

La existencia de átomos: un excelente recurso explicativo

¿Cómo explicar que un mismo recipiente lleno de un material en estado líquido tiene más masa que cuando está lleno del mismo material en estado gaseoso? La respuesta es sencilla: cuando está lleno con líquido hay más partículas en el recipiente que cuando lo está de gas, lo cual implica que las partículas están mucho más cercanas entre sí en el líquido que en el gas. Esas partículas, que también podemos llamar unidades materiales o entidades, pueden ser átomos o agrupaciones de átomos que están en constante movimiento, aun en el estado sólido.

¿Cómo explicar mejor que un gas encerrado puede aumentar o disminuir su volumen fácilmente, sin aceptar que esté compuesto por pequeñas unidades muy separadas entre sí por un gran vacío?



Pressure
Christina Thompson,
artista norteamericana.
www-pub.naz.edu:9000/~cthomp6



El mundo de la química

Capítulo II: De lo macro a lo micro

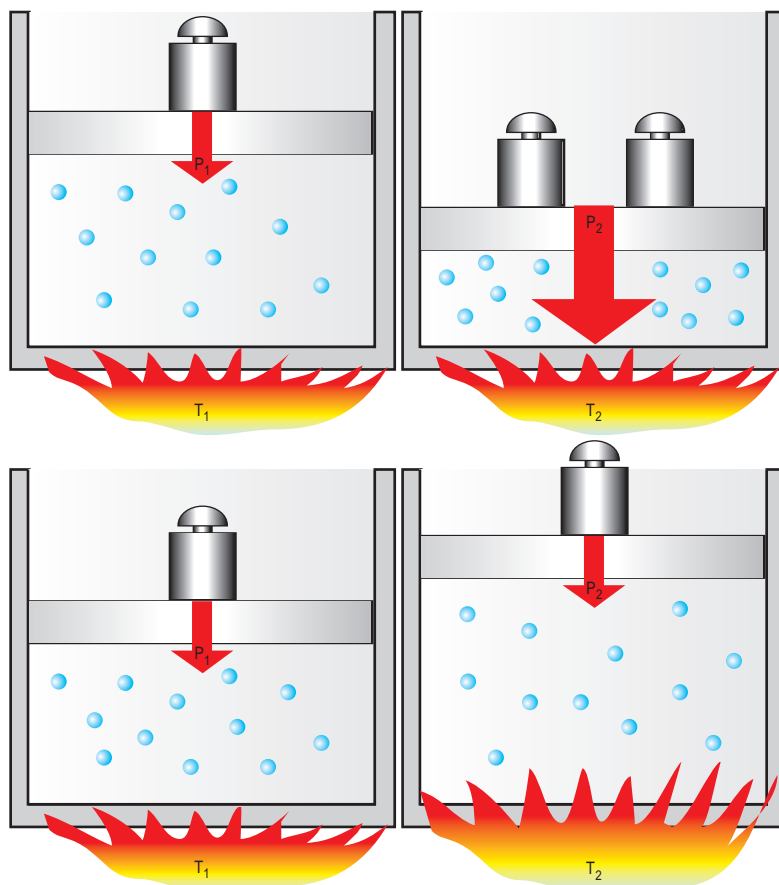
Cuando se aumenta la presión sobre un gas encerrado en un recipiente, es fácil disminuir su volumen pues hay un gran espacio libre entre las partículas que forman el gas. Esto no ocurre así con los líquidos ni con los sólidos, ya que en estos estados las partículas están muy cerca unas de otras.

Condiciones: $T_1 = T_2$ y $P_1 < P_2$

P= Presión
T= Temperatura absoluta

Por la misma razón, un gas cambia fácilmente su volumen con la temperatura. Aumentar la temperatura significa darle a las partículas más energía. Toda esa energía es utilizada para aumentar la energía cinética y, por tanto, las partículas del gas se mueven más rápidamente; chocarán con las paredes del recipiente con más fuerza. Si las paredes del recipiente lo permiten, el volumen aumentará en forma notoria. No ocurre así en líquidos y sólidos, donde las partículas se atraen fuertemente entre sí.

Condiciones: $T_1 < T_2$ y $P_1 = P_2$



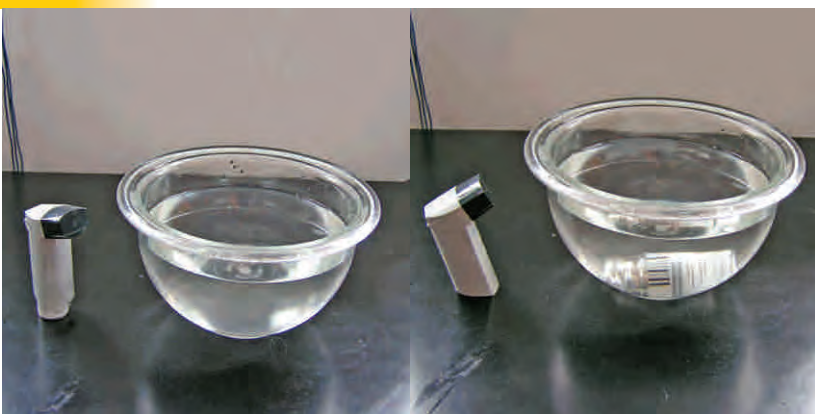
La existencia de átomos: un excelente recurso



Las unidades estructurales que forman los materiales se atraen más fuertemente a medida que se acercan entre sí. El volumen del material (propiedad macroscópica) depende del número de unidades, de la magnitud de las interacciones que se ejercen entre ellas y de lo separadas que se encuentren. La masa de un material (también propiedad macroscópica) depende de la masa de cada entidad que lo forma y del número de entidades presentes en el material.

El cociente entre la masa del material y el volumen, permite calcular su densidad. Esta propiedad no depende de la cantidad de unidades del material, pues la influencia de este factor se eliminó al realizar la división; pero sí depende de la masa promedio de las unidades que lo forman y de lo separadas que estén. Mientras más separadas estén las unidades menos denso será el material. La densidad se refiere a la concentración de la materia: a mayor densidad mayor concentración de materia.

18

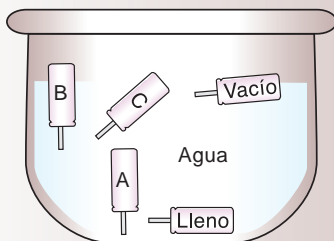


Para pensar

Un laboratorio farmacéutico presenta un producto antiasmático en forma de inhalador. Además de las instrucciones para su uso, el laboratorio incluye un diagrama sencillo que le permite al usuario saber la cantidad de medicamento que aún contiene la bombona del inhalador, de acuerdo con la ubicación y posición que adopta la bombona al sumergirla en agua.

Clasifica como verdaderas (V) o falsas (F) las siguientes afirmaciones:

- () El material del cual está hecho la bombona es menos denso que el agua.
- () El medicamento es más denso que el agua.
- () La bombona en la posición B contiene más medicamento que en la posición A pero menos que en la posición C.



John Dalton, físico, químico y naturalista inglés (1766-1844).

explicativo

Un sencillo experimento que ilustra la aplicación de esta teoría atómica

Toma una inyectadora sin aguja y coloca el dedo índice en el lugar donde se colocaría la aguja, tapando el orificio. Con el pulgar de la misma mano o de la otra mano, según te sea más cómodo, ve presionando el émbolo tratando de bajarlo hasta el final, sin quitar el índice. ¿Cuándo es más fácil variar el volumen del aire en la inyectadora, al comienzo o al final? ¿Puedes bajar el émbolo hasta el final del recipiente? ¿Qué explicación das a estas observaciones basándote en la existencia de pequeñas unidades dentro de la inyectadora? ¿Qué relación (directa o inversa) hay entre la presión ejercida y el volumen que ocupa el aire dentro de la inyectadora? ¿Qué le ocurre a la densidad del aire al comprimirlo (aumenta, disminuye o se mantiene constante)?

Comparte tus conclusiones con tu profesor.

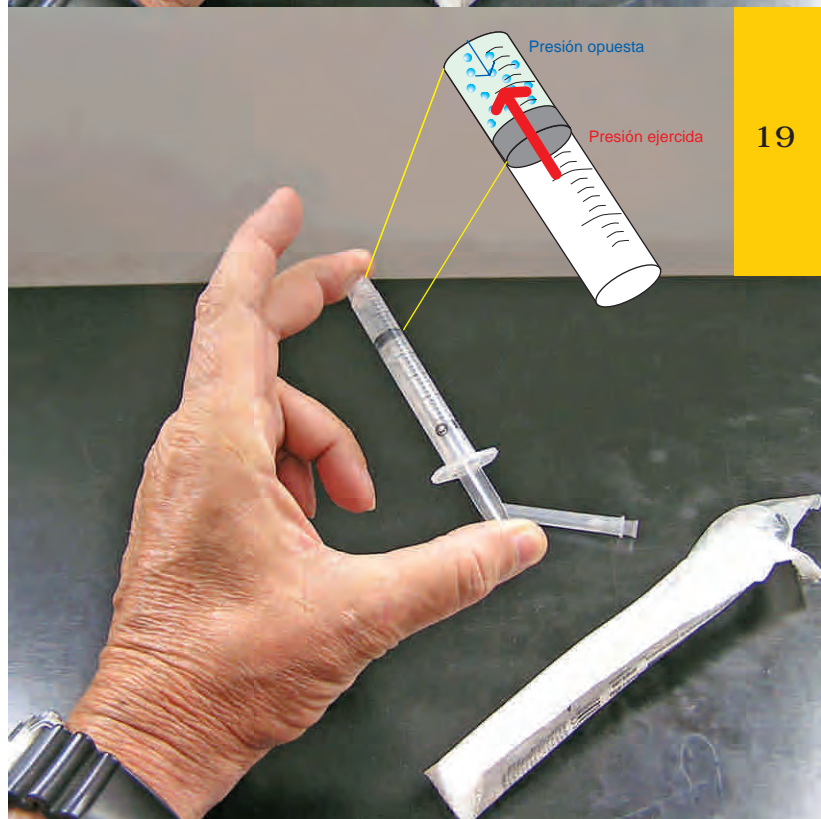
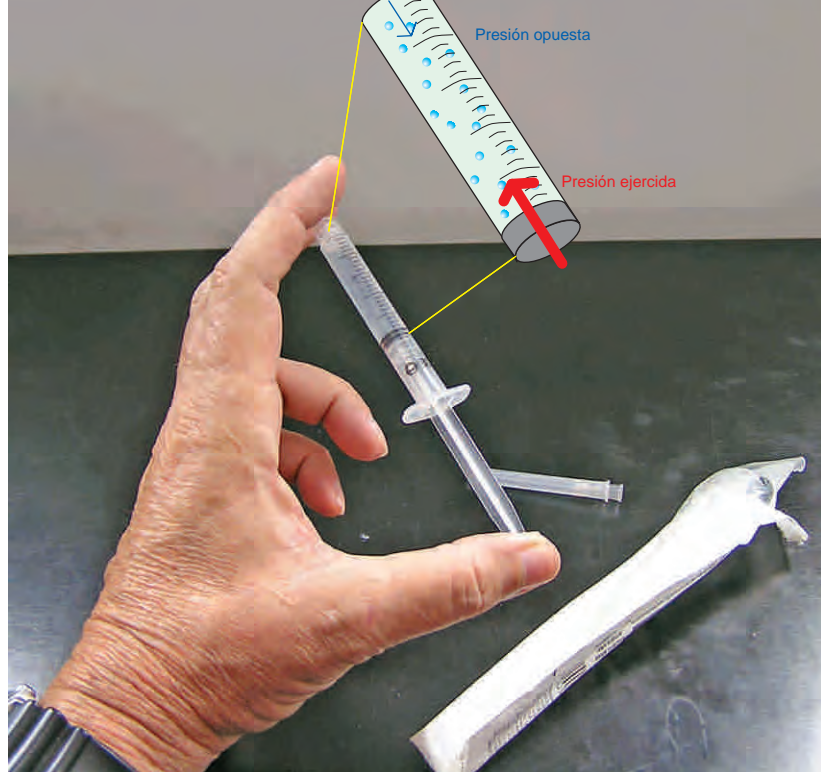
Para pensar

Los envases de metal que contienen desodorantes o insecticidas en spray advierten que no deben ser expuestos al calor y mucho menos al fuego. Ni siquiera cuando están “aparentemente vacíos”. ¿Qué ocurriría si no se atiende esa advertencia? ¿Cuáles son los peligros de hacerlo? Al aumentar la temperatura, ¿el gas se expande o se comprime? ¿Qué le ocurre a la densidad del gas encerrado en el envase (aumenta, disminuye o se mantiene constante)? ¿Qué relación (directa o inversa) hay entre la temperatura y el volumen del gas? ¿Cómo explicarías lo ocurrido basándote en la presencia de pequeñas unidades materiales en movimiento dentro del envase?

Comparte tus conclusiones y tu razonamiento con tu profesor.

¿Después de Dalton qué?

Hasta fines del siglo XIX la física y la química no dieron la debida importancia al micromundo. Se concentraron en el estudio de fenómenos macroscópicos (electricidad, magnetismo, combustión...) y organizaron el conocimiento en áreas: mecánica, óptica, termodinámica, química orgánica, química inorgánica... La naturaleza atómica no era considerada indispensable, por muchos químicos y físicos, para interpretar los fenómenos. A comienzos del siglo XX ocurrieron algunos “terremotos” que derrumbaron las cuidadosamente articuladas edificaciones del conocimiento. La física fue la primera afectada, pero no tardaron mucho en sacudir a la química y otras disciplinas. Parte de la lección consistió en dirigir la mirada hacia el micromundo. Después de estos sismos surgió una nueva y rica forma de interpretar la Naturaleza.



La naturaleza eléctrica de la materia

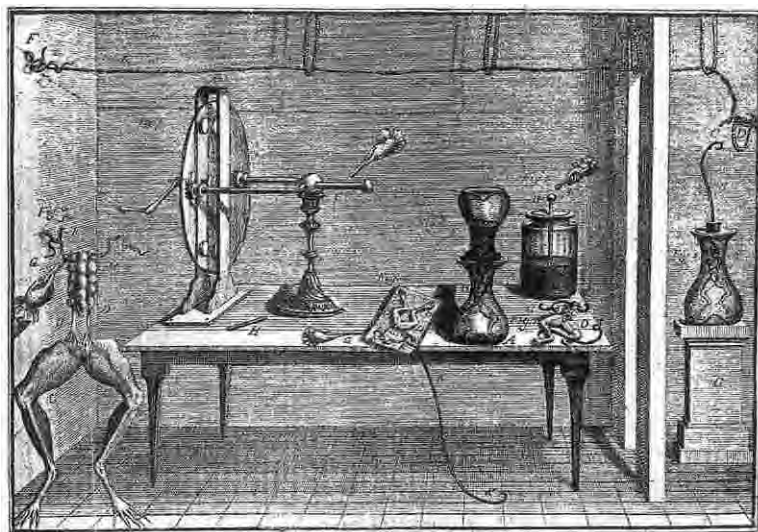


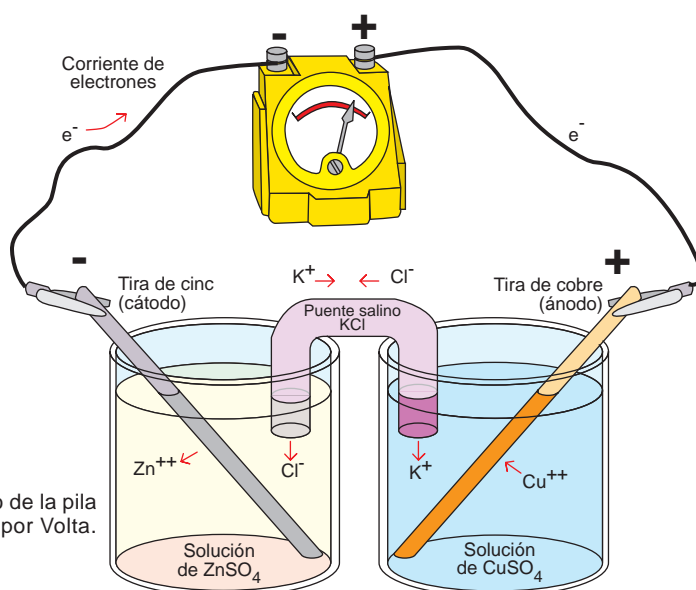
Lámina ilustrativa del libro de Luigi Galvani (físico y médico italiano 1737-1798) *De Viribus Electricitatis in Motu Musculari Commentarius* (Comentarios sobre el efecto de la electricidad en el movimiento muscular).

Desde mediados del siglo XVIII la electricidad era tema de interés de físicos y químicos. Se sabía que habían materiales buenos conductores de la electricidad, como los metales, y malos conductores de la electricidad, como el vidrio y los gases. El experimento de Luigi Galvani (físico y médico italiano, 1737-1798) demostró que la materia conduce la electricidad; el de Alessandro Volta (físico italiano, 1745-1827, inventor de la pila eléctrica) que la materia genera electricidad; y los de los químicos ingleses Humphry Davy (1778-1829) y Michael Faraday (1791-1867), sobre la electrólisis, pusieron en evidencia que la electricidad produce cambios en la materia. Después de estos resultados era cuestionable asumir a un átomo como una esfera repleta solamente de masa; por ejemplo, ¿de dónde salía la electricidad obtenida por Volta?

20



Billete de 10 000 liras, con la imagen de Volta y su pila, que se usaba en Italia antes de la entrada del euro.



Principio electroquímico de la pila desarrollada por Volta.



Alessandro Volta le hace una demostración de la pila al emperador Napoleón Bonaparte. Giuseppe Bertini, pintor italiano (1598-1680).

Al unir los cables comienza a pasar electricidad a través de la celda. Para probar que la electricidad fluye se puede colocar un bombillo, o un medidor de voltaje, que confirma el paso de la electricidad. En los electrodos (barras metálicas) se observan cambios. El de la izquierda (Zn) se va disolviendo. Luego algo de Zn pasa a la disolución. Sobre el de la derecha (Cu), se deposita más Cu. Éste proviene de la disolución. Así, en este ejemplo, un cambio químico genera electricidad, luego, en la materia debe existir "algo" que tenga naturaleza eléctrica. Después del descubrimiento del electrón, la interpretación de los fenómenos electroquímicos fue sencilla.

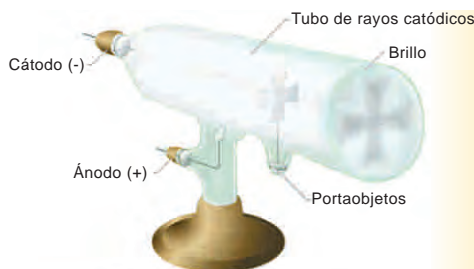
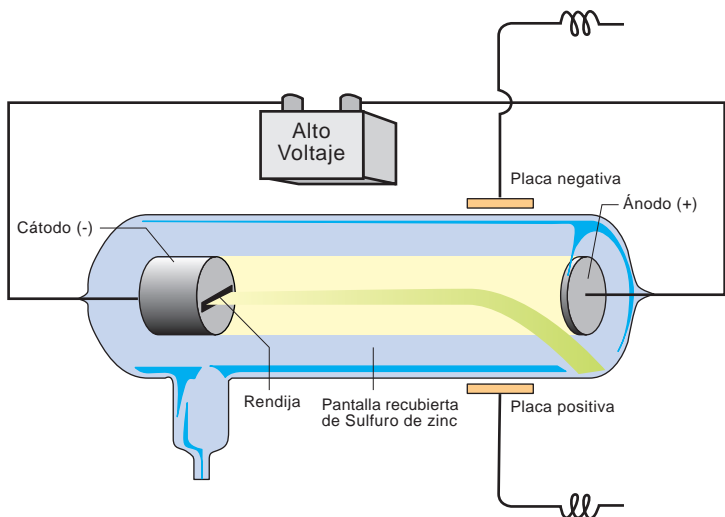
El electrón: la primera evidencia de la "anatomía" del átomo

Cuando se descubrió que la luz podía transmitirse en el vacío, se quiso saber si también eso era posible para la electricidad. Para este fin se colocaron dos placas dentro de un tubo, una (denominada cátodo) se conectó al polo negativo de una fuente de electricidad y la otra (ánodo) se conectó al positivo. Al pasar la corriente se ve que a medida que hay menos gas en el tubo, mejor se conduce la electricidad y se produce una luminiscencia que toma un color diferente dependiendo del gas que esté encerrado en el tubo: rojo para el neón, azul para el argón, púrpura para el aire (esto fue de gran utilidad unos años después en los anuncios luminosos que conoces).



Tubo de Crooke.
Universidad de Innsbruck,
Austria. <http://info.uibk.ac.at>

Cuando prácticamente se logra el vacío dentro del tubo, se producen unos rayos que no se ven pero que excitan la fluorescencia en pantallas colocadas dentro del tubo e, incluso, en el vidrio del tubo (como en los tubos fluorescentes que conoces). Esos rayos son denominados catódicos por originarse en el cátodo, viajan en línea recta y si se colocan placas eléctricamente cargadas, los rayos se desvían hacia la placa positiva, por lo que están formados por partículas cargadas negativamente. No importa cuál sea el material que se utilice para fabricar el cátodo o el gas presente en una cantidad mínima, el efecto siempre es el mismo, por lo que esa partícula, que se denominó electrón, está presente en toda materia.



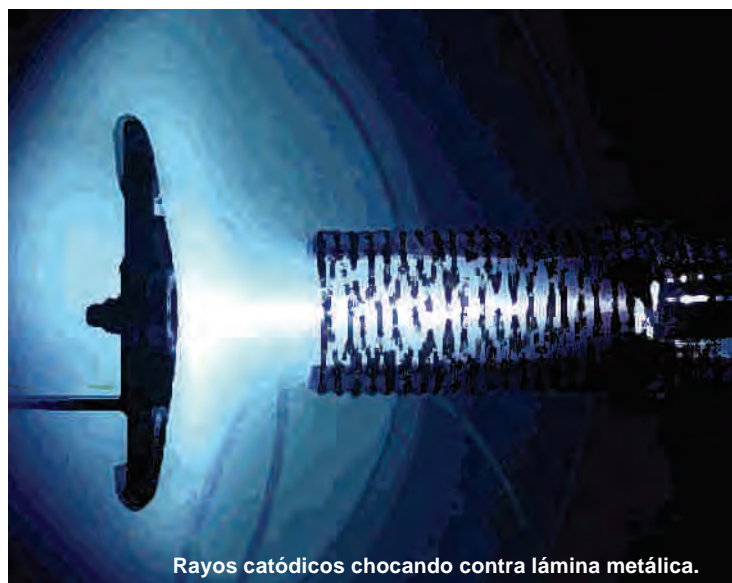
21

Las figuras muestran dos experimentos realizados en tubos de Crookes, invento de William Crookes (físico y químico inglés, 1832-1919). En ellos se puede observar que los rayos se originan en el cátodo (polo negativo), viajan en línea recta y están formados por cargas negativas que son atraídas hacia el polo positivo. Estas propiedades son utilizadas en el invaluable microscopio electrónico y en los televisores que nos acompañan en nuestros hogares.

Adiós al átomo indivisible

La emisión de rayos catódicos significó no sólo la confirmación de la naturaleza eléctrica de la materia, sino también que el átomo debía tener una estructura y era divisible, pues de él habían sido extraídos los electrones.

La masa de un electrón resultó ser 1 837 veces más pequeña que la del átomo de hidrógeno. Esto hizo pensar que era una partícula más pequeña que un átomo y que si dentro de los átomos existían cargas negativas, debían existir también cargas positivas que las neutralizaran. El átomo no era indivisible. De él podían salir partículas negativas dejando atrás al átomo cargado positivamente y esos electrones podrían llegar a otro átomo y cargarlo negativamente.

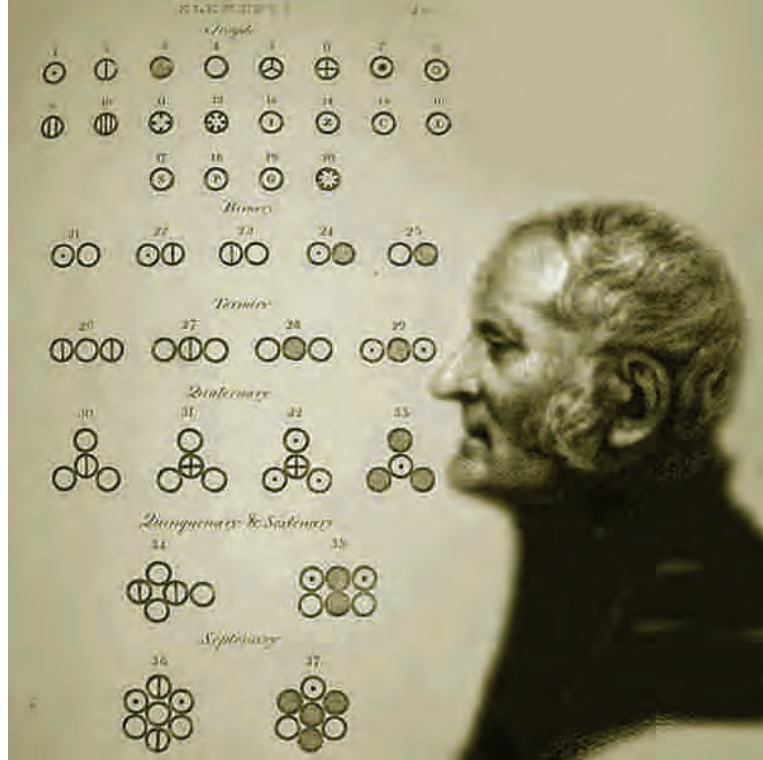


Rayos catódicos chocando contra lámina metálica.

Modelos atómicos

El modelo atómico de Dalton

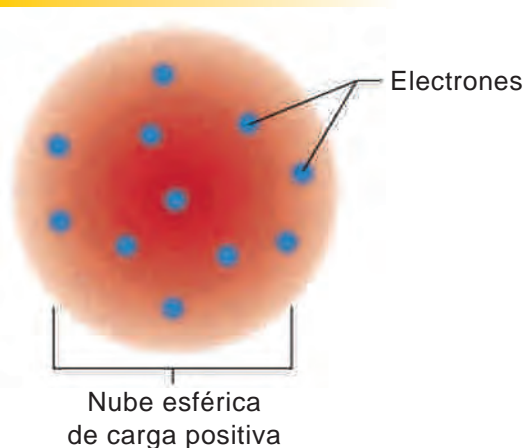
La contribución más importante a la ciencia del químico y físico británico John Dalton (1766-1844), fue su teoría de que la materia está compuesta por átomos de diferentes masas que se combinan en proporciones sencillas para formar compuestos. Esta teoría, que Dalton formuló por primera vez en 1803, es la piedra angular de la ciencia física moderna. En 1808 se publicó su obra *Nuevo sistema de filosofía química* (que se publicó en dos partes, la primera en 1808 y la segunda en 1810), la cual incluía las masas atómicas de varios elementos conocidos en relación con la masa del hidrógeno. Sus masas no eran totalmente precisas pero constituyen la base de la clasificación periódica moderna de los elementos. Dalton llegó a su teoría atómica a través del estudio de las propiedades físicas del aire atmosférico y de otros gases.



22

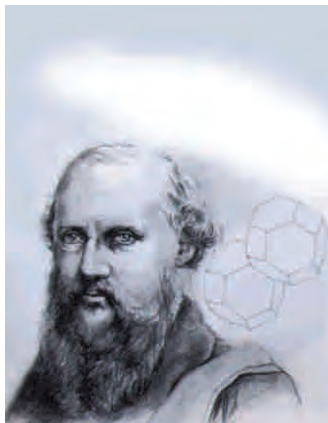
El modelo atómico de Thomson

En 1904 (casi un siglo después del modelo de Dalton), Joseph John Thomson (1856-1940, inglés Premio Nobel de Física 1906), propuso un modelo de átomo que era una masa esférica cargada positivamente, en la cual estaban incrustadas partículas más pequeñas cargadas negativamente (los electrones), que podían salir de los átomos o llegar a ellos.



¿Sabías que...?

En este modelo atómico también participó otro Thomson. Se trató del irlandés William Thomson (1824-1907), mejor conocido como Lord Kelvin, cuyo apellido reconoces en la unidad para expresar la temperatura.

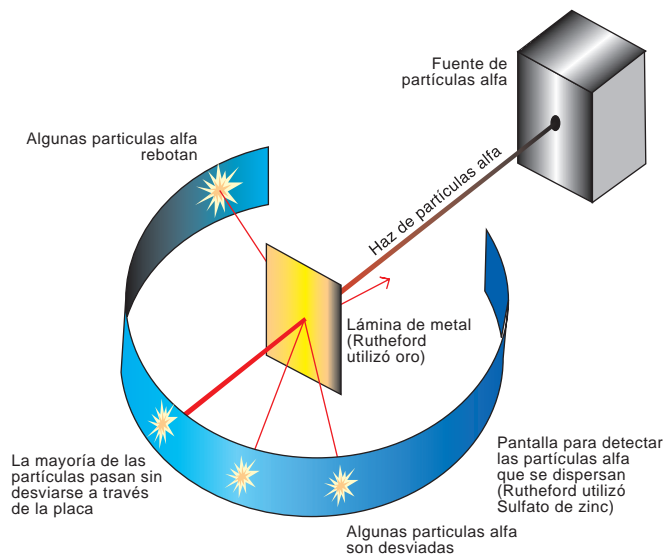


Para pensar

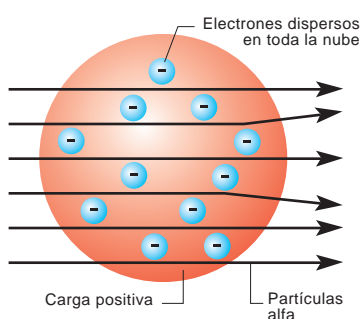
El modelo atómico de Thomson considera que las partículas negativas están incrustadas en una masa cargada positivamente. ¿Por qué no podía ser lo contrario (partículas cargadas positivamente incrustadas en una masa esférica cargada negativamente)?

El átomo ya no será compacto nunca más

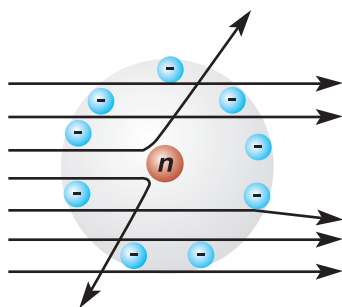
En 1911, un experimento de Ernest Rutherford y sus colaboradores, Hans Geiger y Ernest Marsden, produjo un importante cambio. Al hacer incidir partículas alfa (α , átomos de helio que han perdido sus dos electrones y por lo tanto cargados positivamente) en una lámina metálica, casi todas las partículas atravesaban la lámina metálica sin desviación alguna, mientras que una partícula de cada 40 000 rebotaba, lo cual significaba que había chocado con un punto de gran masa y de carga positiva. Para poder explicar este fenómeno fue necesario pensar en un modelo atómico muy diferente a los ya conocidos.



De acuerdo con lo anterior, el átomo debería estar formado por un minúsculo núcleo cargado positivamente que concentra casi toda la masa del átomo y, alrededor de él, en una región del espacio (la corona) muchísimo mayor, se encuentran los electrones con una masa mucho menor que la del núcleo. Resultó que después de este experimento ya nunca más el átomo fue considerado una masa densa, sino un espacio casi vacío con un diminuto núcleo en su interior.



Comportamiento de las partículas alfa de ser cierto el modelo de Thomson.



Comportamiento de las partículas alfa determinado por el experimento de Rutherford.



Rutherford en su laboratorio.

23

Un poquito de historia

Ernest Rutherford (1871-1937) nació en Nueva Zelanda y formó parte del equipo docente de la Universidad de Manchester (entre otras) desde 1907, investigando y enseñando física. Fue el primero en proponer la existencia del núcleo atómico. Inició sus investigaciones acerca de los fenómenos radioactivos en la Universidad de McGill, en Montreal.

Recibió varios doctorados Honoris Causa de las más importantes universidades de la época, así como premios de gran prestigio, incluido el Premio Nobel de Química en 1908, por sus investigaciones acerca de la desintegración de los elementos y la química de las sustancias radioactivas.

Fue un investigador representativo de la escuela inglesa que dio prioridad al laboratorio. Como una curiosidad, Rutherford publicó sus resultados sobre el átomo en la misma revista y en la misma ciudad donde cien años antes Dalton había publicado los suyos.



Ernest Rutherford visita la Universidad de Illinois en 1906. Los miembros del Departamento de Física posaron en las escaleras de la Facultad de Ingeniería. Adelante, de izquierda a derecha, están Rutherford, el Jefe del Departamento A.P. Carman y C.T. Knipp. Al medio están A.H. Sluss, F.C. Brown, C.S. Hudson, F.R. Watson, y W.F. Schultz; M. Case y W.M. Stempel (atrás). Rutherford ganó el Premio Nobel en Química dos años más tarde.

El micromundo tiene sus propias leyes



Una cosa inexplicable en el modelo de Rutherford era que los electrones pudiesen mantenerse alejados del núcleo, ya que cargas de signos diferentes se atraen. Esta contradicción pudo ser explicada por el danés Niels Bohr en 1913. Para ese fin, combinó aspectos de la física clásica con la novedosa Teoría Cuántica de Planck.

Bohr concibió a los electrones girando alrededor del núcleo en órbitas de un radio y un contenido de energía determinado, de forma tal que mientras cada electrón se mantuviese en su órbita no perdería energía y no caería sobre el núcleo (rompimiento con la física clásica). Mientras más cerca del núcleo, más fuertemente retenido estaría el electrón. Al suministrársele energía al átomo, el electrón podría irse alejando del núcleo pasando a órbitas cada vez más alejadas, hasta que la cantidad de energía fuera tal que el electrón se alejara definitivamente del núcleo formándose un ión positivo. El electrón no puede absorber cualquier cantidad de energía para pasar de una órbita interna a una más externa, sino que absorberá exactamente la diferencia de energía entre las dos órbitas. Esto llevó a afirmar que la absorción de energía no es continua (cualquier valor), sino que está cuantificada: es decir sólo acepta ciertos y determinados valores.

24



Radio y energía de las órbitas del átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr:

$$r_n = n^2 r_1$$

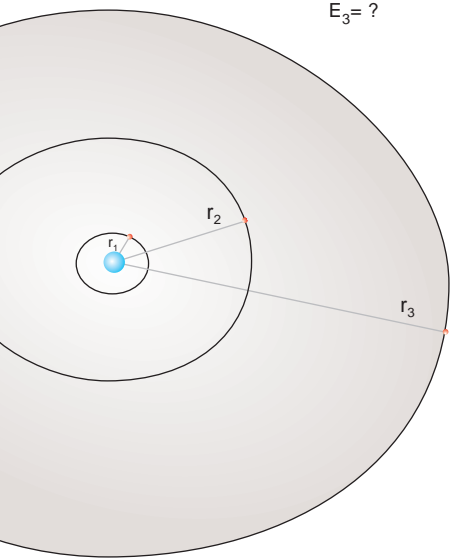
$$r_1 = 5,4 \times 10^{-11} \text{ m}$$

$$r_3 = ?$$

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

$$E_3 = ?$$



Para pensar

El hidrógeno, que es el átomo más pequeño que existe, sólo tiene un electrón. Como puedes ver en la figura, las energías de las dos primeras órbitas son respectivamente: $-0,500 \text{ u.a.}^*$; $-0,125 \text{ u.a.}$ ¿El electrón normalmente estará en la primera o en la segunda órbita?

Para que el electrón pase de la primera órbita a la segunda hay que suministrarle al átomo una energía igual a: ¿ $0,500 \text{ u.a.}$; $0,125 \text{ u.a.}$ o $0,375 \text{ u.a.}$? Si al electrón en la primera órbita se le suministra una energía igual a $0,125 \text{ u.a.}$, entonces el electrón ¿se queda en la primera órbita, pasa a la segunda órbita, se queda entre las dos órbitas?

* **u.a.** representa la unidad de energía conveniente para expresar los movimientos electrónicos. Su valor es muy pequeño porque es para algo tan diminuto como un átomo. Los valores negativos indican atracción entre el núcleo y el electrón; mientras más negativo el valor más fuerte es la atracción.