

La evolución de la tabla periódica de los elementos químicos desde 1869 hasta hoy

L'evolució de la taula periòdica dels elements químics des del 1869 fins a avui

The evolution of the periodic table of the chemical elements from 1869 until today

Pascual Román Polo / Universidad del País Vasco. Departamento de Química Inorgánica



resumen

Con ocasión de celebrarse el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos, en este artículo se revisa la evolución de la primera versión de la tabla moderna de Mendeléiev desde 1869 hasta nuestros días. Tras una breve introducción, se consideran los logros del químico ruso, su ley periódica basada en el orden creciente del peso atómico de los elementos químicos, sus éxitos y contrariedades. Se aborda el cambio de paradigma y la ley periódica de Moseley asentada en el incremento del número atómico y el ulterior desarrollo y nuevas aportaciones a la tabla periódica hasta hoy.

palabras clave

Tabla periódica, elementos químicos, Mendeléiev, evolución de la tabla periódica.

resum

Amb ocasió de la celebració de l'Any Internacional de la Taula Periòdica dels Elements Químics, en aquest article es revisa l'evolució de la primera versió de la taula moderna de Mendeléiev des del 1869 fins als nostres dies. Després d'una breu introducció, es tenen en compte els assoliments del químic rus, la seva llei periòdica basada en l'ordre creixent del pes atòmic dels elements químics, els seus èxits i les contrarietats. S'aborda el canvi de paradigma i la llei periòdica de Moseley assentada en l'increment del nombre atòmic i l'ulterior desenvolupament i les noves aportacions a la taula periòdica fins a avui.

paraules clau

Taula periòdica, elements químics, Mendeléiev, evolució de la taula periòdica.

abstract

On the occasion of the International Year of the Periodic Table of Chemical Elements, this article reviews the evolution of the first version of Mendeleev's modern table from 1869 to the present day. After a brief introduction, the achievements of the Russian chemist are considered, his periodic law based on the increasing order of the atomic weight of the chemical elements, their successes and setbacks. The change of paradigm and the periodic law of Moseley settled in the increase of the atomic number and the further development and new contributions to the periodic table until our days are also tackled.

keywords

Periodic table, chemical elements, Mendeleev, evolution of the periodic table.

Introducción

¿Cómo evolucionó la tabla periódica de los elementos

químicos desde 1869 hasta nuestros días? He aquí una interesante cuestión que se revisa

en el presente artículo. Antes de que Mendeléiev propusiera su tabla periódica, ya hubo distintos

científicos que se ocuparon de recoger los elementos químicos conocidos en listas, sistemas y tablas. Algunos facilitaron los pesos atómicos en base al hidrógeno y otros, al oxígeno, y se avanzaron relaciones numéricas entre algunas familias de elementos. A mediados del siglo XIX, tras el Congreso de Karlsruhe celebrado en 1860, se adaptaron los pesos atómicos propuestos por Cannizzaro, que se consideraban los más precisos de la época. Entre 1862 y 1872, se produjo un importante avance en la tabla periódica debido a la creación múltiple o simultánea de varios autores. De entre ellos, destacó Mendeléiev, quien en 1869 propuso la primera versión de la tabla moderna basada en el orden creciente de los pesos atómicos de sesenta y tres elementos y en su capacidad de predecir nuevos. Ulteriores avances científicos en técnicas y teorías pondrían en evidencia, a finales del siglo XIX, el sistema periódico de Mendeléiev. Entre 1913 y 1914, el físico inglés Moseley elaboró una nueva ley periódica, la ley periódica de Moseley o de los números atómicos, que todavía resiste el paso del tiempo a pesar de los avances que se han producido. En la actualidad, se conocen ciento dieciocho elementos químicos y la ley de Moseley sigue teniendo validez sin hacer cambios en su propuesta original.

Los antecedentes de la tabla periódica de Mendeléiev

La búsqueda de la ordenación de los elementos químicos está vinculada a su descubrimiento. Un gran número de científicos se ha ocupado de la exploración o el aislamiento de los elementos químicos, mientras que otros se ocuparon de su ordenamiento. Solamente cuando hubo una cantidad suficiente de elementos químicos hallados, comenzaron a

establecerse listas, sistemas y tablas para ordenarlos según sus propiedades y características.

Una de las primeras listas, con treinta y tres sustancias simples, se debe a Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794), que la publicó en 1789 en su libro *Tratado elemental de química*. En 1803, John Dalton (1766-1844) presentó una nueva lista con veinte elementos, en que mostraba sus símbolos y pesos atómicos referidos al del hidrógeno con valor igual a 1. El químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), entre 1813 y 1814, introdujo un nuevo sistema de nomenclatura en una lista de diecinueve elementos inspirado en el sistema de Carlos Linneo (1707-1778), el padre de la taxonomía o ciencia de la clasificación de los seres vivos. Su moderno método de nomenclatura química estaba basado en los nombres latinos de los elementos, y de ellos obtenía sus símbolos, formados por una o dos letras, siendo la primera mayúscula. Sus pesos atómicos tenían una base de 100, que se correspondía con el del oxígeno. También propuso representar los compuestos según este sistema de nomenclatura y una lista de cuarenta y siete elementos químicos con sus nombres latinos y sus símbolos procedentes de estos (Elguero Bertolini, Goya Laza y Román Polo, 2019). Este sistema de nomenclatura no fue aceptado por todos los químicos y tardó décadas en ser admitido. El alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) fue uno de los primeros químicos en establecer relaciones numéricas entre los elementos. A partir de 1817, halló la existencia de familias de elementos con propiedades similares, que publicó en 1829. Como eran grupos de tres elementos, los llamó *tríadas*, y esta relación se conoce como *ley de las tríadas* o *de las tríadas de Döbereiner*. Así, en la

tríada Li, Na y K, el peso atómico medio del litio (7) y del potasio (39) era muy próximo al del sodio (23). Otro tanto ocurría con las tríadas Ca, Sr y Ba; S, Se y Te; Cl, Br y I, y Mn, Cr y Fe. También comprobó que las densidades de los elementos de algunas de estas tríadas seguían el mismo comportamiento. Este descubrimiento tuvo una gran importancia y logró encontrar cuarenta y cinco elementos químicos que formaban tríadas. Döbereiner fue probablemente el primero en observar una conexión lógica entre los elementos. Desde 1820 hasta 1860, otros químicos intentaron organizar los elementos según la idea de Döbereiner (Scerri, 2011; Scerri, 2013a).

