



Fórmula da
Química

MÓDULO 7

LIGAÇÕES QUÍMICAS

LIGAÇÕES QUÍMICAS

A partir do desenvolvimento da mecânica quântica e da resolução da equação de Schrödinger, compreendeu-se a relação entre as propriedades químicas dos elementos e a sua estrutura eletrônica. Com as evidências experimentais de que os elétrons se comportam como onda e também como partícula, além do fato de que a energia é quantizada, tornou-se possível explorar o mundo microscópico em sua intimidade, descobrindo-se a causa das propriedades muitas vezes observada no nosso mundo macroscópico. Através da estrutura eletrônica de camadas dos átomos explicam-se as propriedades periódicas. A energia e a forma dos orbitais explicam, em última análise, a reação química, a reatividade química e a forma como novas substâncias são formadas. Na química moderna, fazemos sempre a relação entre as propriedades químicas de uma certa substância com a estrutura geométrica e eletrônica de suas moléculas. A ligação química, sendo a interação de dois átomos (ou grupos de átomos), está intimamente ligada ao rearranjo da estrutura eletrônica, ou melhor, dos elétrons dos átomos dentro de uma nova molécula. O potencial de ionização e a afinidade eletrônica são duas propriedades periódicas que podem nos auxiliar a compreendermos a natureza da ligação química. Lembremos, inicialmente, que o potencial de ionização é a energia requerida para retirar um elétron do átomo (PI) e a afinidade eletrônica é a energia liberada quando um átomo recebe um elétron (AE):



A tabela ao lado apresenta os valores das propriedades potencial de ionização (energia de ionização) e de afinidade eletrônica para elementos.

Observa-se que aquele elemento que se tem maior dificuldade em retirar elétrons, ou que apresenta menor afinidade eletrônica, é o átomo de neônio. Em outras palavras, dentre todos os átomos da segunda linha da tabela periódica, o neônio é o que apresenta menor tendência a receber ou doar elétrons. Ele precisa de 2080 J.mol⁻¹ para que um elétron seja retirado e para receber um elétron, precisaria ainda de 29 J.mol⁻¹ (valor negativo na Tabela). Vemos que outros elementos tendem a doar seus elétrons mais facilmente e outros a receber elétrons liberando energia.

O processo de receber ou doar elétrons leva à formação de ânions ou cátions, respectivamente. Espera-se, assim, que os dois íons formados interajam devido às forças de atração de cargas formando uma ligação química. A natureza da ligação química dependerá de como acontece o rearranjo dos elétrons na molécula formada.

Elementos	Afinidade eletrônica*	Potencial de ionização
Li	60	520
Be	-18	900
B	27	800
C	122	1086
N	-9	1402
O	141	1314
F	328	1681
Ne	-29	2080

* Valor positivo significa que o processo $X + e^- \rightarrow X^-$ é exotérmico.

Neste módulo trataremos de três tipos de ligações químicas, consideradas fortes e que estão presentes na maioria das substâncias: ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica.

PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS

Substância	Unidade estrutural	Natureza da ligação	Pontos de fusão (°C)	Solubilidade em água	Solubilidade em solventes apolares	Condutividade elétrica
Iônica	Cátions e ânions	Iônica (eletrostática)	Altos	A maioria é praticamente insolúvel	Insolúveis	Sólidos: isolantes Líquidos: condutores
Molecular	Molécula	Intramolecular: covalente. Intermoleculares: dipolo instantâneo-dipolo induzido, ligações de hidrogênio e dipolo-dipolo.	Baixos	Apenas as substâncias moleculares muito polares são muito solúveis	As moleculares apolares e pouco polares são muito solúveis	Isolantes
Covalente	Átomo	Covalente	Muito altos	Insolúveis	Insolúveis	Isolantes, exceto grafite, nanotubos de carbono e grafenos
Metálica	Cátions	Metálica	Geralmente altos	Insolúveis	Insolúveis	Insolúveis

ALGUMAS SUBSTÂNCIAS MOLECULARES

Composto	Descrição
H ₂	Formado pela decomposição elétrica da água, ou pela ação de ácidos (ou água) sobre metais apropriados. Misturas adequadas com oxigênio são altamente explosivas. Acidentes com tais explosões são comuns entre os motoristas que vão verificar à noite, com um fósforo, o nível da água da bateria ou do radiador.
CO	Um gás venenoso formado durante a combustão incompleta de hidrocarbonetos usados como combustíveis. Um processo industrial em grande escala para a preparação de níquel puro usa a reação: $\text{Ni} + 4\text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{NiCO}_{4(g)} \xrightarrow[\text{PUBO}]{\text{CALOR}} \text{Ni} + 4\text{CO}_{(g)}$
NH ₃	Em soluções aquosas usada como "amoniaco doméstico" para fins de limpeza. Amônia e seus compostos são produtos "agroquímicos" importantes para adição de nitrogênio aos solos.
FREON - 12 CF ₂ Cl ₂	Gás atóxico, usado em refrigeração e sistema de ar condicionado.

ALGUMAS SUBSTÂNCIAS IÔNICAS

Composto	Descrição
AgBr	Usado em filme fotográfico. O brometo de prata, ativado pela luz é seletivamente reduzido a prata livre no processo de revelação, aparecendo como o "preto", no negativo branco e preto.
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Bórax, usado em preparados de limpeza, fabricação do vidro e na preparação de artefatos à prova de fogo.
$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	Na indústria do papel, usado para dissolver a lignina da madeira, deixando fibras de celulose.
NaOH	Lixívia, usada em certos tipos de limpadores de esgotos.
NaHCO_3	Fermento de pão, também usado em extintores de incêndio de pó seco e "úmido"
Na_2SiO_3	Metassilicato de sódio, usado com ou como substituto de aditivos fosfatados em detergentes
NiO_2	Um componente das baterias de níquel-cádmio de "flash"(recarregável).
PbO_2	Reagente catódico da bateria de automóvel.
Pb_3O_4	Zarcão. Primeira mão na pintura de ferro e aço.
ZnS	Emissor de luz em tubos fluorescentes.

LIGAÇÕES IÔNICAS

São ligações químicas muito intensas que possuem natureza eletrostática estabelecidas entre íons positivos (cátions) e íons negativos (ânions) organizados em uma rede cristalina, ou mais excepcionalmente, no estado líquido.

MODELO DAS LIGAÇÕES IÔNICAS

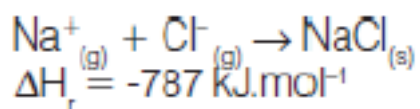
- As ligações iônicas são multidirecionais: um cátion é atraído eletrostaticamente por todos os ânions do retículo cristalino e é repelido pelos demais cátions.
- Os íons não estão parados no retículo cristalino, mas movimentam discretamente em torno de posições definidas.
- Os espaços vazios entre os íons garantem o equilíbrio entre as forças eletrostáticas repulsivas e atrativas.
- Os sólidos iônicos são, geralmente quebradiços. O impacto mecânico promove aproximação dos íons e a predominância de forças repulsivas que promovem a clivagem do cristal em um determinado ponto.

- As ligações iônicas são muito intensas porque íons presentes são partículas eletricamente carregadas. E, como existem íons positivos e negativos, a atração eletrostática é grande.
- Quanto mais carregados e menores forem os íons, mais intensas são as atrações eletrostáticas entre eles.
- Os sólidos iônicos não conduzem a eletricidade porque os íons possuem mobilidade reduzida. No entanto, quando fundidos e dissolvidos em água, passam a ter íons com mobilidade suficiente para a condução da eletricidade.
- Como as ligações iônicas são muito intensas, os íons apresentam grande coesão no estado sólido. Por isso, os sólidos iônicos possuem elevados pontos de fusão.

ENERGIA DE REDE IÔNICA

Normalmente reação química entre metais alcalinos (Li, Na, K) e halogênios (F, Cl) leva a formação de sais que, se dissolvidos em solução aquosa, conduzem eletricidade. Esta é uma evidência de que os sais são formados por íons. Seria então a energia de coesão de um sal oriunda de interações eletrostáticas?

Para respondermos a esta questão, precisamos inicialmente compreender o que é energia de rede. Seja o sal de cozinha, NaCl, formado a partir do cátion Na^+ e do ânion Cl^- , respectivamente:



Observe que a energia de rede é a energia liberada quando os íons estão na fase gasosa, ou seja, eles estão muito distantes um do outro de tal forma que não haja interação entre eles para então se aproximarem e formar o sólido iônico. Esta energia pode ser calculada a partir de dados de termodinâmicos (Barros, 1995) e é devida unicamente à formação da ligação química no sólido, uma vez que os reagentes estão completamente na sua forma atômica e ionizada.

Composto	PF(°C)	Energia de rede ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
CsCl	645	657
NaCl	800	788
CaO	2572	3414

Como o raio iônico do cátion cério é maior em relação ao cátion sódio, sua carga elétrica se encontra mais dispersa, justificando seu menor poder polarizante. Com isso, as atrações eletrostáticas entre íons cério e cloreto são menos intensas do que as ligações iônicas entre cátions sódio e ânions cloreto. Por isso, a energia de rede do cloreto de cério é menor, quando comparada à energia de rede do cloreto de sódio. Consequentemente, o cloreto de cério funde a uma temperatura mais baixa do que o cloreto de sódio.

No caso do óxido de cálcio, os valores acentuadamente mais altos de ponto de fusão e energia de rede se devem às maiores cargas dos íons, que são bivalentes, e que favorecem a formação de ligações iônicas mais intensas.

