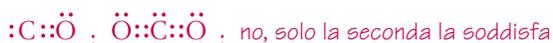


Quesiti e problemi (sul libro da pag. 259)
1 I limiti della teoria di Lewis

- 1 Scrivi la formula di Lewis dell'ossido di azoto, NO, e verifica se soddisfa la regola dell'ottetto.



- 2 Scrivi le formule di Lewis dei due ossidi di carbonio, CO e CO₂, e verifica se soddisfano entrambe la regola dell'ottetto.



- 3 Scrivi le formule di Lewis dell'ossido di cloro, Cl₂O, e del protossido di azoto, N₂O.



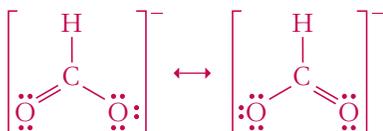
- ▶ Le formule sono uguali? no
- ▶ Soddisfano entrambe la regola dell'ottetto?
no, solo la prima la soddisfa

- 4 Individua, tra le seguenti molecole, quali soddisfano la regola dell'ottetto e quali non la soddisfano: CH₄, H₂SO₃, B₂O₃, AlCl₃, NH₄⁺, O₂, H₂S.

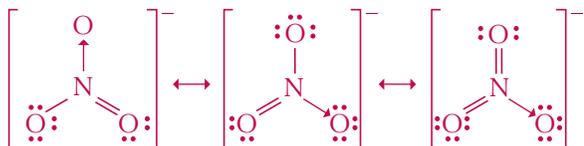
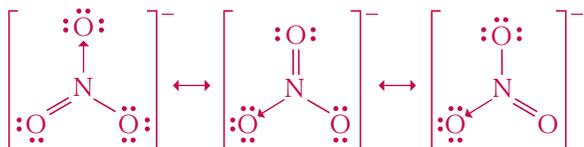
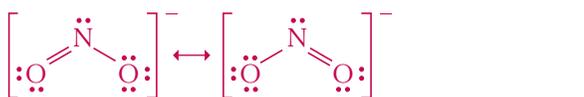
soddisfano la regola dell'ottetto: CH₄; H₂SO₃; NH₄⁺; O₂; H₂S

2 Gli ibridi di risonanza

- 5 Scrivi le forme limite di risonanza per lo ione formiato, HCOO⁻.



- 6 Scrivi le forme limite di risonanza per gli ioni: nitroso, NO₂⁻, e nitrate, NO₃⁻.



- 7 Scrivi le forme limite di risonanza per la molecola del butadiene, CH₂CHCHCH₂.



- 8 Si possono avere forme limite di risonanza in molecole che abbiano solo legami semplici? Perché?

no

3 Il legame chimico secondo la meccanica quantistica

- 9 In cosa consiste l'orbitale molecolare di legame? Da dove trae origine? Rispondi in tre righe.

- 10 Quale regione occupano gli elettroni, rispetto ai nuclei degli atomi, nella teoria di Lewis? E in quella dell'orbitale molecolare? Rispondi in tre righe.

- 11 Il principio di Pauli vale solo per gli orbitali atomici o anche per gli orbitali molecolari? Come si può applicare agli orbitali molecolari? Rispondi in quattro righe.

- 12 Rappresenta la formazione degli orbitali molecolari nelle molecole di HF, HCl, HBr e HI, applicando le regole proposte per sommare gli orbitali atomici.

- ▶ La formazione degli orbitali è uguale in tutte le molecole? Perché? sì

- 13 Considera il cloruro di sodio, NaCl. La sua struttura è reticolare, con ioni Na⁺ e Cl⁻ che si alternano ordinatamente nel reticolo cubico.

- ▶ Si può rappresentare la formazione dell'orbitale molecolare così come si fa per la formazione di HCl? Perché? Rispondi in cinque righe.

- 14 Rappresenta la formazione degli orbitali molecolari nella molecola K₂O. È un composto ionico

4 Gli orbitali molecolari σ e π

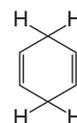
- 15 Quando si può formare un orbitale molecolare di tipo σ? E quando si forma un orbitale π?

- 16 Si può formare un orbitale π senza che si formi anche un orbitale σ? no

- 17 Disegna la formazione degli orbitali molecolari nella formazione dei gas biatomici del secondo periodo, N₂, O₂, F₂.

