

DIÁLOGOS SOBRE FÍSICA CUÁNTICA. II. EL PRIMER MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO

Autor: José Antonio Montiel Tosso
Doctor en Ciencias Químicas
Profesor de Enseñanza Secundaria

1. EVOLUCIÓN DEL CONCEPTO DE ÁTOMO

Alumno: He estado reflexionando sobre lo que hablamos el otro día y, si no me he perdido entre tantas nuevas ideas, creo que la finalidad de todo ello es buscar una explicación sobre el modo en que está constituido el átomo.

Profesor: ¡Enhorabuena!. Mis palabras no caen en saco roto. Efectivamente, la física cuántica proporciona la visión actual del microcosmos.

Alumno: Eso mismo. Ahí quería llegar. Esta visión cuántica nace en el siglo XIX, pero...¿cómo pensaban los hombres que eran los átomos anteriormente?.

Profesor: Has tocado uno de mis temas favoritos. Si analizamos cómo ha cambiado la idea que los hombres han denominado átomo podemos asistir a uno de los capítulos más apasionantes en la historia de la ciencia. Siguiendo el hilo cronológico de los modelos teóricos, cada vez más precisos, derivados de los fenómenos observados, es posible apreciar el modo en que evoluciona el conocimiento científico y comprender la esencia de su método.

Alumno: Quisiera preguntarle sobre esto.

Profesor: Naturalmente. Podemos hacer un breve recorrido a lo largo de los 25 siglos que tiene de vida el concepto de **átomo**, recordando los momentos cruciales en los que se produjeron los cambios más drásticos, así como los principales responsables de éstos y los hechos experimentales que los indujeron. Ente todas las teorías científicas, este es un bonito paradigma muy útil para observar el desarrollo de la ciencia y el modo en que se construye su cuerpo de conocimientos. Cada nuevo avance ha de responder a todos los hechos anteriores y explicar los nuevos fenómenos que la teoría antigua no era capaz de asumir.

Alumno: Así pues, la revisión de la teoría viene demandada por algún hecho experimental desconcertante, que no encaja con el modelo considerado como válido en ese momento.

Profesor: Exactamente. Y el nuevo modelo, una vez completado con éxito, debe permitir realizar predicciones acerca de fenómenos relacionados en el marco de esa teoría. Cuando esto se consigue, la confirmación del modelo se puede dar por alcanzada. Ahora bien, el perfeccionamiento en las técnicas instrumentales y el avance de la tecnología puede, con el tiempo, dar lugar a nuevos fenómenos que obliguen a una ulterior revisión del modelo.

2. LA FILOSOFÍA GRIEGA Y LOS ELEMENTOS

Alumno: Pues bien. ¿Cuándo y dónde comenzó todo?.

Profesor: Desde la más remota antigüedad los filósofos griegos se habían preguntado acerca del modo en que estaban constituidas las cosas. Concibieron la idea de **elemento primordial** que animaba todo lo que hay en la naturaleza. Así, Tales de Mileto, en el siglo VI

a.C. pensó que el **agua** era el componente básico de todas las cosas, y de él partió la idea de que este elemento originaba, mediante transformaciones, el resto de sustancias. Dicho pensamiento tuvo eco en sus contemporáneos aunque no creyeron en el agua como elemento primordial, proponiéndose otros, como el **aire** para Anaxímenes, también de Mileto, o el **fuego** para Heráclito de Éfeso (siglo V a.C.)

No obstante, el salto cualitativo en la noción de elemento lo dio Empédocles de Sicilia, de la escuela pitagórica, en el siglo V a. C., sugiriendo la existencia de varios elementos, los ya conocidos agua, aire y fuego, y un cuarto añadido por él: **tierra**. De este modo, cualquier sustancia natural se hallaba formada por la combinación de esos cuatro elementos en las proporciones adecuadas. En el siglo IV a. C., Aristóteles de Estagira, el más famoso pensador de la Grecia clásica, asumió esta idea e incluyó un quinto elemento (*quintaesencia*): el **éter**, que llenaría los cielos.

Alumno: Recuerdo haber estudiado la *teoría geocéntrica* y cómo en la Antigüedad se pensaba que las estrellas y planetas giraban en torno a la Tierra suspendidos en un fluido muy sutil, denominado éter.