CICLO DE BORN HABER (1918)

É uma sequência de processos físicos e químicos para formar um mol de um sólido iônico a partir das substâncias elementares nos seus estados mais estáveis nas condições ambientes de temperatura e pressão

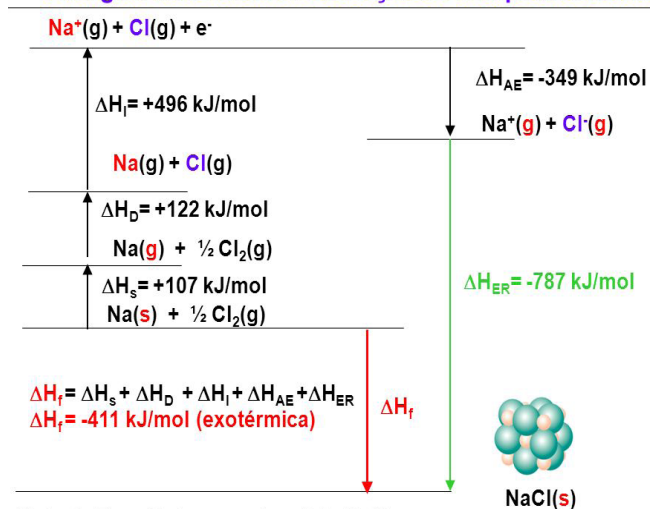


Max Born



Fritz Haber

Energias associadas à formação de compostos iônicos



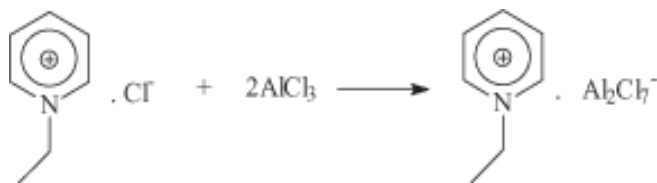
Ciclo de Born-Haber para 1 mol de NaCl

LÍQUIDOS IÔNICOS

Uma substância se encontra no estado líquido quando as interações entre as espécies constituintes são mais fortes do que aquelas existentes no estado gasoso, mas mais fracas que aquelas que conduzem ao estado sólido. Devido a esta situação de balanço energético, a maior parte dos líquidos é constituída por moléculas neutras já que a presença de espécies carregadas determina a existência de interações iônicas, normalmente suficientemente fortes para conduzir a substância ao estado de agregação sólido. Uma análise mais detalhada da natureza das interações em substâncias iônicas mostra que estas têm uma ampla gama de variação, possibilitando, no limite inferior destas, a obtenção de líquidos com caráter iônico.

Substâncias iônicas líquidas podem ser utilizadas em diferentes campos do conhecimento. Faraday foi um dos pioneiros no uso de sais em estado líquido no domínio da eletroquímica.

No entanto, o uso prático destes materiais esteve restrito devido as suas altas temperaturas de fusão. No final da década de quarenta, foi descoberto que, quando misturados cloreto de alquilpiridínio e tricloreto de alumínio, como mostrado no Esquema 1, forma-se um sistema iônico com baixa temperatura de fusão. Este sistema apresenta uma fraca interação interiônica e, por conseqüência, uma baixa energia de retículo cristalino e baixa temperatura de fusão. Por exemplo, a mistura de cloreto de etilpiridínio e cloreto de alumínio apresenta ponto de fusão de -40°C .



Esquema 1

Estes compostos foram chamados de sais fundidos à temperatura ambiente ou, como são mais conhecidos atualmente, líquidos iônicos e foram empregados na área de baterias e em eletroquímica. A partir da década de setenta, estes líquidos iônicos passaram a ser utilizados como catalisadores em reações orgânicas de alquilação e acilação de olefinas e como solventes para diferentes reações. Exemplos notáveis destes usos são as reações de oligomerização de etileno e propileno, levando a olefinas de maior peso molecular, e reações de alquilação do hexametilbenzeno iniciadas eletroquimicamente.

No início da década de oitenta foram introduzidos os sais obtidos pela reação do cloreto de 1,3-dialquilimidazólio com tricloreto de alumínio, como mostrado no Esquema 2, com temperaturas de fusão inferiores aos seus análogos contendo o cátion alquilpiridínio. Por exemplo, a mistura formada com cloreto de 1-etil-3-metilimidazólio (EMI.Cl) e AlCl_3 com composição apresenta ponto de fusão de -80°C .



Esquema 2

Estes compostos despertaram grande interesse em domínios como a eletroquímica, baterias, solventes para análise espectroscópica de compostos metálicos e como solventes e catalisadores ácidos para reações orgânicas.

Mais recentemente um grupo de pesquisas introduziu novos líquidos iônicos como o tetrafluoroborato de 1-n-butil-3-metilimidazólio (BMI.BF4) e o hexafluorofosfato de 1-n-butil-3-metilimidazólio (BMI.PF6). Estes novos compostos apresentaram baixas temperaturas de transição para fase líquida (abaixo da temperatura ambiente), grande intervalo de temperatura em estado líquido (superior a 250°C) e baixas viscosidades. Estes líquidos iônicos vêm sendo cada vez mais utilizados em diversos campos do conhecimento. Por exemplo, pode-se citar o seu uso como solventes em catálise bifásica, em eletroquímica, como solventes para extração líquido-líquido, como solventes para reações orgânicas, como fase estacionária para cromatografia gasosa, entre outros.

Uma característica peculiar destes líquidos iônicos é a grande variação de suas propriedades físico-químicas tanto em função da natureza do ânion presente como dos substituintes alquila do anel imidazólio. Desta forma, as suas propriedades físico-químicas podem ser moduladas com a combinação adequada do ânion e dos substituintes alquila sobre o cátion.

LIGAÇÕES COVALENTES

São ligações químicas muito intensas estabelecidas por átomos, geralmente de ametais, e resultantes do compartilhamento de elétrons de valência de seus átomos.

VARIAÇÃO DA ENERGIA POTENCIAL DOS ÁTOMOS DURANTE A FORMAÇÃO DA LIGAÇÃO COVALENTE



CLASSIFICAÇÃO

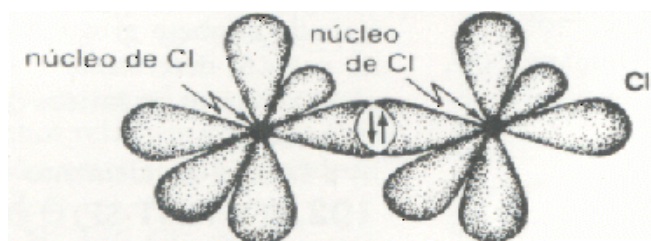
De acordo com a ordem da ligação:

- Simples: dois átomos compartilham apenas um par eletrônico: $\text{Cl} - \text{Cl}$.
- Dupla: dois átomos compartilham dois pares eletrônicos: $\text{O} = \text{O}$
- Tripla: dois átomos compartilham três pares eletrônicos: $\text{N} \equiv \text{N}$.

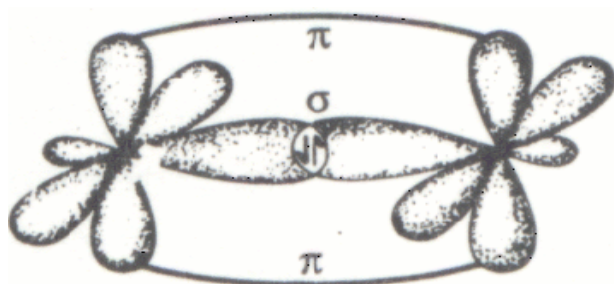
De acordo com a forma de sobreposição dos orbitais atômicos:

- Sigma: é a ligação covalente resultante da sobreposição frontal, segundo o mesmo eixo, de orbitais atômicos puros ou híbridos. O orbital molecular sigma se forma no mesmo plano onde se encontram os núcleos dos átomos ligantes.
- Pi: é a ligação covalente resultante da sobreposição lateral, segundo eixos paralelos, de orbitais atômicos, exclusivamente puros e do tipo p. O orbital molecular π se forma nos planos superior e inferior em relação ao plano que inclui os núcleos dos átomos ligantes.

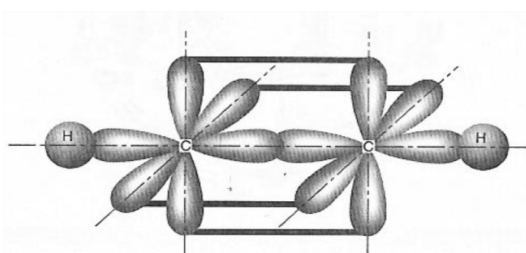
Molécula de cloro



Molécula de oxigênio:



Molécula de acetileno:



De acordo com a origem dos elétrons compartilhados

Normal: é a ligação covalente em que cada elétron que constitui o par eletrônico covalente é proveniente de um átomo diferente.

Coordenada: é a ligação covalente em que os elétrons do par eletrônico covalente é proveniente de apenas um dos átomos.

De acordo com a polaridade:

Apolar: é a ligação covalente em que a diferença entre as eletronegatividades dos átomos é nula.

Polar: é a ligação covalente em que a diferença entre as eletronegatividades dos átomos é maior que zero.

GEOMETRIA MOLECULAR

VALENCE SHELL ELECTRON PAIR RE-
PULSION THEORY (VSEPR)

A geometria tridimensional das moléculas é determinada pela orientação relativa de suas ligações covalentes. Em 1957 o químico Ron Gillespie, baseando-se em trabalhos prévios de Nyholm, criou uma ferramenta muito simples para prever a geometria das moléculas.

A teoria recebeu o nome de Teoria de Repulsão dos Pares Eletrônicos de Valência (TRPEV) e se baseia em um simples argumento de que os grupos de elétrons se repelem uns com os outros e a forma adotada pela molécula será aquela em que a repulsão dos grupos eletrônicos seja mínimo.

Para prevermos a geometria de uma molécula, necessitamos conhecer somente quantos pares de elétrons estão associados ao átomo central para o qual devemos escrever a fórmula de Lewis da molécula. Logo, nos perguntamos como os pares de elétrons se distribuem espacialmente de modo que a repulsão entre eles seja a mínima?

