



# SEARA DA CIÊNCIA

## CURIOSIDADES DA FÍSICA

José Maria Bassalo



### A Tabela Periódica dos Elementos e a Distribuição Eletrônica nos Átomos.

Conforme vimos em verbete desta série, o químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) propôs, em 1869 (*Journal of the Russian Physical Chemical Society* 1, p. 60; *Zeitschrift für Chemie* 12, p. 405), a Tabela Periódica dos Elementos (TPE), na qual os elementos químicos eram classificados segundo a ordem crescente de seus pesos atômicos (hoje, número atômico  $Z$ , que significa o número de elétrons e que é igual ao de prótons), sendo agrupados em colunas os elementos que apresentavam propriedades químicas semelhantes. O entendimento completo dessa Tabela decorre de como os elétrons são distribuídos nos átomos. Essa distribuição, por sua vez, é explicada pela Teoria Quântica, iniciada em 1900 e formalizada entre 1925 e 1928 (vide verbetes desta série). É oportuno destacar que, em 1863 (*Chemical News* 7, p. 70) e em 1864 (*Chemical News* 10, p. 94), o químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898) desenvolveu a sua famosa *Lei das Oitavas* (nome cunhado por ele em 1865), segundo a qual os 56 elementos químicos então conhecidos podiam ser agrupados em oito colunas, com cada coluna contendo sete elementos. Destaque-se, também que, em 1870 (*Annalen der Chemie*, Supplement 7, p. 354), o químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895) obteve uma tabela semelhante a essa de Mendeleiev. Um aspecto curioso dessa descoberta de Mendeleiev [detalhada por ele em outros três artigos, escritos em 1871 (*Journal of the Russian Physical Chemical Society* 3, p. 25), 1872 (*Annalen der Chemie*, Supplementband 8, p. 149) e 1889 (*Journal of Chemical Society* 55, p. 634)] é que ele teria se inspirado no jogo de cartas conhecido como “paciência”, em que as cartas são dispostas por “naipes” na horizontal e por número na vertical, segundo nos conta o escritor norte-americano Bill Bryson (n.1951), em seu livro intitulado *Breve história de quase tudo* (Companhia das Letras, 2005).

Vejamos, agora, a distribuição dos elétrons nos átomos. Basicamente, conforme veremos mais adiante, ela é feita tendo em vista o valor da energia do estado físico em que eles se encontram. Além do mais, essa distribuição relaciona-se, também, com os valores de quatro números quânticos característicos de cada um daquele estado. O cálculo do valor da energia acima referido foi se aprimorando na medida em que os modelos atômicos foram sendo desenvolvidos. No primeiro deles, o *modelo atômico de Bohr*, de 1913 (vide verbete nesta série), a energia é dada por:  $E_{\text{Bohr}} = - \left\{ (m_e Z^2 e^4) / [(4 \pi \epsilon_0)^2 2 \hbar^2] \right\} \times (1/n^2) \cong - (Z/m)^2 \times 13,6 \text{ eV}$ , onde  $m_e$  e  $e$  representam, respectivamente, a massa e a carga do elétron,  $\epsilon_0$  é a *permissividade elétrica*, e  $\hbar = h/(2 \pi)$ , com  $h$  sendo a *constante de Planck*. Nessa expressão,  $n$  é um número inteiro (que vale: 1, 2, 3, 4, ...), conhecido como *número quântico principal*. Como esse modelo apresentava dificuldades com resultados experimentais da espectroscopia atômica como, por exemplo, a explicação da estrutura fina (separação das linhas espectrais pelo uso de espectroscópios de alta resolução), um novo modelo atômico foi desenvolvido – o *modelo atômico de Bohr-Ishiwara-Wilson-Sommerfeld* (MAB-IW-S), de 1915 (vide verbete nesta série). Neste modelo, uma nova expressão para a energia do elétron em sua órbita elíptica foi obtida, qual seja:  $E_{\text{BIWS}} = E_{\text{Bohr}} \left\{ 1 + (\alpha^2 Z^2 / n) [1/n_\varphi - 3/(4n)] \right\}$ , onde  $\alpha = e^2 / [(4 \pi \epsilon_0) (\hbar c)] \cong 1/137$  é a *constante de estrutura fina*. Por sua vez,  $n = n_r + n_\varphi$ , sendo  $n_r$  [= 0, 1, 2, ..., (n-1)], o *número quântico radial* (relacionado com a quantização do *momentum* linear na direção radial);  $n_\varphi$  [= n, (n-1), ..., 1], o *número quântico azimutal* (relacionado com a quantização do momento angular);  $n$  [= 1, 2, 3, ...], o *número quântico principal*, acima referido; e  $n_\varphi / n = b/a$ , sendo  $a$  e  $b$ , respectivamente, os eixos maior e menor da órbita elíptica do elétron. Registre-se que, quando  $n_r = 0$ , teremos a órbita circular Bohriana ( $b = a$ ). [Robert Eisberg and Robert Resnick, *Quantum Physics of Atoms, Molecules, Solids, Nuclei and Particles* (John Wiley and Sons, 1974); e Francisco Caruso e Vitor Oguri, *Física Moderna: Origens Clássicas e Fundamentos Quânticos* (Campus, 2006).]

