DIAGRAMA MAGNÉTICO PARA O ENSINO DOS NÚMEROS QUÂNTICOS E A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

MAGNETIC DIAGRAM FOR THE TEACHING OF QUANTIC NUMBERS AND ELECTRONIC ARRANGEMENT

Pereira*, F. C.; Lima, F. J. S.; Silva, A. O.

Instituto de Química – Centro de Ciências Exatas e da Terra
Universidade Federal do Rio Grande do Norte – UFRN.
CP 1524, CEP: 59072-970.
Natal – RN, Brasil.

*Autor correspondente:
e-mail: claucece@ufrnet.br

Received 03 July 2014; received in revised form 01 August 2014; accepted 02 August 2014

RESUMO

O presente trabalho descreve a construção de um diagrama magnético, para o ensino dos números quânticos e a distribuição eletrônica convencional, ao nível do ensino médio. O emprego de pequenos pedaços de peças de ímã permite a representação dos elétrons, o que possibilita trabalhar todos os elementos químicos da tabela periódica oficial, facilitando uma exposição clara, e aprimorando a compreensão dos alunos sobre a disposição eletrônica em cada átomo de uma forma dinâmica. A breve visualização de cada elétron possibilita trabalhar o número atômico (Z), o período e a família para cada elemento, além do nível e do subnível de energia.

Palavras-chave: *diagrama magnético, números quânticos, distribuição eletrônica.*

ABSTRACT

This paper describes the construction of a magnetic diagram, for the purpose of teaching quantic numbers and for conventional electronic arrangement, at the level of the medium teaching. The use of small pieces of magnet allows the representation of electrons, which enables us to work all the chemical elements of the periodic table, making a clear display easier, and improving the student's understanding, about electronic arrangement in each atom in a dynamic way. The brief visualization of each electron enables us to work the atomic number (Z), the period and family of each element, as well as the energy level and sub-level.

Keywords: magnetic diagram, quantic numbers, electronic arrangement.

INTRODUÇÃO

O atual modelo da estrutura atômica tem sido lentamente construído, a partir de contribuições isoladas de diferentes linhas de raciocínio, cuja iniciativa, remota do início do século XX. Dentre uma gama de trabalhos de grande relevância destacam-se os esforços pioneiros de Ernest Rutherford (1871 – 1937) e colaboradores. O escopo preliminar deste estudo desejava inferir, se a proposta inicial de Joseph John Thomson (1856-1940), condizia com a realidade. (Mahan e Myers, 1995, Rozenberg, 2002). Os resultados dos trabalhos de Rutherford foram empregados pelo físico dinamarquês Niels Henrik David Bohr (1885 – 1962), que, conhecendo previamente os trabalhos de Max Karl Ernst Ludwig Planck (1858 – 1947), sobre a interação da energia radiante com a matéria, e o efeito fotoelétrico observado por Albert Einstein (1879 – 1955), inicia seus estudos voltados para definir o sistema eletrônico proposto por Rutherford.

Neste período, Johann Jakob Balmer (1825 – 1898), Theodore Lyman (1874 – 1954), Louis Karl Heinrich Friedrich Paschen (1865 – 1947) e outros, já haviam observado raias espectrais nas regiões do ultra-violeta e no infravermelho no átomo de hidrogênio. Surgem, assim, as primeiras considerações quânticas que deverão reger as futuras inferências atômicas (Pimentel, 1981).

Em 1913, Bohr apresenta a comunidade científica, o primeiro modelo atômico físico-matemático de sucesso na época, tomando como base o modelo atômico de Rutherford. Usando a teoria quântica clássica de Planck, o efeito fotoelétrico de Einstein, as equações de Coulomb e um conjunto de postulados, representa o átomo, como sendo um sistema semelhante ao sistema planetário, no qual, sob a atração do núcleo, situado no centro, orbitavam os elétrons, em trajetórias circulares, com raio e velocidades bem definidas (Lee, 2000).

