

Aula 5

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

META

Identificar a organização da tabela periódica.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
classificar os elementos pela configuração eletrônica e
correlacionar as propriedades periódicas.

PRÉ-REQUISITOS

Reconhecimento dos números quânticos e representação da distribuição eletrônica nos orbitais do átomo.

Eliana Midori Sussuchi
Samísia Maria Fernandes Machado
Valéria Regina de Souza Moraes

INTRODUÇÃO

Nesta aula, nós vamos falar da tabela periódica, do seu surgimento e das propriedades periódicas dos elementos. A tabela periódica, ferramenta mais importante que os químicos utilizam para organizar fatos químicos, surgiu a partir de padrões periódicos nas configurações eletrônicas dos elementos. Como visto anteriormente, os átomos tendem a reagir de maneira a adquirirem uma configuração eletrônica em seu nível mais externo semelhante à do gás nobre existente na mesma coluna. Assim, os elementos de uma mesma coluna contêm o mesmo número de elétrons em seus orbitais do nível mais externo, ou **orbital de valência**. Por exemplo, vejamos as distribuições eletrônicas dos elementos oxigênio e enxofre a seguir: O ($[\text{He}]2s^22p^4$) e S ($[\text{Ne}]3s^23p^4$). Ambos são membros do grupo 6A, e a similaridade na ocupação de seus orbitais de valência s e p leva às similaridades de propriedades.

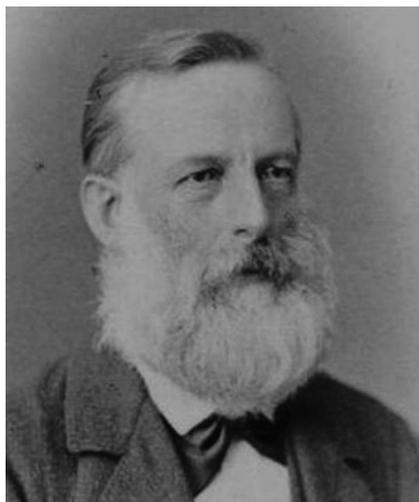
A descoberta de novos elementos químicos tem sido um processo de avanço desde os tempos antigos. Alguns elementos, como o ouro, aparecem na natureza na forma elementar e foram descobertos há milhares de anos. Por outro lado, alguns elementos são radioativos, intrinsecamente instáveis e só passamos a conhecê-los com a tecnologia do século XX. À medida que o número de elementos conhecidos aumenta, os cientistas começam a investigar as possibilidades de classificá-los.



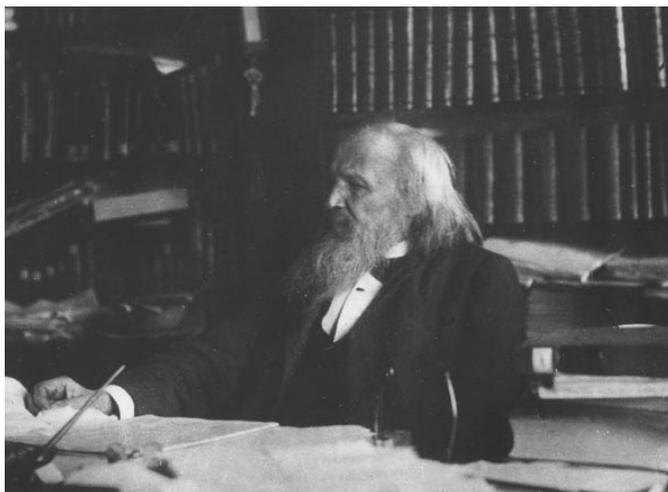
Pepita de ouro (Fonte: <http://www.cdcc.sc.usp.br>).

Em 1869, Dmitri Mendeleev, na Rússia, e Lothar Meyer, na Alemanha, publicaram esquemas de classificação praticamente idênticos. Os dois cientistas observaram que as similaridades das propriedades físicas e químicas tornam a se repetir periodicamente quando os elementos são distribuídos em ordem crescente de massa atômica. Portanto, as tabelas desenvolvidas por Mendeleev e Meyer foram precursoras da tabela periódica moderna. Posteriormente, alguns problemas nas versões anteriores da tabela periódica

foram esclarecidos com o conceito de número atômico quando, em 1913, dois anos após Rutherford propor o modelo atômico do átomo, um físico inglês chamado Henry Moseley (1887-1915) desenvolveu o conceito de número atômico. Portanto, a tabela periódica moderna organiza os elementos em ordem crescente de número atômico.



Julius Lothar Meyer (Fonte: <http://content.answers.com>).



Dmitri Mendeleev (Fonte: <http://pmi.itmonline.com>).

PROPRIEDADES

Anteriormente, ao estudarmos a estrutura atômica, nós aprendemos como os elétrons estão arranjados nos átomos. Vimos também que existe um conjunto de átomos que compõem a tabela periódica, denominados de GASES NOBRES, e que todos os demais elementos reagem buscando adquirir a configuração de um deles.

Para entendermos as propriedades periódicas, inicialmente precisamos saber que a Tabela Periódica (Figura 22) é composta por grupos ou famílias (colunas) e períodos ou camadas eletrônicas (linhas), de maneira que todos os elementos de um mesmo grupo possuem o mesmo número de elétrons na última camada enquanto que, num mesmo período, todos os elementos possuem o mesmo número de camadas eletrônicas.