O MAB-I-W-S visto acima mostrou como os elétrons se distribuem em órbitas elípticas, sendo a energia em cada uma delas caracterizada pelos números quânticos  $n$  e  $n_\varphi$ . Contudo, esses números quânticos não eram suficientes para entender a TPE. Esse entendimento foi conseguido devido à conceituação de mais dois números quânticos. Vejamos quais foram esses números. Em verbete desta série, vimos que o físico alemão Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868-1951) introduziu, em 1916, um terceiro número quântico – hoje: número quântico magnético ( $m$ ) - ao estudar o *efeito Zeeman* (normal e anômalo), ou seja, a influência de um campo magnético  $\vec{H}$  sobre o movimento de um elétron em sua órbita atômica. Esse novo número quântico determinava as posições das órbitas dos elétrons em relação à direção de  $\vec{H}$ , de tal modo que o co-seno do ângulo  $\theta$  entre as direções de  $\vec{H}$  e da normal ao plano da órbita era dado por:  $\cos \theta = m/n_\varphi$ . Ora, como  $\cos \theta$  só pode assumir valores compreendidos entre  $-1$  e  $+1$ , e  $n_\varphi$  é um número inteiro, conforme o próprio Sommerfeld havia demonstrado em 1915, então, esse novo número quântico  $m$  só poderia assumir valores:  $-n_\varphi, -(n_\varphi - 1), \dots, 0, +(n_\varphi + 1), +n_\varphi$ , isto é,  $(2n_\varphi + 1)$  valores. Esse resultado, que ficou conhecido como o *princípio da quantização do espaço*, indicava que os planos das órbitas eletrônicas não poderiam ser quaisquer, e sim, apenas os determinados por aquela condição, ou seja, tais planos variavam discretamente no espaço. Registre-se que, hoje, o número quântico  $n_\varphi$  é denotado por  $l$  e conhecido como número quântico orbital. Registre-se, também, que devido a razões históricas, que vem do estudo da Espectroscopia, os valores de  $l$  assumem nomes próprios. Por exemplo,  $l = 0$  é representado por  $s$  (de “sharp”), também conhecido como *onda (estado) s*,  $l = 1$ , por  $p$  (de “principal”) ou *onda (estado) p*,  $l = 2$ , por  $d$  (de “diffuse”) ou *onda (estado) d*, e  $l = 3$ , por  $f$  (de “fundamental”) ou *onda (estado) f*. A partir de  $l = 4$ , segue o alfabeto. [A. d’Abro, *The Rise of the New Physics*, Volume Two (Dover, 1952); Oswald H. Blackwood, Thomas H. Osgood e Arthur E. Ruark, *Introdução à Física Atômica* (Editora Globo, 1960).]

