

El modelo atómico nuclear

TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: ¿Existen los átomos? ¿Cómo son?	73
ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES	74
Modelos y su utilización en ciencia	74
Rayos catódicos y electrones	75
El experimento de Thomson	78
CTS Industrial: La televisión	80
El protón	80
El neutrón	82
LA RADIOACTIVIDAD Y EL MODELO NUCLEAR DEL ÁTOMO	82
Descubrimiento de los rayos X	82
La radiactividad	83
Tipos de emisiones radiactivas	83
El experimento de Rutherford	85
El átomo nuclear	86
Número atómico y número de masa	87
Isótopos	88
TE TOCA A TI: Número y masa atómica	89
TE TOCA A TI: Núclidos, neutrones y protones	89
Recapitulación	89
DE FRONTERA: Electrón, protón y neutrón, ¿son elementales?	91
PROBLEMAS Y ACTIVIDADES	92
BIBLIOGRAFÍA	93



CON ESCEPTICISMO:

¿Existen los átomos? ¿Cómo son?

Para Demócrito, en la época de los griegos, la idea del átomo era tan sólo una creación de la razón, un producto de la lógica humana no provisto de evidencia experimental. En esos tiempos no todos creían en la existencia de los átomos. Entre los incrédulos, Aristóteles se cuenta como el más famoso, como famosa fue su propuesta de los cuatro elementos que forman la materia: agua, aire, fuego y tierra.

La historia revela a Epicuro (341-270 a. de. n. e.), hombre moralista y bondadoso, como el último gran exponente griego del atomismo, cuyas enseñanzas fueron muy populares aún hasta la era romana. Los seguidores de Epicuro, conocidos como epicúreos, especialmente los epicúreos romanos de la última época, fueron sensuales en exceso, libertinos, aquellos que en las películas se representan como asiduos participantes en orgías y borracheras.

Tiempo después el cristianismo dominó Europa. El libertinaje, el ateísmo, la lujuria y con ellos el atomismo, se convirtieron en sinónimos de paganismo. Aproximadamente en el año 390 de. n. e. prenden fuego a la biblioteca monumental de Alejandría y con ello el atomismo desaparece por cerca de 1000 años.

Entre la idea de átomo de Demócrito y la de Dalton hay un lapso de siglos y una diferencia abismal. ¿Por qué resurge la idea del atomismo después de tanto tiempo de haber estado encubierta? ¿Qué evidencias hacían pensar que los átomos existían como la parte más pequeña de la materia? Veamos algunas.

La regularidad de las formas cristalinas llevaron a Hooke, en 1665, a deducir que éstas se deben al ordenamiento compacto de minúsculas partículas esféricas, que se apilan “como si fueran balas de cañón”. Hooke pensaba que la sal se disuelve en el agua porque el líquido no es continuo, es decir, porque posee espacios vacíos. Igualmente, cuando se mezclan un vaso de alcohol y uno de agua, se obtiene un volumen algo menor que la suma del de los dos vasos originales. Se pensaba que ello

se debía a que el alcohol se deslizaba en los huecos existentes en el agua. El olor a distancia de una carne asada o de un perfume eran una muestra más que hacía pensar acerca de la existencia de partículas que podían viajar hasta nuestro olfato. ¿Crees que se pueden utilizar estos testimonios para deducir o para estar seguro de que los átomos existen? Es decir, estos comportamientos de la materia, ¿son realmente evidencias de la presencia de átomos?

Y las leyes de las Proporciones Constantes y de las Proporciones Múltiples, a partir de las cuales se inspiró Dalton, ¿piensas que son pruebas irrefutables de la existencia de los átomos?

En 1954, Erwin Schrödinger, uno de los padres de la teoría atómica moderna, nos alerta:

El atomismo ha sido infinitamente fructífero. Pero cuanto más se piensa en él, menos se puede evitar pensar hasta qué punto se trata de una teoría verdadera. ¿Se basa de verdad exclusivamente en el objetivo de entender el mundo real que nos rodea? Incumbe a todos, creo yo, conservar una mente muy abierta respecto a las pruebas palpables de la existencia de partículas individuales.

¿Qué tan abierta tienen la mente ahora los científicos con respecto a la existencia o inexistencia de los átomos? ¿Cuántas veces se ha explicado un experimento cuyos resultados son completamente inesperados, con la afirmación de que lo que pasa es que los átomos no existen? La respuesta ya la sabes: en ninguna ocasión.

A diferencia de la época de los griegos y los romanos, hoy nadie piensa que los átomos no existen. Creemos tener pruebas más que suficientes de su existencia. Sin embargo, nunca hay que perder de vista que detrás de toda investigación hay un investigador, un ser humano que interpreta, dirige, selecciona, decide y deduce, dentro del contexto de lo que él mismo cree y bajo la consideración de lo que es la teoría aceptada.

Bueno, y si existen los átomos, ¿de qué están constituidos? ¿Son realmente indivisibles como lo proponía Dalton? ¿Qué hace diferente a un átomo de un elemento al del otro? ¿Tienen los átomos una estructura compleja con múltiples componentes? ¿Cuáles?

ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES

Los avances tecnológicos jugaron un papel muy importante para escudriñar la naturaleza y estructura del átomo de Dalton, supuestamente indivisible. De 1897 a 1932, a lo largo de 35 años, aparecieron tres partículas subatómicas: electrón, protón y neutrón. Para descubrir el electrón fue necesario aprender a manejar la energía eléctrica, la que se entendió finalmente como un flujo de electrones. En un tubo de rayos catódicos ocurrió el hallazgo de los rayos X, una forma de radiación de alta energía, el cual condujo al descubrimiento de la radiactividad y éste al modelo nuclear del átomo. Luego, mediante reacciones nucleares aparecieron el protón y el neutrón. Veamos el inicio de toda esta historia de aparatos y descubrimientos que se dio a fines del siglo XIX y principios del XX, a lo largo de la cual se plantearon diversos modelos sobre la estructura de los átomos.

Modelos y su utilización en ciencia

Imagina que te interesa conocer qué hay en una habitación a la que no puedes entrar. ¿De qué manera se te ocurriría conocer lo que hay dentro, si no puedes observarlo o tocarlo?

Quizá podrías pensar en una serie de acciones indirectas para obtener información, como escuchar los sonidos que se producen en el interior, tratar de percibir algún olor, inyectar alguna sustancia o usar ondas de ultrasonido. Después de obtener esos datos quizás estuvieras en posibilidad de formarte una imagen, o un **modelo**, de los objetos que hay dentro del cuarto.

Los científicos que han tenido el interés de conocer la naturaleza de los átomos se enfrentaron con dificultades iguales o semejantes. Los átomos son tan pequeños que no pueden ser observados o tocados directamente, por lo que es necesario realizar estudios indirectos de sus manifestaciones para obtener datos que permitan construir un modelo que los describa. Así fue como se hizo a principios del siglo XX y así es como se hace aún hoy.

Una vez sentado un modelo, éste se pone a prueba al obtenerse nuevos datos experimentales. Puede ocurrir que el modelo pase la prueba y logre explicar la evidencia reciente. Pero, si no puede, lo que se busca entonces es otra nueva representación, o sea, un modelo mejor.

Una de las primeras preguntas que hizo caminar a los científicos hacia la formulación de un modelo atómico fue precisamente la periodicidad de las propiedades de los elementos en la tabla de Mendeleiev. Recuerda que él acomodó en filas (períodos) y columnas (familias) a los elementos, en orden creciente de peso atómico y de acuerdo con su valencia. Si la valencia era la que marcaba la pauta de sus combinaciones y su reactividad, ¿qué es entonces lo que determina la valencia? ¿Por qué el oxígeno se combina con dos hidrógenos y el nitrógeno con tres?

Dalton estableció en su modelo que los átomos de elementos diferentes eran a su vez distintos. Pero ¿distintos en qué, mas allá de su peso? Es más, ¿por qué su peso es distinto? Era claro que el modelo atómico de Dalton, representación de un objeto indivisible, una esfera pequeña e indestructible, comenzaba a ser insuficiente. El átomo debería tener una estructura interna que permitiera explicar el comportamiento diferente de cada elemento.

A finales del siglo XIX, los resultados de los experimentos que vamos a describir revelaron la impropiedad del modelo de átomo indivisible de Dalton. Esto motivó el desarrollo de nuevos modelos que intentaron explicar las recientes evidencias.

Los modelos nos permiten formar imágenes concretas de conceptos abstractos o de objetos minúsculos o muy lejanos para ser observados. Los científicos desarrollan modelos para explicar cosas que no pueden ver directamente. Los modelos están basados en construcciones mentales y teorías que, si son apropiadas, pueden verificar y predecir una gran cantidad de datos experimentales.

La teoría atómica es tal vez la mayor creación científica de todos los tiempos, una de las piezas maestras del pensamiento humano. Paso a paso se descubrieron las partículas que forman el átomo. Cada vez que se descubría una nueva se elaboraba un modelo de átomo más avanzado. A su vez, con cada nuevo modelo se intuía que tenía que haber partículas adicionales, las cuales se buscaban y muchas veces se encontraban. Otra vez se construían novedosos modelos, y así, hasta llegar a las teorías atómicas más modernas y complejas. A través de un camino de deducciones, experimentos, inferencias y conclusiones se va avanzando en el camino de describir algo que no se puede ver directamente.

Rayos catódicos y electrones

Es seguro que en la antigüedad nuestros ancestros habrán sentido descargas eléctricas debidas al frotamiento entre las superficies de dos materiales, de la misma manera que a no-



Figura 3.1
Los rayos son enormes descargas eléctricas.

Figura 3.2

Humphrey Davy (1778-1829). Descubridor de seis elementos químicos por electrólisis: sodio, potasio, magnesio, calcio, bario y estroncio. Estudió las propiedades medicinales de varios gases y propuso el empleo del óxido nitroso como anestésico. Ordenó por su conductividad a los metales, desde el mejor conductor, la plata; hasta el peor, el hierro. Hizo, en 1812, un descubrimiento técnico que evitó que el metano de las minas se incendiara con las lámparas de los mineros. También inventó la lámpara de arco.



sotros nos suceden cotidianamente fenómenos de electricidad estática al quitarnos la ropa o bajarnos de un auto. Mucho más sorprendidos quedarían después de ver los rayos de una tormenta, con la frustración de no entender qué es lo que estaba ocurriendo en el fenómeno.

Se atribuye el descubrimiento de la electricidad animal a Luigi Galvani hacia 1786, quien vio cómo se contraían los músculos de una rana muerta y colgada al entrar en contacto con dos metales diferentes.

Posteriormente, en 1800, Alessandro Volta desarrolló en Italia la primera batería que generaba corriente eléctrica a partir de una reacción química, en base precisamente a dos tipos de monedas de diferentes metales. ¿Qué tendría que ver esa electricidad con el átomo que por esa misma época propuso Dalton? Habría que esperar décadas para encontrar la respuesta.

El siglo XIX estuvo repleto de experimentos eléctricos, como la electrólisis lograda en el mismo 1800 por Nicholson y Carlisle, que luego facilitó a Davy el hallazgo de varios nuevos elementos, así como los famosos trabajos de Michael Faraday en la década de 1830.

El trabajo de Faraday inspiró a Julius Plücker en la Universidad de Bonn para abandonar las matemáticas y dedicarse a la experimentación en física. Auxiliado por un soplador de vidrio excepcional —Heinrich Geissler, quien ideó la manera de evacuar hasta presiones muy bajas el gas dentro de un tubo de vidrio y sellarlo—, Plücker agregó dos electrodos metálicos a los extremos del “tubo de Geissler” para conectar el gas evacuado a una alta diferencia de potencial. Ambos observaron por primera vez un fenómeno luminoso en el interior del tubo, debido a una radiación aparentemente emitida del electrodo negativo que viajaba hacia el positivo.

Como al electrodo positivo se le llama **ánodo** y al conectado a la terminal negativa se le conoce como **cátodo**, a los rayos de Plücker se les llamó **rayos catódicos**.

Figura 3.3

Michael Faraday (1791-1867). Nace en Inglaterra, como uno de los 10 hijos de un modesto herrero. En 1812 se convierte en asistente del laboratorio de Humphrey Davy, donde después alcanza tanta fama como éste. Hizo importantes descubrimientos, como métodos para licuar gases, descubrió el benceno, formuló las relaciones entre la intensidad de la corriente eléctrica y la transformación que produce en una reacción química de electrólisis, trabajó en el diseño del primer generador eléctrico y sentó las bases de la teoría moderna de la electricidad. A él se le debe el concepto de “campo”.



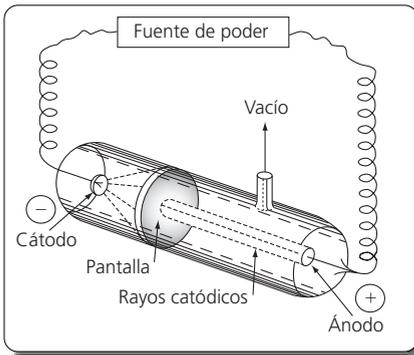


Figura 3.4

Tubo de Geissler clásico, tomado de un artículo de sir William Crookes, todo un personaje en la experimentación con rayos catódicos.

En 1869, Johann Wilhelm Hittorf colocó diversos objetos al paso de los rayos catódicos y observó sus bien definidas sombras en la luminiscencia general producida por los rayos sobre el vidrio del tubo. Sin duda, los rayos viajaban en línea recta y salían del cátodo.

La pregunta fundamental era si esa radiación estaba formada por partículas con una carga eléctrica o eran simplemente un haz de luz. Para contestarla, William Crookes dispuso un imán cerca del tubo y notó que el haz era desviado, como se observa en la figura 3.6. Los campos eléctricos también desviaban las partículas de los rayos. Se trataba entonces de un haz de partículas cargadas y, por la trayectoria seguida ante los campos eléctricos y magnéticos, se concluyó que su carga era negativa.

Recordemos una de las reglas fundamentales del comportamiento de las partículas cargadas:

- Cargas del mismo signo se repelen entre ellas.
- Cargas de signos diferentes se atraen entre sí.

Los rayos catódicos no podían estar constituidos por las moléculas cargadas del gas remanente en el tubo, pues los cálculos indicaban que no podrían viajar distancias tan grandes sin chocar con otras moléculas del gas, desviando su trayectoria rectilínea. ¿Qué eran entonces?

Crookes era un mago con los tubos. Hizo múltiples experimentos vistosos, creando tubos con estrías luminosas, esplendores sinuosos y centelleantes chispas, que fueron los pioneros de los tubos de neón que años más tarde alumbrarían los establecimientos noc-

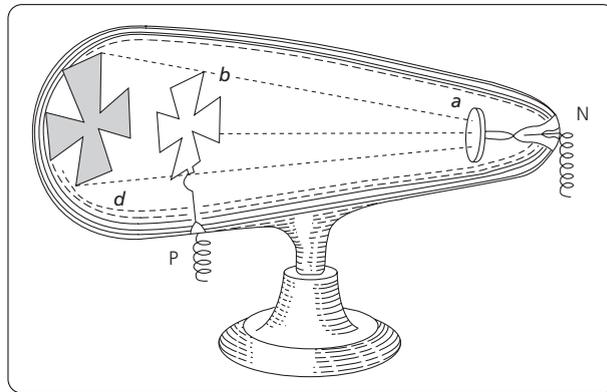


Figura 3.5

Tubo de rayos catódicos con un objeto en forma de una cruz de Malta. Dibujo tomado de los artículos publicados por sir William Crookes, en 1879.

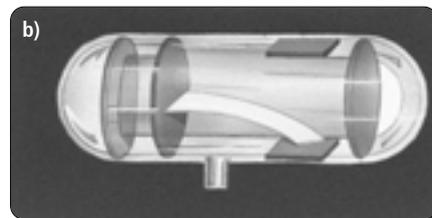
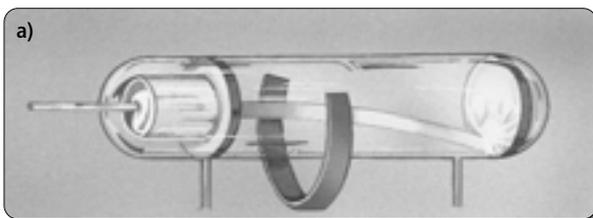


Figura 3.6

a) Tubo de rayos catódicos con un imán. No se observa bien que la trayectoria de los rayos dentro del campo magnético es circular, debido a la poca extensión del imán. **b)** Efecto de dos placas cargadas sobre la trayectoria de los rayos catódicos.

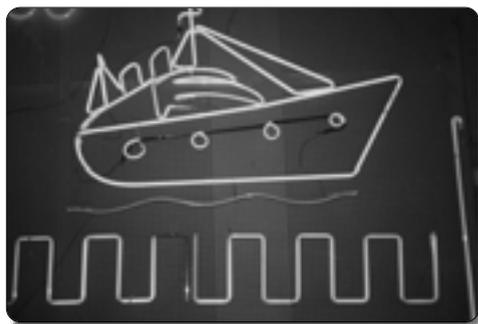


Figura 3.7
Los anuncios de neón son una aplicación de los rayos catódicos.

turnos y también serían un adelanto del aparato de televisión, las pantallas de las computadoras, los osciloscopios, los electrocardiógrafos y el radar, por citar algunos ejemplos.

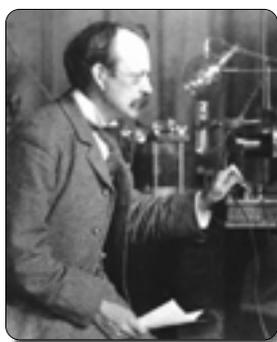


Figura 3.8
J.J. Thomson (1856-1940), mientras trabajaba con su tubo de rayos catódicos. El descubridor del electrón, en 1897, así como de la partícula que fluía en los rayos catódicos y cuya relación carga/masa era de 1.7588×10^{11} C/kg.

El experimento de Thomson

A finales del siglo XIX, después del famoso hallazgo del pararrayos por Benjamin Franklin, hecho con una cometa y una llave, la electricidad era actora central en muchos experimentos, aunque todavía se desconocía su naturaleza.

En relación con los rayos catódicos, entre 1893 y 1897, al científico inglés Joseph John Thomson se le ocurrió una forma de determinar su naturaleza. Construyó un tubo de Geissler con una pantalla fluorescente al final del tubo, de tal manera que brillara al golpear sobre ella los rayos. En ausencia de interacciones, el haz se movía en línea recta, por lo que el brillo en la pantalla se producía al centro de la misma.

Joseph John colocó además un campo magnético en el interior del tubo, que provocaba que el haz de partículas se desviaran hacia otro punto de la pantalla (ver figura 3.9b). Adicionalmente, insertó un campo eléctrico formado por dos láminas metálicas cargadas, una positiva y otra negativamente, hasta obtener la disposición que se muestra en la figura 3.9a). Si sólo se conectara el campo eléctrico, las partículas del haz serían repelidas por la placa negativa superior y atraídas por la placa positiva inferior, llevando el haz hacia *abajo*.

Supongamos que el haz de rayos catódicos fuera desviado primero hacia arriba por el campo magnético. Entonces, Thomson variaba poco a poco la intensidad del campo eléctrico entre las placas, haciendo bajar paulatinamente el punto de llegada a la pantalla, hasta que el haz arribaba al centro de la misma (ver figura 3.9). En ese momento, la fuerza ejercida por el campo magnético (hacia arriba) sobre las partículas se igualaba con aquella debida al campo eléctrico (hacia abajo).

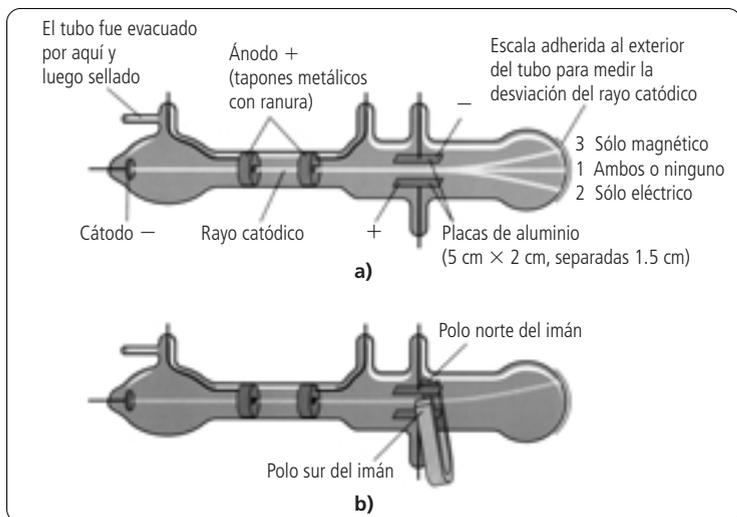


Figura 3.9
Esquema del tubo de rayos catódicos de Thomson, **a)** las placas cargadas y **b)** con el imán.

Esta igualación de fuerzas permitió a Thomson escribir una ecuación de la que obtuvo el cociente de la carga, e , entre la masa, m , de las partículas de los rayos catódicos, con sólo medir la naturaleza de la trayectoria circular en el campo magnético y la magnitud de ambos campos cuando se lograba el equilibrio.

Después de experimentar con electrodos formados por distintos metales y con diversos gases en el interior del tubo, los resultados del cociente e/m , eran prácticamente constantes. El resultado actualmente conocido de e/m es:

$$e/m = 1.7588 \times 10^{11} \text{ Coulombs sobre kilogramo} \quad (3.1)$$

En ese tiempo se sabía que ese mismo cociente para el ion hidrógeno, H^+ , era 1837 veces mayor:

$$(e/m)_{H^+} = 9.5724 \times 10^7 \text{ C/kg} \quad (3.2)$$

El 30 de abril de 1897, Thomson anunció confidencialmente sus resultados en una reunión de la Institución Real Inglesa:

... el cociente de la carga a la masa de los constituyentes de los rayos catódicos es por lo menos 1000 veces mayor que el correspondiente al ion hidrógeno, el átomo más ligero conocido.

En efecto, después del refinamiento de las mediciones, hoy sabemos que el dato de la ecuación (3.1) es 1837 veces mayor que el de la (3.2). La conclusión sorprendente es que si ambas partículas poseían la misma carga, la masa de las de los rayos catódicos era 1837 veces menor que la del ion más ligero, el H^+ . Luego dichas partículas eran más ligeras que cualquier átomo, eran partículas subatómicas.

Meses más tarde, Joseph John Thomson escribía:

No hay escapatoria a la conclusión que los rayos catódicos son cargas de electricidad negativa portadas por partículas materiales... En los rayos catódicos tenemos materia en un nuevo estado, en el cual la subdivisión de la materia va mucho más allá que en el estado gaseoso ordinario. Esos portadores eléctricos son cierto tipo de átomos primordiales a los que llamaré «corpúsculos», por brevedad.

Por estos experimentos, a Thomson se le reconoce como el descubridor de la primera partícula subatómica, la que posteriormente recibió el nombre de **electrón**.

El electrón es una partícula subatómica que tiene carga eléctrica negativa.

Varios años después del descubrimiento del electrón, en 1911, el estadounidense Robert Millikan obtuvo el valor certero de su carga. El dato actual correspondiente es:

$$e = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ C} \quad (3.3)$$

Si despejamos la masa del electrón de la ecuación (3.1) y sustituimos el valor de la carga de la (3.3), podemos obtener la masa de un electrón:

$$m = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg} \quad (3.4)$$

La que, comparada con la masa del protón, $1.67265 \times 10^{-27} \text{ kg}$, resulta ser 1837 veces menor.



CTS Industrial: La televisión

Acostumbrados a ella, la televisión ha dejado de sorprendernos como invento, pero no deja de ser una maravilla de la tecnología. Deteniéndonos a pensar, podremos darnos cuenta de que no debe ser sencillo mandar una imagen con sonido a través de continentes separados por distancias enormes.

La televisión, sabemos, es un dispositivo capaz de transmitir imágenes visuales y sonidos a distancia, a través de diversos canales de comunicación. La señal de televisión comienza con la conversión de una imagen y su sonido tomada por una cámara en un código electrónico. La señal electrónica se imprime entonces en ondas de radio de alta frecuencia para ser transmitida. Después de la transmisión, el aparato receptor, esa antena que tienes en tu casa, recibe la señal, y el aparato de televisión casero la separa y la amplifica.

La señal pasa al tubo de la imagen, que rehace la original delante de nuestros ojos. Para ello utiliza un bombardeo de electrones que chocan con una pantalla cubierta de una o más sustancias fluorescentes. De manera similar al tubo de rayos catódicos, la imagen se

forma a partir de los electrones que salen del cátodo y que son dirigidos a diferentes puntos de la pantalla. Cuando llegan muchos electrones al mismo punto, éste se ve claro. Si son pocos, se ve oscuro.

El haz de electrones cruza a lo largo de la pantalla en líneas horizontales (525 líneas por figura en América y 625 en Europa). En una fracción de segundo, el “cañón electrónico” recorre la pantalla y nos muestra una imagen fija. En la figura 3.10 se observa un diagrama del cinescopio de una televisión. El voltaje entre el cátodo y la primera rejilla es variable, y determina el número de electrones que salen del cañón en un momento dado. El director del cañón es un complicado sistema de campos eléctricos y magnéticos que logra que el haz recorra línea por línea la pantalla en un treintavo de segundo. Como la retina humana retiene lo percibido durante un décimo de segundo, y el tiempo que le toma al cañón dibujar la imagen es más corto, lo que detectamos es una animación aparentemente continua, como en el cine.

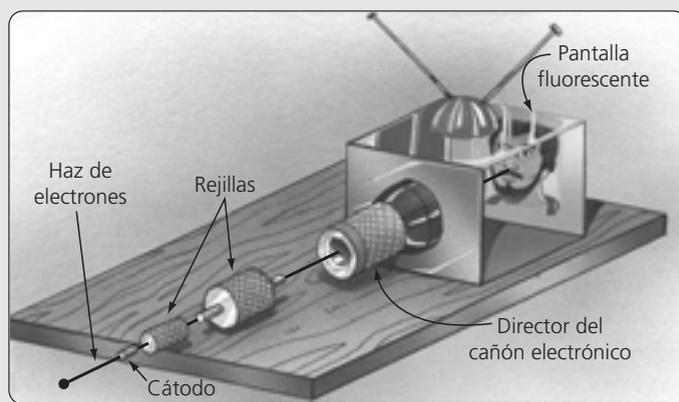


Figura 3.10

Cinescopio de la televisión, después de todo, un tubo de rayos catódicos.

El protón

Los átomos no tienen una carga neta, es decir, son eléctricamente neutros. Con el descubrimiento del electrón, una partícula negativa que formaba parte de la materia, comenzó a ser evidente que tendría que haber partículas con carga positiva que también deberían formar parte del átomo.

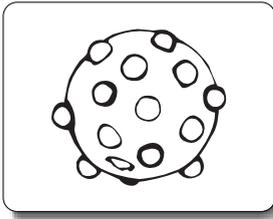


Figura 3.11

Modelo atómico de Thomson. Pensó que los electrones estaban inmersos en una especie de pasta de materia con carga positiva. Su modelo se conoció como el del “panqué con pasas”.

Con esto en mente, Joseph John Thomson y William Thomson Kelvin, conocido también como “lord Kelvin”, fueron capaces de formular, en 1902, un primer modelo para el átomo de Dalton. Imaginaron el átomo como un panqué con pasas. El panqué representaba la carga positiva y contenía la mayor parte de la masa del átomo, mientras que las pasas eran los electrones, que estaban uniformemente distribuidos a lo largo del panqué, para que todo el átomo fuera eléctricamente neutro.

Antes de la determinación de e/m , ya se habían detectado partículas cargadas positivamente en un tubo de rayos catódicos, los llamados rayos positivos o **rayos canales**. E. Goldstein tuvo la idea genial en 1886 de colocar un cátodo horadado en uno de estos tubos. Encontró que, en la dirección contraria a los rayos catódicos, fluía una corriente de electricidad positiva (ver la explicación en la figura 3.12).

Nuestro amigo Thomson tomó nuevamente sus tubos, pero ahora para estudiar los rayos canales de la figura 3.12, a los que aplicó un sistema similar de campos eléctrico y magnético. Pudo encontrar toda una serie diferente de trayectorias, debidas a las diversas relaciones entre la carga y la masa de los iones positivos formados. Para que entendamos esto, pensemos en que el gas remanente en el tubo es CO_2 . Thomson encontró trayectorias diferentes que luego pudo atribuir a los iones CO_2^+ , CO^+ , C^+ , O^+ , C^{2+} y O^{2+} .

Pero la cosa no quedó allí. Cuando el gas del tubo era neón es decir, un solo elemento, Thomson obtuvo de todas maneras dos trayectorias. Como si existieran átomos de neón de dos diferentes masas, una de ellas 10% mayor que la del otro. Había descubierto los **isótopos**, en 1913, lo cual fue confirmado por F. W. Aston en ese mismo año, tema que abordaremos un poco más adelante.

Años más tarde, al utilizar H_2 como gas en el tubo, se formaban los iones H_2^+ y H^+ que, por ser los más ligeros, sufrían fuertes desviaciones al pasar por los campos eléctricos o magnéticos. Era claro que la colisión de los electrones de los rayos catódicos podía ionizar ya sea una molécula de H_2 o formar iones H^+ , o sea, átomos de hidrógeno desprovistos de su electrón.

Con esto formuló que los iones de hidrógeno positivos eran, de hecho, partículas subatómicas que tenían la misma carga que el electrón pero signo contrario. Hubo que esperar hasta cerca de 1920 para que el ion hidrógeno positivo fuera identificado sin lugar a dudas, denominándosele **protón**, una partícula positivamente cargada que se encuentra en todos los átomos.

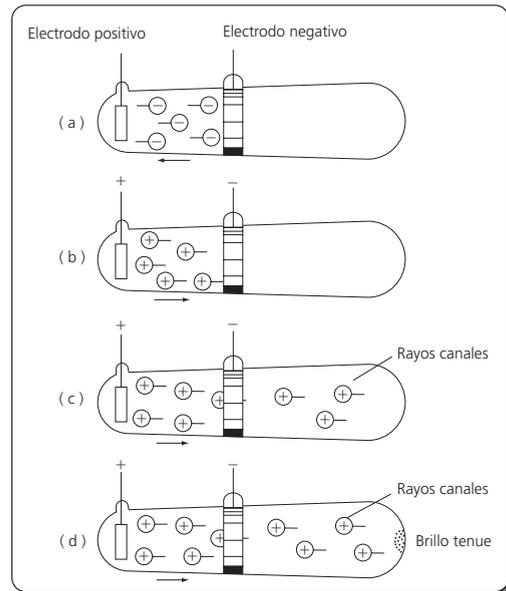


Figura 3.12

Rayos canales. **a)** En un tubo de rayos catódicos los electrones viajan del cátodo al ánodo. **b)** En su trayectoria pueden chocar con átomos o moléculas del gas remanente en el tubo. La colisión da por resultado iones positivos, que tienden a viajar ahora hacia el electrodo negativo. **c)** Como el cátodo está horadado, algunos iones acelerados lo atraviesan, y **d)** forman los rayos canales, que se detectan en la otra pared del tubo.

El protón es una partícula subatómica positivamente cargada con una masa alrededor de 1840 veces mayor que la del electrón.

El neutrón

En 1932, tiempo después, otro físico inglés, James Chadwick, confirmó la existencia de otra partícula subatómica de la que se tenían múltiples sospechas: el **neutrón**. Los neutrones son partículas subatómicas que no tienen carga eléctrica, y cuya masa es casi igual a la de los protones.

El neutrón es una partícula subatómica que no tiene carga eléctrica. Su masa es casi igual a la del protón.

En la tabla siguiente se presentan algunas propiedades de las tres partículas subatómicas. Es importante notar que el protón no es el gemelo positivo del electrón, debido a la enorme diferencia entre sus masas.

Tabla 3.1

Propiedades de las partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa relativa al protón	Masa (kg)
Electrón	e ⁻	1-	1/1840	9.11×10^{-31}
Protón	p ⁺	1+	1	1.67×10^{-27}
Neutrón	n ⁰	0	≈1	1.67×10^{-27}

Con esto, los ladrillos fundamentales de todos los átomos habían sido descubiertos: los electrones, los protones y los neutrones. Quedaba la pregunta de cómo acomodarlos en el átomo ¿Estarían todos juntos como una pelota hecha de pelotas?

Vale la pena aclarar que, de alguna manera, la teoría atómica de Dalton tiene validez aún: la materia está formada en efecto por átomos; los átomos de diferentes elementos son distintos entre sí; seguimos con la idea de que en una reacción química los átomos se enlazan, se separan o se reacomodan. La diferencia fundamental entre el modelo de Dalton y los modelos modernos está en la posibilidad de dividir el átomo en partes más pequeñas.



Figura 3.13

Wilhelm C. Röntgen (1845-1923). Descubridor de los rayos X y de su aplicación en la radiografía.

LA RADIATIVIDAD Y EL MODELO NUCLEAR DEL ÁTOMO

La manera como los electrones se encontraban dispuestos en el interior de los átomos y de qué forma se presentaba la carga positiva en ellos constituyó una búsqueda de muchos años, que se inició con el descubrimiento de los rayos X en 1895, o sea, dos años antes de la aparición de los mismos electrones.

Descubrimiento de los rayos X

Wilhelm Conrad Röntgen solía trabajar con rayos catódicos. Para observarlos mejor trabajaba en completa oscuridad. Al colocar un objeto metálico en la trayectoria de los rayos, el 8 de noviembre de 1895, observó que, fuera del tubo, un papel impregnado con un reactivo fosforescente brillaba misteriosamente. Este efecto no podía ser causado por los rayos catódicos, confinados al interior del tubo, ya que éstos sólo son capaces de desplazarse unos centímetros en el aire. Tenía que tratarse de un nuevo tipo de rayos, desconocidos hasta ese momento.

Röntgen llamó a este asombroso descubrimiento **rayos X**, ya que nunca pudo deducir de sus experimentos la naturaleza de dichos rayos. Ahora sabemos que no están constituidos por partículas materiales, como los rayos catódicos, sino que son una forma de radiación electromagnética de alta energía. El 28 de diciembre de 1895 entregó un manuscrito con el informe de sus resultados, que incluía una radiografía de la mano de su esposa. Röntgen recibió en 1901 el primer Premio Nobel de Física, una vez que la radiografía comercial había demostrado su enorme utilidad médica.

La radiactividad

Pocos meses después, en 1896, el científico francés Henri Becquerel hizo un descubrimiento igualmente deslumbrante. Él estudiaba sustancias que emiten luz después de exponerlas a la luz solar. A este fenómeno se le conoce como **fosforescencia**.



Figura 3.14

Carátula de un reloj en la oscuridad, que muestra las agujas con un material fosforescente.

Hay sustancias luminiscentes que emiten luz visible después de ser estimuladas por luz ultravioleta u otro tipo de radiación. Si la emisión ocurre inmediatamente después de la absorción, el fenómeno se conoce como fluorescencia. Si dura un período largo se le llama fosforescencia.

Después del anuncio de Röntgen sobre los rayos X, Becquerel decidió investigar si las sustancias fosforescentes emitían rayos similares.

Trabajaba con un mineral fosforescente de uranio, al que sometía a la luz solar y colocaba luego encima de una película fotográfica protegida de la luminosidad con papel negro. Cuando reveló la placa fotográfica encontró revelada en ella la imagen del mineral. Asumió inicialmente que la fosforescencia del mineral sí producía rayos X.

Días después, Becquerel no pudo repetir el experimento debido al clima lluvioso. Encerró entonces el uranio y las placas fotográficas en un cajón durante varios días. Cuando pasaron las lluvias, reveló las placas por casualidad, antes de repetir el experimento. Aunque esperaba no encontrar nada en ellas, ya que el uranio no había sido expuesto a la luz solar, su sorpresa fue ver nuevamente la imagen del mineral de uranio en la película.

Después de muchos experimentos, una estudiante brillante de Becquerel, Marie Curie, dedujo que la radiación provenía del uranio mismo y que no tenía nada que ver con la fosforescencia. Curie concluyó que la radiación emitida por el uranio era un nuevo fenómeno, al que se conoció posteriormente como **radiactividad**. Luego encontró que todos los materiales que contenían uranio mostraban el fenómeno e identificó a otros elementos con esa característica, como el polonio y el radio, así como el radón. Becquerel, Marie Curie y su marido Pierre Curie recibieron el Premio Nobel de Física en 1903. Marie recibió en 1911 el de Química por su concienzudo y minucioso trabajo de separación en minerales con el descubrimiento de nuevos elementos radiactivos.



Figura 3.15

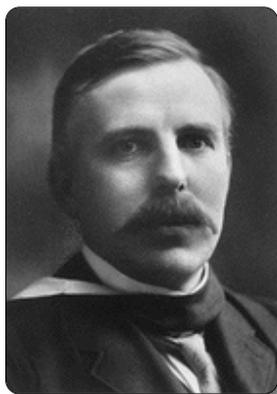
Foto de una bomba de cobalto radioactivo, utilizada para atacar las células cancerosas de tumores.

Tipos de emisiones radiactivas

Hoy sabemos que la radiactividad es una emisión espontánea de radiación proveniente de los núcleos de los átomos.

Gracias a los experimentos de Ernest Rutherford, en 1900 se conocían tres tipos de emisiones radiactivas: radiaciones alfa, beta y gamma.

La **radiación alfa** consiste en iones del elemento helio, He^{2+} (o partículas alfa, ver figura 3.17) que se mueven a gran velocidad y que no poseen electrones. Las partículas

**Figura 3.16**

Ernest Rutherford (1871-1937). Nació en Nueva Zelanda, donde realizó incluso estudios universitarios. Es becado para estudiar en la Universidad de Cambridge, Inglaterra. Trabajó con J.J. Thomson y luego con Becquerel. Descubrió la diferente naturaleza de las tres radiaciones emitidas por los materiales radiactivos y estudió las transformaciones químicas que sucedían por la radiactividad. En 1908 fue distinguido con el Premio Nobel de Química, antes de que propusiera, en 1911, el modelo nuclear del átomo.

alfa, o núcleos de helio como luego se conocieron, se emiten aproximadamente a una velocidad de un décimo de la de la luz.

La **radiación beta** consiste en electrones emitidos a grandes velocidades, a menudo cercanas a la de la luz. Debido a su alta velocidad, éstos tienen mayor energía cinética que los electrones de los rayos catódicos.

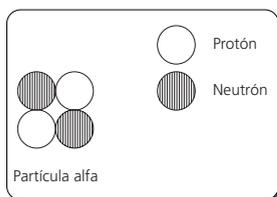
La **radiación gamma** es una forma de radiación electromagnética similar a los rayos X, pero todavía con mayor energía. Toda la radiación electromagnética, incluyendo la radiación gamma, viaja a través del espacio vacío a la velocidad de la luz, no tiene masa y no tiene carga eléctrica.

Los tres tipos de radiación se pueden distinguir por su capacidad de penetrar en la materia. Las partículas alfa tienen una penetración limitada, pues se pueden detener con un pedazo de papel o con la ropa. La radiación beta puede detenerse sólo con placas metálicas delgadas. La radiación gamma penetra mucho más, ya que se necesitan varios centímetros de plomo, o una placa gruesa de concreto para detenerla por completo.

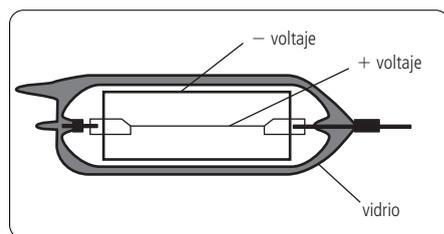
Con ayuda de Johanes Hans Wilhelm Geiger, que había inventado un aparato (el contador Geiger) para determinar la actividad de estos materiales, Rutherford concluyó en 1900 que el fenómeno ocurría mediante un decrecimiento exponencial de la actividad radiactiva. Pero ¿a qué nos referimos con una actividad que decae exponencialmente?

Se dice que una población crece de manera exponencial cuando al cabo de un cierto intervalo de tiempo se ha duplicado y, si se vuelve a esperar nuevamente ese tiempo vuelve a ocurrir la duplicación, alcanzándose cuatro veces la población original (ver la figura 3.19). De manera similar, el decrecimiento exponencial de la actividad radiactiva implica que después de cierto tiempo, conocido como tiempo de vida media, sólo queda la mitad de los núcleos radiactivos iniciales.

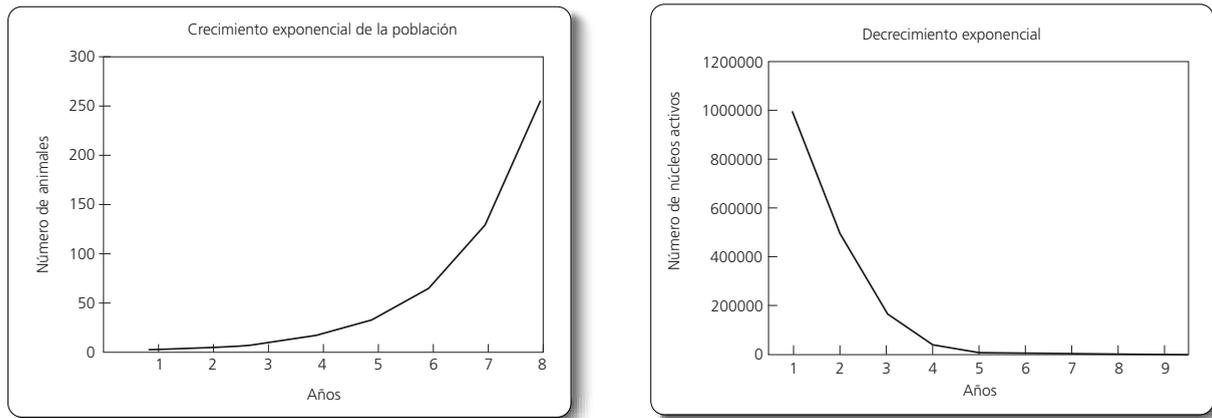
Podríamos hacer una analogía con monedas. Imagínate que tienes 128 monedas con la cara hacia arriba (átomos radiactivos). Después de lanzarlas al aire, en promedio quedarán unas 64 con la cara hacia abajo (átomos ya inactivos) y la otra mitad cara arriba. Si vuelves a tomar éstas y las lanzas, ahora serán alrededor de 32 las monedas cara arriba. Cada lanzamiento de las monedas es el equivalente a un tiempo de vida media y cada vez que ocurre se presenta una mitad menos de monedas con cara arriba (la mitad de los átomos se vuelve inactiva).

**Figura 3.17**

Esquema de una partícula alfa como la conocemos hoy, con dos protones y dos neutrones.

**Figura 3.18**

Contador Geiger. El aparato detecta la actividad de una muestra radiactiva por su efecto ionizante sobre el gas que se encuentra en el interior del tubo.


Figura 3.19

a) Crecimiento exponencial de la población. Si cada año se duplica el número de habitantes y ninguno muere, tendríamos una gráfica como ésta. b) Decrecimiento exponencial. Cada cierto intervalo de tiempo, la actividad de los materiales radiactivos decae a la mitad. En este caso mostramos un supuesto material radiactivo con un tiempo de vida media de un año.

El experimento de Rutherford

Después de tener éxito con sus trabajos sobre radiactividad, por los cuales recibió el Premio Nobel de Química en 1908, Rutherford reconoció que las partículas alfa podían utilizarse para saber más acerca del átomo. En 1909, con sus alumnos Geiger y Marsden, llevaron a cabo un experimento para poner a prueba el modelo atómico de los Thomson.

El experimento de Rutherford se muestra en la figura 3.20. Como se observa, se utilizaron partículas alfa emitidas por un elemento radiactivo para bombardear láminas delgadas de oro, platino o cobre. La fuente de partículas alfa era radio o polonio, colocado dentro de una caja de concreto. Con esto las partículas alfa solamente podrían salir por un pequeño orificio de la caja, en forma de un haz.

Alrededor de la placa metálica colocaron una pantalla fluorescente, para detectar las partículas alfa después de que éstas hubieran interactuado con la lámina metálica. Igual que los electrones en los rayos catódicos, las partículas alfa sólo producen una pequeña marca de luz cuando pegan sobre la pantalla fluorescente.

Lo que Rutherford esperaba observar, basándose en el modelo atómico de Thomson, era que las partículas alfa, positivamente cargadas, fueran uniformemente repelidas por las cargas positivas uniformemente distribuidas del átomo. Esto implicaba que el haz de partículas alfa pasaría por la lámina metálica con una pequeña desviación.

Lo que Rutherford encontró fue que la mayoría de las partículas alfa pasaban a través de la lámina y pegaban en la pantalla fluorescente en el punto en línea recta (O) de la figura 3.20. Algunas partículas alfa se desviaban en pequeños ángulos, marcado por el ejemplo en A, pero ligeramente desviados de la trayectoria rectilínea. El resultado sorprendente fue que algunas pocas partículas alfa se desviaban con grandes ángulos, golpeando la pantalla en puntos

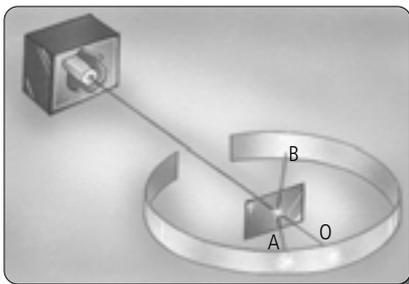


Figura 3.20
Experimento de Rutherford.

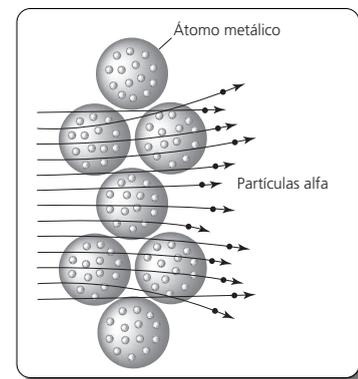


Figura 3.22
Dibujo de lo que esperaba Rutherford con el átomo de Thomson.

como el B en la figura. Rutherford, asustado y sorprendido por los resultados, describió su sorpresa con las siguientes palabras:

Es tan increíble como si al disparar una granada de 15 pulgadas sobre una hoja de papel higiénico, ésta rebotara y le golpeará a uno mismo.

El átomo nuclear

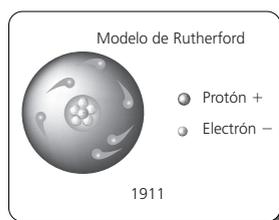


Figura 3.22
Dibujo del modelo atómico de Rutherford.

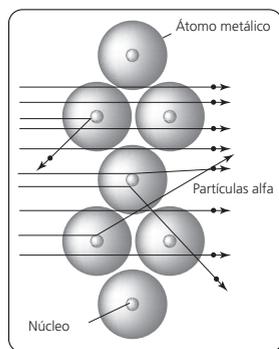


Figura 3.23
Dibujo de la explicación del experimento de Rutherford utilizando su modelo atómico.

El modelo de Thomson no podía explicar el comportamiento de las partículas alfa. Rutherford pensó que la única explicación para que las partículas alfa fueran repelidas a grandes ángulos era que, en el átomo, tenía que haber un centro muy pequeño y denso de carga positiva. Este centro, llamado **núcleo**, debería contener los protones de los átomos.

Rutherford propuso que toda la carga positiva del átomo, y más del 99.9 % de su masa estaban localizados en el núcleo. Los electrones en este modelo del átomo se mueven alrededor del núcleo, como las abejas en un enjambre.

Con el modelo de Rutherford se obtuvo la explicación al experimento de las partículas alfa. La mayor parte de las partículas alfa pasaban a través de la lámina sin desviarse, dado que la carga positiva de los átomos estaba concentrada en el núcleo y podían pasar sin interactuar prácticamente con él. Algunas partículas alfa que pasaban cerca del núcleo eran ligeramente desviadas. Ocasionalmente, una partícula alfa chocaba casi frontalmente con el núcleo y entonces era fuertemente repelida.

Rutherford fue capaz de estimar el tamaño del núcleo al medir la fracción de las partículas alfa que eran desviadas y los ángulos de desviación. Su resultado sorprendente de alrededor de 1×10^{-14} m para el radio del núcleo contrastaba enormemente con el radio de los átomos, que se conocía como algo alrededor de 1×10^{-10} m. Es decir, el núcleo era 10,000 veces más pequeño que el átomo mismo, como una canica respecto a una cancha de fútbol. En efecto, la mayor parte del espacio atómico, en donde viajaban los electrones, era prácticamente espacio vacío.

Rutherford asumió que los electrones se movían a grandes velocidades alrededor del núcleo. Sin embargo, de acuerdo con las leyes de la física, los electrones en movimiento tendrían que irradiar energía, lo que les haría perder velocidad hasta finalmente colapsarse sobre el núcleo. En el capítulo 12 sabremos de los nuevos descubrimientos y teorías que permitieron resolver el dilema de Rutherford, y que nos llevarán a nuevos modelos atómicos. Repetimos que la rectificación de los modelos cuando se obtienen nuevos datos experimentales es uno de los procesos fundamentales en ciencia.

El modelo atómico de Rutherford consideraba que el átomo estaba formado por protones, en el núcleo, y electrones, a su alrededor. Sin embargo, los datos de los pesos atómicos de los elementos no se podían explicar solamente con este modelo, ya que la diferencia entre el átomo de un elemento y el del siguiente sería la presencia de un protón más en el núcleo. Sin embargo, los pesos atómicos estimados resultaban menores que los reales, por lo menos por un factor de dos.

En 1920, Rutherford propone que en el núcleo existen partículas neutras, con la misma masa que el protón lo cual, además de justificar la diferencia correcta en los pesos atómicos de los elementos, da lugar a la explicación de la existencia de isótopos, como veremos. Las partículas neutras, por no tener carga eléctrica, eran difíciles de detectar. La proposición de su existencia se dio primero por inferencia y luego se confirmó por observación directa.

En 1932, Frédéric Joliot y su esposa, Irène Joliot-Curie (ella era la hija de Pierre y Marie Curie), realizaban experimentos de bombardeo de berilio con partículas alfa. Observaron que el berilio emitía un tipo raro de radiación neutra. Cuando esta radiación interactuaba con hidrógeno se emitían protones. Ellos pensaron que la radiación era gamma,

pero James Chadwick propuso que se trataba de los anhelados neutrones, postulados durante más de una década, pero cuya existencia no había confirmada experimentalmente.

Así, el **núcleo** de los átomos está formado por protones y neutrones, tiene carga positiva y ocupa un volumen muy pequeño del átomo. La mayor parte del volumen atómico es el espacio en el que se mueven los ligeros electrones.

Dado que la densidad se define como la masa entre el volumen, una masa muy grande entre un volumen muy pequeño se traduce en una densidad muy grande; el núcleo es la parte más densa del átomo.

Número atómico y número de masa



Figura 3.24

Esquema de elemento con el número atómico como subíndice a la izquierda y el número de masa como superíndice.

Las diferencias entre los átomos de diferentes elementos están en el número de protones y electrones que contienen. En la tabla 3.2 se presentan las partículas presentes en los núcleos estables de los primeros seis elementos de la tabla periódica. El nombre del elemento cambia con el número de protones en el núcleo, o **número atómico**. Así, el boro es distinto del carbono porque el primero tiene cinco protones y cinco electrones, mientras que el segundo tiene seis. Vemos, adicionalmente, que existen dos diferentes átomos de hidrógeno, al variar en ellos el número de neutrones. El número que se escribe a continuación del nombre del elemento es el llamado **número de masa**, la suma de los protones y neutrones que contiene su núcleo.

El número atómico es el número de protones que hay en el núcleo de los átomos. El número de masa es la suma del número de protones y neutrones en el núcleo.

El número atómico y el número de masa se pueden incluir a la izquierda en el símbolo de un elemento. Por convención, el número atómico se escribe abajo y el número de masa se escribe arriba, como se observa en la figura 3.24.

Tabla 3.2

Núcleos estables de los seis primeros elementos.

Nombre	Símbolo	Número de protones	Número de neutrones	Número de masa	Número de electrones
Hidrógeno-1	H	1	0	1	1
Hidrógeno-2	H	1	1	2	1
Helio-3	He	2	1	3	2
Helio-4	He	2	2	4	2
Litio-6	Li	3	3	6	3
Litio-7	Li	3	4	7	3
Berilio-9	Be	4	5	9	4
Boro-10	B	5	5	10	5
Boro-11	B	5	6	11	5
Carbono-12	C	6	6	12	6
Carbono-13	C	6	7	13	6

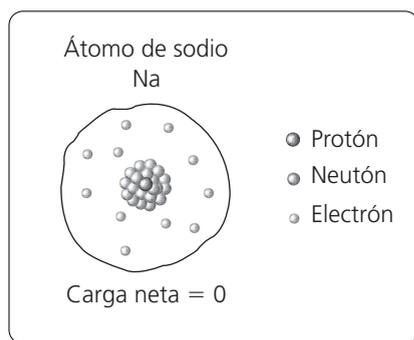


Figura 3.24
Modelo atómico con neutrones en el núcleo.

Una vez descubierta la forma en que están formados los átomos, el camino natural era volver a la tabla periódica y relacionar las propiedades de los elementos con su estructura atómica.

El número de protones o número atómico marca el lugar progresivo que ocupa el elemento en la tabla periódica, la que originalmente los mantenía ordenados por su peso atómico (salvo las excepciones que tuvo que hacer Mendeleiev, quien sin conocer los números atómicos de telurio y yodo, o de cobalto y níquel, los ordenó correctamente a pesar de que el peso atómico decrecía del primero al segundo). El hidrógeno tiene un protón y va primero, le sigue el helio con 2 protones, el litio con 3 y así hasta el último elemento descubierto. De esta manera, los elementos están acomodados en la tabla periódica en orden creciente de su número atómico. Al pasar de un elemento al siguiente, el número atómico crece en una unidad.

Ahora bien, ¿por qué el ordenamiento creciente de los números atómicos coincide con el arreglo basado en la valencia hecho por Mendeleiev a lo largo de los períodos? ¿Qué factor electrónico o nuclear es el responsable de la valencia? A esto nos acercaremos en el siguiente capítulo.

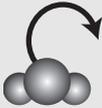
Isótopos

Relatamos un poco más arriba el descubrimiento de los isótopos por Joseph John Thomson y luego su explicación en virtud de que poseen el mismo número atómico, pero diferente número de masa.

Los isótopos son átomos del mismo elemento, es decir con el mismo número de protones, que tienen diferente número de neutrones y, por tanto, distinto valor del número de masa y, también, diferente masa atómica.

El berilio o el flúor tienen un único isótopo estable, pero muchos elementos aparecen en la naturaleza en diversas formas isotópicas. Por ejemplo, el hidrógeno presenta dos y el estaño nueve isótopos estables.

Se conoce como **núclido** a cada núcleo con un número dado de protones y neutrones. Por ejemplo, el oxígeno-16 es un núclido con ocho protones y ocho neutrones. Hasta hoy se han descubierto aproximadamente 1500 núclidos diferentes. De éstos, sólo 264 son estables, lo que quiere decir que no emiten radiación espontáneamente. La estabilidad de los núclidos depende parcialmente de la relación entre el número de neutrones y protones en el núcleo, como se verá en el capítulo 12.



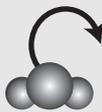
TE TOCA A TI:

Número y masa atómica

Copia en una hoja la tabla 3.3 y llénala:

Tabla 3.3

Nombre del elemento	Símbolo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Número atómico	Número de masa
				19		39
		27				59
			7		7	
carbono			8			
		55				133
aluminio-27	Al				13	
		29	34			
bario-80	Ba			56		
			146		76	
hidrógeno	H		2		1	
?-220				88		



TE TOCA A TI:

Núclidos, neutrones y protones

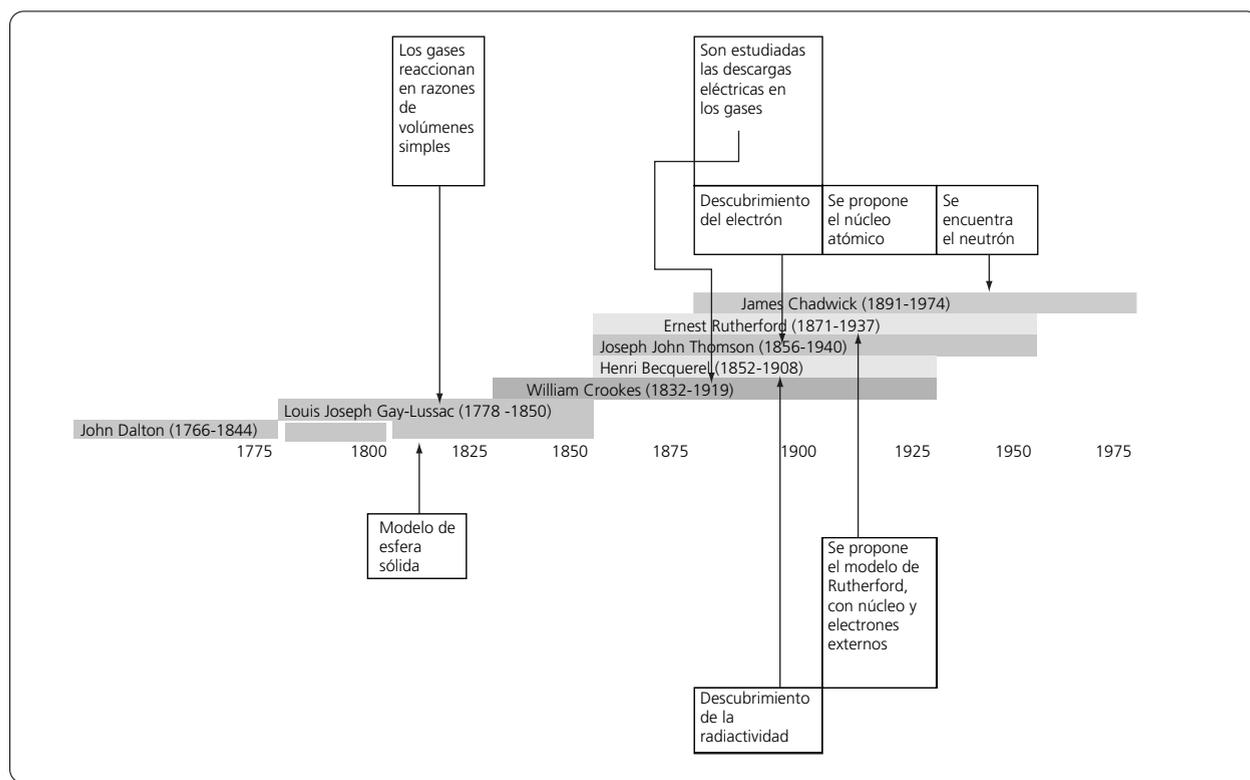
Contesta las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué diferencia hay en el número atómico del paladio y el de la plata? ¿Qué sucedería si un protón de la plata se convirtiera en neutrón? ¿Y si un neutrón del paladio se convirtiera en protón?
- b) Busca en un libro de física nuclear qué es la emisión positrónica. Escribe un ejemplo.
- c) Deduce la fórmula que te permite conocer el número de neutrones a partir del número atómico y el número de masa. Calcula el número de neutrones del isótopo cobalto-60. Busca cuáles son los isótopos estables del azufre y calcula el número de protones de cada uno.
- d) ¿Qué le ocurre a un átomo cuando en su núcleo cambia el número de neutrones? ¿En qué se convierte? Ilustra con un ejemplo.
- e) ¿Qué le ocurre a un átomo cuando cambia el número de electrones? Ilústralo nuevamente con un ejemplo.
- f) ¿Qué partículas subatómicas son las que determinan la identidad de un elemento?

RECAPITULACIÓN

El descubrimiento de la estructura del átomo se dio debido a una serie progresiva de ideas, experimentos y teorías llevados a cabo por un buen número de científicos. Algunos de los más importantes se presentan en la figura 3.26.

Para percibir la gran creación humana que es la teoría atómica es necesario seguir uno tras otro los pasos de cada descubrimiento y cada modelo desarrollado. Para continuar con el estudio de la química en este libro, es necesario tener perfectamente claro lo siguiente:

**Figura 3.26**

Cronología de los hechos relevantes vistos hasta aquí, en relación con la experimentación y la teoría atómica.

- Los átomos no son esferas duras e indivisibles como supuso Dalton.
- Cada átomo consiste de un núcleo cargado positivamente, que concentra la mayor parte de la masa en un espacio sumamente reducido y que está rodeado por electrones cargados negativamente.
- Un átomo es neutro debido a que el total de sus cargas negativas balancean exactamente a las positivas que existen en su núcleo.
- El núcleo contiene protones y neutrones, que son partículas con masa semejante. Los protones tienen carga positiva, mientras que los neutrones son partículas neutras.
- El número de protones se llama número atómico y le da la identidad al átomo de un elemento. De esta forma, por ejemplo, el litio tiene un número atómico igual a tres, por lo que tiene tres protones en el núcleo. Todos los núcleos con tres protones corresponden a átomos del elemento litio. Si el número atómico fuera diferente, por ejemplo cuatro, el átomo no sería de litio, sino de berilio.
- El número de masa se define como el número total de protones y neutrones que hay en un núcleo. Ese par de datos identifican a un núclido, y mientras mayor sea su número de masa también será mayor su masa.
- Cada átomo puede tener varios isótopos, estables o no. Los isótopos son átomos del mismo elemento (tienen el mismo número de protones y de electrones), con distinto número de neutrones. Esto quiere decir que tienen el mismo número atómico, pero distinto número de masa.
- La tabla periódica, como la conocemos hoy, acomoda a los elementos en grupos o familias (arreglados verticalmente) y períodos (arreglados horizontalmente). Los elementos en la tabla están acomodados en orden creciente de su número atómico. Las propiedades físicas y químicas varían periódicamente a lo largo de la tabla.



DE FRONTERA:¹

Electrón, protón y neutrón, ¿son elementales?

Para el estudio de la química, las partículas que son de más interés son electrones, neutrones y protones. Como pueden dividirse en otras partículas, decimos que los átomos no son partículas elementales, como lo suponía Dalton. Pero ¿a qué nos referimos al hablar de una partícula elemental?

Una **partícula elemental** es aquella que no está formada por otras partículas y que por tanto, no se puede dividir.

Se pensaba que el electrón, el protón y el neutrón eran partículas elementales, pero hoy sabemos que las cosas no son tan simples.

Los avances tecnológicos y el manejo de nuevas fuentes de energía más poderosas han llevado a los científicos a descubrir más y más partículas subatómicas. Para saber si una partícula es elemental o no, lo que hay que hacer es intentar romperla. Para hacerlo se necesita energía ... ¡y mucha! Se han construido diversos equipos para provocar colisiones y con ello tratar de descubrir nuevas partículas elementales. Entre los más importantes se encuentran el ciclotrón, el sincrotrón y el acelerador lineal (ver figura 3.27). Los equipos difieren en la forma en que son aceleradas las partículas que van a chocar.

Con estos equipos se descubrieron poco a poco casi 100 nuevas partículas subatómicas. Todas ellas se han clasificado en dos grandes familias: la de los **leptones**, o partículas ligeras y la de los **hadrones**, o partículas pesadas. Dentro de la primera se encuentran el electrón, el muón, el mesón tau y tres tipos de neutrinos (éstos no tienen carga ni masa, aparentemente). Los seis leptones parecen ser partículas verdaderamente elementales ya que por lo pronto no existe evidencia de que estén formadas por otras partículas más pequeñas.

La segunda familia de partículas, la de los hadro-

nes, se caracteriza porque son influenciadas por la presencia de fuerzas nucleares fuertes, como las que mantienen al núcleo del átomo unido. Se conocen más de 100 hadrones, incluyendo al neutrón y al protón. Se ha propuesto que estas partículas no son elementales, que están formadas por unas más pequeñas, conocidas como **quarks**. Se plantea la existencia de seis quarks, los que por ahora sí se consideran partículas elementales.

La pregunta actual es si los leptones (el electrón entre ellos) o los quarks son o no partículas elementales. Así, la búsqueda de partículas verdaderamente elementales persiste, motivada por la idea de conocer la parte más pequeña que forma toda la materia. Esta búsqueda es equivalente a encontrar los orígenes de las especies, para la biología, o los orígenes de la humanidad, para la historia.

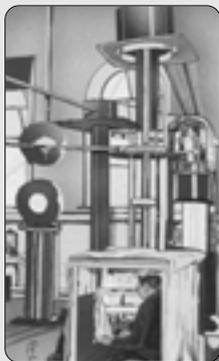


Figura 3.27
Primer acelerador de partículas, que se muestra hoy en el Museo de Ciencias Británico.

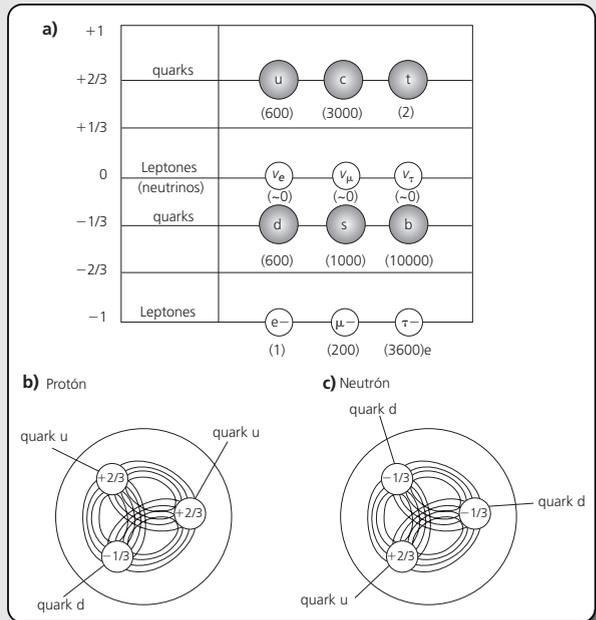


Figura 3.28

a) La teoría actual de las partículas elementales, considera seis leptones y seis quarks. La carga de cada una de ellos se muestra en las ordenadas y las masas se dan entre paréntesis como masas relativas respecto al electrón. **b)** Un protón está constituido por tres quarks: dos de ellos "up", con carga +2/3 y un "down", con carga -1/3 (la suma de las tres cargas es +1). **c)** Igualmente, un neutrón está formado por tres quarks, pero ahora dos "down" y un "up", con carga total de cero.

¹ En la sección DE FRONTERA se presentan hallazgos científicos espectaculares y recientes, de los últimos años, con la idea de tener información lo más actualizada posible.

PROBLEMAS Y ACTIVIDADES

1. Toma un libro de química o física. Busca en el índice la palabra “modelo”. Escoge una de las entradas y escribe en tus propias palabras de qué modelo se trata. Responde a la pregunta: ¿qué es un modelo?
2. ¿Cuáles fueron los elementos químicos descubiertos por sir Humphrey Davy mediante electrólisis?
3. Investiga las principales aportaciones de Michael Faraday al entendimiento de la electricidad y de su interacción con la materia. Consulta el libro de Carmona en la bibliografía.
4. La trayectoria de un haz de partículas cargadas al atravesar un campo magnético o por un campo eléctrico, depende de:
 - la masa de las partículas
 - la velocidad de las partículas
 - la carga eléctrica de las partículas
 - la fuerza del imán
 - la cantidad de carga de las placas del campo eléctrico

Formen equipos de cuatro personas y busquen las respuestas a cada uno de estos efectos en la bibliografía. Estas preguntas pueden servirles de guía:

- a) ¿Un haz de partículas con mayor masa se desvía más o menos que un haz de partículas más ligeras?
 - b) Cuando las partículas tienen una mayor velocidad, ¿la desviación será mayor o menor?
 - c) La relación entre la magnitud de la carga eléctrica de la partícula y la desviación provocada por un imán o por las placas cargadas ¿es inversa o directamente proporcional?
 - d) Imanes más fuertes o placas más cargadas ¿provocan una desviación mayor o menor en el haz de partículas cargadas?
 - e) ¿Cómo utilizó Thomson estos efectos para descubrir que los electrones eran partículas subatómicas cargadas negativamente?
5. La masa del ion $^{40}\text{Ca}^{2+}$ es de 6.636×10^{-26} kg. Calcula el cociente de su carga entre su masa. Otro ion de un isótopo estable del calcio es el $^{48}\text{Ca}^{2+}$, cuya masa es de 7.9628×10^{-26} kg. ¿Qué esperas con respecto a la trayectoria de ambos iones cuando penetren juntos a la misma velocidad en un campo magnético?
 6. Explica por qué las masas de los átomos no son números enteros y los números de masa sí lo son.
 7. Visita algún laboratorio que tenga un espectrómetro de masas. Haz un reporte sobre el instrumento y sus aplicaciones.
 8. La carga de 6.022×10^{23} electrones se conoce como un Faraday o faradio. ¿Cuánto vale un Faraday expresado en Coulombs?
 9. Por lo general, se asocia a la radiactividad con un peligro. Busca 10 aplicaciones en las que este fenómeno sea más bien un beneficio para la humanidad. Consulta los libros de Brandan y Bulbulian en la bibliografía.
 10. Escribe el símbolo de los núclidos estables que se mencionan, incluidos como superíndice y subíndice el número de masa y el número atómico: nitrógeno-14, aluminio-27, plata-107, plata-109, oro-197, plomo-204 y plomo-206.
 11. Explica por qué en la tabla 3.2 el número de masa varía para cada uno de los isótopos de un elemento, pero su número atómico permanece igual.
 12. Los siguientes elementos tienen solamente un isótopo estable. Calcula y muestra en una tabla, para cada uno de ellos, el número atómico, Z , el número de neutrones, N , así como el cociente N/Z : ^9Be , ^{19}F , ^{23}Na , ^{27}Al , ^{31}P , ^{45}Sc , ^{55}Mn , ^{59}Co , ^{75}As , ^{89}Y , ^{93}Nb , ^{103}Rh , ^{127}I , ^{133}Cs , ^{141}Pr , ^{159}Tb , ^{165}Ho , ^{169}Tm , ^{197}Au , ^{209}Bi .
 13. ¿A que puede atribuirse la tendencia más o menos creciente de la relación N/Z en la tabla anterior?
 14. Haz una gráfica de Z , en las abscisas, contra N , en las ordenadas, en la que cada núclido estable del problema 12 aparezca como un punto. ¿Qué tiene que ver la gráfica obtenida con la diagonal $N=Z$?
 15. Observa que los números de masa de todos los isótopos del problema 12 son números impares. Con los datos de la tabla, ¿también es un número impar el de sus protones o neutrones? Investiga a qué se debe que todos esos elementos solamente tengan un núclido estable, en relación con la naturaleza impar de sus protones y/o neutrones.

16. El tecnecio, con $Z=43$, y el prometio, con $Z=61$, son dos elementos relativamente ligeros para los cuales ninguno de sus isótopos es estable. El núclido de cada uno que tiene mayor tiempo de vida media es ^{97}Tc , con 2.6 millones de años, y ^{145}Pm , con 17.7 años. Con relación a este último, calcula cuanto decrece su actividad radiactiva después de un período de 177 años.
17. Elabora un pequeño trabajo sobre los quarks. Consulta los libros de Flores y Menchaca en la bibliografía.

BIBLIOGRAFÍA

- Alkins, P.W., *General Chemistry*, Scientific American Books, EUA, 1989.
- Brandan, M.E., Díaz Perches, R. y Ostrosjy, P., *La radiación al servicio de la vida*, FCE, México, 1991. (coleccion "La ciencia para todos", núm. 99).
- Bulbulian, S., *La radiactividad*, FCE, México, 1987. (coleccion "La ciencia para todos" núm. 42).
- Carmona, G. y otros, *Michael Faraday: un genio de la física experimental*, FCE, México, 1995. (coleccion "La ciencia para todos" núm. 136).
- Cruz, D., Chamizo, J.A. y Garritz, A., *Estructura atómica. Un enfoque químico*, Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington, 1986.
- Devons, S., "The body electric", *The Sciences* 26-30, marzo/abril de 1997.
- Flores, J., *La gran ilusión: los quarks*, FCE, México, 1987. (coleccion "La ciencia para todos" núm. 22).
- Garritz, A. "El electrón centenario", *Educación Química* 8(3), 114-117, 1997.
- Glasstone, S., *Textbook of Physical Chemistry*, D. Van Nostrand, Nueva York, 1940.
- Herron, J.D., Frank, D.V., Sarquis, J.L., Sarquis, M., Schrader, C.L. y Kukla, D.A., *Chemistry*, Heath, Lexington, 1993.
- Hewitt, P.G., *Física conceptual*, Addison-Wesley Iberoamericana, 2a edición, Wilmington, 1995.
- Hommer, H., "Historia de la química y la tecnología. A cien años del descubrimiento de los rayos X", *Educación Química* 7(2), 72-75, 1996.
- Menchaca, A., *El discreto encanto de las partículas elementales*, FCE, México, 1988. (coleccion "La ciencia para todos" núm. 68).
- Wilbraham, A.C., Staley, D.D., Simpson, C.J. y Matta, M.S., *Chemistry*, Addison-Wesley, 3a edición, Menlo Park, 1993.

- A
- Acelerador de partículas, 91
- Alfa
radiación y partículas, 83
- Ánodo, 77
- Aston, Francis William, 81
- B
- Bequerel, Henry, 83
- Beta
radiación, 84
- C
- Campos
eléctricos y magnéticos, 77
- Carlisle, Anthony, 76
- Cátodo, 77
- Ciclotrón, 91
- Cinescopio, 78
- Contador Geiger, 84
- Crookes, William, 77
- Cuarqs, 91
- Curie, Marie y Pierre, 83
- Chadwick, James, 82
- D
- Dalton
modelo atómico, 75
- Davy, Humphry, 76
- Demócrito, 73
- E
- Electricidad, 76
- Electrón
carga del, 79
descubrimiento del, 79
masa del, 79
relación e/m , 79
- Emissiones radiactivas, 81
- Epicuro, 73
- F
- Faraday, Michael, 76
- Fluorescencia*, 83
- Fosforescencia, 83
- Fraklin, Benjamin, 78
- G
- Galvani, Luigi, 76
- Gamma
radiación, 84
- Geiger, Johannes Han Wilhelm, 84
- Geissler, Heinrich, 77
- H
- Hadrones, 91
- Hidrógeno
carga/masa del ion, 79
- Hittorf, Johann Wilhelm, 77
- Hooke, Robert, 73
- I
- Isótopos
descubrimiento de los, 81
número de masa e , 87
- J
- Joliot-Curie, Irène y Frédéric, 86
- K
- Kelvin, Lord, 81
- L
- Leptones, 91
- M
- Marsden, Ernest, 85
- Millikan, Robert, 79
- Modelo atómico con neutrones, 88
- Modelo atómico de Thomson, 81, 86
- Modelos
científicos, 74
- N
- Neutrón, 82
- Nicholson, William, 76
- Núcleo
descubrimiento del, 86
tamaño del, 86
- Núclido, 88
- Número atómico, 87
- Número de masa, 87
- P
- Partícula elemental, 91
- Partículas subatómicas, 79
- Plücker, Julius, 76
- Polonio, 81
- Protón, 80
masa del, 79
- R
- Radiactividad, 82
- Radio, 83
- Radiografía, 83
- Radón, 83
- Rayos canales, 81
- Rayos catódicos, 74, 75
- Rayos X
descubrimiento, 82
- Relación carga/masa, 78
- Röntgen, Wilhelm Conrad, 82
- Rutherford, Ernest, 83
experimento de, 85
- S
- Schrödinger, Erwin, 74
- Sincrotrón, 91
- T
- Televisión
principios de su funcionamiento, 80
- Thomson, John, Joseph 81
- Tubo de Geissler, 77
- V
- Volta, Alessandro, 76