

ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Calor Específico	6
Capacidad Calorífica	7
Calor de solución	8
Calor de reacción	9
Calorimetría	10
Detalles Experimentales	10
Materiales y Reactivos	10
Procedimiento	11
Conclusiones	34
Bibliografía	35
Apéndice	36

INTRODUCCIÓN

Por la misma época que se descubrió la equivalencia entre el calor y el trabajo se estaba desarrollando la teoría molecular de la materia, que consiste en:

- Todos los cuerpos están formados por partículas pequeñísimas llamadas moléculas.
- Las moléculas no ocupan todo el volumen del cuerpo que forman: entre ellas hay espacios vacíos llamados intermoleculares, cuyas dimensiones varían con el estado del cuerpo (sólido, líquido o gaseoso).
- Entre molécula y molécula se ejercen ciertas fuerzas, llamadas de cohesión.
- Las moléculas están en movimiento.

Esta teoría ayuda a explicar los fenómenos calóricos. Esto permite hacer la siguiente hipótesis:

- El calor (forma de energía) que posee un cuerpo es la suma de las energías de sus moléculas.
- La mayor o menor temperatura de un cuerpo se debe a la mayor o menor velocidad de sus moléculas.
- De esa manera se interpreta que: dar calor a un cuerpo, significa aumentar la energía mecánica de sus moléculas; quitarle calor es disminuir la energía mecánica de sus moléculas.
- Capacidad calórica de una sustancia a la cantidad de calor que ella absorbe para aumentar su temperatura en $1^{\circ} C$.
- Para calentar masas iguales de sustancias diferentes a la misma temperatura, es necesario darle cantidades distintas de energía calórica. Esto nos indica que cada sustancia tiene su propia aptitud para absorber el calor.
- Un aumento o una disminución de la energía de las moléculas provocaran, por lo general, un aumento o disminución de su velocidad, y por lo tanto, un aumento o una disminución de la temperatura del cuerpo. En otros casos, la variación de la energía de las moléculas provocará un cambio de estado del cuerpo, sin que haya variación de sus velocidades, es decir, sin que se produzca una variación de la temperatura.

OBJETIVOS

- Determinar cuantitativamente la energía asociada a los cambios químicos y físicos.
- Determinar experimentalmente las capacidades caloríficas a presión constante atmosférica de sólidos y del sistema calorimétrico.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

✚ CALOR ESPECÍFICO

Es la cantidad de calor necesaria para que la temperatura de masa de un cuerpo puro, diferente del agua, ascienda de T_0 a T_f , depende de la naturaleza de ese cuerpo. De ello se deriva la definición de calor específico numéricamente igual a la cantidad de calor necesaria para elevar un grado de la temperatura de la unidad de masa del cuerpo considerado. Se dice que la cantidad de calor que se debe proporcionar a la masa (m) de un cuerpo puro para que su temperatura varíe de T_0 a T_f viene expresada en siguiente fórmula:

$$Q = mC_e(T_f - T_0)$$

En donde C_e es igual al calor específico medio entre T_0 y T_f .

Para verificar el calor específico se emplea la siguiente fórmula:

$$C_e = \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

Calor específico de algunas sustancias

SUSTANCIA	CALOR ESPECÍFICO (J/g.°C)
Aluminio	0.900
Oro	0.129
C(grafito)	0.720
C(diamante)	0.502
Cobre	0.385
Hierro	0.444
Mercurio	0.139
Agua	4.184
Etanol	2.46

Métodos calorimétricos:

Se utilizan tres métodos:

- El método de mezclas o el método adiabático, la cantidad de calor, positiva o negativa, que hay medir se evalúa a partir de una masa de agua m , cuya temperatura se eleva (o disminuye) de T_0 a T_f . La expresión de esta cantidad de calor será:

$$Q = m(T_f - T_0)$$

- El método de fusión de hielo o método isotérmico, esta cantidad de calor sirve para fundir cierta masa de hielo, que le es proporcional, y se calcula la disminución de volumen de hielo fundamente.
- En el método eléctrico, el paso de una corriente a través de un conductor proporciona una cantidad de calor determinada que sirve para producir el efecto calórico (por ejemplo una variación de temperatura).

