

04 – Ligações Químicas

Colégio Naval – 2021

Autor:
Prof. Thiago Cardoso

Aula 04

Sumário

1. Tipos de Ligações	4
1.1. Ligação Covalente	7
1.1.1. Sólidos Covalentes	11
1.2. Ligação Iônica.....	11
1.2.1. Íons Compostos	15
2. Ligação Covalente	18
2.1. A Origem do Par de Elétrons	20
2.2.1. Capacidade de Formar Ligações	22
2.2.2. Estados Excitados	23
2.2. O Eixo da Ligação	25
2.2.1. Comprimento e Energia nas Ligações Simples, Dupla e Tripla	28
2.2.2. Ligação Pi Deslocalizada	29
2.3. Exceções à Regra do Octeto	31
2.3.1. Espécies Deficientes de Elétrons	31
2.3.2. Espécies com Elétrons em Orbitais d.....	33
3. Ligação Iônica	36
3.1. Energia Reticular	36
3.2. Temperatura de Fusão	40
3.3. Solubilidade em Água.....	41
3.3.1. Breve Estudo sobre a Molécula de Água	41
3.3.2. Fases da Dissolução	41
3.3.3. Influência da Energia Reticular	43
3.3.4. Influência da Energia de Solvatação	43
3.3.5. Regras de Solubilidade.....	45
3. Ligação Metálica	49
3.1. Modelo do Mar de Elétrons.....	49
4. Lista de Questões Propostas	53



5. Gabarito.....	59
6. Lista de Questões Comentadas	60



1. Tipos de Ligações

Como vimos no capítulo sobre Propriedades Periódicas, os gases nobres têm uma eletrosfera bastante estável. Isso se deve ao fato de que eles possuem elevada energia de ionização, o que significa pequena tendência a perder elétrons, e baixa afinidade eletrônica, o que significa pequena tendência a doar elétrons.

Nas outras famílias, a situação é diferente. Alguns elementos são bastante eletronegativos, portanto, tendem a formar ligações químicas, de modo a ganhar elétrons. Outros elementos, principalmente os metais, são bastante eletropositivos, portanto, tendem a formar ligações químicas, de modo a perder elétrons.

Existem três modelos básicos de ligações químicas. São elas:

- Ligação Covalente;
- Ligação Iônica;
- Ligação Metálica

De maneira geral, podemos estabelecer que o tipo de ligação química formada depende das eletronegatividades dos elementos envolvidos.



Figura 1: Tipos de Ligações Químicas

Nessa seção, vamos apresentar brevemente esses três tipos de ligação, pois isso já vai te dar munção para enfrentar muitos tipos de questões de provas. A seguir, faremos uma análise mais detida.

Nessa seção, ensinaremos como utilizar a Regra do Octeto em cada um dos tipos de ligação. Portanto, esse trecho da aula não é recomendado para os alunos mais avançados. Se você em um nível mais avançado, pode pular essa seção.

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.



The periodic table shows the following electron changes indicated by red arrows:

- Group 1: perde 1 e⁻
- Group 2: perde 2 e⁻
- Group 13: ganha 3 e⁻
- Group 14: ganha 4 e⁻
- Group 15: ganha 3 e⁻
- Group 16: ganha 2 e⁻
- Group 17: ganha 1 e⁻

Figura 2: 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.

1.1. Ligação Covalente

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 3.

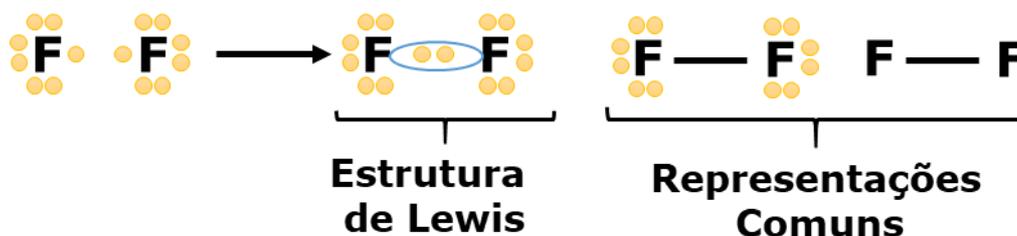


Figura 3: Estrutura de Lewis para a Molécula F₂

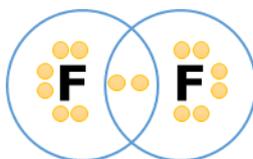
A Figura 3 traz a Estrutura de Lewis da molécula F₂.

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 F₂. 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 circutados 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.

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.



Vale lembrar que a Regra do Octeto não serve como uma referência global para a estabilidade de todos os elementos. Veremos ao decorrer das nossas aulas de Ligações Químicas situações em que átomos atingem a estabilidade com um número diferente de elétrons. Aguarde e verá.

Mas, por hora, vamos nos restringir à Regra do Octeto.

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 4: 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 que estudaremos ao longo do nosso curso.

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 5: Molécula de Peróxido de Hidrogênio

As ligações covalentes também podem ser duplas ou triplas. Por exemplo, no caso da molécula de oxigênio (O_2). Como oxigênio, que é da família VI-A, possui 6 elétrons na camada de valência, ele precisa formar duas ligações.

Por esse motivo, a molécula de oxigênio (O_2) é formada por uma ligação dupla.



Figura 6: Moléculas de Oxigênio (O_2)

Uma ligação tripla acontece na molécula de nitrogênio gasoso (N_2). O nitrogênio pertence à família V-A, portanto, possui cinco elétrons na camada de valência. Para chegar ao octeto, cada átomo precisa receber três elétrons. Sendo assim, eles podem compartilhar três elétrons, de modo que ambos os átomos chegam ao octeto.



Figura 7: Molécula de Nitrogênio

É interessante dizer que **as ligações duplas e triplas normalmente só são observadas com elementos do segundo período**, sendo a ligação $S = O$ uma das poucas exceções. Por exemplo, o

fósforo, que também pertence à mesma família do nitrogênio, não forma a molécula P_2 com uma ligação tripla, mas sim, a interessante molécula P_4 , em que os quatro átomos de fósforo formam um tetraedro.

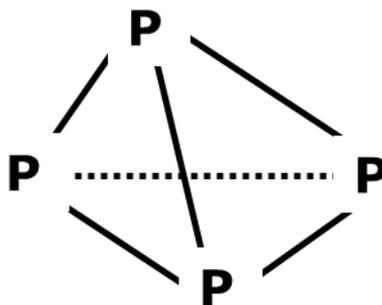


Figura 8: Molécula de Fósforo Branco (P_4)

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 9: Molécula de Monóxido de Carbono (CO)

Existem várias formas de representar a ligação dativa ou coordenada. A mais comum é pela seta da Figura 9. 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 10: 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 SO , que seria bem parecida com a molécula O_2 .



Figura 11: Molécula de SO (que não existe)

Porém, o monóxido de enxofre (SO) não existe. Os únicos compostos binários formados pelo enxofre e oxigênio são o dióxido de enxofre (SO_2) e o trióxido de enxofre (SO_3). A forma mais usual de tratar essas moléculas é supondo que elas são formadas por uma ligação dupla $\text{S}=\text{O}$ e as demais ligações são dativas.

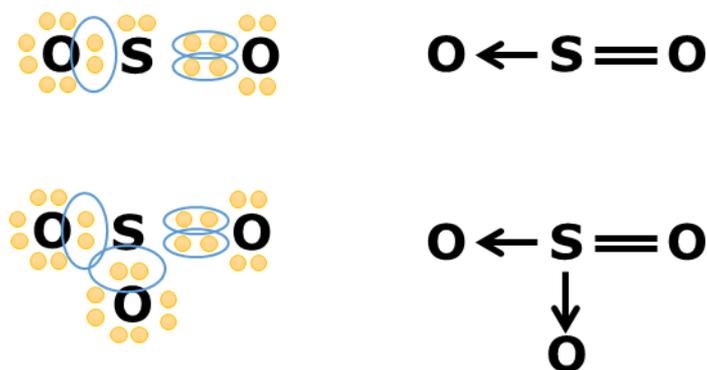


Figura 12: Moléculas de SO_2 e SO_3

1.1.1. Sólidos Covalentes

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.

É importante diferenciar as moléculas 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.

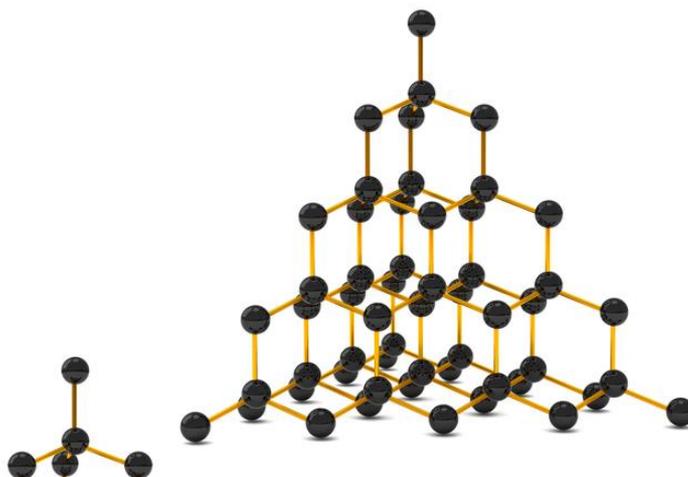


Figura 13: Estrutura do Diamante (fonte: [1])

No canto inferior esquerdo da Figura 13, 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.

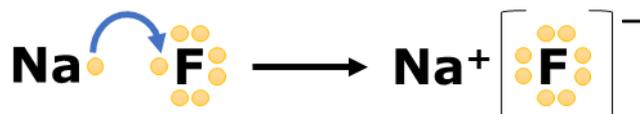
Outros exemplos de sólidos covalentes são o grafite, que também é uma variedade alotrópica do carbono, a sílica (SiO_2).

1.2. 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.

É importante destacar 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.

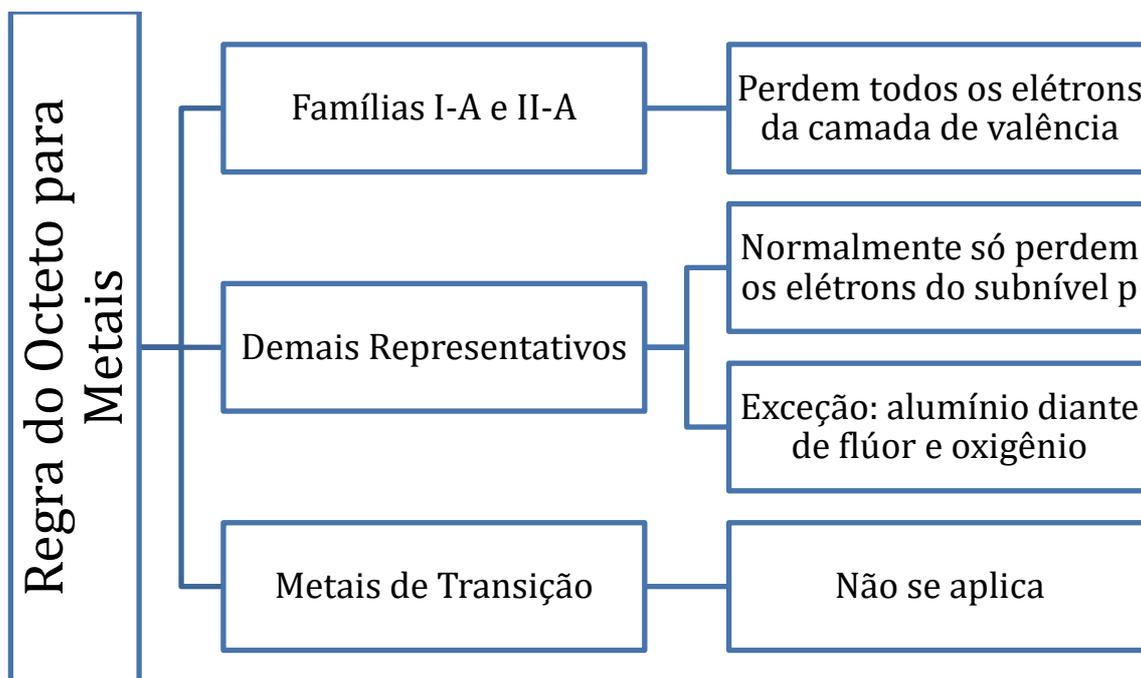


Figura 14: Regra do Octeto para Metais

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.

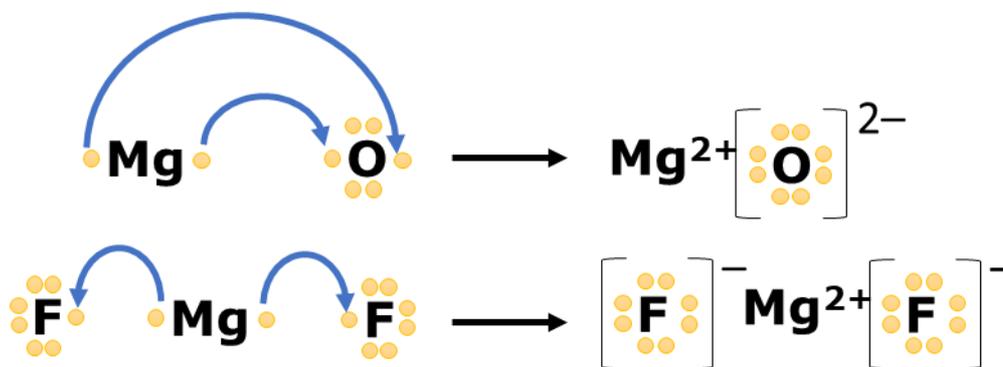


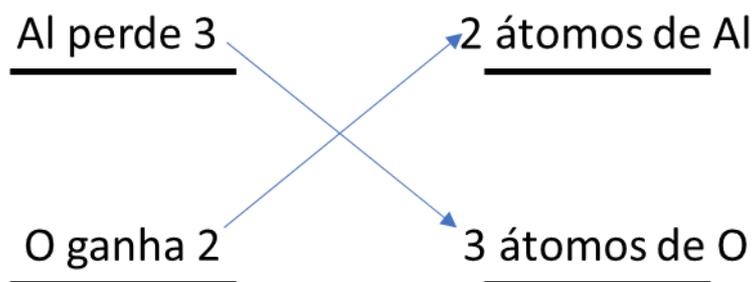
Figura 15: Compostos Iônicos do Magnésio com Flúor e Oxigênio

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.

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 que 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.

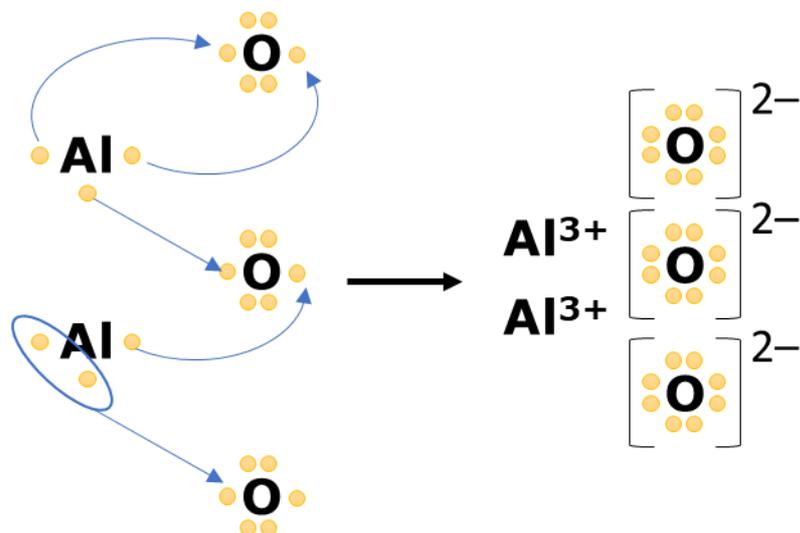


Figura 16: Estrutura de Lewis do Al₂O₃ (óxido de alumínio)

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 (PbCl₂) e óxido de chumbo (PbO). Nesses compostos, o chumbo permanece com dois elétrons na camada de valência.

