

Ligação Iônica

Gabriel Braun



1E.1 A ligação iônica

1

1E.1a Os íons e os compostos iônicos	1
1E.1b Os cátions que os elementos formam	1
1E.1c Os ânions que os elementos formam	2
1E.1d A polarizabilidade e o poder de polarização	2

Por isso, o magnésio perde dois elétrons e torna-se Mg^{2+} , que tem o número de elétrons do átomo de neônio. O selênio ganha dois elétrons e torna-se Se^{2-} , que tem o número de elétrons do criptônio.

Os elementos metálicos normalmente formam cátions, os elementos não metálicos normalmente formam ânions.

1E.1 A ligação iônica

O **modelo iônico** é a descrição da ligação química em termos dos íons. Ele tem aplicação especial na descrição de compostos binários formados por elementos metálicos e não metálicos. Um **sólido iônico** é um arranjo de cátions e ânions empilhados em uma estrutura regular. Por exemplo, no cloreto de sódio, os íons sódio se alternam com os íons cloro nas três dimensões. Os sólidos iônicos são exemplos de sólidos cristalinos, ou sólidos formados por átomos, moléculas ou íons amontoados em um arranjo regular.

1E.1a Os íons e os compostos iônicos

Para visualizar os compostos iônicos, você terá de imaginar um grande número de cátions e ânions, juntos, em um arranjo regular tridimensional mantido pela atração entre suas cargas opostas. Cada cristal de cloreto de sódio, por exemplo, é um conjunto ordenado com um número muito grande de íons Na^+ e Cl^- que se alternam.

O modelo nuclear do átomo explica facilmente a existência de **íons monoatômicos** (íons de um átomo). Quando um elétron é removido de um átomo neutro, a carga dos elétrons remanescentes não cancela mais a carga positiva do núcleo. Como um elétron tem uma unidade de carga negativa, cada elétron removido de um átomo neutro deixa um cátion com uma unidade a mais de carga positiva. Assim, um cátion sódio, Na^+ , é um átomo de sódio que perdeu um elétron. Quando um átomo de cálcio perde dois elétrons, torna-se o íon cálcio, com duas cargas positivas, Ca^{2+} .

Cada elétron ganho por um átomo aumenta a carga negativa em uma unidade. Por isso, quando um átomo de flúor ganha um elétron, torna-se o íon fluoreto, com uma carga negativa, F^- . Quando um átomo de oxigênio ganha dois elétrons, torna-se o íon óxido, com duas cargas, O^{2-} . Quando um átomo de nitrogênio ganha três elétrons, torna-se o íon nitreto, com três cargas, N^{3-} .

O padrão de formação de íons pelos elementos do grupo principal pode ser resumido em uma regra simples: para os átomos mais à esquerda ou mais à direita da Tabela Periódica, os átomos perdem ou ganham elétrons até atingir o número de elétrons do átomo do gás nobre mais próximo. Isto é:

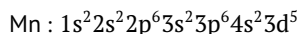
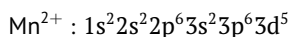
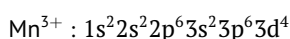
- Os elementos dos Grupos 1, 2 e 3 perdem elétrons até atingirem o mesmo número de elétrons do gás nobre no final do período anterior.
- Os elementos dos Grupos 14, 15, 16 e 17 ganham elétrons até atingirem o mesmo número de elétrons do gás nobre no final do seu período.