+ CAPACIDAD CALORÍFICA

La capacidad calorífica (C) de una sustancia es la cantidad de calor necesario para elevar un grado Celsius la temperatura de una cantidad determinada de sustancia. El calor específico es una propiedad intensiva, en tanto que la capacidad calorífica es una propiedad extensiva. La relación entre la capacidad calorífica y el calor específico de una sustancia es:

$$C = mC_e$$

Donde m es la masa de la sustancia en gramos. Por ejemplo el calor específico del agua es $4.184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$ y la capacidad calorífica de 60 gramos de agua es:

$$(60.0 \text{ g})(4.184 \text{ J/g } \cdot ^\circ\text{C}) = 251 \text{ J/}^\circ\text{C}$$

Si se conoce el calor específico y la cantidad de una sustancia, entonces el cambio en la temperatura de una muestra (Δt) indicara la cantidad de calor (q) que se ha absorbido o liberado en un proceso en particular. La ecuación para calcular el cambio de calor esta dada por:

$$q = ms\Delta t$$

$$q = C\Delta t$$

donde m es la masa de la muestra y Δt es el cambio de la temperatura:

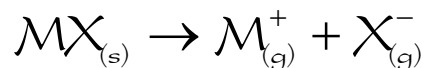
$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

El signo convencional de q es igual que para el cambio de entalpía; que es positivo para procesos endotérmicos y negativo para procesos exotérmicos.

+ CALOR DE SOLUCIÓN

Cuando un soluto se disuelve en un solvente hay energía absorbida o desprendida, la cantidad efectiva (neta) por mol de soluto depende sobre todo de la concentración de la solución, es prácticamente constante cuando la solución es muy diluida.

El calor neto observado cuando la solución es preparada, es el resultado de la energía requerida para romper los enlaces químicos o atracciones intermoleculares (soluto – soluto y solvente – solvente) y la energía liberada por la formación de otros nuevos enlaces (soluto – solvente). Así, si un sólido iónico (MX) es disuelto en agua, el calor de solución es una manifestación de la energía requerida para romper la red cristalina (energía reticular, ΔH positivo).



Y la energía liberada cuando los iones son hidratados (calor de hidratación, ΔH negativo).

LA ENTALPÍA

La Entalpía es la cantidad de energía de un sistema termodinámico que éste puede intercambiar con su entorno. Por ejemplo, en una reacción química a presión constante, el cambio de entalpía del sistema es el calor absorbido o desprendido en la reacción. En un cambio de fase, por ejemplo de líquido a gas, el cambio de entalpía del sistema es el calor latente, en este caso el de vaporización. En un simple cambio de temperatura, el cambio de entalpía por cada grado de variación corresponde a la capacidad calorífica del sistema a presión constante. El término de entalpía fue acuñado por el físico alemán Rudolf J.E. Clausius en 1850. Matemáticamente, la entalpía H es igual a $E + PV$, donde E es la energía interna, P es la presión y V es el volumen. H se mide en julios.

$$H = E + PV$$

Cuando un sistema pasa desde unas condiciones iniciales hasta otras finales, se mide el cambio de entalpía (ΔH).

$$\Delta H = H_f - H_o$$

La entalpía recibe diferentes denominaciones según el proceso, así: Entalpía de reacción, entalpía de formación, entalpía de combustión, entalpía de disolución, entalpía de enlace, etc.; siendo las más importantes:

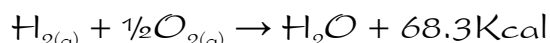
+ ENTALPÍA DE REACCIÓN (CALOR DE REACCIÓN):

Es el calor absorbido o desprendido durante una reacción química, a presión constante.

ENTALPÍA DE FORMACIÓN:

Es el calor necesario para formar un mol de una sustancia, a presión constante y a partir de los elementos que la constituyen.

Ejemplo:

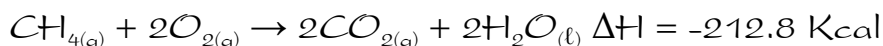


Cuando se forma una mol de agua (18 g) a partir de hidrógeno y oxígeno se producen 68.3 Kcal, lo que se denomina entalpía de formación del agua.

ENTALPÍA DE COMBUSTIÓN:

Es el calor liberado, a presión constante, cuando se quema una mol de sustancia.

Ejemplo:



Lo que significa que cuando se queman 16 g de metano se desprenden 212.8 Kcal.

Estas entalpías se determinan normalmente a 25°C y 1 atm. Para determinar la entalpía estándar de formación de las sustancias, se deben tener en cuenta las siguientes consideraciones:

1. La entalpía estándar de formación de los elementos puros, libres y tal como se encuentran en su estado natural es cero.

Por ejemplo:

$H_{2(g)}$, $O_{2(g)}$, $N_{2(g)}$, $Cl_{2(g)}$, $Na_{(s)}$ etc., tienen $\Delta H_{f,25}^{\circ} = 0$, donde $\Delta H_{f,25}^{\circ}$ es la entalpía estándar de formación.

2. El carbono se presenta a $25^{\circ}C$ 1 atm de presión y en el estado sólido, de varias formas: diamante, grafito, antracita, hulla, coque, etc, pero su estado estándar se define para el grafito, o sea $\Delta H_{f,25}^{\circ}$ del grafito es igual a cero.

3. El azufre se presenta en dos estados alotrópicos, el rómbico y el monoclinico; su entalpía estándar se define para el rómbico o sea $\Delta H_{f,25}^{\circ}$ del rómbico es igual a cero.

