

Niels Bohr (1885-1962), físico danés, trabajó con Rutherford en la investigación de la estructura atómica. Aplicó la Teoría Cuántica de Max Planck a la estructura del átomo. Sus propuestas todavía explican, en buena medida, las propiedades físicas y químicas de los elementos.

Algunos biógrafos comentan que Bohr nunca llegó a ser el primero de su clase. Sin embargo, sus trabajos científicos le merecieron varios premios de gran prestigio, incluido el Premio Nobel de Física en 1922 por su aporte sobre la estructura de los átomos. Se dice que durante la ocupación nazi a Dinamarca (1940), Bohr disolvió su medalla de oro del Premio Nobel en agua regia para que las autoridades alemanas no se la confiscaran. Además, en su bitácora de laboratorio hizo notar: "el oro es muy poco reactivo y muy difícil de disolver". Después de la guerra recuperó el oro y con él le fue rehecha la medalla. Algunos autores mencionan que la medalla disuelta era la del químico alemán Von Laue, quien se la confió para protegerla de los nazis. Bohr ya había donado la suya. Otros autores consideran que esta historia es un mito.

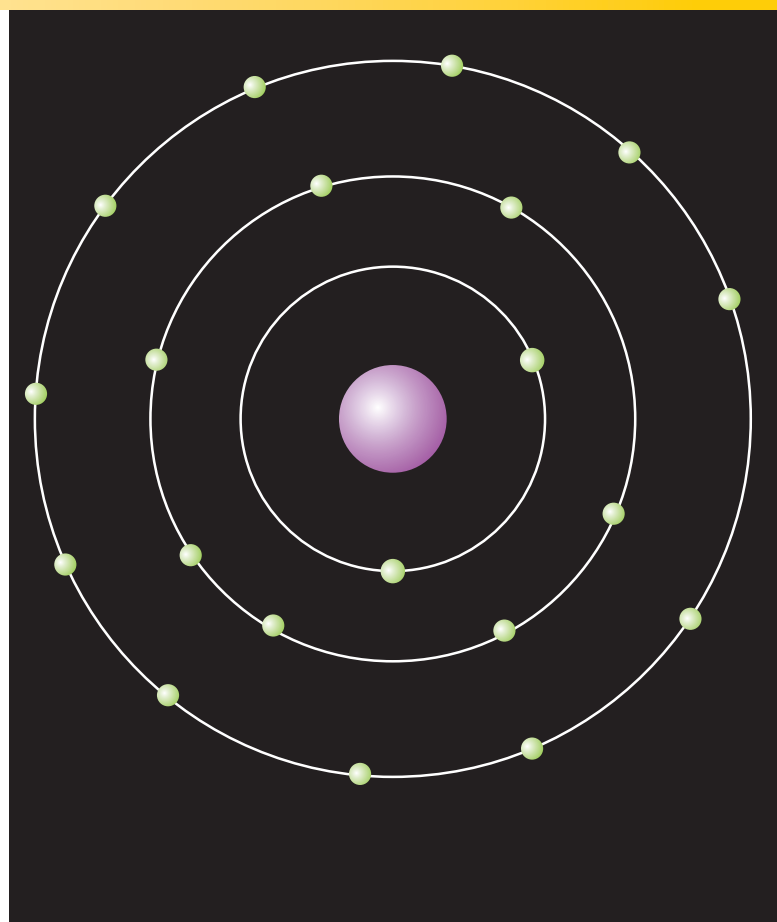


El mundo de la química

## Capítulo II: De lo macro a lo micro

### Representaciones del átomo

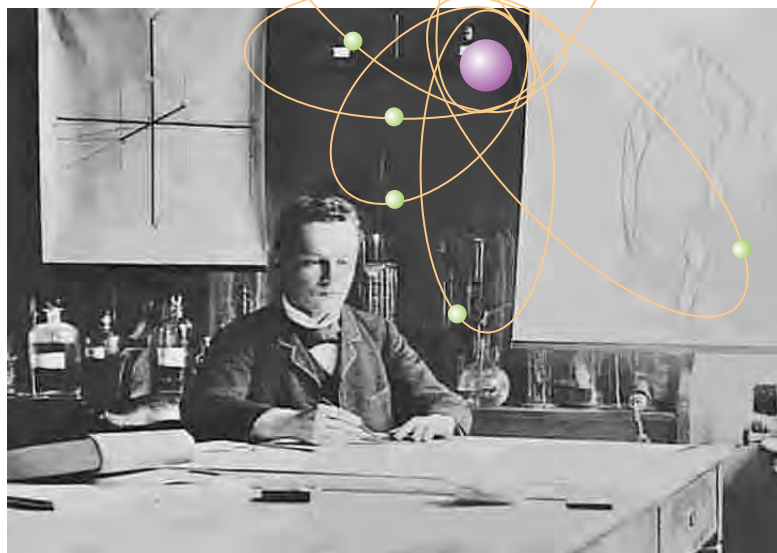
Los modelos atómicos de Rutherford y Bohr representaban al átomo como un diminuto sistema solar, con el núcleo en el lugar del Sol y los electrones en vez de los planetas. La diferencia estribaba en que en el modelo de Rutherford los electrones podían estar a cualquier distancia del núcleo (como el presentado), mientras que en el de Bohr cada electrón podía estar sólo a ciertas distancias determinadas del núcleo, girando a su alrededor con velocidad constante en órbitas circulares.