O quarto número quântico para o entendimento da TPE foi conceituado em diversas etapas. Com efeito, em 1920, ao procurar entender o famoso duplete (ou dubleto) formado pelas linhas amarelas ( $D_1$  e  $D_2$ ) do sódio (Na), Sommerfeld aventou a possibilidade da existência de um quarto número quântico, também inteiro, denotado por  $j$ , e que, de alguma forma, deveria estar vinculado com uma rotação “escondida” dentro do átomo. O fato de ser inteiro esse novo número quântico foi questionado pelo físico alemão Werner Karl Heisenberg (1901-1976; PNF, 1932), em 1921, quando participava dos seminários ministrados por Sommerfeld, na *Universidade de Munique*, a respeito dos espectros atômicos, para cuja explicação usava os números quânticos que havia proposto:  $n, n_\varphi, j$ . Depois de examinar alguns dupletos (principalmente os Zeemanianos), Heisenberg apresentou a idéia de que os estados dupletos poderiam ser mais bem interpretados se o  $j$  “Sommerfeldiano” fosse considerado como semi-inteiro ao invés de inteiro. Ao saber disso, Sommerfeld ficou muito chocado e falou a Heisenberg: *Isto é absolutamente impossível. O único fato que conhecemos sobre a teoria quântica é que existem números inteiros e não semi-inteiros*. [David C. Cassidy, *Uncertainty: The Life and Science of Werner Heisenberg* (W. H. Freeman and Company, 1992).]

A hipótese de Heisenberg sobre “números quânticos semi-inteiros” foi desenvolvida por ele em seu primeiro trabalho científico, de 1922. Neste trabalho, ele apresentou o *modelo de caroço* (“*core model*”) segundo o qual, em um átomo de muitos elétrons, um grande número deles circula em torno do núcleo compondo um “caroço de elétrons” (de momento angular igual a  $\hbar/2$ ), enquanto os mais externos são fracamente ligados a esse mesmo núcleo, constituindo os chamados “elétrons ópticos” ou “elétrons de valência” (sobre valência, ver verbete nesta série), que são os responsáveis pelas transições (radiação) eletrônicas-ópticas Bohrianas. Note-se que a idéia de tratar um átomo de muitos elétrons, separando os mesmos em uma parte interna (“caroço de elétrons”) e uma parte externa (“elétrons de valência”), já havia sido utilizada por Sommerfeld, em 1916 (vide verbete nesta série).

Ainda naquele ano de 1922 aconteceu um fato muito importante para o entendimento da Espectroscopia Atômica, qual seja, a descoberta de espectros com mais de três linhas e não decorrentes de separação magnética (por *efeito Zeeman*), descoberta essa realizada, independentemente, pelos físicos, o espanhol Miguel Antonio Catalán (1894-1957) e a alemã Hilde Gieseler ao estudarem, respectivamente, os espectros do magnésio (Mg) e do cromo (Cr). Para explicar esses multipletos (nome cunhado por Catalán), Sommerfeld esboçou um novo modelo atômico em trabalho publicado em 1923, no qual considerou que o momento angular total ( $\vec{J}$ ) de um átomo, era a composição vetorial entre o momento angular total ( $\vec{J}_0$ ) do átomo não-excitado e o momento angular ( $\vec{J}_1$ ) da excitação, sendo inteiros os números quânticos associados a esses dos momentos. No entanto, dificuldades com os átomos alcalis [lítio (Li), Na, etc.] levaram Sommerfeld a adicionar o momento angular proposto por Heisenberg para o “caroço de elétrons”, isto é,  $\hbar/2$ , tanto a  $\vec{J}_0$  quanto a  $\vec{J}_1$ . Registre-se que esse *modelo vetorial atômico de Sommerfeld* foi retomado pelo físico alemão Alfred Landé (1888-1975), ainda em 1923, porém com uma outra interpretação. Com efeito, para Landé o momento angular

total ( $\vec{J}$ ) do átomo seria a soma vetorial entre o momento angular ( $\vec{K}$ ) dos “elétrons de valência” e o momento angular ( $\vec{R}$ ) do “caroço de elétrons”, ou seja:  $\vec{J} = \vec{K} + \vec{R}$ .