Entalpía Estándar de una Ecuación General



Se calcula restando las entalpías estándares de formación de los reactivos de las entalpías estándares de formación de los productos, como se ilustra en la siguiente ecuación:

$$\Delta H_r = c(\Delta H_f^{\circ}C) + d(\Delta H_f^{\circ}D) - a(\Delta H_f^{\circ}A) - b(\Delta H_f^{\circ}B)$$

✚ CALORIMETRÍA

Según las teorías que iniciaron el estudio de la calorimetría, el calor era una especie de fluido muy sutil que se producía en las combustiones y pasaba de unos cuerpos a otros, pudiendo almacenarse en ellos en mayor o menor cantidad. Posteriormente, se observó que, cuando se ejercía un trabajo mecánico sobre un cuerpo (al frotarlo o golpearlo, por ejemplo), aparecía calor; hecho que contradecía el principio de conservación de la energía, ya que desaparecía una energía en forma de trabajo mecánico, además de que se observaba la aparición de calor sin que hubiese habido combustión alguna. Benjamin Thompson puso en evidencia este hecho cuando dirigía unos trabajos de barrenado de cañones observando que el agua de refrigeración de los taladros se calentaba durante el proceso. Para explicarlo, postuló la teoría de que el calor era una forma de energía. Thompson no consiguió demostrar que hubiese conservación de energía en el proceso de transformación de trabajo en calor, debido a la imprecisión en los aparatos de medidas que usó. Posteriormente, Prescott Joule logró demostrarlo experimentalmente,

llegando a determinar la cantidad de calor que se obtiene por cada unidad de trabajo que se consume, que es de 0,239 calorías por cada julio de trabajo que se transforma íntegramente en calor.

La Calorimetría es la rama de la termodinámica que mide la cantidad de energía generada en procesos de intercambio de calor. El calorímetro es el instrumento que mide dicha energía. El tipo de calorímetro de uso más extendido consiste en un envase cerrado y perfectamente aislado con agua, un dispositivo para agitar y un termómetro. Se coloca una fuente de calor en el calorímetro, se agita el agua hasta lograr el equilibrio, y el aumento de temperatura se comprueba con el termómetro. Si se conoce la capacidad calorífica del calorímetro (que también puede medirse utilizando una fuente corriente de calor), la cantidad de energía liberada puede calcularse fácilmente. Cuando la fuente de calor es un objeto caliente de temperatura conocida, el calor específico y el calor latente pueden ir midiéndose según se va enfriando el objeto.

CALORIMETRÍA A VOLUMEN CONSTANTE

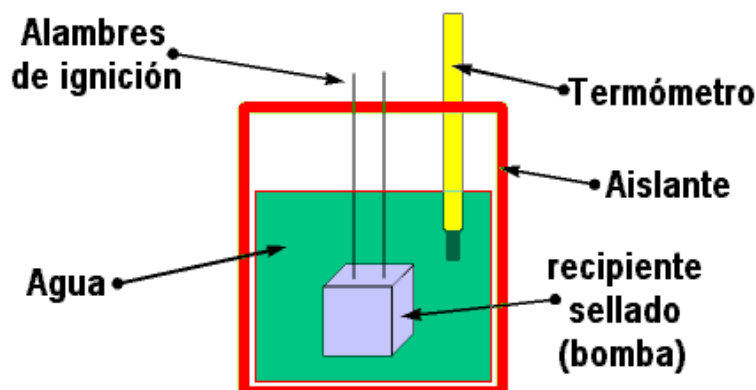


Diagrama de bomba calorimétrica

Para medir el calor de combustión se coloca una masa conocida de un compuesto en un recipiente de acero, denominado bomba calorimétrica a volumen constante, que se llena con oxígeno, a más o menos 30 atm de presión. La bomba cerrada se sumerge en una cantidad conocida de agua. La muestra se enciende eléctricamente y el calor producido por la reacción de combustión se puede calcular con exactitud al registrar el aumento en la temperatura del agua. El calor liberado por la muestra es absorbido por el agua y por el calorímetro. El diseño especial de la bomba calorimétrica permite suponer que no hay pérdida de calor (o de masa) hacia los alrededores durante el tiempo en que se hacen las mediciones.

Como consecuencia, se puede decir que la bomba calorimétrica y el agua en que se sumerge constituyen un sistema aislado. Debido a que no entra ni sale calor del sistema durante el proceso, se puede escribir:

$$q_{\text{sistema}} = q_{\text{agua}} + q_{\text{bomba}} + q_{\text{reaccion}} = 0$$

$$q_{\text{sistema}} = 0$$

donde q_{agua} , q_{bomba} y $q_{\text{reacción}}$ son los cambios de calor del agua, de la bomba y de la reacción, respectivamente. Así:

$$q_{\text{reaccion}} = -(q_{\text{agua}} + q_{\text{bomba}})$$

La cantidad q_{agua} se obtiene por:

$$q = mS\Delta t$$

$$q_{\text{agua}} = (m_{\text{agua}}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}} \cdot ^\circ\text{C} \right) \Delta t$$

El producto de la masa de la bomba por su calor específico es la capacidad calorífica de la bomba, que permanece constante para todos los experimentos efectuados en dicha bomba calorimétrica:

De aquí

$$C_{\text{bomba}} = m_{\text{bomba}} \times S_{\text{bomba}}$$

$$q_{\text{bomba}} = C_{\text{bomba}} \Delta t$$

Como es una bomba calorimétrica las reacciones ocurren bajo condiciones de volumen constante y no de presión constante, los cambios de calor no corresponden al cambio de entalpía ΔH . Es posible corregir las mediciones en los cambios de calor de forma que correspondan a los valores de ΔH , pero debido que la corrección es muy pequeña.



CALORIMETRÍA A PRESIÓN CONSTANTE

Sabemos que ΔH se define como la cantidad de calor transferida a presión constante, ($\Delta H = q_p$), entonces un calorímetro para medir ello tendrá el siguiente esquema:

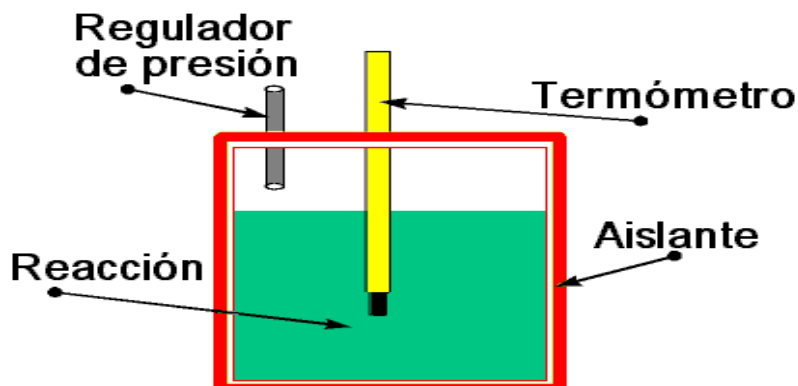


Diagrama de un calorímetro

El regulador de presión puede ser simplemente un agujero que permita que la presión sea la misma que la presión atmosférica. Para aquellas reacciones que se hacen en agua en disoluciones diluidas, el calor específico de la disolución será aproximadamente igual al del agua, esto es, $4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$. El calor absorbido por una disolución acuosa es igual al calor liberado por la reacción de los solutos:

$$q_{\text{disolución}} = -q_{\text{rxn}}$$

Si la reacción libera calor, es una reacción exotérmica y el ΔH es negativo. La entalpía de los productos es menor que la de los reactivos

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$$

En un calorímetro con una disolución acuosa, si la reacción de los solutos es exotérmica, la disolución absorberá el calor producido por la reacción y se observará un incremento en la temperatura.

De manera que para una reacción exotérmica:

- Los solutos tienen una entalpía final menor después de la reacción (ΔH negativa)
- La disolución tiene una entalpía final mayor después de la reacción (ΔH positiva)

De manera que para determinar el valor de ΔH_{rxn} debemos invertir el signo de ΔH_{soln} (es decir el valor medido).

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 1 cocina eléctrica
- 1 balanza de triple brazo
- 1 pisceta
- 1 termómetro
- 1 probeta de 50 mL
- 2 vasos de 250 mL
- 1 bagueta
- 1 pipeta y pro pipeta
- 1 caja de metal de 20cmx12cmx4cm
- arena

Reactivos:

- Ácido Sulfúrico H_2SO_4 18M y 0,25M
- Hidróxido de Sodio NaOH 0,5M
- Ácido Acético Glacial CH_3COOH
- Ácido Acético CH_3COOH 0,25M
- 1L de Agua destilada (aproximadamente)

PROCEDIMIENTO

A) Determinación de la constante del Calorímetro C cal/grado

1. En un vaso de vidrio que servirá de calorímetro agregar 100g de agua potable. Luego se toma la temperatura del agua T_1 .



Resultado: La temperatura $T_1 = 19^\circ\text{C}$

2. Se coloca 100g de agua en un segundo vaso de vidrio de 250 mL y se calienta hasta una temperatura entre 35 a 40 °C. Luego se anota la temperatura T_2 .



Resultado: La temperatura $T_2 = 34^\circ\text{C}$

3. Inmediatamente se enfría el termómetro con abundante agua fría.



4. Se vierten los 100g de agua caliente del calorímetro, se agita con cuidado y se anota la máxima temperatura que alcanza el sistema en equilibrio.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 26^\circ\text{C}$

Con estos datos podemos hallar la Capacidad Calorífica del calorímetro.