# Representaciones del átomo

En 1916, Arnold Sommerfeld (en la fotografía) añadió órbitas elípticas a las órbitas circulares. En éstas, al acercarse el electrón al núcleo, para no ser capturado debía moverse más rápidamente. Al hacerlo, de acuerdo con los trabajos de Einstein, su masa aumentaría modificando su trayectoria. Las modificaciones de Sommerfeld trataban de salvar el modelo de Bohr de su incapacidad para explicar los espectros de los elementos.

Hoy en día, el concepto de órbita desapareció, pero la gran contribución de Sommerfeld consiste en haber incorporado la relatividad de Einstein a la concepción del modelo atómico, al igual que unos pocos años antes Bohr había incorporado la teoría cuántica de Planck.



26



En el sistema solar, el Sol y los planetas se mantienen atraídos por fuerzas gravitatorias, mientras que en el átomo, el núcleo y los electrones se mantienen unidos por fuerzas eléctricas debido a sus cargas de signo contrario.

En el átomo también existen las fuerzas gravitatorias, pero son muchísimo más pequeñas que las eléctricas. Las fuerzas gravitatorias siempre son atracciones. En las eléctricas hay atracciones entre cargas de signo diferente (núcleo y electrones) y repulsiones entre cargas iguales (entre un electrón y otro electrón).

La fuerza de atracción gravitatoria entre dos protones separados por una distancia igual a  $1 \times 10^{-11}$  m (el tamaño del núcleo) es de  $1,9 \times 10^{-38}$  N (Newton), mientras que, a la misma distancia, la de repulsión electrostática es de  $2,3 \times 10^{-2}$  N. Como puedes ver, la fuerza electrostática que se ejerce entre las mismas partículas es muchísimo mayor que la gravitatoria, de tal forma que esta última se desprecia al estudiar el micromundo.



Werner Heisenberg (derecha) y Erwin Schrödinger (izquierda) con el rey de Suecia en la ceremonia del Premio Nobel de 1933. (Fotografía cortesía: Max-Planck-Institut, Archivo visual de Emilio Segrè).  
Fuente: [physicsweb.org/box/world/14/12/8/pw1412085](http://physicsweb.org/box/world/14/12/8/pw1412085)

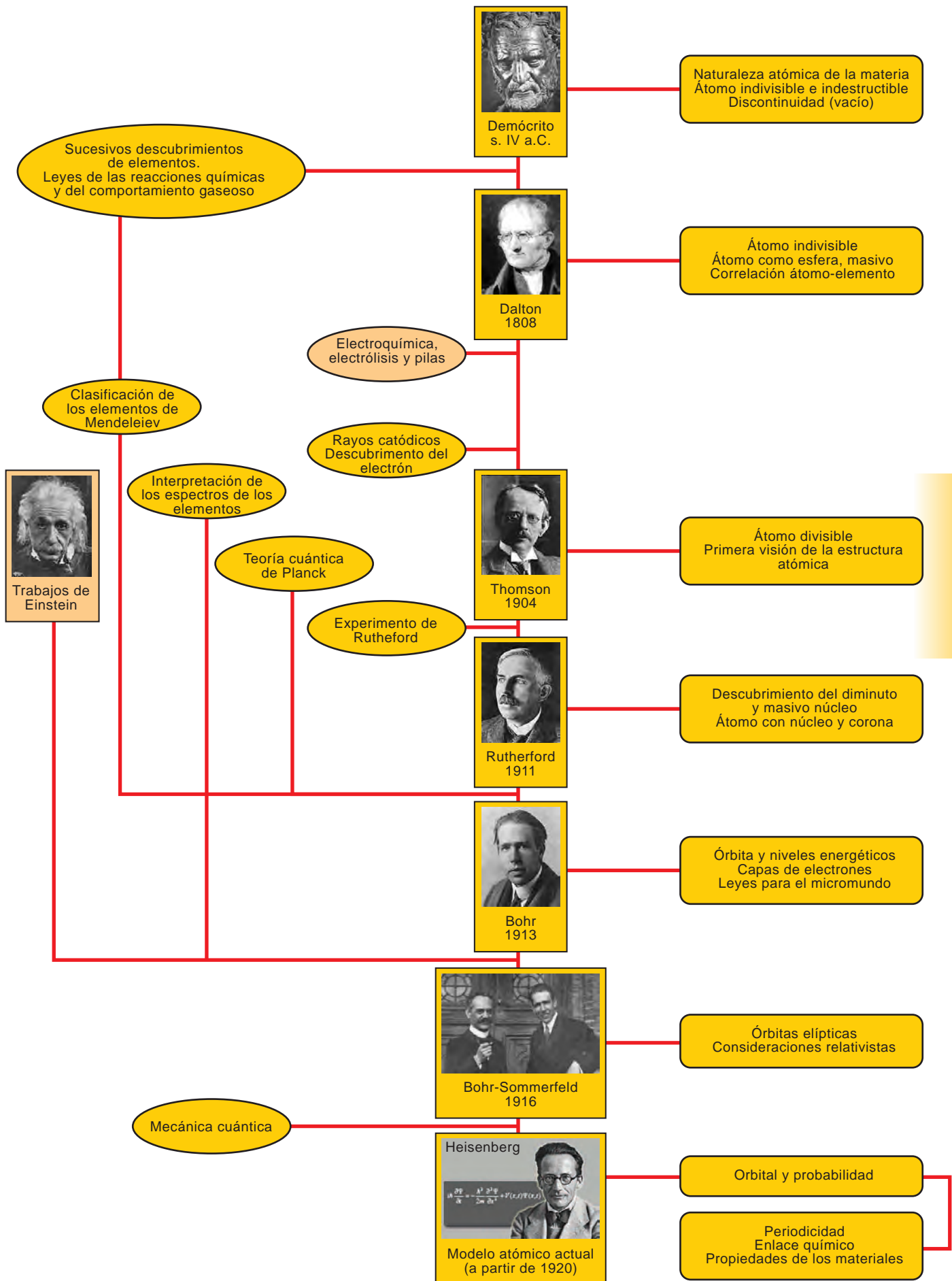
## El adiós a las órbitas planas y la bienvenida a los orbitales

