

CURSO INTENSIVO 2022

ITA - 2022

Química

Prof. Thiago





Sumário

APRESENTAÇÃO DA AULA	4
CLASSIFICAÇÕES PERIÓDICAS NAS PROVAS DO ITA	4
1. PROPRIEDADES QUÍMICAS PERIÓDICAS	4
1.1. Eletronegatividade	4
1.1.1. Fila de Eletronegatividade	5
1.1.2. Eletronegatividade de Pauling	6
1.1.3. Eletronegatividade de Mulliken	7
1.1.4. Eletronegatividade de Allred-Rochow	7
1.2. Eletropositividade ou Caráter Metálico	8
1.3. Densidade e Temperaturas de Fusão e Ebulição	8
2. TIPOS DE LIGAÇÕES	9
2.1. Ligação Covalente	9
2.1.1. Sólidos Covalentes	11
2.2. Ligação Iônica	11
2.2.1. Íons Compostos	13
3. LIGAÇÃO IÔNICA	14
3.1. Cristais Iônicos	14
3.1.1. Empacotamento	15
3.1.2. Célula Unitária	16
3.2. Caráter Covalente	16
3.3. Ciclo de Haber-Born	17
3.3.1. Substâncias Simples no Estado Padrão	17
3.3.2. Formação dos Íons	18
3.3.3. Energia Reticular	19
3.4. Temperatura de Fusão	21
3.5. Solubilidade em Água	22
3.5.1. Breve Estudo sobre a Molécula de Água	22
3.5.2. Fases da Dissolução	22
3.5.3. Influência da Energia Reticular	23
3.5.4. Influência da Energia de Solvatação	23
3.5.5. Regras de Solubilidade	24
4. LIGAÇÃO METÁLICA	25
4.1. Modelo do Mar de Elétrons	25
4.2. Ligações Intermediárias	26
Aula 04 - Ligações Iônicas	2

4.2.1. Fluoreto de Hidrogênio (HF)	26
4.2.2. Fluoreto de Berílio (BeF_2)	27
4.2.3. Dissulfeto de Ferro (FeS_2)	27
4.2.4. Mercúrio (Hg)	28

5. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS	29
---------------------------------------	-----------

5.1. Gabarito	36
---------------	----

6. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS	37
--	-----------

Apresentação da Aula

Nessa aula, vamos começar a falar sobre as Ligações Químicas. Tão importante é a importância desse capítulo que o fracionaremos em 2 aulas:

- Na presente aula, apresentaremos as Ligações Iônicas e as propriedades dos compostos iônicos e metálicos;
- Na segunda aula, falaremos sobre as Ligações Covalentes;

Classificações Periódicas nas Provas do ITA

Do assunto de Ligações Químicas, as Ligações Iônicas historicamente são as menos cobradas.

O ITA, particularmente, gosta muito de explorar a Solubilidade de Sais, o que aparece em muitas questões de Reações Inorgânicas.

1. Propriedades Químicas Periódicas

As propriedades químicas periódicas também são influenciadas pela posição do elemento na Tabela Periódica, porém, elas não são absolutas e **dependem da substância em que está inserido o elemento químico**. São elas: a eletronegatividade, a eletropositividade e o caráter metálico.

1.1. Eletronegatividade

A eletronegatividade de um elemento é a sua **tendência** de puxar os elétrons **de uma ligação química**. Você não pode confundir com afinidade eletrônica.



Afinidade Eletrônica }
Eletronegatividade } é a tendência de puxar os elétrons } **no estado gasoso**
de uma ligação química

A eletronegatividade, portanto, só pode ser definida em uma ligação química, podendo, inclusive, variar de acordo com a substância em que o elemento está localizado. Dessa forma, não existe a eletronegatividade absoluta de um elemento, mas apenas estimativas.

O núcleo atrairá mais intensamente um elétron externo quando:

- A carga nuclear efetiva sobre o próximo subnível em que ainda cabem elétrons for muito grande.
- O raio atômico covalente do átomo for pequeno.

Com base nisso, podemos já concluir que a eletronegatividade deve crescer no mesmo sentido da afinidade eletrônica. Ou seja, ela cresce para a direita no sentido dos halogênios e para cima, no sentido do **flúor**, que é o elemento mais eletronegativo da Tabela Periódica.

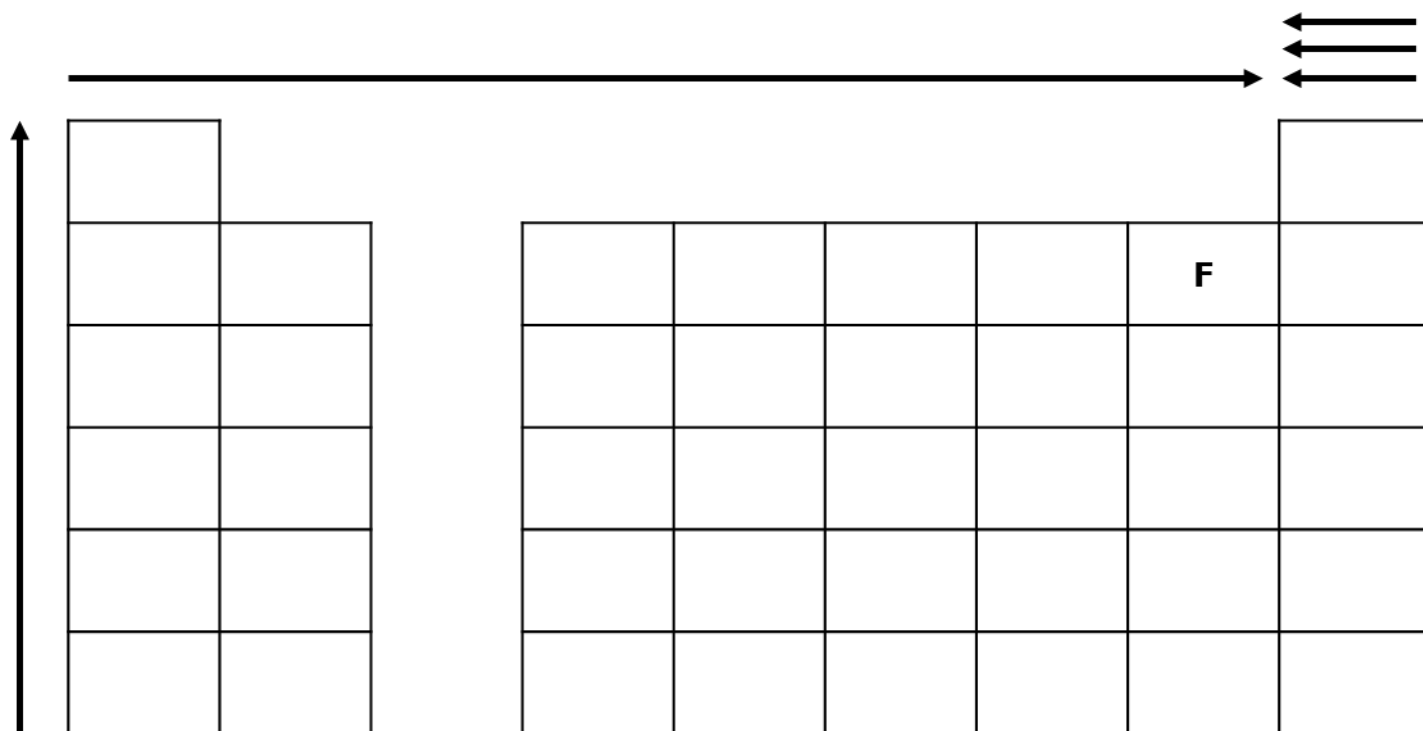
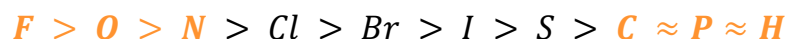


Figura 1: Sentido de Crescimento da Eletronegatividade na Tabela Periódica

1.1.1. Fila de Eletronegatividade

A eletronegatividade é uma propriedade tão importante que, além do sentido de crescimento na Tabela Periódica, é importante também que você aprenda a Fila de Eletronegatividade, que traz os elementos mais eletronegativos.



Existem algumas frases que você pode utilizar para decorar essa sequência.

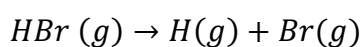
Fui **O**ntem **N**o **C**lube **B**rasileiro | Só Comi **P**ão **H**olandês
Fui **O**ntem **N**o **C**lube **B**riguei | Saí Correndo **P**ro **H**ospital

1.1.2. Eletronegatividade de Pauling

Pauling propôs que a diferença de eletronegatividade entre dois elementos seria calculada pela expressão:

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{E_d(AB) - \frac{E_d(AA) + E_d(BB)}{2}}$$

Na expressão acima, E_d se refere à energia de dissociação de moléculas, também conhecida como **energia de ligação**. A energia de ligação deve ser sempre aferida com a molécula no estado gasoso. Por exemplo, a energia de ligação do HBr é a energia necessária para a seguinte reação.



H 2,20							He	
Li 0,98	Be 1,57		B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
Na 0,93	Mg 1,31		Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar
K 0,82	Ca 1,00		Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr
Rb 0,82	Sr 0,95		In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,12	I 2,66	Xe
Cs 0,79	Ba 0,89		Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po	At	Rn

Apesar de serem metais,
possuem eletronegatividade
muito elevada

Figura 2: Escala de Eletronegatividade de Pauling

A meu ver, um dos maiores problemas da Eletronegatividade de Pauling é que ela busca estimar uma propriedade que depende de uma ligação química – no caso, a eletronegatividade, a partir de propriedades que são mensuradas no estado gasoso – no caso, as energias de ligação.

1.1.3. Eletronegatividade de Mulliken

O grande mérito de Mulliken é que ele foi o primeiro a elaborar uma estimativa da eletronegatividade para o elemento isolado. Note que Pauling apenas estimava as diferenças de eletronegatividade entre dois elementos.

Mulliken propôs que a eletronegatividade de um elemento poderia ser obtida como a média aritmética entre a energia de ionização e a afinidade eletrônica.

$$\chi = \frac{EI + EA}{2}$$

Naturalmente, houve uma mistura de conceitos, o mesmo problema que havia na Escala de Pauling. A eletronegatividade é uma propriedade que o elemento apresenta quando está inserido em uma substância química. Por outro lado, a energia de ionização e a afinidade eletrônica devem ser medidas com o elemento isolado no estado gasoso.

1.1.4. Eletronegatividade de Allred-Rochow

A eletronegatividade de Allred-Rochow leva em consideração somente a carga nuclear efetiva e o raio covalente do elemento.

$$\chi = 3590 \cdot \frac{Z_{ef}}{r_{cov}^2} + 0,744$$

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

Figura 3: Escala de Eletronegatividade de Allred-Rochow



É importante registrar que os valores calculados para a eletronegatividade de diversos elementos são apenas estimativas. Na realidade, a eletronegatividade depende da substância em que aparece o elemento químico e, portanto, não existe um valor absoluto para esse parâmetro.

1.2. Eletropositividade ou Caráter Metálico

Pode ser entendida como a tendência de perder elétrons numa ligação química. Trata-se, portanto, do oposto do conceito de **eletronegatividade**.

Ela cresce no sentido inverso: para baixo e para a esquerda na Tabela Periódica.

1.3. Densidade e Temperaturas de Fusão e Ebulição

Essas são as principais propriedades físicas em que temos interesse de estudo. Na Tabela Periódica, elas crescem para baixo e para o centro.

Os metais de transição são os que apresentam os maiores valores de ambas as propriedades.

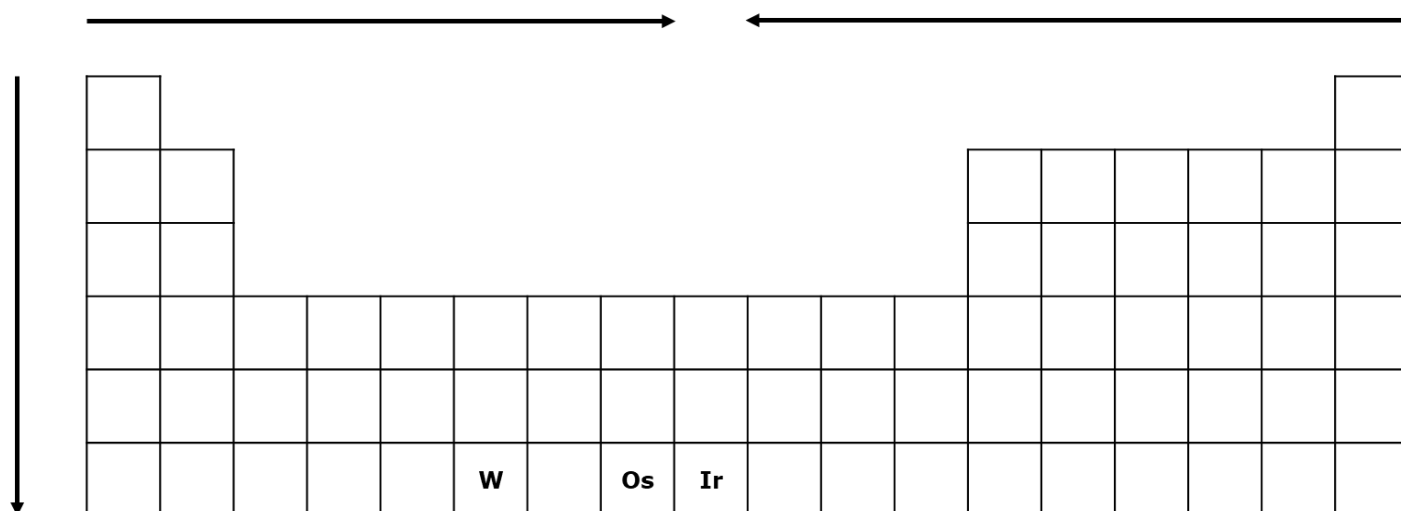


Figura 4: Comportamento da Densidade e das Temperaturas de Fusão e Ebulição na Tabela Periódica

O ósmio (Os) e o irídio (Ir) são os elementos mais densos da Tabela Periódica. À temperatura e pressão ambientes, suas densidades são de aproximadamente 22,6 g/cm³. Por sua vez, o tungstênio é o elemento que apresenta o maior ponto de ebulição da Tabela Periódica, em torno de 5500 °C.

