

# GUÍA N°1

# TERMOQUÍMICA

## 2018-I



UNIVERSIDAD  
TECNOLÓGICA  
DEL PERÚ

Laboratorio N°1: Termoquímica

LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA - UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DEL PERÚ

## LABORATORIO N°1

### TERMOQUÍMICA

#### I. OBJETIVOS

- ❖ Conocer el funcionamiento de un calorímetro isobárico.
- ❖ Determinar la entalpía de neutralización mediante el método calorimétrico.

#### II. FUNDAMENTO TEÓRICO

##### TERMOQUÍMICA

Es la rama de la termodinámica que estudia la energía transferida como calor durante el transcurso de las reacciones químicas.

##### CALORIMETRÍA

Comprende la medición de los cambios de calor producidos en los procesos químicos (reacciones químicas), donde el calor liberado o generado puede tomarse como la variación de:

- **Energía interna**( $\Delta U$ ): si la reacción ocurre a volumen constante ( $V = k$ ).
- **Entalpía**( $\Delta H$ ): si la reacción ocurre a presión constante ( $P = k$ ).

##### CALORÍMETRO

Es un dispositivo adiabático (sistema aislado, que no permite entrada ni salida de calor) en donde se determina el calor liberado o absorbido durante una reacción química.

##### Calorímetro Isobárico

Es un calorímetro donde se mide el calor de una reacción a **presión constante** ( $P = k$ ). A presión constante la variación de entalpía de una reacción es equivalente al calor desprendido o absorbido en la reacción.

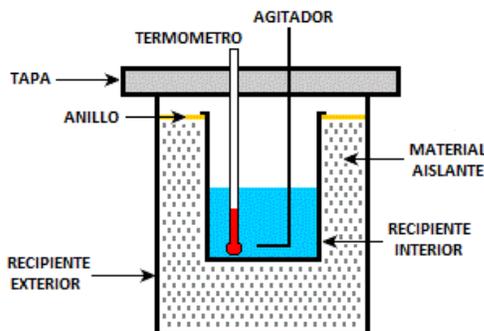
$$q_p = \Delta H$$

Donde:

$q_p$  = Energía transferida en forma de calor isobáricamente, por mol de reactivo.  
 $\Delta H$  = Variación de entalpía (kcal/mol).

El calorímetro isobárico está constituido por recipientes concéntricos, material aislante, anillo, tapa, termómetro y agitador, tal como lo muestra la figura.

Figura 1. Componentes de un calorímetro isobárico



### ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN

El calor de neutralización o entalpía de neutralización  $\Delta H_{Neutralización}$  se puede definir como la variación de la entalpía cuando un equivalente gramo de ácido es completamente neutralizado por un equivalente gramo de una base en solución acuosa altamente diluida.

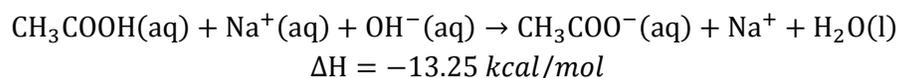
#### Entalpía de neutralización de ácidos fuertes y bases fuertes:

La entalpía de neutralización de ácidos fuertes (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y bases fuertes (NaOH, KOH) en solución acuosa altamente diluida, es siempre constante  $-13.7 \text{ kcal/mol}$  y no depende de la composición del ácido fuerte o base fuerte que participe en la neutralización.

Esto es debido a que los ácidos y bases fuertes en soluciones acuosas altamente diluidas se encuentran completamente disociados en iones.

#### Entalpía de neutralización entre ácidos o bases débiles y ácidos o bases fuertes:

Pero para el caso de una reacción de neutralización un ácido o una base débil la entalpía de neutralización siempre será menor a  $-13.7 \text{ kcal/mol}$ , debido a que estos no se disocian completamente en solución y una parte de la energía es consumida para completar la disolución de estos ácidos y bases débiles en la solución. Por ejemplo la entalpía de neutralización del ácido acético y el hidróxido de sodio es  $-13.25 \text{ kcal/mol}$ .



### III. PARTE EXPERIMENTAL

#### a) Materiales:

- 2 Probetas de 50 mL.
- 3 Pipeta Pasteur.
- 1 Termómetro de alcohol.
- 3 Vasos de precipitado de 100 mL.

#### b) Equipos:

- 1 Calorímetro.

#### c) Reactivos:

- Disolución de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}_{(ac)}$ ) 1,0 M.
- Disolución de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}_{(ac)}$ ) 1,0 M.
- Indicador de azul de bromotimol al 1%.
- Indicador de fenolftaleína al 1%.

#### d) Procedimiento:

##### ❖ Determinación experimental de la entalpía de neutralización de un ácido débil y una base fuerte:

- Preparar el calorímetro isobárico. Éste debe estar limpio y seco. Anotar la capacidad calorífica indicada en el calorímetro, en la **Tabla 2**.
- Medir 50 mL de la solución de ácido acético 1,0 M en una probeta graduada, ayúdese de una pipeta Pasteur para aforar.
- Verter el ácido acético medido al calorímetro, tapar inmediatamente y agitar. Realizar las lecturas de la temperatura cada 30 segundos durante dos minutos o hasta obtener tres lecturas sucesivas idénticas de temperatura (es decir hasta el equilibrio térmico).  
Esta temperatura ( $T_1$ ) es la temperatura inicial de la masa de ácido acético y del calorímetro. Anotar la  $T_1$  en la **Tabla 2**.

