

AC 05 79

Continuamos en el tiempo del curso de acceso ahora con química. Nos acompaña la profesora María José Morcillo. Muy buenas noches.

Hola, buenas noches. Lo primero que tenemos que hacer es recordar que esta noche hablaremos de las propiedades de los gases. Este programa se tenía que haber emitido en el mes de diciembre, pero, en fin, como ya dijimos, por motivos que ya explicamos, hablamos de la velocidad de las reacciones químicas.

Hoy sí, hoy vamos a hablar de las propiedades de los gases. Y a mí me gustaría empezar por saber por qué vamos a tratar este tema esta noche, cuál es la importancia de este tema. Mira, pues, de los numerosos tipos de experimentos realizados para estudiar el comportamiento de los gases, tanto puros como en mezclas físicas y en reacciones químicas, nos ha permitido obtener muy importantes conclusiones, que han constituido los cimientos de muchas de las teorías que más han contribuido al avance de la química.

Por ello, me ha parecido interesante dedicar la emisión radiofónica de hoy a hacer una breve exposición de algunas de estas cuestiones. En primer lugar, el estudio de los gases contribuyó notablemente a establecer el llamado método científico, que es el proceso que siguen los científicos para explicar un fenómeno real. Como ya se ha sabido, una de las ocupaciones de muchos científicos es la búsqueda de analogías y regularidades en los fenómenos naturales.

Las leyes de la ciencia son enunciados generales que expresan estas regularidades de la manera más exacta que es posible. Muchas veces, para interpretar las leyes científicas, se suele comparar el sistema en estudio, casi siempre de tipo microscópico y, por lo tanto, invisible, con otro sistema análogo, pero real, de tipo ya macroscópico, que recibe el nombre de modelo. Cuando la interpretación se hace mediante ciertas ideas más o menos abstractas, llamadas hipótesis, el conjunto recibe el nombre de teoría.

¿Podríamos explicar un poquito más, entonces, qué diferencia existe entre modelo y teoría? Sí, mira, en general no es fácil hacer una distinción real entre modelo y teoría, si bien este último concepto suele tener un contenido más amplio y a veces incluye un modelo y ciertas hipótesis sobre su comportamiento. Para aclarar estas ideas con algunos ejemplos concretos, pues, por ejemplo, en primer lugar, recordemos la teoría atómica de Dalton, enunciada en 1805 por el inglés Joe Dalton. Esta teoría contiene las siguientes hipótesis o postulados.

La materia está constituida por pequeñas partículas, átomos, que son indivisibles e inalterables. Los elementos están formados por átomos exactamente iguales, mientras que los compuestos están formados por átomos distintos. Las reacciones químicas consisten en una reordenación de los átomos de los reactivos.

Con su teoría atómica, Dalton pudo reunir y explicar las leyes ponderales de las reacciones químicas, ley de la conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, ley de las

proporciones múltiples, que, conocidas en su época, no mostraban ninguna relación entre sí. Bueno, antes de continuar, me gustaría saber si es válida, si es vigente en la actualidad esta teoría atómica de Dalton. Si bien la existencia de los átomos está ya completamente comprobada, se sabe, no obstante, que no son indivisibles, sino que a su vez están formados por otras partículas aún más pequeñas, como saben los protones, neutrones y electrones.

Y también que los átomos de un elemento no son todos exactamente iguales, sino que difieren en su masa, lo que da lugar a la existencia de los llamados isótopos. Esto solo modifica ligeramente las ideas de Dalton, que siguen siendo válidas en su parte fundamental, ya que en las reacciones químicas ordinarias los átomos permanecen inalterados. Y, por otra parte, la proporción de isótopos de un elemento es prácticamente constante.

Otro ejemplo interesante es la teoría atómica de Bohr, que toma como punto de partida el modelo atómico-nuclear de Rutherford. Esto es, un núcleo atómico que contiene toda la masa y la carga eléctrica positiva del átomo, alrededor del cual giran los electrones, como si se tratase de un sistema planetario, pero en miniatura. A este modelo añadió Bohr dos postulados.

El primero establece que el electrón no puede girar a cualquier distancia del núcleo, sino solamente en ciertas órbitas estacionarias. El segundo postulado fija la condición que deben cumplir estas órbitas en función del impulso angular del electrón. De esta manera, Bohr pudo dar una interpretación incluso cuantitativa del espectro del hidrógeno, calculando por primera vez teóricamente los valores determinados experimentalmente por los espectroscopistas.

