

<https://doi.org/10.56117/ReSBEnQ.2024.v5.e052404>

La Tabla Periódica en Espiral de Luis Bravo: una actualización científico-filosófica¹

Luis Bravo's spiral periodic table:

a scientific and philosophical update

A tabela periódica em espiral de Luis Bravo:

uma atualização científico-filosófica

Martín Labarca (mglabarca@gmail.com)

CONICET – Universidad de Buenos Aires, Argentina

<https://orcid.org/0000-0002-5763-0623>

Resumo

As tabelas em espiral têm uma longa tradição na representação do sistema periódico dos elementos. Diferentemente da tabela periódica padrão, com metade do comprimento ou 18 colunas, comumente usada, a principal virtude da representação em espiral está na ideia de continuidade e periodicidade entre os elementos. O químico uruguaio Luis Bravo desenvolveu uma tabela em espiral publicada em 1974, que foi amplamente usada no ensino de química geral e inorgânica no Uruguai até meados da década de 1990. O objetivo deste artigo é apresentar uma atualização dessa tabela à luz das pesquisas científico-filosóficas mais recentes.

Palavras-chave: Tabela periódica em espiral. Luis Bravo. Neutrônio. Hidrogênio. Eletronegatividade.

Abstract

Spiral tables have a long tradition in the representation of the periodic system of the elements. Unlike the standard, medium-long form or 18-column periodic table commonly used, the main virtue of the spiral representation lies in the idea of continuity and

¹ Una versión preliminar de este trabajo fue presentada en el *XXIX Congreso Nacional de Profesores de Química de Uruguay*, Durazno, 14 al 16 Julio de 2022.



Este texto é licenciado pela [Creative Commons Attribution 4.0 International License](https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/).

periodicity among the elements. The Uruguayan chemist Luis Bravo developed a spiral table published in 1974 which was widely used in the teaching of general and inorganic chemistry in Uruguay until the mid-1990s. The aim of this paper is to present an update of it in the light of the most recent scientific-philosophical research.

Keywords: Spiral periodic table. Luis Bravo. Neutronium. Hydrogen. Electronegativity

Resumen (negrita, inicial en mayúsculas, 6pt antes y después del párrafo)

Las tablas en espiral tienen una extensa tradición en la representación del sistema periódico de los elementos. A diferencia de la tabla periódica estándar, de longitud media o de 18 columnas de uso habitual, la principal virtud de la representación en espiral radica en la idea de continuidad y periodicidad entre los elementos. El químico uruguayo Luis Bravo desarrolló una tabla en espiral publicada en 1974, ampliamente utilizada en la enseñanza de química general e inorgánica en Uruguay hasta mediados de la década de 1990. El propósito de este trabajo es presentar una actualización de la misma a la luz de la investigación científico-filosófica más reciente.

Palabras clave: Tabla periódica en espiral. Luis Bravo. Neutronio. Hidrógeno. Electronegatividad

Introducción

Las tablas periódicas en espiral registran una larga tradición que encuentra su punto de partida en la propuesta de Gustav Hinrichs en 1867, es decir, dos años antes de la primera tabla periódica publicada por el ruso Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834–1907). A partir de allí, centenares de representaciones del sistema periódico se contabilizan hasta hoy día.² A diferencia de la tabla periódica estándar, de longitud media o 18 columnas de uso habitual, la principal virtud de la representación en espiral radica en la idea de continuidad y periodicidad entre los elementos (para mayores detalles, cfr. van Spronsen, 1969; Mazurs, 1974).

² En sentido estricto, 'sistema periódico' es la tesis según la cual hay o existe una relación de naturaleza periódica entre los elementos químicos. Mientras que 'tabla periódica' denota la representación del sistema periódico y de la ley periódica en dos dimensiones (aunque esta cuestión sigue abierta al debate dado que algunos autores sugieren que debería considerarse también la representación en tres dimensiones). En este trabajo utilizaremos dichos conceptos en sentido amplio, tal como suelen emplearse en la literatura actual sobre el tema.

Sobre la base del trabajo del estadounidense Gordon Irwin de 1939, el químico uruguayo Luis Bravo desarrolló y publicó una modificación de la misma en 1974. Bravo estudia en detalle las ‘variaciones zonales’ de diferentes propiedades químicas y físicas (potencial de ionización, electronegatividad, punto de fusión, etc.). Su propuesta fue ampliamente utilizada en la enseñanza de química general e inorgánica en Uruguay desde su publicación hasta mediados de la década de 1990. En los últimos años, algunos docentes han recuperado esta tabla reportando resultados positivos cuando fue presentada a alumnos de Formación Docente y de Bachillerato en Montevideo (cfr. Franco & Nieto 2019).

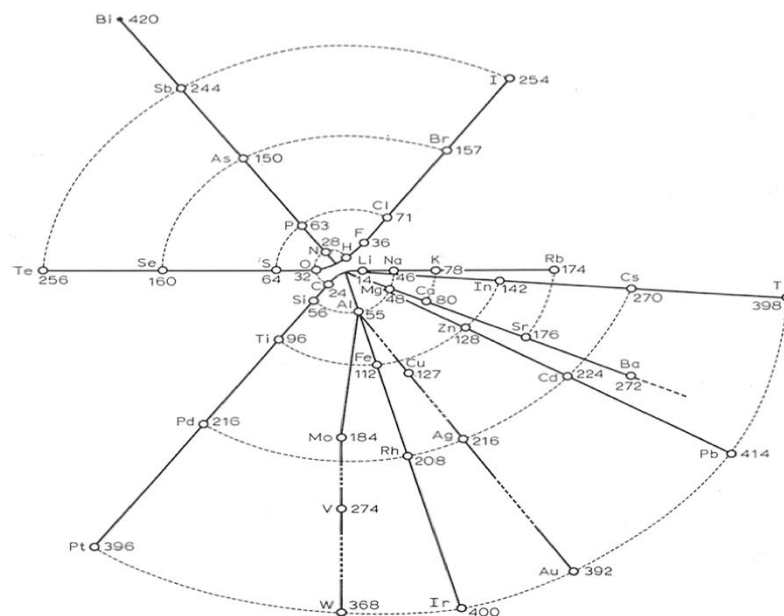
El propósito de este trabajo es presentar una actualización de la misma a la luz de la investigación científico-filosófica actual. Las mismas conciernen a cuestiones formales (completitud de los elementos en la tabla, nombre actual de los grupos acorde a la IUPAC), así como a problemas filosóficos vinculados al estatus del elemento cero (o neutronio) y la posición del hidrógeno. Asimismo, ampliaremos la propuesta de Bravo sobre electronegatividad. Presentaremos una breve introducción a las tablas en formato espiral y finalizaremos con algunas conclusiones resaltando la importancia de los estudios metacientíficos para la enseñanza de la disciplina.

