

INTRODUCCION

Para estudiar los efectos químicos térmicos que acompañan a las reacciones químicas, la formulación de soluciones y los cambios físicos como la fusión o la evaporización. Los cambios fisicoquímicos se clasifican como:

Endotérmicos:

Acompañados por la absorción de calor.

Exotérmicos:

Acompañados por desprendimiento de calor.

El calor de una reacción química depende de la condición en que se lleva a cabo el proceso.

Existen dos condiciones particulares en que se desarrollan los procesos, en donde los calores de reacción son iguales a cambios en funciones termodinámicas.

El primer proceso corresponde a un volumen constante, en donde ningún trabajo se realiza sobre el sistema, obteniéndose a partir de la Primera Ley de la Termodinámica.

$$Q_V = E \dots \dots \dots (1)$$

Lo que significa que el calor de una reacción medido a volumen constante es exactamente igual al cambio de energía del sistema reaccionante.

El segundo proceso corresponde a la presión constante, como los efectuados en sistema abiertos a la atmósfera, para los cuales:

$$Q_P = H \dots \dots \dots (2)$$

Lo que significa que el calor de reacción medido a presión constante es igual al cambio de energía del sistema de reacción.

Es necesario emplear datos obtenidos con bombas calorimétricas, en las cuales se obtiene el cambio de energía (E) y corregirla para calcular H.

Esto se obtiene a partir de la definición de la entalpía (H).

$$H = E + PV \dots \dots \dots (3)$$

$$H = E + (PV) \dots \dots \dots (4)$$

Entendiéndose por (PV) la diferencia entre los productos PV de productos reactivos.

Como en reacciones a temperatura constante el (PV) depende del cambio de moles gaseosos entre productos y reactivos, se tiene:

$$(PV) = nRT \dots \dots \dots (5)$$

obteniéndose así la reacción entre el cambio de entalpía y el de energía,

$$H = E + nRT$$

Donde n se toma como el número de moles de producto menos el de reactivos que se encuentran en estado gaseoso.

Ya que E y H son funciones punto, el H ó el E para cualquier reacción química es indispensable de las posibles reacciones intermedias que puedan ocurrir.

Este es el principio de G.H. Hess; y se conoce con el nombre de la Ley de Hess.

Calor de Formación Molar. – Es el calor de reacción para la formulación de un mol de compuesto a partir de los elementos que lo constituyen por su forma más estable.

Las mediciones de H se llevan a cabo en vasos aislados térmicamente (DEWAR) bajo condiciones de presión constante y las determinaciones de E a volumen constante, empleando una bomba calorimétrica de tipo Parr.

OBJETIVO PARTICULAR

Determinación de la entalpía de combustión.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

- a) Determinación del calor de combustión a volumen constante de sustancias sólidas aplicando el método calorimétrico.
- b) Determinación del calor de combustión a presión constante, mediante la corrección del calor de reacción a volumen constante.

BIBLIOGRAFIA

Fundamentos de Fisicoquímica

Maron y Prutton

Ed. Limusa

3ª Edición

México, 1972

pags. 143 – 145

Experimentos de Fisicoquímica

Urquiza M.

Ed. Limusa

2ª Edición

México, 1980

pags. 380 – 382

Química Teórica y Descriptiva

Michel J. Sienko

Ed. McGraw – Hill

2ª Edición

México, 1990

pags. 101 – 110