A partir de 1926, a la luz de los trabajos de Werner Heisenberg, Louis de Broglie, Erwin Schrödinger, Max Born y Paul Dirac, los electrones dejaron de concebirse como partículas girando en órbitas planas a una distancia fija del núcleo. El concepto de órbita fue sustituido por el de orbital, que es una función matemática que permite obtener información sobre la pequeña región del espacio alrededor del núcleo donde es más probable encontrar al electrón. Estas regiones pueden diferir en tamaño, forma, orientación espacial y energía. El átomo es un núcleo rodeado por electrones, pero no se puede precisar dónde está cada electrón, sólo hay regiones donde es más probable encontrarlos.

Antecedentes

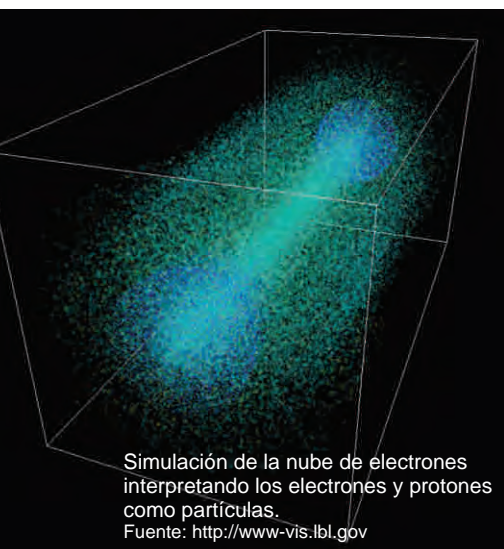
Modelos atómicos

Puntos resaltantes



# Apoyo didáctico

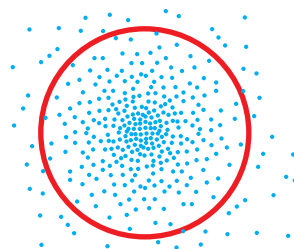
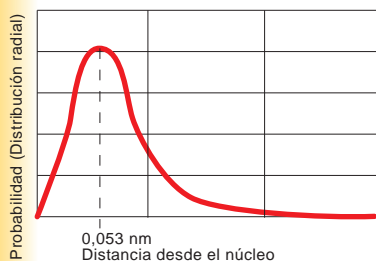
Una oportunidad para que el docente aclare preguntas como: ¿Existen los electrones? ¿Cómo son los electrones? ¿Existen los orbitales? ¿Cómo son los orbitales?



