

E U R E K A

En esta ocasión utilizamos los nombres de los elementos químicos ordenados por su número atómico para numerar nuestras páginas, incluyendo algunas de sus propiedades.

Fue el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendelejev (Mendeleev) (1834–1907), en 1869, quien formó la primera tabla periódica de los elementos químicos, basándose en algunas propiedades que se repiten periódicamente dependiendo de sus pesos atómicos. Más tarde, en 1913, el físico inglés Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887–1915) encontró una relación entre lo que él llamó *número atómico* —que es lo que le proporciona la periodicidad a los elementos en la tabla periódica— y el espectro de rayos X de cada elemento.

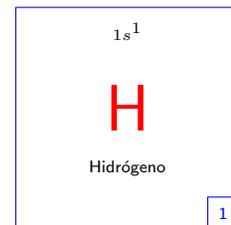
Después apareció la teoría atómica moderna, que es, sin duda, uno de los más grandes triunfos de la mente humana. Un examen del esquema orbital calculado para un átomo con muchos electrones nos da la justificación teórica para la clasificación periódica de los elementos.

Fue el éxito de la teoría de Bohr, desarrollada en 1913, lo que permitió describir el modelo del átomo de hidrógeno y abrió, definitivamente, el panorama hacia la descripción del modelo para átomos de muchos electrones: la *mecánica cuántica*. Aportaron conocimientos decisivos De Broglie (Dualidad de la materia: ondulatoria y corpuscular), Heisenberg (Principio de incertidumbre: probabilidad de encontrar un electrón en cierto punto para un tiempo dado), Schrödinger (Formulación de la ecuación de onda en la mecánica cuántica), Pauli (Principio de exclusión: no pueden existir en un átomo dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales) y Hund (Regla de Hund o Principio de máxima multiplicidad: los electrones van llenando orbitales del mismo valor de energía uno tras otro antes de que ocurra el acoplamiento de electrones en el mismo orbital). Todos estos resultados establecieron que para describir átomos de muchos electrones es necesario asociarle a cada electrón los siguientes números cuánticos:

$n = 1, 2, \dots$ estados estacionarios: *número cuántico principal* (Teoría de Bohr).
 $l = 0, 1, \dots, (n - 1)$ estados energéticos: “*orbitales*” (s, p, d, f, \dots)
 $m = -l, -(l - 1), \dots, 0, \dots, (l - 1), l$ estados magnéticos de orientación espacial.
 $s = -1/2, +1/2$ estados magnéticos debidos a la rotación del electrón: *espín*.

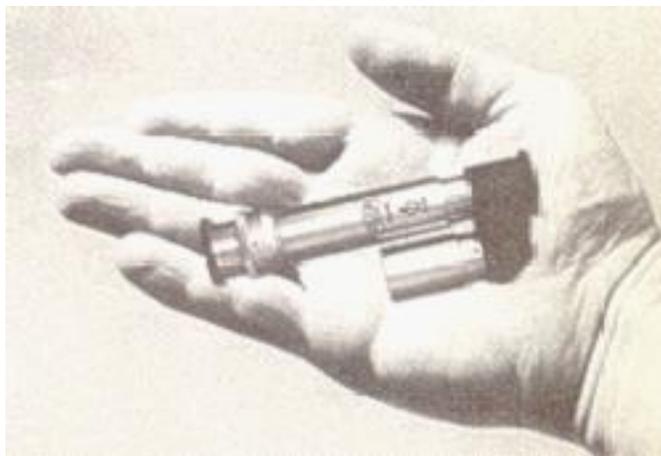
Los químicos caracterizan los *orbitales* escribiendo los valores $l = 0, 1, 2, 3, \dots$ (representándolos mediante las letras s, p, d, f , etc.), precedidos por el valor n . Así, hablan del *orbital 1s* para designar el estado de energía electrónica definido por los números cuánticos $n = 1$ y $l = 0$; El orbital $4f$ tendrá los valores característicos $n = 4$ y $l = 3$. Esta notación para la configuración electrónica en el estado fundamental se incluye dentro de la descripción de cada elemento.

Experimentalmente, las distintas energías de emisión de los elementos químicos se obtienen mediante el empleo del espectroscopio (invención del químico alemán



peso atómico: 1.00794
 punto de fusión: -259.19°C
 punto de ebullición: -252.76°C

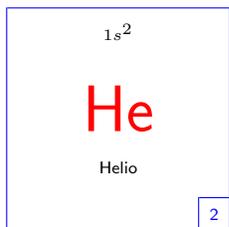
Robert Bunsen y de su joven colega el físico Gustav Kirchhoff, en 1859, ambos profesores en la Universidad de Heidelberg). Para ello, se calienta hasta la incandescencia un elemento y se observa a través de dicho instrumento. Cada elemento tiene un espectro único y mediante comparación de éstos con el espectro de una muestra arbitraria, se puede conocer la composición de esta última.



Se cuenta que un día lluvioso, el profesor Kirchhoff llamó a la puerta del laboratorio químico de Bunsen, llevando una cajita en la que se solían vender los cigarrillos en aquel tiempo. Bunsen se mostró sombrío, pensando que Kirchhoff sólo le hacía perder el tiempo, y arrebatándole la cajita de las manos descubrió que aquello era un arreglo extraño de diversas componentes.

Kirchhoff había cortado unos gemelos en dos pedazos, los había colocado en la caja de cigarrillos formando cierto ángulo y ante una de las aberturas había colocado una ruedecilla de cartón con un agujerito por el que penetraba la luz en la caja, dentro de la cual se encontraba un prisma triangular de cristal. Era posible hacer girar el prisma, y cuando el profesor Bunsen miró por un extremo vio con asombro un abanico de colores: el espectro. En seguida encendió el mechero y apuntó a él la caja de cigarrillos cargada con los pedazos de gemelos y el prisma de cristal.

Cuando Bunsen puso potasio en la llama, vio en el espectroscopio dos líneas rojas y una violeta; cuando calentó el sodio vio una línea amarilla, y cuando puso cobre en la llama con las pincitas de platino, hubo en seguida varias líneas: tres verdes, dos amarillas y dos anaranjadas. Lo que no podía ver el hombre a simple vista, lo percibía el sencillo aparato del profesor Kirchhoff.



peso atómico: 4.002602
punto de fusión: -269.7°C
punto de ebullición: -268.93°C

Comité Editorial

Este número está disponible en formato PDF y puede obtenerse en nuestra dirección electrónica: <http://www.uaq.mx/ingenieria/publicaciones/eureka>