



Acerca de los elementos pertenecientes al grupo 3 de la tabla periódica: un nuevo enfoque

(On the membership of group 3 of the periodic table: A new approach)

Martín LABARCA*, JUAN CAMILO MARTÍNEZ GONZÁLEZ

CONICET – Universidad de Buenos Aires

RESUMEN: En abril de 2015 un equipo internacional de investigadores lograba medir, por primera vez, la primera energía de ionización del lawrencium, un elemento superpesado de número atómico 103. El resultado experimental, publicado en la prestigiosa revista científica *Nature*, daba lugar a la reapertura de un antiguo debate que concierne a los elementos que deben formar parte del grupo 3 de la tabla periódica. El propósito de este trabajo es brindar una nueva línea de argumentación para elucidar este problema.

PALABRAS CLAVE: tabla periódica, grupo 3, reduccionismo, hidrógeno, helio.

ABSTRACT: *In April 2015, an international team of researchers announced the measurement, for the first time, of the first ionization energy of lawrencium, a superheavy element of atomic number 103. The experimental result, published in the prestigious scientific journal Nature, led to the reopening of a long-standing debate that concerns the elements that should be part of group 3 of the periodic table. The aim of this paper is to introduce a new line of argumentation to elucidate this problem.*

KEYWORDS: *periodic table, group 3, reductionism, hydrogen, helium.*

* **Correspondencia a/Correspondence to:** Martín Labarca. Instituto de Filosofía «Doctor Alejandro Korn». Facultad de Filosofía y Letras. Universidad de Buenos Aires. Puán 480, 4to Piso, Oficina 431, 1406 Ciudad Autónoma de Buenos Aires. Argentina – mglabarca@gmail.com – <http://orcid.org/0000-0002-5763-0623>

Cómo citar/How to cite: Labarca, Martín; Martínez González, Juan Camilo (2019). «Acerca de los elementos pertenecientes al grupo 3 de la tabla periódica: un nuevo enfoque»; *Theoria. An International Journal for Theory, History and Foundations of Science*, 34(2), 297-310. (<https://doi.org/10.1387/theoria.19627>).

Received: 3 May, 2018; Final version: 17 July, 2018.

ISSN 0495-4548 - eISSN 2171-679X / © 2019 UPV/EHU



This article is distributed under the terms of the
Creative Commons Attribution 4.0 International License

1. Introducción

En abril de 2015 un equipo internacional de investigadores lograba medir, por primera vez, la primera energía de ionización del laurencio, un elemento superpesado de número atómico 103. El resultado experimental, publicado en la prestigiosa revista científica *Nature*, daba lugar a la reapertura de un antiguo debate que concierne a los elementos que deben formar parte del grupo 3 de la tabla periódica. La tabla periódica tradicional suele incluir los elementos escandio, itrio, lantano y actinio. Desde hace varias décadas se debate si el par de elementos lutecio y laurencio deberían reemplazar al par lantano y actinio, al presentar mayores similitudes con el escandio y el itrio. El problema concita la atención de químicos, educadores en química y filósofos de la química, de tal modo que en 2015 la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ha conformado un comité de expertos que se propone hacer una recomendación sobre el tema.

El propósito de este trabajo es brindar una nueva línea de argumentación para intentar elucidar este problema epistemológico y disciplinar. Con este fin, el artículo se organiza como sigue. En la Sección 2 se reseñarán los aspectos históricos del tópico en cuestión, así como las principales propuestas que se debaten en la actualidad. La Sección 3 estará dedicada a analizar el antiguo y complejo problema de la posición del hidrógeno y del helio en el sistema periódico, un problema que consideramos similar en sus fundamentos. En dicha tarea, se identificarán los principales criterios secundarios involucrados en la discusión, los cuales serán analizados en términos conceptuales. Sobre la base de este enfoque, se argumentará que ninguno de ellos presenta prioridad explicativa cuando se trata de decidir la posición de tales elementos en el sistema periódico. A la luz de la solución propuesta para este problema, en la Sección 4 extrapolaremos dicho argumento al debate que presenta la membresía del grupo 3. Como resultado del mismo, concluiremos que el lutecio y el laurencio deben reemplazar al lantano y al actinio en dicho grupo. Finalmente, en las Conclusiones, brindaremos un resumen del problema abordado y enfatizaremos la relevancia práctica de la discusión acerca de este tópico.

2. El problema de los elementos en el grupo 3: aspectos históricos y estado actual del debate

La tabla periódica estándar, de 18 columnas o de longitud media, suele incluir los elementos escandio (Sc), itrio (Y), lantano (La) y actinio (Ac) integrando el grupo 3. De acuerdo con Jensen (1982), este agrupamiento se instauró progresivamente a partir de la década de 1940, cuando el criterio mecánico cuántico —es decir, el uso de orbitales y configuraciones electrónicas popularizado en las representaciones del sistema periódico¹ por L. M. Simmons y V. M. Klechkovskii (Mazurs, 1974)— se fue cristalizando como el enfoque moderno para explicar la periodicidad química (por ejemplo, Luder 1943). Sin embargo, algunos autores consideran que el lantano y el actinio deberían sustituirse por lutecio (Lu) y laurencio (Lr), respectivamente. Este problema epistemológico y disciplinar presenta

¹ Si bien existe una diferencia conceptual entre las nociones de ‘tabla periódica’ y ‘sistema periódico’ en sentido estricto, en este trabajo las utilizaremos en sentido amplio, tal como suelen emplearse en la literatura actual sobre el tema.

ya varias décadas de debate (*cf.* Luder 1943; Landau y Lifshitz 1959; Hamilton y Jensen 1963; Matthias *et al.* 1967; Chrystikov 1968; Jensen 1982, 2015; Clark y White 2008; Lavelle 2008; Scerri 2009, 2011, 2012, 2016; Xu y Pyykkö 2016, Scerri y Parsons 2018).

Es sabido que la configuración electrónica del La (57) es $[\text{Xe}] 5d^1 6s^2$ y la del Ac (89) es $[\text{Rn}] 6d^1 7s^2$, es decir, son elementos de transición pertenecientes al bloque *d* del sistema periódico. Por su parte, la configuración empírica del elemento Lu (71) es $[\text{Xe}] 5f^{14} 5d^1 6s^2$ mientras que la configuración teórica del Lr (103) es $[\text{Rn}] 5f^{14} 6d^1 7s^2$, lo cual implicaría, *a priori*, que estos dos elementos pertenecen al bloque *f*. Pero desde hace algunas décadas se conocen los fuertes efectos relativistas presentes en el laurencio, los cuales producen una configuración electrónica anómala de acuerdo con su posición en la tabla periódica (Desclaux y Fricke 1980). Ya en 1971 se sugería la nueva configuración teórica para este elemento $[\text{Rn}] 5f^{14} 7s^2 7p^1$ (Brewer 1971), la cual fue recientemente corroborada (Sato *et al.* 2015).