Pues sabemos que Bohr tuvo un gran éxito y que incluso le dieron el premio Nobel de Física. Pero un poco... Bueno, vuelvo a preguntar lo mismo casi que antes. ¿Su teoría es válida ahora mismo? Sí, efectivamente, la teoría de Bohr tuvo al principio un éxito rotundo, por lo que se le concedió el premio Nobel de Física en 1922.

No obstante, pronto surgieron dificultades que no se podían explicar. Para salvar estas dificultades, varios físicos de su época desarrollaron ciertos, podríamos llamar, perfeccionamientos. Se vio, sin embargo, que con ellos tampoco se explicaban bien todas las propiedades de los átomos.

Esto hizo que se desarrollase una nueva teoría mecánico-cuántica para poder tratar los sistemas microscópicos atómico-moleculares. En ella son recogidas varias de las ideas básicas de la teoría de Bohr, que no han perdido su vigencia y tienen además un gran valor intuitivo. Lo que ocurrió con la teoría atómica de Bohr suele ser corriente en el proceso de desarrollo de la ciencia.

Normalmente una teoría no solo explica los fenómenos ya conocidos, sino que en general suele abrir nuevas direcciones de pensamiento y conducir a la realización de nuevos experimentos mediante los cuales puede obtenerse información sobre nuevos hechos. A veces estos pueden también interpretarse con la misma teoría. Otras veces se requiere para ello ciertas ampliaciones de la teoría.

Y por último hay ocasiones en las que los nuevos resultados no pueden interpretarse con la teoría primitiva, que entonces hay que abandonarla y sustituirla por otra nueva. Como es obvio, siempre que una teoría se sustituye por otra nueva, ésta debe ser capaz de interpretar no solo los nuevos hechos, sino también los ya conocidos. Podemos pasar ahora a que nos expliques un poco el comportamiento de los gases.

Las propiedades físicas de las sustancias gaseosas fueron estudiadas desde hace más de 300 años, siendo además las primeras que pudieron interpretarse mediante un modelo muy sencillo. Los primeros experimentos para estudiar el comportamiento de los gases fueron realizados en el año 1662 por el físico inglés Robert Boyle, con el fin de comprobar una hipótesis que el famoso naturalista Linus había sugerido para explicar el célebre experimento de Roticelli. Como ya sabéis es bien conocido, cuando un tubo de vidrio, suficientemente largo, por ejemplo de un metro, y cerrado por uno de sus extremos, se llena con mercurio y se introduce con cuidado por el extremo abierto en una vasija conteniendo también mercurio, al poner el tubo en vertical el mercurio del tubo no se derrama en la vasija, sino que sólo desciende hasta que la columna de mercurio dentro del tubo tiene una altura de 76 centímetros por encima de la superficie del mercurio de la vasija.

Este es el llamado barómetro de Torricelli, que sirve para medir la presión atmosférica. La altura de 76 centímetros corresponde exactamente a la presión de una atmósfera. Pues bien, Linus sugirió que la columna de mercurio no se caía porque estaba suspendida por un finísimo, y él decía invisible, cordón, al que dio el nombre de funículo, y que unía la superficie del mercurio con el extremo cerrado del tubo.

Prueba de que esto es así, decía Linus, es que si en lugar de utilizar un tubo cerrado se hace el cierre con un dedo, se siente como el funículo tira de la yema del dedo. Boyle pensó que comprimiendo bastante el aire, encerrado en un tubo, se debería romper el funículo, y después no podría sujetar ya la columna de mercurio. Además de comprobar que no era cierta la hipótesis del funículo, Boyle encontró que lo que llamaba muelle del aire es capaz de resistir enormes presiones sin romperse ni siquiera modificarse.

Vemos así como una hipótesis falsa pudo conducir a descubrir hechos muy importantes. Sí, porque, si no recuerdo mal, Boyle descubrió la primera ley de los gases. Efectivamente, los experimentos de Boyle, repetidos unos años más tarde por el físico francés Marriott, dieron lugar a la conocida e importante ley de Boyle o de Boyle-Marriott, que puede anunciarse en la forma siguiente.