É importante recordar que a geometria molecular estará determinada pela distribuição espacial dos pares de elétrons das ligações presentes e também pelos pares não-ligantes que estiverem em torno do átomo central, pois exercerão repulsão sobre as ligações, alterando o ângulo das mesmas.

Em resumo, segue o que descreve a teoria de Gillespie:

- A estrutura das moléculas é determinada pelas repulsões entre todos os pares de elétrons presentes na camada de valência;
- Um par isolado de elétrons ocupa mais espaço em torno do átomo central do que um par de elétrons ligante, já que o par isolado é atraído por apenas um núcleo e o par ligante é atraído por dois núcleos. Pode-se inferir que a repulsão entre dois pares isolados é maior que a repulsão de um par isolado e um par de elétrons ligantes, que por sua vez é maior que a repulsão entre dois pares de elétrons ligantes. Assim a presença de pares de elétrons isolados provoca distorções nos ângulos de ligação da molécula. Se o ângulo entre o par isolado no átomo central e um par ligante aumentar, os ângulos de ligação observados entre os átomos devem diminuir.
- A magnitude das repulsões entre os pares de elétrons ligantes depende da diferença de eletro-negatividades entre o átomo central e os demais átomos.
- Ligações duplas repelem-se mais intensamente que ligações simples, e ligações triplas provocam maior repulsão do que ligações duplas.

GEOMETRIA E POLARIDADE MOLECULAR

MOLÉCULAS DO TIPO A₂

- **Molécula de Cloro**

Fórmula molecular: Cl₂

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural: Cl – Cl

Geometria: linear

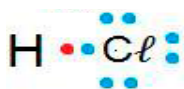
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX

- **Molécula de cloreto hidrogênio**

Fórmula molecular: HCl

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural: H – Cl

Geometria: linear

Polaridade: polar

MOLÉCULAS DO TIPO AX₂

- **Molécula de cloreto de berílio**

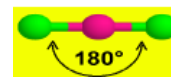
Fórmula molecular: BeCl₂

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural: Cl – Be – Cl

Geometria: linear



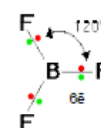
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX₃

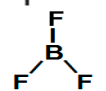
- **Molécula de trifluoreto de boro**

Fórmula molecular: BF₃

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: trigonal plana



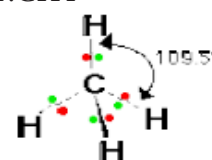
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX₄

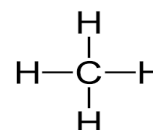
- **Molécula de metano**

Fórmula molecular: CH₄

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: tetraédrica.

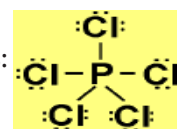
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX₅

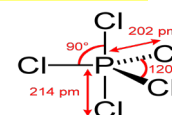
- **Molécula de pentacloreto de fósforo**

Fórmula molecular: PCl₅

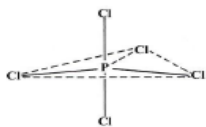
Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: tetraédrica. : bipiramidal ou bipirâmide trigonal



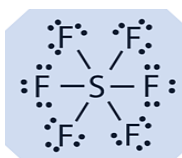
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX6

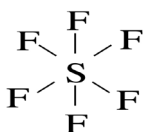
- Molécula de hexafluoreto de enxofre

Fórmula molecular: SF₆

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: octaédrica

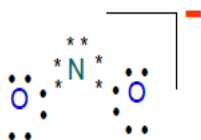
Polaridade: apolar

MOLÉCULAS DO TIPO AX2E

- Íon nitrito

Fórmula molecular: NO₂⁻

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



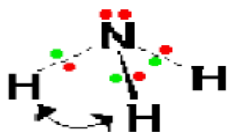
Geometria: angular

MOLÉCULAS DO TIPO AX3E

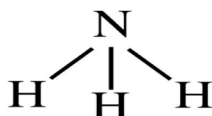
- Molécula de amônia

Fórmula molecular: NH₃

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: pirâmide trigonal

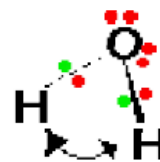
Polaridade: polar

MOLÉCULAS DO TIPO AX2E2

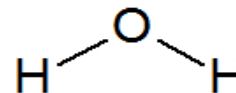
- Molécula de água

Fórmula molecular: H₂O

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: angular

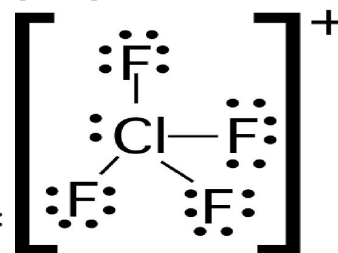
Polaridade: polar

MOLÉCULAS DO TIPO AX4E

- Ion tetrafluoreto de cloro.

Fórmula molecular: [ClF₄]⁺

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



Geometria: gangorra

MOLÉCULAS DO TIPO AX3E2

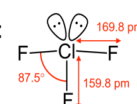
- Molécula de trifluoreto de cloro

Fórmula molecular: ClF₃

Fórmula de Lewis:



Fórmula estrutural:



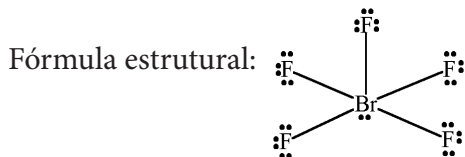
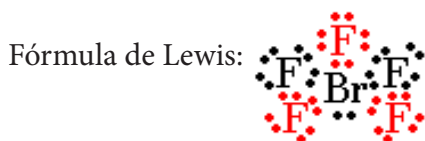
Geometria: forma T

Polaridade: polar

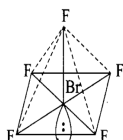
MOLÉCULAS DO TIPO AX₅E

- **Molécula de pentafluoreto de bromo**

Fórmula molecular: BrF₅



Geometria: pirâmide de base quadrada

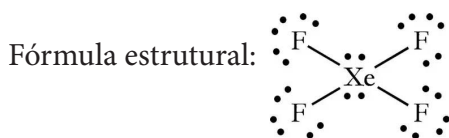
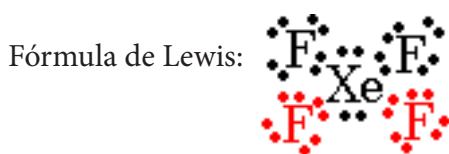


Polaridade: polar

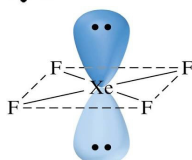
MOLÉCULAS DO TIPO AX₄E₂

- **Molécula de tetrafluoreto de xenônio**

Fórmula molecular: XeF₄



Geometria: Quadrado Planar



Polaridade: apolar

INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

INTERAÇÕES DIPOLO INSTANTÂNEO-DIPOLO INDUZIDO OU FORÇAS DE DISPERSÃO DE LONDON

São interações químicas de natureza elétrica responsáveis pela atração entre moléculas e resultantes da orientação adequada e alinhamento dos dipolos elétricos instantâneos e temporários.

Devemos considerar inicialmente o comportamento dual do elétron, ondulatório e corpuscular. Os elétrons se movimentam em toda a extensão da molécula, tendo a probabilidade de serem encontrados em qualquer região.

Mas, por um breve instante, probabilisticamente, os elétrons, ou parte deles podem se concentrar em cada região da molécula, tornando-se, momentaneamente, polarizada. Formam-se os dipolos elétricos instantâneos. Essa molécula, temporariamente polarizada, induz eletricamente outras moléculas, gerando nelas os dipolos elétricos induzidos.

Como as moléculas estão em movimento, por um breve instante, elas alinham seus dipolos elétricos instantâneos e induzidos adequadamente com formação de forças elétricas atrativas que promovem a aproximação molecular.

No próximo instante, devido aos movimentos, os dipolos elétricos se desalinham e as forças atrativas desaparecem. E tudo volta a ocorrer no próximo instante.

FATORES DETERMINANTES DA INTENSIDADE

- **Polarizabilidades das moléculas.**

Quanto maior o número de átomos e elétrons na molécula, mais alta é sua polarizabilidade, isto é, mais elevada é sua capacidade para polarizar por indução moléculas vizinhas e de nelas gerar dipolos elétricos instantâneos temporários mais intensos que propiciam maior aproximação das moléculas. Com isso, podemos dizer que o aumento da massa molar da substância molecular, mais intensas são as forças dipolo instantâneo-dipolo induzido atuantes entre as moléculas.

- **Arranjos dos átomos nas moléculas:**

Quando moléculas possuem polarizabilidades muito próximas, a maneira como os átomos estão dispostos na moléculas podem interferir na intensidade com que as moléculas se atraem.

COMPARAÇÕES

Primeiro exemplo:

Considere duas substâncias moleculares apolares, metano(CH₄) e tetracloreto de carbono (CCl₄). Enquanto o metano é um gás, o tetracloreto de carbono é um líquido viscoso. As moléculas das duas substâncias possuem geometria tetraédrica e são apolares.

No entanto, as moléculas do tetracloreto de carbono possuem maior número de elétrons e, consequentemente, maior polarizabilidade e possui maior capacidade para atrair outras moléculas, formando interações dipolo instantâneo-dipolo induzido mais intensas.

Segundo exemplo:

Considere os alcanos e suas temperaturas de ebulição:

Isobutano	Butano
Te = - 11,7 °C	Te = - 1°C.

Isobutano e butano possuem a mesma fórmula molecular e suas moléculas possuem polarizabilidades semelhantes. No entanto, as moléculas do isobutano possuem cadeias carbônicas ramificadas, ao contrário das moléculas do butano que possuem cadeias normais. As ramificações são grupos de átomos que se projetam além da cadeia carbônica principal e que favorece a formação de forças elétricas repulsivas entre as moléculas, dificultando a aproximação molecular. Portanto, as moléculas apolares do isobutano estabelecem interações do tipo dipolo instantâneo- dipolo induzido menos intensas do que aquelas de mesma natureza formadas por moléculas de butano. Por isso, a temperatura de ebulição do isobutano é menor que a do butano.