← Aumento no caráter metálico

Aumento no caráter metálico ↓

1A 1												8A 18					
1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116		

	Metals	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
	Metalóides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
	Não-metals														

Para entendermos a localização de cada elemento na tabela periódica, basta verificar que a sua posição nos diz sua configuração imediatamente. Portanto, todos os elementos do Grupo 1A têm um elétron atribuído a um orbital s da n ésima camada, para o qual n (número quântico principal) é o número do período em que o elemento é encontrado (Figura 23). Este raciocínio é válido para todos os elementos dos demais grupos. Por exemplo, o potássio é o primeiro elemento na fileira com $n = 4$ (quarto período), de forma que o potássio tem a configuração eletrônica do elemento que o precede na Tabela (Ar) mais um elétron atribuído ao orbital $4s$: $[Ar]4s^1$.

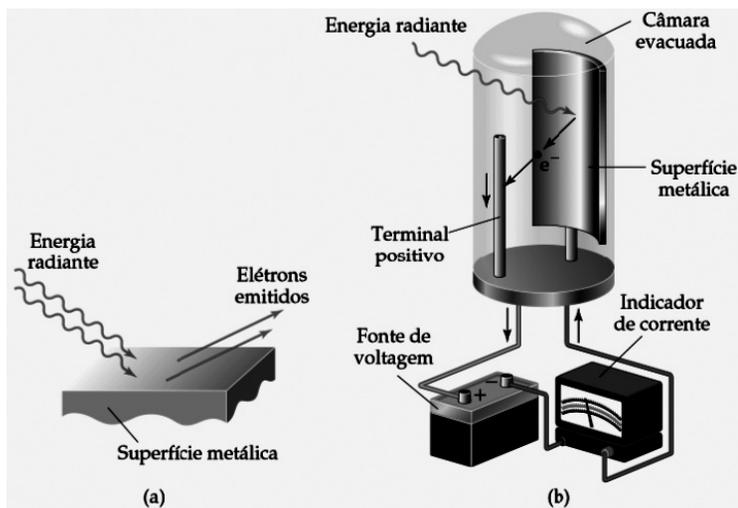


Figura 23 - Configurações eletrônicas e a Tabela Periódica. Os elétrons mais externos de um elemento são atribuídos aos orbitais indicados.

Uma vez entendida a localização dos elementos na Tabela Periódica, o que de fato nós precisamos fazer para compreendermos as propriedades periódicas que é o objetivo da nossa aula de hoje? Devemos, pois, entender alguns conceitos que levaram à organização da tabela periódica moderna. De concreto mesmo, precisamos entender:

- que muitas propriedades dos átomos dependem tanto da atração líquida entre o núcleo e os elétrons externos (devido à carga nuclear efetiva) quanto da distância média desses elétrons para o núcleo;
 - as tendências periódicas de três propriedades-chave dos átomos: tamanho atômico, energia de ionização (energia necessária para remover elétrons) e **afinidade eletrônica** (energia associada à adição de elétrons);
 - a importância dos tamanhos dos íons e suas configurações eletrônicas.
- Portanto, faremos agora uma abordagem sobre cada um destes conceitos.

Ver glossário no final da Aula

CARGA NUCLEAR EFETIVA (Z^*)

Para entendermos as propriedades dos átomos, devemos estar familiarizados não apenas com as configurações eletrônicas, mas também com a intensidade da força de atração entre o núcleo e os elétrons mais externos. A lei de Coulomb de atração indica que a força da atração entre as duas cargas elétricas depende da magnitude das cargas e da distância entre elas. Portanto, a força de atração entre um elétron e o núcleo depende da magnitude da carga nuclear líquida agindo no elétron e da distância média entre o núcleo e o elétron. A força de atração aumenta na mesma proporção que a carga nuclear, e diminui à medida que o elétron se fastia do núcleo. Portanto, a carga nuclear efetiva é a carga nuclear sentida por determinado elétron em um átomo multieletrônico, modificada pela presença de outros elétrons. Em outras palavras, a carga nuclear efetiva, Z^* , agindo em um elétron é igual ao número de prótons do núcleo, Z , menos o número de elétrons internos, S , em questão:

$$Z^* = Z - S$$

É importante que fique claro que qualquer densidade eletrônica entre o núcleo e um elétron mais externo diminui a carga nuclear efetiva agindo em um elétron mais externo. Diz-se que a densidade eletrônica relativa aos elétrons mais internos blinda ou protege os elétrons mais externos da carga total do núcleo.

O que de fato precisamos saber:

- a carga nuclear efetiva é a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico;

- a carga nuclear efetiva não é igual à carga no núcleo devido ao efeito dos elétrons internos;
- os elétrons estão presos ao núcleo, mas são repelidos pelos elétrons que os protegem da carga nuclear;
- a carga nuclear sofrida por um elétron depende da sua distância do núcleo e do número de elétrons mais internos;
- quando aumenta o número médio de elétrons protetores (S), a carga nuclear efetiva (Z^*) diminui;
- quando aumenta a distância do núcleo, (S) aumenta e (Z^*) diminui.

Vejamos agora um exemplo:

O magnésio (número atômico 12), por exemplo, tem configuração eletrônica $[\text{Ne}]3s^2$. A carga nuclear do átomo é 12^+ , e a camada mais interna de Ne consiste de dez elétrons. Era de se esperar que cada elétron mais externo sofresse uma carga nuclear efetiva de aproximadamente $12 - 10 = 2^+$, como mostrado de modo simplificado na Figura 24 (a). Entretanto, esse cálculo subestima a carga nuclear efetiva porque os elétrons mais externos de um átomo têm muitas probabilidades de estar no cerne, como mostrado na Figura 24 (b). De fato, cálculos mais detalhados indicam que a carga nuclear efetiva agindo nos elétrons mais externos do Mg é na realidade $3,3^+$.

