

CONSTITUCION DEL ATOMO: INCIDENCIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS EN EL AVANCE DE LA QUÍMICA

Extracto elaborado con material de las editoriales: Elzervir, McGraw Hill y Santillana

○ **Experiencias que ponen de manifiesto la no indivisibilidad del átomo**

- [Experiencias relacionadas con fenómenos eléctricos](#)
- [Periodicidad en las propiedades de las sustancias simples](#)
- [Experiencias en tubos de descarga con gases a baja presión](#)
- [Descubrimiento de los rayos catódicos](#)
- [El descubrimiento de la radiactividad](#)

○ **Algunos modelos atómicos**

- [Modelo atómico de Dalton](#)
- [Modelo atómico de Thomson](#)
- [Modelo atómico de Rutherford](#)
- [La tercera partícula fundamental: el neutrón](#)
- [Modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrogeno](#)
- [Insuficiencias de los modelos propuestos](#)
 - [Cuantización de la energía](#)
 - [Espectros atómicos](#)
 - [Efecto fotoeléctrico](#)

○ **El nacimiento de una nueva Teoría**

- [La mecánica cuántica moderna](#)
 - [Hipótesis de De Broglie](#)
 - [Principio de incertidumbre](#)
 - [Descripción del modelo mecánico cuántico](#)
-

Experiencias que ponen de manifiesto la no indivisibilidad del átomo

- A. Experiencias relacionadas con fenómenos eléctricos, fundamentalmente a partir del 1.830

A raíz de las experiencias de Faraday, sobre todo las relacionadas con la electrólisis que se hizo en torno a 1.830, se empezó a pensar seriamente en la posible divisibilidad de los átomos y en la naturaleza eléctrica de la materia, de los propios átomos, que deberían ser algo complejo de lo imaginado por Dalton..

- B. Investigaciones sobre la periodicidad en las propiedades de las sustancias simples,

iniciadas a partir del 1.870.

La observación de ciertas regularidades en el comportamiento de las sustancias, que hacían pensar en buscar algo que tuvieran en común los átomos de las sustancias simples con propiedades semejantes.

C. Experiencias en tubos de descarga con gases a baja presión, iniciadas en el 1.870

Iniciadas por Crookes a partir de 1.870, en tales condiciones cada gas emite un resplandor de color característico. Analizando la luz con espectroscopios se pudo ver que cada gas daba en el mismo un espectro propio, lo que hacía pensar que ese espectro fuese consecuencia de una cierta organización interior en el átomo (con lo que se afianzaba también la idea de que el átomo no era indivisible).

D. Descubrimiento de los rayos catódicos, publicada en

Una vez descubiertos, se empezó a estudiar su comportamiento tratando de identificar su naturaleza y procedencia. En experiencias diversas se pudo comprobar que los rayos catódicos:

1. No dependen del tipo de gas encerrado en el tubo
2. Se desvían hacia el polo positivo cuando se someten a la acción de un campo eléctrico.
3. Pueden desviarse por la acción de un campo magnético
4. Provocan la aparición de sombras
5. Pueden poner al rojo una barra de mica que se interponga en su camino
6. La relación carga/masa es independiente de la naturaleza del gas

De estas y otras experiencias se llegó a la conclusión de que los rayos catódicos estaban constituidos por partículas cargadas negativamente y que todas esas partículas eran idénticas, independientemente del gas que hubiera en el tubo o del material que estuvieran hechos los electrodos.

A estas partículas se les llamo electrones y fueron identificados por Joseph Thomson (1.856-1.940), posteriormente se pudo determinar la carga y la masa del electrón.

E. El descubrimiento de la radiactividad en 1.896

Fue descubierta por Henry Becquerel (1.852-1.908) en 1.986. El fenómeno consiste en la emisión espontanea de radiaciones por los elementos más pesados como el uranio o el torio. Pudo comprobarse que las radiaciones emitidas eran capaces de atravesar cuerpos opacos, impresionando placas fotográficas incluso aunque estuvieran envueltas en un grueso papel negro. Además parecía que su flujo era continuo, aparentemente inagotable (al menos en un intervalo amplio de tiempo) e independientemente del estado físico en que se encontrase la sustancia.

El hecho de que dichas radiaciones apareciesen tanto cuando se tenía el elemento aislado como cuando entraba a formar parte de un compuesto hizo pensar que procedían "del interior del átomo" más que de su parte externa, lo que se veía reforzado por la imposibilidad de "quitarle" las propiedades radiactivas a cualquier elemento mediante ninguna reacción química.

Algunos modelos atómicos

Introducción.

Cada sustancia del universo, las piedras, el mar, nosotros mismos, los planetas y hasta las estrellas más lejanas, están enteramente formada por pequeñas partículas llamadas átomos.

Son tan pequeñas que no son posible fotografiarlas. Para hacernos una idea de su tamaño, un punto de esta línea puede contener dos mil millones de átomos.

Estas pequeñas partículas son estudiadas por la química, ciencia que surgió en la edad media y que estudia la materia.

Pero si nos adentramos en la materia nos damos cuenta de que está formada por átomos. Para comprender estos átomos a lo largo de la historia diferentes científicos han enunciado una serie de teorías que nos ayudan a comprender la complejidad de estas partículas. Estas teorías significan el asentamiento de la química moderna.

Como ya hemos dicho antes la química surgió en la edad media, lo que quiere decir que ya se conocía el átomo pero no del todo, así durante el renacimiento esta ciencia evoluciona.

Posteriormente a fines del siglo XVIII se descubren un gran número de elementos, pero este no es el avance más notable ya que este reside cuando Lavoisier da una interpretación correcta al fenómeno de la combustión.

Ya en el siglo XIX se establecen diferentes leyes de la combinación y con la clasificación periódica de los elementos (1871) se potencia el estudio de la constitución de los átomos.

Actualmente su objetivo es cooperar a la interpretación de la composición, propiedades, estructura y transformaciones del universo, pero para hacer todo esto hemos de empezar de lo más simple y eso son los átomos, que hoy conocemos gracias a esas teorías enunciadas a lo largo de la historia. Estas teorías que tanto significan para la química es lo que vamos a estudiar en las próximas hojas de este trabajo.

Modelo atómico de John Dalton, publicada entre los años 1.808 y 1.810

John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico. Creó una importante teoría atómica de la materia. En 1803 formuló la ley que lleva su nombre y que resume las leyes cuantitativas de la química (ley de la conservación de la masa, realizada por Lavoisier; ley de las proporciones definidas, realizada por Louis Proust; ley de las proporciones múltiples, realizada por él mismo). Su teoría se puede resumir en:

- 1.- Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- 2.- Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.
- 3.- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.
- 4.- Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.
- 5.- Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

Para Dalton los átomos eran esferas macizas, representación de distintos átomos según Dalton:

- Oxígeno
- Hidrógeno
- Azufre
- Cobre

● Carbono

Representación de un cambio químico, según Dalton:



Esto quería decir que un átomo de oxígeno más un átomo de hidrógeno daba un átomo o molécula de agua.

La formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno supone la combinación de átomos de estos elementos para formar "moléculas" de agua. Dalton, equivocadamente, supuso que la molécula de agua contenía un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno.

Dalton, además de esta teoría creó la ley de las proporciones múltiples. Cuando los elementos se combinan en más de una proporción, y aunque los resultados de estas combinaciones son compuestos diferentes, existe una relación entre esas proporciones.

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combina con una cantidad fija del otro están relacionadas entre sí por números enteros sencillos.

A mediados del siglo XIX, unos años después de que Dalton enunciara su teoría, se desencadenó una serie de acontecimientos que fueron introduciendo modificaciones al modelo atómico inicial.

De hecho, el mundo atómico es tan infinitamente pequeño para nosotros que resulta muy difícil su conocimiento. Nos hallamos frente a él como si estuviésemos delante de una caja cerrada que no se pudiese abrir. Para conocer su contenido solamente podríamos proceder a manipular la caja (moverla en distintas direcciones, escuchar el ruido, pesarla...) y formular un modelo de acuerdo con nuestra experiencia. Este modelo sería válido hasta que nuevas experiencias nos indujeran a cambiarlo por otro. De la misma manera se ha ido construyendo el modelo atómico actual; de Dalton hasta nuestros días se han ido sucediendo diferentes experiencias que han llevado a la formulación de una serie de modelos invalidados sucesivamente a la luz de nuevos acontecimientos.

Modelo atómico de J. J. Thomson , publicada entre los años 1.898 y 1.904

Joseph Thomson (1.856-1.940) partiendo de las informaciones que se tenían hasta ese momento presentó algunas hipótesis en 1898 y 1.904, intentando justificar dos hechos:

- A. La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.
- B. Los electrones pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.

Propuso entonces un modelo para el átomo en el que la mayoría de la masa aparecía asociada con la carga positiva (dada la poca masa del electrón en comparación con la de los átomos) y suponiendo que había un cierto número de electrones distribuidos uniformemente dentro de esa masa de carga positiva (como una especie de pastel o calabaza en la que los electrones estuviesen incrustados como si fueran trocitos de fruta o pepitas).