A teoria correntemente aceita, que explica o comportamento dos elétrons em torno de um núcleo, é a chamada mecânica ondulatória, que tem as suas raízes nas hipóteses de Louis-Victor-Pierre-Raymond (Louis de Broglie) (1892 – 1987). De acordo com este pesquisador, certas

propriedades da luz, tais como a sua dispersão em um prisma, pode ser compreendida pela idéia de que a mesma viaja em ondas. Outra, como o efeito fotoelétrico, indica que a luz é constituída de partículas chamadas de fótons. A conciliação destas duas imagens originou o conceito de “onda de matéria” ou princípio da dualidade. A física Newtoniana está relacionada, principalmente, à natureza corpuscular da matéria; a natureza ondulatória tornar-se-ia significativa, somente no caso de uma partícula. Nasce, então, a mecânica quântica ondulatória. (O’Connor, 1977; Quagliano e Vallarino, 1973; Garritz e Chamizzo, 2002; Brady e Humiston, 1982)

A mecânica quântica mostra que o movimento de um elétron é descrito por um número quântico principal (n), capaz de identificar o estado de energia de um dado elétron. Este número assume valores inteiros e crescentes, denotando que, à medida que este aumenta, maior será o nível energético deste elétron. Convencionalmente, estes valores seguem uma seqüência que se inicia em um e vai até sete (O’Connor, 1977).

Posteriormente, Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868 – 1951), estende o modelo de Bohr a outros átomos maiores que o hidrogênio, e aplica uma nova teoria, introduzindo as órbitas elípticas. De acordo com Sommerfeld, a única trajetória circular que o elétron poderia descrever seria àquela mais próxima ao núcleo. Em seguida, as demais órbitas eletrônicas tenderiam a apresentar uma configuração na forma de uma elipse, na qual, em um dado momento, os níveis de energia poderiam apresentar sobreposição. Assim, para caracterizar o estado de um elétron em um átomo, foi necessária a inserção de um novo parâmetro, o qual foi chamado de número quântico secundário (l). Este novo item descreveria o subnível de energia eletrônico. Posteriormente, este número quântico foi associado às raias espectrais, previamente conhecidas, e denominadas como: *sharp*, *principal*, *diffuse* e *fundamental* (s , p , d , f). Este parâmetro descreveria a forma, que uma dada orbita deveria assumir, e lhes foram conferidos valores arbitrários de 0, 1, 2 e 3, respectivamente. Em seguida, George Johnstone Stoney (1826 - 1911), propôs que cada um destes subníveis energéticos, poderia ser

ocupado por um número máximo de elétrons onde, o subnível “s” seria preenchido com 2 elétrons; o “p” com 6; o “d” com 10 e o “f” com 14 elétrons (Garritz e Chamizzo, 2002; Brady e Humiston, 1982).

O modelo acima descrito pressupõe que a situação de um elétron em um átomo, pode ser definida somente por estes dois números quânticos; o que caracteriza o nível energético e àquele que descreve a configuração espacial do orbital, este compreendido atualmente, como uma região de distribuição de probabilidades de se localizar um determinado elétron em um átomo, nível ou subnível particular (Brady e Humiston, 1982; Mahan e Myers, 1995; Lee, 2000; Huheey *et al.*, 1993). Contudo, seria necessário inserir outros itens quânticos, que possibilitassem identificar a orientação das órbitas eletrônicas no espaço. O conhecimento prévio sobre os efeitos Zeeman e o Stark, permitiu o surgimento de uma nova proposta denominada de modelo vetorial, que admite a necessidade da criação de dois outros parâmetros quânticos, chamados de número quântico magnético (m_l ou l) e o número quântico magnético de spin (m_s ou s) (Mahan e Myers, 1995).

