


Geometria molecular, polaridade e forças intermoleculares

Resumo

Teoria da repulsão dos pares eletrônicos

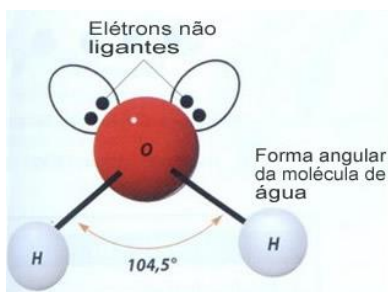
A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos de Valência (TRPEV) → Força de repulsão entre os pares eletrônicos ligantes ou não, do átomo central. Eles tendem a manter a maior distância possível entre si, porém, as forças de repulsão eletrônica não são suficientes para que a ligação entre os átomos seja rompida, logo, podemos observar essa distância no ângulo formado entre eles.

Tipos de nuvens eletrônicas

Uma nuvem eletrônica pode corresponder a:	
uma ligação simples: —	 1 nuvem eletrônica
uma ligação dupla: =	
uma ligação tripla: ≡	
um par de elétrons não ligantes: ••	

Possibilidades de correspondência de uma nuvem eletrônica

Exemplo:



Geometria Molecular

Na determinação da geometria de uma molécula devemos seguir alguns passos, são eles:

- Determinar o átomo central, geralmente, O elemento em menor quantidade tende a ser o elemento central na estrutura do composto;
- Determinar o número de elétrons na camada de valência dos átomos participantes;
- Determinar as ligações, mostrando os pares de elétrons ligantes e não ligantes.
- Determinar se há ou não repulsão entre os pares de elétrons ligantes e não ligantes para formação da geometria molecular.

a) Linear

Formada por molécula triatômicas, onde o elemento central **não possui** par de elétrons não ligantes sobrando.

Ex.: BeH_2



OBS: Toda substância com 2 elementos tem geometria linear e não existe átomo central.

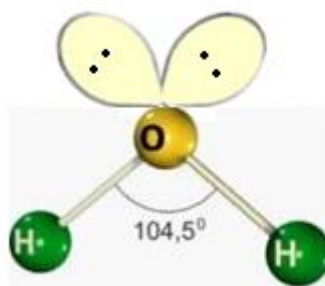
Ex.: HCl



b) Angular

Formada por moléculas que possuem 2 átomos ligados ao elementos central, onde o elemento central **possui** par de elétrons não ligantes sobrando.

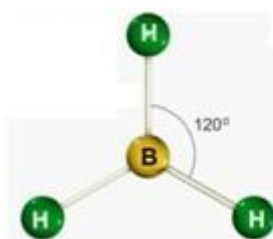
Ex.: H_2O



c) Trigonal plana

Formada por moléculas que possuem 3 átomos ligados ao elementos central, onde o elemento central **não possui** par de elétrons não ligantes sobrando.

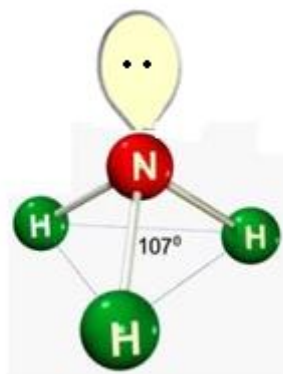
Ex.: BF_3



d) Piramidal

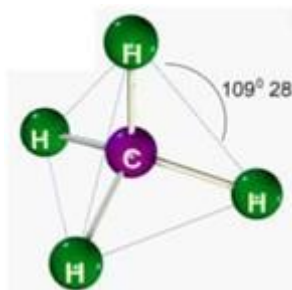
Formada por moléculas que possuem 3 átomos ligados ao elemento central, onde o elemento central **possui** par de elétrons não ligantes sobrando causando repulsão.

Ex.: NH_3

**e) Tetraédrica**

Formada por moléculas que possuem 4 átomos ligados ao elemento central, onde o elemento central **não possui** par de elétrons não ligantes sobrando.

Ex.: CH_4

**Polaridade****Polaridade das ligações**

Ligação iônica: Nas ligações iônicas, a transferência de elétrons é definitiva, formação de cátions(positivo) e ânions(negativo). As ligações iônicas são sempre POLARES.



