

## ASSUNTOS GERAIS

## ALGUNS ASPECTOS HISTÓRICOS DA CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

**Mario Tolentino e Romeu C. Rocha-Filho**

Departamento de Química - Universidade Federal de São Carlos - CP 676 - 13560-970 - São Carlos - SP

**Aécio Pereira Chagas**

Instituto de Química - Universidade Estadual de Campinas - CP 6154 - 13083-970 - Campinas - SP

Recebido em 30/11/95; aceito em 18/4/96

**SOME HISTORICAL ASPECTS OF THE PERIODIC CLASSIFICATION OF THE CHEMICAL ELEMENTS. A history of the periodic table of the elements is presented, from the first tentative classifications, passing through Meyer and Mendeleev, up to recent speculations on super-heavy elements still to be synthesized. Many of the discussions and discoveries related to chemical elements and their proper periodic classification are also presented.**

**Keywords: periodic table; chemical elements; history of chemistry.**

**INTRODUÇÃO**

A classificação periódica dos elementos é, sem dúvida, uma das maiores e mais valiosas generalizações científicas. Concretizada na segunda metade da década de 60 do século 19, desde então muito serviu como guia de pesquisas em Química e, aos poucos, se tornou um valioso instrumento didático no ensino da Química. Este artigo visa relatar os antecedentes, o surgimento e as atualizações/modernizações da classificação periódica dos elementos, bem como as recentes especulações sobre elementos super-pesados ainda a serem sintetizados. Ao longo do artigo, também são relatadas algumas das descobertas de elementos químicos, bem como discussões sobre as suas adequadas classificações periódicas.

**Esboça-se a ciência moderna**

À medida que o desenvolvimento cultural da humanidade foi se processando, o homem passou a ter à sua disposição uma maior diversidade de materiais. O “impulso classificatório” do homem sempre esteve atuante, ordenando estes materiais de acordo com os mais diversos critérios. Entretanto, estes critérios de classificação variaram nos diferentes locais e no decorrer do tempo.

Nos séculos 17 a 19, ocorreu, na Europa, um extraordinário impulso no desenvolvimento das Ciências. Além da marcante obra de Newton, outras obras notáveis surgiram nesse período:

- *Genera Plantarum* e mais tarde *Species Plantarum* introduziram a sistemática botânica; foram escritas em 1736 e 1753, respectivamente, por Karl von Linnaeus (1707-1778).
- *Discours sur les Révolutions de la Surface du Globe*, por Leopold G. Cuvier (1769-1832), que procurou sistematizar os conhecimentos da Geologia.
- *Traité Élémentaire de Chimie*, escrito em 1789 por Antoine L. Lavoisier (1743-1794)<sup>1</sup>, que marcou a transição entre os conhecimentos não metodizados e os oriundos de uma herança alquímica e o saber químico metódico, característico da ciência moderna.

O que caracteriza essa época é a tendência bastante forte de estabelecer uma sistemática no estudo dos materiais de cada campo específico, reflexo do “impulso classificatório”. A sistematização de Linnaeus, por exemplo, inspirou os químicos franceses Louis-Bernard Guyton de Morveau (1737-1816), Claude-Louis Berthollet (1748-1822), Antoine Fourcroy (1755-1809) e Lavoisier a sistematizar a nomenclatura química, o

que resultou na publicação do livro *Méthode de Nomenclature Chimique*, em 1787, traduzido para o inglês e o alemão um ano depois<sup>2</sup>. Um terço desse livro de 300 páginas é um dicionário que permite que o leitor relacione os novos nomes propostos com os comumente utilizados até então; por exemplo, “óleo de vitriol” se torna “ácido sulfúrico” e “flores de zinco” se torna “óxido de zinco”. A nomenclatura proposta por esses químicos franceses sobrevive, em grande parte, até os dias atuais.

Em seu livro *Traité Élémentaire de Chimie*, Lavoisier se referia aos elementos químicos como “princípio”, “elemento”, “substância simples” e “corpo simples”. Na Figura 1 encontra-se uma reprodução da tabela de substâncias simples publicada na página 192 desse livro, na qual as substâncias simples são classificadas em quatro grupos:

- Substâncias simples que pertencem aos três reinos e que são consideradas como os elementos dos corpos: calórico, oxigênio, azoto e hidrogênio.
- Substâncias simples não-metálicas oxidáveis e acidificáveis: enxofre, fósforo, carbono, radical muriático, radical fluórico e radical borácico.
- Substâncias simples metálicas, oxidáveis e acidificáveis: antimônio, arsênio, prata, bismuto, cobalto, cobre, estanho, ferro, manganês, mercúrio, molibdênio, níquel, ouro, platina, chumbo, tungstênio e zinco.
- Substâncias simples salificáveis e terrosas: cal, magnésia, barita, alumina e sílica.

O conceito atual de elemento químico evoluiu a partir de Lavoisier (Boyle, de certa maneira, o precedeu). Entretanto, o que hoje se considera como elemento químico difere do entendimento existente até o final do século 18.

Pode-se dizer que durante muitos anos, a Química vinha acumulando conhecimentos, faltando, porém, uma teoria geral que explicasse e sistematizasse a grande quantidade de observações relatadas, muitas das quais aparentemente contraditórias. Na segunda metade do século 18 e primeira do 19, esses muitos fatos experimentais levaram a uma eclosão de grandes generalizações.

Lavoisier, Joseph L. Proust (1754-1826), Jeremias B. Richter (1762-1807) e outros sistematizaram os conhecimentos sobre as reações químicas, criando princípios fundamentais que são conhecidos como as leis que regem as massas dos reagentes químicos durante uma reação. Leis empíricas, elas constatavam uma realidade experimental, mas não tentavam uma explicação para os fatos relatados. Em 1804, John Dalton (1766-1844) emitiu a

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
	Lumière.....	Lumière. Chaleur.
	Calorique.....	Principe de la chaleur. Fluide igné. Feu.
Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.	Oxygène.....	Matière du feu & de la chaleur. Air déphlogistiqué. Air empirical. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofete. Base de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.....	Inconnu.
	Radical fluorique.....	Inconnu.
	Radical boracique.....	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercur.....	Mercur.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Épsum.
	Baryte.....	Baryte, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
Substances simples salifiables terreuses.	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

Figura 1. Reprodução da tabela de substâncias simples publicada na página 192 do "Traité Élémentaire de Chimie".

hipótese de que tudo isto acontece como decorrência das substâncias serem formadas por partículas indivisíveis, às quais chamou de "átomos". Atribuiu a eles uma qualidade essencial, ou seja, a de possuírem uma massa característica para cada espécie de átomo: os "pesos atômicos"<sup>3</sup>, cujos valores refletiam-se nas determinações de massa feitas pelos químicos. Para confirmar sua hipótese, enunciou a chamada "lei das proporções múltiplas", que, posta à prova no campo experimental, foi confirmada; estabeleceu-se, assim, evidência da existência de átomos com massas próprias e invariáveis.

Nesse mesmo período histórico, Joseph L. Gay Lussac (1778-1850) estabeleceu as relações volumétricas para as reações químicas envolvendo gases. Pouco depois, em 1811, Amedeo Avogadro (1776-1856) tentou aplicar as idéias da teoria atômica de Dalton para explicar as relações encontradas por Gay-Lussac e resolveu os problemas surgidos emitindo a hipótese da existência de moléculas. Essa hipótese, apesar da demora em ser aceita<sup>4</sup>, viria trazer o apoio teórico para os feitos que se seguiram.

O que caracterizou este período da Química foi o estabelecimento da conceituação de átomos e moléculas, ou seja, da Teoria Molecular<sup>5</sup>, seguido da compreensão da importância dos pesos atômicos. No entanto, durante este período, houve uma confusão muito grande entre "pesos equivalentes" e pesos atômicos. Este tema será reabordado mais adiante.

## Os precursores da classificação periódica

Até o início do século 19, os sistemas de classificação propostos ou envolviam substâncias simples e compostas ou utilizavam várias propriedades das substâncias. Após o surgimento da teoria atômica, o primeiro vislumbre de que poderia haver uma relação entre pesos atômicos e certas propriedades ocorreu, em 1829, a Johann W. Döbereiner<sup>7</sup> (1780-1849), professor em Jena (na Alemanha). Ele observou que ao agrupar certos elementos químicos com propriedades semelhantes, em seqüências de três (que ele chamou de tríadas), ocorriam curiosas relações numéricas entre os valores de seus pesos atômicos. A primeira tríada reconhecida por Döbereiner era constituída por elementos químicos então recentemente descobertos: cálcio, estrôncio e bário. A seguir, novas tríadas foram sendo caracterizadas: cloro, bromo e iodo; enxofre, selênio e telúrio; manganês, ferro e cobalto; etc. O que caracterizava uma tríada eram as propriedades semelhantes de seus componentes e, principalmente, o fato do peso atômico do elemento central ser aproximadamente igual à média daqueles dos extremos. Mesmo tomando os valores atualmente aceitos para os pesos atômicos, essa curiosa propriedade numérica ainda se mantém bastante bem:

	cálcio: 40,08	
estrôncio: 87,62	média = 88,70	
bário: 137,33		
cloro: 35,45		
bromo: 79,90	média = 81,18	
iodo: 126,90		

Na época, tentou-se achar uma explicação para esse fato, não se chegando, entretanto, a conclusões aceitáveis, principalmente devido à confusão que então havia entre peso atômico e peso equivalente. Jean Baptiste A. Dumas (1800-1884) está entre aqueles que tentaram teorizar a respeito, não indo, porém, além da afirmativa de que o trabalho de Döbereiner não passava de um processo de classificação dos elementos. Apesar de tudo, as tríadas de Döbereiner já ensaiavam uma certa capacidade de previsão. A. J. Balard (1802-1876), que em 1826 descobriu o bromo, predisse que este elemento formaria uma tríada com o cloro e o iodo, o que, depois, Berzelius demonstrou ser correto<sup>8</sup>.

Em 1849, Germain I. Hess (1802-1850), mais conhecido pela "Lei de Hess" da Termoquímica, em seu livro *Fundamentos da Química Pura*, introduziu a idéia de "família" de elementos químicos, descrevendo quatro grupos de não metais com propriedades químicas semelhantes:

I, Br, Cl, F  
Te, Se, S, O  
C, B, Si  
N, P, As

tendo escrito: "Essa classificação, todavia, está longe de ser natural, sem dúvida, porém, unindo-se elementos e grupos muito parecidos e, ao ir ampliando-se nossos conhecimentos, ela poderá ser aperfeiçoada"<sup>9</sup>.

Depois de Döbereiner, outro químico a preocupar-se com as relações numéricas entre os pesos atômicos foi Leopold Gmelin (1788-1853). Nas várias edições do seu famoso livro *Handbuch der Theoretischen Chemie*, não só tratou do assunto como propôs novas tríadas, inclusive as do lítio, sódio e potássio, e do magnésio, cálcio e bário. A esse químico coube o mérito de ter aprofundado os estudos de Döbereiner e entrevistado outras relações entre os pesos atômicos<sup>10</sup>. Diversas tríadas são citadas em livro de Walter Nernst<sup>11</sup> (1864-1941), entre elas: lítio, sódio e potássio; ferro, cobalto e níquel; rutênio, ródio e paládio; ósmio, irídio e platina.