O número quântico magnético (l) especifica que cada subnível energético é composto de um ou mais orbitais. Um orbital dentro de um subnível particular é caracterizado por seu valor de (l), que serve para determinar sua orientação e geometria no espaço, em relação aos demais orbitais. Os valores que este número quântico pode assumir variam de $-l$ a $+l$. Assim, quando $l=0$, existe somente uma órbita no subnível “s”; para $l=1$ são possíveis três órbitas no subnível “p”; cinco para o subnível “d” e sete para a subnível “f” (Masterton *et al.*, 1990).

Faltava somente caracterizar a rotação do elétron em torno de seu próprio eixo. A ideia do spin foi proposta em 1926 por George Eugene Uhlenbeck (1900 – 1988) e colegas. Uma partícula carregada em rotação comporta-se como um pequeno ímã; por esta razão, que o elétron apresenta um momento angular de “spin”. Este último número quântico foi designado pela letra “s” ou “ m_s ” e pode assumir valores de $\pm 1/2$, que descreveria o sentido da rotação deste elétron (Masterton *et al.*, 1990).

Outras considerações, sobre os quatro números quânticos, foram formuladas por Wolfgang Ernst Pauli (1900 – 1958) que, de forma resumida, propôs: “em um átomo qualquer não pode existir dois elétrons no mesmo estado quântico”; enquanto Friedrich Hermann Hund (1896 - 1997) completou outras exigências efetuando seu postulado primaz: “no preenchimento dos orbitais de energia equivalente, a localização dos elétrons se realiza de modo que o número de elétrons solitários com spins paralelos seja a maior possível” (Mahan e Myers, 1995; Pimentel, 1981).

O presente trabalho tem como objetivo o desenvolvimento de um painel magnético para emprego em sala de aula no ensino médio, cuja finalidade, é facilitar o estudo da distribuição eletrônica; levando em consideração os níveis e os subníveis de energia de cada elétron, existente em um átomo qualquer. Possibilitar uma visão imediata sobre a disposição eletrônica de qualquer elemento químico, além fornecer a sua localização na tabela periódica, bem como facilitar a rápida identificação dos quatro números quânticos de um elétron em um elemento químico objeto de estudo.

DESENVOLVIMENTO OU MÉTODO

A construção de um diagrama com propriedades magnéticas

O estudo dos números quânticos, bem como o modelo clássico para a distribuição eletrônica, segundo os níveis energéticos pode ser conduzido pela construção de um painel com as dimensões de 1,0 x 0,9 m, semelhante a um “banner”, comumente usado para exposição de trabalhos em congressos e eventos científicos, podendo ser perfeitamente utilizado em sala de aula para explanação. O diagrama empregado para a realização deste trabalho é mostrado na Figura 1. Após a impressão do painel é possível efetuar a aplicação de uma manta magnética em seu verso, capaz de dotá-lo com tal propriedade. Para a representação e movimentação dos elétrons sobre o diagrama, sugere-se o emprego de pequenos pedaços, do mesmo tipo da manta utilizada para a construção do painel magnetizado. Desta forma, é possível a colocação e remoção dos elétrons em breves

tempos de exposição de uma idéia. Na Tabela 1 é mostrada a distribuição eletrônica dos elementos (naturais e/ou artificiais), já conhecidos pelo homem, por níveis de energia n (K, L, M, N, O, P, Q), que se inicia com o Hidrogênio (${}_1\text{H}$), e se estende até o Ununoctium (${}_{118}\text{Uno}$). Este último, por cerca de 40 ou 50 anos atrás, foi considerado um elemento alvo de muita procura, por sua perspectiva teórica de rara curiosidade.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

O diagrama e os subníveis de energia

O diagrama mostrado na Figura 1 foi construído a partir do arranjo dos subníveis de energia, ou seja, com o emprego do número quântico secundário (l). Esta distribuição foi realizada de acordo com a capacidade eletrônica de cada orbital, iniciando no nível mais próximo ao núcleo atômico (nível $K=1$), até àquele mais distante (nível $Q=7$). Este arranjo pode ser obtido pela ocupação eletrônica, conforme os dados apresentados na Tabela 1. Assim, para um melhor acompanhamento desta disposição, foram inseridos os respectivos números atômicos (Z), de todos os elementos da tabela periódica (TP), em conformidade com a respectiva distribuição dos elétrons para qualquer um destes elementos.