Apesar do grande avanço alcançado pelo *modelo vetorial atômico de Sommerfeld-Landé* no sentido de entender a estrutura de multipletos, novos resultados experimentais [como os “supermultipletos” observados nos espectros do néon (Ne) e dos alcalinos terrosos: berílio (Be), cálcio (Ca), Mg, etc.] não conseguiam ser explicados por esse modelo. Em vista dessa dificuldade, esse modelo passou a ser questionado. Um dos primeiros questionamentos foi apresentado pelo físico austro-suíço Wolfgang Pauli Junior (1900-1958; PNF, 1945), em dois trabalhos realizados em 1925, nos quais tratou relativisticamente o elétron naquele modelo e, com isso, demonstrou que os componentes Zeeman deveriam depender do número atômico  $Z$  do átomo considerado. No entanto, tal dependência não era conhecida experimentalmente e nem foi confirmada posteriormente; em consequência disso, Pauli inferiu que o momento angular  $\vec{R}$ , atribuído ao “caroço de elétrons” por Heisenberg-Sommerfeld-Landé, era devido a uma nova propriedade quanto-teórica do elétron e à qual denominou de *uma duplicidade não descritível classicamente*.

O exame do espectro de multipletos de átomos alcalis e alcalinos terrosos levou Pauli, nos dois trabalhos referidos acima, a formular o seu “modelo atômico” composto de quatro números quânticos para o elétron, assim distribuídos: o número quântico principal Bohriano ( $n$ ), o número quântico azimutal Sommerfeldiano [ $n_{\varphi}(k)$ ] e dois números quânticos magnéticos ( $m_1$  e  $m_2$ ), sendo que, em alguns casos, Pauli considerava dois  $k$  ( $k_1$  e  $k_2$ ) e apenas um  $m$  ( $m_1$ ). Além do mais, na segunda parte de seu segundo trabalho de 1925, ele formulou o seu célebre *princípio da exclusão*: *Dois elétrons em um campo de força central nunca podem estar em estados de energia de ligação com os mesmos quatro números quânticos*.

Nessa altura em que havia uma verdadeira disputa entre os modelos atômicos, o *vetorial de Landé-Sommerfeld* e o dos “quatro números quânticos” de Pauli, é que apareceu a idéia do spin do elétron, ou seja, a idéia de que o elétron possuía uma “rotação própria”. Aliás, conforme vimos em verbete desta série, a hipótese de o elétron possuir um “momento angular intrínseco” já havia sido sugerida pelo físico norte-americano Arthur Holly Compton (1892-1962; PNF, 1927), em 1921, com o objetivo de explicar as propriedades magnéticas do metal, propriedades essas que decorriam do momento magnético ( $\vec{\mu}$ ) do elétron associado ao “momento angular intrínseco”. Porém, para Compton, esse momento angular valia  $\frac{h}{2}$ . No entanto, quem teve a idéia de usar esse “momento angular intrínseco” do elétron no sentido de explicar o *efeito Zeeman anômalo*, bem como para explicar a estrutura de multipletos e supermultipletos, foi o físico alemão Ralph de Laer Krönig (1904-1995), no começo de 1925. Com efeito, para Krönig, o quarto número quântico proposto por Pauli nada mais era do que o momento angular próprio do elétron, que, contudo, valia  $\frac{h}{2}$ . Ao discutir essa sua hipótese com Pauli, na presença de Landé, Pauli com a sua proverbial atitude de reagir quase sempre contra idéias novas (vide verbete nesta série), disse enfaticamente para Krönig: *Isto é, seguramente, uma idéia bastante inteligente, mas a Natureza não é assim*. [Jagdish Mehra e Helmut Rechenberg, *The Historical Development of Quantum Theory*, Volume 1, Parts 1 and 2 (Springer-Verlag, 1982).] Em vista dessa afirmativa, Krönig não publicou, de imediato, essa sua idéia, só vindo a fazê-lo, em 1926, depois que os físicos holandeses George Eugene Uhlenbeck (1900-1988) e Samuel Abraham Goudsmit (1902-1978) já haviam publicado, em 1925, seu famoso trabalho no qual propuseram, como Krönig, associar o quarto número quântico de Pauli com uma “rotação intrínseca do elétron” (spin) e, que ele poderia assumir apenas dois valores:  $\pm \frac{h}{2}$ .