En 1800 se conocían treinta elementos químicos y en 1860 ya se habían descubierto veintiocho más, llegando a los cincuenta y ocho, con lo que casi se duplicó el número de elementos conocidos a principios de siglo. A pesar del escaso número de elementos conocidos y la poca fiabilidad de sus pesos atómicos, hubo una pléyade de precursores de la tabla periódica que avanzaron ideas originales, como el uso del peso atómico para su ordenación, la periodicidad y la predicción de algunos elementos inexistentes, e incluso se adelantaron en la definición de sus propiedades físicas y químicas.

A mediados del siglo XIX, la química se había convertido en una torre de Babel. Friedrich August Kekulé (1829-1896) manifestó, en 1858, que el ácido acético se podía formular de diecinueve maneras diferentes. Y lo que era peor: todo químico orgánico debería tener sus propias fórmulas para sentirse más importante (Román Polo, 2010). Kekulé creyó necesario celebrar un congreso internacional dedicado a la definición de los conceptos químicos de *átomo*,

molécula, equivalente, atomicidad, basicidad, las fórmulas químicas y la uniformidad de la notación y la nomenclatura químicas. En el otoño de 1859, hizo partícipes de su idea a los profesores Karl Weltzien (1813-1870), catedrático de química en el Instituto de Tecnología de Karlsruhe, y Charles Adolphe Würtz (1817-1884), catedrático de química orgánica en la Facultad de Medicina de París. El Primer Congreso Internacional de Químicos (o Congreso de Karlsruhe, por celebrarse en esta ciudad alemana) comenzó el 3 de septiembre de 1860 y finalizó el día 5 del mismo mes. A este congreso acudieron ciento veintisiete participantes de once países europeos y de México. Entre ellos, cabe destacar la presencia de tres jóvenes y entusiastas químicos: el inglés William Odling (1829-1921), el alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895) y el ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev, que tenían 31, 30 y 26 años, respectivamente (Román Polo, 2010).

El congreso no logró su objetivo de poner de acuerdo a los químicos participantes; sin embargo, brindó a Stanislao Cannizzaro (1826-1910) (fig. 1) la oportunidad de defender y difundir sus ideas entre los asistentes. Angelo Pavesi (1830-1896), profesor de química en la Universidad de Pavía y amigo de Cannizzaro, distribuyó entre los participantes, al final del congreso, algunas copias del artículo de Cannizzaro «Sunto di un corso di filosofia chimica», publicado en forma de fascículo en Pisa en 1858. Este artículo clarificaba el concepto de *peso atómico*, relacionándolo correctamente con el peso molecular, y sentaba las bases a través de la teoría atómica. Meyer y Mendeléiev se hicieron con sendas copias del texto, que les abrió los ojos tras su

lectura. Ambos descubrieron que la clave para ordenar los elementos químicos se hallaba en trabajar con los pesos atómicos exactos de Cannizzaro, que consideraban los más precisos (Román Polo, 2010).

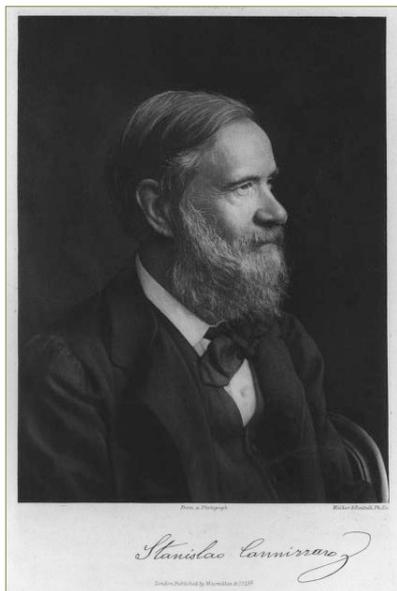


Figura 1. Stanislao Cannizzaro en mayo de 1897.

Entre 1862 y 1872, la tabla periódica experimentó un gran desarrollo, ya que la mayoría de los químicos tomaron los pesos atómicos consistentes y precisos propuestos por Cannizzaro en el Congreso de Karlsruhe y realizaron diversas propuestas. El descubrimiento de la tabla periódica es uno de los mejores ejemplos de creación simultánea o múltiple. Puede pensarse que estos hallazgos son excepcionales, cuando son más habituales de lo que puede imaginarse. En un periodo de siete años (1862-1869), al menos seis autores contribuyeron al hallazgo del sistema periódico, siendo uno de los ejemplos más valiosos de descubrimiento múltiple. Los historiadores y filósofos de la ciencia tienden a centrarse en descubridores individuales y consideran los hallazgos múltiples como una anomalía; sin embargo, los

sociólogos de la ciencia tienen una visión más amplia de los descubrimientos científicos: tratan estos hechos como fenómenos colectivos que implican a numerosos individuos. Los sociólogos consideran el caso de los hallazgos simultáneos o múltiples como algo natural y más como la norma que como la excepción (Scerri, 2011; Scerri, 2013a).

