

El pasado y el futuro de la tabla periódica

Este fiel símbolo del campo de la química siempre encara el escrutinio y el debate

Eric Scerri*

Adorna las paredes de las salas de conferencia y los laboratorios de todo tipo, desde las universidades hasta la industria. Es uno de los más poderosos íconos de la ciencia. Captura la esencia de la química en un diseño elegante. La tabla periódica proporciona una forma concisa de entender cómo reaccionan entre sí todos los elementos conocidos y se enlazan químicamente, y ayuda a explicar las propiedades de cada elemento que lo hacen reaccionar de tal manera.

Pero el sistema periódico es tan básico, dominante y familiar en el estudio de la química que a menudo se da por hecho. Un siglo después de la muerte del descubridor líder del sistema periódico, el químico ruso Dimitri Mendeleev, parece el momento de revisar los orígenes y el estatus moderno de esta clasificación química, estándar hoy día. Hubo varios precursores históricos del sistema periódico de Mendeleev, pero también hay debates en curso con relación a la mejor forma de exponer el sistema periódico y sobre si existe realmente la 'mejor forma' de hacerlo.

El sistema periódico de los elementos recibe ese nombre debido a que muestra en forma gráfica cómo ciertas propiedades de las sustancias químicas se repiten después de intervalos regulares. En la tabla moderna de 117 elementos, cada uno está colocado a lo largo de filas o hileras ordenadas de acuerdo con su número atómico creciente —el número de protones en el núcleo de un átomo de cada elemento. Existen siete filas, cada una conforma un periodo. La longitud de los periodos

varía: el primero tiene dos elementos, los siguientes dos tienen ocho cada uno, luego 18 y 32, respectivamente, en los siguientes pares de periodos. Las columnas verticales forman grupos, de los cuales hay 18, basados en propiedades químicas similares, relativas al número de electrones en la capa exterior de los átomos, también llamada capa de valencia. Por ejemplo, en el grupo 17, los halógenos, todos carecen de un electrón para llenar sus capas de valencia, todos tienden a adquirir electrones durante las reacciones, y todos forman ácidos con el hidrógeno.

Los clásicos

Ha habido muchos cambios a la tabla desde que se publicó en 1869 la primera de Mendeleev, la cual mostraba ocho grupos, 12 filas y 66 elementos, pero la tabla de Mendeleev tampoco surgió del vacío. Los historiadores de la química han reconocido desde hace tiempo dos ideas que contribuyeron a la evolución del sistema periódico: la noción de triadas de elementos y la hipótesis de Prout, según la cual los pesos atómicos de los elementos son múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno, el más ligero de los elementos.

“Los historiadores han reconocido que dos ideas contribuyeron sustancialmente a la evolución del sistema periódico: las triadas de Döbereiner y la hipótesis de Prout”

En 1817 el químico alemán Johann Döbereiner notó que varios grupos de tres elementos formaban triadas con dos características interesantes. El elemento de en medio de una triada no sólo tenía reactividad química intermedia, sino que también tenía un peso atómico intermedio. Distinguiéndose del número atómico, un valor que todavía no había sido determinado, el peso atómico ha sido medido desde principios de 1800. La idea era determinar el peso de cada unidad indivisible de materia relativa al hidrógeno, cuyo peso era considerado como 1.00. Ya que las fórmulas de muchos compuestos eran desconocidas, los pesos atómicos permanecieron medidos imprecisamente por algún tiempo. Pero en las triadas de elementos, Döbereiner encontró que el peso del elemento intermedio —tal como el selenio en la triada formada por azufre, selenio y telurio— tenía un peso atómico que era el promedio aproximado de los pesos de los otros dos elementos. El peso atómico del azufre, en época de Döbereiner, era 32.239, mientras que el del telurio era 129.243; el promedio

* Department of Chemistry & Biochemistry, UCLA, Los Angeles, CA 90095-1569, USA.

Correo electrónico: scerri@chem.ucla.edu

Tel.: (310) 206 7443

UCLA faculty web page: <http://www.chem.ucla.edu/dept/Faculty/scerri/>

Eric R. Scerri es un catedrático en química e historia y filosofía de la ciencia en la Universidad de California, en Los Ángeles. Es fundador y editor en jefe de la revista *Foundations of Chemistry* y autor de *The Periodic Table: Its Story and its Significance* (Oxford University Press, 2007). Obtuvo su doctorado en historia y filosofía de la ciencia en el King's College London.

Traducido por Elia Arjonilla y Andoni Garritz. Tomado con la autorización de la revista y del autor de *American Scientist*, Vol. 96. pp. 52-58.

de ambos es 80.741, cercano al valor medido entonces del selenio, 79.264.

La importancia de ese descubrimiento radica en la asociación de propiedades químicas cualitativas, tales como el grado de reactividad, con datos numéricos de los elementos. Ello sugería que podía haber algún orden numérico subyacente que podría servir para relacionar los elementos entre sí en una forma sistemática.

Döbereiner también descubrió otras triadas, tales como el calcio, estroncio y bario, así como litio, sodio y potasio. Otros químicos descubrieron todavía más triadas y empezaron a hacer tablas que también pretendían relacionar las triadas entre sí. Pero algunas de estas contribuciones degeneraron en mera numerología, especialmente cuando descuidaron las relaciones químicas entre los elementos. Por ejemplo, en su artículo de 1857, el químico alemán Ernst Lenssen sugirió la existencia de una triada formada por silicio, boro y flúor, aún cuando no había ninguna conexión química concebible entre estos elementos. No obstante, el atractivo de la búsqueda de triadas estimuló a los químicos a determinar los pesos atómicos más precisamente, una búsqueda que benefició a la química de muchas otras formas.

Un poco antes, en 1815, el físico radicado en Londres William Prout, propuso otro principio general. En unos pocos artículos, que él publicó en forma anónima, Prout escribió que el hecho de que los pesos atómicos de muchos elementos parecieran ser múltiplos enteros del peso del hidrógeno, sugería que todos los elementos estaban compuestos por múltiples hidrógenos. Él incluso proclamó que esto implicaría la unidad esencial de toda la materia. Pero algunos elementos tales como el nitrógeno, que entonces tenía un valor de 12.6 con relación al hidrógeno, parecían ir contra la hipótesis de Prout. Los seguidores de Prout veían esos hechos como anomalías que eventualmente desaparecerían con la determinación más precisa de los pesos atómicos.

Como en el caso de las triadas, los intentos de confirmar o refutar la hipótesis de Prout contribuyeron a renovar esfuerzos de parte de los químicos para medir los pesos atómicos. Sin embargo, aun cuando estas ideas fueron fructíferas de alguna forma, también se vio que eran deficientes conforme se empezó a acumular información más precisa sobre el peso atómico. La noción de triadas se encontró que era muy aproximada y, aún así, sólo aplicable a grupos selectos de tres elementos. Mientras tanto, la hipótesis de Prout mostraba demasiadas excepciones de pesos atómicos no enteros. En el lenguaje del filósofo de la ciencia Karl Popper, ambas ideas habían sido falsadas para la segunda mitad del siglo XIX.

Al principio del siglo XX, se encontró que el número atómico, más que el peso atómico, sirve como un criterio más correcto para ordenar los elementos en una secuencia lineal. Los investigadores, tales como el físico británico Henry Moseley, encontraron que podían usar difracción de rayos X para relacionar el número atómico con la carga positiva, o el número de protones en el núcleo de cualquier átomo. Al volver a examinar las nociones de triadas y la hipótesis de Prout a la



Figura 1. Con su forma compacta que exhibe una gran cantidad de información acerca de los elementos, la tabla periódica ha sido por mucho tiempo un tema de referencia en el campo de la química. Theodore Gray (ver referencia) creó esta exhibición de museo para aumentar el atractivo de la tabla agregándole muestras de cada elemento detrás de su nombre (Este acercamiento muestra, a la izquierda, la triada azufre, selenio y telurio, cuyo estudio fue un precursor del sistema periódico). La historia de la tabla periódica es una de mejoras graduales, desde las primeras medidas del peso atómico hasta las actuales propuestas de nuevas representaciones de los elementos que en nada parecen un gráfico bidimensional.

luz del número atómico, uno encuentra un notable sentido en que ambas nociones han hecho lo que otro famoso filósofo de la ciencia, Imre Lakatos, ha llamado una recuperación teórica.¹ En términos del número atómico, los elementos tienen múltiplos exactos del número de protones del átomo de hidrógeno —ya que el hidrógeno tiene sólo un protón, todo otro átomo es un múltiplo de él. Y, tal vez en un sentido más profundo, la moderna astrofísica ha mostrado que casi todos los elementos están literalmente formados a partir de átomos de hidrógeno y de helio, que se combinaron durante el Big Bang, al inicio del universo, así como al interior de las estrellas y las supernovas.

Además, si consideramos los números atómicos en vez de los pesos atómicos para las triadas descubiertas en el siglo XIX, resulta que el número atómico del elemento medio es exactamente el promedio de los otros dos elementos. De hecho, aproximadamente la mitad de las triadas posibles en la tabla periódica moderna son exactas en este sentido. Sin embargo, muchas otras triadas potenciales ni siquiera lo cumplen aproximadamente, en cuanto que el número del elemento medio no está cerca del promedio de los otros dos.

La razón de este comportamiento es que la tabla periódica muestra una repetición a lo largo de todos los periodos (con

¹ N. del T.: 'Theoretical comeback' en el original.

la excepción del primer y muy corto periodo que consiste solamente de los elementos hidrógeno y helio). El segundo periodo consiste de ocho elementos (de litio a neón) seguidos por otro periodo de ocho elementos (de sodio a argón), seguido por dos periodos de 18 elementos, supuestamente seguidos por dos periodos de 32 elementos y así sucesivamente. Como resultado de estas repeticiones, las triadas de número atómico son exactas en la mitad de todos los casos posibles. Tómese el elemento cloro como un ejemplo. Con el propósito de encontrar otro elemento con propiedades químicas similares necesitamos avanzar 18 lugares para llegar al elemento bromo. Para llegar inclusive a otro elemento que comparta esas mismas propiedades químicas es necesario avanzar otros 18 lugares más hasta el elemento yodo. El bromo se encuentra exactamente entre el cloro y el yodo en términos del número atómico, precisamente porque la extensión de los dos perio-

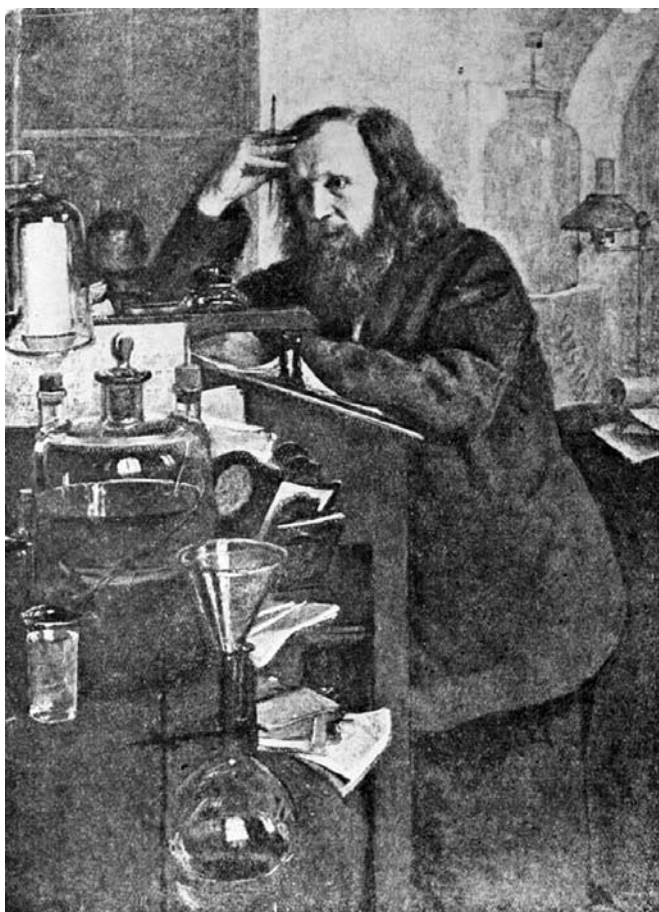


Figura 2. Dimitri Ivanovich Mendeleev nació en 1834 en Tobolsk, Siberia, el más joven de 14 hijos. Estudió en St. Petersburg, Rusia, donde llegó a ser profesor de Química de la universidad en 1863. Publicó su tabla periódica inicial en 1869. Aunque su tabla no fue la primera, su versión es la que tuvo el impacto más grande en la comunidad científica. También abogó por el sistema, defendiendo su validez y dedicándole tiempo a su elaboración. Mendeleev murió hace 100 años, en 1907. Una estatua suya con su tabla se alza en St. Petersburgo.

dos entre estos elementos es exactamente la misma —18 elementos. Pero en otros casos de triadas potenciales el segundo y tercer elemento no se encuentran en periodos de la misma extensión, así que las triadas no funcionan.

Salvando las brechas

A pesar de esta moderna exoneración y explicación, a mediados del siglo XIX, Mendeleev —el campeón indiscutible de la tabla periódica— era un crítico del uso de triadas y especialmente de la hipótesis de Prout relativa a la existencia de materia primaria. Mendeleev estaba firmemente convencido de la individualidad y existencia distintiva de los elementos. Él es con toda razón famoso por haber dejado brechas en su tabla periódica para elementos que no habían sido aislados y por predecir exitosamente muchas de sus propiedades, especialmente en el caso del galio, germanio y escandio.

Existen aspectos del sistema de Mendeleev que no son bien conocidos pero que, no obstante, fueron bastante funda-

“Mendeleev hacía énfasis en un sentido dual de la concepción de elemento: una, la misma que Lavoisier, como algo que puede ser aislado y no puede ser simplificado ulteriormente, y la otra, en la que carece de propiedades y representa la forma que toman los elementos cuando se presentan incorporados en los compuestos”

mentales para su aproximación. Mendeleev repetidamente hacía énfasis en que existe un sentido dual del concepto de elemento. En el primer caso, los elementos son la etapa final del análisis químico, o algo que puede ser aislado y que no puede ser simplificado todavía más. Ésta es la noción de elemento en la que por primera vez puso énfasis Antoine Lavoisier en el siglo XVIII, cuando los llamó ‘sustancias simples’.

Pero existe una segunda noción, que a veces Mendeleev llamaba ‘elementos reales’, con el propósito de indicar su estatus más fundamental. En este sentido, los elementos representan sustancias abstractas que carecen de lo que normalmente consideramos como propiedades y que representan la forma que los elementos toman cuando se presentan en forma de compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro como sustancias simples —un metal gris y un gas verdoso respectivamente— no están literalmente presentes en el compuesto cloruro de sodio (sal de mesa). Mendeleev habría dicho que el sodio y el cloro están presentes en el compuesto como los “elementos reales” o elementos abstractos.

Permítanme hacer énfasis en que estos elementos abstractos son de todas formas reales, y por supuesto deberían ser vistos, de algún modo, como más fundamentales que los elementos como sustancias simples que pueden de hecho ser aisladas. Mendeleev dio sólo un atributo al elemento abstracto, concretamente el peso atómico. Es el peso atómico del sodio, por ejemplo, el que preserva su identidad cuando el

Elemento	Peso atómico	Reactividad química con el agua
litio Li	6.94	Poca reactividad, sin llama, ni explosión
sodio Na	22.99	Reactividad intermedia, produce llama amarilla y explosión leve
potasio K	39.10	La mayor reactividad, produce llama lila y explosión considerable



Figura 3. Los elementos litio, sodio y potasio forman una triada del tipo estudiado por el químico Johann Döbereiner en 1817. Los elementos formaban una triada cuando el promedio de los pesos atómicos de entonces del primero y el tercero se aproximaban cercanamente al del miembro central. La reactividad del elemento medio también se sabía que era intermedia entre la del primero y el último. En la tabla periódica moderna, esta triada particular forma parte del grupo de los metales alcalinos. Ejemplos reales de estos elementos (a la derecha) se almacenan en aceite porque son altamente reactivos con el agua y el aire.

sodio entra en combinación química. Así como Mendeleev daba a entender que la versión abstracta del concepto de elemento era más real, también ponía énfasis en que su clasificación periódica tenía que ver en principio con los elementos abstractos.

Como han argumentado algunos autores, esta visión más filosófica de los elementos puede haber sido el sentido crucial en el que Mendeleev fue más adelante que sus competidores, quienes restringieron su atención a los elementos como sus-

tancias simples. También parece proporcionar un medio para comprender cómo Mendeleev fue capaz de cuestionar los valores de los pesos atómicos de muchos elementos y la manera en la cual han sido acomodados varios elementos dentro del sistema pe-

“Mendeleev tomó fama porque predijo elementos que no habían sido descubiertos en su época. Sin embargo, sólo acertó en nueve de sus dieciocho predicciones”

riódico. Esto pudo lograrse al ignorar, hasta cierto punto, las más obvias y más superficiales propiedades de los elementos como sustancias simples.

A Mendeleev se le da a menudo el mayor crédito por su fama como ‘el padre de la tabla periódica’ porque él predijo los elementos que no estaban descubiertos en su época. Pero ¿qué tan impresionantes fueron estas predicciones? Por lo que respecta a los elementos galio, germanio y escandio, fueron bastante sobresalientes —tanto así que Mendeleev pudo incluso corregir algunos de los hallazgos experimentales iniciales acerca de esos nuevos elementos.

