

PRACTICA NUMERO 4

OBJETIVOS

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA EN REACCIONES QUIMICAS

DETERMINAR EL CALOR DE COMBUSTION DEL ACIDO BENZOICO UTILIZANDO LA BOMBA CALORÍMETRO PARR.

INTRODUCCION TEORICA

Las mediciones para determinar directamente la variación, de calor comprendida en una reacción, se usan el calorímetro, que consiste en un recipiente aislado lleno de agua en el cual se sumerge la cámara de reacción. Cuando la reacción es exotérmica el calor transferido o producido se transfiere el agua cuyo ascenso de temperatura se lee con precisión mediante un termómetro sumergido en ella.

Calores de formación

Una sustancia a una temperatura cualquiera se dice que se encuentra en su estado tipo, cuando su actividad es igual a uno. La actividad cuyo símbolo es a puede medirse termodinámicamente como una presión o concentración corregida. En sólidos líquidos o gases ideales el estado tipo corresponde a sustancias a una atmósfera de presión.

En gases reales esta no es una atmósfera pero la diferencia no es considerable. En el caso de las sustancias disueltas en el estado tipo es la concentración para calcular $a=1$. Las entalpías de las sustancias en el estado tipo se designan por el símbolo H en una reacción en donde todos los reactivos y los productos se encuentran en una cantidad igual a la unidad.

CALORES DE REACCION A VOLUMEN Y PRESIÓN CONSTANTE

Hay dos condiciones generales mediante las cuales se efectúan las mediciones termodinámicas una es a volumen constante y la otra es a presión constante. En la primera se mantiene constante el volumen del sistema cuyo cambio térmico se busca durante todo el curso de la medición. En cambio al operar en presión constante se mantiene el sistema abierto ya sea a la atmósfera, o confinado dentro de una vasija sobre la cual se ejerce una presión constante.

En estas condiciones puede tener lugar un cambio de volumen y el sistema es capaz de ajustarse a la presión externa constante. El significado exacto de ambos tipos de medición se obtiene mejor, al aplicar la primera ley de la termodinámica a la variación térmica que ocurre dentro del calorímetro. De acuerdo a ella cualquier calor agregado al sistema irá a incrementar la energía interna de esta y al realizar un trabajo externo.

CALORES DE COMBUSTION

Se han determinado cuidadosamente los calores desprendidos en la combustión completa con el oxígeno de muchos compuestos orgánicos. El método preferente consiste en quemar la sustancia en una bomba de combustión y medir el calor liberado como los de combustión se obtiene a volumen constante los valores de E medidos se convierten a H . el término de calor de combustión hace referencia a la cantidad liberada por mol de sustancia quemada.

Por este procedimiento se obtiene directamente muchos calores de formación de compuestos orgánicos. Si

estos contienen solo carbono e hidrogeno la formación suplementaria necesaria en el calor de formación de dióxido de carbono y el agua líquida que son los productos finales de oxidación de tales compuestos.

Material y sustancias

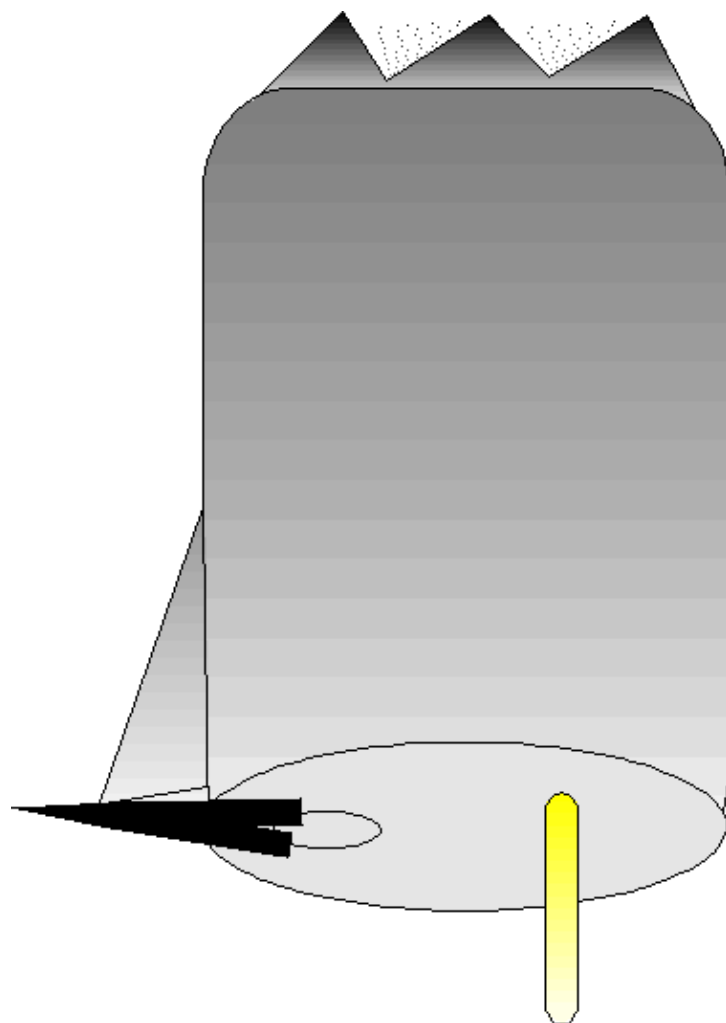
Calorímetro adiabático Parr

Termómetro

SUSTANCIAS

0.25 g de ácido benzoico

6g de peróxido de sodio



1 g de perclorato de potasio

TABLA DE DATOS EXPERIMENTALES

Temperatura inicial	26.6°C
Temperatura final	27.8°C
Calor de formación	-771200 cal/mol

REACCION

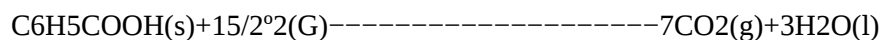


TABLA DE DATOS ADICIONALES

Constante del calorímetro	2165 cal/°C
Volumen	20 cm³
R	82.05 atm cm³/mol K

TABLA DE ECUACIONES

CALCULO	FORMULA	UNIDADES
Q absorbido cal	$K(t_f - t_i)$	Calorias
Qv	$-0.63Q/n$	Calorias
N	Masa/MM acido	Moles
Qp	$Q_v + (N\text{CO}_2 R T_f - N\text{O}_2 R T_i)$	Cal/mol
h	h combustion	Cal/mol
Presión	$N\text{CO}_2 R T_f / V$	Atmosferas
% Error	$ h_{\text{biblio}} - h(100) $	%

Cálculos

Calor absorbido por el calorímetro

$$K = 2165 \text{ cal/}^\circ\text{C}$$

$$Q = K(T_f - T_i)$$

$$Q = 2165 \text{ cal/}^\circ\text{C}(27.8^\circ\text{C} - 26.6^\circ\text{C})$$

$$Q = 2598 \text{ cal}$$

Calcular el calor de combustión a volumen constante

$$Q_v = -0.63Q/n$$

$$N = \underline{.25 \text{ GRAMOS}}$$

$$122 \text{ G/MOL}$$

$$N = 0.0020 \text{ MOL}$$

$$Q_v = -0.63(2598)/0.0020 \text{ mol}$$

$$Q_v = -818370 \text{ cal/mol}$$

Calcular el calor de combustión a presión constante

$$N\text{CO}_2 = 7(0.0020 \text{ MOL}) = 0.014 \text{ MOL}$$

$$NO_2 = 15/2(0.0020 \text{ MOL}) = 0.015 \text{ MOL}$$

$$Q_p = -818370 \text{ cal/mol} + (.014 \text{ mol})(82.05)(300.95) - (.015 \text{ mol})(82.05)(299.75)$$

$$Q_p = -818346 \text{ cal/mol}$$

Calcular la presión que alcanza el reactor

$$P = (0.014)(82.05)(300.95)/20$$

$$P = 17.28 \text{ atmósferas}$$

Calcular el porcentaje de error

$$\%E = [-771200 - (-818346)](100)/-771200$$

$$\%E = 6\%$$

TABLA DE RESULTADOS

CALOR TOTAL	2598	CALORÍAS
CALOR A V CTE	-818370	CALORÍAS/MOL
N DE MOLES	0.0020	MOLES
N CO ₂	0.014	MOLES
N O ₂	0.015	MOLES
CALOR A P CTE	-818346	CALORÍAS/MOL
DELTA H	-818346	CALORÍAS/MOL
PRESIÓN CO ₂	17.28	ATMÓSFERAS
% ERROR	6	PORCIENTO

En lo personal yo creo que es adecuado aplicar la ecuación de los gases ideales por que la formula de dichos gases en esta experimentación se contaban con todos los elementos para poder calcular la presión de CO₂ pero creo que es mucha la presión que nos resulto en el reactor en esta experimentación.

I

