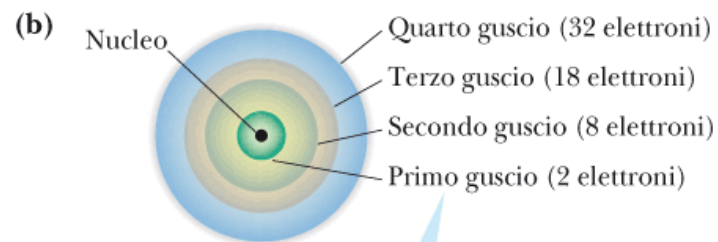
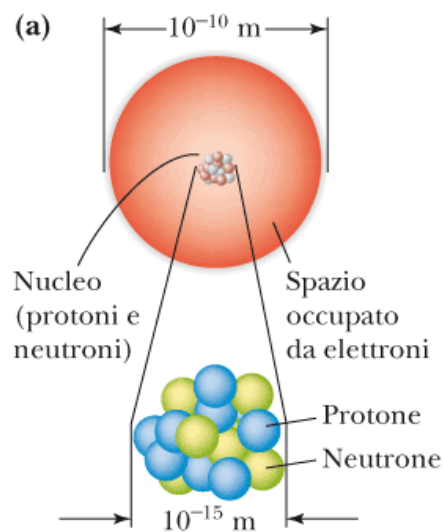


FIGURA 1.1

Rappresentazione schematica di un atomo.

(a) La maggior parte della massa di un atomo è concentrata nel nucleo, piccolo e denso, che ha un diametro di 10^{-14} - 10^{-15} metri. (b) Ciascun guscio può contenere fino a $2n^2$ elettroni, dove n è il numero del guscio. Così, il primo guscio può contenere 2 elettroni, il secondo 8 elettroni, il terzo 18 elettroni, il quarto 32 elettroni, e così via (Tabella 1.1).



gli elettroni nel primo guscio sono i più vicini al nucleo carico positivamente e sono legati più fortemente a esso; tali elettroni sono quelli nel più basso stato energetico

FIGURA 1.3 Rappresentazione degli orbitali s , p e d . Gli orbitali s sono sferici, gli orbitali p hanno una forma a manubrio, e quattro dei cinque orbitali d hanno una forma a quadrifoglio. I differenti lobi degli orbitali p vengono spesso raffigurati per convenienza a forma di lacrima, ma la loro vera forma rassomiglia piuttosto ad una maniglia, come indicato nella rappresentazione generata al computer di un orbitale $2p$ dell'idrogeno sulla destra.

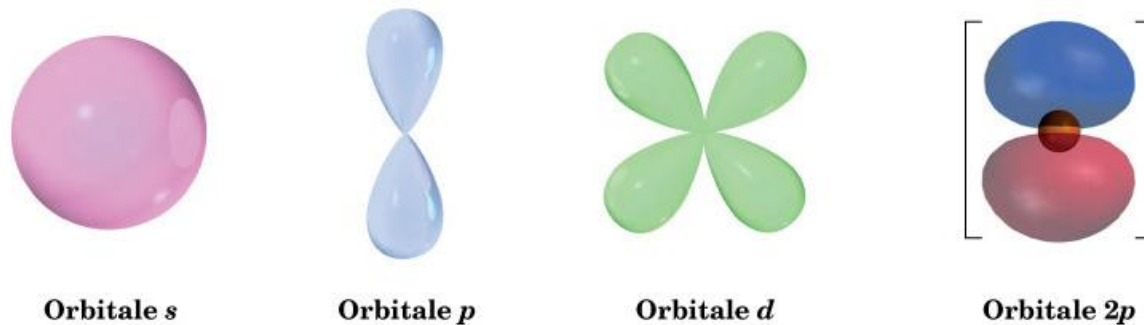


FIGURA 1.5 Forma degli orbitali $2p$. Ciascuno dei tre orbitali a forma di manubrio ha un nodo tra i due lobi.

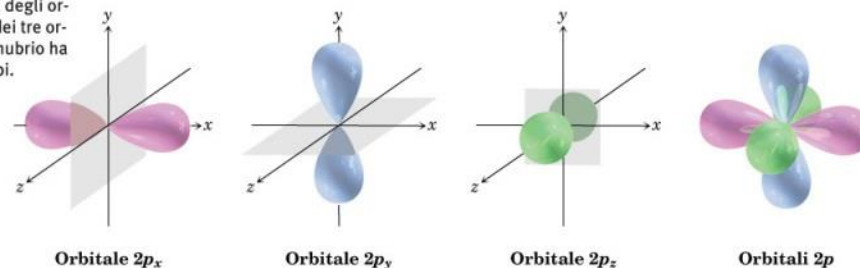


FIGURA 1.4 Livelli energetici degli elettroni in un atomo. Il primo guscio contiene un solo orbitale $1s$; il secondo guscio contiene un massimo di otto elettroni in un orbitale $2s$ e tre orbitali $2p$; il terzo guscio contiene un massimo di diciotto elettroni in un orbitale $3s$, tre orbitali $3p$ e cinque orbitali $3d$, e così via. I due elettroni in ciascun orbitale sono rappresentati da frecce in su e in giù, $\uparrow\downarrow$. Anche se non viene mostrato, il livello energetico dell'orbitale $4s$ cade tra il $3p$ ed il $3d$.

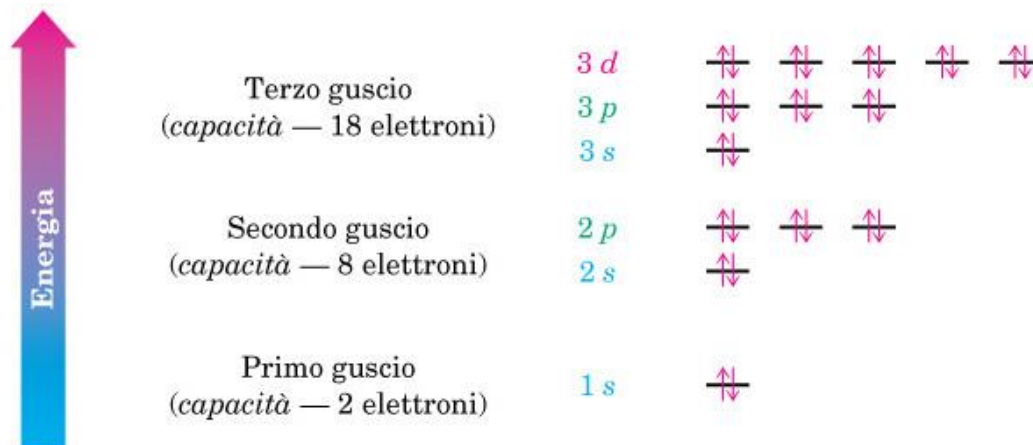



TABELLA 1.1 Distribuzione degli orbitali nei gusci

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



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.

