www.saber.ula.ve/avancesenquimica
Avances en Química, 14(1), 41-60 (2019)
Artículo divulgativo

Tabla periódica de los elementos químicos: ciento cincuenta años de historia

Ricardo R. Contreras*

Laboratorio de Organometálicos, Departamento de Química, Facultad de Ciencias
Universidad de Los Andes, Núcleo Pedro Rincón Gutiérrez, La Hechicera, Mérida -5101- Venezuela.

(*) ricardo@ula.ve

Recibido: 12/04/2019 Revisado: 22/04/2019 **Aceptado**: 29/04/2019
https://doi.org/10.53766/AVANQUIM/2019.14.01.01

Resumen

La tabla periódica de los elementos químicos constituye uno de los mayores esfuerzos por sistematizar las propiedades de los elementos químicos y, en consecuencia, las propiedades de las sustancias de las cuales se compone el universo. Detrás de la tabla periódica se encuentra el trabajo, meticuloso y organizado de varias generaciones de científicos que, desde diversas ramas del conocimiento y por varias centurias, se dedicaron a estudiar las propiedades de la materia y de los elementos de los cuales está constituida. El atomismo y la alquimia, la teoría atómica y la cuántica, las leyes y principios que describen el comportamiento químico y la reactividad, desarrolladas entre los siglos XVIII y XX, o el descubrimiento de elementos químicos y la determinación de los pesos atómicos (masas atómicas), fueron configurando el momento propicio para que, en 1869, Dmitri Mendeléiev propusiera, prácticamente al mismo tiempo que Julius Lothar Meyer, una tabla periódica para los elementos químicos, y su inmediata consecuencia, la ley periódica. En 2019, al celebrar el ciento cincuenta aniversario de la publicación de la tabla periódica de Mendeléiev, queremos contribuir con un artículo de divulgación que, sobre la base de una revisión de artículos y libros de texto, persigue ubicar al lector en los aspectos más resaltantes de la historia de la tabla periódica, tomando en cuenta que, seguir la evolución histórica de la tabla periódica de los elementos químicos, permite hacer un excelente recorrido por la historia de la química.

Palabras claves: química; historia de la química; elementos químicos; ley periódica.

Abstract

The periodic table of the chemical elements constitutes one of the greatest efforts to systematize the chemical properties of the elements and, consequently, the properties of the substances constituents of the Universe. Behind the periodic table is the meticulous and organized work of several generations of scientists who, from different knowledge areas and for several centuries, dedicated themselves to study the properties of matter and the elements of which it is constituted. Atomism and alchemy, the atomic and quantum theory, the laws and principles that describe chemical behavior and reactivity, developed between the eighteenth and twentieth centuries, or the discovery of chemical elements and the respective atomic weights (atomic mass), determined the precise moment so that, in 1869, Dmitri Mendeleev proposed, practically at the same time as Julius Lothar Meyer, a Periodic Table for the chemical elements, and its immediate consequence, the periodic law. In 2019, when celebrating the one hundred and fifty anniversary of the publication of Mendeleev's periodic table, we want to contribute with an article that, based on a review of articles and textbooks, allowing the reader to appreciate the most outstanding aspects in the history of the periodic table, taking into account that, following the historical evolution of the periodic table of chemical elements, offers an interesting journey through the history of the chemistry.

Keywords: Chemistry; History of chemistry; Chemical element; Periodic law

Introducción

El 20 de diciembre de 2017, durante la 74ª Reunión Plenaria, y en el marco de la 72ª Sesión de la Asamblea General de las Naciones Unidas, se adoptó la resolución que declaró el año 2019 como el "Año Internacional de la Tabla Periódica de Elementos Químicos" (*IYPT2019* por sus siglas en inglés). Esta decisión fue tomada sobre la base de las recomendaciones de la UNESCO[1], y tomando en cuenta que se cumplía el ciento cincuenta aniversario de la primera versión de la tabla periódica de los elementos químicos, publicada en 1869 por el científico ruso Dmitri Mendeléiev. En la resolución quedo establecido que: "*31. Proclama el año que comenzará el 1 de enero de 2019 Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos, a fin de concienciar a nivel mundial sobre las ciencias básicas y mejorar la educación en este ámbito, prestando especial atención a los países del mundo en desarrollo, con miras a mejorar la calidad de la vida cotidiana y, entre otras cosas, lograr futuros avances en materia de investigación y desarrollo* […]"[2].

La celebración del Año Internacional de la Tabla Periódica de Elementos Químicos se encuentra estrechamente ligada con los Objetivos de desarrollo sostenible[3], pues es natural pensar

que la tecnología y la innovación, que van de la mano con la química, son fundamentales para alcanzar las metas que se han propuesto en la agenda 2015-2030.

Por otra parte, es menester señalar la importancia que tiene la tabla periódica para la enseñanza de la química, especialmente si tomamos en cuenta que, para visualizar su evolución en el tiempo, debemos repasar buena parte de los principios, leyes y teorías que forman parte de la matriz disciplinaria del paradigma de la química. Adicionalmente, la tabla periódica de los elementos químicos tiene una valor especial desde un punto de vista epistemológico, tal y como lo viene reiterando el químico y filósofo de la ciencia Eric Scerri (1953-), que tiene una importante obra desarrollada en el tema[4,5,6,7]. La tabla periódica obviamente ocupa un lugar fundamental dentro de la filosofía de la química[8,9], que es una nueva rama de la filosofía de la ciencia.

Reiterando la importancia y la necesidad de enseñar y reflexionar sobre la tabla periódica de los elementos químicos, presentamos un artículo de divulgación que, sobre la base de una sistemática revisión de artículos y libros de texto, persigue ubicar al lector en los aspectos más resaltantes de la historia de la tabla periódica, tomando en cuenta que, seguir la evolución histórica de la tabla periódica de los elementos químicos, permite hacer un buen recorrido por la historia de la química.

Historia previa del sistema periódico de los elementos químicos

La concepción de "elemento" se remonta al pensamiento filosófico griego y establece que se trata de una sustancia fundamental de la cual está hecha toda la complejidad del mundo de lo cotidiano[10], y que no se puede descomponer más. Para los griegos, comenzando por Aristóteles (384-322 antes de J.C.), todas las cosas serían el resultado de mezclas de cuatro elementos: tierra, fuego, aire y agua. Siguiendo este esquema filosófico, pero con un giro más empirista, los alquimistas, haciendo primitivos experimentos, ven más allá del concepto filosófico de elemento, y llegan al concepto de "principio" como fundamento de las cosas. Teofrasto Paracelso (1493-1541), uno de los alquimistas más famosos, se inscribió en la idea de la existencia de "tres principios" fundamentales para las cosas: sal, azufre y mercurio[11]. En esta misma corriente de pensamiento, y tratando de buscar un "principio" para las cosas de la Naturaleza, se inscribe la hipótesis del "flogisto".

En 1669, el alquimista-químico alemán Johann Joachim Becher (1635-1682) sugirió que las sustancias térreas sólidas contienen tres elementos constitutivos: la *terra lapida* (tierra fija), la *terra mercurialis* (tierra fluida) y la *terra pinguis* (tierra oleácea), equivalente al azufre de los alquimistas. En 1703, el médico y químico alemán Georg Ernst Stahl (1660-1734) confirió a la *terra pinguis* de Becher el nombre de "flogisto" (del griego *phlox* que significa llama[12]), definido como el principio sulfúreo que animaba el calor en una combustión. En tal sentido, un metal sería una combinación de cal y flogisto que, cuando era expuesto al calor del fuego, liberaba el flogisto y quedaba como residuo la cal. Entonces, el flogisto era un elemento esencial de todos los cuerpos combustibles: aceites, carbón, grasas, madera, y otros combustibles que contenían cantidades de flogisto muy grandes. Luego, cuando un cuerpo se quemaba, el flogisto pasaba a la atmósfera o a cualquier otro cuerpo capaz de combinarse con él. La hipótesis o teoría de flogisto dominó por algún tiempo entre los siglos XVII y XVIII, hasta que la evidencia experimental comenzó a arrojar resultados contradictorios, pues resultó que algunas sustancias, al ser calentadas, no perdían sino que ganaban peso, una anomalía que terminó por derribar la teoría del flogisto.

El concepto de elemento químico será finalmente revisado por el químico-físico británico Robert Boyle (1627-1691), uno de los padres de la química[13], el cual enunció, en su obra maestra *The Sceptical Chymist* (El químico escéptico)[14] de 1661, una definición moderna para elemento como "una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples" y, por otra parte, que se podía combinar con otros elementos para formar compuestos más complejos. Boyle no llegará a enlazar el concepto de elemento químico con la teoría atomista, empero, dio un salto enorme al liberar a la química de la tesis de los cuatro elementos aristotélicos o los tres principios de Paracelso y, por otro lado, darle protagonismo a la experimentación como base del método científico.

Podemos decir sin ambages que el concepto de elemento químico se encuentra estrechamente imbricado al concepto de la química como ciencia moderna y, en tal sentido, debemos indicar que Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794), otro de los padres de la química moderna, en su *Traité élémentaire de chimie* (Tratado elemental de química) de 1789, señala que "*la química, experimentando con los diversos cuerpos de la naturaleza, tiene por objeto descomponerlos, de forma que se puedan examinar separadamente en las diferentes sustancias que entran en su combinación*"[15], y enumeró veintitrés sustancias "elementales". Por lo tanto, podríamos señalar que uno de los aspectos más generales de la química es que se ocupa de los elementos químicos que constituyen las sustancias, y de los principios (leyes, teorías) que determinan sus combinaciones.

Ya en 1783, Lavoisier había anunciado la renovación de la química y, junto a su esposa Marie-Anne Paulze Lavoisier (1758-1836), quien era su colaboradora y asistente de laboratorio, celebró el comienzo de la nueva química quemando los libros de Stahl y de los otros partidarios del flogisto. Lavoisier determinó que la combustión y la calcinación implicaban la combinación química del comburente con el oxígeno, debido a que el peso de los productos formados equivalía al peso de los materiales de partida. Estos resultados le permitieron establecer la "ley de la conservación de la materia".

El concepto que tenía Lavoisier acerca de la química ha sido tan fundamental que, doscientos años después, sigue vigente, tal y como se aprecia en la definición que sobre la química tiene la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales: "*estudio de la naturaleza, propiedades, y composición de las sustancias, las reacciones que tienen lugar entre ellas, así como las leyes, principios y teorías que las interpretan*"[16].

Los grandes principios rectores de la química moderna expuestos por Lavoisier en su obra, sirvieron de punto de partida al establecimiento de un conjunto de leyes fundamentales. En primer lugar, merece la pena mencionar la "ley de la proporciones recíprocas" (o equivalentes) de 1792, propuesta por el químico alemán Jeremías B. Richter[17] (1762-1807), la cual viene a ser uno de los principios básicos de la estequiometria[18]. La ley de la proporciones recíprocas señala que, cuando dos elementos distintos se combinan con un tercero para formar otros compuestos, lo hacen en cantidades que guardan las misma relación que cuando se combinan entre sí o, en todo caso, en un múltiplo o submúltiplo sencillo. Por otro lado, y en 1797, la "ley de las proporciones definidas" (o de la composición constante), desarrollada por el químico-físico británico William Prout (1785-1850), estableció que los elementos constitutivos de un compuesto están presentes en una relación ponderada fija. Ambas leyes permitieron a los químicos caracterizar nuevos compuestos o sustancias y, adicionalmente, nuevos elementos químicos, lo cual vino a reafirmar la validez de la "teoría atomista", a través de la cual se podía dar una justificación satisfactoria al porqué de esas leyes.

Desde los tiempos de Demócrito de Abdera[19] (460-370 antes de J.C.), la teoría atomista era considerada más una especulación filosófica que una teoría científica. Demócrito fue el primero en pensar en la existencia de una sola razón de ser para las cosas, es decir, un único principio indivisible del cual estarían compuestos todos los objetos animados e inanimados, el *á-tomo*[20]. No será sino hasta el Renacimiento y, especialmente con el surgimiento de la mecánica newtoniana en el siglo XVIII, que se retomaron los principios básicos de la teoría atomista. Isaac Newton (1643-1727) en su "*Principia*" (*Philosophiæ Naturalis Principia Mathematica*)[21], explicó la "ley de Boyle" (que afirmar que el volumen de un gas varía inversamente a su presión), utilizando un supuesto de naturaleza atomista, que los átomos del gas eran más o menos estacionarios, y se repelían mutuamente con una fuerza que variaba inversamente con la distancia[22]. En tal sentido, el matemático suizo-holandés Daniel Bernoulli (1700-1782), en 1738, supuso que los átomos del gas se hallaban en movimiento aleatorio y, en consecuencia, la presión del gas era resultado del impacto de los átomos en las paredes del recipiente que los contiene. El problema del atomismo dieciochesco era que consideraba que todos los átomos eran iguales, un argumento sobre el cual no se pueden explicar las diferencias en la reactividad química de los elementos y las sustancias que se componen de ellos.

