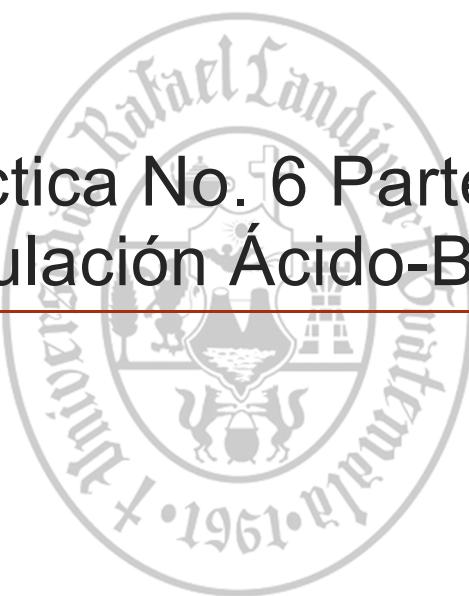


Universidad Rafael Landívar  
Facultad de Ingeniería  
Ingeniería Química  
Laboratorio Química III, sección: ##  
Catedrático: Ing. Tobías



Universidad  
**Rafael Landívar**  
Tradición Jesuita en Guatemala

## Práctica No. 6 Parte “A” “Titulación Ácido-Base”



Apellido, Nombre

Carné: 0000000

Guatemala, día de mes de año

## ÍNDICE:

CONTENIDO	Pg.
1. INTRODUCCIÓN:.....	i
2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS: .....	1
2.1 MARCO TEÓRICO: .....	1
2.1.1 ÁCIDOS Y BASES DE ARRHENIUS .....	1
2.1.2 ÁCIDOS Y BASES DE BRONSTED.....	1
2.1.3 ÁCIDOS Y BASES DE LEWIS .....	1
2.1.4 FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES .....	1
2.1.5 ÁCIDOS DIPRÓTICOS Y PLOIPRÓTICOS .....	2
2.1.6 LA ESCALA DE pH.....	2
2.1.7 REACCIONES QUÍMICAS.....	2
2.1.8 TITULACIÓN .....	3
2.1.9 INDICADOR.....	3
2.1.1.1 INDICADOR ÁCIDO-BASE:.....	3
2.1.1.2 FENOLFTALEÍNA .....	4
2.1.1.3 AZUL DE BROMOTIMOL: .....	4
2.1.1.4 ROJO DE METILO .....	4
2.2 FICHAS DE SEGURIDAD: .....	5
3. OBJETIVOS: .....	8
3.1 OBJETIVO GENERAL: .....	8
3.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS:.....	8
4. METODOLOGÍA:.....	9
5. REACCIONES:.....	11
6. REFERENCIAS:.....	12
6.1 REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:.....	12
6.2 REFERENCIAS ELECTRÓNICAS:.....	12

## 1. INTRODUCCIÓN:

La práctica de laboratorio No. 6, denominada: "Titulación Ácido-Base". Se estará llevando a cabo el viernes 5 de octubre de 2018. La práctica tiene como objetivo general: "Determinar la concentración desconocida de una solución de Hidróxido de Amonio por medio de una titulación Ácido-Base".

Los objetivos específicos son: "Realizar la Titulación Ácido-Base mediante el titulante, el ácido, la base y el indicador que se utilizarán", "Determinar la curva de titulación para la neutralización mediante los cálculos de titulación"; y, "Determinar la concentración de una muestra de hidróxido de amonio mediante la titulación Ácido-Base".

El equipo y cristalería por utilizar será: Bureta, Soporte universal, Pinzas para bureta, Embudo, Erlenmeyer, Pipeta y Beaker. Los reactivos y materiales que se utilizarán durante la práctica son: Agua destilada, Hidróxido de Amonio, Ácido clorhídrico, Rojo de metilo, Fenolftaleína y Azul de bromotimol.

Para el procedimiento "A", se agregará agua destilada a la bureta, y se calibrará la llave de la bureta para que pase por la boquilla de la bureta gota a gota la cantidad de agua a emplear. Después, se lavará la bureta con el titulante que se va a utilizar, luego, se armará el equipo de titulación y se llenará la bureta con 50 ml de Ácido clorhídrico (0.5M).