Um fato interessante a se comentar a respeito das temperaturas de fusão e ebulição é que o carbono (C) e o silício (Si) se apresentam como sólidos covalentes na temperatura ambiente. E uma das características desse tipo de material **são os altíssimos pontos de fusão e ebulição**, acima de 3000 °C.

2. Tipos de Ligações

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



Figura 5: Tipos de Ligações Químicas

2.1. 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. Caracteriza-se pelo compartilhamento de elétrons diretamente entre dois átomos, como ilustrado na Figura 6.

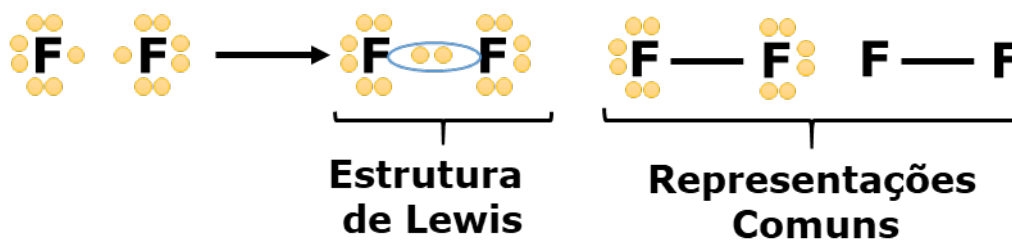


Figura 6: Estrutura de Lewis para a Molécula F_2

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

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?

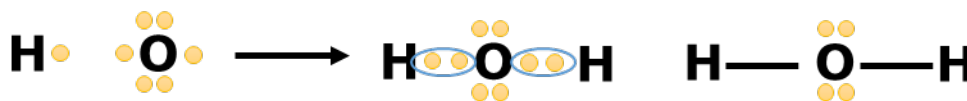


Figura 7: Molécula de Água

As ligações covalentes também podem ser duplas ou triplas. Por exemplo, no caso da molécula de oxigênio (O₂). 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 (O₂) é formada por uma ligação dupla.



Figura 8: Moléculas de Oxigênio (O₂)

Uma ligação tripla acontece na molécula de nitrogênio gasoso (N₂). 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 9: Molécula de Nitrogênio

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 SO₂.



Figura 10: Molécula de Monóxido de Carbono (CO)

É também possível representar a ligação dativa exatamente como uma ligação comum. Essa representação, inclusive, é a favorita na Química. É importante ressaltar que, uma vez formadas, **as ligações comum e dativa são exatamente iguais**.

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

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

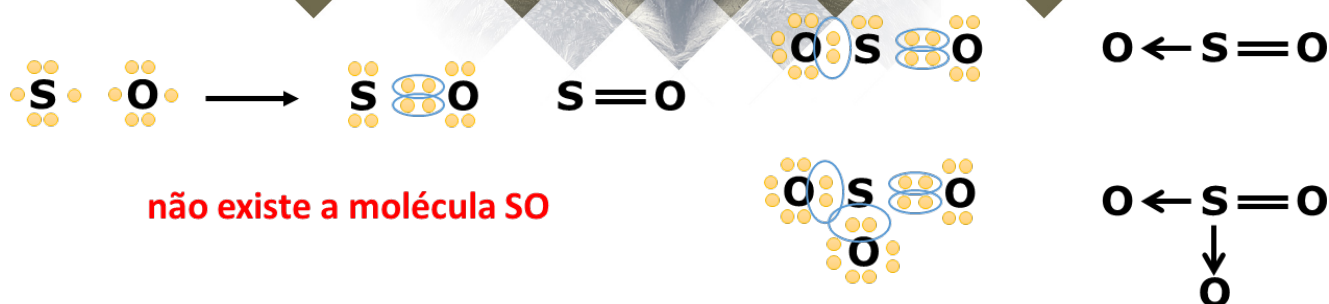


Figura 11: Moléculas de SO_2 e SO_3 existem, mas SO não existe

2.1.1. 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.

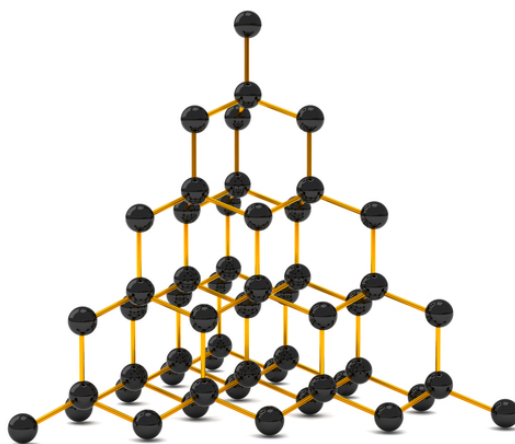


Figura 12: Estrutura do Diamante (fonte: [1])

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

2.2. 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.



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 **tudo 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.

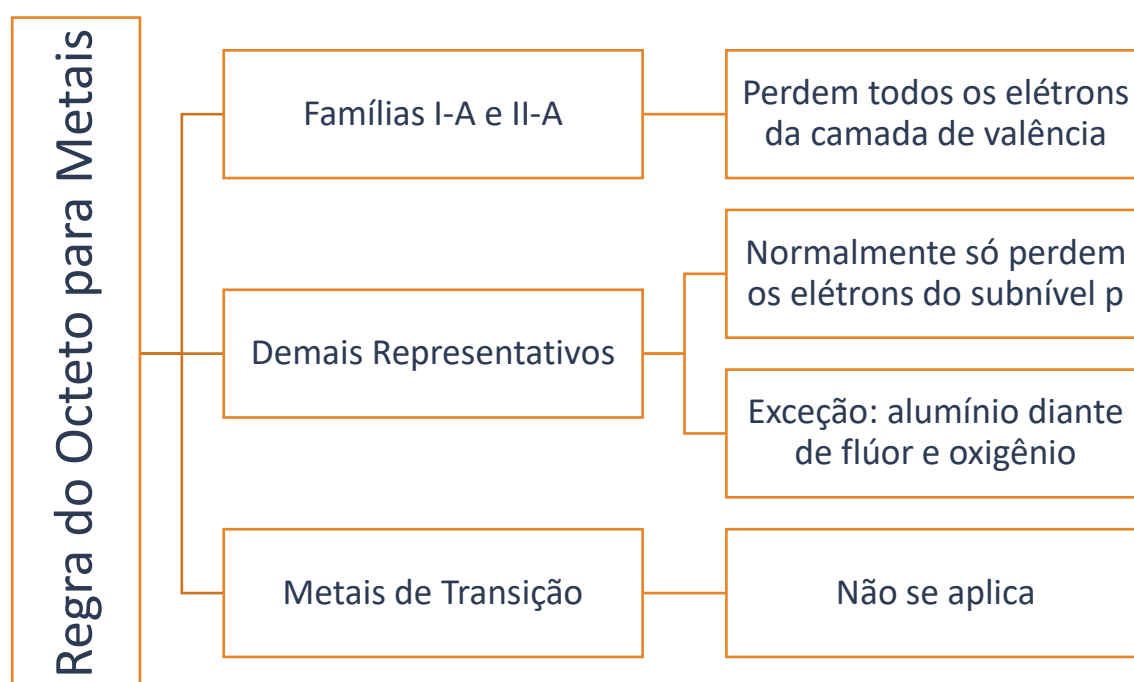


Figura 13: Regra do Octeto para Metais

O magnésio (Mg) pertence à família II-A, portanto, possui dois elétrons na camada de valência, logo, forma o cátion Mg^{2+} . O chumbo, que pertence à família IV – A, também forma o íon Pb^{2+} devido ao Efeito do Par Inerte. Os seus compostos com o oxigênio e com o flúor são:

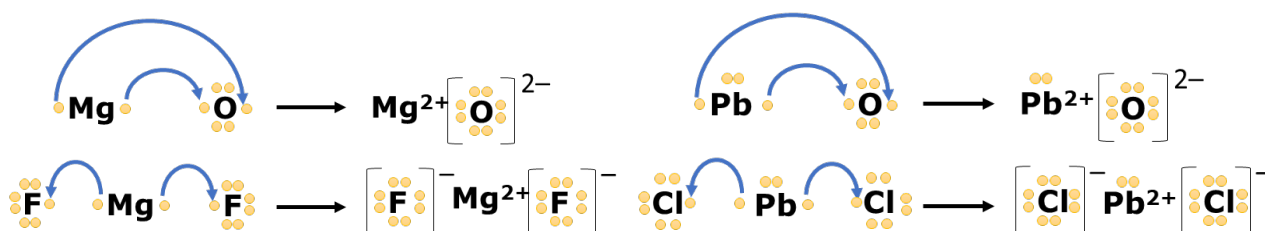


Figura 14: Compostos Iônicos do Magnésio com Flúor e Oxigênio

O alumínio pertence à família III-A, portanto, em três elétrons na camada de valência. Ele forma o íon Al^{3+} . Seu composto com o oxigênio é o Al_2O_3 , em que cada alumínio perde 3 elétrons e cada oxigênio ganha 2 elétrons.

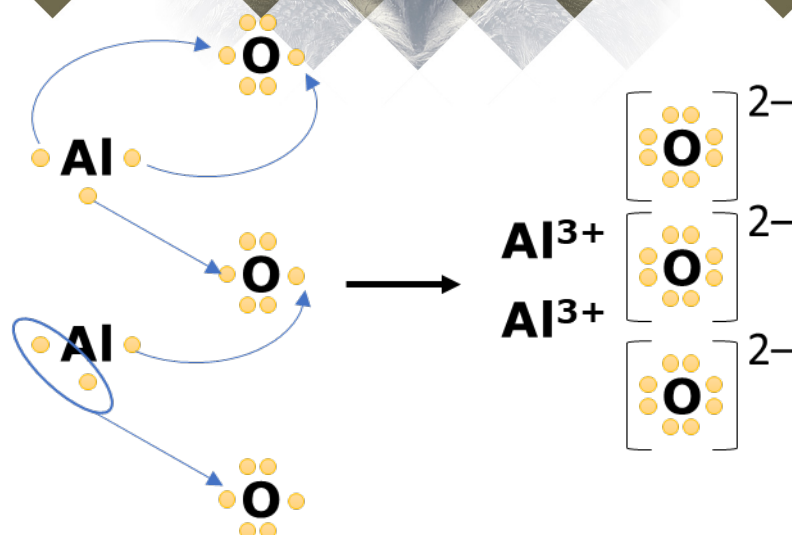


Figura 15: Estrutura de Lewis do Al_2O_3 (óxido de alumínio)

2.2.1. Íons Compostos

Os íons compostos apresentam ligações covalentes na sua estrutura. Convém ressaltar que um composto formado por ligações covalentes e ligações iônicas é sempre um composto iônico.

Nome	Fórmula Mínima	Fórmula Estrutural
Hidróxido	OH^-	$\left[\begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \end{array} \right]^-$
Sulfato	SO_4^{2-}	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} - \text{S} - \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$

Figura 16: Exemplos de Íons Compostos

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 1: Compostos Iônicos

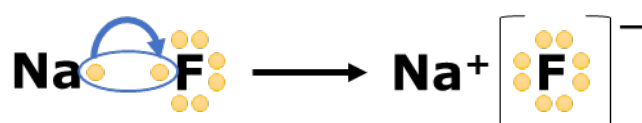
	Hidróxido (OH^-)	Sulfato (SO_4^{2-})	Fosfato (PO_4^{3-})
Sódio (Na^+)	$NaOH$	Na_2SO_4	Na_3PO_4
Cálcio (Ca^{2+})	$Ca(OH)_2$	$CaSO_4$	$Ca_3(PO_4)_2$
Alumínio (Al^{3+})	$Al(OH)_3$	$Al_2(SO_4)_3$	$AlPO_4$

3. Ligação Iônica

Vamos agora tratar de maneira mais aprofundada a Ligação Iônica.

3.1. Cristais Iônicos

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



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

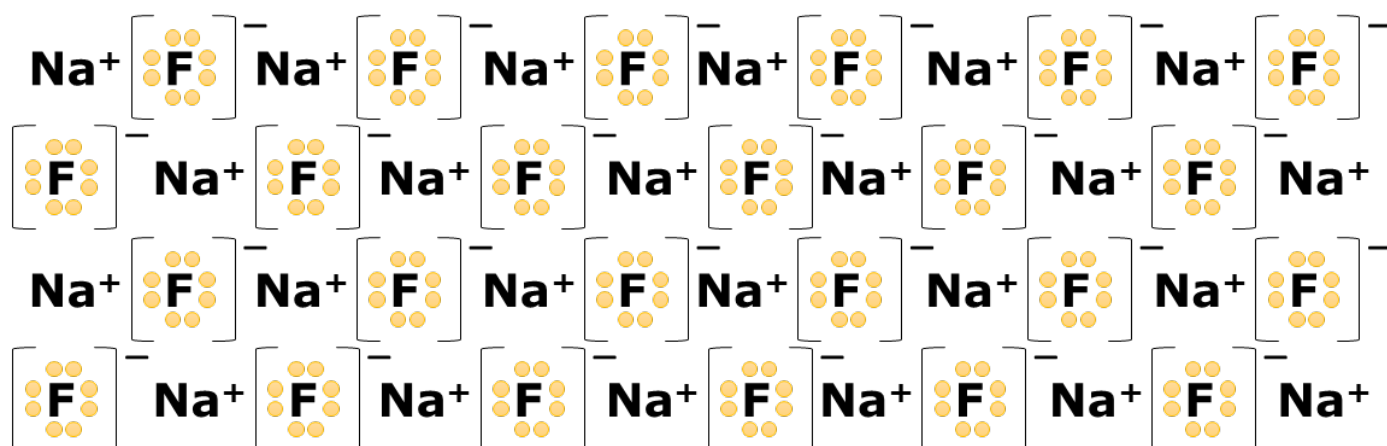


Figura 17: Ilustração da Rede do Composto Iônico

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

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

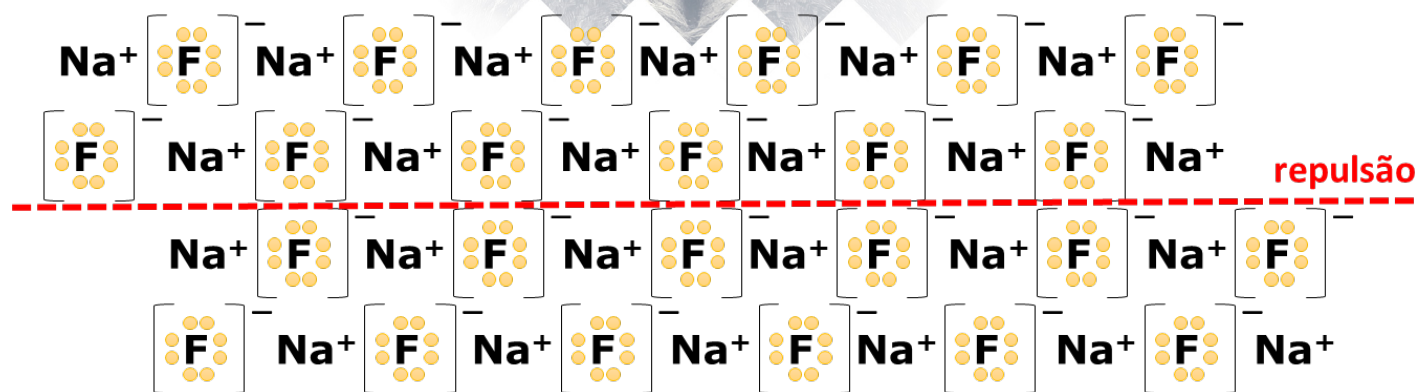


Figura 18: Regiões de Repulsão nos Cristais Iônicos

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



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

A situação muda de figura quando o composto está no estado líquido, quando os íons passam a apresentar certa liberdade de movimentação. Assim, **os compostos iônicos são condutores no estado líquido**.

