

04 – Ligações Químicas

CN – 2021

Autor:
Prof. Thiago Cardoso

Aula 04

Sumário

1. Teoria das Ligações da Camada de Valência	4
1.1. Metais.....	7
1.2. Não–Metais	12
1.3. Resumo da Regra do Octeto	13
2. Ligação Covalente	15
2.1. Estruturas de Lewis	16
2.1.1. Ligações Duplas e Triplas	17
2.1.2. Ligações Dativas.....	21
2.1.3. Método para Determinação da Fórmula Química de um Composto Formado por Ligação Covalente	23
2.1.4. Método para montar Fórmulas Estruturais.....	27
2.2. Exceções à Regra do Octeto	27
2.2.1. Espécies com Número Ímpar de Elétrons.....	28
2.2.2. Espécies Deficientes de Elétrons	29
2.2.3. Espécies com Elétrons em Orbitais d.....	31
2.3. Sólidos Covalentes.....	35
2.3.1. Propriedades dos Sólidos Covalentes.....	38
2.4. Propriedades dos Compostos Moleculares	40
3. Ligação Iônica	44
3.1. Estruturas de Lewis	45
3.1.1. Íons Compostos	48
3.1.2. Compostos Iônicos Mistos.....	51
3.2. Cristais Iônicos.....	52
3.2.1. Propriedades Físicas dos Compostos Iônicos	54
3.3. Caráter Covalente.....	56
3.3.1. Compostos Moleculares formados por Metais	58
4. Ligação Metálica	61
4.1. Modelo do Mar de Elétrons.....	61
4.2. Propriedades dos Metais.....	64



4.2.1. Propriedades Magnéticas	66
4.2.2. Ligas Metálicas.....	69
5. Lista de Questões Propostas	72
6. Gabarito.....	83
7. Lista de Questões Comentadas	84



Nesse capítulo, estudaremos os fundamentos das Ligações Químicas. É um assunto de base na Química.

1. Teoria das Ligações da Camada de Valência

Na sua grande maioria, os átomos dos elementos químicos são encontrados na natureza ligados a outros átomos, formando inúmeras substâncias químicas.

O que sempre chamou a atenção dos químicos é que existe uma família especial: a família dos gases nobres, também conhecida como família VIII – A ou família 18. Esses elementos apresentam a interessante propriedade de **serem os únicos elementos da Tabela Periódica que aparecem na forma de moléculas monoatômicas**.

Ao contrário de outros elementos, os gases nobres apresentam **baixa reatividade**, e, normalmente, são encontrados na forma de átomos isolados ou moléculas monoatômicas. Observe a diferença, a nível molecular, entre uma amostra de gás neônio (Ne), que é um gás nobre, e uma amostra de gás nitrogênio (N_2), que é um elemento pertencente a outra família.

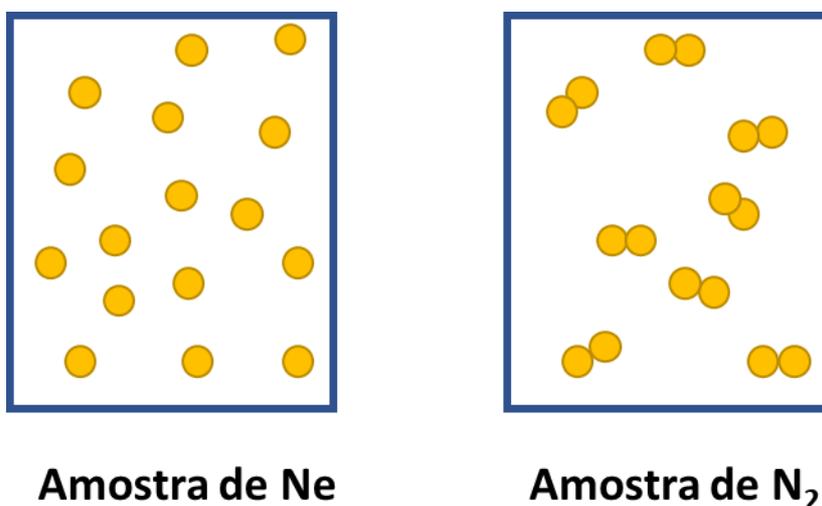


Figura 1: Diferenças entre uma amostra de gás nobre (Ne) e uma amostra de molécula de outro elemento (N_2)

Em uma amostra de gás nitrogênio (N_2), encontramos dois átomos de nitrogênio associados, o que é bem diferente do que acontece com uma amostra de gás neônio.

O nitrogênio, assim como a maioria dos elementos da Tabela Periódica, forma uma grande variedade de compostos. Além da substância simples N_2 , são compostos conhecidos do nitrogênio: compostos com hidrogênio (NH_3 , N_2H_4), os gases com o oxigênio (NO , N_2O , NO_2 , N_2O_3 e N_2O_5), compostos com halogênios (NF_3 , NCl_3 , NI_3) e muitos outros.

Contrariamente, são conhecidos raríssimos compostos dos gases nobres. E, normalmente, eles somente são obtidos em situações muito especiais.

Essas observações nos levam a nos questionar: o que será que faz dos gases nobres elementos tão especiais a ponto de não precisarem fazer ligações químicas com outros elementos?

Já estudamos anteriormente que todos os elementos de uma mesma família possuem uma característica em comum: **o número de elétrons na camada de valência**. E o mesmo acontece com todos os gases nobres.

Os gases nobres possuem 8 elétrons na camada de valência, com exceção do hélio, que possui apenas 2. Vejamos suas configurações eletrônicas.

Tabela 1: Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres

Elemento	Configuração Eletrônica
He	$1s^2$
Ne	$[\text{He}]2s^22p^6$
Ar	$[\text{Ne}]3s^23p^6$
Kr	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$
Xe	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$
Rn	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$

Por esse motivo, uma das primeiras teorias a respeito da estabilidade dos compostos químicos é a famosa Regra do Octeto, que diz:

Regra do Octeto: Os átomos tendem a formar ligações, de modo a adquirir a camada de valência de um gás nobre, ou seja, 8 elétrons.

A Regra do Octeto será o nosso ponto de partida para o estudo da formação de ligações químicas.

Já vimos no estudo da Tabela Periódica que os elementos podem ser classificados em quatro grupos. Agora, vamos rever essas quatro categorias em termos do tipo de ligação química que eles realizam:

- **Gases Nobres:** possuem baixa reatividade, sendo os únicos elementos da Tabela Periódica que se apresentam na forma de átomos isolados;
- **Metais:** possuem tendência a perder elétrons, formando cátions;
- **Não-Metais:** possuem tendência a compartilhar ou ganhar elétrons, formando ânions;
- **Semimetais:** possuem tendência exclusivamente a compartilhar elétrons, raramente formam íons.

Na Tabela Periódica, vamos identificar **os elementos representativos**, que são aqueles, cuja configuração eletrônica se encerra em subnível s ou p.

1	2	13	14	15	16	17	18
I – A	II – A	III – A	IV – A	V – A	VI – A	VII – A	VIII – A
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

↑
↑
↑
↑

Metais
Semimetais
Gases Nobres

Não-metais

Figura 2: Elementos Representativos da Tabela Periódica

Devemos nos lembrar, ainda, de que o número (em romanos) da família de um elemento representativo é igual ao número de elétrons na camada de valência. Também podemos usar a regra de que o número de elétrons na camada de valência é igual ao algarismo das unidades do grupo.

1	2	13	14	15	16	17	18
I – A	II – A	III – A	IV – A	V – A	VI – A	VII – A	VIII – A
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						
↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑
1 e ⁻	2 e ⁻	3 e ⁻	4 e ⁻	5 e ⁻	6 e ⁻	7 e ⁻	8 e ⁻

Figura 3: Número de Elétrons na Camada de Valência das Famílias de Elementos Representativos

Vamos agora fazer um estudo mais aprofundado dessas quatro categorias de elementos.

1.1. Metais

Os metais correspondem à maior parte dos elementos da Tabela Periódica.

Os metais possuem tendência a perder elétrons quando formam ligações químicas, formando cátions. E isso os ajuda a adquirir a estabilidade eletrônica de um gás nobre.

Vejamos o caso dos metais alcalinos, que são os elementos da família I – A, que podem ser memorizados pelo mnemônico:

Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**

Nessa família, o hidrogênio é uma exceção. Embora pertença à família dos metais alcalinos, ele é um **não metal**. Por isso, vai seguir uma regra diferente dos demais elementos do grupo.

Todos os metais alcalinos possuem um único elétron na camada de valência. Eles são os elementos que vêm logo após os gases nobres na Tabela Periódica. Por isso, a sua configuração eletrônica pode ser obtida facilmente.

Tabela 2: Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres

Elemento	Configuração Eletrônica	Número Atômico
Li	[He] 2s¹	3
Na	[Ne] 3s¹	11
K	[Ar] 4s¹	19
Rb	[Kr] 5s¹	37
Cs	[Xe] 6s¹	55
Fr	[Rn] 7s¹	87

Na Tabela 2, podemos visualizar que todos os metais alcalinos possuem exatamente um único elétron na sua camada de valência.

Perceba que a configuração eletrônica de um metal alcalino é igual à configuração de um gás nobre **acrescida** de um elétron. O que aconteceria, se esse elétron fosse perdido?

Pense bem.

Se você disse que o átomo ficará exatamente com a configuração eletrônica de um gás nobre, você acertou! É isso mesmo.

Não ficou claro? Podemos desenhar.

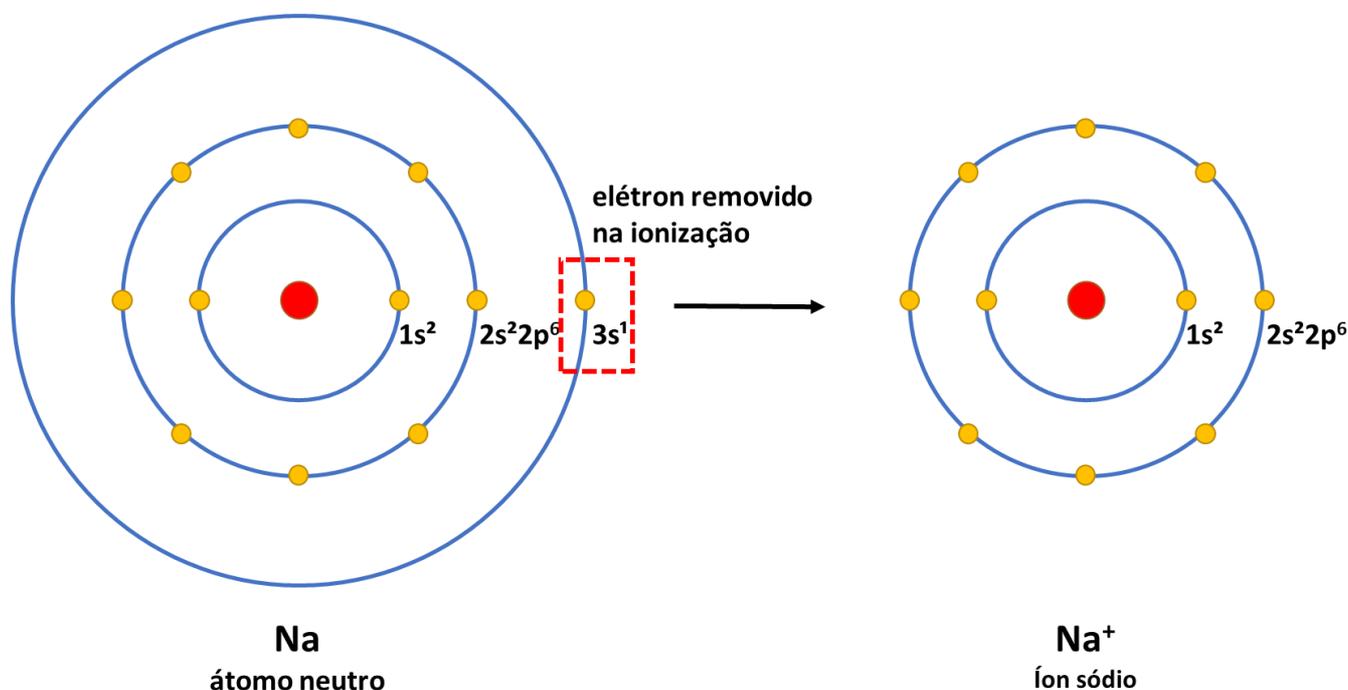
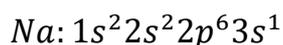


Figura 4: Ilustração de como o sódio adquire a configuração de um gás nobre após perder um elétron

Na Figura 4 à esquerda, observamos o átomo neutro de sódio, que possui 1 elétron na camada de valência. Observamos os 11 elétrons do sódio e sua configuração eletrônica no estado fundamental, que é:



Quando o átomo de sódio sofre uma ionização, ele perde o elétron do subnível mais externo, que é o elétron que se encontra no subnível **3s¹**.

Quando esse elétron é removido, o íon sódio passará a ter a seguinte configuração.



Observe que essa configuração é exatamente a mesma do neônio, que é um gás nobre. É por isso que o sódio atinge a estabilidade eletrônica quando forma o íon Na⁺.

Agora, vamos estudar **os metais alcalino-terrosos**, que são os elementos da família II – A. Sua principal característica é que eles possuem dois elétrons na camada de valência. Vamos explorar suas configurações eletrônicas.

Tabela 3: Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres

Elemento	Configuração Eletrônica	Número Atômico
Be	[He] 2s²	4
Mg	[Ne] 3s²	12
Ca	[Ar] 4s²	20

Elemento	Configuração Eletrônica	Número Atômico
Sr	[Kr] 5s²	38
Ba	[Xe] 6s²	56
Ra	[Rn] 7s²	88

Da mesma forma que vimos na Figura 4 para os metais alcalinos, quando perdem os seus elétrons na camada de valência,

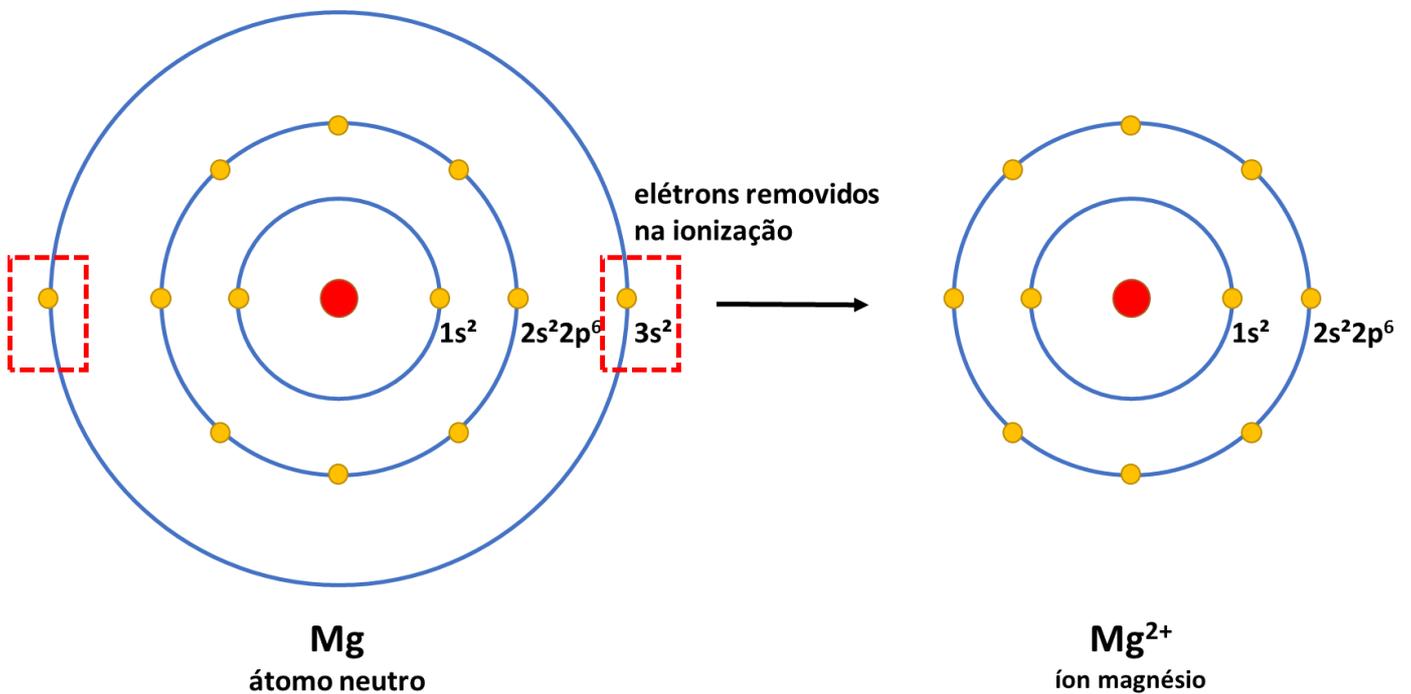


Figura 5: Ionização do Magnésio, mostrando como ele adquire a estabilidade eletrônica de um gás nobre quando perde os 2 elétrons da camada de valência

No caso dos metais representativos da família III – A, a regra geral é também a mesma: esses elementos tendem a perder os três elétrons da camada de valência, adquirindo carga +3.

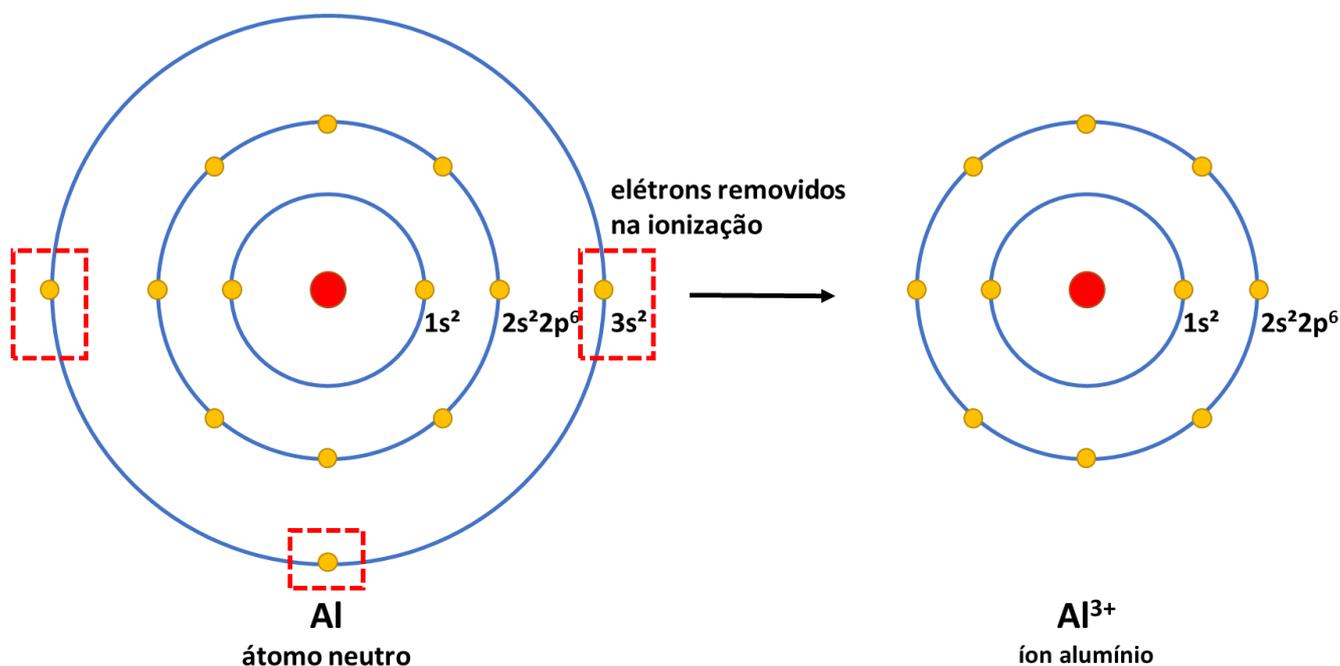


Figura 6: Ionização do Alumínio

É importante observar, no entanto, que é muito difícil remover muitos elétrons de um átomo neutro. A explicação para isso é que cargas positivas e cargas negativas se atraem.

É por isso que é muito difícil formar íons com carga +4 ou maior. Esse fato nos trará um sério problema quando lidamos com os demais metais representativos das famílias IV – A e V – A: estanho (Sn), chumbo (Pb) e bismuto (Bi).

Como eles são metais, eles precisam perder elétrons para atingir a estabilidade eletrônica. Porém, eles não podem formar íons +4 ou +5 para atingir a configuração eletrônica de um gás nobre. Como é possível conciliar essas duas necessidades?

A explicação é que esses metais **permanecem ainda com dois elétrons na camada de valência**, formando normalmente **os íons Sn²⁺, Pb²⁺ e Bi³⁺**.

Existem alguns poucos compostos com os íons Sn⁴⁺ e Pb⁴⁺, mas são raros. Eu nunca vi compostos com o íon Bi⁵⁺.

Com base no que foi exposto nessa seção, podemos sintetizar a Regra do Octeto para os Metais:

Os metais representativos tendem a perder todos os elétrons da camada de valência.

Para os metais de transição, é bastante complicado estabelecer regras com base na Regra do Octeto. Eu sugiro que você decore as principais cargas formadas por eles nos seus compostos à medida que tivermos a oportunidade de estudá-los.

1.2. Não-Metais

Os não metais (ou ametais) são poucos elementos na Tabela Periódica, começando com o Carbono e indo até a família dos halogênios (ou família VII – A). Incluem também o elemento hidrogênio, que é uma interessante exceção da Tabela Periódica.

Os não metais estão sinalizados em azul na Figura 7.

1	2	13	14	15	16	17	18
I – A	II – A	III – A	IV – A	V – A	VI – A	VII – A	VIII – A
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

↑
↑
↑
↑

Metais
Semimetais
Gases Nobres

Não-metais

Figura 7: Elementos Representativos da Tabela Periódica

É importante notar que os gases nobres não podem ser chamados de **não metais**. Eu sei. É um pouco confuso. Mas os gases nobres não são metais, mas também não são não metais. Eles são gases nobres.

Os não metais precisam ganhar elétrons para atingir o octeto. De maneira geral, o número de ligações que eles precisam fazer é exatamente igual ao número de ligações que faltam para que eles atinjam 8 elétrons na camada de valência.

Por exemplo, o flúor pertence à família VII – A, portanto, tem 7 elétrons na camada de valência. Logo, ele precisa ganhar um elétron para atingir o octeto. Portanto, ele pode formar o íon F^- . Outra forma de atingir a estabilidade é recebendo 1 elétron por compartilhamento.

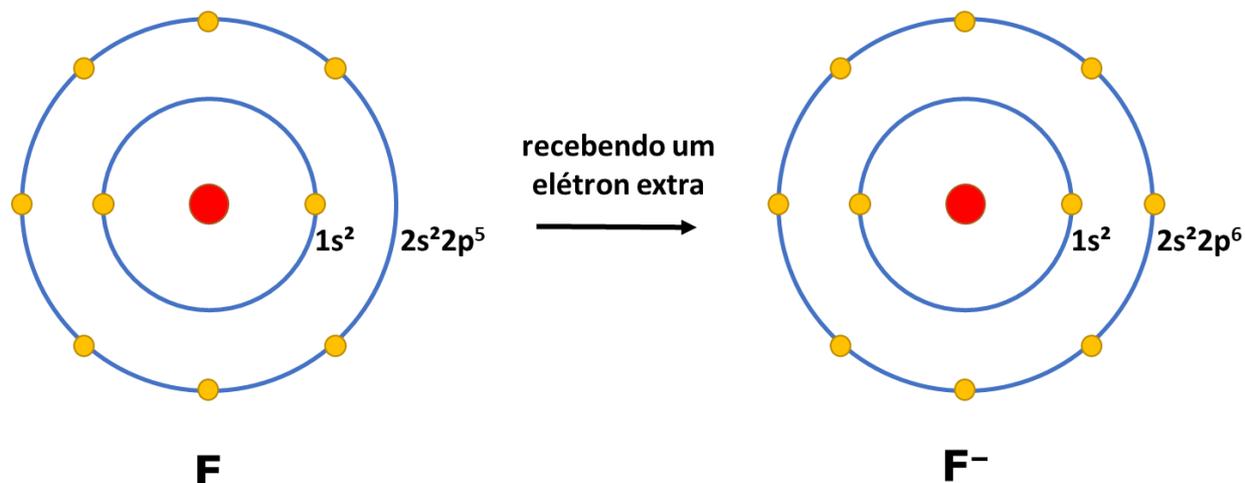


Figura 8: O que acontece quando o flúor ganha um elétron?

Por sua vez, o oxigênio pertence à família VI – A, portanto, ele tem 6 elétrons na camada de valência. Logo, ele precisa ganhar dois elétrons para atingir o octeto. Portanto, ele pode formar o íon O^{2-} . Outra forma de atingir a estabilidade eletrônica é recebendo 2 elétrons por compartilhamento.

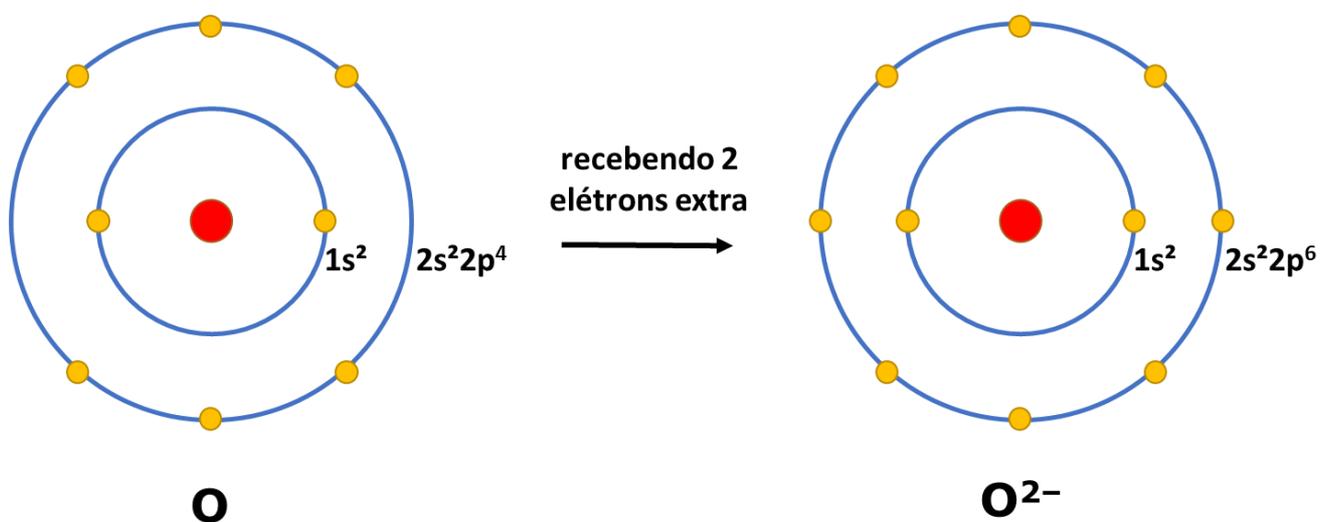


Figura 9: O que acontece quando o oxigênio ganha 2 elétrons?

1.3. Resumo da Regra do Octeto

A Regra do Octeto estabelece que os átomos adquirem estabilidade quando adquirem a configuração eletrônica dos gases nobres, ou seja, 8 elétrons na camada de valência (exceto o hélio, cuja configuração é $1s^2$).