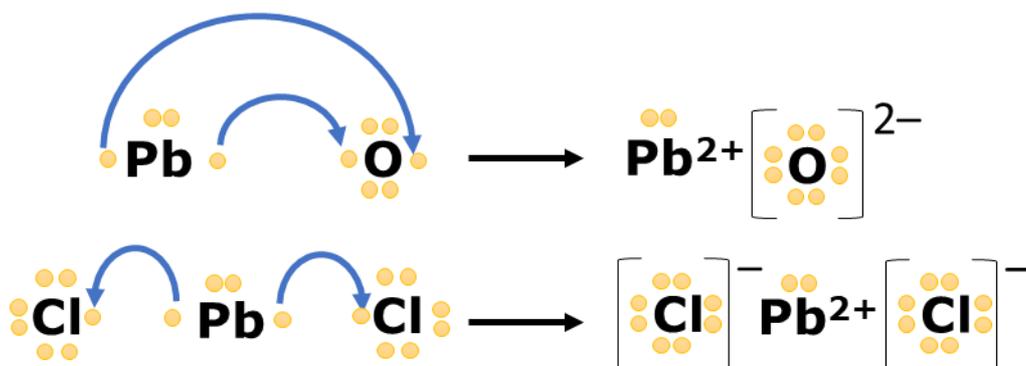


Figura 17: Estruturas de Lewis de Compostos Iônicos do Chumbo

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.

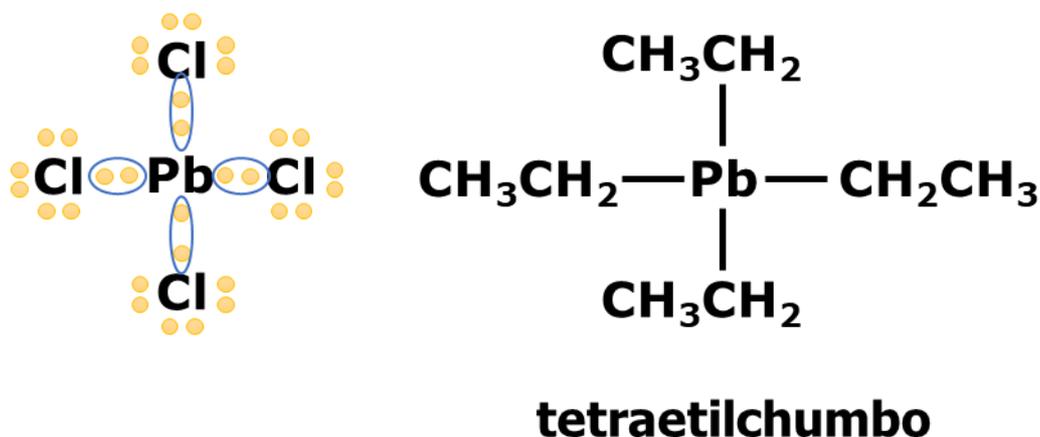


Figura 18: Compostos Moleculares do Chumbo

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.

1.2.1. Íons Compostos

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 1: 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 1 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 1, 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 2: Compostos Iônicos

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

	Hidróxido (OH^-)	Sulfato (SO_4^{2-})	Fosfato (PO_4^{3-})
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.



1. (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 $Bi_2(CO_3)_3$.

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

2. Ligação Covalente

Vamos começar o nosso estudo mais aprofundado sobre as Ligações Covalentes. Abordaremos principalmente a Teoria de Ligações de Valência.

Antes de tudo, devemos entender: por que os átomos se ligam? Em outras palavras, por que a molécula H_2 é mais estável que os dois átomos de hidrogênio isolados?

Para isso, vamos recorrer a um pequeno experimento mental.

Considere dois átomos de hidrogênio inicialmente afastados por uma distância infinita um do outro. Tomaremos essa situação como o referencial nulo de energia.

É importante notar que os dois átomos **se atraem**, porque o núcleo de um atrai o elétron do outro. Com isso, a energia potencial entre os dois átomos diminui à medida que eles se aproximam.

Um fato que influencia nessa atração é que o hidrogênio é um elemento eletronegativo. Isso significa que o seu núcleo atrai os elétrons externos.

Porém, não se pode aproximar indefinidamente os dois átomos, porque, em algum momento, a repulsão entre os núcleos começará a ser sentida. Essa repulsão faz que os átomos não consigam se aproximar mais.

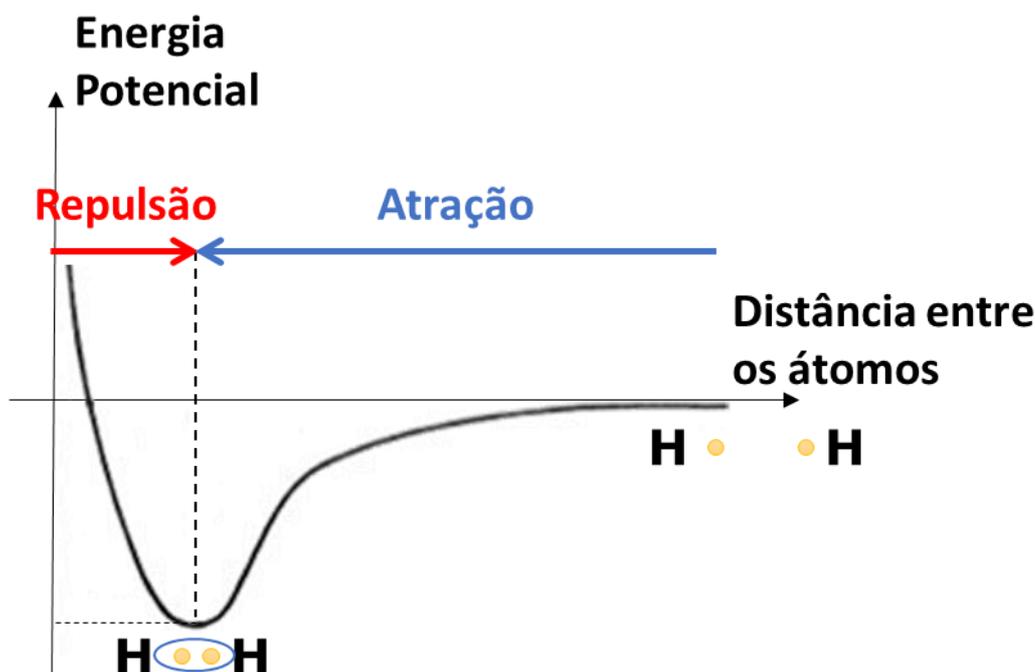


Figura 19: Atração e Repulsão entre dois átomos de Hidrogênio

No diagrama de Energia Potencial, quando tentamos aproximar mais os átomos, a energia entre eles aumenta.

Existe, portanto, uma distância em que a energia entre os dois átomos **é mínima**. Essa distância é conhecida como **distância de ligação ou comprimento de ligação**. Quando os dois átomos estão situados a exatamente essa distância, diz-se que eles **formam uma ligação covalente**.

A distância de ligação é, portanto, a distância entre dois átomos em que as forças de repulsão são iguais às forças de atração. Nessa situação, a atração não consegue mais vencer a repulsão, e os átomos não conseguem mais se aproximar espontaneamente.

A **energia de ligação**, por sua vez, é exatamente a energia necessária para **quebrar** a ligação covalente.

Na Química, quebrar uma ligação significa afastar os dois átomos por uma distância teoricamente infinita. Dizemos teoricamente, porque, em termos práticos, a algumas dezenas de nanômetros de distância, as forças de atração entre dois átomos são muito próximas de zero.

As duas grandezas: comprimento e energia de ligação podem ser visualizadas no Diagrama de Energia Potencial ilustrado na Figura 20.

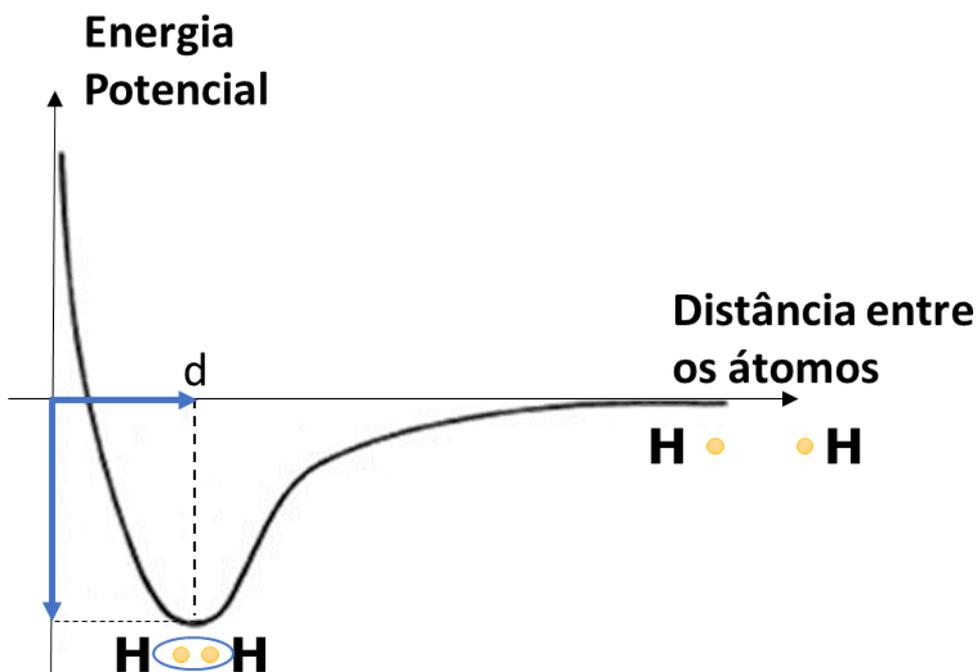


Figura 20: Diagrama de Energia Potencial na Formação de uma Ligação Covalente

É possível construir o mesmo diagrama para diversas moléculas. Cada uma delas terá um comprimento e uma distância de ligação características.



Essas duas grandezas guardam uma íntima relação entre si. De maneira geral, podemos dizer que, quanto mais curta uma ligação, mais energética ela será.

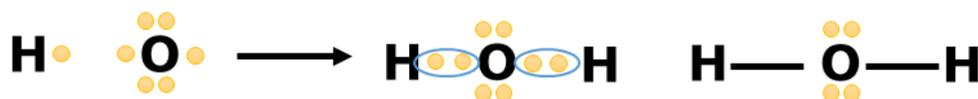
Essa observação é coerente com a Lei de Coulomb, que diz que a energia de atração entre duas cargas é inversamente proporcional à distância entre elas. Portanto, se os dois átomos estão mais próximos, a atração entre eles é mais forte e mais difícil de ser quebrada.

2.1. A Origem do Par de Elétrons

Uma ligação química, de maneira geral, envolve um par de elétrons. A origem desse par pode ser diversa.

- **Ligação Comum:** quando é formada por dois orbitais semipreenchidos, ou seja, cada um contém um elétron emparelhado.

Como exemplo, temos a molécula de água. O hidrogênio possui um elétron desemparelhado, enquanto que o oxigênio possui dois elétrons desemparelhados. Por isso, o oxigênio forma duas ligações comuns com dois átomos de hidrogênio.



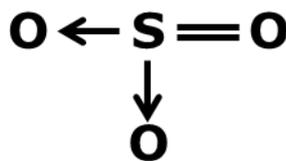
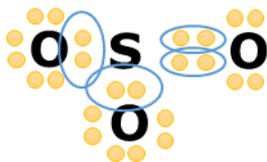
- **Ligação Dativa ou Coordenada:** quando é formada por um orbital completamente preenchido (com dois elétrons emparelhados) e um orbital vazio.

Como exemplo, temos a molécula de dióxido de enxofre (SO_2). O enxofre possui 6 elétrons na camada de valência, dos quais 2 estão desemparelhados. A mesma situação ocorre com o oxigênio, já que ambos são do grupo 16 (ou família VI-A).

Levando em consideração somente os elétrons desemparelhados de ambos os elementos, chegaríamos à conclusão de que eles poderiam formar o composto SO por meio de duas ligações covalentes comuns.



Porém, é fato que o monóxido de enxofre (SO) não existe. O enxofre forma dois compostos com o oxigênio: o dióxido de enxofre (SO_2) e o trióxido de enxofre (SO_3). Ambos são formados por ligações coordenadas.



Essas ligações são possíveis, porque o enxofre, além dos dois elétrons desemparelhados, possui dois pares de elétrons emparelhados, que podem ser utilizados para formar ligações dativas para o oxigênio.



PRESTE MAIS
ATENÇÃO!!

A única diferença entre a ligação covalente comum e a coordenada é a origem do par de elétrons.

Porém, uma vez formadas, a ligação coordenada em nada difere da ligação comum. Em outras palavras, elas possuem exatamente o mesmo comprimento de ligação e exatamente a mesma energia de ligação.

Não é possível, pois, diferenciar uma ligação coordenada de uma ligação comum.

Esse ponto é particularmente importante, pois, em situações diversas, podemos explicar a formação de uma molécula de água ora por uma ligação comum, ora por uma ligação dativa. Vejamos exemplos.

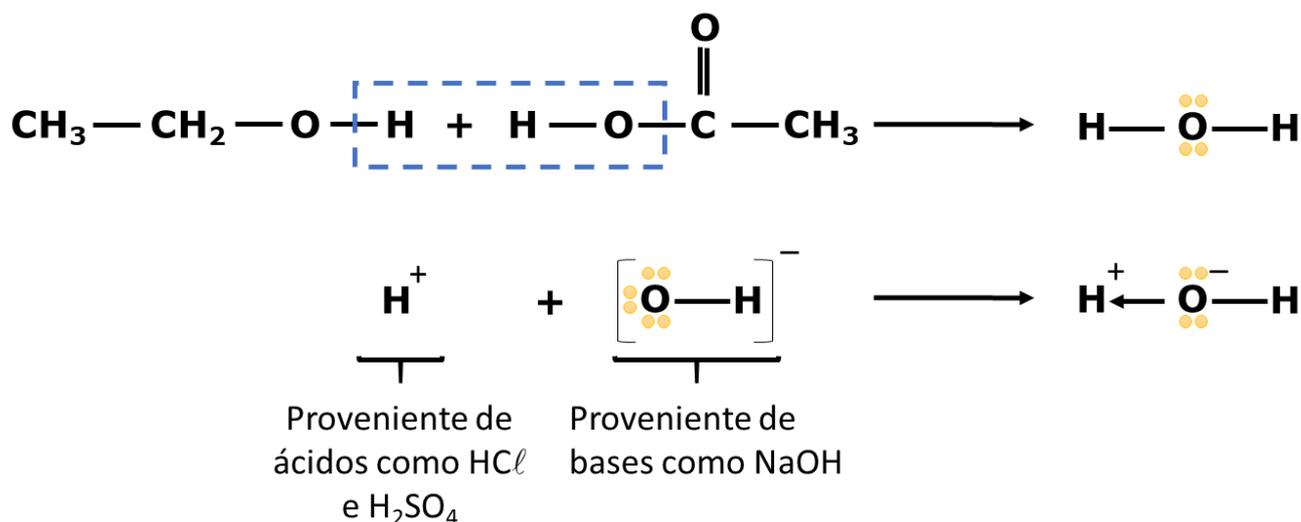


Figura 21: Molécula de Água formada por ligações comuns e dativas

A Figura 21 mostra duas reações bastante comuns que formam uma molécula de água. Na primeira delas, tanto o hidrogênio como o grupo como –OH formavam ligações covalentes. Portanto, se considerarmos a quebra das ligações em que esses grupos estavam e a formação de uma nova ligação para compor a molécula de água (H₂O), teríamos uma molécula de água formada por uma ligação covalente comum.

Por outro lado, em uma reação de um ácido com uma base, o hidrogênio é expelido pelo ácido na forma de cátion H⁺ e o grupo hidroxila é expelido pela base na forma de ânion (OH⁻). A junção entre esses dois íons se dá por uma ligação covalente dativa.

Mas é extremamente importante destacar que as moléculas de água formadas em ambas as situações **são exatamente iguais**.

