

AC 14 38

Mayores de 25 años, introducción a las ciencias físico-naturales, guión número 24, gases, gases. Durante muchos años los hombres se han preguntado si es posible dividir la materia hasta el infinito. Fue el químico inglés Dalton el que formuló su hipótesis atómica, suponiendo que el átomo era la fracción más pequeña en que podía dividirse la materia, demostrando que los átomos pueden combinarse en formas y números específicos para constituir las moléculas.

Las moléculas son agregados de átomos que son posibles en dos tipos diferentes. Unas son agregados de átomos idénticos y otras moléculas tienen átomos diferentes. Estos dos tipos de moléculas reciben nombres distintos.

Un elemento o sustancia elemental tiene átomos de una sola clase. Un compuesto o sustancia compuesta tiene átomos de dos o más clases. Más adelante veremos que los átomos son divisibles y que la ciencia del siglo XX está íntimamente relacionada con la estructura interna del átomo.

Pero ahora consideremos la propuesta según la cual todas las sustancias sólidas, fase sólida, líquidas, fase líquida, y gaseosas o fase gaseosa están formadas por partículas. En un gas estas partículas están más bien separadas. En los líquidos o en los sólidos están más cerca unas de otras.

En esta emisión nos vamos a concretar a observar y deducir el comportamiento del estado gaseoso. Robert Boyle demostró en el siglo XVII que el producto de la presión, P , que actúa sobre una determinada cantidad de gas, y el volumen, V , ocupado por la misma cantidad de gas, es constante siempre que la temperatura se mantenga constante. Esta es la llamada ley de Boyle que se expresa en la forma P por V igual constante o bien $P \text{ sub } 1 \text{ por } V \text{ sub } 1 \text{ igual a } P \text{ sub } 2 \text{ } V \text{ sub } 2$. Donde $P \text{ sub } 1 \text{ } V \text{ sub } 1$ representan un par de valores para la misma masa de gas y $P \text{ sub } 2 \text{ } V \text{ sub } 2$ otro par de valores para la misma masa de gas.

Para medir la temperatura es necesario disponer de una sustancia que tenga una propiedad que la haga variar y después definirla en términos del cambio experimentado, propiedad termométrica de la sustancia termométrica. Para su medición siempre se han utilizado termómetros de mercurio dentro de vidrio, aprovechando la propiedad de dilatación del mercurio metálico, el cual a la temperatura ordinaria es líquido contenido en un capilar de vidrio. No obstante, los termómetros de mercurio dentro de vidrio solo son apropiados como patrones secundarios y no satisfacen las condiciones para patrones primarios debido a que no es posible asegurar que los termómetros fabricados en distintos lugares permitan obtener lecturas idénticas.

Por este motivo se escogen las propiedades de los gases para una definición primaria de la escala de temperaturas. Aunque los termómetros de gases tienen dificultades para su instalación, sin embargo tienen la ventaja de ser menos dependientes de los cambios de las

condiciones locales y de las variaciones de las propiedades de las sustancias termométricas. La temperatura se define por medio de la ecuación P por V igual a R por T , donde P , V y T son respectivamente la presión, el volumen y la temperatura de una determinada cantidad de gas y R es una constante.

R es una constante universal para todos los gases y para un mol de gas tiene el valor de 8,3 julios por cada grado Kelvin. Un mol de cualquier compuesto es su peso molecular expresado en gramos. La ley P por V igual a R por T es la expresión de la ley de los gases ideales o también de la ley de los gases perfectos.

Muchos gases que se pueden observar en el laboratorio no cumplen exactamente esta ley. Se desvían del comportamiento de un gas ideal especialmente cuando aumenta la presión dependiendo dicha desviación de cada gas particular y que es muy diferente por ejemplo para nitrógeno y bióxido de carbono. Los gases que cumplen esta ley exactamente por definición se denominan gases ideales o gases perfectos.

En general todos los gases tienden a comportarse como tales a medida que disminuye la presión y se puede decir que a presiones muy bajas todos los gases se comportan como gases ideales. En las condiciones normales del laboratorio el nitrógeno se aproxima más a un gas ideal que el bióxido de carbono, anidrido carbónico. Los gases aún a presiones muy elevadas se pueden comportar como gases ideales siempre que la temperatura sea suficientemente alta.

Esto es lo que sucede en el centro del Sol y en otras estrellas. Entendemos por gas perfecto a todo macrosistema constituido por un número elevado de moléculas idénticas cumpliendo de acuerdo con lo expuesto anteriormente las siguientes hipótesis. Primera, fuerzas intermoleculares nulas.

Segunda, volumen molecular despreciable. Es decir, las moléculas no se ejercen entre sí ninguna acción, moviéndose con absoluta libertad y ocupan en conjunto un volumen reducidísimo en comparación con el volumen total del recinto que ocupan. Las moléculas describen trayectorias en zigzag a causa de los choques entre ellas y con las paredes del recinto contenedor del gas, choques que admitimos perfectamente elásticos, es decir, conservando la energía cinética y el momento lineal totales.

Su efecto consistirá en alterar bruscamente la velocidad molecular. No obstante, debido al elevado número de moléculas, podemos admitir que el número resultante de choques conservará la distribución general de velocidades moleculares. Para entender las interacciones entre las moléculas de un gas es necesario recordar la diferencia entre colisión elástica y colisión inelástica.

Cuando los cuerpos chocan, como en el caso de las bolas de billar, se calientan ligeramente a causa del choque. Su temperatura aumenta. Aunque los principios de conservación del momento y de la energía se aplican a estos choques, es obvio que, debido a que parte de la energía se convierte en calor, la energía cinética de las bolas de billar después del choque es

menor que antes.

Este tipo de choque se denomina colisión inelástica. Es posible imaginar un choque sin disminución de energía cinética, de manera que la energía cinética antes y después del choque sea la misma. Este tipo de choque se denomina colisión elástica.

Aunque esta es una imagen idealizada, es posible establecer situaciones donde esta idealización se aproxima a la situación real. En el supuesto anterior, se considera como válida la ley de los gases ideales expresada por P por V igual a R por T . Pero el caso ideal no se da nunca exactamente, pues es normal que las fuerzas de atracción entre las moléculas actúe de manera que éstas tiendan a unirse, cohesión, cuando chocan. Esto también afecta a las colisiones con las paredes y, en definitiva, todo ello es causa de desviaciones del comportamiento ideal.

También hay que tener en cuenta que, en el caso de un gas ideal, se supone que las moléculas no ocupan espacio y, por tanto, que se pueden comprimir hasta un volumen tan pequeño como sea necesario. Sin embargo, puesto que las moléculas tienen un tamaño finito, se encuentra un punto en el cual quedan en contacto y es difícil o imposible realizar una compresión adicional. Esto es una nueva causa de desviaciones en la ley de los gases ideales.

Los científicos denominan gas real a aquel en el cual son apreciables las desviaciones producidas por los efectos anteriormente expuestos. Cuando se dice, por ejemplo, que un gas se comporta como un gas ideal, se entiende que la diferencia entre el comportamiento en la realidad y el comportamiento ideal es tan pequeña que se puede descartar. En general, a presiones bajas, todos los gases se comportan como gases ideales, pues las moléculas están separadas por grandes distancias.

En estas condiciones, las fuerzas intermoleculares, las cuales disminuyen al aumentar la separación, son pequeñas y el volumen de las moléculas se hace insignificante en comparación con el volumen total del gas. Recíprocamente, a presiones elevadas, ningún gas se comporta como gas ideal. Un termómetro de gas está diseñado para funcionar de manera que se pueda mantener una determinada cantidad de gas, ya sea a volumen constante o a presión constante.

Las variaciones de presión o de volumen, respectivamente, permiten medir el cambio de temperatura. Se puede notar que la forma de la ley de los gases ideales implica que si la presión, en el primer caso, o el volumen, en el segundo caso, tienden a cero, la temperatura también se aproxima a cero, es decir, tiene que haber un cero absoluto de temperatura. Para esta definición de temperatura, se hace necesario escoger una condición física reproducible y asignarle un valor.

Se ha escogido el punto triple del agua. A esta temperatura existen en equilibrio agua sólida, hielo, agua líquida y agua gaseosa, vapor de agua. Al punto triple del agua, a una presión de 6 por 10 elevado a menos 3 atmósferas, se le asigna 273 grados Kelvin.

El punto de fusión del hielo a la presión atmosférica normal es el mismo. En la escala

centígrada o Celsius, el punto de fusión del hielo es cero, por tanto, el cero absoluto es menos 273 grados centígrados. En esta escala centígrada, se le asigna 100 al punto de ebullición del agua a la presión atmosférica normal.

Finalmente, el grado Kelvin y el grado centígrado tienen el mismo tamaño.