

La periodicidad de los elementos químicos y la tabla periódica

The periodicity of chemical elements and the periodic table

Víctor González Rivera¹ , Verónica Andrade Yucailla¹ , Irene Hidalgo Guerrero² 

¹Universidad Estatal Península de Santa Elena, Santa Elena – Ecuador

²Corporación Rashellbella “Cordeir”, Guaranda – Ecuador

Correo de correspondencia: vicgo_1811@hotmail.com, vandrade@upse.edu.ec, irene_hidalgo_guerrero@yahoo.es

Información del artículo

Tipo de artículo:
Artículo original

Recibido:
29/10/2024

Aceptado:
12/12/2024

Publicado:
17/01/2025

Revista:
DATEH



Resumen

La información sobre la periodicidad química en los buscadores web es limitada. Este estudio recopiló y analizó información de bases de datos especializadas para comprender este concepto fundamental. La periodicidad química es el ordenamiento lógico de los elementos según sus propiedades. Los primeros intentos de clasificación datan del siglo XIX, pero Mendeléiev sentó las bases de la tabla periódica moderna al ordenar los elementos por peso atómico, con la capacidad de predecir elementos por descubrir. El modelo nuclear del átomo y la mecánica cuántica completaron la comprensión de la periodicidad. La tabla periódica moderna tiene 18 grupos y 7 periodos, y es una herramienta esencial para comprender la química y el comportamiento de los elementos.

Palabras claves: Tabla periódica, Leyes de las tríadas, octavas, Propiedades periódicas, Ecuación de Schrödinger.

Abstract

Information on chemical periodicity in web search engines is limited. This study collects and analyzes information from specialized databases to understand this fundamental concept. Chemical periodicity is the logical ordering of elements according to their properties. The first attempts at classification date back to the 19th century, but Mendeléiev laid the foundations of the modern periodic table by ordering elements by atomic weight, with the ability to predict undiscovered elements. The nuclear model of the atom and quantum mechanics completed the understanding of periodicity. The modern periodic table has 18 groups and 7 periods, and it is an essential tool for understanding chemistry and the behavior of elements.

Keywords: Periodic table, Laws of triads, octaves, Periodic properties, Schrödinger equation.

Forma sugerida de citar (APA): López-Rodríguez, C. E., Sotelo-Muñoz, J. K., Muñoz-Venegas, I. J. y López-Aguas, N. F. (2024). Análisis de la multidimensionalidad del brand equity para el sector bancario: un estudio en la generación Z. Retos Revista de Ciencias de la Administración y Economía, 14(27), 9-20. <https://doi.org/10.17163/ret.n27.2024.01>.

INTRODUCCIÓN

La química es la ciencia que estudia la materia y los cambios que experimenta sin que cambie su naturaleza. La filosofía de la química es una rama de la ciencia que estudia la naturaleza de la química y su relación con otras ciencias (Labarca y Zambon 2013). La química es una ciencia fundamental con aplicaciones en una amplia gama de campos, desde la medicina hasta la ingeniería (Chang 2010). La tabla periódica es una herramienta esencial para el estudio de la química, ya que proporciona información sobre la estructura y las propiedades de los elementos (Housecroft & Sharpe 2006). La química estudia la periodicidad de los elementos, es decir, la repetición de sus propiedades a medida que aumenta su número atómico.

La periodicidad química es la repetición sistemática de las propiedades químicas de los elementos a medida que

aumenta su número atómico. Esta propiedad fue observada por primera vez en la primera mitad del siglo XIX por Johann Wolfgang Döbereiner, Alexandre Beguyer de Chancourtois y John Newlands. Döbereiner observó que los elementos que se agrupaban en tríadas (grupos de tres elementos) presentaban propiedades químicas similares (Noval y Carriazo 2019).

Chancourtois, por su parte, organizó los elementos en una espiral geodésica, en la que cada ocho elementos presentaban propiedades similares (Eugen Schwarz 2004). Newlands, finalmente, propuso la ley de las octavas, que establece que las propiedades de los elementos se repiten cada ocho elementos (Molina y Palomeque-Forero 2019).

Las contribuciones más significativas a la periodicidad química se deben a Lothar Meyer y Dimitri Mendeléiev.

Meyer demostró que las propiedades químicas de los elementos se repetían de forma periódica a medida que aumentaba su volumen atómico (Noval y Carriazo 2019). Mendeléiev, por su parte, ordenó los elementos en una tabla periódica en función de sus pesos atómicos. De esta forma, pudo predecir la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos (Scerri 2012).

La ecuación de Schrödinger es una ecuación diferencial parcial que describe el comportamiento de los electrones en un átomo. La solución de la ecuación para un átomo de hidrógeno da lugar a una serie de números cuánticos, que describen la energía, la forma y la orientación del orbital del electrón. Los números cuánticos determinan las propiedades químicas del elemento. La ecuación de Schrödinger puede utilizarse para explicar la periodicidad de la tabla periódica. En concreto, la ecuación permite explicar los siguientes aspectos de la tabla periódica: La distribución de los elementos en la tabla periódica: los elementos con el mismo número de electrones en su capa de valencia se encuentran en el mismo grupo (Mugassabi 2015). La periodicidad de las propiedades químicas: las propiedades químicas de los elementos tienden a repetirse de forma periódica a medida que aumenta el número atómico (Cao et al. 2019). La estabilidad de los elementos: los elementos con una configuración electrónica estable son químicamente inertes (Machado, Lopes 2019). La ecuación de Schrödinger es una herramienta fundamental para comprender la estructura atómica y la tabla periódica.

El objetivo de este documento es recopilar información sobre la historia de la periodicidad química y la tabla periódica. Esta información se centra en los desafíos que enfrentaron los científicos e investigadores químicos del siglo XIX, así como en el legado que dejaron al construir la tabla periódica. La tabla periódica es una herramienta fundamental para la química, ya que permite comprender las propiedades de los elementos y sus reacciones. Ha tenido un impacto significativo en diversos campos de la ciencia, como la medicina, la energía, la agricultura, el medio ambiente, la robótica y la industria militar.

MATERIALES Y MÉTODOS

La información obtenida para el desarrollo del documento se obtuvo a partir de artículos y libros de bases de datos y buscadores importantes, como ScienceDirect, SciELO, Web of Science y Google Académico. Para la búsqueda de la información referente a periodicidad de los elementos químicos y la tabla periódica se utilizaron palabras clave y combinaciones de estas, por ejemplo, "periodicidad química", "tabla periódica" y "orden de elementos químicos". También se utilizó el nombre de los científicos, cuyas biografías contienen información sobre sus contribuciones científicas para resolver el problema de

cómo ordenar los elementos químicos y la aparición de la tabla periódica. La periodicidad de los elementos químicos es una propiedad fundamental que permite comprender las propiedades de los elementos y sus reacciones químicas. La tabla periódica es una herramienta indispensable para la comprensión de la periodicidad de los elementos químicos.

Se recopiló información de las propiedades químicas de los elementos, como número atómico, masa atómica y volumen atómico, para replicar y analizar el gráfico de la curva periódica de volumen atómico de Lothar Meyer utilizando el software STATGRAPHICS Centurion XVI.I (StatPoint Technologies, Inc. STATGRAPHICS Centurion XVI.I. 2023).

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Historia de la periodicidad y las precondiciones para el ordenamiento de las sustancias químicas

En la antigüedad, los científicos no podían ordenar los elementos químicos según su periodicidad. Esto se debía a que no entendían la estructura atómica de los elementos. A pesar de ello, el descubrimiento de nuevos elementos se aceleró a mediados del siglo XVIII, y para 1800 se conocían 50 elementos químicos diferentes. Los elementos químicos conocidos en la antigüedad tenían propiedades físicas y químicas muy diversas, lo que dificultaba su clasificación (Bellandi 2004). Los químicos de la época buscaban entender la relación entre estos elementos, así como su abundancia y variedad de propiedades.

Utilizando las ideas de Newton, muchos químicos del siglo XVIII intentaron crear tablas en las que los distintos elementos químicos estaban ordenados según sus supuestos valores de afinidad [Bellandi 2004, Scerri 2012]. Estas tablas se basan en el supuesto de que la afinidad de un objeto con otro es constante (Ogilvie 2013). En 1718, Étienne François Geoffroy (1672-1731) fue el primero en ordenar las sustancias en una tabla de afinidad de modo que cualquier sustancia pudiera reemplazar algunos de sus compuestos en la misma columna que todos los demás compuestos debajo de ella.

