

# La tabla periódica: De la piedra filosofal a los constituyentes elementales de la materia

Manuel García Méndez

Centro de Investigación en Ciencias Físico-Matemáticas

FCFM-UANL, CIIDIT-UANL

mgarcia@fcfm.uanl.mx



Dmitri Ivánovich Mendeléyev  
[1834 - 1907], pintado por  
Ivan Kramskoy.

## RESUMEN

*El año 2011 fue proclamado por la UNESCO como el año internacional de la química. Esta celebración centra sus esfuerzos en acercar a la química al público en general, incrementar en los jóvenes el interés por la química, así como generar un mayor entusiasmo acerca del futuro de la química para enfrentar los retos ambientales y tecnológicos del presente y del futuro. Diversos autores han ofrecido revisiones de cómo está situada la química en el ámbito mundial, nacional y local, su importancia en la vida diaria, su contribución, retos y oportunidades. En el marco de esta celebración, en este artículo se exploran los orígenes históricos que llevaron a la conformación de esta ciencia, así como los esfuerzos de la humanidad por entender las propiedades de la materia y clasificarla en lo que hoy se conoce como la Tabla Periódica de los Elementos.*

## PALABRAS CLAVE

Tabla Periódica, Modelo atómico de Böhr, Alquimistas, Radioactividad.

## ABSTRACT

*Year 2011 was declared by UNESCO as the International Year of the Chemistry. The celebration is focused in developing public interest on Chemistry, increasing the interest of young people on such field and to generate enthusiasm for the creative future of Chemistry for facing environmental and technological challenges. Several authors have exposed overviews about the state of art of the chemistry, its importance in everyday life, its contribution, challenges and opportunities. Within the context of this celebration, this paper will explore the very historical origins that lead to the birth of the Chemistry as well as the mankind effort to unveil the properties of the matter, and to classify it in what is currently known as the Periodic Chart of the Elements.*

## KEYWORDS

Periodic chart, Böhr's Atomic Model, Alchemists, Radioactivity

## LOS ORÍGENES

En nuestra sociedad actual, tal parece que la investigación, desarrollo y aplicación de nuevos materiales están monopolizados por las ciencias algunas veces denominadas “duras” como son la física, la química y las distintas ramas de la Ingeniería. No siempre fue así: las primeras ideas de la materia surgieron de corrientes filosóficas y metafísicas cultivadas por sacerdotes, filósofos y similares de la antigüedad. Las bases de la filosofía occidental tienen sus orígenes en la Grecia Clásica, en el siglo sexto antes de Cristo (AC). Los filósofos griegos se cuestionaron la naturaleza de las cosas tanto en el ámbito material como espiritual. De esta manera, los griegos postularon que debe haber unas pocas sustancias simples, a partir de las cuales están constituidas todas las cosas. Estas sustancias (o elementos aristotélicos) eran el aire, la tierra, el fuego y el agua: si un material, por decir un metal era rígido, entonces estaba constituido principalmente por tierra. La miel, por ejemplo debía estar constituida principalmente por agua y de los otros elementos en menor proporción.<sup>1</sup>

Es importante aclarar que los postulados acerca de la naturaleza de la materia formuladas por los griegos, estuvieron influenciadas por ideas que surgieron de civilizaciones más antiguas. Los orígenes de la civilización griega se pueden trazar alrededor del año 2,000 AC, pero en ese tiempo ya existían civilizaciones muy desarrolladas en Mesopotamia, Egipto, Persia e India, donde la proximidad geográfica permitió el intercambio de ideas, pero incluso en civilizaciones aisladas (por decir Japón e incluso Mesoamérica), las ideas básicas acerca de la naturaleza de la materia y el espíritu presentan similitudes sorprendentes a las de sus contrapartes más comunicadas entre sí.<sup>1,2</sup>

## COMIENZA LA BÚSQUEDA: LA ALQUIMIA

Remontémonos a Egipto, una civilización obsesionada con la idea de la vida después de la muerte. Al desarrollar el proceso de momificación, los sacerdotes egipcios, sin pretenderlo, adquirieron conocimientos básicos de química. Al momificar a un cuerpo, los egipcios no buscaban solamente conservarlo, sino encontrar una poción que otorgara la vida eterna. De este intento surgió la Alquimia

(figura 1). La práctica de la Alquimia también floreció en China y la India. Es un poco impreciso, pero se cree que la palabra alquimia se deriva de la palabra griega para nombrar a Egipto “Khemia”, a su vez tomada de la palabra egipcia “Khem” que se refiere a la tierra oscura que se depositaba en el Nilo después de las inundaciones. La palabra la adaptaron los griegos para describir las prácticas de los sacerdotes egipcios que buscaban la inmortalidad.



Fig. 1. Cuadro de Joseph Wright, pintor inglés (1734-1797), “Alquimista buscando la piedra filosofal” (Museo de Derby, Inglaterra).

