

ASSUNTO: Geometria e Polaridade Molecular – Resolução dos Exercícios da Lista 2

EXERCÍCIOS_LISTA 2.

Para as espécies químicas a seguir **a)** BF_3 ; **b)** CH_4 ; **c)** PCl_5 ; **d)** SF_6 ; **e)** NH_4^+ ; **f)** PO_4^{3-} ; **g)** NH_3 ; **h)** H_2O ; **i)** H_3O^+ : (i) desenhe a estrutura de Lewis; (ii) preveja o arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo central; (iii) preveja o arranjo espacial ou geometria dos átomos (iv) preveja se cada espécie química será polar ou apolar. Justifique sua resposta.

Resolução:

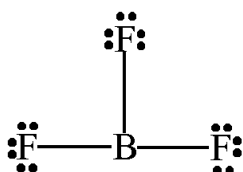
a) BF_3

Configuração eletrônica ${}_5\text{B}$: $1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow 3$ elétrons de valência

Configuração eletrônica ${}_9\text{F}$: $1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow 7$ elétrons de valência

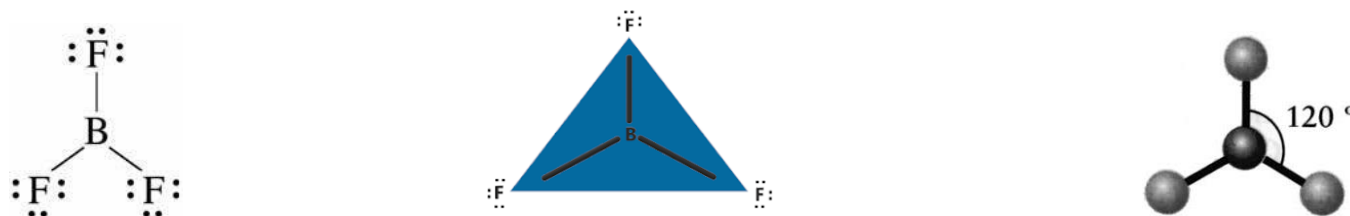
Nº total de elétrons de valência na molécula $\text{BF}_3 = 3 \times 1(\text{B}) + 7 \times 3(\text{F}) = 24 e^-$ de valência na molécula $\text{BF}_3 \Rightarrow 12$ pares de e^-

(i) Estrutura de Lewis para a molécula BF_3 :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de B, que é o átomo central na molécula $\text{BF}_3 \Rightarrow$ triangular ou trigonal planar, visto que ao redor do B há 3 pares de elétrons, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula BF_3 : triangular ou trigonal planar, visto que os 3 pares de elétrons ao redor do B, são pares ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

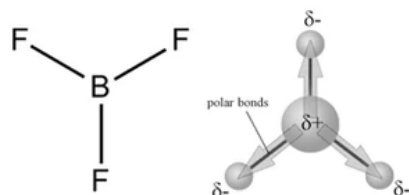


(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{B}) = 2,0$$

$$\chi(\text{F}) = 4,0$$

$\Delta\chi = \chi(\text{F}) - \chi(\text{B}) = 4,0 - 2,0 = 2,0 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de B e F é uma ligação covalente polar, na qual os átomos de F mais eletronegativos do que o de B, atraem para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com o B. Assim, os átomos de F terão carga parcial negativa (δ^-) e o de B terá carga parcial positiva (δ^+).



$\mu = 0 \Rightarrow$ molécula apolar

Ressalta-se que moléculas com ligações covalentes polares não necessariamente serão polares. No caso da molécula BF_3 , embora suas ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, a molécula é apolar, pois apresenta geometria triangular planar com todos os átomos ao redor do B sendo idênticos, isto é, do mesmo elemento químico. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

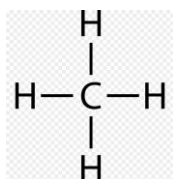
b) CH_4

Configuração eletrônica ${}_1\text{H}$: $1s^1 \Rightarrow$ 1 elétron de valência

Configuração eletrônica ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ 4 elétrons de valência

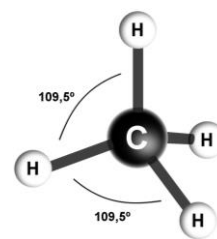
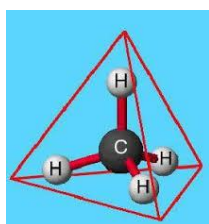
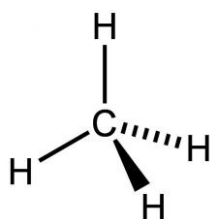
Nº total de elétrons de valência na molécula $\text{CH}_4 = 1 \times 4(\text{H}) + 4 \times 1(\text{C}) = 8 e^-$ de valência na molécula $\text{CH}_4 \Rightarrow$ 4 pares de e^-

(i) Estrutura de Lewis para a molécula CH_4 :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de C, que é o átomo central na molécula $\text{CH}_4 \Rightarrow$ tetraédrica, visto que ao redor do C há 4 pares de elétrons, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula CH_4 : tetraédrica, visto que os 4 pares de elétrons ao redor do C, são pares ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

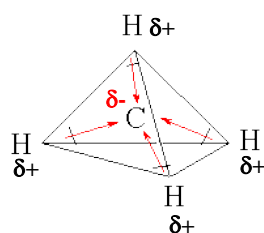


(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{H}) = 2,1$$

$$\chi(\text{C}) = 2,5$$

$\Delta\chi = \chi(\text{C}) - \chi(\text{H}) = 2,5 - 2,1 = 0,4 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de C e H é uma ligação covalente fracamente polar, na qual o C mais eletronegativo do que o H, atrai para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com os átomos de H. Assim, o C terá carga parcial negativa (δ^-) e os átomos de H terão carga parcial positiva (δ^+).



$\mu = 0 \Rightarrow$ molécula apolar

No caso da molécula CH_4 , embora suas ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, a molécula é apolar, pois apresenta geometria tetraédrica, sendo todos os átomos ao redor do C idênticos. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

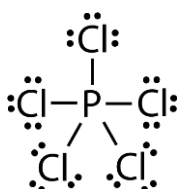
c) PCl_5

Configuração eletrônica $_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \Rightarrow 5$ elétrons de valência

Configuração eletrônica $_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow 7$ elétrons de valência

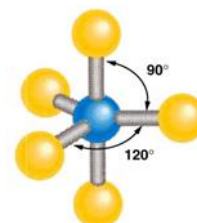
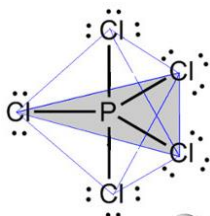
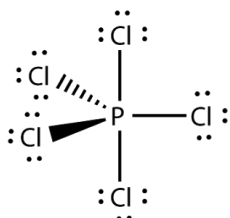
Nº total de elétrons de valência na molécula $\text{PCl}_5 = 5 \times 1(\text{P}) + 7 \times 5(\text{F}) = 40 e^-$ de valência na molécula $\text{PCl}_5 \Rightarrow 20$ pares de e^-

(i) Estrutura de Lewis para a molécula PCl_5 :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de P, que é o átomo central na molécula $\text{PCl}_5 \Rightarrow$ bipirâmide triangular ou bipiramidal triangular, visto que ao redor do P há 5 pares de elétrons, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula PCl_5 : bipirâmide ou bipiramidal triangular, visto que os 5 pares de elétrons ao redor do P, são pares ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

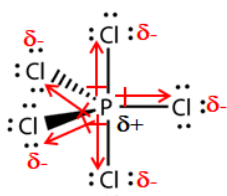


(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{P}) = 2,2$$

$$\chi(\text{Cl}) = 3,2$$

$\Delta\chi = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{P}) = 3,2 - 2,2 = 1,0 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de P e Cl é uma ligação covalente polar, na qual os átomos de Cl mais eletronegativos do que o de P, atraem para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com o átomo de P. Assim, os átomos de Cl terão carga parcial negativa (δ^-) e o átomo de P terá carga parcial positiva (δ^+).