O manuseio deste diagrama é de fácil compreensão, e si processa de uma forma extremamente rápida. Por exemplo, caso seja de interesse obter o conjunto dos números quânticos, que representa o elétron residente na posição 14; este pode ser facilmente identificado através de uma breve consulta a sua posição, sem que haja a necessidade de se efetuar a construção prévia da sequência energética atualmente em uso. Assim, os números quânticos que representam este elétron, são: $n=3$; $l=1$; $m=0$ e $s=+1/2$. Para átomos que apresentam uma maior complexidade, ou seja, aquele de Z mais elevado, a presente proposta facilita uma imediata obtenção do conjunto dos números quânticos para qualquer elemento. Por exemplo, o elemento químico identificado pelo $Z=72$, apresenta, para seu elétron mais energético, o seguinte conjunto quântico: $n=6$, $l=2$, $m=-1$ e $s=+1/2$. Este raciocínio é extensivo a

qualquer elétron, de qualquer elemento químico da TP oficial.

O diagrama apresentado foi construído de acordo com o princípio de *aufbau*, ou princípio da construção progressiva, onde os elétrons são dispostos segundo os seus subníveis de energia (Brady e Humiston, 1982; Huheey *et al.*, 1993). A ordenação desta sequência pode ser representada da seguinte forma: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^{14}$, $6d^{10}$ e $7p^6$, e satisfaz a sequência energética ao nível de ensino médio. Assim, o emprego do presente diagrama, para demonstração em sala de aula, permite uma fácil obtenção da ordem energética, sem a necessidade da montagem da sequência mnemônica atualmente em uso.

O diagrama e os níveis energéticos

O maior sucesso, no emprego da presente proposta, reside no fato de uma compreensão lógica e clara, quanto à distribuição eletrônica em relação aos níveis de energia. De acordo com a Tabela 1, a capacidade física para cada nível de energia, é especificada por uma quantidade eletrônica previamente estabelecida (Brady e Humiston, 1982). Assim, parece fácil efetuar esta distribuição, quando este trabalho envolve os elementos chamados "representativos" (elementos dos blocos "s" e "p"). Todavia, é notória a dificuldade de compreensão, quando esta atividade envolve os elementos de transição (bloco "d" da TP), os metais das séries dos lantanídeos e dos actinídeos (bloco "f"), bem como os elementos do bloco representativo, cujo Z é maior que 30. Esta dificuldade é aparentemente motivada, devido ao fato de um dado nível energético, comportar todos os elétrons remanescentes de uma distribuição. Porém, é preciso atentar que, estes elétrons devem ser distribuídos, não somente para atender uma exigência numérica, mas também, contemplar o número de níveis de energia e as lacunas eletrônicas existentes em um átomo, objeto de estudo. Um exemplo clássico envolve a distribuição, para os metais ditos de transição e os de transição interna. Tomando como referência, por exemplo, o ${}_{25}\text{Mn}$, a sua respectiva distribuição poderia ser: $K=2$, $L=8$, $M=15$, uma vez que o nível de energia "M"

comporta até 18 elétrons. Todavia, este e todos os demais elementos desta primeira série de transição, possuem quatro níveis de energia e não três. Assim sendo, a distribuição eletrônica real para este metal será: K=2, L=8, M=13, N=2. O estudante poderia questionar: por que não K=2, L=8, M=8 e N=7 uma vez que, para o elemento químico ${}_{20}\text{Ca}$, antecessor da série, a sua distribuição levou a seguinte configuração: K=2, L=8, M=8, N=2? Por que então, para a camada "M" do elemento Ca, esta restou com oito elétrons, enquanto para o Mn, a mesma apresenta 13 elétrons, embora possam ser alojados até 18 elétrons neste nível? Esta interrogação parece mais acentuada, quando se aprofunda o estudo eletrônico de átomos mais pesados da TP. A Tabela 1 mostra a distribuição para os elementos químicos com $Z \leq 118$.

A utilização do diagrama proposto elucida, com propriedades, as características eletrônicas dos átomos que apresentam esta dificuldade de compreensão. Tomando como exemplo o ${}_{25}\text{Mn}$, anteriormente discutido, é notório que a distribuição de seus elétrons obedece a uma sequência lógica. Iniciando esta operação, o estudante seria conduzido a seguinte ordem: o nível "K" aloja 2 elétrons; o nível "L" receberá 8 elétrons; no nível "M", que poderia receber 18 elétrons, porém será ocupado somente com 8 elétrons iniciais sendo, os remanescentes, lançados para o nível seguinte. Ora, para alcançar o orbital "d" referente ao nível "M", será necessário ocupar, preliminarmente, o orbital "s" referente ao nível "N". Assim, para o nível "N", este restará com 2 elétrons e os 5 remanescentes seriam distribuídos no orbital "d". Todavia, este orbital (d) pertence ao nível de energia "M". Desta forma, a configuração final para este átomo será: K=2, L=8, M(8+5)=13 e N=2, o que totaliza os 25 elétrons. Este comportamento se estende a todos os demais metais de transição da TP, o qual é facilmente explicável e compreensível, quando se emprega a distribuição usando o diagrama proposto.

Complicações mais freqüentes são observadas nas séries dos lantanídeos e dos actinídeos. Tomando como elemento o ${}_{68}\text{Er}$, poderia se esperar a seguinte distribuição: K=2, L=8, M=18, N=32, O=8. Não obstante, esta configuração não é coerente, uma vez que este

elemento apresenta seis níveis de energia e não cinco. Assim, poder-se-ia novamente, formular, outra sequência, que contemplasse esta exigência: K=2, L=8, M=18, N=32, O=6, P=2. Embora o nível de energia "O" esteja capacitado a condicionar até 32 elétrons, esta ordem também não condiz com a realidade. A formulação correta para esta distribuição será: K=2, L=8, M=18, N(2+6+10+12)=30, O(2+6)=8 e P=2. O presente diagrama torna muito mais aceitável, uma distribuição na qual o educando possa acompanhar a disposição eletrônica em átomos mais complexos. A série dos actinídeos apresenta a mesma sistemática.

A Tabela 1 mostra, de forma clara e sem ambigüidades, a distribuição eletrônica de quase todos os elementos químicos conhecidos. Efetuando uma consulta a estas informações é possível constatar, uma distribuição eletrônica bem comportada, para a sequência que se inicia com o ${}_{1}\text{H}$ e estende-se até o ${}_{20}\text{Ca}$. A partir do ${}_{21}\text{Sc}$, inicia-se a primeira série dos metais de transição na qual, a última camada energética, é mantida com o mesmo número de elétrons ($2e^{-}$) e, toda e qualquer posterior variação, ocorre no penúltimo nível, com o objetivo de alojar os 18 elétrons que esta camada suporta; é o que ocorre para o elemento ${}_{30}\text{Zn}$. A partir deste ponto, esta coluna permanece invariável, com futuras inserções ocorrendo no próximo nível. Este comportamento volta a se repetir no nível seguinte, a partir do ${}_{39}\text{Y}$ se estendendo ao ${}_{48}\text{Cd}$. Porém, esta camada energética está capacitada a receber até 32 elétrons. Ocorre, que a inclusão de outros elétrons, a partir do elemento ${}_{48}\text{Cd}$ é realizada no nível "O", o qual finda no gás nobre ${}_{54}\text{Xe}$. A partir do Xe, os elementos seguintes são detentores da sexta camada eletrônica, responsável pela acomodação dos últimos elétrons; é o que se observa para os metais ${}_{55}\text{Cs}$ e ${}_{56}\text{Ba}$. A partir deste ponto, inicia-se a sequência das terras raras, que começa com o ${}_{57}\text{La}$ até ${}_{70}\text{Yb}$, responsáveis pela completa ocupação do 4º nível eletrônico. Uma vez realizada esta operação, as próximas inclusões ocorrem no 5º nível, percorrendo a mesma trajetória a fim de alcançar a série dos actinídeos.

A relação entre os números quânticos, os

níveis de energia e a tabela periódica

Outra aplicação, de igual relevância na utilização do diagrama proposto, reside no fato de que é possível identificar facilmente o período e a família a que pertence um dado elemento na TP. Por exemplo, o elemento químico que apresenta o $Z=31$, o mesmo encontra-se inserido em um orbital “p”, no 4º período, e na 13ª coluna da TP. Para se chegar a esta conclusão, basta constatar que este número está posicionado no 4º nível de energia (nível $N=4$) e, somando todos os elétrons pertencentes ou sobrepostos a este nível ($s^2+d^{10}+p^1$), chega-se a um valor de 13. Assim, a família que este elemento pertence na TP é a 13ª. Desta forma, todos os elementos químicos podem ser facilmente localizados, em seus períodos e colunas, sem a necessidade de fórmulas especiais, tais como aquelas que determinam $(n+1)$ ou $(n+2)$ para os elementos de transição e os de transição interna, respectivamente.

A utilização do presente diagrama possibilita a realização do mesmo estudo, porém, com o emprego dos níveis de energia para o endereçamento de qualquer elemento na TP. Por exemplo, para o ^{35}Br , sua distribuição levaria a seguinte ordem: $K=2$, $L=8$, $M=18$ e $N=7$. O mesmo está localizado no 4º período da TP, uma vez que apresenta 4 níveis de energia. Para encontrar a família, será necessário efetuar o seguinte cálculo: o nível “M” é detentor de 18 elétrons; destes, deve-se deixar 8 neste nível e os 10 remanescentes deverão ser somados aos 7 existentes no nível “N”. Desta forma, este nível totalizará 17 elétrons, é o que representa a família 17ª na TP. Esta conclusão pode ser facilmente obtida através de uma consulta ao diagrama, onde se percebe que este elemento se encontra no 4º nível de energia e, a sobreposição dos subníveis $3d^{10}$ ao $4s^2$ e $4p^5$, totaliza 17 elétrons. Este raciocínio é extensivo a qualquer elemento da TP no diagrama.

Assim, de uma forma clara e objetiva, é possível localizar o endereço de qualquer elemento químico na TP, sem a necessidade de cálculos enfadonhos que, eventualmente, poderiam conduzir a erros.

CONCLUSÃO

O diagrama magnético, aqui apresentado,

permite um estudo mais criterioso e de fácil assimilação, para o trabalho envolvendo a distribuição eletrônica dos elementos químicos. Seu emprego possibilita sua disposição de forma rápida em sala de aula, localizando o átomo e sua distribuição eletrônica, diretamente pelo seu número atômico, dispensando desta forma, a necessidade da montagem da seqüência mnemônica corriqueiramente em uso. Sua utilização é ampla e inclui o estudo dos níveis e subníveis energéticos, permitindo uma conclusão imediata, sobre o arranjo eletrônico de qualquer elemento químico objeto de estudo. Este diagrama pode ser facilmente construído em banner ou pôster e está perfeitamente apto ao ensino da distribuição eletrônica, localização do átomo na classificação periódica e reconhecimento dos quatro números quânticos de qualquer elétron em um dado elemento químico, segundo a ordem de energia lecionada no ensino médio.