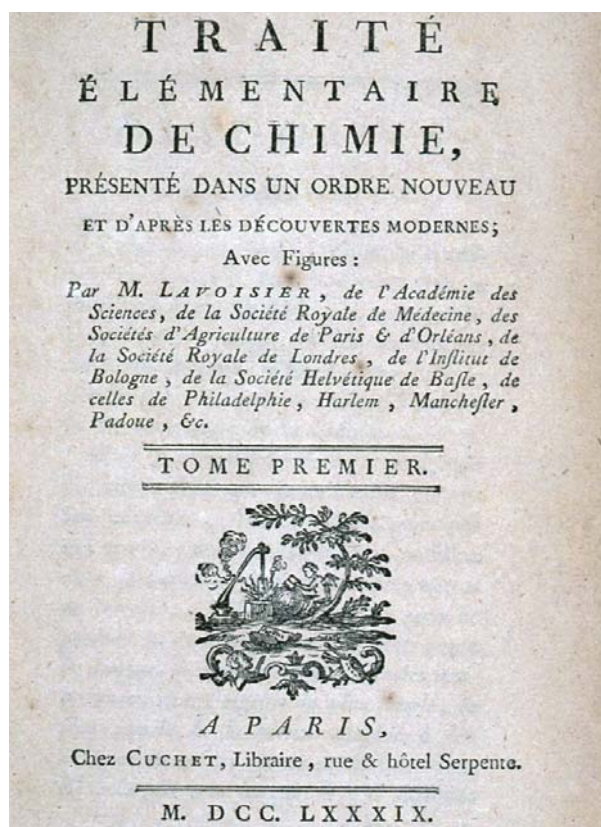
El deseo de transmutar oro a partir de otros metales y de encontrar la manera de extender la vida a la inmortalidad, detonó el desarrollo de la alquimia y la búsqueda de la piedra filosofal (en latín “lapis philosophorum”). La función transmutadora y la de otorgar la vida eterna estaban relacionadas: se basaban en la característica del oro de oxidarse más lentamente que otros metales. De esta manera, el oro es inmortal. Por lo tanto, si descubrieran como formar oro a partir de otros elementos, los alquimistas esperaban encontrar resultados similares para hacer al cuerpo humano inmortal (en el contexto actual, podríamos decir, esperaban encontrar un “antioxidante ideal”).

Hoy en día sabemos que los alquimistas no lograron obtener los resultados que deseaban, pero de los antiguos alquimistas surgió otro tipo de especialistas: los científicos, que buscaban el conocimiento por sí mismo y de esta manera se llegó a la conformación de la primera ciencia moderna: la química.<sup>1</sup>

## CAMBIO DE ESTAFETA: LA QUÍMICA

A partir del siglo 17, el conocimiento acerca de la naturaleza de la materia se desarrolló a grandes pasos, donde los químicos gradualmente conformaron un inventario de elementos que constituyen la materia. En sus inicios, no parecía haber mucha relación entre los elementos individuales, pero con el tiempo fue surgiendo un patrón que conectaba elementos con propiedades similares que se representaron en forma tabular: estamos hablando del nacimiento de la Tabla Periódica de los Elementos.

En 1789, el año de la Revolución Francesa, Lavoisier publicó *Traité Elementaire de Chimie*. En este tratado, Lavoisier introdujo la idea de los elementos químicos dándoles nombres: hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), fósforo (P), mercurio (Hg), zinc (Zn) y azufre (S). Con Lavoisier, la química se liberó de sus raíces alquímicas y se conformó como una ciencia (aunque Lavoisier aun incluyó a la luz y al calórico como elementos). Por sus servicios como cobrador de impuestos para el “establishment”, a los 50 años, Lavoisier fue declarado



Tratado elemental de química publicado por Lavoisier en París en 1789.

traidor y guillotinado por los revolucionarios. Dos años después, el Gobierno francés reconoció su error, pero el daño ya estaba hecho.

Ya en el siglo 19, el químico alemán Julius Lothar Meyer y el químico inglés John Newlands en 1864 y 1865, respectivamente, dieron a conocer un patrón que relacionaba el peso atómico de grupos de elementos con propiedades químicas similares entre ellos. Newland colocó los 17 elementos conocidos por él en columnas, ordenándolos por peso atómico. Newland notó que los elementos en la misma columna tenían propiedades similares, pero el patrón se rompía en cuanto se adicionaban más elementos (tabla I).

Tabla I. Tabla periódica propuesta por John Newlands en 1865.

Hidrógeno (1)		
Litio (7)	Sodio (23)	Potasio (39)
Berilio (9)	Magnesio (24)	Calcio (40)
Boro (11)	Aluminio (27)	
Carbono (12)	Silicio (28)	
Nitrógeno (14)	Fósforo (31)	
Oxígeno (16)	Azufre (32)	
Flúor (19)	Cloro (35)	

Entre 1868 y 1870, el químico ruso Dmitri Mendeleev publicó un libro de texto de dos volúmenes, *Principios de Química*, en donde clasificaba a los elementos de acuerdo a sus propiedades y describió el patrón que él percibió en lo que llamó Tabla Periódica. La tabla que él reporta se incluye en la tabla II. De la tabla, los elementos en cada columna tienen propiedades químicas similares y las diferencias en peso atómico son similares. La primera columna incluye el cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I) y las diferencias en peso atómico son 44.5 y 47. La segunda columna contiene potasio (K), rubidio (Rb) y cesio (Cs) con diferencias en peso atómico de 46 y 48. La columna final contiene calcio (Ca), estroncio (Sr) y bario (Ba) con diferencia en peso atómico de 48 y 49. De esta pequeña tabla, Tabla II. Tabla periódica propuesta por Dmitri Mendeleev en 1868.

