

Geometria Molecular e Teoria de Ligação de Valência

Geometrias Moleculares

- ✓ As estruturas de Lewis não indicam a forma das moléculas, mostrando apenas o número e os tipos de ligações.
- ✓ A forma de uma molécula é determinada por seus **ângulos de ligação**, ângulos formados pelas linhas que se unem ao núcleo dos átomos da molécula.

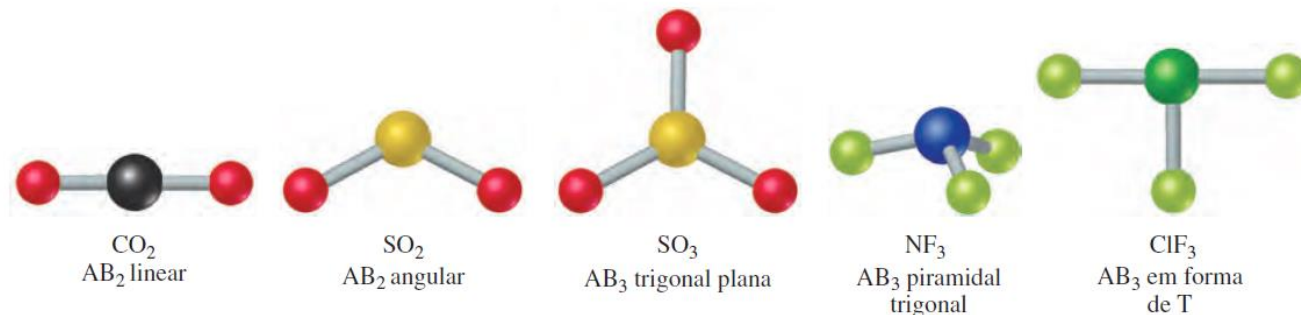


Figura 9.2 Formas de moléculas AB₂ e AB₃.

Geometrias Moleculares

- ✓ Começamos nossa discussão com moléculas que têm a fórmula geral AB_n , na qual o átomo central **A** está ligado a n átomos de **B** (extremidades).

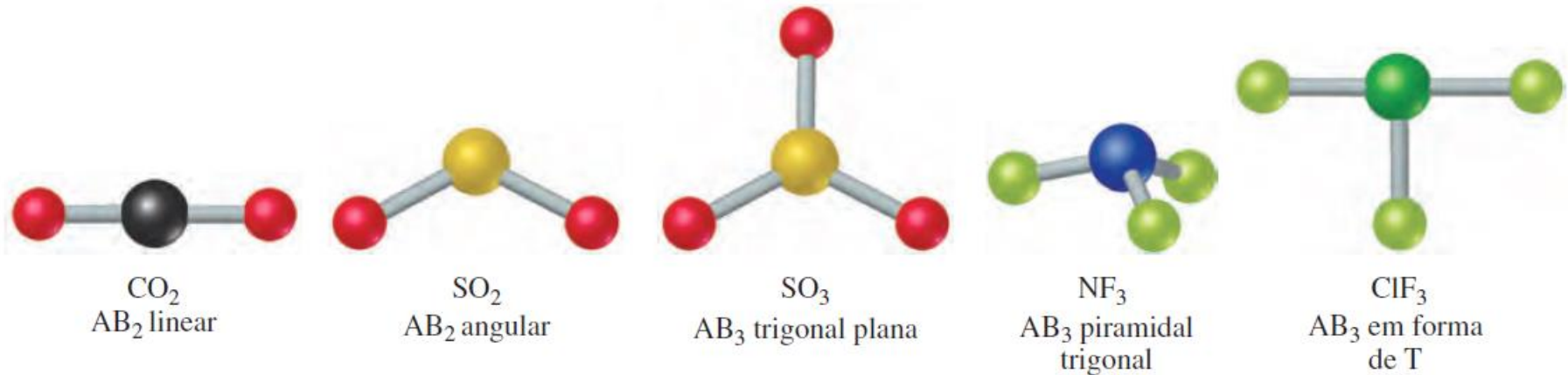


Figura 9.2 Formas de moléculas AB_2 e AB_3 .

Geometrias Moleculares

✓ Podemos prever geometrias?

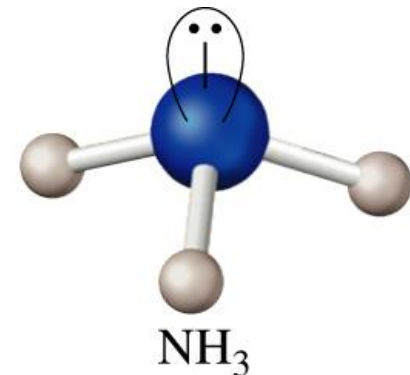
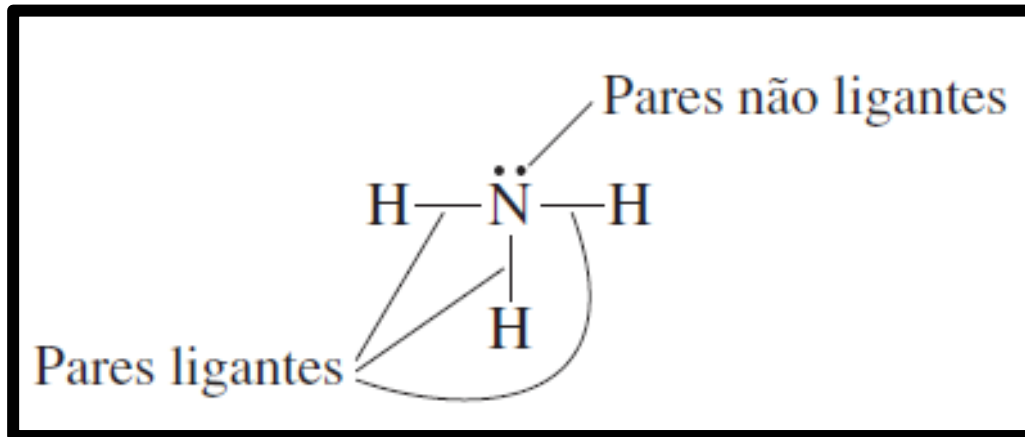
✓ Quando **A** é um elemento representativo usamos o **modelo de repulsão de pares de elétrons da camada de valência (VSEPR)**.

Modelo VSEPR

- ✓ O VSEPR se baseia no comportamento dos elétrons nas moléculas.
- ✓ Um *par de elétrons ligantes* pode definir a região, denominada **domínio eletrônico**, na qual os elétrons são encontrados com maior probabilidade.
- ✓ Da mesma maneira, um *par de elétrons não ligantes* (ou par isolado) define um domínio eletrônico que está localizado predominantemente em um único átomo.

Modelo VSEPR

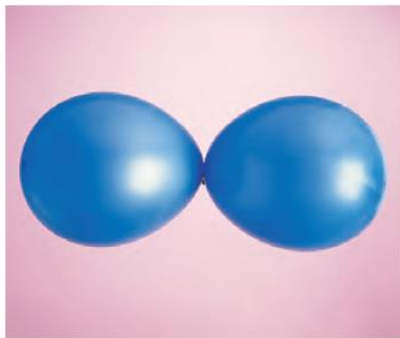
- ✓ Utilizando a amônia como exemplo:



- ✓ Cada par não ligante, ligação simples ou ligação múltipla produz um único domínio eletrônico ao redor do átomo central de uma molécula.

Modelo VSEPR

- ✓ O modelo VSEPR é baseado na ideia de que os domínios eletrônicos são carregados negativamente e, portanto, se repelem.
- ✓ O melhor arranjo para um determinado número de domínios eletrônicos é aquele que minimiza as repulsões entre eles.



Dois balões com orientação linear



Três balões com orientação trigonal plana



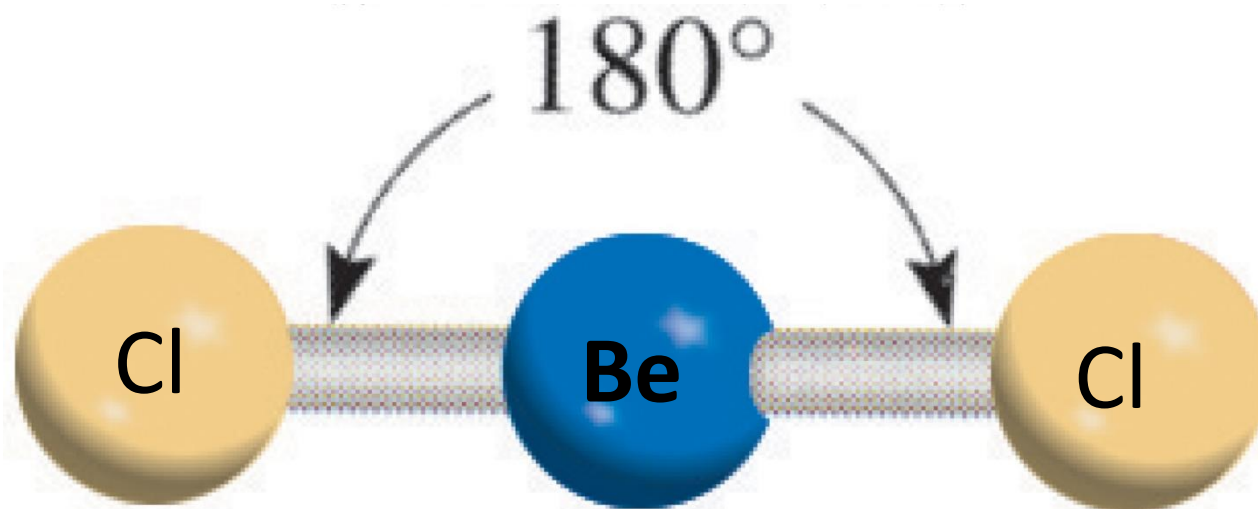
Quatro balões com orientação tetraédrica

Previsão da Geometria Molecular

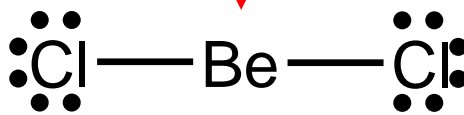
1. Desenhe a estrutura de Lewis para a molécula ou íon;
2. Conte o número de pares solitários no átomo central e o número de átomos ligados ao átomo central;
3. Use VSEPR para prever a geometria da molécula .

$$N_{ev} \text{BeCl}_2 = (2 \times 1) + (7 \times 2) = 16 \text{ ev}$$

Cloreto de Berílio



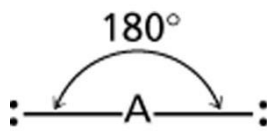
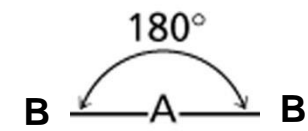
0 (sem) par de elétrons no átomo central

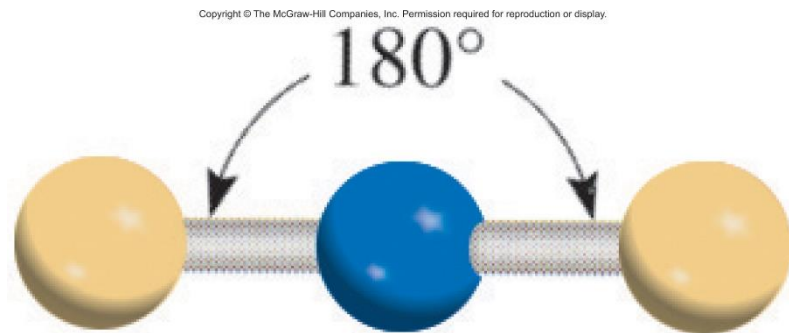


2 átomos ligados ao átomo central

Valence shell electron pair repulsion (VSEPR) :

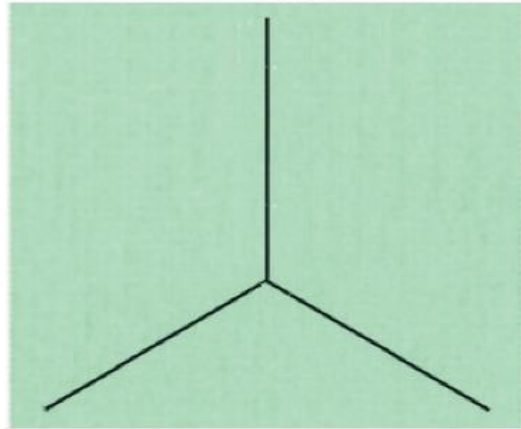
Previsão da geometria de uma molécula a partir das repulsões eletrostáticas entre os pares de elétrons (ligantes e não ligantes).

| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|---|---|
| AB_2 | 2 | 0 | linear  | linear  |

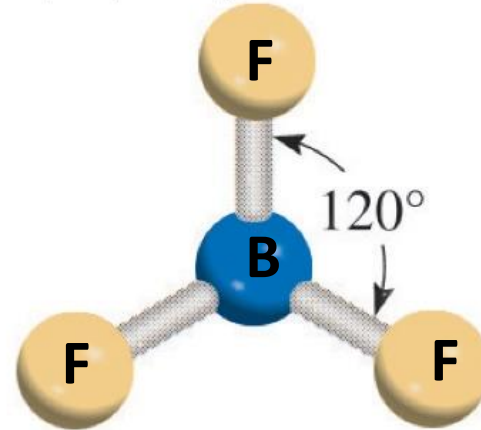


Trifluoreto de Boro (BF_3)

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



Planar



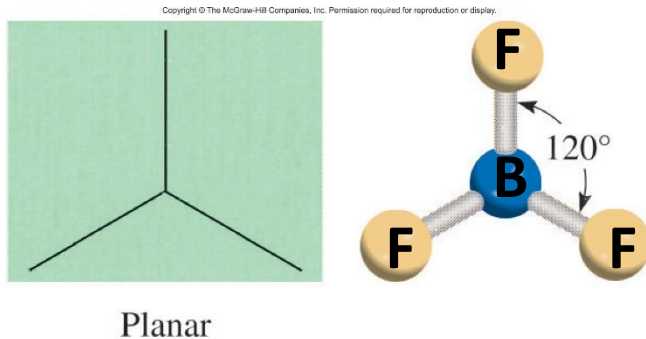
$$\text{Nev } \text{BF}_3 = (3 \times 1) + (7 \times 3) = 24 \text{ ev}$$

VSEPR

| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_2 | 2 | 0 | linear | linear |
| AB_3 | 3 | 0 | trigonal planar | trigonal planar |

The table above summarizes the VSEPR theory for two classes of molecules. For AB_2 , there are 2 atoms bonded to the central atom and 0 lone pairs, resulting in a linear arrangement of electron pairs and a linear molecular geometry. For AB_3 , there are 3 atoms bonded to the central atom and 0 lone pairs, resulting in a trigonal planar arrangement of electron pairs and a trigonal planar molecular geometry. The diagrams below illustrate these geometries: the left diagram shows a central atom 'A' with three bonds to other atoms in a triangle, with a 120-degree angle indicated between two bonds; the right diagram shows a central atom 'A' with three bonds to atoms 'B' in a triangle, also with a 120-degree angle indicated.