El trabajo que suele tomarse como punto de partida en la discusión epistemológica sobre el tema es el del químico estadounidense William Jensen (1982). En el mismo, el autor ponía de relieve que las configuraciones electrónicas de la capa de valencia $(n-1)d^1 ns^2$ no constituyen un criterio categorial que permita elucidar el problema, ya que el La y el Lu así como el Ac y el Lr son candidatos de igual derecho a integrar el bloque *d* de elementos, debajo del Sc y del Y, en los periodos 6 y 7 de la tabla periódica.

A la luz de este escenario, Jensen señalaba que es necesario considerar analogías intra-periodos e intragrupos. Para ello, recurrió a propiedades como el radio atómico, la suma de los dos primeros potenciales de ionización, el punto de ebullición y la electronegatividad con el propósito de examinar la variación que manifiestan entre los elementos que integran los metales de transición.² Este análisis comparativo muestra una mayor regularidad en las secuencia Sc-Y-La respecto de la secuencia Sc-Y-Lu. El autor agregaba que se aprecia igual resultado cuando se comparan otras propiedades fisicoquímicas como puntos de fusión, estructuras cristalinas a temperatura ambiente, etc.

Laurence Lavelle (2008) ha manifestado una clara oposición al intento de desplazar al bloque *d* de elementos al lutecio y al laurencio y colocarlos bajo el itrio. Si el lantano y el actinio fueran desplazados del grupo 3, deberían encabezar el bloque *f*, resultado que este autor encuentra inaceptable dado que los átomos de tales elementos poseen un electrón en el orbital *d* pero están ausentes en el orbital *f*, lo que no ocurre en el caso del lutecio y del laurencio. La configuración electrónica en el estado basal calculada del laurencio, afirma Lavelle, justificaría reubicarlo debajo del elemento talio (81) en el grupo 13, es decir, formando parte del bloque *p* y no del bloque *d*, como se pretende. Esta alternativa no es adecuada para Lavelle, lo cual conduce a que el laurencio debe permanecer integrando el bloque *f* de elementos. Eric Scerri (2009) ha enfrentado este argumento impugnando la idea según la cual la posesión de un electrón *f* en la capa de valencia es un requisito para que un elemento pertenezca al (nominalmente llamado) bloque *f*. Este autor brinda como ejemplo el caso del elemento torio (90), $[\text{Rn}] 6d^2 7s^2$, que forma parte de dicho bloque de elementos pese a no poseer electrones externos en dicho orbital.

² Jensen tomó los datos de las propiedades fisicoquímicas mencionadas de un trabajo previo de Chrystikov (1968).

Lavelle afirma, asimismo, que los argumentos esgrimidos por Jensen respecto de las propiedades físicas y químicas de los elementos en disputa son plausibles aunque sólo para el lutecio. Pese a ello, objeta el autor, existen muchos elementos con propiedades o tendencias similares en sus propiedades que no forman parte del mismo grupo. Las conocidas ‘relaciones diagonales’ (litio y magnesio, berilio y aluminio, boro y silicio) son un ejemplo de ello.³ En consecuencia, se pregunta: ¿Por qué no integran el mismo grupo de elementos? Lavelle responde esta pregunta afirmando que la ubicación actual de los elementos en la tabla periódica es una aceptada combinación y balance de factores que se basan en las siguientes observaciones empíricas: número atómico, propiedades fisicoquímicas, tendencias periódicas y configuración electrónica en el estado basal.

Sin embargo, consideramos que esta (supuesta) posición antirreduccionista que manifiesta Lavelle resulta inconsistente cuando, en defensa de mantener el lantano y el actinio en el bloque *d*, sugiere el siguiente ejemplo a los docentes luego de discutir configuraciones electrónicas y tabla periódica: tenemos dos elementos que pertenecen a un mismo grupo y cuyas configuraciones electrónicas son [Xe] 5d¹ 6s² y [Rn] 6d¹ 7s². Luego pregunta dónde se esperaría encontrarlos en la tabla periódica. Y la respuesta revela la posición filosófica del autor, al señalar que si se utilizaran textos que ubican ambos elementos (lantano y actinio) en el bloque *f*, ello generaría toda clase de problemas a los estudiantes.

La discusión acerca de la ubicación del Lr (103) revela las limitaciones que presentan las configuraciones electrónicas de los átomos cuando se trata de decidir su pertenencia a un bloque de elementos. Esto es expresado explícitamente por uno de los investigadores japoneses que hicieron el anuncio en *Nature*, Yuichiro Nagame, cuando afirma: «*Sin embargo, estas mediciones pueden servir para respaldar la posición del laurencio como un actínido en el bloque f, un metal de transición en el bloque d, o bien como un elemento del bloque p...*» (Nagame 2016, 282).

Eric Scerri (2011), frente a criterios basados en configuraciones electrónicas, así como en propiedades físicas y químicas que no considera completamente categóricos para resolver el problema, ha apelado al enfoque de las tríadas de elementos. En 1817 el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner presentaba la tesis según la cual algunos elementos, que podían agruparse de a tres, manifestaban semejanza química y una particular relación aritmética: el peso atómico (o peso equivalente) del segundo elemento en una tríada dada era casi exactamente el promedio de los otros dos elementos. 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 que permite identificar adecuadamente los elementos. Y Scerri (2011) ha sugerido preservar o crear nuevas tríadas de elementos —pero ahora de número atómico, es decir, tríadas exactas— como posible criterio categorial para representar la periodicidad química. De acuerdo con este criterio, Scerri propone entonces reemplazar el lantano y el actinio por el lutecio y el laurencio, dada la tríada ‘perfecta’ de número atómico que quedaría conformada: Y(39), Lu(71), Lr(103).

Muy recientemente, Scerri y Parsons (2018) han presentado un nuevo argumento en favor de la sustitución anterior que consideran conclusivo. Los autores afirman que tanto los argumentos basados en las configuraciones electrónicas como los datos de las propiedades físicas y químicas, si bien sugieren que el grupo 3 debería estar conformado por Sc, Y,

³ Para mayores detalles acerca de las relaciones diagonales, véase Hanusa (1987), Rayner-Canham (2011).

Lu y Lr, no son realmente determinantes para decidir de forma fehaciente la nueva membresía. En particular, los autores observan que el análisis de la suma de las tres primeras energías de ionización, y no de las dos primeras tal como mostrara Jensen (1982), revela que el lantano muestra una mayor regularidad que el laurencio, por lo cual debería conservar su posición en el grupo.

Scerri y Parsons presentan entonces un argumento que se monta sobre tres requisitos. El primero de ellos requiere la forma extendida (o de 32 columnas) de la tabla periódica. Es sabido que la misma es más adecuada para la representación de los elementos que la forma tradicional de 18 columnas, ya que los lantanoides y actinoides forman parte del cuerpo principal de la tabla, a diferencia de la tabla estándar donde se encuentran en un bloque separado, generalmente representado por encima o por debajo del cuerpo principal.

El segundo requisito es que los elementos sean ordenados secuencialmente según un leve incremento en su número atómico, a medida que se progresa en la tabla de izquierda a derecha a lo largo de cada periodo. Finalmente, al ir completando secuencialmente los bloques que conforman el sistema periódico, el orden en que se llenan orbitales debería seguir la regla de Madelung-Klechkowski, es decir, valores crecientes de $n + l$ o la suma de los dos primeros números cuánticos. Y en los casos en que se manifiesta una igualdad en la suma, debería privilegiarse el orden creciente del número cuántico principal n . Sobre la base de estos tres requerimientos, Scerri y Parsons muestran que en la tabla periódica extendida el grupo 3 debería estar formado por los elementos escandio, itrio, lutecio y laurencio.

Hasta aquí hemos reseñado las dos perspectivas propuestas respecto de este problema. Por un lado, el tradicional agrupamiento Sc, Y, La, Ac que se observa en la mayoría de las tablas publicadas en los libros de introducción a la química a la fecha. Y por otro, el enfoque que sugiere fuertemente que el grupo 3 debería estar conformado por los elementos Sc, Y, Lu y Lr sobre la base de las propiedades físicas y químicas interperiodos e intragrupos, así como de las tríadas de número atómico. En relación con las configuraciones electrónicas, como vimos, los argumentos no parecen convincentes para decidir su reemplazo. Pero una tercera alternativa ha sido sugerida por Wen-Hua Xu y el destacado químico cuántico finlandés Pekka Pyykkö.

En su trabajo, Xu y Pyykkö (2016) exploran la química del elemento laurencio. A partir de un detallado trabajo donde analizan sus potenciales de ionización, así como estudios moleculares de sus hidruros, monocarbonilos y sus tricloruros y complejos divalentes, los autores sugieren mantener el lutecio y el laurencio entre los lantanoides y actinoides, respectivamente. Para arribar a dicha conclusión, privilegian el comportamiento químico en los sistemas mencionados por sobre la configuración electrónica del estado basal del átomo. La propuesta de Xu y Pyykkö implicaría entonces dos filas de 15 elementos f , La-Lu y Ac-Lr, en lugar de los 14 elementos vistos hasta aquí en las dos propuestas reseñadas. La representación de los elementos que se obtiene va en la misma dirección que la que puede apreciarse en la tabla periódica que se publica en el sitio de la IUPAC a la fecha (Figura 1).

En los últimos años el debate ha recobrado un nuevo impulso debido a un nuevo trabajo de Jensen (2015), en el que actualiza su posición y, casi simultáneamente, al anuncio de un equipo de investigadores en el que logran medir, por primera vez, la primera energía de ionización del elemento laurencio (Sato *et al.* 2015). El anuncio ha generado un amplia repercusión en las comunidades química y física (*cf.* por ej. Castelvecchi 2015, Kemsley

2015, Mole 2015). En este contexto, la International Union of Pure and Applied Chemistry ha conformado un comité de estudio que se propone hacer una recomendación sobre el tema en cuestión (IUPAC 2015).

3. *El problema de la posición del hidrógeno y del helio*

Hasta aquí, hemos reseñado el estado actual del debate que concierne a la membresía del grupo 3 de la tabla. A continuación, vamos a presentar y a analizar un tópico de más antigua data que concierne a la posición del hidrógeno (H) y del helio (He) en el sistema periódico, y que presenta semejanzas en sus fundamentos con la cuestión bajo estudio en este trabajo.

Es sabido que la construcción de una tabla periódica requiere un proceso de dos pasos, a saber: a) una clasificación primaria que ordena los elementos químicos de acuerdo con su número atómico creciente, lo cual da lugar a la denominada ‘línea de Mendeleev’; y b) la ‘línea de Mendeleev’ se particiona con el propósito de agrupar elementos en familias químicamente similares (clasificación secundaria). El resultado del mismo son los *periodos* y los *grupos*. Ahora bien, existen varios candidatos para constituirse en el criterio secundario, actualmente en una intensa disputa: la espectroscopía, la electronegatividad, la estructura electrónica, los electrones de la capa externa del átomo, así como también las tríadas de elementos. En general, es ampliamente aceptado que la configuración electrónica externa (o de la capa de valencia) establece el criterio de clasificación secundaria, aunque de manera no tan categórica como el criterio primario dado por el número atómico. El problema de la posición del hidrógeno y del helio en el sistema periódico concierne, a nuestro juicio, con la controversia acerca del criterio secundario más apropiado para clasificar elementos en grupos (Labarca y Srivaths 2016).

En la tabla periódica tradicional, de longitud media o de 18 columnas, el hidrógeno se encuentra en el grupo 1 (metales alcalinos) dado su electrón de valencia ($1s^1$), mientras que el helio ($1s^2$) pertenece a los gases nobles (grupo 18) de acuerdo al número de electrones necesarios para completar su capa de valencia. Esto significa que el hidrógeno y el helio están ubicados en la tabla periódica tradicional de acuerdo con *dos criterios diferentes*, tal como habitualmente observa Scerri (2010). Esta inconsistencia no es generalmente explicitada en los textos de química.

