

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA



EXTRACCION DE COLORANTES NATURALES A PARTIR DE LAS
INFLORESCENCIAS DE *Ixora coccinea* (IXORA), BRACTEAS DE *Alpinia
purpurata* (GINGER ROJO) Y *Megaskepasma erythrochlamys*
(CAMARONCILLO) PARA SU APLICACION COMO INDICADORES ACIDO-
BASE EN SOLUCIONES ACUOSAS

TRABAJO DE GRADUACION PRESENTADO POR
YASMIN GRISELDA ALBERTO MENJIVAR
JOSE JAIME SOLIS DURAN

PARA OPTAR AL GRADO DE
LICENCIATURA EN QUIMICA Y FARMACIA

NOVIEMBRE, 2010
SAN SALVADOR, EL SALVADOR, CENTRO AMERICA.

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

RECTOR

MSc. RUFINO ANTONIO QUEZADA SANCHEZ

SECRETARIO GENERAL

LIC. DOUGLAS VLADIMIR ALFARO CHAVEZ

FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA

DECANO

LIC. SALVADOR CASTILLO AREVALO

SECRETARIA

MSc. MORENA LIZETTE MARTINEZ DE DIAZ

COMITE DE TRABAJO DE GRADUACION

COORDINADORA GENERAL

Licda. María Concepción Odette Rauda Acevedo

**ASESORA DE AREA DE GESTION AMBIENTAL: TOXICOLOGIA Y QUIMICA
LEGAL**

Licda. María Luisa Ortiz de López

**ASESORA DE AREA DE CONTROL DE CALIDAD DE PRODUCTOS
FARMACEUTICOS, COSMETICOS Y VETERINARIOS**

Licda. Zenia Ivonne Arévalo de Márquez

DOCENTE DIRECTOR

Lic. Guillermo Antonio Castillo

AGRADECIMIENTOS

Agradecemos el apoyo de nuestros asesores, Licda. Zenia Ivonne Arévalo de Márquez, a nuestro docente director Lic. Guillermo Antonio Castillo y al comité de trabajo de graduación, quienes han sido un apoyo para la realización de este proyecto de investigación; a las instituciones como el Jardín Botánico La Laguna, en donde se nos colaboró con información técnico científica brindada por el Lic. Jorge Alberto Monterrosa y Lic. Dagoberto Rodríguez; además al Centro de Investigación y Desarrollo en Salud de la Universidad de El Salvador, por el apoyo en el área experimental; así mismo agradecemos a la Universidad de El salvador y a la Facultad de Química y Farmacia, en donde profesores y compañeros dejan parte de su vida, para dar vida a las ilusiones que hoy en día se hacen realidad, convirtiéndose en un logro más en nuestras vidas y que de alguna forma contribuyeron en esta investigación; gracias por todo el apoyo recibido.

Yasmin Alberto y Jaime Solís

DEDICATORIA

Gracias especialmente a Dios por estar conmigo siempre y porque hoy veo llegar a su fin una de las metas de mi vida; agradezco a mis padres Reina Julia Menjívar y Luis Rafael Alberto, este triunfo profesional también es de ustedes y la fuerza que me ayudó a conseguirlo fue su trabajo, esfuerzo y dedicación para darme una formación académica; gracias a su apoyo y consejos he logrado esta meta, la cual constituye la herencia más valiosa que pudiera recibir. Gracias a mis hermanos Zuleyma Beatriz y Luis Rolando por todo su apoyo y cariño; a mi abuelita Rosa Amelia por todo su cariño recibido, que Dios la tenga en su gloria; a mi abuelita Mamá Lina, quien es el pilar que ha mantenido unida a toda mi familia y es un ejemplo a seguir por sus valores, personalidad y consejos; a todos mi tíos, tías, primos y primas, quienes de alguna manera han estado conmigo y me han apoyado. A mi asesor de tesis Lic. Guillermo Castillo, gracias por la confianza que depositó en nuestras personas; a mi amigo y compañero de Tesis Jaime Solís, por el apoyo mutuo en los momentos fáciles y difíciles de este proceso. A mis amigos, gracias por todos los momentos que hemos compartido, porque con su cariño y apoyo he llegado a realizar uno de mis anhelos más grandes de mi vida. Este triunfo no solo es mío, sino de todos ustedes y de todas las personas, que de alguna forma han sido mi apoyo para lograrlo y con quienes comparto este logro y a quienes dedico esta tesis, gracias por formar parte de mi vida.

Yasmin Griselda Alberto Menjívar

DEDICATORIA

Agradezco a Dios todo poderoso el haberme permitido llegar hasta estos momentos tan importantes en mi vida y culminar una de mis grandes metas propuestas. Le doy un agradecimiento total a mis padres, Gladis Idalia Duran de Solís que me apoyo siempre y fue mi madre y padre a la vez, ayudándome para mi formación profesional, que sin la cual no habría llegado hasta este punto en mi vida, a mi padre Jaime Solís y mi abuelita Rosenda Antonio le dedico este logro que Dios los tenga en su gloria, a mi tía Adi Antonio y a mi hermana Gloria Solís y a sus hijos (Mario, Danny y Jaime) que me brindaron todo el cariño siempre. Así mismo le doy gracias especiales a mi novia Fátima Hernández que la quiero mucho, quien ha sido mi apoyo, me animó siempre a seguir adelante y no claudicar en muchas ocasiones. Finalmente, muchas gracias a nuestro asesor director y a mi compañera en la tesis Yasmin que junto a mi superamos muchos momentos difíciles en este proceso y a mis amigos por darme aliento siempre para seguir adelante, A.H, L.C, G.Z, M.M, G.M, F.P.

Gracias a todos por su apoyo.

F.JJSD

INDICE

	Pág.
Resumen	
Capítulo I	
1.0 Introducción	xx
Capítulo II	
2.0 Objetivos	
Capítulo III	
3.0 Marco Teórico	24
3.1 Taxonomía de <i>Ixora coccínea</i>	24
3.1.1 Generalidad	25
3.2 Taxonomía de <i>Alpine purpurata</i>	27
3.2.1 Generalidades	28
3.2 Taxonomía de <i>Megaskepasma erythrochlamys</i>	29
3.3.1 Generalidades	30
3.4 Metabolitos secundarios	31
3.4.1 Flavonoides	31
3.4.2 Alcaloides	36
3.4.3 Taninos	38
3.5 Teoría de los ácidos y las bases	40
3.5.1 Teoría de Arrhenius	40

3.5.2 Teoría de Brönsted-Lowry	41
3.5.3 Teoría de Lewis	42
3.6 Definición de valoración	43
3.7 El pH	44
3.8 Fundamentos del uso de pH-metro	45
3.9 Curva de titulación	47
3.10 Titulación ácido – base	48
3.11 Valoraciones ácidos fuerte – base fuerte	49
3.12 Indicadores Ácido Base	50
3.13 Variables que influyen en el comportamiento de los indicadores	52
3.13.1 Errores debidos al indicador	52
Capítulo IV	
4.0 Diseño Metodológico	55
Prospectivo	55
Retrospectivo	55
Experimental	55
4.1 Tipo de estudio	55
4.2 Investigación bibliográfica	55
4.3 Investigación de campo	55
4.4 Parte experimental	56

Capitulo V

5.0 Resultados y discusión de resultados	59
5.1 Extracción del colorante	59
5.2 Pruebas Preliminares	60
5.3 Pruebas fitoquímicas	61
5.4 Escala de pH	63
5.5 Titulaciones volumétricas, determinación del punto final.	65
5.5.1 Determinación cualitativa de la acidez y alcalinidad de la muestra.	65
5.5.2 Valoración ácido fuerte –base fuerte	66
5.5.3 Valoración ácido débil –base fuerte	76
5.6 Cuantificación del ácido tartárico	87

Capítulo VI

6.0 Conclusiones	91
------------------	----

Capítulo VII

7.0 Recomendaciones	95
---------------------	----

Bibliografía

Anexos

INDICE DE ANEXOS

ANEXO N°

1. Material, equipo y reactivos
2. Preparación de reactivos
3. Procedimientos
4. Pruebas preliminares y fitoquímicas realizadas a los extractos alcohólicos
5. Valoración ácido - base
6. Cálculos
7. Monografías de USP 30
8. Constancia de identificación de plantas en estudio

INDICE DE CUADROS

CUADRO N°	Pág.
1. Coloración de los extractos obtenidos por medio del método de maceración.	59
2. Resultado de las Pruebas Preliminares	60
3. Resultado de las Pruebas fitoquímicas realizadas a los extractos alcohólicos.	62
4. Escala de pH 1-14 con los extractos de <i>Ixora coccínea</i> (Ixora), <i>Alpinia purpurata</i> (Ginger rojo) y <i>Megaskepasma erythrochlamys</i> (Camaroncillo).	64
5. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de <i>Ixora coccínea</i> (Ixora).	66
6. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de <i>Alpinia purpurata</i> (Ginger rojo).	69
7. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de <i>Megaskepasma erythrochlamys</i> (Camaroncillo).	72
8. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de <i>Ixora coccínea</i> (Ixora).	76

9. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo). 80
10. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo). 83
11. Porcentajes de pureza del ácido tartárico 88

INDICE DE FIGURAS

FIGURA N°	Pág.
1. Fotografía de un arbusto de <i>Alpinia purpurata</i> mostrando sus brácteas.	24
2. Fotografía de un arbusto de <i>Ixora coccinea</i> L. mostrando sus inflorescencias.	27
3. Fotografía de un arbusto de <i>Megaskepasma erythrochlamys</i> mostrando sus brácteas.	29
4. Estructuras químicas de algunos flavonoides importantes	33
5. Estructura química de la nicotina (un alcaloide)	37
6. Estructuras químicas de algunos alcaloides con nitrógeno heterocíclico.	37
7. Estructura del ácido gálico, un tanino hidrolizable.	39
8. pH-metro Esquema de un electrodo combinado.	46
9. Ejemplo de curva de calibración representando el pH (ordenadas) frente a mililitros de titulante (abscisas) y punto de equivalencia al centro de la gráfica.	47
10. Tabla que describe las tonalidades de colores de indicadores ácido-base a distinto pH.	53
11. Esquema de metodología de la parte experimental para las tres especies de plantas estudiadas.	57

12. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador. 67
13. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador. 68
14. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N 68
15. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N 69
16. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador. 70
17. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador. 71
18. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador. 71
19. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N 72
20. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador. 73
21. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador. 74

22. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N 74
23. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N 75
24. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador 78
25. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador. 78
26. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N 79
27. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N 79
28. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador 81
29. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador. 82
30. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N 82
31. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N 83
32. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador. 85

33. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador. 85
34. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N 86
35. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N 86

RESUMEN

En la presente investigación se realizó la extracción de colorantes naturales a partir de las inflorescencias de *Ixora coccinea* (Ixora), brácteas de *Alpinia purpurata* (Ginger Rojo) y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo) para su aplicación como indicadores ácido-base en soluciones acuosas, primero se identificó cada una de las plantas mencionadas por medio de un experto en el jardín botánico la laguna, luego se realizó la extracción por el método de maceración durante un periodo de ocho días, seleccionando como solvente etanol 90°, desarrollando la parte experimental en las instalaciones de los laboratorios del Centro de Investigación y Desarrollo en Salud de la Universidad de El Salvador; investigación que se realizó en un periodo de 9 meses a partir de marzo de 2010, realizando pruebas preliminares en medio ácido, básico y en soluciones bufferes pH 1 - 14; pruebas fitoquímicas para identificar metabolitos secundarios como alcaloides, flavonoides y taninos; valoraciones ácido fuerte – base fuerte (Acido Clorhídrico 0.1N – Hidróxido de Sodio 0.1N), ácido débil – base fuerte (Acido Acético 0.1N – Hidróxido de Sodio 0.1N); seguidamente se logró comparar cada uno de los extractos en estudio con el indicador sintético fenolftaleína en una titulación ácido - base, basándose en un análisis cuantitativo del ácido tartárico según monografía de la USP 30, verificando el porcentaje de pureza obtenido con cada uno de ellos. En la escala de pH realizada, de acuerdo a la naturaleza de las soluciones bufferes de pH 1-14, cada uno de los extractos presentó una gama de colores diferentes,

lo que establece que pueden ser utilizados como indicadores ácido-base. Posteriormente al graficar la segunda derivada con respecto al pH ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) contra Volumen de ácido agregado (mililitros), se logró definir con mayor precisión los valores del punto final de la valoración y según los resultados obtenidos en la valoraciones ácido – base, por lo que se concluye que los extractos pueden ser utilizados como indicadores ácido - base a excepción del extracto alcohólico de ***Ixora coccínea*** (Ixora), que no puede ser utilizado como indicador en presencia de un ácido débil como es el ácido acético, ya que en el punto final de la titulación, el viraje de color no es bien definido; se recomienda que se realice un estudio de estabilidad al extracto coloreado obtenido, para verificar el tiempo de vida media.

CAPITULO I
INTRODUCCION

1.0 INTRODUCCION

En las diferentes investigaciones y en el campo de la Industria Farmacéutica se utilizan materias primas que son indispensables para su desarrollo tal es el caso de los indicadores ácido-base que son muy utilizados en titulaciones para diversos fines, por lo que son demandados en la actualidad y algunos de ellos generan contaminación al medio ambiente, por ello se necesita alternativas que contrarresten estos factores negativos, como lo son los indicadores ácido-base a partir de fuentes naturales. Así la investigación realizada incluye el aprovechamiento de recursos naturales como lo son los extractos obtenidos a partir de las inflorescencias de *Ixora coccinea* (Ixora), brácteas de *Alpinia purpurata* (Ginger Rojo), y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo), seleccionadas con el fin de conocer si son ideales para utilizarlos como un indicador ácido-base que cumpla con los requisitos que se establecen para un indicador de este tipo, proponiendo una alternativa de indicadores naturales que generen menos contaminación del medio ambiente en comparación con los existentes en el mercado y sean de fácil obtención. La investigación se realizó en los laboratorios del Centro de Investigación y Desarrollo en Salud de la Universidad de El Salvador, en 9 meses a partir de marzo de 2010. En los extractos alcohólico se identificaron metabolitos secundarios con pruebas fitoquímicas, además de valoraciones con ácido fuerte, ácido débil y base fuerte; se realizó un análisis de ácido tartárico como materia prima, utilizando los indicadores naturales obtenidos y comparándolos con la fenolftaleína.

CAPITULO II

OBJETIVOS

2.0 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVO GENERAL

Extraer colorantes naturales a partir de las inflorescencias de ***Ixora coccínea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger Rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) para su aplicación como indicadores ácido-base en soluciones acuosas.

2.2 OBJETIVOS ESPECIFICOS

- 2.2.1 Identificar las plantas en estudio por medio de una investigación en el jardín botánico la laguna.
- 2.2.2 Obtener los extractos de las diferentes plantas por maceración con alcohol 90°.
- 2.2.3 Demostrar en los extractos la presencia de alcaloides, flavonoides y taninos por pruebas fitoquímicas.
- 2.2.4 Realizar pruebas preliminares con Acido Clorhídrico 0.1 N e Hidróxido de Sodio 0.1 N a los diferentes extractos naturales.
- 2.2.5 Elaborar las curvas de titulaciones con una solución de Acido Clorhídrico 0.1 N, solución de Hidróxido de Sodio 0.1 N y de Acido Acético 0.1 N, utilizando los diferentes extractos como indicadores.
- 2.2.6 Utilizar los indicadores naturales y compararlos con la fenolftaleína en un análisis cuantitativo del ácido tartárico como materia prima.

CAPITULO III

MARCO TEORICO

III. MARCO TEORICO

3.1 TAXONOMÍA DE *Alpinia purpurata* ⁽²⁴⁾



Fig. N°1 Fotografía de un arbusto de *Alpinia purpurata* mostrando sus bracteas. ⁽²⁴⁾

Clasificación Científica

- Reino: Plantae
- Clase: Equisetopsida C. Agardh
- Subclase: Magnoliidae Novák ex Takht.
- Super orden: Lillanae Takht.
- Orden: Zingiberales Griseb.
- Familia: Zingiberaceae Martinov
- Género: *Alpinia* Roxb.
- Nombre Común: Ginger Rojo
- Nombre Científico: *Alpinia purpurata*

Hierbas 0.8–2.5 (–7) m de alto. Hojas angostamente elípticas, 20–50 (–80) cm de largo y 3.5–15 cm de ancho, ápice agudo, base cuneada, glabras; lígula 5–8 mm de largo. Inflorescencia un tirso espiciforme erecto, 8–25 (–90) cm de largo y 3.5–8 cm de ancho, cincinos con 1–5 flores, brácteas obovadas, 3–5 cm de largo, obtusas a agudas, glabras a pubérulas, rojas, bractéolas tubulares, 20–40 mm de largo, pedicelos 1–2 mm de largo; cáliz 10–20 mm de largo; corola 30–50 mm de largo, glabra, blanca; labelo hasta 55 mm de largo, blanco, estaminodios laterales petaloides. Cápsula subglobosa, hasta 30 mm de diámetro; semillas rojas, arilo ausente. ⁽²⁴⁾

4.1.1 GENERALIDADES:

Cultivada; 0–120 m; flórese en abril, junio y diciembre; cultivada como ornamental en todos los trópicos; originaria de Polinesia. ⁽²⁴⁾

Hábitat: Encontrada típicamente a un altitud de 0 a 3,028 metros (0 a 9,934 pies). ⁽²⁷⁾

Inflorescencias: Recibe el nombre de inflorescencia la agrupación de las flores en las ramificaciones de la planta. La disposición de las flores en las inflorescencias es muy variada, pero constante en cada especie y a veces, en una familia. El estudio de las inflorescencias es importante para la taxonomía.

Las inflorescencias se clasifican en racemosas, cimosas y compuestas. En las inflorescencias racemosas, llamadas también indefinidas, el eje principal crece indefinidamente; las inflorescencias cimosas o definidas, presentan siempre una

flor en el extremo terminal del eje, por lo tanto el crecimiento de este se anula. Finalmente están las inflorescencias compuestas que son combinaciones de las anteriores. ⁽¹¹⁾

La morfología floral es de gran importancia en el diagnóstico taxonómico, porque en ella se encuentran las características principales de los distintos grupos vegetales (familias, ordenes, etc.), que permitan su determinación, en la mayoría de los casos, con solo analizar las partes de la flor. ⁽¹¹⁾

3.2 TAXONOMÍA DE *Ixora coccinea* L. ⁽²³⁾



Fig. N° 2 Fotografía de un arbusto de *Ixora coccinea* L. mostrando sus inflorescencias. ⁽²³⁾

Clasificación Científica

- Reino: Plantae
- Clases: Equisetopsida C. Agardh
- Subclases: Magnoliidae Novák ex Takht.
- Super orden: Asteranae Takht.
- Orden: Gentianales Juss. ex Bercht. & J. Presl
- Familia: Rubiaceae Juss.
- Género: *Ixora* L.
- Nombre Común: Ixora
- Nombre Científico: ***Ixora coccinea***

Arbustos hasta 5 m de alto, glabros a glabrescentes. Hojas elípticas a obovadas, 2–16 cm de largo y 1.5–6 cm de ancho, ápice obtuso a agudo, base

truncada a ligeramente cordada, cartáceas, nervios secundarios 5–6 pares; sésiles; estípulas interpeciolares, persistentes, triangulares, 2–4 mm de largo y además la arista de 2–6 mm de largo. Inflorescencias redondeadas, cimoso-corimbosas, 5–15 cm de largo y de ancho, flores subsésiles; limbo calicino 0.5–1 mm de largo, dentado; corola glabra, amarilla, roja o anaranjada, tubo 25–45 mm de largo, lobos elípticos, 10–15 mm de largo, agudos. Frutos no observados. ⁽²³⁾

3.2.1 GENERALIDADES:

Ocasionalmente cultivada; 15–500 m; flórese todo el año, da fruto en agosto; nativa de India. Esta especie frecuentemente se confunde con ***Ixora casei***. "Genciana". ⁽²³⁾

Hábitat: El Hábitat tropical de *Ixora* incluye desde sur-este de Asia, sur de India y Sri Lank. Las flores también han llegado a ser popular en el sur de florida. ⁽²⁶⁾

3.3 TAXONOMÍA DE *Megaskepasma erythrochlamys* ⁽²²⁾



Fig. N° 3 Fotografía de un arbusto de *Megaskepasma erythrochlamys* mostrando sus bracteas. ⁽²²⁾

Clasificación Científica

- Reino: Plantae
- Clases: Equisetopsida C. Agardh
- Subclases: Magnoliidae Novák ex Takht.
- Super orden: Asteranae Takht.
- Orden: Lamiales Bromhead
- Familia: Acanthaceae Juss.
- Género: *Megaskepasma* Lindau
- Nombre Común: Camaroncillo
- Nombre Científico: *Megaskepasma erythrochlamys*

Arbustos, hasta 4 m de alto; tallos jóvenes subcuadrangulares, pubérulos. Hojas elípticas, 13–28 cm de largo y 3.5–13 cm de ancho, ápice acuminado con un acumen apiculado y redondeado, base aguda, márgenes enteros a crenulados, escasamente estrigosas en los nervios principales, cistolitos inconspicuos; pecíolos hasta 4 cm de largo, pubérulos. Inflorescencias espigas agrupadas, laxas, hasta 20 cm de largo, pedúnculos hasta 3.5 cm de largo, pubérulos, brácteas solitarias, ovadas a elípticas, 35–47 mm de largo y 15–20 mm de ancho, ápice y base agudos, morado-rojizas, café-rojizas cuando secas; sépalos 5, iguales, lanceolados, ca 10 mm de largo, densamente estrigosos; corola bilabiada, 57–63 mm de largo, pilosa, blanca, labio superior 2-lobado, el inferior 3-lobado; estambres 2, exertos ca 3 cm, anteras ditecas, tecas opuestas, subiguales, basalmente mucronadas. Frutos claviformes, 30–35 mm de largo, glabros. ⁽²²⁾

3.3.1 GENERALIDADES:

Común, cultivada; flórese en octubre y diciembre, da frutos en diciembre; nativa de Venezuela, cultivada en casi toda América tropical. El género es monotípico y se reconoce mejor por sus brácteas grandes, más bien vistosas y ausencia de cistolitos en las hojas secas. En la Flora Nicaragüense se describe un nuevo género, *Perenideboles*. La descripción de su género y la de su especie, *P. ciliatum*. Goyena, son muy similares a ***Megaskepasma erythrochlamys***. ⁽²²⁾

Hábitat: Nativo de Centro y Sur América. En Guatemala se encuentra a alturas de 800-1600 metros sobre el nivel del mar. ⁽¹⁶⁾

3.4 METABOLITOS SECUNDARIOS

3.4.1 FLAVONOIDES⁽²⁾

Los flavonoides y los compuestos relacionados (antocianos, catequinas y leucoantocianidinas) proceden del metabolismo secundario de los vegetales a través de la ruta del ácido shikímico y la ruta de los piliacétidos. Los flavonoides son estructuras del tipo C₆-C₃-C₆, con dos anillos aromáticos (bencénicos) unidos entre sí por una cadena de 3 carbonos ciclada a través de un oxígeno. Puede sufrir posteriormente muchas modificaciones y adiciones de grupos funcionales, por lo que los flavonoides son una familia muy diversa de compuestos, aunque todos los productos finales se caracterizan por ser polifenólicos y solubles en agua. Los flavonoides que conservan su esqueleto pueden clasificarse, según las isomerizaciones y los grupos funcionales que les son adicionados, en 6 clases principales: las chalconas, las flavonas, los flavonoles, los flavandioles, las antocianinas y los taninos condensados. Más una séptima clase, las auronas, tomadas en cuenta por algunos autores por estar presentes en una cantidad considerable de plantas. También el esqueleto puede sufrir modificaciones, convirtiéndose entonces en el esqueleto de los isoflavonoides o el de los neoflavonoides, que por lo tanto también son derivados de los flavonoides.⁽²⁾

Los flavonoides, compuestos fenólicos son la mayoría responsables de la coloración de numerosas flores y de algunos frutos. El elemento común de estos compuestos se ha descrito en varios millares de estos y están relacionados con un núcleo básico: el 2-fenilcromano. El término flavonoide tomado en su más amplio sentido se aplica a estructuras muy diversas:

- 2-fenilcromonas: flavonas, flavonoles, flavanonas y formas dímeras (biflavonoides).
- 2-fenilcromanos (flavanos): 3-flavanol (catecoles) y 3,4-flavandioles.
- Flavilios: antocianos.
- Chalconas: formas isómeras «abiertas» de las flavanonas.
- Auronas, homologos de las flavonas con eterociclos pentagonal (2-bencilidenocumaranona. ⁽²⁾

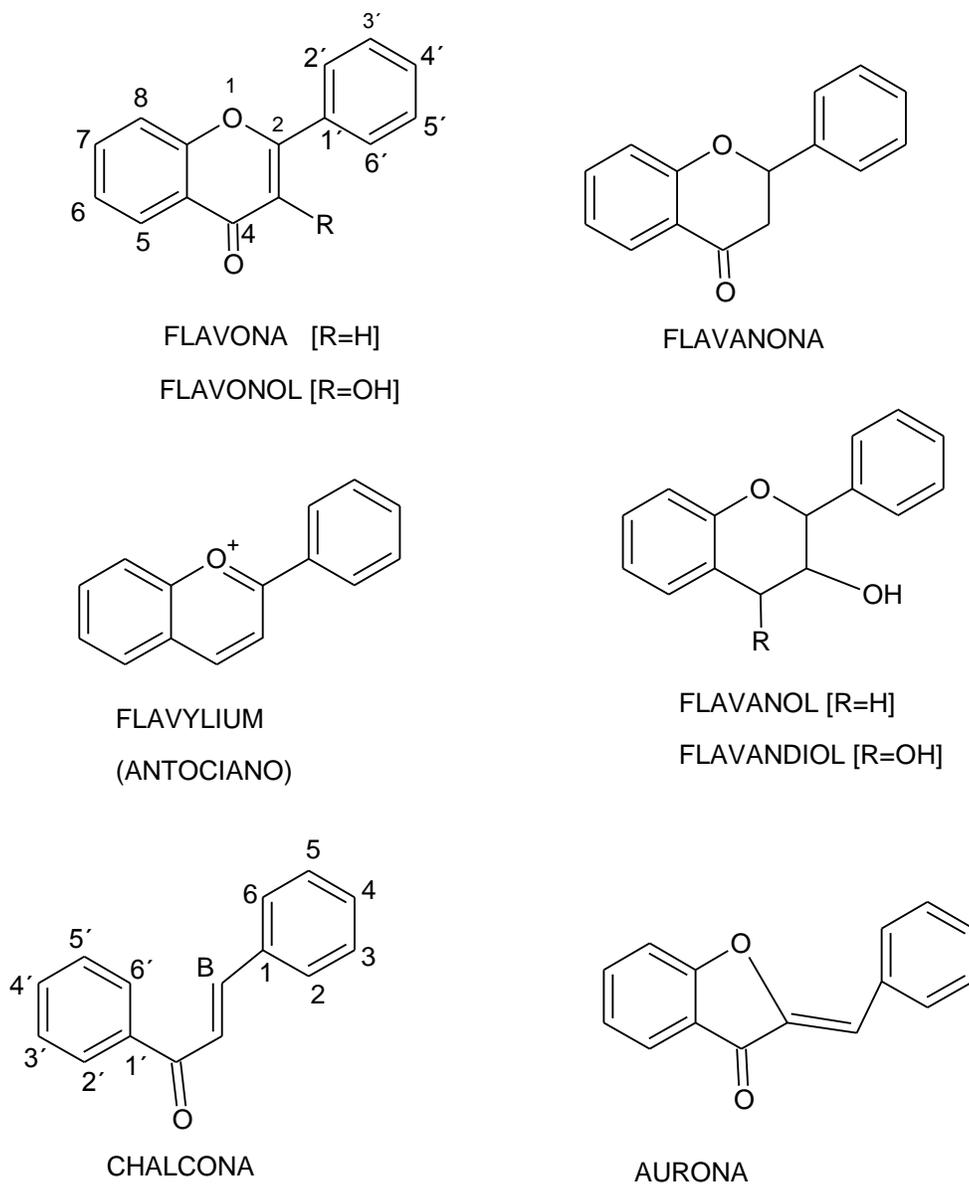


Fig.Nº4 Estructuras químicas de algunos flavonoides importantes. ⁽²⁾

Las chalconas están implicadas en la estimulación de la polinización gracias a que inducen el desarrollo de colores en el espectro de lo visible y en el UV que atraen a insectos (mariposas y abejas).