INTERAÇÕES DIPOLO-DIPOLO OU DIPOLO PERMANENTE – DIPOLO PERMANENTE

São forças elétricas atrativas atuantes entre moléculas polares e resultantes da orientação adequada e alinhamento dos dipolos elétricos permanentes.

As moléculas polares possuem momento de dipolo elétrico resultante maior que zero. Com isso, apresentam regiões com menor densidade eletrônica, denominadas dipolos elétricos positivos, e outras com maior densidade eletrônica, os polos elétricos negativos. Quando, por um breve instante, as moléculas polares orientam adequadamente seus dipolos elétricos permanentes, forma-se um campo de forças elétricas atrativas que aproximam as moléculas, denominadas dipolo-dipolo ou dipolo permanente – dipolo permanente. No instante seguinte os dipolos se desalinham e as forças atrativas desaparecem, ocorrendo tudo novamente no próximo instante.

FATORES DETERMINANTES DA INTENSIDADE

- **Polaridades moleculares**
Quanto mais polares forem as moléculas, mais intensas são as interações formadas entre elas.
- **Arranjos dos átomos nas moléculas.**

COMPARAÇÕES

Considere as substâncias butano e propanona e suas massas molares e temperaturas de ebulição:

Butano
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 Massa molar: 58 g / mol.
 Temperatura de ebulição: - 1 °C.

Propanona
 CH_3COCH_3
 Massa molar: 58 g / mol.
 Temperatura de ebulição: 56 °C.

O butano é uma substância molecular apolar e possui interações intermoleculares do tipo dipolo instantâneo- dipolo induzido. Já as moléculas da propanona são polares, devido à presença do grupo carboxila (C=O) e estabelecem interações do tipo dipolo instantâneo- dipolo induzido de intensidades muito próximas daquelas atuantes entre moléculas da propanona. No entanto, os polos elétricos de suas moléculas também interagem por meio de forças dipolo-dipolo que contribuem adicionalmente para a aproximação delas. Por isso, a propanona tem maior temperatura de ebulição em relação ao butano, apesar de possuírem a mesma

LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

São forças elétricas atrativas atuantes entre moléculas polares e resultantes da interação entre átomos de hidrogênio eletronicamente desprotegidos, quando se ligam covalentemente a átomos muito eletronegativos como flúor, oxigênio e nitrogênio, com pares de elétrons não ligantes de átomos muito eletronegativos, como de flúor, oxigênio e nitrogênio.

O átomo de hidrogênio possui apenas um próton e um elétron. Quando compartilha um par de elétrons com um átomo de flúor, oxigênio ou nitrogênio, fica eletronicamente desprotegido devido à grande atração que o núcleo do átomo muito eletronegativo atrair fortemente os elétrons envolvidos na ligação covalentes. Com isso, a atração elétrica se estabelece entre o átomo do hidrogênio e um par de elétrons de valência não ligantes de um átomo muito eletronegativo de outra molécula. Formam-se as ligações de hidrogênio que aproximam as moléculas polares.

FATORES DETERMINANTES DA INTENSIDADE

- **Polaridade molecular.**
- **Arranjos dos átomos nas moléculas.**

COMPARAÇÕES

Considere dois hidretos moleculares: HF e HCl. O fluoreto de hidrogênio possui ponto de ebulição igual a 20 °C, enquanto o cloreto de hidrogênio possui temperatura de ebulição igual a -85 °C. As moléculas das duas substâncias apresentam geometria linear e são polares. As moléculas do fluoreto de hidrogênio estabelecem ligações de hidrogênio, enquanto as moléculas do cloreto de hidrogênio interagem, predominantemente, por meio de interações dipolo-dipolo que são mais fracas. Portanto, a coesão das moléculas de HF líquido é maior, justificando sua maior temperatura de ebulição em relação ao cloreto de hidrogênio.

INTERAÇÕES ION-DIPOLO

São interações químicas estabelecidas entre íons e moléculas polares. As cargas positivas dos cátions atraem eletricamente os polos elétricos negativos das moléculas polares e as cargas positivas dos ânions interagem com os polos elétricos positivos das moléculas polares.

O caso mais comum de formação de ligações ion-dipolo é o que acontece durante a dissolução de substâncias iônicas em água. Por exemplo, durante a dissolução do cloreto de sódio em água, os cátions atraem os polos elétricos negativos das moléculas de água, situados nos átomos de oxigênio das moléculas de água, enquanto ânions cloreto se ligam aos polos elétricos positivos localizados nos átomos de hidrogênio de suas moléculas de água.

FATORES DETERMINANTES DA INTENSIDADE

- **Cargas dos íons**

Quanto maiores as cargas elétricas dos íons, mais intensas são as forças atrativas ion-dipolo. Por exemplo, as interações ion-dipolo estabelecidas entre cátions magnésio (Mg^{2+}) e moléculas de água são mais intensas do que entre cátions sódio (Na) e moléculas de água

- **Raios dos íons:**

Para íons com a mesma carga elétrica, quanto maiores forem, mais dispersas se encontram suas cargas elétricas e menores são seus poderes polarizantes, estabelecendo interações menos intensas com moléculas polares do tipo ion- dipolo.

- **Polaridade molecular:**

Indiscutivelmente, as propriedades dos íons são mais determinantes sobre a intensidade das forças ion-dipolo do que as propriedades das moléculas. No entanto, quanto mais polares forem as moléculas, mais são atraídas pelos íons.

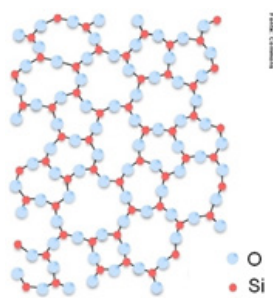
COMPARAÇÕES

Vamos comparar as intensidades das interações ion- dipolo formadas nas soluções aquosas de cloreto de sódio (NaCl) e de cloreto de célio (CsCl). Como os ânions são iguais, vamos comparar a hidratação dos cátions que possuem a mesma carga elétrica mas raios iônicos diferentes. O cátion célio possui raio iônico maior em relação ao cátion sódio, favorecem maior dispersão da carga elétrica e menor poder polarizante. Com Isso, as forças atrativas atuantes entre cátions célio e os dipolos elétricos negativos das moléculas de água são menores do que aquelas de mesma estabelecidas entre cátions sódio e moléculas de água.

SÓLIDOS COVALENTES

Nos sólidos covalentes, os átomos estão ligados por elétrons de valência compartilhados, como no caso das ligações covalentes em uma única molécula. Da mesma forma, as ligações são direcionais e isso determina o arranjo geométrico dos átomos na estrutura cristalina desses sólidos. Devido à força das ligações covalentes, os sólidos desse tipo formam materiais duros e difíceis de deformar.

Assim, como nos sólidos iônicos, esses materiais também costumam ter um elevado ponto de fusão. A ausência de elétrons livres resulta numa baixa condutividade térmica e elétrica. Mas em alguns casos especiais, como no silício e germânio, esses cristais podem ter uma condutividade elétrica intermediária e são chamados de semicondutores. Outro exemplo marcante desse tipo de sólido é o diamante, formado exclusivamente por átomos de carbono num tipo particular de ligação como representado abaixo:



Sílica

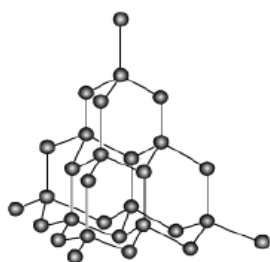
ALOTROPIA

Alotropia é o fenômeno em que o mesmo elemento químico forma substâncias simples diferentes. Ocorre com os elementos carbono, oxigênio, enxofre e fósforo.

ALOTROPIA DO CARBONO

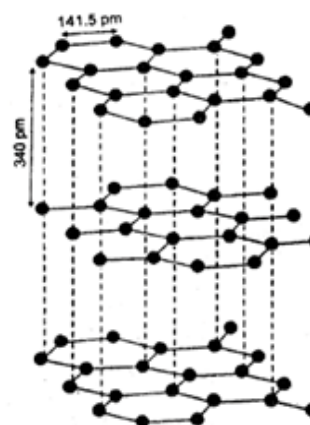
As formas alotrópicas naturais do carbono são os sólidos covalentes grafite e diamante.

No caso do diamante, os átomos de carbono são tetraédricos e utilizam orbitais híbridos do tipo sp^3 em suas ligações químicas com ângulo de $109^\circ 28'$ entre elas. Na estrutura covalente do diamante, cada átomo de carbono se liga a quatro outros átomos de carbono, formando uma estrutura cristalina muito organizada. Por isso, o diamante apresenta elevada dureza e temperatura de fusão muito alta (3850°C). O diamante sintético é muito utilizado na confecção de ferramentas para cortes precisos. A figura abaixo apresenta a estrutura do carbono diamante.



Diamante

O grafite é o alótropo mais estável do carbono. Apresenta estrutura formada por lâminas de átomos de carbono trigonais organizados em anéis hexagonais com ângulos de 120° entre as ligações covalentes. Na estrutura cristalina, cada átomo de carbono se liga a apenas três outros átomos, utilizando orbitais híbridos sp^2 . Como ocorre a deslocalização de elétrons π nas lâminas de átomos de carbono, o grafite apresenta o fenômeno da anisotropia elétrica que permite que conduza a eletricidade em um plano, mas não conduz no plano perpendicular, entre as lâminas de átomos. Essa propriedade explica o fato do grafite ser utilizado como eletrodo em pilhas e baterias. Também pode ser utilizado com a função lubrificante devido à relativa mobilidade das lâminas de átomos que possibilita a penetração do grafite em pequenos orifícios. A estrutura abaixo apresenta a estrutura do grafite.