Além disso, devemos notar que os metais tendem a perder elétrons e que os não-metais tendem a ganhar elétrons. Os semimetais, por sua vez, só participam de ligações covalentes, compartilhando elétrons até atingir o octeto.

Vamos esquematizar a Regra do Octeto na Tabela Periódica.

1 H 1.0079 Hydrogen																	2 He 4.0026 Helium
3 Li 6.941 Lithium	4 Be 9.0122 Beryllium											5 B 10.811 Boron	6 C 12.011 Carbon	7 N 14.007 Nitrogen	8 O 15.999 Oxygen	9 F 18.998 Fluorine	10 Ne 20.180 Neon
11 Na 22.990 Sodium	12 Mg 24.305 Magnesium											13 Al 26.982 Aluminum	14 Si 28.086 Silicon	15 P 30.974 Phosphorus	16 S 32.065 Sulfur	17 Cl 35.453 Chlorine	18 Ar 39.948 Argon
19 K 39.098 Potassium	20 Ca 40.078 Calcium	21 Sc 44.956 Scandium	22 Ti 47.867 Titanium	23 V 50.942 Vanadium	24 Cr 51.996 Chromium	25 Mn 54.938 Manganese	26 Fe 55.845 Iron	27 Co 58.933 Cobalt	28 Ni 58.693 Nickel	29 Cu 63.546 Copper	30 Zn 65.39 Zinc	31 Ga 69.723 Gallium	32 Ge 72.63 Germanium	33 As 74.922 Arsenic	34 Se 78.96 Selenium	35 Br 79.904 Bromine	36 Kr 83.80 Krypton
37 Rb 85.468 Rubidium	38 Sr 87.62 Strontium	39 Y 88.906 Yttrium	40 Zr 91.224 Zirconium	41 Nb 92.906 Niobium	42 Mo 95.94 Molybdenum	43 Tc 98 Technetium	44 Ru 101.07 Ruthenium	45 Rh 101.07 Rhodium	46 Pd 106.42 Palladium	47 Ag 107.87 Silver	48 Cd 112.41 Cadmium	49 In 114.82 Indium	50 Sn 118.71 Tin	51 Sb 121.76 Antimony	52 Te 127.60 Tellurium	53 I 126.90 Iodine	54 Xe 131.29 Xenon
55 Cs 132.91 Cesium	56 Ba 137.33 Barium	57-71 La-Lu	72 Hf 178.49 Hafnium	73 Ta 180.95 Tantalum	74 W 183.84 Tungsten	75 Re 186.21 Rhenium	76 Os 190.23 Osmium	77 Ir 192.22 Iridium	78 Pt 195.08 Platinum	79 Au 196.97 Gold	80 Hg 200.59 Mercury	81 Tl 204.38 Thallium	82 Pb 207.2 Lead	83 Bi 208.98 Bismuth	84 Po 209 Polonium	85 At 210 Astatine	86 Rn 222 Radon
87 Fr 223 Francium	88 Ra 226 Radium	89-103 Ac-Lr	104 Rf 261 Rutherfordium	105 Db 262 Dubnium	106 Sg 266 Seaborgium	107 Bh 264 Bohrium	108 Hs 269 Hassium	109 Mt 268 Meitnerium	110 Uun 271 Ununnilium	111 Uuu 272 Unununium	112 Uub 1.0079 Ununbium	113 Uut Ununtrium	114 Uuq 289 Ununquadium	115 Uup Ununpentium	116 Uuh Ununhexium	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium

Figura 10: Regra do Octeto na Tabela Periódica

O número de ligações que um elemento químico pode fazer é denominado **valência**. Pela Regra do Octeto:

- Os metais alcalinos (exceto o hidrogênio) perdem 1 elétron;
- O hidrogênio normalmente ganha 1 elétron;
- Os metais alcalino-terrosos perdem 2 elétrons;
- Os calcogênios (família VI-A) ganham 2 elétrons;
- Os halogênios (família VII-A) ganham 1 elétron.

- Os gases nobres (família VIII-A) dificilmente reagem, pois já possuem a eletrosfera estável com 8 elétrons;

É importante registrar que a Regra do Octeto:

- Não se aplica aos metais de transição;
- Tem várias exceções, que serão estudadas em momento oportuno.

2. Ligação Covalente

Na Tabela Periódica, nós vimos que existem os metais, que têm a tendência a perder elétrons, e os não metais, que têm tendência a ganhar elétrons. Devido a isso, existem três modelos de ligação, que são os principais:

- **Ligações Iônicas:** são ligações normalmente formadas por um metal e um não metal, em que o metal perde elétrons, formando cátions, e o não metal ganha elétrons, formando ânions;
- **Ligações Metálicas:** são ligações formadas entre metais, em que eles doam elétrons para a rede, formando cátions. Os elétrons circulam livres por meio dos cátions;
- **Ligações Covalentes:** são ligações formadas entre dois não metais ou entre semimetal e não metal, em que ambos compartilham elétrons para atingir a estabilidade eletrônica.

Nessa seção, vamos estudar como os elementos podem atingir a estabilidade eletrônica, formando esses três tipos de ligação. Mais adiante, estudaremos as propriedades dos compostos formados em cada um dos tipos de ligação.

Para isso, uma representação muito útil são **as Estruturas de Lewis**, em que os elétrons da camada de valência de um átomo são representados como pontinhos ou pequenas bolinhas em torno do símbolo do elemento químico. Vejamos alguns exemplos de átomos representados dessa forma.



Nessa representação, deixamos claro que o flúor tem 7 elétrons na camada de valência, o oxigênio tem 6 elétrons na camada de valência e o nitrogênio tem 5 elétrons na camada de valência.

Isso será um subsídio muito importante para determinar a quantidade de ligações químicas que esses elementos precisam fazer para atingir a estabilidade eletrônica preconizada pela Regra do Octeto.

- Como o flúor (F) tem 7 elétrons na camada de valência, ele precisa ganhar 1 elétron para atingir o octeto;
- Como o oxigênio (O) tem 6 elétrons na camada de valência, ele precisa ganhar 2 elétrons para atingir o octeto;

- Como o nitrogênio (N) tem 5 elétrons na camada de valência, ele precisa ganhar 3 elétrons para atingir o octeto.

Uma forma muito assertiva de criar Estruturas de Lewis para um elemento químico é utilizar sua configuração eletrônica. Com base nela, determinamos quantos elétrons emparelhados e quantos elétrons desemparelhados cada átomo possui. Vejamos:

Elemento	Número Atômico	Configuração Eletrônica	Configuração da Camada de Valência				
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓		↑	↑	↑
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓		↑↓	↑	↑
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓		↑↓	↑↓	↑
			2s		2p		

Nas representações da Estrutura Lewis, deixamos claro que:

- o flúor tem 3 pares de elétrons emparelhados e 1 elétron desemparelhado;
- o oxigênio tem 2 pares de elétrons emparelhados e 2 elétrons desemparelhados;
- o nitrogênio tem 1 par de elétrons emparelhado e 3 elétrons desemparelhados.



2.1. Estruturas de Lewis

A ligação covalente é formada por dois elementos que apresentam tendência a ganhar elétrons, ou seja, dois elementos eletronegativos ou, ainda, por dois ametais.

Na ligação covalente, dois átomos **compartilham elétrons**, como ilustrado na Figura 11.

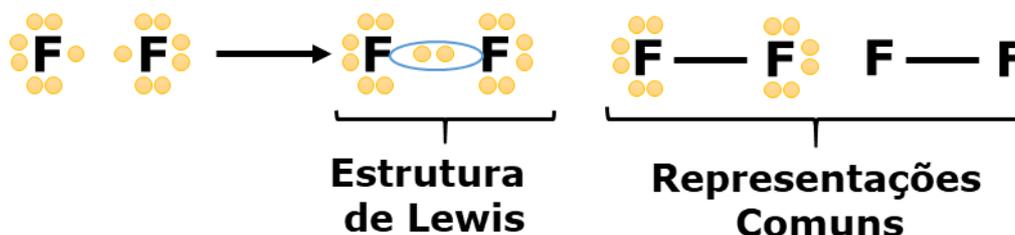


Figura 11: Estrutura de Lewis para a Molécula F_2

A Figura 11 traz a Estrutura de Lewis da molécula F_2 .

Tomemos, como exemplo, o átomo de flúor, que possui 7 elétrons na camada de valência. Cada um deles precisaria de mais um elétron para atingir o octeto – 8 elétrons na camada de valência.

Por isso, dois átomos de flúor podem se juntar e formar a molécula F_2 . Nessa molécula, dois átomos compartilham um elétron. Essa ligação pode ser representada por meio de uma **Estrutura de Lewis**. Nessa estrutura, representamos:

- **os pares elétrons ligantes**, que são os pares de elétrons compartilhados entre os dois átomos. Eles podem ser circulados ou representados por um segmento de reta;
- **os pares de elétrons não-ligantes**, que são sempre vistos agrupados em duplas. Embora não façam parte da ligação covalente, eles influenciam na geometria da molécula e, conseqüentemente, nas suas propriedades.



Figura 12: Visualização da Ligação Covalente

Os elétrons ligantes são aqueles que são **compartilhados** entre os dois átomos de flúor. Eles contam para a eletrosfera de ambos os átomos.

Nessa estrutura, podemos visualizar que ambos os átomos passaram a ter 8 elétrons na sua camada de valência, atingindo a estabilidade preconizada pela Regra do Octeto.

Observamos que cada átomo de flúor tinha originalmente 7 elétrons. Depois da ligação química que eles realizaram, ambos passaram a desfrutar de uma eletrosfera com 8 elétrons, que é semelhante à de um gás nobre. Portanto, ambos os átomos atingiram a estabilidade.

Uma observação muito interessante a que chegamos é que todas as vezes que dois átomos compartilham um elétron, formando uma ligação química, cada um deles adquire um elétron adicional. Essa conclusão será utilizada para determinar as fórmulas químicas de diversos compostos formados por elementos de não metais.

2.1.1. Ligações Duplas e Triplas

Mostramos, anteriormente, o caso mais simples de formação de uma molécula por ligação covalente, que é o flúor gasoso (F_2).

Porém, como seria possível explicar a estabilidade uma molécula formada por dois átomos de oxigênio (O_2)?

O oxigênio molecular (O_2) realmente é uma substância bastante estável, tanto é que está presente em 21% na atmosfera – e é graças a isso que todos nós estamos vivos. Mas, em termos químicos, será que podemos explicar a estabilidade dessa molécula?

Para isso, devemos refletir novamente sobre a camada de valência do oxigênio. Já vimos que esse elemento pertence à família VI-A, portanto, apresenta 6 elétrons na sua camada de valência. Inclusive, sua Estrutura de Lewis é assim representada.



Como ele tem 6 elétrons na camada de valência, o átomo de oxigênio precisa de mais 2 elétrons para atingir o octeto. Seria possível atingir essa estabilidade por meio da molécula O₂? E como?

A resposta é que sim. E a explicação para isso é que existe a possibilidade de o átomo de oxigênio **formar uma ligação dupla**.



Com a ligação dupla, cada um dos átomos de oxigênio contribui com 2 elétrons, sendo assim, na molécula, existem 2 pares de elétrons ligantes.

Cada átomo de oxigênio originalmente tinha 6 elétrons na camada de valência. Após formar as duas ligações, cada um deles recebeu mais 2 elétrons, completando, assim, o octeto.

E será que nós seríamos capazes de explicar a molécula de nitrogênio (N₂)? O nitrogênio molecular é a substância mais abundante da atmosfera, correspondendo a 78% em volume. Como seria possível explicá-la?

O nitrogênio pertence à família V – A, portanto, tem 5 elétrons na camada de valência. Logo, ele precisa formar 3 ligações para completar o octeto.

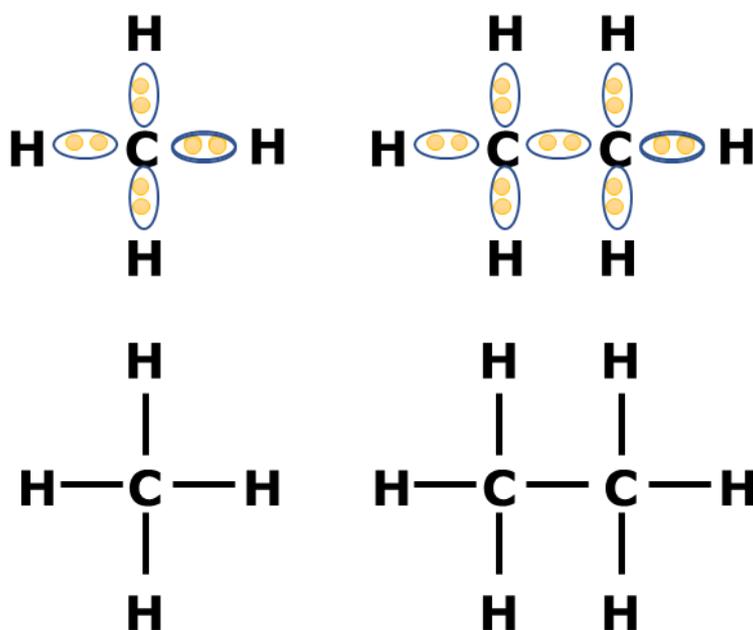
Dessa forma, é possível que dois átomos de nitrogênio se aproximem formando **uma ligação tripla**.



Com a ligação tripla, cada um dos átomos de nitrogênio recebeu 3 elétrons e, assim, adquiriu a configuração eletrônica semelhante a um gás nobre, por ter 8 elétrons na sua camada de valência.

Dessa forma, é possível explicarmos a estabilidade de uma molécula, usando ligações duplas e triplas. Mas não existem ligações quádruplas, ok?

Tome como exemplo o carbono, que pertence à família IV–A, possui 4 elétrons na sua camada de valência. Portanto, ele precisa formar 4 ligações químicas. Existem inúmeros compostos do carbono, em que ele forma 4 ligações. São exemplos: o metano (CH₄) e o etano (C₂H₆).



Existe uma grande diversidade de compostos formados pelo carbono e pelo hidrogênio, denominados hidrocarbonetos. Porém, não existe uma molécula C_2 formada por uma ligação quádrupla. Ligações quádruplas não existem, combinado?

Outro ponto interessante de se explicar é que **as ligações duplas e triplas normalmente só são observadas com elementos do segundo período**. Vamos revê-los.

H						He	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

Figura 13: Elementos do Segundo Período que formam Ligações Duplas e Triplas

As únicas exceções que eu conheço são **o fósforo, o enxofre e o xenônio** – sim, ele mesmo, mas é bem raro –, que formam ligações duplas com o oxigênio. As ligações $S = O$, $P = O$ e $Xe = O$

são as únicas exceções que eu conheço. São as únicas ligações duplas formadas por elementos do terceiro período em diante.

Até o momento, eu nunca vi nenhum outro elemento do terceiro período formar ligações duplas. E também nunca vi o fósforo e o enxofre formarem ligações duplas com outros elementos. Se você encontrar alguma, por favor, me avise, eu gostaria muito de saber.

Isso significa que não existem moléculas diatômicas simples, como P_2 e S_2 , que seriam análogas a N_2 e O_2 , porque o fósforo e o enxofre não formam ligações duplas e triplas.

Mas isso significa que não existem substâncias simples desses elementos?

Calma, jovem, existem sim. Porém, formam estruturas um pouco mais complexas.

Vamos começar com o átomo de fósforo, que pertence à família V – A, logo, possui 5 elétrons na sua camada de valência. Portanto, ele precisa formar 3 ligações. Mas, em vez de formar uma ligação tripla com outro átomo de fósforo, o que acontece é que cada átomo de fósforo forma uma ligação simples com outros 3 átomos de fósforo.

Forma-se uma estrutura com quatro átomos de fósforo (P_4), que se organizam espacialmente na forma de um tetraedro – pirâmide de base quadrada. Na Figura 14, mostramos que os quatro átomos de fósforo realmente consegue formar 3 ligações e completar seu octeto.

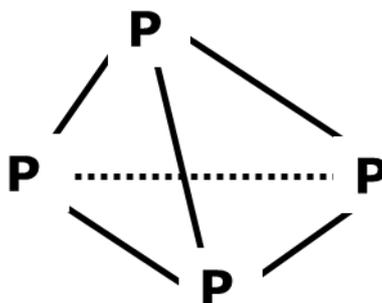


Figura 14: Molécula de Fósforo Branco (P_4)

Já o enxofre forma moléculas S_8 , em que os 8 átomos de enxofre se unem formando um **octógono**. Nesse octógono, cada átomo de enxofre se liga a outros 2 átomos, formando 2 ligações, o que completa seu octeto.

Lembre-se de que o átomo de enxofre pertence à família VI – A, logo, apresenta 6 elétrons na camada de valência. Portanto, ele realmente precisa de 2 ligações para atingir a configuração eletrônica de um gás nobre.

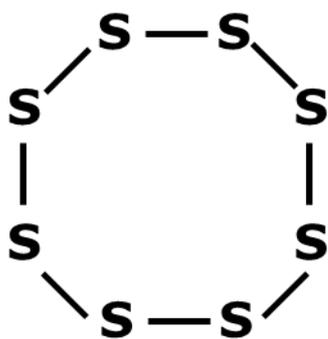


Figura 15: Arranjo Espacial da Molécula S_8

Na Figura 15, vemos que o arranjo espacial da molécula de enxofre (S_8) não é plano, mas sim forma uma figura espacial. Considero desnecessário você saber exatamente a forma da molécula S_8 , mas pode ser muito útil você saber que existem as moléculas P_4 e S_8 . Elas podem ser cobradas em questões de provas.

2.1.2. Ligações Dativas

Até o momento, nós só estudamos as chamadas **ligações covalentes comuns**, em que cada átomo compartilha um elétron com o outro, formando uma ligação química. Como vimos, uma ligação é caracterizada por um par de elétrons.

É como se todos os dias você fosse sair de casa e levasse um pacote de salgadinho. Na escola, você encontra um amigo que leva todos os dias o refrigerante. Então, vocês formam uma ligação química e compartilham o salgadinho e o refrigerante. Nada mal, não é? Ambos saem beneficiados da troca.

Mas, será que não seria possível na Química uma ligação ser formada de outra forma?

Por exemplo, se algum dia, o seu amigo não pudesse levar o refrigerante, você não poderia levar os dois: o salgadinho e o refrigerante a fim de manter a ligação química?

Ou seja, na Química, não seria possível que uma ligação fosse formada com o par de elétrons fornecido por um único átomo?

E a resposta é que sim. Aparentemente, a caridade também existe na nossa bela ciência.

Uma ligação covalente também pode acontecer entre um átomo que já possui o octeto completo e outro átomo que precise receber um par de elétrons. Esse tipo de ligação é chamada de **ligação dativa ou coordenada**. É o caso das moléculas CO e SO_2 .

No monóxido de carbono (CO), tem-se um elemento da família IV-A (o carbono), que possui quatro elétrons na sua camada de valência, portanto, precisa receber 4 elétrons, e o oxigênio (família VI-A), que possui seis elétrons na camada de valência, portanto, precisa receber 2 elétrons.

Quando os dois elementos formam uma ligação dupla, vemos que o oxigênio já atingiu o octeto, pois recebeu os dois elétrons de que precisava. Porém, o carbono ainda não atingiu – ele tinha quatro elétrons, recebeu dois e passou a ter seis.



A solução para que os dois elementos formem a molécula diatômica (CO) é que o oxigênio deve doar um par de elétrons para a ligação. Não se trata de uma ligação iônica, pois os dois elétrons não são doados inteiramente para o carbono, mas sim eles são compartilhados.



Figura 16: Molécula de Monóxido de Carbono (CO)

Existem várias formas de representar a ligação dativa ou coordenada. A mais comum é pela seta da Figura 16. Essa representação facilita bastante a visualização de que ambos os elementos estão cumprindo a Regra do Octeto. Vejamos:

- As duas ligações comuns indicam que o oxigênio recebeu dois elétrons. Como ele já tinha seis, passou a ter oito elétrons na camada de valência;
- O carbono recebeu dois elétrons vindos de ligações comuns e mais dois vindos de uma ligação dativa. Portanto, se ele tinha quatro elétrons na camada de valência, passou a ter oito.

Outras duas representações para a ligação dativa também são bastante comuns. Em uma delas, a ligação é representada simplesmente da mesma forma que uma ligação comum. Isso acontece, porque, uma vez formadas, as ligações comum e dativa são exatamente iguais, ou seja, possuem exatamente as mesmas propriedades.



Figura 17: Formas de Representar a Ligação Dativa

Outra representação, particularmente útil na Química Orgânica, é representar como uma ligação comum, mas assinalar o átomo doador dos elétrons com uma carga positiva e o outro átomo com uma carga negativa.

O mais comum é usar a seta na Química Inorgânica e as cargas +/- na Química Orgânica.

Essa representação também ilustra a Regra do Octeto. Note que o oxigênio tem uma carga positiva, portanto, passou a ter 5 elétrons na camada de valência. Ao ganhar 3 elétrons nas ligações, atingiu 8 elétrons na camada de valência.

Analogamente, o carbono com uma carga negativa possui 5 elétrons na camada de valência. Ao ganhar 3 elétrons, também atingiu os 8 elétrons.

É interessante o caso dos compostos formados pelo oxigênio (O) e pelo enxofre (S), ambos da família VI-A. Tendo por base somente a Regra do Octeto, poderíamos esperar que eles formassem a molécula diatômica, que seria bem parecida com a molécula O₂.



Figura 18: Molécula de SO (que não existe)

Porém, o monóxido de enxofre (SO) não existe. É interessante isso e sempre gera dúvidas entre os alunos. “Mas, professor, por que não existe uma molécula de SO, já que é só formar uma ligação dupla e está tudo certo do ponto de vista do octeto?”

Caro Aluno, nem sempre somos capazes de explicar a natureza. Na maioria das vezes, somos apenas meros observadores. Eu, particularmente, nunca vi nenhuma explicação realmente certa para esse fenômeno. O fato é que, na vida, real, não encontramos a molécula SO.

Os únicos compostos binários formados pelo enxofre e oxigênio são o dióxido de enxofre (SO₂) e o trióxido de enxofre (SO₃). A forma mais usual de tratar essas moléculas é supondo que elas são formadas por uma ligação dupla S = O e as demais ligações são dativas.

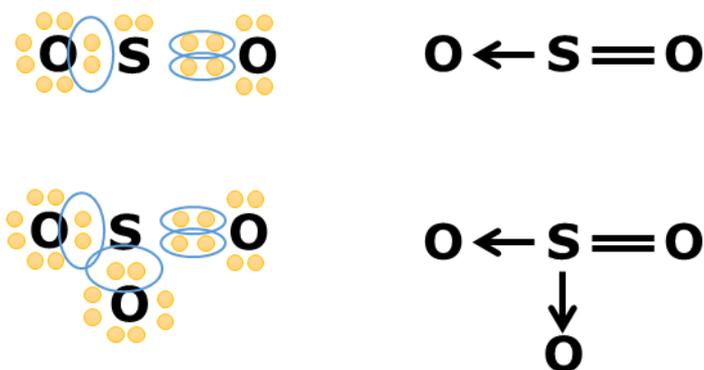


Figura 19: Moléculas de SO₂ e SO₃

Embora possamos usar ligações dativas para explicar a estabilidade, veremos mais adiante que, na realidade, essas não são as representações mais adequadas para SO₂ e SO₃.

2.1.3. Método para Determinação da Fórmula Química de um Composto Formado por Ligação Covalente

Até o momento, nós estudamos principalmente as ligações formadas em moléculas que possuem dois átomos do mesmo elemento ou que formassem o mesmo número de ligações.

Agora, vamos estudar um pouco mais as ligações químicas formadas por átomos de elementos diferentes.

Consideremos, agora, a molécula de água, que é formada por oxigênio (família VI-A) e hidrogênio (família I-A). O oxigênio possui 6 elétrons na camada de valência, portanto, precisa formar duas ligações covalentes para atingir o octeto. Já o hidrogênio possui apenas um elétron na camada de valência, mas atinge o octeto com dois elétrons, pois iguala a sua eletrosfera à do hélio. Logo, ele precisa fazer exatamente uma ligação.

Se o hidrogênio só pode formar uma ligação, mas o oxigênio precisa formar duas ligações, como eles podem formar um composto?

Uma ideia ser juntar dois átomos de oxigênio e um átomo de hidrogênio, formando a estrutura da água.



Figura 20: Molécula de Água

Eu considero bastante relevante que os dois pares de elétrons sobre o átomo de oxigênio sejam exibidos, tendo em vista que eles serão responsáveis por muitas propriedades dessa molécula.

Outro composto interessante formado entre o hidrogênio e o oxigênio é o **peróxido de hidrogênio**. A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio em água.



Figura 21: Molécula de Peróxido de Hidrogênio

Um ponto interessante que precisamos pontuar é: **é absolutamente normal que dois elementos formem vários compostos distintos**. Não existe nada estranho nisso.

O hidrogênio (H) e o oxigênio (O), por exemplo, formam as moléculas de água (H_2O) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). Já vimos, anteriormente, que o carbono e o hidrogênio podem formar moléculas, como o metano (CH_4) e o etano (C_2H_6), além de muitas outras.

Portanto, é pouco provável que apareça uma questão do tipo: “qual a fórmula da molécula formada pelos elementos A e B?”. Esse tipo de questão pode até aparecer em Ligações Iônicas, mas não em Ligações Covalentes.



CURIOSIDADE

A água oxigenada é uma solução aquosa do peróxido de hidrogênio. Ou seja, é mistura homogênea da água (H_2O) e do peróxido de hidrogênio (H_2O_2). É um material que poderia ser muito mais utilizado no nosso dia a dia.

Diante de luz ou de uma enzima chamada catalase, que é produzida por organelas celulares, denominadas peroxissomos, o peróxido de hidrogênio se decompõe, liberando água e o oxigênio nascente, representado por [O].



O oxigênio nascente é, na verdade, um átomo de oxigênio isolado, que é uma espécie química bastante reativa. O oxigênio não é um gás nobre, portanto, ele precisa necessariamente formar duas ligações para atingir uma configuração eletrônica estável.

Quando ele se encontra na forma de oxigênio nascente, ele é tão reativo que é capaz de reagir com qualquer molécula que encontre pelo seu caminho, inclusive as membranas celulares de bactérias, fungos e protozoários. É por isso que a água oxigenada é um poderoso antisséptico. E muito barato.

O uso mais simples da água oxigenada é no tratamento de feridas. Quando gotejamos essa solução em uma ferida aberta, ela rapidamente encontrará a catalase liberada pelos peroxissomos e promoverá sua reação característica, eliminando eventuais bactérias que poderiam se juntar na região e criar uma infecção.

Outro uso bastante conhecido é no descolorimento de cabelos antes de tingi-los. Mas, também podemos pensar em mais algumas sugestões de uso da água oxigenada:

- Submergir sua escova de dentes numa solução aquosa diluída de água oxigenada eliminará todos os coliformes fecais que se acumularem nela;
- Borrifar uma solução 1:1 água oxigenada e água da torneira nos seus pés eliminará os fungos que causam o chulé;
- Dar um banho de água oxigenada em frutas e verduras recém compradas é uma ótima forma de desinfectá-las;
- Aplicar água oxigenada em roupas pode eliminar o amarelo característico de roupas envelhecidas e manchas de sangue.

É isso. E, agora, vamos continuar a matéria?



