



# NATURALIS

BOLETÍN DE LA COORDINACIÓN DE  
FÍSICA Y QUÍMICA

No. 30

octubre de 2018

DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS



## Contenido

### 1 El átomo de Hidrógeno. Parte 2.

Salvador Enrique Villalobos Pérez  
Ana Laura Pérez Martínez

## El átomo de hidrógeno. Parte 2.

El presente trabajo establece y justifica la existencia del llamado número cuántico magnético y la aplicación de los números cuánticos en química y otras áreas tecnológicas.

Se analiza la solución a la ecuación:

$$\frac{d^2\Phi}{d\phi^2} + m_\lambda^2\Phi = 0$$

Tal ecuación, como se discutió en el artículo anterior (NATURALIS No. 27), es el resultado de aplicar el método de separación de variables a la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno.

En un curso básico de ecuaciones diferenciales ordinarias es posible identificar las soluciones a la ecuación anterior en la forma:

$$\Phi(\phi) = Ae^{\pm(im_\lambda\phi)}$$

Donde  $m_\lambda\phi = 2\pi$  y donde  $m_\lambda = 0, \pm 1, \pm 2, \dots$

Lo anterior obedece a la definición misma del ángulo azimutal y a  $(m_\lambda)$  se le conoce como *número cuántico magnético*.

Adicionalmente, es posible conocer la relación que existe entre el número cuántico magnético y las componentes del momento angular para el átomo de hidrógeno; en la siguiente forma:

$$L_z\psi \equiv \frac{\hbar}{i} \frac{\partial}{\partial\phi} \psi$$

Si se define, en la forma usual, a la componente indicada del operador momento angular en coordenadas esféricas.

La solución a esta ecuación es de la forma

$$\psi(\phi) = A(r, \theta)e^{i(L_z\phi/\hbar)}$$

Donde, como antes  $\frac{L_z \phi}{\hbar} = 2m\pi$  dada la forma de definir el ángulo azimutal y donde:

$$m = m_\lambda = 0, \pm 1, \pm 2, \dots$$

O bien, que:

$$L_z = m_\lambda \hbar$$

Lo anterior para que se cumpla que la función  $\psi$  sea univaluada y periódica, de período  $2\pi$ , para  $\phi$ .

En la tabla 1 se muestran los valores que pueden tener  $\ell$  y  $m_\lambda$  según los tres primeros niveles de energía.

Tabla 1. Valores que pueden tener  $\ell$  y  $m_\lambda$  según los tres primeros niveles de energía, para cada  $\ell$  existen  $2\ell+1$  valores posibles para  $m_\lambda$ , por lo que se describen diferentes orientaciones en el espacio del mismo estado electrónico con la misma energía, pero distintos números cuánticos  $m_\lambda$ , la existencia de más de un estado distinto con la misma energía se llama degeneración.

Notación	$n$	$\ell$	$m_\lambda$
Nombre del número cuántico	<b>PRINCIPAL</b>	<b>ORBITAL</b>	<b>MAGNÉTICO</b>
Determina	la energía del orbital	la magnitud de la cantidad de movimiento angular orbital (forma del orbital)	la componente de la cantidad de movimiento angular orbital en dirección de un eje determinado (orientación en el espacio)
Valores que puede adquirir	números enteros positivos	de 0 a $n-1$	de $-\ell$ a $+\ell$
	1 K*	0 (s)**	0
	2 L	0 (s)	0
		1 (p)	-1, 0, +1
	3 M	0 (s)	0
		1 (p)	-1, 0, +1
		2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2
	4 N	0 (s)	0
		1 (p)	-1, 0, +1
		2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2
		3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

\* La extensión radial de las funciones de onda aumenta al incrementarse  $n$  y se puede hablar de una capa, que es una región del espacio asociada con determinado valor de este número. A dichas capas se les asignan letras mayúsculas:  $n = 1$ : capa K;  $n = 2$ : capa L;  $n = 3$ : capa M;  $n = 4$ : capa N; etcétera, continuando alfabéticamente.

\*\*A los estados con diversos valores del número cuántico orbital  $\ell$  se les representa con frecuencia mediante letras:  $\ell=0$ : estados s,  $\ell=1$ : estados p;  $\ell=2$ : estados d;  $\ell=3$ : estados f y se continúa el orden alfabético. Esta elección de las letras se originó en la época antigua de la espectroscopia y no tiene significado fundamental.

Observando por renglones la tabla anterior, para cada  $n$  corresponden distintos valores de  $\ell$ , llamadas subcapas. Por ejemplo, la capa L ( $n = 2$ ) contiene las subcapas 2s y 2p que son estados  $n=2$  con  $\ell=0$  (s) y  $\ell=1$ , respectivamente.

La ecuación de Schrödinger define una distribución de probabilidad que rodea al núcleo donde se puede localizar a los electrones de forma tridimensional. Para los casos de 2s y 2p se muestran las funciones de distribución

tridimensional de probabilidad  $|\psi|^2$  (figura I), que indican la probabilidad relativa de encontrar el electrón dentro de una caja pequeña en determinada posición (nube gris). Así pues, para la función 2s del átomo de hidrógeno, en la cual  $|\psi|^2$  depende sólo de la coordenada radial  $r$ , lo que describe una simetría esférica en corte transversal de las nubes de probabilidad. No así para 2p, donde  $|\psi|^2$  depende de  $r$  y de  $\phi$ , describiendo nubes de probabilidad más complejas. Como se puede observar, dependiendo del valor de  $m_\lambda$  (-1, 0, +1) se describen diferentes orientaciones en el espacio del mismo estado electrónico con la misma energía, pero distintos números cuánticos  $m_\lambda$ , la existencia de más de un estado distinto con la misma energía se llama degeneración.

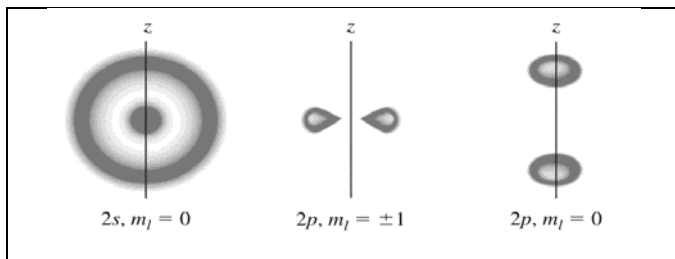


Figura I. Cortes transversales de distribuciones tridimensionales de probabilidad, para algunos estados cuánticos del átomo de hidrógeno. No están en la misma escala. Gire mentalmente cada dibujo con respecto al eje  $z$  para obtener la representación tridimensional de  $|\psi|^2$ . Por ejemplo, la distribución de probabilidad 2p,  $m_\lambda = \pm 1$  se ve como una dona borrosa.

Experimentalmente el físico holandés Pieter Zeeman, en 1896, fue el primero que demostró la cuantización de la cantidad de movimiento angular. Dado que los átomos contienen cargas en movimiento las fuerzas magnéticas causan

cambios en el mismos y en los niveles de energía.

Como los valores de  $m_\lambda$  van de  $-\ell$  a  $+\ell$  en escalones de uno, un nivel de energía con un valor determinado de número cuántico orbital  $\ell$  contiene  $(2\ell + 1)$  estados orbitales diferentes. Sin un campo magnético, todos esos estados tienen la misma energía. El campo magnético elimina esta degeneración y por tanto se desdoblan en  $2\ell + 1$  niveles distintos de energía. En el caso de un orbital p ( $\ell=1$ ) el campo magnético lo desdobla en 3 niveles distintos de energía (ver figura II).

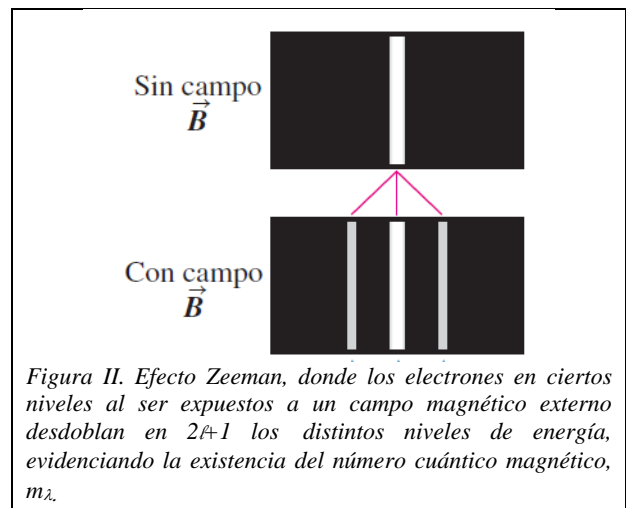


Figura II. Efecto Zeeman, donde los electrones en ciertos niveles al ser expuestos a un campo magnético externo desdoblan en  $2\ell+1$  los distintos niveles de energía, evidenciando la existencia del número cuántico magnético,  $m_\lambda$ .

Mediante un desglose matemático, que se verá en una siguiente parte del artículo, se puede demostrar que lo que supusieron en 1925 Samuel Goudsmidt y George Uhlenbeck, dos estudiantes graduados en los Países Bajos, era correcto. Ellos sospecharon que el electrón podría tener un movimiento giratorio y por tanto una cantidad de movimiento angular de espín, lo

que fue comprobado experimentalmente por Stern y Gerlich en 1921 haciendo pasar un haz de vapor de átomos de plata (Ag) a través de un campo magnético no homogéneo sobre una placa fotográfica y observaron dos líneas muy poco separadas (ver figura III-a). Dicha diferencia era debida al último electrón, llamado electrón diferencial, ubicado en la capa más externa de la Ag, en algunos átomos del metal el electrón diferencial giraba en el sentido de las agujas del reloj y en otros en sentido contrario. Esto llevó a la conclusión de que el giro de un electrón también se cuantiza. Hoy día, para poder identificar por completo el estado del electrón en un átomo de hidrógeno, se requiere un cuarto número cuántico, el número cuántico espín ( $m_s$ ), con el cual es posible especificar la orientación del espín del electrón. Para un electrón, se asignan a  $m_s$  los valores  $+1/2$  o bien  $-1/2$ , esto por el vector de cantidad de movimiento angular espín que sólo puede tener dos orientaciones en el espacio, “espín arriba”  $+1/2 h$  y espín para abajo  $-1/2 h$  (ver figuras III-b).

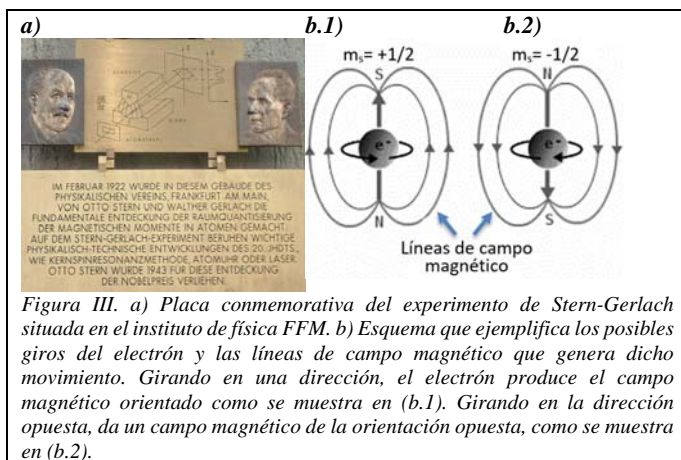


Figura III. a) Placa conmemorativa del experimento de Stern-Gerlach situada en el instituto de física FFM. b) Esquema que ejemplifica los posibles giros del electrón y las líneas de campo magnético que genera dicho movimiento. Girando en una dirección, el electrón produce el campo magnético orientado como se muestra en (b.1). Girando en la dirección opuesta, da un campo magnético de la orientación opuesta, como se muestra en (b.2).

Todo lo anterior fue desarrollado para el átomo de hidrógeno, donde su número atómico es uno ( $Z=1$ ), lo que significa que en su estado neutro (eléctricamente neutro) tiene un electrón y un protón (figura IV). Sin embargo, todos los demás átomos tienen números atómicos mayores, lo que desemboca en un problema matemático complejo para resolver las funciones de onda y la energía potencial, de hecho, no se ha resuelto en forma exacta ni siquiera para el átomo de helio neutro ( $Z=2$ , con dos electrones).

Para poder predecir la distribución de los electrones en átomos con  $Z$  mayor a la unidad, Wolfgang Pauli, físico austriaco, en 1925 descubrió que se debía imponer una restricción sobre la distribución de los electrones en los diferentes estados cuánticos. Dicha restricción se llama principio de exclusión de Pauli y dice: “que dos electrones no pueden ocupar el mismo estado mecánico-cuántico en un sistema dado”. Es decir, dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos valores de todos los cuatro números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ ). Cada estado cuántico corresponde a cierta distribución de la “nube” de electrones en el espacio. En consecuencia, el principio también indica que de hecho no más de dos electrones con valores opuestos del número cuántico  $m_s$  pueden ocupar la misma región del espacio. Por lo que el número máximo de electrones en cada nivel principal es de  $2(2l+1)$  electrones, recordando

que  $\ell$  puede adquirir valores de desde cero hasta  $n-1$ , entonces el número total de electrones que es capaz de contener cada orbital es:

$$\sum_{l=0}^{n-1} 2(2l + 1) = 2n^2$$

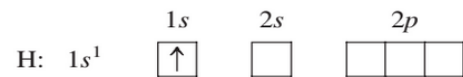
Partiendo de la suposición de que todos los átomos tienen los mismos orbitales que el hidrógeno, mediante el modelo de la mecánica cuántica se puede mostrar cómo las configuraciones de electrones en los orbitales atómicos de los diversos átomos explican la organización de la tabla periódica. *A medida que los protones se agregan uno por uno al núcleo para formar los elementos, los electrones se agregan de manera similar a estos orbitales similares a hidrógeno.* Esto se llama principio **aufbau** (que significa construir en alemán).

Para fines prácticos es conveniente usar una notación abreviada para designar la estructura electrónica. Los electrones de un determinado subnivel se designan como  $nx^y$  en donde la  $n$  es el número cuántico principal,  $x$  es la designación de los subniveles en función de las letras  $s, p, d, f,$  etc...que corresponden al número cuántico orbital ( $l$ ) respectivo  $\ell = 0, 1, 2, 3, \dots$  y  $y$  es el número de electrones que hay en el subnivel.

Este principio de construcción de la configuración electrónica funciona adecuadamente para elementos con números atómicos bajos, no mayores a 20, después de

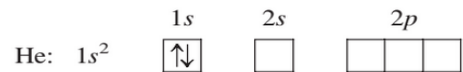
este número atómico habrá que tomar varias consideraciones en cuenta.

El hidrógeno tiene un electrón, que ocupa el orbital  $1s$  en su estado fundamental. La configuración para hidrógeno se escribe como  $1s^1$ , que se puede representar mediante el siguiente diagrama orbital:



La flecha representa un electrón girando en una dirección particular.

