

Estado da publicação: Não informado pelo autor submissor

Propriedades periódicas dos elementos químicos e suas breves implicações em sistemas biológicos e nas ciências agrárias

Julian Andres Castillo Vargas

<https://doi.org/10.1590/SciELOPreprints.6148>

Submetido em: 2023-05-24

Postado em: 2023-05-25 (versão 1)

(AAAA-MM-DD)

A moderação deste preprint recebeu o endosso de:

Anaiane Pereira Souza (ORCID: <https://orcid.org/0000-0003-3646-8249>)

**Propriedades periódicas dos elementos químicos e suas breves implicações em
sistemas biológicos e nas ciências agrárias**

**Periodic properties of the chemical elements and their brief implications in
biological systems and the agricultural sciences**

Julián Andrés Castillo Vargas, Químico, MSc, PhD, Pós-Doc

Escola de Medicina Veterinária e Zootecnia, Universidade Federal do Norte do Tocantins,

Araguaína, Tocantins, CEP: 77804-970

<https://orcid.org/0000-0001-5163-5127>

Autor de correspondência: J. A. C. Vargas. E-mail: jfcav@gmail.com

Resumo

O entendimento do conceito de periodicidade química, permite nortear e definir muitos aspectos relacionados com a estrutura e reatividade dos compostos orgânicos e inorgânicos. Desta forma, este tópico é quase que necessário na disciplina de química geral de qualquer curso de graduação. Assim, esta revisão, tem com finalidade apresentar a evolução, descrição e aplicação em sistemas biológicos e nas ciências agrárias, do conceito de periodicidade das propriedades dos elementos químicos. Na primeira parte, realiza-se uma breve abordagem do panorama histórico da tabela periódica dos elementos e como é sua organização básica. Com estas informações, faz-se o desenvolvimento do conceito de periodicidade; posteriormente, são definidas e descritas as tendências para as propriedades periódicas dos elementos, sendo estas, o raio atômico e iônico, afinidade eletrônica, energia ou potencial de ionização e eletronegatividade. Finalmente, exploram-se potenciais implicações das propriedades periódicas dos elementos nos sistemas biológicos e nas ciências agrárias, ilustrando-se, que este conceito pode ser usado para entender a dinâmica atrás destes. É de mencionar, que este documento não pretendem substituir a revisão do conceito de periodicidade química em livros de química geral, é sim auxiliar ao aluno no entendimento deste. Assim, propõe-se ao aluno, que aplique o conceito de periodicidade química em diversas áreas da sua formação acadêmica, principalmente nas associadas às ciências biológicas e agrárias.

Palavras-chave: característica, elemento químico, metabolismo, periodicidade, tendência

Abstract

Understanding the concept of periodicity in chemistry allows guiding and defining many aspects related to the structure and reactivity of organic and inorganic compounds. As a result, this topic is almost necessary in a general chemistry course in undergraduate programs. Thus, these lecture notes are intended to present the evolution, description and application in biological systems and agricultural sciences of the concept of periodicity of the properties of chemical elements. In the first part, a brief approach is made on the historical overview of the periodic table of the elements and how its basic organization is. With this information, the concept of periodicity is developed; subsequently, the trends for the periodic properties of the elements are defined and described, namely, atomic, and ionic radius, electronic affinity, energy or potential of ionization, and electronegativity. Finally, potential implications of the periodic properties of the elements in biological systems are explored, illustrating that this concept can be used to understand the dynamics behind these. It should be mentioned that these notes are not intended to replace the review of the concept of chemical periodicity in general chemistry books, but rather to help the student understand the concept. Thus, it is proposed that students apply the concept of chemical periodicity in several areas of their academic training, mainly in those associated with biological and agricultural sciences.

Keywords: characteristic, chemical element, metabolism, periodicity, tendency

Introdução

É de claro conhecimento, que as múltiplas interações entre os sistemas biológicos, são o resultado de reações químicas entre elementos e compostos. Sendo assim, sabe-se que os compostos estão formados por dois ou mais elementos diferentes e que sua constituição depende das propriedades de tais elementos. Desta forma, faz-se muito importante entender as propriedades periódicas dos elementos químicos, para assim entender as diversas interações dentro dos sistemas biológicos.

Os elementos químicos, encontram-se harmonicamente organizados no que conhecemos como a tabela periódica dos elementos. Sendo assim, vemos o termo periódico, indicando a potencial “repetição espacial” de algumas das propriedades nos elementos químicos. Desta forma, no presente documento, será feita uma breve abordagem ao entendimento da estrutura da tabela periódica, visando explorar como a estrutura desta, está relacionada com a periodicidade de algumas propriedades dos elementos químicos. Serão discutidas as principais propriedades periódicas, incluindo sua definição e tendências, para finalizar com alguns exemplos das implicações destas em sistemas biológicos e nas ciências agrárias.

1. Breve panorama histórico do desenvolvimento da tabela periódica

Os inícios do uso de uma abordagem quantitativa aplicada à química, têm origem no século XVII com Antoine Lavoisier, quem estudou as relações quantitativas entre elementos e compostos durante as reações químicas. Lavoisier planteou tais relações, mas a pesar disso, continuavam-se descobrindo uma ampla quantidade de elementos químicos e não tinha sido proposta uma forma para classificá-los e/ou entender potenciais padrões nas suas propriedades; foi então, que o químico Johann Döbereiner gerou a primeira proposta de organizar os elementos, usando o conceito de massa atômica e as características do modelo proposto por John Dalton, dando como resultado, o agrupamento dos elementos em tríades. Nessa proposta, dois elementos extremos de uma tríade podiam predizer uma propriedade do elemento do meio, que para o caso do modelo, foi a massa (Figura 1)

$$M_{\text{sódio}} = \frac{\text{massa do lítio} + \text{massa do potássio}}{2}$$

$$M_{\text{sódio}} = \frac{6,9 + 39}{2}$$

$$M_{\text{sódio}} = \frac{45,9}{2}$$

$$M_{\text{sódio}} = 22,95$$

Figura 1. Aplicação do modelo das tríades de Dobereiner. Nota: veja como a massa do sódio, pode ser calculada a partir da média das massas de lítio e potássio. Interessante, não é?

Posteriormente foram sugeridas outras propostas de organização dos elementos químicos, tais como o “parafuso telúrico” proposto pelo geólogo Alexandre Chancourtois e o modelo das oitavas de John Newlands, o qual estabelecia que era possível organizar os elementos em 11 grupos de 8 elementos cada, fazendo uma analogia com as notas musicais. Neste ponto, era possível obter uma organização razoável dos elementos em função da sua massa, porém, ainda não se havia proposto uma forma satisfatória de organizar os elementos. Foi então, que o químico russo Dmitri Mendeleev, propôs um modelo inovador, sugerindo que os elementos químicos podiam ser organizados em ordem crescente de massa atômica. Com esse modelo e que ademais é o mais próximo ao modelo atual, Mendeleev conseguiu organizar os elementos de uma forma sistemática; seu modelo foi tão potente, que foi capaz de prever elementos posteriormente descobertos. Mas mesmo assim, o modelo de Mendeleev tinha dificuldades em prever algumas propriedades e tendências; foi então, que em 1913 e após o descobrimento do núcleo atômico por Rutherford, que o químico Henry Moseley, propôs que os elementos químicos fossem organizados em ordem crescente de número atômico. Para isto, ele bombardeou átomos de elementos com elétrons e mediante difração de raios X, descobriu que os elementos emitiam radiações com uma frequência única. Ele converteu essa frequência a números inteiros e assim, propôs o conceito de número atômico. Desta forma, vemos que a integração de diversas teorias em combinação com achados experimentais, levou à estruturação do modelo atual da tabela periódica dos elementos químicos. Adicionalmente, que o conceito de “periodicidade” é inerente a essa organização. Sendo assim, será feita uma breve descrição da estrutura da tabela periódica.

2. Organização da tabela periódica – estrutura

Usando as ideias de Mendeleev e a proposta de Moseley, de organizar os elementos em ordem crescente de número atômico, foi proposto o modelo atual da tabela periódica (Figura 2)

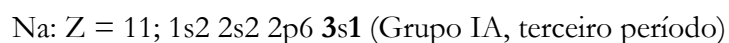
The figure shows the periodic table with 18 groups and 7 periods. A legend identifies the following categories:

- Metais alcalinos:** Group 1 (1A)
- Metais alcalino-terrosos:** Group 2 (2A)
- Metais de transição:** Groups 3-10 (3B-8B)
- Lantanídeos:** Groups 11-12 (1B-2B)
- Actinídeos:** Groups 13-18 (3A-8A)
- Metais representativos:** Groups 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17
- Semi-metais:** Groups 13, 14, 15, 16, 17
- Não-metais:** Groups 14, 15, 16, 17
- Halogênios:** Group 17
- Gases nobres:** Group 18
- Sólido:** Groups 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18
- Líquido:** Group 11
- Gasoso:** Group 18
- Desconhecido:** Groups 11, 12