3.1.1. Empacotamento

O empacotamento diz respeito à forma como se organiza o cristal. Por exemplo, o cristal de cloreto de sódio tem o número de coordenação 6, porque cada íon sódio tem 6 íons cloreto vizinhos, e vice-versa.

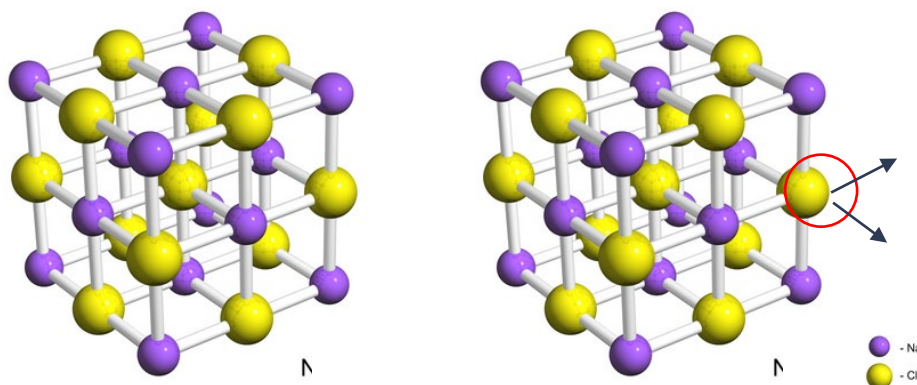


Figura 19: Cristal do Cloreto de Sódio (fonte: [2])

3.1.2. Célula Unitária

A célula unitária é uma porção do cristal que contém o mesmo número de átomos de uma fórmula do composto iônico e que representa o seu número de coordenação. Na célula unitária, um átomo pode ser partido em frações.

Para satisfazer às duas exigências, pode-se tomar o íon cloreto central mostrado na Figura 19 e os seis íons sódio que estão à sua volta.

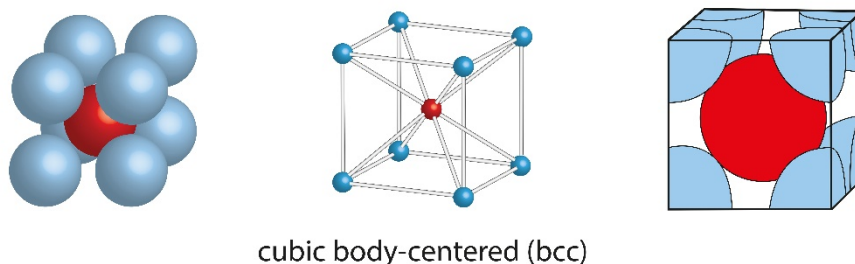


Figura 20: Célula Unitária do Cristal de Cloreto de Sódio (fonte: [3])

Em uma célula unitária cúbica, podemos observar que o átomo equivale a:

- 1 átomo inteiro no centro do cubo;
- $1/2$ átomo quando posicionado na face;
- $1/4$ de átomo quando localizado nas retas;
- $1/8$ de átomo quando localizado nos vértices.

3.2. Caráter Covalente

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

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

Figura 21: Escala de Eletronegatividade de Allred-Rochow

O cloreto de lítio tem um caráter covalente mais acentuado que o cloreto de sódio – e uma das consequências desse fato será apresentada na Tabela 2. O caráter covalente do cloreto de lítio se deve ao fato de que a eletronegatividade desse metal é maior que a do sódio, portanto, mais próxima da do cloro.

3.3. Ciclo de Haber-Born

É um ciclo teórico que traz uma série de passos para obter um composto iônico genérico a partir de substâncias simples.

3.3.1. Substâncias Simples no Estado Padrão

O ciclo de Haber-Born sempre se inicia a partir das substâncias simples no estado padrão e na variedade alotrópica mais estável correspondentes aos elementos que constituem o composto iônico.

Vamos partir alguns compostos iônicos em suas substâncias simples de partida que devem ser utilizados no Ciclo de Haber-Born.

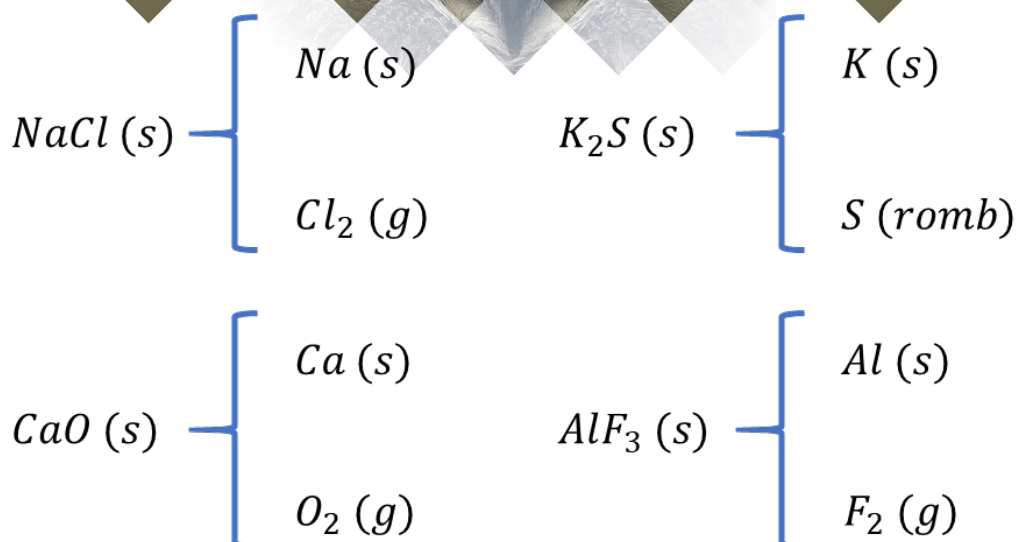
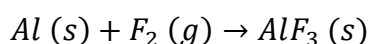
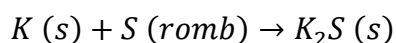
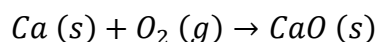
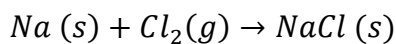
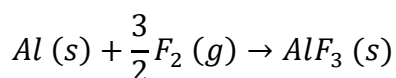
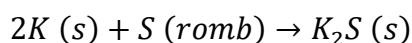
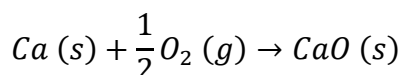
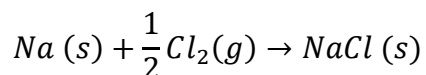


Figura 22: Substâncias de Partida no Ciclo de Haber-Born



O primeiro passo é balancear a equação de formação. É bastante simples. Basta colocar coeficientes que igualem o número de átomos de cada elemento de cada lado. É importante destacar que o coeficiente do composto iônico deve ser igual a 1.



Agora que já temos as equações balanceadas, podemos passar para os próximos passos.

3.3.2. Formação dos Íons

Precisamos formar os íons correspondentes a cada um dos compostos iônicos.

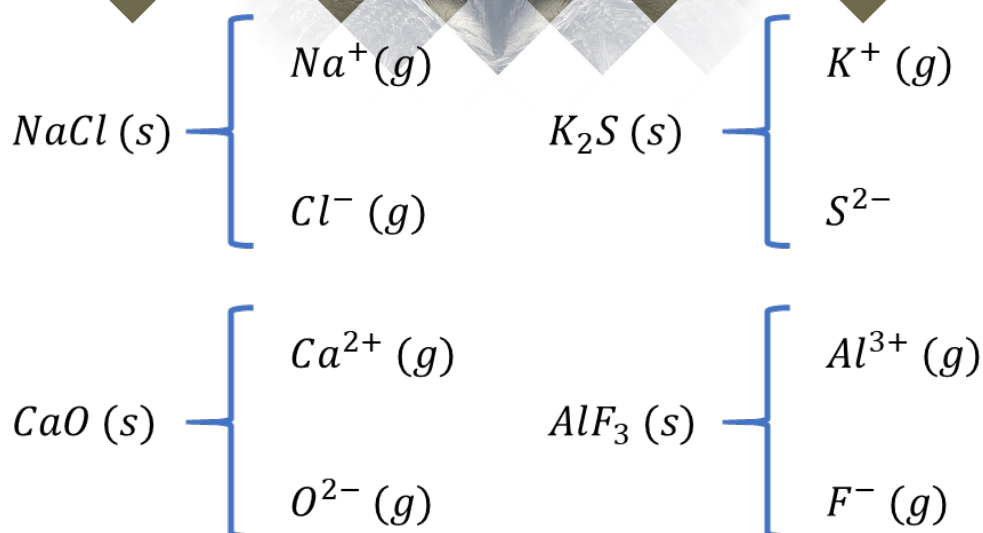


Figura 23: Íons que formam diversos compostos iônicos

É necessário ter em mente que quebrar um cristal iônico significa **afastar completamente** os íons que o formam. Por afastar completamente, entende-se que a interação entre os íons deve ser minimizada. Essa situação corresponde a passar os íons para o estado gasoso.

Vamos considerar o caso da formação do cloreto de sódio ($NaCl$). Precisamos preparar os íons Na^+ e Cl^- a partir de $Na(s)$ e $Cl_2(g)$. Primeiramente, vamos quebrar todas as interações nas substâncias originais, tanto as forças intermoleculares como as ligações químicas. É importante destacar que essa etapa é sempre **endotérmica**, que são marcadas com $\Delta H > 0$.

Vaporização do Sódio	$Na(s) \rightarrow Na(g)$	$\Delta H = +97,0 \text{ kJ/mol}$
Energia de Ligação do Cl_2	$\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$	$\Delta H = +131,3 \text{ kJ/mol}$
Total		$\Delta H = +228,3 \text{ kJ/mol}$

O próximo passo é obter os íons no estado gasoso a partir dos átomos isolados de sódio e cloro. Esse é um dos passos mais importantes para determinar se um composto iônico será viável ou não. A formação dos íons costuma ser **o maior obstáculo** à formação do composto iônico.

Energia de Ionização	$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$	$\Delta H = +495,8 \text{ kJ/mol}$
Afinidade Eletrônica do Cl_2	$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$	$\Delta H = -349,0 \text{ kJ/mol}$
Total		$\Delta H = +146,8 \text{ kJ/mol}$

3.3.3. 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.

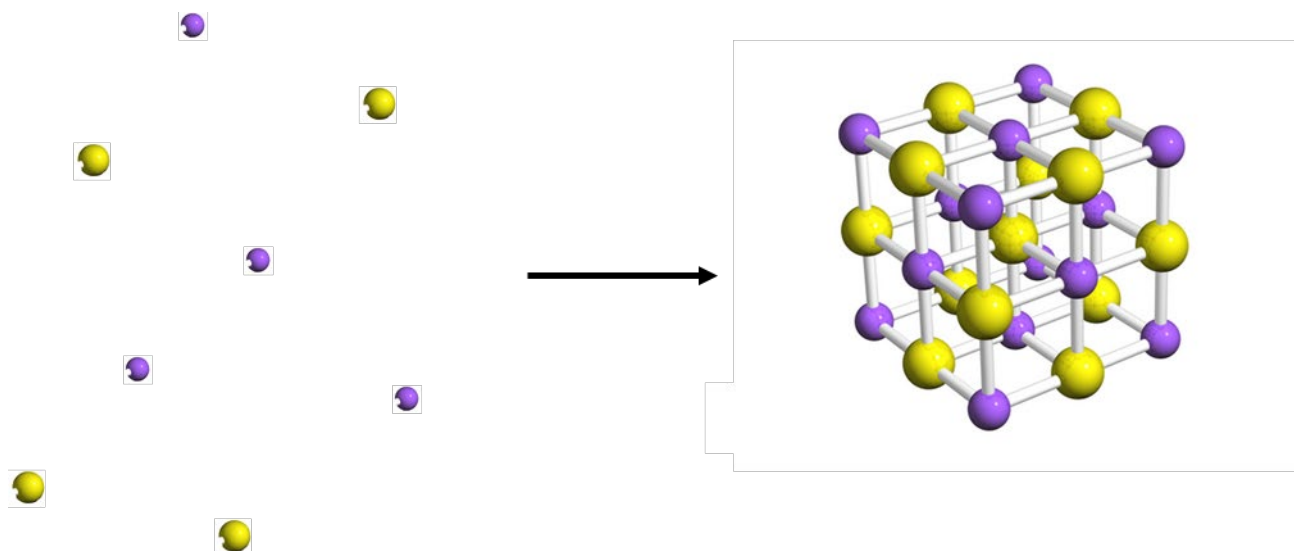
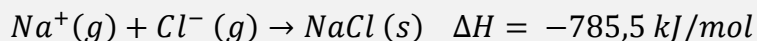