Cálculos:

$$Q_{\text{ganado}} = -Q_{\text{perdido}}$$

Q_{ganado} = calor ganado por el calorímetro + calor ganado por el H_2O del calorímetro

Q_{perdido} = calor perdido por el H_2O del vaso 2

Luego:

$$Q_{\text{calorímetro}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema}}^{\text{ganado}} = Q_{\text{2do vaso}}^{\text{perdido}}$$

$$C\Delta T + m_{H_2O}C_{e_{H_2O}}\Delta T = -m_{H_2O}C_{e_{H_2O}}\Delta T$$

$$C(T_e - T_1) + 100g \times 1 \frac{\text{cal}}{g \text{ } ^\circ C} (T_e - T_1) = -100g \times 1 \frac{\text{cal}}{g \text{ } ^\circ C} (T_2 - T_e)$$

$$C(26 - 19) + 100g \times 1 \frac{\text{cal}}{g \text{ } ^\circ C} (26 - 19)^\circ C = 100g \times 1 \frac{\text{cal}}{g \text{ } ^\circ C} (34 - 26)^\circ C$$

$$7C + 700\text{cal} = 800\text{cal}$$

$$7C = 100\text{cal}$$

$$C = 14,28 \frac{\text{cal}}{^\circ C}$$

B) Determinación del Calor específico de un sólido

1. Se coloca 100g de agua en el calorímetro. Se mide la temperatura T_1 .



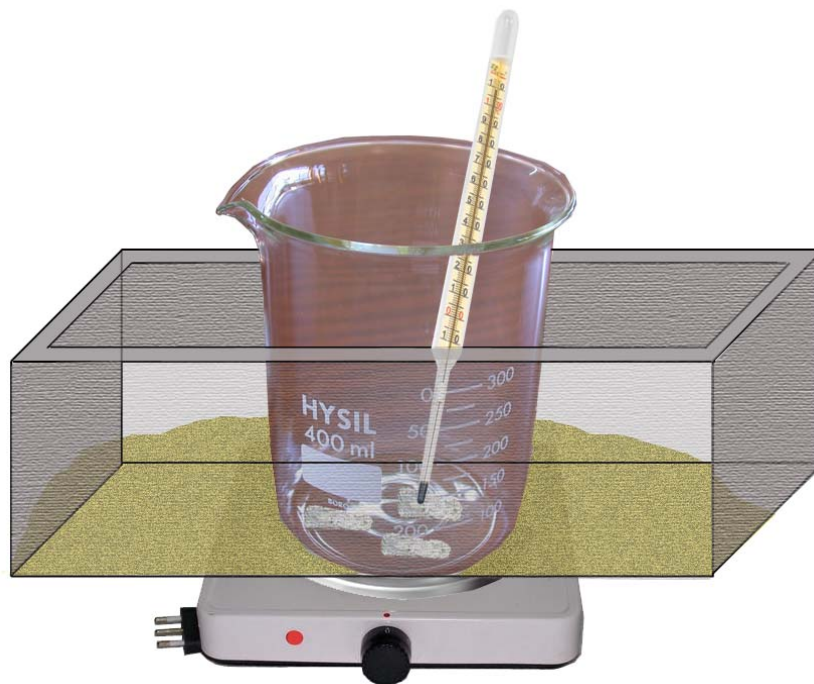
Resultado: La temperatura $T_1 = 19^\circ\text{C}$

2. Se pesa una muestra sólida de Plomo y se coloca en el vaso 2.



Peso de la muestra: 49,3g

3. Se coloca la muestra en un vaso. En seguida se calienta los perdigones en un baño de arena durante 10 minutos. Luego se mide la temperatura T_2 .



Resultado: La temperatura $T_2 = 109^\circ\text{C}$

4. Una vez calentado los perdigones se colocan con mucho cuidado al calorímetro lleno de agua.



5. Se espera unos 10 segundos y se anota la máxima temperatura que alcanza el sistema en equilibrio.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 23^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{metal}}^{\text{perdido}} = Q_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$49,3\text{g} \times C_e (109 - 23) = 100\text{g} \frac{1\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (23 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (23 - 19)^\circ\text{C}$$

$$m \times C_e \Delta T = m C_e \Delta T + C \Delta T$$

$$4239,8 C_e = 400\text{cal} + 57,12\text{cal}$$

$$C_e = 9,275 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

C) Estudio cuantitativo de la energía durante los cambios químicos.

Se examinará cuantitativamente los cambios de energía que acompañan los tres cambios químicos. Se asumirá que la densidad de la solución diluida resultante de cada reacción es $1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ y que el calor específico de cada una de las soluciones formadas es de $1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$.