Cl 35.5	K 39	Ca 40
Br 80	Rb 85	Sr 88
I 127	Cs 133	Ba 137

Mendeleev añadió nuevas columnas hasta construir una versión más completa de la Tabla Periódica.<sup>1,3</sup>

En esa época, aun había elementos que no habían sido descubiertos, por lo que Mendeleev dejó varios espacios sin llenar para no romper la continuidad de su Tabla Periódica. De esta manera, él predijo las propiedades químicas y peso atómico de los elementos faltantes. Con esta metodología, Mendeleev acertadamente anticipó el descubrimiento del germanio (Ge), galio (Ga) y escandio (Sc). De esta manera, la Tabla Periódica de Mendeleev significó un considerable progreso que reafirmó a la química como una ciencia con fundamentos sólidos.

**ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.**  
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.
	Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
	Ni = Co = 59	Pd = 106,8	Os = 199.
H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
B = 11	Al = 27,1	? = 68	U = 116
C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4
	Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137
	? = 45	Ce = 92	Pb = 207.
	?Er = 56	La = 94	
	?Yt = 60	Di = 95	
	?In = 75,4	Th = 118?	

Д. Менделѣевъ

Tabla periódica de Mendeleev, publicada en 1869.

### OTRA CIENCIA SE UNE: LA FÍSICA

Por otra parte, en 1911 ya se había establecido que los átomos estaban conformados por electrones que poseen carga negativa y por un núcleo muy compacto de carga positiva, donde el balance de cargas confería al átomo neutralidad eléctrica. De esta manera, del conocimiento de la carga, surgió la medición del número atómico de los elementos. Esto fue una contribución de otra Ciencia para entender la naturaleza de la materia: la Física.<sup>1,2</sup>

Con la información del número atómico, emergió otro patrón: para elementos ligeros la masa atómica es alrededor del doble del número atómico, pero para elementos pesados el cociente entre masa atómica y número atómico se vuelve más grande.

En el contexto de la tabla periódica, en 1913 el físico holandés A van den Broek, en una carta a

Nature, discutiendo el descubrimiento del núcleo atómico por parte de Rutherford, planteó que los elementos podían ser acomodados en orden creciente por número atómico. Posteriormente otro físico británico, Henry Moseley, al trabajar con Rutherford en Manchester, con sus experimentos de emisión característica de rayos X para diferentes elementos, le dio sustancia y reafirmó el fundamento físico del número atómico o número de electrones, denominado Z (figura 2).<sup>3</sup>

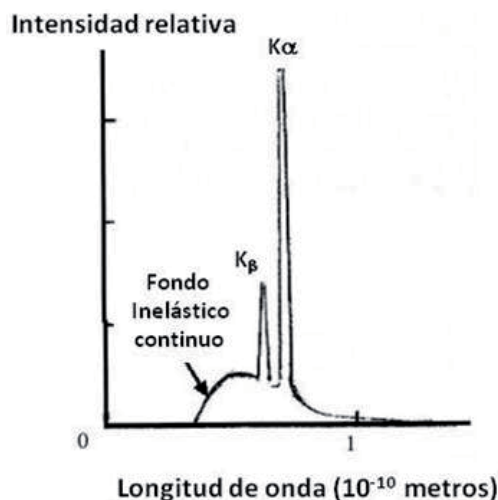


Fig. 2. Espectro de emisión de rayos X para el molibdeno. La transición más intensa  $K\alpha$  es característica de cada elemento.

El experimento de Moseley consistía en un tubo de rayos catódicos, donde el ánodo se podía intercambiar. Al aplicar una diferencia de potencial entre el cátodo y el ánodo, se emitían rayos X del ánodo (la emisión de rayos X ya la había descubierto Röntgen en 1895). Con un espectrómetro, se medía la intensidad vs longitud de onda ( $\lambda$ ). De sus resultados, Moseley notó que si graficaba la raíz cuadrada de la frecuencia característica  $K\alpha$  vs el número atómico, se obtenía una línea recta casi perfecta (figura 3).