Profesor: Ptolomeo fue su autor principal y Aristóteles su valedor más famoso. Él ha tenido buena culpa del éxito de esta equivocada teoría que tantos problemas ocasionó a muchos. Algunos, como Giordano Bruno, incluso murieron por defender su contraria: la *teoría heliocéntrica*, y al mismísimo Galileo casi le sucede lo mismo, de no ser por su reputación y sus amistades entre el clero de su tiempo.

Alumno: Sin embargo, Aristóteles no iba tan mal encaminado al considerar que la combinación de elementos generaba todo lo que existe en la naturaleza.

Profesor: Dicho así, tengo que estar de acuerdo contigo. Pero, en mi humilde opinión, el Aristóteles "naturalista" no estaba a la altura del Aristóteles "pensador".

Alumno: ¿Por qué?

Profesor: Porque la gran idea aportada por la filosofía griega no fue suya.

Alumno: ¿A qué se refiere?.

3. NACE LA IDEA DE ÁTOMO

Profesor: Ya en el siglo V a. C., el filósofo jonio Leucipo razonó que todos los cuerpos se pueden dividir por sucesivas particiones hasta llegar a un punto en el cual los tamaños de las partículas sean tan pequeños que impida otra nueva división. Su discípulo Demócrito de Abdera acuñó el término **átomo** para designar a los menores constituyentes de la materia que no admiten más división. Nació definitivamente la **filosofía atomista**, que iba a ser rotundamente denostada por Aristóteles.

Considerando la influencia de Aristóteles en el pensamiento no sólo de su época, sino de muchos siglos posteriores, no es de extrañar que la acertada idea de la existencia de los átomos fuera olvidada por la comunidad científica durante más de dos milenios.

Alumno: ¡Vaya!, otra de las injusticias de la historia de la ciencia.

Profesor: En efecto...y la más duradera. Fíjate cuán larga era la sombra de Aristóteles que se necesitaron 23 siglos para que alguien resucitase al átomo.

Alumno: ¿Cómo fue?

4. VUELVEN LOS ÁTOMOS

Profesor: Desde que en el siglo XVII, y sobre todo en el XVIII, la Química había adquirido carta de naturaleza como una importante rama del conocimiento humano, se habían

descubierto un conjunto de leyes sobre los pesos que intervenían en las combinaciones de sustancias para obtener los compuestos, debidas a los franceses Lavoisier y Proust, y al británico Dalton, las cuales se completaron con las **leyes volumétricas** de los gases, enunciadas por el francés Gay-Lussac y el italiano Amadeo Avogadro.

Alumno: Sí. La ley de Lavoisier también se conoce como **ley de la conservación de la masa** porque afirma que la masa de sustancias reaccionantes es igual a la masa de los productos. O dicho de otra manera: la masa no se puede crear de la nada.

Profesor: Menos mal que Lavoisier no estudió reacciones nucleares.

Alumno: ¿Por qué lo dice?

Profesor: Porque entonces tendría que haber enunciado la ley de la conservación de la masa-energía, puesto que no se cumple exactamente para las reacciones nucleares. De todos modos, ya fue importante su trabajo. No era una ley tan evidente como ahora nos pueda parecer porque tuvo que diseñar buenos montajes experimentales que le permitieran recoger y pesar los gases que eventualmente intervinieran en las reacciones estudiadas, y así comprobar la perfecta validez de la ley. Lavoisier en su libro "*Tratado de Química*" nos dejó un importante legado que sus contemporáneos no supieron valorar. Tuvo la desgracia de trabajar para el Rey en los años de la Revolución Francesa y el pueblo no le perdonó. Murió en la guillotina.

Alumno: ¡Caramba!. Otra ironía del destino. La ley de Proust también se llama **ley de las proporciones constantes**, puesto que indica que al combinarse dos elementos para formar un determinado compuesto siempre lo hacen en la misma proporción en peso. Tiene su complemento en la ley de Dalton de las **proporciones múltiples** cuando se estudian varios compuestos a partir de distintos pesos de los mismos elementos. Dalton comprobó que estos diferentes pesos guardaban entre sí unas relaciones sencillas, que se podían expresar mediante números enteros.

Profesor: Excelente. Me doy cuenta de que dominas perfectamente las **leyes ponderales** clásicas de la química.

Alumno: ¿Ponderales?

Profesor: Se llaman así porque hacen referencia al peso de las sustancias. ¿Recuerdas igualmente las volumétricas?

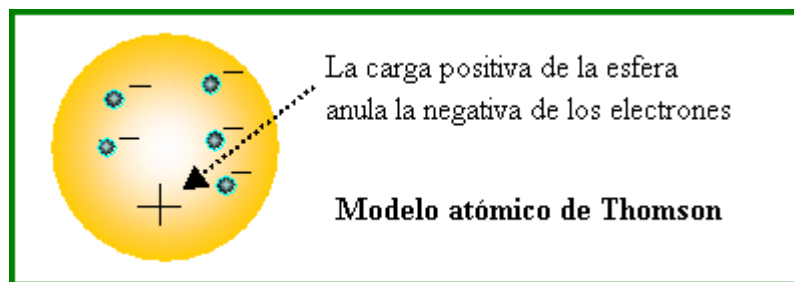
Alumno: Por supuesto, se trata de la **ley de los volúmenes de combinación**, que se debe al francés Gay-Lussac. Explica que al mezclar varios gases y formar los mismos productos siempre lo hacen en la misma proporción volumétrica.

Profesor: Muy bien. Con el fin de explicar dichas leyes, el propio John Dalton volvió a la antigua idea del átomo como constituyente de la materia en su **teoría atómica** presentada en los inicios del siglo XIX. En su obra, titulada "*Nuevo sistema de filosofía química*", Dalton afirmó que los átomos de un elemento eran iguales entre sí y que los compuestos se originaban por la unión de átomos de los elementos correspondientes en unas cantidades definidas. Poco después, Avogadro denominó moléculas a los menores constituyentes de los compuestos, formadas por la unión adecuada de sus átomos. En este momento el átomo se identifica con una partícula indivisible.

Alumno: Pero hoy sabemos que el átomo no es tan simple como lo imaginaba Dalton. ¿Por qué, entonces aún tenemos que estudiar su modelo?

Profesor: No te das cuenta de que fue el primer modelo atómico moderno. Ahí reside su interés. Él supo volver la vista a la filosofía griega y hacer resurgir el concepto de átomo. También dio un gran impulso a la sistematización en la formulación química. Por otro lado, el modelo de Dalton tuvo una larga vida, pues hasta finales de siglo, en 1897, no sucedió el hecho que obligó a su revisión: el descubrimiento del electrón, que rompía con el concepto de indivisibilidad del átomo. El inglés J. J. Thomson consiguió demostrar por primera vez que los **rayos catódicos** obtenidos al someter un gas a elevados potenciales en los tubos de descarga estaban constituidos por unas partículas muy pequeñas, de carga eléctrica negativa, que formaban parte de todos los átomos y que más tarde fueron denominadas electrones. El término para designar a la primera partícula subatómica descubierta se debe a una propuesta de Stoney, porque *electron* significa ámbar en griego, una resina fósil muy utilizada en los primeros ensayos de electrización. Gracias al experimento del norteamericano Millikan, en 1911, se conocieron los valores de la carga y la masa de estas partículas, confirmándose que son integrantes de todos los átomos y mostrando, por consiguiente, su divisibilidad.

Sin embargo, el modelo de Thomson aún imaginaba un átomo más o menos esférico, con los electrones incrustados en una masa positiva, resultando un conjunto eléctricamente neutro.



5. LAS ÓRBITAS ELECTRÓNICAS

Alumno: Me imagino que debió suceder algo que hiciera evolucionar la idea que los físicos tenían del átomo.

Profesor: Pues claro, en esto se basa el método científico. Cuando una hipótesis es confirmada mediante los experimentos se puede transformar en una ley científica que establezca una relación entre determinadas variables, susceptible de ser enunciada o expresada matemáticamente. Al estudiar un conjunto de leyes relacionadas con un mismo tema, en ocasiones es posible hallar algunas regularidades que den lugar a unos principios generales con los cuales se constituye una teoría.

Podemos decir que el método científico es el procedimiento para elaborar teorías, entendiendo éstas como un grupo organizado y jerarquizado de leyes, donde juegan un papel decisivo la inducción y la deducción. Mediante la inducción se obtiene una ley a partir de las observaciones y medidas de los fenómenos naturales, y mediante la deducción se obtienen consecuencias lógicas de una teoría.

Alumno: Si no lo he entendido mal, el método de la ciencia consiste en la reproducción controlada en el laboratorio de los fenómenos observados previamente en la naturaleza.

Profesor: Por esto, para que una teoría científica sea admisible debe relacionar de manera razonable muchos hechos, en apariencia independientes, en una estructura mental coherente. Así mismo, debe permitir hacer predicciones de nuevas relaciones y fenómenos que se puedan comprobar experimentalmente.

Alumno: Comprendo. A partir de los resultados experimentales establecemos una ley y de su expresión matemática realizamos predicciones acerca de nuevos fenómenos, que inmediatamente pasamos a comprobar. No obstante, cuando se descubre un hecho que no se pueda explicar en el marco de una teoría determinada nos veremos obligados a modificarla.

Profesor: Así fue sucediendo en el estudio del átomo. Los avances en el campo tecnológico y en el diseño experimental permitieron constatar diversos fenómenos que, cada cierto tiempo, creaban la necesidad de revisar el modelo.

Alumno: Se refiere usted al modelo atómico. ¿Qué es, en general, un modelo científico?.

Profesor: Podemos decir que los modelos se sitúan en un nivel superior, pues se elaboran tomando como base las leyes y las teorías. Los modelos científicos son una abstracción mental, una interpretación de la naturaleza, dotados generalmente de una estructura lógico-matemática, que se utilizan para poder explicar algunos fenómenos relacionados y para representar por aproximación al objeto considerado en la investigación. El modelo será tanto mejor cuanto más se asemeje al comportamiento real del objeto. No es imprescindible que esas interpretaciones sean ciertas, sino que sean útiles y eficaces para el fin que se persigue. Por ejemplo, no importa demasiado saber si los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo, sino que lo realmente importante es que se comportan como si lo hicieran. Por eso, como te decía, el modelo atómico, igual que otros, ha sufrido tantos cambios

a lo largo de la historia de la ciencia, debido, por un lado, al avance del conocimiento científico y, por otro, al desarrollo de la tecnología que proporciona a la ciencia unos medios cada vez mejores para estudiar la naturaleza.

En definitiva, hemos de pensar en los modelos científicos como concepciones dinámicas, que se modifican y evolucionan constantemente y que son el resultado de las interacciones entre las observaciones y las hipótesis, centro de la actividad científica.

Alumno: Parece que lo verdaderamente importante no es conocer la realidad sino ser capaces de interpretarla.

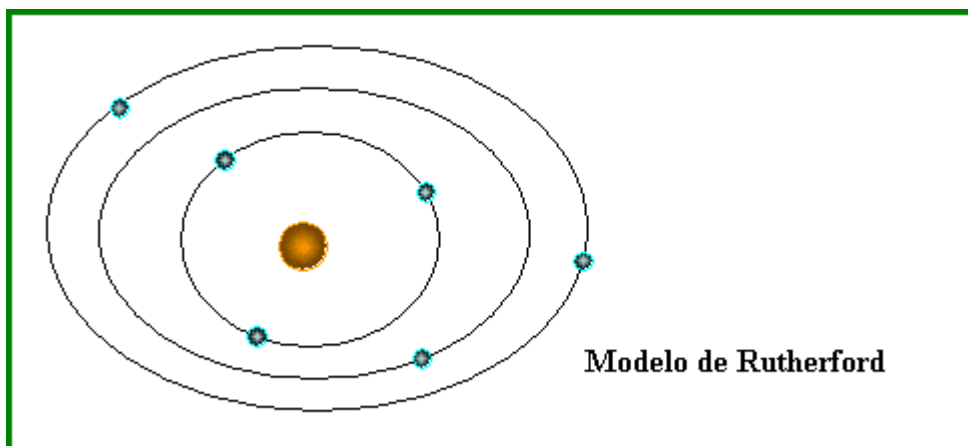
Profesor: Bueno, más o menos, siempre que se haga en términos cuantitativos.

Alumno: Me iba a decir el motivo por el que se tuvo que abandonar el modelo de Thomson.