Muitos outros foram os cientistas precursores à descoberta do sistema periódico, podendo ser citados M. von Pettenkofer

(1850), Dumas (1851, 1858, 1859), P. Kremers (1852 e 1856), J. H. Gladstone (1853), J. P. Cooke (1854 e 1855), W. Odling (1857) E. Lenssen (1857), J. Mercer (1858) e M. Carey Lea (1860)<sup>12</sup>. Mas dois desses precursores destacaram-se: Dumas e William Odling (1829-1921). Dumas, ainda em 1851, estabeleceu relações numéricas (altamente especulativas) entre os pesos atômicos de algumas famílias de elementos, as quais foram publicadas<sup>13-15</sup> em 1858 e 1859. Odling publicou, em 1857, uma classificação de 13 grupos, muitos deles tríadas<sup>12,16</sup>; sete anos mais tarde ele engendrou um sistema baseado em pesos atômicos crescentes (vide abaixo).

### Os Pesos Atômicos e o Congresso de Karlsruhe

Como já foi mencionado anteriormente, na primeira metade do século 19, houve entre os químicos uma intensa polêmica sobre os pesos atômicos e os pesos equivalentes. O fim desta discussão teve início em 1860, com a realização do Congresso de Karlsruhe (Alemanha)<sup>8,17</sup>. Este foi o primeiro congresso científico internacional na área de Química, com a participação de 140 químicos de vários países, tendo sido convocado numa tentativa para resolver essa polêmica.

Uma definição clara para os pesos atômicos foi apresentada por Stanislao Cannizzaro (1826-1910)<sup>4</sup>, baseado nas idéias de Avogadro, no artigo "Sunto di un Corso di Filosofia Chimica" publicado no *Il Nuovo Cimento*, em 1858; este artigo, entretanto, não recebeu atenção da comunidade química naquele momento. Durante o congresso, a exposição de Cannizzaro sobre essas idéias pouco convenceu a maioria. Porém, separatas do seu artigo de 1858 foram, então, distribuídas por seu amigo e seguidor Angelo Pavesi (professor na Univ. de Pavia). A posterior leitura desse artigo por alguns dos congressistas levou ao esclarecimento da questão, pois muitos dos químicos participantes do evento foram por ele tocados, entre eles Mendeleiev e Lothar Meyer<sup>17</sup>.

Um outro lado da questão é que a disputa "pesos atômicos x pesos equivalentes" tinha como pano de fundo questões ideológicas. Pesos atômicos implicavam, de um certo modo, na realidade dos átomos, o que não ocorria com os equivalentes, mais ao gosto dos positivistas, os quais não consideravam a existência dos átomos. Muitos químicos, comprometidos com o positivismo, relutaram em aceitar os pesos atômicos, como por exemplo, Marcelin Berthelot (1827-1907)<sup>18</sup>. Outros químicos, entretanto, passaram a acreditar que o peso atômico fosse a característica fundamental de cada átomo, de cada elemento, e, se assim fosse, todas as outras propriedades deveriam ser função do mesmo<sup>19</sup>.

De qualquer modo, cabe ressaltar que, apesar do conceito de equivalente ter-se mostrado incorreto para caracterizar átomos, dada a sua variabilidade, ele persistiu até nossos tempos, constando dos programas de ensino de Química e trazendo consigo o conceito de concentração de solução em termos de equivalente grama por unidade de volume ("normalidade"). Só recentemente esta situação vem sendo modificada, em face de recomendações da IUPAC<sup>20</sup>.

### Descobre-se o periodismo das propriedades

Após o Congresso de Karlsruhe, as possibilidades de relacionamento entre os pesos atômicos e as propriedades dos elementos ficaram "no ar". Em pouco tempo, alguns pesquisadores começaram a ensaiá-las.

Um curioso relacionamento entre os pesos atômicos e as propriedades dos elementos foi estabelecido pelo geólogo e mineralogista francês Alexandre E. B. de Chancourtois (1820-1886), que nos anos de 1862-1863 dispôs os elementos conhecidos ao longo de uma espiral cilíndrica inclinada a 45°, segundo a ordem crescente de seus "números característicos". Essa disposição, que ele chamou de "Parafuso Telúrico"<sup>7,21</sup>, apresentava os

elementos semelhantes sobre uma mesma geratriz. Nos seus estudos, Chancourtois estabeleceu o princípio de que as propriedades dos corpos eram propriedades de números característicos, os quais eram, geralmente, os próprios pesos atômicos, mas, em alguns casos, eram esses divididos ou multiplicados por dois. Há a considerar ainda que Chancourtois incluía na sua relação não só elementos químicos, mas também óxidos, ácidos, ligas e até mesmo alguns radicais; sua intenção era por ordem na Mineralogia<sup>2</sup>. Conforme relatado por Spronsen<sup>22</sup>, o nome "telúrico" referia-se ao fato do elemento telúrio estar localizado na região mediana da disposição cilíndrica, como também decorria de considerações filosóficas e geognósticas, pois "tellus" tem também o sentido mais profundo de matriz, de terra que alimenta. Na época, o trabalho de Chancourtois não teve uma ampla divulgação devido à dificuldade de representação e de visualização da estrutura tridimensional que era o Parafuso Telúrico (por razões desconhecidas, o gráfico não foi publicado no trabalho original de Chancourtois<sup>21</sup>, só tendo sido publicado posteriormente<sup>23</sup>), além de sua linguagem mais mineralógica que química<sup>7</sup>.

John A. R. Newlands (1837-1898), inglês filho de mãe italiana, foi um químico industrial que, num certo momento da vida (1860), abandonou seus trabalhos e foi à Itália para lutar, sob o comando de Garibaldi, pela unificação desse país. Além de ter sido professor em diversas instituições, foi durante muitos anos o químico chefe de uma refinaria de açúcar, tendo publicado com seu irmão, B. E. R. Newlands, um tratado sobre açúcar. Ao ordenar os elementos conhecidos em ordem crescente de seus pesos atômicos, Newlands observou que havia uma repetição de propriedades a cada conjunto de 8 elementos. Sobre o assunto escreveu uma série de artigos no *Chemical News* de Londres<sup>24</sup>.

A classificação de Newlands (1863) tinha 11 grupos baseados em analogias nas propriedades químicas. Os pesos atômicos de muitos pares de elementos com propriedades análogas eram múltiplos de 8. Daí surgiu a "Lei das Oitavas", que estabelecia, em termos gerais, que as substâncias simples exibiam propriedades análogas de tal maneira que, considerada uma dada substância, essa propriedade repetia-se na oitava substância seguinte (na ordem crescente dos pesos atômicos). Em outras palavras "o oitavo elemento a partir de um determinado repete as propriedades do primeiro da série", da mesma forma que ocorria com as oitavas musicais. Essa comparação com o que acontecia nas escalas musicais (dó, ré, mi, fá, sol, lá, si, dó, ré...) era devida aos conhecimentos musicais de Newlands e lhe valeu, em 1866, ao apresentar um esquema mais completo aos seus companheiros da *Chemical Society*, um comentário irônico de G. C. Foster. Esse químico comentou que Newlands bem poderia ter classificado os elementos em ordem alfabética.

A tabela de Newlands é mostrada no Quadro 1. Newlands usou, para ordenar os elementos em sua tabela, os pesos atômicos propostos por Cannizzaro<sup>25</sup> e, em seguida, numerou-os em ordem crescente com números ordinais, começando por H = 1. Newlands teve sua obra científica reconhecida com a outorga da Medalha Davy, pela *Royal Society*, em 1887, cinco anos após a outorga a Mendeleiev e a Lothar Meyer.

Cabe destacar que existem algumas falhas e contradições no trabalho de Newlands<sup>26</sup>, pois nas seqüências horizontais existem alguns elementos que normalmente não pertenceriam ao grupo, como ocorre com os metais cobalto e níquel, intercalados entre o bromo e o cloro; além disso, o telúrio foi colocado antes do iodo, apesar de seu peso atômico ser maior.

Uma das mais curiosas tentativas de classificação foi feita por Odling. Em 1864, ele organizou um sistema de classificação dos elementos unindo-os em grupos com propriedades análogas (propriedades dos seus compostos) e seguindo a ordem crescente de seus pesos atômicos<sup>12</sup> (vide Quadro 2).

Ao organizar a sua classificação, Odling considerou não só as propriedades dos elementos como também as dos seus

**Quadro 1.** Tabela de Newlands relacionada à Lei das Oitavas (1865)<sup>26</sup>.

H 1	F 8	Cl 15	Co-Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pb-Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 14	Sr 31	Cd 38	Ba-V 45	Pb 54
B 4	Al 11	Cr 18	Y 25	Ce-La 32	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 33	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di-Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro-Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

**Quadro 2.** Classificação dos elementos em grupos<sup>27</sup> publicada por Odling em 1865 (revisão de uma publicada em 1864).

H 1			Mo 96	W 184
			-	Au 196,5
			Pd 106,5	Pt 197
Li 7	Na 23	Zn - 65	Ag 108	Hg 200
Gl 9	Mg 24	-	Cd 112	Tl 203
B 11	Al 27	-	-	Pb 207
C 12	Si 28	-	Sn 118	Bi 210
N 14	P 31	As 75	Sb 122	-
O 16	S 32	Se 79,5	Te 129	-
F 19	Cl 35,5	Br 80	I 127	-
	K 39	Rb 85	Cs 133	-
	Ca 40	Sr 87,5	Ba 137	-
	Ti 48	Zr 89,5	-	Th 131
	Cr 52,5	-	V 138	-
	Mn 55			

compostos. Para estabelecer as semelhanças, ele levou em consideração propriedades tais como as capacidades caloríficas atômicas (então denominadas de “calores atômicos”) e a regularidade dos volumes atômicos. A observação dessa tabela (note-se que o elemento berílio está sendo chamado de glucínio - Gl) mostra a existência de grupos de elementos bastante familiares, tais como flúor, cloro, bromo e iodo; cálcio, bário e estrôncio; nitrogênio, fósforo, arsênio e bismuto; oxigênio, enxofre, selênio e telúrio; e vários outros. A tabela de classificação de Odling foi muito discutida e é considerada uma das precursoras da classificação periódica.

Não resta dúvida que aos poucos, ao longo da década de 60 do século 19, os princípios fundamentais de uma lei periódica (principalmente a relação entre propriedades e pesos atômicos) estavam progressivamente amadurecendo entre os pesquisadores. O trabalho que vinha sendo realizado, principalmente por Chancourtois, Newlands e Odling, era, em uma análise mais profunda, a tentativa de realizar com os elementos químicos uma metodização dos conhecimentos sobre o conjunto das propriedades fundamentais do universo material, à semelhança do que Linnaeus havia feito, há mais de um século, com os seres do mundo vegetal. Filosoficamente, esse trabalho equivalia a uma busca da unidade do mundo físico, procurada desde há muito tempo pelos filósofos naturais.

### As idéias frutificam

Dois nomes ocupam lugar de destaque na história da ciência, pois souberam deslindar o emaranhado de idéias que nos meados do século 19 dominavam as pesquisas sobre a relação entre pesos atômicos e propriedades. Na essência, o que se buscava eram evidências que demonstrassem a importância dos pesos atômicos como característica dos blocos fundamentais da matéria.