1E.1b Os cátions que os elementos formam

Quando um átomo de um metal do bloco s forma um cátion, ele perde um ou mais elétrons até atingir a estrutura de gás nobre de seu caroço. Esse caroço normalmente tem a configuração da camada mais externa igual a $ns2np6$, que é chamada de octeto de elétrons. Assim, o sódio ($[Ne] 3s^1$) perde seus elétrons $3s$ para formar Na^+ , que tem a mesma configuração eletrônica do neônio, $[Ne]$ ou $1s^12s^22p^6$. Os íons Na^+ não podem perder mais elétrons em uma reação química porque as energias de ionização dos elétrons do caroço são muito altas. Existem três exceções na formação de octetos no começo da Tabela Periódica. O hidrogênio perde seu único elétron para formar um próton exposto. Os átomos de lítio ($[He] 2s^1$) e berílio ($[He] 2s^2$) perdem seus dois elétrons $2s$, formando um duplete semelhante ao hélio, um par de elétrons com configuração semelhante à do hélio $1s^2$, quando se convertem nos íons Li^+ e Li^{2+} .

Quando os átomos de elementos metálicos, que estão à esquerda do bloco p nos Períodos 2 e 3, perdem seus elétrons de valência, eles formam íons com a configuração eletrônica do gás nobre precedente. O alumínio, $[Ne] 3s^23p^1$, por exemplo, forma Al^{3+} com a mesma configuração eletrônica do neônio. Quando, porém, os elementos metálicos do bloco p do Período 4 e os mais pesados perdem seus elétrons s e p, eles expõem um caroço de gás nobre rodeado por uma subcamada adicional completa de elétrons d. O gálio, por exemplo, forma o íon Ga^{3+} com configuração $[Ar] 3d^{10}$. Os elétrons d dos átomos do bloco p estão firmemente presos ao núcleo e, na maior parte dos casos, não são perdidos.

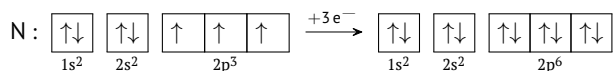
Muitos elementos metálicos, como os dos blocos p e d, têm átomos que podem perder um número variável de elétrons, exibindo, portanto, **valência variável**. Como visto no Tópico 1C, o efeito do par inerte pressupõe que elementos pesados podem perder somente seus elétrons p de valência ou todos os elétrons p e s de valência. Esses elementos e os metais do bloco d podem formar compostos diferentes, como óxido de estanho(II), SnO , e óxido de estanho(IV), SnO_2 , no caso do estanho. Muitos elementos do bloco d também adquirem valência variável ao perderem elétrons d após a remoção de seus elétrons s. No bloco d, os elétrons ns são perdidos em primeiro lugar, seguido de um número variável de elétrons $(n - 1)d$. Por exemplo, para obter o íon Fe^{2+} , dois elétrons $4s$ são removidos do átomo de Fe, cuja configuração é $[Ar] 3d^64s^2$, para dar a configuração $[Ar] 3d^6$, quando, então, um terceiro elétron é removido da subcamada $3d$, gerando Fe^{3+} com configuração $[Ar] 3d^5$.

EX. 1E.1 Determinação da configuração eletrônica dos cátions**Determine** a configuração eletrônica do íon manganês(III).**Etapa 1.** Escreva a configuração eletrônica do átomo neutro.**Etapa 2.** Remova os dois elétrons mais externos (orbital 4 s).**Etapa 3.** Remova o próximo elétron mais externo (orbital 3 d).

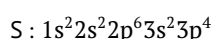
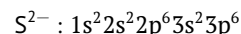
Para prever a configuração eletrônica de um cátion monoatômico, remova os elétrons mais externos, na ordem np, ns e (n - 1)d.

1E.1c Os ânions que os elementos formam

Os não metais raramente perdem elétrons em reações químicas porque suas energias de ionização são muito altas. Contudo, um átomo de um elemento não metálico pode adquirir elétrons suficientes para completar sua camada de valência e formar o octeto correspondente à configuração do gás nobre mais próximo ($1s^2$ no caso do íon hidreto, H^-). Quando a afinidade eletrônica do átomo é positiva, energia é liberada nesta etapa. Porém, em alguns casos, a afinidade eletrônica é negativa, quando o processo exige energia (como na formação de O^{2-} a partir de O). Esse é o limite para o número de elétrons que um átomo de O pode ganhar, porque isso envolveria a acomodação de elétrons em uma camada de energia mais alta, o que representaria uma demanda de energia muito elevada. Por essa razão, para escrever a fórmula de um ânion monoatômico, você precisa adicionar um número suficiente de elétrons para completar a camada de valência. O nitrogênio, por exemplo, tem cinco elétrons de valência; logo, mais três elétrons são necessários para atingir a configuração de um gás nobre, o neônio.



Portanto, o íon nitreto é N^{3-} , que tem a configuração eletrônica do neônio, $1s^2 2s^2 2p^6$, o próximo gás nobre na Tabela Periódica.

EX. 1E.2 Determinação da configuração eletrônica dos ânions**Determine** a configuração eletrônica do ânion sulfeto.**Etapa 1.** Escreva a configuração eletrônica do átomo neutro.**Etapa 2.** Adicione dois elétrons para completar a camada de valência.

Para prever a configuração eletrônica de um ânion monoatômico, adicione elétrons até atingir a configuração do próximo gás nobre. A transferência de elétrons resulta na formação de um octeto (ou duplete) de elétrons na camada de valência de cada átomo: os átomos de metais adquirem um octeto (ou duplete) pela perda de elétrons, e os átomos de não metais, pelo ganho de elétrons.

1E.1d A polarizabilidade e o poder de polarização

Considere a abordagem alternativa da ligação iônica e o modo como esta descrição pode ser aperfeiçoada. Todas as ligações iônicas têm algum caráter covalente. Para ver como o caráter covalente aparece, imagine um ânion monoatômico (como o Cl^-) próximo a um cátion (como o Na^+). Como as cargas positivas do cátion atraem os elétrons do ânion, a nuvem eletrônica esférica do ânion distorce-se na direção do cátion. Você pode interpretar essa distorção como uma tendência da densidade eletrônica da ligação de ocupar a região entre os núcleos, formando uma ligação covalente. Quanto maior é a distorção na nuvem de elétrons, maior é o caráter covalente da ligação.

Os átomos e íons com nuvens de elétrons que sofrem forte distorção são considerados muito polarizáveis. Pode-se esperar que um ânion seja muito polarizável se ele for volumoso, como o íon iodeto, I^- . Em um ânion dessas proporções, o núcleo exerce controle muito pequeno sobre os elétrons mais externos porque a carga nuclear efetiva sentida pelos elétrons de valência é relativamente pequena (Tópico 1B). O resultado é que a nuvem eletrônica do ânion maior é distorcida com facilidade e o íon é muito polarizável. Os cátions, que têm menos elétrons do que os átomos originais, não são significativamente polarizáveis porque os elétrons que restam experimentam uma carga nuclear efetiva muito maior e, por essa razão, ficam mais fortemente presos.

Os átomos e íons capazes de provocar grandes distorções na nuvem eletrônica de seus vizinhos têm alto **poder de polarização**. Um cátion pode ter um alto poder de polarização se ele for pequeno e tiver carga elevada, como o cátion Al^{3+} . Um raio pequeno significa que o centro de cargas de um cátion com carga elevada fica muito perto do ânion e pode exercer forte atração sobre seus elétrons. As ligações em compostos formados por um cátion pequeno e altamente carregado e um ânion volumoso e polarizável tendem a ter considerável caráter covalente.

Os cátions tornam-se menores, com carga maior e, portanto, com maior poder de polarização, da esquerda para a direita em um período. Assim, o Be^{2+} tem maior poder de polarização do que o Li^+ , e o Mg^{2+} tem maior poder de polarização do que o Na^+ . Por outro lado, os cátions ficam maiores e têm menor poder de polarização de cima para baixo em um grupo. Assim, o Na^+ tem menor poder de polarização do que o Li^+ , e o Mg^{2+} tem menor poder de polarização do que o Be^{2+} . Como o poder de polarização aumenta do Li^+ para o Be^{2+} , mas decresce do Be^{2+} para o Mg^{2+} , os valores do poder de polarização dos vizinhos diagonais Li^+ e Mg^{2+} devem ser semelhantes. Tais semelhanças nas propriedades de outros vizinhos nas diagonais da Tabela Periódica não são incomuns e fazem parte das relações diagonais na Tabela Periódica apresentadas no Tópico 1C.

A ligação química dos compostos formados por cátions e ânions muito polarizáveis tem forte caráter covalente.

Nível I

1E.01 Analise as proposições a seguir com relação as características dos compostos iônicos:

- I. Apresentam, de uma forma geral, altos pontos de fusão e ebulição se comparados a compostos moleculares.
- II. São duros e pouco tenazes.
- III. Não conduzem corrente elétrica quando sólidos.
- IV. Conduzem corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa.
- V. Quando adicionados em água, sofrem dissociação aquosa, sendo este um fenômeno físico.

Assinale a alternativa com o número de proposições *corretas*.

- A** 1 **B** 2 **C** 3 **D** 4 **E** 5

1E.02 A seguir são apresentados o final da distribuição eletrônica de três elementos (A, B e C), todos pertencentes ao 3° ou ao 4° período da tabela periódica.

- A, $ns^2(n-1)d^5$
- B, $(n-1)d^{10}ns^1$
- C, $ns^2(n-1)d^{10}np^5$

Analise as seguintes proposições:

- I. O elemento A é classificado como representativo.
- II. O elemento B é de transição externa e pertencente ao grupo 11 (ou família 1B) da tabela periódica.
- III. O elemento C é classificado como um ametal.
- IV. B e C formam necessariamente um composto iônico de fórmula BC.

Assinale a alternativa com o número de proposições *corretas*.

- A** 0 **B** 1 **C** 2 **D** 3 **E** 4

1E.03 Considere as substâncias:

1. HCl
2. S₈
3. CoS
4. CS₂

Assinale a alternativa que relaciona os compostos iônicos.

- A** 3 **B** 4 **C** 1 e 3 **D** 2 e 3 **E** 3 e 4

1E.04 Considere as substâncias:

1. BF₃
2. BaF₂
3. NO
4. CaO

Assinale a alternativa que relaciona os compostos iônicos.

- A** 2 **B** 4 **C** 2 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 2, 3 e 4

1E.05 Um elemento E do grupo principal e do Período 3 forma os compostos iônicos EBr₃ e E₂O₃.

Assinale a alternativa com o elemento E.

- A** Nitrogênio **B** Oxigênio **C** Silício
D Fósforo **E** Enxofre

1E.06 Um elemento E do grupo principal e do Período 4 forma um composto H₂E e um composto iônico Na₂E.

Assinale a alternativa com o elemento E.

- A** Silício **B** Enxofre **C** Germânio
D Arsênio **E** Selênio

1E.07 Considere os elementos: Sb, Si, Mn e B.

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada elemento, respectivamente.

- A** 7; 5; 3; 4 **B** 3; 4; 5; 7 **C** 5; 3; 7; 4
D 5; 4; 7; 3 **E** 5; 7; 4; 3

1E.08 Considere os elementos: V, Fe, Cd e I.

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada elemento, respectivamente.

- A** 12; 7; 8; 5 **B** 7; 12; 8; 5 **C** 8; 5; 7; 12
D 7; 5; 8; 12 **E** 5; 8; 12; 7

1E.09 Considere os elementos:

1. Zn
2. Cl
3. Al
4. Cu

Assinale a alternativa com o tipo de orbital do qual se deve remover um elétron para formar um cátion monovalente de cada elemento, respectivamente.

- A** 3p; 4s; 3p; 4s **B** 4s; 4s; 3p; 3p **C** 4s; 3p; 4s; 3p
D 3p; 3p; 4s; 4s **E** 4s; 3p; 3p; 4s

1E.10 Considere os íons:

1. Mo³⁺
2. P³⁻
3. Bi²⁺
4. Mn⁺

Assinale a alternativa com o tipo de orbital do qual se deve remover um elétron para formar um íon com uma carga positiva a mais de cada elemento, respectivamente.

- A** 4s; 6p; 3p; 4d **B** 4d; 3p; 4s; 6p **C** 3p; 6p; 4s; 4d
D 6p; 4d; 4s; 3p **E** 4d; 3p; 6p; 4s

1E.11 Assinale a alternativa com a espécie cuja configuração eletrônica no estado fundamental é $[Ar] 4s^2 3d^{10}$.

- A** Cu^+ **B** Sn^{2+} **C** Cd^{2+} **D** Ge^{2+} **E** Zn^+

1E.12 Assinale a alternativa com a espécie cuja configuração eletrônica no estado fundamental é $[Ar] 3d^6$.

- A** Cr **B** Mn^+ **C** Fe^{2+} **D** Fe^{3+} **E** Ni^{2+}

1E.13 Considere os elementos:

1. S 2. Te 3. Rb 4. Ga

Assinale a alternativa com a carga mais provável dos íons formados por cada elemento, respectivamente.

- A** $-2; +1; -2; +3$ **B** $-2; -2; +1; +3$
C $-2; +1; +3; -2$ **D** $+1; +3; -2; -2$
E $-2; +3; -2; +1$

1E.14 Considere os elementos:

1. Cs 2. O 3. Ca 4. N

Assinale a alternativa com a carga mais provável dos íons formados por cada elemento, respectivamente.

- A** $+2; +1; -3; -2$ **B** $+1; -2; +2; -3$
C $+2; -2; -3; +1$ **D** $+1; -3; +2; -2$
E $-3; +2; -2; +1$

1E.15 Considere os íons:

1. Mn^{4+} 2. Rh^{3+} 3. Co^{3+} 4. P^{3+}

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada íon, respectivamente.

- A** 3; 6; 2; 6 **B** 3; 6; 6; 2 **C** 6; 6; 3; 2
D 2; 6; 6; 3 **E** 6; 2; 3; 6

1E.16 Considere os íons:

1. In^+ 2. Tc^{2+} 3. Ta^{2+} 4. Re^+

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada íon, respectivamente.

- A** 3; 2; 6; 5 **B** 6; 5; 2; 3 **C** 2; 6; 3; 5
D 2; 5; 3; 6 **E** 2; 3; 5; 6

1E.17 Considere os íons:

1. W^{2+} 2. Ni^{2+} 3. Co^{2+} 4. Sc^{3+}

Assinale a alternativa com o número de elétrons desemparelhados de cada íon, respectivamente.

- A** 3; 0; 2; 4 **B** 0; 3; 2; 4 **C** 2; 4; 0; 3
D 0; 4; 2; 3 **E** 4; 2; 3; 0

1E.18 Considere os íons:

1. Ag^+ 2. Fe^{3+} 3. Bi^{3+} 4. Co^{2+}

Assinale a alternativa com o número de elétrons desemparelhados de cada íon, respectivamente.

- A** 0; 0; 5; 3 **B** 5; 0; 0; 3 **C** 3; 0; 5; 0
D 3; 0; 0; 5 **E** 0; 5; 0; 3

1E.19 Apresente a configuração eletrônica dos íons.

- a. Cobre(I) b. Cobre(II) c. Manganês(II)
d. Chumbo(IV) e. Fosfeto

1E.20 Apresente a configuração eletrônica dos íons.

- a. Sulfeto b. Arsênio(III) c. Rutênio(III)
d. Germânio(II) e. Ósmio(II)

1E.21 As espécies Cd , In^+ e Sn^{2+} têm o mesmo número de elétrons.

- a. **Apresente** a configuração eletrônica de cada espécie.
b. **Explique** possíveis diferenças nas configurações.
c. **Determine** o número de elétrons desemparelhados em cada espécie.
d. **Verifique** se existe um átomo neutro com configuração eletrônica do In^{3+} .

1E.22 As espécies Ca , Ti^{2+} e V^{3+} têm o mesmo número de elétrons.

- a. **Apresente** a configuração eletrônica de cada espécie.
b. **Explique** possíveis diferenças nas configurações.
c. **Determine** o número de elétrons desemparelhados em cada espécie.
d. **Verifique** se existe um átomo neutro com configuração eletrônica do Ti^{3+} .

1E.23 O caráter iônico ou covalente de um composto está associado a maior diferença de eletronegatividade.

Considere a eletronegatividade de Pauling dos seguintes elementos, e analise as afirmativas:

Be	Al	H	Cl	N	O	F
1,5	1,5	2,2	3,0	3,0	3,5	4,0

Analise as seguintes proposições:

- I. Todos os compostos binários formados entre os elementos acima cuja diferença de eletronegatividade é maior que 1,7 são iônicos.
- II. Todos os compostos binários entre os elementos acima em que um deles é o hidrogênio é covalente.
- III. Toda ligação entre um metal e um ametal entre os elementos acima é iônica.
- IV. Existe um composto ternário formado apenas por não-metais entre os elementos acima cuja ligação é iônica.

Assinale a alternativa com o número de proposições *corretas*.

- A** 0 **B** 1 **C** 2 **D** 3 **E** 4

1E.24 **Assinale** a alternativa que apresenta a comparação correta com relação à porcentagem de caráter iônico das substâncias, todas no estado gasoso?

- A** NaCl > FeCl₃ > PCl₃ **B** HCl > Cl₂ > ClBr
C HCl > NaCl > ClBr **D** SiCl₄ > FeCl₃ > MgCl₂
E Na₂S > NaCl > PCl₃

1E.25 Considere os seguintes pares de moléculas:

- I. LiCl e KCl II. AlCl₃ e PCl₃ III. NCl₃ e AsCl₃

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

- A** LiCl, AlCl₃ e NCl₃ **B** LiCl, PCl₃ e NCl₃
C KCl, AlCl₃ e AsCl₃ **D** KCl, PCl₃ e NCl₃
E KCl, AlCl₃ e NCl₃

1E.26 Considere os pares de compostos:

1. P₄O₁₀ e PCl₃ 2. CO₂ e NO₂
3. NaBr e MgBr₂ 4. CaS e CaO

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que o primeiro composto tem o *maior* caráter iônico.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 4 **C** 2 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

1E.27 Considere os pares de compostos:

1. HCl e HI 2. CH₄ e CF₄ 3. PH₃ e NH₃ 4. SO₂ e NO₂

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que o primeiro composto tem o *maior* caráter iônico.

- A** 1 **B** 4 **C** 1 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 3 e 4

Nível II

1E.28 Considere os cátions: Rb⁺, K⁺, Be²⁺, Sr²⁺.

Assinale a alternativa que relaciona os cátions em ordem *crescente* de capacidade de polarização.

- A** Be²⁺; Sr²⁺; K⁺; Rb⁺ **B** Rb⁺; K⁺; Sr²⁺; Be²⁺
C Be²⁺; K⁺; Rb⁺; Sr²⁺ **D** K⁺; Sr²⁺; Rb⁺; Be²⁺
E Rb⁺; K⁺; Be²⁺; Sr²⁺

1E.29 Considere os cátions: K⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Cs⁺.

Assinale a alternativa que relaciona os cátions em ordem *crescente* de capacidade de polarização.

- A** Mg²⁺; Cs⁺; K⁺; Al³⁺ **B** Cs⁺; Mg²⁺; Al³⁺; K⁺
C Cs⁺; K⁺; Mg²⁺; Al³⁺ **D** Al³⁺; Mg²⁺; K⁺; Cs⁺
E Cs⁺; K⁺; Al³⁺; Mg²⁺

1E.30 Considere os ânions: Cl⁻, Br⁻, N³⁻, O²⁻.

Assinale a alternativa que relaciona os ânions em ordem *crescente* de polarizabilidade.

- A** Br⁻; O²⁻; N³⁻; Cl⁻ **B** O²⁻; N³⁻; Br⁻; Cl⁻
C O²⁻; N³⁻; Cl⁻; Br⁻ **D** N³⁻; Br⁻; Cl⁻; O²⁻
E O²⁻; Br⁻; N³⁻; Cl⁻

1E.31 Considere os ânions: Cl⁻, Se²⁻, F⁻, S²⁻.

Assinale a alternativa que relaciona os ânion em ordem *crescente* de polarizabilidade.

- A** I⁻; S²⁻; Cl⁻; Se²⁻ **B** I⁻; Cl⁻; S²⁻; Se²⁻
C I⁻; S²⁻; Se²⁻; Cl⁻ **D** S²⁻; Se²⁻; I⁻; Cl⁻
E Cl⁻; Se²⁻; I⁻; S²⁻

1E.32 A temperatura de fusão de compostos iônicos está relacionada à energia reticular, ou seja, à intensidade da atração entre cátions e ânions na estrutura do retículo cristalino iônico. A força de atração entre cargas elétricas opostas depende do produto das cargas e da distância entre elas.

De modo geral, quanto maior o produto entre os módulos das cargas elétricas dos íons e menores as distâncias entre os seus núcleos, maior a energia reticular.

Considere os seguintes pares de substâncias iônicas:

- I. MgF_2 e MgO II. KF e CaO III. LiF e KBr

As substâncias que apresentam a maior temperatura de fusão nos grupos I, II e III são, respectivamente,

- A** MgO , CaO e LiF **B** MgF_2 , KF e KBr
C MgO , KF e LiF **D** MgF_2 , CaO e KBr
E MgO , CaO e KBr

1E.33 Analise as seguintes comparações com relação à comparação de pontos de fusão de compostos iônicos e moleculares.

- I. MgF_2 apresenta maior ponto de fusão que o BeF_2
 II. AlF_3 apresenta maior ponto de fusão do que o $AlCl_3$
 III. $AlBr_3$ maior ponto de fusão que o $AlCl_3$

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

1E.34 Líquidos iônicos, ou sais que fundem à temperatura ambiente, são compostos iônicos que apresentam temperatura de fusão abaixo de $100\text{ }^\circ\text{C}$ e que consistem de íons e pares iônicos não dissociados.

Assinale a alternativa *correta* sobre líquidos iônicos.

- A** $NaCl$ fundido pode ser definido como um líquido iônico.
B CH_3COOH 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 iônicos.

1E.35 A maior solubilidade molar de compostos iônicos em água, se comparada entre elementos de uma mesma família, está associada a maior diferença entre os raios iônicos do cátion e do ânion, de mesmo módulo. Essa maior diferença facilita a quebra do retículo iônico e a soltitação dos íons por moléculas de água, resultado este verificado de forma experimental.

A partir disso, analise as seguintes proposições:

- I. A ordem crescente correta de solubilidade molar em água é: $AgCl$.
 II. A ordem crescente correta de solubilidade molar em água: $Mg(OH)_2$.
 III. LiF apresenta solubilidade molar em água maior que o $LiCl$.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

1E.36 A maior solubilidade molar de compostos iônicos em etanol, se compara entre elementos da mesma família, está associada a fuga do caráter iônico do composto. Essa fuga ocorre quando há um cátion com alto poder polarizante (alta densidade de carga) e um ânion com alta polarizabilidade (geralmente associada ao maior raio iônico para elementos de uma mesma família).