Con relación al hidrógeno, es sabido que presenta propiedades que no sólo permiten ubicarlo entre los metales alcalinos, sino que es posible relacionarlo además con los halógenos, tal como favorecen algunos autores (Sacks 2006, Laing 2007) y aun con el grupo del carbono (Cronyn 2003), como se aprecia en sistemas periódicos alternativos desde tiempo atrás (*cf.* van Spronsen 1969, Mazurs 1974). La variedad de propiedades físico-químicas que exhibe este elemento ha conducido a algunos autores a adoptar una propuesta radical: el hidrógeno debería ‘flotar’ sobre el cuerpo principal de la tabla debido, precisamente, a las dificultades que presenta para integrar un grupo en particular (Kaes y Atkins 2003).

Respecto de la posición del helio en el sistema periódico, el debate se concentra en si debería prevalecer la espectroscopía o la evidencia química. En la tabla periódica tradicional, el helio (un gas altamente inerte) encabeza la familia de los gases nobles. Pero de acuerdo con sus electrones de valencia, este elemento debería formar parte de los metales al-

calino-térreos (grupo 2), ubicación que tiene lugar en la denominada tabla periódica de ‘escalón izquierdo’ propuesta por el ingeniero francés Charles Janet (Janet 1928), y favorita hoy de los físicos y de algunos químicos. En la misma, el bloque *s* completo de elementos se ha desplazado a la derecha y el helio es parte de él⁴. Sin embargo, que el helio se encuentre fuera del grupo de los gases nobles se ve desagradable para algunos químicos. Aunque no existe duda de su pertenencia al grupo de los alcalino-térreos según su configuración electrónica, algunos químicos han rechazado esta estrategia argumentativa al afirmar que el principal objetivo de la tabla periódica es representar las propiedades químicas de los elementos y no sus configuraciones electrónicas; hoy día existe un intenso debate al respecto (Scerri 2013, Labarca 2013, Tsimmerman 2013).

Frente a la evidencia química que niega relación alguna entre el helio y los metales alcalino-térreos, se ha argumentado que el comportamiento anómalo de los dos primeros elementos en la tabla periódica puede explicarse mediante la llamada «regla del primer elemento», según la cual, en su versión simple, el primer elemento de los grupos de la tabla (sobre todo, de los grupos principales) muestra anomalías en comparación con el resto de los elementos de su grupo. Por ejemplo, el hidrógeno es un gas a diferencia de los otros miembros de la familia de los metales alcalinos. Sin embargo, en el caso de los gases nobles William Jensen y Henry Bent arriban a diferentes conclusiones cuando se trata de decidir la posición del helio. Para el primero de ellos, este elemento debería ser parte de los gases nobles, mientras que Bent lo ubica integrando el grupo 2, en consonancia con la tabla periódica de Janet (Scerri 2007).

En este contexto, uno de nosotros ha identificado y analizado, en términos puramente conceptuales, los tres criterios secundarios principales presentes en la discusión: mecánica cuántica, electronegatividad y triadas de elementos (Labarca y Srivaths 2016). Con relación al primero de ellos, sabemos que la mecánica cuántica es el enfoque moderno para explicar la periodicidad química. De acuerdo con la perspectiva reduccionista que predomina en la ciencia química, el comportamiento químico de un elemento encuentra su mejor explicación en un dominio de partículas, en particular, vía su configuración electrónica dada por la regla de Madelung-Klechkowskii, la cual brinda el orden en que se completan los orbitales de átomos en fase gaseosa, a saber:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d...$$

Como fue señalado, la configuración de la capa de valencia parece gobernar la química de los elementos y constituye el criterio actual para clasificar elementos en grupos. Esta tesis se asume, en general, como ‘cosa juzgada’ e impregna fuertemente la enseñanza de la química. Sin embargo, Eric Scerri (2010) ha destacado que pese a que la mecánica cuántica proporciona una excelente manera de calcular las propiedades de los elementos individuales, no sucede lo mismo cuando se trata de determinar ‘propiedades globales’, es decir, la pertenencia de elementos a grupos particulares. La idea según la cual los elementos en el mismo grupo de la tabla periódica comparten la misma configuración electrónica de la capa externa del átomo, muestra excepciones que pueden encontrarse entre los meta-

⁴ Para otras virtudes que presenta la tabla de Janet comparada con la tabla periódica tradicional, véase Scerri (2011).

les de transición (por ej. níquel, paladio y platino en el grupo 10⁵). En este sentido, la mecánica cuántica no ha resuelto satisfactoriamente la posición de estos elementos debido a que «*La periodicidad en las propiedades químicas de los elementos es un tema complejo y sólo se refleja aproximadamente en las configuraciones electrónicas de los átomos*» (Scerri, 1991, 122). Sobre esta base, coincidimos con Scerri (2007, 242) cuando afirma que «*[...] la posesión de un determinado número de electrones en la capa externa no es condición necesaria ni suficiente para la pertenencia de un elemento a cualquier grupo particular*».

Si bien no tan usual como las configuraciones electrónicas, en los últimos años la electronegatividad ha sido recuperada como un posible candidato para explicar la periodicidad química. La idea original, propuesta por Robert Sanderson (1964), ubicaba el hidrógeno entre el boro (grupo 13) y el carbono (grupo 14), precisamente por su valor intermedio de electronegatividad respecto de dichos elementos. En la actualidad, Mark Leach (2013) es el más firme defensor de considerar la electronegatividad como criterio para explicar la periodicidad química, posición que de algún modo es compartida por el químico inorgánico Geoff Rayner-Canham (2010). Más aún, Leland Allen (1989) propuso un sistema periódico en tres dimensiones en el cual la electronegatividad se constituía en dicha dimensión.

La primera definición formal del concepto de electronegatividad fue propuesta por el premio Nobel Linus Pauling en 1932. A partir de allí, varias decenas de escalas han sido publicadas. Hoy día, y pese a ser un concepto ampliamente utilizado en la práctica y en la enseñanza de la ciencia química, desde el punto de vista conceptual la electronegatividad es una noción polisémica. Cada definición apela a distintas propiedades fisicoquímicas y con diferentes unidades, o aun a una escala adimensional (Sanderson 1952). La pregunta por la naturaleza de la electronegatividad es aún objeto de reflexión (cfr. por ejemplo, Mullay 1987, Salas-Banuet *et al.* 2011, Batsanov y Batsanov 2012, Ruthenberg y Martínez González 2017).