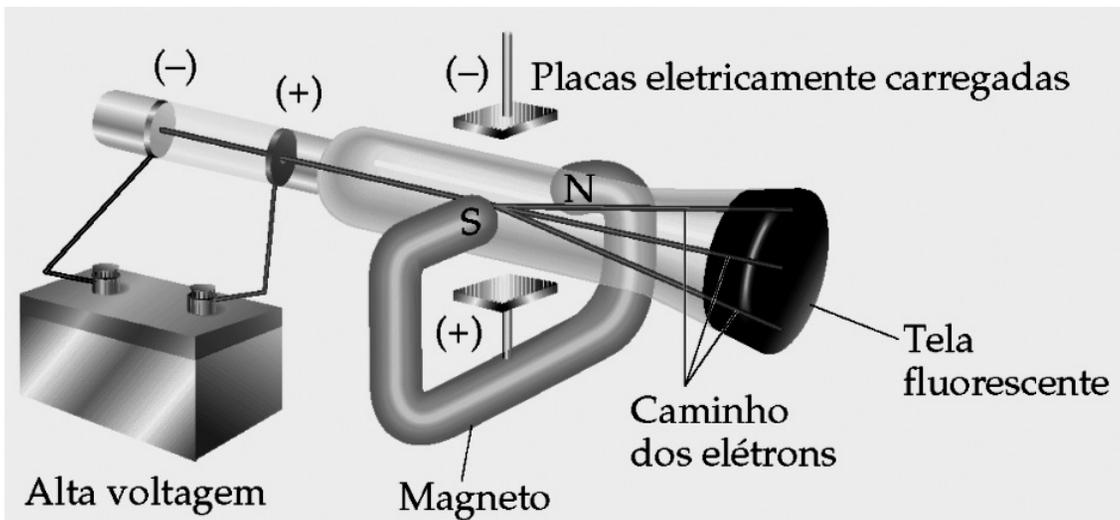


Figura 24 - (a) A carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons de valência do magnésio depende principalmente da carga 12^+ do núcleo e da carga 10^- do cerne de neônio. Se o cerne de neônio fosse totalmente eficiente em blindar os elétrons de valência do núcleo, cada elétron de valência sofreria uma carga nuclear efetiva de 2^+ . (b) Os elétrons $3s$ têm alguma probabilidade de estar dentro do cerne de Ne. Como consequência da “penetração”, os elétrons mais internos não são totalmente eficientes em blindar os elétrons $3s$ do núcleo. Assim, a carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons $3s$ é maior que 2^+ (Fonte: Brown, 2005, p. 221).

TAMANHO DE ÁTOMOS E ÍONS

Uma das propriedades mais importantes de um átomo ou íon é o tamanho. Bem, conforme foi visto no aula anterior, um orbital eletrônico não tem nenhum limite bem definido além do qual o elétron nunca vagueia. Como podemos então definir o tamanho de um átomo?

Uma das maneiras mais simples e úteis é definir o tamanho atômico como a distância entre os átomos em uma amostra do elemento. Vejamos por exemplo: consideremos uma molécula diatômica simples. Neste caso, a distância entre os dois núcleos é denominada distância de ligação e, se os dois átomos que formam a molécula são os mesmos, metade da distância de ligação é denominada raio covalente do átomo (Figura 25).

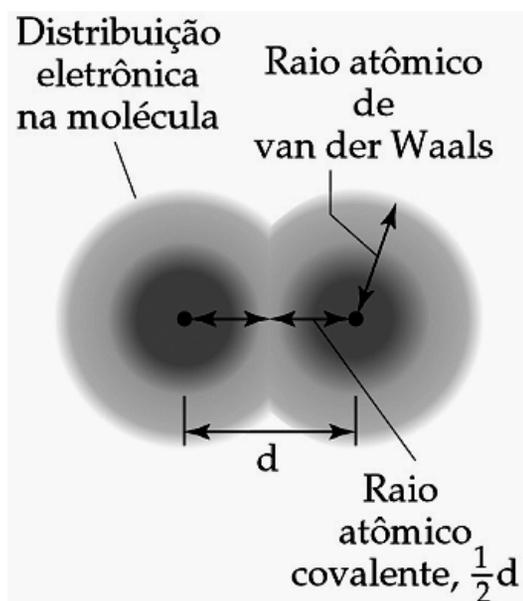


Figura 25 - Uma molécula diatômica simples. A distância entre os dois núcleos é denominada distância de ligação. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência centra, p. 222).

No entanto, devemos chamar a atenção para o fato de que essa abordagem para a determinação dos raios atômicos somente se aplica caso existam compostos moleculares do elemento. Para os metais, o raio atômico pode ser estimado a partir de medidas da distância entre os átomos em um cristal do elemento.

TENDÊNCIAS PERIÓDICAS NOS RAIOS ATÔMICOS

Como uma consequência do ordenamento na tabela periódica, as propriedades dos elementos variam periodicamente, e o tamanho atômico varia

consistentemente através da tabela periódica. Ao examinarmos a Figura 26, observamos então duas tendências interessantes:

- em cada coluna (grupo) o número atômico tende a crescer de cima para baixo. Esta tendência resulta do aumento do número quântico principal (n) dos elétrons do núcleo, fazendo com que o átomo aumente de tamanho;
- em cada período o raio atômico tende a diminuir quando vamos da esquerda para a direita. O principal fator influenciando esta tendência é o aumento da carga nuclear efetiva (Z^*) à medida que nos movemos ao longo do período.

