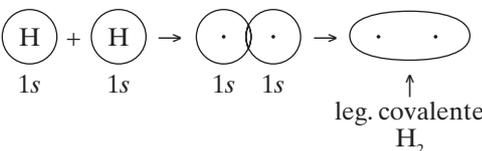
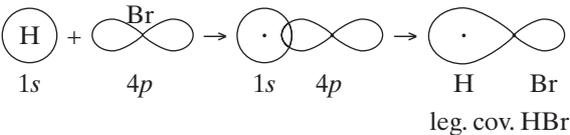
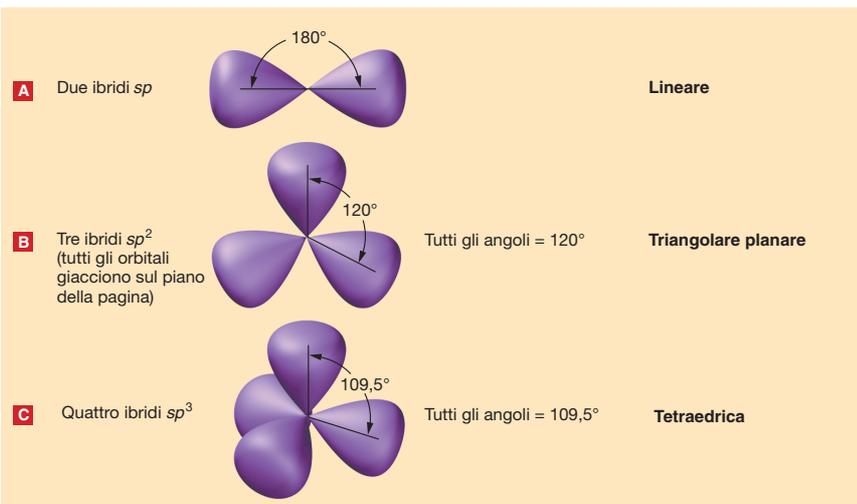
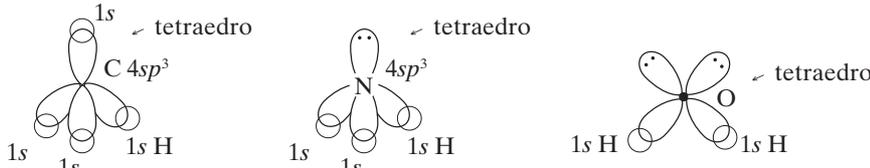
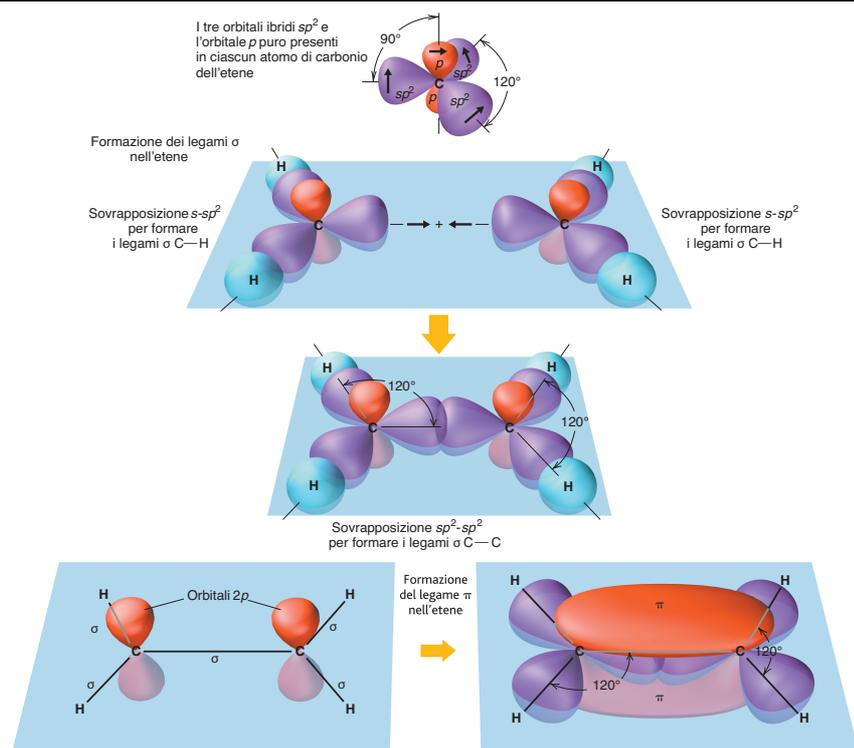


Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014
Soluzione degli esercizi – Capitolo 11

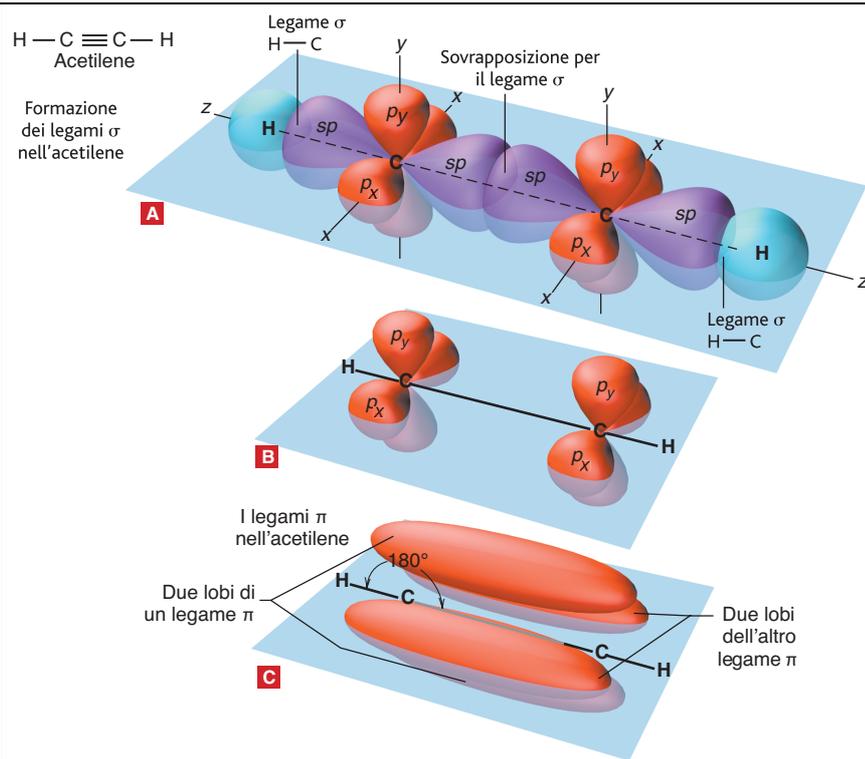
Esercizio	Risposta
PAG 226 ES 1	La teoria VB spiega la formazione di legami covalenti tramite la sovrapposizione di orbitali atomici contenenti gli elettroni dei singoli atomi; la teoria MO ipotizza l'esistenza di orbitali molecolari occupati dagli elettroni che circondano i nuclei positivi.
PAG 226 ES 2	Lewis structures do not explain how atoms share electrons, nor do they explain why molecules adopt particular shapes. Also, electrons are known to be delocalized, a fact which only MO theory addresses from the beginning. Also, odd-electron systems can be more effectively discussed with MO theory.
PAG 226 ES 3	La teoria VB considera l'interazione tra orbitali atomici singoli; la teoria MO l'esistenza di orbitali molecolari dotati di vari nuclei atomici.
PAG 226 ES 4	Gli orbitali sovrapposti condividono in parte lo stesso spazio.
PAG 226 ES 5	90°
PAG 226 ES 6	 <p>Il legame covalente singolo in H₂ si forma per sovrapposizione dei due orbitali atomici 1s.</p>
PAG 226 ES 7	 <p>Dalla sovrapposizione dell'orbitale 1s dell'idrogeno e dell'orbitale 4p del bromo si forma il legame covalente singolo in HBr.</p>
PAG 226 ES 8	Ibridazione
PAG 226 ES 9	Perché gli orbitali ibridi sono più estesi e permettono una maggiore sovrapposizione, dando origine a legami più forti.
PAG 226 ES 10	 <p>A Due ibridi sp Lineare</p> <p>B Tre ibridi sp^2 (tutti gli orbitali giacciono sul piano della pagina) Tutti gli angoli = 120° Triangolare planare</p> <p>C Quattro ibridi sp^3 Tutti gli angoli = 109,5° Tetraedrica</p>
PAG 226 ES 11	Perché gli elementi del secondo periodo non possiedono orbitali <i>d</i> .
PAG 226 ES 12	Si utilizzano i valori degli angoli di legame previsti dalla teoria VSEPR per individuare o confermare il tipo di ibridazione.

