



## QUÍMICA INORGÂNICA (QI)

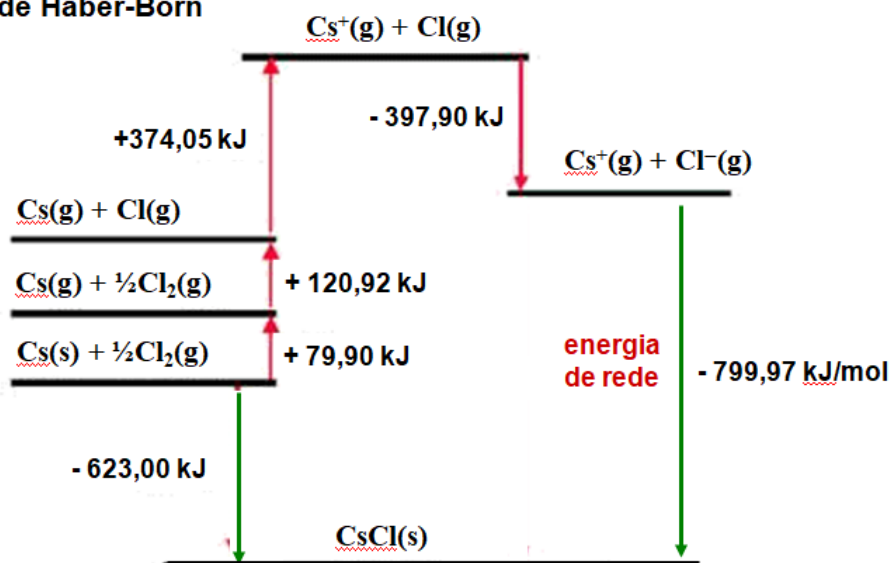
### QI 01.

Semicondutores são sólidos que se caracterizam por apresentar uma pequena diferença de energia entre a banda de valência (preenchida) e a banda de condução. Essa diferença é chamada de intervalo entre bandas ou *band gap*. Para um semicondutor começar a conduzir eletricidade é necessário que elétrons da banda de valência sejam promovidos à banda de condução. Quanto mais elétrons forem promovidos, maior será a capacidade de condução e isso é atingido com o aumento da temperatura.

Por outro lado, condutores metálicos se caracterizam por não apresentar diferença de energia entre a banda de valência e a banda de condução, por isso conduzem facilmente a corrente elétrica. Mas diferentemente de semicondutores, estes têm um aumento da resistência na condução elétrica com o aumento da temperatura. Isso se deve ao fato de que o deslocamento dos elétrons no material é facilitado com a homogeneidade do arranjo dos átomos. Porém, o aumento da temperatura leva a um aumento das vibrações da rede de átomos, diminuindo a homogeneidade do arranjo cristalino e rompendo a regularidade dos orbitais.

### QI 02.

#### Diagrama de Haber-Born

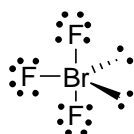


### QI 03.

a)

- para o trifluoreto de bromo.

Total de elétrons de valência para a espécie  $\text{BrF}_3 = 28e$ .



Expansão do octeto para o Br.

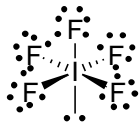
Hibridização =  $sp^3d$ .

Geometria da molécula = forma T (derivada de uma bipirâmide trigonal).



**- para o pentafluoreto de iodo.**

Total de elétrons de valência para a espécie  $\text{IF}_5 = 42\text{e}$ .



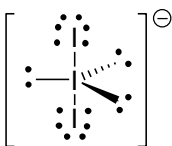
Expansão do octeto para o I.

Hibridização =  $\text{sp}^3\text{d}^2$ .

Geometria da molécula = piramidal de base quadrada (derivada de uma octaédrica).

**- para o íon tri-iodeto.**

Total de elétrons de valência para a espécie  $\text{I}_3^- = 22\text{e}$ .



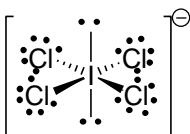
Expansão do octeto para o I.

Hibridização =  $\text{sp}^3\text{d}$ .

Geometria da molécula = linear (derivada de uma bipirâmide trigonal).

**- para o íon tetracloroiodato(III).**

Total de elétrons de valência para a espécie  $\text{ICl}_4^- = 36\text{e}$ .



Expansão do octeto para o I.

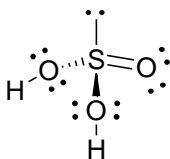
Hibridização =  $\text{sp}^3\text{d}^2$ .

Geometria da molécula = quadrática plana (derivada de uma octaédrica).

b)

**- para o ácido sulfuroso**

Total de elétrons de valência para a espécie  $\text{H}_2\text{SO}_3 = 26\text{e}$ .



