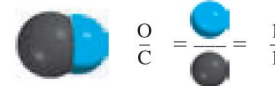


francés Joseph Proust.² La **ley de las proporciones definidas** de Proust establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa*. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante.

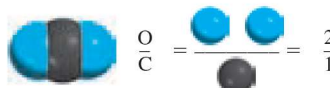
La tercera hipótesis de Dalton confirma otra importante ley, la **ley de las proporciones múltiples**. Según esta ley, *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños*. La teoría de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de manera muy sencilla: diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1:2. Este resultado concuerda con la ley de las proporciones múltiples (figura 2.2).

La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la **ley de la conservación de la masa**,³ la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar. La brillante idea de Dalton sobre la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

Monóxido de carbono



Dióxido de carbono



Oxígeno en el monóxido de carbono en relación con el oxígeno en el dióxido de carbono: 1:2

Figura 2.2 Ilustración de la ley de las proporciones múltiples.

Revisión de conceptos

Los átomos de los elementos A (en color) y B (gris) forman los dos compuestos mostrados aquí. ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?



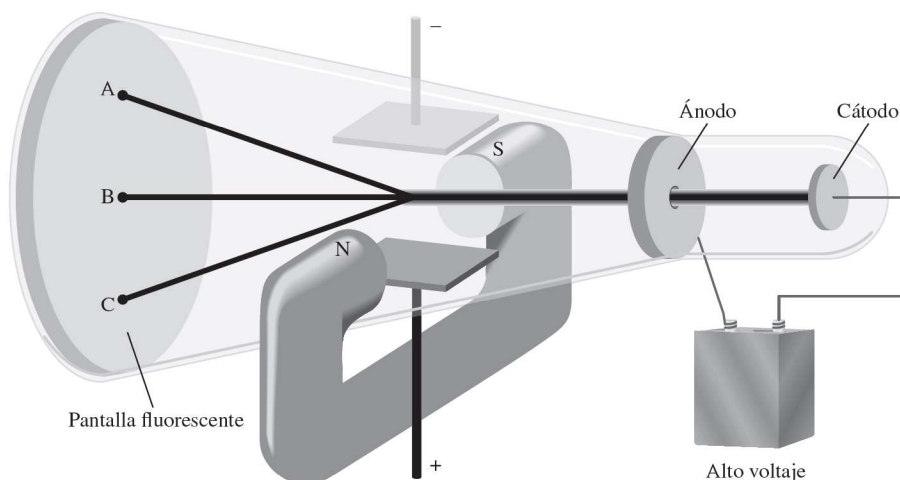
2.2 Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un **átomo** se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

² Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francés. Fue el primero en aislar el azúcar de las uvas.

³ De acuerdo con Albert Einstein, la masa y la energía son aspectos alternos de una entidad única denominada *masa-energía*. Por lo común, las reacciones químicas implican una ganancia o pérdida de calor u otras formas de energía. Así, cuando la energía se pierde en una reacción, por ejemplo, también se pierde masa. No obstante, salvo en el caso de las reacciones nucleares, los cambios de masa en las reacciones químicas son demasiado pequeños para ser detectados. Por consiguiente, para fines prácticos, la masa se conserva.

Figura 2.3 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.



El electrón

En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la **radiación**, la *emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas*. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica. Para investigar este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores (figura 2.3). Consta de un tubo de vidrio del cual se ha evacuado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, llamada **cátodo**, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, llamada **ánodo**, que pasa por una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza la superficie, recubierta de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante.

En algunos experimentos se colocaron, *por fuera* del tubo de rayos catódicos, dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán (vea la figura 2.3). Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado solamente el campo eléctrico, los rayos llegan al punto C. Cuando tanto el campo magnético como el eléctrico están desconectados, o bien cuando ambos están conectados pero se balancean de forma que se cancelan mutuamente, los rayos alcanzan el punto B. De acuerdo con la teoría electromagnética, un cuerpo cargado, en movimiento, se comporta como un imán y puede interactuar con los campos magnéticos y eléctricos que atraviesa. Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, deben consistir en partículas con carga negativa. Actualmente, estas *partículas con carga negativa* se conocen como **electrones**. En la figura 2.4 se muestra el efecto de un imán sobre los rayos catódicos.