Con estos resultados se encontró un orden que no siempre coincidía con la masa atómica, pero daba consistencia a la Tabla Periódica. Por ejemplo, el cobalto (Co) y níquel (Ni) tienen número atómico 27 y 28, respectivamente, pero sus masas atómicas tiene un orden distinto (58.93320 y 58.6934 para Co y Ni, respectivamente).<sup>3</sup> De esta manera, la Tabla Periódica comenzó a adquirir su conformación actual. Moseley nació casi 100 años después de la Revolución Francesa, en 1887 (en referencia a Lavoisier), pero su

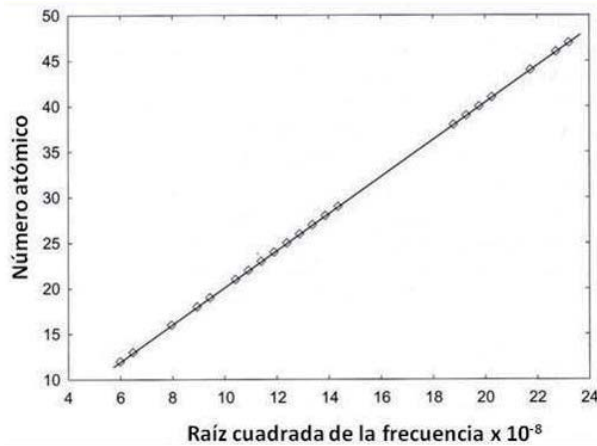


Figura 3. Espectros de emisión de rayos X (radiación  $K\alpha$ ) reportada por Moseley para distintos elementos atómicos.

final fue casi igual de trágico. Moseley fue mandado a servir al frente de la campaña de Gallipoli en Turquía durante la Primera Guerra mundial. Murió en batalla en 1915 a los 28 años de edad.

Con el conocimiento del núcleo atómico, la Tabla Periódica y los resultados de Moseley, se comprendió que las reacciones químicas también involucraban a los electrones y que la emisión característica de los rayos X estaba relacionada con el núcleo. La variación sistemática de la radiación  $K\alpha$  con el número atómico, llevó a concluir que precisamente el número atómico también representaba el número de carga positiva del núcleo. Posteriormente, Rutherford lo denominó protón. A partir de 1913, una serie de experimentos que culminaron con el realizado por el físico James Chadwick (1891-1974) en el laboratorio de Cavendish, llevó al descubrimiento del neutrón. Por el descubrimiento del neutrón, a Chadwick le fue otorgado el premio Nobel de Física en 1935. De esta manera, la estructura de los átomos ya había sido establecida: cada átomo consistía en un núcleo compacto de protones y neutrones. El número de protones proporciona el número atómico del elemento y el número combinado de protones y neutrones proporciona el peso atómico, denominado unidad de masa atómica (atomic mass units: amu). Sin embargo, aun faltan otros factores a tomar en cuenta para conformar de manera más sistemática la Tabla Periódica, como se explicará a continuación.

En 1913, establecido en Manchester, Inglaterra, el físico danés Niels Bøhr propuso un modelo de estructura atómica en donde los electrones orbitaban

el núcleo atómico a la manera de planetas alrededor del sol.<sup>4,5,6</sup> Para el caso de los electrones, la fuerza electrostática es la que mantenía a los electrones girando alrededor del núcleo. En las órbitas electrónicas, el momento angular estaba cuantizado y restringía la energía de los electrones. Cada órbita se describía por un número entero “ $n$ ” (en Mecánica Cuántica,  $n$  es el número principal), donde  $n=1$  era el nivel energético mínimo, relacionado a la distancia mínima electrón-núcleo. Conforme  $n$  se incrementa, el electrón estará más alejado y por ende, energéticamente menos ligado al núcleo. El modelo de Bøhr fue muy exitoso para explicar el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, pero falló para elementos más pesados, aunque conservó su validez para algunos átomos como el sodio y el potasio (figura 4).

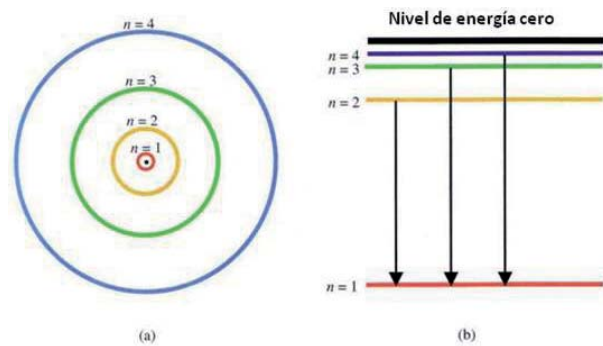


Fig. 4. Modelo atómico de Bøhr donde se describen (a) las órbitas de un electrón y (b) los niveles energéticos del electrón para un átomo tipo hidrógeno.

Cuando el espectro de emisión del hidrógeno se analizó con más precisión, se encontró que las líneas predichas por la teoría de Bøhr no eran únicas, sino que estaban conformadas por cúmulos de líneas muy cercanas entre sí. En 1922, el físico alemán Arnold Sommerfeld propuso que las órbitas de los electrones podían ser elípticas y que para cada valor principal  $n$ , había  $l=n-1$  posibles órbitas, donde  $l=n-1$ . Este número “ $l$ ” se denominó número cuántico azimutal. De esta manera, la introducción de “ $l$ ” explicó la separación de líneas dentro de una órbita  $n$ . Sommerfeld también introdujo el principio de cuantización en la orientación de la órbita del electrón en la componente angular, cuando se induce un campo magnético. Esta cuantización se expresa como  $m\hbar$ , donde  $m$  es el número cuántico magnético, que tiene valores enteros  $2l+1$ , desde  $-l$  hasta  $+l$ .

