

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

[http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-2-Tabela\\_Periodica-Luana\\_Duran](http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-2-Tabela_Periodica-Luana_Duran)

Autoras: **Luana Vieira Duran e Mariana Lara Robin da Silva**

Série: segunda (2018) do Ensino Médio

Prof.: Maria Salete Damasceno Battilani

Colégio: EE Antônio de Almeida Prado, Iepê, SP

### **Tabela Periódica: da origem dos elementos à experimentação e classificação**

Há muitos momentos em que podemos falar apaixonadamente da ciência e de sua história que é profundamente inspiradora.

É extraordinária a ideia de que viemos de estrelas provenientes de começos humildes, ou seja, um gigantesco grupo de gás e pó rodopiando. A gravidade leva essa nuvem a se condensar à medida que gira e o material denso e quente leva os núcleos dos átomos de Hidrogênio a colidirem e se fundirem em átomos de Hélio.

Essas reações nucleares liberam poderosas erupções de energia sob a forma de luz e calor, e são delas que nasce uma estrela.

O destino final da nossa jovem estrela depende de sua massa. As estrelas massivas podem ser instáveis e explodirem num processo conhecido como “supernova”, fazendo o carbono e muitos outros elementos chegarem à Terra.

Além de como esses elementos chegaram ao nosso planeta, algumas coisas devem ser destacadas, principalmente a organização desses elementos químicos na Tabela Periódica que conhecemos nos dias de hoje.

Tudo parece muito óbvio agora depois de pronto, porém, para chegar à atual classificação dos elementos químicos foram longos os trabalhos, envolvendo os estudiosos de maior renome no assunto nas suas épocas – portanto, muitos modelos anteriores foram apresentados.

Podemos citar como exemplo o químico francês Antoine Lavoisier, que apresentou um agrupamento dos elementos químicos conhecidos no ano de 1789 em substâncias simples, metálicas, não metálicas e terrosas.

Depois de Lavoisier, muitos outros estudiosos buscaram maneiras mais eficientes de classificar os elementos químicos. Alguns estudiosos merecem destaque, como os químicos alemães Johann Wolfgang Döbereiner e Julius Lothar Meyer. Johann Wolfgang Döbereiner propôs a primeira organização da tabela periódicas da história. Sua tabela foi nomeada tríade porque os trinta elementos conhecidos foram organizados em grupos de três elementos com características químicas semelhantes.

Após dois anos, Julius Lothar Meyer, a partir de uma representação gráfica do volume atômico em função da massa atômica relativa, conseguiu agrupar vários elementos em famílias que tinham propriedades químicas parecidas, chegando assim a um esboço da tabela periódica atual.

Finalmente, quem conseguiu uma melhor aceitação da comunidade científica ao classificar os elementos foi o russo Dmitri Mendeleev. Mendeleev criou cartas para cada um dos elementos conhecidos, contendo suas características próprias, como massa atômica e suas propriedades físicas e químicas. Colocando as cartas sobre uma mesa, organizou, assim como Meyer os elementos em ordem crescente de massa atômica em linhas ou colunas. A vantagem da tabela periódica proposta por Mendeleev sobre outras é que esta apresentava semelhanças, não apenas em pequenos conjuntos, como as tríades de Döbereiner, mostravam semelhanças em um conjunto de relações vertical, horizontal e diagonal. Mas o sucesso da tabela se deu pelo fato de Mendeleev ter deixado lacunas quando o elemento correspondente ainda não havia sido

descoberto. A partir daí, Mendeleev conseguiu prever algumas das propriedades desses elementos químicos que ainda não haviam sido descobertos na sua época

Sua solução para classificar os elementos foi tão bem elaborada, que lhe valeu o reconhecimento da paternidade da Tabela Periódica.

Atualmente, em um único quadro, a Tabela Periódica nos mostra todos os elementos químicos conhecidos em ordem crescente de número atômico, propriedade descoberta pelo físico inglês Henry Moseley durante pesquisas utilizando técnicas de raio-X. Este estudo favoreceu o agrupamento de todos os elementos em metais, não metais e gases nobres, cada qual em um grupo próprio, e a classificação de todos eles em famílias, as quais facilitou a visualização das propriedades químicas semelhantes.

