

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

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

Autoras: **Maria Alice de Souza, Mariana Xavier Berbel, Helena Martins Maturano**

Série: segunda (2018) do Ensino Médio

Profs.: Bettina Rieckmann, Monica Britto Pereira de Mello Barreto

Colégio: Visconde de Porto Seguro - Unid. Panamby, São Paulo, SP

Surgimento e propriedades da tabela periódica

Dmitri Mendeleev, um professor da Universidade de *Saint Petersburg*, decidiu escrever seus próprios livros de química, tendo em vista a falta de obras desse gênero em russo. Entretanto, enquanto trabalhava nisso, encontrou um problema: não sabia como organizar os elementos. Considerando a ideia já existente de que existiam elementos com características semelhantes, como o modo de reagirem, decidiu separá-los em famílias, atualmente chamado de grupos^{1,2}.

Nos últimos capítulos de seu primeiro volume, escreveu sobre o que conhecemos hoje como halogênios e, depois, no começo de seu segundo livro, sobre os metais alcalinos. Contudo, os grupos óbvios haviam acabado e ele não sabia como continuar. Então, ao observar essas duas famílias que já tinha, percebeu que a diferença de massa atômica do lítio para o sódio e do flúor para o cloro era quase a mesma (aproximadamente 16u). Desse modo, ele começa a separar os outros elementos em famílias, de acordo com sua massa atômica e suas propriedades. Assim, depois de diversas modificações, chegou à tabela periódica, que era mais que uma maneira de organizar elementos: era uma lei da natureza de que as propriedades dos elementos são definidas por sua massa atômica^{1,2}.

A partir disso, ele deixou espaços em branco na tabela, prevendo a existência de elementos e suas características, como massa atômica e densidade. Um exemplo de um acerto dele foi a descoberta do gálio. Nesse caso, o pesquisador responsável por isso chegou a afirmar que Mendeleev tinha previsto errado uma das características. Entretanto, chegaram à conclusão de que, na verdade, o químico russo estava certo. Isso serve para mostrar a eficiência com que ele previu os elementos, visto que o outro pesquisador, mesmo com o elemento em suas mãos, não foi tão preciso na definição de suas características como foi Mendeleev sem nunca ter visto o material^{1,2}.

Entre as propriedades que poderiam ser previstas na tabela periódica, estão a reatividade, o tamanho do raio atômico, a energia de ionização, a afinidade eletrônica, a eletronegatividade, a eletropositividade, o volume atômico, a densidade e o ponto de fusão^{3,4}.

Considerando esses aspectos, discutiremos sobre a energia de ionização e a eletropositividade dos metais na tabela periódica. A energia de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um elemento isolado em seu estado gasoso e a eletropositividade é a capacidade de um átomo de doar elétrons quando está ligado a outro átomo^{3,4,5}. A importância dessas informações no nosso cotidiano se dá devido à propriedade dos metais reativos, que reagem mais ou menos intensamente com o meio (dependendo de sua energia de ionização e eletropositividade, que, quanto menor a primeira e maior a segunda, mais reativo é o metal) e podem chegar a reagir e completamente “sumir”. O mais perigoso desse meio para nosso dia-a-dia é a água, que inevitavelmente entra em contato com os materiais devido à chuva. Em reações de metal com água, há a liberação do hidróxido do metal e de gás hidrogênio em maior ou menor intensidade.⁶

Na Tabela Periódica, a reatividade dos metais cresce para o canto inferior esquerdo, já para os elementos não metálicos, a reatividade aumenta em direção ao canto superior direito^{3,5}. Um experimento para comprovar essa disposição é a reação exotérmica dos metais alcalinos e metais alcalinos terrosos com água.

