

Una reconceptualización del concepto de elemento como base para una nueva representación del sistema periódico

Martin Labarca^a y Alfio Zambon^b

ABSTRACT (A reconceptualization of the concept of element as the basis for a new representation of the periodic system)

The aim of this paper is to propose a new conceptualization of the term 'element' as the basis for a new representation of the periodic system. For this purpose we begin by recalling the dual sense of the concept of element. Next, we develop the 'limits isotopes' argument which is the basis of the new periodic chart. This task leads us both to reconceptualize the notion of element and to characterize the term 'basic substance'. In turn, the argument is used to face the epistemological problem with hydrogen and helium in the periodic table. Finally, the Döbereiner's triads are used to calculate atomic masses in three periodic charts: the medium-long-form, the modified 'left-step' proposed by Scerri, and the proposed in this work. Evaluation results allows us to stand out the fruitful predictive power of our periodic system.

KEYWORDS: new periodic chart, element, isotopes, hydrogen, Döbereiner

1. Introducción

La filosofía de la química es una nueva subdisciplina de la filosofía de la ciencia que se ha consolidado plenamente como un campo de investigación interdisciplinario en los últimos años. Entre la amplia variedad de tópicos que se discuten en la actualidad, la tabla periódica es objeto de incesantes discusiones en el plano epistemológico.

A diferencia de la clasificación en biología, donde es continuamente debatida, la tabla periódica representa el sistema de clasificación natural más importante de la ciencia en su conjunto, si bien persisten ciertas diferencias (Scerri, 2011a). Veamos, entonces, cuál es el ordenamiento de los elementos químicos. El criterio primario está dado, de manera unánime, por la secuencia en el incremento del número atómico (Z) de los elementos. El número de electrones en la capa de valencia del átomo —es decir, la forma de agrupar los elementos en familias químicamente similares— establece el criterio secundario, aunque de manera no tan categórica como la anterior. Y el criterio terciario, por su parte, está regido por el valor de $n + l$ (la regla de Madelung, donde n y l denotan los dos primeros números cuánticos) utilizada para diferenciar los elec-

trones de cualquier átomo (Scerri, 2004).¹ Muy recientemente se han propuesto las triadas de número atómico como un nuevo criterio secundario para reunir elementos en grupos (Scerri, 2010).

El propósito de este trabajo es reconceptualizar el término 'elemento' como base de una nueva representación del sistema periódico fundado en un criterio primario que, creemos, no ha sido abordado hasta el momento. Para tal fin, comenzaremos recordando la distinción de los dos sentidos del concepto de elemento, noción central de la tabla periódica.² A continuación, presentaremos el argumento que denominamos de los 'isótopos límites' que constituirá la base de la nueva representación mencionada. Este argumento, a su vez, nos permitirá redefinir la noción de elemento, caracterizar la noción de 'sustancia básica', así como abordar el problema epistemológico de la ubicación del hidrógeno y del helio en la tabla periódica. Posteriormente, utilizaremos la triadas de

¹ La tabla de 'escalón izquierdo', propuesta por Charles Janet en 1929 (figura 3), revivida por Gary Katz (2001) y con Henry Bent (2006) como uno de sus principales divulgadores, así como la tabla piramidal modificada (Scerri, 2004) expresan naturalmente la manera en la cual cada periodo comienza con un nuevo valor de $n + l$. Este criterio terciario, sin embargo, no es aceptado de manera unánime, dado que se ha sugerido que debería proveer una tercera dimensión a la tabla periódica (Magarshak y Malinsky, 1992).

² Aunque el término 'sistema periódico' representa una noción más abstracta según la cual existe una relación periódica entre los elementos, lo usaremos aquí en sentido amplio, es decir, como sinónimo de 'tabla periódica', tal como suele emplearse.

^a CONICET-Universidad Nacional de Quilmes, Argentina.

Correo electrónico: mglabarca@unq.edu.ar

^b Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco, Argentina.

Correo electrónico: azambon@infovia.com.ar

Fecha de recepción: 12 de marzo de 2012.

Fecha de aceptación: 8 de agosto de 2012.