Figura 2. Modelo atual da tabela periódica. Fonte: Google imagens

Neste modelo, os elementos são organizados em grupos, onde cada grupo corresponde a uma coluna e as linhas, correspondem aos períodos. No total, tem-se 18 grupos e 7 períodos. Em termos gerais, os elementos de um grupo, tem propriedades semelhantes. O período é associado ao maior nível energético do elemento. Atualmente é aceito, que a tabela periódica tem 18 grupos, porém, a convenção antiga estabeleceu que esta se divide em elementos representativos e de transição. Os representativos e de transição são definidos em números romanos ou arábicos, mas ao lado do seu nome, os primeiros têm uma letra A, enquanto os segundos, tem uma letra B. O uso desta convenção antiga para nomear os grupos, tem valor prático, devido a que nos elementos representativos e vários elementos de transição, este representa o número de elétrons do último nível do elemento. Sendo assim, observando por exemplo, o grupo (convenção antiga) e o período, para um elemento, podemos saber o número de elétrons na camada externa e qual é seu nível energético mais

externo, respetivamente. Assim, por exemplo, o sódio (Na), $Z = 11$, que está no primeiro grupo e no terceiro período, terá um elétron no seu último nível energético e a camada mais externa, será a número 3. Verifiquemos esse fato, com a distribuição eletrônica para esse elemento:



Desta forma, vemos que a tabela periódica é uma ferramenta poderosa para entender e prever a estrutura eletrônica de diversos elementos da natureza. Posteriormente veremos, que também ajudará a prever algumas propriedades dos elementos e tem implicações nos sistemas biológicos e nas ciências agrárias.

3. Propriedades periódicas dos elementos químicos – tendências

Dos tópicos anteriores foi visto, que os elementos se encontram organizados de forma sistemática na tabela periódica. Além do anterior, propõe-se o termo periódico, quando se estrutura essa organização. Desta forma, o que significa periódico? A partir da sua definição, periódico é algo que se repete a intervalos regulares. Assim, na tabela periódica os elementos encontram-se organizados em ordem crescente de número atômico, onde a ordem crescente está dada a través dos períodos. Por tanto, uma característica ou propriedade periódica de um elemento, cresce ou decresce a través de um período e ao iniciar o próximo esta volta a um valor semelhante à do elemento do período anterior (Figura 3).

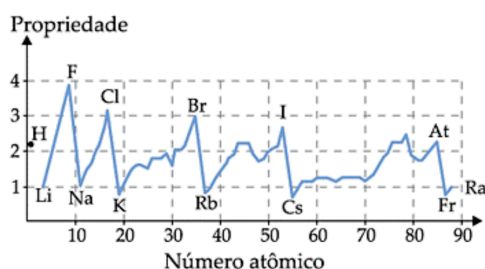


Figura 3. Modelo de variação de uma propriedade periódica. Fonte: galeria de imagens de Google.

Como se mostra na figura 3, vemos que para o exemplo, a propriedade periódica aumenta a través do período, mas ao finalizar ele, esta decae ao iniciar o período seguinte a um valor semelhante ao do elemento que inicia o período anterior. Desta forma, nas linhas

seguintes, serão apresentadas algumas propriedades e sua variação periódica. É de mencionar, que nem todas as propriedades dos elementos químicos são periódicas. Assim, nesse documento nos focaremos naquelas que são.

3.1 Raio atômico e iônico

Com o desenvolvimento da difração de raios X, foi possível estabelecer a partir de estruturas cristalográficas, que o raio atômico de diversos elementos pode ser estimado a partir da metade da distância de dois núcleos de átomos adjacentes numa célula unidade, conforme apresentado na figura 4.

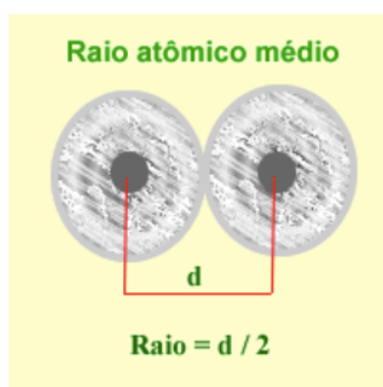


Figura 4. Teorização do raio atômico. Fonte: galeria de imagens de Google.

Neste modelo, o raio atômico é calculado como a distância do núcleo até o nível energético mais externo, na região ligante (r)

Assim,

$$d = 2r$$

Logo,

$$r = d/2$$

É de mencionar, que a definição de raio atômico baseia-se na concepção atômica de Bohr e não no modelo atômico atual, onde se fala em termos probabilísticos. O raio atômico tem implicações importantes nas demais propriedades periódicas e norteia os princípios da ligação química entre átomos.

