

120 ANOS DA CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

João M. Melo Filho e Roberto de B. Faria

Departamento de Química Inorgânica, Instituto de Química, UFRJ

Recebido em 13/09/89

ABSTRACT

The evolution of the periodic law is reviewed starting from Lavoisier, through de Chancourtois's first truly periodic organization of the elements, up until recent days with the synthesis of the transuranium elements. Some important aspects of Mendeleev's life are presented together with his work related to the discovery of the elements gallium, scandium and germanium.

The criticisms of the chemist A.J.Oliveira of the Politecnical School in Rio de Janeiro of the Mendeleev periodic table are cited, as well as the case of Boisbaudran's erroneous determination of the density of gallium and Mendeleev's criticism of this work.

Emphasis is given to the fact that the periodic table is used to this day for predicting the properties of the new elements artificially synthesized by man.

INTRODUÇÃO

Toda a Química está ligada com a tabela periódica e a descoberta da lei periódica é considerada um marco sem precedentes no desenvolvimento desta ciência, tendo a mesma importância da descoberta das partículas fundamentais e da teoria moderna da estrutura atômica.

A história da Química moderna (pós Lavoisier) é classificada, pelo historiador soviético D.N.Trifonov¹, em dois grandes períodos: antes e depois da lei periódica. Esta classificação chama a atenção para o papel fundamental da tabela periódica como ponto de referência para a compreensão do conjunto de elementos químicos em um sistema natural dos elementos interligados entre si.

O objetivo a que nos propomos neste trabalho é analisar o desenvolvimento histórico da tabela periódica baseando-nos, principalmente, na historiografia soviética (B.M.Kedrov², V.I.Semishin³, A.A. Makarenya⁴ e outros) que, nem sempre, concorda inteiramente com a ocidental. Ao mesmo tempo pretendemos reforçar a importância e o significado da tabela periódica para o seu melhor aproveitamento no ensino da Química em geral, e da Química Inorgânica em particular.

QUEM FOI MENDELEEV?

Atualmente, mendelévio é o nome do elemento químico de número atômico, Z, igual a 101 e descoberto no início de 1955 por um grupo de cientistas americanos dirigidos por Glenn T. Seaborg. Todos os elementos transurânicos (Z > 92) foram descobertos utilizando para tal a tabela periódica como instrumento para prever as propriedades dos elementos ainda desconhecidos o que tornava possível o planejamento dos mé-

todos a serem utilizados.

É importante citar aqui as palavras de Seaborg no seu livro "Os elementos transurânicos sintetizados pelo homem"⁵:

"Foi proposto o nome de mendelévio como reconhecimento ao trabalho pioneiro do grande químico russo Dimitri Mendeleev o qual foi o primeiro a usar o sistema periódico dos elementos para prever as propriedades químicas dos elementos ainda desconhecidos na época; este mesmo princípio, adotado por Mendeleev, constituiu a chave da descoberta de quase todos os elementos transurânicos".

O elemento mendelévio tem ainda uma particularidade, pois este é o primeiro elemento da segunda centena, o que para os químicos representa uma nova etapa de um longo caminho já percorrido.

Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) foi o décimo sétimo filho de uma família de classe média. O pai era professor e diretor de uma escola e o ambiente familiar deve, de alguma forma, ter influenciado Mendeleev para as ciências exatas".

Uma grande parte dos seus estudos na área da química se refere à Teoria das Soluções⁶ tendo influenciado pesquisadores ingleses como G. Crompton, H. Armstrong, Anderson, Nichols e Frankland sobre a participação ativa do solvente durante a eletrólise das soluções de compostos iônicos.

Além dos seus profundos conhecimentos na área da química ele se destacou também em outras áreas⁷, como a física, indústria, agricultura, astronomia, estudo da hulha e do petróleo. Voou de aeróstato para observar um eclipse do sol e já pensava em alcançar o Pólo Norte em barco quebra-gelos. Das 550 publicações (artigos e livros) de Mendeleev somente uns 15% referem-se à área da Química.

É importante ressaltar que ele não somente se destaca como um grande pesquisador mas também como um excelente pedagogo e o seu manual "Fundamentos da Química" durante a sua vida foi editado 8 vezes e traduzido para vários idiomas.