Por otra parte, si uno considera en conjunto las numerosas predicciones de nuevos elementos de Mendeleev, sus poderes proféticos parecen algo menos impresionantes, hasta el punto de ser un poco preocupantes. En total, Mendeleev predijo un total de 18 elementos, de los cuales sólo nueve fueron subsecuentemente aislados. Como un historiador de la química se ha preguntado, ¿cómo es que estamos preparados para disculpar a Mendeleev de tantas fallas?

Además, no queda claro que las predicciones exitosas fueran de hecho tan decisivas en la aceptación de la tabla periódica por parte de la comunidad científica en la época de Mendeleev. Por ejemplo, la medalla Davy, que antecede al Premio Nobel como el galardón más alto en química, fue otorgada en forma conjunta a Mendeleev y a Julius Lothar Meyer, su competidor principal, quien no hizo ninguna predicción. De hecho, no hay siquiera una mención a las predicciones de

Elemento	Peso atómico
hidrógeno (H)	1.0
berilio (Be)	10.9
boro (B)	11.7
carbón (C)	12.0
nitrógeno (N)	12.6
oxígeno (O)	16.0
flúor (F)	9.6
sodio (Na)	93.3
magnesio (Mg)	50.0
aluminio (Al)	55.0
silicio (Si)	49.0
fósforo (P)	27.0
azufre (S)	32.0
cloro (Cl)	70.0
potasio (K)	156.0
calcio (Ca)	82.0
titanio (Ti)	28.8
cromo (Cr)	113.0
manganeso (Mn)	113.0
hierro (Fe)	111.0
cobalto (Co)	117.0
níquel (Ni)	117.0
cobre (Cu)	128.0
zinc (Zn)	128.0
arsénico (As)	134.0
estroncio (Sr)	178.0

Figura 4.

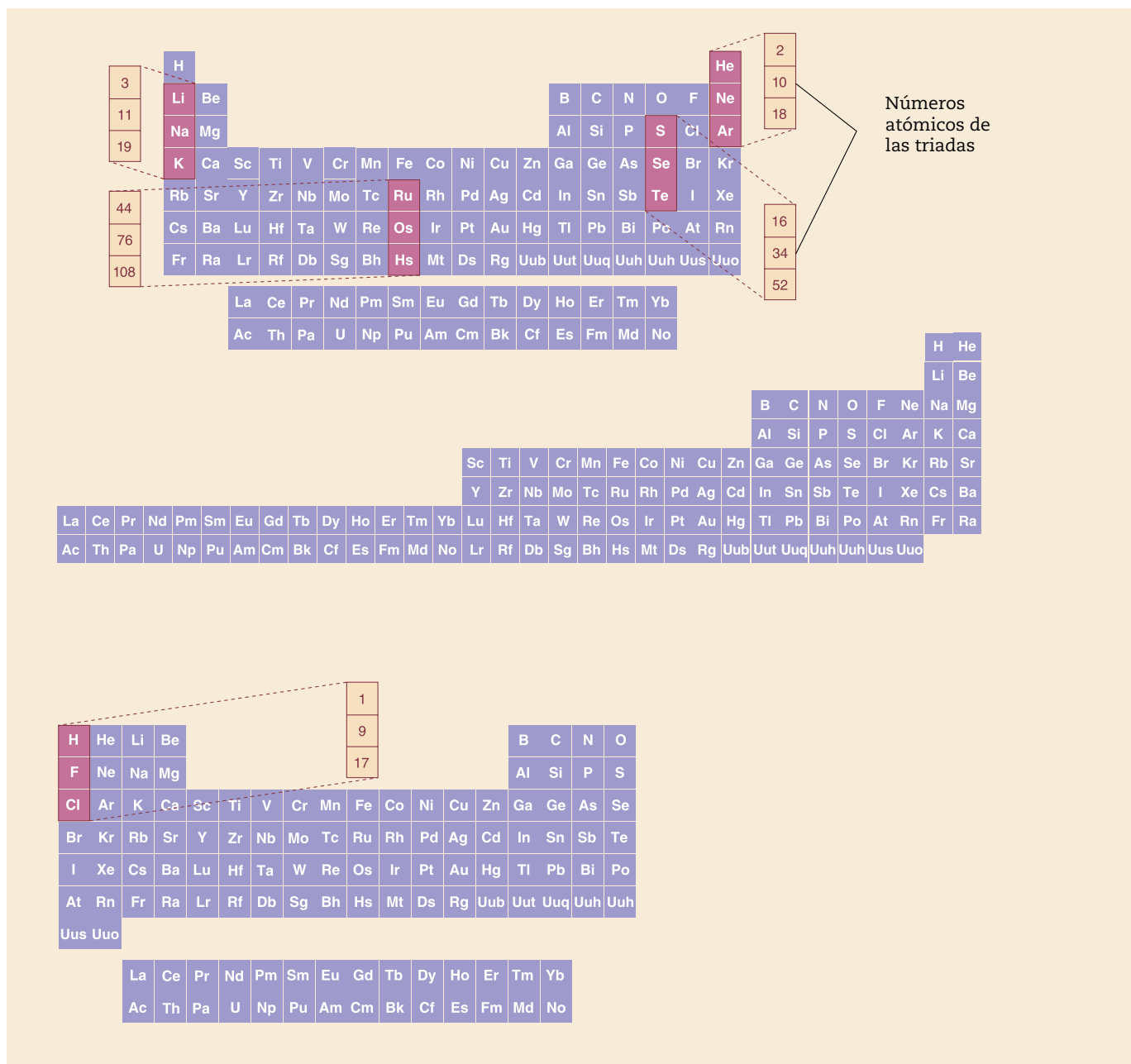


Figura 5. La tabla periódica moderna estándar, en su forma llamada de longitud media (arriba), muestra los elementos en filas ordenadas según se incrementa el número atómico, o el número de protones en el núcleo de un átomo de cada elemento. Cada fila forma un periodo, cuya longitud es variable. Cada columna representa un grupo en el que los elementos tienen propiedades químicas similares, relacionado con el número de electrones en la capa exterior de sus átomos o de valencia. Los lantánidos y los actínidos en las dos filas separadas inferiores, son extraídos después de los elementos bario (Ba) y radio (Ra), con el propósito de compactación. Las triadas están destacadas en esta tabla (en rosa*), originalmente relacionadas por sus pesos atómicos, pero que operan en función de sus números atómicos (beige*). Una tabla alternativa es la de la forma de escalón izquierdo (centro), que ubica al helio en el grupo de los alcalino-térreos ya que todos ellos tienen dos electrones en sus capas de valencia. Ésta también sigue más naturalmente el orden de llenado de la capa de electrones. El autor ha propuesto otra forma (abajo) que pone al hidrógeno en el grupo de los halógenos y coloca este grupo a la orilla extrema izquierda de la tabla. Esta forma prescinde del aparentemente anómalo periodo de dos elementos de la tabla de longitud media y se basa en la optimización de las triadas de números atómicos, tal como la nueva formada por hidrógeno (H), flúor (F) y cloro (Cl) (rosa*).

* **Nota del Director:** Aprovechamos que el formato electrónico de la revista conservará los colores de las figuras para dejar las notas relacionadas con los colores beige y rosa. Nos disculpamos con los lectores de la revista en papel por no poder identificar en la impresión blanco y negro dichos colores.

Mendeleev en el discurso publicado que acompañó el otorgamiento conjunto del premio Davy. Parece, pues, que este premio fue otorgado por la forma en la que los dos químicos acomodaron exitosamente los elementos entonces conocidos dentro de sus respectivos sistemas periódicos más que por cualquier predicción.

La física teórica ha proporcionado una explicación parcial de la forma y existencia de la tabla de Mendeleev y sus descendientes modernas. Desde el punto de vista de los físicos, los electrones que orbitan el núcleo de un átomo son responsables de sus propiedades químicas. Los átomos de los elementos que se encuentran en el mismo grupo o columna vertical de la tabla, lo hacen así porque comparten el mismo número de electrones de la capa externa. La idea misma de electrones en capas es un concepto de la mecánica cuántica. La energía de los electrones se dice que está cuantizada en el sentido de que los electrones ocupan un conjunto de niveles de energía u orbitales, cada uno con su valor específico y discreto de energía.

Adicionalmente, las soluciones a la famosa ecuación del austriaco Erwin Schrödinger para el electrón pueden ser caracterizadas mediante un conjunto de números cuánticos. Cuando este conjunto es complementado con un número cuántico adicional para el espín, es posible predecir que las capas subsecuentes del átomo pueden contener un máximo de 2, 8, 18 o 32 electrones. Esto está en perfecta concordancia con las longitudes de los periodos en la tabla periódica del químico. Sin embargo, la simple teoría de la mecánica cuántica no justifica la repetición de todas las longitudes del periodo excepto por la primera. De hecho, este problema ha continuado evadiendo a los físicos teóricos hasta muy recientemente. Fue otro ruso, el difunto físico Valentín Ostrovsky (2001), quien hace poco publicó una teoría para explicar esta característica, aunque todavía no es generalmente aceptada. Aunque la teoría es muy complicada matemáticamente para ser explicada aquí, el trabajo de Ostrovsky y otras contribuciones competitivas demuestran que la tabla periódica continúa siendo un área de investigación activa para los físicos así como para los químicos aún cuando ha existido por casi 140 años.

Terreno fértil

Químicos, físicos y filósofos de la ciencia continúan debatiendo las virtudes relativas de las diferentes formas de presentar la tabla periódica misma. Algunos inclusive se cuestionan si una tabla bidimensional es la mejor forma de arreglar los elementos. Los químicos frecuentemente expresan la perspectiva de que no existe la mejor presentación y que la cuestión de representación es un asunto de comodidad y de convención. Muy recientemente esta perspectiva ha sido cuestionada por filósofos de la ciencia, algunos de los cuales creen que puede haber una manera óptima de ordenar los elementos en grupos de columnas. Ellos argumentan que las discusiones relativas a la colocación de ciertos elementos problemáticos en el sistema periódico, tales como hidrógeno y helio, tienen una solución correcta, aún cuando ello no sea todavía evidente para la ciencia actual.

Consecuentemente, sostienen que algunas presentaciones del sistema periódico pueden, en verdad, ser superiores a otras. Mientras que la tabla presentada convencionalmente, la llamada de longitud media, tiene muchas virtudes, coloca al helio entre los elementos llamados gases nobles. Algunos han argumentado que a pesar de las apariencias, el helio de hecho debería ser colocado a la cabeza del grupo 2, el grupo alcalino-térreo, que incluye berilio, magnesio y calcio. El helio tiene dos electrones en la capa externa al igual que los elementos del grupo de los alcalino-térreos.

Además, el llenado de las capas de electrones sigue un orden particular que es presentado más naturalmente con el agrupamiento de la llamada tabla periódica de escalón izquierdo. Esta forma del sistema periódico fue propuesta por primera vez por el francés Charles Janet alrededor de 1920 y ha sido recientemente revivida por el educador químico estadounidense Gary Katz (2001), entre otros. Apoyo adicional para esta representación también radica en el hecho de que ofrece el sistema periódico más ordenadamente que la representación convencional. En la tabla de escalón izquierdo hay dos periodos muy cortos de dos elementos, en vez de uno, con el resultado de que todas las longitudes periódicas, sin fallar, son repetidas.