Figura 24: Ilustração do Processo de Energia Reticular

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

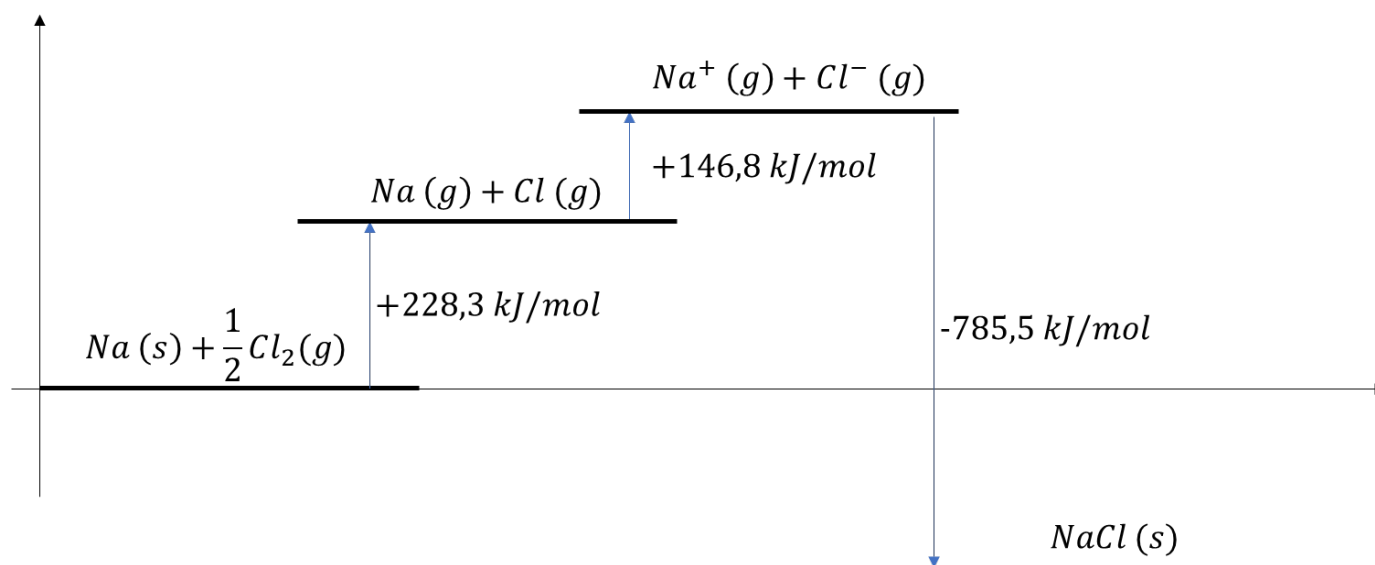


Figura 25: Ciclo de Haber-Born de Formação do Cloreto de Sódio

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

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

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

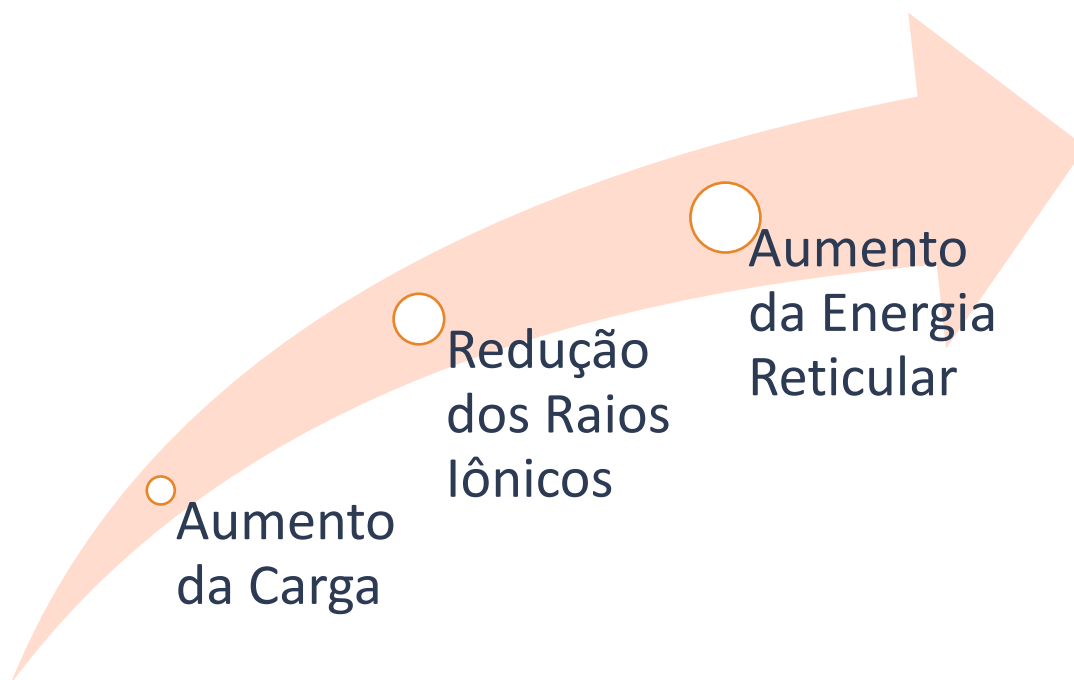


Figura 26: Fatores que influenciam a Energia Reticular

3.4. Temperatura de Fusão

Quanto maior a energia reticular, mais difícil será quebrar o cristal. Portanto, maior será a temperatura necessária para a fusão. Como a energia reticular decresce com o raio iônico do cátion e do ânion, podemos notar claramente essa tendência observando a Tabela 2 e a Tabela 3.

Tabela 2: 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

Tabela 3: Temperaturas de Fusão dos Haletos de Sódio

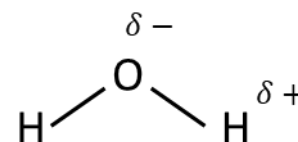
Fórmula	Raio iônico do Ânion (pm)	Composto	Temperatura de Fusão
NaF	133	Fluoreto de Sódio	993 °C
NaCl	181	Cloreto de Sódio	807 °C
NaBr	196	Brometo de Sódio	747 °C
NaI	220	Iodeto de Sódio	661 °C

3.5. Solubilidade em Água

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

3.5.1. Breve Estudo sobre a Molécula de Água

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.



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

3.5.2. 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.

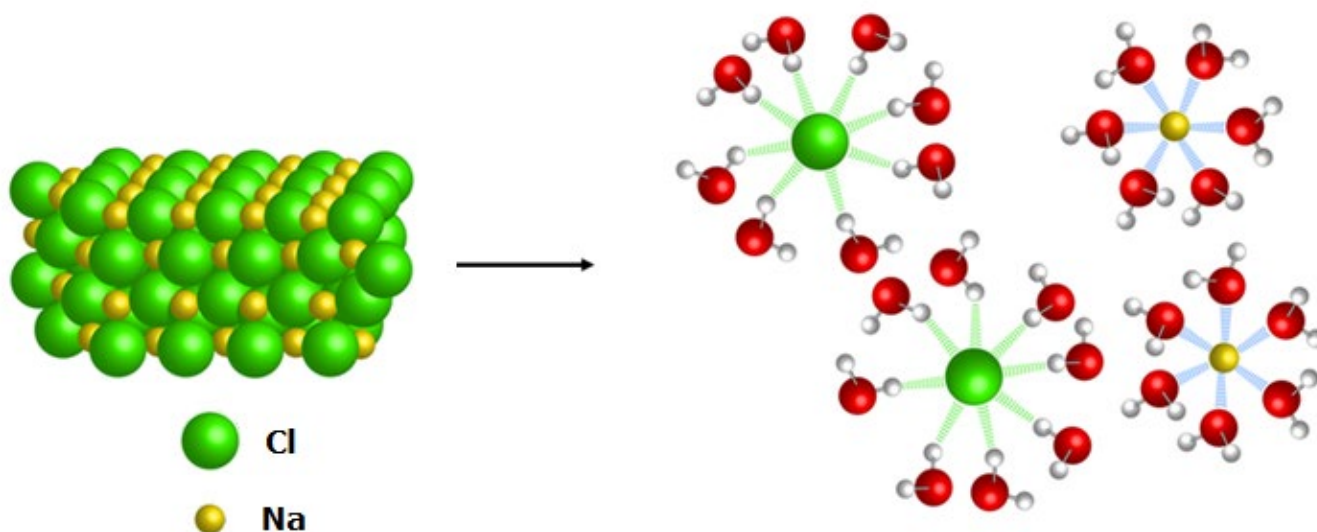
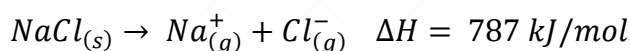


Figura 27: Interações íon-dipolo do cloreto de sódio em água (adaptada de [4])

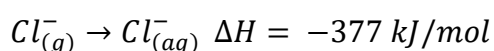
Esse processo pode ser dividido, portanto, em duas etapas principais, que envolvem duas variações de energia importantes:

- **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.

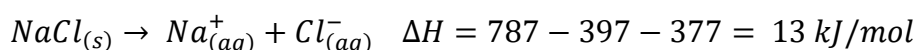
Por exemplo, considere o processo de dissolução do cloreto de sódio em água:



Os íons, por sua vez, sofrem o processo de hidratação, interagindo com o solvente com as forças íon-dipolo. A Figura 27 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.



3.5.3. Influência da Energia Reticular

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 ($Ca_3(PO_4)_2$). 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.

3.5.4. Influência da Energia de Solvatação

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**, como podemos observar na Tabela 4.

Tabela 4: Solubilidades dos Compostos Iônicos

Fórmula	Composto	Raio iônico do Cátion (pm)	Solubilidade
LiCl	Cloreto de Lítio	68	63,7
NaCl	Cloreto de Sódio	97	35,6
KCl	Cloreto de Potássio	133	28,1

3.5.5. 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.

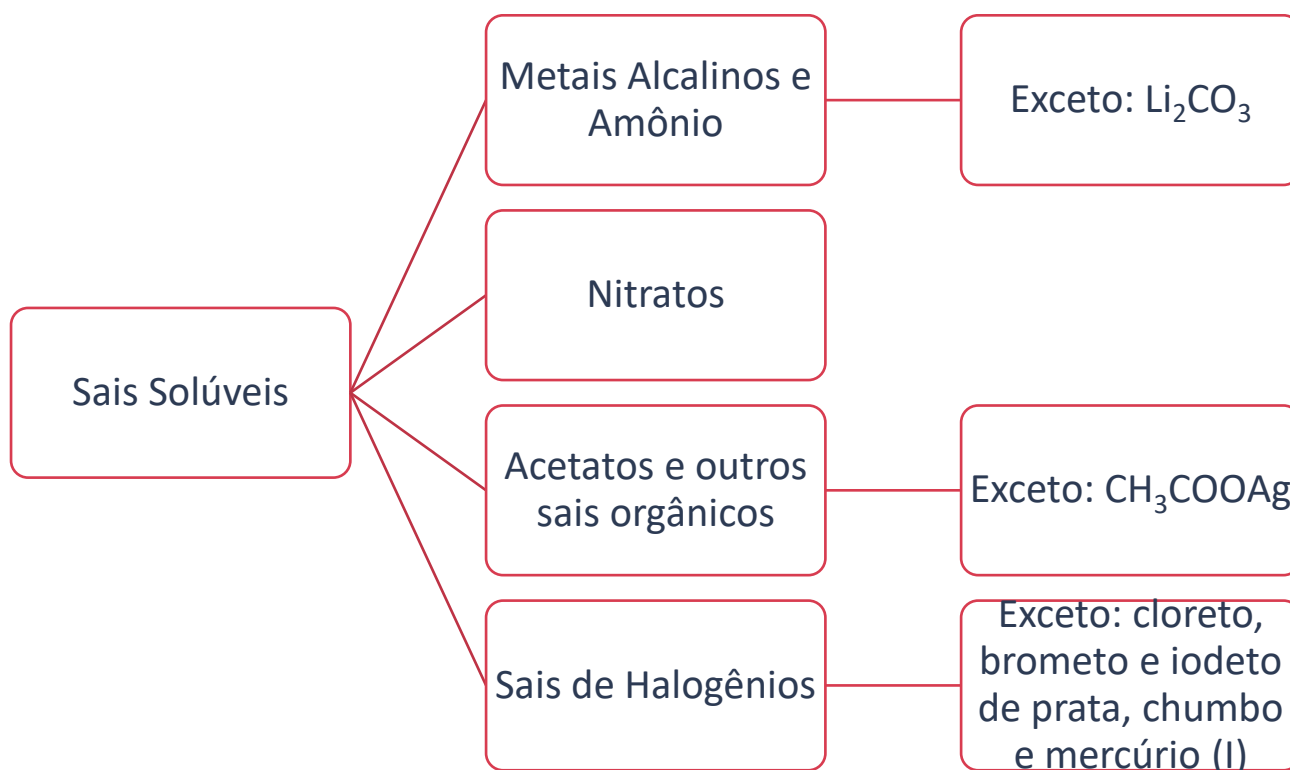
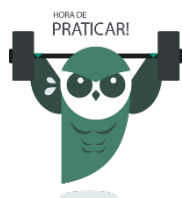


Figura 28: Sais Solúveis

E agora, vamos praticar.



1. (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 experimentais. O ponto de fusão do carbonato de cálcio (CaCO_3) é 825°C , enquanto que o do óxido de cálcio (CaO) é 2572°C .