En los últimos años un nuevo criterio categorial ha sido propuesto. Como fue señalado, Scerri (2008) ha recuperado la idea original propuesta por Döbereiner en 1817. Según la misma, grupos de tres elementos mostraban semejanza en sus propiedades fisicoquímicas y una cierta relación aritmética entre sus pesos equivalentes. Cuando se reemplaza el peso equivalente (o peso atómico) por el número atómico, las tríadas se tornan exactas. El resultado de la aplicación de este criterio es que el helio debería permanecer entonces entre los gases nobles, dada la tríada 'perfecta' de números atómicos He(2), Ne(10), Ar(18). Y al aplicar este criterio al hidrógeno, se aprecia que este elemento debe formar parte de los halógenos, de acuerdo con la tríada H(1), F(9), Cl(17). Sin embargo, no existe consenso aún respecto del estatus epistemológico de las tríadas de elementos (Laing 2009, Schwarz y Rich 2010, Scerri 2010).

Una vez identificados los tres criterios principales para clasificar elementos en grupos (configuración electrónica, electronegatividad y tríadas de elementos) y frente a las dificultades conceptuales mencionadas, nos preguntábamos entonces cuál de ellos debería ser favorecido. La situación aparenta ser un trilema que invita a preguntarse por qué debería privilegiarse alguno de ellos. En consecuencia, una vía para elucidar el problema de las po-

⁵ Las configuraciones electrónicas del níquel, paladio y platino son [Ar] 4s¹ 3d⁹, [Kr] 5s⁰ 4d¹⁰ y [Xe] 6s¹ 4f⁴ 5d⁹, respectivamente.

siciones del hidrógeno y del helio consistiría en un nuevo criterio secundario según el cual las configuraciones electrónicas, la electronegatividad y las tríadas de número atómico sean consideradas en forma simultánea. Este 'balance' entre los mismos implica que todos ellos poseen el mismo estatus epistémico, al menos, hasta nueva evidencia o nuevos argumentos (Labarca y Srivaths 2016).

4. Los elementos en el grupo 3: Una nueva perspectiva

Como hemos visto, cuando se trata de decidir la posición del hidrógeno así como la del helio en el sistema periódico, el núcleo de los debates se concentra en el criterio secundario más apropiado para clasificar elementos en grupos. En la Sección 2 mostrábamos que en el problema de los elementos del grupo 3 los argumentos esgrimidos respecto de las propiedades físicas y químicas, así como de las configuraciones de los elementos involucrados no son completamente convincentes tanto para decidir la permanencia del La y del Ac, o bien su reemplazo por Lu y Lr en los periodos 6 y 7. A la luz de este escenario, consideramos que el enfoque que uno de nosotros ha propuesto para elucidar la posición del H y del He en la tabla (Labarca y Srivaths, 2016) puede extrapolarse al problema bajo estudio. Analicemos entonces que sucede en este caso.

Comencemos con el criterio secundario más habitual que consiste en clasificar los elementos de acuerdo con las configuraciones electrónicas en el estado basal de sus átomos. Hemos visto que las mismas muestran sus limitaciones cuando se trata de decidir la posición en los pares La vs. Lu y Ac vs. Lr. Esto pone de manifiesto que el tradicional enfoque reductivo que emplea las configuraciones de los elementos se muestra insuficiente tanto para resolver la cuestión de la membresía de elementos 'problemáticos', así como la disputa que concierne al grupo 3. Como afirma Jorgensen (1973, 14): «*No existe la más mínima duda, sin embargo, de que no existe una relación simple entre la configuración electrónica en el estado basal del átomo neutro y la química del elemento en consideración*». En tal sentido, entendemos que dicha imposibilidad está basada en dos factores que habitualmente no se explicitan. El primero de ellos es de índole técnica y concierne con la *naturaleza aproximada* del modelo orbital. En efecto, la idea de asignar electrones a orbitales consiste en adscribir cuatro números cuánticos a cada electrón en átomos multieletrónicos. Pero la mecánica cuántica formulada en 1926 muestra que sólo el átomo en su conjunto posee estados estacionarios. Esto implica que es estrictamente incorrecto adscribir electrones individuales (e indistinguibles) a estados estacionarios para dichos átomos. Scerri ha advertido acerca de esta limitación en algunos trabajos en revistas de educación química (*cfr.* Scerri 1989, 1991). Y el segundo factor es de naturaleza filosófica. La manifiesta imposibilidad de reducir el comportamiento químico de un elemento a la configuración electrónica de su átomo en su estado basal debería recordarnos que cualquier teoría científica tiene un dominio de aplicación y, pese a sus grandes éxitos predictivos en química, la mecánica cuántica no puede eludir este punto, reconocido por la filosofía contemporánea de la ciencia.

El caso de estudio analizado aquí es un ejemplo de dicha dificultad. Tal como señala Jensen (1982, 2015), la configuración externa $(n-1)d^1 ns^2$ se muestra insuficiente para determinar qué elementos deberían acompañar al Sc y al Y en los periodos 6 y 7, ya que los tres electrones de valencia que presentan el La y el Lu, así como el Ac y el Lr, los consti-

tuyen en candidatos de igual derecho para ocupar dichos lugares. Respecto de la reciente confirmación espectroscópica de la configuración electrónica del Lr (103) $7s^2 7p^1$ (Sato *et. al.* 2015), coincidimos con Jensen (2015) cuando señala que la interpretación más plausible sería que este caso es sólo otro ejemplo de un elemento del bloque *d* con una configuración electrónica irregular (debida a efectos relativistas, como fue mencionado), pero que químicamente es un análogo del Lu más que comportarse como un elemento del bloque *p*.

El segundo criterio categorial a considerar constituye la denominada ‘tríada de elementos’. Como fue señalado, la opción Y(39), Lu(71), Lr(103) permite la conformación de una tríada perfecta de número atómico, a diferencia de la tríada conformada por Y(39), La(57), Ac(89)⁶. Finalmente, el tercer criterio identificado es la electronegatividad. En su estudio comparativo, Jensen (1982) utilizó los valores de la escala de Allred-Rochow. El autor justifica el reemplazo del La por el Lu ya que la variación global en el grupo 3 manifiesta la misma regularidad cuando se la compara con los grupos 4 al 10 que integran los metales de transición. Las excepciones están dadas en los grupos 11 y 12. Sin embargo, si se utiliza la escala de Nagle (1990) es posible apreciar que únicamente el grupo 10 (níquel, paladio y platino) exceptúa tal regularidad.

