

Prof. Marcus Ennes  
Prof. Felipe Garcia

# Química geral

## UNIDADE 10: Geometria molecular e polaridade de moléculas

As ligações químicas geram moléculas, e algumas dessas moléculas apresentam concentrações diferentes de elétrons ao longo de sua composição. Sabemos que isso ocorre devido a diferença de eletronegatividade entre os átomos constituintes. Destas moléculas, uma parte não consegue anular o vetor gerado pela diferença de eletronegatividade. Chamamos essa parte das moléculas de polares, ou seja, que apresentam polos. As moléculas nas quais o somatório entre os vetores é nulo são chamadas de apolares.

Os estudos introdutórios envolvendo a polaridade das ligações e moléculas surgiram na mesma época em que surgiu a escala de eletronegatividade, no século XX. Não trata-se de uma coincidência, já que o cientista que estudou este assunto é o mesmo que criou a escala, o químico Linus Pauling (1901-1944).

A polaridade permite explicar a afinidade de substâncias em termos de miscibilidade, isto é, o quanto as mesmas podem ser misturadas formando uma única fase. O clássico exemplo da imiscibilidade da água com o óleo consegue ser explicado através da diferença de polaridade entre estas substâncias. Enquanto a água é polar, os óleos são compostos por substâncias apolares.



### Geometria molecular e polaridade de moléculas

Como consequência dos diferentes tipos de interação que os átomos podem realizar, teremos as diferentes propriedades físico químicas dos compostos químicos: uns são solúveis em solventes polares como a água, outros não. Alguns compostos possuem uma enorme facilidade de conduzir corrente elétrica, enquanto outros comportam-se como isolantes.

Porém, não são somente as ligações químicas que são determinantes dessas características, temos também o arranjo espacial adquirido pelas moléculas como de suma importância para a compreensão dessa enorme gama de diferentes propriedades.

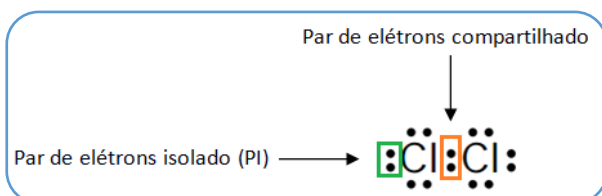
As moléculas assumem diversos formatos como consequência da resultante entre as forças atrativas (as ligações químicas) e as forças repulsivas entre seus átomos e pares eletrônicos constituintes. Chamaremos esses arranjos espaciais de geometrias moleculares. Porém, para que se possa compreender as geometrias moleculares, primeiramente, deve-se entender como funcionam essas forças repulsivas, já que as atrativas foram estudadas anteriormente.

#### Modelo VSEPR

A sigla da teoria “VSEPR”, em inglês: “Valency Shell Electron Pair Repulsion”, que pode ser traduzida para “Teoria de Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência”, é, na verdade, uma regra geral para as possíveis

interações de repulsão que teremos entre os pares de elétrons envolvidos nas ligações (pares ligantes ou pares compartilhados - PC) e os pares eletrônicos que não estão envolvidos nas ligações (não ligantes ou isolados - PI).

Por exemplo, na molécula do gás cloro, podemos observar que há 3 pares de elétrons não ligantes (PI) em cada um dos átomos e 1 par de elétrons ligantes sendo compartilhado entre os dois:



Tendo em vista os tipos de pares eletrônicos existentes, podemos então estabelecer três tipos de repulsões eletrônicas diferentes, que serão colocadas em ordem decrescente de repulsão:



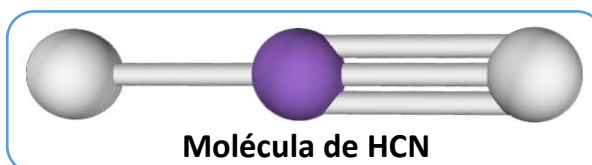
Vale também ressaltar que a intensidade dessas repulsões vai ser analisada nas forças existentes entre o átomo central e as ligações que o cercam, isto é, basta nos importarmos com os pares de elétrons livres presentes no átomo central da molécula. Os elétrons não ligantes (pares isolados) dos átomos periféricos (ligados ao átomo central) não serão relevantes, por ora, para a determinação da geometria molecular.