A proposta desse quarto número quântico completou os números quânticos característicos do elétron em uma órbita atômica. São eles (em notação atual):  $n$  (*número quântico principal*),  $\ell$  (*número quântico orbital*),  $m$  (*número quântico magnético*) e  $s$  (*número quântico de spin*), que assumem os seguintes valores:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ ;  $\ell = 0, 1, 2, \dots, n-1$ ;  $m = -\ell, -(\ell-1), \dots, 0, +(\ell-1), +\ell$ ;  $s = \pm \frac{1}{2}$ . Note-se que, enquanto  $\ell$  representa a órbita do elétron,  $m$  representa a quantização do plano dessa mesma órbita, ou seja, para uma dada órbita  $\ell$ , existem ( $2\ell + 1$ ) planos para mesma. Por fim, em cada um desses planos, o elétron pode estar com o seu spin para cima (“up”), para o qual  $s = +\frac{1}{2}$ , ou para baixo (“down”), em que  $s = -\frac{1}{2}$ .

Os valores de  $\ell$  e  $m$ , que foram postulados por Sommerfeld, conforme vimos acima, decorrem naturalmente da solução da Equação de Schrödinger (vide verbete nesta série) para o átomo de hidrogênio (H). A função de onda ( $\Psi_{n,\ell,m}$ ) solução dessa equação tem uma parte radial [ $R_{n,\ell}(r)$ ], que depende de  $n$  e  $\ell$ , e uma parte angular, que é o harmônico esférico [ $Y_{\ell}^m(\theta, \varphi)$ ], dependente de  $\ell$  e  $m$ , e cujos valores se relacionam da maneira indicada anteriormente. No entanto, apesar dessa solução geral ( $\Psi_{n,\ell,m}$ ) depender de  $n, \ell, m$ , a energia correspondente a cada uma dessas funções de onda só depende de  $n$ , exatamente igual ao valor obtido no *modelo atômico de Bohr*. Essa dependência, conhecida como *degenerescência acidental*, foi resolvida pelo físico inglês Paul Adrien Maurice Dirac (1902-1984; PNF, 1933), em 1928, ao resolver o átomo de hidrogênio por

intermédio da hoje famosa Equação de Dirac (vide verbete nesta série). Nessa solução, ele encontrou o seguinte valor para a energia relativística ( $E_{n,j}$ ) do elétron em sua órbita atômica:  $E_{n,j} \cong m_e c^2 \left\{ 1 - \alpha^2 Z^2 / (2 n^2) - \alpha^2 Z^2 / (2 n^4) [n(j + 1/2) - 3/4] \right\}$ , com  $j = \ell \pm s$ . [José Maria Filardo Bassalo, Métodos da Física Teórica II (mimeo: DFUFPA/1989); -----, Eletrodinâmica Quântica (Livraria da Física, 2006).]

De posse do que vimos até aqui, vejamos como explicar a distribuição dos elétrons nos elementos químicos que compõem a Tabela Periódica dos Elementos. Segundo o *modelo de Bohr-Ishiwara-Wilson-Sommerfeld*, o número máximo de elétrons nas órbitas eletrônicas (camadas – “shells”) [K (n=1), L (n=2), M (n=3), N (n=4), ...] é dado por  $2n^2$  e, portanto, resulta a seqüência: 2, 8, 18, 32, ... . Além do mais, ainda segundo esse modelo, cada camada possui subcamadas (“subshells”) definidas pelo número quântico  $\ell = 0, 1, \dots, n-1$ . A questão então que se colocava era a de saber como esses elétrons são distribuídos nas subcamadas. Uma primeira tentativa para essa distribuição foi apresentada pelo físico dinamarquês Niels Henrik David Bohr (1885-1962; PNF, 1922), isoladamente em 1921 (*Nature* 107; 108, pgs. 104; 208) e em 1923 (*Annalen der Physik* 71, p. 228), e com auxílio do físico holandês Dirk Coster (1889-1950), também, em 1923 (*Zeitschrift für Physik* 12, p. 342). Basicamente, segundo esses físicos, essa distribuição era feita em partes iguais nas subcamadas. Assim, para a camada L (n = 2), que tem um máximo de 8 elétrons, a distribuição seria: 4 na subcamada  $L_I$  ( $\ell = 0$ ) e 4 na subcamada  $L_{II}$  ( $\ell = 1$ ).

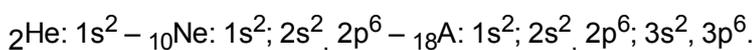
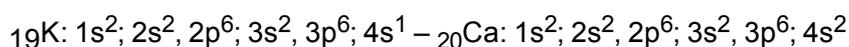
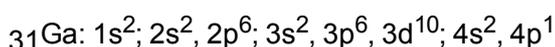
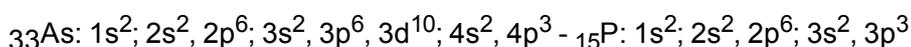
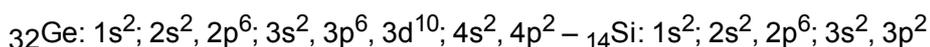
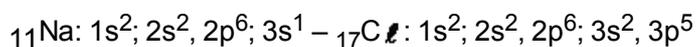
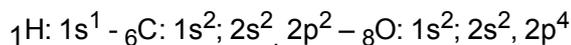
Contudo, em 1924 (*Comptes Rendus de l'Academie de Sciences de Paris* 178, p. 476), o químico francês Alexandre Henri George Dauvillier (1892-1979) mostrou experimentalmente (examinando a absorção relativa a cada nível) que esses 8 elétrons era distribuído em subgrupos de 2, 2 e 4. Por sua vez, ainda em 1924 (*Philosophical Magazine* 48, p. 719), o físico inglês Edmund Clifton Stoner (1889-1973), ao examinar alguns espectros de raios-X, observou que a distribuição de Bohr não estava correta e, então, apresentou a seguinte proposta: *O número de elétrons em cada camada completa é igual ao dobro da soma dos números quânticos internos*. Conforme vimos antes, os números quânticos internos indicavam que os elétrons poderiam estar em ( $2\ell + 1$ ) órbitas e, portanto, essa proposta de Stoner pode ser representada pela expressão:  $\sum_{\ell} 2(2\ell + 1)$ . Ora, como vimos acima que  $\ell = 0, 1, 2, \dots, n-1$ , e  $n = 1, 2, \dots$ , então essa expressão tem o valor igual a  $2n^2$ . Assim, para a camada L, que estamos considerando, teremos:  $2(2 \times 0 + 1) + 2(2 \times 1 + 1) = 2 + 6 = 8$ . Portanto, para Stoner, os 8 elétrons da camada L eram assim distribuídos: 2 na subcamada  $L_I$  ( $\ell = 0$ ) e 6 na subcamada  $L_{II}$  ( $\ell = 1$ ). É oportuno destacar que: 1) o químico inglês J. D. Main Smith, ainda em 1924 (*Journal of the Chemical Industry* 43, p. 323), chegou a um resultado semelhante a esse de Stoner; 2) o fator 2 da expressão de Stoner foi logo depois visto tratar-se dos dois valores do número quântico de spin. [Edmund Taylor Whittaker, *A History of the Theories of Aether and Electricity: The Modern Theories (1900-1926)* (Thomas Nelson and Sons Ltd., 1953); John C. Slater, *Modern Physics* (McGraw-Hill Book Company, 1955); e Marcel Rouault, *Física Atômica* (Ao Livro Técnico Ltda., 1959).]

Agora, vejamos como os elétrons dos elementos químicos da TPE se distribuem nas camadas e subcamadas. Essa distribuição foi estudada pelo físico inglês Douglas Rayner Hartree (1897-1958), em 1928 (*Proceedings of the Royal Society of London* A121, p. 166; *Proceedings of the Cambridge Philosophical Society* 24, pgs. 89; 11, 426), por intermédio de seu famoso método do *campo consistente*, segundo o qual é possível, conhecendo-se as funções de onda dos sistemas de muitos-elétrons, calcular a distribuição energética da carga eletrônica como uma função de sua distância ao núcleo atômico. Mais tarde, em 1930 (*Zeitschrift für Physik* 61; 62; pgs. 126; 795), o físico russo Vladimir Alexandrovich Fock (1898-1974) generalizou o método de Hartree que, a partir daí, ficou conhecido como o *método de Hartree-Fock*.

A distribuição eletrônica acima referida é denotada por:  $n\ell^N$ , onde n e  $\ell$ , significam os números quânticos **principal** e orbital, e N é o número de elétrons. Observe-se que a distribuição nas subcamadas é função da energia do elétron. E, mais ainda, que de acordo com o *método de Hartree-Fock*, a dependência de  $\ell$  da energia  $E_n$  das subcamadas pode ser mais importante do que a dependência de n das subcamadas mais externas. Desse modo, por exemplo, a energia da subcamada 4 s é mais baixa do que a energia da subcamada 3 d. (Eisberg e Resnick, op. cit.) (Aliás, isto pode ser confirmado usando a expressão da energia relativística Diraciana anotada acima.)

Desse modo, usando a notação dos espectroscopistas que usamos antes, vejamos alguns exemplos da distribuição eletrônica atômica. Considerando-se que em cada subcamada o elétron pode estar com o spin para cima (“up”) ou com o spin para baixo (“down”), teremos para o número máximo de elétrons em cada subcamada: 1) n = 1, tem-se  $\ell = 0$ (s) e m = 0, então, resultará:  $1s^2$ ; 2) n = 2, temos  $\ell = 1$ (p) e m = -1, 0, +1, então, teremos:  $2p^6$ ; 3) n = 3, temos  $\ell = 2$ (d) e m = -2, -1, 0, +1, +2, então:  $3d^{10}$ , e assim sucessivamente. Usando-se

essa regra, por exemplo, a distribuição eletrônica do hidrogênio ( ${}_1\text{H}$ ), carbono ( ${}_6\text{C}$ ), oxigênio ( ${}_8\text{O}$ ), sódio ( ${}_{11}\text{Na}$ ), cloro ( ${}_{17}\text{Cl}$ ), germânio ( ${}_{32}\text{Ge}$ ), silício ( ${}_{14}\text{Si}$ ), arsênio ( ${}_{33}\text{As}$ ), fósforo ( ${}_{15}\text{P}$ ), gálio ( ${}_{31}\text{Ga}$ ), potássio ( ${}_{19}\text{K}$ ), cálcio ( ${}_{20}\text{Ca}$ ), hélio ( ${}_2\text{He}$ ), néon ( ${}_{10}\text{Ne}$ ) e argônio ( ${}_{18}\text{Ar}$ ), são as seguintes (para os demais elementos, ver, por exemplo, Beiser, op. cit.):



Ao concluir este verbete, é oportuno tecer quatro comentários. O primeiro, relaciona-se com a valência (ver verbete nesta série), que representa o número de elétrons da última subcamada que um elemento é capaz de receber ou ceder elétrons (ou compartilhar). Se ele recebe  $n$  elétrons, diz-se que sua valência é  $-n$ , e se ele doa,  $+n$ . No recebimento de elétrons, o número total não deve ultrapassar o número máximo permitido em cada subcamada: 2 na  $s$ , 6 na  $p$ , 10 na  $d$ , e assim sucessivamente, conforme já vimos. Essa é a definição de valência que acontece nas ligações químicas *iônicas*, em que há atração eletrostática entre íons. É o caso, por exemplo, do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), pois o  $\text{Cl}$  tem valência  $-1$  e o sódio  $+1$ . Nessa situação, o único elétron da subcamada  $3s^1$  do  $\text{Na}$  vai completar a subcamada  $3p^5$  do  $\text{Cl}$ . É oportuno notar que o cloro ( $\text{Cl}$ ), além da valência  $-1$  destacada acima, pode apresentar valências de  $+1$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+5$ ,  $+6$ , e  $+7$ , em outros compostos (nos quais o cloro fica com configuração de gás nobre perdendo elétrons), como por exemplo: monóxido de dicloro ( $\text{Cl}_2\text{O}$ ) ( $+1$ ); dióxido de cloro ( $\text{ClO}_2$ ) ( $+4$ ); clorato de sódio ( $\text{NaClO}_3$ ) ( $+5$ ); e ácido perclórico ( $\text{HClO}_4$ ) ( $+7$ ). [Agradeço ao meu amigo, o químico brasileiro Robson Fernandes de Farias (n.1967), por essas informações sobre o cloro.]