La descripción del espectro de emisión del hidrógeno en términos de los números cuánticos “ $n$ ”, “ $l$ ” y “ $m$ ” resultó buena, pero aun no se ajustaba por completo a lo detectado experimentalmente: un análisis minucioso arrojó que cada línea aparecía doble: Se necesitaba explicar el origen de este desdoblamiento.

En 1922, los físicos Otto Stern y Walther Gerlach diseñaron un experimento, donde calentaban plata (Ag) en un horno hasta vaporizarla para producir un “jet” de átomos. Los átomos se hacían pasar por una rejilla y se dirigían a una región de campo magnético donde eran deflectados y finalmente detectados en una pantalla. Se encontró que el haz de átomos de plata siempre se desdoblaba en dos haces al pasar por la región de campo magnético (figura 5). En su momento no lo pudieron explicar, ya que la plata tiene un único electrón en su capa de valencia  $5s$  y en todas las subcapas  $s$ , el momento angular es cero.

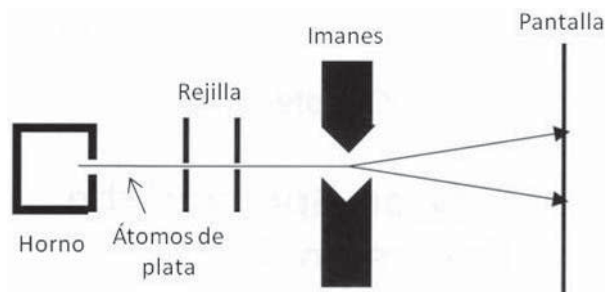


Fig. 5. Experimento de Stern-Gerlach. El haz de átomos de plata se divide en dos al pasar por la región de campo magnético.

En 1925, los físicos Samuel Goudsmit y George Uhlenbeck proporcionaron una explicación a este hecho, que después fue apoyada por el prominente físico austriaco Wolfgang Pauli, premio Nobel de Física en 1945 (hay que mencionar que en un principio, Pauli se mostró reticente a la explicación, pero como buen científico y a la luz de las evidencias, cambió de opinión).

Goudsmit y Uhlenbeck explicaron el experimento de Stern-Gerlach en la base de que el electrón tenía un momento intrínseco que se denominó “spin” (en analogía, podemos pensar en un tipo de giro del electrón) que posee un momento angular y magnético asociado. Se puede españolizar como espín.

Considerando el momento magnético “ $m$ ”, el número de posibles orientaciones será  $2l+1$ . Cada flujo de partículas tiene el número azimutal  $l$ .

Entonces, al pasar por la región de campo magnético, el haz se separará en dos haces  $2l+1$ . Esto implicaría que  $2l+1=2$ , ó  $l=1/2$ , lo cual parece inconsistente con lo que se ha planteado. Sin embargo, se encontró que los electrones tenían un momento de spin característico de  $1/2$ , con lo que surgió el cuarto número cuántico o número de espín denominado “ $s$ ”: el desdoblamiento de líneas en el espectro de emisión del hidrógeno llegó a una explicación satisfactoria.

Aun más, el concepto de espín del electrón le proporcionó la componente final y una explicación más sistemática a la estructura electrónica de los átomos y a la estructura de la tabla periódica.

En 1925, Pauli propuso la idea (conocida como Principio de exclusión de Pauli) que cada electrón se puede describir por un conjunto único de cuatro números cuánticos. Es el análogo a decir que cada electrón tiene su identidad propia.

La solución a la ecuación del átomo de hidrógeno en coordenadas esféricas (propuesta e interpretada por el físico teórico alemán Erwin Schrödinger, premio Nobel de Física en 1933), le proporcionó una base teórica muy firme a los resultados experimentales obtenidos del espectro de emisión del átomo de hidrógeno. De la solución a esta ecuación, surgen los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  y con ellos, el número de orbitales disponibles para el llenado de electrones en su estado base (ground state). Cada solución que va surgiendo se denomina función de onda y en términos matemáticos, es una solución de armónicos esféricos que involucra polinomios de Legendre. La solución se expresa como  $\Psi_{nlm}(r, \theta, \phi)$ , donde  $n$ ,  $l$  y  $m$  son los números cuánticos y  $r$ ,  $\theta$  y  $\phi$  son las componentes radial, polar y azimutal, respectivamente, en coordenadas esféricas. Cada solución estará dada por un conjunto único de índices ( $n, l, m_l$ ) que definirán un estado cuántico del sistema. Un estado cuántico es un nivel energético o simplemente, la órbita que describe cada electrón alrededor del núcleo. Entonces, los términos órbita y nivel electrónico son equivalentes en significado.<sup>4,5</sup>