Las tablas periódicas en espiral

Las tablas periódicas en formato espiral, al igual que las de formato helicoidal, fueron diseñadas para representar el sistema periódico con mayor claridad. El formato espiral presenta la ventaja de formar una única unidad. A diferencia de la representación en formato rectangular (de 18 columnas o de longitud media) de uso habitual, no existen espacios entre los elementos como ocurre en el primer periodo entre el hidrógeno y el helio, así como en el periodo 2 (berilio y boro) y en el periodo 3 (magnesio y aluminio). Una ventaja importante entonces es el hecho de que los periodos se incrementan constantemente y se sitúan de forma más natural. En la actualidad, algunos autores abogan por considerar la representación en espiral como la más apropiada (Imyanitov, 2015). Sin embargo, se ha observado que si bien ciertos aspectos se expresan más efectivamente, a menudo es a costa de la claridad general (van Spronsen, 1969).

El danés Gustav Hinrichs publicaba un tabla en espiral en 1867, es decir, dos años antes de la primera tabla periódica publicada por el ruso Dmitri Mendeleev (figura 1).

Figura 1. Tabla periódica de Hinrichs (1867)

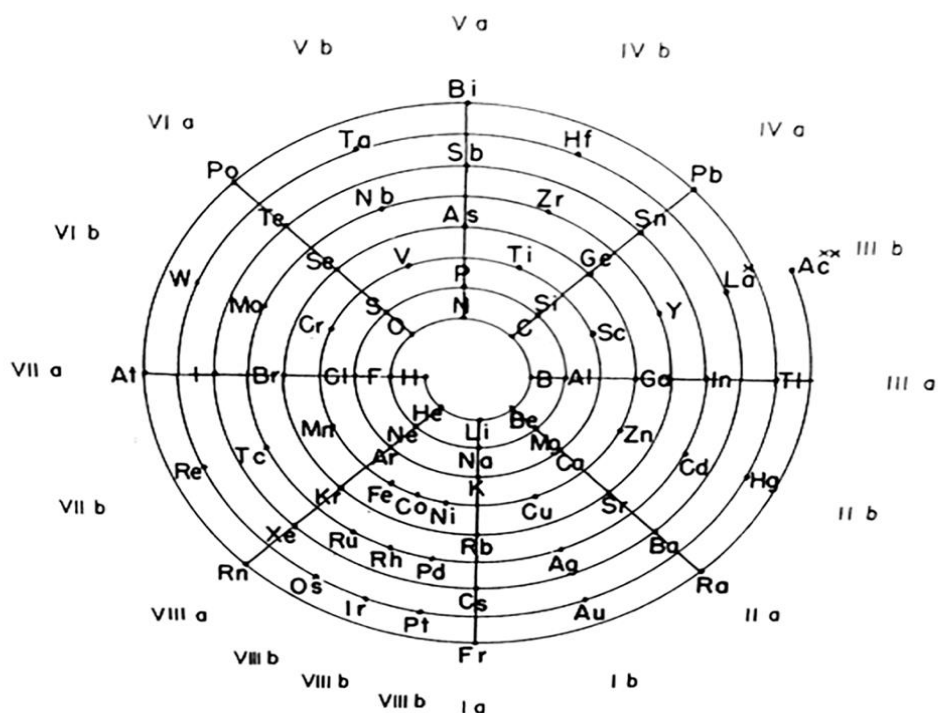


Se aprecian once radios que parten desde el centro del sistema, con ocho grupos que contienen metales y tres grupos predominantemente no metálicos. En 1870, Baumhauer diseñaba un sistema en espiral con ocho radios en el que mostraba las relaciones entre los elementos, en un intento de ubicar los elementos de los grupos principales y de los subgrupos en forma separada.

El primer sistema en espiral con ocho radios fue propuesto por el naturalista y botánico alemán Ernst Huth en 1884. Los elementos de los periodos cortos y de subgrupos 'a' de los periodos medios son ubicados sobre el radio, mientras que los elementos de subgrupos 'b' se ubican en los espacios entre radios (Figura 2).³ Aunque esta tabla distaba de ser perfecta, Mazurs (1974) afirma que Huth debe ser reconocido como pionero del formato espiral.

³ Puede apreciarse la posición del hidrógeno encabezando el grupo de los halógenos.

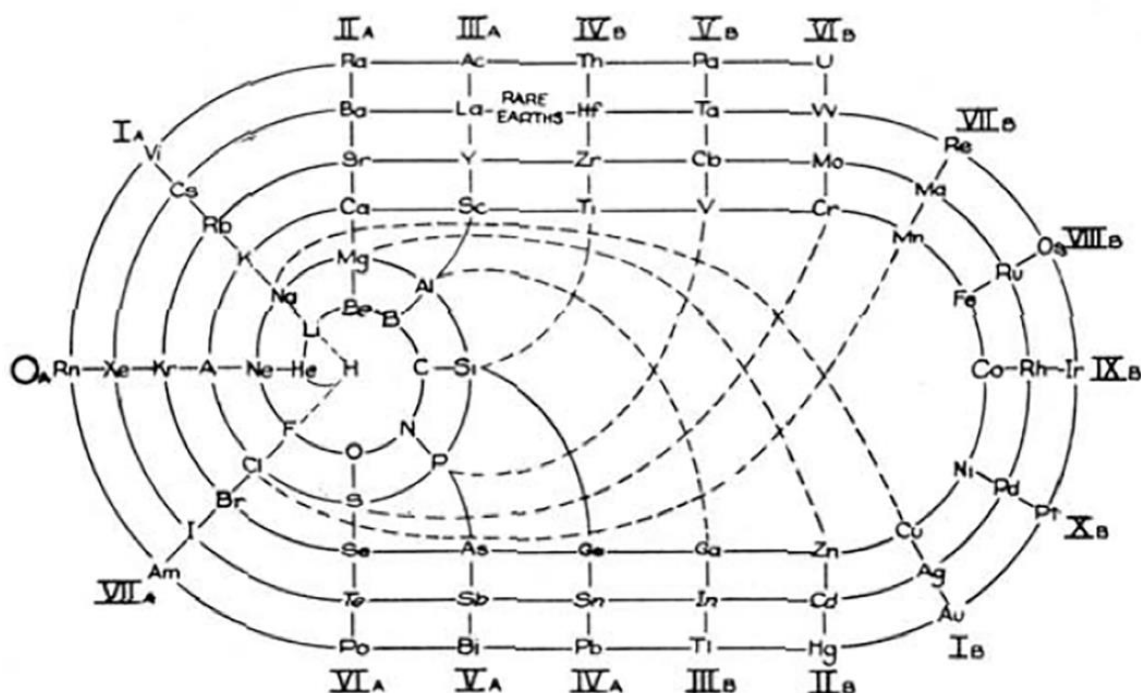
Figura 2. Tabla periódica de Huth (1884)



