Estratégia Concursos

Aula 04

CBM-PE (Oficial) Química

Autor:

Diego Souza

23 de Setembro de 2026

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Índice

1) Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covalente - Teoria 3

2) Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covalente - Questões Comentadas Instituto AOCP 61

3) Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covalente - Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covale 70

4) Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covalente - Lista de Questões Instituto AOCP 126

5) Ligação Iônica (eletrovalente) e Ligação Covalente - Lista de Questões Instituto AOCP - COMPLETO 132

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

LIGAÇÕES QUÍMICAS: COVALENTE E IÔNICA

Considerações Iniciais

Olá, pessoal, tudo joia?

Na aula de hoje vamos explorar os **materiais, suas propriedades e usos**. É um tema bastante amplo e, por isso, nossa aula será um pouco extensa. Vamos explorar como são formadas os diferentes tipos de ligações e o efeito delas sobre as propriedades dos materiais. Vamos entender, por exemplo, como as interações interatômicas e intermoleculares explicam as diferentes propriedades físico-químicas das substâncias.

Além disso, vamos vamos aprender a avaliar o ponto de fusão e ebulição dos materiais observando apenas a molécula química que o compõe.

Como se vê, temos muito para discutir na aula de hoje. Então, vamos ao que interessa: conteúdo. Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar pelo fórum caso fique com alguma dúvida. Bons estudos!

Instagram: Prof.DiegoSouza
Telegram: t.me/profdiegosouza
YouTube: Prof. Diego Souza

Introdução aos materiais, suas propriedades e usos

Introdução à ligação química

Nas aulas passadas, você já deve ter se familiarizado com vários termos químicos como átomos e moléculas. Mas você se perguntou como são formadas as moléculas? E o motivo delas serem formadas? Se já se perguntou, vamos descobrir juntos esses propósitos, se não, vai ser mais um conhecimento bastante útil para sua bagagem.

Na natureza os átomos não são encontrados sozinhos. Eles estão sempre ligados a outros átomos, formando moléculas. As únicas exceções são os gases nobres (grupo 18 da tabela periódica): hélio (He), neônio (Ne), argônio (Ar), criptônio (Kr), xenônio (Xe) e radônio (Rn). Esses elementos praticamente não se ligam a outros átomos, isto é, não possuem a tendência de formar moléculas. Mas o que torna os gases nobres tão especiais que não realizam ligações com outros átomos?

A resposta a essa pergunta só foi determinada quando se verificou o número de elétrons de valência, ou seja, o número de elétrons da última camada de cada átomo dos gases nobres. Nesta análise, foi detectado que a exceção do He, todos os demais átomos da família dos gases nobres apresentam **oito elétrons** na última camada. Já os átomos das outras famílias, como deve estar se lembrando da aula sobre tabela periódica, apresentam número variado de elétrons de valência. Entretanto, esses átomos após se ligarem a outros átomos, apresentam de forma geral, também **oito elétrons** de valência. A partir dessa evidência, desenvolveram-se as **regras do octeto** e do **dueto**.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Regra do octeto: um átomo tende a formar ligações com outros átomos de modo a apresentar **oito elétrons** na sua última camada. Ao atingir oito elétrons de valência, o átomo torna-se **estável**.

Regra do dueto: é válida somente para o hidrogênio, berílio e o hélio. De forma similar a regra do octeto, ela estabelece que esses átomos tendem a formar ligações com a finalidade de apresentarem nas suas últimas camadas somente **dois elétrons**, adquirindo, desta forma, estabilidade.

As regras descritas, como toda regra, apresentam **exceções**. Desse modo, já lhe adianto que há átomos que podem se estabilizar com um **número de elétrons superior ou até mesmo inferior a 8**.

Ótimo! Já sabemos da existência das ligações e um possível motivo para elas serem formadas. Agora você precisa entender que os átomos podem se ligar de diferentes maneiras, dando origem a diferentes tipos de ligação. Sendo assim, exploraremos os tipos de ligação química existentes e suas peculiaridades. Além disso, vamos estudar as propriedades físico-químicas presentes nos materiais que apresentam cada tipo de ligação. No entanto, antes de falarmos propriamente sobre ligações, vamos falar rapidamente de uma propriedade dos átomos muito importante na compreensão dos tipos de ligações: a eletronegatividade.

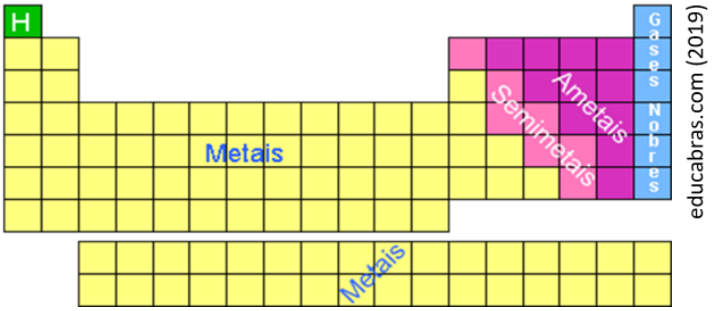
Eletronegatividade (revisando)

A **eletronegatividade** é um dos mais importantes conceitos para explicar as ligações químicas. Pauling (o mesmo da distribuição eletrônica) realizou um extenso estudo experimental comparativo da capacidade dos diferentes elementos em atrair elétrons para si. Definiu-se, então, a eletronegatividade.

Eletronegatividade: é a capacidade ou força que uma dada espécie química (átomos, íons ou compostos iônicos) possui em atrair ("puxar") para si elétrons. A eletronegatividade proposta por Pauling foi medida de maneira comparativa, por isso, é adimensional (não possui unidade).

Vale relembrar que os elementos estão divididos em grupos (conforme esquema abaixo): metais, semimetais, ametais e gases nobres. O hidrogênio é o único elemento que não está enquadrado em nenhum desses grupos, por possuir características únicas.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Voltemos ao assunto da eletronegatividade! Sugiro fortemente que memorizem a ordem de eletronegatividade de alguns ametais:

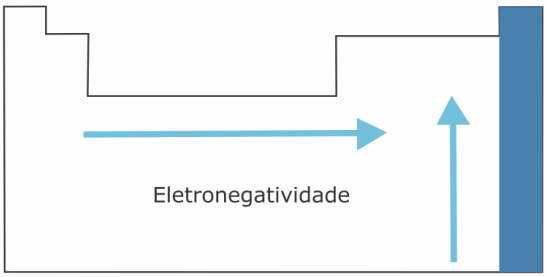
Eletronegatividade cresce da direita para esquerda

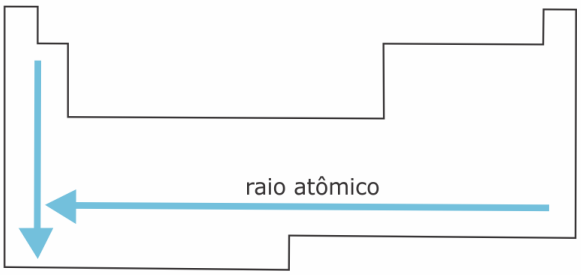
F O N Cl Br I S C P H Metais

Para facilitar a memorização, podemos usar o mnemônico abaixo:

"**F**ui **O**ntem **N**o **C**lube, **Br**iguei **I** **S**aí **C**orrendo **P**ara o **H**ospital"

A eletronegatividade pode ser entendida como uma propriedade periódica, pois, na Tabela Periódica, ela cresce da esquerda para a direita e da parte inferior para a parte superior (esquema da esquerda abaixo). É importante lembrar que o raio atômico cresce no sentido oposto, da direita para esquerda e da parte superior para parte inferior. Ou seja, em geral, **a eletronegatividade e o raio atômico são propriedades periódicas opostas**, o que faz todo sentido, não é mesmo? Quanto mais camadas e subníveis energéticos, mais distantes estarão os elétrons de valência do núcleo positivo, portanto, menor será a força de atração do núcleo, facilitando a sua remoção. Somado a isso, elétrons mais internos acabam blindando os elétrons mais externos da atração do núcleo e, quanto maior for o raio atômico, maior será o número de elétrons nas camadas internas.





Como se vê na sequência acima, ametais apresentam eletronegatividade mais elevada, ao passo que metais apresentam baixa eletronegatividade. Vamos agora ao estudo dos tipos de ligação química.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Tipos de ligação química

A **ligação química** consiste na interação de dois ou mais átomos para a formação de uma molécula.

A ligação química pode ser classificada em três tipos:

i) **Ligação iônica**,
ii) **Ligação covalente** e
iii) **Ligação metálica**.

Ligação iônica ou ligação eletrovalente

A ligação iônica consiste na interação de **dois íons** de cargas opostas: pelo menos um cátion e pelo menos um ânion. **Íons**, como já estudado, são átomos ou conjunto de átomos que apresentam carga, ou seja, átomos que perderam ou ganharam elétrons:

- Se o átomo ganha elétrons, ele se torna um íon de carga **negativa** e, dessa forma, é denominado de **ânion**. Ex.: Cl^-, SO_4^{2-}, O^{2-};
- Se o átomo perde elétrons, ele se torna um íon de carga **positiva** e, por isso, é denominado de **cátion**. Ex.: Ca^{2+}, K^+, NH_4^+, Zn^{2+}.

Portanto,

Ligação iônica (ou eletrovalente): é a ligação em que ocorre a transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro, originando os chamados íons: pelo menos um cátion e pelo menos um ânion. Os íons envolvidos na ligação sofrem atração eletrostática, isto é, eles se atraem devido a suas cargas opostas.

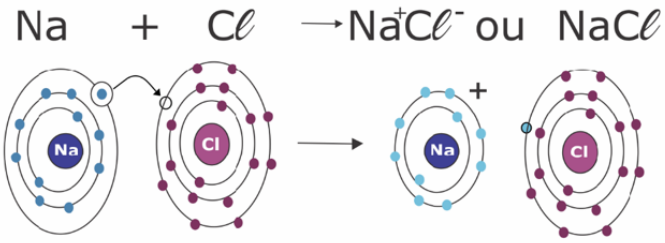
Dessa maneira, um dos átomos envolvidos nessa ligação deve doar elétrons, tornando-se um íon de carga positiva (cátion) e o outro átomo deve receber elétrons, tornando-se um íon de carga negativa (ânion). Para entender esse procedimento, utilizaremos como exemplo o cloreto de sódio ($NaC\ell$), popularmente conhecido como sal de cozinha.

O átomo de sódio participante do composto iônico $NaC\ell$ pertence à família 1A e apresenta a configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Note, pela configuração eletrônica, que o átomo de sódio só apresenta um elétron na sua última camada, também denominada de camada de valência. Assim, se esse átomo perde esse elétron de valência, sua configuração passa a ser $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, ou seja, adquiri 8 elétrons na última camada e passa a obedecer a **regra do octeto**.

Já o cloro ($C\ell$), o outro átomo pertencente a molécula de $NaC\ell$, apresenta configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, ou seja, ele apresenta 7 elétrons na sua última camada. Sendo assim, se ele recebe o **elétron** doado pelo sódio, ele apresentará a configuração: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, isto é, passará a apresentar 8 elétrons na camada de valência, obedecendo também a regra do octeto. Desse modo, tanto o sódio como o cloro, no composto iônico $NaC\ell$, vão estar de acordo com a regra do octeto, justificando o ganho de estabilidade na formação desse composto.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Para tornar ainda mais claro a formação do NaCℓ, vamos associá-la à nossa concepção de modelo atômico planetário de Rutherford, conforme ilustrado abaixo. Note que um elétron será efetivamente transferido do Na para o Cℓ, **formando uma ligação iônica**.



Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br (2018)

Agora que entendemos o processo de formação de uma ligação iônica, vamos explorar como identificar as substâncias iônicas, ou seja, aquelas que apresentam ligação iônica. Um composto iônico é formado por átomos com grande diferença de eletronegatividade. Devido essa diferença de eletronegatividade, a substância iônica será formada por:

i. um átomo com baixa energia de ionização [= pouca energia é necessária para remover um de seus elétrons], ou seja, com facilidade de remoção de elétron; e por
ii. um átomo com alta afinidade eletrônica, isto é, um átomo com facilidade de recebimento de um elétron.

Isto significa que podemos dizer que, em geral:

Compostos iônicos são formados pela junção de: **metais** e **ametais**.

Tenha sempre em mente que os metais são os átomos com baixa energia de ionização e, dessa forma, apresentam a tendência de doar elétrons. Já os ametais apresentam a tendência de receber elétrons. É com base nisso que vamos determinar a fórmula química dos compostos iônicos. A fórmula química da molécula do sal de cozinha, por exemplo, é NaCl, isto é, um átomo de sódio e um átomo de cloro. Entretanto, é possível obter fórmulas químicas com diferentes números de átomos.

Fórmula química dos compostos iônicos

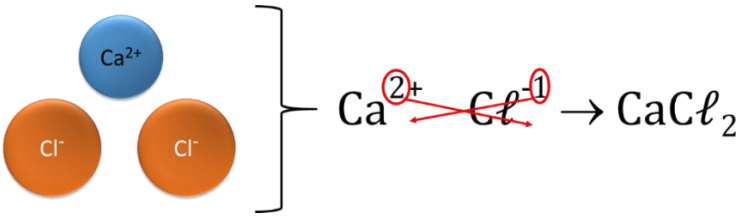
A fórmula química das substâncias iônicas pode ser determinada seguindo os passos:

i. Determinar a carga do cátion (metal);
ii. Determinar a carga do ânion (ametal);
iii. O índice atômico (número de átomos) do ânion será igual a carga do cátion e o índice atômico do cátion será igual a carga do ânion.

À primeira vista, parece bem complexo, mas vamos fazer um exemplo para demonstrar que é bem fácil. Acompanhe a discussão a seguir com a ilustração abaixo. Vamos determinar a fórmula da substância iônica formada pelo cloro (Cℓ) e pelo cálcio (Ca). O Ca é um metal e, por isso, tende a perder elétrons e será, portanto, nosso cátion. Sendo ele do grupo 2 ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$), necessita perder $2e^-$ para adquirir configuração de gás nobre. O cloro (Cℓ) é um ametal e, por isso, tende a receber elétrons, comportando-se, nesse caso, como ânion. Já vimos, inclusive, que o Cℓ só recebe $1e^-$, então, serão

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

necessários dois átomos de Cℓ para se ligar com o Ca, recebendo seus $2e^-$, obtendo a fórmula $CaC\ell_2$. Para facilitar, utilize as cargas dos íons e multiplique cruzado para obter os índices da fórmula do composto conforme o exemplo abaixo:



Mais adiante veremos que o metal ferro (Fe) pode assumir carga +2 e +3. Suponhamos que o cargo assuma carga +3, veja abaixo como obtemos a fórmula química do Fe se ligando ao cloro. Note pelos índices atômicos (número subscrito à direita de cada átomo) que agora serão necessários 3 átomos de cloro para receber os 3 e^- perdidos ou doados pelo átomo de ferro.

$$Fe^{3+} \quad C\ell^{-1} \rightarrow FeC\ell_3$$

Para fixar esse procedimento, vamos determinar a fórmula da substância iônica formada pelo oxigênio e pelo alumínio. O alumínio é um metal, logo ele tem a tendência de perder elétrons e será nosso **cátion**. O alumínio na tabela periódica está na família 3A e sua configuração eletrônica é: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. Veja que na sua última camada, ele tem 3 elétrons, logo, para obedecer a regra do octeto, ele deve doar esses três elétrons tornando-se um cátion de carga 3+:

$$A\ell \rightarrow A\ell^{3+} + 3e-$$

Agora que determinamos a carga do cátion, determinaremos a carga do outro átomo envolvido na nossa molécula, o oxigênio, que é um ametal. Logo, o mesmo apresenta a tendência de receber elétrons. Na tabela periódica, o oxigênio está na família 6A, ou seja, apresenta 6 elétrons na camada de valência. Sua configuração eletrônica é: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$, desse modo, ele precisa ganhar 2 elétrons para estar de acordo com a regra do octeto, tornando-se um ânion de carga 2-:

$$O + 2é \rightarrow O^{2-}$$

Agora que determinamos a carga do cátion e do ânion, partiremos para o terceiro passo. Nesse passo, o índice atômico do cátion que no nosso caso é o alumínio será igual a carga do ânion: oxigênio. Dessa forma, o índice atômico do alumínio é 2 e do oxigênio é 3, assim a fórmula química deste composto iônico será: $A\ell_2O_3$. Veja que essa regra, proposta no início dessa seção, corresponde a colocar um íon ao lado do outro e multiplicar cruzado. Por isso, apresentei diferentes perspectivas para que você use a que julgar mais didática para memorização. Beleza?

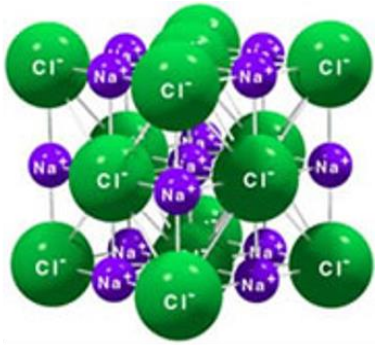
Vamos a outro exemplo com os átomos de alumínio e bromo. O átomo de alumínio, como já demonstrado é nosso cátion e apresentará carga 3+. Já o átomo de bromo, é um ametal, da família 7A, logo necessita receber um elétron para obter 8 na sua última camada. Assim, a carga do bromo será 1-. Determinadas as cargas do alumínio e bromo, só devemos inverter as mesmas. Assim, vamos ter somente **um** átomo de alumínio e **3** átomos de bromo: $A\ell Br_3$.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Aposto que já entenderam a ideia, mas vamos fazer mais um exemplo para não restar nenhuma dúvida. Nesse exemplo, utilizaremos os átomos de magnésio e oxigênio. O magnésio é um metal da família 2A, logo ele será o cátion. Para seguir a regra do octeto, ele deve doar dois elétrons, tornando-se Mg^{2+}. Já o oxigênio já aprendemos que sua carga será de 2-. Assim, a fórmula desse composto seria Mg_2O_2, entretanto, podemos simplificá-la, dividindo ambos índices por 2. Dessa forma, nossa fórmula será **MgO**.

Arranjo dos compostos iônicos

Agora que aprendemos o princípio da ligação iônica, a identificar os compostos iônicos e a determinar suas fórmulas químicas, vamos explorar o arranjo espacial dos compostos iônicos, ou seja, a forma como os cátions e os ânions estão dispostos no espaço. O arranjo dos compostos iônicos é formado por uma grande quantidade de íons que se alternam entre cátion e ânion, denominado de **retículo cristalino**. O NaCl, por exemplo, está organizado na forma de um cubo, como apresentado abaixo:



mundoeducacao.bol.uol.com.br (2018)

Retículo cristalino do NaCl.

Note pela imagem, que cada ânion de Cl^- está interligado por seis íons de Na^+, assim como cada Na^+ está rodeado por seis íons de Cl^-. Essa quantidade de íons ao redor é denominada como **número de coordenação**. Além disso, essa menor aglomeração de átomos que define o cristal é chamada de cela unitária, pois são estruturas que se repetem ao longo do retículo cristalino.

Para fins de curiosidade, vale lembrar que são conhecidos 7 sistemas cristalinos: o cúbico (ilustrado acima), tetragonal, ortorrômbico, monocíclico, triclínico, hexagonal e romboédrico. A diferença entre eles, é claro, será a disposição de cátions e ânions no espaço, modificando também o número de coordenação do retículo. As cargas e raios iônicos são parâmetros decisivos para o tipo de sistema cristalino.

Para finalizar esse tema de ligações iônicas, vamos aprender agora algumas das propriedades das substâncias iônicas.

Características das substâncias iônicas

Eu poderia aqui apenas listar as principais características das substâncias iônicas e pedir que vocês as memorizassem. Mas não é esse o meu intuito. O aprendizado é muito mais efetivo [e afetivo] quando lembramos de forma mais natural ou por meio de associações lógicas das informações necessárias. E é claro que vou escolher a segunda opção. De início, faço-lhe a seguinte pergunta: *você sabe exemplos de substâncias iônicas?*

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Deve ter lembrado, de imediato, do popular sal de cozinha ($NaC\ell$). Sim! Você está certo. Esse é um clássico exemplo. Mas temos milhares de outros exemplos. Um importante exemplo, são os minérios. A bauxita, por exemplo, é um minério composto por vários compostos inorgânicos, dentre eles estão $A\ell(OH)_3$, Fe_2O_3 e $Al_2Si_2O_5(OH)_4$. Outro exemplo, bastante conhecido, é o hidróxido de sódio (NaOH), conhecida comercialmente como soda cáustica. Talvez você já tenha usado ou visto alguém usar cal em pintura ou na mistura para produção de argamassa, o qual também é outro exemplo de composto iônico cujo nome químico é óxido de cálcio CaO. Ótimo! Acho que já temos exemplos suficientes para eu lhe fazer algumas perguntas.

www.malteshop.com.br (2018)

Cloreto de sódio (NaCℓ)
Sal de cozinha

brasilescola.uol.com.br (2018)

Minério Bauxita

produto.mercadolivre.com.br (2018)

Hidróxio de sódio (NaOH)
Soda cáustica

engenharia-civil-virtual.blogspot.com (2018)

Óxido de cálcio (CaO)
Cal

Utilizando seus conhecimentos prévios, adquiridos no dia a dia, e considerando os exemplos acima e respectivas figuras, responda com tranquilidade às seguintes perguntas:

Você acha que os compostos iônicos são sólidos, líquidos ou gasosos à temperatura ambiente?

> Muito provavelmente você acertou ao responder: sólido. Sim, pelos próprios exemplos presentes em nosso dia a dia, notamos que compostos iônicos são sólidos à temperatura ambiente.

Considerando que são sólidos, você acha que é difícil ou fácil levar os compostos iônicos ao estado líquido e gasoso?

> Difícil! Essa dificuldade diz respeito às elevadas temperaturas que são necessárias para liquefazer os compostos iônicos. Um ótimo exemplo é metalurgia que utiliza temperaturas em torno de 1000ºC para liquefazer minérios e obter metais na forma metálica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Os compostos iônicos são resistentes a impactos?

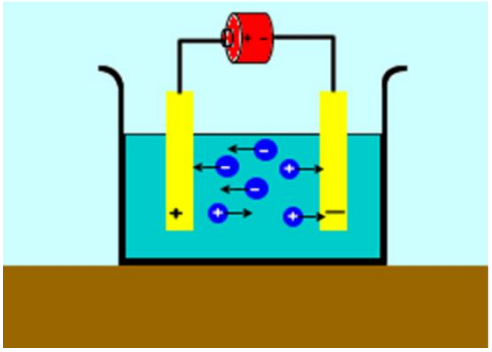
Essa pergunta é um pouco relativa, já que diferentes compostos podem apresentar diferenças significativas em sua resistência. No geral, esses compostos apresentam baixa resistência. Um pedaço de cristal de sal de cozinha é facilmente desfeito com um leve aperto entre os dedos.

São solúveis em água?

Em geral, sim. Basta lembrar que podemos dissolver cloreto de sódio e soda cáustica com facilidade em água.

Você acha que os compostos iônicos conduzem corrente elétrica?

Pergunta perniciosa e aqui você deve ficar atento, pois podem aparecer peguinhas. Deixa eu te responder com outra pergunta: se você está segurando de um lado de uma rocha e um amigo seu aplica uma corrente elétrica do outro lado da rocha, você acha que levará um choque?... Não, não levará. Por outro lado, se você estiver com a mão dentro de uma bacia com água e sal de cozinha, você provavelmente levará o choque caso seja aplicado à água uma corrente elétrica. Tenha em mente que **é a liberdade dos íons (cargas) se movimentarem que permite a composto iônico conduzir ou não corrente elétrica**. Por isso, compostos iônicos conduzem corrente elétrica no estado líquido e também na forma dissolvida, mas não conduzem no estado sólido, já que, no retículo cristalino, os íons estão rígidos, não podem se movimentar. Para ficar ainda mais claro, analise a figura abaixo, em que foi aplicada uma corrente elétrica em água contendo cátions (círculos azuis com +) e ânions (círculos azuis com -). Note que os íons se movimentam, os cátions em direção ao polo negativo e os ânions em direção ao polo positivo e é esse movimento que permite a condução da corrente elétrica (movimento ordenado de elétrons) através do líquido.



educacao.uol.com.br (2018)

Acredito que agora fica bem mais natural e intuitivo lembrar das principais características dos compostos iônicos que estão em destaque abaixo.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

De forma geral, as substâncias iônicas:

1) São sólidos à temperatura ambiente (25ºC e pressão de 1 atm);

2) Apresentam alta temperatura de ebulição e fusão;

3) Apresentam alta dureza, isto é, dificilmente podem ser riscados por outras substâncias;

4) Apresentam baixa resistência a impactos, pois quando submetidos a pressão, há a aproximação de íons de mesma carga que são fortemente repelidos, rompendo o material.

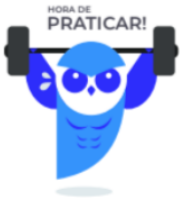
5) Os compostos iônicos solúveis em água sofrem dissociação, isto é, o cátion e o ânion são separados;

6) Não são bons condutores de corrente elétrica à sólidos, mas conduzem bem em estado líquido ou em meio aquoso.

Para reforçar nosso entendimento sobre a condução de corrente elétrica, tomemos como exemplo o sal NaCℓ novamente. Esse sal quando adicionado a água sofre **dissociação iônica**, como descrito pela quinta propriedade:

$$NaC\ell \rightarrow Na^{+} + C\ell^{-}$$

Note que agora temos os íons Na^{+} e $C\ell^{-}$ separados, os quais podem se movimentar. Devido à presença dessas cargas, aumentamos consideravelmente a capacidade de conduzir **corrente elétrica** dessa solução.



(IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) A Química inorgânica é um tema importante e amplo, abrangendo mais de cem elementos químicos da tabela periódica. Assim, os fundamentos químicos dos compostos inorgânicos apresentam ampla relevância para o estudo da química. Na ligação iônica, presente em compostos inorgânicos, os

A) íons iguais organizam-se em um arranjo rígido por causa da ligação entre suas cargas.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

B) elementos iguais permanecem unidos em cristais, resultantes da atração entre suas cargas iguais.

C) átomos de um único elemento, com a perda de um ou mais elétrons, estão unidos entre si quimicamente.

D) íons de diferentes elementos estão unidos em um arranjo rígido, resultante da atração entre suas cargas opostas.

E) elementos metálicos iguais compartilham carga após perda eletrônica, ligados em cristais uniformemente organizados.

Comentários:

Alternativa A: incorreta. O arranjo dos compostos iônicos é formado por uma grande quantidade de íons que se alternam entre cátion e ânion, denominado de retículo cristalino. Essa alternância é justificada pela interação de caráter eletrostático entre os ânions de cargas opostas (cátions e ânions). Para que haja estabilidade nessa estrutura, é necessário que os íons estejam espacialmente organizados de maneira a se localizar o mais distante possível as cargas de mesmo sinal, minimizando, desta forma, a repulsão entre eles.

Alternativa B: incorreta. Conforme discutido na alternativa anterior.

Alternativa C: incorreta. Para que ocorra uma ligação iônica é necessário que os átomos envolvidos apresentem diferentes eletronegatividades e, por isso, precisam ser átomos de elementos diferentes. Dois átomos de um mesmo elemento que tenha perdido elétrons, a exemplo de dois cátions cálcio (Ca^{2+}), não vão se atrair, pelo contrário, eles vão se repelir por possuírem carga de mesmo sinal. Em outras situações, átomos iguais podem se ligar, mas por meio do compartilhamento de elétrons, formando assim, os compostos covalentes, a exemplo de H_2, N_2, $C\ell_2$, entre outros.

Alternativa D: correta. Como falado anteriormente, em uma ligação iônica, tem-se forças eletrostáticas resultantes da interação de cargas de sinais opostos. Essas cargas correspondem às espécies atômicas, já que nesse tipo de ligação, um átomo perde e outro ganha elétrons. O arranjo espacial desses íons precisa ser organizado de modo a se ter a menor repulsão entre os íons de mesma carga, o que fica demonstrado nos arranjos cristalinos.

Alternativa E: incorreta. A ligação iônica ocorre obrigatoriamente entre metais e ametais. Nas situações em que os átomos envolvidos na ligação são dois metais, temos a ligação metálica.

Resposta: letra D

Ligação covalente

A **ligação covalente** consiste no **compartilhamento de elétrons**, isto é, não há transferência de elétrons entre os átomos. Dessa forma não há formação de íons, ou seja, não há formação de **cargas**. Nessa ligação, os elétrons compartilhados se somam à camada de valência dos dois átomos.

Pense da seguinte forma, se dois átomos apresentam tendência a ganhar elétrons (nenhum dos dois quer perder elétrons), ao formarem uma ligação, a alternativa mais vantajosa para ambos é compartilhar seus elétrons. E é isso que acontece na ligação covalente. Como se vê, a ligação covalente é bem diferente da ligação iônica [em que um ganha elétron e outro perde elétron].

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Os átomos envolvidos na ligação covalente compartilham elétrons com o intuito de seguir a **regra do octeto** ou também do **dueto**.

A ligação covalente é estabelecida entre átomos de alta eletronegatividade e que sejam próximas. Isso faz todo sentido, pois, se ambos tendem a puxar para si o elétron, mas nenhum é significativamente mais eletronegativo que o outro a ponto de "tomar" o elétron do outro, então, acaba resultando em um compartilhamento de elétrons. Desta forma, a formação da ligação entre dois átomos pode ser entendida como um cabo de guerra entre esses dois átomos, em que os cabos são elétrons e a força é a eletronegatividade.

Os compostos covalentes, são substâncias que apresentam a ligação covalente. Esses compostos são formados por:

a) **Ametais** e **ametais** ou

b) **Ametais** e **Hidrogênio** ou

c) **Hidrogênio** e **Hidrogênio**.

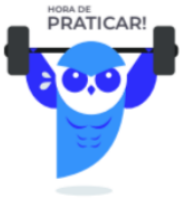
Como tudo na vida há exceções, aqui não poderia ser diferente. O tipo de ligação formado entre dois átomos depende diretamente da **diferença de eletronegatividade** entre eles (**ΔX**). Via de regra:

- $\Delta X > 1,7$: ligação iônica.
- $0 < \Delta X < 1,7$: covalente polar.
- $\Delta X = 0$: covalente apolar.

As exceções ocorrem porque alguns compostos binários formados por metal e ametal não ultrapassam $\Delta X > 1,7$. Duas **exceções importantes** para você lembrar são os seguintes compostos que apresentam **ligação covalente**: **$AgCl_3$, $AgBr_3$, AgI_3 e $FeBr_3$**.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Voltando à regra geral, o gás cloro ($C\ell_2$) é um exemplo de uma substância molecular, pois é formado por dois átomos de cloro, que é um ametal. O cloro é da família 7A, logo possui 7 elétrons na sua última camada. A ligação entre esses dois átomos, consistem no compartilhamento de um elétron de cada átomo. Assim, cada átomo de cloro vai apresentar **8 elétrons** na sua última camada, o que condiz com a **regra do octeto**.



(VUNESP - Auxiliar de Laboratório - UNIFAI – 2019) As ligações químicas nos compostos: Na_2O, SO_2 e CaO apresentam, correta e respectivamente, caráter preponderantemente

a) iônico; covalente; covalente.

b) iônico; iônico; covalente.

c) iônico; covalente; iônico.

d) covalente; iônico; covalente.

e) covalente; iônico; iônico.

Comentários:

Os compostos iônicos são formados pela combinação de metais e ametais, enquanto os covalentes são resultantes da junção entre ametais e/ou hidrogênio. Dito isto, podemos classificar os compostos citados no enunciado.

Na_2O: temos um metal (Na) e um ametal (O), logo, temos um composto iônico.

SO_2: temos dois ametais e por consequência, um composto covalente.

CaO: temos um metal (Ca) e um ametal (O) e assim, trata-se de um composto iônico.

Dito isto, a sequência correta é: iônico, covalente e iônico.

Resposta: letra C

(IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) Basicamente, a ligação covalente é formada quando dois átomos vizinhos compartilham um par de elétrons. Ligações duplas e ligações triplas consistem de dois e de três pares de elétrons compartilhados, respectivamente. São compostos representativos da ligação covalente:

A) O_2, N_2, KBr e $NaC\ell$.

B) H_2, O_2, CH_4 e $CH_3CH_2CH_3$.

C) CH_4, NaBr, CO_2 e $CaCO_3$.

D) $Ca(OH)_2$, H_2O, CH_4, e $NaC\ell$.

E) CO_2, KBr, NaOH e CH_3COOH.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Comentários:

Como explicado na discussão teórica, a ligação covalente é um tipo de ligação química na qual ocorre o compartilhamento de pares de elétrons entre átomos com maior eletronegatividade e que sejam próximas, podendo ser formada entre ametais; ametais e hidrogênio; ou hidrogênio e hidrogênio. Por outro lado, os compostos iônicos, nos quais estão presentes as ligações iônicas, são formadas entre metais e ametais.

Dito isso, vamos à análise das alternativas, classificando o tipo de ligação presente em cada substância:

A) O_2: covalente; N_2: covalente; KBr: iônica; e $NaC\ell$: iônica.

B) H_2: **covalente**; O_2: **covalente**; CH_4: **covalente**; e $CH_3CH_2CH_3$: **covalente**.

C) CH_4: covalente; NaBr: iônica; CO_2: covalente; e $CaCO_3$: iônica.

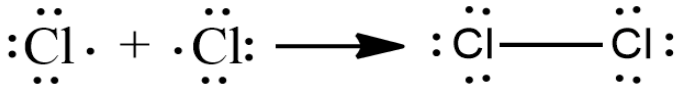
D) $Ca(OH)_2$: iônica; H_2O: covalente; CH_4: covalente; e $NaC\ell$: iônica.

E) CO_2: covalente; KBr: iônica; NaOH: iônica; e CH_3COOH: covalente.

Resposta: letra B

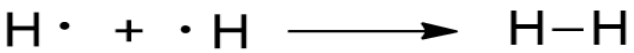
Geralmente, as substâncias covalentes são apresentadas utilizando a **estrutura de Lewis**. Nessa estrutura, a ligação covalente é simbolizada por um tracinho (-) e o par de elétrons não compartilhados [ou seja, que não participa de ligação covalente] são simbolizados por dois pontos (:). A simbologia de Lewis para o átomo de cloro seria:

Cada ponto nessa simbologia indica um elétron, totalizando sete elétrons de valência. A ligação desse átomo com outro átomo de cloro pode ser simbolizada:



Como o cloro apresenta sete elétrons na última camada, com o compartilhamento de outro elétron pela ligação covalente, ele obtém **oito elétrons** na sua última camada. Além do elétron compartilhado pelo átomo de cloro, ele apresenta mais seis elétrons ao redor do mesmo, que são denominados de **elétrons não compartilhados**.

À primeira vista, talvez pareça um pouco difícil de entender, então, vamos explorar outro exemplo utilizando a molécula de H_2. O hidrogênio só tem um elétron na sua última camada. Assim, a representação da estrutura de Lewis para o H_2 seria:

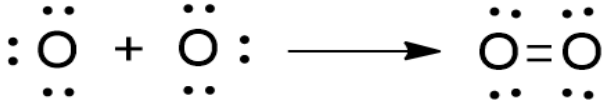


Note que não há elétrons não compartilhados, somente uma ligação covalente (–) entre os dois átomos. O hidrogênio, como mencionado anteriormente, segue a **regra do dueto**, isto é, ele tende a obter dois elétrons de valência, assemelhando-se ao gás nobre Hélio. Desse modo, com a ligação entre os dois átomos de hidrogênios, ambos estarão de acordo com a **regra do dueto**.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

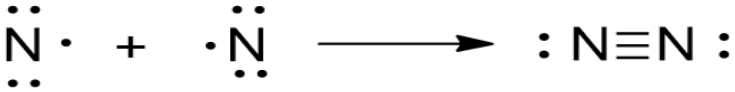
A molécula de O_2 também pode ser representada como estrutura de Lewis. O oxigênio que é da família 6A, possui 6 elétrons de valência e é representado por:

O oxigênio para alcançar oito elétrons de valência deve realizar duas ligações. Logo, a representação desta molécula será:



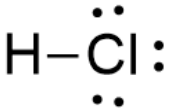
Veja neste caso, que entre os oxigênios há duas ligações, também denominada de **ligação dupla**. Nesta ligação, os oxigênios compartilham 4 elétrons entre si. Assim, calculando o número de elétrons compartilhado e não compartilhado totaliza-se 8 elétrons para cada átomo.

Vamos analisar mais um caso agora, o N_2. O nitrogênio participante desta molécula é da família 5A (apresenta 5 elétrons de valência), logo, o mesmo deve realizar **três ligações** para alcançar 8 elétrons na sua última camada. Sua representação de Lewis será:



Cada nitrogênio realiza uma ligação tripla (3 ligações) compartilhando 6 elétrons e possui 2 elétrons não compartilhados, totalizando 8 elétrons de valência.

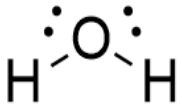
Vamos explorar agora uma molécula formada por átomos diferentes: $HC\ell$. Entretanto, o procedimento para representar a estrutura de Lewis é o mesmo. O cloro da família 7A, realiza somente uma ligação, assim como o hidrogênio, logo, a representação de Lewis para essa molécula será:



Agora que aprendemos a retratar as moléculas diatômicas, formadas por dois átomos, como estruturas de Lewis, vamos ampliar esse conhecimento para moléculas maiores, com mais de dois átomos. Por exemplo, a molécula de água (H_2O). A representação de Lewis para moléculas com mais de dois átomos inicia-se com a determinação do átomo central.