2.2.1. Capacidade de Formar Ligações

Ao observar a configuração eletrônica de uma espécie química, você deve ser capaz de extrair a quantidade de ligações covalentes que ele pode fazer. Para isso, tenha em mente que:

- Cada orbital semipreenchido indica a capacidade de formar uma ligação covalente comum;
- Cada orbital preenchido indica a capacidade de doar um par de elétrons para uma ligação dativa com outro átomo;
- Cada orbital vazio indica a capacidade de receber um par de elétrons em uma ligação dativa.

Vejamos alguns exemplos.

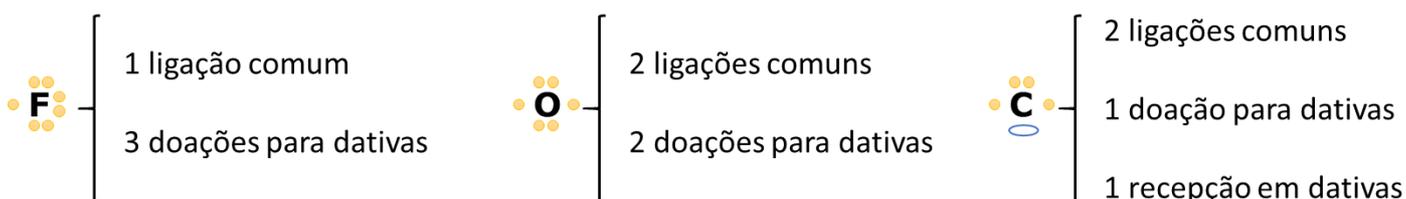
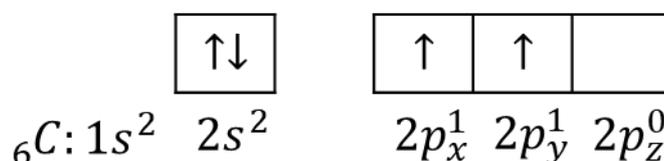


Figura 22: Configurações Eletrônicas no Estado Fundamental de Alguns Elementos

O carbono, no estado fundamental, possui um orbital vazio, já que a sua configuração eletrônica é:



É importante observar que a capacidade de formar ligações dativas não significa que o átomo sempre vai formar aquelas ligações. Apenas que existe a possibilidade.

2.2.2. Estados Excitados

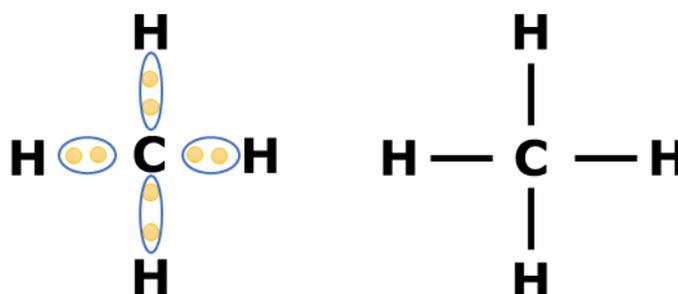
É interessante observar que alguns elementos formam **mais ligações covalentes comuns** do que a sua configuração eletrônica no estado fundamental permitiria.

Por exemplo, a Figura 22 preconiza que o carbono forma somente duas ligações comuns. Um dos raros compostos em que isso acontece é o monóxido de carbono (CO).



No monóxido de carbono (CO), o carbono forma duas ligações comuns e recebe uma dativa. Essa situação pode ser explicada pela sua configuração eletrônica no estado fundamental.

Porém, na grande maioria de seus compostos, o carbono forma quatro ligações comuns. É o caso do metano (CH₄).



Como pode o carbono formar quatro ligações, se, no seu estado fundamental, ele apresenta apenas dois elétrons desemparelhados?

O que acontece, na prática, é que **o carbono forma estados excitados** para poder formar as quatro ligações com o hidrogênio.

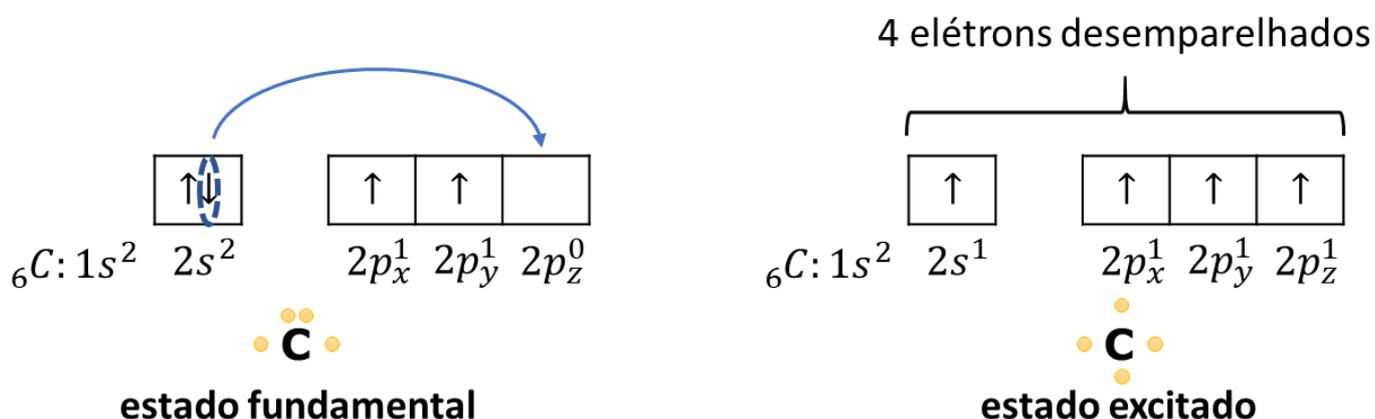


Figura 23: Configurações Eletrônicas do Carbono em seu Estado Fundamental e no Estado Excitado

A configuração à direita mostrada na Figura 23 mostra que o carbono no seu primeiro estado excitado possui quatro elétrons desemparelhados, portanto, pode formar quatro ligações.

Duas perguntas, no entanto, rondam a formação do metano. Vou deixá-las aqui para você. Sugiro que você pense um pouco a respeito delas.



- 1) O estado excitado do carbono é um nível de maior energia do elemento. Portanto, existe um gasto energético para excitar um átomo. Na formação de um composto como o CH_4 , o que compensa esse gasto de energia?
- 2) Se uma das ligações é feita com o orbital $2s$ do carbono e as outras três são feitas com orbitais $2p$, é correto esperar que uma das ligações no metano seja diferente das demais?

Vamos às respostas.

De fato, na molécula de CH_4 , o carbono está em um estado excitado. E houve um gasto de energia para isso. Porém, esse gasto é compensado devido à formação de mais ligações covalentes.

No seu estado fundamental, o carbono só pode formar duas ligações. Portanto, ele formaria a molécula CH_2 com o hidrogênio.

Porém, a ligação $\text{C}-\text{H}$ é tão energética que a formação de quatro ligações compensa de sobra o gasto de energia necessário para levar o carbono ao estado excitado. Isso é tão verdade que não existe a molécula CH_2 , somente a molécula CH_4 .

Em relação à segunda pergunta, podemos observar que, embora o questionamento faça sentido, a análise das ligações do metano com o auxílio de ressonância magnética mostra que **as quatro ligações do metano são exatamente iguais**, ou seja, elas possuem exatamente o mesmo comprimento e a mesma energia de ligação.

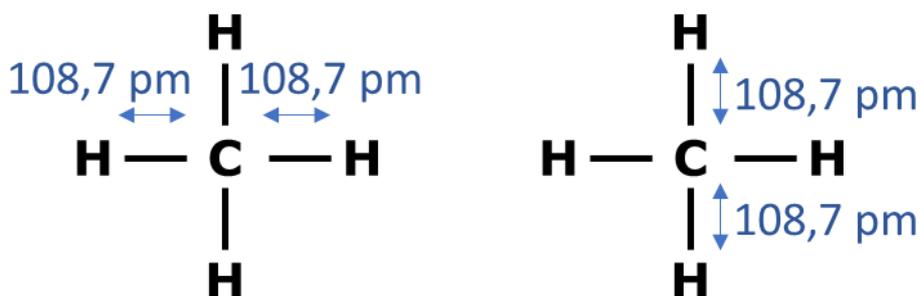


Figura 24: As quatro ligações do metano são todas iguais

O que acontece na molécula de metano (CH_4) é que, além do estado excitado, os quatro orbitais do carbono se misturam, formando **orbitais híbridos**.

No caso da molécula de metano, são quatro orbitais que se fundem: um orbital $2s$ e três orbitais $2p$ do átomo de carbono, formando o orbital híbrido sp^3 .



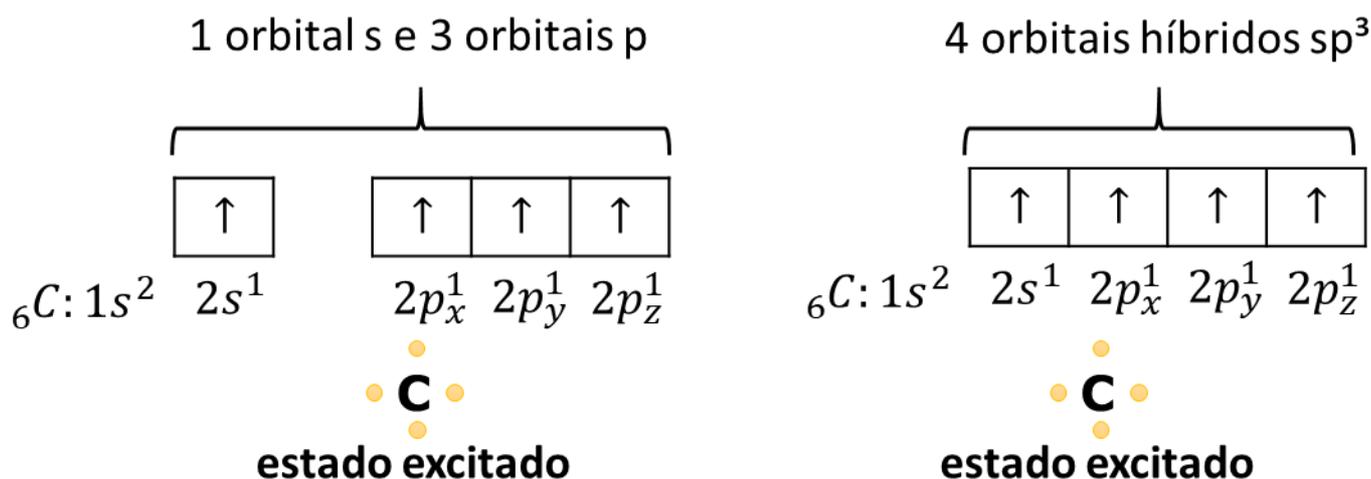


Figura 25: Formação dos Orbitais Híbridos

O orbital híbrido sp^3 é um orbital de energia intermediária entre o orbital s puro e o orbital p puro. Esse orbital não existe no átomo isolado, somente quando ele forma ligações químicas.

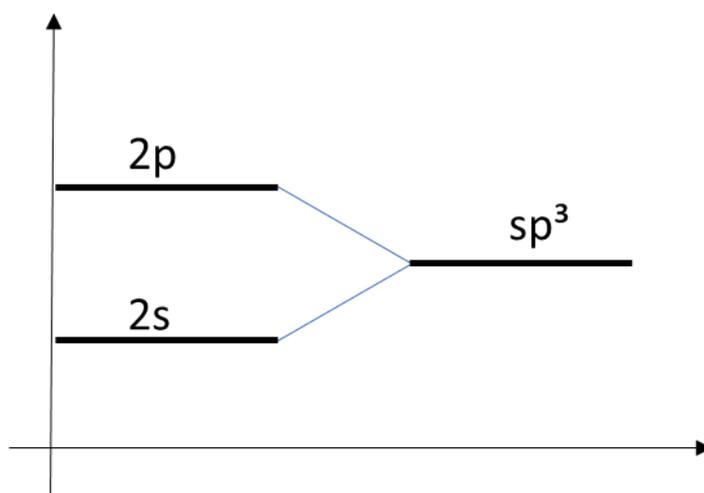


Figura 26: Energia dos Orbitais Híbridos

Na molécula de metano (CH_4), todas as ligações são formadas entre um orbital híbrido sp^3 do átomo de carbono e o orbital s de um átomo de hidrogênio. Todas as ligações são denominadas σ_{sp^3-s} , portanto, são exatamente iguais.

2.2. O Eixo da Ligação

As ligações químicas são também classificadas de acordo com a região de maior probabilidade de encontrar o elétron que elas definem.

- **Ligação Sigma (σ)** : quando a probabilidade de encontrar o elétron é máxima no eixo que une os átomos.

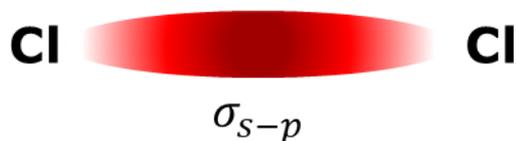


Figura 27: Ilustração de uma Ligação Sigma

O diagrama da Figura 27 mostra que a probabilidade de encontrar o elétron é máxima bem próximo ao centro da ligação (região mais escura). Essa probabilidade diminui à medida que nos afastamos do centro em direção a cada um dos átomos.

Essa é a situação mais natural nas ligações químicas e acontece em todas as ligações simples.

- **Ligação Pi (π)** : quando a probabilidade de encontrar o elétron é máxima em um eixo perpendicular ao eixo que une os átomos.

A ligação pi é uma consequência do fato que os pares de elétrons são cargas de mesmo sinal, portanto, se repelem.

Se uma ligação dupla fosse formada por duas ligações sigma, elas se repeliriam. Considere, por exemplo, uma teórica molécula de oxigênio (O_2), que é formada por uma ligação dupla, sendo formada por duas ligações sigma.

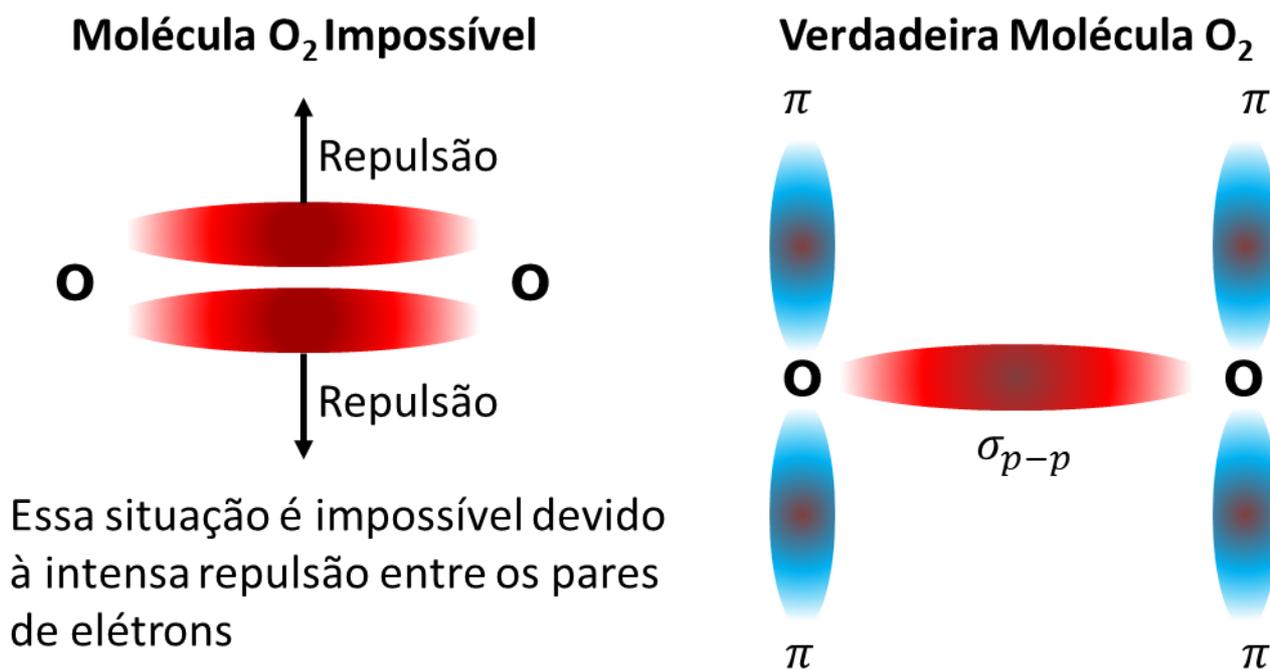


Figura 28: Ilustração da Ligação Dupla na molécula de O_2 com uma Ligação Sigma e outra Pi

Por causa disso, como mostrado na Figura 28, na ligação dupla da molécula de oxigênio (O_2), a primeira ligação é sigma. Porém, a segunda é uma ligação pi, em que se registra a máxima probabilidade de encontrar os elétrons em um eixo perpendicular ao que une os átomos.