Döbereiner como herramienta predictiva para el cálculo de masas atómicas comparando, de este modo, la tabla periódica propuesta con la tabla convencional o de longitud media, y con la tabla de ‘escalón izquierdo’ modificada propuesta por Scerri.

2. La naturaleza dual del concepto de elemento

Suele caracterizarse un elemento como “aquella sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas usando medios químicos”. Esta definición es la que suele encontrarse en los textos universitarios de química general. Dicha noción de elemento, como *sustancia simple* (es decir, los elementos tangibles y observables), es en la que hizo hincapié Antoine-Laurent de Lavoisier en el siglo XVIII. Pero existe una segunda noción de elemento en un sentido filosófico —en particular, metafísico— que proviene de la Antigüedad clásica. De acuerdo con esta concepción, el término ‘sustancia’ (del latín ‘*substantia*’) literalmente significa aquello que ‘subyace a’, ‘lo que se encuentra debajo de’. La sustancia es aquello que sirve de soporte a las propiedades. Las propiedades pueden cambiar, la sustancia subsiste, permanece. En este sentido, entonces, un elemento es una entidad que consiste de una sustancia y que tiene como propiedad esencial su número atómico; además, puede tener propiedades contingentes que varían según el caso y que no afectan su identidad como tal. Por ejemplo, para el carbono sus propiedades contingentes son sus variedades alotrópicas: diamante, grafito y fullereno, entre otras.

El padre de la tabla periódica, Dimitri Ivanovich Mendeléiev, hacía énfasis, precisamente, en esta naturaleza dual del concepto de elemento. A los elementos concebidos en un sentido metafísico los denominaba *elementos abstractos o reales*, los cuales tenían, a su juicio, un estatus más fundamental que los elementos concebidos como *sustancias simples*. De acuerdo con este autor, los elementos como *sustancias abstractas* carecen de propiedades y representan la forma que los elementos toman cuando se presentan en compuestos. Mendeléiev sostuvo que los elementos reales tienen un único atributo, su peso atómico, que se conserva cuando, por ejemplo, el sodio y el cloro se combinan para formar cloruro de sodio. Asimismo, puso énfasis en señalar que su clasificación periódica tenía que ver con los elementos concebidos como sustancias abstractas y no con los elementos concebidos como sustancias simples. Recientemente se ha sugerido que esta visión más filosófica de los elementos es lo que hizo que Mendeléiev tuviera una perspectiva más abarcadora, ya que sus competidores restringieron su atención a los elementos conceptualizados como sustancias simples (Scerri, 2007).

El descubrimiento de los isótopos, en los comienzos de la física atómica, fue otro paso clave para la comprensión de la tabla periódica. Fue Frederik Soddy (1913) quien acuñó el término ‘isótopo’ para significar dos o más átomos del mismo elemento, químicamente inseparables, pero con diferentes pesos atómicos. La gran cantidad de isótopos de muchos elementos descubiertos provocó la llamada ‘crisis de los isótopos’: entendidos los elementos como sustancias simples que

pueden aislarse, pareció existir una repentina multiplicación de ‘elementos’, lo cual condujo a varios químicos a proclamar la desaparición de la tabla periódica como tal y su reemplazo por la tabla de los isótopos.

Pero el radioquímico austriaco Fritz Paneth sostuvo que la tabla periódica de los químicos podía retenerse. Considerando que las propiedades químicas de los isótopos del mismo elemento son indistinguibles, con excepción del hidrógeno, el descubrimiento de nuevos isótopos representaba nuevos elementos como sustancias simples, lo que justificaba dicha hipótesis.³ Su argumento filosófico estaba basado en retomar la naturaleza dual del concepto de elemento de Mendeléiev, es decir, elemento como *sustancia simple* y elemento *abstracto o real*, reconceptualizando este último como *sustancia básica* (Scerri, 2012). De este modo, entonces, Paneth argumentaba que el descubrimiento de nuevos isótopos representaba el descubrimiento de elementos como sustancias simples, mientras que el sistema periódico de Mendeléiev estaba basado en los elementos como sustancias básicas. Esta distinción filosófica ejerció un papel crucial para la supervivencia de la tabla periódica como tal. Sobre la base de los trabajos de Paneth, la IUPAC modificó en 1923 la propiedad esencial del elemento del peso atómico al número atómico (Scerri, 2007).

