



- 04.**  $\text{H}_3\text{O}^+$  (hidrônio); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 05.**  $\text{BF}_3$  (trifluoreto de boro); B ( $Z = 5$ ); F ( $Z = 9$ ).
- 06.**  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 07.**  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbônico); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 08.**  $\text{CO}_3^{2-}$  (ânion carbonato); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 09.**  $\text{SO}_2$  (dióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 10.**  $\text{SO}_3$  (trióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 11.**  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 12.**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 13.**  $\text{SO}_3^{2-}$  (ânion sulfito); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 14.**  $\text{SO}_4^{2-}$  (ânion sulfato); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 15.**  $\text{HNO}_2$  (ácido nitroso); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 16.**  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
- 17.**  $\text{NO}_2^-$  (ânion nitrito); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 18.**  $\text{NO}_3^-$  (ânion nitrato); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).
- 19.**  $\text{CN}^-$  (ânion cianeto); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ).
- 20.**  $\text{HCN}$  (ácido cianídrico); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).

O enunciado a seguir se refere aos exercícios de 21 a 40.

Dê a fórmula estrutural **plana** (sem, necessariamente, apresentar a geometria) para as seguintes espécies químicas:

21.  $\text{NH}_3$  (amônia); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).
22.  $\text{NH}_4^+$  (amônio); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).
23.  $\text{H}_2\text{O}$  (água); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
24.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (hidrônio); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
25.  $\text{BF}_3$  (trifluoreto de boro); B ( $Z = 5$ ); F ( $Z = 9$ ).
26.  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).
27.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbônico); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
28.  $\text{CO}_3^{2-}$  (ânion carbonato); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).
29.  $\text{SO}_2$  (dióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
30.  $\text{SO}_3$  (trióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
31.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
32.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).
33.  $\text{SO}_3^{2-}$  (ânion sulfito); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
34.  $\text{SO}_4^{2-}$  (ânion sulfato); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).
35.  $\text{HNO}_2$  (ácido nitroso); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).

36.  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).

37.  $\text{NO}_2^-$  (ânion nitrito); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).

38.  $\text{NO}_3^-$  (ânion nitrato); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).

39.  $\text{HCN}$  (ácido cianídrico); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).

40.  $\text{CN}^-$  (ânion cianeto); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ).

41. (UNESP) "Não se fazem mais nobres como antigamente - pelo menos na Química." ("Folha de S. Paulo", 17.08.2000.)

As descobertas de compostos como o  $\text{XePtF}_6$ , em 1962, e o  $\text{HArF}$ , recentemente obtido, contrariam a crença comum de que elementos do grupo dos gases nobres da Tabela Periódica não reagem para formar moléculas.

a) Explique por que os gases nobres têm esta tendência à baixa reatividade.

b) Sabe-se que os menores elementos deste grupo (He e Ne) permanecem sendo os únicos gases nobres que não formam compostos, mesmo com o elemento mais eletronegativo, o flúor. Justifique este comportamento.

42. O nitrato, íon de geometria trigonal plana, serve como fonte de nitrogênio para as bactérias. Observe as seguintes fórmulas estruturais:



A fórmula que corresponde ao íon nitrato está identificada pelo seguinte número:

a) I      b) II      c) III      d) IV

43. (PUCCAMP) Considere a seguinte tabela:

Elemento	Número de compostos que forma somente com o hidrogênio
Na	1
Cl	1
Si	muitos

O silício forma maior número de compostos com hidrogênio do que o cloro ou o sódio, porque cada um de seus átomos

- a) apresenta maior eletronegatividade.
- b) tem maior densidade à temperatura ambiente.
- c) tem núcleo com maior número de prótons e de nêutrons.
- d) pode compartilhar mais elétrons e formar cadeias.
- e) pode perder mais elétrons e formar retículos cristalinos.

**44.** (UFAL) Cada átomo de F ( $Z = 9$ ) possui 7 elétrons na camada de valência. Átomos de F não são estáveis nas condições ambientes de P e T. Unem-se facilmente formando a molécula  $F_2$ , com ligação por 1 par de elétrons entre os átomos. Sendo assim, o número total de elétrons que circundam cada átomo de F, na molécula  $F_2$ , é

- a) 18
- b) 14
- c) 12
- d) 10

**45.** (UFPI) Para as espécies  $CO$ ,  $NO^+$ ,  $CN^-$ ,  $N_2$  e  $O_2$ , assinale a que apresenta configuração eletrônica diferente das demais:

- a)  $CO$
- b)  $NO^+$
- c)  $CN^-$
- d)  $N_2$
- e)  $O_2$

**46.** Represente as estruturas de ressonância do óxido nitroso ( $N_2O$ ).

Dados: N ( $Z = 7$ ) e O ( $Z = 8$ ).