El siguiente elemento, helio, tiene dos electrones. Dado que dos electrones con espines opuestos pueden ocupar un orbital, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, los electrones para helio están en el orbital  $1s$  con espines opuestos, produciendo una configuración  $1s^2$ :



y así sucesivamente se pueden ir construyendo las configuraciones electrónicas de los elementos. En la tabla II se muestran las configuraciones electrónicas hasta  $Z=30$ .

El carbono tiene seis electrones, por lo que dos electrones ocupan el orbital  $1s$ , dos ocupan el orbital  $2s$  y dos ocupan orbitales  $2p$ . Dado que hay tres orbitales  $2p$  con la misma energía, los electrones mutuamente repulsivos ocuparán orbitales  $2p$  separados. Este comportamiento se

resume en la regla de Hund (llamada así por el físico alemán F. H. Hund), que establece que “la configuración de energía más baja para un átomo es la que tiene el número máximo de electrones desapareados permitidos por el

principio de Pauli en un conjunto particular de orbitales degenerados”. Por convención, los electrones desapareados se representan con espines paralelos (con giro "hacia arriba").

Tabla II. El principio de Aufbau para la asignación de electrones a orbitales, para elementos de número atómico hasta 30.

elemento		Z	1s	2s	2p			3s	3p			4s	3d				
nombre	símbolo		0	0	-1	0	1	0	-1	0	1	0	-2	-1	0	1	2
hidrogeno	H	1	↑														
helio	He	2	↑↓														
litio	Li	3	↑↓	↑													
berilio	Be	4	↑↓	↑↓													
boro	B	5	↑↓	↑↓	↑												
carbono	C	6	↑↓	↑↓	↑	↑											
nitrógeno	N	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑										
oxígeno	O	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑										
flúor	F	9	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑										
neón	Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓										
sodio	Na	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑									
magnesio	Mg	12	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓									
aluminio	Al	13	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑								
silicio	Si	14	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑							
fósforo	P	15	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑						
azufre	S	16	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑						
cloro	Cl	17	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑						
argón	Ar	18	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓						
potasio	K	19	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑					
calcio	Ca	20	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
escandio	Sc	21	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				
titanio	Ti	22	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑			
vanadio	V	23	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		
cromo	Cr	24	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑
manganeso	Mn	25	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
hierro	Fe	26	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑
cobalto	Co	27	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
níquel	Ni	28	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
cobre	Cu	29	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
zinc	Zn	30	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La configuración para el carbono podría escribirse  $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$  para indicar que los

electrones ocupan orbitales 2p separados. Sin embargo, la configuración generalmente se da



como  $1s^2 2s^2 2p^2$ , y se entiende que los electrones están en orbitales 2p diferentes, como lo muestra la tabla anterior.

Figura IV. Anomalías en la construcción de la configuración electrónica del cromo (Cr) y el cobre (Cu).

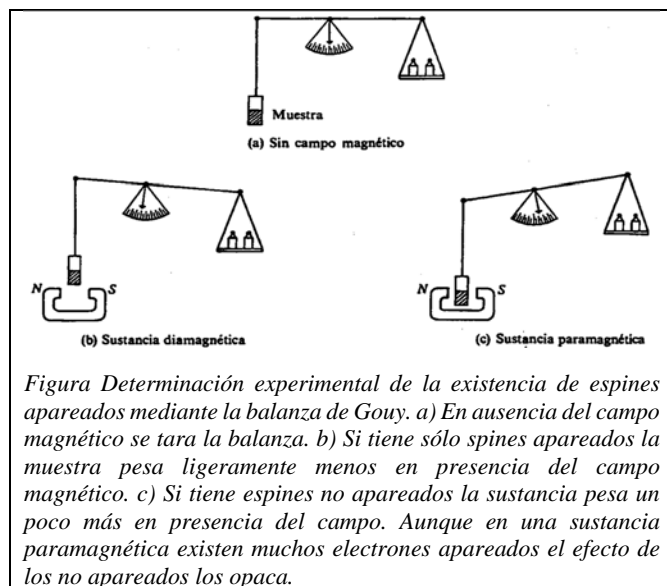
Una anomalía interesante se encuentra al añadirle un electrón al vanadio (V;  $Z=23$ ), cuya configuración electrónica del subnivel exterior es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$  para formar la configuración del cromo (Cr,  $Z=24$ ), siguiendo la secuencia, sería agregarlo al subnivel 3d y así, tener cuatro electrones no apareados; sin embargo, experimentalmente se ha descubierto que son seis electrones no apareados. Esto significa que los electrones 4s se separan para obtener la configuración del Cr  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  (ver figura IV).

Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
$3d^2$	$3d^3$	$4s^1 3d^5$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$4s^1 3d^{10}$	$3d^{10}$

Figura IV. Anomalías en la construcción de la configuración electrónica del cromo (Cr) y el cobre (Cu).

En general se ha descubierto que las configuraciones en las que los orbitales degenerados están medio llenos (todos los spines paralelos, no apareados) o llenos por completo (todos los spines apareados) tienen una estabilidad mayor.

Dado que existen spines apareados y ni apareados, se puede observar un efecto muy interesante en presencia de un campo magnético externo (ver figura V).



Sustancias en cuyo átomos, moléculas o iones existan uno o más electrones no apareados son atraídas por un campo magnético. Este fenómeno se conoce como **paramagnetismo**, el cual sucede debido a la naturaleza de partícula cargada en movimiento que tienen los electrones. La mayoría de los compuestos tienen a todos sus electrones apareados, dichos materiales son muy levemente repelidos por un campo magnético externo y se dice que presentan **diamagnetismo**. Un caso particular del paramagnetismo es el **ferromagnetismo**, los cuales muestran una fuerte interacción magnética aún al dejar de aplicar el campo, algunos elementos que lo presentan son el hierro, cobalto, níquel y gadolinio (Fe, Co, Ni y Gd).

Entre el argón (Ar; Z=18) y el potasio (K; Z=19), el electrón diferencial al subnivel 3d o 4s, por secuencia debería ser al 3d, pero en realidad entra al 4s, esto debido a la regla  $(n+1)$ , ya que esta suma proporciona la subcapa de menor energía y por lo tanto, la más estable. Entonces ¿cuál es el nivel de menor energía, el 3d o el 4s? los valores  $(n+1)$  son 5 y 4 respectivamente, por lo que el nivel 4s es de menor energía y se llenará antes que el 3d.

Los electrones en el nivel cuántico principal más externo de un átomo son llamados electrones de valencia. Por ejemplo, los electrones de valencia del átomo de nitrógeno son los electrones 2s y 2p (5 electrones), para el átomo de sodio, los electrones de valencia es el electrón en el orbital 3s (1 electrón), y así sucesivamente. Los electrones de valencia son los electrones más importantes para los químicos porque están involucrados en los enlaces químicos.