Este último problema fue resuelto por el químico-físico británico John Dalton (1766-1844)[23] quien, en una intervención ante la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester en 1803, y posteriormente en su obra *A New System of Chemical Philosophy* (Nuevo sistema de filosofía química) de 1808, retomó el concepto de átomo en el sentido de partícula indivisible y única que correspondería a cada elemento químico[24]. Por lo tanto, un elemento químico está formado por una clase de átomos idénticos, y sería precisamente la naturaleza de estos átomos la que determinaría las propiedades del elemento químico. Luego, los átomos de un elemento difieren en tamaño, peso y número por unidad de volumen, de manera que, al formar un nuevo compuesto, cada átomo del primer elemento se uniría con un pequeño número (entero) del segundo elemento. Dalton propuso esto último cuando descubrió que, al combinar dos elementos para formar más de un compuesto, los pesos del elemento *X* que se combinan con cantidades fijas del elemento *Y*, mantenían siempre una relación numérica simple. En el caso específico de los óxidos de nitrógeno, encontró que las cantidades de oxígeno que se combinaban con nitrógeno, se encontraban en una proporción de 1:2:3, dando como resultado la "ley de las proporciones múltiples" de 1804[25]. Cuando Dalton propuso su teoría atómica, también propuso un sistema de símbolos (figura 1) para representar los compuestos químicos. En este sistema, los átomos eran simbolizados por círculos, grandes y pequeños, vacíos o llenos, de diferentes series de líneas, trazos o puntos[26,27].

A partir de la propuesta de Dalton, quedaba claro que los pesos equivalentes de los elementos químicos, y los pesos en que se combinan en un compuesto determinado, podrían ser determinados por medición directa y, lo más importante, que a partir de este tipo de experimentos se podría determinar el "peso atómico" de un elemento químico específico, conociendo cuantos átomos de un elemento se combinan con un solo átomo del otro.

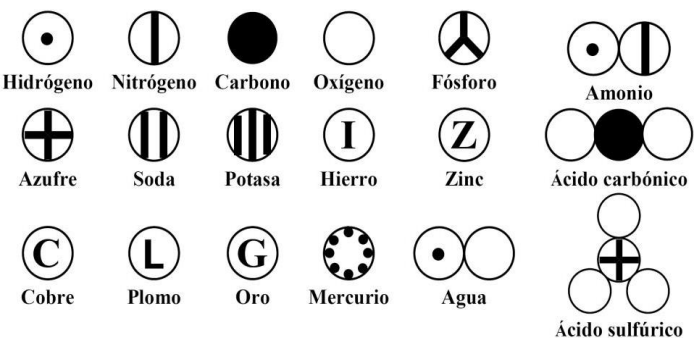

Fig. 1: Símbolos desarrollados por Dalton para algunos elementos químicos y sus compuestos más comunes. Es importante señalar que, originalmente, Dalton habla de "soda" haciendo referencia al "sodio", y "potasa" en el caso del "potasio"; por otro lado, el agua que indica tiene solo un átomo de oxígeno y un hidrógeno, y en el caso del amonio, un hidrógeno y un nitrógeno, mientras que su ácido sulfúrico tiene un azufre y tres oxígenos.

En este orden de ideas, el químico-físico francés Joseph-Louis Gay-Lussac[28] (1778-1850), en 1808, realizó un descubrimiento que arrojó luces sobre el número de átomos combinados en un compuesto químico. Realizando experimentos con gases[29], encontró que cuando estos reaccionan, los volúmenes de los gases que se combinan mantienen entre sí una razón numérica simple. En consecuencia, y de acuerdo a lo sostenido por Dalton, era lógico pensar que la razón volumétrica de dos gases que se combinan entre sí, fuera la misma que la razón en que se combinan sus átomos constituyentes. Esto último constituye un salto definitivo hacia un atomismo moderno[30] que ahora se sostenía, no solamente sobre bases filosóficas, sino que lo hacía sobre bases experimentales.

El desarrollo de un atomismo moderno llega a un momento crucial con el físico-químico italiano Lorenzo Romano Amedeo Avogadro (1776-1856)[31], conde de *Quaregna* y *Cerreto*, el cual en 1811 planteó que "volúmenes de distintos gases contienen el mismo número de partículas", siempre que se tenga las mismas condiciones de temperatura y presión. Aquí encontramos el origen de lo que posteriormente, en 1909, el físico francés Jean Perrin (1970-1942) llamó el "número de Avogadro".

La hipótesis de Avogadro[32] consideraba un número de pequeñas esferas duras moviéndose y chocando unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene, independiente de que se tratara de oxígeno o dióxido de carbono. Subyace en esta hipótesis un esfuerzo por dar luces acerca de la relación entre la naturaleza de los átomos (moléculas) en el estado gaseoso[33], aspecto considerado en la "ley de Gay-Lussac" de los volúmenes de combinación. Obviamente que la propuesta de Avogadro chocaba con los principios esbozados por Dalton, que señalaba que los distintos tipos de átomos diferían no solo en peso sino en tamaño y por tanto en el número por unidad de volumen.

Finalmente, las pruebas experimentales obligaron a Dalton a aceptar la ley de Gay-Lussac, pero siguió con reticencias acerca de la hipótesis de Avogadro. Es importante recordar que, en este momento de la historia de la química, todavía existían dudas al momento de entrar a definir átomos, moléculas y sus relaciones en el estado sólido, líquido o gaseoso, una cuestión que no solo involucra argumentos puramente químicos, sino que además tiene un trasfondo de orden filosófico (ontológico)[34].

Como se puede apreciar, una forma de expresar los pesos atómicos puede tomar como base un gas y, el más sencillo lógicamente es el hidrógeno, que se compone de los átomos más simples. Luego, los pesos atómicos se podían ordenar como números enteros del peso del hidrógeno tomado como unidad. De hecho, ya en 1815 William Prout había propuesto que los elementos se componían de un número discreto de átomos de hidrógeno y, en esa misma época, el químico escocés Thomas Thomson (1773-1852), partidario de la tesis de Prout, había llegado a aproximar los pesos atómicos que había determinado, de forma que fueran múltiplos enteros del peso del hidrógeno. Sin embargo, las investigaciones del químico sueco Jakob Berzelius[35] (1779-1848), y el belga Jean Stas (1813-1891), demostraban que los pesos atómicos de los elementos no eran en absoluto múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno, aunque se aproximaban.

De hecho, Berzelius en 1814, 1818 y, finalmente, en 1826, publicó[36] tablas de pesos atómicos que tenían cada vez mayor precisión, destacándose el trabajo que hizo con la serie de los tres óxidos de hierro conocidos, a los cuales adjudicó las fórmulas FeO, Fe_2O_3 y FeO_2, consistentes con un peso atómico de 56 del hierro. Es necesario mencionar que Berzelius, en 1815, fue el primero en introducir los modernos símbolos de los elementos químicos, utilizando simplemente la primera o las dos primeras letras del respectivo nombre en latín. Por ejemplo, "S" de *sulphuris* para el azufre, "Au" de *aurum* para el oro o "Fe" de *ferrum* para el hierro. De esta manera se fue imponiendo una tradición para nombrar los elementos químicos por su nombre histórico o tradicional, pero también por el nombre de minerales, de regiones o países, o de deidades de diversas mitologías, entre otros criterios[37,38,39]. Es interesante señalar que Dalton no aceptó esta propuesta de Berzelius pues, según él, utilizar letras le restaba la "belleza" aportada por sus símbolos, los cuales tenían implícita una especie de "equilibrio geométrico" que le iba muy bien a la nueva teoría atómica.

La aceptación de la hipótesis de Avogadro, la determinación de los pesos atómicos cada vez más exactos en la década de 1820 y los estudios acerca de la reactividad química, generaron un poderoso impacto tanto en la química orgánica como en la inorgánica. De hecho, parecía que los elementos encajaban en "grupos" o "familias", algo que avizoraba la posibilidad de una "clasificación" para los elementos químicos.

Para 1850 ya estaba mucho más claro el concepto de elemento químico y sus implicaciones y, adicionalmente, se manejaba con más aprovechamiento el concepto de "valencia" y "molécula", además de que se conocían las fórmulas empíricas de una cantidad importante de compuestos sólidos, líquidos y gaseosos. Seguían existiendo dudas sobre el atomismo, pero se reconocía la necesidad de identificar y caracterizar los elementos y los compuestos que podían formar, determinando con la mayor precisión los pesos atómicos, con la finalidad de manejar mejor las relaciones estequiométricas. En ese momento, el químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910) retomó la hipótesis de Avogadro al darse cuenta que suministraba una forma de medir los pesos atómicos y moleculares pues, encontrando el número de moléculas en el volumen de un gas determinado, a temperatura y presión constante (cero grados Celsius y presión atmosférica, "condiciones estándar"), podemos conocer el número de moléculas que están presentes en cualquier gas en las mismas condiciones.

A fin de determinar el peso de una molécula solo era necesario pesar el gas y dividir este valor entre el número de moléculas y, por ejemplo, estudiando al hidrógeno, se puede utilizar un volumen de gas correspondiente a dos gramos, puesto que la molécula de dihidrógeno contiene dos átomos del elemento. Siguiendo la hipótesis de Avogadro, el mismo volumen, pero esta vez de oxígeno, en las mismas condiciones de temperatura y presión, pesa treinta y dos gramos, y la evidencia química indicaba la presencia de dos átomos de oxígeno por molécula del gas. Ahora bien, como se trataba del mismo volumen del gas en ambos casos, tenemos por lo tanto el mismo número de moléculas, razón por la cual la conclusión era obvia, un átomo de oxígeno pesa dieciséis veces lo que un átomo de hidrógeno. Estamos ante una forma simple de determinar pesos atómicos y moleculares "relativos"; sin embargo, para poder conocer los pesos reales era necesario conocer ese número mágico que se desprendía de la hipótesis de Avogadro, un trabajo que involucró a Johann Loschmidt (1821-1895), Jean Baptiste Perrin (1870-1942) o Albert Einstein (1879-1955) entre otros[40].

Como se puede apreciar, para la década de 1860 estaban sentadas las bases para que, con la información existente sobre los elementos químicos, sus pesos atómicos y su reactividad química, se pudiera construir una clasificación de los elementos químicos en forma de tabla periódica. Esto es especialmente cierto, si tomamos en cuenta el progresivo avance en el descubrimiento de nuevos elementos químicos. Con anterioridad a 1700 se conocía el antimonio, arsénico, azufre, carbono, cobre, estaño, fósforo, hierro, mercurio, oro, plata y plomo. Entre 1700 y 1799 se descubrieron el berilio, bismuto, circonio, cloro, cobalto, cromo, estroncio, flúor, hidrógeno, itrio, manganeso, molibdeno, níquel, nitrógeno, oxígeno, platino, teluro, titanio, tungsteno, uranio y cinc. Entre 1800 y 1849, tenemos al aluminio, bario, boro, bromo, cadmio, calcio, cerio, erbio, iridio, lantano, litio, magnesio, niobio, osmio, paladio, potasio, rubidio, selenio, silicio, sodio, tántalo, torio, vanadio, y yodo. Y hasta 1869, se habían identificado el cesio, helio, indio, rodio, rutenio, talio, para un total de sesenta y tres elementos, un poco más de la mitad de los ciento dieciocho elementos conocidos para el momento de celebrar los ciento cincuenta años del sistema periódico de los elementos químicos en 2019.

Las tríadas de elementos de Dobereiner. 1829

Las primeras publicaciones en las cuales se hace referencia a la periodicidad química se pueden atribuir al químico alemán Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849), quien, en 1829[41] (aunque la propuesta general se remonta hasta 1817) señaló la existencia de unas "tríadas" de elementos químicos que, ordenando los elementos de manera creciente de acuerdo a sus pesos atómicos, permitían establecer correlaciones químicas. En tal sentido, una vez establecida una tríada, el elemento del medio parecía tener propiedades intermedias a los elementos de los dos extremos. La primera tríada incluía cloro, bromo y yodo, y en ella no solo se encontraba una progresividad en propiedades tales como color y reactividad, sino en peso atómico. En este caso, el peso atómico del bromo parecía estar justo en el medio entre el cloro y el yodo. Dobereiner, que también investigó en el área de la catálisis, consiguió proponer otras dos tríadas, la del calcio, estroncio y bario, y la correspondiente al azufre, selenio y teluro. En cada una de estas tríadas (figura 2) el peso atómico del elemento intermedio es aproximadamente el promedio de los pesos atómicos de los otros dos elementos y, adicionalmente, la densidad de ese elemento es aproximadamente el promedio de las densidades de los otros dos elementos. Con el tiempo se fueron proponiendo nuevas tríadas, empero, el éxito de la propuesta cayó rápidamente en la misma medida que se describían nuevos elementos químicos y sus propiedades pues, en la mayoría de los casos, no se podían construir tríadas tan evidentes.

Cl=35,5	…	**Br**=80	…	**I**=127
Ca=40	…	**Sr**=87	…	**Ba**=137
S=32	…	**Se**=78	…	**Te**=125

Fig. 2: Las tríadas de Dóbereiner, ordenadas de acuerdo a los pesos atómicos de los elementos.

Las catorce clases de elementos de Gibbs. 1845

En 1845, el médico y químico norteamericano Oliver Wolcott Gibbs (1822-1905), quien fue discípulo del célebre pionero de química orgánica Julius von Liebig[42], presentó una tesis doctoral intitulada: "*An Inaugural Dissertation on a Natural System of Chemical Classification*", trabajo que exponía un sistema de clasificación de elementos basado en analogías químicas[43]. Era obvio que Gibbs se inspiraba en las máximas de Carl Linneo, el creador de la clasificación de los seres vivos o taxonomía, y buscaba establecer un sistema, una especie de "taxonomía química" para los elementos químicos. En la propuesta de Gibbs (no se confunda con J. Willard Gibbs (1839-1903), fundador de la termodinámica) se ordenaban cincuenta y ocho elementos químicos en catorce familias o grupos que compartían modos de combinarse químicamente (reactividad), formas cristalinas (isomorfismo), y tipos de compuestos que podían formar dichos elementos. El trabajo de Gibbs apunta hacia la posibilidad de clasificar los elementos químicos en un "sistema", sobre la base que semejanzas en sus propiedades, algo que será fundamental como antecedentes de las propiedades periódicas.