A temperatura constante, el volumen ocupado por una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta. Esta ley, además de ser la primera establecida para el comportamiento de los gases, tuvo, desde su descubrimiento, en multitud de aplicaciones prácticas en todos los dispositivos y aparatos basados en la compresión de gases, como escopetas de aire comprimido, transporte de gases comprimidos, herramientas neumáticas, etc. Unos cien años más tarde, el físico francés Jacques Charles midió el efecto de la

temperatura sobre una muestra fija de aire.

Sus resultados fueron confirmados después por su compatriota Gay-Lussac, estableciendo de forma definitiva que todos los gases tienen idéntico coeficiente de dilatación térmica, y cuyo valor es 1 partido por 273. Esta ley, llamada ya de Charles Gay-Lussac, puede expresarse matemáticamente, donde dices que el volumen es igual a constante por 273 más T, siendo T la temperatura del gas en grados centígrados. Según esta ecuación, si se representa el volumen ocupado por una determinada masa de gas a presión constante, en función de la temperatura se obtiene una línea recta que corta al eje de ordenadas, en el que se representa el volumen, a la temperatura de menos 273 grados centígrados.

Es decir, que a esta temperatura de menos 273 grados centígrados, el volumen del gas sería nulo. ¿No es a esta temperatura la que se llama el cero absoluto de temperatura? En efecto, sí. Puesto que a una temperatura inferior a menos 273 grados centígrados, el volumen del gas debería ser negativo, lo que carece de sentido físico.

Por ello, es necesario admitir que es imposible obtener una temperatura inferior a menos 273 grados centígrados. Esta conclusión fue establecida unos años más tarde por el famoso físico inglés William Thomson, al que después se le otorgó el título de Lord Kelvin, quien sugirió que dicha temperatura, la de menos 273 grados centígrados, representa el mínimo absoluto de temperatura, debajo de la cual es imposible pasar. Como ya sabéis, cuando se toma este mínimo como cero de temperatura, que más exactamente es menos 273 con 15 grados centígrados, se obtiene la llamada escala Kelvin de temperatura o temperatura absoluta, que se representa por la letra T pero en mayúscula, y se mide en Kelvins.

Es evidente que T por K igual a 273 con 15 más T grados centígrados. En esta escala de temperatura, la ley de Charles Gay-Lussac adopta una forma muy sencilla, a presión constante, y para una masa fija de gas, el volumen es proporcional a su temperatura absoluta. Bueno, según lo que acabas de exponer, pues parece que no se deben poder obtener temperaturas por debajo de menos 273 grados centígrados.

Pero, en fin, ¿se han hecho experimentos para obtener estas temperaturas, para intentar bajar esta temperatura? Pues sí, mira, esta duda, lo mismo que has tenido tú esta duda, pues esto les ocurrió a muchos científicos de aquella época, pues en general, como sabes, los científicos son bastante escépticos, y en efecto se llegaron a cabo numerosos experimentos que quedaron muy lejos de alcanzar los menos 273 grados centígrados de temperatura. No obstante, en épocas ya más recientes, son muchos los físicos que trabajan en este campo, y que ha dado lugar a la especialidad que se llama de física de bajas temperaturas, con lo que se ha conseguido acercarse al cero absoluto en algunas milésimas, pero nunca se ha podido sobrepasar. En cambio, se ha descubierto que a estas temperaturas, algunas sustancias presentan unas propiedades extraordinarias, como superconductividad, superfluidez, etcétera, por lo que este campo está cada día más estudiado.

La dilatación de los gases con la temperatura ha tenido diversas aplicaciones, entre ellas, pues

los globos, que se han utilizado durante mucho tiempo para efectuar observaciones meteorológicas, transporte de pasajeros y mercancías, o también con carácter deportivo. Los primeros globos se llenaban con aire caliente. El hecho de que los gases se expandan al calentarse, hace que el aire caliente del interior del globo sea menos denso que el aire atmosférico frío, por lo que el globo pues asciende.

Como la densidad de la atmósfera decrece con la altura, el globo asciende hasta que la masa del aire atmosférico desplazado por el globo se hace igual a la masa del globo y su carga. La primera ascensión en un globo de aire caliente se realizó en Francia y fue en el año 1783. Pero ahora los globos, los globos en la actualidad, ¿son también de aire caliente, son todavía de aire caliente? Bueno, aunque algunos de los globos de aire caliente se siguen todavía utilizando con fines ya casi deportivos y en atracciones, desde más o menos, yo creo que el año 1925, se empezó a utilizar el hidrógeno para el llenado de globos.

