

¿Tienes alguna explicación? ¿Podrías identificar alguna reacción química de las que ocurren?

Tercera etapa

— Ahora vaciar y enjuagar los tres vasos y llenarlos por la mitad con agua.

— Añadir una cucharadita de bicarbonato sódico a cada vaso y agitarlo hasta disolverlo.

— ¿Qué efecto químico hace el bicarbonato, y qué tipo de disolución acuosa queda?

— ¿Qué diferencias indicativas se encuentran entre los tres tipos de aspirinas?

— ¿Cómo comparar estos resultados con los obtenidos en las etapas primera y segunda?

RESPUESTAS ESPERADAS

Primera etapa

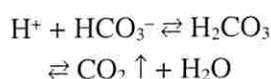
La aspirina normal y la aspirina efervescente se disuelven en ese medio de agua, pero la micronizada lo hace muy poco.

Segunda etapa

— El mayor componente del vinagre es el agua y el ácido acético, el cual proporciona a la disolución un medio ácido de pH aproximado a 3,5.

— Los comportamientos son similares excepto en el caso de la aspirina efervescente, la cual burbujea. Las burbujas provienen de la reacción del ácido acético con el regulador básico de la pastilla de aspirina.

— Las pastillas de aspirina efervescentes contienen un regulador de pH que reacciona con el ácido acético (de modo similar a como lo haría con los ácidos del estómago) dando una reacción ácido-base semejante a ésta:



— El gas producido probablemente es CO_2 (por el carbonato/bicarbonato del regulador).



Figura 4.



Figura 5.

Tercera etapa

— El bicarbonato sódico, NaHCO_3 , produce un medio básico en la disolución acuosa.

— Las burbujas observadas se deben a que el medio básico de la disolución reacciona con el ácido

acetilsalicílico de las pastillas de aspirina formando el CO_2 .

— Las pastillas micronizadas ahora se rompen más fácilmente porque su envoltura está diseñada para disolverse en disoluciones básicas; es decir, no se disuelven en el medio ácido del estómago, pero se disuelven en una disolución básica suave como es el medio de pH del intestino delgado.

— Tanto la aspirina normal como la efervescente burbujean al deshacerse mientras que la micronizada simplemente se rompe más fácilmente.

Este experimento casero ayuda a entender cómo las modificaciones realizadas en las pastillas de aspirina ayudan a minimizar molestias estomacales, basándonos simplemente en los conceptos de ácidos, base y regulador de pH.

Pilar Fernández Hernando
Dpto. de Ciencias Analíticas

Experimento histórico

Descubrimiento del núcleo atómico: el experimento de Rutherford

INTRODUCCIÓN

La búsqueda de la naturaleza fundamental de la materia tuvo sus comienzos en las especulaciones de los filósofos griegos; en particular, Demócrito (460-370 a.C.) en el siglo IV a. C. creía que todos los materiales podían ser divididos en piezas cada vez más pequeñas hasta que se alcanzaba el límite tras el cual no eran posibles más divisiones. Este *átomo* de material, invisible al ojo humano, era para Demócrito el constituyente básico de la materia. Durante 2400 años esta idea permanecía sólo como una especulación, hasta que los investigadores de comienzos del siglo XIX aplicaron los métodos de la ciencia experimental a este problema, y de estos estudios se obtuvo la evidencia necesaria para elevar la idea del atomismo al nivel de teoría científica.

En 1803 John Dalton (1766-1844) propone una nueva teoría sobre la constitución de la materia. Según Dalton toda la materia se podía dividir en dos grandes grupos: los elementos y los compuestos. Los elementos estarían constituidos por unidades fundamentales que, en honor a Demócrito, Dalton denominó átomos. Los compuestos se constituirían de moléculas, cuya estructura viene dada por la unión de átomos en proporciones definidas y constantes. La

teoría de Dalton seguía considerando el hecho de que los átomos eran partículas indivisibles.

Modelo atómico de Thomson

A finales del siglo XIX el núcleo atómico no había sido descubierto y se creía que los átomos eran las partículas más pequeñas que constituían la materia. El descubrimiento de los rayos X en 1895, por Wilhelm Röntgen (1845-1923), y de la radiactividad natural en 1896, por Henri Becquerel (1852-1908), indicaban que la estructura atómica de todos los elementos tenía algo en común. Además, J.J. Thomson (1856-1946) realizó una serie de experimentos con rayos catódicos, donde demostró que consistían en un flujo de partículas cargadas, muy pequeñas, con una masa unas mil veces menor que la masa del átomo de hidrógeno; todo esto le llevó en 1897 al descubrimiento del electrón. Estaba cada vez más claro que los átomos no eran partículas fundamentales, sino que estaban ellos compuestos a su vez de partículas más pequeñas.