Por pura razão cronológica, cabe lembrar inicialmente Julius Lothar Meyer (1830-1895)<sup>7,9</sup>. Formado em Medicina, dedicou-se à Química, tendo sido professor em diversas universidades,

como, por exemplo, Breslau, Karlsruhe e Tübingen. Foi um dos participantes do Congresso de Karlsruhe, tendo recebido cópia do artigo de Cannizaro<sup>17</sup>. Trabalhou em Química Orgânica e Inorgânica e escreveu o livro *Die Modernen Theorien der Chemie* (“As Teorias Modernas da Química”), cuja 1ª edição foi impressa em Breslau, em 1864. Entre outras importantes contribuições, ele introduziu as conhecidas expressões “monovalente”, “bivalente” etc., ainda hoje usadas. Durante a elaboração desse livro, utilizou as idéias daqueles que buscavam encontrar uma relação entre os pesos atômicos e as propriedades das substâncias. Pensava ele que um livro que se propusesse a estudar os fatos químicos deveria ser baseado numa classificação satisfatória dos elementos químicos, que realmente unificasse os fatos estudados.

Procurando uma propriedade que refletisse a influência dos pesos atômicos, Meyer calculou o “volume atômico”. Essa propriedade resultava da relação entre o peso específico e o peso atômico da substância simples do elemento, no estado sólido. Diríamos hoje que ela seria o volume ocupado por um mol da substância simples do elemento no estado sólido, ou seja, o volume molar. Em 1870, usando esses dados, Meyer relatou, num sistema de coordenadas ortogonais, os valores dos “volumes atômicos” em função dos pesos atômicos. Esse gráfico refletia muito bem o periodismo dessa propriedade<sup>28</sup>. Inúmeras foram as tentativas desse autor para organizar uma tabela dos elementos que refletisse a periodicidade de algumas de suas propriedades. A 2ª edição do seu livro, feita em 1868, mas só publicada em 1872, continha esta disposição<sup>29</sup> (vide Quadro 3).

Contemporâneos aos trabalhos de Lothar Meyer surgem os de Dmitri Ivanovitch Mendeleiev (1834-1907), o qual organizou uma classificação dos elementos químicos seguindo o mesmo princípio da periodicidade de propriedades em função dos pesos atômicos. Mendeleiev, porém, chegou a um grau de precisão científica que seus contemporâneos não atingiram e talvez por isso a “lei periódica das propriedades dos elementos” e a respectiva tabela acabaram ficando indelevelmente ligadas ao seu nome.

**Quadro 3.** Tabela periódica do elementos organizada por Lothar Meyer (1872)<sup>29</sup>.

I								H 1	Li 7,01	Be 9,3
II	B 11,0	C 11,97	N 14,01	O 15,96	F 19,1				Na 22,99	Mg 23,94
III	Al 27,3	Si 28	P 30,46	S 31,98	Cl 35,37				K 39,04	Ca 39,90
IV	? 47?	Ti 48	V 51,2	Cr 52,4	Mn 54,8	Fe 55,9	Co 58,6	Ni 58,6	Cu 64,9	Zn 63,3
V	? 70?	? 72?	As 74,9	Se 78	Br 79,75				Rb 85,2	Sr 87,2
VI	? 88?	Zr 90	Nb 94	Mo 95,6	? 98?	Ru 103,5	Rh 104,1	Pd 106,2	Ag 107,66	Cd 111,6
VII	In 113,4	Sn 117,8	Sb 122	Te 128	I 126,53				Cs 132,7	Ba 136,8
VIII	? 173?	? 178?	Ta 182	W 184	? 186?	Os 198,6	Ir 196,7	Pt 196,2	Au 196,7	Hg 199,8
IX	Tl 202,7	Pb 206,4	Bi 207,6							

Mendeleiev nasceu em Tobolsk (Sibéria), atualmente Tyumen Oblast, sendo o mais jovem de uma numerosa família proprietária de uma fábrica de artefatos de vidro. Em 1848, após a fábrica ter sido destruída por um incêndio, quando Mendeleiev já havia cursado o ginásio na sua terra natal, ele dirigiu-se com sua mãe a Moscou, onde pretendia cursar uma universidade, no que foi impedido pela sua condição de siberiano e pela falta de apoio político. Na companhia de sua mãe, deslocou-se para São Petersburgo, onde, em 1850, conseguiu matricular-se na escola superior para formação de professores. Aí formou-se em Química em 1856, tornando-se *privadozent* (uma espécie de licenciado). Após estudos adicionais na Universidade de São Petersburgo, no final da década de 1850 recebeu uma bolsa de viagem de estudos, que permitiu que trabalhasse com H. V. Regnault (1810-1878), em Paris, e com R. W. Bunsen (1811-1899), em Heidelberg. Antes de retornar ao seu país, participou do Congresso de Karlsruhe, depois do qual tornou-se professor de Química no Instituto Tecnológico de São Petersburgo e, alguns anos depois, na universidade dessa cidade. Em 1893, após ter deixado o seu cargo de professor em 1890, tornou-se diretor do Bureau de Pesos e Medidas, cargo que ocupou até a sua morte em 20 de janeiro de 1907. Os estudos de Mendeleiev não se limitaram somente à lei periódica mas abrangeram outros aspectos da física e da química, tais como: natureza das soluções; estudo da expansão dos líquidos, tendo chegado a elaborar uma fórmula matemática que representava o fenômeno; estudo da temperatura crítica dos gases, antecipando os trabalhos do físico-químico irlandês Thomas Andrews (1813-1885) que estudou a liquefação dos gases; estudo da natureza e origem do petróleo e outros<sup>19,30,31</sup>.

Após a participação no Congresso de Karlsruhe, Mendeleiev viu nos pesos atômicos a característica fundamental do átomo. Sua atividade como professor e sua mente organizadora levaram-no a colecionar dados e informações sobre as propriedades dos elementos químicos e seus compostos. A idéia de uma lei periódica dos elementos surgiu enquanto redigia seu livro *Osovy Khimi* ("Princípios de Química"), originalmente publicado em russo (1869) e posteriormente traduzido para o alemão e o inglês. Esse livro muito contribuiu para o estudo da química na sua época, sendo o melhor texto de química em russo até então escrito, o que lhe valeu o Prêmio Demidoff, outorgado pela Academia de São Petersburgo<sup>19,31</sup>.

Em 1º de março de 1869, Mendeleiev publicou o primeiro esboço de sua tabela periódica, quando escrevia o segundo volume do seu livro. Em 18 de março, uma versão melhorada foi apresentada à Sociedade Russa de Química em São Petersburgo. Essa apresentação não pôde ser feita pessoalmente, pois Mendeleiev estava ausente, em viagem de inspeção a algumas fábricas, por determinação do governo russo; assim, a apresentação foi feita por Nikolai Menshutkin<sup>31</sup>.

A conclusão de que certas propriedades dos elementos são uma função periódica de seus pesos atômicos foi entrevista por Mendeleiev quando estudava a valência dos elementos em seus óxidos. Nernst, em seu já citado livro<sup>11</sup>, mostra este periodismo em tabela reproduzida no Quadro 4. Essa tabela foi organizada selecionando os óxidos que se encaixavam dentro da característica de periodicidade da valência. Os elementos com óxidos semelhantes distribuem-se nas colunas e a ordem crescente dos pesos atômicos forma as fileiras. Este comportamento dos óxidos evidenciava também a periodicidade de suas propriedades em função dos pesos atômicos e isso conduziu Mendeleiev mais longe, fazendo-o pensar também em outros compostos.

A Figura 2 apresenta o primeiro esboço da tabela periódica feito por Mendeleiev em fevereiro de 1869.

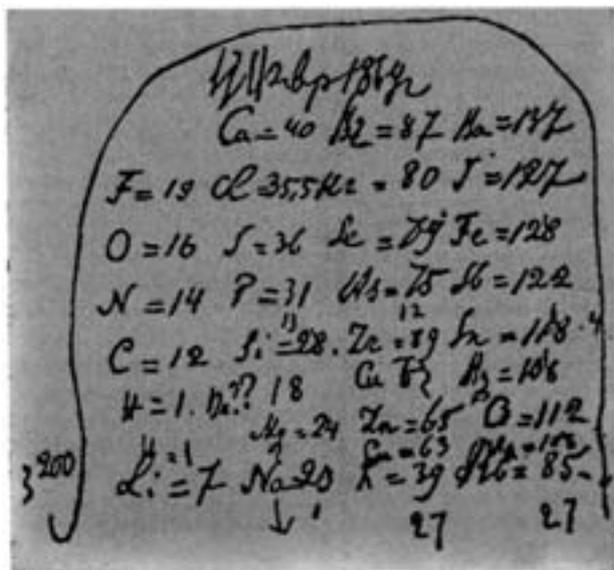
Nesse mesmo ano, Mendeleiev publicou no *Zeitschrift für Chemie*<sup>32</sup> outra versão de sua tabela (vide Quadro 5). Essa tabela apresentava alguns avanços científicos, destacando-se sobre outras previamente elaboradas, pois:

- Deixava alguns espaços vazios, prevendo a existência de elementos ainda não descobertos.
- Levava em consideração várias propriedades físicas e químicas associadas aos elementos.
- Permitia prever as propriedades que estariam associadas a alguns elementos ainda não descobertos, graças à sua posição (espaço vazio) na tabela e às propriedades associadas aos elementos vizinhos.

No caso das posições do telúrio e do iodo, Mendeleiev tirou uma conclusão equivocada. As propriedades desses elementos indicavam a ordem telúrio, seguida do iodo, ao passo que os pesos atômicos indicavam uma posição inversa. Para justificar essa inversão, ele supôs que teria havido erros na determinação dos pesos atômicos desses elementos e que, se as devidas correções fossem feitas, a posição decorrente seria a por ele

**Quadro 4.** Periodismo na valência dos óxidos, segundo Nernst<sup>11</sup>.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Li <sub>2</sub> O	Gl <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
Na <sub>2</sub> O	Mg <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Si <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
K <sub>2</sub> O	Ca <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ti <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Cu <sub>2</sub> O	Zn <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ge <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Se <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Rb <sub>2</sub> O	Sr <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Y <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Zr <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Mo <sub>2</sub> O <sub>6</sub>		Ru <sub>2</sub> O <sub>8</sub>
Ag <sub>2</sub> O	Cd <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Sn <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Te <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Cs <sub>2</sub> O	Ba <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	La <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ge <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	W <sub>2</sub> O <sub>6</sub>		Os <sub>2</sub> O <sub>8</sub>
Au <sub>2</sub> O	Hg <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Pb <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	U <sub>2</sub> O <sub>6</sub>		



**Figura 2.** Reprodução do primeiro esboço da tabela periódica feito por Mendeleiev em fevereiro de 1869.

usada. Posteriormente com os trabalhos de Theodore W. Richards (1868-1928) e de Frederick Soddy (1877-1956), que caracterizariam a existência de isótopos<sup>4</sup>, bem como os de Henry G. J. Moseley (1887-1915), esta discrepância foi satisfatoriamente explicada.