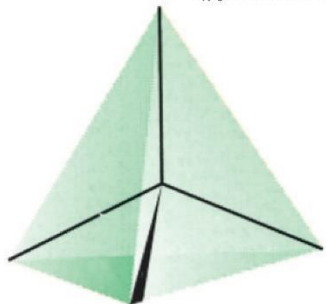
Trifluoreto de Boro (BF_3)



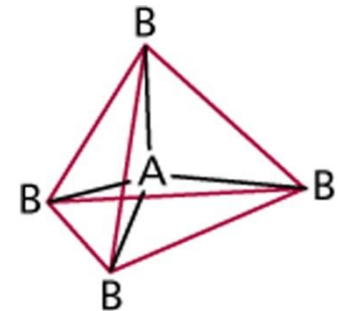
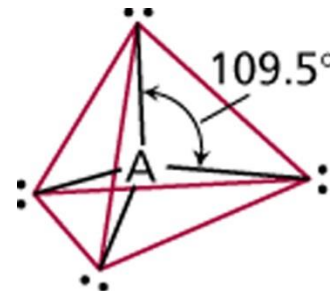
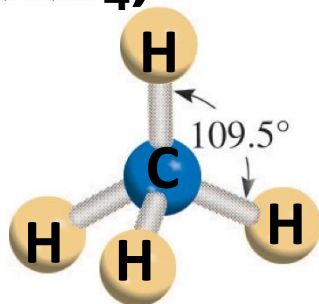
VSEPR

| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|-----------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB ₂ | 2 | 0 | linear | linear |
| AB ₃ | 3 | 0 | trigonal planar | trigonal planar |
| AB ₄ | 4 | 0 | tetraédrica | tetraédrica |

Metano (CH₄)



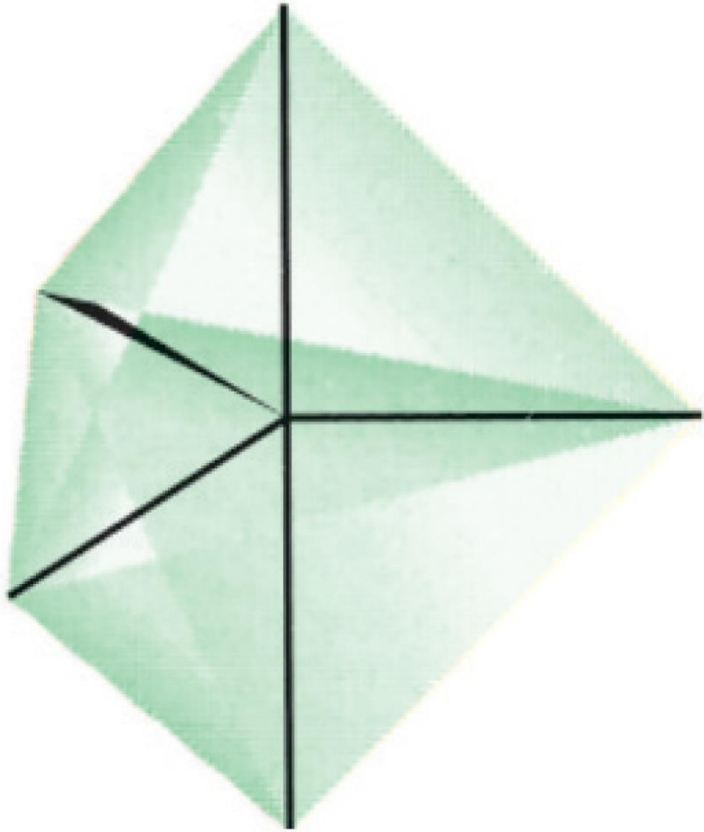
Tetrahedral



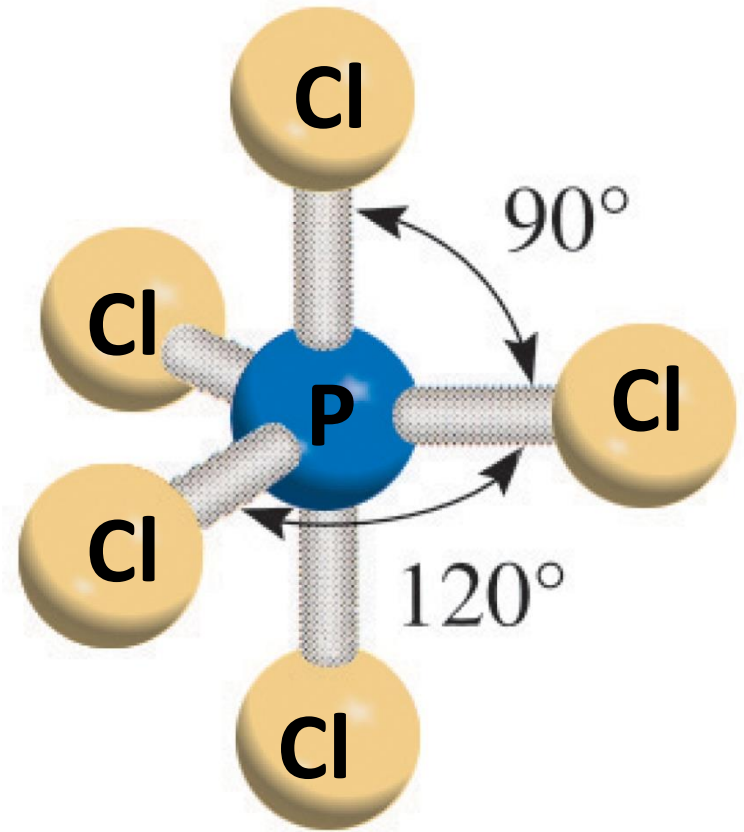
$$\text{Nev CH}_4 = (4 \times 1) + (1 \times 4) = 8 \text{ ev}$$

Penta-Cloreto de Fósforo

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



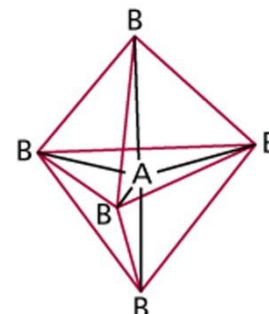
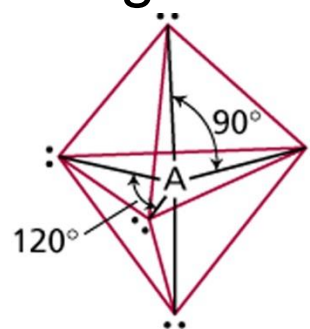
Trigonal
bipyramidal



$$\text{Nev } \text{PCl}_5 = (5 \times 1) + (7 \times 5) = 40 \text{ ev}$$

VSEPR

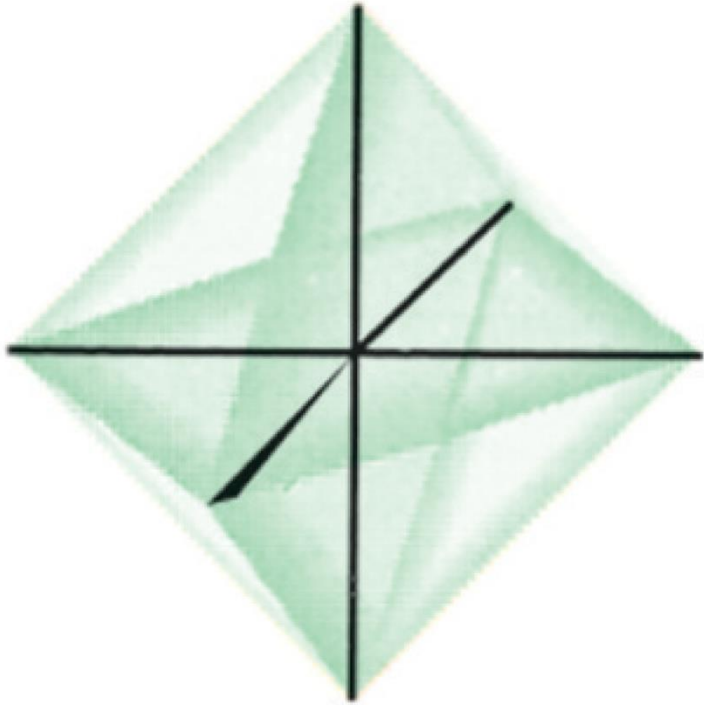
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_2 | 2 | 0 | linear | linear |
| AB_3 | 3 | 0 | trigonal planar | trigonal planar |
| AB_4 | 4 | 0 | tetraédrica | tetraédrica |
| AB_5 | 5 | 0 | Bipiramidal trigonal | Bipiramidal trigonal |



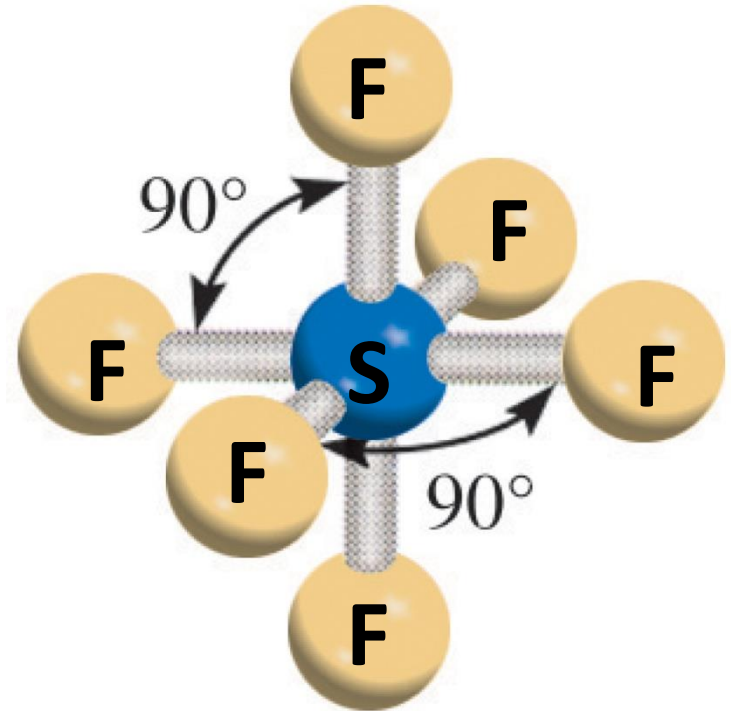
**Penta-Cloreto de Fósforo
(PCl_5)**

Hexafluoreto de Enxofre SF_6

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



Octahedral



$$\text{Nev } \text{SF}_6 = (6 \times 1) + (7 \times 6) = 48 \text{ ev}$$

VSEPR

| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_2 | 2 | 0 | linear | linear |
| AB_3 | 3 | 0 | trigonal planar | trigonal planar |
| AB_4 | 4 | 0 | tetraédrica | tetraédrica |
| AB_5 | 5 | 0 | Bipiramidal trigonal | Bipiramidal trigonal |
| AB_6 | 6 | 0 | octaédrica | octaédrica |

Hexafluoreto de Enxofre
 SF_6

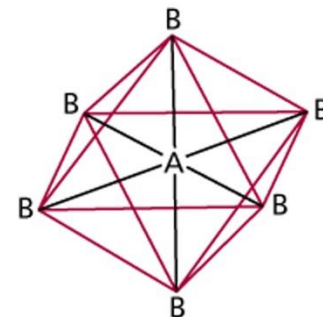
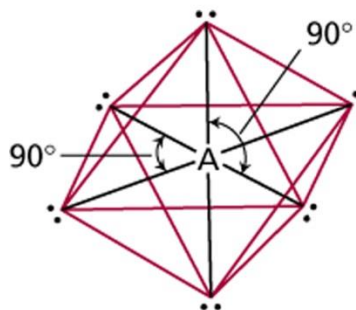

