

AC 05 71

En nuestro programa de química, esta noche nos acompaña la profesora María José Morcillo. Muy buenas noches, María José. Hola, muy buenas noches.

Vamos a hablar de la estructura atómica, ¿verdad? Sí, en esta charla voy a indicar brevemente el desarrollo histórico del conocimiento de la estructura atómica, que tiene una gran importancia para poder comprender de forma razonada la formación de enlaces químicos y su influencia en las propiedades químicas de las sustancias. Me parece muy interesante este tema sobre la estructura atómica y supongo que tendrá una gran relación con el uso de la energía atómica, como las bombas atómicas y las centrales nucleares. Bien, exactamente no es así.

Desde el punto de vista químico, lo que realmente interesa del átomo es su estructura electrónica externa, que es la que interviene en los fenómenos químicos. La mal llamada energía atómica es en realidad energía nuclear, puesto que depende únicamente de la composición y estructura de los núcleos atómicos, que prácticamente no intervienen ni se modifican en las reacciones químicas ordinarias, base de todos los fenómenos químicos. Del estudio del núcleo atómico se ocupa principalmente la llamada física nuclear, aunque también hay una parte de la química, la química nuclear, que trata de las reacciones nucleares.

Estos son estudios muy especializados y lo que ahora nos interesa, en un curso de introducción a la química, son las reacciones químicas ordinarias, que, como acabo de decir, dependen casi exclusivamente de la estructura electrónica externa de los átomos. ¿Y cómo se puede saber la estructura electrónica de los átomos? Tengo entendido que todavía no hay ningún aparato que sea capaz de obtener una imagen de los átomos aislados. Efectivamente, es verdad que no disponemos aún de ningún aparato o dispositivo que nos permita ver o fotografiar de algún modo a los átomos, pero, en cambio, se han realizado numerosos experimentos físico-químicos, como, por ejemplo, el efecto fotoeléctrico, bombardeo de átomos con haces de electrones, de neutrones, de partículas alfa, etc.

Así como el registro de espectros atómicos en muy variadas condiciones experimentales y cuya interpretación teórica ha conducido a un modelo atómico y a unas teorías, eminentemente matemáticas, que nos permiten conocer la estructura de los átomos y predecir su comportamiento con tanta precisión o mayor que la que tendríamos si los pudiésemos ver directamente. Hablar de teorías matemáticas. Yo creía que habían sido los filósofos los que habían desarrollado la teoría atómica, fundamentalmente de tipo filosófico.

En épocas remotas, así fue, efectivamente. Ya en el siglo V a. C., la idea original de Leucipo fue desarrollada y elaborada de forma lógica por Demócrito, suponiendo que la materia no era continua, como se creía, sino que era discontinua y estaba formada por pequeñísimas partículas indivisibles a las que por esta propiedad les llamó átomos, que en griego significa sin división. Todos los átomos, según Demócrito, eran idénticos y sólo se diferenciaban entre sí por su tamaño y forma.

Sus distintos movimientos y combinaciones daban lugar a la gran complejidad del universo, explicando no sólo los fenómenos físicos, sino también los psíquicos y hasta los espirituales. Más tarde, unos 300 a. C., Epicuro y después el poeta romano Leucrecio, unos 70 a. C., incorporaron el atomismo a la ética, suponiendo que los pensamientos eran movimientos de los átomos y que hasta el alma estaba constituida también por átomos, si bien éstos eran muy sutiles, móviles y pulimentados. María José, ¿estas teorías filosóficas tan originales y sugestivas han tenido cabida en las teorías científicas? Pues estas doctrinas filosóficas han perdurado mucho tiempo.

Los mismos alquimistas de la Edad Media, basándose en ellas, creían en la posibilidad de la transmutación de ciertos metales en oro, para cuyo fin dedicaron enormes esfuerzos, aunque infructuosos, para encontrar la llamada piedra filosofal con la que se podría conseguir esta transmutación. Fue ya en el siglo XVII cuando los físicos y químicos llegaron a darse cuenta de la necesidad de la experimentación para poder sentar las bases del conocimiento de la materia. Por ello, la teoría atómica moderna no pudo ser establecida sobre una base científica hasta principios del siglo XIX, después de haber estudiado experimentalmente y de forma cuantitativa lo que ocurre en las reacciones químicas.

Sin entrar en detalles que nos ocuparían demasiado tiempo, solo indicaré que a finales del siglo XVIII, los trabajos meticulosos de numerosos químicos, siguiendo la opautá del gran químico francés Lavoisier, llegaron a establecer con seguridad las llamadas «Leyes Ponderales de las Reacciones Químicas». Para poder interpretar estas leyes, el físico-químico inglés Dalton enunció en 1805 su famosa teoría atómica, considerada como una de las teorías más importantes de todos los tiempos. La hipótesis fundamental de la teoría atómica de Dalton es que todas las sustancias están formadas por pequeñas partículas indivisibles, a las que llamó átomos.

Siguiendo a Demócrito, en los elementos todos los átomos son iguales, dos o más átomos de varios elementos pueden unirse para formar las partículas de un compuesto. ¿La teoría atómica de Dalton es todavía válida en la actualidad? Las hipótesis de Dalton no son del todo correctas. Por ejemplo, sabemos hoy en día que los átomos no son indivisibles, sino que están constituidos esencialmente por electrones externos, así como por un núcleo formado por protones y neutrones.

Si bien en las reacciones químicas ordinarias los átomos de todas las sustancias que intervienen permanecen inalterados, asimismo está comprobado experimentalmente que en un determinado elemento no son exactamente iguales todos los átomos, sino que pueden contener distinto número de neutrones en su núcleo, son los llamados isótopos, aunque contienen el mismo número de protones y de electrones externos, por lo que es prácticamente igual su comportamiento químico. Por ello, la teoría atómica de Dalton tiene hoy en día validez para las reacciones químicas ordinarias, no para las reacciones químicas nucleares. En lo que fracasó Dalton fue en la interpretación de las llamadas leyes volumétricas de las reacciones químicas, descubiertas por el químico francés Gay-Lussac.

¿Entonces qué científico interpretó correctamente estas leyes volumétricas? Fue el italiano Avogadro, quien en 1811 interpretó de una manera muy simple las leyes de Gay-Lussac, estableciendo para ello su famosa hipótesis. Volúmenes iguales de cualquier gas, medidas a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. El razonamiento de Avogadro para interpretar las leyes volumétricas, basándose en esta hipótesis, a pesar de ser completamente lógico y muy claro, chocó con la autoridad de Dalton y no fue admitido por los químicos hasta casi 50 años después, en una reunión que puede considerarse como el primer congreso químico internacional, celebrado en Alemania en el año 1860, cuatro años ya después de la muerte de Avogadro.

En esta reunión, un discípulo de él, Canizarro, profesor de química en la Universidad de Génova, presentó con gran claridad la hipótesis de Avogadro y su aplicación para poder determinar los pesos atómicos y moleculares, así como las fórmulas más simples y correctas de las moléculas, que no coincidían con las supuestas erróneamente por Dalton. Por lo que estoy escuchando parece que hasta después de la mitad del siglo pasado no se sabían muy bien los pesos atómicos ni las fórmulas de los compuestos más sencillos, ¿es así? Sí, efectivamente, algunos de los pesos atómicos conocidos eran erróneos, hasta en ciertos casos con un error del 50%. Asimismo, estaban equivocadas las fórmulas de compuestos tan sencillos e importantes como el agua, para la que Dalton había propuesto HO en lugar de H₂O, o el amoníaco, para el que propuso la fórmula NH en lugar de la correcta NH₃.

Por ello, el Congreso de Alemania supuso un memorable hito en la historia de la química, que a partir de esa fecha experimentó un espectacular avance en su desarrollo. En primer lugar, el concepto claro de molécula permitió que se desarrollase la teoría cinética molecular de los gases. Incluso, por primera vez, se pudo determinar aproximadamente el tamaño de las moléculas de unos pocos astrón.

Para las más sencillas, el astrón es la unidad de longitud que se ha utilizado durante mucho tiempo para medir las dimensiones de los átomos y las moléculas. Un astrón es igual a 10 elevado a menos 10 metros. En el sistema internacional de unidades utilizado ahora en la actualidad, no figura el astrón, sino que en su lugar debe utilizarse el nanómetro, que como sabéis es igual a 10 elevado a menos 9 metros, de donde se deduce que un astrón es igual a 10 nanómetros.

Es decir, que el tamaño de las moléculas más simples es de unas décimas de nanómetro. Para darnos una idea de lo pequeñísimas que son las moléculas, basta decir que harían falta nada menos que unos 10 millones de moléculas puestas en fila para que ocupasen la longitud de 2 o 3 milímetros. Estos avances en los conocimientos de la existencia de átomos y de moléculas ¿han tenido alguna repercusión práctica en la industria química? En efecto, han tenido una repercusión en todos los campos de la química.