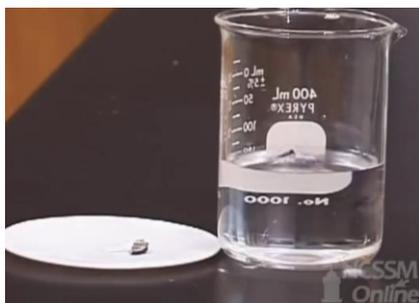


Imagem 1: reação lítio com água⁸

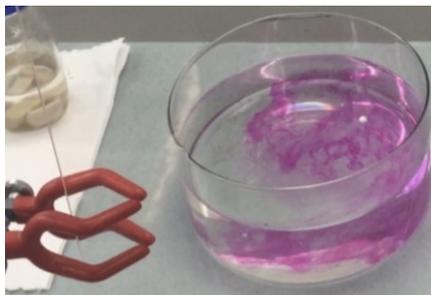


Imagem 2: reação sódio com água



Imagem 3: reação potássio com água⁸



Imagem 4: reação magnésio com água

Os metais alcalinos compõem o primeiro grupo da tabela periódica, são em sua maioria sólidos, têm brilho cinza e são muito reativos, já que possuem baixa energia de ionização, e que, por isso, são somente encontrados na natureza ligados a outros elementos. O lítio metálico (Li), primeiro elemento do grupo 1 usado desde pilhas tipo AA padrões e baterias de marca-passo até pílulas de carbonato de lítio que modulam o humor, reagiu de forma moderada com a água, liberando hidróxido de lítio (LiOH) e gás hidrogênio (H₂) (imagem 1). Já o sódio metálico (Na), segundo elemento do grupo 1, cujo íon está presente em sal de cozinha comum, em contato com H₂O reagiu rapidamente, formando hidróxido de sódio (NaOH) e gás hidrogênio (H₂) (imagem 2). Assim, seguindo o padrão, o potássio metálico (K), terceiro elemento desse grupo, é mais reativo que o lítio e o sódio e reagiu, portanto, mais violentamente. Sendo assim, a entalpia da reação do potássio, diferentemente dos outros dois elementos, é alta o suficiente para provocar a combustão do H₂ gerando uma chama violeta (imagem 3)^{7,8}.

Os elementos do grupo 2 da tabela periódica, também são sólidos e têm brilho cinza, porém são menos reativos. Isso é comprovado com a reação do magnésio metálico (Mg) com a água, necessariamente morna, que libera, de forma moderada hidróxido de magnésio [Mg(OH)₂] e gás hidrogênio (imagem 4). Além disso, os outros metais do grupo 2 também seguem o mesmo padrão dos metais do grupo 1^{7,9}.

Com base nos experimentos realizados, pudemos concluir que o lítio é menos reativo que o sódio que é menos reativo que o potássio, observando, dessa forma, que a reatividade aumenta conforme mudamos de período dentro de um grupo da tabela periódica e aumenta dentro de um período, da direita para a esquerda, como demonstrado pela comparação da reação dos metais do segundo período (magnésio e sódio) com água. Assim, essas informações podem ser o fator determinante na escolha do metal presente na estrutura principal de nossos prédios, casas e construções no geral (com as vigas de metal ou janelas de alumínio) ou em partes de diversas ferramentas, usadas desde a antiguidade ou inventadas recentemente. Esse material também pode ser utilizado joias de ouro, prata ou cobre, com função estética, e que por isso devem manter sua aparência inicial⁷.

Outra propriedade dos elementos da tabela periódica, dessa vez dos não-metais, é a eletronegatividade, que é a capacidade de um átomo de atrair os elétrons envolvidos em uma ligação química covalente. Essa atração de elétrons é inversamente proporcional ao raio atômico do elemento, então, observamos que, quanto mais próximo ao canto superior direito está o átomo, mais eletronegativo ele é,

dando origem à série de eletronegatividade conhecida por todo químico: F>O>N>Cl>Br>S>I>C>P>H^{4,10,11}. Essa informação é de extrema relevância, pois é a partir dela que podemos prever, por exemplo, a ocorrência de algumas reações.



