



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE
MÉXICO**

FACULTAD DE QUÍMICA

**“Evaluación de extractos de flores como indicadores
ácido-base”**

T E S I S

Que para obtener el título de:

**LICENCIADO EN QUÍMICA FARMACÉUTICA
BIOLÓGICA**

Presenta:

LÓPEZ GONZÁLEZ CARLOS GUSTAVO



CIUDAD UNIVERSITARIA, Ciudad de México

AÑO 2024



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

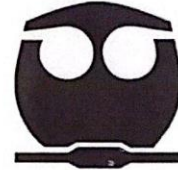
DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.



UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE
MÉXICO



**PROTESTA UNIVERSITARIA DE INTEGRIDAD Y
HONESTIDAD ACADÉMICA Y PROFESIONAL
(Titulación o Graduación con trabajo escrito)**

De conformidad con lo dispuesto en los artículos 87, fracción V, del Estatuto General, 68, primer párrafo, del Reglamento General de Estudios Universitarios y 26, fracción I, y 35 del Reglamento General de Exámenes, me comprometo en todo tiempo a honrar a la Institución y a cumplir con los principios establecidos en el Código de Ética de la Universidad Nacional Autónoma de México, especialmente con los de integridad y honestidad académica.

De acuerdo con lo anterior, manifiesto que el trabajo escrito titulado **“Evaluación de extractos de flores como indicadores ácido-base”** que presenté para obtener el título/grado de **Químico Farmacéutico Biológico**, es original, de mi autoría y lo realicé con el rigor metodológico exigido por la Facultad de Química, citando las fuentes de ideas, textos, imágenes, gráficos u otro tipo de obras empleadas para su desarrollo.

En consecuencia, acepto que la falta de cumplimiento de las disposiciones reglamentarias y normativas de la Universidad, en particular las ya referidas en el Código de Ética, llevará a la nulidad de los actos de carácter académico administrativo del proceso de titulación/graduación.

Atentamente

Carlos Gustavo López González

Carlos Gustavo López González, No. de cuenta: 313100977

JURADO ASIGNADO:

PRESIDENTE: **Profesor. FLORES ÁVILA CAROLINA**
VOCAL: **Profesor. ROSALES CÉSAR MIGUEL ÁNGEL**
SECRETARIO: **Profesor. MONROY BARRETO MINERVA**
1er. SUPLENTE: **Profesor. CHÁVEZ ROMO JOSE DAVID**
2do. SUPLENTE: **Profesor. GUTIÉRREZ SÁNCHEZ ALEJANDRO**

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA: Edificio A, laboratorio 3D perteneciente al Departamento de Química Analítica, Facultad de Química, UNAM.

ASESORA DEL TEMA:

Minerva Monroy Barreto

SUSTENTANTE:

Carlos Gustavo López González

Presentación en exposiciones y congresos:

La difusión una etapa del trabajo realizado para este proyecto se presentó en:

- XXXV Congreso Nacional de Química Analítica y XXV Simposio Estudiantil organizado por la Asociación Mexicana de Química Analítica (AMQA) con presentación en modalidad cartel del trabajo “Evaluación de Extractos de Flores como indicadores Ácido-Base” llevado a cabo del 19 al 21 de septiembre del 2023 en la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, Puebla, donde se ganó el primer lugar.

AGRADECIMIENTOS

Antes que nada, me gustaría comenzar agradeciendo a la Dra. Minerva Monroy y al Dr. Alejandro Gutiérrez quienes me dieron la oportunidad de poner realizar este trabajo el cual tuvo lugar en Laboratorio 3-D del Edificio A de la Facultad de Química.

Así mismo agradecerles por animarme a presentar el trabajo en el XXXV Congreso Nacional de Química Analítica y XXV Simposio Estudiantil en la modalidad de exposición de cartel, donde el presente trabajo obtuvo el primer lugar.

Así mismo agradezco a cada uno de los miembros del jurado, **a la Mtra. Carolina Flores Ávila, al Mtro. Miguel Ángel Rosales César y al Mtro. José David Chávez Romo**, por todas y cada una de sus observaciones para ayudarme a hacer de este un buen trabajo, por el tiempo que dedicaron al leer este documento y así mismo por la disposición de cada uno de ellos para la revisión de dudas y del documento presente.

Agradezco con mucho cariño a la **Facultad de Química y a la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM)** por aportar los recursos necesarios para mi formación académica y profesional. Además de que en ambas instituciones descubrí mi amor la ciencia y lo mucho que quiero convertirme en Químico Farmacéutico Biológico y espero en algún momento de mi vida poder estar frente a un grupo para así poderle ayudar a descubrir su pasión por la ciencia.

DEDICATORIAS

En este apartado quisiera agradecer a todas y cada una de las personas que contribuyeron durante mi vida cómo estudiante y que sin su amor y apoyo no hubiera terminado mi licenciatura.

Comienzo con un agradecimiento especial a mi familia nuclear, aquellas personas que desde que nací vieron por mí y desde el primer momento que me vieron me convertí en unas de sus mayores prioridades. A mí padre José Gustavo que a pesar de su condición día tras día se levantaba a ir a trabajar de albañil, plomero, electricista y/o pintor con tal de que hubiese pan en la mesa y que no me faltará ninguno de mis útiles escolares. Para mí madre Griselda González una mujer que siempre fue todo tipo de profesión con tal de que yo estuviese bien, fue profesora cuando necesitaba ayuda con las tareas, médica y enfermera siempre que me enfermaba buscaba la manera de ayudarme a sanar y cuidaba de mí a toda costa así le costara su propio sueño, chef porque cada que tenía un antojo me lo preparaba sin reproche al contrario siempre le ponía todo su amor y al igual que mi padre siempre trabajaba largas jornadas laborales con tal de que yo tuviera lo indispensable. Y a mí hermano Oscar Uriel, ese chico que siempre ha sido mi compañero de travesuras, que me enseñó que la escuela y el trabajo no lo es todo y que siempre existen ratos para relajarse y divertirse; él no lo sabe, pero en varias ocasiones lo veía para poder tomar fuerzas y continuar adelante.

Así mismo quiero agradecer a mi madrina Diana y mi Tita Julia, dos mujeres que a pesar de no compartir la misma sangre siempre me hicieron formar parte de su familia, enseñándome valores y jugando conmigo cuando mis padres no podían cuidar de mí por cuestiones laborales.

Por otro lado, quiero agradecer especialmente a la familia Guerrero Romero, una familia que vale su peso en oro que a pesar de todo me brindaron un techo durante tres años y que siempre me involucraron en todos sus planes como si yo fuera parte de ellos, me alimentaron y apoyaron en todo y cuando necesitaba algo que estaba fuera de mis alcances me ayudaron a conseguirlo. Dentro está familia quiero agradecer especialmente a mi mejor amigo Jorge Guerrero, al principio éramos polos totalmente opuestos siempre cuestionando los métodos del otro, pero con el paso del tiempo fuimos aprendiendo uno del otro y nos volvimos más cercanos a tal punto de tener la amistad que tenemos ahora; te

convertiste en un hermano para mí, mi mano derecha, mi compañero de aventuras, mi confidente y mi terapeuta.

Continuando con los agradecimientos quisiera irme con 12 amigos en particular los cuales dependiendo de la etapa escolar se convirtieron en pilares importantes para mí. Comenzamos con Ángel Martínez, otro hermano que la vida me regalo a ese hombre que desde los tres años compartió conmigo varias cosas desde las escuelas, alegrías, aventuras y así mismo tristezas; un hombre que hasta la fecha me sigue enseñando como ser yo mismo. Seguimos con dos mujeres que aparecieron en la etapa de la secundaria, dos mujeres que siempre me defendieron de los brabucones que me molestaban por ser diferente, que siempre que tenía un problema me prestaban su hombro para llorar y su oído para escuchar; dos mujeres que me dieron una de las lecciones más importantes de la vida “¿Cómo esperar que la gente me acepte si yo mismo no me aceptó?”, esas dos mujeres llevan por nombre Claudia Bonifaz y Gabriela Ortega.

Otra amiga que también me gustaría destacar, la cual apareció en la prepa es a Andrea Gil, una chica bastante alegre que me ayudo a ver que la escuela no siempre tiene que ser lo más importante, también hay que divertirse y empezar a vivir aventuras fuera de ella.

Dentro de la universidad quiero agradecer infinitamente a mis amigos más íntimos que son Lex, Uriel, Issac, Harold, Vladimir, Nath, Itzel y Andrea; personar maravillosas que hicieron que mi estancia en la FQ fuese más tranquila y divertida, amigos con los cuales compartí las mismas desveladas, frustraciones, pero también compartimos risas, aventuras, comidas, anécdotas que siempre voy a llevar conmigo.

También quiero agradecer a amigos que a lo largo de mi estadía en la FQ fui conociendo y que al igual compartimos buenos momentos amigos cuyos nombres son: Daniel Alemán, Karla Jiménez, Pame Fuentes, Samari, Pame Villavicencio, Emi Parra, Dianita, Dennise Torres, Denise Rodríguez, Bren, Fer Coquis, Mariela, Jenny Silva, Arely, Nahari, Liz, Alexis, Citlalli Cano, Luis Leyte, Karen Tirado, Memo, Jaz, Angie, Javi, Ale Santana, Marlen Jacinto, Fer Diez, Rembrandt, Marlen Martínez, Aurora, Fátima, Donaji, Rosa, Carla, Lalo, Grecia, Franco, Erick Gallardo.

Ya por último quisiera dar un agradecimiento especial y con todo el cariño del mundo aquellos profesores que a lo largo de toda mi carrera me apoyaron y nunca permitieron que me rendiera y que hasta la fecha me siguen demostrando

que soy un QFB excelente, eso profesores son: María de los Ángeles, Alberto León, Miguel Rosales y José Mojica.

MARCO TEÓRICO

1. Titulaciones.....	página 1
1.1 Tipos de titulaciones.....	página 1
1.1.1 Naturaleza química.....	página 1
1.1.2 Relación operativa analito-titulante.....	página 2
1.2 Titulaciones ácido-base.....	página 3
1.2.1 Teorías ácido base.....	página 3
1.2.2 Disoluciones acuosas de ácidos y bases.....	página 4
1.2.3 Medida de fuerza de los ácidos y bases.....	página 5
1.3 Curvas de titulación ácido-base.....	página 8
1.3.1 Tipos de curvas de titulación.....	página 8
2. Indicadores ácido-base.....	página 13
2.1 Error por indicador.....	página 13
2.2 Espectrofotometría.....	página 14
2.2.1 Fundamentos de la espectrofotometría UV-vis.....	página 14
2.2.2 Determinación del pKa de un indicador.....	página 15
3. Potenciometría.....	página 16
3.1 Electrodo de vidrio para la medida de pH.....	página 17
3.2 Titulación potenciométrica.....	página 18
4. Extracción sólido-líquido.....	página 18
4.1 Disolventes.....	página 19
4.2 Maceración.....	página 20

5. Generalidades de las flores.....	página 20
5.1 Pigmentos de las flores.....	página 20
5.2 Generalidades de los flavonoides.....	página 22
6. Antocianinas.....	página 24
6.1 Propiedades fisicoquímicas.....	página 25
6.2 Estructura.....	página 26
7. Flores seleccionadas.....	página 27
<i>HIPÓTESIS.....</i>	página 30
<i>OBJETIVOS.....</i>	página 30
<i>MATERIALES Y REACTIVOS.....</i>	página 30
<i>METODOLOGÍA EXPERIMENTAL.....</i>	página 31
<i>RESULTADOS Y DISCUSIÓN.....</i>	página 34
1. Obtención de los extractos.....	página 34
2. Evaluación de los extractos de flores en las escalas de pH.....	página 39
3. Evaluación de los extractos de flores como indicadores en titulaciones ácido-base.....	página 41
3.1 Titulaciones con base fuerte.....	página 41
3.2 Titulaciones con ácido fuerte.....	página 48
3.3 Análisis estadístico de los resultados obtenidos.....	página 52
4. Determinación del pKa.....	página 54
5. Evaluación de la estabilidad.....	página 59
CONCLUSIONES.....	página 62
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	página 64

MARCO TEÓRICO.

1. Titulaciones.

La titulación, también conocida como volumetría, es una técnica fundamental en el campo de la química analítica que se utiliza para determinar con precisión y exactitud la concentración de una sustancia específica, denominada analito, en una muestra desconocida. El proceso se basa en la reacción química entre una especie de concentración conocida, llamada titulante, y el analito. La disolución titulante se agrega de manera controlada (aunque en ocasiones puede ir en un matraz) y bajo agitación constante, hasta que se alcance un punto crítico conocido como el punto de equivalencia, donde analito y titulante han reaccionado estequiométrica y cuantitativamente [23].

La identificación del punto de equivalencia en una titulación es crucial y a menudo se asocia con un cambio observable o medible de las propiedades de la disolución; por ejemplo, un cambio de color marcado por el uso de un indicador químico. Dichos indicadores, son sustancias que, en disolución, experimentan una variación en su coloración en función del pH u otras propiedades químicas de la disolución. Además del cambio de color, otras propiedades que pueden modificarse drásticamente en la equivalencia incluyen el potencial, la conductividad eléctrica y la capacidad térmica. Estas transformaciones proporcionan señales claves para determinar el punto de equivalencia durante la titulación. Una vez alcanzado dicho punto, se registra el volumen de la disolución titulante empleada, y esta información se utiliza para determinar la concentración del analito en la muestra mediante las apropiadas relaciones estequiométricas, y la forma de preparación de muestra.

1.1 Tipos de titulaciones.

1.1.1 Naturaleza química.

Titulación Ácido-Base: En esta titulación, se determina la concentración de un ácido o una base en una muestra utilizando una disolución titulante de naturaleza contraria. Por ejemplo, para determinar la concentración de un analito ácido en una muestra, se utiliza una disolución básica (titulante), y viceversa.

Titulación redox (Oxidación-Reducción): En las titulaciones redox, se determina la concentración de una especie que puede ganar o perder electrones en una reacción química. Un ejemplo común es la titulación de ácido oxálico

con permanganato de potasio. En este caso, el cambio de color característico del permanganato indica el punto final. Aunque también se tienen las yodometrías y yodimetrías donde se utilizan yodo o disoluciones como yodato de potasio, triyoduro, yoduro de potasio, entre otras. Por ejemplo, este tipo de titulaciones se pueden usar para la determinación de vitamina C en muestras de jugo de frutas y suplementos alimenticios.

Titulación por precipitación: En estas titulaciones, se determina la concentración de un ion específico que puede formar un precipitado insoluble cuando reacciona con un agente precipitante. Un ejemplo es la titulación de una disolución de Ag^+ con una disolución de tiocianato para formar como precipitado tiocianato de plata.

Titulaciones complejométricas: En este tipo de titulaciones, se determina la concentración de una especie que puede formar compuestos de coordinación (complejos) con otra. Por ejemplo, se puede utilizar una disolución de EDTA (ácido etilendiaminotetraacético) para titular iones metálicos formando complejos quelatos, lo que permite determinar la concentración de dichos iones metálicos en una muestra.

1.1.2 Relación operativa analito-titulante.

Las titulaciones directas, indirectas y por retroceso son tres enfoques operativos diferentes utilizados en procesos de titulación.

Titulación Directa: En una titulación directa, se agrega la disolución titulante al analito hasta que se alcanza el punto de equivalencia. Esto significa que el titulante se añade directamente a la muestra que contiene el analito, y el proceso se detiene cuando se logra la reacción química completa. (siempre y cuando se realice con monitoreo colorimétrico, si este es potenciométrico no se detiene en la equivalencia, sino hasta un 100% de avance después del último punto de equivalencia). El analito y el titulante reaccionan directamente en la disolución.

Titulación Indirecta: En una titulación indirecta, se titula una sustancia generada por la adición de un compuesto que reacciona de manera conocida con el analito. En esta titulación no reaccionan directamente titulante y analito. Un ejemplo frecuente de este tipo de titulación es cuando el peróxido de hidrógeno reacciona con yoduro, produciendo yodo que luego se titula utilizando tiosulfato

Titulación por retroceso: La titulación por retroceso se utiliza cuando el analito no puede titularse directamente o cuando es difícil determinar el punto de

equivalencia de la titulación directa. En este enfoque, se agrega un exceso conocido de la solución titular a la muestra que contiene el analito. Luego, el exceso de reactivo se titula con otra disolución de concentración conocida. Al determinar la cantidad de titulante en exceso, se puede encontrar la cantidad de analito presente en la muestra.

El uso de una titulación directa, indirecta o por retroceso en una situación determinada se basa en varios factores, incluidos: [24]

- Cinética de la reacción.
- Selectividad de la reacción.
- Disponibilidad de reactivos.
- Puntos de equivalencia difíciles de detectar.
- Precisión y sensibilidad.
- Interferencias

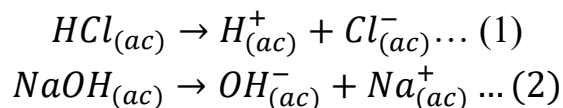
1.2 Titulaciones ácido-base.

1.2.1 Teorías ácido base.

Los ácidos y las bases han sido definidos de varias maneras a lo largo de la historia, con diferentes teorías que ofrecen diversas perspectivas de su naturaleza. No obstante, son tres las teorías primordiales que permiten fundamentar las características y reactividad que presentan ácidos y bases:

Teoría de Arrhenius (Svante Arrhenius) [25]: Teoría propuesta a fines del siglo XIX, se basa en la ionización de los electrólitos en agua, definiendo lo siguiente

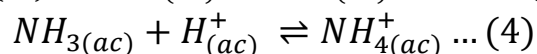
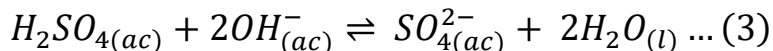
- *Ácidos:* son todas aquellas sustancias que al disolverse en agua y al ionizarse total o parcialmente, liberan iones H^+ .
- *Bases:* son todas aquellas sustancias que al disolverse en agua y al ionizarse total o parcialmente, liberan iones OH^- .



