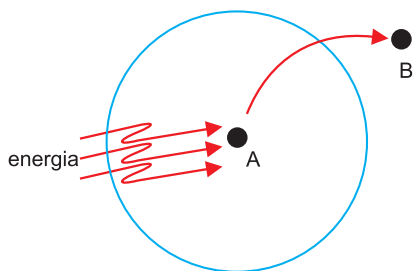


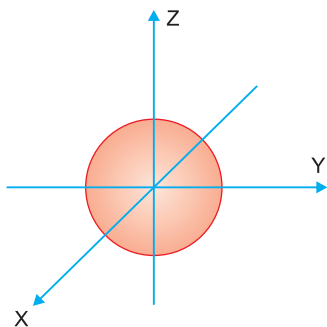
**MÓDULO 1****Teoria dos Orbitais****1. Princípio da Incerteza ou da Indeterminação (Heisenberg)**

**É impossível conhecer com exatidão a posição e a velocidade (e, portanto, a sua quantidade de movimento,  $p = m \cdot v$ ) de um elétron simultaneamente.**

Consideremos o átomo de hidrogênio, que tem um elétron apenas. Suponhamos que exista um supermicroscópio com o qual iremos focalizar a coroa à procura do elétron. Ao fazê-lo, mandamos energia para a região focalizada. Se por acaso existisse um elétron nessa região, ele já não mais estaria nesse local, pois teria recebido energia, pulando assim para outro lugar.

**2. Orbital**

Se o elétron girasse ao redor do núcleo, em órbitas determinadas, conheceríamos a sua posição e a sua velocidade, contrariando o princípio de Heisenberg. Assim, somos obrigados a dizer que o elétron não gira em órbitas determinadas ao redor do núcleo. Somente podemos prever a probabilidade de o elétron estar em certa posição, num determinado instante.



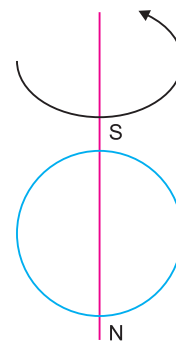
Orbital é a região do espaço que o elétron ocupa a maior parte do tempo.

**3. Conceito de Orbital (Schrödinger)**

É a região onde a probabilidade de se encontrar um elétron é máxima.

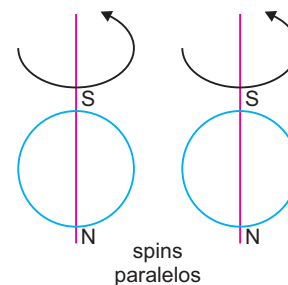
**4. Spin**

É o movimento de rotação do elétron. Devido ao *spin*, o elétron funciona como um pequeno ímã.

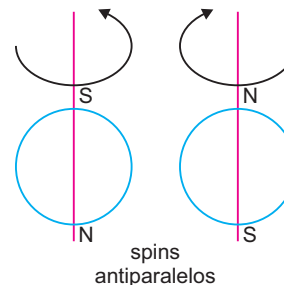


Na figura, um elétron girando no sentido anti-horário.

**Dois elétrons de mesmo *spin* ( $\downarrow\downarrow$ ) se repelem**



**Dois elétrons de *spins* opostos ( $\downarrow\uparrow$ ) se atraem**

**5. Princípio de Exclusão de Pauli**

**O Princípio de Exclusão de Pauli afirma que não mais do que dois elétrons podem ocupar um orbital, e isso somente se eles tiverem spins opostos.**

## Representação do orbital



- orbital com um elétron (incompleto).
- orbital com um elétron de *spin* contrário ao do anterior.
- orbital com 2 elétrons de *spins* contrários, ou seja, completo.

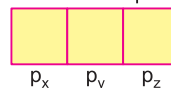
Decorre do Princípio de Pauli:

- Subnível s** é uma região que comporta 2 elétrons. Ora, orbital é uma região que comporta 2 elétrons. Logo, cada subnível s é um orbital s. A camada K é um orbital.
- Subnível p** é uma região que comporta até 6 elétrons. Logo, no subnível p existem 3 orbitais, chamados  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ .
- Subnível d** (10 elétrons) tem 5 orbitais.
- Subnível f** (14 elétrons) tem 7 orbitais.

Subnível s



Subnível p



Subnível d

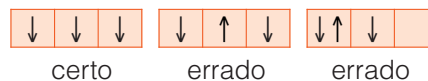


Subnível f



## 6. Regra de Hund (Máxima Multiplicidade)

Em um subnível, primeiramente, adicionar um elétron em cada orbital, com o mesmo *spin* do anterior.



## 7. Distribuição Eletrônica em Orbitais

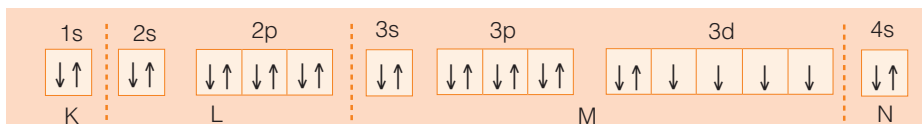
Primeiramente, devem-se preencher os orbitais de baixa energia e depois os de maior energia. Devem ser preenchidos antes os subníveis e depois os orbitais do subnível.

### Nota

Ao conjunto de regras e princípios utilizados na configuração eletrônica dá-se o nome de Princípio *Aufbau* ("construção", em alemão):

- 1) Ordem crescente de energia;
- 2) Princípio de Pauli;
- 3) Regra de Hund.

**Exemplo:** Fe ( $Z = 26$ )



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- (UEDESC)** – Assinale a alternativa correta sobre o modelo atômico atual.
  - a) O número de prótons é sempre igual ao número de nêutrons, em todos os átomos.
  - b) Os elétrons se comportam como partículas carregadas, girando ao redor do núcleo em órbitas definidas.
  - c) Orbital é a região mais provável de se encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo.
  - d) Os átomos são formados pelas partículas elétrons, prótons e nêutrons, cujas massas são semelhantes.

### RESOLUÇÃO:

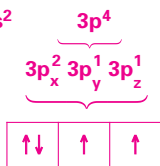
O modelo atômico atual utiliza o conceito de orbital para explicar o comportamento do elétron na eletrosfera.

Resposta: C

2. (UECE) – A regra de Hund, como o próprio nome indica, foi formulada pela primeira vez, em 1927, pelo físico alemão Friedrich Hund. Ele partiu diretamente da estrutura nuclear, já conhecida e medida, das moléculas e tentou calcular os orbitais moleculares adequados por via direta, resultando na regra de Hund. Essa regra afirma que a energia de um subnível incompleto é menor quando nele existe o maior número possível de elétrons com *spins* paralelos. Considerando a distribuição eletrônica do átomo de enxofre em seu estado fundamental ( $Z = 16$ ), assinale a opção que apresenta a aplicação correta da regra de Hund.

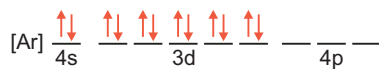
- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^0$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^0 3p_z^2$   
 d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 4s^1$

**RESOLUÇÃO:**



**Resposta: B**

3. (IME) – Identifique a alternativa em que a configuração eletrônica da espécie química representada, em seu estado fundamental, é dada por:



1	2																18
Li	Be																
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
K	Ca									Cu	Zn						
Rb	Sr									Ag	Cd						
Cs	Ba									Au	Hg						
Fr	Ra																

- a)  $\text{Cu}^+$   
 b)  $\text{Sn}^{2+}$   
 c) Cd  
 d)  $\text{Ge}^{2+}$   
 e)  $\text{Zn}^+$

**RESOLUÇÃO:**



**Resposta: D**

## 1. Conceito

Os quatro números quânticos são números que identificam o elétron.

É o “endereço” do elétron.

2. Número Quântico Principal ( $n$ )

Valores:  $n = 1, 2, 3, \dots$  Representa:

- I) a distância do orbital ao núcleo (2s está mais longe do núcleo que 1s);
- II) o tamanho do orbital;
- III) a energia do elétron;
- IV) a camada ( $n = 3 \rightarrow M$ ).

3. Número Quântico Secundário ou Azimutal ( $l$ )

Valores em uma camada de número  $n$ :  $0, 1, 2, \dots (n-1)$ .

Representa:

- I) o subnível:

$$l = 0 \Rightarrow s$$

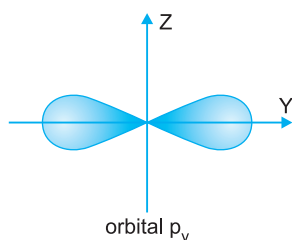
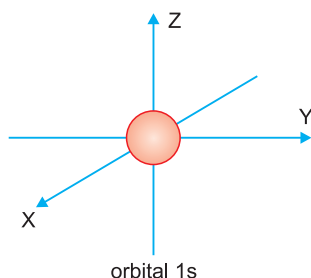
$$l = 2 \Rightarrow d$$

$$l = 1 \Rightarrow p$$

$$l = 3 \Rightarrow f$$

- II) a forma do orbital:

( $l = 0 \Rightarrow$  esférico;  $l = 1 \Rightarrow$  haltere)



- III) a energia do elétron:

A energia é proporcional à soma  $(n + l)$ .

Para átomos com muitos elétrons, a energia de um elétron é determinada não só pelo valor de  $n$ , mas também pelo valor de  $l$ . Assim, para um dado valor de  $n$ , elétrons  $p$  têm energia ligeiramente maior que elétrons  $s$ . O orbital 2p tem mais energia que o orbital 2s.

4. Número Quântico Magnético ( $m$  ou  $m_l$ )

Descreve a orientação do orbital no espaço. O número “ $m$ ” pode ter qualquer valor inteiro entre  $+l$  e  $-l$ , inclusive zero.

## Exemplo

Orbitais  $p$ :  $m = -1, 0, +1$ . A energia de um elétron em um átomo é independente da direção do orbital (a não ser quando o átomo está num campo magnético ou elétrico), portanto elétrons com diferentes valores de  $m$  têm a mesma energia, quando apresentam o mesmo  $n$  e o mesmo  $l$ .

Os três orbitais  $p$  estão orientados segundo os três eixos,  $x, y, z$ , existindo, portanto, um ângulo de  $90^\circ$  entre eles. A cada direção associa-se um valor de  $m$ .

Valores em subnível de número  $l$ :

$$-l \rightarrow 0 \rightarrow +l$$

$m$
0

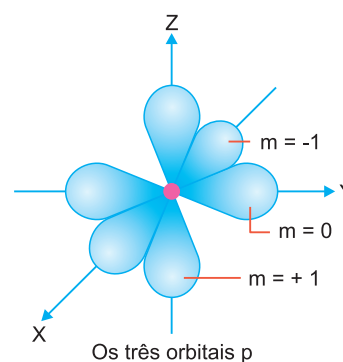
$m$	$m$	$m$
-1	0	+1

$d$

$m$	$m$	$m$	$m$	$m$
-2	-1	0	+1	+2

$f$

$m$	$m$	$m$	$m$	$m$	$m$	$m$
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

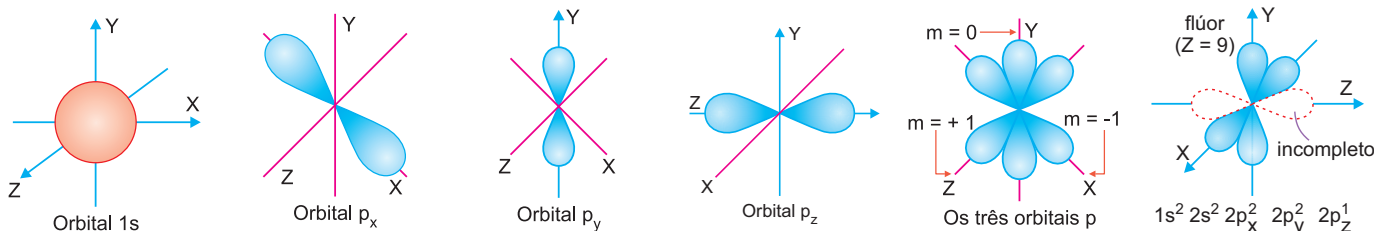
5. Número Quântico *Spin* ( $s$  ou  $m_s$ )

Descreve a rotação do elétron em torno do seu eixo. O número “ $m_s$ ” pode ter somente os valores  $+1/2$  e  $-1/2$ .

Dois elétrons de um mesmo orbital apresentam os três primeiros números quânticos iguais, mas possuem *spins* opostos. Portanto, de acordo com Pauli, dois elétrons de um mesmo átomo nunca podem ter os mesmos quatro números quânticos.