La distinción del concepto de elemento presentada es altamente relevante en el ámbito de la educación en química. Mientras que los sistemas de educación hispanoparlante y angloparlante utilizan el término ‘elemento’ para denotar su sentido como sustancia simple, en el sistema francés de educación, por el contrario, la noción de elemento denota su sentido metafísico o abstracto (Scerri, 2009a).

3. El argumento de los isótopos límites, elemento y sustancia básica

Cuando en la segunda parte del siglo XIX Mendeléiev propuso la noción de peso atómico como único atributo del elemento, no sabía (no podía saber) que con dicha propiedad no designaba una cualidad unívoca, sino una serie finita de valores que refieren a un elemento. El valor de peso atómico utilizado por Mendeléiev era, considerando las posibilidades de medición de su época, un valor bastante aproximado para el isótopo más frecuente del elemento.

Si consideramos que cada elemento tiene un determinado número de isótopos, postularemos que tanto el isótopo más liviano (L) como el isótopo más pesado (P) constituyen propiedades representativas del elemento como *sustancia básica*, basándonos en que existe un número mínimo de neutrones necesario para estabilizar la repulsión de cargas del núcleo y un número máximo admisible para permitir la estabilidad del sistema atómico. De este modo, entonces, existe un intervalo

³ Needham (2008) ha sugerido que los isótopos deberían ser considerados distintos elementos, dadas las diferencias químicas existentes entre los isótopos del hidrógeno. Una fuerte crítica a esta afirmación puede verse en Scerri (2011b).

Z	Símbolo	Isótopo L	Función L - Z
1	H	1	0
2	He	2	0
3	Li	4	1
4	Be	5	1
5	B	7	2
6	C	8	2
7	N	10	3
8	O	12	4
9	F	14	5
10	Ne	16	6
11	Na	18	7
12	Mg	19	7
13	Al	21	8
14	Si	22	8
15	P	24	9
16	S	26	10
17	Cl	28	11
18	Ar	30	12
19	K	32	13
20	Ca	34	14

Figura 1. L representa el número de masa del isótopo más liviano del elemento. La función L - Z indica el número de neutrones del elemento.*

* Hemos empleado la tabla de los isótopos de Holden (2009). En el caso del He, si bien es habitual considerar que L = 3, hay evidencia empírica de la existencia del denominado 'diprotón' o ${}^2\text{He}$ (cfr. Gómez del Campo et al., 2001, Rapisarda et al., 2007).

de masas atómicas que conforman los *límites ontológicos* o *límites de existencia* del elemento. El oxígeno, por ejemplo, admite isótopos entre ${}^{12}\text{O}$ y ${}^{28}\text{O}$. Estos isótopos límites serían propiedades integrantes de lo que Paneth llama *sustancia básica*, aunque en la naturaleza el oxígeno se presente mayoritariamente como los isótopos ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$ y ${}^{18}\text{O}$ (los más abundantes), que serían manifestaciones como *sustancia simple*. De esta forma, un isótopo de un elemento es representativo del mismo, si y sólo si, cumple con dos requisitos: a) tener el número atómico del elemento en cuestión, y b) poseer una masa atómica comprendida entre L y P. En el caso del oxígeno, un isótopo con $Z = 8$ y $L \leq 11$ o bien $P \geq 29$ no sería oxígeno, es decir no tendría las propiedades del oxígeno entendido como sustancia básica. Esto muestra que si bien el número de protones en un átomo denota un elemento unívocamente, resulta necesario considerar, además, que el número de neutrones no desempeña un papel menor al tener límites precisos.