Teoría de Bronsted-Lowry (Johannes N. Bronsted y Thomas M. Lowry) [25]: Estos autores propusieron una nueva perspectiva para describir ácidos y bases:

- *Ácidos*: son sustancias que pueden donar protones (iones H^+). Ejemplo ecuación 3.
- *Bases*: son sustancias que pueden aceptar protones (iones H^+). Ejemplo ecuación 4.

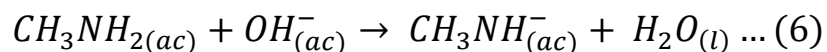
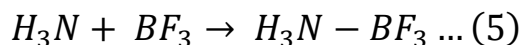
Estas definiciones permiten correlacionar una amplia gama de reacciones y propiedades químicas.



Teoría de Lewis (Gilbert N. Lewis) [25]: este autor introdujo una teoría en la que no se requiere la presencia de protones en el ácido y se basa en la transferencia de pares de electrones:

- *Ácidos*: son aquellas especies que tienen la capacidad de aceptar un par de electrones.
- *Bases*: son aquellas especies que tienen la capacidad de donar un par de electrones.

Esta última teoría es versátil, ya que es aplicable a disolventes distintos al agua y no se limita a los pares de electrones en ácidos y bases conjugados. Por ejemplo, el amoníaco se comporta como una base al donar un par de electrones al trifluoruro de boro para formar un par ácido-base.

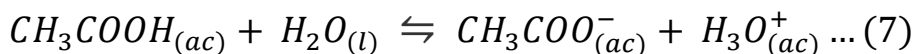


Disoluciones acuosas de ácidos y bases.

La teoría de Bronsted-Lowry proporciona un marco claro para entender las reacciones ácido-base en términos de transferencia de protones, y nos permite identificar los ácidos y bases conjugados en estas reacciones, lo que es esencial para el análisis y la predicción de reacciones químicas en disolución.

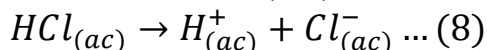
- **Ácidos conjugados**: cuando un ácido dona un protón, el producto restante es su base conjugada.
- **Bases Conjugadas**: cuando una base acepta un protón, el producto restante es su ácido conjugado.

Por ejemplo, en la reacción entre el ácido acético (CH_3COOH) y el agua:

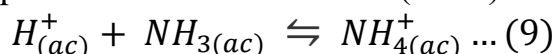


Teniendo en cuenta todos estos términos podemos tener especies que acepten o donen más de un protón teniendo así:

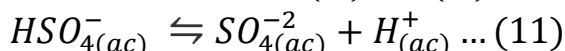
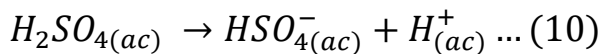
- **Ácidos monoproticos:** Sustancias que pueden liberar un solo protón (H^+) en una reacción ácido-base. Un ejemplo común es el ácido clorhídrico (HCl). En una disolución acuosa, HCl se disocia completamente en iones de hidrógeno (H^+) e iones de cloruro (Cl^-).



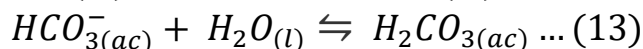
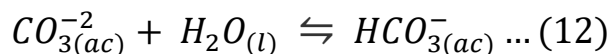
- **Bases monoproticas:** Son sustancias que pueden aceptar un protón. Un ejemplo es el amoníaco (NH_3). En una reacción ácido-base, el amoníaco acepta un protón para formar el ion amonio (NH_4^+)



- **Ácidos diproticos:** Son sustancias que pueden donar dos protones en una reacción ácido-base. El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un ejemplo de un ácido diprotico. En disolución acuosa, el H_2SO_4 puede ionizarse en dos etapas:



- **Bases diproticas:** son sustancias que pueden aceptar dos protones. Por ejemplo, el ion carbonato (CO_3^{2-}) puede aceptar un protón para formar bicarbonato (HCO_3^-) y posteriormente otro para formar ácido carbónico (H_2CO_3):



De manera similar, los ácidos triproticos pueden donar tres protones, y las bases triproticas pueden aceptar tres protones. De hecho, a partir de que se aceptan o donan más de un protón en adelante los conocemos como poliproticos.

1.2.2 Medida de fuerza de los ácidos y bases.

La fuerza de un ácido se puede determinar mediante su capacidad para transferir un protón al agua, generando el ion hidronio, H_3O^+ (que por simplicidad se puede simbolizar como H^+). Del mismo modo, la fuerza de una base se puede relacionar con su capacidad para ceder iones OH^- al agua o por su facilidad para

aceptar un protón del agua. En la figura 1 se muestran ejemplos de algunos ácidos y base en medio acuoso.

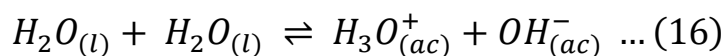
Se pueden establecer escalas ácido-base como pH y pOH, donde el valor de pH es igual al cologaritmo de la concentración del ion hidronio, y el pOH es el cologaritmo de la concentración del ion hidroxilo en una disolución acuosa, despreciando el efecto de la fuerza iónica. Sin embargo, el uso extendido de la escala de pH en la literatura es claro.

$$pH = -\log[H_3O^+] \dots (14)$$

$$pOH = -\log[OH^-] \dots (15)$$

De manera similar a las escalas pH y pOH, se definen las constantes de acidez (K_a) y basicidad (K_b) para describir la disociación de ácidos y bases en soluciones acuosas. K_a mide la tendencia de un ácido a donar protones (H^+), mientras que K_b mide la tendencia de una base a aceptar protones. Estas constantes se pueden expresar en términos de pK_a y pK_b , que son los cologaritmos de K_a y K_b , respectivamente.

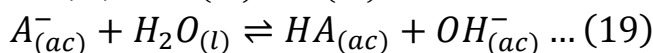
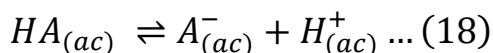
El agua pura tiene un pH de 7.0; al agregar ácido, la concentración del ion hidronio [H_3O^+], aumenta en comparación con el agua pura, y el pH disminuye de 7.0 dependiendo de la fuerza del ácido. En presencia de una base, el valor de pH incrementa por encima de 7.0, de acuerdo con la fuerza de la base. Este sistema nos permite entender y comparar la acidez y basicidad de diversas sustancias en solución acuosa.



Si determinamos la constante de equilibrio de la ecuación 16:

$$K = [H_3O^+][OH^-] = K_w = 10^{-14} \dots (17)$$

Ahora, si planteamos las ecuaciones del equilibrio químico de un ácido HA y su base conjugada A^-



De las ecuaciones 18 y 19 se obtienen sus constantes de equilibrio:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \dots (20)$$

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \dots (21)$$

Si multiplicamos las ecuaciones 20 y 21...

$$K_a * K_b = \frac{[H^+][A^-][HA][OH^-]}{[HA][A^-]} = [H^+][OH^-] = K_w = 10^{-14} \dots (22)$$

Se determinan logaritmos de la ecuación 22:

$$\log(K_w) = \log(H^+) + \log(OH^-) = \log(10^{-14}) \dots (23)$$

$$pK_w = pH + pOH = 14.0 \dots (24)$$



FUERZA (+)			FUERZA (-)
	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HI	I ⁻	
	HBr	Br ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ²⁻	
	HF	F ⁻	
	HNO ₂	NO ₂ ⁻	
	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCN	CN ⁻	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
	HS ⁻	S ²⁻	

Figura 1. Ejemplo de la fuerza de los ácidos-bases.

Un ácido fuerte es aquel que se disocia completamente en una disolución acuosa. Esto significa que, al disolverse en agua, el ácido se separa en iones de hidrógeno (H⁺) y aniones. Ejemplos comunes de ácidos fuertes incluyen el ácido clorhídrico (HCl), el ácido sulfúrico (H₂SO₄) en su primera disociación y el ácido nítrico (HNO₃). Por otro lado, una base fuerte también se disocia por completo en disolución acuosa, dando como resultado los iones hidróxido (OH⁻)

) y cationes; por ejemplo, el hidróxido de sodio (NaOH), el hidróxido de potasio (KOH) y el hidróxido de calcio (Ca(OH)₂). [24]

Los ácidos y bases de fuerza media son conocidos por tener una disociación significativa pero no completa, generalmente se asocian a grados de disociación (% α) entre 10-90 %. Ejemplos de esto son la metilamina (CH₃NH₂) y el ácido oxálico (H₂C₂O₄). El grado de disociación de un ácido depende tanto de su pKa como de su concentración. Por ejemplo, hay casos donde el ácido acético puede comportarse como un ácido fuerte, de fuerza media o débil dependiendo de su concentración. Para eso existe el parámetro grado de disociación. [26]

Para calcular el pH de disoluciones acuosas asociadas a ácidos de fuerza media, puede utilizarse la siguiente ecuación cuadrática.

$$[H^+]^2 + Ka[H^+] - KaCo = 0 \dots (25)$$

$$[H^+]^2Co - 10^{-14}[H^+] - Ka10^{-14} = 0 \dots (26)$$

Por último, un ácido débil es aquel que se disocia solo parcialmente en una disolución acuosa, generalmente con un valor de % $\alpha \leq 10\%$. Esto significa que, en el equilibrio, una fracción significativa del ácido permanece sin disociar; esto mismo sucede con las bases débiles. Como ejemplos típicos se tienen los ácidos carbónicos (H₂CO₃), acético (CH₃COOH) o bases como el amoníaco (NH₃), la piridina (C₅H₅N). [24]

1.3 Curvas de titulación ácido-base.

Las curvas de titulación ácido-base son gráficos que muestran el cambio en el pH de una disolución a medida que se añade un ácido o una base de concentración conocida. Estas curvas son fundamentales en la química analítica para determinar la concentración de una disolución ácida o básica.

1.3.1 Tipos de curvas de titulación.

Dependiendo de los sistemas ácido-base pueden describirse diferentes tipos de curvas de titulación:

- ***Titulación ácido fuerte - base fuerte:***

En este caso, se titula un ácido fuerte con una base fuerte o viceversa. La curva de titulación muestra un cambio abrupto en el pH en la cercanía del punto de equivalencia.

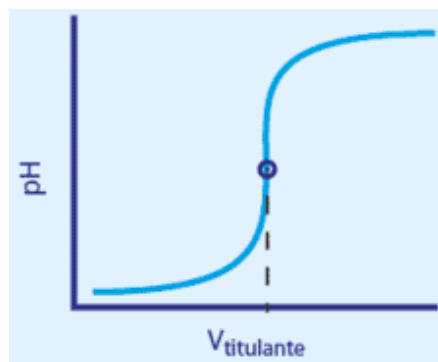


Figura 2. Curva de titulación de un ácido fuerte con una base fuerte.
[27]

- ***Titulación ácido débil - base fuerte:***

En este caso, se tiene una región amortiguada antes del punto de equivalencia, esto se debe a la presencia de tanto el ácido débil no neutralizado como su base conjugada en la disolución. En la región de amortiguadora, la adición de pequeñas cantidades de base no cambia significativamente el pH, ya que se neutraliza principalmente con el ácido débil presente. Esto da lugar a una curva de titulación con un cambio de pH menos abrupto en comparación con la titulación de ácido fuerte - base fuerte.

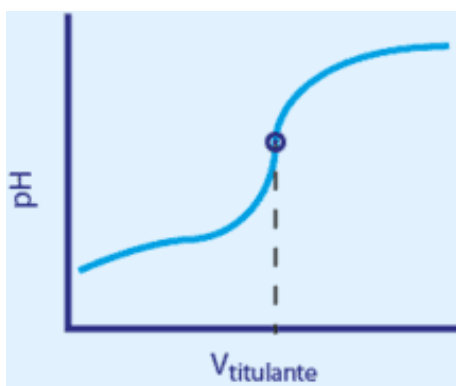


Figura 3. Curva de titulación de un ácido débil con una base fuerte.
[27]

- ***Titulación base débil - ácido fuerte:***

Aquí, se titula una base débil con un ácido fuerte y al igual que en el caso anterior, hay una región amortiguada antes del punto de equivalencia.

Esto se debe a la presencia de la base débil no neutralizada y su forma protonada en la disolución.

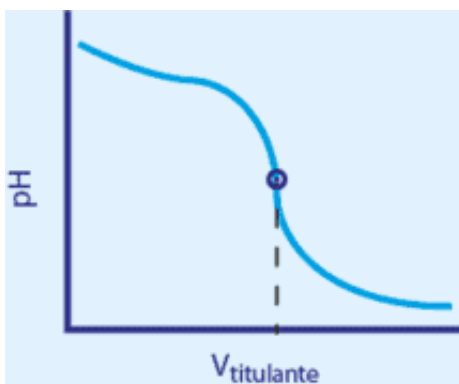


Figura 4. Curva de titulación de una base débil con un ácido fuerte. [27]

- **Titulación de ácidos y bases polipróticos:**

Para ácidos y bases polipróticos (que pueden donar o aceptar, respectivamente, más de un protón), las curvas de titulación pueden presentar múltiples puntos de equivalencia, cada uno correspondiente a la pérdida o ganancia de un protón. Cada punto de equivalencia tiene su propia zona de amortiguamiento.

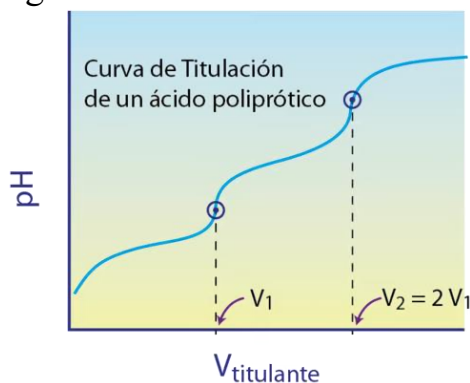


Figura 5. Curva de titulación de un ácido poliprótico. [27]

2. Indicadores ácido-base.

Existen sustancias tanto de origen sintético como natural, que pueden manifestar una paleta de colores, viéndose afectados por el medio en que se encuentren, ya sean disoluciones acuosas, no acuosas, sólidos, gases, entre otros; e incluso viéndose afectados por la temperatura misma.

En disoluciones acuosas, generalmente, estos compuestos son sustancias de origen orgánico con estructuras complejas. Muchos de ellos presentan propiedades ácido-base, los cuales dependiendo de su grado de protonación pueden presentar diferentes tonalidades de color.

Este tipo de sustancias se han utilizado para poder determinar el volumen gastado del titulante en la vecindad del punto de equivalencia en procesos de titulación con monitoreo colorimétrico. Para esta aplicación, gracias a su intensidad cromática, la concentración necesaria de estos en disolución es baja (0.1 % p/p o menos) [14], aunque esto puede variar dependiendo de la naturaleza del indicador a utilizar, el pH del punto de equivalencia de la titulación y/o la fuerza (ya sea ácido o básica) de los reactivos involucrados. Por lo que generalmente, solo se agregan unas cuantas gotas de disolución indicadora, las cuales preferentemente se preparan justo antes de utilizarlas.

Hoy en día, existe una lista verdaderamente extensa y diversa de compuestos con la capacidad de poder operar como indicadores ácido-base. Así mismo, estos compuestos orgánicos presentan amplios y diferentes intervalos de pH de trabajo, lo cual le permite al analista poder elegir un indicador con el fin de poder estimar experimentalmente el volumen de titulante gastado en la vecindad del punto de equivalencia, aprovechando el cambio abrupto de pH que acontece en esta región de la curva de titulación.

Al disminuir o incrementar el pH de la disolución en la que se encuentra el indicador ácido-base la concentración de protones en este aumentará o disminuirá generando un cambio estructural en la molécula, lo que implica un cambio en los estados energéticos donde suceden las transiciones electrónicas asociadas a la emisión de un color con cierta longitud de onda. Un ejemplo de esto es el azul de timol, el cual es un ácido débil que presenta los siguientes equilibrios de disociación:

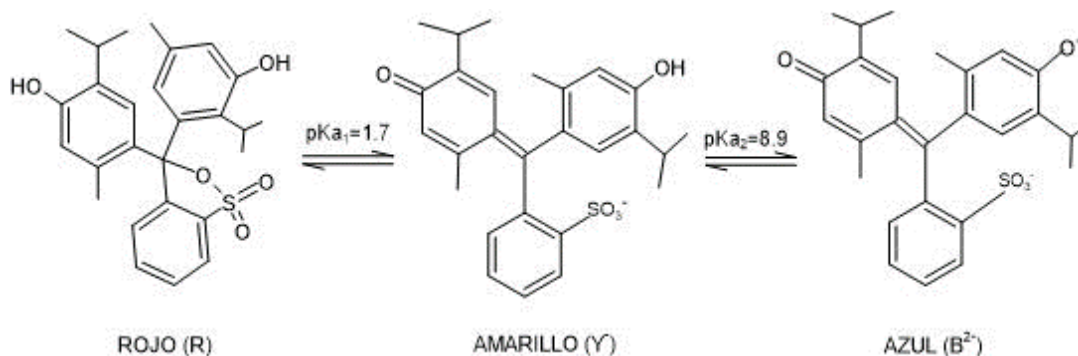
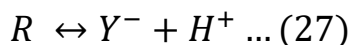


Figura 6. Disociación del azul de timol.