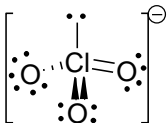
Expansão do octeto para o S.

Hibridização =  $\text{sp}^3$ .

Geometria da molécula = trigonal piramidal (derivada de uma tetraédrica).

**- para o íon clorato  $[\text{ClO}_3]^-$**

Total de elétrons de valência para a espécie  $[\text{ClO}_3]^- = 26\text{e}$ .



Expansão do octeto para o Cl.

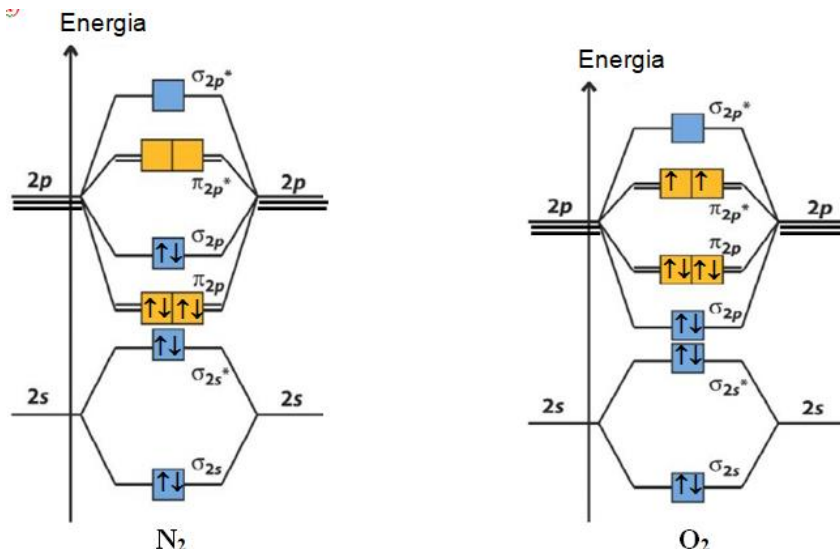
Hibridização =  $\text{sp}^3$ .

Geometria do íon = trigonal piramidal (derivada de uma tetraédrica).



**QI 04. (retificado)**

a)



- b) - para N<sub>2</sub>, temos:  $(e_{\text{ligantes}} - e_{\text{antiligantes}})/2 = (8 - 2)/2 = 6/2 =$  ordem de ligação 3.  
- para O<sub>2</sub>, temos:  $(e_{\text{ligantes}} - e_{\text{antiligantes}})/2 = (8 - 4)/2 = 4/2 =$  ordem de ligação 2.

c) A molécula de N<sub>2</sub> é diamagnética (todos os elétrons estão emparelhados). A molécula de O<sub>2</sub> é paramagnética (2 elétrons desemparelhados).

d) No caso do átomo de oxigênio, há uma maior diferença de energia entre os orbitais 2s e 2p (essa diferença aumenta à direita ao longo dos átomos do 2º Período). Assim, as interações 2s e 2p entre os dois átomos de oxigênio são menos eficazes na formação de orbitais moleculares. Por outro lado, a separação entre os orbitais 2s e 2p é menor para o caso do átomo de nitrogênio, permitindo interações mais eficazes entre esses orbitais. Isso faz com que o orbital molecular  $\sigma_{2p}^*$  fique com maior energia que os orbitais moleculares  $\pi_{2p}$ .

**QI 05.**

a) A dissociação do cloreto de cálcio (CaCl<sub>2</sub>) em solução aquosa ocorre da seguinte forma:  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ , exibindo dois íons Cl<sup>-</sup> em solução. Se o complexo CoCl<sub>3</sub>(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub> apresenta uma condutividade molar muito próxima ao valor obtido para uma solução de cloreto de cálcio de mesma concentração, pode-se afirmar que para o complexo Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl<sub>3</sub> existem dois íons Cl<sup>-</sup> fora da esfera de coordenação. Assim, a comparação das medidas de condutividade permite inferir a seguinte fórmula para esse complexo: [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl]Cl<sub>2</sub> (ou [CoCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>] 2Cl<sup>-</sup>), isto é, apresentando um íon cloreto coordenado ao cobalto (valência secundária), e dois íons fora da esfera de coordenação (valência primária).

b) Tendo em vista que o número de coordenação (NC) de um íon metálico em um complexo pode ser definido como o número de átomos doadores de ligantes aos quais o metal é diretamente ligado, para o complexo [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl]Cl<sub>2</sub>, o número de coordenação é 6, dos quais, cinco são ligantes NH<sub>3</sub> e um ligante Cl. O estado de oxidação do cobalto no complexo [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl]Cl<sub>2</sub> é +3.