Las relaciones de elementos químicos de Pettenkofer y Cooke. 1850

En 1850, el químico e higienista alemán Max J. von Pettenkofer[44] (1818-1901) propuso que entre elementos químicamente semejantes las diferencias de peso atómico, o eran constantes o eran múltiplos de una constante. Esta propuesta

sería equivalente a afirmar que entre dichos elementos los pesos atómicos siguen una progresión aritmética que depende del peso atómico inferior y de múltiplos de un número entero. De esta manera, en la serie oxígeno (16), azufre (32), selenio (86) y teluro (128), la diferencia es un múltiplo de 16. Este postulado fue también planteado por el químico norteamericano Josiah P. Cooke[45] (1827-1894), uno de los pioneros en la determinación de los pesos atómicos de los elementos químicos, quien adicionalmente llegó a señalar que quizá las triadas de Dobereiner formaban parte de un sistema más amplio, en el cual los elementos químicos presentaban una "ley" de naturaleza algebraica, que se expresaba en un orden creciente respecto de sus pesos atómicos. Esta afirmación constituye otro interesante precedente de lo que vendría a ser un "sistema periódico de los elementos químicos".

Los grupos de elementos de Odling. 1857

El químico británico William Odling[46] (1829-1921), en 1857, propuso ordenar los elementos químicos conocidos para la época en trece grupos[47,48] (figura 3), 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. El trabajo de Odling, quien entre 1848 y 1875 ocupó importantes cargos en la Sociedad de Química de Londres, es una de las primeras aproximaciones a lo que puede denominarse como una "tabla periódica".

El tornillo telúrico de Chancourtouis. 1862

El geólogo y químico de origen francés, Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820-1886), propuso en 1862 un sistema en el cual los elementos químicos estaban ordenados en una línea continua y de forma creciente de acuerdo a su peso atómico[49]. Esta línea se enrolla alrededor de un cilindro o tornillo derecho, en un ángulo de 45° desde la parte superior, una disposición que permitía alinear elementos análogos en las mismas líneas verticales dibujadas en la superficie del cilindro[50]. La primera vuelta completa, a lo largo de 360°, comprendió todos los elementos hasta el oxígeno y, la siguiente vuelta, los elementos desde el flúor al azufre, y así sucesivamente hasta que los cincuenta y nueve elementos conocidos para ese momento, se distribuían en forma de espiral a lo largo de la superficie de un cilindro. Este arreglo vendría a ser una especie de "sistema periódico bidimensional", en el cual cada vuelta contiene dieciséis elementos, lo que tiene mucho sentido si se toma como referencia al oxígeno, de peso atómico igual a 16 (figura 4). El nombre de tornillo telúrico toma en cuenta que, en latín, *tellus* hace referencia a la Tierra, el globo terrestre o el suelo, el lugar de donde se extraen la mayoría de los elementos y, por otro lado, es el teluro el elemento químico que se encuentra en el centro del tornillo.

La espiral de elementos de Hinrichs. 1855

De manera similar a Chancourtouis, pero en 1855, el filósofo

Grupo	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	Cu=63,5
XI	Mo=96	V=137	W=184	Ta=138		
XII	Hg=200	Pb=207	Ag=108			
XIII	Pd=106,5	Pt=197	Au=196,5			

Fig. 3: 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.

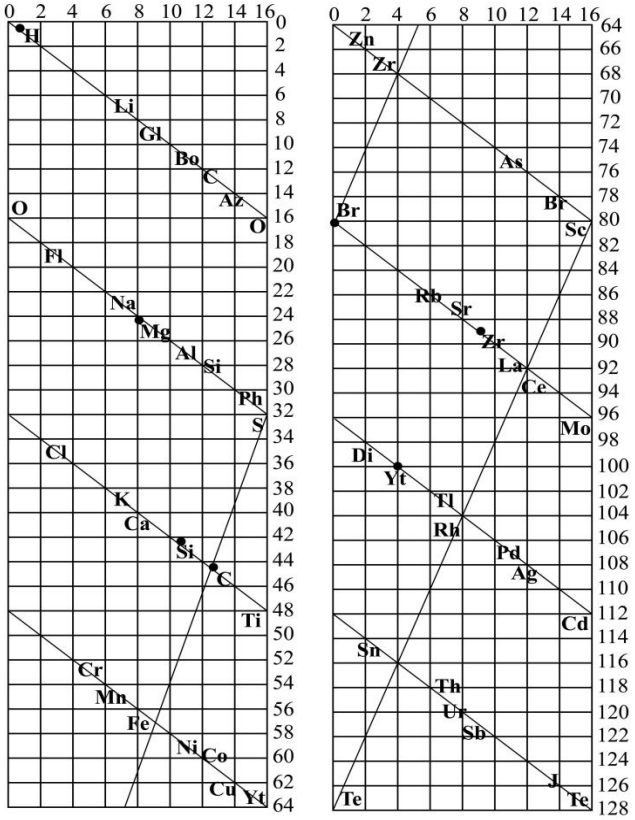

Fig. 4: Representación del tornillo telúrico[50]. Chancourtouis utilizó el nombre de ázoe, con el símbolo "Az", para referirse al nitrógeno, N. también utilizó "Di", correspondiente al didimio, descubierto en 1841 por Carl G. Mosander (1797-1858), y que resultó ser una mezcla de praseodimio (Pr) y neodimio (Nd). También utilizó el "Fl" para el flúor y "J" para el iodo.

y químico de origen alemán Gustavus Detlef Hinrichs (1836-1936) planteó ordenar los elementos químicos en una línea en forma de espiral, siguiendo un orden creciente de sus pesos atómicos. El mayor problema a la propuesta de Hinrichs era la hipótesis que tenía para el origen de los elementos químicos y sus implicaciones[51]. Según Hinrichs, los elementos químicos estarían compuestos de unidades muy pequeñas a las cuales dio el nombre de "*pantogen*"[52], 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. Como se puede intuir, su hipótesis era más filosófica que química, probablemente inspirada en tradiciones herméticas o alquímicas. Hinrichs, un poliglota que hablaba con facilidad danés, francés, alemán, italiano y obviamente inglés, tenía una personalidad muy particular, podría decirse que excéntrica, lo que le causó dificultades entre sus colegas a lo hora de compartir y discutir sus ideas; sin embargo, su premisa fundamental, la posibilidad de construir un sistema de clasificación periódico para los elementos químicos, no deja de ser un antecedente valioso en la historia de la tabla periódica de los elementos químicos.

En la espiral de elementos de Hinrichs[53] (figura 5), los radios marcan las familias (fosfoides, cloroides, calcoides, cuproides, sulfoides, entre otros) y en las intersecciones de la espiral se ubican los elementos en particular. 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.

Las octavas de elementos de Newlands. 1864-1866

Dos años después de la publicación del tornillo telúrico de Chancourtouis, en 1864, el químico británico John Alexander Reina Newlands (1837-1898), ante la Sociedad de Química de Londres, señaló que era posible ordenar los elementos químicos en una "tabla", con ocho columnas compuestas de siete elementos, dispuestos según un orden creciente de su peso atómico, en cuyo caso colocaba en evidencia que las propiedades de los elementos que quedaban en las filas horizontales tenían la tendencia a ser similares[54]. Esto asoma la posibilidad de introducir un concepto de "familia" o "grupo" al cual corresponderían las columnas. Desafortunadamente, mientras en unas columnas los elementos eran similares, en otras ocurría todo lo contrario y, en tal sentido, muchos químicos llegaron a pensar que Newlands solo trataba de demostrar una coincidencia y no propiamente una tendencia. Estas imprecisiones hicieron que su trabajo fuera calificado como poco serio y expuso a una situación embarazosa ante la comunidad científica del momento.

Entre 1865 y 1866, y utilizando las pesos atómicos determinados por Cannizzaro[55], Newlands procedió a hacer correcciones a su primera propuesta, construyendo una tabla de sesenta y dos elementos que (figura 6), si bien es cierto todavía presentaba dificultades, tenía mucho más claras las relaciones entre grupos y familias de elementos químicos[56]. 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 una "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).

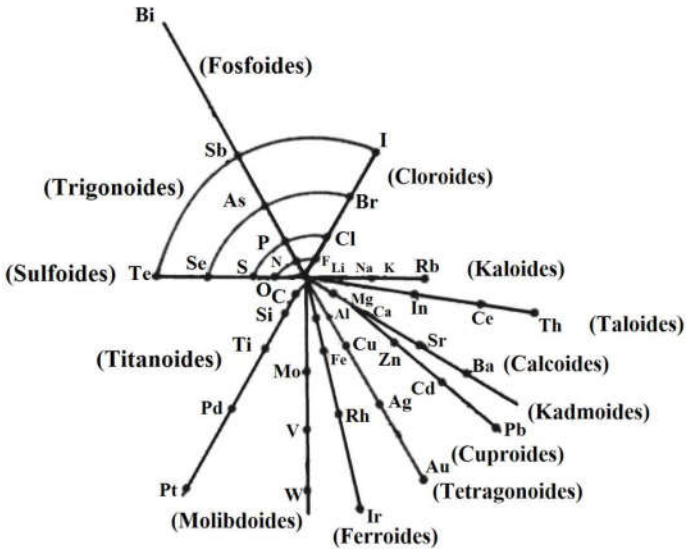

Fig. 5: La espiral de Hinrichs. Se aprecian los elementos constitutivos de las familias de las trece familias de elementos: fosfoides, cloroides, kaloides, taloides, calcoides, kadmoides, cuproides, tetragonoides, ferroides, molibdoides, titanoides, sulfoides, trigonoides.

I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
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
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba & V	45	Hg	52
Bo	4	Al	11	Cr	18	Y	25	Ce & La	33	U	40	Ta	46	Tl	53
C	5	Si	12	Ti	19	Ln	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Pb	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di & Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro & Ru	35	Te	43	Au	49	Th	56

Fig. 6: Tabla de Newlands de 1865, desarrollando la ley de las octavas. Newlands utilizó, además del símbolo "Di", el "Bo" para el boro (B), y "Ro" para el rodio (Rh). A causa de la cercanía de sus pesos atómicos, que para la época no había sido determinadas con exactitud, agrupó el cobalto con el níquel, el cerio con el lantano, el didimio con el molibdeno, el rodio con el rutenio, el platino con el iridio y, adicionalmente, el bario con el vanadio. Es importante señalar que, el número que aparece junto al símbolo del elemento corresponde solo al orden interno o propio que Newlands adoptó en la construcción de sus octavas, no se debe confundir, ni con el peso atómico, ni mucho con el número atómico pues, para la fecha, este último ni siquiera se había postulado.

Con las octavas, se sugería una especie de "armonía química", con todas las implicaciones químicas, pero también filosóficas. Con este sistema, Newlands fue el primero en hacer "predicciones" de propiedades de elementos químicos, algunas acertadas, como la existencia de un elemento ubicado entre el silicio y el estaño, de peso atómico 73, que hoy corresponde al germanio (Ge, 72,61 *uma*), una predicción compartida con Mendeléiev, pero también algunas equivocadas, como la de que existía un elementos situado entre el paladio y el platino[57,58].

La tabla de elementos de Meyer. 1860

A mediados de la década de 1860, una década de oro para la tabla periódica de los elementos químicos, en paralelo a los trabajos de Newlands y de Mendeléiv, el médico y químico de origen alemán Julius Lothar Meyer[59] (1830-1895), publicó una tabla de elementos químicos que, si bien es cierto estaba muy incompleta, viene a definir el sistema periódico de los elementos químicos. En la primera edición de su libro *Modernen Theorien der Chemie* de 1864[60], Meyer incluyó una tabla periódica parcial de veintiocho elementos (un poco más de la mitad de los conocidos para ese momento), en orden creciente de su peso atómico y alineados en columnas según su valencia. En 1868, mientras preparaba una segunda edición de su libro, Meyer desarrolló una tabla más completa que no publicó[61], lo cual favoreció a Mendeléiev, que efectivamente lo hizo en 1869. Finalmente, en 1870 publicó, en una importante revista de la época (*Annalen der Chemie und Pharmacie* editada por Justus von Liebig), un trabajo más completo, que incluía una gráfica de volumen atómico versus peso atómico[62] (figura 7), donde se pone de manifiesto la "periodicidad" de esa propiedad elemental, así como una tabla periódica que algunos consideran que tenía ventajas sobre la tabla periódica de 1869 de Mendeléiev.

En su trabajo, Meyer consideraba que existía una relación entre el volumen ocupado por determinados pesos fijos de los elementos químicos. En esas condiciones, cada peso contenía el mismo número de átomos de su elemento, lo cual implicaría que la razón de los volúmenes de los diversos elementos era equivalente a la razón de los volúmenes de los átomos simples que componían a dichos elementos y, en tal sentido, se podía hablar de "volúmenes atómicos". Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos, se obtenía un gráfico donde la curva alcanzaba valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio. Cada tramo entre un máximo o mínimo co respondería a una columna en la tabla de elementos, y entre columnas también variaban otras propiedades físicas, además del volumen atómico. En la tabla de Meyer (figura 8), que incluía cincuenta y seis elementos químicos, el hidrógeno es un caso especial y en la segunda y tercera columna aparecen siete elementos, con una tendencia a seguir la ley de las octavas de Newlands. Sin embargo, en las siguientes columnas se demostraba claramente que no se podía obligar a que la ley de las octavas de Newlands se cumpliera estrictamente a lo largo de toda la tabla de elementos.