Como se puede observar este indicador posee dos valores de pKa. Y dependiendo del pH del medio, presentará cierta estructura, la cual en consecuencia hará que la disolución adquiera un color característico, que cambiará dependiendo de la acidez o alcalinidad del medio.

El equilibrio es el siguiente:

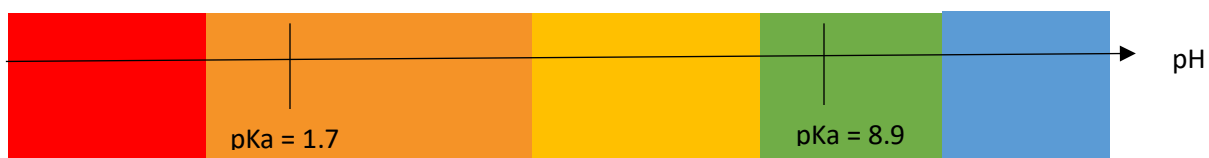


$$K_{a_1} = \frac{[H^+][Y^-]}{[R]} \dots (28)$$

Aplicando la función logaritmo y reordenando la ecuación (28), se tiene que:

$$pH = pK_{a_1} + \log\left(\frac{[Y^-]}{[R]}\right) \dots (29)$$

Cuando $[Y^-] = [R]$, entonces $pH = pK_{a_1}$, lo que implica que las estructuras R y Y^- coexistirían, dando lugar a una mezcla de colores. Por ejemplo, para este equilibrio, cuando el pH es igual a 1.7, se observaría un color naranja, y cuando es igual a 8.9, se observaría un color verde en la disolución.



Es importante destacar que este fenómeno de cambio de color no se limita a valores de pH específicos, sino que abarca un intervalo más amplio conocido como intervalo de vire, que se define como el intervalo de pH en el cual el indicador experimenta un cambio de color observable. En este caso, el intervalo

de viraje abarcaría las cercanías del intervalo $\text{pH} = 1.7 \pm 1$ (siendo aproximadamente el pK_a el punto central del intervalo) al igual que con el intervalo donde el valor de 8.9 es el punto central. Lo que significa que la transición de color se extiende más allá de estos puntos específicos. Este concepto es esencial al trabajar con indicadores en titulaciones, ya que garantiza una respuesta clara y definida en la proximidad del punto de equivalencia, contribuyendo a la precisión del análisis.

Sin embargo, el ojo humano es poco sensible a la hora de apreciar cambios de color. Es demostrado que una relación de concentraciones de ácido y base conjugados asociados al indicador de al menos 1:10 es necesaria para observar claramente el cambio de color.

2.1 Error por indicador.

El error de la valoración por indicador se obtiene por la diferencia entre el punto de equivalencia y el punto final de una valoración.

Dependiendo del tipo de titulación se pueden presentar dos tipos de errores, los cuales se conocen como error por exceso y por defecto.

En el error por defecto, el punto final de la valoración (cambio de coloración del indicador) ocurre antes de alcanzar el punto de equivalencia.

Un ejemplo común de error por defecto se puede observar con el indicador azul de bromotimol en una titulación ácido-base (por ejemplo, la titulación de hidróxido de sodio con ácido clorhídrico). El azul de bromotimol cambia de amarillo a azul en un intervalo de pH de aproximadamente 6.0 a 7.6. Aunque la titulación puede haber alcanzado el punto de equivalencia, el cambio de color del indicador no se manifiesta instantáneamente. Las causas principales de un error de este suelen deberse a la cantidad utilizada de indicador, la mala elección de este y limitada capacidad del ojo humano para distinguir de manera reproducible cambios de color.

$$\%Error\ por\ Defecto := |x - 1| * 100 \dots (30)$$

Donde “x” es el valor real de cuanto se ha cuantificado usando el indicador seleccionado.

Un error por exceso ocurre en el volumen de punto final, sucede después del punto de equivalencia.

En este caso, el indicador tiende a presentar el cambio de coloración después del punto de equivalencia. Esto puede ocurrir debido a las mismas razones mencionadas anteriormente.

Por ejemplo, en una titulación ácido-base, si se agrega un exceso de disolución titulante (como hidróxido de sodio) más allá del punto de equivalencia, este exceso de base no encontrará más analito con el cual reaccionar. Como resultado, el pH de la disolución aumentará significativamente más allá del punto teórico de equivalencia. Este exceso puede afectar la determinación precisa del punto de equivalencia y, por lo tanto, la concentración de la sustancia analizada.

$$\%Error\ por\ Exceso = |1 - x| * 100 \dots (31)$$

En resumen, el error por defecto y el error por exceso son conceptos críticos en la comprensión de indicadores visuales. Un indicador visual preciso trata de disminuir tanto el error por defecto como el error por exceso, asegurándose de minimizar la diferencia en los volúmenes de punto final y punto de equivalencia.

2.2 Espectrofotometría.

Los métodos de espectrofotometría molecular se encuentran entre las técnicas analíticas más ampliamente utilizadas en el campo de la instrumentación científica. La espectroscopia molecular, que se basa en la detección de radiación en las gamas ultravioleta y visible (UV-vis) e infrarroja (IR), se utiliza de manera extensiva para la identificación y cuantificación de una gran diversidad de compuestos químicos, desde sustancias orgánicas e inorgánicas hasta compuestos de naturaleza bioquímica.

La espectrofotometría de absorción molecular UV-vis se destaca por su aplicación en el análisis cuantitativo, y suele ser uno de los métodos de preferencia en laboratorios tanto químicos como clínicos, esto debido a su sensibilidad, selectividad, rapidez, sencillez, precisión, reproducibilidad, además de que no es una técnica destructiva y es considerada de bajo costo.

Por otro lado, la espectroscopia UV-Vis es una técnica analítica que mide la absorción de radiación ultravioleta y visible por una muestra. La instrumentación esencial incluye una fuente de luz, típicamente una lámpara de deuterio para la región UV y una lámpara de tungsteno-halógeno para la región

visible. La luz de estas lámparas es dispersada por un monocromador, que puede ser un prisma o una red de difracción, permitiendo seleccionar una longitud de onda específica. La muestra líquida se coloca en celdas de muestra, usualmente hechas de cuarzo para la región UV y de vidrio para la región visible. La luz transmitida a través de la muestra es detectada por un dispositivo como un fotodiodo o un tubo fotomultiplicador, que convierte la luz en una señal eléctrica. Esta señal es procesada por un sistema de procesamiento de datos, generalmente un ordenador, que registra, procesa y muestra el espectro de absorbancia o transmitancia de la muestra. [13]

2.2.1 Fundamentos de la espectrofotometría UV-vis.

Las moléculas poseen la capacidad intrínseca de absorber energía, aunque con ciertas limitaciones que están inherentemente ligadas a su composición y estructura química. Esta energía puede ser suministrada bajo la forma de radiación electromagnética, conocida como luz. La cantidad y el tipo de radiación absorbida por una molécula están estrechamente relacionada con la cantidad de moléculas que interactúan con dicha radiación.

La longitud de onda se refiere a la distancia entre dos puntos idénticos en una onda medida en la dirección de su propagación (figura 7). En la descripción de la luz, la longitud de onda se expresa generalmente en unidades de longitud, como metros (m), nanómetros (nm), micrómetros (μm) o angstroms (\AA). Cada color en el espectro de luz visible tiene una longitud de onda específica, y estas longitudes de onda se perciben como diferentes colores por el ojo humano. Cabe destacar que la radiación máxima absorbida se puede detectar dentro de un intervalo específico de longitudes de onda.

En el contexto de la espectrofotometría y la química analítica, la longitud de onda es un parámetro importante. Al medir la absorción de luz a diferentes longitudes de onda, se pueden obtener información valiosa sobre la composición y las propiedades de las sustancias en una muestra.

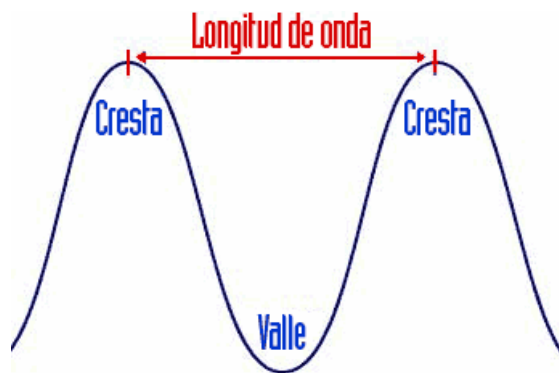


Figura 7. Representación gráfica de la longitud de onda. Imagen obtenida de [21].

2.2.2 Determinación del pKa de un indicador.

El análisis de los espectros de absorción UV-vis de un indicador a diferentes valores de pH se revela como una herramienta fundamental en la exploración de las variaciones cromáticas manifestadas por los indicadores ácido-base. Al representar el espectro de absorción de un indicador, como el azul de timol (figura 8), en distintos niveles de pH cercanos a su pKa, se generan múltiples curvas, cada una con dos máximos de absorbancia característicos, convergiendo en un punto singular conocido como punto isobéptico revelando así la complejidad de las transformaciones químicas involucradas en este proceso.

En espectroscopia, un punto isobéptico es una longitud de onda donde dos o más especies químicas tienen la misma absorptividad, representando las absorptividades molares cuando ambas están en la misma concentración. En cinética química, los puntos isobépticos son referenciales para estudiar velocidades de reacción, ya que la absorbancia en esas longitudes de onda permanece constante durante la reacción. En medicina, se emplean en oximetría para determinar concentración de hemoglobina, y en química clínica, como en aseguramiento de calidad, para verificar la precisión en la longitud de onda de un espectrofotómetro, utilizando estándares con puntos isobépticos conocidos. [13] Estos puntos son independientes de la concentración, proporcionando referencias confiables.

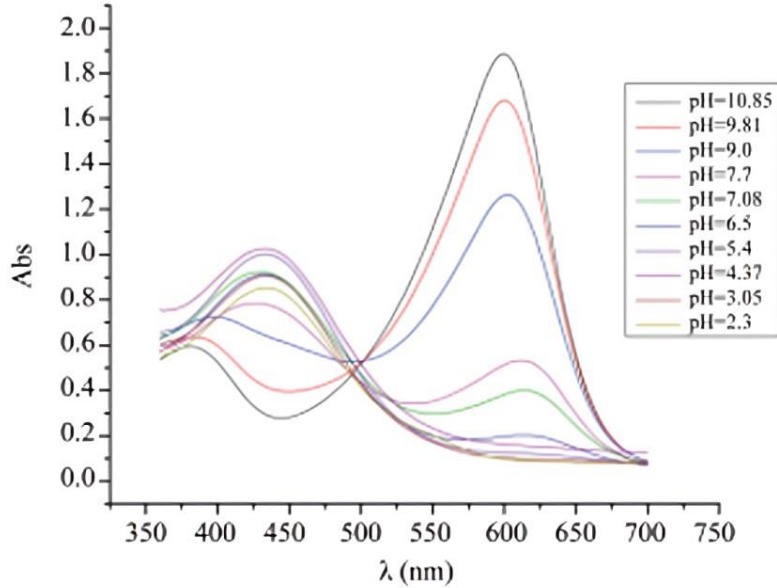


Figura 8. Gráfico representativo del punto isobéptico del azul de metileno.
Imagen obtenida [13].

Si consideramos la ecuación (20) sabiendo que para una ionización parcial podemos asignar los siguientes términos; donde "x" representa la fracción de la forma disociada y "1-x" la fracción de la forma sin disociar, se obtiene la siguiente función:

$$Ka = \frac{[H^+] * x}{1 - x} \dots (32)$$

Para una longitud de onda específica, preferiblemente cerca de un máximo, si A_H representa la absorbancia de la disolución donde solo está presente la forma ácida del indicador y A_B la absorbancia de la disolución donde solo está presente la forma básica del mismo, la absorbancia medida. (A) se calcula de la siguiente manera:

$$A = \varepsilon_H l [H] + \varepsilon_B l [B] \dots (33)$$

Entonces se puede deducir que:

$$x = \frac{A - A_B}{A_H - A} \dots (34)$$

Sustituyendo esta expresión en la ecuación (29) se obtiene la siguiente ecuación:

$$pH = pKa + \log \left(\frac{A - A_B}{A_H - A} \right) \dots (35)$$

Por lo que es evidente que al graficar los valores de $\log \left(\frac{A-A_B}{A_H-A} \right)$ vs pH se obtiene una línea recta. Donde, la ordenada en el origen de esta proporciona el valor del pKa del indicador.

3. Potenciometría.

La potenciometría es una técnica analítica que se utiliza para medir la diferencia de potencial eléctrico entre dos electrodos en contacto con una disolución, y a partir de este parámetro, es posible determinar la concentración de especies que modifican dicho potencial. Esta técnica es ampliamente utilizada para medir el pH de una disolución, entre otras aplicaciones.

3.1 Electrodos de vidrio para la medida de pH.

Los electrodos de membrana de vidrio son dispositivos utilizados para medir la diferencia de potencial de una solución en potenciometría. Están compuestos por un bulbo de vidrio especial que contiene una disolución de cloruro de potasio (KCl), como electrolito principal y un electrodo de referencia interno. Cuando el bulbo de vidrio entra en contacto con la disolución, se establece un equilibrio iónico que genera un potencial eléctrico. Este potencial varía en función del pH de la solución. El electrodo de referencia, generalmente de plata/cloruro de plata (Ag/AgCl), mantiene un potencial constante para asegurar mediciones adecuadas.

3.2 Titulación potenciométrica.

La titulación potenciométrica es un método en el cual se utiliza un potenciómetro para medir el cambio en el potencial eléctrico de la disolución durante una reacción de titulación. A medida que se acerca al punto de equivalencia, el pH de la disolución cambia bruscamente, lo que se refleja en una variación significativa del potencial eléctrico medido por el electrodo de vidrio. Experimentalmente, se registra el cambio en el potencial eléctrico en función del volumen de la disolución titulante agregada.

Sin embargo, es importante tener en cuenta las desventajas, entre ellas un mayor tiempo de análisis, disponibilidad del equipo, y costos de uso y mantenimiento, por ejemplo, mantener el electrodo adecuadamente con los niveles de disoluciones internas adecuados, la membrana bien hidratada y libre de contaminantes, además de una calibración continua para obtener mediciones precisas. [28]

4. Extracción sólido-líquido.

La extracción sólido-líquido, es un método de separación y purificación que se utiliza para extraer sustancias contenidas en un sólido a un disolvente. Este método es particularmente empleado en diversas industrias, incluyendo la química, la farmacéutica, la alimentaria y la metalúrgica, para obtener productos puros a partir de materias primas sólidas [29]. Para llevar a cabo este método de extracción el procedimiento es el siguiente:

- **Selección del disolvente:** el disolvente se selecciona a partir de la solubilidad y polaridad de la sustancia a extraer.
- **Molienda:** el sólido se muele para aumentar su área superficial, lo que facilita la interacción con el disolvente y mejora la eficiencia de la extracción.
- **Mezcla sólido-disolvente:** el sólido molido se mezcla con el disolvente. La mezcla sólido-disolvente se agita o se remueve para permitir que el disolvente entre en contacto con las partículas del sólido y disuelva las sustancias deseadas.
- **Filtración o decantación:** después de que el sólido se haya empapado completamente con el disolvente, se separa el sólido del líquido. Esto se puede hacer mediante filtración (si el sólido es insoluble en el disolvente) o decantación (si el sólido se asienta en el fondo del recipiente y el líquido se vierte cuidadosamente).
- **Recuperación del disolvente:** el líquido, que ahora contiene las sustancias extraídas, se puede concentrar y purificar para recuperar el disolvente y la sustancia deseada. Esto a menudo implica procesos adicionales como evaporación, destilación u otros métodos de separación.

4.1 Disolventes.

En los procesos de extracción, la elección del disolvente es crucial ya que afecta directamente la eficacia y selectividad del proceso [29]. Los disolventes empleados pueden variar ampliamente en su polaridad, acidez y otras propiedades.

- **Disolventes polares:** son utilizados para extraer compuestos polares, de naturaleza fitoquímica, ácido y básica, y en la mayoría de las ocasiones son utilizados para disolver sales. Algunos ejemplos son agua, metanol, etanol y ácido acético.
- **Disolventes no polares:** este tipo de disolventes se utilizan más para la extracción de compuestos orgánicos, productos naturales, grasas y aceites. Dentro de los ejemplos se tienen éter de petróleo, hexano, cloroformo y diclorometano.
- **Disolventes miscibles con agua:** estos disolventes se utilizan cuando en la mezcla a analizar existen compuestos que son solubles en agua como en disolventes orgánicos. Los ejemplos más comunes son acetona y etanol.
- **Específicos:** comúnmente son utilizados cuando en la muestra se contiene polímeros o compuestos bioquímicos. Los más utilizados son tetrahidrofurano (THF) y dimetilsulfóxido (DMSO).
- **Supercríticos:** este tipo de disolventes son utilizados cuando el analito es termosensible, el más común es el dióxido de carbono.

4.2 Maceración.

La maceración implica sumergir un sólido en un disolvente durante un período de tiempo prolongado para permitir que los compuestos solubles en el sólido se disuelvan en el disolvente. Durante este proceso, los compuestos de interés, como colorantes, principios activos (en el caso de plantas medicinales), entre otros, se transfieren al disolvente.

