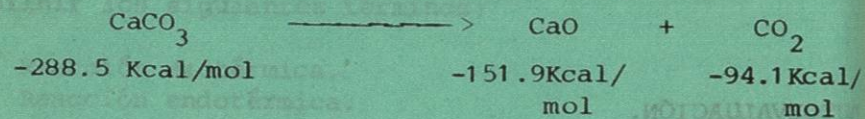


inicial es de 20°C y la final de 31°C. Calcular el calor requerido de combustión.

Calor específico del Cu = 0.093.

9.- Calcular la entalpia de descomposición del  $\text{CaCO}_3$  en  $\text{CaO}$  y  $\text{CO}_2$ , si la reacción es la siguiente:



#### CAPÍTULO IV.

#### ENERGÍA QUÍMICA.

Uno de los problemas más fuertes que tiene por resolver la sociedad moderna es la demanda creciente de energía, lo cual ha llevado a los gobiernos a utilizar los recursos de nuestro mundo como si fueran inagotables.

La termodinámica es el estudio de la energía, las formas que puede tomar, el aprovechamiento de su empleo, y las limitaciones de su disponibilidad. Las leyes de la termodinámica que están basadas en repetidas pruebas experimentales, proporcionan una clave para la comprensión de las relaciones energéticas en los procesos químicos. La termodinámica puede, por ejemplo, predecir si una reacción química puede ocurrir o no, cuando se mezclan dos sustancias diferentes. Si la reacción es posible, la termodinámica puede calcular la cantidad de energía teórica requerida o liberada en el proceso.

La rapidez con que se desarrolla una reacción, esto es, la rapidez de reacción, no puede predecirse en base a la termodinámica. Este aspecto, tan importante en los procesos químicos dependerá de otros factores que veremos luego (cinética de las reacciones).

Internémonos en el problema relacionado con la producción de energía eléctrica.

Los científicos estiman que la demanda de energía eléctrica tan solo en los Estados Unidos de Norte América se doblará en los próximos diez años.

Existen diversos métodos de incrementar la producción de energía eléctrica. Las plantas hidroeléctricas que utilizan la energía potencial de grandes cantidades de agua almacenadas dentro de las presas, ofrecen una fuente "limpia" de energía. Tales presas, sin embargo, están limitadas por el



número de localizaciones adecuadas para su construcción, margen de posibilidad que va reduciéndose cada vez más.

Las plantas geotérmicas, que usan el calor almacenado en las entrañas de la tierra para transformar el agua en vapor destinado a las turbinas, han encontrado mayores aplicaciones; sin embargo, esta fuente de energía está limitada por la lógica de las operaciones requeridas para su uso.

Las plantas nucleares consideradas últimamente como la única solución a las necesidades del hombre en el campo de la energía eléctrica, ofrecen una alternativa que ha perdido popularidad con la preocupación creciente de la sociedad por los desechos radiactivos, la amenaza de la "contaminación térmica" de los procesos implicados en el intercambio de calor y por temor a los "accidentes nucleares".

Una de las ideas más prometedoras para un futuro no muy lejano, es la del aprovechamiento de la energía solar. Limitada en otro tiempo a aplicaciones reducidas de conversión directa en energía eléctrica por medio de las llamadas baterías solares. Esta fuente de energía inagotable se explora hoy como medio de producir energía eléctrica en gran escala a través de un proceso indirecto de almacenamiento del calor del sol para convertirlo en electricidad.

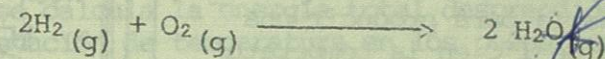
Sin embargo, para el futuro inmediato, la mayor parte de energía eléctrica se obtendrá probablemente a través de procesos químicos. Uno de ellos pudiera ser la conversión directa de la energía química en eléctrica, como es el caso de las celdas electroquímicas y baterías; así mismo los procesos indirectos, a gran escala, dependientes de la combustión de energéticos fósiles: carbón, aceite o "gas". La mayor parte de las plantas que actualmente operan o se hallan en construcción o planeación, dependerán de estos procesos de combustión. Desafortunadamente, el vínculo común de todo esto lo constituyen las leyes de la química, inherentes a los problemas de contaminación ambiental y agotamiento de los recursos naturales. Dado que la demanda de energía continúa incrementándose, problema que indudablemente va unido al incremento de población y de nivel de vida, dicha demanda se atenderá al menos por cierto tiempo, mediante la producción

de energía eléctrica que implica un mayor consumo de combustibles fósiles.

#### 4-1 CALOR DE REACCIÓN QUÍMICA.

Hemos hablado de que existen dos tipos fundamentales de energía: la cinética y la potencial. Observemos, ahora, los cambios de energía que produce una reacción química conocida partiendo de estos dos tipos de energía.

Si aplicamos una chispa o una llama a una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos, encerrados en un recipiente, se produce una violenta explosión. La reacción la podríamos representar así:



Comprobamos que la explosión sólo se verifica con un enorme y espontáneo aumento de la presión en el interior del recipiente. Analizando la ecuación para la reacción, vemos que la reacción misma conduce a una disminución en el número de moles de gas en el sistema. Esto no produce un aumento de presión, sino un descenso. Pero los hechos son claros. Hubo una explosión. Es lógico, pensar, que el otro producto de la reacción fué la gran cantidad de energía calorífica que originó el aumento repentino de la presión del gas en el sistema cerrado. La energía producida por la reacción química apareció como energía cinética (la clave de esto es el cambio tan grande en la temperatura); pero, ¿de dónde y cómo vino esta energía?

Como la ley de la conservación de la materia y la energía deben cumplirse, debemos deducir que, antes de que reaccionaran los gases hidrógeno y oxígeno, éstos contenían cierta cantidad de energía almacenada. Parte de esta *energía potencial* se transformó y se desprendió como energía calorífica durante la reacción. Es lógico concluir que el gas producido, vapor de agua, también contenga energía potencial. *La diferencia entre las energías potenciales de los productos y reacción*

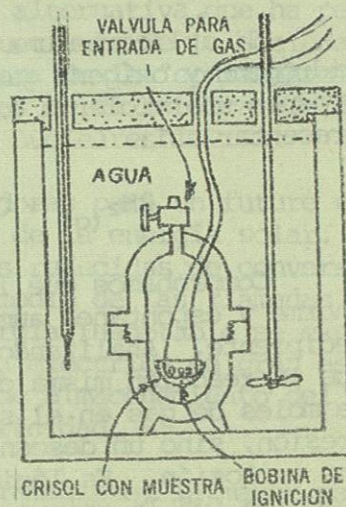


nantes es la que aparece bajo forma de calor en una reacción química.

#### 4-2 EL CALORÍMETRO.

El calor desprendido o absorbido en una reacción química es determinado en el laboratorio, por medio de un aparato llamado calorímetro (Fig. 4-1). Generalmente consiste en un recipiente que está aislado del medio ambiente por una capa exterior de un líquido o sólido de manera que no hay intercambio de calor con los alrededores. Una reacción que se lleva a cabo en estas condiciones se dice que se desarrolla *adiabáticamente*. Se efectúa un experimento inicial para determinar la cantidad de calor necesaria para producir una elevación de  $1^{\circ}\text{C}$  en la temperatura del calorímetro. La energía calorífica necesaria se llama constante del calorímetro. Después, se colocan los reaccionantes en el calorímetro, uno de cantidad conocida, ordinariamente 0.01 a 0.1 mol; y otro generalmente un gas, en una cantidad excesiva. Una reacción se inicia por el ligero calentamiento eléctrico o por una chispa. Desprende energía calorífica que, después de un corto tiempo, se distribuye uniformemente por el calorímetro. Sabiendo la constante del calorímetro y midiendo la elevación de la temperatura en el mismo, es fácil calcular el número de calorías desprendidas durante la reacción. Del peso del reaccionante usado, se puede calcular la energía desprendida por mol de ese reaccionante por mol del producto.

En un calorímetro común se incluye un peso conocido de agua como parte del sistema absorbente de calor. El calor de reacción queda distribuido uniformemente dentro del recipiente metálico interno y el agua que lo rodea. Con las ca-



pacidades caloríficas conocidas (o calores específicos) del recipiente metálico y del agua, es posible calcular, por la elevación total de temperatura, el número de calorías desprendidas. Por ejemplo, un calorímetro consta de una bomba de aluminio que pesa 1.080 Kg. y que está sumergida en  $9.700 \times 10^2$  gr. de agua; todo esto contenido en un sistema bien aislado, a una temperatura inicial de  $24.92^{\circ}\text{C}$ . Se añaden 0.4800 gr. de cinta de magnesio puro a la bomba que se carga entonces con oxígeno puro, a presión, y se cierra. Se hace circular una corriente eléctrica por la cinta de magnesio, que se inflama y experimenta una rápida y total combustión. Después de la transmisión de calor a través de las paredes de la bomba de aluminio, se registra, finalmente, una temperatura estable de  $27.35^{\circ}\text{C}$ . Calcule el calor molar de combustión del magnesio. (Cal.esp. del Al =  $0.216 \text{ cal/g-grado}$ ).

#### SOLUCIÓN:

1. Primero se calcula la energía total desprendida, midiendo la elevación de temperatura en los pesos conocidos de la bomba de aluminio y del agua.
  - a) Se calcula la elevación de temperatura:  
 $(27.35 - 24.92)^{\circ}\text{C} = 2.43^{\circ}\text{C}$ .
  - b) Se calcula el incremento de energía en la bomba de Al:  
 $(1.080 \times 10^3 \text{ g}) (0.216 \frac{\text{cal}}{\text{g.grado}}) (2.43^{\circ}\text{C}) = 5.66 \times 10^2 \text{ cal}$
  - c) Se calcula el incremento de energía en el agua:  
 $(9.700 \times 10^2 \text{ g}) (1.00 \frac{\text{cal}}{\text{g.grado}}) (2.43^{\circ}\text{C}) = 23.6 \times 10^2 \text{ cal}$
  - d) Se calcula el aumento de energía o energía desprendida:  
 $(5.66 \times 10^2 \text{ cal}) + (23.6 \times 10^2 \text{ cal}) = 29.3 \times 10^2 \text{ cal}$ .



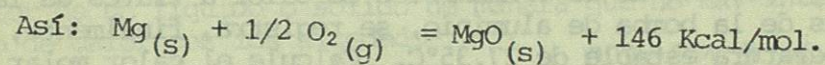
2. Luego se calcula el calor de combustión a partir del número de moles de magnesio que reaccionaron.

a) Se calcula el número de moles de magnesio:

$$\frac{0.4800 \text{ g}}{24.00 \text{ g/mol}} = 2.00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

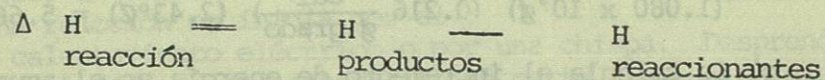
b) Se calcula el calor molar de combustión:

$$\frac{2.93 \times 10^3 \text{ cal}}{2.00 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 1.46 \times 10^5 \text{ cal/mol.}$$

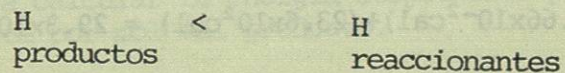


#### 4.3 REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS.

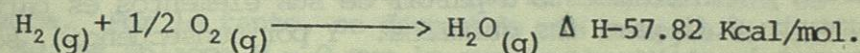
Cuando reaccionan en un calorímetro los gases hidrógeno y oxígeno, el calor medio para la reacción es 57.82 Kcal por mol de vapor de agua producido. Representemos el calor de una reacción química como  $\Delta H$  (Léase "delta H"). Debe entenderse muy claramente que esta calor de reacción es una medida de la diferencia entre la energía potencial química, o entalpia, H, de los productos y reaccionantes. Es decir, para el caso general de una reacción exotérmica; reaccionantes  $\longrightarrow$  producto + energía:



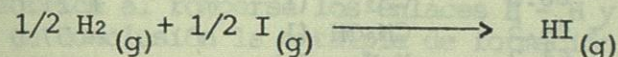
dato que, en una reacción exotérmica, hay desprendimiento de energía, la entalpia de los productos de dicha reacción debe ser menor que la entalpia de los reaccionantes. Es decir:



Por lo tanto,  $\Delta H_{\text{reacción}} < 0$  (es decir negativa), para reacciones exotérmicas. Así, la reacción exotérmica específica que hemos considerado, la representaremos por la ecuación:



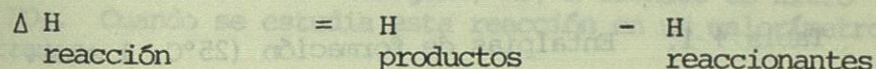
A temperaturas moderadas, la reacción entre el gas hidrógeno y el vapor de yodo para formar yoduro de hidrógeno gaseoso requiere una adición continua de energía. Experimentalmente se necesitan 6.10 Kcal/mol para la reacción endotérmica:



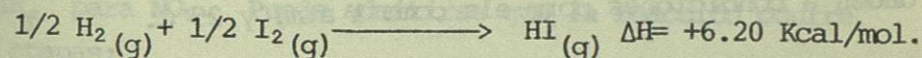
Para el caso general de una reacción endotérmica: Reaccionantes + energía  $\longrightarrow$  productos, y como resultado lógico tenemos que los productos de la reacción tienen una entalpia mayor que los reaccionantes. Es decir:



puesto que, para cualquier reacción



Concluimos, para reacciones endotérmicas,  $\Delta H_{\text{reacción}} > 0$  (es decir, positiva). Y la reacción endotérmica específica que hemos examinado se representa por la ecuación completa:



#### 4-4 ENTALPIA DE FORMACIÓN.

La entalpia, o calor, de formación de un compuesto, se define como la entalpia de reacción media cuando el compuesto se forma a partir de sus elementos. Las entalpias de reacción