

DISCIPLINA

Arquitetura Atômica e Molecular

# Tabela periódica dos elementos

Autores

Ótom Anselmo de Oliveira  
Joana D'Arc Gomes Fernandes



aula

06

## **Governo Federal**

### **Presidente da República**

Luiz Inácio Lula da Silva

### **Ministro da Educação**

Fernando Haddad

### **Secretário de Educação a Distância – SEED**

Ronaldo Motta

## **Universidade Federal do Rio Grande do Norte**

### **Reitor**

José Ivonildo do Rêgo

### **Vice-Reitor**

Nilsen Carvalho Fernandes de Oliveira Filho

### **Secretária de Educação a Distância**

Vera Lúcia do Amaral

### **Secretaria de Educação a Distância- SEDIS**

#### **Coordenadora da Produção dos Materiais**

Célia Maria de Araújo

#### **Coordenador de Edição**

Ary Sergio Braga Olinisky

#### **Projeto Gráfico**

Ivana Lima

#### **Revisores de Estrutura e Linguagem**

Eugenio Tavares Borges

Marcos Aurélio Felipe

Pedro Daniel Meirelles Ferreira

## **Revisoras de Língua Portuguesa**

Janaina Tomaz Capistrano

Sandra Cristinne Xavier da Câmara

### **Ilustradora**

Carolina Costa

### **Editoração de Imagens**

Adauto Harley

Carolina Costa

### **Diagramadores**

Mariana Araújo Brito

### **Adaptação para Módulo Matemático**

Thaís Maria Simplicio Lemos

### **Imagens Utilizadas**

Banco de Imagens Sedis (Secretaria de Educação a Distância) - UFRN

Fotografias - Adauto Harley

MasterClips IMSI MasterClips Collection, 1895 Francisco Blvd,

East, San Rafael, CA 94901, USA.

MasterFile – [www.masterfile.com](http://www.masterfile.com)

MorgueFile – [www.morguefile.com](http://www.morguefile.com)

Pixel Perfect Digital – [www.pixelperfectdigital.com](http://www.pixelperfectdigital.com)

FreeImages – [www.freeimages.co.uk](http://www.freeimages.co.uk)

FreeFoto.com – [www.freefoto.com](http://www.freefoto.com)

Free Pictures Photos – [www.free-pictures-photos.com](http://www.free-pictures-photos.com)

BigFoto – [www.bigfoto.com](http://www.bigfoto.com)

FreeStockPhotos.com – [www.freestockphotos.com](http://www.freestockphotos.com)

OneOddDude.net – [www.oneodddude.net](http://www.oneodddude.net)

Stock.XCHG - [www.sxc.hu](http://www.sxc.hu)

Divisão de Serviços Técnicos

Catálogo da publicação na Fonte. UFRN/Biblioteca Central “Zila Mamede”

---

Oliveira, Ótom Anselmo de

Arquitetura atômica e molecular / Ótom Anselmo de Oliveira, Joana D’arc Gomes  
Fernandes – Natal (RN) : EDUFRN – Editora da UFRN, 2006.  
280 p.

ISBN 85-7273-278-0

1. Ligações químicas. 2. Modelos atômicos. 3. Tabela periódica. I. Fernandes, Joana  
D’arc Gomes. II. Título.

RN/UFR/BCZM 2006/18

CDU 541

CDD 541.5

---

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte deste material pode ser utilizada ou reproduzida sem a autorização expressa da UFRN - Universidade Federal do Rio Grande do Norte.

# Apresentação

**N**as aulas anteriores, você analisou algumas das idéias e experiências que levaram os cientistas a esclarecer muitos aspectos relativos à estrutura dos átomos. Nas análises realizadas, você deve ter percebido que muitos elementos apresentam configurações eletrônicas nos níveis de mais alta energia semelhantes e que essa característica faz tais elementos apresentarem propriedades parecidas.