En la maceración además de seleccionar el disolvente adecuado se llevan a cabo los siguientes pasos:

- **Trituración (opcional):** algunas veces es útil triturar o cortar los sólidos en trozos más pequeños para aumentar la superficie de contacto con el líquido y acelerar el proceso de extracción.
- **Mezcla y almacenamiento:** tanto el sólido como el disolvente se colocan en un recipiente adecuado y se mezclan bien. No obstante, se debe de asegurar de que todo el sólido esté completamente sumergido en el líquido.

- **Tiempo de maceración:** dependiendo del fin por el cual se esté empleando esta técnica se debe dejar reposar la mezcla durante un período de tiempo específico. La duración puede variar desde unas pocas horas hasta varias semanas, dependiendo de los compuestos que desee extraer y su solubilidad en el líquido.
- **Filtración:** una vez completado el tiempo de maceración, se filtra la mezcla para separar el disolvente de los sólidos. Se puede utilizar un colador, una gasa o un filtro, según el tamaño de los sólidos.
- **Almacenamiento:** el disolvente extraído debe ser almacenado correctamente dependiendo de las propiedades del producto para preservar sus propiedades.

Es importante comprender que, aunque la maceración es un tipo de extracción sólido-líquido, no todas las extracciones sólido-líquido son maceraciones.

5. Generalidades de las flores.

5.1 Pigmentos de las flores.

Los pigmentos de las flores son compuestos químicos que contribuyen a la amplia gama de colores que observamos en la naturaleza. Estos pigmentos son sintetizados por las plantas para atraer polinizadores, disuadir a herbívoros o protegerse de la radiación ultravioleta, entre otras funciones. Algunos ejemplos son:

- **Clorofila:** pigmento verde responsable de la fotosíntesis en las plantas. Aunque no se encuentra en grandes cantidades en las flores, enmascara otros pigmentos en las partes verdes de las plantas.
- **Antocianinas:** responsables de una amplia gama de colores en las flores, incluyendo rojo, azul, violeta y morado. Estos pigmentos son sensibles al pH, cambiando de color dependiendo del valor de este parámetro. Por ejemplo, las antocianinas pueden dar lugar al rojo en condiciones ácidas y azul en condiciones alcalinas.
- **Carotenoides:** pigmentos que proporcionan colores amarillos, naranjas y rojos. Son comunes en flores de tonos cálidos como los lirios naranjas o las margaritas amarillas.
- **Flavonoides:** clase diversa de pigmentos que contribuyen a una variedad de colores, como amarillo, blanco, azul y rojo. También pueden cambiar de color debido a las diferencias en la estructura química.

- *Betalainas*: pigmentos que producen colores rojos y amarillos en algunas flores, como las de la familia *Caryophyllaceae* y *Amaranthaceae*. Un ejemplo es el betabel (*Beta vulgaris*), que contiene betalainas en sus raíces.

Las flores que pertenecen a la misma familia, pero presentan diferentes colores, es consecuencia de diferencias en la expresión génica y la regulación de los pigmentos. Las plantas tienen una serie de genes que controlan la síntesis de pigmentos, y las mutaciones o diferencias en la expresión de estos genes pueden llevar a la producción de pigmentos en diferentes cantidades o tipos. [12] Además, factores como: el pH del suelo, la disponibilidad de nutrientes y la exposición a la luz también pueden influir en la producción de pigmentos en las flores. [14]

Por ejemplo, en el caso de las rosas rojas, rosas y blancas, estas difieren, en la producción de pigmentos debido a variaciones genéticas. [12] La presencia o ausencia de genes que codifican para ciertos pigmentos, como las antocianinas, puede determinar el color de la rosa. Por ejemplo, las rosas rojas contienen antocianinas en cantidades significativas, mientras que las rosas blancas carecen de ellas por completo. Las rosas rosas pueden ser el resultado de una cantidad moderada de antocianinas. Estas diferencias en la composición de pigmentos dan lugar a los colores característicos de las flores de rosa.

5.2 Generalidades de los flavonoides.

Los flavonoides son compuestos polifenólicos que tienen una estructura química característica. Consisten en un esqueleto de flavona que consta de tres anillos: dos anillos aromáticos de carbono con seis miembros (anillo A y anillo B) y un anillo heterocíclico de pirano (anillo C). La posición y el número de grupos hidroxilo (OH) y otros sustituyentes en estos anillos determinan la diversidad estructural de los flavonoides. Esta variación estructural da lugar a una amplia variedad de flavonoides, cada uno con propiedades y funciones únicas. [16]

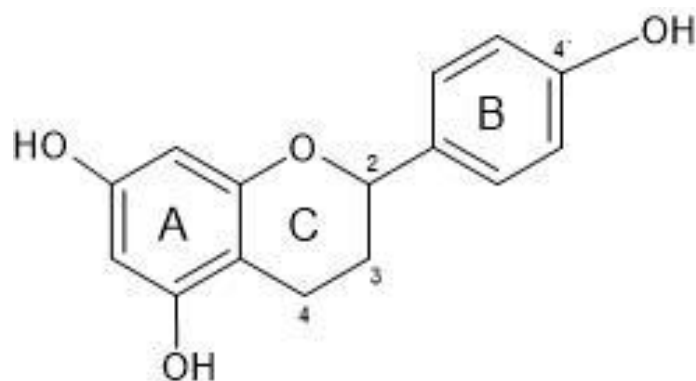


Figura 9. Estructura química general de los flavonoides.

Estos compuestos destacan su uso en la industria farmacéutica, alimentaria y cosmética, utilizándolos como antioxidantes, antiinflamatorios, colorantes naturales, suplementos diabéticos, antivirales y anticancerígenos. [16]

En cuanto a sus propiedades fisicoquímicas estas pueden variar dependiendo de la estructura química específica. No obstante, de forma general son solubles en disolventes polares como agua, etanol y metanol debido a la presencia de grupos hidroxilo en su estructura. Así mismo, son sensibles a factores como: el pH, la luz y a temperaturas elevadas ($>80^{\circ}\text{C}$), lo que puede afectar su estabilidad y actividad biológica [14]. En disolución pueden producir una amplia gama de colores, desde amarillo hasta rojo y azul, debido a su capacidad para absorber luz en la región visible del espectro electromagnético.

Los flavonoides son la base estructural de una serie de subgrupos de compuestos, algunos de los cuales incluyen:

- **Flavonas:** son flavonoides que no tienen grupo hidroxilo en el carbono 3 del anillo C.

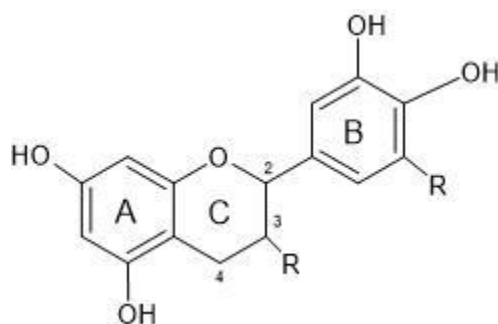


Figura 10. Estructura química de las flavonas.

- **Flavonoles:** son flavonoides con un grupo hidroxilo en el carbono 3 del anillo C y un grupo cetona en el carbono 4.

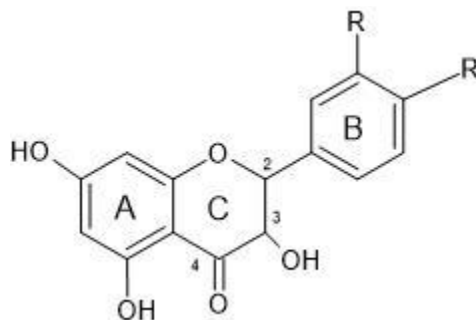


Figura 11. Estructura química de los flavonoles.

- **Flavononas:** son flavonoides con un grupo cetona en el carbono 4 del anillo C.

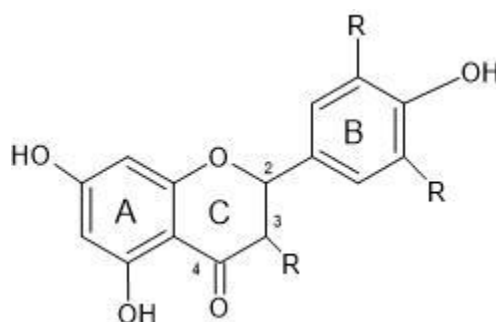


Figura 12. Estructura química de las flavononas.

- **Isoflavonas:** son flavonoides que poseen un anillo C cerrado en una estructura tricíclica.

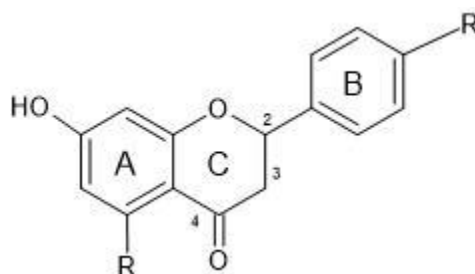


Figura 13. Estructura química de las isoflavonas.

6. Antocianinas.

Las antocianinas son un grupo de pigmentos naturales que pertenecen a la clase de los flavonoides. Son responsables de los colores rojos, azules, morados y

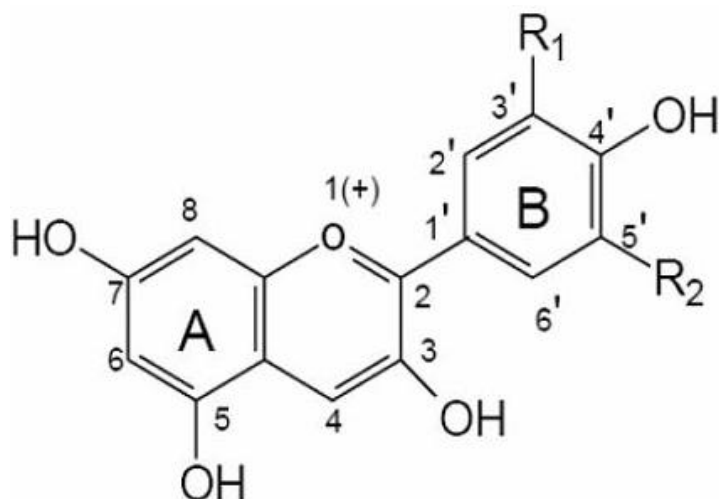
violetas en una amplia variedad de frutas (arándanos, cerezas, frambuesas), flores (rosas, orquídeas, violetas) y vegetales (col morada, berenjenas, cebollas moradas). Estos pigmentos se encuentran en muchas plantas y tienen roles fundamentales tanto para las plantas como para los animales que se alimentan de ellas.

Actúan como agentes protectores contra el daño causado por la luz ultravioleta y ayudan a las plantas a resistir el estrés oxidativo [14]. También están involucradas en la defensa contra patógenos y en la interacción con polinizadores y dispersores de semillas, ya que los colores brillantes a menudo atraen a los insectos y pájaros [14].



Figura 14. Estructura química de la antocianina.

Como se observa en la figura 14 la antocianina presenta dos grupos aromáticos “A” y “B”, unidos por una cadena de 3 C. Debido a estos grupos aromáticos, específicamente en el anillo “B”, se pueden obtener diferentes variantes de antocianinas.



Aglicona	Substitución		λ_{max} (nm) espectro visible
	R1	R2	
Pelargonidina	H	H	494 (naranja)
Cianidina	OH	H	506 (naranja-rojo)
Delfinidina	OH	OH	508 (azul-rojo)
Peonidina	OCH3	H	506 (naranja-rojo)
Petunidina	OCH3	OH	508 (azul-rojo)
Malvidina	OCH3	OCH3	510 (azul-rojo)

Figura 15. Variantes de la antocianina. [22]

6.1 Propiedades fisicoquímicas.

Las antocianinas son solubles en agua y en disolventes polares como el metanol, el etanol y la acetona. La solubilidad en agua puede variar según el tipo específico de antocianina y su estructura química. Las antocianinas son más solubles en disoluciones ácidas que en disoluciones alcalinas, lo que significa que su solubilidad está influenciada por el pH del entorno. Esto último debido a la protonación de su estructura química, que aumenta su polaridad y solubilidad en agua. En soluciones básicas, la desprotonación reduce su polaridad, disminuyendo su solubilidad y estabilidad. [16]

El color de las antocianinas está directamente relacionado con el pH del medio en el que se encuentran. En un ambiente ácido, las antocianinas tienden a mostrar colores rojos y rosados, mientras que, en un medio alcalino, exhiben colores azules o morados. Este fenómeno se debe a la estructura química de las antocianinas y su capacidad para cambiar entre diferentes formas moleculares según el pH.

Las antocianinas son sensibles al pH, la luz, el oxígeno y el calor. La exposición a la luz y al oxígeno puede provocar la degradación de las antocianinas y la pérdida de color en los alimentos y las flores [16]. Además, las altas temperaturas también pueden afectar negativamente su estabilidad. Por lo tanto, durante el procesamiento de alimentos o en la fabricación de productos que contienen antocianinas, se deben tomar medidas para protegerlas de la luz, el oxígeno y el calor.

Las antocianinas pueden formar complejos con iones metálicos como el hierro y el aluminio. Estos complejos a menudo tienen colores intensos y se utilizan como indicadores de pH en disoluciones ácidas. Además, la formación de complejos con iones metálicos puede aumentar la estabilidad de las antocianinas y protegerlas contra la degradación. [14]

6.2 Estructura.

Las antocianinas tienen una estructura química compleja que consiste en un esqueleto de flavona con anillos aromáticos de seis átomos de carbono y un anillo de pirano fusionados. Su estructura se conforma de un grupo hidroxilo (-OH) y un grupo metoxi (-OCH₃), los cuales están unidos a los anillos de flavona y pirano.

En un medio ácido, las antocianinas están en forma de cationes flavilio, que son rojos, rosados o anaranjados. En un medio neutro, se transforman en forma de quinonoides, que son azules o morados. En un medio alcalino, las antocianinas están en forma de bases quinoidales, que son azules, verdes o amarillas.



Figura 16. Cambios estructurales de las antocianinas asociados a su estado de protonación.

Las antocianinas son particularmente sensibles a los cambios de pH debido a la presencia de grupos ácidos y básicos en su estructura química, en este caso los grupos hidroxilo [14]. La relación entre el pH y el color de las antocianinas se

utiliza a menudo como indicador de pH en laboratorios y en aplicaciones científicas. [16]

7. Flores seleccionadas.

Se seleccionaron cuatro tipos de flores, que poseen un alto contenido de antocianinas [16 y 20] las cuales fueron:

- **Jamaica (*Hibiscus sabdariffa*):** La jamaica es una flor tropical conocida por su color rojo.



Figura 17. Pétalos de la flor de jamaica trabajados.

- **Nochebuena (*Euphorbia pulcherrima*):** La nochebuena, también conocida como poinsettia, es apreciada por sus vibrantes hojas rojas.



Figura 18. Pétalos de la flor de nochebuena trabajados.

- **Dalia Roja (*Dahlia spp.*):** Las dalias rojas son flores ornamentales.



Figura 19. Flores de dalia roja obtenidos para este trabajo.

- **Dalia Morada (*Dahlia spp.*):** Similar a la dalia roja, la dalia morada es otra variedad de dalia que presenta un color morado profundo



Figura 20. Flores de dalia morada obtenidos para este trabajo.

Como se puede apreciar en párrafos anteriores, las antocianinas son especialmente valoradas como indicadores visuales debido a su amplio intervalo de respuesta a diferentes niveles de pH. Esta versatilidad las hace útiles en una variedad de experimentos y aplicaciones educativas.

Otros factores que también intervinieron en la elección de estas plantas fueron la disponibilidad y accesibilidad (exceptuando la flor de nochebuena, la cual solo está disponible en temporada de invierno.) debido a que estas flores son comunes en muchas regiones de México, lo que facilita su recolección y potencial uso como indicadores en prácticas de laboratorio.

Así mismo, a diferencia de algunos indicadores químicos sintéticos, las flores que contienen antocianinas son seguras y no tóxicas. Además, al ser de origen natural, son biodegradables y no dañan el medio ambiente o a la salud humana.

Además, las antocianinas pueden ser adaptadas para su uso en diferentes tipos de disoluciones, acuosas y no acuosas. Su capacidad para cambiar de color en respuesta a variaciones de pH en una amplia gama de solventes les permite ser utilizadas en aplicaciones industriales (como colorantes para alimentos) y de investigación, donde los indicadores tradicionales podrían no ser efectivos. Esto incluye su uso en disoluciones alcohólicas, aceites y otras matrices complejas.

Por último, y no menos importante, el uso de flores con antocianinas como indicadores de pH también ofrece una excelente herramienta educativa. En las aulas de química, los estudiantes pueden realizar experimentos con materiales naturales, aprendiendo sobre la química de los colores, el pH, y la biología de las plantas. Esto no solo enriquece su comprensión teórica, sino que también les proporciona una experiencia práctica y accesible, fomentando una mayor apreciación por la química y la naturaleza.

Como se puede apreciar la innovación en tecnologías de sensores ha llevado al desarrollo de dispositivos que utilizan antocianinas para la detección y monitoreo de pH en diversas [7]. Estos sensores basados en antocianinas ofrecen una alternativa ecológica y rentable a los sensores químicos convencionales, proporcionando una solución sostenible y efectiva para el monitoreo continuo de procesos. Y en este trabajo se hará demostración de una de sus aplicaciones.

HIPÓTESIS

Los extractos de flores que contienen antocianinas como lo son la flor de jamaica, nochebuena, dalia roja y dalia morada preparados podrán actuar como indicadores ácido-base y serán equiparables a los indicadores sintéticos fenolftaleína y anaranjado de metilo en diversas titulaciones ácido-base.

OBJETIVOS

Objetivo general.

Evaluar extractos de jamaica, nochebuena, dalia roja y dalia morada como indicadores ácido-base en métodos analíticos con aplicaciones para análisis cuantitativos.

Objetivos particulares.

- Diseñar y optimizar la metodología de extracción para obtener indicadores vegetales a partir de las flores de jamaica, nochebuena, dalia roja y dalia morada.
- Evaluar las transiciones de color observadas y determinar el intervalo de vire de cada extracto obtenido.
- Determinar el pKa de los compuestos que causan el cambio de color en respuesta a diferentes valores de pH del medio, a través de métodos espectrofotométricos.
- Evaluar los resultados obtenidos utilizando los indicadores a partir de extractos vegetales y compararlo con el de indicadores sintéticos, en titulaciones ácido-base de muestras comerciales.

MATERIALES Y REACTIVOS.

Para llevar a cabo el estudio, se utilizaron diversos materiales y equipos. Molino de aspas KRUPS F203 para la molienda de muestras, parrilla de agitación magnética y un potenciómetro HANNA instruments en los experimentos de titulación, un espectrofotómetro UV-visible de Thermo Scientific EVOLUTION One para realizar mediciones espectrofotométricas y para la realización de las valoraciones volumétricas se usaron buretas de 25.0 y 10.0 mL de la marca KIMEX. Los reactivos químicos utilizados incluyeron etanol absoluto ARTILAB 100.0 %, ácido fosfórico MEYER 85.0 %, fosfato dibásico de sodio SIGMA-ALDRICH 99.8 %, ácido clorhídrico (HCl) de J.T. Baker 38.0 %, perlas de hidróxido de sodio (NaOH) de J.T. Baker 99.9 %, biftalato de

potasio de J.T. Baker 99.5 %, carbonato de sodio de J.T. Baker 99.5 %, ácido acético de MEYER 100 %. Como muestras comerciales: vino blanco de la marca California, fosfato de sodio dodecahidratado reactivo analítico de Mallinckrodt 98.5 %, bicarbonato de sodio de J.T. Baker 97.5 %, tabletas de antiácido de la marca TUMS y como indicadores sintéticos: fenolftaleína de MEYER y anaranjado de metilo de MEYER 100%. Todos los materiales y equipos fueron utilizados siguiendo los procedimientos y protocolos estándar de seguridad y manipulación adecuada.

METODOLOGÍA EXPERIMENTAL.

A) Obtención de las flores.

Las flores fueron obtenidas de diversos lugares, donde la flor de jamaica se adquirió en el mercado de Sonora, mientras que la flor de nochebuena se consiguió en el estado de Morelos. Por último, las flores de dalia roja y dalia morada se obtuvieron en el Mercado de Jamaica en la Ciudad de México.

B) Tratamiento de las flores.

Los pétalos se retiraron de las flores, se enjuagaron con agua destilada para poder retirar cualquier tipo de residuo (tierra, polvo, etc.) y se colocaron en papel absorbente para retirar el exceso de agua. Durante el periodo de una semana los pétalos se secaron a temperatura ambiente, posterior a este tiempo se seleccionaron los pétalos que fueron inmarcesibles y no se decoloraron.

Los pétalos con las características mencionadas anteriormente se pulverizaron en un molino de aspas, el polvo obtenido se almacenó en frascos de color ámbar, los cuales se etiquetaron y almacenaron en ausencia de luz en un lugar fresco y seco.

C) Evaluación del método de extracción.

Como disolventes de extracción se evaluaron agua y etanol ambos a temperatura ambiente y a 60°C; así como una mezcla 80:20 agua:etanol %v/v.

En una balanza analítica se pesaron aproximadamente 0.5 g de las muestras de flores pulverizadas, se colocaron en frascos color ámbar, se agregaron 5 mL de disolvente a evaluar, la mezcla se agitó y se llevó a la temperatura de extracción (temperatura ambiente y 60°C) hasta que se logró obtener un color intenso en el extracto. Finalmente se agitó y se separó el sólido por filtración.

Para determinar la capacidad tintórea y evaluar la posible descomposición del extracto se colocaron 12 tubos de ensaye con el objetivo de poder construir una escala de pH con un intervalo de 1-12 usando disolución amortiguadora de fosfatos. En los tubos se colocaron 2.9 mL de la solución amortiguadora y 100.0 μL de extracto de flores, con el objetivo de observar la gama de colores que presentaba el extracto en el intervalo de pH de 1-12, así mismo con el extracto restante se determinó el tiempo de vida de este.

D) Evaluación de los extractos de flores como indicadores ácido-base.

Para la evaluación de los extractos vegetales como indicadores ácido-base se realizaron una serie de titulaciones, empleando reactivos químicos y dos muestras comerciales vino blanco y tabletas de antiácido. Todas las titulaciones se realizaron con monitoreo potenciométrico, usando indicadores de referencia sintéticos (fenolftaleína y anaranjado de metilo) y los extractos de flores. Cada valoración se realizó al menos por duplicado. En la Tabla 1 se presentan las combinaciones realizadas.

Tabla 1. Combinaciones realizadas en las volumetrías ácido-base.

Titulante	Analito	Indicador utilizado
NaOH	HCl	Fenolftaleína
	CH ₃ COOH	
	Ácido total calculado como ácido tartárico (C ₄ H ₆ O ₆)	
	<i>Titulación por retroceso</i> Tabletas de antiácido con 500 mg de CaCO ₃ , de la marca TUMS.	
HCl	NaHCO ₃	Anaranjado de metilo
	Na ₃ PO ₄	

I) Preparación y estandarización de patrones secundarios.

Se prepararon un litro de disoluciones de HCl y NaOH, ambas a una concentración aproximada 0.1 mol L⁻¹. Para el HCl se midieron aproximadamente 5 mL de ácido clorhídrico concentrado, recibéndolo en un recipiente de un litro con una cama de agua y se llevó a volumen de un litro. Además, se normalizó utilizando como patrón primario Na₂CO₃, previamente secado por 4 horas a una temperatura de 110°C y pesado en una balanza analítica. Se utilizó como indicador anaranjado de metilo. La normalización se

realizó con ayuda de una bureta de 10.0 mL y por triplicado para determinar la concentración del HCl.

En el caso de la preparación del NaOH, se pesaron escamas (aproximadamente 4 g) de este compuesto en una balanza granataria. La disolución se normalizó con biftalato de potasio previamente secado a 110°C durante un tiempo de 2 horas y pesado en una balanza analítica. Como indicador se utilizó fenolftaleína. La normalización se realizó por triplicado para determinar la concentración de NaOH.

II) Titulaciones.

Se usaron disoluciones de ácido clorhídrico 0.1 M, ácido acético 0.1 M y vino blanco a una concentración de ácido tartárico de 8 g/L como muestras problema, se valoraron con la disolución normalizada de NaOH usando una bureta de 25.0 mL. La valoración se monitoreo potenciométricamente y se determinó el punto de equivalencia por el método de la primera derivada; así mismo se realizaron colorimétricamente usando fenolftaleína y extractos vegetales preparados.

Las tabletas de CaCO₃ se analizaron utilizando los métodos especificados en la FEUM [6] y la USP [30]. Las tabletas se molieron y una muestra del polvo se colocó en 25.0 mL del HCl normalizado, se permitió que reaccionaran durante al menos 25 minutos y el exceso de este se tituló con NaOH con una bureta de 10.0 mL, el indicador sintético utilizado fue la fenolftaleína y también se usaron los indicadores naturales.

Para determinar la pureza del bicarbonato de sodio y del fosfato de sodio se utilizó el HCl, previamente estandarizado, como titulante utilizando una bureta de 25.0 mL, de igual forma se realizaron de forma potenciométrica, y empleando como indicadores ácido-base anaranjado de metilo y los extractos vegetales.

E) Determinación del pKa de la(s) antocianina(s).

Se prepararon disoluciones amortiguadoras de fosfatos en un intervalo de pH 1.0 a 12.0. En tubos de ensaye se colocaron 4.9 mL de cada disolución y se les adicionó 100 µL del indicador natural. Se obtuvieron los espectros de absorción en el intervalo de longitud de onda 400-700 nm.

Para obtener una mejor aproximación en el estudio, se utilizaron soluciones amortiguadoras dentro del intervalo de pH de 4.0 a 8.0, con incrementos de 0.25 unidades de pH. Este rango específico se eligió porque en él se observaron cambios significativos en los espectros de absorción de los indicadores. Los espectros de absorción se adquirieron en el mismo intervalo de longitud de onda para analizar y determinar con precisión el valor de pKa del indicador.

F) Estimación del tiempo de vida del extracto de jamaica.

Utilizando el indicador de flor jamaica se realizó una prueba de estabilidad. En un vial se colocaron 3 mL del extracto y se protegió de la luz. Cada 5 minutos se realizó el registro sobre cambio de color del indicador, de forma visual y espectrofotométricamente, durante cuatro horas.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

1. Obtención de los extractos.

Para encontrar el disolvente óptimo para favorecer la extracción sólido-líquido de las flores; se realizó un diseño de experimentos factorial 2ⁿ con dos factores de respuesta fundamentales: el disolvente (agua, etanol y agua:etanol 80:20) y la temperatura (temperatura ambiente o 60°C).

Las variables de respuesta estudiadas fueron: El tiempo de obtención de una cierta intensidad de color del extracto y la aparición de crecimiento microbiano o partículas. Estas variables fueron monitoreadas por inspección visual.

Debido al tipo de diseño se realizaron ocho experimentos en total, donde los resultados se pueden apreciar en la tabla 2.

Tabla 2. Resultados obtenidos en el diseño de experimento para elección de disolvente.

Factor Respuesta		Variable		
Proporción de agua	Temperatura de agua	Tiempo (min)	Crecimiento de microorganismos	Intensidad de color ¹
80	60	10	0	1
100	25	40	1	0
100	60	12	1	1
80	25	33	0	0

Proporción de etanol	Temperatura de etanol	Tiempo (min)	Crecimiento de microorganismos	Intensidad de color ¹
20	25	10	0	1
100	25	20	0	0
100	60	16	0	1
20	60	10	0	1

Nota¹: La intensidad de color se determinó empleando el siguiente criterio, 1 es que el color es intenso y 0 cuando no lo era. Por otra parte, en crecimiento de microorganismo 0 no se observó crecimiento alguno y 1 a observar algo.

Para tomar una decisión los resultados del diseño experimental se analizaron utilizando el software Statgraphics (Ver. XVI) el cual permitió determinar los valores óptimos para el empleo de disolventes, temperatura y así como determinar si alguno es considerado un factor crítico en cuanto a los resultados del experimento. En las tablas 3, 4 y 5 se presentan los resultados obtenidos

Tabla 3. Valores óptimos para el disolvente acuoso considerando el crecimiento de microorganismos.

<i>Factor</i>	<i>Bajo</i>	<i>Alto</i>	<i>Óptimo</i>
Proporción de la fase acuosa	80.0	100.0	80.0
Temperatura del agua	25.0	60.0	55.996

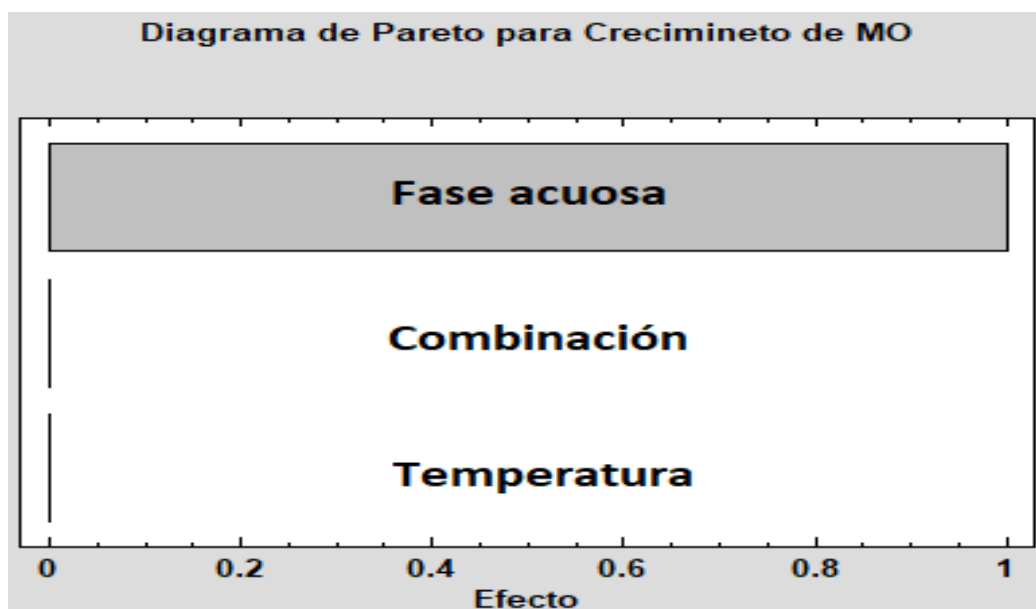


Figura 21. Variables críticas del experimento contemplando el agua como disolvente como respuesta al crecimiento de microorganismos.

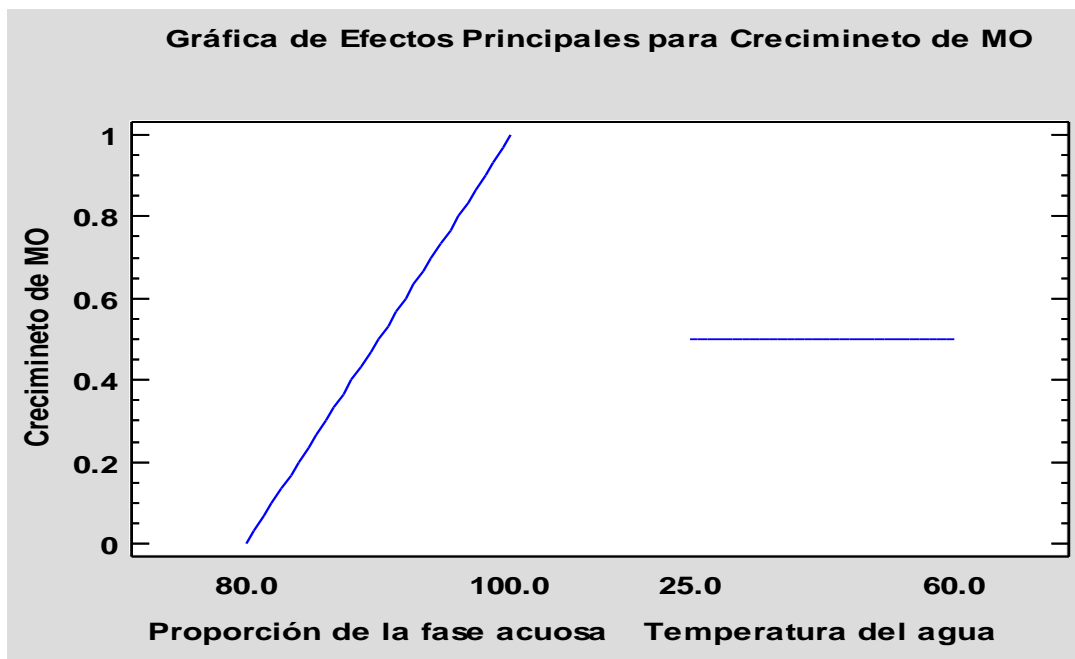


Figura 22. Gráfico de efectos principales para el crecimiento de microorganismos utilizando agua como disolvente.

La observación de las Figuras 21 y 22 revela que el crecimiento microbiano en un lapso corto puede atribuirse a la proporción de la fase acuosa durante la extracción. Este hallazgo sugiere que el uso exclusivo de agua en la extracción podría conllevar el riesgo de obtener microorganismos no deseados.

Tabla 4. Valores óptimos para el disolvente acuoso considerando la intensidad del color.

<i>Factor</i>	<i>Bajo</i>	<i>Alto</i>	<i>Óptimo</i>
Proporción de la fase acuosa	80.0	100.0	80.0
Temperatura del agua	25.0	60.0	60.0

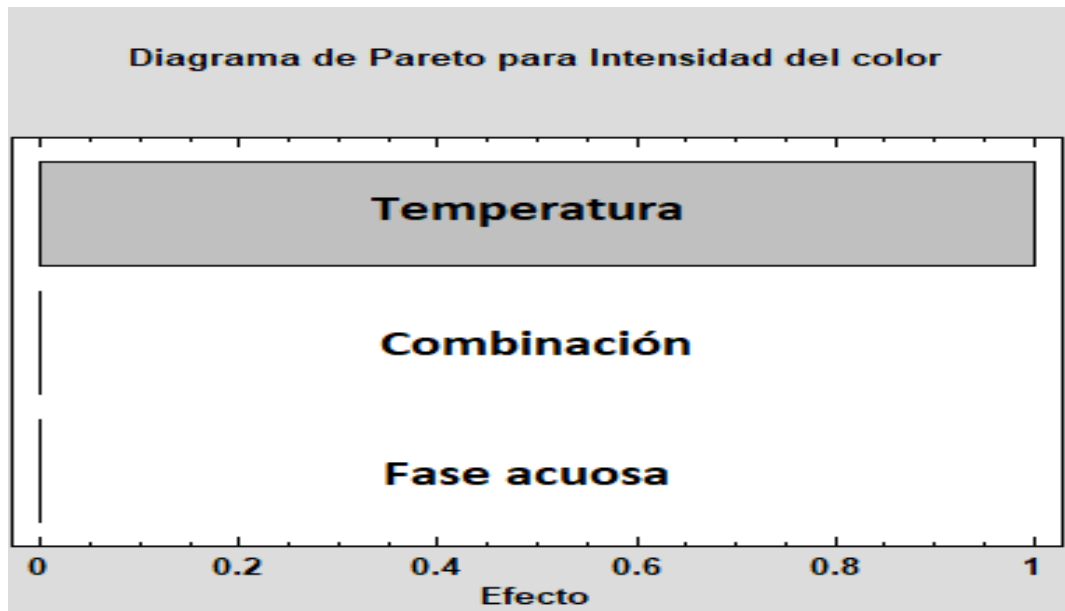


Figura 23. Variables críticas del experimento contemplando el agua como disolvente como respuesta a la intensidad del color.

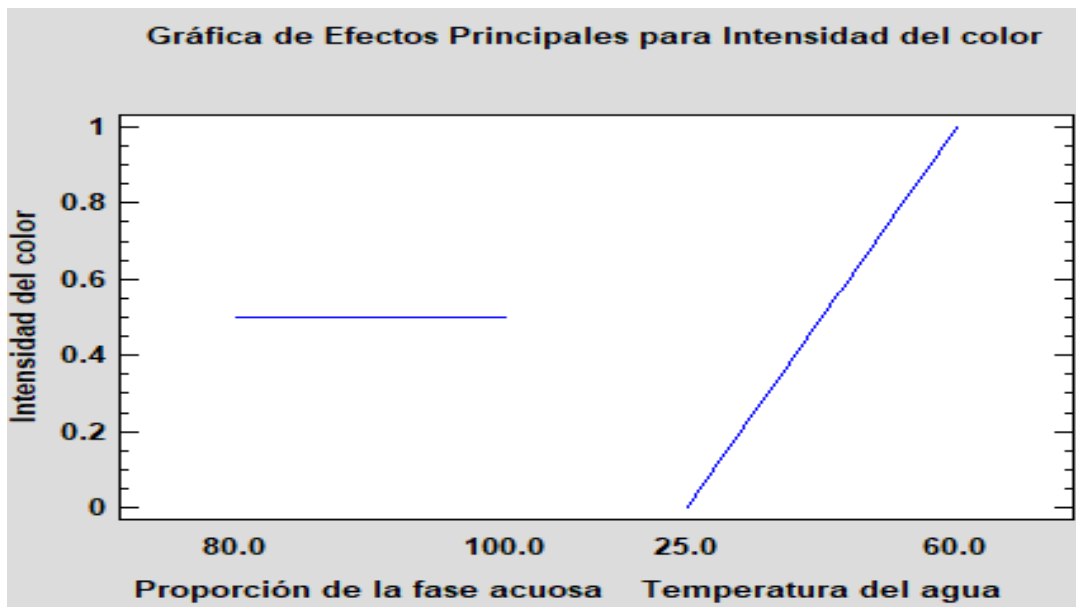


Figura 24. Gráfico de efectos principales para la intensidad de color agua como disolvente.

Por otro lado, las Figuras 23 y 24 presentan resultados sobre la elección óptima para lograr una intensidad de color aceptable. En este contexto, la temperatura del agua es considerado como un factor crítico que puede influir en la intensidad del color obtenido. Se demuestra que el uso de temperaturas de 60°C puede

generar colores lo suficientemente intensos, permitiendo la identificación de una amplia gama de tonalidades distinguibles.

Tabla 5. Valores óptimos para el disolvente acuoso considerando el tiempo.

<i>Factor</i>	<i>Bajo</i>	<i>Alto</i>	<i>Óptimo</i>
Proporción de la fase acuosa	80.0	100.0	80.0
Temperatura del agua	25.0	60.0	60.0

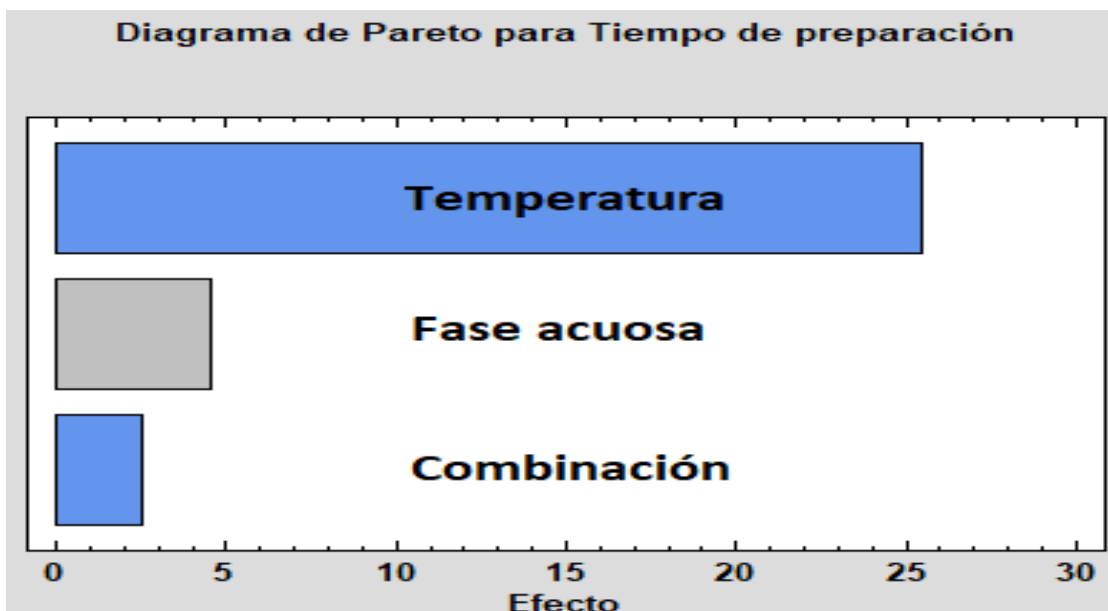


Figura 25. Variables críticas del experimento contemplando el agua como disolvente como respuesta al tiempo.

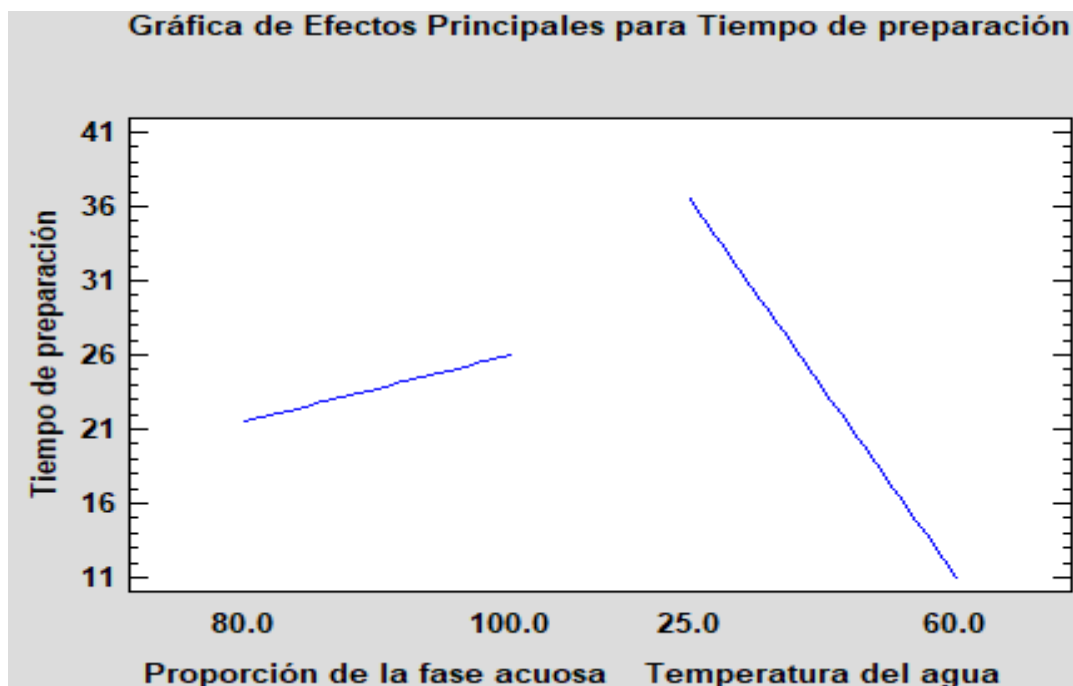


Figura 26. Gráfico de efectos principales para el tiempo utilizando agua como disolvente.

Los resultados obtenidos con respecto al análisis del tiempo de preparación del extracto se muestran en la Figura 25, estos indican que tanto la proporción de las fases acuosa y orgánica, como la temperatura, pueden influir en el tiempo de preparación del extracto de las flores.





Por otro lado, la Figura 26 sugiere que, para minimizar los tiempos de extracción, es conveniente utilizar una mezcla de fase acuosa y orgánica, así como una temperatura de 60°C del agua.

Considerando los resultados obtenidos, las condiciones de extracción seleccionadas son una disolución 80:20 de agua y etanol, respectivamente, como disolvente de extracción. Además, se decidió trabajar con agua a 60°C y con etanol a temperatura ambiente, ya que los extractos obtenidos bajo estas condiciones no presentaron crecimiento microbiano y el color obtenido es intenso como se detalla en las Tablas 3, 4 y 5.

2. Evaluación de los extractos de flores en las escalas de pH.

Los extractos de flores se colocaron en las disoluciones de fosfatos preparadas en la escala de pH en el intervalo de 1 a 12. Los resultados obtenidos para los extractos de jamaica, nochebuena, dalias roja y morada se presentan en la Tabla 6.

Tabla 6. Gama de colores observados de las cuatro flores evaluadas en función del pH.

<i>Flor evaluada</i>	<i>Valor de pH y color de viraje</i>	<i>Imagen de la gama de colores observados</i>
Jamaica	7 Rojo a Morado	
Nochebuena	7 Lila a Café	
Dalia roja	7 Amarillo claro a Amarillo oscuro	
Dalia morada	8 Morado tenue a Café	

Como se detalla en la Tabla 6, la diversidad de colores exhibida por cada una de las flores sugiere variaciones en la distribución de antocianinas dentro de sus estructuras. La flor de jamaica, por ejemplo, muestra tonalidades rojizas a pH ácidos (1-6), cambia a un tono morado a pH neutro (7), y exhibe colores entre azules y verdes en valores de pH básicos (8-12).

Por otro lado, la flor de nochebuena presenta colores similares a la flor de jamaica en pH ácidos (1-3) tonalidades rojizas, en el intervalo de pH de 4 a 6 se observan coloraciones moradas y a partir de pH neutro-alcalino (7-12), aparecen colores con tonalidades marrones.

La dalia roja, presenta tonalidades naranja-amarillo en todo el intervalo de pH. En valores ácidos se visualizan tonalidades naranjas, intensificándose en los valores de pH menores. En el intervalo de pH de 4 a 6 se observan tonalidades amarillas y entre pH 7-12 el color cambia de amarillo claro a amarillos obscuro.

Por ultimo, la dalia morada presenta un color que se distingue en un pH alcalino (8), mostrando un tenue morado. En valores de pH alcalinos (9-12), se observan colores amarillos, mientras que en pH ácido-neutro se aprecian tonalidades moradas que disminuyen en intensidad a medida que avanza la escala (1-7).

Al analizar los colores observados de los extractos en los diferentes valores de pH, se infiere que pueden funcionar como indicadores de los puntos finales en algunas titulaciones ácido-base.

3. Evaluación de los extractos de flores como indicadores en titulaciones ácido-base.

3.1 Titulaciones con base fuerte

Se llevó a cabo la titulación directa de disoluciones de ácido clorhídrico y acético además de una muestra de vino blanco. También se realizó la titulación por retroceso de una tableta de CaCO_3 . Estas determinaciones se realizaron empleando el potenciómetro y la fenolftaleína como indicador sintético de referencia, así como los extractos de flores. Las curvas de titulación, así como los cambios de coloración observados en el punto de equivalencia con los extractos de flores se representan en las Figuras 27-30, además cabe mencionar que los colores que se presentan en las imágenes se obtuvieron de fotos realizadas durante la titulación potenciométrica.

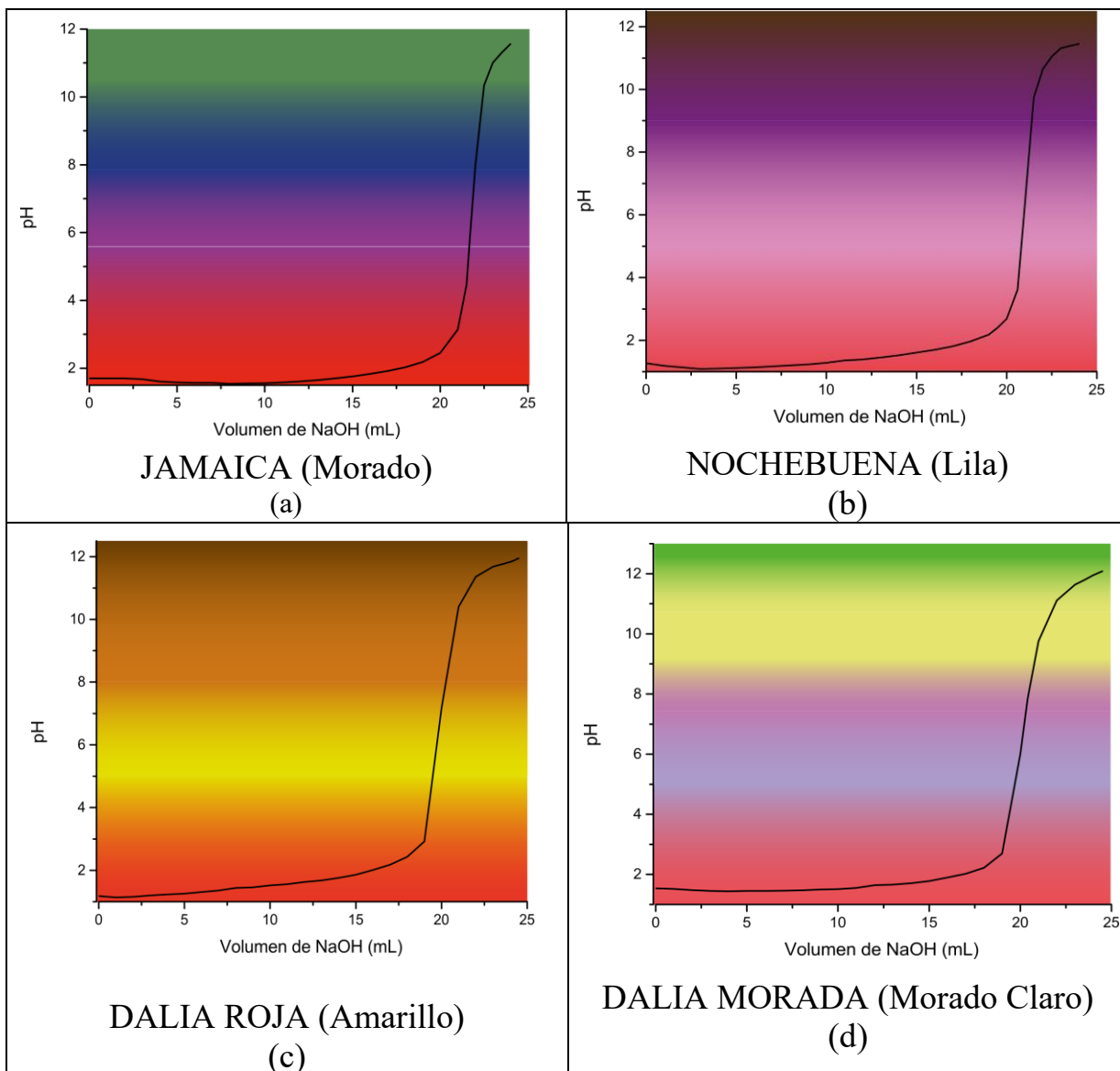


Figura 27. Curvas de titulación obtenidas de HCl con NaOH.