Fue un primer modelo realmente atómico, referido a la constitución de los átomos, pero muy limitado y pronto fue sustituido por otros.

Thomson, sir Joseph John (1856-1940). Físico británico. Según el modelo de Thomson el átomo consistía en una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una sandía. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de

Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga.

J. J. Thomson demostró en 1897 que estos rayos se desviaban también en un campo eléctrico y eran atraídos por el polo positivo, lo que probaba que eran cargas eléctricas negativas. Calculó también la relación entre la carga y la masa de estas partículas.

Para este cálculo realizó un experimento: hizo pasar un haz de rayos catódicos por un campo eléctrico y uno magnético.

Cada uno de estos campos, actuando aisladamente, desviaba el haz de rayos en sentidos opuestos. Si se dejaba fijo el campo eléctrico, el campo magnético podía variarse hasta conseguir que el haz de rayos siguiera la trayectoria horizontal original; en este momento las fuerzas eléctricas y magnética eran iguales y, por ser de sentido contrario se anulaban.

El segundo paso consistía en eliminar el campo magnético y medir la desviación sufrida por el haz debido al campo eléctrico. Resulta que los rayos catódicos tienen una relación carga a masa más de 1.000 veces superior a la de cualquier ion.

Esta constatación llevó a Thomson a suponer que las partículas que forman los rayos catódicos no eran átomos cargados sino fragmentos de átomos, es decir, partículas subatómicas a las que llamó electrones.

Las placas se colocan dentro de un tubo de vidrio cerrado, al que se le extrae el aire, y se introduce un gas a presión reducida.

Modelo atómico de Rutherford, publicada en el 1911¹

Ernst Rutherford (1.871-1.937) identificó en 1.898 dos tipos de las radiaciones emitidas por el uranio a las que llamó alfa (**a**) y beta (**b**). Poco después Paul Villard identificó un tercer tipo de radiaciones a las que llamó gamma (**n**).

Rutherford discípulo de Thomson y sucesor de su cátedra, junto con sus discípulos Hans Geiger (1.882-1.945) y Gregor Marsden (1.890-1956), centraron sus investigaciones en las características de las radiactividad, diseñando su famosa experiencia de bombardear láminas delgadas de distintas sustancias, utilizando como proyectiles las partículas alfa (**a**).

Sir Ernest Rutherford (1871-1937), famoso hombre de ciencia inglés que obtuvo el premio Nobel de química en 1919, realizó en 1911 una experiencia que supuso un paso adelante muy importante en el conocimiento del átomo.

La experiencia de Rutherford consistió en bombardear con partículas alfa una finísima lámina de oro. Las partículas alfa atravesaban la lámina de oro y eran recogidas sobre una pantalla de sulfuro de cinc.

La importancia del experimento estuvo en que mientras la mayoría de partículas atravesaban la lámina sin desviarse o siendo desviadas solamente en pequeños ángulos, unas cuantas partículas eran dispersadas a ángulos grandes hasta 180°.

El hecho de que sólo unas pocas radiaciones sufriesen desviaciones hizo suponer que las cargas positivas que las desviaban estaban concentradas dentro de los átomos ocupando un espacio muy pequeño en comparación a todo el tamaño atómico; esta parte del átomo con electricidad positiva fue llamado núcleo.

Rutherford poseía información sobre el tamaño, masa y carga del núcleo, pero no tenía información alguna acerca de la distribución o posición de los electrones.

En el modelo de Rutherford, los electrones se movían alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol. Los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a continuar moviéndose en línea recta. Este modelo fue satisfactorio hasta que se observó que estaba en contradicción con una información ya conocida en aquel momento: *de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya dirección lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética.*

El electrón del átomo de Rutherford modificaba su dirección lineal continuamente, ya que seguía una trayectoria circular. Por lo tanto, debería emitir radiación electromagnética y esta radiación causaría la disminución de la energía del electrón, que en consecuencia debería describir una trayectoria en espiral hasta caer en el núcleo. El modelo de Rutherford fue sustituido por el de Bohr unos años más tarde.

