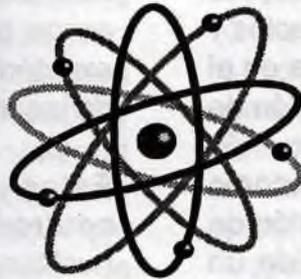


EL COMPORTAMIENTO DEL ATOMO

JUAN MANUEL PEREA ESPITIA
Programa Matemática y física
Profesor de Física

Hoy sabemos que la totalidad de la materia que nos rodea, incluidos nosotros mismos, está constituida por átomos. En general, los átomos no existen libres sino que están ligados formando moléculas. De esta manera se obtiene la rica variedad de materiales distintos que observamos en la naturaleza. Mientras que los químicos se ocupan de la unión de los distintos átomos para formar moléculas hoy en día los físicos se ocupan de la construcción de los átomos y de las partículas de las que a su vez aquellos están constituidos.

La concepción atómica fue introducida originariamente por los químicos para comprender las leyes propias de las distintas reacciones químicas. Para los químicos de entonces los átomos eran simplemente pequeños pedazos de materia de forma esférica con propiedades muy específicas y con un radio aproximado de 10^{-8} cm (es decir 1/100.000.000 de centímetro), lo cual implica que cien millones de átomos alineados, uno junto al otro, abarcan una longitud de 1 cm.



La pregunta formulada por los físicos a principios de este siglo fue ¿Tienen los átomos una estructura interna, o carecen de ella? ¿Cómo se distribuye la materia en el interior de un átomo?. Para contestar a estas preguntas se hizo pasar partículas α (ciertas sustancias radiactivas emiten radiación formada por partículas cargadas positivamente, llamadas partículas α) a través de un pedazo de materia consistente en una delgada hoja de metal. Si la materia dentro del átomo está distribuida más o menos uniformemente, es de esperar que una partícula α cambie poco su dirección en su trayecto, de igual modo que una bala atraviesa un medio como el agua sin ser desviada apreciablemente ya que pasado algún tiempo, el proyectil es frenado por la resistencia del medio pero nunca cambia bruscamente su dirección de vuelo.

Los experimentos realizados en 1911 por Geiger y Marsden dieron resultados sorprendentes. A menudo las partículas α atravesaban la materia casi sin ser perturbadas, pero a veces cambiaban su dirección de vuelo

bruscamente. De medidas exactas de estos cambios de dirección (utilizando la teoría de dispersión de Rutherford) se dedujo que las partículas α se comportaban como si chocaran con pequeños objetos en el interior de los átomos. Estos objetos son mucho más pequeños que los átomos y se definen como los núcleos atómicos, tienen un tamaño de unos 10^{-12} ctm. es decir, son diez mil veces más pequeñas que los átomos.

Experimentos realizados demostraron que los núcleos contienen prácticamente la totalidad de la masa del átomo. Según estos resultados, los átomos están prácticamente vacíos y casi toda la masa se encuentra en el núcleo. La siguiente comparación de una imagen de la situación. Si imaginamos el núcleo atómico como un objeto del tamaño de un balón de fútbol entonces el átomo tendría un diámetro de un kilómetro. Estos resultados llevaron a principios de este siglo al modelo atómico de Ernest Rutherford y Niels Bohr. Según este modelo los átomos constan de un núcleo cargado positivamente el cual posee aproximadamente el 99 por 100 de la masa total del átomo. Este núcleo está rodeado por una envoltura de electrones cargados negativamente. Un electrón tiene una masa de $9 \cdot 10^{-28}$ gramos.

Una propiedad de los electrones es que estos están cargados eléctricamente. La carga eléctrica de los electrones es una de las constantes importantes de la naturaleza, su valor es $1,60219 \cdot 10^{-19}$ coulombs. Puesto que todos los electrones llevan esta carga eléctrica, decimos que la carga eléctrica está

cuantizada sin embargo, los átomos son eléctricamente neutros. Ello implica que la carga eléctrica de los núcleos atómicos, que es positiva, tiene que compensar exactamente la carga eléctrica de los electrones en la corteza.

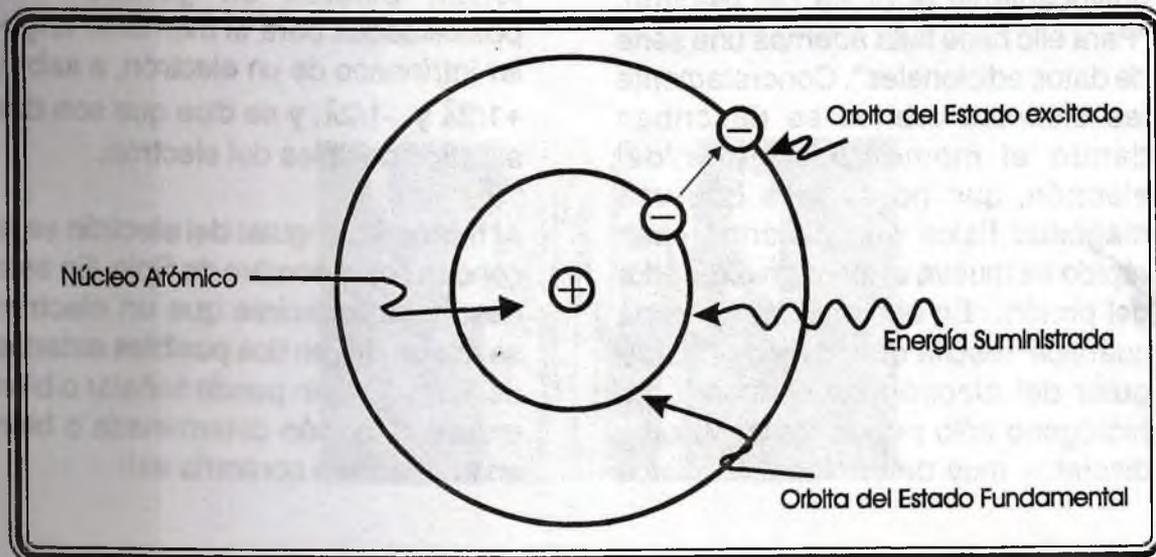
En el transcurso de la primera mitad de este siglo el núcleo atómico ha sido investigado con detalle. Los resultados experimentales demostraron que es un objeto bastante complicado formado por dos tipos de partículas, elementales, los protones cargados positivamente y los neutrones sin carga eléctrica. La carga eléctrica de los protones es exactamente igual a la carga eléctrica de los electrones, excepto el signo.

Estas partículas, protones y neutrones, reciben el nombre de nucleones y son mucho más pesadas que los electrones. La masa de cada una de ellas es aproximadamente 1836 veces la masa del electrón. Es notable que las cargas eléctricas de protón y electrón sean iguales, salvo el signo, lo que implica que debe haber algo en común que las haga iguales y de signo contrario.

El átomo más simple es el átomo de hidrógeno. Su núcleo atómico lo constituye un único protón y su corteza atómica está formada por un solo electrón que se mueve más o menos en círculo alrededor del protón. Esta es la idea que propuso el físico inglés Rutherford cuando realizó sus famosos experimentos con las partículas α . Sin embargo existe en este modelo atómico una dificultad fundamental. Según las leyes de la electrodinámica, un objeto cargado

eléctricamente que se mueva en una órbita circular emite constantemente radiación. Puesto que la radiación electromagnética, como por ejemplo la luz, no es otra cosa que una forma especial de energía, ello significa que el electrón en el átomo de hidrógeno pierde energía continuamente. Esta energía debe ser sustraída del movimiento del electrón, lo cual supondría que el electrón se acercaría más y más al protón, hasta estrellarse al final contra el núcleo atómico, en este caso el protón. Esto está en completa contradicción con los hechos experimentales. En efecto es relativamente fácil calcular cuánto tiempo existiría un átomo de hidrógeno hasta que el electrón se precipitara sobre el núcleo. El resultado es sorprendente, ya que se encuentra que el tiempo necesario para que ello suceda no llega ni a un segundo. Pero sabemos que los átomos de hidrógeno duran mucho más que un segundo. Los átomos de hidrógeno, por lo que se sabe, duran un tiempo prácticamente infinito. Debe existir por tanto un mecanismo que garantice la estabilidad de los electrones en su trayectoria.

Este mecanismo lo proporciona la mecánica cuántica. En efecto, la mecánica cuántica establece que los electrones sólo se pueden mover sobre trayectorias muy específicas (los llamados estados estacionarios). Cuando un electrón se mueve sobre una trayectoria así, éste no emite radiación electromagnética y la trayectoria correspondiente es estable, el electrón tiene la posibilidad de moverse durante relativamente mucho tiempo sobre dicha trayectoria. Además la teoría cuántica dice que en el caso del átomo de hidrógeno hay un número infinito de posibles órbitas estacionarias. Lo notable es que las órbitas estacionarias de los electrones se corresponden con estados de energía muy precisos de los electrones. En particular, existe una órbita estacionaria que se corresponde con la energía más baja. Esta trayectoria recibe el nombre de estado fundamental del átomo de hidrógeno. Si se suministra energía, por ejemplo en forma de radiación electromagnética, a un átomo que se encuentra en estado fundamental, puede suceder que el electrón salte de su órbita más baja a una superior, esto



se conoce como una excitación del átomo de hidrógeno. Para que dicha excitación tenga lugar, hay que entregar al átomo de hidrógeno exactamente la energía necesaria para la transición entre ambas órbitas, tal como se ilustra en la figura anterior en donde el protón (núcleo atómico) se encuentra en el centro.

Ahora, qué pasa cuando el electrón se encuentra en una de las órbitas excitadas? El electrón permanece poco tiempo en una órbita excitada, aproximadamente una cien millonésima de segundo, y cae de nuevo a la órbita del estado fundamental mientras que la diferencia de energía entre ambos estados es radiada en forma de energía electromagnética, por ejemplo, en forma de luz, como en el caso de la luz generada en un tubo de neon, originada por electrones que, dentro de los distintos átomos de neon, saltan entre las distintas órbitas estacionarias radiando energía en forma de luz.

Ahora bien, resulta que en el átomo de hidrógeno el dato de la energía no es suficiente para caracterizar unívocamente la órbita del electrón. "Para ello hace falta además una serie de datos adicionales". Concretamente las distintas órbitas se describen dando el momento angular del electrón, que no es más que una magnitud física que describe cuán rápido se mueve el electrón alrededor del protón. En el marco de la teoría cuántica resulta que el momento angular del electrón en el átomo del hidrógeno sólo puede tomar valores discretos muy determinados. Estos

momentos angulares son todos ellos múltiples de un momento angular mínimo, que viene dado por el conocido cuanto de acción de Planck, que vale $\lambda = h/2\pi$, siendo $h=6.6262 \cdot 10^{-34} \text{J} \cdot \text{seg}$. la constante de Planck. De esta manera los posibles momentos angulares son λ , 2λ , 3λ , etc. además de cero.

Otro fenómeno importante es aquel en el cual el electrón en el átomo de hidrógeno tiene también la posibilidad de girar sobre sí mismo, es decir, puede tener un "momento angular intrínseco". Si nos imaginamos el electrón como una pequeña bola que gira sobre sí misma, el valor del momento angular que éste puede tomar es, naturalmente arbitrario. Pero en la teoría cuántica esto no es posible. Sabemos que el momento angular intrínseco del electrón es siempre $1/2 \lambda$ es decir la mitad de lo que vale el momento angular orbital mínimo del electrón. Puesto que el momento angular en general, y en particular el momento angular intrínseco del electrón, es una magnitud direccionada, es decir vectorial, existen en general dos posibilidades para el momento angular intrínseco de un electrón, a saber, $+1/2\lambda$ y $-1/2\lambda$, y se dice que son dos estados posibles del electrón.

Al momento angular del electrón se le conoce por el nombre de Spin. En este caso puede decirse que un electrón se encuentra en dos posibles estados de Spin. El Spin puede señalar o bien en una dirección determinada o bien en la dirección contraria así:



Spin hacia arriba



Spin hacia abajo

Un electrón en la corteza atómica viene caracterizado por los llamados números cuánticos. Cuando, entre 1910 y 1925, se estudiaron con detalle los átomos, en especial los distintos estados de energía, se establecieron reglas muy peculiares. Hacia mediados de los años veinte, Wolfgang Pauli, encontró que la mayoría de las reglas incomprensibles hasta aquel momento podían entenderse con sólo postular que dos electrones en un átomo no deben tener nunca los mismos números cuánticos. Como es lógico, esta regla sólo es relevante cuando la corteza atómica tenga más de un electrón, esto es, hay que considerar un átomo

más complejo que el átomo de hidrógeno.

Esta regla descubierta por Pauli se conoce como el principio de exclusión de Pauli.

En conclusión las principales características y propiedades del átomo son

- Poseen una estructura interna conformada por órbitas electrónicas que establecen los niveles energéticos posibles del átomo.
- La materia dentro del átomo no está distribuida uniformemente sino que casi la totalidad de su masa se encuentra en el núcleo, por lo tanto, existe un gran vacío en el átomo.
- Los átomos son eléctricamente neutros porque la carga positiva del núcleo se contrarresta con la carga negativa de las capas electrónicas
- Los átomos cuando son excitados emiten el exceso de energía a través de ondas electromagnéticas.



BREVE BIOGRAFÍA DEL AUTOR

JUAN MANUL PEREA ESPITIA. Profesor de Física de tiempo completo adscrito al Programa de Matemáticas y Física desde marzo de 1976.

TITULOS:

- Licenciado en Física niversidad Pedagógica Nacional.
- Magister docencia de la Física. Universidad Pedagógica Nacional.

CARGOS:

- Jefe de Programa de Matemáticas y Física de la USCO durante los años 1977 y 1978, y actualmente desde 1993.
- Coordinador de práctica docente del Programa de Matemáticas y Física durante los años 1991 y 1992.✿