EdiSES



TABELLA 1.2 Configurazione elettronica fondamentale per gli elementi 1-18*				
Primo periodo	H	1	$1s^1$	
	He	2	$1s^2$	
Secondo periodo	Li	3	$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
	Be	4	$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
	B	5	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	[He] $2s^2 2p_x^1$
	C	6	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	[He] $2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
	N	7	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	[He] $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
	O	8	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	[He] $2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
	F	9	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$	[He] $2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$	[He] $2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$
Terzo periodo	Na	11	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^1$	[Ne] $3s^1$
	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2$	[Ne] $3s^2$
	Al	13	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1$	[Ne] $3s^2 3p_x^1$
	Si	14	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1 3p_y^1$	[Ne] $3s^2 3p_x^1 3p_y^1$
	P	15	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	[Ne] $3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$
	S	16	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$	[Ne] $3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
	Cl	17	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$	[Ne] $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$
	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$	[Ne] $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$

* Gli elementi sono elencati nel seguente ordine: simbolo, numero atomico, configurazione elettronica dello stato fondamentale e notazione abbreviata per la configurazione elettronica dello stato fondamentale.

TABELLA 1.3 Strutture di Lewis degli elementi 1-18 della tavola periodica

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·

l'elio e il neon hanno i gusci di valenza pieni

il neon e l'argon sono accomunati da una configurazione elettronica in cui gli orbitali *s* e *p* dei loro gusci di valenza sono riempiti da otto elettroni



William H. Brown - Thomas Poon
 Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
 EdiSES



TABELLA 1.4 Valori di elettronegatività di 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

TABELLA 1.5 Classificazione dei legami chimici

Differenza di elettronegatività tra gli atomi legati	Tipo di legame	Molto probabilmente formato tra
< 0.5	Covalente non polare □	Due non metalli o un non metallo e un metalloide
da 0.5 a 1.9	Covalente polare □	
> 1.9	Ionico □	Un metallo e un non metallo



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES



FIGURA 5.1 Elettronegatività di alcuni comuni elementi.

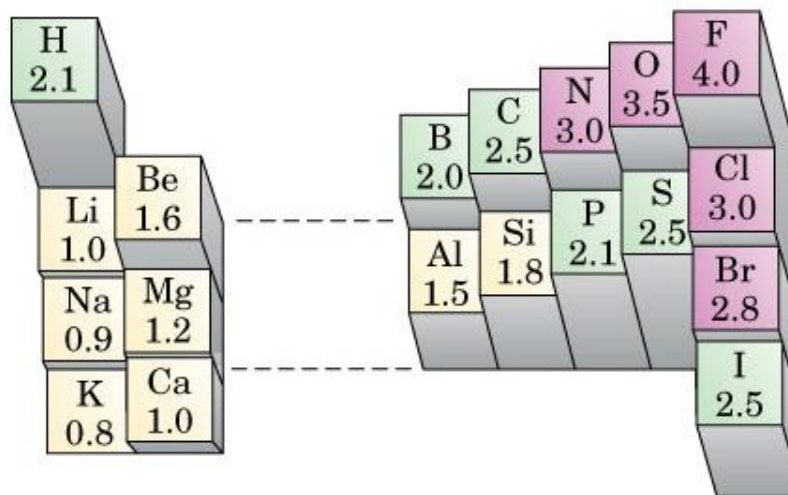


FIGURA 2.1 Il passaggio dal legame covalente al legame ionico è il risultato di una distribuzione elettronica non simmetrica. Il simbolo δ (lettera greca delta minuscola) indica una carica parziale, sia positiva (δ^+) per gli atomi poveri di elettroni sia negativa (δ^-) per gli atomi ricchi di elettroni.

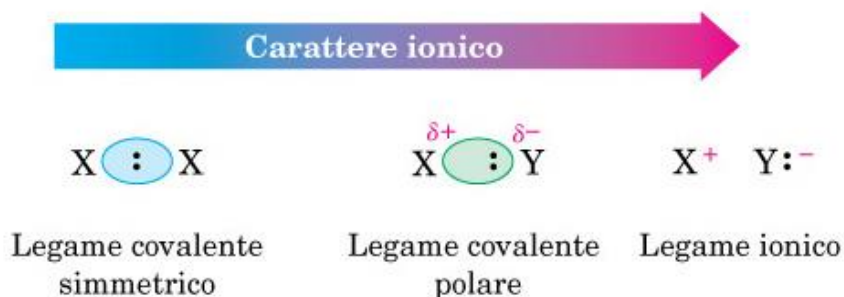
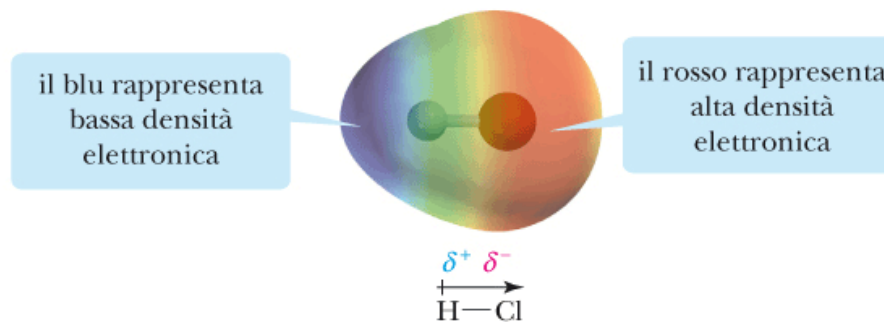


FIGURA 1.4

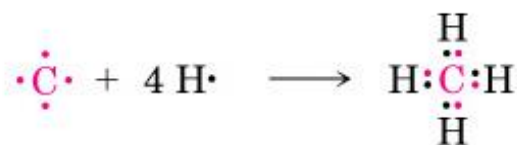
Modello di densità elettronica dell'HCl. Il rosso indica una regione ad alta densità elettronica, mentre il blu indica una regione a bassa densità elettronica.