Na construção de sua classificação periódica, Mendeleiev<sup>33</sup> não apenas sistematizou e organizou dados, mas também reformulou, desdobrou, elaborou conceitos e relações fundamentais na Química. Baseando-se nas noções de Avogadro, Laurent, Gerhardt e Canizzarro, Mendeleiev associou elemento a átomo e substância simples a molécula, estendeu o programa lavoisieriano do vai-e-vem entre corpo simples e composto, para elemento e substância simples. O elemento químico deixou de ser uma coisa palpável para ser um ente abstrato. Toda esta elaboração transparece em seu enunciado da Lei Periódica: “As propriedades das substâncias simples, a constituição de seus compostos, assim como as propriedades desses últimos, são uma função periódica dos pesos atômicos dos elementos”<sup>34</sup>. Em 1882, a *Royal Society* outorgou a Medalha Davy a Mendeleiev (conjuntamente com Lothar Meyer), pelos seus trabalhos relacionados à tabela periódica.

#### As Previsões de Mendeleiev

Os filósofos da Ciência, em um dos poucos pontos em que estão de acordo, consideram que uma teoria não deve somente explicar, mas também propor problemas, que devem ser tratados

e resolvidos no seu âmbito. A Teoria Atômica de Dalton pode ser tomada como exemplo: de um lado seus átomos explicavam as observações anteriores e particularmente a Lei de Proust, de outro lado propunha o problema da determinação experimental e rigorosa dos pesos atômicos e também o teste da Lei das Proporções Múltiplas. A classificação de Mendeleiev também ilustra esta proposição dos filósofos da Ciência: ela em si organizava e sistematizava os fatos conhecidos e propunha problemas: a verificação das previsões sobre os elementos então desconhecidos. Talvez este seja o ponto alto da obra de Mendeleiev.

Como já foi mencionado, Mendeleiev deixou lacunas em sua tabela, afirmando que seriam ocupadas por elementos ainda não descobertos, aos quais ele propôs nomes e enumerou as propriedades. Assim, por exemplo, quando organizava a sua tabela, Mendeleiev deixou um espaço entre o silício e o estanho, já que as propriedades desses elementos apresentavam um salto não-justificado de valores. Os nomes que ele usou para esses elementos são derivados dos nomes dos elementos homólogos (“da mesma coluna”, como diríamos hoje), antepondo os prefixos *eka* (um, em sânscrito) e *dvi* (dois) etc; por exemplo, eka-alumínio, eka-silício, eka-boro, eka-manganês, dvi-manganês e outros.

Desses elementos, o primeiro a ser descoberto foi o eka-alumínio, em 1875, por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran<sup>36</sup> (1838-1912). Trabalhando com uma blenda (sulfeto de zinco) proveniente das minas de Pierrefitte, nos Altos Pirineus (França), e submetendo-a a um tratamento conveniente, Boisbaudran obteve um material que, examinado ao espectroscópio, revelou linhas espectrais ainda desconhecidas. Estas indicavam a existência de um elemento novo, ao qual denominou gálio. Boisbaudran não conhecia o trabalho de Mendeleiev, porém este enviou uma comunicação ao *Comptes Rendus de l'Académie des Sciences*<sup>35</sup>, chamando atenção de que o gálio era o eka-alumínio. As principais propriedades previstas e encontradas então no Quadro 6.

Mary E. Weeks<sup>36</sup>, historiadora americana que escreveu extensamente sobre a descoberta dos elementos, citando o químico francês Georges Urbain (1872-1938)<sup>37</sup>, afirma que esse pesquisador não dava a descoberta do gálio como resultante dos trabalhos de Mendeleiev e sim aos conhecimentos que Boisbaudran possuía sobre espectroscopia. Isto é mais ou menos evidente, pois Boisbaudran talvez não conhecesse a classificação periódica e certamente nem as previsões de Mendeleiev. Se Boisbaudran teve conhecimento da classificação, não lhe deu a devida importância. No caso dos outros elementos previstos por Mendeleiev, o escândio e o germânio, seus descobridores conheciam a classificação e as previsões. O que leva a afirmar o desconhecimento da tabela por parte do descobridor do gálio é o ocorrido com P. Sabatier (1854-1941), bem descrito por Nye<sup>18</sup>: “Sabatier foi provavelmente o primeiro a ministrar, em Toulouse (França), um curso de Química baseado na classificação periódica, contrariando o *status quo* científico, liderado

**Quadro 5.** Tabela periódica publicada por Mendeleiev em 1869<sup>32</sup>.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Cr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118		

**Quadro 6.** Propriedades previstas para o gálio (eka-alumínio), por Mendeleiev, e as encontradas, por Boisbaudran<sup>7</sup>.

<i>Propriedades previstas para o eka-alumínio (Ea), por Mendeleiev:</i>	<i>Propriedades encontradas para o gálio (Ga), por Boisbaudran:</i>
Peso atômico cerca de 68	Peso atômico 69,9
Metal de peso específico 5,9; ponto de fusão baixo; não volátil; não afetado pelo ar; deve decompor o vapor d'água quando aquecido ao rubro; deve se dissolver lentamente em ácido e álcalis.	Metal de peso específico 5,94; ponto de fusão 30,15 °C; não volátil a temperaturas moderadas; não alterado ao ar; ação do vapor d'água desconhecida; dissolve-se lentamente em ácidos e álcalis.
Óxido de fórmula $Ea_2O_3$ ; peso específico 5,5; deve se dissolver em ácidos para formar sais do tipo $EaX_3$ . O hidróxido deve se dissolver em ácidos e álcalis.	Óxido de fórmula $Ga_2O_3$ ; peso específico desconhecido; dissolve-se em ácidos, formando sais do tipo $GaX_3$ . O hidróxido dissolve-se em ácidos e álcalis.
Os sais devem ter tendência a formar sais básicos; o sulfato deve formar alúmen; o sulfeto deve ser precipitado por $H_2S$ ou $(NH_4)_2S$ . O cloreto anidro deve ser mais volátil que o cloreto de zinco.	Os sais se hidrolizam facilmente, formando sais básicos; alúmens são conhecidos; o sulfeto é precipitado por $H_2S$ e por $(NH_4)_2S$ sob condições especiais. O cloreto anidro é mais volátil que o cloreto de zinco.
O elemento será descoberto, provavelmente, por análise espectroscópica.	O gálio foi descoberto com o auxílio de um espectroscópio.

pelo eminente químico Marcellin Berthelot, um positivista de corpo e alma". Não pode ser desprezado, porém, o fato de Mendeleiev ter previsto com excelente aproximação as propriedades associadas ao gálio, conforme mostrado no Quadro 6, inclusive, e isto é muito interessante, o método da descoberta, no caso a espectroscopia.

Em 1879, ocorreu a descoberta do escândio, elemento

também previsto por Mendeleiev, sob a denominação de eka-boro e cujo peso atômico deveria ter um valor intermediário entre o do cálcio (40) e o do titânio (48)<sup>7</sup>. A descoberta do escândio foi feita por Lars F. Nilson (1840-1899), quando professor de Química Analítica na Universidade de Upsala<sup>38</sup>. Esse pesquisador, apesar de sua pouca saúde quando jovem, tornou-se um grande estudioso de Biologia, Química e Geologia;

posteriormente, em Upsala, entregou-se a intensos trabalhos de laboratório, estudando o mineral euxenita, juntamente com O. Pettersson. A partir desse mineral e da gadolinita, extraíram uma razoável quantidade de óxido de érbio impuro, do que obtiveram o itérbio e um outro elemento ainda desconhecido. As propriedades associadas a este elemento eram idênticas às previstas por Mendeleiev para o “eka-boro”. Essa semelhança foi apontada pelo químico e geólogo sueco Per Theodor Cleve (1840-1905), que, em trabalho publicado no *Comptes Rendus*<sup>39</sup>, afirmou que o elemento descoberto era o “eka-boro” previsto por Mendeleiev<sup>7</sup>. Mais uma vez vale a pena ilustrar a semelhança entre as propriedades previstas e as encontradas (vide Quadro 7). Coincidiam ainda outras propriedades, como a de seus sais darem um precipitado gelatinoso em contato com o hidróxido de potássio e o carbonato de sódio.

**Quadro 7.** Propriedades do escândio (“eka-boro”) previstas por Mendeleiev e as encontradas por Nilson<sup>7</sup>.

	<i>Propriedades Previstas</i>	<i>Propriedades Encontradas</i>
<i>Peso atômico</i>	44	44
<i>Óxido formado</i>	Eb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
<i>Peso específico do óxido</i>	3,5	3,86
<i>Óxido mais básico que o do alumínio</i>	Sim	Sim
<i>Óxido não solúvel em álcalis</i>	Sim	Sim
<i>Sais incolores</i>	Sim	Sim
<i>Carbonatos insolúveis em água</i>	Sim	Sim
<i>Provável método de descoberta</i>	Não espectroscópico	Não espectroscópico

Finalmente, em 1886, o químico alemão Clemens A. Winckler (1838-1904)<sup>7</sup>, professor de Química na Universidade de Freiburg, analisando um novo mineral descoberto numa mina ao norte dessa cidade, descobriu a presença de um novo elemento, ao qual denominou “germânio”, em homenagem à sua pátria. A princípio Winckler supôs que o novo elemento fosse um metalóide do tipo do antimônio e do arsênio, mas logo deduziu ser o eka-silício previsto por Mendeleiev, graças à semelhança entre as propriedades previstas e as encontradas, conforme pode-se ver no Quadro 8.

Uma interessante curiosidade são os nomes dados a estes três elementos previstos por Mendeleiev: as denominações românticas das pátrias de seus descobridores: Gália, Escandinávia e Germânia.

### Modernizações da tabela periódica

Sem dúvida, a tabela periódica dos elementos e a correspondente lei periódica foram a base para uma sistematização rigorosa do estudo dos elementos químicos e de seus compostos. Aos poucos, algumas modificações foram introduzidas, sendo talvez a mais importante a referente à substituição do periodismo em função dos pesos atômicos pelo periodismo em função dos números atômicos. A compreensão da estrutura do núcleo do átomo ganhou amplo terreno com a descoberta da radioatividade. Esta levaria fatalmente à descoberta do nêutron e à constatação de que a carga elétrica positiva nuclear era um parâmetro tão importante quanto o peso atômico. Moseley<sup>40,41</sup>, estudando a emissão de raios X por átomos de elementos bombardeados por

**Quadro 8.** Propriedades do germânio (eka-silício) previstas por Mendeleiev e as encontradas por Winkler<sup>7</sup>.

	<i>Eka-silício</i>	<i>Germânio</i>
<i>Peso atômico</i>	72	72,32
<i>Peso específico</i>	5,5	5,47
<i>Volume atômico</i>	13	13,22
<i>Valência</i>	4	4
<i>Calor específico</i>	0,073	0,076
<i>Peso específico do dióxido</i>	4,7	4,703
<i>Volume molecular do dióxido</i>	22	22,16
<i>Ponto de ebulição do tetracloreto</i>	< 100 °C	86 °C
<i>Peso específico do tetracloreto</i>	1,9	1,887
<i>Volume molecular dotetracloreto</i>	113	113,35

um feixe de elétrons acelerados por forte campo elétrico, verificou que a radiação X emitida era característica de cada elemento, se examinadas determinadas raias do espectro descontínuo dessa radiação.

