

Tema: Historia del átomo

1 Historia del átomo:

Antiguamente, se consideraba al átomo como la partícula más pequeña, indivisible e infinitamente minúscula. No obstante, parece probado que el átomo está formado a su vez, por electrones que giran alrededor de un núcleo constituido por otros corpúsculos menores que giran equidistantes entre sí, y que son los protones, neutrones, positrones y mesones. Se sabía desde comienzos del siglo XX que el átomo poseía una estructura; hoy puede descomponerse ésta en sus partes constitutivas.

Los átomos, o más bien las partes de que están formados, son los elementos básicos de construcción de toda la materia. Constituyen además la fuente principal de la luz, la base del magnetismo, el lugar de emplazamiento normal de los electrones que corporeizan la electricidad y los ingredientes fundamentales de toda la química.

Se sabe ya mucho del átomo, la mayor parte de ello con gran precisión. Ya no se sigue considerando al átomo como indivisible, pero continúa siendo la parte más pequeña de un elemento que conserva las propiedades químicas del mismo.

Los átomos son divisibles por fisión, que se logra por bombardeo con neutrones, lo que da lugar a la reacción en cadena, característica de las bombas atómicas del tipo A; o por fusión con altas temperaturas, que constituye la reacción termonuclear.

Tema: El átomo

2 El Átomo

Así se denomina la partícula o unidad material más pequeña capaz de entrar en combinación con otra u otras análogas para formar un compuesto químico. La física y la química modernas postulan que toda la materia está constituida por átomos o combinaciones de éstos en forma de moléculas.

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en la molécula son primordialmente de naturaleza eléctrica.

El átomo es la unidad más pequeña posible de un elemento químico, y se considera UN MINUSCULO UNIVERSO SOSPECHADO EN LA ANTIGÜEDAD Y EXPLORADO EN NUESTROS DIAS

2.1 El tamaño del átomo

La curiosidad acerca del tamaño y masa del átomo atrajo a cientos de científicos durante un largo período en el que la falta de instrumentos y técnicas apropiadas impidió lograr respuestas satisfactorias.

Posteriormente se diseñaron numerosos experimentos ingeniosos para determinar el tamaño y peso de los diferentes átomos.

Los átomos son muy pequeños; su diámetro es del orden de una diezmillonésima de milímetro, y todos ellos tienen aproximadamente el mismo tamaño – el mayor no llega a superar en tres veces al más pequeño. Para poder darnos una idea de lo que significa una diezmillonésima de milímetro, basta la consideración de que en el punto que ponemos al final de uno de estos párrafos hay suficiente espacio

para unos tres mil millones de átomos.

Por ejemplo: El átomo más ligero, el de hidrógeno, tiene un diámetro de aproximadamente 10,10 m. (0,0000000001 m) y una masa alrededor de $1,7 \times 10^{-27}$ Kg (la fracción de un kilogramo representada por 17 precedido de 26 ceros y una coma decimal). Un átomo es tan pequeño que una sola gota de agua contiene más de mil trillones de átomos.

2.2 Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un átomo puede definirse como la unidad básica de un elemento que puede entrar en combinación química. Dalton imaginó un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones que empezaron en la década de 1850 y se extendieron hasta el siglo XX demostraron claramente que los átomos en realidad poseen estructura interna; es decir, están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. La investigación condujo al descubrimiento de tres de esas partículas: electrones, protones y neutrones.

2.3 Las partículas atómicas fundamentales

Como resultado de numerosos experimentos se llegó a la conclusión de que las partículas fundamentales del átomo son tres a saber, los electrones, los protones y los neutrones.

Las características principales de cada una se resumen en el siguiente cuadro:

Partícula	Carga eléctrica	Masa	Símbolo
Electrón	Negativa	$1/1840$ U.M.A.	e
Protón	Positiva	1 U.M.A.	p
Neutrón	Nula	1 U.M.A.	n

Tema: El electrón

3 El electrón

Es un corpúsculo de carga eléctrica negativa, que forma parte del átomo y constituye la electricidad.

3.1 El descubrimiento del electrón

En la segunda mitad del siglo XIX, diversos investigadores se dedicaron a estudiar los efectos que producía una descarga eléctrica en gases encerrados en un tubo de vidrio a muy baja presión.

Emplearon un tubo de vidrio cuyo interior contaba con dos placas metálicas (Electrodos) conectadas una al polo positivo y otra al polo negativo de una fuente de alta tensión, actuando como ánodo y cátodo respectivamente. Además el tubo presentaba una conexión lateral que permitía conectarlo a una bomba para hacer el vacío al aplicar la alta tensión desde el cátodo salían haces de luz blanca débil que se denominaron rayos catódicos.

Estos rayos viajan hasta incidir en la superficie interna del extremo opuesto del tubo. La superficie está recubierta con un material fluorescente, de manera que se observa una intensa fluorescencia de luz cuando la superficie es bombardeada por los electrones. El análisis de estos rayos permitió comprobar que estaban formadas por partículas de electricidad negativa, dándoles el nombre de electrones.

En algunos experimentos al tubo de rayos catódicos se agregaron dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán.

La teoría electromagnética establece que un cuerpo cargado en movimiento se comporta como un imán y puede interactuar con los campos eléctrico y magnético a través de los cuales pasa. Dado que el rayo catódico es atraído por la placa con cargas positivas y repelido por la placa con cargas negativas, es claro que debe estar formado por partículas negativas. En la figura 1 se muestra un tubo de rayos catódicos real y el efecto de un imán de barra en el rayo catódico.

En las postrimetrías del siglo XIX J.J. Thompson, utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento acerca de los efectos de las fuerzas eléctrica y magnética en una partícula cargada negativamente para obtener la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. Thompson encontró que la relación es de -1.76×10^{-8} C/g, donde C significa coulomb, que es la unidad de carga eléctrica. Después, en experimentos efectuados entre 1908 y 1917, R.A Millikan encontró que la carga del electrón es de

1.60×10^{-19} C. A partir de estos datos es posible calcular la masa del electrón:

Masa del electrón:

Carga

carga/masa

= -1.60×10^{-19} C

-1.76×10^{-8} C/g

= 9.09×10^{-28} g.

Que es una masa en extremo pequeña.

A) Rayo catódico producido en un tubo de descarga. El rayo no tiene color en sí mismo, el color verde se debe a la fluorescencia del recubrimiento de sulfuro de zinc en la pantalla al contacto con el rayo.

B) El rayo catódico se desvía en presencia de un imán.

Tema: El protón y el núcleo

4 El protón y el núcleo

Continuando con las investigaciones sobre los efectos causados por el paso de una descarga eléctrica en gases a muy baja presión, pero utilizando un cátodo perforado, se observó detrás del mismo un fino haz de luz al cual denominaron rayos canales.

El estudio de estos rayos permitió verificar que estaban compuestos por partículas cargadas positivamente y con una masa 1.840 veces mayor que la de los electrones. A estas partículas se las denominó protones.

A principios de la década de 1900, dos hechos relativos a los átomos habían quedado claros: contienen electrones y son eléctricamente neutros. Dado que son neutros, cada átomo deberá tener igual número de cargas positivas y negativas, para mantener la neutralidad eléctrica. A principios del siglo XX el

modelo aceptado para los átomos era el propuesto por J. J. Thompson. Según su descripción, un átomo podría considerarse una esfera de materia positiva en la cual se encuentran embebidos los electrones.

En 1910 Ernest Rutherford decidió usar partículas alfa para probar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger Y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden, Rutherford efectuó una serie de experimentos en los cuales se utilizaron hojas delgadas de oro y metales como blancos de partículas alfa emitidas por una fuente radiactiva. Ellos observaron que la mayoría de las partículas penetraban la hoja sin desviarse o con una ligera desviación. También observaron que de vez en cuando una partícula alfa se desviaba sorprendentemente. En algunas ocasiones, la partícula alfa podía incluso regresar por la misma trayectoria hacia la fuente emisora. Este fue el descubrimiento más sorprendente, dado que en el modelo de Thompson la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas alfa pasaran con muy poca desviación.