Os quatro lóbulos que vemos na Figura 28, na verdade, são representantes de uma única ligação pi.

Quando uma molécula apresenta uma ligação dupla, uma dessas ligações será **sigma** e a outra será **pi**. Não é possível que ambas sejam sigma devido à intensa repulsão que existiria nessa situação, como ilustrado na Figura 28.

Quando a ligação é tripla, como acontece na molécula de nitrogênio (N_2), a primeira ligação é sigma e as duas seguintes são ligações pi, que ocorrem em eixos perpendiculares entre si. Apenas para você ter uma noção espacial, chamamos as ligações de σ_x , π_y e π_z para você perceber que cada uma das ligações está orientada de acordo com um eixo coordenado.

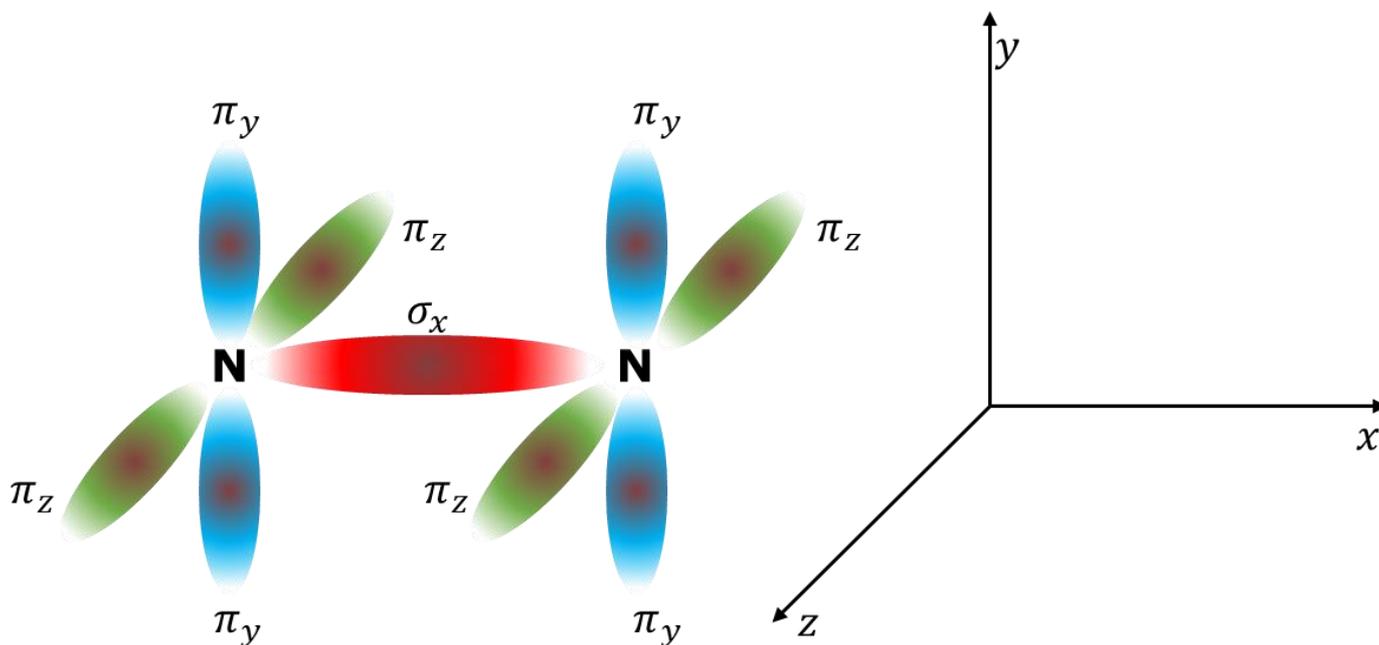


Figura 29: Arranjo Espacial das Ligações Pi na Molécula de Nitrogênio

Agora, vamos a uma pergunta interessante.



É possível existir uma ligação quádrupla. Por exemplo, no caso da molécula C_2 , formada por dois átomos de carbono?

Pensou no desafio?

Vamos à resposta.

A resposta é que não. Não é possível existir uma ligação quádrupla, porque nós vivemos em um universo com apenas três dimensões. Portanto, uma ligação sigma e duas pi já ocupam todas as dimensões existentes no universo.

Como não existe uma quarta dimensão, não existe um eixo coordenado em que podemos localizar a quarta ligação, de modo que ela seja perpendicular a todas as outras, em obediência à ideia de minimizar a repulsão entre os pares de elétrons.

2.2.1. Comprimento e Energia nas Ligações Simples, Dupla e Tripla

A ligação pi é sempre mais fraca que a ligação sigma, porque ela não se dá no eixo que une os átomos.

Porém, é importante registrar que:



TOME NOTA!

A ligação tripla é sempre mais curta que a ligação dupla que é mais curta que a ligação simples.
Por isso mesmo, a ligação tripla é mais energética que a ligação dupla que é mais energética que a ligação simples.

Não se esqueça dessa informação, pois ela é bastante cobrada nas questões de prova.

Vejamos alguns dados a respeito das ligações simples, dupla e tripla entre dois átomos de carbono para corroborar nossa tese.

Tabela 3: Comprimentos e Energia de Ligação entre dois átomos de Carbono

Ligação	Comprimento (pm)	Energia (kJ/mol)
$C - C$	154	82,6
$C = C$	134	145,8
$C \equiv C$	120	199,6

O resultado mostrado na Tabela 3 é bastante razoável de se entender. Quanto mais elétrons dois átomos compartilham, mais intensa será a ligação e mais curta ela será.

Pense, por exemplo, que você tem um amigo e que vocês compartilham figurinhas. Quanto mais figurinhas vocês compartilham, mais intensa será a ligação entre vocês e mais próximos vocês estarão, não é?

Da mesma forma, acontece com os átomos que compartilham elétrons.

Quanto mais pares de elétrons compartilham dois átomos, mais próximos eles se tornam e maior será a energia de ligação entre eles.

2.2.2. Ligação Pi Deslocalizada

Outro ponto importante é que a ligação pi é **deslocalizada**. Por exemplo, considere a molécula de ozônio, cuja estrutura é tradicionalmente representada por uma ligação dupla e uma dativa. Já sabemos que a ligação dativa é igual à ligação comum em todos os aspectos, portanto, podem ser representadas de maneira igual.

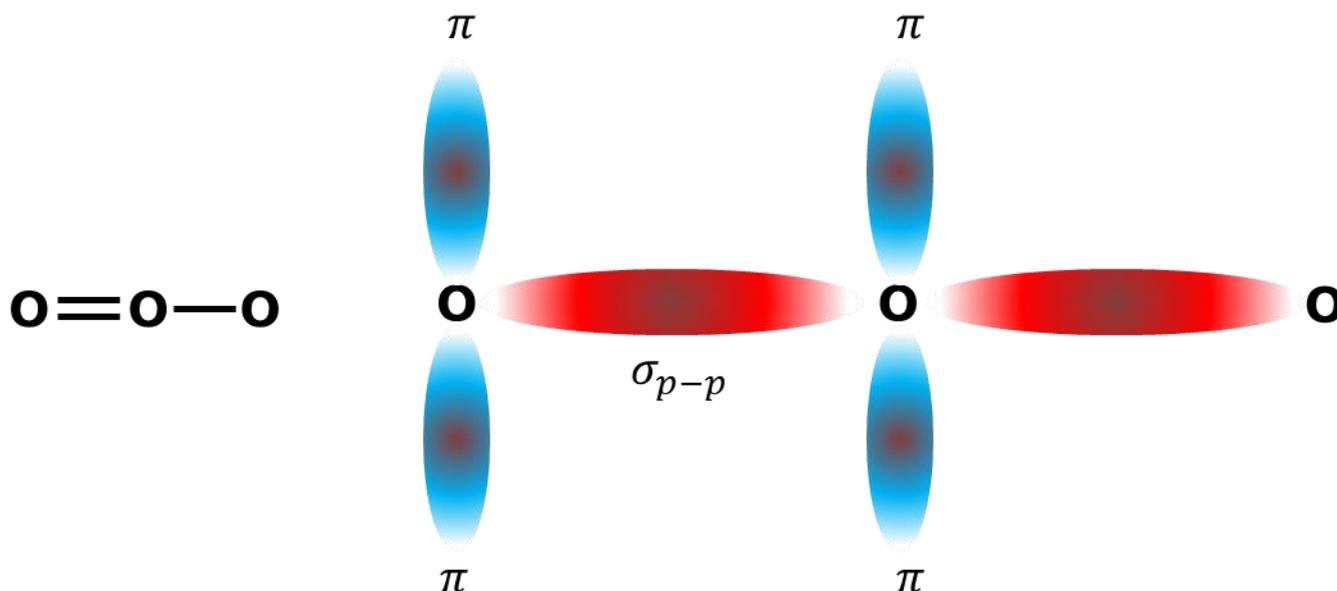


Figura 30: Ligações no Ozônio

Porém, o que diferencia o átomo de oxigênio da esquerda do átomo de oxigênio da direita?
Nada, certo.

Sendo assim, não poderia o átomo de oxigênio da direita erguer também os dois lóbulos da ligação pi?

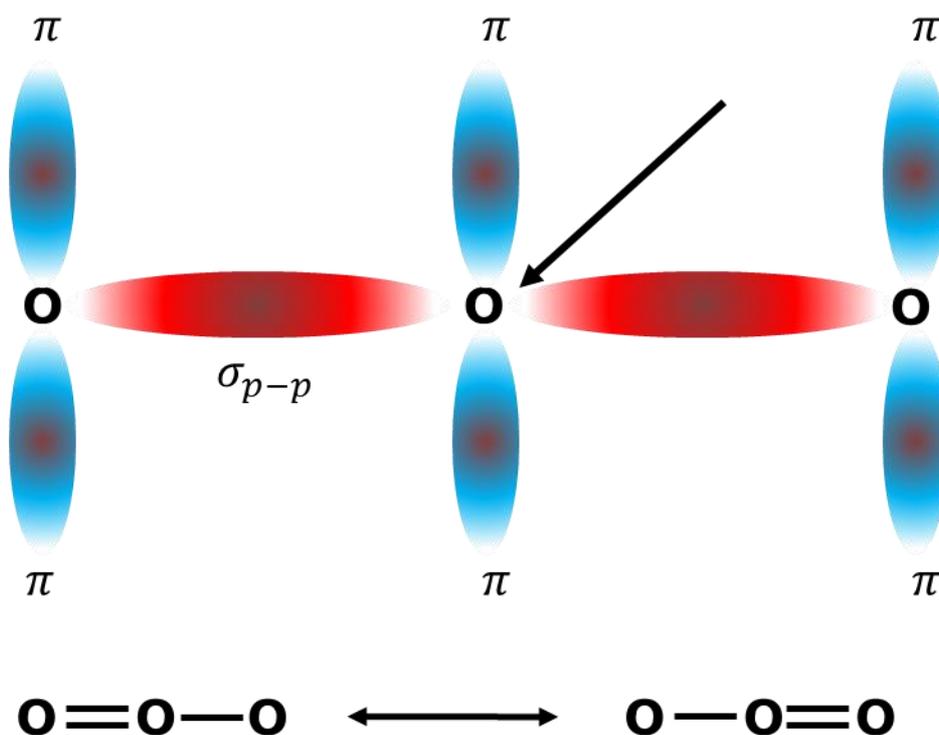


Figura 31: Estruturas de Ressonância do Ozônio

Agora, pense no átomo de oxigênio central da molécula. Ele olha para um lado e “vê” um par de lóbulos de ligação pi; olha para o outro e “vê” um par de lóbulos de ligação pi. A pergunta é: como ele vai saber com qual oxigênio está fazendo dupla e com qual está fazendo a dativa?

A resposta é que não tem como saber, porque nem o átomo central nem os elétrons da ligação pi conseguem diferenciar os dois laterais.

O que acontece, portanto, é que **as duas ligações no ozônio são intermediárias entre simples e dupla**. Sendo assim, o ozônio não pode ser representado adequadamente por nenhuma das duas estruturas a seguir.



Essas duas estruturas são chamadas **estruturas de ressonância**, pois nenhuma delas ilustra exatamente como realmente é a molécula de ozônio. Na verdade, o ozônio é um **intermediário** entre suas estruturas de ressonância.

Quando tal situação acontece, diz-se que a **ligação pi está deslocalizada**. Essa é uma característica das ligações pi, pois elas podem se deslocalizar com relativa facilidade. Esse fato tem inúmeras consequências na Química Orgânica, mas também pode já ser percebido na Química Inorgânica.

Uma das consequências da ressonância é que as ligações do ozônio são exatamente iguais. Elas possuem o mesmo comprimento e a mesma energia de ligação.

A ressonância também pode acontecer envolvendo pares de elétrons não-ligantes em volta dos átomos. Nesse caso, ela pode ser capaz de distribuir cargas. Vejamos um par de estruturas de ressonância para o N_2O (ou NNO), também conhecido como óxido nitroso.



Nessa estrutura uma ligação pi é deslocada do eixo NN para o eixo NO, deixando uma distribuição de cargas entre os átomos de nitrogênio.

Esse efeito é muito importante para a estabilidade dos íons e comentaremos bastante a respeito no Capítulo sobre Funções Inorgânicas e também na Química Orgânica.

2.3. Exceções à Regra do Octeto

No Capítulo sobre Ligações Iônicas, vimos dois casos bem interessantes de exceções à Regra do Octeto: os metais de transição e os metais das famílias IV-A e V-A.

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

2.3.1. 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 32: 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 famoso 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.

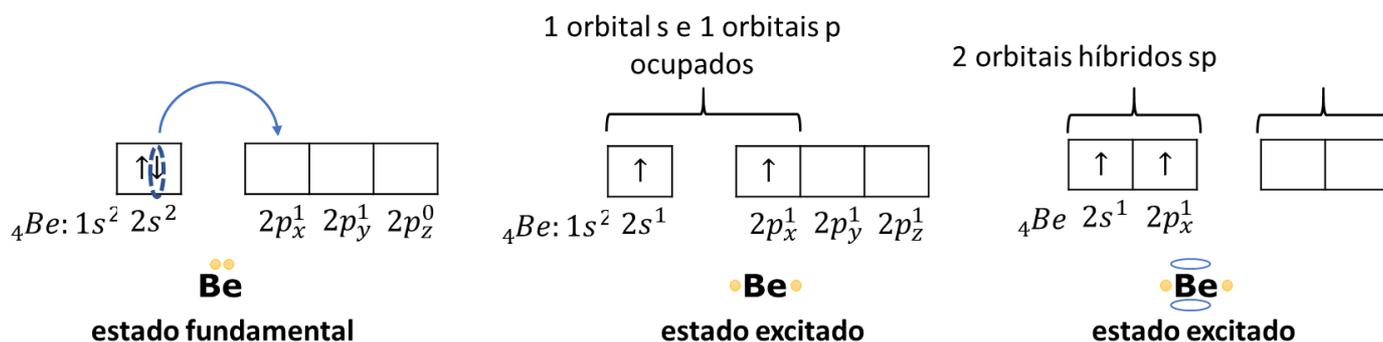


Figura 33: Hibridização sp do Berílio (Be)

No caso do berílio, são hibridizados 1 orbital s e 1 orbital p , por isso, a sua hibridização é denominada sp .

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 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.