El físico inglés J. J. Thomson⁴ utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que obtuvo fue de $-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$, en donde C corresponde a *coulombs*, la unidad de carga eléctrica. Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. Millikan⁵ llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión. Su trabajo demostró que la carga de cada electrón era exactamente la misma. En su experimento, Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico

Los electrones por lo general se asocian con los átomos. No obstante, también se pueden estudiar por separado.

⁴ Joseph John Thomson (1856-1940). Físico británico, recibió el premio Nobel de Física en 1906 por ser quien descubrió el electrón.

⁵ Robert Andrews Millikan (1868-1953). Físico estadounidense, merecedor del premio Nobel de Física en 1923 por determinar la carga del electrón.

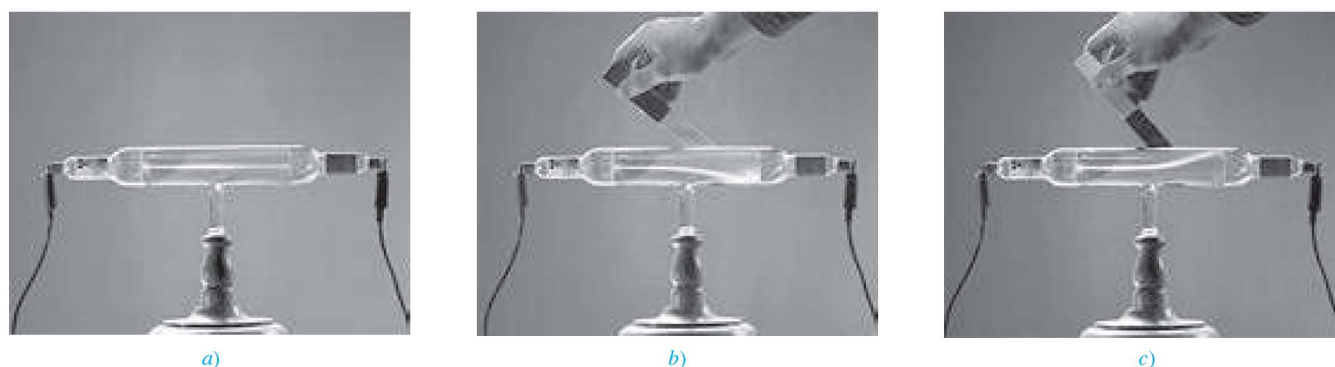


Figura 2.4 a) Rayo catódico producido en un tubo de descarga. El rayo en sí mismo es invisible, pero la fluorescencia de un recubrimiento de sulfuro de zinc en el cristal provoca su apariencia verdosa. b) El rayo catódico se inclina hacia abajo cuando se le acerca el polo norte del imán. c) Cuando la polaridad del imán se invierte, el rayo se inclina hacia la dirección opuesta.

y seguía su movimiento con un microscopio (figura 2.5). Al aplicar sus conocimientos sobre electrostática, Millikan encontró que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$. A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$\begin{aligned} \text{masa de electrón} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} \\ &= \frac{-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} \\ &= 9.10 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

Éste es un valor de masa extremadamente pequeño.

Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen⁶ observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, hacían que éstos emitieran unos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos eran capaces de atravesar la materia, oscurecían las placas fotográficas, incluso cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no podían contener partículas con carga, como los rayos catódicos. Röntgen les dio el nombre de rayos X, por su naturaleza desconocida.

⁶ Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923). Físico alemán que recibió el premio Nobel de Física en 1901 por el descubrimiento de los rayos X.

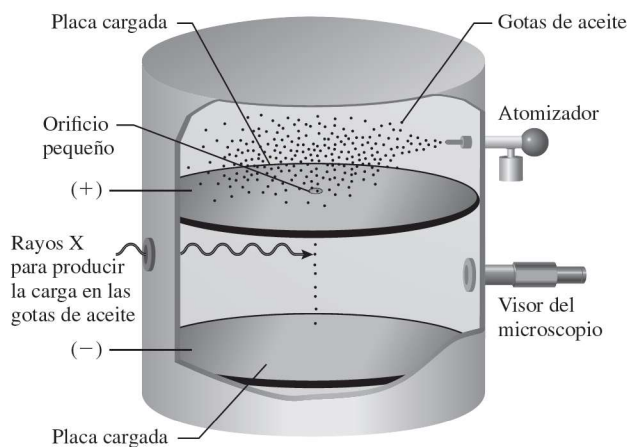
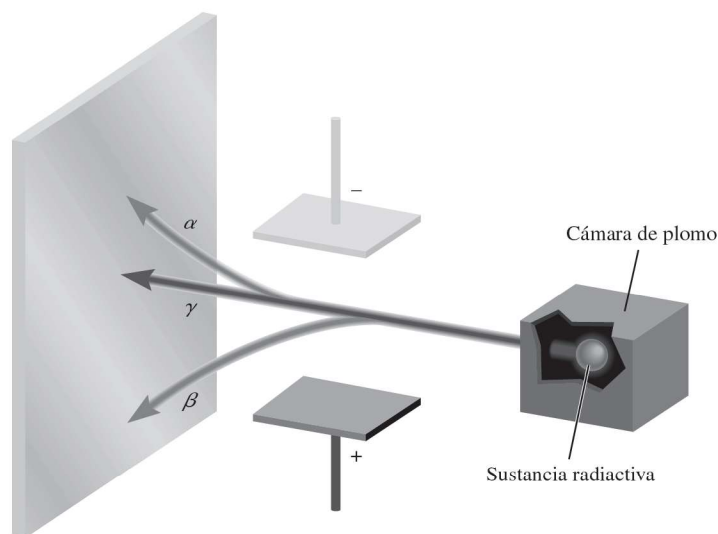


Figura 2.5 Diagrama esquemático del experimento de Millikan de la gota de aceite.

Figura 2.6 Tres tipos de rayos emitidos por elementos radiactivos. Los rayos β consisten en partículas con carga negativa (electrones), y por ende son atraídos hacia la placa con carga positiva. Por lo contrario, los rayos α tienen carga positiva y son atraídos hacia la placa con carga negativa. Debido a que los rayos γ no tienen carga alguna, su trayectoria no se ve alterada por un campo eléctrico externo.



Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel,⁷ profesor de física en París, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio oscurecían las placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de rayos catódicos. Al igual que los rayos X, los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban altamente energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que se emitían de manera espontánea. Marie Curie,⁸ discípula de Becquerel, sugirió el nombre de **radiactividad** para describir esta *emisión espontánea de partículas o radiación*. Desde entonces se dice que un elemento es *radiactivo* si emite radiación de manera espontánea.

La desintegración o *descomposición* de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos diferentes. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas (figura 2.6). Los **rayos alfa** (α) constan de *partículas cargadas positivamente*, llamadas **partículas α** , que se apartan de la placa con carga positiva. Los **rayos beta** (β), o **partículas β** , son electrones y se alejan de la placa con carga negativa. Un tercer tipo de radiación consta de rayos de alta energía, llamados **rayos gamma** (γ). Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo.



Figura 2.7 Modelo atómico de Thomson, conocido como el modelo del “pudín de pasas”, por su semejanza con un postre tradicional inglés hecho con pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva.

El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: que contienen electrones y que son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel (figura 2.7). Este modelo, llamado “modelo del pudín de pasas”, se aceptó como una teoría durante algunos años.

⁷ Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Físico francés a quien se le otorgó el premio Nobel de Física en 1903 por el descubrimiento de la radiactividad del uranio.