Las flavonas son amarillas y pueden estar en algunas flores, como en la primula, dándoles un color amarillo a sus pétalos, o en frutos, como en la piel de las uvas, son las responsables del color amarillento de los vinos blancos. Hay tres flavonas importantes: la tricetina, presente en el polen de algunas mirtáceas y también en las podocarpaceas (*Podocarpus spp.*); apigenina, presente en muchas plantas como la camomila, (*Matricaria recutita*) o el espino blanco (*Crataegus laevigata*), da un color marrón marfileño a las flores si se presenta sola; y luteolina, de color amarillo, que incluso sirve para teñir lana y otros tejidos.

Los flavonoles suelen ser incoloros o amarillos y se encuentran en las hojas y en muchas flores. Los más importantes son tres: quercetina, es el flavonol amarillo del polen de muchas fagáceas (*Quercus sp.*); miricetina, presente en la uva; y kaempferol, está presente en las inflorescencias y las protege de la luz ultravioleta.

Hay tres flavandioles característicos: leucocianidina, presente en algunas plantas, como en el plátano o en el muérdago criollo (*Ligaria cuneifolia*); leucopelargonidina, presente como tal en cierta concentración en la alfalfa de secano (*Medicago truncatula*); y leucodelfinidina, que es activa en el castaño de indias (*Aesculus hippocastanum*).

Las antocianinas, son los pigmentos hidrosolubles presentes en el líquido vacuolar de las células responsables de la mayoría de las coloraciones rojas, azules y violetas de las flores y hojas.

Los taninos condensados son macromoléculas constituidas por unidades de flavonoides llamadas antocianidina. Los taninos están muy ampliamente distribuidos en las plantas como en el té, donde contribuyen al sabor astringente. ⁽¹⁸⁾

Las auronas son responsables de la coloración de algunas plantas. A pesar de que se ha sugerido que estos compuestos están relacionados estrechamente con las chalconas, hay pocos indicios acerca de sus vías biosintéticas.

Las flavanonas son precursores de otros flavonoides más complejos, pero se encuentran como tales en altas concentraciones en los cítricos. Las más importantes son naringenina, presente en el zumo de naranja, limón o pomelo, dándole un sabor amargo; liquiritigenina, presente en el regaliz; y eriodictiol, se presenta en el guisante actuando como quimioatrayente para interactuar con agrobacterias.

Los dihidroflavonoles son los precursores directos de flavandioles y flavonoles, pero también tienen cierta actividad como tales en algunas plantas. Hay tres importantes: dihidromiricetina, presente en las partes aéreas de los brezos (*Erica* spp.), dihidroquercetina, en las uvas blancas o en la zarzaparrilla (*Smilax aristolochiaefolia*); y dihidrokaempferol. ⁽¹⁸⁾

3.4.2 ALCALOIDES ⁽²⁾

El término alcaloide (de «al kaly» = sosa; alcaloide= que tiene la apariencia de una base), fue introducido por W. MEISNER en 1818, y se refiere

explícitamente a las propiedades básicas de estos compuestos que fueron llamados a principio del siglo XIX, álcalis vegetales. Realmente no existe una definición sencilla de alcaloides, ya que en ella, es difícil tener en cuenta las distintas diferencias en cuanto a estructura y propiedades de los cerca de 6,000 compuestos descritos en este grupo. Sobre todo es difícil establecer la frontera que separa los alcaloides de otros compuestos orgánicos nitrogenados de origen natural.

Los alcaloides son compuestos nitrogenados, que se comportan como bases frente a los ácidos, formando sales.

En su gran mayoría son de origen natural, sobre todo del reino vegetal, aunque se encuentren algunos semisintéticos y otros exclusivamente sintéticos.

Presentan notables propiedades fisiológicas y toxicológicas, que se ejercen fundamentalmente sobre el sistema nervioso central, con predominio en alguno de sus niveles.

Por estas razones pueden ser usados como fármacos. El uso prolongado de alguno de estos compuestos produce en el hombre acostumbramiento, que constituyen verdaderas toxicomanías, con dependencia física y psíquica y un aumento de la tolerancia. De acuerdo a su estructura pueden agruparse en distintos grupos químicos. La presencia de oxígeno en la estructura determina

que sea un sólido blanco, de sabor amargo y cristizable. La ausencia de oxígeno en la estructura del alcaloide hace sea aceitoso, volátil u odorante, como en la nicotina. ⁽²⁾

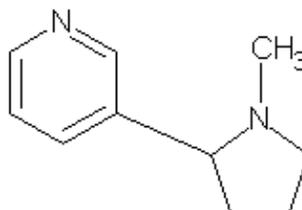


Fig.Nº5 Estructura química de la nicotina (un alcaloide). ⁽¹⁾

La mayoría de los alcaloides son insolubles o muy poco solubles en agua, pero se disuelven bien en alcohol, éter, cloroformo u otros solventes orgánicos.

Se combinan con ácidos para dar sales, comportándose entonces como bases.

Las sales son bastante solubles en agua e insolubles en solventes orgánicos,

ejemplo de ello tenemos: ⁽²⁾

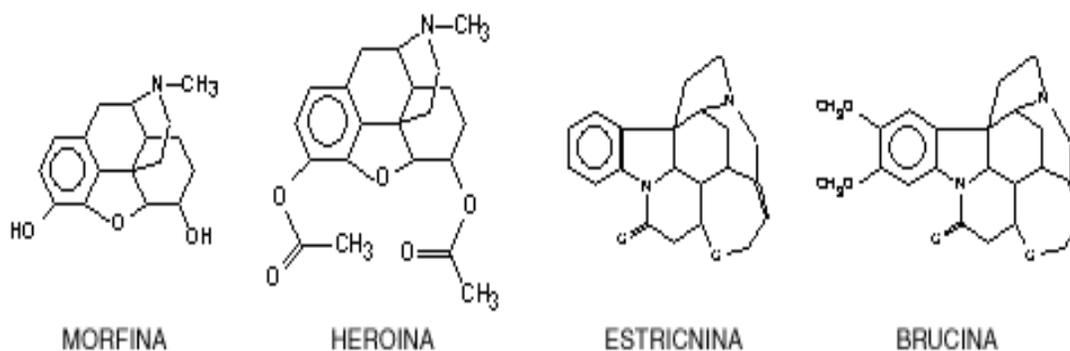


Fig.Nº6 Estructuras químicas de algunos alcaloides con nitrógeno heterocíclico. ⁽²⁾

3.4.3 TANINOS ⁽⁷⁾

Los taninos son sustancias amorfas no cristalizables, solubles en agua y alcohol, formando soluciones de sabor astringente y amargo. Químicamente son sustancias fenólicas complejas que se clasifican de acuerdo a la naturaleza de sus productos de hidrólisis y de acuerdo a algunas reacciones químicas. Los taninos tienen la propiedad de formar complejos con macromoléculas, particularmente con las proteínas; así forman enlaces colocándose entre las fibras de colágeno de la piel de los animales, por lo que se usan para ``curtir la piel'', dándole flexibilidad y resistencias. Esta propiedad explica su astringencia, al precipitar las glicoproteínas contenidas en la saliva, haciendo que ella pierda su poder lubricante. El tanino es un compuesto que se oxida al contacto con el aire, es inodoro y de sabor agrio, soluble en agua, alcohol y acetona; reacciona con el cloruro férrico y otras sales; poco tóxico por ingestión o inhalación. ⁽⁷⁾

Es un metabolito secundario de las plantas fenólicas, no nitrogenados, solubles en agua, alcohol y no en solventes orgánicos. Abundan en las cortezas de los robles y los castaños, entre otros árboles.

La fórmula $C_{14}H_{14}O_{11}$, considerada en algunos libros como la del tanino común, es sólo aproximada, ya que son polímeros complejos.

Los taninos se dividen en grandes grupos: taninos condensados y los taninos hidrolizables.

Los taninos condensados: (catéquicos o proantocianidinas) son dímeros o polímeros de un flavánicos con uniones carbono-carbono entre las diferentes unidades de flavan-3-ol. Se forman por polimerización de las catequinas y leucoantocianos. Además de encontrarse en dicotiledóneas se producen en helechos y gimnospermas. Son muy resistentes a la hidrólisis acida o enzimática (que rompe ciertos enlaces) y se convierten en antocianidinas.

Los taninos hidrolizables: son esteres formados por una molécula de azúcar (generalmente la glucosa) unida a un número variable de moléculas de ácido fenólicos (ácido gálico o su dímero el ácido elágico). Los taninos hidrolizables son característicos de los Dicotiledoneas. Se hidrolizan tanto por hidrólisis acida o básica como por hidrólisis enzimática. ⁽²⁾

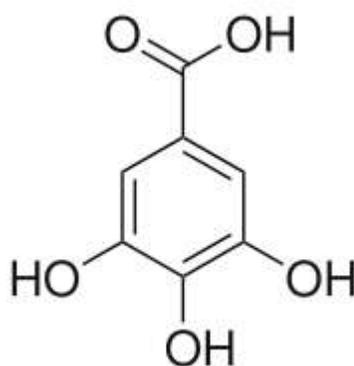


Fig. N° 7 Estructura del Ácido gálico un tanino hidrolizable. ⁽²⁾

3.5 TEORIA DE LOS ACIDOS Y LAS BASES

3.5.1 TEORIA DE ARRHENIUS ⁽²¹⁾

Según la teoría de Arrhenius (1859-1927), un ácido es una sustancia que en disolución acuosa disocia iones H^+ :



El cloruro de hidrógeno y el ácido nítrico presentan esta propiedad:



Para Arrhenius, las bases son compuestos que al disolverse en agua dan lugar a iones hidróxido (OH^-):



Son ejemplos de bases:



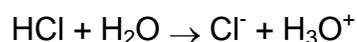
Los ácidos y las bases conducen la corriente eléctrica. Se ha comprobado experimentalmente que el agua pura (que no es buena conductora de la electricidad) conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en ella un ácido o una base. ⁽²¹⁾

3.5.2 TEORIA DE BRÖNSTED-LOWRY ⁽²¹⁾

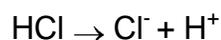
Según Brönsted (1879-1947) y Lowry (1874-1936), el carácter ácido de las sustancias no se debe exclusivamente a que en disolución acuosa se disocian originando protones (H^+), sino a su facilidad para ceder protones a otras.

Así, llaman ácidos a las sustancias que ceden protones y bases a las sustancias que aceptan protones.

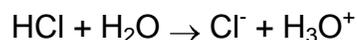
De esta forma, el carácter ácido de una disolución de ácido clorhídrico se debe a que éste cede protones al agua de acuerdo a la reacción



de manera que la sustancia que cede protones es el ácido (HCl) y la que los acepta, la base (H_2O). Al ion H_3O^+ se le denomina ion hidroxonio o ion hidronio. Se sabe que el ion hidrógeno (H^+) nunca se encuentra libre como tal, según se desprende de la teoría de Arrhenius que, para la disociación del mismo ácido, da la reacción:



Sin embargo, esta ecuación puede considerarse como una forma simplificada de la siguiente:



Por lo que ambas ecuaciones suelen utilizarse indistintamente.

Con esta teoría se explican las reacciones entre los ácidos y las bases, pues es evidente que ningún ácido podría ceder protones si no hubiese otras sustancias diferentes, las básicas, que los aceptasen. ⁽²¹⁾

3.5.3 TEORIA DE LEWIS ⁽²¹⁾

Lewis (1875-1946) define un ácido como una sustancia que puede aceptar o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado. Una base es la sustancia que puede ceder o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado.

Así, Lewis explica por qué algunas sustancias que no contienen hidrógeno, como el CO_2 y el SO_3 , que no pueden ceder protones al disociarse, presentan ciertas características de los ácidos.

Normalmente, las teorías científicas que van apareciendo a lo largo del tiempo no invalidan las que existían anteriormente, sino que las perfeccionan. En el caso de los ácidos, mientras que la teoría de Brønsted generaliza el concepto de base de Arrhenius, sin contradecir la de éste, la teoría de Lewis generaliza, además, el concepto de ácido, ya que señala que no es el protón el único ente capaz de aceptar un par de electrones. ⁽²¹⁾

3.6 DEFINICION DE VALORACION ⁽¹⁾

La valoración es un proceso en el que se agrega un reactivo patrón a una disolución del analito hasta que se considera completa la reacción entre el analito y el reactivo.

Las valoraciones son ampliamente utilizadas en química analítica para la determinación de ácidos, bases, oxidantes, reductores, iones metálicos, proteínas y muchas otras especies. Las valoraciones o titulaciones se basan en una reacción entre el analito y un reactivo patrón, conocido como valorante. La reacción tiene una estequiometría conocida y reproducible. En una valoración, se determina el volumen o masa del valorante necesario para reaccionar esencialmente de manera completa con el analito y se emplea dicho volumen para obtener la cantidad de analito. ⁽¹⁾

En todas las valoraciones, el punto de equivalencia química, denominado experimentalmente punto final, se detecta por el cambio de color de un indicador o un cambio en la respuesta de un instrumento.

Es decir el punto de equivalencia es aquel en el que la cantidad de reactivo patrón añadido equivale exactamente a la del analito.

Por otra parte se llama punto final en una valoración cuando en ella ocurre un cambio físico relacionado con la condición de equivalencia química. ⁽¹⁾

3.7 EL pH ⁽¹⁾

Puesto que las concentraciones de los iones H^+ Y OH^- en disoluciones acuosas con frecuencia son números muy pequeño y por lo tanto es difícil trabajar con ello, Soren Sorensen propuso en 1909, una media práctica denominada pH de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrogeno (en mol/L):

$$pH = - \log [H_3O^+] \quad \text{o} \quad pH = - \log [H^+] \quad \text{Ecuación}$$

El logaritmo negativo proporciona un número positivo para el pH, el cual, de otra manera, sería negativo debido al pequeño valor de $[H^+]$. Así el termino $[H^+]$ en la ecuación anterior solo corresponde a la parte numérica de la expresión para la concentración del ion hidrogeno, ya que no se puede tomar el logaritmo de las unidades. Entonces, al igual que la constante de equilibrio, el pH de una disolución es una cantidad adimensional.

Debido a que el pH solo es una manera de expresar la concentración del ion hidrogeno, las disoluciones ácidas y básicas a 25°C se identifican por sus valores del pH, como sigue:

Disolución acidas: $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH < 7.00$

Disolución básicas: $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH > 7.00$

Disolución neutras: $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH = 7.00$

Hay que observar que el pH aumenta a medida que $[H^+]$ disminuye.

Es probable que algunas veces se proporcione el valor del pH de una disolución y se pida calcular la concentración del ion H^+ . En ese caso, se necesita sacar el antilogaritmo de la ecuación mostrada anteriormente y obtener lo siguiente: ⁽¹⁾

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

3.8 FUNDAMENTO DEL USO DE pH-METRO: ⁽¹³⁾

El pH-metro es un dispositivo que mide el potencial de una solución. Este potencial depende de la actividad de los protones, por lo cual, conociendo el potencial, es posible conocer el pH de la solución a medir.

En donde el pH metro, es un voltímetro equipado con electrodos, con una escala potenciométrica que nos indica el pH. Es preciso calibrarlo según las instrucciones del fabricante.

El pH-metro mide en realidad una diferencia de potenciales entre el llamado electrodo de referencia y un electrodo de vidrio. El electrodo de vidrio consiste en esencia en una membrana selectivamente permeable a los hidroniones. La diferencia de potencial que se establece entre los dos electrodos corresponde a la fórmula de Nernst:

Siendo ΔV la diferencia de potencial (electrodo- disolución), R, la constante universal de los gases (8,3 J/K x mol), T, la temperatura (k), F, la constante de Faraday (86,500 culombios/mol) y ΔpH la diferencia de pH (electrodo- disolución). En las condiciones habituales del laboratorio $2,3 RT/F = 0.06$, cuando ΔV vienen dado en voltios, y por tanto,

$$\Delta V = -0,06 \Delta V \text{ pH}$$

Donde: ΔV es la diferencia de potencial (electrodo- disolución), pH representa el potencial de hidrogeno y 0,06 forma una constante.

Esta proporcionalidad permite que la escala del voltímetro este calibrada directamente en unidades de pH. ⁽¹³⁾



Fig. N° 8 pH-metro con un electrodo combinado. ⁽²⁴⁾

3.9 CURVA DE TITULACION⁽³⁾

Para las titulaciones ácido-base, una curva de titulación consiste en graficar el pH (o el pOH) contra los mililitros de titulante. Estas curvas son muy útiles para juzgar la factibilidad de una titulación y para seleccionar el indicador adecuado.

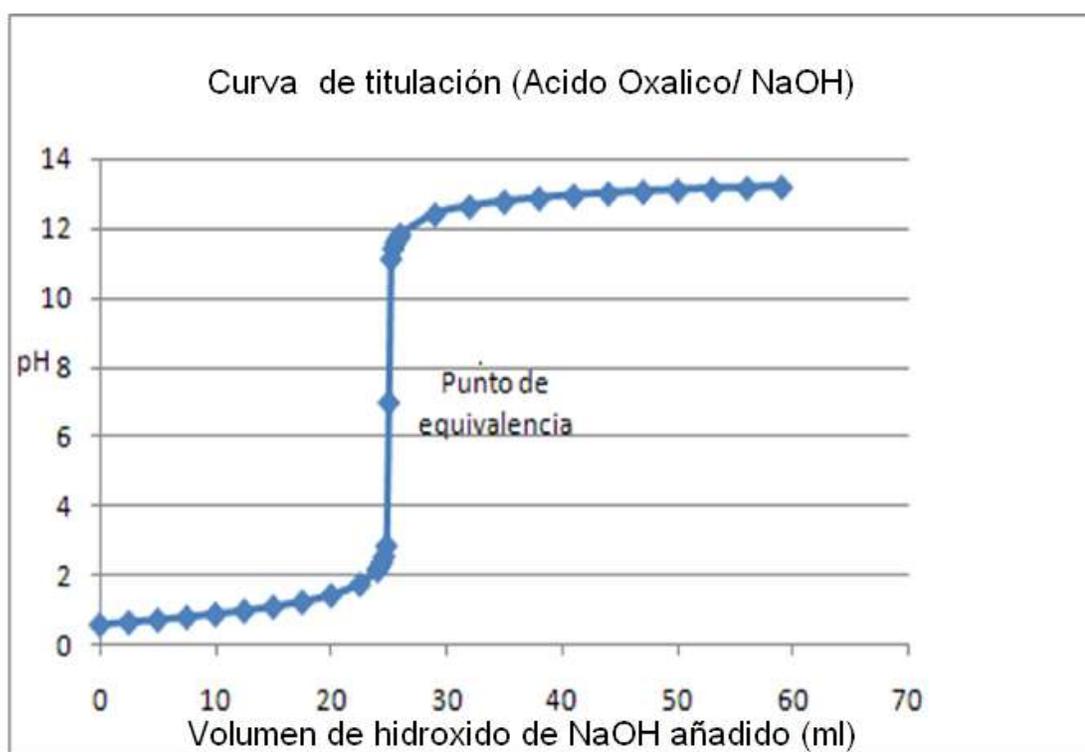


Fig. N° 9 Ejemplo de curva de calibración representando el pH (ordenadas) frente a mililitros de titulante (abscisas) y punto de equivalencia al centro de la gráfica. ⁽³⁾

La curva de calibración es un método de química analítica empleado para medir la concentración de una sustancia en una muestra por comparación con una serie de elementos de concentración conocida. Se basa en la existencia de una relación en principio lineal entre un carácter medible (por ejemplo la

absorbancia en los enfoques de espectrofotometría) y la variable a determinar (la concentración). Para ello, se efectúan diluciones de unas muestras de contenido conocido y se produce su lectura y el consiguiente establecimiento de una función matemática que relacione ambas; después, se lee el mismo carácter en la muestra problema y mediante la sustitución de la variable independiente de esa función, se obtiene la concentración de esta.

Se dice pues que la respuesta de la muestra puede cuantificarse y, empleando la curva de calibración, se puede interpolar el dato de la muestra problema hasta encontrar la concentración del analito. Las curvas de calibración suelen poseer al menos una fase de respuesta lineal sobre la que se realiza un test estadístico de regresión para evaluar su precisión. ⁽¹⁾

3.10 TITULACIONES ACIDO- BASE⁽¹³⁾

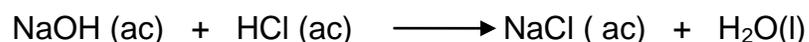
Los estudios cuantitativos de las reacciones de neutralización acido- base se llevan a cabo en forma adecuada por medio de una técnica conocida como valoración. En una valoración, una disolución de concentración exactamente conocida, denominada disolución patrón, se agrega en forma gradual a otra disolución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre las dos disoluciones se complete. Si se conoce el volumen de la disolución patrón y de la disolución desconocida que se utilizaron en la valoración,

además de conocer la concentración de la disolución patrón, se puede calcular la concentración de la disolución desconocida.

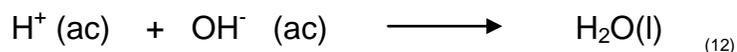
Para que una reacción química sea adecuada para utilizarla en una titulación, la reacción debe ser completa en el punto de equivalencia. El grado en que se completa la reacción, determina el tamaño y la agudeza de la porción vertical de la curva de titulación. Mientras mayor sea la constante de equilibrio, la reacción será más completa, el cambio de pH cerca del punto de equivalencia será mayor y será más fácil localizar el punto de equivalencia con buena precisión. ⁽¹³⁾

3.11 VALORACIONES ACIDO FUERTE –BASE FUERTE ⁽¹²⁾

La reacción entre un ácido fuerte (HCl) y el de una base fuerte (NaOH), se representa por



o, en función de la ecuación iónica neta,

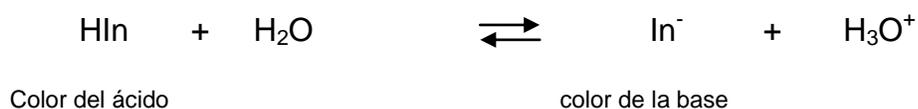


3.12 INDICADORES ACIDO BASE ⁽¹³⁾

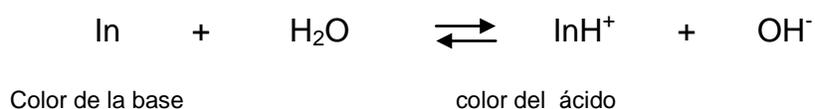
Para determinar cuándo se alcanza el punto de equivalencia, el analista aprovecha el gran cambio de pH que ocurre en las titulaciones. Existen muchos ácidos y bases orgánicos débiles que presentan diferentes colores cuando están sin disociar y cuando están en forma iónica. Estas moléculas se pueden utilizar para determinar cuándo se ha adicionado la cantidad suficiente de titulante y se les denomina indicadores visuales.

Muchas sustancias, tanto naturales como sintéticas, presentan una coloración que depende del pH de las soluciones en las que se disuelven. Algunos de estos compuestos, que han sido empleados durante siglos para determinar la acidez o alcalinidad del agua, se utilizan todavía como indicador acido- base. ⁽¹²⁾

Un indicador ácido-base es un ácido orgánico o una base orgánica débil, cuya forma disociada tiene un color distinto que su base o acido conjugado. Por ejemplo, el comportamiento del indicador acido HIn se describe con el equilibrio:



Al ocurrir la disolución da lugar a cambios estructurales internos, los cuales producen un cambio de color. El equilibrio de un indicador alcalino, In, es el siguiente:



La expresión de la constante de equilibrio para la disociación de un indicador de tipo ácido toma la forma:

Y reorganizando nos lleva:

Se aprecia que la concentración de iones hidronio determina la proporción entre el ácido y la base conjugada del indicador, lo cual a su vez determina el color de la solución. ⁽¹³⁾

3.13 VARIABLES QUE INFLUYEN EN EL COMPORTAMIENTO DE LOS INDICADORES⁽¹⁾

La temperatura, la fuerza iónica del medio y la presencia de disolventes orgánicos y partículas coloides influyen en el intervalo de pH en el que un indicador dado presenta el cambio de color. Algunos de estos efectos, en particular los dos últimos, pueden hacer que el intervalo de transición se desplace una o más unidades de pH.⁽¹⁾

3.13.1 ERRORES DEBIDO AL INDICADOR⁽¹⁾

Existen por lo menos dos fuentes de error al determinar el punto final de una titulación utilizando indicadores visuales. Uno de ellos ocurre cuando el indicador no cambia en el pH adecuado. Este es un error determinado que se puede corregir por medio de la determinación del indicador en blanco. Esto último es sencillamente el volumen del ácido o de base que se necesita para cambiar del pH del punto de equivalencia al pH en el cual el indicador cambia de color. La determinación del indicador en blanco casi siempre se hace en forma experimental.

En el caso de los ácidos débiles o bases débiles ocurre un segundo error; aquí la pendiente de la curva de titulación no es grande y por lo tanto el cambio de color en el punto final no es agudo. Aún cuando se utiliza el indicador adecuado, ocurre un error indeterminado que se refleja en la falta de precisión

para decidir exactamente cuando sucede el cambio de color. La utilización de un solvente no acuoso puede mejorar la agudeza del punto final en estos casos. Para agudizar el cambio de color de ciertos indicadores, algunas veces se emplean mezclas de dos indicadores o de un indicador con una tintura indiferente. ⁽¹⁾

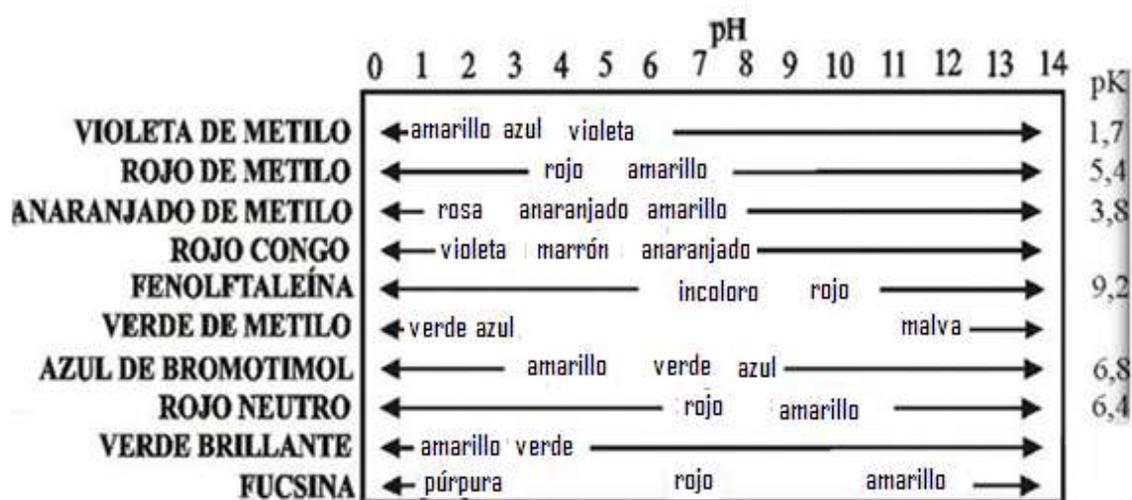


Fig. Nº10 Tabla que describe las tonalidades de colores de indicadores ácido -base a distinto pH. ⁽¹⁵⁾

CAPITULO IV

DISEÑO METODOLOGICO

4.0 DISEÑO METODOLOGICO

4.1 TIPO DE ESTUDIO:

Retrospectivo: Porque se basa en estudios realizados anteriormente sobre indicadores naturales ácido- base.

Prospectivo: Porque la información recolectada servirá y se aplicara para estudios futuros.

Experimental: Porque la investigación en estudio se desarrollo siguiendo un proceso debidamente diseñado realizándose en las instalaciones de los laboratorios del Centro de Investigación y Desarrollo de la Salud de la Universidad de El Salvador.

4.2 INVESTIGACION BIBLIOGRAFICA:

Procedimientos que han sido indagado en fuentes bibliográficas, esto encontrándose en las bibliotecas: Dr. Benjamín Orozco de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador, Universidad Alberto Masferrer, Jardín Botánico la Laguna e internet.

4.3 INVESTIGACION DE CAMPO:

Muestreo: Al azar y dirigido, ya que se tomara la muestra a partir de inflorescencias de *Ixora coccinea*, brácteas de *Alpinia purpurata* y de *Megaskepasma erythrochlamys* un extenso número de especies de plantas con parámetros ya establecido orientada a un

grupo específico con ciertas características necesarias para el desarrollo de la investigación y se recolectarán en el campus universitario.

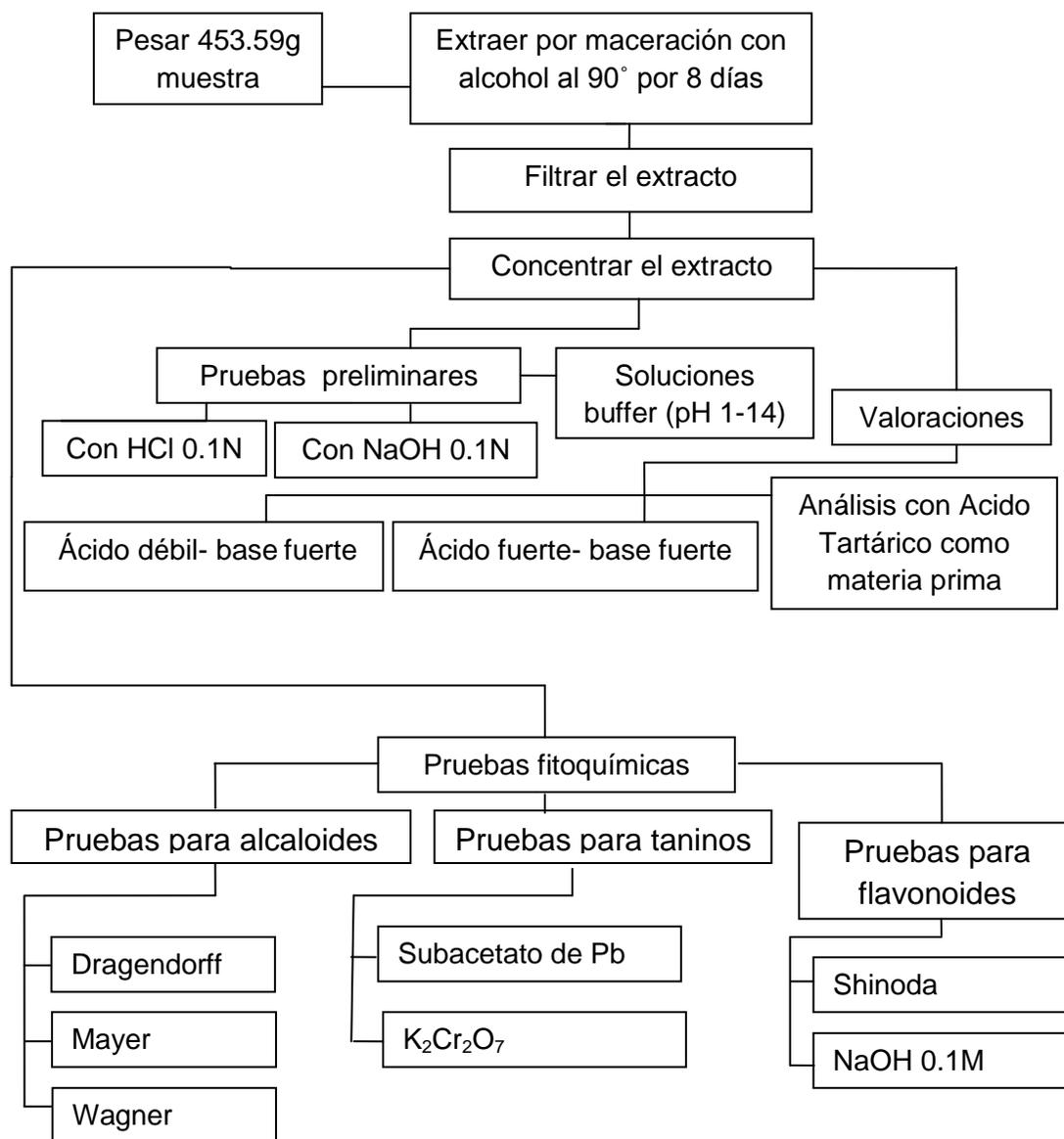
Universo: Todas las especies de plantas que existen y que contienen pigmentos colorantes que cumplen con los requisitos para ser utilizados como indicadores ácido–base.

Muestra: 453.59g de Inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), 453.59g de brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y de ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo).

4.4 PARTE EXPERIMENTAL

Las tres diferentes muestras fueron recolectadas siguiendo iguales procedimientos, así: primero se ubicó el lugar donde se encuentran las plantas seleccionadas, luego se identificaron con la ayuda de un experto en el área botánica, presentando una parte significativa de cada planta y comparando sus características con una base bibliográfica, realizado en el Jardín Botánico La Laguna; posteriormente se cortaron las Inflorescencias de ***Ixora coccinea***, las brácteas de ***Alpinia purpurata*** y de ***Megaskepasma erythrochlamys*** de las plantas que cumplían con los requisitos para la investigación, como es verificar que se encuentren libres de plagas, que no estén marchitas, en putrefacción o que hayan sido alteradas por factores externos. Luego se introdujeron las

partes de cada planta en tres recipiente de plástico, limpios respectivamente y de capacidad para un kilogramo para su transporte.



(Ver Anexo N° 3)

Fig. N° 11 Esquema de metodología de la parte experimental para las tres especies de plantas estudiadas.

CAPITULO V

RESULTADOS Y DISCUSION DE RESULTADOS

5.0 RESULTADOS Y DISCUSION DE RESULTADOS

5.1 EXTRACCION DEL COLORANTE

Luego de la identificación de las plantas en estudio, se realizó la extracción del colorante de las inflorescencias de *Ixora coccínea* (Ixora), brácteas de *Alpinia purpurata* (Ginger rojo) y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo), por medio del método de maceración durante un periodo de ocho días, seleccionando como solvente etanol 90°, realizándolo de manera que el solvente cubriera la superficie de la muestra para cada una de las tres plantas, obteniendo las coloraciones de los extractos alcohólico que se presentan según el siguiente cuadro:

CUADRO N° 1. Coloración de los extractos obtenidos por medio del método de maceración.

EXTRACTO	COLOR
<i>Ixora coccinea</i> (Ixora)	Café oscuro
<i>Alpinia purpurata</i> (Ginger Rojo)	Rojo pardo
<i>Megaskepasma erythrochlamys</i> (Camaroncillo)	Café claro

Cada uno de los extractos alcohólicos, presentó una coloración debido a los pigmentos que poseen cada una de las plantas en estudio, las cuales tienen sus propias características fitoquímicas y por medio del método de maceración se extrajo la mayor cantidad de ellos, debido a que las brácteas y las inflorescencias presentaron decoloración durante el proceso de extracción. (Ver Anexo N°4)

5.2 PRUEBAS PRELIMINARES

Estas pruebas se realizaron para comprobar si existe un cambio químico en los extractos obtenidos de *Ixora coccinea* (Ixora), *Alpinia purpurata* (Ginger rojo) y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo), dicho cambio se representa por el viraje de coloración en los extractos cuando están frente a un medio ácido y un medio básico, presentados en el siguiente cuadro:

CUADRO N° 2. Resultado de las Pruebas Preliminares

Muestra (Extracto alcohólico)	Color inicial del extracto	Viraje de color en presencia de NaOH 0.1 N	Viraje de color en presencia de HCL 0.1 N
<i>Ixora coccínea</i>	Café oscuro	Amarillo	Rojo oscuro
<i>Alpinia purpurata</i>	Rojo pardo	café claro	Rojo cereza
<i>Megaskepasma erythrochlamys</i>	Café claro	Café oscuro	Rojo

Según el cuadro N° 2, en las pruebas preliminares realizadas a los extractos alcohólicos que corresponden a *Ixora coccínea*, *Alpinia purpurata* y *Megaskepasma erythrochlamys*, se observó un viraje de color de cada uno de los extractos al añadirse en un tubo de ensayo que contenía una cantidad de 1.0 mL de ácido Clorhídrico 0.1N, una cantidad de 2.0 mL de cada extracto alcohólico, virando a un color rojo oscuro, rojo cereza y rojo respectivamente. También a cada extracto alcohólico mencionado anteriormente, se añadió 2.0 mL de cada uno de ellos a un tubo que contenía 1.0 mL de Hidróxido de Sodio 0.1N, virando a un color amarillo, café oscuro y café claro, los cuales son persistentes por más de 10 minutos, lo que indica por consiguiente que pueden

ser utilizados como un indicador que cambia en medio ácido y básico. (Ver Anexo N°4)

5.3 PRUEBAS FITOQUIMICAS

A los extractos de cada planta se les realizaron pruebas fitoquímicas para identificar la presencia de metabolitos secundarios como son alcaloides, flavonoides y taninos, utilizando para cada uno de ellos su reactivo específico que confirman su presencia.

Las pruebas generales de precipitación para alcaloides fueron: Drangendorff, Warner y Mayer, así mismo para flavonoides, la pruebas generales de coloración de Shinoda e Hidróxido de Sodio 0.1 N; para la identificación de taninos, pruebas de coloración de solución de Dicromato de Potasio y Subacetato de Plomo.

CUADRO Nº 3. RESULTADO DE PRUEBAS FITOQUIMICAS REALIZADAS A LOS EXTRACTOS ALCOHOLICOS

Extracto	Pruebas		Especificación según bibliografía	Resultado	Observación
<i>Ixora coccinea</i>	Alcaloides	Reacción de Mayer	Precipitado amarillo o blanco	-	No hubo cambios
		Reacción de Dragendorff	Precipitado anaranjado	-	No hubo cambios
		Reacción de Wagner	Precipitado café oscuro	-	No hubo cambios
	Taninos	Dicromato de Potasio	Precipitado	+	Precipitado café
		Subacetato de Plomo	Precipitado	+	Precipitado verde
	Flavonoides	Shinoda	Coloración roja	+	Formación de color rojo
		NaOH 0.1N	Coloración Variable	+	Formación de color café
<i>Alpinia purpurata</i>	Alcaloides	Reacción de Mayer	Precipitado amarillo o blanco	-	No hubo cambios
		Reacción de Dragendorff	Precipitado anaranjado	-	No hubo cambios
		Reacción de Wagner	Precipitado café oscuro	-	No hubo cambios
	Taninos	Dicromato de Potasio	Precipitado	+	Precipitado café
		Subacetato de Plomo	Precipitado	+	Precipitado verde
	Flavonoides	Shinoda	Coloración roja	+	Formación de color rojo
		NaOH 0.1N	Coloración Variable	+	Formación de color café
<i>Megaskepasma erythrochlamys</i>	Alcaloides	Reacción de Mayer	Precipitado amarillo o blanco	-	No hubo cambios
		Reacción de Dragendorff	Precipitado anaranjado	-	No hubo cambios
		Reacción de Wagner	Precipitado café oscuro	-	No hubo cambios
	Taninos	Dicromato de Potasio	Precipitado	+	Precipitado café
		Subacetato de Plomo	Precipitado	+	Precipitado verde
	Flavonoides	Shinoda	Coloración roja	+	Formación de color rojo
		NaOH 0.1N	Coloración Variable	+	Formación de color café

(+) = Resultado Positivo de la prueba.

(-) = Resultado Negativo de la prueba.

Según el cuadro N° 3, se determinó por medio de diferentes pruebas, la ausencia de alcaloides para los tres extractos alcohólicos obtenidos de las plantas en estudio que se han evaluado en esta investigación; esto se confirmó por tres diferentes pruebas generales para alcaloides, utilizando los reactivos de Mayers, Dragendorff y Wagner, en lo que no se observó la formación de precipitado como lo especifica la bibliografía, por lo que se descarta la presencia de alcaloides como metabolitos; por consiguiente se confirmó la presencia de flavonoides, utilizando las pruebas de Shinoda y de Hidróxido de Sodio 0.1 N, obteniendo un resultado positivo confirmado por una coloración rojo y café oscuro respectivamente; así mismo para la identificación de taninos se utilizó soluciones de Subacetato de Plomo y Dicromato de Potasio, generando un precipitado cada uno de ellos al reaccionar con los extractos, indicando así la presencia de estos. (Ver Anexo N°4)

5.4 ESCALA DE pH

La escala de pH se elaboró con el fin de observar la coloración que toma cada uno de los extractos de las plantas en estudio a un determinado pH, utilizando para ello, soluciones buffer a pH de 1 a 14, generando una variación de color entre un pH ácido y pH básico para cada extracto, obteniéndose los siguientes resultados:

Cuadro N°4. Escala de pH 1-14 con los extractos de *Ixora coccínea* (Ixora), *Alpinia purpurata* (Ginger rojo) y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo).

pH de Buffer	Color de Buffer	Extracto de <i>Ixora coccínea</i> (Ixora)	Extracto de <i>Alpinia purpurata</i> (Ginger Rojo)	Extracto de <i>Megaskepasma erythrochlamys</i> (Camaroncillo)
1	Transparente	Rojo intenso	Rojo intenso	Rojo intenso
2	Transparente	Rojo intenso	Rojo intenso	Rojo intenso
3	Transparente	Rojo tenue	Rojo intenso	Rojo intenso
4	Transparente	Amarillo tenue	Rosado Tenue	Rojo tenue
5	Transparente	Amarillo tenue	Rosado Tenue	Rosado Tenue
6	Transparente	Amarillo tenue	Amarillo tenue	Amarillo Tenue
7	Transparente	Amarillo tenue	Amarillo tenue	Amarillo Tenue
8	Transparente	Amarillo tenue	Amarillo Tenue	Amarillo Tenue
9	Transparente	Amarillo tenue	Amarillo Tenue	Amarillo Tenue
10	Transparente	Amarillo tenue	Café Oscuro	Café Oscuro
11	Transparente	Café Tenue	Café Oscuro	Café Oscuro
12	Transparente	Café Tenue	Café Oscuro	Café Oscuro
13	Transparente	Café Tenue	Café Oscuro	Café Oscuro
14	Transparente	Café Tenue	Café Oscuro	Café Oscuro

Como se presenta en el cuadro N° 4, para los extracto en estudio con las soluciones buffer a diferentes valores de pH (1-14), la coloración inicial observada cambia a medida que aumenta el pH, desde ácido hasta básico; así para el extracto de *Ixora coccínea* (Ixora), la coloración a pH de 1 a 3 fue de rojo intenso a rojo tenue, a pH 4 se observó una coloración amarillo tenue que permaneció hasta llegar a pH 10 y de pH 11 a 14 se generó un color café tenue; así mismo para el extracto de *Alpinia purpurata* (Ginger rojo) la coloración a pH 1 fue rojo intenso, que disminuyó a rosado tenue hasta llegar a pH 5, a pH 6 se observó una coloración amarillo tenue que se mantuvo hasta un pH 9 y a pH de 10 a 14 se generó un color café oscuro; para el extracto de

Megaskepasma erythrochlamys (Camaroncillo) la coloración obtenida a cada pH es similar a la obtenida con el extracto de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo), con un variación de color a un pH 4 en el que se dio una coloración de rojo tenue. Éstas diferencias de colores se formó debido a la naturaleza de cada solución bufferes utilizada, observando el comportamiento de los extractos tanto en medio ácido como en básico. (Ver Anexo N°4)

5.5 TITULACIONES VOLUMETRICAS, DETERMINACION DEL PUNTO FINAL

5.5.1 Determinación cualitativa de la acidez y alcalinidad de la muestra.

En esta prueba se realizaron reacciones de neutralización de carácter ácido-base, mediante el método potenciométrico, utilizando como sustancia indicadora cada uno de los extractos etanólicos de las plantas en estudio, realizando valoraciones ácido fuerte – base fuerte (ácido Clorhídrico 0.1 N – Hidróxido de Sodio 0.1 N) y ácido débil – base fuerte (ácido Acético 0.1 N – Hidróxido de Sodio 0.1 N), posteriormente para poder determinar el punto final de la valoración se graficó la segunda deriva que corresponde al cambio de pH con respecto al volumen (mL) de ácido añadido ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) contra el volumen (mL) de ácido Clorhídrico 0.1N gastado, comprobando así que los extractos etanólicos pueden ser utilizados como indicadores ácido-base en las titulaciones volumétricas.

5.5.2 Valoración ácido fuerte – base fuerte

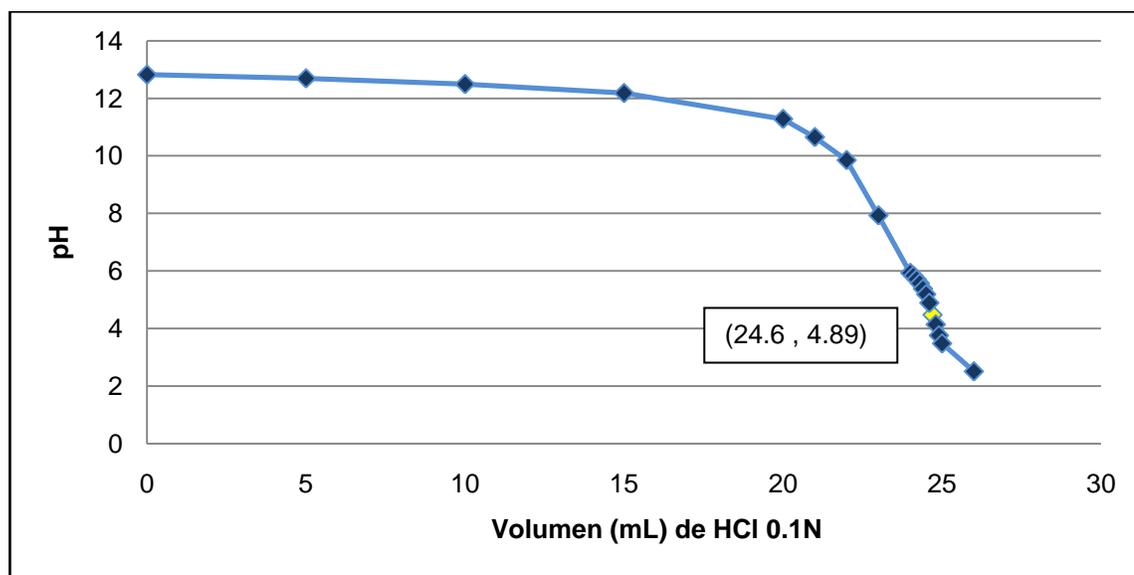
Durante el proceso de titulación ácido fuerte – base fuerte (HCl 0.1N / NaOH 0.1N), se logró observar utilizando cada uno de los extractos de las plantas en estudio, el viraje de color a su respectivo pH. Por consiguiente para determinar el punto final de la valoración, se graficó la segunda derivada que corresponde al cambio de pH con respecto al volumen (mL) de ácido añadido ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de ácido Clorhídrico 0.1 N gastado; para obtener así con mayor exactitud los resultados.

Cuadro N°5. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Ixora coccínea* (Ixora).