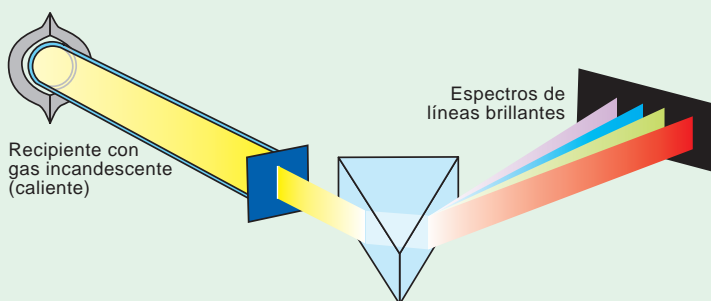
Si el criterio para que algo exista es llegar a verlo, la respuesta sería que no existe ni existirá el electrón, pues dada su pequeña masa y su pequeño tamaño es imposible verlo. Pero el concepto de electrón permite explicar los rayos catódicos, la conducción eléctrica, la formación de los iones que componen los cristales como el de la sal común... Luego, existe el electrón aunque no podamos verlo. De la misma forma, no se podrían ver ni las órbitas de Bohr, ni los orbitales cuánticos. Las primeras dejaron de existir cuando fueron incapaces de explicar el comportamiento de los átomos; por lo contrario, los segundos existen pero nadie los verá. Son construcciones matemáticas para explicar el comportamiento físico-químico de la materia. El orbital es una abstracción matemática que se puede relacionar con la región en la cual es más probable encontrar el electrón, y esta región puede tener forma.

Por esta razón es frecuente que algunos autores abandonen la visión del electrón como una pequeña partícula que se mueve alrededor del núcleo y lo presenten esparcido alrededor del núcleo, de acuerdo con la forma del orbital, dando origen a una nube de carga negativa y a una masa.

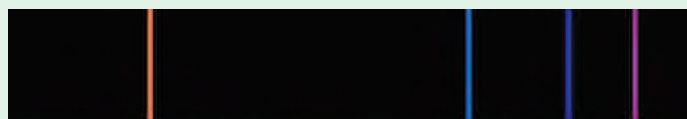
28



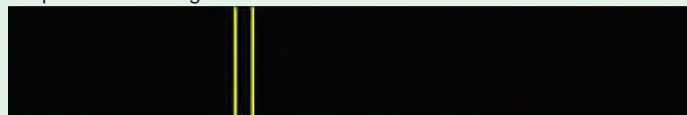
La figura representa la distribución espacial de la probabilidad de encontrar el electrón del hidrógeno alrededor del núcleo. La probabilidad es mayor donde el color es más intenso. No se puede saber dónde está el electrón en un momento dado, pero sí cuál sería la probabilidad de encontrarlo en algún lugar. Puedes ver que la probabilidad se va haciendo cada vez menor a medida que el electrón se aleja del núcleo.



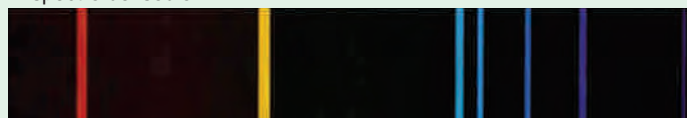
La radiación se hace pasar por una ranura y luego un prisma la descompone. Finalmente, al llegar a una pantalla deja una imagen (espectro) formada por líneas brillantes.



Espectro del hidrógeno



Espectro del sodio



Espectro del helio

## ¿Sabías que...?

Siempre se ha insistido en que Bohr, con su modelo, aspiraba a explicar los espectros discontinuos de emisión de radiación producidos por los elementos en estado gaseoso. Estos espectros consistían en líneas separadas; cada línea se asociaba con la transición de un nivel energético más externo a uno más interno dentro del átomo. Sin embargo, para Bohr era de gran importancia que su modelo sirviese para explicar las propiedades de los elementos y la clasificación periódica, en lo cual había sobresalido el ruso Dimitri Mendeleiev. Bohr sugirió que las propiedades químicas y físicas de los elementos dependían de cómo se distribuyesen los electrones alrededor del núcleo. Para ello propuso la existencia de capas de electrones (K, L, M, N...) en la corona. Con ellas explicó las propiedades de los elementos e, incluso, elaboró una tabla periódica. En los próximos fascículos conocerás mucho más al respecto.

**Espectros de algunos elementos.** El amarillo del sodio lo puedes ver en tu casa con sólo agregar un cristal de sal al fuego. El rojo del hidrógeno corresponde a la transición desde el tercer nivel energético ( $n=3$ ) al segundo nivel energético ( $n=2$ ). En cuanto al espectro del helio, permitió el descubrimiento de este elemento en la radiación proveniente del Sol (helio en griego).

# ¿Partícula u onda? ¡Partícula y onda!

## Interesante

Una de las grandes controversias de todos los tiempos es saber si algo es onda o partícula. La discusión empezó en el siglo XVII con la luz. Para Newton la luz estaba formada por partículas mientras que para Huygens sólo eran ondas. La polémica pareció estar decidida a favor del segundo, hasta que a comienzos del siglo XX la luz debió ser considerada como partícula (fotón) para lograr explicar que un fotón de luz podía mover a un electrón. El electrón no se salvó de esta controversia que existió casi desde el descubrimiento de los rayos catódicos. Durante unos treinta años triunfó la concepción de la luz como partícula, siendo J.J. Thomson determinante en esta consideración (que lo llevó a obtener el Premio Nobel).