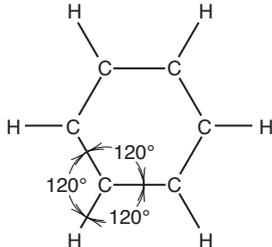
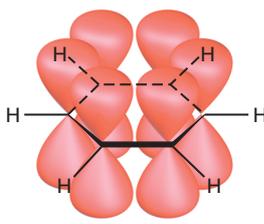
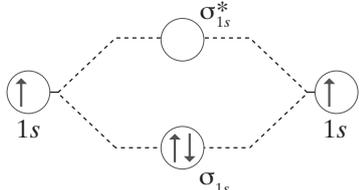
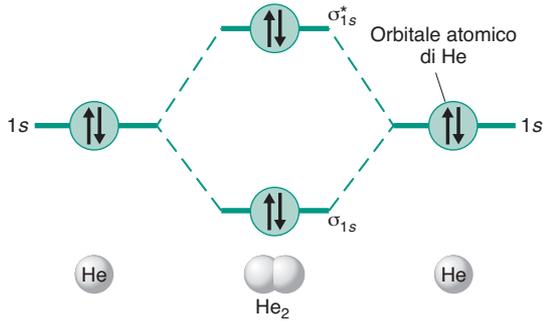
PAG 226 ES 13	<p>C $\begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \circ & \rightarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & & 2p & & & & & sp^3 & \end{matrix}$</p> <p>N $\begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \rightarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & & 2p & & & & & sp^3 & \end{matrix}$</p> <p>O $\begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \rightarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & & 2p & & & & & sp^3 & \end{matrix}$</p> <p>0, 1, 2 coppie di elettroni non condivise</p>
PAG 226 ES 14	
PAG 226 ES 15	90°, perché gli orbitali p puri sono orientati lungo le tre direzioni del piano cartesiano.
PAG 226 ES 16	90°
PAG 226 ES 17	<p>B $\begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow & \circ & \circ & \rightarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \circ \\ 2s & & 2p & & & & sp^2 & & 2p \end{matrix}$</p> <p>C $\begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \circ & \rightarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & & 2p & & & & sp^2 & & 2p \end{matrix}$</p>
PAG 226 ES 18	Bipiramidale trigonale; ottaedrica
PAG 226 ES 19	Il legame σ si forma per sovrapposizione frontale di orbitali (s , p , ibridi); la densità elettronica è concentrata lungo l'asse di legame, che collega i nuclei dei due atomi. Il legame π si genera per sovrapposizione laterale di orbitali; la densità elettronica si concentra sopra e sotto l'asse di legame.
PAG 226 ES 20	Perché nel legame π , in caso di rotazione, gli orbitali non risulterebbero più perfettamente allineati e non sarebbero quindi in grado di sovrapporsi lateralmente in modo ottimale: la rotazione intorno a un doppio legame implica dunque la rottura del legame π , con dispendio energetico.

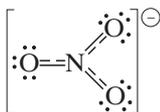
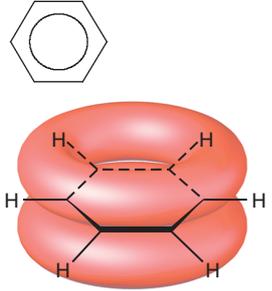
PAG 226 ES 21

