

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

http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-1-Tabela_Periodica-Giuseppe_Felice

Autor: **Giuseppe F. Marques da Cunha**

Série: primeira (2018) do Ensino Médio

Profs.: Alexandre Aparecido Vicente, Daniela Cristina Barsotti

Colégio: Puríssimo Coração de Maria, Rio Claro, SP

A tabela periódica: do sonho de Mendeleiev a realidade dos dias atuais

“A Tabela Periódica era incrivelmente bela, a coisa mais bela que eu já vira. Eu nunca seria capaz de analisar adequadamente o que ‘beleza’ significava neste caso para mim – simplicidade? Coerência? Ritmo? Inevitabilidade? Ou talvez a simetria, a abrangência do fato de cada elemento estar firmemente encerrado em seu lugar, sem lacunas, sem exceções, cada coisa subentendendo todo o resto.”

“Quase não dormir naquela noite, de tão empolgado com a tabela periódica – que façanha incrível... em arranjar todo o vasto e aparentemente universo caótico da química...; Nada, além disso, foi possível antes do feito de Mendeleiev...”

Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química. ¹

Cap. 16. O jardim de Mendeleiev

Oliver Sacks (1933-2015)

Assim como o neurologista, escritor e químico amador Oliver Sacks ficou encantado ao ver pela primeira vez a tabela periódica no museu de ciência localizado no bairro de South Kensington na cidade de Londres, com a mais absoluta certeza, Mendeleiev, também ficaria admirado e ao mesmo tempo assombrado com a tabela periódica moderna não só pela quantidade de elementos descobertos ou criados até o momento, 118, como também pela ampla e diferentes aplicações desses no nosso cotidiano. ¹

Se Lavoisier com a ideia de elemento; Proust, com a ideia de que elementos se combinam em proporções definidas; e Dalton, de que elementos eram formados por átomos com peso único tornaram a química como a ciência dos elementos, faltava ainda uma explicação lógica de como esses estariam organizados na natureza. ¹ Tal explicação só veio a ocorrer com a descoberta da Lei periódica por Dmitri Mendeleiev, em 1869, quando conseguiu organizar os 63 elementos conhecidos até o momento em uma tabela – a conhecida tabela periódica. Ao colocar os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas, Mendeleiev descobriu que os elementos com semelhanças em suas propriedades físicas e químicas ficavam dispostos na mesma coluna vertical, a qual ele denominou de grupos. Dessa forma, além de explicar as semelhanças observadas, Mendeleiev teve a audácia de deixar propositalmente espaços em brancos em sua tabela para elementos que seriam descobertos posteriormente, como foi o caso dos elementos eka-silício, eka-boro e eka-alumínio, os quais são conhecidos atualmente por germânio, escândio e gálio. Definitivamente, a descoberta de tais elementos corou a tabela periódica de Mendeleiev e o próprio cientista, pois deixou de ser visto como um mero teórico e literalmente um sonhador (pois o mesmo divulgou em um de seus artigos que viu a tabela periódica corretamente organizada em um sonho) para se tornar o homem que descobriu uma das mais importantes leis da natureza, a Lei Periódica ou Lei Grandiosa, representada graficamente por meio da tabela periódica, a qual se tornou um guia inestimável para todo químico já que é capaz de fazer previsões, comparações e dar explicações sobre as diferentes propriedades dos elementos. ^{1,2,3} Por tudo isso, Mendeleiev

recebeu a justa homenagem de ter o seu nome immortalizado ao do elemento químico de número atômico 101 na tabela periódica: o MENDELÉVIO, cujo símbolo é Md.⁴

Como sabemos a definição atual de elemento químico é a de átomos com o mesmo número de prótons ou mesmo número atômico. Dessa forma, é possível um mesmo elemento químico apresentar átomos com massas atômicas diferentes bem como outras propriedades físicas diferentes como volume, densidade, etc. No entanto, suas propriedades químicas são praticamente as mesmas. Dentre todos os elementos que constituem a tabela periódica (figura 1), a maioria absoluta são metais, que ocupam todo centro e a parte esquerda da tabela (parte em rosa). Na parte direita da tabela encontramos os ametais (parte em verde). Entre os dois, há elementos denominados de semimetais ou metalóides que funciona como um limítrofe de ambos os elementos (parte em amarela). Há também no canto superior esquerdo o hidrogênio – um elemento a parte – e na última coluna da tabela os famosos gases nobres – referência quando o assunto é ligação química.