Posteriormente Rutherford, fue capaz de explicar el resultado del experimento de dispersión de partículas alfa, pero tuvo que dejar a un lado el modelo de Thompson y proponer un nuevo modelo para el átomo. Según Rutherford, la mayor parte de un átomo debe ser espacio vacío. Esto explica porqué la mayoría de las partículas alfa pasaron a través de la hoja de oro con poca o ninguna desviación. Las cargas positivas del átomo, están todas concentradas en un conglomerado central dentro del átomo, al que llamó núcleo. Cuando una partícula alfa se acerca al núcleo en el experimento de dispersión, actúa sobre ella una fuerza de repulsión muy grande y en consecuencia sufre una gran desviación. Si una partícula alfa viaja directamente hacia el núcleo, experimenta una repulsión que podía invertir por completo el sentido de su movimiento.

Las partículas cargadas positivamente presentes en el núcleo se llaman protones y cada uno tiene masa de 1.67152×10^{-24} g. En distintos experimentos se encontró que cada protón tiene la misma cantidad de carga que un electrón y es además una 1840 veces más pesado que la partícula cargada negativamente.

En este punto de la investigación, los científicos percibían el átomo de la siguiente manera: en el núcleo esta concentrada la mayor parte de la masa total del átomo, pero aquél ocupa solo 1/1013 del volumen total del átomo. En el caso de átomos y moléculas, las longitudes se expresarán aquí en términos de la unidad SI llamada psicómetro (pm) donde

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

Un radio atómico típico es de unos 100 pm, mientras que el radio del núcleo atómico es de apenas 5×10^{-3} . Es posible apreciar los tamaños relativos de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo fuera del tamaño del Astrodome de Houston, el volumen del núcleo sería comparable con el de una pequeña canica. Mientras que los protones están encerrados en el núcleo del átomo, los electrones se consideran esparcidos alrededor del núcleo y a cierta distancia de él.

Figura 2: Modelo atómico de Thomson, algunas veces llamado Budín de pasas. Los electrones se encuentran embebidos en una esfera uniforme cargada positivamente.

Figura 3:

Diseño del experimentado Rutherford para medir la dispersión de las partículas alfa por una lámina de oro. La mayoría de las partículas atraviesan la hoja de oro con poca o ninguna desviación. Unas cuantas se desvían con un ángulo grande. Ocasionalmente una partícula alfa regresa.

Vista ampliada de las partículas alfa al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

Una unidad muy utilizada para expresar longitudes atómicas y que no pertenece al SI es el ángstrom (A: $1 \text{ A} = 100 \text{ pm}$).

Tema: el neutrón

5 Neutrones

Son partículas de masa igual a la del protón, pero sin carga eléctrica.

LA SUMA DEL NÚMERO DE PROTONES MÁS EL DE NEUTRONES DA EL NÚMERO MÁSICO A DEL ÁTOMO

Los investigadores estaban convencidos de que en el átomo también existen partículas eléctricamente neutras, aunque les resultaba difícil poder demostrarlo. En 1932, Chadwick descubrió unas partículas sin carga eléctrica y con una masa aproximadamente igual a la del protón, a las cuales denominó neutrones.

Se sabía que el hidrógeno, el átomo más simple, tiene solo un protón, y que el de helio tiene dos. En consecuencia, la relación entre la masa del átomo de helio y la del átomo de hidrógeno debía ser de 2:1. (Dado que los electrones son mucho más ligeros que los protones, su contribución puede ignorarse). Sin embargo, en realidad la relación es 4:1. Anteriormente, Rutherford y otros habían propuesto que debía haber otro tipo de partículas subatómicas en el núcleo: la prueba fue proporcionada por James Chadwick en 1932. Cuando Chadwick bombardeó con partículas alfa una delgada hoja de berilio, el metal emitió una radiación de muy alta energía, un tanto similar a los rayos gamma. En experimentos posteriores se demostró que los rayos en realidad constan de partículas eléctricamente neutras con masa ligeramente mayor que la de los protones. Chadwick llamó a estas partículas neutrones.

El misterio de la relación de masas podía ahora explicarse. En el núcleo de helio hay dos protones y dos neutrones, y en el núcleo de hidrógeno hay solo un protón y ningún neutrón; en consecuencia, la relación es 4:1.