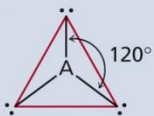
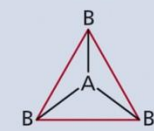
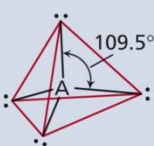
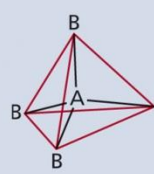
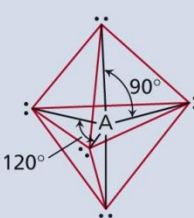
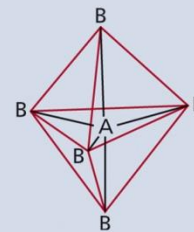
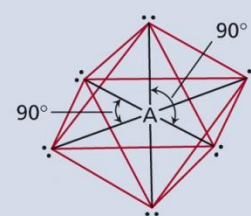
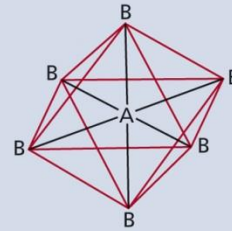
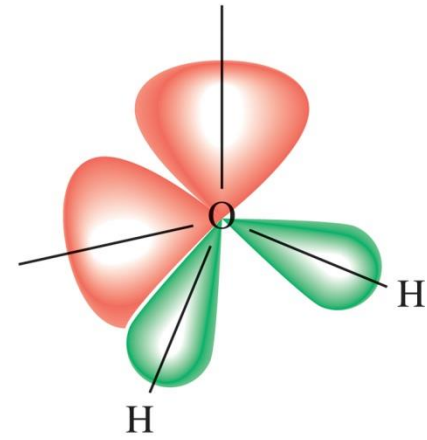
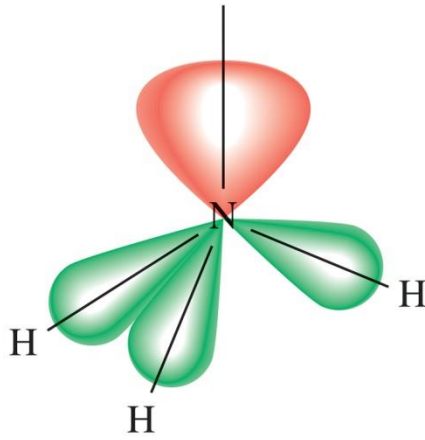
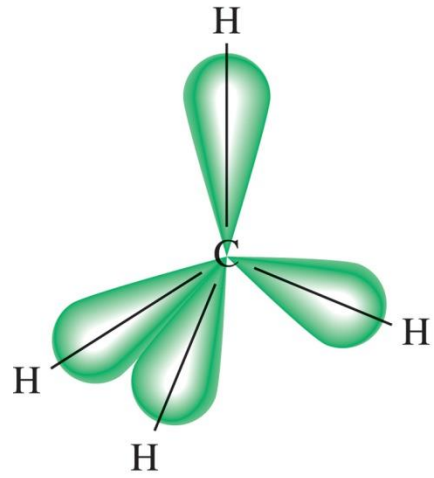


Table 10.1

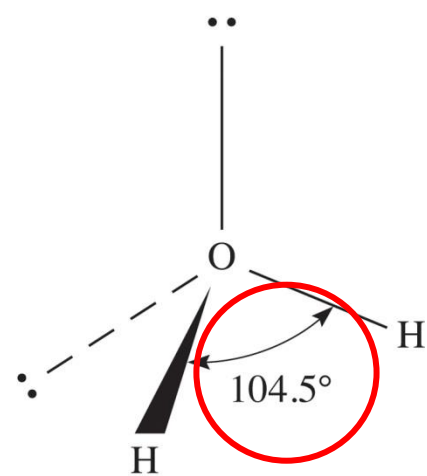
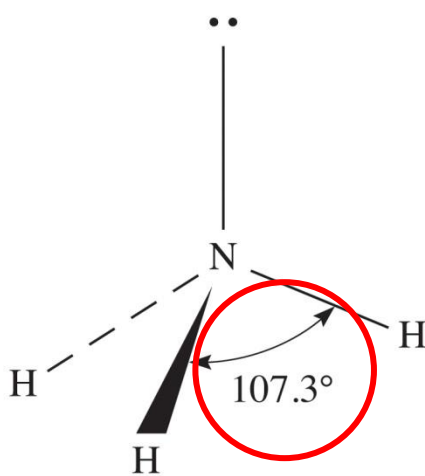
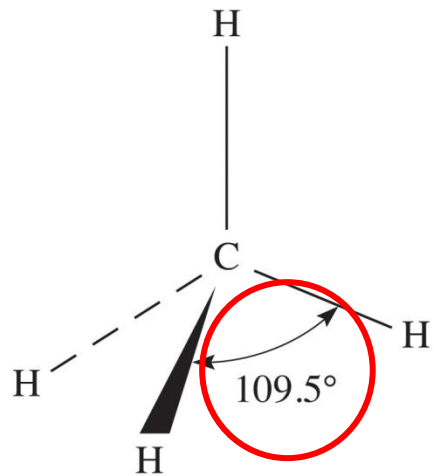
Arrangement of Electron Pairs About a Central Atom (A) in a Molecule and Geometry of Some Simple Molecules and Ions in Which the Central Atom Has No Lone Pairs

| Number of Electron Pairs | Arrangement of Electron Pairs* | Molecular Geometry* | Examples |
|--------------------------|--|--|------------------|
| 2 |  <p>Linear</p> | $B-A-B$ Linear | $BeCl_2, HgCl_2$ |
| 3 |  <p>Trigonal planar</p> |  <p>Trigonal planar</p> | BF_3 |
| 4 |  <p>Tetrahedral</p> |  <p>Tetrahedral</p> | CH_4, NH_4^+ |
| 5 |  <p>Trigonal bipyramidal</p> |  <p>Trigonal bipyramidal</p> | PCl_5 |
| 6 |  <p>Octahedral</p> |  <p>Octahedral</p> | SF_6 |

*The colored lines are used only to show the overall shapes; they do not represent bonds.



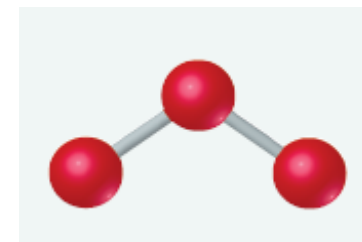
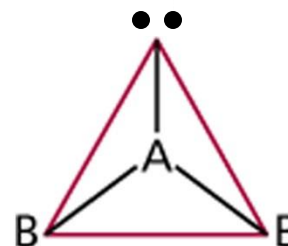
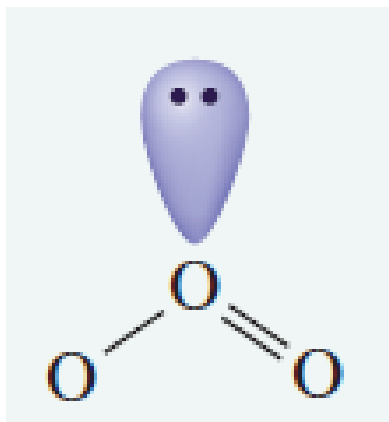
(a)



(b)

VSEPR

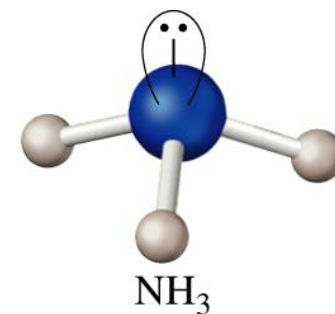
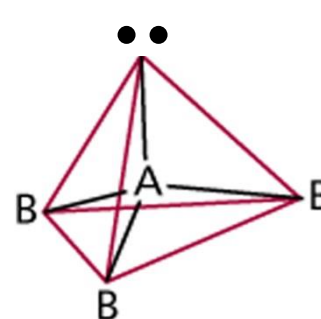
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_3 | 3 | 0 | trigonal planar | trigonal planar |
| AB_2E | 2 | 1 | trigonal planar | angular |



$$\text{Nev } O_3 = (6 \times 3) = 18 \text{ ev}$$

VSEPR

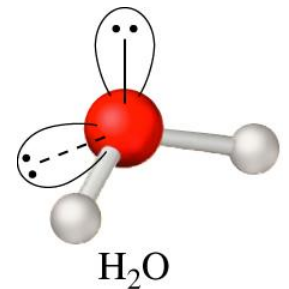
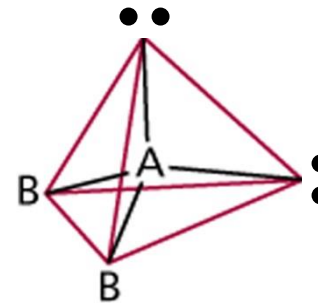
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_4 | 4 | 0 | tetraédrica | tetraédrica |
| AB_3E | 3 | 1 | tetraédrica | Piramidal |



$$\text{Nev } \text{NH}_3 = (5 \times 1) + (1 \times 3) = 8 \text{ ev}$$

VSEPR

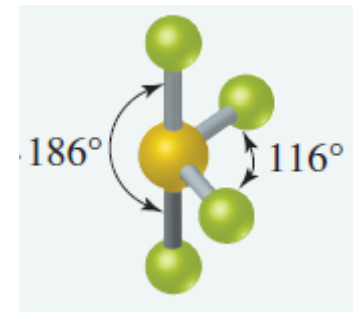
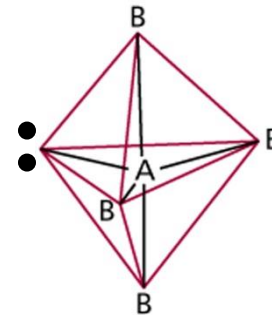
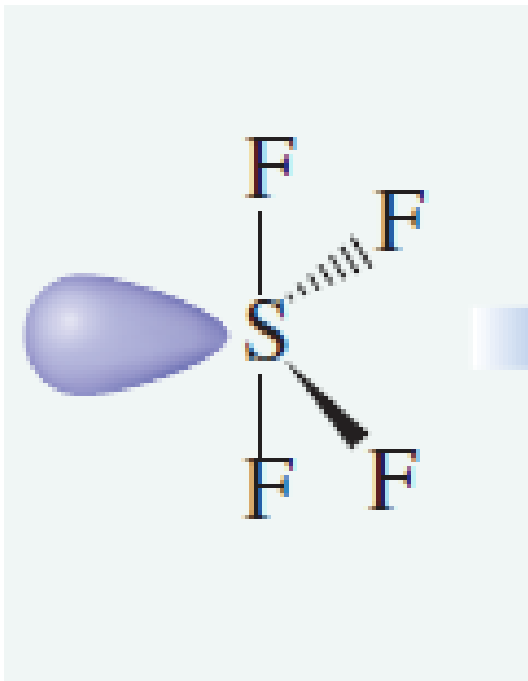
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|--------------------------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB ₄ | 4 | 0 | tetraédrica | tetraédrica |
| AB ₃ E | 3 | 1 | tetraédrica | Piramidal |
| AB ₂ E ₂ | 2 | 2 | tetraédrica | angular |



Nev H₂O = (1x2) + (6x1) = 8 ev

VSEPR

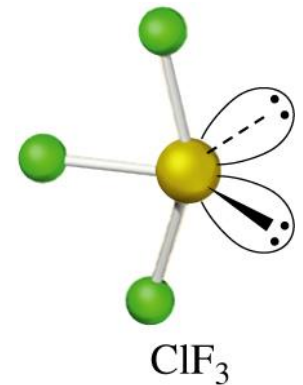
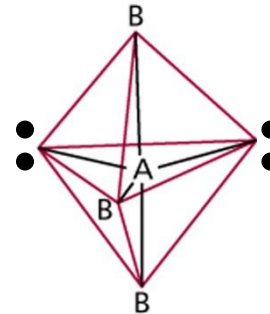
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|-----------------------------|
| AB_5 | 5 | 0 | Bipiramidal trigonal | Bipiramidal trigonal |
| AB_4E | 4 | 1 | Bipiramidal trigonal | Tetraedro distorcido |



$$N_{ev} (\text{SF}_4) = (6 \times 1) + (7 \times 4) = 34 \text{ ev}$$

VSEPR

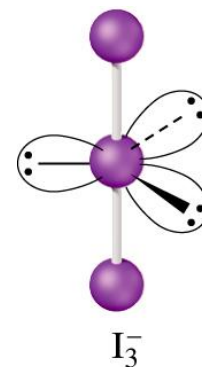
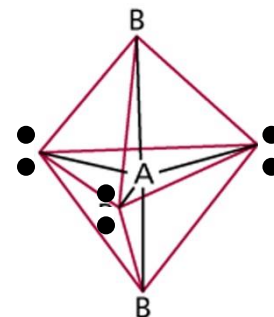
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_5 | 5 | 0 | Bipiramidal trigonal | Bipiramidal trigonal |
| AB_4E | 4 | 1 | Bipiramidal trigonal | Tetraedro distorcido |
| AB_3E_2 | 3 | 2 | Bipiramidal trigonal | Forma em T |



$$\text{Nev}(\text{ClF}_3) = (7 \times 1) + (7 \times 3) = 28 \text{ ev}$$

VSEPR

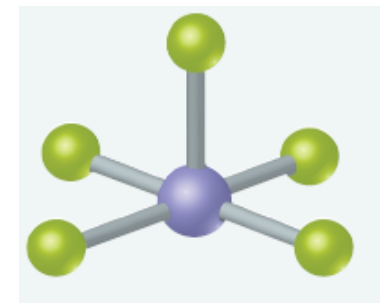
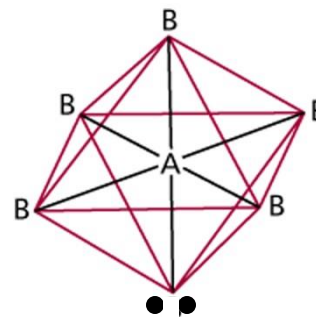
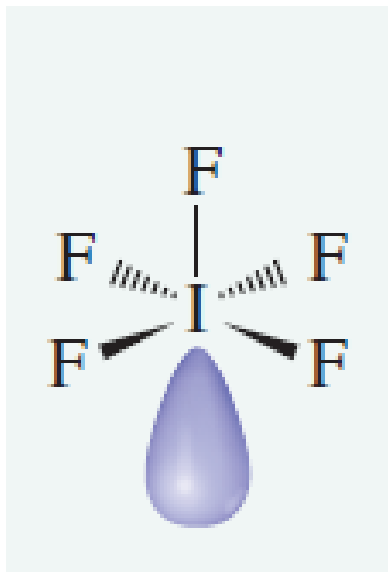
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_5 | 5 | 0 | Bipiramidal trigonal | Bipiramidal trigonal |
| AB_4E | 4 | 1 | Bipiramidal trigonal | Tetraedro distorcido |
| AB_3E_2 | 3 | 2 | Bipiramidal trigonal | Forma em T |
| AB_2E_3 | 2 | 3 | Bipiramidal trigonal | linear |



$$\text{Nev } (I_3) = (7 \times 3) + 1 = 22 \text{ ev}$$

VSEPR

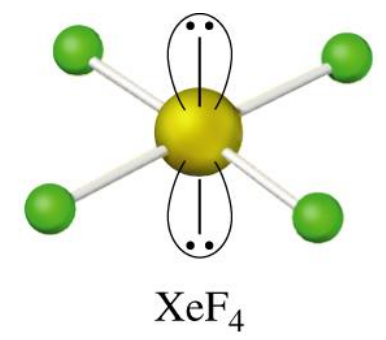
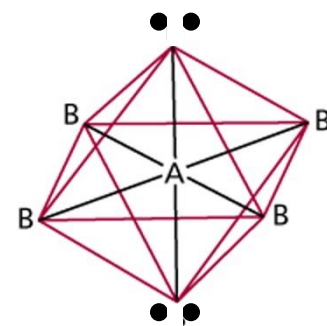
| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_6 | 6 | 0 | octaédrica | octaédrica |
| AB_5E | 5 | 1 | octaédrica | Piramidal quadrada |



