

Strutture di Lewis

1.24 In base alla posizione nella Tavola Periodica, indica l'atomo più elettronegativo in ciascuna delle seguenti coppie.

- (a) Carbonio o azoto (b) Cloro o bromo (c) Ossigeno o zolfo

1.25 Quale di questi composti presenta legami covalenti non polari, legami covalenti polari o legami ionici?

- (a) LiF (b) CH₃F (c) MgCl₂ (d) HCl

1.26 Usando i simboli δ^- e δ^+ , indica l'eventuale polarizzazione in ciascuno dei seguenti legami covalenti.

- (a) C—Cl (b) S—H (c) C—S (d) P—H

1.27 Scrivi le strutture di Lewis delle seguenti molecole. Metti in evidenza tutti gli elettroni di valenza. Nessuno di tali composti possiede cicli.

- (a) Perossido di idrogeno, H₂O₂ (b) Idrazina, N₂H₄
(c) Metanolo, CH₃OH (d) Metantiolo, CH₃SH
(e) Metilammina, CH₃NH₂ (f) Clorometano, CH₃Cl
(g) Etere dimetilico, CH₃OCH₃ (h) Etano, C₂H₆
(i) Etilene, C₂H₄ (j) Acetilene, C₂H₂
(k) Biossido di carbonio, CO₂ (l) Formaldeide, CH₂O
(m) Acetone, CH₃COCH₃ (n) Acido carbonico, H₂CO₃
(o) Acido acetico, CH₃COOH

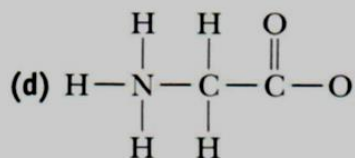
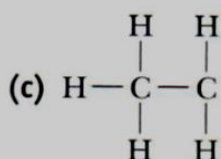
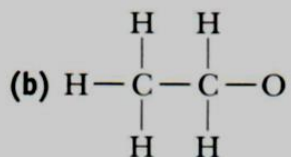
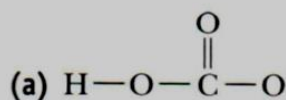
1.28 Scrivi le strutture di Lewis dei seguenti ioni.

- (a) Ione bicarbonato, HCO₃⁻ (b) Ione carbonato, CO₃²⁻
(c) Ione acetato, CH₃CO₂⁻ (d) Ione cloruro, Cl⁻

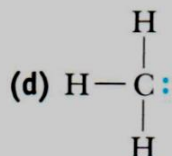
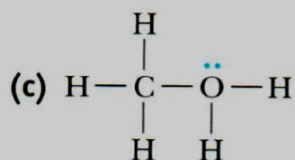
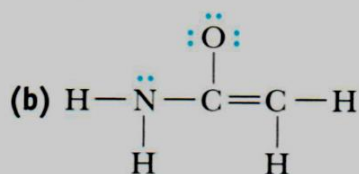
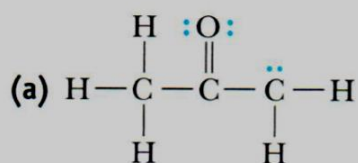
1.29 Perché le seguenti formule molecolari sono impossibili?

- (a) CH₅ (b) C₂H₇

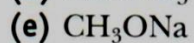
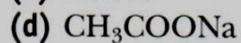
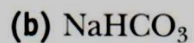
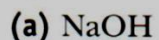
1.30 Seguendo la regola secondo cui ogni atomo di carbonio, ossigeno e azoto reagisce per raggiungere un guscio di elettroni esterno completo, aggiungi tante coppie di elettroni non condivise quante sono necessarie per completare il guscio di valenza di ciascun atomo in queste molecole e ioni. Quindi,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



1.31 Qui di seguito sono riportate alcune strutture di Lewis in cui sono evidenziati tutti gli elettroni di valenza. Assegna le cariche formali appropriate in ciascuna struttura.



1.32 Ciascuno dei seguenti composti contiene sia legami covalenti che ionici. Scrivi la struttura di Lewis di ciascun composto indicando i legami covalenti con delle lineette e i legami ionici con cariche positive e negative.



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?

1.36 Sistema i legami covalenti semplici in ciascuno dei seguenti gruppi in ordine di polarità crescente.

- (a) C—H, O—H e N—H
- (b) C—H, C—Cl e C—I
- (c) C—S, C—O e C—N
- (d) C—Li, C—Hg e C—Mg

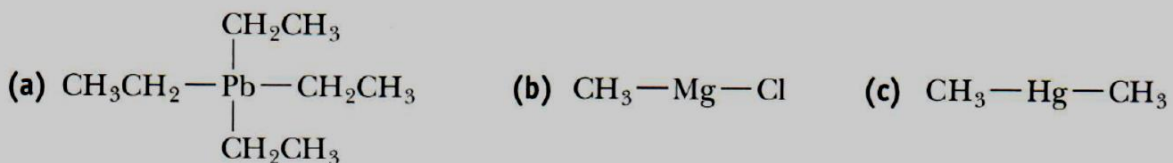
1.37 In base ai valori di elettronegatività riportati in Tabella 1.5, stabilisci quale legame in ciascuna delle seguenti coppie è più polare e, in ognuno di essi, mostra la direzione della polarità usando i simboli δ^+ e δ^- .

- (a) CH₃—OH o CH₃O—H
- (b) H—NH₂ o CH₃—NH₂
- (c) CH₃—SH o CH₃S—H
- (d) CH₃—F o H—F

1.38 Identifica il legame più polare in ciascuna delle seguenti molecole.

- (a) HSCH₂CH₂OH
- (b) CHCl₂F
- (c) HOCH₂CH₂NH₂

1.39 Stabilisci per ciascun legame carbonio-metallo dei seguenti composti organometallici se è covalente non polare, covalente polare o ionico. Usando i simboli δ^+ e δ^- , indica la direzione della polarità in ciascun legame covalente polare.



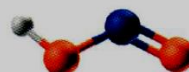
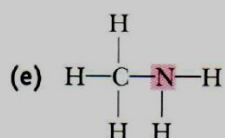
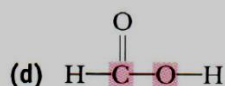
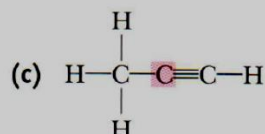
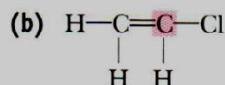
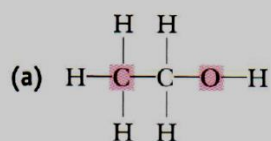
Tetraetilpiombo

Cloruro di metilmagnesio

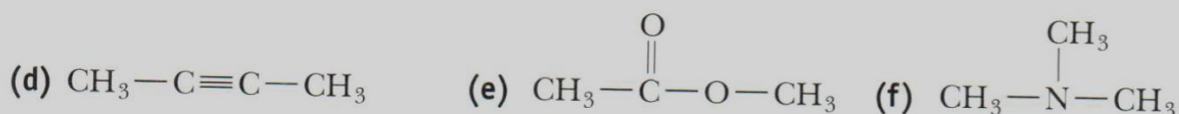
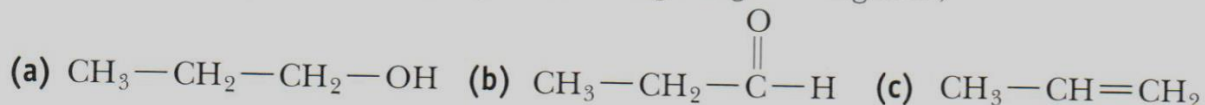
Dimetilmercurio

Angoli di legame e forma delle molecole

1.40 stabilire gli angoli di legame intorno a ciascuno degli atomi evidenziati.

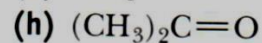
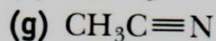
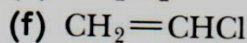
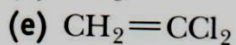


1.41 predire gli angoli di legame intorno a ciascun atomo di carbonio, ossigeno e azoto nelle seguenti molecole. (*Suggerimento:* Aggiungi prima, se necessario, delle coppie di elettroni non condivise per completare il guscio di valenza di ciascun atomo. Quindi, fai le tue previsioni sugli angoli di legame.)



Molecole polari e non polari

1.43 Disegna una rappresentazione tridimensionale per ciascuna delle seguenti molecole. Indica quali molecole sono polari e la direzione della loro polarità.



1.44 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.

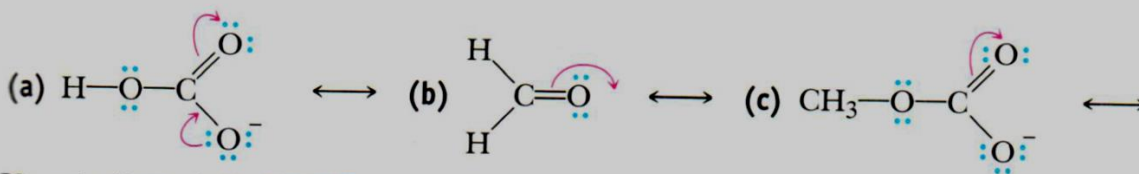
1.45 Fino ad alcuni anni fa, i due clorofluorocarburi (CFC) di gran lunga più utilizzati come mezzi di trasferimento del calore nei sistemi di refrigerazione erano il Freon-11 (triclorofluorometano, CCl_3F) e il Freon-12 (diclorodifluorometano, CCl_2F_2). Disegna una rappresentazione tridimensionale di ciascuna molecola ed indica la direzione della sua polarità.

Risonanza e strutture limite

1.46 Quali di queste affermazioni sono vere circa le strutture limite di risonanza?

- (a) Tutte le strutture limite di risonanza devono avere lo stesso numero di elettroni di valenza.
- (b) Tutte le strutture limite di risonanza devono avere la stessa disposizione degli atomi.
- (c) Tutti gli atomi in una struttura limite di risonanza devono avere gusci di valenza completi.
- (d) Tutti gli angoli di legame in un gruppo di strutture limite di risonanza devono essere gli stessi.

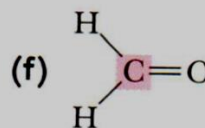
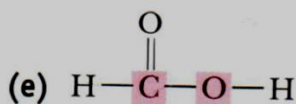
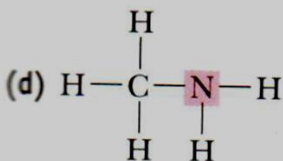
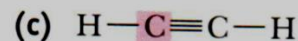
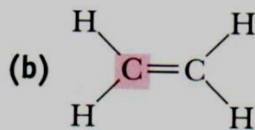
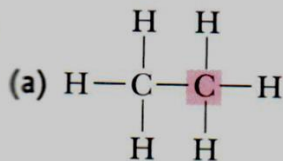
1.47 Disegna le strutture limite di risonanza indicate dalle frecce curve e assegna le cariche formali appropriate.



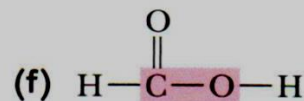
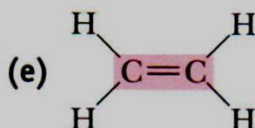
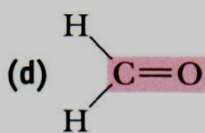
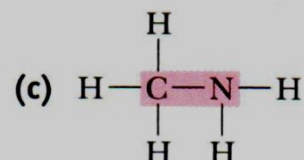
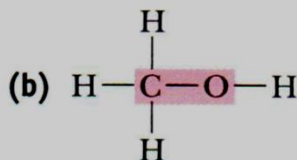
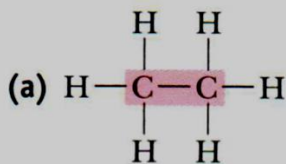
1.48 Usando il modello VSEPR, predici gli angoli di legame intorno all'atomo di carbonio in ciascuna coppia di strutture limite di risonanza del Problema 1.47. In che modo gli angoli di legame cambiano da una struttura all'altra?

Ibridazione degli orbitali atomici

1.49 Stabilisci l'ibridazione degli orbitali in ciascuno degli atomi evidenziati.



1.50 Descrivi ciascun legame evidenziato in termini di sovrapposizione di orbitali atomici.



Gruppi funzionali

1.51 Disegna le strutture di Lewis dei seguenti gruppi funzionali. Assicurati di indicare su ciascuno tutti gli elettroni di valenza.

(a) Gruppo carbonilico

(b) Gruppo carbossilico

(c) Gruppo ossidrilico

(d) Gruppo amminico primario

1.52 Disegna la struttura di Lewis di un composto di formula molecolare

(a) C_2H_6O che sia un alcol.

(b) C_3H_6O che sia un'aldeide.

(c) C_3H_6O che sia un chetone.

(d) $C_3H_6O_2$ che sia un acido carbossilico.

(e) $C_4H_{11}N$ che sia un'ammina terziaria.

1.53 Disegna le formule di struttura concise di ciascun composto di formula molecolare C_4H_8O che contenga

(a) Un gruppo carbonilico (vi sono due aldeidi e un chetone).

(b) Un doppio legame carbonio-carbonio e un gruppo ossidrilico (ve ne sono otto).

1.54 Disegna le formule di struttura per

(a) Gli otto alcoli di formula molecolare $C_5H_{12}O$.

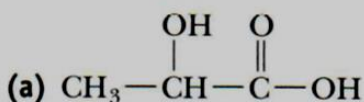
(b) Le otto aldeidi di formula molecolare $C_6H_{12}O$.

(c) I sei chetoni di formula molecolare $C_6H_{12}O$.

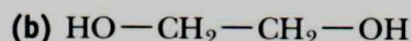
(d) Gli otto acidi carbossilici di formula molecolare $C_6H_{12}O_2$.

(e) Le tre ammine terziarie di formula molecolare $C_5H_{13}N$.

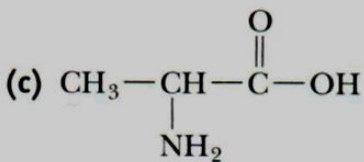
1.55 Identifica i gruppi funzionali in ciascuno dei seguenti composti. Studieremo ciascuno di essi con più dettagli nel paragrafo indicato.



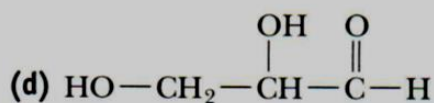
Acido lattico
(Paragrafo 22.5A)



Glicole etilenico
(Paragrafo 8.2B)



Alanina
(Paragrafo 19.2)



Gliceraldeide
(Paragrafo 18.2A)



Acido acetacetico
(Paragrafo 14.3B)



1,6-Esandiaina
(Paragrafo 17.5A)