**47.** Represente as estruturas de ressonância do ozônio ( $O_3$ ).

Dado: O ( $Z = 8$ ).

**48.** O fósforo (P) e o enxofre (S) podem sofrer expansão em suas camadas de valência, ou seja, podem estabilizar com mais de oito elétrons.

Represente as fórmulas eletrônicas de Lewis e as respectivas fórmulas estruturais planas para os seguintes compostos:

- a)  $PCl_5$
- b)  $SF_6$

Dados: P (grupo 15 ou VA); S (grupo 16 ou VIA); Cl (grupo 17 ou VIIA); F (grupo 17 ou VIIA).

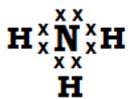
**49.** Existem poucos compostos nos quais a camada de valência é completada com um número ímpar de elétrons quando são formadas ligações covalentes. A partir desta informação represente as fórmulas eletrônicas de Lewis e as respectivas fórmulas estruturais planas para os seguintes compostos:

- a)  $NO$
- b)  $NO_2$

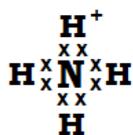
Dados: N (grupo 15 ou VA); O (grupo 16 ou VIA).

**Observação:** as resoluções das questões seguem as informações encontradas em livros de Ensino Médio e em gabaritos de Vestibulares Brasileiros, lembrando que existem casos em desuso que ainda são cobrados. Quando necessário utiliza-se informação do Ensino Universitário.

01.  $\text{NH}_3$  (amônia); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).



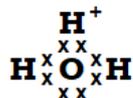
02.  $\text{NH}_4^+$  (amônio); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).



03.  $\text{H}_2\text{O}$  (água); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



04.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (hidrônio); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).

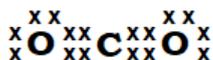


05.  $\text{BF}_3$  (trifluoreto de boro); B ( $Z = 5$ ); F ( $Z = 9$ ).

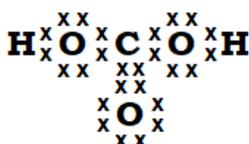


O boro pode estabilizar com seis elétrons de valência.

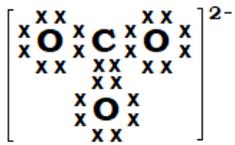
06.  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).



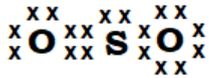
07.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbônico); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



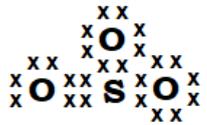
08.  $\text{CO}_3^{2-}$  (ânion carbonato); C (Z = 6); O (Z = 8).



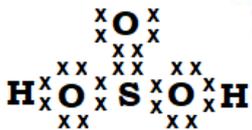
09.  $\text{SO}_2$  (dióxido de enxofre); S (Z = 16); O (Z = 8).



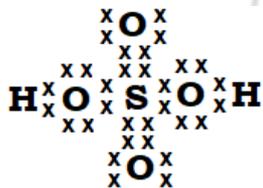
10.  $\text{SO}_3$  (trióxido de enxofre); S (Z = 16); O (Z = 8).



11.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso); S (Z = 16); O (Z = 8); H (Z = 1).

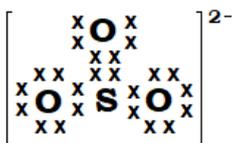


12.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico); S (Z = 16); O (Z = 8); H (Z = 1).

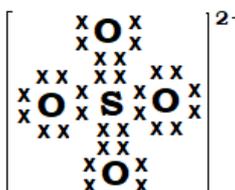


Neste caso ocorre a expansão da camada de valência do enxofre que estabiliza com 12 elétrons de valência.

13.  $\text{SO}_3^{2-}$  (ânion sulfito); S (Z = 16); O (Z = 8).

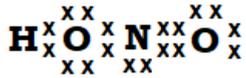


14.  $\text{SO}_4^{2-}$  (ânion sulfato); S (Z = 16); O (Z = 8).