C.1) Determinación del cambio de energía por mol de H_2SO_4 al añadir 2 mL de H_2SO_4 18M y 100 mL de agua destilada al calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 50 mL de H_2SO_4 18M a un vaso del cual se extraen 2mL con una pipeta.



2. Con la piseta se agrega 100 mL de agua destilada a la probeta. Se toma como referencia la temperatura del agua 19°C .



3. Luego esta agua se vierte al calorímetro y se vierte con la pipeta los 2 mL de H_2SO_4 18M al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 21^{\circ}\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{perdido}} = Q_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta T + C \Delta T$$

$$18 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 100 \text{ g} \frac{1 \text{ cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (21 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (21 - 19)^\circ\text{C}$$

$$0,036 \text{ mol} \Delta H_{\text{sol}} = 200 \text{ cal} + 28,56 \text{ cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 6348,8 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

A este ΔH_{sol} se le denominará ΔH_1

C.2) Determinación del cambio de energía por mol de H_2SO_4 al añadir 50 mL de H_2SO_4 0,25M a 50 mL de NaOH 0,5M en el calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 100 mL de NaOH 0,5M a un vaso del cual se extraen 50 mL con una pipeta y se añade al calorímetro. La temperatura del NaOH es 19°C .



2. Se adiciona aproximadamente 100 mL de H_2SO_4 0,25M a un vaso y del cual se extraen 50 mL con una pipeta.



3. Luego se añade con la pipeta los 50 mL de NaOH 0,5M al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 32,5^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{NaOH}} C_{e_{\text{NaOH}}} \Delta T + C \Delta T$$

$$Q_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{perdido}} = Q_{\text{NaOH}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 50 \text{ g} \frac{1 \text{ cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (32,5 - 19) ^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (32,5 - 19) ^\circ\text{C}$$

$$0,0125 \text{ mol} \Delta H_{\text{sol}} = 675 \text{ cal} + 192,78 \text{ cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 69422,4 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

A este ΔH_{sol} se le denominará ΔH_2

C.3) Determinación del cambio de energía por mol de H_2SO_4 al añadir 1,5 mL de H_2SO_4 18M a 100 mL de NaOH 0,5M en el calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 150 mL de NaOH 0,5M a un vaso del cual se extraen 100 mL con una pipeta y se añade al calorímetro. La temperatura del NaOH es 19°C .



2. Se adiciona aproximadamente 50 mL de H_2SO_4 18M a un vaso del cual se extraen 1,5 mL con una pipeta.



3. Luego se añade con la pipeta los 1,5 mL de H_2SO_4 18M al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 32,5^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{perdido}} = Q_{\text{NaOH}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{NaOH}} C_{e_{\text{NaOH}}} \Delta T + C \Delta T$$

$$18 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1,5 \text{mL} \times \frac{1 \text{L}}{1000 \text{mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 100 \text{g} \frac{1 \text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C}$$

$$0,027 \text{mol} \Delta H_{\text{sol}} = 300 \text{cal} + 42,84 \text{cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 12697,7 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

A este ΔH_{sol} se le denominará ΔH_3

Ahora repetiremos los pasos C.1, C.2 y C.3 usando Ácido acético glacial (concentrado) en lugar de H_2SO_4 18M y ácido acético 0,25M en lugar de H_2SO_4 0,25M.

C.4) Determinación del cambio de energía por mol de CH_3COOH al añadir 2 mL de CH_3COOH 18M y 100 mL de agua destilada al calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 50 mL de CH_3COOH glacial a un vaso del cual se extraen 2mL con una pipeta.



2. Con la piseta se agrega 100 mL de agua destilada a la probeta. Se toma como referencia la temperatura del agua 19°C.



3. Luego esta agua se vierte al calorímetro y se vierte con la pipeta los 2 mL de CH_3COOH glacial al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 20^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{perdido}} = Q_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$16 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 100 \text{ g} \frac{1 \text{ cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (20 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (20 - 19)^\circ\text{C}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta T + C \Delta T$$

$$0,032 \text{ mol} \Delta H_{\text{sol}} = 100 \text{ cal} + 14,28 \text{ cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 3571,25 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

C.2) Determinación del cambio de energía por mol de CH_3COOH al añadir 50 mL de CH_3COOH 0,25M a 50 mL de NaOH 0,5M en el calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 100 mL de CH_3COOH 0,25M a un vaso del cual se extraen 50 mL con una pipeta y se añade al calorímetro. La temperatura del NaOH es 19°C .



2. Se adiciona aproximadamente 100 mL de CH_3COOH 0,25M a un vaso y del cual se extraen 50 mL con una pipeta.



3. Luego se añade con la pipeta los 50 mL de NaOH 0,5M al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 22^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{perdido}} = Q_{\text{NaOH}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 50 \text{ g} \frac{1 \text{ cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{NaOH}} C_{e, \text{NaOH}} \Delta T + C \Delta T$$

$$0,0125 \text{ mol} \Delta H_{\text{sol}} = 150 \text{ cal} + 42,84 \text{ cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 15427,2 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

C.3) Determinación del cambio de energía por mol de CH_3COOH al añadir 1,5 mL de CH_3COOH glacial a 100 mL de NaOH 0,5M en el calorímetro.

