

A Tabela Periódica

Letícia Silva, Miguel Almeida e Beatriz Rodrigues



1 A Tabela Periódica

Essa é a Tabela Periódica! Ela contém todos os elementos químicos conhecidos e os organiza em ordem crescente de número atômico. É formada por 18 colunas denominadas famílias e por 7 linhas chamadas de períodos. Elementos localizados na mesma família possuem a mesma quantidade de elétrons na camada de valência e os de mesmo período possuem mesmo número de camadas. Separada em 2 grupos: A e B. As colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 compõem o grupo A, as demais o grupo B.

2 Nomes

Para cada coluna do grupo A existe um nome, observe abaixo

- 1: Família 1A ou Metais Alcalinos.
- 2: Família 2A ou Metais Alcalinos Terrosos.
- 13: Família 3A ou Família do Boro.
- 14: Família 4A ou Família do Carbono.
- 15: Família 5A ou Família do Nitrogênio.
- 16: Família 6A ou Calcogênios.
- 17: Família 7A ou Halogênios.
- 18 ou 0: Família 8A ou Gases Nobres

As colunas do grupo B:

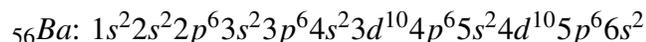
- 3: Família 3B
- 4: Família 4B
- 5: Família 5B
- 6: Família 6B
- 7: Família 7B
- 8: Família 8B
- 9: Família 8B
- 10: Família 8B
- 11: Família 1B

12: Família 2B

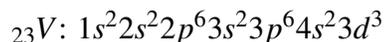
Observe que há duas linhas externas a tabela, elas são chamadas de Série dos Lantanídeos e Série dos Actinídeos. Elas pertencem à Família 3B, mas ficam “externas” para deixar a Tabela mais compacta.

3 Descobrimo a família do elemento

A partir da distribuição eletrônica facilmente descobrimos onde o elemento está localizado na Tabela. **Atenção**, pois há 2 métodos. Observe a distribuição do Bário:



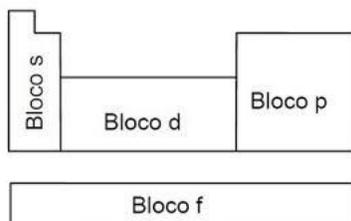
O Bário pertence ao 6° período e à família 2A. Note que a distribuição termina em s, isso significa que pertence ao grupo A, isso também ocorre quando termina em p. Em seguida olhe a camada de valência, possui 2 elétrons, isso significa que pertence a família 2A. Para descobrir o período basta observar a maior camada na distribuição que, no caso apresentado acima, é 6. Logo, 6° período.



O Vanádio é do 4° período e da família 5B. Note que a distribuição termina em d, isso significa que pertence ao grupo B, isso também ocorre quando termina em f. Em seguida some 2 ao número de elétrons em d: $3 + 2 = 5$, família 5B. Para descobrir o período basta observar a maior camada na distribuição que, no caso apresentado acima, é 4. Logo, 4° período.

Quando a tabela periódica atual foi criada tínhamos dos grupos 3B ao 12B entretanto, algum tempo depois, reparou-se que os elementos das famílias 8B, 9B e 10B possuíam características muito semelhantes e por isso na tabela atual temos três fileiras verticais que caracterizam a família 8B, ou seja todos os elementos que terminam sua distribuição eletrônica em d^6 , d^7 e d^8 fazem parte da família 8B. Outra alteração importante na tabela atual se refere às famílias 11 e 12B, os elementos dessas famílias mostraram certas semelhanças com as famílias 1 e 2A respectivamente, e por isso elas foram alteradas para famílias 1 e 2B. Dessa forma, os elementos que terminam sua distribuição em d^9 pertencem a família 1B e os elementos que terminam sua distribuição em d^{10} pertencem a família 2B.