Há, também, as ligações químicas chamadas *covalentes*, em que há apenas compartilhamento de elétrons entre os átomos. Embora permaneça ainda a idéia de valência, há casos em que um elemento pode apresentar valência positiva, em uma ligação, e negativa, em outra. É o que acontece com o carbono, que poderá ter valência  $+4$  ou  $-4$ . No primeiro caso, ocorre no dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), e no segundo caso, no metano ( $\text{CH}_4$ ). Isso também acontece com o hidrogênio na formação da molécula  $\text{H}_2$ : um dos átomos de  $\text{H}$  funciona com a valência  $+1$ , e outro, com valência  $-1$ . (Beiser, op. cit.).

O segundo comentário refere-se à formação dos semicondutores (vide verbete nesta série) por intermédio da técnica de *dopagem*. Nesse caso, o importante é o número de elétrons de

uma camada e não da subcamada e, que, de uma certa maneira, ainda se pode usar o conceito de “valência”. Por exemplo, como o Ge e Si apresentam quatro elétrons nas camadas N ( $n=4$ ) e M ( $n=3$ ), respectivamente, quando eles são *dopados* com elementos que possuem 5 elétrons em uma camada (caso do As e P, com “valências” 5), os elétrons extras correspondentes serão responsáveis pelas propriedades condutoras do Ge (ou do Si) que, neste caso, recebe o nome de **semicondutor tipo-n**, onde n significa que o “portador de carga” é negativo. Por outro lado, se o Ge (ou Si) for *dopado* com átomos de “valência” 3 (caso do Ga), a ausência do elétron do átomo inserido no cristal semicondutor cria um sítio vazio [*lacuna* ou *buraco* (“hole”)] para o qual se dirige um elétron vizinho daquele cristal. Por outro lado, para esse novo *buraco*, se dirige um novo elétron e, assim sucessivamente. Portanto, tudo se passa como se o *buraco* caminhasse no semicondutor, semelhante a uma carga positiva. Neste caso, o semicondutor recebe o nome de **semicondutor tipo-p**, onde p significa que o “portador de carga” é positivo. Para mais detalhes sobre “portadores”, ver: Charles Kittel, **Introduction to Solid State Physics** (John Wiley and Sons, 1971); John Michael Ziman, **Principles of the Theory of Solids** (Cambridge University Press, 1972); e Rogério César de Cerqueira Leite e Antônio Rubens Britto de Castro, **Física do Estado Sólido** (Editora Edgard Blücher Ltda., 1978).

O terceiro comentário é para chamar a atenção sobre a distribuição dos últimos elétrons no K (um elétron) e no Ca (dois elétrons) que se localizam na subcamada 4 s e não na 3 d, isto porque a subcamada 3 d é menos energética do que a 4 s.

Por fim, o quarto comentário relaciona-se com os gases raros ou nobres [He, Ne, Ar, kriptônio ( ${}_{36}\text{Kr}$ ), xenônio ( ${}_{54}\text{Xe}$ ) e radônio ( ${}_{86}\text{Rn}$ )] que, conforme vimos em verbete desta série, receberam essa denominação porque não se combinavam como os demais elementos químicos, como as combinações vistas acima. A razão dessa dificuldade de combinação foi entendida quando se observou que ela decorria do fato de que as suas últimas subcamadas tinham o número máximo de elétrons: 1  $s^2$  (He), 2  $p^6$  (Ne), 3  $p^6$  (Ar), 4  $p^6$  (Kr), 5  $p^6$  (Xe) e 6  $p^6$  (Rn). É oportuno destacar que o químico inglês Neil Bartlett (n.1932), foi o primeiro a obter compostos de gases raros nobres: o **hexafluorplatinado de xenônio** ( $\text{Xe}^+[\text{PtF}_6]^-$ ), em 1962; o **fluoreto de xenônio** ( $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$  e  $\text{XeF}_6$ ) e o **fluoreto de radônio** ( $\text{RnF}$ ), em 1963. Para detalhes sobre os compostos de gases raros ou nobres, ver os sites: [apps.isiknowledge.com/WoS/CIW.cgi](https://apps.isiknowledge.com/WoS/CIW.cgi); [en.wikipedia.org/wiki/Neil\\_Bartlett](https://en.wikipedia.org/wiki/Neil_Bartlett); [pt.wikipedia.org/wiki/Gas\\_nobre](https://pt.wikipedia.org/wiki/Gas_nobre).



ANTERIOR

SEGUINTE