Universidad de San Carlos de Guatemala

Facultad de Ingeniería

Escuela de Ingeniería Química

Área de Química 4

Laboratorio de Química 4

Impartido por Inga. Mercedes Roquel

Sección A

****

**Práctica No. 1**

**Calor de Reacción**

Jacqueline Gizell Castillo Hernández 201900561

Realización de la práctica: 09/09/2019

Entrega de reporte: 23/09/2019

1. **Resumen**

En la práctica se realizó la creación de un calorímetro para la determinación del calor de neutralización de un ácido (HCl) y una base (NaOH).

A partir de la realización del calorímetro a volumen constantes, se procedió a calentar agua a su punto de ebullición para luego preparar el ácido y la base, posteriormente, se tomaron las temperaturas de forma individual y de la mezcla de dichas soluciones.

A través de la mezcla de ambas sustancias con el agua, se pudo conocer el cambio de temperatura que estas experimentan, obteniendo así los datos necesarios para poder determinar que la neutralización ácido-base es un proceso exotérmico.

En el laboratorio se trabajó a una temperatura de 26oC y una presión atmosférica de 0.84atm.

1. **Objetivos**

* **Objetivo general**

1. Determinar el calor de reacción.

* **Objetivos específicos**

1. Conocer el funcionamiento básico del calorímetro y calcular su capacidad calorífica.
2. Calcular el calor de reacción de neutralización entre un ácido y una base fuerte.
3. **Marco Teórico**

* **Calor de Reacción**

El calor de reacción o entalpía de reacción, ΔHR, es la diferencia HPRODUCTOS – HREACTIVOS para una reacción en la cual los reactivos se suministran en las cantidades estequiométricas a una temperatura T y una presión P, se consumen totalmente y los productos salen a las mismas T y P.

Las unidades del calor de reacción son unidades de energía por mol. En este caso, la unidad mol se refiere bien sea al número de moles consumidos de cada reactivo o producidos de cada producto según la ecuación química balanceada.

El calor estándar de reacción, ΔHo R, es el cambio de entalpía de una reacción cuando los reactivos y los productos están a la temperatura y a la presión de referencia, generalmente 25° C y 1 atm.

Una reacción es exotérmica a una temperatura T si a esa temperatura ΔHR es negativo y es endotérmica si ΔHR es positivo. A presiones bajas y moderadas, ΔHR es independiente de la presión en la práctica. El valor de ΔHR depende de los estados de agregación de los reactivos y de los productos además del número de moles de estos. (Univirtual)

* **Calor de Neutralización**

El calor de neutralización de un ácido -ácido clorhídrico, ácido nítrico o ácido acético- y una base -hidróxido sódico, hidróxido amónico- se determina midiendo la máxima temperatura que se alcanza en un calorímetro al mezclar sendas disoluciones diluidas de ambos reactivos. Previamente, se determina el equivalente en agua del calorímetro. Con los datos experimentales se procede al cálculo de las magnitudes: ΔH0neutr, ΔS0neutr y ΔG0neutr.

Es el calor producido en la reacción de neutralización de un mol de ácido, en solución acuosa, por un mol de una base también en solución. Este efecto térmico tampoco es constante para un mismo par ácido-base, sino que depende de la concentración y sólo toma un valor sensiblemente igual cuando se opera con disoluciones diluidas. Cuando se trata de una reacción de bases fuertes (NaOH, KOH...) con ácidos fuertes (HCl, HNO3) el calor de reacción es independiente de la naturaleza de dichos componentes. En el caso de la neutralización de un ácido o base débil (CH3-COOH, NH4OH...) el calor de reacción, a presión constante, puede ser algo menor a causa de la absorción de calor que tiene lugar en el proceso de disociación del ácido o base débiles. (Teo19)

1. **Marco Metodológico** 
   1. **Equipo utilizado**
2. Beaker
3. Termómetro
4. Balones aforados
5. Probetas
6. Balanza
7. Varilla de agitación
8. Plancha
   1. **Material utilizado**
9. NaOH
10. HCL
11. Agua destilada
    1. **Algoritmo del procedimiento**
12. Se colocó un vaso de espuma de poliestireno dentro de un beaker aislándolo de este con algodón.
13. Se hicieron dos orificios en la tapa del baso para poder introducir el termómetro y la varilla de agitación.
14. Se vertieron 20mL de agua en el baso para poder tomar su temperatura.
15. Se calentaron 60mL de agua hasta su punto de ebullición y se vertió en el vaso.
16. Se prepararon 50mL de NaOH y HCl para posteriormente tomar su temperatura de forma individual.
17. Se vertieron 30mL del ácido y la base en el vaso con agua anteriormente llevada a su punto de ebullición.
18. Se agitó la sustancia para poder tomar la temperatura.
    1. **Diagrama de flujos**

No

Sí

Tapar y agitar

Verter en el calorímetro

¿Tienen la misma temperatura?

Tomar temperatura

Preparar 50mL de NaOH y 50mL de HCl

Llevar 60mL de agua a su punto de ebullición y verter en el vaso

Verter 20mL de agua en el vaso y tomar temperatura

Fabricar calorímetro

Tomar temperatura

1. **Resultados**

**Tabla No. 1**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Capacidad calorífica del calorímetro** | | | | |
| **Número de corridas** | **Temperatura inicial** | **Calor específico** | **Masa** | **Capacidad calorífica** |
| 1 | 24oC | 4.184 J/oC\*g | 20mL | 100.41 J/oC |

Fuente: Datos calculados

**Tabla No. 2**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Calor de reacción** | | | | | |
| **Número de corridas** | **Masa** | **Calor especifico** | **Temperatura ambiente** | **Temperatura Final** | **Calor de reacción** |
| 1 | 100ml | 4.184 J/oC\*g | 26 | 38 | -4928.39 J |

Fuente: Datos calculados

Temperatura

Fuente: Propia (2019)

**Productos.**

**Reactivos.**

1. **Interpretación de resultados**

**Tabla No. 1** se determinó la capacidad calorífica del calorímetro fabricado, a base del conocimiento que el calor liberado por el sistema es absorbido por el entorno. En este caso por ser un sistema aislado, fue absorbido por el vaso en su capacidad calorífica máxima. Se llegó a que el calor del calorímetro absorbe en el momento en que la reacción de neutralización toma lugar

**Tabla No. 2** se determinó el calor de reacción de neutralización, a partir de los datos calculados y tomando como ejemplo el calor de disolución, ya que este es igual al valor negativo del calor de disolución.