A diferencia de Heisenberg, Schrödinger sostuvo la concepción ondulatoria. Louis de Broglie concilió ambas posiciones al establecer la dualidad, proponiendo que toda partícula en movimiento tiene una onda asociada.

Finalmente, en 1937, Clinton Davisson y George Thomson (hijo único de J.J Thomson ) obtuvieron el Premio Nobel cuando lograron la difracción del electrón lo que probó su comportamiento como onda (el padre obtuvo el Nobel por probar que el electrón era partícula y el hijo por probar que era onda). Hoy se acepta su dualidad y se hace uso de ella. Por ejemplo, en los televisores los electrones se comportan como partículas, mientras que en un microscopio electrónico se comportan como ondas.



Clinton Joseph Davisson, norteamericano (1881-1958).



George Paget Thomson, inglés (1892-1975).

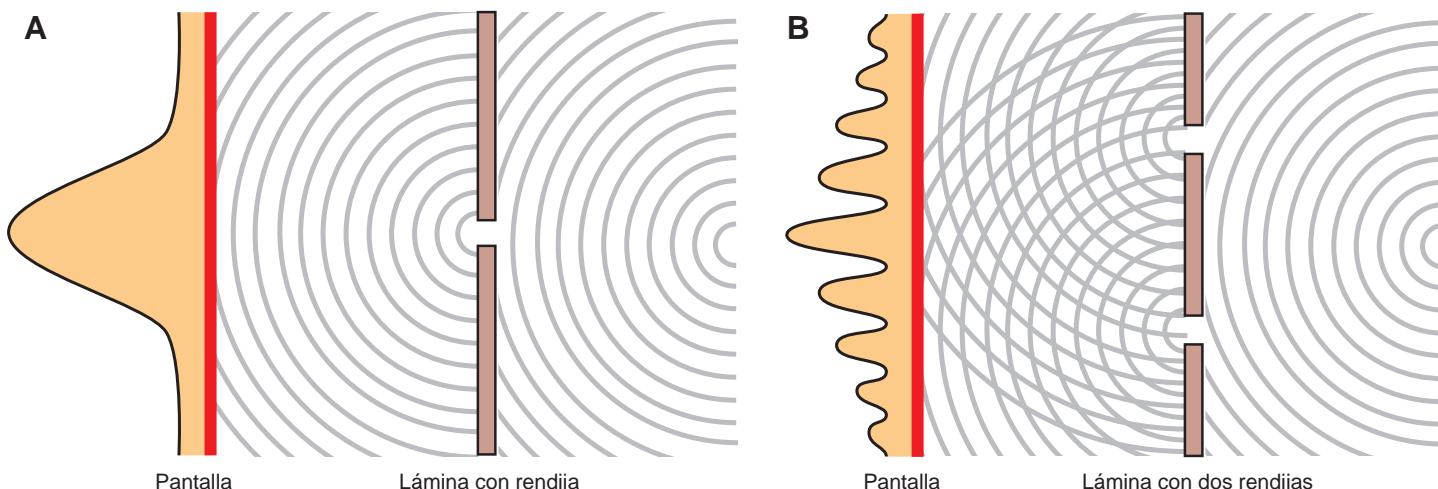


Louis-Victor Broglie, príncipe de Broglie (1892-1987).

29

Si se hace llegar un haz de electrones sobre una rendija muy angosta (figura A), se observa en la pantalla una mancha más intensa en la dirección de la rendija, como se esperaría si se supone el comportamiento de partícula para el electrón.

Si, en cambio, se hace llegar el mismo haz sobre una lámina con dos rendijas (figura B), en vez de obtener dos manchas en la dirección de las rendijas, se observa la mancha más intensa en el punto medio entre las rendijas. Este comportamiento es típico de las ondas en el fenómeno denominado interferencia.



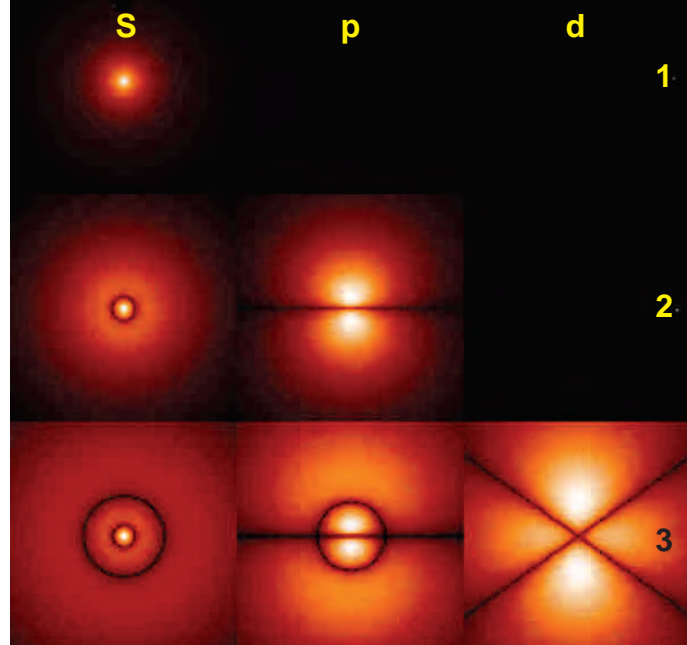
# ¿Son iguales los orbitales de un átomo?

La respuesta es no. Cada electrón se va “ubicando” dentro del átomo en orbitales. Primero serán “escogidos” aquellos orbitales donde el electrón se encuentra más fuertemente atraído por el núcleo. Cada orbital se denota de la siguiente manera:

- Un número ( $n$ ) que se coloca a la izquierda: 1, 2, 3, 4, ...
- Una letra que se coloca a la derecha: s, p, d, f.
- Y un subíndice de ser necesario.

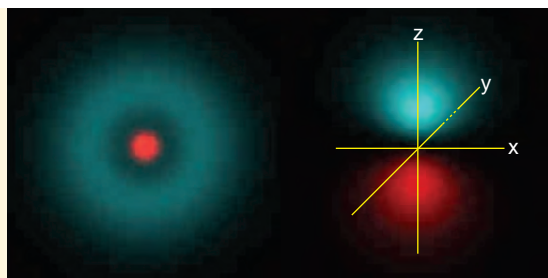
El número  $n$  aporta información sobre el tamaño del orbital y su energía. Mientras mayor sea el valor de  $n$  mayor será el tamaño del orbital. Al aumentar el tamaño aumenta la probabilidad de encontrar al electrón lejos del núcleo; estará retenido más débilmente, pudiendo ser más fácil separarlo del átomo.

Cada valor de  $n$  determina el número de letras que le pertenecen. Para  $n=1$  habrá una sola letra (s), entonces para  $n=1$  habrá solamente orbitales 1s. Para  $n=2$  habrá dos letras (s y p), luego para  $n=2$  habrá orbitales 2s y 2p. Para  $n=3$  habrá orbitales 3s, 3p y 3d.



Las letras aportan información sobre la forma del orbital. Por ejemplo, los orbitales *s* asemejan esferas alrededor del núcleo. Las letras también aportan información sobre la energía del orbital. Así, para un valor dado de  $n$ , los electrones son más fuertemente retenidos para *s* que para *p* y así sucesivamente. Los subíndices indican las orientaciones espaciales de los orbitales. Para *s*, que tiene forma esférica, la orientación espacial es única. Luego, no hacen falta subíndices. Para *p* hay tres posibles orientaciones espaciales, una para cada eje de coordenadas, por lo que habrá orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ . Para *d* hay 5 posibles orientaciones espaciales. Como sólo hay tres ejes de coordenadas sus orientaciones son un poco más complejas.

30



## ¿Se puede distinguir a un electrón de otro?

La respuesta es no. Todos los electrones son iguales. Cada electrón tiene tres propiedades que lo diferencian de cualquier otra partícula. Esas propiedades son: su carga ( $q = -1$  unidad de carga), su masa ( $m_e = 0,0005u^*$ ) y su spin ( $s = 1/2$ ). Pero la primera pregunta sería, ¿qué es el spin?

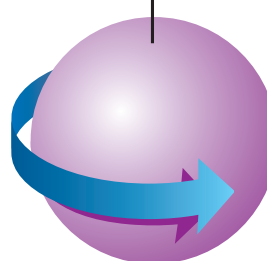
El físico austro-suizo Wolfgang Pauli sugirió, en 1925, la existencia de un giro del electrón alrededor de su propio eje. Como no hay más que dos posibilidades de giro: en el sentido de las agujas del reloj o en sentido inverso, Pauli dio al spin el valor  $1/2$  y diferenció los sentidos ( $m_s$ ) dándole los valores  $1/2$  y  $-1/2$ . El spin hoy es considerado una propiedad característica de la materia, como la masa y la carga. Por su trabajo Pauli recibió el Premio Nobel en 1945.

Una confirmación de la existencia de dos  $m_s$  son las dos rayas (doblete) que aparecen en el espectro del sodio de la página 28. El electrón más externo del sodio ( $3s^1$ ) puede ser excitado a  $3p^1$ . Al regresar al  $3s^1$  emitirá luz que originará una raya en el espectro; instrumentos de alta resolución permiten observar que en realidad son dos rayas muy próximas.

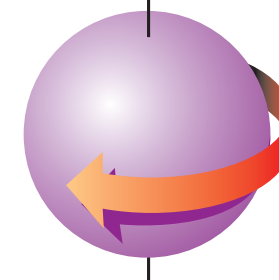
\* $u$  representa la unidad de masa atómica. Su valor es ínfimo:  $1,7 \times 10^{-24}g$ .



Pauli y Albert Einstein.



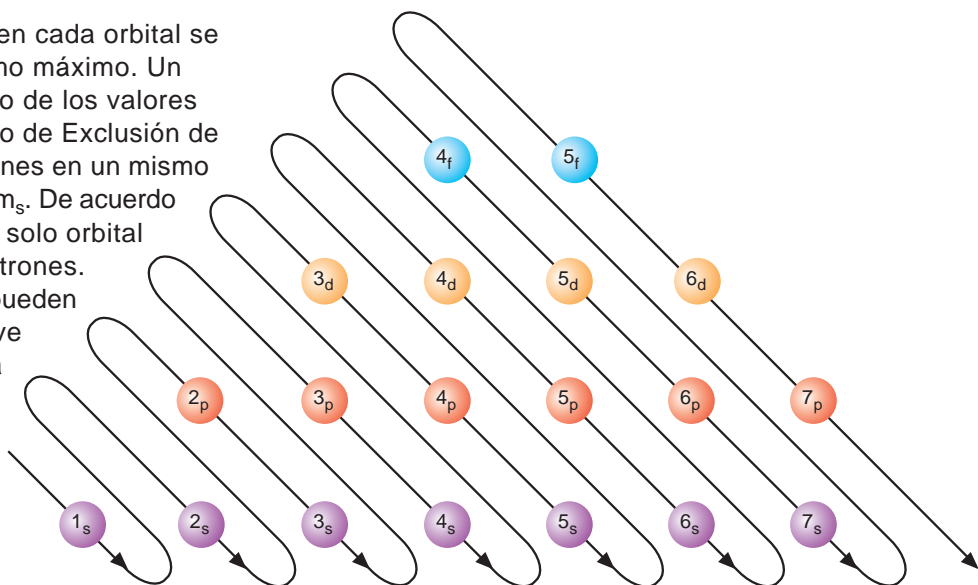
$m_s = 1/2$  se le asocia con el sentido contrario a las agujas del reloj. También lo llaman spin up (hacia arriba).



$m_s = -1/2$  se le asocia con el sentido de las agujas del reloj. También lo llaman spin down (hacia abajo).

## ¿Cómo se “ubican” los electrones dentro de un átomo?

Si existen dos valores de  $m_s$ , entonces en cada orbital se pueden ubicar hasta dos electrones como máximo. Un tercer electrón tendría que repetir alguno de los valores de  $m_s$  y eso no es aceptable. El Principio de Exclusión de Pauli establece que de haber dos electrones en un mismo orbital, deberán tener distintos valores de  $m_s$ . De acuerdo con lo anterior, para el número 1 hay un solo orbital y en él se pueden ubicar hasta dos electrones. Para 2 hay cuatro orbitales, por tanto se pueden ubicar ocho electrones. Para 3 hay nueve orbitales, luego, se pueden ubicar hasta dieciocho electrones. El orden de ocupación de los orbitales va desde los orbitales más internos, donde los electrones son más fuertemente atraídos, hacia los más externos. Observa la figura.



Utilizando el diagrama se puede establecer el orden en que se distribuyen los 27 electrones presentes en un átomo neutro de cobalto (Co). El orden es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ . El comportamiento de los átomos depende de su configuración electrónica (forma como se distribuyen los electrones en los átomos), sobre todo de los electrones más externos, que son los que interactúan más fácilmente con otros átomos iguales o diferentes.

### Para pensar

Determina el orden de llenado de los electrones de un átomo de bromo.

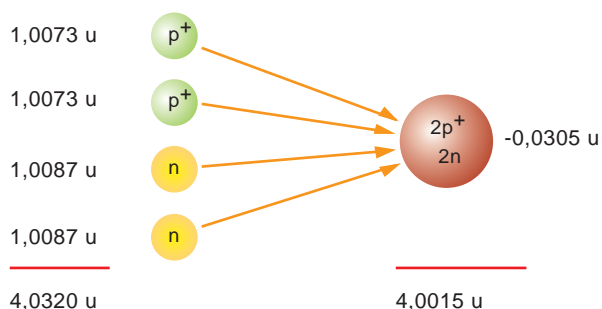
31

## ¿Y cómo es el núcleo?

La visión del diminuto núcleo, que se tenía en 1911, también ha ido cambiando en el tiempo. Al comienzo se le consideró formado por protones (descubiertos en 1919 por Rutherford): pequeñas unidades de carga positiva y masa unas 1 800 veces mayor que la de un electrón, que había sido descubierto por J.J.Thomson en 1897. El número de protones en el núcleo (denominado número atómico y representado mediante la letra Z) permite identificar a cada elemento. La suma de las cargas de los protones da la carga nuclear del átomo. En 1932, James Chadwick descubrió la existencia de los neutrones, partículas sin carga y con masa parecida a la de los protones. La carencia de carga y su escasa existencia como partícula libre, hicieron que se descubriese mucho después que el protón. El no tener carga le da a los neutrones un gran poder de penetración, pues no son desviados ni repelidos.