1. Se adiciona aproximadamente 150 mL de NaOH 0,5M a un vaso del cual se extraen 100 mL con una pipeta y se añade al calorímetro. La temperatura del NaOH es 19°C .



2. Se adiciona aproximadamente 50 mL de CH_3COOH glacial a un vaso del cual se extraen 1,5 mL con una pipeta.



3. Luego se añade con la pipeta los 1,5 mL de CH_3COOH glacial al calorímetro y se mide inmediatamente la temperatura que alcanza el sistema.



Temperatura de equilibrio: $T_e = 22^\circ\text{C}$

Cálculos:

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{perdido}} = Q_{\text{NaOH}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Delta H_{\text{sol}} = m_{\text{NaOH}} C_{e_{\text{NaOH}}} \Delta T + C \Delta T$$

$$18 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1,5 \text{mL} \times \frac{1 \text{L}}{1000 \text{mL}} \Delta H_{\text{sol}} = 100 \text{g} \frac{1 \text{cal}}{\text{g} \text{ } ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g} \text{ } ^\circ\text{C}} (22 - 19)^\circ\text{C}$$

$$0,027 \text{mol} \Delta H_{\text{sol}} = 300 \text{cal} + 42,84 \text{cal}$$

$$\Delta H_{\text{sol}} = 12697,7 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$



CONCLUSIONES

- La mayoría de las reacciones químicas se producen con desprendimiento o absorción de calor y se dividen, respectivamente, en reacciones exotérmicas y endotérmicas, según que haya calentamiento o enfriamiento durante la reacción.
- La mayoría de los procesos físicos y químicos ocurren en condiciones de presión constante de la atmósfera. En el laboratorio las reacciones químicas tienen lugar en recipientes abiertos, por lo que el proceso tiene lugar a una presión aproximada de una atmósfera. Para expresar el calor absorbido ó liberado en un proceso se usa una cantidad llamada entalpía.
- El cambio de entalpía para un proceso a presión constante, se define como el calor liberado ó absorbido por el sistema en el proceso químico.
- Muchas de las cosas que hacemos diariamente están relacionadas con el calor o con la posibilidad de transferir calor de un cuerpo a otro.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ <http://www.monografias.com/trabajos35/calorimetría>
- ✓ http://www.geocities.com/kirill_bessonov/pagina3.htm?200816#
Aplicaciones del calorímetro en Química.#Aplicaciones del calorímetro en Química.
- ✓ *Química General*
8va edición (2003)
Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring
Ed. Prentice Hall
Páginas 223 – 229, 241 – 243
- ✓ *Química 2 – Ayuda de Clase*
Pontificia Universidad Católica del Perú
Edición 2006
Páginas 12, 13, 20, 25, 27, 31, 33, 36,

APÉNDICE

1. Calcular el valor de la constante del calorímetro C (cal/grado).

$$Q_{\text{calorímetro}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema}}^{\text{ganado}} = Q_{\text{2do vaso}}^{\text{perdido}}$$

$$C\Delta T + m_{\text{H}_2\text{O}} C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta T = -m_{\text{H}_2\text{O}} C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta T$$

$$C(T_e - T_1) + 100\text{g} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (T_e - T_1) = -100\text{g} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (T_2 - T_e)$$

$$C(26 - 19) + 100\text{g} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (26 - 19)^\circ\text{C} = 100\text{g} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (34 - 26)^\circ\text{C}$$

$$7C + 700\text{cal} = 800\text{cal}$$

$$7C = 100\text{cal}$$

$$C = 14,28 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}}$$

2. Determinar el calor específico de la muestra sólida que indica el profesor. Determine el % de error relativo.

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{metal}}^{\text{perdido}} = Q_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{ganado}} + Q_{\text{sistema (calorímetro)}}^{\text{ganado}}$$

$$49,3\text{g} \times C_e (109 - 23) = 100\text{g} \frac{1\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (23 - 19)^\circ\text{C} + 14,28 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (23 - 19)^\circ\text{C}$$

$$m \times C_e \Delta T = m C_e \Delta T + C \Delta T$$

$$4239,8 C_e = 400\text{cal} + 57,12\text{cal}$$

$$C_e = 9,275 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

$$C_e \text{ del Plomo (Teórico)} = 0,13 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \times \frac{274\text{K}}{1^\circ\text{C}} \times \frac{0,24\text{cal}}{1\text{J}} = 8,548 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

$$\% \text{error} = \frac{8,548 - 9,275}{8,548} \times 100 = -8,50\% \text{ (error por exceso)}$$

3. Fundamente el resultado de la pregunta (2) y que consideraciones se debe tener en cuenta en la práctica si este % de error es muy alto.