Analise as proposições a seguir com relação à solubilidade de compostos iônicos em etanol:

- I. A ordem crescente correta de solubilidade molar em etanol é: $FeCl_3$
 II. A ordem crescente correta de solubilidade molar em etanol é: $LiCl$
 III. $AlCl_3$ apresenta solubilidade molar em etanol maior que o AlF_3 .

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

1E.37 A teoria do poder polarizante de cátions e da polarizabilidade de ânions permite concluir que a maior solubilidade molar de compostos iônicos em água está associada à maior diferença entre os raios iônicos do cátion e do ânion, enquanto em compostos orgânicos como o etanol está associada ao maior caráter covalente do composto.

Analise as proposições a seguir:

- I. A ordem crescente de solubilidade molar em etanol é: $LiCl$
 II. A ordem crescente de solubilidade molar em água é: $NaCl$
 III. $NaCl$ apresenta solubilidade molar muito superior em água que em etanol.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

1E.38 Suponha que um pesquisador tenha descoberto um novo elemento químico, M, de número atômico 119, estável, a partir da sua separação de um sal de carbonato. Após diversos experimentos foi observado que o elemento químico M apresentava um comportamento químico semelhante aos elementos que constituem a sua família (grupo).

- a. Escreva a equação balanceada da reação entre o elemento M em estado sólido com a água (se ocorrer).
 b. O carbonato do elemento M seria solúvel em água? Justifique a sua resposta.

1E.39 Para o elemento químico antimônio ($Z = 51$), responda:

- Escreva a distribuição eletrônica deste elemento em cerne de gás nobre.
- Apresente as fórmulas dos possíveis cloretos formados por este elemento, e justifique a partir do efeito pronunciado deste elemento.

Gabarito: Nível I

1E.01	C	1E.02	C	1E.03	A	1E.04	C	1E.05	D	1E.06	E
1E.07	D	1E.08	E	1E.09	E	1E.10	E	1E.11	D	1E.12	C
1E.13	B	1E.14	B	1E.15	B	1E.16	D	1E.17	E	1E.18	E
1E.23	C	1E.24	A	1E.25	A	1E.26	D	1E.27	C		

1E.19 [Ar] $3d^{10}$
 [Ar] $3d^9$
 [Ar] $3d^5$
 [Xe] $4f^{14} 5d^{10}$
 [Ne] $3s^2 3p^6$

1E.20 [Ne] $3s^2 3p^6$
 [Ar] $3d^{10} 4s^2$
 [Kr] $4d^5$
 [Ar] $3d^{10} 4s^2$
 [Xe] $4f^{14} 5s^2 5p^2$

1E.21 [Kr] $4d^{10} 5s^2$; In^+ e Sn^{2+} perdem elétrons de valência 5p.
 Não há diferença.
 Nenhum.
 Paládio.

1E.22 A configuração do Ca é [Ar] $4s^2$ e a do Ti^{2+} e V^{3+} é [Ar] $4d^2$.
 No bloco d, a energia dos orbitais $(n - 1)d$ é menor que a do orbital ns , assim, quando o Ti e o V formam íons, o elétron é removido do orbital 3s.
 Ca não possui elétron desemparelhado, Ti^{2+} e V^{3+} possuem dois elétrons desemparelhados.
 Não há.

Gabarito: Nível II

1E.28	B	1E.29	C	1E.30	C	1E.31	B	1E.32	A	1E.33	E
1E.34	E	1E.35	D	1E.36	E	1E.37	E				

1E.38 a. $M(s) + H_2O(l) \rightarrow M^+(aq) + OH^-(aq) + H_2(g)$
 b. M_2CO_3 seria solúvel em água porque, como regra, os sais de metais alcalinos são solúveis em água.

1E.39 a. [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$
 b. $SbCl_5$ e $SbCl_3$. Efeito do par inerte.