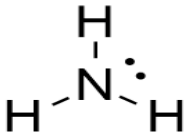
O **átomo central** é aquele que realiza o maior número de ligações na molécula. Na molécula da água, por exemplo, o oxigênio da família 6A, possui 6 elétrons na sua última camada. Logo, para obedecer a regra do octeto, ele pode realizar **duas** ligações. Já o hidrogênio apresenta somente um elétron na camada de valência, desse modo, para seguir a regra do dueto, ele realiza somente **uma** ligação. Assim, o átomo central do H_2O é o oxigênio. Em seguida, vamos ligar os outros átomos, no nosso caso o hidrogênio ao átomo central. Logo a representação de Lewis do H_2O será:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



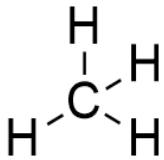
Agora vamos verificar se todos os átomos apresentam concordância com a regra do octeto ou dueto. O hidrogênio da molécula realiza somente uma ligação. E cada ligação corresponde ao compartilhamento de dois elétrons. Dessa forma, o hidrogênio da molécula está de acordo com a regra do dueto. O oxigênio da molécula realiza 2 ligações, como cada ligação corresponde a 2 elétrons, ele possui, contabilizando os elétrons não compartilhados, 8 elétrons de valência. Desta maneira, ele também está de acordo com a regra do octeto.

Agora que entendemos essa ideia, vamos utilizar uma molécula um pouco maior, o NH_3. O nitrogênio será o átomo central pois ele é da família 5A (5 elétrons de valência) e realiza 3 ligações, já o hidrogênio apresenta apenas um elétron de valência e realiza somente uma ligação. Assim, a representação da estrutura de Lewis desta molécula será:



Bastante simples não? Para deixar ainda mais claro, vamos realizar outro exemplo, utilizando uma molécula ainda maior, o metano (CH_4). O átomo central, neste caso, será o carbono, pois ele é da família 4A e possui 4 elétrons de valência e por isso pode realizar 4 ligações. Já o hidrogênio, como já demonstrado anteriormente, realiza apenas uma ligação. A representação do carbono é:

Assim a representação do CH_4 é:



À medida que as moléculas vão ficando maiores, vai ficando um pouco mais complicado desenhar suas estruturas de Lewis. Por isso, vale a pena sistematizarmos esse processo. Confira no quadro abaixo.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Como "desenhar" a estrutura de Lewis para moléculas maiores?

1) Encontre o átomo central (aquele que faz o maior nº de ligações)
2) Conte todos os elétrons de valência dos átomos envolvidos;
3) Faça uma ligação entre o átomo central e cada ligante;
4) Complete o octeto dos ligantes;
5) Adicione o restante dos elétrons no átomo central; e
6) Verifique se o átomo central completou o octeto (se não, faça duplas e/ou triplas).

Quanto mais você praticar, mais fácil será lembrar dos passos acima. Então, vamos praticá-los, desenhando a estrutura de duas moléculas: $COC\ell_2$ e SO_3.

$COC\ell_2$

Passo 1: já vimos que o oxigênio realiza 2 ligações covalentes, o cloro apenas 1 covalente e o carbono 4. Portanto, o átomo central será o carbono (o que faz mais ligações).

Passo 2: vamos contar o número de elétrons de valência de cada átomo.

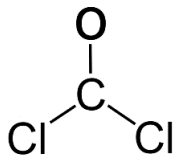
C: 4 e^-

O: 6 e^-

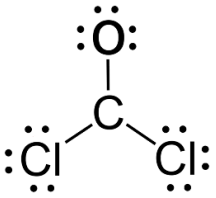
$C\ell$: 7 e^- x 2 = 14 e^- ("x 2" porque são dois cloros na molécula)

Total = 4 + 6 + 14 = 24 e^-

Passo 3: desenhar uma ligação simples entre o átomo central e os ligantes.



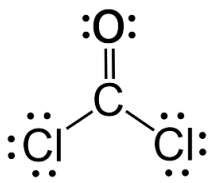
Passo 4: completar o octeto dos ligantes (lembre-se: cada tracinho corresponde a 1 par de e^-, ou seja, 2 e^-).



10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Passo 5: para adicionar os elétrons restantes ao átomo central, devemos responder à seguinte pergunta: *Quantos elétrons sobraram?* Para respondê-la, vamos contar na estrutura acima. Se cada ligante está com o octeto completo, então foram gastos 3 x 8e$^-$ = 24 e$^-$... Como se vê, não sobrou nenhum elétron, não é mesmo? Pois eram 24e$^-$ e já adicionamos todos à estrutura. Sendo assim, não adicionamos nenhum elétron a mais no carbono.

Passo 6: ao verificarmos a quantidade de elétrons no átomo central, notamos que ele participa de três ligações covalentes, o que corresponde a 6 e$^-$. Então, o seu octeto não está completo... Eita! Não temos mais elétrons para adicionar. O que fazer, então? Nesse caso, devemos criar uma ligação dupla compartilhada (vulgo "dativa") em que o oxigênio, o qual em geral faz dupla ligação, compartilha um dos seus pares de elétrons com o carbono, conforme ilustrado abaixo. Dessa forma, o átomo central (C) também completa seu octeto.



Para ter certeza que você entendeu, vamos a mais um exemplo.

SO_3

Passo 1: tanto o oxigênio quanto o enxofre são da família 6A, apresentando 6e$^-$ na última camada, tendendo a fazer duas ligações compartilhadas para completarem o octeto. E agora, quem será o átomo central? Nesses casos de empate, escolha o átomo que tenha maior número de camadas, já que com mais camada, maior a possiblidade de expandir o octeto (receber mais que 8e$^-$ caso seja necessário). Daqui a pouco falaremos melhor sobre essa expansão. Por enquanto, podemos definir o <u>enxofre</u> como átomo central por estar no 3º período da tabela e, por isso, apresentar 3 camadas, 1 a mais que o oxigênio, que está no 2º período.

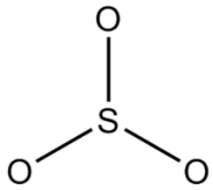
Passo 2: vamos contar o número de elétrons de valência de cada átomo.

S: 6 e$^-$

O: 6 e$^-$ x 3 = 18 e$^-$ ("x 2" porque são três cloros na molécula)

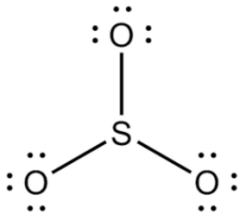
Total = 6 + 18 = 24 e$^-$

Passo 3: desenhar uma ligação simples entre o átomo central e os ligantes.



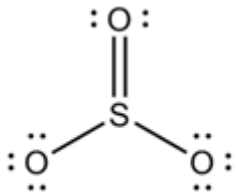
Passo 4: completar o octeto dos ligantes (lembre-se: cada tracinho corresponde a 1 par de e$^-$, ou seja, 2 e$^-$).

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Passo 5: para adicionar os elétrons restantes ao átomo central, devemos responder à seguinte pergunta: *Quantos elétrons sobraram?* Para respondê-la, vamos contar na estrutura acima. Se cada ligante está com o octeto completo, então foram gastos 3 x 8e$^-$ = 24 e$^-$... Como se vê, novamente não sobrou nenhum elétron [nem sempre isso acontece]. Nesse caso, não adicionamos nenhum elétron a mais no enxofre.

Passo 6: ao verificarmos a quantidade de elétrons no átomo central, notamos que ele participa de três ligações covalentes, o que corresponde a 6 e$^-$. Então, o seu octeto não está completo. Devemos, então, criar uma ligação dupla compartilhada (vulgo "dativa") em que um dos oxigênios (qualquer um deles) compartilha um dos seus pares de elétrons com o enxofre, conforme ilustrado abaixo. Dessa forma, o átomo central (S) também completa seu octeto.



Até o momento, seguimos o passo a passo para estrutura de Lewis e respeitando a **regra do octeto**, mas já sabemos que esta é falha para os elementos químicos a partir do terceiro período, pois esses elementos possuem orbitais vazios em sua camada de valência, sendo capazes de receber e estabilizar com mais elétrons (mais de 8 na camada de valência). O próprio enxofre (distribuição: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \mathbf{3p^4 3d^0}$), possui subnível **p** parcialmente preenchido e subnível **d** totalmente vazio, ou seja, possui orbitais disponíveis na camada de valência para receber elétrons. Se o enxofre pode receber elétrons e, pela ressonância, pares de elétrons não ligantes dos oxigênios podem ser compartilhados com ele: *Qual estrutura ressonante seria a mais estável?* Para responder tal pergunta, precisamos discutir o conceito e cálculo de **carga formal** e como ela se relaciona com a estrutura de Lewis.

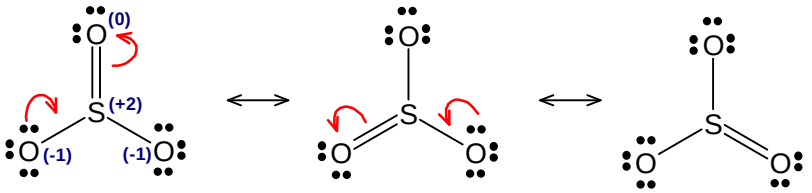
A **carga formal** é um cálculo que busca estimar a carga de cada átomo em uma molécula ou em um composto, tendo em vista sua participação em ligações covalentes. Se difere do **NOX** (número de oxidação) que calcula carga e se relaciona com a transferência de elétrons entre átomos.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Conceitualmente, **a carga formal** é a carga que cada átomo possui na molécula considerando que cada ligação é perfeitamente covalente, ou seja, que nenhum dos dois átomos puxa para si os elétrons com mais força. Consiste na diferença entre os **elétrons de valência** e a **soma entre o número de elétrons não compartilhados e a metade do número de elétrons compartilhados** (ligação):

$$Carga\ formal = V - (L + \tfrac{1}{2}C)$$

Nesta equação, V corresponde ao número de elétrons de valência, L o número de elétrons não compartilhados, e C o número de elétrons compartilhados, ou seja, envolvidos em ligação química. Vamos, então, aplicar essa fórmula para calcular as cargas formais de cada átomo da estrutura de Lewis do SO_3 que acabamos de estruturar. O enxofre, S, átomo central, apresenta V = 6 (grupo 16 da tabela), L = 0 e C = 8 (4 ligações covalentes), portanto *carga formal* = 6 - (0+0,5.8) = **+2**. O oxigênio que faz dupla ligação apresenta V = 6, L = 4 e C = 4 (2 ligações covalentes), portanto *carga formal* = 6 - (4+0,5.4) = **0**. E o cálculo para os oxigênios que fazem apenas simples resulta em *carga formal* **-1**. Os pares de elétrons podem ressonar e resultar nas três estruturas abaixo.

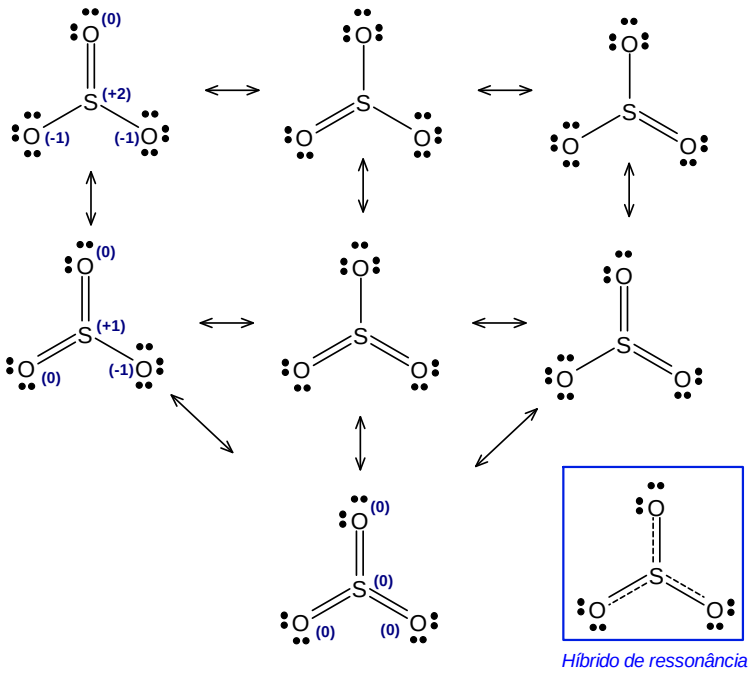


Vale lembrar que o somatório das cargas formais é igual à carga zero para moléculas, espécies neutras, ou igual a carga do cátion e/ou ânion. Voltando à análise do exemplo acima, já discutimos que o octeto dos elementos a partir do 3º período da tabela pode se expandido e o enxofre se enquadra nessa possibilidade. Além disso, precisamos lembrar que:

Para uma maior estabilidade da molécula ou composto, é interessante obter o maior número de átomos com carga formal ZERO (ou com os menores valores possíveis), pois concentração de carga é sinônimo de instabilidade.

Por esse motivo e pela capacidade do enxofre expandir seu octeto, vamos avaliar, por meio do cálculo da *carga formal*, todas as estruturas ressonantes possíveis para o SO_3 e avaliar qual delas apresenta maior estabilidade em função da carga formal dos átomos. Observe nas estruturas da 2ª linha que, ao receber mais um par de elétrons compartilhado por um oxigênio das estruturas da 1ª linha, o enxofre e o referido oxigênio passam a apresentar cargas formais, respectivamente, +1 e 0, aumentando a estabilidade da estrutura. E, por último, na estrutura da 3ª linha, com o enxofre realizando três duplas ligações, todos os átomos apresentam carga formal e, portanto, será a **estrutura de Lewis mais estável para SO_3**. A melhor forma de representar esse composto é por um híbrido de ressonância, também mostrado abaixo, o qual é resultado da contribuição de todas as possíveis estruturas de Lewis, recebendo maior contribuição das mais estáveis.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



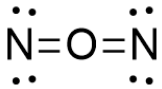
Conforme demonstrado no exemplo do SO_3, você deve:

1) Seguir o passo a passo para obter a primeira estrutura de Lewis

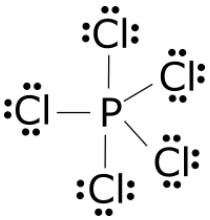
2) Em seguida, avaliar as estruturas ressoantes por meio do cálculo das *cargas formais* dos átomos para identificar a correta estrutura de Lewis (aquela com os menores valores de cargas formais).

3) Sempre que o átomo central permitir a expansão do octeto, considere essa possibilidade para diminuir a carga formal dos átomos envolvidos.

Obs.: **CUIDADO!** Elementos do 1º e 2º período não permitem expansão do octeto (ex: nitrogênio) e, por isso, em muitos casos, assumirão carga formal diferente de zero. Na estrutura de Lewis abaixo para o N_2O, por exemplo, a carga formal do oxigênio (V = 6, L = 0 e C = 8) é 2+ e a carga formal de ambos nitrogênios (V = 5, L = 4 e C = 4) é -1.



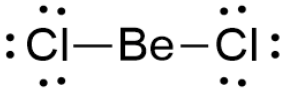
Para que você não seja surpreendido na resolução de questões ou na prova, vamos à análise de outros exemplos de **expansão do octeto**. De início, vamos utilizar o pentacloreto de fósforo ($PC\ell_5$) para ilustrar novamente a expansão do octeto. A estrutura de Lewis dessa molécula será:



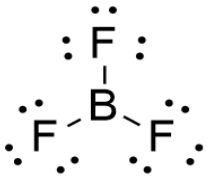
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Veja que os cloros da molécula seguem perfeitamente a **regra do octeto**. Entretanto, o átomo central (P) apresenta **10 elétrons** de valência, pertencentes às cinco ligações. Mesmo com mais elétrons do que sugere a regra do octeto, o fósforo se estabiliza nessa molécula.

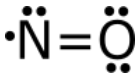
Agora que entendemos bem a ideia de expansão do octeto, vamos explorar a **contração do octeto**, que consiste na estabilização de átomos com um **número inferior a oito elétrons**. Essa contração ocorre geralmente com os átomos de **boro** e **berílio**, entretanto, em algumas situações também vamos observar esse fenômeno em óxidos de nitrogênio e em compostos envolvendo o alumínio. O dicloreto de berílio ($BeC\ell_2$), representado abaixo, é um exemplo de contração de octeto.



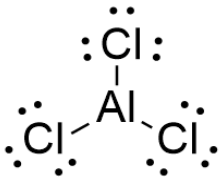
Observe que os átomos de cloro estão de acordo com a regra do octeto, entretanto, o átomo de berílio só realiza duas ligações, totalizando 4 elétrons de valência, o que está abaixo do que diz a regra do octeto. Para aclarar melhor a contração do octeto, tomaremos outro exemplo: a molécula do BF_3, representada na estrutura de Lewis abaixo:



Note pela estrutura que o flúor possui 8 elétrons de valência, mas o boro que só realiza três ligações, possui somente 6 elétrons de valência. Avaliaremos mais um exemplo: o monóxido de nitrogênio (NO). Sua estrutura de Lewis está representada abaixo:



O oxigênio nessa molécula segue a regra do octeto, mas o nitrogênio só realiza **duas** ligações e possui **3 elétrons** não compartilhados, totalizando **7 elétrons** na sua camada de valência. Para finalizar, vamos avaliar o $AlC\ell_3$, cuja estrutura de Lewis está representada abaixo:



Os três átomos de cloro seguem a regra do octeto, mas o alumínio só possui **6 elétrons** de valência.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Por que a Teoria do Octeto não funciona para muitos elementos?

Os elementos do primeiro período da tabela periódica, possuem apenas uma camada (K), constituída por um único orbital 1s. Esse orbital é totalmente preenchido com apenas 2 elétrons, apresentando a mesma configuração eletrônica que o hélio (He). Já os átomos do segundo período apresentam na última camada dois orbitais: 2s e 2p. O preenchimento máximo desses orbitais se dá com 8 elétrons, mesma configuração que o neônio (Ne). Por essa razão, a Teoria do Octeto funciona bem para os elementos dos dois primeiros períodos da Tabela Periódica, nos quais o preenchimento completo da última camada se dá quando o átomo atinge a configuração eletrônica de gás nobre.

Nos demais períodos, existem orbitais d e f que comportam 10 e 14 elétrons, respectivamente. Essa maior capacidade permite que muitos átomos se liguem, adquirindo estabilidade, mesmo apresentando mais que 8 elétrons na última camada, como vimos nos exemplos anteriormente.

(CESPE - Perito Criminal - PC-PE - 2016) A respeito de geometria molecular, assinale a opção correta.

a) NH_3 e CH_4 apresentam mesma geometria molecular, mas arranjo de pares de elétrons distintos.

b) Os compostos BeF_2 e BF_3 apresentam mesma geometria molecular.

c) Tanto o BCl_3 quanto o SO_3 apresentam geometria molecular trigonal plana.

d) SF_4 e H_3O^+ apresentam mesma geometria molecular e mesmo arranjo dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo central.

e) IF_6^- e BrF_5 apresentam geometrias moleculares diferentes porque seus elementos centrais têm valores diferentes de eletronegatividade.

Comentários:

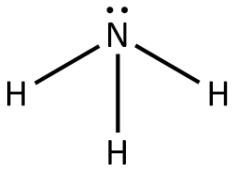
Letra A: incorreta. Apresentam mesmo arranjo eletrônico, mas geometria molecular diferente.

NH_3: Configuração de gás nobre: 8 + 3 x 2 = 14 elétrons

Configuração de valência: 5 + 3 x 1 = 8 elétrons

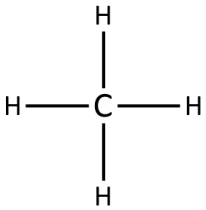
Número de ligações: 14 – 8 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é pirâmide trigonal.

CH_4:

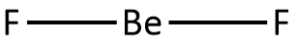


Temos uma molécula AX_4E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são tetraédrico.

<u>Letra B: incorreta</u>. Não apresentam nem a mesma geometria molecular nem o mesmo arranjo eletrônico.

BeF_2: Be se estabiliza com dois elétrons, assim:

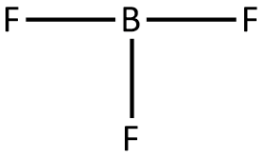
Configuração de valência: 2 + 2 x 7 = 16 elétrons



Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são linear.

BF_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons

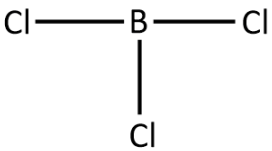


Temos uma molécula AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar.

<u>Letra C: correto</u>. Ambas são trigonais planar.

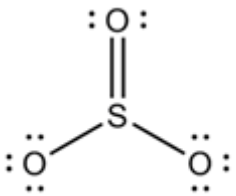
BCl_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons



SO_3: Configuração de valência: 6 + 3 x 6 = 24 elétrons

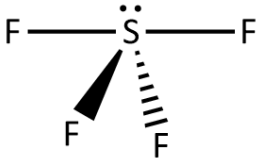
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Temos duas moléculas AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar.

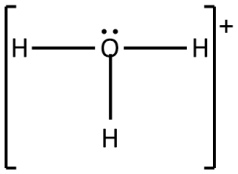
Letra D: incorreta. Não apresentam nem a mesma geometria molecular nem o mesmo arranjo eletrônico.

SF_4: Configuração de valência: 6 + 4 x 7 = 34 elétrons



Temos uma molécula AX_4E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é bipirâmide trigonal e sua geometria molecular é gangorra.

H_3O^+: Configuração de valência: 3 x 1 + 6 - 1 = 8 elétrons



Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é tetraédrico e sua geometria molecular é pirâmide trigonal.

Letra E: incorreta. Apresentam geometrias moleculares diferentes devido ao número de átomos ligados ao átomo central ser diferente.

Resposta: letra C

Geometria molecular

Agora que entendemos como realizar a estrutura de Lewis e determinar as cargas formais dos átomos, vamos explorar outra teoria muito importante que demonstrará como será o arranjo das moléculas no espaço, ou seja, a **geometria da molécula**. Essa teoria, conhecida como **modelo da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV ou VSEPR)**, amplia os conceitos já descritos da teoria de Lewis.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

De acordo com o modelo RPECV, os elétrons isolados no átomo central se **repelem**. Dessa forma, para minimizar essa repulsão, os mesmos tendem a se localizarem o mais distante possível uns dos outros.

Além disso, esse modelo ainda caracteriza uma ligação múltipla (dupla ou tripla) da mesma forma que uma ligação simples, ou seja, todas as ligações são tratadas como uma região de alta concentração de elétrons. Pode lhe parecer estranho, mas já vimos que os elétrons não estão parados em torno do núcleo, muito pelo contrário, estão em intensa movimentação. Sendo assim, um compartilhamento de elétrons entre dois átomos corresponde a uma região do espaço em que é muito provável de se encontrar esse par de elétrons.

Nesse sentido: a geometria da molécula, ou seja, a forma com que a mesma está disposta no espaço, é definida pela **posição dos átomos** influenciados pela **presença de pares de elétrons isolados** no átomo central.

Trago aqui alguns aspectos estudados no nível superior, mas que acredito que ajudam muito na compreensão do uso do RPECV, já que muitos livros de nível médio abordam esse conteúdo de maneira mais decoreba. Ao final dessa seção, fica a seu critério usar o entendimento lógico ou memorizar a tabela final que lhe apresentarei. Beleza?

Como usar o modelo RPECV?

Uma das formas mais práticas de representar a geometria molecular é encontrar a fórmula RPECV

$$AX_mE_n$$

Em que,

A: Átomo central

X: Átomos ligantes ao átomo central

E: Pares de elétrons isolados (não compartilhados)

m: Número de átomos ligantes

n: Número de pares de elétrons isolados no átomo central

Conhecendo a fórmula RPECV de um composto químico, temos a bagagem necessária para predizer a sua geometria molecular seguindo os passos do esquema a seguir:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

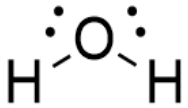
Como usar o modelo RPECV:

- I - Escrever a estrutura de Lewis e determinar o n° de coordenação.
  Obs.: Certificar se os pares isolados estão o mais distantes possível.
- II - Elaborar a fórmula RPECV e identificar a forma molecular;

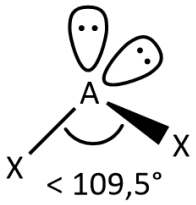
[1]

A geometria molecular de **moléculas diatômicos,** isto é, moléculas formadas somente por dois átomos sempre será **linear**. Por exemplos, as moléculas: O_2, N_2 e H_2, $C\ell_2$ e $HC\ell$. Já para encontrar a geometria de moléculas com mais de dois átomos, teremos que adotar as estratégias acima.

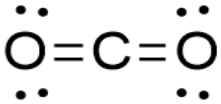
Tomemos como exemplo a molécula de água (H_2O) cuja estrutura de Lewis está representada abaixo. Vamos, a partir dessa estrutura, encontrar sua fórmula RPECV. Note que há dois átomos de hidrogênio ligantes (X_2) ao átomo central e dois pares de elétrons não ligantes (E_2) no átomo central, representados por 2 pontos cada. Desta forma, a fórmula RPECV da água é AX_2E_2.



Correlacionando a fórmula AX_2E_2 com a tabela apresentada no final desta seção, notamos que a geometria molecular de H_2O é angular, conforme ilustrado a seguir:



Vamos a mais um exemplo para pegarmos o jeito: gás carbônico (CO_2) cuja estrutura de Lewis está apresentada abaixo:

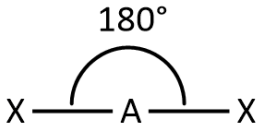


Observe que agora, diferentemente da molécula de água, não há pares de elétrons não ligantes (não compartilhados) no átomo central e, conforme vimos, os pares de elétrons influenciam diretamente na

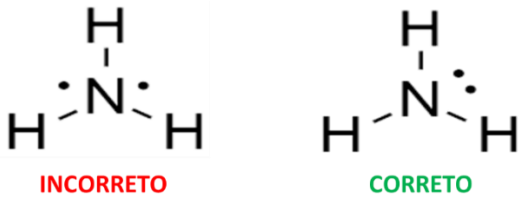
[1] Baseado em ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

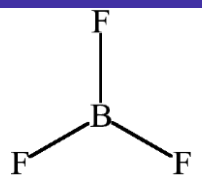
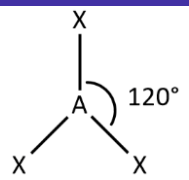
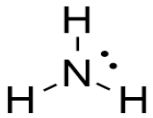
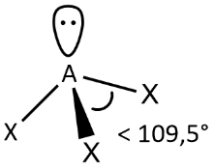
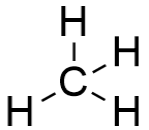
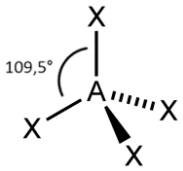
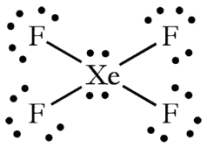
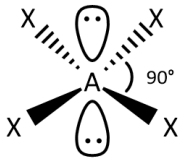
geometria molecular. Então vamos checar se isso, de fato, acontece. A molécula de CO_2 possui dois átomos ligantes ao átomo central (X_2) e nenhum (zero) pares de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Desta forma, a fórmula RPECV do CO_2 é AX_2E_0. Correlacionando essa fórmula com a tabela fornecida abaixo, concluímos que a geometria dessa molécula é linear, conforme ilustrado a seguir:



Lembre-se de distribuir, dois a dois, os elétrons não compartilhados (não ligantes). Para um melhor entendimento, abaixo ilustro a forma incorreta e a correta:

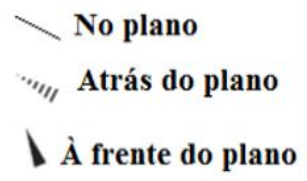


Não vou descansar até você estar afinado nessa técnica e conseguir encontrar a geometria de qualquer molécula ou composto. Por isso, vamos a mais exemplos (lembre-se de associar a fórmula RPECV à tabela do final desta seção):

Fórmula molecular	Estrutura de Lewis	Fórmula RPECV	Geometria molecular	
BF_3		AX_3E_0	Trigonal plana	
NH_3		AX_3E_1	Pirâmide trigonal	
CH_4		AX_4E_0	Tetraédrica	
XeF_4		AX_4E_2	Quadrado planar	

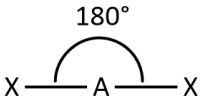
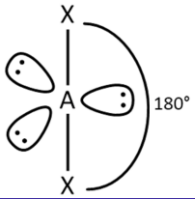
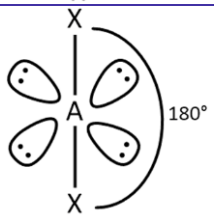
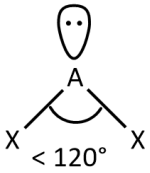
Para facilitar a interpretação das geometrias acima, lembre-se: ligação no plano é representada por um traço normal; se ela estiver disposta para trás do plano, cunha pontilhada; se ela estiver disposta para frente do plano, cunha cheia:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

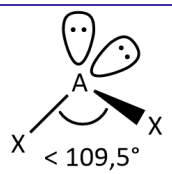
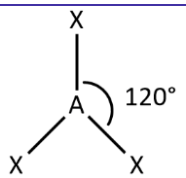
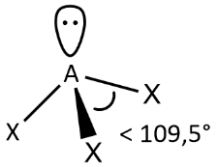
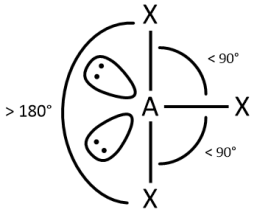
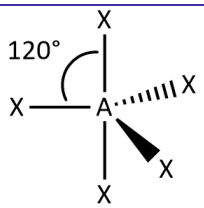
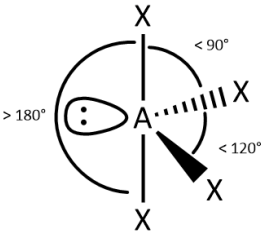
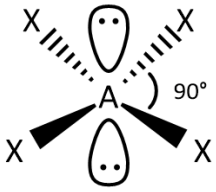
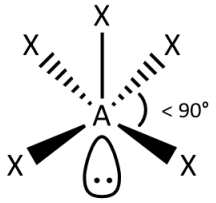


alunosonline.uol.com.br (2018)

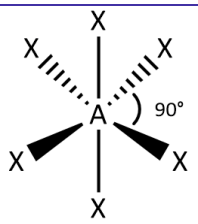
Conforme prometido, na tabela abaixo, apresento a relação entre a fórmula RPECV e a geometria molecular, além de alguns exemplos. Embora eu sugira decorá-la, sei o quanto isso é penoso. Por isso, tente compreender cada arranjo eletrônico, posicionando os pares eletrônicos e os átomos o mais distante entre si (NOTA: Lembre-se de valorizar a repulsão entre pares eletrônicos isolados). Digo isso, porque eu, particularmente, consigo encontrar lógica nessa dinâmica e deduzir a geometria molecular a partir da fórmula RPECV sem, necessariamente, ter decorado toda tabela. Acredito que você também conseguirá enxergar essa lógica. Outra dica que pode lhe ajudar é lembrar de uma molécula com fórmula RPECV semelhante, cuja geometria você conheça. Por exemplo, eu sei que a água (H-O-H) apresenta geometria angular, devido a presença de pares não ligantes no oxigênio. Se, ao desenhar a molécula de O_3, eu note que o seu arranjo é semelhante ao da água, por possuir três átomos e estando presentes pares eletrônicos não ligantes no átomo central, então, saberei que a geometria do ozônio também é angular. Entendeu? Vamos agora à nossa tabela, lembre-se de encontrar lógica em cada geometria.

Fórmula RPECV	Geometria Molecular		Exemplo
AX_2E_0	Linear		CO_2, HCN, $BeCl_2$
AX_2E_3	Linear		I_3^-, XeF_2, ICl_2^-
AX_2E_4	Linear		Desconhecido
AX_2E_1	Angular (V-Shape)		NO_2, NO_2-, O_3

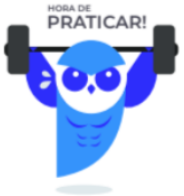
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

AX_2E_2	Angular (V-Shape)		H_2O, H_2Te, NH_2^-
AX_3E_0	Trigonal planar		BF_3, CO_3^{2-}, C_6H_6
AX_3E_1	Pirâmide trigonal		NH_3, SO_3^{2-}, XeO_3
AX_3E_2	Forma T		ICl_3, $BrCl_3$, BrF_3
AX_4E_0	Tetraédrico		CH_4, NH_4^+, SO_4^{2-}
AX_5E_0	Bipirâmide trigonal		PCl_5, $P(CH_3)_2F_3$, SOF_4
AX_4E_1	Gangorra		SF_4, ICl_4^+, $SeCl_4$
AX_4E_2	Quadrado planar		XeF_4, $XeOF_3^-$, IF_4^-
AX_5E_1	Piramidal quadrática		ICl_5, BrF_5, $XeOF_4$

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

AX_6E_0	Octaédrico		SF_6, $TeCl_6$, PCl_6

Relação entre a fórmula RPECV e a geometria molecular.[2]



(UTFPR - Químico - UTFPR - 2015) A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência, normalmente abreviada por Teoria RPECV, foi desenvolvida por Nevil Sidgwick e Herbert Powell em 1940. É uma maneira simples, porém poderosa, de prever as formas das moléculas. Em relação a essa Teoria, analise as sentenças abaixo. Dados: números atômicos: B = 5; N = 7; O = 8; S = 16.

I. Em uma estrutura bipiramidal trigonal, com ângulos de ligações equatoriais de 120° e ângulo de ligação axial de 180º, o átomo central não possui nenhum par de elétrons isolado.

II. Em uma molécula hipotética que possui um átomo central tetracoordenado, os ângulos de ligação deste átomo com seus vizinhos serão sempre de 90°.

III. Na molécula de amônia e na molécula de água, os ângulos de ligação H–N–H e H–O–H, respectivamente, são menores do que 109,5°.

IV. O par de elétrons isolado no átomo de enxofre na molécula de SF_4 ocupa uma posição equatorial, segundo uma geometria bipiramidal trigonal.

V. A molécula de BF_3 possui estrutura em forma de T, com uma ligação F–B–F com ângulo de 180° e outras duas ligações F–B–F com ângulo de 90°.

Marque a alternativa que apresenta apenas as sentenças corretas.

a) I, II, III e IV.

b) I, III e IV.

c) II e V.

d) I, IV e V.

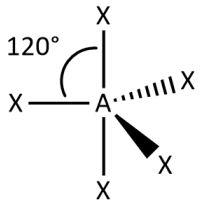
e) III e IV.

Comentários:

[2] Baseado em GILLESPIE, Ronald J. The VSEPR model revisited. **Chemical Society Reviews**, v. 21, n. 1, p. 59-69, 1992.

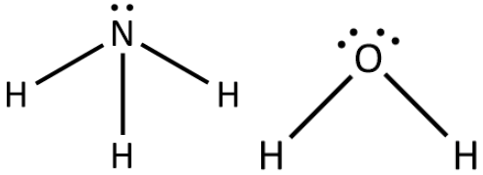
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Afirmação I: Correta. De fato, uma estrutura bipiramidal trigonal (AX_5E_0) apresenta todas as características citadas, como pode ser visto abaixo:

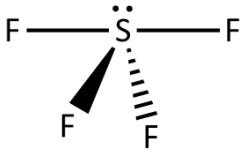


Afirmação II: Incorreta. Uma molécula tetracoordenada seria AX_4E_0, isto é, tetraédrica e o ângulo de ligação dessa estrutura é 109,5°.

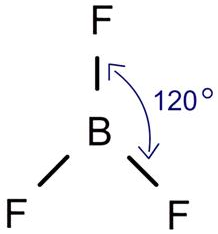
Afirmação III: Correta. Ambas possuem o arranjo eletrônico tetraédrico. Contudo, a molécula de água é angular e a de amônia é pirâmide trigonal. O ângulo de ligação das duas é <109,5°.



Afirmação IV: correta. A molécula é SF_4 é AX_4E_1 e, desta forma, possui arranjo eletrônico bipiramidal trigonal e geometria gangorra. Ademais, embora eu entenda ser temerária mencionar a direção do par de elétrons, se rotacionarmos a estrutura abaixo de tal forma que os átomos de flúor do plano fiquem na axial ("em pé"), então o par de elétrons ficará na equatorial conforme menciona a afirmativa.



Afirmação V: Incorreta. A molécula de BF_3 é AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar, com ângulo de ligação 120°. DICA: se um giro total apresenta 360º, pare encontrar o ângulo de ligação, nesse caso, basta dividir 360/3 = 120º, já que são três ligantes.



Resposta: letra B

(IBADE - Professor Classe C/Química - SEDUC/RO - 2017) Considerando a Teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, o composto $PC\ell_5$ deve ter geometria molecular do tipo:

A) tetraédrica.

B) linear.

C) octaédrica.

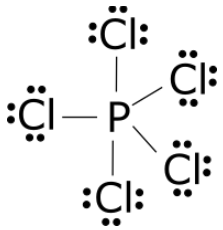
D) bipiramide trigonal.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

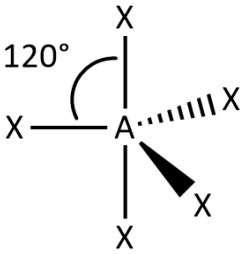
E) trigonal planar.

Comentários:

O primeiro passo para encontrarmos a geometria molecular é desenharmos a estrutura de Lewis como segue:



A molécula de $PC\ell_5$ possui cinco átomos ligantes ao átomo central (X_5) e nenhum par de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do $PC\ell_5$ é AX_5E_0. Correlacionando essa fórmula com a tabela fornecida acima, concluímos que a geometria dessa molécula é bipirâmide trigonal.