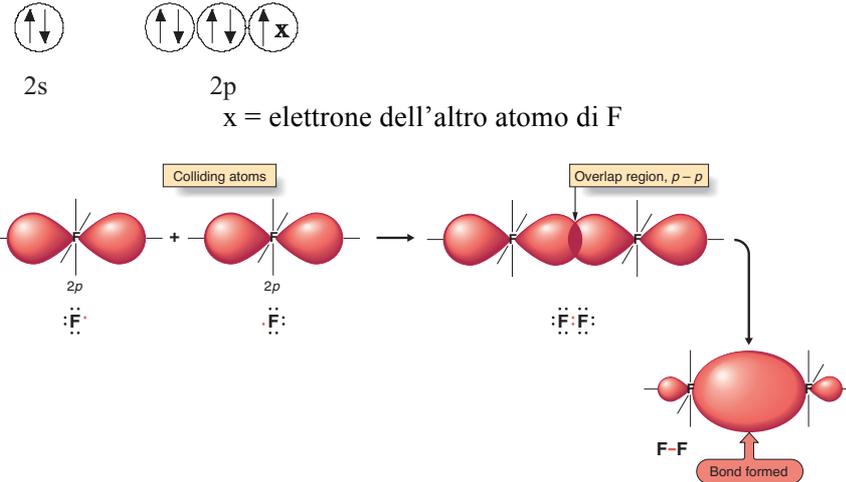
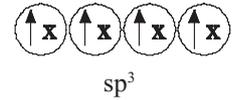
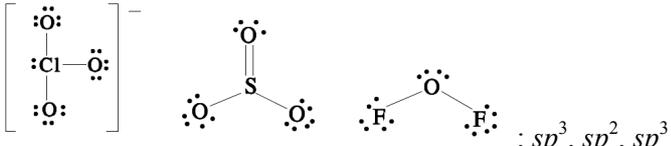
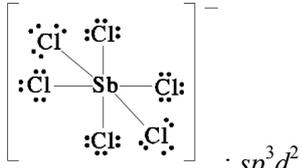
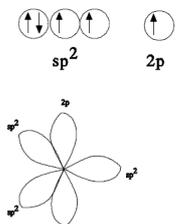
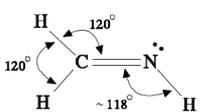


PAG 226 ES 22



PAG 226 ES 23	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>A Legami σ nel benzene</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>B Orbitali p prima di sovrapporsi</p> </div> </div> <p>Secondo la teoria VB, il carbonio del benzene ha ibridazione sp^2, con angoli quindi di 120°, e forma tre legami σ, uno con un atomo di idrogeno, gli altri con due carboni. Gli orbitali $2p$ puri, uno per ciascun carbonio, danno origine a tre legami π.</p>
PAG 226 ES 24	<p>Nell'orbitale molecolare antilegante le onde elettroniche si annullano riducendo la densità elettronica nello spazio fra i due nuclei. Quando questo tipo di orbitale molecolare contiene elettroni destabilizza la molecola.</p>
PAG 226 ES 25	
PAG 226 ES 26	 <p>In H_2 i due elettroni occupano gli orbitali σ_{1s} e quindi l'ordine di legame è 1. In He_2 gli orbitali σ_{1s} e σ_{1s}^* sono completi. L'orbitale di antilegame, però, ha energia maggiore rispetto all'orbitale di legame, per cui alla molecola He_2 corrisponderebbe energia maggiore rispetto a quella degli atomi isolati. Ciò impedisce la formazione del legame He—He (l'ordine di legame è 0).</p>
PAG 226 ES 27	<p>In base al fatto che dispone di 2 elettroni spaiati con spin paralleli corrispondenti ai due orbitali π_{2px}^* e π_{2py}^*. Poiché i due elettroni sono spaiati, la molecola di ossigeno è paramagnetica, cioè è lievemente attratta da una calamita.</p>

PAG 226 ES 28	<p>Li_2 possiede 2 elettroni in σ_{2s} con ordine di legame 1; Be_2 possiede 2 elettroni in σ_{2s} e 2 elettroni in σ_{2s}^* con ordine di legame 0. Sì, la specie chimica Be^+ può esistere perché possiede 2 elettroni in σ_{2s} e 1 elettrone in σ_{2s}^* con ordine di legame $\frac{1}{2}$.</p>
PAG 226 ES 29	1; 2,5; 1,5
PAG 226 ES 30	L'energia di legame cresce al crescere dell'ordine di legame perché è maggiore la stabilità.
PAG 226 ES 31	Un orbitale molecolare si definisce delocalizzato quando si distribuisce su più nuclei.
PAG 226 ES 32	
PAG 226 ES 33	Non è più necessario scrivere le formule di risonanza: esiste un'unica formula che contiene gli elettroni delocalizzati su più nuclei.
PAG 226 ES 34	 <p>C Elettroni π delocalizzati</p>
PAG 226 ES 35	L'energia liberata dalla delocalizzazione degli elettroni rende la molecola più stabile.
PAG 226 ES 36	L'energia di delocalizzazione corrisponde all'energia di risonanza della teoria VB. È la differenza tra l'energia osservata per la molecola reale e l'energia teorica, ossia calcolata, della forma limite in cui i tre doppi legami C—C sono localizzati. La molecola del benzene possiede energia minore rispetto alle forme limite e a ciò si deve la maggiore stabilità.
PAG 227 ES 37	<p>The 1s atomic orbitals of the hydrogen atoms overlap with the mutually perpendicular p atomic orbitals of the selenium atom.</p> <p>Se atom in H_2Se ($x = \text{H}$ electron)</p>  <p>4s 4p</p>