Ao ser uma propriedade periódica, o raio atômico possui uma tendência clara na tabela periódica; este aumenta da direita para a esquerda em um período e de cima para baixo em um grupo (Figura 5)

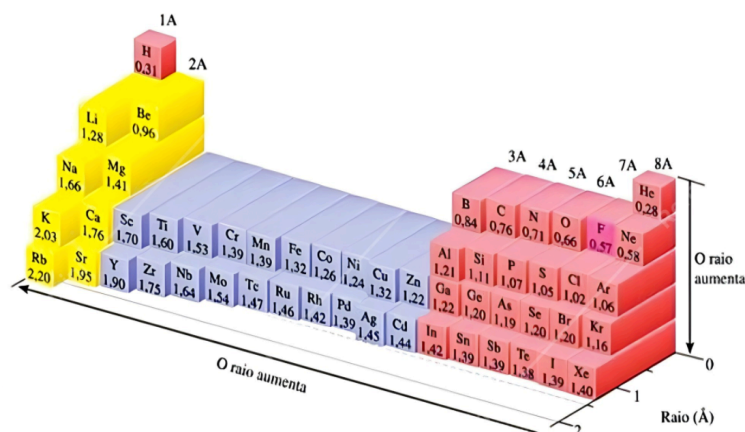


Figura 5. Tendências para o raio atômico na tabela periódica. Fonte: adaptado de Brown et al. (2016).

Esta tendência pode ser entendida desde a estrutura atômica. Quando se avança a través de um período de esquerda para a direita, a carga nuclear efetiva (a carga nuclear líquida que experimentam os elétrons da camada mais externa, considerando o efeito da blindagem eletrônica, por parte dos elétrons das camadas mais internas) que experimentam os elétrons da camada mais externa aumenta; como resultado, estes serão mais atraídos pelo núcleo e conseqüentemente irá diminuir o raio atômico. Assim, um elemento com um número atômico menor em um período, terá um raio atômico maior que aquele no mesmo período com número atômico maior.

Análogamente, a tendência a través de um grupo, pode ser explicada desde o fato que a partir que se desce em um grupo, o nível eletrônico mais externo aumenta (o número quântico principal (n) é maior), por tanto, o raio atômico irá a aumentar.

De forma semelhante, os raios iônicos apresentam tendências iguais às dos átomos que os originam. Em termos gerais, o cátion de um elemento tem um raio iônico menor do que o elemento que o origina e um ânion, terá um raio iônico maior que seu elemento original. Isso pode ser ilustrado a través da distribuição eletrônica do cátion Na^+ e anion Cl^- , como segue:

Na: $Z = 11; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow Na^+: Z = 11; 1s^2 2s^2 2p^6$ (o cátion Na tem um nível energético a menos que o Na metálico)

Cl: $Z = 17; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow Cl^-: Z = 17; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (o ânion Cl tem um elétron a mais que o Cl)

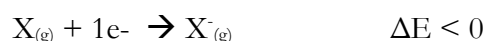
A perda de um elétron no Na, diminui o seu tamanho e no caso do Cl, quando este ganha um elétron, aumenta a repulsão eletrostática e em consequência, precisa aumentar seu tamanho para estabilizar a carga negativa. E o que acontece com a tendência no raio iônico, para íons isoeletrônicos (ou seja, íons com o mesmo número de elétrons)? Pois seu raio iônico tende a diminuir com o aumento do número atômico.

Exemplo: lista de íons isoeletrônicos em ordem decrescente de raio iônico: $N^{3-} > O^{2-} > F^-$ (confira os números atômicos e veja se estão na ordem adequada!)

3.2 Afinidade eletrônica

Diversos processos químicos que governam a estabilidade dos sistemas biológicos são norteados pela necessidade de os átomos alcançarem estabilidade química. Esta pode ser lograda pela maioria de átomos (claro, tem exceções, lhe invito a consultá-las), completando oito elétrons na sua camada mais externa. Sendo assim, caso não tiver completado seus 8 elétrons, os átomos de diversos elementos tendem a tomar ou compartilhar elétrons com outros átomos, para ficarem estáveis.

Pontualmente, a afinidade eletrônica pode ser definida como a tendência de um átomo em estado fundamental e gasoso a ganhar um elétron. O processo pode ser esquematizado da seguinte forma:



A afinidade eletrônica, é representada de forma quantitativa como energia, cujo valor geralmente é menor de zero, devido a que o processo de ganho de um elétron por um átomo, libera energia.

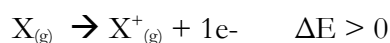
Pode se observar a partir da figura 6, que não existe uma tendência muito clara para a afinidade eletrônica, a través de um grupo ou período, porém, algumas informações podem ser obtidas. Por exemplo, os halogêneos (F, Cl, Br e I) em razão de apresentarem uma subcamada p não preenchida, tem as afinidades eletrônicas mais negativas, entre os elementos representativos (aqueles que tem a letra “A” ao lado do número do grupo, lembra deles?). Adicionalmente, os gases nobres apresentam afinidades eletrônicas maiores a zero, em razão de ter seu octeto completo; observe também, que elementos com forte carácter metálico, como o Be e Mg, apresentam afinidades eletrônicas positivas, o que indica que não tem muita afinidade por aceitar elétrons, e sim por doá-los. As afinidades eletrônicas do grupo 5A, chamam a atenção, pela tendência a ficarem mais negativas à medida que se desce no grupo, com exceção do N, que apresenta uma afinidade eletrônica maior a zero. Sendo assim, particularmente para esta propriedade, convém estudar as tendências para os grupos de forma separada e tentar entender o porque das mesmas, a partir da configuração eletrônica dos elementos que os constituem. Essa é a estratégia!

H -73								He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0	
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0	
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0	
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0	
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	

Figura 6. Tendências para a afinidade eletrônica na tabela periódica. Fonte: adaptado de Brown et al. (2016).

3.3. Energia ou potencial de ionização

Considerando o fato anteriormente discutido, referente à busca da estabilidade química por parte dos átomos, mediante o ganho e perda de elétrons, de forma análoga, um átomo pode alcançar estabilidade, perdendo elétrons, ou seja, se ionizando. É aqui, onde entra o conceito de energia de ionização, a qual se define como a energia necessária para remover um elétron de um átomo em estado fundamental e gasoso. O processo pode ser esquematizado da seguinte forma:



Geralmente, a energia de ionização se apresenta como um valor positivo, onde este tende a aumentar, a medida que se pretende remover elétrons de camadas mais internas. Assim, geralmente, serão removidos tantos elétrons até que o elemento alcance 8 elétrons na sua camada mais externa. A continuação se apresenta um exemplo.

Na; Z = 11.



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (veja como o sódio alcança oito elétrons na sua camada mais externa, quando se ioniza)

Analisando as tendências para a primeira energia de ionização (Figura 7), ela tende a aumentar da esquerda para a direita a través de um período e de baixo para cima em um grupo. Sua tendência, no caso de um período, pode ser explicada pelo aumento da carga nuclear efetiva de esquerda à direita a través do mesmo. No caso da tendência a través de um grupo, esta pode ser explicada por uma diminuição do raio atômico, de baixo para cima, trazendo isso que aumenta a atração eletrostática núcleo-elétrons mais externos; assim, aumenta a energia necessária para remover elétrons de camadas externas.

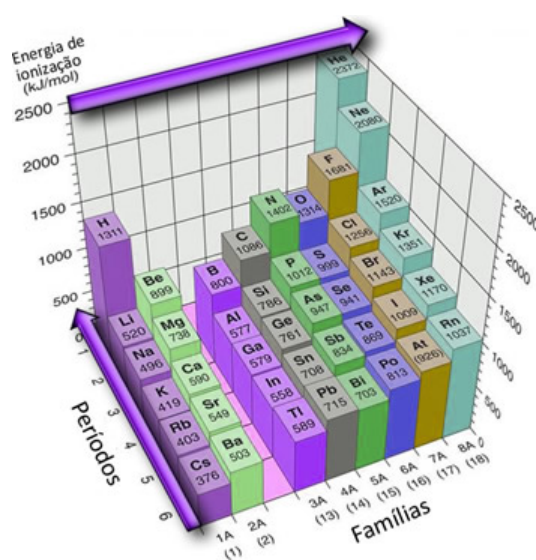


Figura 7. Tendências para a primeira energia de ionização na tabela periódica. Fonte: galeria de imagens de Google.

3.4 Eletronegatividade

Seguindo com a linha de explicar a busca de dar estabilidade aos átomos, apresenta-se o conceito de eletronegatividade. Como foi dito, os átomos tendem a perder e ganhar elétrons para alcançar a estabilidade. É aqui, onde o conceito de eletronegatividade entra a explicar um outro fator químico: a formação da ligação química. Não se pretende aprofundar nesse conceito, porém um breve esboço do mesmo vai ajudar a entender o que é a eletronegatividade. Resumindo, os átomos em um composto químico, se ligam para alcançarem a sua estabilidade química, doando ou compartilhando seus elétrons da camada mais externa. Sendo assim, a eletronegatividade se define como a tendência de um átomo a atrair os elétrons durante uma ligação química; assim, átomos mais eletronegativos tenderão a atrair com mais força os elétrons da ligação química, até o ponto, se sua eletronegatividade for muito forte, a roubá-los, constituindo, o que chamamos de ligação iônica ou de transferência de elétrons. Por outro lado, se não acontecer esse “roubo de elétrons” por um dos átomos envolvidos na ligação, esta é de natureza covalente, que pode ser polar, apolar ou coordenada (particularmente, convide-lhe a estudar este tipo de ligação!). Assim, vemos que a eletronegatividade é uma propriedade com descrição quantitativa e que tem consideráveis implicações na formação das ligações químicas. Em termos gerais, diferenças de eletronegatividade entre os átomos que formam uma ligação química maior a 1,7, descreve a formação de uma ligação iônica; ocorre a transferência de elétrons de um átomo para outro:



$$\Delta \text{ Eletronegatividade} \geq 1,7$$

Se a diferença de eletronegatividade for inferior a 1,7, os átomos tendem a formar ligações covalentes polares (Figura 8a), e se esta diferença for igual a zero, teremos uma ligação covalente apolar (Figura 8b):

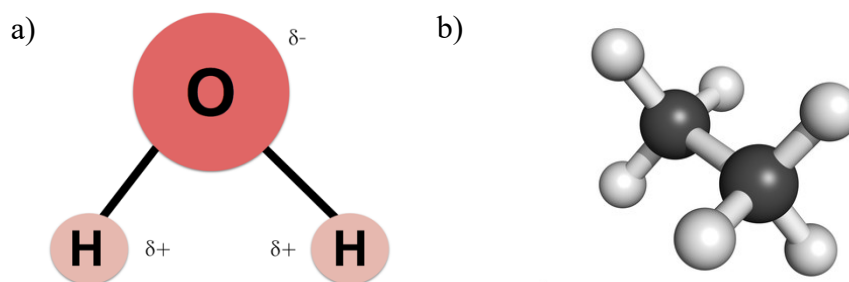


Figura 8. Representação da molécula de água (a) e de etano (b), as quais possuem ligações covalentes polares e apolares, respectivamente. Fonte: galeria de imagens de Google.

Considerando as implicações de tipo estrutural anteriormente descritas, convém entender as tendências periódicas dos elementos para a eletronegatividade. Está aumenta da esquerda para a direita em um período e de baixo para cima em um grupo. A tendência para esta propriedade, pode ser explicada pelo aumento da carga nuclear efetiva através de um período e pela diminuição do raio atômico de baixo para cima em um grupo (Figura 9).

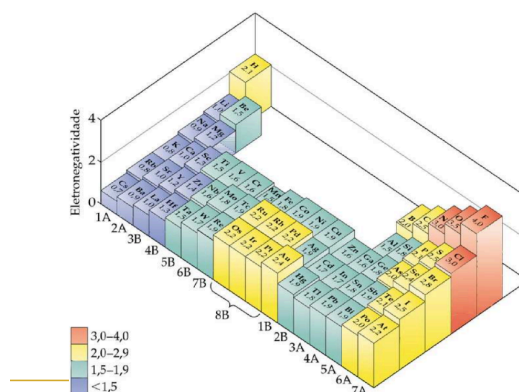


Figura 9. Tendência para a eletronegatividade na tabela periódica. Fonte: adaptado de Brown et al. (2016).

4. Implicações das propriedades periódicas dos elementos no sistemas biológicos, ciências agrárias e considerações finais

Desde o descrito até então, é evidente que os elementos na tabela periódica se encontram organizados de forma sistemática. E que esse tipo de organização, determina em grande parte, suas propriedades e funções em sistemas biológicos. Assim, por exemplo, o fato do Na ter uma baixa energia da ionização o que favorece sua estabilidade na forma

catiônica, faz com que este se encontre na natureza preferencialmente na forma de Na^+ , e que seja um dos cátions extracelulares mais abundantes em plantas e tecidos animais (Figura 10).

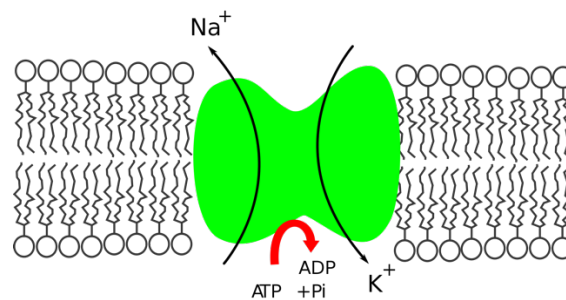


Figura 10. O cátion Na^+ extracelular participando no processo de transporte ativo pela bomba Na^+/K^+ em biomembranas celulares.

Além do anterior, a diferença de eletronegatividade entre O e H, possibilita que as moléculas de água formem pontes de hidrogênio entre si, e que este tipo de força intermolecular suporte a vida em glaciais, graças a que a água sólida é menos densa que a água líquida, em razão de tais pontes (Figura 11). Em consequência, é possível a vida animal e vegetal, em baixo da crosta de gelo de glaciais, porque temos água líquida!

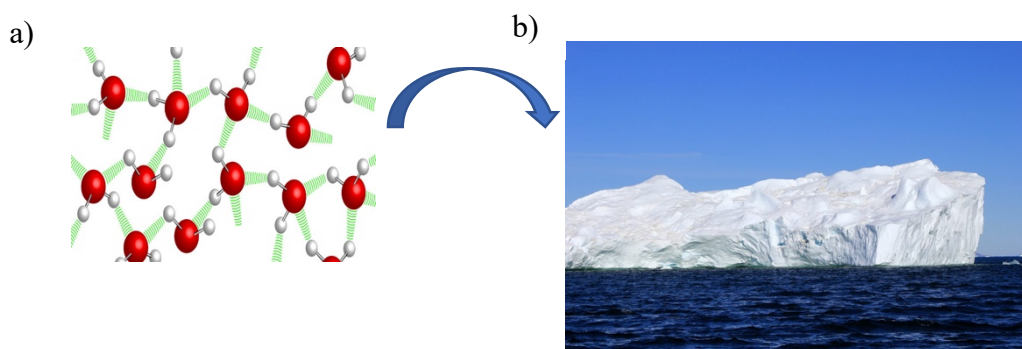


Figura 11. Pontes de hidrogênio e suas implicações nos glaciais. Veja os espaços entre as moléculas de água, durante a formação de pontes de hidrogênio (a), o que faz que a água sólida seja menos densa que a líquida (menor quantidade de massa por unidade de volume), formando os glaciais (b).

Em termos bioquímicos, o fato do S ter um raio atômico ligeiramente maior que o O, permite que intermediários metabólicos que contém S sejam quebrados mais facilmente que seus análogos com oxigênio. Isto também explica, porque o S joga um papel fundamental

nas diversas reações do metabolismo energético, onde acontecem diferentes quebres e formações de ligações entre átomos. Veja como um exemplo de composto sulfurado, a Acetil CoA (Figura 12).

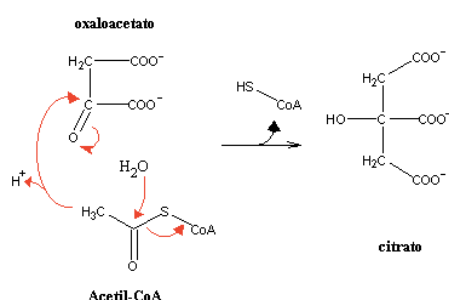


Figura 12. Participação do Acetil CoA no ciclo de Krebs. Veja como a molécula é quebrada liberando um grupo acetilo, o qual se combina com o oxaloacetato, para forma o citrato. Esse quebre é facilitado, graças à presença do S e seu maior raio atômico, em relação ao oxigênio. Calma! estudará melhor este ciclo no seu curso de bioquímica, nos vemos lá!. Fonte: galeria de imagens de Google.

Desde o ponto de vista da ciência do solo, com certeza, existe uma associação entre as propriedades periódicas dos elementos e sua dinâmica de biodisponibilidade no solo. Particularmente, vemos como mudanças no pH do solo geram câmbios na biodisponibilidade de macro e micronutrientes inorgânicos, as quais estão regidas pelas propriedades periódicas dos elementos. Assim, por exemplo, analisando a biodisponibilidade do Ca, Mg e P no solo em função do pH (Figura 13), pode-se inferir, que estes minerais, tendem a diminuir a sua biodisponibilidade a pH inferior de seis. Isto poderia se explicar, em razão do Ca e Mg estarem na sua forma catiónica a pH ácidos e tenderem a se precipitar na forma de Ca₃(PO₄)₂ e Mg₃(PO₄)₂. Essa ionização do Ca e Mg, se dá pela baixa energia de ionização do seus elétrons mais externos e porque com isso, alcançam a sua estabilidade (lembra do que falamos anteriormente?). Por outro lado, o P for pela sua eletronegatividade maior, tende a compartilhar elétrons e a formar íons moleculares ou óxidos, gerando por exemplo, o ânion fosfato. Caso tenha curiosidade em entender mais exemplos onde se correlacionam as propriedades periódicas dos elementos com a dinâmica de minerais no solo, lhe invito a consultar os diagramas de distribuição de espécies para tais minerais e a explorar as propriedades periódicas desses minerais. Correlacione estas informações com as funções

fisiológicas destes minerais na planta e na interação solo-planta. Ficaré surpreso com as associações que irá encontrar! Lhe animo a fazer esse exercício!!!

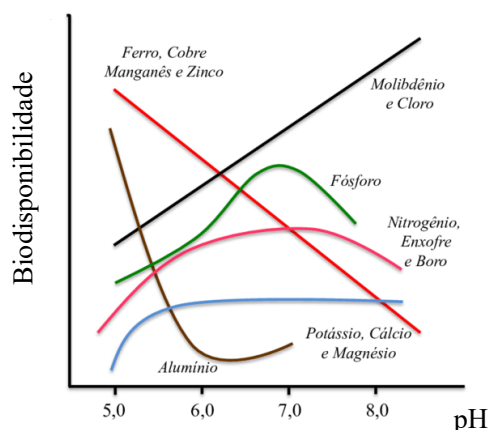


Figura 13. Biodisponibilidade minerais no solo. Fonte: adaptado de galeria de imagens do Google

Desta forma, podemos concluir que as propriedades periódicas têm um grande poder para ajudar a entender a estrutura e reatividade de diversos compostos orgânicos e inorgânicos que encontramos na natureza e que governam a dinâmica nos sistemas biológicos e nas ciências agrárias. Sendo assim, muito atento ao seu professor de química, quando fale de propriedades periódicas!

Conflito de interesses

O autor declara que não existe conflito de interesses nesta publicação.

Declaração de dados

Os dados e informações usadas estão contidas no próprio manuscrito.

Referências

Atkins, P., Jones, L., Laverman, L., Alencastro, R. B. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 7ª edição. Editora: Bookman, 2018, 1094 p.

Brown, T. L., Lemay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R. Química: A Ciência Central. 13ª edição. Editora: Pearson, 2016, 1216 p.

Melo, V. F., Alleoni, L. R. F. Química e mineralogia do solo: conceitos básicos e aplicações.

1ª edição. Editora: Sociedade Brasileira de Ciência do Solo, 2019, 1381p.

Fernandes, M. S., Souza, S. R., Santos, L. A. Nutrição Mineral de Plantas. 2ª edição. Editora:

Sociedade Brasileira de Ciência do Solo, 2018, 670 p.

Russell, J. B. Química Geral: Volume 1. 2ª edição. Editora: Pearson, 1994, 822 p.

Este preprint foi submetido sob as seguintes condições:

- Os autores declaram que estão cientes que são os únicos responsáveis pelo conteúdo do preprint e que o depósito no SciELO Preprints não significa nenhum compromisso de parte do SciELO, exceto sua preservação e disseminação.
- Os autores declaram que os necessários Termos de Consentimento Livre e Esclarecido de participantes ou pacientes na pesquisa foram obtidos e estão descritos no manuscrito, quando aplicável.
- Os autores declaram que a elaboração do manuscrito seguiu as normas éticas de comunicação científica.
- Os autores declaram que os dados, aplicativos e outros conteúdos subjacentes ao manuscrito estão referenciados.
- O manuscrito depositado está no formato PDF.
- Os autores declaram que a pesquisa que deu origem ao manuscrito seguiu as boas práticas éticas e que as necessárias aprovações de comitês de ética de pesquisa, quando aplicável, estão descritas no manuscrito.
- Os autores declaram que uma vez que um manuscrito é postado no servidor SciELO Preprints, o mesmo só poderá ser retirado mediante pedido à Secretaria Editorial do SciELO Preprints, que afixará um aviso de retratação no seu lugar.
- Os autores concordam que o manuscrito aprovado será disponibilizado sob licença [Creative Commons CC-BY](#).
- O autor submissor declara que as contribuições de todos os autores e declaração de conflito de interesses estão incluídas de maneira explícita e em seções específicas do manuscrito.
- Os autores declaram que o manuscrito não foi depositado e/ou disponibilizado previamente em outro servidor de preprints ou publicado em um periódico.
- Caso o manuscrito esteja em processo de avaliação ou sendo preparado para publicação mas ainda não publicado por um periódico, os autores declaram que receberam autorização do periódico para realizar este depósito.
- O autor submissor declara que todos os autores do manuscrito concordam com a submissão ao SciELO Preprints.