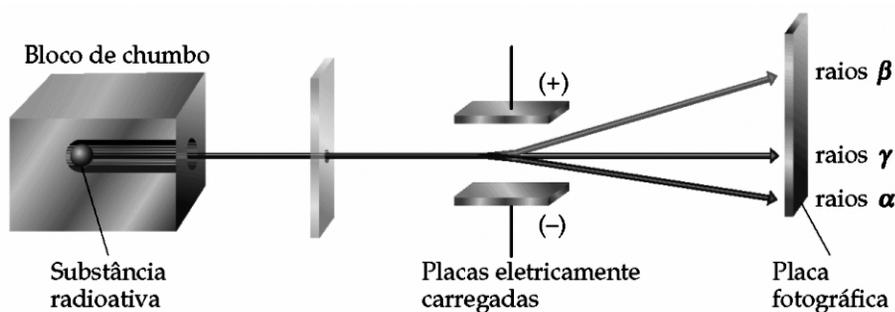


Figura 26 - Raios atômicos de ligação para os primeiros 54 elementos da tabela periódica. A altura da barra para cada elemento é proporcional ao seu raio, fornecendo uma vista dos raios em 'mapa de relêvos'. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência centra, p. 222).

TENDÊNCIAS NOS TAMANHOS DOS ÍONS

Os tamanhos dos íons são baseados nas distâncias um do outro em compostos iônicos. Como o tamanho de um átomo, o tamanho de um íon depende de sua carga nuclear, do número de elétrons que ele possui e dos orbitais nos quais os elétrons de nível mais externo localizam-se. Portanto, é interessante que as seguintes tendências sejam observadas:

- Os **cátions** deixam vago o orbital mais volumoso e são menores do que os átomos que lhes dão origem (Figura 27).
- Os **ânions** adicionam elétrons ao orbital mais volumoso e são maiores do que os átomos que lhe dão origem.
- Para íons de mesma carga, o tamanho do íon aumenta à medida que descemos em um grupo na tabela periódica;
- Todos os membros de uma série isoeletrônica têm o mesmo número de elétrons.

Quando a carga nuclear aumenta em uma série isoeletrônica, os íons tornam-se menores:

Ver glossário no final da Aula

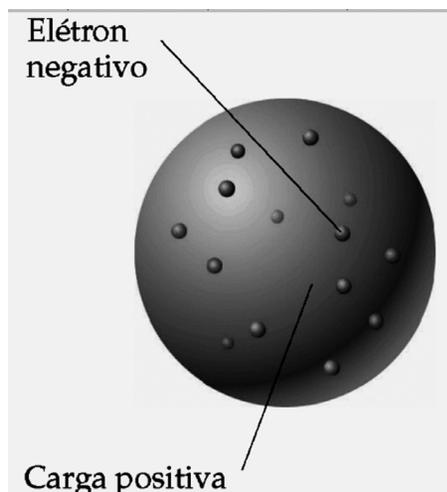


Figura 7 - Comparações dos raios em Å, de átomos neutros e íons para vários dos grupos de elementos representativos (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, p. 224).

ENERGIA DE IONIZAÇÃO

A facilidade com que os elétrons podem ser removidos de um átomo é um indicador importante do comportamento químico dele. Assim, a energia de ionização de um átomo ou íon é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou íon gasoso isolado em seu estado fundamental. As energias de ionização para os elementos do sódio até o argônio estão relacionadas na Tabela 04. É importante ficou claro que existem variações nas energias de ionização sucessivas e que há um acentuado aumento na energia de ionização quando um elétron mais interno é removido. Vejamos a seguir:

- A primeira energia de ionização, I_1 , é a quantidade de energia necessária para remover um elétron de um átomo gasoso:



- A segunda energia de ionização, I_2 é a energia necessária para remover um elétron de um íon gasoso:



- Quanto maior a energia de ionização, maior é a dificuldade para se remover o elétron.

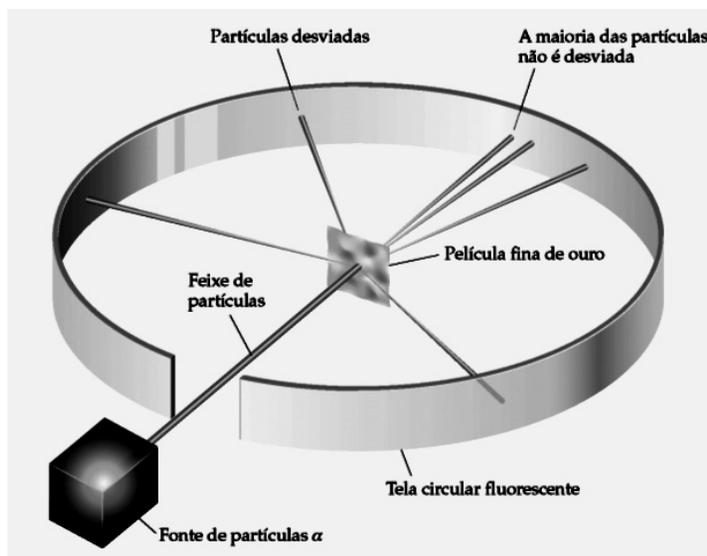


Tabela 4 - Valores das energias de ionização sucessivas, I , para os elementos do sódio até o argônio (KJ/mol) (Fonte: Brown, LeMay, Bursten. Química a ciência central, 9 ed, 2005, p. 228).

TENDÊNCIAS PERIÓDICAS NAS PRIMEIRAS ENERGIAS DE IONIZAÇÃO

- A energia de ionização diminui à medida que descemos em um grupo, e isso significa que o elétron mais externo é mais facilmente removido ao descermos em um grupo.
- À medida que o átomo aumenta, torna-se mais fácil remover um elétron do orbital mais volumoso.
- Geralmente a energia de ionização aumenta ao longo do período porque ao longo de um período Z^* aumenta e, conseqüentemente, fica mais difícil remover um elétron.