Como consequência das diferentes forças repulsivas entre os átomos presentes nas moléculas covalentes, teremos os possíveis formatos adotados pelas moléculas, que serão chamados de geometrias moleculares.

## Geometrias moleculares

### Linear (digonal)

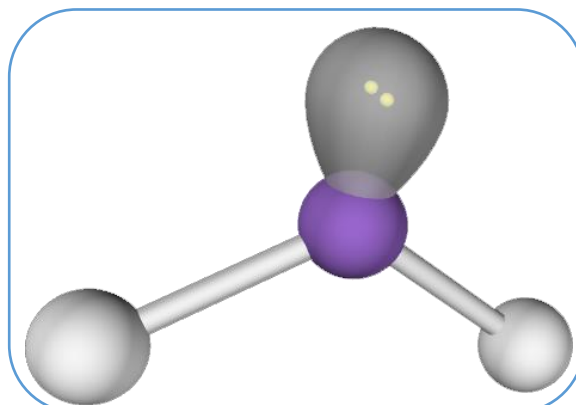
Geralmente quando possuímos moléculas diatômicas ou moléculas triatômicas nas quais não há sobra de pares de elétrons isolados no átomo central. Exemplos:  $\text{HCl}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{HCN}$ .



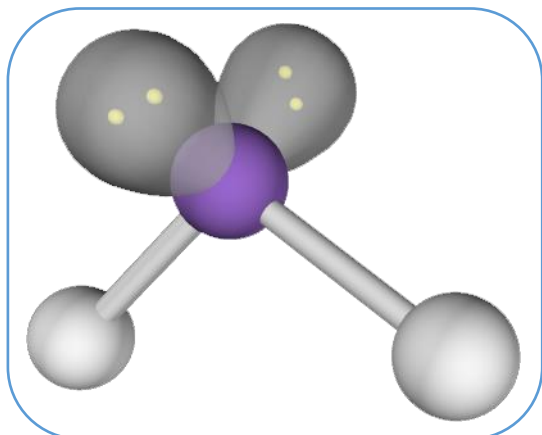
Podemos afirmar que toda molécula diatômica será linear. Porém, quando a molécula for triatômica e seu elemento central não possuir pares de elétrons livres após a realização de todas as ligações interatômicas, a molécula em questão será linear.

### Angular

Trata-se de uma distorção da geometria linear. A presença de pelo menos um par de elétrons isolados no átomo central da molécula em questão já será suficiente para distorcer o arranjo espacial, dando à molécula o formato de composto de geometria angular. Observe a figura, que representa um arranjo angular, com o átomo central tendo 2 elétrons não ligantes:

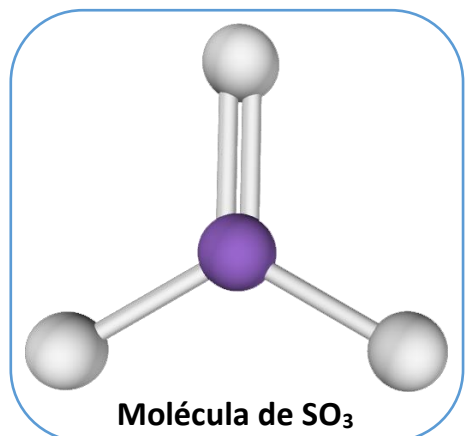
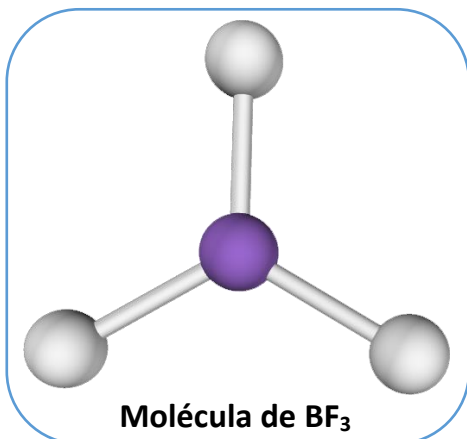


Podemos citar como exemplo a molécula de água ( $H_2O$ ), que adotará a geometria em questão.