Con las informaciones que disponía y de las obtenidas de su experiencia, Lord Rutherford propuso en el 1.911 este modelo de átomo:

1. El átomo está constituido por una zona central, a la que se le llama núcleo, en la que se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del núcleo.
2. Hay otra zona exterior del átomo, la corteza, en la que se encuentra toda la carga negativa y cuya masa es muy pequeña en comparación con la del átomo. La corteza está formada por los electrones que tienen el átomo.
3. Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo.
4. El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo (unas 100.000 veces menor)

Modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno, propuesto en 1.913

A pesar de constituir un gran avance y de predecir hechos reales, el modelo nuclear de Rutherford presentaba dos graves inconvenientes:

1. Contradecía las leyes electromagnéticas de Maxwell, según las cuales, una partícula cargada, cuando posee aceleración, emite energía electromagnética.
2. Según el enunciado anterior los espectros atómicos deberían ser continuos, ocurriendo que éstos son discontinuos, formados por líneas de una frecuencia determinada.

El físico danés Niels Bohr (1.885-1.962), premio Nobel de Física en 1.922 presentó en 1.913 el primer modelo de un átomo basado en la cuantización de la energía. Superó las dificultades del modelo de Rutherford suponiendo simplemente que la Física clásica no se podía aplicar al universo atómico. No hay ninguna razón, decidió Bohr, para esperar que los electrones en los átomos radien energía mientras no se les proporcione ninguna energía adicional. Igualmente los espectros atómicos de absorción y emisión de líneas eran indicativos de que los átomos, y más concretamente los electrones, eran capaces de absorber o emitir cuantos de energía en determinadas condiciones

La teoría de los cuantos de Planck le aportó a Bohr dos ideas:

- a. Las oscilaciones eléctricas del átomo solo pueden poseer cantidades discretas de energía (están cuantizados)
- b. Sólo se emite radiación cuando el oscilador pasa de un estado cuantizado a otro de mayor energía.

Bohr aplicó estas ideas al átomo de hidrógeno y enunció los tres postulados siguientes:

1. En el átomo de hidrógeno el movimiento del electrón alrededor del núcleo está restringido a un número discreto de órbitas circulares (**primer postulado**).
2. El momento angular del electrón en una órbita está cuantizado; es un número entero de $h/2\pi$, siendo h la constante de Planck (**segundo postulado**).
3. El electrón no radia energía mientras permanece en una de las órbitas permitidas, teniendo en cada órbita una energía característica constante. Cuando el electrón cae de un estado de energía superior a otro de energía inferior, se emite una cantidad de energía definida en forma de un fotón de radiación (**tercer postulado**).

Niels Bohr (1885-1962) fue un físico danés que aplicó por primera vez la hipótesis cuántica a la estructura atómica, a la vez que buscó una explicación a los espectros discontinuos de la luz emitida por los elementos gaseosos. Todo ello llevó a formular un nuevo modelo de la estructura electrónica de los átomos que superaba las dificultades del átomo de Rutherford.

Este modelo implicaba los siguientes postulados:

- 1.- El electrón tenía ciertos estados definidos estacionarios de movimiento (niveles de energía) que le eran permitidos; cada uno de estos estados estacionarios tenía una energía fija y definida.
- 2.- Cuando un electrón estaba en uno de estos estados no irradiaba pero cuando cambiaba de estado absorbía o desprendía energía.
- 3.- En cualquiera de estos estados, el electrón se movía siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.
- 4.- Los estados de movimiento electrónico permitidos eran aquellos en los cuales el momento angular del electrón ($m \cdot v \cdot r$) era un múltiplo entero de $h/2 \cdot 3.14$.

Vemos pues que Bohr aplicaba la hipótesis cuántica por Planck en 1900.

La teoría ondulatoria electromagnética de la luz era satisfactoria en cuanto explicaba algunos fenómenos ópticos tales como la difracción o la dispersión, pero no explicaba otros fenómenos tales como la irradicación de un cuerpo sólido caliente. Planck resolvió el problema suponiendo que un sistema mecánico no podía tener cualquier valor de la energía, sino solamente ciertos valores.

Así, en un cuerpo sólido caliente que irradia energía, Planck consideró que una onda electromagnética de frecuencia era emitida por un grupo de átomos que circulaba con la misma frecuencia.

Aplicando esta hipótesis a la estructura electrónica de los átomos se resolvía la dificultad que presentaba el átomo de Rutherford. El electrón, al girar alrededor del núcleo, no iba perdiendo la energía, sino que se situaba en unos estados estacionarios de movimiento que tenían una energía fija. Un electrón sólo perdía o ganaba energía cuando saltaba de un estado (nivel) a otro.

Por otro lado, el modelo de Bohr suponía una explicación de los espectros discontinuos de los gases, en particular del más sencillo de todos, el hidrógeno. Una raya de un espectro correspondía a una radiación de una determinada frecuencia.