Luego de considerar los sistemas propuestos por 22 autores contemporáneos, John Clark (1933) proponía su propio sistema en espiral aplanado (Figura 3). El autor separa los grupos principales y los subgrupos pero al mismo tiempo muestra la relación entre ellos. Además, muestra hasta cierto punto el grado de relación mediante la longitud de la línea de puntos que conecta el elemento típico con su subgrupo. Por ejemplo, el cobre está menos relacionado con el sodio que el galio con el aluminio, como muestran las longitudes relativas de las líneas de conexión. Clark consideró el hidrógeno como un homólogo de los elementos tanto del grupo de los alcalinos como de los halógenos. Se aprecia que las tierras raras están ubicadas entre el lantano y el hafnio. Aunque esta disposición no es la ideal, muestra las similitudes más importantes de las tierras raras con los demás elementos sin perjudicar la simplicidad esencial de la disposición.⁴

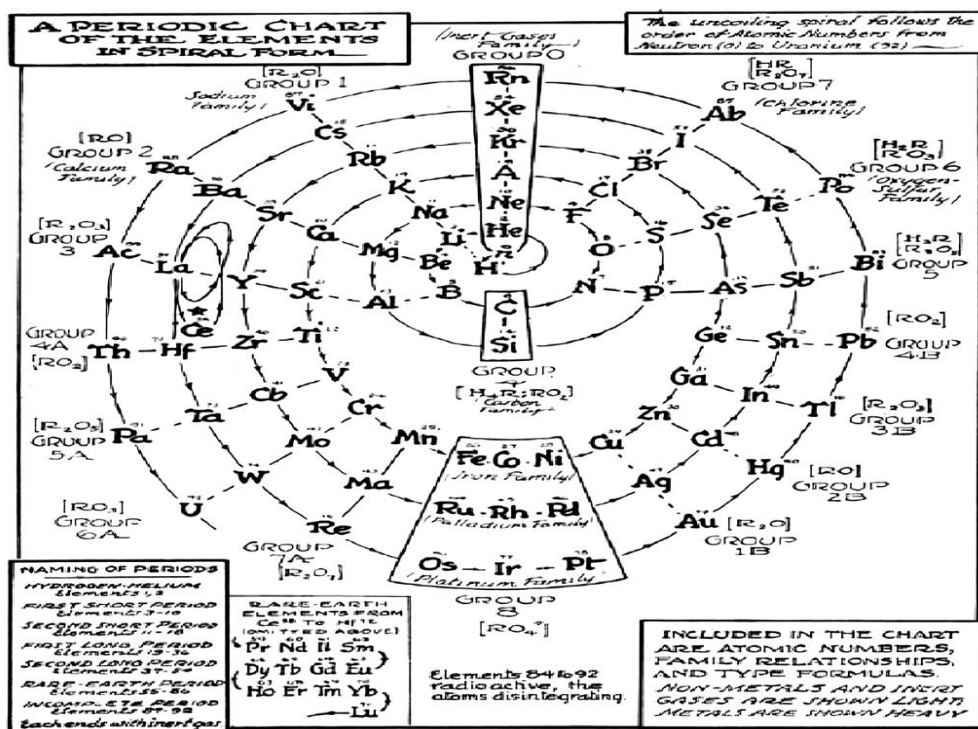
⁴ El autor resuelve mejor la disposición de las tierras raras en un trabajo posterior (cfr. Clark 1950).

Figura 3. Tabla periódica de Clark (1933)



Por su parte, Gordon Irwin (1939) señalaba la necesidad de rediseñar las tablas tradicionales utilizadas acorde tanto a la teoría atómica moderna como a las necesidades del aula de química. Agregaba que las tablas clásicas no permiten la presentación visual de periodicidades tales como densidad, relaciones metalúrgicas, valencia, actividad de los metales, punto de fusión, etc. Para ello desarrolló una tabla en espiral en la que analizaba en detalle las ventajas visuales de lo que denominó ‘patrones de periodicidad’ (Figura 4). El sistema de Irwin comienza con el hipotético elemento cero (o neutronio), el cual considera estructuralmente perteneciente a la familia de los gases nobles. Las tierras raras se muestran como un doble bucle entre el cerio (58) y el hafnio (72).

Figura 4. Tabla periódica de Irwin (1939)

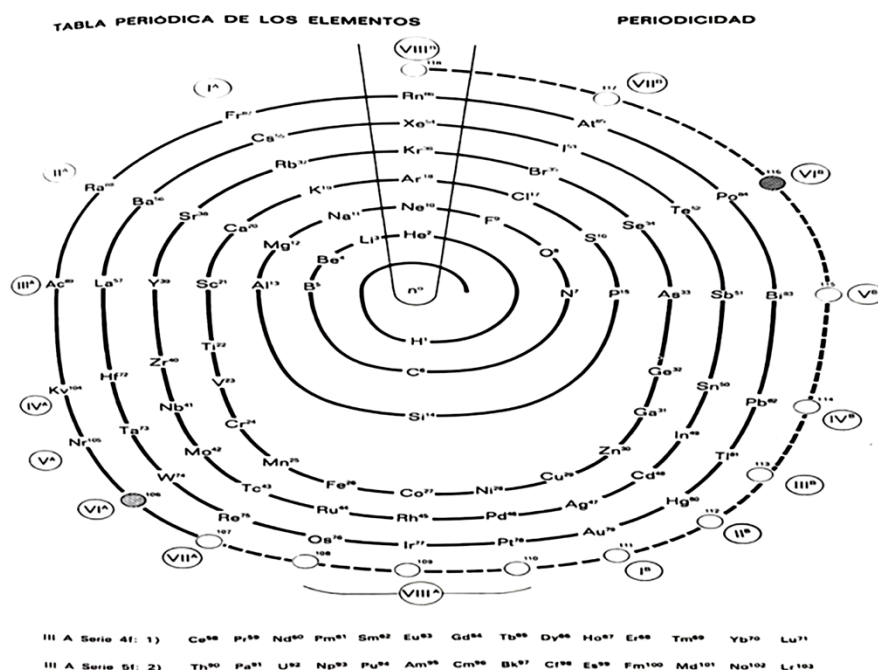


La tabla periódica en espiral de Bravo

Luis Bravo (1910–1991) fue un destacado químico uruguayo. Egresó de la Universidad de la República como Químico Farmacéutico en 1930 y se doctora en química por la Universidad de Buenos Aires en 1932. Fue docente en la Universidad de la República y en escuelas de enseñanza media en Montevideo. Se desempeñó también como Inspector de Enseñanza Secundaria Básica y Superior e integró el actual Sistema Nacional de Investigadores (cfr. Bravo, 1978; Franco & Nieto, 2019).

Tomando como punto de partida el trabajo de Irwin, Bravo comienza a desarrollar su propia versión de tabla periódica en espiral en 1947, la cual publica en 1974 (Figura 5).

Figura 5. Tabla periódica de Bravo (1978)



El sistema periódico en espiral comienza con un hipotético 'elemento cero' o 'neutronio' que forma parte de la familia de los gases nobles. El espiral se desarrolla en sentido antihorario. Bravo destaca los elementos hidrógeno, carbono y silicio, los cuales ocupan una posición central al ser elementos vertebrales en la composición de compuestos orgánicos (biósfera) y de la corteza terrestre (litósfera). Los lantanoides y actinoides (elementos de transición interna) se ubican por debajo del cuerpo del espiral, en dos filas, al igual que en la tabla periódica estándar, de longitud media o de 18 columnas.

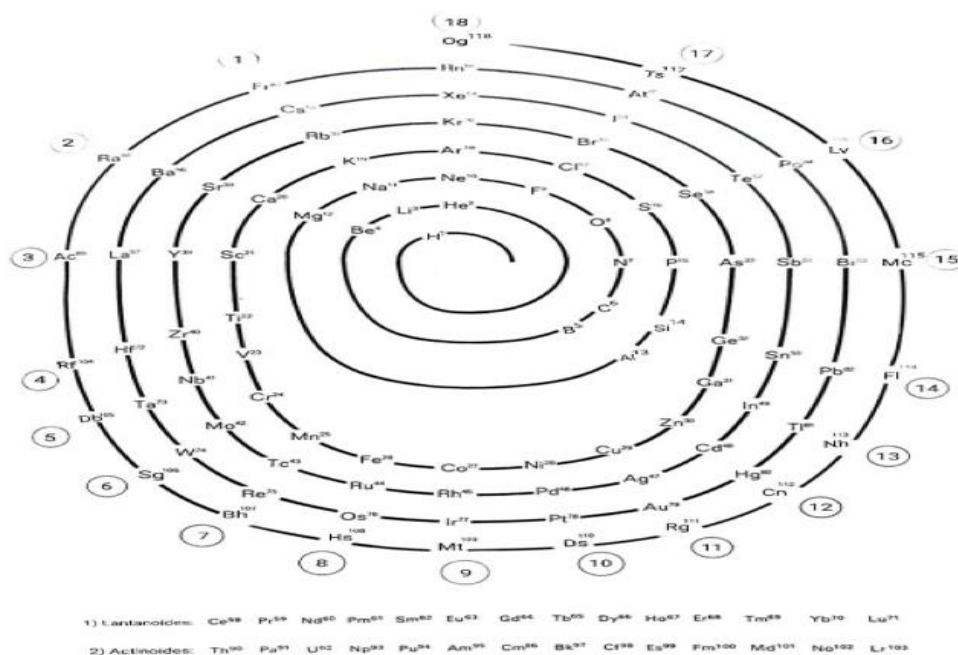
El aspecto más interesante quizá de su trabajo consiste en lo que Bravo denominó la 'zonalización de propiedades', es decir, las variaciones zonales de diferentes periodicidades (configuración electrónica,⁵ primer potencial de ionización, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, electronegatividad).

⁵ Si bien es habitual considerar la configuración electrónica como una *propiedad atómica*, es importante recordar que se trata de un ítem lingüístico y/o conceptual y no de un ítem ontológico.

Modificaciones a la tabla de Bravo

La primera modificación consistió en completar los elementos reconocidos por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) a la fecha, es decir, del 106 (Seaborgio) al 118 (Oganesson). Hemos actualizado la nomenclatura de los grupos (de 1 a 18), en reemplazo de varias otras formas de designación utilizadas y que rige desde 1985 siguiendo la recomendación de la Comisión sobre la Nomenclatura de la Química Inorgánica de la IUPAC (cfr. Fluck, 1988). Con relación a la posición del carbono, en la que Bravo, siguiendo a Irwin, ubica en el centro del espiral, elegimos privilegiar la visualización completa del grupo 14, encabezada por dicho elemento. Además, se ha suprimido el elemento cero y reposicionado el hidrógeno, tópicos que se analizarán a continuación (Figura 6).

Figura 6. Tabla periódica en espiral modificada



El estatus del elemento cero o 'neutronio'

Señalamos que el sistema periódico en espiral de Bravo incluye un elemento más liviano que el hidrógeno, el neutronio. Aunque no lo explicita, asumimos que Bravo

adhiera a la propuesta de Irwin quien también lo incluía en su tabla. Ahora bien, ¿cuál es su origen y quien fue el propulsor de la idea?

En 1926, el químico alemán de origen estonio Andreas von Antropoff, profesor de físicoquímica en la Universidad de Bonn, publicó una curiosa y original tabla periódica en la que ubicaba a la izquierda del hidrógeno un elemento al que denominó ‘neutronio’. Este supuesto nuevo elemento estaría formado únicamente por neutrones y sería capaz de reaccionar con otros elementos. La propuesta de von Antropoff fue formulada seis años antes del anuncio, por parte del físico inglés James Chadwick, de la existencia de una nueva partícula elemental: el neutrón. En las décadas siguientes, varios autores incluyeron al neutronio como un elemento más en sus representaciones del sistema periódico. Y en la actualidad, Philip Stewart (Oxford University) es su principal defensor. Ahora bien, a poco más de 90 años de la propuesta de von Antropoff, ¿es plausible hoy la misma?