Grafite

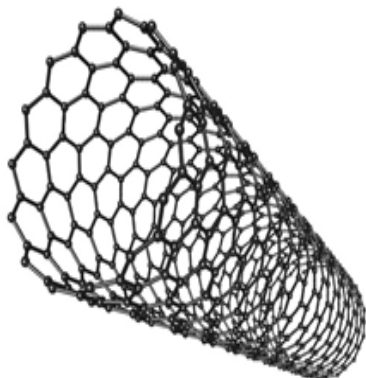
Os outros alótropos do carbono são sintéticos. São eles: os fulerenos, nanotubos de carbono e os grafenos.

Os fulerenos são substâncias simples moleculares de carbono. As moléculas dos fulerenos apresentam estrutura geodésica, formada por anéis hexagonais e anéis pentagonais de átomos de carbono.

O primeiro fulereno sintetizado possui fórmula molecular C_{60} . Os fulerenos são sólidos macios de estrutura molecular, ao contrário do diamante e grafite que são sólidos covalentes. Possuem átomos de carbono trigonais que utilizam orbitais híbridos sp^2 em suas ligações covalentes. São isolantes elétricos. A figura abaixo representa a estrutura geodésica das moléculas do fulereno C_{60} .

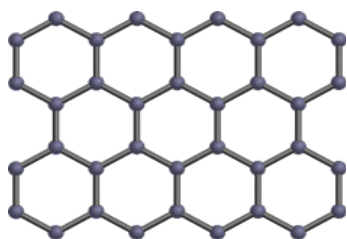
Fulereno C_{60}

Os nanotubos de carbono são formados por estruturas cilíndricas de átomos de carbono trigonais, de tamanhos nanométricos, organizados em anéis hexagonais. Os nanotubos são produzidos a partir do grafite, possuindo também átomos de carbono trigonais. É um excelente condutor elétrico, além de possuir propriedade de semicondutores. Suas fibras são mais flexíveis e resistentes que o aço. Apresenta vasta possibilidades de aplicação quando se deseja um material com excelentes propriedades mecânicas e elétricas. Observe a estrutura de nanotubos de carbono:



Nanotubo de carbono

Os grafenos são os últimos alótropos sintetizados do carbono. São também produzidos a partir do grafite e seus átomos de carbono trigonais se organizam em anéis hexagonais que formam as estruturas bidimensionais com a presença de elétrons π deslocalizados que garantem a grande condutividade elétrica. Podem ser utilizados na produção de baterias, painéis para captação da energia solar, semicondutores, telas flexíveis de celulares e inúmeras outras aplicações.



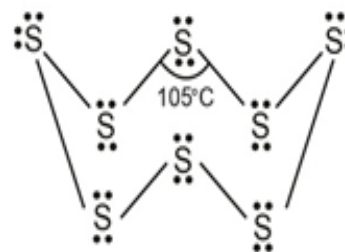
Grafeno

ALOTROPIA DO OXIGÊNIO

Os alótropos do oxigênio são oxigênio comum (O_2) e ozônio (O_3), ambos moleculares. O oxigênio é molecular apolar, enquanto o ozônio possui moléculas pouco polares o que garante ser mais solúvel em água. Ambos são gasosos nas condições ambientes de temperatura e pressão, sendo o ozônio menos estável que o oxigênio, tendendo a se decompor tanto puro, quanto dissolvido em água.

ALOTROPIA DO OXIGÊNIO

O enxofre existe na natureza através de duas formas cristalinas: rômboico e monoclinico. Ambas são substâncias moleculares formadas por moléculas cíclicas contendo oito átomos de enxofre. São apolares e insolúveis em água. Se apresentam como sólidos amarelados, sendo a forma rômboica mais abundante no planeta e a forma monoclinica mais encontrada em regiões vulcânicas. O enxofre rômboico é termodinamicamente mais estável e se diferencia da forma monoclinica pela maneira como as moléculas se organizam no estado sólido. A figura abaixo apresenta a estrutura da molécula presente tanto no enxofre rômboico, como no enxofre monoclinico.



Molécula S8

O enxofre rômboico é utilizado, principalmente, na produção de ácido sulfúrico.

ALOTROPIA DO OXIGÊNIO

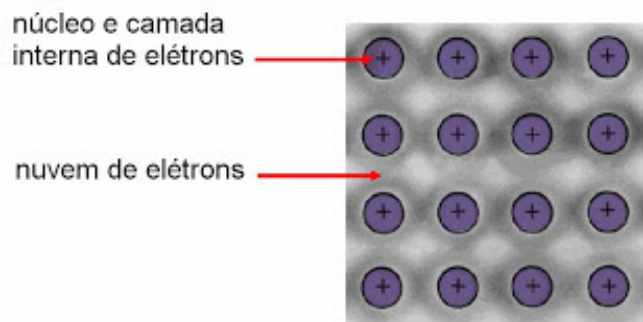
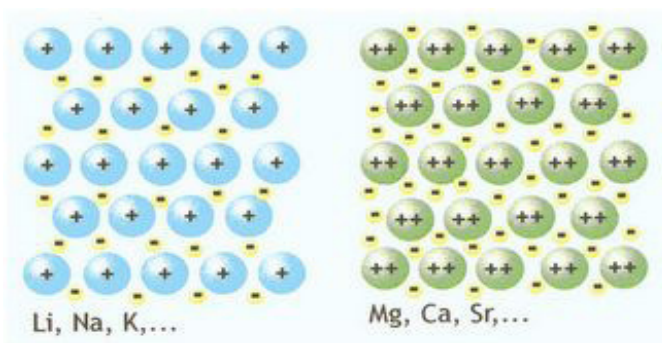
O fósforo se apresenta na forma de duas variedades alotrópicas: fósforo branco e fósforo vermelho. O fósforo branco é sólido molecular apolar, formado por moléculas cíclicas e instáveis que possuem quatro átomos de fósforo que estabelecem ligações covalentes muito tensionadas. Por isso, é um poderoso explosivo. Já o fósforo vermelho é um sólido covalente, menos explosivo que o fósforo branco. Ambos são insolúveis em água, mas o fósforo branco é solúvel em solventes polares.

LIGAÇÕES METÁLICAS

Ligações metálicas são forças eletrostáticas atrativas formadas entre cátions metálicos e elétrons livres que se movimentam nos espaços vazios existentes entre os íons positivos.

TEORIA DO MAR DE ELÉTRONS LIVRES

De acordo com a teoria do mar de elétrons livres, os núcleos dos átomos metálicos atraem pouco os elétrons de valência que se deslocalizam nos espaços vazios entre os cátions, formando o "mar de elétrons livres". Com isso, a atração eletrostática que se estabelece entre cátions e elétrons livres garante a ligação dos metais.



FATORES DETERMINANTES DA INTENSIDADE

- Volume atômico:**

Quanto maiores os átomos metálicos, mais dispersas estarão as cargas de seus cátions metálicos e menos intensas são as ligações metálicas.

- Arranjos cristalino dos átomos.**

O tipo de arranjo dos átomos / cátions no estado sólido fornece informações da distância média entre eles e, com isso, a intensidade da ligação metálica e as propriedades do sólido metálico.

PROPRIEDADES DOS SÓLIDOS METÁLICOS

Os metais possuem as propriedades características:

- **Maleabilidade:** podem ser transformados em lâminas muito finas.
- **Ductibilidade:** os metais são dúcteis, isto é podem ser transformados em fios finos.
- **Dureza:** são duros, exceto metais alcalinos.

- **Condutividade elétrica:** são bons condutores de eletricidade, pois quando submetidos à diferença de potencial elétrico, forma-se um fluxo ordenado de elétrons livres, promovendo a condução elétrica.
- **Condutividade térmica:** os metais possuem baixos valores de valores de calores específicos, sendo bons condutores de calor.
- **Pontos de fusão:** geralmente são altos, exceto de metais alcalinos, que são moles como cera.
- São insolúveis em solventes apolares e polares.
- Possuem brilho metálico característico.
- São, geralmente, mais densos que a água líquida, exceto metais alcalinos.



QUESTÕES DE REVISÃO



01.

Proponha fórmulas eletrônicas e estruturais para as espécies químicas:

A) NO

B) NO₂

C) N₂O

D) IF₃

E) SF₆

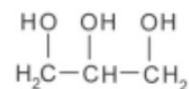
F) NO₃⁻



QUESTÕES DE REVISÃO

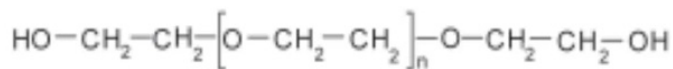


G) SO_4^{2-}



glicerina

H) SO_3^{2-}



polietilenoglicol

I) IO_3^-

A retenção de água na superfície da pele promovida pelos hidratantes e consequência da interação dos grupos hidroxila dos agentes umectantes com a umidade contida no ambiente por meio de

J) ClO^-

- A) ligações iônicas. D) forças dipolo-dipolo.
B) forças de London. E) ligações de hidrogênio
C) ligações covalentes.

K) BrO_3^-

3. (FUVEST - 2012)

Em cadeias carbônicas, dois átomos de carbono podem formar ligação simples (C-C), dupla (C=C) ou tripla (C≡C). Considere que, para uma ligação simples, a distância média de ligação entre os dois átomos de carbono é de 0,154 nm, e a energia média de ligação é de 348 kJ/mol. Assim sendo, a distância média de ligação (d) e a energia média de ligação (E), associadas à ligação dupla (C=C), devem ser, respectivamente,

L) O_3

- A) $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.
B) $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
C) $d = 0,154 \text{ nm}$ e $E = 348 \text{ kJ/mol}$.
D) $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
E) $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.

M) NO_2^-

N) NH_4^+

4. (UNESP - 2006)

Uma ligação química forma-se entre dois átomos, iguais ou diferentes, quando o arranjo resultante de seus núcleos e elétrons tem energia mais baixa do que quando os átomos estavam separados. Na ligação iônica, ocorre a transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro, formando-se íons, que se atraem e passam a formar um retículo cristalino.

