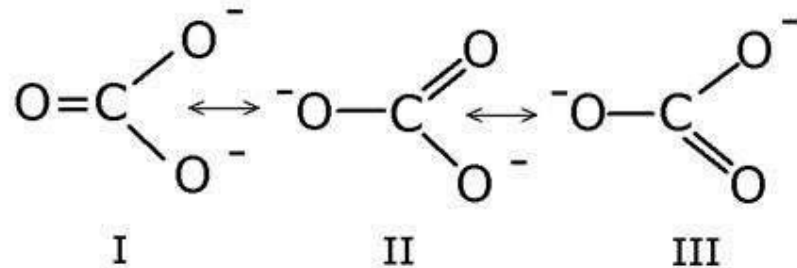
Molecola	Legame	Sovrapposizione degli orbitali di legame	Lunghezza dei legami (Å)	Forza del legame [kcal/mole(kJ/mole)]
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C—C	sp^3-sp^3	1.54	90 (377)
	C—H	sp^3-1s	1.11	98 (410)
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C—C	$sp^2-sp^2, 2p-2p$	1.34	172 (720)
	C—H	sp^2-1s	1.10	104 (435)
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	C—C	$sp-sp, \text{due } 2p-2p$	1.21	230 (962)
	C—H	$sp-1s$	1.08	125 (523)

La lunghezza del legame C-H è correlata alla percentuale di carattere s dell'orbitale ibrido che, per sp è il 50%, per sp^2 il 33,3% , per sp^3 il 25%.

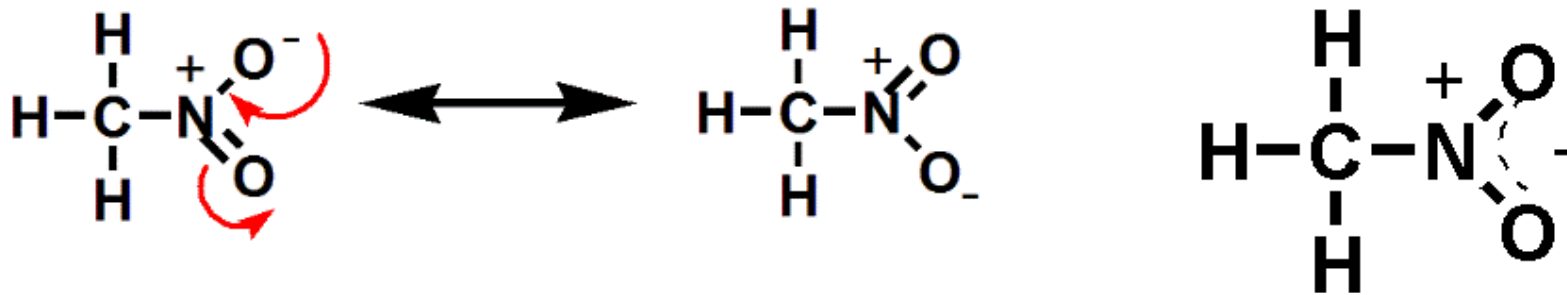
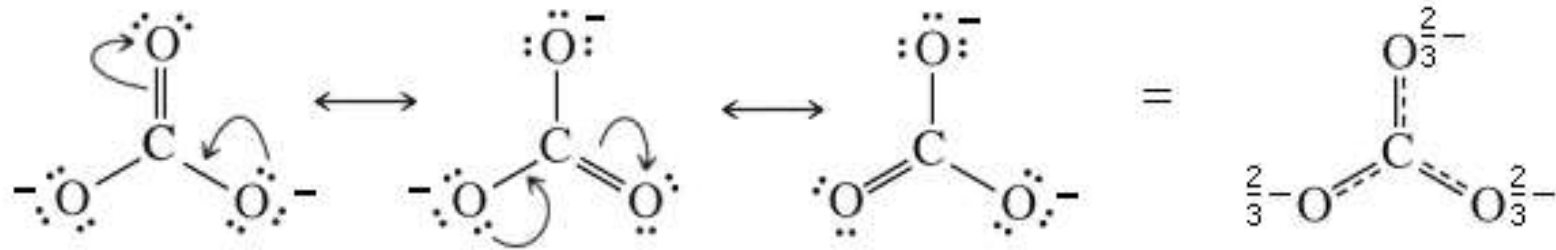
Tanto più corto è il legame, tanto più forte è.

Risonanza

- Alcune molecole non possono essere rappresentate da una singola struttura di Lewis. Ad es. ione carbonato CO_3^{2-} :



Forme limite di risonanza e ibrido di risonanza



Il movimento di elettroni si rappresenta con una freccia ricurva.
La risonanza si indica con una freccia a doppia punta.

Risonanza

- Le strutture di risonanza (forme limite di risonanza) non sono reali
- Nessuna singola struttura di risonanza può adeguatamente rappresentare la reale struttura di una specie con elettroni delocalizzati
- Le strutture di risonanza differiscono solo per la distribuzione degli elettroni, non dei nuclei (non sono isomeri)
- Le strutture di risonanza non sono in equilibrio

Disegna, per le seguenti strutture, un'altra forma limite di risonanza