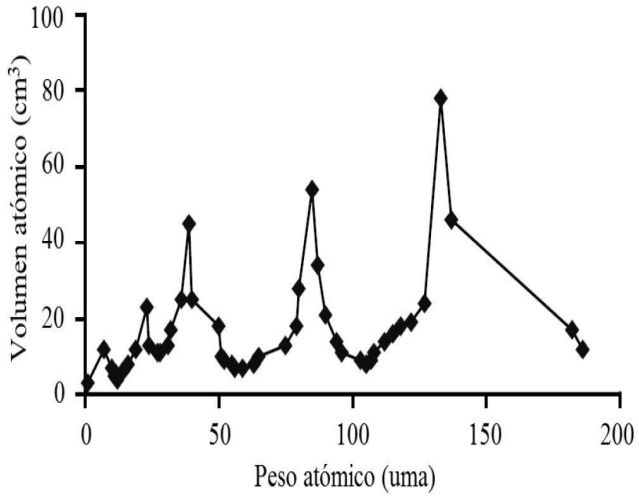

Fig. 7: Curva periódica de volúmenes atómicos de Lothar Meyer.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B=11,0	**Al**=27,3		…		?**In**=113,4	**Tl**=202,7	
			…		…		…	
	C=11,97	**Si**=28		…		**Sn**=117,8		**Pb**=206,4
			Ti=48		**Zr**=89,7		…	
	N=14,01	**P**=30,9		**As**=74,9		**Sb**=122,1		**Bi**=207,5
			V=51,2		**Nb**=93,7		**Ta**=182,2	
	O=15,96	**S**=31,98		**Se**=78		**Te**=128?		…
			Cr=52,4		**Mo**=95,6		**W**=183,5	
…	**F**=19,1	**Cl**=35,8		**Br**=79,75		**J**=126,5		…
			Mn=54,8		**Ru**=103,5		**Os**=198,6?	
			Fe=55,9		**Rh**=104,1		**Ir**=196,7	
			Co=Ni=58,6		**Pd**=106,2		**Pt**=196,7	
Li=7,01	**Na**=22,99	**K**=39,04		**Rb**=85,2		**Cs**=132,7		…
			Cu=63,3		**Ag**=107,66		**Au**=196,2	
?**Be**=9,3	**Mg**=23,9	**Ca**=39,9		**Sr**=87,0		**Ba**=136,8		…
			Zn=64,9		**Cd**=111,6		**Hg**=199,8	

Fig. 8: Tabla periódica de Meyer de 1870. El sistema contempla nueve columnas.

La tabla periódica de elementos o el sueño de Mendeléiev. 1869

En el *annus mirabilis* de 1869, el químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiv (1834-1907) publicó en Alemania su ensayo "*Über die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente"* o "Sobre las relaciones de las propiedades con los pesos atómicos de los elementos"[63], en el cual proponía ordenar los elementos químicos en orden creciente de su peso atómico, y tomando en cuenta también el criterio de la valencia, de manera similar a como lo había propuesto Meyer. De hecho, se podría decir que el descubrimiento de latabla periódica de elementos químicos se hizo prácticamente al mismo tiempo[64] por Meyer y Mendeléiv, algo similar a lo que ocurrió con el cálculo infinitesimal[65]. En esta tabla periódica de 1869 (figura 9), los sesenta y tres elementos químicos conocidos se agrupaban en seis grupos o columnas, y dentro de cada una los elementos tenían la misma valencia. El "sistema periódico"[66] propuesto por Mendeléiv tenía una fortaleza adicional, y era su capacidad de "predecir". En tal sentido, tuvo que dejar unos espacios vacíos en su tabla, por no encontrar elementos que tuviesen las propiedades que correspondían a ese grupo.

En la construcción de sistema periódico, Mendeléiev se vio obligado a colocar un elemento de peso atómico ligeramente superior delante de otro de peso atómico inferior. Así, el teluro (128 y valencia 2) hubo de ser colocado por encima del yodo (127; valencia 1), lo cual mantenía al teluro ocupando la columna de valencia 2 y el iodo en la columna de valencia 1. Una vez ubicados los elementos químicos, de manera natural se encontraba que aquellos que tenían propiedades semejantes, quedaban uno debajo del otro en un orden prodigioso.

			Ti=50	**Zr**=90	**?**=180	
			V=51	**Nb**=94	**Ta**=182	
			Cr=52	**Mo**=96	**W**=186	
			Mn=55	**Rh**=104,4	**Pt**=197,4	
			Fe=56	**Ru**=104,4	**Ir**=198	
			Ni=Co=59	**Pd**=106,6	**Os**=199	
H=1			**Cu**=63,4	**Ag**=108	**Hg**=200	
	Be=9,4	**Mg**=24	**Zn**=65,4	**Cd**=112		
	B=11	**Al**=27,4	**?**=68	**Ur**=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	**J**=127		
Li=7	**Na**=23	**K**=39	**Rb**=85,4	**Cs**=133	**Tl**=204	
		Ca=40	**Sr**=87,6	**Ba**=137	**Pb**=207	
		?=45	**Ce**=92			
		?Er=56	**La**=94			
		?Yt=60	**Di**=95			
		?In=75,6	**Th**=118?			

Fig. 9: Tabla periódica de Mendeléiev de 1869. De manera similar a la tabla de Newlands utilizó símbolos como el "Di", correspondiente al didimio y, por otro lado, utilizó "J" para el iodo o "Ur" para el uranio, al que asigna una peso atómico de 116, pero que en la tabla de 1871 corrigió asignándole 240.

El éxito del trabajo de Mendeléiev se debe a que, en su tabla periódica mejorada y publicada de 1871 (figura 10), hacía predicciones de las propiedades y valores de constantes fisicoquímicas de unos elementos desconocidos hasta entonces, correspondientes a los espacios vacíos presentes en la misma.

Estas vacantes se encontraban debajo del boro, del aluminio y del silicio. Entonces, se predice la existencia del "eka-boro" de peso atómico igual a 45, que vendría a ser el escandio (Sc), descubierto en 1879. El "eka-aluminio" de peso atómico igual a 68, sería el galio (Ga), descubierto en 1875; y el "eka-silicio", de peso atómico igual a 70, que será el germanio (Ge) descubierto en 1886. Mendeléiev utilizó el prefijo "eka-", de origen eslavo/sánscrito, para indicar que se trataba de un elemento que se encontraba un lugar por debajo del elemento conocido en su tabla periódica.

Serie	Grupo I - R_2O	Grupo II - RO	Grupo III - R_2O_3	Grupo IV RH_4 RO_2	Grupo V RH_3 R_2O_5	Grupo VI RH_2 R_2O_3	Grupo VII RH R_2O_7	Grupo VIII - RO_4
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 **Ni**=59, **Cu**=63
5	(**Cu**=63)	**Zn**=65	**?**=68	**?**=72	**As**=75	**Se**=78	**Br**=80	
6	**Rb**=85	**Sr**=87	**?Yt**=88	**Zr**=90	**Nb**=94	**Mo**=96	**?**=100	**Ru**=104, **Rh**=104 **Pd**=104, **Ag**=108
7	(**Ag**=108)	**Cd**=112	**In**=113	**Sn**=118	**Sb**=122	**Te**=125	**J**=127	
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	…	…

Fig. 10: Tabla periódica de 1871. Mendeléiev hizo un cambio de filas por columnas, equivalente a girar en noventa grados la tabla de 1869, con lo cual quedó la estructura de grupos (columnas) y períodos (filas) que corresponde a la moderna tabla periódica de los elementos químicos. Esta tabla periódica también hace alusión a la reactividad química de un elemento "R" y, debajo de cado grupo se indica la capacidad para formar óxidos R_nO_m o hidruros R_xH_y, en función de la valencia.

Adicionalmente, en la tabla periódica de 1871, Mendeléiev mejoró la localización de algunos elementos cuya ubicación no era satisfactoria. Reubicó al plomo como homólogo del estaño, separándolo así del bario y cerca del bismuto, como lo había hecho Meyer (figura 8). Cambió la posición del uranio, que estaba en el grupo del boro, corrigiendo su peso atómico (240 uma) y lo llevó al grupo del oxígeno, justo debajo del tungsteno. Cambió el peso atómico del indio y lo situó en el grupo III del boro, como Meyer había hecho un año antes. También el cesio, lantano y torio fueron cambiados de lugar y pasaron al grupo IV del carbono, gracias a una corrección de sus pesos atómicos. De esta forma, cambió los ocho elementos de transición que en la propuesta anterior habían quedado por debajo y separados del resto. No obstante, algunos de ellos como itrio, erbio o didimio, quedaban con pesos atómicos aún no muy bien definidos. Esta tabla periódica también hace alusión a la reactividad química de un elemento "R" y, debajo de cado grupo se indica la capacidad para formar óxidos R_nO_m o hidruros R_xH_y, en función de la valencia.

Es muy importante recalcar que, en la tabla periódica de 1871, Mendeléiev hizo un "cambio de filas por columnas", equivalente a girar en noventa grados hacia la derecha la tabla de 1869. Esta modificación transformó significativamente el sistema periódico, dándole la forma definitiva, sobre la base de grupos (columnas) y períodos (filas), que es el de punto de partida de la moderna tabla periódica de los elementos químicos. Así mismo, tiene como consecuencia una "ley periódica" pues, según Mendeléiev, "*las propiedades de los cuerpos simples así como las formas y las propiedades de los compuestos de los elementos se encuentran en dependencia periódica de los pesos atómicos de los elementos*"[67]. Con la referencia a "cuerpo simple", se hace alusión a una sustancia compuesta por átomos de igual carga nuclear, es decir, átomos de un mismo elemento químico. Se podría entonces decir que se consideró la ley periódica como un reflejo de profundas regularidades en la estructura interior de una sustancia. En tal sentido, Mendeléiev "*escribió en su obra «Fundamentos de química»: "… la ley periódica no solo abrazó relaciones mutuas de los elementos, sino que dio cierta definición al estudio las formas de compuestos formados por elementos, nos permitió ver la regularidad en los cambios de las propiedades físicas y químicas de los cuerpos simples y complejos. Semejantes relaciones dan la posibilidad de predecir las propiedades de los cuerpos simples y complejos no estudiados aún con el experimento, y por eso preparan el suelo para la construcción de la mecánica atómica y molecular*"[68].

El sistema periódico de Mendeléiev estaba profundamente atado al peso atómico, lo cual significaba un problema a la hora entrar a predecir propiedades entre elementos que poseían peso atómico muy similares. Esto no era una dificultad entre el cobalto (58,933 uma) y el níquel (58,693 uma), ambos elementos metálicos, pero sí tenía serias implicaciones en el caso del argón (39,948 uma) y el potasio (39,098 uma). En consecuencia, si los elementos estuviesen ordenados solode acuerdo al aumento del peso atómico, el argón aparecería en la posición ocupada por el potasio, lo cual alteraría todo el esquema periódico ya descubierto. Semejantes discrepancias, sugirieron que otra propiedad fundamental, diferente al peso atómico, era la base de la periodicidad observada y, posteriormente se encontraría que esta propiedad era el "número atómico". De aquí en adelante, seguirían estudios sistemáticos para el establecimiento de un sistema periódico mucho más consistente.

La tabla periódica de los elementos químicos. 1871-1940

En 1894, el químico escocés William Ramsay (1852-1916) y el físico británico John William Strutt (1842-1919), tercer lord Rayleigh, reportaron en la reunión anual de la *British Association for the Advancement of Science* (Asociación Británica para el Avance de la Ciencia), el descubrimiento de un nuevo elemento, un componente de la atmósfera, el argón, cuyo nombre, de origen griego hace alusión a su inercia química. Poco tiempo después, y analizando la huella espectral de un gas, también poco reactivo y previamente reportado en 1888 por el químico y geólogo alemán William Francis Hillebrand (1853-1925), el químico británico William Crookes (1832-1919) y su connacional el astrónomo Joseph Norman Lockyer (1836-1920), propusieron otro nuevo elemento, el helio, cuyo nombre hacía referencia al Sol (*helium*), pues su espectro atómico había sido observado durante un eclipse solar en 1868 por el químico británico Edward Frankland (1825-1899). El descubrimiento de estos nuevos elementos gaseosos e inertes[69], provocaba un problema al sistema de propuesto por Mendeléiev, no existía lugar para ellos en la tabla periódica. La cuestión se zanjó creando un nuevo grupo (columna), para los que pasaron a llamarse "gases inertes" un grupo que se completó en 1898 con el descubrimiento del neón, el kriptón y el xenón, gracias al trabajo del propio Ramsay junto a su coterráneo el químico Morris W. Travers (1872-1961). Esto vendría a ser otro paso importante en la construcción definitiva de la forma de la tabla periódica moderna.