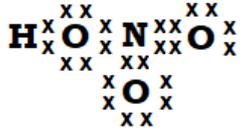


Neste caso ocorre a expansão da camada de valência do enxofre que estabiliza com 12 elétrons de valência.

15. HNO<sub>2</sub> (ácido nitroso); N (Z = 7); O (Z = 8); H (Z = 1).

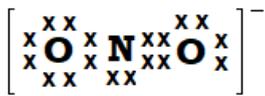


16. HNO<sub>3</sub> (ácido nítrico); N (Z = 7); O (Z = 8); H (Z = 1).

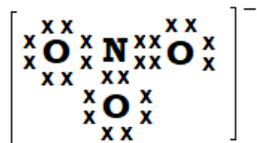


A camada de valência do nitrogênio não sofre expansão.

17. NO<sub>2</sub><sup>-</sup> (ânion nitrito); N (Z = 7); O (Z = 8).

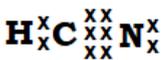


18. NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (ânion nitrato); N (Z = 7); O (Z = 8).

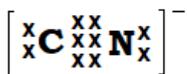


A camada de valência do nitrogênio não sofre expansão.

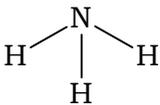
19. HCN (ácido cianídrico); C (Z = 6); N (Z = 7); H (Z = 1).



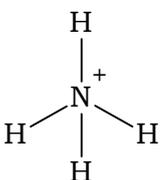
20. CN<sup>-</sup> (ânion cianeto); C (Z = 6); N (Z = 7).



21. NH<sub>3</sub> (amônia); N (Z = 7); H (Z = 1).

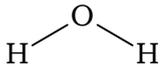


22. NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (amônio); N (Z = 7); H (Z = 1).

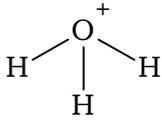


Observação: a carga foi colocada no elemento central.

23.  $\text{H}_2\text{O}$  (água); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).

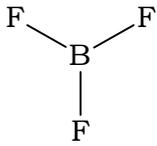


24.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (hidrônio); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



Observação: a carga foi colocada no elemento central.

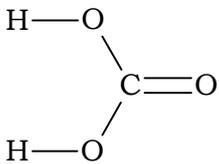
25.  $\text{BF}_3$  (trifluoreto de boro); B ( $Z = 5$ ); F ( $Z = 9$ ).



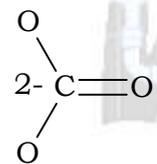
26.  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).



27.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbônico); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



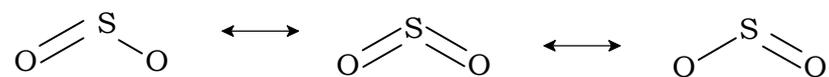
28.  $\text{CO}_3^{2-}$  (ânion carbonato); C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ).



Observação: a carga foi colocada no elemento central.

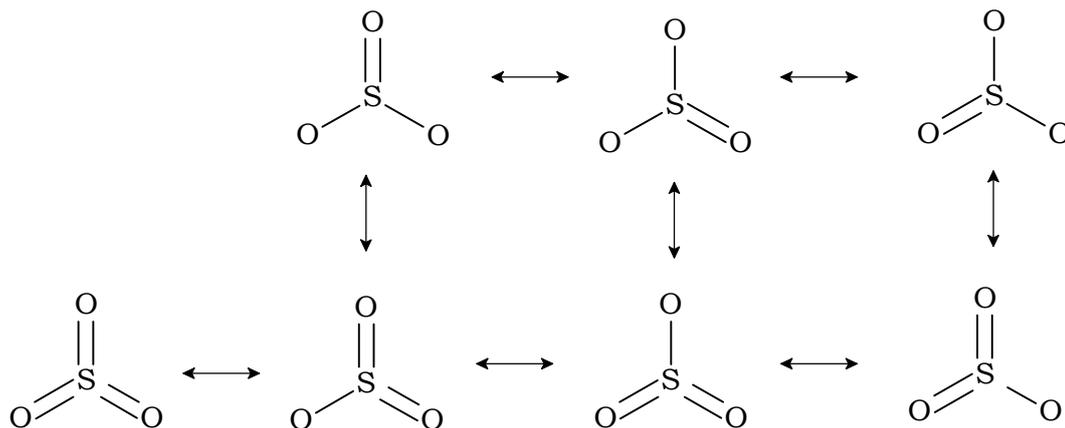
29.  $\text{SO}_2$  (dióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).