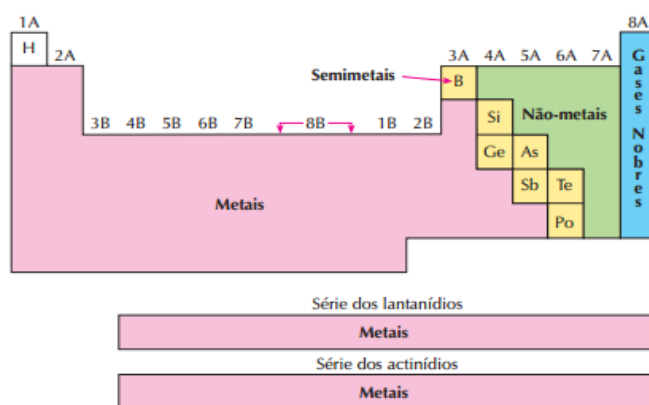


Figura 1. Tabela periódica com separação dos elementos de acordo com suas propriedades químicas.⁵

Os metais, em linhas gerais, recebem esse nome por sua facilidade em perder elétrons e se transformarem em cátions; são todos sólidos na temperatura ambiente (com exceção do mercúrio), apresentam brilho característico, são bons condutores de calor e de eletricidade, maleáveis (podem ser achatados com um martelo) e dúcteis (podem se tornar fios quando esticados). Alguns metais mais importantes para a nossa sociedade são o ferro, muito usado na construção civil e na indústria naval; o alumínio, usado na fabricação de painéis, telhas, latas de refrigerantes até na fuselagem de aviões; o cobre, na fabricação de fios condutores de eletricidade, etc. No entanto, gostaríamos de destacar dentre todos os metais da tabela, o lítio, por suas aplicações na fabricação de pilhas e de baterias.^{6,7}

O lítio é um metal alcalino (família 1A) e como todos os metais dessa família possui ponto de fusão e de ebulição baixo, baixa energia de ionização e baixa densidade, são macios ao ponto de serem facilmente cortados com uma faca, altamente reativos e a propriedade mais importante para ser utilizado na fabricação de pilhas e de baterias, elevado potencial de oxidação, isto é, a propriedade de perder elétrons facilmente. De todos os elementos da tabela periódica é aquele que apresenta maior potencial de oxidação ($E^{\circ}_{\text{oxidação}} = + 3,04$ Volts), ou seja, aquele que possui maior tendência em ceder elétrons. Dessa forma, aliado a sua baixa molar ($M = 6,9$ g/mol)

e baixa densidade ($d = 0,534$ g/cm³) - é o metal de menor densidade da tabela - a principal aplicação deste atualmente está na geração de energia elétrica (corrente elétrica) na forma de pilhas e baterias recarregáveis (baterias de íons-lítio) para o uso em celulares, laptops, câmeras digitais e veículos elétricos, e em algumas baterias não recarregáveis (pilhas de iodo-lítio) presentes em estimuladores cardíacos, brinquedos e relógios.

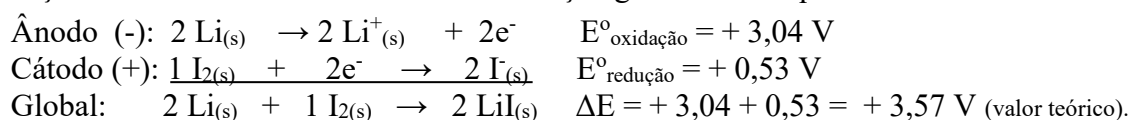
⁸ Só para termos uma ideia da eficiência dessas baterias quando comparadas as tradicionais de chumbo-ácido,



a oxidação de 7 gramas de lítio produz o mesmo número de elétrons do que 104 gramas de chumbo.⁹ É por isso, ao baixo peso e a elevada corrente gerada, que muitas pesquisas atuais se concentram no desenvolvimento de pilhas e baterias a base de lítio. Há dois tipos em uso: as baterias de íons-lítio e uma variação dessas, as baterias de polímero de lítio, e as pilhas de lítio-iodo.^{8,9,10}

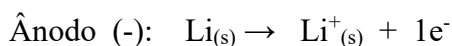
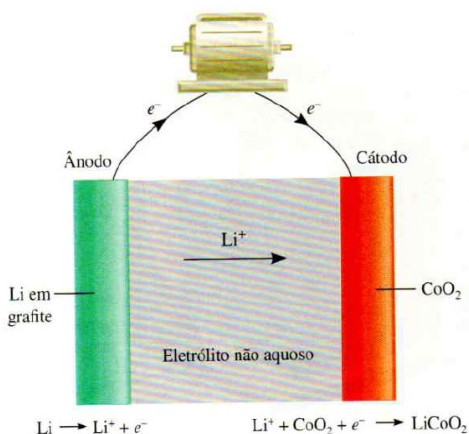
No caso da pilha de lítio-iodo, a principal aplicação se dá nos marca-passos cardíacos devido a uma série particularidades tais como: leveza, segurança (não liberam gases, já que é fechada hermeticamente), elevada durabilidade (duram cerca de 8 a 10 anos), elevada voltagem ($\Delta E = 2,8 \text{ V}$) e alta densidade de carga ($0,8 \text{ Wh/cm}^3$). Os eletrodos são formados por lítio e por um complexo de iodo, que ficam separados por meio de uma camada cristalina de iodeto de lítio permitindo assim a passagem da corrente elétrica.¹¹