$$Nev (IF_5) = (7 \times 1) + (7 \times 5) = 42 \text{ ev}$$

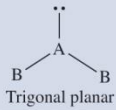
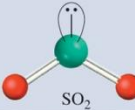
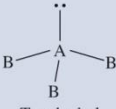
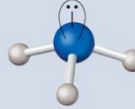
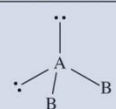
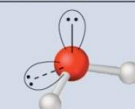
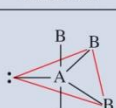
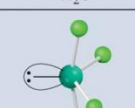
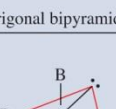
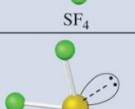
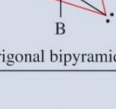
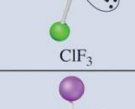
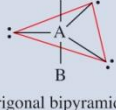
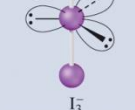
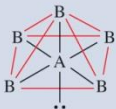
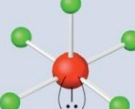
VSEPR

| <u>Classe</u> | <u># de átomos Ligados ao átomo central</u> | <u># pares de elétrons não compartilhados pelo átomo central</u> | <u>Arranjo dos pares de elétrons</u> | <u>Geometria Molecular</u> |
|---------------|---|--|--------------------------------------|----------------------------|
| AB_6 | 6 | 0 | octaédrica | octaédrica |
| AB_5E | 5 | 1 | octaédrica | Piramidal quadrada |
| AB_4E_2 | 4 | 2 | octaédrica | Quadrado planar |



$$Nev (XeF_4) = (8 \times 1) + (7 \times 4) = 36 \text{ ev}$$

Table 10.2 Geometry of Simple Molecules and Ions in Which the Central Atom Has One or More Lone Pairs

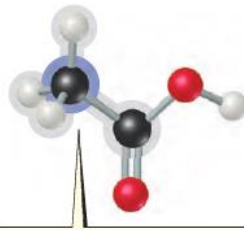
| Class of Molecule | Total Number of Electron Pairs | Number of Bonding Pairs | Number of Lone Pairs | Arrangement of Electron Pairs* | Geometry of Molecule or Ion | Examples |
|-------------------|--------------------------------|-------------------------|----------------------|---|-----------------------------------|--|
| AB_2E | 3 | 2 | 1 |  Trigonal planar | Bent |  SO_2 |
| AB_3E | 4 | 3 | 1 |  Tetrahedral | Trigonal pyramidal |  NH_3 |
| AB_2E_2 | 4 | 2 | 2 |  Tetrahedral | Bent |  H_2O |
| AB_4E | 5 | 4 | 1 |  Trigonal bipyramidal | Distorted tetrahedron (or seesaw) |  SF_4 |
| AB_3E_2 | 5 | 3 | 2 |  Trigonal bipyramidal | T-shaped |  ClF_3 |
| AB_2E_3 | 5 | 2 | 3 |  Trigonal bipyramidal | Linear |  I_3^- |
| AB_5E | 6 | 5 | 1 |  Octahedral | Square pyramidal |  BrF_5 |
| AB_4E_2 | 6 | 4 | 2 |  Octahedral | Square planar |  XeF_4 |

*The colored lines are used to show the overall shape, not bonds.

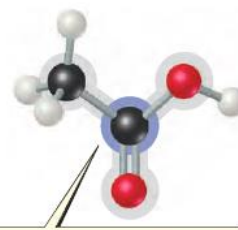
Modelo VSEPR

- ✓ Apesar de as moléculas e os íons que consideramos conterem apenas um átomo central, o modelo VSEPR pode ser estendido às moléculas mais complexas. Podemos usar o modelo VSEPR para prever a geometria de cada átomo do ácido acético, por exemplo:

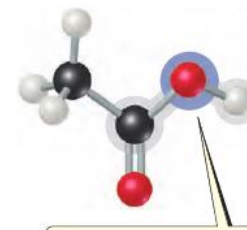
| | | | |
|---------------------------------|--|---|---|
| | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{C} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$ |
| Número de domínios eletrônicos | 4 | 3 | 4 |
| Geometria do domínio eletrônico | Tetraédrica | Trigonal plana | Tetraédrica |
| Previsão do ângulo de ligação | $109,5^\circ$ | 120° | $109,5^\circ$ |



A geometria do domínio eletrônico é tetraédrica e a geometria molecular é tetraédrica.



A geometria do domínio eletrônico é trigonal plana e a geometria molecular é trigonal plana.



A geometria do domínio eletrônico é tetraédrica e a geometria molecular é angular.

Geometria Molecular e Polaridade Molecular

A polaridade de uma **molécula** refere-se às concentrações de cargas da nuvem eletrônica em volta da molécula.

Molécula polar - A soma vetorial, dos vetores de polarização é diferente de zero.

Moléculas polares possuem maior concentração de carga negativa numa parte da nuvem e maior concentração positiva no outro extremo.

Molécula apolar - A soma vetorial, dos vetores de polarização é nula.

Nas moléculas apolares, a carga eletrônica está uniformemente distribuída, ou seja, não há concentração de carga sobre apenas um átomo.

Geometria Molecular e Polaridade Molecular

- ✓ Para uma molécula com mais de dois átomos, o momento de dipolo depende tanto das polaridades das ligações individuais quanto da geometria da molécula.

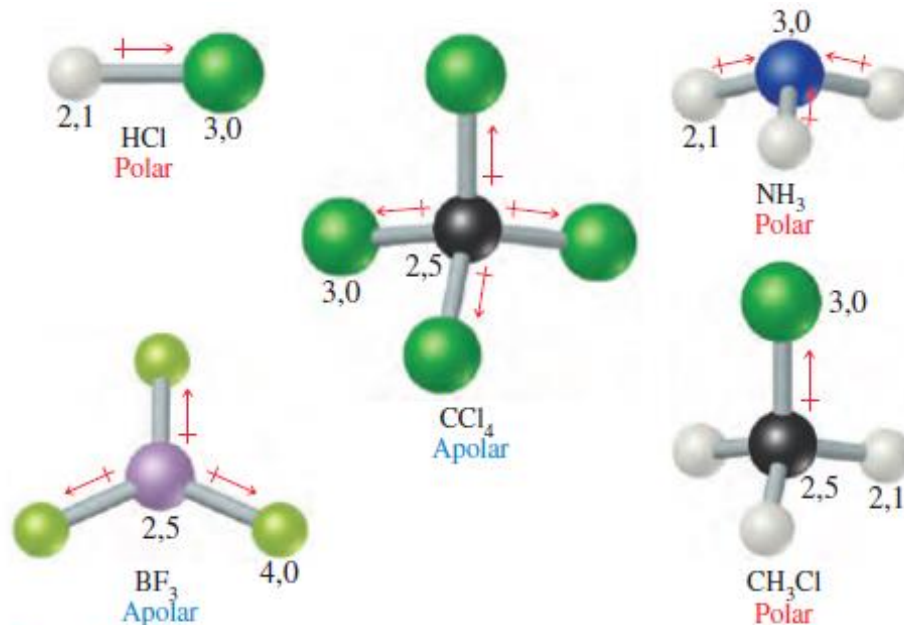


Figura 9.12 Moléculas polares e apolares com ligações polares. Os números representam os valores de eletronegatividade.

Geometria Molecular e Polaridade Molecular

- ✓ Para cada ligação na molécula, consideramos o **dipolo da ligação**, que é o momento de dipolo devido apenas aos dois átomos presentes naquela ligação.

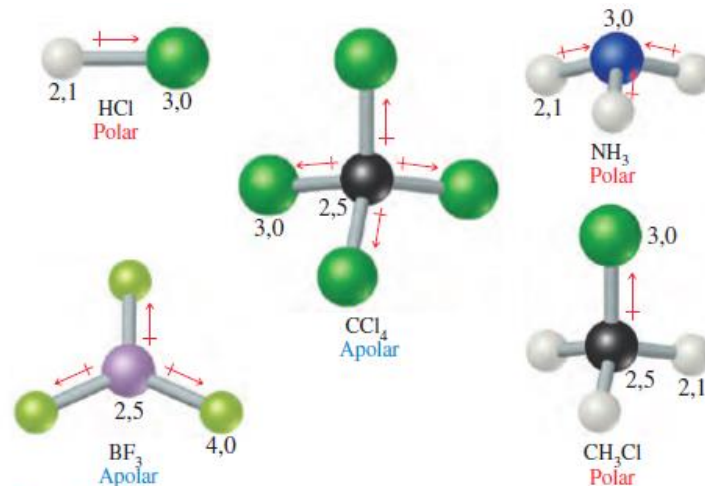


Figura 9.12 Moléculas polares e apolares com ligações polares. Os números representam os valores de eletronegatividade.

Geometria Molecular e Polaridade Molecular

- ✓ Os dipolos da ligação e os momentos de dipolo são *quantidades vetoriais*, ou seja, ambos têm uma magnitude e uma direção.
- ✓ O **momento de dipolo** de uma molécula poliatômica representa a **SOMA** dos vetores dos seus dipolos de ligação.

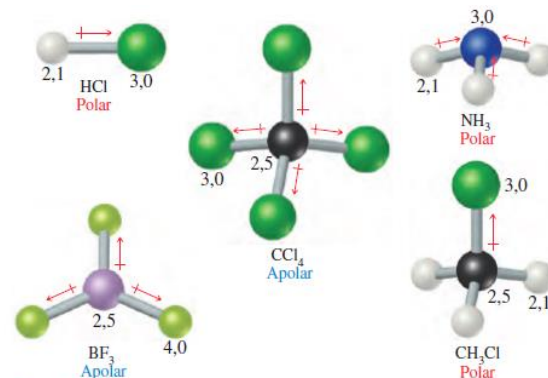


Figura 9.12 Moléculas polares e apolares com ligações polares. Os números representam os valores de eletronegatividade.

Geometria Molecular e Polaridade Molecular

- Uma maneira prática e eficaz de se determinar a polaridade das moléculas é analisar a quantidade de *nuvens eletrônicas* que estão ao redor do átomo do elemento central e relacioná-la com a quantidade de átomos ou grupos de átomos ligados a ele.
- Se o número for o mesmo, a molécula é apolar. Se não for, é polar.

Moléculas APOLARES

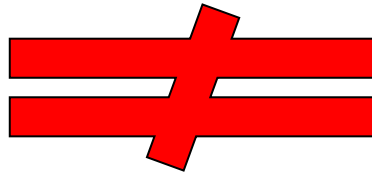
Quantidade de
Nuvens
Eletrônicas ao
Redor do Átomo
Central



Quantidade de
Átomos Iguais
Ligados ao Átomo
Central

Moléculas POLARES

**Quantidade
de Nuvens
Eletrônicas ao
Redor do
Átomo
Central**



**Quantidade
de Átomos
Iguais
Ligados ao
Átomo
Central**

➤ Exemplos de determinação da polaridade:

| Fórmula eletrônica | Quantidade de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central | Quantidade de átomos iguais ligados ao átomo central | Polaridade |
|--------------------|--|--|------------|
| | 2 | 2 | Apolar |
| | 4 | 4 | Apolar |
| | 4 | 2 | Polar |
| | 4 | 3 | Polar |

| Fórmula molecular | Geometria | Vetores | $\vec{\mu}_r$ | Molécula |
|-------------------|--|---|----------------------|----------|
| HCl | $\overset{+\delta}{\text{H}} - \overset{-\delta}{\text{Cl}}$ | $\text{H} \xrightarrow{\vec{\mu}} \text{Cl}$ | $\vec{\mu}_r \neq 0$ | polar |
| CO ₂ | $\overset{-\delta}{\text{O}} = \overset{+\delta}{\text{C}} = \overset{-\delta}{\text{O}}$ | $\text{O} \xleftarrow{\vec{\mu}} \text{C} \xrightarrow{\vec{\mu}} \text{O}$ | $\vec{\mu}_r = 0$ | apolar |
| H ₂ O | $\begin{array}{c} \overset{-\delta}{\text{O}} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \overset{+\delta}{\text{H}} \quad \overset{+\delta}{\text{H}} \end{array}$ | | $\vec{\mu}_r \neq 0$ | polar |
| NH ₃ | $\begin{array}{c} \overset{-\delta}{\text{N}} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \overset{+\delta}{\text{H}} \quad \overset{+\delta}{\text{H}} \\ \\ \overset{+\delta}{\text{H}} \end{array}$ | | $\vec{\mu}_r \neq 0$ | polar |

Ligação Covalente e Sobreposição Orbital

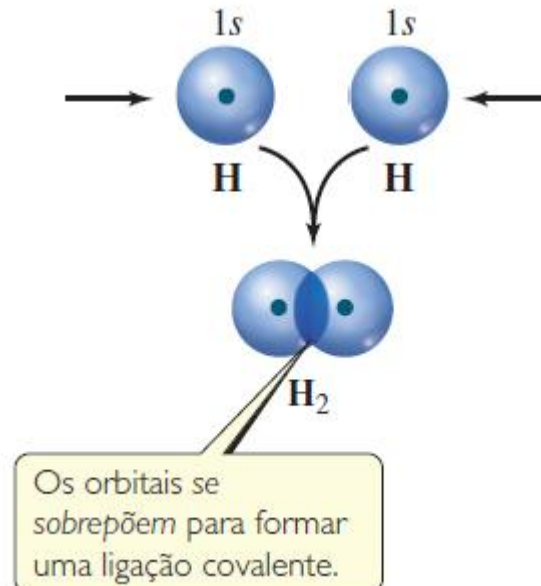
- ✓ O modelo VSEPR fornece um meio simples para prever as geometrias moleculares, mas não explica por que as ligações entre os átomos são formadas.
- ✓ A união entre a noção de Lewis das ligações entre os pares de elétrons e a ideia dos orbitais atômicos levou a um modelo de ligação química, chamado **teoria da ligação de valência**

Ligação Covalente e sobreposição orbital

- ✓ **Teoria da Ligação de Valência (TLV):** na qual pares de elétrons ligantes se concentram nas regiões entre os átomos, e os pares de elétrons não ligantes ficam em regiões específicas no espaço.
- ✓ De acordo com essa teoria, o acúmulo de densidade eletrônica entre os dois núcleos ocorre quando um orbital atômico de valência de um dos átomos compartilha espaço, ou se sobrepõe, com o orbital atômico de outro átomo. A sobreposição de orbitais permite que dois elétrons de spin oposto compartilhem o espaço entre os núcleos, formando uma ligação covalente.

Ligação Covalente e sobreposição orbital

- ✓ Existe sempre uma distância ideal entre os dois núcleos em qualquer ligação covalente.
- ✓ A distância internuclear no vale da curva de energia potencial corresponde ao comprimento da ligação da molécula. A energia potencial nesse vale corresponde à força da ligação.



Ligação Covalente e sobreposição orbital

- ✓ Dessa maneira, o comprimento da ligação observado é a distância na qual as forças de atração entre cargas diferentes (elétrons e núcleos) são equilibradas por forças repulsivas entre cargas iguais (elétron–elétron e núcleo–núcleo).

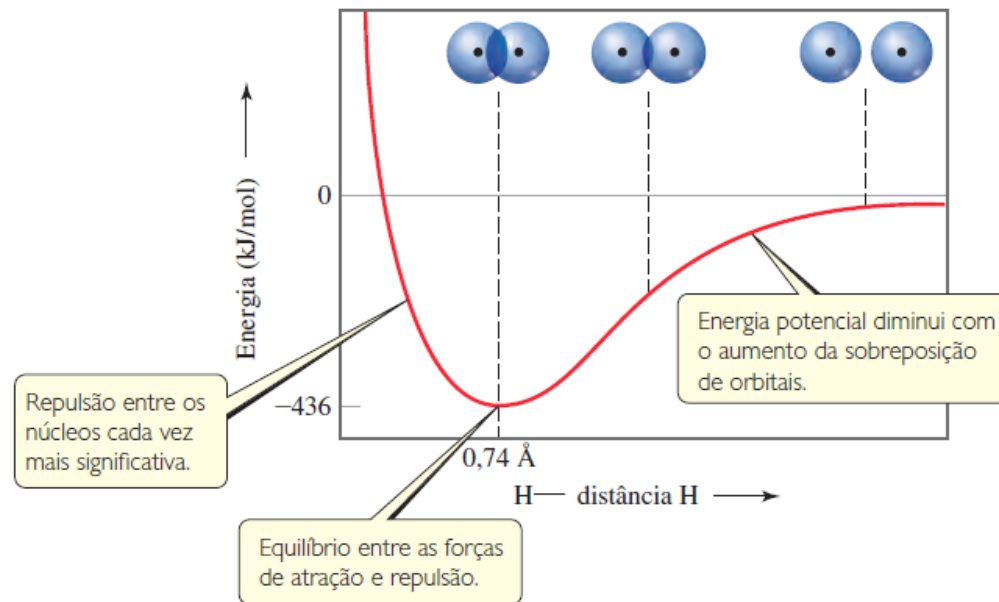
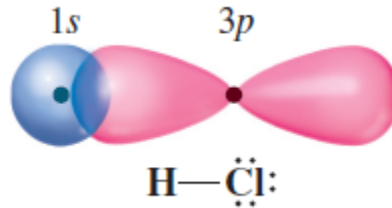
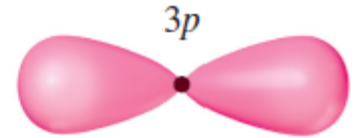
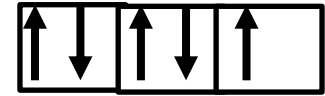
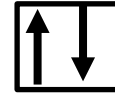
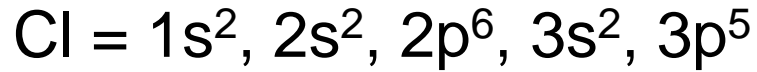
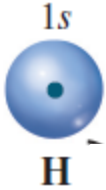
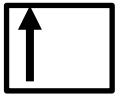
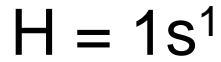


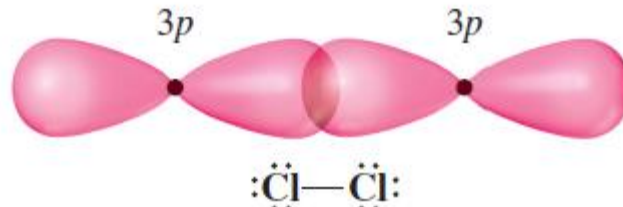
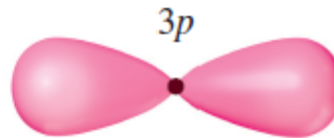
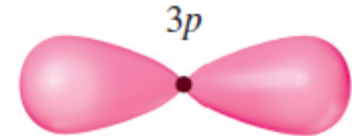
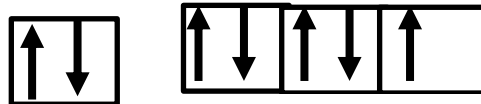
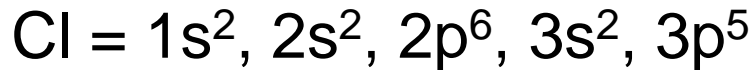
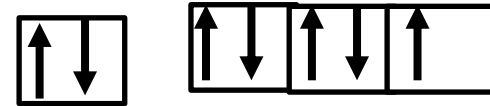
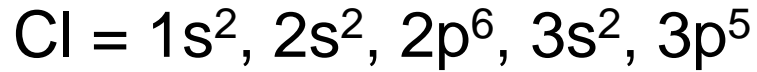
Figura 9.14 Formação da molécula de H₂ à medida que os orbitais atômicos se sobrepõem.

TLV e sobreposição orbital



Formação da molécula de HCl

TLV e sobreposição orbital



Formação da molécula de Cl_2

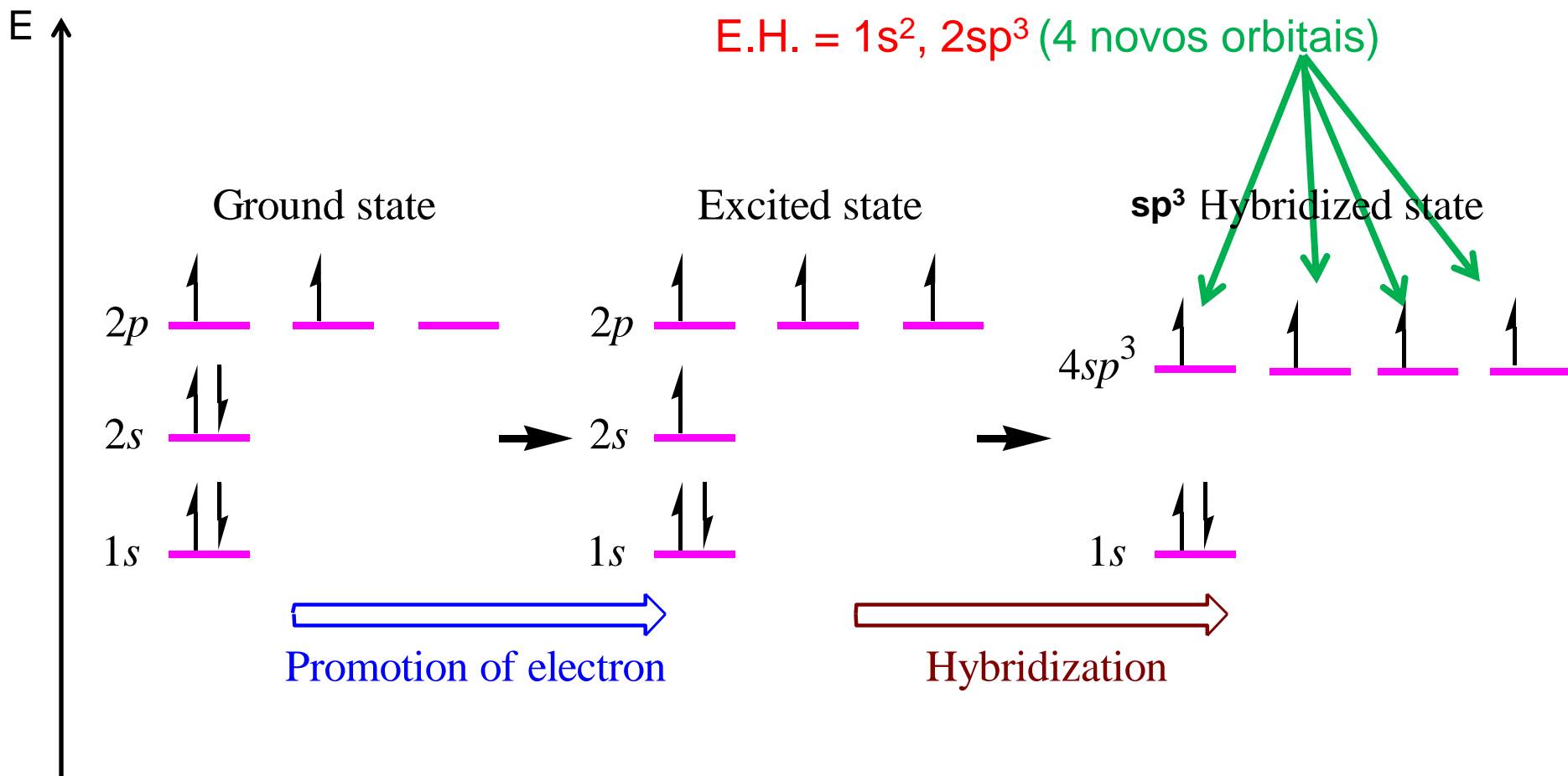
Hibridização

Representação em quadrícula dos orbitais atômicos para o **metano** - *Hibridização sp^3*

${}_6\text{C}$ = distribuição nos subníveis: E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^2$

E.E. = $1s^2, 2s^1, 2p^3$

E.H. = $1s^2, 2sp^3$ (4 novos orbitais)

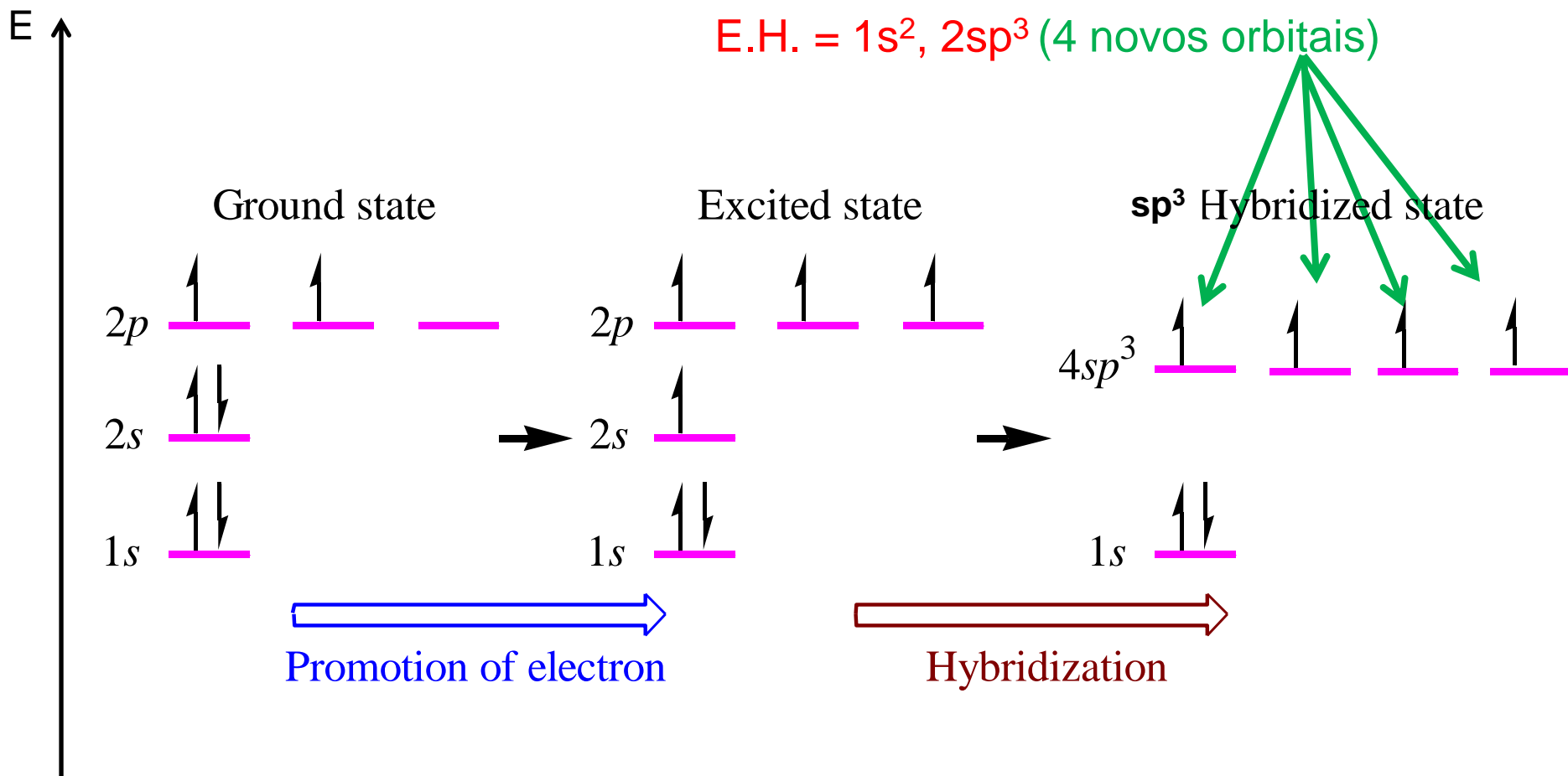


Representação em quadrícula dos orbitais atômicos para o **metano** - *Hibridização sp^3*