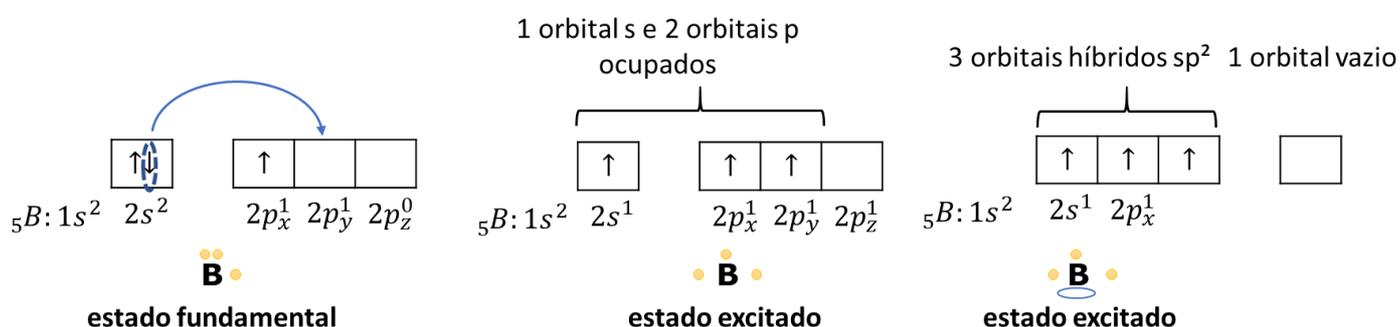
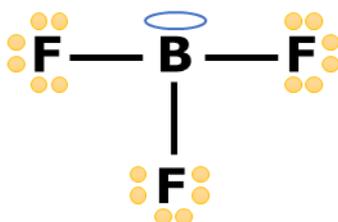


Figura 34: Hibridização sp^2 do Boro (B)

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.

2.3.2. 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:

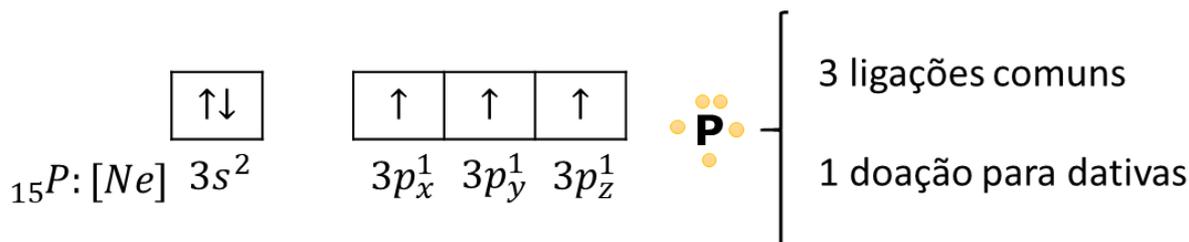


Figura 35: Configuração Eletrônica do Fósforo no seu Estado Fundamental

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 fósforo também forma o pentacloreto de fósforo (PCl_5), em que forma cinco ligações.

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

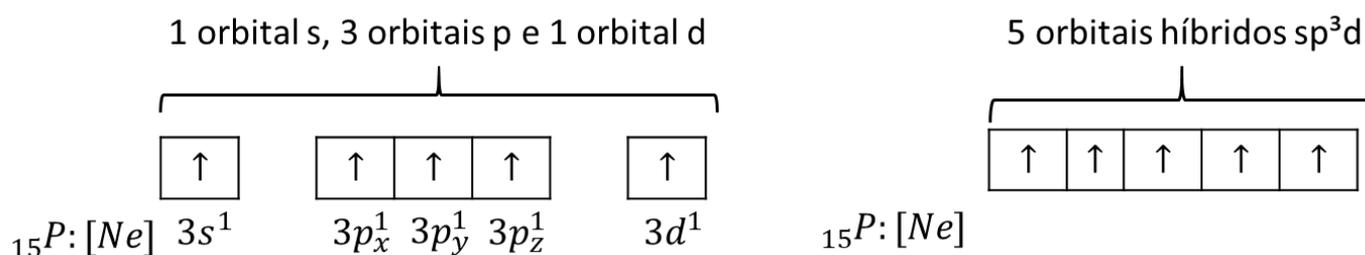
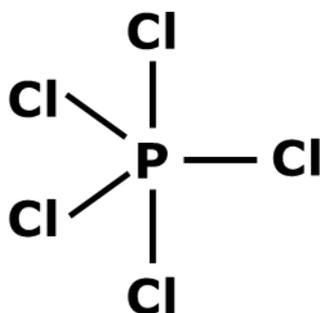


Figura 36: Estado Excitado do Fósforo

O estado excitado da **Erro! Fonte de referência não encontrada**. 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 37.

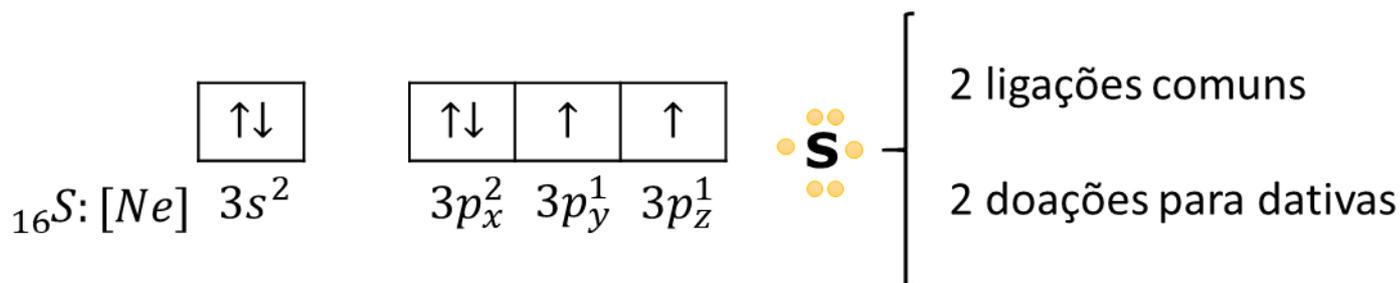


Figura 37: Enxofre no Estado Fundamental

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.

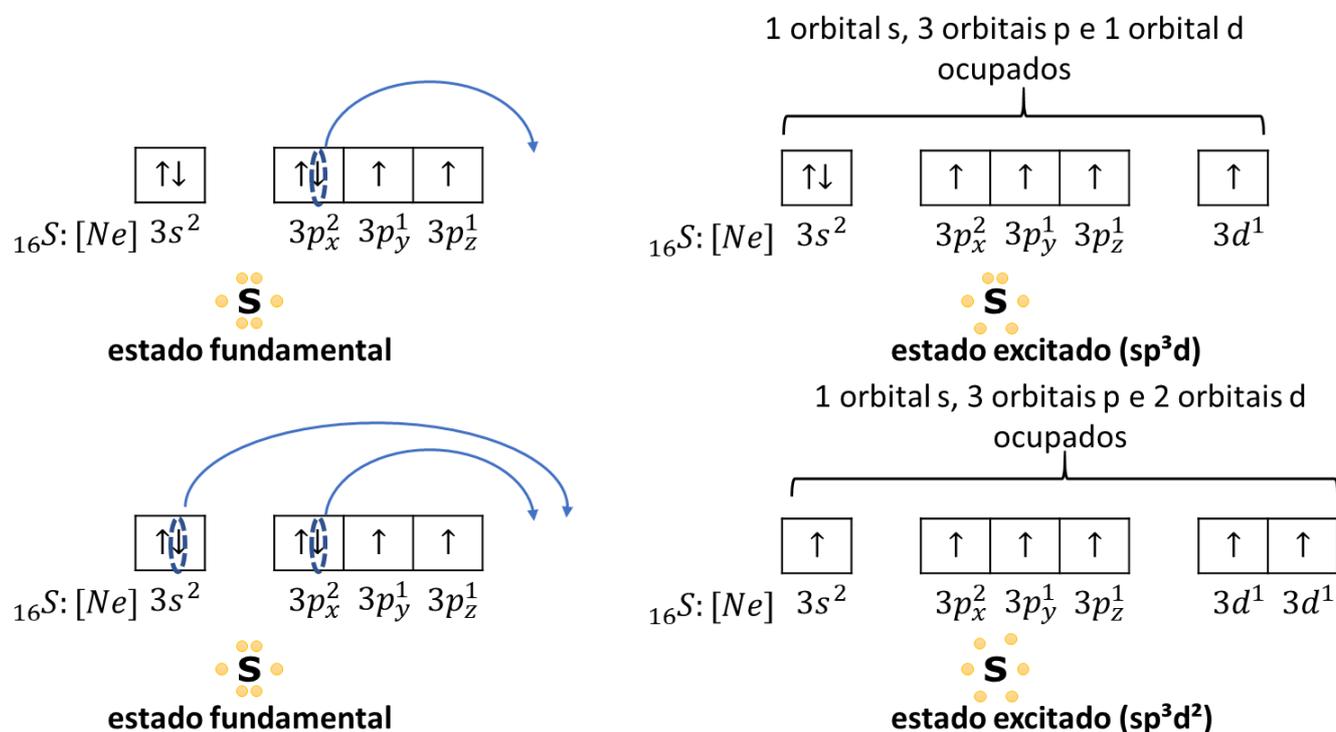


Figura 38: Estados Excitados do Enxofre

Os estados excitados mostrados na Figura 38 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 sp^3d^2 . O composto mais famoso nessa situação é o hexafluoreto de enxofre (SF_6). Nessa situação, o elemento apresenta 12 elétrons na sua camada de valência. Vejamos exemplos.

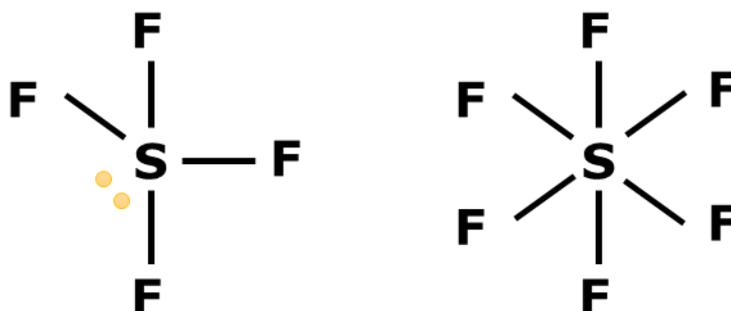


Figura 39: Compostos do Enxofre com 10 e 12 elétrons na Camada de Valência

Por fim, os gases nobres também podem formar compostos, principalmente o criptônio e o xenônio. O xenônio forma vários fluoretos: XeF_2 , XeF_4 e XeF_6 , em que utiliza seus elétrons dos orbitais $5d$. Veremos esses compostos quando falarmos de Geometria Molecular, apenas para não ficar cansativa essa seção.

3. Ligação Iônica

Vamos agora tratar um pouco mais sobre a ligação iônica.

3.1. Energia Reticular

A energia reticular (ou energia de rede) é a energia liberada na formação do cristal.

Esse processo será sempre **exotérmico**, ou seja, ocorre com intensa liberação de energia, pois resulta da aproximação de dois íons de cargas de sinal oposto.

A etapa de energia reticular é a principal responsável pela estabilidade do cristal iônico.



A energia reticular é liberada no processo teórico de aproximação de íons $Na^+(g)$ e $Cl^-(g)$, que inicialmente estavam completamente isolados, como ilustrado na Figura 40.

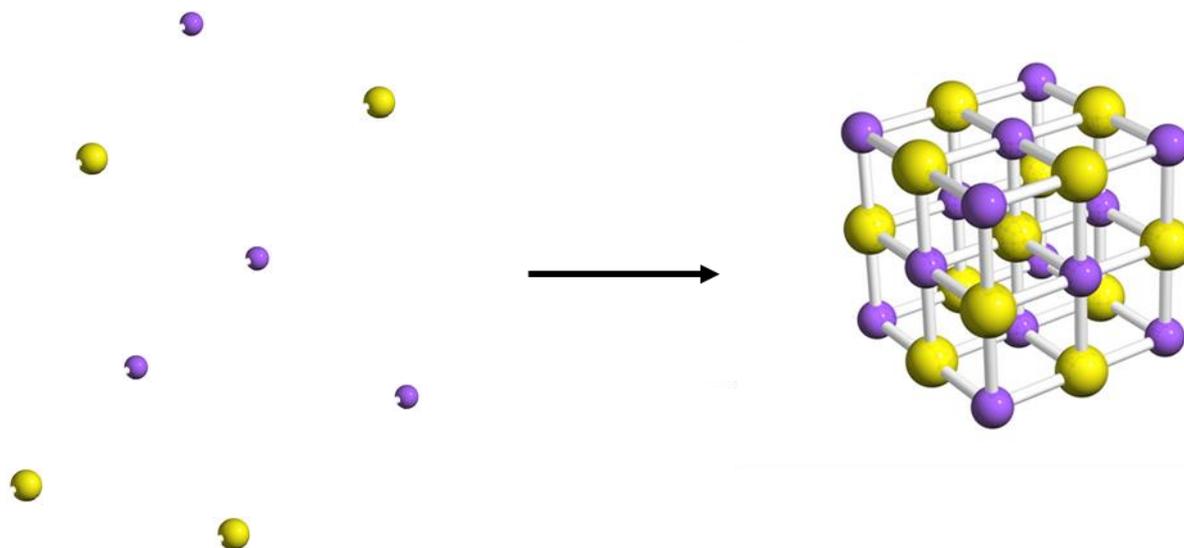


Figura 40: Ilustração do Processo de Energia Reticular

No caso do cloreto de sódio, a energia reticular é suficiente para compensar a energia necessária para formar os íons.

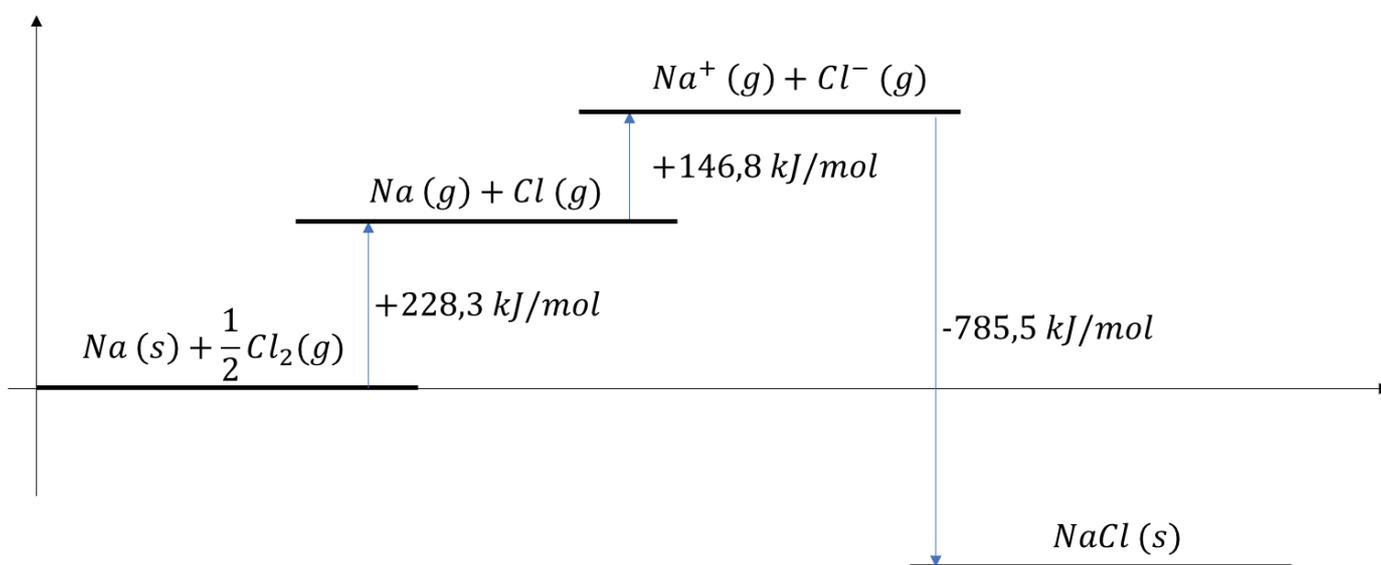


Figura 41: Ciclo de Haber-Born de Formação do Cloreto de Sódio

A energia de formação do cloreto de sódio é dada pela soma de todas as etapas do processo:

$$\Delta H_f = +228,3 + 146,8 - 785,5 = -410,4 \text{ kJ/mol}$$

Outra forma de ilustrar o Ciclo de Haber-Born bastante comum mostra todas as suas etapas importantes.