Volumen(mL) HCl 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta\text{pH}/\Delta V$	$\Delta^2\text{pH}/\Delta^2V$	Viraje de Color
0.0	12.82	0.0	---	---	---	Café Tenue
5.0	12.69	5.0	-0.13	-0.03	---	Café Tenue
10.0	12.49	5.0	-0.20	-0.04	-0.01	Café Tenue
15.0	12.18	5.0	-0.31	-0.06	-0.02	Café Tenue
20.0	11.28	5.0	-0.90	-0.18	-0.12	Café Tenue
21.0	10.65	1.0	-0.63	-0.63	-0.45	Café Tenue
22.0	9.85	1.0	-0.80	-0.80	-0.17	Café Tenue
23.0	7.93	1.0	-1.90	-1.92	-1.12	Café Tenue
24.0	5.93	1.0	-2.00	-2.00	-0.08	Café Tenue
24.1	5.83	0.1	-0.10	-1.00	1.00	Café Tenue
24.2	5.71	0.1	-0.12	-1.20	-0.20	Café Tenue

Cuadro N°5. Continuación

24.3	5.57	0.1	-0.14	-1.40	-0.20	Café Tenue
24.4	5.38	0.1	-0.19	-1.90	-0.50	Café Tenue
24.5	5.19	0.1	-0.19	-1.90	0.00	Café Tenue
24.6	4.89	0.1	-0.30	-3.00	-1.10	Amarillo Tenue
24.7	4.48	0.1	-0.41	-4.10	-1.10	Amarillo Tenue
24.8	4.14	0.1	-0.34	-3.40	0.70	Amarillo Tenue
24.9	3.76	0.1	-0.38	-3.80	-0.40	Amarillo Tenue
25.0	3.48	0.1	-0.28	-2.80	1.00	Amarillo Tenue
26.0	2.51	1.0	-0.97	-0.97	1.83	Amarillo Tenue

Fig. N°12. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador.

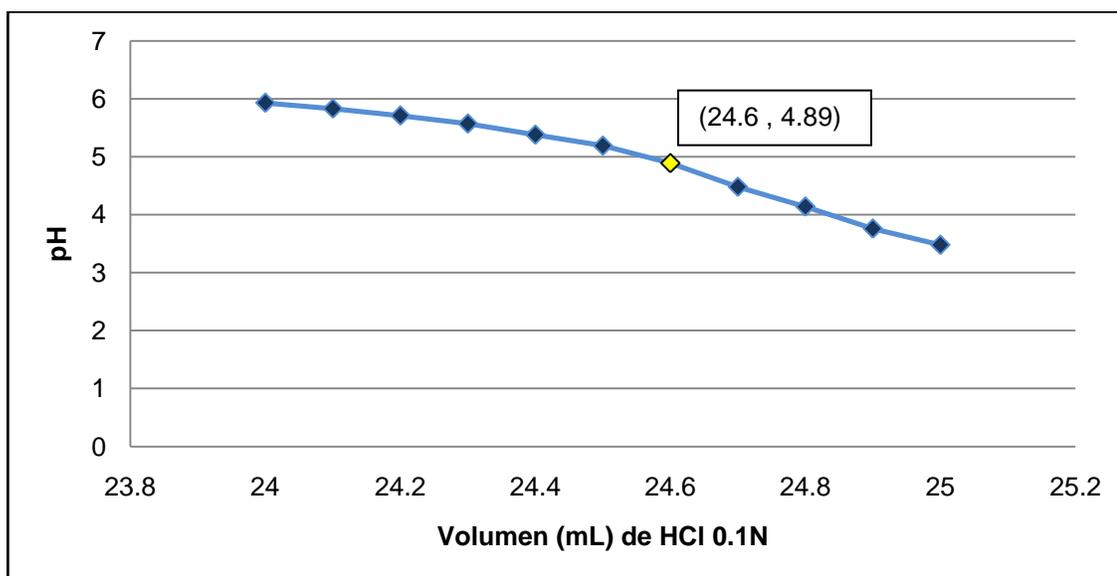


Fig. N°13. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador.

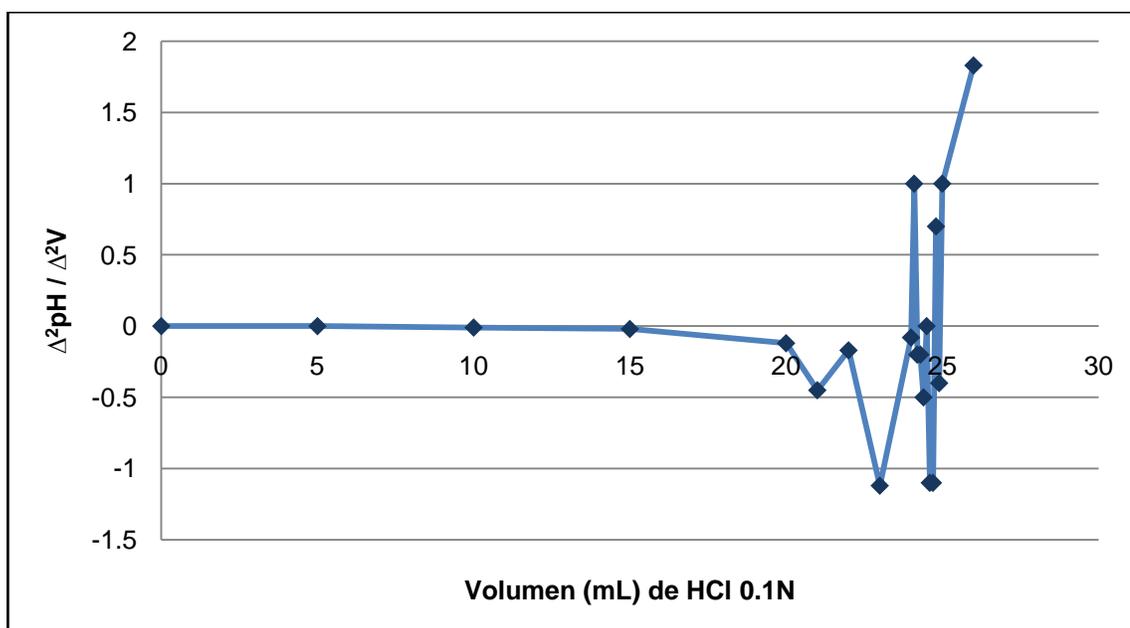


Fig. N°14. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vs volumen (mL) de HCl 0.1N

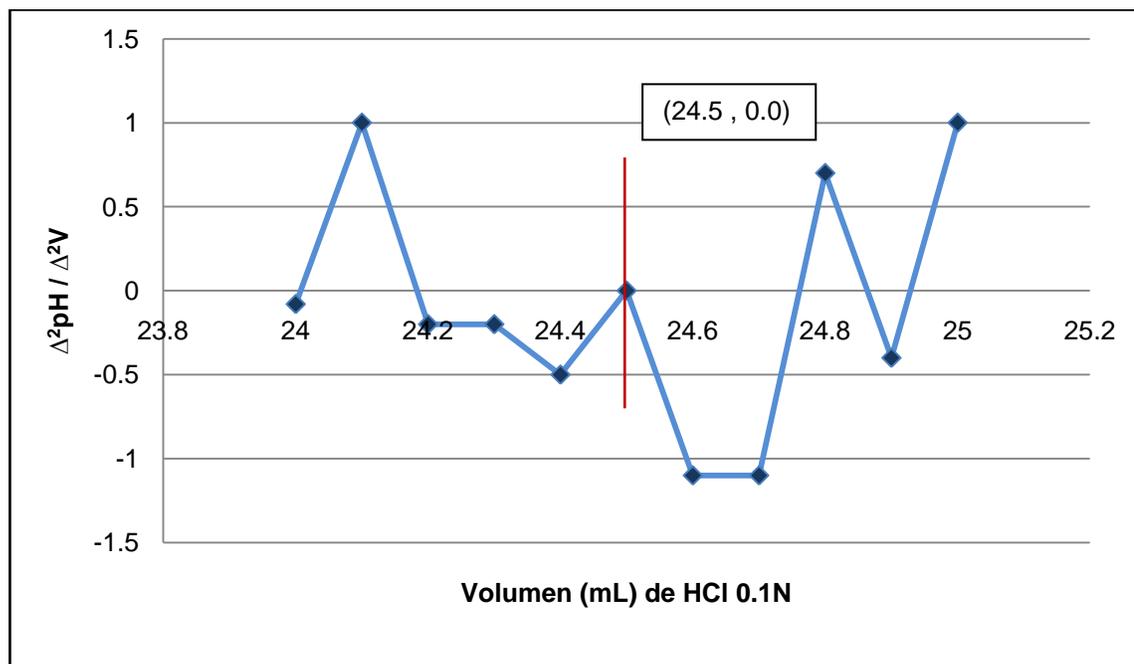


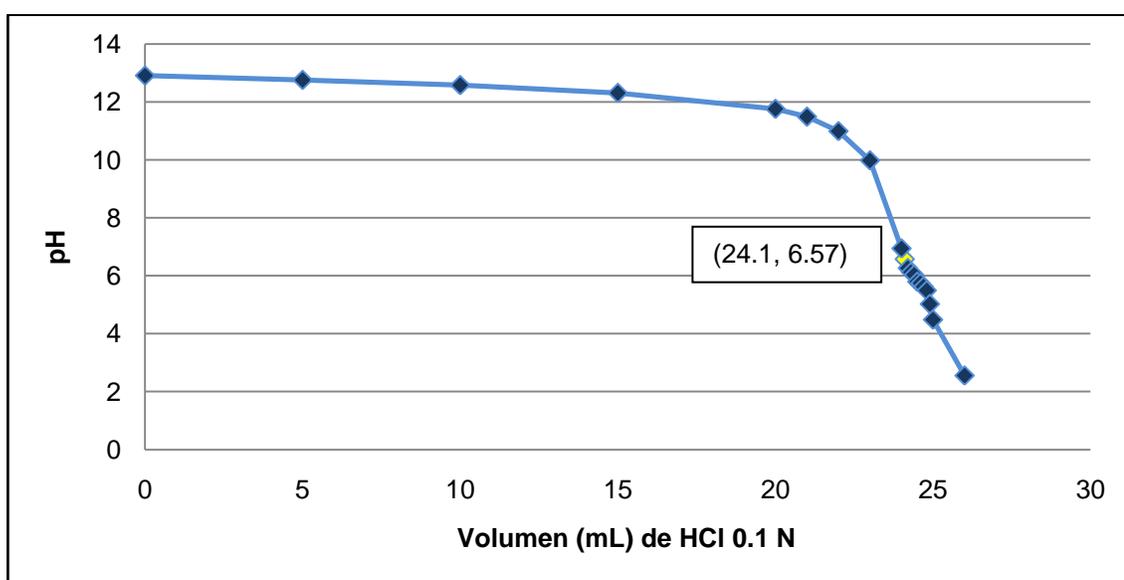
Fig. N°15. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N

Cuadro N°6. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Alpinia purpurata* (Ginger rojo).

Volumen(mL) HCl 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta\text{pH}/\Delta\text{V}$	$\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$	Viraje de Color
0.0	12.91	0.0	---	---	---	Café Oscuro
5.0	12.76	5.0	-0.15	-0.03	---	Café Oscuro
10.0	12.58	5.0	-0.18	-0.04	-0.01	Café Oscuro
15.0	12.31	5.0	-0.27	-0.05	-0.01	Café Oscuro
20.0	11.76	5.0	-0.55	-0.11	-0.06	Café Oscuro
21.0	11.49	1.0	-0.27	-0.27	-0.16	Café Oscuro
22.0	10.99	1.0	-0.50	-0.50	-0.23	Café Oscuro
23.0	9.98	1.0	-1.01	-1.01	-0.51	Café Oscuro

Cuadro N°6. Continuación

24.0	6.94	1.0	-3.04	-3.04	-2.03	Café Oscuro
24.1	6.57	0.1	-0.37	-3.70	-0.66	Amarillo Tenue
24.2	6.26	0.1	-0.31	-3.10	0.60	Amarillo Tenue
24.3	6.12	0.1	-0.14	-1.40	1.70	Amarillo Tenue
24.4	6.03	0.1	-0.09	-0.90	0.50	Amarillo Tenue
24.5	5.79	0.1	-0.24	-2.40	-1.50	Amarillo Tenue
24.6	5.74	0.1	-0.05	-0.50	1.90	Amarillo Tenue
24.7	5.62	0.1	-0.12	-1.20	-0.70	Amarillo Tenue
24.8	5.49	0.1	-0.13	-1.30	-0.10	Amarillo Tenue
24.9	5.02	0.1	-0.47	-4.70	-3.40	Amarillo Tenue
25.0	4.48	0.1	-0.54	-5.40	-0.70	Amarillo Tenue
26.0	2.55	1.0	-1.93	-1.93	3.47	Amarillo Tenue

Fig. N°16. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador.

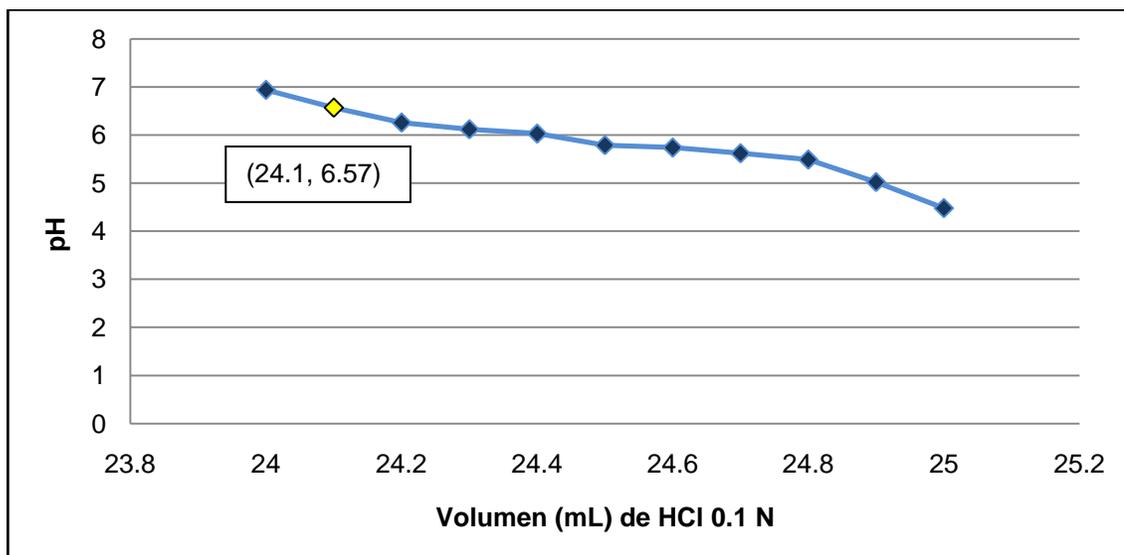


Fig. N°17. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador.

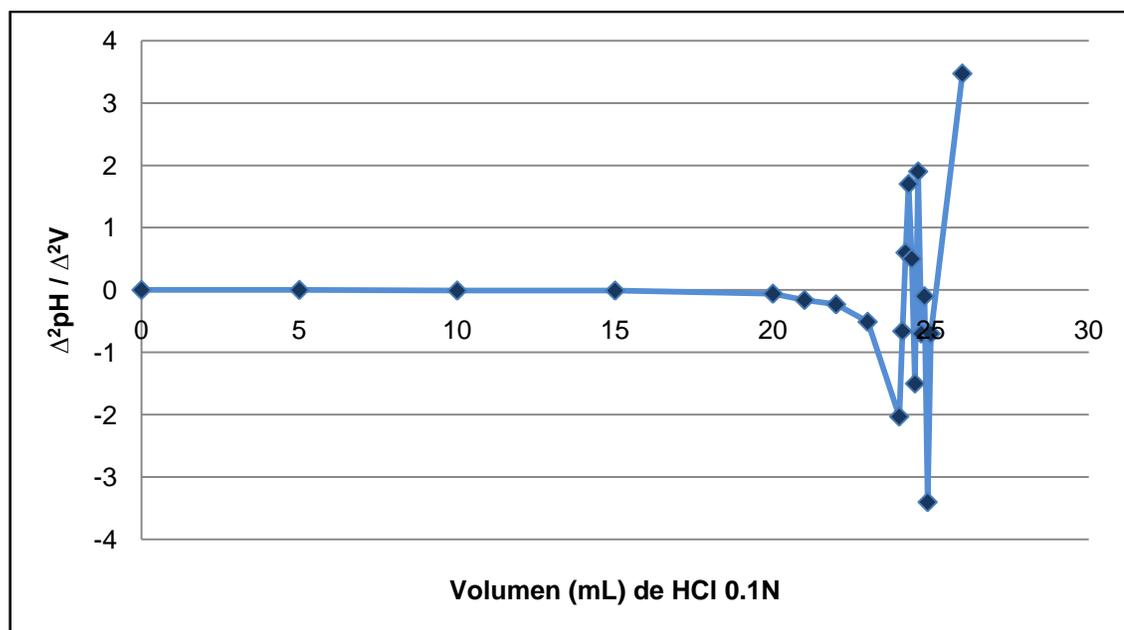


Fig. N° 18. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vs volumen (mL) de HCl 0.1N

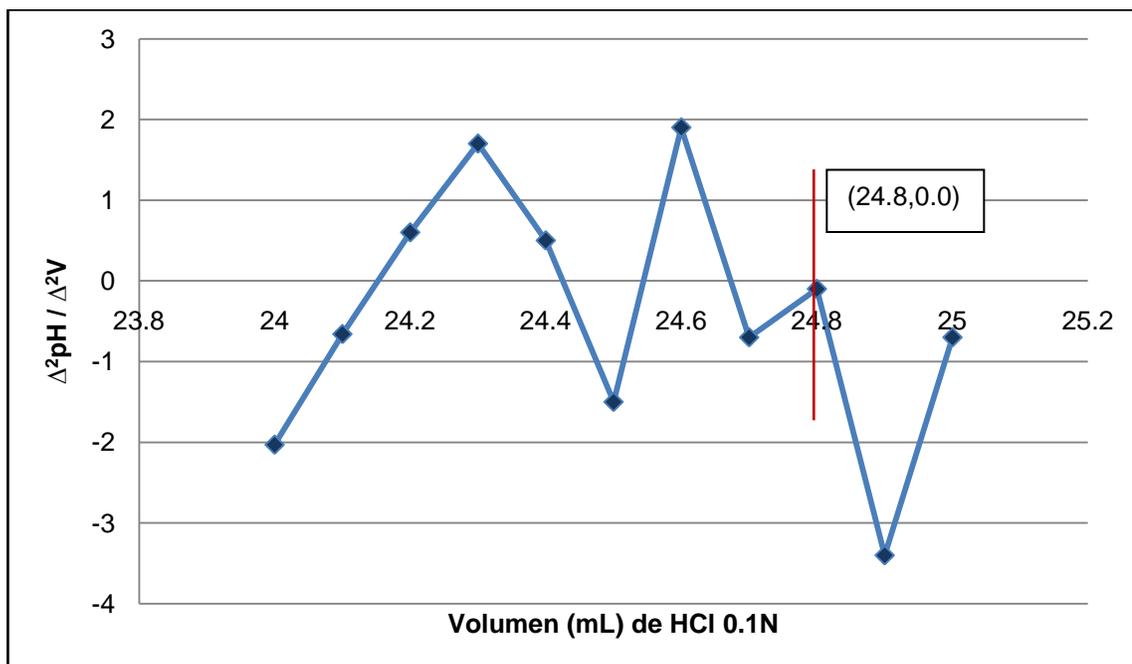


Fig. N° 19. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N

Cuadro N°7. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo).

Volumen(mL) HCl 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta\text{pH}/\Delta V$	$\Delta^2\text{pH}/\Delta^2V$	Viraje de Color
0.0	12.88	0.0	---	---	---	Café Oscuro
5.0	12.77	5.0	-0.11	-0.02	---	Café Oscuro
10.0	12.58	5.0	-0.19	-0.04	-0.02	Café Oscuro
15.0	12.30	5.0	-0.28	-0.06	-0.02	Café Oscuro
20.0	11.69	5.0	-0.61	-0.12	-0.06	Café Oscuro
21.0	11.39	1.0	-0.3	-0.30	-0.18	Café Oscuro
22.0	10.73	1.0	-0.66	-0.66	-0.36	Café Oscuro

Cuadro N°7. Continuación

23.0	9.74	1.0	-0.99	-0.99	-0.33	Café Oscuro
24.0	6.70	1.0	-3.04	-3.04	-2.05	Café Oscuro
24.1	6.47	0.1	-0.23	-2.30	0.74	Café Oscuro
24.2	6.31	0.1	-0.16	-1.60	0.70	Café Oscuro
24.3	6.16	0.1	-0.15	-1.50	0.10	Café Oscuro
24.4	6.03	0.1	-0.13	-1.30	0.20	Café Oscuro
24.5	5.57	0.1	-0.46	-4.60	-3.30	Café Oscuro
24.6	5.69	0.1	0.12	1.20	5.80	Café Oscuro
24.7	5.70	0.1	0.01	0.10	-1.10	Café Oscuro
24.8	5.43	0.1	-0.27	-2.70	-2.80	Amarillo Tenue
24.9	5.29	0.1	-0.14	-1.40	1.30	Amarillo Tenue
25.0	4.91	0.1	-0.38	-3.80	-2.40	Amarillo Tenue
26.0	2.54	1.0	-2.37	-2.37	1.43	Amarillo Tenue

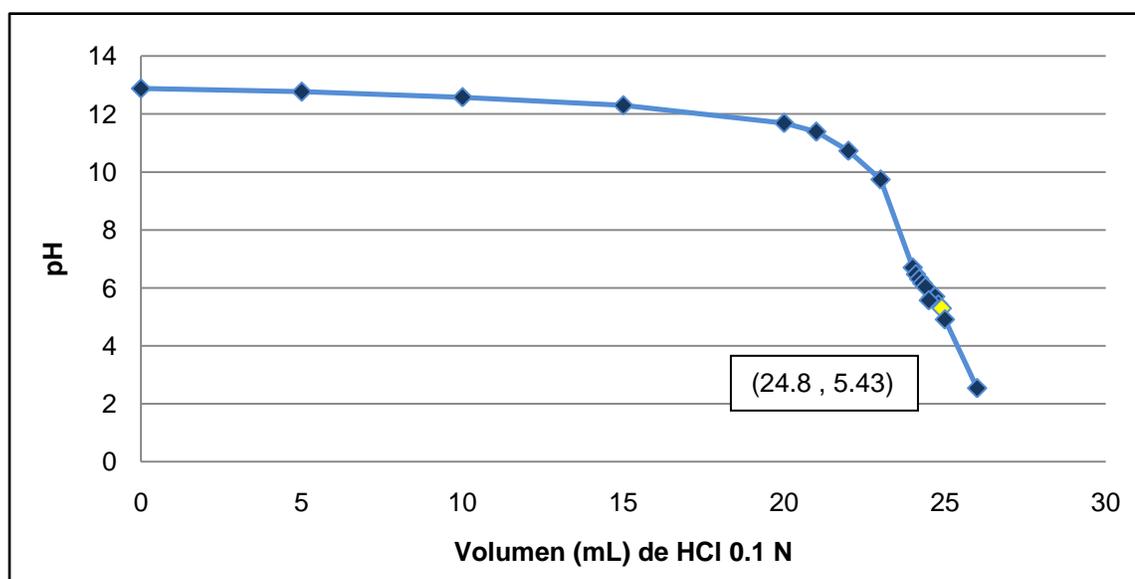


Fig. N°20. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador.

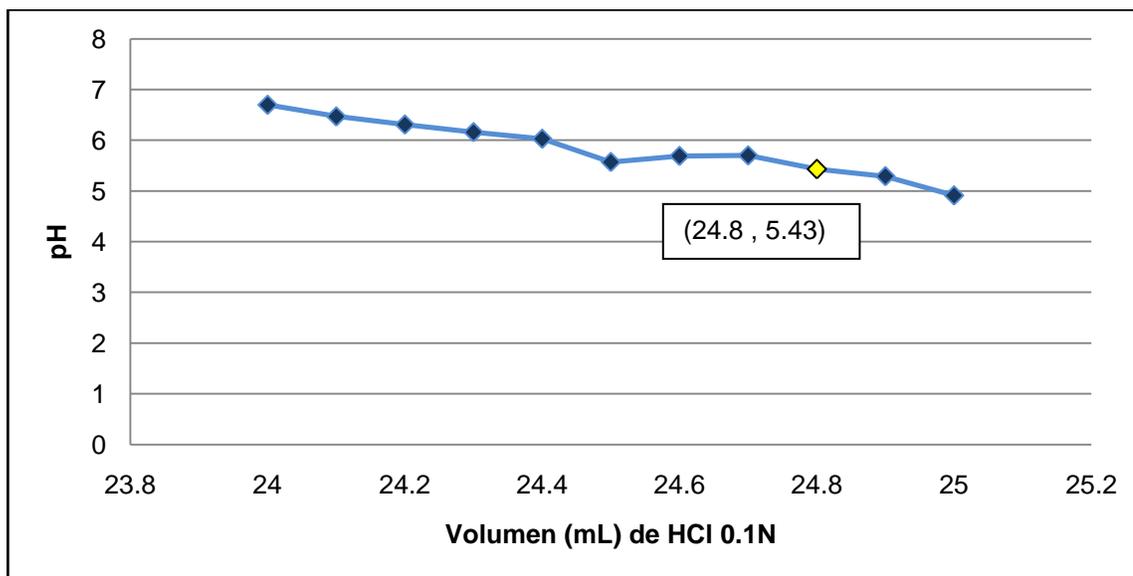


Fig. N°21. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de HCl 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador.

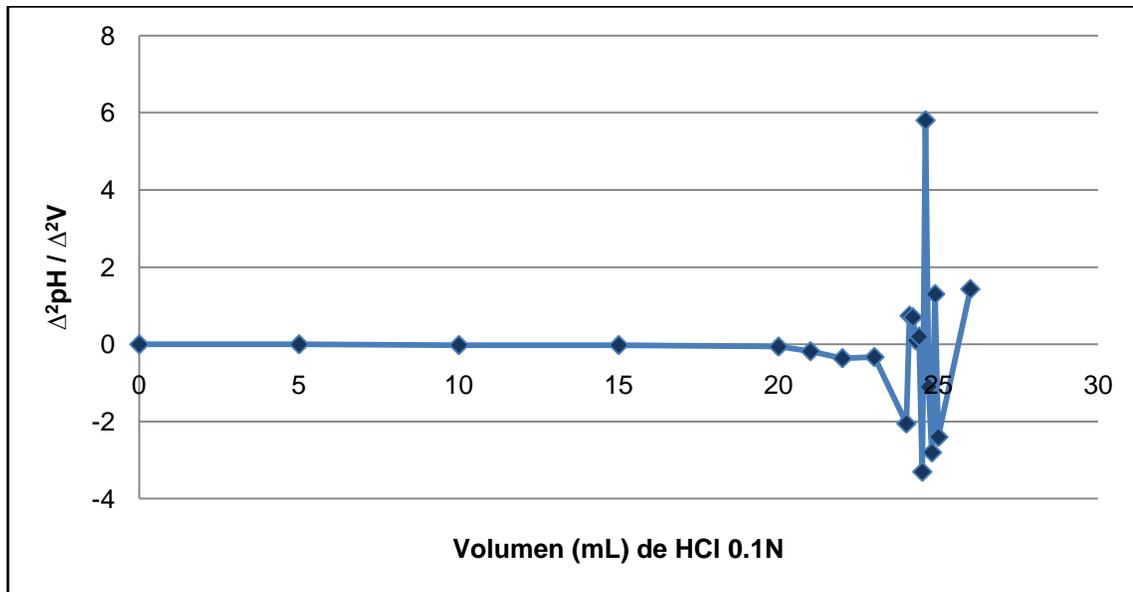


Fig. N°22. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vs volumen (mL) de HCl 0.1N

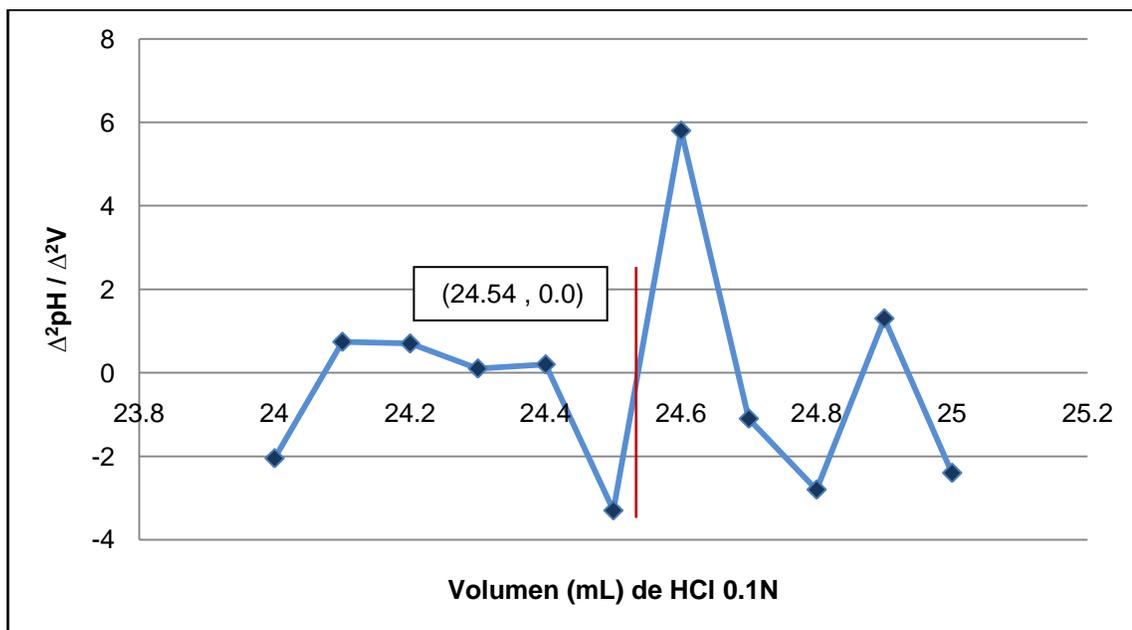


Fig. N° 23. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de HCl 0.1N

En las valoraciones ácido fuerte - base fuerte (HCl 0.1N / NaOH 0.1N) el viraje de color observado visualmente usando como indicadores los extractos de *Ixora coccinea* (Ixora), *Alpinia purpurata* (Ginger Rojo) y *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo) fueron de *Café Tenue a Amarillo Tenue* para el primero y de *Café Oscuro a Amarillo Tenue* para los dos últimos (Ver Anexo N°5), a volúmenes de 24.6 mL, 24.1 mL, 24.8 mL y pH de 4.89, 6.57, 5.43 como se presentan en las figuras N° 12, 16 y 20 respectivamente; lo cual indica que los extractos muestran un cambio de color en el punto final de la titulación, el cual se determinó con mayor exactitud en las graficas de la segunda derivada (figuras N° 15, 19 y 23) a volúmenes de 24.5 mL, 24.8 mL y 24.54 mL, donde se puede ubicar con precisión el valor de dicho punto, por medio de la intersección

de la segunda derivada con el eje del cero para cada uno de los extractos respectivamente; éste punto final sucede cuando las moléculas del analito han reaccionado químicamente con las moléculas del titulante y según los resultados, los extractos pueden ser utilizados como indicadores ácido base.

5.5.3 Valoración ácido débil – base fuerte

Durante el proceso de titulación ácido fuerte – base fuerte (CH_3COOH 0.1N / NaOH 0.1N), se logró observar utilizando cada uno de los extractos de las plantas en estudio, el viraje de color a su respectivo pH. Por consiguiente para determinar el punto final de la valoración, se graficó la segunda derivada que corresponde al cambio de pH con respecto al volumen (mL) de ácido añadido ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2\text{V}$) vrs volumen (mL) de Acido Acético 0.1 N gastado; para obtener así con mayor exactitud los resultados.

Cuadro N°8. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Ixora coccínea* (Ixora).

Volumen(mL) CH_3COOH 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta\text{pH}/\Delta\text{V}$	$\Delta^2\text{pH}/\Delta^2\text{V}$	Viraje de Color
0.0	12.89	0.0	---	---	---	Café Tenue
5.0	12.77	5.0	-0.12	-0.02	---	Café Tenue
10.0	12.58	5.0	-0.19	-0.04	-0.02	Café Tenue
15.0	12.29	5.0	-0.29	-0.06	-0.02	Café Tenue
20.0	11.65	5.0	-0.64	-0.13	-0.07	Café Tenue

Cuadro N°8. Continuación

21.0	11.25	1.0	-0.40	-0.40	-0.27	Café Tenue
22.0	10.44	1.0	-0.81	-0.81	-0.41	Café Tenue
23.0	8.59	1.0	-1.85	-1.85	-1.04	Café Tenue
23.1	8.02	0.1	-0.57	-5.70	-3.85	Café Tenue
23.2	7.59	0.1	-0.43	-4.30	1.40	Amarillo Tenue
23.3	7.30	0.1	-0.29	-2.90	1.40	Amarillo Tenue
23.4	6.82	0.1	-0.48	-4.80	-1.90	Amarillo Tenue
23.5	6.73	0.1	-0.09	-0.90	3.90	Amarillo Tenue
23.6	6.59	0.1	-0.14	-1.40	-0.50	Amarillo Tenue
23.7	6.54	0.1	-0.05	-0.50	0.90	Amarillo Tenue
23.8	6.46	0.1	-0.08	-0.80	-0.30	Amarillo Tenue
23.9	6.39	0.1	-0.07	-0.70	0.10	Amarillo Tenue
24.0	6.34	0.1	-0.05	-0.50	0.20	Amarillo Tenue
25.0	5.88	1.0	-0.46	-0.46	0.04	Amarillo Tenue
26.0	5.59	1.0	-0.29	-0.29	0.17	Amarillo Tenue
27.0	5.44	1.0	-0.15	-0.15	0.14	Amarillo Tenue
28.0	5.29	1.0	-0.15	-0.15	0.00	Amarillo Tenue
29.0	5.18	1.0	-0.11	-0.11	0.04	Amarillo Tenue
30.0	5.09	1.0	-0.09	-0.09	0.02	Amarillo Tenue
35.0	4.79	5.0	-0.30	-0.06	0.03	Amarillo Tenue
40.0	4.61	5.0	-0.18	-0.04	0.02	Amarillo Tenue
45.0	4.48	5.0	-0.13	-0.03	0.01	Amarillo Tenue
50.0	4.38	5.0	-0.10	-0.02	0.01	Amarillo Tenue

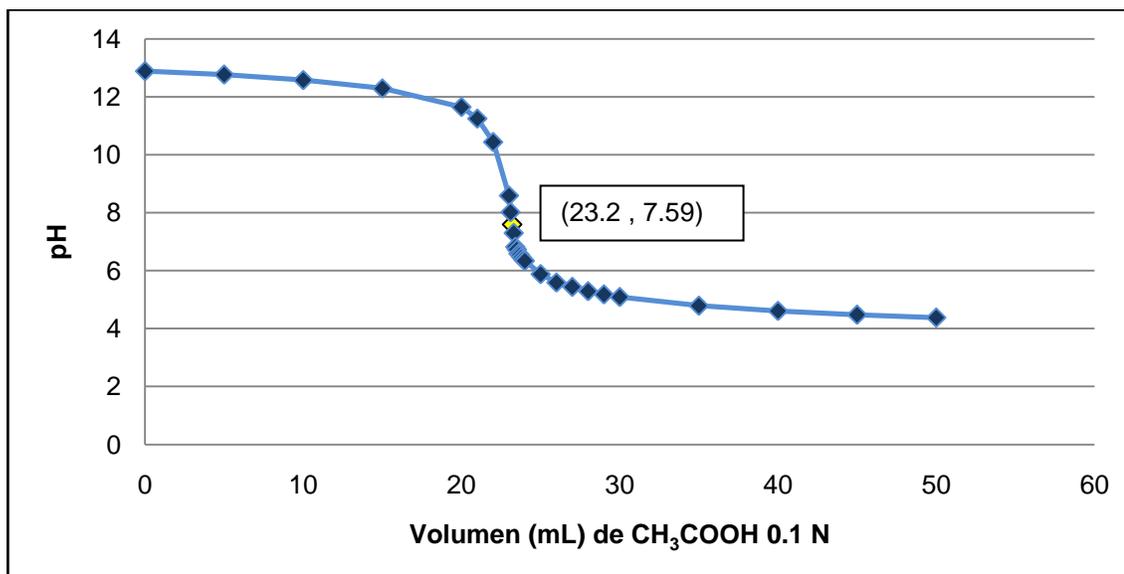


Fig. N°24. Grafico de pH vrs Volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador.

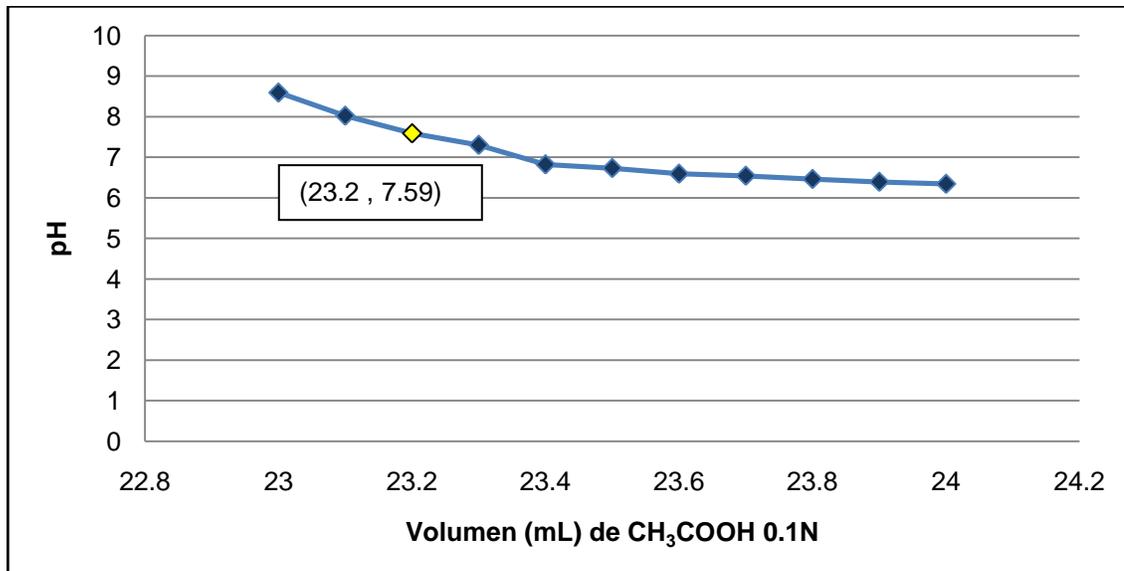


Fig. N°25. Grafico de pH vrs Volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N con extracto de *Ixora coccínea* como indicador.

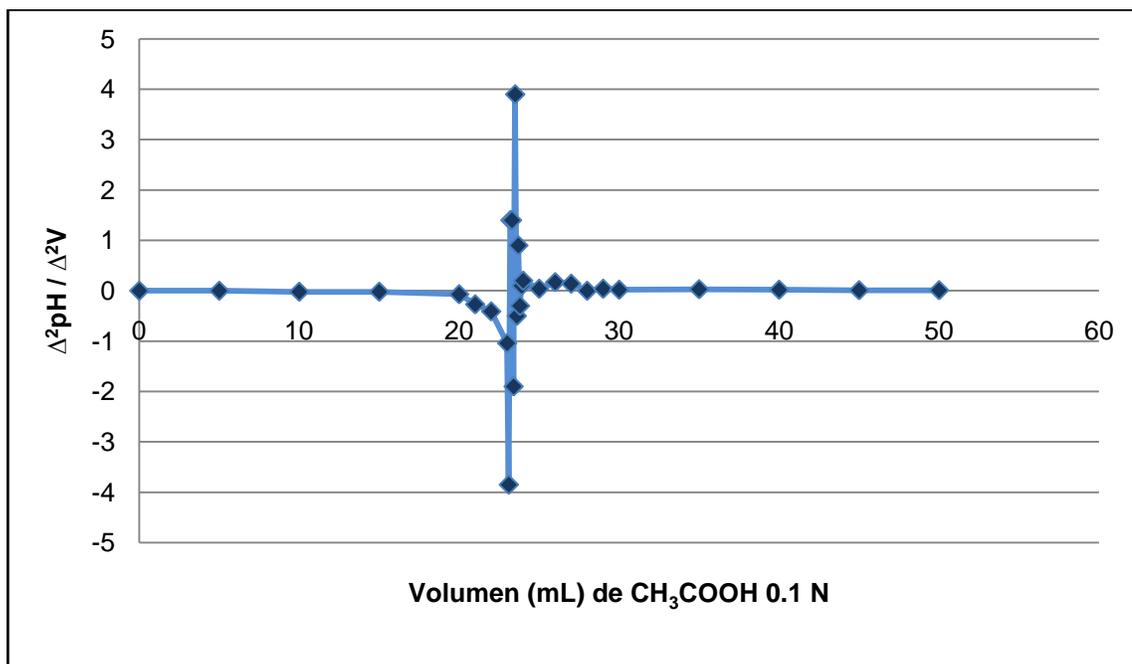


Fig. N°26. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

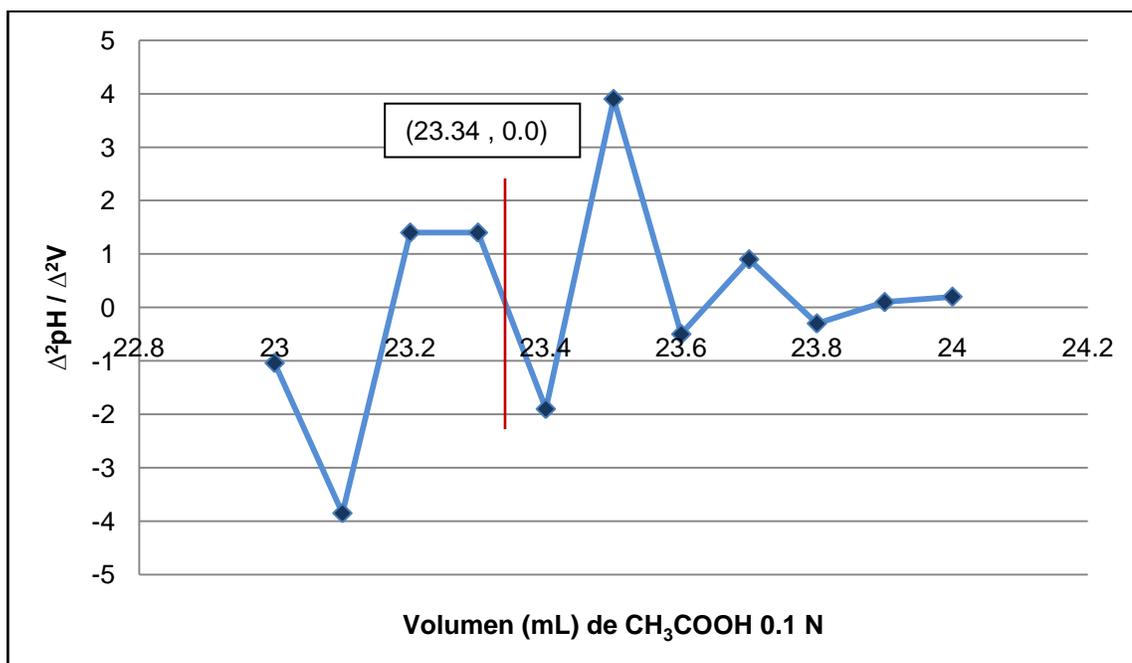


Fig. N°27. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

Cuadro N°9. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Alpinia purpurata* (Ginger rojo).

Volumen(mL) CH ₃ COOH 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta pH/\Delta V$	$\Delta^2 pH/\Delta^2 V$	Viraje de Color
0.0	13.00	0.0	---	---	---	Café Oscuro
5.0	12.90	5.0	-0.10	-0.02	---	Café Oscuro
10.0	12.73	5.0	-0.17	-0.03	-0.01	Café Oscuro
15.0	12.49	5.0	-0.24	-0.05	-0.02	Café Oscuro
20.0	12.02	5.0	-0.47	-0.09	-0.04	Café Oscuro
21.0	11.82	1.0	-0.20	-0.20	-0.11	Café Oscuro
22.0	11.48	1.0	-0.34	-0.34	-0.14	Café Oscuro
23.0	10.49	1.0	-0.99	-0.99	-0.65	Café Oscuro
23.1	10.25	0.1	-0.24	-2.40	-1.41	Café Oscuro
23.2	10.16	0.1	-0.09	-0.90	1.5	Café Oscuro
23.3	10.06	0.1	-0.10	-1.00	-0.10	Café Oscuro
23.4	9.85	0.1	-0.21	-2.10	-1.10	Café Oscuro
23.5	9.62	0.1	-0.23	-2.30	-0.20	Café Oscuro
23.6	9.34	0.1	-0.28	-2.80	-0.50	Café Oscuro
23.7	9.07	0.1	-0.27	-2.70	0.10	Amarillo Tenue
23.8	8.73	0.1	-0.34	-3.40	-0.70	Amarillo Tenue
23.9	7.34	0.1	-1.39	-13.90	-10.50	Amarillo Tenue
24.0	6.82	0.1	-0.52	-5.20	8.70	Amarillo Tenue
25.0	6.03	1.0	-0.79	-0.79	4.41	Amarillo Tenue
26.0	5.78	1.0	-0.25	-0.25	0.54	Amarillo Tenue
27.0	5.59	1.0	-0.19	-0.19	0.06	Amarillo Tenue
28.0	5.43	1.0	-0.16	-0.16	0.03	Amarillo Tenue

Cuadro N°9. Continuación

29.0	5.34	1.0	-0.09	-0.09	0.07	Amarillo Tenue
30.0	5.19	1.0	-0.15	-0.15	-0.06	Amarillo Tenue
35.0	4.88	5.0	-0.31	-0.06	0.09	Amarillo Tenue
40.0	4.69	5.0	-0.19	-0.04	0.02	Amarillo Tenue
45.0	4.56	5.0	-0.13	-0.03	0.01	Amarillo Tenue
50.0	4.46	5.0	-0.10	-0.02	0.01	Amarillo Tenue

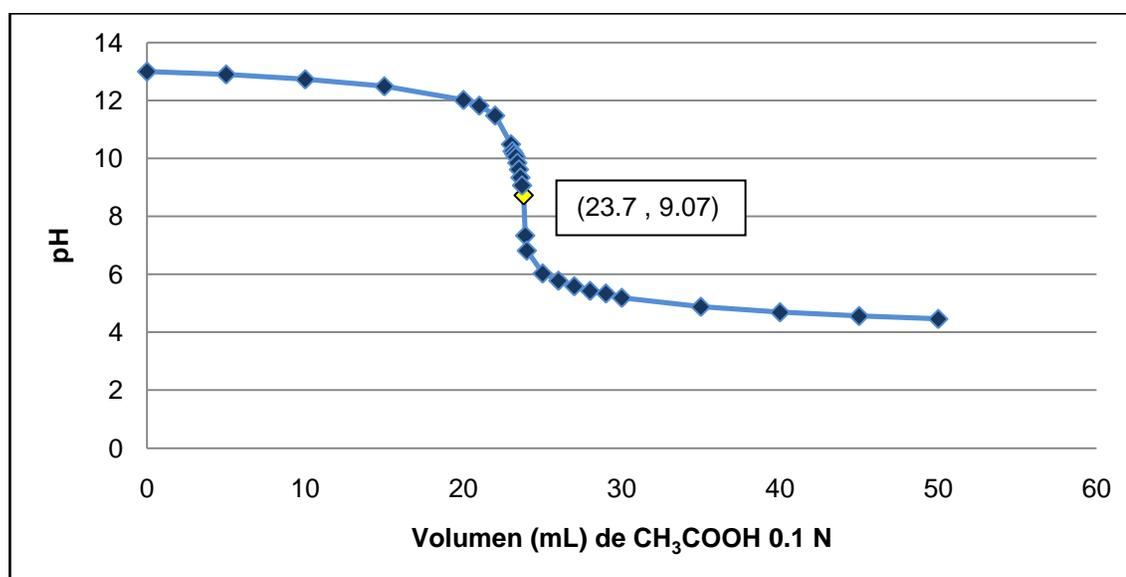


Fig. N°28. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de CH₃COOH 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador.

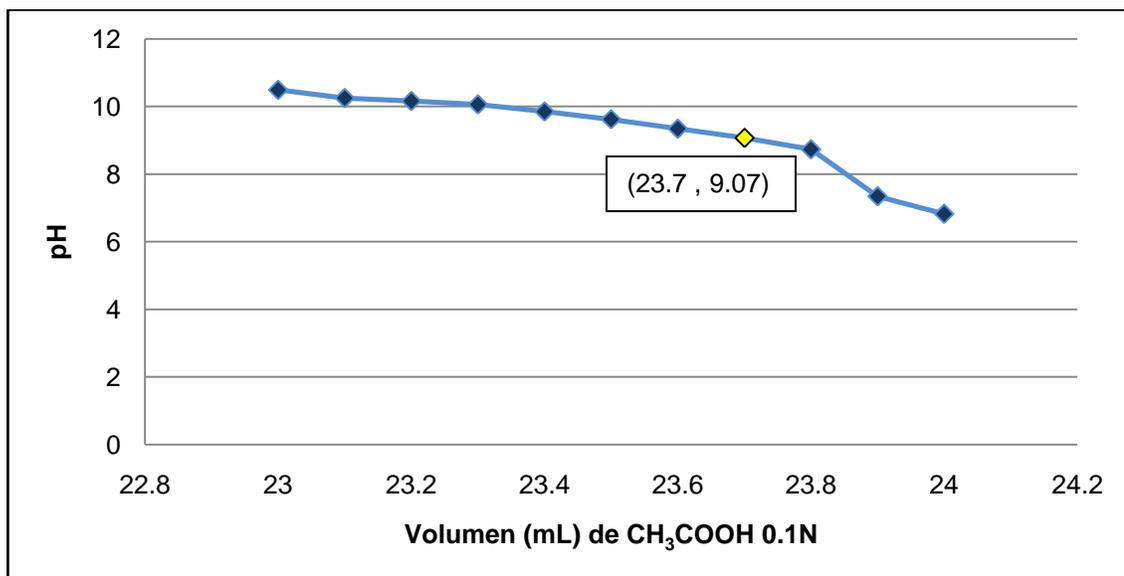


Fig. N°29. Gráfico de pH vs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Alpinia purpurata* como indicador.

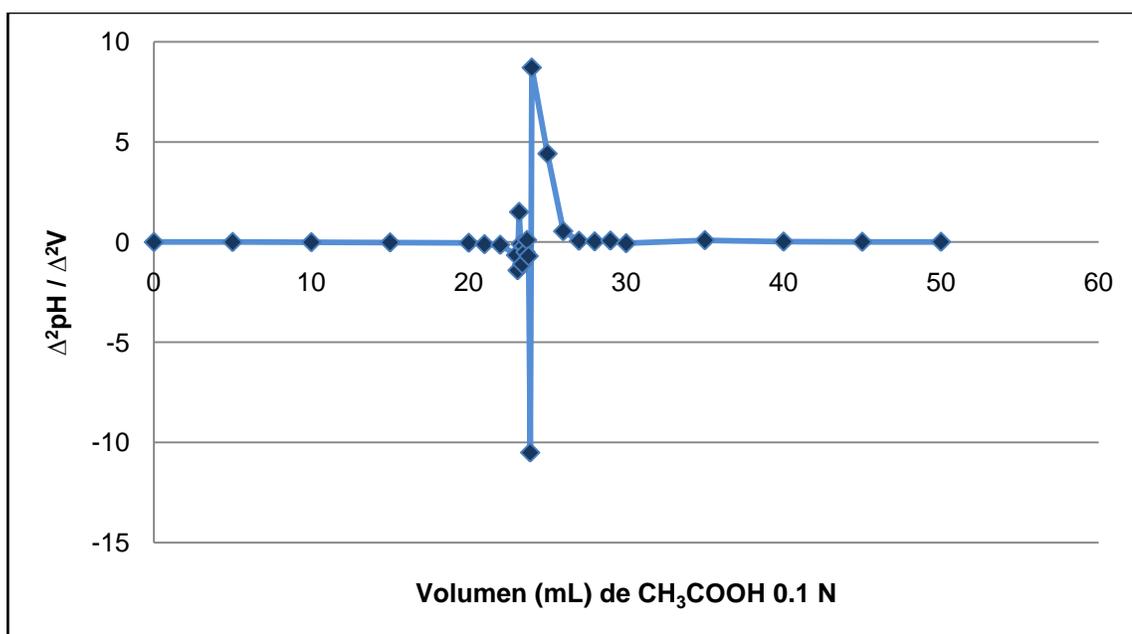


Fig. N°30. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

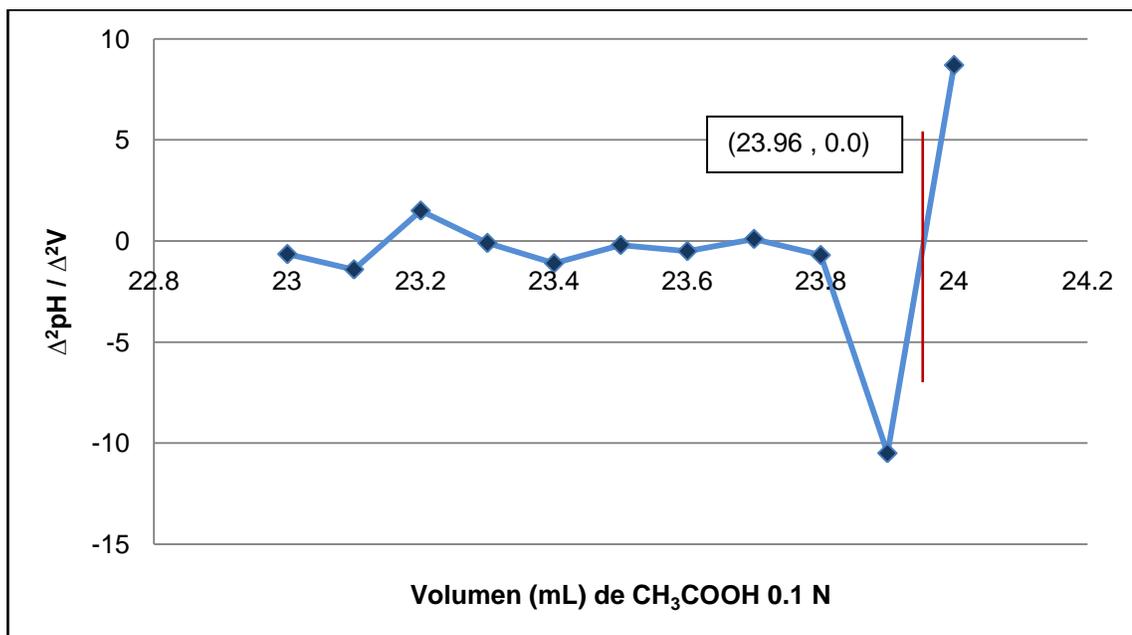


Fig. N°31. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

Cuadro N°10. Hoja de cálculo para construir el gráfico de las curvas de titulación y de la segunda derivada con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* (Camaroncillo).

Volumen(mL) CH_3COOH 0.1N	pH	ΔV	ΔpH	$\Delta\text{pH}/\Delta V$	$\Delta^2\text{pH}/\Delta^2V$	Viraje de Color
0.0	12.95	0.0	---	---	---	Café Oscuro
5.0	12.83	5.0	-0.12	-0.02	---	Café Oscuro
10.0	12.65	5.0	-0.18	-0.04	-0.02	Café Oscuro
15.0	12.37	5.0	-0.28	-0.06	-0.02	Café Oscuro
20.0	11.77	5.0	-0.60	-0.12	-0.06	Café Oscuro
21.0	11.43	1.0	-0.34	-0.34	-0.22	Café Oscuro
22.0	10.74	1.0	-0.69	-0.69	-0.35	Café Oscuro
23.0	9.53	1.0	-1.21	-1.21	-0.52	Café Oscuro

Cuadro N°10. Continuación

23.1	9.07	0.1	-0.46	-4.60	-3.39	Café Oscuro
23.2	8.54	0.1	-0.53	-5.30	-0.70	Café Oscuro
23.3	8.12	0.1	-0.42	-4.20	1.10	Café Oscuro
23.4	7.83	0.1	-0.29	-2.90	1.30	Café Oscuro
23.5	7.54	0.1	-0.29	-2.90	0.00	Café Oscuro
23.6	7.06	0.1	-0.48	-4.80	-1.90	Amarillo Tenue
23.7	6.72	0.1	-0.34	-3.40	1.40	Amarillo Tenue
23.8	6.53	0.1	-0.19	-1.90	1.50	Amarillo Tenue
23.9	6.41	0.1	-0.12	-1.20	0.70	Amarillo Tenue
24.0	6.25	0.1	-0.16	-1.60	-0.40	Amarillo Tenue
25.0	5.89	1.0	-0.36	-0.36	1.24	Amarillo Tenue
26.0	5.65	1.0	-0.24	-0.24	0.12	Amarillo Tenue
27.0	5.47	1.0	-0.18	-0.18	0.06	Amarillo Tenue
28.0	5.32	1.0	-0.15	-0.15	0.03	Amarillo Tenue
29.0	5.21	1.0	-0.11	-0.11	0.04	Amarillo Tenue
30.0	5.11	1.0	-0.10	-0.10	0.01	Amarillo Tenue
35.0	4.85	5.0	-0.26	-0.06	0.04	Amarillo Tenue
40.0	4.64	5.0	-0.21	-0.04	0.02	Amarillo Tenue
45.0	4.51	5.0	-0.13	-0.03	0.01	Amarillo Tenue
50.0	4.42	5.0	-0.09	-0.02	0.01	Amarillo Tenue

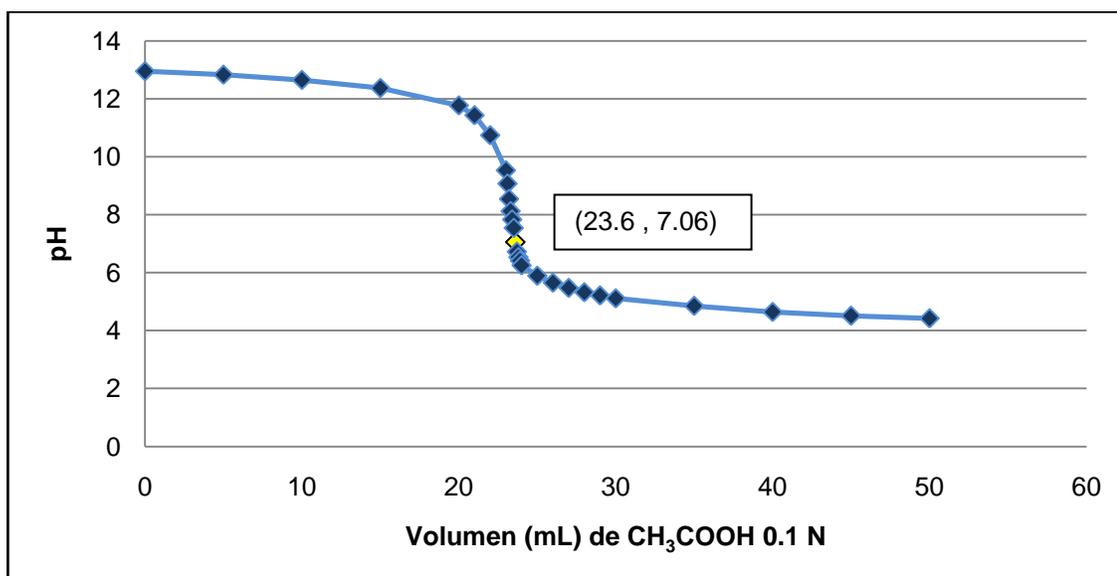


Fig. N°32. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador.

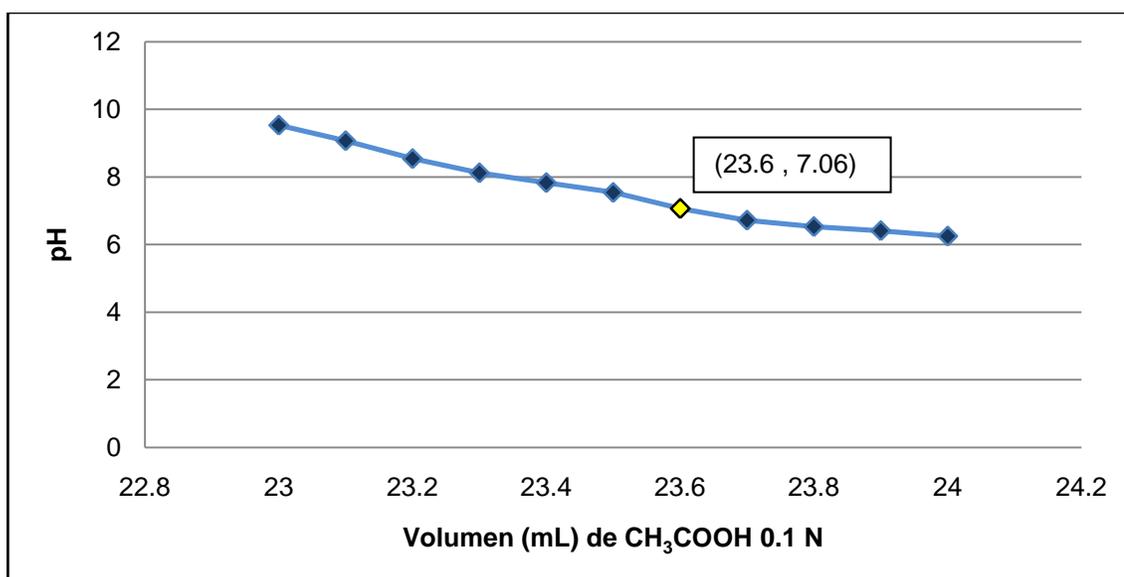


Fig. N°33. Gráfico de pH vrs Volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N con extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* como indicador.

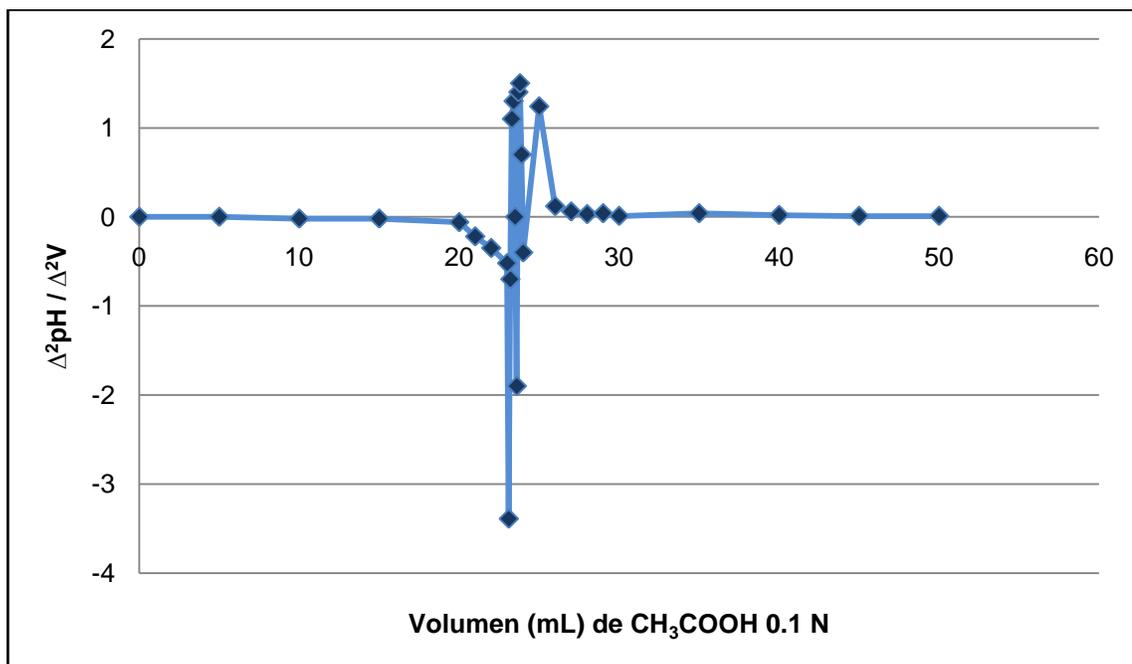


Fig. N°34. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

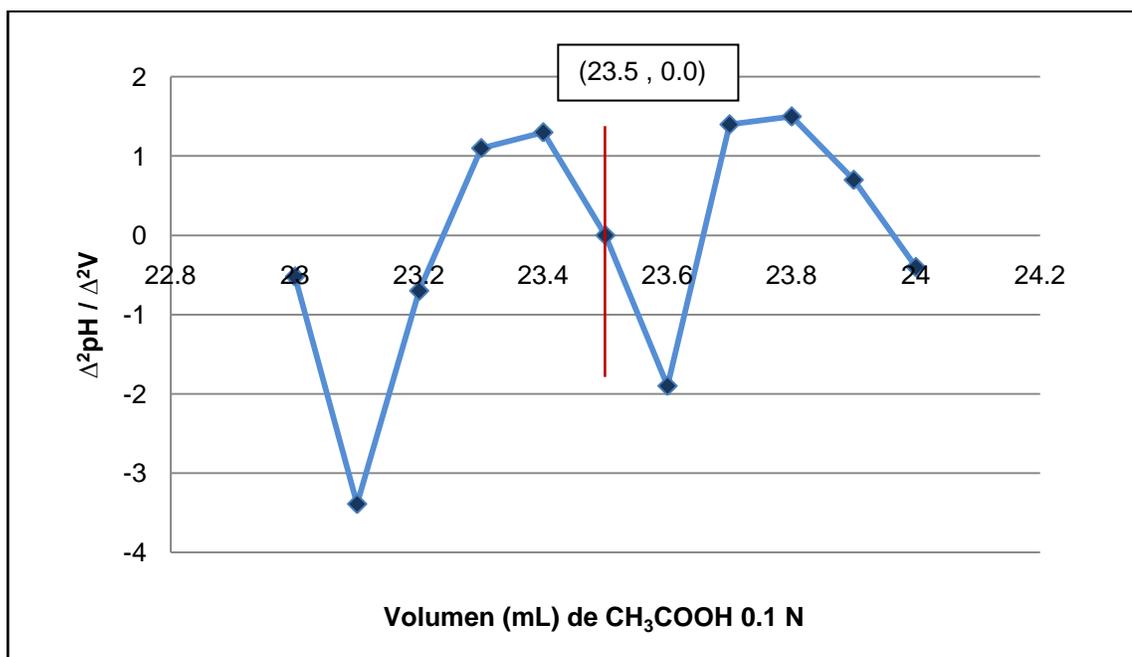


Fig. N°35. Gráfico de la segunda derivada ($\Delta^2\text{pH} / \Delta^2V$) vrs volumen (mL) de CH_3COOH 0.1N

En las valoraciones ácido débil - base fuerte (CH_3COOH 0.1N / NaOH 0.1N) el viraje de color observado visualmente usando como indicadores los extractos de ***Ixora coccinea*** (Ixora), ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) fueron de *Café Tenue a Amarillo Tenue* para el primero y de *Café Oscuro a Amarillo Tenue* para los dos últimos (Ver Anexo N°5), a volúmenes de 23.2 mL, 23.7 mL, 23.6 mL y pH de 7.59, 9.07, 7.06 como se presentan en las figuras N° 24, 28 y 32 respectivamente; lo cual indica que los extractos muestran un cambio de color en el punto final de la titulación, el cual se determinó con mayor exactitud en las graficas de la segunda derivada (figuras N° 27, 31 y 35) a volúmenes de 23.34 mL, 23.96 mL y 23.5 mL, donde se puede ubicar con precisión el valor de dicho punto, por medio de la intersección de la segunda derivada con el eje del cero para cada uno de los extractos respectivamente; éste punto final sucede cuando las moléculas del analito han reaccionado químicamente con las moléculas del titulante y según los resultados, los extractos pueden ser utilizados como indicadores ácido base.

5.6 CUANTIFICACION DE ACIDO TARTARICO

La cuantificación del ácido tartárico como materia prima se realizó por medio de una valoración ácido-base, utilizando Hidróxido de Sodio 0.1 N como valorante y fenolftaleína como indicador, según especificación de la USP 30; de igual forma se utilizaron los indicadores naturales de ***Ixora coccinea*** (Ixora), ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo)

para observar su comportamiento al llegar al punto final de la valoración y calcular el porcentaje de pureza del ácido tartárico, comparando cada resultado de los indicadores naturales con el del indicador sintético fenolftaleína, presentando los resultados en el siguiente cuadro y estableciendo la especificación del porcentaje de pureza para el ácido tartárico según USP 30:

Cuadro N°11. Porcentajes de pureza del ácido tartárico

Indicadores	Acido Tartárico (g)	Volumen (mL) de NaOH 0.1 N gastado	% de Pureza obtenido	% de Pureza según USP 30
Fenolftaleína	0.0257	3.5	91.37%	99.7% ≤ X ≤ 100.5%
	0.0253	3.4		
<i>Ixora coccinea</i>	0.0340	4.5	91.79%	
	0.0337	4.7		
<i>Alpinia purpurata</i>	0.0310	4.2	93.99%	
	0.0315	4.5		
<i>Megaskepasma erythrochlamys</i>	0.0300	4.2	95.52%	
	0.0350	5.0		

Como se muestra en el cuadro N°11, los valores de los porcentajes de pureza del ácido tartárico obtenido utilizando cada uno de los extractos naturales en estudio, son cercanos al valor obtenido con el indicador sintético fenolftaleína, esto indica que los extractos alcohólicos pueden ser utilizados como indicadores ácido-base y que podrían llegar en algún momento a sustituir al indicador sintético fenolftaleína, el ácido tartárico analizado no puede ser

utilizado como materia prima, ya que el porcentaje no se encuentra dentro del rango que especifica la USP 30 que es no menor del 99.7% y no mayor a 100.5%. (Ver Anexo N°6 y N°7)

Las valoraciones se realizaron por duplicado para cada indicador; ya que la cantidad de ácido tartárico disponible era menor a 5 g, por lo que no logro cubrirse las 3 valoraciones que requiere el método establecido en la monografía de ácido tartárico según USP 30; así mismo al reducir los valores de ácido tartárico se redujo todos los componentes que se utilizaron para la cuantificación, utilizando las mismas proporciones en cuanto a cantidades, para no alterar en ningún momento el análisis, así se considero realizar una disminución en diez veces los componentes para cada valoración.

CAPITULO VI
CONCLUSIONES

6.0 CONCLUSIONES

1. Por el método de maceración se logró extraer los colorantes que se encontraban presentes en las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), en las brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo), obteniéndose un volumen suficiente del colorante de la muestra y sin degradar los metabolitos secundarios presentes, debido a que no hubo ninguna alteración física en los extractos por lo que no se vieron afectados para su posterior identificación.
2. Por medio de las pruebas preliminares se logró establecer que los indicadores naturales extraídos de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo), en presencia de un medio ácido y un medio básico, generan un viraje de color característico, lo cual indico de forma presuntiva que pueden ser utilizados como indicadores ácido base.
3. A través de las prueba fitoquímicas realizadas a los extractos de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo), se comprobó la presencia de metabolitos flavonoides y taninos, basado en pruebas generales, mostrando un resultado negativo para alcaloides, lo cual

indica que se descarta de forma preliminar la presencia de dichos metabolitos en cada extracto.

4. En la escala de pH realizada con las soluciones buffer (pH 1-14), los indicadores de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo), presentaron una gama de colores característicos en medio ácido y en medio básico; esto se debió a la naturaleza de las soluciones buffer utilizadas, por lo que no se establece un color definido de los extractos para cada valor de pH en general.
5. El colorante extraído de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora) no puede ser utilizado como indicador ácido-base en presencia de un ácido débil como el ácido acético, esto se debe a que la coloración inicial de la titulación era amarillo tenue y al llegar al punto final de la titulación, la coloración fue similar, lo que dificultó así poder visualizar con mayor precisión el punto final.
6. Al graficar la segunda derivada del cambio de pH con respecto al volumen (mL) de ácido ($\Delta^2\text{pH}/\Delta^2V$) vrs volumen (mL) de ácido añadido, se puede apreciar con mayor precisión los valores del punto final de la titulación cuando la curva intercepta con el eje del cero, que al graficar la curva de titulación pH vrs V(mL) de titulante.

7. Se realizó un análisis cuantitativo del ácido tartárico como materia prima, empleando la monografía de la USP 30 para comparar los indicadores naturales extraídos de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) con el indicador sintético fenolftaleína en una titulación ácido – base y debido a que los resultados obtenidos muestran valores cercanos de porcentajes de pureza con cada indicador natural con respecto a los de la fenolftaleína y observándose una mínima variación en los valores de dicho porcentaje, se establece que los indicadores naturales pueden, en algún momento, sustituir al indicador sintético fenolftaleína.

CAPITULO VII
RECOMENDACIONES

7.0 RECOMENDACIONES

1. Utilizar el método de maceración con etanol 90° para la extracción de cada uno de los colorante de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) ya que se extrae una gran cantidad de colorante de la muestra, siendo un método sencillo que no necesita de equipo especializado en el procesos de extracción.
2. Realizar pruebas fitoquímicas específicas, adicionales a las pruebas generales, para identificar con mayor precisión los metabolitos secundarios que se encuentran presentes en cada extracto de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) y que son responsable de su coloración.
3. Emplear los extractos de las inflorescencias de ***Ixora coccinea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger Rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) como indicadores en las titulaciones ácido base en medio acuoso, como alternativa viable para no dañar el medio ambiente.

4. Realizar estudios de estabilidad física en futuras investigaciones, si se desea conservar los extractos de las inflorescencias de ***Ixora coccínea*** (Ixora), brácteas de ***Alpinia purpurata*** (Ginger Rojo) y ***Megaskepasma erythrochlamys*** (Camaroncillo) por un periodo de tiempo definido, para garantizar así una eficacia en la diversas pruebas en las que serán utilizados.

5. Que la Facultad de Química y Farmacia, gestione a través de la Universidad de El Salvador, proyectos de investigación con otras instituciones, para la adquisición de un equipo liofilizador y así obtener los indicadores en polvo.

BIBLIOGRAFIA

1. Anderwood, A.L. 1989. Química Analítica Cuantitativa. 5 ed. Editorial Hispanoamericana, S.A. P 342, P 625.
2. Bruneton J. 1999. Elementos de Fitoquímica y Farmacognosia. Zaragoza, Es. Editorial Acribia, P163, P173-174, P355, P359.
3. Cea Panameño, Ml. 2007. Obtención de indicadores ácido-base a partir de ***Beta vulgaris*** (Remolacha), ***Hibiscus sabdariffa*** (Flor de Jamaica) y ***Rubus fruticosus*** (Mora). Trabajo de graduación Lic. En Química y Farmacia. El Salvador, Universidad de El Salvador.
4. Dominguez, X. 1973. Métodos de investigación fitoquímicas. México. Editorial limusa. P.81-87, 113-115.
5. Dueñas Guevara, IO. 2009. Propuesta de obtención de indicadores ácido-base a ser utilizados en valoraciones en medio acuoso a partir de extractos de ***Coffea arabica*** (Café), ***Lippia graveolens*** (Orégano) y ***Raphanus sativus*** (Rábano). Trabajo de graduación Lic. En Química y Farmacia. El Salvador, Universidad de El Salvador.

6. Facultad de Química y Farmacia, Universidad de El Salvador. 2006. Manual de laboratorio de Química Analítica II. San Salvador, Es. P21-23, P27-28.
7. Facultad de Química y Farmacia, Universidad de El Salvador. 2008. Manual de laboratorio de Farmacognosia. San Salvador, Es.P36-37, P44-46, P48-52.
8. Félix, MG y otros, 2000, Bioquímica humana: Curso Básico. 2 ed. Editorial Reverte. P.33
9. Herrera Cornejo, JR. 2007. Propuesta de un indicador vegetal ácido-base a partir de las flores ***Tecoma Stans*** (San Andrés) y ***Jacaranda mimosifolia*** (Jacaranda).Trabajo de graduación Lic. En Química y Farmacia. El Salvador, Universidad de El Salvador.
10. Kuklinski C. 2003. Farmacognosia. Barcelona, Es. Editorial Omega. P106-107, P113-114.
11. Lagos, J A. 1997, Compendio de Botánica Sistemática, San Salvador, 2 ed. Dirección del Ministerio de Educación. 68-71, P.75.
12. Chang, R, 2007, Química, 9 ed, Mc Graw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V., P 150, P 649-652.

13. Skoog Douglas A, 2005, Química Analítica, 8 ed, México D.F. Copyright© 2005 por internacional Thomson Editores, S.A de C.V. p342, P373-374.
14. The United State Pharmacopeial Convetion, 2007. Inc. The United States Pharmacopeia. Thirty Revisión USA. Formato de CD (Apartado de soluciones)
15. <http://www.heurema.com/QG8.htm> .Consultado el 27/02/2010.
16. <http://arboretum.ufm.edu/plantas/catalogo.asp?id=219<r=m&campo=Nombre Cientifico#219> Consultado el 23/02/2010.
17. http://www.biol.unlp.edu.ar/toxicologia/seminarios/parte_2/alcaloides.html Consultado el 27/02/2010.
18. <http://www.botanical-online.com/medicinalestanimos.htm>. Consultado el 23/02/2010.
19. <http://www.botanical-online.com/medicinalesflavonoides.htm> Consultado el 23/02/2010.

20. http://www.hiru.com/es/kimika/kimika_01//900.html

Consultado el 27/02/2010.

21. <http://www.monografias.com/trabajos...acido.../equilibrio-acido-base.pdf>.

Consultado el 03/04/2010.

22. <http://www.tropicos.org/Name/100734?projectid=7>

Consultado el 23/02/2010.

23. <http://www.tropicos.org/Name/27900204?projectid=7>

Consultado el 23/02/2010.

24. <http://www.tropicos.org/Name/34500164?projectid=7>

Consultado el 23/02/2010.

25. <http://www.xtec.cat/.../llicencia/students/ph-metro.jpg>

Consultado el 03/04/2010.

26. http://zipcodezoo.com/Key/Plantae/Ixora_Genus.asp

Consultado el 03/04/2010.

27. http://zipcodezoo.com/Plants/A/Alpinia_purpurata/. Consultado el 03/04/2010.

ANEXOS

ANEXO N°1

MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

MATERIAL

Agitadores de vidrio

Aro metálico

Beaker de 400 mL, 250 mL, 150 mL, 100 mL, 50 mL y 10 mL.

Bureta de 50 mL y 25 mL

Embudo de vidrio

Erlenmeyer de 250 mL y 125 mL

Espátula acero inoxidable

Frasco lavador

Frascos goteros de vidrio color ámbar de 30 mL

Gradilla para tubos de ensayos

Papel filtro

Pinza de extensión

Pinza de sostén

Pipeta volumétrica de 20.0 mL, 5.0 mL y 1.0 mL.

Probetas de 100 mL, 25 mL y 10 mL

Soporte metálico

Tubos de ensayo

Vidrio de reloj

EQUIPO

Agitadores magnéticos

Balanza analítica

Balanza granataria

Cámara de extracción de gases

Hot plate

Lentes de seguridad

Mascarilla para gases

pH-metro

REACTIVOS:

Acido acético glacial

Acido acético 0.1N

Acido bórico 0.2N

Acido Clorhídrico concentrado

Acido Clorhídrico 0.1N y 0.2N

Acido Tartárico

Agua destilada

Carbonato de Sodio 0.1N

Cloruro de Potasio 0.2N

Cloroformo

Biftalato de Potasio 0.1N y 0.2N

Dicromato de Potasio TS

Etanol al 90°

Fenolftaleina

Fosfato potásico monobásico 0.2N

Hidróxido de Sodio (S)

Hidróxido de Sodio 0.1N y 0.2N

Reactivo de Dragendorff

Reactivo de Mayer

Reactivo de Wagner

Soluciones buffer pH 1-14

Subacetato de Plomo TS

Trozos de Magnesio (S)

Yoduro de Potasio

S= Estado Sólido

ANEXO N°2

PREPARACION DE REACTIVOS

PREPARACION DE REACTIVOS

Solución de Acido acético 0.1M: En un frasco volumétrico de 1000.0 mL que contenga aproximadamente 500.0 mL de agua destilada, adicionar con una pipeta Morh 5.7 ml de acido acético glacial, agitar, luego diluir hasta llegar a volumen con agua destilada a temperatura ambiente. Homogenizar, envasar en frasco de vidrio y rotular. ⁽⁶⁾

Solución de Acido Clorhídrico 0.1M: En un frasco volumétrico de 1000.0 mL que contenga aproximadamente 500.0 mL de agua destilada, adicionar con una pipeta Morh 8.3 ml acido clorhídrico concentrado, agitar, luego diluir hasta llegar a volumen con agua destilada. Homogenizar, envasar en frasco de vidrio y rotular. ⁽⁶⁾

Cloruro de Potasio 0.2M: Disolver 14.99 g de cloruro de Potasio (KCl) en agua y diluir a 100 mL. ⁽¹⁴⁾

Biftalato de Potasio: Pesar en un Baker limpio y seco la cantidad de 4.0 g de biftalato de potasio para prepara 10.0 mL. Adicionar más o menos 50.0 mL de agua destilada libre de CO₂, agitar para disolver, si no se disuelve adicionar otros 25.0 mL de agua. Pasar la solución a un frasco volumétrico de 100.0 mL y aforar hasta la marca. Finalmente rotular. ⁽⁶⁾

Solución de Carbonato de Sodio 0.1M: Calentar en estufa a 260°-270° durante una hora el carbonato de sodio anhidro. P.A. Pesar en un vidrio reloj y balanza analítica exactamente 0.53g de NaCO_3 . Colocar cuidadosamente en un balón de 100.0 mL, tomando el cuidado de pasar todo el NaCO_3 al balón. Adicionar luego 50 mL de agua destilada, agitar para disolver y luego aforar a 100.0 mL y finalmente rotular. ⁽⁶⁾

Dicromato de Potasio TS: Disolver 7.5 g de Dicromato de Potasio en agua y llevar 100.0 mL. ⁽¹⁴⁾

Fosfato Potásico monobásico 0.2M: disolver 12.37g de Fosfato de Potasio monobásico (KH_2PO_4) en agua y diluir con agua hasta los 1000 mL. ⁽¹⁴⁾

Solución de Hidróxido de Sodio 0.1M: Pesar en un beaker de plástico de 250.0 mL, 4.0 g de Hidróxido de Sodio (s) utilizando una balanza semi-analítica y disolverlo en aproximadamente 100.0 mL de agua libre de CO_2 , agitar hasta completa disolución. La solución anterior transferirla a un frasco volumétrico de 1000.0 mL y diluir con agua libre de CO_2 a temperatura ambiente hasta llevar a volumen. Finalmente Homogenizar y envasar. ⁽⁶⁾

Reactivo de Dragendorff: Se disuelven 8.0 g de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 20.0 mL de HNO_3 (densidad. 1.18 o sea al 30%) y 27.2 g de KI en 50.0 mL de agua. Se

mezclan las dos soluciones y se dejan reposar 24 horas. Se decanta la solución y se afora con agua a 100.0 mL. ⁽⁴⁾

Reactivo de Mayer: Se disuelven 1.36 g de HgCl_2 en 60.0 mL de agua y 5 g de KI en 10.0 mL de agua. Se unen las dos soluciones y se aforan a 100.0 mL. El reactivo solo debe añadirse a soluciones previamente aciduladas con HCl o H_2SO_4 diluidos. La solución no debe contener ácido acético o etanol, porque disuelven el precipitado. Solo deben agregarse unas cuantas gotas de reactivo porque algunos alcaloides son solubles en exceso de reactivo. ⁽⁴⁾

Reactivo de Wagner: Se disuelven 1.27 g de yodo (resublimado) y 2.0 g de yoduro de potasio en 20.0 mL de agua; la solución se afora con 100 ml con agua destilada. ⁽⁴⁾

Subacetato de Plomo: Diluir 3.25 ml de subacetato de plomo con agua, recientemente ebulida y enfriada, llevar a 100.0 mL. Almacenar poco, bien lleno, contenedores cerrados. ⁽¹⁴⁾

ANEXO N°3
PROCEDIMIENTOS

PREPARACION DE PRUEBAS PRELIMINARES ⁽¹⁴⁾

Prueba con solución HCl 0.1M

1. Rotular tres tubos de ensayo con el nombre de cada uno de los extractos de las plantas seleccionadas.
2. Medir en una probeta de 10 mL un volumen de 8 mL de los tres diferentes extracto de las plantas seleccionadas y agregarlos en los tubos de ensayos rotulados.
3. Añadir a cada tubo un volumen de 2.0 mL HCl 0.1M.
4. Observar y anotar los cambios de coloración.

Prueba con solución NaOH 0.1M

1. Rotular tres tubos de ensayo con el nombre de cada uno de los extractos de las plantas seleccionadas.
2. Medir en una probeta de 10 mL un volumen de 8 mL de los tres diferentes extracto de las plantas seleccionadas y agregarlos en los tubos de ensayos rotulados.
3. Añadir a cada tubo un volumen de 2.0 ml NaOH 0.1M.
4. Observar y anotar los cambios de coloración.

Prueba con soluciones bufferes, escala de pH 1-14

1. Colocar individualmente en catorce tubos de ensayo, 9 mL de cada solución buffer (pH 1-14) preparada con anterioridad.
2. Agregarle a cada tubo de ensayo, 1.0 mL del extracto en estudio.
3. Observar la gama de colores del extracto en las diferentes soluciones bufferes (pH 1-14).
4. Realizar el procedimiento con cada uno de los extractos en estudio.

PRUEBAS FITOQUIMICAS ⁽⁷⁾

PARA ALCALOIDES

Extracción: Primero concentrar el extracto cercano a sequedad, agregar 25 mL de cloroformo y acidificar con HCL 1N hasta pH 1-2, luego separar las dos fases. (Acida y cloroformica).

Reacción con reactivo de Dragendorff

1. Rotular un tubo de ensayo
2. Colocar 1.0 mL de la capa acidificada en un tubo de ensayo
3. Agregar 10 gotas de reactivo de Dragendorff
4. Observar los resultados

Reacción con reactivo de Mayer

1. Rotular un tubo de ensayo
2. Colocar 1.0 mL de la capa acidificada en un tubo de ensayo
3. Agregar 10 gotas de reactivo de Mayer
4. Observar los resultados

Reacción con reactivo de Wagner

1. Rotular un tubo de ensayo
2. Colocar 1.0 mL de la capa acidificada en un tubo de ensayo
3. Agregar 10 gotas de reactivo de Wagner
4. Observar los resultados

PARA TANINOS

Reacción con solución de Dicromato de Potasio

1. Rotular un tubo de ensayo
2. Agregar 2.0 mL de extracto
3. Colocar 1.0 mL de la solución de Dicromato de Potasio en un tubo de ensayo rotulado
4. Observar los resultados

Reacción con solución de Subacetato de Plomo

1. Rotular un tubo de ensayo
2. Agregar 2.0 mL de extracto
3. Colocar 1.0 mL de la solución de Subacetato de Plomo en un tubo de ensayo rotulado
4. Observar los resultados

PARA FLAVONOIDES

Prueba de Shinoda

1. Medir 5.0 mL de extracto alcohólico, concentrado y filtrado previamente en una probeta de 10 mL y agregarlos en un tubo de ensayo debidamente rotulado.
2. Luego añadir en el tubo de ensayo una laminitas de magnesio y 1.0 mL de ácido clorhídrico concentrado.
3. Finalmente observar el desarrollo de color.

Prueba con álcali

1. Pesar 5 g de muestra, colóquelas en un beaker conteniendo 50.0 mL de agua destilada, caliente en baño de vapor por 10 minutos, filtre, concentre hasta 10 mL.
2. Luego en un tubo de ensayo coloque 5 mL de extracto y añádale 1 mL de una solución de NaOH 0.1 N.

3. Finalmente observar las variaciones de color al momento de adicionar el álcali, así:

Flavonas y flavonoles = Coloración amarilla

Flavonas e isoflavonas= Diferentes tonos de rojo

Chalconas =Coloración purpura rojizo

Flavonoles= Café naranja

Antocinidinas = Coloración azul

VALORACIONES

ESTANDARIZACION DE SOLUCION DE ACIDO CLORHIDRICO 0.1N

1- Llenar un bureta de 50 mL con la solución de ácido clorhídrico 0.1N, previamente ambientada con este.

2- Por medio de una pipeta volumétrica de 10 mL. transferir 10 mL de Carbonato de Sodio 0.1N a un erlenmeyer de 125 mL.

3- Adicionar 2 gotas de solución de Fenolftaleína y agitar para homogenizar.

4- Titular el Carbonato de Sodio 0.1N poco a poco con agitación constante hasta llegar al punto final, cuando se da un viraje de color rosado intenso a incoloro.

5- Tomar lectura de volumen gastado.

(En cámara de extracción de gases)

ESTANDARIZACION DE SOLUCION DE HIDROXIDO DE SODIO 0.1N

1. Llenar una bureta de 50 mL con la solución de Hidróxido de Sodio 0.1N previamente ambientada.
2. Por medio de una pipeta volumétrica de 10 mL transferir 10 mL de Biftalato de Potasio 0.1N a un erlemeyer de 125mL.
3. Adicionar 2 gotas de solución de Fenolftaleína y agitar.
4. Titular la muestra con agitación constante hasta punto final, cuando se da un viraje de incoloro a rosado intenso.
5. Tomar lectura de volumen gastado de Hidróxido de Sodio 0.1N

ESTANDARIZACION DE SOLUCION DE ACIDO ACETICO 0.1 N

- 1- Llenar una bureta de 50 mL con la solución de acido acético 0.1 N, previamente ambientada con este.
- 2- Por medio de una pipeta volumétrica de 10 mL, transferir 10 mL de Carbonato de Sodio 0.1N a un erlenmeyer de 125 mL
- 3- Adicionar 2 gotas de solución de fenolftaleína y agitar hasta homogenizar.
- 4- Titular el Carbonato de Sodio 0.1N, agregando el acido acético poco a poco con agitación constante hasta punto final, cuando se da un viraje de color de rosado intenso a incoloro.
- 5- Tomar lectura de volumen gastado de acido acético 0.1N
(En cámara de extracción de gases)

ACIDO FUERTE CONTRA BASE FUERTE

VALORACION: HCL 0.1N /NaOH 0.1N

1. Tomar 25.0 mL de la solución preparada de NaOH 0.1N con una pipeta volumétrica
2. Transferir a un beaker de 250 mL
3. Adicionar al beaker 3 gotas de indicador
4. Colocar un cátodo dentro del beaker para tomar las lecturas de pH, utilizando un pH-metro
5. Valorar con el ácido clorhídrico ya preparado que se encuentra en la bureta, con agitación constante hasta que la solución cambie de color.
6. Valorar añadiendo de 5 mL en 5mL hasta gastar 20 mL, luego añadir de 1 mL en 1 mL hasta los 24 mL y de 0.1 mL hasta los 25 mL, posteriormente se lleva de 1 mL en 1 mL hasta los 26 mL. Al momento de agregar cada cantidad de volumen de titulante, realizar la lectura en el pH-metro.
7. Verificar el punto final de la titulación, observando el viraje de color y realizar la lectura exacta de los mililitros gastados.
8. Realizar 2 valoraciones más, siguiendo los pasos del 1 al 7.

ACIDO DEBIL CONTRA BASE FUERTE

VALORACION: Ácido Acético /NaOH 0.1N

1. Tomar 25.0 mL de la solución preparada de NaOH 0.1N con una pipeta volumétrica
2. Transferir a un beaker de 250 mL
3. Adicionar al beaker 3 gotas de indicador
4. Colocar un cátodo dentro del beaker para tomar las lecturas de pH, utilizando un pH-metro
5. Valorar con el ácido acético ya preparado que se encuentra en la bureta, con agitación constante hasta que la solución cambie de color.
6. Valorar añadiendo de 5 mL en 5mL hasta gastar 20 mL, luego añadir de 1 mL en 1 mL hasta los 24 mL y de 0.1 mL hasta los 25 mL, posteriormente se lleva de 1 mL en 1 mL hasta los 26 mL. Al momento de agregar cada cantidad de volumen de titulante, realizar la lectura en el pH-metro.
7. Verificar el punto final de la titulación, observando el viraje de color y realizar la lectura exacta de los mililitros gastados.
8. Realizar 2 valoraciones más, siguiendo los pasos del 1 al 7.

VALORACION: Acido Tartárico/NaOH 0.1N

Pesar con precisión alrededor de 2 g de ácido tartárico, previamente secado, en un balón. Disolver este en 40 mL de agua, añadir fenolftaleína TS, y titular con hidróxido de sodio 0.1N VS.

Cada mL de hidróxido de sodio 0.1 N es equivalente a 75.04 mg de $C_4H_6O_6$.

Luego realizar el ensayo utilizando los extractos de las plantas en investigación.

ANEXO Nº 4

**PRUEBAS PRELIMINARES Y FITOQUIMICAS REALIZADAS A LOS
EXTRACTOS ALCOHOLICOS**

EXTRACTOS ALCOHOLICOS

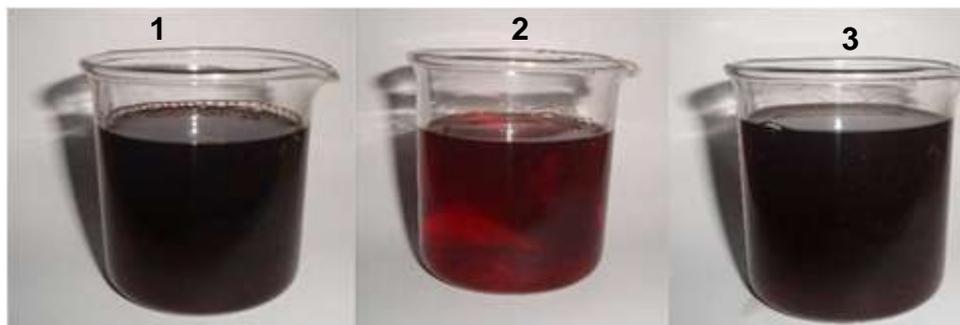


Fig. N°36 Beaker 1. Extracto de *Ixora coccinea*. / Beaker 2. Extracto de *Alpinia purpurata* / Beaker 3. Extracto de *Megaskesparas erythrochlamys*.

PRUEBAS PRELIMINARES

PRUEBA DE EXTRACTOS CON HCL 0.1 N

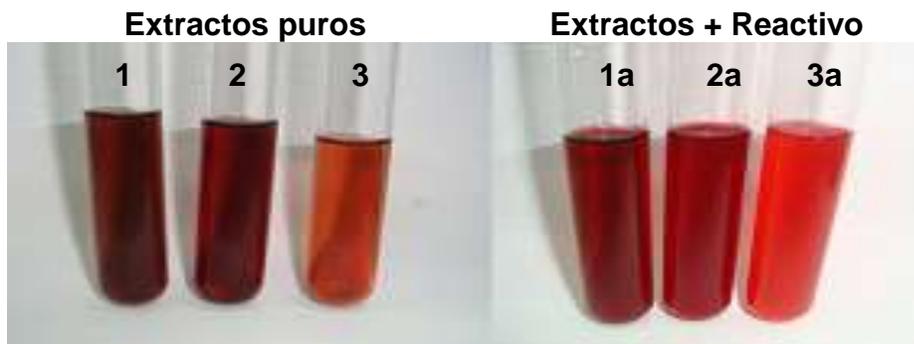


Fig. N°37 Tubo1. Extracto de *Ixora coccinea* / Tubo2. Extracto de *Alpinia purpurata* / Tubo3. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys*.

Tubo1a. Extracto de *Ixora coccinea* + reactivo / Tubo2a. Extracto de *Alpinia purpurata* + reactivo / Tubo3a. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys*+ reactivo.

PRUEBA DE EXTRACTOS CON NaOH 0.1 N

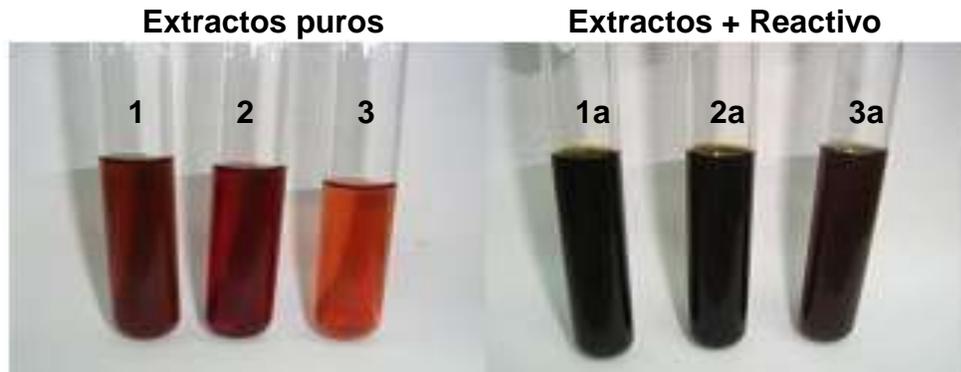


Fig. N°38 Tubo1. Extracto de *Ixora coccinea* / Tubo2. Extracto de *Alpinia purpurata* / Tubo3. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys*.

Tubo1a. Extracto de *Ixora coccinea* + reactivo / Tubo2a. Extracto de *Alpinia* + reactivo *purpurata* / Tubo3a. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys* + reactivo.

PRUEBA DE EXTRACTOS CON SOLUCIONES BUFFERES (pH 1-14)

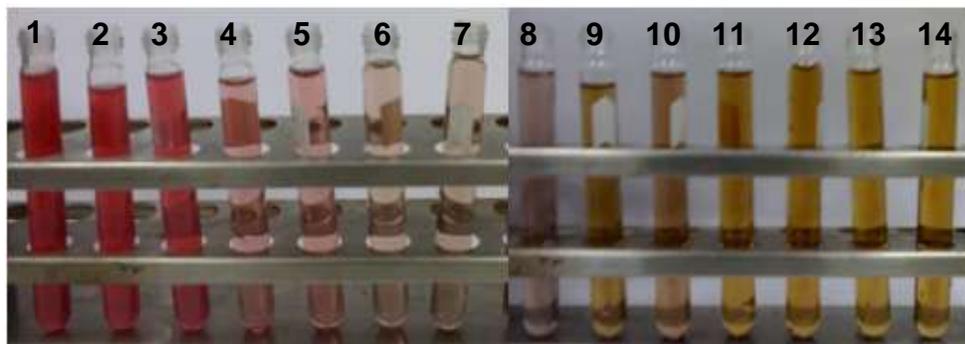


Fig. N°39 Tubos 1-14. Soluciones bufferes + Extracto de *Alpinia purpurata*

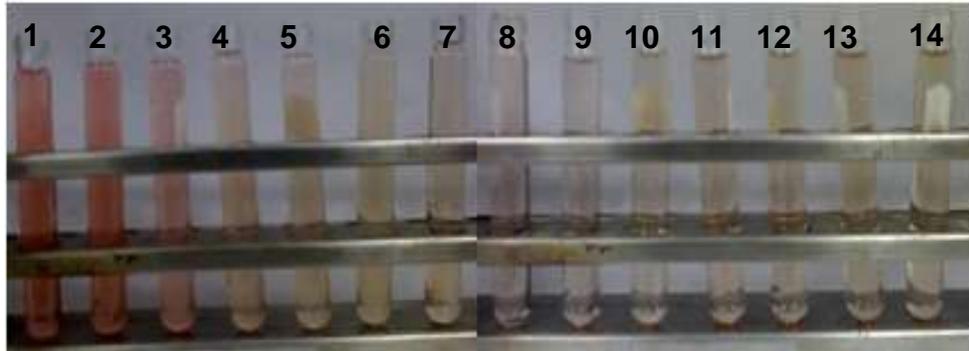


Fig. N°40 Tubos 1-14. Soluciones bufferes + Extracto de *Ixora coccinea*

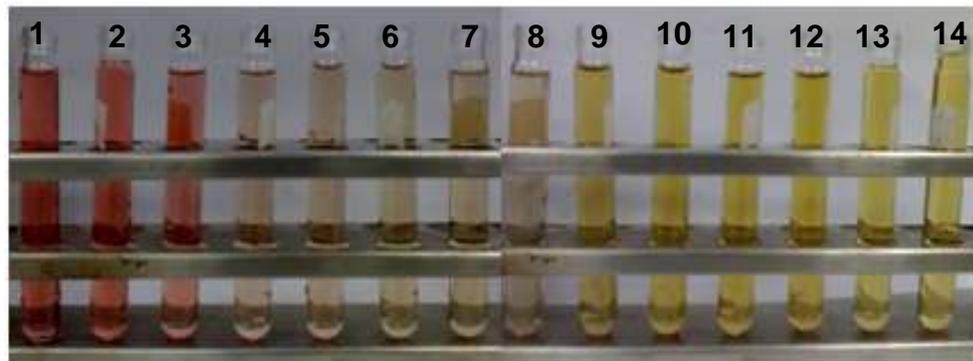


Fig. N°41 Tubos 1-14. Soluciones bufferes + Extracto de *Megaskepsma erythrochlamys*.