Outras denominações para se entender melhor esta questão seccionam a tabela em 4 blocos principais. Um elemento localizado em um bloco, que são denominados s, p, d e f, termina sua distribuição eletrônica com um subnível relativo ao nome do bloco.



Os bloco d é chamado de bloco dos metais de transição externa e o bloco f de bloco dos metais de transição interna. Esses nomes se dão devido as transições eletrônicas internas que ocorrem em um metal do bloco f serem de níveis mais internos ($n_f = n_s - 2$) que as que ocorrem em um metal do bloco d ($n_d = n_s - 1$).

4 Um pouco de história

No início do século XIX, os químicos da época conheciam cerca de 30 elementos e suas propriedades, e existia uma proposta de criar-se uma tabela que iria conter todos esses elementos.

Por cerca de 200 anos os químicos procuraram uma forma de montar a Tabela e há alguns nomes que são interessantes de estudarmos!

4.1 Johann Wolfgang Döbereiner

Em 1829, o alemão Johann Wolfgang Döbereiner confeccionou a primeira Tabela Periódica da história. Apresentando os 30 elementos conhecidos na época, ela foi batizada de Tríades de Döbereiner. Chamada assim porque ela era organizada em grupos de 3 elementos de propriedades semelhantes. Observe que o critério era a massa molar.

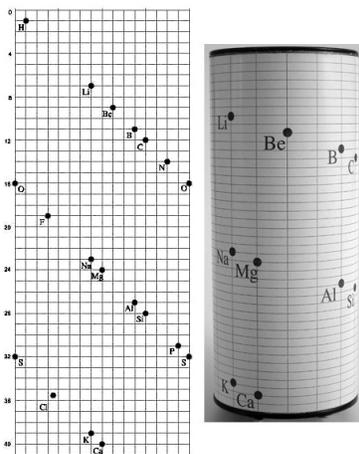
Nas tríades, a massa do elemento central era a média aritmética dos demais. Observe:

Elemento	Massa atômica
Lítio	6,9
Sódio	23
Potássio	39

Entretanto, o que Döbereiner tinha “descoberto” era apenas uma coincidência e não servia para todos os elementos.

4.2 Alexandre de Chancourtois

Em 1862, o francês Alexandre de Chancourtois elaborou uma organização que facilitaria o uso dos elementos químicos na mineralogia. A sua tabela foi denominada de Parafuso Telúrico. Chancourtois colocou alguns elementos em ordem crescente de massa atômica em uma faixa espiral de um cilindro e observou que os que se encontravam na mesma linha vertical possuíam propriedades químicas semelhantes. Novamente o critério da massa atômica foi utilizado.



4.3 John Alexander Reina Newlands

Em 1865, Newlands montou uma tabela com base nas 7 notas musicais e fez delas as suas “famílias” ou grupos. Ele distribuiu os 61 elementos nas famílias dó, ré, mi, fá, sol, lá, si e fazendo uso das oitavas, como ficou conhecida sua tabela: As Oitavas de Newlands.

Esse modelo foi banido depois de um tempo pois possuía elementos em locais incorretos, com propriedades não muito similares. Na época também houve preconceito em como John nomeou os grupos de sua tabela.

H	Li	Ga	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te
I	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au
Pt, Ir	Tl	Pb	Th	Hg	Bi	Th

4.4 Dmitri Ivanovich Mendeleev

O russo Mendeleev apresentou sua tabela à real Sociedade Russa de Química e obteve grande aceitação. Sua Tabela previa que as propriedades dos elementos são uma função periódica de suas massas atômicas. Novamente o parâmetro da massa atômica é utilizado.

Dmitri esboçou uma tabela extremamente parecida com a nossa atual. Inclusive assumiu espaços em branco onde supôs que estariam os elementos que seriam posteriormente descobertos e previu suas propriedades com a mesma ideia de Döbereiner: utilizando média aritmética entre dois vizinhos do elemento em questão. Ele denominou esses elementos de eka- e um elementos que viria anteriormente. Eka significa que vem depois. A teoria de Mendeleev se comprovou quando o Gálio e o Germânio foram descobertos com propriedades muito similares às que ele havia previsto.

Um fato curioso é que Dmitri fazia fichas para cada elemento com suas propriedades e o que se sabia sobre eles. Ele afirma que numa noite em que estava cansado de tentar arrumar as fichas, adormeceu sobre elas e sonhou como seria a Tabela, quando acordou arrumou da forma que se lembrava assumindo os espaços vazios com papéis em branco.

4.5 Henry Moseley

O inglês Henry Gwyn Jeffreys Moseley instituiu que na verdade os elementos deveriam ser organizados por número atômico criando assim a base da tabela periódica atual. Ele fez leves modificações na estrutura proposta por Mendeleev, mesmo que a essência tenha permanecido a mesma. Desta forma os elementos

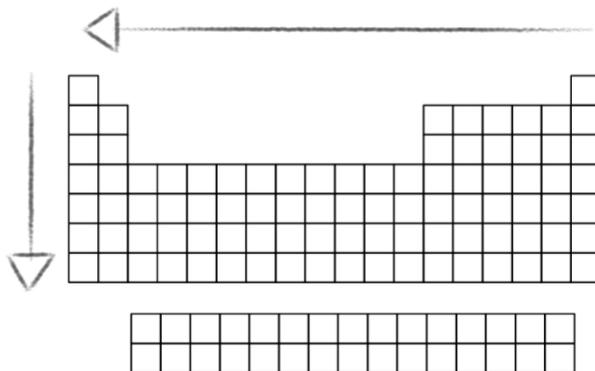
ficaram em relação periódica com elementos de propriedades químicas semelhantes, pois ter estas propriedades semelhantes está intrinsecamente relacionado as suas distribuições eletrônicas que dependem do número de prótons de um átomo.

5 Propriedades Periódicas

Alguns autores comentam que existem certas propriedades periódicas que conseguimos observar ao avaliar ao se percorrer os períodos da tabela periódica, isto é, uma repetição numa certa tendência de propriedades, mas em fato, isto não é algo absoluto. É importante entender como funciona os quesitos que contribuem para estas tendências para se entender o motivo delas existirem tal como as exceções que existem. Observe a seguir algumas dessas tendências:

5.1 Raio Atômico

O raio atômico, a base das propriedades periódicas, cresce de acordo com o número de camadas eletrônicas de um átomo e diminui com o aumento da força efetiva realizada pelo núcleo sobre os elétrons. Desta forma o raio atômico varia com a tendência descrita abaixo:



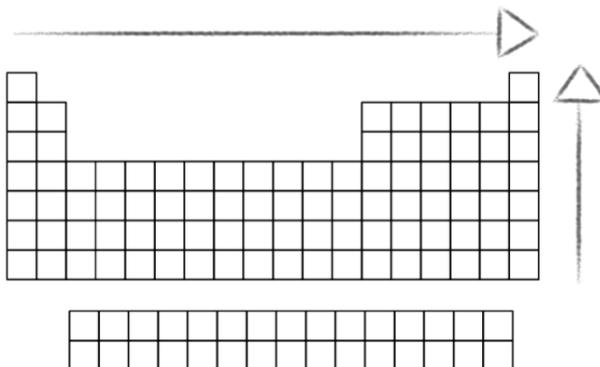
Observação!

Como isto é apenas uma tendência existem casos que ficam fora do esperado como, por exemplo, o raio atômico do alumínio e do gálio. O esperado era que o raio atômico do gálio fosse maior que o do alumínio, todavia, ele é um

pouco menor. Isto se deve ao fato de que na tabela periódica há uma série de metais de transição exatamente antes do gálio. Como ao se percorrer um período o raio decresce (devido ao aumento da força atrativa do núcleo pela eletrosfera) ao se chegar no gálio a diminuição do raio acumulada é tão grande que o raio do gálio chega a ser menor que o alumínio. A tendência segue normalmente após a primeira série de transição.

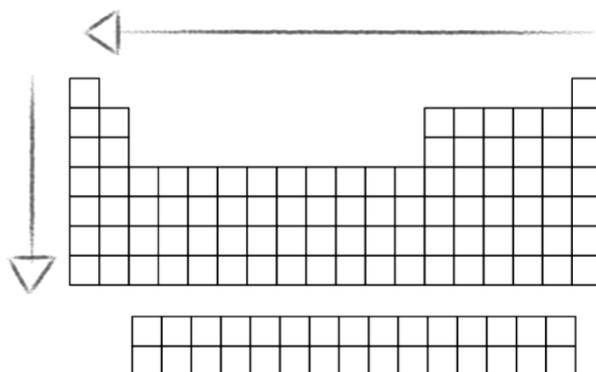
5.2 Eletronegatividade

A eletronegatividade, também chamada de caráter não-metálico, é a propriedade dos elementos de capturar elétrons tornando se assim ânions, isto é, espécies carregadas negativamente. Esta aumenta com a diminuição do raio atômico pois assim o núcleo consegue atrair elétrons com maior força devido a menor distância núcleo-elétrons, assim facilitando o ganho de elétrons. Desta forma a eletronegatividade varia com a tendência descrita abaixo com uma exceção, isto não inclui gases nobres devido a sua elevada inércia química:



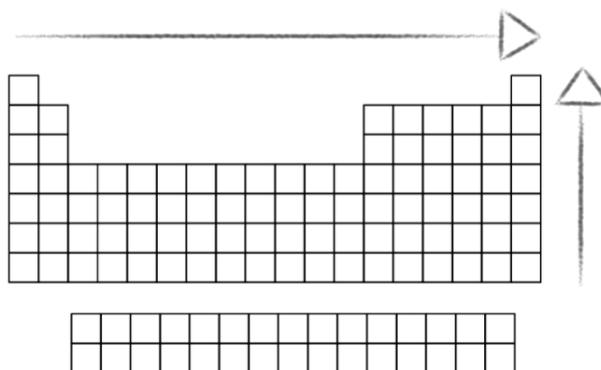
5.3 Eletropositividade

A eletropositividade, também chamada de caráter metálico, é a propriedade dos elementos de perder elétrons tornando se assim cátion, espécies carregadas positivamente. Esta aumenta com o aumento do raio atômico pois assim o núcleo atrai os elétrons com menos força devido a maior distância núcleo-elétrons assim facilitando a perda de elétrons. Desta forma a eletropositividade aumenta com a tendência descrita abaixo com a mesma exceção dos gases nobres citada anteriormente:



5.4 Energia de Ionização

A energia de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo. Note que, quanto maior for a atração entre os elétrons e o núcleo, maior será a energia necessária para se remover um elétron. Desta forma, a energia de ionização aumenta com a diminuição do raio atômico devido a maior força de interação núcleo-eletrosfera. Observe que, ao retirarmos um elétron de um átomo, o núcleo atrai ainda mais os outros elétrons, ou seja, para retirar um segundo elétron do mesmo átomo, a energia necessária é maior que a inicial. O potencial de ionização é medido para o primeiro elétron. A energia de ionização aumenta com a tendência descrita abaixo:



5.5 Afinidade Eletrônica

A afinidade eletrônica é a energia liberada ou absorvida (quando absorvida o valor é positivo, quando liberada o valor é negativo) por um átomo neutro no

estado gasoso ao receber um elétron. Quanto maior a eletronegatividade, maior a afinidade eletrônica pois o átomo terá uma maior tendência para receber o elétron. Note também que, quanto maior a afinidade eletrônica maior será a energia de ionização. Tal como a eletronegatividade, esta tendência exclui a família dos gases nobres. Abaixo segue a tendência de aumento desta propriedade na tabela periódica.