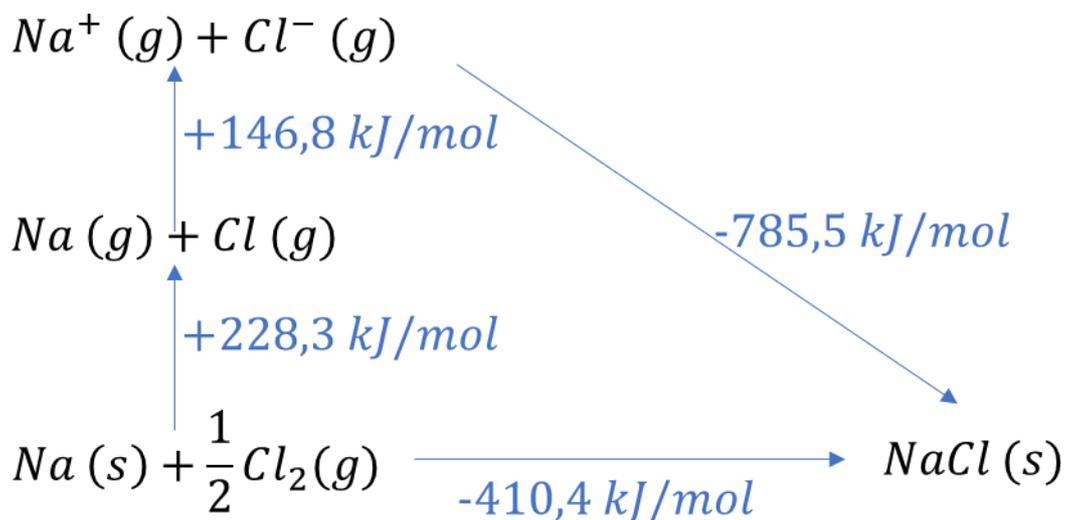


Figura 42: Outra Forma de Mostrar o Ciclo de Haber-Born de Formação do Cloreto de Sódio

Embora o processo seja teórico, é fundamental compreender a energia reticular para entender as propriedades dos cristais iônicos.

Para isso, devemos nos apoiar na Lei de Coulomb, que nos ensina que a atração entre duas cargas de sinais opostos é diretamente proporcional às cargas e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas.

A distância entre as cargas no composto iônico é diretamente depende dos raios iônicos tanto do cátion como do ânion. Por isso, podemos concluir que os principais fatores que influenciam o valor da energia reticular são:

- **Cargas:** quanto maiores as cargas iônicas, maior será a energia reticular;
- **Raio iônico:** quanto menor o raio iônico, maior será a energia reticular.

Vamos esquematizar.

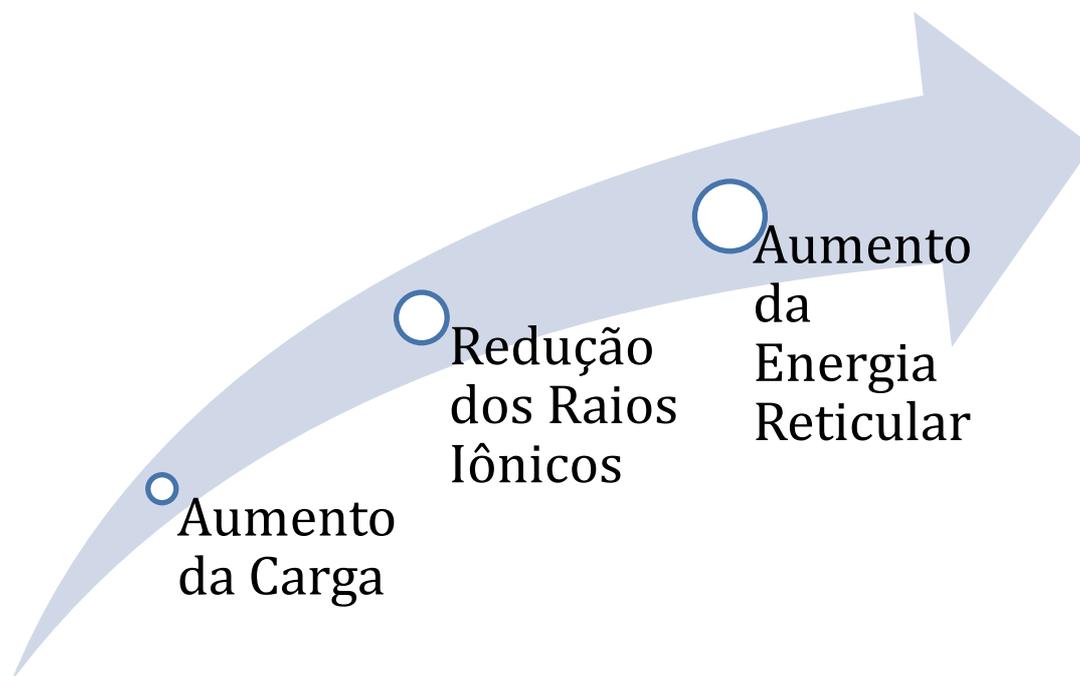
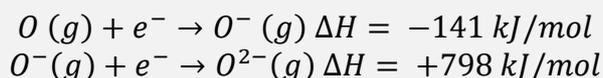


Figura 43: Fatores que influenciam a Energia Reticular

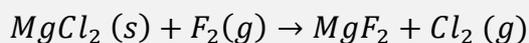
Um fato que chama a atenção na Química é a existência do íon óxido O^{2-} . A segunda afinidade eletrônica do oxigênio é bastante endotérmica.



O íon óxido somente existe em compostos como K_2O e Al_2O_3 devido à elevada energia reticular envolvida na formação desses sais.

A explicação para isso é que o íon óxido tem um raio iônico muito pequeno, o que acaba por contribuir para elevar a energia reticular e compensar a sua segunda afinidade eletrônica muito baixa.

Pelo mesmo motivo, os compostos iônicos com fluoreto (F^{-}) são mais estáveis que os respectivos compostos com cloreto (Cl^{-}), apesar do fato que o cloro possui afinidade eletrônica maior que a do flúor. Uma evidência desse fato é que os cloretos reagem vigorosamente com o flúor molecular, produzindo os respectivos fluoretos, mas a reação inversa não acontece.



Agora, vamos fazer uma análise mais aprofundada das propriedades que são influenciadas pela Energia Reticular.

3.2. Temperatura de Fusão

O estado sólido é o estado da matéria com menor liberdade de movimentação das partículas e máxima organização. No estado líquido, a matéria terá maior liberdade de movimentação. Por conta disso, a fusão de um sólido iônico requer a **quebra parcial do cristal**.

Dessa maneira, será mais difícil fundi-lo quando a sua energia reticular for elevada.

Portanto, a temperatura de fusão de um sólido iônico cresce com a sua energia reticular.

Como a energia reticular diminui com o crescimento do raio iônico, obtemos a interessante relação que a temperatura de fusão dos sais de compostos da mesma família cresce para cima na Tabela Periódica. Vejamos com dados para facilitar.

Tabela 4: Temperaturas de Fusão dos Cloretos de Metais Alcalinos

Fórmula	Raio Iônico do Cátion (pm)	Composto	Temperatura de Fusão
LiCl	76	Cloreto de Lítio	605 °C
NaCl	102	Cloreto de Sódio	807 °C
KCl	138	Cloreto de Potássio	770 °C
RbCl	142	Cloreto de Rubídio	819 °C
CsCl	167	Cloreto de Césio	645 °C

É interessantíssimo que o padrão esperado que a temperatura de fusão diminui com o aumento do raio iônico vale para os cloretos de metais alcalinos, porém, não se aplica ao cloreto de lítio. Esse é um indicativo de que o cloreto de lítio não pode ser considerado um composto puramente iônico, mas que apresenta algum caráter covalente.

Podemos observar que o mesmo padrão pode ser verificado para as temperaturas de fusão dos haletos de sódio.

Tabela 5: Temperaturas de Fusão dos Haletos de Sódio

Fórmula	Raio Iônico do Ânion (pm)	Composto	Temperatura de Fusão
NaF	133	Fluoreto de Sódio	993 °C
NaCl	181	Cloreto de Sódio	807 °C
NaBr	196	Brometo de Sódio	747 °C
NaI	220	Iodeto de Sódio	661 °C

Como o aumento das cargas do composto também influencia a Energia Reticular, podemos também observar que o aumento das cargas dos íons também aumentará a temperatura de fusão do composto iônico. Vejamos exemplos.

Tabela 6: Comparação entre Pontos de Fusão de Sais com Diferentes Cargas nos Íons

Fórmula	Cargas	Composto	Temperatura de Fusão
KF	+1 e -1	Fluoreto de Potássio	858 °C
CaF ₂	+2 e -1	Fluoreto de Sódio	1418 °C
CaO	+2 e -2	Cloreto de Sódio	2572 °C

3.3. Solubilidade em Água

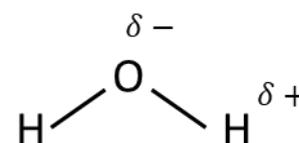
Os compostos iônicos podem se dissolver em solventes polares, dentre os quais, se destaca a água.

Como o estudo mais aprofundado sobre a polaridade só será realizado no próximo Capítulo sobre Ligações Covalentes, precisaremos primeiramente compreender alguns conceitos básicos sobre a polaridade da água.

3.3.1. Breve Estudo sobre a Molécula de Água

A molécula de água é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio, portanto, sua fórmula molecular é H₂O.

Devido à grande diferença de eletronegatividade entre o hidrogênio (H) e o oxigênio (O), o oxigênio puxa os elétrons com mais intensidade que o hidrogênio, gerando uma pequena distribuição de cargas na molécula.



Pode-se dizer que a ligação na água tem um leve caráter iônico, em que o oxigênio ganha duas frações de carga negativa, enquanto que o hidrogênio ganha apenas uma fração de carga positiva.

Devido a essa distribuição de cargas, a água é capaz de interagir e dissolver compostos iônicos. O oxigênio interage com o cátion, enquanto que o hidrogênio da água interage com o ânion.

3.3.2. Fases da Dissolução

A dissolução de um composto iônico consiste em quebrar o retículo cristalino, permitindo que os íons sejam liberados e se misturem à água.

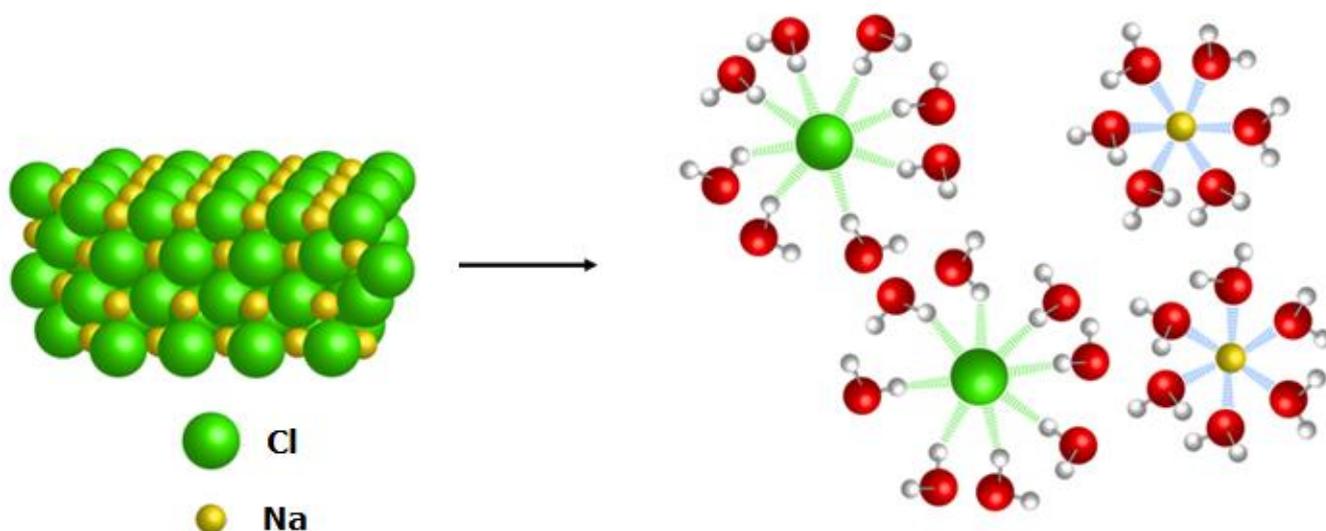
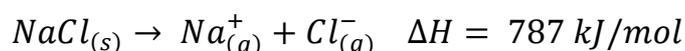


Figura 44: Interações íon-dipolo do cloreto de sódio em água (adaptada de [4])

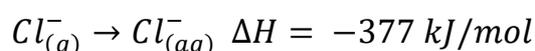
Esse processo pode ser dividido, portanto, em duas etapas principais, que envolvem duas variações de energia importantes:

- **Energia Reticular:** é a energia necessária para romper as ligações do cristal, liberando cátions e ânions no estado gasoso;
- **Energia de Solvatação:** é a energia liberada na interação entre o solvente polar e os íons provenientes do cristal.

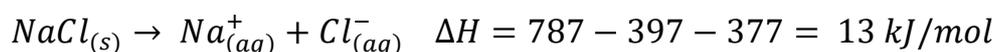
Por exemplo, considere o processo de dissolução do cloreto de sódio em água:



Os íons, por sua vez, sofrem o processo de hidratação, interagindo com o solvente com as forças íon-dipolo. A Figura 44 mostra a interação dos íons do cloreto de sódio com a água.



Sendo assim, o processo global ocorre com pequena absorção de energia. A energia global pode ser calculada somando-se todas as etapas.



3.3.3. Influência da Energia Reticular

A energia reticular é a mesma energia que é liberada na formação do retículo cristalino. Porém, na situação da dissolução, é a energia que deve ser cedida ao cristal para que ele se quebre, liberando seus íons.

É importante registrar que esse é o maior obstáculo à dissolução de um sal. Portanto, **os sais com elevada energia reticular são insolúveis** em água.

Uma forma simples de conceber um sal que tenha elevada energia reticular e, portanto, seja insolúvel em água é por meio de íons com altas cargas. Em regra, os sais que possuem tanto o cátion com o ânion com cargas superiores a +2 e -2 são insolúveis.

É por isso que os esqueletos de invertebrados são formados por calcário (CaCO_3) e os nossos são formados por fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). O calcário possui íons com carga +2 e -2, enquanto que o fosfato de cálcio possui íons com carga +2 e -3.

Por consequência, esses sais de cálcio apresentam elevada energia reticular, logo, são pouco solúveis.

Quanto maior a carga do íon, maior será a energia reticular de um cristal iônico por ele formado. Portanto, íons de carga maior que 1 podem ser difíceis de se dissolver. Por outro lado, compostos iônicos formados por cátions de carga unitária, como metais alcalinos e amônio, são quase sempre solúveis em água. Como tudo na Química, há exceções. Por exemplo, o cloreto de prata (AgCl) é formado por íons de cargas pequenas, mas é insolúvel.

3.3.4. Influência da Energia de Solvatação

Tanto os íons positivos como os negativos são solvatados em solução, possibilitando, assim, a dissolução de compostos iônicos em solventes polares. A nível microscópico, a solvatação significa interação entre solvente e soluto pelas forças íon-dipolo.

O grau de solvatação de um íon pode ser medido pela energia de solvatação (ΔH_{sol}), que é a energia liberada quando o íon passa da fase gasosa para a fase solvatada. Essa energia depende de três fatores, sendo os dois primeiros dependentes dos íons.