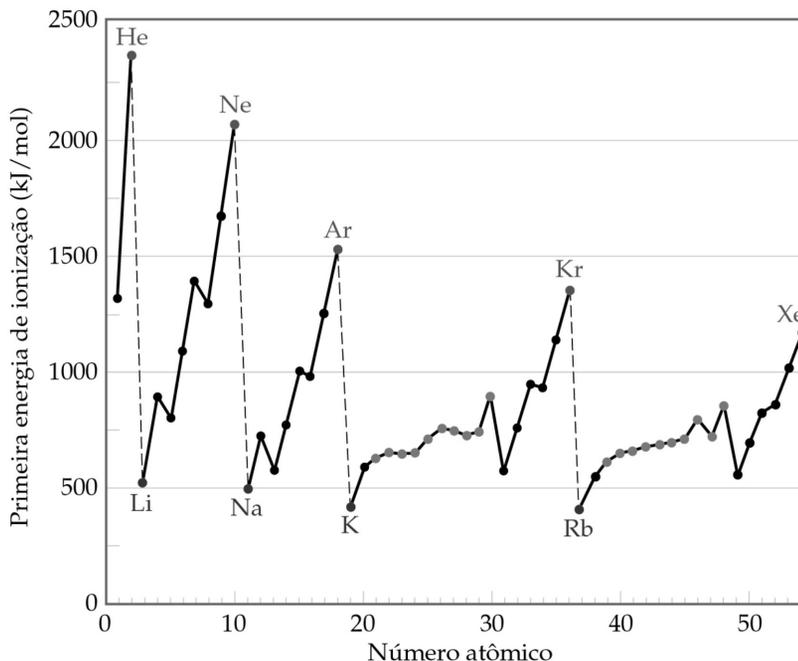


Figura 28 - Primeira energia de ionização versus número atômico. Os pontos das letras (Li, Na, K e Rb) marcam o início de um período (metais alcalinos), e os pontos das letras (He, Ne, Ar, Kr e Xe) o fim de um período (gases nobres). Os pontos cinza indicam os elementos situados entre os metais alcalinos e os gases nobres ao longo de cada período da tabela periódica. (Fonte: Brown, LeMay, Bursten. Química a ciência central, 9 ed, p. 228).

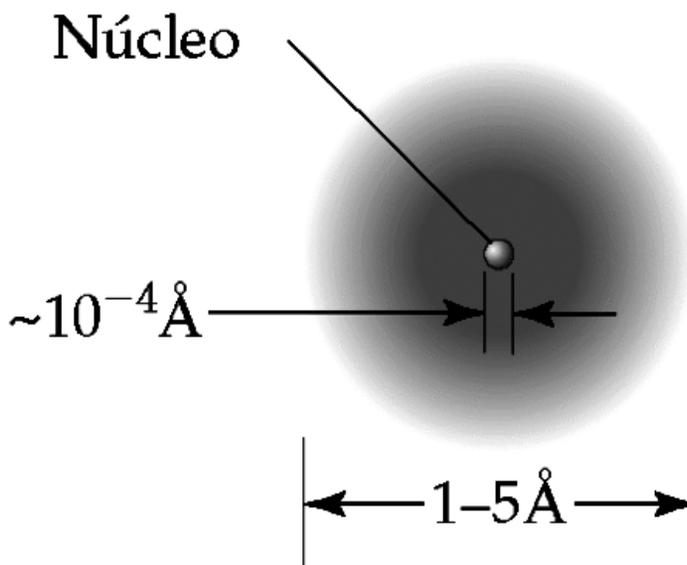
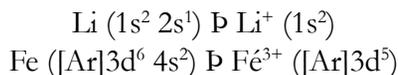


Figura 29 - As primeiras energias de ionização para os elementos representativos nos primeiros seis períodos. A energia de ionização geralmente aumenta da esquerda para a direita e diminui de cima para baixo. A energia de ionização do astato não foi determinada. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 228).

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DE ÍONS

- **Cátions:** os elétrons são primeiramente removidos do orbital com o maior número quântico principal, n :



- **Ânions:** os elétrons são adicionados ao orbital com o mais baixo valor de n disponível:

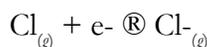


AFINIDADES ELETRÔNICAS

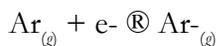
Muitos átomos podem ganhar elétrons para formar íons carregados negativamente. Portanto, a variação de energia que ocorre quando um elétron é adicionado a um átomo gasoso é chamada afinidade eletrônica. A Figura 30 mostra as afinidades eletrônicas de alguns elementos. O valor negativo indica que o processo é exotérmico.

- A afinidade eletrônica é o oposto da energia de ionização.

- A afinidade eletrônica é a alteração de energia quando um átomo gasoso ganha um elétron para formar um íon gasoso:



- A afinidade eletrônica pode ser tanto exotérmica (como o exemplo acima) quanto endotérmica:



H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Figura 30 - Afinidades eletrônicas em KJ/mol para os elementos representativos dos primeiros cinco períodos da tabela periódica. Quanto mais negativa a afinidade eletrônica, maior a atração do átomo por um elétron. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 231).

TENDÊNCIAS PERIÓDICAS E PROPRIEDADES QUÍMICAS

Os raios atômicos e iônicos, as energias de ionização e as afinidades eletrônicas são propriedades associadas aos átomos e aos seus íons. Entretanto, para adquirirmos um entendimento mais amplo das propriedades dos elementos, devemos também examinar as tendências periódicas que envolvem conjuntos grandes de átomos. Pensando dessa forma, os elementos podem ser agrupados de modo mais amplo nas categorias de **metais**, **não-metais** e **metalóides** (Figura 31) e suas características descritas abaixo:

Ver glossário no final da Aula

← Aumento no caráter metálico

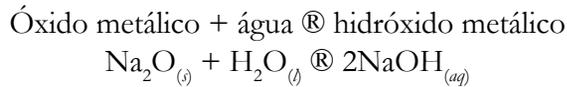
Aumento no caráter metálico ↓		1A 1																	8A 18
		1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He
		3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
		11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
		19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
		37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
		55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
		87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116		
		Metais		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
		Metalóides		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		
		Não-metais																	

Figura 31 - Tabela periódica, mostrando metais, metalóides, não-metais e tendência no caráter metálico. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 232).

METAIS

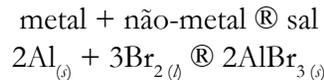
- O caráter metálico refere-se às propriedades dos metais (brilhante ou lustroso, maleável e dúctil. Os óxidos formam sólidos iônicos básicos e tendem a formar cátions em solução aquosa).
- O caráter metálico aumenta à medida que descemos em um grupo.
- O caráter metálico diminui ao longo do período.
- Os metais têm energias de ionização baixas.
- A maioria dos metais neutros sofre oxidação em vez de redução.

- Quando os metais são oxidados, eles tendem a formar cátions característicos.
- Todos os metais do grupo 1A formam íons M^+ .
- Todos os metais do grupo 2A formam íons M^{2+} .
- A maioria dos metais de transição tem cargas variáveis.
- A maior parte dos óxidos metálicos é básica:

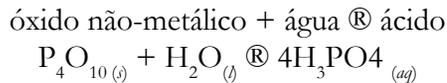


NÃO-METAIS

- Os não-metais apresentam um comportamento mais variado do que os metais.
- Quando os não-metais reagem com os metais, os não-metais tendem a ganhar elétrons:



- A maior parte dos óxidos não-metálicos é ácida:



METALÓIDES

- Os metalóides têm propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. Exemplo: o Si tem brilho metálico, mas é quebradiço.
- Os metalóides são famosos na indústria de semicondutores.

Então, via de regra, a carga dos metais alcalinos é sempre 1^+ e a dos metais alcalinos terrosos, sempre 2^+ em seus compostos. Entretanto, muitos íons de metais de transição têm cargas 2^+ ; mas, cargas 1^+ e 3^+ também são encontradas (Figura 32).

Tabela 5 - Algumas propriedades dos metais alcalinos

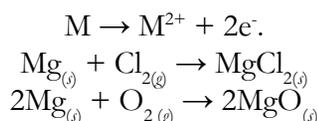
Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	Raio atômico (Å)	I ₁ (kJ/mol)
Lítio	[He]2s ¹	181	0,53	1,34	520
Sódio	[Ne]3s ¹	98	0,97	1,54	496
Potássio	[Ar]4s ¹	63	0,86	1,96	419
Rubídio	[Kr]5s ¹	39	1,53	2,11	403
Césio	[Xe]6s ¹	28	1,88	2,60	376

(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 233).

Grupo 2A: os metais alcalinos terrosos e algumas propriedades (Tabela 6)

- Os metais alcalinos terrosos são mais duros e mais densos do que os metais alcalinos.

- A química é dominada pela perda de dois elétrons s:



- O Be não reage com água. O Mg reagirá apenas com o vapor de água.

Do Ca em diante:

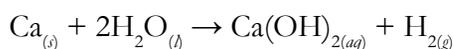


Tabela 6 - Algumas propriedades dos metais alcalinos terrosos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	Raio atômico (Å)	I ₁ (kJ/mol)
Berílio	[He]2s ²	1.287	1,85	0,90	899
Magnésio	[Ne]3s ²	650	1,74	1,30	738
Cálcio	[Ar]4s ²	842	1,54	1,74	590
Estrôncio	[Kr]5s ²	777	2,63	1,92	549
Bário	[Xe]6s ²	727	3,51	2,15	503

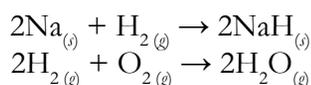
(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 233).

HIDROGÊNIO

- O hidrogênio é um elemento singular.

- Muito frequentemente ocorre como um gás diatômico incolor, H₂.

- Ele pode tanto ganhar outro elétron para formar o íon hidreto, H⁻, como perder seu elétron para formar H⁺:



- O íon H^+ é um próton. A química aquosa do hidrogênio é dominada pelo $H^+_{(aq)}$.

Grupo 6A: os **calcogênios** e algumas propriedades (Tabela 7)

Ver glossário no final da Aula

- Ao descermos no grupo, o caráter metálico aumenta (o O_2 é um gás, o Te é um metalóide, o Po é um metal).
 - Há duas formas importantes de oxigênio: O_2 e ozônio (O_3). O ozônio pode ser preparado a partir do oxigênio:



- O ozônio possui um cheiro pungente e é tóxico.
 - O oxigênio (ou dióxigênio, O_2) é um agente de oxidação potente, uma vez que o íon O^{2-} tem uma configuração de gás nobre.
 - Existem dois estados de oxidação para o oxigênio: 2- (por exemplo, H_2O) e 1- (por exemplo, H_2O_2).
 - O enxofre é outro importante membro desse grupo.
 - A forma mais comum do enxofre é o S^8 amarelo.
 - O enxofre tende a formar S^{2-} nos compostos (sulfetos).

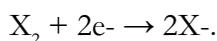
Tabela 7 - Algumas propriedades dos elementos do grupo 6A.

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Oxigênio	[He] $2s^2 2p^4$	-218	1,43 g/L	0,73	1.314
Enxofre	[Ne] $3s^2 3p^4$	115	1,96 g/cm ³	1,02	1.000
Selênio	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	221	4,82 g/cm ³	1,16	941
Telúrio	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$	450	6,24 g/cm ³	1,35	869
Polônio	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 5p^4$	254	9,2 g/cm ³	1,9	812

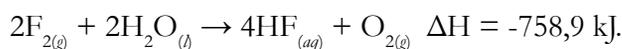
(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 233).