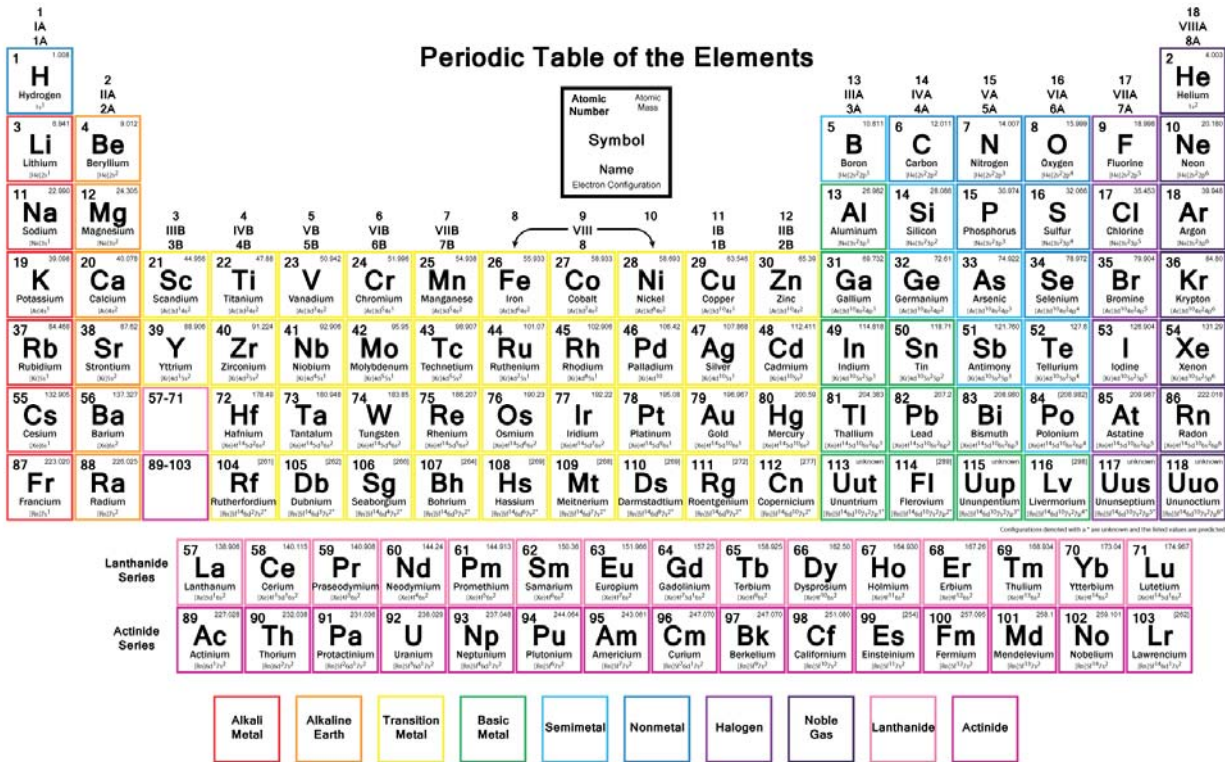
Los elementos en el mismo grupo (columna vertical de la tabla periódica) tienen la misma configuración de electrones de valencia. Mendeleev originalmente colocó los elementos en grupos según las similitudes en las propiedades químicas. Hoy día es posible comprender la razón detrás de estas agrupaciones; mediante el modelo de la

mecánica cuántica se puede explicar la disposición de los elementos en la tabla periódica, dicho modelo permite comprender que la química similar exhibida por los miembros de un grupo\* dado, surge del hecho de que todos tienen la misma configuración de electrones de valencia. Solo el número cuántico principal de los orbitales de valencia cambia al descender en un grupo particular (ver tabla periódica).

Las etiquetas de grupo para los grupos 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A y 8A indican el número total de electrones de valencia para los átomos en estos grupos. Por ejemplo, todos los elementos en el Grupo 5A tienen la configuración  $ns^2 np^3$ . (Los electrones d generalmente no se cuentan como electrones de valencia). Los grupos A se denominan elementos del grupo principal, o representativos. Cada miembro de estos grupos tiene la misma configuración de electrones de valencia.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado una nueva forma para la tabla periódica, que la American Chemical Society ha adoptado (ver los números en la parte superior en la figura). En esta nueva versión, el número de grupo indica la cantidad de electrones s, p y d agregados desde el último gas noble.





