

TRABAJO PRÁCTICO N° 2

TERMOQUÍMICA

LABORATORIO: QUÍMICA I

Objetivos:

- Sabrán determinar experimentalmente el equivalente en agua o constante de un calorímetro
- Sabrán determinar experimentalmente calores de reacción en un calorímetro adiabático.
- Verificarán que dentro del error experimental, el calor de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte es independiente de la naturaleza de los mismos.

Fundamentos:

La termodinámica se ocupa de los efectos térmicos que acompañan a las reacciones químicas.

Si una reacción química se halla a un cambio de volumen, como en el caso de los procesos que involucran combinaciones de gases, la magnitud del cambio calorífico dependerá de que reacción se efectúe a presión constante o a volumen constante. Como muchas reacciones se efectúan normalmente a presión constante (presión atmosféricas), es de práctica general registrar los efectos térmicos tomando el valor del calor absorbido a presión constante; este puede ser identificado con la variación de entalpía en las mismas condiciones.

Esta cantidad se denomina con frecuencia calor de reacción y representa para cualquier sustancia en un estado físico definido la diferencia de entalpía de los productos de la reacción y de las sustancias reaccionantes, a presión constante y a una temperatura definida. El calor de formación de un compuesto se define por el aumento de entalpía cuando se forma un mol de una sustancia a partir de sus elementos. Se supone generalmente que los elementos se hallan en su estado tipo, es decir, sus formación más estables a la temperatura ambiente y a una atmósfera de presión.

Material:

- Calorímetro.
- Termómetro de escala 0 a 50 °C
- Vasos de precipitados de 150 cm³.
- Probeta graduada de 50 cm³.
- Agitador.
- Embudo.
- Mechero.
- Trípode.
- Tela metálica.
- Alambre de cobre.
- Cinta de magnesio.
- Solución valorada de hidróxido de sodio aproximadamente 2 molar.
- Solución de ácido clorhídrico aproximadamente 2 molar.
- Solución de ácido sulfúrico aproximadamente 1 molar.
- Solución alcohólica de fenolftaleína al 1 %.

Desarrollo del trabajo práctico:

Constante del calorímetro

- Colocar el calorímetro un vaso de precipitado de 150 cm³ e introducir en el 50 cm³ de agua.
- Medir la temperatura del agua hasta que la misma permanezca constante (t₁).
- En el vaso de precipitaciones calentar 50 cm³ de agua a unos 50 ° (t₂) e inmediatamente introducirla en el calorímetro a través del embudo
- Agitar continuamente y anotar la temperatura máxima alcanzada (t).
- Calcular la constante del calorímetro de la siguiente forma:

$$\text{Constante del calorímetro} = "micpi = cp [m_2 (t_2 - t / t - t_1) - m_1]$$

Donde:

cpi = Calor específico de termómetro, agitador, embudo y calorímetro.

m_i = masa de termómetro, agitador, embudo y calorímetro.

cp = calor específico del agua.

m₁ = masa correspondiente a 50 cm³ de agua fría.

m₂ = masa correspondiente a 50 cm³ de agua caliente.

Calor de neutralización

- Colocar en el calorímetro 50 cm³ de solución de hidróxido de sodio aproximadamente 2 molar y medir la temperatura (t₁).

- Medir el volumen de solución de ácido clorhídrico, V_a, calculado de la siguiente forma:

$$V_a = \frac{N_b V_b}{C_a}$$

Ca

Donde:

V_b = volumen de solución alcalina.

N_b = concentración normal de la solución alcalina.

N_a = concentración normal de la solución asida.

- Verificar que las temperaturas de ambas soluciones coincidan en t₁.
- Agregar la solución ácida por el embudo y medir la temperatura máxima alcanzada, t₂, agitando continuamente.
- Calcular el calor de neutralización, en joule por mol de agua, de la siguiente forma:

$$"H = [(m_a + m_b) cp + "micpi](t_2 - t_1)1000 / V_a N_a$$

Donde:

m_a = masa de la solución ácida, densidad = 1,04 g/cm³

m_b = masa de la solución alcalina, densidad = 1,08 g/cm³

C_p = calor específico de la solución de cloruro de sodio formada = 3,90 J/g°C

- Repetir la experiencia y calcular el valor medio del calor de neutralización.
- Repetir la experiencia anterior utilizando una solución de ácido sulfúrico, aproximadamente 1 molar.

Tener en cuenta:

Densidad de la solución de ácido = 1,06 g/cm³

Calor específico de la solución de sulfato de sodio resultante = 4,02 J/g°C

Calor de reacción

- Colocar en el vaso del calorímetro 50 cm³ de solución de ácido clorhídrico 2 molar y 50 cm³ de agua destilada. Medir su temperatura.
- Limpiar unos centímetros de cinta de magnesio con papel de lija, enjuagarla con agua destilada y secarla.
- Pesar 0,5 gramos de cinta de magnesio y envolverla con alambre de cobre.
- Cuando la temperatura de la solución ácida se estabilice, anotar su valor (t_1) y agregar rápidamente la cinta de magnesio. Anotar el valor de la temperatura máxima alcanzada (t_2).
- Calcular el calor de la reacción:



Expresado en joule por mol de magnesio, de la siguiente manera:

$$Q_H = (m_{scp} + m_{icpi})(t_2 - t_1)M / m$$

Donde:

m_s = masa de la solución de clorhídrico, de densidad igual a 1,04 g/cm³

c_p = calor específico de la solución resultante de cloruro de magnesio = 3,97 J/g°C

M = masa molar de magnesio

m = masa de magnesio utilizada

Cálculos del desarrollo:

Constante del calorímetro:

Primera experiencia:

$$Q_{micpi} = c_p [m_2 (t_2 - t_1) - m_1]$$

$$Q_{micpi} = 4,187 \text{ J/g}^\circ\text{C} [50\text{g} (62^\circ\text{C} - 39^\circ\text{C}) - 50\text{g}]$$

$$"micpi = 44,07 \text{ J/}^{\circ}\text{C}$$

Segunda experiencia:

$$"micpi = cp [m_2 (t_2 - t_f) - m_1 (t_1 - t_f)]$$

$$"micpi = 4,187 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} [50\text{g} (72^{\circ}\text{C} - 44^{\circ}\text{C}) - 50\text{g} (44^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C})]$$

$$"micpi = 34,89 \text{ J/}^{\circ}\text{C}$$

Promedio de ambas experiencias: 39,48 J/}^{\circ}\text{C}

Calor de neutralización: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$$"H = [(m_a + m_b) cp + "micpi] (t_2 - t_1) / V_{\text{Na}}$$

$$"H = [(52\text{g} + 54\text{g}) 3,9 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} + 39,48 \text{ J/}^{\circ}\text{C}] (36^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C}) / 0,1\text{mol}$$

$$"H = 72.460,8 \text{ J/Mol ácido}$$

Calor de reacción: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

$$"H = (m_{\text{scp}} + "micpi) (t_2 - t_1) / m$$

$$"H = [(53,8\text{g} + 50\text{g} + 0,5\text{g}) \times 3,87 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} + 39,48 \text{ J/}^{\circ}\text{C}] (43^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C}) / 0,5\text{g}$$

$$"H = 550.356,28 \text{ J/Mol Mg}$$

Cuestionario sobre fundamentos teóricos:

- ¿A que se debe que el calor de neutralización de un ácido fuerte y una base fuerte, en solución diluida, es igual al calor de la siguiente reacción?



Como el ácido fuerte y la base fuerte no producen una ionización parcial por lo tanto la reacción se desplaza totalmente hacia la derecha, formando agua. Por lo tanto el cambio de entalpía se debe a la cantidad de mol de agua formada.

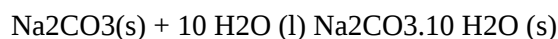
¿Cuál es su valor?

Su valor es -286 KJ/mol

- Se determina el calor de neutralización del hidróxido de sodio y del ácido nítrico, empleando una solución diluida del primero y un volumen pequeño de una solución concentrada del segundo. ¿Qué error se comete si la elevación de la temperatura observada se atribuye a la neutralización exclusivamente? ¿Cómo sería posible evitar este error mediante una experiencia complementaria?.

El error que se comete es no tener en cuenta todas las masas del Sistema, se soluciona éste problema calculando la constante de calorímetro.

- ¿Puede determinar el calor de reacción de hidróxido:



conociendo los calores de disolución del carbonato de sodio y del decahidrato? ¿De que manera?

Sí, mediante la diferencia de entalpía de los productos de la reacción y de las sustancias reaccionantes, a presión constante y a una temperatura definida.

Cuestionario sobre aspectos experimentales:

- ¿Qué entiende, conceptualmente, por constante o equivalente en agua del calorímetro?

Es el calor específico de todo el sistema.

- ¿cómo puede corregirse el hecho de que la elevación de temperatura no corresponde exactamente a la que habría tenido lugar si la transferencia de calor hubiera sido instantánea en el momento de mezclar?

Puede corregirse dicho valor esperando que el sistema se equilibre hasta llegar a una temperatura constante.

- ¿Por qué razón en la experiencia de la determinación de la variación de entalpía de la reacción entre el ácido clorhídrico y el magnesio se envuelve la cinta de magnesio con alambre de cobre?

Para que se produzca más rápida la reacción.

Conclusión:

Para calcular la diferencia de Entalpía, tuvimos que tener en cuenta la constante equivalente de agua de un calorímetro ya que éste nos proporcionó el calor específico de todo el sistema debido a que éste absorbe energía. Se considera para ello la masa de todos los elementos que componen el sistema, vaso, agitador, termómetro.

Supimos determinar los calores de reacción en un calorímetro adiabático mediante el empleo de la constante del calorímetro utilizado, que nos permitió idealizar al sistema como adiabático, con ello y con las masas de los compuestos de la solución obtenida, el calor específico de dicha solución, la masa molar del metal a reaccionar, y teniendo en cuenta también la variación de la temperatura entre la temperatura inicial y la temperatura constante luego de la reacción, pudimos hallar el calor de la reacción.

Supimos también obtener el calor de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte que es independiente de la naturaleza de los mismos ya que el cambio de entalpía depende de la cantidad de moles de agua formada.