- **Carga do íon:** quanto maior a carga, maior é a energia de solvatação. Porém, como vimos, os compostos iônicos com maiores cargas tendem a ser insolúveis, porque apresentam energia reticular elevada.
- **Raio iônico:** quanto menor o raio iônico, maior é a energia de solvatação e a solubilidade, visto que o solvente pode se aproximar mais do íon a ser dissolvido. Devido à Lei de Coulomb, quanto mais próximas duas cargas, maior a força de atração entre elas.

Sendo assim, o raio iônico **é o principal fator que influencia a solubilidade de um soluto qualquer.**



De maneira geral, devemos primeiramente fazer o teste da energia reticular. Se o composto não possuir cargas elevadas, ele passa para o teste da energia de solvatação.

Nesse teste, quanto menores os raios iônicos, maior será a solvatação, portanto, maior será a solubilidade do composto em água.

Na Tabela 7, tratamos as energias de solvatação de alguns íons em água. Quando o solvente é água, a energia de solvatação pode ser denominada também de **energia de hidratação** (ΔH_{hid}).

Tabela 7: Energia de Hidratação de Alguns Íons

Íon	Raio iônico (pm)	ΔH_{hid} (kJ/mol)
Li^+	68	-506
Na^+	97	-397
K^+	133	-314
Mg^{2+}	66	-1910
Ca^{2+}	99	-1580
Sr^{2+}	112	-1430
Al^{3+}	51	-4640
F^-	133	-506
Cl^-	181	-377
I^-	220	-297

Fonte: [5]

Na Tabela 7, note que os cátions de carga +1 possuem energia de hidratação menos exotérmica que os cátions de carga +2 que possuem energia de hidratação menos exotérmica que o do cátion alumínio, que possui carga +3.

É por isso que o cloreto de cálcio ($CaCl_2$) é utilizado nas compressas quentes. Sua solvatação é tão intensa que aquece a água assim que eles se misturam.

Por outro lado, dentre os cátions de carga +1, a energia de hidratação menos exotérmica com o aumento do raio iônico. Por conta disso, é de se esperar que o cloreto de lítio seja mais solúvel que o cloreto de sódio que seja mais solúvel que o cloreto de potássio.

Tabela 8: Solubilidades dos Compostos Iônicos

Fórmula	Composto	Raio iônico do Cátion (pm)	Solubilidade
$LiCl$	Cloreto de Lítio	68	63,7



Fórmula	Composto	Raio iônico do Cátion (pm)	Solubilidade
<i>NaCl</i>	Cloreto de Sódio	97	35,6
<i>KCl</i>	Cloreto de Potássio	133	28,1

Olha só, os dados experimentais confirmam nossas previsões teóricas. Não é animador quando isso acontece?

3.3.5. Regras de Solubilidade

Alguns sais são insolúveis. Nesse caso, a reação entre ácidos e bases forma um precipitado. As regras a seguir são úteis para memorizar a solubilidade de alguns sais.

Primeiramente, é útil ter em mente que os sais insolúveis geralmente possuem tanto o cátion como o ânion com cargas superiores a +2 e -2, respectivamente. Sendo assim,

- São solúveis os sais de metais alcalinos e de amônio, exceto o carbonato de lítio (Li_2CO_3);
- Todos os nitratos (NO_3^-) são solúveis;
- Todos os acetatos (CH_3COO^-) são solúveis, exceto o acetato de prata;
- Todos os sais halogenados são solúveis. Ou seja, fluoretos (F^-), cloratos (ClO_3^-), percloratos (ClO_4^-) etc. As exceções ficam por parte dos cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-) dos sais de Pb^{2+} , Ag^+ e Hg_2^{2+} :

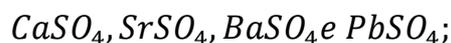
Tabela 9: Sais dos Halogênios Insolúveis

<i>PbCl_2</i>	<i>AgCl</i>	<i>Hg_2Cl_2</i>
<i>PbBr_2</i>	<i>AgBr</i>	<i>Hg_2Br_2</i>
<i>PbI_2</i>	<i>AgI</i>	<i>Hg_2I_2</i>

Vale lembrar que outros sais, como o fluoreto de prata (AgF) e o clorato de prata (AgClO_3) são solúveis em água, porque não se enquadram nas exceções escritas na Tabela 9.

Observe, ainda, também que sais como o cloreto de prata (AgCl) são uma exceção ao princípio de que sais com cargas pequenas, no caso, +1 e -1, são geralmente solúveis.

- São solúveis os sulfatos (SO_4^{2-}), sendo as principais exceções:



Essas exceções são razoavelmente fáceis de entender. O íon sulfato já possui carga -2. Quando combinado com cátions de carga +2, a probabilidade de o sal não ser solúvel é grande.

- Os sais dos demais ânions são insolúveis. Por exemplo, os sulfetos (S^{2-}), carbonatos (CO_3^{2+}), os fosfatos (PO_4^{3-}). Vale lembrar que exceção: os sais de metais alcalinos e de amônio são solúveis.

Essa regra nos diz que o fosfato de sódio (Na_3PO_4) é solúvel, porque é um sal de metal alcalino e se enquadra na primeira regra que foi tratada nessa seção. Porém, outros fosfatos, como o fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) são insolúveis.



RESUMINDO

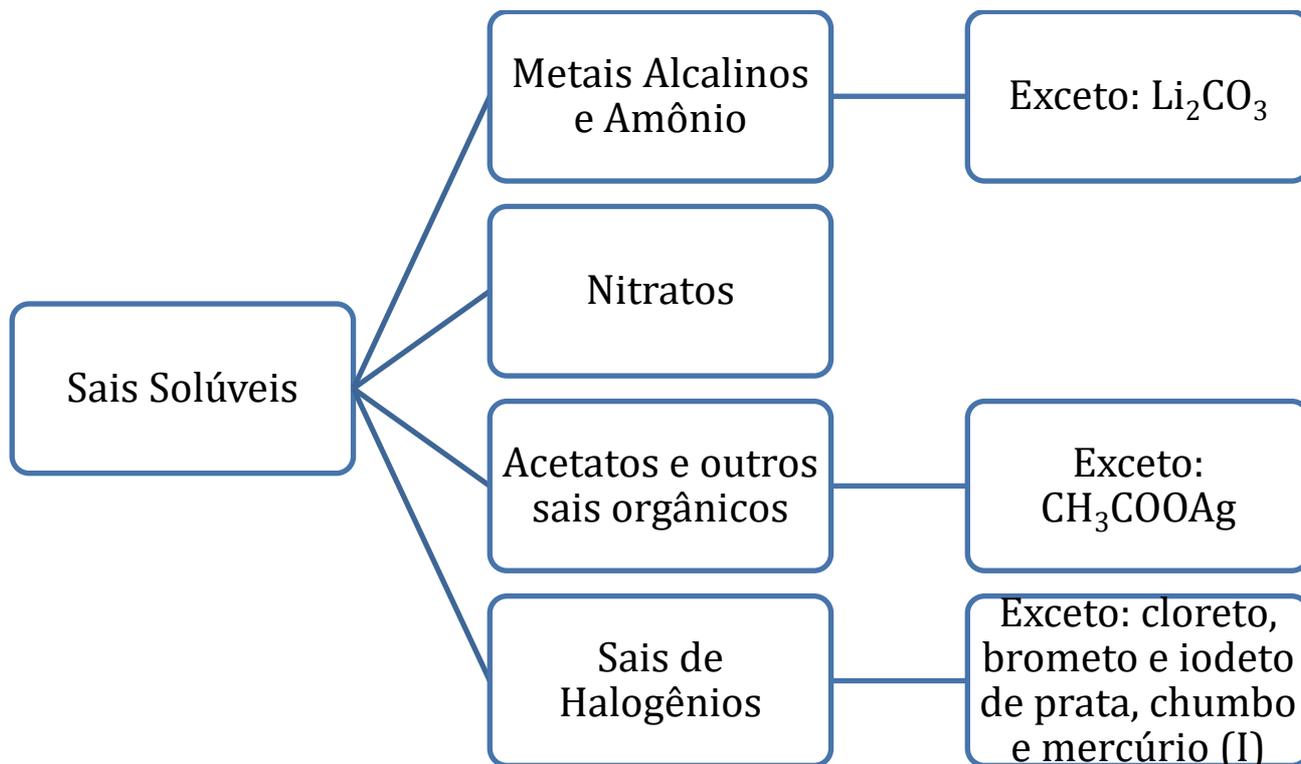


Figura 45: Sais Solúveis

E agora, vamos praticar.



HORA DE PRATICAR!

2. (TFC – 2019 – Inédita)

Organize os compostos: NaCl , MgO , KBr e CaO , por ordem de energias reticular, examinando as forças de atração entre os cátions e ânions nestes compostos.

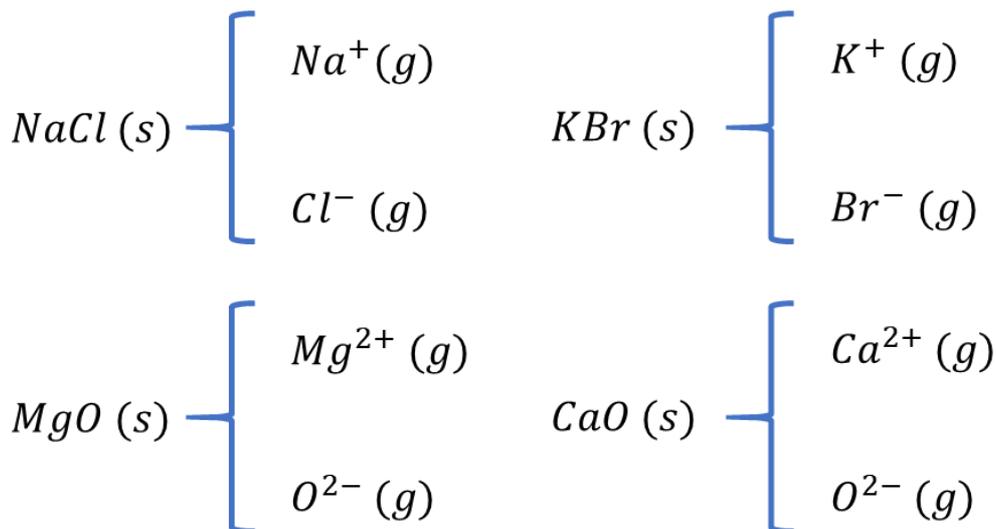
Comentários

Os principais fatores que influenciam na energia reticular de um composto iônico são:



- As cargas dos íons que compõem os compostos;
- Os raios iônicos.

Vamos destrinchar os compostos iônicos nos seus íons.

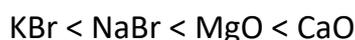


Os compostos que possuem cargas +2/-2 apresentam maior energia reticular do que os compostos que apresentam cargas +1/-1.

Entre o MgO e o CaO, como o cálcio está no quarto período, enquanto que o magnésio está no terceiro, o raio iônico do cálcio é maior. Logo, a energia reticular de MgO é menor. Portanto, a maior energia reticular entre os compostos iônicos citados é a do óxido de cálcio (CaO).

Entre NaCl e KBr, vale a mesma regra. Com o potássio (K) está no quarto período e o sódio (Na) está no terceiro, o raio iônico do potássio (K) é maior. Logo, a energia reticular de KBr é menor. Portanto, a menor energia reticular entre os sais citados é a do brometo de potássio (KBr).

Sendo assim, a ordem é:



Gabarito: KBr < NaBr < MgO < CaO

3. (TFC – 2019 – Inédita)

O calcário (CaCO_3) é um dos compostos mais abundantes na superfície terrestre. Quando aquecido, ele perde uma molécula de CO_2 para formar a cal virgem (CaO). Qual dos dois compostos iônicos possui maior temperatura de fusão?

Comentários

Tanto a cal virgem (CaO) como o calcário (CaCO_3) possuem a mesma distribuição de cargas – o cátion possui carga +2 e o ânion possui carga -2.



Porém, o ânion do calcário (CO_3^{2-}) é certamente bem maior que o ânion da cal virgem (O^{2-}). Sendo assim, é de se esperar que o calcário apresente energia de rede menor, portanto, menor temperatura de fusão.

Essa previsão teórica está em acordo com os dados experimentos. O ponto de fusão do carbonato de cálcio (CaCO_3) é $825\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto que o do óxido de cálcio (CaO) é $2572\text{ }^\circ\text{C}$.

Gabarito: CaO

4. (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.

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. Ligação Metálica

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

3.1. 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.

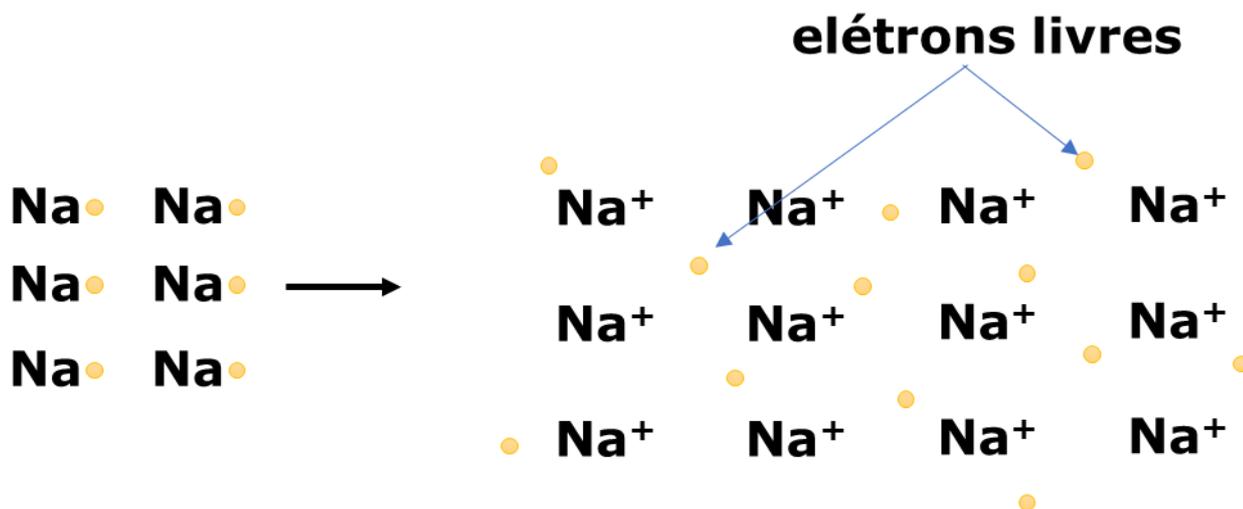


Figura 46: Modelo do Mar de Elétrons

A Figura 46 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.

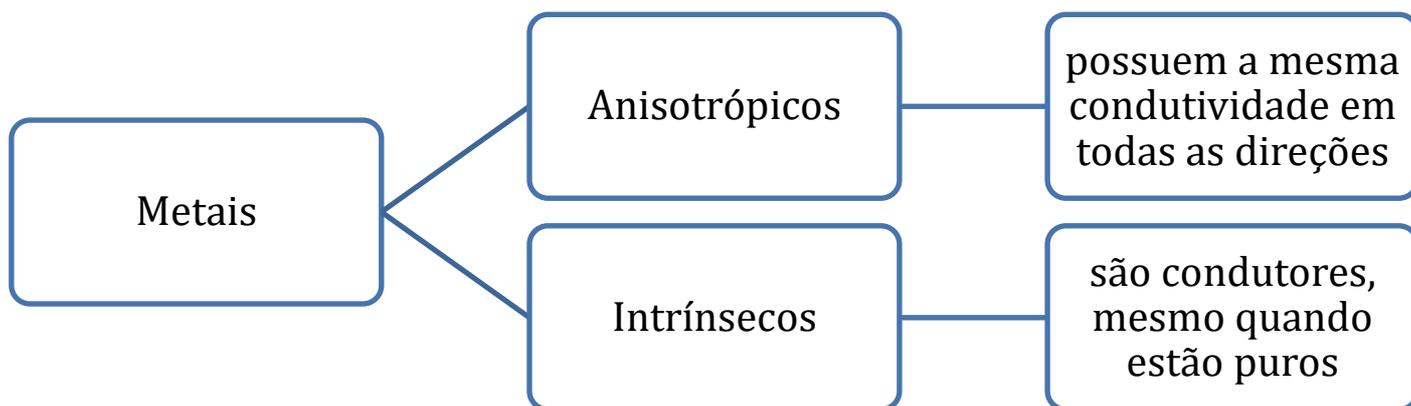


Figura 47: Condutividade dos Metais

A anisotropia da condutividade elétrica dos metais pode ser representada pela Figura 48, em que mostramos que a barra metálica tanto pode conduzir no seu comprimento como na sua largura.