© 2014 Todd Helmenstein  
sciencemusicbox.com

Por lo que se ha revisado, la mecánica cuántica ha ido más allá de tan sólo la teoría. Aún más, un equipo internacional de físicos, dirigido por A. Stodolna (Instituto FOM de Física Atómica y Molecular, Países Bajos), construyó un microscopio cuántico que magnifica fuertemente la estructura orbital del átomo de hidrógeno para que pueda visualizarse en un detector dos dimensiones. Un haz de átomos de hidrógeno se coloca en un campo eléctrico y se excita con pulsos de láser. Los electrones ionizados pueden escapar de los átomos a lo largo de trayectorias directas e indirectas con respecto al detector. La diferencia de fase entre estas trayectorias conduce a un patrón de interferencia, que se magnifica por una

lente electrostática a dimensiones de escala milimétrica donde podrían observarse en un detector. Para este propósito, el equipo observó varios cientos de miles de eventos de ionización. El patrón de interferencia encontrado coincide bastante con las características nodales de la función de onda de hidrógeno, que se puede calcular analíticamente (ver figura VI).

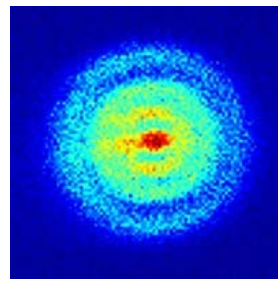


Figura VI. La primera imagen de la estructura de un orbital de un átomo de hidrógeno, como la función de onda lo predice.

Esta demostración establece a la técnica de microscopía como una herramienta fundamental que ayudará a los científicos a comprender mejor los misterios del reino cuántico.

## Referencias

1. Ander, Paul, Sonnessa, Anthony J. "Principios de Química"; México; Limusa-Noriega, 1992.
2. Cruz Garritz, Diana, Chamizo, José, et al. "Estructura atómica un enfoque químico"; México; Pearson Educación, 2002. ISBN: 968-18-0880-0
3. Zumdahl, Steven S. "Chemical principles"; New York, Houghton Mifflin Company, 2009. ISBN 13: 978-0-618-71370-7
4. Young, Hugh D. y Roger A. Freedman. "Física universitaria, con física moderna volumen 2"; México, Pearson Educación, 2009. ISBN: 978-607-442-304-4
5. Stodolna, A. S., Rouzée, A., Lépine, F., Cohen, S., Robicheaux, F., Gijssbertsen, A., ... Vrakking, M. J. J. (2013). Hydrogen atoms under magnification: Direct observation of the nodal structure of stark states. *Physical Review Letters*, 110(21), 1–5. <https://doi.org/10.1103/PhysRevLett.110.213001>
6. <https://sciencenotes.org/color-periodic-table-electron-configurations/>
7. Beiser, A.; Concepts of Modern Physics. London: Mc Graw Hill, 6th. Edition (2003).
8. Sánchez, A.; Notas de Física Moderna Tomo II. Facultad de Ingeniería, UNAM (2002)

**Salvador Enrique Villalobos Pérez**

[villasalen@yahoo.com.mx](mailto:villasalen@yahoo.com.mx)

**Ana Laura Pérez Martínez**

[analaura.pmtz@gmail.com](mailto:analaura.pmtz@gmail.com)

**Profesores de la Facultad de Ingeniería de la UNAM**

---

***“Esclavizadas de la manera más vergonzante durante siglos por la Iglesia, las ciencias naturales han levantado la cabeza y, conscientes de su sagrado derecho, de su divina misión, han propinado golpes llenos de odio a su antigua torturadora.”***

*Erwin Schrödinger (1887-1961) Físico austríaco.*

***“Si las masas combinadas del protón y el electrón sumasen en conjunto algo más que la masa del neutrón, y no algo menos, como ocurre en la realidad, el efecto resultaría devastador. Por todo el Universo se romperían inmediatamente los átomos de hidrógeno, formándose neutrones y neutrinos. El Sol, a falta de su combustible nuclear, se apagaría y colapsaría”***

*Fred Hoyle (1915-2001) Astrónomo británico.*

---

El contenido de los artículos publicados en este boletín es responsabilidad exclusiva de los autores.

Dudas o comentarios: [velasquez777@yahoo.com.mx](mailto:velasquez777@yahoo.com.mx)

**Editor: M. en C. Q. Alfredo Velásquez Márquez**