Gabarito: CaO

4. Ligação Metálica

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

4.1. Modelo do Mar de Elétrons

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

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

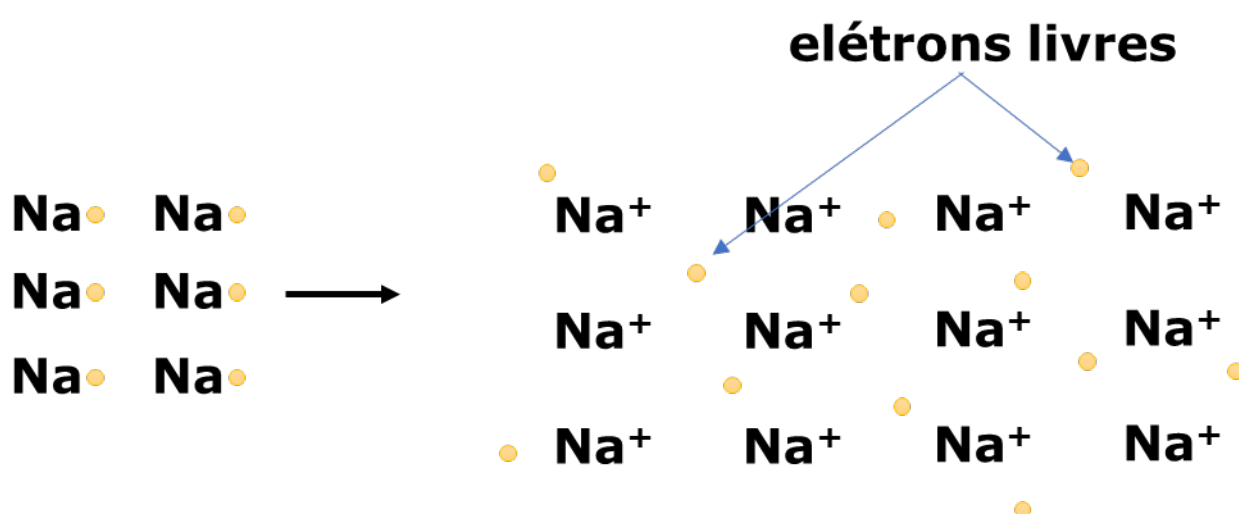


Figura 29: Modelo do Mar de Elétrons

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**.

Quando os elétrons 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.

4.2. Ligações Intermediárias

É importante ressaltar, no entanto, que a ligação covalente, iônica e metálica são apenas modelos extremos de ligações. Na verdade, a imensa maioria das substâncias são formadas por **ligações intermediárias** entre dois ou três tipos de ligação.

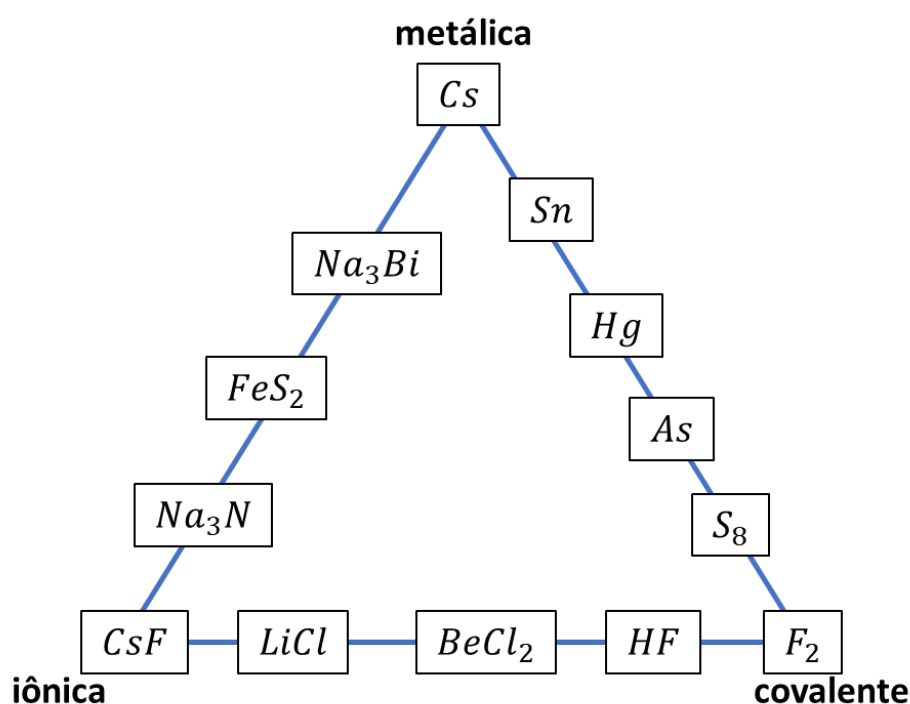


Figura 30: Triângulo das Ligações Químicas

4.2.1. Fluoreto de Hidrogênio (HF)

No fluoreto de hidrogênio (HF), a diferença de eletronegatividade entre o flúor e o hidrogênio é grande o suficiente para que exista uma distribuição de cargas na molécula.

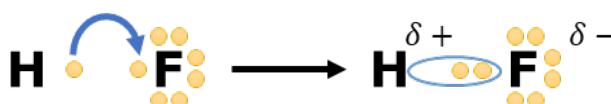


Figura 31: Distribuição de Cargas no Fluoreto de Hidrogênio (HF)

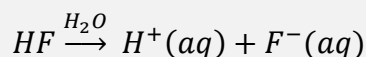
Essa distribuição já é suficiente para que o HF apresente algumas propriedades típicas de compostos iônicos. Vejamos:

- Ao contrário de demais substâncias moleculares com massa molar semelhante, o fluoreto de hidrogênio (HF) é líquido à temperatura ambiente.

Tabela 5: Comparação entre a Temperatura de Ebulição do HF com outras Substâncias Moleculares Típicas

Substância	Massa Molar (g/mol)	Temperatura de Ebulição
N ₂	28	-196° C
O ₂	32	-163° C
F ₂	38	-188 °C
HF	20	127° C

- Quando dissolvido em água, o fluoreto de hidrogênio (HF) libera íons, tornando a solução condutora.



4.2.2. Fluoreto de Berílio (BeF₂)

O segundo exemplo que podemos citar é o interessante fluoreto de berílio (BeF₂). O berílio, que, apesar de metal, apresenta razoável eletronegatividade. Por isso, alguns compostos desse elemento são covalentes, entre eles, o fluoreto de berílio (BeF₂).

Esse composto é bastante interessante, pois apresenta algumas propriedades de compostos iônicos e outras de compostos covalentes. Entre elas:

Elevado Ponto de Fusão (554° C)	}	Características de Composto iônico
Elevada Solubilidade em Água		
Baixa Condutividade Elétrica no estado líquido	}	Características de Composto Molecular

4.2.3. Dissulfeto de Ferro (FeS₂)

O dissulfeto de ferro é o principal componente do interessante minério, conhecido como pirita, ou, mais vulgarmente, *ouro de tolos*.

A pirita é um minério amarelo com defeito estequiométrico, pois apresenta átomos de enxofre dispersos pela estrutura cristalina de FeS_2 . Na verdade, a pirita apresenta um pouco mais de enxofre na sua composição do que o FeS_2 . É um exemplo de um **composto não-estequiométrico**.

Como os átomos de enxofre são mais eletronegativos que o ferro, eles conseguem puxar parte dos elétrons do cristal iônico, criando uma miniestrutura de elétrons livres. Essa dispersão de elétrons livres não é o suficiente para tornar a pirita um metal, porém, faz que ela apresente **o brilho metálico**.

Por ser amarela e brilhante, os garimpeiros inexperientes a confundem facilmente com o ouro. No entanto, um garimpeiro experiente pode facilmente distinguir a pirita do ouro.

Se você estivesse em uma mina e se deparasse com uma amostra de material amarelo brilhante, como você faria para saber se é ouro ou pirita?

Já pensou na resposta?

Pense bem.

Vamos a uma sugestão minha.

Levando em conta que o ouro é metal, mas a pirita não, uma ideia relativamente simples para diferenciá-los é bater com um martelo ou mesmo morder com o dente.

O ouro é um metal muito mole e maleável, por isso, ele amassa. A pirita, por sua vez, é um composto iônico, portanto, quebra.

4.2.4. Mercúrio (Hg)

Embora o mercúrio seja reconhecidamente um metal, ele apresenta algumas propriedades que o diferenciam de todos os demais metais:

- É o único metal líquido à temperatura ambiente, excluindo o frâncio, que é radioativo;
- Dentre os metais, é o que apresenta a pior condutividade elétrica.

Uma das possíveis explicações para esses fenômenos é que o mercúrio **não é exclusivamente um metal**. Embora a maior parte das ligações na sua rede sejam metálicas, uma pequena parte de seus átomos formam um pequeno número de ligações covalentes.



ligação covalente

Figura 32: O mercúrio apresenta uma pequena porção de ligações covalentes na sua estrutura

Como o mercúrio apresenta um pequeno teor de ligações covalentes, ele perde parte das propriedades metálicas que seriam típicas. Uma evidência experimental da existência desse tipo de ligação é o interessante íon mercurioso (Hg_2^{2+}), que pode ser encontrado em compostos, como o cloreto mercurioso (Hg_2Cl_2).

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

5. Lista de Questões Propostas

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ($g\ mol^{-1}$)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ($g\ mol^{-1}$)
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

1. (TFC – 2019 – INÉDITA)

O calcário (CaCO₃) é um dos compostos mais abundantes na superfície terrestre. Quando aquecido, ele perde uma molécula de CO₂ para formar a cal virgem (CaO). Qual dos dois compostos iônicos possui maior temperatura de fusão?

2. (ITA – 2019 – 2ª FASE)

Considere as variações de entalpia de processo abaixo tabeladas.

Processo	$\Delta H \left(\frac{kJ}{mol} \right)$
Ionização do Na ⁰	495,8
Energia de Ligação Cl-Cl	242,6
Entalpia de Vaporização do Na ⁰	97,4
Afinidade Eletrônica do Cl	-349
Entalpia de rede do NaCl	-787

a) Esboce o diagrama de Born-Haber para a formação do NaCl(s) a partir do Na⁰(s) e do Cl₂(g) e calcule a variação de entalpia de formação do NaCl(s).

b) Sabe-se que o valor absoluto (em módulo) da entalpia de rede do CaO(s) é maior do que a do NaCl(s). Explique por quê.

3. (ITA – 2020 – 1ª FASE)

Líquidos iônicos, ou sais que fundem à temperatura ambiente, são compostos iônicos que apresentam temperatura de fusão abaixo de 100 °C e que consistem de íons e pares iônicos não dissociados. Com base nessa definição, assinale a opção CORRETA sobre líquidos iônicos.

A () NaCl fundido pode ser definido como um líquido iônico.

B () CH₃COOH anidro pode ser definido como um líquido iônico.

C () A condutividade específica de líquidos iônicos é equivalente à da água.

D () A pressão de vapor de líquidos iônicos é equivalente à de solventes orgânicos voláteis.

E () Sais que apresentam cátions ou ânions relativamente grandes devem se comportar como líquidos

4. (ITA – 2012)

Considere os seguintes pares de moléculas:

I. LiCl e KCl

II. AlCl_3 e PCl_3

III. NCl_3 e AsCl_3

Assinale a opção com as três moléculas que, cada uma no seu respectivo par, apresentam ligações com o maior caráter covalente.

a) LiCl, AlCl_3 e NCl_3

b) LiCl, PCl_3 e NCl_3

c) KCl, AlCl_3 e AsCl_3

d) KCl, PCl_3 e NCl_3

e) KCl, AlCl_3 e NCl_3

5. (ITA – 1994)

Em cristais de cloreto de sódio, cada íon de sódio tem como vizinhos mais próximos quantos íons cloreto?

a) 1

b) 2

c) 4

d) 6

e) 8

6. (ITA – 1994)

Qual das opções abaixo apresenta a COMPARAÇÃO CORRETA para a porcentagem do caráter iônico das ligações nas substâncias, todas no estado gasoso?

a) $\text{NaCl} > \text{FeCl}_3 > \text{PCl}_3$

b) $\text{HCl} > \text{Cl}_2 > \text{ClBr}$

c) $\text{HCl} > \text{NaCl} > \text{ClBr}$

d) $\text{SiCl}_4 > \text{FeCl}_3 > \text{MgCl}_2$

e) $\text{Na}_2\text{S} > \text{NaCl} > \text{PCl}_3$

7. (ITA – 1993)

Considere os seguintes materiais:

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

Considere também os seguintes tipos de agregação no estado sólido:

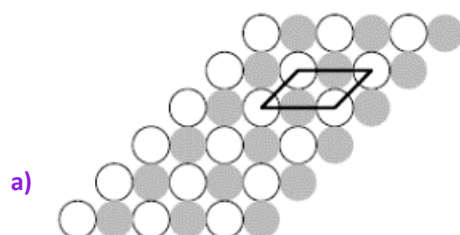
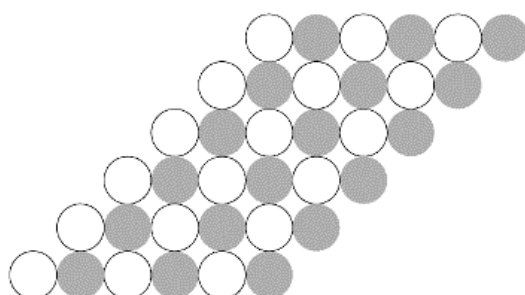
- | | |
|--------------|--------------|
| a. Covalente | c. Metálico |
| b. Iônico | d. Molecular |

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

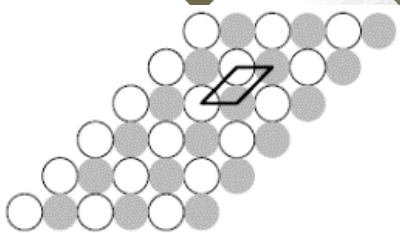
- a) VIIIa ; Vb ; IIc ; IVd
- b) Ia ; VIIIb ; Vc ; IIId
- c) IVa ; Ib ; IIId ; VIId
- d) IIIa ; IVb ; VIc ; VIIId
- e) VIIa ; IIb ; IIId ; Vd

8. (ITA – 1993)

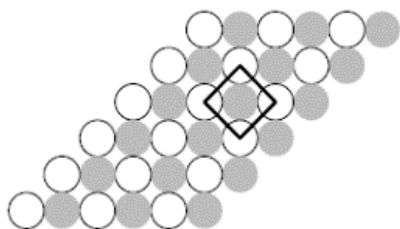
Na figura abaixo é apresentada uma disposição bidimensional de bolinhas brancas e cinzas formando um “cristal”. Assinale a opção que apresenta a reprodução CORRETA para a célula unitária (caixa em destaque) do “cristal” em questão.



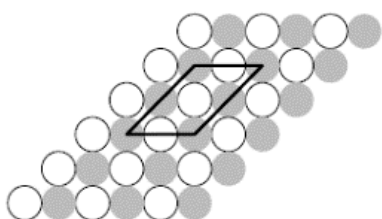
b)



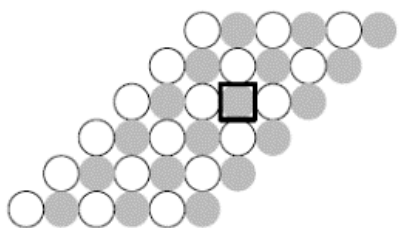
c)



d)



e)



9. (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

10. (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.