El plomo al estar a 109°C e inmediatamente sumergirlo en el calorímetro, éste le transfiere calor al agua del calorímetro. Hasta que los dos estén a la misma temperatura que es 23°C , luego asumiendo que el calor específico del agua es $1 \text{ cal/g } ^{\circ}\text{C}$ a la temperatura de 19°C , entonces aplicando el principio de $Q \text{ perdido} = Q \text{ ganado}$. Se puede determinar el valor del calor específico, conocido el valor de la capacidad calorífica del calorímetro, determinado experimentalmente en el primer experimento.

Se debe tener en cuenta que el % de error pudo ser muy alto debido a lo siguiente:

- Las piedras de Plomo no tienen el 100% de pureza.
- La temperatura máxima que alcanzaron las piedras de Plomo pudo haber sido más de 109°C . No se pudo determinar exactamente ya que el termómetro sólo podía soportar temperaturas hasta 110°C . Sólo se debió calentar hasta 90°C y pasado unos segundos debió llegar a 100°C .
- En el momento de calentar las piedras de Plomo en baño de arena, éstas no se calentaron uniformemente.
- La temperatura de equilibrio del sistema evidencia que no se calentaron uniformemente las piedras de Plomo, pues ésta debió ser $28,8^{\circ}\text{C}$.
- La temperatura del medio ambiente tampoco ayudó mucho, pues esta debió ser 22°C .

4. Calcule la concentración de la solución diluida de H_2SO_4 formada en el paso C.1.

H_2SO_4
 $V_1: 2 \text{ mL}$
 $C_1: 18\text{M}$

H_2O
 $V_2: 100 \text{ mL}$
 $C_2: 0 \text{ M}$

$V_3: 102 \text{ mL}$
 $C_3: ?$

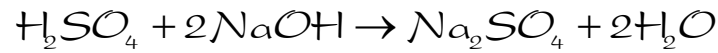
$$C_1V_1 + C_2V_2 = C_3V_3$$

$$18 \times 2 + 0 \times 100 = C_3 \times 102$$

$$C_3 = 0,35\text{M}$$

5. Muestre por cálculo que la solución formada en las reacciones de neutralización de los pasos C.2 y C.3 es Na_2SO_4 .

En C.2

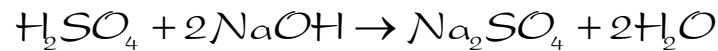


$$\text{moles:} \quad \frac{0,036}{1} = \frac{0,072}{2} = \frac{0,036}{1} = \frac{0,072}{2}$$

$$\Delta H_{\text{Rx}}^\circ = [0,072(-68,32) + 0,036(-331,46)] - [0,036(-216,90) + 0,072(-112,24)] \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{Rx}}^\circ = -0,961 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} = -961,92 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

En C.3



$$\text{moles:} \quad \frac{0,027}{1} = \frac{0,054}{2} = \frac{0,027}{1} = \frac{0,054}{2}$$

$$\Delta H_{\text{Rx}}^\circ = [0,054(-68,32) + 0,027(-331,46)] - [0,027(-216,90) + 0,054(-112,24)] \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{Rx}}^\circ = -0,721 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} = -721,44 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

6. Escriba las ecuaciones de las tres reacciones estudiadas en la parte C. Indique la concentración de cada reaccionante y de su producto como parte de las reacciones (no incluye al agua ni como reaccionante ni como producto en la reacción de la dilución del paso C.1).

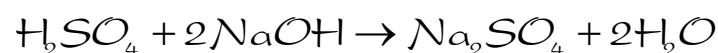
En C.1



$$[]_b: 18 \quad - \quad -$$

$$[]_f: 0,35 \quad 17,65 \quad 8,82$$

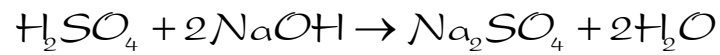
En C.2



$$[]_b: 0,25 \quad 0,5 \quad - \quad -$$

$$[]_f: - \quad - \quad 0,25 \quad -$$

En C.3



$$[\text{b}]: 18 \quad 0,5 \quad - \quad -$$

$$[\text{f}]: 0,75 \quad 0,37 \quad 0,75 \quad -$$

7. Dentro de los límites de error inherentes a los procedimientos experimentales que ha seguido. ¿Qué relación aritmética existe entre ΔH_1 , ΔH_2 y ΔH_3 . Considere válida su respuesta explique considerando las reacciones estudiadas.

$$\Delta H_1 = 6348,8 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_2 = 69422,4 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_3 = 12697,7 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

$$\frac{\Delta H_1}{1} = \frac{\Delta H_2}{11} = \frac{\Delta H_3}{2}$$