Carente de información de cómo se distribuían las cargas positivas y negativas en el átomo, Thomson propuso en 1904 un modelo sencillo. Supuso al átomo constituido por una esfera de electricidad positiva y de densidad uniforme, a través de la cual se distribuía una carga igual y de signo opuesto en forma de electrones. Así concebido, el átomo aparecía como una esfera pequeñísima de electricidad positiva donde estaban embebidos los electrones. A la esfera se le atribuyó un diámetro de 10^{-8} cm, el encontrado para el átomo.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

El modelo atómico de Thomson fue más o menos aceptado, hasta que se encontró que contradecía los resultados de los experimentos de dispersión de partículas alfa por finas láminas metálicas, llevados a cabo por Ernest Rutherford (1871-1937) y su equipo en la primera década del siglo XX. En estos experimentos se obtenía que algunas partículas alfa eran dispersadas con pequeños ángulos, correspondiendo a la interacción de Coulomb con un átomo que fuera según el modelo de Thomson, pero había otras que eran dispersadas con ángulos muy grandes (mayores que 90°). El modelo atómico de Thomson no podía explicar estos resultados, ya que la probabilidad de que en una dispersión múltiple¹ se produjera un ángulo de desviación muy grande era prácticamente despreciable.

¹ *Dispersión múltiple*: Número relativamente grande de pequeñas desviaciones, producidas por un gran número de átomos del material dispersor sobre una partícula.

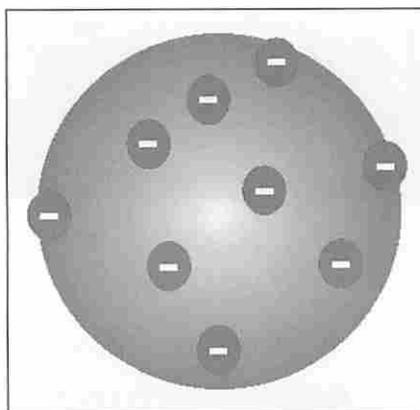


Figura 1. Imagen del modelo atómico propuesto por Thomson.

Los resultados fueron totalmente inesperados: la gran mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina de oro con ninguna dispersión o mínima, como se esperaba si fuera cierto el modelo de Thomson; pero una pequeña cantidad de partículas alfa eran dispersadas con un gran ángulo e incluso algunas “rebotaban” como si hubieran impactado sobre una barrera infranqueable. El mismo Rutherford describe su asombro ante tal resultado con estas palabras: “.....esto era lo más increíble que me había ocurrido en mi vida. Tan increíble como si un proyectil de 15 pulgadas, disparado contra una hoja de papel de seda, se volviera y le golpeará a uno...”.

Experimento de Rutherford

Los experimentos de dispersión de partículas α fueron las primeras experiencias en las que partículas individuales fueron dispersadas y detectadas sistemáticamente, algo que es ahora muy común en Física Nuclear y de Partículas.

Las partículas α eran emitidas por una fuente de un isótopo del radio (exactamente el Ra^{226}), el haz era colimado e incidía sobre una lámina de metal. Los destellos producidos por las partículas α dispersadas eran recogidos por una sustancia luminiscente (sulfuro de zinc). Para minimizar la pérdida de partículas alfa por dispersión con las moléculas de aire se debía hacer un buen vacío al sistema experimental.

El primer colaborador de Rutherford en la fase inicial del trabajo fue Hans Geiger² (1882-1945), y en 1909 se le unió Ernest Marsden (1888-1970), que por aquella época era estudiante y empezaba a colaborar con Geiger.

Los resultados de estos experimentos se publicaron en 1909 y 1910, y ponían en evidencia que el modelo de Thomson no era el adecuado para explicar la estructura del átomo. Por lo que en 1911 Rutherford propuso un nuevo modelo atómico, según el cual el átomo consistía en un núcleo central cargado positivamente, de un tamaño muy pequeño (alrededor de 10^{-12} cm), con electrones distribuidos alrededor de él a unas distancias, comparativamente, muy grandes (sobre 10^{-8} cm).

Teoría de Rutherford para la dispersión de las partículas alfa

Para explicar la dispersión de las partículas alfa por la materia, Rutherford propuso en 1911³ una nueva teoría,

² Hans Geiger desarrolló, posteriormente, el famoso contador Geiger.

³ Ernest Rutherford primero presentó sus conclusiones en una pequeña comunicación en la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester, para posteriormente publicar los resultados en el *Philosophical Magazine*.

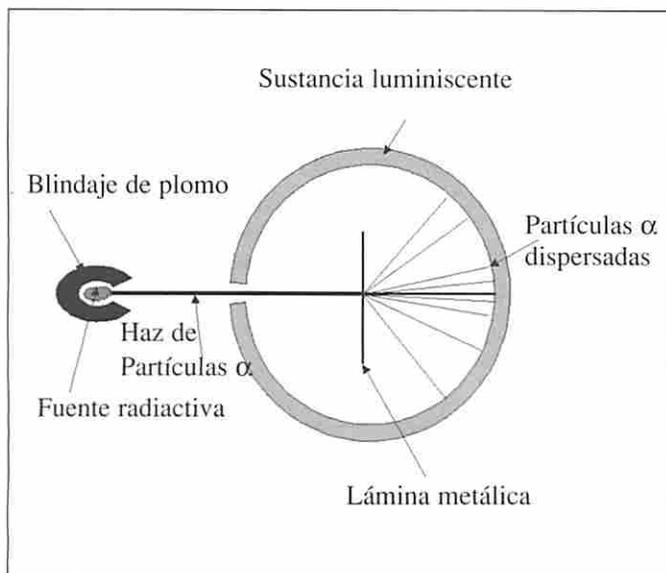


Figura 2. Esquema del sistema experimental del experimento de Rutherford.

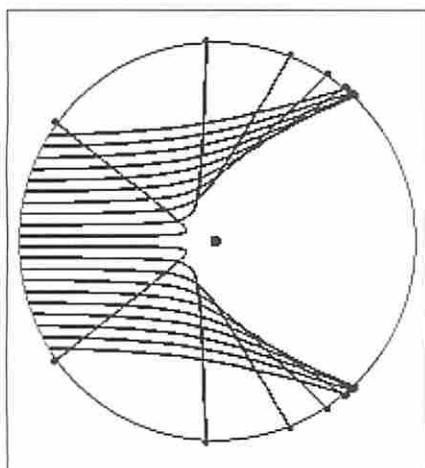


Figura 3. Trayectorias de las partículas alfa dispersadas por un núcleo, según la teoría de Rutherford.

fundada en un modelo atómico nuevo, con la que pudo explicar cuantitativamente los resultados experimentales publicados previamente. Rutherford sugirió que la desviación según un ángulo grande de una partícula alfa podía ser debida a la acción de un solo átomo y no a una dispersión múltiple.

Supuso que la carga nuclear y la de las partículas alfa eran puntuales y que la dispersión era debida a la fuerza electrostática de repulsión entre el núcleo y la partícula; si la magnitud de la carga de la partícula alfa es $2e$ y la del núcleo Ze , donde Z es un número entero⁴, y r es la distancia entre las dos cargas, dicha fuerza vale:

$$F = \frac{2Ze^2}{r^2}$$

Consideró que el átomo era lo suficientemente pesado para que el núcleo permaneciera en reposo durante el proceso de dispersión. Con estas suposiciones, el cálculo de la trayectoria de la partícula alfa se reduce a un pro-

⁴ Se comprobó posteriormente que este número Z era el número atómico.

blema elemental de mecánica clásica, el del movimiento de una partícula de gran energía en un campo de fuerzas repulsivas inversamente proporcionales al cuadrado de la distancia; la trayectoria descrita es una rama de hipérbola en cuyo foco exterior está situado el núcleo, pudiéndose deducir la fórmula que proporciona la desviación a partir de relaciones geométricas y físicas.

Tomando como origen de coordenadas el centro de la hipérbola, una de cuyas ramas es la trayectoria de la partícula alfa, la partícula se acerca según una trayectoria hiperbólica, y al aproximarse al núcleo se desvía un ángulo ϕ .

La ecuación que describe la hipérbola (según la Figura 5), en el plano XY , es:

$$\frac{x^2}{a^2} - \frac{y^2}{c^2 - a^2} = 1$$

[669]

LXXIX. *The Scattering of α and β Particles by Matter and the Structure of the Atom.* By Professor E. RUTHERFORD, F.R.S., University of Manchester*.

§ 1. IT is well known that the α and β particles suffer deflexions from their rectilinear paths by encounters with atoms of matter. This scattering is far more marked for the β than for the α particle on account of the much smaller momentum and energy of the former particle. There seems to be no doubt that such swiftly moving particles pass through the atoms in their path, and that the deflexions observed are due to the strong electric field traversed within the atomic system. It has generally been supposed that the scattering of a pencil of α or β rays in passing through a thin plate of matter is the result of a multitude of small scatterings by the atoms of matter traversed. The observations, however, of Geiger and Marsden † on the scattering of α rays indicate that some of the α particles must suffer a deflexion of more than a right angle at a single encounter. They found, for example, that a small fraction of the incident α particles, about 1 in 20,000, were turned through an average angle of 90° in passing through a layer of gold-foil about $\cdot 00004$ cm. thick, which was equivalent in stopping-power of the α particle to 1.6 millimetres of air. Geiger ‡ showed later that the most probable angle of deflexion for a pencil of α particles traversing a gold-foil of this thickness was about $0^\circ.87$. A simple calculation based on the theory of probability shows that the chance of an α particle being deflected through 90° is vanishingly small. In addition, it will be seen later that the distribution of the α particles for various angles of large deflexion does not follow the probability law to be expected if such large deflexions are made up of a large number of small deviations. It seems reasonable to suppose that the deflexion through a large angle is due to a single atomic encounter, for the chance of a second encounter of a kind to produce a large deflexion must in most cases be exceedingly small. A simple calculation shows that the atom must be a seat of an intense electric field in order to produce such a large deflexion at a single encounter.

Recently Sir J. J. Thomson § has put forward a theory to

* Communicated by the Author. A brief account of this paper was communicated to the Manchester Literary and Philosophical Society in February, 1911.

† Proc. Roy. Soc. lxxxii. p. 495 (1909).

‡ Proc. Roy. Soc. lxxxiii. p. 492 (1910).

§ Camb. Lit. & Phil. Soc. xv. pt. 5 (1910).

Figura 4. Primera página del artículo publicado en Philosophical Magazine, donde Rutherford exponía su teoría nuclear basándose en los resultados de los experimentos de Geiger-Marsden.

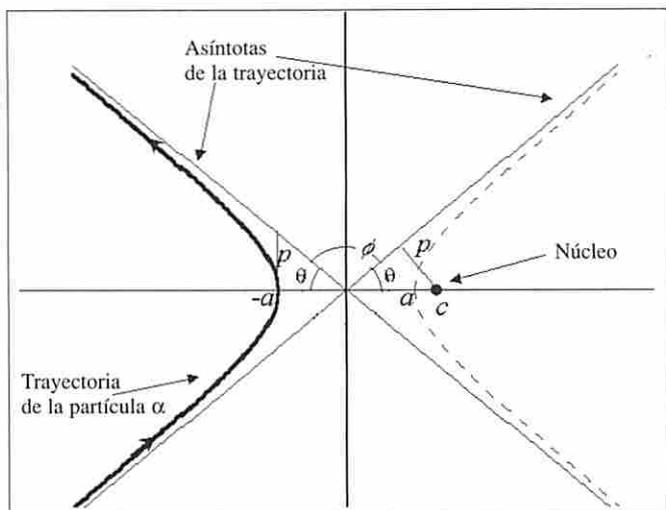


Figura 5. Gráfico de la dispersión de una partícula α por un núcleo atómico, según la interpretación de Rutherford.

donde a es el semieje mayor de la hipérbola, c es la distancia entre el origen de coordenadas y el núcleo, p es el semieje menor que coincide con el parámetro de impacto:

$$p^2 = c^2 - a^2$$

y θ es el ángulo entre el eje de abscisas y la dirección inicial de la partícula α , por lo que:

$$\phi = \pi - 2\theta$$

Llamando s a la distancia entre el núcleo y el vértice de la órbita (situado en $-a$):

$$s = c + a = c \left(1 + \frac{a}{c} \right) = c(1 + \cos\theta)$$

y de:

$$c = \frac{p}{\sin\theta} \Rightarrow s = \frac{p(1 + \cos\theta)}{\sin\theta} = p \operatorname{ctg} \frac{\theta}{2}$$

Se busca primero la relación entre el parámetro de impacto p y el ángulo de dispersión ϕ , para ello se aplican las leyes de conservación de la energía y del momento angular, considerando el comienzo de la trayectoria y el vértice de la órbita ($-a$).

CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

- Energía cinética al comienzo de la trayectoria $\rightarrow \frac{1}{2}mv^2$ (m es la masa de la partícula α , v su velocidad en ese punto).
- La energía potencial al comienzo es nula, considerando la distancia al núcleo infinita.
- Energía cinética en $-a \rightarrow \frac{1}{2}mv_o^2$ (v_o es la velocidad en el vértice de la trayectoria).

- Energía potencial en $-a \rightarrow \frac{2Ze^2}{s}$

$$\frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}mv_o^2 + \frac{2Ze^2}{s}$$

Dividiendo la expresión anterior entre $\frac{1}{2}mv^2$, y definiendo $b = \frac{4Ze^2}{mv^2}$:

$$1 = \left(\frac{v_o}{v} \right)^2 + \frac{4Ze^2}{smv^2} \Rightarrow \left(\frac{v_o}{v} \right)^2 = 1 - \frac{b}{s}$$

Sustituyendo el valor de s :

$$\left(\frac{v_o}{v} \right)^2 = 1 - \frac{b}{p} \frac{\sin\theta}{(1 + \cos\theta)} \quad (*)$$

CONSERVACIÓN DEL MOMENTO ANGULAR

- Momento angular al comienzo $\rightarrow |\vec{r} \times \vec{v}m| = pmv$.
- Momento angular en $-a \rightarrow |\vec{s} \times \vec{v}_o m| = sv_o m$.

$$mvp = mv_o s$$

$$\begin{aligned} \frac{v_o}{v} &= \frac{p}{s} = \frac{\sin\theta}{1 + \cos\theta} \Rightarrow \left(\frac{v_o}{v} \right)^2 = \\ &= \frac{\sin^2\theta}{(1 + \cos\theta)^2} = \frac{1 - \cos\theta}{1 + \cos\theta} \quad (**) \end{aligned}$$

Igualando (*) y (**), se obtiene:

$$\begin{aligned} \frac{1 - \cos\theta}{1 + \cos\theta} &= 1 - \frac{b}{p} \frac{\sin\theta}{(1 + \cos\theta)} \Rightarrow \\ \Rightarrow \frac{b}{p} &= \frac{2\cos\theta}{\sin\theta} \Rightarrow p = \frac{b}{2} \operatorname{tg}\theta \end{aligned}$$

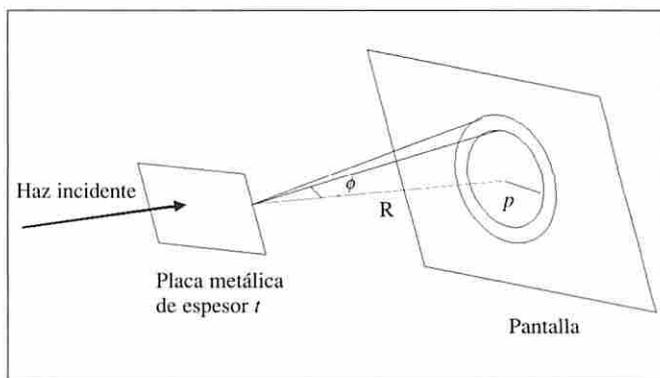


Figura 6. Incidencia de las partículas alfa dispersadas según un determinado ángulo.

Sustituyendo en la expresión anterior en función de ángulo de dispersión:

$$p = \frac{b}{2} \operatorname{tg} \left(\frac{\pi}{2} - \frac{\phi}{2} \right)$$

$$p = \frac{b}{2} \operatorname{ctg} \frac{\phi}{2}$$

$$p = \frac{2Ze^2}{mv^2} \operatorname{ctg} \frac{\phi}{2}$$

Ahora es fácil calcular cuántas partículas α de un haz incidente son desviadas un determinado ángulo. En un plano perpendicular al haz incidente y a una gran distancia del núcleo dispersor, las partículas que inciden en un sector circular entre p y $p + dp$ lo hacen con un ángulo entre ϕ y $\phi + d\phi$ (como aparece en la Figura 6):

Para un flujo de una partícula por cm^2 y segundo, el número de partículas que inciden sobre el anillo será:

$$dn = 2\pi p dp$$

$$dp = \frac{b}{2} d \left(\operatorname{ctg} \frac{\phi}{2} \right) = -\frac{b}{2} \frac{1}{2} \frac{1}{\operatorname{sen}^2 \frac{\phi}{2}} d\phi$$

$$|dn| = \pi b \operatorname{ctg} \frac{\phi}{2} \frac{b}{4} \frac{1}{\operatorname{sen}^2 \frac{\phi}{2}} d\phi = \pi \frac{b^2}{4} \frac{\cos \frac{\phi}{2}}{\operatorname{sen}^3 \frac{\phi}{2}} d\phi$$