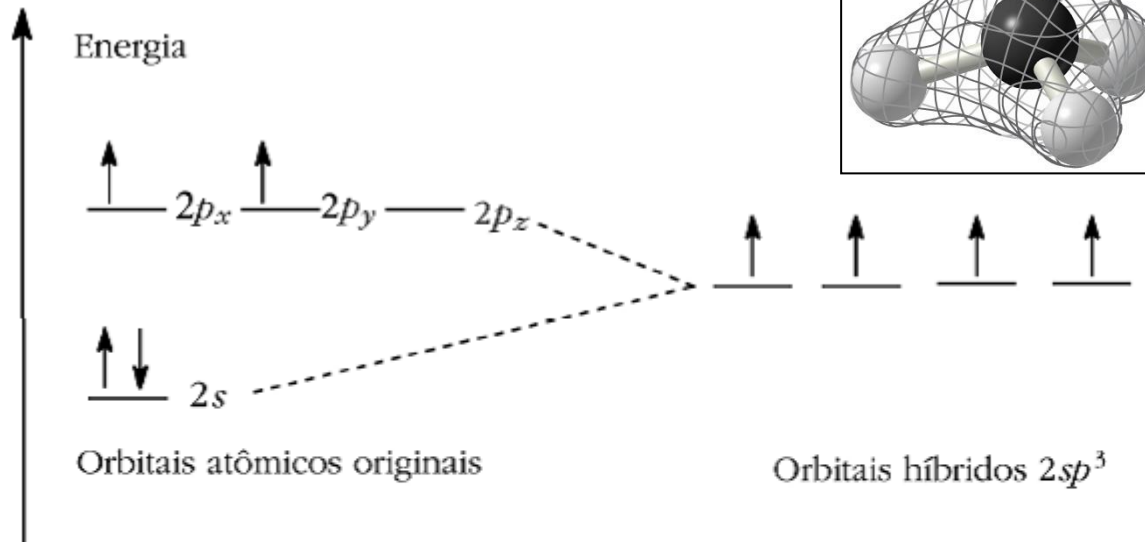
${}_6\text{C}$ = distribuição nos subníveis: E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^2$

E.E. = $1s^2, 2s^1, 2p^3$

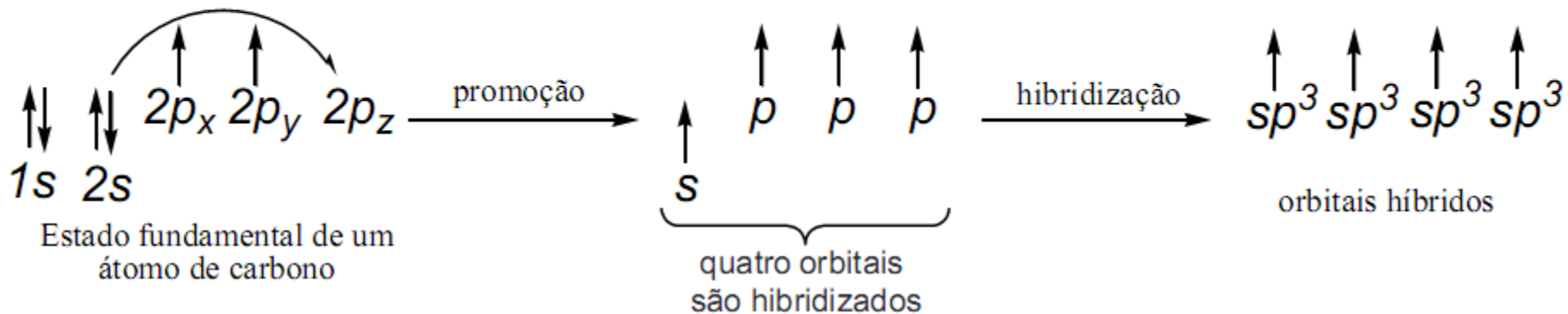
E.H. = $1s^2, 2sp^3$ (4 novos orbitais)



Hibridização sp^3

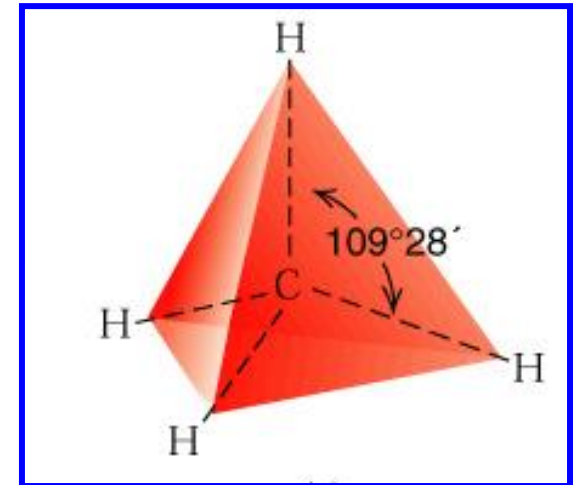
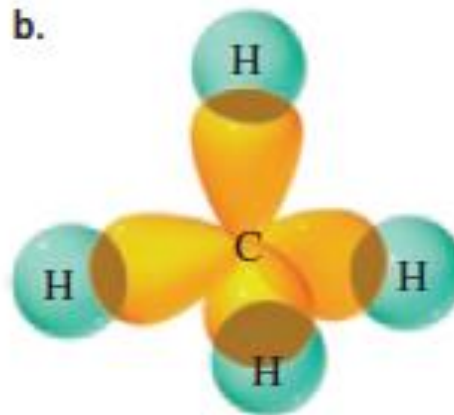
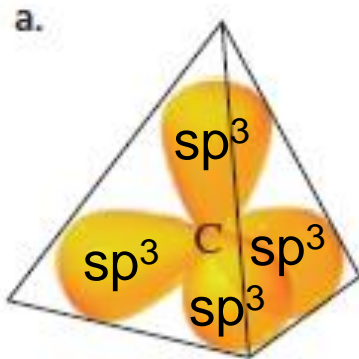
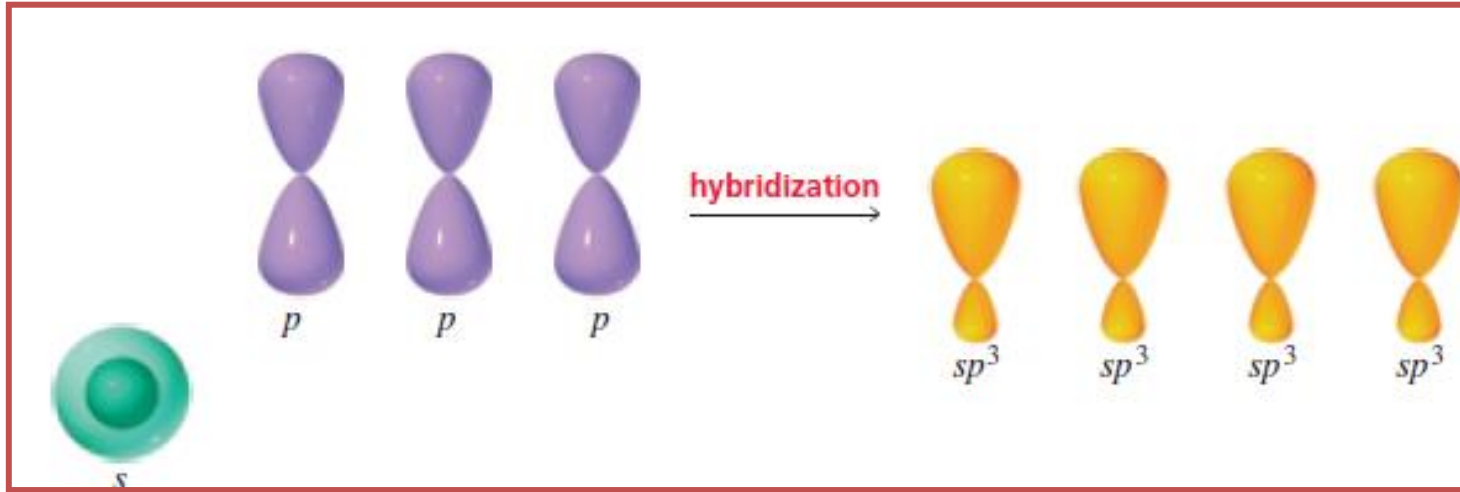


O carbono no metano está ligado a quatro átomos, de modo que ele hibridiza quatro orbitais – um “s” e três “p”.

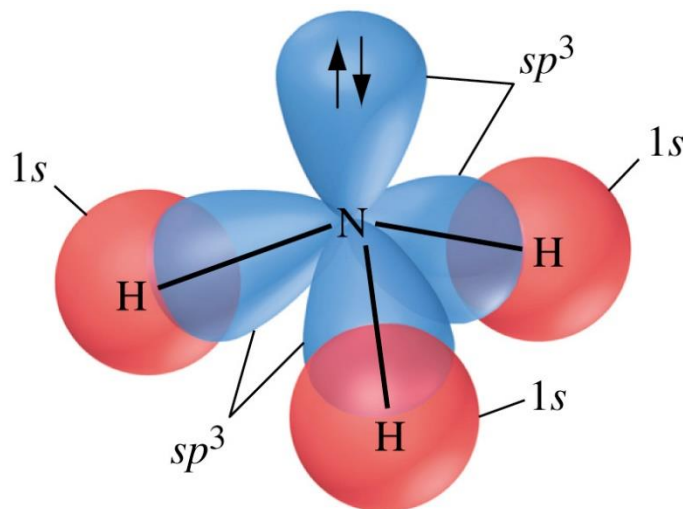


Representação dos orbitais atômicos para o metano

Hibridização sp^3

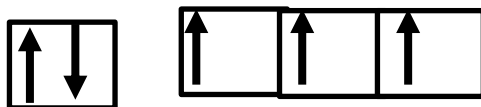


Representação da Amônia: *Hibridização sp^3*

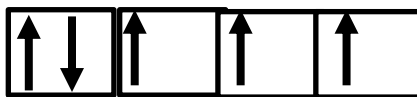


${}_7\text{N}$ = distribuição nos subníveis:

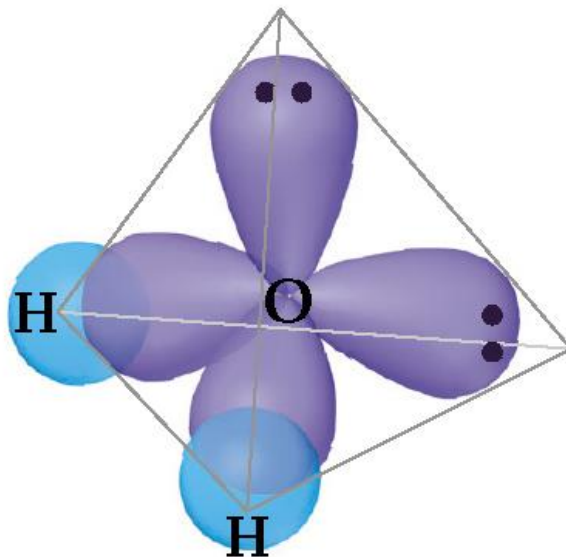
E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^3$



E.H. = $1s^2, 2sp^3$ (4 novos orbitais)

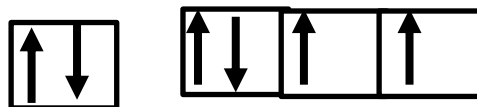


Representação da Água: *Hibridização sp^3*

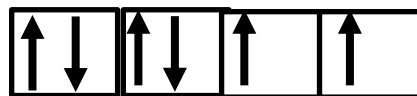


${}_8\text{O}$ = distribuição nos subníveis:

E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^4$

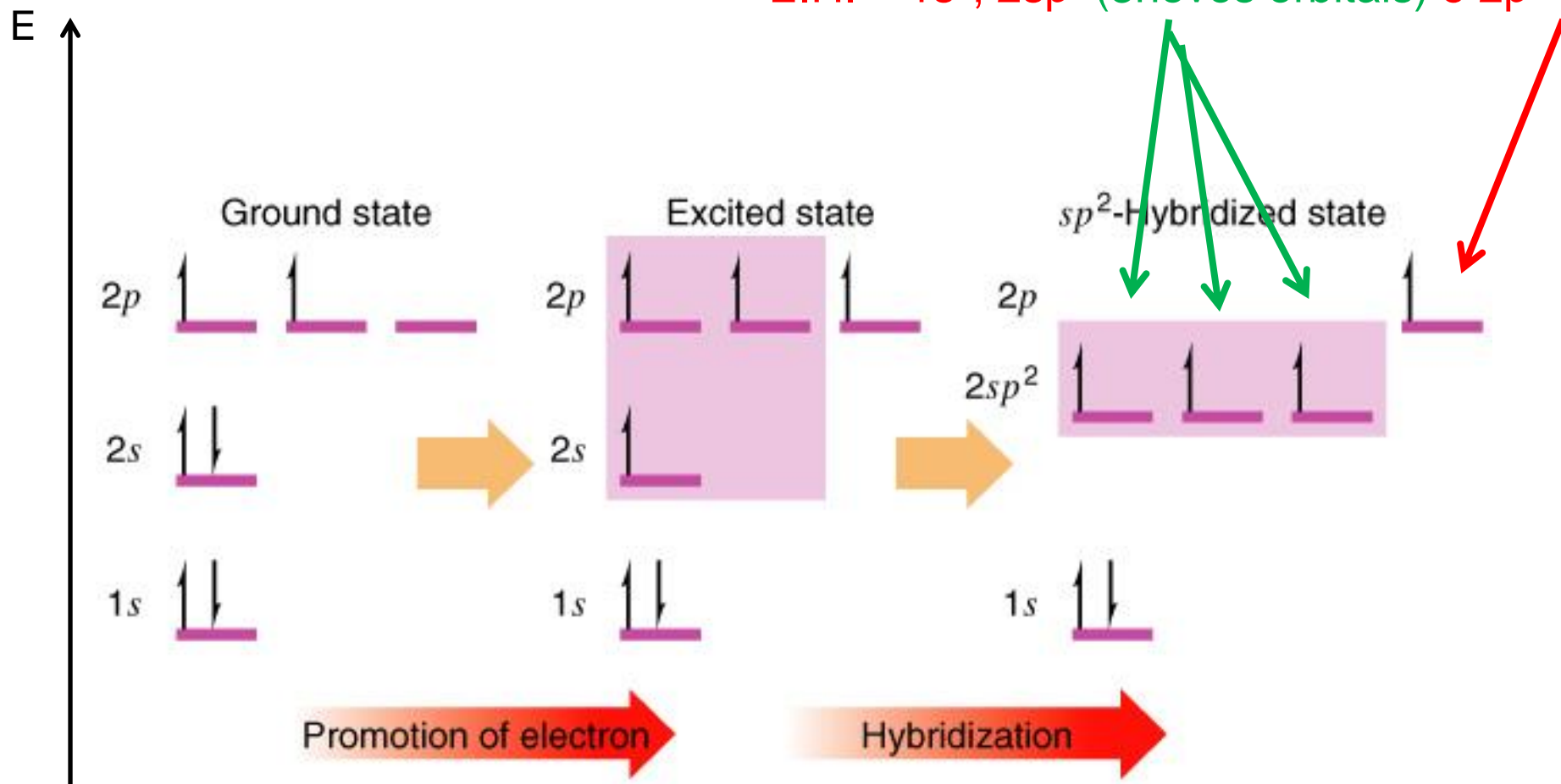


E.H. = $1s^2, 2sp^3$ (4 novos orbitais)



