

Redação selecionada e publicada pela Olimpíada de Química – OQSP-2019

http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-2-Tabela_Periodica-Julia_Martins

Autora: **Júlia de Toledo Martins**

Série: segunda (2018) do Ensino Médio

Profa.: Rocsana Marino Denis

Colégio Mater Amabilis, Guarulhos, SP

A coerência entre propriedades periódicas e a organização da Tabela Periódica

Desde o século XIX, foram muitas as tentativas de organizar os elementos químicos já descobertos. Muitos cientistas aceitaram tal desafio, como: Dalton, com sua ordem de massas atômicas; Döbereiner, com sua inovadora ideia de agrupar os elementos em tríades de acordo com suas propriedades, estas que nortearam os próximos químicos; Chancourtois, com a organização denominada “Parafuso Telúrico”, que procurava unir propriedades e massas atômicas; e Newlands, com a proposta de Lei das Oitavas, feita a partir de inspiração musical e respeito a massas atômicas e propriedades.

Após todas essas tentativas de agrupar os elementos químicos, dois grandes cientistas se destacaram com suas novas propostas: Mendeleev e Moseley. Ainda no século XIX, Mendeleev dispôs os elementos de acordo com massa atômica e deixou espaços para elementos que ainda seriam descobertos, além de visualizar que as propriedades químicas dos elementos eram periódicas. Tal observação deu origem ao nome “Tabela Periódica dos Elementos”, sendo Mendeleev o seu criador.

Já no século XX, o físico Moseley sugeriu que a Tabela Periódica fosse organizada de acordo com o número atômico de cada elemento, ao invés da massa atômica. Ao aplicar tal sugestão, Moseley foi capaz de aperfeiçoar o modelo de Mendeleev e corrigir os erros existentes nele. Assim, tal alteração foi a última grande modificação na estrutura da Tabela Periódica até a atualidade, sendo que, após isso, as únicas alterações foram a adição de novos elementos nas lacunas já predestinadas e a adição dos elementos transurânicos, por Seaborg.

Tendo em vista que tais sugestões de agrupamentos foram frutos de muitos experimentos acerca dos elementos e suas propriedades, podem-se fazer experimentos relativamente simples, como os apresentados no decorrer do texto, de modo a comprovar a coerência da disposição da tabela que é divulgada atualmente. A partir das evidências abaixo, comprovar-se-á que os grupos e períodos da Tabela Periódica realmente se relacionam com semelhanças de propriedades entre os elementos. Tais propriedades, que variam de acordo com a posição na tabela e os números atômicos são as **propriedades periódicas**.

Uma das propriedades periódicas é a reatividade dos elementos em água, que pode ser identificada ao colocar um elemento na água e verificar se há reação e se esta é expressiva. Na Tabela Periódica, a reatividade aumenta da direita para a esquerda e de cima para baixo, como mostrado na imagem abaixo:



Imagem 1: Tendência de reatividade da Tabela Periódica (as fontes de todas as imagens se encontram na Bibliografia).

Com base nisso, são feitos 3 experimentos: a reação de Sódio (Na) em água; a reação de Potássio (K) em água; e a reação do Magnésio (Mg) em água. Assim, há dois elementos do mesmo grupo (Sódio e Potássio são metais alcalinos) e um elemento de grupo distinto (Magnésio é metal alcalino terroso).

A partir da execução do experimento, verifica-se que o Potássio e o Sódio reagem muito mais que o Magnésio, seguindo a tendência de reatividade da imagem 1. A diferença de reatividade pode ser vista a olho nu, como nas imagens abaixo, tiradas de experimentos:



Imagem 2: Reação do Sódio em água.



Imagem 2: Reação do Potássio em água.

Ambas são reações bem expressivas, no entanto, é inegável que o Potássio é mais reativo que o Sódio, o que justifica a sua posição na tabela, que é abaixo do elemento Sódio. A maior reatividade do Potássio em relação à do Sódio está prevista na organização da Tabela Periódica, uma vez que ela propõe que quanto maior o número do período, maior é a reatividade do elemento.

Ao comparar as duas reações com a do Magnésio, a diferença de reatividade é notável e pode ser percebida facilmente ao comparar as duas imagens acima com as imagens abaixo.



Imagem 4: Reação do Magnésio na água.

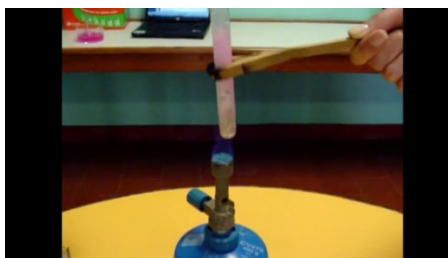


Imagem 5: Aquecimento do Magnésio em água.