11. (IME – 2012)

As variáveis de um experimento de difração de raios X obedecem à seguinte lei:

$$2d \sin\theta = \lambda$$

onde λ é o comprimento de onda do feixe monocromático de radiação X incidente sobre a amostra, θ é o ângulo no qual se observa interferência de onda construtiva e d é o espaçamento entre as camadas de átomos na amostra.

Ao se incidir raios X de comprimento de onda de 154 pm sobre uma amostra de um metalóide, cuja cela unitária segue a representação da figura abaixo, observa-se interferência construtiva em 13,3°.

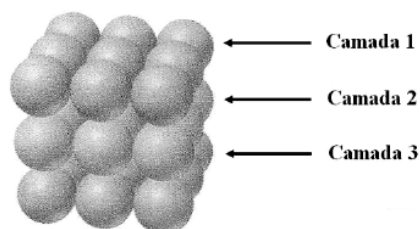


Tabela 1		Tabela 2	
θ	$\text{sen } \theta$	Metalóide	Raio Atômico (pm)
$7,23^\circ$	0,1259	Si	117
$11,2^\circ$	0,1942	Ge	123
$13,3^\circ$	0,2300	As	125
$15,0^\circ$	0,2588	Te	143
$30,0^\circ$	0,5000	Po	167

De acordo com as tabelas 1 e 2, pode-se afirmar que o metalóide analisado é:

- a) Si
- b) Ge
- c) As
- d) Te
- e) Po

12. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Explique por que o cálcio e o flúor formam somente o fluoreto de cálcio (CaF_2), mas não formam o fluoreto de cálcio (I) (CaF). Considere os seguintes valores (sem sinal) para subsidiar sua resposta:

Grandeza Química	Valor (kJ/mol)
1ª Potencial Ionização (Ca)	589,8
2ª Potencial Ionização (Ca)	1145,3
Afinidade Eletrônica (F)	328,0
Sublimação (Ca)	200,8
Dissociação (F_2)	139,0
Energia Reticular (CaF_2)	2617,3
Energia Reticular (CaF)	779,1

13. (RUSSELL)

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



5.1. Gabarito

- | | |
|---------------|----------------|
| 1. CaO | 8. C |
| 2. discursiva | 9. B |
| 3. E | 10. B |
| 4. B | 11. E |
| 5. D | 12. discursiva |
| 6. A | 13. discursiva |
| 7. A | |

6. Lista de Questões Comentadas

2. (ITA – 2019 – 2ª fase)

Considere as variações de entalpia de processo abaixo tabeladas.

Processo	$\Delta H \left(\frac{kJ}{mol} \right)$
Ionização do Na^0	495,8
Energia de Ligação Cl-Cl	242,6
Entalpia de Vaporização do Na^0	97,4
Afinidade Eletrônica do Cl	-349
Entalpia de rede do NaCl	-787

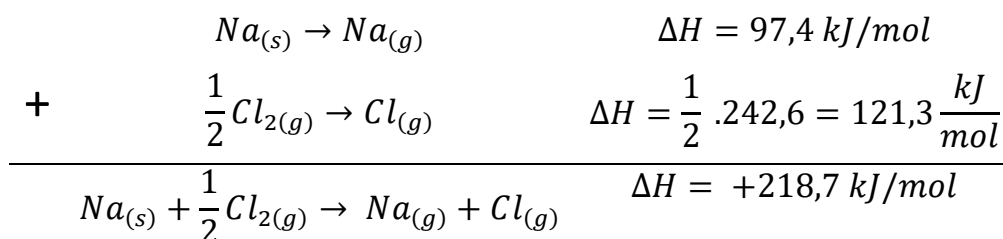
a) Esboce o diagrama de Born-Haber para a formação do NaCl(s) a partir do $Na^0(s)$ e do $Cl_2(g)$ e calcule a variação de entalpia de formação do NaCl(s).

b) Sabe-se que o valor absoluto (em módulo) da entalpia de rede do CaO(s) é maior do que a do NaCl(s). Explique por quê.

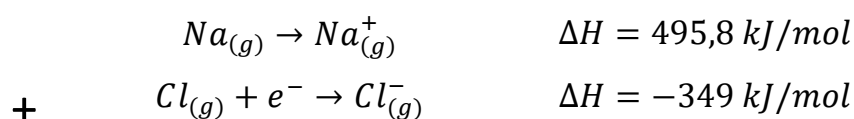
Comentários

a) Para esboçar o Ciclo de Born-Haber referente a esse processo, convém dividi-lo em etapas.

Na primeira etapa, consideraremos a vaporização do sódio metálico e a quebra da ligação do cloro.

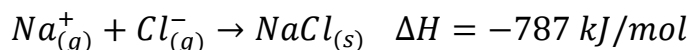


Na segunda etapa, consideraremos a energia de ionização do sódio e a afinidade eletrônica do cloro.

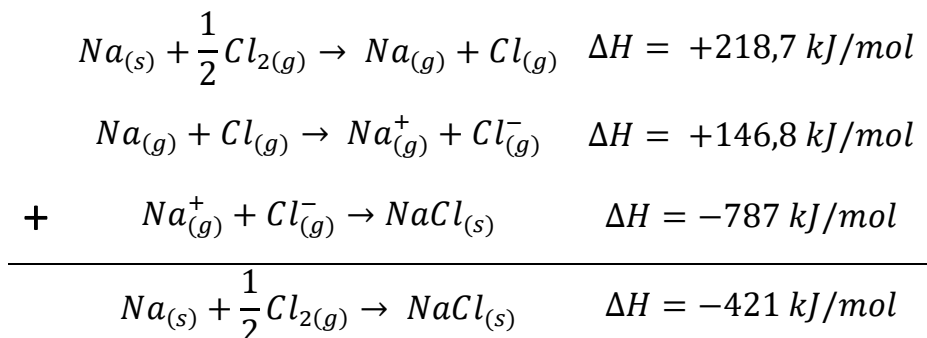




Por fim, na terceira etapa, consideraremos a formação da entalpia de rede do cristal.



A variação total de energia do processo é a soma das três etapas.



Agora, vamos esboçar o Ciclo de Born-Haber associado ao processo.

- b) A energia envolvida na atração de duas partículas carregadas depende de suas cargas e da distância entre elas. Como o cristal de CaO é formado por cargas +2 e -2, que são maiores que as cargas do cristal de NaCl, é esperado que a sua energia de rede seja realmente superior à do cloreto de sódio.

Gabarito: discursiva

3. (ITA – 2020 – 1ª Fase)

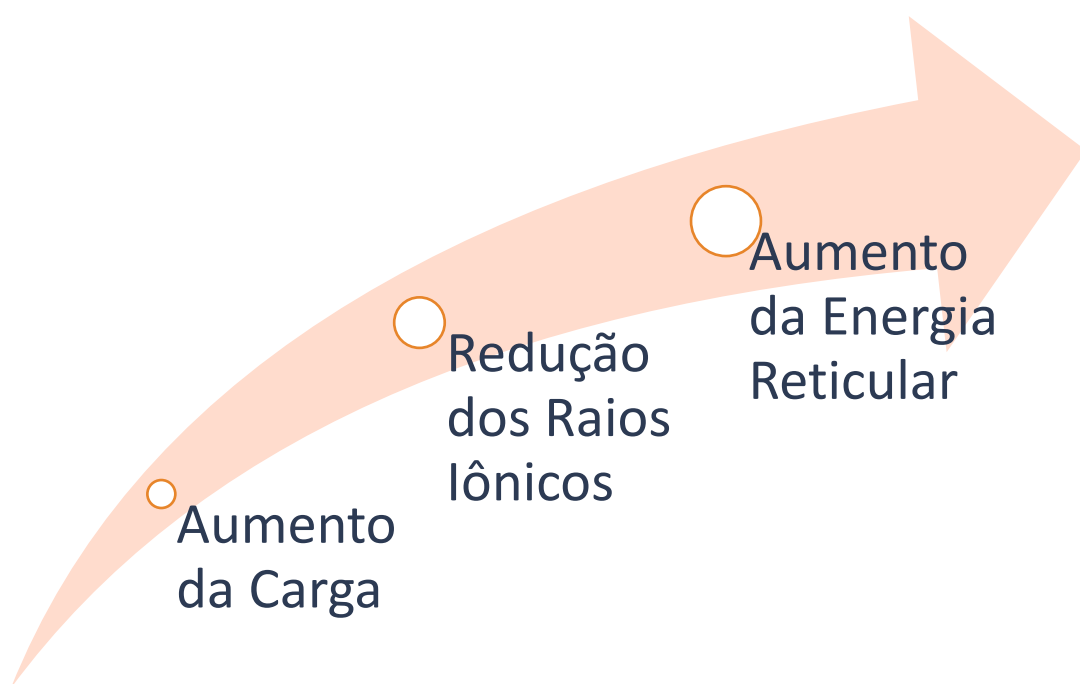
Líquidos iônicos, ou sais que fundem à temperatura ambiente, são compostos iônicos que apresentam temperatura de fusão abaixo de 100 °C e que consistem de íons e pares iônicos não dissociados. Com base nessa definição, assinale a opção CORRETA sobre líquidos iônicos.

- A () NaCl fundido pode ser definido como um líquido iônico.
- B () CH₃COOH anidro pode ser definido como um líquido iônico.
- C () A condutividade específica de líquidos iônicos é equivalente à da água.
- D () A pressão de vapor de líquidos iônicos é equivalente à de solventes orgânicos voláteis.
- E () Sais que apresentam cátions ou ânions relativamente grandes devem se comportar como líquidos

Comentários:

Vamos analisar as afirmações propostas pelo enunciado.

- a) Pela definição do enunciado, o cloreto de sódio não pode ser considerado um líquido iônico, porque ele se funde a uma temperatura bem superior a 100 °C. No caso, a temperatura de fusão é igual a 801 °C. Afirmação errada.
- b) O ácido acético (CH_3COOH) não pode ser considerado um líquido iônico, porque não é um composto iônico. Afirmação errada.
- c) Os compostos iônicos são bons condutores de corrente elétrica. Portanto, sua condutividade é muito superior à da água. Afirmação errada.
- d) Os líquidos iônicos apresentam forças intermoleculares muito superiores, portanto, não são voláteis. Logo, sua pressão de vapor deve ser muito inferior à de solventes orgânicos voláteis. Afirmação errada.
- e) Quanto maiores os raios iônicos, menor será a energia reticular do sal. Isso acontece, porque a energia de atração entre cargas elétricas é inversamente proporcional à distância entre elas. Afirmação correta.



Gabarito: E

**4. (ITA – 2012)**

Considere os seguintes pares de moléculas:

- I. LiCl e KCl
- II. AlCl_3 e PCl_3
- III. NCl_3 e AsCl_3

Assinale a opção com as três moléculas que, cada uma no seu respectivo par, apresentam ligações com o maior caráter covalente.

- a) LiCl , AlCl_3 e NCl_3
- b) LiCl , PCl_3 e NCl_3
- c) KCl , AlCl_3 e AsCl_3
- d) KCl , PCl_3 e NCl_3
- e) KCl , AlCl_3 e NCl_3

Comentários

O caráter covalente em um composto qualquer é dado pela diferença de eletronegativa entre os elementos que o formam. Para isso, devemos nos lembrar que a eletronegatividade cresce para cima e para a direita.

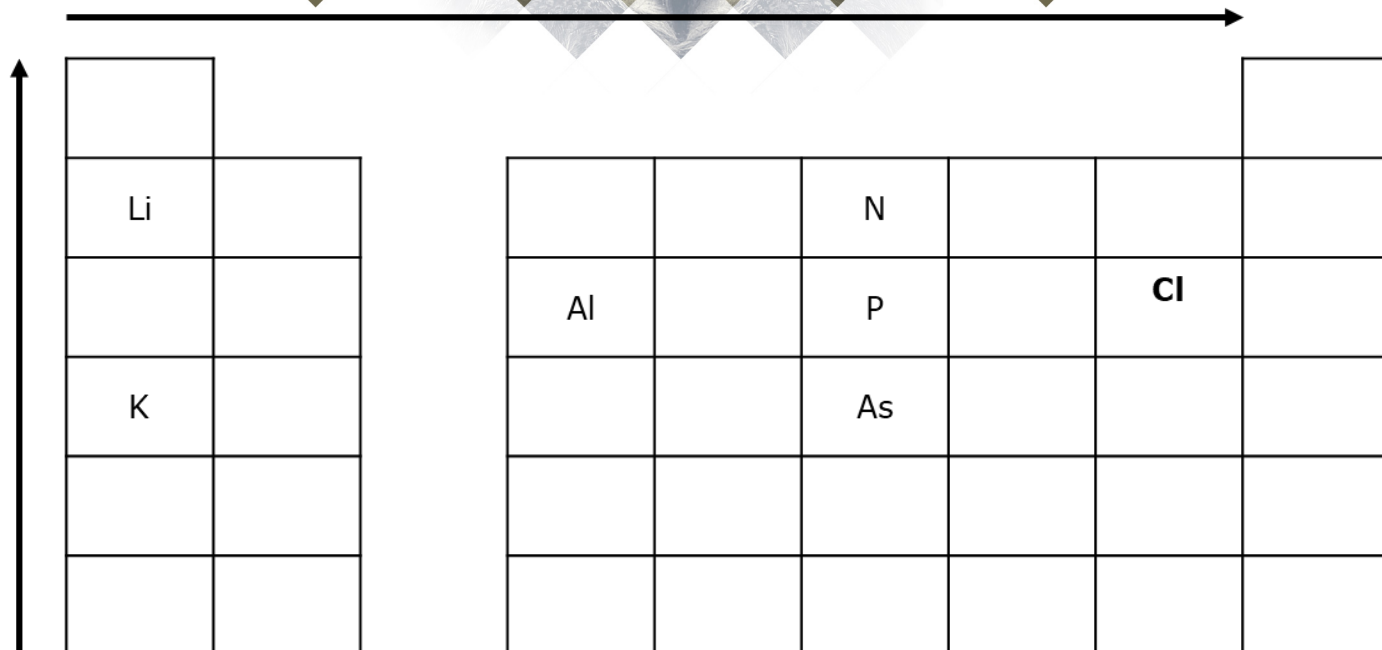
Para posicionar adequadamente os elementos envolvidos na Tabela Periódica, podemos recorrer às frases.