Los físicos han descubierto que los átomos liberan diversos tipos de partículas subatómicas cuando son bombardeados con partículas de energía extremadamente alta en condiciones especiales en "desintegradores atómicos". Sin embargo, los químicos solo trabajan con electrones, protones y neutrones debido a que la mayoría de las reacciones químicas se efectúan en condiciones normales.

Tema: Historia de la teoría atómica

6 Historia de la teoría atómica

Cinco siglos antes de Cristo, los filósofos griegos se preguntaban si la materia podía ser dividida indefinidamente o si llegaría a un punto, que tales partículas, fueran indivisibles. Es así, como Demócrito formula la teoría de que la materia se compone de partículas indivisibles, a las que llamó átomos (porque en griego átomo significa indivisible).

En 1803 el químico inglés John Dalton propone una nueva teoría sobre la constitución de la materia. Según Dalton, toda la materia se podía dividir en dos grandes grupos: los elementos y los compuestos. Los elementos estarían constituidos por unidades fundamentales, que en honor a Demócrito, Dalton denominó átomos. Los compuestos se constituirían de moléculas, cuya estructura viene dada por la unión de átomos en proporciones definidas y constantes. La teoría de Dalton seguía considerando el hecho de que los átomos eran partículas indivisibles.

La teoría atómica de Dalton marca el principio de la era moderna de la Química. Las hipótesis acerca de la naturaleza de la materia en las que Dalton basó su teoría se pueden resumir como sigue:

- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos en tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento difieren de los átomos de todos los demás elementos.
- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación entre el número de átomos de cualquier par de elementos presentes es un entero o una fracción simple.
- Una reacción química implica solo una separación, combinación o redistribución de átomos, éstos no se crean ni se destruyen.

La figura 2.1 es una representación esquemática de las dos primeras hipótesis.

La primera establece que los átomos son diferentes para diferentes elementos. Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos, él no tenía idea de cómo era un átomo, pero sí se dio cuenta de que las propiedades diferentes de elementos como hidrógeno y oxígeno, por ejemplo, se puede explicar suponiendo que los átomos de hidrógeno no son los mismos que los átomos de oxígeno.

La segunda hipótesis sugiere que, para formar algún compuesto dado, no solo se requieren átomos de la clase adecuada de elementos, sino también el número correcto de átomos. La última hipótesis es otra forma de enunciar la ley de la conservación de la masa, la cual establece que la materia no puede ser creada ni destruida.

Hacia finales del siglo XIX, se descubrió que los átomos no son indivisibles, pues se componen de varios tipos de partículas elementales. La primera en ser descubierta fue el electrón en el año 1897 por el investigador Sir Joseph Thomson, quién recibió el premio Nóbel de la Física en 1906. Posteriormente, Hantaro Nagaoka (1865– 1950) durante sus trabajos realizados en Tokio, propone su teoría según la cual los electrones girarían en órbitas alrededor de un cuerpo central cargado positivamente, al igual que los planetas alrededor del Sol. Hoy día sabemos que la carga positiva del átomo se concentra en un denso núcleo muy pequeño, en cuyo alrededor giran los electrones.

El núcleo del átomo se descubre gracias a los trabajos realizados en la Universidad de Manchester, bajo la dirección de Ernest Rutherford entre los años 1909 a 1911. El experimento utilizado consistía en dirigir un haz de partículas de cierta energía contra una plancha metálica delgada, de las probabilidades que tal barrera desviara la trayectoria de las partículas, se dedujo la distribución de la carga eléctrica al interior de los átomos.

Tema: Teorías atómicas

7 Teoría atómica

La descripción básica de la constitución atómica, reconoce la existencia de partículas con carga eléctrica negativa, llamados electrones, los cuales giran en diversas órbitas (niveles de energía) alrededor de un núcleo central con carga eléctrica positiva. El átomo en su conjunto y sin la presencia de perturbaciones externas es eléctricamente neutro.

El núcleo los componen los protones con carga eléctrica positiva, y los neutrones que no poseen carga eléctrica.

El tamaño de los núcleos atómicos para los diversos elementos está comprendido entre una cien milésima y una diez milésima del tamaño del átomo.