Profesor: Claro. Paralelamente al estudio de los rayos catódicos se realizaron ensayos similares, llevados a cabo por el alemán Goldstein, empleando cátodos perforados, que condujeron al descubrimiento del protón, otra partícula subatómica, de carga positiva e igual a la del electrón, si bien de una masa casi dos mil veces mayor. Ya no quedaba ninguna duda de que el átomo poseía una estructura interna.

Alumno: ¿Tuvo mucha duración la validez del modelo atómico de Thomson?

Profesor: Lo cierto es que no demasiado. Menos de una década. El comienzo de su declive lo hemos de situar en un famoso experimento realizado por el británico Ernest Rutherford en 1911. En él, bombardeó con **partículas alfa** distintas láminas metálicas y sus resultados le llevaron a proponer una modificación sustancial en el concepto del átomo. Para justificar las desviaciones de las partículas al atravesar las láminas no había más remedio que considerar al átomo como una **zona central** muy reducida de carga positiva, que contiene a los protones, en torno a la que giran los electrones en órbitas circulares y en número igual al de los protones. Rutherford calculó que el tamaño de la **corteza**, formada por las órbitas electrónicas, debía ser unas cien mil veces mayor que el del núcleo, si bien la masa total del átomo se hallaba concentrada casi exclusivamente en éste último. Cuando Rutherford explicaba su modelo lo comparaba con un sistema planetario en miniatura. A él se debe la noción de **espacio vacío** en las amplias regiones de la corteza no ocupadas por los electrones.



Alumno: ¿Dio, Rutherford, indicaciones acerca del número de órbitas o de cuántos electrones giraban en cada una?

Profesor: Realmente no. Este modelo no tenía capacidad para determinar lo que me preguntas. Además, el propio autor ya sabía de sus limitaciones. Por ejemplo, la teoría electromagnética clásica no permite que una carga que gira, aunque sea con velocidad constante, no pierda energía. El átomo de Rutherford tuvo los días contados, no era una estructura estable. El electrón, al ir perdiendo energía, iría describiendo órbitas sucesivamente menores hasta precipitarse contra el núcleo.

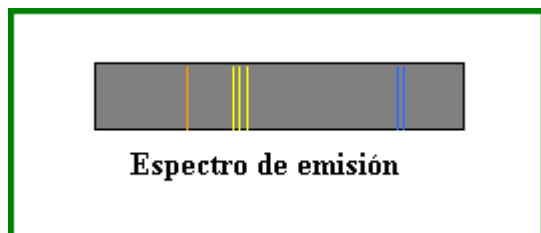
Alumno: Y ello acabaría con el átomo.

Profesor: Sin embargo, no fue sólo eso lo que provocó la crisis. Por esa época era un misterio la obtención de los **espectros atómicos**.

Alumno: No me suena muy bien eso de los espectros.

Profesor: Su denominación hace referencia a las radiaciones luminosas. Los átomos, en estado gaseoso, cuando se les comunica energía vuelven a su estado fundamental emitiendo ciertas radiaciones, de unas longitudes de onda o frecuencias características. Si las recogemos sobre una placa fotográfica obtenemos su *espectro de emisión* que sirve para identificar al átomo en cualquier tipo de muestra. Además, el grosor o intensidad de las rayas nos determina la concentración de ese elemento.

Alumno: Luego un espectro es algo así como las huellas digitales de un elemento.



Profesor: Muy buena comparación. El caso más curioso que recuerdo es el del estudio del espectro solar. Descubrieron unas rayas que no se correspondían con ningún elemento conocido en la Tierra y lo llamaron helio, lógicamente. Con el tiempo, el helio, un elemento de la familia de los gases nobles, también fue identificado en la Tierra, pues se halla en una pequeña proporción en nuestra atmósfera.

De la misma manera, el *espectro de absorción* de un átomo se obtiene vaporizándolo e iluminándolo con luz blanca, y recogiendo en una placa fotográfica las radiaciones resultantes. Se observa un espectro continuo de colores con ciertas rayas negras, que son precisamente las radiaciones absorbidas por el átomo y que coinciden exactamente con las de su espectro de emisión.

Alumno: Sospecho que no hubo forma de explicar esto con el modelo de Rutherford.

Profesor: Pues no. El modelo era algo rudimentario, a pesar de su carácter innovador en 1911.