Resposta: letra D

Polaridade

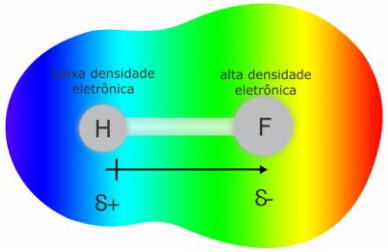
Agora que entendemos os conceitos da ligação covalente, a representação de moléculas na estrutura de Lewis e a geometria das moléculas, vamos analisar a **polaridade das ligações** covalentes. Essa análise consiste em classificar a ligação entre **polar** ou **apolar**.

> Uma ligação covalente é considerada **polar** quando há **diferença de eletronegatividade** entre os dois átomos envolvidos. Por outro lado, se não há diferença de eletronegatividade, a ligação é denominada como **apolar**.

Simplificando, se uma ligação é formada por dois átomos **diferentes,** a ligação será **polar**, a exemplo da ligação entre o hidrogênio e o cloro, na molécula de $HC\ell$. Entretanto, se a ligação é formada por átomos **iguais**, a mesma será **apolar**, por exemplo, a ligação entre os átomos de hidrogênio na molécula de H_2.

Em ligações classificadas como polares, há formação de **cargas parciais**, nos átomos envolvidos, devido à diferença de eletronegatividade entre eles. O átomo com a maior eletronegatividade, vai atrair mais fortemente os elétrons e por isso apresentará uma carga parcial negativa, representada por δ^-. Já o outro átomo, de menor eletronegatividade, apresentará carga parcial positiva (δ^+), o que indica que ele ficará parcialmente deficiente de elétrons. Na molécula de HF, por exemplo, o flúor é o átomo mais eletronegativo, logo, ele apresentará a carga parcial negativa e o hidrogênio a carga parcial positiva. Observe na figura abaixo como há uma maior densidade eletrônica (concentração de elétrons) sobre o flúor, já que os elétrons envolvidos na ligação são literalmente mais puxados para o seu lado.

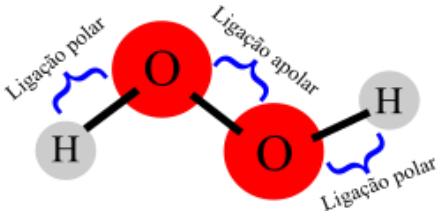
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



E a ligação apolar, os átomos vão ter carga?

> Isso mesmo, conforme é intuitivo pensar, não haverá formação de carga, pois não há diferença de eletronegatividade entre os átomos. Desse modo, os elétrons envolvidos na ligação covalente estão distribuídos igualmente entre os dois átomos envolvidos na ligação.

Vamos agora ampliar essa ideia para as **moléculas**. É possível encontrar **ligações polares e apolares** em uma só molécula, não é mesmo? Por exemplo, observe a molécula de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) representada abaixo:



Note que a ligação entre o oxigênio e o hidrogênio é de caráter polar, já a ligação oxigênio-oxigênio é apolar. Portanto, fique atento:

> A presença de ligações polares em uma molécula, não indica necessariamente que ela é polar. Para determinar a polaridade de uma molécula, além de observar as **diferenças de eletronegatividade** entre os átomos, devemos observar a **geometria da molécula**.

Se uma molécula é constituída por somente dois átomos, sendo ambos **iguais**, a molécula será **apolar,** por exemplo, o H_2, O_2, F_2, Cl_2 e I_2. Entretanto, se a molécula diatômica for constituída por dois átomos **diferentes**, ela será **polar**, por exemplo, o HCl, HBr, HF e HI. Para moléculas com maior número de átomos, conforme antecipado, devemos levar em conta a **geometria da molécula**. Em seguida, devemos atribuir vetores correspondentes ao deslocamento dos elétrons em cada uma das ligações, denominados de **momento de dipolo** (simbolizado por μ). Vale lembrar que esses vetores sempre apontam no sentido do átomo mais eletronegativo da ligação.

Após a atribuição desses vetores na molécula, devemos determinar o **vetor resultante**, ou seja, a combinação de todos os vetores da molécula. Caso o vetor resultante, denominado de momento de

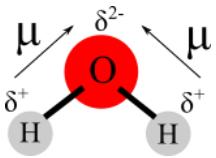
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

dipolo resultante (simbolizado por μ_r), seja **igual a zero**, isto é, os vetores da molécula se anulam, a molécula será **apolar.** Por outro lado, se o vetor resultante for **diferente de zero**, ou seja, os vetores da molécula não se anulam, a molécula será **polar**.

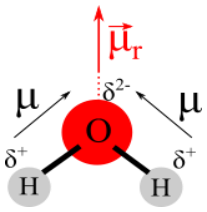
$\mu_r = 0$: molécula **apolar**.
$\mu_r \neq 0$: molécula **polar**.

Talvez essa ideia de vetores não tenha ficado muito claro, por isso, vamos fazer alguns exemplos. Qual seria a polaridade da molécula de água? Certamente você já sabe que é polar, mas talvez não saiba os motivos reais. Por isso, vamos analisar a água utilizando vetores. A ligação entre o oxigênio e o hidrogênio é polar, pois o oxigênio é mais eletronegativo do que o hidrogênio. Logo, vamos ter um vetor (momento de dipolo) no sentido do oxigênio em ambas ligações com os hidrogênios.

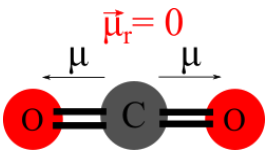
À primeira vista, pode parecer que os vetores formados deveriam se cancelar, pois são iguais e apontam para sentidos contrários. Entretanto, como vimos no tópico anterior, a molécula da água é **angular**. Assim podemos representar a molécula de água utilizando vetores dessa forma:



Graças à geometria da água, os vetores não vão se cancelar, pelo contrário, eles vão se somar, formando um vetor resultante (momento de dipolo resultante) diferente de zero, como apresentado abaixo:



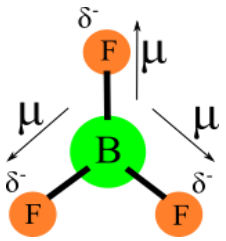
Logo, podemos concluir que a molécula de água é **polar**. Com a mesma quantidade de átomos que a água, o CO_2 apresenta outra geometria e polaridade diferente da água. Para constatar isso, vamos, primeiramente, determinar a geometria do CO_2. Como vimos no tópico anterior, a geometria do CO_2 é **linear**:



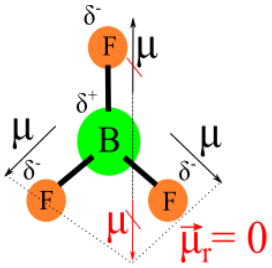
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

A ligação entre o carbono e o oxigênio é polar e o momento de dipolo é em direção ao oxigênio, átomo mais eletronegativo da ligação. Como a geometria da molécula é linear, os vetores de ambas ligações irão se cancelar e, por isso, o momento de dipolo resultante será igual a zero, ou seja, a molécula é classificada como **apolar**.

Outro exemplo interessante é a molécula do BF_3. A geometria dela é trigonal plana:

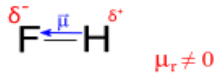
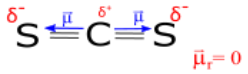
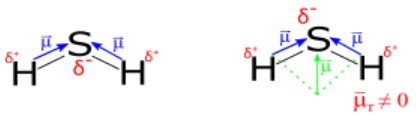
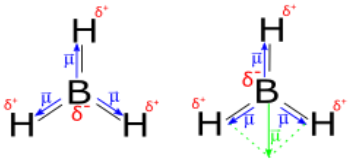


A ligação entre o B e o F é polar, pois o flúor é mais eletronegativo que o boro. Logo, o momento de dipolo vai ser em direção a cada flúor ligado ao boro. Entretanto, quando calculamos o vetor resultante, percebemos que ele é **zero**, ou seja, os vetores se anulam como apresentado pela imagem a seguir:

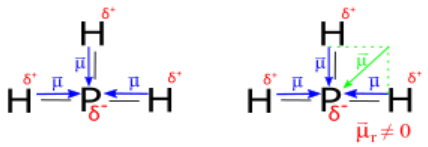
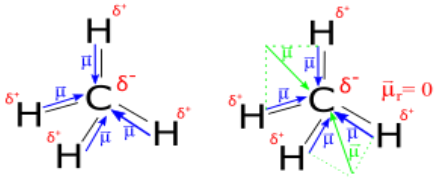


Assim, podemos concluir que a molécula do BF_3 é **apolar**.

A tabela a seguir apresenta a polaridade de algumas moléculas.

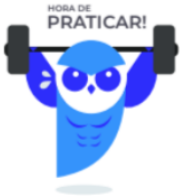
Geometria	Molécula	Momento dipolo resultante	Polaridade da molécula
Linear	HF		Polar
	CS_2		Apolar
Angular	H_2S		Polar
Trigonal planar	BH_3		Apolar

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Pirâmide trigonal	PH_3		Polar
Tetraédrica	CH_4		Apolar

Exemplos de moléculas polares e apolares.[3]

A polaridade de uma molécula é uma propriedade fundamental de grande interesse, pois ela influencia em várias outras características físico-químicas da molécula como o **ponto de fusão** e **ebulição**, a **solubilidade** e a **dureza**.



(UFG/CS - Técnico de Laboratório/Área: Química - IFGoiano - 2019) A geometria e a polaridade molecular fornecem informações importantes sobre as forças das interações existentes entre moléculas de uma dada substância. Considerando os compostos N_2, NH_3, H_2S e H_2O, o que apresenta o maior ponto de ebulição é:

(A) H_2O.

(B) H_2S.

(C) NH_3.

(D) N_2

Comentários:

[3] Baseado em FONSECA, M. R. M. **Química (Ensino Médio)**. 1 ed. São Paulo: Ática, 2013.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Como vimos na nossa aula, os pontos de fusão dependem da massa molar e da força intermolecular presente. Dito isto, vamos fazer um ranking para estas duas propriedades, beleza?

Substância	Massa molar (g/mol)
H_2S	34
N_2	28
H_2O	18
NH_3	17

Substância	Força intermolecular
H_2O	Ligação de hidrogênio
NH_3	Ligação de hidrogênio
H_2S	Dipolo permanente
N_2	Dipolo induzido

Observe que os compostos com maiores massas molares também são aqueles com forças intermoleculares mais fracas. Contudo, o critério que mais contribui para o aumento no ponto de ebulição é a força intermolecular.

Aqui temos um empate entre o H_2O e o NH_3, uma vez que ambos têm massas molares próximas e possuem ligação de hidrogênio. Todavia, o oxigênio é um elemento mais eletronegativo que o nitrogênio e assim, torna a interação mais forte. Desta forma, o H_2O é o composto que apresenta maior ponto de ebulição.

Resposta: letra A

Forças intermoleculares

Nos tópicos anteriores aprendemos sobre as ligações intramoleculares, ou seja, ligações químicas entre átomos dentro da molécula. Entretanto, você deve estar se perguntando o que mantém uma molécula atraída ou, pelo menos, próxima de outras moléculas. Essa pergunta foi respondida por volta de 1873 por Johannes Diederik van der Waals. Ele verificou que as moléculas se mantinham unidas devido às **forças intermoleculares**. Essas forças foram classificadas em três formas:

i. **Forças de dipolo induzido (forças de London)**,
ii. **Forças de dipolo permanente (dipolo-dipolo)** e
iii. **Ligações de hidrogênio**.

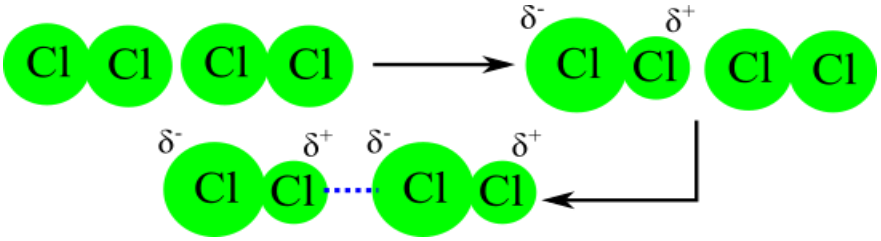
O tipo de força presente em uma molécula influencia, especialmente, o **ponto de fusão** e **ebulição** e a **densidade** da substância.

Dipolo induzido (forças de London)

As forças de **dipolo induzido**, também conhecidas como **forças de London** ou **forças fracas de Van der Waals**, estão presentes em moléculas **apolares**. Lembre-se que os elétrons nas moléculas apolares estão distribuídos igualmente entre a mesma, desse modo, não há dipolo resultante (carga negativa ou positiva). Entretanto, quando uma outra molécula apolar se aproxima, ocorre uma indução de carga, isto é, os elétrons da molécula tendem a se acumular mais em uma região da molécula ou átomo. Esse fenômeno leva a formação de polos (positivo e negativo) fracos na molécula. A molécula, agora com polos, induz outras moléculas a também formarem dipolos. Assim, ocorre uma pequena atração eletrostática entre as moléculas.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Para entender melhor esse procedimento, utilizaremos o $C\ell_2$ como exemplo. A indução de polos por outra molécula de $C\ell_2$, assim como a representação da força dipolo induzido está representado abaixo:

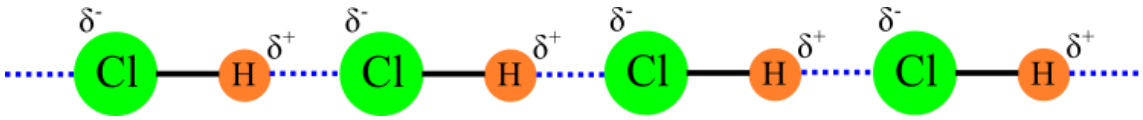


Representação da indução de cargas e da força dipolo induzido

Esse tipo de força (pontilhado azul), dipolo induzido, é de **baixa magnitude**, logo, espera-se para moléculas apolares pontos de ebulição e fusão baixos. Isso porque, quanto mais fracas forem as ligações entre as moléculas, mais fácil será separá-las, ou seja, passar do estado sólido para o líquido ou do líquido para o gasoso. Isto significa que menor seria a temperatura necessária para liquefazer e também para evaporar a referida substância. Até por isso, via de regra, as substâncias leves, formadas por dois átomos, que apresentam forças dipolo induzido, se apresentam na forma gasosa à temperatura ambiente. O CO_2 e o I_2, por exemplo, apresentam a força dipolo induzido e sofrem, à temperatura ambiente, sublimação, que consiste na passagem direta do estado sólido ao gasoso.

Dipolo permanente (dipolo-dipolo)

As forças de dipolo permanente, também denominadas como **dipolo-dipolo** ou **forças de Van der Waals**, estão presentes em moléculas **polares** (exceto aquelas que apresentam ligação de hidrogênio). Lembre-se que nas moléculas **polares**, já existem cargas parciais negativas e positivas. Desse modo, a carga negativa de uma molécula irá atrair a carga negativa de outra. Para entender esse conceito, vamos utilizar a molécula de $HC\ell$ como exemplo. Certamente, você se lembra que essa molécula é polar. Além disso, deve se recordar que o átomo de cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, assim, ele irá conter a carga negativa parcial e o hidrogênio a carga parcial positiva. Desse modo, haverá atração entre a carga negativa da molécula de $HC\ell$ com a carga positiva de outra molécula. A força dipolo permanente presente na molécula de $HC\ell$ está representada abaixo:



A preexistência dos dipolos nas moléculas polares leva a uma atração mais intensa entre as mesmas. Desta forma, a força **dipolo permanente** é mais forte do que a força **dipolo induzido**. Nesse sentido, moléculas com esse tipo de força vão apresentar pontos de fusão e ebulição maiores do que as moléculas, de massa semelhante, com o tipo de força dipolo induzido. Ou seja, se elas estão mais fortemente unidas, maior será a temperatura necessária para afastá-las: fenômeno que acontece na passagem de sólido para líquido e de líquido para gasoso.

Ligação de hidrogênio

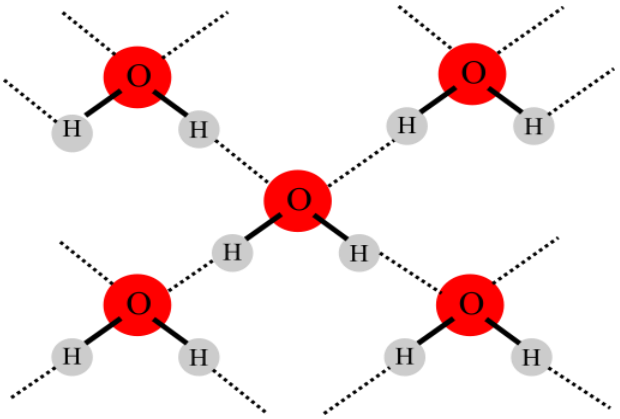
A **ligação de hidrogênio** está presente em moléculas **polares** que apresentem em sua estrutura um **hidrogênio** ligado diretamente aos átomos mais eletronegativos da tabela periódica: **flúor**, **nitrogênio** ou **oxigênio**. Lembre-se:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Ligação de hidrogênio: H ligado a FON

Por exemplo, o HF, NH_3 e o H_2O_2.

Devido a grande diferença de eletronegatividade entre o hidrogênio e os átomos citados, haverá a formação de cargas parciais negativas e positivas bastante significativas. Logo, a atração entre as moléculas será muito intensa. Por isso, esse tipo de força é mais forte do que a **força dipolo induzido** e **dipolo permanente**. A água é um exemplo de molécula **polar** que apresenta a força ligação de hidrogênio. A ligação de hidrogênio na água está representada abaixo:



Representação das ligações de hidrogênio na molécula de água.

Ligação de hidrogênio – Ponte de hidrogênio

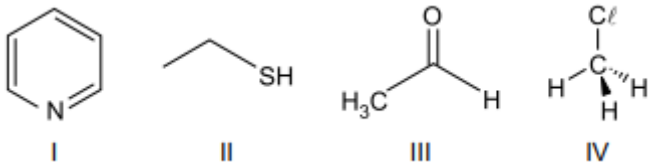
Em alguns livros e questões é comum a utilização de ponte de hidrogênio ao se referir a força ligação de hidrogênio. Essa terminologia ainda é utilizada por alguns autores, entretanto, o termo correto e aceito pela IUPAC é ligação de hidrogênio.

Para fixar todo esse conhecimento, vamos explorar um exemplo. Avaliaremos por que os compostos HF, NH_3 e H_2O apresentam pontos de fusão e ebulição maiores que o H_2S e o $HC\ell$. Vimos anteriormente que o ponto de ebulição depende não só da **massa molar** da molécula, mas também da **força intermolecular** presente na mesma. As moléculas H_2S e $HC\ell$ embora apresentem maiores massas

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

molares do que o HF, NH_3 e H_2O, possuem força intermolecular: dipolo permanente. Esse tipo de força é menos intenso que a força da ligação de hidrogênio presentes nas moléculas HF, NH_3 e H_2O, por isso, com base nas forças intermoleculares, é esperado que essas moléculas apresentam maiores pontos de fusão e ebulição.

(VUNESP - Magistério Química - EsFCEx - 2020) Considere as substâncias I, II, III e IV cujas fórmulas estruturais são representadas nas figuras.



Formam interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio com a água as substâncias:

a) I e III.

b) I e IV.

c) II e III.

d) II e IV.

e) III e IV.

Comentários:

Pergunta não tão trivial, pois estamos acostumados a diagnosticar a presença das pontes de hidrogênio ao localizar, na molécula, H ligado a F, O, N. E isso está correto. No entanto, precisamos compreender também que a interação não se dá entre H e FON na mesma molécula, mas sim entre o H altamente polarizado positivamente dessa molécula e pares de elétrons não ligantes dos mesmos átomos eletronegativos (F, O e N) de outra molécula. Portanto, qualquer molécula que apresente F, O e N pode interagir com a molécula de água (que tem H ligado a FON) por meio de pontes de hidrogênio, mesmo que naquela molécula não haja um hidrogênio ligados a esses átomos. Entre as estruturas apresentadas, as I e III cumprem, portanto, o requisito para interagir com a água dessa forma.

Resposta: letra A

Além disso, vale dizer que a viscosidade e a tensão superficial também são afetadas pelas forças intermoleculares presentes. Vejamos:

- **Viscosidade** é a resistência de um líquido em fluir. Durante o movimento de um líquido, as moléculas deslizam umas sobre as outras e, por isso, quanto mais forte a interação entre as moléculas, mais devagar será esse movimento, daí temos um líquido viscoso. Você gosta de açaí? Já percebeu como é mais difícil sugar o açaí pelo canudo? Isso acontece porque sua viscosidade é maior. A glicerina, por exemplo, é muito viscosa porque apresenta 3 hidrogênios ligados a

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

oxigênios, ou seja, há uma forte contribuição das pontes de hidrogênio para a viscosidade desse líquido.

Aí você pode me perguntar: *Professor, por que óleos e gorduras ou alguns derivados de petróleo apresentam maior viscosidade do que a água, por exemplo, sendo que ela apresenta pontes de hidrogênio (tipo de interação forte)?*

Excelente questionamento, Jonathan! Certas substâncias, mesmo eventualmente não apresentando pontes de hidrogênio, podem apresentar viscosidade maior que a da água. Isso demonstra que as forças intermoleculares não explicam por completo a viscosidade. Então, quais seriam os outros fatores que influenciariam na viscosidade das substâncias? Uma delas é o **tamanho da molécula**. Quanto maior uma molécula ela for, maior será a área de superficial para atração entre elas e, portanto, maior a dificuldade de deslizamento de uma sobre a outra e maior a viscosidade. Outros parâmetros também podem influenciar na viscosidade, mas são menos importantes para sua prova. São eles: **massa molar**; **conformação da molécula**; **interações com solvente**; e **concentração**.

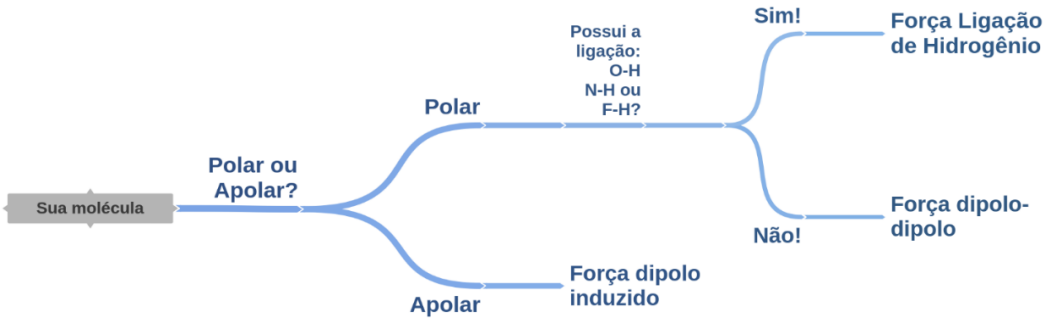
- **Tensão superficial** é uma interface entre duas fases, em que as moléculas superficiais de um líquido apresentam foras intermoleculares que resistem à sua separação, apresentando um comportamento elástico. Você já observou que alguns insetos conseguem pousar sobre a água e não afundar? É justamente a tensão superficial que impede que eles afundem, mesmo que, em alguns casos, a densidade do inseto seja até maior que a da água. Podemos atribuir essa considerável tensão superficial da água à presença das ligações de hidrogênio.

mentesirrequietas.blogspot.com (2019)

Vale mencionar que viscosidade e tensão superficial estão inter-relacionadas. Além disso, vale ressaltar que a temperatura também influencia na densidade e tensão superficial. Quanto maior a temperatura, menor a tensão superficial e menor a viscosidade. Para lembrar dessa relação, basta lembrar do açaí ou ovomaltine do Bob's. De certo, já tomou pelo menos um deles? Ambos, quando bem gelados, são bem difíceis de serem sugados através do canudinho. No entanto, à medida que vão aumentando a temperatura, vai ficando mais fácil a sua sucção devido à diminuição das suas viscosidade e densidade.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Para simplificar a determinação da força intermolecular, vamos utilizar o esquema abaixo:



Utilizando esse esquema fica fácil avaliar a força intermolecular, vamos testá-lo com alguns exemplos. A molécula de HBr, como já deve estar familiarizado é **polar**, nessa molécula não notamos as ligações de O-H, N-H ou F-H, logo, a força intermolecular é **dipolo-dipolo**. Já a molécula HF, sabemos que é polar, e ela apresenta a ligação F-H, logo, a força será **ligação de hidrogênio**. Por último, utilizando o N_2, a polaridade da mesma é **apolar**, logo, a força intermolecular será **dipolo-induzido**. Tranquilo, não é mesmo?

Interação íon-dipolo

Em algumas questões de química, é comum ser explorado, não só as forças intermoleculares, mas também a interação íon-dipolo.

A interação íon dipolo consiste na atração de um íon por uma molécula polar.

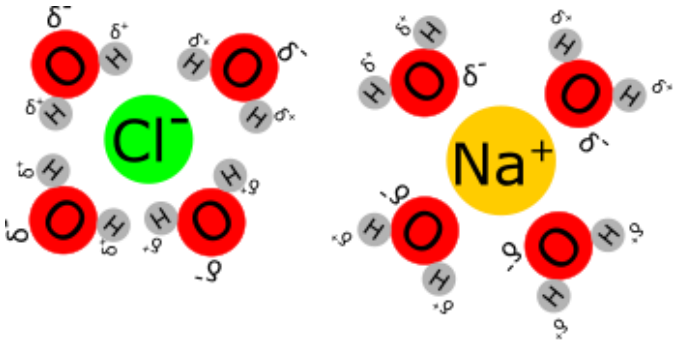
Para entendermos essa interação, vamos analisar a dissolução do cloreto de sódio ($NaC\ell$) em água (H_2O). Esse sal em água sofre dissociação liberando íons de carga positiva e negativa:

$$NaC\ell \rightarrow Na^+ + C\ell^-$$

Esses íons serão atraídos pela molécula de água que, como vimos anteriormente, é polar e, por isso, possui cargas parciais negativas e positivas. A região da molécula de

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

água de carga positiva será atraída pelo íon de carga negativa ($C\ell^-$) e a região de carga negativa pelo íon de carga positiva (Na^+). O esquema a seguir apresenta a atração entre os íons e a água. Fique atento a orientação das cargas da água em relação aos íons, ao solvatar, por exemplo, o $C\ell^-$, as moléculas de água são posicionadas de modo que seus polos positivos ficam voltados para o íon.

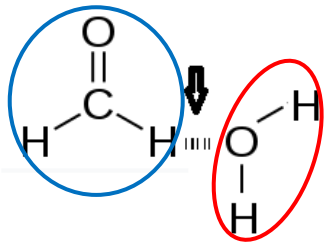


A interação íon dipolo é bastante intensa devido a atração eletrostática (atração entre cargas) entre os íons e as cargas presentes nas moléculas polares. Por isso, essa força será ainda mais intensa que a ligação de hidrogênio.

Reunindo todas as informações sobre forças intermoleculares, podemos escrever a seguinte ordem crescente de força:

Dipolo induzido < Dipolo permanente < Ligações de hidrogênio < Interação íon-dipolo

(FUMARC - Professor de Educação Básica/ Química - SEE/MG - 2018) O tipo de interação/ligação representada no esquema e apontada por uma seta é:



a) Covalente.

b) Dipolo instantâneo-dipolo induzido.

c) Dipolo-dipolo.

d) Iônica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

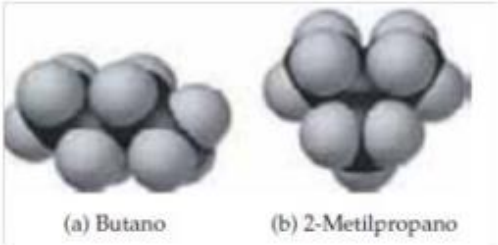
e) Ligação de hidrogênio.

Comentários:

Aqui o examinador tenta induzir o candidato ao erro, pois uma das moléculas envolvidas na interação é a água, na qual temos H ligado ao oxigênio que é muito eletronegativo. Por isso, sabemos que a interação intermolecular entre duas moléculas de água é do tipo "ligação de hidrogênio". No entanto, a interação intermolecular indicada por seta no enunciado está ocorrendo entre um átomo de hidrogênio e um átomo de oxigênio. O hidrogênio, por sua vez, faz outra ligação com um átomo de carbono. Sendo assim, por esse hidrogênio estar ligado ao carbono, átomo de eletronegatividade intermediária, então, o tipo de interação apresentada é do tipo dipolo-dipolo ou dipolo permanente.

Resposta: letra C

(IPEFAE - Técnico em Química - Prefeitura Municipal de Andradas - 2019) O butano e o 2-metilpropano, cujos modelos de espaciais são apresentados a seguir, são apolares e tem a mesma fórmula mínima (C_4H_{10}); o butano tem ponto de ebulição de -0.5 °C, enquanto o 2-metilpropano tem ponto de ebulição de -11,7 °C. Com relação à diferença entre os pontos de ebulição das duas substâncias pondere sobre as afirmações a seguir:



I - Essa diferença se dá pelo fato da estrutura ramificada do 2-metilpropano gerar uma interação intermolecular menos densa.

II - A diferença entre os pontos de ebulição se dá pelo fato do 2-metilpropano apresentar interação intermolecular do tipo dipolo induzido, enquanto o metano apresenta interação intermolecular do tipo ligações de hidrogênios.

III - O butano apresenta maior ponto de ebulição, pois sua estrutura linear contribuí para o melhor empacotamento das suas moléculas.

IV - Considerando o caráter apolar de ambas as moléculas, o 2-metilpropano por apresentar uma ramificação tem o momento dipolo maior que ao do butano, por isso há um aumento significativo na repulsão eletrônica entre as moléculas de 2-metilpropano.

Estão corretos:

(A) I, II, III e IV

(B) Apenas I e II

(C) Apenas II e IV

(D) Apenas I e III

Comentários:

Afirmação I: correta. Observe que a superfície de contato do 2-metilpropano é menor e por consequência, haverá menor interação intermolecular. Desta forma, o ponto de ebulição é menor.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Afirmação II: incorreta. O tipo de interação intermolecular dos dois compostos é o mesmo, uma vez que ambos são formados pelos mesmos elementos: carbono e hidrogênio.

Afirmação III: correta. A estrutura linear do butano permite que a molécula interaja mais com as outras e consequentemente, o ponto de ebulição aumenta.

Afirmação IV: incorreta. Ambas as moléculas são apolares, logo, o momento dipolo do o 2-metilpropano não é maior que o do butano. O momento dipolo das duas é zero.

Resposta: letra D

Propriedades dos compostos covalentes

As substâncias covalentes se apresentam como moléculas de vários tamanhos, o que resulta em pontos de fusão e pontos de ebulição variados. Temos, por exemplo, as moléculas covalentes H_2, O_2, CO_2, N_2, as quais nós sabemos que são gases à temperatura ambiente. Já a H_2O, H_2SO_4, C_2H_5OH (etanol), também covalentes, são substâncias líquidas à temperatura ambiente. Já como substâncias covalentes e que se apresentam no estado sólido, podemos citar a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) e os polímeros em geral. Notem que, à medida que a molécula vai ficando maior, maior a chance de ela estar no estado sólido, devido ao seu alto peso molecular.

As substâncias covalentes, de forma geral, apresentam as seguintes propriedades:

1) Estão presentes, à temperatura ambiente, nos três estados físicos da matéria: gasoso, sólido e líquidos;
2) Pontos de fusão e ebulição menores que os das substâncias iônicas;
3) Não são bons condutores de eletricidade, mesmo em meio aquoso (salvo algumas exceções);
4) Não são bons condutores de calor.

Diferente dos compostos iônicos, as substâncias covalentes não sofrem dissociação em meio aquoso. Os ácidos inorgânicos, que são covalentes, como o HCl e o HBr são exceções e, em água, sofrem **ionização**, processo parecido à dissociação iônica. O ácido clorídrico, por exemplo, em meio aquoso libera os íons H^+ e Cl^-:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Desta forma, as substâncias covalentes não apresentam boa condutividade elétrica. Somente os ácidos, em meio aquoso, serão bons condutores de eletricidade.

Ponto de fusão e ebulição

Como mencionado anteriormente, os pontos de fusão e ebulição dependem da: massa molar da molécula e da força intermolecular presente. Quanto maior a massa molar da molécula uma maior quantidade de energia é necessária para romper as ligações intermoleculares, ou seja, afastar as moléculas umas das outras. Da mesma forma, que quanto mais intensa a força intermolecular, uma maior energia é necessária para romper a união entre as moléculas. Para entender melhor essa relação, vamos analisar a tabela a seguir:

Comparação de pontos de fusão e ebulição

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Substâncias e suas Formulas estruturais	Massa molar (g/mol)	Força Intermolecular	Ponto de Ebulição (ºC)
Pentano	72	Dipolo Induzido	36,3
Propanona	58	Dipolo Permanente	56
Hexano	86	Dipolo Induzido	68,7
Butan-1-ol	74	Ligações de hidrogênio	117
Ácido Etanoico	60	Ligações de hidrogênio	118,1

Fonte: brasilescola.uol.com.br/quimica/comparacao-entre-pontos-ebulicao-das-substancias.htm. Acesso em 27 dez. 2018.

Note pela tabela que o pentano (massa molar: 72), composto com o menor ponto de ebulição, apresenta força intermolecular: dipolo induzido, que é a mais fraca dentre as ligações intermoleculares. Já a propanona, embora apresente massa molar inferior ao do pentano, apresenta um ponto de ebulição superior, pois apresenta a força intermolecular: dipolo permanente. O composto com o maior ponto de ebulição, mesmo apresentando a segunda menor massa molar, é o ácido etanoico, pois apresenta a força intermolecular mais intensa: ligação de hidrogênio.

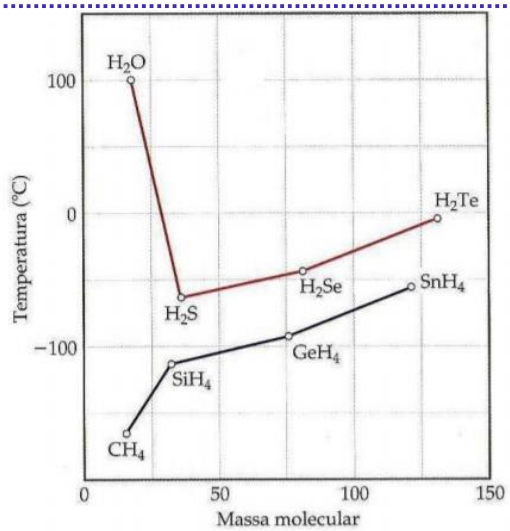
Diante disso, para analisar o ponto de fusão e ebulição das moléculas, devemos avaliar o tipo de força presente, seguindo a ordem de intensidade:

ligações de hidrogênio > dipolo permanente > forças de dipolo induzido

(IDECAM - Curso de Formação de Oficiais Bombeiro Militar - CBM - 2015) A intensidade das forças intermoleculares em diferentes substâncias varia em uma grande faixa, mas essas forças são muito mais fracas que as ligações iônicas e covalentes. Dessa forma, é necessário menos energia para vaporizar um líquido ou fundir um sólido do que quebrar ligações covalentes em moléculas.

Ponto de ebulição dos hidretos do grupo 4A e 6A em função da massa molecular.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



(Química Ciência Central.)

Sobre a imagem e intensidade das forças intermoleculares, analise.

I. No geral, o ponto de ebulição de compostos de hidrogênio torna-se maior com o aumento da massa molecular, devido ao acréscimo das forças de dispersão.

II. Os compostos NH_3 e HF também têm pontos de ebulição altos.

III. A ligação de hidrogênio é um tipo de atração intermolecular entre o átomo de hidrogênio em uma ligação apolar (particularmente uma ligação com F, O ou N) e um par de elétrons não compartilhado em um íon ou átomo pequeno e eletronegativo que esteja próximo (geralmente um átomo de F, O ou N em outra molécula).

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmativa(s)

A) III.

B) I e II.

C) I e III.

D) II e III.

Comentários:

Alternativa I: correta. Os fatores que influenciam no ponto de ebulição dos compostos são: o tipo de interação intermolecular, a polaridade e o tamanho da molécula e esta é intimamente ligado à sua massa molecular. Além disso, saliente-se que **forças de dispersão**, embora seja um nome pouco usual, corresponde à interação intermolecular do tipo dipolo induzido (forças de London), o qual ocorre entre moléculas apolares.

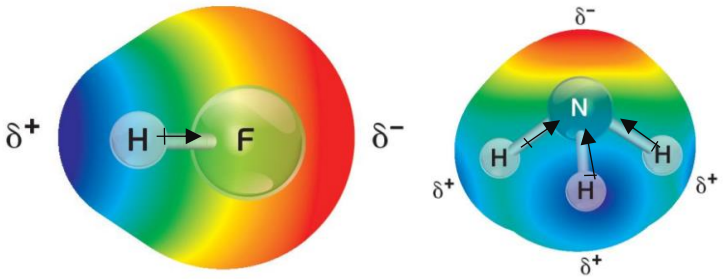
Alternativa II: correta. O NH_3 e HF são moléculas com forças intermoleculares do tipo ligação de Hidrogênio (H ligado a átomos muito eletronegativos: F, O, N), sendo este um tipo de ligação mais forte que as ligações dipolo induzido e dipolo permanente. Por esse motivo, podemos dizer que essas duas substâncias apresentam alto ponto de ebulição assim como acontece com a água (H_2O), apresentada no gráfico. Quanto maior as forças de atração, maior é a energia necessária (temperatura mais elevada) para romper essas interações intermoleculares.