Posteriormente, se medirán 10 ml de Hidróxido de Amonio (0.5M) y se colocarán en un Erlenmeyer, al cual se le agregarán 10 gotas del indicador, después, se colocará el Erlenmeyer debajo de la bureta y se agregará el titulante, por último, se agregará Ácido clorhídrico gota por gota hasta llegar al punto de equivalencia de la titulación.

Para el procedimiento "B", primero se medirá una alícuota de 10 ml de solución desconocida en un Erlenmeyer y se agregarán 10 gotas de indicador, después, se armará el equipo de titulación y se agregará Ácido clorhídrico en la bureta y se iniciará la titulación de la muestra desconocida, luego, se adicionará Ácido clorhídrico de 5 ml en 5 ml, conforme vaya cambiando de color, se disminuirá la de cantidad de mililitros que se agreguen. Por último, se repetirá el procedimiento hasta que se obtenga el color en el punto de equivalencia, cuando se haya alcanzado el punto de equivalencia, se repetirá el procedimiento de nuevo, tomando en cuenta el volumen de titulante que quedó en la primera corrida.

La finalidad de la práctica es determinar la concentración de una solución ácida o básica desconocida mediante la titulación. Esto se logra a través de la adición de volúmenes (generalmente de gota en gota) de una solución ácida o básica de concentración conocida a la solución analizada. El proceso se basa en la neutralización que se lleva a cabo entre las dos soluciones, ya que una es ácida y la otra es básica.



## **2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS:**

### **2.1 MARCO TEÓRICO:**

#### **2.1.1 ÁCIDOS Y BASES DE ARRHENIUS**

En 1830 ya era evidente que todos los ácidos contienen hidrógeno, pero no todas las sustancias que contienen hidrógeno son ácidos. Durante la década de 1880, el químico sueco Svante Arrhenius definió a los ácidos como sustancias que producen iones  $H^+$  en agua, y las bases como sustancias que producen iones  $OH^-$  en agua. Con el tiempo, el concepto de ácidos y bases de Arrhenius se estableció de la siguiente forma:

- a. Un ácido es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, aumenta la concentración de iones  $H^+$ . (Brown, LeMay, Bursten & Murphy, 2014)
- b. Una base es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, aumenta la concentración de iones  $OH^-$ . (Brown, LeMay, Bursten & Murphy, 2014)

#### **2.1.2 ÁCIDOS Y BASES DE BRONSTED**

Un ácido de Bronsted es una sustancia capaz de donar un protón, y una base de Bronsted es una sustancia que puede aceptar un protón. En general, estas definiciones son adecuadas para analizar las propiedades y las reacciones de los ácidos y las bases. Una extensión de la definición de Bronsted de ácidos y bases es el concepto de par conjugado ácido-base, que se define como un ácido y su base conjugada o como una base y su ácido conjugado. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

La base conjugada de un ácido de Bronsted es la especie que resulta cuando el ácido pierde un protón. A la inversa, un ácido conjugado resulta de la adición de un protón a una base de Bronsted. Todo ácido de Bronsted tiene una base conjugada y toda base de Bronsted tiene un ácido conjugado. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

#### **2.1.3 ÁCIDOS Y BASES DE LEWIS**

En 1932, el químico norteamericano G. N. Lewis formuló una definición. Postuló lo que actualmente se denomina una base de Lewis como una sustancia que puede donar un par de electrones. Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar un par de electrones. Por ejemplo, en la protonación del amoniaco, el  $NH_3$  actúa como una base de Lewis porque dona un par de electrones al protón  $H^+$ , que a su vez actúa como un ácido de Lewis porque acepta el par de electrones. Por lo tanto, una reacción ácido-base de Lewis es aquella que implica la donación de un par de electrones de una especie a otra. Dicha reacción no produce una sal y agua. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

El del concepto de Lewis es más general que otras definiciones. Las reacciones ácido-base de Lewis incluyen muchas reacciones en las que no participan ácidos de Bronsted. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

#### **2.1.4 FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES**

Los ácidos fuertes son electrolitos fuertes que, para fines prácticos, se supone que se ionizan completamente en el agua. La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos como el ácido clorhídrico ( $HCl$ ), el ácido nítrico ( $HNO_3$ ), el ácido perclórico ( $HClO_4$ ) y el ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ). (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

La mayor parte de los ácidos son ácidos débiles, los cuales se ionizan, sólo en forma limitada, en el agua. En el equilibrio, las disoluciones acuosas de los ácidos débiles contienen una mezcla de moléculas del ácido sin ionizar, iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y la base conjugada. Como ejemplos de ácidos débiles están el ácido fluorhídrico ( $\text{HF}$ ), el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y el ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ). La ionización limitada de los ácidos débiles se relaciona mediante su constante de equilibrio de ionización. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

Igual que los ácidos fuertes, las bases fuertes son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en agua. Los hidróxidos de los metales alcalinos y los de algunos metales alcalinotérreos son bases fuertes. Todos los hidróxidos de los metales alcalinos son solubles. En el caso de los hidróxidos de los metales alcalinotérreos, el  $\text{Be(OH)}_2$  y el  $\text{Mg(OH)}_2$  son insolubles;  $\text{Ca(OH)}_2$  y  $\text{Sr(OH)}_2$  son ligeramente solubles, y el  $\text{Ba(OH)}_2$  es soluble. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

Las bases débiles, igual que los ácidos débiles, son electrolitos débiles. El amoniaco es una base débil. En agua se ioniza en forma limitada. (Chang, R; Goldsby, K; 2013)

### 2.1.5 ÁCIDOS DIPRÓTICOS Y PLOIPRÓTICOS

El tratamiento de los ácidos dipróticos y polipróticos es más complicado que el de los ácidos monopróticos porque dichas sustancias pueden ceder más de un ion hidrógeno por molécula. Estos ácidos se ionizan por etapas, es decir, pierden un protón cada vez. Se puede escribir una expresión de la constante de ionización para cada etapa de ionización. (Brown, LeMay, Bursten & Murphy, 2014)

Como consecuencia, a menudo deben utilizarse dos o más expresiones de la constante de equilibrio para calcular las concentraciones de las especies en la disolución del ácido. Por ejemplo, para el ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . (Brown, LeMay, Bursten & Murphy, 2014)

### 2.1.6 LA ESCALA DE pH

La escala de pH mide el grado de acidez de un objeto. Los objetos que no son muy ácidos se llaman básicos. La escala tiene valores que van del cero (el valor más ácido) al 14 (el más básico). Tal como se puede observar en una escala de pH, el agua pura tiene un valor de pH de 7. Ese valor se considera neutro, ni ácido ni básico. (Khan Academy, s/f)

En los laboratorios se emplean dispositivos de alta tecnología para medir el pH. Una manera en la que se puede medir el pH es usando una tira de papel tornasol. Cuando se toca algo con una tira de papel tornasol, el papel cambia de color dependiendo de si la substancia es ácida o básica. Si el papel se vuelve rojo es porque la substancia es ácida, y si se vuelve azul quiere decir que la substancia es básica. (Khan Academy, s/f)

### 2.1.7 REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química se produce cuando las sustancias participantes en ella se transforman en otras distintas. A las primeras se les llama reactivos y a las segundas productos. La masa de las sustancias participantes es la misma antes y después de la reacción, es decir, se conserva. Esto sucede porque sólo se lleva a cabo un reordenamiento entre los átomos de los reactivos, que se rompen y forman nuevos enlaces. (Universidad Nacional Autónoma de México, s/f)

Una ecuación química es una forma resumida de expresar, mediante símbolos y fórmulas, una reacción química. En ella determinamos las sustancias reaccionantes, se predicen los productos y se indican las proporciones de las sustancias que participan en la reacción.