Al respecto, dos preguntas podrían formularse, a saber: a) ¿Cuáles son los argumentos de Stewart para considerar el neutronio como un elemento químico?; y b) Si se concede que el neutronio es un elemento más que debe ser incorporado a la tabla periódica, ¿por qué debería encabezar la familia de los gases nobles?

Respecto de la primera pregunta, parece claro que el punto central en la discusión dependerá del concepto de ‘elemento’ involucrado. Stewart no elude el mismo y afirma que si un elemento es definido como “una forma de materia ordinaria en la cual todos sus átomos poseen el mismo número de protones”, no habría razones para rechazar el neutronio como un elemento.

Es importante analizar aquí la definición de ‘elemento’ propuesta por Stewart. Apelar a la definición moderna de ‘elemento químico’ para resolver el problema bajo estudio, enfrenta un problema básico: su número de protones es cero. Esta observación está directamente relacionada a otra posible objeción que enfrenta Stewart y es la siguiente: aun si se aceptara el neutronio como un elemento, no podría integrar la tabla periódica debido a su ausencia de propiedades químicas. Stewart argumenta que la misma objeción podría formularse al caso de la inclusión de los gases nobles en el sistema

periódico, la cual podría justificarse sobre la base de que “la ausencia de comportamiento químico es en sí misma una propiedad”. La observación aquí es que los dos últimos argumentos presentados por Stewart para defender el estatus del neutronio, violan un principio filosófico acerca de las cosas concretas: *no hay propiedades negativas*, esto es, la ausencia de una propiedad no puede ser una propiedad de la entidad misma. Esto implica que la ausencia de protones o de comportamiento químico no puede ser utilizada como argumento en favor de la existencia de este supuesto nuevo elemento.

En resumen, la idea de que una entidad formada por un átomo compuesto sólo de neutrones (carente de protones y electrones) pueda ser considerada como un elemento que exhibe comportamiento químico es inconsistente, al menos hasta el presente, con el marco teórico que subyace a la química molecular: la mecánica cuántica. Desde nuestra posición, parece más cauto desde un punto de vista científico y filosófico pensar el neutrón sólo como un componente estructural de un elemento (para mayores detalles, cfr. Labarca, 2016).

La posición del hidrógeno

La ubicación del hidrógeno es posiblemente el problema más debatido en el ámbito de los fundamentos del sistema periódico. Desde tiempos lejanos existen grandes desacuerdos respecto a la familia de elementos en la que debe incluirse el mismo. El problema está presente ya desde la primera tabla periódica publicada por Mendeleev en 1869, en la que este elemento aparece desconectado de los demás.

Las principales interpretaciones acerca de su posición son las siguientes: a) en el grupo 1 (metales alcalinos), la membresía habitual, ya que posee un electrón en la capa de valencia; b) encabezando el grupo 17 (halógenos), al ser gaseoso, su molécula es diatómica y los átomos de hidrógeno pueden formar iones negativos, al igual que los elementos de ese grupo; c) en el grupo 14, el grupo del carbono, ya que el hidrógeno muestra la mitad de su capa de valencia completa (2 electrones), al igual que el carbono (4 electrones); d) ubicarlo entre los grupos 13 y 14, cuando se considera como criterio secundario de clasificación la electronegatividad; e) entre los metales alcalinos y los halógenos, cuando se consideran simultáneamente los tres criterios secundarios

principales: la configuración electrónica, la triada de elementos y la electronegatividad; y finalmente, f) ‘flotando’ sobre el cuerpo principal de la tabla, debido a las dificultades para integrar un grupo en particular (para mayores detalles, cfr. Labarca & Srivaths, 2016).

Bravo elije esta última alternativa ubicando el hidrógeno en una posición central e independiente “[...] no dándole cabida en ningún grupo, porque se juzga que el hidrógeno es un elemento singular” (Bravo, 1978, p.XI). El problema de esta interpretación radica en que colocar el hidrógeno fuera del sistema periódico implica dos opciones, a saber: a) el hidrógeno no es un elemento químico; o bien b) la periodicidad no es una ley sino una clasificación. Naturalmente, la primera opción no es plausible. Analicemos entonces la segunda alternativa.

Si se compara con la segunda ley de Newton o con la ecuación de Schrödinger, ambas consideradas como ejemplos clásicos del concepto de ley, la ley periódica parece estar lejos de la legalidad. Sin embargo, como muestran varios estudios, las leyes de la química no deben considerarse *necesariamente* como las leyes de la física. La ausencia de un formalismo, o incluso la naturaleza aproximada de la periodicidad química, no invalida la ley periódica como un enunciado de ley. La ley periódica expresa una regularidad bien confirmada y exhibe un preciso poder predictivo. En resumen, la ley periódica merece ser considerada una ley científica y, en consecuencia, el hidrógeno está sujeto a ella (cfr. Labarca & Srivaths, 2017). A la luz de este análisis, hemos reposicionado el hidrógeno formando parte de los metales alcalinos acorde a su tradicional ubicación. Lejos de pretender saldar el debate acerca de la mejor posición para este elemento en la tabla periódica, por el contrario, se pretende estimularlo en el aula de química.

Electronegatividad

La electronegatividad es un concepto central en la ciencia química. La información que brinda es muy útil para predecir y explicar las propiedades fisicoquímicas de una especie. Sin embargo, el hecho de que no pueda medirse directamente sino sólo indirectamente a través de otras propiedades o descriptores como la entalpía, la afinidad electrónica o la energía de ionización, entre otros, dio lugar a una proliferación de modelos muy diversos y, junto con ello, a una incomprensión respecto de lo que la noción

misma de electronegatividad implica. El conjunto de modelos desarrollados ha dado lugar a varios trabajos de revisión y clasificación.

En 1932, el Premio Nobel Linus Pauling fue el primero en cuantificar una escala de electronegatividad sobre la base de un enfoque termoquímico utilizando los calores de disociación o formación de sustancias heteronucleares del tipo A_nB_m . Los valores de electronegatividad de Pauling para los elementos fueron aceptados rápidamente por la comunidad química, dado que una gran cantidad de información química podía ser correlacionada y racionalizada en términos de electronegatividades. Pauling definía entonces los valores de electronegatividad como *“números que representan el poder [que poseen los elementos] de atraer electrones en un enlace covalente, por medio del cual se puede estimar la cantidad de carácter iónico parcial del enlace”* (Pauling, 1950, p.236). El formalismo asociado es el siguiente:

$$\chi_A - \chi_B = 0,208 \Delta E_{(AB)}^{1/2} \quad (1)$$

donde χ_A y χ_B denotan las electronegatividades de los átomos A y B, respectivamente, mientras que ΔE expresa la diferencia entre la energía actual del enlace covalente y la energía del enlace covalente normal, cualesquiera sean las dos sustancias. La energía actual del enlace covalente se obtiene experimentalmente (termoquímicamente) considerando la energía requerida para romper el enlace molecular. Mientras que la energía del enlace covalente normal se calcula teóricamente sobre la base del llamado ‘postulado de aditividad’, formulado por Pauling y Yost en 1932, según el cual la energía de un enlace covalente simple normal en un enlace heteronuclear es muy cercana al promedio aritmético de las energías de los enlaces entre átomos iguales (enlace homonuclear).

$$\Delta E_{(AB)} = E_{AB} = E_{(AB) \text{ exp}} - 1/2 [E_{AA} + E_{BB}] \quad (2)$$

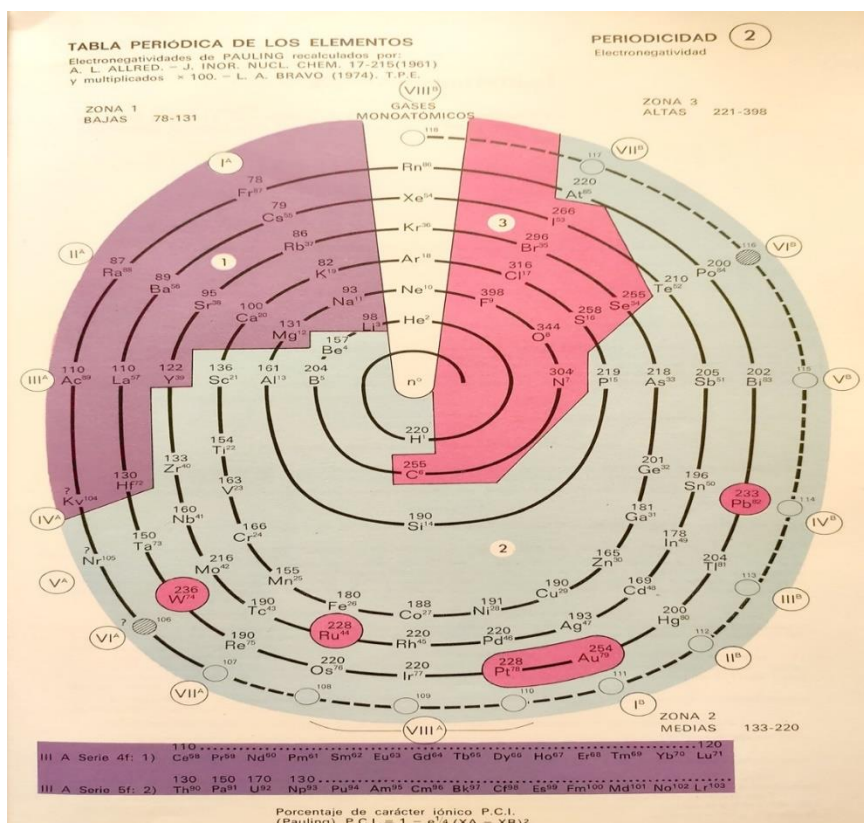
La ecuación (1) brinda solamente diferencias de electronegatividad. Para obtener el valor absoluto es necesario postular un elemento como valor de referencia. Para ello, Pauling adoptó el elemento hidrógeno con un valor $\chi = 0$. Posteriormente, en función de los datos obtenidos por Mulliken en 1934 y para evitar valores negativos de electronegatividad en

la mayoría de los metales, dicho valor se modificó a $\chi = 2,1$. En 1961, Allred actualizó las electronegatividades de 69 elementos a partir de datos termodinámicos más adecuados y el hidrógeno adoptó un valor final de 2,2. Los valores de electronegatividad de Pauling para los elementos fueron aceptados rápidamente por la comunidad química ya que una gran cantidad de información química podía ser correlacionada y racionalizada en términos de electronegatividades.

Pese a su amplia utilización, la escala de Pauling ha sido fuertemente cuestionada en los últimos años (cfr. Murphy et al., 2000; Tantardini & Oganov, 2021). Inclusive la mejor forma de las ecuaciones de enlace de Pauling es apropiada sólo para un número limitado de moléculas (Smith, 2002).

Bravo presenta su trabajo de zonalización de la electronegatividad a partir de la escala de Pauling (Figura 7).

Figura 7. Variaciones zonales de electronegatividad (Bravo 1978)



El autor multiplica por 100 los valores de Pauling para evitar el uso de decimales. Se aprecian entonces tres zonas. La zona 1 (color violeta) agrupa los elementos que poseen bajos valores de electronegatividad (78–131). La zona 2 (color celeste) denota los elementos con valores medios (133–220) y finalmente la zona 3 (color rosado) corresponde a los elementos con valores más altos de electronegatividad (221–398).

La siguiente cuantificación de la electronegatividad fue llevada a cabo por el Premio Nobel Robert Mulliken en 1934, quien diseñó una escala sobre la base de un enfoque espectroscópico. A diferencia de Pauling, Mulliken construyó su escala utilizando dos propiedades atómicas: la energía de ionización (I) y la afinidad electrónica (A).

$$\chi = \frac{1}{2} (I + A) \quad (3)$$

Intuitivamente, la electronegatividad ha sido conceptualizada en el modelo de Mulliken como la tensión existente de un átomo entre su tendencia a ganar o perder electrones. La escala de Mulliken tuvo una amplia aceptación ya que empleaba un formalismo muy sencillo y razonable; al mismo tiempo, fue muy positivo que la unidad en la que se expresa la electronegatividad en esta escala fuera energía, a diferencia de la escala de Pauling donde la unidad es energía^{0,5} (o raíz cuadrada de energía) lo cual causó confusión en la época. Al haber sido los precursores, los modelos de Pauling y Mulliken son los modelos clásicos de electronegatividad por excelencia.

Sin embargo, un análisis más profundo revela que los dos modelos reseñados suponen fuertes diferencias procedimentales, conceptuales y categoriales; en otras palabras, *son incompatibles entre sí*. Como resultado, ambos modelos nos proporcionan *diferentes imágenes de la noción de electronegatividad* (cfr. Accorinti, 2019; Accorinti & Labarca, 2020, 2023). A la luz de dicha incompatibilidad, presentamos la zonalización de la electronegatividad tanto en la escala de Pauling (Figura 8) como en la de Mulliken (Figura 9) en la tabla en espiral modificada.