Imagem 5: reação com cloro

A propriedade citada pode ser demonstrada na reação do cloro gasoso (Cl_2) com iodeto de potássio (KI) formando cloreto de potássio (KCl) e iodo (I_2). Para a realização do experimento, foi montado um sistema de dois recipientes interligados por um tubo. No primeiro recipiente, foi colocado permanganato de potássio aquoso (KMnO_4), que reagiu com ácido clorídrico aquoso, liberando água líquida, manganês iônico aquoso e cloro gasoso. O cloro passa por um tubo de vidro em U para o recipiente 2, reagindo, assim, com o iodeto de potássio aquoso (que é incolor), formando cloreto de potássio aquoso (incolor) e iodo sólido, que tem coloração marrom (imagem 5). Pela cor marrom que o iodo deixa no recipiente, pudemos concluir que houve a reação e, logo, o cloro é mais eletronegativo que o iodo.

Entretanto, a eletronegatividade é importante não somente para determinar a possibilidade de uma reação química ocorrer, mas também para determinar se uma molécula é apolar ou polar. A molécula polar é aquela na qual há diferença de eletronegatividade de dois átomos de uma molécula, assim, o mais eletronegativo atrairá os elétrons da ligação formando um polo negativo e o outro que ceder os elétrons formará um polo positivo. O conhecimento da polaridade das moléculas é de extrema importância por muitos motivos. Entre eles: a solubilidade e as interações intermoleculares.⁴

Com relação à solubilidade, solutos apolares tendem a se dissolver em solventes apolares e solutos polares tendem a se dissolver em solventes polares. Mas qual a relevância disso? Não é apenas para explicar o porquê óleo (apolar) não se mistura em água (polar). Com a polaridade das moléculas podemos determinar, por exemplo, qual vitamina é hidrossolúvel ou lipossolúvel, podendo assim determinar que as vitaminas do complexo B e a vitamina C se dissolvem em água, sendo assim facilmente absorvidas e eliminadas de nosso organismo, porém as vitaminas A, D, E e K são lipossolúveis, então são absorvidas dissolvidas em óleos e gorduras e se acumulam em nosso organismo em tecido adiposo.^{12,13}

Já a respeito de interações intermoleculares, quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula, mais fortes elas serão. Isso significa que interações entre moléculas apolares serão menos intensas que interações entre moléculas polares que são também mais fracas que as pontes de hidrogênio (entre o hidrogênio e o flúor, oxigênio ou nitrogênio elementos com eletronegatividade muito diferente)⁴. A compreensão desses fenômenos é imprescindível, pois é a partir deles que podemos entender como a pata da lagartixa consegue aderir a superfícies, como funcionam as colas e adesivos⁴, como um remédio vai interagir com nossas células ou também como escolher a melhor substância para algum produto de beleza ou de limpeza.

Somado a isso, outra propriedade periódica é a densidade, definida pela relação entre a massa e o volume do material. Na Tabela Periódica, podemos observar que essa característica aumenta das extremidades para o centro, quando estamos tratando dos períodos, e de cima para baixo, em relação aos grupos¹⁴. Inclusive, o elemento mais denso da tabela, o ósmio ($22,7\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$), utilizado como catalisador na produção de amônia, se encontra no 6º período e grupo 8.

Para comprovar essa particularidade da tabela foram determinadas as densidades dos metais seguindo o experimento, no qual acrescentamos uma barra dos metais alumínio, ferro e cobre, separadamente, em uma proveta contendo 50mL de água. Observamos que, nos três casos, o nível da água aumentou em 4mL, provando que todas os metais tinham o mesmo volume. Em seguida, medimos

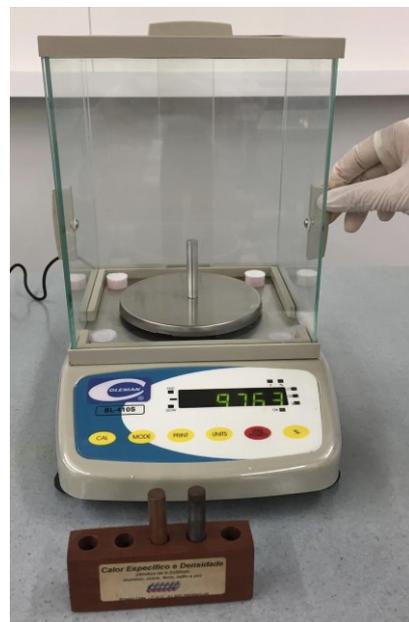


Imagem 6: medir massa com balança eletrônica

a massa de cada um, utilizando uma balança eletrônica (imagem 6) e calculamos as densidades dos 3 metais, os quais estão apresentados na tabela abaixo.