Mendeléiev hizo un resumen personal del Congreso de Karlsruhe, fechado en Heidelberg el 7 de septiembre de 1860, y se lo envió a su maestro y mentor, Alexander Voskresenski (1809-1880):

La tercera sesión, 5 de septiembre, se dedicó al problema de los pesos atómicos, principalmente del carbono: si se acepta el nuevo peso de 12 o permanece el anterior de 6, hasta que sea empleado por casi todos. Tras un largo debate, en su última sesión, 5 de septiembre, J. Dumas hizo una brillante disertación proponiendo usar el nuevo peso atómico solo en química orgánica y dejar el viejo para la inorgánica. Contra esto, Cannizzaro habló apasionadamente, mostrando que todos deberían usar el mismo nuevo peso atómico. No hubo votación sobre esta cuestión, pero la gran mayoría se puso del lado de Cannizzaro (Román Polo, 2010, p. 238).

La tabla periódica de los elementos químicos de Mendeléiev

Mendeléiev, tras regresar de Heidelberg, donde había estado becado por el Gobierno ruso, escribió en 1861 el libro *Química orgánica*, por el que recibió el Premio Demidov. En 1865 defendió su tesis doctoral sobre la interac-

ción del alcohol y el agua, con el título *Consideraciones sobre la combinación del alcohol y el agua*. Desde ese año, fue profesor de química en la Universidad de San Petersburgo, y desde 1867, lo fue de química inorgánica. En 1868 publicó el primer tomo de su obra *Principios de química* para sus estudiantes. Al tratar de escribir el segundo volumen, se percató de que necesitaba un guion para la descripción ordenada de los elementos químicos restantes. En la fig. 2 se muestra la primera versión de la tabla periódica propuesta por Mendeléiev, en donde recoge los sesenta y tres elementos químicos conocidos en aquella fecha, que descubrió el 17 de febrero de 1869, según el calendario juliano, que todavía regía en el Imperio ruso. La tabla le serviría de índice y guía para

continuar el segundo volumen de *Principios de química*, que publicó en 1871. La primera versión de su tabla periódica apareció publicada en ruso y, poco después, en alemán. Una vez que Mendeléiev recibió la versión impresa, envió copias simultáneamente a sus colegas rusos y de otros países (Román Polo, 2008).

Cuando se compara el sistema periódico de Meyer de 1870 con el de Mendeléiev de 1869, se aprecia que este último aborda casi todos los aspectos de una clasificación periódica. En 1871, Mendeléiev publica una nueva versión de la tabla periódica en la que ordena los elementos químicos en ocho grupos y subgrupos, deja huecos vacíos para los elementos sin descubrir (cuyos pesos atómicos son 44, 68, 72 y 100), predice algunas de sus propiedades e

Mendeléiev estaba convencido de la validez universal de su ley periódica, en la que los elementos químicos se ordenaban según sus pesos atómicos crecientes, tras la publicación de las primeras versiones de sus primeras tablas (1869 y 1871)

introduce la inversión de la pareja telurio-yodo, así como los interrogantes de algunos elementos y de sus pesos atómicos por considerarlos dudosos. Delante de algunos símbolos, escribe un signo de interrogación para expresar sus dudas acerca del peso atómico de los elementos Y, Di, Er, Ce y La (fig. 3).

Mendeléiev estaba convencido de la validez universal de su ley periódica, en la que los elementos químicos se ordenaban según sus pesos atómicos crecientes, tras la publicación de las primeras versiones de sus primeras tablas (1869 y 1871). Entre las dos versiones de sus tablas hay algunas diferencias notables en el valor de los pesos atómicos de algunos elementos, como el itrio, el indio, el didimio, el cerio, el erbio, el lantano, el torio y el uranio.

Los huecos que dejó Mendeléiev en sus tablas periódicas estaban destinados a los elementos químicos que no habían sido descubiertos todavía. Calculó sus pesos atómicos y predijo algunas propiedades físicas y químicas. Estos elementos fueron los siguientes: un elemento debajo del boro con un peso atómico de 44, al que llamó *eka-boro*; entre el aluminio y el indio, con un peso atómico igual a 68, al que denominó *eka-aluminio*; el situado

			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=196
		Ni=	Co=59	Pd=106,6	Os=199
			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200
H=1			Zn=65,2	Cd=112	
Be=9,4	Mg=24		?=68	Ur=116	Au=197?
B=11	Al=27,4		?=70	Sr=118	
C=12	Si=28		As=75	Sb=122	Bi=210?
N=14	P=31		Se=79,4	Te=128?	
O=16	S=32		Br=80	J=127	
F=19	Cl=35,5		Rb=85,4	Ce=133	Tl=204
Li=7	Na=23		K=39	Ba=137	Pb=207
			Ca=40	Sr=87,6	
			?=45	Ce=92	
			?Er=56	La=94	
			?Yt=60	Di=96	
			?In=75,6	Th=118?	

Figura 2. Tabla periódica de Mendeléiev en alemán (1869).

MENDELÉEFF'S TABLE I.—1871.								
Series.	GROUP I. R ₂ O.	GROUP II. RO.	GROUP III. R ₂ O ₃ .	GROUP IV. RH ₄ , RO ₂ .	GROUP V. RH ₅ , R ₂ O ₅ .	GROUP VI. RH ₆ , RO ₃ .	GROUP VII. RH, R ₂ O ₇ .	GROUP VIII. RO ₄ .
I	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, Ce=59 Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—68	—72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Y=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—100	Ru=104, Rh=104 Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	I=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140
9
10	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	Os=195, In=197 Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	
12	Th=231	U=240

Figura 3. Tabla periódica de Mendeléiev en inglés (1871).

entre el silicio y el estaño, con un peso atómico de 72, al que llamó *eka-silicio*, y el ubicado debajo del manganeso, con peso atómico igual a 100, al que dio el nombre de *eka-manganeso*. Utilizó los prefijos procedentes del sánscrito *eka* ('uno') y *dvi* ('dos') para designar la posición de los nuevos elementos predichos respecto de los que les precedían en el mismo grupo (Román Polo, 2008).

La capacidad predictiva de la ley periódica de Mendeléiev condujo a que un gran número de científicos buscaran dichos elementos ayudados esencialmente por las técnicas espectroscópicas. Así, en agosto de 1875, el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) comunicó a la Academia de Ciencias de París el descubrimiento de un nuevo elemento que se hallaba en un mineral procedente de una mina de Pierrefitte, en los Pirineos franceses, al que llamó *galio* para honrar a su país, Francia (Gallia, en latín). Mendeléiev había calculado la densidad del elemento *eka-aluminio* ($5,9 \text{ g/cm}^3$). Al conocer Mendeléiev el valor que Lecoq había encontrado para la densidad del galio ($4,7 \text{ g/cm}^3$) y que se alejaba de sus predicciones, publicó en la misma revista de la Academia de Ciencias de París que el valor de la densidad no era correcto y que debía

hallarse comprendido entre $5,9$ y $6,0 \text{ g/cm}^3$, y sugirió a su autor que repitiera el experimento con una muestra de mayor pureza. Tras la repetición del ensayo, Lecoq de Boisbaudran halló que el verdadero valor de la densidad era $5,9 \text{ g/cm}^3$, exactamente el valor predicho por Mendeléiev. Este hecho supuso un fuerte espaldarazo a la ley periódica del químico ruso.

Cuatro años más tarde, el químico sueco Lars Fredrik Nilson (1840-1899) descubrió el escandio, un nuevo elemento que llamó así para honrar a su patria, Escandinavia. El químico sueco Per Teodor Cleve (1840-1905) fue el primero en percatarse de que las propiedades de este elemento coincidían con las predichas por Mendeléiev para el *eka-boro*. El 6 de febrero de 1886, diecisiete años después de que Mendeléiev propusiera la primera versión de su tabla periódica, el químico alemán Clemens Alexander Winkler (1838-1904) examinó una muestra del mineral argirodita (Ag_8GeSe_6 , sulfuro de plata y germanio), que se había encontrado en una mina de plata cerca de Freiberg (Sajonia), y halló un nuevo elemento. Tras repetir los ensayos, llegó a la conclusión de que había un nuevo elemento al que llamó *germanio* para honrar a su país, Alemania (Germania, en latín). Winkler escribió a Mendeléiev comunicándole que el nuevo

elemento descubierto coincidía con el *eka-silicio* predicho por él (Elguero Bertolini, Goya Laza y Román Polo, 2019).

Recientemente, se ha encontrado en Escocia, en la Universidad de St. Andrews, la que se considera la tabla periódica de los elementos químicos más antigua del mundo (fig. 4). En ella se han incorporado los elementos galio (peso atómico 68) y escandio (peso atómico 44). Aparecen los elementos de peso atómico 72 (*eka-silicio*) y 100 (*eka-manganeso*), aún sin descubrir (Reedijk y Tarasova, 2019). Como puede apreciarse, está basada en la versión de la tabla de Mendeléiev de 1871. Esta tabla se imprimió en alemán, en Viena, en 1885, y contiene sesenta y cinco elementos. Fue adquirida en 1888, por la suma de 3 marcos, por el profesor Thomas Purdie, de la Universidad de St. Andrews. En la fig. 4 se muestra la tabla antes de su restauración junto con la copia restaurada.

Tras estos éxitos, Mendeléiev y Lothar Meyer fueron reconocidos por la Royal Society de Londres en 1882 con la Medalla Davy «por sus descubrimientos de las relaciones periódicas de los pesos atómicos», y en 1889 fue nombrado socio extranjero de la Royal Society y recibió la Medalla Faraday de la Chemical Society de Gran Bretaña. En 1905, Mendeléiev fue reconocido con la más



Figura 4. Sistema periódico de los elementos de Mendeléiev en alemán, hallado en la Universidad de St. Andrews (entre 1879 y 1888).

Al colocar los elementos químicos en orden creciente de sus pesos atómicos en las tablas periódicas propuestas por Mendeléiev y Meyer, surgió el problema de que había tres parejas con el orden invertido

alta distinción de la Royal Society de Londres, la Medalla Copley, «por sus contribuciones a la ciencia química y física». Mendeléiev no tuvo un reconocimiento científico semejante en su patria. En 1877, fue elegido miembro correspondiente de la Academia Imperial de Ciencias Rusa, pero fue rechazada su candidatura como miembro de pleno derecho de tan ilustre institución hasta en cuatro ocasiones, antes y después de ese año, a pesar de su bien reconocida fama internacional. Las razones fueron diversas: su formación germánica, su talante liberal, su reconocido prestigio internacional, que no agradaba a algunos de los académicos que debían votarle, la envidia y el estar casado por segunda vez antes de obtener el divorcio de su primera esposa (Hargittai y Hargittai, 2019).

Mendeléiev fue nominado al Premio Nobel de Química en 1905, 1906 y 1907. En 1905, el alemán Adolf von Baeyer (1835-1917); en 1906, fue distinguido el francés Henri Moissan (1852-1907), y en 1907, Mendeléiev no pudo recibirlo porque falleció en febrero y los Nobel no se otorgan a título póstumo (Hargittai y Hargittai, 2019).