Estes são conhecimentos desenvolvidos nos século XX, Mas, antes disso, os químicos já haviam observado que muitos elementos apresentavam propriedades muito parecidas que se repetiam periodicamente, à medida que os seus pesos atômicos iam aumentando. Com isso, eles começaram a organizar os elementos em grupos que vieram a constituir a **tabela periódica**, a qual se converteu num dos instrumentos mais conhecidos para a compreensão dos princípios gerais que regem a Química e um dos mais úteis em atividades nas quais se precise utilizar as propriedades dos elementos.

Procurando refazer o caminho seguido na construção desse instrumento tão útil para quem, de alguma maneira, lida com a Química, partindo de algum interesse interpretativo, nesta aula, estudaremos como foi construída a tabela periódica.

## Objetivos

Ao final desta aula, você estará habilitado a:

- 1** interpretar os fundamentos usados na construção da **tabela periódica**;
- 2** compreender as regras de comportamento de cada propriedade dos elementos;
- 3** utilizar as informações contidas na tabela em suas atividades como estudantes de Química.



# Aspectos gerais

A **tabela periódica** pode ser definida como uma forma de agrupamento dos elementos químicos de acordo com as suas propriedades.

Na construção da tabela, os elementos são listados na ordem crescente dos seus números atômicos e distribuídos em sete linhas horizontais, conhecidas como **períodos**. Nessas linhas, o número de prótons ou de elétrons varia de uma unidade de um elemento para o seguinte.

Como consequência da forma em que os períodos são sobrepostos, ocorre a formação de dezoito linhas verticais (ou colunas), denominadas **grupos**, nos quais os elementos apresentam propriedades semelhantes entre si.

Esses grupos, mediante norma adotada pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), são identificados pelos números de 1 a 18<sup>(a)</sup>, embora existam outros sistemas de identificação utilizados na União Européia<sup>(b)</sup> e nos Estados Unidos<sup>(c)</sup>, apresentados na Figura 1.

Período	Grupos ou Famílias																		
	(a)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	(b)	IA	IIA	IIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	(c)	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII			IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	0
	Bloco s										Bloco p								
1																			
2																			
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			

  

Denominações dos grupos: oficializada pela IUPAC (a), Estados Unidos (b), na Europa (c).

Bloco f									
Elementos de transição interna									

**Figura 1** – Esquema geral das tabelas periódicas

Além dessa forma de identificação, devido a certas peculiaridades, alguns grupos ou conjuntos de grupos da tabela periódica recebem denominações específicas, tais como alcalinos, metais ou elementos de transição, gases nobres, entre outros, também ilustrados na Figura 1.

Em consequência da quantidade de propriedades que podem ser incluídas na tabela periódica e das regras gerais de comportamento químico ou físico elaboradas a partir dessas propriedades, a tabela periódica é um dos instrumentos mais usados pelos profissionais e estudantes de Química em suas atividades diárias.



## Aspectos históricos

Com o advento da Química Moderna, no século XVIII, os químicos começaram a observar que alguns elementos apresentavam propriedades semelhantes e logo perceberam a conveniência de organizá-los em grupos, de acordo com as suas características. Assim, quando Lavoisier publicou o seu livro **Traité Élémentaire de Chimie**, em 1790, já agrupou os vinte e dois elementos conhecidos na época de acordo com as suas propriedades químicas.

No início do século XIX, Dalton, usando sua teoria atômica, definiu a **massa atômica** como parâmetro para identificar os elementos, o que possibilitou avanços significativos nos estudos da Química.

Em trabalhos que se seguiram, logo foi observado que a listagem dos elementos a partir dos respectivos pesos atômicos mostrava que algumas propriedades se repetiam em intervalos constantes. Isso foi muito interessante porque, na época, já eram conhecidos cerca de trinta elementos e, com frequência, ocorriam novas descobertas, o que tornava conveniente agrupá-los para facilitar a sua descrição.

Assim, cientistas como J. W. Döbereiner (1817), A. B. de Chancourtois (1862) e J. Newlands (1866) começaram a esboçar agrupamentos de elementos, relacionando as propriedades observadas com as massas atômicas, não conseguindo, inicialmente, alcançar muito sucesso em termos de aplicações mais genéricas. Porém, em 1869, Lotar Meyer, na Alemanha, e Dimitri Ivanovich Mendeleev, na Rússia, (este com um trabalho mais completo, mostrado na Tabela 1), apresentaram classificações periódicas que se tornaram as reais precursoras das tabelas atuais.

**Tabela 1** – Tabela periódica de Mendeleev

Séries	Grupos															
	I		II		III		IV		V		VI		VI		VIII	
1		H														
		1,0														
2	Li		Be		B		C		N		O		F			
	7,0		9,4		11		12		14		16		19			
3		Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		
		23		24		27,3		28		31		32		35,5		
4	K		Ca		?		Ti		V		Cr		Mn		Fe, Co, Ni	
	39		40		44		48		51		52		55		56, 59, 58	
5		Cu		Zn		?		?		As		Se		Br		
		63		65		68		72		75		78		80		
6	Rb		Sr		?		Zr		Nb		Mo		?		Ru, Rh, Pd	
	85		87		88		90		94		96		100		104 104 106	
7		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		
		108		112		113		118		122		128		127		
8	Cs		Ba		?		?									
	133		137		138		140									
9																
			?		?		Ta		W						Os, Ir, Pt	
10																
			178		180		182		184						195 197 198	
11		Au		Hg		Tl		Pb		Bi						
		199		200		204		207		208						
12							Th						U			
							231						240			

Nessa tabela, os sessenta elementos conhecidos em 1869 já eram organizados em séries, que ficavam em linhas horizontais, e esse arranjo já determinava a formação de colunas verticais (os grupos) constituídas por elementos cujas propriedades eram semelhantes.

Um fato interessante foi o aparecimento de espaços vazios nas seqüências formadas, os quais, no entendimento de Mendeleiev, corresponderiam a espécies químicas ainda desconhecidas.

Mendeleiev chegou a prever as propriedades dessas espécies químicas e, quando elas foram descobertas, verificou-se que os valores de alguns parâmetros referentes a tais propriedades, também previstos por Mendeleiev, eram muito próximos dos dados experimentais encontrados, conforme se observa na Tabela 2.

**Tabela 2** – Dois elementos cujas propriedades foram previstas por Mendeleiev

Propriedades	Nomes iniciais e nomes atuais			
	Eka-alumínio <sup>a</sup>	Gálio <sup>b</sup>	Eka-silício <sup>a</sup>	Germânio <sup>b</sup>
Massa atômica	68	69,7	72	72,59
Densidade	5,9	5,94	5,5	5,47
Ponto de fusão	Baixo	30,15	Alto	937
Volume atômico			13 cm <sup>3</sup>	13,22 cm <sup>3</sup>
Cor			Cinza escuro	Cinza claro
<b>Óxido</b>	E <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	EO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
■ Cor			Branca	Branca
■ Acidez			Anfótera	Anfótera
■ Densidade			4,7 g.cm <sup>3</sup>	4,23 g.cm <sup>3</sup>
<b>Cloreto</b>			ECl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>
■ Ebulição			< 100 °C	84 °C
■ Densidade			1,9 g.cm <sup>3</sup>	1,84 g.cm <sup>3</sup>

(<sup>a</sup>) Previsões por Mendeleiev

(<sup>b</sup>) Dados reais

A tabela de Mendeleiev não incluía os gases nobres porque estes ainda não eram conhecidos. Porém, após serem descobertos, não houve dificuldade em colocá-los numa nova coluna, sem criar conflito para a funcionalidade da tabela.



## Atividade 1

1

Faça um resumo das tentativas de agrupamento dos elementos, em função das respectivas propriedades que precederam a tabela periódica moderna.

2

Baseado em que Mendeleev previu a existência dos elementos de pesos atômicos 44, 68, 72 e 100, ainda desconhecidos, quando ele organizou a sua tabela periódica?

3

Descreva como Mendeleev conseguia prever propriedades de elementos ainda desconhecidos e apresente dois exemplos dessas previsões.

4

Nas primeiras tabelas construídas, as propriedades de alguns elementos eram diferentes das observadas em outros elementos de um mesmo grupo. O que provocava essa anomalia e como Mendeleev resolveu tal problema?

## A tabela periódica moderna

Conforme vimos na primeira aula, Thomson havia observado que átomos de massas diferentes podiam corresponder a um mesmo elemento e, em 1913, Soddy denominou essas espécies de **isótopos**. No mesmo ano, Moseley, através da espectroscopia de raios X, mostrou que, ao invés da massa atômica, o número atômico ( $Z$ ) seria o parâmetro adequado para identificar cada elemento. Com isso, logo os químicos perceberam que esse número deveria ser o referencial para expressar a lei periódica, a qual passou a ser enunciada na forma:

Quando os elementos químicos são agrupados na ordem crescente dos respectivos números atômicos, observam-se repetições periódicas de várias das suas propriedades.

Usando-se esse critério, a tabela periódica foi reorganizada, corrigindo-se algumas falhas no posicionamento dos elementos causadas por inversões nas massas atômicas em relação aos números atômicos. Como exemplo, pode ser citada a série ferro, cobalto e níquel, que, pela seqüência dos números de massa, seria  $^{56}\text{Fe}$ ,  $^{58}\text{Ni}$  e  $^{59}\text{Co}$  e, pelo critério do número atômico, passou a ser  $_{26}\text{Fe}$ ,  $_{27}\text{Co}$  e  $_{28}\text{Ni}$ . A descoberta de Moseley também levou à previsão de espaços vazios na tabela periódica, que foram preenchidos com a descoberta de novos elementos.

Posteriormente, com a definição das configurações eletrônicas dos elementos, a tabela periódica evoluiu para a forma atual, sendo **definida em função dos números atômicos e das configurações eletrônicas dos elementos**.

Para ser mais exato, deve-se ressaltar que, usando-se esses critérios, as tabelas deveriam ser formatadas conforme é ilustrado na Figura 2: na **forma estendida da tabela**. Porém, isso não é feito, para que se possa economizar espaço, mantendo-se as notações com dimensões legíveis para os usuários. É por tal razão que os **metais de transição interna** são colocados em duas linhas abaixo do corpo principal da tabela.

<b>Períodos</b>													
1													
2													
3													
4													
5													
6													
7													
<b>Blocos</b>	s	f										d	p
<b>Elementos por período</b>	2	14										10	6

**Figura 2** – Forma estendida da tabela periódica

Os critérios usados na distribuição dos elementos (tendo como referências os números atômicos e as configurações eletrônicas) determinam o aparecimento dos sete períodos, dos dezoito grupos e do bloco dos metais de transição interna, que é a forma de apresentação mais utilizada atualmente.

O aparecimento dos sete períodos decorre da existência de orbitais  $s$  ou  $s$  e  $p$  nas camadas de valência, com os números quânticos principais 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7, que são preenchidos ao longo de cada período. Assim, no **primeiro período**, temos apenas o **hidrogênio** e o **hélio**, cujo orbital de valência é o  $1s$ ; no **segundo**, temos os elementos do **lítio** ao **neônio**, e os orbitais de valência são o  $2s$  e o  $2p$ . Nos períodos seguintes, temos, sucessivamente, como orbitais de valência de maior número quântico principal,  $3s$  e  $3p$ ,  $4s$  e  $4p$ ,  $5s$  e  $5p$ ,  $6s$  e  $6p$  e, por fim,  $7s$  e  $7p$ .

Essa distribuição faz com que, em cada grupo, o número quântico principal mais elevado varie de uma unidade de um elemento para o seguinte e, simultaneamente, que os tipos de orbitais de valência em cada grupo sejam os mesmos. Além disso, as distribuições eletrônicas em cada grupo são iguais para todos os elementos ou, pelo menos, para algum dos seus íons.

A tabela também pode ser dividida em **blocos**,  $s$ ,  $p$ ,  $d$  e  $f$ , correspondentes aos orbitais que estão sendo ocupados. Assim, os metais alcalinos e alcalinos terrosos formam o **bloco s**, porque neles são preenchidos os **orbitais s**. Pela mesma razão, os metais de transição juntamente com os elementos do grupo 10 formam o **bloco d** e os elementos que ficam à esquerda na tabela periódica formam o **bloco d**. Por fim, os **lantânídeos** e os **actínídeos**, chamados de **metais de transição interna**, formam o **bloco f**.

Esses últimos, juntamente com o **escândio**, **ítrio** e o **lantânio**, também são conhecidos como **terras raras**, pelo fato de não existirem na forma elementar e serem de difícil extração a partir dos minerais, parecendo, a princípio, serem raros na natureza. Hoje, sabe-se que tais elementos são razoavelmente abundantes na crosta terrestre, tendo muitas aplicações no cotidiano como constituintes de vidros coloridos, pedras para isqueiros e células fotoelétricas; como fonte de energia em baterias ou usinas nucleares; além do uso (não edificante) em armas de alto poder de destruição.

O hidrogênio e o hélio, únicos elementos do primeiro período, apresentam particularidades que devem ser discutidas. Pode-se verificar, por exemplo, que o hidrogênio tem apenas um elétron no orbital  $1s$ , e é colocado no **grupo 1**, junto com os alcalinos. Porém, suas propriedades são muito diferentes quando observadas nos demais elementos desse grupo. Além disso, para completar sua camada de valência, ele precisa de apenas um elétron, assemelhando-se aos constituintes do **grupo 17**.

Já o hélio, pelo critério da configuração eletrônica, deveria ficar no bloco  $s$ . Mas, pelo seu comportamento como elemento inerte, é colocado no **grupo 18**, junto aos demais gases nobres, como se pertencesse ao **bloco p**. Uma justificativa para esse posicionamento é o fato do **hélio**, assim como todos os elementos do **grupo 18**, apresentar a camada de valência completa.

Os constituintes dos blocos  $s$  e  $p$  são conhecidos, também, como **elementos representativos**, em função da similaridade entre muitas propriedades decorrentes do caráter regular das suas configurações eletrônicas. Entre esses elementos, o número de elétrons de valência dos integrantes do **bloco  $s$**  corresponde ao número do grupo. Assim, os elementos do **grupo 1** possuem um elétron nos orbitais  $s$  de valência ( $ns^1$ ), enquanto os do **grupo 2** têm dois elétrons nesses orbitais ( $ns^2$ ).

Para os constituintes do **bloco  $p$** , basta subtrair dez do número do grupo para se saber o número de elétrons  $p$ . Portanto, nos **grupos 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17 e 18**, existem, respectivamente, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 e 8 elétrons nos orbitais  $p$ . Ou seja: as configurações eletrônicas  $p$  são as seguintes:  $np^1$ ,  $np^2$ ,  $np^3$ ,  $np^4$ ,  $np^5$ ,  $np^6$ ,  $np^7$  e  $np^8$ .

Os elementos que possuem elétrons nos orbitais  $d$  ou  $f$ , sem preenchê-los completamente, seja na forma atômica ou iônica, recebem a denominação de **elementos de transição**, devido à possibilidade de transições eletrônicas entre orbitais  $d$  ou  $f$  de um mesmo nível.

Orbitais de um mesmo subnível de átomos ou íons monoatômicos isolados apresentam energias iguais entre si. Porém, se esses átomos ou íons estiverem combinados formando compostos ou íons complexos, os subníveis podem se desdobrar em conjuntos de orbitais de energias diferentes. Assim, os **orbitais  $d$**  de um dado átomo num composto octaédrico se desdobram em dois conjuntos de orbitais de energias diferentes. Isso possibilita que elétrons estabilizados no conjunto de orbitais de menor energia façam **transição** para o conjunto de maior energia, se excitados, por exemplo, por radiações eletrônicas de certos comprimentos de onda. Essa é a razão para o termo **elementos de transição**. Mas, não se preocupe muito com as condições para a ocorrência desse fenômeno (as transições) agora, pois tal assunto será estudado na disciplina **Diversidade Química do Ambiente**.

Os elementos do **grupo 10**, mesmo sendo do bloco  $d$ , têm características semelhantes aos representativos pelo fato dos seus orbitais  $d$  estarem totalmente preenchidos, impedindo-os de se comportarem como metais de transição.

O comprimento de cada período, conforme a Figura 1, é determinado pelo número de elétrons que podem ser colocados até completar o orbital de maior número quântico principal da camada de valência.

Desse modo, o **primeiro período** só tem dois elementos (H e He), pois o único orbital dessa camada (orbital  $1s$ ) só comporta até dois elétrons. O **segundo** dispõe dos orbitais  $2s$  e  $2p$  e é constituído por oito elementos, sendo dois integrantes do **bloco  $s$** , mais os cinco

mais os cinco primeiros elementos representativos e o Ne. O **terceiro**, por sua vez, também é composto por oito elementos, uma vez que os orbitais  $3d$ , pelo princípio de construção, só são preenchidos após o orbital  $4s$ .

Já o **quarto período** é formado por dezoito elementos, pois ao longo dele são preenchidos os orbitais  $3d$ ,  $4s$  e  $4p$ . O **quinto** também é composto por dezoito elementos, formados com o preenchimento dos orbitais  $4d$ ,  $5s$  e  $5p$ . O **sexto**, por 32 elementos, devido ao preenchimento dos orbitais  $4f$ ,  $5d$ ,  $6s$  e  $6p$ . E, finalmente, o **sétimo período** pode conter também 32 elementos, pois nele devem ser preenchidos os orbitais  $5f$ ,  $6d$ ,  $7s$  e  $7p$ . Isso daria um total de 118 elementos que poderiam existir para completar a tabela periódica, incluindo o sétimo período, porém, até agora, apenas os 92 elementos naturais e os 22 produzidos artificialmente foram identificados.

Um ponto em comum entre os elementos do **bloco  $f$**  é a existência de dois elétrons nos orbitais  $6s$  (nos lantanídeos) ou nos  $7s$  (nos actinídeos). Ou seja: configuração  $ns^2$ . Outro ponto em comum é que as diferenças de energia entre os orbitais dos subníveis  $nf$  e  $(n-1)d$  são muito pequenas, provocando várias alternâncias na seqüência de preenchimento desses orbitais, conforme pode ser visto na Tabela 4, da aula 5 (**A configuração eletrônica dos átomos**). Esses dois fatos tornam as propriedades químicas dos lantanídeos e dos actinídeos muito parecidas, predominando o estado de oxidação  $3+$  nos seus compostos.

Por fim, poderia se dizer que: 1) genericamente, os elementos podem ser classificados como metálicos e não-metálicos (ou ametálicos); 2) na tabela periódica, os metais estão posicionados no lado esquerdo e correspondem a cerca de 80% dos elementos químicos; 3) os não-metais são o hidrogênio e mais os dezessete elementos colocados no lado direito da tabela; e 4) os elementos boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio estão na fronteira entre os dois grupos citados e, freqüentemente, são classificados como semi-metais ou metalóides. Vale destacar, porém, que o comportamento metálico ou ametálico é relativo, dependendo do ambiente químico em que o elemento se encontra.

Na próxima aula, estudaremos as propriedades periódicas. Veremos que a periodicidade nas propriedades dos elementos é influenciada diretamente pelas configurações eletrônicas dos átomos nos orbitais de valência.





## Atividade 2

1

Agora que você analisou parte do caminho percorrido na construção da tabela periódica, relate seu entendimento sobre a evolução desse instrumento.

2

Descreva a contribuição de Moseley para o desenvolvimento da tabela periódica.

3

Quais elementos de **transição *d*** compõem a 1<sup>a</sup>, 2<sup>a</sup> e 3<sup>a</sup> séries de transição?

4

Quais são os elementos que compõem a série dos lantanídeos? Apesar do lantânio não possuir elétrons *f*, ele é o primeiro elemento da série. Por que o lantânio faz parte dela?

5

Quais são os elementos químicos que foram produzidos artificialmente?

6

Reflita mais um pouco sobre a classificação dos elementos na tabela periódica e responda: tem sentido classificar um grupo de elementos como semi-metais (ou metalóides)?

# Resumo

Nesta aula, estudamos que, em 1869, após algumas tentativas feitas por outros químicos, Meyer e Mendeleev, fundamentados nas semelhanças entre várias propriedades dos elementos, apresentaram as classificações periódicas que se tornaram as precursoras das tabelas atuais. Na época, eram conhecidos sessenta elementos, que foram organizados em linhas horizontais superpostas – arranjo que já determinava a formação de colunas verticais, as quais passaram a ser conhecidas como grupos. Posteriormente, Moseley mostrou que cada elemento é caracterizado por número atômico ( $Z$ ), o qual deveria ser o referencial para expressar a lei periódica. Isso consolidou a seqüência dos elementos na tabela periódica, embora se saiba hoje que as configurações eletrônicas dos orbitais de valência dos elementos sejam fundamentais para a caracterização dos **grupos** e dos **períodos**. Vimos que por essa última razão, a tabela pode ser dividida em **bloco**  $s$ ,  $p$ ,  $d$  e  $f$  correspondentes aos orbitais que estão sendo ocupados. Dessa forma, os metais alcalinos e alcalinos terrosos formam o **bloco**  $s$ , os metais de transição juntamente com os elementos do grupo 10 formam o **bloco**  $d$  e os elementos que ficam à esquerda na tabela periódica formam o **bloco**  $p$ . Por fim, os **lantânídeos** e os **actinídeos**, chamados de **metais de transição interna**, formam o **bloco**  $f$ , concluindo nossa aula sobre a tabela periódica dos elementos.

## Auto-avaliação

- 1** Por que Mendeleev, na sua versão original da tabela periódica, deixou espaços vazios? Como ele previu as propriedades dos elementos que deveriam ocupar esses espaços?
- 2** Qual propriedade dos átomos Mendeleev usou para ordenar os elementos na sua proposta de tabela periódica?
- 3** Os itens **a** e **b** estão relacionados com os seguintes elementos: Ba ( $Z= 38$ ), Ge ( $Z= 32$ ), Nb ( $Z= 41$ ), Br ( $Z= 35$ ) e Xe ( $Z = 54$ ).
  - a)** Escreva a configuração eletrônica do estado fundamental dos átomos desses elementos e escreva a qual grupo e período cada um deles pertence.
  - b)** Identifique os metais e os não-metais entre esses elementos.

**4**

Sem recorrer à tabela periódica, escreva a configuração eletrônica dos seguintes elementos e dê o número de elétrons desemparelhados de cada um deles:

- a) sétimo elemento da primeira série de transição;
- b) o elemento localizado no quinto período do grupo 13;
- c) o segundo elemento da série dos lantanídeos.

**5**

Analise os blocos de elementos da tabela periódica e descreva as características comuns aos elementos classificados como metais e como não-metais.

## Referências

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química: a matéria e suas transformações**. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. **Química**. São Paulo: Prentice Hall, 2003.

J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário**. 4.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1993.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2003.









Secretaria de  
Educação a Distância

Ministério  
da Educação