A) Deduza a fórmula do composto iônico formado entre Ca (Z = 20) e P (Z = 15).

B) Explique, com justificativas, por que as substâncias iônicas são duras e quebradiças e possuem elevados pontos de fusão.

2. (ENEM - 2011)

A pele humana, quando esta bem hidratada, adquire boa elasticidade e aspecto macio e suave. Em contrapartida, quando esta ressecada, perde sua elasticidade e se apresenta opaca e áspera. Para evitar o ressecamento da pele e necessário, sempre que possível, utilizar hidratantes umectantes, feitos geralmente a base de glicerina e polietileno glicol:



5. (FUVEST - 2012)

Na obra *O poço do Visconde*, de Monteiro Lobato, há o seguinte diálogo entre o Visconde de Sabugosa e a boneca Emília:

- Senhora Emília, explique-me o que é hidrocarboneto.

A atrapalhadeira não se atrapalhou e respondeu:

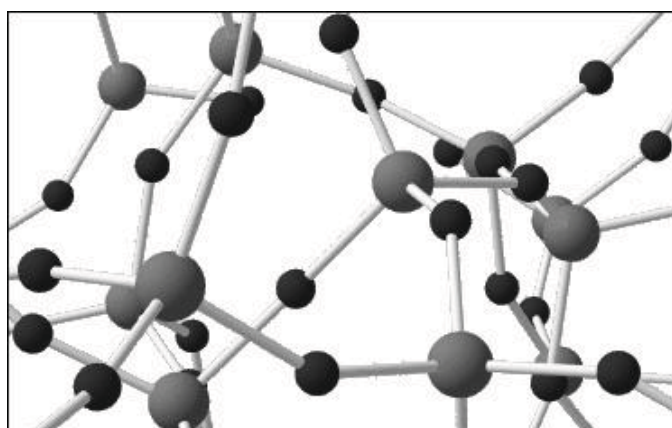
- São misturinhas de uma coisa chamada hidrogênio com outra coisa chamada carbono. Os carocinhos de um se ligam aos carocinhos de outro.

Nesse trecho, a personagem Emília usa o vocabulário informal que a caracteriza. Buscando-se uma terminologia mais adequada ao vocabulário utilizado em Química, devem-se substituir as expressões “misturinhas”, “coisa” e “carocinhos”, respectivamente, por:

- A) compostos, elemento, átomos.
- B) misturas, substância, moléculas.
- C) substâncias compostas, molécula, íons.
- D) misturas, substância, átomos.
- E) compostos, íon, moléculas.

6. (FUVEST - 2011)

A figura abaixo traz um modelo da estrutura microscópica de determinada substância no estado sólido, estendendo-se pelas três dimensões do espaço. Nesse modelo, cada esfera representa um átomo e cada bastão, uma ligação química entre dois átomos.

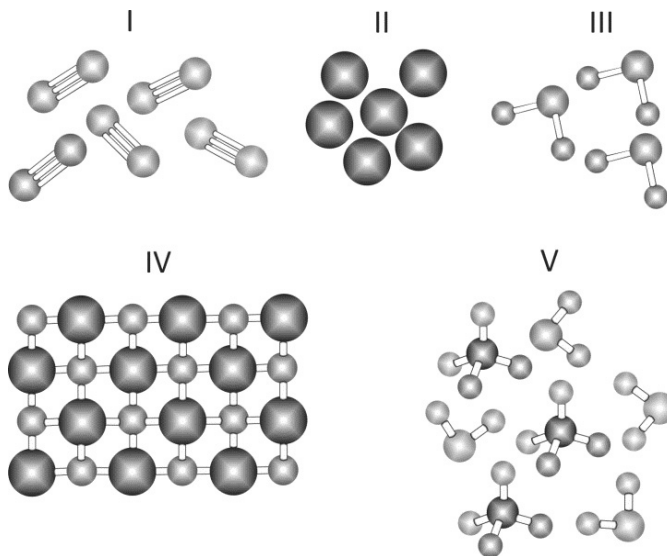


A substância representada por esse modelo tridimensional pode ser

- A) sílica, $(\text{SiO}_2)_n$.
- B) diamante, C.
- C) cloreto de sódio, NaCl.
- D) zinco metálico, Zn.
- E) celulose, $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

7. (FUVEST - 2015)

Considere as figuras a seguir, em que cada esfera representa um átomo.

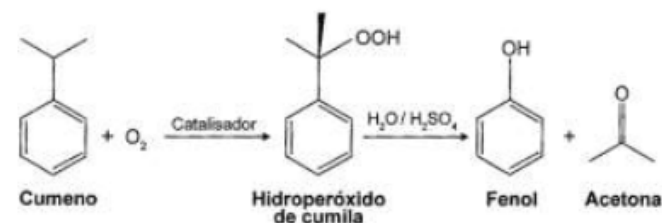


As figuras mais adequadas para representar, respectivamente, uma mistura de compostos moleculares e uma amostra da substância nitrogênio são

- A) III e II.
- B) IV e III.
- C) IV e I.
- D) V e II.
- E) V e I.

8. (ENEM - 2014)

O principal processo industrial utilizado na produção de fenol é a oxidação do cumeno (isopropilbenzeno). A equação mostra que esse processo envolve a formação do hidroperóxido de cumila, que em seguida é decomposto em fenol e acetona, ambos usados na indústria química como precursores de moléculas mais complexas. Após o processo de síntese, esses dois insumos devem ser separados para comercialização individual



Considerando as características físico-químicas dos dois insumos formados, o método utilizado para a separação da mistura, em escala industrial, é a

- (A) filtração.
- (B) ventilação.
- (C) decantação.
- (D) evaporação.
- (E) destilação fracionada.



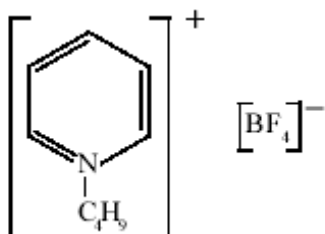
9. (UERJ - 2015)

Em fins do século XVI, foi feita uma das primeiras aplicações práticas de uma pilha: a decomposição da água em oxigênio e hidrogênio, processo denominado eletrólise. Já naquela época, com base nesse experimento, sugeriu-se que as forças responsáveis pelas ligações químicas apresentam a seguinte natureza:

- A) nuclear (C) magnética
B) elétrica (D) gravitacional

10. (UFMG - 2003)

Recentemente, os químicos tem investigado uma nova classe de materiais, os líquidos iônicos. A novidade desses materiais é que, nas condições ambientais, as substâncias iônicas mais comuns são sólidas. A estrutura exemplifica um líquido iônico:



Essa substância tem propriedades interessantes:

- É líquida, nas condições ambientais;
- É solúvel em água;
- É um bom solvente para muitas substâncias polares e apolares.

1. Com base nas características estruturais dessa substância, JUSTIFIQUE o fato de ela ser um bom solvente para muitas substâncias apolares.

2. Analise a estrutura dessa substância e, com base na interação eletrostática entre seu cátion e seu ânion, JUSTIFIQUE o fato de ela ser líquida.

11. (FUVEST - 2013)

A reação do tetracloreto de zinco ($ZnCl_4$) com zinco metálico produz cloreto de zinco e duas substâncias orgânicas isoméricas, em cujas moléculas há dupla ligação e dois átomos de cloro. Nessas moléculas, cada átomo de carbono está ligado a um único átomo de cloro.

- A) Utilizando fórmulas estruturais, mostre a diferença na geometria molecular dos dois compostos orgânicos isoméricos formados na reação.
- B) Os produtos da reação podem ser separados por destilação fracionada. Qual dos dois isômeros tem maior ponto de ebulição? Justifique.

12. (FUVEST - 2012)

Considere os seguintes compostos isoméricos:



Certas propriedades de cada uma dessas substâncias dependem das interações entre as moléculas que a compõem (como, por exemplo, as ligações de hidrogênio). Assim, pode-se concluir que,

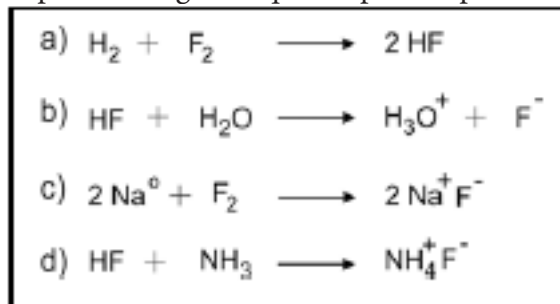
- A) A uma mesma pressão, o éter dietílico sólido funde a uma temperatura mais alta do que o butanol sólido.
- B) A uma mesma temperatura, a viscosidade do éter dietílico líquido é maior do que a do butanol líquido.
- C) A uma mesma pressão, o butanol líquido entra em ebulição a uma temperatura mais alta do que o éter dietílico líquido.
- D) A uma mesma pressão, massas iguais de butanol e éter dietílico liberam, na combustão, a mesma quantidade de calor.
- E) Nas mesmas condições, o processo de evaporação do butanol líquido é mais rápido do que o do éter dietílico líquido.

13. (FORMULA DA QUÍMICA)

Considerando o modelo de ligação química apropriado EXPLIQUE por que o tetracloreto de carbono é um líquido mais viscoso que o metanol líquido?

14. (FUVEST - 2007)

Reescreva as seguintes equações químicas, utilizando estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas em que os elétrons de valência são representados por • ou x) tanto para os reagentes quanto para os produtos.



Dados:	H	N	O	F	Na
número atômico	1	7	8	9	11
número de elétrons de valência	1	5	6	7	1



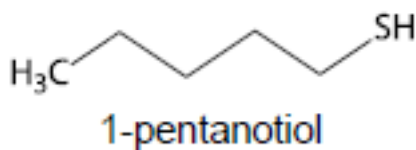
15. (UNESP - 2015)

Além do iodeto de prata, outras substâncias podem ser utilizadas como agentes aglutinadores para a formação de gotas de água, tais como o cloreto de sódio, o gás carbônico e a própria água. Considerando o tipo de força interatômica que mantém unidas as espécies de cada agente aglutinador, é correto classificar como substância molecular:

- A) o gás carbônico e o iodeto de prata.
- B) apenas o gás carbônico.
- C) o gás carbônico e a água.
- D) apenas a água.
- E) a água e o cloreto de sódio.