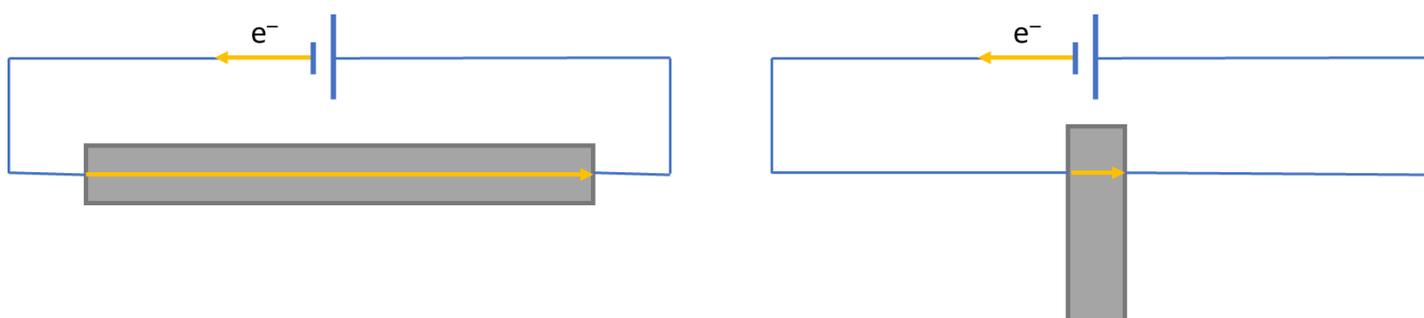


Figura 48: Anisotropia na Condutividade Elétrica dos Metais

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.

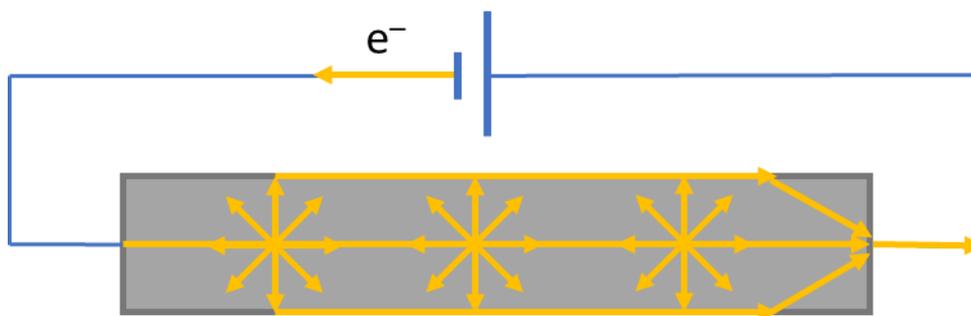


Figura 49: Os metais são condutores anisotrópicos

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 46, 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.

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



4. Lista de Questões Propostas

1. (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.

2. (TFC – 2019 – Inédita)

Organize os compostos: NaCl, MgO, KBr e CaO, por ordem de energias reticular, examinando as forças de atração entre os cátions e ânions nestes compostos.

3. (TFC – 2019 – Inédita)

O calcário (CaCO_3) é um dos compostos mais abundantes na superfície terrestre. Quando aquecido, ele perde uma molécula de CO_2 para formar a cal virgem (CaO). Qual dos dois compostos iônicos possui maior temperatura de fusão?

4. (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.*

5. (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 1atm).

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.

6. (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

7. (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)

8. (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:

(A) A_3B_2

(B) A_3B

(C) A_2B

(D) AB_3

(E) AB_2

9. (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.

10. (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.*

11. (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*

12. (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.*

13. (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:

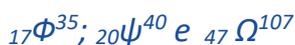
- (i) o cátion, de carga +2, possui 12 prótons;
- (ii) o ânion, de carga -3, possui 10 elétrons.

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

14. (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.

15. (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 ; IIc ; VIId
d) IIIa ; IVb ; VIc ; VIId
e) VIIa ; IIb ; IIc ; Vd

16. (Russell)

Como os íons sódio e cloreto são atraídos eletrostaticamente, o que impede que os dois íons desapareçam formando um átomo simples, maior?



5. Gabarito

- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1. Li_2CO_3 ; RaCO_3 ; MgCO_3 ; $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$;
$\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$ | 9. E |
| 2. $\text{KBr} < \text{NaBr} < \text{MgO} < \text{CaO}$ | 10. D |
| 3. CaO | 11. A |
| 4. C | 12. B (oficial); B e C (Estratégia) |
| 5. B | 13. B |
| 6. E | 14. B |
| 7. A | 15. A |
| 8. A | 16. discursiva |



6. Lista de Questões Comentadas

5. (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 1atm).

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

6. (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



7. (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 image shows a periodic table with red arrows indicating the number of electrons gained or lost by elements in different groups:

- Group 1 (Alkali metals): **perde 1 e⁻** (upward arrow from Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)
- Group 2 (Alkaline earth metals): **perde 2 e⁻** (upward arrow from Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)
- Group 17 (Halogens): **ganha 1 e⁻** (upward arrow from F, Cl, Br, I, At)
- Group 18 (Noble gases): **ganha 2 e⁻** (upward arrow from Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
- Group 16 (Chalcogens): **ganha 3 e⁻** (downward arrow from O, S, Se, Te, Po)
- Group 15 (Pnictogens): **ganha 4 e⁻** (downward arrow from N, P, As, Sb, Bi)

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 Y^{2+} .

Portanto, a fórmula do composto iônico deve ser X_2Y . Dessa forma, o composto apresenta 2 cargas positivas e 2 cargas negativas.

Afirmação verdadeira.

Gabarito: A

8. (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:

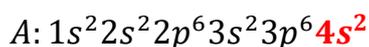
- (A) A_3B_2
- (B) A_3B
- (C) A_2B
- (D) AB_3
- (E) AB_2

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

9. (Colégio Naval – 2017)

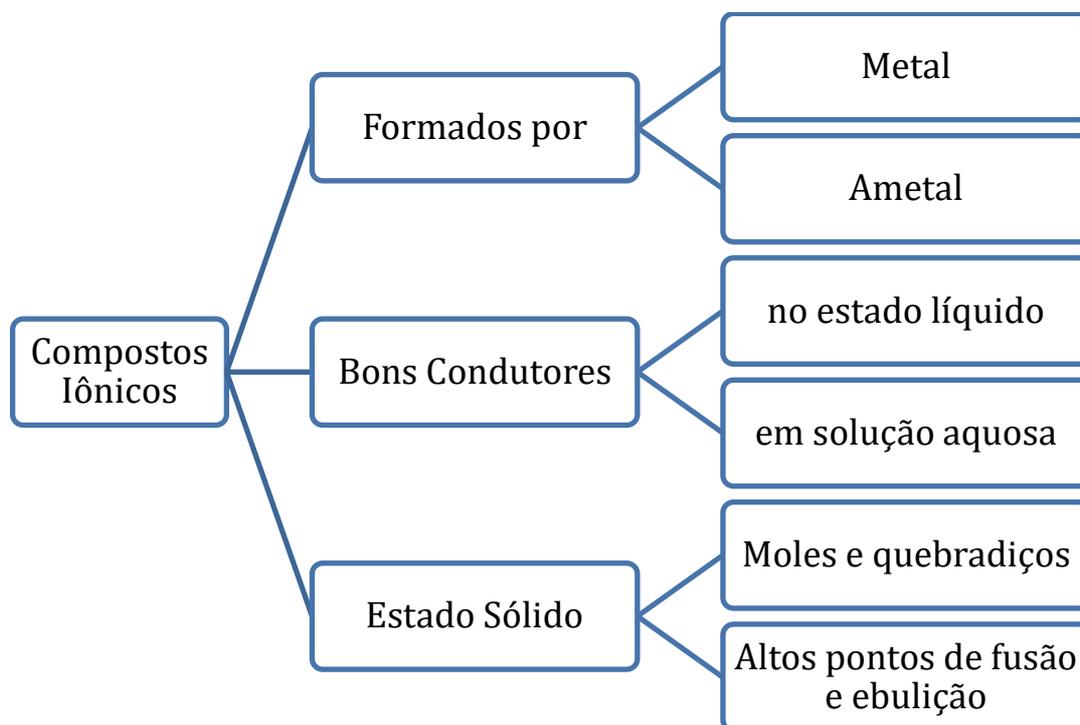
De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas:



- (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

10. (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

11. (Colégio Naval – 2011)

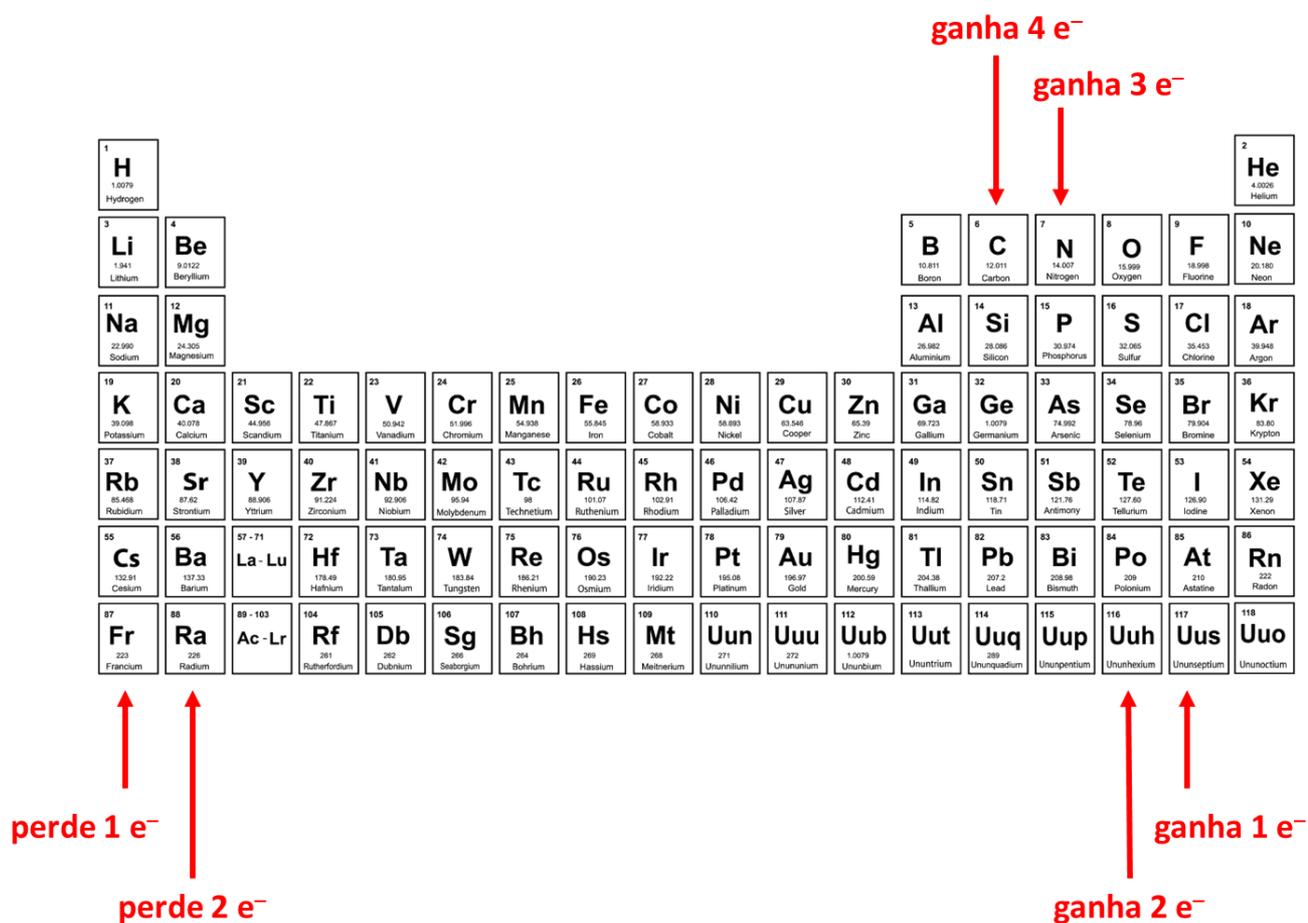


A carga iônica está relacionada com o estado energético que possibilita maior estabilidade a uma espécie química. Qual é a carga encontrada nos íons formados pelos metais alcalinos terrosos?

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

Comentários

Vamos nos lembrar do esquema da Tabela Periódica.



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

12. (Colégio Naval – 2010)

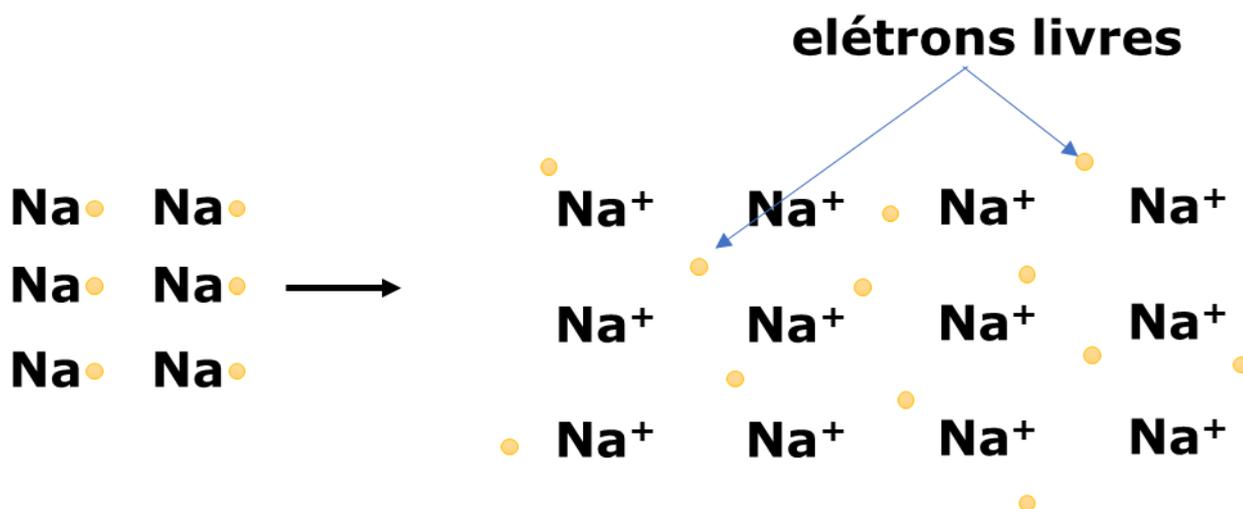
Em relação às Ligações e Funções Químicas, assinale a opção INCORRETA.

- 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.

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)

13. (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	
	0	2										13	14	15	16	17	He	
Mg^{2+}	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

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

14. (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.



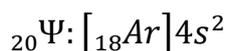
- d) ψ combina-se com Ω formando um composto gasoso.
- e) Ω é um mau condutor de eletricidade.

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

15. (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 ; VIIId
- 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 – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ –, 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 VIIId.



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

16. (Russell)

Como os íons sódio e cloreto são atraídos eletrostaticamente, o que impede que os dois íons desapareçam formando um átomo simples, maior?

Comentários

De fato, os íons sódio e cloreto se atraem eletrostaticamente, porém, ao se tentar aproximar esses íons mais do que o que se observa no retículo cristalino do cloreto de sódio (NaCl), a repulsão entre os núcleos começa a ficar mais intensa que a atração entre as eletrosferas.

Sendo assim, existe uma distância entre os dois íons, tal que a força de repulsão entre os núcleos iguala a força de atração entre os elétrons. Nesse ponto, a energia de rede do cristal é máxima.

Gabarito: discursiva