Las ideas y métodos de Geoffroy fueron desarrollados por otros químicos, en particular Pierre-Joseph Macquer (1718-1784) y Bergman. En 1770, Antoine Baumé (1728-1804) observó específicamente que las afinidades eran bastante diferentes dependiendo de si el compuesto reaccionaba a temperatura ambiente o a temperaturas elevadas. Guyton aceptó y enseñó la popular teoría de la afinidad y la desarrolló en dos direcciones: estudió la forma en que las partículas finitas de la materia se atraen entre sí para provocar reacciones, y trató de

obtener valores numéricos para la afinidad de diversas sustancias (Wisniak 2018). Finalmente, el químico francés Louis Bernard Guyton de Morveau, desarrolló en 1772, la primera tabla de sustancias "químicamente simples", con nombres antiguos. Así, las sustancias tienen afinidades mutuas, por las cuales se unen y se combinan para formar nuevos compuestos.

Así, los químicos del siglo XVIII usaron ideas de Newton para crear tablas de afinidad química, ordenando elementos por su atracción mutua. Como, Geoffroy en 1718 crea la primera tabla, donde una sustancia podía reemplazar a otras en sus compuestos. Y Guyton de Morveau en 1772 desarrolla la primera tabla de "sustancias químicamente simples" con nombres antiguos, basándose en la afinidad mutua de las sustancias.

En el siglo XVIII, el químico francés Louis Bernard Guyton de Morveau (1737-1816) colaboró con el sueco Torbern Bergman. Tras la muerte de Bergman, Morveau se acercó a los químicos Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1822), Antoine François Fourcroy (1755-1809) y Claude-Louis Berthollet (1741-1822). En 1787, estos cuatro químicos publicaron el "Método de nomenclatura química", un libro que propuso un nuevo sistema de nombres para los elementos químicos. Lavoisier, en particular, defendió la necesidad de una reforma de la nomenclatura química para facilitar la comunicación entre los científicos. En el libro, propuso nombres que reflejaran las propiedades básicas de los elementos, como "oxígeno" (generador de ácido), "hidrógeno" (generador de agua) y "nitrógeno" (inanimado). Lavoisier también fue el primero en definir un elemento químico como una sustancia que no se puede descomponer en otras sustancias más simples.

En su libro "Traité élémentaire de chimie", publicado en 1789, presentó una tabla de elementos que incluía muchos de los que todavía consideramos elementos en la actualidad (Figura 1). Este trabajo de Lavoisier y sus colaboradores supuso un avance fundamental en la química, ya que facilitó la comprensión de la composición de la materia y la relación entre los elementos químicos (Ogilvie 2013, Bascuñán 2008, Rouvray 2004, Lavoisier 1789, McKie 1992). En 1787, químicos como Lavoisier, Guyton de Morveau, Fourcroy y Berthollet publicaron un nuevo sistema de nombres para los elementos químicos.

Lavoisier defendía nombres que reflejaran las propiedades de los elementos, como "oxígeno" o "hidrógeno".

También definió un elemento como una sustancia indivisible. El trabajo de Lavoisier y sus colaboradores facilitó la comprensión de la composición de la materia y la relación entre los elementos químicos.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans
	Lumière.	Lumière.
	Calorique.	Chaleur.
		Principe de la chaleur.
		Fluide igné.
		Feu.
Substances simples qui appartiennent aux trois régnes & Qu'on peut regarder comme les élémens de corps.	Oxygène.	Matière du feu & de la chaleur.
		Air déphlogiftiqué.
		Air empiréal.
		Air vital.
		Base de l'air vital.
		Gaz phlogiftiqué.
		Mofete.
		Base de la mofete.
		Gaz inflammable.
		Base du gaz inflammable.
	Soufre.	Soufre.
	Phosphore.	Phosphore.
Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.	Carbone.	Charbon pur.
		Inconnu.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
	Radical boracique.	Inconnu.
	Antimoine.	Antimoine.
	Argent.	Argent.
	Arsenic.	Arsenic.
	Bismuth.	Bismuth.
	Cobalt.	Cobalt.
	Cuivre.	Cuivre.
	Etain.	Etain.
	Fer.	Per.
Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.	Manganèse.	Manganèse.
	Mercur.	Mercur.
	Molybdène.	Molybdène.
	Nickel.	Nickel.
	Or.	Or.
	Platine.	Platine.
	Piomb.	Piomb.
	Tungstène.	Tungstène.
	Zinc.	Zinc.
	Chaux.	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.	Magnésie, base du fel'd Epsom.
	Baryte.	Barote, terre pesante.
	Alumine.	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
Substances simples salifiables terrebles.	Silice.	Terrefiliceuse, terre vitrifiable.

Figura 1. Tabla de sustancias simples que se decía que eran elementos. Publicado en *Traite Elementaire de Chimie* por Antoine-Laurent Lavoisier en 1789.

Fuente: Rouvray 2004

En el siglo XIX, los químicos continuaron estudiando los elementos y sus propiedades. Humphry Davy (1778-1829) en 1812, químico inglés, fue uno de los primeros en clasificar los elementos según sus propiedades. Su clasificación incluía cinco grupos: sustancias radiantes, sustancias que sustentan la combustión, sustancias inflamables no metálicas, metales y sustancias de naturaleza desconocida. Esta clasificación era similar a la de Lavoisier, que se basaba en el orden de los elementos en la tabla periódica (Peña Hueso 2019).

En 1815 y 1816, el químico inglés William Prout sugirió que los pesos atómicos de todos los elementos eran múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno. Esta teoría, conocida como hipótesis de Prout, se basaba en la idea de que el hidrógeno era el elemento más básico y que todos los demás elementos estaban formados por la unión de átomos de hidrógeno (Prout 1815f). Sin embargo, esta teoría fue refutada por los químicos Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) y Jean Servais Stas (1813-1891), quienes demostraron que los pesos atómicos de algunos elementos no eran múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno.

En 1816, el físico francés André-Marie Ampère (1775-1836) publicó un artículo en el que propuso una clasificación natural de los elementos (Tabla 1) (Prout 1816a, Wisniak 2015). Esta clasificación, similar a la de Lavoisier y Davy, se basaba en las propiedades químicas de los elementos.

Entonces, Prout propuso que los pesos atómicos eran múltiplos del hidrógeno, idea que fue refutada por Berzelius y Stas. Mientras que, Ampère propuso una clasificación natural de los elementos basada en sus propiedades químicas, que fue muy similar a la de Lavoisier y Davy.

Carbone.	Antimoine.	Bore.	Cuivre.
Hydrógene.	Etain.	Silicium.	Nickel.
	Zinc.		Fer.
			Cobalt.
			Urane.
Ozole.	Bismuth.	Colombium.	Manganese.
Oxigéne.	Mercur.	Molybdene.	Cérium.
Soufre.	Argent.	Chrome.	
	Plomb.	Tungstene.	
Chlore.	Sodium.	Titane.	Zirconium.
Phlore.	Potassium.	Osmium.	Aluminium.
Iode.			Glucynium.
			Yttrium.
Tellure.	Barium.	Rhodium.	
Phosphore.	Stronlium.	Iridium.	
Arsenie.	Calcium.	Or.	
	Magnesium.	Platine.	
		Palladium.	

Tabla 1. Clasificación de los elementos de Ampere de 1816.

Agrupando los elementos

En 1817, el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) observó que ciertos grupos de tres elementos, conocidos como tríadas, presentaban propiedades químicas similares. Por ejemplo, el cloro, el bromo y el yodo son tres elementos halogenados que se caracterizan por su reactividad y su color. El bromo, el elemento intermedio, tiene un peso atómico intermedio entre el cloro y el yodo. Döbereiner también descubrió dos tríadas más: calcio, estroncio y bario; y azufre, selenio y telurio. En ambos casos, el peso atómico del elemento intermedio es aproximadamente el promedio de los otros dos elementos (Figura 2). La observación de Döbereiner fue un importante avance en el desarrollo de la tabla periódica de los elementos (Garritz Ruiz 2009). El elemento intermedio de cada tríada tenía un peso atómico intermedio entre los otros dos elementos. Döbereiner también observó que las densidades de algunas tríadas seguían patrones similares. En 1829, Döbereiner publicó sus resultados, sugiriendo que la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos podría estar relacionada con sus masas atómicas. Sin embargo, la mayoría de los elementos conocidos en ese momento no podían clasificarse en tríadas. Los químicos modernos creen que el descubrimiento de Döbereiner fue una coincidencia (Kaufman 2012).

Döbereiner: descubrió que los elementos se agrupaban en tríadas de elementos con propiedades químicas similares y pesos atómicos intermedios. Que fue un importante avance en la tabla periódica, aunque no todos los elementos se podían clasificar en tríadas.

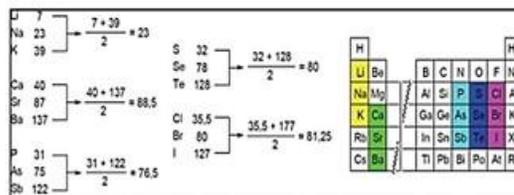


Figura 2. Tríadas de Döbereiner. En una tríada, el peso atómico del elemento central se aproxima a la semisuma de los pesos atómicos de los elementos presentes en sus extremos.

La teoría de las tríadas de Döbereiner fue una importante contribución al desarrollo de la tabla periódica de los elementos. La teoría fue aceptada por varios químicos, en particular Leopold Gmelin (1788-1853), quien amplió y perfeccionó la teoría para incluir todos los elementos conocidos en 1843. Gmelin organizó los elementos en grupos de tres o cuatro, cada uno de los cuales estaba ordenado secuencialmente por semejanza y peso atómico (Figura 3). Sin embargo, esta disposición no era periódica, ya que no indicaba claramente que las propiedades de los elementos mostraran algún tipo de repetición. Gmelin admitió que su disposición era un intento imperfecto y sugirió que la única manera de lograr una disposición satisfactoria era disponer los elementos en una envoltura tridimensional en lugar de sobre una superficie plana.

Gmelin fue el único químico bien conocido para la época que estudió antes de 1850 el problema de la periodicidad de los elementos (Peña Hueso 2019, Gmelin & Watts 1848, Meyer 1864). Su trabajo fue un paso importante en el desarrollo de la tabla periódica moderna.

Si bien es cierto que, la teoría de las tríadas de Döbereiner fue un paso importante en la tabla periódica. Gmelin amplió la teoría para incluir todos los elementos conocidos hasta 1843, ordenándolos por semejanza y peso atómico. También Gmelin indicó que la disposición no era periódica y sugirió una organización tridimensional para mostrar la periodicidad de los elementos.

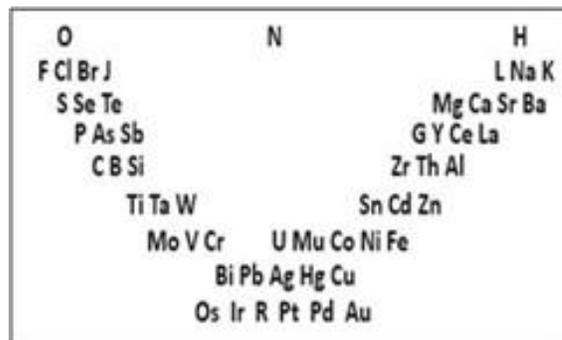


Figura 3. Ordenamiento de los elementos publicado por Leopold Gmelin en 1843 y reimpresión de 1849.

Fuente: Peña Hueso 2019.

En 1850, el químico alemán Max von Pettenkofer (1818-1901) descubrió que algunas tríadas, como: flúor-cloro-bromo, no cumplía la ley de las tríadas. Continuó formulando el concepto de tetrada de elementos y estudió las tetradas magnesio-calcio-estroncio-bario y oxígeno azufre-selenio-telurio. Durante la década de 1850 también se encontraron muchas otras relaciones. Una de ellas era que podían existir pentadas de elementos, la pentada nitrógeno-fósforo-arsénico-antimonio-bismuto fue anunciada en 1858 por el químico francés Jean Dumas (1800–1884) (Rouvray 2004). Pettenkofer estableció que, entre elementos químicamente semejantes, las diferencias sucesivas de pesos atómicos eran constantes o eran múltiplos de una constante. Es decir, que, entre dichos elementos, los pesos atómicos pueden derivarse mediante una progresión aritmética cuyo inicio depende del peso atómico más bajo y cuyo incremento es el múltiplo de un entero. Así, en la serie oxígeno (16), azufre (32), selenio (86) y teluro (128), la diferencia entre los dos primeros es 16, lo cual equivale a 2×8 , y entre los otros dos es 48, o sea 6×8 (Bellandi et al. 2005).

Pettenkofer descubrió que algunas tríadas no cumplen la ley de Döbereiner y propone el concepto de tetrada y pentada de elementos. Entonces Dumas anuncia la pentada nitrógeno-fósforo-arsénico-antimonio-bismuto. Y finalmente, Pettenkofer establece que las diferencias de pesos atómicos en elementos químicamente semejantes son constantes o múltiplos de una constante, lo que permite derivar sus pesos atómicos mediante una progresión aritmética.

Así se preparó el escenario para el primer intento de asignar todos los elementos a familias naturales, y esto lo logró el químico inglés William Odling (1829-1921) ya en 1857 Odling garantizó que sólo aquellos elementos que habían demostrado rigurosamente que tenían muchas propiedades en común fueran admitidos en cualquiera de sus 13 grupos diferentes. Como consecuencia de ello, la mayoría de los grupos de Odling tienen ahora un sonido muy familiar (Rouvray 2004). Así, en el grupo I incluyó flúor, cloro, bromo y yodo; en el grupo II oxígeno, azufre, selenio y telurio; y en el grupo III nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto. Al construir tal esquema, Odling estuvo a punto de idear la Tabla Periódica, una hazaña que pudo lograr unos siete años más tarde, en 1864.

Odling en 1857, ordenó los elementos químicos conocidos hasta la época en trece grupos (Tabla 2), que respondían a la similitud de sus propiedades químicas, entre ellas su solubilidad, reactividad (formación de óxidos o sales), o comportamiento ácido-base, y ubicando los miembros de cada grupo según su peso atómico; está fue una de las primeras aproximaciones a lo que puede denominarse como una “tabla periódica” (Contreras 2019).

Odling, en 1857, clasificó los elementos en 13 grupos por sus propiedades químicas y peso atómico. Sus grupos son similares a los de la tabla periódica actual, como el grupo I (flúor, cloro, bromo, yodo) o el grupo II (oxígeno, azufre, selenio, telurio). Y este trabajo fue una de las primeras aproximaciones a la tabla periódica moderna.

Grupos	Elementos				
I	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
II	O=16	S=32	Se=79,5	Te=129	
III	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210
IV	B=11	Si=28	Ti=50	Sn=118	
V	Li=7	Na=23	K=39		
VI	Ca=40	Sr=87,5	Ba=137		
VII	Mg=24	Zn=65	Cd=112		
VIII	Gl=9	Yt=64	Th=231,5		
IX	Al=27,5	Zr=89,5	Ce=92	U=120	
X	Cr=52,5	Mn=55	Fe=56	Co=59	Ni=59
XI	Mo=96	V=137	W=184	Ta=138	Cu=63,5
XII	Hg=200	Pb=207	Ag=108		
XIII	Pd=106,5	Pt=197	AU=196,5		

Tabla 2. Representación de los trece grupos de Odling. En el grupo VIII, Odling utilizó el nombre de glucinio (glucinium), con el símbolo “Gl”, para referirse al berilio, Be.

Descubrimiento de la tabla periódica

La tabla periódica apareció casi tan pronto como se establecieron los pesos atómicos fiables de los elementos. Sólo 18 meses después del Congreso de Karlsruhe, en abril de 1862, el mineralogista francés Alexandre Émile Beguyer de Chancourtois (1819-1886) propuso la primera edición de la tabla periódica de elementos. Ha estado buscando una forma más sencilla de clasificar muestras de rocas geológicas.

Su unidad consistía en una serie coherente de elementos ordenados según nuevos pesos atómicos. Esta línea se traza alrededor del cilindro derecho en un ángulo de 45° con respecto a la parte superior, disposición que permite alinear elementos similares en la misma línea vertical dibujada en la superficie del cilindro (Rouvray 2004). Beguyer de Chancourtois al girar la primera vuelta completa a través de 360° abarcó todos los elementos hasta el oxígeno, la siguiente vuelta los elementos desde el flúor

hasta el azufre, y así sucesivamente hasta que se acomodaron los 59 elementos conocidos en ese momento.

El dispositivo se llamó Tornillo Telúrico proviene del latín “tellus” significa la Tierra de la que derivan los elementos y el elemento específico telurio estaba ubicado en el centro del dispositivo (Figura 4) (Scerri 2017). Beguyer de Chancourtois obtuvo de este modo lo que llamó la hélice telúrica, una forma primitiva de tabla periódica que publicó en 1862 y que le permitió observar la presencia de elementos con propiedades similares a intervalos regulares de siete elementos, hacer algunas predicciones sobre la estequiometría de algunos óxidos metálicos y enunciar que “las propiedades de los elementos son propiedades de números” (Kaufman 2012).

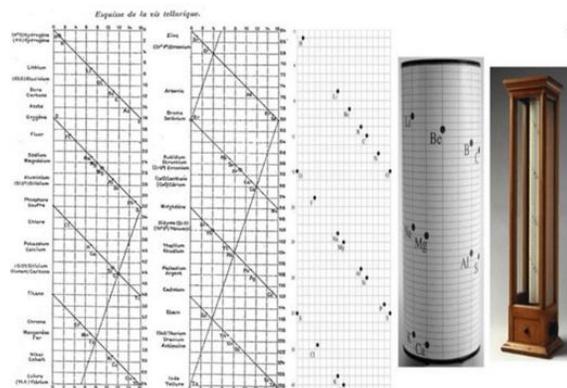


Figura 4. Una representación bidimensional de El tornillo telúrico, la primera versión del Tabla periódica. Así lo planteó Alexandre Béguyer de Chancourtois en 1862.

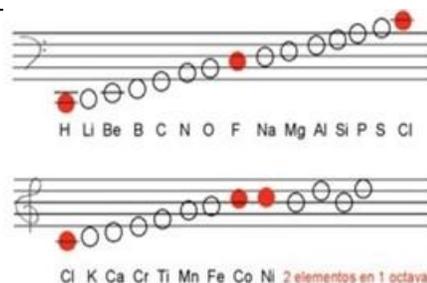
Fuente: Kaufman 2012.

John Alexander Reina Newlands (1837-1898): entre 1863 y 1866, publicó una serie de artículos que finalmente clasificaron los 56 elementos entonces conocidos en 11 grupos, basados en sus propiedades físicas. Newlands señaló, por un lado, que cuando ordena elementos por peso atómico, aquellos con números consecutivos tienden a estar en el mismo grupo u ocupar posiciones similares en diferentes grupos (Kaufman 2012).

Por otra parte, Newlands observó la existencia de pares de elementos similares, que diferían en su peso atómico por un múltiplo de siete como las relaciones entre una nota y su octava en la escala musical, por lo que ordenó los elementos en una Tabla de siete columnas (Tabla 3). En esta versión de la tabla quedaba claro el hecho de que las propiedades químicas se repiten pasando siete elementos o, en otras palabras, en cada octavo elemento.

Bajo este esquema, las propiedades del octavo elemento se parecían al primero, la del noveno al segundo, la del décimo al tercero y así sucesivamente, lo cual llevó a Newlands a proponer la “ley de las octavas”, en referencia a las octavas musicales, pues si partimos de una nota cualquiera, por ejemplo “do”, siete notas después encontramos otro “do” (do-re-mi-fa-sol-la-si-do), más agudo o más grave (una octava más alta o una octava más baja) (Contreras 2019). Esta “Ley de las octavas” quizás es una analogía extendida de la “Ley de las tríadas” fue enunciada como “un dado elemento exhibirá comportamiento análogo al octavo elemento que le sigue en la Tabla”.

Menor Equivalente	Miembro Siguiete	Dif.	Menor Equivalente	Miembro Siguiete	Dif.
Mg=12	Ca=20	8	Li=7	K=39	32
O=8	S=16	8	Mg=12	Cd=56	44
C=6	Si=14,2	8,2	Mo=46	W=92	46
Li=7	Na=23	16	S=16	Te=64,2	48,2
F=19	Cl=35,4	16,5	Ca=20	Ba=68,5	48,5
N=14	P=31	17	P=31	Sb=120,3	89,3
			Cl=35,5	I=127	91,5



Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº	Elem	Nº
H	1	F	8	Cl	15	Co/Ni	22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt/Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Os	51
Be	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba/v	45	Hg	52
B	4	Al	11	Cr	18	Y	25	Ce/La	33	U	40	Ta	46	Tl	53
C	5	Si	12	Ti	19	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Pb	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di/Mo	34	Sn	41	Nd	48	Bi	55
O	7	s	14	Fe	21	Se	28	Rh/Ru	35	Te	43	Au	49	Th	56

Fuente: Kaufman 2012.

Tabla 3. Contribuciones de Newlands (1863-1866). “Si los elementos se acomodan en el orden de sus equivalentes, con unas pocas transposiciones, se observará que los elementos que corresponden a un mismo grupo usualmente aparecen en la misma línea horizontal”. Arriba. Relaciones entre pesos equivalentes según Newlands (1863). Izquierda: Cálculo de las diferencias entre pesos equivalentes entre los elementos de menor peso equivalente y los siguientes en cada tríada. Centro: Diferencias entre pesos equivalentes

de los miembros superior e inferior de cada tríada. Derecha: Imagen gráfica de la Ley de las Octavas de Newlands. Abajo: Ley de las Octavas de Newlands en su versión de 1866.

Gustavus Detlef Hinrichs (1836 - 1923): Este danés graduado en Copenhague y emigrado de Europa a América en 1863, fue Profesor de Ciencias Físicas de la Universidad de Iowa, EEUU, en medio de la guerra civil americana. Publicó en 1867 una carta periódica radial que agrupaba los elementos en distintos “géneros” (Kaufman 2012). La misma presentaba el hidrógeno en el centro, a partir del cual se generaban los elementos, recordando a la hipótesis de Prout (Figura 4). El mayor problema a la propuesta de Hinrichs era la hipótesis que tenía para el origen de los elementos químicos y sus implicaciones.

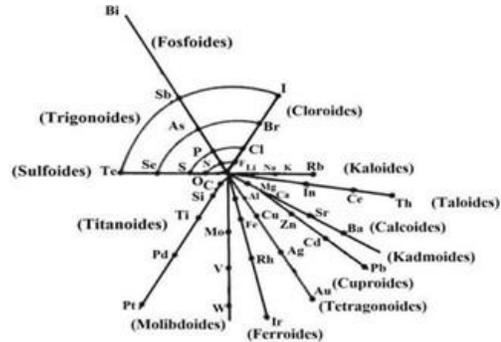


Figura 5. La espiral de Hinrichs. Se aprecian los elementos constitutivos de las familias de las trece familias de elementos.

Fuente: Contreras 2019.

Así, los elementos químicos estarían compuestos de unidades muy pequeñas a las cuales dio el nombre de “pantogen”, utilizando el prefijo griego “pan-”, en el sentido de “totalidad”, y el sufijo “-gen” de génesis, en el sentido de “origen”, lo cual le daría a ese nombre el significado de “origen de todo”. Adicionalmente, en la propuesta de Hinrichs, era aceptada la posibilidad de **transmutación de elementos** (Contreras 2019). En la espiral de elementos de Hinrichs (figura 5), los radios marcan las familias (fosfoideos, cloroides, calcoides, cuproides, sulfoideos, entre otros) y en las intersecciones de la espiral se ubican los elementos en particular.

El alemán Julius Lothar Meyer (1830–1895) fue uno de los químicos más influyentes de su tiempo, recordado por su descubrimiento independiente de la tabla periódica de los elementos, fue la primera persona en publicar una tabla periódica de los elementos. Meyer publicó su primera tabla periódica en 1862, que contenía 28 elementos. En 1864 publicó un libro titulado “Teoría Química Moderna”, que incluía una tabla periódica actualizada de los 50 elementos y revelaba la base de su interpretación de los pesos atómicos de los elementos y sus propiedades físicas. Para crear su clasificación (Tabla 4), esta publicación se publicó simultáneamente con la tabla de Dmitri Mendeléiev (Scerri 2017).

La distancia de cada elemento desde el centro de la espiral, señalada con el símbolo “ π ”, es proporcional al peso atómico y también hace referencia al número de pantogen que corresponden al elemento en particular.

Meyer en 1870 publicó un artículo donde presenta su descubrimiento de la **ley periódica** y publica su tabla periódica que afirma que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de su masa atómica. Determinó los volúmenes atómicos de los elementos químicos y los gráficos en función de las masas atómicas, observando un comportamiento ondular (Figura 6) (Scerri 2019).

	Valencia 4	Valencia 3	Valencia 2	Valencia 1	Valencia 1	Valencia 2
Diferencia de masa =	---	---	---	---	Li=7,03	(Be=9,3?)
Diferencia de masa =	C=12,0	N=14,04	O=16,00	Fl=19,0	Na=23,05	Mg=24,0
Diferencia de masa =	16,5	16,96	16,07	16,46	16,08	16,0
Diferencia de masa =	Si=28,5	P=31,0	S=32,07	Cl=35,46	K=39,13	Ca=40,0
Diferencia de masa =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	44,0	46,7	44,51	46,3	47,6
Diferencia de masa =	---	As=75,0	Se=78,8	Br=79,97	Rb=85,4	Sr=87,6
Diferencia de masa =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	45,6	49,5	46,8	47,6	49,5
Diferencia de masa =	Sn=117,6	Sb=120,6	Te=128,3	I=126,8	Cs=133,0	Ba=137,1
Diferencia de masa =	$89,4 = 2 \times 44,7$	$87,4 = 2 \times 43,7$	--	--	$71 = 2 \times 35,5$	--
Diferencia de masa =	Pb=207,0	Bi=208,0	--	--	(Tl=204?)	--

Tabla 4. Lothar Meyer's table periódica de 1864.

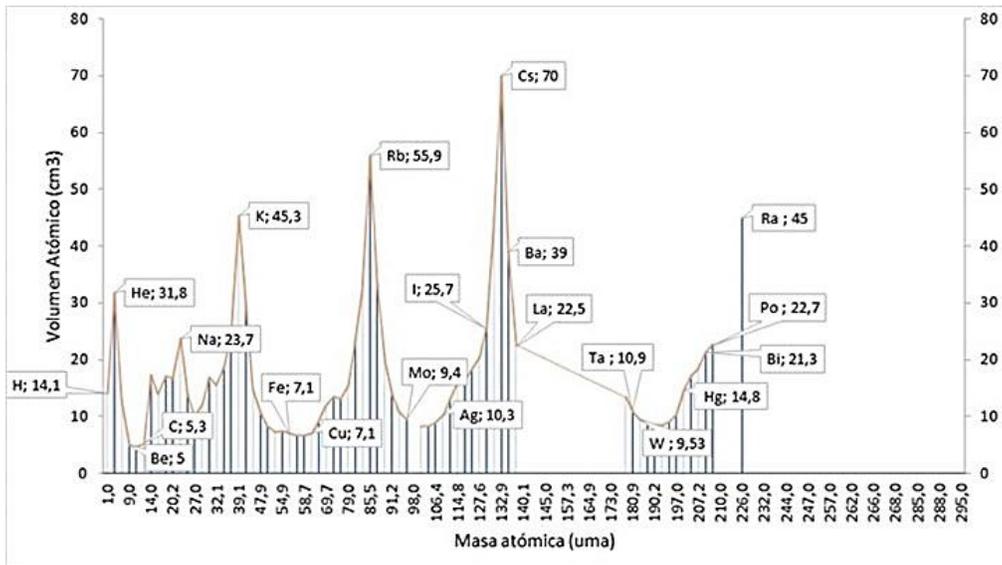


Figura 6. Una versión del gráfico de la curva periódica de volumen atómico de Lothar Meyer.

Cuando el químico ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907), el 1 de marzo de 1869 (según el calendario gregoriano), Mendeléiev publicó su **ley periódica** basada en el orden creciente de los pesos atómicos y la tabla periódica que recogía los 63 elementos químicos conocidos entonces (Figura 7) (Schindler Samuel 2014).

La **ley periódica** de Mendeléiev indicaba que era preciso introducir cambios en los pesos atómicos de ciertos elementos que señalaba con signos de interrogación, y lo que era más importante, debían existir nuevos elementos que no habían sido descubiertos para los que propuso sus pesos atómicos y sus propiedades. El carácter predictivo de la ley periódica de Mendeléiev supuso un reto para los científicos de la época, que los animó a buscar dichos elementos (Maar & Maar 2019).

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.		
ОСНОВАНЫИ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ		
	Tl = 50	Zr = 90 ? = 180.
	Y = 51	Nb = 94 Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96 W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4 Pt = 197,4
	Fe = 56	Ra = 104,4 Ir = 198.
	Ni = 58	Pt = 106,6 Os = 199.
	Cu = 63,4	Ag = 108 Hg = 200
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24 Zn = 65,2 Cd = 112
	B = 11	Al = 27,4 ? = 68 Cr = 116 Au = 197?
	C = 12	Si = 28 ? = 70 Sn = 118
	N = 14	P = 31 As = 75 Sb = 122 Bi = 210?
	O = 16	S = 32 Se = 79,4 Te = 128?
	F = 19	Cl = 35,5 Br = 80 I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39 Rb = 85,4 Cs = 133 Tl = 204.
	Ca = 40	Sr = 87,6 Ra = 137 Pb = 207.
	? = 45	Ce = 92
	? Er = 56	La = 94
	? Yt = 60	Di = 95
	? In = 75,6	Th = 118?

Д. Менделѣевъ.

Figura 7. Primera versión de la tabla periódica moderna de los elementos químicos propuesta por Mendeléiev (1869).

Fuente: Schindler Samuel 2014

El método de Mendeléiev esencialmente interpolaba las propiedades conocidas de los elementos circundantes en la tabla periódica para obtener las propiedades de cualquier elemento desconocido. Ilustra este concepto explicando cómo calcular la masa atómica del selenio, un elemento conocido en el momento de escribir este artículo. El peso atómico del elemento central (en este caso selenio) se puede estimar sumando los pesos de los cuatro elementos circundantes y dividiéndolos por cuatro (Figura 8). El valor calculado por Mendeléiev de 79 estaba cerca del peso atómico de selenio experimental entonces

conocido de 78, lo que ayudó a establecer el valor de este método (Scerri 2019).

Mendeléiev tuvo éxito porque, en su tabla periódica de 1871, dejó espacios para elementos que aún no se habían descubierto. A estos elementos los llamó "eka-boro", "eka-aluminio" y "eka-silicio" (Tabla 5). Años más tarde, cuando se descubrieron el escandio, el galio y el germanio, se descubrió que sus propiedades coincidían casi exactamente con las que Mendeléiev había predicho (Bellandi et al. 2005).

$$\frac{S(32) + As(75) + Se? + Br(80) + Te(127.5)}{4} = 79$$

Figura 8. El uso de Mendeléiev de dos tríadas para calcular las propiedades de un "desconocido" elemento.

Serie	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
	-	-	-	RH4	RH3	RH2	RH	-
	R2O	RO	R2O3	RO2	R2O5	R2O3	R2O7	-
								RO4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	SI=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	?=44	Ti=48?	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59
5	(Cu=63)	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	Ni=59, Cu=63
6	Rb=85	Sr=87	?YT=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	?=100	Ru=104, Rh=104
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	Pd=104, Ag=108
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	---	---	---	---
9	---	---	---	---	---	---	---	---
10	---	---	?Er=178	La=180	Ta=182	W=184	---	Os=195, Ir=197 Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	--	---	---
12	---	---	---	Th=231	---	Ur=240	---	---

Fuente: Contreras 2019.

Tabla 5. En 1871, Mendeléiev cambió la orientación de su tabla periódica de 1869, pasando de filas a columnas. Esto creó la estructura de grupos y períodos que se utiliza en la tabla periódica moderna. La tabla periódica de 1871 también incluía información sobre la reactividad química de los elementos. Debajo de cada grupo, se indicaba la capacidad de los elementos para formar óxidos o hidruros, en función de su valencia.

En 1869, Mendeléiev publicó la primera tabla periódica de los elementos químicos conocidos en ese momento. En esta tabla, dejó espacios para elementos que aún no se habían descubierto. Mendeléiev pudo predecir las propiedades químicas de estos elementos desconocidos gracias a su configuración electrónica. Casi 150 años después, en 2011, se descubrieron los elementos 114 y 116. En 2016, se descubrieron otros cuatro elementos: 113, 115, 117 y 118. Estos elementos completaron la séptima línea de la tabla periódica, que consta de 18 columnas o grupos y 7 líneas. Aunque aún no tienen un nombre oficial, estos elementos se conocen como "los nuevos niños" (ununtrium, ununpentium, ununseptium y ununoctium) (Caron, Bourgault & Paquin 2016).

Sucesores de Mendeléiev

Ernest Rutherford, un físico inglés (1871- 1937), es considerado el "padre de la energía nuclear". Su investigación sobre la radioactividad le llevó a descubrir

que esta se produce por la ruptura de los átomos. En 1911, Rutherford propuso que el peso atómico de un elemento está relacionado con la carga positiva del núcleo atómico, lo que se denominó más tarde número atómico (Oliphant 1987). Rutherford también estudió la estructura del átomo. Según la teoría electromagnética clásica, los electrones que rodean el núcleo deberían irradiar energía y caer en el núcleo. Sin embargo, Rutherford demostró que esto no ocurre (Bohr 1913). En 1912, el físico teórico danés Niels Bohr (1865-1962) propuso un modelo atómico que explicaba este fenómeno. En este modelo, los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estables, sin irradiar energía. El modelo de Rutherford-Bohr fue un avance importante en la comprensión de la estructura atómica. Se utilizó para explicar el espectro de emisión del hidrógeno, así como otras propiedades de los átomos (Anderson 1985).

Rutherford, padre de la energía nuclear, descubrió que la radioactividad se produce por la ruptura de los átomos y estableció el concepto de número atómico. También Rutherford refutó la teoría electromagnética clásica sobre la estructura del átomo. Sin embargo, el modelo de Rutherford-Bohr, con órbitas estables de electrones, explicó el espectro de emisión del hidrógeno y otras propiedades atómicas.

En 1913, el físico británico Henry Moseley descubrió que la propiedad que determina el comportamiento químico de un elemento es el número atómico, no el peso atómico (Moseley 1913). El número atómico es el número de protones en el núcleo de un átomo. Entonces la importancia del número atómico para la clasificación de los elementos se debe a que determina la configuración electrónica de los átomos (Chang 2021, Oxtoby, Gillis & Champion 2020). Sin embargo, el descubrimiento de nuevos elementos no ha alterado el sistema de clasificación de los elementos de Dmitri Mendeléiev. Esto se debe a que la masa de un átomo se concentra en su núcleo, y el número de protones en el núcleo es igual al número de neutrones en el núcleo de los isótopos de un elemento. El número atómico es una mejor medida para la clasificación de los elementos que el peso atómico (Da Silva, Matsushita & Silva 2019). Da Silva argumenta que los isótopos de un elemento tienen propiedades químicas similares porque la configuración electrónica de los electrones que rodean el núcleo es la misma.

Moseley descubre en 1913 que el número atómico, no el peso atómico, determina el comportamiento químico de un elemento. El número atómico determina la configuración electrónica de los átomos y es una mejor medida para la clasificación de los elementos que el peso atómico. Y finalmente se menciona que los isótopos de un elemento tienen propiedades químicas similares debido a la misma configuración electrónica de los electrones que rodean el núcleo.

En 1914, el físico británico Henry Moseley, miembro del equipo de Ernest Rutherford, descubrió que la frecuencia de los rayos X emitidos por un elemento es proporcional a su número atómico. Este descubrimiento permitió establecer una relación entre el número atómico y la carga nuclear de un elemento (Oliphant 1987).

El físico británico Henry Moseley reformuló la Ley Periódica al establecer que las propiedades de los elementos son periódicas en función de su número atómico. Este descubrimiento se basó en sus estudios de los espectros de rayos X, que le permitieron relacionar la frecuencia de los rayos X emitidos por un elemento con su número atómico. El descubrimiento de los isótopos, que son átomos del mismo elemento con diferente número de

neutrones, reforzó este concepto. Los isótopos tienen el mismo número atómico, por lo que tienen propiedades físicas y químicas muy similares. Los trabajos de Moseley también permitieron predecir la existencia de nuevos elementos químicos, como el tecnecio, el renio y el praseodimio. Estos elementos fueron descubiertos entre 1925 y 1937, lo que confirmó la validez de la Ley Periódica. En resumen, la periodicidad es una propiedad de los elementos químicos que indica que pertenecen a un mismo grupo o familia de la tabla periódica y tienen propiedades muy similares (Kaufman 2012).

En 1925, el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961), desarrolló un trabajo sobre estadística de gases lo llevó a estudiar el artículo de Einstein sobre la teoría cuántica de los gases monoatómicos y la estadística de Bose. A través de este artículo conoció la hipótesis de las ondas de materia de Louis de Broglie. A finales de diciembre de 1925, Schrödinger desarrolló los fundamentos esenciales de la mecánica ondulatoria, una teoría de la estructura atómica en la que sólo se utilizaban conceptos ondulatorios. Durante la primera mitad de 1926 amplió su teoría y presentó una prueba de su equivalencia matemática con la mecánica matricial, una teoría rival propuesta por Heisenberg, Born y Jordan (De Regt 1997).

El descubrimiento de la mecánica ondulatoria, Schrodinger intentó entonces aplicar su nueva idea a la teoría atómica. Ya antes de su último artículo sobre la teoría de los gases, motivado por el paralelo entre la teoría de De Broglie y su propio artículo de 1922, había concebido que el electrón como una onda que viaja en órbita. En diciembre de 1925 adoptó un enfoque diferente: trató el electrón ligado como un problema de valores propios de la teoría ondulatoria y encontró una ecuación de onda; esto implicó un cambio de ondas viajeras a ondas estacionarias. Schrodinger fue el primero en encontrar una ecuación de onda relativista y la resolvió para el átomo de hidrógeno. Sin embargo, pronto Schrodinger descubrió que la versión no relativista de su ecuación sí arrojaba soluciones correctas. A partir de enero de 1926 desarrolló una mecánica ondulatoria no relativista completa, que publicó rápidamente en los artículos «Quantisierung als Eigenwertproblem» (Partes I-IV). En el primer artículo, Schrodinger derivó la ecuación independiente del tiempo (De Regt 1997, THE SCHRÖDINGER EQUATION 2007).

$$\Delta\Psi + \frac{2m}{\hbar^2}(E - V)\Psi = 0 \quad (1)$$

Donde Ψ una función continua real, de un solo valor, y demostró que para $k = h/2\pi$ las soluciones de la ecuación, corresponden a los niveles de energía corresponden a los niveles de energía del espectro del hidrógeno. La característica más notable de la derivación

es que es puramente matemática y no se refiere a la imagen de las ondas.

La solución matemática de la “Ecuación de Schrödinger” para el átomo de hidrógeno, genera una serie de “números cuánticos (principal, secundario y magnético) que permiten describir la energía, la forma y la orientación de los orbitales. Un cuarto número cuántico (de espín) permite completar la descripción de cada electrón, para poder designar el ordenamiento que toman los electrones en los orbitales (las llamadas “configuraciones electrónicas”) (Bellandi et al. 2005).

Tabla periódica moderna

Es útil imaginar cómo se construyó el cuadro periódico de los elementos. los átomos se dispusieron en una línea en orden de número atómico Z. Se trazaron gráficas de propiedades físicas contra Z reveló que la serie de metales de transición (en adelante llamada T) y la serie de tierras raras (R) eran distintos de todos los demás átomos (S, para "átomos simples"), y los gráficos mostraban comportamiento que termina en Z = 2, 10, 18. (los "números mágicos" atómicos, n) para átomos simples. Los símbolos de órbitas bajas corroboraron la separación de las series y las periodicidades. La línea Luego se cortó la cantidad de átomos justo después de todo antes del inicio de cada metal de transición y rara serie terrestre, y justo después del final de cada serie. Las piezas fueron

dispuestas en el diagrama de los elementos, una versión de los cuales aparece en la Figura 9. Las filas de este gráfico se conocen comúnmente como períodos y columnas como grupos. Los rectángulos en los que aparecen los nombres de los elementos los veremos compartimentos de llamada (Hefferlin et al. 1979).

Se ordenaron los elementos por número atómico y se graficaron propiedades físicas, revelando diferencias entre metales de transición, tierras raras y "átomos simples". Los "números mágicos" atómicos (2, 10, 18) marcaron cambios en el comportamiento de los átomos simples. Finalmente se seccionó la línea de átomos y se organizó en un diagrama con filas (períodos) y columnas (grupos), creando los compartimentos con los nombres de los elementos.

Varios autores convergen en este perfil para la tabla periódica, pero moviendo el grupo de los gases inertes para el final de la tabla, y reubicando el hidrógeno en el grupo 1. De esta manera se llegaría a un perfil definitivo que, tal y como la señala Laurence S. Foster, en un artículo de 1939, apuesta por hacer que esta sea la forma definitiva adoptada para la moderna tabla periódica de los elementos químicos (figura 9), con los subgrupos 1a (IA) hasta 7a (VIIA), 8, 1b (IB) hasta 7b (VIIB) y subgrupo 0 o de los gases inertes (Contreras 2019).

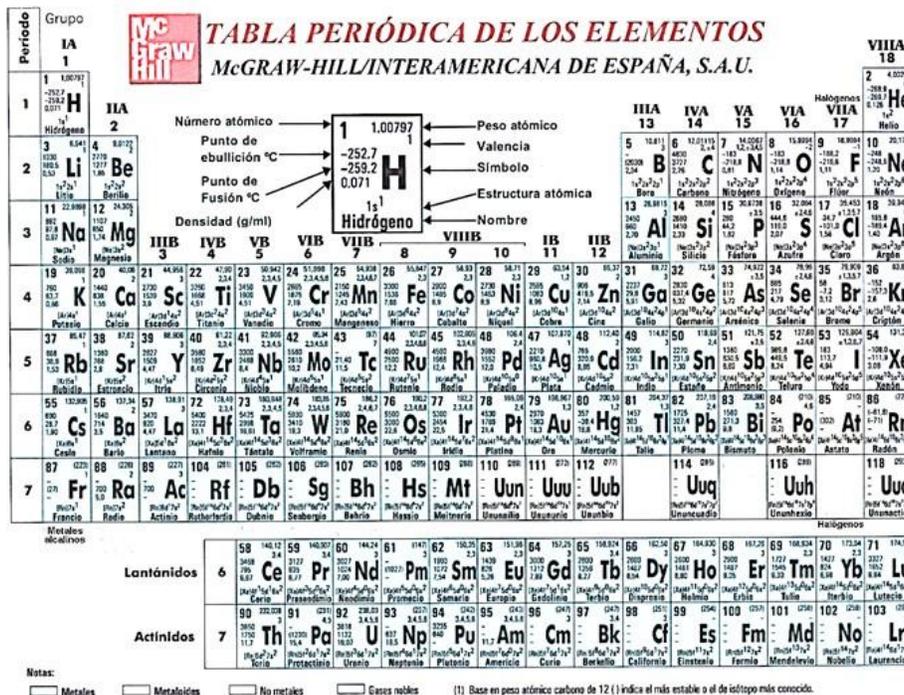


Figura 9. Tabla periódica de los elementos químicos.
Fuente: Wiki-CeIBA 2023

Las propiedades consideradas para el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica, son: el radio atómico (tamaño), la energía de primera ionización (la energía requerida para eliminar un electrón de un átomo gaseoso), la afinidad electrónica (el cambio de energía involucrado en la adición de un electrón a un átomo gaseoso) y la electronegatividad (una medida) de la tendencia de un átomo a atraer electrones en un enlace químico). Estas propiedades atómicas generalmente varían regularmente a medida que avanzamos a lo largo de un período o de arriba a abajo en un grupo (Vidueira Ferreira et al. 2016). El conocimiento de la periodicidad es importante para comprender las propiedades químicas y físicas de los elementos y sus compuestos, que la importancia de la tabla periódica de los elementos químicos radica en que es el rasgo principal relacionado con la organización de la Química.

CONCLUSIONES

La historia del descubrimiento de la tabla periódica es una historia de colaboración y competencia entre varios científicos de todo el mundo. Cada uno de ellos hizo una contribución importante al desarrollo de la tabla periódica, que es una de las herramientas más importantes de la química moderna. Los primeros intentos de clasificar los elementos se basaron en sus propiedades físicas, como el color, el estado de agregación y la solubilidad. Sin embargo, estas clasificaciones no eran muy satisfactorias, ya que no reflejaban las similitudes y diferencias químicas entre los elementos.

El desarrollo de la periodicidad química y la tabla periódica ha sido un proceso prolongado que se remonta 1787, año en el que se inició una búsqueda constante de encontrar un orden lógico de clasificación de las sustancias químicas conocidas hasta esa época; no fue, sino que hasta 1869 se publicó la primera tabla periódica de la clasificación sistemáticas de los elementos químicos, conocidos hasta ese momento. Esta tabla periódica se le atribuye al científico ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev. No obstante antes de Mendeléiev, científicos como: Lavoisier 1787 con el método de la nomenclatura, Prout 1816 con la "relación entre las gravedades específicas de los cuerpos en su estado gaseoso y los pesos de sus átomos", Dobereiner 1817 con la Ley de las Tríadas, Gmelin 1843, Pettenkofer 1850, William Odling 1857, Chancourtois 1862, Newlands 1866 con la Ley de las Octavas, Gustavus Detlef Hinrichs 1867 con la carta periódica radial, y Julius Lothar Meyer 1864 Teoría Química Moderna, estos son algunos personajes que sentaron las bases periódicas de la clasificación de los elementos químicos.

Si bien es cierto que a Dimitri Ivánovich Mendeléiev se le otorga el derecho de la tabla periódica, también existieron

científicos que aportaron en gran medida con nuevos descubrimientos y validaciones experimentales de propiedades químicas, como: El inglés Ernest Rutherford en 1911 la radioactividad, Niels Bohr en 1912 con el modelo de átomo nuclear, Moseley en 1914 realizó un aporte importante en la reformulación de la ley periódica, y Schrodinger en 1925 determinó el modelo de la mecánica ondulatoria el cual permite generar una serie de "números cuánticos (principal, secundario y magnético), estas propiedades fueron de gran importancia para conocer el comportamiento periódico de las sustancias químicas y en el desarrollo de la ciencias químicas modernas, y su aplicabilidad en muchos campos de la ciencias.

La tabla periódica ha continuado evolucionando desde la época de Mendeléiev. Los científicos han descubierto nuevos elementos y han mejorado nuestra comprensión de la química. Sin embargo, la estructura básica de la tabla periódica sigue siendo la misma que la que propuso Mendeléiev hace más de 150 años.

CONTRIBUCIÓN DE LOS AUTORES

Víctor Hugo González – Rivera: selección de la literatura relevante, análisis de la literatura, presentación de hallazgos relevantes de manera concisa y clara, desarrollo y revisión del manuscrito.

Verónica Andrade-Yucailla: revisión y redacción técnica del manuscrito.

Irene Elizabeth Hidalgo – Guerrero: selección de la literatura relevante, análisis de la literatura, presentación de hallazgos relevantes de manera concisa y clara, desarrollo y revisión del manuscrito.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Anderson, J. (1985). Rutherford and the nuclear atom. *Physics World*. 2(4), 28-33.
- Bascuñán Blaset, A. (2008). Antoine Laurent Lavoisier. El revolucionario. *Educ. quím.* vol.19 no.3. Disponible en: https://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0187-893X2008000300011
- Bellandi, F.; Fontal, B.; Reyes, M.; Suarez, T.; Contreras, T. (2005). Elementos químicos y su periodicidad. Universidad de Los Andes, Facultad de Ciencias, Departamento de Química. PP 100. Disponible en: http://www.saber.ula.ve/bitstream/handle/12345_6789/16751/elementos_quimicos.pdf?sequence=1&isAllowed=y
- Bellandi, R. (2004). La tabla periódica de los elementos. Ediciones RIALP.
- Bohr, N. (1913). On the constitution of atoms and molecules. *Philosophical Magazine*. 26(6), 476-502. Disponible en: <https://www.nba-old.nbi.dk/pdf/FILES/trilogypart3.pdf>

