3. Un metal tiene una función de trabajo de 2.4 eV. ¿ Cuál es la longitud de onda de corte para que haya fotoemisión de esta superficie ? R) 517.5 nm

4. Si la funcion de trabajo para el zinc es de 4.3 eV, ¿ cuál es la energía cinética máxima de los electrones expulsados de una superficie pulida de zinc por la línea ultravioleta de 253.7 nm del mercurio ? R) 0.6 eV

5. Una superficie tiene una función de trabajo de 4 eV. ¿ Cuál es la velocidad máxima de los fotoelectrones emitidos por la luz de frecuencia $3x10^{15}$ Hz ?

R) $1.72x10^{6}$ m/s

6. Calcular la velocidad máxima de los electrones emitidos por una superficie con función de trabajo de 3.4 eV por un fotón de 310 nm de longitud de onda.

R) $4.63x10^{5}$ m/s

7. ¿ Qué velocidad tendrá un electrón con una longitud de onda asociada de 20 nm?

R) $3.64x10^{4}$ m/s

8. Calcule la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de 5,000 m/s. ($m_e = 9.1x10^{-31}$ kg) R) $1.45x10^{-7}$ m

C. DESARROLLO DE LA FISICA CUANTICA , FISICA ATOMICA

C.1 INTRODUCCION

En la antigüedad, en los siglos IV y V a. C., los filósofos griegos especulaban si podía existir la estabilidad en medio del cambio, o si el cambio mismo era la única característica "permanente" del universo. Algunos opinaban que debía existir algo estable, y que esto era la materia, por lo que se preguntaron cómo debería estar constituida la materia para que esta estabilidad fuera posible. Una idea presentada por Demócrito (460- 370 a. C.) establecia que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas que podían moverse de un lado a otro, eran invisibles y las llamó átomos, la palabra griega que significa indivisible es, **atomas**, de donde proviene el término átomo, que corresponde a la partícula más pequeña en que puede dividirse la materia. Si cortamos un trozo de oro, ¿Cuántas veces podríamos cortarlo de manera que la partícula más pequeña siga siendo oro?, ¿Puede dividirse continuamente la materia?. Demócrito y otros opinaban que existe un límite, que debía haber una partícula de oro que ya no podía ser dividida.

Aristóteles (384 - 322 a. C.) no estaba de acuerdo con lo establecido por Demócrito, e insistía que la materia podía dividirse indefinidamente (y ésto es cierto si llegamos a las partículas fundamentales, pero éstas no conservan las características de los diferentes elementos). Aristóteles era un sabio tan eminente que cualquier teoría contraria a la suya no se aceptaba fácilmente, por lo que la idea de los átomos se olvidó bastante tiempo; hasta el siglo XIX, cuando John Dalton (1766 - 1844), químico y físico inglés, dió un paso muy importante en la ciencia, ya que para comprender las combinaciones químicas y las relaciones de peso en éstas, investigó cómo debería ser la materia y formuló su teoría atómica; él encontró pruebas que obligaban a creer en la existencia de los átomos aunque no pudieran ser vistos. Dalton postuló su teoría atómica en ella su descripción de los átomos, incluía en realidad algunas partículas de materia que actualmente llamamos moléculas; para Dalton un átomo era simplemente una partícula fundamental, con las características de la substancia a la que pertenecía.

La presentación de la teoría de Dalton incremento las actividades en torno a la ciencia, entre ellas: las investigaciones sobre la naturaleza de las partículas, y la emisión o absorción de energía por los átomos; esta ultima se presenta bajo circunstancias especiales, como un espectro de luz en forma de líneas, y se encontró que los gases absorben y emiten luz a longitudes de onda características de cada uno, y gracias a ésto se pudo determinar la composición del Sol, al comparar las líneas del espectro perdidas con las líneas de absorción conocidas de algunos elementos, de esta manera se descubrió el elemento helio en el Sol antes que en la Tierra. El análisis espectrográfico se basa en esta característica de los elementos y ha hecho posible determinar la composición de las estrellas. En la actualidad este análisis se utiliza para determinar la composición de aleaciones metálicas y en algunas otras áreas.