Como sostuvimos en la Sección anterior, desde nuestra perspectiva los tres criterios secundarios identificados tienen el mismo estatus epistémico. Esto implica que ninguno de ellos tiene prioridad explicativa. A la luz de este argumento, la solución propuesta consiste en una suerte de ‘balance’ o de ‘relación democrática’ entre la mecánica cuántica, la electronegatividad y las tríadas de elementos. Estos dos últimos criterios muestran que el Lu y Lr deben formar parte del grupo 3. Y respecto de las configuraciones de los elementos involucrados, si ambos pares La-Ac y Lu-Lr poseen igual derecho a integrar el grupo, será razonable elegir aquel par de elementos que resulte consistente con la información que brinda la electronegatividad y las tríadas de número atómico. Como resultado del mismo, se aprecia que el Lu y el Lr deben efectivamente reemplazar al La y al Ac en los periodos 6 y 7 de la tabla periódica, respectivamente. El reordenamiento es consistente con las tendencias periódicas que manifiestan otras propiedades fisicoquímicas entre los metales de transición (Jensen 1982), así como con recientes estudios de las propiedades físicas y mecánicas del Lu comparadas con los metales de transición del sexto periodo de la tabla (Settouti y Aourag 2015).

5. Conclusiones

El problema de los elementos que deben formar parte del grupo 3 del sistema periódico es un debate actual en el cual intervienen activamente químicos, educadores en química y filósofos de la química. En este trabajo hemos argumentado que este problema epistemológico puede abordarse desde una nueva perspectiva basada en los alcances y limita-

⁶ Si bien es posible también la tríada Sc(21), Y(39), La(57), el debate se centra en pares de elementos (La y Ac versus Lu y Lr) y no en la posición de elementos individuales, tal como fue señalado en la Introducción. En consecuencia, en el primer caso Lu y Lr forman parte de una tríada a diferencia de este último (sólo el La).

ciones que presentan los candidatos a criterio secundario. Para ello, hemos identificado y analizado en términos conceptuales los criterios categoriales presentes en el complejo problema de la posición del hidrógeno y del helio en la tabla periódica. A la luz de la solución propuesta para este problema, hemos extrapolado los argumentos empleados allí al tópico motivo de este trabajo. Como resultado del mismo, concluimos entonces que, en la tabla periódica de longitud media, los elementos lutecio y el laurencio deben integrar el grupo 3, en lugar del escandio y del itrio.

Finalmente, creemos que es necesario resaltar que aunque este debate pueda parecer una discusión meramente conceptual, tiene un impacto directo en la forma en que se enseña la tabla periódica en los distintos niveles de enseñanza. El enfoque moderno consiste en explicar el comportamiento químico de un elemento sobre la base de una ontología de partículas, en particular, vía la configuración electrónica en el estado basal del átomo neutro. Esto lleva a que muchos químicos y educadores en química acepten (y enseñen) el tradicional supuesto según el cual la tabla periódica no es más que una tabla de configuraciones electrónicas. En este sentido, creemos que este debate es sumamente útil para desmontar este supuesto, mostrando, precisamente, los alcances y las limitaciones que presenta para explicar la química de los elementos.

IUPAC Periodic Table of the Elements

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------------------------------|--------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|--------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|-------------------------------|-----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|
| 1 H Hydrogen 1.008 | 2 He Helium 4.0026 | | | | | | | | | | | 13 B Boron 10.811 | 14 C Carbon 12.011 | 15 N Nitrogen 14.0064 | 16 O Oxygen 15.9994 | 17 F Fluorine 18.9984 | 18 Ne Neon 20.180 | | | | | | | | | | | | |
| 3 Li Lithium 6.941 | 4 Be Beryllium 9.0122 | | | | | | | | | | | 13 Al Aluminum 26.9815 | 14 Si Silicon 28.0855 | 15 P Phosphorus 30.9738 | 16 S Sulfur 32.06 | 17 Cl Chlorine 35.453 | 18 Ar Argon 39.948 | | | | | | | | | | | | |
| 19 K Potassium 39.0983 | 20 Ca Calcium 40.078 | 21 Sc Scandium 44.9559 | 22 Ti Titanium 47.88 | 23 V Vanadium 50.942 | 24 Cr Chromium 51.9961 | 25 Mn Manganese 54.938 | 26 Fe Iron 55.845 | 27 Co Cobalt 58.9332 | 28 Ni Nickel 58.6934 | 29 Cu Copper 63.546 | 30 Zn Zinc 65.38 | 31 Ga Gallium 69.723 | 32 Ge Germanium 72.6305 | 33 As Arsenic 74.9216 | 34 Se Selenium 78.9718 | 35 Br Bromine 79.904 | 36 Kr Krypton 83.798 | | | | | | | | | | | | |
| 37 Rb Rubidium 85.468 | 38 Sr Strontium 87.62 | 39 Y Yttrium 88.9058 | 40 Zr Zirconium 91.224 | 41 Nb Niobium 92.9064 | 42 Mo Molybdenum 95.94 | 43 Tc Technetium 98 | 44 Ru Ruthenium 101.07 | 45 Rh Rhodium 102.9055 | 46 Pd Palladium 106.3678 | 47 Ag Silver 107.8682 | 48 Cd Cadmium 112.4118 | 49 In Indium 114.818 | 50 Sn Tin 118.710 | 51 Sb Antimony 121.757 | 52 Te Tellurium 127.603 | 53 I Iodine 126.905 | 54 Xe Xenon 131.29 | | | | | | | | | | | | |
| 55 Cs Cesium 132.905 | 56 Ba Barium 137.327 | 57-71 Lanthanoids | | 72 Hf Hafnium 178.49 | 73 Ta Tantalum 180.948 | 74 W Tungsten 183.84 | 75 Re Rhenium 186.207 | 76 Os Osmium 190.23 | 77 Ir Iridium 192.222 | 78 Pt Platinum 195.084 | 79 Au Gold 196.967 | 80 Hg Mercury 200.59 | 81 Tl Thallium 204.387 | 82 Pb Lead 207.2 | 83 Bi Bismuth 208.98 | 84 Po Polonium [209] | 85 At Astatine [210] | 86 Rn Radon [222] | | | | | | | | | | | |
| 87 Fr Francium [223] | 88 Ra Radium [226] | 89-103 Actinoids | | 104 Rf Rutherfordium [261] | 105 Db Dubnium [262] | 106 Sg Seaborgium [263] | 107 Bh Bohrium [264] | 108 Hs Hassium [265] | 109 Mt Meitnerium [266] | 110 Ds Darmstadtium [267] | 111 Rg Roentgenium [268] | 112 Cn Copernicium [269] | 113 Nh Nihonium [270] | 114 Fl Flerovium [271] | 115 Mc Moscovium [272] | 116 Lv Livermorium [273] | 117 Ts Tennessine [274] | 118 Og Oganesson [276] | | | | | | | | | | | |
| 57 La Lanthanum 138.905 | 58 Ce Cerium 140.12 | 59 Pr Praseodymium 140.908 | 60 Nd Neodymium 144.24 | 61 Pm Promethium [145] | 62 Sm Samarium 150.36 | 63 Eu Europium 151.964 | 64 Gd Gadolinium 157.25 | 65 Tb Terbium 158.925 | 66 Dy Dysprosium 162.50 | 67 Ho Holmium 164.930 | 68 Er Erbium 167.259 | 69 Tm Thulium 168.934 | 70 Yb Ytterbium 173.054 | 71 Lu Lutetium 174.967 | 89 Ac Actinium 227.033 | 90 Th Thorium 232.038 | 91 Pa Protactinium 231.036 | 92 U Uranium 238.029 | 93 Np Neptunium [237] | 94 Pu Plutonium [244] | 95 Am Americium [243] | 96 Cm Curium [247] | 97 Bk Berkelium [247] | 98 Cf Californium [251] | 99 Es Einsteinium [252] | 100 Fm Fermium [257] | 101 Md Mendelevium [258] | 102 No Nobelium [259] | 103 Lr Lawrencium [260] |



For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Figura 1

Tabla periódica convencional, de longitud media o de 18 columnas.

Fuente: www.iupac.org

Agradecimientos

Agradecemos a un evaluador sus valiosos comentarios y sugerencias. Esta publicación ha sido posible gracias al respaldo del subsidio 57919 de la John Templeton Foundation, del subsidio PICT-2812 de la Agencia Nacional de Promoción Científica y Tecnológica (ANPCyT-FONCYT) de Argentina, así como del subsidio REDES 150107 de la Comisión Nacional de Investigación Científica y Tecnológica (CONICYT) de Chile.

REFERENCIAS

- Allen, Leland. 1989. Electronegativity is the average one-electron energy of the valence-shell electrons in ground-state free atoms. *Journal of American Chemical Society* 111/25: 9003-9014.
- Batsanov, Stepan S. and Andrei S. Batsanov. 2012. *Introduction to structural chemistry*, Dordrecht: Springer.
- Brewer, Leo. 1971. Energies of the electron configurations of the lanthanides and actinides. *Journal of the Optical Society of America* 61/8: 1101-1111.
- Castelvecchi, Davide. 2015. Exotic atom struggles to find its place in the periodic table. *Nature* (April 8). <https://www.nature.com/news/exotic-atom-struggles-to-find-its-place-in-the-periodic-table-1.17275>
- Chrystiakov, V. M. 1968. *Zhurnal Obshchei Khimii* 38/2: 209.
- Clark, Roy and Gary White. 2008. The flyleaf periodic table. *Journal of Chemical Education* 85/4: 497.
- Cronyn, Marshall. 2003. The proper place for hydrogen in the periodic table. *Journal of Chemical Education* 80: 947-951.
- Desclaux, Jean P. and Burkhart Fricke. 1980. Relativistic prediction of the ground state of atomic lawrencium. *Journal of Physics* 41/9: 943-946.
- Hamilton, D.C. and M. Anthony Jensen. 1963. Mechanism for superconductivity in lanthanum and uranium. *Physical Review Letters* 11/5: 205-207.
- Hanusa, Timothy. 1987. Reexamining the diagonal relationships. *Journal of Chemical Education* 64/8: 686-687.
- IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). 2015. En Internet: iupac.org/projects/project-details/?project_nr=2015-039-2-200. Acceso mayo 2019.
- Janet, Charles. 1928. *La classification hélicodale des éléments chimiques*. Beauvais: Imprimerie Départementale de l'Oise.
- Jensen, William. 1982. The positions of lanthanum (actinium) and lutetium (lawrencium) in the periodic table. *Journal of Chemical Education* 59/8: 634-636.
- Jensen, William. 2015. The positions of lanthanum (actinium) and lutetium (lawrencium) in the periodic table: an update. *Foundations of Chemistry* 17/1: 23-31.
- Jørgensen, Christian K. 1973. The loose connection between electron configuration and the chemical behavior of the heavy elements. *Angewandte Chemie International Edition* 12/1: 12-19.
- Kaes, Herb and Peter Atkins. 2003. The placement of hydrogen in the periodic table. *Chemistry International* 25/6: 14.
- Kemsley, Jyllian. 2015. Lawrencium ionization energy measured. *Chemical & Engineering News* 93/15: 88. <https://cen.acs.org/articles/93/i15/Lawrencium-Ionization-Energy-Measured.html>.
- Labarca, Martin. 2013. Table talk. *Scientific American* 7: 8-9.
- Labarca, Martin and Akash Srivaths. 2016. On the placement of hydrogen and helium in the periodic table: a new approach. *Chemistry: Bulgarian Journal of Chemistry Education* 25/4: 514-530.
- Laing, Michael. 2007. Where to put the hydrogen in a periodic table?. *Foundations of Chemistry* 9/2: 127-137.
- Laing, Michael. 2009. The role of triads. *Journal of Chemical Education* 86/10: 1183-1184.
- Landau, Lev D. and Evgeny M. Lifshitz. 1959. *Quantum Mechanics*, London: Pergamon.