¿Por qué un elemento emite solamente cierta frecuencia? Veamos la respuesta:

En condiciones normales los electrones de un átomo o ion se sitúan en los niveles de más baja energía. Cuando un átomo recibe suficiente energía, es posible que un electrón salte a un nivel superior a aquel en que se halla. Este proceso se llama excitación. Un electrón excitado se halla en un estado inestable y desciende a un nivel inferior, emitiendo una radiación cuya energía será igual a la diferencia de la que tienen los dos niveles.

La energía del electrón en el átomo es negativa porque es menor que la energía del electrón libre.

Al aplicar la fórmula de Bohr a otros átomos se obtuvieron resultados satisfactorios, al coincidir el pronóstico con el resultado experimental de los espectros de estos átomos.

El modelo de Thomson presentaba un átomo estático y macizo. Las cargas positivas y negativas estaban en reposo neutralizándose mutuamente. Los electrones estaban incrustados en una masa positiva como las pasas en un pastel de frutas. El átomo de Rutherford era dinámico y hueco, pero de acuerdo con las leyes de la física clásica inestable. El modelo de Bohr era análogo al de Rutherford, pero conseguía salvar la inestabilidad recurriendo a la noción de cuantificación y junto con ella a la idea de que la física de los átomos debía ser diferente de la física clásica.

Propiedades del Átomo de Bohr.

Atendiendo a las características estructurales del átomo las propiedades de este varían. Así por ejemplo los átomos de que tienen el mismo número de electrones de valencia que poseen distintos números atómicos poseen características similares.

Los átomos están formados por un núcleo que posee una serie de partículas subatómicas. Alrededor del núcleo se hallan en diferentes órbitas los electrones.

Las partículas subatómicas de las que se compone el núcleo son los protones y los neutrones. Los átomos son eléctricamente neutros. Luego, si contienen electrones, cargados negativamente, deben contener también otras partículas con carga positiva que corresponden a la carga de aquellos. Estas partículas estables con signo positivo se las llamó protón. Su masa es igual a $1,6710 \cdot 10^{-27}$ kg.

Con estas dos partículas, se intentó construir todos los átomos conocidos, pero no pudo ser así porque faltaba una de las partículas elementales del núcleo que fue descubierto por J. Chadwick en 1932 y que se llamó neutrón. Esta partícula era de carga nula y su masa es ligeramente superior a la del protón ($1,6748210 \cdot 10^{-27}$ kg.).

Situados en órbitas alrededor del núcleo se hallan los electrones, partículas estables de carga eléctrica negativa y con una masa igual a $9,1110 \cdot 10^{-31}$ kg. El modelo de Bohr explica el espectro del átomo de hidrógeno, pero no los de átomos mayores.

Sin negar el considerable avance que supuso la teoría atómica de Bohr, ésta solo podía aplicarse a átomos muy sencillos, y aunque dedujo el valor de algunas constantes, que prácticamente coincidían con los valores experimentales sencillos, el modelo no fue capaz de explicar los numerosos saltos electrónicos, responsables de las líneas que aparecen en los espectros de los átomos que poseen más de un electrón. Al modelo de Bohr se le fueron introduciendo mejoras, pero la idea de un átomo compuesto por orbitas alrededor de un núcleo central puede considerarse demasiado sencilla, no fue posible interpretar satisfactoriamente el espectro de otros átomos con más de un electrón (átomos polielectrónicos) ni mucho menos la capacidad de los átomos para formar enlaces químicos.

A. La tercera partícula fundamental: el neutrón descubierta por James Chadwick en 1.932

El descubrimiento de esta tercera partícula fundamental no fue descubierta hasta el 1.932 por el físico inglés James Chadwick, la dificultad de su descubrimiento debía a que ésta partícula carecía de carga eléctrica. Su descubrimiento resolvió el problema de la radiación alfa y una mejora del modelo atómico de Rutherford, que quedó completado en los siguientes términos:

1. Los átomos constan de núcleos muy pequeños y sumamente densos, rodeados de una nube de electrones a distancias relativamente grandes de los núcleos.
2. Todos los núcleos contienen protones.
3. los núcleos de todos los átomos, con excepción de la forma más común de hidrógeno,

también contienen neutrones.

B. Insuficiencias de los modelos propuestos

Cuantización de la energía. Hipótesis de Planck, publicada en 1.900.

Para explicar la radiación del cuerpo negro el físico alemán Max Planck (1.858-1.947), en 1900 propuso que cada una de las partículas que constituyen la materia se comportan como osciladores armónicos de frecuencia de oscilación dada; pero se aparta de las leyes de la Física clásica.

Planck establece que la energía que emite o absorbe un átomo está formada por pequeños paquetes o cuantos de energía. La energía de cada uno de los cuantos que emite o absorbe el átomo viene dada por la expresión

$$E = h \cdot f$$

Ya que la energía del átomo que se comporta como un oscilador puede aumentar o disminuir sólo en cantidades enteras $h \cdot v$, diremos que la energía de la radiación es discontinua y esta cuantizada en la forma

$$E = n \cdot h \cdot f$$

Estos cuantos o fotones de energía radiante son tan pequeños que la luz que nos parece continua de manera análoga a lo que ocurre con la materia, pero realmente ambas son discontinuas.

Espectros atómicos.

Se comprueba experimentalmente que los átomos son capaces de emitir radiación electromagnética o absorberla al ser estimulados mediante calentamiento o radiación, respectivamente, pero solo en algunas frecuencias. Estas frecuencias de emisión o absorción determinan una serie de líneas que recogidas en un diagrama reciben el nombre de espectro de emisión o de absorción del átomo correspondiente. Se trata en todos los casos de espectros discontinuos.

Es preciso señalar que cada elemento químico excitado emite siempre unas rayas de frecuencia característica que, por tanto, sirven para identificarlo. Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con el elemento puro o combinado con otros, por lo que se trata de una técnica de análisis básica en la identificación atómica.

Efecto fotoeléctrico, explicado en el 1.905

La Teoría de Planck no fue en absoluto bien acogida hasta que, en 1.905, Albert Einstein la aplicó a la resolución de un fenómeno inexplicable hasta entonces: El efecto fotoeléctrico. Se conoce con este nombre a emisión de electrones (fotoelectrones) por las superficies metálicas cuando se iluminan con luz de frecuencia adecuada. En los metales alcalinos el efecto se presenta ya con luz visible, en los demás metales con luz ultravioleta.

El estudio cuantitativo del efecto fotoeléctrico ha conducido a las siguientes conclusiones:

1 Para cada metal existe una frecuencia mínima (frecuencia umbral) por debajo de la cual no se produce el efecto fotoeléctrico, independientemente de la intensidad de la radiación luminosa.

2 Si la frecuencia de la luz incidente es mayor que la frecuencia umbral, la intensidad de la corriente fotoeléctrica es proporcional a la intensidad de la radiación.

3 La emisión de electrones es prácticamente instantánea, a partir de la incidencia de la luz

4 La energía cinética de los electrones emitidos aumenta al hacerlo la frecuencia de la luz.

La teoría ondulatoria de la luz es incompatible con las observaciones experimentales relativas al efecto fotoeléctrico. En 1.905, Einstein explicó el efecto fotoeléctrico aplicando a la luz las teorías de Planck sobre la radiación térmica: La luz se propaga por el espacio transportando la energía en cuantos de luz, llamados fotones, cuya energía viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f$$

En la explicación dada por Einstein, toda la energía de un fotón se transmite a un electrón de un metal, y cuando éste salta de la superficie metálica posee una energía cinética dada por:

$$h \cdot f = E_c + W_e$$

W_e es la energía mínima que el electrón necesita para escapar de la superficie del metal. Se suele denominar trabajo de extracción

Energía del fotón = Energía cinética del electrón + Trabajo de extracción

El nacimiento de una nueva teoría

La mecánica cuántica moderna.

Podemos decir que la mecánica cuántica moderna surge hacia 1.925 como resultado del conjunto de trabajos realizados por Heisenberg, Schrödinger, Born, Dirac y otros, y es capaz de explicar de forma satisfactoria no sólo, la constitución atómica, sino otros fenómenos fisicoquímicos, además de predecir una serie de sucesos que posteriormente se comprobarán experimentalmente.

La mecánica cuántica se basa en la teoría de Planck, y tomo como punto de partida la dualidad onda-corpúsculo de Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg.

Hipótesis de Louis De Broglie, publicada en 1.923.

La naturaleza de la luz no es fácilmente analizable a no ser que la consideremos de tipo ondulatorio a fin de explicar ciertos fenómenos (como reflexión, refracción, difracción, etc.) o de tipo corpuscular al pretender hacerlo con otros (como el efecto fotoeléctrico, etc), ¿es posible que las partículas tengan también propiedades de onda?.

En 1.924 Louis De Broglie extendió el carácter dual de la luz a los electrones, protones, neutrones, átomos y moléculas, y en general a todas las partículas materiales. Basándose en consideraciones relativistas y en la teoría cuántica pensó que si la luz se comportaba como onda y como partícula la materia debería poseer este carácter dual.

El movimiento de una partícula puede considerarse como el movimiento de un paquete de ondas, algo así como la superposición de varias ondas de longitudes de onda poco diferentes, cuyas oscilaciones se intensifican al máximo en el punto del espacio ocupado por la partícula. No hay nada de imaginario en estas ondas de materia, son tan reales como las ondas luminosas y las del sonido, aunque no sean observables en todos los casos, como ocurre con las ondas electromagnéticas, los aspectos ondulatorios y de partículas de los cuerpos en movimiento nunca se

pueden observar al mismo tiempo.

En ciertas situaciones una partícula en movimiento presenta propiedades ondulatorias y en otras situaciones presenta propiedades de partícula

Principio de incertidumbre de Heisenberg, publicada en el 1.927

Uno de los aspectos más importantes de la mecánica cuántica es que no es posible determinar simultáneamente, de un modo preciso, la posición y la cantidad de movimiento de una partícula. Esta limitación se conoce con el nombre de principio de incertidumbre o de indeterminación de Heisenberg.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

El principio de incertidumbre es una consecuencia de la dualidad onda-partícula de la radiación y de la materia. Todos los objetos, independientemente de su tamaño, están regidos por el principio de incertidumbre, lo que significa que su posición y movimiento se pueden expresar solamente como probabilidades, pero este principio sólo es significativo para dimensiones tan pequeñas como las que presentan las partículas elementales de la materia. Este principio carece de interés en mecánica clásica, ya que las magnitudes involucradas son muy grandes comparadas con el valor de la constante h .

Descripción del modelo mecano-cuántico del átomo. La ecuación de onda de Schrödinger², publicada en 1.926

Basándose en la hipótesis de L. De Broglie y considerando que el movimiento del electrón es análogo a un sistema de ondas estacionarias, el físico austriaco Erwin Schrödinger propuso una ecuación de onda aplicable al átomo de hidrógeno, designada por el símbolo Ψ , llamada función de onda, es función de las coordenadas cartesianas x, y, z ; E y V .

Esta ecuación es puramente teórica y debe su validez a que sus resultados y conclusiones coinciden plenamente con hechos probados experimentalmente. Resolviendo la ecuación Schrödinger obtuvo valores de E que estaban plenamente de acuerdo con los obtenidos experimentalmente.

Al cuadrado del valor absoluto de la función de onda se le llama densidad de probabilidad. La probabilidad de encontrar la partícula descrita por la función Ψ , en un punto y en el instante t , es proporcional al valor del cuadrado de la función de onda en aquel punto del espacio y en ese instante.

En cada punto del espacio existirá una probabilidad de que se encuentre el electrón, obteniéndose así lo que se denomina nube de probabilidad o densidad electrónica. En el modelo atómico de Bohr, el electrón se mueve alrededor del núcleo de una órbita determinada. En la teoría cuántica del átomo, un electrón no está limitado a una órbita, sino que es libre para moverse en las tres dimensiones, en una nube de probabilidad que tiene una determinada forma en el espacio.

Para explicar estos y otros fenómenos ha surgido la mecánica cuántica. Aquí como en el modelo de Bohr, un electrón atómico sólo puede ocupar determinados niveles de energía. Ahora bien cada nivel de energía posee uno o más subniveles de energía. El primer nivel de energía principal, $n = 1$, posee un subnivel; el segundo posee dos, el tercero tres y así sucesivamente.

En el modelo de Bohr, los electrones giran en torno al núcleo siguiendo órbitas circulares, pero hoy sabemos que un electrón en un subnivel de energía dado se mueve aunque la mayor parte del tiempo se encuentra en una región del espacio más o menos definida, llamada orbital. Los orbitales se nombran igual que su subnivel de energía correspondiente.

La energía radiante, o radiación electromagnética, que el Sol llega a la Tierra a través del espacio, en forma de ondas. El resultado de la separación de los componentes de distinta longitud de onda de la luz o de otra radiación forman el espectro electromagnético.

Las radiaciones electromagnéticas se dividen en distintos tipos (rayos gamma, rayos X, ultravioleta, etc. según el valor de lo que se denomina "longitud de onda", que es la distancia entre dos crestas consecutivas de la onda.