Vamos, agora, pensar um pouco sobre o nitrogênio (N). Será que o nitrogênio pode formar moléculas com o hidrogênio (H)?

O nitrogênio pertence à família V – A, portanto, tem 5 elétrons na sua camada de valência. Logo, ele precisa formar 3 ligações. Já o hidrogênio, como vimos anteriormente, forma apenas uma ligação.

Por isso, eles podem formar a molécula de amônia (NH_3), em que o átomo de nitrogênio forma 3 ligações com 3 átomos de hidrogênio.

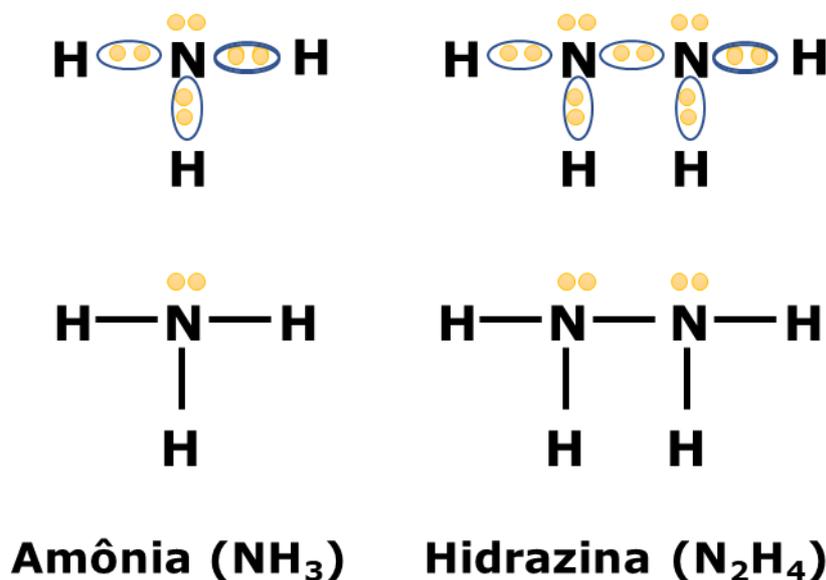


Figura 22: Moléculas formadas pelo Nitrogênio e pelo Hidrogênio

Mas, a exemplo do que acontecia com o oxigênio, existe também outra molécula formada por esses dois elementos, que é a hidrazina: N_2H_4 , cuja aplicação mais famosa é como combustível de foguetes.

O nitrogênio também pode formar compostos semelhantes com os halogênios, que também formam uma única ligação. Aliás, uma dica muito importante que podemos registrar: o hidrogênio e os halogênios normalmente só formam uma ligação, portanto, normalmente estão localizados nas extremidades de uma molécula.

Agora, vamos comentar sobre as exceções que aparecem nos compostos formados por ligações covalentes.

Existem basicamente três grupos que eu gostaria que você soubesse:

- As espécies que se estabilizam com número ímpar de elétrons;
- As espécies deficientes de elétrons, ou seja, que possuem menos que 8 elétrons na camada de valência;
- As espécies com excesso de elétrons, ou seja, que possuem mais de 10 elétrons na camada de valência.

2.2.1. Espécies com Número Ímpar de Elétrons

Na grande maioria das substâncias químicas estáveis, todos os elétrons estão emparelhados. Nós até vimos que existem os elétrons ligantes, que são pares de elétrons oriundos de ligações químicas, e os elétrons não ligantes, que são pares de elétrons que ficam isolados em um único átomo, não fazendo parte de nenhuma ligação. Vamos rever.



Quando todos os elétrons estão emparelhados dessa forma, a espécie química é chamada **diamagnética**. A grande maioria das espécies químicas estáveis conhecidas formadas por ligações covalentes se enquadram nessa categoria.

De maneira geral, **moléculas paramagnéticas**, ou seja, moléculas que possuem elétrons isolados, são instáveis, bastante reativas e genericamente conhecidas como **radicais livres**. Um dos principais exemplos já foi abordado no estudo da água oxigenada: é o oxigênio nascente, que consiste em um átomo de oxigênio isolado.

Porém, existem algumas exceções. Algumas moléculas são capazes de se estabilizar, mesmo com um número ímpar de elétrons, sendo, portanto, necessariamente paramagnéticas. Os exemplos mais conhecidos são: NO, NO₂ e ClO, cujas estruturas de Lewis estão representadas a seguir.



Nas duas estruturas à esquerda, o nitrogênio se estabiliza com 7 elétrons na camada de valência. Em ClO, é o oxigênio que se estabiliza com 7 elétrons na camada de valência.

Chama a atenção que o NO e o NO₂ são moléculas particularmente muito estáveis. O NO₂, inclusive, é um gás muito conhecido por sua coloração laranja intensa.

2.2.2. Espécies Deficientes de Elétrons

As espécies deficientes de elétrons são aquelas que possuem um orbital vazio depois de formadas. Essas espécies são muito importantes na Química, pois a sua deficiência de elétrons lhes confere propriedades reacionais muito interessantes.

Normalmente aparecem nos compostos moleculares do berílio (família II-A ou grupo 2) e dos elementos da família III-A ou grupo 3.

O berílio, apesar de ser metal, apresenta energia de ionização muito elevada em relação aos demais metais.

H 1331								He 2372
Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1403	O 1410	F 1681		Ne 2080
Na 496	Mg 737	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1255		Ar 1512
K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142		Kr 1351
Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191		Xe 1170
Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912		Rn 1037

Figura 24: Primeiras Energias de Ionização dos Elementos Representivos (em kJ mol^{-1}) – fonte [1]

Por conta disso, o berílio raramente forma compostos tipicamente iônicos. Um de seus compostos mais famosos é o fluoreto de berílio.

É interessante observar que a configuração do berílio no estado fundamental ($\text{Be:} [\text{He}]2s^2$) não preconiza a formação de nenhum tipo de ligação covalente, porque os dois elétrons estão emparelhados no orbital $2s$.



Porém, considerando o primeiro estado excitado do elemento, em que um dos elétrons do orbital $2s$ passa para um orbital $2p$ vazio, chega-se ao átomo com dois elétrons desemparelhados.

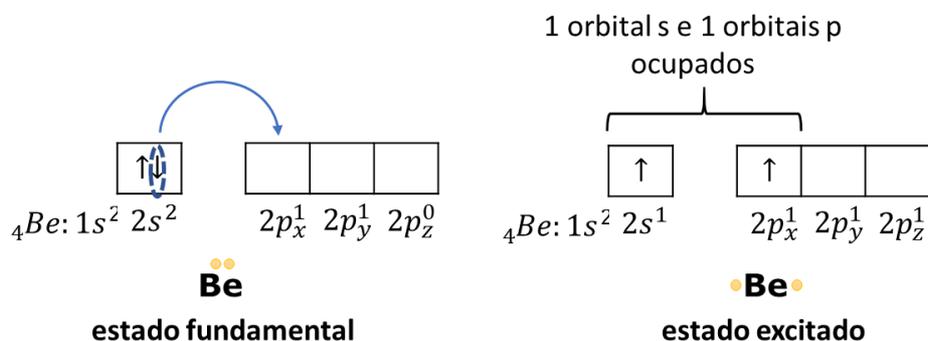


Figura 25: Estado Excitado do Berílio (Be)

Graças a essa configuração eletrônica no estado excitado, o átomo de berílio é capaz de formar duas ligações covalentes. Por isso, forma uma série de compostos, como BeH_2 , BeCl_2 e BeF_2 . Nesses compostos, é interessante observar que o átomo de berílio preserva dois orbitais **2p** vazios.



O interessante do fato de essa molécula apresentar orbitais vazios no átomo de berílio é que esse átomo pode receber ligações dativas de outras moléculas, formando uma interessante rede.

O boro, por sua vez, apresenta três elétrons na camada de valência. Sua configuração eletrônica no estado fundamental é $\text{B}: [\text{He}]2s^2 2p^1$ que apresenta somente um elétron desemparelhado.

No entanto, a exemplo do berílio, pode-se considerar o primeiro estado excitado do elemento, em que ele passa a apresentar três elétrons desemparelhados.

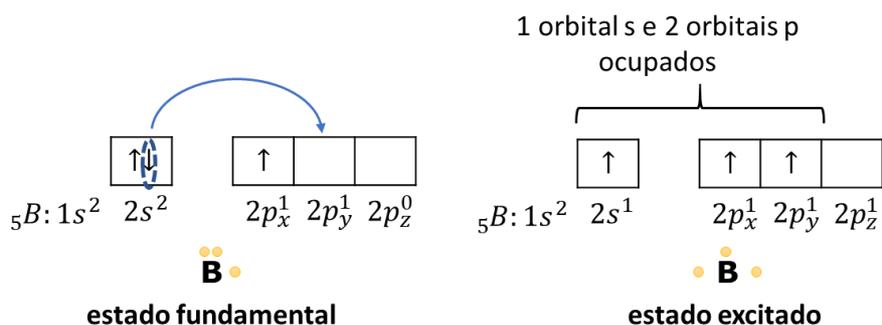
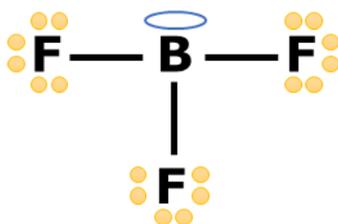


Figura 26: Estado Excitado do Boro (B)

Com base nesse estado excitado, o boro (B) pode formar três ligações. E, por isso, forma compostos como BF_3 .



No trifluoreto de boro, o átomo central apresenta apenas 6 elétrons na sua camada de valência e lhe restou um orbital vazio.

2.2.3. Espécies com Elétrons em Orbitais d

A maioria dos livros se referem a essas moléculas como “octeto expandido”, “expansão da camada de valência” ou ainda “excesso de elétrons”. Porém, eu gostaria de lembrar a você esse conceito fundamental.

As espécies químicas que apresentam o octeto expandido, ou seja, o átomo central possui mais de 8 elétrons **necessariamente utilizam orbitais d**. Portanto, **jamais** isso pode acontecer com átomos de segundo período, já que não existem orbitais 2d.

Tomemos como exemplo o átomo de fósforo, cuja configuração eletrônica no estado fundamental é:

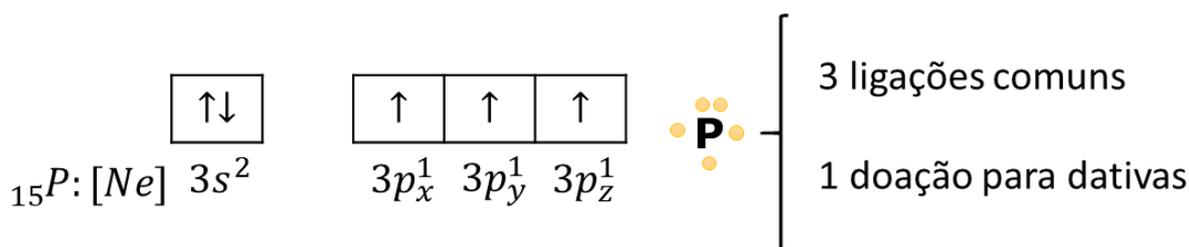


Figura 27: Configuração Eletrônica do Fósforo no seu Estado Fundamental

O estado fundamental do fósforo é suficiente para explicar a maioria de seus compostos, como PCl_3 , PH_3 e até mesmo o ácido fosfórico (H_3PO_4), em que o fósforo faz uma doação de um par de elétrons para uma dativa com o oxigênio.

Porém, além desses, o formato também forma o pentacloreto de fósforo (PCl_5), em que forma cinco ligações.

Esse composto é possível, porque o fósforo possui orbitais **d** disponíveis.

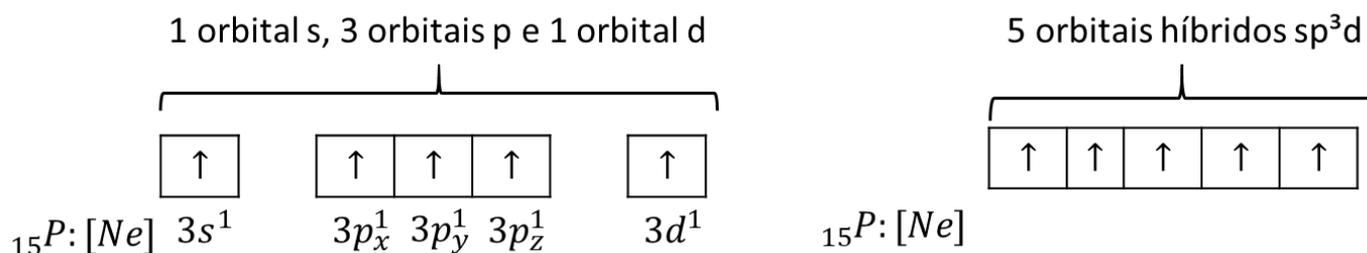
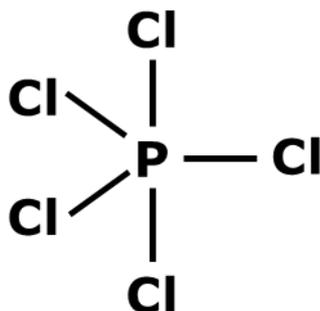


Figura 28: Estado Excitado do Fósforo

O estado excitado da Figura 28 mostra que o fósforo é capaz de formar 5 ligações covalentes comuns. Por conta disso, é capaz de formar o pentacloreto de fósforo, cuja geometria será abordada mais adiante nesse capítulo.



Um caso interessante é o do elemento enxofre, que se apresenta na forma de dois estados excitados mais comuns. Esse elemento pertence à família VI-A (ou grupo 16), portanto, apresenta 6 elétrons na sua camada de valência. Sua configuração eletrônica no estado fundamental está ilustrada na Figura 29.

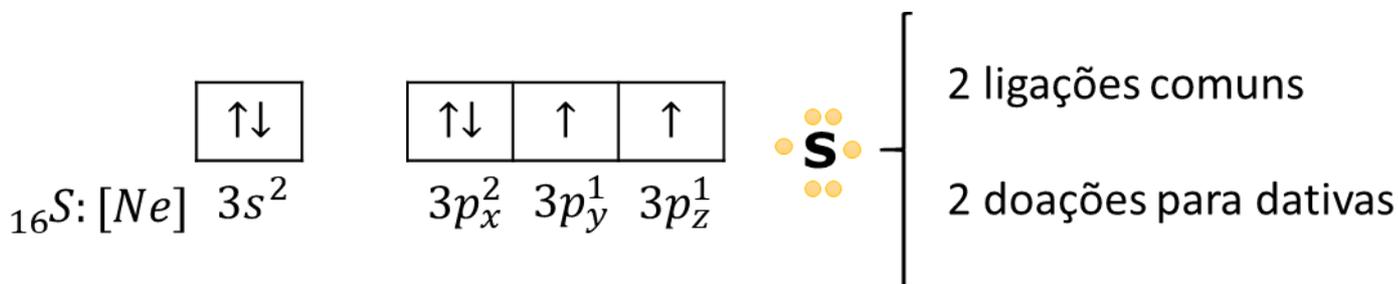


Figura 29: Enxofre no Estado Fundamental

Como o enxofre está no terceiro período, ele pode utilizar orbitais **3d** nas suas ligações químicas. Para isso, pode-se considerar dois estados excitados desse elemento.

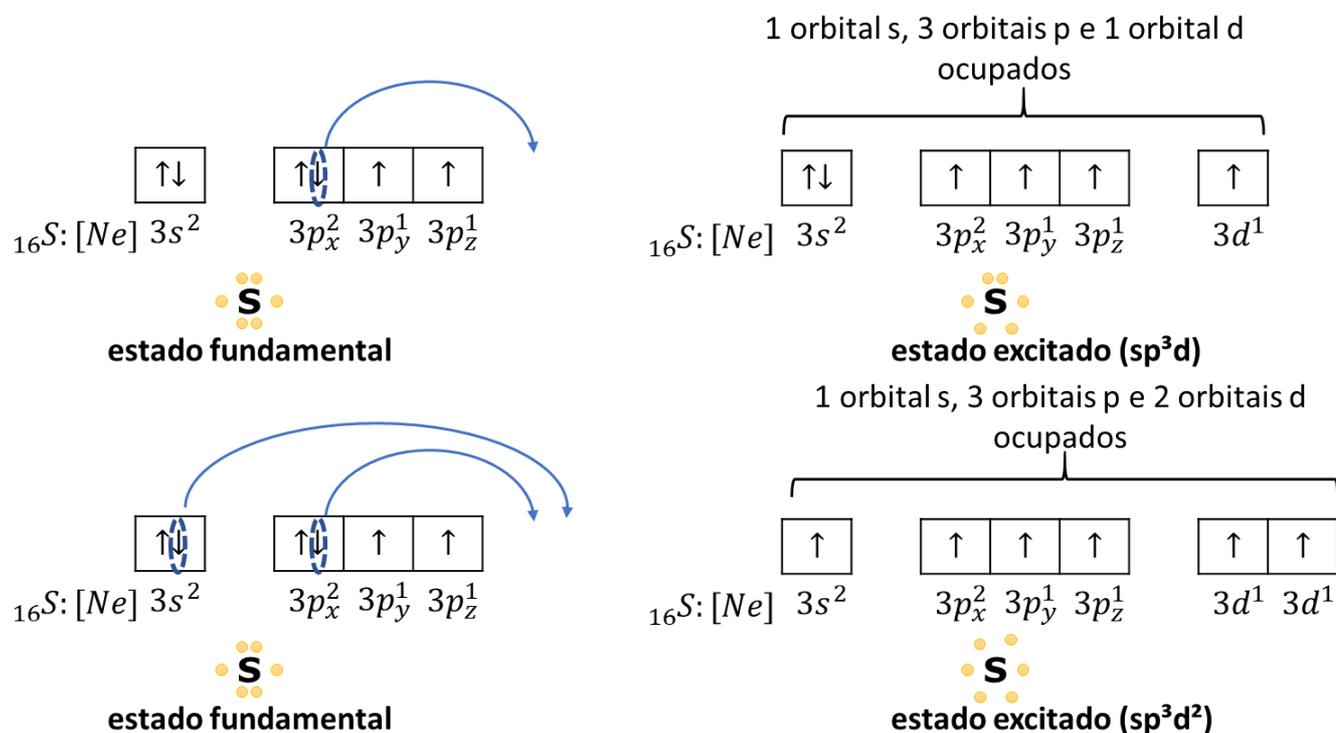


Figura 30: Estados Excitados do Enxofre

Os estados excitados mostrados na Figura 30 são capazes de explicar por que o enxofre pode formar 4 ou 6 ligações.

Quando o enxofre forma quatro ligações, ele se encontra na hibridização **sp³d** (os orbitais **s** com o par de elétrons também participam da hibridização). Essa hibridização deve ser reconhecida pela presença do par de elétrons não-ligante no átomo. O composto mais conhecido do enxofre nessa situação é o tetrafluoreto de enxofre (SF₄). Nessa situação, o enxofre terá 10 elétrons na camada de valência.

Quando forma seis ligações, o enxofre se encontra na hibridização **sp³d²**. O composto mais famoso nessa situação é o hexafluoreto de enxofre (SF₆). Nessa situação, o elemento apresenta 12 elétrons na sua camada de valência. Vejamos exemplos.

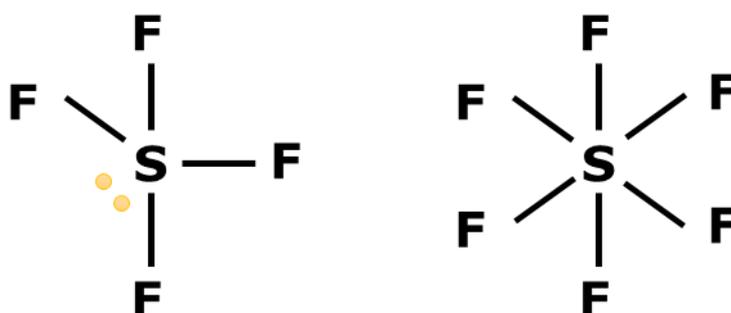


Figura 31: Compostos do Enxofre com 10 e 12 elétrons na Camada de Valência

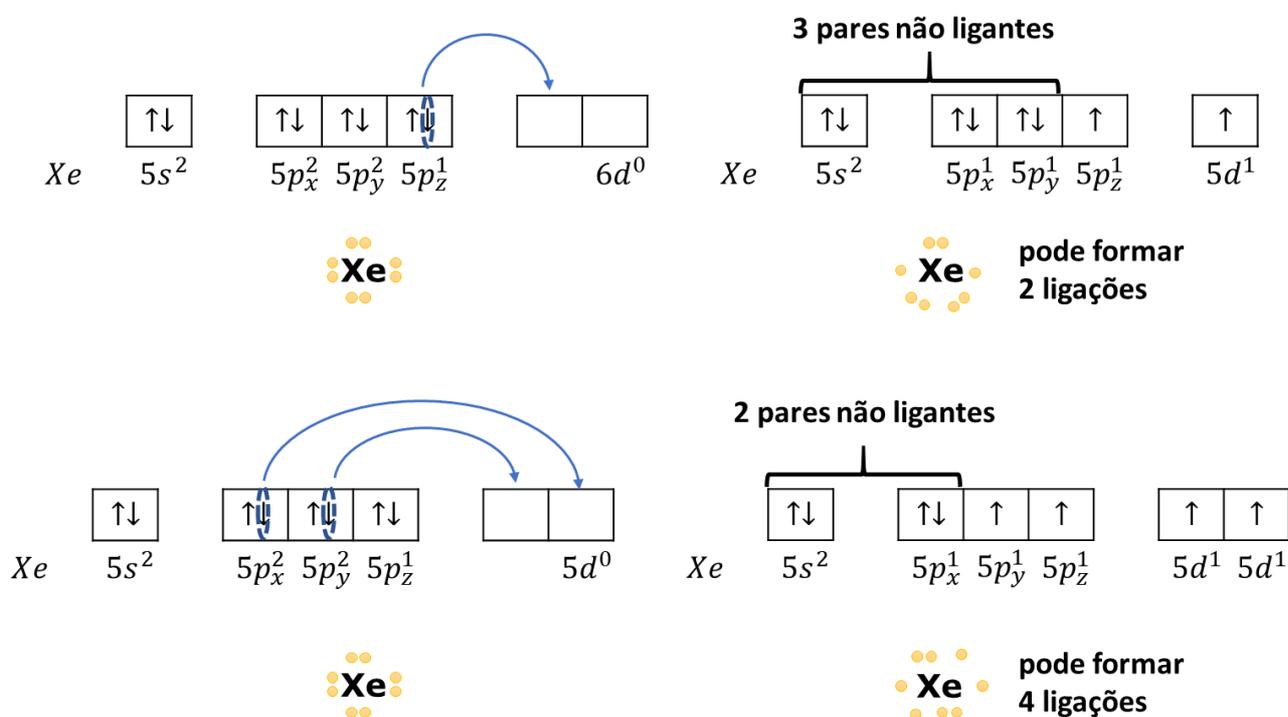
Por fim, você se lembra que nós já tínhamos conversado que os gases nobres também podem formar compostos?

Até o momento, nós não havíamos visto nenhum composto dos gases nobres, porque eles já possuem 8 elétrons na camada de valência. Porém, agora, nós já estudamos algumas situações em que os átomos podem sofrer expansão na sua camada de valência.

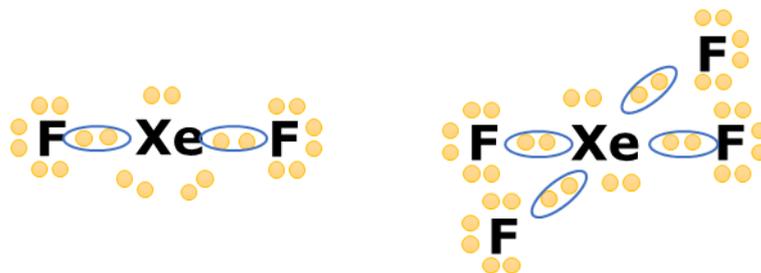
Mas, como vimos, isso só acontece a partir do 3º período, pois, assim, os átomos podem usar seus orbitais **d**. Portanto, são muito raros os compostos formados pelo hélio (He) e pelo neônio (Ne), que pertencem ao 1º e 2º período. Eles até podem formar compostos, mas somente em situações muito extremas e eles se decompõem rapidamente.

O argônio, que é do 3º período, já pode formar alguns compostos. Porém, os gases nobres mais fáceis são o criptônio e o xenônio. O xenônio forma vários fluoretos, com destaque para XeF₂ e XeF₄, em que utiliza seus elétrons dos orbitais **5d**.

Vamos, agora, desenhar os estados excitados que permitem que o xenônio seja capaz de formar 2 ou 4 ligações.



Com base nesses estados excitados, podemos propor as seguintes Estruturas de Lewis para os compostos XeF₂ e XeF₄.



Note que, em XeF_2 , o xenônio ganha 2 elétrons, somando 10 elétrons na sua camada de valência. Já em XeF_4 , ele ganha 4 elétrons, somando 12 elétrons na sua camada de valência.

2.3. Sólidos Covalentes

Agora, vamos fazer uma pontuação sobre o importante conceito de **moléculas**.

Uma molécula é um conjunto pequeno e bem definido de átomos unidos por ligações covalentes. São exemplos de moléculas todas as que foram abordadas na seção anterior.

Uma molécula precisa ser limitada, ou seja, ela precisa ter uma quantidade definida de átomos, precisa ter um início e um final. Vejamos exemplos:



É importante diferenciá-las dos sólidos covalentes, que, apesar de também serem formados por ligações covalentes, possuem um conjunto ilimitado de átomos. O caso mais conhecido é o diamante.

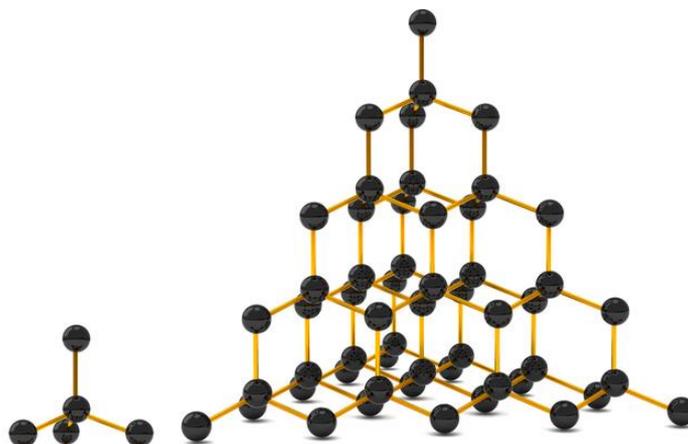


Figura 32: Estrutura do Diamante (fonte: [2])

No canto inferior esquerdo da Figura 32, deixamos uma célula unitária do cristal, que é a unidade estrutural que se repetirá constantemente em toda a sua estrutura.

Nessa célula unitária, tem-se um átomo de carbono que ocupa o centro de um tetraedro, cujos vértices são formados por outros quatro átomos de carbono.

Cada um desses átomos será também o centro de um tetraedro, cujos vértices são quatro átomos de carbono. Cada um desses quatro átomos também será o centro de um tetraedro, cujos vértices são outros quatro átomos de carbono. E, assim, a estrutura vai crescendo indefinidamente.

Também não existe um limite para o número de átomos que compõem a estrutura do material. Por isso, o diamante também não é formado por moléculas, mas é sim uma estrutura ilimitada.

Outros exemplos de sólidos covalentes são a grafite, que também é uma variedade alotrópica do carbono, e a sílica (SiO_2).

A grafite mais conhecida – essa mesmo que compõe o seu lápis – é formada por um conjunto de vários planos, que são formados por vários átomos de carbono que se arranjam em ciclos hexagonais. Nos ciclos, as ligações simples e duplas se alternam, de modo que cada átomo de carbono forma 4 ligações.

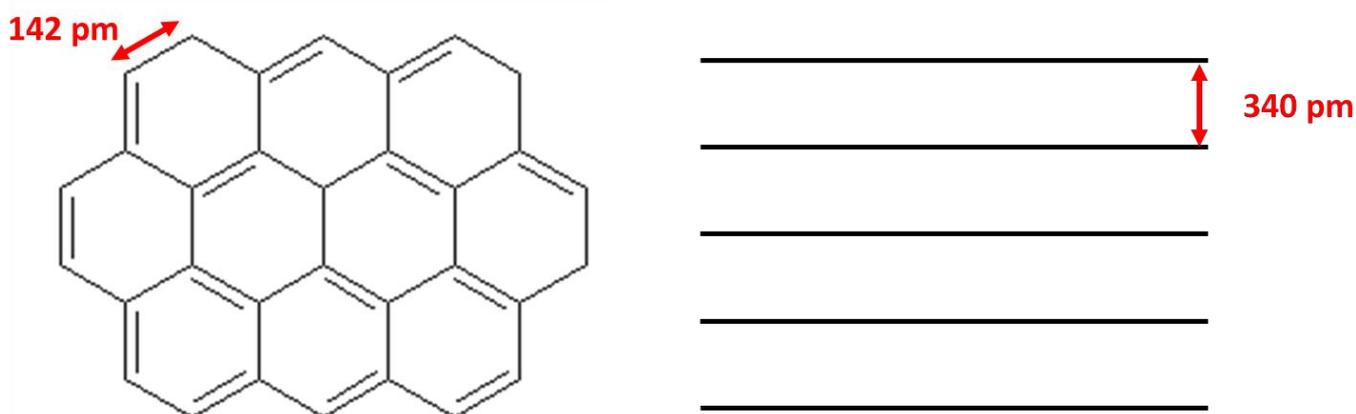


Figura 33: Estrutura da Grafite

Podemos visualizar também a estrutura da grafite um pouco mais estilizada.

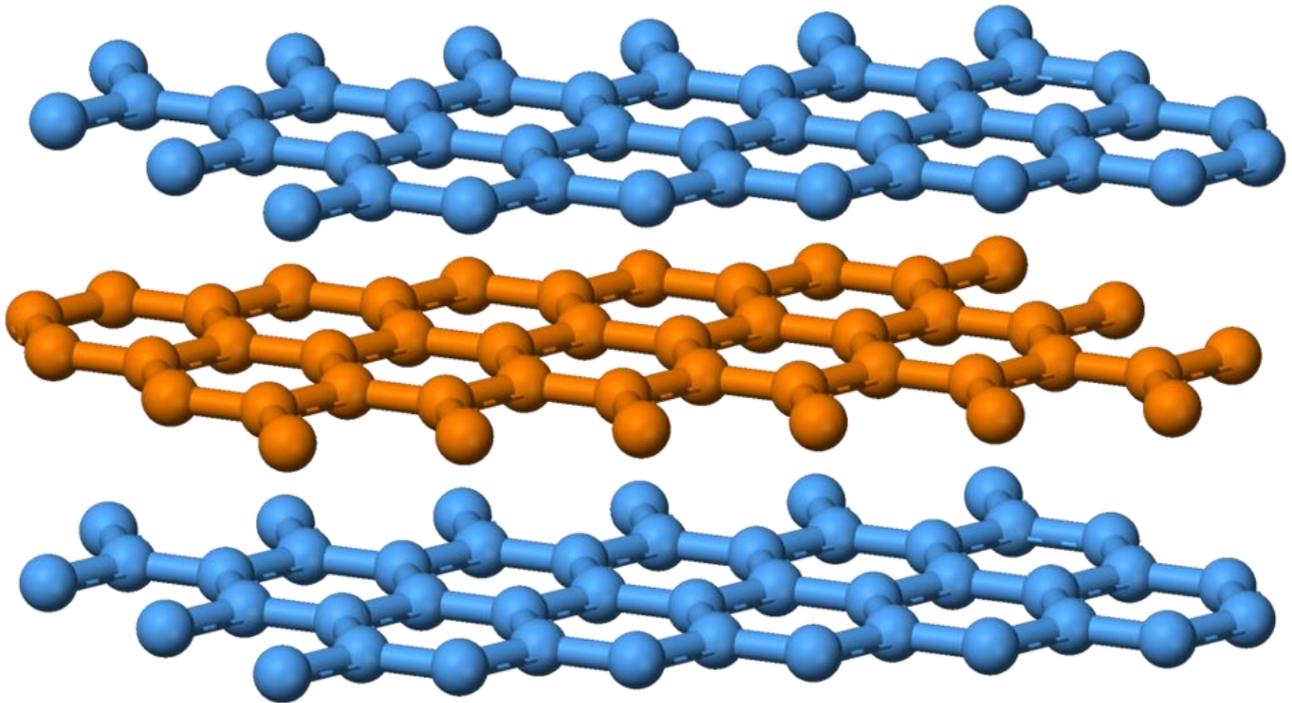


Figura 34: Grafite [3]

O ponto que você precisa saber é que a estrutura de sólidos covalentes, como a grafite, o diamante e a sílica, não tem um limite. Ela cresce indefinidamente. Vejamos, agora, o que acontece com a sílica.

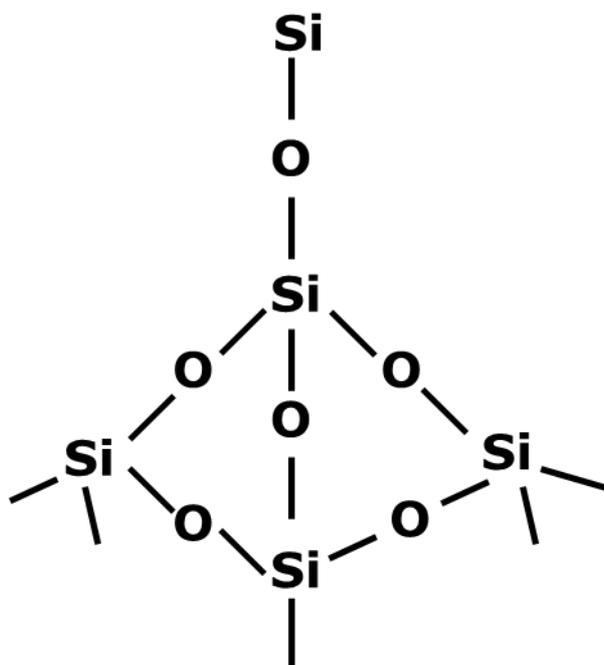


Figura 35: Estrutura Básica da Sílica

2.3.1. Propriedades dos Sólidos Covalentes

Ao contrário dos compostos moleculares, os sólidos covalentes possuem elevadíssimos pontos de ebulição, sendo, muitas vezes, superiores aos dos compostos iônicos.

Tabela 4: Pontos de Fusão dos Sólidos Covalentes

Substância	Característica	Ponto de Fusão
Grafite (C)	Molecular	3650 °C
Sílica (SiO ₂)	Iônica	1710 °C

Os sólidos covalentes também apresentam elevada dureza, sendo o diamante o material natural mais duro que existe.

Nesse ponto, devemos fazer uma diferenciação entre dureza e tenacidade.

- **Dureza:** é a resistência do material a ser riscado, ou seja, perder matéria quando sofre atrito de outros materiais;

A dureza é a propriedade física envolvida quando riscamos um quadro com um giz. O quadro é mais duro que o giz. Portanto, o giz perde matéria ao entrar em atrito com o quadro. Logo, o quadro risca o giz, ao contrário do que é dito pelo senso comum.

Quando riscamos um pedaço de carne com uma faca, a carne perde matéria, tanto é que é dividida ao meio. Portanto, a faca é mais dura que o pedaço de carne.



Figura 36: Exemplos de Materiais com Durezas Diferentes

O diamante é o material mais duro da natureza. E, por isso, ele é muito utilizado em brocas de dentistas para a limpeza dos dentes.

A areia, que é composta essencialmente por sílica, é um sólido covalente que pode ser utilizado para a esfoliação da pele. No processo de esfoliamento, a pele é riscada, de modo que as células mortas são removidas, contribuindo para o seu rejuvenescimento.

- **Tenacidade:** é a resistência do material a impactos mecânicos.

O diamante, embora seja o material mais duro da natureza, não é tenaz. Portanto, se você pegar um martelo e bater contra um pequeno diamante, ele vai se quebrar, como se fosse um copo de vidro.

Por outro lado, as borrachas são os materiais mais resistentes a impactos mecânicos. Por isso, elas são utilizadas para a constituição de freios de automóveis.

De maneira geral, os sólidos covalentes **não são condutores de eletricidade**. Porém, **há exceções**, sendo a mais notável a grafite.

2.4. Propriedades dos Compostos Moleculares

Como as moléculas são estruturas pequenas e muito leves, de maneira geral, os compostos moleculares apresentam baixíssimos pontos de fusão e ebulição. Inclusive, a maioria das moléculas são gasosas à temperatura ambiente.

As substâncias moleculares que se encontram no estado líquido ou sólido possuem interações intermoleculares muito intensas, como a água (H_2O), ou possuem uma massa muito elevada, como a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

E, mesmo assim, os pontos de fusão e ebulição são muito baixos em comparação a compostos iônicos. Vejamos alguns exemplos.

Substância	Característica	Ponto de Fusão
Água (H_2O)	Molecular	0 °C
Sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	Molecular	186 °C
Cloreto de Sódio ($NaCl$)	Iônica	801 °C

Em relação à solubilidade, os compostos moleculares se dividem essencialmente em duas categorias:

- **Hidrossolúveis ou Hidrofílicas:** são substâncias polares, que se dissolvem na água e outros solventes polares;
- **Lipossolúveis ou Lipofílicas:** são substâncias apolares, que são capazes de se dissolver em óleos e gorduras e outros solventes apolares;

Por enquanto, tudo o que você precisa saber sobre polaridade é uma regra muito prática para substâncias orgânicas, que são aquelas formadas por uma subst

- **Cadeia Carbônica Apolar:** formada apenas por átomos de carbono e hidrogênio;
- **Grupos Funcionais Polares:** normalmente acontecem em torno de átomos de nitrogênio ou oxigênio. Os principais são: $-OH$, $-NH_2$ e $C=O$. Quando a polaridade é produzida por halogênios, ela tende a ser mais fraca.

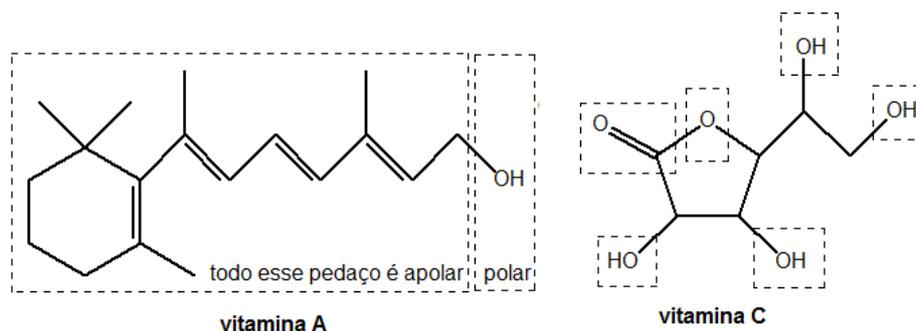


Figura 37: Fórmulas Estruturais das Vitaminas A e C

A cadeia carbônica é formada por ligações entre átomos de carbono e hidrogênio. Embora sejam átomos diferentes, a diferença de eletronegatividade é muito pequena.

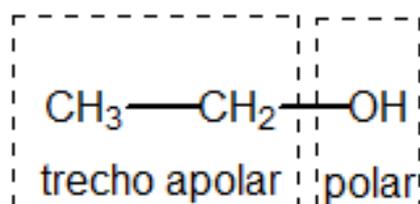
De maneira geral, se a molécula tiver uma cadeia apolar muito grande, ela será insolúvel em água (hibrofóbica). Comparemos as vitaminas A e C na Figura 37.

A vitamina A é formada por uma longa cadeia apolar que toma a maior parte da sua estrutura. Por isso, ela não é hidrossolúvel, mas sim lipossolúvel.

Já a vitamina C é hidrossolúvel, porque tem vários conjuntos de grupos polares que cobrem a maior parte da molécula. Todos esses grupos destacados na Figura 37 interagem com a água, permitindo que ela se dissolva.

É interessante saber que esses os conceitos de hidrossolúvel e lipossolúvel **não se excluem mutuamente**. Por exemplo, o álcool etílico (ou etanol) é infinitamente solúvel tanto em água (solvente polar) como em gasolina (solvente apolar).

Essa habilidade do etanol se deve ao fato de que as suas moléculas contêm tanto trechos polares como trechos apolares, como ilustrado na Figura 38.



etanol (álcool etílico)

Figura 38: Trechos Polar e Apolar na Molécula de Etanol

Na sua visão, o que são mais fortes? As interações do etanol com a água ou as interações do etanol com a gasolina?

Pense a respeito.

No caso do etanol, que é um álcool de cadeia carbônica muito curta, suas interações com a água são bem mais fortes, devido às chamadas **ligações de hidrogênio**.

Uma das evidências desse fato é que, quando se adiciona água destilada a uma mistura de gasolina e álcool, o álcool se desprende da gasolina. Como resultado, produz uma mistura de água e álcool, deixando uma fase de gasolina pura.

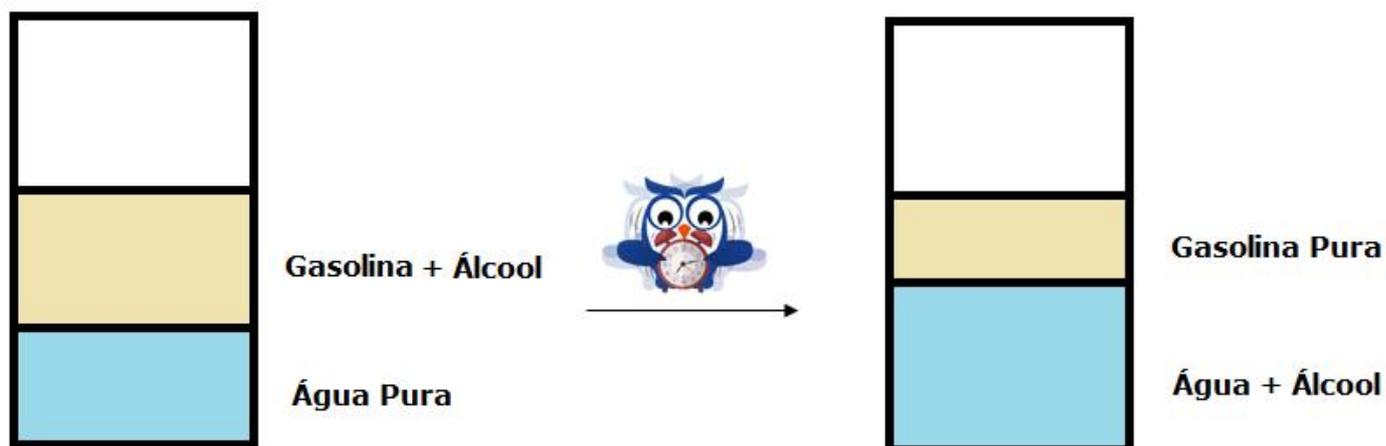


Figura 39: Extração do Álcool da Gasolina

Porém, no caso de álcoois de cadeia mais longa, as interações com solventes apolares passam a prevalecer. Álcoois acima de 10 carbonos, por exemplo, passam a ser pouco solúveis em água.



1. (TFC – Inédita)

Os gases nobres se caracterizam por:

- Serem formados normalmente por moléculas monoatômicas.
- Serem formados normalmente por moléculas diatômicas.
- Formarem compostos iônicos como ânions.
- Formarem compostos iônicos como cátions.
- Formarem uma grande diversidade de compostos moleculares.

Comentários

Gases nobres são os elementos da família VIIIA da tabela periódica (grupo 18). Essas substâncias são caracterizadas por possuírem **baixa reatividade** e, por isso, se apresentam como **moléculas monoatômicas**.



Isso se dá, basicamente, por conta da alta estabilidade dos gases nobres, devido a apresentarem o octeto completo.

Gabarito: A

2. (TFC – Inédita)

Assinale a alternativa cujo composto é formado por uma ligação covalente.

- a) LiF.
- b) HCl.
- c) NaCl.
- d) KO₂.
- e) RbI₂.

Comentários

Uma ligação covalente é formada normalmente entre não metais e semimetais. Com base nisso, podemos avaliar as alternativas.

a) O lítio (Li) é um metal e o flúor (F) é um não metal. Logo, o composto é provavelmente iônico. Afirmação incorreta.

b) O hidrogênio (H) e o flúor (F) são não metais. Portanto, o composto HF é formado por uma ligação covalente. Afirmação correta.

c) O sódio (Na) é um metal e o cloro é um não metal. Portanto, a ligação entre eles é iônica. Afirmação incorreta.

d) O potássio (K) é um metal e o oxigênio é um não metal. Portanto, a ligação entre eles é iônica. Afirmação incorreta.

e) O rubídio (Rb) é um metal alcalino e o iodo é um não metal. Portanto, a ligação entre eles é iônica. Afirmação incorreta.

Gabarito: B



3. (TFC – Inédita)

Desenhe as Estruturas de Lewis dos seguintes compostos moleculares:

- a) C₂H₄
- b) HCN
- c) OF₂

Comentários

Devemos observar que:

- O carbono forma 4 ligações;
- O nitrogênio forma 3 ligações;
- O hidrogênio e o flúor formam 1 ligação.



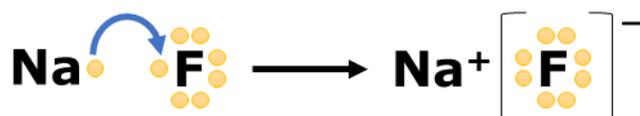
Gabarito: discursiva

3. Ligação Iônica

Vamos agora tratar um pouco mais sobre a ligação iônica.

A ligação iônica é formada por um elemento que apresenta tendência a ganhar elétrons com outro elemento que apresenta tendência a perder elétrons. Ou seja, é formada por um elemento muito eletronegativo e por outro eletropositivo. Podemos, ainda, dizer que é feita entre um metal e um ametal.

Nesse tipo de ligação, considera-se que o átomo de elemento mais eletronegativo atrai os elétrons da ligação com muito mais intensidade, de modo que acontece a transferência de elétrons do mais eletropositivo para o mais eletronegativo;



Quando o sódio perde seus elétrons da camada de valência, ele adquirirá a configuração eletrônica do neônio, gás nobre, portanto, atinge octeto.

Por outro lado, quando o flúor ganha um elétron, ele passa a ter 8 elétrons na camada de valência, atingindo, também, o octeto.

3.1. Estruturas de Lewis

O principal conceito que precisamos aprender para elaborar as fórmulas dos compostos iônicos é que **todo composto iônico é eletricamente neutro**. Ou seja, a soma das cargas negativas deve ser igual à soma das cargas positivas. Não pode haver, portanto, uma sobra de cargas.

Além desse princípio, vamos revisar como funciona a Regra do Octeto para os metais.

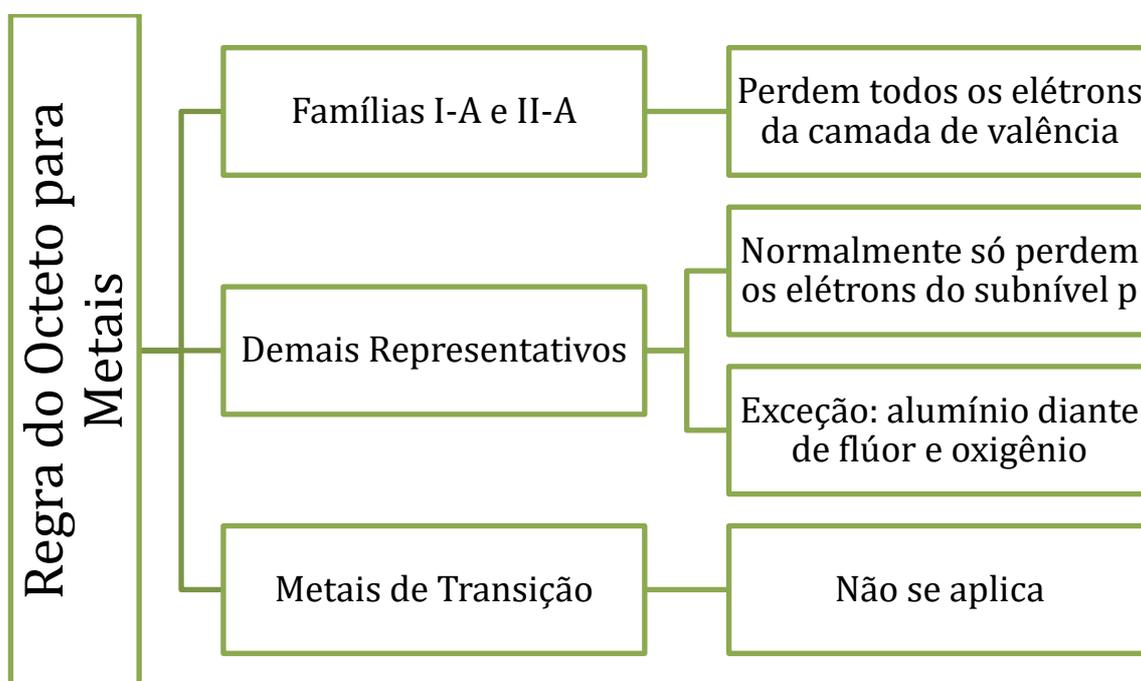


Figura 40: Regra do Octeto para Metais

Vamos começar treinando com os metais da família I-A, II-A e com o alumínio.

O magnésio (Mg) pertence à família II-A, portanto, possui dois elétrons na camada de valência. Ele pode fazer compostos com o oxigênio e com o flúor. Vejamos.

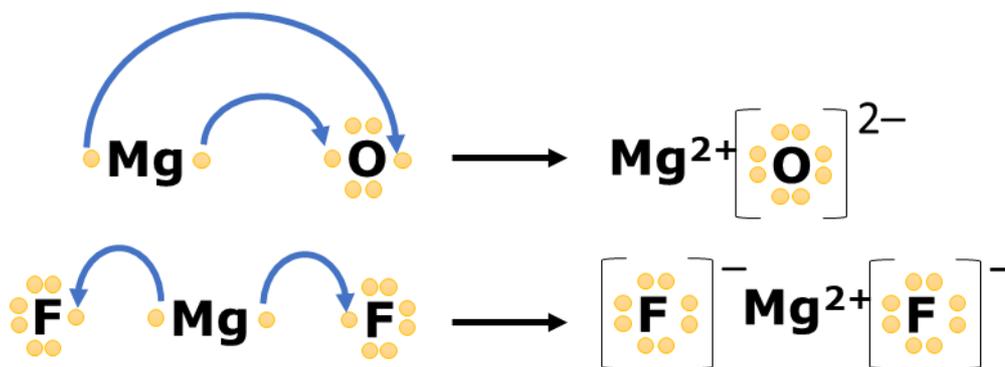


Figura 41: Compostos Iônicos do Magnésio com Flúor e Oxigênio

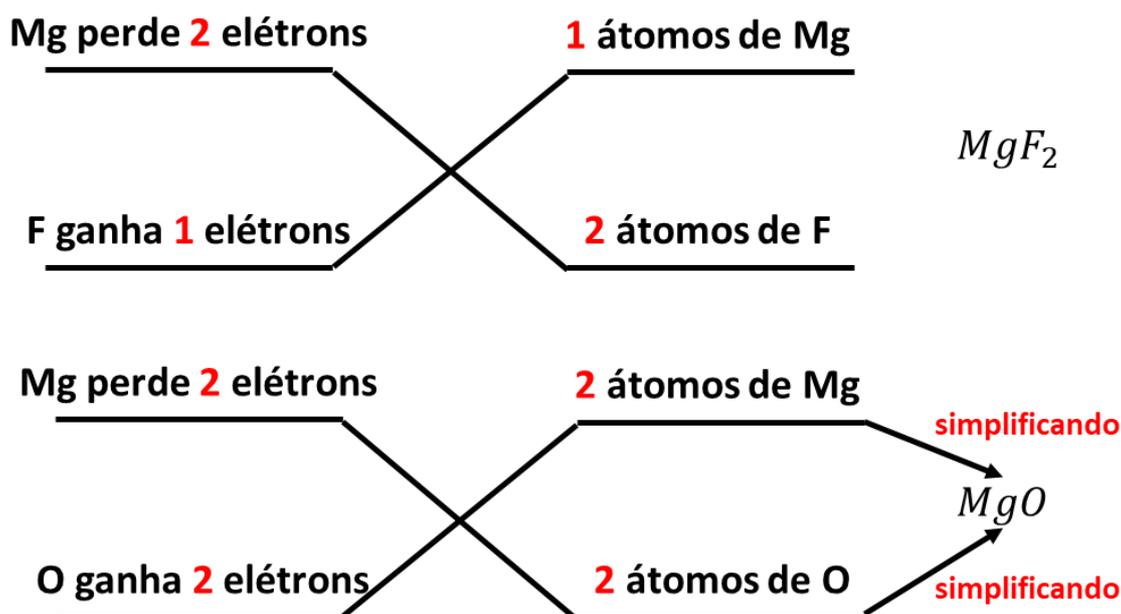
No óxido de magnésio (MgO), como o oxigênio precisa ganhar dois elétrons para atingir o octeto, o composto é formado por um átomo de magnésio doando dois elétrons para o oxigênio. Dessa forma, ambos atingem o octeto.

No caso do fluoreto de magnésio (MgF₂), o flúor só precisa receber um elétron. Portanto, um átomo de magnésio pode doar elétrons para dois átomos de flúor, de modo que o composto iônico é MgF₂, em que tanto o flúor como o magnésio atingiram o octeto.

Nos compostos da Figura 41, notamos que o composto é eletricamente neutro, pois as somas das cargas é igual a zero.

$$S_{MgO} = +2 - 2 = 0 \quad S_{MgF_2} = -1 + 2 - 1 = 0$$

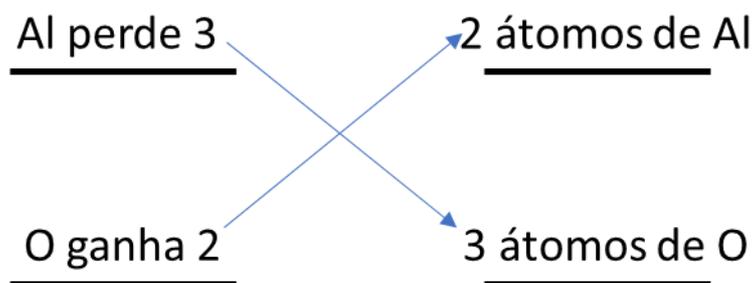
Outra forma de obter a fórmula de um composto iônico é utilizando a técnica de inversão dos coeficientes.