A la luz de estos argumentos, proponemos, entonces, que el elemento como sustancia básica tiene como propiedad esencial su número atómico y también propiedades representativas que son sus números másicos mayor y menor posibles para el elemento dado. Estas masas están representadas por los isótopos límites. La idea remite, de forma indirecta, a la filosofía aristotélica de 'potencia' y 'acto': mientras que el número atómico y el número másico de cada isótopo se relaciona con el "acto", con lo que el elemento 'es siempre', las masas atómicas límites están relacionadas con la "potencia", con lo que el elemento 'fue o puede ser'. Estas dos nociones nos permiten caracterizar la noción metafísica de *sustancia básica*: todo lo que un elemento es, fue o puede llegar a ser.⁴

⁴ Sobre la base de las ideas de Paneth y del sistema periódico, Scerri (2012) ha reconceptualizado la noción de elemento, proponiendo que la *sustancia básica* subyace tanto a la *sustancias simples* como a las *sustancias simples combinadas*. El término 'elemento' lo reserva únicamente para denotar 'sus-

Asimismo, y sobre la base de lo argumentado, reconceptualizaremos entonces el término 'elemento': un elemento es una cierta clase de entidad que consta de una sustancia básica y que tiene dos propiedades representativas, el número atómico y los números másicos límites, y que, a su vez, puede tener propiedades contingentes que varían de caso a caso.

4. Una nueva representación del sistema periódico

Para el diseño del nuevo sistema periódico, estableceremos que el criterio primario de ordenamiento (vertical) de los elementos está dado por la función L - Z, es decir, por el número de neutrones del isótopo más liviano. Por su parte, el número atómico creciente constituye el criterio secundario para ordenar los elementos en forma horizontal. Los valores calculados de L - Z para los primeros 20 elementos (hasta el calcio) se indican, a continuación, en la figura 1. Sobre la base de los dos criterios señalados surge la nueva tabla periódica (figura 2).

Esta representación novedosa del sistema periódico presenta particulares características.⁵ En primer lugar, y tal como hemos señalado, el *criterio primario* no es función ya de la carga nuclear, sino del número de neutrones del isótopo más liviano.⁶ Y el *criterio secundario* no se basa en la configuración

tancia básica'. Si bien coincidimos en su primera apreciación, entendemos que el término 'sustancia básica' tiene un estatus más fundamental, tal como es expuesto en nuestra caracterización de elemento.

⁵ Los 46 bloques de la tabla tienen la misma pendiente de L - Z (por ej. en los bloques 1 y 2 la pendiente es 0, mientras que en los bloques 4, 7, 10, etc. la pendiente es 1). Empleamos el término 'bloque' y no 'periodo' dado que son conceptualmente diferentes.

⁶ Hasta donde sabemos, el único sistema periódico cuyo criterio primario no está regido por el número atómico creciente es el denominado Stowe-Janet-Scerri, el cual ordena los elementos por los valores crecientes de $n + l$ (para detalles, véase Leach, 2012).

																		H	He												
																		Li	Be												
																		B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg						
																		Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca						
										Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr				
										Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba				
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg									

Figura 3. Tabla periódica de ‘escalón izquierdo’ (Janet, 1929). La tabla refleja la regla de Madelung, es decir, la manera en que los electrones ocupan orbitales atómicos. Cada periodo comienza con un nuevo valor de $n + l$, la suma de los dos primeros números cuánticos. El hidrógeno encabeza el grupo de los metales alcalinos y el helio se encuentra entre los metales alcalino-térreos.

H																	He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg											

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Figura 4. Tabla periódica convencional, de longitud media o de 18 columnas. El hidrógeno está ubicado en el grupo 1 (metales alcalinos) y el helio en el grupo 18 (gases nobles).

																		H	He	Li	Be	1,2										
																		B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	3						
																		Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	4						
														Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	5
														Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	6
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	7
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg										8

Figura 5. Tabla periódica de ‘escalón izquierdo’ modificada que ubica el hidrógeno en el grupo de los halógenos y deja el helio en el grupo de los gases nobles (Scerri, 2008, 2010). Los números a la derecha de la tabla representan los valores de $n + l$, la suma de los dos primeros números cuánticos.

5. La posición del hidrógeno y del helio

A poco más de 140 años de la publicación de la primera tabla de Mendeléiev, la posición de dos elementos ciertamente controversiales de ubicar son, entre otros, el hidrógeno y el helio, dadas sus particulares propiedades.

En relación al hidrógeno, las opciones que se debaten son cuatro: a) dejarlo en el grupo 1 (metales alcalinos) debido a que posee un electrón en su capa de valencia, aunque “flotando” sobre dicho grupo; b) ubicarlo en el grupo 17 (halógenos) dado que los átomos de hidrógeno pueden formar iones negativos, al igual que los elementos de dicho grupo (Dash, 1964;

Sacks, 2006; Laing, 2007) o bien, desde otro argumento, dado que forma la triada perfecta de número atómico H(1), F(9), Cl(17) (Scerri, 2008, 2010); c) ubicarlo en el grupo 14 (carbono) al poseer la mitad de su capa de valencia completa (2 electrones), al igual que el carbono (4 electrones) (Cronyn, 2003), o finalmente, d) debería removerse de la tabla y “flotar” sobre la misma debido a sus anomalías para ubicarlo en algún grupo en particular (Atkins y Kaesz, 2003).

La posición del helio en la tabla ofrece similares inconvenientes. Las dos opciones que se discuten son las siguientes: a) dejarlo en el grupo 18 (gases nobles), tal como se encuen-

Figura 6. Elementos que forman parte de triadas reconocibles en la tabla periódica de longitud media. (1) Tabla periódica convencional, (2) Tabla de Scerri (2008, 2010) y (3) Nueva tabla propuesta.

	Triada	Masa atómica aceptada	(1) y (2) % Error	(3) % Error
1	Li–Na–K	Na: 23,0	0	0
2	Be–Mg–Ca	Mg: 24,3	1,0	0,6
3	K–Rb–Cs	Rb: 85,5	0,58	0,47
4	Ca–Sr–Ba	Sr: 87,6	1,26	1,37
5	Al–Ga–In	Ga: 69,7	1,7	1,2
6	Si–Ge–Sn	Ge: 72,6	1,1	2,2
7	P–As–Sb	As: 74,9	2,0	4,3
8	S–Se–Te	Se: 79,0	1,1	1,0
9	Cl–Br–I	Br: 79,9	1,6	0,5
10	Ar–Kr–Xe	Kr: 83,8	2,1	1,9
11	He–Ne–Ar	Ne: 20,2	8,7	1,5

tra en la tabla periódica estándar, debido a que es extremadamente inerte (Rich, 2005), o también, dado que forma la triada perfecta de número atómico He(2), Ne(10), Ar(18) (Scerri, 2008, 2010), o bien b) ubicarlo en el grupo 2 (alcalino-térreos) al poseer dos electrones en su capa de valencia, tal como se observa en la tabla periódica de Janet (1929) (figura 3).

Creemos que el argumento de los isótopos límites presentado puede ser útil en esta controversia. Si observamos nuevamente la figura 1, advertiremos que la función $L - Z$ brinda los mismos valores tanto para el hidrógeno como para el helio. En consecuencia, esto podría sugerir que ambos elementos deben ser parte de un periodo separado, lo cual es consistente con la tabla periódica clásica o de longitud media, con la tabla periódica de ‘escalón izquierdo’ (Janet, 1929), así como con una forma modificada de la llamada tabla ‘piramidal’ propuesta por el químico William Jensen en 1986 (Scerri, 2005), por citar sólo algunas de ellas. El argumento brindado es inconsistente, naturalmente, con aquellas tablas periódicas que proponen ubicaciones múltiples para el hidrógeno y el helio (*cfr.* por ejemplo, Laing, 2009; Rich y Laing, 2011), así como con la propuesta de Atkins y Kaesz (2003) de remover el hidrógeno de la tabla dadas sus particularidades.

6. Las triadas de número atómico para formular predicciones

En 1817 Johann Wolfgang Döbereiner informaba que algunos elementos, que podían agruparse en grupos de tres, presentaban semejanza química y una particular relación aritmética: el peso atómico (o peso equivalente) del segundo elemento en una triada dada, era casi exactamente el promedio de los otros dos elementos.

Curiosamente, Mendeléiev, a diferencia de Döbereiner, empleó predictivamente las triadas (aunque en dos dimensiones: horizontal y vertical) para determinar el peso atómico de ciertos elementos. Por ejemplo, en el caso del selenio Mendeléiev señaló que su peso atómico podía calcularse a partir de los cuatro elementos ‘vecinos’ (As, S, Br, Te). Ya en el siglo

XX, y desplazada dicha propiedad como criterio unívoco para ordenar el sistema periódico, el número atómico se convirtió en la propiedad fundamental que permite caracterizar adecuadamente los elementos. Y la noción de triada —ahora de número atómico, es decir, exacta— ha sido sugerida como posible criterio categorial para representar la periodicidad química (Scerri, 2011c), si bien no hay consenso aún respecto de su estatus epistemológico (*cfr.* Laing, 2009; Schwarz y Rich, 2010).

Dada la gran cantidad de tablas periódicas existentes desde la primera presentada por Mendeléiev en 1869, un posible criterio para compararlas es mediante su capacidad predictiva. Específicamente, la idea es determinar la masa atómica de algunos elementos, utilizando la noción de triadas de Döbereiner, calculando el porcentaje de error en cada caso.⁷ Para ello, compararemos (1) la tabla periódica convencional o estándar (figura 4), (2) la tabla de ‘escalón izquierdo’ modificada (figura 5) (Scerri, 2008, 2010),⁸ y (3) la tabla periódica que presentamos en este trabajo (figura 2).

Las figuras 6, 7 y 8 muestran resultados comparativos entre las mismas.

Puede apreciarse que el sistema periódico propuesto muestra una capacidad predictiva de las masas atómicas superior (cerca al 70%) comparado con los dos restantes. Y en los casos en que presenta un mayor porcentaje de error, éste es cercano al valor menor, con excepción del As. En dicha tabla periódica apreciaremos también que los elementos forman parte, al menos, de dos triadas de número atómico con excepción del As, Ge y Ne. Por ejemplo, para el flúor y el lutecio serían las siguientes: C(6), F(9), Mg(12) o bien F(9), Na(11), Al (13); lo mismo sucede con el Lu: Tm(69), Lu(71),

⁷ Un antecedente en la utilización de la noción de triadas para el cálculo de masas atómicas de elementos translaurencio puede verse en Ibrahim (2005).

⁸ Scerri (2009b) ha propuesto otra tabla que difiere en la forma y presenta algunas particularidades pero, a fines de este trabajo, son equivalentes.

	Elemento	Masa atómica aceptada	(1) % Error	(2) % Error	(3) % Error
12	F	19,0	—	3,9	0
13	Lu	175,0	—	0,03	0,06

Figura 7. El flúor y el lutecio no forman parte de triadas en (1) pero sí en (2): H(1), F(9), Cl(17) y Y(39), Lu(71), Lr(103), respectivamente.

	Triada	Masa atómica calculada	(1) y (2) % Error	(3) % Error
14	Xe-Rn-#118	#118: [294]	6,7	0,7
15	I-At-#117	#117: [294]	0,4	1,0
16	Te-Po-Lv	Lv: [292,5]	0,03	0,21
17	Sb-Bi-#115	#115: [287,9]	2,9	0
18	Sn-Pb-Fl	Fl: [289]	2,3	0,7
19	In-Tl-#113	#113: [284,0]	3,5	0,14
20	Cd-Hg-Cn	Cn: [284,9]	1,4	0,2
21	Ag-Au-Rg	Rg: [280,1]	2,1	0
22	Pd-Pt-Ds	Ds: [280,8]	1,07	1,25
23	Rh-Ir-Mt	Mt: [275,8]	2,1	0,15

Figura 8. Triadas que involucran elementos translaurencio a partir del meitnerio ($Z = 109$) y hasta el elemento 118. (Las masas atómicas se calcularon en función de los isótopos y sus tiempos de vida media sobre la base de Wieser y Copler (2011).

Ta(73), así como Lu(71), Ta (73), Re (75), o bien Ho(67), Tm(69), Lu(71).

7. Conclusiones

En este trabajo hemos presentado una reconceptualización del término 'elemento' basado en el argumento de los 'isótopos límites'. La definición propuesta preserva su naturaleza dual y, en ese sentido, hemos caracterizado también la noción metafísica de 'sustancia básica'. Tal noción de 'elemento' da origen, entonces, a un sistema periódico basado en un nuevo criterio primario de ordenamiento.

Finalmente, creemos que la tabla periódica propuesta presenta ciertas particularidades que pueden dar lugar a interesantes debates futuros, dado que: a) preserva el espíritu de Mendeléiev al ordenar los elementos según sus propiedades como sustancia básica; b) a diferencia de las tablas más difundidas y debatidas en la actualidad no emplea la estructura electrónica como criterio de ordenamiento; c) el hidrógeno y el helio comparten el mismo valor de $L - Z$, lo cual podría indicar que ambos elementos deberían ser parte de un período separado; d) maximiza las triadas de número atómico en mayor número y más naturalmente que en la tabla de 'escalón izquierdo' modificada propuesta por Scerri, y e) presenta una mejor capacidad predictiva de las masas atómicas.

No es nuestra intención afirmar que la nueva representación del sistema periódico aquí presentada sea superior a otras tablas periódicas. Por el contrario, entendemos que el nuevo enfoque utilizado puede ser una herramienta útil en la

enseñanza de la química con el fin de promover la argumentación en clase.⁹ Creemos, de igual forma, que la temática despertará la inquietud de aquellos estudiantes y docentes interesados en profundizar su conocimiento de la ciencia química desde una perspectiva de reflexión histórica y filosófica. Y ello tendrá efectos positivos, no sólo en el proceso de enseñanza-aprendizaje, sino también, en una concepción mucho más rica de la naturaleza de la química.

Agradecimientos

A Guillermo Restrepo (Universidad de Pamplona) y Juan Camilo Martínez González (Universidad Nacional de Tres de Febrero) por su detallada lectura, críticas y sugerencias. Agradecemos también a los dos árbitros anónimos de la revista. Este trabajo fue posible gracias al apoyo del Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas (CONICET), de la Agencia Nacional de Promoción Científica y Tecnológica (FONCyT), y de la Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco de Argentina.

Referencias

- Atkins, P. W. y Kaesz, H., The Placement of Hydrogen in the Periodic Table, *Chemistry International*, **25**, 14, 2003.
Bent, H., *New Ideas in Chemistry from Fresh Energy for the*

⁹ Para aspectos históricos, didácticos y epistemológicos de la tabla periódica, véase Camacho González et al., 2007.