A frase de Mendeleev⁴ "O aspecto principal das minhas aulas é a físico-química", ainda antes da consagração da lei periódica, já nos indica o caminho trilhado por este gênio.

Sem dúvida que a sua grande contribuição para a ciência é a descoberta da lei periódica e a criação, desta forma, do Sistema Periódico dos Elementos.

A DESCOBERTA DA LEI PERIÓDICA

Segundo Kedrov² o estabelecimento da lei periódica passou por três fases distintas:

- 1ª - preparatória (durando cerca de 80 anos),
- 2ª - decisiva ("um dia", 1º de março de 1869) e
- 3ª - de aperfeiçoamento (até os dias atuais).

PRIMEIRA FASE

A primeira tentativa de classificação dos elementos (1789) pertence a A. L. Lavoisier (1743 – 1794) que se baseia nas propriedades físicas (metal e não-metal) e no tipo de óxido formado. Nesta altura eram conhecidos 25 elementos.

O início do século XIX é caracterizado pela transformação da Química em uma ciência. J. Dalton (1766 – 1844) lança os fundamentos da Teoria Atômica (1813). Com esta surge o conceito de peso atômico* e a Química passa a ser uma ciência com implicações qualitativas e quantitativas.

Na primeira metade do século XIX foram descobertos mais 31 elementos. Já havia um número razoável de elementos e de compostos sintetizados. Sentia-se a necessidade de uma ordenação destes elementos.

Em 1829 o químico alemão J. W. Dobereiner (1780–1849) agrupou alguns elementos semelhantes de 3 em 3 e observou que a média dos pesos atômicos dos elementos das extremidades era igual ao peso atômico do elemento central. Ele agrupou, por exemplo, lítio, sódio e potássio: cloro, bromo e iodo, mas não conseguiu agrupar um número grande de elementos já conhecidos. Estes grupos de três elementos ficaram conhecidos como as “triades de Dobereiner” (ver Fig. 1).

A Conferência Internacional dos Químicos em Karlsruhe (1860) foi muito importante para a Química³ e ressaltamos o papel desempenhado por S. Cannizzaro (1826–1910) ao apresentar os pesos atômicos corrigidos de uma série de elementos.

Em 1862, de Chancourtois⁴ apresenta um sistema que tinha uma forma bastante curiosa (ver Fig. 2). Este autor colocou os elementos então conhecidos na seqüência dos seus pesos atômicos em forma de hélice na superfície de um cilindro. Estabelecendo um eixo horizontal de 16 unidades (peso atômico do oxigênio) e um eixo vertical com o mesmo espaçamento ele colocou os elementos nos pontos da superfície do cilindro onde se cortavam as linhas correspondentes aos seus pesos atômicos lidos em ambas as escalas. No caso dos pesos atômicos maiores de 16 o alinhamento com relação ao eixo horizontal era feito continuando-se a contagem do peso pelo mesmo eixo levando-se em conta o enrolamento da superfície do cilindro. Por exemplo, F = 19 que deve ficar depois do O = 16 é posicionado alinhado com a posição 3. Assim, ele conseguiu que vários elementos com propriedades semelhantes ficassem posicionados uns sobre os outros mas também ocorreu que fossem encontrados numa mesma coluna elementos com propriedades bem diferentes tais como O, S, Ti e também Li, Na, K, Mn.

De Chancourtois realmente acreditava que as propriedades dos elementos fossem seqüência direta dos números atribuídos aos seus pesos atômicos⁵. Assim, partindo dos pesos de combinação adotados por Cannizzaro em 1858, mas seguindo a hipótese de Prout de que os pesos atômicos deveriam ser números inteiros, de Chancourtois observou que estes obedeciam a fórmula $n + 16n'$ onde n' é sempre um número inteiro e n também, mas nem sempre. Observa-se, em comparação com a tabela periódica moderna, que n indica o grupo do elemento e n' o período. Para as falhas observadas em certos valores de n' , de Chancourtois propôs a existência de novas variedades dos elementos já conhecidos (círculos vazios na Fig.

2) tendo, portanto, faltado muito pouco para que ele propusesse serem essas posições vazias de elementos ainda por serem descobertos. Apesar de tudo esse sistema não despertou a atenção dos cientistas.

