

AC 14 43

Introducción Ciencias Físico-Naturales. Reacciones químicas. Guión número 33.

Autor Jesús González Roper. Fecha de emisión 8 de junio de 1979. Reacciones químicas.

Experimentalmente, se puede demostrar que la temperatura durante el proceso de fusión de un sólido, o durante el proceso de solidificación de un líquido, se mantiene constante mientras coexistan las dos fases, líquida y sólida. La experiencia puede consistir, por ejemplo, en fundir la cera de un trozo de vela, mediante aportación de calor, y en solidificar después, introduciendo en un paño de hielo y agua, el recipiente que contiene la cera líquida. La temperatura permanece constante mientras se funde la cera, o mientras se solidifica, a pesar de estar recibiendo calor en el primer caso, o de estar cediendo calor en el segundo.

¿Por qué es esto así? ¿En qué se emplea la energía calorífica intercambiada en ambos casos? Esta energía se emplea en conseguir la fusión o la solidificación de la cera. La energía necesaria para pasar un sólido a líquido es liberada cuando la sustancia pasa de líquido a sólido. El cambio que tiene lugar cuando un sólido se funde, o cuando un líquido se solidifica, es un ejemplo de una transformación de fase.

Si realizamos ahora la experiencia de prender la mecha de una vela de cera, y la dejamos arder durante un cierto tiempo, se observa un desprendimiento de calor a la vez que aparecen como productos resultantes de la combustión tres sustancias, carbón finamente dividido, dióxido de carbono y agua. Vemos que las sustancias iniciales de este proceso son cera y oxígeno del aire, y que la consecuencia del mismo es la formación de otras sustancias de composición diferente. Este tipo de cambio, en que se forman productos distintos de los iniciales, se llama transformación química.

De todo lo descrito anteriormente, fijemos ahora nuestra atención en dos procesos, la solidificación de la cera y la combustión de la cera. En ambos casos tiene lugar un cambio diferente. El líquido pasa a sólido y la cera arde dando un gas y un residuo sólido.

En ambos casos el cambio producido va acompañado del desprendimiento de una cantidad ponderada de calor. En este aspecto existe una analogía entre solidificación y combustión. Pero, por otra parte, podemos apreciar grandes diferencias entre estos dos procesos, como a continuación se detalla.

Efectivamente, en el calentamiento y enfriamiento de la cera, hemos visto que una vez que la cera se ha fundido formando un líquido, se puede recuperar la cera sólida simplemente volviéndola a enfriar. En cambio, el enfriamiento del hollín y los gases resultantes de la combustión de la cera no nos reproduce otra vez la cera sólida, sino que, por el contrario, los productos de la combustión, dióxido de carbono, agua y hollín, no tienen semejanza alguna con la cera de que partimos. También existe notable importancia entre los efectos caloríficos.

El calor desprendido por la combustión es más de 200 veces mayor que el liberado durante la solidificación. A causa de estas diferencias, los químicos distinguen claramente entre ambos cambios. A la solidificación de la cera se le llama cambio de fase.

A un cambio como la combustión, con un efecto térmico mucho mayor, se le denomina cambio químico o reacción química. La unidad de calor se llama caloría y se define como la cantidad de calor necesaria para elevar un grado centígrado la masa de un gramo de agua en el intervalo 14,5 a 15,5 grados centígrados. Se entiende por calor de solidificación las calorías que cede un gramo de una sustancia al pasar de sólido a líquido.

Se define como calor de combustión de un cuerpo las calorías necesarias para quemar un gramo de dicho cuerpo. Experimentalmente, podemos determinar el calor de solidificación y el calor de combustión de la cera. El resultado será que el calor de combustión es más de 200 veces mayor que el calor de solidificación.

Debemos afirmar que en las reacciones químicas se producen cambios químicos en la materia que van acompañados de alteraciones profundas en las propiedades de las sustancias, lo que supone la desaparición de unas para originar otras. A las reacciones químicas se les puede asignar las características siguientes. C. Las propiedades de los productos no guardan en general relación alguna con la de los reactivos.

D. Todas las reacciones químicas van acompañadas de un desprendimiento o absorción de energía. Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas. En el primer miembro de ellas se colocan las fórmulas de las sustancias iniciales de las que reaccionando desaparecen.

Y en el segundo, las de las finales, las que se originan como consecuencia de la reacción. Entre ambos miembros se pone una flecha con el sentido de izquierda a derecha que traduciremos por la palabra produce. Además de este aspecto cualitativo, tienen también las ecuaciones químicas un aspecto cuantitativo y las fórmulas van afectadas de coeficientes que indican la proporción con que reaccionan los cuerpos.

Por ejemplo, 2H_2 más O_2 produce $2\text{H}_2\text{O}$. Pasemos ahora a estudiar una reacción química. Vamos a referirnos a la obtención del agua a partir de hidrógeno y oxígeno.

Experimentalmente se demuestra que dos volúmenes de hidrógeno se combinan con un volumen de oxígeno para formar agua. La reacción desprende gran cantidad de calor, como en el caso de la combustión de la vela. El producto resultante, agua, no se parece a los materiales de partida, hidrógeno y oxígeno.

Por lo tanto, el cambio que tiene lugar es una reacción química. Debemos recordar que experimentalmente se demuestra que volúmenes iguales de todos los gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. Esta es la expresión de la hipótesis de Avogadro.

Por consiguiente, en esta reacción, por cada dos moléculas de hidrógeno se necesita una molécula de oxígeno. La ecuación correspondiente es 2H_2 más O_2 produce $2\text{H}_2\text{O}$. De acuerdo con la teoría atómica, partimos de moléculas de hidrógeno, que tienen dos átomos cada una, y moléculas de oxígeno, también de dos átomos cada una.

Y después de la reacción encontramos moléculas de agua. Los enlaces entre los átomos de la sustancia reaccionante se rompen y los átomos se reordenan para formar los nuevos enlaces en las moléculas del producto resultante de la reacción. Es muy importante observar que los átomos se ordenan de forma distinta como resultado de la reacción, pero que el número total de átomos es el mismo.

La reacción entre hidrógeno y oxígeno gaseosos sucede más rápidamente si mezclamos los dos gases y encendemos la mezcla con una chispa. Se produce una explosión violenta. Sin embargo, la cantidad de agua producida y el calor desprendido son los mismos por mol de hidrógeno reaccionante que en una combustión controlada.

Si hacemos reaccionar un mol de hidrógeno puro y medio mol de oxígeno puro, se formará un mol de agua. La cantidad de calor desprendido en este caso será de 68.000 calorías. Esta energía calorífica debe proceder de los propios reactivos, hidrógeno y oxígeno, ya que desde el exterior no se ha suministrado más calor que el necesario para encender la mezcla.

Hay que suponer, por tanto, que el agua tiene más energía que la que tenían los reactivos antes de combinarse. La reacción en la cual se desprende como en esta energía se denomina reacción exotérmica. La cantidad de energía liberada cuando se quema un mol de hidrógeno, 68.000 calorías, se llama calor de combustión del hidrógeno.

Vamos a estudiar ahora la reacción inversa de la estudiada precedentemente. Nos ocuparemos de la descomposición del agua. Podemos descomponer el agua utilizando una solución en agua de ácido sulfúrico y haciendo pasar una corriente eléctrica a través de la solución colocada en un aparato de electrolisis.

Este aparato de electrolisis consta de un vaso que contiene la solución acuosa de ácido sulfúrico. Dentro de ella están dispuestos los dos electrodos que se conectan a los dos polos de la corriente. Encima de cada uno de estos electrodos está colocado un tubo de vidrio totalmente lleno de la solución de ácido sulfúrico, la cual se va desplazando conforme se va produciendo el gas durante la electrolisis.

Al ser conectados los electrodos a una fuente de energía eléctrica, en uno de ellos aparece hidrógeno y en el otro oxígeno, ambos en estado de gas. Observaremos que el volumen de hidrógeno es doble que el de oxígeno. La reacción correspondiente es $2\text{H}_2\text{O}$ produce 2H_2 más O_2 .

Es decir, 2 moles de agua producen 2 moles de hidrógeno y 1 mol de oxígeno. Como vemos, la misma proporción de hidrógeno y oxígeno que ha sido recogida en volumen en la electrolisis.

Por tanto, si hacemos funcionar el aparato de electrolisis hasta lograr la descomposición de 1 mol de agua, 18 gramos, se produce 1 mol de gas hidrógeno, 2 gramos, y medio mol de oxígeno, 8 gramos.

Puesto que todas estas cantidades son proporcionales a las dichas anteriormente. Observamos que para producir este cambio se necesita consumir energía, en este caso energía eléctrica, para provocar la descomposición del agua. Si en una reacción se absorbe energía, la reacción se llama endotérmica.

Comparemos ahora la formación con la descomposición del agua. El cambio químico que tiene lugar en la formación del agua es exactamente inverso del que ocurre en su descomposición. Ambos están regidos por reglas sencillas.

Tenemos a la izquierda 2 átomos de oxígeno y los volvemos a encontrar a la derecha. Vemos a la izquierda 4 átomos de hidrógeno, los mismos 4 átomos que están presentes a la derecha. Es evidente que no se ganan ni se pierden átomos.

Por consiguiente, en las reacciones químicas los átomos se conservan. Esta certeza de la conservación de los átomos es la expresión de la ley de conservación de la materia, admitida durante muchas décadas, que dice, la materia no puede ser creada ni destruida. Como nosotros medimos frecuentemente una cantidad de materia por medio de su masa, por ejemplo, pesándola, podemos también expresar una ley de conservación de la masa de la forma siguiente.

La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él. De otra manera, en una reacción química la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción. Este enunciado no debe tomarse con total rigurosidad matemática, pues en todas las reacciones químicas hay pérdida o ganancia de energía, que supone una pequeña variación de masa.

Lo cierto es que estas variaciones son tan pequeñas que pueden considerarse despreciables. Por ejemplo, si consideramos la siguiente reacción química. N_2 más 3 de H_2 produce 2 de NH_3 .

1 de nitrógeno más 3 de hidrógeno produce 2 de amoníaco. Comprobando la ley de la conservación de la masa, teniendo en cuenta los pesos atómicos, podemos escribir 28 gramos de N más 6 gramos de H es igual a 34 gramos de NH_3 . 28 gramos de nitrógeno más 6 gramos de hidrógeno es igual a 34 gramos de amoníaco.

Por otra parte, hay que recordar que la masa y la energía fueron relacionadas por Einstein según la fórmula E es igual a m por c al cuadrado. La energía es igual a la masa por la velocidad de la luz al cuadrado. Esto supone, por ejemplo, que en las reacciones nucleares pueda verificarse una variación de la masa al convertirse en energía.

En estos casos, debe considerarse la conservación de la suma de la masa y de la energía. Aquí damos por terminada nuestra exposición sobre algunas características de las reacciones

químicas que son la expresión de los cambios químicos de la materia, los cuales, como hemos dicho, llevan consigo alteraciones profundas en las propiedades de las sustancias que intervienen.