- Cao, Chang-Su; Hu, Han-Shi; Li, Jun; Schwarz, W. H. (2019). Physical origin of chemical periodicities in the system of elements. *Pure and Applied Chemistry*, 91(12), 1969–1999. doi:10.1515/pac-2019-0901
- Caron, J.-F.; Bourgault, J.-P.; & Paquin, J.-L. (2016). Du super-lourd dans la nouvelle table de Mendeleïev. *Revue Francophone des Laboratoires*, 481, 12-13. doi:10.1016/s1773-035x(16)30122-8
- Contreras, R. (2019). Tabla periódica de los elementos químicos: ciento cincuenta años de historia. *Avances en Química*, 14(1), 41-60. Disponible en: <https://www.redalyc.org/journal/933/93361139006/>
- Chang, R. (2010). “Química”. (10.^a ed.). McGraw-Hill. ISBN: 978-007-351109-2. Disponible en: https://www.academia.edu/33877662/Quimica_10ma_Edici%C3%B3n_Raymond_Chang
- Chang, R. (2021). Química. (11.^a ed.). New York: McGraw-Hill Education.
- Da Silva, S.; Matsushita, R. and Silva, M. (2019). A power law in the ordering of the elements of the periodic table. *Physica A*, doi: <https://doi.org/10.1016/j.physa.2019.123408>.
- De Regt, H. W. (1997). Erwin Schrödinger, Anschaulichkeit, and quantum theory. *Studies in History and Philosophy of Science Part B: Studies in History and Philosophy of Modern Physics*, 28(4), 461–481. doi:10.1016/s1355-2198(97)00017-8
- Dennis H. Rouvray. (2004). Elements in the history of the Periodic Table. 28(2), 69–74. doi:10.1016/j.endeavour.2004.04.006
- Eugen Schwarz, W.H. (2004). TOWARDS A PHYSICAL EXPLANATION OF THE PERIODIC TABLE (PT) OF CHEMICAL ELEMENTS. Achievements of the Previous Generations. DOI: 10.1007/978-94-017-0448-9_28. See discussions, stats, and author profiles for this publication at: <https://www.researchgate.net/publication/302435048>
- Garriz Ruiz, A. (2009). La enseñanza experimental y la clasificación de los elementos en los libros de texto franceses y alemanes de la primera mitad del siglo XIX. *Educ. quím*, vol.20 no.3. Disponible en: https://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0187-893X2009000300001
- Gmelin, L. & Watts, H. (1848). *Hand-book of chemistry*. Publicado: London, Printed for the Cavendish Society, Volumen 20.
- Hefferlin, R.; Campbell, R.; Gimbel, D.; Kuhlman, H., & Cayton, T. (1979). The periodic table of diatomic molecules—I an algorithm for retrieval and prediction of Spectro physical properties. *Journal of Quantitative Spectroscopy and Radiative Transfer*, 21(4), 315–336. doi:10.1016/0022-4073(79)90063-3
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2006). “Química inorgánica” (2.^a ed.). Pearson Educación, ISBN 13: 978-84-205-4847-0. Disponible en: https://www.academia.edu/77720590/Qu%C3%ADmica_inorg%C3%A1nica_2a_Edici%C3%B3n_Catherine_E_Housecroft_and_Alain_G_Sharpe
- Kaufman, T.S. (2012). Los que pudieron ser Mendeléiev y sus sucesores. intentos infructuosos de clasificación de los elementos y modificaciones notables a la tabla periódica de Mendeléiev. Libro *Civilization*, cap. 8.pdf. Disponible en: https://www.fbioyf.unr.edu.ar/evirtual/pluginfile.php/170221/mod_folder/content/0/Libro%20civilizacion%20cap.%208.pdf?forcedownload=1
- Labarca, M. y Zambon, A. (2013). “Una reconceptualización del concepto de elemento como base para una nueva representación del sistema periódico”. *Educ. quím.* 24(1), 63-70, © Universidad Nacional Autónoma de México, ISSN 0187-893-X. Disponible en: <https://www.elsevier.es/es-revista-educacion-quimica-78-articulo-una-reconceptualizacion-del-concepto-elemento-S0187893X13731975>
- Lavoisier, A.-L. (1789). *Traité élémentaire de chimie*. Paris: Cuchet. Disponible en: <https://library.si.edu/digital-library/book/traiteyeyeyement1lavo>
- Maar, J. H. & Maar, A. (2019). The Periodic Table and its Iconicity: an Essay. *Substantia*, 3(2) Suppl. 5: 29-48. doi: 10.13128/Substantia-582
- Machado, J. Tenreiro; Lopes, António M. (2019). A computational perspective of the periodic table of elements. *Communications in Nonlinear Science and Numerical Simulation*, 78(), 104883–. doi:10.1016/j.cnsns.2019.104883
- McKie, D. (1992). *Antoine Lavoisier: The father of modern chemistry*. Oxford University Press,
- Meyer, L. (1864). Die Natur der chemischen Elemente als Funktion ihrer Atomgewichte. *Annalen der Physik und Chemie*, 125(2), 394-423.
- Molina, M. y Palomeque-Forero, L. (2019). La tabla periódica como fundamento para el aprendizaje de la Química y la construcción de conocimiento. *Rev. Acad. Colomb. Cienc. Ex. Fis. Nat.* 43(167):285-290, abril-junio de 2019. doi: <http://dx.doi.org/10.18257/raccefyn.904>
- Moseley, H. G. J. (1913). The atomic number. *Philosophical Magazine*, 26(6), 476-502.

- Mugassabi, S. (2015). Schrödinger equation with Periodic potentials. OmniScriptum GmbH & Co. KG. ISBN: 978-3-659-69982-5. Disponible en: https://www.researchgate.net/publication/282974129_Schrodinger_Equation_with_Periodic_potentials
- Noval, V. y Carriazo, J. (2019). La periodicidad de los elementos y el desempeño de los materiales: un complemento para la comprensión de la tabla periódica. *Quim. Nova*, Vol. 42, No. 2, 232-236. <http://dx.doi.org/10.21577/0100-4042.20170340>
- Noval, V. y Carriazo, J. (2019). LA PERIODICIDAD DE LOS ELEMENTOS Y EL DESEMPEÑO DE LOS MATERIALES: UN COMPLEMENTO PARA LA COMPRENSIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA. *Quim. Nova*, Vol. 42, No. 2, 232-236. Disponible en: <http://dx.doi.org/10.21577/0100-4042.20170340>
- Ogilvie, M. C. (2013). *The history of chemistry*. Oxford University Press.
- Oliphant, O. K. (1987). *Nuclear physics: a concise history*. Oxford: Clarendon Press.
- Oliphant, S. M. L. E. (1987). *Rutherford*. *Endeavour*, 11(3), 133-136. doi:10.1016/0160-9327(87)90201-8
- Oxtoby, D. W.; Gillis, P. B., & Campion, A. (2020). *Principles of Modern Chemistry*. (6.^a ed.). Hoboken, NJ: Wiley.
- Peña Hueso, J. (2019). *Historia de la Tabla Periódica de los Elementos Parte III*. [Tesis doctoral, Universidad Complutense de Madrid]. Disponible en: https://bsqm.org.mx/pdf-boletines/V13/V13N2/BSQM191302_HistTablaPeri03.pdf
- Prout, W. (1815f). On the atomic weights of bodies. *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, 105, 443-474.
- Prout, W. (1816a) On the hypothesis that all the elements are composed of hydrogen. *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, 106, 293-336.
- Scerri, E. (2012). The periodic table: A very short introduction. *Educ. quím.*, 23(4), 482-483, 2012. © Universidad Nacional Autónoma de México, ISSN 0187-893-X.
- Scerri, E. (2019). The periodic table and the turn to practice. *Studies in History and Philosophy of Science*, 79(A), 108-126. <https://doi.org/10.1016/j.shpsa.2019.06.001>
- Scerri, E. R. (2012). *The periodic table: Its story and significance*. Oxford University Press.
- Scerri, Eric. (2017). El descubrimiento de la tabla periódica como un caso de descubrimiento simultáneo. *Epistemología e Historia de la Ciencia*, 2(1), 82-97. ISSN: 2525-1198. Disponible en: https://www.researchgate.net/publication/319090527_El_descubrimiento_de_la_tabla_periodica_como_un_caso_de_descubrimiento_simultaneo/link/599009c0a6fdcc10d810ee20/download?tp=eyJjb250ZXh0Ijp7ImZpcnN0UGFnZSI6InB1YmxpY2F0aW9uIiwicGFnZSI6InB1YmxpY2F0aW9uIn19
- Schindler, Samuel (2014). Novelty, coherence, and Mendeleev's periodic table. *Studies in History and Philosophy of Science Part A*, 45(), 62-69. doi:10.1016/j.shpsa.2013.10.007
- StatPoint Technologies, Inc. STATGRAPHICS Centurion XVI.I. 2023. <https://www.statgraphics.com/>
- THE SCHRÖDINGER EQUATION. (2007). *Ideas of Quantum Chemistry*, 55-89. doi:10.1016/b978-044452227-6/50003-x
- Vidueira Ferreira, J.; Silva Pinheiro, M.; Santos dos Santos, W., y da Silva Maia, R. (2016). Graphical representation of chemical periodicity of main elements through boxplot. *Educación Química*, 27, 209-216. <http://dx.doi.org/10.1016/j.eq.2016.04.007>
- Wiki-CeIBA, (2023). Portafolio de materiales, químicos y residuos. *Sustancias químicas*, Wiki-CeIBA, by Coordinación Editorial, disponible en: <https://ceiba.org.mx/elementos-tabla-periodica/>
- Wisniak, J. (2015). William Prout. Department of Chemical Engineering, Ben-Gurion University of the Negev, Beer-Sheva, Israel. *Educación Química*, 26(2), 162-172. Disponible en: <https://www.scielo.org.mx/pdf/eq/v26n2/v26n2a12.pdf>
- Wisniak, J. (2018). Louis Bernard Guyton de Morveau. *Revista Educación química*. DOI: <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2003.3.66247> Disponible en: <https://revistas.unam.mx/index.php/req/article/view/66247>