La cantidad de protones y de electrones presentes en cada átomo es la misma. Esta cantidad recibe el nombre de número atómico, y se designa por la letra Z. A la cantidad total de protones más neutrones presentes en un núcleo atómico se le llama número masico y se designa por la letra A.

Si designamos por X a un elemento químico cualquiera, su número atómico y masico se representa por la siguiente simbología:

a

X

z 1

Por ejemplo, para el Hidrógeno tenemos: H

1

Si bien, todas las características anteriores de la construcción atómica, hoy en día son bastante conocidas y aceptadas, a través de la historia han surgido varios modelos que han intentado dar respuesta sobre la estructura del átomo.

7.1 Teoría atómica de Dalton

Aproximadamente por el año 1808, Dalton define a los átomos como la unidad constitutiva de los elementos (retomando las ideas de los atomistas griegos). Las ideas básicas de su teoría, publicadas en 1808 y 1810 pueden resumirse en los siguientes puntos:

... La materia está formada por partículas muy pequeñas para ser vistas, llamadas átomos.

... Los átomos de un elemento son idénticos en todas sus propiedades, incluyendo el peso.

... Diferentes elementos están formados por diferentes átomos.

... Los compuestos químicos se forman de la combinación de átomos de dos o más elementos, en un átomo compuesto; o lo que es lo mismo, un compuesto químico es el resultado de la combinación de átomos de dos o más elementos en una proporción numérica simple.

... Los átomos son indivisibles y conservan sus características durante las reacciones químicas.

... En cualquier reacción química, los átomos se combinan en proporciones numéricas simples.

... La separación de átomos y la unión se realiza en las reacciones químicas. En estas reacciones, ningún átomo se crea o destruye y ningún átomo de un elemento se convierte en un átomo de otro elemento.

A pesar de que la teoría de Dalton era errónea en varios aspectos, significó un avance cualitativo importante en el camino de la comprensión de la estructura de la materia. Por supuesto que la aceptación del modelo de Dalton no fue inmediata, muchos científicos se resistieron durante muchos años a reconocer la existencia de dichas partículas.

Además de sus postulados, Dalton empleó diferentes símbolos para representar los átomos y los átomos compuestos, las, moléculas.

Sin embargo, Dalton no elabora ninguna hipótesis acerca de la estructura de los átomos y habría que esperar casi un siglo para que alguien expusiera una teoría acerca de la misma.

7.2 Otras teorías que concordaban con la teoría de Dalton

Ley de la conservación de la masa: La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Ley de las Proporciones Definidas: Un Compuesto Puro siempre contiene los mismos elementos combinados en las mismas proporciones de la masa.

Ley de las Proporciones Múltiples: Cuando dos elementos A y B forman más de un compuesto, las cantidades de A que se combinan en estos compuestos, con una cantidad fija de B, están en relación de números pequeños enteros.

Tema: Modelos atómicos

8 Los modelos atómicos

En Física y en Química como en todas las Ciencias Naturales, para interpretar hechos que no se perciben directamente se formulan hipótesis y conjeturas que tratan de explicarlos adecuadamente, las cuales se denominan modelos. Estos modelos se elaboran a partir de los resultados de la experimentación y su validez es probada por medio de los nuevos experimentos. Si explican correctamente el comportamiento de la materia siguen en vigencia; de lo contrario, deben ser modificados o reemplazados por otros nuevos.

En el caso del átomo, dada su extrema pequeñez, no es posible advertir cómo es su estructura. Por lo tanto, los investigadores fueron elaborando diferentes modelos atómicos a lo largo del tiempo, de acuerdo con los resultados que se obtenían en las diversas experiencias que se realizaron.

8.1 El Modelo de Thomson

Thomson sugiere un modelo atómico que tomaba en cuenta la existencia del electrón, descubierto por él en 1897. Su modelo era estático, pues suponía que los electrones estaban en reposo dentro del átomo y que el conjunto era eléctricamente neutro. Con este modelo se podían explicar una gran cantidad de fenómenos atómicos conocidos hasta la fecha. Posteriormente, el gran descubrimiento de nuevas partículas y los experimentos llevados a cabo por Rutherford demostraron la inexactitud de tales ideas.

Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas, la cual podremos observar en la figura 4

Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva.

En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de otras radiaciones.

8.2 El Modelo de Ernest Rutherford

Basado en los resultados de su trabajo, que demostró la existencia del núcleo atómico, Rutherford sostiene que casi la totalidad de la masa del átomo se concentra en un núcleo central muy diminuto de carga eléctrica positiva. Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Estos poseen una masa muy ínfima y tienen carga eléctrica negativa. La carga eléctrica del núcleo y de los electrones se neutralizan entre sí, provocando que el átomo sea eléctricamente neutro.

El modelo de Rutherford tuvo que ser abandonado, pues el movimiento de los electrones suponía una pérdida continua de energía, por lo tanto, el electrón terminaría describiendo órbitas en espiral, precipitándose finalmente hacia el núcleo. Sin embargo, este modelo sirvió de base para el modelo propuesto por su discípulo Neils Bohr, marcando el inicio del estudio del núcleo atómico, por lo que a Rutherford se lo conoce como el padre de la era nuclear.

Él estudió los componentes de la radiación que ocurren espontáneamente en la Naturaleza. A continuación se presenta una tabla resumiendo las características de estos componentes:

Rayo	Composición	Carga	Alfa	2 protones y 2 neutrones (llamados también núcleos de Helio)
2+Beta	Electrones de alta energía	1-Gamma	Radiación electromagnética de Longitud de onda muy corta (Alta Energía)	0

En 1900 Rutherford con la colaboración de Madsen, soporta y verifica su teoría con el experimento de la lámina de oro. Éste era simple, bombardearon una placa de oro muy delgada con partículas (alfa) procedentes de una fuente radioactiva. Colocaron una pantalla de Sulfuro de Zinc fluorescente por detrás de la capa de oro para observar la dispersión de las partículas alfa en ellas. Según se muestra en la figura 5 a continuación:

El átomo de Bohr

Para explicar la estructura del átomo, el físico danés Niels Bohr desarrolló en 1913, una hipótesis conocida como teoría atómica de Bohr. Este supuso que los electrones están dispuestos en capas definidas, o niveles cuánticos, a una distancia considerable del núcleo. La disposición de los electrones se denomina configuración electrónica. El número de electrones es igual al número atómico del átomo: el hidrógeno tiene un único electrón orbital, el helio dos y el uranio 92. Las capas electrónicas se superponen de forma regular hasta un máximo de siete, y cada una de ellas puede albergar un determinado número de electrones. La primera capa está completa cuando contiene dos electrones, en la segunda cabe un máximo de ocho, y las capas sucesivas pueden contener cantidades cada vez mayores. Ningún átomo existente en la naturaleza tiene la séptima capa llena. Los "últimos" electrones, los más externos o los últimos en añadirse a la estructura del átomo, determinan el comportamiento químico del átomo.

Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa. No se combinan químicamente en la naturaleza, aunque los tres gases nobles más pesados (criptón, xenón y radón) pueden formar compuestos químicos en el laboratorio. Por otra parte, las capas exteriores de los elementos como litio, sodio o potasio solo contienen un electrón. Estos elementos se combinan con facilidad con otros elementos (Transfiriéndoles su electrón más externo) para formar numerosos compuestos químicos. De forma equivalente, a los elementos como el flúor, el cloro o el bromo sólo les falta un electrón para que su capa exterior esté completa. También se combinan con facilidad con otros elementos de los que obtienen electrones.

Las capas atómicas no se llenan necesariamente de electrones de forma consecutiva. Los electrones de los primeros 18 elementos de la tabla periódica se añaden de forma regular, llenando cada capa al máximo antes de iniciar una nueva capa. A partir del elemento decimonoveno, el electrón más externo comienza una nueva capa antes de que se llene por completo la capa anterior. No obstante, se sigue manteniendo una regularidad, ya que los electrones llenan las capas sucesivas con una alternancia que se repite. El resultado es la repetición

regular de las propiedades químicas de los átomos, que se corresponde con el orden de los elementos en la tabla periódica.