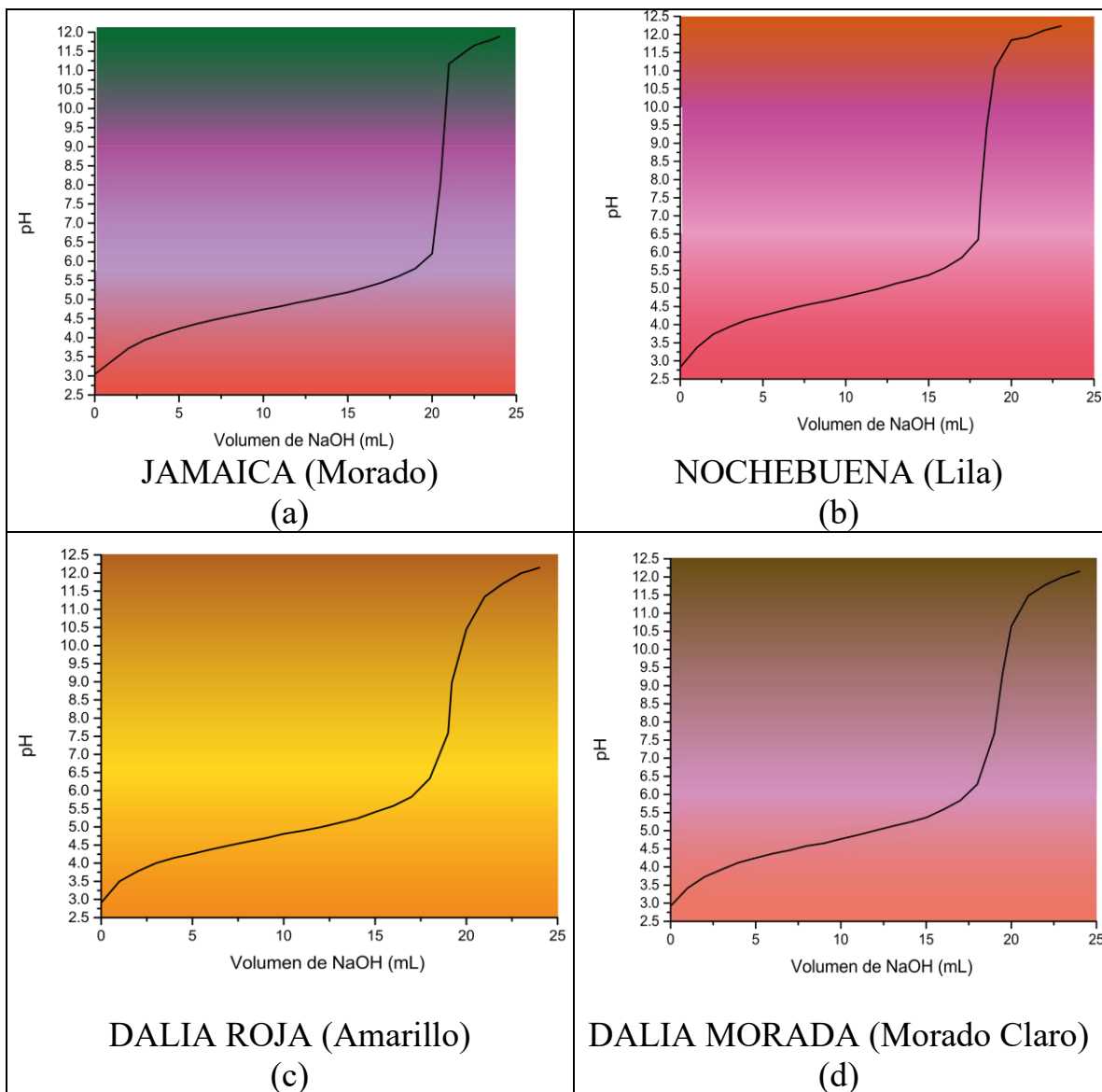


Figura 28. Curvas de titulación obtenidas de ácido acético con NaOH.

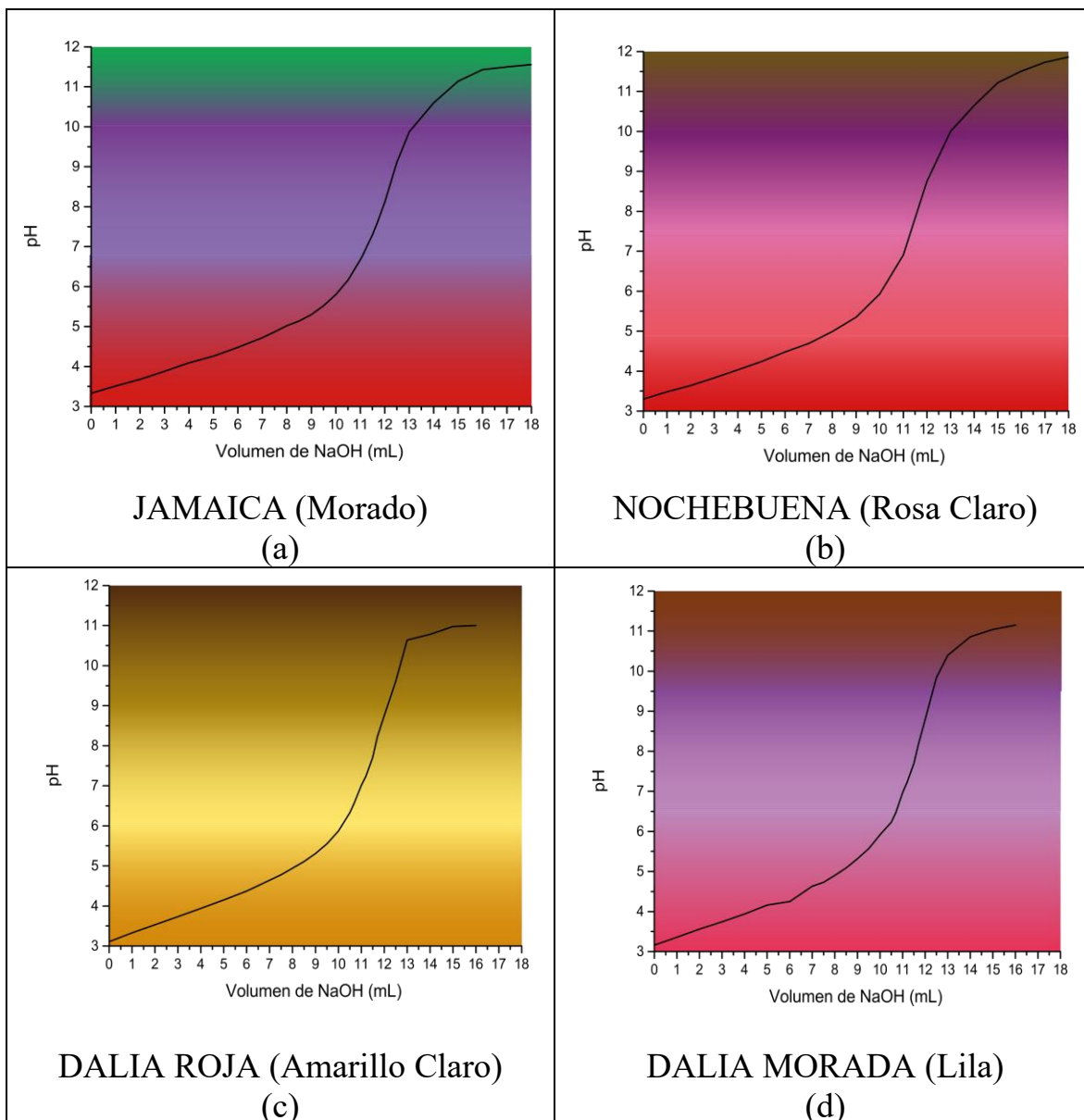


Figura 29. Curvas de titulación obtenidas de vino blanco con NaOH.

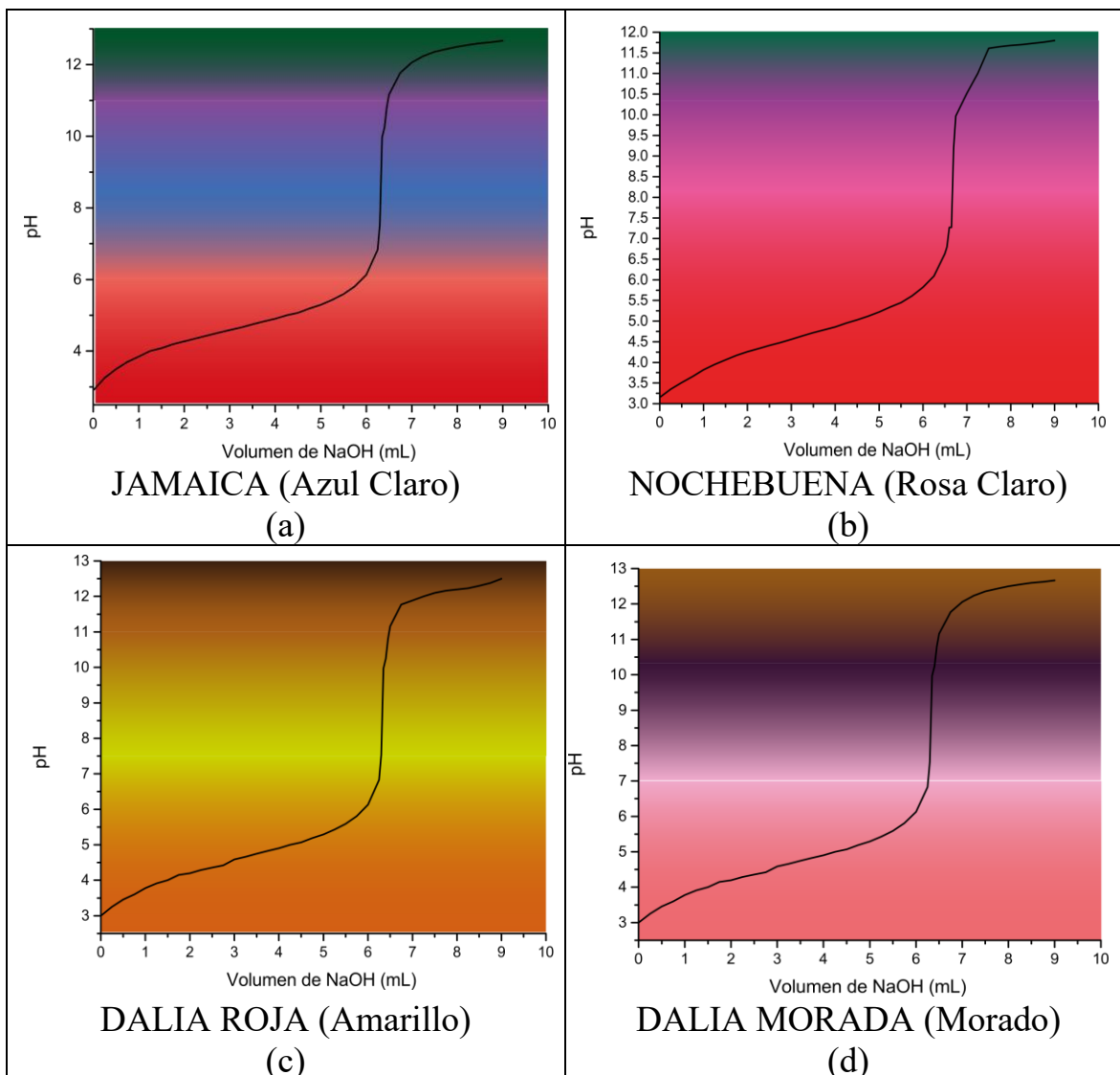


Figura 30. Curvas de titulación obtenidas de tabletas de antiácido con NaOH.

Los resultados obtenidos de las titulaciones utilizando tanto en extractos de flores como indicadores sintéticos revelaron una rica diversidad de colores que varían a lo largo de los diferentes intervalos de pH. Sin embargo, en el caso de los extractos de flor de Jamaica, nochebuena y dalia morada se detectó el punto de equivalencia con la presencia del color morado, en todos los casos estudiados. En el caso de las dalias rojas con un color marrón. Es importante señalar que los extractos de Jamaica presentaron colores más intensos y diversos en función del pH que la nochebuena o las dalias. La dalia roja mostró una variación de color menos pronunciada en comparación con los otros extractos de flores, con tonos que oscilaban principalmente entre naranja y amarillo.

En la figura 31 se muestra un ejemplo de una curva de titulación y el gráfico del método de la primera derivada empleado para calcular los puntos de equivalencia de todas las titulaciones potenciométricas realizadas.

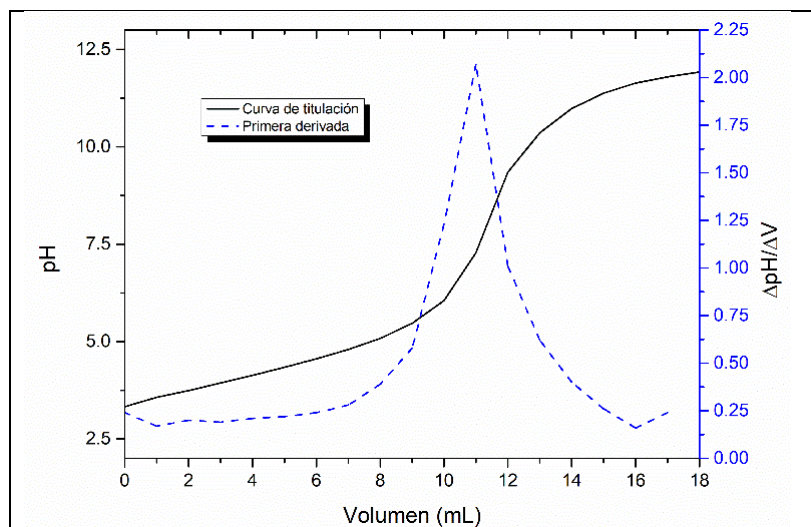


Figura 31. Curva de titulación y primera derivada del ácido total calculado como ácido tartárico.

En la tabla 7 se presentan los resultados obtenidos de las valoraciones con base fuerte de las muestras señaladas previamente, es decir, un ácido fuerte, un ácido débil, una muestra comercial de vino blanco y la titulación por retroceso de una tableta de CaCO_3 empleando la titulación potenciométrica, el indicador sintético y los extractos de flores. En todas las determinaciones se obtuvieron coeficientes de variación menor del 2%, lo que indica una variabilidad adecuada para métodos volumétricos. [31]

Tabla 7. Concentraciones experimentales obtenidas de analitos ácidos por potenciometría y volumetría usando indicadores sintéticos y de origen vegetal y NaOH [0.0883 mol*L⁻¹] como titulante.

Analito HCl						
	Potenciometría	Fenolftaleína	Jamaica	Nochebuena	Dalia Roja	Dalia Morada
Concentración (mol/L)	0.0977	0.0980	0.0973	0.0970	0.0964	0.0967
DE ¹ (mol/L)	0.0000	0.0000	0.0000	0.0005	0.0005	0.0009
CV ² (%)	0.01	0.01	0.01	0.46	0.49	0.95
DRVP ³ (mo/L)	-	0.00035	0.00031	0.00064	0.00126	0.00095

Analito CH₃COOH						
Concentración (mol/L)	0.1313	0.1317	0.1327	0.1327	0.1307	0.1307
DE ¹ (mol/L)	0.0007	0.0007	0.0007	0.0007	0.0007	0.0007
CV ² (%)	0.53	0.54	0.55	0.55	0.52	0.52
DRVP ³ (mo/L)	-	0.0004	0.0014	0.0014	0.0006	0.0006

Analito acidez titulable (calculado como ácido tartárico)						
Concentración (g/L)	5.6555	6.1400	5.5572	5.5941	5.4588	5.7047
DE ¹ (g/L)	0.0000	0.0707	0.0695	0.0869	0.0696	0.0696
CV ² (%)	0	1.15	1.25	1.55	1.27	1.22
DRVP ³ (mo/L)	-	0.4845	0.0984	0.4549	0.1967	0.0492

Analito CaCO₃ contenido en tabletas de antiácido						
Concentración (%)	109.41	109.50	109.47	109.07	109.79	108.94
DE ¹ (%)	0.61	0.39	0.52	0.21	0.28	0.23
CV ² (%)	0.56	0.36	0.47	0.19	0.26	0.21
DRVP ³ (mo/L)	-	0.2006	0.0843	0.3613	0.2982	0.3416

Nota: ¹Desviación Estándar, ²Coefficiente de Variación, ³Diferencia con Respecto al Valor Potenciométrico.

La concentración de ácido clorhídrico determinada mediante potenciometría y usando fenolftaleína muestra una coincidencia notable, con un CV de 0.01%. Sin embargo, al emplear los indicadores naturales de jamaica, nochebuena, dalia morada y dalia roja la variabilidad se incrementa ligeramente, pero los

resultados son consistentes con lo obtenido mediante potenciometría o usando el indicador sintético

La titulación de ácido acético al utilizar el método potenciométrico, el indicador sintético o los indicadores naturales exhiben una similitud notable.

En la determinación del contenido de ácido tartárico en el vino, al emplear indicadores visuales, se observan valores de CV entre 1.0 % y 2.0%, esto se debe a que la muestra de vino presenta un color amarillo pálido y el punto final de la valoración con indicadores visuales no es sencillo de observar, sin embargo, los resultados con los indicadores naturales son igualmente efectivos en la determinación de acidez titulable.

Para el caso de cuantificación del contenido de carbonato de calcio en tabletas de antiácido mediante el método de valoración por retroceso, donde la FEUM especifica el valor de (90.0-110.0) % [6]. La similitud entre los métodos indica que los indicadores naturales son apropiados para la determinación del contenido de CaCO_3 en tabletas de antiácido.

3.2 Titulaciones con ácido fuerte.

Además, se realizó la titulación directa de disoluciones de fosfato y bicarbonato de sodio. Estas determinaciones se llevaron a cabo usando un potenciómetro y anaranjado de metilo como indicador sintético de referencia, junto con extractos de flores. Las curvas de titulación y los cambios de color observados con los extractos de flores se muestran en las Figuras 32-33. Los colores presentados, se obtuvieron de fotos obtenidas durante la titulación, empleando el software Adobe Illustrator 2023.