## 6. Forma e Orientação dos Orbitais no Espaço

Orbitais atômicos têm distribuição definida no espaço. Os orbitais **s** são esfericamente simétricos ao redor do núcleo. Os orbitais **p** têm a forma de haltere ou de um oito. Os números quânticos magnéticos governam a orientação. Esses três halteres são representados por  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  e estão orientados segundo os três eixos cartesianos.



A forma e a orientação dos orbitais s e p no espaço.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. (UEDESC) – O enunciado “Em um mesmo átomo, não podem existir dois elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos”, refere-se a(ao)
- Princípio da Exclusão de Pauli.
  - princípio da conservação de energia.
  - modelo atômico de Thomson.
  - modelo atômico de Rutherford.
  - um dos princípios da teoria da relatividade restrita.

### RESOLUÇÃO:

Refere-se ao Princípio de Exclusão de Pauli.

Resposta: A

2. (UEG-GO) – De acordo com o modelo atômico atual, a disposição dos elétrons em torno do núcleo ocorre em diferentes estados energéticos, os quais são caracterizados pelo número quântico principal e secundário.

Para o elétron mais energético do átomo de escândio no estado fundamental, os números quânticos principal e secundário são respectivamente

- 3 e 0
- 3 e 2
- 4 e 0
- 4 e 2

Dado:  ${}_{21}\text{Sc}$

### RESOLUÇÃO:

$${}_{21}\text{Sc} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$$

Número quântico principal:  $n = 3$

Número quântico secundário:  $l = 2$  (d)

Resposta: B

3. (UEDESC) – O último elétron de um átomo neutro apresenta o seguinte conjunto de números quânticos:  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m = 0$ ;  $s = +1/2$ . Convencionando-se que o primeiro elétron a ocupar um orbital possui número quântico de *spin* igual a  $+1/2$ , o número atômico desse átomo é igual a:

- 15
- 14
- 13
- 17
- 16

### RESOLUÇÃO:

Teremos:

$$n = 3; l = 1; m = 0; s = +1/2$$

$$\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \\ \hline -1 & 0 & +1 \\ \hline \end{array} \Rightarrow 3p^2 \Rightarrow X = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \Rightarrow Z = 14$$

Resposta: B

4. (ESPCEX-AMAN) – Considere três átomos cujos símbolos são M, X e Z, e que estão nos seus estados fundamentais. Os átomos M e Z são isótopos, isto é, pertencem ao mesmo elemento químico; os átomos X e Z são isóbaros e os átomos M e X são isótonos. Sabendo que o átomo M tem 23 prótons e número de massa 45 e que o átomo Z tem 20 nêutrons, então os números quânticos do elétron mais energético do átomo X são:

Observação: Adote a convenção de que o primeiro elétron a ocupar um orbital possui o número quântico de spin igual a  $-1/2$ .

- $n = 3$ ;  $l = 0$ ;  $m = 2$ ;  $s = -1/2$ .
- $n = 3$ ;  $l = 2$ ;  $m = 0$ ;  $s = -1/2$ .
- $n = 3$ ;  $l = 2$ ;  $m = -2$ ;  $s = -1/2$ .
- $n = 3$ ;  $l = 2$ ;  $m = -2$ ;  $s = 1/2$ .
- $n = 4$ ;  $l = 1$ ;  $m = 0$ ;  $s = -1/2$ .

### RESOLUÇÃO:



$$45 - 23 = 43 - p$$

$$p = 21$$

$${}_{21}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$$

Para  $3d^1$ :



$$n = 3; l = 2; m = -2; s = -\frac{1}{2}$$

Resposta: C

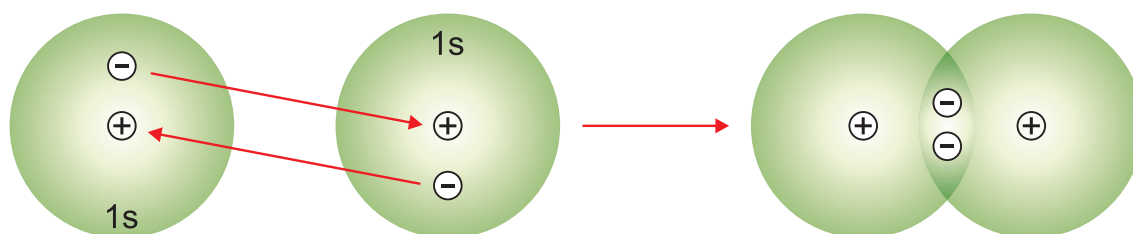
1. Superposição de Orbitais (*Overlap*)

Na ligação covalente, ocorre compartilhamento de pares de elétrons. Usando-se orbitais, ocorre uma sobreposição (*overlap*) deles.

Exemplificaremos, tomando a molécula do hidrogênio.



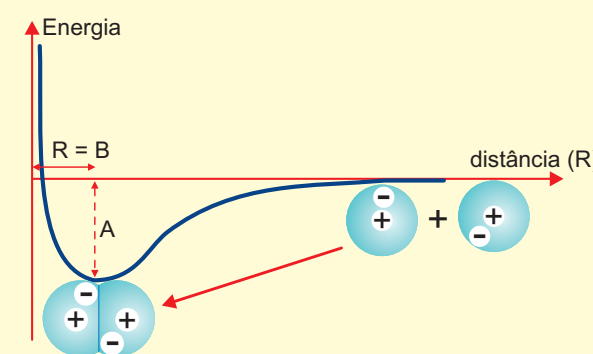
Se dois átomos de hidrogênio estiverem próximos, o elétron de um átomo será atraído pelo núcleo do outro. Os dois orbitais atômicos se superpõem, formando um orbital molecular que contém dois elétrons com *spins* opostos.



A ligação na molécula  $\text{H}_2$  forma-se pela superposição dos dois orbitais  $1s$ .

## FOCO NA

## VARIAÇÃO DA ENERGIA POTENCIAL À MEDIDA QUE DOIS ÁTOMOS DE HIDROGÊNIO SE APROXIMAM



– Vamos convencionar como sendo zero a energia potencial do sistema constituído por dois átomos de hidrogênio a uma distância infinita ( $R \rightarrow \infty$ ). Os dois átomos vão-se aproximando (força de atração maior que força de repulsão) e a energia do sistema vai diminuindo. Na distância  $R = B$ , o sistema adquire a posição de energia mínima, e, portanto, a estabilidade é máxima. Neste ponto, forma-se a molécula (força de atração equilibrada pela força de repulsão). Se os átomos continuarem a sobrepor-se ( $R < B$ ), a força de repulsão ficará maior que a força de atração pela grande proximidade dos núcleos. A energia do sistema começa a aumentar novamente. A energia  $A$  é chamada energia de dissociação da molécula. É a energia

necessária para romper a ligação, produzindo átomos isolados.

## 2. Família do Oxigênio

O(8), S(16), Se(34), Te(52).

Apresentam 6 elétrons na camada de valência.

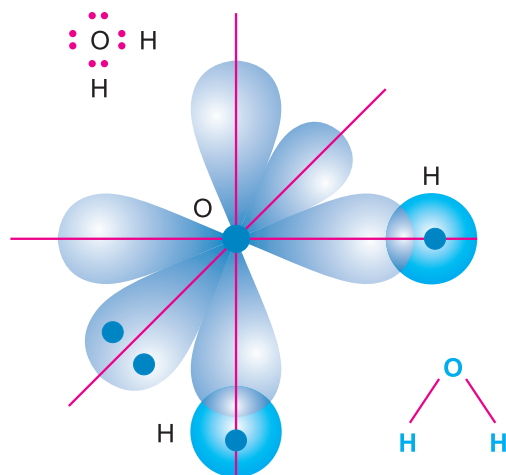
O : 2, 6

S : 2, 8, 6

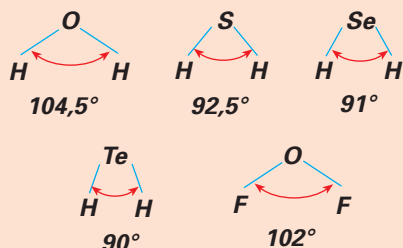


Como os dois elétrons não emparelhados estão em orbitais  $p$  (perpendiculares), as moléculas serão angulares (forma de V). Os núcleos dos três átomos não estão em linha reta.

**Exemplo:** água ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

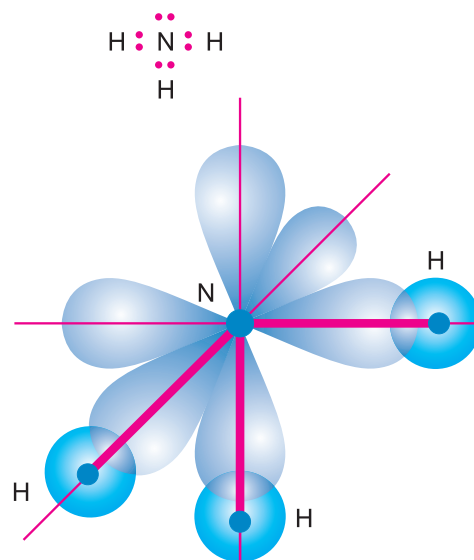


O ângulo previsto na água é  $90^\circ$ , mas o ângulo real é  $104,5^\circ$ , devido à repulsão entre os núcleos de hidrogênio.



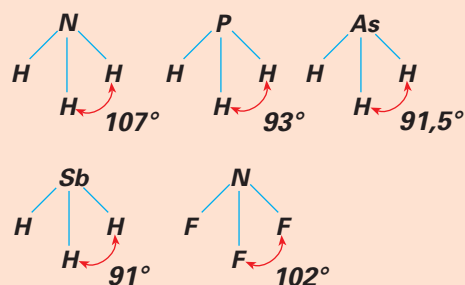
Os três elétrons não emparelhados estão em orbitais p. Como estes são perpendiculares, as moléculas são espaciais (pirâmide trigonal).

**Exemplo:** amônia ( $\text{NH}_3$ ).



O núcleo do nitrogênio está no vértice da pirâmide, sendo a base formada pelos três núcleos de hidrogênio.

O ângulo previsto na molécula de amônia é  $90^\circ$ . O ângulo real é aproximadamente  $107^\circ$ , devido à repulsão entre os núcleos de hidrogênio.



### 3. Família do Nitrogênio

N(7), P(15), As(33), Sb(51).

Apresentam 5 elétrons na camada de valência:



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. Levando em conta a estrutura das eletrosferas dos átomos de hidrogênio e de enxofre, prevê-se que as ligações  $\text{H} - \text{S}$  da molécula  $\text{H}_2\text{S}$  sejam do tipo:

- s — s
- p — p
- s — d
- s — p
- s —  $d^2$

Dado: números atômicos:  $\text{H} = 1$ ,  $\text{S} = 16$ .

**RESOLUÇÃO:**

H:  $1s^1$



usa subnível s

Ligação s — p

**Resposta: D**

S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

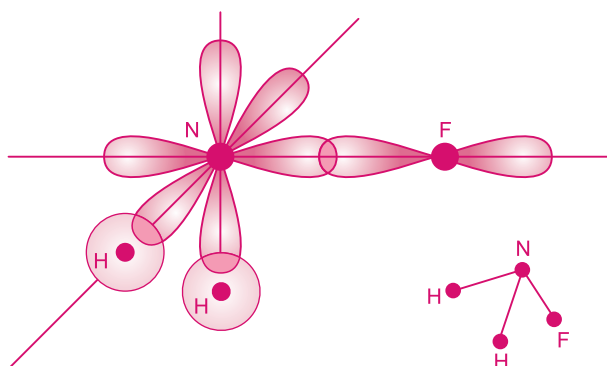
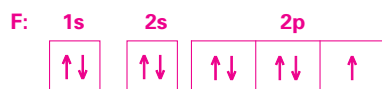
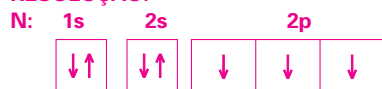


usa subnível p

2. Desenhe esquematicamente a molécula  $\text{NH}_2\text{F}$ , mostrando apenas os orbitais que participam das ligações. Qual a forma geométrica da molécula?

Dados: números atômicos: N(7), H(1), F(9).

**RESOLUÇÃO:**



**Forma geométrica: pirâmide trigonal.**

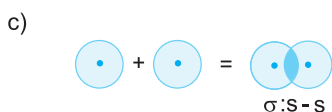
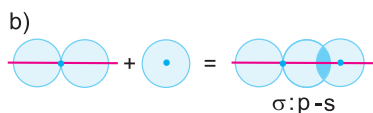
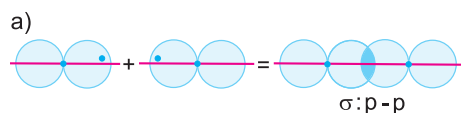


1. Superposição de Orbitais (*Overlap*)

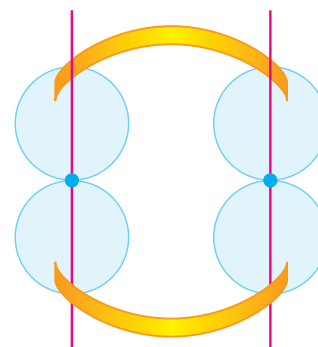
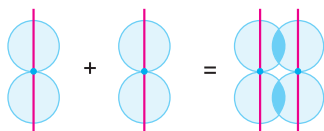
Representação esquemática:

Na ligação covalente, o par eletrônico é formado pela superposição dos orbitais (*overlap*) dos átomos. Quando os dois orbitais se interpenetram em um mesmo eixo, a ligação é chamada sigma ( $\sigma$ ).

## Exemplos

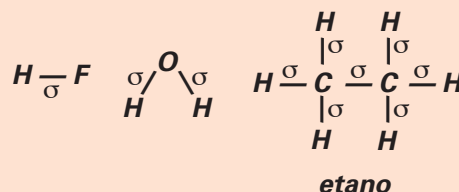


Quando dois orbitais p se interpenetram lateralmente (eixos paralelos), a ligação é denominada pi ( $\pi$ ).

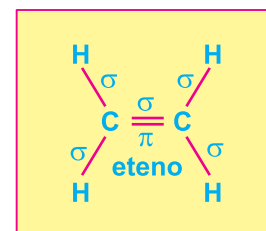
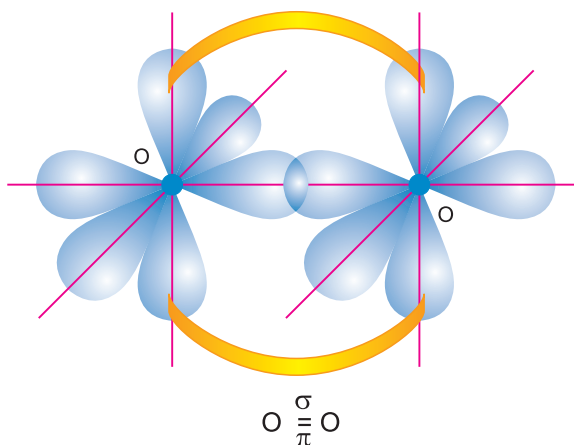
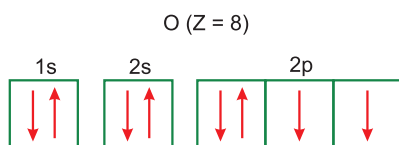
2. LIGAÇÃO SIMPLES:  $A \bullet \bullet B$ ,  $A - B$ 

É uma ligação sigma.

## Exemplos

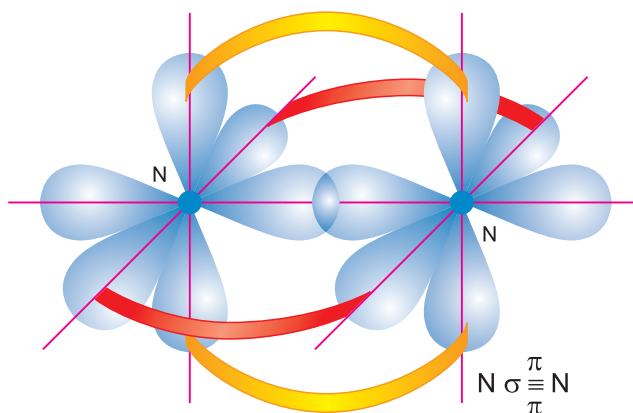
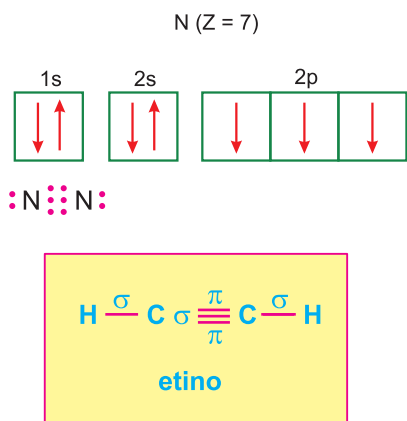
3. Ligação dupla:  $A \bullet \bullet B$ ,  $A = B$ 

Uma ligação é sigma e a outra é pi.



#### 4. Ligação Tripla: $A \text{ : : } B$ , $A \equiv B$

Uma ligação é sigma e duas ligações são pi.



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. (CESJF-MG) – O composto  $\text{H} \text{---} \text{C} \equiv \text{C} \text{---} \text{H}$  deve apresentar na sua estrutura, ao todo:

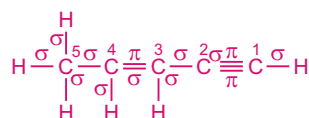
- 2 ligações sigma e 2 ligações pi
- 2 ligações sigma e 3 ligações pi
- 3 ligações sigma e 2 ligações pi
- 5 ligações sigma
- somente ligações pi

RESOLUÇÃO:



Resposta: C

RESOLUÇÃO:



I) C

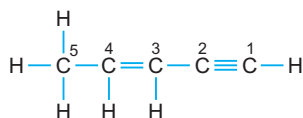
II) C

III) E

IV) C

Resposta: C

2. (UFV-MG) – Considere a fórmula estrutural abaixo:



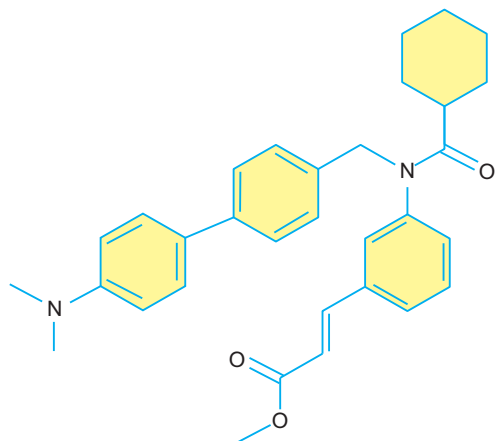
São feitas as seguintes afirmativas:

- O átomo de carbono 5 forma 4 ligações (sigma).
- O átomo de carbono 3 forma 3 ligações (sigma) e 1 ligação (pi).
- O átomo de carbono 2 forma 3 ligações (pi) e 1 ligação (sigma).
- O total de ligações (pi) na estrutura é igual a 3.

Assinale a alternativa correta:

- Todas as afirmativas são corretas.
- Apenas as afirmativas I e II são corretas.
- Apenas as afirmativas I, II e IV são corretas.
- Apenas as afirmativas I e IV são corretas.
- Apenas as afirmativas II e III são corretas.

3. (MACKENZIE-SP) – Pesquisadores de um famoso centro de pesquisa na Califórnia – EUA – anunciaram o desenvolvimento de uma nova pílula que “engana” o corpo: ela faz com que o organismo ache que houve ingestão de alimentos e passe a queimar calorias. O medicamento, segundo os resultados, freou o ganho de peso e reduziu os níveis de colesterol e de diabete nos testes realizados em ratos. Diferente da maioria dos medicamentos de dieta no mercado, a pílula, denominada fexamine, não se dissolve no sangue como os inibidores de apetite e como os remédios para emagrecer à base de cafeína. Ela permanece nos intestinos, causando menos efeitos colaterais.



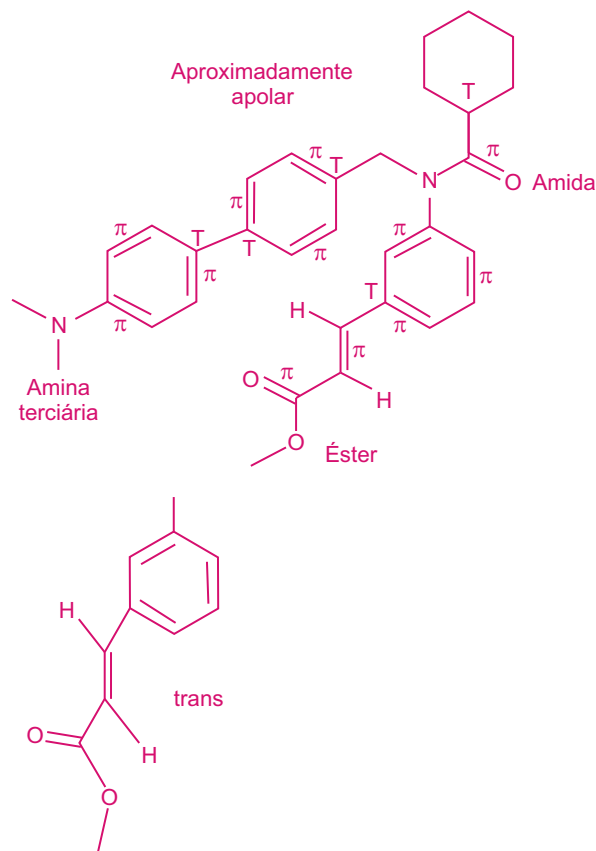
De acordo com a fórmula estrutural do fexamine, representada acima, são feitas as seguintes afirmações.

- Estão presentes os grupos funcionais amina terciária, éster e cetona.
- Possui isomeria geométrica cis-trans, sendo a molécula acima a representação do isômero trans.
- Possui fórmula molecular  $C_{32}H_{36}N_2O_3$  e 12 pares de elétrons  $\pi$ .
- Possui característica apolar e 7 carbonos terciários.

Estão corretas

- I e III, apenas.
- I e IV, apenas.
- I e II, apenas.
- II e IV, apenas.
- II e III, apenas.

## RESOLUÇÃO:



12 pares de elétrons  $\pi$

T: terciários

5 carbonos terciários

Fórmula molecular:  $C_{32}H_{36}N_2O_3$

Corretas: II e III

Resposta: E

**1. Hibridação de Orbitais**

É um rearranjo de orbitais, isto é, uma mudança na forma, energia e orientação dos orbitais.

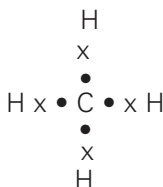
**2. Hibridação  $sp^3$** 

Encontramos este tipo de hibridação nas moléculas de fórmula  $XY_4$ , em que X é um elemento da família do carbono:

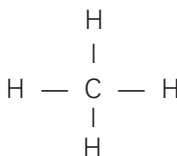
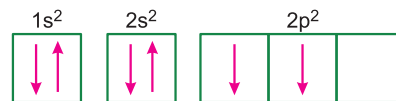
C (Z = 6), Si (Z = 14), Ge (Z = 32), Sn (Z = 50), Pb (Z = 82).

Todos eles apresentam 4 elétrons na camada de valência.

Sabemos que o carbono é tetravalente e as quatro valências são equivalentes.

**Exemplo**


metano


**• Estado fundamental**


Por essa estrutura, o carbono seria bivalente (dois elétrons desemparelhados).

**• Estado excitado (ativado)**

Por absorção de energia, um elétron 2s é promovido para o orbital 2p.



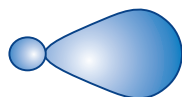
O carbono já é tetravalente, mas por essa estrutura as 4 valências não são equivalentes.

**• Estado hibridado**

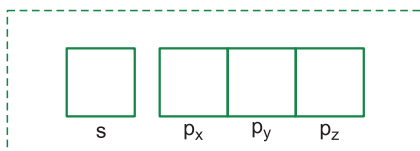
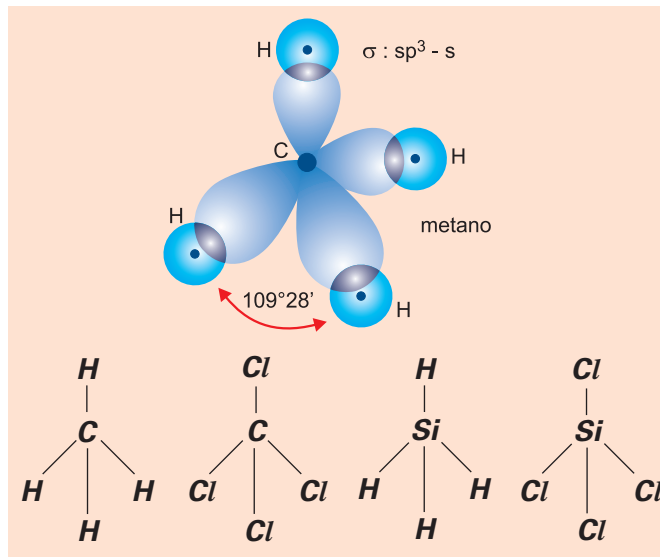
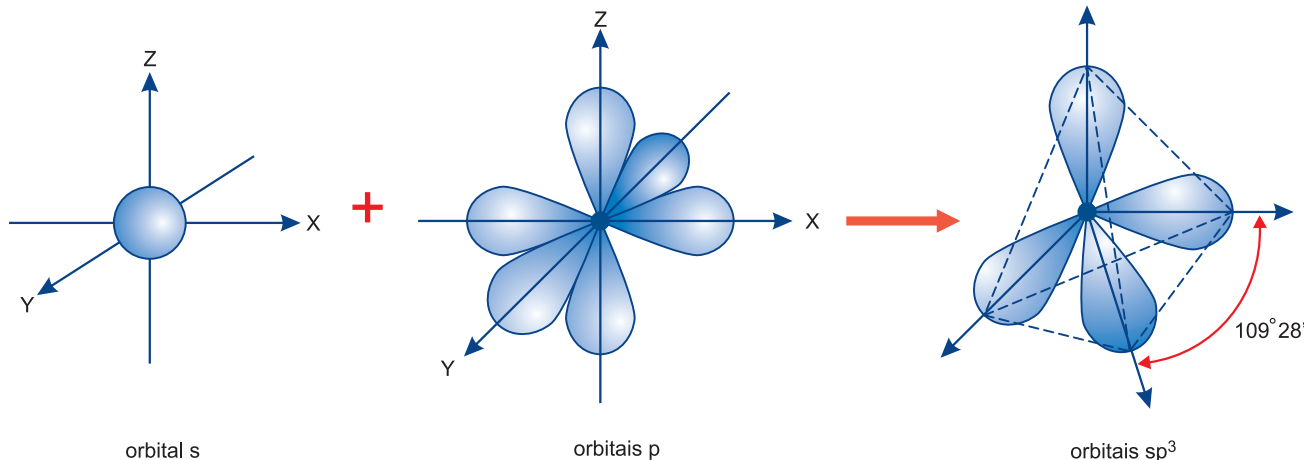
O orbital 2s e os três orbitais 2p se rearranjam, formando 4 orbitais equivalentes denominados  $sp^3$ .



O orbital s é esférico, os orbitais p têm forma de halter e os orbitais  $sp^3$ , a forma de um "queijo provolone" (um lobo pequeno e um lobo grande). Os quatro orbitais  $sp^3$  se dirigem para os vértices de um tetraedro regular.



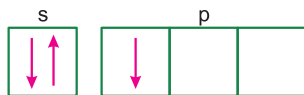
As moléculas  $XY_4$  são tetraédricas.


**HIBRIDAÇÃO  $sp^3$** 


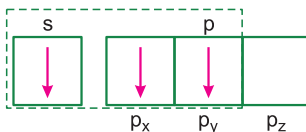
### 3. Hibridação $sp^2$

Este tipo de hibridação aparece na família do boro: B(5), Al(13), Ga(31), In (49), Tl(81).

Apresentam 3 elétrons na camada de valência:



Por essa estrutura, eles seriam monovalentes. Como são trivalentes, há ativação de um desses elétrons:



Fazemos agora uma hibridação do tipo  $sp^2$ .

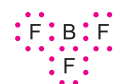
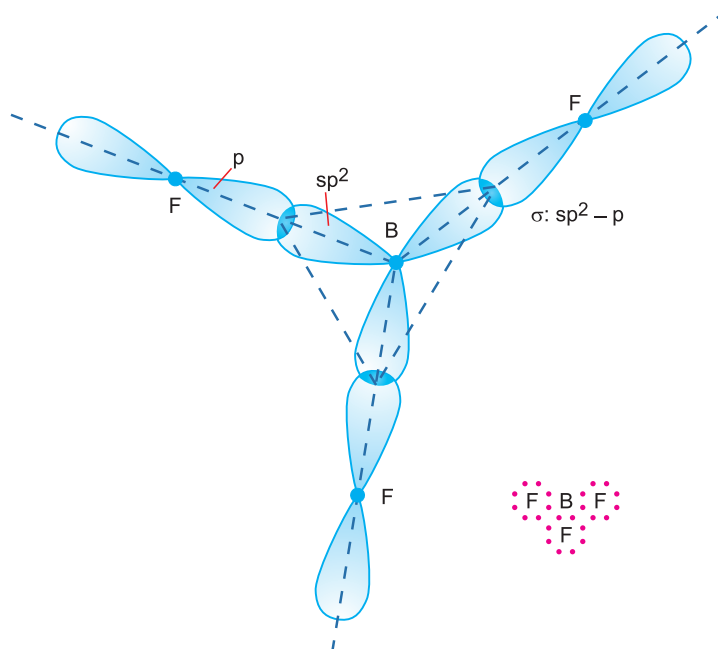
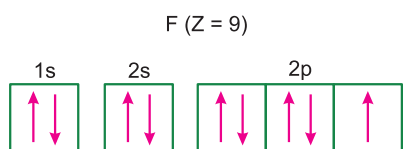
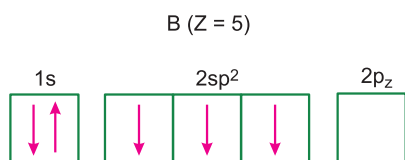
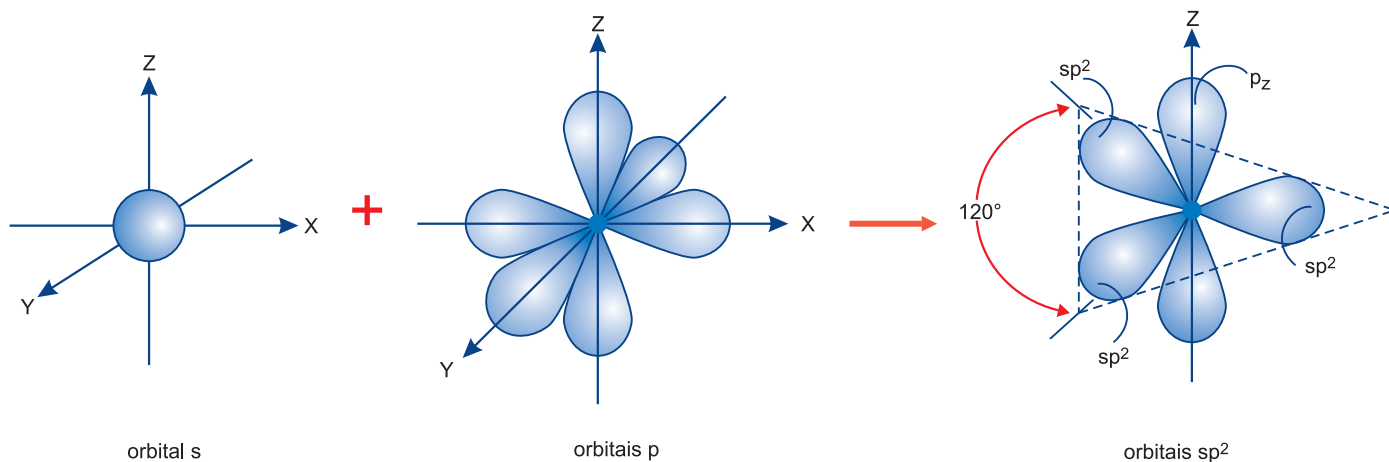


Os três orbitais  $sp^2$  se dirigem para os vértices de um triângulo equilátero, pois assim eles ficarão o mais afastado possível um do outro.

Observe que o orbital  $p_z$  não foi hibridado, isto é, a hibridação  $sp^2$  possui um orbital p puro (não híbrido), perpendicular ao plano dos orbitais  $sp^2$ .

As moléculas  $BF_3$ ,  $BCl_3$ ,  $BH_3$ ,  $AlCl_3$  são planas triangulares (planas trigonais).

#### HIBRIDAÇÃO $sp^2$



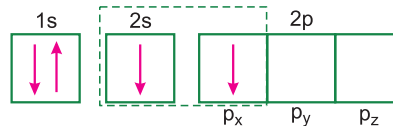
A molécula do trifluoreto de boro ( $BF_3$ ) é plana trigonal e não obedece à regra do octeto (o boro fica com 6 elétrons na camada de valência).

#### 4. Hibridação sp

Como exemplo, temos o berílio ( $Z = 4$ ), que apresenta 2 elétrons na camada de valência:



Por essa estrutura, o berílio não faria ligações. Como ele é bivalente, é ativado:

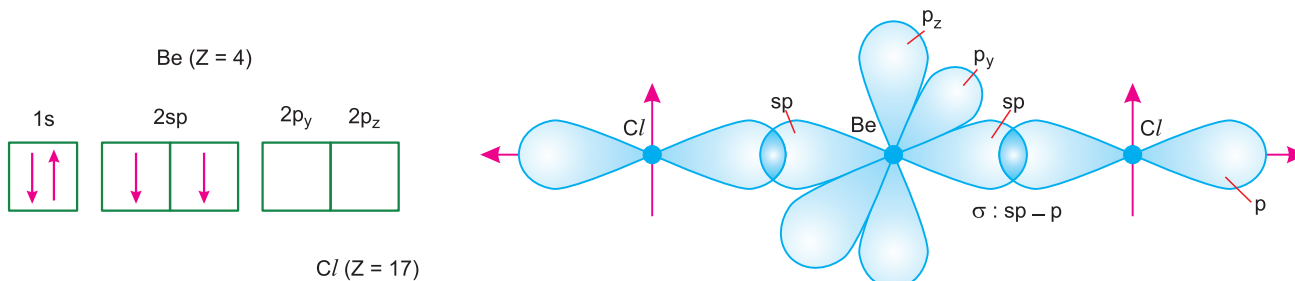
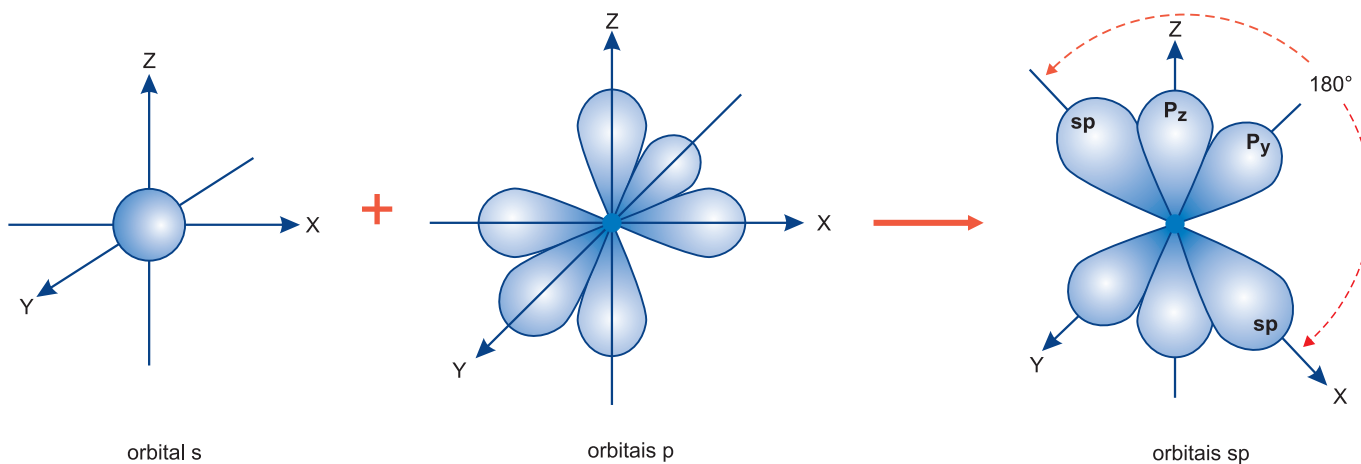
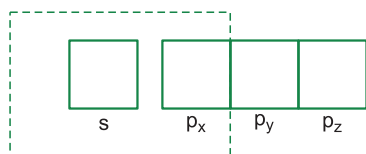


Fazemos, agora, uma hibridação do tipo sp:



Os dois orbitais sp se repelem, ficando em oposição. As moléculas  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{BeCl}_2$  são lineares.

Observe que a hibridação sp possui dois orbitais p puros.

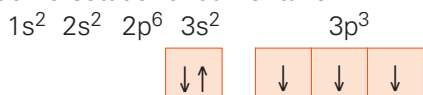


A molécula do cloreto de berílio ( $\text{BeCl}_2$ ) é linear e não obedece à regra do octeto (o berílio fica com 4 elétrons na camada de valência).

## 5. Hibridação com orbitais d

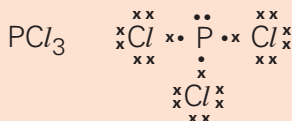
### Estrutura do $PCl_5$

O fósforo tem número atômico  $Z = 15$  e sua configuração no estado fundamental é:

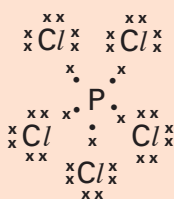


Como apresenta 3 elétrons não emparelhados, normalmente ele é trivalente.

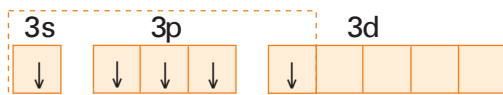
### Exemplo



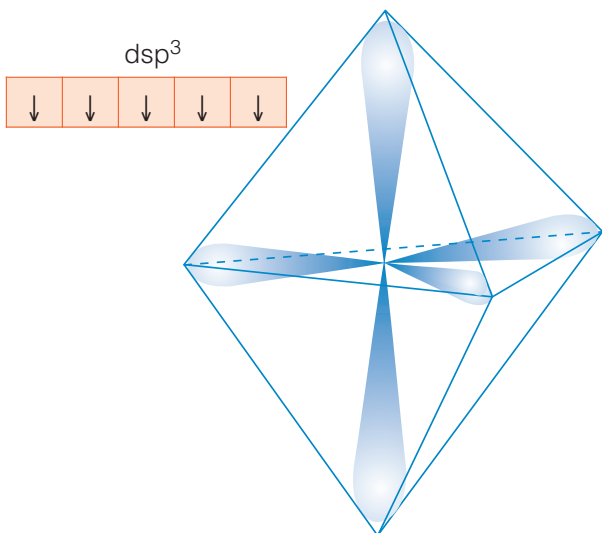
No entanto, no pentacloreto de fósforo,  $PCl_5$ , o fósforo estabelece 5 ligações covalentes.



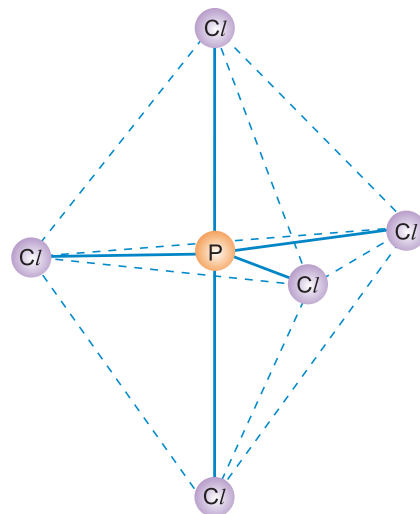
Para isso é necessário haver 5 elétrons não emparelhados, o que acontece promovendo um elétron do orbital 3s para um orbital 3d.



O orbital 3s, os três orbitais 3p e um orbital 3d são hibridados formando 5 novos orbitais chamados  $dsp^3$  e que se dirigem para os vértices de uma bipirâmide trigonal.

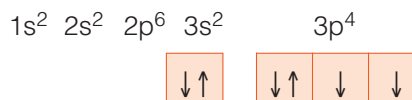


A molécula  $PCl_5$  tem, portanto, a forma de uma bipirâmide trigonal com o núcleo do fósforo no centro e os núcleos dos átomos de cloro nos 5 vértices.



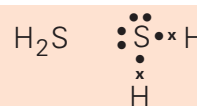
### Estrutura do $SF_6$

A configuração eletrônica do enxofre ( $Z = 16$ ), no estado fundamental, apresenta 2 elétrons não emparelhados.

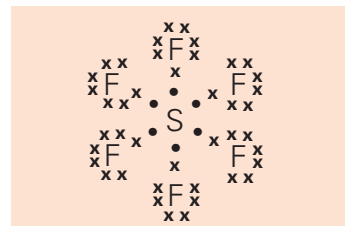


Normalmente, o enxofre é bivalente.

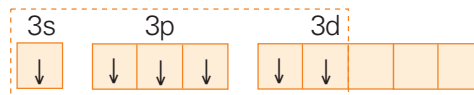
### Exemplo



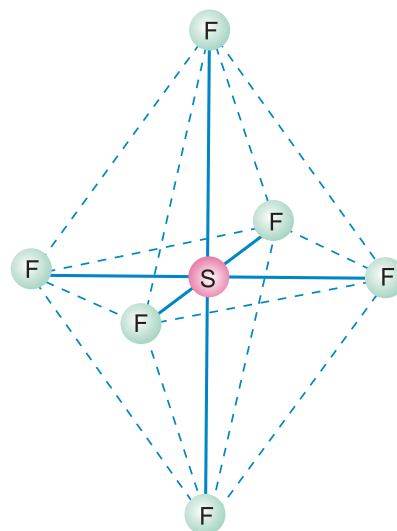
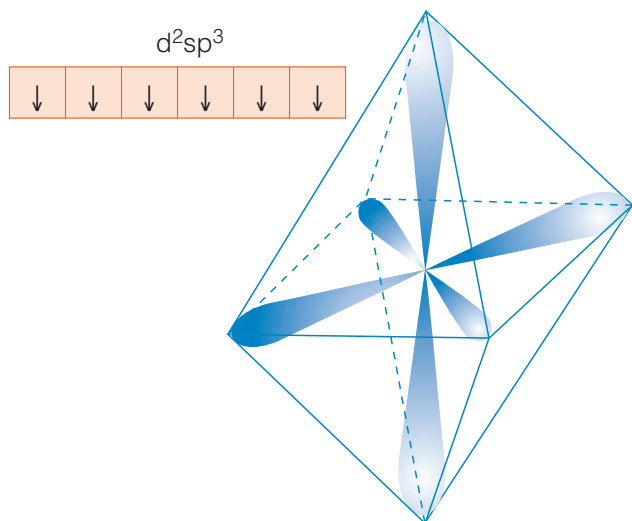
No hexafluoreto de enxofre,  $SF_6$ , o enxofre estabelece 6 ligações covalentes.



Admite-se que um elétron do orbital 3s e um elétron do orbital 3p são promovidos para dois orbitais 3d.



Esses seis orbitais são hibridados, formando seis novos orbitais designados  $d^2sp^3$ , que se dirigem para os vértices de um octaedro.



A molécula  $SF_6$  é octaédrica.



## Hibridização sem ativação

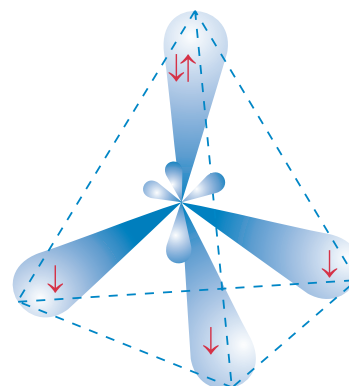
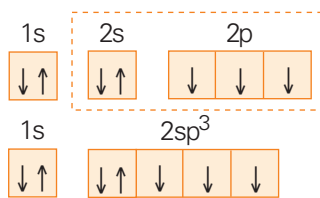
### Hibridização sem ativação

Mesmo sem a possibilidade de ativar alguns átomos, como o nitrogênio, o oxigênio etc., podem-se formar orbitais híbridos, pois a hibridização independe da ativação.

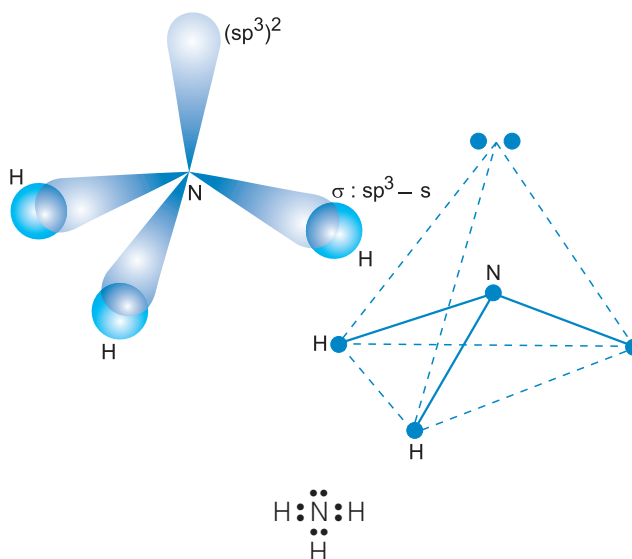
No nitrogênio, por exemplo, forma-se um híbrido  $sp^3$ , que difere daquele do carbono, por apresentar o orbital 2s completo.

A presença dos dois elétrons em 2s faz com que a repulsão entre os quatro orbitais híbridos não seja uniforme; os outros três orbitais, com apenas um elétron, serão fortemente repelidos pelo orbital que está completo. Assim, a configuração tetraédrica prevista para os orbitais  $sp^3$  do nitrogênio não será regular, pois deve-se esperar que os três orbitais, que possuem um elétron apenas, formem entre si ângulos menores do que  $109^\circ 28'$ . De fato, na molécula do  $NH_3$ , o ângulo formado pelos orbitais de nitrogênio é de  $107^\circ$ .

N ( $Z = 7$ ):  $1s^2 2s^2 2p^3$



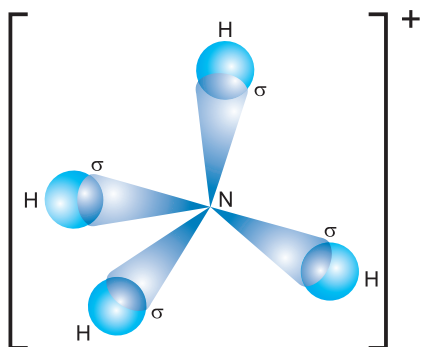
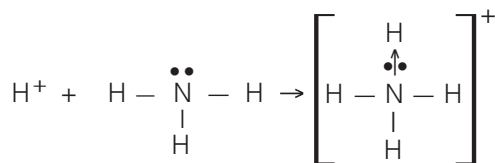
Híbridos  $sp^3$  do N, com um orbital completo.



A molécula da amônia: pirâmide trigonal.



A molécula de amônia liga-se a um próton ( $H^+$ ) formando o íon amônio:

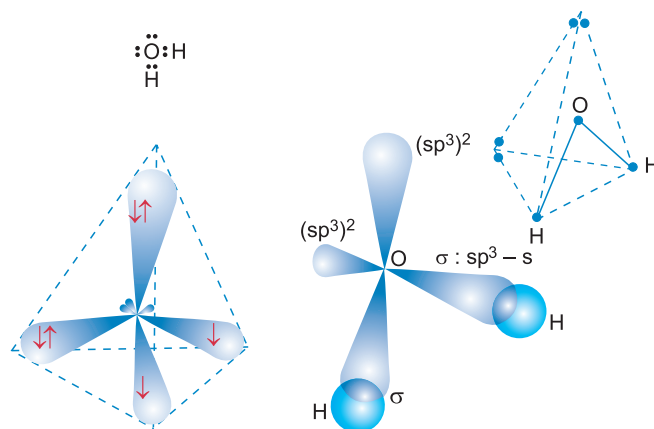
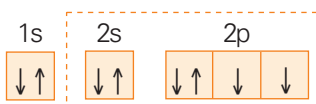


Íon amônio: tetraédrico.

Para o caso do oxigênio, ocorre também a formação de orbitais híbridos  $sp^3$ , diferindo daquele do nitrogênio por apresentarem mais um par de elétrons em antiparalelo, agora em um orbital  $2p$ . Com isso, a configuração tetraédrica prevista para o átomo do oxigênio também não será tão regular como aquela do átomo de carbono.

Além do mais, pode-se prever que a presença de um segundo par eletrônico vai alterar, ainda mais, o ângulo formado pelos orbitais híbridos que possuem um só elétron. De fato, os dois orbitais completos, repelindo-se um ao outro, vão fazer com que os dois orbitais não completos se coloquem mais próximos do que no caso do átomo de nitrogênio. É por isso que, na molécula da água, o ângulo formado pelo oxigênio com os dois átomos de hidrogênio é menor do que  $107^\circ$ , verificando-se que é da ordem de  $104,5^\circ$ .

O ( $Z = 8$ ):  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$



Híbridos  $sp^3$  do oxigênio com dois orbitais preenchidos. A molécula de água é angular.

Saliente-se que as representações de híbridos feitas para nitrogênio e oxigênio são válidas para os demais elementos dos seus grupos, a saber: fósforo, arsênio, antimônio e enxofre, selênio, telúrio, respectivamente. Entretanto, no que se refere aos ângulos formados pelo átomo central (oxigênio, enxofre, selênio, telúrio, nitrogênio, fósforo, arsênio, antimônio) com outros átomos (por exemplo o hidrogênio) a eles ligados, não se pode dizer que sejam todos iguais nos diferentes hidretos; isto porque os tamanhos dos orbitais também são diferentes, do que decorrem influências diferentes dos orbitais uns com os outros: de fato, quanto mais longo o orbital, menor a repulsão exercida pelos núcleos dos átomos de hidrogênio ligados a estes orbitais, pois estes núcleos estarão mais distantes uns dos outros do que estariam se os orbitais fossem curtos.

A tabela mostra alguns destes ângulos formados pelo átomo central com átomos de hidrogênio, em alguns hidretos:

Composto	Ângulo	Composto	Ângulo	Composto	Ângulo
$CH_4$	$109^\circ 28'$	$NH_3$	$107^\circ$	$H_2O$	$104^\circ 28'$
$SiH_4$	$109^\circ 28'$	$PH_3$	$93^\circ 20'$	$H_2S$	$92^\circ 10'$
$GeH_4$	$109^\circ 28'$	$AsH_3$	$91^\circ 50'$	$H_2Se$	$91^\circ$
		$SbH_3$	$91^\circ 20'$	$H_2Te$	$90^\circ$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

### 1. (UFG-GO)

... o carbono é tetravalente.

A. Kekulé, 1858

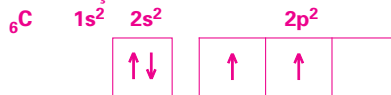
A distribuição eletrônica do carbono, no estado fundamental, entretanto, mostra que ele é bivalente.

Para que o carbono atenda o postulado de Kekulé, ele sofre

- a) ressonância.      b) isomeria.      c) protonação.  
d) hibridização.      e) efeito indutivo.

Dado:  ${}_6C$

### RESOLUÇÃO:



Combinação de orbitais: hibridização

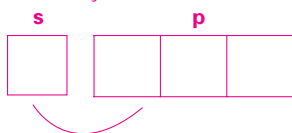


Resposta: D

2. Assinale o item abaixo que apresenta o orbital híbrido gerado pela combinação do orbital de valência "s" e todos os três orbitais de valência "p" de um átomo.

a)  $sp^2$     b)  $sp$     c)  $s^2p$     d)  $sp^3$     e)  $s^3p$

**RESOLUÇÃO:**



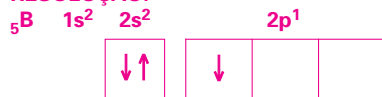
Combinação:  $sp^3$

Resposta: D

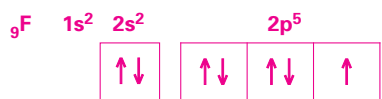
3. Se não houvesse hibridização, a fórmula do composto de boro ( $Z = 5$ ) e flúor ( $Z = 9$ ) seria:

a) BF    b)  $BF_2$     c)  $BF_3$     d)  $BF_4$

**RESOLUÇÃO:**



monovalente

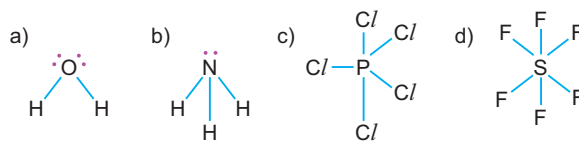


monovalente

Fórmula: BF

Resposta: A

4. Dadas as fórmulas estruturais das substâncias:



Indique os tipos de hibridização que ocorrem nessas moléculas.

**RESOLUÇÃO**

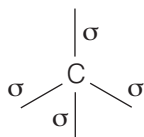
- a)  $sp^3$     átomo central: O: 4 pares de elétrons  
b)  $sp^3$     átomo central: N: 4 pares de elétrons  
c)  $dsp^3$     átomo central: P: 5 pares de elétrons  
d)  $d^2sp^3$     átomo central: S: 6 pares de elétrons

## 1. Hibridação do Carbono

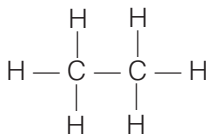
Dependendo das condições, o carbono pode apresentar os três tipos de hibridação.

## 2. Carbono não faz Ligação pi (Estabelece somente ligações simples)

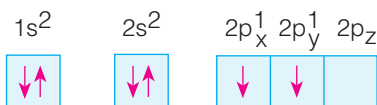
A hibridação é  $sp^3$ , o ângulo entre as ligações é  $109^\circ 28'$  e o carbono está no centro de um tetraedro.



Consideremos, como exemplo, o etano.



A configuração do átomo de carbono no estado isolado (estado fundamental) é:

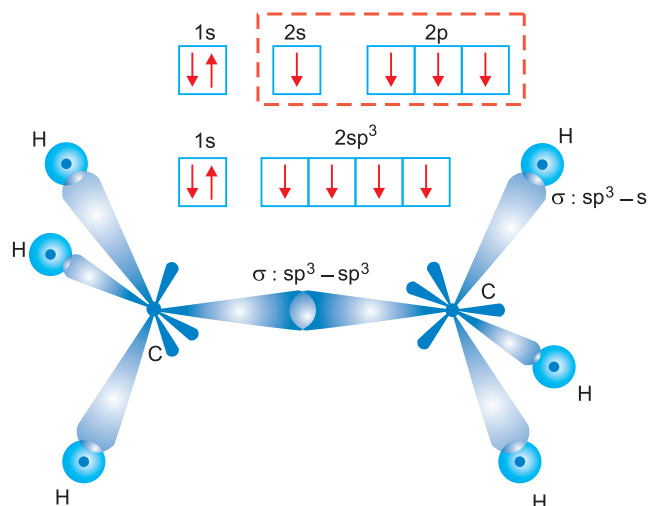


De acordo com essa estrutura, o carbono deveria ser bivalente, pois poderia emparelhar dois elétrons, respectivamente, nos orbitais  $2p_x$  e  $2p_y$ .

O carbono, no entanto, é tetravalente. Ocorre com esse elemento o fenômeno da hibridação.

Quando o carbono estabelece somente ligações simples, o orbital  $2s$  se hibridiza com os três orbitais  $2p$ , dando origem a quatro orbitais hibridizados  $sp^3$ , apresentando estrutura tetraédrica.

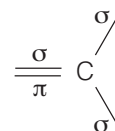
A ligação  $C - C$  seria formada, portanto, pela interpenetração direta de dois orbitais  $sp^3$ . A essa ligação dá-se o nome de ligação sigma ( $\sigma : sp^3 - sp^3$ ).



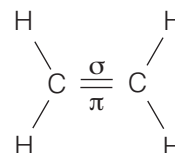
A molécula do etano é espacial (dois tetraedros unidos por um vértice).

## 3. Carbono faz uma Ligação pi

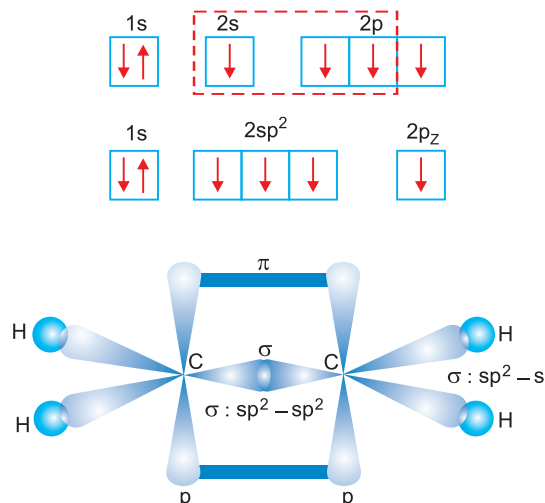
A hibridação é  $sp^2$ , o ângulo entre as ligações é  $120^\circ$ .



Consideremos, como exemplo, o eteno:



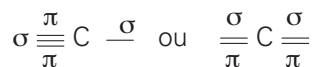
A hibridação do  $C$  é  $sp^2$ , pois há necessidade de um orbital  $p$  para estabelecer a ligação  $\pi$ .



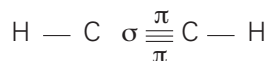
A molécula do eteno é plana (os seis núcleos em um mesmo plano).

#### 4. Carbono faz duas Ligações pi

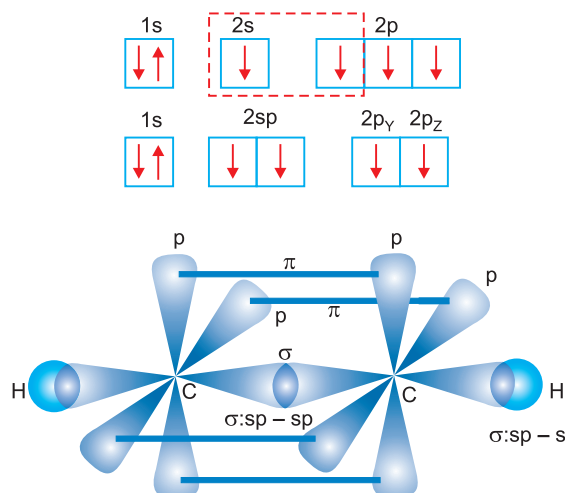
A hibridação é sp, o ângulo entre as ligações é 180°.



Tomemos, como exemplo, o etino (acetileno).



A hibridação do C é sp, pois há necessidade de dois orbitais p para fazer as ligações pi.

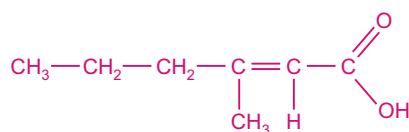


A molécula do etino apresenta os quatro núcleos em uma mesma linha reta (molécula linear).

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. **(MACKENZIE-SP)** – Durante o processo de transpiração, o ser humano elimina secreções, ricas em proteínas e lipídeos, por intermédio das glândulas sudoríparas. Bactérias presentes nas axilas utilizam tais secreções como “alimento” e produzem compostos malcheirosos como o ácido 3-metil-hex-2-enoico. Assim, é correto afirmar que o ácido 3-metil-hex-2-enoico é uma substância química
  - a) de cadeia carbônica insaturada e que apresenta um carbono quiral.
  - b) que pode reagir com o etanol, em meio ácido, e formar um éter.
  - c) que apresenta isomeria geométrica.
  - d) que possui apenas 2 átomos de carbono híbridos  $sp^2$ .
  - e) que apresenta ligações covalentes polares e iônicas.

### RESOLUÇÃO:



Esse composto apresenta isomeria geométrica, pois cada átomo de carbono da dupla ligação tem ligantes diferentes.

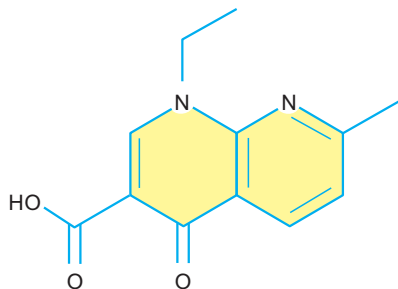
Apresenta cadeia carbônica insaturada e não apresenta carbono quiral (4 ligantes diferentes).

Esse composto reage com etanol, em meio ácido, produzindo um éster.

Possui 3 átomos de carbono híbridos  $sp^2$  e não apresenta ligação iônica.

Resposta: C

2. (MACKENZIE-SP)

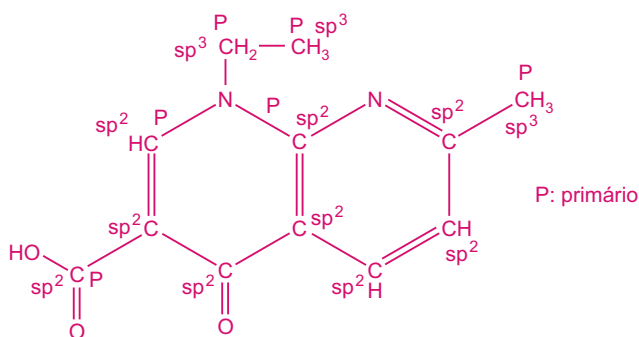


O ácido nalidíxico é um medicamento antibacteriano, utilizado no tratamento de infecções do trato urinário causadas por bactérias gram-negativas. Esse fármaco, cuja fórmula estrutural está representada acima, atua inibindo a síntese do DNA bacteriano. A respeito da molécula do ácido nalidíxico, é correto afirmar que apresenta

- os grupos funcionais, ácido carboxílico, amida e cetona.
- fórmula molecular  $C_{12}H_{11}N_2O_3$ .
- apenas sete carbonos híbridos  $sp^2$ .
- isômeros planos de função e isômeros geométricos cis/trans.
- seis carbonos primários, sendo três tetraédricos e três trigonais planos.

**RESOLUÇÃO:**

As funções presentes no ácido nalidíxico são: ácido carboxílico, amina e cetona.



Fórmula molecular:  $C_{12}H_{11}N_2O_3$

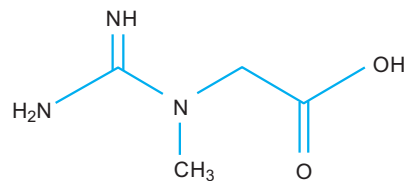
Nove átomos de carbono híbridos  $sp^2$

O ácido não apresenta isomeria cis-trans

Seis carbonos primários sendo três tetraédricos ( $sp^3$ ) e três trigonais planos ( $sp^2$ )

Resposta: E

3. (MACKENZIE-SP)



A creatina é um composto orgânico produzido pelo corpo dos vertebrados e é utilizada no interior das células musculares esqueléticas como fonte de energia. Ela é degradada em fosfocreatina e posteriormente em creatinina, após a realização de exercícios físicos. O seu nível é equilibrado pelos rins, assim a dosagem sorológica de creatinina visa medir a função renal de um indivíduo. De acordo com a fórmula estrutural da creatina, representada acima, são realizadas as seguintes afirmações:

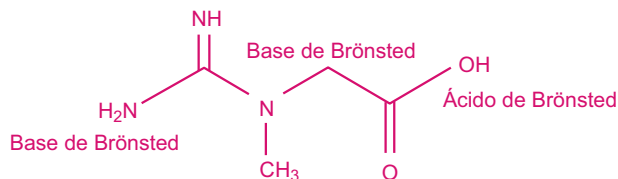
- Possui em sua estrutura ácido e base segundo a teoria de Bronsted-Lowry.
- Apresenta os grupos funcionais amina primária, secundária e ácido carboxílico.
- Possui dois carbonos que apresentam geometria trigonal plana.

Está correto o que se afirma em

- I e II, apenas.
- I e III, apenas.
- II e III, apenas.
- I, II e III.
- II, apenas.

**RESOLUÇÃO:**

I. **Correta.**



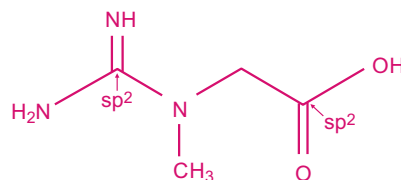
Ácido de Brønsted: espécie química que fornece um próton ( $H^+$ ).

Base de Brønsted: espécie química que recebe um próton ( $H^+$ ).

II. **Incorreta.**



III. **Correta.**



Hibridização  $sp^2$ : geometria trigonal plana

Resposta: B

## 1. Ressonância

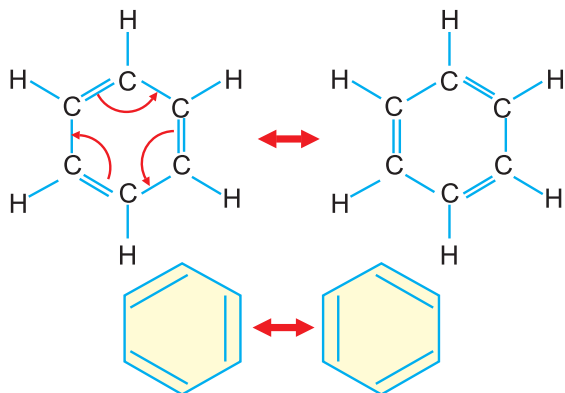
Mantendo-se os núcleos no mesmo lugar, se for possível mudar a posição da ligação pi, ocorre ressonância.

## 2. A estrutura do benzeno

A estrutura de Kekulé para o benzeno ( $C_6H_6$ ) admitia três ligações duplas alternadas. No entanto, o comprimento da ligação carbono-carbono no benzeno ( $1,40\text{\AA}$ ) é intermediário ao da ligação dupla ( $1,34\text{\AA}$ ) e da ligação simples ( $1,54\text{\AA}$ ).

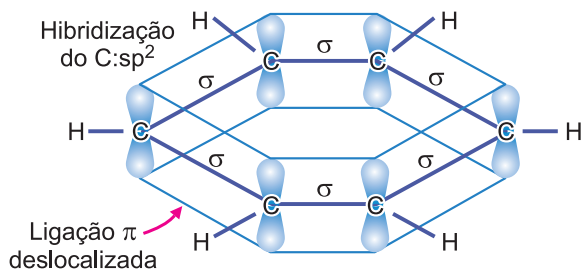
Isso significa que, no benzeno, a ligação carbono-carbono não é dupla nem simples: é uma ligação intermediária.

Observe que na estrutura de Kekulé é possível mudar a posição das ligações  $\pi$ .

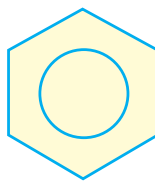


Essas estruturas são chamadas **formas canônicas**, pois elas não existem. A verdadeira estrutura do benzeno apresenta uma **ligação pi deslocalizada**, isto é, uma nuvem eletrônica ligando os seis átomos de carbono formada pela superposição dos orbitais p.

A estrutura da molécula de benzeno



Por esse motivo, o benzeno é representado esquematicamente desta forma:

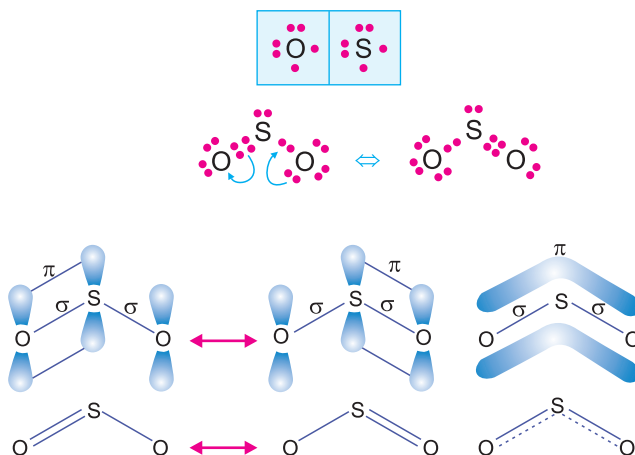
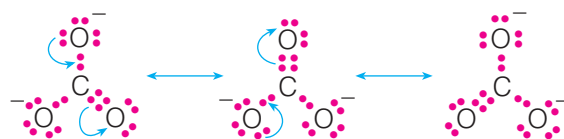
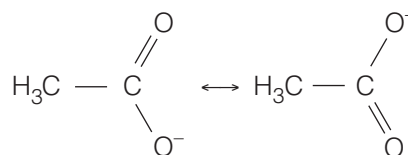


Observe que:

1. As formas canônicas não existem.
2. Só existe uma estrutura para o benzeno, que é intermediária a essas duas estruturas (o híbrido de ressonância).
3. Não existe equilíbrio entre as formas canônicas, pois estas não existem.
4. ÁTOMO NÃO SAI DO LUGAR.

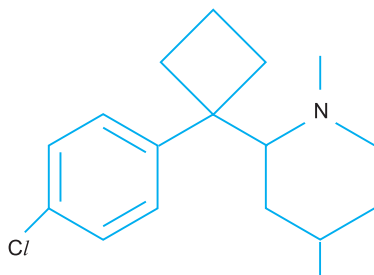
## Outros exemplos de ressonância

Toda espécie do tipo  $\begin{array}{c} B \\ \parallel \\ A \\ \diagdown \\ B \end{array}$  apresenta ressonância.

• Dióxido de enxofre –  $SO_2$ • Íon carbonato –  $CO_3^{2-}$ • Íon acetato –  $H_3C - COO^-$ 

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. (MACKENZIE-SP) – Utilizado para inibir o apetite e ajudar no emagrecimento, o cloridrato de sibutramina pode trazer riscos ao coração e ao sistema nervoso central, segundo afirmação de técnicos da Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária), em audiência pública realizada em 23/02/2011.



A fórmula estrutural do cloridrato de sibutramina está representada acima e, a respeito dela, considere as afirmações:

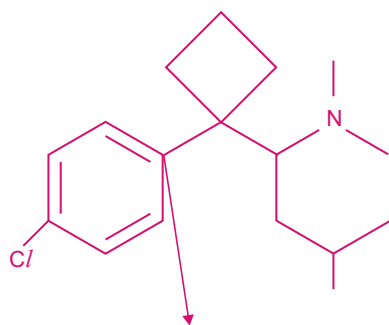
- Existe um átomo de carbono terciário com hibridização  $sp^2$ .
- Sua fórmula molecular é  $C_{17}H_{25}NCl$ .
- Possui 6 elétrons  $\pi$  ressonantes.
- Apresenta os grupos funcionais haleto orgânico e amida.

Estão corretas, somente,

- I, III e IV.
- II, III e IV.
- I, II e III.
- I e III.
- II e III.

### RESOLUÇÃO:

I. **Correta.**



Carbono terciário (rodeado por 3 átomos de C) com hibridização  $sp^2$  (faz uma ligação  $\pi$ )

II. **Errada.**

$C_{17}H_{26}NCl$

III. **Correta.**

Cada dupla-ligação tem uma ligação  $\pi$ .

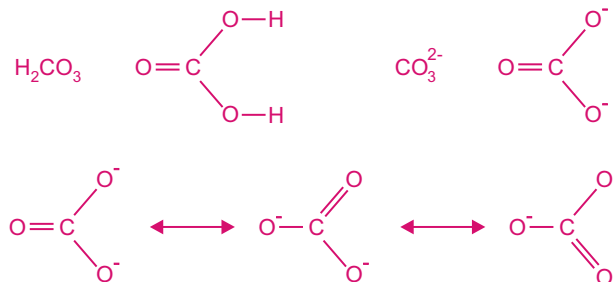
IV. **Errada.**

Apresenta os grupos funcionais haleto orgânico e amina.

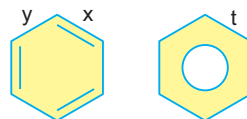
Resposta: D

2. Represente as formas ressonantes do ânion  $CO_3^{2-}$ .  
Dado:  ${}_6C$ ;  ${}_8O$

### RESOLUÇÃO:



3. Dadas as estruturas:



Estabeleça uma relação entre os comprimentos  $x$ ,  $y$  e  $t$ .

### RESOLUÇÃO:

No benzeno, o comprimento de ligação  $C - C$  ( $t$ ) é intermediário entre a ligação simples ( $y$ ) e a ligação dupla ( $x$ ) devido ao fenômeno da ressonância.

$y > x$

Relação:  $x < t < y$

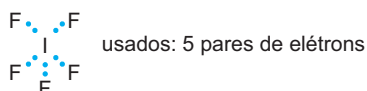
**1. Estrutura de Lewis**

Vamos utilizar como exemplo:  $\text{IF}_5$

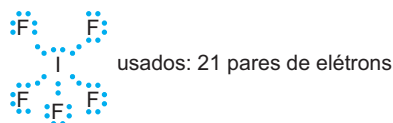
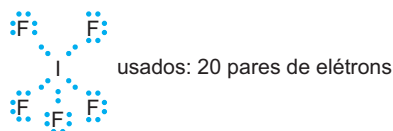
O iodo e o flúor (halogênios) apresentam 7 elétrons na camada de valência.

**1º passo:** total de pares de elétrons da camada de valência  $7 (\text{I}) + 5 \cdot 7 (\text{F}) = 42 \therefore$  pares de elétrons = 21

**2º passo:** coloque um par de elétrons entre o átomo central (I) e o ligante (F).



**3º passo:** use os pares restantes para colocar pares isolados em torno do ligante (F) a fim de cumprir a regra do octeto. Se sobrarem pares de elétrons, coloque-os no átomo central.


**2. Resumo de Hibridização**

Átomo central	Hibridização	Geometria molecular	Exemplo
2 pares 	sp	linear	$\text{BeCl}_2$
3 pares 	$\text{sp}^2$	trigonal	$\text{BF}_3$
4 pares 	$\text{sp}^3$		$\text{CH}_4$ $\text{NH}_3$ $\text{H}_2\text{O}$
5 pares 	$\text{dsp}^3$		$\text{PCl}_5$ $\text{SF}_4$ $\text{C/F}_3$ $\text{XeF}_2$
6 pares 	$\text{d}^2\text{sp}^3$		$\text{SF}_6$ $\text{IF}_5$ $\text{XeF}_4$

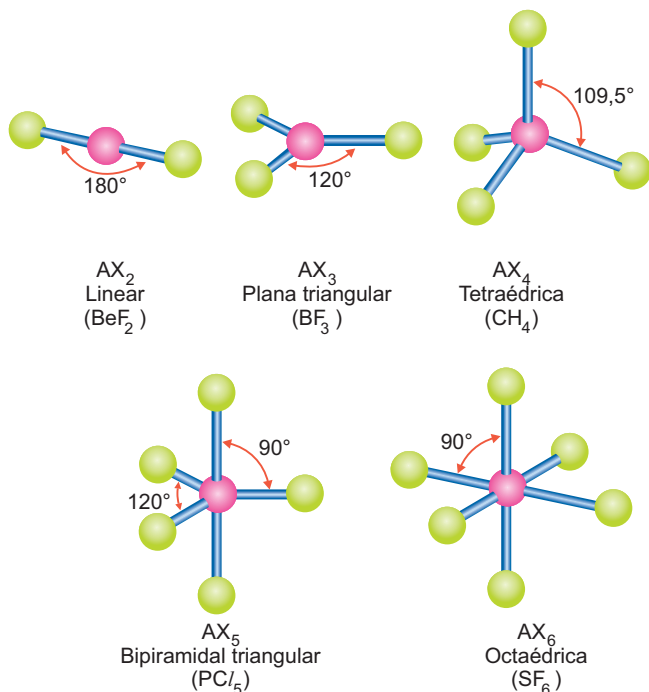
**3. Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons na Camada de Valência (RPECV)**

O modelo RPECV está baseado na ideia de as repulsões entre os pares de elétrons ligantes e de elétrons não ligantes de um átomo controlarem os ângulos entre as ligações do átomo com os outros átomos que o circundam. A disposição dos pares de elétrons é prevista na base das repulsões entre os pares, e a geometria da molécula ou do íon poliatômico depende do número de pares isolados e de pares ligantes.

**4. Átomos Centrais Exclusivamente com Pares Ligantes**

A figura a seguir ilustra as geometrias que a RPECV prevê para moléculas dos tipos  $\text{AX}_2$  até  $\text{AX}_6$ , em que A é o átomo central.



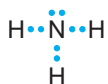


Estas formas geométricas tornam mínimas as repulsões entre os pares de elétrons.

## 5. Átomos Centrais com Pares Ligantes e Pares Isolados

A **geometria dos pares de elétrons** em torno do átomo central inclui as posições espaciais de todos os pares ligantes e pares isolados, enquanto a **geometria molecular** da molécula ou do íon envolve a disposição espacial dos respectivos átomos.

### Exemplo



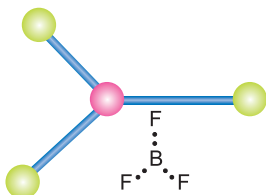
geometria dos pares de elétrons: tetraédrica  
geometria molecular: pirâmide triangular

No caso do par de elétrons isolado, só há um núcleo atraindo o par de elétrons, portanto, esse par ocupa um volume maior que um par de elétrons ligantes. O volume maior que o par isolado ocupa espalha-o e aperta os elétrons dos pares ligantes. Então, a força relativa das repulsões é:

Par isolado – par isolado > par isolado – par ligante > par ligante – par ligante

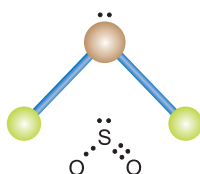
### • Três pares de elétrons

Não tem pares isolados



Não tem pares isolados  
Plana triangular (BF<sub>3</sub>)

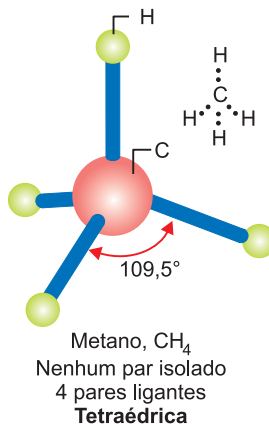
Um par isolado



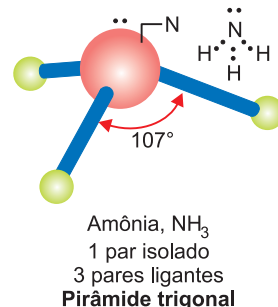
Um par isolado  
Angular (SO<sub>2</sub>)

### • Quatro pares de elétrons

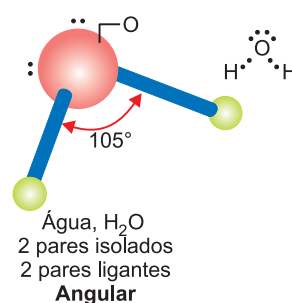
Nenhum par isolado



Um par isolado



Dois pares isolados

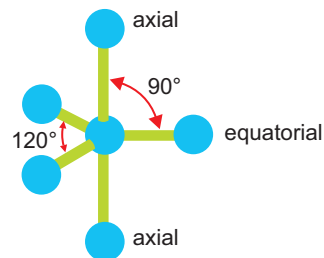


### • Cinco pares de elétrons

Temos duas posições a serem consideradas:

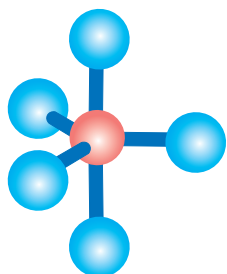
**Equatoriais:** os átomos ligantes ficam nos vértices do triângulo.

**Axiais:** os átomos ligantes ficam em cima e embaixo.

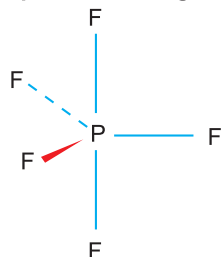


Qualquer par isolado, que admitimos ser mais volumoso que os pares ligantes, prefere ocupar **posições equatoriais** em lugar das axiais, pois estarão mais afastados (menor repulsão).

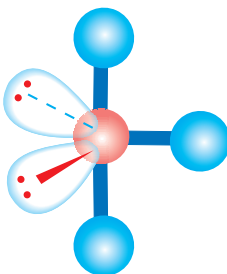
### Nenhum par isolado



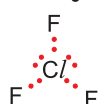
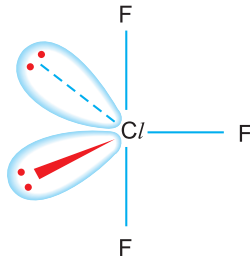
### Bipirâmide triangular



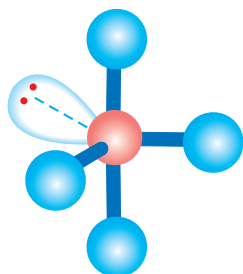
### Dois pares isolados



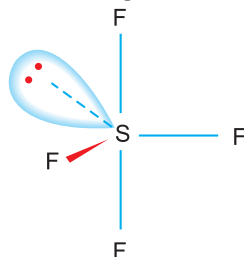
### Em forma de T



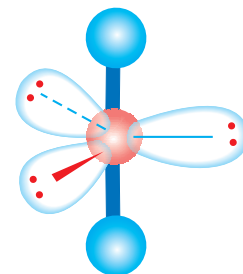
### Um par isolado



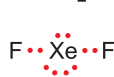
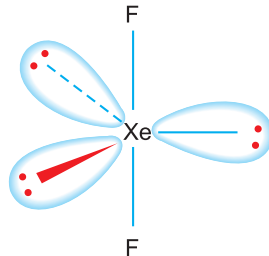
### Gangorra



### Três pares isolados



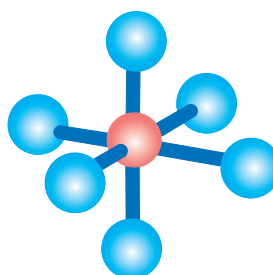
### Linear



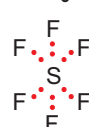
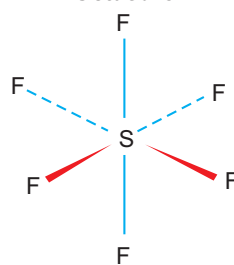
### • Seis pares de elétrons

No octaedro todas as posições são equivalentes. Então, se a molécula tiver um par isolado, como no  $\text{IF}_5$ , não faz diferença qual o vértice que ocupa. Se a molécula tiver dois pares isolados, estes ficarão nos lados opostos, como no  $\text{XeF}_4$ .

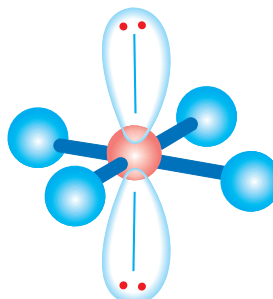
### Nenhum par isolado



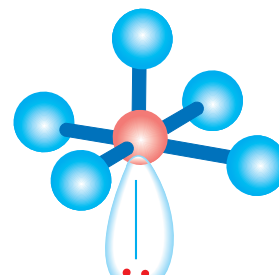
### Octaedro



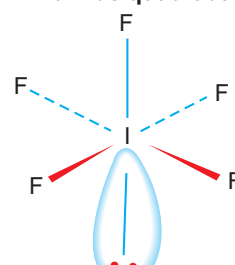
### Dois pares isolados



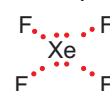
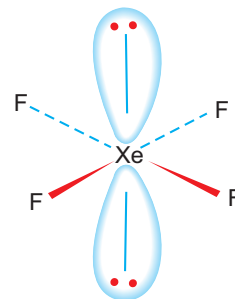
### Um par isolado



### Pirâmide quadrada



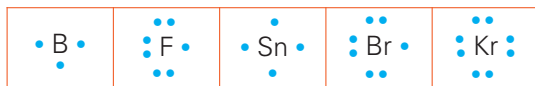
### Quadrado plano



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. (ITA-SP) – Considere as seguintes espécies no estado gasoso:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{SnF}_3^-$ ,  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{KrF}_4$  e  $\text{BrF}_5$ . Para cada uma delas, qual é o nome da geometria molecular?

Dado:



### RESOLUÇÃO:

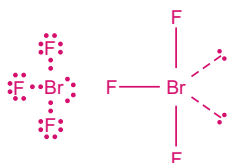


3 pares de elétrons no átomo central: hibridização  $\text{sp}^2$   
geometria molecular: plana trigonal



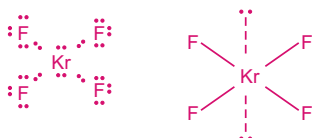
4 pares de elétrons no átomo central: hibridização  $\text{sp}^3$   
geometria molecular: piramidal

$\text{BrF}_3$  28 elétrons = 14 pares de elétrons



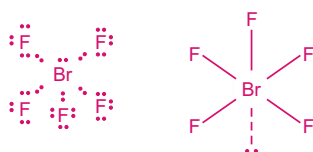
5 pares de elétrons no átomo central: hibridização  $\text{dsp}^3$   
geometria molecular: forma de T

$\text{KrF}_4$  36 elétrons = 18 pares de elétrons



6 pares de elétrons no átomo central: hibridização  $\text{d}^2\text{sp}^3$   
geometria molecular: plana quadrada

$\text{BrF}_5$  42 elétrons = 21 pares de elétrons

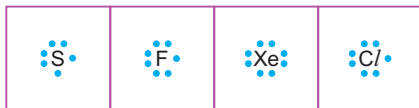


6 pares de elétrons no átomo central: hibridização  $\text{d}^2\text{sp}^3$   
geometria molecular: pirâmide de base quadrada

2. (IME) – A partir do modelo da Repulsão por Pares Eletrônicos da Camada de Valência (RPECV), identifique as geometrias moleculares das espécies químicas abaixo e, com base nelas, classifique cada espécie como polar ou apolar.

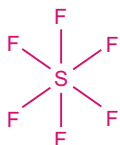
- a)  $\text{SF}_6$   
 b)  $\text{SF}_4$   
 c)  $\text{XeF}_4$   
 d)  $\text{ClF}_3$

Dado:



**RESOLUÇÃO:**

- a)  $\text{SF}_6$



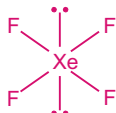
**Geometria: Octaédrica**  
**Polaridade: Apolar**

- b)  $\text{SF}_4$



**Geometria: Gangorra**  
**Polaridade: Polar**

- c)  $\text{XeF}_4$



**Geometria: Quadrada Planar**  
**Polaridade: Apolar**

- d)  $\text{ClF}_3$



**Geometria: Forma de T**  
**Polaridade: Polar**