J. A. Newlands (1838–1898), em 1864–1865⁶, observa que ao se colocarem os elementos em ordem crescente dos pesos atômicos no oitavo elemento ocorre uma repetição em relação ao primeiro. Este comportamento, semelhante ao que ocorre na escala das notas musicais, levou Newlands a conceber a “lei das oitavas” para classificar os elementos.

Quando apresentou este seu sistema de classificação na Sociedade Inglesa de Química (Chemical Society), em março de 1866, foi perguntado a Newlands se ele, por acaso, não havia tentado classificar os elementos em ordem alfabética e notado assim também alguma regularidade⁷. Apesar do caráter não científico da lei das oitavas de Newlands hoje sabemos que o número oito tem uma certa importância para a estrutura eletrônica dos elementos. Atualmente, para os elementos mais leves, a repetição das propriedades ocorre no nono e não no oitavo elemento, isto devido a descoberta dos gases nobres que constituem todo um grupo.

Dois cientistas estiveram muito próximos da lei periódica ao organizarem os elementos conforme o aumento dos seus pesos atômicos: Odling, em 1864, na Inglaterra, e L. Meyer, também em 1864, na Alemanha.

Restringindo-nos ao trabalho de Lothar Meyer (1830–1895), podemos dizer que na sua primeira variante apresentada em 1864⁸ este não consegue ver nem mostrar a periodicidade, alguns elementos encontram-se no lugar errado (Ta, V) e outros, já bem conhecidos a esta altura, são omitidos, dentre os quais H, B e Al. A sua segunda variante, apresentada em 1868, já se mostra na forma longa, com períodos, mas, novamente, um número grande de elementos (H, B, In, Y, Nb, Th, U) não encontram espaços para ocuparem e, também, não é mostrado o 1º período (H).

Naquela altura os cientistas só conseguiam observar as semelhanças nos grupos isolados, sem se aperceberem que havia uma interligação mais complexa entre todos os elementos possibilitando assim a criação de um sistema único.

SEGUNDA FASE

Depois de, aproximadamente, 15 anos de trabalho, no dia 1º de março de 1869, é enviado à comunidade científica russa e internacional o artigo “Ensaio de um sistema dos elementos baseado nos seus pesos atômicos e nas semelhanças químicas”⁹, assinado por Mendeleev (ver Fig. 3). No dia 6 de março, em sessão da Sociedade Russa de Química, foi apresentado pelo secretário dessa sociedade, o químico N.A. Menshutkin, o artigo sobre o sistema de classificação dos elementos proposto por Mendeleev⁹.

É dado o primeiro passo para a revolução que encerraria o trabalho árduo de muitas gerações de químicos, e abriria as portas para o desenvolvimento e progresso dos estudos sobre os elementos químicos e os seus compostos.

Os 63 elementos conhecidos na época são colocados em ordem crescente dos seus pesos atômicos. Para tal, Mendeleev corrigiu o peso atômico de mais de 10 elementos e deixou espaços vazios onde ele supunha que o elemento ainda não havia sido descoberto.

A sua tabela periódica é aperfeiçoada e apresentada em 1871¹⁰ (ver Fig. 4). Com a ajuda da própria tabela que está apresentando à sociedade científica ele consegue prever as

* Hoje em dia usa-se o conceito de massa atômica como uma propriedade física de um elemento mas ao longo do texto empregaremos peso atômico por ser o utilizado na época.

propriedades dos elementos ainda não descobertos. Essa foi considerada a grande ousadia e capacidade de raciocínio científico de Mendeleev. A partir de então, este comportamento pioneiro de pesquisador, de prever aspectos ainda desconhecidos com a ajuda de um sistema natural (a tabela periódica), foi adotado como um método na pesquisa científica e contribuiu para a descoberta de novos elementos e compostos, e até os dias de hoje tem a sua validade.

Sobre o significado da descoberta do gálio, escândio e germânio vale a pena citar o próprio Mendeleev³:

“Ao descrever, em 1871, as propriedades de elementos ainda não descobertos eu não pensava que viveria até a confirmação desta consequência da lei periódica ...