Es importante señalar que el descubrimiento de la radioactividad[70], en París en el año 1896, por el físico francés Antoine-Henri Becquerel (1852-1909), permitió el descubrimiento de otros elementos químicos y, por lo tanto, la configuración de la moderna tabla periódica de los elementos químicos. Los nuevos elementos radioactivos, entre ellos el radio y el polonio, descubiertos por la química y física polaco-francesa Marie Curie (1867-1934), se desintegraban en otros elementos más ligeros que, a su vez, pudieron ser aislados y caracterizados mediante técnicas de análisis químico. De esta manera se pudo confirmar un interesante supuesto, que los elementos estaban conectados genéticamente. En tal sentido, ya a mediados del siglo XX, se habían propuesto tres arboles familiares de elementos que estaban conectados mediante la desintegración radioactiva natural, la serie del torio, del uranio y del

actinio[71], a la cual se agregará una cuarta, la serie del neptunio, de origen sintético.

El fenómeno de la radioactividad vino a darle un impulso particular al atomismo y, para comienzos del siglo XX, ya se estaba trabajando en una "teoría atómica", sobre la base de la evidencia experimental y la herramienta matemática disponible. En ese sentido, el sistema periódico se iba enriqueciendo pues se esclarecían y se daba un piso teórico a muchas de las propiedades periódicas. El modelo atómico desarrollado por el físico británico Joseph John Thomson (1856-1940), propuesto en 1904[72], el de 1911 del fisicoquímico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937)[73] y, posteriormente, el modelo atómico propuesto en 1913[74] por el físico danés Niels Bohr (1885-1962), ya permitían hablar de átomos con electrones y un núcleo con protones y neutrones. Finalmente, pasados dos lustros, una teoría más acabada, el modelo mecánico-cuántico postulado por el físico y filósofo austríaco-irlandés Erwin Schrödinger (1887-1961) en 1926[75], vendrá a ser la columna vertebral de un modelo atómico definitivo. Esta última teoría explicará exitosamente las bandas observadas en los espectros electrónicos de los elementos químicos y resolvería las inconsistencias del atomismo moderno. Luego, la física atómica suministró a los químicos nuevos materiales: en primer lugar las versiones radioactivas de los elementos conocidos y, posteriormente, nuevos elementos más pesados que el uranio, que configuraron un nuevo perfil para la tabla periódica.

La transición hacia una moderna tabla periódica de elementos químicos pasaba necesariamente por ordenar, ya no sobre la base de pesos atómicos, sino utilizando una característica atómica mucho más apropiada, que diferenciara claramente entre un elemento y otro, se trataba del "número atómico". El trabajo pionero en el establecimiento del número atómico[76] se debe al físico y químico británico Henry Moseley (1887-1915) quien, en 1913[77,78] , publicó los resultados de un interesante experimento con rayos X. Sus resultado indicaban que al hacer incidir un haz de rayos X sobre un elemento químico, los átomos de éste emitirán rayos X cuya longitud de onda es característica de ese elemento y, adicionalmente, demostró que las longitudes de onda de los rayos X emitidos respondían a una fórmula que daba como resultado un número entero y específico para cada elemento. Mosley demostró que este número concordaba con el número de cargas positivas (protones) presentes en el átomo del elemento, lo que llamó "número atómico". A partir de este trabajo se deduce la "ley de Moseley", según la cual, la raíz cuadrada de la frecuencia de una línea correspondiente a una determinada serie, en un espectro de rayos X de un elemento químico, es aproximadamente proporcional a la diferencia entre el número atómico del elemento y una constante que es función exclusiva de la serie.

El año 1913 puede ser considerado un hito en la historia de la tabla periódica[79], especialmente si tomamos en cuenta que se publicaron los trabajo de Bohr y de Moseley, junto con la definición del concepto de "isótopo"[80,81] por parte del químico británico Frederick Soddy (1877-1956), y su ley de desplazamiento radioactivo, todo lo cual vendrá a dar un renovado impulso y un cambio paradigmático al sistema periódico.

Si se ordenaban los elementos químicos en función del número atómico[82] (al cual se asignó el símbolo "*Z*"[83]), se eliminaban las imprecisiones en la ubicación de los elementos y, en consecuencia, se podía ordenar mucho más correctamente los elementos en grupos (columnas) y períodos (filas). Este paso tendría consecuencia fundamentales para el paradigma del sistema periódico, por una parte se modificaba la ley periódica que ahora sería: "las propiedades de los elementos muestran una recurrencia periódica, siempre que se ordenen de acuerdo con sus números atómicos crecientes"[84] y, por otro lado, se producía, desde un punto de vista de la filosofía de la ciencia, una auténtica revolución científica[85], tal y como lo describe el filósofo de ciencia norteamericano Thomas Kuhn[86]. Siguiendo la propuesta kuhniana, podemos decir que, una vez acumuladas las anomalías, el viejo paradigma del sistema periódico, basado en ordenar los elementos químicos en función de los pesos atómicos, entró en crisis, y lo hacía en la misma medida que se descubrían nuevos elementos químicos y se determinan con mayor precisión los pesos atómicos. La crisis del viejo sistema persistió hasta que, finalmente, y sobre la base del concepto emergente de "número atómico", se reconstruye el sistema periódico, conservando del viejo paradigma todo lo que era inconmensurable (grupos, períodos, propiedades periódicas, otros conceptos).

Para la década de 1920, ya se estaba desarrollando una nueva tabla periódica que tomaba en cuenta, además del número atómico, la "estructura electrónica" de los átomos. En tal sentido, y en 1921, Bohr escribe a la revista *Nature*[87] haciendo una serie de consideraciones sobre cómo varían las propiedades de los elementos químicos con el número atómico, pero introduciendo consideraciones de la "teoría cuántica", pues los electrones de un átomo se estarían arreglando de manera distinguible y, ordenando ahora los elementos de acuerdo a su número atómico creciente, los grupos y períodos iban tomando forma más claramente. Al llenar las orbitas con los electrones, la capa exterior del átomo, su número y su ubicación parecían determinar las propiedades químicas[88]. En este trabajo, Bohr hace mención específica al grupo de los gases inertes (helio, argón, kriptón, xenón), algunos grupos de metales (hierro, paladio y platino) y a la familia de las tierras raras, agrupados en función de su configuración electrónica.

En ese mismo año, el químico británico Charles R. Bury (1890-1968), citando el trabajo de Bohr y basado en la teoría de Langmuir[89] de 1919, publicó un artículo donde hace mención a un "primer período largo", constituido por la familia de los "elementos (metales) de transición" (la primera serie de transición) constituida por titanio, vanadio, cromo, manganeso, hierro, cobalto, níquel y cobre, describiendo su ubicación en la tabla periódica[90]. Así mismo, hace mención al "período

de las tierras raras". En este importante trabajo, Bury construye una tabla periódica (figura 11) que ya tiene la forma moderna, pero que, sin embargo, recuerda el trabajo previo del químico suizo, padre la química de coordinación, Alfred Werner (1866-1919), quien en 1905 propuso una tabla periódica[91].

En el trabajo de Bury, se ve con claridad la relación de las configuraciones electrónicas con los períodos y con los grupos, asegurando que el máximo número de electrones en cada "capa" es proporcional al área de su superficie (obviamente visualiza capas esféricas), y las capas pueden contener un máximo de 2, 8, 18 y 32 electrones. Las capas están relacionadas con el período, de modo que, por ejemplo, el sodio tiene dos electrones en su primera capa, ocho en su segunda y uno en su tercera capa, llegando a arreglar esa configuración como "2,8,1", con lo cual satisface su número atómico de 11. Es interesante observar como Bury se detiene a observar el número de electrones en la última capa, y empieza a correlacionar con su estabilidad o, mejor, con su reactividad química. Subyace en el trabajo de Bury lo que el futuro será el concepto de "capa de valencia", y que vendrá a definir las propiedades químicas de los elementos de un grupo.

Entre 1922 y 1930[92] se hicieron varias propuestas sobre la forma de construir la tabla periódica de los elementos químicos, en muchas de ellas se observa un esfuerzo por incorporar el mayor número de información sobre cada elemento (número atómico, valencias), pero también se nota una preocupación por hacer que los químicos, físicos, ingenieros y otros científicos o profesionales, la pudieran manejar con facilidad en el laboratorio y en el salón de clases. Es decir, se nota una preocupación por la enseñanza de la química utilizando la tabla periódica como una herramienta instruccional.

En 1924, Henry D. Hubbard (1870-1943), miembro de la Oficina Nacional de Normas de EE.UU. (*U.S. Bureau of Standards*), recogió la información existente sobre la tabla periódica, y publicó lo que se conocerá como la "forma corta o condensada" de la tabla periódica[93,94]. Esta versión, en for mato de 140 cm x 100 cm, por varias décadas fue distribuida y colocada en las paredes de aulas de clase y laboratorios de escuelas superiores y universidades de los Estados Unidos. Esta tabla periódica incluía, además del número atómico, el peso atómico y la configuración electrónica. Con el tiempo se fueron incorporando a la tabla los nuevos descubrimientos y datos físicos relevantes de cada elemento.

En 1930 (aunque existen versiones previas), el químico norteamericano Horace G. Deming (1885-1970), profesor de la Universidad de Nebraska, en un libro de química general, publicó una versión de la tabla periódica[95] (figura 12) que tiene el perfil de la actual tabla. Dominaban en la tabla dos tipos de grupos "A" o "B", según la configuración electrónica del elemento, lo cual generó ahora la posibilidad de tener "subgrupos" 0, IA hasta VIIA y B.

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 llegará a un perfil definitivo que, tal y como la señala Laurence S. Foster, en un artículo de 1939[96], apuesta por hacer que esta sea la forma definitiva adoptada para la moderna tabla periódica de los elementos químicos (figura 13), con los subgrupos 1a (IA) hasta 7a (VIIA), 8, 1b (IB) hasta 7b (VIIB) y subgrupo 0 o de los gases inertes.

0	1	2	3	4	5	6	Variable	3	4	5	6	7	Variable	1	2	3	4	5	6	7	8
	H																				He
He	Li														Be	B	C	N	O	F	Ne
A	Na														Mg	Al	Si	P	S	Cl	A
	K	Ca						Sc													
									(Ti	V	Cr	Mn	Co	Ni	Cu)							
																					Kr
Kr	Rb	Sr						Y	Zr	Cb	Mo	43									
													(Ru	Rh	Pd)						
															Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Xe	Cs	Ba	La																		
				(Ce ..... Yb)																	
								Lu	72	Ta	W	75	(Os	Ir	Pt Au)						
																Hg	Tl	Pb	Bi	Po	85	Nt
Nt	87	Ra	Ac	Th	Bv	U																

Fig. 11: Tabla periódica de Bury de 1921. En esta versión hace énfasis a los períodos y las configuraciones electrónicas. Aparece un periodo largo en cual se encuentra los metales del titanio al cobre, a los cuales llama elementos de transición. Deja espacios para el elemento de número atómico 43, el tecnecio, descubierto por Perrier Segre en 1937, para el elemento 72, el hafnio, descubierto en 1932 por D. Coster y G. von Hevesey, también para el elemento 87, el eka-cesio, que corresponderá al francio (Fr), descubierto en 1939 por la física francesa Marguerite C. Perey (1909-1975) y, al final del grupo de los halógenos, para el elemento 85, el astato (At), sintetizado por primera vez en 1940 por los físicos norteamericanos Dale R. Corson (1914-2012), Kenneth R. MacKenzie (1912-2002) y el físico italo-norteamericano Emilio G. Segrè (1905-1989) en la Universidad de Berkeley (California), bombardeando el bismuto con partículas alfa. Bury utiliza en su tabla el símbolo argón simplemente como "A", del nitón (*niton*) "Nt" para el radón (Rn) y, adicionalmente el símbolo del brevio (*brevium*) "Bv" para el proctactinio (Pa).

A								B			A						
0	I	II	III	IV	V	VI	VII	Transición			I	II	III	IV	V	VI	VII
								H									
He	Li	Gl	B											C	N	O	F
Ne	Na	Mg	Al											Si	P	S	Cl
A	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Cb	Mo	Ma	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
Xe	Cs	Ba	*	*	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	?
Rn	?	Ra	Ac	Th	Pa	U											

Fig. 12: Tabla periódica con el estilo de Deming de 1930. Con asterisco se indica el lugar para las tierras raras. En esta versión de la tabla no se asignó un sitio específico al hidrógeno, sino que se indica que puede estar ubicado tanto con el grupo del litio como con los gases nobles. Deming utilizó el símbolo del glucinio "Gl", para referirse al berilio, Be, el símbolo del masurio (*masurium*) "Ma", para el tecnecio, Tc, y el símbolo del colombio (*columbium*) "Cb", para el niobio, Nb. Deja espacios para el francio (Fr), debajo de cesio y para astato (At), debajo del iodo. En esta tabla se aprecia la asignación de los grupos "A" o "B", según la configuración electrónica del elemento, lo cual generó ahora la posibilidad de tener "subgrupos" 0, IA hasta VIIA y el subgrupo B de los metales de transición.