O lítio metálico funciona como o ânodo dessa pilha, ou seja, é o pólo negativo, portanto, aquele que sofre oxidação (perde elétrons). Já o cátodo, pólo positivo, é o complexo de iodo, que recebe os elétrons (sofre redução). As reações envolvidas em cada eletrodo e a reação global estão equacionadas abaixo:



No entanto, essa pilha não é recarregável e por isso tem de ser substituída quando parar de funcionar.¹¹

Já as baterias recarregáveis de íons-lítio funcionam da seguinte forma: o ânodo é formado geralmente por grafite (C) e átomos de lítio. Já o cátodo é formado por um óxido de um metal de transição, como o óxido de cobalto II (CoO_2) e íons de lítio Li^{+1} (figura 1). Devido à elevada reatividade do lítio com água, o que se repete para os demais elementos da família, deve se utilizar como eletrólito um solvente não aquoso, por exemplo, um solvente orgânico com o sal dissolvido. Durante o funcionamento da bateria as reações que ocorrem são:



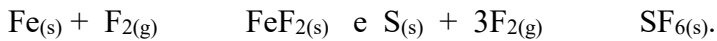
Essas baterias por sua vez são recarregáveis, pois ao usar uma corrente elétrica externa, a mesma provocará a migração dos íons de lítio no sentido inverso, ou seja, do óxido para a grafite. A diferença de potencial obtida é aproximadamente de 3,4 volts.¹⁰

Figura 1. Esquema de uma bateria de íons de lítio (ao lado).¹⁰

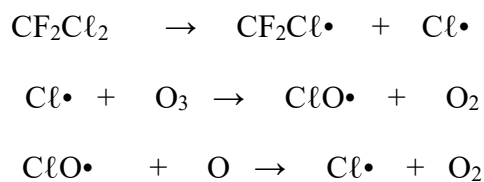
Outras aplicações do lítio ocorrem na composição das graxas e lubrificantes, assim contribuindo para a elevada viscosidade das mesmas e a alta resistência à umidade e calor. Também é utilizado em laboratórios fotográficos, no processamento de alimentos e na fabricação de remédios (antidepressivos). Já o óxido (Li_2O) e o hidróxido de lítio (LiOH), podem ser utilizados para remover o gás carbônico de ambientes fechados tais como: submarinos, aviões e ônibus espaciais. Tais compostos reagem com o gás carbônico (óxido ácido) para formar um sal e no segundo caso, sal e água. As reações são as seguintes: $\text{Li}_2\text{O}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_{3(s)}$ e $2\text{LiOH}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Já dentre os ametais aquele de maior destaque é, alguma, o flúor devido a sua elevada reatividade. O flúor é um elemento sem dúvida da família 17 ou 7A, gás a temperatura ambiente, que consegue reagir com todos os elementos da tabela periódica com exceção do hélio e do neônio. No vídeo 12 da bibliografia podemos ver algumas de suas reações com os mais diferentes elementos como o metal ferro, formando o fluoreto de ferro II, e o ametal enxofre, formando o hexafluoreto de enxofre, cujas equações químicas estão mostradas a seguir:





Além dessas, gostaríamos de destacar (e com muita surpresa) sua reação com carvão e algodão (celulose). A passagem de uma corrente de gás flúor, mesmo a frio, foi o suficiente para provocar a combustão de ambos os materiais (vídeo 12). É por isso, por apresentar elevada reatividade ao ponto de produzir violentas explosões que deve se estudado com muita cautela. Outro experimento que veio, de forma definitiva, atestar sua elevada reatividade e que assombrou os químicos em todo mundo em 1963, foi à síntese de compostos de flúor com o gás nobre xenônio pelo químico inglês Neil Barlett. Apesar de possuírem o octeto completo, alguns gases nobres, em especial o xenônio, também se mostrou muito reativo na presença de gás flúor em elevadas temperaturas (400°C).^{9,13} A reação entre estes formou diversos produtos, entre eles: XeF₂, XeF₄ e XeF₆.^{9,13} Outros compostos de flúor que são altamente reativos e danosos ao meio ambientes são os clorofluorcarbonetos (CFCs) – compostos que apresentam em suas estruturas halogênios como o cloro e o flúor ligados a carbono – tais compostos muito utilizados em sistema de refrigeração em todo mundo, tiveram sua produção reduzida ao longo dos anos devido ao fato de reagirem com o gás ozônio da atmosfera provocando a sua destruição (destruição da camada de ozônio). As reações envolvidas ocorrem em várias etapas e podem ser assim equacionadas:



A reação se inicia com a decomposição do CFC pela ação da luz ultravioleta proveniente do sol. Como o radical de cloro formado na última reação volta à etapa anterior, a reação continua, de tal modo que um único átomo de cloro é capaz de destruir 100.000 moléculas de ozônio.^{9,10}

E o que explica essa elevada reatividade para os átomos de flúor? Analisando os vídeos 12 e 14, podemos explicar a elevada reatividade do átomo de flúor devido ao fato de possuir energia de ligação muito baixa (155 kJ/mol) quando comparadas com os átomos de cloro (242 kJ/mol) e bromo (194 kJ/mol), ou seja, a ligação entre seus átomos é surpreendentemente fraca devido ao seu pequeno tamanho provocar fortes repulsões eletrônicas entre seus átomos;¹⁴ outro fator determinante é a sua alta eletronegatividade, isto é, capacidade de atrair o par eletrônico na ligação covalente (é o elemento mais eletronegativo da tabela periódica) e ao elevado potencial de redução (o maior de todos os elementos também; E^o_{redução} = + 2,87V). Todas essas características em conjunto tornam o flúor muito reativo e um poderoso oxidante.^{9,10,14}

Apesar de tudo, quando o átomo de flúor completa seu octeto, ou seja, se transforma no ânion fluoreto, toda essa agressiva reatividade desaparece, isto é, diminui bastante, devido ao fato de ter se estabilizado quimicamente (octeto completo). Por isso, o fluoreto pode ser utilizado na prevenção de cáries ao ser adicionado a água destinada ao abastecimento público e nas pastas de dentes na forma do sal fluoreto de sódio.^{7,12}

Finalizando, a Tabela Periódica dos Elementos Químicos de Mendeleiev, permitiu aos químicos compreender, relacionar e explicar as propriedades dos diversos elementos químicos que formam o universo. Além disso, o conhecimento cada vez mais profundo de tais propriedades permitiu a aplicação dos elementos como vimos para o lítio e o flúor para as mais diferentes finalidades, o que deixaria o próprio Mendeleiev admirado e assombrado com todo esse conhecimento químico.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. Sacks, O. Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química. São Paulo. Cia. Das Letras. 2002.
2. O sonho de Mendeleiev. A verdadeira história da química. Paul Strathern. Editora Zahar. Rio de Janeiro. 2013. <http://souexatas.blogspot.com/2017/09/o-sonho-de-mendeleiev.html>
3. Abordagem histórica da lei periódica nas coleções do PNLD 2012. Targino, A.R.L e Baldinato, J.O. Química Nova na Escola. Vol. 38, N° 4, p. 318-323, NOVEMBRO 2016. <http://qnesc.sbq.org.br/edicao.php?idEdicao=66>
4. Mendeleev - o criador da tabela periódica. <https://manualdaquimica.uol.com.br/cientistas-que-contribuiram-para-quimica/mendeleiev-criador-tabela-periodica.htm>
5. Tabela periódica I. Introdução e organização. <http://pratico-e-basico.blogspot.com/2016/08/tabela-periodica-i-introducao-e.html>
6. Tabela periódica em figuras. <https://www.b9.com.br/76151/tabela-periodica-ilustrada-mostra-como-os-elementos-sao-parte-da-vida-cotidiana/>
7. Aplicações dos elementos no cotidiano. <https://www.tabelaperiodica.org/aplicacoes-do-elemento-quimico-titanio/>
8. Lítio – O metal mais leve da Terra. <https://www.youtube.com/watch?v=EvOvVuQeRRI>
9. Kotz, J. C.; Treichel, P. M.; Townsend, J. R. e Treichel, D.A. Química Geral e reações químicas. Volume 2. Ceangage Learning Edições Ltda. 2016.
10. Chang, R.; Goldsby, K.A. Química. 11ª Edição. McGraw Hill Education. Bookman. 2013.
11. Pilhas e baterias de lítio. <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/pilhas-baterias-litio.htm>
12. Fluorine. Periodic table videos. <https://www.youtube.com/watch?v=vtWp45Eewtv>
13. Família dos gases nobres. <https://www.youtube.com/watch?v=DdpAHo8kN6M>
14. Família dos halogênios. <https://www.youtube.com/watch?v=6FMtyWaHCrc>