... Eu descrevi 3 elementos ... não se passaram 20 anos e eu já tenho a grande alegria de ver os três já descobertos e com os nomes onde o mineral foi encontrado, ou onde foi realizada a descoberta: gálio, escândio e germânio. Sem essas descobertas a lei periódica não teria o reconhecimento que teve. No mesmo nível eu considero Ramsay pela descoberta dos gases raros que mais uma vez confirmou a concepção geral da lei periódica”¹¹.

Outras passagens importantes caracterizam bem aqueles acontecimentos. Por exemplo, ao saber que o índio e o tálio, elementos que se encontram no mesmo grupo do elemento ainda desconhecido, foram descobertos por métodos espectrais, Mendeleev propõe a utilização deste mesmo método para a descoberta do eka-boro (atual gálio). Ou seja, com o domínio da tabela periódica pode-se mesmo prever o método de identificação do elemento desconhecido.

Existe também a versão⁷ que Mendeleev teria escrito uma carta (nunca encontrada) a Lecoq de Boisbaudran alertando-o que a densidade do gálio recém descoberto por este cientista francês (1875), deveria ter densidade 5,9 e não 4,7 como determinou o seu descobridor. Mendeleev achava que a amostra de gálio usada na determinação da sua densidade deveria conter impurezas de sódio, que tem densidade muito baixa (0,98), e que foi utilizado no processo de obtenção do gálio metálico. Em setembro de 1876 de Boisbaudran repetiu os ensaios com gálio mais puro e chegou ao valor da densidade 5,9, confirmando assim a previsão de Mendeleev que não tinha sequer tido contato com este metal.

É necessário esclarecer que não há diferença entre lei periódica e a tabela periódica. Aqui a questão do “ovo e da galinha” não tem porque ser levantada. Mendeleev apresenta a lei periódica na forma de uma tabela. Ou seja, a tabela é a própria lei. Esta, no entanto, é possível de ser formulada conforme o fez Mendeleev:

“A propriedade dos elementos e dos seus compostos é uma função periódica dos seus pesos atômicos”.

Para mostrar que no Brasil não estávamos alheios a estes acontecimentos acreditamos ser interessante apresentarmos as observações do professor de Química Mineral da Escola Politécnica do Rio de Janeiro, Álvaro Joaquim de Oliveira, em “Apontamentos de Química” de 1883¹². Este autor, apesar de reconhecer que “a capacidade da lei periódica de Mendeleev de prever as propriedades dos elementos desconhecidos, é muito importante”¹³, faz uma série de críticas e questionamentos que passamos a transcrever:

– O autor considera “como inteiramente fortuitas”¹⁴ as coincidências entre os pesos atômicos previstos por Mendeleev para o Ga e o Sc e os pesos atômicos destes elementos posteriormente descobertos.

– Como explicar que o Grupo VIII tem mais de um elemento?

– Como explicar que entre o Hg (p. a. = 200) e o Bi (208) existem dois espaços, enquanto entre o Th (231) e o U (240) há somente um espaço?

– Existem elementos com pesos atômicos muito próximos, como Ni e Co ou Ru e Rh. Ou seja, com a ajuda da tabela periódica não se pode prever a existência de elementos desconhecidos com o peso atômico igual a outro já conhecido.

– O Cu na deveria estar no grupo do K e do Au, mas sim com o Zn, Cd, Hg e Ba.

Para A. J. de Oliveira a classificação de Mendeleev tem uma grande importância pelo fato de “ter limitado espontaneamente a quatro os graus de atomicidade dos elementos. Com efeito, é fácil de ver que os corpos da 1ª e 7ª colunas são *monoatômicos*; da 2ª e 6ª, *diatômicos*; da 3ª e 5ª, *triatômicos*; da 4ª e 8ª, *tetratômicos*; isto é, para os corpos de cada atomicidade há duas colunas, uma para os metais, a outra para os metalóides”¹⁵ (grifos no original).

TERCEIRA FASE

De 1871 até 1907 foram descobertos mais 23 elementos. Para abrigar todos estes 86 elementos conhecidos surgem novas formas de tabela. A descoberta dos gases raros, em 1894, por Ramsay³, foi mais um teste para a tabela periódica, que saiu fortalecida com o agrupamento de todos os gases raros em uma única coluna.

A descoberta da radioatividade, das partículas fundamentais, do número atômico, o modelo de Bohr e a configuração eletrônica dos átomos dos elementos colocam a Química em uma nova etapa de desenvolvimento.