Ligação Covalente: Nas ligações formadas por átomos com a mesma eletronegatividade, não há formação de polos pois essa diferença é igual a zero. **Formando ligação covalente apolar.**

Exemplo: Cl_2

$$(\text{Cl} - \text{Cl}) \rightarrow \Delta\text{en} = 3,0 - 3,0 \rightarrow \Delta\text{en} = 0$$

Nas ligações formadas por átomos com diferentes eletronegatividades, há formação de polos pois essa diferença é diferente de zero. **Formando ligação covalente polar.**

Exemplo: HBr

$$(\text{H} - \text{Br}) \rightarrow \Delta\text{en} = 2,8 - 2,1 \rightarrow \Delta\text{en} = 0,7$$

Polaridade das moléculas

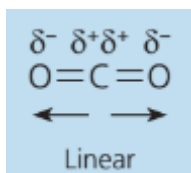
As moléculas podem ser classificadas em moléculas polares e apolares, dependendo do vetor de momento dipolo ($\vec{\mu}$) da molécula ser anulado ou não.

- Molécula apolar: $\vec{\mu} = 0$
- Molécula polar: $\vec{\mu} \neq 0$

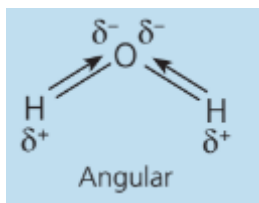
Exemplo:

CO_2

Os vetores possuem a mesma diferença de eletronegatividade por serem entre os mesmos elementos, e possuem a mesma direção e sentidos opostos, fazendo com que se anulem e o momento dipolo ($\vec{\mu}$) seja igual a zero.

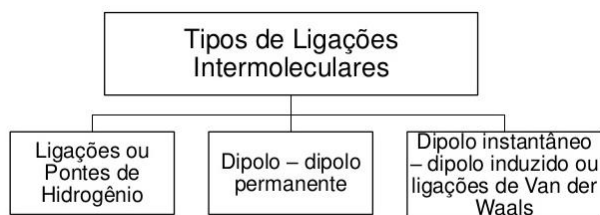


H_2O

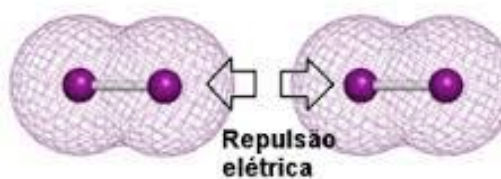


O oxigênio da água possui dois pares de elétrons que não se ligam a nada, logo esses pares empurram as ligações O-H para baixo, formando assim um ângulo entre eles, os vetores não se anulam como na molécula de CO_2 . O momento dipolo ($\vec{\mu}$) nesse caso é diferente de zero.

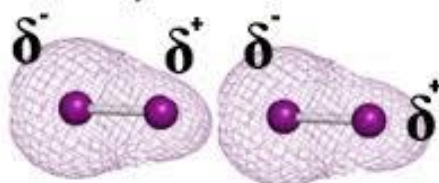
Forças intermoleculares



Moléculas apolares de I_2 :



Dipolo induzido:

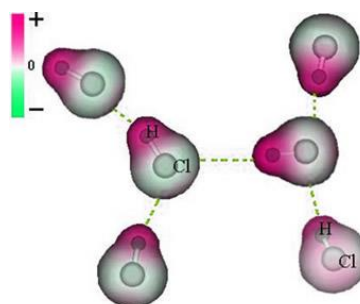


Dipolo induzido-dipolo induzido, van der Waals ou dipolo-induzido → Ocorre nas moléculas **apolares**.

Ex: H_2 , O_2 , CO_2

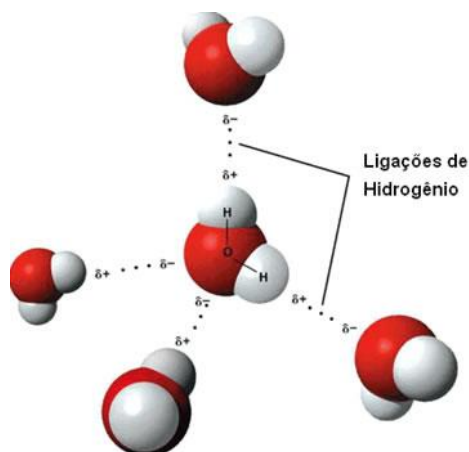
Dipolo permanente-dipolo permanente ou dipolo-dipolo → Ocorre nas moléculas **polares**.

Ex: HCl , HBr , HI , H_2S

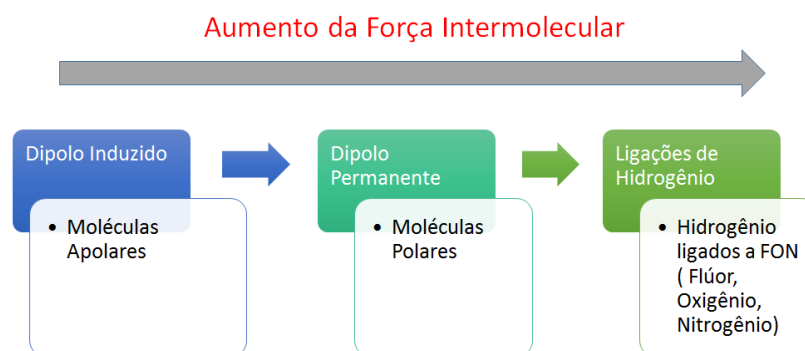


Ligação de Hidrogênio → Antes essa força era chamada de ponte de hidrogênio. As ligações de hidrogênio são atrações intermoleculares fortíssimas que ocorrem entre moléculas polares que apresentam ligações do Hidrogênio com átomos muito eletronegativos como o Flúor, Oxigênio e Nitrogênio.

Ex: HF, NH₃, H₂O



PSIU!!



O aumento da força é proporcional aos pontos de fusão e ebulição dos compostos.

PSIU!!

Ligação Íon-dipolo

A interação íon-dipolo envolve um íon e uma molécula polar, de forma que as cargas que possuam caráter atrativo se aproximam. Portanto, quanto maior a carga do íon relativamente ao dipolo, maior a intensidade da ligação (melhor será a atração).

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. Compostos contendo enxofre estão presentes, em certo grau, em atmosferas naturais não poluídas, cuja origem pode ser: decomposição de matéria orgânica por bactérias, incêndio de florestas, gases vulcânicos etc. No entanto, em ambientes urbanos e industriais, como resultado da atividade humana, as concentrações desses compostos são altas. Dentre os compostos de enxofre, o dióxido de enxofre (SO_2) é considerado o mais prejudicial à saúde, especialmente para pessoas com dificuldade respiratória.

Adaptado de BROWN, T.L. et al, *Química: a Ciência Central*. 9ª ed, Ed. Pearson, São Paulo, 2007.

Em relação ao composto SO_2 e sua estrutura molecular, pode-se afirmar que se trata de um composto que apresenta

Dado: número atômico S = 16; O = 8.

- a) ligações covalentes polares e estrutura com geometria espacial angular.
 - b) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial linear.
 - c) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial trigonal plana.
 - d) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial piramidal.
 - e) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial linear.
2. 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_2O , SO_3 e CH_4 .
- b) CO_2 , SO_3 e NH_3 .
- c) CH_4 , SO_2 e HF .
- d) CO_2 , SO_2 e NH_3 .
- e) H_2O , SO_2 e HF .

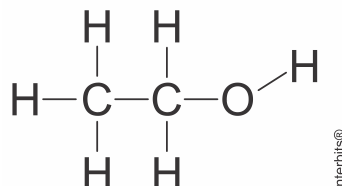
3. Na coluna da esquerda, estão relacionadas as moléculas, e, na coluna da direita, a geometria molecular. Relacione cada molécula com a adequada geometria molecular.

1. NOCl	() linear
2. NCl_3	() tetraédrica
3. CS_2	() trigonal plana
4. CCl_4	() angular
5. BF_3	() piramidal

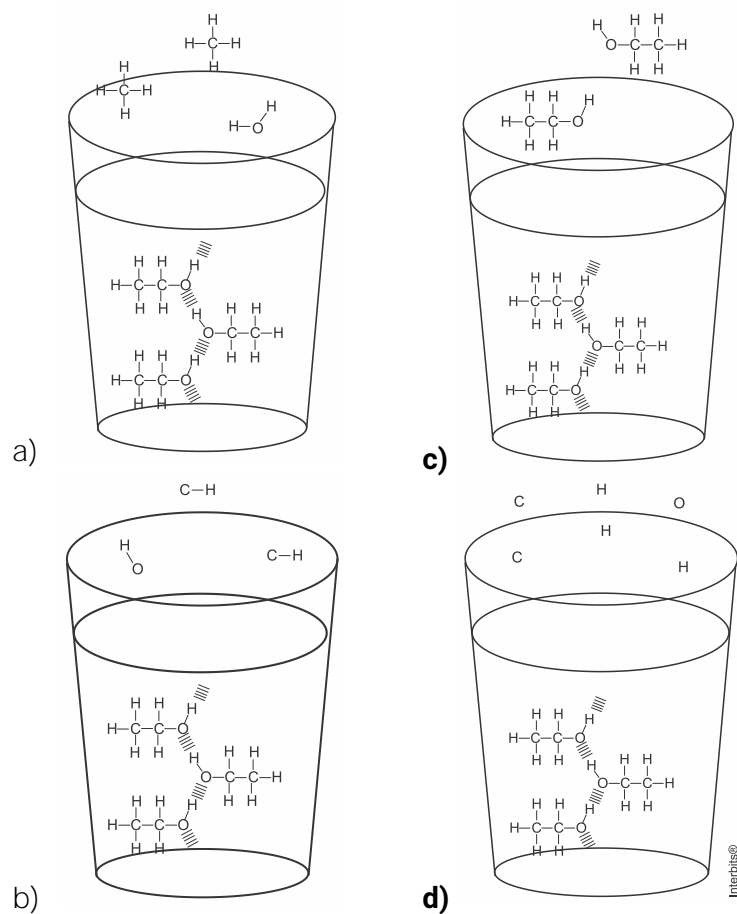
A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) 3 – 2 – 5 – 1 – 4.
 b) 3 – 4 – 5 – 1 – 2.
 c) 1 – 4 – 5 – 3 – 2.
 d) 3 – 4 – 2 – 1 – 5.
 e) 1 – 2 – 3 – 4 – 5.
4. O nitrogênio é um elemento químico com símbolo N. Devido à grande variação do número de oxidação, apresenta-se em diferentes formas na natureza, tais como, N_2 e NH_3 , NO_2^- e NO_3^- .
 A geometria dos compostos nitrogenados acima citados são, respectivamente,
 a) Linear, trigonal plana, linear e trigonal plana.
 b) Linear, piramidal, angular e trigonal plana.
 c) Linear, piramidal, linear e piramidal.
 d) Linear, trigonal plana, angular e trigonal plana.
 e) Linear, piramidal, trigonal e piramidal.
5. O consumo excessivo de bebidas alcoólicas tornou-se um problema de saúde pública no Brasil, pois é responsável por mais de 200 doenças, conforme resultados de pesquisas da Organização Mundial de Saúde (OMS).
 Disponível em: <<http://brasil.estadao.com.br/noticias/geral,consumo-de-alcool-aumenta-43-5-no-brasil-em-dez-anos-afirma-oms,70001797913>> Acesso em: 11 set. 2017 (adaptado).

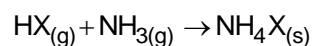
O álcool presente nessas bebidas é o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), substância bastante volátil, ou seja, que evapora com facilidade. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



Considerando-se as ligações químicas e interações intermoleculares, o modelo que representa a volatilização do etanol é:



6. Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão, propiciam a formação das nuvens e consequentemente das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX) com a base NH_3 , de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH_4X), de acordo com a equação química genérica:



FELIX. E. P.; CARDOSO, A. A. Fatores ambientais que afetam a precipitação úmida. *Química Nova na Escola*, n. 21, maio 2005 (adaptado).

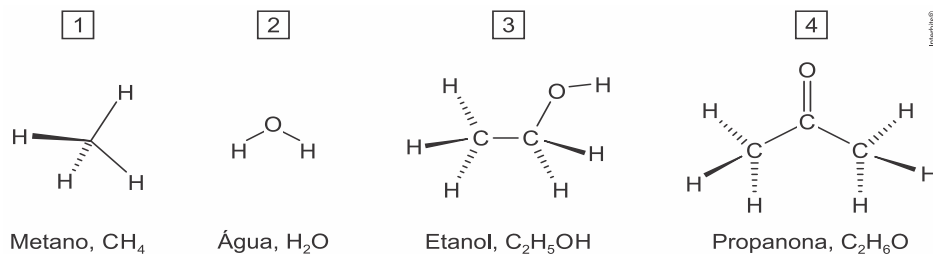
A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por

- ligações iônicas.
- interações dipolo-dipolo.
- interações dipolo-dipolo induzido.
- interações íon-dipolo.
- ligações covalentes.

7. As camadas de gelo polar de Marte aumentam e diminuem de acordo com as estações. Elas são feitas de dióxido de carbono sólido e se formam pela conversão direta do gás em sólido.

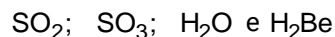
Qual é o tipo de interação intermolecular existente entre as moléculas de dióxido de carbono?

- Ligação de hidrogênio.
 - Dipolo – dipolo.
 - Dipolo induzido.
 - Dipolo permanente.
 - Ligação covalente
8. A polaridade em compostos químicos tem contribuições importantes nas propriedades destes e também apresenta influências diretas nas interações intermoleculares. Observe as estruturas dos compostos abaixo.



A temperatura de ebulição é uma propriedade específica de matéria e está intimamente relacionada com a natureza das interações intermoleculares, dentre outros fatores. Diante do exposto, assinale a alternativa que relaciona corretamente a temperatura de ebulição, em ordem crescente, das substâncias apresentadas.

1. Metano 2. Propanona 3. Etanol 4. Água.
 1. Água 2. Etanol 3. Propanona 4. Tetracloreto de carbono.
 1. Metano 2. Etanol 3. Propanona 4. Água.
 1. Água 2. Propanona 3. Etanol 4. Metano.
 1. Metano 2. Água 3. Etanol 4. Propanona.
9. Assinale a alternativa que contém as respectivas geometrias e polaridades das espécies química abaixo.



- SO₂ : angular e polar; SO₃ : piramidal e polar; H₂O : angular e polar e H₂Be : linear e apolar.
- SO₂ : angular e polar; SO₃ : trigonal plana e apolar; H₂O : angular e polar e H₂Be : angular e polar.
- SO₂ : angular e polar; SO₃ : trigonal plana e apolar; H₂O : angular e polar e H₂Be : linear e apolar.
- SO₂ : linear e apolar; SO₃ : piramidal e polar; H₂O : linear e apolar e H₂Be : angular e polar.
- SO₂ : angular e apolar; SO₃ : trigonal plana e polar; H₂O : angular e apolar e H₂Be : angular e polar.

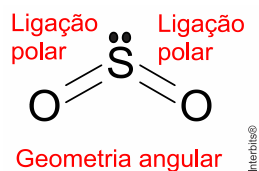
10. As ligações covalentes podem ser classificadas em dois tipos: ligações covalentes polares e ligações covalentes apolares. Observando a polaridade das ligações e a geometria da molécula, somos capazes de verificar se uma molécula será polar ou apolar. Com base nisso, assinale a opção que apresenta moléculas exclusivamente apolares.

- a) HCl , NO_2 e O_2
- b) Cl_2 , NH_3 e CO_2
- c) Cl_2 , CCl_4 e CO_2
- d) CCl_4 , BF_3 e H_2SO_4
- e) Cl_2 , CO e HCl

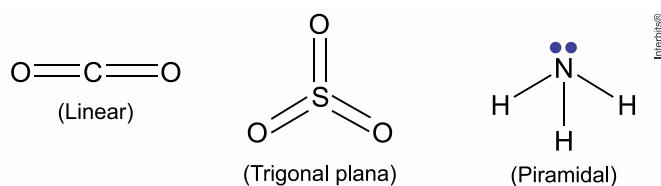
Gabarito

1. A

Em relação ao composto SO_2 e sua estrutura molecular, pode-se afirmar que se trata de um composto que apresenta ligações covalentes polares e estrutura com geometria espacial angular.

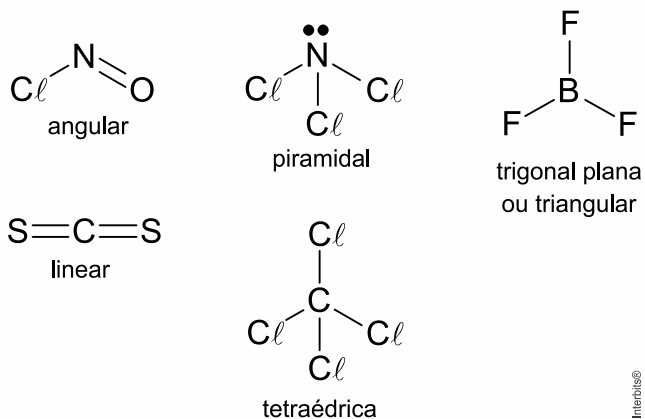


2. B



3. B

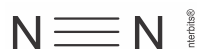
Analisando a geometria a partir da teoria da repulsão dos pares de elétrons, vem:



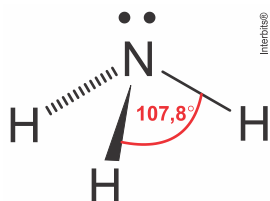
1. NOCl	angular
2. NCl_3	piramidal
3. CS_2	linear
4. CCl_4	tetraédrica
5. BF_3	trigonal plana

4. B

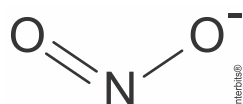
N_2 : geometria linear:



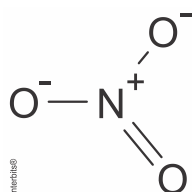
NH_3 : geometria piramidal:



NO_2^- : angular



NO_3^- : trigonal plana

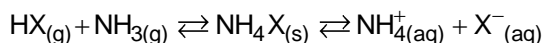


5. C

Na volatilização do etanol (passagem do estado líquido para o gasoso) ocorre a quebra das ligações intermoleculares (entre moléculas) e não intramolecular (que ocorre no interior da molécula).

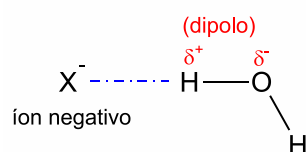
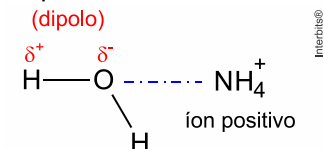
6. D

A reação fornecida no enunciado descreve a representação geral de um processo de neutralização.



A fixação da água aos íons formados se dá por interações do tipo íon dipolo.

Esquemáticamente:



7. C

A molécula de dióxido de carbono, $O=C=O$, apresenta interação do tipo dipolo-induzido, que são forças de interação fracas que ocorrem entre moléculas apolares.

8. A

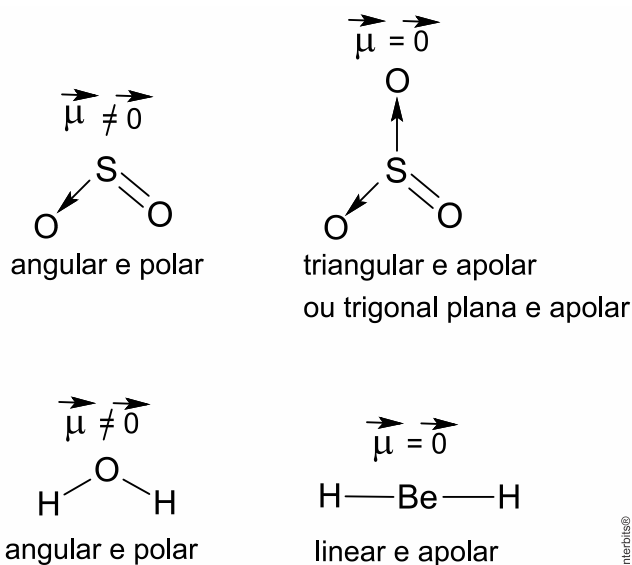
O ponto de ebulição varia de acordo com o tipo de interação ou forças intermoleculares presente em cada composto, assim teremos em ordem crescente do ponto de ebulição: interações de Van der Waals < interações dipolo-dipolo < ligações de hidrogênio.

Assim, a ordem do menor para o maior ponto de ebulição será:

Metano < Propanona < Etanol < Água

9. C

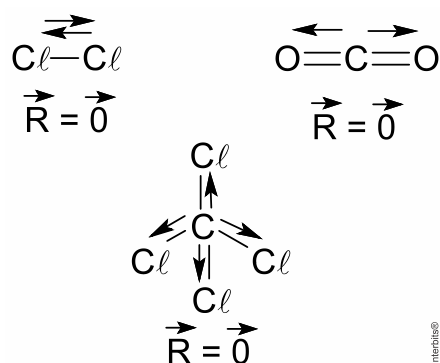
Teremos:



Interbits®

10. C

Cl_2 , CCl_4 e CO_2 são moléculas exclusivamente apolares, pois apresentam vetores momento dipolo elétricos resultantes nulos.



Interbits®