PRUEBAS FITOQUIMICAS

PRUEBAS REALIZADAS PARA ALCALOIDES

Prueba de extractos alcohólicos con reactivo de Mayer



Fig. N° 42 Tubo1. Extracto puro / Tubo2. Extracto + Reactivo / Tubo3. Reactivo

Prueba de extractos alcohólicos con reactivo de Dragendorff



Fig. N°43 Tubo1. Extracto puro / Tubo2. Extracto + Reactivo / Tubo3. Reactivo

Prueba de extractos alcohólicos con reactivo de Warner

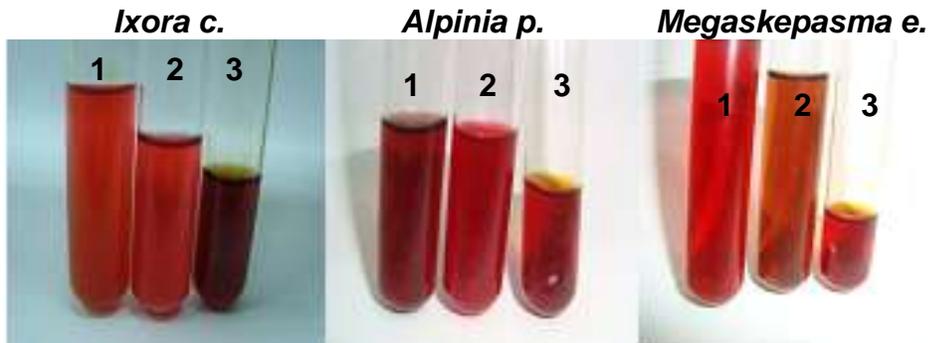


Fig. N°44 Tubo1. Extracto puro / Tubo2. Extracto + Reactivo / Tubo3. Reactivo

PRUEBAS REALIZADAS PARA TANINOS

Prueba de extractos alcohólicos con solución de Dicromato de Potasio

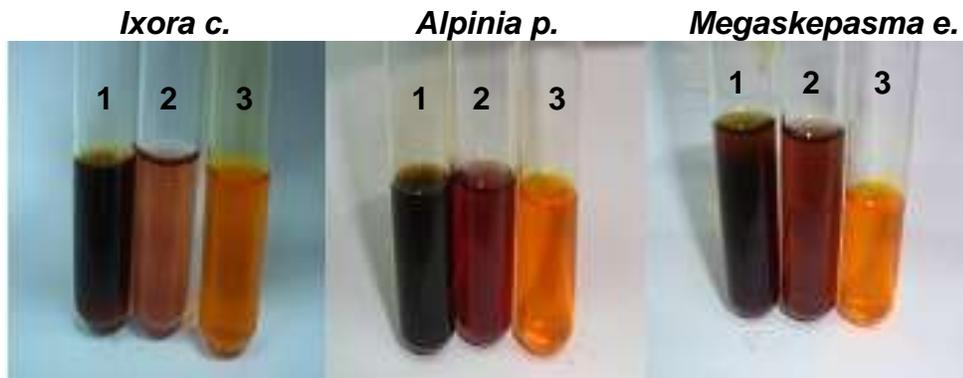


Fig. N°45 Tubo1. Extracto puro / Tubo2. Extracto + Reactivo / Tubo3. Reactivo

Prueba de extractos alcohólicos con solución de Subacetato de plomo

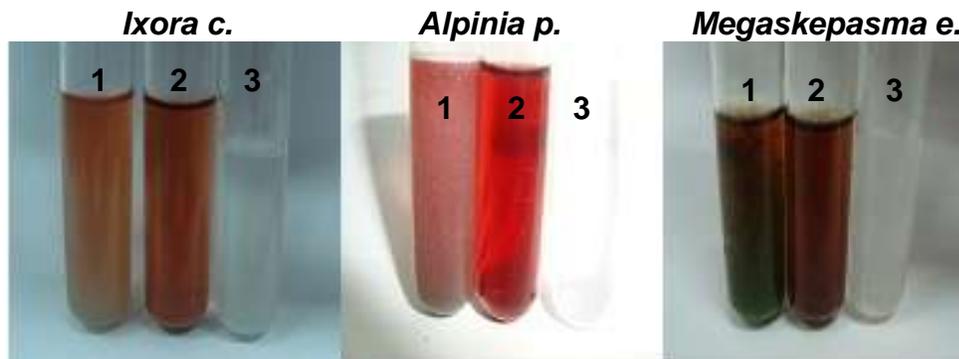


Fig. N°46 Tubo1. Extracto + Reactivo / Tubo2. Extracto puro / Tubo3. Reactivo

PRUEBAS REALIZADAS PARA FLAVONOIDES

Prueba de extractos alcohólicos con Shinoda

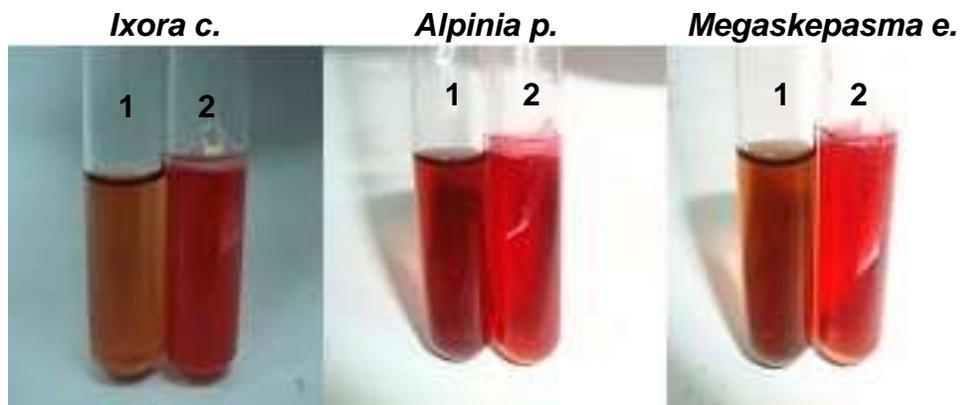


Fig. N°47 Tubo1. Extracto puro / Tubo2. Extracto + Reactivo

Prueba de extractos alcohólicos con álcali (NaOH 0.1 N)

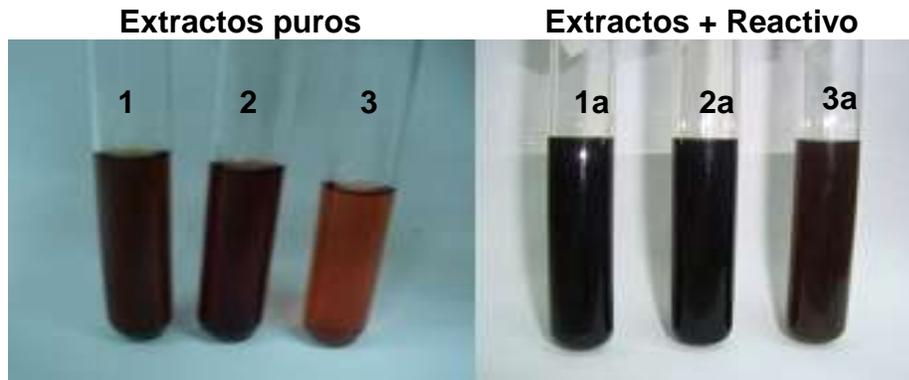


Fig. N°48 Tubo1. Extracto de *Ixora coccinea* / Tubo2. Extracto de *Alpinia purpurata* / Tubo3. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys*.

Tubo1a. Extracto de *Ixora coccinea* + reactivo / Tubo2a. Extracto de *Alpinia purpurata* + reactivo / Tubo3a. Extracto de *Megaskepasma erythrochlamys*+ reactivo.

ANEXO Nº 5

VALORACIONES ACIDO BASE

VALORACIONES ACIDO FUERTE CONTRA BASE FUERTE

VALORACION HCl 0.1 N / NaOH 0.1 N



Fig. N°49: Valoración ácido fuerte-base fuerte con extracto de *Ixora coccínea* antes del punto final (1) y después del punto final (2)

VALORACION CH₃COOH 0.1 N / NaOH 0.1 N



Fig. N°50: Valoración ácido débil-base fuerte con extracto de *Ixora coccínea* antes del punto final (1) y después del punto final (2)

VALORACION ACIDO TARTARICO / NaOH 0.1 N

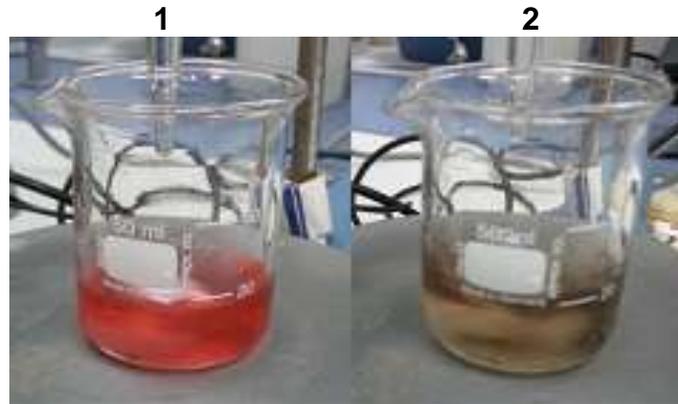


Fig. N°51: Valoración ácido tartárico – hidróxido de sodio 0.1 N con extracto de ***Ixora coccínea*** antes del punto final (1) y después del punto final (2)

ANEXO Nº 6

CALCULOS

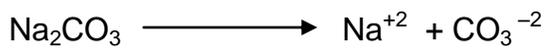
NORMALIDAD REAL DEL ACIDO CLORHIDRICO

Gramos de Carbonato de Sodio en la alícuota de 10 mL = 0.05298 g

Meq de Carbonato de Sodio = $105.99 / 2 = 52.995$

Meq de Carbonato de Sodio = $52.995 / 1000$

Volumen gastado de HCl en la valoración = 9.3 mL



Meq = $\text{PM} / \# \text{ Cargas} / 1000$

PM = Peso Molecular = 105.99

Meq = $105.99 / 2 / 1000$

Cargas = Numero de Cargas = 2

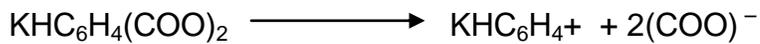
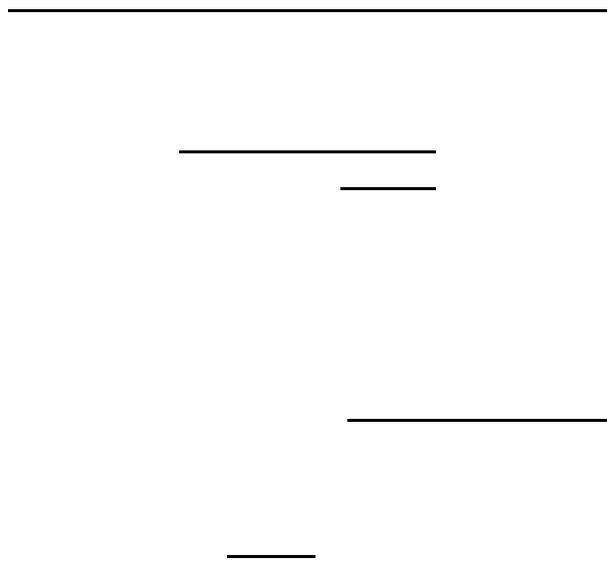
NORMALIDAD REAL DEL HIDROXIDO DE SODIO

Gramos de Biftalato de Potasio en la alícuota de 10 mL = 0.20422g

Meq de Biftalato de Potasio = $204.22 / 1 = 204.22$

Meq de Biftalato de Potasio = $204.22 / 1000$

Volumen gastado de NaOH en la valoración = 10.6 mL



Meq = $\text{PM} / \# \text{ Cargas} / 1000$

PM = Peso Molecular = 204.22

Meq = $204.22 / 1 / 1000$

Cargas = Numero de Cargas = 1

NORMALIDAD REAL DEL ACIDO ACETICO

Concentración de Hidróxido de Sodio = 0.09 N

Alicuota de NaOH 0.09 N = 10.0 mL

Volumen gastado de CH₃COOH en la valoración = 9.6 mL

$$C_1V_1 = C_2V_2 \quad C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2}$$

$$C_{\text{Acido Acetico}} = \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Acido Acetico}}}$$

Cálculos para obtener el punto final graficando la segunda derivada a partir de los datos obtenidos en las titulación ácido fuerte - base fuerte y ácido débil - base fuerte. (Ejemplo de cálculo con extracto etanólico de *Ixora coccínea*).

Formulas: $\Delta V = mL_2 - mL_1$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\text{Primera Derivada} = \Delta pH / \Delta V$$

$$\text{Segunda Derivada} = \Delta^2 pH / \Delta^2 V = (\Delta pH / \Delta V)_2 - (\Delta pH / \Delta V)_1$$

$$\Delta V = mL_2 - mL_1$$

$$\Delta V = 5.0 - 0.0 = 5.0$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH$$

$$\text{Primera Derivada} = \Delta pH / \Delta V$$

$$\text{Primera Derivada} = -0.13 / 5.0 = -0.03$$

$$\text{Segunda Derivada} = \Delta^2 pH / \Delta^2 V = (\Delta pH / \Delta V)_2 - (\Delta pH / \Delta V)_1$$

$$\text{Segunda Derivada} = -0.04 - (-0.03) = -0.01$$

PORCENTAJE DE PUREZA DEL ACIDO TARTARICO

Cálculo para obtener el porcentaje de pureza del ácido tartárico (Ejemplo de cálculo con el indicador fenolftaleína).

ACIDO ACETICO 0.1N (1000.0 mL)

$PM_{\text{Acido Acético}} = 60.052 \text{ g/mol}$ $\% \text{ Pureza}_{\text{Acido Acético}} = 99.9 \%$ $\rho = 1.05 \text{ g/mL}$

99.9 g Acido Acético ----- 100 g de solución

60.05 g Acido Acético ----- X

X = 60.11 g Acido Acético en solución



Donde: $\rho =$ Densidad

m = Masa

V = Volumen

$V = 60.11 \text{ g}_{\text{Acido Acético}} / 1.05 \text{ g/mL}$

V = 57.24 mL de Acido Acético Glacial para 1000.0 mL en solución 1N

57.24 mL Acido Acético Glacial ----- 1N

X ----- 0.1N

X = 5.72 mL de Acido Acético Glacial para 1000.0 mL de
solución 0.1N

ACIDO CLORHIDRICO (HCl) 0.1N (1000.0 mL)

$$PM_{(HCl)} = 36.46 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{Pureza}_{(HCl)} = 37\%$$

$$\rho = 1.19 \text{ g/mol}$$

$$37.0 \text{ g}_{(HCl)} \text{ ----- } 100 \text{ g}_{(CHl)} \text{ en solución}$$

$$36.5 \text{ g} \quad \text{-----} \quad X$$

$$X = 98.6 \text{ g}_{(HCl)}$$



Donde: ρ = Densidad

m = Masa

V = Volumen

$$V = 98.6 \text{ g}_{(HCl)} / 1.19 \text{ g/mL}$$

$V = 82.857 \text{ mL}$ de Acido Clorhídrico Concentrado para 1000 mL en solución 1N

$$82.857 \text{ mL}_{(HCl)} \text{ ----- } 1N$$

$$X \quad \text{-----} \quad 0.1N$$

$X = 8.28 \text{ mL}$ de Acido Clorhídrico Concentrado para 1000mL de
solución 1N

HIDROXIDO DE SODIO 0.1N (1000mL)

PM Hidróxido de Sodio = 40.0 g/mol

40.0g ----- 1N (para 1000mL de solución 1N)

X ----- 0.1N

X = 4.0g de Hidróxido de Sodio para 1000 mL de solución 0.1N

BIFTALATO DE POTASIO 0.1N

$$N = \frac{\#g}{V \text{ (ml)} \times \text{Meq}}$$

$$\#g = V \text{ (ml)} \times N \times \text{Meq}$$

$$\#g = 10.0 \text{ ml} \times 0.1 \text{ N} \times \frac{204.22}{1000}$$

$$\#g = 0.2042\text{g de Hidróxido de Sodio para 10.0 mL de solución 0.1 N}$$

ANEXO N°7

MONOGRAFIA DE USP 30

BUFFER SOLUTIONS

The successful completion of many Pharmacopeial tests and assays requires adjustment to maintenance of a specified pH by the addition of buffer solution. In Ph measurements, standard buffer solutions are required for reference purposes. For convenience, the preparation of these solutions is in some instances described in the sections in which their use is specified; i.e., five separate phosphate buffer are described under *Antibiotics-Microbial Assays 81* , and several miscellaneous single-purpose solution are described in the individual monographs.

A solution is said to be buffered if it resists changes in the activity of an ion on the addition of substances that are expected to change the activity of that ion. Buffers are substances or combination of substances that impart this resistance to a solution. Buffered solutions are systems in which the ion is in equilibrium with substances capable of removing or releasing the ion.

Buffer capacity refers to the amount of material that may be added to a solution without causing a significant change in ion activity. It is defined as the ratio of acid or base added (in gram-equivalents per liter) to the change in pH (in pH units). The capacity of a buffered solution is adjusted to the conditions of use, usually by adjustment of the concentrations of buffer substances.

Buffers are used to establish and maintain an ion activity within narrow limits. The most common systems are used (a) to establish hydrogen-ion activity for the calibration of pH meters, (b) in the preparation of dosage forms that approach isotonicity, (c) in analytical procedures, and (d) to maintain stability of various dosage forms. Buffers used in physiological systems are carefully chosen so as not to interfere with pharmaceutical activity of the medicament or normal function of the organism. It is essential that buffers used in chemical analysis be compatible with the substance determined and the reagents used.

Standard Buffer Solutions- Standard Solutions of definite pH readily available in buffer solution prepared from the appropriate reagents. In addition, buffer solutions, buffer tablets, and solid may be obtained from commercial sources in convenient prepackaged form. Such preparation are available for the entire working ranged in pharmaceutical analysis, but are not recommended for pH meter standardization (see *pH 791*).

The required reagents are described in the section, *Reagents*. Previously dry the crystalline reagent, except the boric acid, at 100 to 120 for 1 hour.

Note - Where water is specified for solution or dilution of test substances in pH determination, use carbon dioxide-free water.

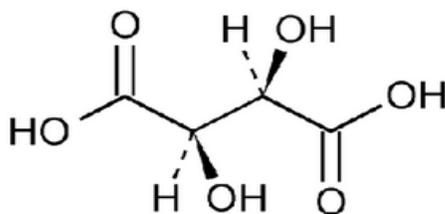
Store the prepared solutions in chemically resistant, tight containers such as type I glass bottles. Use the solutions within 3 months.

Standard Buffer Solutions for various ranges between pH 1.2 and 10.0 may be prepared by appropriate combinations of the solution described herein, used in the proportions shown in the accompanying table. The volumes shown in the table are for 200 mL of buffer solution, except that the volumes shown for *Acetate Buffer* are used to prepare 1000 mL of buffer solution.

1. *Hydrochloric Acid, 0.2 M, and Sodium Hydroxide, 0.2 M*—Prepare and standardize as directed under *Volumetric Solutions*.
2. *Potassium Biphthalate, 0.2 M*—Dissolve 40.85 g of potassium biphthalate [$\text{KHC}_8\text{H}_4(\text{COO})_2$] in water, and dilute with water to 1000 mL.
3. *Potassium Phosphate, Monobasic 0.2 M*—Dissolve 27.22 g of monobasic potassium phosphate (KH_2PO_4) in water, and dilute with water to 1000 mL.
4. *Boric Acid and Potassium Chloride, 0.2 M*—Dissolve 12.37 g of boric acid (H_3BO_3) and 14.91 g of potassium chloride (KCl) in water, and dilute with water to 1000 mL.
5. *Potassium Chloride, 0.2 M*—Dissolve 14.91 g of potassium chloride (KCl) in water, and dilute with water to 1000 mL.
6. *Acetic Acid, 2 N*—Prepare and standardize as directed under *Volumetric Solutions*.

Composition of Standard Buffer Solutions												
<i>Hydrochloric Acid Buffer</i>												
Place 50 mL of the potassium chloride solution in a 200-mL volumetric flask, add the specified volume of the hydrochloric acid solution, then add water to volume.												
pH	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	1.7	1.8	1.9	2.0	2.1	2.2	
0.2 M HCl, mL	85.0	67.2	53.2	41.4	32.4	26.0	20.4	16.2	13.0	10.2	7.8	
<i>Acid Phthalate Buffer</i>												
Place 50 mL of the potassium biphthalate solution in a 200-mL volumetric flask, add the specified volume of the hydrochloric acid solution, then add water to volume.												
pH	2.2	2.4	2.6	2.8	3.0	3.2	3.4	3.6	3.8	4.0		
0.2 M HCl, mL	49.5	42.2	35.4	28.9	22.3	15.7	10.4	6.3	2.9	0.1		
<i>Neutralized Phthalate Buffer</i>												
Place 50 mL of the potassium biphthalate solution in a 200-mL volumetric flask, add the specified volume of the sodium hydroxide solution, then add water to volume.												
pH	4.2	4.4	4.6	4.8	5.0	5.2	5.4	5.6	5.8			
0.2 M NaOH, mL	3.0	6.6	11.1	16.5	22.6	28.8	34.1	38.8	42.3			
<i>Phosphate Buffer</i>												
Place 50 mL of the monobasic potassium phosphate solution in a 200-mL volumetric flask, add the specified volume of the sodium hydroxide solution, then add water to volume.												
pH	5.8	6.0	6.2	6.4	6.6	6.8	7.0	7.2	7.4	7.6	7.8	8.0
0.2 M NaOH, mL	3.6	5.6	8.1	11.6	16.4	22.4	29.1	34.7	39.1	42.4	44.5	46.1
<i>Alkaline Borate Buffer</i>												
Place 50 mL of the boric acid and potassium chloride solution in a 200-mL volumetric flask, add the specified volume of the sodium hydroxide solution, then add water to volume.												
pH	8.0	8.2	8.4	8.6	8.8	9.0	9.2	9.4	9.6	9.8	10.0	
0.2 M NaOH, mL	3.9	6.0	8.6	11.8	15.8	20.8	26.4	32.1	36.9	40.6	43.7	
<i>Acetate Buffer</i>												
Place the specified amount of sodium acetate $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ in a 1000-mL volumetric flask, add the specified volume of the acetic acid solution, then add water to volume, and mix.												
pH	4.1	4.3	4.5	4.7	4.9	5.1	5.2	5.3	5.4	5.5		
pH (measured)	4.10	4.29	4.51	4.70	4.90	5.11	5.18	5.30	5.40	5.48		
$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, g	1.5	1.99	2.99	3.59	4.34	5.08	5.23	5.61	5.76	5.98		
2 N CH_3COOH , mL	19.5	17.7	14.0	11.8	9.1	6.3	5.8	4.4	3.8	3.0		

Tartaric Acid



$C_4H_6O_6$ ----- 150.09

Butanedioic acid, 2,3-dihydroxy-; Butanedioic acid, 2,3-dihydroxy-, [*R*-(*R*^{*},*R*^{*})]-.
Tartaric acid; L-(+)-Tartaric acid ---[526-83-0] and [87-69-4].

» Tartaric Acid, dried over phosphorus pentoxide for 3 hours, contains not less than 99.7 percent and not more than 100.5 percent of $C_4H_6O_6$.

Packaging and storage— Preserve in well-closed containers.

Identification—

A: It responds to the tests for [Tartrate](#) { 191 } .

B: When ignited, it gradually decomposes, emitting an odor resembling that of burning sugar (*distinction from citric acid*).

Specific rotation { 781S } : between +12.0° and +13.0° .

Test solution: 200 mg per mL, in water.

Loss on drying { 731 } — Dry it over phosphorus pentoxide for 3 hours: it loses not more than 0.5% of its weight.

Residue on ignition { 281 } : not more than 0.1%.

Limit of oxalate— Nearly neutralize 10 mL of a solution of it (1 in 10) with 6 N ammonium hydroxide, and add 10 mL of [calcium sulfate TS](#): no turbidity is produced.

Sulfate { 221 } — To 10 mL of a solution (1 in 100) add 3 drops of hydrochloric acid and 1 mL of [barium chloride TS](#): no turbidity is produced.

Heavy metals, Method II { 231 } : 0.001%.

Organic volatile impurities, Method I { 467 } : meets the requirements.

(Official until July 1, 2007)

Assay— Place about 2 g of Tartaric Acid, previously dried and accurately weighed, in a conical flask. Dissolve it in 40 mL of water, add phenolphthalein TS, and titrate with 1 N sodium hydroxide VS. Each mL of 1 N sodium hydroxide is equivalent to 75.04 mg of $C_4H_6O_6$.

Auxiliary Information— *Staff Liaison:* [Robert H. Lafaver, Scientist](#)

Expert Committee: (EM105) Excipient Monographs 1

USP30–NF25 Page 1234

Phone Number: 1-301-816-8335

ANEXO N°8

CONSTANCIA DE IDENTIFICACIÓN DE PLANTAS EN ESTUDIO



Antiguo Cuscatlán, 17 de mayo de 2010

A quien interese:

Por este medio hago constar que los alumnos, de la carrera de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador Yasmín Griselda Alberto Menjívar y José Jaime Solís Durán se hicieron presentes al herbario de nuestra institución solicitando la identificación de tres plantas.

Después de haber revisado el material y comparándolo con nuestra colección de referencia, los ejemplares pertenecen a las especies *Megaskepasma erythrochlamys* de la familia *Acanthaceae*, *Ixora coccinea* de la familia *Rubiaceae* y *Alpinia purpurata* de la familia *Zingiberaceae*.

Y para los usos que los interesados estimen conveniente, se les extiende la presente nota.

Jorge Alberto Monterrosa Salomón
Sección Técnica Científica
Herbario LAGU
Curador