Alternativa III: incorreta. A alternativa é perniciosa pois tenta confundir o candidato com a troca de uma única palavra. É afirmado na alternativa que a ligação entre hidrogênio e um dos 3 elementos mais eletronegativos da tabela periódica (Flúor, Oxigênio e Nitrogênio) é apolar e na verdade, trata-se de

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

uma ligação polar. Esse tipo de interação intermolecular (ligação de hidrogênio) é mais forte que as demais, o que justifica o alto ponto de ebulição do HF (ácido fluorídrico) em comparação ao demais ácidos halogenídricos (hidrogênio ligado a halogênio).

Mapa de potencial eletrostático e cargas parciais para as moléculas de HF e NH_3:



Resposta: letra B

(Instituto Acesso – Professor Ensino Indígena/Química – SEDUC/AM - 2018) Basicamente, duas forças de naturezas distintas atuam no interior da matéria: são as forças intermoleculares, isto é, entre moléculas, e as forças intramoleculares, que agem no interior dessas moléculas, entre dois ou mais átomos. As forças intermoleculares podem ser descritas, sucintamente, como Pontes de Hidrogênio ou Forças de Van der Waals. As forças intramoleculares são as famosas ligações químicas, que podem ser do tipo iônico, covalente ou metálico."

André Luis Silva da Silva, Ligações químicas; https://www.infoescola.com/quimica/ligacoes-quimicas/

Considere as seguintes afirmativas abaixo:

I - De forma geral, os compostos formados apenas por ligações iônicas apresentam pontos de fusão e ebulição altos;

II - Os compostos formados por ligações covalentes conduzem corrente elétrica;

III - O grafite e o diamante são exemplos de compostos alotrópicos;

Estão INCORRETAS a(s) seguinte(s) alternativa(s):

A) II.

B) III.

C) II e III.

D) I.

E) I e III.

Comentários

Afirmativa I: correta. Para romper o retículo cristalino que formam os compostos iônicos é necessário o emprego de muita energia, ou seja, temperaturas elevadíssimas. Isto significa que o ponto de fusão e ebulição dos mesmos são altos.

Afirmativa II: incorreta. Os compostos covalentes não formam íons quando dissolvidos e assim, não são bons condutores de eletricidade.

Afirmativa III: correta. Compostos alotrópicos são substâncias diferentes, mas formados pelo mesmo elemento. Um clássico exemplo é o diamante e o grafite, no qual ambos são formados por carbono.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Resposta: letra A

Solubilidade

Como vimos anteriormente, a polaridade de uma molécula interfere na sua solubilidade. Mas de que forma? De forma geral, uma substância polar irá se dissolver somente em outra substância polar. Da mesma forma que uma substância apolar só irá se dissolver em uma substância apolar. Esse conceito é definido como **"semelhante dissolve semelhante"**. As substâncias que apresentam afinidade com a água são chamadas de **hidrofílicas**, que são substâncias polares. Já as substâncias que não se dissolvem em água são chamadas de **hidrofóbicas**, as quais, em geral, são apolares. Outro termo que também pode aparecer em sua prova são substâncias **lipofílicas**, que são aquelas que tem afinidade com gorduras. Em geral, substâncias lipofílicas são hidrofóbicas.

Substância **polar** é solúvel em outra substância **polar**.

Substância **apolar** é solúvel em outra substância **apolar**.

De acordo com esses conceitos podemos explicar porque a água, de caráter polar, não se dissolve no óleo que é apolar:

alunosonline.uol.com.br (2018)

Mistura de água (polar) e óleo (apolar)

Veja, pela imagem acima, que a mistura de água e óleo formam duas fases. O óleo por apresentar uma densidade menor do que a da água permanece por cima. Entretanto, o fato dessas duas substâncias não se misturarem (se solubilizem) é devido as suas diferenças de polaridade. A polaridade também explica o porquê o álcool etílico (etanol) que é polar se dissolve na água. A mistura dessas duas substâncias forma um sistema de única fase.

Existem substâncias que são hidrofílicas e hidrofóbicas ao mesmo tempo, a exemplo dos sabões e dos detergentes, mas esse é um tema que vamos explorar melhor em outro encontro.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

(QUADRIX - Professor III/Química - SEDUCE/GO - 2018) Assinale a alternativa em que a regra empírica de "o semelhante dissolve o semelhante" está corretamente expressa.

(A) Compostos apolares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes polares.

(B) Compostos polares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes apolares.

(C) Compostos apolares são insolúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de baixa polaridade são solúveis em solventes polares.

(D) Compostos fortemente polares não são solúveis em solventes polares, enquanto compostos de alta polaridade são insolúveis em solventes polares.

(E) Compostos fracamente polares não são solúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de reduzida polaridade são solúveis em solventes polares.

Comentários

A frase "semelhante dissolve semelhante" diz que compostos apolares são solúveis em solventes apolares e que compostos polares são solúveis em solventes polares. Dito isto, a afirmativa correta é a letra A.

Resposta: letra A

Tenacidade

Todo material apresenta uma certa resistência a impactos mecânicos. Essa resistência é denominada de **tenacidade**. De forma geral, os compostos covalentes não apresentam alta tenacidade, isto é, podem se romper facilmente.

Condutividade elétrica

Geralmente, os compostos covalentes não são bons condutores de corrente elétrica. Desse modo, são utilizados como isolantes elétricos. Entretanto, há algumas **exceções** como a **grafita**, que é um material com boa condutividade elétrica, e também os ácidos em meio aquoso, os quais se ionizam, liberando íons sem solução.

PRINCIPAIS PONTOS DO TÓPICO

Ligação química

Ligação química consiste na interação entre dois ou mais átomos para a formação de uma molécula. Ela é classificada em: **ligação iônica**, **covalente** e **metálica**.

Ligação iônica: é a ligação em que ocorre a **transferência** de um ou mais elétrons de um átomo para outro, originando os **íons**. As ligações iônicas estão presentes nos compostos iônicos.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Os **índices da fórmula** dos compostos iônicos são obtidos utilizando as cargas dos íons e multiplicando cruzado, conforme os exemplos a seguir:

$$Ca^{+2}\,Cl^{-1} \longrightarrow CaCl_2$$

$$Fe^{+3}\,Cl^{-1} \longrightarrow FeCl_3$$

Ligação covalente: é a ligação em que ocorre o **compartilhamento de elétrons** entre dois átomos. Nessa ligação, os elétrons compartilhados se somam à camada de valência dos dois átomos. Por exemplo, o gás oxigênio corresponde a dois átomos "O" formando uma ligação dupla (O_2 à O=O). Considerando que antes da ligação cada um possuía 6 e-, então, após a formação da ligação, passaram a possuir 8 e- na camada de valência. As ligações covalentes estão presentes predominantemente em moléculas.

Geometria molecular

Geometria molecular consiste no arranjo das moléculas no espaço. Essa teoria, conhecida como **modelo da respulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV ou VSEPR)** amplia os conceitos da teoria de Lewis. De acordo com essa teoria, os elétrons no átomo central se repelem e, dessa forma, tendem a se localizarem o mais distante possível uns dos outros. Dessa forma, a geometria da molécula é definida pela posição dos átomos influenciados pela presença de pares de elétrons isolados no átomo central.

Como usar o modelo RPECV?

Uma das formas mais práticas de representar a geometria molecular é encontrar a fórmula RPECV:

$$AX_mE_n$$

Em que,

A: Átomo central
X: Átomos ligantes ao átomo central
E: Pares de elétrons isolados (não compartilhados)
m: Número de átomos ligantes
n: Número de pares de elétrons isolados

Conhecendo a fórmula RPECV de um composto químico, podemos predizer a sua geometria molecular seguindo os passos do esquema a seguir:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Como usar o modelo RPECV:

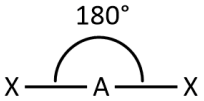
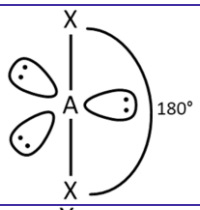
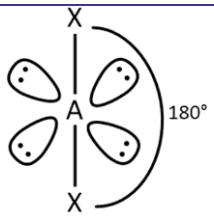
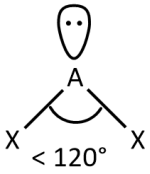
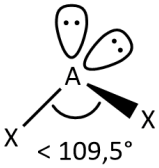
I - Escrever a estrutura de Lewis e determinar o n° de coordenação.

Obs.: Certificar se os pares isolados estão o mais distantes possível.

II - Elaborar a fórmula RPECV e identificar a forma molecular;

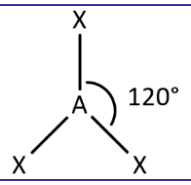
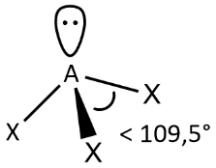
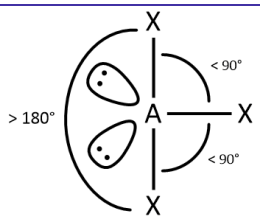
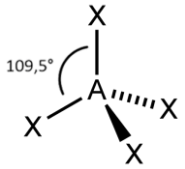
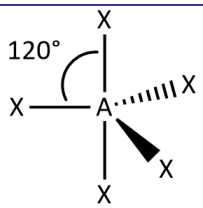
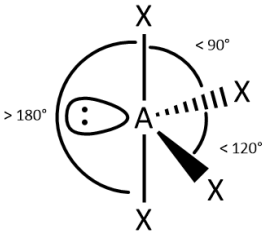
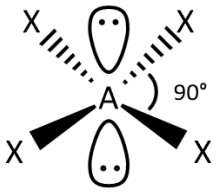
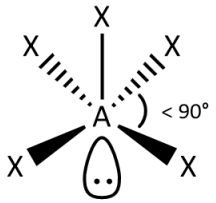
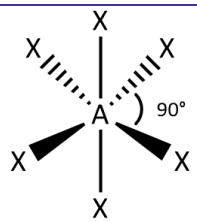
[4]

Após a determinação da fórmula RPECV da molécula, podemos determinar a **geometria molecular** da mesma por meio da tabela a seguir:

Fórmula RPECV	Geometria Molecular		Exemplo
AX_2E_0	Linear		CO_2, HCN, $BeCl_2$
AX_2E_3	Linear		I_3^-, XeF_2, ICl_2^-
AX_2E_4	Linear		Desconhecido
AX_2E_1	Angular (V-Shape)		NO_2, NO_2-, O_3
AX_2E_2	Angular (V-Shape)		H_2O, H_2Te, NH_2^-

[4] Baseado em ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

AX_3E_0	Trigonal planar		BF_3, CO_3^{2-}, C_6H_6
AX_3E_1	Pirâmide trigonal		NH_3, SO_3^{2-}, XeO_3
AX_3E_2	Forma T		ICl_3, $BrCl_3$, BrF_3
AX_4E_0	Tetraédrico		CH_4, NH_4^+, SO_4^{2-}
AX_5E_0	Bipirâmide trigonal		PCl_5, $P(CH_3)_2F_3$, SOF_4
AX_4E_1	Gangorra		SF_4, ICl_4^+, $SeCl_4$
AX_4E_2	Quadrado planar		XeF_4, $XeOF_3^-$, IF_4^-
AX_5E_1	Piramidal quadrática		ICl_5, BrF_5, $XeOF_4$
AX_6E_0	Octaédrico		SF_6, $TeCl_6$, PCl_6

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

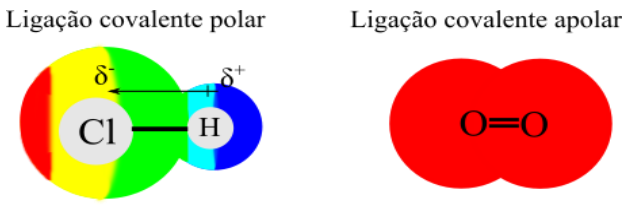
Relação entre a fórmula RPECV e a geometria molecular.[5]

Polaridade das ligações e moléculas

Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos é pequena ou nula (no caso de dois átomos idênticos), ocorre um equilíbrio de forças e os átomos passam a compartilhar um ou mais elétrons de valência, configurando uma ligação covalente, que pode ser **polar** e **apolar** (não polar). Será **polar** quando um átomo for mais eletronegativo que o outro e **apolar** quando os dois átomos apresentarem a mesma eletronegatividade.

Em uma ligação covalente polar, o par de elétrons compartilhado fica mais próximo ao núcleo de um dos átomos, o que, na prática, significa uma distorção da nuvem eletrônica, aumentando a densidade eletrônica em torno do átomo mais eletronegativo. Embora não haja a transferência efetiva de e- de um átomo para o outro, há a formação de polos negativos e positivos que são representados, respectivamente, por δ^+ e δ^-.

Veja na figura abaixo a diferença da dispersão dos elétrons entre uma ligação covalente **polar** e uma **apolar**:



Mesmo que uma molécula apresente ligações polares, ela pode ser apolar, por isso para avaliar a polaridade de uma molécula observaremos não só a **diferença de eletronegatividade** entre os átomos, como também a **geometria molecular**.

Uma molécula será classificada como **apolar**, se o **momento de dipolo resultante da molécula (μ_r)** for nulo. E **polar** se o **μ_r for diferente de zero.** Resumindo:

$\mu_r = 0$: molécula apolar.

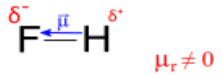
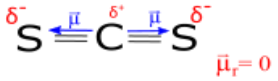
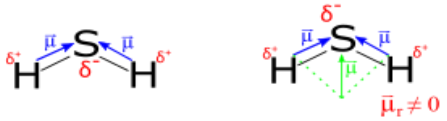
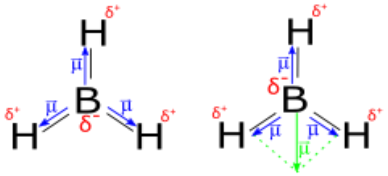
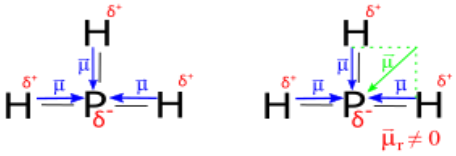
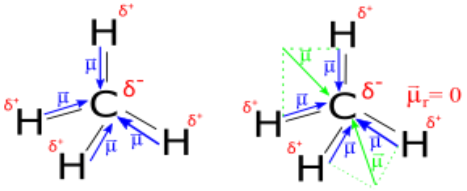
$\mu_r \neq 0$: molécula polar.

A tabela seguir apresenta alguns exemplos de moléculas **polares** e **apolares**:

Geometria	Molécula	Momento dipolo resultante	Polaridade da molécula

[5] Baseado em GILLESPIE, Ronald J. The VSEPR model revisited. **Chemical Society Reviews**, v. 21, n. 1, p. 59-69, 1992.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Linear	HF		Polar
	CS_2		Apolar
Angular	H_2S		Polar
Trigonal planar	BH_3		Apolar
Pirâmide trigonal	PH_3		Polar
Tetraédrica	CH_4		Apolar

Exemplos de moléculas polares e apolares.[6]

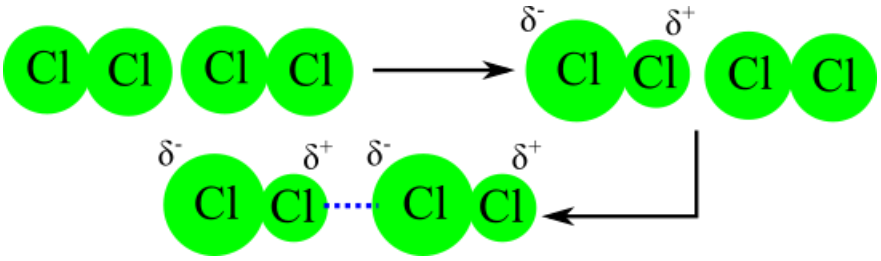
Forças intermoleculares

As moléculas se mantêm unidas a outras moléculas devido às **forças intermoleculares**. Essas forças podem ser: **forças de dipolo induzido**, **forças de dipolo permanente** e **ligações de hidrogênio**. O tipo de força presente em uma molécula influencia, especialmente, o ponto de fusão e ebulição e a densidade da substância.

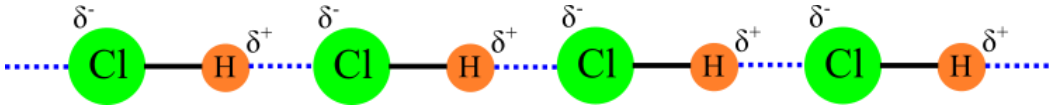
Força Dipolo Induzido: estão presentes em moléculas **apolares (sem polos).** Quando moléculas **apolares** se aproximam, ocorre uma indução de carga, isto é, os elétrons de uma molécula tendem a se acumular em uma única região da molécula ou átomo. Esse fenômeno leva a formação de polos (positivo e negativo) na molécula. A molécula, agora com polos, induz outras moléculas a também formarem dipolos. Assim, ocorre uma pequena atração eletrostática entre as moléculas. A indução e a força dipolo induzido está apresentado abaixo:

[6] Baseado em FONSECA, M. R. M. **Química (Ensino Médio)**. 1 ed. São Paulo: Ática, 2013.

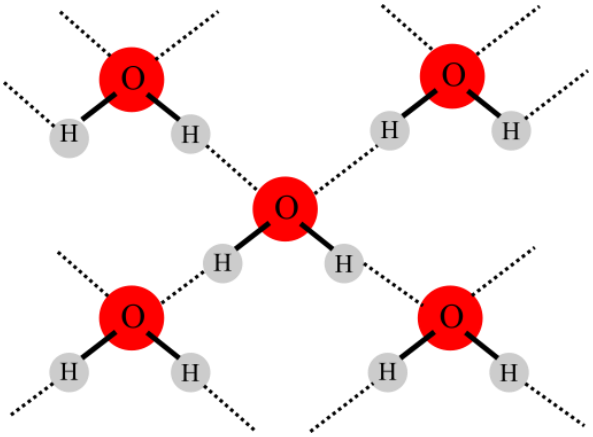
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Força Dipolo Permanente: presentes em moléculas **polares** (exceto aquelas que apresentam ligação de hidrogênio). Nesta ligação, a carga negativa de uma molécula irá atrair a carga negativa de outra. A força dipolo permanente está representada abaixo:



Força Ligação de Hidrogênio: está presente em moléculas polares que apresentem em sua estrutura um hidrogênio ligado diretamente aos átomos mais eletronegativos da tabela periódica: **flúor**, **nitrogênio** ou **oxigênio**. As ligações de hidrogênio na água está representado abaixo:



A ordem de intensidade dessas três forças:

ligações de hidrogênio > dipolo permanente > forças de dipolo induzido

Quanto mais intensa a força maior será o ponto de fusão e ebulição da molécula. Assim, se compararmos três moléculas (de massas molares semelhantes) e com diferentes forças intermoleculares, a de maior ponto de fusão e ebulição será a que apresentar ligações de hidrogênio, seguido da que apresentar a força dipolo permanente e por último a de forças de dipolo induzido.

Características dos compostos iônicos e covalente

As **substâncias covalentes** de forma geral apresentam as propriedades:
1) Estão presentes em três estados físicos da matéria: gasoso, sólido e líquidos;

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

2) Pontos de fusão e ebulição menores que os das substâncias iônicas;
3) Não são bons condutores de eletricidade, mesmo em meio aquoso (salvo algumas exceções);
4) Não são bons condutores de calor.

As **substâncias iônicas** de forma geral apresentam as propriedades:
1) Apresentam alta temperatura de ebulição e fusão;
2) São sólidos à temperatura ambiente (25ºC e pressão de 1 atm);
3) Apresentam alta dureza, isto é, dificilmente podem ser riscados por outras substâncias;
4) Apresentam baixa resistência a impactos;
5) Os compostos iônicos solúveis em água sofrem dissociação;
6) Não são bons condutores de corrente elétrica à sólidos, mas conduzem bem em estado líquido ou em meio aquoso.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

QUESTÕES COMENTADAS - AOCP

Ligação iônica (eletrovalente) e Ligação covalente

1. (INSTITUTO AOCP - Prefeitura de Novo Hamburgo - RS - Engenheiro Químico - 2020) As ligações químicas são responsáveis pela junção e pela interação dos átomos para a formação das moléculas. Nesse contexto, é correto afirmar que

a) as forças eletrostáticas, na ligação iônica, atraem os íons de cargas iguais.

b) as ligações químicas correspondem a forças que separam os átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou os sólidos iônicos.

c) G.N. Lewis, por meio dos seus estudos, desenvolveu um método de colocar os elétrons em átomos, íons e moléculas chamado de "estruturas de Lewis".

d) a ligação covalente é um tipo de ligação química no qual os átomos recebem os elétrons e há a transferência de elétron(s) de um átomo para o outro.

e) a ligação covalente dativa é semelhante à dativa, porém a primeira só ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto incompleto.

Comentários:

Letra A: incorreta. A ligação iônica consiste na interação de **dois íons** de **cargas opostas**. Já sinais iguais, se repelem.

Letra B: incorreta. As ligações químicas correspondem a forças que **unem** os átomos formando moléculas (no caso das ligações covalentes), agrupamentos de átomos ou os sólidos iônicos (para as ligações iônicas).

Letra C: correta. Na estrutura de Lewis, é mostrado o arranjo dos elétrons como linhas (pares ligados) e dois pontos (pares isolados). Essa estrutura não retrata a forma da molécula, mas sim a indicação de quais átomos se ligam e quais têm pares isolados.

Letra D: incorreta. A ligação covalente consiste no **compartilhamento de elétrons**, isto é, não há transferência de elétrons entre os átomos.

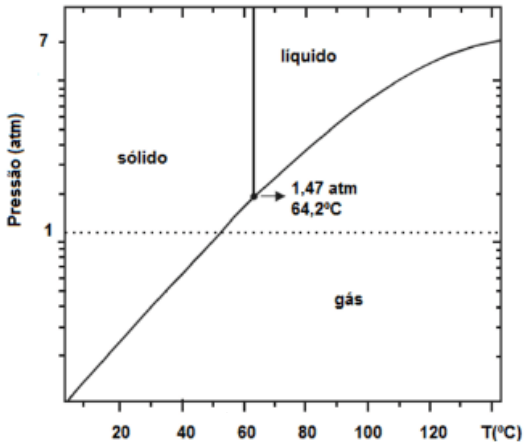
Letra E: incorreta. A ligação covalente dativa, termo este em desuso, ocorre quando o par de elétrons compartilhados é proveniente apenas de um dos átomos que já apresenta uma certa estabilidade.

Resposta: letra C

Considere o texto a seguir para responder à questão.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

O hexafluoreto de urânio é uma substância de importância tecnológica, sendo utilizado como matéria prima para obtenção e enriquecimento do urânio metálico. A figura a seguir apresenta o diagrama de fases dessa substância:



IAEA – International Atomic Energy Agency. Disponível em: https://www.iaea.org (Adaptado).

2. (Instituto AOCP - Perito (ITEP RN)/Criminal/Químico/2018) Uma amostra de 704 g de hexafluoreto de urânio, inicialmente a 30°C e 1 atm, foi submetida aos seguintes procedimentos, realizados em sequência, em um laboratório:

1. aquecimento à pressão constante até 100°C;

2. compressão isotérmica (100°C) até 7 atm;

3. resfriamento à pressão constante (7 atm) até 20°C.

Qual é o tipo de geometria molecular do hexafluoreto de urânio?

a) Octaédrica.

b) Bipirâmide trigonal.

c) Trigonal plana.

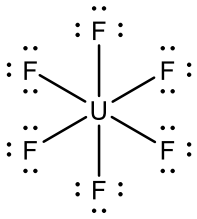
d) Piramidal.

e) Tetraédrica.

Comentários:

O primeiro passo para encontrarmos a geometria molecular é desenharmos a estrutura de Lewis como segue:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



A molécula de UF_6 possui seis átomos ligantes ao átomo central (X_6) e nenhum par de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do UF_6 é AX_6E_0. Logo, a geometria dessa molécula é octaédrica.

Resposta: letra A

3. (Instituto AOCP - Perito (ITEP RN)/Criminal/Químico/2018) Em um ensaio experimental de pervaporação, para extração dos componentes responsáveis pelo sabor e aromas de suco de caju, o condensador esteve imerso em um banho contendo nitrogênio líquido (-196ºC).

Os tipos de forças intermoleculares que unem as moléculas de nitrogênio líquido são

a) as ligações de nitrogênio.

b) as interações dipolo-dipolo.

c) as forças van der Waals.

d) as ligações covalentes.

e) as ligações de hidrogênio

Comentários:

O nitrogênio líquido de fórmula molecular N_2 é uma molécula **apolar**, pois, é formada por **átomos iguais**. Então, nesse caso as forças que unem as moléculas de nitrogênio líquido são forças de London ou **forças fracas de Van der Waals**, que estão presentes em moléculas **apolares**.

Resposta: letra C

4. (Instituto AOCP - Técnico Universitário (UEFS)/Técnica/Química/2018) Relacione as forças intermoleculares com a sua ocorrência e assinale a alternativa com a sequência correta.

1. Forças de London.

2. Ligação de hidrogênio.

3. Dipolo-dipolo.

( ) H_2S

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

( ) NH_3

( ) I_2

a) 1 – 3 – 2.

b) 1 – 2 – 3.

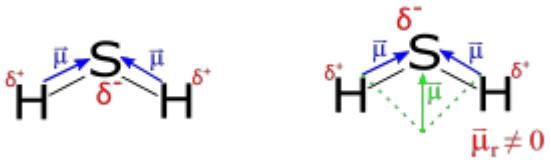
c) 3 – 2 – 1.

d) 3 – 1 – 2.

e) 2 – 3 – 1.

Comentários:

O composto **H_2S** é polar, pois o momento de dipolo é diferente de zero como vemos na figura abaixo.



Então, a força atuante é **dipolo-dipolo (3)** ou forças de Van der Waals, que estão presentes em moléculas polares.

O composto **NH_3** é polar e apresenta em sua estrutura nitrogênio que devido à grande diferença de eletronegatividade com o hidrogênio haverá a formação de cargas parciais negativas e positivas bastante significativas. Logo, a atração entre as moléculas será muito intensa do tipo **ligação de hidrogênio (2).**

Por último, o composto **I_2** constituída por átomos iguais é uma molécula apolar. Então, a força intermolecular atuante é a **forças de London (1)** que estão presentes em moléculas apolares.

Em síntese, a sequência correta é 3-2-1.

Resposta: letra C

5. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

b) dativa

c) iônica

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) covalente apolar

e) metálica

Comentários:

Salvo algumas exceções como $AlCl_3$ e $FeBr_3$, ligações ametal-metal são iônicas. As exceções ocorrem porque o tipo de ligação formado entre dois átomos depende da diferença de eletronegatividade entre eles (ΔX). Via de regra:

- ΔX > 1,7: ligação iônica.
- 0 < ΔX < 1,7: covalente polar.
- ΔX = 0: covalente apolar.

Resposta: letra C

6. (AOCP - Técnico em Química - UEFSC - 2018) Referente à seguinte reação:

$$Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \dashrightarrow MgO_{(s)}$$

Analise as assertivas e assinale a alternativa que aponta as corretas.

I. É uma reação de combinação.

II. A molécula de oxigênio é formada por ligação iônica.

III. A queima de 2 mol de Mg(s) resulta em 1 mol de MgO.

IV. O produto da reação é um sólido iônico.

a) Apenas II e III.

b) Apenas I e II.

c) Apenas I e IV

d) Apenas I, III e IV.

e) Apenas I e III.

Comentários:

Item I: Correto. Relembrando, a reação de combinação ou adição ou síntese ocorre quando duas substâncias ou mais substâncias se combinam diretamente para formar um novo composto químico, uma nova substância. Tal processo pode ser representado por:

$$A + B \rightarrow AB$$

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

$$Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow MgO_{(s)}$$

Item II: Errado. A molécula de oxigênio é formada por ligação covalente.

Item III: Errado.

Vamos balancear a equação.

Observamos que há 2 oxigênios do lado esquerdo (dos reagentes), então o coeficiente estequiométrico do MgO será 2.

$$Mg_{(s)} + \mathbf{1}\ O_{2\,(g)} \rightarrow \mathbf{2}\ MgO_{(s)}$$

Se temos 2Mg do lado direito (dos produtos), teremos que ter 2Mg do lado esquerdo (dos reagentes).

$$\mathbf{2}\ Mg_{(s)} + \mathbf{1}\ O_{2\,(g)} \rightarrow \mathbf{2}\ MgO_{(s)}$$

Então, a queima de 2 mol de Mg(s) resulta em 2 mol de MgO.

Item IV: Correto. O óxido de magnésio (MgO) é um sólido iônico, ou seja, formado por um cátion (Mg^{2+}) e um ânion (O^{2-}) por ligação iônica.

Resposta: letra C

7. (AOCP - Professor de Ensino Básico/Química - IF/BA - 2016) Qual dos compostos a seguir NÃO é formado por ligações iônicas?

A) $NH_4C\ell$

B) $Fe_2(SO_4)_3$

C) $A\ell_2O_3$

D) SF_4

E) $KMnO_4$

Comentários:

Sabemos que a ligação iônica, via de regra, é formada entre metais e ametais. Como queremos encontrar compostos que não tenham esse tipo de ligação, precisaremos, então, localizar compostos formados por ligações covalentes e/ou iônicas:

Ligações metálicas são formadas entre átomos de um mesmo metal ou entre átomos de diferentes metais, formando as chamadas ligas metálicas.

Ligações covalentes podem ser formadas entre ametais; ametais e hidrogênio; ou hidrogênio e hidrogênio.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

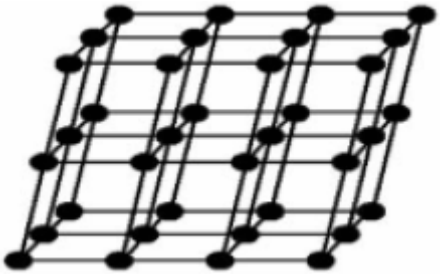
Como se vê, em nenhumas das alternativas há compostos formados única e exclusivamente por metais. Sendo assim, precisamos encontrar um composto com ligação covalente. Note que o tetrafluoreto de enxofre (SF_4) é formado por dois ametais, sendo, portanto, um composto covalente, ou seja, não apresenta ligações iônicas.

Vale lembrar que, embora o cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) não apresente um metal em sua constituição, esse composto é iônico. Isso porque o amônio (NH_4^+) é um cátion (íon positivo) e assim como os cátions metálicos se atraem eletrostaticamente por ânion, a exemplo do cloreto (Cl^-) também presente no composto. Por fim, sabemos que a presença de cátions de cargas oposta caracteriza os compostos iônicos.

Resposta: letra D

8. (Instituto AOCP - Técnico de Laboratório- 2014) As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem moléculas, ligações iônicas e metálicas organizados de forma a constituírem a estrutura básica de uma substância ou composto. Na natureza existem aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos destes elementos químicos, ao se unirem, formam a grande diversidade de substâncias químicas.

Em relação à estrutura a seguir, assinale a alternativa correta.



a) A estrutura representada indica um composto químico com baixos pontos de fusão e ebulição.

b) O composto indicado pela figura é de natureza eletrostática e indica um composto de natureza predominantemente iônica.

c) A estrutura é gasosa à 25°C, sendo classificada como covalente.

d) Por ser uma estrutura iônica, apresenta condução de corrente elétrica no estado sólido.

e) A estrutura é apolar, logo, o composto não é solúvel em água.

Comentários:

Letra A: incorreta. A estrutura representada é um retículo cristalino que é um arranjo dos compostos iônicos formado por uma grande quantidade de íons que se alternam entre cátion e ânion de maneira ordenada e alternada para manter uma elevada força coesiva pela atração de cargas opostas. Isso explica, por exemplo, porque compostos iônicos apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.

Letra B: correta. A estrutura representada é um retículo cristalino formado por um enorme conjunto de cátions e ânions amontoados em um arranjo de mais baixa energia.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Letra C: incorreta. A estrutura é sólida a 25°C e classificada como iônica.

Letra D: incorreta. Por ser uma estrutura iônica relativamente rígida (sem mobilidade de íons), não são bons condutores de corrente elétrica à sólidos. No entanto, compostos iônicos são bons condutores em estado líquido ou em meio aquoso, situações nas quais há mobilidade de íons para "carrear" a corrente elétrica.

Letra E: incorreta. Os compostos iônicos são, na grande maioria, solúveis em água e não são apolares.

Resposta: letra B

9. (Instituto AOCP - Professor (IBC)/Química/2013) Uma molécula triatômica que apresenta elétrons livres na estrutura exibe geometria molecular

a) linear.

b) trigonal plana.

c) piramidal.

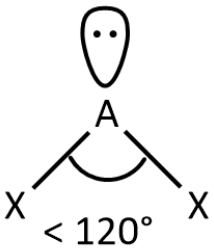
d) angular.

e) tetraédrica.

Comentários:

- Molécula triatômica: 1 átomo central (A) e 2 átomos ligantes (X), resultando até aqui em AX_2.
- Apresenta elétrons livres: do tipo AX_2E_1 (em que E_1 corresponde aos elétrons livres).

Tendo fórmula VSPER do tipo AX_2E_1, apresentará geometria angular.



Exemplo: NO_2

Resposta: letra D

10. (AOCP - Técnico (IF PA) - 2009) Assinale a alternativa correta.

a) No fluoreto de cálcio a ligação é iônica.

b) A geometria molecular do dióxido de carbono é angular.

c) O tetracloreto de carbono é uma molécula polar.

d) No gás hidrogênio a ligação é covalente polar.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

e) O metano é um composto polar e apresenta geometria molecular tetraédrica.

Comentários:

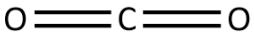
Letra A: correta. O CaF_2 é um composto iônico formado pela junção de um metal (Ca) e um ametal (F).

Letra B: incorreta.

CO_2: Configuração de gás nobre: 8 + 8 x 2= 24 elétrons

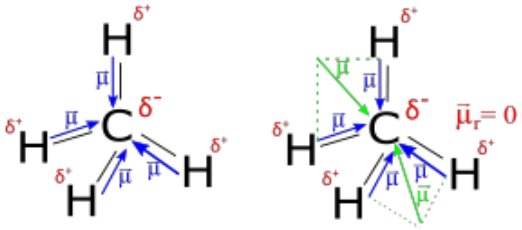
Configuração de valência: 4 + 2 x 6 = 16 elétrons

Número de ligações: 24 – 16 = 8 elétrons / 2 = 4 ligações



Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular é linear.

Letra C e E: incorreta. As ligações entre C e Cl, na alternativa C (tetracloreto de carbono), e entre C e H, na alternativa E (metano), são polares em maior e menor proporção em razão da diferença de eletronegatividade.. Logo, os momentos de dipolo entre C e qualquer outro elemento será diferente de zero, o que demonstra se tratar de ligações polares.. Entretanto, quando calculamos o vetor resultante, percebemos que ele é zero, **já que temos 4 vetores de dipolo de mesmo módulo em direções que se anulam como ilustrado na figura abaixo para o metano. Portanto, em ambas alternativas, as moléculas são de caráter apolar.**



Letra D: incorreta. O gás hidrogênio (H_2) constituída por átomos iguais é, portanto, uma molécula apolar.

Resposta: letra A

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

QUESTÕES COMENTADAS

Ligação iônica (eletrovalente) e Ligação covalente

1. (CEBRASPE/CESPE - Tec. - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

A tensão superficial observada na água está relacionada às ligações de hidrogênio entre as moléculas, o que causa a impressão de existir uma película fina na superfície do líquido.

Comentários:

A questão está correta. A tensão superficial é uma propriedade dos líquidos que causa o comportamento da superfície do líquido como se fosse uma membrana esticada. Ela é causada pela força de atração entre as moléculas do líquido, que na água é a ligação de hidrogênio. Portanto, a água possui alta tensão superficial devido às ligações de hidrogênio que mantêm as moléculas coesas, formando uma "película" na superfície.

Resposta: Certo

2. (SUCONS UEMA - Vest - UEMA/PSS UEMA 60+ - 2023) O ciclo do carbono corresponde à passagem de átomos de carbono presentes nas moléculas de gás carbônico disponíveis no ecossistema para moléculas que constituem os seres vivos (fotossíntese). Do ponto de vista químico é a transformação do gás carbônico (CO_2) e da água (H_2O) em glicose ($C_6H_{12}O_6$) e gás oxigênio (O_2).

A seguinte reação química representa essa transformação:

$6\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$

O carbono presente do lado dos reagentes apresenta somente

a) uma ligação simples e outra tripla.

b) duas ligações simples.

c) duas ligações triplas.

d) duas ligações duplas.

e) uma ligação simples e outra dupla.

Comentários:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Precisamos desenhar a estrutura de Lewis para a molécula de CO_2.

Passo 1: o oxigênio realiza 2 ligações covalentes e o carbono 4. Portanto, o átomo central será o carbono (o que faz mais ligações).

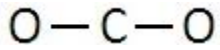
Passo 2: vamos contar o número de elétrons de valência de cada átomo.

C: 4 e-

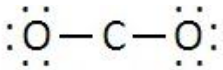
O: 6 e-

Total = 4 + 6x2 = 16 e-

Passo 3: desenhar uma ligação simples entre o átomo central e os ligantes.

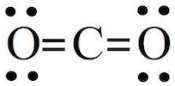


Passo 4: completar o octeto dos ligantes (lembre-se: cada tracinho corresponde a 1 par de e-, ou seja, 2 e-).



Passo 5: Cada ligante está com o octeto completo, ou seja, foram gastos 2 x 8e- = 16 e. Como se vê, não sobrou nenhum elétron, pois eram 16e- e já adicionamos todos à estrutura. Sendo assim, não adicionamos nenhum elétron a mais no carbono.