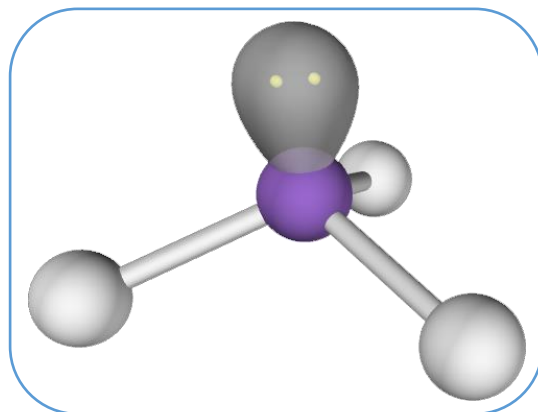
## Trigonal plana ou trigonal planar

A geometria trigonal, conhecida também como trigonal plana ou trigonal planar, será o formato resultante quando o átomo central, sem nenhum par de elétrons isolados, possuir 3 ligantes conectados a si. Como exemplo temos o fluoreto de boro ( $BF_3$ ) e o anidrido sulfúrico ( $SO_3$ ):



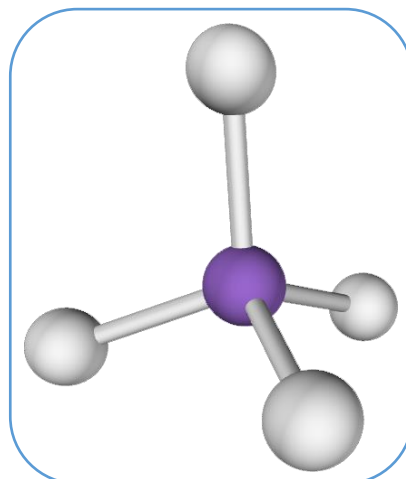
## Piramidal

Basta que acrescentemos um par de elétrons no átomo central de uma molécula trigonal para que as repulsões PI-PC tornem-se mais fortes que as repulsões PC-PC existentes na molécula trigonal. Assim, teremos um arranjo espacial que lembra uma pirâmide de base triangular, chamado piramidal. Temos como exemplo a molécula da amônia ( $NH_3$ ):



## Tetraédrica

A geometria tetraédrica pode ser compreendida se substituirmos o par de elétrons não ligantes do átomo central da geometria piramidal por uma ligação com um outro elemento químico. Neste caso não temos elétrons livres no elemento central. Podemos citar como exemplo o metano ( $CH_4$ ).



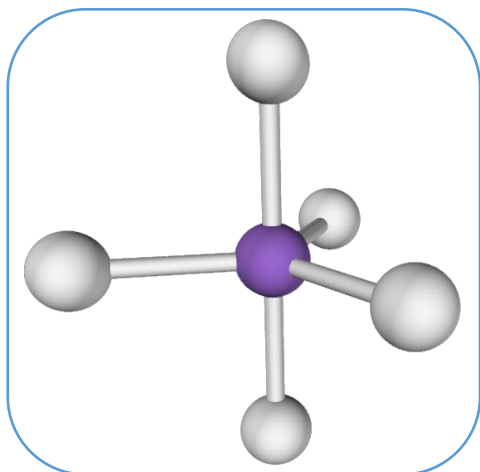
## Casos menos comuns

As cinco primeiras geometrias vistas são as mais simples e também as mais recorrentes. Há também outras geometrias um pouco menos abordadas no ensino médio, mas, que

valem muito uma análise por serem mais complexas e fugirem um pouco à teoria do octeto.

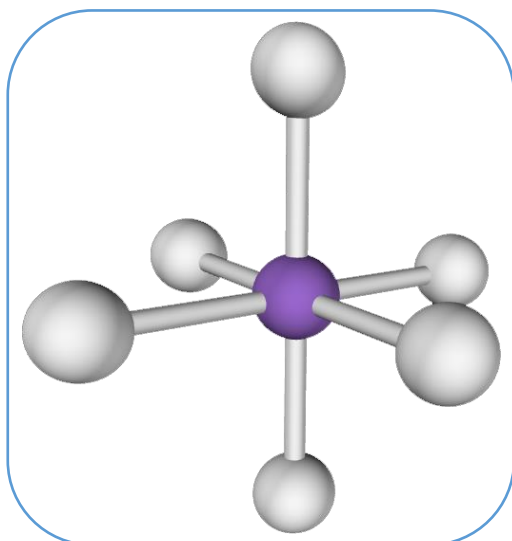
## Bipirâmide trigonal

A geometria em questão pode ser entendida se adicionarmos mais um ligante ao átomo central de uma molécula tetraédrica. Já que não há pares de elétrons livres no átomo central, esse novo ligante irá exercer uma repulsão sobre os outros átomos, gerando um novo arranjo estrutural. Como exemplo de podemos citar o pentacloreto de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ):



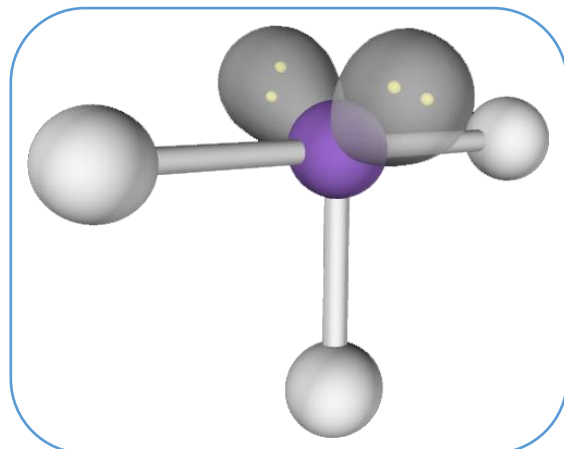
## Bipirâmide de base quadrada (octaédrica)

Podemos construir a geometria octaédrica adicionando mais um ligante ao átomo central de uma molécula Bipiramidal trigonal e, assim, obter o formato de um octaedro. Exemplo: hexafluoreto de enxofre ( $\text{SF}_6$ )



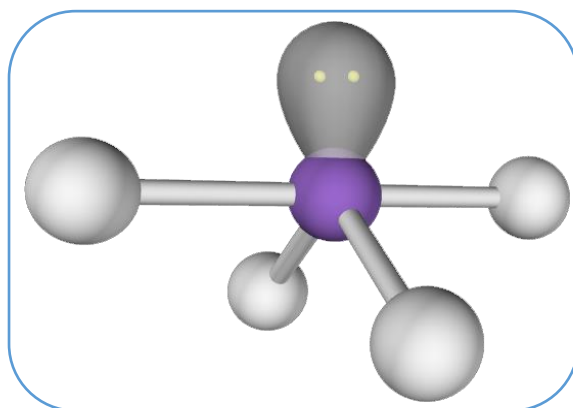
## Forma T

A geometria em forma T será obtida quando tivermos 3 ligantes conectados ao átomo central mas ainda assim restarem 2 pares eletrônicos não ligantes conectados ao átomo central. Como exemplo podemos citar a molécula do trifluoreto de cloro ( $\text{ClF}_3$ ):



## Gangorra

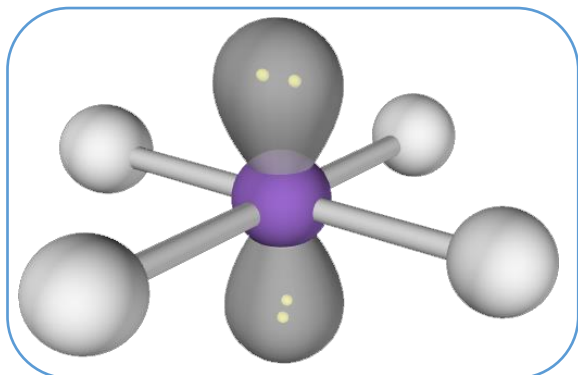
Moléculas com essa geometria são bastante raras e podem ser entendidas a partir de uma geometria tetraédrica. Ao adicionarmos um par de elétrons não ligantes à uma molécula tetraédrica, teremos uma nova repulsão existente além das repulsões PC-PC, as repulsões PI-PC, que irão gerar o formato em questão. Podemos citar o tetrafluoreto de enxofre ( $\text{SF}_4$ ) como exemplo:



## Quadrática plana (quadrado planar)

Moléculas com essa geometria são também bastante raras e, geralmente, são formadas com gases nobres sendo os elementos centrais. A molécula irá adquirir um formato quadrático plano quando houverem

quatro ligantes e dois pares eletrônicos livres no átomo central. Temos o tetrafluoreto de xenônio ( $\text{XeF}_4$ ) como exemplo deste tipo de geometria:



## Determinando a polaridade das moléculas

Para determinarmos se uma molécula é polar ou apolar, precisamos fazer uma análise em cima de sua fórmula espacial, isto é, uma análise vetorial em cima de sua estrutura. Para isso, seguiremos o seguinte passo a passo:

- 1) Determinar o átomo central (Sempre o que está em menor quantidade e faz mais ligações);
- 2) Montar a fórmula eletrônica (Lewis);
- 3) Determinar a geometria molecular;
- 4) Fazer a análise da resultante do somatório dos vetores (momento dipolar), onde:

- **Momento dipolar resultante = 0:** Molécula apolar

- **Momento dipolar resultante  $\neq 0$ :** Molécula polar

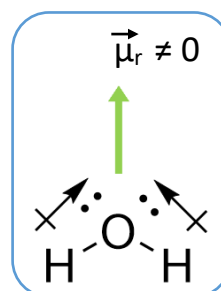
Para que a polaridade de uma molécula possa ser determinada, deve-se realizar uma análise vetorial sobre cada uma das ligações constituintes, onde será adicionado um vetor apontando sempre pro átomo mais eletronegativo de cada ligação. Caso os átomos sejam do mesmo elemento, não haverá vetor.

A análise vetorial deve ser realizada da seguinte forma:

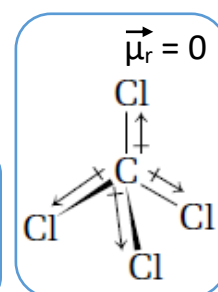
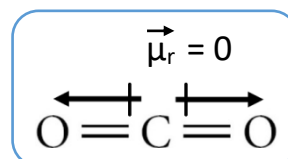
- 1) Analisar ligação por ligação e determinar o caráter de cada uma como ligação polar ou apolar. Quando a ligação for polar, devemos

colocar um vetor apontando pro átomo mais eletronegativo. Quando a ligação for apolar, não há necessidade de se colocar nenhum vetor.

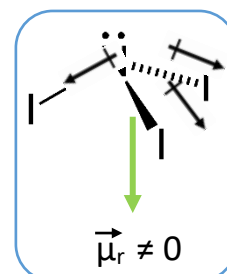
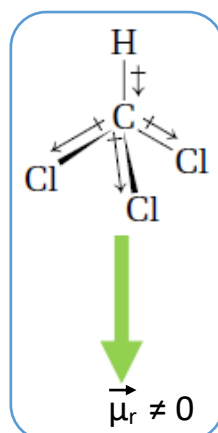
2) Estabelecidos os vetores, deve-se realizar a soma de todos a fim de se achar o vetor resultante, também conhecido como momento dipolar resultante ( $\vec{\mu}_r$ ). Se após o somatório de todos os vetores das ligações houver um vetor resultante diferente de zero, iremos classificar a molécula como polar. Se a resultante da soma dos vetores for nula, iremos classificar a molécula como apolar. Observe os exemplos:



Neste primeiro exemplo temos a molécula de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), que apresenta uma resultante diferente de zero, e portanto é polar.



No segundo e terceiro exemplos temos as moléculas do gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) e do tetracloreto de carbono ( $\text{CCl}_4$ ), que apresentam uma resultante nula, sendo portanto apolares.



Nos últimos dois exemplos, clorofórmio ( $\text{CHCl}_3$ ) e triiodeto de nitrogênio ( $\text{NI}_3$ ) observamos a formação de uma resultante diferente de zero, portanto trata-se de moléculas polares.

## NOTAS:



## ATIVIDADES PROPOSTAS

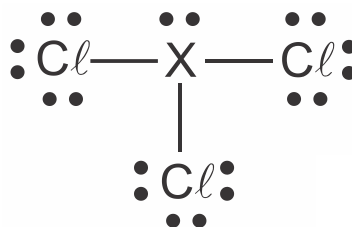
1) O  $\text{SiCl}_4$ , o  $\text{BeBr}_2$  e o  $\text{I}_3^-$  apresentam, respectivamente, os seguintes tipos de geometria molecular:

Dados: Números atômicos (Z)

Si: Z = 14; Cl: Z = 17; Be: Z = 4; Br: Z = 35; I: Z = 53.

- tetraédrica, linear e angular
- pirâmide trigonal, linear e linear
- angular, angular e angular
- tetraédrica, linear e linear

2) Considere a estrutura de Lewis de um tricloreto. São feitas as seguintes afirmações a respeito da estrutura geométrica da molécula e a possível identidade do átomo X:



- A molécula adota uma estrutura trigonal plana, com ângulo de ligação Cl-X-Cl maior ou igual a  $120^\circ$ ;
- A molécula adota uma estrutura tetraédrica, com ângulo de ligação Cl-X-Cl maior que  $109,5^\circ$ ;
- O átomo "X" pode ser o nitrogênio, preservando a geometria molecular;
- O átomo "X" pode ser o boro, preservando a geometria molecular.

Assinale a opção que contém a(s) afirmação(ões) CORRETA(S):

Dados: B (Z = 5); N (Z = 7).

- Apenas I
- Apenas I e IV
- Apenas II e III
- Apenas II e IV
- Apenas III

3) Analise o quadro.

Substância	Fórmula	Geometria molecular
Amônia	NH <sub>3</sub>	trigonal piramidal
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	linear
Dióxido de enxofre	SO <sub>2</sub>	angular
Tetracloro de carbono	CCl <sub>4</sub>	tetraédrica

De acordo com o quadro, as substâncias constituídas por moléculas apolares que apresentam ligações polares são

- amônia e tetracloro de carbono.
- dióxido de carbono e tetracloro de carbono.
- dióxido de carbono e dióxido de enxofre.
- amônia e dióxido de enxofre.
- dióxido de enxofre e tetracloro de carbono.

4) Por terem camada de valência completa, alta energia de ionização e afinidade eletrônica praticamente nula, considerou-se por muito tempo que os gases nobres não formariam compostos químicos. Porém, em 1962, foi realizada com sucesso a reação entre o xenônio (camada de valência 5s<sup>2</sup> 5p<sup>6</sup>) e o hexafluoreto de platina e, desde então, mais compostos novos de gases nobres vêm sendo sintetizados. Tais compostos demonstram que não se pode aceitar acriticamente a regra do octeto, na qual se considera que, numa ligação química, os átomos tendem a adquirir estabilidade assumindo a configuração eletrônica de gás nobre. Dentre os compostos conhecidos, está o tetrafluoreto de xenônio, no qual quatro átomos do halogênio flúor (camada de valência 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>) se ligam covalentemente ao átomo de gás nobre.

A geometria molecular do composto de xenônio citado é do tipo

- tetraédrica.
- octaédrica.
- quadrática plana.
- pirâmide de base quadrada.
- forma de T.

5) Considerando a geometria molecular de algumas moléculas e íons, assinale a alternativa que lista apenas as espécies com geometria trigonal plana.

- CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>
- O<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>
- NH<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>
- SO<sub>3</sub>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, BF<sub>3</sub>

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A letra da música "Buraco de Ozônio", de Duzão Mortimer.

Há um buraco de ozônio sobre sua cabeça,  
 Este ninguém pode tapar,  
 Ele pode impedir que as crianças cresçam,  
 Ele pode te matar.  
 Clorofluorcarbono, destruindo a camada de ozônio.  
 O efeito estufa vai fazer você boiar,  
 Nas águas da calota polar,  
 Queimando a floresta tropical,  
 Ou o petróleo na capital.  
 A gente produz um certo gás,  
 Aparentemente normal,  
 Mas quando se acumula em excesso,  
 Ele pode ser fatal.  
 Isocianato de metila...  
 Césio 137...  
 Monóxido de carbono...  
 Dióxido de enxofre...  
 Mercúrio...  
 Arsênio...  
 Pois a terra não aguenta tanto lixo,  
 Combustão e desperdício.

6) Qual a geometria molecular dos seguintes gases, citados na música: clorofluorcarbono (por exemplo, (CFCl<sub>3</sub>)), monóxido de carbono (CO) e dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>)?

Dados: Números Atômicos – C = 6; F = 9; Cl = 17; O = 8; S = 16.

- Linear, Angular e Tetraédrica
- Bipiramidal, Angular e Linear
- Trigonal Plana, Bipiramidal e Piramidal
- Tetraédrica, Linear e Angular
- Angular, Linear e Trigonal Plana

7) Assinale a alternativa que apresenta compostos químicos que possuam geometria molecular, respectivamente, linear, trigonal plana e piramidal.

Dados: número atômico (Z) H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9 e S = 16.

- a) H<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub> e CH<sub>4</sub>.
- b) CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub> e NH<sub>3</sub>.
- c) CH<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub> e HF.
- d) CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub> e NH<sub>3</sub>.
- e) H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub> e HF.

8) Os raios que ocorrem na atmosfera e a queima de combustíveis derivados do petróleo contendo hidrocarbonetos e compostos de enxofre (mercaptanas) contribuem para a produção de várias substâncias, dentre as quais pode-se destacar: CO<sub>2</sub>, CO, H<sub>2</sub>O, NO, SO<sub>2</sub> e até mesmo, em pequenas quantidades, NO<sub>2</sub> e SO<sub>3</sub>. Algumas destas emissões são, em parte, responsáveis pelo aumento do efeito estufa e pela formação da chuva ácida.

Sobre a geometria das moléculas, considere as afirmativas a seguir.

I. A molécula do CO<sub>2(g)</sub> é linear, porque o átomo central não possui pares de elétrons disponíveis.

II. A molécula H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> é angular, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.

III. A molécula do SO<sub>2(g)</sub> é angular, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.

IV. A molécula do SO<sub>3(g)</sub> é piramidal, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.

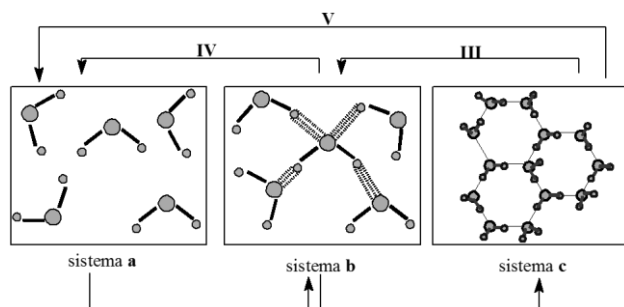
Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I e III.
- b) I e IV.
- c) II e IV.
- d) I, II e III.
- e) II, III e IV.

9) As interações entre os íons produzem aglomerados, com formas geométricas definidas, denominados retículos cristalinos, característicos dos sólidos iônicos. Por outro lado, as moléculas surgem do compartilhamento de elétrons entre os átomos, que as constituem e apresentam geometrias próprias. Considerando as moléculas de dióxido de carbono, de trióxido de enxofre, de água, de amônia e de tetracloreto de carbono, é correto afirmar que suas respectivas geometrias moleculares são:

- a) angular; piramidal; angular; trigonal; bipirâmide trigonal.
- b) trigonal; linear; piramidal; angular; tetraédrica.
- c) linear; piramidal; angular; trigonal; tetraédrica.
- d) linear; trigonal; angular; piramidal; tetraédrica.
- e) angular; linear; piramidal; tetraédrica; tetraédrica.

10) O modelo abaixo representa processos de mudanças de estado físico para uma substância pura.



De acordo com a representação geométrica utilizada no modelo acima, é correto afirmar que a substância envolvida nas mudanças de estado físico é:

- a) H<sub>2</sub>O
- b) CO<sub>2</sub>
- c) HClO
- d) HCN
- e) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



11) A emissão de substâncias químicas na atmosfera, em níveis elevados de concentração, pode causar danos ao ambiente. Dentre os poluentes primários, destacam-se os gases  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$  e  $\text{CH}_4$ . Esses gases, quando confinados, escapam lentamente, por qualquer orifício, por meio de um processo chamado efusão.

A molécula que apresenta geometria tetraédrica é:

- a)  $\text{CO}_2$
- b)  $\text{SO}_2$
- c)  $\text{CO}$
- d)  $\text{CH}_4$
- e)  $\text{XeF}_4$

12) Relacione a fórmula, forma geométrica e polaridade a seguir, assinalando a opção CORRETA:

Fórmula	Forma Geométrica	Polaridade
a) $\text{CO}_2$	linear	polar
b) $\text{CCl}_4$	tetraédrica	polar
c) $\text{NH}_3$	piramidal	apolar
d) $\text{BeH}_2$	linear	apolar

13) Sejam dadas as seguintes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{BCl}_3$  e  $\text{CCl}_4$ .

As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:

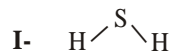
- a) angular, linear, trigonal, tetraédrica
- b) angular, trigonal, linear, tetraédrica
- c) angular, linear, piramidal, tetraédrica
- d) trigonal, linear, angular, tetraédrica
- e) angular, linear, trigonal e piramidal

14) A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações.

Consulte a Tabela Periódica e assinale a opção que apresenta, corretamente, os compostos  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{H}_2\text{Se}$  em ordem crescente de polaridade.

- a)  $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{S}$
- b)  $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se}$
- d)  $\text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S}$
- e)  $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O}$

15) Considere as seguintes estruturas:



Correspondem a moléculas polares:

- a) I e II
- b) I e III
- c) II e III
- d) II e IV
- e) III e IV

16) Na escala de eletronegatividade, temos:

Li	H	Br	N	O
1,0	2,1	2,8	3,0	3,5

Esses dados permitem afirmar que, entre as moléculas a seguir, a mais polar será:

- a)  $\text{O}_{2(g)}$
- b)  $\text{LiBr}_{(g)}$
- c)  $\text{NO}_{(g)}$
- d)  $\text{HBr}_{(g)}$
- e)  $\text{Li}_{2(g)}$

17) Sejam as substâncias:

- I. água ( $\text{H}_2\text{O}$ )
- II. álcool metílico ( $\text{CH}_4\text{O}$ )
- III. sulfeto de carbono ( $\text{CS}_2$ )
- IV. tetracloreto de carbono ( $\text{CCl}_4$ )

Orientam-se sob influência de um campo elétrico externo as moléculas:

- a) apenas II e IV
- b) nenhuma

- c) somente I e II
- d) todas.
- e) apenas I.

18) O gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) apresenta:

- a) quatro ligações covalentes comuns polares e molécula apolar.
- b) quatro ligações covalentes comuns polares e molécula polar.
- c) quatro ligações covalentes comuns apolares e molécula apolar.
- d) quatro ligações covalentes comuns apolares e molécula polar.
- e) quatro ligações covalentes dativas e molécula apolar.

19) Assinale a alternativa onde só aparecem moléculas apolares.

- a)  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2$ ;
- b)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CH}_4$  e  $\text{HCl}$ ;
- c)  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BCl}_4$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{BeH}_2$ ;
- d)  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{O}_3$ ;
- e)  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$

20) Indique a molécula apolar com ligações polares:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{HCl}$
- c)  $\text{O}_2$
- d)  $\text{CH}_4$
- e)  $\text{CHCl}_4$

21) Substâncias de mesma polaridade tendem a interagir de maneira mais efetiva. Com base nesta regra, indique como será a mistura resultante após a adição de bromo ( $\text{Br}_2$ ) à mistura inicial de tetracloreto de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

- a) Homogênea, com o bromo se dissolvendo completamente na mistura.
- b) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas no  $\text{CCl}_4$ .
- c) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas na  $\text{H}_2\text{O}$ .
- d) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente no  $\text{CCl}_4$ .

e) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente na  $\text{H}_2\text{O}$ .

22) A molécula apolar que apresenta ligações covalentes polares é:

- a)  $\text{Cl}_2$
- b)  $\text{CO}$
- c)  $\text{NH}_3$
- d)  $\text{O}_3$
- e)  $\text{CCl}_4$



## GABARITOS

1) D

2) E

3) B

4) C

5) E

6) D

7) B

8) D

9) D

10) A

11) D

12) D

13) A

14) E

15) B

16) B

17) C

18) A

19) C

20) D

21) D

22) E