- Medir 50 mL de la solución de hidróxido de sodio 1,0 M en la otra probeta graduada, ayúdese de una pipeta Pasteur para aforar. Medir la temperatura del hidróxido de sodio en la probeta con el termómetro de mercurio. Esta temperatura ( $T_2$ ) es la temperatura inicial de la masa de hidróxido de sodio. Anotar la  $T_2$  en la **Tabla 2**.
- A continuación verter el hidróxido de sodio medido, en el calorímetro; tapar inmediatamente, agitar y realizar las lecturas de la temperatura cada 30 segundos durante tres minutos o hasta obtener tres lecturas sucesivas idénticas. Esta temperatura ( $T_3$ ) será la temperatura de equilibrio térmico de la mezcla reaccionante en el calorímetro. Anotar la  $T_3$  en la **Tabla 2**.
- Una vez terminada la reacción de neutralización, verter aproximadamente 20 mL de la solución resultante obtenida en el calorímetro en cada vaso de precipitado, al primero agregar 3 gotas del indicador *azul de bromotimol* y al segundo 3 gotas del indicador *fenolftaleína*, con esto determinaremos el carácter ácido, básico o neutro de la disolución resultante; ésta debería ser neutro.
- Determinar la entalpía de neutralización a partir de los datos experimentales.

#### IV. BIBLIOGRAFÍA

1. Negi, A. y Anand, S. (1985) *A textbook of Physical Chemistry*. (1era Edición). New Delhi: New age International. (p. 220 – 222).
2. Singh, N. y Shiva, A. (2009) *Physical Chemistry: Volume II, Volumen 2*. (1era Edición). (p. 37).

**REPORTE DE LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA**  
**PRÁCTICA N°1: TERMOQUÍMICA**

**PROFESOR:**

**FECHA:**

**HORARIO:**

**INTEGRANTES:**

Apellidos y Nombres		Apellidos y Nombres	
1		5	
2		6	
3		7	
4		8	

I. **CÁLCULOS Y RESULTADOS:** Complete las tablas y escriba sus cálculos en la hoja respectiva.

**TABLA 1. TABLA DE DATOS.**

Volumen de ácido acético ( $V_a$ ) =	0,05 L
Volumen de hidróxido de sodio ( $V_b$ ) =	0,05 L
Molaridad del ácido acético ( $M_a$ ) =	1,0 M
Molaridad del hidróxido de sodio ( $M_b$ ) =	1,0 M
Densidad del agua ( $\rho$ ) =	1 g/mL
Calor específico del agua ( $c_{H_2O}$ ) =	1 cal/g°C
$\Delta H_{neutralización\ teórica}$	13,25 Kcal/mol

**Donde:**

$\Delta H_{neutralización\ teórica}$  = Entalpía de neutralización teórica del ácido acético y el hidróxido de sodio en solución acuosa altamente diluida expresada en kcal/mol.

TABLA 2. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN.

DATOS						RESULTADO
$C_{\text{calorímetro}}$ (Cal/°C)	$M_a$ (g)	$M_b$ (g)	$T_1$ (°C)	$T_2$ (°C)	$T_3$ (°C)	$\Delta H_{\text{neutralización experimental}}$ Kcal /mol

$$\Delta H_{\text{neutralización experimental}} = \frac{m_a c_{H_2O}(T_3 - T_1) + m_b c_{H_2O}(T_3 - T_2) + C_{\text{calorímetro}}(T_3 - T_1)}{M_a V_a}$$

$$M_a V_a = M_b V_b$$

Donde:

$\Delta H_{\text{neutralización experimental}}$  = Entalpía de neutralización experimental expresada en kcal/mol.

$C_{\text{calorímetro}}$  = Capacidad calorífica del calorímetro expresado en cal/°C.

$m_a$  = Masa del ácido acético expresada en gramos.

$m_b$  = Masa del hidróxido de sodio expresada en gramos.

$T_1$  = Temperatura inicial de la masa de ácido acético y del calorímetro en °C.

$T_2$  = Temperatura inicial de la masa de hidróxido de sodio en °C.

$T_3$  = Temperatura de equilibrio térmico de la mezcla reaccionante en el calorímetro.

$M_a$  = molaridad del ácido acético expresada en mol/L.

$M_b$  = molaridad del hidróxido de sodio expresada en mol/L.

$$m_a = \rho_{H_2O} V_a$$

$$m_b = \rho_{H_2O} V_b$$

$V_a$  = Volumen del ácido acético expresado en litros (L).

$V_b$  = Volumen del hidróxido de sodio expresado en litros (L).



## HOJA DE CÁLCULOS