Lo que representó pues un adelanto considerable frente a los de aire caliente. Como la densidad del hidrógeno es muy pequeña, mucho menor que la del aire, los globos llenos de hidrógeno tienen mucho mayor poder de ascensión. Los globos meteorológicos pueden alcanzar alturas de hasta 40 kilómetros.

En la década de 1930 se produjo una gran evolución en el desarrollo de lo que se llamaban los dirigibles, que se utilizaron como medio de transporte regular para atravesar el Atlántico. En lugar de dejar simplemente que los globos flotasen en el aire, los dirigibles estaban dotados pues de un sistema de propulsión, motores y hélices, y sustentaban barquillos destinados al transporte de pasajeros y mercancías. El fin de la era de los dirigibles vino marcado por la tragedia acaecida al incendiarse el dirigible alemán en 1937, con la muerte de 35 de sus pasajeros.

No obstante, pues en la actualidad se ha abierto una nueva posibilidad de utilización de los dirigibles, pero que en lugar de llevar hidrógeno utilizan helio para su llenado, que como, aunque se sabe que es mucho más caro, pero no es inflamable como el hidrógeno. Aunque no puede competir por su lentitud con los modernos aviones a reacción, los dirigibles de helio pueden cumplir otros cometidos, como por ejemplo el transporte de madera en operaciones forestales o excursiones, se utilizan también mucho para publicidad, etc. Podemos hablar ahora, aunque sea brevemente, sobre las reacciones químicas entre gases.

Sí, mira, el mismo Gay-Lussac, que llevó a cabo unos años más tarde, pues entre 1805 y yo creo que 1809, otros experimentos importantes sobre el comportamiento de los gases, cuando entre ellos tiene lugar una reacción química. Estas investigaciones fueron objeto de grandes controversias entre los químicos de su época y sirvieron de base para el desarrollo de la moderna teoría atómico-molecular, constituyendo, pues por otra parte, uno de los primeros métodos para deducir el número de átomos de cada elemento que forman las moléculas de un compuesto. A primera vista, parece que ambos problemas no tienen ninguna relación entre sí.

Esto es frecuente en el desarrollo de la ciencia, donde por esta causa algunos experimentos no

adquieren su verdadera importancia, hasta que muchos años después de su realización. En este caso es curioso que el propio Gay-Lussac no pretendía estudiar las leyes volumétricas de las reacciones químicas, sino que sus investigaciones estaban dirigidas a determinar el volumen de oxígeno contenido en el aire. Como consecuencia de todos sus experimentos, realizados principalmente con hidrógeno y oxígeno para formar agua, y con monóxido de carbono y oxígeno para formar yóxido de carbono, Gay-Lussac descubrió lo que hoy se llama ley de los volúmenes de combinación, que puede enunciarse en la siguiente forma.

Los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí, y también estos con los de los productos de la reacción gaseosos, están en la relación de números enteros pequeños. Los volúmenes de todos los gases deben estar medidos naturalmente a la misma presión y a la misma temperatura. Pues encuentro un poco complicado el enunciado de esta ley.

¿Podrías poner un ejemplo? Sí, mira, así quedará mucho más claro. Por ejemplo, cuando reacciona un volumen de cloro, lo hace con un volumen de hidrógeno para dar dos volúmenes de cloro de hidrógeno. Vemos que la relación entre los volúmenes de los reactivos es de uno partido por uno.

La relación de los dos reactivos con el producto es también de uno partido por uno, mientras que la relación de cada reactivo con el producto es de un medio. En el caso de la formación del agua gaseosa, reaccionan dos volúmenes de hidrógeno con un volumen de oxígeno, dando en dos volúmenes de agua. En este caso, pues la relación entre los volúmenes de los reactivos es dos partido por uno.

