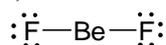




QUÍMICA INORGÂNICA (QI)

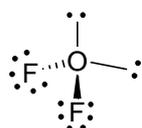
QI 01. A questão de polaridade destas moléculas pode facilmente ser deduzida a partir da construção de suas estruturas de Lewis, juntamente com a Teoria de Repulsão de Pares de Elétrons de Valência associada a hibridização do átomo central. Nessas espécies químicas, apesar das ligações serem polares, a geometria da molécula (ou íon) é decisiva na consideração da polaridade (espécie polar ou apolar).

a) Total de elétrons de valência para a espécie BeF_2 é = 16e.



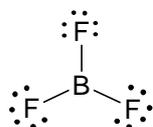
Be não atinge o octeto. Hibridização = sp. Geometria da molécula = linear. Molécula apolar (resultante dos dipolos de ligação igual a zero).

Total de elétrons de valência para a espécie OF_2 é = 20e.



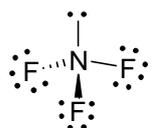
O atinge o octeto. Hibridização = sp^3 . Geometria da molécula = angular (derivada de uma tetraédrica). Molécula polar (resultante dos dipolos de ligação diferente de zero).

b) Total de elétrons de valência para a espécie BF_3 é = 24e.



B não atinge o octeto. Hibridização = sp^2 . Geometria da molécula = trigonal plana. Molécula apolar (resultante dos dipolos de ligação igual a zero).

Total de elétrons de valência para a espécie NF_3 é = 26e.

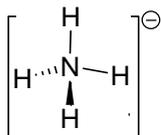


N atinge o octeto. Hibridização = sp^3 . Geometria da molécula = trigonal piramidal (derivada de uma tetraédrica). Molécula polar (resultante dos dipolos de ligação diferente de zero).

c)

i) o íon amônio $[\text{NH}_4]^+$;

Total de elétrons de valência para a espécie $[\text{NH}_4]^+$ é = 8e.



N atinge o octeto. Hibridização = sp^3 . Geometria do íon = tetraédrica.



(He₂) temos quatro elétrons para distribuir nos orbitais moleculares, sendo que dois elétrons serão dispostos em orbitais moleculares ligantes (OML) e os outros dois elétrons nos orbitais moleculares antiligantes (OMA), de forma que a diminuição de energia provocada pela ocupação dos dois elétrons no OML é anulada pelo aumento de energia dos dois elétrons no OMA.

A ordem de ligação (OL) dá um balanço entre a ocupação de orbitais moleculares ligantes e antiligantes e é dada pela fórmula:

$$OL = \frac{Nl - Na}{2}$$

Onde: *Nl* = número de elétrons presentes em orbitais ligantes e

Na = número de elétrons presentes em orbitais antiligantes.

Para a molécula hipotética de hélio (He₂) a ordem de ligação seria:

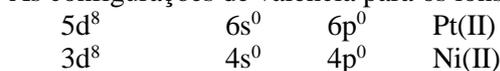
$$OL = \frac{Nl - Na}{2} = \frac{2 - 2}{2} = 0$$

A OL de ligação para a molécula hipotética de hélio (He₂) é 0 (zero), ou seja, a molécula não deve se formar. Isto concorda com o dado experimental de que o hélio, no estado gasoso, é atômico e não molecular, ou seja, não existe moléculas de hélio.

QI 04.

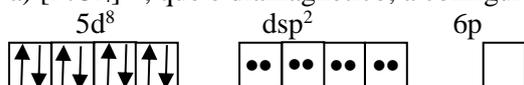
Os elementos, platina e níquel são do grupo 10 da tabela periódica e ambos apresentam estado de oxidação 2+, isto é, são de configuração d⁸.

As configurações de valência para os íons isolados são:



Para justificar tal diferença nas propriedades magnéticas por TLV é que a geometria e consequente a hibridização desses íons nos complexos são diferentes.

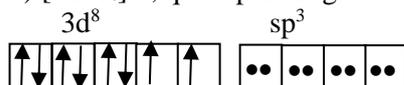
a) [PtCl₄]²⁻, que é diamagnético, a configuração eletrônica do íon complexo é:



elétrons da Pt elétrons dos ligantes

hibridização *dsp*²; geometria do íon: quadrado plana

b) [NiCl₄]²⁻, que é paramagnético, a configuração eletrônica do íon complexo é:



Elétrons da Pt elétrons dos ligantes

hibridização *sp*³; geometria do íon: tetraédrica.



QI 05.

- a)* $\text{Na}_2[\text{ZnCl}_4]$
- b)* $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
- c)* Tetracarbonilníquel(0)