- Lavelle, Lawrence. 2008. Lanthanum (La) and actinium (Ac) should remain in the *d*-block. *Journal of Chemical Education* 85/11: 1482-1483.
- Leach, Mark. 2013. Concerning electronegativity as a basic elemental property and why the periodic table is usually represented in its medium form. *Foundations of Chemistry* 15/1: 13-29.
- Luder, W. F. 1943. Electron configuration as the basis of the periodic table. *Journal of Chemical Education* 20/1: 21-26.
- Matthias, B. T., Zacharisen, W. H., Webb, G. W. and J. J. Englehardt 1967. Melting-points anomalies. *Physical Review Letters* 18/19: 781-784.
- Mazurs, Edward G. 1974. *Graphic representations of the periodic system during one hundred years, 2nd edition*. Alabama: University of Alabama Press.
- Mole, Beth. 2015. Debate continues over 103's place in periodic table. *Science News*: May 16: 6-7.
- Mullay, John. 1987. Estimation of atomic and group electronegativities. In Kalidas D. Sen and Christian K. Jørgensen (eds.), *Electronegativity. Structure and Bonding*, Volume 66: 1-25. Berlin, Heidelberg: Springer.
- Nagame, Yuichiro. 2016. Lawrencium's place at the table. *Nature Chemistry* 8: 282 (8 March).
- Nagle, Jeffrey. 1990. Atomic polarizability and electronegativity. *Journal of the American Chemical Society* 112/12: 4741-4747.
- Rayner-Canham, Geoff and Tina Overton. 2010. *Descriptive inorganic chemistry*. New York: W.H. Freeman & Co.
- Rayner-Canham, Geoff. 2011. Isodiagonality in the periodic table. *Foundations of Chemistry* 13/2: 121-129.
- Ruthenberg, Klaus and Juan Camilo Martínez González. 2017. Electronegativity and its multiple faces: persistence and measurement. *Foundations of Chemistry* 19/12: 61-75.
- Sacks, Lawrence. 2006. Concerning the position of hydrogen in the periodic table. *Foundations of Chemistry* 8/1: 31-35.
- Salas-Banuet, Guillermo; Ramírez-Vieyra, José y María Noguez-Amaya. 2011. Comprendiendo a la electronegatividad. *Educación Química* 22/3: 224-231.
- Sanderson, Robert T. 1952. Electronegativities in inorganic chemistry. *Journal of Chemical Education* 29/11: 539-544.
- Sanderson, Robert T. 1964. A rational periodic table. *Journal of Chemical Education* 41/4: 187-189.
- Sato, T.K., M. Asai, A. Borschevsky, T. Stora, N. Sato, Y. Kaneya, K. Tsukada, Ch. E. Düllmann, K. Eberhardt, E. Eliav, S. Ichikawa, U. Kaldor, J. V. Kratz, S. Miyashita, Y. Nagame, K. Ooe, A. Osa, D. Renisch, J. Runke, M. Schädel, P. Thörle-Pospiech, A. Toyoshima and N. Trautmann. 2015. Measurement of the first ionization potential of lawrencium, element 103. *Nature* 520: 209-212 (9 April).
- Scerri, Eric R. 1989. Transition metal configurations and limitations of the orbital approximation. *Journal of Chemical Education* 66/6: 481-483.
- Scerri, Eric R. 1991. Chemistry, spectroscopy, and the question of reduction. *Journal of Chemical Education* 68/2: 122-126.
- Scerri, Eric R. 2007. *The Periodic Table – Its Story and Its Significance*. New York: Oxford University Press.
- Scerri, Eric R. 2008. The role of triads in the evolution of the periodic table: Past and present. *Journal of Chemical Education* 85/4: 585-589.
- Scerri, Eric R. 2009. Which elements belong in group 3?. *Journal of Chemical Education* 86/10: 1188.
- Scerri, Eric R. 2010. Explaining the periodic table and the role of chemical triads. *Foundations of Chemistry* 12/1: 69-83.
- Scerri, Eric R. 2011. *The Periodic Table. A Very Short Introduction*. Oxford: Oxford University Press.
- Scerri, Eric R. 2012. Mendeleev's periodic table is finally completed and what to do about group 3?. *Chemistry International* July-August 34/4: 28-31.
- Scerri, Eric R. 2013. Cracks in the periodic table. *Scientific American* 6: 68-73.
- Scerri, Eric R. 2016. Which elements belong in group 3 of the periodic table?. *Chemistry International* (March-April): 86/10 22-23.

- Scerri, Eric R. and William Parsons. 2018. «What elements belong in group 3 of the periodic table?». In Eric R. Scerri and Guillermo Restrepo (eds.), *Mendeleev to Oganesson. A multidisciplinary perspective on the periodic table*, Oxford: Oxford University Press, pp.140-151.
- Schwarz, Eugen W. H. y Ronald Rich. 2010. Theoretical Basis and Correct Explanation of the Periodic System: Review and Update. *Journal of Chemical Education* 87/4: 435-443.
- Settouti, Nadera and Hafid Aourag. 2015. A study of the physical and mechanical properties of lutetium compared with those of transition metals: A data mining approach. *The Journal of the Minerals, Metals & Material Society* 67/1: 87-93.
- Tsimmerman, Valery. 2013. Table talk. *Scientific American* 7: 8-9.
- Van Spronsen, Johannes W. 1969. *The periodic system of the chemical elements: a history of the first hundred years*. Amsterdam: Elsevier.
- Xu, Wen-Ha and Pekka Pyykkö. 2016. Is the chemistry of lawrencium peculiar?. *Physical Chemistry. Chemical Physics* 18: 17351-17355.

MARTÍN LABARCA es Doctor Mención Ciencias Sociales y Humanas por la Universidad Nacional de Quilmes y Licenciado en Química por la Universidad Nacional de La Pampa. Investigador Independiente del Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas (CONICET, Argentina) e integrante del cuerpo docente del Doctorado en Filosofía y Fundamentos de la Ciencias de la Universidad Austral y de la Maestría en Filosofía Orientación Historia y Filosofía de la Ciencia de la Universidad Nacional de Quilmes. Se especializa en filosofía de la química. Ha publicado en *Foundations of Chemistry*, *Critica: Revista Hispanoamericana de Filosofía*, *Journal of Chemical Education*, *New Journal of Chemistry* y *Current Science*, entre otras.

DIRECCIÓN: Instituto de Filosofía «Doctor Alejandro Korn», Facultad de Filosofía y Letras, Universidad de Buenos Aires, Puán 480, 4to Piso, Oficina 431, 1406 – Ciudad Autónoma de Buenos Aires, Argentina. E-mail: mglabarca@gmail.com

JUAN CAMILO MARTÍNEZ GONZÁLEZ es Doctor en Historia y Epistemología de la Ciencia por la Universidad Nacional de Tres de Febrero, Argentina y Licenciado en Química por la Universidad de Caldas, Colombia. Actualmente es becario posdoctoral del Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas (CONICET, Argentina). Integrante del cuerpo docente del Doctorado en Filosofía y Fundamentos de la Ciencias de la Universidad Austral. Su área de investigación es la filosofía de la química. Ha publicado en *Foundations of Chemistry*, *Studies in History and Philosophy of Modern Physics* y *Critica: Revista Hispanoamericana de Filosofía*, entre otras.

DIRECCIÓN: Instituto de Filosofía «Doctor Alejandro Korn», Facultad de Filosofía y Letras, Universidad de Buenos Aires, Puán 480, 4to Piso, Oficina 431, 1406 – Ciudad Autónoma de Buenos Aires, Argentina. E-mail: olimac62@hotmail.com