Grupo 7A: os **halogênios** e algumas propriedades (Tabela 5)

- A química dos halogênios é dominada pelo ganho de um elétron para formar um ânion:



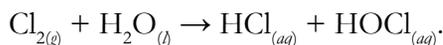
- O flúor é uma das substâncias mais reativas que se conhece:



- Todos os halogênios consistem de moléculas diatômicas (X_2).
 - O cloro é o halogênio mais utilizado industrialmente. Ele é produzido pela eletrólise do sal grosso (NaCl):



- A reação entre o cloro e a água produz ácido hipocloroso (HOCl) que desinfeta a água de piscina:



- Todos os compostos dos halogênios com hidrogênio são ácidos fortes, com exceção do HF.

Tabela 8 - Algumas propriedades dos elementos do grupo 7A.

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Flúor	[He]2s ² 2p ⁵	-220	1,69 g/L	0,71	1.681
Cloro	[Ne]3s ² 3p ⁵	-102	3,21 g/L	0,99	1.251
Bromo	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	-7,3	3,12 g/cm ³	1,14	1.140
Iodo	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	114	4,93 g/cm ³	1,33	1.008

Fonte: Brown, LeMay, Bursten. Química a ciência central, 9 ed, p. 233.

Grupo 8A: os gases nobres (Tabela 9)

- Todos esses são não-metais e monoatômicos.
- Eles são notoriamente não-reativos porque têm os subníveis *s* e *p* completamente preenchidos.
- Em 1962 o primeiro composto de gases nobres foi preparado:



- Até agora, os únicos outros compostos de gases nobres conhecidos são o KrF₂ e o HArF.

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de ebulição (K)	Densidade (g/L)	Raio atômico* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Hélio	1s ²	4,2	0,18	0,32	2.372
Neônio	[He]2s ² 2p ⁶	27,1	0,90	0,69	2.081
Argônio	[Ne]3s ² 3p ⁶	87,3	1,78	0,97	1.521
Criptônio	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	120	3,75	1,10	1.351
Xenônio	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	165	5,90	1,30	1.170
Radônio	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶	211	9,73	—	1.037

* Apenas os gases nobres mais pesados formam compostos químicos. Assim, os raios atômicos para os gases nobres têm valores estimados.

(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. p. 233).

CONCLUSÃO

A tabela periódica surgiu a partir de observações de padrões periódicos nas configurações eletrônicas dos elementos, sendo que a disposição atual dos elementos só foi possível após a descoberta do conceito de número atômico.

O uso da tabela periódica é, sem sombra de dúvidas, a ferramenta mais importante que os químicos utilizam para organizar fatos químicos.

A compreensão da carga nuclear efetiva é essencial para o entendimento das propriedades periódicas.

Segundo o comportamento dos elementos, estes estão agrupados na tabela periódica como metais, não-metais e metalóides.

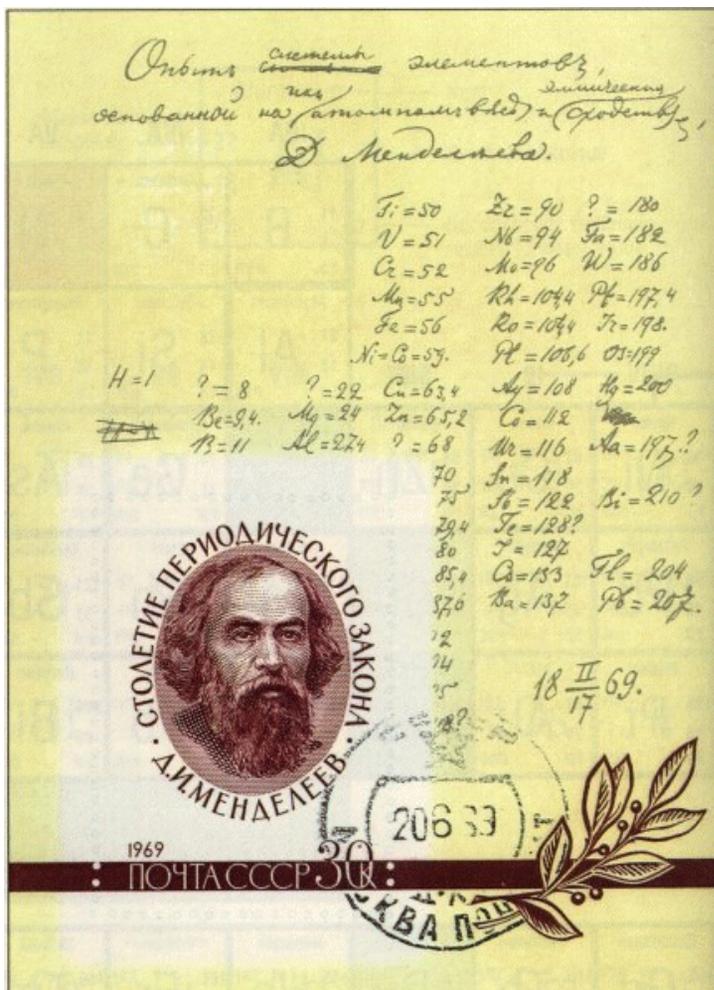


Tabela periódica de Mendeleev (Fonte: <http://i133.photobucket.com>).



RESUMO

Papel da carga nuclear efetiva, Z^* , determina as propriedades de um átomo. A tabela periódica serve de guia para descrever as configurações eletrônicas dos elementos e dos íons monoatômicos. As propriedades dos átomos (tamanho, energia de ionização e **afinidade eletrônica**) variam quando movermos grupo abaixo ao longo de um período da tabela periódica. As tendências periódicas gerais para essas propriedades são:

Ver glossário no final da Aula

- o tamanho atômico diminui ao longo de um período e aumenta grupo abaixo;
- a energia de ionização aumenta ao longo de um período e diminui grupo abaixo;
- a afinidade por um elétron geralmente aumenta ao longo de um período e diminui grupo abaixo;
- o tamanho de um átomo pode ser estimado pelo raio covalente, com base em medidas das distâncias que separam os átomos em seus **compostos** químicos; Os cátions, por sua vez são menores que os átomos que lhes dão origem; enquanto que os ânions são maiores que os átomos que lhes dão origem. Para íons da mesma carga, o tamanho aumenta quando descemos em uma coluna da tabela periódica.