IA – Hoje **Li Na K**aras que **Roberto Carlos** está na **França**.

IIIA – Boa **Al**imentação **Garante** **Inteligência Total**

VA – Na **Pa**daria **Assei** **Saborosos** **Biscoitos**

VIIA – Ficou **Claro** que a **Brahma** **Imitou** a **Antártica**



Li			N		
			P	Cl	
K			As		

I – Como o lítio possui maior eletronegatividade que o potássio, a diferença de eletronegatividade no LiCl é menor que no KCl. Portanto, o cloreto de lítio tem o maior caráter covalente.

II – Como o fósforo está mais à direita na Tabela Periódica, ele possui maior eletronegatividade. Sendo assim, a diferença de eletronegatividade no PCl_3 será maior que a diferença de eletronegatividade no AlCl_3 . Logo, o PCl_3 apresenta o maior caráter covalente.

III – O nitrogênio possui eletronegatividade até maior que a do cloro, porém, de qualquer maneira muito próxima. Portanto, o composto NCl_3 apresenta um caráter covalente bastante acentuado. O mesmo não acontece em AsCl_3 , porque as diferenças de eletronegatividade entre As e Cl são bem mais significativas.

Portanto, os compostos dos pares com maior caráter covalente são, respectivamente, LiCl, PCl_3 e NCl_3 .

Gabarito: B

5. (ITA – 1994)

Em cristais de cloreto de sódio, cada íon de sódio tem como vizinhos mais próximos quantos íons cloreto?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

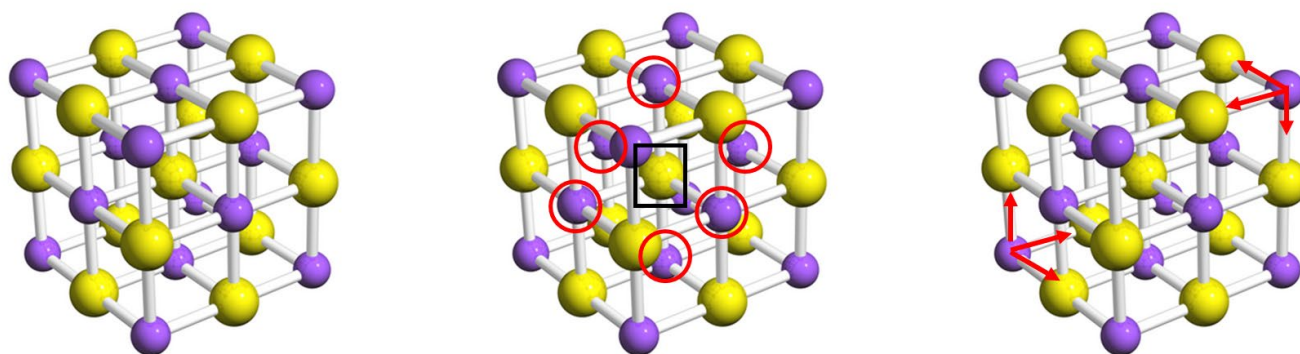
Comentários

Essa é daquelas questões que desvalorizam o trabalho do aluno de se preparar. Decoreba puro. Ou você sabe ou você não sabe.

De qualquer maneira, o cloreto de sódio é o composto mais falado, se não for o único, a respeito de quantidade de vizinhos.

Nesse cristal, cada íon de sódio está cercado por seis íons cloreto: um acima, um abaixo, um lado do esquerdo, outro do lado direito, um na frente e um atrás. O mesmo acontece com cada íon cloreto, que é cercado por seis átomos de sódio.

Para facilitar a sua visualização, vamos apresentar novamente o cristal de cloreto de sódio. Na figura do meio, destacamos um íon cloreto no centro do cristal e os seis íons de sódio em volta dele.



Na figura à direita, pegamos dois íons de sódio nas extremidades e apontamos três íons cloreto vizinhos. Vale lembrar que, como o cristal cresce, esses dois átomos de sódio destacados terão também os outros três vizinhos que não estão representados na figura.

Gabarito: D

6. (ITA – 1994)

Qual das opções abaixo apresenta a **COMPARAÇÃO CORRETA** para a porcentagem do caráter iônico das ligações nas substâncias, todas no estado gasoso?

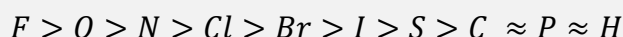
- a) $\text{NaCl} > \text{FeCl}_3 > \text{PCl}_3$
- b) $\text{HCl} > \text{Cl}_2 > \text{ClBr}$
- c) $\text{HCl} > \text{NaCl} > \text{ClBr}$
- d) $\text{SiCl}_4 > \text{FeCl}_3 > \text{MgCl}_2$
- e) $\text{Na}_2\text{S} > \text{NaCl} > \text{PCl}_3$

Comentários

O caráter iônico de uma substância depende da diferença de eletronegatividade entre os elementos nela envolvidos. Para ajudar a prever essa propriedade, vamos nos lembrar que ela cresce para cima e para a direita na Tabela Periódica. A seguir, vamos posicionar os elementos citados na questão.

H							
Na	Mg	Fe		Si	P	Cl	
						Br	

Vale lembrar também da fila de eletronegatividade que nos mostra que o cloro é um dos elementos mais eletronegativos da Tabela Periódica.



Vamos analisar letra por letra.

- O fósforo (P) é mais eletronegativo que o ferro (Fe) que é mais eletronegativo que o sódio (Na). Portanto, as diferenças de eletronegatividade do cloro para o sódio são as maiores, seguida pelas diferenças entre ferro e cloro e a menor é diferença entre o fósforo e o cloro. Comparação correta.
- O bromo é mais eletronegativo que o hidrogênio, porém, menos que o cloro. Dessa maneira, a ligação HCl terá maior caráter iônico que a ligação ClBr. O único erro do item é que a molécula Cl_2 deve apresentar o maior caráter covalente ou o menor caráter iônico, tendo em vista que é formada por dois átomos iguais. Comparação errada. A ordem correta seria $HCl > ClBr > Cl_2$.
- Como o sódio é bem menos eletronegativo que o hidrogênio, o caráter iônico da ligação NaCl é maior que o da ligação HCl. Comparação errada. A ordem correta seria $NaCl > HCl > ClBr$.
- Note que a ordem de eletronegatividade é $Si > Fe > Mg$. Sendo assim, o composto $MgCl_2$ deve apresentar maior caráter iônico e o composto $SiCl_4$ o maior caráter

covalente. Sendo assim, a comparação está errada, pois a ordem correta seria $\text{SiCl}_4 < \text{FeCl}_3 < \text{MgCl}_2$.

- e) Como o cloro é mais eletronegativo que o enxofre, o caráter iônico do NaCl é maior que o do Na_2S . Além disso, é verdade que o caráter iônico do NaCl é maior que o do PCl_3 , porque o fósforo é mais eletronegativo que o sódio.

Gabarito: A

7. (ITA – 1993)

Considere os seguintes materiais:

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

Considere também os seguintes tipos de agregação no estado sólido:

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

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

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

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 VIId.

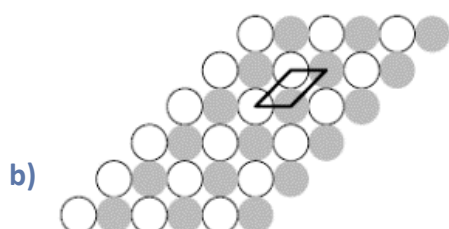
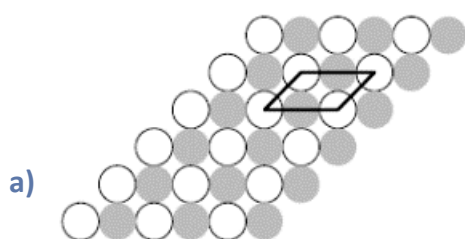
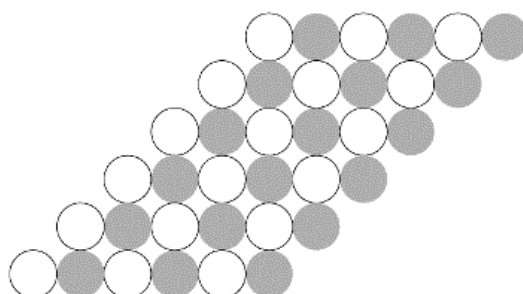
VIII – O quartzo é uma das formas cristalinas da sílica (SiO_2), portanto, é um sólido covalente. Item VIIIa.

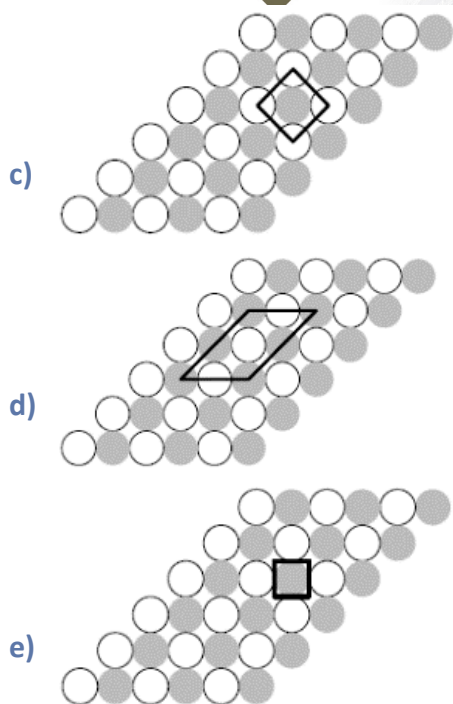
Logo, a letra A é a única que traz informações corretas.

Gabarito: A

8. (ITA – 1993)

Na figura abaixo é apresentada uma disposição bidimensional de bolinhas brancas e cinzas formando um “cristal”. Assinale a opção que apresenta a reprodução CORRETA para a célula unitária (caixa em destaque) do “cristal” em questão.



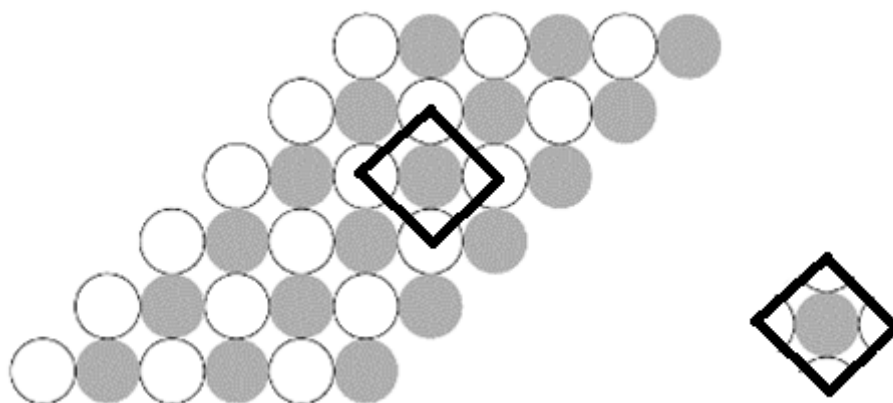


Comentários

Podemos ver que, no referido cristal, a proporção entre átomos cinza e branco é 1:1. Além disso, cada átomo cinza está rodeado por quatro átomos brancos, e vice-versa. É o chamado número de coordenação igual a 4.

A célula unitária do cristal deve estar situado exatamente um átomo de cada cor e deve mostrar também o número de coordenação do cristal.

Sendo assim, uma ideia para representar a célula unitária do cristal é a seguinte, que está representada na letra C.



Nessa célula unitária, podemos ver que cada átomo cinza está rodeado por quatro átomos brancos.

Sendo assim, a letra A) não é uma célula unitária, pois, apesar de conter duas metades de átomo cinza (totalizando um átomo) e quatro quadrantes de átomo branco (totalizando um átomo), ele não mostra o número de coordenação. Não está claro que cada átomo cinza está rodeado por quatro átomos brancos. Na letra A, só se vê dois átomos brancos em volta dos átomos cinza.

A letra B traz apenas dois quadrantes de átomo cinza e dois quadrantes de átomo branco, totalizando apenas meio átomo de cada cor. Portanto, não pode ser uma célula unitária.

A letra D traz um átomo branco inteiro e duas metades (totalizando 1,5 átomo) além de duas metades e quatro quadrantes de átomo cinza (totalizando 1,5 átomo). Logo, não pode ser uma célula unitária do cristal.

A letra E não traz átomos brancos, portanto, também não pode ser célula unitária.

Gabarito: C

9. (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+} .

Diagrama da Tabela Periódica com o elemento Magnésio (Mg^{2+}) destacado no grupo 2, período 3, e o elemento Nitrogênio (N^{3-}) destacado no grupo 15, período 2. Os números atômicos (Z) são exibidos em cada célula da tabela.

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

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**10. (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.



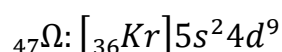
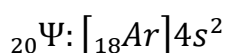
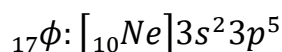
- b) Φ combina-se com ψ formando um composto solúvel em água.
- c) Φ combina-se com Ω formando um composto solúvel em água.
- d) ψ combina-se com Ω formando um composto gasoso.
- e) Ω é um mau condutor de eletricidade.

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. Afirmação 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. Afirmação 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

11. (IME – 2012)

As variáveis de um experimento de difração de raios X obedecem à seguinte lei:

$$2d \sin \theta = \lambda$$

onde λ é o comprimento de onda do feixe monocromático de radiação X incidente sobre a amostra, θ é o ângulo no qual se observa interferência de onda construtiva e d é o espaçamento entre as camadas de átomos na amostra.

Ao se incidir raios X de comprimento de onda de 154 pm sobre uma amostra de um metalóide, cuja cela unitária segue a representação da figura abaixo, observa-se interferência construtiva em $13,3^\circ$.