Existen tres tipos de reacciones químicas, entre ellas:

- a. **Reacción de neutralización:** Es aquélla en la cual reacciona un ácido (o un óxido ácido) con una base (u óxido básico). En la reacción se forma una sal y en la mayoría de los casos se forma agua. El único caso en el cual no se forma agua es en la combinación de un óxido de un no metal con un óxido de un metal. (Facultad de ciencias médicas, USAC, s/f)

### 2.1.8 TITULACIÓN

Es el método por el cual se determina una cantidad desconocida de una sustancia particular, mediante la adición de un reactivo estándar que reacciona con ella en proporción definida y conocida. (Química, la guía, 2000)

La adición de un reactivo estándar (un reactivo de concentración conocida y frecuentemente denominado como reactivo titulado) se regula y se mide de alguna forma, requiriéndose un método de indicación para identificar cuándo la cantidad de reactivo normal adjunto y necesario para reaccionar cuantitativamente con la sustancia que se determina. (Química, la guía, 2000)

Como consecuencia, conociendo la proporción en que reaccionan las sustancias y teniendo determinada la cantidad de una sustancia (el reactivo titulado) necesaria para reaccionar en esta proporción, se puede calcular la cantidad desconocida de sustancia presente en el frasco de reacción. (Química, la guía, 2000)

En una titulación, el punto en que la cantidad de reactivo titulado adicionado es exactamente suficiente para que se combine en una proporción estequiométrica, o empíricamente reproducible con la sustancia que se determina, se llama punto de equivalencia. (Química, la guía, 2000)

El punto final de una titulación debe coincidir con el punto de equivalencia o estar muy próximo de él. La diferencia entre los puntos de equivalencia y final se llama intervalo del indicador. (Química, la guía, 2000)

Las titulaciones se realizan casi siempre con soluciones o disoluciones, sin embargo, también puede realizarse con sustancias en los estados gaseosos, sólido y de fusión, si se dispone de equipo necesario. (Química, la guía, 2000)

### 2.1.9 INDICADOR

Los indicadores con colores son siempre ácidos o bases débiles que poseen la propiedad de cambiar su color dependiendo del pH del medio donde se encuentren. Los indicadores se conocen desde antiguo y fueron usados desde el principio para determinar y caracterizar los ácidos y las bases.

Dicha propiedad se debe a que sus distintas formas ácidas o básicas se presentan de una coloración diferente. (Química, la guía, 2000)

Los resultados de los pH indican que el intervalo comprendido entre una unidad por encima y otra por debajo del valor de pKa, se observará una mezcla de ambos colores. A dicho intervalo se le conoce con el nombre común de zona de viraje, o también zona de transición del indicador. (Química, la guía, 2000)

#### 2.1.1.1 INDICADOR ÁCIDO-BASE:

Se conocen distintas sustancias de origen orgánico que tienen la propiedad de cambiar su color, dependiendo de las características ácidas o básicas de las sustancias a las que son añadidas. En la actualidad, estas sustancias, y otras, que se han introducido en el uso habitual de los laboratorios

químicos, se utilizan con la finalidad de determinar el valor del pH de las disoluciones, así como también, el punto final de las valoraciones ácido –base. Dichas sustancias reciben el nombre de indicadores ácido-base. (Química, la guía, 2000)

Se puede definir a un indicador ácido-base como, una sustancia que puede ser de carácter ácido o básico débil, que posee la propiedad de presentar coloraciones diferentes dependiendo del pH de la disolución en la que dicha sustancia se encuentre diluida. (Química, la guía, 2000)

#### 2.1.1.2 FENOLFTALEÍNA

La fenolftaleína es un colorante orgánico, el cual es a su vez un ácido débil diprótico, usado en las determinaciones volumétricas como indicador ácido-base. Es decir, si es un ácido diprótico, en solución puede perder dos iones  $H^+$ , y para ser un indicador debe tener la propiedad de ser colorido en el rango de pH que se está valorando. (Bolívar, G; Lifeder; s/f)

En medio básico ( $pH > 8$ ) la fenolftaleína es de color rosado, el cual puede intensificarse hasta un rojo violáceo. Para ser utilizado como indicador ácido-base no debe reaccionar con mayor rapidez con los  $OH^-$  del medio que los analitos a determinar. (Bolívar, G; Lifeder; s/f)

Asimismo, el cambio de coloración es “muy brusco”; es decir, que el anión  $In^{2-}$  rosado se produce a velocidades altas en comparación a otros cambios de coloración. En consecuencia, esto le permite ser un candidato como indicador en determinaciones volumétricas; por ejemplo, la de un ácido débil (ácido acético) o fuerte (ácido clorhídrico). (Bolívar, G; Lifeder; s/f)

#### 2.1.1.3 AZUL DE BROMOTIMOL:

El azul de bromotimol es un indicador de pH que en solución ácida presenta un color amarillo, en solución básica presenta un azul y en solución neutra presenta un color verde. Es un indicador para determinaciones de ácidos y bases débiles, preferentemente en pH próximo de 7. Una de sus aplicaciones típicas como indicador es la determinación de pH de acuarios, tanques de peces y aguas de criaderos y de mares. (Escola, (s/f))

También se usa para la observación de actividad fotosintéticas o para indicar respiración, pues se vuelve amarillo en presencia de  $CO_2$ , así como también en presencia de ácido carbónico disuelto en agua, oriundo da disolución del  $CO_2$ . (Escola, (s/f))

#### 2.1.1.4 ROJO DE METILO

El rojo de metilo es un indicador de pH. (Fórmula:  $C_{15}H_{15}N_3O_2$ ). Actúa entre pH 4,2 y 6,3 variando desde rojo (pH 4,2) a amarillo (pH 6,3). Por lo tanto, permite determinar la formación de ácidos que se producen durante la fermentación de un carbohidrato. Entre medio presenta tonalidades naranjas. A diferencia del naranja de metilo, que indica en una zona más ácida, el rojo de metilo vira en una zona de acidez débil. (Cienciabit, s/f)

El rojo de metilo se prepara con 0,1 g de este reactivo en 1500 ml de metanol. Una reacción positiva (más o menos) indica que el microorganismo realiza una fermentación acidoláctica de la glucosa por la vía ácido-mixta. (Cienciabit, s/f)

## 2.2 FICHAS DE SEGURIDAD:

### 2.2.1 TABLA NO.1:

Propiedades Físicas y Químicas:

Compuesto	Formula química	Masa molar	Apariencia	Densidad	Punto de Fusión a 1 atm	Punto de ebullición a 1 atm	Solubilidad
Agua destilada	H <sub>2</sub> O	18,02 g/mol	Líquido incoloro	1 g/cm <sup>3</sup> a 4°C	0°C	100°C	Soluble en cualquier solución polar.
Ácido clorhídrico	HCl	36.46 g/mol	Líquido, incoloro	1.27 g/cm <sup>3</sup> a 20°C	-66°C	50°C	Soluble en agua, g/100 ml a 30°C
Hidróxido de Amonio	NH <sub>4</sub> OH	22 g/mol	Líquido, incoloro en solución.	0.791 g/ml a 20°C	-94°C	56.5°C	72 g/100 mL (20 °C) de agua
Fenolftaleína	C <sub>20</sub> H <sub>14</sub> O <sub>4</sub>	318.32 g/mol	Líquido, incoloro	1.296 g/ml a 20°C	265°C	450°C	15 g/l a 25°C en agua
Azul de bromotimol	C <sub>27</sub> H <sub>28</sub> Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub> S	624,38 g/mol	Líquido, azul	0.7 g/ml a 20 °C	200°C	279°C	Insoluble en agua a 20°C
Rojo de metilo	C <sub>15</sub> H <sub>15</sub> N <sub>3</sub> O <sub>2</sub>	209.01 g/mol	Líquido, rojo	0.780 g/ml a 20 °C	175°C	82°C	2.5 g/l a 20 °C en agua.

Fuente: (Amerex, México), (Merck), (CTR), (UABC).

## 2.2.2 TABLA NO.2:

Toxicidades, Antídotos y Formas de desecho:

Compuesto	Dosis letal	Toxicidad	Antídoto	Reactividad	Formas de desecho
Agua destilada	DL Rata, 90 ml/kg	Sustancia clasificada como no tóxica en ninguno de sus componentes.	<b>Tras exceso de ingestión:</b> Tomar una pequeña dosis de diurético.	Reacciona ante fuertes agentes reductores, cloruros ácidos, tricloruro de fosforo, pentacloruro de fósforo, oxicloruro de fosforo.	Secar y desechar en el lavadero o un contenedor apropiado.
Ácido clorhídrico	<b>Oral aguda</b> 40.142 mg/kg (rata)	<b>Inhalación:</b> Irritación nasal, quemaduras, tos y sofocación. <b>Ojos:</b> Irritación y enrojecimiento. <b>Piel:</b> Quemaduras y dolor. <b>Ingestión:</b> Quemaduras en el estómago.	<b>Inhalación:</b> Salir al aire fresco <b>Ojos:</b> Aclarar con abundante agua <b>Piel:</b> Lavar cuidadosamente con agua el área afectada. <b>Ingestión:</b> Lavar la boca con agua.	Reacciona ante agentes oxidantes, reductores y bases fuertes.	Recoger con materiales y depositar en contenedores para residuos para su posterior eliminación de acuerdo con las normativas vigentes. Neutralizar con sodio hidróxido diluido.
Hidróxido de Amonio	<b>Oral aguda</b> >5800 mg/kg (rata)	<b>Inhalación:</b> Irritación en las vías respiratorias <b>Ojos:</b> Irritación y ardor. <b>Piel:</b> Causa quemaduras <b>Ingestión:</b> Náuseas y vómitos	<b>Inhalación:</b> Trasladar a la persona al aire fresco. <b>Ojos:</b> Lavar con agua <b>Piel:</b> Lavar con abundante agua. <b>Ingestión:</b> Beber abundante agua.	Reacciona ante: Hidróxidos alcalinos. Halógenos. Hidrocarburos halogenados. Halogenuros de halógeno. Agentes oxidantes.	Neutralizar y recoger con materiales absorbentes y depositar en contenedores para residuos.
Fenolftaleína	<b>Oral aguda</b> DL50, rata, >	<b>Inhalación:</b> Irritante para la nariz. <b>Ojos:</b> Irritación	<b>Inhalación:</b> Aire fresco <b>Ojos:</b> Lavar con agua <b>Piel:</b>	Agentes oxidantes fuertes	Disolver en agua y desechar en la campana

	5 mg/kg.	<b>Piel:</b> Irritación <b>Ingestión:</b> Vómito, diarrea náusea	Lavar con agua <b>Ingestión:</b> Beber dos vasos de agua		de laboratorio
Azul de bromotimol	<b>Oral aguda</b> 5.440 mg/kg (rata)	<b>Inhalación:</b> Dificultad para respirar <b>Ojos:</b> Irritación <b>Piel:</b> Irritación <b>Ingestión:</b> Vómito y nauseas.	<b>Inhalación:</b> Aire fresco <b>Ojos:</b> Lavar con agua <b>Piel:</b> Lavarse la piel con agua y jabón <b>Ingestión:</b> Beber dos vasos de agua	Incompatible con agentes oxidantes.	Disolver en agua y desechar en la campana de laboratorio
Rojo de metilo	<b>Oral aguda</b> 6200 mg/kg (rata)	<b>Inhalación:</b> Irritación de las vías respiratorias, <b>Ojos:</b> Irritación <b>Piel:</b> Irritación y enrojecimiento <b>Ingestión:</b> Vómito y nauseas.	<b>Inhalación:</b> Respirar aire fresco y descansar <b>Ojos:</b> Lavar con abundante agua. <b>Piel:</b> Lavarse la piel con agua y jabón <b>Ingestión:</b> No provocar el vómito, enjuagarse la boca.	Reacciona ante: Bases fuertes, Ácidos fuertes. Fuentes de ignición. Luz directa del sol.	Disolver en agua y desechar en la campana de laboratorio

Fuente: (Amerex, México), (Merck), (CTR), (UABC).

### **3. OBJETIVOS:**

#### **3.1 OBJETIVO GENERAL:**

1. Determinar la concentración desconocida de una solución de Hidróxido de Amonio por medio de una titulación Ácido-Base.