Los números cuánticos que surgen de las condiciones de frontera al resolver la ecuación de Schrödinger son los siguientes:  $n=1,2,\dots$ ;  $l=0,1,\dots,n-1$ ;  $m=0,\pm1,\pm2,\dots,\pm l$ . Entonces, con cada solución se conforman los niveles en capas principales (número “ $n$ ”) denominadas K ( $n=1$ ), L ( $n=2$ ), M ( $n=3$ ) y N

( $n=4$ ). Después del N seguirían en resto de las letras del abecedario. Cada capa principal se subdivide en subcapas de momento angular " $l$ " (recordemos que estas subcapas van desde 0 hasta  $n-1$ ). Las subcapas se denominan " $s$ " (de "sharp",  $l=0$ ), " $p$ " (de "principal",  $l=1$ ), " $d$ " (de "diffuse",  $l=2$ ) y " $f$ " (de "fundamental",  $l=3$ ). Cada subcapa  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$  se puede llenar con 2, 6, 10 y 14 electrones, respectivamente.

De estas reglas, entonces la capa K tiene un subnivel  $s$ , la capa L subniveles  $s$  y  $p$ , la capa M subniveles  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y finalmente la capa N con subniveles  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  (figura 6).<sup>4,5</sup>

	$n$	$l$	$m_l$
<b>K</b>	1	0 <i>s</i>	0
<b>L</b>	2	0 <i>s</i>	0
		1 <i>p</i>	-1 0 +1
<b>M</b>	3	0 <i>s</i>	0
		1 <i>p</i>	-1 0 +1
		2 <i>d</i>	-2 -1 0 +1 +2
<b>N</b>	4	0 <i>s</i>	0
		1 <i>p</i>	-1 0 +1
		2 <i>d</i>	-2 -1 0 +1 +2
		3 <i>f</i>	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

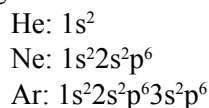
Fig. 6. Secuencia de llenado de electrones en capas y subcapas.

Cada subcapa tiene una forma distinta, por eso al número cuántico " $l$ " se le puede denominar como "la forma" de la órbita del electrón, mientras que el número principal " $n$ " se le puede denominar "la distancia" del electrón al núcleo. El número " $m_l$ " se le puede denominar a las posibles alineaciones del electrón que surgen de aplicar un campo magnético (figura 7). El número de espín " $s$ " se le puede denominar el giro intrínseco del electrón (un análogo a que gira sobre su propio eje), que toma valores de  $\frac{1}{2}$  (giro "hacia arriba") y  $-\frac{1}{2}$  (giro "hacia abajo").<sup>4,6</sup>



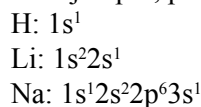
Fig. 7. Representación del número cuántico  $m_l$ : (a) la órbita de un electrón y su equivalente representado por un imán (b) posibles orientaciones del número magnético.

De esta manera, la tabla periódica actual está ordenada de acuerdo a las propiedades electrónicas de los átomos que conforman cada elemento en particular, donde las propiedades químicas de un elemento dependen de la manera en la cual sus electrones de valencia interactúan con los electrones de valencia de otros elementos. Por ejemplo, la configuración electrónica del He, Ne y Ar es la siguiente:

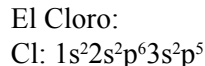


Estos elementos tienen la característica común de ser gases nobles y tener una configuración de capa llena. Estos elementos son químicamente inertes. No tienen capacidad de formar compuestos con ellos mismos o con otros elementos.

Por ejemplo, para el H, Li y Na se tiene:



Estos elementos tienen un solo electrón en su última capa.



Le falta un electrón en su última capa. Entonces, todos los elementos a la izquierda (H, Li, Na) pueden ceder su electrón externo al cloro y formar compuestos iónicos.

El número de electrones que un átomo pierde o gana define su valencia. Entonces el Na y el Cl tienen valencia 1, con la diferencia que el Na es electropositivo y el Cl es electronegativo.

Por ejemplo, el cloruro de magnesio ( $MgCl_2$ ) el Mg tiene valencia 2, le cede sus electrones a dos átomos de cloro.

## ORDENAMIENTO DE LOS ELEMENTOS POR ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

Basado en la configuración electrónica, la tabla periódica se estructura en columnas y filas, denominados grupos y períodos, respectivamente.<sup>4</sup> Los elementos del mismo grupo trabajan con la misma valencia y tienen características muy similares entre sí. La clasificación de 18 grupos con números arábigos se implementó por la IUPAC (International

Union of Pure and Applied Chemistry)<sup>3</sup> a partir de 1988, ya que la designación de grupos A y B es en cierta medida arbitraria. Los elementos de una misma fila tienen propiedades diferentes, masas atómicas similares y el mismo número de orbitales. De esta manera, el ordenamiento basado en la configuración electrónica permitió en su momento ubicar elementos químicos antes de ser descubiertos, un ejemplo notable de esto son los gases nobles, detectados posteriormente en espectros de emisión del sol.