- 18 Disegna la formazione degli orbitali molecolari nella molecola NH₃.

- 19 Quanti orbitali σ e quanti orbitali π sono contenuti nella molecola del cicloesadiene?



10 orbitali σ e 2 orbitali π

5 L'ibridazione degli orbitali atomici

20 Dai una definizione di orbitali atomici ibridi. Rispondi in due righe.

21 Considera gli orbitali atomici del carbonio.
 ▶ In quanti modi diversi si ibridano? *tre*

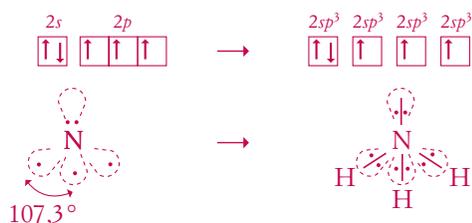
▶ Come si chiamano e come sono disposti nello spazio?

sp: lineari; sp²: triangolari planari; sp³: tetraedrici

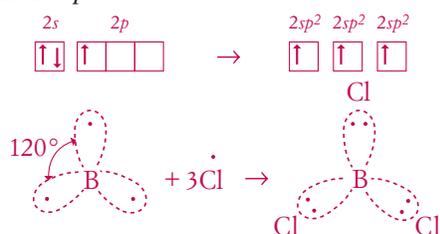
▶ Quanti elettroni contiene ciascun orbitale del carbonio in ciascuno dei casi precedenti?

In ciascun orbitale c'è un solo elettrone

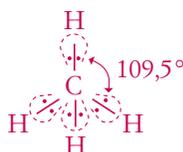
22 Rappresenta la formazione del composto NH₃, la cui struttura si può spiegare con il modello dell'ibridazione sp³.



23 Rappresenta la formazione del composto BCl₃, la cui struttura si può spiegare con il modello dell'ibridazione sp².



24 Disegna la molecola CH₄, utilizzando gli orbitali sp³.

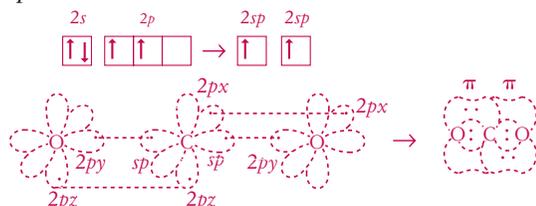


▶ Quanti legami si formano e di che tipo sono? *quattro di tipo σ*

▶ Quanti elettroni ci sono in ogni orbitale molecolare? *due*

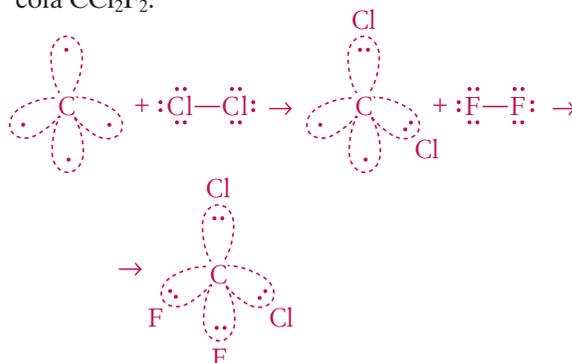
▶ Il carbonio ha raggiunto l'ottetto? *sì*

25 Rappresenta la formazione del CO₂, la cui struttura si può spiegare con il modello dell'ibridazione sp.



26 I CFC, clorofluorocarburi, sono molecole che si possono immaginare ottenute per sostituzione di atomi di idrogeno con atomi di fluoro e cloro nella molecola del metano (CH₄).

▶ Disegna la formazione dei legami nella molecola CCl₂F₂.

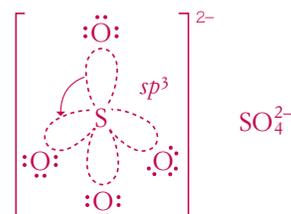


27 Disegna la molecola dell'acqua utilizzando la notazione di Lewis, quella degli orbitali molecolari e quella degli orbitali ibridi.