16. (UNESP - 2015)

A degradação anaeróbica de matéria orgânica contendo enxofre pode levar à formação de substâncias com odores altamente desagradáveis. Dentre essas substâncias estão o gás sulfídrico (H_2S) e as mecaptanas, como a pentamercaptana (1-pentanotiol).



Assinale a alternativa que apresenta corretamente a geometria molecular do gás sulfídrico e a fórmula molecular do 1-pentanotiol.

- A) Angular e C_5H_4S .
- B) Linear e CH_4S .
- C) Angular e CH_4S .
- D) Angular e $C_5H_{12}S$.
- E) Tetraédrica e $C_5H_{12}S$.

17. (UNESP - 2015)

Para a produção de chuva artificial, um avião adaptado pulveriza gotículas de água no interior das nuvens. As gotículas pulverizadas servem de pontos de nucleação do vapor de água contido nas nuvens, aumentando seu volume e massa, até formarem gotas maiores que, em condições meteorológicas favoráveis, podem se precipitar sob a forma de chuva. Segundo dados da empresa ModClima, dependendo das condições meteorológicas, com 1 L de água lançada em determinada nuvem é possível produzir o volume equivalente a 50 caminhões-pipa de água precipitada na forma de chuva. Sabendo que um caminhão-pipa tem capacidade de 10 m³, a quantidade de chuva formada a partir de 300 L de

água lançada e a força intermolecular envolvida na formação das gotas de chuva são, respectivamente,

- A) 150 mil litros e ligação de hidrogênio.
- B) 150 litros e ligação de hidrogênio.
- C) 150 milhões de litros e dipolo induzido.
- D) 150 milhões de litros e ligação de hidrogênio.
- E) 150 mil litros e dipolo induzido.

18. (UERJ - 2010)

O H_2S é um gás que se dissolve em água. Essa solubilidade decorre da formação de interações moleculares do tipo:

- A) iônica
- B) covalente
- C) dipolo-dipolo
- D) ligação de hidrogênio

19. (UEL - 2006)

Sobre as substâncias sólidas, considere as afirmativas a seguir.

- I. Nos sólidos, as partículas apresentam maior mobilidade que nos líquidos.
 - II. Os sólidos, quando aquecidos, se liquefazem.
 - III. A condução térmica nos sólidos depende do tipo de ligação entre os átomos.
 - IV. Os cristais de cloreto de sódio e de sacarose apresentam, respectivamente, seis e oito faces.
- Estão corretas apenas as afirmativas:

- A) I e II.
- B) I e IV.
- C) III e IV.
- D) I, II e III.
- E) II, III e IV.

20. (UERJ - 2015)

Observe na tabela a distribuição percentual dos principais elementos químicos cujos átomos, combinados, formam as moléculas que compõem o organismo humano.

Elemento químico	Percentual (m/m)
O	61,6
C	19,0
H	9,1
N	5,0

Dentre os elementos indicados na tabela, nomeie o responsável por formar as cadeias das moléculas orgânicas presentes no organismo humano e indique seu número atômico. Apresente, ainda, a fórmula molecular e a fórmula estrutural do óxido formado entre o oxigênio e o hidrogênio.



21. (UNESP - 2013)

Alguns cheiros nos provocam fascínio e atração. Outros trazem recordações agradáveis, até mesmo de momentos da infância. Aromas podem causar sensação de bem-estar ou dar a impressão de que alguém está mais atraente. Os perfumes têm sua composição aromática distribuída em um modelo conhecido como pirâmide olfativa, dividida horizontalmente em três partes e caracterizada pelo termo nota. As notas de saída, constituídas por substâncias bem voláteis, dão a primeira impressão do perfume. As de coração demoram um pouco mais para serem sentidas. São as notas de fundo que permanecem mais tempo na pele.

(Cláudia M. Rezende. Ciência Hoje, julho de 2011. Adaptado.)



À temperatura e pressão ambientes, os constituintes químicos das notas de saída

- A) são líquidos oleosos que aderem à pele por meio de ligações de hidrogênio.
- B) evaporam mais rapidamente que os constituintes químicos das notas de coração e de fundo.
- C) apresentam densidade mais elevada que os constituintes químicos das notas de coração e de fundo.
- D) são gases cujas moléculas possuem elevada polaridade.
- E) são pouco solúveis no ar atmosférico.

22. (UNESP - 2012)

O magma que sai dos vulcões durante as erupções é constituído por rochas fundidas e vários tipos de gases e vapores, tais como CO, CO₂, SO₂, SO₃, HCl e H₂O. A respeito dessas substâncias, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Quando dissolvidos em água, os gases CO₂, SO₂, SO₃ e HCl geram soluções eletrolíticas cujo pH é menor que 7.
- II. As moléculas de CO₂, SO₂ e H₂O apresentam geometria linear.
- III. No estado sólido, as moléculas de CO₂ encontram-se atraídas entre si por ligações de hidrogênio muito intensas.

É correto o que se afirma em:

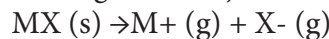
- A) I, apenas.
- B) II, apenas.
- C) I e II, apenas.
- D) II e III, apenas.
- E) I, II e III.

23. (UERJ - 2013)

O dióxido de zircônio se assemelha ao diamante, uma forma alotrópica do carbono, podendo substituí-lo na confecção de joias de baixo custo. Escreva a fórmula química do dióxido de zircônio, classifique o tipo de ligação interatômica dessa substância e nomeie um dos outros alótropos do carbono.

24. (UFC - 2007)

A energia de rede (U) para um composto iônico MX pode ser definida como a energia necessária para ocorrer a seguinte reação:



Considere os seguintes compostos: NaF, NaCl, CaF₂, CaCl₂, LiF e LiCl. Com base nas informações, assinale a alternativa correta.

- A) Todos os compostos apresentados são espécies apolares.
- B) A temperatura de fusão do LiCl é maior que a temperatura de fusão do LiF.
- C) A temperatura de fusão do NaF é menor que a temperatura de fusão do NaCl.
- D) O módulo da energia de rede do LiCl é maior que o módulo da energia de rede do LiF.
- E) O módulo da energia de rede do CaF₂ é maior que o módulo da energia de rede do CaCl₂.

25. (UFMG)

A amônia é gasosa à temperatura ambiente e sua temperatura de ebulição é igual a -33° C. A trimetilamina também é gasosa à temperatura ambiente, com temperatura de ebulição igual a 2,9° C. A propilamina tem a mesma massa molar da trimetilamina e, no entanto, é líquida à temperatura ambiente, com temperatura de ebulição igual a 48° C.

- A) Explique a diferença de temperatura de ebulição entre a amônia e a propilamina.
- B) Explique a diferença de temperatura de ebulição entre a trimetilamina e a propilamina, considerando-se as estruturas moleculares e as interações intermoleculares com elas compatíveis.



26. (FUVEST - 2015)

Quando começaram a ser produzidos em larga escala, em meados do século XX, objetos de plástico eram considerados substitutos de qualidade inferior para objetos feitos de outros materiais. Com o tempo, essa concepção mudou bastante. Por exemplo, canecas eram feitas de folha de flandres, uma liga metálica, mas, hoje, também são feitas de louça ou de plástico. Esses materiais podem apresentar vantagens e desvantagens para sua utilização em canecas, como as listadas a seguir:

- I. ter boa resistência a impactos, mas não poder ser levado diretamente ao fogo;
- II. poder ser levado diretamente ao fogo, mas estar sujeito a corrosão;
- III. apresentar pouca reatividade química, mas ter pouca resistência a impactos.

Os materiais utilizados na confecção de canecas os quais apresentam as propriedades I, II e III são, respectivamente,

- A) metal, plástico, louça.
- B) metal, louça, plástico.
- C) louça, metal, plástico.
- D) plástico, louça, metal.
- E) plástico, metal, louça.

27. (UNESP - 2012)

Os compostos orgânicos possuem interações fracas e tendem a apresentar temperaturas de ebulição e fusão menores do que as dos compostos inorgânicos. A tabela apresenta dados sobre as temperaturas de ebulição e fusão de alguns hidrocarbonetos.

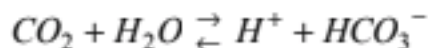
Substância	TE (°C)	TF (°C)
metano	-162	-182
propano	-42	-188
eteno	-104	-169
propino	-23	-101

Na temperatura de $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$ é correto afirmar que os estados físicos em que se encontram os compostos, metano, propano, eteno e propino, são, respectivamente,

- A) sólido, gasoso, gasoso e líquido.
- B) líquido, sólido, líquido e sólido.
- C) líquido, gasoso, sólido e líquido.
- D) gasoso, líquido, sólido e gasoso.
- E) gasoso, líquido, líquido e sólido.

28. (PUCMINAS- 2015)

O pH do sangue humano deve ficar entre 7,35 e 7,45. O equilíbrio químico abaixo ajuda a manter esse valor.