| Metal | Densidade (g.mL ⁻¹) experimental | Densidade (g.mL ⁻¹) teórico ¹⁵ (25°C) |
|----------|--|--|
| Alumínio | 2,44 | 2,70 |
| Ferro | 6,88 | 7,80 |
| Cobre | 7,90 | 8,93 |

Considerando as posições desses elementos na tabela, pudemos concluir que, à medida que descemos e vamos ao centro, a densidade aumenta¹⁶. A diferença encontrada entre os valores experimentais e teóricos é esperada, uma vez que as condições experimentais, como a temperatura, não foram controladas, além de a pureza dos metais não ser de 100%.

Essa propriedade é de extrema importância, já que, por exemplo, podemos estipular se um material vai afundar ou não em um determinado líquido. Esse conceito de densidade é aplicado no funcionamento dos submarinos, que chegam a descer 244 metros. Isso é possível, graças aos tanques de lastro, que ficam cheios de ar (fazendo densidade do submarino diminuir) quando a obra da engenharia está na superfície e enchem de água para descer (causando o aumento da densidade)¹⁷. Além disso, outra situação em que a densidade aparece com extrema importância é com o teste nos postos de gasolina para saber se a quantidade de álcool na gasolina está dentro do limite estabelecido pela lei. Para esse, há, ao lado de cada bomba, um densímetro, que é um tubo com uma amostra da gasolina com duas bolinhas (uma mais densa e outra menos densa que a gasolina) que devem estar uma boiando e outra no fundo se a gasolina possuir a concentração correta. Porém, esteja atento, pois, se as duas boiarem ou afundarem, o seu carro será abastecido com gasolina adulterada¹⁸.

Dessa forma, concluímos que a tabela periódica, apesar de sua origem antiga, representa tudo que compõe nosso dia a dia - os elementos. Uma leitura correta e rica desta, sabendo interpretar suas propriedades, leva-nos a entender melhor o cotidiano e utilizar os elementos da melhor forma possível.

Referências Bibliográficas

1. Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=wbuDmY5gpXQ>. Acesso em 12/11/2018
2. Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=8QNLfwjzbZw>. Acesso em 12/11/2018
3. Disponível em <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/eletropositividade.htm>. Acesso em 12/11/2018
4. Canto, Eduardo Leite do. Química na abordagem do cotidiano, volume único. 1.ed. São Paulo: Saraiva, 2015
5. Disponível em <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/energia-ionizacao.htm>. Acesso em 12/11/2018
6. Disponível em <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/reatividade-dos-metais-com-agua-bases.htm>. Acesso em 12/11/2018
7. Gray, Theodore. Os elementos: uma exploração visual dos átomos conhecidos no universo. 1. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2011
8. Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=QQF61CFOySw>. Acesso em 12/11/2018
9. Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=CKYVfWkC6uk>. Acesso em 12/11/2018
10. Disponível em <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/eletronegatividade.htm>. Acesso em 12/11/2018
11. Disponível em https://www.youtube.com/watch?time_continue=372&v=loSKHhitUpw. Acesso em 12/11/2018

12. Amabis, José Mariano; Martho, Gilberto Rodrigues. *Biologia em contexto*. 1. ed. São Paulo: Moderna, 2013
13. Disponível em <https://www.infoescola.com/biologia/vitaminas/>. Acesso em 12/11/2018
14. Disponível em <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/densidade-na-tabela-periodica.htm>. Acesso em 12/11/2018
15. *Handbook of Chemistry and Physics* 56th Edition 1975-1976.
16. Disponível em <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/densidadepropriedade-periodica-dos-elementos.htm>. Acesso em 12/11/2018
17. Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=BTis6GioP2g>. Acesso em 12/11/2018
18. Disponível em <http://www.softcenter.com.br/noticias/gerais/74-os-tipos-de-adulteracao-e-fraudes-mais-comuns-nos-postos-de-combustiveis>. Acesso em 12/11/2018