

El metal predicho

Recibo a menudo cartas de lectores que intentan escrutar los misterios de la naturaleza, encajando hechos, reales o supuestos, en cualquier tipo de esquemas. Muy frecuentemente esos lectores no son profesionales ni expertos en el tema que pretenden investigar. Mi primer impulso es entonces dar de lado esos intentos, pero nunca acabo de atreverme. Siempre medito la respuesta y, aun después de convencerme de que están totalmente equivocados, procuro contestarles con toda cortesía. Al cabo, ¿quién puede estar seguro? Y yo siento especial horror a pasar a la historia de la ciencia como “el que se rió del gran Fulano”.

Ahí está, por ejemplo, “el que se rió de Juan Alejandro Reina Newlands”. ¡Cuánto me gustaría señalar le con el dedo de la sátira, si no fuese porque ignoro su nombre!

Nació Newlands en 1837, de padre inglés y madre italiana; y recordó su ascendencia materna lo bastante para luchar en 1860 junto a Garibaldi, por la unificación de Italia. Le interesaban a la vez la química y la música, y terminó en químico industrial, especialista en refinar azúcar. En sus ratos libres dedicaba su atención a los elementos químicos.

Daban que cavilar los elementos en aquellos días. En 1864 eran conocidos unos sesenta distintos, de todas clases, tipos y variedades. Pero en su lista no se notaba lógica ni orden. No parecía haber modo de predecir cuántos elementos existirían en total, y nadie podía asegurar entonces que no hubiese infinitos. Los químicos estaban cada vez más preocupados por eso. Si había enorme número de elementos de todas clases, el Universo resultaría de una inabarcable complejidad.

Pero entre los científicos es casi artículo de fe que el Universo es ordenado y básicamente sencillo. Tenía que haber, por tanto, alguna manera de encontrar orden y sencillez en la lista de los elementos. Pero ¿cómo?

Newlands se entretenía barajando los elementos de distintas maneras. En las décadas anteriores los químicos habían ido determinando cuidadosamente los pesos atómicos de los elementos, es decir, las masas relativas de los distintos átomos, esas cifras parecían y fijadas con razonable precisión. ¿Por qué, pues, no ordenar los elementos por sus pesos atómicos?

Newlands lo hizo; después los dispuso en una tabla de siete elementos de anchura. En la fila superior puso los siete elementos de menor peso atómico; en la segunda, los siguientes, etc. Le pareció a *Newlands* que, al hacerlo, ciertos grupos de elementos de propiedades muy parecidas quedaban formando columnas, y que eso era significativo.

¿Sería que las propiedades de los elementos se repiten en períodos de siete? Sus aficiones musicales le llevaron irresistiblemente a recordar que las notas de la escala se ordenan en grupos de siete. La número ocho -la octava- es casi un duplicado de la primera. En otros términos, las notas se repiten en octavas. ¿No ocurriría lo mismo con los elementos?

Consignó, pues, *Newlands* sus resultados en un artículo, que presentó a publicación a la Sociedad Química Inglesa. Llamaba a su descubrimiento “la ley de las octavas”.

La Sociedad lo rechazó con desdén, como hubiese hecho de seguro si yo le especulaciones científicas. Mas algo de razón había para rechazarlo, pues hay que reconocer que la tabla de *Newlands* era hartamente imperfecta. Aunque algunos elementos muy parecidos quedaban en columna, también lo hacían otros sumamente distintos.

Pero yo estoy seguro de que a la Sociedad lo que realmente le molestó fue la simple idea de jugar con los elementos. Ya lo de ponerlos por orden de pesos atómicos pareció una artimaña trivial; y un sabihondo (el químico a quien aludía yo al comienzo de este artículo) preguntó a *Newlands* por qué no ensayaba poner los elementos en orden alfabéticos, a ver qué clase de tabla conseguía amañar así. Es de esperar que ese gracioso viviría lo suficiente para tener que tragarse sus palabras; le bastaba con vivir once años.

Realmente, dos años antes, ignorándolo *Newlands* por completo, un geólogo francés, con el imponente nombre de *Alejandro Emilio Beguyer de Chancourtois*, ensayó también ordenar los elementos por pesos atómicos. En vez de formar una tabla, imaginó la lista de los elementos arrollada helicoidalmente a un cilindro. De ese modo vino a deducir casi los mismos resultados que *Newlands* con su tabla, pero no con tanta sencillez, ni mucho menos.

Beguyer escribió un trabajo sobre el asunto, incluyendo un detalle diagrama para mostrar cómo quedaban los elementos en su cilindro. Este trabajo se publicó en 1862, pero el diagrama se omitía, por complicado, cuanto que *Beguyer de Chancourtois* era un escritor mediocre, que hacía uso libre de términos geológicos, nada familiares para los químicos. Su artículo quedó completamente ignorado.

A riesgo de hacerse objeto de burlas, algunos químicos siguieron intentando establecer orden en la lista de los elementos. Cerca del 1870 lo intentaron independientemente dos; a saber, el alemán *Julio Lotario Menyer* y el ruso *Dimitri Ivanovich Mendeléev*.

Habían transcurrido cinco años desde *Newlands* y ahora se afinaba más. Tanto el alemán como el ruso ordenaron los elementos por pesos atómicos, pero ambos se guiaban también por otras propiedades atómicas. Sin entrar en más detalles, diré que

Meyer hacía uso del volumen atómico y *Mendeléev* de la valencia.

Los dos notaron que cuando los elementos se disponían por orden de pesos atómicos, las demás propiedades, tales como el volumen atómico y la valencia, subían y bajaban ordenadamente. Reconocieron también que el período de subida y bajada no comprendía siempre el mismo número de elementos; al comienzo de la lista el período era de siete elementos, pero después se hacía más largo. Uno de los errores de Newlands fue empeñarse en mantener invariable la longitud del período, pues ello contribuyó a hacer inevitable que cayesen en la misma columna elementos dispares.

Tanto Meyer como *Mendeléev* consiguieron publicar su trabajo. *Mendeléev* logró hacerlo imprimir antes y lo publicó en 1869, mientras que Meyer lo publicó en 1870.

Era de esperar que, aun así, saliese perdiendo *Medeléev*, pues, en general, los químicos europeos no entendían el ruso, y los descubrimientos rusos solían quedar ignorados; pero *Mendeléev* fue lo bastante previsor para publicar en alemán.

Así y todo, los dos podrían haberse repartido el crédito, si no hubiesen seguido orientaciones tan distintas. *Meyer* era tímido. Nada deseoso de comprometer su carrera científica adelantándose demasiado a las líneas frontales, presentó sus conclusiones en forma de gráfico, que relacionaba el volumen atómico al peso atómico. No aventuró interpretaciones; dejó hablar por sí mismo al gráfico, que habló en voz muy baja.

En cambio, *Mendeléev* construyó una verdadera “tabla periódica de los elementos”, como había hecho Newlands, en la cual las diversas propiedades variaban de modo periódico. A diferencia de Newlands, *Mendeléev* se negó a consentir que ninguna columna contuviese elementos dispares. Si un elemento parecía ir a caer en una columna que no le cuadraba, lo corría a la siguiente, dejando un hueco. ¿Cómo explicar esos vacíos? *Mendeléev* indicó audazmente que era bien obvio que no todos los elementos estaban descubiertos aún, y que cada vacío correspondía a un elemento por descubrir. Newlands ni había contado con elementos aún desconocidos. En cuanto a Meyer, su gráfico estaba arreglado de manera que no había huecos; y él mismo confesó más tarde que nunca hubiese tenido el valor de razonar como *Mendeléev*.

Este llegó a afirmar que hasta podía predecir las propiedades de los elementos desconocidos, fijándose en las propiedades de los demás elementos de la columna en que estaba el hueco. Escogió en particular los huecos que quedaban bajo los elementos aluminio, boro y silicio, en sus tablas primitivas.

Esos huecos, dijo, indican elementos por descubrir; los llamó provisionalmente “eka-aluminio”, “eka-boro” y “eka-silicio”. (Eka en sánscrito significa “uno”, así que el nombre quiere decir “el primer elemento bajo el aluminio, etc.”. Como el sánscrito dvi

es “dos”, los dos huecos bajo el manganeso corresponderían al eka-manganeso y al dvi-manganeso. Estos son los únicos casos que conozco, en que se ha usado el sánscrito en la terminología científica.)

Consideramos, por ejemplo, el eka-aluminio. Juzgando por el resto de la columna y por su situación general, en la lista, *Mendeléev* dedujo que su peso atómico sería unos 68; que tendría una densidad moderada, unas 5,9 veces mayor que el agua; que su punto de ebullición sería alto, pero el de fusión bajo, y que poseería una porción de propiedades químicas, cuidadosamente especificadas.

Ante esto, la reacción del mundo químico registró desde la risa de indulgente burla al bufido de desprecio. Bastante mal estaba jugar con los elementos, edificando con ellos complicadas estructuras; pero describir elementos que nadie había visto, basándose en esas estructuras, parecía misticismo y nada más, cuando no charlatanería. Los occidentales debieron sentirse indulgentes hacia los delirios de un místico ruso y le toleraron lo que entre ellos no se hubiese considerado tolerable. Pero enfoquemos de nuevo nuestra cámara a Francia; a otro francés de formidable nombre *Pablo Emilio Lecoq de Boisbaudran*. Era un joven autodidacta, de buena posición, entusiasta del análisis químico, y sobre todo de la reciente técnica del análisis espectral, con la que podía hacerse que los minerales calentados produjeran espectros de líneas luminosas, de diferentes colores. Cada elemento producía sus líneas espectrales propias, exclusivas de él. Se había introducido esa técnica en 1859 y sus promotores habían encontrado, casi inmediatamente, minerales que daban líneas espectrales no producidas por ningún elemento conocido.

Las técnicas químicas ortodoxas, aplicadas a estos minerales, revelaron la existencia de dos elementos nuevos: el cesio y el rubidio. *Lecoq de Boisbaudran* ardía en deseos de descubrir también elementos. Aplicando, de los primeros, la nueva técnica, pasó quince años sometiendo al análisis espectral cuantos minerales caían en sus manos. Estudiando cuidadosamente las líneas obtenidas, iba orientándose con sagacidad hacia los minerales más idóneos para proporcionar los nuevos elementos que buscaba.

Al fin dio con un mineral que había sido llamado por los mineralólogos primitivos galena inanis o “mena de plomo inútil”. Resultaba inservible, porque era una mezcla de sulfuro de zinc y de hierro, y los procedimientos para extraer el plomo que no contenía fracasaban, naturalmente.

Ahora se llama esfalerita, de una palabra griega que significa “traidor”, por haber engañado tantas veces a los mineros primitivos.

Para *Lecoq de Boisbaudran* nada tuvo esa mena de inútil o traidora. En febrero de 1874, sometió el mineral al análisis espectroscópico y descubrió dos líneas espectrales que nunca había visto.

Corrió a París, donde repitió sus experimentos ante varios químicos eminentes, y estableció su prioridad. Empezó luego con cantidades mayores de mineral y en noviembre de 1875 había obtenido ya un gramo de un cuerpo nuevo; suficiente para presentar parte a la Academia de Ciencias de París y sacar muestras del resto, para analizarlas.

El nuevo metal resultó tener un peso atómico un poco inferior a 70; una densidad 5,94 veces mayor que el agua; punto de fusión bajo: de 30 °C; un punto de ebullición alto: de unos 2000°C; y presentaba una serie de reacciones químicas características.

En cuanto se anunció esto, *Mendeléev*, desde la remota Rusia, proclamó muy excitado que lo descrito por *Lecoq de Boisbaudran* era precisamente el eka- aluminio, que él había deducido de su tabla periódica, cinco años antes.

El mundo químico quedó estupefacto. Las propiedades del eka-aluminio, predichas por *Mendeléev*, corrían impresas; las descritas por *Lecoq de Boisbaudran*, de su nuevo elemento, corrían impresas también. Ambas coincidían casi exactamente en todos los detalles.

No era posible negarlo: tenía que estar en lo cierto *Mendeléev*. La tabla periódica tenía que ser una descripción útil del orden y sencillez ocultos tras los elementos.

Por si alguna duda quedaba, los otros dos elementos predichos por *Mendeléev* fueron descubiertos también a los pocos años, y sus predicciones coincidieron también con la realidad, Así como antes todo el ridículo cayó sobre *Mendeléev* y no sobre *Meyer*, ahora en cambio *Mendeléev* acaparó toda la fama. En 1906, pocos meses antes de morir, estuvo a punto de lograr el premio Nobel; se lo quitó por solo un voto *Moissan*, el descubridor del flúor.

Tanto *Newlands*, como *Beguyer de Chancourtois* se vieron al fin vindicados. Después de fallecido, en 1886 *Beguyer de Chancourtois*, una revista francesa publicó en desagravio su diagrama del cilindro; aquél que no había sido publicado 30 años antes. Y en 1887 la "Royal Society" concedió al fin a *Newlands* una medalla, por el trabajo que la "Chemical Society" se había negado a publicar.

En cuanto al metal descubierto por *Lecoq de Boisbaudran*, éste usó su prerrogativa de inventor de darle el nombre. Lleno de noble patriotismo, le dio el de su tierra natal; pero acordándose de la Roma antigua, usó el nombre latino de "Gallia", de modo que el nuevo elemento se denominó "galio".

Pero ¿fue aquello patriotismo puro? "Lecoq" significa "el gallo", de la palabra latina "gallus". Así pues, ¿tomó el galio su nombre de "Galia" país, o de "gallus", su propio descubridor? ¿Quién lo sabe?

Este elemento no es de los más abundantes, pero tampoco de los más caros. Viene a ser tan abundante como el plomo, o sea unas 30 veces más que el mercurio y 3000 veces más que el oro. Por desgracia el galio está repartido en la corteza terrestre con mucha más uniformidad que los elementos citados; así que hay poquísimas zonas en que esté lo bastante concentrado para que su extracción resulte práctica. Su fuente más abundante es una mina del Sudeste de África; y aun allí los minerales sólo contienen un 0,8 por ciento de galio; pero la concentración habitual es 0.01 por ciento. Unos cuantos miles de libras es toda la producción anual que se consigue.

La propiedad más chocante del galio es su temperatura de fusión, que vale 29,75°C (85,5°F). Eso significa que ordinariamente es sólido, pero se funde en los días calientes de verano. Notemos también que ese punto de fusión está por debajo de la temperatura normal del cuerpo humano (37°C o 98,6°F). Esto permite hacer un sensacional experimento:

Se toma una varilla de galio sólido. Eso es un requisito bastante caro, desde luego, pues el precio actual del galio anda por los 50 dólares la onza. ¡Bueno!, se pide prestada una varilla de galio sólido.

Se escoge, naturalmente, un día en que la temperatura pase de 30° C, y se sujeta la varilla con unas tenazas frías. Póngase el extremo inferior de la varilla en la palma de la mano y déjese allí. El calor de la mano basta para ir fundiendo el galio lentamente; la varilla va acortándose y en la mano se forma un charco de líquido plateado semejante al mercurio. Ningún otro metal puro produce este efecto; y da auténtica grima ver cómo una materia que parece acero va deshaciéndose de ese modo.

Nada pasa por tocar galio líquido; pero éste no tiene el chocante peso del mercurio, pues no es ni la mitad de denso que él. Además, el galio líquido moja el cristal, lo cual le priva de algunos efectos interesantes del mercurio, que no lo moja.

El punto de fusión del galio puede rebajarse aún más, mezclándolo con otros metales relativamente fusibles. Con proporciones adecuadas de indio y estaño, da una aleación que funde ya a 10,8°C. Puede reemplazar al mercurio para contactos eléctricos sin rozamiento, con partes móviles.

El galio, una vez fundido, ofrece resistencia a volverse a cuajar, aunque se le enfríe bastante. Permanece líquido aún en un baño de hielo.

Pero si en ese galio, líquido “subfundido” cae una partícula de galio sólido, ésta obra como “semilla”, alrededor de la cual los átomos de galio se alinean adecuadamente; de modo que el líquido se solidifica al instante.

En la mayor parte de las sustancias, la fase líquida es menos densa y más voluminosa que la sólida. Por tanto, los líquidos suelen contraerse al solidificarse. Pero en esto hay

varias excepciones, la más importante de ellas el agua. Mientras la densidad del agua líquida es de $1,00 \text{ g/cm}^3$, la del hielo vale $0,92 \text{ g/cm}^3$. Es decir, que 10 cm^3 de agua líquida ocupan 11 cm^3 después de congelarse. La presión necesaria para volver de nuevo ese volumen a los 10 cm^3 es enorme. Si dejamos congelar agua en un recipiente lleno y herméticamente cerrado, hay que ejercer esa misma enorme presión para impedir que se dilate.

Hay pocos recipientes capaces de resistir eso; aun los más fuertes estallan. También es excepción el galio. La densidad del líquido es de $6,1 \text{ g/cm}^3$, mientras que la del sólido vale $5,9$. Es decir, que 29 cm^3 de galio líquido ocupan tras congelarse 30 cm^3 . Las presiones desarrolladas no son tan enormes como en el caso del agua, pero son muy grandes. Por eso el galio se embarca en recipientes de goma o de plástico.

Si durante la navegación el metal se funde y vuelve a solidificarse, los recipientes se abultan o deforman, pero no estallan. El galio no es sólo notable por su bajo punto de fusión, sino también por su alto punto de ebullición. Hierve a 1983°C , de modo que a las temperaturas corrientes y aun al rojo vivo produce cantidades insignificantes de vapor. En esto es del todo diferente al mercurio, que hierve a 357°C y produce cantidades perceptibles de vapor aun a las temperaturas corrientes. El vapor de mercurio es tóxico, lo cual obliga a manejar el metal con suma cuidado. En cambio, el galio no plantea en absoluto problemas de esta índole.

Esa combinación de punto de fusión bajo con punto de ebullición alto en el galio brinda una posibilidad: En los termómetros se usa mercurio, porque es líquido en todo el margen ordinario de temperaturas que interesa a los químicos. Para los fríos "récord", por bajo de -39°C , los químicos tienen que usar termómetros de alcohol etílico que no se congela hasta los -117°C . Para temperaturas más bajas aún se aplican otros artificios.

¿Y para temperaturas en márgenes más altos que los que puede abarcar el mercurio? Para éstas necesitamos una sustancia que no se altere con el calor (para eso los elementos son más seguros que los compuestos); que sea líquida en parte del intervalo líquido del mercurio y que no hierva hasta temperaturas lo más altas posible.

En otras palabras. ¿qué elementos tienen puntos de fusión por debajo de 357°C y puntos de ebullición por encima de 357°C ? Hay 14 justos de esas condiciones. En la **tabla 6** figuran por orden de amplitud del margen de temperaturas en que se mantienen líquidos.

ELEMENTO	P. FUSIÓN (°C)	P. EBULLICIÓN (°C)	MARGEN LIQUIDO
Estaño	232	2270	2038
Galio	30	1983	1953
Indio	157	2000	1844
Plomo	327	1620	1293
Bismuto	271	1560	1289
Talio	302	1457	1155
Litio	186	1336	1150
Sodio	98	880	782
Potasio	62	760	698
Rubidio	38	700	662
Cesio	28	670	642
Selenio	217	688	471
Cadmio	321	767	446
Azufre	113	445	332

Tabla 6

Como ven ustedes, hay en esta lista 3 elementos con un margen líquido de 2000 grados o cerca. Eso es muy excepcional, porque no hay otros que lo cumplan en toda la lista. (Hay, desde luego, otros elementos que permanecen líquidos durante 2000 grados o más, pero tienen esos intervalos líquidos a temperaturas muy altas e inconvenientemente distribuidas. De poco sirve, por ejemplo, que el osmio permanezca líquido 2600°C, desde 2700°C hasta 5300°C.)

Con un margen amplio “pero útil” que se extienda hasta 2000°C, tenemos sólo 3 elementos estaño, galio e indio, en este orden. Sucede que ninguno de ellos existe disponible en gran cantidad, pero para llenar termómetros no se precisan cantidades grandes. De los 3, el galio, por ser el más fusible, resulta con mucho el más fácil de manejar, en una técnica que, para llenar el termómetro, tiene que usar líquidos.

Por eso se usan en la práctica termómetros de galio. Así como en los termómetros corrientes la fina columna de mercurio va encerrada en vidrio, en los de galio esa fina columna líquida se encierra en cuarzo; y estos termómetros son especialmente útiles entre los 600°C y los 1500°C. El galio está demostrando su utilidad en estudios sobre el “estado sólido” para los cuales hay que obtenerlo-y se obtiene- con proporción de impurezas no mayor que una millonésima.

Uno de sus compuestos, el arseniuro de galio (GaAs), se usa en pilas solares, que transforman directamente la luz solar en corriente eléctrica. Sirve también como semiconductor y en transistores, a temperaturas más altas que las cubiertas por los artificios de ese género más corrientes.

Todo induce a creer que puede usarse para producir un rayo de láser. Nadie duda que el galio puede producir un provechoso impacto en el mundo nuevo de la ciencia de

vanguardia; pero no es probable que ninguno de sus futuros beneficios supere en trascendencia y encanto a la historia de su descubrimiento.