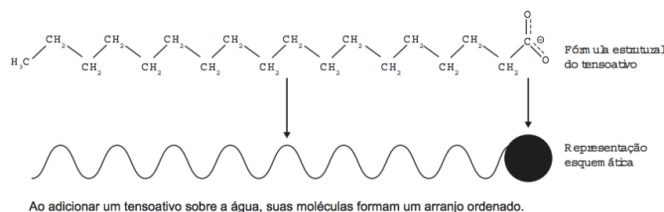


As crises de ansiedade levam geralmente as pessoas a respirarem muito rapidamente acarretando uma perda maior de dióxido de carbono pelos pulmões. É CORRETO afirmar que essa perda:

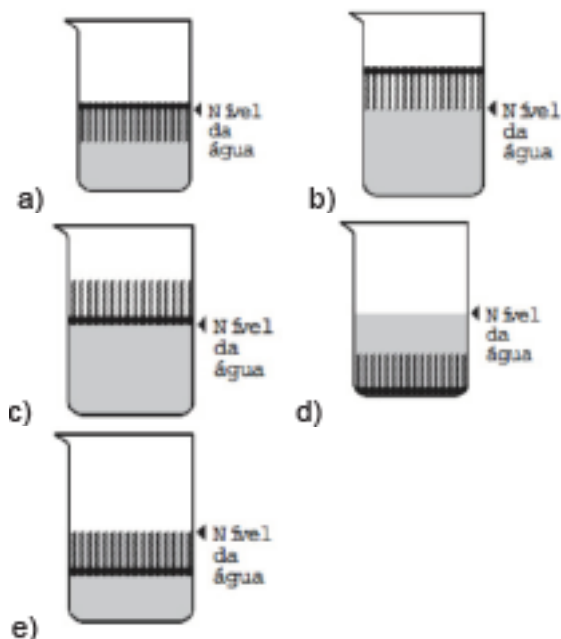
- A) desloca o equilíbrio para o lado direito.
- B) aumenta o pH do sangue.
- C) aumenta a acidez do sangue.
- D) pode ser compensada pela injeção de uma solução de NaOH.

29. (ENEM - 2016)

Os tensoativos são compostos capazes de interagir com substâncias polares e apolares. A parte iônica dos tensoativos interage com substâncias polares, e a parte lipofílica interage com as apolares. A estrutura orgânica de um tensoativo pode ser representada por:



Esse arranjo é representado esquematicamente por:





30. (ENEM - 2016)

O carvão ativado é um material que possui elevado teor de carbono, sendo muito utilizado para a remoção de compostos orgânicos voláteis do meio, como o benzeno. Para a remoção desses compostos, utiliza-se a adsorção. Esse fenômeno ocorre por meio de interações do tipo intermoleculares entre a superfície do carvão (adsorvente) e o benzeno (adsorvato, substância adsorvida).

No caso apresentado, entre o adsorvente e a substância adsorvida ocorre a formação de:

- A) Ligações dissulfeto.
- B) Ligações covalentes.
- C) Ligações de hidrogênio.
- D) Interações dipolo induzido – dipolo induzido.
- E) Interações dipolo permanente – dipolo permanente.

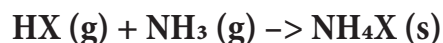
31. (ENEM - 2016)

Em sua formulação, o spray de pimenta contém porcentagens variadas de oleoresina de Capsicum, cujo princípio ativo é a capsaicina, e um solvente (um álcool como etanol ou isopropanol). Em contato com os olhos, pele ou vias respiratórias, a capsaicina causa um efeito inflamatório que gera uma sensação de dor e ardor, levando à cegueira temporária. O processo é desencadeado pela liberação de neuropeptídeos das terminações nervosas. Quando uma pessoa é atingida com o spray de pimenta nos olhos ou na pele, a lavagem da região atingida com água é ineficaz porque a

- A) reação entre etanol e água libera calor, intensificando o ardor.
- B) solubilidade do princípio ativo em água é muito baixa, dificultando a sua remoção.
- C) permeabilidade da água na pele é muito alta, não permitindo a remoção do princípio ativo.
- D) solubilização do óleo em água causa um maior espalhamento além das áreas atingidas.

32. (ENEM - 2017)

Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão, propiciam a formação das nuvens e consequentemente das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX com a base NH₃, de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH₄X), de acordo com a equação química genérica:

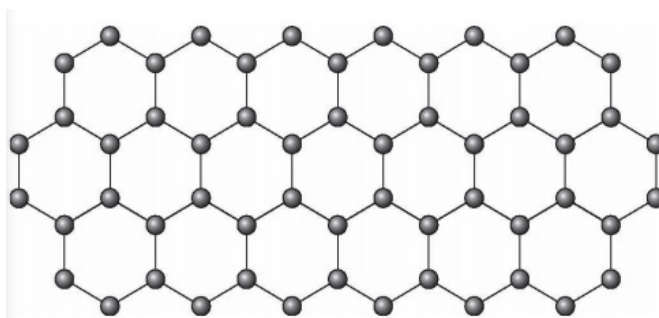


A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por:

- A) ligações iônicas.
- B) interações dipolo-dipolo.
- C) interações dipolo-dipolo induzido.
- D) interações íon-dipolo.
- E) ligações covalentes.

33. (ENEM - 2018)

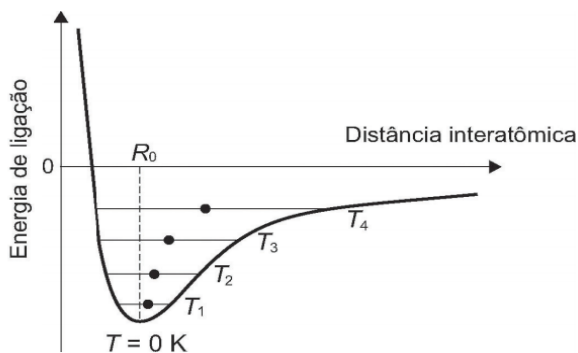
O grafeno é uma forma alotrópica do carbono constituído por uma folha planar (arranjo bidimensional) de átomos de carbono compactados e com a espessura de apenas um átomo. Sua estrutura é hexagonal, conforme a figura.



- A) sp de geometria linear.
- B) sp² de geometria trigonal planar
- C) sp³ alternados com carbonos com hibridação sp de geometria linear.
- D) sp³d de geometria planar.
- E) sp³d² com geometria hexagonal planar.

34. (ENEM - 2018)

Alguns materiais sólidos são compostos por átomos que interagem entre si formando ligações que podem ser covalentes, iônicas ou metálicas. A figura apresenta a energia potencial de ligação em função da distância interatômica em um sólido cristalino. Analisando essa figura, observa-se que, na temperatura de zero kelvin, a distância de equilíbrio da ligação entre os átomos corresponde ao valor mínimo de energia potencial. Acima dessa temperatura, a energia térmica fornecida aos átomos aumenta sua energia cinética e faz com que eles oscilem em torno de uma posição de equilíbrio média (círculos cheios), que é diferente para cada temperatura. A distância de ligação pode variar sobre toda a extensão das linhas horizontais, identificadas com o valor da temperatura, de t₁ a t₄, (temperaturas crescentes).



O deslocamento observado na distância média revela o fenômeno da

- A) ionização.
- B) dilatação.
- C) dissociação.
- D) quebra de ligações covalentes.
- E) formação de ligações metálicas.

35. (FASEH - 2015)

As forças intermoleculares são responsáveis pela existência de várias fases da matéria. Todas as interações intermoleculares podem ser atribuídas às coulombianas entre cargas. Analise as afirmativas sobre a interação do tipo íon-dipolo.

I. Os sólidos iônicos dissolvem-se em água quando certo número de moléculas de água liga-se aos íons e os separa.

II. A hidratação do composto iônico resulta na interação das cargas parciais da molécula polar hidratante com os íons.

III. As energias de interações do tipo íon-dipolo são mais fortes que as energias de ligações de hidrogênio.

Sobre essas interações, estão CORRETAS as afirmativas:

- A) I e II, apenas.
- B) I e III, apenas.
- C) II e III, apenas.
- D) I, II e III.

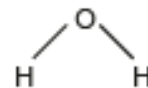
36. (PUCMINAS - 2016)

A geometria das moléculas pode ser determinada fazendo-se o uso do modelo de repulsão dos pares eletrônicos. Dentre as alternativas abaixo, assinale a que corresponde à combinação CORRETA entre estrutura e geometria.

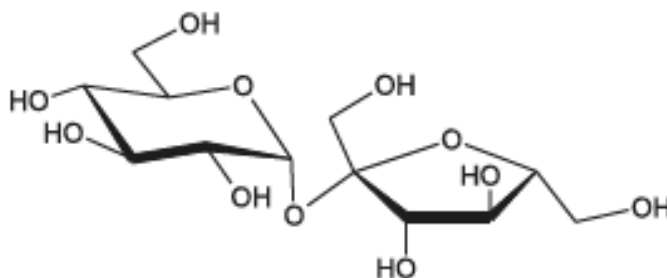
- A) H_2O – Geometria Linear
- B) NH_4^+ – Geometria Tetraédrica
- C) CO_2 – Geometria Angular
- D) BF_3 – Geometria Piramidal

37. (ENEM - 2020)

Um princípio importante na dissolução de solutos é que semelhante dissolve semelhante. Isso explica, por exemplo, o açúcar se dissolver em grandes quantidades na água, ao passo que o óleo não se dissolve.



Água



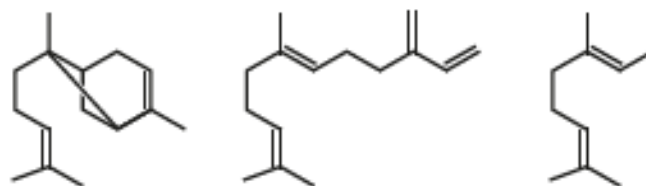
Açúcar

A dissolução na água, do soluto apresentado, ocorre predominantemente por meio da formação de

- A) ligações iônicas.
- B) ligações covalentes.
- C) interações íon-dipolo.
- D) ligações de hidrogênio.
- E) interações hidrofóbicas.

38. (ENEM - 2020)

Uma lagarta ao comer as folhas do milho, induz no vegetal a produção de óleos voláteis cujas estruturas estão mostradas a seguir:



A volatilidade desses óleos é decorrência do(a)

- A) elevado caráter covalente.
- B) alta miscibilidade em água.
- C) baixa estabilidade química.
- D) grande superfície de contato.
- E) fraca interação intermolecular.