Figura 8. Variaciones zonales de electronegatividad (escala de Pauling) en la tabla en espiral modificada

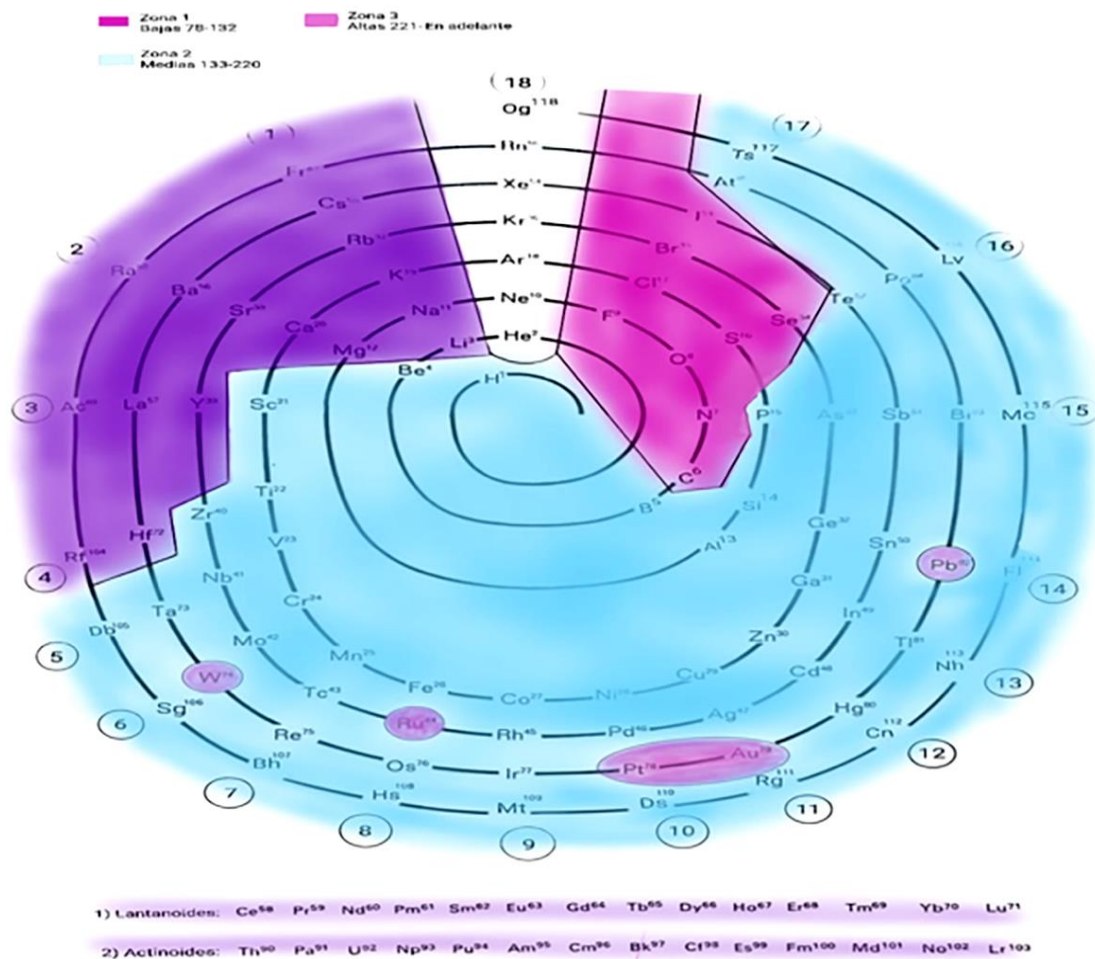
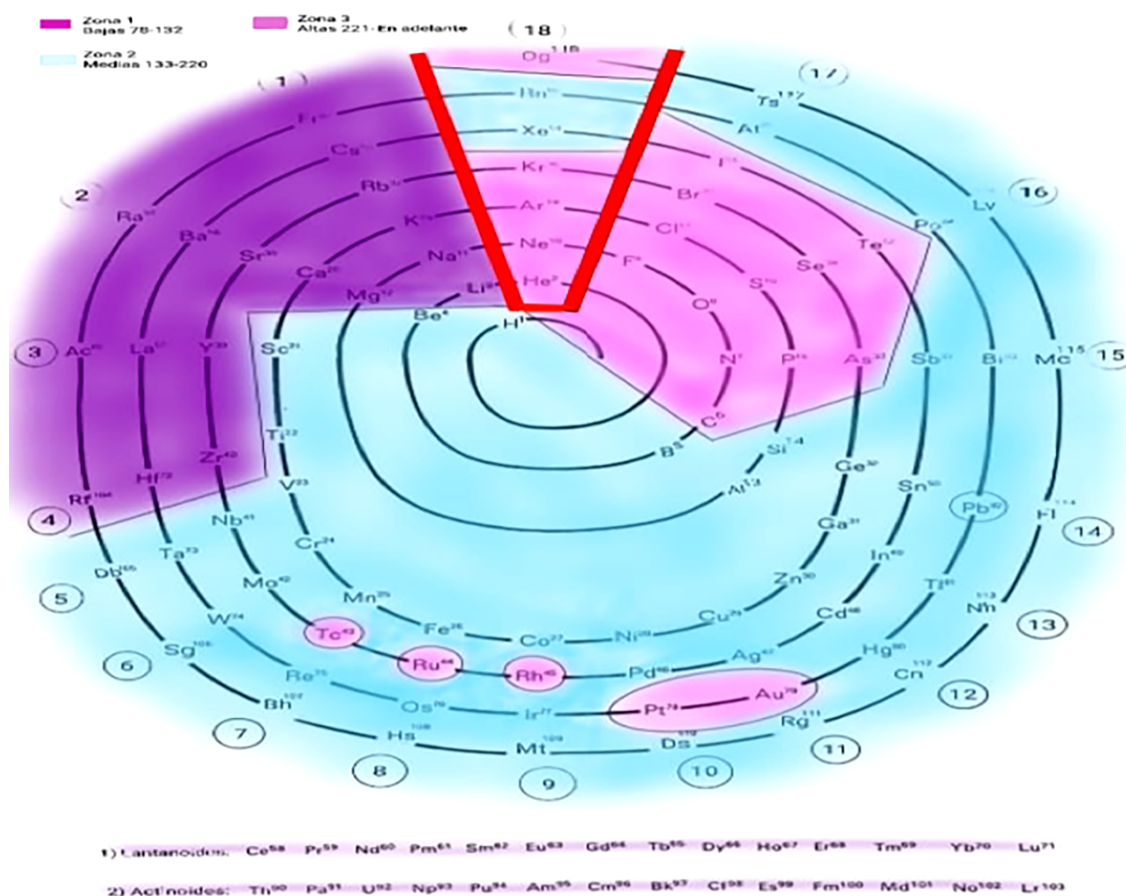


Figura 9. Variaciones zonales de electronegatividad (escala de Mulliken) en la tabla en espiral modificada



Al compararlas, se observa que una diferencia relevante consiste en que en la escala de Mulliken los gases nobles adquieren valores de electronegatividad (color rojo), a diferencia de la escala de Pauling.

Conclusiones

En este trabajo hemos actualizado la tabla periódica en espiral propuesta por Luis Bravo en 1974, a la luz de la investigación científico-filosófica actual. Para ello, presentamos brevemente la historia de las representaciones en formato espiral. A continuación, mostramos las principales características de la tabla de Bravo. Las modificaciones llevadas a cabo sobre la misma incluyeron aspectos formales, así como la

discusión acerca del problema del elemento cero y del complejo problema de la posición del hidrógeno. Dada la incompatibilidad existente entre los modelos clásicos de electronegatividad, hemos ampliado su propuesta de ‘zonalización de propiedades’ incorporando al análisis el modelo de Mulliken.

La historia y la filosofía de la química nos ofrecen una imagen más real de la ciencia al revelar, explicar o elucidar distintos aspectos de la práctica científica. Los estudios metacientíficos pueden ayudarnos también a comprender el tipo de conocimiento que construye la ciencia y, en consecuencia, el tipo de enseñanza que debería fomentarse a futuros científicos. En esa dirección, el caso de estudio presentado aquí puede constituirse en un ejemplo para presentar a los alumnos, junto con la tabla periódica de 18 columnas de uso habitual, contribuyendo así a promover el debate científico y filosófico en el aula de química.

Agradecimientos

A Maximiliano Martínez por su colaboración con las imágenes de este trabajo.

Referencias

- Accorinti, H. (2019). Incompatible models in chemistry: the case of electronegativity. *Foundations of Chemistry*, 21(1), 71–81.
<https://doi.org/10.1007/s10698-018-09328-x>
- Accorinti, H. & Labarca, M. (2020). Commentary on the models of electronegativity. *Journal of Chemical Education*, 97(10), 3474–3477.
<https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.0c00512>
- Accorinti, H. & Labarca, M. (2023). Modelos en química: el problema de la electronegatividad, en Labarca, M. y Fortin, F. (eds.), *Introducción a la Filosofía de la Química*, Sociedad Chilena de Historia, Didáctica y Filosofía de la Ciencia Bella Terra Ltda, Santiago de Chile, pp. 142–158.
- Bravo, L. A. (1978). *Tabla periódica en espiral y propiedades zonales* (Tercera Edición). Editorial Reverté.
- Clark, J. D. (1933). A new periodic chart. *Journal of Chemical Education*, 10(11), 675–677.
<https://doi.org/10.1021/ed010p675>
-

- Clark, J. D. (1950). A modern periodic chart of chemical elements. *Science*, 11(2894), 661–663. DOI: 10.1126/science.111.2894.661
- Fluck, E. (1988). New notations in the periodic table. *Pure and Applied Chemistry*, 60(3), 431–436. <http://dx.doi.org/10.1351/pac198860030431>
- Franco, M. & Nieto, M. (2019). Una propuesta uruguaya poco recordada...la Tabla Periódica en espiral del Dr. Luis Alberto Bravo. *Actas V Jornadas de Enseñanza e Investigación Educativa en el campo de las Ciencias Exactas y Naturales*, Facultad de Humanidades y Ciencias de la Educación, Universidad Nacional de La Plata, Argentina.
- Imyanitov, N. S. (2015). “Spiral as the fundamental graphic representation of the Periodic Law. Blocks of elements as the autonomic parts of the Periodic System”. *Foundations of Chemistry*, 18(2), 153–173. DOI: 10.1007/s10698-015-9246-8
- Irwin, K. G. (1939). Periodicity patterns of the elements. *Journal of Chemical Education*, 16(7), 335–340. <https://doi.org/10.1021/ed016p335>
- Labarca, M. (2016). An element of atomic number zero?. *New Journal of Chemistry*, 40(11), 9002–9006. <https://doi.org/10.1039/C6NJ02076C>
- Labarca, M. & Srivaths, A. (2016). On the Placement of Hydrogen and Helium in the Periodic System: A New Approach. *Chemistry: Bulgarian Journal of Science Education*, 25(4), 514–530.
- Labarca, M. & Srivaths, A. (2017). On the Placement of Hydrogen and Helium in the Periodic System: A Response to Cvetković and Petruševski. *Chemistry: Bulgarian Journal of Science Education*, 26(5), 663–666.
- Mazurs, E. G. (1974). *Graphic representations of the periodic system during one hundred years*. University of Alabama Press.
- Murphy, L. R., Meek, T. L., Allred, A. L. & Allen, L. C. (2000). Evaluation and Test of Pauling’s Electronegativity Scale. *Journal of Physical Chemistry A*, 104(24), 5867–5871. <https://doi.org/10.1021/jp000288e>
- Pauling, L. (1950). *College Chemistry: An Introductory Textbook of General Chemistry* (2nd ed.). W. H. Freeman & Company.
- Smith, D. W. (2002). Comment on ‘Evaluation and Test of Pauling’s Electronegativity Scale’. *Journal of Physical Chemistry A*, 106(24), 5951–5952.
- Tantardini, C. & Oganov, A. R. (2021). Thermochemical electronegativities of the elements. *Nature Communications*, 12(2087): 2087–2095. <https://doi.org/10.1038/s41467-021-22429-0>
- Van Spronsen, J. W. (1969). *The periodic system of the chemical elements: a history of the first hundred years*. Elsevier.

Submetido em: 22/05/2024

Aceito em: 26/09/2024

Publicado em: 15/12/2024

Periódico organizado pela Sociedade Brasileira de Ensino de Química – SBEnQ



Este texto é licenciado pela [Creative Commons Attribution 4.0 International License](https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/).