No caso do MgO

Podemos ver agora o que acontece com o óxido de alumínio, formado exclusivamente por alumínio e oxigênio. O alumínio pertence à família III-A, portanto, em três elétrons na camada de valência. Vale lembrar que ele é a exceção e perde todos os seus elétrons de valência.

Portanto, o alumínio precisa perder 3 elétrons, enquanto o oxigênio precisa ganhar 2. A forma mais simples de equilibrar essa conta é:



Agora que sabemos que precisamos de 2 átomos de alumínio e 3 átomos de oxigênio, basta fazer as estruturas de Lewis, considerando que o alumínio doa todos os seus elétrons de valência para o oxigênio.

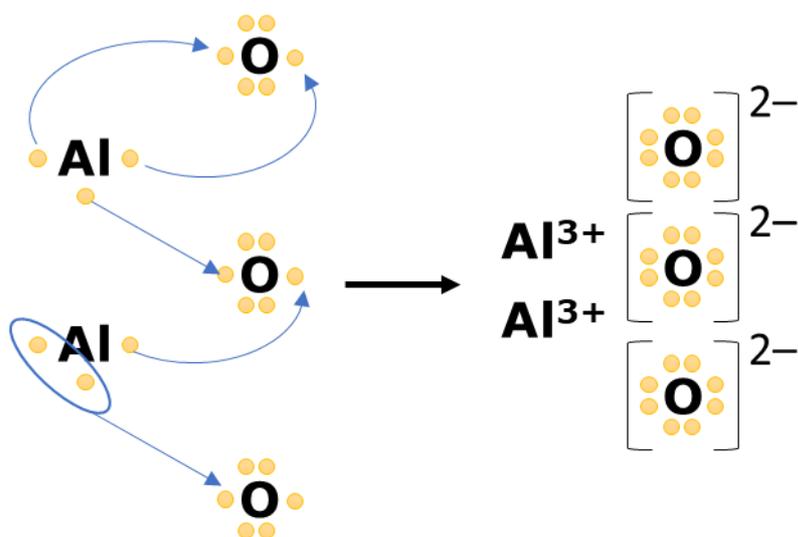


Figura 42: Estrutura de Lewis do Al_2O_3 (óxido de alumínio)

Agora, vamos complicar um pouco mais, falando sobre o chumbo. O chumbo, apesar de ser da família IV-A e possuir 4 elétrons na camada de valência, ele perde apenas dois elétrons nas ligações iônicas.

Portanto, os seus compostos possuem fórmulas análogas às do magnésio, como cloreto de chumbo (PbCl_2) e óxido de chumbo (PbO). Nesses compostos, o chumbo permanece com dois elétrons na camada de valência.

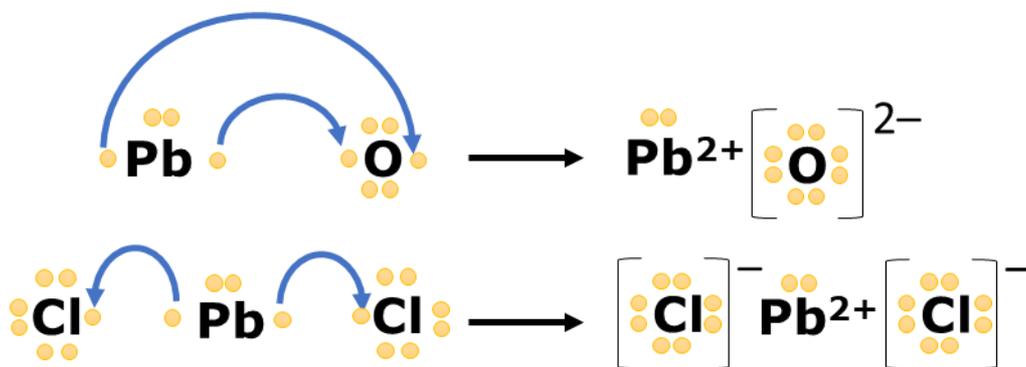
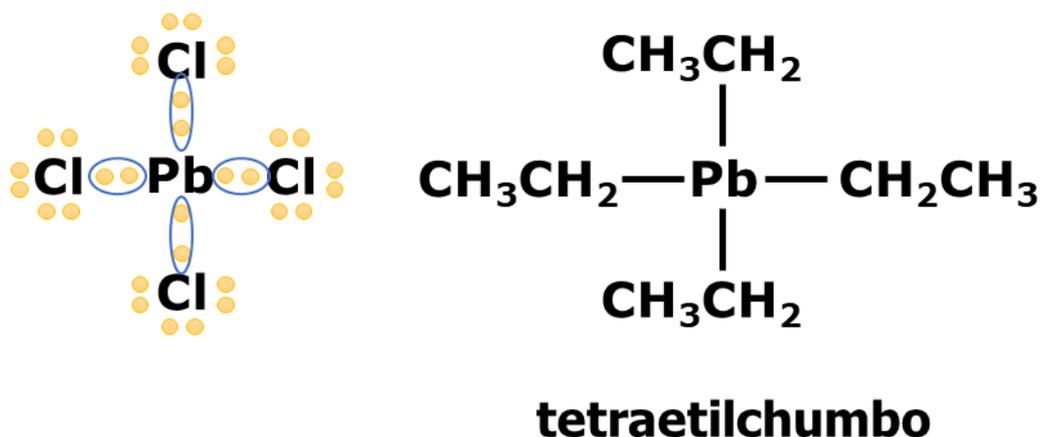


Figura 43: Estruturas de Lewis de Compostos Iônicos do Chumbo

É importante destacar que o chumbo forma compostos em que forma quatro ligações covalentes, sendo o mais conhecido o tetraetilchumbo, que é utilizado como aditivo na gasolina. Mostraremos a estrutura do cloreto de chumbo (IV), que é molecular, portanto, é formado exclusivamente por ligações covalentes.



tetraetilchumbo

Figura 44: Compostos Moleculares do Chumbo

Gostaríamos de destacar que é muito difícil que existam compostos formados por íons com cargas ± 4 ou maiores.

Isso acontece, porque tanto as energias de ionização aumentam radicalmente à medida que a carga do cátion aumenta. Já as afinidades eletrônicas diminuem radicalmente à medida que a carga do ânion aumenta. Portanto, quanto maior o valor numérico da carga, mais difícil é de se formar tanto o cátion como o ânion.

3.1.1. Íons Compostos

Um ponto muito importante que devemos saber é que **os compostos iônicos podem ter ligações covalentes na sua estrutura.**

A recíproca não é verdadeira. Não é possível que um composto molecular tenha algumas ligações iônicas na sua estrutura. Portanto, todo composto que apresenta ligações iônicas é iônico.

É bastante comum que ânions sejam formados por diversos elementos, unidos por ligações covalentes. Veremos muitos ânions assim quando estudarmos o capítulo de Ácidos. Vejamos alguns dos exemplos mais importantes acompanhados de seus respectivos nomes.

Tabela 5: Principais Íons Compostos

Nome	Fórmula Mínima	Fórmula Estrutural
Hidróxido	OH^-	
Sulfato	SO_4^{2-}	
Fosfato	PO_4^{3-}	

É bastante compreensível que os íons mostrados na Tabela 5 sigam a Regra do Octeto. Basta imaginar que cada oxigênio recebeu uma carga negativa. Nesse caso, ele passaria a ter sete elétrons na camada de valência, portanto, só precisaria de uma ligação para completar o octeto.

No entanto, a representação mais adequada para um íon é exatamente como mostrado na Tabela 5, porque a carga se espalha por toda a estrutura do íon, não se concentrando em um único átomo.

Quando ligamos precisamos fazer uma fórmula mínima de um composto iônico envolvendo um íon desse tipo, devemos levar em consideração que **o composto iônico deve ser eletricamente neutro**.

Vamos determinar as fórmulas mínimas de compostos formados pelos íons hidróxido, sulfato e fosfato com os íons Na^+ , Ca^{2+} e Al^{3+} (como são íons oxigenados, o alumínio realmente perde os 3 elétrons da camada de valência).

Tabela 6: Compostos Iônicos

	Hidróxido (OH^-)	Sulfato (SO_4^{2-})	Fosfato (PO_4^{3-})
Sódio (Na^+)	$NaOH$	Na_2SO_4	Na_3PO_4
Cálcio (Ca^{2+})	$Ca(OH)_2$	$CaSO_4$	$Ca_3(PO_4)_2$
Alumínio (Al^{3+})	$Al(OH)_3$	$Al_2(SO_4)_3$	$AlPO_4$

Note que as proporções dos ânions são exatamente iguais ao que se observava nos íons simples, como fluoreto (F^-) e óxido (O^{2-}). E será sempre assim, porque a proporção entre cátion e ânion é dada pelo equilíbrio de cargas.

Ainda não havíamos visto ânions trivalentes, como N^{3-} , porque o nitrogênio e os demais elementos da sua família possuem baixa afinidade eletrônica, portanto, dificilmente formam ânions.



4. (TFC – 2019 – Inédita)

O íon carbonato (CO_3^{2-}) forma um grande número de sais inorgânicos com diversos cátions. Determine as fórmulas dos carbonatos: de lítio, de alumínio, de magnésio, de rádio e de bismuto.

Comentários

O lítio pertence ao grupo 1, dos metais alcalinos, portanto, forma o íon Li^+ . O alumínio, por sua vez, pertence ao grupo 13. Como o carbonato é um íon oxigenado, o alumínio forma o íon Al^{3+} . Finalmente, o magnésio e o rádio pertencem ao grupo 2, dos metais alcalino-terrosos, portanto, formam os íons Mg^{2+} e Ra^{2+} .

Sendo assim, devido ao equilíbrio de cargas, precisamos de dois íons Li^+ para compensar as duas cargas negativas do carbonato. Logo, o carbonato de lítio possui a fórmula Li_2CO_3 .

O magnésio e o rádio já possuem as duas cargas positivas para equilibrar as duas cargas negativas do carbonato. Portanto, a proporção é 1:1, formando os compostos iônicos $MgCO_3$ e $RaCO_3$.

Já o alumínio possui 3 cargas positivas. A forma de equilibrar as cargas é usando 2 íons alumínio e 3 íons carbonato, assim teremos tanto 6 cargas negativas como 6 cargas positivas. Logo, a fórmula do carbonato de alumínio é $Al_2(CO_3)_3$.

Por fim, o bismuto é um metal da família V-A (ou grupo 15), portanto, perde somente os elétrons do subnível **p**, permanecendo com os dois elétrons do subnível **s** na camada de valência. Sendo assim, o bismuto perde apenas 3 elétrons. Portanto, o carbonato de bismuto tem fórmula semelhante à do alumínio, que é $\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$.

Gabarito: Li_2CO_3 ; RaCO_3 ; MgCO_3 ; $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$; $\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$

3.1.2. Compostos Iônicos Mistos

Muitos compostos iônicos podem ser compostos por vários cátions e/ou ânions diferentes. Nesses casos, devemos manter o princípio de que a soma total das cargas é nula.

Tomemos como exemplos os alúmens, que são sais mistos do íon alumínio (Al^{3+}). O alúmen de potássio é formado pelos íons: K^+ , Al^{3+} e SO_4^{2-} e tem a seguinte fórmula.



Podemos obter a soma das cargas:

$$S = +1 + 3 + 2 \cdot (-2) = 4 - 4 = 0$$



5. (UFC – 2006)

Considere um átomo X com as seguintes energias de ionização (EI):



Baseado nos valores sucessivos de energia de ionização (EI), é correto afirmar que:

- O átomo X é um metal alcalino terroso.
- O átomo X possui quatro elétrons na camada de valência.
- O segundo e o terceiro elétrons são removidos de um mesmo orbital.
- Os dois primeiros elétrons removidos pertencem a um mesmo orbital.

e) Os quatro elétrons removidos do átomo X estão localizados no mesmo orbital.

Comentários

Questão bastante interessante. Podemos observar um pequeno salto na energia de ionização entre a primeira e a segunda ionização, mas um salto muito maior entre a terceira e a quarta.

Com base nisso, podemos entender que o primeiro elétron foi retirado de um subnível diferente do segundo elétron, mas do mesmo nível. Por exemplo, o primeiro elétron saiu do subnível **np** e o segundo saiu do subnível **ns**. Portanto, as letras d) e e) estão erradas.

O terceiro elétron saiu do mesmo subnível que o segundo. Já o quarto elétron só pode ter saído de um nível de energia anterior, dada a grande diferença energética dessa ionização para as demais.

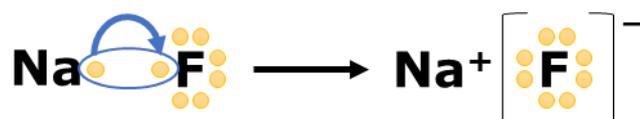
Essa última conclusão aponta para a letra c) como gabarito.

Sendo assim, a letra a) está errada, pois o átomo X possui 3 elétrons na sua última camada, e não 2 como os metais alcalinos terrosos. Pelo mesmo motivo, a letra b) está errada.

Gabarito: C

3.2. Cristais Iônicos

Em geral, a ligação iônica ocorre diretamente entre dois átomos, como se um átomo menos eletronegativo doasse um elétron para outro átomo mais eletronegativo.



Porém, na realidade, o íon sódio, por ser uma carga positiva, atrairá outros íons fluoreto para junto de si. E o mesmo fará o íon fluoreto que atrairá outros íons sódio.

Por esse motivo, um cristal iônico reúne um conjunto muito grande de íons de sódio e fluoreto, de cargas opostas. O cristal iônico não é limitado. Ele cresce de forma indefinida, em todas as direções.

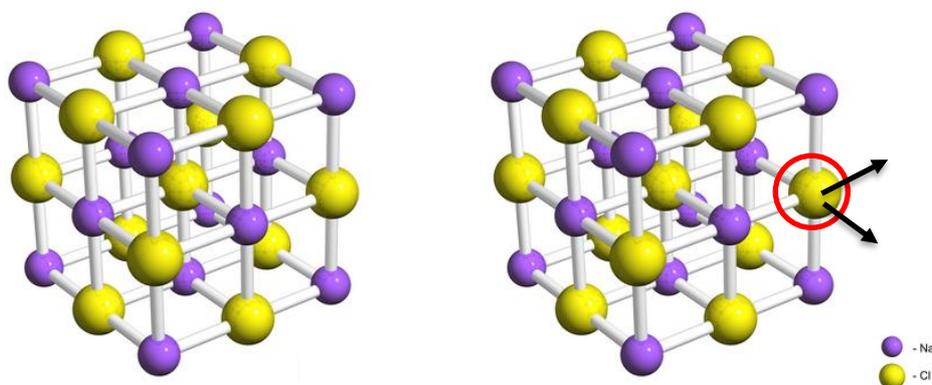


Figura 45: Cristal do Cloreto de Sódio (fonte: [2])

A fim de entender um pouco mais sobre as propriedades de um composto iônico derivadas da natureza do seu cristal, vamos criar uma representação mais sintética dos íons sódio e fluoreto, mostrada na Figura 46.

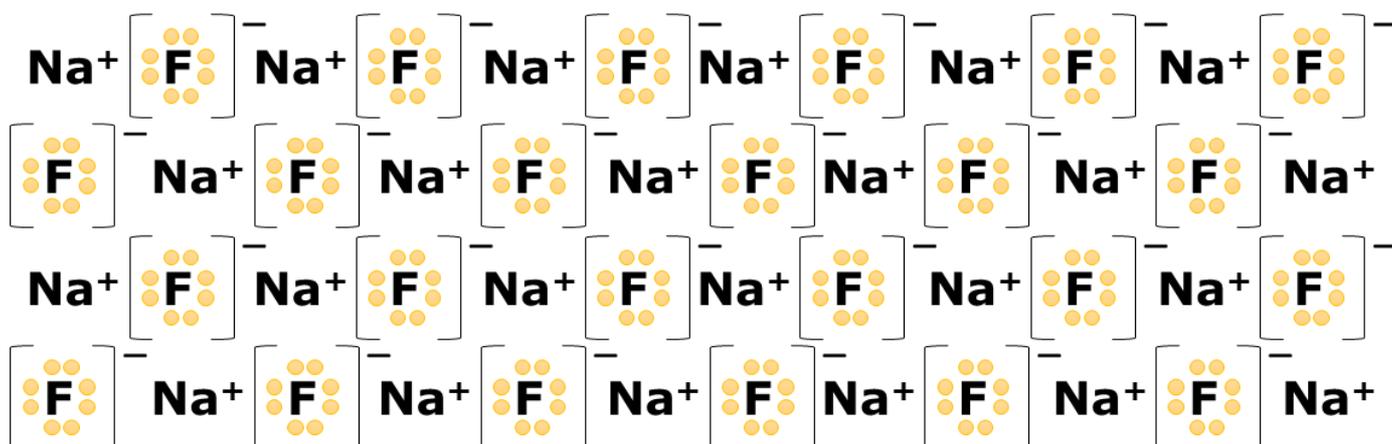


Figura 46: Ilustração da Rede do Composto Iônico

É importante notar que, em um cristal iônico, não existem somente forças de atração, mas também forças de repulsão entre dois íons sódio e entre dois íons fluoreto.

Note que, quando algum dos planos é ligeiramente deslocado, aparecem grandes regiões de repulsão entre íons de mesmo sinal.

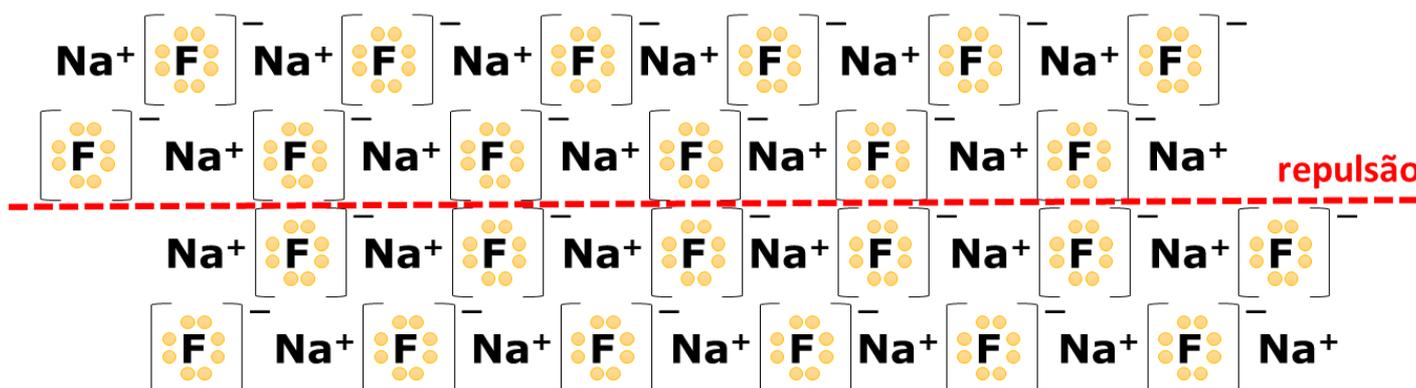


Figura 47: Regiões de Repulsão nos Cristais Iônicos

Como essas regiões de repulsão aparecem facilmente, os cristais iônicos são bastante quebradiços.

3.2.1. Propriedades Físicas dos Compostos Iônicos

Outro ponto interessante é que, embora apresentem cargas elétricas, os sólidos iônicos **não são condutores de eletricidade**. Isso acontece, porque os íons possuem uma posição muito bem definida no cristal.

Como mostrado na Figura 47, qualquer movimentação mínima dos íons pode resultar no rompimento do cristal. Portanto, em um cristal iônico estável, os portadores de carga não são livres. Logo, não são capazes de conduzir corrente elétrica.

A situação muda de figura quando o composto está no estado líquido. O estado sólido é caracterizado por um grande grau de organização e baixa liberdade dos portadores de carga. Porém, no estado líquido, eles passam a apresentar certa liberdade de movimentação.

Sendo assim, **os compostos iônicos são condutores no estado líquido**.

O mesmo também acontece quando o composto é dissolvido, por exemplo, em água. A dissolução requer a quebra do cristal e a separação dos íons.

Em meio aquoso, os íons encontram-se dispersos pelo solvente. Portanto, passam a apresentar a liberdade de movimentação necessária para que a solução seja condutora.

Sendo assim, vamos resumir a condutividade elétrica dos compostos iônicos.

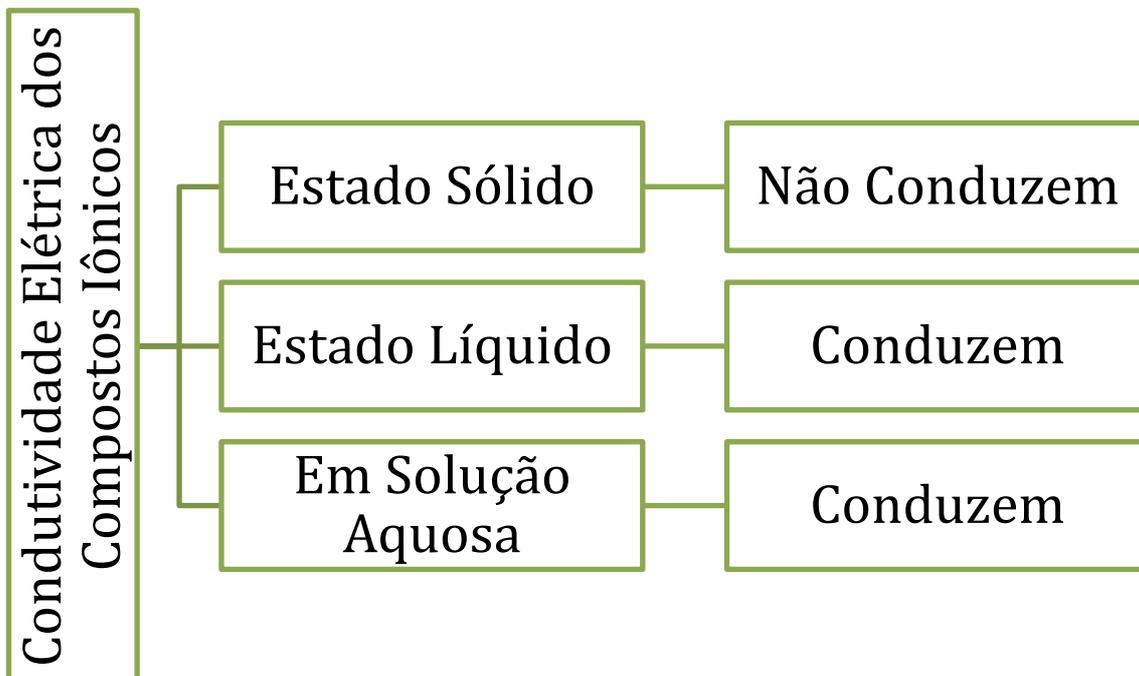


Figura 48: Condutividade Elétrica dos Compostos Iônicos

Os compostos iônicos possuem altas temperaturas de fusão, sendo geralmente muito superiores aos compostos moleculares, mas inferiores aos dos sólidos covalentes. Vejamos alguns exemplos.

Tabela 7: Temperaturas de Fusão dos Compostos Iônicos

Fórmula	Composto	Temperatura de Fusão
KF	Fluoreto de Potássio	858 °C
CaF₂	Fluoreto de Sódio	1418 °C
CaO	Cloreto de Sódio	2572 °C

Por fim, os compostos iônicos podem ser solúveis em água. É muito difícil estabelecer regras para a solubilidade, embora seja notável que os sais dos metais alcalinos tendem a ser bastante solúveis. Porém, existem também muitos compostos iônicos que não se dissolvem em água, como o carbonato de cálcio (CaCO_3), que é o principal constituinte da casca do ovo.

Como regra, os compostos iônicos não se dissolvem em solventes apolares (óleos e gorduras), mas somente em solventes muito polares, como a água.

Tabela 8: Solubilidade dos Compostos Iônicos

Fórmula	Composto	Solubilidade
NaCl	Fluoreto de Potássio	360 g/L
NaHCO ₃	Bicarbonato de Sódio	96 g/L
Ca(NO ₃) ₂	Nitrato de Cálcio	0,332 g/L

3.3. Caráter Covalente

Na verdade, as ligações iônicas e covalentes guardam uma grande similaridade. Pode-se até mesmo considerar que se formam de maneira semelhante.

Considere, por exemplo, a formação de uma ligação entre o sódio e o flúor. Suponha que, em um primeiro momento, eles venham a formar uma ligação covalente.



O que vai acontecer é que, como o flúor é muito **mais eletronegativo** que o sódio, aquele puxará os elétrons da ligação com mais intensidade que este. O flúor puxa com tanta intensidade os elétrons que os toma para si, adquirindo carga negativa.

Porém, na realidade, o sódio ainda possui alguma eletronegatividade e, por isso, nunca vai deixar de puxar os elétrons do flúor. Portanto, não existe uma ligação que seja completamente iônica. Toda ligação iônica tem algum caráter covalente.

E o caráter covalente da ligação é dado justamente pela diferença de eletronegatividade entre os elementos. **Quanto mais eletronegativo for o metal e menos eletronegativo for o ametal, mais covalente será a ligação.**

Lembrando-nos que a eletronegatividade cresce para cima e para a esquerda na Tabela Periódica.

H 2,20						He	
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne
Na 0,93	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,64	Cl 2,83	Ar
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,66	Xe
Cs 0,86	Ba 0,97	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po	At	Rn

Figura 49: Escala de Eletronegatividade de Allred-Rochow

Por exemplo, na comparação entre o cloreto de lítio e o cloreto de sódio, qual seria o composto com maior caráter covalente?

Caro Aluno, podemos observar que a eletronegatividade cresce para cima na Tabela Periódica. Portanto, a eletronegatividade do lítio é maior que a do sódio.

Já vimos que um composto terá maior caráter covalente quando o metal for mais eletronegativo e o não metal for menos eletronegativo. Portanto, o cloreto de lítio tem um caráter covalente mais acentuado que o cloreto de sódio. O caráter covalente do cloreto de lítio se deve ao fato de que a eletronegatividade desse metal é maior que a do sódio, portanto, mais próxima da do cloro.

Um metal muito interessante é o berílio (Be), que apresenta eletronegatividade consideravelmente alta em relação a outros metais. Apesar de ser metal, o berílio raramente forma compostos tipicamente iônicos. Nem mesmo o fluoreto de berílio (BeF₂) pode ser considerado completamente iônico. Nós já estudamos esse composto como uma das exceções à Regra do Octeto.

3.3.1. Compostos Moleculares formados por Metais

De maneira geral, uma ligação covalente é formada por um metal e um não metal. Porém, existem exceções. São dois os casos principais que nós precisamos ficar de olho.

- **Quando a carga do metal seria muito elevada:** retirar elétrons consiste em afastar cargas negativas de um núcleo positivo.

Portanto, ficará cada vez mais difícil fazer sucessivas ionizações. Vamos tomar como exemplo o cromo.

Tabela 9: Energias de Ionização do Cromo

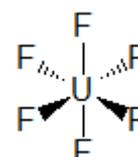
Potencial	Reação	Energia
1º	$Cr(g) \rightarrow Cr^+(g) + e^-$	$\Delta H = +652,9 \text{ kJ/mol}$
2º	$Cr^+(g) \rightarrow Cr^{2+}(g) + e^-$	$\Delta H = +1590,6 \text{ kJ/mol}$
3º	$Cr^{2+}(g) \rightarrow Cr^{3+}(g) + e^-$	$\Delta H = +2987 \text{ kJ/mol}$
4º	$Cr^{3+}(g) \rightarrow Cr^{4+}(g) + e^-$	$\Delta H = +4743 \text{ kJ/mol}$
5º	$Cr^{4+}(g) \rightarrow Cr^{5+}(g) + e^-$	$\Delta H = +6702 \text{ kJ/mol}$
6º	$Cr^{5+}(g) \rightarrow Cr^{6+}(g) + e^-$	$\Delta H = +8745 \text{ kJ/mol}$

Observe que as energias de ionização crescem rapidamente. O valor da 5ª energia de ionização já é mais de 10 vezes o valor da primeira energia de ionização. Isso dificulta bastante a formação de íons com carga +5.

Como regra, podemos anotar que:

- ✓ Normalmente, os compostos iônicos apresentam cargas pequenas, geralmente +1 a +3;
- ✓ Existem pouquíssimos compostos iônicos com carga +4 ou superior, e, geralmente, eles são com o oxigênio. São exemplos: PbO_2 e $Sn(OH)_4$;

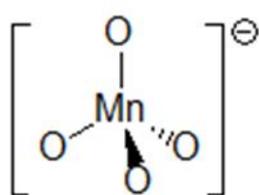
Portanto, se um composto tiver uma carga muito elevada no metal, como +5 ou +6, provavelmente ele não será iônico, mas sim molecular, formado por ligações



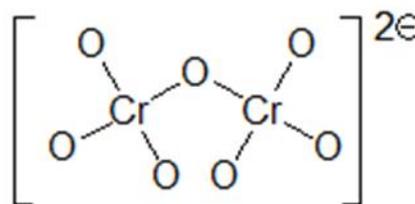
covalentes. Um exemplo interessante é o hexafluoreto de urânio (UF_6), que é um composto molecular.

Se fosse iônico, como o flúor tem carga igual a -1 , o urânio teria a carga $+6$. Dessa forma, é muito difícil que o hexafluoreto de urânio (UF_6) seja iônico, pois seria necessário gastar muita energia para arrancar tantos elétrons.

É também relativamente comum alguns íons compostos, formados por ligações covalentes. São exemplos:



Permanganato
(MnO_4^-)



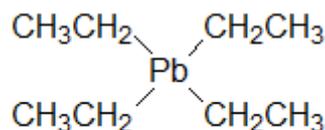
Dicromato
($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)

- **Quando a diferença de eletronegatividade entre o metal e o não metal não for muito grande:** uma ligação somente será iônica quando a diferença de eletronegatividade entre o metal e o não metal for muito grande. Caso contrário, ela terá um acentuado caráter covalente.

É o que acontece com a maioria dos compostos do berílio, como o BeF_2 , que não são tipicamente iônicos. O berílio até forma alguns compostos tipicamente iônico, mas geralmente são de ânions compostos oxigenados, como o nitrato de berílio ($\text{Be}(\text{NO}_3)_2$) e o sulfato de berílio (BeSO_4).

O alumínio, por sua vez, forma um composto iônico com o flúor (AlF_3), mas um composto molecular com o cloro (AlCl_3). Isso acontece, porque a diferença entre o flúor é muito mais eletronegativo, portanto, tem maior facilidade de induzir à formação de compostos iônicos.

Outro caso interessante é o tetraetilchumbo, que é um composto molecular, em que o chumbo forma ligações covalentes com o carbono.



tetraetilchumbo



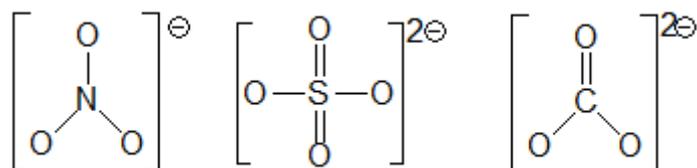
6. (TFC – Inédita)

Assinale a alternativa que indica um composto que seja formado exclusivamente por ligações iônicas:

- a) KNO_3
- b) BeSO_4
- c) MgS
- d) K_2SO_4
- e) CaCO_3

Comentários

Os íons compostos são formados por ligações covalentes. São exemplos:



Portanto, somente o sulfeto de magnésio (MgS) é um composto formado exclusivamente por ligações iônicas.

Gabarito: C

7. (TFC – Inédita)

São propriedades dos compostos iônicos:



I – condutividade elétrica no estado líquido

II – alta resistência a impactos mecânicos

III – altas temperaturas de fusão

Está (ão) CORRETA (S):

- a) Apenas I e II.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas II e III.
- d) Nenhuma.
- e) Todas as afirmações.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

I – Os compostos iônicos não conduzem no estado sólido, mas são condutores no estado líquido. Afirmação correta.

II – Os compostos iônicos são quebradiços. Afirmação incorreta.

III – Realmente, apresentam altas temperaturas de fusão. Afirmação correta.

Gabarito: B

4. Ligação Metálica

Nessa Seção, vamos abordar a Ligação Metálica do ponto de vista do Modelo do Mar de Elétrons.

4.1. Modelo do Mar de Elétrons

A ligação é formada por átomos que possuem tendência a perder elétrons, ou seja, átomos eletropositivos, que são os metais.

Nela, os átomos doam elétrons para a estrutura cristalina, formando cátions e liberando elétrons livres. Esses elétrons possuem ampla liberdade de movimentação por toda a estrutura da rede metálica.



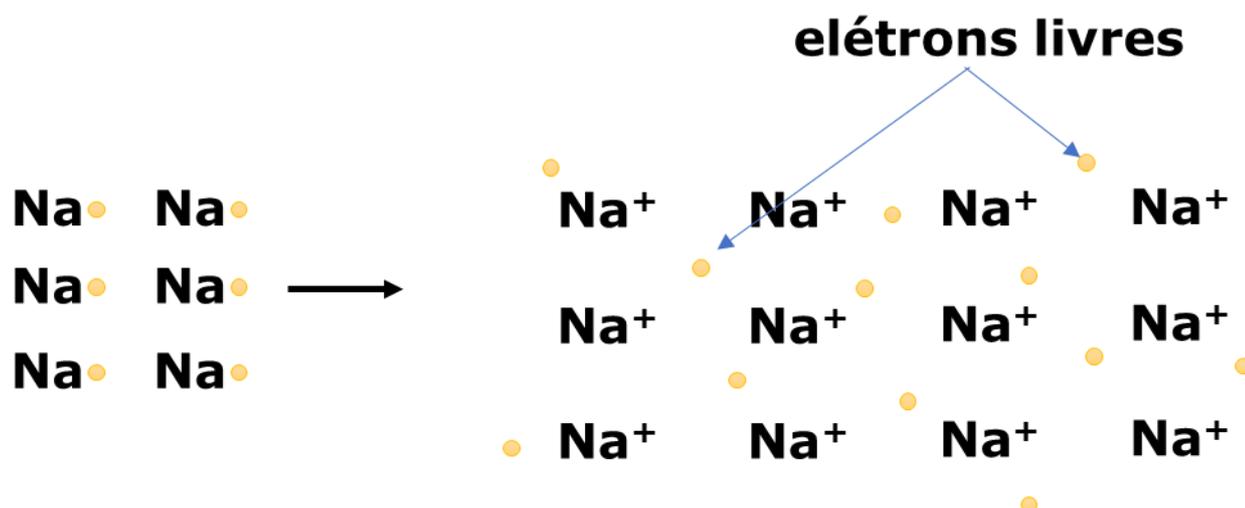


Figura 50: Modelo do Mar de Elétrons

A Figura 50 ilustra o famoso Modelo de Mar de Elétrons, que é um dos modelos mais primitivos que visa a explicar as propriedades dos metais. No Capítulo sobre Sólidos Metálicos, discutiremos em mais detalhes a estrutura dos compostos metálicos, inclusive apresentando teorias mais modernas.

O Modelo do Mar de Elétrons é bem-sucedido a explicar a condutividade térmica e elétrica dos metais. Como os elétrons são portadores de carga livres, quando o metal recebe uma diferença de potencial elétrica, eles podem facilmente se deslocar facilmente através do metal, saindo da região de menor potencial para a região de maior potencial, criando uma **corrente elétrica**.

Os metais são **condutores anisotrópicos e intrínsecos**, o que significa que a sua condutividade é a mesma em todas as direções e não depende da adição de impurezas. Mesmo quando puro, o metal é condutor.

Vamos falar bastante de condutividade futuramente. Portanto, já vale a pena você ir aprendendo alguns conceitos.

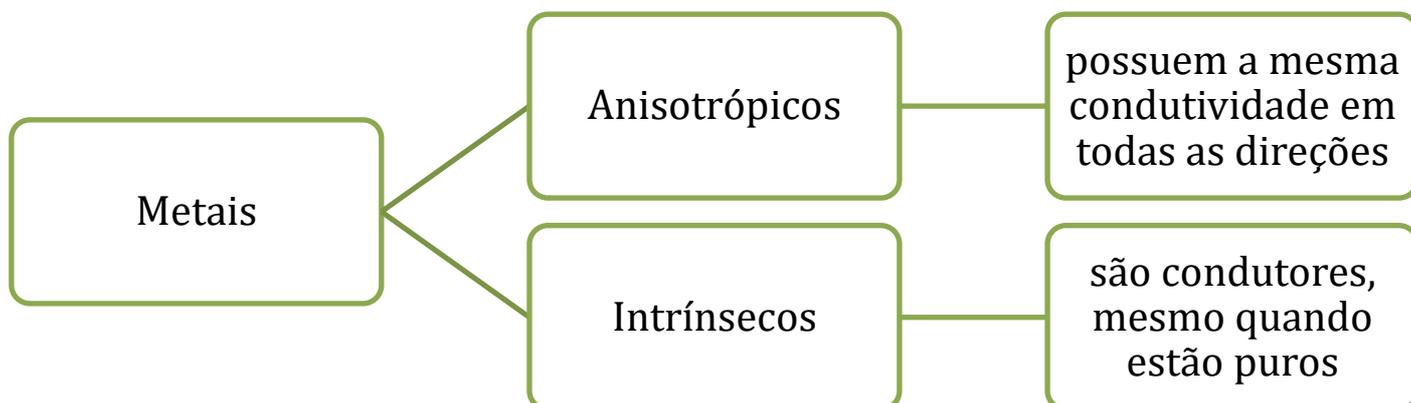


Figura 51: Condutividade dos Metais

A anistropia da condutividade elétrica dos metais pode ser representada pela Figura 52, em que mostramos que a barra metálica tanto pode conduzir no seu comprimento como na sua largura.

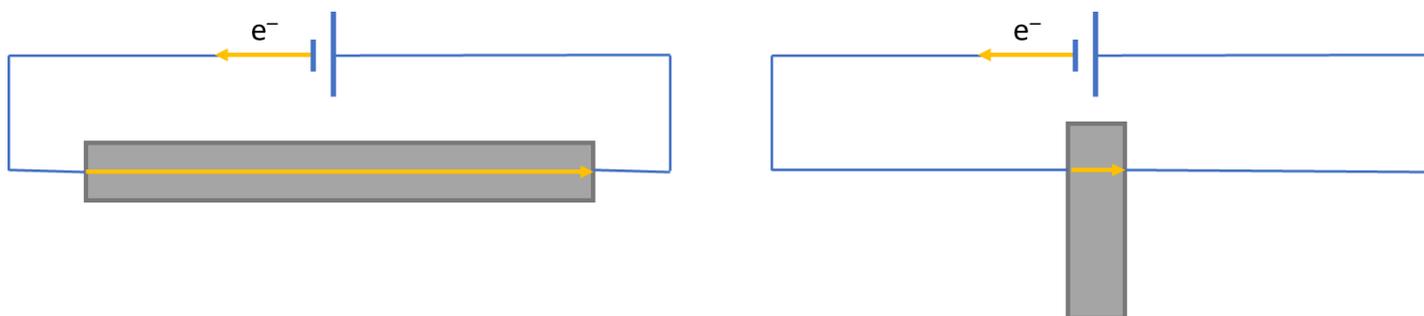


Figura 52: Anisotropia na Condutividade Elétrica dos Metais

Porém, na verdade, o movimento dos elétrons na superfície do metal não é tão bem ordenado. Na verdade, os elétrons podem se locomover em qualquer direção em qualquer ponto da barra. É por isso que, em qualquer lugar que você toque em uma barra metálica, você levará um choque.

É o caso de um equipamento elétrico que está com defeito – você não precisa literalmente colocar o seu dedo no caminho a corrente elétrica para levar um choque. Basta tocar em qualquer parte do metal.

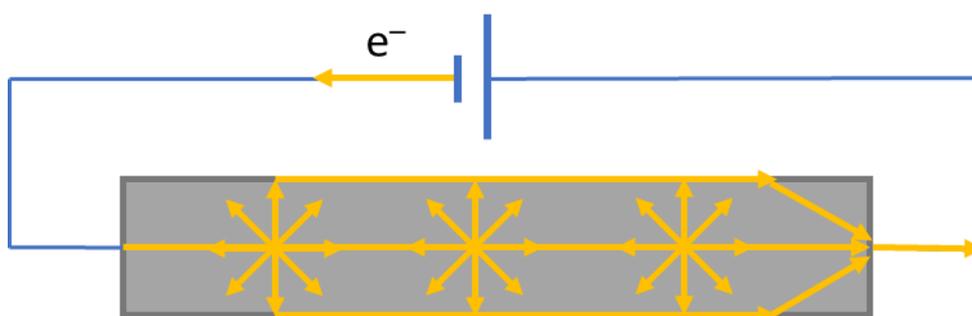


Figura 53: Os metais são condutores anisotrópicos

Pelo mesmo motivo que são bons condutores elétricos, os metais também são bons condutores de calor.

Os elétrons livres são partículas que possuem ampla liberdade de movimentação por toda a estrutura metálica. Quando se encontram em uma região mais aquecida, eles adquirem mais energia e, com isso, tendem a se mover para as regiões menos aquecidas, conduzindo a energia térmica por toda o material.

O Modelo do Mar de Elétrons também é muito útil para explicar a maleabilidade e ductibilidade dos metais. Nos metais, não existem rígidas ligações entre dois cátions. Por isso, eles podem se afastar e se aproximar sem afetar significativamente a estrutura do material.

Por fim, o brilho metálico também pode ser explicado por esse modelo, porém, é preciso levar uma conta uma sutileza.

Na Figura 50, consideramos todos os átomos ionizados. Porém, é bastante possível que um elétron seja absorvido por algum dos cátions metálicos.

Isso significa que os elétrons possuem liberdade, não só para transitar por toda a estrutura metálica, mas também para participar de transições eletrônicas. Os elétrons podem atingir a camada de valência, estados excitados e até mesmo voltar a se ionizar.

Todas as vezes que um cátion absorve um elétron para mais próximo de sua camada de valência, ele emite um fóton de luz. Esses fótons é que produzem o brilho característico dos metais.

4.2. Propriedades dos Metais

Embora já tenhamos comentado sobre algumas das propriedades dos metais no estudo do Modelo de Mar de Elétrons, vamos formalizar as principais propriedades que você precisa conhecer.

- **Condutibilidade elétrica e térmica:** devido aos elétrons livres, os metais são os melhores condutores de calor e eletricidade que se conhece na natureza, tanto no estado líquido como no estado sólido. A prata é o melhor condutor de calor e eletricidade que se conhece.

Porém, o cobre é o material mais utilizado na construção de linhas de transmissão, por causa do seu custo, que é muito inferior ao da prata.

Para fins de comparação,

Material	Condutividade (S.m/mm ²)
Prata	62,5
Cobre	61,7
Ouro	43,5
Alumínio	34,2
Níquel	10,4
Mercúrio	1,0
Grafite	0,07

Um dos testes mais simples para determinar se uma peça metálica é realmente constituída de prata pura é colocar um cubo de gelo sobre a peça. Como a prata é um excelente condutor de calor, o gelo deve derreter muito mais rapidamente diante da prata metálica.

Vale notar que prata é realmente um destaque dentre os outros metais, sendo um condutor de calor muito superior ao níquel, que é muito utilizado para adulterar peças de prata, tendo em vista que é muito parecido fisicamente com o metal nobre.

- **Maleabilidade:** Os metais também são bastante resilientes em relação a impactos mecânicos, devido à grande regularidade de sua estrutura.

Quando golpeamos um diamante com um martelo, a peça se quebra. O mesmo acontece com sólidos iônicos ou covalentes.

Porém, os metais são capazes de absorver o impacto mecânico, suas partículas são capazes de se rearranjar, sem que a estrutura geral seja muito alterada. No fim, a peça simplesmente sofre uma deformação, mas não se quebra nem parte.

- **Ductibilidade:** os metais podem ser transformados em fios e lâminas muito finos. Isso os torna muito úteis para a construção de arames e fios elétricos.

- **Resistência à Tração:** os metais são também muito resistentes à tração, ou seja, forças no sentido de alongar ou comprimir uma barra ou fio metálico.

Isso é muito útil para que sejam utilizados na forma de cabos para suspender objetos muito pesados, como os bondes, teleféricos, vergalhões de aço, elevadores, pontes e edifícios.

Essa elevada resistência indica que a ligação metálica é muito forte, portanto, difícil de se quebrar.



Figura 54: A resistência à tração dos metais é uma propriedade muito importante para que eles sejam utilizados como cabos para suspender o Bondinho do Pão de Açúcar

Os metais também podem ser classificados como materiais tenazes, pois possuem resistência a impactos mecânicos. Porém, eles não são resistentes à fadiga, isto é, a movimentos repetitivos.

É por isso que os seus fones de ouvido estragam muito rápido, se você tiver o hábito de dobrá-los para guardar no bolso. Ao fazer isso sucessivas vezes, você provocará a fadiga dos filamentos metálicos no seu interior e, com isso, eles podem se partir com o tempo.

- **Solubilidade:** os metais podem se dissolver em outros metais, com destaque para o mercúrio, que forma diversas soluções conhecidas como amálgamas. Um dos amálgamas mais conhecidos é o de ouro, que é muito utilizado no processo de extração e purificação desse metal precioso.

Por outro lado, os metais são insolúveis em água, óleo ou qualquer outro solvente. Os únicos casos em que se dissolve um metal em uma solução aquosa é por meio de reações de oxidação diante de ácidos. Nesse caso, os metais são oxidados e convertidos em sais (compostos iônicos). Esses sais sim são solúveis.

O ácido nítrico é um dos mais poderosos agentes oxidantes e é capaz de dissolver a grande maioria dos metais, sendo raras exceções o ouro e a prata pura. Por esse motivo, é também um importante teste para reconhecer esses metais, quando puros.

Basta aplicar algumas gotas de solução de ácido nítrico. O ouro e a prata ficarão intocáveis. Outros metais sofrerão diversas reações, podendo até se dissolver completamente.

4.2.1. Propriedades Magnéticas

O magnetismo é consequência do número de elétrons desemparelhados presentes na estrutura do material.

O número de spin dos elétrons é o número quântico responsável por sua interação com campos magnéticos. Elétrons com spins opostos interagem com o campo magnético de força

Existem três efeitos magnéticos importantes de você saber.

- **Diamagnetismo:** é a propriedade de que os materiais são repelidos na presença de campos magnéticos. É um efeito quântico que existe em todos os materiais, mas corresponde ao tipo de mais fraco de resposta magnética.

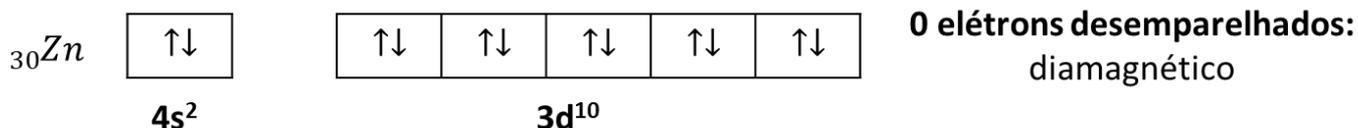
É uma propriedade comum a todos os materiais, inclusive os que se enquadram nas categorias de paramagnetismo e ferromagnetismo. Porém, no caso de materiais que apresentam outras propriedades magnéticas, o diamagnetismo é muito fraco em relação aos outros efeitos, costuma ser ignorado.

Vale dizer que um material diamagnético não pode ser confundido com um material **não magnético**. No diamagnetismo, o material interage com campos magnéticos. Porém, de forma a ser repelido por eles. Porém, esse efeito é tão fraco que somente pode ser notado diante de campos magnéticos da ordem de dezenas de vezes maior que o campo magnético terrestre.



No diamagnetismo, os dipolos elementares não são permanentes, porque a substância não apresenta elétrons desemparelhados na sua estrutura. É o caso da grande maioria das substâncias moleculares.

Os metais que não possuem elétrons desemparelhados na sua estrutura são diamagnéticos, como o zinco.



Um exemplo muito interessante de material que tem um diamagnetismo bastante acentuado é a grafite pirolítica. É muito interessante o **levitador magnético**, que é um dispositivo que pode ser construído com um ímã de neodímio e uma placa de grafite pirolítica. A grafite é repelida pelo campo magnético, de modo que ela permanece flutuando sobre o ímã.

- **Paramagnetismo:** é a tendência de que os dipolos magnéticos atômicos têm de se alinhar paralelamente a um campo magnético externo.

Essa propriedade é decorrente da existência de elétrons desemparelhados na estrutura do material. A princípio, um único elétron desemparelhado seria suficiente para que o material apresente propriedades magnéticas. É o que acontece com moléculas paramagnéticas, como o NO, NO₂ e ClO.



Porém, quanto maior o número de elétrons desemparelhados na sua estrutura, mais intenso será o paramagnetismo. O caso extremo do paramagnetismo é o **ferromagnetismo**, que acontece quando o material apresenta **4 elétrons desemparelhados**. O nome ferromagnetismo é uma alusão ao ferro, que foi um dos primeiros materiais magnéticos conhecidos.

Atualmente, utiliza-se bastante os ímãs de neodímio, que é uma terra rara e material ferromagnético. São os ímãs muito poderosos. Um ímã de neodímio é capaz de sustentar uma barra de ferro muito mais pesada que o próprio ímã.

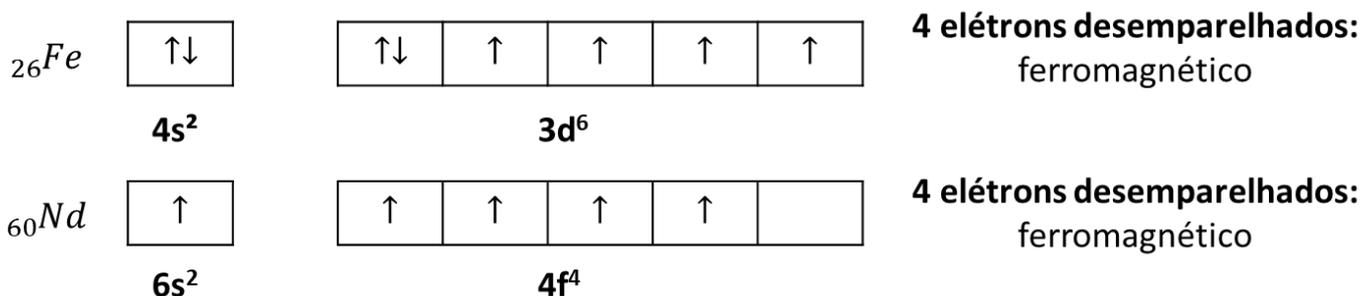


Figura 55: Ferromagnetismo no Ferro e no Neodímio

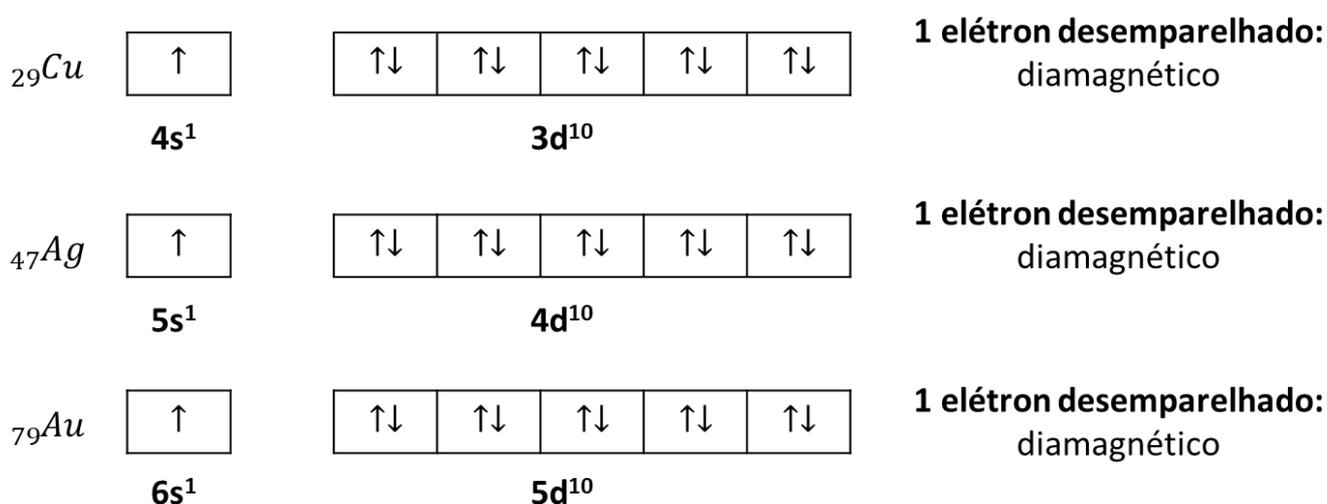


Figura 56: Um pequeno ímã de neodímio é capaz de suspender objetos de ferro ou aço muito maiores que o próprio ímã

CURIOSIDADE



No caso de metais, quando ele apresenta um único elétron desemparelhado, especialmente quando localizado nos orbitais **s** ou **p**, o paramagnetismo é muito fraco. Inclusive, alguns desses materiais são até mesmo considerados **diamagnéticos**. É o caso do ouro, da prata e do cobre, cujas configurações eletrônicas no estado fundamental estão representadas a seguir.



Isso pode ser utilizado como um teste para determinar se uma peça ou uma jóia são realmente constituídas desses elementos. Para isso, é importante saber que metais, como o ferro e o níquel, que são frequentemente utilizados para adulterar essas peças são paramagnéticos.

Por exemplo, no início, a moeda de 5 centavos era feita de cobre. Com o tempo, passou a ser confeccionada com aço e apenas banhada a cobre. Podemos notar facilmente com o experimento mostrado na Figura 56 que ela realmente não é constituída de cobre puro, pois jamais o cobre seria atraído por um ímã.



Figura 57: Ouro e Prata não são atraídos por um ímã

4.2.2. Ligas Metálicas

Os metais puros raramente apresentam todas as características necessárias para a sua utilização. Por exemplo, o ferro puro reage facilmente com o oxigênio, convertendo-se rapidamente

em ferrugem; o ouro e a pura puros são muito moles, o que os torna inadequados para a produção de jóias; já o cromo é excessivamente duro.

Por isso, na maioria de suas aplicações cotidianas, os metais são convertidos em ligas metálicas, que são **misturas sólidas**, cujo principal componente é um metal. Note que é possível adicionar outros elementos a uma liga metálica, como o carbono.

Em geral, uma liga metálica é feita a elevadas temperaturas, até a fusão completa de todos os componentes. Eles são misturados no estado líquido e, em seguida, resfriados.

Muitas ligas metálicas são realmente misturas homogêneas. Isso acontece quando os metais formam retículos cristalinos relativamente parecidos. Alguns exemplos que merecem atenção são:

- A liga de cobre (75%) e níquel (25%) utilizada para a produção de moedas;
- **Bronze:** composto por cobre (90%) e estanho (10%);
- **Latão:** composto por cobre (67%) e zinco (33%)
- **Solda:** composta por chumbo (67%) e estanho (33%).

Porém, algumas ligas metálicas formam misturas heterogêneas, quando os retículos cristalinos individuais de cada metal são preservados e eles não se misturam perfeitamente. Os cristais individuais só podem ser visualizados no microscópio. É o caso do magnálio, formado por alumínio (90%) e magnésio (10%).

Uma das ligas metálicas mais importantes e utilizadas no nosso dia a dia é o aço, que é mistura constituída essencialmente por ferro (98,5%) e carbono. Já o aço inoxidável é feito por uma mistura de aço, cromo e níquel, que o tornam mais resistente à oxidação.



8. (TFC – Inédita)

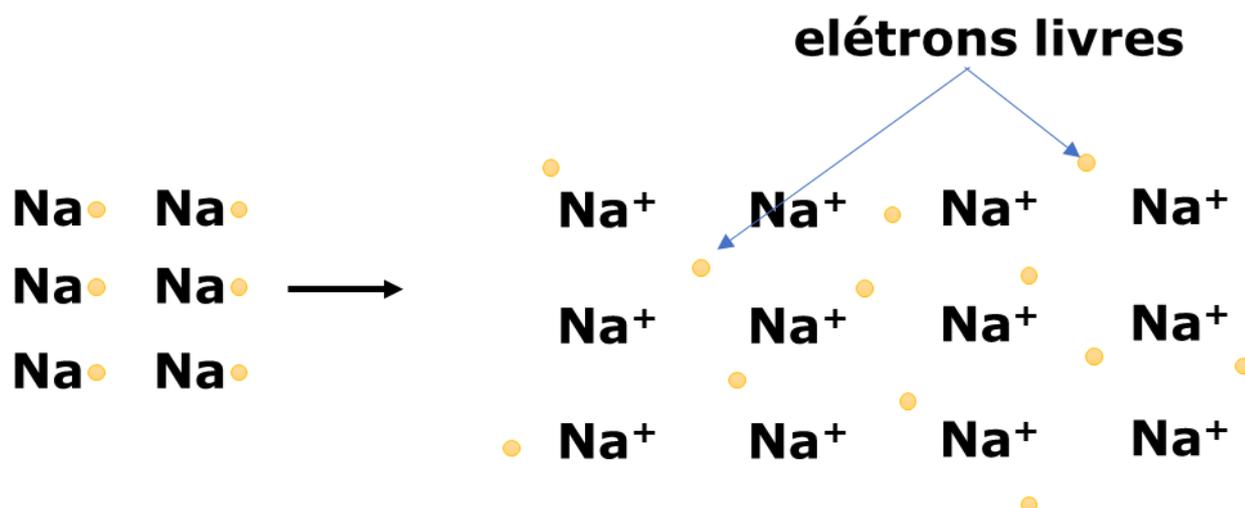
A condutividade elétrica dos metais se deve à presença de:

- a) prótons livres.
- b) íons livres.
- c) elétrons livres.
- d) nêutrons livres.

Comentários

A condutividade elétrica dos metais é explicada pelo modelo do mar de elétrons.





Gabarito: C

9. (TFC – Inédita)

Os cabos de um elevador precisam ter uma elevada resistência à tração. Para isso, é interessante que eles sejam:

- a) metais.
- b) iônicos.
- c) moleculares.
- d) sólidos covalentes.

Comentários

Como a ligação metálica é muito rígida e difícil de quebrar, os metais são os materiais com maior resistência à tração. Por isso, eles são utilizados na construção de cabos de elevadores.

Gabarito: A

10. (TFC – Inédita)

A pirita (FeS_2) é conhecida como ouro de tolos, por ser um sólido amarelo e brilhante. Muitos garimpeiros inexperientes a confundem com o ouro. Porém, um garimpeiro experiente é capaz de distingui-los, notando que a pirita é um composto iônico. Para isso, foram propostos os seguintes experimentos:



I – quando golpeado com um martelo, o ouro amassa, enquanto a pirita se quebra.

II – o ouro é condutor de eletricidade no estado sólido, mas a pirita não.

III – um cubo de gelo derrete mais rapidamente quando colocado sobre o ouro.

Está (ão) CORRETA (S):

- a) Apenas I e II.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas II e III.
- d) Nenhuma.
- e) Todas as afirmações.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

I – O ouro é maleável, portanto, ele se acomoda quando sofre impactos mecânicos, sem se quebrar. O mesmo não acontece com a pirita, que, por ser um composto iônico, quebra com facilidade. Afirmação correta.

II – Por ser um metal, o ouro é um excelente condutor no estado sólido. Essa situação não acontece com a pirita. Afirmação correta.

III – Por ser metálico, o ouro é um excelente condutor de calor. Afirmação correta.

Gabarito: E

Finalizamos aqui a nossa teoria por hoje. Agora, você terá uma bateria de exercícios.

5. Lista de Questões Propostas

1. (TFC – Inédita)

Os gases nobres se caracterizam por:

a) Serem formados normalmente por moléculas monoatômicas.

b) Serem formados normalmente por moléculas diatômicas.



- c) Formarem compostos iônicos como ânions.
- d) Formarem compostos iônicos como cátions.
- e) Formarem uma grande diversidade de compostos moleculares.

2. (TFC – Inédita)

Assinale a alternativa cujo composto é formado por uma ligação covalente.

- a) LiF.
- b) HCl.
- c) NaCl.
- d) KO₂.
- e) RbI₂.

3. (TFC – Inédita)

Desenhe as Estruturas de Lewis dos seguintes compostos moleculares:

- a) C₂H₄
- b) HCN
- c) OF₂

4. (TFC – 2019 – Inédita)

O íon carbonato (CO₃²⁻) forma um grande número de sais inorgânicos com diversos cátions.

Determine as fórmulas dos carbonatos: de lítio, de alumínio, de magnésio, de rádio e de bismuto.

5. (UFC – 2006)

Considere um átomo X com as seguintes energias de ionização (EI):



Baseado nos valores sucessivos de energia de ionização (EI), é correto afirmar que:

- a) O átomo X é um metal alcalino terroso.
- b) O átomo X possui quatro elétrons na camada de valência.



- c) *O segundo e o terceiro elétrons são removidos de um mesmo orbital.*
- d) *Os dois primeiros elétrons removidos pertencem a um mesmo orbital.*
- e) *Os quatro elétrons removidos do átomo X estão localizados no mesmo orbital.*

6. (TFC – Inédita)

Assinale a alternativa que indica um composto que seja formado exclusivamente por ligações iônicas:

- a) KNO_3
- b) $BeSO_4$
- c) MgS
- d) K_2SO_4
- e) $CaCO_3$

7. (TFC – Inédita)

São propriedades dos compostos iônicos:

I – condutividade elétrica no estado líquido

II – alta resistência a impactos mecânicos

III – altas temperaturas de fusão

Está (ão) CORRETA (S):

- a) *Apenas I e II.*
- b) *Apenas I e III.*
- c) *Apenas II e III.*
- d) *Nenhuma.*
- e) *Todas as afirmações.*

8. (TFC – Inédita)

A condutividade elétrica dos metais se deve à presença de:

- a) *prótons livres.*
- b) *íons livres.*
- c) *elétrons livres.*
- d) *nêutrons livres.*



9. (TFC – Inédita)

Os cabos de um elevador precisam ter uma elevada resistência à tração. Para isso, é interessante que eles sejam:

- a) metais.*
- b) iônicos.*
- c) moleculares.*
- d) sólidos covalentes.*

10. (TFC – Inédita)

A pirita (FeS_2) é conhecida como ouro de tolos, por ser um sólido amarelo e brilhante. Muitos garimpeiros inexperientes a confundem com o ouro. Porém, um garimpeiro experiente é capaz de distingui-los, notando que a pirita é um composto iônico. Para isso, foram propostos os seguintes experimentos:

I – quando golpeado com um martelo, o ouro amassa, enquanto a pirita se quebra.

II – o ouro é condutor de eletricidade no estado sólido, mas a pirita não.

III – um cubo de gelo derrete mais rapidamente quando colocado sobre o ouro.

Está (ão) CORRETA (S):

- a) Apenas I e II.*
- b) Apenas I e III.*
- c) Apenas II e III.*
- d) Nenhuma.*
- e) Todas as afirmações.*

11. (Colégio Naval – 2017)

De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas:

(A) são formados pela ligação entre ametais e o hidrogênio.

(B) são encontrados na natureza no estado líquido.

(C) apresentam baixos pontos de fusão e ebulição.

(D) são duros e resistentes a impactos.

(E) apresentam alta condutividade elétrica em solução aquosa.



12. (Colégio Naval – 2012)

Átomos participam de uma ligação química com o propósito de:

- a) aumentar sua densidade de carga elétrica.
- b) neutralizar suas cargas elétricas positivas.
- c) aumentar sua energia.
- d) obter uma configuração eletrônica estável.
- e) liberar os elétrons excedentes.

13. (Colégio Naval – 2011)

A carga iônica está relacionada com o estado energético que possibilita maior estabilidade a uma espécie química. Qual é a carga encontrada nos íons formados pelos metais alcalinos terrosos?

- a) +2
- b) +1
- c) 0
- d) -1
- e) -2

14. (Colégio Naval – 2010)

Em relação às Ligações e Funções Químicas, assinale a opção INCORRETA.

- a) Ligações iônicas resultam da atração entre íons de cargas elétricas contrárias.
- b) Os gases nobres não formam substâncias compostas porque todas as suas camadas eletrônicas estão completas.
- c) Nas ligas metálicas, os elétrons fluem ao longo de um conjunto formado pelos núcleos dos átomos presentes.
- d) A valência de uma espécie está associada à sua capacidade de perder ou ganhar certa quantidade de elétrons.
- e) Todos os sais são substâncias de caráter iônico.

15. (CPAEAM – 2019)

De modo geral, os compostos que têm ligações covalentes:



- a) são formados pela ligação entre metais e o hidrogênio.
- b) são encontrados na natureza somente nos estados líquido e gasoso.
- c) são constituídos de átomos com tendência exclusiva em doar elétrons.
- d) formam estruturas eletricamente neutras denominadas moléculas.
- e) apresentam alta condutividade elétrica em todos os estados físicos.

16. (ESPCEX – 2015)

Compostos iônicos são aqueles que apresentam ligação iônica. A ligação iônica é a ligação entre íons positivos e negativos, unidos por forças de atração eletrostática. (Texto adaptado de: Usberco, João e Salvador, Edgard, Química: química geral, vol 1, pág 225, Saraiva, 2009). Sobre as propriedades e características de compostos iônicos são feitas as seguintes afirmativas:

- I – apresentam brilho metálico.
- II – apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.
- III – apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa.
- IV – são sólidos nas condições ambiente (25 °C e 1 atm).
- V – são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

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

17. (ESPCEX – 2015)

Considere dois elementos químicos cujos átomos fornecem íons bivalentes isoeletrônicos, o cátion X^{2+} e o ânion Y^{2-} . Pode-se afirmar que os elementos químicos dos átomos X e Y referem-se, respectivamente, a:

- a) ^{20}Ca e ^{34}Se
- b) ^{38}Sr e ^8O
- c) ^{38}Sr e ^{16}S





18. (CPAEM – 2018)

Com relação à química, coloque verdadeiro (V) ou (F) nas afirmativas abaixo, a seguir, a opção correta.

() Compostos moleculares são formados por meio de ligações metálicas.

() Uma substância formada pela ligação entre um metal e um ametal é iônica.

() Na tabela periódica, elementos presentes na coluna 17 tendem a receber elétrons, enquanto que os presentes na coluna 1 tendem a doar elétrons.

() A tabela periódica atual foi organizada baseada no número atômico dos elementos.

() Os gases nobres são elementos que reagem facilmente com qualquer outro elemento.

() Um elemento X^- e um elemento Y^{2+} formarão um composto iônico X_2Y .

a) (F) (F) (V) (V) (F) (V)

b) (V) (F) (F) (V) (V) (V)

c) (F) (V) (V) (V) (F) (F)

d) (V) (V) (F) (F) (V) (F)

e) (V) (V) (V) (F) (V) (F)

19. (CPAEM – 2017)

Um elemento A, cujo número atômico é 20, combina-se com um elemento B, situado na família 5A da tabela periódica, resultando num composto iônico cuja fórmula será:



20. (IME – 2017)

No esboço da Tabela Periódica abaixo estão discriminados os números de nêutrons dos isótopos mais estáveis de alguns elementos.



Considere agora um composto iônico binário, em que:

(i) o cátion, de carga +2, possui 12 prótons;

(ii) o ânion, de carga –3, possui 10 elétrons.

A massa de 1 mol deste composto é aproximadamente igual a:

a) 38 g

b) 100 g

c) 122 g

d) 90 g

e) 50 g

21. (IME – 2015)

Dados os elementos abaixo,



marque a alternativa correta, considerando-se as condições de 1 atm e 25 °C.

a) Φ é encontrado livre na natureza na forma de gás monoatômico.

b) Φ combina-se com ψ formando um composto solúvel em água.

c) Φ combina-se com Ω formando um composto solúvel em água.

d) ψ combina-se com Ω formando um composto gasoso.

e) Ω é um mau condutor de eletricidade.

22. (PM/MG – 2015 – Professor de Química)

Um dos tipos de ligação química é caracterizado pelo compartilhamento de um ou mais pares de elétrons entre átomos, causando uma atração mútua entre eles, que mantêm a molécula resultante unida. Esse tipo de ligação normalmente ocorre entre átomos com eletronegatividades similares e altas, dos quais remover completamente um elétron requereria muita energia. Assinale a alternativa que apresenta o nome desse tipo de ligação química.

a) Covalente.

b) Iônica.

c) Polimérica.

d) Metálica.



23. (ITA – 1993)

Considere os seguintes materiais:

- I. Cal viva; V. Hematita;
II. Cobalto; VI. Liga de ouro e cobre;
III. Diamante; VII. Naftaleno;
IV. Gelo seco; VIII. Quartzo.

Considere também os seguintes tipos de agregação no estado sólido:

- a. Covalente c. Metálico
b. Iônico d. Molecular

Assinale a opção que contém correlação CORRETA entre materiais e tipos de agregação no estado sólido citados acima.

- a) VIIIa ; Vb ; IIc ; IVd
b) Ia ; VIIIb ; Vc ; IIId
c) IVa ; Ib ; IIId ; VIId
d) IIIa ; IVb ; VIc ; VIId
e) VIIa ; IIb ; IIId ; Vd

24. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

A respeito de ligações químicas, pode-se afirmar que:

- a) O nitrato de potássio (KNO_3) apresenta ligações covalentes em sua estrutura.
b) As ligas metálicas são formadas por ligações covalentes entre dois metais.
c) A ligação entre um metal e um não-metal geralmente é metálica.
d) Os gases nobres possuem eletrosfera estável, portanto, jamais reagem com outros elementos.
e) O óxido de magnésio (MgO) apresenta ligações covalentes em sua estrutura.

25. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

A respeito da condutividade elétrica de materiais, pode-se afirmar que:

- a) O cloreto de hidrogênio (HCl) é um bom condutor de calor no estado líquido.
b) A solução aquosa de sacarose apresenta elevada condutividade elétrica.



- c) A prata é um bom condutor de calor no estado sólido, porém, mau condutor no estado líquido.*
- d) O cloreto de sódio apresenta baixa condutividade elétrica no estado sólido, porém, alta condutividade elétrica no estado líquido.*
- e) A areia é uma excelente condutora de eletricidade no estado sólido.*

26. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas, pode-se afirmar que:

- a) Não contém ligações covalentes na sua estrutura.*
- b) São formados por elementos de eletronegatividade muito próxima.*
- c) São encontrados na natureza na forma de sólidos moles e quebradiços.*
- d) São maus condutores de eletricidade no estado líquido e em solução aquosa.*
- e) São solúveis em compostos apolares, como a gasolina.*

27. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

A respeito dos metais, são feitas as seguintes afirmações:

I – A condutividade de eletricidade se deve à existência de prótons livres na rede metálica.

II – Quando golpeado com uma marreta, uma pequena amostra de ouro se deforma, mas não se quebra.

III – A densidade de uma amostra de 1 g de prata a 25 °C é igual à densidade de outra amostra de 100 g de prata na mesma temperatura.

Das afirmações acima, está (ão) CORRETA(s):

- a) Nenhuma das afirmações.*
- b) Apenas I e II.*
- c) Apenas I e III.*
- d) Apenas II e III.*
- e) Todas as afirmações.*

28. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

São exemplos de compostos iônicos que possuem ligações covalentes:

- a) Na₂O, H₂O e HCN.*
- b) KCN, HCN e OF₂.*



- c) NO_2 , HCN e H_2O .
- d) CH_2O , HCN e CH_5N
- e) NaOH , KCN e NaClO .

29. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

O gálio é conhecido como um metal líquido, porque, quando pego com a mão, ele rapidamente derrete.

A respeito dessa situação, pode-se afirmar que o gálio:

- a) *derrete porque sofreu uma reação química com a água do suor.*
- b) *se dissolve na água do suor, um processo completamente físico.*
- c) *após derretido, perde as suas propriedades de condutividade elétrica.*
- d) *a mão aumenta a temperatura do metal, fazendo que ela sofre uma fusão.*
- e) *a mão exerce pressão sobre o gálio, permitindo que ele sofra uma fusão.*

30. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

O dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de silício (SiO_2), apesar de apresentarem fórmulas mínimas muito parecidas e de serem formados por elementos da mesma família, apresentam muitas propriedades distintas. Entre elas, destacam-se o fato de que o dióxido de carbono é um gás, enquanto a sílica é um sólido muito duro e com elevado ponto de fusão.

Essas diferenças de propriedades se devem a importantes diferenças estruturais nos compostos.

A respeito dessa situação, pode-se afirmar que:

- a) *O dióxido de carbono é um composto molecular, enquanto a sílica é um composto iônico.*
- b) *O dióxido de carbono é um composto iônico, enquanto a sílica é um composto molecular.*
- c) *O dióxido de carbono é polar, enquanto a sílica é apolar.*
- d) *O dióxido de carbono é apolar, enquanto a sílica é polar.*
- e) *O dióxido de carbono é um composto molecular, enquanto a sílica é unida por ligações covalentes, mas não forma moléculas.*



6. Gabarito

- | | |
|--|----------------|
| 1. A | 16. B |
| 2. B | 17. E |
| 3. discursiva | 18. A |
| 4. Li_2CO_3 ; RaCO_3 ; MgCO_3 ; $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$;
$\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$ | 19. A |
| 5. C | 20. B |
| 6. C | 21. B |
| 7. B | 22. A |
| 8. C | 23. A |
| 9. A | 24. A |
| 10. E | 25. D |
| 11. E | 26. C |
| 12. D | 27. D |
| 13. A | 28. E |
| 14. B (oficial); B e C (Estratégia) | 29. D |
| 15. B | 30. discursiva |



7. Lista de Questões Comentadas

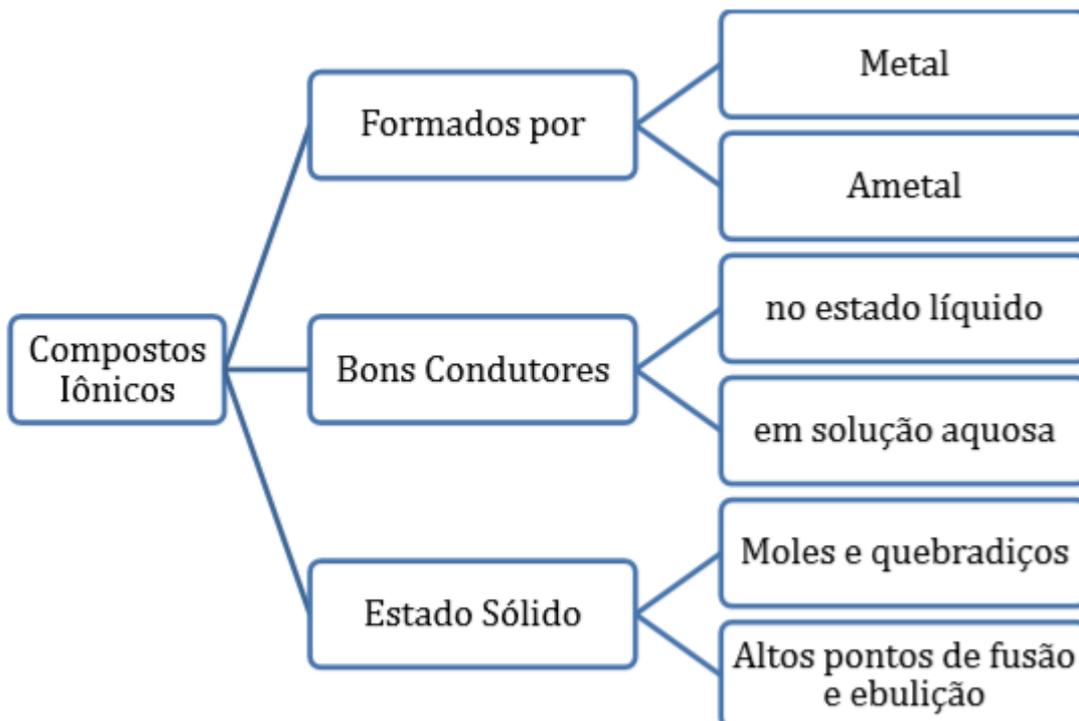
11. (Colégio Naval – 2017)

De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas:

- (A) são formados pela ligação entre ametais e o hidrogênio.
- (B) são encontrados na natureza no estado líquido.
- (C) apresentam baixos pontos de fusão e ebulição.
- (D) são duros e resistentes a impactos.
- (E) apresentam alta condutividade elétrica em solução aquosa.

Comentários

Vamos relembrar as principais propriedades dos compostos iônicos.



a) Como o hidrogênio também é um ametal, a ligação típica dos compostos formados ametais e hidrogênio é covalente. Afirmação errada.

- b) A grande maioria dos compostos iônicos são sólidos à temperatura ambiente. Afirmação errada.
- c) Os compostos iônicos possuem altos pontos de fusão e ebulição. Afirmação errada.
- d) Em geral, os compostos iônicos são moles e quebradiços. Afirmação errada.
- e) Os compostos iônicos são bons condutores de corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa. Afirmação correta.

Gabarito: E

12. (Colégio Naval – 2012)

Átomos participam de uma ligação química com o propósito de:

- a) aumentar sua densidade de carga elétrica.
- b) neutralizar suas cargas elétricas positivas.
- c) aumentar sua energia.
- d) obter uma configuração eletrônica estável.
- e) liberar os elétrons excedentes.

Comentários

Os átomos participam de ligações químicas com o objetivo de atingir uma configuração eletrônica estável. Uma das principais regras que preveem qual a configuração eletrônica estável é a Regra do Octeto.

Porém, mesmo que os átomos descumpram essa regra, eles atingem uma configuração eletrônica estável.

Vamos, agora, analisar as demais afirmações.

a) Em muitas ligações químicas, os átomos não sofrem variação na sua densidade de carga elétrica. É o caso da ligação covalente. Além disso, devemos nos lembrar que o propósito das ligações químicas é atingir a estabilidade eletrônica. Afirmação errada.



b) Os átomos de metais adquirem a estabilidade quando se tornam cargas positivas. Portanto, a afirmação está errada.

c) Quanto mais estável for a configuração eletrônica, menor a energia. Afirmação errada.

d) Como vimos, está perfeita a afirmação.

e) Em muitos casos, os átomos não liberam, mas sim absorvem elétrons extras. É o caso dos não-metais que formam ânions em ligações iônicas. Afirmação errada.

Gabarito: D

13. (Colégio Naval – 2011)

A carga iônica está relacionada com o estado energético que possibilita maior estabilidade a uma espécie química. Qual é a carga encontrada nos íons formados pelos metais alcalinos terrosos?

a) +2

b) +1

c) 0

d) -1

e) -2

Comentários

Vamos nos lembrar do esquema da Tabela Periódica.



ganha 4 e⁻

ganha 3 e⁻

perde 1 e⁻

perde 2 e⁻

ganha 1 e⁻

ganha 2 e⁻

1 H 1,0079 Hydrogen																	2 He 4,0026 Helium
3 Li 6,941 Lithium	4 Be 9,0122 Beryllium											5 B 10,811 Boron	6 C 12,011 Carbon	7 N 14,007 Nitrogen	8 O 15,999 Oxygen	9 F 18,998 Fluorine	10 Ne 20,180 Neon
11 Na 22,990 Sodium	12 Mg 24,305 Magnesium											13 Al 26,982 Aluminium	14 Si 28,086 Silicon	15 P 30,974 Phosphorus	16 S 32,065 Sulfur	17 Cl 35,453 Chlorine	18 Ar 39,948 Argon
19 K 39,098 Potassium	20 Ca 40,078 Calcium	21 Sc 44,956 Scandium	22 Ti 47,867 Titanium	23 V 50,942 Vanadium	24 Cr 51,996 Chromium	25 Mn 54,938 Manganese	26 Fe 55,845 Iron	27 Co 58,933 Cobalt	28 Ni 58,693 Nickel	29 Cu 63,546 Copper	30 Zn 65,39 Zinc	31 Ga 69,723 Gallium	32 Ge 72,630 Germanium	33 As 74,922 Arsenic	34 Se 78,96 Selenium	35 Br 79,904 Bromine	36 Kr 83,80 Krypton
37 Rb 85,468 Rubidium	38 Sr 87,62 Strontium	39 Y 88,906 Yttrium	40 Zr 91,224 Zirconium	41 Nb 92,906 Niobium	42 Mo 95,94 Molybdenum	43 Tc 98 Technetium	44 Ru 101,07 Ruthenium	45 Rh 102,91 Rhodium	46 Pd 106,42 Palladium	47 Ag 107,87 Silver	48 Cd 112,41 Cadmium	49 In 114,82 Indium	50 Sn 118,71 Tin	51 Sb 121,76 Antimony	52 Te 127,60 Tellurium	53 I 126,90 Iodine	54 Xe 131,29 Xenon
55 Cs 132,91 Cesium	56 Ba 137,33 Barium	57 - 71 La - Lu	72 Hf 178,49 Hafnium	73 Ta 180,95 Tantalum	74 W 183,84 Tungsten	75 Re 186,21 Rhenium	76 Os 190,23 Osmium	77 Ir 192,22 Iridium	78 Pt 195,08 Platinum	79 Au 196,97 Gold	80 Hg 200,59 Mercury	81 Tl 204,38 Thallium	82 Pb 207,2 Lead	83 Bi 208,98 Bismuth	84 Po 209 Polonium	85 At 210 Astatine	86 Rn 222 Radon
87 Fr 223 Francium	88 Ra 226 Radium	89 - 103 Ac - Lr	104 Rf 261 Rutherfordium	105 Db 262 Dubnium	106 Sg 266 Seaborgium	107 Bh 264 Bohrium	108 Hs 269 Hassium	109 Mt 268 Meitnerium	110 Uun 271 Ununilium	111 Uuu 272 Unununium	112 Uub 277 Ununbium	113 Uut 288 Ununtrium	114 Uuq 289 Ununquadium	115 Uup 288 Ununpentium	116 Uuh 289 Ununhexium	117 Uus 289 Ununseptium	118 Uuo 289 Ununoctium

Os metais alcalinos terrosos (família II-A) possuem 2 elétrons na sua camada de valência.

Portanto, eles perdem esses dois elétrons, a fim de atingir a estabilidade eletrônica, com a configuração semelhante à de um gás nobre.

Gabarito: A

14. (Colégio Naval – 2010)

Em relação às Ligações e Funções Químicas, assinale a opção INCORRETA.

- Ligações iônicas resultam da atração entre íons de cargas elétricas contrárias.
- Os gases nobres não formam substâncias compostas porque todas as suas camadas eletrônicas estão completas.
- Nas ligas metálicas, os elétrons fluem ao longo de um conjunto formado pelos núcleos dos átomos presentes.

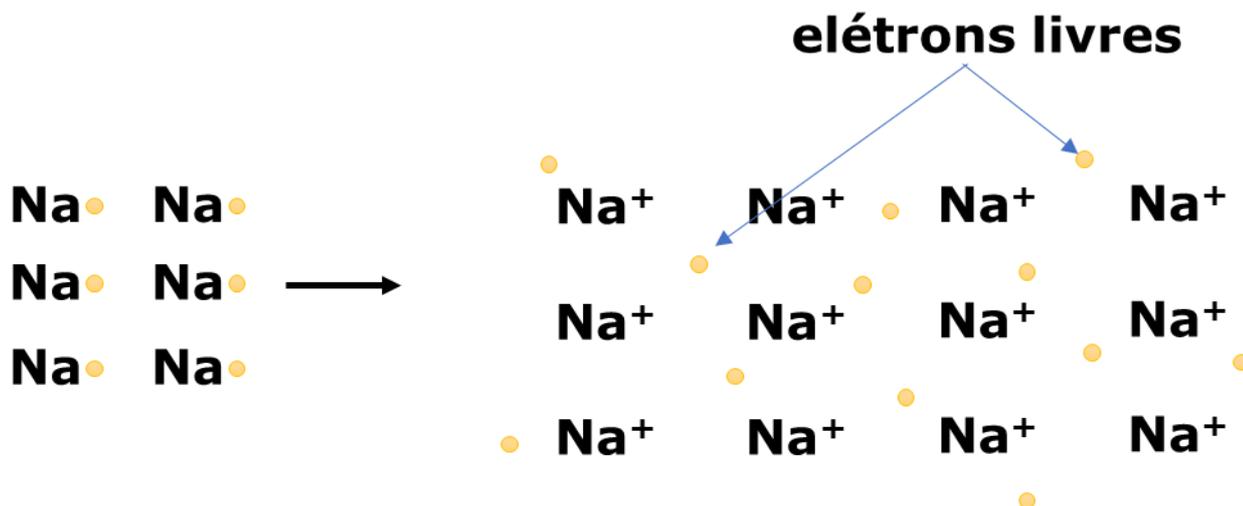


- d) A valência de uma espécie está associada à sua capacidade de perder ou ganhar certa quantidade de elétrons.
- e) Todos os sais são substâncias de caráter iônico.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

- a) É isso mesmo. Como cátion e ânion possuem cargas opostas, eles se atraem. A energia envolvida nessa atração é denominada energia reticular. Afirmação correta.
- b) Os gases nobres, em alguns casos, podem formar compostos. São exemplos: XeF_2 , XeF_4 e XeO_4 . Afirmação incorreta.
- c) Na ligação metálica, os elétrons encontram-se dispersos em uma rede formada por cátions do metal, e não pelos núcleos.



Dizer que os elétrons circulam em torno dos núcleos dos metais é semelhante a dizer que os metais usariam todos os seus elétrons na ligação metálica. Porém, isso só acontece com os elétrons da camada de valência. A meu ver, a afirmação está incorreta. Porém, o Colégio Naval considerou como correta.

- d) É isso mesmo. A valência é a capacidade de fazer ligações. Afirmação correta.
- e) Sim. Os sais são sempre compostos iônicos. Afirmação correta.



Gabarito: B (oficial); B e C (Estratégia)

15. (CPAEAM – 2019)

De modo geral, os compostos que têm ligações covalentes:

- a) são formados pela ligação entre metais e o hidrogênio.
- b) são encontrados na natureza somente nos estados líquido e gasoso.
- c) são constituídos de átomos com tendência exclusiva em doar elétrons.
- d) formam estruturas eletricamente neutras denominadas moléculas.
- e) apresentam alta condutividade elétrica em todos os estados físicos.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

- a) Como o hidrogênio é um não metal, as suas ligações com metais são geralmente iônicas.

Afirmação incorreta.

- b) Existem diversos compostos com ligações covalentes no estado sólido, como a sacarose e os sólidos covalentes. Afirmação incorreta.

- c) Os compostos que formam ligações covalente geralmente possuem tendência a ganhar elétrons. Afirmação incorreta.

- d) Essa alternativa não é completamente precisa, pois ignora os sólidos covalentes. De fato, a maioria dos compostos formados por ligações covalentes são moleculares, porém, nem todos. Apesar disso, veremos que é a menos ruim.

- e) De maneira geral, os compostos covalentes não possuem condutividade elétrica. Afirmação incorreta.

Gabarito: B

16. (ESPCEX – 2015)

Compostos iônicos são aqueles que apresentam ligação iônica. A ligação iônica é a ligação entre íons positivos e negativos, unidos por forças de atração eletrostática. (Texto adaptado de:



Usberco, João e Salvador, Edgard, Química: química geral, vol 1, pág 225, Saraiva, 2009). Sobre as propriedades e características de compostos iônicos são feitas as seguintes afirmativas:

- I – apresentam brilho metálico.
- II – apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.
- III – apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa.
- IV – são sólidos nas condições ambiente (25 °C e 1 atm).
- V – são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

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

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

I – O brilho metálico é característico de metais, não de compostos iônicos. Afirmação errada.

II – Os compostos iônicos apresentam temperaturas altas de fusão e ebulição. Afirmação correta.

III – Os compostos iônicos são bons condutores de eletricidade no estado líquido e em solução aquosa. Ao contrário dos metais, não são condutores no estado sólido. Afirmação correta.

IV – Em geral, são sólidos nas condições ambientes. Afirmação correta.

V – Alguns compostos iônicos são solúveis em água, como o cloreto de sódio. Afirmação errada.

Gabarito: B

17. (ESPCEX – 2015)



Considere dois elementos químicos cujos átomos fornecem íons bivalentes isoeletrônicos, o cátion X^{2+} e o ânion Y^{2-} . Pode-se afirmar que os elementos químicos dos átomos X e Y referem-se, respectivamente, a:

- a) ^{20}Ca e ^{34}Se
- b) ^{38}Sr e ^8O
- c) ^{38}Sr e ^{16}S
- d) ^{20}Ca e ^8O
- e) ^{20}Ca e ^{16}S

Comentários

Foi dito que as espécies X^{2+} e Y^{2-} possuem a mesma quantidade de elétrons. Vamos supor que essa quantidade seja N.

Como X^{2+} é um cátion, ele possui dois prótons a mais que o número de elétrons. Logo, X possui N + 2 prótons.

Por outro lado, Y^{2-} é um ânion. Portanto, ele possui dois elétrons a mais que o número de prótons. Logo, Y possui N – 2 prótons.

Perceba, portanto, que a diferença entre os números atômicos de X e Y é igual a 4. O modo mais fácil de resolver a questão é procurar qual alternativa tem duas espécies químicas em que a diferença de número atômico é igual a 4.

É o caso da letra E, que apresenta o ^{20}Ca e o ^{16}S . Seus respectivos íons são:

- $^{20}\text{Ca}^{2+}$, que apresenta 18 elétrons;
- $^{16}\text{S}^{2-}$, que também apresenta 18 elétrons.

Gabarito: E

18. (CPAEAM – 2018)

Com relação à química, coloque verdadeiro (V) ou (F) nas afirmativas abaixo, a seguir, a opção correta.

() Compostos moleculares são formados por meio de ligações metálicas.



- () Uma substância formada pela ligação entre um metal e um ametal é iônica.
- () Na tabela periódica, elementos presentes na coluna 17 tendem a receber elétrons, enquanto que os presentes na coluna 1 tendem a doar elétrons.
- () A tabela periódica atual foi organizada baseada no número atômico dos elementos.
- () Os gases nobres são elementos que reagem facilmente com qualquer outro elemento.
- () Um elemento X^- e um elemento Y^{2+} formarão um composto iônico X_2Y .
- a) (F) (F) (V) (V) (F) (V)
- b) (V) (F) (F) (V) (V) (V)
- c) (F) (V) (V) (V) (F) (F)
- d) (V) (V) (F) (F) (V) (F)
- e) (V) (V) (V) (F) (V) (F)

Comentários

Vamos analisar as afirmações propostas no enunciado.

I – Os compostos moleculares são formados **sempre** por ligações covalentes. Afirmação falsa.

II – A regra geral é essa, porém, existem casos de moléculas formadas por ligações covalentes entre metal e não-metal. É o caso do cloreto de alumínio ($AlCl_3$). Afirmação falsa.

III – Vamos nos lembrar do esquema da Regra do Octeto na Tabela Periódica



The periodic table shows the following trends indicated by red arrows:

- Group 17 (Halogens): ganha 1 e⁻
- Group 1 (Alkali Metals): perde 1 e⁻
- Group 16 (Chalcogens): ganha 2 e⁻
- Group 15 (Pnictogens): ganha 3 e⁻
- Group 14 (Carbon Group): ganha 4 e⁻

Portanto, de fato, os elementos da família 17 (os halogênios) tendem a ganhar 1 elétron, enquanto os elementos da família 1 (os metais alcalinos) tendem a perder 1 elétron, com exceção do hidrogênio. Como a afirmação falou apenas em “tendem” e não “sempre”, ela está verdadeira.

IV – É um conceito que não podemos esquecer. A tabela periódica é organizada em ordem crescente de número atômico. Afirmação verdadeira.

V – Os gases nobres dificilmente reagem com outros elementos. Afirmação falsa.

VI – Como o composto iônico deve ser eletricamente neutro, a soma total das cargas deve ser igual a zero. Portanto, são necessários dois ânions X⁻ para equilibrar a carga de um cátion Y²⁺.

Portanto, a fórmula do composto iônico deve ser X₂Y. Dessa forma, o composto apresenta 2 cargas positivas e 2 cargas negativas.

Afirmação verdadeira.

Gabarito: A



19. (CPAEAM – 2017)

Um elemento A, cujo número atômico é 20, combina-se com um elemento B, situado na família 5A da tabela periódica, resultando num composto iônico cuja fórmula será:

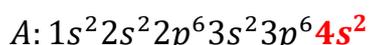
- a) A_3B_2
- b) A_3B
- c) A_2B
- d) AB_3
- e) AB_2

Comentários

Vamos obter a distribuição eletrônica do elemento A. Esse trabalho pode ser facilitado, se você se lembrar dos números atômicos dos gases nobres. No caso, o argônio, cujo número atômico é igual a 18.



Se você não se lembrasse do número atômico dos gases nobres, não haveria problema, pois você sempre pode proceder à distribuição completa.



De qualquer forma, observe que A possui 2 elétrons na camada de valência. Portanto, A pertence à família II-A (ou grupo 2), que é a família dos metais alcalino-terrosos.

Portanto, A tende a perder os dois elétrons da camada de valência, formando o cátion A^{2+} .

Já o elemento B pertence à família V-A, portanto, ele possui 5 elétrons na camada de valência. Logo, ele tem a tendência a ganhar 3 elétrons, formando o ânion B^{3-} .

Como o composto iônico formado deve ser eletricamente neutro, podemos inverter os valores das cargas, formando o composto:



Dessa forma, o composto A_3B_2 possui 6 cargas negativas e 6 cargas positivas.



Gabarito: A

20. (IME – 2017)

No esboço da Tabela Periódica abaixo estão discriminados os números de nêutrons dos isótopos mais estáveis de alguns elementos.

1																		18
0	2												13	14	15	16	17	He
4	5												6	6	7	8	10	Ne
12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		14	14	16	16	18	Ar
20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34		38	42	42	46	44	Kr
48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66		66	70	70	78	74	Xe
																		Rd

Considere agora um composto iônico binário, em que:

- (i) o cátion, de carga +2, possui 12 prótons;
- (ii) o ânion, de carga -3, possui 10 elétrons.

A massa de 1 mol deste composto é aproximadamente igual a:

- a) 38 g
- b) 100 g
- c) 122 g
- d) 90 g
- e) 50 g

Comentários

O cátion possui número atômico igual a 12. Olhando na Tabela Periódica e lembrando-nos que o número atômico do neônio é igual a 10, devemos pegar o segundo elemento depois do gás nobre, chegando, portanto, à família II-A. A título de informação, o cátion é o Mg^{2+} .



	1																18	
Mg^{2+}	0	2															He	
	4	5															Ne	
	12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	Ar
	20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34	38	42	42	46	44	Kr
	48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66	66	70	70	78	74	Xe
																		Rd

Como o ânion possui 10 elétrons e carga igual a -3, o seu número atômico é igual a 7 – como a carga é negativa, o número de prótons é menor que o número de elétrons. Sendo assim, o ânion citado é o N^{3-} .

Com base no número de nêutrons, podemos obter a massa molar como aproximadamente igual à soma do número de prótons com o número de nêutrons.

$$Mg = 12 + 12 = 24$$

$$N = 7 + 7 = 14$$

Como os íons são Mg^{2+} e N^{3-} , pelo equilíbrio de cargas, a fórmula do composto é Mg_3N_2 . A massa molar, portanto, é:

$$M = 3.24 + 2.14 = 72 + 28 = 100$$

Gabarito: B

21. (IME – 2015)

Dados os elementos abaixo,



marque a alternativa correta, considerando-se as condições de 1 atm e 25 °C.

- Φ é encontrado livre na natureza na forma de gás monoatômico.
- Φ combina-se com Ψ formando um composto solúvel em água.
- Φ combina-se com Ω formando um composto solúvel em água.



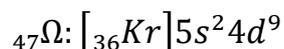
- d) ψ combina-se com Ω formando um composto gasoso.
e) Ω é um mau condutor de eletricidade.

Comentários

Devemos obter as configurações eletrônicas dos elementos abordados na questão. Devemos nos lembrar dos números atômicos dos gases nobres e seus respectivos períodos.

Período	Gás Nobre	Número Atômico
1	He	2
2	Ne	10
3	Ar	18
4	Kr	36
5	Xe	54
6	Rn	86

Com base nos gases nobres, é bem mais fácil fazer a configuração eletrônica dos elementos pedidos.



Sendo assim, o elemento ϕ é um halogênio, mais especificamente, o cloro (Cl); o elemento Ψ é um metal alcalino-terroso, mais especificamente, o cálcio (Ca); e o elemento Ω é um metal de transição da família I-B, mais especificamente, a prata (Ag).

Sendo assim, a letra a) está errada, porque somente os gases nobres são encontrados na forma de gases monoatômicos.



A letra trata o cloreto de cálcio (CaCl_2) que é um composto iônico solúvel em água. Nesse capítulo, aprendemos que, de maneira geral, são insolúveis os sais em que tanto o cátion como ânion apresentam cargas superiores a +3. Afirmção correta.

A letra c) trata o cloreto de prata (AgCl) que é uma das exceções em relação à solubilidade do íon cloreto.

Na letra d), tem-se uma teórica liga metálica entre cálcio e prata. Se existir tal liga, seria sólida. Afirmção errada.

A letra e) está errada porque a prata é metálica, portanto, um bom condutor de eletricidade. Aliás, o melhor condutor da Tabela Periódica.

Gabarito: B

22. (PM/MG – 2015 – Professor de Química)

Um dos tipos de ligação química é caracterizado pelo compartilhamento de um ou mais pares de elétrons entre átomos, causando uma atração mútua entre eles, que mantêm a molécula resultante unida. Esse tipo de ligação normalmente ocorre entre átomos com eletronegatividades similares e altas, dos quais remover completamente um elétron requereria muita energia. Assinale a alternativa que apresenta o nome desse tipo de ligação química.

- a) Covalente.
- b) Iônica.
- c) Polimérica.
- d) Metálica.

Comentários

O ponto importante do enunciado é falar que os elementos possuem **eletronegatividades similares e altas**. Quando dois elementos muito eletronegativos se encontram, forma-se uma ligação covalente, por meio do compartilhamento de elétrons.

Por isso, o enunciado trata uma ligação iônica.

Gabarito: A



23. (ITA – 1993)

Considere os seguintes materiais:

- | | |
|----------------|---------------------------|
| I. Cal viva; | V. Hematita; |
| II. Cobalto; | VI. Liga de ouro e cobre; |
| III. Diamante; | VII. Naftaleno; |
| IV. Gelo seco; | VIII. Quartzo. |

Considere também os seguintes tipos de agregação no estado sólido:

- | | |
|--------------|--------------|
| a. Covalente | c. Metálico |
| b. Iônico | d. Molecular |

Assinale a opção que contém correlação CORRETA entre materiais e tipos de agregação no estado sólido citados acima.

- a) VIIIa ; Vb ; IIc ; IVd
- b) Ia ; VIIIb ; Vc ; IIId
- c) IVa ; Ib ; IIIc ; VIId
- d) IIIa ; IVb ; VIc ; VIId
- e) VIIa ; IIb ; IIIc ; Vd

Comentários

Questão bastante interessante, pois requer que o aluno conheça diversas substâncias pelos seus nomes comerciais.

I – A cal viva é o hidróxido de cálcio – Ca(OH)_2 –, portanto, é um composto iônico. Ib. Portanto, as letra B e C estão erradas.

II – O cobalto (Co) é um metal. IIc. Portanto, a letra E está errada.

III – O diamante (C) é um sólido covalente. IIIa.

IV – O gelo seco (CO_2) é uma substância molecular. IVd. Portanto, a letra D está errada.

V – A hematita (Fe_2O_3) é óxido de ferro que é um composto iônico. Vb.



VI – A liga de ouro e cobre é uma liga metálica. VIc.

VII – O naftaleno ($C_{10}H_8$) é um composto orgânico, portanto, é molecular. Item VIId.

VIII – O quartzo é uma das formas cristalinas da sílica (SiO_2), portanto, é um sólido covalente.

Item VIIIa.

Logo, a letra A é a única que traz informações corretas.

Gabarito: A

24. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

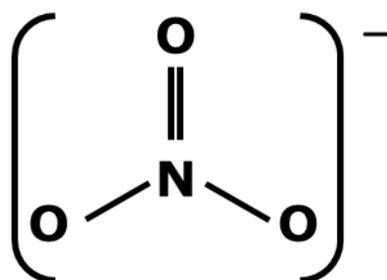
A respeito de ligações químicas, pode-se afirmar que:

- a) O nitrato de potássio (KNO_3) apresenta ligações covalentes em sua estrutura.
- b) As ligas metálicas são formadas por ligações covalentes entre dois metais.
- c) A ligação entre um metal e um não-metal geralmente é metálica.
- d) Os gases nobres possuem eletrosfera estável, portanto, jamais reagem com outros elementos.
- e) O óxido de magnésio (MgO) apresenta ligações covalentes em sua estrutura.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) O íon nitrato é formado por ligações covalentes entre o nitrogênio e o oxigênio. Afirmação correta.



b) Nas ligas metálicas, a ligação é do tipo metálica. Afirmação errada.

c) A ligação entre um metal e um não-metal é geralmente iônica. Afirmação errada.

d) Os gases nobres são pouco reativos, porém, em alguns casos, podem formar compostos, como XeF_2 , XeF_4 e XeO_4 . Afirmação errada.

e) O óxido de magnésio (MgO) é formado por uma ligação iônica entre o magnésio e o oxigênio. O ânion O^{2-} não possui nenhuma ligação covalente na sua estrutura. Afirmação errada.

Gabarito: A

25. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

A respeito da condutividade elétrica de materiais, pode-se afirmar que:

- a) O cloreto de hidrogênio (HCl) é um bom condutor de calor no estado líquido.
- b) A solução aquosa de sacarose apresenta elevada condutividade elétrica.
- c) A prata é um bom condutor de calor no estado sólido, porém, mau condutor no estado líquido.
- d) O cloreto de sódio apresenta baixa condutividade elétrica no estado sólido, porém, alta condutividade elétrica no estado líquido.
- e) A areia é uma excelente condutora de eletricidade no estado sólido.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) O cloreto de hidrogênio (HCl) é uma substância molecular, portanto, é mau condutora no estado líquido. Afirmação errada.

b) A sacarose é nem ácido nem um composto iônico, portanto, quando se dissolve em água, não sofre ionização nem dissociação iônica. Logo, a sua solução não é eletrolítica, portanto, não é condutora. Afirmação errada.

c) A prata é um metal, portanto, é um excelente condutor de eletricidade tanto no estado sólido como no líquido. Afirmação errada.

d) O cloreto de sódio é um composto iônico, portanto, possui baixa condutividade no estado sólido e alta condutividade no estado líquido. Afirmação correta.



e) A areia é um sólido covalente, portanto, não é condutora de eletricidade. Afirmação errada.

Gabarito: D

26. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas, pode-se afirmar que:

- a) Não contém ligações covalentes na sua estrutura.
- b) São formados por elementos de eletronegatividade muito próxima.
- c) São encontrados na natureza na forma de sólidos moles e quebradiços.
- d) São maus condutores de eletricidade no estado líquido e em solução aquosa.
- e) São solúveis em compostos apolares, como a gasolina.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) Existem muitos compostos iônicos que apresentam ligações covalentes na sua estrutura. É o caso do nitrato de potássio (KNO_3). Afirmação incorreta.

b) Uma ligação iônica é formada por dois elementos com eletronegatividades bastante diferentes. Afirmação incorreta.

c) De fato, os sólidos iônicos são moles e quebradiços. Afirmação correta.

d) Os compostos iônicos são maus condutores de eletricidade no estado sólido, mas são bons condutores no estado líquido e em solução aquosa. Afirmação incorreta.

e) Os compostos iônicos podem se dissolver em compostos polares, como a água. São normalmente insolúveis em compostos apolares, como a gasolina. Afirmação incorreta.

Gabarito: C

27. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

A respeito dos metais, são feitas as seguintes afirmações:



I – A condutividade de eletricidade se deve à existência de prótons livres na rede metálica.

II – Quando golpeado com uma marreta, uma pequena amostra de ouro se deforma, mas não se quebra.

III – A densidade de uma amostra de 1 g de prata a 25 °C é igual à densidade de outra amostra de 100 g de prata na mesma temperatura.

Das afirmações acima, está (ão) CORRETA(s):

- a) Nenhuma das afirmações.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) Todas as afirmações.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

I – A condutividade dos metais se deve à existência de **elétrons** livres na sua rede metálica.

Afirmação incorreta.

II – O ouro é maleável, portanto, quando ele é golpeado, ele sofre deformações para se adaptar ao choque mecânico recebido. A maleabilidade consiste em se moldar sem se quebrar.

Afirmação correta.

III – Com certeza. A densidade é uma propriedade específica da prata. Portanto, duas amostras quaisquer de prata sempre apresentam a mesma densidade.

Gabarito: D

28. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

São exemplos de compostos iônicos que possuem ligações covalentes:

- a) Na_2O , H_2O e HCN .
- b) KCN , HCN e OF_2 .
- c) NO_2 , HCN e H_2O .



- d) CH_2O , HCN e CH_5N
- e) NaOH , KCN e NaClO .

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

- a) Em Na_2O , só existem ligações iônicas entre o sódio e o oxigênio. Já em H_2O só existem ligações covalentes, portanto, H_2O não é um composto iônico. Afirmação incorreta.
- b) OF_2 é um composto molecular, não é um composto iônico. Afirmação incorreta.
- c) Os três compostos são moleculares, e não iônicos. Afirmação incorreta.
- d) Os três compostos são moleculares, e não iônicos. Afirmação incorreta.
- e) Os três compostos são formados por metal e não-metal, logo, são iônicos. Além disso, eles também possuem ligações covalentes entre os dois átomos de não-metal. São as ligações: O – H

Gabarito: E

29. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

O gálio é conhecido como um metal líquido, porque, quando pego com a mão, ele rapidamente derrete.

A respeito dessa situação, pode-se afirmar que o gálio:

- a) derrete porque sofreu uma reação química com a água do suor.
- b) se dissolve na água do suor, um processo completamente físico.
- c) após derretido, perde as suas propriedades de condutividade elétrica.
- d) a mão aumenta a temperatura do metal, fazendo que ela sofre uma fusão.
- e) a mão exerce pressão sobre o gálio, permitindo que ele sofra uma fusão.

Comentários:

O gálio é sólido à temperatura ambiente ($25\text{ }^\circ\text{C}$), porém, se torna líquido a uma temperatura ligeiramente superior ($29,8\text{ }^\circ\text{C}$). Portanto, ao entrar em contato com a mão, que se encontra a uma temperatura superior ($36,5\text{ }^\circ\text{C}$), ele se funde.



Não se trata de uma dissolução nem de uma reação química. Trata-se apenas de uma fusão por aumento de temperatura.

Vale observar que o gálio é um metal, portanto, é condutor de eletricidade tanto no estado sólido como no estado líquido.

Gabarito: D

30. (Estratégia Militares – 2020 – Inédita)

O dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de silício (SiO_2), apesar de apresentarem fórmulas mínimas muito parecidas e de serem formados por elementos da mesma família, apresentam muitas propriedades distintas. Entre elas, destacam-se o fato de que o dióxido de carbono é um gás, enquanto a sílica é um sólido muito duro e com elevado ponto de fusão.

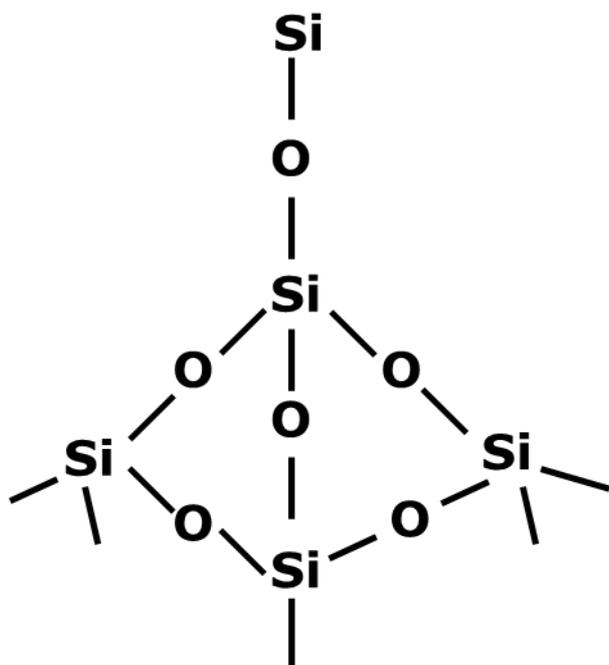
Essas diferenças de propriedades se devem a importantes diferenças estruturais nos compostos. A respeito dessa situação, pode-se afirmar que:

- a) O dióxido de carbono é um composto molecular, enquanto a sílica é um composto iônico.
- b) O dióxido de carbono é um composto iônico, enquanto a sílica é um composto molecular.
- c) O dióxido de carbono é polar, enquanto a sílica é apolar.
- d) O dióxido de carbono é apolar, enquanto a sílica é polar.
- e) O dióxido de carbono é um composto molecular, enquanto a sílica é unida por ligações covalentes, mas não forma moléculas.

Comentários

O dióxido de carbono é uma estrutura molecular, mas a sílica é um chamado sólido covalente, pois sua rede de ligações covalentes é ilimitada.





Gabarito: discursiva