Resulta cómodo visualizar los electrones que se desplazan alrededor del núcleo como si fueran planetas que giran en torno al Sol. No obstante, esta visión es mucho más sencilla que la que se mantienen actualmente. Ahora se sabe que es imposible determinar exactamente la posición de un electrón en el átomo sin perturbar su posición. Esta incertidumbre se expresa atribuyendo al átomo una forma de nube en la que la posición de un electrón se define según la probabilidad de encontrarlo a una distancia determinada del núcleo. Esta visión del átomo como "nube de probabilidad", ha sustituido al modelo de sistema solar.

Tema: Rayos X y Radiactividad

Rayos X y radiactividad

En la década de 1890 muchos científicos fueron atraídos por el estudio de los rayos catódicos. Algunos de éstos se relacionaban con el fenómeno recientemente descubierto llamado radiactividad, que es la emisión espontánea de partículas, radiación o ambas. Radiación es el término empleado para describir la emisión y transmisión de energía a través del espacio en forma de ondas. Una sustancia radiactiva se desintegra espontáneamente. A principios de siglo XX los científicos habían descubierto varios tipos de rayos radiactivos. La información obtenida al estudiar estos rayos y sus efectos en otros materiales contribuyó de manera significativa a la comprensión de la estructura del átomo.

En 1895 Wilhelm Röntgen observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre vidrio y metales, se emitían unos rayos desconocidos. Estos rayos eran de alta energía y podían penetrar la materia. Además oscurecían placas fotográficas protegidas con papel y producían fluorescencia en diversas sustancias. Dado que estos rayos no eran desviados por un imán, no constaban de partículas cargadas como los rayos catódicos. Röntgen los llamó Rayos X. Posteriormente fueron identificados como un tipo de radiación de alta energía.

Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel. Empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Por mero accidente, descubrió que algunos compuestos de uranio eran capaces de oscurecer placas fotográficas protegidas con papel delgado o incluso hojas metálicas delgadas en ausencia del estímulo de rayos catódicos. La naturaleza de la radiación causante de esto era desconocida, aunque al parecer dicha radiación era semejante a los rayos X por ser de alta energía y por no constar de partículas cargadas. Marie Curie discípula de Becquerel, sugirió el nombre de radiactividad para este fenómeno. Se dice que es radiactivo cualquier elemento que como el uranio presenta radiactividad. Marie Curie y su esposo, Pierre, posteriormente estudiaron e identificaron muchos elementos radiactivos.

En investigaciones ulteriores se demostró que los elementos radiactivos pueden emitir tres tipos de rayos, los cuales se estudiaron mediante un dispositivo similar al que se ve en la figura. Se observó que dos de los tres tipos de rayos podían desviarse al pasar entre dos placas metálicas con cargas opuestas.

Dependiendo del sentido de la desviación, estos dos rayos se llamaron rayos alfa y rayos beta. El tercer tipo, que no es afectado por las placas cargadas, es el de los rayos gamma. Los rayos alfa o partículas resultaron ser iones de helio, con carga positiva de +2. Debido a su carga positiva estos rayos son atraídos por la placa cargada negativamente. Los rayos beta o partículas beta, en cambio, están formados por electrones cargados negativamente, por lo que son atraídos hacia la placa con carga positiva. Dado que los rayos gamma no son partículas cargadas, su movimiento no resulta afectado por un campo eléctrico externo. Constan de radiación de alta energía.

* Gran Enciclopedia del mundo, editorial Marín, S.A., Durvan S.A. de ediciones Bilbao, 1965 (II)

Edición)

*** Hombre, ciencia y tecnología I Publicado especialmente para Encyclopaedia Británica (Editorial Océano) Título de la obra original: Enciclopedia delle scienze e delle tecniche, 1986, ediciones Océano-Éxito, S.A.**

–Web: www.lafacu.com (Buscador)

***Historia del átomo Siegfried Wiechowski, 1972, Editorial labor, Título de la obra original: Geschichte des atoms**

***Enciclopedia Microsoft® Encarta® 98, átomo, Microsoft Corporation, 1993–1997.**

***Raymond Chang, Química 4ª edición, ED: Mc-hill.**

*** Biblioteca del Honorable Consejo de Liberante, Esteban Echeverría**

*** Biblioteca del Congreso de la Nación.**