A descoberta dos isótopos por J. J. Thomson, em 1912, mostrou que o peso atômico é uma grandeza variável, que não determina a natureza do elemento. Este foi mais um teste para a classificação dos elementos de Mendeleev. Quando parecia que a tabela periódica ia ser destruída, ela se aprimora e se fortalece ainda mais.

Somente nesta etapa do conhecimento humano foi possível justificar a periodicidade na classificação dos elementos.

A variação periódica das propriedades dos elementos e dos seus compostos depende da repetição periódica das estruturas eletrônicas dos átomos. Com o aumento da carga nuclear do átomo a tabela periódica expressa semelhança e desenvolvimento.

Em 1945, fruto da pesquisa em direção à síntese dos elementos transurânicos de número atômico 95 e 96, a tabela periódica, na sua forma longa, sobreu uma das suas grandes modificações¹⁶. A tabela até então usada, em especial pelos americanos, fora proposta por Bohr por volta de 1930 (ver Fig. 5) e colocava em uma linha a parte os lantanídeos situando, porém, Th, Pa e U como elementos de transição interna. Isto fazia com que os elementos 95 e 96 supostamente tivessem propriedades semelhantes aos do grupo do Co e do Ni, respectivamente. Seaborg, ao falhar na tentativa de sintetizar e separar os elementos 95 e 96 propôs que o Th iniciasse um novo período de elementos de transição externa obtendo a forma longa atualmente aceita para a tabela periódica. Com isso os novos elementos procurados por ele passavam a ter propriedades semelhantes ao Eu e Gd e dessa forma ele pode identificar os elementos hoje conhecidos como Am e Cm.

O FUTURO DA LEI PERIÓDICA

Em 1905, um pouco antes do seu falecimento, Mendeleev escreveu no seu diário⁷:

"O futuro não ameaça a lei periódica, ao contrário, ela será desenvolvida e aperfeiçoada."

Atualmente, existem mais de 500 formas diferentes de tabela periódica. A maioria destas tabelas, no entanto, não expressam com clareza a lei periódica e a interligação entre todos os elementos, e por isso não mereceram o apoio da comunidade científica.

No nosso país a tabela mais adotada é a em forma longa, com os lantanídeos e os actinídeos separados do corpo principal da tabela, sendo que na própria União Soviética é adotada ainda a forma tradicional, curta, proposta por Mendeleev.

Com relação a forma longa, recentemente em 1982, Jensen¹⁷ levantou questões relativas a qual grupo pertencem os elementos La, Ac, Lu e Lr e a Sociedade Americana de Química recomendou¹⁸, em 1984, uma nova notação para os grupos de forma a eliminar a confusão existente, entre certos autores, com relação aos grupos A e B.

Quanto a nomeação dos elementos artificiais a partir do 104 a Comissão Internacional de Química Pura e Aplicada fez, em 1979, uma recomendação¹⁹ para se usar símbolos de três letras e nomes formados a partir de radicais relacionados com cada um dos algarismos presentes no número atômico do elemento.

A tabela periódica se estende hoje até o elemento $Z \approx 109$ e muito esforço de pesquisa está hoje orientado na direção de se sintetizar os elementos seguintes (veja discussão em Armbruster e Münzenberg²⁰). Nesse contexto a grande discussão se refere, não mais às propriedades químicas e físicas dos elementos determinados pela estrutura eletrônica dos átomos, mas, principalmente, com a estrutura nuclear. Talvez já tenhamos avançado bastante na compreensão da correlação entre estrutura eletrônica e propriedades químicas e físicas dos elementos mas as correlações entre estrutura e composição nuclear e a estabilidade dos núcleos dos átomos não estão ainda muito bem estabelecidas. De que forma o avanço do conhecimento nesse campo poderá alterar a nossa compreensão sobre a lei periódica é difícil de prever mas é certo que a

ciência continuará avançando e a classificação periódica dos elementos resistirá.