REFERÊNCIAS

1. Brady, J. E.; Humiston, G. E.; Química geral, 2ª Ed., v. 1, LTC, Rio de Janeiro, **1982**.
2. Garritz, A.; Chamizo, J. A.; Química, Prentice Hall, São Paulo, **2002**.
3. Huheey, J. E.; Keiter, E. A.; Keiter, R. L., *Inorganic chemistry*, Harper College Publishers, 4rd ed. Nova Yorque, **1993**.
4. Lee, J. D., Química Inorgânica Não Tão Concisa, Editora Edgard Blücher LTDA, Tradução da 5ª Edição, impresso no Brasil, **2000**.
5. Mahan, B. M.; Myers, R. J.; Química um curso universitário, 4ª ed., Edgar Blucher Ltda, São Paulo, **1995**.
6. Masterton, W. L.; Slowinski, E. J.; Stanitski, C. L.; Princípios de química, LTC, 6ª Ed., Rio de Janeiro, **1990**.
7. O'Connor, R.; Introdução a química, Harbra & Row do Brasil Ltda, São Paulo, **1977**.

8. Pimentel, G. C.; Química uma ciência experimental, 4ª Ed., Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, **1981**.
9. Quagliano, J. V.; Vallarino, L. M.;

Química, 3ª Ed., Guanabara Koogan, Rio de Janeiro, **1973**.

10. Rozenberg, I. M.; Química geral, 1ª ed., Edgar Blucher Ltda, São Paulo, **2002**

Figura 1: Diagrama para a distribuição eletrônica empregando os níveis, os subníveis de energia e os números quânticos.

Tabela 1: Distribuição eletrônica para os elementos da tabela periódica.

Nível	K	L	M	N	O	P	Q
nº de e ⁻	2	8	18	32	32	18	8
¹ H	1						
² He	2						
³ Li	2	1					
⁴ Be	2	2					
⁵ B	2	3					
⁶ C	2	4					
⁷ N	2	5					
⁸ O	2	6					
⁹ F	2	7					
¹⁰ Ne	2	8					
¹¹ Na	2	8	1				
¹² Mg	2	8	2				
¹³ Al	2	8	3				
¹⁴ Si	2	8	4				
¹⁵ P	2	8	5				
¹⁶ S	2	8	6				
¹⁷ Cl	2	8	7				
¹⁸ Ar	2	8	8				
¹⁹ K	2	8	8	1			
²⁰ Ca	2	8	8	2			
²¹ Sc	2	8	9	2			
²² Ti	2	8	10	2			
²³ V	2	8	11	2			
²⁴ Cr	2	8	12	2			
²⁵ Mn	2	8	13	2			
²⁶ Fe	2	8	14	2			
²⁷ Co	2	8	15	2			
²⁸ Ni	2	8	16	2			
²⁹ Cu	2	8	17	2			
³⁰ Zn	2	8	18	2			
³¹ Ga	2	8	18	3			
³² Ge	2	8	18	4			
³³ As	2	8	18	5			
³⁴ Se	2	8	18	6			
³⁵ Br	2	8	18	7			
³⁶ Kr	2	8	18	8			
³⁷ Rb	2	8	18	8	1		
³⁸ Sr	2	8	18	8	2		
³⁹ Y	2	8	18	9	2		
⁴⁰ Zr	2	8	18	10	2		
⁴¹ Nb	2	8	18	11	2		
⁴² Mo	2	8	18	12	2		
⁴³ Tc	2	8	18	13	2		
⁴⁴ Ru	2	8	18	14	2		
⁴⁵ Rh	2	8	18	15	2		
⁴⁶ Pd	2	8	18	16	2		
⁴⁷ Ag	2	8	18	17	2		
⁴⁸ Cd	2	8	18	18	2		
⁴⁹ In	2	8	18	18	3		
⁵⁰ Sn	2	8	18	18	4		