	1a	2a	3a	4a	5a	6a	7a	8	1b	2b	3b	4b	5b	6b	7b	Gases inertes
Período																
I	H 1															He 2
II	Li 3	Be 4									B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
III	Na 11	Mg 12	Elementos de transición								Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
IV	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26 Co 27 Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
V	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44 Rh 45 Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
VI	Cs 55	Ba 56	La [58-70] *Lu 57 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76 Ir 77 Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	85	Rn 86
VII	87	Ra 88	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92										

** Tierras raras	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Il 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70

Fig. 13: Tabla periódica publicada por Foster de 1939[85]. Indica el lugar para el período de las tierras raras, en este caso los lantánidos, entre el lantano (La) y el lutecio (Lu), pero mantiene los elementos del actinio (Ac) y hasta el uranio (U), que en versiones posteriores serán tratados junto con las tierras raras. Como se puede apreciar, utiliza el símbolo del ilinio (*illinium*) "Il" para el prometio (Pm). En esta versión de la tabla se ubicó al hidrógeno con los metales alcalinos en el subgrupo "1a" y, de manera similar a Deming, deja espacios para el francio (Fr, Z = 87) y para astato (At, Z = 85). También se indica con claridad el número del subgrupo y del período, pero de manera más elaborada, pues establece los subgrupos 1a hasta 7a, el subgrupo 8, y los subgrupos 1b hasta 7b.

La moderna tabla periódica de los elementos químicos. 1940-2019

A partir de la década de 1940, en los cursos de química general e inorgánica fueron apareciendo varios estilos de tablas periódicas, pero destacan la "forma corta o condensada" similar a la publicada por Hubbard (figura 14) y la "forma larga o expandida"[97] (figura 15), similar a la propuesta por Deming. Según se trataba del aula de clases o el laboratorio, la forma corta o la forma larga eran utilizadas, aunque progresivamente la forma larga cobro importancia por razones pedagógicas. Sin embargo, muchas otras formas o estilos de tabla periódica fueron apareciendo en la literatura original en química[98,99] (figura 16), algunos autores estiman muy probable que alrededor de unas setecientas versiones[100], y se hicieron llamados para una estandarización de la estructura o el estilo de presentar la tabla periódica[101], cosa que no ocurrirá sino hasta la década de 1980 y de la mano de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*IUPAC* por sus siglas en inglés).

Históricamente, los elementos de la tabla periódica fueron estudiados agrupados en dos grandes grupos: metales y no-metales, al que se sumó un tercero, los semimetales o metaloides[102,103,104] (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio y teluro). En las tablas periódicas modernas se comenzó a colocar una línea gruesa y escalonada para dejar indicado la transición entre los metales y los no-metales, que da lugar a ubicar los metaloides.

Ahora bien, el esfuerzo que hicieron los Aliados en la Segunda Guerra Mundial, ejemplificado en el proyecto Manhattan[105], dio como resultado un salto cuantitativo en el desarro-

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1 H							2 He		
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni
	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd
	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt
	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac**							

*6	58 Ce	59 Pr	69 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
**7	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Fig. 14: Tabla periódica moderna forma "corta" o condensada. Con el estilo de la tabla de Hubbard, se puede apreciar que se intercaló a los elementos de transición, razón por la cual, en esta forma de la tabla periódica, no es tan evidente la asignación de los subgrupos utilizando la notación con letras "A" y "B", pues en el 4to, 5to y 6to, es necesario extender dos columnas adicionales para intercalar ocho de los diez elementos de transición, que siguen en una fila adicional luego del níquel, del paladio y del platino. En esta versión se deja indicado el lugar para los catorce elementos de la serie de los lantánidos y de la serie de los actínidos, que salen como filas separadas del conjunto original.

	grupo	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
período	1																	1 H	2 He
	2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
	3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
	4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
	5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
	6	55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
	7	87 Fr	88 Ra	89 Ac**	104 Ku														

*Lantánidos	58 Ce	59 Pr	69 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
**Actínidos	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Fig. 15: Tabla periódica moderna forma "larga" o expandida. De manera similar a la tabla estilo Deming, describe con claridad los subgrupos y períodos, asignando un lugar separado a los lantánidos y actínidos, pero formando parte del 6to y 7mo períodos respectivamente. En esta tabla se prefirió ubicar al hidrógeno con los halógenos, posteriormente prevalecerá el criterio de la configuración electrónica y será colocado en el subgrupo IA del litio. Es importante señalar también que el subgrupo 0, correspondiente a los gases inertes, también fue denominado como grupo VIIIA. En esta tabla aparece el símbolo de kurchatovio (*kurchatovium*) "Ku", que posteriormente será sustituido por el nombre recomendado por la IUPAC, el rutherfordio (Rf, Z = 104).

llo de la física y la química nuclear, lo cual determinó el descubrimiento de una serie de nuevos elementos químicos de naturaleza radioactiva que seguían al uranio, nace la serie de elementos transuránicos, los actínidos, propuestos en 1944 por el físico nuclear norteamericano Glen Seaborg (1912-1999), y posteriormente agrupados a partir del actinio. El trabajo de Seaborg con plutonio desde el Laboratorio de Metalurgia de la Universidad de Chicago, tuvo una repercusión fundamental en el proyecto Manhattan, y sus investigaciones con los elementos transuránicos[106], fueron determinantes para el descubrimiento de diez elementos de esta serie: plutonio (1941), americio (1944), curio (1944), berkelio (1949), californio (1950), einstenio (1952), fermio (1952), mendelevio (1955), nobelio (1958), todos actínidos y, adicionalmente, el elemento Z = 106, nombrado en su honor como seaborgio (1974). En consecuencia, las tierras raras ahora contemplaban dos series, la de los lantánidos o lantanoides (una serie de catorce elementos, desde el cerio, Z= 58, hasta el lutecio, Z = 71) y la los actínidos o actinoides (la serie de catorce de elementos desde Z = 90, torio, hasta Z = 103, laurencio).

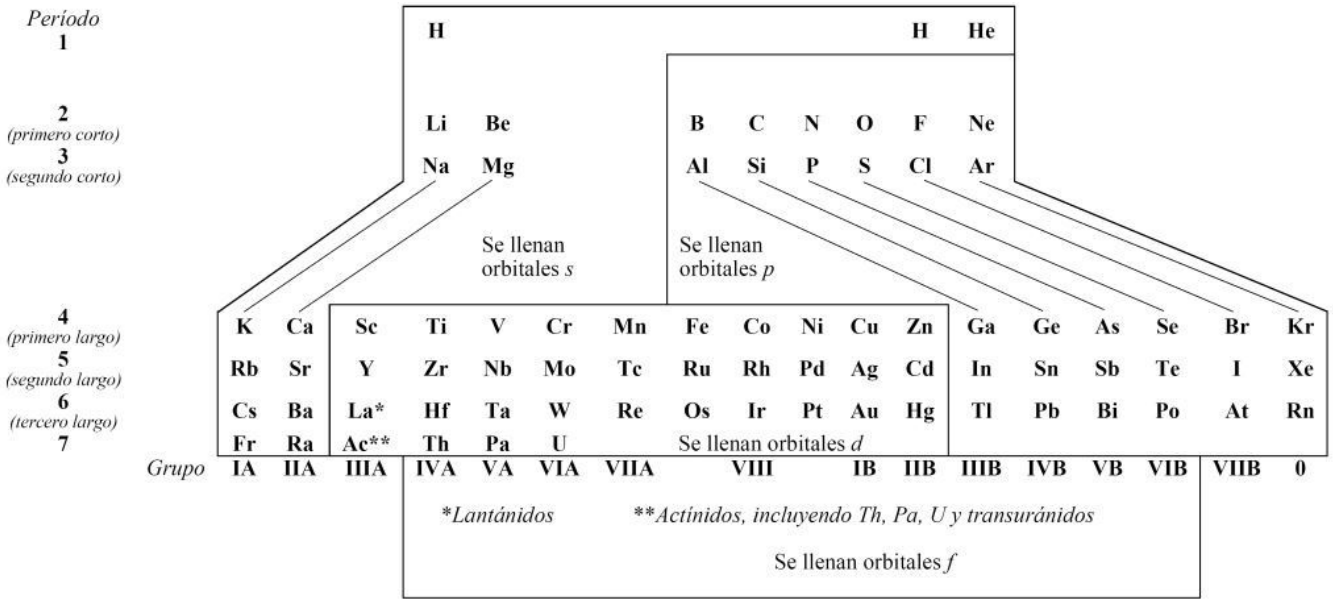

Fig. 16: Tabla de clasificación de elementos[107]. Esta versión de la tabla periódica, y una muy similar de forma piramidal, inspirada en la clasificación de elementos de Bohr[108] de 1922, utiliza el concepto de periodos cortos y largos e introduce un espacio para los elementos transuránidos (transuránicos), como parte de las tierras pero con su propio lugar al lado de los lantánidos, los actínidos. Similar que en la tabla de Deming, pero de manera explícita, se ubicó el hidrógeno en dos sitios a la vez, con los metales alcalinos y con los halógenos, considerando que tiene propiedades químicas de ambos.

Como se puede apreciar en las modernas tablas periódicas (figura 14), posteriores a 1940, generalmente aparecen tres períodos "cortos", 1ro, 2do y 3ro, el primero solo está compuesto por dos elementos, el segundo y el tercero por ocho. Los períodos restantes son "largos", dos de ellos, 4to y 5to, tiene dieciocho elementos, mientras que el 6to, tienes 32 elementos, solo que normalmente se le restan las catorce tierras raras de la serie lantánida, razón por la cual, en la práctica aparece también con dieciocho. El 7mo era el "período inacabado" y, entre 1969 y 2011, constituyó un terreno fértil para la investigación de los compuestos "translaurencio", con Z = 104 y hasta Z = 118. Cada uno de los períodos, con excepción del primero, inicia con un metal alcalino (Li, Na, K, Rb, Cs o Fr) y termina con un gas noble (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), al cual le precede un halógeno (F, Cl, Br, I, At). Cuando se pasa del litio al flúor, del sodio al cloro, del potasio al bromo, del rubidio al iodo o del cesio al astato, ocurre una disminución de las propiedades metálicas o, en otras palabras, se incrementan las propiedades no-metálicas. De allí que surja naturalmente el grupo de los no-metales, a partir del boro. El gas noble es el punto de inflexión, pues separa un no-metal del metal y abre el siguiente período.

En el primer período, además del helio, hay solo un elemento, el hidrógeno; sin embargo, la posición de este último seguía sin resolverse, pues reunía las propiedades metálicas y no-metálicas. Se encuentran versiones de la tabla que ubican al hidrógeno en el grupo IA de los metales alcalinos, en el grupo 0 (VIIIA) de los gases inertes o, inclusive, en el grupo IVA del carbono. Finalmente, la IUPAC decide mantener al hidrógeno ubicado en el grupo IA[120].

El cuarto y quinto período, a diferencia de los dos primeros, poseen "intercalados" a diez elementos de transición. A continuación del segundo elemento del 4to período, el calcio, se encuentran los diez elementos de la "primera serie de transición", del escandio al cinc, a partir de los cuales siguen los seis elementos del grupo principal, del galio al kriptón. De la misma manera, en el 5to período, luego del estroncio, se encuentra la "segunda serie de transición", constituida por los diez elementos que van desde el itrio hasta el cadmio. La presencia de estas dos series de metales de transición entre un metal alcalino-térreo y un no-metal, esto es, entre potasio y bromo, y entre rubidio y iodo, con dieciséis elementos entre ellos, en lugar de cinco, como en el caso de litio y flúor, o sodio y cloro de los períodos cortos, implica que en el cuarto y quinto período, los elementos vecinos se diferencian menos uno del otro que en el caso del segundo y tercer período. Esto es especialmente cierto si tomamos en cuenta que en la serie de magnesio-azufre la combinación de electrones más externos (de valencia) no es igual que en la serie escandio-cinc o itrio-cadmio pues, en estos últimos toma en cuenta los electrones del nivel (n-1)*d* y del n*s*.

Los períodos sexto y séptimo tienen "intercalaciones dobles"; siguiendo al segundo elemento del 6to período, el bario, encontramos los diez elementos de la "tercera serie de transición", del lantano al mercurio, sin embargo, después del lantano, a su vez, están intercalados los catorce elementos de la serie de los lantánidos, desde el cerio (Z = 58) hasta el lutecio (Z = 71). Luego del lutecio se retoma de nuevo la tercera serie de transición a partir del hafnio al mercurio y, a

continuación, los restantes seis elementos del grupo principal del sexto período, desde el talio hasta el radón. El séptimo período ha sido el protagonista más reciente de los cambios de la tabla periódica; a continuación del radio, tiene intercalados los diez elementos: actinio (Ac, $Z = 89$), rutherfordio (Rf), dubnio (Db), seaborgio (Sg), bohrio (Bh), hassio (Hs), meitnerio (Mt), darmstadtio (Ds), roentgenio (Rg), copernicio (Cn) y, a su vez, intercalada luego del actinio, se encuentra la serie de los actínidos, desde el torio (Th, $Z = 90$) hasta el laurencio (Lw, $Z = 103$). Después del laurencio, se retoma de nuevo la serie desde el rutherfordio hasta el copernicio, a partir del cual comienza el grupo de seis elementos con los cuales se completó en 7mo período de la moderna tabla periódica. Originalmente, la IUPAC en 1978[109], a través de la Comisión para la Nomenclatura de la Química Inorgánica, sugirió para estos elementos un nombre sobre la base de que estos elementos tiene $Z > 100$, en tal sentido aparecían como ununtrio (Uut, 113), ununquadio (Uuq, 114), ununpentio (Uup, 115), ununhexio (Uuh, 116), ununseptio (Uus, 117) y, finalmente, ununoctio (Uuo, 118). En 2012[110], la IUPAC sugirió otro nombre para el ununquadio, que paso a ser el flevorio (Fl), descubierto en 1999 y nombrado en honor del físico nuclear ruso Gueorgui N. Fliórov (1913-1990), fundador del Instituto Central de Investigación Nuclear de Dubná, (ICIN, Rusia), institución clave para el descubrimiento de varios elementos translaurencio. Así mismo, el ununhexio, descubierto en 2000, paso a ser el livermorio (Lv), en honor del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore (*Lawrence Livermore National Laboratory*), en Livermore, California, EE.UU. En 2016[111,112], la IUPAC hizo lo propio con los elementos restantes, el ununtrio pasó a ser nihonio (Nh), en honor del instituto RIKEN de Ciencias Naturales de Japón, cuyos investigadores identificaron el elemento en 2015. El ununpentio ahora sería el moscovio, haciendo referencia a la provincia de Moscú, región a la que pertenece la ciudad de Dubná, donde se encuentra el ICIN en el cual se descubrió dicho elemento en 2004. Así mismo, el ununseptio, fue denominado originalmente teneso (Ts) (originalmente traducido al español como tenesino), por Tennessee (EE.UU.), lugar de ubicación del Laboratorio Nacional Oak Ridge donde, en 2015, se realizó su descubrimiento. Finalmente, el ununoctio, con el cual se cierra el 7mo período y por lo tanto una etapa crucial en la evolución de la tabla periódica y de la historia de la química, terminó por llamarse oganesón (Og), en honor del físico ruso Yuri Ts Oganesián (1933-), director científico del ICIN donde, en 2006, se produjo este elemento mediante la colisión de iones de ^{249}Cf y ^{48}Ca.

Una vez completado el 7mo período de la tabla periódica (figura 17) es natural cuestionarse sobre la posibilidad de encontrar elementos con $Z > 118$[113] o, lo que es lo mismo, cual es futuro de la tabla periódica. De acuerdo con Seaborg[114,115], se podrían obtener elementos químicos sintéticos hasta con $Z = 125$, lo cual apunta a un 8vo período ($119 < Z < 172$) que abriría con un elemento "eka-francio", y tomando en cuenta algunas consideraciones de naturaleza atómica[116], estaríamos frente a un grupo de "superactínidos" ($Z > 121$), en los cuales una capa con electrones "*g*" hagan su aparición.

En conclusión, la evolución de la tabla periódica seguirá y aportará nuevos retos para los químicos de los próximos tiempos.

Forma sugerida para la tabla periódica de los elementos químicos

Como hemos visto, el arreglo de los elementos químicos en períodos implica naturalmente la construcción de columnas, grupos o familias. La presencia de las series intercaladas de diez elementos de transición en el 4to, 5to, 6to y 7mo período, y las dobles intercalaciones de catorce elementos en el 6to y 7mo período implican la construcción de "subgrupos".

Desde la década de 1920, y a partir de la tabla de Deming, se hicieron varios intentos de construir una nomenclatura para los subgrupos. Se les asignó un número romano seguido de una letra "A" o una "B" (figura 15). La primera columna, encabezada por el litio (hidrógeno) corresponde al subgrupo IA, la segunda columna del berilio al IIA, luego pasamos a las columnas del grupo principal, el subgrupo del boro, que le corresponde el IIIA, el subgrupo del carbono o IVA, el subgrupo del nitrógeno VA, el del oxígeno VIA, hasta el subgrupo de flúor con el VIIA, finalmente el grupo de los gases inertes, subgrupo "0" o VIIIA. A los elementos de transición se les asignó la letra "B", entonces tenemos el subgrupo IIIB del escandio, IVB del titanio, VB del vanadio, VIB del cromo y VIIB del manganeso, los subgrupos del hierro, cobalto y níquel estarían agrupados en el subgrupo VIIIB, y el subgrupo del cobre sería el IB, mientras que el subgrupo del cinc vendría a ser el IIB. Desafortunadamente, al mismo tiempo que se desarrolló esta nomenclatura comenzaron los problemas de interpretación[117] y, por ejemplo, los elementos que en Estados Unidos pertenecían al subgrupo VIA, en Europa eran el subgrupo VIB. Esta situación llevó a la necesidad de buscar una forma definitiva o, mejor, un "formato recomendado" para la tabla periódica de los elementos químicos.

El tema del formato a seguir para la tabla periódica fue abordado en la década de 1980 por comités de la IUPAC y de la Sociedad Americana de Química (ACS por sus siglas en inglés). En 1983 ya se tiene un consenso[118,119] y, finalmente, para 1988 se llega a una convención en donde se asignan los números del 1 al 18 a las columnas, de izquierda a derecha, un sistema con ventajas obvias[120]. De esta manera, desde la década de 1990 y hasta el presente, la IUPAC ha venido actualizando una versión de la tabla periódica (figura 17) que tiene mucho del estilo Deming, y corresponde a la versión larga o extendida.

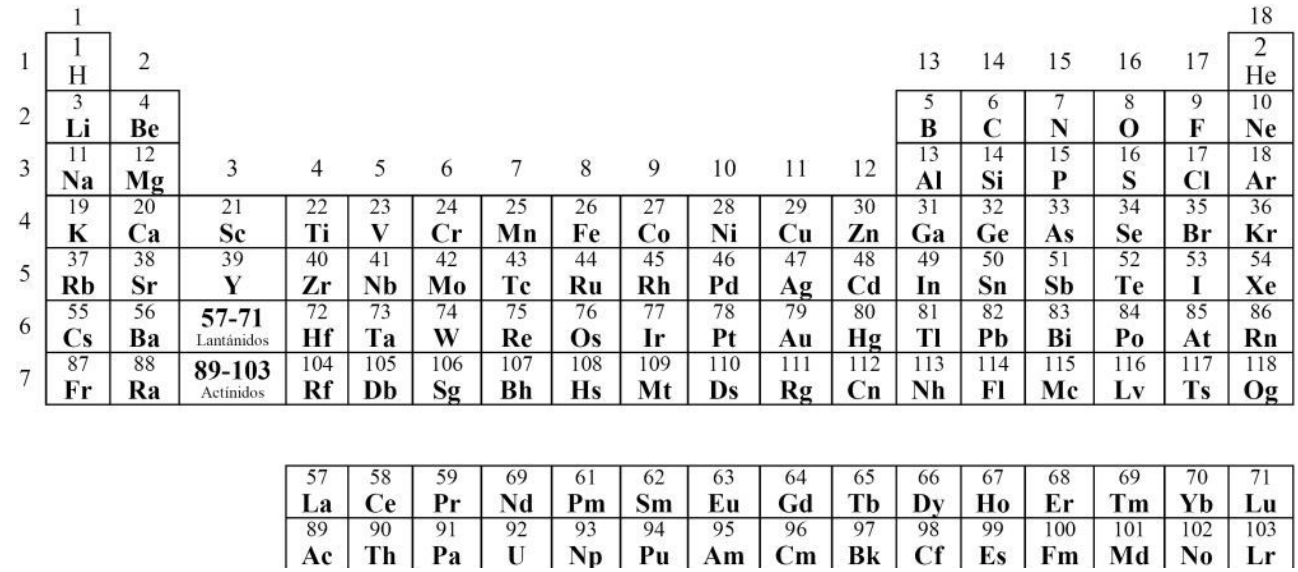

Fig. 17: Tabla periódica de los elementos químicos según la IUPAC. Actualizada al 01 de diciembre de 2018, recoge los nombres aceptados para los 118 elementos químicos conocidos y completa los siete períodos con los dieciocho subgrupos.

Conclusiones

La tabla periódica de los elementos químicos constituye, sin lugar a dudas, uno de los esfuerzos intelectuales, científicos y culturas más importantes de la historia. Ha sido necesario el paso de varias centurias y el trabajo de diversas generaciones de científicos, a fin de producir el conocimiento necesario para que, en 1869, Dmitri Mendeléiev propusiera, prácticamente al mismo tiempo que Julius Lothar Meyer, una tabla periódica para los elementos químicos, y su inmediata consecuencia, la ley periódica. Desde entonces, el esfuerzo por ir completando la tabla periódica marcó la pauta de una serie de descubrimientos que desembocaron en la moderna teoría atómica, la cuántica y la química y la física nuclear. En consecuencia, seguir la historia de la evolución de la tabla periódica en los últimos 150 años, permite hacer un excelente recorrido por la historia de la química. En tal sentido, sería muy importante estimular la implementación de cursos sistemáticos dedicados al estudio de la tabla periódica, lo cual tendrá un beneficio en los estudiantes de ciencias, pues les permitirá adquirir un mejor conocimiento del manejo de conceptos, leyes, teorías o principios generales de la química y la física, así como la capacidad visualizar el avance de la ciencia y comenzar a reflexionar algunos de sus aspectos de la filosofía de la ciencia.

Nota

1) A lo largo del artículo se utilizó el término "peso atómico", siguiendo la tradición histórica, sin embargo, lo correcto es utilizar "masa atómica" (relativa) que, de acuerdo al Diccionario de la Real Academia de Ciencias Exactas Físicas y Naturales se define como la razón entre la masa media por átomo de la composición nucleídica natural de un elemento y la dozava parte de la masa atómica del nucleido de ^{12}C.

2) Se escogió "Mendeléiev" para el apellido del famoso científico ruso, siguiendo la traducción que hace al español la editorial MIR, la cual se acerca más a la versión fonética. Sin embargo, es necesario mencionar que, dependido del idioma al que es traducido, o si se trata de una traducción sucesiva, el apellido aparece como: Mendeleef, Mendeleev, Mendelejeff, Mendeleief, Mendelejew, entre otros.

Agradecimientos

Al Prof. Bernardo Fontal y al Prof. Fernando Bellandi, por apoyar la enseñanza de temas relacionados con la historia de la química y de la tabla periódica.

Homenaje

A la químico norteamericana Dra. Mary Elvira Weeks (1892-1975), cuyo interés por la historia de la química le llevó a escribir, en la década de 1930, un libro y veintitrés artículos de referencia sobre el descubrimiento de los elementos químicos, los cuales fueron publicados en el *Journal of Chemical Education* de la Sociedad Americana de Química.

Referencias

1. UNESCO. Decisión 202 EX/22 - Proclamación por las Naciones Unidas de 2019 Año Internacional de la Tabla periódica de los elementos químicos. 39° Conferencia General (02.11.2017). UNESCO, Paris (2017).
2. Naciones Unidas. Resolución 72/228 - Ciencia, tecnología e innovación para el desarrollo (20.12.2017). ONU, Nueva York (2017).
3. Naciones Unidas. Objetivos de Desarrollo Sostenible, Informe 2016. Nueva York: ONU (2016).
4. E Scerri, G Restrepo. Mendeleev to Oganesson: A Multidisciplinary Perspective on the Periodic Table. Oxford University Press, New York (2007).