Éste es el número de partículas desviadas un ángulo entre ϕ y $\phi + d\phi$, que están uniformemente distribuidas sobre una zona cuyo ángulo sólido será $2\pi \operatorname{sen} \phi d\phi$. Por lo que el número de partículas desviadas por unidad de ángulo sólido será:

$$W(\phi) = \frac{|dn|}{2\pi \operatorname{sen} \phi d\phi} = \frac{\pi b^2 \cos \frac{\phi}{2}}{4 \operatorname{sen}^3 \frac{\phi}{2} 2\pi \operatorname{sen} \phi d\phi} =$$

$$= \frac{b^2}{8} \frac{\cos \frac{\phi}{2}}{\operatorname{sen}^3 \frac{\phi}{2} 2 \operatorname{sen} \frac{\phi}{2} \cos \frac{\phi}{2}}$$

$$W(\phi) = \frac{b^2}{16} \frac{1}{\operatorname{sen}^4 \frac{\phi}{2}}$$

$$W(\phi) = \left(\frac{Ze^2}{mv^2} \right)^2 \frac{1}{\operatorname{sen}^4 \frac{\phi}{2}}$$

La expresión anterior es la *Fórmula de Rutherford* para la dispersión de partículas α por núcleos de número atómico Z .

Como se pone de manifiesto en la fórmula de Rutherford, se puede hallar el valor de Z conociendo el número de partículas α del haz incidente y contando el número de las mismas en el haz dispersado bajo condiciones geométricas conocidas. En 1920, James Chad-

wick⁵ (1891-1974) pudo determinar los valores de Z para distintos elementos. Obtuvo los siguientes valores:

Elemento	Z experimental	Z
Cobre	29,3	29
Platino	46,3	47
Plata	77,4	78

Estos resultados confirmaban la validez de los cálculos de Rutherford.

CONCLUSIONES

El modelo nuclear de Rutherford explicaba totalmente los resultados del experimento de dispersión de partículas alfa y fue un paso de gigante para explicar la estructura de la materia. El año de la creación del modelo nuclear del átomo podría ser considerado el año del nacimiento de la Física Nuclear, aunque ya se habían manifestado los primeros indicios con el descubrimiento de la radiactividad.

Sin embargo, este modelo nuclear tenía un gran inconveniente, ya que cualquier modelo que intente representar la estructura del átomo, que es un sistema estable, tiene que ser estable en sí mismo. Pero según las leyes de la electrodinámica, cualquier carga acelerada (incluido el electrón) moviéndose alrededor del núcleo de manera uniforme debe perder energía por radiación. En consecuencia, la energía del sistema sería cada vez menor y los electrones se moverían cada vez más cerca del núcleo hasta que caerían dentro de él.

El físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso, en 1913, una nueva teoría que superaba este problema, la teoría cuántica del proceso atómico. Bohr postuló la existencia de órbitas electrónicas estacionarias, en el átomo, con valores definidos y cuantificados del momento angular, que eran múltiplos de la constante de Planck:

$$m_e v r = n \hbar$$

donde m_e es la masa del electrón, v su velocidad, r el radio de la órbita y n un número entero.

La teoría de Bohr fue modificada y perfeccionada posteriormente, hasta llegar a la teoría atómica actual.

REFERENCIAS

- H. Geiger y E. Marsden: "On the Diffuse Reflection of the α -Particles", *Proc. Roy. Soc.*, **82A**, 495 (1909).
- H. Geiger: "The scattering of the α -Particles by Matter", *Proc. Roy. Soc.*, **83A**, 492 (1910).
- E. Rutherford: "The Scattering of α -Particles by Matter and the Structure of the Atom", *Phil. Mag.*, **21**, 669 (1911).
- J. Chadwick: "Charge on the Atomic Nucleus and the Law of Force; Validity of the Inverse Square Law for the Pt Atom", *Phil. Mag.*, **40**, 734 (1920).
- Max Born: *Atomic Physics*, Dover Publications, octava edición (1969).
- I. Kaplan: *Física Nuclear*, Editorial Aguilar (1961).

Amalia Willliart Torres
Dpto. de Física de los Materiales

⁵ Chadwick fue el descubridor del neutrón, en 1932.