Passo 6: ao verificarmos a quantidade de elétrons no átomo central, notamos que ele participa de duas ligações covalentes, o que corresponde a 4 e-, o seu octeto não está completo. Nesse caso, devemos criar uma ligação dupla compartilhada (vulgo "dativa") em que o oxigênio, o qual em geral faz dupla ligação, compartilha um dos seus pares de elétrons com o carbono, conforme ilustrado abaixo. Dessa forma, o átomo central (C) também completa seu octeto.



Resposta: letra D

3. (CENTEC - Prof/SEDUC CE - 2023) O modelo de repulsão de pares de elétrons na camada de valência (sigla RPECV, sigla inglesa VSEPR), imaginado por Ronald J. Gillespie (1924-) e Ronald S. Nyholm (1917-1971), é um método confiável de se preverem as formas de moléculas covalentes e de íons poliatômicos. De acordo com esses autores, podemos afirmar CORRETAMENTE que os compostos PF_5 e SF_4 possuem, respectivamente, geometria molecular:

(Dados: $_9F^{19}$; $_{16}S^{32}$)

a) Bipirâmide triangular e gangorra.

b) Gangorra e bipirâmide triangular.

c) Bipirâmide triangular e octaedro.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) Octaedro e bipirâmide triangular.

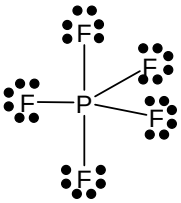
e) Octaedro e gangorra.

Comentários:

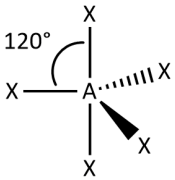
Primeiramente, para resolvemos a questão em tela, precisamos desenharmos a estrutura de Lewis dos compostos PF_5 e SF_4, e posteriormente determinamos a fórmula VSEPR a fim de determinamos as geometria dos compostos supracitados.

PF_5:

Estrutura de Lewis:

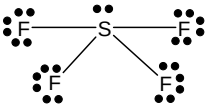


Geometria molecular: A molécula de $PC\ell_5$ possui cinco átomos ligantes ao átomo central (X_5) e nenhum par de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do $PC\ell_5$ é AX_5E_0. Correlacionando essa fórmula com a tabela dada em aula, concluímos que a geometria dessa molécula é bipirâmide trigonal.

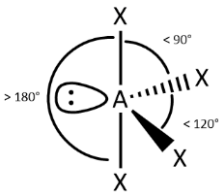


SF_4:

Estrutura de Lewis:



Geometria molecular: A molécula de SF_4 possui quatro átomos ligantes ao átomo central (X_4) e um par de elétrons não ligantes (E_1) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do SF_4 é AX_4E_1. Correlacionando essa fórmula com a tabela dada em aula, concluímos que a geometria dessa molécula é gangorra.



10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Temos uma molécula AX_4E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é bipirâmide trigonal e sua geometria molecular é gangorra.

Resposta: letra D

4. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. O estado gasoso é aquele em que as forças intermoleculares estão mais fracas.

Comentários:

No estado gasoso, as moléculas estão mais afastadas umas das outras e se movimentam livremente. Isso ocorre porque as forças intermoleculares estão mais fracas, permitindo que as moléculas se movimentem com maior liberdade. Portanto, a questão está correta.

Resposta: Certo

5. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. Ao congelar, a água diminui de densidade como efeito unicamente das ligações de hidrogênio.

Comentários:

A afirmação está incorreta. Ao congelar, a água de fato diminui sua densidade, mas isso não é devido unicamente às ligações de hidrogênio. Na verdade, isso acontece por um conjunto de fatores como a geometria molecular, das ligações de hidrogênio e também da estrutura cristalina que a água forma quando se torna sólida (gelo). No gelo, as moléculas de água se organizam de uma maneira que maximiza as ligações de hidrogênio, formando uma estrutura aberta com maior volume que gera menor densidade do que a água líquida. As ligações de hidrogênio desempenham um papel importante nesse processo, mas o resultado final também está ligado à forma como essas ligações orientam as moléculas de água no estado sólido.

Resposta: Errado

6. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. Embora tenham massas molares próximas, o metano é gasoso, ao passo que a água é líquida em condições normais de pressão e temperatura, principalmente devido à presença de ligações de hidrogênio na água.

Comentários:

A questão é correta. Mesmo que a água (H_2O) e o metano (CH_4) tenham massas molares próximas, eles apresentam diferentes estados físicos em condições normais de pressão e temperatura devido à presença de ligações de hidrogênio na água. O metano, sendo um composto formado por carbono e hidrogênio, não é capaz de formar ligações de hidrogênio, o que o torna um gás em condições normais. Já a água, por conta da presença de ligações de hidrogênio (um tipo de ligação intermolecular mais forte que a dipolo-dipolo , presente no metano), tem um ponto de ebulição mais elevado, permanecendo em estado líquido em condições normais.

Resposta: Certo.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

7. (CEBRASPE (CESPE) - Cadete - CBM TO - 2023) São espécies com interação íon-dipolo

a) os íons e as moléculas polares.

b) todos os tipos de íons, exceto moléculas polares.

c) somente os íons.

d) todos os tipos de moléculas apolares, exceto íons.

Comentários:

Alternativa A: correta. A interação íon-dipolo ocorre entre íons e moléculas polares. Isso acontece porque as moléculas polares possuem uma distribuição desigual de elétrons, o que gera um dipolo elétrico. Os íons, por sua vez, possuem carga e são atraídos pelo dipolo da molécula polar.

Alternativa B: incorreta. A interação íon-dipolo não ocorre entre todos os tipos de íons, exceto moléculas polares. Para haver interação íon-dipolo, é necessária a presença de uma molécula polar.

Alternativa C: incorreta. A interação íon-dipolo não ocorre apenas entre íons. É necessário que uma das partes da interação seja um dipolo, ou seja, uma molécula polar.

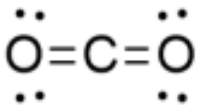
Alternativa D: incorreta. A interação íon-dipolo não ocorre com moléculas apolares. As moléculas apolares possuem uma distribuição igual de elétrons, o que não gera um dipolo elétrico.

Resposta: letra A.

8. (CEBRASPE (CESPE) - Perito Criminal - POLC AL - 2023) No que se refere a noções de tabela periódica, ligação química e estrutura molecular, julgue o item seguinte. Na formação da molécula de dióxido de carbono (O=C=O), observa-se que cada átomo termina ficando com o seu octeto completo.

Comentários:

O dióxido de carbono (CO_2)possui configuração de gás nobre: 8 + 2x8= 24 elétrons e configuração de valência: 4 + 2 x 6 = 16 elétrons portanto o número de ligações é 24-16= 8 elétrons/2 = 4 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



Portanto, vemos que o átomo central não sobra nenhum par de elétron, logo essa molécula é uma AX_2E_0 o que indica geometria linear.

Na molécula de dióxido de carbono (CO_2), existe uma ligação covalente dupla entre o átomo de carbono e os átomos de oxigênio. O carbono, que está no centro da molécula, compartilha quatro elétrons, dois com cada oxigênio, preenchendo assim o seu octeto. Já os oxigênios, que estão nas extremidades, também

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

completam seu octeto ao receberem dois elétrons do carbono e compartilharem outros seis de suas camadas de valência.

Sendo assim, todos os átomos na molécula de CO_2 estão com seus octetos completos, confirmando a validade da Regra do Octeto para esta molécula.

Resposta: Certo.

9. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) A ligação de hidrogênio é a interação intermolecular mais forte que há, por isso a água, mesmo sendo uma molécula de baixa massa molecular, possui elevada temperatura de ebulição.

Comentários:

A ligação de hidrogênio é uma interação intermolecular forte, que ocorre entre moléculas que possuem hidrogênio ligado a átomos de alta eletronegatividade, como o oxigênio, o flúor e o nitrogênio. A água (H_2O) é um exemplo de molécula que realiza ligações de hidrogênio. Apesar de sua baixa massa molecular, as fortes interações intermoleculares que ocorrem através das ligações de hidrogênio fazem com que a água tenha pontos de fusão e ebulição relativamente altos para um composto molecular. Portanto, o enunciado está correto.

ligações de hidrogênio > dipolo permanente > forças de dipolo induzido

Quanto mais intensa a força maior será o ponto de fusão e ebulição da molécula.

Resposta: Certo

10. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

Água e óleo são classificados como miscíveis, por isso uma mancha de óleo presente em um tecido não pode ser removida somente pela água.

Comentários:

Água e óleo são substâncias imiscíveis, ou seja, não se misturam. Isso ocorre devido à diferença na polaridade dessas substâncias. A água é uma substância polar, enquanto o óleo é apolar. Como resultado, a água não é capaz de dissolver o óleo, o que explica por que uma mancha de óleo não pode ser removida apenas com água.

Resposta: Errado

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

11. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

O etanol é classificado como uma molécula anfótera, já que se dissolve em meios polares e apolares.

Comentários:

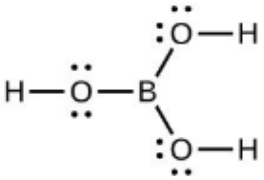
O etanol é, na verdade, anfipático, não anfótero. Enquanto moléculas anfipáticas têm afinidade tanto por substâncias polares quanto apolares devido à presença de regiões hidrofílicas e hidrofóbicas, o termo anfótero refere-se a substâncias que podem atuar como ácido ou base. O etanol, devido à presença do grupo hidroxila, exibe solubilidade em meios polares, mas essa propriedade decorre da presença de uma região polar (hidroxila) e uma região apolar (cadeia de hidrocarboneto). Assim, o etanol é anfipático por possuir regiões com afinidade por ambientes polares e apolares.

Resposta: Errado

12. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) A utilização do produto químico bórax na confecção do slime pode comprometer a saúde das crianças. O slime é a massa colorida, de aspecto gosmento, que pode ser comprada em lojas ou produzida em casa. O bórax, um dos ingredientes usados na sua produção, tem ácido bórico (H_3BO_3) em sua composição e pode causar inchaço, vermelhidão e queimaduras quando em contato com a pele. Considerando as informações do texto anterior, julgue o item subsequente. O ácido bórico possui geometria trigonal plana em relação ao átomo de boro, e o ângulo observado nas ligações entre esse átomo e os átomos de oxigênio é de 120°.

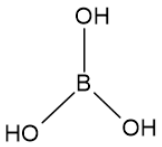
Comentários:

O primeiro passo para encontrarmos a geometria molecular é desenharmos a estrutura de Lewis, portanto para o H_3BO_3: configuração de gás nobre: 6 + 3 x 8 +3 x 2 = 36 elétrons; configuração de valência: 3 + 3 x 6 +3 x 1 = 24 elétrons; número de ligações: 36 – 24 = 12 elétrons / 2 = 6 ligações. Segue a estrutura de Lewis:



A molécula de H_3BO_3 possui três átomos ligantes ao átomo central (X_3) e nenhum par de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do H_3BO_3 é AX_3E_0. Dessa forma, a geometria dessa molécula é trigonal plana.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Resposta: Certo

13. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

As forças de atração tendem a ser mais fortes no estado sólido que no estado líquido, o que faz a velocidade molecular também ser maior nos sólidos que nos líquidos.

Comentários:

As forças de atração entre as moléculas são de fato mais fortes no estado sólido do que no estado líquido. Isso se deve ao fato de as moléculas estarem mais próximas e organizadas no estado sólido, o que resulta em interações intermoleculares mais fortes. No entanto, a afirmação de que a velocidade molecular é maior nos sólidos do que nos líquidos está incorreta. Na verdade, a velocidade molecular aumenta com o aumento da temperatura e, portanto, é maior nos gases, seguida pelos líquidos e por último, nos sólidos. No estado sólido, as moléculas estão fortemente atraídas umas pelas outras e, em geral, apenas vibram em torno de suas posições fixas. Portanto, a velocidade molecular é menor no estado sólido.

Resposta: Errado.

14. (FGV - Professor - SEDUC TO - 2023) A geometria molecular interfere diretamente na polaridade e na solubilidade em água de uma substância. Assinale a opção que indica apenas moléculas lineares.

a) CO_2 e SCl_2.

b) HCl e H_2O_2.

c) NaCl e CO.

d) CO_2 e HBr.

e) SO_2 e SCl_2.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

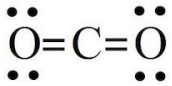
Comentários:

Letra A: Incorreta.

CO_2: Configuração de gás nobre: 8 + 8 x 2 = 24 elétrons

Configuração de valência: 4 + 6 x 2 = 16 elétrons

Número de ligações: 24 – 16 = 8 elétrons / 2 = 4 ligações

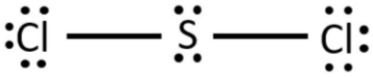


Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico é linear e a geometria molecular é linear.

SCl_2: Configuração de gás nobre: 8 + 8 x 2 = 24 elétrons

Configuração de valência: 6 + 7 x 2 = 20 elétrons

Número de ligações: 24 – 20 = 4 elétrons / 2 = 2 ligações



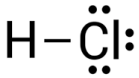
Temos uma molécula AX_2E_2. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é angular.

Letra B: Incorreta.

HCl: Configuração de gás nobre: 8 + 2 x 1 = 10 elétrons

Configuração de valência: 7 + 1 x 1 = 8 elétrons

Número de ligações: 10 – 8 = 2 elétrons / 2 = 1 ligações



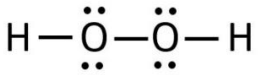
A geometria molecular de **moléculas diatômicos,** isto é, moléculas formadas somente por dois átomos sempre será **linear.**

H_2O_2: Configuração de gás nobre: 8x2 + 2x 2 = 20 elétrons

Configuração de valência: 6x2 + 1 x 2 = 14 elétrons

Número de ligações: 20 – 14 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



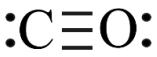
A tabela é válida apenas para moléculas com átomo central (A). No entanto, podemos aproximar uma parte da molécula de H_2O_2 como uma molécula do tipo AX_2E_2.Escrevemos H-O como R. Assim, a fórmula para H_2O_2 torna-se R-O-H. Dessa forma, temos uma molécula AX_2E_2. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é angular.

Letra C: Incorreta. A molécula de NaCl não é uma molécula, é um composto iônico e os compostos iônicos não têm uma geometria molecular definida. A molécula de CO é linear, pois é formada por dois átomos.

CO: Configuração de gás nobre: 8 + 8 = 16 elétrons

Configuração de valência: 4 + 6 = 10 elétrons

Número de ligações: 16 – 10 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações



A geometria molecular de **moléculas diatômicos,** isto é, moléculas formadas somente por dois átomos sempre será **linear.**

Letra D: Correta. A molécula de CO_2 é linear como já explicado e a molécula de HBr também é linear, pois é formada por dois átomos.

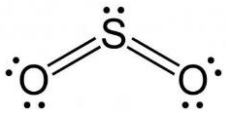
Letra E: Incorreta. A molécula de SCl_2 também possui uma geometria angular.

e) SO_2 e SCl_2.

SO_2: Configuração de gás nobre: 8 + 8x2 = 24 elétrons

Configuração de valência: 6 + 6x2 = 18 elétrons

Número de ligações: 24 – 18 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações



Temos duas moléculas AX_2E_1. Logo, o arranjo eletrônico é trigonal e a geometria molecular é angular.

Resposta: letra D

15. (FGV - Professor - Prefeitura - SP - 2023) Vida em Vênus? Em setembro de 2020, pesquisadores da Universidade de Cardiff, no Reino Unido, juntamente com o Instituto de Tecnologia de Massachusetts, nos Estados Unidos, anunciaram a possível descoberta de fosfina (PH_3) na atmosfera de Vênus. A evidência de fosfina foi divulgada como um indicador de um novo processo inorgânico ou de atividade biológica microbiana em Vênus. PH_3 é uma molécula de geometria piramidal na qual as distâncias das ligações P–H

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

são de 1,42 Å e os ângulos H−P−H são de 93,5º. Ela exibe um pequeno momento de dipolo, 0,58 D, em comparação com NH_3 (1,47 D).

[Dados: Valores de eletronegatividade de Pauling: P: 2,19; H: 2,20.]

A esse respeito, assinale a afirmativa correta.

a) As ligações covalentes P−H se dão entre os orbitais s do hidrogênio e híbridos sp^3 do fósforo (orbitais 3s + 3p).

b) As ligações covalentes P−H são fortemente polares.

c) As ligações P−H são predominantemente iônicas.

d) Não há evidencia de formação de orbitais híbridos na estrutura eletrônica de PH_3.

e) PH_3 é uma molécula cuja polaridade é maior que a de NH_3.

Comentários:

Letra A: Incorreta. As ligações covalentes P−H se dão entre os orbitais s do hidrogênio e os orbitais p puros do fósforo, sem a necessidade de hibridação.

Letra B: Incorreta. As ligações covalentes P−H não são fortemente polares, pois as eletronegatividades do P e H são muito próximas, indicando que a ligação deve ser covalente e não polar.

Letra C: Incorreta. As ligações P−H não são predominantemente iônicas, são covalentes. A ligação iônica ocorre quando os átomos envolvidos têm uma grande diferença de eletronegatividade, o que não é o caso para P e H.

Letra D: Correta. Não há evidência de formação de orbitais híbridos na estrutura eletrônica de PH_3. A molécula PH_3 tem geometria piramidal, mas isso não requer necessariamente a hibridação sp^3, como sugerido na alternativa A.

Letra E: Incorreta. A polaridade de PH_3 é menor do que a de NH_3, uma ordem de eletronegatividade importante para memorizar é

$$F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > H > \text{Metais}$$

ou então mesmo não lembrando disso pelo sentido na tabela da eletronegatividade que é da esquerda para direta e baixo para cima, podemos ver que a eletronegatividade do N é bem maior que do P o que causa uma maior diferença de valores e então uma maior polaridade.

Resposta: letra D.

16. **(FGV - Professor - Prefeitura - SP - 2023) Os pontos de ebulição de 1-propanol e metoxietano são, respectivamente, 97ºC e 4,7ºC. Essa diferença de valores pode ser explicada pelas diferenças de estrutura molecular dos dois compostos e de forças intermoleculares que atuam em cada líquido. A esse respeito, assinale V para a afirmativa verdadeira e F para a falsa.**

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

( ) ligações dipolo-induzido que se manifestam entre moléculas de 1-propanol são responsáveis pelo seu alto ponto de ebulição.

( ) ligações de hidrogênio mantém unidas as moléculas de metoxietano e são responsáveis pelo baixo ponto de ebulição.

( ) o ponto de ebulição do 1-propanol é maior devido à ação de forças de van der Waals.

As afirmativas são, respectivamente,

a) F, F e F.

b) V, F e F.

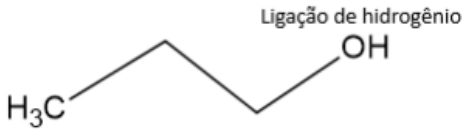
c) V, V e F.

d) F, V e F.

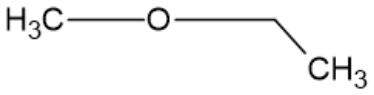
e) F, F e V.

Comentários:

Primeiramente desenhamos as moléculas de 1-propanol e do metoxietano



1- propanol



metoxietano

Afirmativa 1: Falsa. O 1-propanol apresenta ligação de hidrogênio, que são interações de natureza eletrostática mais intensas do que as ligações dipolo-induzido. Estas últimas são interações frágeis que ocorrem em moléculas apolares ou naquelas que apresentam uma distribuição simétrica de cargas.

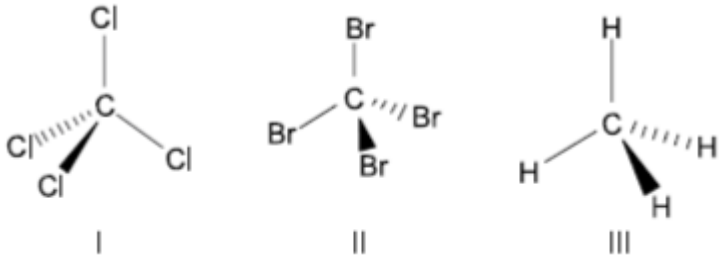
Afirmativa 2: Falsa. É o oposto. As moléculas de 1-propanol, que apresentam maior ponto de ebulição, são unidas por ligações de hidrogênio. O metoxietano, por sua vez, não apresenta ligações de hidrogênio, o que justifica o seu menor ponto de ebulição.

Afirmativa 3: Falsa. As forças de Van der Waals se manifestam em todas as moléculas. No entanto, no caso do 1-propanol, a ligação de hidrogênio, que é uma força intermolecular mais intensa, é predominante. Portanto, não é correto afirmar que o ponto de ebulição do 1-propanol seja maior somente devido à ação das forças de Van der Waals.

Resposta: Letra A.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

17. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEx) - 2023) Considere as moléculas apolares a seguir:



A ordem crescente de temperatura de ebulição dessas substâncias e a molécula que apresenta maior polarizabilidade, são, respectivamente,

a) III < II < I e III.

b) III < I < II e II.

c) I < III < II e I.

d) I < II < III e III.

e) II < I < III e I.

Comentários:

A polarizabilidade de uma molécula está relacionada à sua capacidade de ser distorcida por um campo elétrico externo. Geralmente, moléculas com um maior número de elétrons têm maior polarizabilidade. Por sua vez, a temperatura de ebulição de uma substância está intimamente ligada às forças intermoleculares, que determinam a quantidade de energia necessária para que as moléculas se separem e passem para o estado gasoso.

As moléculas CH4, CBr4 e CCl4 possuem forças intermoleculares do tipo dipolo induzido (ou forças de dispersão de London), que aumentam com o tamanho e a polarizabilidade das moléculas. O brometo de carbono (CBr4) tem uma massa molecular maior e, portanto, mais elétrons do que o metano (CH4) e o cloreto de carbono (CCl4).

Portanto, espera-se que o CBr4 tenha a maior polarizabilidade e, consequentemente, a maior temperatura de ebulição entre as três moléculas. A ordem crescente de temperatura de ebulição será da menor para a maior massa molecular, seguindo a ordem: CH4 < CCl4 < CBr4.

Resposta: letra B.

18. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEx) - 2023) As geometrias das moléculas dos compostos $C\ell O_2$, $PC\ell_5$, SF_6 e SF_4 são, respectivamente:

a) linear; piramidal trigonal; tetragonal e tetraédrica.

b) angular; bipiramidal trigonal; tetraédria e gangorra.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

c) angular; bipiramidal trigonal; octaédrica e tetraédrica.

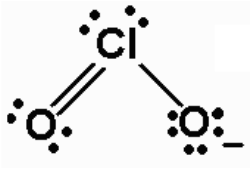
d) linear; piramidal trigonal; octaédrica e gangorra.

e) angular; bipiramidal trigonal; octaédrica e gangorra.

Comentários:

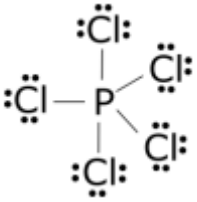
$C\ell O_2$: Pelo RPECV é uma molécula AX_2E_2, ou seja, com 2 átomos ligantes e 2 pares de elétrons livres . Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é angular.

$C\ell O_2$: possui configuração de gás nobre: 10 + 2x8= 26 elétrons e configuração de valência: 7 + 6 x 2 = 19 elétrons portanto o número de ligações é 26-19= 7 elétrons/2 = 3,5 aproximando para 3 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



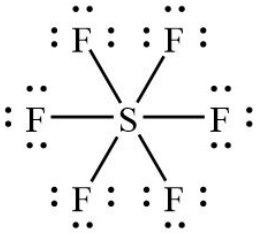
olhando para o átomo central sobra 2 pares de elétrons então essa molécula é uma AX_2E_2 o que indica geometria angular.

$PC\ell_5$ possui configuração de gás nobre: 8 x 5 + 10 = 50 elétrons e configuração de valência: 7x5 + 5= 40 elétrons portanto o número de ligações é 50-40= 10 elétrons/2 = 5 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



olhando para o átomo central não sobra nenhum par de elétron então essa molécula é uma AX_5E_0 o que indica geometria bipirâmide trigonal.

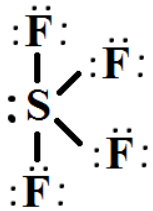
SF_6: possui configuração de gás nobre: 6 x 8 + 12 = 60 elétrons e configuração de valência: 6 x 7 + 6= 48 elétrons portanto o número de ligações é 60-48= 12 elétrons/2 = 6 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

olhando para o átomo central não sobra pares de elétron então essa molécula é uma AX_6E_0 o que indica que a geometria molecular é octaédrica.

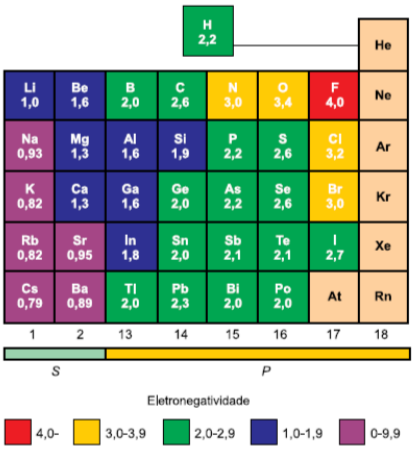
SF_4: possui configuração de gás nobre: 4 x 8 + 10 = 42 elétrons e configuração de valência: 4 x 7 + 6= 34 elétrons portanto o número de ligações é 42-34= 8 elétrons/2 = 4 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



olhando para o átomo central sobra 1 par de elétron então essa molécula é uma AX_4E_1 o que indica que a geometria molecular é gangorra.

Resposta: letra E.

19. (VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) Considere a tabela de eletronegatividade de Pauling.



O composto _____ apresenta ligação química preponderante iônica, e o composto _____ apresenta ligação química preponderantemente covalente. Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do texto.

a) CsF ... HBr

b) HI ... HF

c) H_2S ... NH_3

d) HCl ... H_2O

e) NaCl ... CaO

Comentários:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Lembre-se do seguinte macete para determinar se uma ligação é predominantemente iônica ou covalente. Em que ΔX consiste na diferença de eletronegatividade.

Ligação iônica $\Delta X > 1,7$
Ligação covalente polar $0 < \Delta X \leq 1,7$
Ligação covalente apolar $\Delta X = 0$

Alternativa A: correta. O composto CsF é formado pela ligação entre o césio (Cs) e o flúor (F). O césio é um metal alcalino que possui uma única camada de valência, enquanto o flúor é um não-metal que precisa de um elétron para atingir a configuração de gás nobre. Portanto, há uma transferência de elétron do césio para o flúor resultando numa ligação iônica. O composto HBr é formado pela ligação entre o hidrogênio (H) e o bromo (Br), isto é, hidrogênio e não metais, formam, portanto, uma ligação covalente.

Alternativa B: incorreta. Ambos os compostos HI e HF são formados por ligações entre hidrogênio e halogênios (iodo e flúor, respectivamente) e, portanto, são predominantemente covalentes.

Alternativa C: incorreta. Ambos os compostos H_2S e NH_3 são formados por ligações entre hidrogênio e não-metais (enxofre e nitrogênio, respectivamente) e, portanto, são predominantemente covalentes.

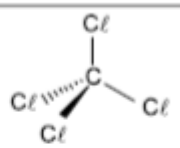
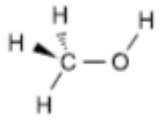
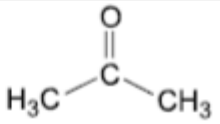
Alternativa D: incorreta. Ambos os compostos HCl e H_2O são formados por ligações entre hidrogênio e não-metais (cloro e oxigênio, respectivamente) e, portanto, são predominantemente covalentes.

Alternativa E: incorreta. O composto NaCl é formado pela ligação entre o sódio (Na) e o cloro (Cl). O sódio é um metal alcalino que possui uma única camada de valência, enquanto o cloro é um não-metal que precisa de um elétron para atingir a configuração de gás nobre. Portanto, há uma transferência de elétron do sódio para o cloro resultando numa ligação iônica. O composto CaO é formado pela ligação entre o cálcio (Ca) e o oxigênio (O), ambos são metais e formam uma ligação iônica, pois há uma transferência de elétrons do cálcio para o oxigênio.

Resposta: letra A.

20. (VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) Em um experimento no laboratório químico foram misturados em um recipiente, sob agitação em temperatura ambiente, 2 mL de cada um dos seguintes solventes: tetracloreto de carbono, pentano, metanol e acetona e 0,5 g de iodo.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Substância	Fórmula estrutural
Iodo	I — I
Tetracloreto de carbono	
Pentano	
Metanol	
Acetona	

Após retornar ao repouso, o total de fases resultante dessa mistura é igual a

a) 1.

b) 2.

c) 3.

d) 4.

e) 5.

Comentários:

Para responder essa questão, precisamos entender as propriedades de solubilidade dos compostos químicos. Compostos que apresentam semelhança de polaridade tendem a se dissolver uns nos outros. Tetracloreto de carbono (CCl_4), pentano (C_5H_{12}) e o iodo (I_2) são compostos apolares e, portanto, miscíveis entre si, formando uma única fase.Por outro lado, o metanol (CH_3OH) e a acetona (CH_3COCH_3) são compostos polares e também são miscíveis entre si, formando uma segunda fase.

Portanto, existe apenas 2 fases nessa solução.

Resposta: letra B

21. (VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) A alternativa que contém a fórmula de uma substância química que apresenta a mesma geometria molecular da água é:

a) BeH_2

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

b) H_2S

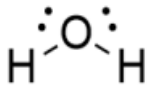
c) CO_2

d) CS_2

e) H_2O_2

Comentários:

Primeiramente é preciso saber a geometria molecular da água: H_2O possui configuração de gás nobre: 8 + 2x2= 12 elétrons e configuração de valência: 6x1 + 1 x 2 = 8 elétrons portanto o número de ligações é 12-8= 4 elétrons/2 = 2 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:

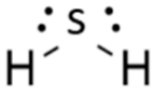


olhando para o átomo central sobra 2 pares de elétron então essa molécula é uma AX_2E_2 o que indica geometria angular.

Alternativa A: incorreta. O BeH_2 possui configuração de gás nobre: 4 + 2x2= 8 elétrons e configuração de valência: 2 + 2x1 = 4 elétrons portanto o número de ligações é 8-4= 4 elétrons/2 = 2 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:

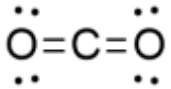
olhando para o átomo central não sobra pares de elétron então essa molécula é uma AX_2E_0 o que indica geometria linear.

Alternativa B: correta. O H_2S, possui configuração de gás nobre: 8 + 2x2= 12 elétrons e configuração de valência: 6 + 2x1 = 8 elétrons portanto o número de ligações é 12-8= 4 elétrons/2 = 2 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



olhando para o átomo central sobra 2 pares de elétron então essa molécula é uma AX_2E_2 o que indica geometria angular igual à da água.

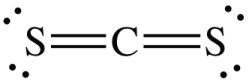
Alternativa C: incorreta. O dióxido de carbono (CO_2) possui configuração de gás nobre: 8 + 2x8= 24 elétrons e configuração de valência: 4 + 2 x 6 = 16 elétrons portanto o número de ligações é 24-16= 8 elétrons/2 = 4 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

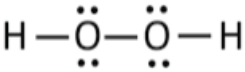
olhando para o átomo central não sobra nenhum par de elétron então essa molécula é uma AX_2E_0 o que indica geometria linear.

Alternativa D: incorreta. O CS_2 possui configuração de gás nobre: 8 + 2x8= 24 elétrons e configuração de valência: 4 + 2 x 6 = 16 elétrons portanto o número de ligações é 24-16= 8 elétrons/2 = 4 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



olhando para o átomo central não sobra nenhum par de elétron então essa molécula é uma AX_2E_0 o que indica geometria linear.

Alternativa E: incorreta. O H_2O_2 possui configuração de gás nobre: 2x8 + 2x2= 20 elétrons e configuração de valência: 2x6 + 2x1 = 14 elétrons portanto o número de ligações é 20-14= 6 elétrons/2 = 3 ligações, portanto a estrutura de Lewis é:



O que implica em uma geometria distorcida, não sendo semelhante à da água.

Resposta: letra B

22. (IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) A Química inorgânica é um tema importante e amplo, abrangendo mais de cem elementos químicos da tabela periódica. Assim, os fundamentos químicos dos compostos inorgânicos apresentam ampla relevância para o estudo da química. Na ligação iônica, presente em compostos inorgânicos, os

A) íons iguais organizam-se em um arranjo rígido por causa da ligação entre suas cargas.

B) elementos iguais permanecem unidos em cristais, resultantes da atração entre suas cargas iguais.

C) átomos de um único elemento, com a perda de um ou mais elétrons, estão unidos entre si quimicamente.

D) íons de diferentes elementos estão unidos em um arranjo rígido, resultante da atração entre suas cargas opostas.

E) elementos metálicos iguais compartilham carga após perda eletrônica, ligados em cristais uniformemente organizados.

Comentários:

Alternativa A: incorreta. O arranjo dos compostos iônicos é formado por uma grande quantidade de íons que se alternam entre cátion e ânion, denominado de retículo cristalino. Essa alternância é justificada pela interação de caráter eletrostático entre os ânions de cargas opostas (cátions e ânions). Para que haja

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

estabilidade nessa estrutura, é necessário que os íons estejam espacialmente organizados de maneira a se localizar o mais distante possível as cargas de mesmo sinal, minimizando, desta forma, a repulsão entre eles.

Alternativa B: incorreta. Conforme discutido na alternativa anterior.

Alternativa C: incorreta. Para que ocorra uma ligação iônica é necessário que os átomos envolvidos apresentem diferentes eletronegatividades e, por isso, precisam ser átomos de elementos diferentes. Dois átomos de um mesmo elemento que tenha perdido elétrons, a exemplo de dois cátions cálcio (Ca^{2+}), não vão se atrair, pelo contrário, eles vão se repelir por possuírem carga de mesmo sinal. Em outras situações, átomos iguais podem se ligar, mas por meio do compartilhamento de elétrons, formando assim, os compostos covalentes, a exemplo de H_2, N_2, $C\ell_2$, entre outros.

Alternativa D: correta. Como falado anteriormente, em uma ligação iônica, tem-se forças eletrostáticas resultantes da interação de cargas de sinais opostos. Essas cargas correspondem às espécies atômicas, já que nesse tipo de ligação, um átomo perde e outro ganha elétrons. O arranjo espacial desses íons precisa ser organizado de modo a se ter a menor repulsão entre os íons de mesma carga, o que fica demonstrado nos arranjos cristalinos.

Alternativa E: incorreta. A ligação iônica ocorre obrigatoriamente entre metais e ametais. Nas situações em que os átomos envolvidos na ligação são dois metais, temos a ligação metálica.

Resposta: letra D

23. (VUNESP - Auxiliar de Laboratório - UNIFAI – 2019) As ligações químicas nos compostos: Na_2O, SO_2 e CaO apresentam, correta e respectivamente, caráter preponderantemente

a) iônico; covalente; covalente.

b) iônico; iônico; covalente.

c) iônico; covalente; iônico.

d) covalente; iônico; covalente.

e) covalente; iônico; iônico.

Comentários:

Os compostos iônicos são formados pela combinação de metais e ametais, enquanto os covalentes são resultantes da junção entre ametais e/ou hidrogênio. Dito isto, podemos classificar os compostos citados no enunciado.

Na_2O: temos um metal (Na) e um ametal (O), logo, temos um composto iônico.

SO_2: temos dois ametais e por consequência, um composto covalente.

CaO: temos um metal (Ca) e um ametal (O) e assim, trata-se de um composto iônico.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Dito isto, a sequência correta é: iônico, covalente e iônico.

Resposta: letra C

24. (IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) Basicamente, a ligação covalente é formada quando dois átomos vizinhos compartilham um par de elétrons. Ligações duplas e ligações triplas consistem de dois e de três pares de elétrons compartilhados, respectivamente. São compostos representativos da ligação covalente:

A) O_2, N_2, KBr e NaCℓ.

B) H_2, O_2, CH_4 e $CH_3CH_2CH_3$.

C) CH_4, NaBr, CO_2 e $CaCO_3$.

D) $Ca(OH)_2$, H_2O, CH_4, e NaCℓ.

E) CO_2, KBr, NaOH e CH_3COOH.

Comentários:

Como explicado na discussão teórica, a ligação covalente é um tipo de ligação química na qual ocorre o compartilhamento de pares de elétrons entre átomos com maior eletronegatividade e que sejam próximas, podendo ser formada entre ametais; ametais e hidrogênio; ou hidrogênio e hidrogênio. Por outro lado, os compostos iônicos, nos quais estão presentes as ligações iônicas, são formadas entre metais e ametais.

Dito isso, vamos à análise das alternativas, classificando o tipo de ligação presente em cada substância:

A) O_2: covalente; N_2: covalente; KBr: iônica; e NaCℓ: iônica.

B) H_2: **covalente**; O_2: **covalente**; CH_4: **covalente**; e $CH_3CH_2CH_3$: **covalente**.

C) CH_4: covalente; NaBr: iônica; CO_2: covalente; e $CaCO_3$: iônica.

D) $Ca(OH)_2$: iônica; H_2O: covalente; CH_4: covalente; e NaCℓ: iônica.

E) CO_2: covalente; KBr: iônica; NaOH: iônica; e CH_3COOH: covalente.

Resposta: letra B

25. CESPE - Perito Criminal - PC-PE - 2016) A respeito de geometria molecular, assinale a opção correta.

a) NH_3 e CH_4 apresentam mesma geometria molecular, mas arranjo de pares de elétrons distintos.

b) Os compostos BeF_2 e BF_3 apresentam mesma geometria molecular.

c) Tanto o BCl_3 quanto o SO_3 apresentam geometria molecular trigonal plana.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) SF_4 e H_3O^+ apresentam mesma geometria molecular e mesmo arranjo dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo central.

e) IF_6^- e BrF_5 apresentam geometrias moleculares diferentes porque seus elementos centrais têm valores diferentes de eletronegatividade.

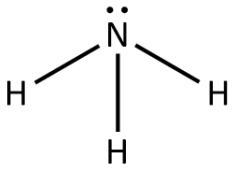
Comentários:

Letra A: incorreta. Apresentam mesmo arranjo eletrônico, mas geometria molecular diferente.

NH_3: Configuração de gás nobre: 8 + 3 x 2 = 14 elétrons

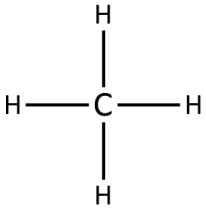
Configuração de valência: 5 + 3 x 1 = 8 elétrons

Número de ligações: 14 – 8 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações



Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é pirâmide trigonal.

CH_4:

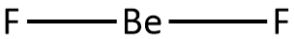


Temos uma molécula AX_4E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são tetraédrico.

Letra B: incorreta. Não apresentam nem a mesma geometria molecular nem o mesmo arranjo eletrônico.

BeF_2: Be se estabiliza com dois elétrons, assim:

Configuração de valência: 2 + 2 x 7 = 16 elétrons

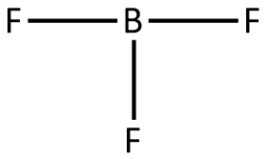


Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são linear.

BF_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons

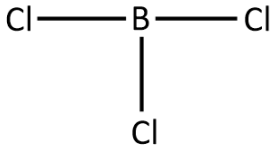


Temos uma molécula AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar.

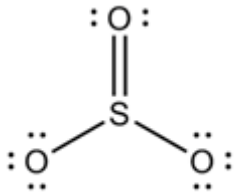
Letra C: correto. Ambas são trigonais planar.

BCl_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons



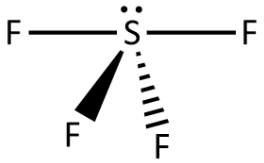
SO_3: Configuração de valência: 6 + 3 x 6 = 24 elétrons



Temos duas moléculas AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar.

Letra D: incorreta. Não apresentam nem a mesma geometria molecular nem o mesmo arranjo eletrônico.

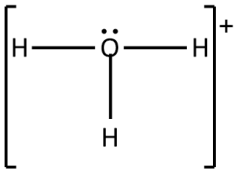
SF_4: Configuração de valência: 6 + 4 x 7 = 34 elétrons



Temos uma molécula AX_4E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é bipirâmide trigonal e sua geometria molecular é gangorra.

H_3O^+: Configuração de valência: 3 x 1 + 6 - 1 = 8 elétrons

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é tetraédrico e sua geometria molecular é pirâmide trigonal.

Letra E: incorreta. Apresentam geometrias moleculares diferentes devido ao número de átomos ligados ao átomo central ser diferente.

Resposta: letra C

26. (UTFPR - Químico - UTFPR - 2015) A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência, normalmente abreviada por Teoria RPECV, foi desenvolvida por Nevil Sidgwick e Herbert Powell em 1940. É uma maneira simples, porém poderosa, de prever as formas das moléculas. Em relação a essa Teoria, analise as sentenças abaixo. Dados: números atômicos: B = 5; N = 7; O = 8; S = 16.

I. Em uma estrutura bipiramidal trigonal, com ângulos de ligações equatoriais de 120° e ângulo de ligação axial de 180º, o átomo central não possui nenhum par de elétrons isolado.

II. Em uma molécula hipotética que possui um átomo central tetracoordenado, os ângulos de ligação deste átomo com seus vizinhos serão sempre de 90°.

III. Na molécula de amônia e na molécula de água, os ângulos de ligação H–N–H e H–O–H, respectivamente, são menores do que 109,5°.

IV. O par de elétrons isolado no átomo de enxofre na molécula de SF_4 ocupa uma posição equatorial, segundo uma geometria bipiramidal trigonal.

V. A molécula de BF_3 possui estrutura em forma de T, com uma ligação F–B–F com ângulo de 180° e outras duas ligações F–B–F com ângulo de 90°.

Marque a alternativa que apresenta apenas as sentenças corretas.

a) I, II, III e IV.

b) I, III e IV.

c) II e V.

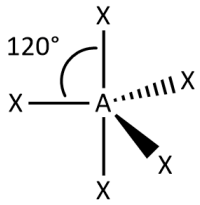
d) I, IV e V.

e) III e IV.

Comentários:

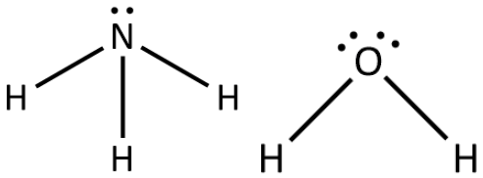
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Afirmação I: Correta. De fato, uma estrutura bipiramidal trigonal (AX_5E_0) apresenta todas as características citadas, como pode ser visto abaixo:

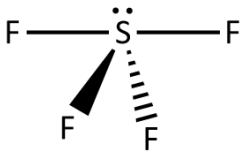


Afirmação II: Incorreta. Uma molécula tetracoordenada seria AX_4E_0, isto é, tetraédrica e o ângulo de ligação dessa estrutura é 109,5°.

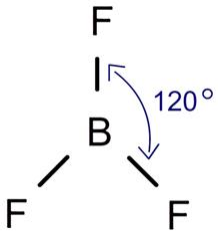
Afirmação III: Correta. Ambas possuem o arranjo eletrônico tetraédrico. Contudo, a molécula de água é angular e a de amônia é pirâmide trigonal. O ângulo de ligação das duas é <109,5°.



Afirmação IV: Correta. A molécula é SF_4 é AX_4E_1 e, desta forma, possui arranjo eletrônico bipiramidal trigonal e geometria gangorra. Ademais, embora eu entenda ser temerária mencionar a direção do par de elétrons, se rotacionarmos a estrutura abaixo de tal forma que os átomos de flúor do plano fiquem na axial ("em pé"), então o par de elétrons ficará na equatorial conforme menciona a afirmativa.



Afirmação V: Incorreta. A molécula de BF_3 é AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar, com ângulo de ligação 120°. DICA: se um giro total apresenta 360º, pare encontrar o ângulo de ligação, nesse caso, basta dividir 360/3 = 120º, já que são três ligantes.



Resposta: letra B

27. (IBADE - Professor Classe C/Química - SEDUC/RO - 2017) Considerando a Teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, o composto $PC\ell_5$ deve ter geometria molecular do tipo:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

A) tetraédrica.

B) linear.

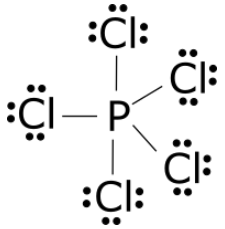
C) octaédrica.

D) bipiramide trigonal.

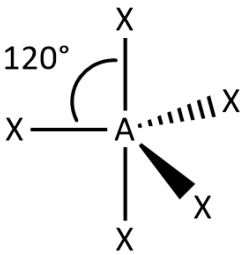
E) trigonal planar.

Comentários:

O primeiro passo para encontrarmos a geometria molecular é desenharmos a estrutura de Lewis como segue:



A molécula de $PC\ell_5$ possui cinco átomos ligantes ao átomo central (X_5) e nenhum par de elétrons não ligantes (E_0) no átomo central. Assim, a fórmula VSEPR do $PC\ell_5$ é AX_5E_0. Correlacionando essa fórmula com a tabela fornecida acima, concluímos que a geometria dessa molécula é bipirâmide trigonal.



Resposta: letra D

28. (UFG/CS - Técnico de Laboratório/Área: Química - IFGoiano - 2019) A geometria e a polaridade molecular fornecem informações importantes sobre as forças das interações existentes entre moléculas de uma dada substância. Considerando os compostos N_2, NH_3, H_2S e H_2O, o que apresenta o maior ponto de ebulição é:

(A) H_2O.

(B) H_2S.

(C) NH_3.

(D) N_2

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Comentários:

Como vimos na nossa aula, os pontos de fusão dependem da massa molar e da força intermolecular presente. Dito isto, vamos fazer um ranking para estas duas propriedades, beleza?

Substância	Massa molar (g/mol)
H_2S	34
N_2	28
H_2O	18
NH_3	17

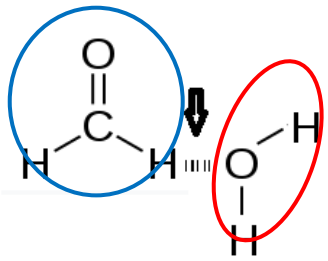
Substância	Força intermolecular
H_2O	Ligação de hidrogênio
NH_3	Ligação de hidrogênio
H_2S	Dipolo permanente
N_2	Dipolo induzido

Observe que os compostos com maiores massas molares também são aqueles com forças intermoleculares mais fracas. Contudo, o critério que mais contribui para o aumento no ponto de ebulição é a força intermolecular.

Aqui temos um empate entre o H_2O e o NH_3, uma vez que ambos têm massas molares próximas e possuem ligação de hidrogênio. Todavia, o oxigênio é um elemento mais eletronegativo que o nitrogênio e assim, torna a interação mais forte. Desta forma, o H_2O é o composto que apresenta maior ponto de ebulição.

Resposta: letra A

29. (FUMARC - Professor de Educação Básica/ Química - SEE/MG - 2018) O tipo de interação/ligação representada no esquema e apontada por uma seta é:



a) Covalente.

b) Dipolo instantâneo-dipolo induzido.

c) Dipolo-dipolo.

d) Iônica.

e) Ligação de hidrogênio.

Comentários:

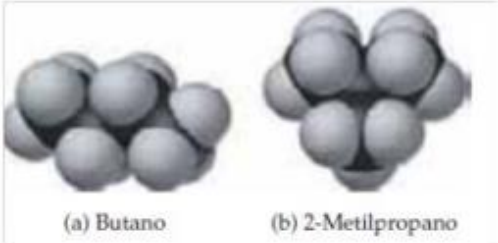
Aqui o examinador tenta induzir o candidato ao erro, pois uma das moléculas envolvidas na interação é a água, na qual temos H ligado ao oxigênio que é muito eletronegativo. Por isso, sabemos que a interação

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

intermolecular entre duas moléculas de água é do tipo “ligação de hidrogênio”. No entanto, a interação intermolecular indicada por seta no enunciado está ocorrendo entre um átomo de hidrogênio ligado a um oxigênio e um átomo de oxigênio. Sendo assim, por esse hidrogênio estar ligado ao carbono, átomo de eletronegatividade intermediária, então, o tipo de interação apresentada é do tipo dipolo-dipolo ou dipolo permanente.

Resposta: letra C

30. (IPEFAE - Técnico em Química - Prefeitura Municipal de Andradas - 2019) O butano e o 2-metilpropano, cujos modelos de espaciais são apresentados a seguir, são apolares e tem a mesma fórmula mínima (C_4H_{10}); o butano tem ponto de ebulição de -0.5 °C, enquanto o 2-metilpropano tem ponto de ebulição de -11,7 °C. Com relação à diferença entre os pontos de ebulição das duas substâncias pondere sobre as afirmações a seguir:



I - Essa diferença se dá pelo fato da estrutura ramificada do 2-metilpropano gerar uma interação intermolecular menos densa.

II - A diferença entre os pontos de ebulição se dá pelo fato do 2-metilpropano apresentar interação intermolecular do tipo dipolo induzido, enquanto o metano apresenta interação intermolecular do tipo ligações de hidrogênios.

III - O butano apresenta maior ponto de ebulição, pois sua estrutura linear contribuí para o melhor empacotamento das suas moléculas.

IV - Considerando o caráter apolar de ambas as moléculas, o 2-metilpropano por apresentar uma ramificação tem o momento dipolo maior que ao do butano, por isso há um aumento significativo na repulsão eletrônica entre as moléculas de 2-metilpropano.

Estão corretos:

(A) I, II, III e IV

(B) Apenas I e II

(C) Apenas II e IV

(D) Apenas I e III

Comentários:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Afirmação I: correta. Observe que a superfície de contato do 2-metilpropano é menor e por consequência, haverá menor interação intermolecular. Desta forma, o ponto de ebulição é menor.

Afirmação II: incorreta. O tipo de interação intermolecular dos dois compostos é o mesmo, uma vez que ambos são formados pelos mesmos elementos: carbono e hidrogênio.

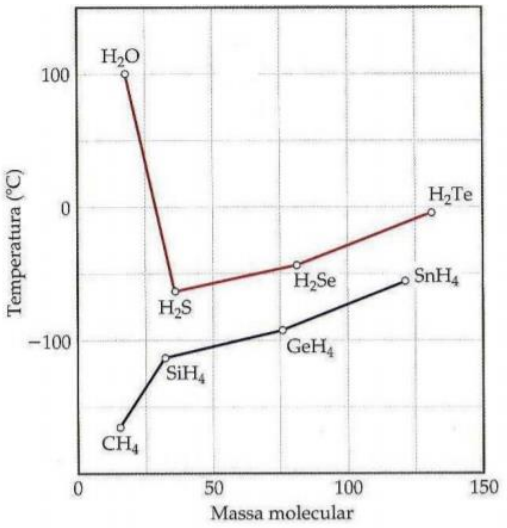
Afirmação III: correta. A estrutura linear do butano permite que a molécula interaja mais com as outras e consequentemente, o ponto de ebulição aumenta.

Afirmação IV: incorreta. Ambas as moléculas são apolares, logo, o momento dipolo do o 2-metilpropano não é maior que o do butano. O momento dipolo das duas é zero.

Resposta: letra D

31. (IDECAM - Curso de Formação de Oficiais Bombeiro Militar - CBM - 2015) A intensidade das forças intermoleculares em diferentes substâncias varia em uma grande faixa, mas essas forças são muito mais fracas que as ligações iônicas e covalentes. Dessa forma, é necessário menos energia para vaporizar um líquido ou fundir um sólido do que quebrar ligações covalentes em moléculas.

Ponto de ebulição dos hidretos do grupo 4A e 6A em função da massa molecular.



(Química Ciência Central.)

Sobre a imagem e intensidade das forças intermoleculares, analise.

I. No geral, o ponto de ebulição de compostos de hidrogênio torna-se maior com o aumento da massa molecular, devido ao acréscimo das forças de dispersão.

II. Os compostos NH_3 e HF também têm pontos de ebulição altos.

III. A ligação de hidrogênio é um tipo de atração intermolecular entre o átomo de hidrogênio em uma ligação apolar (particularmente uma ligação com F, O ou N) e um par de elétrons não compartilhado em

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

um íon ou átomo pequeno e eletronegativo que esteja próximo (geralmente um átomo de F, O ou N em outra molécula).

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmativa(s)

A) III.

B) I e II.

C) I e III.

D) II e III.

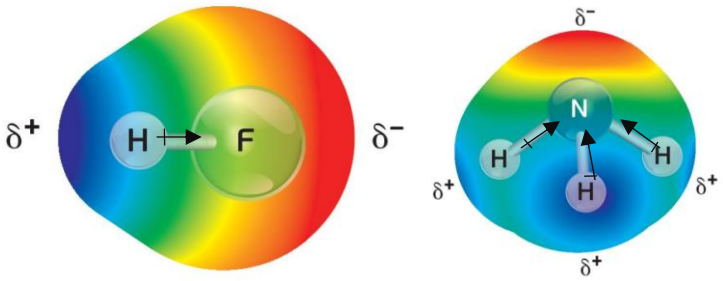
Comentários:

Alternativa I: correta. Os fatores que influenciam no ponto de ebulição dos compostos são: o tipo de interação intermolecular, a polaridade e o tamanho da molécula e esta é intimamente ligado à sua massa molecular. Além disso, saliente-se que **forças de dispersão**, embora seja um nome pouco usual, corresponde à interação intermolecular do tipo dipolo induzido (forças de London), o qual ocorre entre moléculas apolares.

Alternativa II: correta. O NH_3 e HF são moléculas com forças intermoleculares do tipo ligação de Hidrogênio (H ligado a átomos muito eletronegativos: F, O, N), sendo este um tipo de ligação mais forte que as ligações dipolo induzido e dipolo permanente. Por esse motivo, podemos dizer que essas duas substâncias apresentam alto ponto de ebulição assim como acontece com a água (H_2O), apresentada no gráfico. Quanto maior as forças de atração, maior é a energia necessária (temperatura mais elevada) para romper essas interações intermoleculares.

Alternativa III: incorreta. A alternativa é perniciosa pois tenta confundir o candidato com a troca de uma única palavra. É afirmado na alternativa que a ligação entre hidrogênio e um dos 3 elementos mais eletronegativos da tabela periódica (Flúor, Oxigênio e Nitrogênio) é apolar e na verdade, trata-se de uma ligação polar. Esse tipo de interação intermolecular (ligação de hidrogênio) é mais forte que as demais, o que justifica o alto ponto de ebulição do HF (ácido fluorídrico) em comparação ao demais ácidos halogenídricos (hidrogênio ligado a halogênio).

Mapa de potencial eletrostático e cargas parciais para as moléculas de HF e NH_3:



Resposta: letra B

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

32. (Instituto Acesso – Professor Ensino Indígena/Química – SEDUC/AM - 2018) Basicamente, duas forças de naturezas distintas atuam no interior da matéria: são as forças intermoleculares, isto é, entre moléculas, e as forças intramoleculares, que agem no interior dessas moléculas, entre dois ou mais átomos. As forças intermoleculares podem ser descritas, sucintamente, como Pontes de Hidrogênio ou Forças de Van der Waals. As forças intramoleculares são as famosas ligações químicas, que podem ser do tipo iônico, covalente ou metálico."

André Luis Silva da Silva, Ligações químicas; https://www.infoescola.com/quimica/ligacoes-quimicas/

Considere as seguintes afirmativas abaixo:

I - De forma geral, os compostos formados apenas por ligações iônicas apresentam pontos de fusão e ebulição altos;

II - Os compostos formados por ligações covalentes conduzem corrente elétrica;

III - O grafite e o diamante são exemplos de compostos alotrópicos;

Estão INCORRETAS a(s) seguinte(s) alternativa(s):

A) II.

B) III.

C) II e III.

D) I.

E) I e III.

Comentários:

Afirmativa I: correta. Para romper o retículo cristalino que formam os compostos iônicos é necessário o emprego de muita energia, ou seja, temperaturas elevadíssimas. Isto significa que o ponto de fusão e ebulição dos mesmos são altos.

Afirmativa II: incorreta. Os compostos covalentes não formam íons quando dissolvidos e assim, não são bons condutores de eletricidade.

Afirmativa III: correta. Compostos alotrópicos são substâncias diferentes, mas formados pelo mesmo elemento. Um clássico exemplo é o diamante e o grafite, no qual ambos são formados por carbono.

Resposta: letra A

33. (QUADRIX - Professor III/Química - SEDUCE/GO - 2018) Assinale a alternativa em que a regra empírica de "o semelhante dissolve o semelhante" está corretamente expressa.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

(A) Compostos apolares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes polares.

(B) Compostos polares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes apolares.

(C) Compostos apolares são insolúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de baixa polaridade são solúveis em solventes polares.

(D) Compostos fortemente polares não são solúveis em solventes polares, enquanto compostos de alta polaridade são insolúveis em solventes polares.

(E) Compostos fracamente polares não são solúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de reduzida polaridade são solúveis em solventes polares.

Comentários:

A frase "semelhante dissolve semelhante" diz que compostos apolares são solúveis em solventes apolares e que compostos polares são solúveis em solventes polares. Dito isto, a afirmativa correta é a letra A.

Resposta: letra A

34. (IF/PI - Técnico de laboratório/Química - IF/PI - 2016) Alguns elementos fogem à regra do octeto, ou seja, estabilizam-se sem que apresentem oito elétrons no último nível. São exemplos de substâncias que apresentam elementos com essas características:

A) $PC\ell_5$; BF_3; $BeC\ell_2$

B) NH_3; $PC\ell_3$; H_2S

C) CH_4; BF_3; H_2O

D) $NaC\ell$; $NaBH_4$; CH_4

E) $FeBr_3$; $BeC\ell_2$; H_2O_2

Comentários:

Os elementos que fogem à regra do octeto estão localizados a partir do terceiro período da tabela periódica, os quais, em geral, apresentam a expansão do octeto, ou seja, estabilizam-se com mais de 8 elétrons (e^-) na última camada. No entanto, há também elementos que fogem à regra pela contração do octeto, ou seja, se estabilizam com menos de oito elétrons na última camada, ocorrendo principalmente nas moléculas que apresentam o berílio e o boro, bem como alguns óxidos de nitrogênio.

Analisando as alternativas apresentadas, a letra A é aquela em que todos os compostos apresentam pelo menos um átomo como exceção à regra do octeto. O átomo de fósforo do pentacloreto de fósforo ($PC\ell_5$) apresenta expansão do octeto, realizando 5 ligações covalentes e comportando, portanto, 10 e^- de valência. No trifluoreto de boro (BF_3), o flúor apresenta 8 e^- de valência, mas o boro, que só realiza três ligações,

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

apresenta somente 6 e^- de valência, oriundos das três ligações covalentes que realiza. Os átomos de cloro do dicloreto de berílio ($BeC\ell_2$) estão de acordo com a regra do octeto, porém, o átomo de berílio só realiza duas ligações, totalizando 4 e^- de valência, o que está abaixo dos 8 e^- esperados pela regra do octeto.

Resposta: letra A

35. (IBFC - Oficial Cadete/Aluno Oficial – CBM/SE – 2018) Os átomos, muitas vezes não são quimicamente estáveis, necessitando combinar-se com outros átomos para fazer ligações. Essas ligações modificam suas configurações eletrônicas. Analise as alternativas e marque a que contenha respectivamente somente ligação iônica e somente ligação covalente:

a) $CaCl_2$, $CaSO_4$

b) O_2, H_2O

c) NaF, CO_2

d) CH_4, NaCl

Comentários:

Os compostos iônicos são formados pela combinação de metais e ametais, enquanto os covalentes são resultantes da junção entre ametais e/ou hidrogênio. Dito isto, podemos classificar os compostos citados no enunciado.

Letra A: incorreta. $CaCl_2$: temos um metal (Ca) e um ametal (Cl), logo, é um composto iônico. $CaSO_4$: temos um metal (Ca) e ametais (SO), logo, temos um composto iônico.

Letra B: incorreta. O_2: temos apenas ametal e assim, um composto covalente. H_2O: temos hidrogênio e um ametal e por consequência, um composto covalente.

Letra C: correta. NaF: temos um metal (Na) e um ametal (F), logo, é um composto iônico. CO_2: temos apenas ametais e consequentemente, um composto covalente.

Letra D: incorreta. CH_4: temos hidrogênio e um ametal (C) e desta forma, é um composto covalente. NaCl: temos um metal (Na) e um ametal (Cl) e assim, um composto iônico.

Resposta: letra C

36. (COPEVE/UFAL - Técnico de laboratório/Química - UFAL - 2016) Átomos de diferentes elementos químicos podem interagir entre si, formar ligações químicas e dar origem a novas substâncias. Essas ligações químicas podem ser covalentes ou iônicas.

Qual alternativa apresenta apenas compostos moleculares que são formados por ligações químicas covalentes?

A) O_2, $NaC\ell$, NaOH, C_2H_5OH

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

B) CO_2, C_2H_5OH, H_2O, $NaC\ell$

C) $HC\ell$, O_2, H_2O, CO_2

D) H_2O, CO_2, $KC\ell$, N_2

E) N_2, SO_2, $KC\ell$, $HC\ell$

Comentários:

Vale relembrar que a ligação covalente é um tipo de ligação química que ocorre o compartilhamento de pares de elétrons estabelecida entre átomos com altas eletronegatividades e que sejam próximas, podendo ser formada entre ametais; ametais e hidrogênio; ou hidrogênio e hidrogênio. Por outro lado, compostos iônicos, nos quais estão presentes ligações iônicas, são formadas entre metais e ametais. Nesse tipo de ligação, um átomo perde (doa) e o outro ganha (recebe) elétrons.

Dito isso, vamos à análise das alternativas, classificando o tipo de ligação presente em cada substância:

A) O_2: covalente; $NaC\ell$: iônica; NaOH: iônica; C_2H_5OH: covalente.

B) CO_2: covalente; C_2H_5OH: covalente; H_2O: covalente; $NaC\ell$: iônica.

C) $HC\ell$: covalente; O_2: covalente; H_2O: covalente; CO_2: covalente.

D) H_2O: covalente; CO_2: covalente; $KC\ell$: iônica; N_2: covalente.

E) N_2: covalente; SO_2: covalente; $KC\ell$: iônica; $HC\ell$: covalente.

Resposta: letra C

37. (CESPE - Perito Criminal - Química - PEFOCE - 2012) Diversas propriedades moleculares e de diferentes tipos de materiais podem ser explicadas por meio da distribuição eletrônica dos átomos, da estrutura molecular e das forças intermoleculares que atuam entre as moléculas.

Considerando essas informações e a classificação periódica dos elementos, julgue o item subsecutivo.

De acordo com a teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, depreende-se que os compostos NOF, BrF_5 e CF_4 possuem, respectivamente, geometria molecular angular, piramidal quadrada e tetraédrica.

Comentários:

Primeiro, vamos desenhar a estrutura de cada molécula.

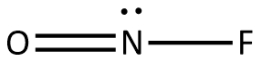
NOF: Configuração de gás nobre: 5 + 6 + 7 = 18 elétrons

Configuração de valência: 3 x 8 = 24 elétrons

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Número de ligações: 24 – 18 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações

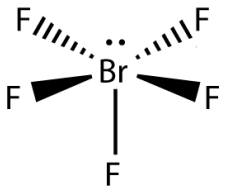
Número de elétrons não ligantes: 18 – 6 = 12 elétrons



Temos que é uma molécula AX_2E_1. Logo, a geometria molecular é angular.

BrF_5: Lembrando que o Br não obedece a regra do octeto, tendo em vista que possui orbitais livres que podem acomodar mais elétrons.

Configuração de gás nobre: 7 x 6 = 42 elétrons

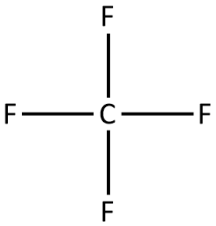


Temos que é uma molécula AX_5E_1. Logo, a geometria molecular é piramidal quadrada.

CF_4: Configuração de gás nobre: 4 + 4 x 7 = 32 elétrons

Configuração de valência: 5 x 8 = 40 elétrons

Número de ligações: 40 – 32 = 8 elétrons / 2 = 4 ligações



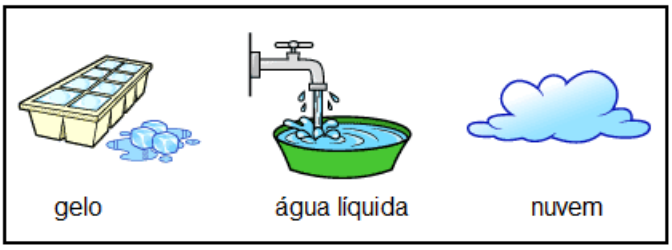
Temos que é uma molécula AX_4E_0. Logo, a geometria molecular é tetraédrica.

Logo, a geometria das moléculas são angular, piramidal quadrada e tetraédrica.

Resposta: Certo

38. (FUMARC - Professo de Educação Básica/ Química - SEE/MG - 2018) Observe a figura:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



No conjunto de situações representadas na figura acima, estão presentes, predominantemente, quantos estados físicos da água?

A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

E) 5

Comentários:

Os estados físicos da matéria são: sólido, líquido e gasoso. Na figura apresentada, temos o gelo, que consiste em água no estado sólido, o qual pode ser caracterizado como um sólido cristalino regular, no qual as moléculas se encontram bem próximas umas das outras, havendo pouco espaço para movimentação das mesmas.

O desenho do meio, água líquida, apresenta o estado líquido da água, em que as moléculas estão mais afastadas em relação ao estado sólido, apresentando, por isso, uma maior liberdade de movimentação.

Já o desenho da direita, a nuvem, poderia levar o candidato ao erro. Ao contrário do que muitos pensam, nas nuvens, a água se encontra no estado líquido e não no estado gasoso. Isso se deve ao processo de formação das nuvens, em que ocorre a evaporação das águas dos rios, lagos e oceanos, e, em seguida, o ar quente sobe para a atmosfera. A temperatura diminui à medida que a altitude aumenta, resfriando a água no estado gasoso, a qual retorna ao estado líquido, ou seja, ocorre a condensação da água já na atmosfera, originando as nuvens. Portanto, os dois estados físicos predominantes das figuras apresentadas são apenas 2: líquido e sólido.

Resposta: letra B

39. (AOCP - Professor de Ensino Básico/Química - IF/BA - 2016) Qual dos compostos a seguir NÃO é formado por ligações iônicas?

A) $NH_4C\ell$

B) $Fe_2(SO_4)_3$

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

C) $A\ell_2O_3$

D) SF_4

E) $KMnO_4$

Comentários:

Sabemos que a ligação iônica, via de regra, é formada entre metais e ametais. Como queremos encontrar compostos que não tenham esse tipo de ligação, precisaremos, então, localizar compostos formados por ligações covalentes e/ou iônicas:

Ligações metálicas são formadas entre átomos de um mesmo metal ou entre átomos de diferentes metais, formando as chamadas ligas metálicas.

Ligações covalentes podem ser formadas entre ametais; ametais e hidrogênio; ou hidrogênio e hidrogênio.

Como se vê, em nenhumas das alternativas há compostos formados única e exclusivamente por metais. Sendo assim, precisamos encontrar um composto com ligação covalente. Note que o tetrafluoreto de enxofre (SF_4) é formado por dois ametais, sendo, portanto, um composto covalente, ou seja, não apresenta ligações iônicas.

Vale lembrar que, embora o cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) não apresente um metal em sua constituição, esse composto é iônico. Isso porque o amônio (NH_4^+) é um cátion (íon positivo) e assim como os cátions metálicos se atraem eletrostaticamente por ânion, a exemplo do cloreto (Cl^-) também presente no composto. Por fim, sabemos que a presença de cátions de cargas oposta caracteriza os compostos iônicos.

Resposta: letra D

40. (FUNDATEC - Químico - SES/RS - 2014) Abordando o modelo de repulsão por pares de elétrons da camada de valência e as seguintes espécies:

$$S_2O_3^{2-},\ (CH_3)_2Be,\ BF_3,\ CH_2^{+2}$$

O ângulo de ligação de cada átomo central das moléculas é, respectivamente:

a) 120° - 180° - 109,4° - 107°.

b) 109,5° - 180° - 120° - 180°.

c) 109,5° - 120° - 109,4° - 180°.

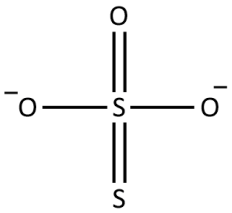
d) 120° - 109,5° - 120° - 120°.

e) 109,5° - 180° - 109,4° - 180°.

Comentários:

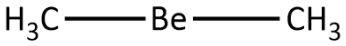
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

$S_2O_3^{2-}$: Configuração de valência: 2 x 6 + 3 x 6 + 2 = 32 elétrons



Temos uma molécula AX_4E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são tetraédricos. Assim, o ângulo de ligação é 109,5°.

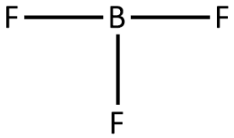
$(CH_3)_2Be$: Configuração de valência: 2 + 2 x 4 + 6 x 1 = 16 elétrons



De acordo com RPECV, o arranjo eletrônico do BeC_2H_6 é linear. Assim, o ângulo de ligação é 180°.

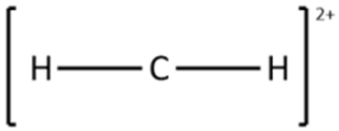
BF_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons



Temos uma molécula AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar. Assim, o ângulo de ligação é 120°.

CH_2^{+2}: Configuração de valência: 4 + 2 x 1 – 2 = 4 elétrons



Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico é linear e a geometria molecular é linear. Assim, o ângulo de ligação é 180°.

Resposta: letra B

41. (IDECAN - Professor EBTT Química - IFPB - 2019) Os átomos ligam-se uns aos outros de diversas maneiras para "montar" todas as coisas que estão à nossa volta. O estudo da maneira em que os átomos se ligam, ou seja, das ligações químicas, é de fundamental importância para se entender as propriedades da matéria e como ela se comporta. Há dois modos principais pelos quais as ligações químicas podem ser formadas: em um deles, a ligação iônica, as partes envolvidas ("blocos construtores") encontram-se na forma de íons (possuem carga elétrica, decorrente do ganho ou perda de elétrons). Por exemplo, NaCl -

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

sal de cozinha. Na ligação covalente, há o compartilhamento de elétrons entre dois átomos neutros. Por exemplo é o diamante, formado apenas por átomos de carbono ligados covalentemente.

Fonte:http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_ligacoes_quimicas.pdf

Sobre as propriedades gerais associadas a compostos iônicos e covalentes, pode-se afirmar que

A) compostos inorgânicos formados por ligações covalentes geralmente são formados por moléculas discretas, com ligações direcionais e as forças ligantes fortes entre os átomos da molécula.

B) a fusão de um composto iônico implica romper somente seu reticulo cristalino, o que requer certa quantidade de energia, que em geral, envolve baixas temperatura de ebulição e fusão.

C) compostos iônicos em geral conduzem a corrente elétrica, pois estando estes dissolvidos e apenas nesta condição dispersam íons migrantes para os eletrodos.

D) reações de compostos iônicos em geral são rápidas, enquanto compostos covalente reagem lentamente. Assim, estas reações ditas de covalência envolvem energia suficiente para ocorrer o processo de formação dos compostos covalentes.

E) compostos iônicos em geral são solúveis em solventes derivados da extração e beneficiamento petrolífero, ou seja, de hidrocarbonetos apolares.

Comentários:

Letra A: incorreta. A ligação covalente não ocorre somente em compostos inorgânicos, mas também em compostos orgânicos, como o metano. Além disto, os compostos covalentes não são formados por moléculas discretas e sim por átomos de ametais e/ou hidrogênio, podendo formar ou não moléculas discretas, isto é, moléculas compostas por poucos átomos.

Letra B: incorreta. Para o rompimento do retículo cristalino é necessário aplicar **muita** energia e consequentemente, envolve **temperaturas altíssimas**. Um ótimo exemplo é metalurgia que utiliza temperaturas em torno de 1000ºC para liquefazer minérios e obter metais na forma metálica. Além disto, você pode perceber pelos exemplos presentes em nosso dia a dia (soda cáustica, cal e sal de cozinha) que são todos sólidos em temperatura ambiente.

Letra C: incorreta. Os compostos iônicos são condutores elétricos apenas se estiverem dissolvidos ou no estado líquido, já que enquanto sólidos, os íons não se movimentam a ponto de permitir a condução de corrente elétrica.

Letra D: correta. Usualmente, as reações com compostos iônicos ocorrem em meio aquoso e isto, permite a dissolução dos compostos em íons e facilita a reação. Quanto aos compostos covalentes, é necessário que seja empregado energia suficiente para romper a ligação. Além disto, a nova ligação formada deve compensar a energia gasta, tornando o composto mais estável que antes da reação.

Letra E: incorreta. Os compostos inorgânicos são **polares** e assim, se dissolvem apenas em substâncias polares, seguindo a máxima "semelhante dissolve semelhante". Dito isto, os compostos inorgânicos não são dissolvidos em hidrocarbonetos.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Resposta: letra D

42. (IFMT - Técnico de Laboratório/Química - IFMT - 2019) A geometria molecular é a forma como os átomos estão espacialmente dispostos em uma molécula. O inglês Ronald James Gillespie desenvolveu uma teoria precisa para prever a geometria molecular, a partir da fórmula eletrônica, que ficou conhecida como Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR – sigla em inglês). Os compostos CH_2O (formaldeído, utilizado em alisamento de cabelo), BF_3 (trifluoreto de boro, gás incolor e muito tóxico), CCl_4 (tetracloreto de carbono, líquido incolor com um cheiro adocicado) e CO_2 (gás carbônico) apresentam, respectivamente, geometria molecular:

(A) linear, trigonal plana, angular, angular.

(B) linear, piramidal, tetraédrica, angular.

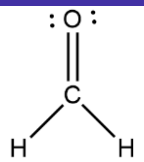
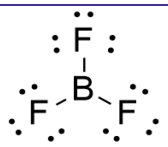
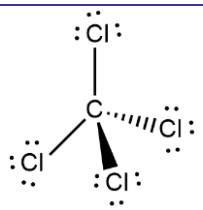
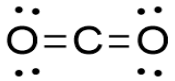
(C) trigonal plana, piramidal, quadrada, linear.

(D) linear, trigonal plana, tetraédrica, angular.

(E) trigonal plana, trigonal plana, tetraédrica, linear.

Comentários:

Primeiro, devemos escrever a estrutura de Lewis para cada composto, depois vamos determinar o número de coordenação e elaborar a fórmula RPECV. Feito isto, temos a geometria molecular, beleza?

Composto	Estrutura de Lewis	Fórmula RPECV	Geometria molecular
CH_2O		AX_3E_0	Trigonal planar
BF_3		AX_3E_0	Trigonal planar
CCl_4		AX_4E_0	Tetraédrico
CO_2		AX_2E_0	Linear

Resposta: letra E

43. (IPEFAE – Técnico em Química – Prefeitura Municipal de Andradas - 2019) O acetato de sódio é um sólido branco que conduz eletricidade quando solubilizado em água, já propano é gasoso, isolante elétrico

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

e insolúvel em água. Por quais motivos há tanta diferença nas propriedades físicas entre as duas substâncias citadas acima?

(A) O acetato de sódio é uma substância inorgânica, polar contém apenas ligações iônicas em sua estrutura; O propano também é orgânico, mas é apolar e apresenta apenas ligações covalentes.

(B) O acetato de sódio é uma substância orgânica polar com uma zona de caráter iônico em sua estrutura: O propano também é orgânico, mas é apolar e apresenta apenas ligações covalentes.

(C) O acetato de sódio é uma substância inorgânica, polar contém apenas ligações iônicas em sua estrutura; O propano também é inorgânico, também é polar e apresenta apenas ligações covalentes.

(D) O acetato de sódio é uma substância orgânica, polar contém apenas ligações covalentes em sua estrutura; O propano também é orgânico e polar e apresenta apenas ligações iônicas.

Comentários:

O acetato de sódio (CH_3COONa) é um sal orgânico e polar devido a ligação do cátion Na^+ com o íon acetato. Enquanto o propano (C_3H_8), é um composto orgânico apolar e apresenta apenas ligações covalentes. Dito isto, a letra correta é a B.

Resposta: letra B

44. (CS-UFG – Professor - Química - SEDUCE-GO - 2010) Durante um certo tempo, pensou-se que os gases nobres não formavam compostos em face da estabilidade de seus elétrons da camada de valência. A existência de cristais de tetrafluoreto de xenônio mostrou, porém, que os gases nobres podem estabelecer ligações com outros elementos na formação de novos compostos. A existência dessa molécula é explicada pelo modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência. Segundo tal modelo, a geometria dos pares de elétrons e a geometria da molécula do tetrafluoreto de xenônio correspondem, respectivamente, às estruturas:

a) bipirâmide pentagonal e tetraédrica.

b) pirâmide quadrada e forma de T.

c) octaédrica e quadrado planar.

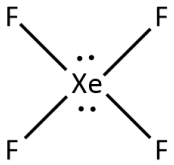
d) tetraédrica e pirâmide quadrada.

Comentários:

Primeiro, vamos desenhar a estrutura do XeF_4. Lembre-se que o Xe não obedece a regra do octeto, tendo em vista que possui orbitais livres que podem acomodar mais elétrons.

Configuração de valência: 8 + 4 x 7 = 36 elétrons

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



Temos que é uma molécula AX_4E_2. Logo, a geometria dos pares de elétrons é octaédrica e a geometria molecular é quadrado planar.

Resposta: letra C

45. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

b) dativa

c) iônica

d) covalente apolar

e) metálica

Comentários:

Salvo algumas exceções como $AlCl_3$ e $FeBr_3$, ligações ametal-metal são iônicas. As exceções ocorrem porque o tipo de ligação formado entre dois átomos depende da diferença de eletronegatividade entre eles (ΔX). Via de regra:

- $\Delta X > 1,7$: ligação iônica.
- $0 < \Delta X < 1,7$: covalente polar.
- $\Delta X = 0$: covalente apolar.

Resposta: letra C

46. (VUNESP – Técnico de Laboratório – PC-SP - 2014) O cálcio é o mineral mais abundante no corpo humano. Uma das formas com que o cálcio ocorre em sistemas biológicos é o trifosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, formando, por exemplo, cálculos urinários.

De acordo com a fórmula, o trifosfato de cálcio é constituído pela combinação de átomos em proporções definidas à custa de ligações:

a) iônicas e covalentes.

b) iônicas e ligações de hidrogênio.

c) covalente, apenas.

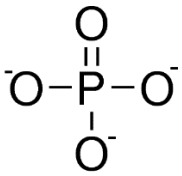
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) covalentes e dipolo-dipolo

e) iônicas, apenas

Comentários:

Excelente exercício para demonstrar como podemos fazer confusão em um assunto relativamente simples. O $Ca_3(PO_4)_2$ é formado por Ca^{2+} cátions X e 2 ânions PO_4^{3-}. A presença de cátions acaba nos impelindo em marcar a alternativa E como verdadeira. Mas, CUIDADO! Note que o fosfato é formado internamente por dois ametais (P e O), e estudamos que a interação ametal-ametal produz ligação covalente. Portanto, os átomos de P e O estão unidos por ligação covalente como mostra a estrutura de Lewis abaixo:



Sendo assim, a resposta correta é a alternativa A, pois no $Ca_3(PO_4)_2$ estão presentes ligações iônicas e covalentes.

Resposta: letra A

47. (Controlador de Qualidade de Água e Esgoto – SAAE - 2016) As ligações químicas entre átomos ou íons de um composto químico refletem em suas propriedades. Dentre as substâncias abaixo, assinale a alternativa que NÃO relaciona corretamente a substância ao tipo de ligação que ocorre entre seus átomos.

a) Ozônio; (O_3); covalente.

b) Cloreto de amônio; (NH_4Cl); covalente/iônica.

c) Água; (H_2O); covalente.

d) Flúor; F_2; iônica.

Comentários:

Alternativa A: correta. Estudamos que a ligação será covalente entre dois átomos iguais de ametais.

Alternativa B: correta. A ligação iônica está presente na interação NH_4^+ e Cl^-. Já a ligação covalente ocorre entre átomos de N e H do NH_4^+.

Alternativa C: correta. Ametal e hidrogênio, via de regra, formam ligação covalente.

Alternativa D: incorreta. Estudamos que dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Resposta: letra D

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

48. (INSTITUTO CIDADES - Químico - UNIFESP - 2009) De acordo com modelo da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV), apresentam o mesmo arranjo espacial dos pares de elétrons em torno do átomo central:

a) NH_3 e H_2O

b) CO_2 e CH_4

c) PCl_3 e BF_3

d) PCl_5 e NO_2

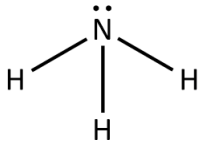
Comentários:

Letra A: Correta.

NH_3: Configuração de gás nobre: 8 + 3 x 2 = 14 elétrons

Configuração de valência: 5 + 3 x 1 = 8 elétrons

Número de ligações: 14 – 8 = 6 elétrons / 2 = 3 ligações

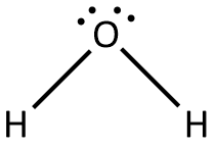


Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é pirâmide trigonal.

H_2O: Configuração de gás nobre: 2 x 2+ 8 = 12 elétrons

Configuração de valência: 2 x 1 + 6 = 8 elétrons

Número de ligações: 12 – 8 = 4 elétrons / 2 = 2 ligações



Temos uma molécula AX_2E_2. Logo, o arranjo eletrônico é tetraédrico e a geometria molecular é angular.

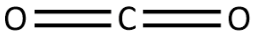
Letra B: Incorreta.

CO_2: Configuração de gás nobre: 8 + 8 x 2= 24 elétrons

Configuração de valência: 4 + 2 x 6 = 16 elétrons

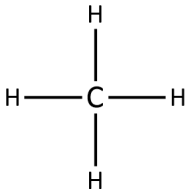
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Número de ligações: 24 – 16 = 8 elétrons / 2 = 4 ligações



Temos uma molécula AX_2E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular é linear.

CH_4:

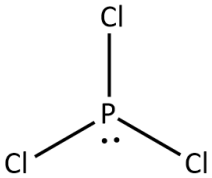


Temos uma molécula AX_4E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são tetraédrico.

<u>Letra C: Incorreta</u>.

PCl_3: Lembrando que o P não obedece a regra do octeto, tendo em vista que possui orbitais livres que podem acomodar mais elétrons.

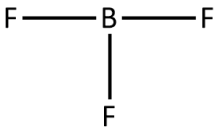
Configuração de valência: 5 + 3 x 7 = 26 elétrons



Temos uma molécula AX_3E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é tetraédrico e sua geometria molecular é pirâmide trigonal.

BF_3: B é uma exceção da regra do octeto, se estabilizando com 6 elétrons.

Configuração de valência: 3 + 3 x 7 = 24 elétrons



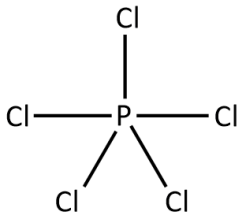
Temos uma molécula AX_3E_0. Logo, o arranjo eletrônico e a geometria molecular são trigonal planar.

<u>Letra D: Incorreta</u>.

PCl_5: Lembrando que o P não obedece a regra do octeto, tendo em vista que possui orbitais livres que podem acomodar mais elétrons.

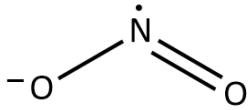
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Configuração de valência: 5 + 5 x 7 = 40 elétrons



Temos uma molécula AX_5E_0. Logo, seu arranjo eletrônico e sua geometria molecular são bipirâmide trigonal.

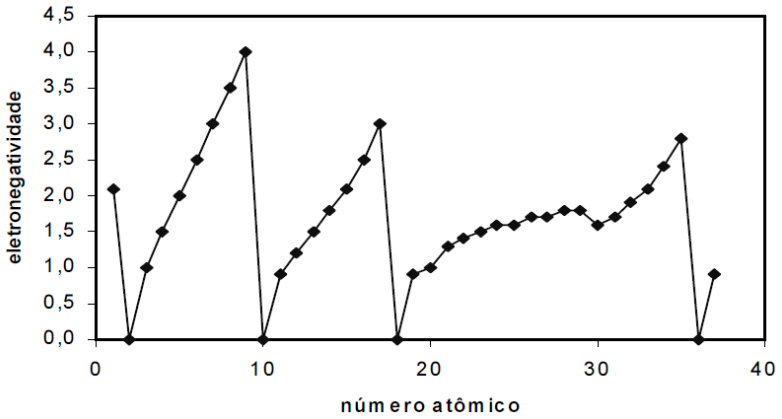
NO_2: Configuração de valência: 5 + 2 x 6 = 17 elétrons



Temos uma molécula AX_2E_1. Logo, seu arranjo eletrônico é trigonal planar e sua geometria molecular é angular.

Resposta: letra A

49. (CESPE - Perito Criminal da PCRR - 2003) O gráfico abaixo permite concluir que a eletronegatividade é uma propriedade periódica.



Comentários:

Estudamos que a eletronegatividade é uma propriedade periódica, pois ela segue uma lógica dentro da Tabela Periódica. Além disso, o gráfico demonstra a periodicidade configurada pelo sobe e desce em intervalos mais ou menos periódicos. Apenas essas informações já dão segurança para julgarmos o item correto. No entanto, gostaria de complementar a discussão para que você entendesse melhor a periodicidade do gráfico. O primeiro ponto está em Z=1 (número atômico), e corresponde ao Hidrogênio, que possui uma razoável eletronegatividade. O segundo ponto possui Z=2 e equivale ao gás nobre He, que já é estável, por isso, não possui eletronegatividade, diminuindo o eixo y ao valor zero. O próximo é o Lítio e assim por diante. Teremos percorrido todo um período (da esquerda para direita), chegando a um gás nobre, toda vez que o eixo y apresentar valor zero. Na sequência, migra-se para o próximo período em que os

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

primeiros elementos são ametais, que apresentam baixa eletronegatividade. Essa eletronegatividade vai aumentando novamente à medida que migramos para direita em um mesmo período.

Resposta: certo

Figura para a resolução da questão abaixo

50. **(COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Há uma infinidade de substâncias diferentes na natureza devido à capacidade dos átomos, iguais ou diferentes, combinarem-se entre si, estabelecendo as ligações químicas. Se um dado elemento químico X, de número atômico 38, combina-se com um elemento Y, de número atômico 35, a fórmula molecular do composto formado e o tipo de ligação química entre eles são, respectivamente,**

a) XY e covalente polar.

b) XY_2 e iônica.

c) X_2Y e iônica

d) XY_2 e covalente polar.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

e) XY_3 e iônica.

Comentários:

Esse tipo de exercício fica mais simples quando a banca fornece a tabela periódica. Em provas de químico, normalmente a tabela periódica é fornecida no vértice da última folha. O primeiro passo é procurar quais são os elementos X(Z=38) e Y(Z=35). Como se vê, X é o Sr (metal do grupo 2) e Y é o Br (ametal do grupo 17). Da maneira que já vimos, os metais do grupo 2 tendem a perder 2e-, enquanto que o Br tende a receber 1. Desta forma, os íons formados serão Ca^{2+} e Br^{-}. Podemos multiplicar cruzado as cargas e obter os índices do composto iônico: $CaBr_2$ ou XY_2 (alternativa B). Caso não fosse fornecida a tabela periódica, o candidato poderia realizar a distribuição eletrônica e descobrir a qual grupo pertenciam, lembrando que elementos do grupo 2 possuem 2 e- na última camada, e elementos do grupo 17, possuem 7 e- na última camada.

Resposta: letra B

51. (UFF - Técnico em Química - UFF - 2018) Apresenta uma espécie química com hibridação octaédrica:

(A) íon amideto.

(B) hexafluoreto de enxofre.

(C) amônia.

(D) íon nitrato.

(E) íon perclorato.

Comentários:

Nesta questão, não é necessário saber de todas as estruturas citadas de cabeça, basta se atentar ao nome delas e relacionar com a geometria octaédrica. Sabemos que nesta geometria**, o átomo central é rodeado por seis átomos ligantes**, certo? Desta forma, o **hexa**fluoreto de enxofre é a espécie com hibridação octaédrica.

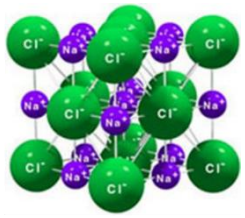
Resposta: letra B

52. (QUADRIX – Professor substituto/Química – SEEDF - 2018) Na ligação iônica, as forças eletrostáticas atraem os íons de cargas opostas (cátions e ânions). Uma amostra de NaCℓ sólido consiste em íons Na^+ e $Cℓ^-$, ordenados em três dimensões, onde cada íon Na^+ tem seis íons $Cℓ^-$ como vizinhos mais próximos e, da mesma forma, a vizinhança mais próxima de cada $Cℓ^-$ consiste em seis íons Na^+.

Comentários:

A estrutura descrita acima é denominada de retículo cristalino e pode ser vista na imagem abaixo:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



mundoeducacao.bol.uol.com.br (2018)

Dito isto, a afirmação está certa.

Resposta: certo

53. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Ligações do tipo iônica e covalente estão presentes na substância química representada pela fórmula:

a) LiOH

b) Cl_2

c) CH_4

d) KBr

Comentários:

Alternativa A: correta. LiOH é composto pelos íons Li^+ e OH-, o que configura a presença de ligação iônica. Além disso, O e o H formam ligação covalente entre si.

Alternativa B: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar

Alternativa C: incorreta. C e H se ligam covalentemente devido à diferença de eletronegatividade entre eles não ser tão acentuada.

Alternativa D: incorreta. Em geral, ligações metal-ametal são iônicas, que é o caso de KBr.

Resposta: letra A

54. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Unem-se por ligação tipicamente covalente átomos dos elementos que se encontram nos seguintes grupos da Tabela Periódica:

a) 16 e 17.

b) 1 e 2.

c) 2 e 17.

d) 3 e 4.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

e) 6 e 7.

Comentários:

O candidato deve conhecer a posição dos grupos (metais, semimetais e ametais) na Tabela Periódica. Além disso, é preciso se lembrar de que a ligação metal-ametal é normalmente iônica e ligação ametal-ametal é covalente. Dos grupos apresentados, apenas 16 e 17 são ametais, portanto, devemos optar pela alternativa A para seguramente obtermos uma ligação covalente.

Resposta: letra A

55. (QUADRIX – Professor substituto/Química – SEEDF - 2018) A ligação covalente consiste em um par de elétrons entre dois átomos. Nessa ligação, a nuvem eletrônica do par de elétrons é aproximada de um dos átomos ligados (por causa das diferentes tendências de ganhar e perder elétrons), ocorrendo a transferência total de pelo menos um dos elétrons envolvidos na ligação e balanceando-se as forças atrativas e repulsivas.

Comentários:

Por definição, a ligação covalente consiste no **compartilhamento de elétron**, isto é, não há transferência de elétrons entre os átomos.

Resposta: errado

56. (VUNESP - Perito **Criminal - PCSP - 2014) Considere as distribuições eletrônicas dos elementos cálcio e flúor no estado fundamental e a sua localização na Tabela Periódica. É de se esperar que esses dois elementos formem, ao se unirem por ligação química, o composto:**

a) iônico, de fórmula CaF_2.

b) iônico, de fórmula Ca_2F.

c) molecular, de fórmula CaF_2.

d) iônico, de fórmula CaF.

e) molecular, de fórmula CaF.

Comentários:

O curioso é que o enunciado sugere como deve ser resolvida a questão. O primeiro ponto a observar é que a ligação metal-ametal é normalmente iônica. Em seguida, poderíamos utilizar do conhecimento sobre os grupos do Ca e F para definir qual a carga de cada íon. Entretanto, vamos seguir a sugestão do enunciado e realizar a distribuição eletrônica como segue:

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Observando a distribuição eletrônica, podemos inferir que provavelmente o Ca perderá 2e- e F receberá 1e-. Ao realizarmos a multiplicação cruzada das cargas, obtemos a fórmula do composto CaF_2. A fórmula é coerente com as transições de elétrons, pois se o F só recebe 1e-, então, serão necessários dois F para receber os 2e- perdidos pela Ca.

Resposta: letra A

57. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE - 2017) Das moléculas abaixo, qual apresenta ligação essencialmente **iônica: (Números atômicos: H = 1; Aℓ = 13; P = 15; S = 16; O = 8; F = 9; Fe = 26.)**

a) P_2O_3.

b) $A\ell_2S_3$.

c) F_2.

d) H_2O.

e) Fe.

Comentários:

Alternativa A: incorreta. Estudamos que dois ametais formam ligação covalente.

Alternativa B: correta. Em geral, ligações metal-ametal são iônicas, que é o caso de $A\ell_2S_3$.

Alternativa C: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Alternativa D: incorreta. A ligação entre H e O é covalente.

Alternativa E: incorreta. Ferro metálico se forma a partir de ligações metálicas.

Resposta: letra B

58. (FUNCAB - Papiloscopista - PC-PA - 2016) A substância química cuja estrutura apresenta somente ligações iônicas é a seguinte:

a) NaBr

b) O_2

c) H_2SO_4

d) CO_2

e) NH_3

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Comentários:

Alternativa A: correta. O composto é formado por um metal e um ametal por meio de uma ligação iônica. Portanto, as únicas espécies presentes são Na^+ e Br^-.

Alternativa B: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Alternativa C: incorreta. Embora estejam presentes dois íons (H^+ e SO_4^{2-}), o sulfato é formado internamente por dois ametais (S e O), que se ligam covalentemente.

Alternativa D: incorreta. Dois ametais formam ligação covalente.

Alternativa E: incorreta. A ligação N-H é covalente.

Resposta: letra A

59. **(Perito Químico Legista da IGP/SC - 2008) Existem diversas maneiras por meio das quais os átomos podem adquirir uma configuração eletrônica estável: cedendo, recebendo ou compartilhando elétrons. Se classificarmos os elementos em eletropositivos, cujos átomos tendem a ceder um ou mais elétrons com relativa facilidade; em eletronegativos, cujos átomos recebem elétrons e elementos que não mostram tendência de receber ou ceder elétrons, podemos classificar as diferentes ligações químicas formadas em ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica. Associe de acordo:**

1. Elemento eletropositivo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação covalente

2. Elemento eletronegativo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação metálica

3. Elemento eletropositivo + Elemento eletropositivo ( ) Ligação iônica

Assinale A sequência de associação correta:

a) 2, 3 e 1.

b) 1, 3 e 2.

c) 2, 1 e 3.

d) 3, 1 e 2.

Comentários:

A eletropositividade é a tendência em perder elétrons, ou seja, contrária à eletronegatividade, geralmente associada a metais. Por isso, é esperada a ligação iônica entre átomos eletropositivos e eletronegativos ou ligação metal-ametal. Desta forma, o número 1 associa a 3ª linha da esquerda. A interação entre dois átomos eletronegativos, a exemplo Cl e Br, formam ligação covalente. Assim, o número 2 se associa à 1ª linha. Por fim, ainda vamos estudar a ligação metálica, mas, por ora, é suficiente saber que ela é formada entre dois átomos eletropositivos, a exemplo do que acontece nas ligas metálicas (ligação entre metais).

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Resposta: letra A

60. (QUADRIX – Professor III/Química – SEDUCE/GO - 2018) Com relação às características químicas do elemento enxofre (S), um dos elementos mais conhecidos, assinale a alternativa correta.

(A) O enxofre sólido é um sólido molecular de moléculas de S8, que se mantêm unidas por forças de London.

(B) Enxofre comum é uma substância sólida, amarela, que forma cristais de simetria hexagonal planar.

(C) A oxidação do enxofre produz dióxido de enxofre e trióxido de enxofre, ambos utilizados industrialmente na produção de soda cáustica.

(D) Ao solubilizar em água, as moléculas de enxofre penetram a estrutura fortemente ligada, substituindo as ligações de hidrogênio existentes por forças de intensidade semelhante.

(E) O enxofre é um sólido molecular que se dissolve em água por interações dipolo-dipolo, bem como em outros solventes não polares, com o qual as moléculas de S8 têm interações de London favoráveis.

Comentários:

Letra A: correta. A forma S8 é um dos alótropos do enxofre. É sólido e é unido por forças de London, uma vez que estas são interações fracas que ocorrem em compostos apolares formados pelo mesmo elemento.

Letra B: incorreta. O enxofre comum apresenta simetria romboédrica.

Letra C: incorreta. O dióxido de enxofre e trióxido de enxofre são poluentes resultantes da queima de combustíveis fósseis e não possuem nenhuma ligação com a produção de soda cáustica.

Letra D: incorreta. A força intermolecular do enxofre é a dipolo induzida (forças de London) e esta é a interação mais fraca, não sendo capaz de substituir as ligações de hidrogênio.

Letra E: incorreta. O enxofre é um composto apolar, logo, não dissolve em solventes polares como a água.

Resposta: letra A

61. (VUNESP - Técnico de Laboratório/Química - UFABC - 2019) Considere os seguintes valores de eletronegatividade de Pauling.

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

O caráter iônico é mais acentuado na ligação entre os átomos de

a) cloro e bromo.

b) flúor e potássio.

c) nitrogênio e flúor.

d) magnésio e cálcio.

e) cálcio e enxofre.

Comentários:

O caráter iônico será mais acentuado na ligação entre átomos com maior diferença de eletronegatividade. Desta forma, a alternativa correta é a B.

Resposta: letra B

62. (IBFC - Oficial Cadete/Aluno Oficial – CBM/SE – 2018) Quando observada uma molécula de H_2, por exemplo, sabe-se que os dois elétrons dessa molécula estão igualmente compartilhados entre os dois átomos, formando ligações do tipo não- polares, ou apolares. Porém, moléculas com diferentes ligantes possuem comportamento diferenciado. Analise as afirmações a seguir:

I. Átomos de dois elementos diferentes podem possuir afinidades iguais por elétrons.

II. A ligação H - Cl possui carga parcial negativa no átomo de cloro.

III. Espera-se que a molécula de HF tenha uma maior polaridade que a molécula de HCl.

IV. Em ligações do tipo covalente pura, há uma completa transferência de elétrons de um átomo para outro.

Assinale a alternativa que contém as afirmações verdadeiras:

a) I, II e III, apenas

b) I e II, apenas

c) II e III, apenas

d) III e IV, apenas

Comentários:

Afirmativa I: incorreta. Cada elemento possui um nível de eletronegatividade próprio e assim, não podem possuir afinidade iguais por elétrons.

Afirmativa II: correta. O cloro é o átomo mais eletronegativo e assim, atrai a carga negativa para si.

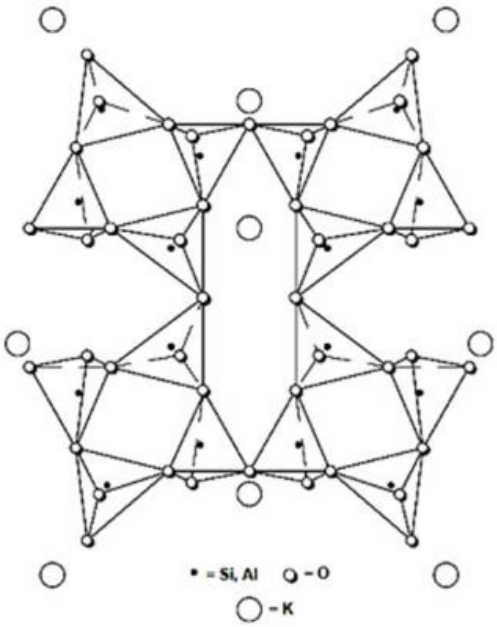
10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Afirmativa III: correta. O flúor é ainda mais eletronegativo que o cloro. Desta forma, o flúor atrai mais a carga negativa para si, aumentando a polaridade da molécula.

Afirmativa IV: incorreta. Na ligação covalente, tem-se o compartilhamento de elétrons, ou seja, não há a transferência de elétrons entre os átomos.

Resposta: letra C

63. (IDECAN - Professor EBTT Química - IFPB - 2019) A figura abaixo mostra a estrutura do mineral feldspático com uma camada única visualizada perpendicular ao seu plano. A estrutura é estendida, girando cada camada sucessiva de 90°. Os feldspatos costumam ter um de cada quatro Si^{4+} substituído com Al^{3+}. O desequilíbrio de carga resultante é compensado por sódio e/ou íons de potássio.



A geometria molecular predominante na estrutura, composta por átomos de silício ou alumínio é

A) tetraédrica.

B) angular.

C) octaédrica.

D) bipirâmide trigonal.

E) linear.

Comentários:

Observe que toda a estrutura é formada pela repetição de um padrão que destaquei logo abaixo:

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Aqui temos um átomo central e quatro átomos ligantes, certo? Desta forma, a estrutura possui geometria AX_4E_0, ou seja, é uma estrutura **tetraédrica**. Note que sem a legenda, este desenho poderia representar muito bem o metano (CH_4), clássico exemplo de um composto tetraédrico.

Resposta: letra A

64. (UFF – Técnico de Laboratório/Área: Química - UFF - 2018) A água é uma molécula bastante abundante no Universo, inclusive na Terra, onde cobre boa parte da superfície, e é o maior constituinte dos fluidos dos seres vivos. Em relação à molécula de água, está correto afirmar que é:

(A) linear.

(B) angular, sendo o ângulo H-O-H próximo de 180°.

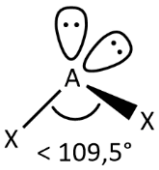
(C) angular, sendo o ângulo H-O-H menor que 90°.

(D) angular, sendo o ângulo H-O-H maior que 90°.

(E) cíclica.

Comentários:

Apesar de ser composta por 3 átomos, a água não é uma molécula linear. Isto porque o seu átomo central (O) possui dois pares de elétrons isolados que provocam o afastamento dos átomos ligantes. Como resultado, temos a formação de um ângulo de aproximadamente 109,5° e a geometria molecular angular. Na imagem abaixo, podemos ver a estrutura genérica de um composto angular:



Resposta: letra D

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

LISTA DE QUESTÕES - AOCP

Ligação iônica (eletrovalente) e Ligação covalente

1. (INSTITUTO AOCP - Prefeitura de Novo Hamburgo - RS - Engenheiro Químico - 2020) As ligações químicas são responsáveis pela junção e pela interação dos átomos para a formação das moléculas. Nesse contexto, é correto afirmar que

a) as forças eletrostáticas, na ligação iônica, atraem os íons de cargas iguais.

b) as ligações químicas correspondem a forças que separam os átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou os sólidos iônicos.

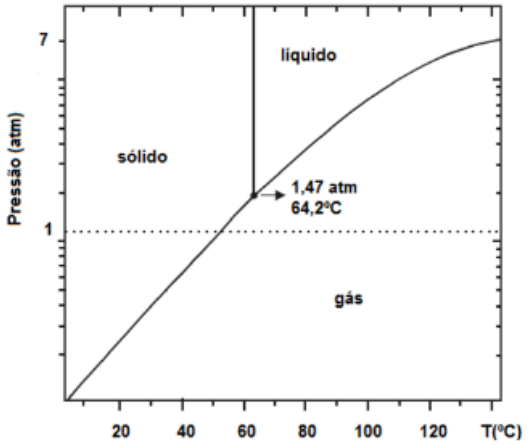
c) G.N. Lewis, por meio dos seus estudos, desenvolveu um método de colocar os elétrons em átomos, íons e moléculas chamado de "estruturas de Lewis".

d) a ligação covalente é um tipo de ligação química no qual os átomos recebem os elétrons e há a transferência de elétron(s) de um átomo para o outro.

e) a ligação covalente dativa é semelhante à dativa, porém a primeira só ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto incompleto.

Considere o texto a seguir para responder à questão.

O hexafluoreto de urânio é uma substância de importância tecnológica, sendo utilizado como matéria prima para obtenção e enriquecimento do urânio metálico. A figura a seguir apresenta o diagrama de fases dessa substância:



IAEA – International Atomic Energy Agency. Disponível em: https://www.iaea.org (Adaptado).

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

2. (Instituto AOCP - Perito (ITEP RN)/Criminal/Químico/2018) Uma amostra de 704 g de hexafluoreto de urânio, inicialmente a 30°C e 1 atm, foi submetida aos seguintes procedimentos, realizados em sequência, em um laboratório:

1. aquecimento à pressão constante até 100ºC;

2. compressão isotérmica (100ºC) até 7 atm;

3. resfriamento à pressão constante (7 atm) até 20ºC.

Qual é o tipo de geometria molecular do hexafluoreto de urânio?

a) Octaédrica.

b) Bipirâmide trigonal.

c) Trigonal plana.

d) Piramidal.

e) Tetraédrica.

3. (Instituto AOCP - Perito (ITEP RN)/Criminal/Químico/2018) Em um ensaio experimental de pervaporação, para extração dos componentes responsáveis pelo sabor e aromas de suco de caju, o condensador esteve imerso em um banho contendo nitrogênio líquido (-196ºC).

Os tipos de forças intermoleculares que unem as moléculas de nitrogênio líquido são

a) as ligações de nitrogênio.

b) as interações dipolo-dipolo.

c) as forças van der Waals.

d) as ligações covalentes.

e) as ligações de hidrogênio

4. (Instituto AOCP - Técnico Universitário (UEFS)/Técnica/Química/2018) Relacione as forças intermoleculares com a sua ocorrência e assinale a alternativa com a sequência correta.

1. Forças de London.

2. Ligação de hidrogênio.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

3. Dipolo-dipolo.

( ) H_2S

( ) NH_3

( ) I_2

a) 1 – 3 – 2.

b) 1 – 2 – 3.

c) 3 – 2 – 1.

d) 3 – 1 – 2.

e) 2 – 3 – 1.

5. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

b) dativa

c) iônica

d) covalente apolar

e) metálica

6. (AOCP - Técnico em Química - UEFSC - 2018) Referente à seguinte reação:

$$Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \dashrightarrow MgO_{(s)}$$

Analise as assertivas e assinale a alternativa que aponta as corretas.

I. É uma reação de combinação.

II. A molécula de oxigênio é formada por ligação iônica.

III. A queima de 2 mol de Mg(s) resulta em 1 mol de MgO.

IV. O produto da reação é um sólido iônico.

a) Apenas II e III.

b) Apenas I e II.

c) Apenas I e IV

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) Apenas I, III e IV.

e) Apenas I e III.

7. (AOCP - Professor de Ensino Básico/Química - IF/BA - 2016) Qual dos compostos a seguir NÃO é formado por ligações iônicas?

A) $NH_4C\ell$

B) $Fe_2(SO_4)_3$

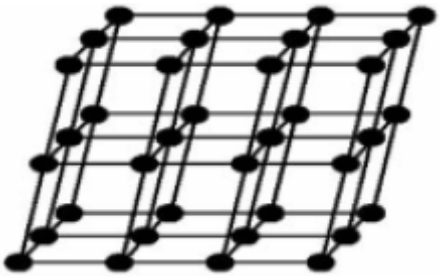
C) $A\ell_2O_3$

D) SF_4

E) $KMnO_4$

8. (Instituto AOCP - Técnico de Laboratório- 2014) As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem moléculas, ligações iônicas e metálicas organizados de forma a constituírem a estrutura básica de uma substância ou composto. Na natureza existem aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos destes elementos químicos, ao se unirem, formam a grande diversidade de substâncias químicas.

Em relação à estrutura a seguir, assinale a alternativa correta.



a) A estrutura representada indica um composto químico com baixos pontos de fusão e ebulição.

b) O composto indicado pela figura é de natureza eletrostática e indica um composto de natureza predominantemente iônica.

c) A estrutura é gasosa à 25ºC, sendo classificada como covalente.

d) Por ser uma estrutura iônica, apresenta condução de corrente elétrica no estado sólido.

e) A estrutura é apolar, logo, o composto não é solúvel em água.

9. (Instituto AOCP - Professor (IBC)/Química/2013) Uma molécula triatômica que apresenta elétrons livres na estrutura exibe geometria molecular

a) linear.

b) trigonal plana.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

c) piramidal.

d) angular.

e) tetraédrica.

10. (AOCP - Técnico (IF PA) - 2009) Assinale a alternativa correta.

a) No fluoreto de cálcio a ligação é iônica.

b) A geometria molecular do dióxido de carbono é angular.

c) O tetracloreto de carbono é uma molécula polar.

d) No gás hidrogênio a ligação é covalente polar.

e) O metano é um composto polar e apresenta geometria molecular tetraédrica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

GABARITO

1	C
2	A
3	C
4	C
5	C
6	C
7	D
8	B
9	D
10	A

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

LISTA DE QUESTÕES

Ligação iônica (eletrovalente) e Ligação covalente

1. (CEBRASPE/CESPE - Tec. - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

A tensão superficial observada na água está relacionada às ligações de hidrogênio entre as moléculas, o que causa a impressão de existir uma película fina na superfície do líquido.

2. (SUCONS UEMA - Vest - UEMA/PSS UEMA 60+ - 2023) O ciclo do carbono corresponde à passagem de átomos de carbono presentes nas moléculas de gás carbônico disponíveis no ecossistema para moléculas que constituem os seres vivos (fotossíntese). Do ponto de vista químico é a transformação do gás carbônico (CO_2) e da água (H_2O) em glicose ($C_6H_{12}O_6$) e gás oxigênio (O_2).

A seguinte reação química representa essa transformação:

$6\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$

O carbono presente do lado dos reagentes apresenta somente

a) uma ligação simples e outra tripla.

b) duas ligações simples.

c) duas ligações triplas.

d) duas ligações duplas.

e) uma ligação simples e outra dupla.

3. (CENTEC - Prof/SEDUC CE - 2023) O modelo de repulsão de pares de elétrons na camada de valência (sigla RPECV, sigla inglesa VSEPR), imaginado por Ronald J. Gillespie (1924-) e Ronald S. Nyholm (1917-1971), é um método confiável de se preverem as formas de moléculas covalentes e de íons poliatômicos. De acordo com esses autores, podemos afirmar CORRETAMENTE que os compostos PF_5 e SF_4 possuem, respectivamente, geometria molecular:

(Dados: $_9F^{19}$; $_{16}S^{32}$)

a) Bipirâmide triangular e gangorra.

b) Gangorra e bipirâmide triangular.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

c) Bipirâmide triangular e octaedro.

d) Octaedro e bipirâmide triangular.

e) Octaedro e gangorra.

4. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. O estado gasoso é aquele em que as forças intermoleculares estão mais fracas.

5. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. Ao congelar, a água diminui de densidade como efeito unicamente das ligações de hidrogênio.

6. (CEBRASPE (CESPE) - Aux Per - POLC AL - 2023) No que concerne ao estado físico da matéria, julgue o item subsequente. Embora tenham massas molares próximas, o metano é gasoso, ao passo que a água é líquida em condições normais de pressão e temperatura, principalmente devido à presença de ligações de hidrogênio na água.

7. (CEBRASPE (CESPE) - Cadete - CBM TO - 2023) São espécies com interação íon-dipolo

a) os íons e as moléculas polares.

b) todos os tipos de íons, exceto moléculas polares.

c) somente os íons.

d) todos os tipos de moléculas apolares, exceto íons.

8. (CEBRASPE (CESPE) - Perito Criminal - POLC AL - 2023) No que se refere a noções de tabela periódica, ligação química e estrutura molecular, julgue o item seguinte. Na formação da molécula de dióxido de carbono (O=C=O), observa-se que cada átomo termina ficando com o seu octeto completo.

9. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) A ligação de hidrogênio é a interação intermolecular mais forte que há, por isso a água, mesmo sendo uma molécula de baixa massa molecular, possui elevada temperatura de ebulição.

10. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Água e óleo são classificados como miscíveis, por isso uma mancha de óleo presente em um tecido não pode ser removida somente pela água.

11. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

O etanol é classificado como uma molécula anfótera, já que se dissolve em meios polares e apolares.

12. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) A utilização do produto químico bórax na confecção do slime pode comprometer a saúde das crianças. O slime é a massa colorida, de aspecto gosmento, que pode ser comprada em lojas ou produzida em casa. O bórax, um dos ingredientes usados na sua produção, tem ácido bórico (H_3BO_3) em sua composição e pode causar inchaço, vermelhidão e queimaduras quando em contato com a pele. Considerando as informações do texto anterior, julgue o item subsequente. O ácido bórico possui geometria trigonal plana em relação ao átomo de boro, e o ângulo observado nas ligações entre esse átomo e os átomos de oxigênio é de 120°.