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES



Rappresentazione degli elettroni di valenza: strutture di Lewis



Metano (CH₄)



Ammoniaca (NH₃)



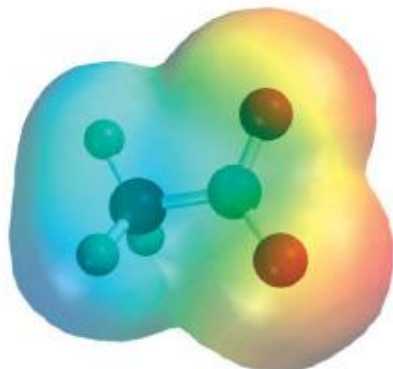
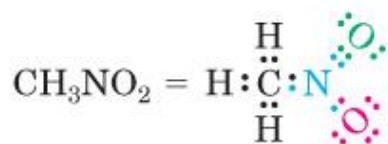
Acqua (H₂O)



Metanolo (CH₃OH)

TABELLA 1.2 Strutture di Lewis e Kekulé di alcune molecole semplici

Nome	Struttura di Lewis	Struttura di Kekulé	Nome	Struttura di Lewis	Struttura di Kekulé
Acqua (H ₂ O)	$\text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}:\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Metano (CH ₄)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\text{C}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Ammoniaca (NH ₃)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}:\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	Metanolo (CH ₃ OH)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\text{C}}:\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$



Nitrometano

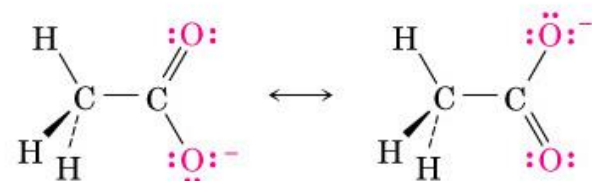
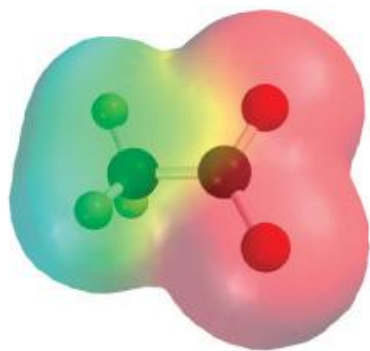
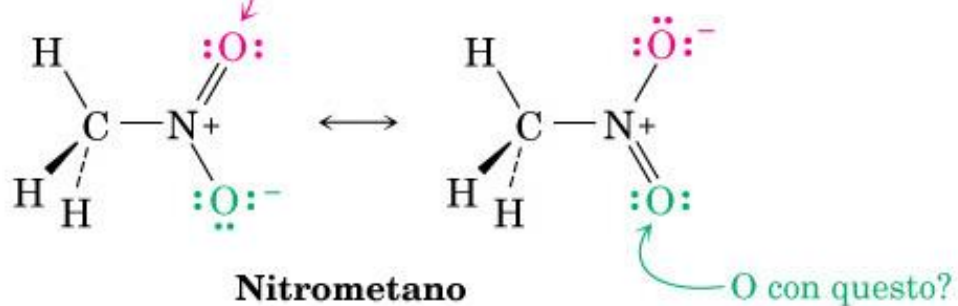
$$\begin{aligned} \text{carica formale} &= \left(\begin{array}{c} \text{numero di} \\ \text{elettroni di valenza} \\ \text{nell'atomo isolato} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{Numero di} \\ \text{elettroni di valenza} \\ \text{nell'atomo legato} \end{array} \right) \\ &= \left(\begin{array}{c} \text{Numero di} \\ \text{elettroni di} \\ \text{valenza} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{Metà degli} \\ \text{elettroni} \\ \text{di legame} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{Numero di} \\ \text{elettroni di} \\ \text{non legame} \end{array} \right) \end{aligned}$$

TABELLA 2.2 Cariche formali su atomi di carbonio, azoto e ossigeno

Atomo	C			N			O		
Struttura	—C^+	$\text{—}\overset{\text{C}}{\text{—}}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\text{N}}{\text{—}}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}\text{—}$
Numero di legami	3	4	3	4	3	2	3	2	1
Coppie elettroniche non condivise	0	0	1	0	1	2	1	2	3
Carica formale	+1	0	-1	+1	0	-1	+1	0	-1

A volte una struttura di Lewis non basta : strutture di risonanza

Doppio legame con questo ossigeno?



Anione acetato (due forme di risonanza)

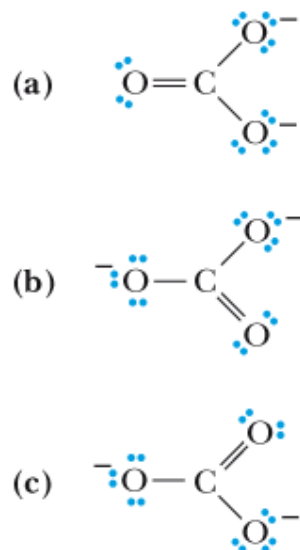


FIGURA 1.11

Le tre strutture di Lewis
dello ione carbonato.

FIGURA 1.12

Lo ione carbonato è rappresentato come un ibrido di risonanza di tre strutture limite equivalenti. Le frecce curve indicano la redistribuzione degli elettroni di valenza tra una struttura limite e quella successiva.

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise

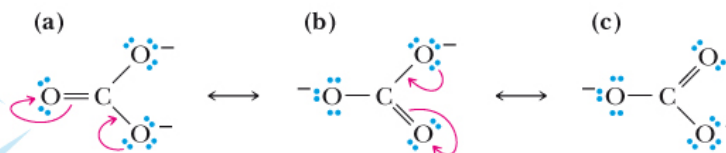
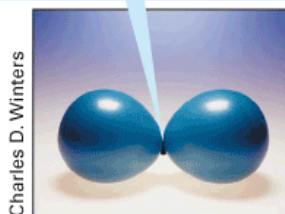


FIGURA 1.5

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° .

