

# CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS (I)

## 4 aula

### META

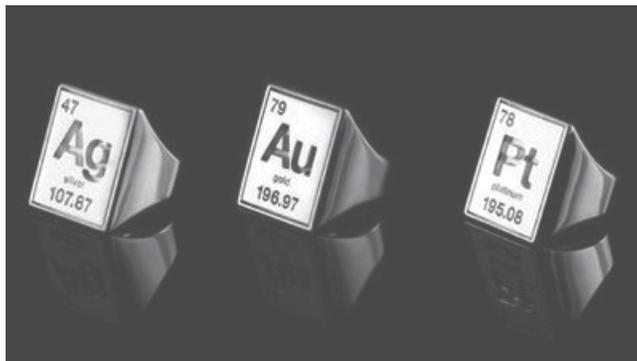
Apresentar, através da configuração eletrônica, propriedades físicas e químicas dos elementos químicos.

### OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá: reconhecer que a tabela periódica classifica os elementos em função dos números atômicos; reconhecer que a configuração eletrônica determina as propriedades dos elementos e que os elétrons de valência influenciam diretamente as propriedades dos elementos representativos; e distinguir os períodos e grupos ou famílias dos elementos.

### PRÉ-REQUISITOS

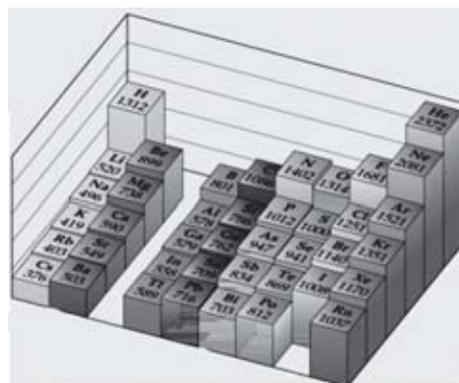
A configuração eletrônica dos elementos.



(Fonte: <http://www.muitofirme.net>).

	Ir	V/			
	Pt		W	Ir	Re
	Re				Au
Au				Os	
Ir	Os	Re		Au	
		Au	Os	Re	

(Fonte: <http://www.inova.unicamp.br>).



Por volta dos séculos XVIII e XIX, quando ainda não tinham sido descobertos os prótons e elétrons, os químicos fizeram algumas tentativas para classificar os elementos químicos que eram conhecidos.

## INTRODUÇÃO

Em 1869, Dimitri Ivanovitch Mendeleev (1836-1907), químico russo da Universidade de São Petersburgo, concebeu o trabalho mais importante sobre classificação periódica. Ele desenvolveu uma tabela periódica com base no fato de que as propriedades dos elementos se repetiam em intervalos regulares à medida que a massa atômica aumentava. Com base nessa observação, Mendeleev organizou os 63 elementos químicos conhecidos nessa época em uma tabela de modo que, nas fileiras horizontais, os elementos fossem dispostos em ordem crescente de massa atômica. Elementos com propriedades semelhantes eram arrumados em fileiras verticais ou grupos, também chamados de famílias. Nesta aula portanto, estudaremos sobre a tabela periódica.



Dimitri Mendeleev em seu escritório (Fonte: <http://www.spbu.ru>).

Na tabela periódica atual, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, e não de massa atômica. Essa disposição tem como base a Lei da Periodicidade Química: “As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos, e não de suas massas atômicas”.

Em 1913, Henry Moseley (1887-1915), um físico inglês, descobriu que, com algumas exceções, a ordem crescente de massa atômica corresponde à ordem crescente de número atômico. A consequência de organizar uma tabela periódica onde os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico e não de massa atômica, é que, quando comparadas, apresentam algumas inversões. Uma dessas inversões ocorre entre o cálcio e o argônio. Consultando uma tabela periódica, verificamos que o argônio tem massa atômica 39,948 e número atômico 18, e o cálcio massa atômica 40,78 e número atômico 20. De acordo com esses dados, na tabela de Mendeleev, o argônio deveria ficar antes do cálcio, na tabela de Moseley, depois.

Apesar de, na tabela periódica atual, os elementos estarem dispostos em ordem crescente de número atômico, o trabalho de Mendeleev é considerado um dos mais importantes da história da química. Mendeleev foi capaz de prever propriedades dos elementos que no futuro seriam descobertos. Quando um elemento não era conhecido, ele deixava um espaço vazio em uma coluna da sua tabela. Por exemplo, foi deixada uma lacuna abaixo do alumínio que deveria ser ocupada por um elemento que, quando descoberto, deveria ter as mesmas propriedades do elemento que se situava acima dele. Em 1863, portanto, 4 anos mais tarde, foi descoberto o gálio e suas propriedades previstas foram confirmadas.

A tabela periódica atual encontra-se mostrada na figura 1 e nos fornece inúmeras informações. Os elementos são classificados como *metal*, *não-metal* e *semi-metal*. Os elementos metálicos se encontram-se do lado esquerdo da tabela periódica e são separados dos não-metais, situados do lado direito da tabela peri-

## TABELA PERIÓDICA

ódica, por uma linha diagonal em forma de escada. Os elementos B, Si, Ge, As, Sb, Te e Po, adjacentes a essa diagonal, são chamados de semi-metais por possuírem propriedades típicas de metais e não-metais. As linhas horizontais são chamadas de *períodos*, e as verticais de *grupo* ou, algumas vezes, de *família*. Os principais grupos ou famílias são: grupo 1A, família dos *metais alcalinos*, grupo 2A, *alcalinos terrosos*; 6A, *calcogênios*, 7A *halogênios*; e grupo 8A, ou grupo 0, *gases nobres*.

The periodic table is organized into groups (1A to 8A) and periods (1 to 7). It includes the lanthanide series (elements 57-71) and the actinide series (elements 89-103). A legend at the bottom identifies element types: Metals (shaded), Non-metals (white), Semi-metals (diagonal), and Gases (white with a dot). It also indicates physical states: Solids (black), Gaseous (white with a dot), Liquids (white with a horizontal line), and Artificials (white with a vertical line). Finally, it shows application: Pure element (black square) and Compound or mixture (white square with a dot).

Figura 1. Tabela periódica atual.

Normalmente, uma tabela periódica moderna mostra o símbolo do elemento com o seu número atômico que também indica o número de elétrons do átomo do elemento. As configurações eletrônicas dos elementos químicos e a tabela periódica ajudam em muitos casos a prever, com considerável acerto, as propriedades periódicas de qualquer elemento.

Lembre-se de que, na tabela periódica atual, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico.

## VARIAÇÃO PERIÓDICA DAS PROPRIEDADES FÍSICAS

As propriedades químicas e físicas dos átomos dos elementos químicos dependem da configuração eletrônica. Propriedades físicas como tamanho dos átomos e dos íons, podem muito bem ser explicadas com base no arranjo dos elétrons nos átomos.

Antes de examinarmos como variam as propriedades físicas dos elementos dentro de um grupo ou de um período, vamos entender o significado de “carga nuclear efetiva”,  $Z_{ef}$ , que é a carga nuclear experimentada por um determinado elétron em um átomo, modificada pela presença de outros elétrons.

Os elétrons mais externos de um átomo, chamados de *elétrons de valência*, são os principais responsáveis pelo comportamento físico e químico por serem mais reativos. Quanto menor for a influência da força atrativa do núcleo, positivamente carregado, sobre os elétrons de valência, mais reativo será o elemento. A presença de elétrons entre o núcleo de um átomo e os elétrons de valência reduz essa atração eletrostática. O conceito de carga nuclear efetiva leva em conta a influência dos elétrons de blindagem, aqueles elétrons que se encontram entre o núcleo e os elétrons de valência, nas propriedades periódicas.

### RAIO ATÔMICO

Pelo fato de um orbital não possuir uma fronteira bem definida além da qual um elétron não pode transpor, medir o tamanho de um átomo não é uma tarefa das mais fáceis. Note que os elétrons estão em contínuo movimento e, portanto, não se encontram a uma distância bem definida do núcleo que permitisse a sua medida. Experimentalmente leva-se em consideração que o tamanho de um átomo é o volume que contém em torno de 90% da população de

elétrons. Raio atômico é igual à metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos.

Na figura 2, são mostrados alguns valores de raios atômicos, medidos em picômetros ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ ). Podemos observar que os raios atômicos crescem nos períodos, as fileiras horizontais, da direita para esquerda e nos grupos, as fileiras verticais, de cima para baixo.

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 32							He 50
Li 152	Be 112	B 98	C 91	N 92	O 73	F 72	Ne 70
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 132	P 128	S 127	Cl 99	Ar 98
K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 137	As 139	Se 140	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 166	Sn 162	Sb 159	Te 160	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222	Tl 171	Pb 175	Bi 170	Po 164	At 142	Rn 140

Figura 2: Raio atômico de alguns elementos representativos.

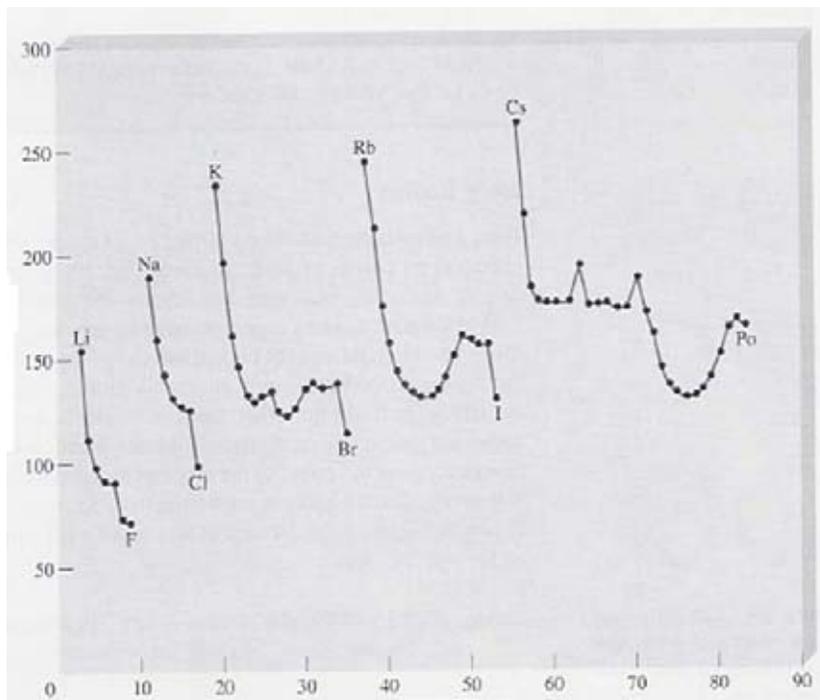


Figura 3: Raios atômicos, em picômetros, em função de seus números atômicos.

A tendência das variações dos raios atômicos na tabela periódica pode ser relacionada em termos de *carga nuclear efetiva*,  $Z_{ef}$ , experimentada por um elétron na camada externa de um átomo.

$$Z_{ef} = Z - S$$

Onde:  $Z$  é a carga nuclear real, isto é, o número atômico;  $S$  é a constante de blindagem, isto é, o número de elétrons entre o elétron exterior e o núcleo. Os valores obtidos dessa maneira são valores aproximados que servirão para o nosso nível de aprendizado.

A seguir, apresentamos uma série de exemplos de cálculo da  $Z_{ef}$  aproximada. Nesses exemplos, foram escolhidos elementos de uma mesma fileira horizontal, Na, Mg e Al, e elementos de uma mesma fileira vertical, Li, Na e K.

Elétrons em um nível de energia externo não são efetivamente blindados da força atrativa do núcleo por elétrons desse

mesmo nível. Por exemplo, um elétron  $3s$  do alumínio não é blindado por um elétron  $3p$ , pois estão à mesma distância do núcleo. Somente aqueles elétrons nos níveis completos internos ( $1s2s2p$ ) são efetivos na redução da carga positiva sentida pelos elétrons externos no alumínio.

### Exemplos:

Elementos	Z	S	$Z_{ef}(\text{aprox})$
${}^3\text{Li}: 1s^2 2s^1$	3	$2 = 2$	$3 - 2 = 1$
${}^{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	11	$2 + 2 + 6 = 10$	$11 - 10 = 1$
${}^{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12	$2 + 2 + 6 = 10$	$12 - 10 = 2$
${}^{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	13	$2 + 2 + 6 = 10$	$13 - 10 = 3$
${}^{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	19	$2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$	$19 - 18 = 1$

Os elementos Na, Mg e Al pertencem ao mesmo período, e a carga nuclear efetiva aumenta em um período da tabela periódica da esquerda para a direita. Quanto maior for a carga nuclear efetiva, mais forte será a força atrativa sobre um elétron externo. À medida que essa força cresce, o elétron aproxima-se mais do núcleo e o raio atômico diminui.

Quando nos movemos para baixo em um grupo da tabela periódica, nesse exemplo Li, Na e K, a carga nuclear efetiva permanece aproximadamente constante. Como a distância do elétron ao núcleo cresce com o aumento do número quântico principal, o raio atômico também cresce.

### Exemplo 1.

Com base na carga nuclear efetiva aproximada, coloque em ordem crescente de tamanho de raio atômico, os átomos Be, Li e C.

Resolução: para determinar a  $Z_{ef}$  aproximada, precisamos consultar os números atômicos na tabela periódica para escrever a configuração eletrônica.



Quanto maior  $Z_{ef}$ , menor o raio atômico. Portanto, a ordem crescente é:  $Li < Be < C$ .

Para átomos com mais de três elétrons, os elétrons da camada mais externa só são efetivamente blindados pelos elétrons de camadas internas. Observe o exemplo do C, em que os elétrons  $2s$  não servem para blindar os elétrons mais externos  $2p$  porque se encontram na mesma camada ou na mesma distância do núcleo.



## ATIVIDADES

1. Quem possui maior raio atômico: N ou F?

Resposta: N (Ver resolução exemplo 1.)

2. Arranje os seguintes átomos em ordem crescente de raio atômico: O, S, F.

Resposta:  $F < O < S$

A tabela periódica atual é resultado de estudos inicialmente desenvolvidos por volta do século XVIII. O trabalho mais importante sobre classificação periódica, disposição dos elementos com propriedades semelhantes em fileiras verticais, foi desenvolvido por um químico russo de nome Mendeleev. Na tabela atual, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico. Propriedades físicas periódicas, como raio atômico, podem ser previstas e explicadas com base na configuração eletrônica dos elementos. O elétrons de valência influenciam diretamente nas propriedades dos elementos representativos.

## CONCLUSÃO

## RESUMO



Na tabela periódica atual, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico. Como sabemos, o número atômico de um elemento corresponde ao seu número de elétrons. Portanto, na tabela periódica atual os elementos também se encontram dispostos segundo a sua configuração eletrônica. As propriedades dos elementos representativos são influenciadas pela sua configuração eletrônica. Uma propriedade é dita periódica quando aumenta e diminui com o aumento do número atômico. Raio atômico é uma propriedade periódica porque aumenta quando nos deslocamos de cima para baixo em um grupo e diminui quando nos deslocamos da esquerda para a direita em um período.

## PRÓXIMA AULA



Na próxima aula, vamos continuar o estudo da classificação periódica.

## REFERÊNCIAS

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

CHANG, Raymond. **Química 1**. Trad. Maria José Ferreira Rebelo. 8 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 2005.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.