6. UN NUEVO CAMBIO: EL MODELO DE BÖHR

Alumno: Me imagino que existiría un cierto nerviosismo en la comunidad científica por ver cómo se lograba encajar este fenómeno tan misterioso.

Profesor: Si fue así, lo cierto es que hubo que esperar poco tiempo. Después del impacto que la teoría cuántica de Planck causó en el año 1900, el sueco Niels Böhr, fue el primero en apreciar su utilidad a la hora de interpretar la emisión y la absorción de energía a escala atómica. Basó su modelo en unos sencillos **postulados** de los cuales derivó las expresiones de los *radios* y las *energías* de las **órbitas electrónicas** y aplicó la ecuación de Planck para calcular los cambios energéticos asociados a las **transiciones** o saltos del electrón cuando se mueve desde una órbita a otra en el átomo de hidrógeno, al considerar las interacciones eléctricas con el protón del núcleo.

Este modelo es el primero que incorpora la visión actual de la física atómica, porque introduce la idea de que los valores de la energía (y del radio de las órbitas) no pueden ser cualesquiera sino que están **cuantizados**. No obstante, sigue prevaleciendo la existencia de órbitas electrónicas, que concuerdan perfectamente con el concepto clásico de trayectoria.

Alumno: No entiendo bien ese término "cuantizado".

Profesor: Significa que ni el radio ni la energía pueden adoptar cualquier valor sino que sólo les están permitidos algunos de ellos, que además se deducen de relaciones matemáticas en las que intervienen los "**números cuánticos**", cuyos posibles valores son los que sirven para calcular dichos radios y las energías de las órbitas.

Alumno: Algo así como si en una carpintería en lugar de poder comprar tablones de la longitud que deseamos sólo nos ofrecen respectivamente de 50 cm, de 60, de 80 o de 110 cm, por ejemplo.

Profesor: Entonces diríamos que la longitud de los tablones está cuantizada.

Alumno: ¿Es muy complicado el fundamento matemático del nuevo modelo?.

7. POSTULADOS DE BÖHR

Profesor: Ciertamente, no. El modelo de Böhr para el átomo de hidrógeno data de 1913 y se construye a partir de dos postulados:

- I) El electrón gira en torno al núcleo, sin perder energía, en órbitas circulares que cumplan la condición de que el momento angular del electrón sea un múltiplo entero de la constante de Planck:

$$m v 2 \pi R = n h$$

donde m es la masa del electrón; v , su velocidad; R , el radio de la órbita; h , la constante de Planck y $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

- II) El átomo sólo emite o absorbe energía cuando el electrón pasa de una órbita a otra inferior o superior, respectivamente. La energía emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética es igual a la diferencia de energía entre ambos estados (órbitas) y viene expresada por la fórmula de Planck:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h f$$

siendo E_1 y E_2 las energías de las órbitas inicial y final entre las que se produce la transición, h la constante de Planck y f la frecuencia de la radiación emitida o absorbida.

8. RADIO Y ENERGÍA DE LAS ÓRBITAS

Alumno: ¿Y con dos postulados únicamente se elabora el modelo?. Parece fácil.

Profesor: En efecto, sólo se necesita dominar con relativa fluidez los cálculos algebraicos y ciertos contenidos de dinámica y electricidad. Recordemos que el electrón se considera una carga puntual $e = -1,6 \cdot 10^{-19}$ C, que gira en trayectorias circulares de radio R , con velocidad uniforme v , alrededor del protón, otra carga puntual del mismo valor absoluto aunque de signo positivo.

En este movimiento de rotación, la fuerza normal ha de ser precisamente la fuerza de atracción eléctrica entre el electrón y el núcleo:

$$\frac{m v^2}{R} = K \frac{e^2}{R^2}$$

de donde:

$$R = \frac{K e^2}{m v^2}$$

Llevando a la fórmula anterior la expresión de v dada por el primer postulado y simplificando obtenemos los posibles valores para el radio de las órbitas, que dependen del número cuántico n , el cual puede adoptar valores naturales, desde 1, para la órbita **fundamental**, en adelante, para las órbitas sucesivas:

$$R = \frac{n^2 h^2}{4 \pi^2 K m e^2} \quad (1)$$

Por otro lado, la energía del electrón se deduce sumando sus energías cinética y potencial eléctrica:

$$E = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{K e^2}{R}$$

Sustituyendo v de la fórmula del primer postulado y R de la ecuación (1) llegamos a:

$$E = -\frac{2\pi^2 K m e^4}{n^2 h^2} \quad (2)$$

Sustituyendo en las ecuaciones (1) y (2) las constantes m , e , h y K , resulta:

$$R = 0,53n^2 \text{ Angstrom} \quad \text{y} \quad E = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

Como te decía, esas expresiones muestran que tanto el radio de las órbitas como su energía se hallan *cuantizados*.