En primer lugar, al tener cierta seguridad en la existencia de las moléculas, a partir del último tercio del siglo pasado, los químicos empezaron a relacionar las propiedades de las sustancias

con la supuesta estructura de sus moléculas, con lo que la química se fue transformando desde su naturaleza enigmática, empírica y descriptiva para ella irse convirtiendo en una ciencia cada vez más teórica y deductiva. Lo más típico de la química moderna es su eminente carácter estructural. Hoy en día se trabaja intensamente con todos los métodos físicos disponibles para conocer cada vez mejor la estructura de las moléculas y establecer relaciones entre esta estructura y las propiedades físico-químicas de las sustancias.

Este conocimiento íntimo de las moléculas ha repercutido notablemente en muchos aspectos de nuestra civilización, desde la medicina hasta la agricultura, como en los sistemas de transporte y comunicaciones de nuestros días. Asimismo, la fabricación química actual de numerosos plásticos y fibras sintéticas, de nuevos materiales para electrónica y ordenadores de fertilizantes, insecticidas, nuevos antibióticos y fármacos contra el cáncer, etc., está basada en gran parte en los conocimientos cada vez más profundos de la estructura de la materia. Permíteme aquí una pequeña interrupción.

Con estas interesantes descripciones sobre las moléculas nos hemos desviado un poco de cómo se pudo llegar a conocer la estructura de los átomos. ¿Podrías indicarnos algo sobre esta cuestión? Sí, me parece muy bien. Los conocimientos actuales de la estructura atómica están basados en una gran variedad de experimentos sobre las interacciones de la electricidad con la materia, llevados a cabo por numerosos investigadores a finales del siglo XIX y comienzos de nuestro siglo XX.

Su origen son los pioneros trabajos de Faraday, realizados hace más de 150 años sobre el paso de una corriente eléctrica a través de disoluciones acuosas de sales, que culminaron unos 70 años después, primero con el descubrimiento en 1895 de los rayos X, llamados así al ignorar lo que eran su descubridor, Rothen, que recibió por ello, como sabéis, el primer Premio Nobel de Física en 1901. Y unos tres meses después, con el descubrimiento de la radioactividad por el francés Becquerel, precisamente cuando trabajaba sobre las propiedades de los rayos X, y por lo que se le concedió también el Premio Nobel de Física en 1903. Una etapa muy importante para el conocimiento de la estructura de los átomos fue la realización de numerosos experimentos sobre descargas eléctricas a través de gases a baja presión, que condujeron al descubrimiento de los llamados rayos catódicos, llegando a saber que estaban formados por pequeñísimas partículas con carga eléctrica negativa que recibieron el nombre de electrones.

El conocimiento del electrón culminó con los célebres trabajos de Thomson en el Cavendish Laboratorio de Cambridge, de que con gran asombro de muchos científicos de su época, había sido nombrado director a la temprana edad de 28 años. Thomson utilizó un tubo de descargas eléctricas especialmente diseñado y en el que un fino haz de rayos catódicos era sometido al mismo tiempo a un campo eléctrico y otro magnético, perpendiculares entre sí. De esta forma pudo demostrar sin lugar a dudas que los rayos catódicos estaban formados por electrones que eran siempre iguales para todas las sustancias, es decir, que eran constituyentes esenciales de los átomos.

Sus medidas cuantitativas le permitieron determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de los electrones, esto es, E partido por M , igual a $1,76 \times 10^{-8}$ Cg. La importancia científica de estos trabajos le valió a Thomson el Premio Nobel de Física de 1906, pero su interés práctico es también muy grande, aunque su aplicación no ocurrió hasta después de más de 30 años, ya que los tubos de descarga utilizados por Thomson son los predecesores de los tubos actuales de los televisores, pieza fundamental de estos aparatos, puesto que son los responsables de la formación de las imágenes en la pantalla del televisor. Los trabajos de Thomson, según veo, sirvieron para identificar a los electrones como constituyentes de la materia y, por lo tanto, de los átomos, pero como lo que se determinó fue la relación E partido por M , no se podía saber ni cuál era la carga ni la masa del electrón.