#### **3.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS:**

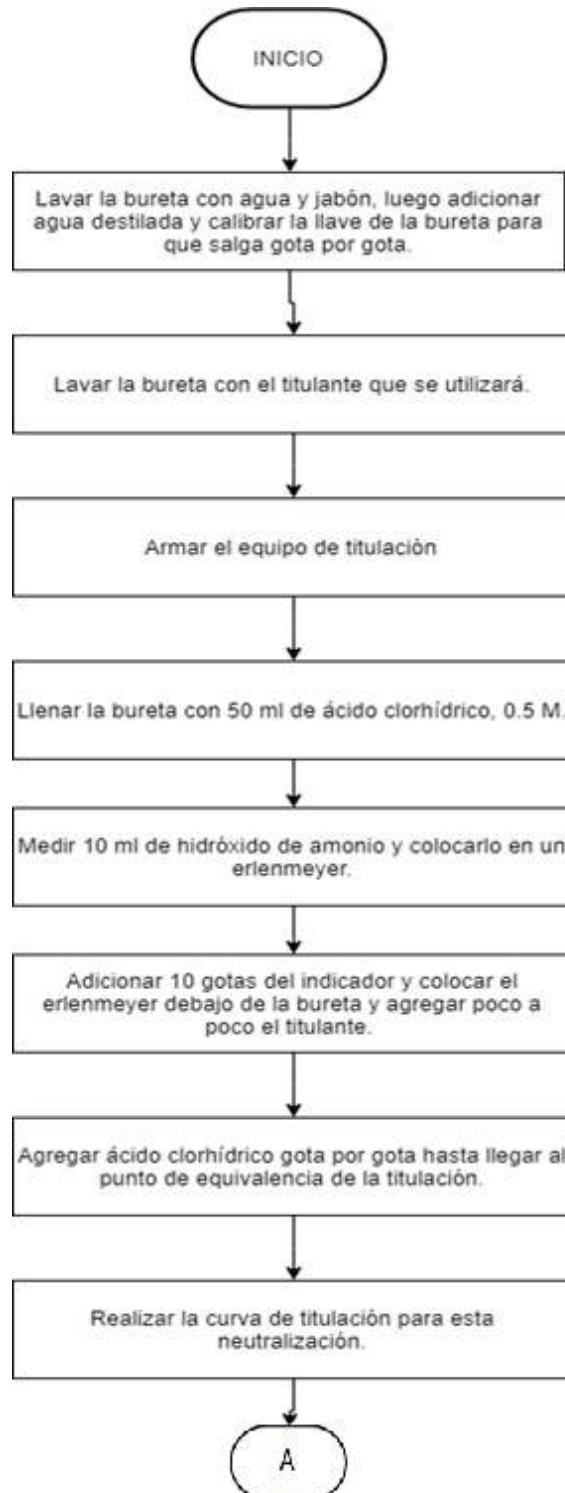
1. Realizar la Titulación Ácido-Base mediante el titulante, el ácido, la base y el indicador que se utilizarán.
2. Determinar la curva de titulación para la neutralización mediante los cálculos de titulación.
3. Determinar la concentración de una muestra de hidróxido de amonio mediante la titulación Ácido-Base.