La idea de la estructura de la materia y las observaciones que se realizaron, parecían tener más sentido en términos de un modelo atómico que de un modelo continuo para describir la materia. "MODELO" como se usa en este caso, significa una abstracción mental, a menudo esbozada sobre papel, que utilizamos para explicar algunas observaciones, y si es apropiado debe satisfacer los datos observados.

C.2 EL MODELO ATOMICO DE THOMSON

En 1904, antes de que se descubrieran los protones y los neutrones, Joseph John Thomson (1856 - 1940) físico inglés, propuso un modelo para la estructura atómica; él consideró una esfera de carga eléctrica positiva, en la que estuvieran incrustados corpúsculos de carga eléctrica negativa, (como inicialmente llamó a los electrones) por lo que muchos dieron a este modelo el sobrenombre de budín de pasas (ver figura 6). Thomson se imaginó que los electrones podían estar en movimiento, siguiendo órbitas circulares alrededor del centro de la esfera, pero si su movimiento tenía demasiada energía, supuso que el átomo podría desintegrarse, como generalmente esto no ocurre, fue un desacierto de este modelo.

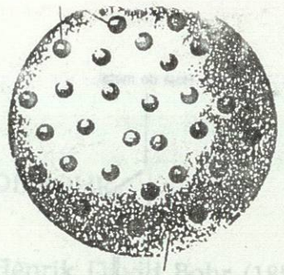

Figura 6. El modelo atómico de Thomson, una esfera con carga eléctrica, e incrustados en ella corpúsculos con carga eléctrica negativa. Se le llamó modelo del budin de pasas.

C.3 EL MODELO ATOMICO DE RUTHERFORD

Muchas características del modelo de Thomson se examinaron y criticaron, algunas críticas condujeron a ciertas predicciones sobre el comportamiento de hojas metálicas muy delgadas frente a proyectiles atómicos que emitieran partículas alfa, llamados al principio solo rayos alfa, ya que no se conocía su naturaleza hasta que Ernest Rutherford (1871 - 1937) identificó los rayos alfa definiéndolos como partículas de tamaño atómico con una masa de 4 uma (unidades de masa atómica) y una carga de dos veces la carga del electrón pero con signo contrario.

Basándose en la teoría de Thomson, Rutherford y sus coloboradores prepararon un experimento con hojas metálicas muy delgadas (ver figura 7) , en el cual una de estas hojas es bombardeada con partículas alfa a alta velocidad, y observaron que la mayoría de estas partículas atravesaron la hoja metálica sin desviarse, otras chocaban y eran devueltas en sentido contrario. Rutherford pensó que el hecho de que las partículas se desviaran, o fueran devueltas en sentido contrario, indicaba que chocaban con carga de igual signo, y con una masa que pudiera detener una partícula alfa y hacerla regresar, y que si la mayoría de ellas atravesaban las hojas, esto significaba que culaquier cosa que fuera el átomo tendría que ser en su mayor parte espacio vacío; Rutherford estaba listo para proponer un modelo nuclear del átomo, con esto nació la era nuclear, y a él se le consideró el "Padre de la ciencia nuclear".

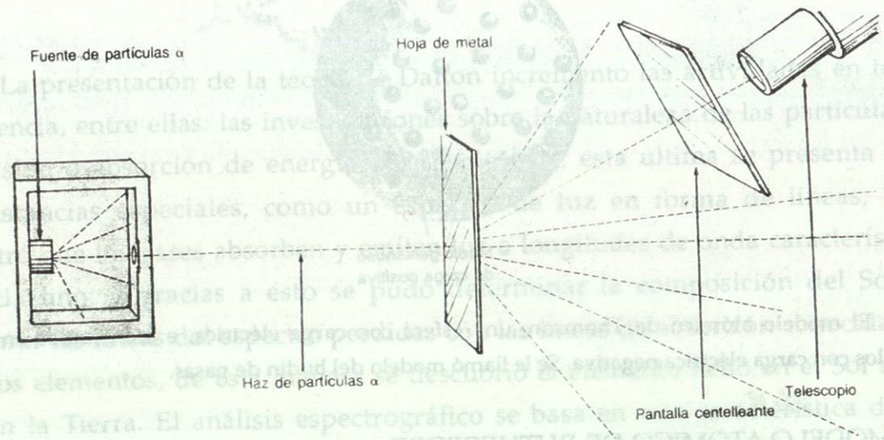

Figura 7. Después de bombardear la hoja de metal con partículas alfa, el equipo de trabajo de Rutherford llegó a la conclusión de que gran parte de la masa del átomo estaba concentrada en el núcleo.

El modelo de Rutherford proponía; **que toda la masa del átomo, y la totalidad de la carga positiva, estaba concentrada en un conjunto pequeño y denso al centro llamado núcleo**. Para cualquier átomo, el número de partículas alfa desviadas debe ser proporcional al cuadrado de la carga del núcleo (en ese tiempo se desconocia la carga del núcleo). El átomo es en su mayoría espacio vacío, ya que si imaginamos que el núcleo de un átomo tiene un diámetro de 10 centímetros, el primer electrón lo encontraríamos a un kilómetro de distancia de él, aproximadamente, para átomos de pocos electrones.

Posiblemente los electrones no llegan a chocar contra el núcleo, debido a que su movimiento circular es tan rápido, que la fuerza que los atrae queda equilibrada con la fuerza que tiende a expulsarlos hacia afuera. Pero el electrón tiene carga eléctrica, y su movimiento alrededor del núcleo debería generar una corriente en miniatura, por lo cual los átomos deberían irradiar energía constantemente y en forma contínua, y conforme perdiera energía debido a la irradiación, seguiría una trayectoria espiral hacia el núcleo atraído por éste. lo cual es contrario a lo observado, ya que el espectro atómico cuando se presenta nunca es continuo, sino en líneas características para cada átomo.

Para entonces Max Planck había introducido la idea de "cuantos" o paquetes de energía, y Albert Einstein había utilizado esta idea para explicar por primera vez el efecto fotoeléctrico o teoría del fotón, donde postula que el fotón tiene una energía dada por hν lo cual había sido confirmado mediante la experimentación.

C.4 EL MODELO ATOMICO DE BOHR

El físico danés Niels Henrik David Bohr (1885-1962), fue a Inglaterra y se unió al grupo de Rutherford para las investigaciones sobre el átomo; comenzó con dos suposiciones: en primer lugar que la idea de Rutherford era correcta, toda la carga positiva así como la masa total del átomo estaban en un núcleo, y los electrones de alguna manera se encontraban en el exterior de éste: en segundo lugar que Planck y Einstein estaban en lo correcto, la materia podía emitir o absorber energía en "paquetes o cuantos ". Ademas Bohr tomó en cuenta el hecho de que el átomo es estable y no irradia energía continuamente en condiciones normales; y propuso así dos postulados de su teoría atómica.

El primer postulado de la teoría atómica de Bohr establecía que un sistema atómico de un electrón girando alrededor del núcleo (consideró el sistema atómico más sencillo que es el del hidrógeno) poseía varios estados o niveles energéticos en los que no irradia ni absorbe energía electromagnética, aún cuando el electrón esté en movimiento respecto al núcleo. En tanto que el electrón permanezca en un estado determinado, el átomo no absorberá ni liberara energía, **este se considera un estado estacionario, y rechaza la teoría clásica electrodinámica** que podría aplicarse a macrosistemas, pero para los electrones en el átomo en un tamaño tan pequeño, no es correcta.

El segundo postulado de Bohr se basa en el hecho de que en el átomo hay una transición de un estado estacionario a otro, **cuando el electrón ha pasado de un nivel de energía a otro, y que el átomo emite o absorbe energía electromagnética en este proceso**, y la energía de un electrón es la suma de la energía cinética más potencial debida a la fuerza de atracción entre el electrón y el núcleo, por lo que es necesario realizar un trabajo para mover un electrón desde una órbita que está cerca del núcleo hasta una más lejana. Por lo tanto la energía de un electrón en una órbita cercana al núcleo es menor que la del electrón en una órbita más lejana. Los electrones en estado excitado o energizados, tienen órbitas más grandes y por lo tanto mayor energía. Bohr postuló que la diferencia energía de un nivel a otro es igual a la energía del fotón, esto es: