

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

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

Autor: Ygor Silva de Jesus

Série: segunda (2018) do Ensino Médio

Profs.: Maurício Rodrigues, Natália Ruela, Thiago Tassinari Lopes

Colégio: Santa Maria, São Paulo, SP

DA ESPECTROSCOPIA À REATIVIDADE DOS METAIS

Desde muito tempo, cientistas vêm tentando organizar os elementos químicos a partir de algum critério lógico e que demonstre suas peculiaridades, assim como suas semelhanças. A tabela periódica atual tem como alicerce o modelo proposto em 1869 pelo russo Dmitri Mendeleev, em que os elementos eram ordenados a partir de sua massa atômica, salvo exceções como o Iodo e o Telúrio. Contudo, foi somente por meio das experiências espectroscópicas de Henry Moseley com raios-x, no começo do século XX, que foi possível descobrir o fator fundamental para a ordenação dos elementos na tabela periódica: o número atômico, ou seja, a carga nuclear de um átomo. Essa ordenação a partir do número de prótons confirmou algumas inversões que Mendeleev teve de realizar, como a do Iodo e Telúrio comentadas anteriormente, para que a periodicidade fosse respeitada¹.

As pesquisas de Moseley basearam-se na emissão de raios-x por átomos que foram bombardeados por raios catódicos, ou melhor, feixes de elétrons. Henry demonstrou que as linhas espectrais de emissão de cada elemento eram particulares a eles², pois os comprimentos de onda das radiações eletromagnéticas emitidas variavam. Os estudos do físico constataram que isso acontece porque a carga nuclear varia, aumentando ou diminuindo a carga nuclear efetiva sobre os elétrons e modificando a quantidade de energia quantizada em cada nível energético, assim como a diferença de energia entre eles³⁻⁴. Essa emissão de energia na forma de ondas eletromagnéticas ocorre devido ao chamado excitação de elétrons, isto é, quando um fóton com energia equivalente à diferença entre dois níveis energéticos atinge um elétron, este realiza o salto quântico, pulando de um nível menos energético para um mais energético. Contudo, essa transição é momentânea, o que faz com que o elétron volte para seu nível anterior, liberando, nessa volta, a energia absorvida na forma de ondas eletromagnéticas⁵.



Figura 1. Espectro de emissão do átomo de hidrogênio e de hélio.

Fonte:

brasilescola.uol.com.br/quimica/espectros-emissao-absorcao-leis-kirchhoff.htm | acesso em 31 de outubro de 2018.

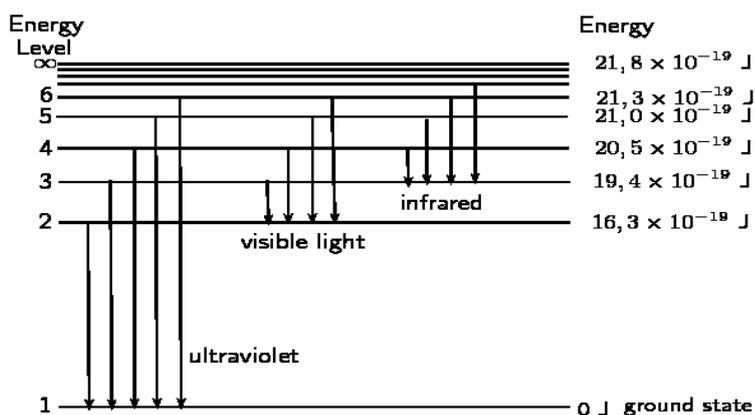


Figura 2. Alguns valores dos níveis energéticos do átomo de hidrogênio e possíveis saltos quânticos aos níveis de menor energia.

Fonte: siyavula.com/read/science/grade-12/optical-phenomena-and-properties-of-matter/12-optical-phenomena-and-properties-of-matter-03 | acesso em 28 de outubro de 2018.

Quando as ondas eletromagnéticas emitidas possuem frequências dentro do espectro visível, é possível observar as cores características de cada elemento. A partir de uma técnica hoje muito conhecida, o teste de chama, pode-se constatar a coloração de alguns sais (do cátion) a partir de seu aquecimento com a chama de pré-mistura (azul, ou seja, com maior energia) do bico de Bunsen⁶. Esse princípio é muito observado no dia a dia, por exemplo, nos fogos de artifícios – em que também ocorre o processo de excitação de elétrons e a liberação de radiação visível – ou nas placas em neon, em que há o fornecimento de energia aos elétrons do gás neon por corrente elétrica.



Figura 2. Teste de chama com o sal cloreto de ferro III, ou, cloreto férrico. Tal sal emite uma coloração majoritariamente laranja.

Fonte. autoral.

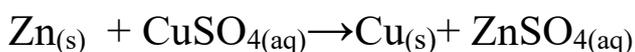
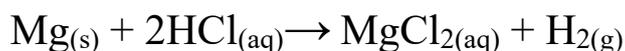
A partir da descoberta de Moseley de que cargas nucleares (o número de prótons) diferentes caracterizam elementos químicos diferentes, é possível entender diversas propriedades periódicas, seus sentidos de crescimento na tabela e as relações entre elas. Por exemplo, a energia de ionização – energia necessária para arrancar um elétron externo de um átomo no estado gasoso e fundamental (elétrons não excitados) – é proporcional à carga nuclear de um átomo considerando o mesmo período, pois a atração do núcleo sobre os elétrons é maior, sendo assim, a energia necessária para arrancar esse elétron é maior⁷. Além disso, a carga nuclear efetiva (considerando a blindagem dos elétrons) também afeta o raio atômico, que, por sua vez, expressa relação com a energia de ionização, pois um raio atômico pequeno indica uma forte carga nuclear efetiva, portanto um maior potencial de ionização. Tendo isso em vista, é possível observar que os sentidos de crescimento na tabela do raio atômico e do potencial de ionização são contrários, sendo que a energia de ionização cresce da esquerda para a direita no mesmo período e de baixo para cima no mesmo grupo à medida que o número de camadas ocupadas diminui.

Ademais, é crucial ressaltar que existem diferentes valores de potencial de ionização para o mesmo elemento químico, uma vez que também pode se considerar a energia necessária para arrancar um elétron de um átomo que já teve um elétron externo retirado. Nesse sentido, se fala de primeira energia de ionização, segunda energia de ionização, terceira e assim por diante, sendo que ela vai aumentando conforme o elétron arrancado⁸, pois além da blindagem se reduzir, a distância entre núcleo e elétron diminui. Além disso, é importante notar que essa retirada de elétrons se assemelha muito com o salto quântico apontado anteriormente, contudo, a diferença entre eles está no fato de, no processo de ionização, a energia fornecida aos elétrons ser o suficiente para vencer a carga nuclear efetiva, ou seja, o processo de volta não acontece e o elétron se desprende do átomo.

Assim, com base nos diferentes potenciais de ionização dos diversos elementos, é possível observar uma periodicidade na reatividade dos átomos, isto é, na tendência em reagir e formar ligações químicas. Considerando-se um metal, quanto menor for a energia de ionização, maior a reatividade, tendo em vista que a perda de elétrons ocorre mais facilmente, permitindo a formação de cátions mais facilmente e oxidando mais facilmente. Sendo assim, a partir da relação entre o potencial de ionização e a reatividade, é possível estabelecer o sentido de aumento da reatividade na tabela periódica, que é contrário ao da energia de ionização, ou seja, a reatividade cresce da direita para a

esquerda no mesmo período e de cima para baixo no mesmo grupo, sentido de crescimento igual ao raio atômico. Diante disso, pode-se notar que os metais alcalinos (família 1A) e alcalinos terrosos (família 2A) são altamente reativos, com especial foco para o Lítio (Li) e o Potássio (K), metais mais reativos.

Como meio de comprovação experimental, a comparação da reatividade entre dois metais pode ser verificada a partir de reações de oxirredução de simples troca, em que no caso de ocorrência de reação é possível estabelecer qual dos dois átomos que normalmente formam cátions é mais reativo⁹. Essas reações também recebem o nome de reações de deslocamento, pois caso haja ocorrência, a substância simples deslocará o átomo formador de cátion da substância composta e tomará o seu “lugar”. Algumas reações que permitem essa análise são aquelas envolvendo um metal sólido e um ácido ou um metal sólido e solução de metal¹⁰. Abaixo está representado um exemplo das duas possibilidades citadas. No primeiro caso, a comparação acontece entre o magnésio (Mg) e o hidrogênio (H); no segundo, entre o zinco (Zn) e o cobre (Cu).



Esquema de reações. Na primeira reação observa-se que o metal magnésio é mais reativo que o hidrogênio (não é metal), pois houve ocorrência de reação. Na segunda reação observa-se que o zinco é mais reativo que o cobre.

Fonte. Autoral.



Figura 3. Reação num tubo de ensaio entre magnésio sólido e ácido clorídrico 10%. É possível observar a formação de um gás, evidência da reação.

Fonte. Autoral.

Portanto, levando-se em conta as considerações anteriores, nota-se a complexidade e engenhosidade na organização da tabela periódica, assim como nas relações entre suas propriedades. Como mostrado, a partir dela é possível comparar a reatividade dos átomos e analisar o raio atômico em conjunto com a energia de ionização. Entretanto, é importante ressaltar que os assuntos aqui discutidos representam somente uma fração das informações que podem ser apreendidas. Apesar disso, mesmo com essa parcela é possível notar o seu papel extremamente importante no cotidiano, como na análise da reatividade tanto falada, que é útil no armazenamento de substâncias (principalmente ácidos), na famosa pilha de daniel, nas baterias de automóveis e no entendimento de por que o ouro e metais menos reativos que o hidrogênio (o que forma o cátion hidrônio)¹¹ têm dificuldade em enferrujar. Diante disso, o uso da tabela periódica como instrumento de consulta de valores (massa atômica, número atômico, configuração eletrônica, entre outros) e previsão de tendências e características atômicas se mostra muito benéfico tanto no dia a dia como dentro das salas de aula.

Referências Bibliográficas

1. Periodic Table. **Royal Society of Chemistry**, c2018. Disponível em: <<http://www.rsc.org/periodic-table/history/about>>. Acesso em 28 de outubro de 2018
2. Moseley. **SóQ – Portal de Química**, c2008 – 2018. Disponível em: <<https://www.soq.com.br/biografias/moseley/>>. Acesso em 28 de outubro de 2018.
3. A. Duarte, Hélio. Carga Nuclear Efetiva e sua Consequência para a Compreensão da Estrutura Eletrônicas dos átomos. **Química Nova Interativa**, 2003. Disponível em: <<http://qnint.sbq.org.br/novo/index.php?hash=conceito.37>>. Acesso em 26 de outubro de 2018.
4. Carga Nuclear efetiva. **Universidade Federal de Minas Gerais**, [s.d.]. Disponível em: <<http://zeus.qui.ufmg.br/~qgeral/downloads/aulas/aula%2010%20-%20carga%20nuclear%20efetiva.pdf>>. Acesso em 28 de outubro de 2018.
5. Emission and Absorption Spectra. **Siyavula, Technology-Powered Learning**, [s.d.]. Disponível em: <<https://www.siyavula.com/read/science/grade-12/optical-phenomena-and-properties-of-matter/12-optical-phenomena-and-properties-of-matter-03>>. Acesso em 28 de outubro de 2018.
6. O BICO DE BUNSEN. **Proenc – Instituto de Química**, c2018. Disponível em: <<http://www.proenc.iq.unesp.br/index.php/quimica/300-bico-bunsen>>. Acesso em 22 de outubro de 2018.
7. ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
8. Primeira e Segunda Energia de Ionização. **Khan Academy**, c2018. Disponível em: <<https://pt.khanacademy.org/science/chemistry/periodic-table/periodic-table-trends-bonding/v/first-and-second-ionization-energy>>. Acesso em 31 de outubro de 2018.
9. FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. Reações de deslocamento, de substituição ou de simples troca. **Brasil Escola**, [s.d.]. Disponível em <<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-deslocamento-substituicao-ou-simples-troca.htm>>. Acesso em 31 de outubro de 2018.
10. Reatividade de Metais. **Laboratório Virtual de Química – UNESP**, [s.d.]. Disponível em <http://www2.fc.unesp.br/lvq/LVQ_experimentos/engenharia/reatividade_metais_files/exp07.htm>. Acesso em 15 de outubro de 2018.
11. DIAS, Diogo Lopes. Hidrogênios ionizáveis. **Brasil Escola**, [s.d.]. Disponível em <<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/hidrogenios-ionizaveis.htm>>. Acesso em 31 de outubro de 2018.