- Periodic Law*. Bloomington, United States: AuthorHouse, 2006.
- Camacho González, J. P.; Gallego Badillo, R. y Pérez Miranda, R., La Ley Periódica. Un Análisis Histórico, Epistemológico y Didáctico de Algunos Textos de Enseñanza, *Educ. quim.*, **18**, 278-288, 2007.
- Cronyn, N. W., The Proper Place for Hydrogen in the Periodic Table, *Journal of Chemical Education*, **80**, 947-951, 2003.
- Dash, H. H., Position of Hydrogen in the Periodic System of Elements, *Nature*, **202**, 1001-1003, 1964.
- Gómez del Campo, J.; Galindo-Uribarri, A.; Beene, J. R.; Gross, C. J.; Liang, J. F.; Halbert, M. L.; Stracener, D. W.; Shapira, D.; Varner, R. L.; Chavez-Lomeli, E. y Ortiz, M. E., Decay of a Resonance in ^{18}Ne by the Simultaneous Emission of Two Protons, *Physical Review Letters*, **86**, 43-46, 2001.
- Holden, N. E., Table of Isotopes. In: Lide, D. R. (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics 2009-2010*, (pp. 11-50). London, Great Britain: CRC-Press, Taylor & Francis Group, 2009.
- Ibrahim, S. A., Predicting the Atomic Weights of the Trans-Lawrencium Elements: A Novel Application of the Döbereiner's Triads, *Journal of Chemical Education*, **82**, 1658-1659, 2005.
- Janet, C., The Helicoidal Classification of the Elements, *Chemical News*, **138**, 372-374, 388-393, 1929.
- Katz, G., The Periodic Table: An Eight Period Table for the 21st Century, *The Chemical Educator*, **6**, 324-332, 2001.
- Laing, M., Where to Put the Hydrogen in a Periodic Table?, *Foundations of Chemistry*, **9**, 127-137, 2007.
- Laing, M., The Role of Triads, *Journal of Chemical Education*, **86**, 1183-1184, 2009.
- Leach, M. L., http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php?PT_id=414, 2012 (Acceso junio de 2012).
- Magarshak, Y. y Malinsky, J., A Three-Dimensional Periodic Table, *Nature*, **360**, 114-115, 1992.
- Needham, P., Is Water a Mixture? – Bridging the Distinction Between Physical and Chemical Properties, *Studies in History and Philosophy of Science*, **39**, 66-77, 2008.
- Oganessian, Y. T.; Abdullin, F. Sh.; Bailey, P. D.; Benker, D. E.; Bennett, M. E.; Dmitriev, S. N.; Ezold, J. G.; Hamilton, J. H.; Henderson, R. A.; Itkis, M. G.; Lobanov, Yu. V.; Mezentsev, A. N.; Moody, K. J.; Nelson, S. L.; Polyakov, A. N.; Porter, C. E.; Ramayya, A. V.; Riley, F. D.; Roberto, J. B.; Ryabinkin, M. A.; Rykaczewski, K. P.; Sagaidak, R. N.; Shaughnessy, D. A.; Shirokovsky, I. V.; Stoyer, M. A.; Subbotin, V. G.; Sudowe, R.; Sukhov, A. M.; Tsyganov, Yu. S.; Utyonkov, V. K.; Voinov, A. A.; Vostokin, G. K. y Wilk, P. A., Synthesis of a New Element with Atomic Number $Z = 117$, *Physical Review Letters*, **104**, 142502-142505, 2010.
- Rapisarda, E.; Amorini, F.; Calabretta, L.; Cardella, G.; De Napoli, M.; Raciti, G. y Sfienti, C., ^{18}Ne diproton decay", *European Physical Journal, Special Topics*, **150**, 169-172, 2007.
- Rich, R., Are Some Elements More Equal than Others?, *Journal of Chemical Education*, **82**, 1761-1763, 2005.
- Rich, R. y Laing, M., Can the Periodic Table be Improved?, *Educ. quim.*, **22**, 162-165, 2011.
- Sacks, L., Concerning the Position of Hydrogen in the Periodic Table, *Foundations of Chemistry*, **8**, 31-35, 2006.
- Scerri, E. R., The Best Representation for the Periodic System: The Role of the $n + l$ Rule and of the Concept of an Element as a Basic Substance. In: Rouvray, D. H., King, R. B. (eds.), *The Periodic Table: Into the 21st Century*. Baldock, England: Research Study Press, 2004.
- Scerri, E. R., Some Aspects of the Metaphysics of Chemistry and the Nature of the Elements, *HYLE — International Journal for Philosophy of Chemistry*, **11**, 127-145, 2005.
- Scerri, E. R., *The Periodic Table — Its Story and Its Significance*. New York, United States: Oxford University Press, 2007.
- Scerri, E. R., The Role of Triads in the Evolution of the Periodic Table: Past and Present, *Journal of Chemical Education*, **85**, 585-589, 2008.
- Scerri, E. R., Chemistry Goes Abstract, *Nature Chemistry*, **1**, 679-680, 2009a.
- Scerri, E. R., Periodic Change, *Chemistry World*, March, 48-49, 2009b.
- Scerri, E. R., Explaining the Periodic Table, and the Role of Chemical Triads, *Foundations of Chemistry*, **12**, 69-83, 2010.
- Scerri, E. R., A Review of Research on the History and Philosophy of the Periodic Table, *Journal of Science Education*, **12**, 4-7, 2011a.
- Scerri, E. R., Editorial 37, *Foundations of Chemistry*, **13**, 1-7, 2011b.
- Scerri, E. R., *The Periodic Table. A Very Short Introduction*. New York, United States: Oxford University Press, 2011c.
- Scerri, E. R., What is an Element? What is the Periodic Table? And what does Quantum Mechanics Contribute to the Question?, *Foundations of Chemistry*, **14**, 69-81, 2012.
- Schwarz, W. H. E. y Rich, R., Theoretical Basis and Correct Explanation of the Periodic System: Review and Update, *Journal of Chemical Education*, **4**, 435-443, 2010.
- Soddy, F., Intra-atomic Charge, *Nature*, **92**, 399-400, 1913.
- Wieser, M. E. y Copler, T. B., Atomic Weights of the Elements 2009 (IUPAC Technical Report), *Pure and Applied Chemistry*, **83**, 359-396, 2011.