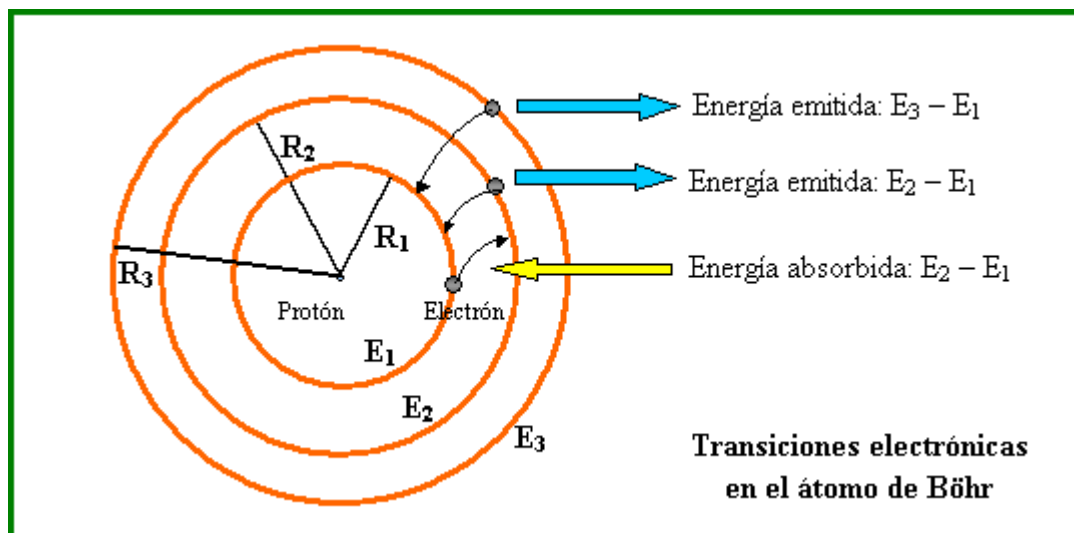
Alumno: Así, para determinar la energía de la transición electrónica desde la órbita de radio R_1 , obtenido con $n = 1$, hasta la R_2 , con $n = 2$, basta hallar $E_2 - E_1$, haciendo previamente $n = 1$ y $n = 2$ en la expresión de E .

Profesor: Claro. Estas fórmulas permitían asignar perfectamente todas las rayas del espectro del hidrógeno a sus respectivas transiciones electrónicas.

Alumno: Eso tuvo que ser un gran éxito.

Profesor: Por supuesto. Ahí comenzó de verdad la revolución cuántica. Por cierto, si reflexionamos detenidamente sobre los postulados de Böhr y recordamos la hipótesis de la dualidad onda-corpúsculo hallamos interesantes relaciones, a pesar de que ésta última fue muy posterior, pues hubo de transcurrir más de una década.

Alumno: Aparentemente, no se me ocurre ninguna.



9. RELACIONES CON LA ECUACIÓN DE DE BROGLIE

Profesor: Recuerda que Louis de Broglie propuso que todas las partículas, incluyendo al electrón, en su movimiento poseen asociada una onda, cuya longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

(h es la constante de Planck; m , la masa y v , la velocidad de la partícula).

Con eso, admitimos que toda partícula subatómica, como el electrón, presenta una doble naturaleza, de onda y de materia, ofreciendo en cada circunstancia experimental una de ambas y nunca las dos al mismo tiempo, lo que se conoce como *principio de complementariedad*.

Pues bien, si suponemos que el electrón en su movimiento alrededor del núcleo del átomo de hidrógeno no cambia de órbita –y no pierde energía–, se le puede *asociar* una onda *estacionaria* de manera que su longitud de onda debe cumplir la condición:

$$2\pi R = n\lambda \quad (n = 1, 2, 3\dots)$$

ya que la longitud de la trayectoria del electrón tiene que ser un múltiplo de la longitud de onda

de la onda asociada.

Si en la fórmula anterior sustituimos la longitud de onda dada por la ecuación de De Broglie, tendremos:

$$2 \pi R = n \frac{h}{m v}$$

Y, moviendo términos, llegamos fácilmente a la expresión del primer postulado:

$$2 \pi R m v = n h$$

Por otra parte, si comenzamos desde la ecuación del segundo postulado, $\Delta E = h f$, y recordamos la equivalencia masa-energía dada por Einstein, llegamos a:

$$m c^2 = h f$$

O bien: $\frac{c}{f} = \frac{h}{m c}$

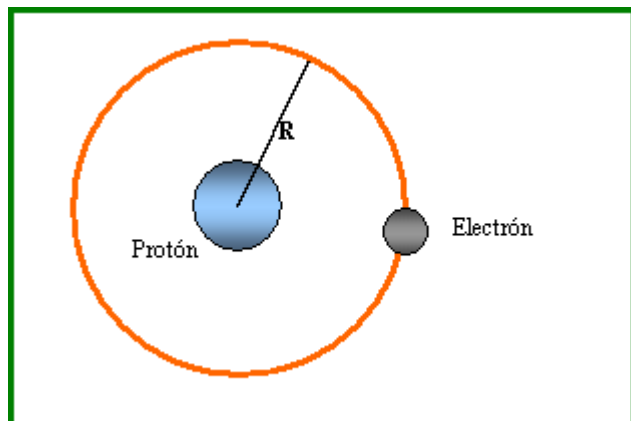
Y puesto que la frecuencia se relaciona con la longitud de onda por:

$$\lambda = \frac{c}{f}$$

Tendremos: $\lambda = \frac{h}{m c}$, es decir, $\lambda = \frac{h}{p}$, que es la ecuación de De Broglie aplicada a un fotón, donde p es su cantidad de movimiento.

Alumno: O sea, que se puede deducir la hipótesis de De Broglie partiendo del segundo postulado. Muy interesante.

Profesor: No olvides que la dualidad onda-partícula, idea subyacente en la descripción del mundo atómico es uno de los pilares fundamentales de la mecánica cuántica. Esto nos demuestra no sólo la permanente interrelación entre los conceptos cuánticos sino la importancia de los postulados del físico sueco, que consciente o inconscientemente, llevaban implícita la idea de la *naturaleza dual* de la materia. La *exigencia matemática*, por decirlo de un modo gráfico, de la hipótesis onda-partícula, nos consuela, en cierto modo, de la dificultad conceptual que supone imaginar este fenómeno, idea central en el desarrollo de la mecánica cuántica y clave en el estudio de las interacciones que afectan a las partículas fundamentales.



Tipo de radiación	Origen	Frecuencia (Hz)	Longitud de onda (m)
Rayos gamma	Radiactividad nuclear	Superior a 10^{20}	Hasta $5 \cdot 10^{-10}$
Rayos X	Choque de electrones energéticos con átomos	10^{17} a 10^{20}	10^{-11} a 10^{-9}
Ultravioleta	Descargas eléctricas en gases	$8 \cdot 10^{14}$ a 10^{17}	10^{-9} a $8 \cdot 10^{-7}$
Visible	Salto electrónico	$3 \cdot 10^{14}$ a $8 \cdot 10^{14}$	$4 \cdot 10^{-7}$ a $8 \cdot 10^{-7}$
Infrarrojo	Radiación térmica	10^{11} a $3 \cdot 10^{14}$	$4 \cdot 10^{-7}$ a 10^{-3}
Microondas	Generadores electrónicos	10^{10} a 10^{11}	10^{-3} a 10^{-2}
Ondas de radio cortas, FM y TV	Circuitos eléctricos oscilantes	10^7 a 10^{10}	10^{-2} a 10
Ondas de radio AM	Circuitos eléctricos oscilantes	$2 \cdot 10^5$ a 10^7	10 a 10^3
Ondas de radio largas	Circuitos eléctricos oscilantes		

Inferior a $2 \cdot 10^5$

Superior a 10^3

Tipos de radiaciones en el espectro electromagnético