Las contrariedades de la tabla periódica de Mendeléiev

Al colocar los elementos químicos en orden creciente de

sus pesos atómicos en las tablas periódicas propuestas por Mendeléiev y Meyer, surgió el problema de que había tres parejas con el orden invertido. Estas eran argón-potasio, cobalto-níquel y telurio-yodo, para ubicar correctamente los elementos químicos en el grupo que mejor les correspondía con el fin de resaltar sus propiedades físicas y químicas. Tuvieron que pasar unos cuantos años hasta que este problema se resolvió con un cambio de paradigma, al ordenar los elementos por su número atómico.

A partir de 1895, comenzaron a aparecer serios problemas a la ley periódica de Mendeléiev, con el advenimiento de nuevos descubrimientos científicos y teorías sobre la estructura interna del átomo. El 8 de noviembre de aquel año, el ingeniero mecánico y físico alemán (y primer Nobel de Física en 1901) Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) produjo y detectó por primera vez los rayos X en la Universidad de Wurzburg. El descubrimiento de Röntgen despertó la curiosidad de un gran número de científicos. Entre ellos se encontraba el físico francés Antoine Henri Becquerel (1852-1908), quien a principios de 1896 descubrió accidentalmente la radiactividad natural mientras realizaba investigaciones sobre la fluorescencia de las sales de uranio. Anunció sus resultados el 2 de marzo de aquel mismo año. A finales de 1897, Marie Curie (1867-1934) comenzó su tesis doctoral bajo la dirección de Becquerel para analizar la naturaleza y las propiedades de la radiactividad natural. Pocos meses después, se le unió en esta labor investigadora su esposo Pierre, y en 1898 consiguieron aislar los dos primeros elementos radiactivos: el polonio (en junio) y el radio (en diciembre). El 25 de junio de 1903, Marie Curie, quien

acuñó el término *radiactividad*, defendió su tesis doctoral *Recherches sur les substances radioactives* (*Investigaciones sobre las sustancias radiactivas*), y aquel mismo año recibió el Premio Nobel de Física junto con Becquerel y su esposo Pierre, «en reconocimiento de los servicios extraordinarios que han prestado sus investigaciones conjuntas [Marie y Pierre Curie] sobre los fenómenos de radiación descubiertos por el profesor Henri Becquerel». Estos hechos experimentales produjeron una nueva contrariedad en Mendeléiev.

En abril de 1897, Sir Joseph John Thomson (1856-1940), físico inglés y premio Nobel de Física en 1906, descubrió e identificó el electrón. El descubrimiento de esta nueva partícula causó una nueva decepción a Mendeléiev, ya que los átomos podían dividirse en partículas más pequeñas, en contra de su criterio. A lo largo de su vida, Mendeléiev predijo dieciséis nuevos elementos químicos, ocho correctamente y otros ocho que no se encontraron (Scerri, 2006).

Los avances científicos acontecidos al final del siglo XIX condujeron a los primeros modelos a justificar la estructura atómica. En 1903, Thomson formuló su modelo atómico, que llamó *modelo de pudin de pasas*, en el que los electrones se hallaban repartidos uniformemente sobre una esfera cargada positivamente. En 1909, dos años después de la muerte de Mendeléiev, Ernest Rutherford (1871-1937) y colaboradores llevaron a cabo el «experimento de la lámina de oro», cuya explicación condujo a Rutherford en 1911 a proponer el llamado *modelo atómico de Rutherford* o *del sistema solar*: los átomos de cualquier elemento están formados por un núcleo diminuto y denso, donde se sitúa la carga positiva, y a grandes distancias giran los electrones en órbitas

circulares, que se atraen por fuerzas electrostáticas que obedecían a la ley de Coulomb. Este modelo fue modificado por las aportaciones de Niels Bohr (1885-1962), en que las atracciones son de naturaleza electrostática. Bohr modificó este modelo por uno de capas en el que las órbitas circulares solo podían contener un número determinado de electrones.

Del «experimento de la lámina de oro», Rutherford concluyó que la carga del núcleo atómico era próxima a la mitad del peso atómico ($Z \approx A/2$). El abogado, matemático-economista y físico aficionado holandés Antonius van den Broek (1870-1926) fue quien definió el concepto de *número atómico* en un artículo que publicó en la revista *Nature* de Londres en 1911: cada elemento de la tabla periódica tendría una carga nuclear igual a una unidad más que la del elemento anterior. El 20 de julio de 1913, Van den Broek publicó otro artículo en *Nature* en que intuyó la relación entre el número atómico y la carga atómica. Por tanto, era la carga nuclear la que definía la posición de cada elemento en la tabla periódica y no su peso atómico (Scerri, 2006).

La ley periódica de Moseley

El descubrimiento de los isótopos, a finales del siglo XIX, fue otra dificultad a la que tuvo que enfrentarse la tabla de Mendeléiev. En 1913, Frederick Soddy (1877-1956) acuñó el término *isótopo*, del griego *isos* ('igual') y *topos* ('lugar'), que significa que diferentes isótopos de un mismo elemento ocupan el mismo lugar en la tabla periódica.