$\mu = 0 \Rightarrow$ molécula apolar

No caso da molécula PCl_5 , embora suas ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, a molécula é apolar, pois apresenta geometria bipiramidal triangular, sendo todos os átomos ao redor do P idênticos. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

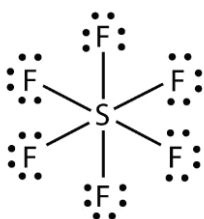
d) SF_6

Configuração eletrônica $_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \Rightarrow$ 6 elétrons de valência

Configuração eletrônica $_{9}\text{F}$: $1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow$ 7 elétrons de valência

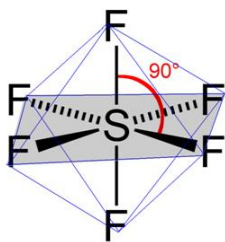
N° total de elétrons de valência na molécula $\text{SF}_6 = 6 \times 1(\text{S}) + 7 \times 6(\text{F}) = 48 e^-$ de valência na molécula $\text{SF}_6 \Rightarrow$ 24 pares de e^-

(i) Estrutura de Lewis para a molécula SF_6 :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de S, que é o átomo central na molécula $\text{SF}_6 \Rightarrow$ bipirâmide quadrada ou bipiramidal quadrangular, visto que ao redor do S há 6 pares de elétrons, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula SF_6 : bipirâmide quadrada ou bipiramidal quadrangular, visto que os 6 pares de elétrons ao redor do S, são pares ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

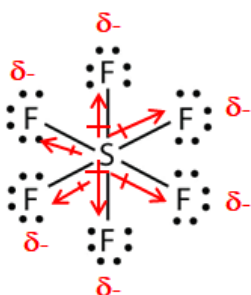


(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{S}) = 2,6$$

$$\chi(\text{F}) = 4,0$$

$\Delta\chi = \chi(\text{F}) - \chi(\text{S}) = 4,0 - 2,6 = 1,4 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de S e F é uma ligação covalente polar, na qual os átomos de F mais eletronegativos do que o de S atraem para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com o átomo de S. Assim, os átomos de F terão carga parcial negativa (δ^-) e o átomo de S terá carga parcial positiva (δ^+).



$\mu = 0 \Rightarrow$ molécula apolar

No caso da molécula SF_6 , embora suas ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, a molécula é apolar, pois apresenta geometria bipiramidal quadrangular, sendo todos os átomos ao redor do S idênticos. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

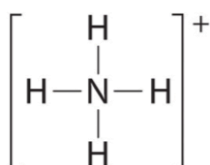
e) NH_4^+

Configuração eletrônica ${}_1\text{H}$: $1s^1 \Rightarrow$ 1 elétron de valência

Configuração eletrônica ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$ 5 elétrons de valência

Nº total de elétrons de valência no íon $\text{NH}_4^+ = [4 \times 1(\text{H}) + 5 \times 1(\text{N}) - 1 e^-] = 8 e^-$ de valência no íon poliatômico $\text{NH}_4^+ \Rightarrow$ 4 pares de e^-

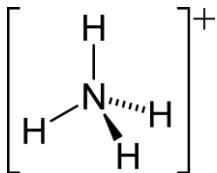
(i) Estrutura de Lewis para o íon NH_4^+ :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de N, que é o átomo central no íon $\text{NH}_4^+ \Rightarrow$ tetraédrica, visto que ao redor do N há 4 pares de elétrons, sendo o arranjo espacial

mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

- (iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos no íon NH_4^+ : tetraédrica, visto que os 4 pares de elétrons ao redor do N, são pares ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

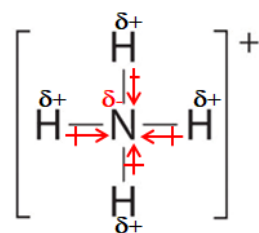


- (iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{H}) = 2,1$$

$$\chi(\text{N}) = 3,0$$

$\Delta\chi = \chi(\text{N}) - \chi(\text{H}) = 3,0 - 2,1 = 0,9 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de N e H é uma ligação covalente polar, na qual o átomo de N mais eletronegativo do que os de H, atrai para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com os átomos de H. Assim, o átomo de N terá carga parcial negativa (δ^-) e os átomos de H terão carga parcial positiva (δ^+).



$\mu = 0 \Rightarrow$ molécula apolar

No caso do íon NH_4^+ , embora suas ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, o íon é apolar, pois apresenta geometria tetraédrica, sendo todos os átomos ao redor do N idênticos. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

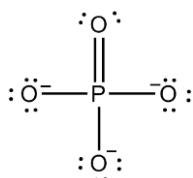
f) PO_4^{3-}

Configuração eletrônica $_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \Rightarrow$ 5 elétrons de valência

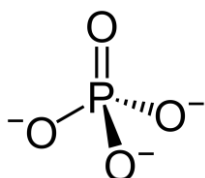
Configuração eletrônica $_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ 6 elétrons de valência

Nº total de elétrons de valência no íon $\text{PO}_4^{3-} = [5 \times 1(\text{P}) + 6 \times 4(\text{O}) + 3 e^-] = 32 e^-$ de valência no íon poliatômico $\text{PO}_4^{3-} \Rightarrow$ 16 pares de e^-

- (i) Estrutura de Lewis para o íon PO_4^{3-} :



- (ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de P, que é o átomo central no íon $\text{PO}_4^{3-} \Rightarrow$ tetraédrica, embora ao redor do P existam 5 pares de elétrons, dos quais dois pares de e^- por estarem entre os mesmos dois átomos (ligação dupla $\text{P}=\text{O}$), são contabilizados como se fossem um par. Desta forma, o arranjo espacial mencionado é o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.
- (iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos no íon PO_4^{3-} : tetraédrica, pois todos os pares de elétrons ao redor de P estão ligados ou compartilhados, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.



- (iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{P}) = 2,2$$

$$\chi(\text{O}) = 3,5$$

$\Delta\chi = \chi(\text{O}) - \chi(\text{P}) = 3,5 - 2,2 = 1,3 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de P e O é uma ligação covalente polar, na qual os átomos de O mais eletronegativos do que o de P, atraem para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com o átomo de P. Assim, os átomos de O terão carga parcial negativa (δ^-) e o átomo de P terá carga parcial positiva (δ^+).

No íon PO_4^{3-} , embora as ligações interatômicas sejam polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, a molécula é apolar, pois apresenta geometria tetraédrica, sendo todos os átomos ao redor do P idênticos. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é zero.

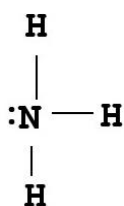
g) NH_3

Configuração eletrônica ${}_1\text{H}$: $1s^1 \Rightarrow$ 1 elétron de valência

Configuração eletrônica ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$ 5 elétrons de valência

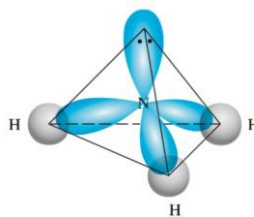
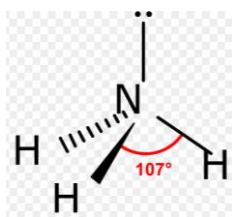
Nº total de elétrons de valência na molécula $\text{NH}_3 = [3 \times 1(\text{H}) + 5 \times 1(\text{N})] = 8 e^-$ de valência na molécula $\text{NH}_3 \Rightarrow$ 4 pares de e^-

- (i) Estrutura de Lewis para a molécula NH_3 :

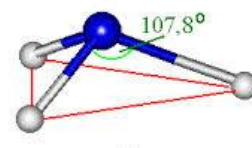
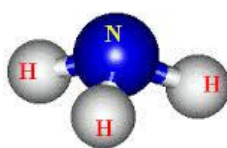
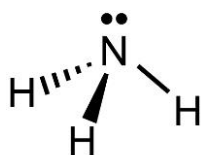


- (ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de N, que é o átomo central na molécula $\text{NH}_3 \Rightarrow$ tetraédrica, visto que ao redor do N há 4 pares de elétrons. Assim, o arranjo espacial

mencionado é o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.



- (iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula NH_3 : piramidal triangular, visto que ao redor do N há 4 pares de elétrons dos quais 3 são compartilhados e 1 par está isolado ou não compartilhado, sendo o arranjo espacial mencionado o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

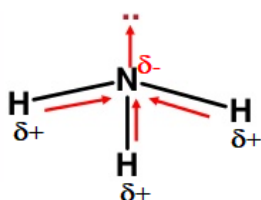


- (iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{H}) = 2,1$$

$$\chi(\text{N}) = 3,0$$

$\Delta\chi = \chi(\text{N}) - \chi(\text{H}) = 3,0 - 2,1 = 0,9 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de N e H é uma ligação covalente polar, na qual o átomo de N mais eletronegativo do que os de H, atrai para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com os átomos de H. Assim, o átomo de N terá carga parcial negativa (δ^-) e os átomos de H terão carga parcial positiva (δ^+).



$\mu \neq 0 \Rightarrow$ molécula polar

No caso da molécula NH_3 , suas ligações interatômicas são polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, e a molécula também é polar, pois apresenta geometria piramidal triangular. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é diferente de zero.

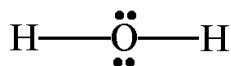
h) H_2O

Configuração eletrônica ${}_1\text{H}$: $1s^1 \Rightarrow$ 1 elétron de valência

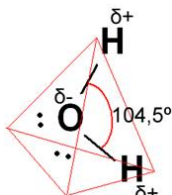
Configuração eletrônica ${}_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ 6 elétrons de valência

N° total de elétrons de valência na molécula $\text{H}_2\text{O} = [2 \times 1(\text{H}) + 6 \times 1(\text{O})] = 8 e^-$ de valência na molécula $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ 4 pares de e^-

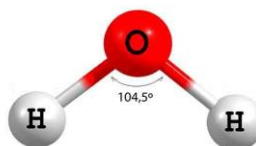
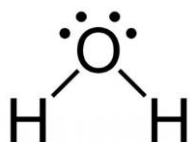
(i) Estrutura de Lewis para a molécula H_2O :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de O, que é o átomo central na molécula $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ tetraédrica, visto que ao redor do O há 4 pares de elétrons. Assim, o arranjo espacial mencionado é o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.



(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos na molécula H_2O : angular, visto que ao redor do O há 4 pares de elétrons, dos quais 2 pares estão ligados ou compartilhados e, os outros 2 estão isolados ou não compartilhados.

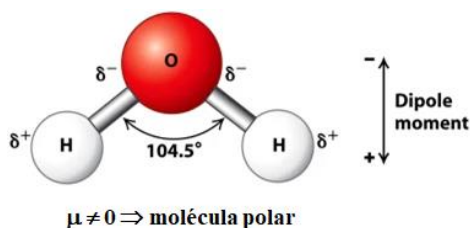


(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{H}) = 2,1$$

$$\chi(\text{O}) = 3,5$$

$\Delta\chi = \chi(\text{O}) - \chi(\text{H}) = 3,5 - 2,1 = 1,4 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de O e H é uma ligação covalente polar, na qual o átomo de O mais eletronegativo do que os de H, atrai para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com os átomos de H. Assim, o átomo de O terá carga parcial negativa (δ^-) e os átomos de H terão carga parcial positiva (δ^+).



No caso da molécula H_2O , suas ligações interatômicas são polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, e a molécula também é polar, pois apresenta geometria angular. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é diferente de zero.

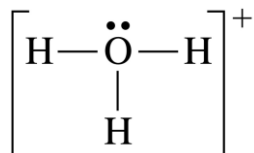
i) H_3O^+

Configuração eletrônica ${}_1\text{H}$: $1s^1 \Rightarrow$ 1 elétron de valência

Configuração eletrônica ${}_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6$ elétrons de valência

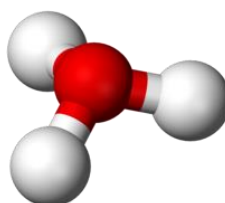
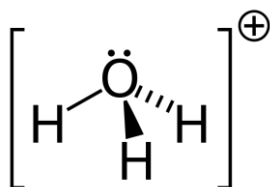
Nº total de elétrons de valência no íon $\text{H}_3\text{O}^+ = [3 \times 1(\text{H}) + 6 \times 1(\text{O}) - 1 e^-] = 8 e^-$ de valência no íon $\text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow 4$ pares de e^-

(i) Estrutura de Lewis para o íon H_3O^+ :



(ii) Arranjo espacial ou geometria dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo de O, que é o átomo central no íon $\text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow$ tetraédrica, visto que ao redor do O há 4 pares de elétrons. Assim, o arranjo espacial mencionado é o que possibilitará o maior distanciamento entre esses pares eletrônicos, minimizando as repulsões entre os mesmos.

(iii) Arranjo espacial ou geometria dos átomos no íon H_3O^+ : piramidal triangular, visto que ao redor do O há 4 pares de elétrons, dos quais 3 pares estão ligados ou compartilhados e, o outro, está isolado ou não compartilhado.



(iv) Eletronegatividade, χ :

$$\chi(\text{H}) = 2,1$$

$$\chi(\text{O}) = 3,5$$

$\Delta\chi = \chi(\text{O}) - \chi(\text{H}) = 3,5 - 2,1 = 1,4 \Rightarrow$ a ligação covalente entre os átomos de O e H é uma ligação covalente polar, na qual o átomo de O mais eletronegativo do que os de H, atrai para mais próximo de si os pares de e^- compartilhados com os átomos de H. Assim, o átomo de O terá carga parcial negativa (δ^-) e os átomos de H terão carga parcial positiva (δ^+).

No íon H_3O^+ , as ligações interatômicas são polares, visto que, a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nas ligações não é nula, ou seja, $\Delta\chi \neq 0$, e a molécula também é polar, pois apresenta geometria piramidal triangular. Sendo assim, o seu momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é diferente de zero.

Exercícios Complementares

1. Em cada par a seguir, qual é a ligação *mais polar*? Explique. Para a ligação mais polar de cada par, use os símbolos δ^+ e δ^- para ilustrar o dipolo resultante da ligação.

a) H – F ou H – Cl

b) N – H ou O – H

c) N – O ou O – S

d) H – H ou Cl – C

Eletronegatividade, χ : H – 2,1; Cl – 3,0; F – 4,0; N – 3,0; O – 3,5; C – 2,5; S – 2,5.

2. Desenhe a estrutura de Lewis e preveja a geometria dos pares de elétrons ao redor do átomo central das espécies químicas a seguir, a geometria de cada molécula ou íon poliatômico e se a molécula ou o íon é polar ou apolar.

a) CCl_4

b) H_2S

c) CS_2

d) NF_3

e) SF_4

f) SiO_2

g) SO_3^{2-}

h) HOF

Elemento	Número Atômico (Z)	Eletronegatividade (χ)
Hidrogênio, H	1	2,2
Carbono, C	6	2,5
Cloro, Cl	17	3,0
Enxofre, S	16	2,5
Nitrogênio, N	7	3,0
Flúor, F	9	4,0
Silício, Si	14	1,8
Oxigênio, O	8	3,5