Na tabela periódica podemos encontrar oito diferentes famílias, cada qual com suas propriedades específicas, como por exemplo, as famílias grupo A (IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA e VIIA) onde estão os chamados elementos representativos, como o flúor ou o sódio, que possuem seus elétrons com energia máxima nos subníveis s ou p. Já os elementos presentes nos grupos B (IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB e VIIIB) são chamados de elementos de transição, pois seus elétrons de energia máxima se encontram nos subníveis d, ou seja, não se encontram no nível mais externo.

Dentro da divisão das famílias, classificamos os elementos como metais, não-metais e gases nobres, de acordo com suas propriedades de ionização e de ligação. A maioria dos elementos são classificados como metais por serem quimicamente estáveis, com exceção dos metais alcalinos e alcalinos-terrosos, encontrados nas duas primeiras colunas da esquerda na tabela periódica.

Os metais alcalinos e os metais alcalinos-terrosos são quimicamente muito reativos. Os elementos da família dos alcalinos recebem esse nome por reagirem com facilidade com a água e formar hidróxidos, liberando hidrogênio. Já os alcalinos-terrosos são metais sólidos de baixa densidade, moles e coloridos. Para formar sais iônicos, reagem facilmente com halogênios e com a água para formar hidróxidos básicos.

A partir da localização do elemento químico estudado ou a partir de compostos indicadores, como a fenolftaleína, é possível identificar o caráter ácido ou básico relativo de cada elemento, fator que interfere nas reações químicas que envolvem metal e ácido.

Para verificar e comprovar essa afirmação foram realizados experimentos envolvendo elementos como o cobre (Cu), zinco (Zn), Magnésio (Mg), alumínio (Al), Chumbo (Pb) e ferro (Fe).

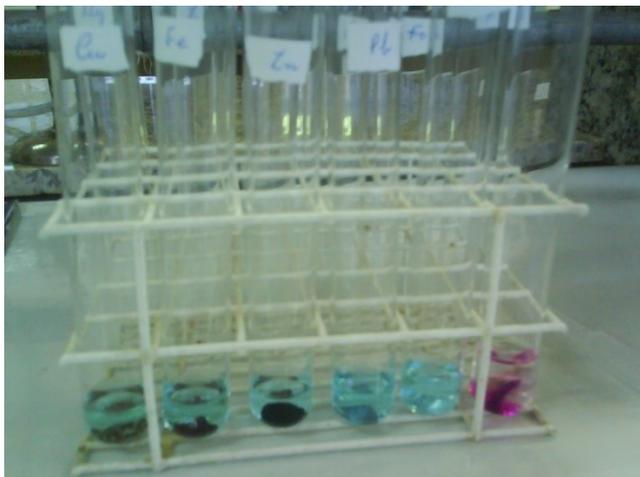
Primeiramente foi testada as propriedades redutoras do magnésio (Mg). Utilizando 5mL de água destilada em um tubo de ensaio adicionamos duas gotas de fenolftaleína e em seguida um pedaço de fita de magnésio (Mg). Observou-se uma pequena liberação de gás hidrogênio e a formação de uma cor rosa sobre o metal (Figura 1), que comprova a característica básica do produto formado, representado pela seguinte equação:



**Figura.1** – Reação do magnésio em solução de água destilada

Após o teste com o magnésio testamos o deslocamento dos metais com seus respectivos sais. Utilizamos cinco tubos de ensaio etiquetados na seguinte ordem: Cu, Fe, Zn, Al e Pb. Em seguida foram adicionados os metais em seus respectivos tubos de ensaio e logo após adicionou-se 3mL de uma solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$  mol/L). Durante o experimento foi verificada a formação de uma coloração de tom azulado (Figura 2), resultado da suspensão do cobre em água.

No tubo de ensaio em que continha o pedaço de zinco metálico formou-se uma crosta marrom, apresentando o cobre metálico, produto dessa reação. Durante o tempo observado o pedaço de zinco não foi completamente consumido.



**Figura.2-** (À esquerda) -tubos de ensaio com os metais em reação à solução de sulfato de cobre. (À direita) - tubo de ensaio contendo magnésio; ainda reagindo na água destilada.