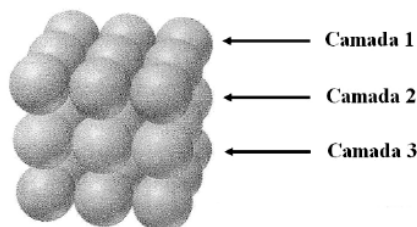


Tabela 1		Tabela 2	
θ	$\sin \theta$	Metalóide	Raio Atômico (pm)
$7,23^\circ$	0,1259	Si	117
$11,2^\circ$	0,1942	Ge	123
$13,3^\circ$	0,2300	As	125
$15,0^\circ$	0,2588	Te	143
$30,0^\circ$	0,5000	Po	167

De acordo com as tabelas 1 e 2, pode-se afirmar que o metalóide analisado é:

- a) Si
- b) Ge

c) As

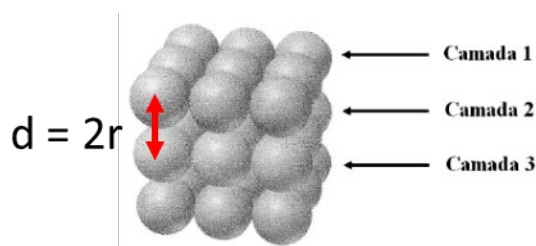
d) Te

e) Po

Comentários

A questão trata um método utilizado para medir o raio metálico de elementos.

Precisamos entender cada uma das variáveis envolvidas. A distância entre as camadas de átomos na amostra é igual ao dobro do raio metálico.



Com base nisso, podemos utilizar a relação fornecida no enunciado.

$$2d \sin \theta = \lambda$$

$$\therefore d = \frac{\lambda}{2 \sin \theta} = \frac{167}{2 \cdot \sin(13,3^\circ)} = \frac{167}{2 \cdot 0,23} \cong 363 \text{ pm}$$

Agora, podemos calcular o raio metálico.

$$d = 2r \therefore r = \frac{d}{2} = \frac{363}{2} = 181,5 \text{ pm}$$

Sendo assim, o elemento pesquisado é o polônio (Po).

Gabarito: E

12. (TFC – 2019 – Inédita)

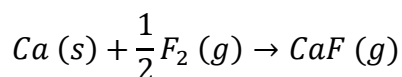
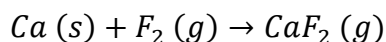
Explique por que o cálcio e o flúor formam somente o fluoreto de cálcio (CaF_2), mas não formam o fluoreto de cálcio (I) (CaF). Considere os seguintes valores (sem sinal) para subsidiar sua resposta:

Grandeza Química	Valor (kJ/mol)
1ª Potencial Ionização (Ca)	589,8
2ª Potencial Ionização (Ca)	1145,3
Afinidade Eletrônica (F)	328,0
Sublimação (Ca)	200,8
Dissociação (F ₂)	139,0
Energia Reticular (CaF ₂)	2617,3
Energia Reticular (CaF)	779,1

Comentários

Questão bastante instrutiva sobre a formação de ligações iônicas. Devemos montar os Ciclos de Haber-Born de formação tanto do CaF como do CaF₂.

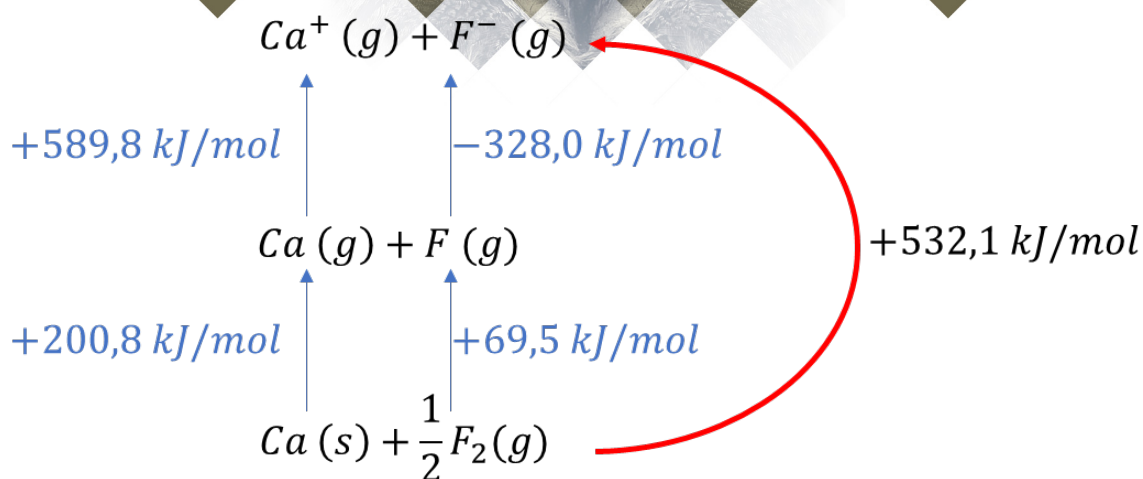
Note que as reações de formação são:



Em um primeiro momento, precisamos considerar em um primeiro momento a quebra das ligações do cálcio metálico Ca (s) e do flúor molecular F₂ (g). Devemos observar que a dissociação de uma molécula de flúor produz dois átomos.

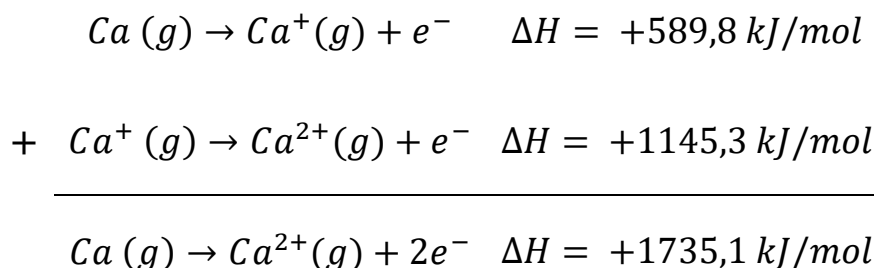


Portanto, para a formação de CaF, devemos considerar somente a quebra de 1/2 molécula de F₂ (g). Além disso, no teórico composto iônico CaF, as cargas formadas seriam Ca⁺ e F⁻. Por fim, não se esqueça que a afinidade eletrônica do flúor é negativa.

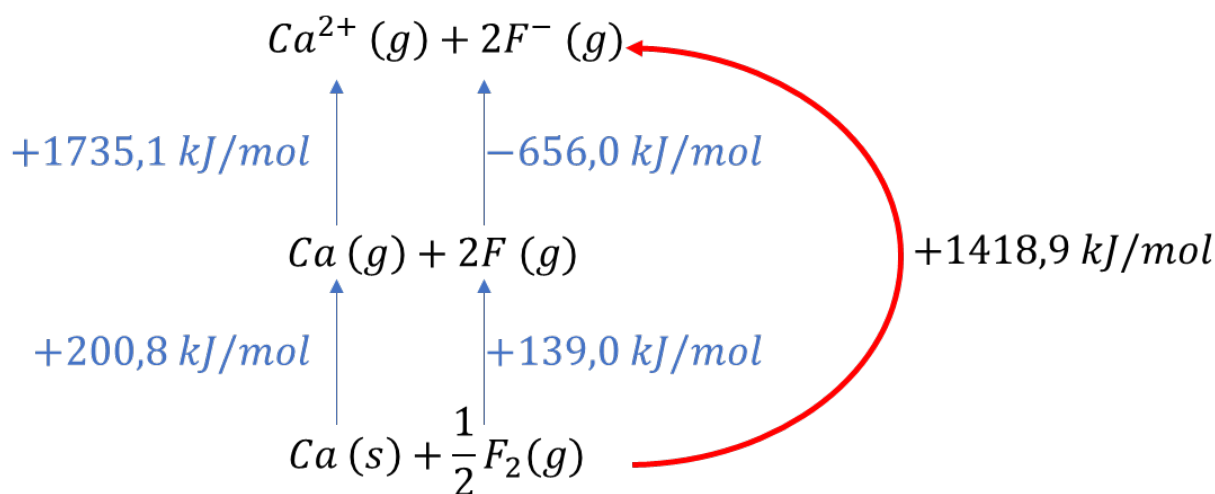


Portanto, para a formação dos íons $\text{Ca}^+ (g)$ e $\text{F}^- (g)$, foi necessário o consumo de $+532,1 \text{ kJ/mol}$.

No caso do composto iônico CaF_2 , as cargas formadas são Ca^{2+} e F^- . Para a formação do íon Ca^{2+} , devemos considerar as duas ionizações desse elemento. Portanto devemos somar as duas reações de ionização.

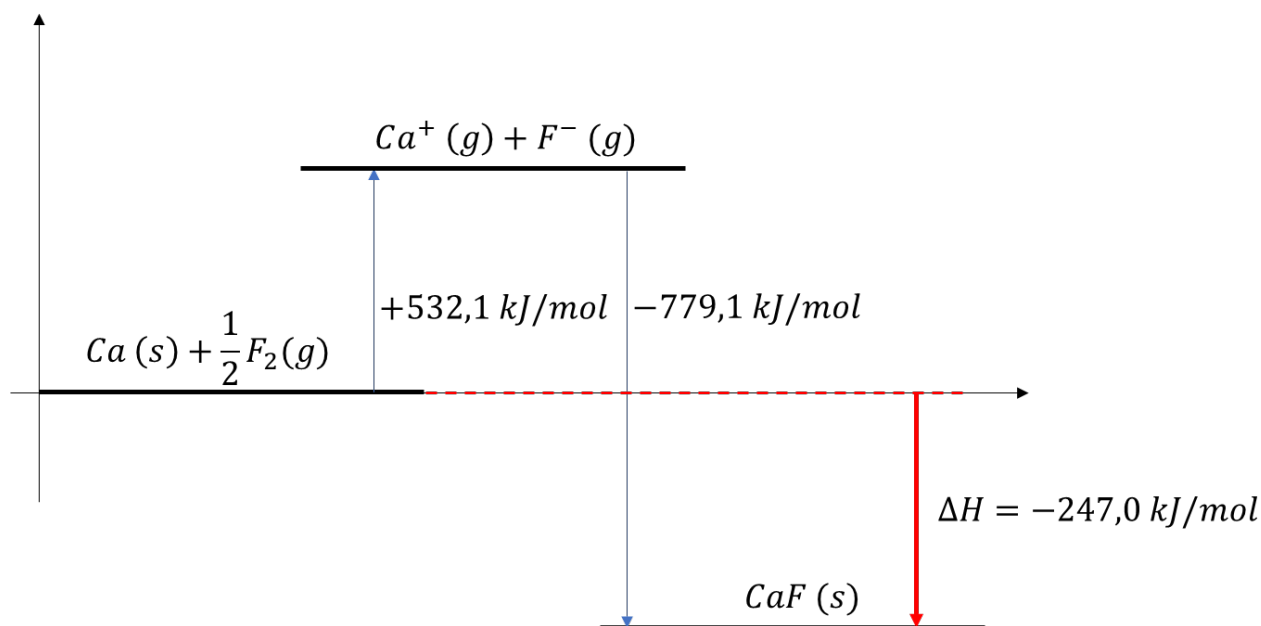
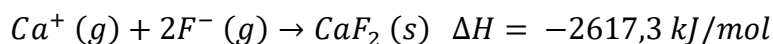
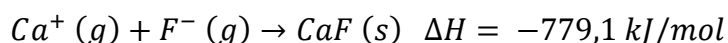


Com isso, podemos montar o Diagrama.

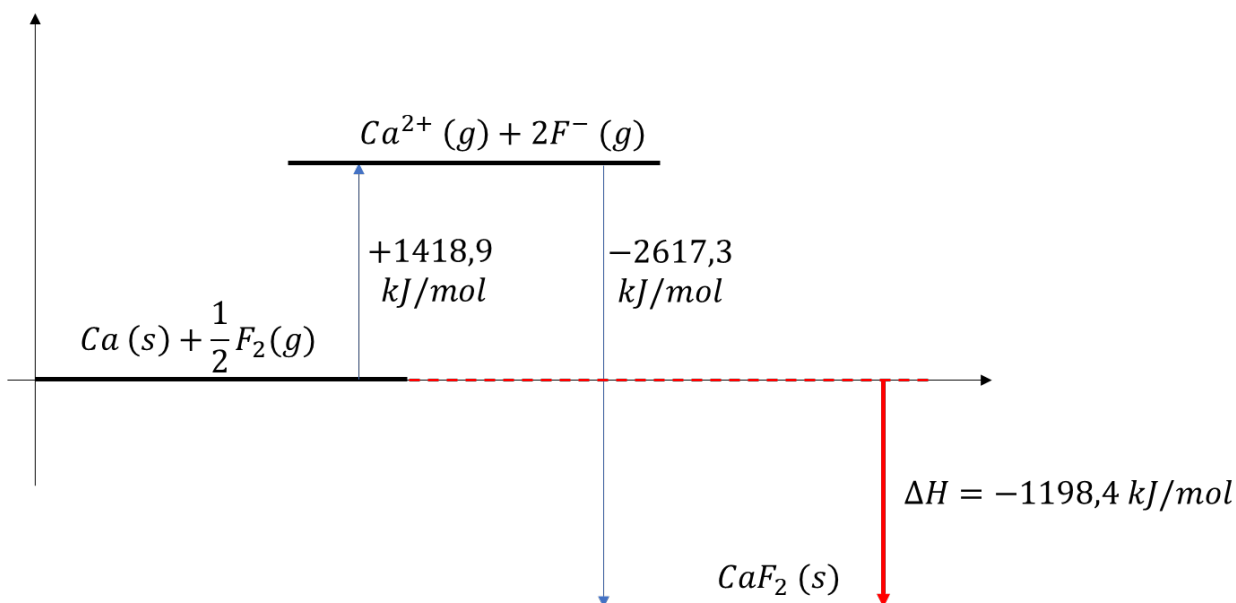


Chegamos à conclusão de que, para formar os íons Ca^{2+} e 2F^- , foi necessário o consumo de $+1418,9 \text{ kJ/mol}$. Sendo assim, é mais difícil de formar esses íons do que o que acontece no primeiro caso. Porém, agora, devemos considerar a formação dos retículos cristalinos correspondentes a cada um desses sais.

As energias reticulares correspondem às energias liberadas na formação do cristal. Ou seja, a energia liberada devido à aproximação dos íons que, antes estavam no estado gasoso, e agora se juntaram na forma de um cristal iônico.



Notamos que a formação de CaF é favorável e libera 247 kJ/mol. Agora, vejamos o que acontece na formação do CaF_2 .



Dessa maneira, a formação do composto CaF_2 é muito mais favorável do que a formação de CaF, já que libera cerca de 5 vezes mais energia.

Como o composto CaF_2 tem um nível de energia muito mais baixo que o CaF , é natural que, uma vez formado o CaF , ele reage rapidamente para se converter em CaF_2 , com intensa liberação de energia.

Gabarito: discursiva

13. (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