13. (CEBRASPE (CESPE) - Técnico - FUB - 2023) À medida que a magnitude das forças intermoleculares aumenta, fica mais difícil afastar uma molécula da outra. Portanto, pode-se esperar que a temperatura de fusão, por exemplo, seja maior para aquelas substâncias que possuam interações intermoleculares mais fortes. Sabe-se que é necessário fornecer energia para transformar um sólido em um líquido e um líquido em um gás. Essas energias estão diretamente relacionadas com a força de atração entre as moléculas nas fases condensadas (líquida e sólida). Uma vez que a energia é diretamente proporcional à temperatura, cada um desses processos irá variar com a magnitude das forças intermoleculares. A partir do texto apresentado, julgue o item a seguir.

As forças de atração tendem a ser mais fortes no estado sólido que no estado líquido, o que faz a velocidade molecular também ser maior nos sólidos que nos líquidos.

14. (FGV - Professor - SEDUC TO - 2023) A geometria molecular interfere diretamente na polaridade e na solubilidade em água de uma substância. Assinale a opção que indica apenas moléculas lineares.

a) CO_2 e SCl_2.

b) HCl e H_2O_2.

c) NaCl e CO.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) CO_2 e HBr.

e) SO_2 e SCl_2.

15. (FGV - Professor - Prefeitura - SP - 2023) Vida em Vênus? Em setembro de 2020, pesquisadores da Universidade de Cardiff, no Reino Unido, juntamente com o Instituto de Tecnologia de Massachusetts, nos Estados Unidos, anunciaram a possível descoberta de fosfina (PH_3) na atmosfera de Vênus. A evidência de fosfina foi divulgada como um indicador de um novo processo inorgânico ou de atividade biológica microbiana em Vênus. PH_3 é uma molécula de geometria piramidal na qual as distâncias das ligações P−H são de 1,42 Å e os ângulos H−P−H são de 93,5º. Ela exibe um pequeno momento de dipolo, 0,58 D, em comparação com NH_3 (1,47 D).

[Dados: Valores de eletronegatividade de Pauling: P: 2,19; H: 2,20.]

A esse respeito, assinale a afirmativa correta.

a) As ligações covalentes P−H se dão entre os orbitais s do hidrogênio e híbridos sp^3 do fósforo (orbitais 3s + 3p).

b) As ligações covalentes P−H são fortemente polares.

c) As ligações P−H são predominantemente iônicas.

d) Não há evidencia de formação de orbitais híbridos na estrutura eletrônica de PH_3.

e) PH_3 é uma molécula cuja polaridade é maior que a de NH_3.

16. (FGV - Professor - Prefeitura - SP - 2023) Os pontos de ebulição de 1-propanol e metoxietano são, respectivamente, 97ºC e 4,7ºC. Essa diferença de valores pode ser explicada pelas diferenças de estrutura molecular dos dois compostos e de forças intermoleculares que atuam em cada líquido. A esse respeito, assinale V para a afirmativa verdadeira e F para a falsa.

( ) ligações dipolo-induzido que se manifestam entre moléculas de 1-propanol são responsáveis pelo seu alto ponto de ebulição.

( ) ligações de hidrogênio mantém unidas as moléculas de metoxietano e são responsáveis pelo baixo ponto de ebulição.

( ) o ponto de ebulição do 1-propanol é maior devido à ação de forças de van der Waals.

As afirmativas são, respectivamente,

a) F, F e F.

b) V, F e F.

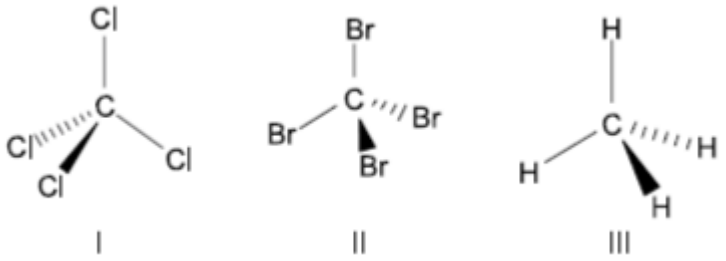
c) V, V e F.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) F, V e F.

e) F, F e V.

17. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEx) - 2023) Considere as moléculas apolares a seguir:



A ordem crescente de temperatura de ebulição dessas substâncias e a molécula que apresenta maior polarizabilidade, são, respectivamente,

a) III < II < I e III.

b) III < I < II e II.

c) I < III < II e I.

d) I < II < III e III.

e) II < I < III e I.

18. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEx) - 2023) As geometrias das moléculas dos compostos $C\ell O_2$, $PC\ell_5$, SF_6 e SF_4 são, respectivamente:

a) linear; piramidal trigonal; tetragonal e tetraédrica.

b) angular; bipiramidal trigonal; tetraédria e gangorra.

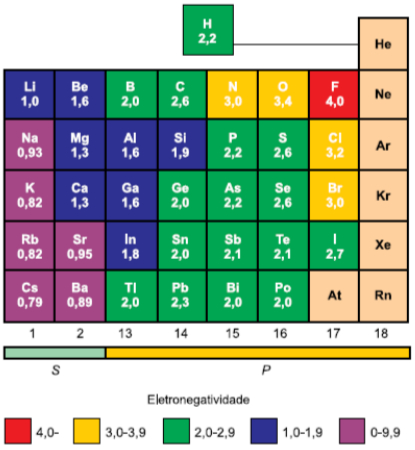
c) angular; bipiramidal trigonal; octaédrica e tetraédrica.

d) linear; piramidal trigonal; octaédrica e gangorra.

e) angular; bipiramidal trigonal; octaédrica e gangorra.

19. (VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) Considere a tabela de eletronegatividade de Pauling.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



O composto _____ apresenta ligação química preponderante iônica, e o composto _____ apresenta ligação química preponderantemente covalente. Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do texto.

a) CsF ... HBr

b) HI ... HF

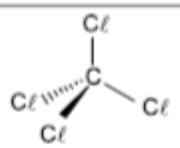
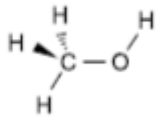
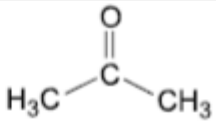
c) H_2S ... NH_3

d) HCl ... H_2O

e) NaCl ... CaO

20. **(VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) Em um experimento no laboratório químico foram misturados em um recipiente, sob agitação em temperatura ambiente, 2 mL de cada um dos seguintes solventes: tetracloreto de carbono, pentano, metanol e acetona e 0,5 g de iodo.**

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Substância	Fórmula estrutural
Iodo	I — I
Tetracloreto de carbono	
Pentano	
Metanol	
Acetona	

Após retornar ao repouso, o total de fases resultante dessa mistura é igual a

a) 1.

b) 2.

c) 3.

d) 4.

e) 5.

21. (VUNESP - Téc Lab - UFABC - 2023) A alternativa que contém a fórmula de uma substância química que apresenta a mesma geometria molecular da água é:

a) BeH_2

b) H_2S

c) CO_2

d) CS_2

e) H_2O_2

22. (IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) A Química inorgânica é um tema importante e amplo, abrangendo mais de cem elementos químicos da tabela periódica. Assim, os

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

fundamentos químicos dos compostos inorgânicos apresentam ampla relevância para o estudo da química. Na ligação iônica, presente em compostos inorgânicos, os

A) íons iguais organizam-se em um arranjo rígido por causa da ligação entre suas cargas.

B) elementos iguais permanecem unidos em cristais, resultantes da atração entre suas cargas iguais.

C) átomos de um único elemento, com a perda de um ou mais elétrons, estão unidos entre si quimicamente.

D) íons de diferentes elementos estão unidos em um arranjo rígido, resultante da atração entre suas cargas opostas.

E) elementos metálicos iguais compartilham carga após perda eletrônica, ligados em cristais uniformemente organizados.

23. (VUNESP - Auxiliar de Laboratório - UNIFAI – 2019) As ligações químicas nos compostos: Na_2O, SO_2 e CaO apresentam, correta e respectivamente, caráter preponderantemente

a) iônico; covalente; covalente.

b) iônico; iônico; covalente.

c) iônico; covalente; iônico.

d) covalente; iônico; covalente.

e) covalente; iônico; iônico.

24. (IFAP - Técnico em laboratório/Química - FUNIVERSA - 2016) Basicamente, a ligação covalente é formada quando dois átomos vizinhos compartilham um par de elétrons. Ligações duplas e ligações triplas consistem de dois e de três pares de elétrons compartilhados, respectivamente. São compostos representativos da ligação covalente:

A) O_2, N_2, KBr e NaCℓ.

B) H_2, O_2, CH_4 e $CH_3CH_2CH_3$.

C) CH_4, NaBr, CO_2 e $CaCO_3$.

D) $Ca(OH)_2$, H_2O, CH_4, e NaCℓ.

E) CO_2, KBr, NaOH e CH_3COOH.

25. (CESPE - Perito Criminal - PC-PE - 2016) A respeito de geometria molecular, assinale a opção correta.

a) NH_3 e CH_4 apresentam mesma geometria molecular, mas arranjo de pares de elétrons distintos.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

b) Os compostos BeF_2 e BF_3 apresentam mesma geometria molecular.

c) Tanto o BCl_3 quanto o SO_3 apresentam geometria molecular trigonal plana.

d) SF_4 e H_3O^+ apresentam mesma geometria molecular e mesmo arranjo dos pares de elétrons de valência ao redor do átomo central.

e) IF_6^- e BrF_5 apresentam geometrias moleculares diferentes porque seus elementos centrais têm valores diferentes de eletronegatividade.

26. (UTFPR - Químico - UTFPR - 2015) A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência, normalmente abreviada por Teoria RPECV, foi desenvolvida por Nevil Sidgwick e Herbert Powell em 1940. É uma maneira simples, porém poderosa, de prever as formas das moléculas. Em relação a essa Teoria, analise as sentenças abaixo. Dados: números atômicos: B = 5; N = 7; O = 8; S = 16.

I. Em uma estrutura bipiramidal trigonal, com ângulos de ligações equatoriais de 120° e ângulo de ligação axial de 180º, o átomo central não possui nenhum par de elétrons isolado.

II. Em uma molécula hipotética que possui um átomo central tetracoordenado, os ângulos de ligação deste átomo com seus vizinhos serão sempre de 90°.

III. Na molécula de amônia e na molécula de água, os ângulos de ligação H–N–H e H–O–H, respectivamente, são menores do que 109,5°.

IV. O par de elétrons isolado no átomo de enxofre na molécula de SF_4 ocupa uma posição equatorial, segundo uma geometria bipiramidal trigonal.

V. A molécula de BF_3 possui estrutura em forma de T, com uma ligação F–B–F com ângulo de 180° e outras duas ligações F–B–F com ângulo de 90°.

Marque a alternativa que apresenta apenas as sentenças corretas.

a) I, II, III e IV.

b) I, III e IV.

c) II e V.

d) I, IV e V.

e) III e IV.

27. (IBADE - Professor Classe C/Química - SEDUC/RO - 2017) Considerando a Teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, o composto $PC\ell_5$ deve ter geometria molecular do tipo:

A) tetraédrica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

B) linear.

C) octaédrica.

D) bipiramide trigonal.

E) trigonal planar.

28. (UFG/CS - Técnico de Laboratório/Área: Química - IFGoiano - 2019) A geometria e a polaridade molecular fornecem informações importantes sobre as forças das interações existentes entre moléculas de uma dada substância. Considerando os compostos N_2, NH_3, H_2S e H_2O, o que apresenta o maior ponto de ebulição é:

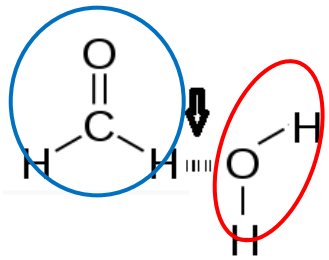
(A) H_2O.

(B) H_2S.

(C) NH_3.

(D) N_2

29. (FUMARC - Professor de Educação Básica/ Química - SEE/MG - 2018) O tipo de interação/ligação representada no esquema e apontada por uma seta é:



a) Covalente.

b) Dipolo instantâneo-dipolo induzido.

c) Dipolo-dipolo.

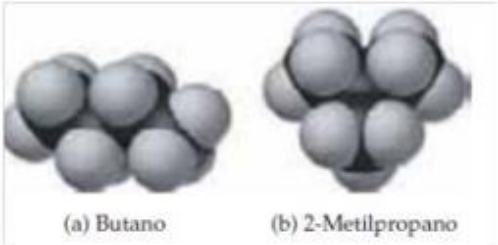
d) Iônica.

e) Ligação de hidrogênio.

30. (IPEFAE - Técnico em Química - Prefeitura Municipal de Andradas - 2019) O butano e o 2-metilpropano, cujos modelos de espaciais são apresentados a seguir, são apolares e tem a mesma fórmula mínima (C_4H_{10}); o butano tem ponto de ebulição de -0.5 °C, enquanto o 2-metilpropano tem ponto de

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

ebulição de -11,7 °C. Com relação à diferença entre os pontos de ebulição das duas substâncias pondere sobre as afirmações a seguir:



I - Essa diferença se dá pelo fato da estrutura ramificada do 2-metilpropano gerar uma interação intermolecular menos densa.

II - A diferença entre os pontos de ebulição se dá pelo fato do 2-metilpropano apresentar interação intermolecular do tipo dipolo induzido, enquanto o metano apresenta interação intermolecular do tipo ligações de hidrogênios.

III - O butano apresenta maior ponto de ebulição, pois sua estrutura linear contribuí para o melhor empacotamento das suas moléculas.

IV - Considerando o caráter apolar de ambas as moléculas, o 2-metilpropano por apresentar uma ramificação tem o momento dipolo maior que ao do butano, por isso há um aumento significativo na repulsão eletrônica entre as moléculas de 2-metilpropano.

Estão corretos:

(A) I, II, III e IV

(B) Apenas I e II

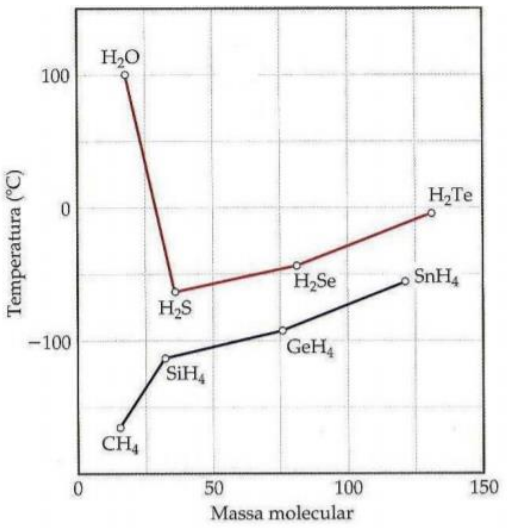
(C) Apenas II e IV

(D) Apenas I e III

31. **(IDECAM - Curso de Formação de Oficiais Bombeiro Militar - CBM - 2015) A intensidade das forças intermoleculares em diferentes substâncias varia em uma grande faixa, mas essas forças são muito mais fracas que as ligações iônicas e covalentes. Dessa forma, é necessário menos energia para vaporizar um líquido ou fundir um sólido do que quebrar ligações covalentes em moléculas.**

Ponto de ebulição dos hidretos do grupo 4A e 6A em função da massa molecular.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho



(Química Ciência Central.)

Sobre a imagem e intensidade das forças intermoleculares, analise.

I. No geral, o ponto de ebulição de compostos de hidrogênio torna-se maior com o aumento da massa molecular, devido ao acréscimo das forças de dispersão.

II. Os compostos NH_3 e HF também têm pontos de ebulição altos.

III. A ligação de hidrogênio é um tipo de atração intermolecular entre o átomo de hidrogênio em uma ligação apolar (particularmente uma ligação com F, O ou N) e um par de elétrons não compartilhado em um íon ou átomo pequeno e eletronegativo que esteja próximo (geralmente um átomo de F, O ou N em outra molécula).

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmativa(s)

A) III.

B) I e II.

C) I e III.

D) II e III.

32. (Instituto Acesso – Professor Ensino Indígena/Química – SEDUC/AM - 2018) Basicamente, duas forças de naturezas distintas atuam no interior da matéria: são as forças intermoleculares, isto é, entre moléculas, e as forças intramoleculares, que agem no interior dessas moléculas, entre dois ou mais átomos. As forças intermoleculares podem ser descritas, sucintamente, como Pontes de Hidrogênio ou Forças de Van der Waals. As forças intramoleculares são as famosas ligações químicas, que podem ser do tipo iônico, covalente ou metálico."

André Luis Silva da Silva, Ligações químicas; https://www.infoescola.com/quimica/ligacoes-quimicas/

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

Considere as seguintes afirmativas abaixo:

I - De forma geral, os compostos formados apenas por ligações iônicas apresentam pontos de fusão e ebulição altos;

II - Os compostos formados por ligações covalentes conduzem corrente elétrica;

III - O grafite e o diamante são exemplos de compostos alotrópicos;

Estão INCORRETAS a(s) seguinte(s) alternativa(s):

A) II.

B) III.

C) II e III.

D) I.

E) I e III.

33. (QUADRIX - Professor III/Química - SEDUCE/GO - 2018) Assinale a alternativa em que a regra empírica de "o semelhante dissolve o semelhante" está corretamente expressa.

(A) Compostos apolares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes polares.

(B) Compostos polares são solúveis em solventes apolares, enquanto compostos de alta polaridade são solúveis em solventes apolares.

(C) Compostos apolares são insolúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de baixa polaridade são solúveis em solventes polares.

(D) Compostos fortemente polares não são solúveis em solventes polares, enquanto compostos de alta polaridade são insolúveis em solventes polares.

(E) Compostos fracamente polares não são solúveis em solventes de baixa polaridade, enquanto compostos de reduzida polaridade são solúveis em solventes polares.

34. (IF/PI - Técnico de laboratório/Química - IF/PI - 2016) Alguns elementos fogem à regra do octeto, ou seja, estabilizam-se sem que apresentem oito elétrons no último nível. São exemplos de substâncias que apresentam elementos com essas características:

A) $PC\ell_5$; BF_3; $BeC\ell_2$

B) NH_3; $PC\ell_3$; H_2S

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

C) CH_4; BF_3; H_2O

D) $NaC\ell$; $NaBH_4$; CH_4

E) $FeBr_3$; $BeC\ell_2$; H_2O_2

35. (IBFC - Oficial Cadete/Aluno Oficial – CBM/SE – 2018) Os átomos, muitas vezes não são quimicamente estáveis, necessitando combinar-se com outros átomos para fazer ligações. Essas ligações modificam suas configurações eletrônicas. Analise as alternativas e marque a que contenha respectivamente somente ligação iônica e somente ligação covalente:

a) $CaCl_2$, $CaSO_4$

b) O_2, H_2O

c) NaF, CO_2

d) CH_4, NaCl

36. (COPEVE/UFAL - Técnico de laboratório/Química - UFAL - 2016) Átomos de diferentes elementos químicos podem interagir entre si, formar ligações químicas e dar origem a novas substâncias. Essas ligações químicas podem ser covalentes ou iônicas.

Qual alternativa apresenta apenas compostos moleculares que são formados por ligações químicas covalentes?

A) O_2, $NaC\ell$, NaOH, C_2H_5OH

B) CO_2, C_2H_5OH, H_2O, $NaC\ell$

C) $HC\ell$, O_2, H_2O, CO_2

D) H_2O, CO_2, $KC\ell$, N_2

E) N_2, SO_2, $KC\ell$, $HC\ell$

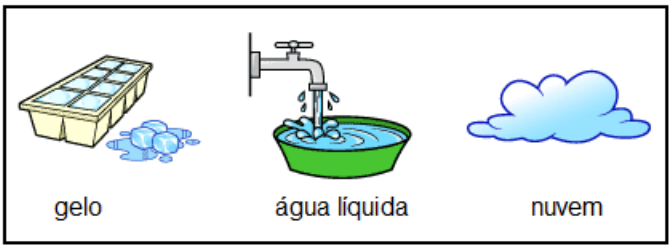
37. (CESPE - Perito Criminal - Química - PEFOCE - 2012) Diversas propriedades moleculares e de diferentes tipos de materiais podem ser explicadas por meio da distribuição eletrônica dos átomos, da estrutura molecular e das forças intermoleculares que atuam entre as moléculas.

Considerando essas informações e a classificação periódica dos elementos, julgue o item subsecutivo.

De acordo com a teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, depreende-se que os compostos NOF, BrF_5 e CF_4 possuem, respectivamente, geometria molecular angular, piramidal quadrada e tetraédrica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

38. **(FUMARC - Professo de Educação Básica/ Química - SEE/MG - 2018) Observe a figura:**



No conjunto de situações representadas na figura acima, estão presentes, predominantemente, quantos estados físicos da água?

A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

E) 5

39. **(AOCP - Professor de Ensino Básico/Química - IF/BA - 2016) Qual dos compostos a seguir NÃO é formado por ligações iônicas?**

A) $NH_4C\ell$

B) $Fe_2(SO_4)_3$

C) $A\ell_2O_3$

D) SF_4

E) $KMnO_4$

40. **(FUNDATEC - Químico - SES/RS - 2014) Abordando o modelo de repulsão por pares de elétrons da camada de valência e as seguintes espécies:**

$$S_2O_3^{2-},\ (CH_3)_2Be,\ BF_3,\ CH_2^{+2}$$

O ângulo de ligação de cada átomo central das moléculas é, respectivamente:

a) 120° - 180° - 109,4° - 107°.

b) 109,5° - 180° - 120° - 180°.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

c) 109,5° - 120° - 109,4° - 180°.

d) 120° - 109,5° - 120° - 120°.

e) 109,5° - 180° - 109,4° - 180°.

41. (IDECAN - Professor EBTT Química - IFPB - 2019) Os átomos ligam-se uns aos outros de diversas maneiras para "montar" todas as coisas que estão à nossa volta. O estudo da maneira em que os átomos se ligam, ou seja, das ligações químicas, é de fundamental importância para se entender as propriedades da matéria e como ela se comporta. Há dois modos principais pelos quais as ligações químicas podem ser formadas: em um deles, a ligação iônica, as partes envolvidas ("blocos construtores") encontram-se na forma de íons (possuem carga elétrica, decorrente do ganho ou perda de elétrons). Por exemplo, NaCl - sal de cozinha. Na ligação covalente, há o compartilhamento de elétrons entre dois átomos neutros. Por exemplo é o diamante, formado apenas por átomos de carbono ligados covalentemente.

Fonte:http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_ligacoes_quimicas.pdf

Sobre as propriedades gerais associadas a compostos iônicos e covalentes, pode-se afirmar que

A) compostos inorgânicos formados por ligações covalentes geralmente são formados por moléculas discretas, com ligações direcionais e as forças ligantes fortes entre os átomos da molécula.

B) a fusão de um composto iônico implica romper somente seu reticulo cristalino, o que requer certa quantidade de energia, que em geral, envolve baixas temperatura de ebulição e fusão.

C) compostos iônicos em geral conduzem a corrente elétrica, pois estando estes dissolvidos e apenas nesta condição dispersam íons migrantes para os eletrodos.

D) reações de compostos iônicos em geral são rápidas, enquanto compostos covalente reagem lentamente. Assim, estas reações ditas de covalência envolvem energia suficiente para ocorrer o processo de formação dos compostos covalentes.

E) compostos iônicos em geral são solúveis em solventes derivados da extração e beneficiamento petrolífero, ou seja, de hidrocarbonetos apolares.

42. (IFMT - Técnico de Laboratório/Química - IFMT - 2019) A geometria molecular é a forma como os átomos estão espacialmente dispostos em uma molécula. O inglês Ronald James Gillespie desenvolveu uma teoria precisa para prever a geometria molecular, a partir da fórmula eletrônica, que ficou conhecida como Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR – sigla em inglês). Os compostos CH_2O (formaldeído, utilizado em alisamento de cabelo), BF_3 (trifluoreto de boro, gás incolor e muito tóxico), CCl_4 (tetracloreto de carbono, líquido incolor com um cheiro adocicado) e CO_2 (gás carbônico) apresentam, respectivamente, geometria molecular:

(A) linear, trigonal plana, angular, angular.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

(B) linear, piramidal, tetraédrica, angular.

(C) trigonal plana, piramidal, quadrada, linear.

(D) linear, trigonal plana, tetraédrica, angular.

(E) trigonal plana, trigonal plana, tetraédrica, linear.

43. (IPEFAE – Técnico em Química – Prefeitura Municipal de Andradas - 2019) O acetato de sódio é um sólido branco que conduz eletricidade quando solubilizado em água, já propano é gasoso, isolante elétrico e insolúvel em água. Por quais motivos há tanta diferença nas propriedades físicas entre as duas substâncias citadas acima?

(A) O acetato de sódio é uma substância inorgânica, polar contém apenas ligações iônicas em sua estrutura; O propano também é orgânico, mas é apolar e apresenta apenas ligações covalentes.

(B) O acetato de sódio é uma substância orgânica polar com uma zona de caráter iônico em sua estrutura: O propano também é orgânico, mas é apolar e apresenta apenas ligações covalentes.

(C) O acetato de sódio é uma substância inorgânica, polar contém apenas ligações iônicas em sua estrutura; O propano também é inorgânico, também é polar e apresenta apenas ligações covalentes.

(D) O acetato de sódio é uma substância orgânica, polar contém apenas ligações covalentes em sua estrutura; O propano também é orgânico e polar e apresenta apenas ligações iônicas.

44. (CS-UFG – Professor - Química - SEDUCE-GO - 2010) Durante um certo tempo, pensou-se que os gases nobres não formavam compostos em face da estabilidade de seus elétrons da camada de valência. A existência de cristais de tetrafluoreto de xenônio mostrou, porém, que os gases nobres podem estabelecer ligações com outros elementos na formação de novos compostos. A existência dessa molécula é explicada pelo modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência. Segundo tal modelo, a geometria dos pares de elétrons e a geometria da molécula do tetrafluoreto de xenônio correspondem, respectivamente, às estruturas:

a) bipirâmide pentagonal e tetraédrica.

b) pirâmide quadrada e forma de T.

c) octaédrica e quadrado planar.

d) tetraédrica e pirâmide quadrada.

45. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

b) dativa

c) iônica

d) covalente apolar

e) metálica

46. (VUNESP – Técnico de Laboratório – PC-SP - 2014) O cálcio é o mineral mais abundante no corpo humano. Uma das formas com que o cálcio ocorre em sistemas biológicos é o trifosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, formando, por exemplo, cálculos urinários.

De acordo com a fórmula, o trifosfato de cálcio é constituído pela combinação de átomos em proporções definidas à custa de ligações:

a) iônicas e covalentes.

b) iônicas e ligações de hidrogênio.

c) covalente, apenas.

d) covalentes e dipolo-dipolo

e) iônicas, apenas

47. (Controlador de Qualidade de Água e Esgoto – SAAE - 2016) As ligações químicas entre átomos ou íons de um composto químico refletem em suas propriedades. Dentre as substâncias abaixo, assinale a alternativa que NÃO relaciona corretamente a substância ao tipo de ligação que ocorre entre seus átomos.

a) Ozônio; (O_3); covalente.

b) Cloreto de amônio; (NH_4Cl); covalente/iônica.

c) Água; (H_2O); covalente.

d) Flúor; F_2; iônica.

48. (INSTITUTO CIDADES - Químico - UNIFESP - 2009) De acordo com modelo da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV), apresentam o mesmo arranjo espacial dos pares de elétrons em torno do átomo central:

a) NH_3 e H_2O

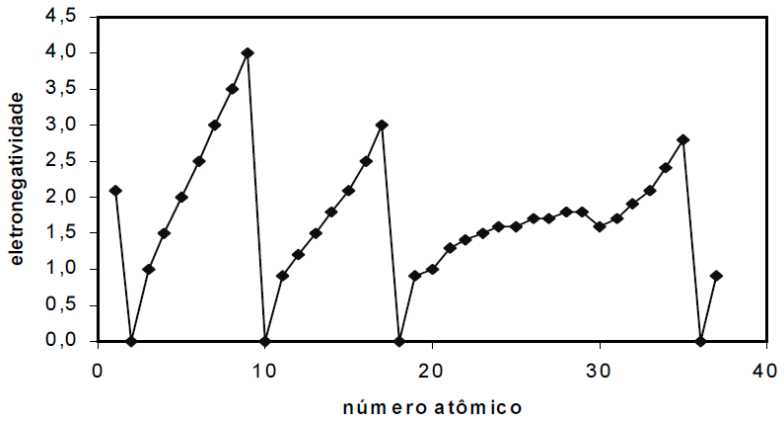
b) CO_2 e CH_4

c) PCl_3 e BF_3

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) PCl_5 e NO_2

49. (CESPE - Perito Criminal da PCRR - 2003) O gráfico abaixo permite concluir que a eletronegatividade é uma propriedade periódica.



50. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Há uma infinidade de substâncias diferentes na natureza devido à capacidade dos átomos, iguais ou diferentes, combinarem-se entre si, estabelecendo as ligações químicas. Se um dado elemento químico X, de número atômico 38, combina-se com um elemento Y, de número atômico 35, a fórmula molecular do composto formado e o tipo de ligação química entre eles são, respectivamente,

a) XY e covalente polar.

b) XY_2 e iônica.

c) X_2Y e iônica

d) XY_2 e covalente polar.

e) XY_3 e iônica.

51. (UFF - Técnico em Química - UFF - 2018) Apresenta uma espécie química com hibridação octaédrica:

(A) íon amideto.

(B) hexafluoreto de enxofre.

(C) amônia.

(D) íon nitrato.

(E) íon perclorato.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

52. (QUADRIX – Professor substituto/Química – SEEDF - 2018) Na ligação iônica, as forças eletrostáticas atraem os íons de cargas opostas (cátions e ânions). Uma amostra de NaCℓ sólido consiste em íons Na^+ e $Cℓ^-$, ordenados em três dimensões, onde cada íon Na^+ tem seis íons $Cℓ^-$ como vizinhos mais próximos e, da mesma forma, a vizinhança mais próxima de cada $Cℓ^-$ consiste em seis íons Na^+.

53. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Ligações do tipo iônica e covalente estão presentes na substância química representada pela fórmula:

a) LiOH

b) Cl_2

c) CH_4

d) KBr

54. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Unem-se por ligação tipicamente covalente átomos dos elementos que se encontram nos seguintes grupos da Tabela Periódica:

a) 16 e 17.

b) 1 e 2.

c) 2 e 17.

d) 3 e 4.

e) 6 e 7.

55. (QUADRIX – Professor substituto/Química – SEEDF - 2018) A ligação covalente consiste em um par de elétrons entre dois átomos. Nessa ligação, a nuvem eletrônica do par de elétrons é aproximada de um dos átomos ligados (por causa das diferentes tendências de ganhar e perder elétrons), ocorrendo a transferência total de pelo menos um dos elétrons envolvidos na ligação e balanceando-se as forças atrativas e repulsivas.

56. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Considere as distribuições eletrônicas dos elementos cálcio e flúor no estado fundamental e a sua localização na Tabela Periódica. É de se esperar que esses dois elementos formem, ao se unirem por ligação química, o composto:

a) iônico, de fórmula CaF_2.

b) iônico, de fórmula Ca_2F.

c) molecular, de fórmula CaF_2.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

d) iônico, de fórmula CaF.

e) molecular, de fórmula CaF.

57. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE - 2017) Das moléculas abaixo, qual apresenta ligação essencialmente iônica: (Números atômicos: H = 1; Aℓ = 13; P = 15; S = 16; O = 8; F = 9; Fe = 26.)

a) P_2O_3.

b) $A\ell_2S_3$.

c) F_2.

d) H_2O.

e) Fe.

58. (FUNCAB - Papiloscopista - PC-PA - 2016) A substância química cuja estrutura apresenta somente ligações iônicas é a seguinte:

a) NaBr

b) O_2

c) H_2SO_4

d) CO_2

e) NH_3

59. (Perito Químico Legista da IGP/SC - 2008) Existem diversas maneiras por meio das quais os átomos podem adquirir uma configuração eletrônica estável: cedendo, recebendo ou compartilhando elétrons. Se classificarmos os elementos em eletropositivos, cujos átomos tendem a ceder um ou mais elétrons com relativa facilidade; em eletronegativos, cujos átomos recebem elétrons e elementos que não mostram tendência de receber ou ceder elétrons, podemos classificar as diferentes ligações químicas formadas em ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica. Associe de acordo:

1. Elemento eletropositivo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação covalente

2. Elemento eletronegativo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação metálica

3. Elemento eletropositivo + Elemento eletropositivo ( ) Ligação iônica

Assinale A sequência de associação correta:

a) 2, 3 e 1.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

b) 1, 3 e 2.

c) 2, 1 e 3.

d) 3, 1 e 2.

60. (QUADRIX – Professor III/Química – SEDUCE/GO - 2018) Com relação às características químicas do elemento enxofre (S), um dos elementos mais conhecidos, assinale a alternativa correta.

(A) O enxofre sólido é um sólido molecular de moléculas de S8, que se mantêm unidas por forças de London.

(B) Enxofre comum é uma substância sólida, amarela, que forma cristais de simetria hexagonal planar.

(C) A oxidação do enxofre produz dióxido de enxofre e trióxido de enxofre, ambos utilizados industrialmente na produção de soda cáustica.

(D) Ao solubilizar em água, as moléculas de enxofre penetram a estrutura fortemente ligada, substituindo as ligações de hidrogênio existentes por forças de intensidade semelhante.

(E) O enxofre é um sólido molecular que se dissolve em água por interações dipolo-dipolo, bem como em outros solventes não polares, com o qual as moléculas de S8 têm interações de London favoráveis.

61. (VUNESP - Técnico de Laboratório/Química - UFABC - 2019) Considere os seguintes valores de eletronegatividade de Pauling.

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8

O caráter iônico é mais acentuado na ligação entre os átomos de

a) cloro e bromo.

b) flúor e potássio.

c) nitrogênio e flúor.

d) magnésio e cálcio.

e) cálcio e enxofre.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

62. (IBFC - Oficial Cadete/Aluno Oficial – CBM/SE – 2018) Quando observada uma molécula de H_2, por exemplo, sabe-se que os dois elétrons dessa molécula estão igualmente compartilhados entre os dois átomos, formando ligações do tipo não- polares, ou apolares. Porém, moléculas com diferentes ligantes possuem comportamento diferenciado. Analise as afirmações a seguir:

I. Átomos de dois elementos diferentes podem possuir afinidades iguais por elétrons.

II. A ligação H - Cl possui carga parcial negativa no átomo de cloro.

III. Espera-se que a molécula de HF tenha uma maior polaridade que a molécula de HCl.

IV. Em ligações do tipo covalente pura, há uma completa transferência de elétrons de um átomo para outro.

Assinale a alternativa que contém as afirmações verdadeiras:

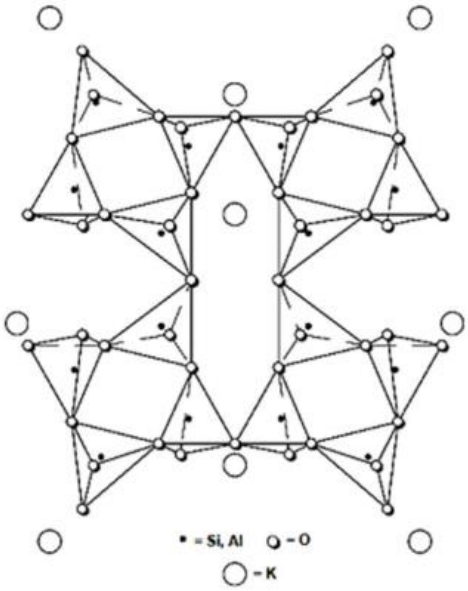
a) I, II e III, apenas

b) I e II, apenas

c) II e III, apenas

d) III e IV, apenas

63. (IDECAN - Professor EBTT Química - IFPB - 2019) A figura abaixo mostra a estrutura do mineral feldspático com uma camada única visualizada perpendicular ao seu plano. A estrutura é estendida, girando cada camada sucessiva de 90°. Os feldspatos costumam ter um de cada quatro Si^{4+} substituído com Al^{3+}. O desequilíbrio de carga resultante é compensado por sódio e/ou íons de potássio.



A geometria molecular predominante na estrutura, composta por átomos de silício ou alumínio é

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

A) tetraédrica.

B) angular.

C) octaédrica.

D) bipirâmide trigonal.

E) linear.

64. (UFF – Técnico de Laboratório/Área: Química - UFF - 2018) A água é uma molécula bastante abundante no Universo, inclusive na Terra, onde cobre boa parte da superfície, e é o maior constituinte dos fluidos dos seres vivos. Em relação à molécula de água, está correto afirmar que é:

(A) linear.

(B) angular, sendo o ângulo H-O-H próximo de 180°.

(C) angular, sendo o ângulo H-O-H menor que 90°.

(D) angular, sendo o ângulo H-O-H maior que 90°.

(E) cíclica.

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

GABARITO

1	C	26	B	51	B
2	D	27	D	52	C
3	D	28	A	53	A
4	C	29	C	54	A
5	E	30	D	55	E
6	C	31	B	56	A
7	A	32	A	57	B
8	C	33	A	58	A
9	C	34	A	59	A
10	E	35	C	60	A
11	E	36	C	61	B
12	C	37	C	62	C
13	E	38	B	63	A
14	D	39	D	64	D
15	D	40	B		
16	A	41	D		
17	B	42	E		
18	E	43	B		
19	A	44	C		
20	B	45	C		
21	B	46	A		
22	D	47	D		
23	C	48	A		
24	B	49	C		
25	C	50	B		

10341953440 - Valério Ferreira de Albuquerque Filho

ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE:
PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.

1. Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.

2. Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).

3. Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).

4. Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).

5. Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).

6. Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).

7. Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.

8. O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.

Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.