En efecto, así es, y Thomson se dio cuenta de esto en particular al comparar esta relación con la que se había determinado por electrólisis para algunos iones, por ejemplo, de hidrógeno, que era unas 2000 veces menor que la de los electrones. El propio Thomson supuso que esto se debía a que la masa del electrón tendría que ser unas 2000 veces menor que la de los iones de hidrógeno, por lo que sería muy difícil su medida. Por ello ideó algunos experimentos para poder determinar la carga del electrón, que no dieron resultado.

El éxito lo consiguió el físico norteamericano Millikan con sus célebres experimentos de las gotitas de aceite realizados en la Universidad de Chicago, mediante los cuales pudo determinar que la carga eléctrica negativa del electrón era de $1,6 \times 10^{-19}$ coulombios. Esto también le valió el premio Nobel de Física de 1923. Con este valor de la carga del electrón y el de la relación carga eléctrica partido por masa determinada por Thomson, se puede calcular directamente el valor de la masa del electrón, que resulta ser de $9,1 \times 10^{-28}$ gramos, valor pequeñísimo, difícil incluso de imaginar.

Por ello, excepto en cálculos muy precisos, no hace falta tener en cuenta la masa de los electrones. Una vez demostrado que los electrones eran constituyentes de la materia y, por lo tanto, de los átomos, y como estos son neutros, habría que suponer que existían otras partículas con carga positiva. Precisamente este fue más o menos el razonamiento de Thomson, por lo que junto con uno de sus colaboradores, Aston, ideó un aparato para estudiar la relación E partido por M en los llamados rayos positivos o rayos canales de los tubos de descarga, encontrando que esta relación dependía del gas que se utilizaba para llenar el tubo.

Por ejemplo, para el caso del hidrógeno, E partido por M era igual a 9.6×10^{-4} Cg, valor que coincidía con el obtenido por electrolisis para los iones hidrógeno. Basándose en todos estos experimentos, Thomson propuso el primer modelo atómico que expuso en 1906 en una conferencia. En esencia, Thomson suponía que los electrones del átomo 1, 2, 3, etc., estaban situados simétricamente dentro de una esfera de carga positiva distribuida uniformemente y que compensaba la carga negativa de los electrones.

Para poder comprobar este modelo, Thomson y sus colaboradores realizaron experimentos de dispersión de luz, de electrones, de rayos X y de partículas alfa. Pero el éxito lo consiguió

Rutherford mediante los célebres experimentos de dispersión de partículas alfa a través de películas metálicas de aluminio, cobre, plata y oro, realizados entre 1909 y 1913 en la Universidad de Manchester. Rutherford, que ya había recibido el premio Nobel de Química de 1908 por sus investigaciones en radioactividad, propuso en 1911 su famoso modelo atómico nuclear para poder explicar los resultados experimentales.

Según este modelo, el átomo consta de un núcleo pequeñísimo, unas 100.000 veces menor que el tamaño del átomo y que contiene toda la carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo. Alrededor de este núcleo giran los electrones, cuyo número es igual al de cargas positivas del núcleo. Este número recibe el nombre de número atómico porque coincide con el número de orden del correspondiente elemento en el sistema periódico.

En un principio, el número atómico se determinó mediante la dispersión de partículas alfa, pero después se utilizó un método más preciso basado en el estudio de los espectros de rayos X. ¿Este modelo atómico propuesto por Rutherford hace más de 75 años sigue teniendo validez en la actualidad? La idea fundamental del núcleo atómico, conteniendo toda la carga positiva y toda la masa y corteza formada por electrones, es válida, pero se han tenido que introducir algunas modificaciones en cuanto al comportamiento de los movimientos de los electrones. En primer lugar, el propio Rutherford, al admitir que la carga positiva del núcleo estaba formada por protones, se dio cuenta que la masa de todos ellos era aproximadamente la mitad que la masa atómica. Por ello, tuvo que suponer que en los núcleos atómicos existían otras partículas pesadas, de masa parecida a la de los protones, pero sin carga eléctrica, por lo que les dio el nombre de neutrones.

Estas partículas, difíciles de confirmar por la ausencia de carga, fueron por fin identificadas en el año 1932 por Chadwick, por lo que también recibió el premio Nobel de 1935 de física. Muchas gracias María José Marcillo y hasta el próximo programa. A ti, gracias.

Despedimos nuestra programación hasta mañana. Gracias por su atención. Muy buenas noches.

Subtítulos realizados por la comunidad de Amara.org CC por Antarctica Films Argentina CC por Antarctica Films Argentina