⁸ Marie (Marya Skłodowska) Curie (1867-1934). Química y física nacida en Polonia. En 1903, ella y su esposo francés, Pierre Curie, fueron galardonados con el premio Nobel de Física por su trabajo sobre la radiactividad. En 1911, una vez más fue merecedora de ese premio, pero esta vez en Química, por su trabajo sobre los elementos radiactivos radio y polonio. Ella es una de las tres personas que han recibido dos premios Nobel en Ciencias. A pesar de su gran contribución a la ciencia, su nominación a la Academia Francesa de Ciencias en 1911 fue rechazada por un voto [debido a que era mujer! Su hija Irene, y su yerno Frederic Joliot-Curie, compartieron el premio Nobel de Química en 1935].

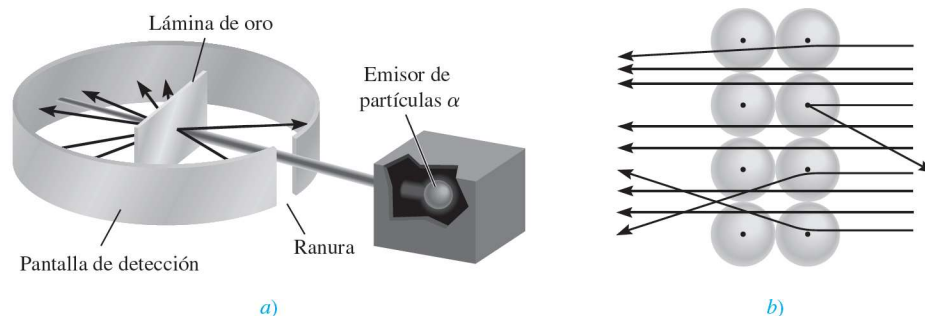


Figura 2.8 a) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α mediante una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atraviesan la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desvían con un ángulo grande. En ocasiones alguna partícula α invierte su trayectoria. b) Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

En 1910, el físico neozelandés Ernest Rutherford,⁹ quien estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger¹⁰ y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden,¹¹ Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva (figura 2.8). Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De cuando en cuando, algunas partículas α eran dispersadas (o desviadas) de su trayectoria con un gran ángulo. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva! Éste fue el descubrimiento más sorprendente, pues según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima. El comentario de Rutherford sobre este descubrimiento fue el siguiente: “Resultó tan increíble como si usted hubiera lanzado una bala de 15 pulgadas hacia un trozo de papel de seda y la bala se hubiera regresado hacia usted.”

Tiempo después, Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la dispersión de partículas α utilizando un nuevo modelo de átomo. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un *denso conglomerado central dentro del átomo*, que llamó **núcleo**. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Además, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo.

Las *partículas del núcleo que tienen carga positiva* reciben el nombre de **protones**. En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma *cantidad* de carga que los electrones y que su masa es de 1.67262×10^{-24} g, aproximadamente 1 840 veces la masa del electrón con carga opuesta.

Hasta este punto, los científicos visualizaban el átomo de la siguiente manera: la masa del núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, pero el núcleo ocupa sólo $1/10^{13}$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas (y moleculares) se expresarán aquí de acuerdo con la unidad del sistema internacional de medidas llamado *picómetro (pm)*, donde

$$1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

Una unidad común que no está incluida en el sistema internacional de medidas es el *ángstrom* (Å; 1 Å = 100 pm).

⁹ Ernest Rutherford (1871-1937). Físico neozelandés. Rutherford realizó gran parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y Cambridge). Recibió el premio Nobel de Química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico. Un comentario que hacía con frecuencia a sus estudiantes fue: “la ciencia es física o una colección de estampillas”.

¹⁰ Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945). Físico alemán. El trabajo de Geiger se enfocó en la estructura del núcleo atómico y en la radiactividad. Inventó un dispositivo para medir la radiación que ahora se conoce comúnmente como el contador Geiger.