Cuando un haz de luz formado por rayos de distinta frecuencia atraviesa un prisma óptico, se dispersan en las diferentes radiaciones que se recogen en una pantalla en forma de espectro. El espectro puede ser estudiado en laboratorios gracias al espectrógrafo, un aparato que consta fundamentalmente de una rendija por la que entra el haz de luz, una lente, un prisma de dispersión y una placa fotográfica, estos se empezaron a utilizar a partir de 1859.

Los espectros pueden ser continuos o discontinuos. Los espectros continuos son los que abarca toda la frecuencia de las radiaciones que tienen pasando de una a otra gradualmente, sin saltos. La luz blanca tiene un espectro continuo, formado por siete colores (rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, añil y el violeta) y cada uno de ellos corresponde a radiaciones de una frecuencia determinada; cuando termina un color empieza otro, sin que, entre ellos, hayan ninguna zona oscura. En cambio, los elementos gaseosos de un tubo de descarga emite una luz que posee un espectro discontinuo, es decir, sólo contiene determinadas radiaciones, que aparecen en forma de rayas entre las cuales hay una zona oscura.

Cuando se descubrieron los rayos X y se observó la fluorescencia que estos rayos producían en las paredes del tubo de vidrio, Becquerel se dedicó a investigar si la fluorescencia iba acompañada siempre de radiaciones. Obtuvo los primeros resultados en 1896 al comprobar que el sulfato de uranilo y potasio emitían unas radiaciones que impresionaban las placas fotográficas, atravesaban cuerpos opacos e ionizaban. El aire. La emisión de estas radiaciones no implicaba que el cuerpo estuviera expuesto a la luz, pues también se producían en la oscuridad.

Además los espectros también pueden ser el espectro de masas (el que resulta de la separación de un elemento químico en sus distintos isótopos).

El espectro de la luz blanca está constituido por una sucesión de colores (colores del espectro), cada uno de los cuales corresponde a una longitud de onda bien precisa. Un espectro puede ser: de emisión, cuando se obtiene a partir de la radiación directamente emitida por un cuerpo; de absorción, cuando es el resultante del paso de la radiación a través de un determinado absorbente.

Se distingue también entre: discretos, o de rayas, constituidos por una serie de líneas aisladas; continuos, que contienen todas las longitudes de onda entre dos límites, y de bandas, constituidos por una serie de zonas continuas separadas por espacios oscuros.

Los átomos producen espectros de líneas, las moléculas de bandas y los sólidos y líquidos espectros continuos.

Vocabulario.

Indivisible: Que no se puede dividir.

Subatómica: Dícese de las partículas que constituyen el átomo y de todas las partículas elementales así como de sus fenómenos característicos.

Electrostática: Parte del electromagnetismo que estudia los campos eléctricos producidos por cargas en reposo, tanto en el vacío como en la materia. Su ley fundamental es la de Columb.

Electromagnetismo: Parte de la física que engloba el estudio de los fenómenos eléctricos y magnéticos.

Cuántico: Magnitudes físicas que sólo pueden tomar ciertos valores discretos.

Espectros: Resultado de la separación de los componentes de distinta longitud de onda de la luz o de otra radiación electromagnética.

Irradiación: Despedir un cuerpo de rayos de una energía, como luz, calor, etc.

Análogo: Relación de semejanza entre dos cosas distintas.

Inducir: Ascender lógicamente el entendimiento desde el conocimiento de los casos o hechos particulares a la ley o principio general.

Neutro: Que no posee carga eléctrica.

Constatación: Comprobar un hecho, establecer su veracidad o dar constancia de él.

Isótopo: Cuerpo que ocupa el mismo lugar que otro en el sistema periódico, por tener las mismas propiedades químicas. Los núcleos tienen igual número atómico, pero distinta masa.

Difracción: Fenómeno característico de las propiedades ondulatorias de la materia, por el cual un obstáculo que se opone a la propagación libre de las ondas se presenta como fuente secundaria que emite ondas derivadas en todas direcciones.

Notas

- ¹ En realidad las experiencias de Rutherford estaban encaminadas a reformar el modelo atómico de su maestro Thomson
- ² Des pues de la primera Revolución Científica que iniciaron las leyes de Newton, la mecánica cuántica ha producido, en nuestro siglo, una segunda revolución científica. Las Leyes de Newton ya no son las que rigen el Universo, son tan verdaderas como siempre, pero no son la última verdad, han surgido leyes más profundas. Hemos cambiado el determinismo de la mecánica newtoniana por el estudio probabilístico de la mecánica cuántica. Cuando se conoce la posición de una partícula, la nueva mecánica no se pregunta ¿con qué velocidad se mueve?. La pregunta sería, ¿realmente se mueve?.