A partir de comparações das imagens, percebe-se que o Magnésio é bem menos reativo que os metais alcalinos (Na e K), uma vez que o Magnésio, ao contrário dos outros dois elementos, precisa ser aquecido para que a sua reação com a água seja mais evidente e forme mais gás hidrogênio (produto da reação). Tal conclusão confirma a tendência de reatividade presente na Tabela Periódica, uma vez que metais alcalinos, como o Sódio, são mais reativos que metais alcalinos terrosos, como o magnésio.

O conhecimento sobre reatividade é de suma importância, uma vez que a partir de reações com elementos muito reativos pode-se formar bases (como a NaOH) e o gás hidrogênio. A organização dos elementos seguindo tal propriedade simplifica o estudo de todas as famílias da tabela e abre novas possibilidades de propriedades semelhantes entre os elementos.

Outra propriedade periódica muito importante é a densidade dos elementos, denominada como sendo a massa molar do elemento dividida pelo seu volume atômico, isto é, o volume ocupado por um mol de átomos do elemento. A densidade dos elementos químicos tende a variar entre eles de acordo com a imagem abaixo:

Para que essa tendência da Tabela Periódica fosse determinada, foram necessários muitos experimentos e coletas de dados. Tal tendência pode ser vista a partir da comparação entre as densidades do Potássio (K), do Ferro (Fe), do Ósmio (Os) e Bromo (Br).

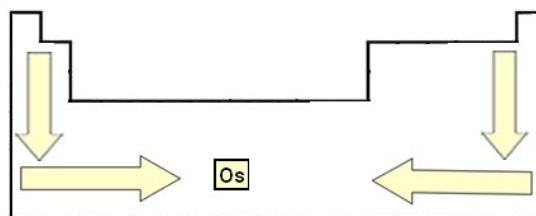


Imagem 6: Tendência da densidade dos elementos da Tabela Periódica.

Experimentalmente, a partir da determinação da massa pela pesagem, o valor da massa é dividido pelo volume ocupado pela substância e chega-se à densidade do elemento químico. Assim, os resultados obtidos são:

Elementos	Potássio (K)	Ferro (Fe)	Ósmio (Os)	Bromo (Br)
Densidade	0,86g/cm ³	7,86g/cm ³	22,6g/cm ³	3,13g/cm ³

Partindo destes dados experimentais, algumas observações podem ser feitas. Por exemplo, Potássio (IA), Ferro (8B) e Bromo (VIIA) se encontram no mesmo período da tabela, no entanto, o elemento mais central (Ferro) apresenta uma densidade maior que os outros dois, indicando que a densidade dos elementos aumenta em direção ao meio da Tabela.

Outra observação possível é feita ao comparar o Ósmio e o Ferro, ambos da família 8B, mas de períodos distintos. Sendo o Ferro pertencente ao 4º período e o Ósmio pertencente ao 6º, observa-se que o segundo, elemento de maior densidade da Tabela, apresenta densidade superior à do primeiro, o que indica que a densidade dos elementos aumenta conforme o número do período aumenta.

Deste modo, a verificação empírica da densidade dos elementos, assim como a da reatividade, é compatível com o que se propõe a partir da Tabela Periódica.

Além disso, também são de extrema relevância a eletronegatividade e a eletropositividade, propriedades periódicas associadas à formação de ligações químicas. A eletronegatividade se refere à tendência de um elemento de receber elétrons e formar polos negativos, e a eletropositividade se refere à tendência de perder elétrons e formar polos positivos.

Os elementos mais eletronegativos são os que têm mais elétrons em sua camada de valência, se encontrando à direita da Tabela Periódica, como ilustra a imagem abaixo:

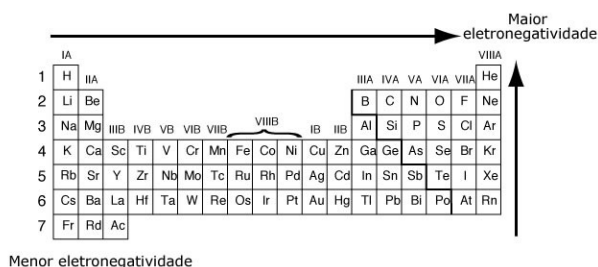


Imagem 7: Tendência de eletronegatividade da Tabela Periódica.

A eletronegatividade dos elementos foi determinada empiricamente por Linus Pauling, e pode ser facilmente identificada ao visualizar os elementos com maior tendência a formar ânions, que são os mais eletronegativos. Como exemplo, serão usados: Flúor, de eletronegatividade 4,0; Bromo, de eletronegatividade 2,8; e o Sódio, de eletronegatividade 0,9. O Flúor, a direita e na parte superior da Tabela, apresenta a maior eletronegatividade, respeitando a tendência indicada por Pauling e comprovando a relação entre a organização da tabela e as propriedades dos elementos.