PAG 227 ES 38	 <p>2s 2p x = elettrone dell'altro atomo di F</p> <p>Colliding atoms Overlap region, p-p</p> <p>2p 2p F-F</p> <p>Bond formed</p>
PAG 227 ES 39	 <p>sp 2p</p> <p>x = elettrone dell'atomo di Cl</p> <p>Il berillio utilizza orbitali ibridi sp</p>
PAG 227 ES 40	 <p>sp^3</p> <p>x = elettroni degli atomi di Cl</p>
PAG 227 ES 41	 <p>sp^3, sp^2, sp^3</p>
PAG 227 ES 42	 <p>sp^3d^2</p>
PAG 227 ES 43	<p>(a) N in the C=N system:</p>  <p>sp^2 2p</p> <p>(b)</p> <p>sigma bond pi bond</p>  <p>(c)</p>  <p>120° $\sim 118^\circ$</p>

PAG 227 ES 44	c) C—H: 1 legame σ tra 1 orbitale sp_C e 1 orbitale $1s_H$; C \equiv N: 1 legame σ tra 1 orbitale sp_C e 1 orbitale $1sp_N$; 2 legami π tra 1 orbitale $2p_C$ e 1 orbitale $2p_N$; d) 180°
PAG 227 ES 45	Gli atomi di C sono ibridati sp^2 e originano 3 legami σ con angoli di 120° e 1 legame π tra i due atomi di C. Ogni atomo di Cl possiede 3 domini di non legame, oltre al dominio di legame che genera il legame σ con C.
PAG 227 ES 46	C possiede ibridazione sp^2 e origina 3 legami σ con angoli di 120° e 1 legame π con l'ossigeno.
PAG 227 ES 47	1) sp^3 ; 2) sp ; 3) sp^2 ; 4) sp^2
PAG 227 ES 48	1) σ ; 2) 1σ e 2π ; 3) σ ; 4) 1σ e 1π
PAG 227 ES 49	O_2^+ ; O_2 ; N_2
PAG 227 ES 50	Diminuisce. L'ordine di legame di NO è $5/2$ mentre per NO^+ è 3.
PAG 227 ES 51	Sono tutte paramagnetiche, eccetto N_2 .
PAG 227 ES 52	Il doppio legame C—O è più corto del legame semplice C—Cl. Inoltre le coppie elettroniche di non legame dell'ossigeno sono fortemente attratte dall'atomo centrale, che presenta parziale carica positiva, e tendono ad avvicinare tra loro gli atomi di cloro. Questo spiega perché l'angolo di legame Cl—C—Cl è di soli 118° .
PAG 227 ES 53	a) da trigonale planare a tetraedrica b) da tetraedrica a trigonale planare c) la geometria molecolare non varia d) da lineare a trigonale planare
PAG 227 ES 54	a) $109,5^\circ$; b) 120° ; c) sp^3
PAG 227 ES 55	Perché l'ibridazione sp^3 porterebbe ad angoli di $109,5^\circ$, che nel ciclopropano si riducono a 60° destabilizzando la molecola, che facilmente tende a rompere il ciclo.
PAG 227 ES 56	a) sp^2 ; b) 1-2; 3-4; c) delocalizzati; d) proprio a causa della delocalizzazione elettronica che aumenta l'ordine di legame.
PAG 227 ES 57	By using MO: NO is paramagnetic because it has an unpaired electron in a π^* orbital.
PAG 227 ES 58	a) si formano 2 orbitali molecolari perché si combinano 2 orbitali atomici; b) sempre 2 per lo stesso motivo; c) sono entrambi di tipo sigma ma nell'orbitale di antilegame la densità elettronica si annulla e diventa massima la repulsione tra i nuclei; d) hanno energia potenziale minore, perché la densità elettronica tra i nuclei è maggiore; e) la densità elettronica è concentrata intorno alla linea immaginaria che congiunge i due nuclei; f) i nuclei atomici si respingono; g) si calcola la metà della differenza tra il numero degli elettroni di legame e il numero degli elettroni di non legame; 1, 0