Los elementos desde Z=1 (hidrógeno) hasta Z=92 (uranio) existen en la naturaleza, con excepción del Z=43 (tecnecio) y Z=61 (prometium). Los elementos del Z=93 (neptunio) en adelante se producen de manera artificial, presentan comportamiento radiactivo y tienden a ser muy inestables. El elemento Z=94 (plutonio) es relativamente estable y decae en neptunio (Z=93) por emisión de partículas alfa (partículas de helio).<sup>1,3</sup>

### LA TABLA PERIÓDICA Y LOS MATERIALES DE LA ACTUALIDAD

La tabla periódica actual permite conocer las propiedades de los elementos y la probabilidad de ser combinados y/o sustituidos por otros. A su vez,

el desarrollo de nuevos materiales y dispositivos dependen en gran medida de la comprensión de los materiales a nivel elemental, que se hace a través de experimentos y análisis teóricos. Esto permitió el surgimiento de los materiales semiconductores artificiales (no se encuentran en la naturaleza), resultado de combinar elementos del grupo II-VI (por ejemplo ZnO)<sup>7</sup> o del grupo III-VI (por ejemplo, AlN),<sup>7</sup> que junto con el silicio, forman la base de la tecnología actual de semiconductores. También, combinando el Si con metales nobles y refractarios, surgieron los siliciuros de metales de transición<sup>8</sup> (desde el grupo del Sc hasta el Zn), que hoy en día son objeto de estudio por sus potenciales aplicaciones como contactos tipo metal. De la tabla periódica también es posible predecir combinaciones e incluso estudiar de manera teórica, las propiedades de algún compuesto aún no descubierto o sintetizado experimentalmente, por ejemplo el C<sub>3</sub>N<sub>4</sub>, propuesto en 1989 por A. Liu y M. Cohen como un material que poseía una dureza superior al diamante<sup>9</sup> (este material aun presenta muchas dificultades para ser sintetizado mas allá de micro cristales, pero la ruta ya está trazada y se trabaja al respecto). Con esta metodología, ha sido posible contar con aleaciones y compuestos desde los más simples hasta los más complejos.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	-	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lantánidos	*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
Actinidos	**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actinidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles y Transactínidos

Fig. 8. Tabla periódica de los elementos, conformación actual.



## LA MODERNA PIEDRA FILOSOFAL

Es evidente que las propiedades de la materia resultaron por mucho, ser más complicadas que las ideas simples propuestas por los griegos, ya que de cuatro elementos, el número se incrementó a 92. Sin embargo, las ideas filosóficas de los griegos se fundaban en que toda teoría debe partir de una explicación simple y los experimentos de la física, sobretodo de los albores del siglo 20, al demostrar que había tres componentes básicos de la materia: protones, neutrones y electrones, restauraron un poco la simplicidad de las ideas iniciales. Obviamente se ha descubierto que el núcleo atómico no consta solamente de protones y neutrones, sino de una “flora y fauna” de partículas más elementales. La búsqueda de las componentes aun más elementales de la materia sigue su curso hoy en día.

En cuanto a la transmutación de elementos, regresemos al fenómeno de la radioactividad: la radioactividad se produce cuando se rompe el núcleo de un átomo, produciéndose en consecuencia la emisión de partículas y radiación, donde un elemento se puede transformar en otro: ¡transmutación de la materia!

En la “alquimia moderna” (llamándola así en el contexto de convertir un elemento en otro), un elemento se puede “transmutar” en otro bombardeándolo con partículas (partículas de helio alfa, protones, neutrones) o radiación (rayos gamma).

Los alquimistas de la antigüedad utilizaban sustancias peligrosas y explosivas (pólvora, azufre) para tratar de transmutar los elementos, sin embargo hoy sabemos que se requieren cantidades aun más grandes de energía para lograr tal fin, solo alcanzable por medio de reacciones nucleares.

Por ejemplo, para remover un electrón de un núcleo de hidrógeno en su estado base (expulsarlo del nivel  $1s$ ) se requieren solamente 13.6 eV (alcanzable con una descarga eléctrica). Para convertir un isótopo estable de  $^{27}\text{Al}$  en uno estable de  $^{30}\text{Si}$  con bombardeo de  $^4\text{He}$ , se requieren 4.01 MeV (donde 1 MeV = 1,000,000 de eV) y esto para obtener cantidades pequeñas, si acaso miles de átomos, ni siquiera gramos de un material (Al) transmutado en otro (Si).

En 1980, el físico norteamericano y premio Nobel de Química 1951 Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) logró obtener unos miles de átomos de oro (Au) extrayendo tres protones al plomo (Pb),<sup>1,2</sup> pero también en este caso, el gasto en energía para obtener unos cuantos miles de átomos de oro, excedería por mucho la posible ganancia.

Por otra parte, el promedio de vida en la antigüedad y hasta bien entrado el siglo 19, era de 40 años (para nosotros es difícil imaginar que incluso bien entrado el siglo 19, la calidad de vida de toda la población mundial era poco más que miserable). Con medidas relativamente simples implementadas en el siglo 20, como lavarse las manos con agua y jabón, drenaje, vacunas, ácido fólico para las futuras madres y yodo en la sal para la población, aunados a “máquinas cuánticas” para tratamientos médicos (rayos X, resonancia magnética, emisión de positrones, láseres), la esperanza de vida se elevó de 40 a 75 años (en todo el planeta, sin excepción, se ha elevado, en menor o mayor medida).

## CONCLUSIONES: CERRANDO EL CÍRCULO

La tabla periódica resume, literalmente, miles de años de esfuerzo de la humanidad en plantear, comprender y reformular preguntas relacionadas con nuestras necesidades materiales, objetivas y subjetivas, pero indudablemente existen muchos retos que resolver como sociedad en conjunto, donde las soluciones deben estar disponibles casi de inmediato. Actualmente se ha dejado en manos de los científicos el encontrar la solución a los problemas de medio ambiente, energía, alimentación, salud, etc., pero no hay que olvidar que la ciencia persigue el conocimiento de las cosas, conocimiento que quizá en el momento no tenga aplicaciones inmediatas. Sin embargo, más conocimiento significará contar con más herramientas para enfrentar mejor el futuro y tomar mejores decisiones. Por esta razón, la inversión en infraestructura material y formación de nuevos científicos debe ser constante. Hoy en día, la investigación científica tiende a ser cada vez más multidisciplinaria, sin embargo, es importante reconocer la contribución que ha tenido la química en la conformación de la sociedad actual.

## BIBLIOGRAFÍA

1. Michael M. Woolfson, *Materials, Matter and Particles: A Brief History*. 2010. Imperial College Press, London. ISBN 13 978-1-84816-459-8.
2. Keith J. Laidler, *To light such a candle*. 1998. Oxford University Press. Oxford. ISBN 0-19-850056-4.
3. John Emsley, *The Elements*. 1998. Clarendon Press, Oxford. ISBN 0-19-855819-8.
4. John P. McKelvey, *Solid State Physics for Engineering and Materials Science*. Krieger Publishing Company, Florida. ISBN 0-89464-436-X.
5. Richard W. Robinet. *Quantum Mechanics: Classical results, Modern Systems and Visualized Examples*. 1997. Oxford University Press, New York. ISBN 0-19-509202-3.
6. Phillip R. Wallace, *Paradox Lost: Images of the Quantum*. 1996. Springer Verlag, New York. ISBN 0-387-94659-4.
7. Otfried Madelung (2004). *Semiconductors: Data Handbook*. Springer, 3rd edition. ISBN 3-540-40488-0. Berlin, Germany.
8. Shi-Li, Mikael Ostling. *Metal Silicides in CMOS Technology: Past, Present and Future Trends*. *Critical Reviews in Solid State and Materials Sciences* 28-1 (2004): 1-129. ISSN 1040-8436.
9. A. Liu, M. Cohen. *Prediction of New Low Compressibility Solids*. *Science* 245 (1989): 841-842.



EL INSTITUTO MEXICANO DE ACÚSTICA  
y la  
ASOCIACIÓN MEXICANA DE INGENIEROS Y TÉCNICOS EN RADIODIFUSIÓN (Puebla)  
Invitan al  
**XVIII CONGRESO INTERNACIONAL MEXICANO DE ACÚSTICA**  
CHOLULA, PUEBLA, MÉXICO  
16 - 18 Noviembre, 2011

### CONFERENCIAS, POSTERS, CURSOS, EXPOSICIÓN

**TEMÁTICAS:** Audio, Acústica Arquitectónica, Música, MIDI, Acústica Física, DSP, Ruido, Vibraciones Mecánicas, Bioacústica, Comunicaciones, Normas, Etc.

**INSTITUCIONES PARTICIPANTES:** Acoustical Society of America, Asociación Mexicana de Ingenieros y Técnicos en Radiodifusión, Cámara de la Industria de la Construcción, Del. Oaxaca, Cenidet, Centro Nacional de Metrología, CIIDIR Oaxaca, Colegio de Ingenieros en Comunicaciones y Electrónica, Instituto Guerrerense de la Cultura, Instituto Politécnico Nacional, Instituto Tecnológico Superior de Uruapan, Tecnológico de Veracruz, Universidad Autónoma de Nuevo León, Universidad de Guadalajara, Universidad de Guanajuato, Universidad de las Américas en Puebla, Universidad Latina de América, Universidad Tecnológica Vicente Pérez Rosales (Chile).

**SEDE: Centro de Convenciones del Hotel Real de Naturales, Cholula, Puebla.**

### INFORMACIÓN

Coordinación General: M.Sc. Sergio Beristáin: sberista@hotmail.com  
TEL. (52 - 55) 5682 - 2830, 5682 - 5525, FAX (52 - 55) 5523 - 4742  
Coordinación Cholula: Ing. Francisco Javier Sánchez Díaz: pacos33@hotmail.com  
TEL. 01 2222 85 19 81, FAX 01 2222 88 7909, CEL. 045 2223 132271