En un artículo recientemente aceptado, he propuesto otra tabla periódica en la cual el hidrógeno está colocado a la cabeza del grupo de los halógenos. Además, esta tabla ha sido re-arreglada de modo que el grupo que ahora está encabezado

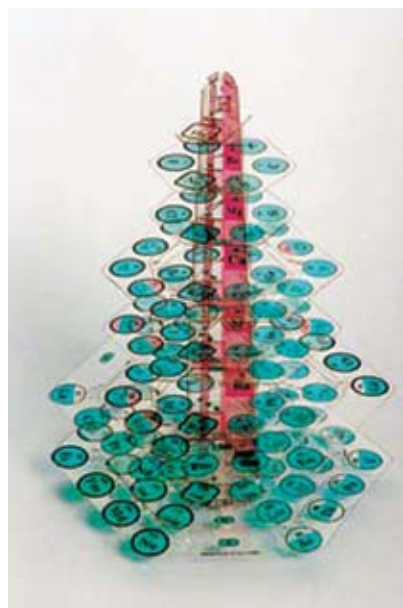
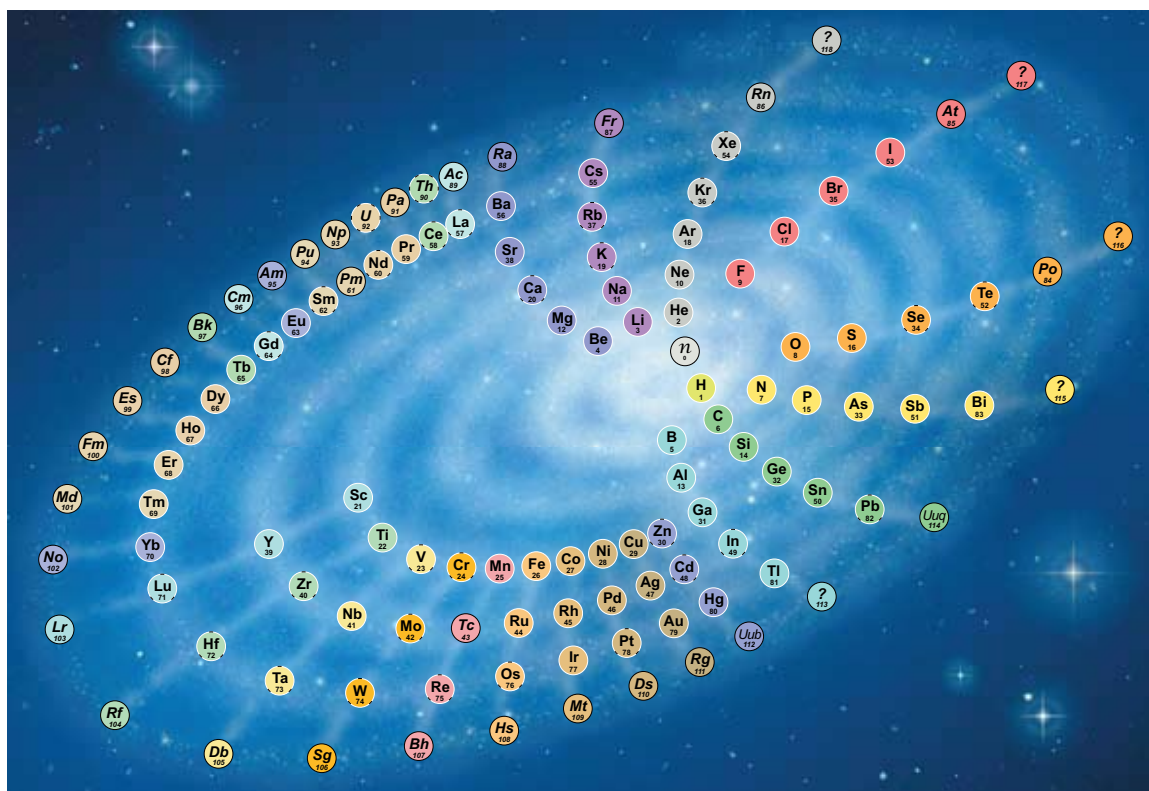


Figura 6. El químico canadiense Fernando Dufour ha llevado el sistema periódico de dos a tres dimensiones, prescindiendo definitivamente de la idea de una tabla. Su sistema, creado en 1990 y llamado el ElemenTree, pone énfasis en las similitudes químicas que abarcan diferentes grupos en la tabla estándar. (Foto: cortesía del autor).

CHEMICAL GALAXY II

A NEW VISION OF THE PERIODIC SYSTEM OF THE ELEMENTS



Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
Hydrogen	H	1	1.00794
Helium	He	2	4.002602
Lithium	Li	3	6.941
Beryllium	Be	4	9.012182
Boron	B	5	10.811
Carbon	C	6	12.0107
Nitrogen	N	7	14.00643
Oxygen	O	8	15.999
Fluorine	F	9	18.9984032
Neon	Ne	10	20.1797
Sodium	Na	11	22.98976928
Magnesium	Mg	12	24.304
Aluminum	Al	13	26.9815386
Silicon	Si	14	28.0855
Phosphorus	P	15	30.973762
Sulfur	S	16	32.06
Chlorine	Cl	17	35.453
Argon	Ar	18	39.948
Potassium	K	19	39.0983
Calcium	Ca	20	40.078
Scandium	Sc	21	44.955912
Titanium	Ti	22	47.88
Vanadium	V	23	50.9415
Chromium	Cr	24	51.9961
Manganese	Mn	25	54.938045
Iron	Fe	26	55.845
Cobalt	Co	27	58.933195
Nickel	Ni	28	58.6934
Copper	Cu	29	63.546
Zinc	Zn	30	65.38
Gallium	Ga	31	69.723
Germanium	Ge	32	72.630
Arsenic	As	33	74.9216
Selenium	Se	34	78.96
Bromine	Br	35	79.904
Krypton	Kr	36	83.80
Rubidium	Rb	37	85.4678
Strontium	Sr	38	87.62
Yttrium	Y	39	88.90584
Zirconium	Zr	40	91.224
Niobium	Nb	41	92.90638
Molybdenum	Mo	42	95.94
Technetium	Tc	43	98
Ruthenium	Ru	44	101.07
Rhodium	Rh	45	102.9055
Palladium	Pd	46	106.3635
Silver	Ag	47	107.8682
Cadmium	Cd	48	112.411
Indium	In	49	114.818
Tin	Ti	50	118.710
Thallium	Tl	81	204.38
Lead	Pb	82	207.2
Bismuth	Bi	83	208.9804
Polonium	Po	84	209
Astatine	At	85	210
Radon	Rn	86	222
Francium	Fr	87	223
Radium	Ra	88	226
Actinium	Ac	89	227
Thorium	Th	90	232.0377
Protactinium	Pa	91	231.03688
Uranium	U	92	238.02891
Np	93	237	
Pu	94	244	
Am	95	243	
Cm	96	247	
Bk	97	247	
Cf	98	251	
Es	99	252	
Fm	100	257	
Md	101	258	
No	102	259	
Lr	103	262	
Rf	104	261	
Db	105	262	
Sg	106	266	
Bh	107	264	
Hs	108	277	
Mt	109	268	
Ds	110	271	
Rg	111	272	
Uub	112	285	
Uut	113	284	
Uuq	114	289	
Uup	115	288	
Uuq	116	293	
Uuh	117	294	
Uuq	118	294	
Uuo	119	294	
Uuq	120	294	
Uuq	121	294	
Uuq	122	294	
Uuq	123	294	
Uuq	124	294	
Uuq	125	294	
Uuq	126	294	
Uuq	127	294	
Uuq	128	294	
Uuq	129	294	
Uuq	130	294	
Uuq	131	294	
Uuq	132	294	
Uuq	133	294	
Uuq	134	294	
Uuq	135	294	
Uuq	136	294	
Uuq	137	294	
Uuq	138	294	
Uuq	139	294	
Uuq	140	294	
Uuq	141	294	
Uuq	142	294	
Uuq	143	294	
Uuq	144	294	
Uuq	145	294	
Uuq	146	294	
Uuq	147	294	
Uuq	148	294	
Uuq	149	294	
Uuq	150	294	
Uuq	151	294	
Uuq	152	294	
Uuq	153	294	
Uuq	154	294	
Uuq	155	294	
Uuq	156	294	
Uuq	157	294	
Uuq	158	294	
Uuq	159	294	
Uuq	160	294	
Uuq	161	294	
Uuq	162	294	
Uuq	163	294	
Uuq	164	294	
Uuq	165	294	
Uuq	166	294	
Uuq	167	294	
Uuq	168	294	
Uuq	169	294	
Uuq	170	294	
Uuq	171	294	
Uuq	172	294	
Uuq	173	294	
Uuq	174	294	
Uuq	175	294	
Uuq	176	294	
Uuq	177	294	
Uuq	178	294	
Uuq	179	294	
Uuq	180	294	
Uuq	181	294	
Uuq	182	294	
Uuq	183	294	
Uuq	184	294	
Uuq	185	294	
Uuq	186	294	
Uuq	187	294	
Uuq	188	294	
Uuq	189	294	
Uuq	190	294	
Uuq	191	294	
Uuq	192	294	
Uuq	193	294	
Uuq	194	294	
Uuq	195	294	
Uuq	196	294	
Uuq	197	294	
Uuq	198	294	
Uuq	199	294	
Uuq	200	294	

ELECTRONIC CONFIGURATION IN GROUND STATE; EXCEPTIONS TO THE REGULAR BUILD UP OF SUBSHELLS
 From He to Zn: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁻¹⁰ From Ti to Cr: 3d² 4s² From Cr to Mn: 3d⁵ 4s¹ From Mn to Fe: 3d⁶ 4s² From Fe to Co: 3d⁷ 4s² From Co to Ni: 3d⁸ 4s² From Ni to Cu: 3d¹⁰ 4s¹ From Cu to Zn: 3d¹⁰ 4s²
 From La to Yb: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁻¹⁰ From Yb to Lu: 4f¹⁴ 5s² 5p⁶ 6s² From Hf to Rn: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁻¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁻¹⁴ 5d¹⁻¹⁰ 6p¹⁻⁶ From At to Uuq: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁻¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁻¹⁴ 5d¹⁻¹⁰ 6p¹⁻⁶ 7s² 5f¹⁻¹⁴ 6d¹⁻¹⁰ 7p¹⁻⁶

Figura 7. Philip Stewart de la Universidad de Oxford ha defendido un formato espiral del sistema periódico. Tal forma continua elimina las rupturas entre periodos en la tabla convencional. Las formas espirales han sido consideradas por más de 100 años, pero este cartel muestra la adaptación de Stewart, que él llama una “galaxia química”, ya que la longitud creciente de los periodos puede acomodarse mediante un formato similar a los brazos radiales de una galaxia espiral. (Imagen cortesía de Philip Stewart y Carl Wenczek de Born Digital Ltd.)

por el hidrógeno aparezca a la orilla izquierda de la tabla (ver la parte baja de la figura 5). El principal producto de este rearrreglo es introducir mayor regularidad en la presentación del sistema periódico, lo cual puede reflejar más fielmente la regularidad de la ley periódica. Esta tabla periódica modificada presenta dos periodos de ocho elementos al principio del sistema periódico y elimina los periodos muy cortos aparentemente anómalos de dos elementos.

La principal motivación para esta presentación es que la nueva maqueta conduce a la formación de una nueva triada perfecta que involucra al hidrógeno. Adicionalmente, la triada perfecta que involucra al helio se conserva, a diferencia de la tabla del escalón izquierdo, donde se pierde. Pero, ¿por qué uno no debería siquiera tratar de crear una nueva triada perfecta? Esta característica es más bien importante, ya que está basada solamente en el número atómico, el único criterio de los elementos considerado como sustancias básicas más que como sustancias simples. Ya se mencionó que Mendeleev se

esforzó en poner énfasis en que el sistema periódico era principalmente una clasificación de los elementos como sustancias básicas (“elementos reales”).

En más de una ocasión, esta perspectiva más filosófica de los elementos ha llegado al rescate de la química sentando su propio campo, en vez de simplemente como una parte de la física. Ella sugiere que la química posee un fundamento filosófico esencial aun cuando popularmente se supone reducida a la física cuántica y, de ese modo, despojada de un carácter filosófico. En los primeros años del siglo XX, cuando los isótopos de muchos elementos fueron descubiertos, repentinamente pareció como si se hubiera multiplicado el número de “elementos”, en el sentido de las más simples sustancias que pueden ser aisladas. Algunos químicos creían que esta proliferación señalaría la desaparición de la tabla periódica, que daría lugar a una tabla de los isótopos.

Sin embargo, algunos químicos tales como el austriaco Friedrich Paneth volvieron a conceptualizar la noción de elemen-

tos de modo que se evitara el abandono de la tabla periódica de los químicos. Paneth llamó la atención sobre la distinción de Mendeleev entre “elementos reales” y elementos como sustancias simples. Concentrándose en los “elementos reales” como lo hizo Mendeleev, pero caracterizándolos ahora por sus números atómicos, el químico podía ignorar el hecho de que los “elementos” suceden como muchos cientos de isótopos. Los isótopos podían ser vistos como meras sustancias simples. Aún más, los isótopos del mismo elemento, con pocas excepciones tales como la del hidrógeno, tienden a mostrar propiedades químicas idénticas, lo que justifica esta aproximación.

Tal vez el desarrollo más radical sucedido en la investigación contemporánea sobre la tabla periódica ha sido una voluntad de retar la tradición al cuestionar si el sistema periódico debería representarse en una forma bidimensional y si debería siquiera presentarse como tabla. Al menos tres sistemas periódicos tridimensionales diferenciados han sido desarrollados y exitosamente comercializados como herramientas educativas. En algunos casos, tal como el del “ElementTree”² del químico canadiense Fernando Dufour, también sirven para poner énfasis en las similitudes químicas que no están comprendidas en la tabla bidimensional.

Por ejemplo, los elementos en el grupo 13 de la tabla con el formato convencional, tales como boro, aluminio y galio, todos muestran un poder de combinación o valencia de tres. Sin embargo, existen otros elementos que también muestran esta propiedad, tales como los elementos en el grupo 3 de la tabla convencional, incluyendo a escandio, ytrio y lutecio. En el sistema de Dufour todos estos elementos caen dentro del mismo plano bidimensional que puede ser visualizado como una rebanada a través de la clasificación del sistema tridimensional.

Otro diseño que Philip Stewart (2004) de la Universidad de Oxford ha revivido y defendido es el sistema periódico de forma espiral, el que ha recibido una buena cantidad de atención recientemente. Como Stewart debate, la tabla convencional falla en poner énfasis en la continuidad en la secuencia de los elementos. Los sistemas espirales acentúan la continuidad más que implicar rupturas entre los gases nobles a la orilla derecha y los metales alcalinos a la orilla izquierda.

En retrospectiva

¿Podría ser que nuestra confianza en las formas bidimensionales de la tabla periódica se deban a la predominancia, hasta hace poco, de la superficie bidimensional de la hoja del libro y la naturaleza bidimensional de las paredes de las salas de conferencia? Después de todo, un sistema tridimensional no puede ser fácilmente exhibido en un libro de texto ni por

supuesto en la pared de un auditorio. Pero, ¿podría también ser que con el surgimiento de nuevas tecnologías en el siglo XXI, el famoso ícono de Mendeleev podría ser transformado en algo que él mismo no reconocería si todavía anduviera por aquí para verlo?

De hecho en lo concerniente a las formas espirales, Mendeleev sí consideró tales arreglos pero no concibió una versión exitosa. Como ha escrito Stewart, si Mendeleev hubiera prestado más atención a las formas espirales, podría haber agregado la predicción de toda la familia de los gases nobles a sus otras famosas predicciones de elementos aislados. Si se utiliza una exhibición espiral de los elementos, la posible existencia de los gases nobles se vuelve más bien obvia, tal como fue notada por el químico inglés William Crookes hace más de 100 años.

La tabla periódica empezó con el reconocimiento de las tríadas de elementos y generó en la época de la hipótesis de Prout la unidad de toda la materia. Desde estos orígenes numéricos y filosóficos se ha convertido en una herramienta enormemente práctica utilizada no sólo por químicos, sino también por todos los científicos e ingenieros. Pero sus aspectos filosóficos no se han eclipsado completamente, y, como yo argumento aquí, continúan subrayando el sistema periódico y en ocasiones salen a la superficie para ayudar en la solución de asuntos prácticos relativos a su identidad y su representación gráfica.

Referencias

- Gray, T. *Periodic table arrangement promoted by Eric Scerri*. <http://www.periodictable.com/index.scerri.html>
- Katz, G. The periodic table: An eight period table for the 21st century, *The Chemical Educator*, 6:324–332, 2001.
- Leach, M. R. Periodic Table Formulations. In *The Chemogenesis Web Book*. http://metasynthesis.com/webbook/35_pt/pt.html
- Ostrovsky, V. What and how physics contributes to understanding the periodic law, *Foundations of Chemistry*, 3:145–182, 2001.
- Scerri, E. R. *The Periodic Table: Its Story and Its Significance*. New York: Oxford University Press, 2007.
- Scerri, E. R. Some aspects of the metaphysics of chemistry and the nature of the elements, *Hyle* 11:127–145, 2005. <http://www.hyle.org/journal/issues/11-2/scerri.htm>
- Stewart, P. The spiral periodic system, *Education in Chemistry* 41:165, 2004.
- van Spronsen, J. W. *The Periodic System of Chemical Elements: A History of the First Hundred Years*. New York: Elsevier, 1969.

² N. del T.: “ElementTree”, es probablemente un juego de palabras que puede significar algo así como ‘árbol de elementos’ (lo que puede apreciarse por su forma en la figura 6) y que sonaría en inglés parecido a la contracción de ‘elementary’, que significa elemental en español.