Com as estruturas de ressonância:

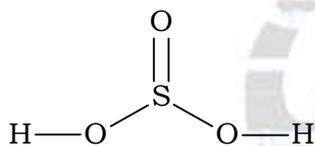


30.  $\text{SO}_3$  (trióxido de enxofre); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).

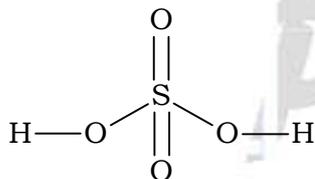
Com as estruturas de ressonância:



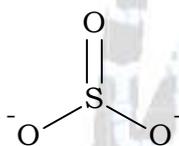
31.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



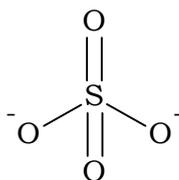
32.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



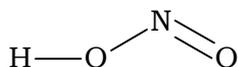
33.  $\text{SO}_3^{2-}$  (ânion sulfito); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).



34.  $\text{SO}_4^{2-}$  (ânion sulfato); S ( $Z = 16$ ); O ( $Z = 8$ ).

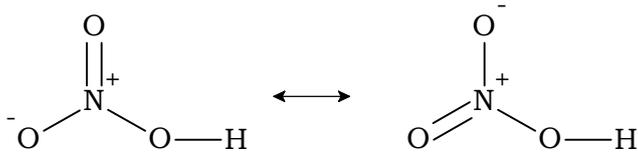


35.  $\text{HNO}_2$  (ácido nitroso); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).



36.  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ); H ( $Z = 1$ ).

Com as estruturas de ressonância:



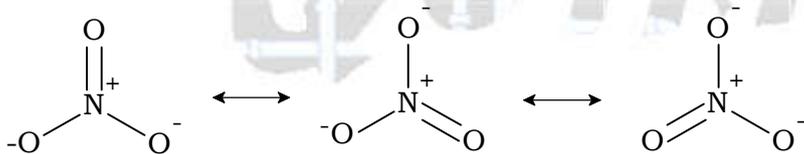
37.  $\text{NO}_2^-$  (ânion nitrito); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).

Com as estruturas de ressonância:

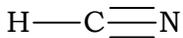


38.  $\text{NO}_3^-$  (ânion nitrato); N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).

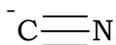
Com as estruturas de ressonância:



39. HCN (ácido cianídrico); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ); H ( $Z = 1$ ).



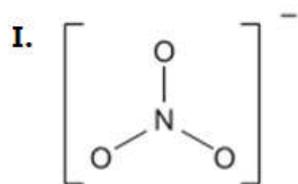
40.  $\text{CN}^-$  (ânion cianeto); C ( $Z = 6$ ); N ( $Z = 7$ ).



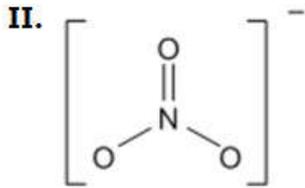
41. a) Por existir grande estabilidade da camada eletrônica de valência em gases nobres.

b) O He e o Ne, por apresentarem raios muito pequenos, possuem elevada energia de ionização, o que dificulta a promoção e o desemparelhamento de elétrons. Isso explica por que tais átomos não formam ligações nas condições padrão.

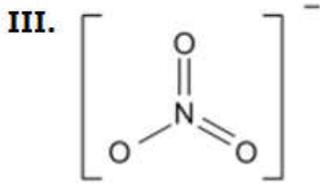
42. Alternativa B



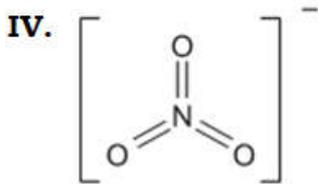
O nitrogênio está com 6 elétrons de valência, logo não atingiu o octeto.



O nitrogênio está com 8 elétrons de valência, logo atingiu o octeto.



O nitrogênio está com 10 elétrons na camada de valência, isto não é possível, pois não ocorre expansão dessa camada.



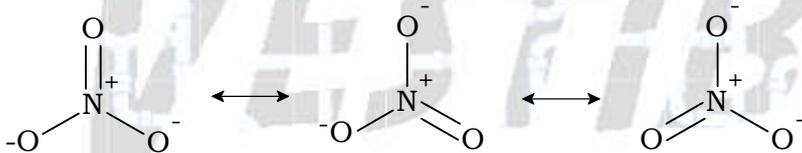
O nitrogênio está com 12 elétrons na camada de valência, isto não é possível, pois não ocorre expansão dessa camada.