5. E Scerri. The periodic table: its story and its significance. Oxford University Press, New York (2007).
6. E Scerri. Periodic table turns 150 in 2019. **C&EN Global Enterp.**, **96(1)**, 2 (2018).
7. ER Scerri. Collected Papers on the Philosophy of Chemistry. Imperial College Press, London (2008).
8. RR Contreras. Una aproximación a la Filosofía de la Química. **Avances en Química**, **6(3)**, 107-116 (2011).
9. E Scerri. Philosophy of Chemistry-A New Interdisciplinary Field? **J. Chem. Educ**., **77(4)**, 522-525 (2000).
10. JR Gribbin, M Gribbin. Almost everyone's guide to science: the universe, life and everything. London: Weidenfeld & Nicolson (1998).
11. T Burckhardt. Alquimia. Plaza & Janes Editores, Barcelona, España (1971).
12. HD Barke, G Harsch, S Schmid. Essentials of Chemical Education. Springer-Verlag, Berlin Heidelberg (2012).
13. D Reilly. Robert Boyle and his background. **J. Chem. Educ.**, **28(4)**, 178-183 (1951).
14. RG Neville. The Sceptical Chymist, 1661: A tercentenary tribute. **J. Chem. Educ., 38(3)**, 106-109 (1961).
15. J Ordoñez, V Navarro, JM Sánchez-Ron. Historia de la Ciencia. Espasa, Madrid (2005).
16. Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales. Vocabulario científico y técnico. Espasa, Madrid (1996).
17. L Darmstaedter, RE Oesper. Jeremias Benjamin Richter. **J. Chem. Educ.**, **5(7)**, 785-790 (1928).
18. F Szabadvary. The birth of stoichiometry. **J. Chem. Educ**., **39(5)**, 267-270 (1962).
19. JD García-Bacca. Los presocráticos. Fondo de Cultura Económica, México (2009).
20. A Chalmers. The Scientist's Atom and the Philosopher's Stone. Springer, Dordrecht (2009).
21. I Newton. Principios matemáticos de la filosofía natural. Tecnos, Madrid (2011).
22. SF Mason. Historia de las Ciencias. 4. La ciencia del siglo XIX. Alianza Editorial, Madrid (1996).
23. D Knight. John Dalton (1766–1844). En: *Handbook of the Philosophy of Science*, Volume 6: Philosophy of Chemistry. Eds. R. Hendry, P. Needham, A. Woody. Amsterdam, Elsevier pp. 71-77 (2012).
24. J Rose. John Dalton the Atomist. **Nature**, **211**, 1015-1016 (1966).
25. G Wakeham. The law of multiple proportions. **J. Chem. Educ**., **22(6)**, 300-301 (1945).
26. J Walker. Chemical Symbols and Formulae. **Nature**, **111**, 883-886 (1923).
27. MP Crosland. Historical studies in the language of chemistry. Dover Publications, New York (2004).
28. M Crosland. Gay-Lussac (1778–1850): A view of chemistry, industry and society in post-revolutionary France. **Endeavour**, **2(2)**, 52-56 (1978).
29. JS Gaffney, NA Marley. Properties of Gases. En: *General Chemistry for Engineers*, Chapter 6, pp, 181-212, Elsevier Inc. (2018).
30. T Jevremovic. Atomic Theory. In: Nuclear Principles in Engineering. Springer, Boston, MA, 9-70 (2009).
31. M Morsell. Amedeo Avogadro: A Scientific Biography. D. Reidel Publishing, Dordrecht-Holland (1984).
32. B Criswell. Teaching Avogadro's Hypothesis and Helping Students to See the World Differently. **J. Chem. Educ.**, **85(10)**, 1372-1376 (2008).
33. J Wisniak. Amedeo Avogadro The Man, the Hypothesis, and the Number. **Chem. Educator**, **5**, 263-268 (2000).
34. M Chi, JD Slotta, N De Leeuw. From things to processes: A theory of conceptual change for learning science concepts. **Learn. Instr.**, **4(1)**, 27-43 (1994).
35. J Wisniak. Jöns Jacob Berzelius A Guide to the Perplexed Chemist. **Chem. Educator**, **5**, 343-350 (2000).
36. JW van Spronsen. The prehistory of the periodic system of the elements. **J. Chem. Educ.**, **36(11)**, 565-567 (1959).
37. B Fontal, RR Contreras. Origen del nombre de los elementos químicos. Editorial Casa Blanca, Mérida-Venezuela (2002).
38. V Ringnes. Origen of the names of the chemicals elements. **J. Chem. Educ., 66(9)**, 731-739 (1989).
39. NE Holden. History of the Origin of the Chemical Elements and Their Discoverers. 41st IUPAC General Assembly in Brisbane, Australia, June 29th - July 8th, 1-23 (2001).
40. RM Hawthorne Jr. Avogadro's number: Early values by Loschmidt and others. **J. Chem. Educ.**, **47(11)**, 751-755 (1970).
41. JP Montgomery. Dobereiner's triads and atomic numbers. **J. Chem. Educ**.,**8(1)**, 162 (1931).
42. HS Van Klooster. Liebig and his American pupils. **J. Chem. Educ**., **33(10)**, 493-497 (1956).
43. GB Kauffman. American forerunners of the periodic law. **J. Chem. Educ**., **46(3)**, 128-135 (1969).
44. WG Locher. Max von Pettenkofer - Life stations of a genius On the 100th anniversary of his death. **Int. J. Hyg. Envir. Heal.**, **203(5–6)**, 379-391 (2001).
45. S Rosen. Josiah Parsons Cooke of Harvard. **J. Chem. Educ.**, **59(6)**, 525 (1982).
46. S Rosen. William Odling, Faraday's successor. **J. Chem. Educ.**, **34(10)**, 517-519 (1957).
47. W Odling. On the natural groupings of the elements. Part 1. **Philos. Mag.**, **13(88)**, 423-440 (1857).
48. W Odling. On the natural groupings of the elements. Part 2. **Philos. Mag., 13(89)**, 480-497 (1857).
49. AE Beguyer de Chancourtois. Sur un classement naturel des corps simples ou radicaux appele´ vis tellurique. **Comptes**

Rendus Acad. Sci. Paris, **54**, 757-761, 840-843, 967-971 (1862).

50. DH Rouvray. Elements in the history of the Periodic Table. **Endeavour**, **28(2)**, 69-74 (2004).
51. MJ Nye. The nineteenth-century atomic debates and the dilemma of an "indifferent hypothesis". **Stud. Hist. Philos. Sci. Part A**, **7(3)**, 245-268 (1976).
52. H Kragh. Niels Bohr and the Quantum Atom: The Bohr Model of Atomic Structure 1913-1925. Oxford University Press, Oxford (2012).
53. CA Zapffe. Gustavus Hinrichs, Precursor of Mendeleev. **Isis** (Journal of the History of Science Society), **60 (4)**, 461–476 (1969).
54. JW van Spronsen. One Hundred Years of the "Law of Octaves": When the Italian Cannizzaro Was Fighting for Atomic Weights in Karlsruhe, Newlands Fought for the Liberation of Italy. **Chymia**, **11**, 125-137(1966).
55. D Kolb. The chemical formula. Part I: Development. **J. Chem. Educ.**, **55(1)**, 44-47 (1978).
56. W Taylor, JAR Newlands: A pioneer in atomic numbers. **J. Chem. Educ.**, **26(9)**, 491-496 (1949).
57. L Garzón Ruipérez. De Mendeléiev a los superelementos. Publicaciones de la Universidad de Oviedo, Gijón-Asturias (1988).
58. HB Gray, GP Haight. Basic Principles of chemistry. WA Benjamin, New York (1967).
59. R Winderlich. Lothar Meyer. **J. Chem. Educ**., **27(7)**, 365-368 (1950).
60. J Marshall, J Marshall. Rediscovering Atoms: An Atomic Travelogue. A Selection of Photos from Sites Important in the History of Atoms. Atoms in Chemistry: From Dalton's Predecessors to Complex Atoms and Beyond - ACS Symposium Series, 93-107 (2010).
61. M Kaji, H Kragh, G Palló (eds.). Early Responses to the Periodic System. Oxford University Press, New York (2015).
62. ME Weeks. The discovery of the elements. XIV. The periodic system of the elements. **J. Chem. Educ.**, **9(9)**, 1593-1604 (1932).
63. D Mendelejew. Über die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente. **Z. Chemie**, **12**, 405-406 (1869).
64. G Lockemann, RE. Oesper. The varieties of scientific discovery. **J. Chem. Educ**., **36(5)**, 220-224 (1959).
65. AJ Durán. La polémica sobre la invención del cálculo infinitesimal. Editorial Crítica, Barcelona-España (2006).
66. B Bensaude-Vincent. Mendeleev's Periodic System of Chemical Elements. **Brit. J. Hist. Sci**., **19(1)**, 3-17 (1986).
67. N Akhmetov. General and Inorganic Chemistry. MIR, Moscow (1983).
68. MJ Karapetiants, SI Drakin. Estructura de la Sustancia. Editorial MIR, Moscú (1974).
69. ME Weeks. The discovery of the elements. XVIII. The inert gases. **J. Chem. Educ.**, **9(12)**, 2065-2078 (1932).
70. M Donald Blaufox. Becquerel and the discovery of radioactivity: Early concepts. **Semin. Nucl. Med.**, **26(3)**, 145-154 (1996).
71. AK Barnard. Theoretical Basis of Inorganic Chemistry. McGraw-Hill Publishing, London (1965).
72. K Hentschel. Atomic Models, J.J. Thomson's "Plum Pudding" Model. In: D Greenberger, K Hentschel, F Weinert (eds). Compendium of Quantum Physics. Springer, Berlin, Heidelberg (2009).
73. JL Heilbron. Rutherford Atom. In: D Greenberger, K Hentschel, F Weinert (eds). Compendium of Quantum Physics. Springer, Berlin, Heidelberg (2009).
74. AA Grometstein. Bohr's Atom (1913-1925). In: The Roots of Things. Springer, Boston-MA, 261-291 (1999).
75. CA Coulson. Valence. Oxford University Press, London (1961).
76. CW Haigh. Moseley's Work on X-Rays and Atomic Number. **J. Chem. Educ.**, **72(11)**, 1012-1014 (1995).
77. HGJ Moseley. The High-Frequency Spectra of the Elements. **Philos. Mag.**, **26**, 1024-1034 (1913).
78. JW Nicholson. The High-Frequency Spectra of the Elements part II. **Philos. Mag.**, **27**, 703-713 (1914).
79. JW van Spronsen. Atomic number before Moseley. **J. Chem. Educ.**, **56(2)**, 106 (1979).
80. F Soddy. Intra-atomic charge. **Nature**, **92**, 399-400 (1913).
81. H Kragh. The isotope effect: Prediction, discussion, and Discovery. **Stud. Hist. Philos. Sci. Part B**, **43(3)**, 176-183 (2012).
82. G Rayner-Canham. Descriptive Inorganic Chemistry. WH. Freeman, New York (2003).
83. WB Jensen. The Origins of the Symbols A and Z for Atomic Weight and Number. **J. Chem. Educ.**, **82(12)**, 1764 (2005).
84. MJ Sienko, RA Plane. Chemistry principles and properties. McGraw-Hill, New York (1966).
85. K Brad Wray. The atomic number revolution in chemistry: a Kuhnian analysis. **Found. Chem.**, **20(3)**, 209-217 (2018).
86. TS Kuhn. The Structure of Scientific Revolutions. University of Chicago Press, Chicago (1970).
87. N Bohr. Atomic structure. **Nature**, **107**, 104-107 (1921).
88. DJ Steele. The chemistry of the metallic element. Pergamon Press, London (1966).
89. I Langmuir. The arrangement of electrons in atoms and molecules. **J. Am. Chem. Soc.**, 4**1(6)**, 868-934 (1919).
90. ChR Bury. Langmuir's theory of the arrangement of electrons in atoms and molecules. **J. Am. Chem. Soc.**, **43(7)**, 1602-1609 (1921).
91. A Werner. Beitrag zum ausbau des periodischen systems. **Berichte**, **38(1)**, 914-21 (1905).

92. GN Quam, MB Quam. Types of graphic classifications of the elements. II. Long charts. **J. Chem. Educ.**, **11(4)**, 217-223 (1934).

93. HD Hubbard, WF Meggers, US National Bureau of Standards (Office of Standard Reference Data). Periodic chart of the atoms (Rev. ed). Sargent-Welch Scientific Co, Skokie-Illinois (1969).

94. J Bouma. An Application-Oriented Periodic Table of the Elements. **J. Chem Educ.**, **66(9)**, 741-745 (1989).

95. HG Deming. General Chemistry. Third edition. John Wiley & Sons, New York (1930).

96. SL Foster. Why not modernize the textbooks also? I. The periodic table. **J. Chem. Educ.**, **16(9)**, 409-412 (1939).

97. WC Fernelius, K Loening, RM Adams. The periodic tables. **J. Chem. Educ.**, **48(9)**, 594-596 (1971).

98. EG Mazurs, Graphic Representations of the Periodic System During One Hundred Years, 2nd ed. University of Alabama Press, Alabama (1974).

99. ME. Saecker. Periodic Table Presentations and Inspirations. **J. Chem. Educ.**, **86(10)**, 1151-1153 (2009).

100. JN Spencer, GM Bodner, LH Rickard. Chemistry: structure and dynamics. John Wiley, New York. (1999).

101. ST Bowden. Letters. **J. Chem. Educ.**, **30(8)**, 426 (1953).

102. RH Goldsmith. Metalloids. **J. Chem. Educ.**, **59(6)**, 526-527 (1982).

103. SJ Hawkes. Semimetallicity? **J. Chem. Educ.**, **78(12)**, 1686-1687 (2001).

104. RE Vernon. Which Elements Are Metalloids? **J. Chem. Educ.**, **90(12)**, 1703-1707 (2013).

105. S Groueff. Manhattan Project. Collins, London (1967).

106. GT Seaborg, Transuranium elements: the synthetic actinides. **Radiochim. Acta**, **70-71**, 69-90 (1995).

107. WC Fernelius. Some Reflections on the Periodic Table and Its Use. **J. Chem. Educ.**, **63(3)**, 263-266 (1986).

108. N Bhor. Der Bau der Atome und die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente. **Z. Phys.**, **9**, 1-67 (1922).

109. J Chatt. Recommendations for the Naming of Elements of Atomic Numbers Greater than 100. **Pure Appl. Chem.**, **51(2)**, 381-384 (1979).

110. RD. Loss, J Corish. Names and symbols of the elements with atomic numbers 114 and 116. **Pure Appl. Chem.**, **84(7)**, 1669-1672 (2012).

111. PJ Karol, RC Barber, BM Sherrill, E Vardaci, T Yamazaki. Discovery of the elements with atomic numbers $Z = 113$, 115 and 117. **Pure Appl. Chem.**, **88(1-2)**, 139-153 (2016).

112. PJ Karol, RC Barber, BM Sherrill, E Vardaci, T Yamazaki. Discovery of the element with atomic number Z = 118 completing the 7th row of the periodic table. **Pure Appl. Chem.**, **88(1-2)**, 155-160 (2016).

113. J Reedijk. Row 7 of the periodic table complete: Can we expect more new elements; and if so, when? **Polyhedron**, **141**, 1-4 (2018).

114. WD Loveland, GT Seaborg. The Elements beyond Uranium. Wiley, New York (1990).

115. N Hall (Edit). The new chemistry. Cambridge Univ. Press, Cambridge (2000).

116. PJ Karol. The Mendeleev-Seaborg Periodic Table: Through $Z = 1138$ and Beyond. **J. Chem. Educ., 79(1)**, 60-63 (2002).

117. C Mazieres. Periodic sub-groups. **J. Chem. Educ.**, **55(11)**, 750 (1978).

118. KL Loening. Recommended Format for the Periodic Table of the Elements. **J. Chem. Educ**., **61(2)**, 136 (1984).

119. RC Sharma. Recommended format for the periodic table. **J. Chem. Educ.**, **65(12)**, 1114 (1988).

120. E Fluck. New notations in the periodic table. **Pure Appl. Chem.**, **60(3)**, 431-436 (1988).