Representação em quadrícula dos orbitais atômicos para o eteno - **Hibridização sp^2**

${}_6\text{C}$ = distribuição nos subníveis: E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^2$
 E.E. = $1s^2, 2s^1, 2p^3$
 E.H. = $1s^2, 2sp^2$ (3 novos orbitais) e $2p^1$



Representação dos orbitais atômicos para o eteno *Hibridização sp^2*

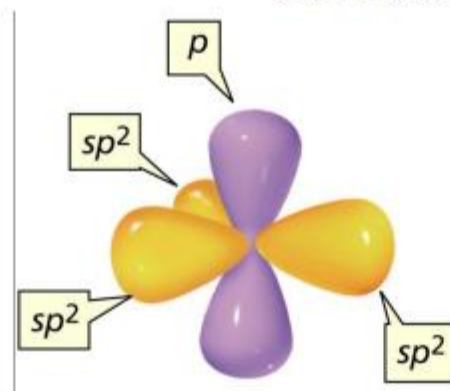
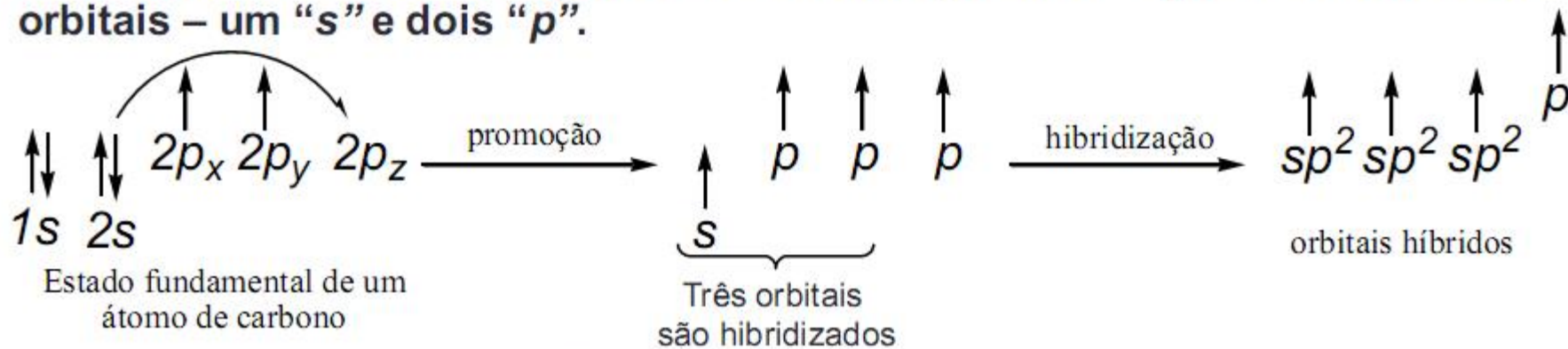


ball-and-stick model of ethene

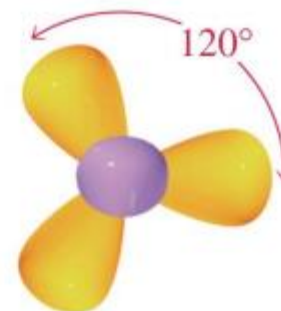


space-filling model of ethene

O carbono no eteno está ligado a três átomos, de modo que ele hibridiza três orbitais – um “s” e dois “p”.



Vista frontal

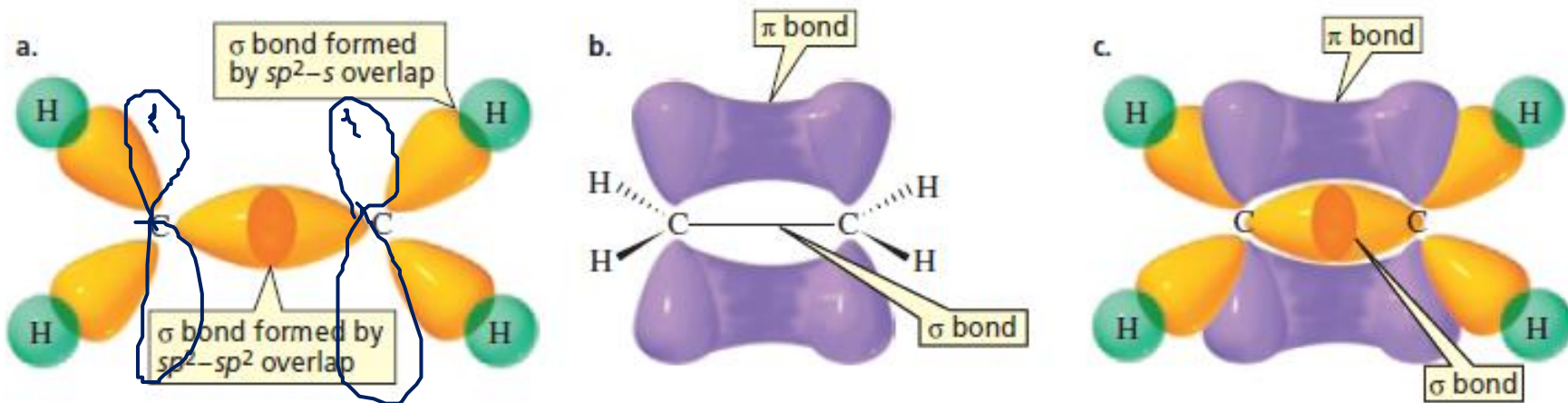


Vista superior

Representação dos orbitais atômicos para o eteno

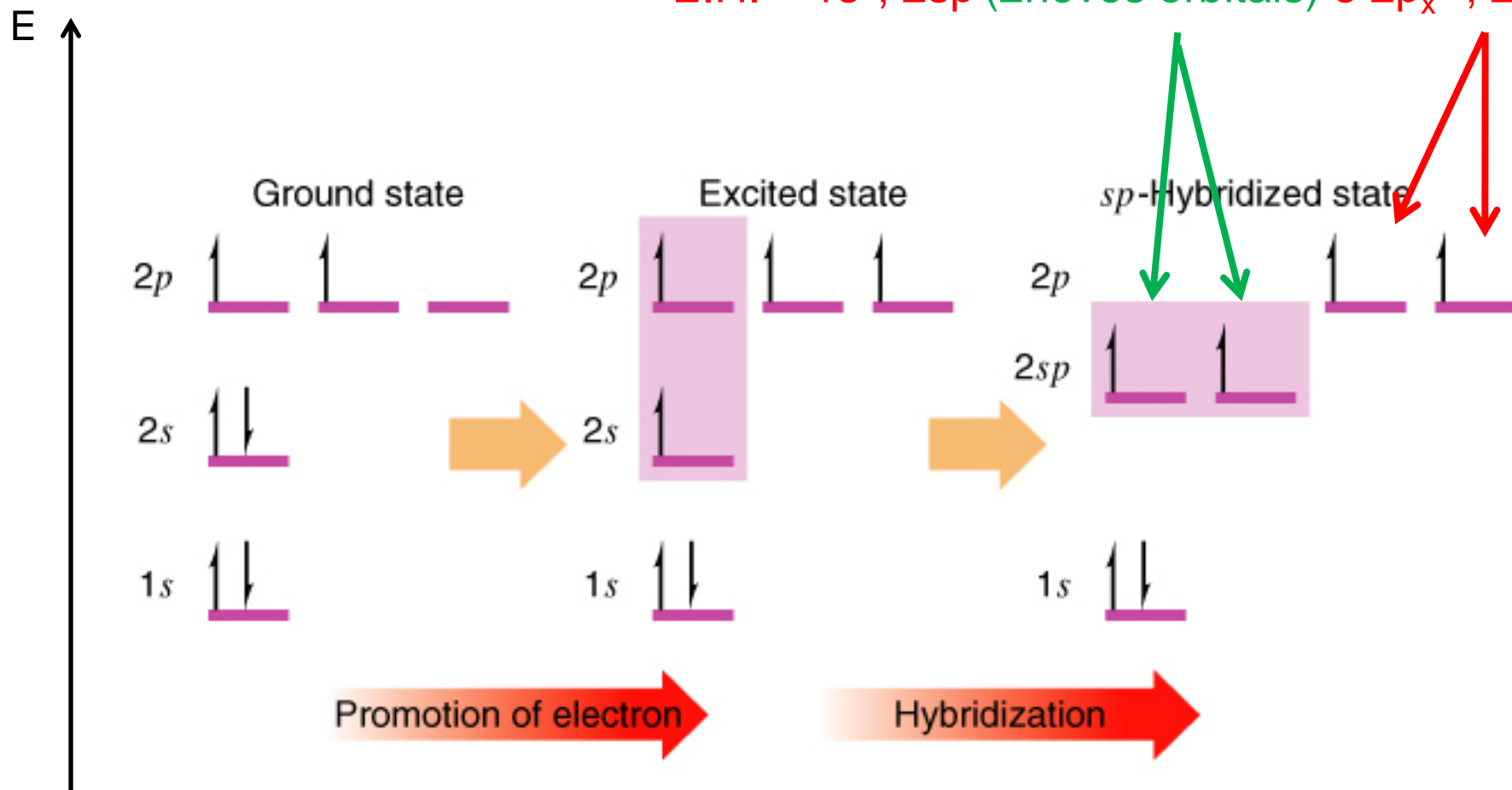
Hibridização sp^2

Repetindo...



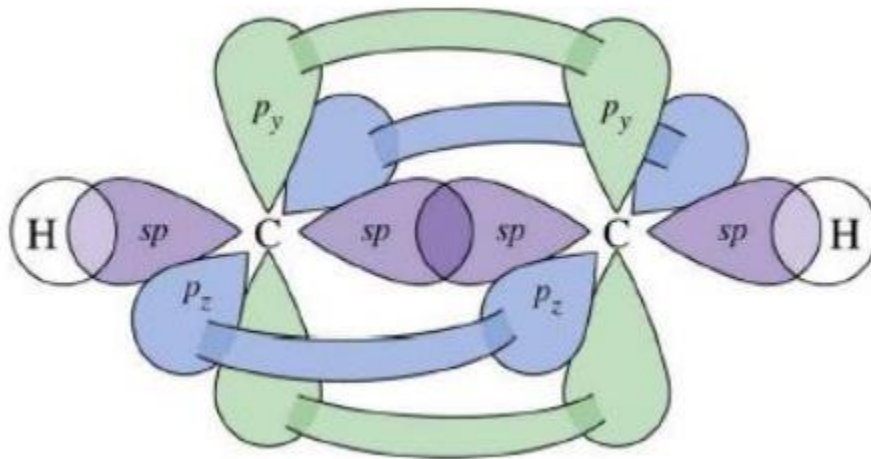
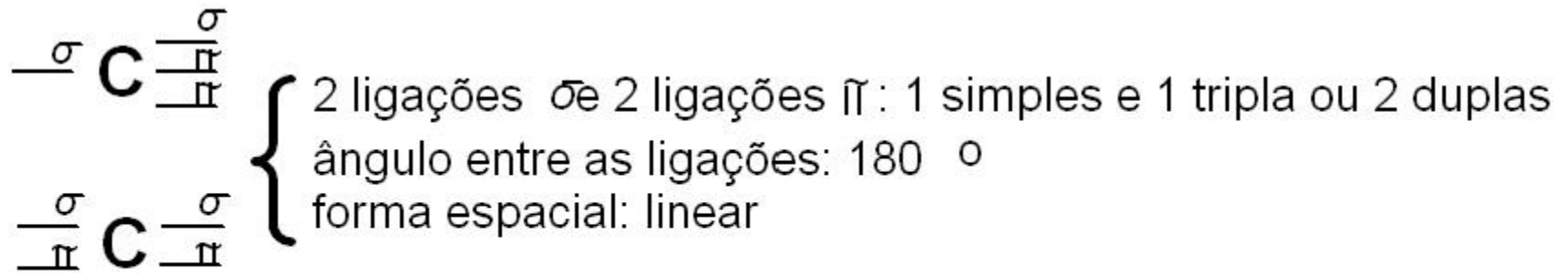
Representação em quadrícula dos orbitais atômicos para o *etino* - *Hibridização sp*

${}^6\text{C}$ = distribuição nos subníveis: E.F. = $1s^2, 2s^2, 2p^2$
 E.E. = $1s^2, 2s^1, 2p^3$
 E.H. = $1s^2, 2sp$ (2 novos orbitais) e $2p_x^1, 2p_y^1$



Representação dos orbitais atômicos para o **etino**

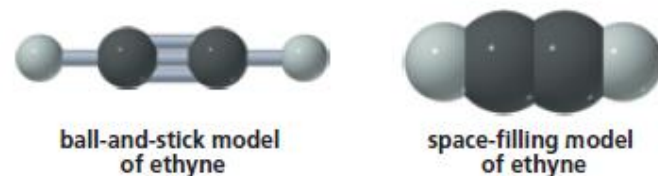
Hibridização *sp*



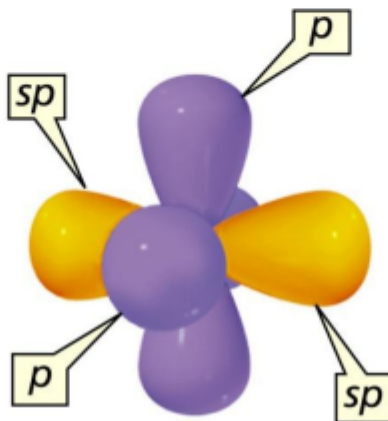
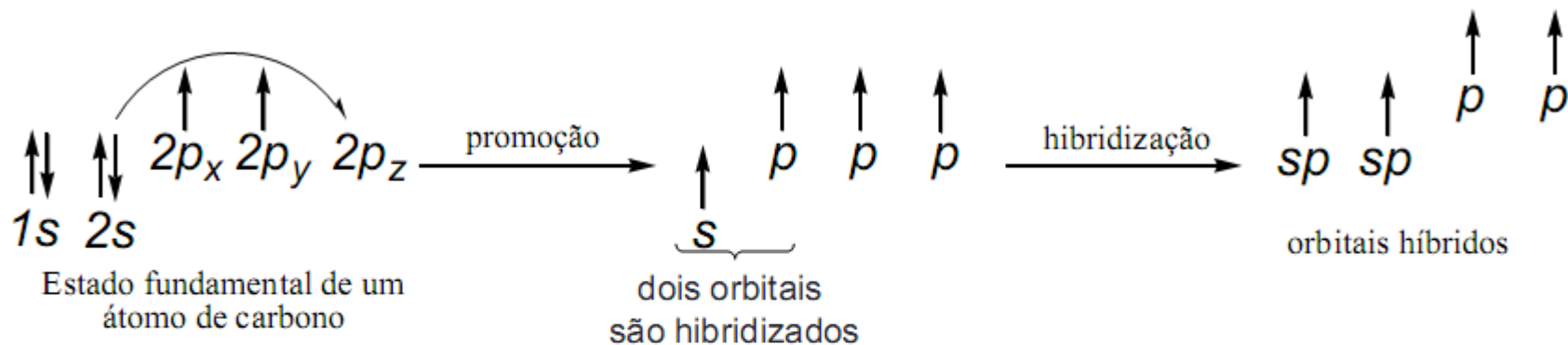
Observe que, neste caso, o carbono deve reservar 2 orbitais p puros (sem hibridizar) para fazer as ligações π .

Representação dos orbitais atômicos para o **etino**

Hibridização sp



O carbono no etino está ligado a dois átomos, de modo que ele hibridiza dois orbitais – um “s” e um “p”.



Representação dos orbitais atômicos para o **etino**

Hibridização *sp*

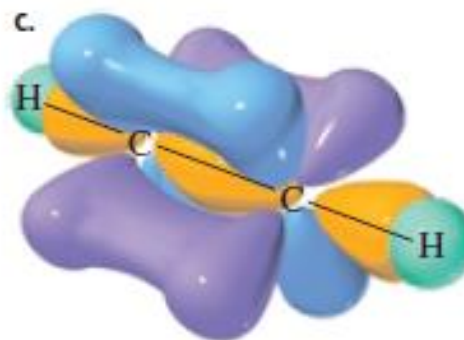
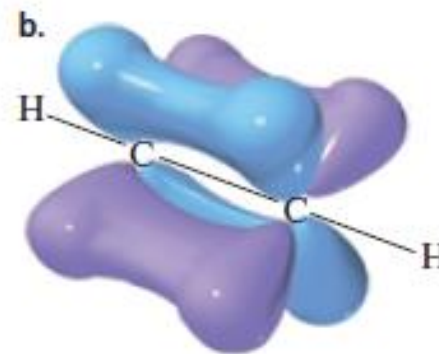
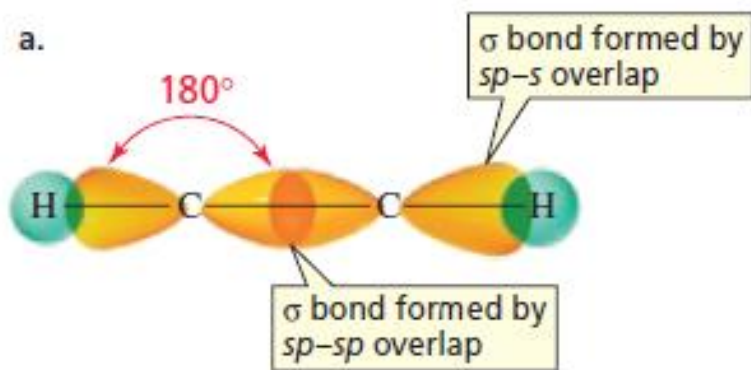
Repetindo...



ball-and-stick model of ethyne



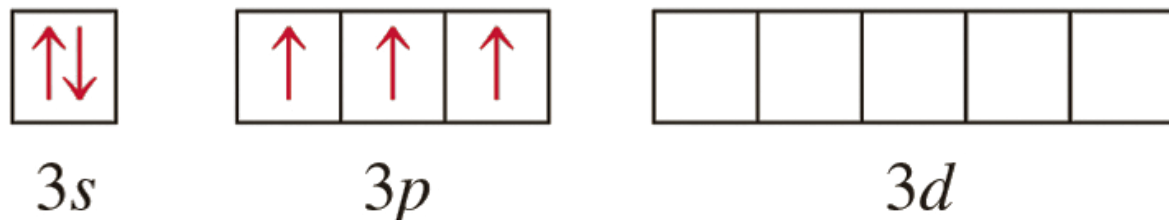
space-filling model of ethyne



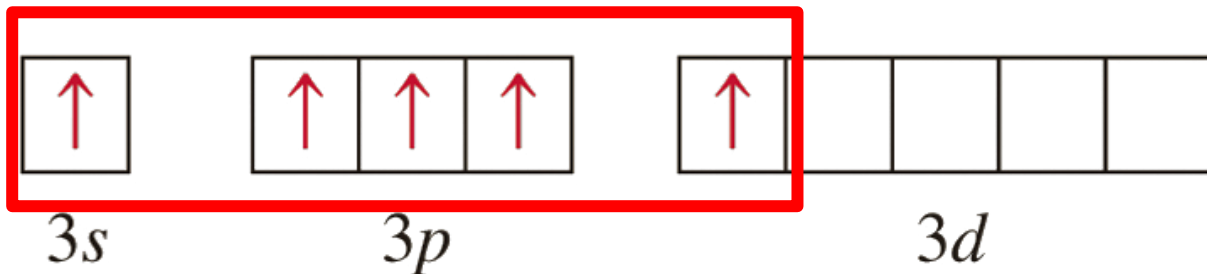
Hibridização do PCl_5 dsp^3

${}_{15}\text{P}$

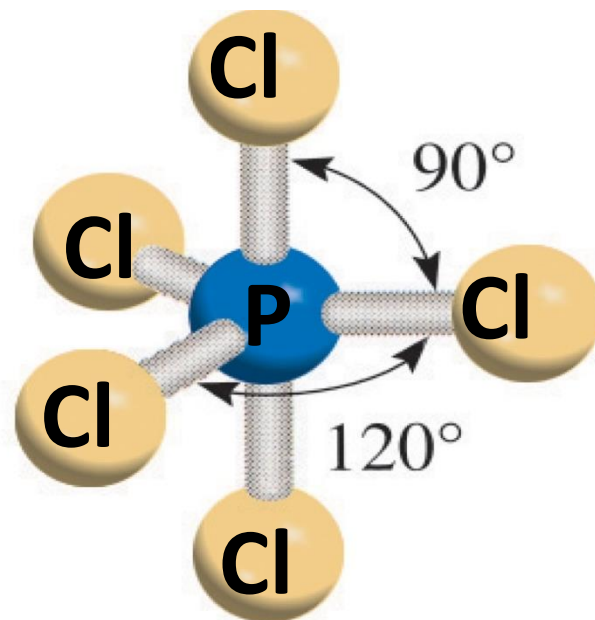
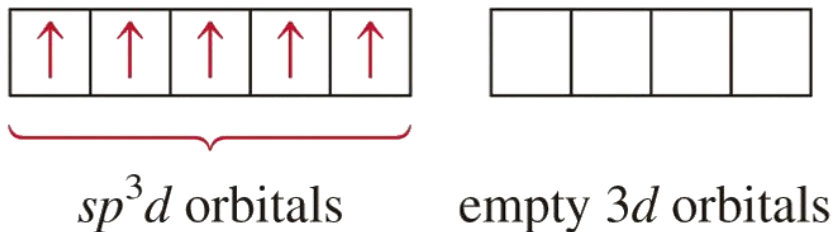
EF = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3, 3d^0$,



EE = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^3, 3d^1$,



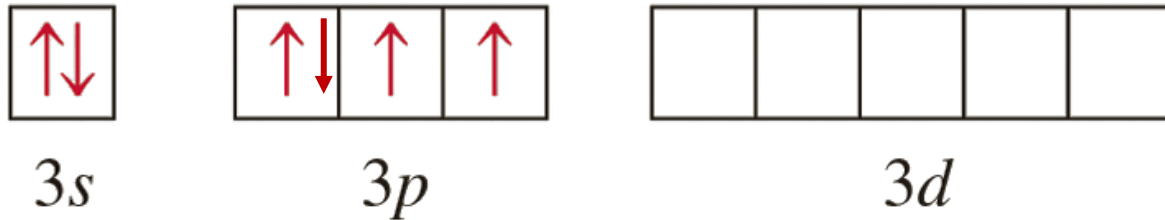
EH = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3sp^3d$ ou $3dsp^3$



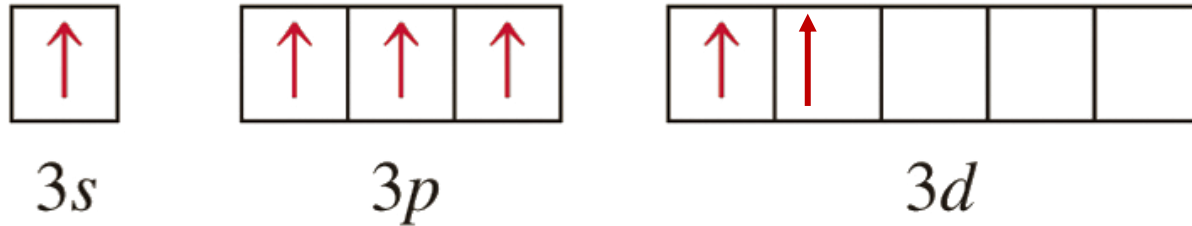
Hidridização do SF₆ **d²sp³**

¹⁶S

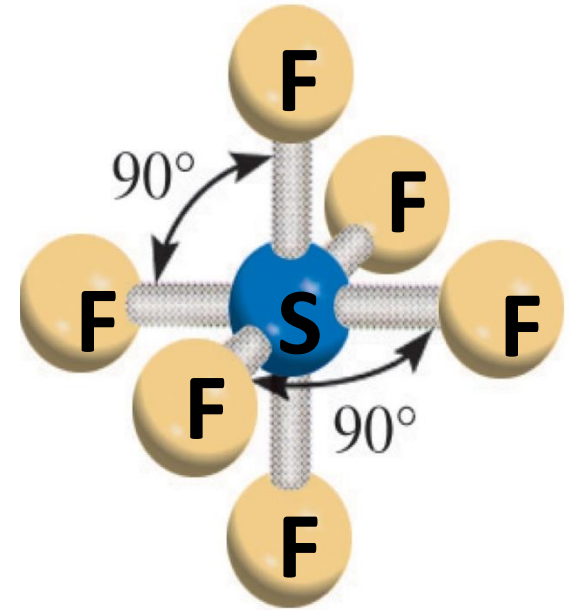
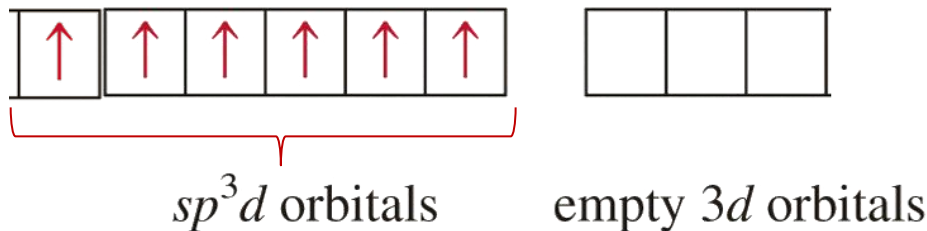
EF = 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁴, 3d⁰,



EE = 1s², 2s², 2p⁶, 3s¹, 3p³, 3d²,



EH = 1s², 2s², 2p⁶, **3sp³d²** ou **3d²sp³**



Bibliografia:

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. Química: A Ciência Central. 9 ed. São Paulo: Editora Pearson Prentice Hall Inc., 2005.

BROWN, Theodore L. et al. **Química: a ciência central.** 13. ed. São Paulo, SP: Pearson, 2016.

Chang R. Goldsby K. Química 11ª edição, Porto Alegre, AMGH, 2013.

MAIA, Daltamir Justino e BIANCHI, J. C. de A. Química geral. 1 ed. São Paulo: Pearson, 2007.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M.; WEAVER, Gabriela C. **Química Geral e Reações Químicas - Vol. 1.** 6 ed. São Paulo: Editora Cengage Learning, 2009.

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente.** 5 ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2012.

BROWN, L.S. e HOLME, T.A.; **Química geral aplicada à engenharia.** Tradução: Maria Lucia Godinho de Oliveira. Revisão técnica: Robson Mendes Matos. São Paulo: Cengage Learning, 2009.

Raymond Chang, Trad. 4.ed. Maria J. F. Rebelo, et. All. **Química Geral - Conceitos Essenciais,** Porto Alegre, AMGH, 2010.