La masa de un núcleo de helio es menor que la suma de las masas de los nucleones (neutrones y protones). Al formarse el núcleo de helio se pierde masa. Ésta se transforma en energía, de acuerdo con la ecuación de Einstein ( $E=mc^2$ ). Perder energía significa que en el estado final el núcleo es más estable que los cuatro nucleones separados. Es decir, el átomo de helio no se desintegra por sí solo.

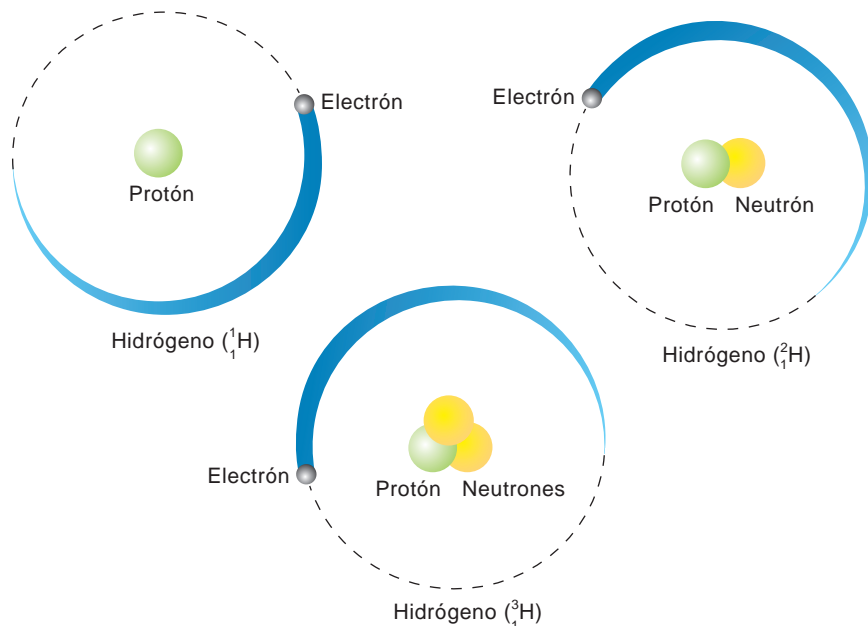
En 1995 le fue otorgado a Ramon Wyss un importante reconocimiento por sus contribuciones a la comprensión del comportamiento del núcleo atómico bajo condiciones extremas.



# La caída del último postulado de Dalton. Isótopos

El número de neutrones en núcleos de un mismo elemento puede variar, no así el de protones.

A los átomos de un mismo elemento que poseen diferente número de neutrones se los llama isótopos (que significa "igual lugar", aludiendo a que, como pertenecen a un mismo elemento, deberán ocupar el mismo lugar en la Tabla Periódica). Las masas de los isótopos son diferentes aunque sus átomos pertenezcan al mismo elemento. Ésta es la última modificación que se hizo al modelo de Dalton.



El hidrógeno tiene tres isótopos: hidrógeno, deuterio y tritio. De los tres, el primero es mucho más abundante. Todos tienen un protón en el núcleo, que es lo que caracteriza al elemento hidrógeno. Al número de protones se le denomina número atómico. Se lo representa por  $Z$  y se escribe a la derecha del símbolo, en la parte inferior. Al número de nucleones del átomo se le denomina número másico, se lo representa por la letra  $A$  y se escribe a la izquierda del símbolo, pero en la parte superior. Así los isótopos del hidrógeno son:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  y  ${}^3_1\text{H}$ .

32

Como el número de protones, y no el número de neutrones, determina el número de electrones, y estos últimos al distribuirse alrededor del núcleo, a su vez determinan las propiedades químicas, es imposible diferenciar a un isótopo de otro basándose en las reacciones químicas. Para separar los isótopos de un elemento, e incluso determinar la abundancia de cada uno, se utilizan los espectrógrafos y los espectrómetros de masas.

Los isótopos se separan dando distintas señales en una placa fotográfica (espectrógrafos) o en un gráfico (espectrómetros). Las señales más intensas o más prominentes corresponden al isótopo más abundante de un elemento dado. Mientras mayor sea la masa del isótopo menos se desvía el átomo, es decir, menor curvatura tiene su trayectoria.

## Esquema sencillo de un espectrómetro de masas