Sua frequência relacionava-se com um número inteiro que estaria ligado com o número de cargas positivas no núcleo do elemento bombardeado pelos elétrons. Considerados os elementos na ordem em que estavam colocados na tabela periódica, Moseley verificou que havia uma relação linear entre o número de ordem de cada elemento na tabela periódica e a raiz quadrada do inverso da frequência da radiação de uma das raias (conhecida como raia K). Esse número é atualmente conhecido como número atômico (símbolo Z), correspondendo ao número de prótons no núcleo de cada átomo e sendo o que caracteriza inequivocamente cada átomo como de um dado elemento. Os estudos de Moseley fizeram com que o número atômico passasse a ser a variável independente da lei periódica.

A descoberta dos números atômicos permitiu explicar a inversão dos pesos atômicos ocorrida quando da colocação do telúrio e do iodo na tabela original. Na realidade, a inversão dos pesos atômicos colocava os elementos na ordem correta dos seus números atômicos. Essa mesma inversão, mais tarde foi observada entre os pesos atômicos dos elementos argônio (39,948) e potássio (39,0983).

Substituindo os pesos atômicos pelos números atômicos, ocorriam algumas falhas na seqüência destes últimos, o que indicava a existência de elementos ainda não conhecidos. Foi essa a pista para a descoberta dos elementos háfnio e rênio, o mesmo acontecendo com os elementos correspondentes aos números atômicos 43, 61 e 73, atualmente conhecidos como tecnécio, promécio e tântalo (ver adiante). No início de janeiro de 1923, ocorreu a descoberta e o isolamento do elemento háfnio (Z = 72), pelo holandês Dirk Coster e pelo húngaro (posteriormente naturalizado dinamarquês) Georg von Hevesy (1885-1966), trabalhando no laboratório de Bohr, em Copenhague, com resíduos de um minério de zircônio norueguês. O elemento de número atômico 75 (rênio), correspondente ao divimanganês, foi isolado pelos químicos alemães Walter Nodack, Ida Tacke e Otto Berg, em junho de 1924<sup>7</sup>.

Mendeleiev, à medida que o tempo passava, publicou novas formas da sua tabela. São interessantes aquelas elaboradas em 1871 e 1879, reproduzidas nos Quadros 9 e 10.

A versão moderna da tabela de Mendeleiev já organiza os



**Quadro 11.** Versão moderna da tabela de Mendeleiev<sup>44</sup>.

P e r í o d o	S é r i e s	Grupos																		
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			(0)	
		a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	c	a	b
1	1	H 1																		He 2
2	2	Li 3	Be 4		B 5	C 6		N 7	O 8	F 9										Ne 10
3	3	Na 11	Mg 12		Al 13	Si 14		P 15	S 16	Cl 17										Ar 18
4	4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Sr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28									Kr 30
	5	Cu 29	Zn 30		Ga 31	Ge 32		As 33	Se 34	Br 35										
5	6	Ru 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46									Xe 54
	7	Ag 47	Cd 48		In 49	Sn 50		Sb 51	Te 52	I 53										
6	8	Cs 55	Ba 56	Terras Raras 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78									
	9	Au 79	Hg 80		Tl 81	Pb 82		Bi 83	Po 84	At 85										Rn 86
7	10	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92													

porém, que esses elementos diferem bastante em relação a outras propriedades físicas e químicas que sejam consideradas. Observa-se o mesmo sistema de organização em outros grupos, como aquele que contém os elementos Mn (a) e Br (b), também no 4<sup>o</sup> período, séries 4 e 5.

- c) Como os lantanídeos (então chamados de elementos das terras raras) possuíam propriedades semelhantes, não havia como colocá-los numa seqüência lógica (o que só foi feito mais tarde); conseqüentemente, Mendeleiev fez com que, na tabela, todos eles ocupassem a posição “a” do 3<sup>o</sup> grupo, no 6<sup>o</sup> período (série 8).
- d) O grupo VIIIA é formado por tríadas de elementos que apresentam, em cada uma delas, propriedades muito semelhantes: ferro, cobalto, níquel, no 4<sup>o</sup> período; rutênio, ródio, paládio, no 5<sup>o</sup> período e ósmio, irídio, platina, no 6<sup>o</sup> período.
- e) A posição dos gases raros, ocupando um grupo denominado zero e na tabela reproduzida constando como subgrupo “b”, do grupo VIII, o que não é comum.
- f) Finalmente, na versão apresentada, a relação dos elementos químicos termina com o urânio, nada ainda constando sobre os elementos transurânicos.

O sistema original de Mendeleiev apresenta as bases para uma compreensão da existência em algumas versões modernas, hoje obsoletas, de grupos Ia e Ib, IIa e IIb, etc. Por resolução da IUPAC de 1988<sup>45</sup>, este sistema foi eliminado, passando os números dos grupos a serem, simplesmente, de 1 a 18 (com algarismos arábicos).

À medida que a tabela de Mendeleiev ganhava terreno pela sua divulgação em livros textos de Química, iam sendo constatados fatos novos e sendo descobertos novos elementos, o que revelava, à sociedade, a importância da classificação periódica.

Um fato que evidencia esse interesse é de, só em 1895, terem sido publicados 40 artigos científicos a respeito da tabela de Mendeleiev<sup>46</sup>. Essa tabela e o estabelecimento da importância dos números atômicos ganharam vulto, tornando-se instrumento indispensável para os que estudam a Química. É interessante notar que os trabalhos e apontamentos de Mendeleiev ainda hoje podem ser estudados em detalhes graças à cuidadosa conservação dos seus arquivos na Universidade de São Petersburgo<sup>24</sup>.

### Os gases raros e sua posição na tabela

Baseado em antigos experimentos de Henry Cavendish (1731-1810), John W. Strutt, o terceiro Lord Rayleigh (1842-1919), e Sir William Ramsay (1852-1916) conseguiram caracterizar, com o auxílio da espectroscopia, em maio de 1894, um componente do ar atmosférico ainda desconhecido: um gás inerte. Esta descoberta foi comunicada à *British Association*, cujo presidente H. G. Madan propôs o nome “argônio” (do grego: “aquele que não quer trabalhar”, dada sua inércia química). Em correspondência datada de 24 de maio de 1894, William Crookes (1832-1919), que havia obtido vários espectros do novo elemento, escreveu a Ramsay<sup>7</sup>: “... já lhe ocorreu que o lugar desse novo elemento gasoso é no fim da primeira coluna da tabela periódica?”.

Logo depois foi descoberto o hélio, cuja presença fora anteriormente detectada no Sol, através da análise espectroscópica da luz da coroa solar em um eclipse total ocorrido em 1868<sup>7</sup>. Os autores dessa descoberta foram os astrônomos Pierre J. C. Janssen (1824-1907), francês, e Joseph N. Lockyer (1836-1920), inglês, sendo que este último foi o proponente do nome “hélio” a esse elemento então ainda não identificado na Terra.

Em 1888 e 1890, o mineralogista William F. Hillebrand (1853-1925) obteve uma substância gasosa a partir do tratamento de minérios de urânio. Supôs ele que tal gás era o nitrogênio, mas Ramsay tomou conhecimento desse fato e repetindo as experiências concluiu que o gás em questão era, na realidade, um novo elemento gasoso que apresentava linhas espectrais bem características. Estudos posteriores mostraram que este elemento era o mesmo detectado por Janssen e Lockyer na coroa solar. Estava caracterizada a presença na Terra do elemento hélio, até então considerado um hipotético elemento solar.

A não reatividade química desses dois gases tornava, nessa época, difícil a determinação dos seus pesos atômicos e, conseqüentemente, a determinação exata da sua posição na tabela de Mendeleiev. Por serem quimicamente inertes não formavam compostos e, portanto, não havia possibilidade de Mendeleiev ter previsto vagas para eles na sua tabela. Suposições inúmeras foram feitas, tendo sido levantada a hipótese de que deveria existir um elemento ainda não conhecido entre o hidrogênio e o hélio. Ramsay prosseguiu nas suas pesquisas sobre os gases raros, agora auxiliado por Morris W. Travers (1872-1961). A idéia desses pesquisadores era de que o argônio fosse, na realidade, uma mistura de gases, ao mesmo tempo que havia a suposição de que deveria existir um gás elementar ainda não descoberto, cujo peso atômico estivesse situado entre o do hélio e o do argônio. Outros mais deveriam existir com pesos atômicos superiores ao do argônio. Por essa ocasião, Ramsay e Travers ganharam cerca de um litro de ar liquefeito oferecido por um pesquisador chamado William Hampson<sup>7</sup>. Usando a técnica de destilação fracionada, separaram desse material os gases já conhecidos, tendo, entretanto sobrado um resíduo que foi objeto de exame espectroscópico e caracterizado, em 30 de maio de 1898, como um novo elemento gasoso, ao qual propuseram o nome “criptônio” (do grego: “o escondido”). Determinado seu peso atômico, verificou-se que ele situava-se entre os do bromo e do rubídio<sup>47</sup>.

Sempre a partir de amostras de ar liquefeito, seguiram-se as descobertas do “neônio” (do grego: “o novo”) e do “xenônio” (também do grego: “o estranho”). Em 1900, o físico alemão Friedrich E. Dorn mostrou que um dos produtos da desintegração do rádio era um gás inerte<sup>7,48</sup>, então chamado de “emanação de rádio” ou “nitônio” (do latim: “niteo”, resplandecer, brilhar) e mais tarde (a partir de 1923) “radônio” (“proveniente do rádio”). Estava completo o grupo dos gases raros. Todavia, continuava o problema de onde, na tabela periódica, colocar esses elementos que se apresentam como homólogos, devido à sua inércia química comum. Foi o próprio Ramsay que logo no início das descobertas propôs que o argônio deveria ser classificado em um grupo próprio situado entre os halogênios e os metais alcalinos<sup>49</sup>. Havia porém um problema: o peso atômico do argônio era maior que o do elemento posterior na classificação de Mendeleiev (potássio). Já Rayleigh e Ramsay entretanto, afirmavam ser incorreto colocar o argônio entre o potássio e o cálcio, se bem que esse fosse o local indicado pelo seu peso atômico<sup>50</sup>. Durante alguns anos o problema preocupou os cientistas, até que Ramsay propôs, em trabalhos publicados em 1898 e 1899, que o caso enquadrava-se na mesma inversão já notada entre o telúrio e o iodo<sup>51</sup>.

W. Sedgwick, citado por Spronsen<sup>52</sup>, havia previsto a existência dos gases raros em 1890. No seu livro *Force as an Entity*, ele chega a levantar a hipótese da existência de elementos com valência zero, que deveriam constituir um determinado grupo da classificação de Mendeleiev. A hipótese estava baseada na diferença entre os pesos atômicos de alguns elementos. A posição do grupo “0” (atual grupo 18) variou em algumas edições da tabela periódica. Ora os seus elementos estavam no início dos períodos, ora no fim dos mesmos.