Fórmula que corresponde ao íon nitrato:



Notação em desuso no Ensino Médio

Observação teórica (ressonância):

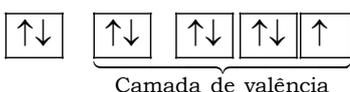


43. Alternativa D

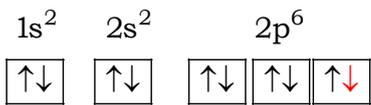
O silício (grupo 14 ou família IVA) é tetravalente, por isso, forma maior número de compostos com hidrogênio do que o cloro ou o sódio, cada um de seus átomos pode compartilhar mais elétrons (quatro) e formar cadeias.

44. Alternativa D

Não utilizando a hibridização, vem:

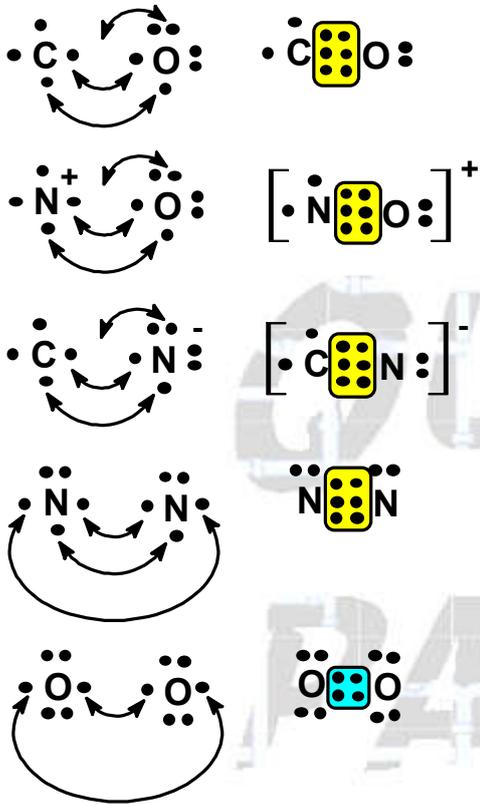


Com o compartilhamento do elétron desemparelhado :



(10 e<sup>-</sup> para cada átomo F)

45. Alternativa E



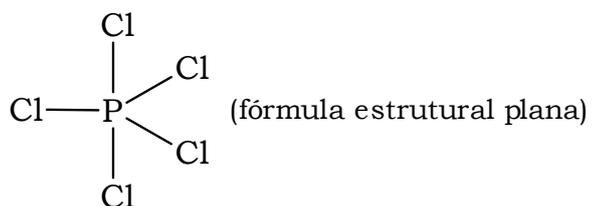
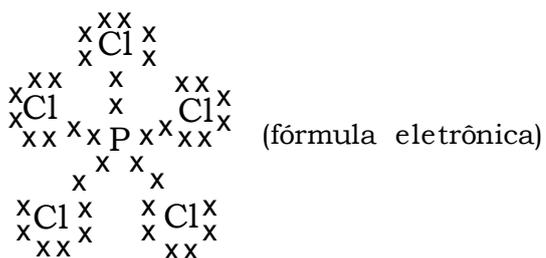
46. Estruturas de ressonância do óxido nitroso (N<sub>2</sub>O):



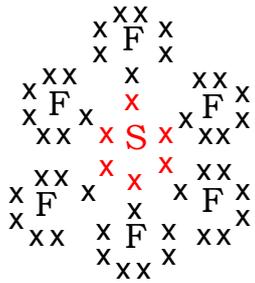
47. Estruturas de ressonância do ozônio (O<sub>3</sub>):



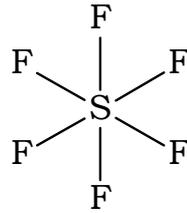
48. a) PCl<sub>5</sub>



b) SF<sub>6</sub>



(fórmula eletrônica)

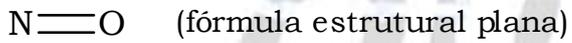


(fórmula estrutural plana)

49. a) NO



(fórmula eletrônica)



b) NO<sub>2</sub>



(fórmula eletrônica)