Aunque Antonius van den Broek avanzó el concepto de *número atómico*, no pudo demostrarlo. Es al joven físico británico Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915) a quien se atribuye el

honor de haber descubierto el número atómico por sus originales experimentos con la difracción de los rayos X sobre los metales (fig. 5). Tras graduarse por la Universidad de Oxford en física y matemáticas, entró como demostrador de física en la de Cambridge bajo la supervisión de Ernest Rutherford. En 1913, publicó su primer artículo en la revista *Philosophical Magazine*, que realizó en solitario. Su investigación consistía en analizar los espectros de rayos X de alta frecuencia cuando enviaba la radiación de electrones o rayos catódicos contra la superficie de diferentes muestras metálicas. Para ello, registraba sobre placas fotográficas la frecuencia característica de

El descubrimiento de los isótopos, a finales del siglo XIX, fue otra dificultad a la que tuvo que enfrentarse la tabla de Mendeléiev

cuadrada de la frecuencia de las líneas espectrales de rayos X de los elementos químicos con el número atómico $n = A(N - b)^2$, donde n es la frecuencia de las líneas espectrales de los rayos X, N es el número atómico (actualmente, representado por Z), y A y b son dos constantes de las líneas espectrales. Aunque su estudio abarcó los elementos metálicos del aluminio al oro, su ley permite



Figura 5. Moseley en el laboratorio Balliol-Trinity de la Universidad de Oxford en 1910.

los rayos X emitidos por cada uno de ellos (Moseley, 1913). Estudió una decena de muestras metálicas, como la serie del calcio al zinc (faltaba el escandio e incluyó el latón, aleación de cobre y zinc), y obtuvo la famosa *escalera de Moseley* (fig. 6).

En 1914, se hallaba en la Universidad de Oxford, donde publicó un segundo artículo continuación del anterior en la misma revista. En este artículo confirmó la ley que lleva su nombre (o *de los números atómicos*), en la que relacionaba la raíz

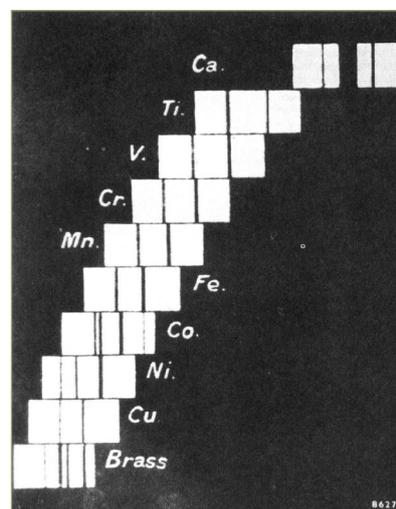


Figura 6. La escalera de Moseley.

predecir la existencia de nuevos elementos con gran precisión, por los huecos que se generan en su gráfica, en la que representa los elementos químicos por su número atómico frente a la raíz cuadrada de la frecuencia de sus líneas espectrales de rayos X (fig. 7) (Moseley, 1914).

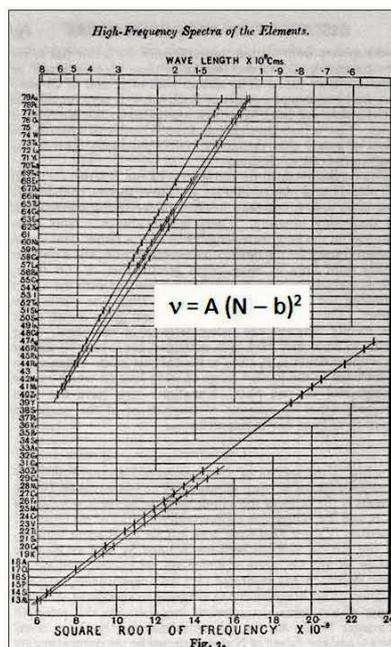


Figura 7. La tabla periódica de Moseley, ordenada por el número atómico creciente.

Desgraciadamente, Moseley murió el 10 de agosto de 1915, a la edad de veintisiete años, en la batalla de Galípoli, en la Primera Guerra Mundial. Tras su muerte, otros científicos emplearon su ley para la búsqueda de los nuevos elementos que había predicho se hallaban entre el aluminio ($Z = 13$) y el uranio ($Z = 92$). Así, entre 1913 y 1945, se encontraron los elementos químicos de números atómicos 43, 61, 72, 75, 85, 87 y 91 (Scerri, 2013b). Hasta el presente, la ley periódica de Moseley ha resistido el paso del tiempo, más de cien años, sin que haya que recurrir a modificación alguna, como la inversión del orden de ciertos valores del número atómico, como ocurre cuando se ordenan los elementos químicos por el peso atómico.

Desde la ley periódica de Moseley hasta nuestros días

La ley periódica de Moseley fue el nuevo paradigma que permitía clasificar los elementos químicos en orden creciente de su número atómico, sin mostrar las fisuras que manifestaba la ley de Mendeléiev. La irrupción de la mecánica cuántica en 1900 de la mano de Max Planck (1858-1947) abrió un mundo de nuevas expectativas para la ciencia. En 1913, Niels Bohr aplicó la teoría cuántica para explicar el comportamiento del átomo de hidrógeno, pero no se cumplía para átomos hidrogenoides. Tras las aportaciones de Arnold Sommerfeld (1868-1951), Bohr modificó, en 1923, sus configuraciones electrónicas de 1913, en las que solo tenía en cuenta el número cuántico n , considerando los dos números cuánticos n y l . La incorporación de los números cuánticos m y s permitió establecer las relaciones entre los números cuánticos y determinar las configuraciones electrónicas para los elementos químicos.

Ernest Rutherford propuso la existencia del neutrón en 1920, pero fue su discípulo James Chadwick (1891-1974) quien se llevó la gloria de su hallazgo, que descubrió en 1932 en el laboratorio Cavendish de la Universidad de Cambridge. El hallazgo del protón y el neutrón, el desarrollo de la mecánica cuántica, junto con otros importantes avances de la física nuclear, supusieron un trascendental progreso en la tabla periódica.

La invención del ciclotrón por parte de Ernest Orlando Lawrence (1907-1958), químico nuclear y premio Nobel de Física en 1939, quien lo patentó en 1934 en la Universidad de California en Berkeley, supuso uno de los logros más destacados en la creación de nuevos elementos. El ciclotrón permitía acelerar protones,

La ley periódica de Moseley fue el nuevo paradigma que permitía clasificar los elementos químicos en orden creciente de su número atómico, sin mostrar las fisuras que manifestaba la ley de Mendeléiev

neutrones, deuterones y partículas alfa a miles de veces la velocidad de estas partículas cuando se producían de forma espontánea. Esta técnica facilitó el descubrimiento de un importante número de elementos transuránidos entre 1940 y 1974, en el Berkeley Radiation Laboratory (ahora, Lawrence Berkeley National Laboratory) de la Universidad de California, dirigido por Edwin McMillan (1907-1991), Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) y Albert Ghiorso (1915-2010). En 1945, cuando se habían sintetizado noventa y seis elementos, cuatro de ellos después del uranio: neptunio (93, 1940), plutonio (94, 1940), americio (95, 1944) y curio (96, 1944), Seaborg introdujo una importante modificación en la tabla periódica al incluir una nueva serie: la de los actínidos, que colocó debajo de la serie de los lantánidos (fig. 8) (Elguero Bertolini, Goya Laza y Román Polo, 2019).

La creación de los elementos superpesados, con números atómicos superiores al nobelio ($Z = 102$), se alcanzó al desarrollar potentes aceleradores lineales de partículas que sustituyeron al ciclotrón. De este modo, se activaron haces de iones de alta intensidad. Como proyectiles de bombardeo, se emplearon los núcleos de boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, neón, calcio, cromo, hierro, níquel y zinc. Durante la Guerra Fría, solo la Unión Soviética

1 H 1.008																	1 H 1.008	2 He 4.003													
3 Li 6.940	4 Be 9.02											5 B 10.82	6 C 12.010	7 N 14.008	8 O 16.000	9 F 19.00	10 Ne 20.183														
11 Na 22.997	12 Mg 24.32	13 Al 26.97											13 Al 26.97	14 Si 28.06	15 P 30.98	16 S 32.06	17 Cl 35.457	18 Ar 39.944													
19 K 39.096	20 Ca 40.08	21 Sc 45.10	22 Ti 47.90	23 V 50.95	24 Cr 52.01	25 Mn 54.93	26 Fe 55.85	27 Co 58.94	28 Ni 58.69	29 Cu 63.57	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.60	33 As 74.91	34 Se 78.96	35 Br 79.916	36 Kr 83.7														
37 Rb 85.48	38 Sr 87.63	39 Y 88.92	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Tc	44 Ru 101.7	45 Rh 102.91	46 Pd 106.7	47 Ag 107.880	48 Cd 112.41	49 In 114.76	50 Sn 118.70	51 Sb 121.76	52 Te 127.61	53 I 126.92	54 Xe 131.3														
55 Cs 132.91	56 Ba 137.36	57 La 138.92	58 Ce 140.13	59 Pr 140.92	60 Nd 144.27	61 Pm	62 Sm 150.43	63 Eu 152.0	64 Gd 156.9	65 Tb 159.2	66 Dy 162.46	67 Ho 163.5	68 Er 167.2	69 Tm 169.4	70 Yb 173.04	71 Lu 174.99	72 Hf 178.6	73 Ta 180.88	74 W 183.92	75 Re 186.31	76 Os 190.2	77 Ir 193.1	78 Pt 195.23	79 Au 197.2	80 Hg 200.61	81 Tl 204.39	82 Pb 207.21	83 Bi 209.00	84 Po	85 At	86 Rn 222
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th 232.12	91 Pa 231	92 U 238.07	93 Np 237	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
LANTHANIDE SERIES		57 La 138.92	58 Ce 140.13	59 Pr 140.92	60 Nd 144.27	61 Pm	62 Sm 150.43	63 Eu 152.0	64 Gd 156.9	65 Tb 159.2	66 Dy 162.46	67 Ho 163.5	68 Er 167.2	69 Tm 169.4	70 Yb 173.04	71 Lu 174.99															
ACTINIDE SERIES		89 Ac	90 Th 232.12	91 Pa 231	92 U 238.07	93 Np 237	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr															

Figura 8. Tabla periódica propuesta por Seaborg en 1945 y publicada en diciembre de 1951.

ca y Estados Unidos rivalizaron en la creación de nuevos elementos transféricos. Años más tarde, se unieron en esta labor investigadora para la creación de nuevos elementos Alemania, Japón y Suecia. En la síntesis de alguno de los últimos elementos han contribuido equipos de científicos de más de un centro de investigación del mismo país o de países distintos. Para la creación de los elementos de números atómicos 113, 115, 117 y 118, se emplearon como proyectiles el Zn-70 y, sobre todo, el Ca-48 (Elguero Bertolini, Goya Laza y Román Polo, 2019).

La idea de la isla de estabilidad fue propuesta por vez primera por Seaborg en 1965. La hipótesis se basa en que el núcleo atómico está construido en capas, de forma similar a las capas de electrones en los átomos. El isótopo ^{298}Fl ($Z = 114$, $N = 184$) fue de especial interés por ser doblemente mágico (en el número de protones y en el de neutrones). Más tarde, Seaborg amplió la tabla periódica para ubicar los elementos superpesados hasta el

de número atómico 168 e introdujo la serie de los elementos superactínidos (del 122 al 153) (fig. 9). Yuri Oganessian (1933-) planteó, en la 235.ª Reunión Nacional de la American Chemical Society, celebrada en abril de 2008 en Nueva Orleans, la posibilidad de que exista una segunda isla de estabilidad; esta tendría su centro alrededor del elemento de número atómico 164 (unhexcadio), especialmente el isótopo $^{482}164$ ($Z = 164$, $N = 318$), con una estabilidad similar a la del flerovio.

El 28 de noviembre de 2016, la IUPAC admitió los nombres y símbolos de los cuatro últimos elementos químicos de números atómicos 113 (nihonio, Nh), 115 (moscovio, Mc), 117 (teneso, Ts) y 118 (oganesón, Og). De este modo, se completa el periodo séptimo de la tabla periódica de los elementos químicos en su forma media larga.

Todavía quedan problemas por resolver sobre cuál de las más de mil formas de representar la tabla periódica de los elementos químicos es la más apropiada. Scerri (2019) plantea la cuestión

El 28 de noviembre de 2016, la IUPAC admitió los nombres y símbolos de los cuatro últimos elementos químicos de números atómicos 113 (nihonio, Nh), 115 (moscovio, Mc), 117 (teneso, Ts) y 118 (oganesón, Og)

de la ubicación de los elementos Sc, Y, La, Ac, Lu y Lr. En la forma larga, hay tres formatos posibles. 2019 es un excelente año para abordar este problema y aun otros, como el de la situación del hidrógeno en la tabla y que la IUPAC recomiende una única tabla periódica de los elementos químicos oficial.

Conclusiones

La contribución del presente artículo se puede resumir en las ideas siguientes:

— Para avanzar las primeras propuestas de sistemas periódicos o tablas periódicas, fue necesario

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
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
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Nh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	(113)	(114)	(115)	(116)	(117)	(118)
(119)	(120)	(121)	(154)	(155)	(156)	(157)	(158)	(159)	(160)	(161)	(162)	(163)	(164)	(165)	(166)	(167)	(168)
LANTHANIDES		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
ACTINIDES		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		
SUPER- ACTINIDES		(122)	(123)	(124)	(125)	(126)						(153)					

Figura 9. Tabla periódica propuesta por Seaborg para ubicar los elementos superpesados hasta el 168.

descubrir o aislar un número de elementos químicos suficiente.

— El peso atómico y su correcta definición fue esencial para proponer las primeras tablas modernas.

— La tabla periódica de los elementos químicos es una obra colectiva en que han colaborado un gran número de científicos.

— En algunos periodos, se han producido aportaciones simultáneas o múltiples de diferentes científicos.

— De entre todos ellos, resaltan con luz propia Mendeléiev, con su ley periódica basada en el orden creciente de los pesos atómicos, y Moseley, con su ley periódica basada en el orden creciente del número atómico.

— La tabla periódica propuesta por Mendeléiev, tras sus primeros éxitos, no pudo soportar la aparición de nuevas leyes, teorías y técnicas, por lo que hubo que cambiar de paradigma en 1914.

— De entre las más de mil formas de presentar la tabla periódica, la más representada es la media larga, que se ha completado con ciento dieciocho elementos en 2016.

— Es de esperar que los grandes centros científicos capaces de crear nuevos elementos los obtendrán en un futuro próximo, aunque la tarea no será fácil.

— Estos nuevos elementos pondrán a prueba la ley periódica de Moseley.

— Quedan aún problemas por resolver en la tabla periódica, como la ubicación de los elementos Sc, Y, La, Ac, Lu y Lr y la del hidrógeno.

Referencias

- ELGUERO BERTOLINI, J.; GOYA LAZA, P.; ROMÁN POLO, P. (2019). *La tabla periódica de los elementos químicos*. Madrid: Los Libros de la Catarata: CSIC. [En prensa.]
- HARGITTAI, B.; HARGITTAI, I. (2019). «Year of the Periodic Table: Mendeleev and the others». *Structural Chemistry*, n.º 30, p. 1-7.
- MOSELEY, H. G. W. (1913). «The high-frequency spectra of the elements». *Philosophical Magazine*, vol. 26, n.º 156, p. 1024-1034.
- (1914). «The high-frequency spectra of the elements.

Part II». *Philosophical Magazine*, vol. 27, n.º 160, p. 703-713.

REEDIJK, J.; TARASOVA, N. (2019). «The International Year of the Periodic Table 2019». *Chemistry International*, vol. 41, n.º 1, p. 2-5.

ROMÁN POLO, P. (2008). *Mendeléiev: El profeta del orden químico*. 2.ª ed. Tres Cantos: Nivola.

— (2010). «El sesquicentenario del Primer Congreso Internacional de Químicos». *Anales de Química*, vol. 106, n.º 3, p. 231-239.

SCERRI, E. R. (2006). *The periodic table: Its history and significance*. Oxford: Oxford University Press.

— (2011). *The periodic table: A very short introduction*. Oxford: Oxford University Press.

— (2013a). *La tabla periódica: Una breve introducción*. Madrid: Alianza.

— (2013b). *A tale of 7 elements*. Oxford: Oxford University Press.

— (2019). «Looking backwards and forwards at the development of the periodic table». *Chemistry International*, vol. 41, n.º 1, p. 14-20.



Pascual Román Polo

Es profesor emérito y catedrático de química inorgánica de la Universidad del País Vasco, doctor en Química por la Universidad de Bilbao y licenciado en Química por la de Zaragoza. Ha investigado sobre la química de los polioxometalatos, polímeros de coordinación y materiales inteligentes. Se ha ocupado de la divulgación científica de la tabla periódica de los elementos químicos y de algunos de los científicos que la descubrieron. C. e.: pascual.roman@ehu.eus.