Finalmente os trabalhos de Niels H. D. Bohr (1885-1962), e outros muitos que estabeleceram as bases das estruturas eletrônicas dos átomos, acabaram determinando a posição definitiva

desse grupo, que foi colocado no fim dos períodos, já que todos eles possuíam estrutura eletrônica externa “ $s^2p^6$ ”, salvo o hélio cuja estrutura era “ $s^2$ ”.

## O problema dos lantanídeos

Em 1751, o mineralogista Alex F. Cronstedt (1722-1765) descobriu, em Ytterby, pequena cidade próxima de Estocolmo, um mineral denso ainda desconhecido. Em 1788, aí também, numa pedreira, foi descoberta uma rocha preta, pelo Tenente Arrhenius; esse mineral mais tarde foi chamado de “gadolinita” (vide abaixo). O estudo desses minerais daria início a uma série de eventos que levariam à descoberta dos lantanídeos, elementos que ocupariam lugar de destaque na classificação periódica. A partir do mineral descoberto por Cronstedt, Martin H. Klaproth (1743-1817), trabalhando na Alemanha, e, independentemente, Jöns J. Berzelius (1779-1848), trabalhando em colaboração com Wilhelm Hisinger (1766-1852), descobriram e isolaram um óxido a que deram o nome de “céria” (nessa época os óxidos eram conhecidos como “terras”)<sup>7,53-55</sup>. Esse nome foi dado em homenagem ao asteroide Ceres, então recentemente descoberto. Por outro lado, em 1794, o químico finlandês Johann Gadolin (1760-1852) isolou do mineral descoberto por Arrhenius um outro óxido, o qual, em 1797, foi chamado de ítria por A. G. Ekeberg (1767-1813), descobridor do tântalo (1802).

As então chamadas “terras ítria e céria” foram estudadas entre os anos de 1839 e 1843 por Carl G. Mosander (1797-1858), que mostrou não serem substâncias simples e sim misturas bastante complexas. Mosander conseguiu isolar da céria, em 1839, as substâncias simples dos elementos cério e lantânio, e da ítria, em 1843, as dos elementos ítrio, térbio e érbio. Em 1878, Jean Charles G. de Marignac (1817-1894) isolou o itérbio e, em 1880, o gadolínio. Em 1879, Boisbaudran isolou o samário e, em 1886, o disprósio. Também em 1879, Cleve evidenciou a existência do hólmio e do tálio, e Nilson descobriu o escândio. Outros pesquisadores também conseguiram isolar novos elementos. Em 1885, confirmando suspeitas de outros pesquisadores de que o didímio era uma mistura de elementos, o Barão Auer von Welsbach (1858-1929), químico austríaco, isolou o praseodímio (“didímio verde”) e o neodímio (“novo didímio”) a partir do didímio (do grego: “gêmeo”); posteriormente (1907), em colaboração com Georges Urbain (1872-) e C. James, isolou o lutécio a partir da ítria. Em 1901, Eugène A. Demarçay (1852-1904) caracterizou a existência do európio<sup>7,54</sup>.

Essa longa série de elementos tem como característica propriedades muito semelhantes, o que muito dificulta a separação desses elementos. Colocados em ordem crescente de pesos atômicos, não se observa uma variação periódica das propriedades, o que fez com que os primeiros autores das tabelas periódicas agrupassem todos eles num único ponto, situado no atual grupo 3 (vide Quadro 11).

A ordem dos números atômicos mostrava, entretanto, a falta de um deles ( $Z = 61$ ), entre o gadolínio e o samário. Esse elemento, hoje denominado promécio, foi isolado somente em 1945, entre os produtos da fissão do urânio 235, por J. A. Marinsky, L. E. Glendenin e D. Coryell, nos laboratórios de Oak Ridge (Tennessee), sendo seu nome proposto pela esposa de Coryell<sup>56</sup>.

John Hall Gladstone (1827-1902), em 1853, foi o primeiro químico a propor uma classificação de elementos que incluía alguns dos elementos das terras raras. No seu sistema, que era baseado em séries de sete elementos, uma delas incluía glúcnio (berílio), érbio, ítrio, térbio, cério, didímio e lantânio<sup>57</sup>. Esse seu sistema tinha por base a classificação feita em 1843 por Gmelin.

Chancourtois havia incluído em seu parafuso telúrico o cério, o lantânio e o didímio. Convém observar que o ítrio era sistematicamente incluído entre as então chamadas terras raras e que o didímio, como visto acima, acabou sendo caracterizado como uma mistura de elementos.

Newlands colocou em seu sistema o cério e o lantânio entre o estrôncio e o zircônio; Odling consignou apenas a presença do cério, situando-o entre o zircônio e o molibdênio. Lothar Meyer, nos seus primeiros trabalhos, não considerou a existência das terras raras; Mendeleiev optou pela colocação de tais elementos como uma série separada. As discussões e propostas a respeito da posição dos elementos terras raras foram intensas e diziam respeito, principalmente, aos pesos atômicos, sobre cujos valores havia divergências. T. Bayley foi o primeiro pesquisador a considerar que esses elementos não podiam ser tratados como homólogos de outros elementos, em publicação no *Philosophical Magazine*, em 1882. A partir de 1913, a posição dos metais das terras raras foi praticamente resolvida, quando os trabalhos de Bohr, Rydberg, Van den Broek, Moseley, Lewis e outros, estabeleceram um modelo de átomo (com estruturas eletrônicas) que junto com o número atômico fornecia um embasamento teórico dos sistemas de classificação periódica dos elementos. Essas estruturas eletrônicas propostas justificavam-se pelo fato dos elementos terras raras serem todos tão semelhantes em suas propriedades químicas e de não terem praticamente homólogos entre os outros elementos<sup>53</sup>. Isso ocorreu quando constatou-se que seus elétrons mais externos ocupavam a camada  $n = 4$  e aí iniciava-se uma série de átomos com o preenchimento sucessivo de elétrons em orbitais 4f. Essas estruturas colocavam os elementos das terras raras fora dos esquemas usuais até então adotados nas tabelas, tendo sido Bohr o primeiro a levar isso em consideração. Os modelos atuais mais usados nos livros textos de Química podem ser considerados como derivados das tabelas elaboradas por Alfred Werner (1866-1919), em 1905, Bohr, em 1922, e Viatschelav Romanoff, em 1934.

A separação dos elementos das terras raras em série à parte devia-se ao fato de que neles a homologia de propriedades apresentava-se no sentido horizontal e não no vertical, como acontecia com os outros elementos.

### Atualiza-se a tabela periódica

No começo desse século foi sendo generalizado o uso de tabelas de classificação periódica dos elementos e aos poucos a sua relevância foi ficando clara, à medida que os estudiosos da Química sentiam a importância da sistematização do estudo dos elementos por elas trazidas. Assim, passou a ser comum o seu uso em livros textos, se bem que muitos deles só a apresentassem, sem entrar em detalhes sobre o seu significado. Essas tabelas ou apresentavam o modelo de Mendeleiev (com períodos longos subdivididos em séries) ou o modelo derivado da disposição idealizada por Werner e Bohr que acabou se tornando o mais comum. Até 1930, predominavam as tabelas segundo o sistema idealizado por Mendeleiev, mas a partir desse período passaram a predominar aquelas estruturadas num sistema de 7 períodos, com 18 grupos. A disposição desses períodos já é bastante conhecida, porém podiam ocorrer variações quanto à posição do hidrogênio e mesmo do hélio, que eram colocados na parte superior da tabela, sem ligação com a mesma. Os lantanídeos eram colocados em baixo, numa série de 14 elementos.

Nessa época ainda não eram conhecidos os elementos de números atômicos 43, 61, 85, 87 e maiores que 93 (elementos transurânicos)<sup>56</sup>. O actínio, o tório, o protactínio e o urânio ainda apareciam no corpo da tabela, constituindo, junto com o elemento 87 e o rádio, o 7<sup>o</sup> período. Isto totalizava 88 elementos químicos conhecidos, incluindo-se já os gases raros, definitivamente incorporados como elementos fundamentais do universo material<sup>58</sup>.

Com a descoberta da radioatividade e com o surgimento de técnicas mais sofisticadas de pesquisa, os elementos até então desconhecidos foram sendo caracterizados:

- a) O elemento de número atômico 43, o eka-manganês da tabela de Mendeleiev, foi supostamente isolado pelos alemães

Nodack, Tacke e Berg, em 1924, juntamente com o rênio, o que mais tarde verificou-se ser um engano (na ocasião, foi atribuído ao elemento 43 o nome "masúrio"). Na realidade, foi somente em 1937 que o elemento 43 foi isolado, por C. Perrier e E. Segré, em Palermo (Itália), em uma amostra de molibdênio irradiada por dêuterons no ciclotron de Berkeley, na Califórnia. Recebeu, então, o nome de "tecnécio". Atualmente é extraído como subproduto dos reatores nucleares<sup>7,59</sup>.

- b) O elemento 61 —promécio— já foi referido anteriormente.  
 c) O elemento 85 —astato— foi isolado e caracterizado, em 1940, por D. R. Corson, K. R. Mackenzie e E. Segré. Sua produção resultou do bombardeio do isótopo 209 do bismuto por partículas alfa aceleradas em um ciclotron<sup>7,60</sup>.  
 d) O elemento 87 —frâncio— um metal alcalino radioativo, foi caracterizado em 1939, graças às pesquisas de Marguerite Perey (1909-1975)<sup>7</sup>. Pequenas quantidades desse elemento ocorrem como resultado de um decaimento específico do actínio 227, na série radioativa que tem início com o urânio 235.

### Uma nova série de elementos: os actinídeos

Em 1940, Edwin M. McMillan (1907-1991) e Philip H. Abelson provam que entre os produtos radioativos de suas experiências sobre a fissão do urânio havia um elemento novo que iniciava a série dos transurânicos<sup>58</sup>. A caracterização do netúnio e logo depois a do plutônio abriram o campo para um novo tipo de pesquisa química, a nucleosíntese de novos elementos, que passaram a ser obtidos por fusão de núcleos atômicos bombardeados por íons pesados, dando nascimento a uma extensa série de elementos sintetizados pelo homem<sup>56</sup>. Assim surgiram, além do netúnio e do plutônio, o amerício, o cúrio, o berquélio, o califórnio, o eistênio, o férmio, o mendelévio, o nobélio e o laurêncio. Gerados, de início, em quantidades infinitesimais, todos eles eram radioativos, com decaimento geralmente muito rápido, tornando a sua caracterização físico-química difícil, exigindo o desenvolvimento de técnicas extremamente sofisticadas de análise química.