▶ Quale delle tre è la più soddisfacente nel giustificare l'angolo di legame caratteristico dell'acqua? *la notazione degli orbitali ibridi*

28 Disegna la struttura dello ione SO₄²⁻ utilizzando gli orbitali ibridi per l'atomo di zolfo.



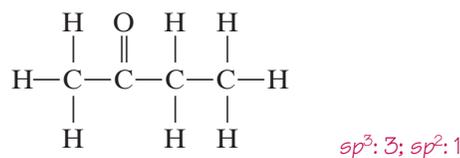
29 Il cloruro di alluminio anidro, AlCl₃, è un solido ionico che sublima dando origine a molecole doppie, Al₂Cl₆. In queste molecole, un atomo di alluminio al centro di tre atomi di cloro accetta un doppietto elettronico da un atomo di cloro di un'altra struttura uguale.

▶ Quale forma di ibridazione consente all'alluminio di accettare questo doppietto? *sp³*

30 L'idrossido di ammonio, NH₄OH, è costituito da due ioni (NH₄⁺ e OH⁻).

▶ Quale ibridazione hanno l'atomo di azoto e l'atomo di ossigeno nei due ioni? *sp³*

31 Quanti atomi di carbonio ibridati sp³ e quanti ibridati sp² sono presenti nel 2-butanone?



6 La teoria degli orbitali molecolari e i suoi vantaggi

32 Disegna la molecola H_2 , sia secondo la teoria del legame di valenza, sia secondo la teoria degli orbitali molecolari.

► Quanti orbitali atomici ci sono nei due casi?

2

► Quanti orbitali sono presenti nella molecola nei due casi?

Secondo la teoria del legame di valenza è presente un orbitale molecolare; secondo quella degli orbitali molecolari ne sono presenti due

33 Spiega perché, secondo la teoria degli orbitali molecolari, non si formano molecole biatomiche con elementi del gruppo VIII.

34 Fai una ricerca sulle strutture degli orbitali molecolari nei gas biatomici del secondo periodo (N_2 , O_2 e F_2).

► Perché solo l'ossigeno presenta proprietà magnetiche?

Review (sul libro da pag. 260)

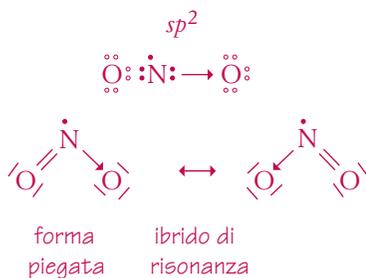
1 Qual è la forma di una molecola il cui atomo centrale non possiede coppie elettroniche libere e forma un legame singolo con un atomo e un doppio legame con un altro atomo? Fai un esempio di molecola con questa struttura.

lineare (AlClO)

2 Quale tipo di ibridazione prevedi per l'atomo centrale nel composto NO_2 ?

sp^2

► Determina la struttura di Lewis e la forma della molecola.



► Stabilisci se si tratta di un ibrido di risonanza.

si

3 Scrivi la struttura di Lewis della molecola dell'anidride fosforosa P_2O_3 e determina la sua forma.



piegata intorno all'O centrale e intorno ai due P.

4 Scrivi la struttura di Lewis della molecola dell'acido solforoso H_2SO_3 e determina la sua forma.



5 Nella molecola dell'ammoniaca NH_3 , i gruppi elettronici si dispongono a formare un tetraedro.

► Perché la molecola ha forma piramidale a base triangolare e non tetraedrica?

perché in un vertice del tetraedro c'è un doppietto elettronico di non legame

6 Indica il tipo di legame che si può formare fra i seguenti elementi e scrivi la formula di Lewis dei composti che hai ottenuto.

- | | |
|-----------|-----------|
| a) Cl; Cl | b) Cl; H |
| c) Cl; K | d) Na; Na |
| e) P; P | f) P; H |

- a) Cl:Cl covalente puro
 b) H:Cl covalente polare
 c) K^+Cl^- ionico ($K^+ : \ddot{Cl} : ^-$)
 d) $Na_{(s)}$ metallico



- f) $:PH_3$ covalente puro $H:\ddot{P}:H$
 H

7  Predict the shape of the following molecules.

- | | |
|-------------|---------------------------|
| a) NH_2Cl | <i>triangular pyramid</i> |
| b) $NOCl$ | <i>bent structure</i> |
| c) HCN | <i>linear</i> |
| d) PCl_3 | <i>triangular pyramid</i> |
| e) H_2S | <i>bent structure</i> |

8  Can a molecule made up of three atoms have a linear shape? Explain your answer.

yes, it can if the central atom has no free pairs