Podemos visualizar os resultados das reações a partir da tabela apresentada a seguir:

<b>Equação da reação</b>	<b>Resultado</b>
$\text{Cu} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cu}$	Sulfato de cobre + cobre
$\text{Al} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}$	Sulfato de alumínio + cobre
$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	Sulfato de ferro + cobre
$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$	Sulfato de zinco + cobre
$\text{Pb} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Pb}(\text{SO}_4) + \text{Cu}$	Sulfato de chumbo + cobre

**Tabela 1:** Tabela demonstrativa das reações com  $\text{CuSO}_4$ .

Para finalizar foi realizado um experimento a fim de analisar as reações de alguns metais com ácido. Para isso foram utilizados seis tubos de ensaio etiquetados com os metais: Cu, Zn, Fe, Mg, Pb e Al. Ao adicionarmos os elementos em seus respectivos tubos, adicionou-se 2mL de HCl na presença de um fósforo em chama. Durante o experimento foi analisado individualmente cada um dos elementos atentando-se às diferenças acentuadas. Primeiramente, o magnésio, reagiu de imediato liberando gás hidrogênio, apresentou um aumento de temperatura e logo em seguida ficou incolor.

O ferro por sua vez reagiu lentamente, sendo assim, somente depois de um tempo algumas bolhas de hidrogênio começaram a aparecer junto com uma coloração amarelada.

O cobre, diferente do magnésio e do ferro, não liberou gás hidrogênio apesar de apresentar a coloração amarelada. O zinco, o alumínio e o chumbo reagiram lentamente, formando apenas pequenas bolhas de gás e concentrando os resíduos na parte superior da solução.



**Figura.3** - Reação de alguns metais com HCL.

Durante esse experimento é notável que a reação dos metais utilizados imersos na solução de HCl, está diretamente relacionada à nobreza de cada metal, fator que só é compreendido a partir de uma análise da posição desses elementos na tabela periódica. O cobre, considerado o elemento mais nobre, possui um potencial superior de redução em relação aos outros elementos químicos analisados, sendo assim, é o elemento menos reativo. Por sua vez, o zinco, é o segundo mais nobre reagindo nas mesmas condições. E o por fim, o magnésio, o menos nobre de todos, não reagiu somente em sua própria solução, devido o potencial de ambos serem o mesmo.

Constata-se que é possível definir o potencial reativo de cada metal analisando o tempo de reação de cada uma das amostras, concluindo que nas reações mais rápidas a força redutora é maior e como consequência apresentará a maior reatividade do metal.

De acordo com os três experimentos realizados e nas pesquisas feitas sobre propriedades periódicas dos elementos, podemos concluir que os elementos químicos apresentam muitos aspectos em comum, mas suas diferenças baseadas na disposição de elétrons na última camada de valência, influenciam no seu poder de oxidação e na sua posição na tabela periódica.

Portanto, diante de tantas tentativas de organizar os elementos químicos em uma tabela que facilitasse a visualização das características físicas e químicas dos elementos, da a impressão que todas essas descobertas científicas surgiram do nada, como diz a teoria do “Sonho de Mandeleev”, mas como já foi mencionada, muitos cientistas tiveram seu papel nessa construção e transmitiram seus conhecimentos neste projeto antes mesmo de que o sonho de ter a química em um único quadro de realizasse.

### **Referências:**

- <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/origem-tabela-periodica.htm>,
- <http://quimicaparatodosuevora.blogspot.com/2011/03/breve-historia-da-tabela-periodica.html>
- <http://www.cesadufs.com.br/ORBI/public/uploadCatalago/14461230102012Quimica I Aula 20.pdf>
- <https://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/tabela-periodica-as-propriedades-periodicas-dos-elementos.htm>
- <https://www.soq.com.br/conteudos/ef/introducaoconstituicao/p4.php>
- <https://www.todamateria.com.br/historia-da-tabela-periodica/>
- <https://www.infoescola.com/quimica/moseley-e-a-tabela-periodica-atual/>
- [http://www.joinville.udesc.br/portal/professores/frxavier/materiais/Experimento\\_02\\_Reatividade\\_Grupos\\_01\\_e\\_02.pdf](http://www.joinville.udesc.br/portal/professores/frxavier/materiais/Experimento_02_Reatividade_Grupos_01_e_02.pdf)
- [https://www.ebah.com.br/content/ABAAAA\\_rMAA/relatorio-word](https://www.ebah.com.br/content/ABAAAA_rMAA/relatorio-word)