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



(a) Lineare

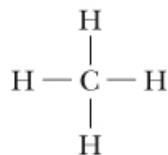


(b) Trigonale planare



(c) Tetraedro

(a)



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES

(b)

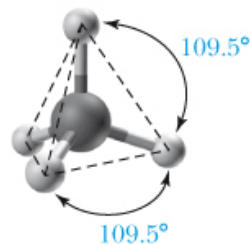


FIGURA 1.6

Forma della molecola di metano (CH_4): (a) struttura di Lewis e (b) modello tridimensionale a sfere e bastoncini. I legami semplici occupano quattro regioni di densità elettronica, conferendo alla molecola una forma **tetraedrica**. Gli atomi di idrogeno occupano i quattro vertici di un tetraedro regolare e tutti gli angoli di legame $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ sono di 109.5° .

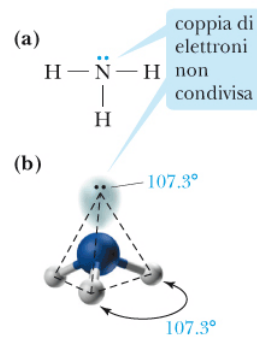
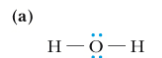


FIGURA 1.7

Forma della molecola di ammoniaca (NH₃): (a) struttura di Lewis e (b) modello tridimensionale a sfere e bastoncini. I tre legami semplici e la coppia solitaria di elettroni creano quattro regioni di densità elettronica. Questo fa sì che la coppia solitaria e i tre atomi di idrogeno occupino i quattro vertici di un tetraedro. Tuttavia, nel descrivere la forma delle molecole non vanno prese in considerazione le coppie solitarie di elettroni. Pertanto, la geometria molecolare dell'ammoniaca è descritta come **piramidale**; cioè, la molecola ha la forma di una piramide a base triangolare con i tre atomi di idrogeno alla base e quello di azoto al vertice. Gli angoli di legame osservati sperimentalmente sono di 107.3°. Questa piccola differenza tra gli angoli previsti e quelli osservati può essere spiegata assumendo che la coppia di elettroni non condivisa sull'atomo di azoto, esercitando una repulsione maggiore rispetto alle coppie di elettroni di legame, produca una riduzione dell'angolo di legame.



(b)
Coppia di elettroni
non condivisa

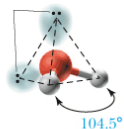
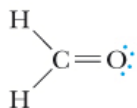


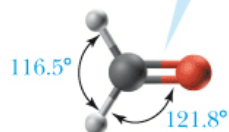
FIGURA 1.8

Forma della molecola di acqua (H_2O): (a) struttura di Lewis e (b) modello tridimensionale a sfere e bastoncini. Usando il modello VSEPR, prevediamo che le quattro regioni di densità elettronica si dispongano in maniera tetraedrica intorno all'ossigeno e che l'angolo $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ sia 109.5° . Misure sperimentali mostrano che l'angolo di legame effettivo è 104.5° , un valore inferiore a quello previsto. Questa differenza tra il valore previsto e quello osservato dell'angolo di legame può essere spiegata assumendo, come per l' NH_3 , che le coppie di elettroni non condivise respingano gli elettroni adiacenti con forza maggiore rispetto alle coppie di legame. La deviazione dall'angolo di 109.5° , proprio del tetraedro regolare, è maggiore nell' H_2O rispetto all' NH_3 in quanto nell'acqua ci sono due coppie di elettroni non condivise sull'atomo centrale, mentre nell'ammonica sull'atomo centrale c'è una sola coppia. La forma della molecola d'acqua è descritta come **piegata**.

Formaldeide



un doppio legame è trattato come una singola regione di densità elettronica

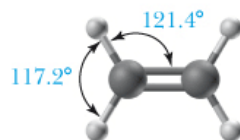
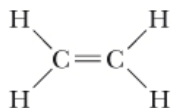


Vista dall'alto



Vista di lato

Etilene



Vista dall'alto



Vista di lato

FIGURA 1.9

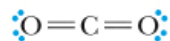
Forma delle molecole di formaldeide (CH_2O) ed etilene (C_2H_4). In entrambe le molecole il carbonio è circondato da tre regioni di densità elettronica. Quando intorno a un atomo ci sono tre regioni di densità elettronica, esse sono alla massima distanza tra loro quando sono complanari e formano angoli di 120° . La geometria di ciascun atomo di carbonio viene descritta come **trigonale planare**.

FIGURA 1.10

Forma delle molecole di (a) anidride carbonica (CO₂) e (b) acetilene (C₂H₂). In entrambi in casi, le regioni di densità elettronica sono alla massima distanza reciproca quando si allineano su un asse passante per l'atomo centrale, ovvero quando si trovano a un angolo di 180°. Sia l'anidride carbonica sia l'acetilene sono definite molecole **lineari**.

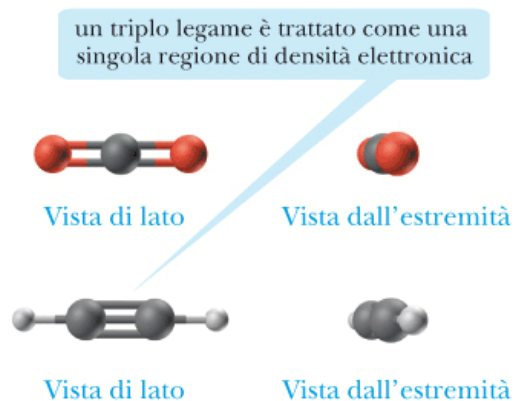
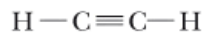
(a)

Anidride carbonica



(b)

Acetilene



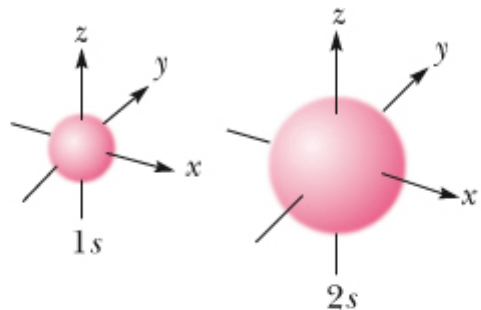


FIGURA 1.13

Forma degli orbitali atomici
1s e 2s.



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES



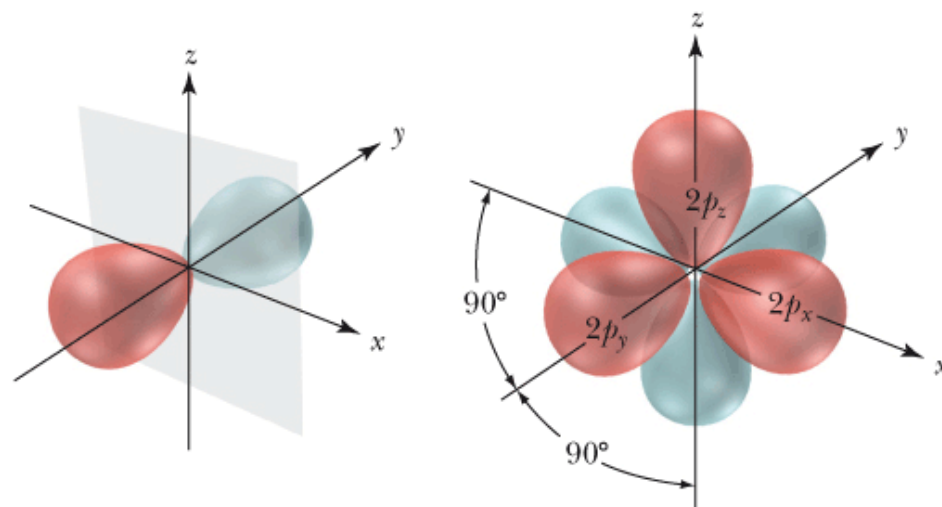


FIGURA 1.14

Forma degli orbitali atomici $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$ e loro orientazioni relative nello spazio. I tre orbitali $2p$ sono mutuamente ortogonali. Per ciascun orbitale un lobo è colorato in rosso e l'altro in blu.



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.

EdiSES



legame covalente formato
dalla sovrapposizione
di orbitali atomici

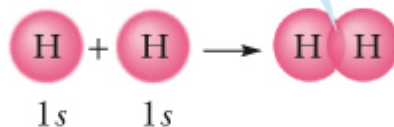


FIGURA 1.15

Formazione del legame covalente nella molecola di H_2 per sovrapposizione degli orbitali atomici $1s$ di ciascun idrogeno.



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES



FIGURA 1.7 Simmetria cilindrica del legame H-H. L'intersezione di un piano che passa attraverso l'orbitale è un cerchio.

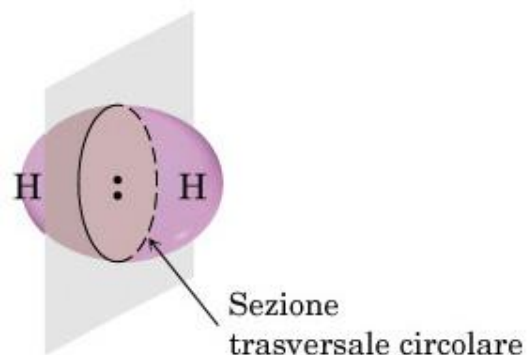


FIGURA 1.9 Grafico dell'energia contro la distanza internucleare per due atomi di idrogeno. La distanza tra i nuclei al punto di minima energia è la lunghezza di legame.

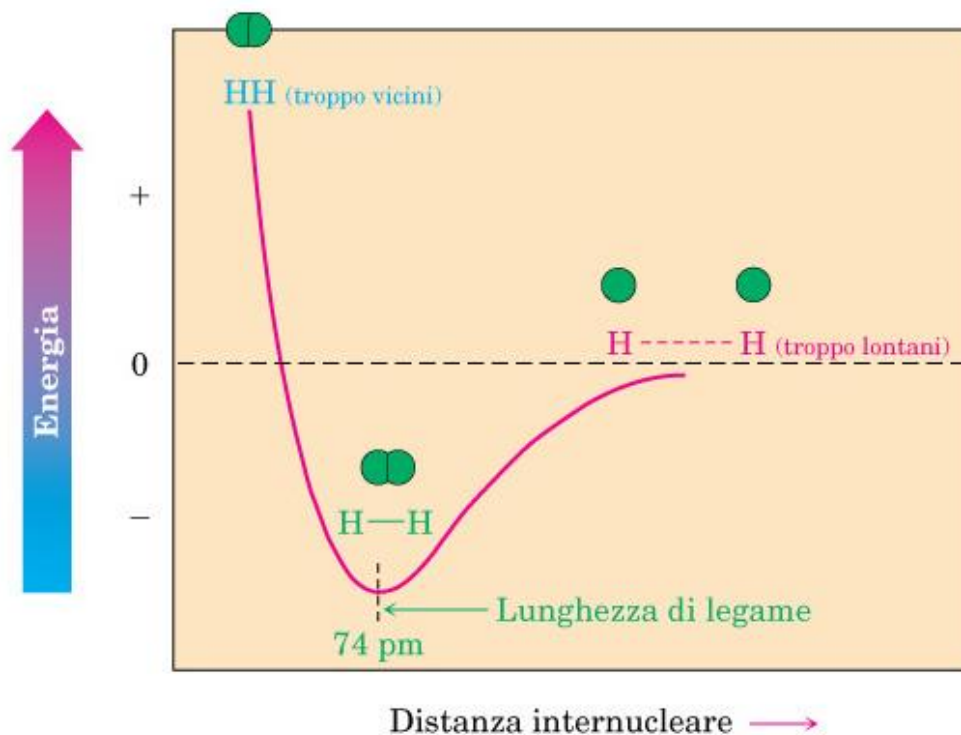
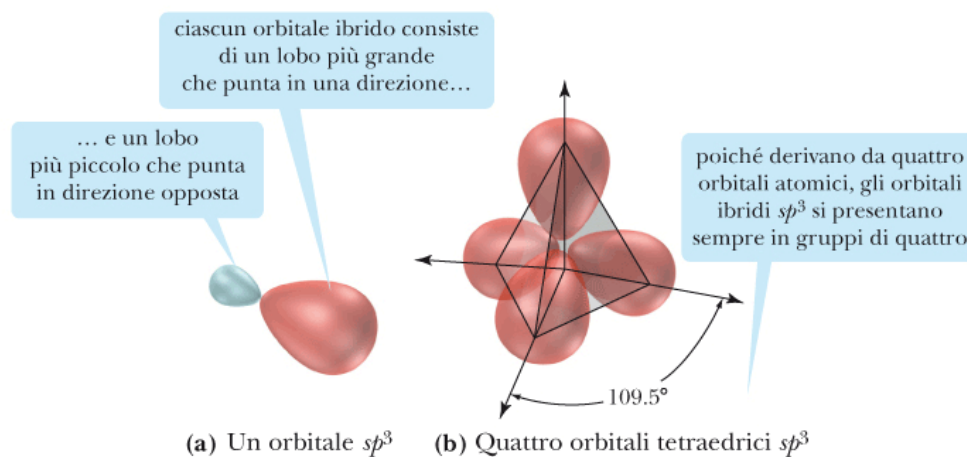
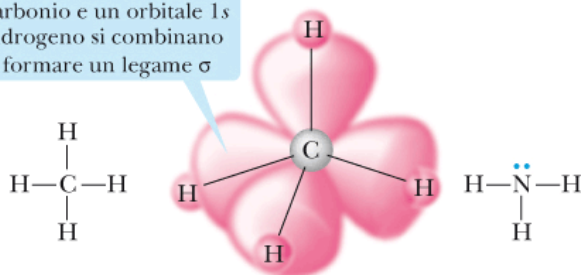


FIGURA 1.16

Orbitali ibridi sp^3 : (a) rappresentazione di un singolo orbitale ibrido sp^3 che mostra due lobi di diversa dimensione; (b) rappresentazione tridimensionale di quattro orbitali ibridi sp^3 , con i lobi più piccoli coperti dai lobi più grandi, orientati verso i vertici di un tetraedro regolare.



un orbitale ibrido sp^3 del carbonio e un orbitale $1s$ dell'idrogeno si combinano per formare un legame σ

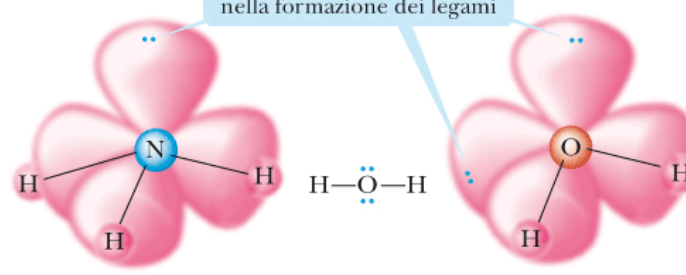


Modello di sovrapposizione di orbitali

Metano

Disposizione degli orbitali: Tetraedrica
 Forma della molecola: Tetraedrica

le coppie di elettroni non condivisi occupano gli orbitali ibridi sp^3 che non sono stati usati nella formazione dei legami



Modello di sovrapposizione di orbitali

Ammoniaca

Tetraedrica
 Piramidale

Modello di sovrapposizione di orbitali

Acqua

Tetraedrica
 Piegata

FIGURA 1.17

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

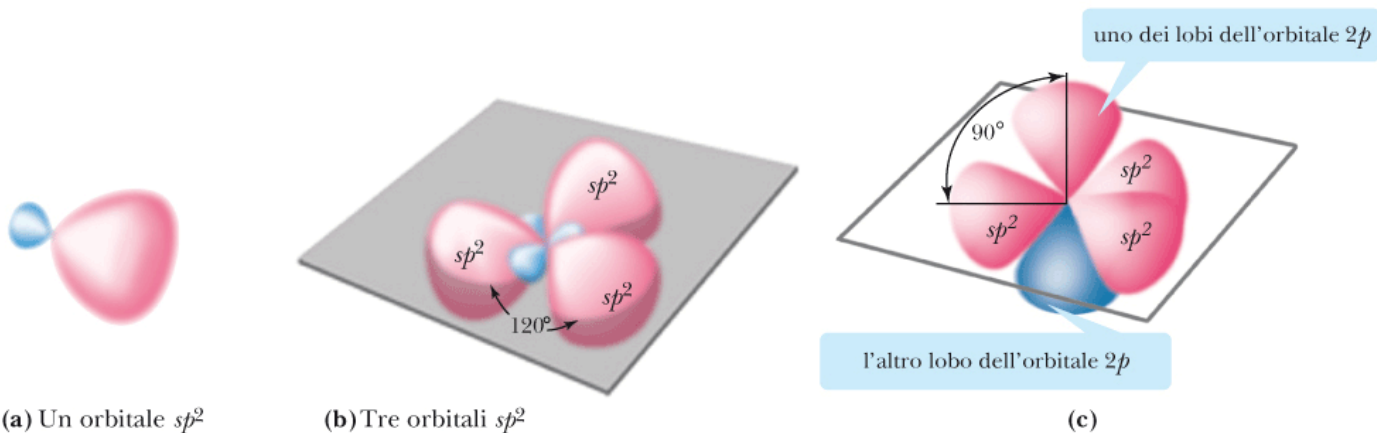


FIGURA 1.18

Orbitali ibridi sp^2 : (a) un singolo orbitale ibrido sp^2 con i due lobi di diversa dimensione; (b) tre orbitali ibridi sp^2 coplanari, i cui assi sono orientati con angoli di 120° ; (c) l'orbitale atomico $2p$ non ibridato, perpendicolare al piano individuato dai tre orbitali ibridi sp^2 .

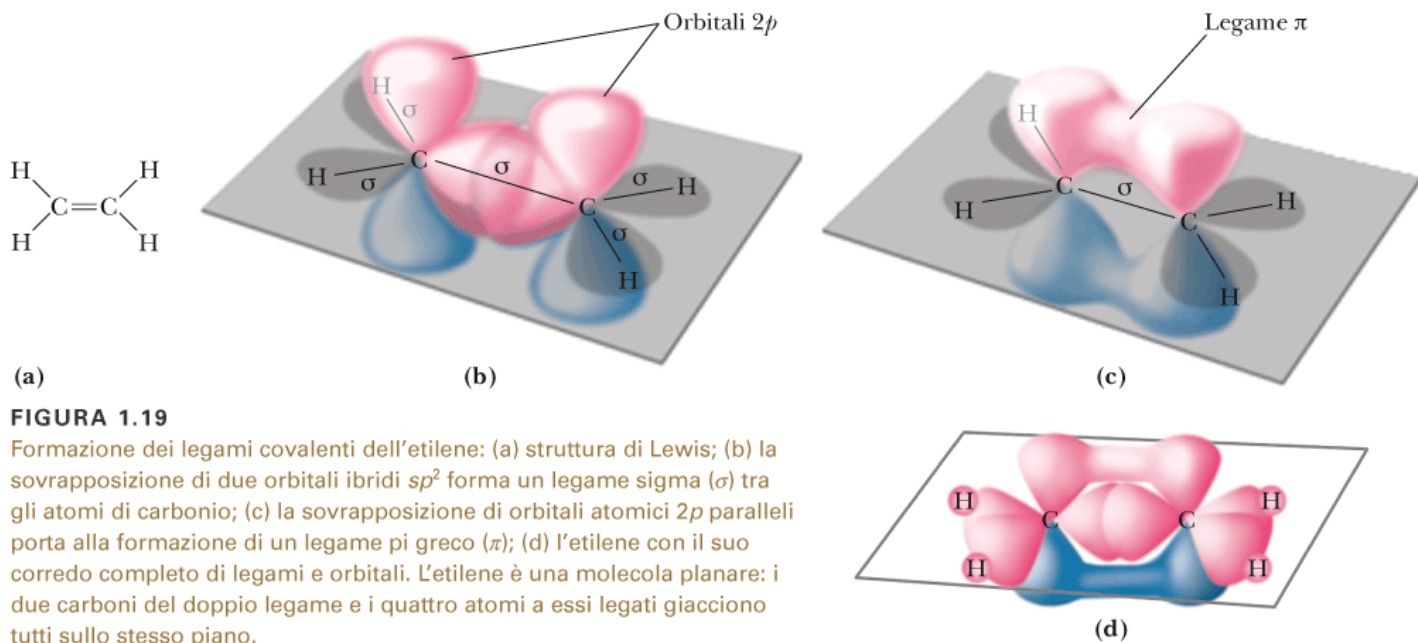


FIGURA 1.19

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 orbitali atomici $2p$ paralleli porta alla formazione di un legame pi greco (π); (d) l'etilene 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 a essi legati giacciono tutti sullo stesso piano.

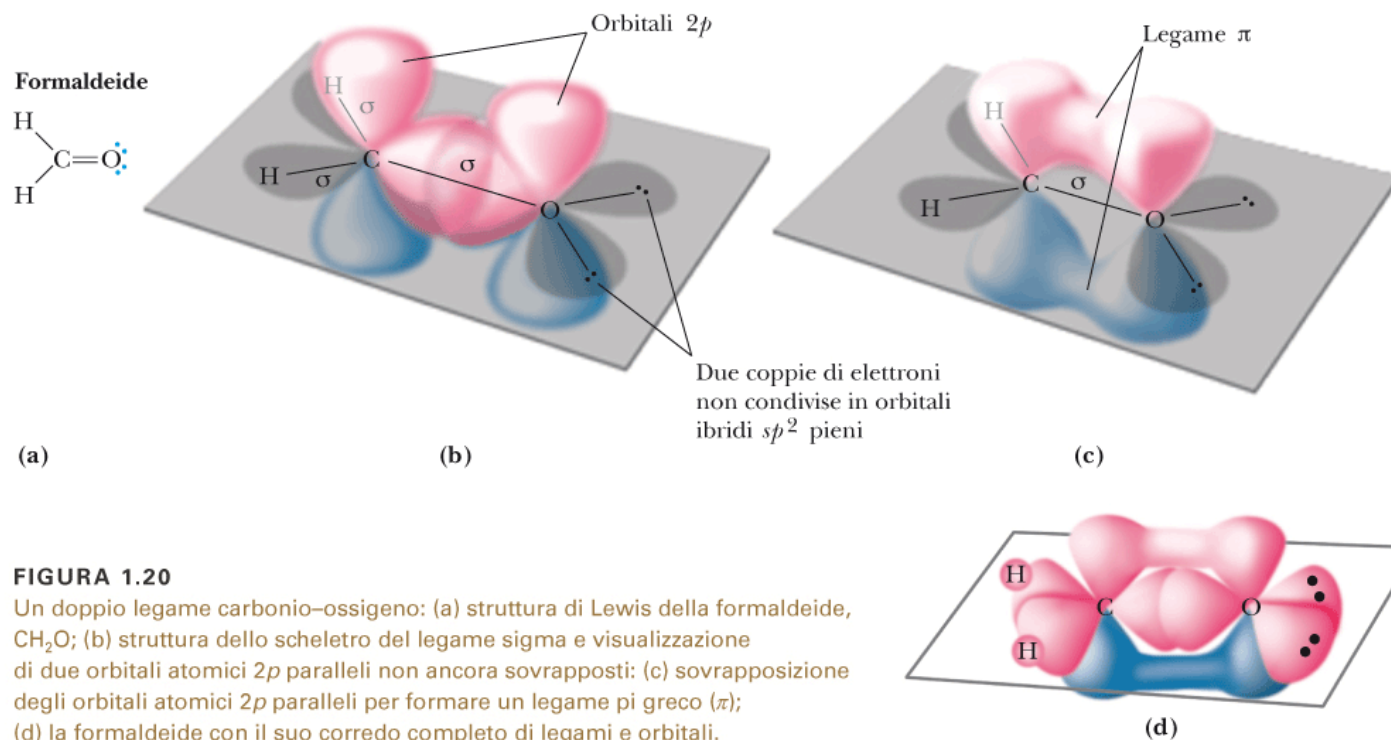
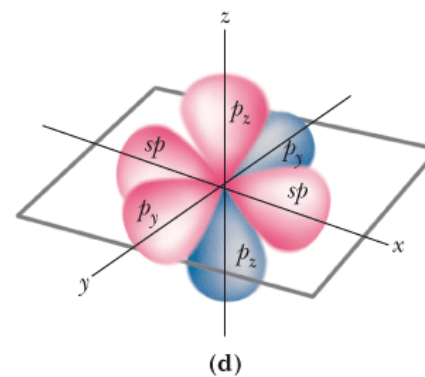


FIGURA 1.20

Un doppio legame carbonio–ossigeno: (a) struttura di Lewis della formaldeide, CH_2O ; (b) struttura dello scheletro del legame sigma e visualizzazione di due orbitali atomici $2p$ paralleli non ancora sovrapposti; (c) sovrapposizione degli orbitali atomici $2p$ paralleli per formare un legame pi greco (π); (d) la formaldeide con il suo corredo completo di legami e orbitali.

FIGURA 1.21

Orbitali ibridi sp : (a) un singolo orbitale ibrido sp formato da due lobi di diversa grandezza; (b) due orbitali ibridi sp con l'orientazione lineare (asse x); (c) gli orbitali atomici $2p$ non ibridati perpendicolari (asse y e asse z) alla retta creata dagli assi dei due orbitali ibridi sp ; (d) un atomo ibridato sp con il suo corredo completo di orbitali.



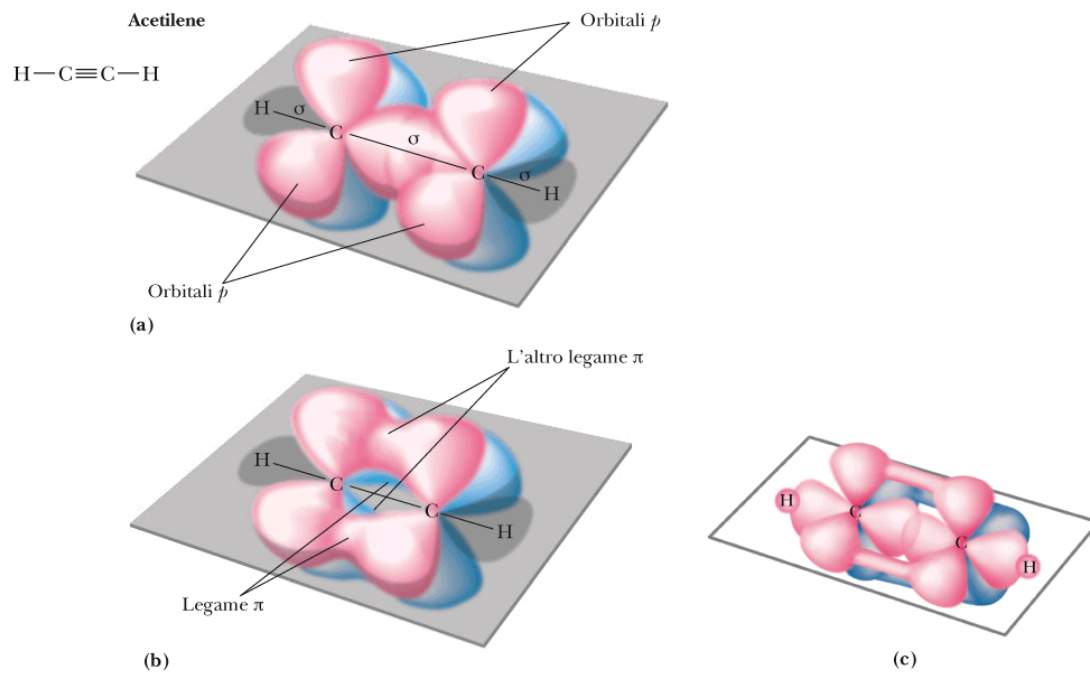


FIGURA 1.22

Legami covalenti dell'acetilene: (a) struttura dello scheletro del legame 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 con il suo corredo completo di legami e orbitali.

TABELLA 1.6 Strutture di Lewis di diversi composti. Il numero degli elettroni di valenza in ciascuna molecola è indicato in parentesi dopo la formula molecolare

$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ <p>H₂O (8) Acqua</p>	$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>NH₃ (8) Ammoniaca</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>CH₄ (8) Metano</p>	$\text{H}-\ddot{\text{Cl}}:$ <p>HCl (8) Acido cloridrico</p>
$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ <p>C₂H₄ (12) Etilene</p>	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ <p>C₂H₂ (10) Acetilene</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C}=\ddot{\text{O}} \\ / \\ \text{H} \end{array}$ <p>CH₂O (12) Formaldeide</p>	$\begin{array}{c} & \ddot{\text{O}} & \\ & & \\ \text{H}-\ddot{\text{O}} & -\text{C}- & \ddot{\text{O}}-\text{H} \\ & & \diagdown \\ & & \text{H} \end{array}$ <p>H₂CO₃ (24) Acido carbonico</p>



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES

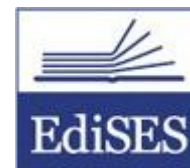


TABELLA 1.7 Geometrie molecolari secondo il modello VSEPR

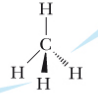


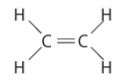

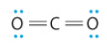
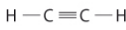
Regioni di densità elettronica intorno all'atomo centrale	Distribuzione della densità elettronica prevista intorno all'atomo centrale	Angoli di legami previsti	Esempi (Forma della molecola)
4	Tetraedrica	109.5°	<p>un legame a forma di cono pieno rappresenta un legame che si proietta al di fuori del piano della pagina</p>  <p>un legame a forma di cono tratteggiato rappresenta un legame che si proietta dentro il piano della pagina</p>   <p>Metano (tetraedrica) Ammoniaca (piramidale) Acqua (piegata)</p>
3	Trigonale planare	120°	  <p>Etilene (planare) Formaldeide (planare)</p>
2	Lineare	180°	  <p>Anidride carbonica (lineare) Acetilene (lineare)</p>

TABELLA 1.8 Legami covalenti del carbonio

Gruppi legati al carbonio	Ibridazione degli orbitali	Angoli di legame del carbonio	Tipo di legami del carbonio	Esempio	Nome
4	sp^3	109.5°	Quattro legami sigma	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & - & \text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	Etano
3	sp^2	120°	Tre legami sigma e un legame pi	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Etilene
2	sp	180°	Due legami sigma e due legami pi	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	Acetilene



William H. Brown - Thomas Poon
Introduzione alla Chimica Organica, V Ed.
EdiSES