Nível	K	L	M	N	O	P	Q
nº de e ⁻	2	8	18	32	32	18	8
⁵¹ Sb	2	8	18	18	5		
⁵² Te	2	8	18	18	6		
⁵³ I	2	8	18	18	7		
⁵⁴ Xe	2	8	18	18	8		
⁵⁵ Cs	2	8	18	18	8	1	
⁵⁶ Ba	2	8	18	18	8	2	
⁵⁷ La	2	8	18	19	8	2	
⁵⁸ Ce	2	8	18	20	8	2	
⁵⁹ Pr	2	8	18	21	8	2	
⁶⁰ Nd	2	8	18	22	8	2	
⁶¹ Pm	2	8	18	23	8	2	
⁶² Sm	2	8	18	24	8	2	
⁶³ Eu	2	8	18	25	8	2	
⁶⁴ Gd	2	8	18	26	8	2	
⁶⁵ Tb	2	8	18	27	8	2	
⁶⁶ Dy	2	8	18	28	8	2	
⁶⁷ Ho	2	8	18	29	8	2	
⁶⁸ Er	2	8	18	30	8	2	
⁶⁹ Tm	2	8	18	31	8	2	
⁷⁰ Yb	2	8	18	32	8	2	
⁷¹ Lu	2	8	18	32	9	2	
⁷² Hf	2	8	18	32	10	2	
⁷³ Ta	2	8	18	32	11	2	
⁷⁴ W	2	8	18	32	12	2	
⁷⁵ Re	2	8	18	32	13	2	
⁷⁶ Os	2	8	18	32	14	2	
⁷⁷ Ir	2	8	18	32	15	2	
⁷⁸ Pt	2	8	18	32	16	2	
⁷⁹ Au	2	8	18	32	17	2	
⁸⁰ Hg	2	8	18	32	18	2	
⁸¹ Tl	2	8	18	32	18	3	
⁸² Pb	2	8	18	32	18	4	
⁸³ Bi	2	8	18	32	18	5	
⁸⁴ Po	2	8	18	32	18	6	
⁸⁵ At	2	8	18	32	18	7	
⁸⁶ Rn	2	8	18	32	18	8	
⁸⁷ Fr	2	8	18	32	18	8	1
⁸⁸ Ra	2	8	18	32	18	8	2
⁸⁹ Ac	2	8	18	32	19	8	2
⁹⁰ Th	2	8	18	32	20	8	2
⁹¹ Pa	2	8	18	32	21	8	2
⁹² U	2	8	18	32	22	8	2
⁹³ Np	2	8	18	32	23	8	2
⁹⁴ Pu	2	8	18	32	24	8	2
⁹⁵ Am	2	8	18	32	25	8	2
⁹⁶ Cm	2	8	18	32	26	8	2
⁹⁷ Bk	2	8	18	32	27	8	2
⁹⁸ Cf	2	8	18	32	28	8	2
⁹⁹ Es	2	8	18	32	29	8	2
¹⁰⁰ Fm	2	8	18	32	30	8	2

Tabela 1: Distribuição eletrônica para os elementos da tabela periódica (continuação).

Nível	K	L	M	N	O	P	Q
n° de e ⁻	2	8	18	32	32	18	8
¹⁰¹ Md	2	8	18	32	31	8	2
¹⁰² No	2	8	18	32	32	8	2
¹⁰³ Lr	2	8	18	32	32	9	2
¹⁰⁴ Uq	2	8	18	32	32	10	2
¹⁰⁵ Unp	2	8	18	32	32	11	2
¹⁰⁶ Unh	2	8	18	32	32	12	2
¹⁰⁷ Uns	2	8	18	32	32	13	2
¹⁰⁸ Uno	2	8	18	32	32	14	2
¹⁰⁹ Unn	2	8	18	32	32	15	2
¹¹⁰ Uun	2	8	18	32	32	16	2
¹¹¹ Uuu	2	8	18	32	32	17	2
¹¹² Uub	2	8	18	32	32	18	2
¹¹³ Uub	2	8	18	32	32	18	3
¹¹⁴ Uuq	2	8	18	32	32	18	4
¹¹⁵ Uup	2	8	18	32	32	18	5
¹¹⁶ Uuh	2	8	18	32	32	18	6
¹¹⁷ Uus	2	8	18	32	32	18	7
¹¹⁸ Uuo	2	8	18	32	32	18	8