REFERÊNCIAS

- Petrianov, I. V.; Trifonov, D. N.; "A lei grandiosa", Mir, Moscou (1984)
- Kedrov, B. M.; "Periodicheski zakon y stroenie atoma", Atomizdat, Moscou (1971)
- Semichin, V. I.; "Periodicheskaya sistema khimicheskii elementov D. I. Mendeleev", Khim, Moscou (1972)
- Makarenka, A. A.; "D. I. Mendeleev y fisiko-khimicheskie nauki", Atomizdat, Moscou (1972)
- Seaborg, G. T.; "Os elementos transurânicos sintetizados pelo homem", Edgard Blücher; São Paulo, pg. 54 (1969)
- Solov'ev, Yu. I.; *J. Chem. Educ.* (1984), 61 (12), 1069.
- Trifonov, V. D.; Trifonov, D. N.; "Como fueron descubiertos los elementos químicos", Mir, Moscou (1984)
- Ihde, A. J.; "The Development of Modern Chemistry", Harper & Row, Nova Iorque (1964), pg. 240
- Bernard, V.; "Historia da química", Ed. 70, Lisboa (1986), pg. 74
- Mendeleev, D. I., *Lieb. Ann.* (1871), 8, supp., 151
- Mendeleev, D. I.; "Osnovi Khimiyi", Izad. (1877), 3, II, 389
- Oliveira, A. J.; "Apontamentos de Química", T. L. Lombaerts & C., Rio de Janeiro (1883)
- Idem ref. 11, pg. 321
- Idem ref. 11, pg. 322
- Idem ref. 11, pg. 323
- Seaborg, G. T., *J. Chem. Educ.* (1985), 62 (6), 463.
- Jensen, W. B.; *J. Chem. Educ.* (1982), 59 (8), 634.
- Loening, K. L.; *J. Chem. Educ.* (1984), 61 (2), 136.
- Orna, M. V.; *J. Chem. Educ.* (1982), 59 (2), 123.
- Armbruster, P.; Münzenberg; *Sci. Am.* (1989), 260 (5), 36.
- Garret, A. E.; "The Periodic Law", D. Appleton and Company, Nova Iorque (1909)

a)	Li	Ca	Cl	S	Mn
b)	Na	Sr	Br	Se	Cr
c)	K	Ba	I	Te	Fe

Figura 1. As tríades de Dobereiner (1829) $A_b = (A_a + A_c)/2$ onde A = massa atômica.

I	II	III	IV	V	VI
			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
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	Au = 197 ?
			? = 70	Sb = 118	
			As = 75	Sn = 122	Bi = 210
			Se = 79,4	Te = 128 ?	
			Br = 80	J = 127	
			Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
			Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
			Ce = 92		
			La = 94		
			Di = 95		
			Th = 118		
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27,4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35,5			
Li = 7	Na = 23	K = 39			
		Ca = 40			
		? = 45			
		?Er = 56			
		?Yt = 60			
		?In = 75,6			

Figura 3. Classificação dos elementos segundo Mendeleev em 1869.