¹¹ Ernest Marsden (1889-1970). Físico inglés. Es alentador saber que algunas veces un estudiante puede ayudar a ganar un premio Nobel. Marsden prosiguió con su gran contribución al desarrollo de la ciencia en Nueva Zelanda.



Si el tamaño de un átomo se expandiera hasta el de un estadio olímpico, el tamaño de su núcleo sería el de una canica.

El radio típico de un átomo es aproximadamente de 100 pm, en tanto que el radio del núcleo atómico es sólo de 5×10^{-3} pm. Se puede apreciar la diferencia relativa entre el tamaño de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo tuviera el tamaño de un estadio olímpico, el volumen de su núcleo sería comparable con el de una pequeña canica. Mientras que los protones están confinados en el núcleo del átomo, se considera que los electrones están esparcidos alrededor del núcleo y a cierta distancia de él.

El concepto de radio atómico tiene utilidad experimental, pero no debe suponerse que los átomos tienen dimensiones o superficies bien definidas. Más adelante aprenderemos que las regiones externas de los átomos son relativamente “difusas”.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía sólo un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2:1. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4:1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick¹² probó en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó **neutrones**, debido a que se demostró que eran *partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones*. El misterio de la relación de las masas ahora se podía explicar. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por tanto, la relación es 4:1.

En la figura 2.9 se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo. Existen otras partículas subatómicas, pero el electrón, el protón

¹² James Chadwick (1981-1972). Físico británico. En 1935 recibió el premio Nobel de Física por demostrar la existencia de los neutrones.

Figura 2.9 Los protones y los neutrones de un átomo están confinados en un núcleo extremadamente pequeño. Los electrones se representan como “nubes” que circundan al núcleo.

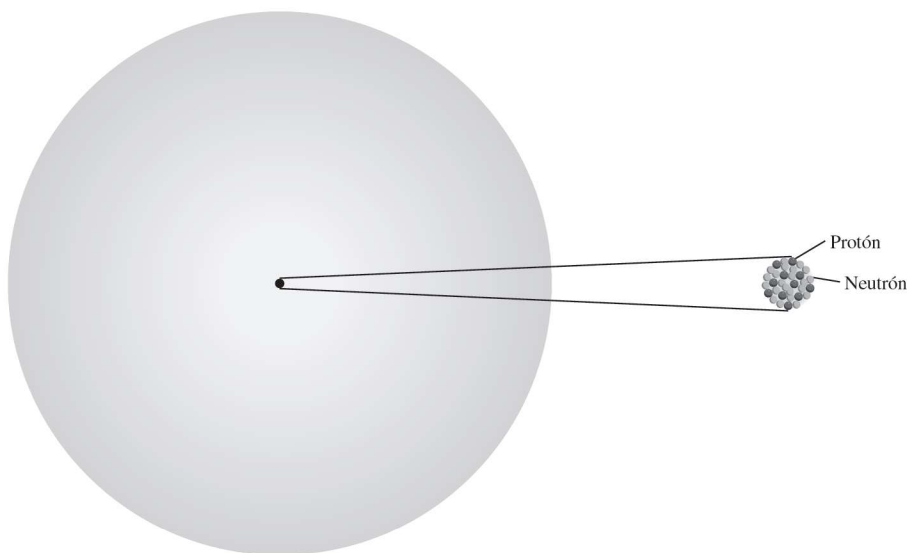


TABLA 2.1 Masa y carga de las partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

* Las mediciones más refinadas aportan un valor más preciso de la masa de un electrón que las de Millikan.

y el neutrón son los tres componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química. En la tabla 2.1 se muestran los valores de carga y de masa de estas tres partículas elementales.

2.3 Número atómico, número de masa e isótopos

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El **número atómico** (Z) es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta “flúor”.

El **número de masa** (A) es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por

$$\begin{aligned} \text{número de masa} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones} \end{aligned} \quad (2.1)$$

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

Los protones y neutrones se llaman colectivamente *nucleones*.

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más **isótopos**, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento (X) es como sigue:

