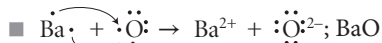


Capitolo 11 | I legami chimici

Hai capito?

pag. 255 ■ a4, b3, c1, d2

■ Mg deve perdere 2 elettroni per assumere la configurazione di Ne e ogni atomo di cloro può acquistare solo 1 elettrone.



pag. 256 ■ I granelli saranno attratti da entrambe le bacchette.

■ BaO; KCl

pag. 257 ■ 3 e⁻; 3+

■ Osmio.

pag. 259 A ■ $\cdot \ddot{\text{F}} \cdot + \cdot \ddot{\text{F}} \cdot \rightarrow \cdot \ddot{\text{F}} - \ddot{\text{F}} \cdot$

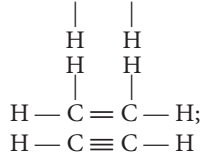
■ 2; 2

■ 3; $\text{H} \cdot \ddot{\text{P}} \cdot \text{H}; \text{PH}_3$

pag. 259 B ■ Perché la molecola N₂ possiede un legame triplo, più corto e più forte di un legame singolo.

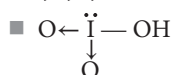


pag. 260 ■

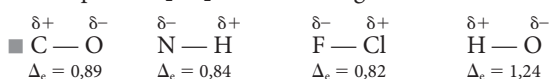


■ $\text{H} : \text{C} :: \text{N}; \text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$

pag. 261 ■ 1; 3; 5; 7



pag. 264 A ■ Non polari: F₂, N₂. Più elettronegativi: Br, O, Cl, Br, S.



■ Circa 20.

pag. 264 B ■ a) Covalente puro; b) ionico; c) metallico; d) covalente polare.

pag. 266 A ■ S è l'atomo centrale.

■ 18 elettroni di valenza in SO₂ e 8 in NH₄⁺.

■ Sì.

pag. 266 B ■ Vedi teoria (figura) pag. 261.

pag. 267 ■ $\text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H}$ 4; 3; 1

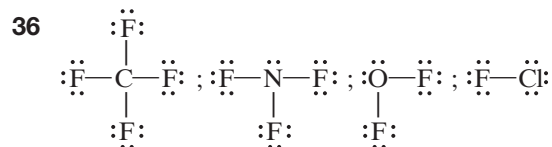
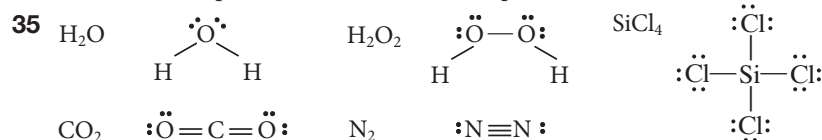
pag. 272 ■ a) Piegata; b) tetraedrica; c) triangolare planare.

■ a-1; b-5; c-4; d-3; e-2.

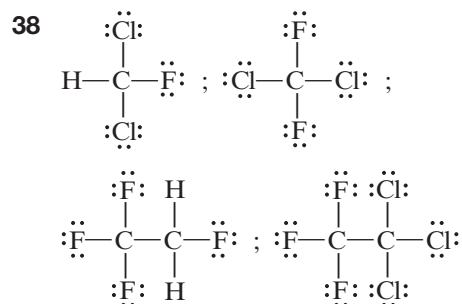
Quesiti e problemi

- 1 L'energia di legame è la quantità di energia che è necessario fornire a una mole di sostanza per rompere il legame che trattiene i suoi atomi.
- 2 Il legame tra atomi si forma se si abbassa la loro energia potenziale.
- 3 Un atomo è particolarmente stabile quando ha 8 elettroni nello strato di valenza.
- 4 Vedi teoria pag. 215 e Figura 11.2 pag. 252.
- 5 Perché l'energia di legame di una singola molecola è una quantità così piccola che sarebbe difficilmente misurabile.
- 6 Tre.
- 7 Acquistare.
- 8 Rappresenta il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in comune quando si lega ad altri atomi.

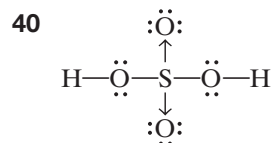
34 Perché ha 2 e⁻ spaiati e non ha l'ottetto completo.



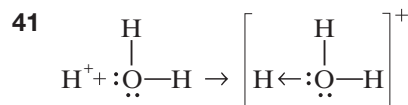
37 Acido ipobromoso (HBrO) $\text{HO}-\ddot{\text{Br}}\text{:}$; acido bromoso (HBrO_2) $\text{HO}-\ddot{\text{Br}}\rightarrow\text{O}$
 acido bromico (HBrO_3) $\text{HO}-\ddot{\text{Br}}\rightarrow\text{O}$
 \downarrow
 O



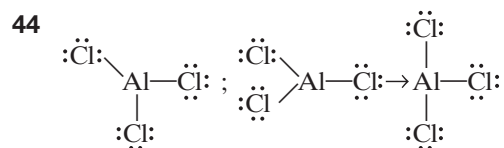
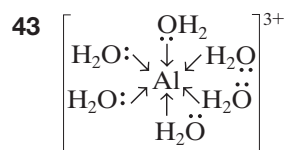
39 Perché le molecole di H_2 sono energeticamente più stabili dei singoli atomi. Le stesse considerazioni valgono per tutti quegli atomi che completano l'ottetto unendosi sotto forma di molecole diatomiche: O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 .



2 legami covalenti polari S—O; 2 legami covalenti polari O—H; 2 legami covalenti dativi S—O



42 a-c-f



45 a) F; b) S; c) O; d) C

46 a) Covalente polare; b) covalente polare; c) ionico; d) ionico; e) covalente polare; f) debolmente polare.

[N.B.: nel caso f), la differenza di elettronegatività fra N e O è esattamente 0,4, quindi, secondo la regola illustrata nel testo, il legame sarebbe da considerare covalente puro, anche se i due atomi sono diversi; tuttavia il legame è chiaramente polare]

47 Legami covalenti polari: a-b-d-f; legami covalenti apolari: c-e.

48 Certamente non polari: O_2 ; I_2 ; S_8 ; P_4 ; polari: CuO ; LaH_3 ; AgCl ; Al_2O_3 ; Fe_2O_3

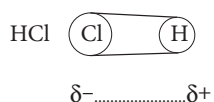
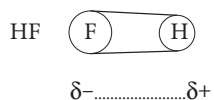
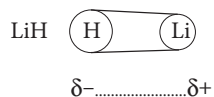
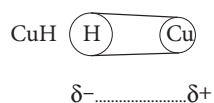
49 $\text{K}_2\text{O} > \text{BaO} > \text{Na}_2\text{O} > \text{SrO} > \text{MgO} > \text{Al}_2\text{O}_3 > \text{Cu}_2\text{O} > \text{Ag}_2\text{O}$

50 $\text{B}_2\text{O}_3 > \text{As}_2\text{O}_3 > \text{P}_2\text{O}_5 > \text{CO}_2 > \text{SO}_2 > \text{I}_2\text{O}_5 > \text{N}_2\text{O}_3 > \text{Cl}_2\text{O}_3$

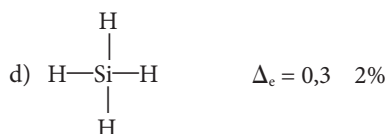
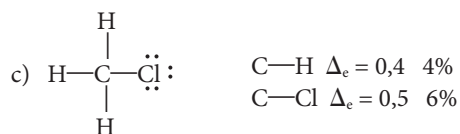
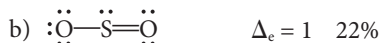
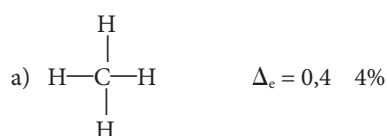
51 $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3$

52 Nelle formule, gli elementi sono in ordine di elettronegatività crescente.

Elettronegatività:



53



54 In HCl, perché il cloro ha un'elettronegatività più elevata dello iodio.

55 Perché il legame covalente consente di soddisfare contemporaneamente la loro richiesta di acquistare elettroni per completare l'ottetto.

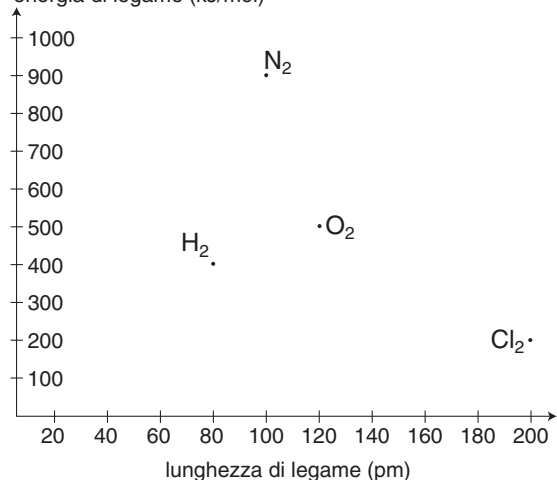
56 Con elementi del I, II e con alcuni del III gruppo; con elementi del IV, V, VI, VII e con alcuni del III gruppo.

57 Con elementi del VII, VI, V e con alcuni del IV gruppo.

58

Primo elemento	Secondo elemento	Tipo di legame
Na	Cl	ionico
Ca	Br	ionico
H	S	covalente polare
Mg	O	ionico
F	F	covalente puro
Cu	H	covalente polare
Fe	Fe	metallico
C	H	covalente polare
N	H	covalente polare

71 energia di legame (kJ/mol)

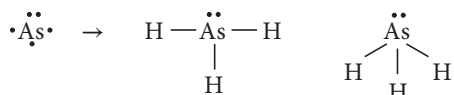
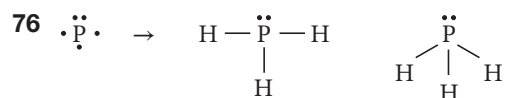


72 $[\ddot{\text{O}}-\text{H}]^-$ Intorno all'atomo di ossigeno si trovano una coppia elettronica di legame e tre coppie di elettroni liberi.

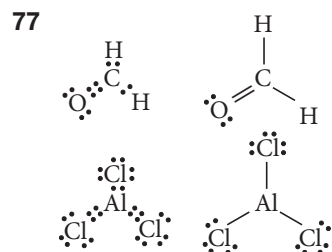
73 Perché il legame doppio genera una repulsione maggiore sui legami adiacenti.

74 Alla maggiore distanza possibile l'una dall'altra.

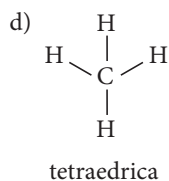
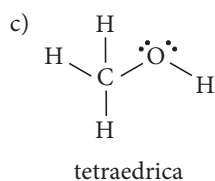
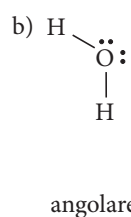
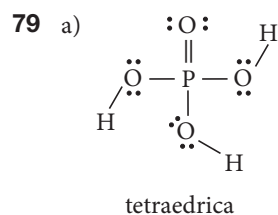
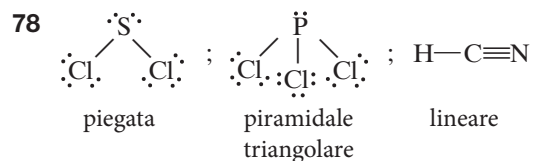
75 BH₃ è triangolare planare; NH₃ è piramidale.



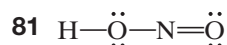
Si possono mettere in relazione con NH₃.



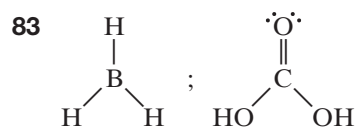
Sono entrambe molecole triangolari planari.



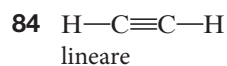
80	Formula bruta	Formula di struttura di Lewis	Geometria
	LiH	Li—H	lineare
	BeH ₂	H—Be—H	lineare
	BH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	trigonale planare
	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	tetraedrica
	NH ₃	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	piramidale triangolare
	H ₂ O	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	piegata
	HF	H— $\ddot{\text{F}}:$	lineare



82 NH₄⁺. Tetraedrica.



La geometria è trigonale planare, perché in entrambi i casi l'atomo centrale si lega a tre atomi.

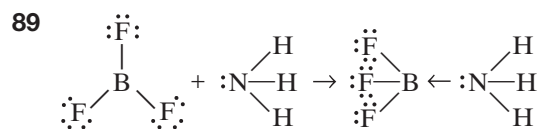


Il laboratorio delle competenze

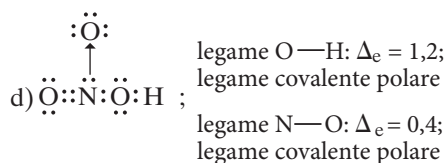
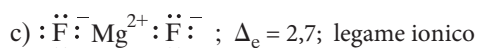
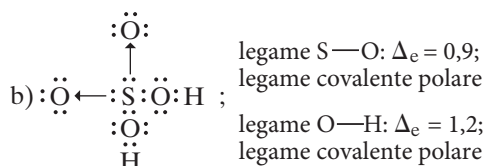
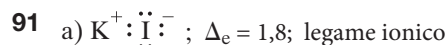
85 In a solution, or in melt phase, ions are free to move. On the contrary, in solid phase, ions are bonded to each other and they don't conduct electricity.

86 Electrostatic forces.

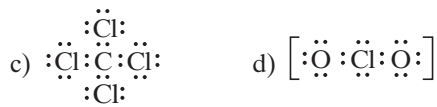
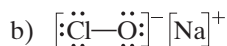
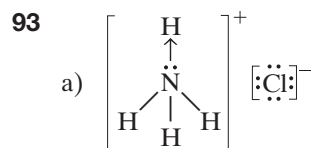
87 Yes, if the central atom has no free electron pairs.



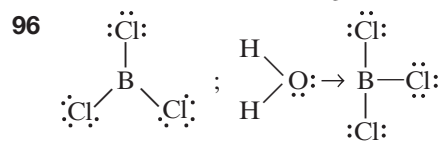
90 Noble gases have 8 electrons in their valence shell, so they don't need to combine themselves with other elements to reach the stability (8 electrons in the valence shell).



92 Sì, all'aumentare del numero atomico aumenta la lunghezza di legame, in quanto il raggio atomico diventa più grande.



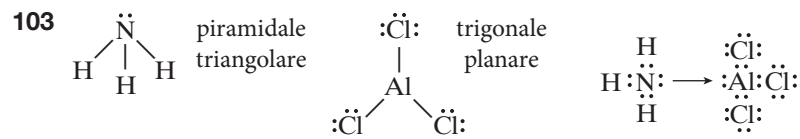
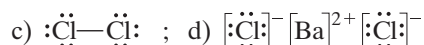
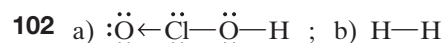
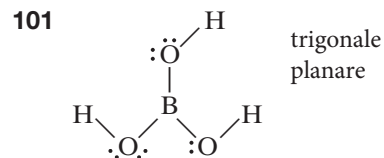
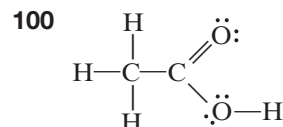
95 Perché nei solidi metallici gli elettroni del mare elettronico sono mobili, mentre nei solidi ionici no.



97 248 kJ

98 $E = 5,78 \cdot 10^{-22}$ kJ; $\lambda = 344$ nm - ultravioletto

99 Le due quantità sono simili, ma non identiche: occorre spendere una quantità di energia superiore per le 2 mol di azoto.



Si instaura un legame dativo.

104

105 $\text{Sr}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$; $\text{F}^- = 1s^2 2s^2 2p^6$; entrambi raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile più vicino.

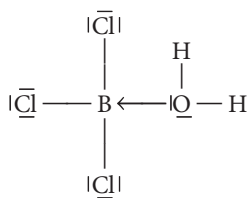
106 2-; un legante con carica 2- porterebbe a un composto neutro che potrebbe non essere solubile in acqua e quindi difficilmente eliminabile.

107 La regola dell'ottetto non è rispettata e il livello più esterno non è completo.

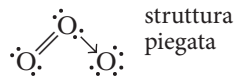
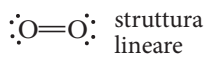
108 a) Covalente puro. $\Delta_e = 0,35$, CH_4 ; b) covalente puro. $\Delta_e = 0,38$, H_2S ; c) ionico. $\Delta_e = 2,55$, BaO ; d) covalente puro. $\Delta_e = 0$, Br_2 .

109 CaCl_2 ; ionico.

110



111



112 Perché P e S sono troppo voluminosi per sovrapporre gli orbitali e formare una molecola diatomica; si forma la geometria energeticamente più stabile.