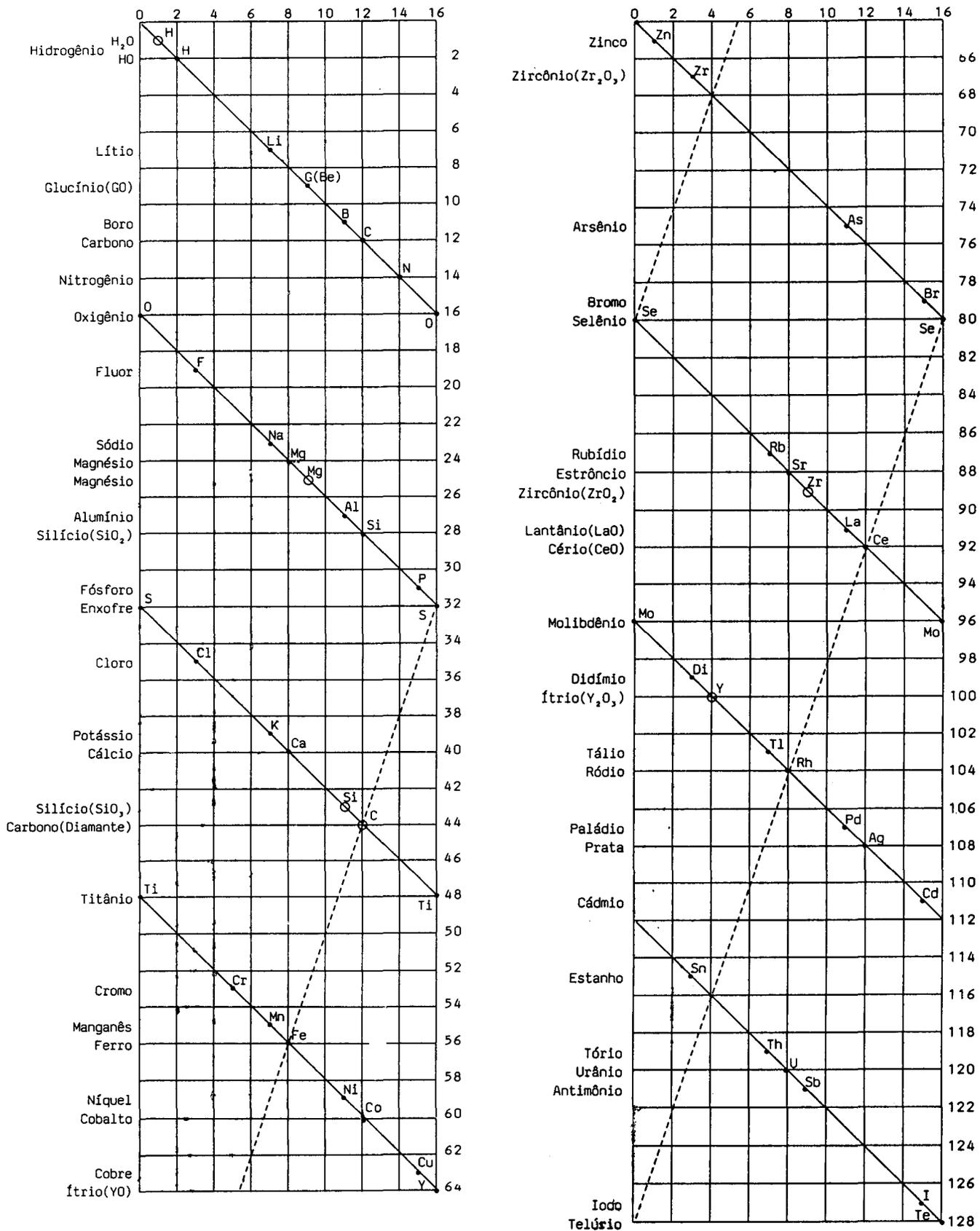


Figura 2. Hélice telúrica dos elementos químicos de Chancourtois²¹ (1862). É mostrada a vista plana de toda a superfície do cilindro de forma a permitir a visão simultânea de todos os elementos. A linha pontilhada indica uma das hélices secundárias conectando elementos que guardam entre si outros tipos de relação de propriedades.

Séries	Grupo I - R_2O	Grupo II - RO	Grupo III - R_2O_3	Grupo IV RH_4 RO_2	Grupo V RH_3 R_2O_5	Grupo VI RH_2 RO_3	Grupo VII RH R_2O_7	Grupo VIII - RO_4
1 2	H = 1 Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3 4	Na = 23 K = 39	Mg = 24 Ca = 40	Al = 27,3 - = 44	Si = 28 Ti = 48	P = 31 V = 51	S = 32 Cr = 52	Cl = 35,5 Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5 6	(Cu = 63) Rb = 85	Zn = 65 Sr = 87	- = 68 ?Yt = 88	- = 72 Zr = 90	As = 75 Nb = 94	Se = 78 Mo = 96	Br = 80 - = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7 8 9 10	(Ag = 108) Cs = 133 -	Cd = 112 Ba = 137 -	In = 113 ?Di = 138 - ?Er = 178	Sn = 118 ?Ce = 140 - ?La = 180	Sb = 122 - - Ta = 182	Te = 125 - - W = 184	I = 127 - - -	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11 12	(Au = 199) -	Hg = 200 -	Tl = 204 -	Pb = 207 Th = 231	Bi = 208 -	- U = 240	- -	- -

Figura 4. Classificação periódica dos elementos químicos segundo Mendeleev em 1871.

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	(43)	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71 La-Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	(85)	86 Rn
(87)	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)	(100)				
		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	(61)	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	

Figura 5. Classificação periódica dos elementos segundo proposta de Bohr em 1930.