Os elementos na mesma coluna da tabela periódica têm o mesmo número de elétrons nos orbitais de valência e que essa semelhança na estrutura eletrônica de valência leva às semelhanças entre os elementos em um mesmo grupo. As diferenças entre os elementos no mesmo grupo surgem em razão de seus orbitais de valência estarem em níveis diferentes.



ATIVIDADES

1. Recorrendo à tabela periódica, organize (tanto quanto possível) os seguintes átomos em ordem crescente de tamanho: $_{15}\text{P}$, $_{16}\text{S}$, $_{33}\text{As}$, $_{34}\text{Se}$. (Os números atômicos dos elementos foram dados para ajudá-lo a localizá-los mais rapidamente na tabela periódica.)
2. Três elementos estão indicados na tabela periódica à esquerda. Baseado em suas localizações, determine qual terá a segunda maior energia de ionização.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Dados os símbolos químicos de quatro elementos, podemos usar suas posições relativas na tabela periódica e as duas tendências que acabamos de relacionar para prever a ordem relativa de seus raios atômicos.

Observe que o P e o S estão no mesmo período da tabela periódica, com S à direita do P. Portanto, esperamos que o raio de S seja menor que o de P. (O raio diminui à medida que vamos da esquerda para a direita.). Igualmente, espera-se que o raio de Se seja menor que o de As. Observamos também que As está imediatamente abaixo de P e que Se está imediatamente abaixo de S. Portanto, esperamos que o raio de As seja maior que o de P e que o raio de Se seja maior que o do S (os raios aumentam à medida que descemos em grupo). A partir dessas observações, podemos concluir que os raios seguem a seguinte relação: $S < P$, $P < As$, $S < Se$ e $Se < As$. Conseqüentemente, podemos concluir que S tem o menor raio dos quatro elementos e que As tem o maior. Usando essas duas tendências gerais, não podemos determinar se P ou Se tem o maior raio; indo do P para o Se na tabela periódica, devemos descer (o raio tende a crescer) e ir para a direita (o raio tende a diminuir). Na figura 3.6 vemos que o raio de Se (1,17 Å) é maior que o de P (1,10 Å). Se você examinar cuidadosamente na figura 26, descobrirá que para os elementos representativos, o aumento no raio na proporção que descemos na coluna tende a ser o maior efeito. Entretanto, existem exceções.

Para conferir seu resultado consulte a Figura 26, onde encontramos: $S (1,02 \text{ Å}) < P (1,10 \text{ Å}) < Se (1,17 \text{ Å}) < As (1,19 \text{ Å})$.

2. Análise e Planejamento: as localizações dos elementos na tabela periódica permitem-nos determinar as configurações eletrônicas dos elementos. As maiores energias de ionização envolvem a remoção dos elétrons mais internos. Portanto, devemos procurar primeiro por um elemento com apenas um elétron no nível mais externo.

O elemento do grupo 1A (Na), indicado pelo quadrado vermelho, tem apenas um elétron mais externo. A segunda energia de ionização desse elemento está associada, conseqüentemente, com a remoção de um elétron de cerne. Os outros elementos indicados têm dois ou mais elétrons mais externos. Portanto, o sódio tem a segunda maior energia de ionização.

Se consultarmos um manual de química, do tipo CRC Handbook of Chemistry and Physics, encontraremos os seguintes valores para as segundas energias de ionização (I_2) dos elementos: $Ca (1.145 \text{ kJ / mol}) < S (2.251 \text{ kJ / mol}) < Na (4.562 \text{ kJ / mol})$.

9. Considere uma reação representada pelas seguintes esferas:



(Fonte: Brown, LeMay, Bursten. Química a ciência central, 9 ed, p. 247).

Qual esfera representa um metal e qual representa um não-metal? Explique.

10. (a) Por que as energias de ionização são sempre grandezas positivas? (b) Por que F tem maior energia de ionização do que O? (c) Por que a segunda energia de ionização de um átomo é sempre maior que sua primeira energia de ionização?

REFERÊNCIAS

BROWN, T. L. et al **Química, a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química Geral 1 e reações químicas**. Trad. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.

GLÓSSARIO

Afinidade eletrônica: A variação de energia que ocorre quando um ânion de um elemento em fase gasosa perde um elétron.

cátions: Um íon com carga elétrica negativa.

íons: Um íon com carga elétrica positiva.

Metais Alcalinos: Elementos do grupo 1A da Tabela Periódica.

Metais Alcalinos Terrosos: Elementos do grupo 2A da Tabela Periódica.

Metal: Um elemento cujas características são a tendência em doar elétrons, e a boa condutividade térmica e elétrica.

Não-metal: Um elemento caracterizado pela falta de propriedades metálicas.

Metalóide: Um elemento com propriedades tanto de metais como de não-metais.

Calcogênios: Elementos do grupo 6A da Tabela Periódica.

Halogênios: Elementos do grupo 7A da Tabela Periódica.

Afinidade eletrônica: A variação de energia que ocorre quando um ânion de um elemento em fase gasosa perde um elétron.

Composto: Matéria que é constituída de dois ou mais tipos de átomos combinados quimicamente em proporções definidas.

Átomo: A menor partícula de um elemento que retém as propriedades desse elemento.

Elétron: Uma partícula subatômica carregada negativamente, encontrada no espaço ao redor do núcleo.