**Modelo de Informe – U5: Termodinámica y Termoquímica**

Estudiante: Séspere Demian, Iszczuk Francisco

Turno de Laboratorio: martes 08:30hs – 12:30hs

Comisión: 185

# Objetivos:

1. Familiarizarse con procesos fisicos y quimicos donde se producen cambios de temperatura
2. Utilizar ciclos termodinámicos
3. Determinar la constante de un calorimetro (Ck)
4. Determinar distintas entalpias utilizando la ley de Hess

**Resultados y Discusión:**

Determinación de la constante del calorímetro (CK):

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Experiencia** | **Tinicial (ºC)** | **Tfinal (ºC)** | **Masa1 H2O (g)** | **Masa2 H2O (g)** | ***C*K (J/°C)** |
| 1 | 44,9 | 34,7 | 98,32 | 100,63 | 71,58 |
| 2 | 47 | 36 | 98,46 | 97,81 | 71,69 |
| Promedio | ------------- | ------------- | ----------------- | ------------------ | 71,64 |

**Tabla 1:** Valores obtenidos experimentalmente.

Los valores obtenidos de la constante del calorimetro fue acorde a lo esperado para el que se utilizo, se debió eliminar los primeros datos de temperatura de la exp. 1 ya que hubo errores de medición en la parte experimental pero no influyo en los Ck como se puede observar en la tabla que dieron muy parecidos en los dos

Ciclo termodinámico usado:

**ΔH3**

**ΔH=0**

**ΔH2**

**ΔH1**

Calorimetro + H2O(l) + H2O(l) 🡪 Calorimetro + H2O(l) + H2O(l)

To To To Tf Tf Tf

Calorimetro + H2O(l) + H2O(l) 🡪 Calorimetro + H2O(l) + H2O(l)

Tf To To Tf Tf To

Uso de la Ley de Hess:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Experiencia** | **Tinicial (ºC)** | **Tfinal (ºC)** | **MasaNaOH (g)** | **ΔH1 (kJ/mol)** |
| **1** | **24** | **28,7** | **2,01** | **-85,66** |

**Tabla 2:** Valores obtenidos experimentalmente.

La reacción se lleva a cabo en un calorimetro, a presión constante, por lo que debemos determinar los cambios de entalpia de ésta. Trabajamos con exceso de HCl

Valores bibliográficos: **ΔHdisolución= -44,51kJ/mol**

**ΔHneutralización= -57,24kJ/mol**

Al sumar estos, obtenemos que **ΔHreacción** = **-101,75 kJ/mol**

Al compararlo con el **ΔHreacción experimental (-85,66kJ/mol)**, podemos afirmar que tenemos una diferencia relativa porcentual de 17%. Esta diferencia se puede apreciar en el método experimental que tuvimos ya que por ejemplo, al añadir las lentejas de NaOH, medimos 2,01g, de los cuales una pequeña parte quedó en las paredes del reloj de vidrio, también porque pudimos haber tardado cierto tiempo en añadir éstos, lo cual afecta a las temperaturas de la reacción medidas. Un error que tuvimos experimental también fue no tener cerrada en su totalidad la tapa del calorimetro.

Para concluir, esto se debió a no trabajar en condiciones ideales.

Ciclo termodinámico planteado:

Tf

Tf

To

To

To

**ΔH=0**

Calorimetro+NaOH(s)+HCl(ac)🡪cal + NaCl(ac)

**ΔH4**

**ΔH3**

**ΔH1**

Cal + HCl(ac) + NaOH(ac)🡪cal + NaCl(ac)

Tf

To

To

To

**ΔH2**

To

**Conclusiones:**

En primera parte se lograron los objetivos propuestos, se adquirieron los conocimientos de hacer ciclos, entenderlos y asociarles sus respectivos cambios de entalpias, calcular las capacidades caloríficas de un calorímetro y aprender cómo usar la termodinámica con reacciones con cambios térmicos.

Si bien el método que tuvimos no es ideal, por ejemplo asumimos que la presión es contante en todo momento, también puede haber ciertos errores de medición, podemos usarlo de manera pedagógica, aprovechando la ley de Hess (permite determinar, mediante simples sumas algebraicas, la entalpía de una reacción química) y asi obtener estos valores que se aproximan con bastante certeza a los valores de tabla.

**Bibliografía:**

[Entalpía de disolución - Wikipedia, la enciclopedia libre](https://es.wikipedia.org/wiki/Entalp%C3%ADa_de_disoluci%C3%B3n) fecha de visado: 06-05-24

[Fisicoquimica56: Termoquímica I: Entalpía de neutralización de HCl con NaOH](https://fisicoquimica56.blogspot.com/2012/04/termoquimica-i-entalpia-de.html) 06-05-24

[Ley de Hess: explicación, aplicaciones, ejemplos (lifeder.com)](https://www.lifeder.com/ley-de-hess/) 06-05-24

**Apéndice:**

Incluya los gráficos que haya realizado -con sus respectivos ajustes- y los cálculos complementarios.

Calculo de Ck:

https://cdn.discordapp.com/attachments/1227742026297249856/1237160672177950791/image.png?ex=663aa329&is=663951a9&hm=6e3c95b3372e995e3c0a0337bce1d208489ab6f66c148be92cf775a324670b29& (1)

En la primer experiencia

Utilizando la ecuación del grafico y reemplazando x, por el tagregado , sacamos ti

ti=44,9°C = 318,1K

usando la ecuación (1), calculamos Ck, sabiendo m1=98,32g, m2=100,63g, tf=34,7°C , tamb=23°C, ti=44,9°C, Cp=4,184J/gK

Ck1=71,58JK-1

En la segunda experiencia

Utilizando la ecuación del grafico y reemplazando x, por el tagregado , sacamos ti

ti=47°C =320,15K

usando la ecuación (1), calculamos Ck, sabiendo m1=98,46g, m2=97,81g, tf=36°C , tamb=23°C, ti=47°C, Cp=4,184J/gK

Ck2=71,69JK-1

Por lo tanto, si hacemos un promedio de los resultados de ambas experiencias, tenemos

https://cdn.discordapp.com/attachments/1227742026297249856/1237156540843163748/image.png?ex=663a9f50&is=66394dd0&hm=74dfa002cfe418debf67835d9b7d95ebc9e3a13a03c5fdbc966bb5e1c5680f60&

Ck= 71,644JK-1

A partir de ahora, para los cálculos de la reaccion vamos a utilizar este valor de Ck.

Para la otra parte del trabajo, para determinar la variación de entalpia de la reacción:

Según el ciclo planteado,

**ΔH1= ΔHdisolución\*nNaOH**

**ΔH2= ΔHneutralización\*nNaOH**

**ΔH3=Ck\* ΔT**

**ΔH4=msolucion\*CpH2O ΔT**

**ΔH=0= ΔH1+ ΔH2+ ΔH3+ ΔH4**

**ΔHreaccion= ΔHdis+ ΔHneut**

msol=200,68g, mNaOH=2,01g, Ti=24°C, Tf=28,7°C, Cp,agua =4,184 Jg­­­-1K-1, Ck= 71,644JK-1

nNaOH=2,01g/40g/mol=0,05moles

**ΔH4=3946,3J ΔH3=336,7J**

Despejando, entonces obtengo

https://cdn.discordapp.com/attachments/1227742026297249856/1237158679141421167/image.png?ex=663aa14e&is=66394fce&hm=e0367decf12f3d0e8f6a94e9d77ddd3d23f5af85784231d658a99e139c3c7e9b&

Y reemplazando, **ΔHreaccion=-85,66kJ/mol**

Su signo negativo establece, por convención, que la reacción es exotérmica.