La relación de los dos reactivos con el producto es de tres partido por dos, y la de cada reactivo con el producto es de uno partido por uno y de un medio respectivamente. Como es conocido para interpretar esta ley de los volúmenes de combinación, el físico italiano Amadeo Avogadro enunció en el año 1811 su famosa hipótesis, que fue rechazada por la mayoría de los científicos de la época, con Dalton a la cabeza de todos ellos. La hipótesis de Avogadro no fue admitida hasta 50 años más tarde, cuando fue de nuevo presentada y explicada por uno de sus discípulos, Canizaro, en la célebre reunión internacional de química que tuvo lugar ya en el año 1860.

La ley de Avogadro, llamada así hoy en día por estar completamente comprobada, puede enunciarse de la siguiente forma. Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. Como es lógico, también es cierto el enunciado inverso, esto es, un determinado número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen.

Ambos enunciados pueden expresarse de un modo más general en la forma, pues a presión y temperatura constante, el volumen de un gas es proporcional al número de moles. Como es sabido, las tres leyes de los gases, la de Boyle-Marriot, la de Charles Cailussac y la de Avogadro, pueden combinarse en una sola expresión, que nos dará la relación entre el volumen de una determinada masa de un gas, en función de la presión y de la temperatura. Esta expresión es la

llamada ley general de los gases, o ecuación de estado de los gases ideales.

Pues ya nos quedan pocos minutos, pero me parece que sería interesante que nos hicieras algún breve comentario sobre la teoría cinético-molecular. Sí, mira, para interpretar el comportamiento de los gases, se hicieron numerosos intentos por diversos investigadores. Para ello, hay que admitir ciertas hipótesis acerca de la estructura de los gases, esto es, idear un modelo que permita aplicar un tratamiento matemático y deducir así las leyes observadas experimentalmente.

El comportamiento semejante de todos los gases hizo pensar que en su estructura íntima debía ser igual en todos ellos. No obstante, se idearon distintos modelos, entre los que por curiosidad científica merecen citarse algunos de ellos, como por ejemplo el llamado modelo estático, del que eran partidarios Newton y Dalton, entre otros, y que suponía el gas formado por partículas estacionarias en contacto mutuo que llenaban todo el espacio, y cuyo volumen variaba según las condiciones externas de presión y temperatura. El modelo de centros de fuerza propuesto en 1758 por el científico ruso Voskovich, en el que la materia se suponía formada por puntos indivisibles que eran centros de fuerza e interaccionaban entre sí, en principio, hasta distancia infinita.

Aunque este modelo no tuvo mucha aceptación, sus ideas influyeron en el pensamiento de físicos famosos como Hamilton, Faraday y Henry. Otro modelo es el modelo de vórtice, ideado por el famoso científico inglés Humphrey Davy, que a comienzos del siglo XIX había propuesto un modelo para los sólidos de partículas en vibración y cuya amplitud aumentaba con la temperatura, mientras que para los gases suponía que los átomos giraban formando los centros de remolinos que se expandían cuando disminuía la presión externa. Por último, el modelo que ha perdurado hasta nuestros días, por interpretar correctamente todas las propiedades de los gases, es la llamada teoría cinético-molecular, en la que se supone como modelo que un gas está formado por partículas en constante movimiento que chocan entre sí y contra las paredes del recipiente de forma perfectamente elástica.

Es como si el gas estuviese formado por pequeñísimas bolas, por ejemplo, de un billar. La idea de que las propiedades de los gases podrían explicarse considerando el movimiento desordenado de un gran número de partículas fue propuesto primeramente por Bernoulli y más de 100 años después por otros científicos, Joule y Cronin, y fue desarrollada posteriormente, en forma ya matemática, por Clausius, Maxwell y Boltzmann, constituyendo la llamada teoría cinético-molecular de los gases. Pues yo creo que aquí podemos acabar.

Hemos hablado esta noche de las propiedades de los gases. Solamente terminar preguntando, pues este tema es interesante, muy interesante para los alumnos, y muy, muy brevemente, ¿qué es lo que se puede resaltar? Sí, bueno, pues este tema es bastante importante y hay que resaltar sobre todo las tres propias leyes que he dicho de los gases y la ley general de los gases ideales que tiene muchísimas aplicaciones y hay un montón de problemas y cuestiones que se aplican estas leyes. Pues nos despedimos aquí.

Muchísimas gracias, profesora María José Morcillo, y hasta un próximo programa. Muchas gracias a ti. Hasta luego.

Subtítulos realizados por la comunidad de Amara.org