## 4. METODOLOGÍA:

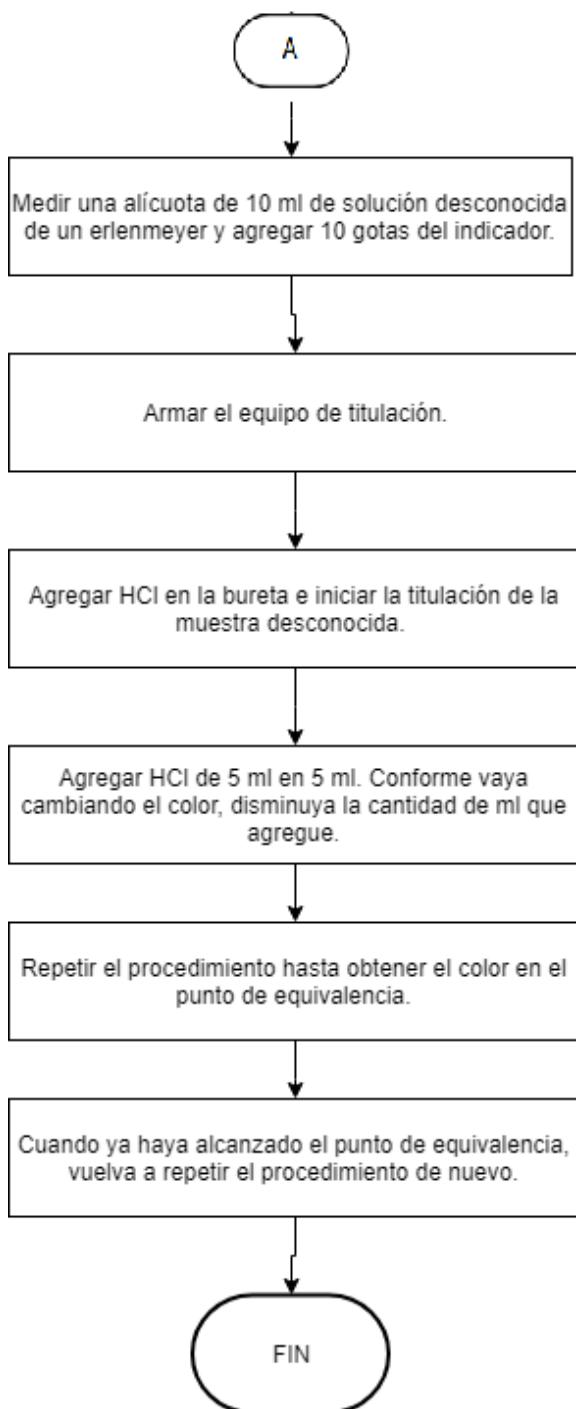
### 4.1 DIAGRAMA DE FLUJO

DIAGRAMA 1. PROCEDIMIENTO PARA UNA TITULACION ÁCIDO-BASE

#### PROCEDIMIENTO “A”:



PROCEDIMIENTO “B”:



Fuente: Elaboración propia.

## 5. REACCIONES:

1. Reacción de neutralización del Ácido clorhídrico:



Ácido Clorhídrico + Hidróxido de Amonio = Cloruro de Amonio + Agua

## **6. REFERENCIAS:**

### **6.1 REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

1. Brown, T; Lemay, H; Bursten, B; Murphy, C; (2014); Química, La ciencia central (12ava edición), México; Editorial Pearson education.
2. Chang, R; Goldsby, K; (2013); Química (11ava edición), China; Editorial McGraw Hill.
3. Hein, M. & Arena, S.; (2001) Fundamentos de Química (10<sup>a</sup>Ed.); México; Editorial Thompson Learning.

### **6.2 REFERENCIAS ELECTRÓNICAS:**

4. Amerex México, (s/f), Fichas de datos de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <http://www.amerex-mexico.com/pdf/certificados/MSDS%20Agua%20Destilada.pdf>
5. CTR, (s/f), Fichas de datos de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Hidr%C3%B3xido%20de%20Amonio.pdf>
6. Lifeder, (s/f), Fenolftaleína, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://www.lifeder.com/fenolftaleina/>
7. Merck, (s/f), Fichas de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <file:///C:/Users/rodri/Downloads/107233 SDS ES ES.PDF>
8. Merck, (s/f), Fichas de datos de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <http://www.merck.com/index.html>
9. PCE, Ibérica, (s/f), Titulación, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://www.pce-iberica.es/instrumentos-de-medida/instrumentos-laboratorios/titulacion.htm>
10. Química la guía, 2000, Indicador ácido-base, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://quimica.laguia2000.com/general/indicadores-acido-base>
11. Química la guía, 2000, Indicadores, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://quimica.laguia2000.com/acidos-y-bases/indicadores>
12. Química la guía, 2000, Titulación, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/titulacion>
13. TP, Laboratorio químico, (s/f), Matraz Erlenmeyer, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/matraz-erlenmeyer.html>
14. TP, Laboratorio químico, (s/f), Agitador magnético, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/agitador-magnetico.html>
15. UABC, (s/f), Fichas de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <http://iio.ens.uabc.mx/hojas-seguridad/rojo%20de%20metilo.pdf>
16. UABC, (s/f), Fichas de seguridad, Banca en línea. [En red]. Disponible en: <http://iio.ens.uabc.mx/hojas-seguridad/acidoclorhidrico.pdf>