Anteriormente à produção desses elementos, o actínio, o tório, o protactínio e o urânio ocupavam os espaços do 7<sup>o</sup> período, que tinha início com o frâncio, seguindo-se o rádio, o protactínio etc. Procurando relacionar esses elementos com a tabela periódica, foi levantada a suposição de que eles seriam homólogos dos elementos das terras raras, devendo existir 14 deles, tendo por protótipo o urânio. Por essa razão, eles foram considerados como pertencentes à série dos uranídeos. Essa hipótese revelou-se incorreta e isso levou ao fracasso<sup>58</sup> as primeiras tentativas para a obtenção dos elementos 95 e 96. Em 1945, Glenn T. Seaborg publicou a primeira tabela periódica na qual os novos elementos apareciam como fazendo parte de uma série iniciada pelo actínio e, por isso, chamada de "série dos actinídeos"; essa tabela continha apenas os transurânicos netúnio e plutônio. A série tinha início com o tório, sendo o actínio o seu protótipo<sup>58</sup>. Seaborg conta que, na ocasião da apresentação de sua tabela a alguns amigos, ouviu deles o conselho para que não a publicasse porque isso iria prejudicar a sua reputação científica<sup>58</sup>. Com a adição dos actinídeos, ampliava-se e modernizava-se a obra de Mendeleiev e de outros pesquisadores.

### Os elementos transactinídeos

A construção de aceleradores de partículas mais potentes e de métodos de pesquisa analítica mais requintados permitiu que a nucleosíntese não se encerrasse com o laurêncio. Grupos de cientistas americanos, russos e alemães (juntamente com alguns outros) passaram a disputar a primazia de obter elementos super-pesados, isto é, de números atômicos superiores a 103 (que corresponde ao laurêncio - último da série dos actinídeos).

O maior problema residia na instabilidade dos núcleos cuja síntese se procurava. Sua relação prótons/nêutrons conferia-lhes uma meia vida extremamente curta e houve necessidade de criar-se dispositivos que detectassem e caracterizassem tais núcleos em frações de segundo. Os cálculos teóricos baseados nas teorias mais recentes sobre a estrutura nuclear dos átomos mostravam que estruturas com 114 ou 184 nêutrons deveriam conferir estabilidade maior em detrimento do decaimento radioativo por fissão espontânea. Curiosamente esses números foram chamados de “números mágicos”. Se átomos com essas estruturas fossem conseguidos, os seus núcleos seriam suficientemente estáveis, permitindo a sua detecção e análise nos alvos usados. Esses átomos seriam obtidos usando-se como projéteis íons pesados, a fim de obter-se o número desejado de prótons e nêutrons<sup>58</sup>. Se isso fosse conseguido, seria possível a nucleossíntese dos transactinídeos. As tentativas levaram ao êxito, conseguindo-se núcleos correspondentes aos elementos 104 a 109, já tendo sido anunciada a obtenção (não confirmada) de núcleos com números atômicos 110, 111 e 112. Na tabela periódica, esses elementos iriam ocupar os lugares vagos no 7<sup>o</sup> período, depois daquele ocupado pelo actínio. A sua caracterização e a prioridade de suas descobertas deram lugar a algumas dúvidas e para isso a IUPAC - União Internacional de Química Pura e Aplicada e a IUPAP - União Internacional de Física Pura e Aplicada designaram um grupo de trabalho para analisar os problemas relacionados com os elementos transférmicos.

Mais recentemente (segundo semestre de 1994), após a publicação dos relatórios desse grupo, a Divisão de Química Inorgânica da IUPAC atribuiu nomes específicos a esses elementos, quais sejam:

- 104: dúbnio (Dubna, centro russo de pesquisas nucleares)
- 105: joliotio (Frédéric Joliot)
- 106: rutherfordio (Ernest Rutherford)
- 107: bóhrnio (Niels Bohr)
- 108: hâhnio (Otto Hahn)
- 109: meitnério (Lise Meitner)

Entretanto, a Sociedade Americana de Química não concordou com a decisão da IUPAC e em reunião de sua Comissão de Nomenclatura, em novembro de 1994, em Columbus, Ohio, decidiu insistir em adotar os nomes já aprovados por ela anteriormente: rutherfordio (104), hâhnio (105), seabórgio (106), nielsbóhrnio (107), hássio (108) e meitnério (109)<sup>56</sup>. Levando em consideração a decisão americana, o Bureau da IUPAC decidiu em agosto de 1995 tornar provisórios os nomes já atribuídos e abrir a questão para discussão no 1<sup>o</sup> semestre de 1996, para uma decisão final no 2<sup>o</sup> semestre.

### O futuro da tabela periódica

Considerando as atuais idéias sobre as estruturas eletrônicas, os actinídeos são caracterizados pelo preenchimento progressivo dos orbitais 5f. Completado esse processo, os elementos 104 a 109 e outros que venham a ser sintetizados imediatamente depois (até Z = 112) corresponderão a elementos de transição 6d. Graças às séries homólogas do sistema de Mendeleiev, os potenciais de ionização, pontos de fusão e ebulição, raios atômicos etc. podem ser previstos como fez no passado o químico russo. Assim sendo, o elemento 112 deve ser o “eka-mercúrio”, isto é, um elemento com propriedades homólogas às do mercúrio. Completando o 7<sup>o</sup> período viriam os elementos 113 a 118, sendo que este último seria homólogo do radônio, gás raro. Esse período completar-se-ia, portanto, com 32 elementos, dos quais 23 já são conhecidos, três estão em fase de confirmação e seis são prováveis.

Em termos de estruturas eletrônicas, o 7<sup>o</sup> período possuiria:

- a) Dois elementos típicos, com preenchimento de orbitais 7s;
- b) Quatorze elementos actinídeos, com preenchimento de orbitais 5f;

- c) Dez elementos de transição, com preenchimento de orbitais 6d, sendo sete já caracterizados e três em fase de confirmação;
- d) Seis elementos típicos (prováveis), com o preenchimento de orbitais 7p.

Outros elementos têm sido cogitados em face da “ilha de estabilidade” em torno da estrutura provável do elemento 114 (A = 298), com meias-vidas na faixa de anos<sup>61</sup>.

Nessas cogitações, a tabela periódica mostra-se muito útil, pois, exemplificando, o elemento 113 deve ser o “eka-tálio”, apresentando, por exemplo, estado de oxidação +1. Elementos mais pesados que esses devem ser inferidos em face da regularidade de preenchimento de orbitais eletrônicos. A síntese de tais elementos seria obtida pelo bombardeio de núcleos superpesados por íons pesados devidamente acelerados. O problema maior é que à medida que são empregados núcleos mais pesados também mais difícil vão se tornando as suas fusões com outros núcleos. Seaborg<sup>58</sup> cita, por exemplo, as frustradas tentativas de fundir átomos de cálcio 48 com núcleos de cúrio 248, o que levaria à obtenção do elemento de Z = 116 nas vizinhanças da ilha de estabilidade. Esse mesmo autor prevê a possibilidade de se chegar à obtenção de elementos pertencentes ao 8<sup>o</sup> período, isto é, elementos de Z = 119 (um novo metal alcalino) até Z = 168 (um novo gás raro). A estrutura desse 8<sup>o</sup> período seria a seguinte:

- a) Elementos de Z = 119 a 120, metais típicos com preenchimentos de orbitais 8s.
- b) Elemento 121, possivelmente com orbital 8s<sup>2</sup>7d<sup>1</sup>, que constituir-se-ia num elemento típico de uma série de superactinídeos contendo 32 elementos, indo, portanto, de Z = 122 a 153. Essa série seria caracterizada pelo preenchimento de orbitais 5g e 6f.
- c) Logo após os superactinídeos viriam os elementos de Z = 154 a 162, num total de nove elementos (ou dez, se incluirmos o elemento de Z = 121), caracterizados pelo preenchimento de orbitais 7d.
- d) Finalmente viriam os elementos de Z = 163 a 168, novamente típicos, com preenchimento de orbitais 8p.

Aqui se está em pleno terreno das hipóteses (se bem que formuladas pela autoridade de Seaborg). Mas será que o mesmo não diriam os contemporâneos das antigas tabelas, antes da caracterização dos actinídeos? Seaborg publicou no *J. Chem. Educ.*<sup>58</sup> uma tabela na qual incluiu os hipotéticos elementos do final do 7<sup>o</sup> e do 8<sup>o</sup> período. Para ficar mais clara a estrutura da tabela periódica prevista por Seaborg, convém ressaltar que as previsões são baseadas nas estruturas eletrônicas dos átomos dos elementos previstos. O Quadro 12 resume as estruturas eletrônicas segundo os modelos mais modernos.

O importante é que, mantidas as atuais teorias sobre as estruturas eletrônicas, torna-se possível fazer previsões de propriedades dos elementos. É interessante também ressaltar que a terceira série de terras raras, chamada por Seaborg<sup>58</sup> de superactinídeos, compreende 32 elementos e não mais 14 como as séries anteriores.

### Modificações de aspecto

Revedo a história da tabela periódica, verifica-se que no início todas elas assumiam uma disposição plana, isto é, bidimensional. Faz exceção o “parafuso telúrico”, que, apesar de geralmente ser apresentado em projeção plana, foi na realidade concebido como uma disposição tridimensional. A primeira tentativa (não contando a de Chancourtois) para fugir às disposições clássicas foi a de E. W. Zmaczynski<sup>62</sup>, cuja tabela assumia a forma de um leque. Outros modelos foram depois surgindo, usando disposições bi ou tridimensionais, as mais variadas possíveis: espiraladas, circulares, espirais associadas etc. A imaginação e a criatividade logo fizeram surgir formas cônicas, helicoidais e, até mesmo, esféricas. Aos que queiram

**Quadro 12.** Estruturas eletrônicas dos átomos, segundo os modelo mais recentes.

Período	Camada eletrônica	Nº possível de elétrons	Orbitais
1	K	2; <i>s</i>	2
2	L	8; <i>s, p</i>	2 + 6
3	M	18; <i>s, p, d</i>	2 + 6 + 10
4	N	32; <i>s, p, d, f</i>	2 + 6 + 10 + 14
5	O	50; <i>s, p, d, f, g</i>	2 + 6 + 10 + 14 + 18
6	P	72; <i>s, p, d, f, g, h</i>	2 + 6 + 10 + 14 + 18 + 22
7	Q	98; <i>s, p, d, f, g, h, i</i>	2 + 6 + 10 + 14 + 18 + 22 + 26
8	R	128; <i>s, p, d, f, g, h, i, j</i>	2 + 6 + 10 + 14 + 18 + 22 + 26 + 30

conhecer estas variadas disposições, recomenda-se a consulta, entre outros, do livro de van Spronsen<sup>63</sup> e do artigo de Woods<sup>64</sup>, ilustrado com alguns modelos originais de tabelas periódicas, inclusive uma em escrita Braille. Outra obra de consulta obrigatória é a de Masurs<sup>65</sup>.

### Alguns detalhes curiosos

Com a descoberta da radioatividade por Antoine H. Becquerel e posterior caracterização do polônio e do rádio pelo casal Pierre e Marie Curie, o mundo científico passou a dispor de fenômenos que serviram para aprofundar os conhecimentos sobre a natureza da matéria. Determinados os seus pesos atômicos e as suas propriedades características, logo indagou-se qual deveriam ser as suas posições na tabela periódica, cuja importância já era então reconhecida. As propriedades do polônio e seu peso atômico indicavam que ele deveria ser um homólogo do telúrio. Em 1899, Andre Debierne conseguiu isolar do mineral pechblenda (minério de urânio) um novo elemento radioativo, o actínio; seu número de oxidação foi estabelecido somente em 1913, por Alexander Smith Russel<sup>7</sup>. Entretanto, somente após muitas discussões é que se acabou considerando esse elemento como homólogo do lantânio e, mais tarde, como elemento típico dos actinídeos.

A radioatividade revelou logo aos pesquisadores a possibilidade de transformação nuclear resultante da emissão de partículas alfa ou beta negativa. A partir dos elementos radioativos básicos — urânio, rádio e tório — derivavam séries de outros elementos que foram estudadas particularmente por Frederick Soddy, Theodore Richards, Kasimir Fajans, Georg von Hevesy e outros. Nessas séries apareciam nomes de elementos tais como urânio X, mesotório, rádio X etc. Os estudos levaram a resultados interessantes, entre os quais vale citar os das propriedades do mesotório que eram idênticas às do rádio.

A existência desses “elementos” trouxe como consequência uma série de opiniões de que alguma coisa de errado havia na tabela periódica, já que essa não apresentava lugares específicos para a sua colocação. Em 1913, Soddy acabou demonstrando que muitos desses pretensos elementos eram, na realidade, já conhecidos, diferendo apenas pelo número de massa. Assim, o mesotório, o rádio e o tório X eram, na realidade, um só elemento, com lugar já definido na tabela periódica: o do rádio. Dado o fato de ocuparem o mesmo lugar na tabela periódica, uma amiga do casal Soddy, Margaret Todd, sugeriu, durante um jantar dominical informal na casa do sogro de Soddy, que se desse a esses elementos o nome de “*isótopos*”, (do grego: “mesmo lugar”)<sup>66,67</sup>.

A esse respeito chegou-se a propor uma nova tabela, organizada de tal maneira que incluísse todos os isótopos, porém Frederick Paneth e von Hevesy afirmaram, na ocasião, que como os isótopos de um elemento não podiam ser separados quimicamente, isso demonstrava que eles ocupariam os mesmos lugares na tabela de Mendeleiev e que essa em nada seria prejudicada com a descoberta da sua existência<sup>68</sup>. Mais tarde,

com a descoberta dos isótopos do hidrogênio, mostrou-se que podem existir pequenas diferenças químicas e físico-químicas entre os isótopos, mas isso em nada perturbava a validade do trabalho de Mendeleiev.

### Vozes discordantes

Além do mencionado “caso Sabatier”, Melo Filho e Faria<sup>69</sup>, em um interessante artigo comemorativo do centésimo vigésimo aniversário da tabela periódica, citam as observações do Prof. Álvaro Joaquim de Oliveira, professor de Química Mineral da Escola Politécnica do Rio de Janeiro a respeito da tabela periódica, em seu livro “Apontamentos de Química”, publicado em 1883. Oliveira reconhecia a capacidade da lei periódica de Mendeleiev de prever as propriedades de elementos desconhecidos, mas fez uma série de críticas e questionamentos, achando que a coincidência dos pesos atômicos previstos para o gálio e o escândio era puramente fortuita. Baseado na comparação dos pesos atômicos, estranhou, também, a existência de dois espaços vazios entre o mercúrio e o bismuto, enquanto que entre o tório e o urânio havia apenas um. Apresentou ainda muitas outras considerações, todas criticando o trabalho de Mendeleiev. Também é interessante citar a opinião de Ignácio Puig S. J.<sup>70</sup>, que em seu livro “Curso Geral de Química” diz textualmente: “São muitas as classificações propostas. A que até pouco tempo conservava a primazia era aquela devida ao químico russo Mendeleev e chamava-se classificação periódica, a qual dispunha os elementos em ordem crescente de seus pesos atômicos: depois de cada oito corpos, seguiam outros tantos com propriedades respectivamente iguais aos seus anteriores, decorrendo daí o motivo para uma classificação periódica. Atualmente a classificação de Mendeleev está perdendo algum terreno e em seu lugar aparece a iniciada com Rydberg, também periódica, a qual ordena os elementos do mesmo número de elétrons das esferas exteriores”.

### CONCLUINDO

A classificação periódica dos elementos nasceu de uma sólida base experimental e passou por etapas que permitiram o despertar da curiosidade científica. Confirmada depois por fatos que lhe deram um apoio definitivo, revelou-se um majestoso edifício do conhecimento humano, sendo de uma enorme utilidade no ensino de Química.

A ordenação dos elementos básicos do universo material, fruto dos trabalhos de Döbereiner, Chancourtois, Meyer, Mendeleiev e muitos outros, vem mostrar que a construção do mundo físico, mesmo se obra do acaso, é uma estupenda criação que o homem tem conseguido revelar.

### REFERÊNCIAS

1. Lavoisier, A. L.; *Traité Élémentaire de Chimie* (réimpression de l'édition originale, 1789); Édition Jaques Gabay: Paris, 1992.

2. Brock, W. H.; *The Fontana History of Chemistry*; Fontana Press; Londres, 1992.
3. Ao longo deste artigo utilizaremos, para algumas grandezas, as denominações predominantes na época: “*peso atômico*”, para as massa atômica relativa (ref. 4), e “*peso específico*”, para a densidade em relação à água a 15°C.
4. Tolentino, M.; Rocha-Filho, R. C.; *Quim. Nova* **1994**, *17*, 182.
5. Se a Química é o resultado de uma *teoria* e uma *prática* associadas (ref. 6), a teoria atual é a *Teoria Molecular*, a qual substituiu a anterior e teve sua elaboração iniciada por Lavoisier.
6. Chagas, A. P.; *Como se Faz Química*; Ed. Unicamp: Campinas, 1989.
7. Weeks, M. E.; Leicester, H. M.; *Discovery of the Elements*; 7ª ed.; J. Chem. Educ.: Easton, 1968.
8. Mason, S. F.; *História da Ciência*; Ed. Globo: Porto Alegre, 1962.
9. Petrianov, I. V.; Trifonovo, D. N.; *La Magna Ley*; Ed. Mir: Moscou, 1981.
10. Van Spronsen, J. W.; *The Periodic System of Chemical Elements*; Elsevier: Amsterdam, 1969; p 69.
11. Nernst, W.; *Traité de Chimie Generale*; trad. A. Corvisy; Herman et Fils: Paris, 1911; Vol. 1, p 207.
12. Ref. 10, Cap. 4.
13. Dumas; J. B.; *Comp. Rend.* **1858**, *47*, 1026.
14. Dumas; J. B.; *Ann. Chim. Phys.* **1859**, *55*, 128.
15. Ref. 17, pp 238-240.
16. *Ibidem*, p 238.
17. Ihde, A. J.; *The Development of Modern Chemistry*; Dover: New York, 1984.
18. Nye, M. J.; *Isis* **1977**, *68*, 375.
19. Nechaev, I.; *Los Elementos Químicos*; Ed. Sudamericana: Buenos Aires, 1944.
20. Cvitas, T.; Mills, I.; *Chem. Intern.* **1994**, *16*, 123.
21. Chancourtois, A. E. B. de; *Comp. Rend.* **1862**, *54*, 757.
22. Ref 10, p 100.
23. Ref. 2, p 317.
24. Rouvray, D. H.; *Chem. Britain* **1994**, *30*, 373.
25. Ref. 10, p 111.
26. *Ibidem*, p 108.
27. Partington, J. R.; *A Short History of Chemistry*; 3ª ed.; Dover: Nova Iorque, 1989; p 345.
28. Coats, N.; *The Periodic Table (Nuffield Project)*; Nuffield Foundation/Penguin: Londres, 1966. p 3.
29. Ref. 10, p 132.
30. *Encyclopædia Britannica*; Chicago, 1953; Vol. 15, p 241.
31. Pisarzhevski, O. N.; *Dmitri Ivanovich Mendeleiv*; Mir: Moscou, 1955.
32. Mendeleiev, D. I.; *Zeitschrift für Chemie* **1869**, *12*, 405.
33. Bensaud-Vicent, B.; Stengers, I.; *Histoire de la Chimie*; Ed. La Decouvert: Paris, 1993.
34. Mendeleiev, D. I.; *Comp. Rend.* **1875**, *81*, 969.
35. Boisbaudran, P. E. L. de; *Comp. Rend.* **1875**, *81*, 493.
36. Weeks, M. E.; *J. Chem. Educ.* **1932**, *9*, 1605.
37. Urbain, G.; *Chem. Ztg.* **1912**, *36*, 929.
38. Nilson, F. L.; *Comp. Rend.* **1879**, *88*, 645.
39. Cleve, P. T.; *Comp. Rend.* **1879**, *89*, 419.
40. Millikan, R. A.; *Electrons (+ and -), Protons, Neutrons, Mesotrons and Cosmic Rays*; University of Chicago: Chicago, 1946. p 196.
41. Haigh, C. W. *J. Chem. Educ.* **1995**, *72*, 1012.
42. Ref. 10, p 137.
43. *Ibidem*, p 138.
44. Ref. 27, p 349.
45. Fluck, E.; *Pure Appl. Chem.* **1988**, *60*, 431.
46. Ref. 10, p 246.
47. Ramsay, W.; Travers, M. W.; *Proc. Roy. Soc. (London)* **1898**, *63*, 405, 437.
48. Hunter, N. W.; Zeigler, K.; In: *Nobel Laureates in Chemistry: 1901-1992*; L. K. James, Ed.; American Chemical Society: Washington, 1993. p 27.
49. Ramsay, W.; *Proc. Roy. Soc. (London)* **1895**, *58*, 81.
50. Lord Rayleigh; Ramsay, W.; *Z. Physik. Chem.* **1895**, *16*, 344.
51. Ref 10, p 256.
52. *Ibidem*, p 248.
53. Trifonov, D. M; *O Preço da Verdade*; Ed. Mir; Moscou, 1988.
54. Greenwood, N. N.; Earnshaw, A.; *Chemistry of the Elements*; Pergamon: Oxford, 1984. p 1424.
55. Rheinboldt, H.; *História da Balança. A Vida de J. J. Berzelius*; EDUSP/Nova Stella: São Paulo, 1988. pp 20-21.
56. Tolentino, M.; Rocha-Filho, R. C.; *Quim. Nova* **1995**, *18*, 384.
57. Basset, H.; *Chem. News* **1892**, *65*(3), 19.
58. Seaborg, G. T.; *J. Chem. Educ.* **1985**, *62*, 463.
59. Ref. 54, p 1211.
60. *Ibidem*, p 926.
61. *Ibidem*, p 36.
62. Zmaczynski, E. W.; *J. Chem. Educ.* **1937**, *14*, 232.
63. Ref. 10, p 147.
64. Woods, G.; *Chem. Britain* **1994**, *30*, 322.
65. Masurs, E. G.; *Graphical Representations of the Periodic System During One Hundred Years*; Univ. Alabama: Alabama, 1974.
66. Hunter, N. W.; Roach, R.; In: *Nobel Laureates in Chemistry: 1901-1992*; L. K. James, Ed.; American Chemical Society: Washington, 1993. p 137.
67. Kauffman, G. B.; *J. Chem. Educ.* **1982**, *59*, 3.
68. Scerri, E. R.; *Chem. Britain* **1994**, *30*, 379.
69. Melo Filho, J. M.; Faria, R. B.; *Quim. Nova* **1990**, *13*, 53.
70. Puig S. J., I.; *Curso Geral de Química*; Globo: Porto Alegre, 1932. p 73.