**Diagrama Entálpico** se pudo observar que la reacción de neutralización es un proceso exotérmico, debido a que la mezcla acido-base, hace que el sistema libere calor hacia su entorno.

1. **Conclusiones**
   1. Se creó un calorímetro a base de elementos muy básicos y sencillos para conseguir que fuera funcional y de esta manera manejarlo para fines educativos, encontrando luego su capacidad calorífica a partir de la toma de la temperatura ambiente del agua, la temperatura del entorno y agua en su punto de ebullición.
   2. Se logró determinar el calor de calor de neutralización al tomar el cambio de temperatura que se produce al mezclar los dos reactivos (acido-base) en el calorímetro.
2. **Bibliografías**

*Teoría: Determinación clorimetrica del calor de neutralización.* [En línea] [Citado el: 13 de Septiembre de 2019.] https://webs.ucm.es/info/QCAFCAII/Doppler-Lissajous/Pagina-web/Practicas/Practicas-fqi/teoria8.html.

**Univirtual.** Univirtual. [En línea] [Citado el: 13 de Septiembre de 2019.] http://univirtual.utp.edu.co/pandora/recursos/0/787/787.pdf.

1. **Anexos** 
   1. **Datos originales**

Se adjunta al final

* 1. **Muestra de calculo**
     1. Determinar capacidad calorífica del calorímetro elaborado en la práctica

**q**rxn= ((-**m**agua caliente\***C**es\***∆T**) - (**m**agua fría\***C**es\***∆T**)

**∆T**calorimetro

Donde:

* + - * magua caliente: 60g
      * magua fría: 20g
      * Ces: 4.184 J/oC\*g
      * To:24oC
      * Tf: 38oC
      * Tambiente: 26oC

qrxn= ((-60\*4.184\*(38-24) – (20\*4.184\*(38-24) = ***-390.50 J/oC\*g***

(38-26)

Y también

C=ms

Donde:

* m: masa del agua fría + masa del agua caliente
* s: 4.184J/oC\*g

C= (20+60) \*4.184= **5020.8J/oC**

* + 1. Determinar calor de reacción

Determinación del calor de reacción de neutralización

q= m\*Ces\*∆T/Cm

Donde:

* m: Masa (50gHCl y 50gNaOH)
* Ces: 4.184J/oC\*g
* To: 24oC
* Tf: 38oC
* Cm: Concentración molar (1.5M)

q= 100\*4.184(38-24) /0.15

q=39050.66J/mol

q=39.05kJ/mol

* 1. **Análisis de error**

Se conoce un valor de 57.3kJ/mol para la valoración de entalpía de esta reacción, por lo que

ER=│EA│

x100

Vverd

ER= 18

x100

57

ER= 31.6%

Como se puede ver, el error que se ha cometido es bastante alto, por lo que se procede a hacer un balance en las cantidades, multiplicando los 100ml de la sustancia principal, con el 31.6% de error, obteniendo así *k=31.6kJ/mol*

q= 131.6\*4.184(38-24) /0.15

q= 51390.67J/mol

q= 51.39kJ/mol

ER= 6

x100

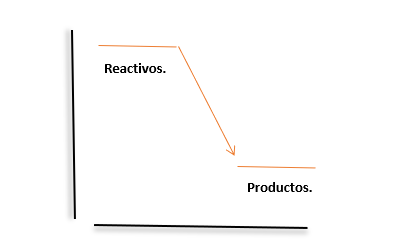
57

ER = **10.5%**

* 1. **Datos calculados**

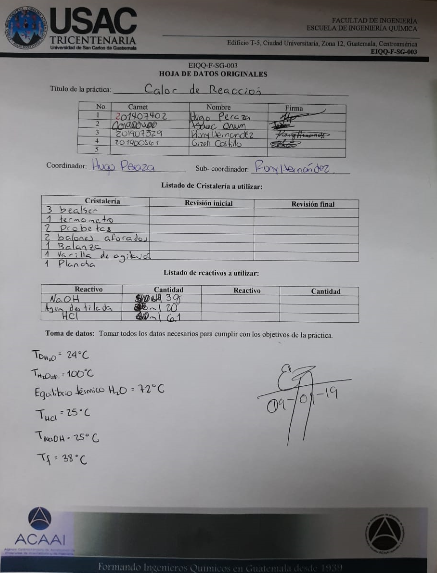
|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Capacidad calorífica del calorímetro** | | | | |
| **Número de corridas** | **Temperatura inicial** | **Calor específico** | **Masa** | **Capacidad calorífica** |
| 1 | 24oC | 4.184 J/oC\*g | 20mL | 100.41 J/oC |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Calor de reacción** | | | | | |
| **Número de corridas** | **Masa** | **Calor especifico** | **Temperatura ambiente** | **Temperatura Final** | **Calor de reacción** |
| 1 | 100ml | 4.184 J/oC\*g | 26 | 38 | -4928.39 J |

****

**Proceso Exotérmico**

Temperatura

****