

Ligações Metálicas e Covalentes

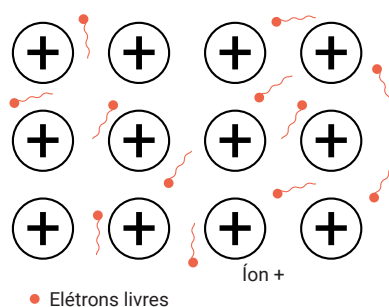
1. Ligação Metálica

É a ligação que se estabelece entre os átomos de metais, formando os metais puros ou as ligas metálicas. As ligações metálicas são encontradas em metais como cobre, ferro e alumínio. Nesses metais, cada átomo está ligado a vários átomos vizinhos. Os elétrons ligantes estão relativamente livres para mover-se pela estrutura tridimensional do metal. As ligações metálicas dão origem a tais propriedades metálicas como alta condutividade elétrica e brilho.

Um modelo muito simples que explica algumas das mais importantes características dos metais é o **modelo de mar de elétrons**. Nesse modelo, o metal é visualizado como uma rede de cátions metálicos em um “mar” de elétrons de valência como ilustrado na figura. Os elétrons estão confinados ao metal por meio de atrações eletrostáticas aos cátions; eles estão uniformemente distribuídos pela estrutura. Entretanto, os elétrons são móveis e nenhum elétron individual está confinado a qualquer íon metálico específico. Quando um fio metálico é conectado aos terminais de uma bateria, os elétrons fluem pelo metal no sentido do terminal positivo para dentro do metal a partir da bateria no terminal negativo.

A alta condutividade térmica dos metais também é explicada pela mobilidade dos elétrons, que permite a rápida transferência de energia cinética pelo sólido.

Modelo de mar de elétrons



1.1 Propriedades dos Metais

- Nas condições ambientes, são sólidos, exceto o mercúrio, que é líquido.
- As temperaturas de fusão e ebulição dos metais são bem variadas e abrangem uma faixa bem ampla.

Grande parte apresenta altos valores de TF e TE. Os metais representativos costumam apresentar temperaturas de fusão e de ebulição com valores relativamente elevados. Percebe-se que quanto mais elétrons de valência, mais forte se torna a ligação metálica.

T.F. (Na): 97,8 °C

T.F. (Mg): 648,8 °C

T.F. (Al): 660 °C

Já os metais de transição apresentam temperaturas de fusão mais elevadas que os metais representativos.

Ferro (Fe) → TF = 1540 °C TE = 2887 °C

Tungstênio (W) → TF = 3410 °C TE = 5900 °C

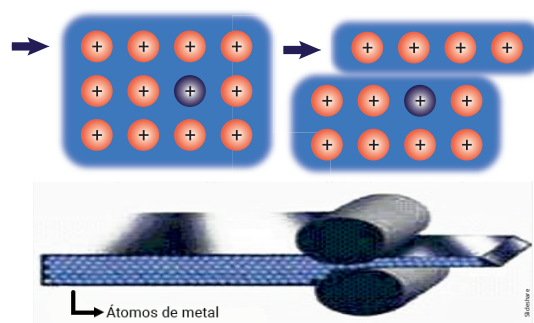
- **Os metais apresentam brilho característico:** uma superfície metálica limpa tem lustre característico.
- **Apresentam altas condutividades elétricas:** a corrente elétrica flui facilmente por eles. O fluxo de corrente ocorre sem qualquer deslocamento de átomos dentro da estrutura metálica e deve-se aos elétrons livres.
- **Alta condutividade térmica:** os metais que podemos manusear com as mãos dão uma sensação fria característica, relacionada com a alta capacidade de conduzir calor.
- Apresentam elevada densidade, pois os cátions empacotam muito bem, o que diminui a quantidade de espaços vazios. Entretanto, os metais alcalinos apresentam baixas densidades, uma vez que, apresentam menos elétrons de valência, diminuindo a atração.

Fe: $d = 7,9 \text{ g/cm}^3$

Os: $d = 22,58 \text{ g/cm}^3$

Na: $d = 0,97 \text{ g/cm}^3$

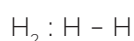
- **Maleáveis e dúcteis:** muitos metais são maleáveis, o que significa que podem ser moldados em folhas finas e dúcteis - podem ser transformados em fios. Essas propriedades indicam que os átomos são capazes de deslizar uns em relação aos outros. Os sólidos iônicos ou cristais da maioria dos compostos covalentes não exibem tal comportamento.



2. Ligação Covalente

A ligação covalente ocorre entre átomos que possuem a tendência de ganhar elétrons, na sua grande maioria não metais. Dessa forma, os átomos desses elementos vão compartilhar pares eletrônicos podendo formar ligações covalentes simples, dupla ou tripla, conforme os exemplos.

Exemplos:

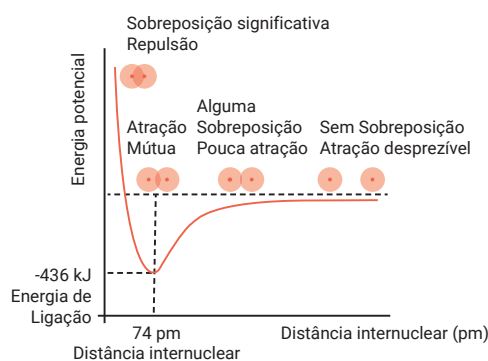


A molécula de hidrogênio H_2 fornece o exemplo mais simples possível de ligação covalente. Quando dois átomos de hidrogênio estão próximos o suficiente um do outro, ocorrem interações eletrostáticas entre eles. Os dois núcleos carregados positivamente repelem-se mutuamente, assim como os dois elétrons carregados negativamente, enquanto o núcleo e os elétrons atraem um ao outro, como o modelo da figura abaixo. Para que a molécula H_2 exista como entidade estável, as forças atrativas devem exceder as forças repulsivas.

Na ligação covalente, os elétrons ligantes que pertencem aos dois átomos são atraídos pelos dois núcleos. Desta forma, ocorre uma forte atração entre núcleos e elétrons, justificando, assim, a estabilidade dessas substâncias.

Consideremos a molécula formada entre dois átomos de hidrogênio. Esses dois átomos possuem a tendência de ganhar elétrons para adquirir a configuração do gás nobre Hélio. Como cada um deles possui um elétron desemparelhado, eles irão emparelhar seus elétrons e os dois átomos compartilharão esse par de elétrons, isto é, o par eletrônico pertencerá, ao mesmo tempo, aos dois átomos. Os dois elétrons serão atraídos pelos núcleos dos dois átomos.

O gráfico abaixo representa a formação da molécula de H_2 :



1) Os dois átomos estão distantes, não existindo nenhuma força de atração entre eles. No entanto, os átomos são instáveis, pois não possuem a configuração dos gases nobres.

2) Quando os átomos aproximam-se, o núcleo de um átomo atrai o elétron do outro, e os átomos vão se aproximando cada vez mais. Essa atração do núcleo de um átomo pelo elétron do outro é a força que mantém os átomos juntos. É denominada **ligação covalente**.

3) Quando os átomos se encontram muito próximos, começa a aparecer uma força de repulsão provocada pela repulsão núcleo-núcleo e cessa a interpenetração.

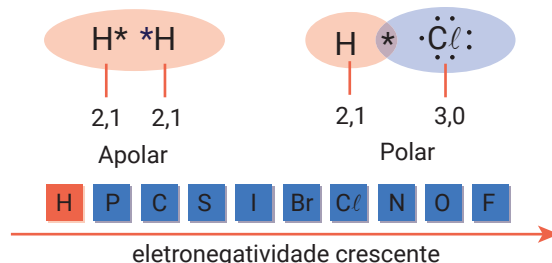
2.1 Polaridade das Ligações

Ligação covalente apolar: ocorre entre átomos de um mesmo elemento químico (mesma eletronegatividade).

Os elétrons formadores da ligação ficam a mesma distância dos dois átomos:

Ligação covalente polar: ocorre entre átomos diferentes. Nesse caso, a diferença de eletronegatividade provoca um deslocamento dos elétrons ligantes em direção do átomo mais eletronegativo.

Exemplos:



2.2 Regras para a montagem de fórmulas

- 1) Some os elétrons de valência de todos os átomos. Para um ânion, adicione um elétron para cada carga negativa. Para um cátion, subtraia um elétron para cada carga positiva.
- 2) Escreva símbolos para os átomos a fim de mostrar quais átomos estão ligados entre si e unidos com uma ligação simples. O átomo central é o que se apresenta em menor quantidade ou é o elemento menos eletronegativo.
- 3) Complete os octetos dos átomos ligados ao átomo central
- 4) Coloque qualquer sobra de elétrons no átomo central, mesmo que provoque mais de um octeto.
- 5) Se não existem elétrons suficientes para dar ao átomo central um octeto, tente ligações múltiplas. Use um ou mais dos pares de elétrons não compartilhados dos átomos ligados ao átomo central para formar ligações duplas ou triplas.

2.3 Exceções à regra do octeto

A regra do octeto falha em muitas situações envolvendo ligações covalentes. Essas exceções à regra do octeto são de três tipos principais:

- 1) Molécula com número ímpar de elétrons;
- 2) Moléculas nas quais um átomo tem menos de octeto, ou seja, moléculas deficientes em elétrons;
- 3) Moléculas nas quais um átomo tem mais de um octeto, ou seja, moléculas com expansão do octeto.

2.4 Número ímpar de elétrons

Na grande maioria das moléculas, o número de elétrons é par e ocorre um completo emparelhamento dos elétrons. Em alguns poucos casos, como, ClO_2 , NO e NO_2 , o número de elétrons é ímpar. Dessa forma, o completo emparelhamento desses elétrons é impossível, fazendo com que um octeto ao redor de cada átomo não possa ser atingido.

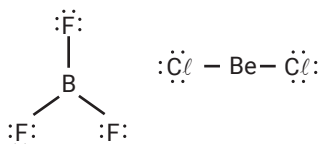
Exemplo:

NO (5 + 6) = 11 elétrons de valência

2.5 Deficiência de elétrons

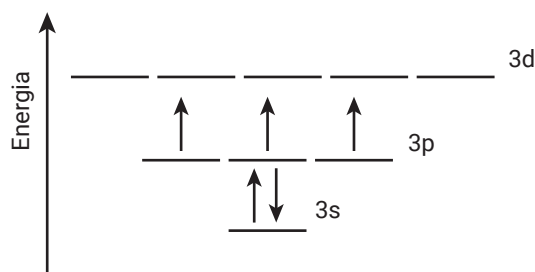
Átomos razoavelmente pequenos, como berílio e boro, apresentam elevadas energias de ionização. Logo, para transformá-los em cátions seria necessário fornecer grande quantidade de energia, o que aumentaria a sua instabilidade.

Para esses elementos é mais favorável que os átomos desses elementos estabeleçam ligações covalentes, levando ao emparelhamento de elétrons e, conseqüentemente, ao aumento das forças atrativas no sistema.

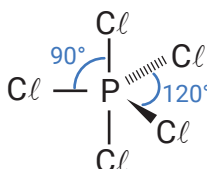


2.6 Expansão da teoria do octeto

Os elementos representativos com três ou mais níveis eletrônicos apresentam orbitais d vazios no nível de valência. Observe a distribuição eletrônica do nível de valência para o fósforo:

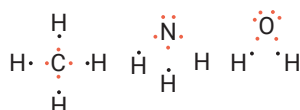


Mesmo formando compostos nos quais o modelo do octeto é obedecido, uma nova situação é possível. Se um elétron de valência do subnível 3s for excitado para o subnível 3d, o fósforo passará a ter cinco elétrons desemparelhados. Como a ligação covalente consiste no emparelhamento de elétrons, cinco ligações simples podem ser formadas e o fósforo apresentará 10 elétrons no nível de valência.



2.7 Domínio

Domínio eletrônico é qualquer região ao redor de um átomo que contenha elétrons de valência compartilhados ou não. Esse domínio pode ser uma ligação simples, dupla, tripla, um par de elétrons não ligante, ou até um único elétron.



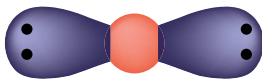
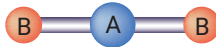
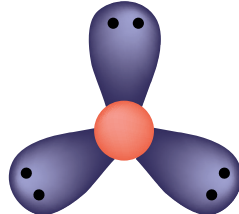
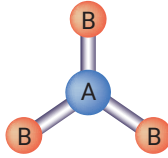
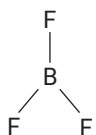
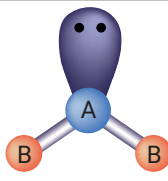
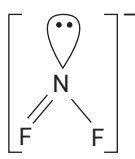
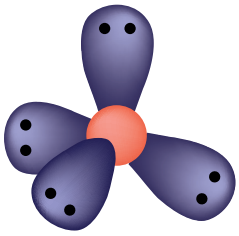
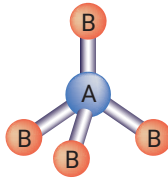
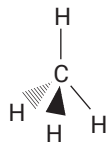
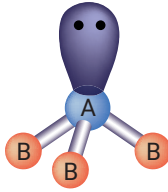
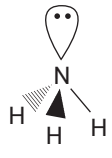
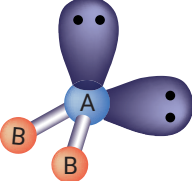
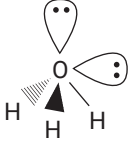
Todos os átomos centrais presentes nas estruturas apresentam domínio igual a 4.

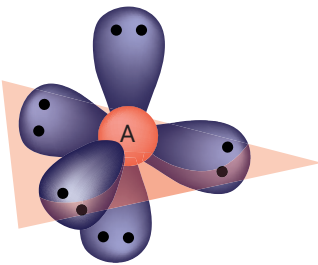
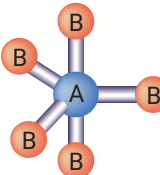
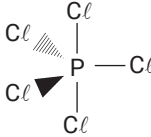
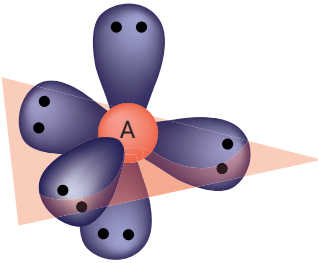
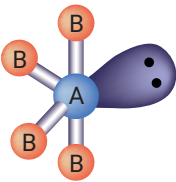
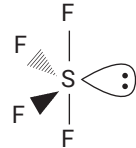
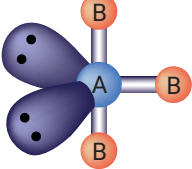
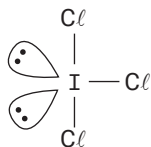
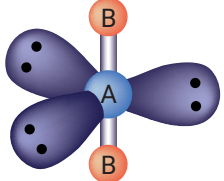
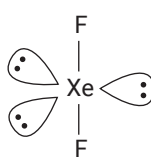


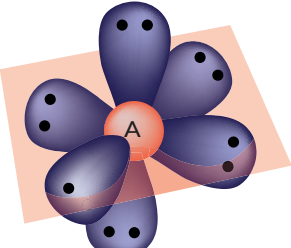
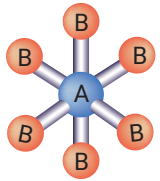

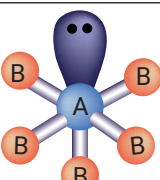
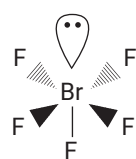
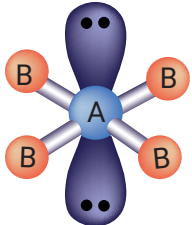
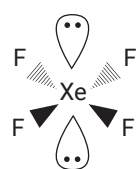
O carbono, na estrutura do CO_2 , apresenta domínio igual a 2.

2.8 Arranjo e Geometria

O arranjo é a distribuição espacial de todos os domínios de um átomo central, de modo que a repulsão entre eles seja a menor possível. Já a geometria é a disposição no espaço dos domínios, mas desconsideram-se os domínios formados por pares de elétrons não ligantes ou elétrons desemparelhados.

Nº de domínios	Arranjos	Domínios ligantes	Domínios não ligantes	Geometria Molecular	Exemplos	
					Fórmula Estrutural	Fórmula molecular
2	 Linear	2	0	 Linear	O=C=O	CO ₂
3	 Trigonal plano	3	0	 Trigonal plana		BF ₃
		2	1	 Angular		NO ₂ ⁻
4	 Tetraédrico	4	0	 Tetraédrica		CH ₄
		3	1	 Piramidal trigonal		NH ₃
		2	2	 Angular		H ₂ O

Nº de domínios	Arranjos	Domínios ligantes	Domínios não ligantes	Geometria Molecular	Exemplos	
					Fórmula Estrutural	Fórmula molecular
5	 Bipiramidal trigonal	5	0	 Bipiramidal trigonal		PCl_5
5	 Bipiramidal trigonal	4	1	 Gangorra		SF_4
		3	3	 Em T		ICl_3
		2	3	 Linear		XeF_2

Nº de domínios	Arranjos	Domínios ligantes	Domínios não ligantes	Geometria Molecular	Exemplos	
					Fórmula Estrutural	Fórmula molecular
 Octaédrico	6	0	 Octaédrica		SF_6	
	5	1	 Piramidal quadrada		BrF_5	
	4	2	 Quadrática plana		XeF_4	

2.9 Polaridade de Moléculas

Uma molécula pode ser classificada em polar ou apolar. Essa classificação está associada com a eletronegatividade dos átomos que constituem a molécula e, também, com sua geometria.

Não se pode confundir polaridade de moléculas com carga elétrica. Polaridade é uma tendência apresentada por algumas moléculas de acumularem cargas em suas extremidades. A molécula será apolar se apresentar uma distribuição simétrica de sua densidade eletrônica, acarretando um (momento dipolar) igual a zero.

Exemplos:

$\text{Cl}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{H}$, $\text{I}-\text{I}$: Átomos iguais (molécula simétrica)

$\text{O}=\text{C}=\text{O}$: as nuvens eletrônicas são, igualmente, atraídas pelos oxigênios, fazendo com que os polos gerados se anulem.

Porém, se houver uma assimetria na distribuição eletrônica da molécula, serão criados polos positivos e negativos, que não se anulam. Nesse caso, a molécula será polar.

Exemplos:

$\text{H}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{Br}$: (Moléculas formadas por átomos diferentes: Assimétricas).

H_2O Molécula assimétrica: os polos positivos (região do H) e negativo (região do O) não se anulam.

Importante!

A polaridade das substâncias ajuda a prever a sua solubilidade.

Solvente polar H_2O → tende a dissolver substâncias polares.

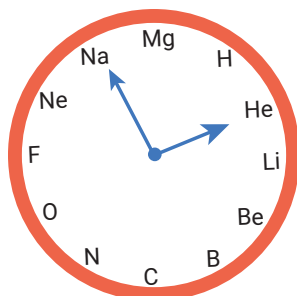
Solvente apolar CCl_4 → tende a dissolver substâncias apolares.

Em geral:

“Semelhante tende a se dissolverem semelhante”.

Questão 1

(UFRJ) Um professor decidiu decorar seu laboratório comum “relógio de Química” no qual, no lugar das horas, estivessem alguns elementos, dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura a seguir.



INDIQUE a fórmula mínima e o tipo de ligação do composto eletricamente neutro que é formado quando o relógio do professor marca:

A) nove horas:

B) Sete horas e cinco minutos:

Questão 2

(UNESP) Linus Pauling, falecido em 1994, recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

A) IDENTIFICAR dois grupos de elementos da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.

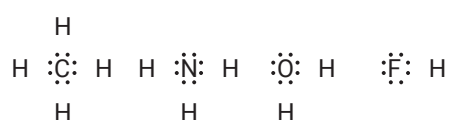
Maior: _____

Menor: _____

B) Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

Questão 3

(UNICAMP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas



Consulte a Classificação Periódica dos Elementos e ESCREVA as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:

A) Fósforo e hidrogênio

B) Enxofre e hidrogênio

C) Flúor e carbono

Questão 4

(PUC) Analise as propriedades físicas na tabela abaixo:

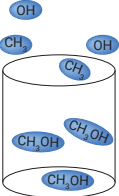
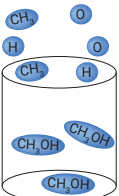
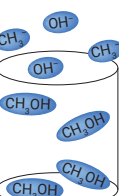
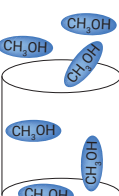
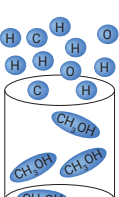
Condução de corrente elétrica				
Amostra	T.F. (°C)	T.E. (°C)	A 25°	A 100°
A	801	1413	Isolante	Condutor
B	45	182	Isolante	-
C	1535	2 761	Condutor	Condutor

Segundo a tabela, as substâncias A, B e C podem apresentar estados físicos diferentes devido ao tipo de ligação. Conclui-se então que o composto iônico, o molecular e o metálico são, respectivamente:

- A) A, B, C
- B) B, C, A
- C) C, A, B
- D) C, B, A
- E) A, C, B

Questão 5

(UFMG) A figura que melhor representa a evaporação do metanol - CH_3OH - é:

- A) 
- B) 
- C) 
- D) 
- E) 

Questão 6

(UFPE) Considerando os seguintes haletos de hidrogênio HF, HCl e HBr, pode-se afirmar que:

- A) a molécula mais polar é HF
- B) a molécula mais polar é HCl
- C) todos os três são compostos iônicos
- D) somente HF é iônico, pois o flúor é muito eletronegativo
- E) somente HBr é covalente, pois o bromo é um átomo muito grande para formar ligações iônicas.

Questão 7

(UFLA-MG) O alumínio e o cobre são largamente empregados na produção de fios e cabos elétricos. A condutividade elétrica é uma propriedade comum dos metais. Este fenômeno deve-se:

- A) à presença de impurezas de ametais que fazem a transferência de elétrons.
- B) ao fato de os elétrons nos metais estarem fracamente atraídos pelo núcleo.
- C) à alta afinidade eletrônica desses elementos.
- D) à alta energia de ionização dos metais.
- E) ao tamanho reduzido dos núcleos dos metais.

Questão 8

(UERJ) Um laboratório recebe três amostras para análise. A tabela a seguir descreve alguns de suas principais características.

Amostra	Aspecto do material	Condutividade elétrica à temperatura ambiente	T.F. (°C)	T.E. (°C)
I	Sólido	Alta	-	-
II	Pó Branco	Muito baixa	194	-
III	Pó Branco	Muito baixa	714	1 412

Três elementos químicos fazem parte da constituição das amostras; no entanto, cada uma composta por apenas dois deles. Os átomos desses três elementos, no estado fundamental, possuem 2, 3 e 7 elétrons de valência situados na terceira camada eletrônica.

EXPLIQUE a alta condutividade elétrica da amostra I, a partir de sua composição química, e INDIQUE as fórmulas das substâncias presentes nas amostras II e III.

Questão 9

(UNESP) Considere os seguintes compostos, todos contendo cloro: $BaCl_2$; CH_3Cl ; CCl_4 e $NaCl$. Sabendo que o sódio pertence ao grupo 1, o bário ao grupo 2, o carbono ao grupo 14, o cloro ao grupo 17 da Tabela Periódica e que o hidrogênio tem número atômico igual a 1:

A) TRANSCREVA a fórmula química dos compostos iônicos e IDENTIFIQUE-os, fornecendo seus nomes

B) APRESENTE a fórmula estrutural para os compostos moleculares e IDENTIFIQUE a molécula que apresenta o momento dipolar resultante diferente de zero.

Questão 10

Considerando os seguintes elementos: hidrogênio ($Z=1$), sódio ($Z=11$), carbono ($z=6$) e enxofre ($z=16$), é CORRETO afirmar que:

- A)** a ligação formada entre átomos de carbono e enxofre é iônica
- B)** a ligação formada entre hidrogênio e sódio é covalente.
- C)** o composto formado por hidrogênio e enxofre tem fórmula S_2H .
- D)** o composto formado por sódio e enxofre é sólido em condição ambiente.
- E)** o composto CH_4 , formado entre carbono e hidrogênio, é polar.

Questão 11

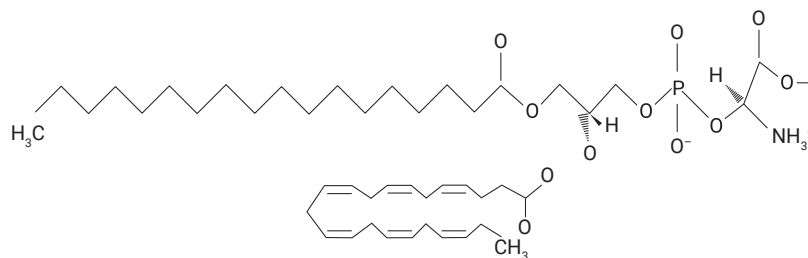
(UFU-MG) A molécula apolar que possui ligações polares é

- A)** CH_3Cl
- B)** $CHCl_3$
- C)** Cl_2
- D)** CCl_4

Questão 12

A fosfatidilserina é um fosfolípido aniônico cuja interação com cálcio livre regula processos de transdução celular e vem sendo estudada no desenvolvimento de biossensores nanométricos.

A figura representa a estrutura da fosfatidilserina:



Com base nas informações do texto, a natureza da interação da fosfatidilserina com o cálcio livre é do tipo:

Dado: número atômico do elemento cálcio: 20

- A) iônica somente com o grupo aniônico fosfato, já que o cálcio livre é um cátion monovalente.
- B) iônica com o cátion amônio, porque o cálcio livre é representado como um ânion monovalente.
- C) iônica com os grupos aniônicos fosfato e carboxila, porque o cálcio em sua forma livre é um cátion divalente.
- D) covalente com qualquer dos grupos não carregados da fosfatidilserina, uma vez que estes podem doar elétrons ao cálcio livre para formar a ligação.
- E) covalente com qualquer grupo catiônico da fosfatidilserina, visto que o cálcio na sua forma livre poderá compartilhar seus elétrons com tais grupos.

Questão 13

(PUC/2009) Analise as propriedades físicas na tabela a seguir.

Considerando-se os modelos de ligação A, B e C podem ser classificados, respectivamente, como compostos:

Amostra	T.F. (°C)	T.E. (°C)	Condução de corrente elétrica	
			25°	1 000°
A	805	1 413	Isolante	Condutor
B	45	180	Isolante	-
C	1 540	2800	Condutor	Condutor

- A) iônico, metálico e molecular.
- B) metálico, molecular e iônico.
- C) molecular, metálico e iônico.
- D) iônico, molecular e metálico.

Questão 14

(UFMG) Algumas propriedades físicas são características do conjunto das moléculas de uma substância, enquanto outras são atributos intrínsecos a moléculas individuais. Assim sendo, é CORRETO afirmar que uma propriedade intrínseca de uma molécula de água é a:

- A) densidade.
- B) polaridade.
- C) pressão de vapor.
- D) temperatura de ebulição.

Questão 15

(PUC) Para o estudo das relações entre o tipo de ligação química e as propriedades físicas das substâncias X e Y, sólidas à temperatura ambiente, foram realizados experimentos que permitiram concluir que:

- A substância X conduz corrente elétrica no estado líquido, mas não no estado sólido.
- A substância Y não conduz corrente elétrica em nenhum estado.

Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que:

- A)** a substância X é molecular e a substância Y é iônica.
- B)** a substância X é iônica e a substância Y é metálica.
- C)** a substância X é iônica e a substância Y é molecular.
- D)** as substâncias X e Y são moleculares.

Questão 16

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

	Fórmula	Forma Geométrica	Polaridade
A)	CO ₂	Linear	Polar
B)	CCl ₄	Tetraédrica	Polar
C)	NH ₃	Piramidal	Apolar
D)	BeH ₂	Linear	Apolar

Questão 17

Questão 18 (PUC) Sejam dadas as seguintes moléculas: H₂O, BeH₂, BCl₃ e CCl₄.

As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:

- A)** angular, linear, trigonal, tetraédrica
- B)** angular, trigonal, linear, tetraédrica
- C)** angular, linear, piramidal, tetraédrica
- D)** trigonal, linear, angular, tetraédrica

Questão 19

(ENEM) Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: “a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades”. A partir de definições desse tipo, a ideia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.

(Adaptado de OLIVEIRA, R. J. O Mito da Substância. Química Nova na Escola, no 1, 1995.)

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química. A seguir estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

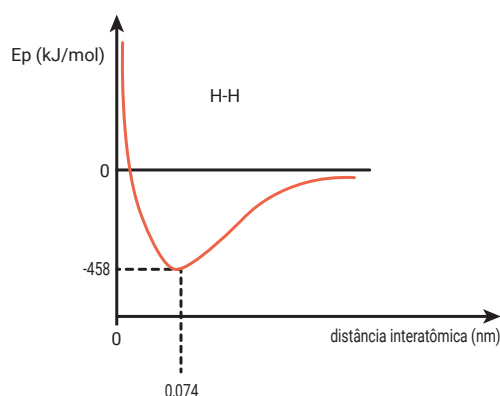
- I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
- II. Uma substância “macia” não pode ser feita de moléculas “rígidas”.
- III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
- IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas:

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

Questão 20

A curva abaixo mostra a variação da energia potencial E_p em função da distância entre os átomos, durante a formação da molécula H_2 a partir de dois átomos de hidrogênio, inicialmente a uma distância infinita um do outro.



Em relação às informações obtidas da análise do gráfico, assinale a afirmativa FALSA.

- A)** A energia potencial diminui na formação da ligação química.
- B)** A quebra da ligação H-H consome 458 kJ/mol.
- C)** O comprimento de ligação da molécula H_2 é de 0,074nm.
- D)** Os átomos separados por uma distância infinita se atraem mutuamente.

Questão 21

(UFMG) Considere as variações de entalpia de alguns processos químicos:

- I. $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = 44 \text{ kJ/mol}$
- II. $H_2O(g) \rightarrow 2H(g) + O(g)$ $\Delta H = 934 \text{ kJ/mol}$
- III. $NaF(s) \rightarrow Na^+(g) + F^-(g)$ $\Delta H = 912 \text{ kJ/mol}$
- IV. $N_2(g) \rightarrow 2N(g)$ $\Delta H = 945 \text{ kJ/mol}$

A) Explique, em termos moleculares, qual é a diferença entre os processos I e II que justifica a grande diferença de energia entre eles.

B) Considerando-se os dados fornecidos para os processos III e IV, analise a afirmativa: “Ligações covalentes são muito mais fracas do que ligações iônicas.”

Decida se essa afirmativa é verdadeira ou falsa e justifique sua resposta.

Questão 22

(UFMG) Nas figuras I e II, estão representados dois sólidos cristalinos, sem defeitos, que exibem dois tipos diferentes de ligação química.



Figura I

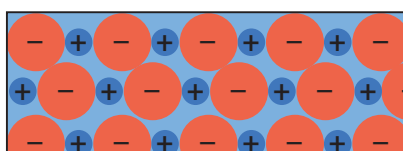


Figura II

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que

- A) A figura II corresponde a um sólido condutor de eletricidade
- B) A figura I corresponde a um sólido condutor de eletricidade
- C) A figura I corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico
- D) A figura II corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.

Questão 23

(PUC Minas) Considere os compostos

CH ₄	H ₂ S	H ₂ O	H ₂ Te	H ₂ Se
I	II	III	IV	V

A ordem decrescente dos ângulos entre os átomos de hidrogênio nos compostos é

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

Questão 24

(CMMG) Utilizando o modelo de repulsão de pares de elétrons, um estudante preparou a tabela a seguir, que relaciona algumas espécies químicas e suas respectivas geometrias.

Espécie química	Geometria
H_3O^+	Piramidal trigonal
CO_2	Linear
SO_4^{2-}	Tetraédrica

O número de erros cometidos pelo estudante é

- A) 0
- B) 1
- C) 2
- D) 3

Questão 25

O foscênio (COCl_2) é um gás incolor, tóxico, asfixiante e de cheiro penetrante. Esse gás, utilizado como arma na Primeira Guerra Mundial, era produzido a partir da reação do monóxido de carbono (CO) e do gás cloro (Cl_2). Qual é a geometria de cada uma dessas moléculas, respectivamente?

- A) Linear, trigonal plana e tetraédrica.
- B) Angular, linear e linear.
- C) Trigonal plana, angular e linear
- D) Tetraédrica, linear, angular.
- E) Trigonal plana, linear e linear.

Questão 26

O hexafluoreto de enxofre (SF_6) é um gás incolor, inodoro, não inflamável e inerte utilizado como isolante em transformadores de alta tensão elétrica e em equipamentos de distribuição de eletricidade. A respeito do SF_6 , é correto afirmar que:

- A) apresenta geometria molecular octaédrica.
- B) apresenta geometria molecular bipirâmide trigonal.
- C) apresenta átomos de flúor e de enxofre unidos entre si por meio de ligações iônicas.
- D) tem geometria molecular idêntica à da amônia (NH_3).
- E) é uma substância simples

Questão 27

Sabe-se que a atmosfera do nosso planeta é composta por uma mistura gasosa que apresenta, por exemplo, os gases CH_4 , O_3 , N_2 e SO_3 . As moléculas desses gases, respectivamente, apresentam quais geometrias moleculares?

- A) Tetraédrica, Trigonal, Linear e Trigonal.
- B) Trigonal, Angular, Angular e Tetraédrica.
- C) Trigonal, Linear, Tetraédrica e Angular.
- D) Tetraédrica, Angular, Linear e Trigonal.

Questão 28

Questão 29 (ENEM-2015) Pesticidas são substâncias utilizadas para promover o controle de pragas. No entanto, após sua aplicação em ambientes abertos, alguns pesticidas organoclorados são arrastados pela água até lagos e rios e, ao passar pelas guelras dos peixes, podem difundir-se para seus tecidos lipídicos e lá se acumularem. A característica desses compostos, responsável pelo processo descrito no texto, é o(a)

- A) baixa polaridade.
- B) baixa massa molecular.
- C) ocorrência de halogênios.
- D) tamanho pequeno das moléculas.
- E) presença de hidroxilas nas cadeias.

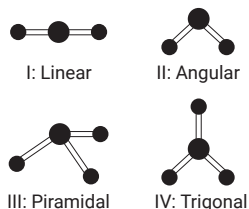
Questão 30

(CFTMG) A relação entre a molécula, sua geometria e sua polaridade está representada corretamente em

- A) CCl_4 , tetraédrica e polar.
- B) PBr_3 , piramidal e apolar.
- C) BeF_2 , angular e polar.
- D) CO_2 , linear e apolar.
- E) NH_3 , angular e apolar.

Questão 31

(Unifesp 2009) Na figura, são apresentados os desenhos de algumas geometrias moleculares



SO_3 , H_2S e $BeCl_2$ apresentam, respectivamente, as geometrias moleculares:

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

Questão 32

(UFRS) As substâncias SO_2 e CO_2 apresentam moléculas que possuem ligações polarizadas. Sobre as moléculas destas substâncias é correto afirmar-se que

- A)** ambas são polares, pois apresentam ligações polarizadas.
B) ambas são apolares, pois apresentam geometria linear.
C) apenas o CO_2 é apolar, pois apresenta geometria linear.
D) ambas são polares, pois apresentam geometria angular.
E) apenas o SO_2 é apolar, pois apresenta geometria linear.

GABARITO

1) A) MgF_2 : ligação iônica

B) NH_3 : ligação covalente

2) A) maior eletronegatividade: VIIA

menor eletronegatividade: IA

B) Ligação iônica, pois elementos com alta eletronegatividade tendem a formar íons e os baixa eletronegatividade tendem a formar cátions, ocorrendo a atração eletrostática.

3) A) $H \begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} P \begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} H$ (PH_3)

H

B) $\begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} S \begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} H$ (H_2S)

H

C) $\begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} C \begin{matrix} \cdot\cdot \\ \cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix} F$ (CF_4)

4) A

5) D

6) A

7) B

8) A amostra I é constituída por material sólido com alta condutividade elétrica; portanto apresenta elétrons livres para movimentar-se. Conclui-se que é formada por elementos cujos átomos apresentam pequenos números de elétrons na última camada, ou seja, metais: Mg e Al. No 3º período o elemento com 7 elétrons na camada de valência é o cloro, com 3 é o Alumínio e com 2 é o magnésio. Portanto:

Amostra II: $AlCl_3$

Amostra III: $MgCl_2$

9) A) $BaCl_2$: cloreto de bário

$NaCl$: cloreto de sódio

B) O tetraclorometano é polar; não há pares de elétrons não ligantes e tem todos os ligantes iguais; portanto é uma molécula apolar. O clorometano tem um ligante diferente; portanto é uma molécula polar.

10) D

11) D

12) C

13) D

14) B

15) C

16) D

17) A

18) D

19) D

20) A) O processo I representa uma mudança de estado, em que são rompidas interações intermoleculares, no caso, ligações de hidrogênio, que são muito mais fracas que as ligações covalentes rompidas no processo II. Assim, a energia gasta no processo I é menor que a energia gasta no processo II.

B) Falsa. Ambas ligações são muito fortes. Isso pode ser verificado na baixa diferença de energia envolvida nos dois processos.

21) A

26) D

22) B

27) A

23) A

28) D

24) E

29) E

25) A

30) C