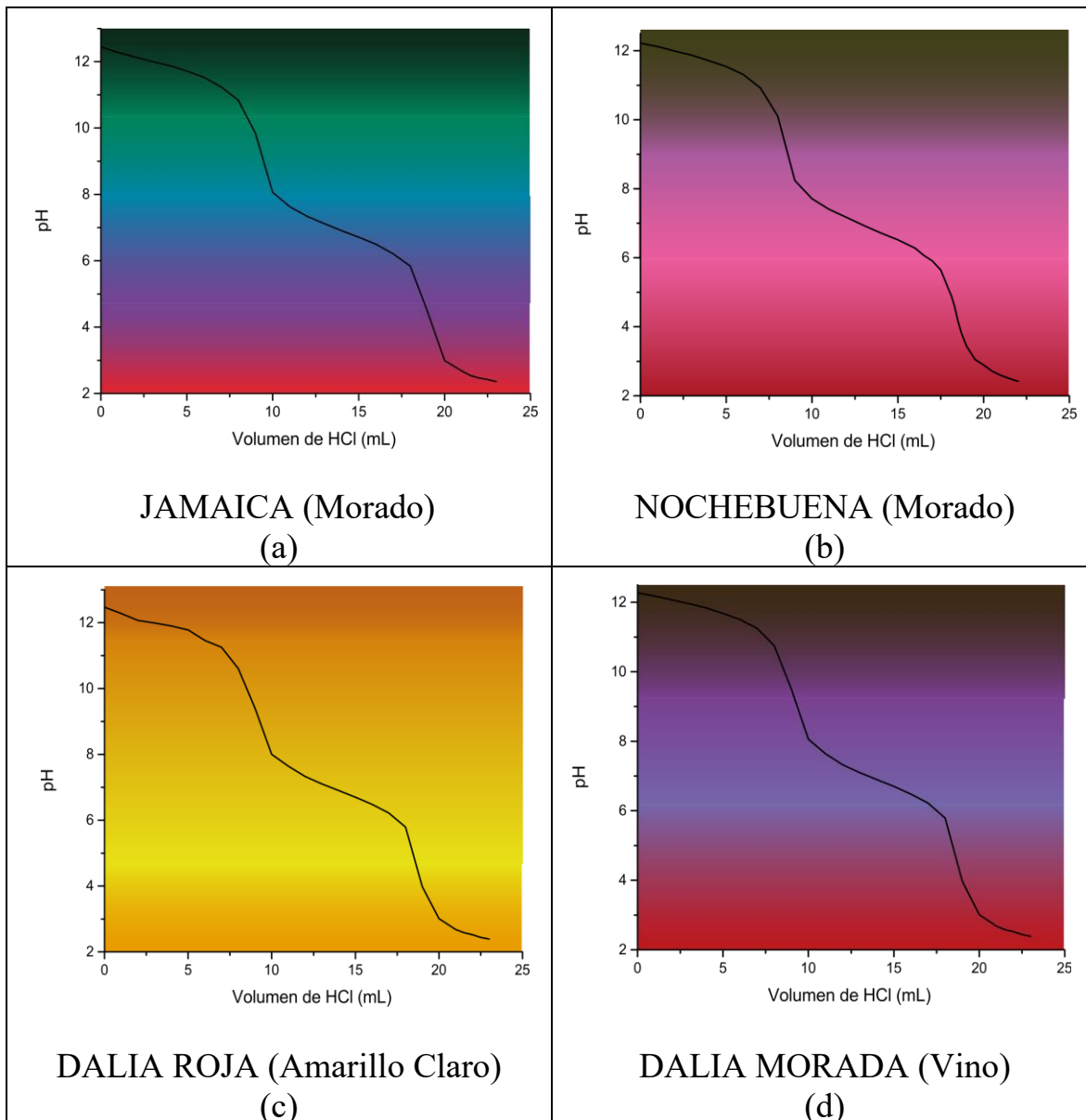


Figura 32. Curvas de titulación obtenidas de Na_3PO_4 con HCl .

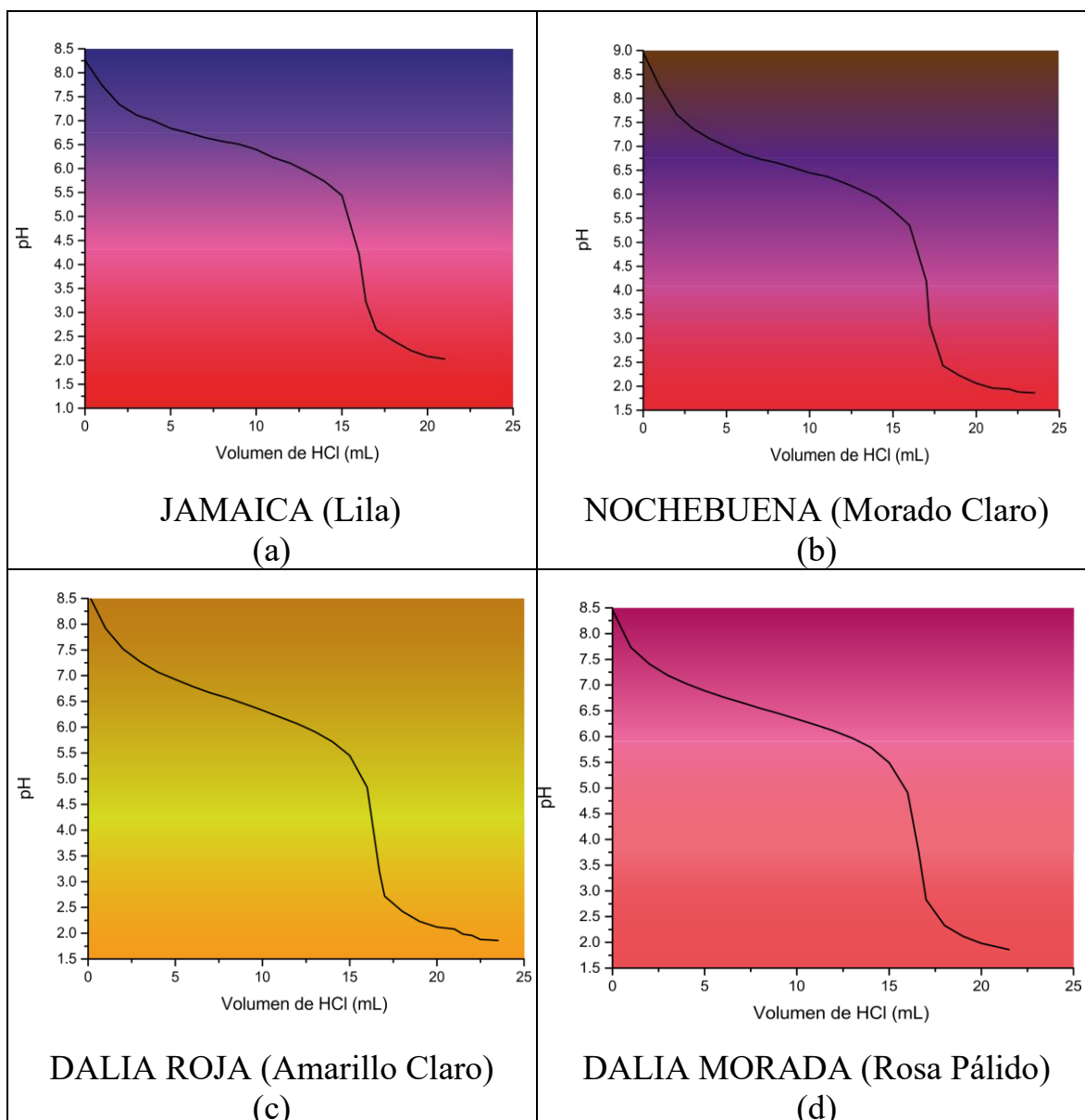


Figura 33. Curvas de titulación obtenidas de NaHCO₃ con HCl.

Los resultados obtenidos de las titulaciones utilizando extractos de flores como indicadores visuales revelaron una amplia diversidad de colores que varían a lo largo de los diferentes intervalos de pH. Sin embargo, en comparación con las titulaciones con bases fuertes para los ácidos, el color varió; por ejemplo, en el caso de la jamaica, se observan colores que van del azul-verdoso al rosado, este último compartido con la nochebuena. En las dalias, la roja presenta colores amarillos claros, aunque la gama de colores fue limitada, mientras que la morada muestra colores morados y rosados. Esta diferencia en los indicadores florales se atribuye a variaciones en la composición química de los extractos naturales utilizados.

La Figura 34 muestra un ejemplo de una curva de titulación y el gráfico del método de la primera derivada utilizado para calcular los puntos de equivalencia de todas las titulaciones potenciométricas realizadas.

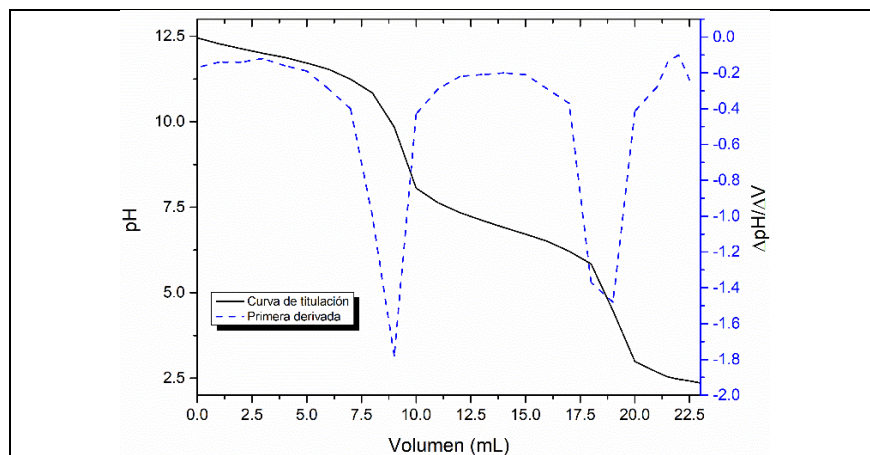


Figura 34. Curva de titulación y primera derivada del fosfato de sodio.

En la Tabla 8 se presentan los resultados obtenidos de las valoraciones con ácido clorhídrico de las muestras previamente mencionadas, es decir, base fuerte (fosfato de sodio) y débil (bicarbonato de sodio), así como titulación potenciométrica, con el indicador sintético y con los extractos de flores. En todas las determinaciones se obtuvieron coeficientes de variación menores del 2%, lo que indica una variabilidad adecuada para métodos volumétricos [31].

Tabla 8. Concentraciones experimentales obtenidas de analitos básicos por potenciometría y colorimetría usando indicadores sintéticos y de origen vegetal con HCl [0.0880 mol*L⁻¹] como titulante.

Analito NaHCO₃						
	Potenciometría	Naranja de metilo	Jamaica	Nochebuena	Dalia Roja	Dalia Morada
Concentración (%)	89.93	91.63	91.70	91.77	93.89	91.20
DE ¹ (%)	0.83	0.37	1.61	1.12	0.80	0.64
CV ² (%)	0.93	0.40	1.75	1.22	0.85	0.71
DRVP ³ (mol/L)	-	1.700	1.765	1.840	3.955	1.265
Analito Na₃PO₄						
Concentración (%)	98.53	99.56	99.19	99.41	99.64	99.13
DE ¹ (%)	0.74	0.21	0.23	0.36	0.23	0.15
CV ² (%)	0.75	0.21	0.23	0.36	0.23	0.15
DRVP ³ (mol/L)	-	1.030	0.665	0.880	1.115	0.600

Nota: ¹Desviación Estándar, ²Coefficiente de Variación, ³Diferencia con Respecto al Valor Potenciométrico.

La titulación de bicarbonato de sodio mediante potenciometría y anaranjado de metilo proporciona una concentración media del 89.92% y 91.63%, demostrando coeficientes de variación menores al 1.0 %. Sin embargo, al utilizar indicadores naturales como jamaica, nochebuena, dalia roja y dalia morada, las concentraciones obtenidas son cercanas entre sí, pero con una variabilidad ligeramente mayor en comparación con el anaranjado de metilo.

La titulación de fosfato trisódico mediante potenciometría y anaranjado de metilo arrojaron concentraciones con una baja variabilidad entre sí. Los indicadores naturales muestran resultados similares y una variabilidad también baja (CV < 2%), sugiriendo que son apropiados para la determinación de Na₃PO₄. La diferencia es mínima, indicando una concordancia general entre los métodos, aunque la dalia roja exhibe la mayor diferencia.

3.3 Análisis estadístico de los resultados obtenidos

En la tabla 9 se presenta el análisis estadístico obtenido del programa Statgraphics donde se comparan los resultados obtenidos de los análisis

potenciométricos contra los volumétricos donde se usaron los indicadores sintéticos y de extractos vegetales. Del análisis estadístico se muestran la suma de cuadrados, cuadrado medio, grados de libertad (GI), un análisis de la variabilidad entre los grupos y la variabilidad dentro de los grupos (Razón-F) y la probabilidad de que las diferencias observadas sean debidas al azar (Razón-P).

Tabla 9. Resultados del análisis estadístico ANOVA, comparando los resultados de las medias del método potenciométrico contra los colorimétricos.

<i>HCl</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	0.00000360118	5	7.20235E-7	3.39	0.0847
Intra grupos	0.00000127525	6	2.12542E-7	***	***
Total (Corr.)	0.00000487643	11	***	***	***
<i>CH₃COOH</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	0.00083505	5	0.00016701	77.80	0.0000
Intra grupos	0.00001288	6	0.00000214667	***	***
Total (Corr.)	0.00084793	11	***	***	***
<i>Ácido total calculado como ácido tartárico</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	0.568135	5	0.113627	25.19	0.0006
Intra grupos	0.0270662	6	0.00451103	***	***
Total (Corr.)	0.595201	11	***	***	***
<i>Carbonato de calcio</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	0.962742	5	0.192548	1.19	0.4108
Intra grupos	0.96695	6	0.161158	***	***
Total (Corr.)	1.92969	11	***	***	***
<i>Bicarbonato de sodio</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	14.3559	5	2.87118	2.60	0.1377
Intra grupos	6.6144	6	1.1024	***	***
Total (Corr.)	20.9703	11	***	***	***
<i>Fosfato de sodio</i>					
Fuente	Suma de Cuadrados	Gl	Cuadrado Medio	Razón-F	Valor-P
Entre grupos	1.6268	5	0.32536	2.30	0.1695

Intra grupos	0.8478	6	0.1413	***	***
Total (Corr.)	2.4746	11	***	***	***

El análisis de varianza para el ácido clorhídrico muestra una razón F de 3.39 con un valor p de 0.0847 para la comparación entre las medias de los métodos potenciométrico y colorimétrico. Aunque la razón F indica cierta diferencia entre los grupos, el valor p no alcanza el nivel de significancia del 0.05%. Esto sugiere que no hay suficiente evidencia para rechazar la hipótesis nula de igualdad de medias. En otras palabras, no se encontraron diferencias estadísticamente significativas entre los métodos potenciométrico y colorimétrico para la determinación de HCl.

Para el ácido acético, el ANOVA revela una razón F de 77.80 con un valor p de 1×10^{-5} . Esto indica que hay diferencias estadísticamente significativas entre las medias de los métodos potenciométrico y colorimétrico. Por lo tanto, podemos rechazar la hipótesis nula y concluir que hay una diferencia significativa entre los métodos en la determinación de la concentración de CH_3COOH .

En el caso de la acidez total calculado como ácido tartárico la razón F es de 25.19 con un valor p de 0.0006, lo que sugiere diferencias significativas entre las medias de los métodos potenciométrico y colorimétrico. Al igual que en el caso del CH_3COOH , se rechaza la hipótesis nula y se concluye que existe una diferencia significativa entre los métodos en la determinación de ácido tartárico.

Para el carbonato de calcio, la razón F es de 1.19 con un valor p de 0.4108. En este caso, se acepta la hipótesis nula, lo que indica que no hay diferencias estadísticamente significativas entre los métodos potenciométrico y colorimétrico en la determinación de carbonato de calcio.

El bicarbonato de sodio muestra una razón F de 2.60 con un valor p de 0.1377. Aunque la razón F indica cierta diferencia entre los métodos, el valor p no alcanza el nivel de significancia del 0.05%, se acepta la hipótesis nula. En el análisis para el fosfato de sodio, la razón F es de 2.30 con un valor p de 0.1695, aceptándose la hipótesis nula.

4. Determinación de valores consistentes con el pK_{In} .

La constante de disociación ácida (pK_a) indica el estado de ionización de un compuesto a un pH determinado, en el caso de los indicadores ácido base en su

forma ácida presentarán un color distinto a su forma básica. En el caso de los extractos de flores, se determinó un valor que sea consistente con el valor de pK_{In} de los indicadores ácido-base. Para ello se utilizó espectrofotometría combinada con potenciometría, se obtuvieron los espectros de absorción (400 a 700 nm) en el intervalo de pH de 1 a 12, los espectros que proporcionaron información relevante para esta determinación se obtuvieron en el intervalo de 1 a 9; los gráficos se presentan en la Figura 35.

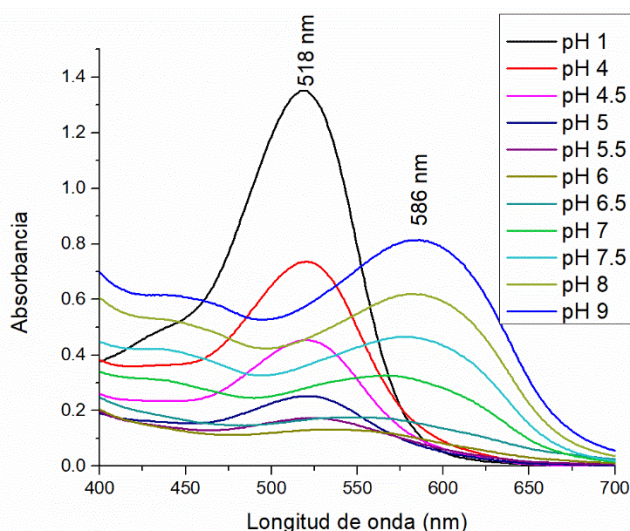


Figura 35. Espectros de absorción correspondientes a la flor de Jamaica obtenidos en el intervalo de pH de 1 a 9.

Los espectros obtenidos en el intervalo de pH de 1 a 6 presentan un máximo de absorción (λ_{max}) en 518 nm, presentando la mayor absorbancia en pH 1 y al incrementarse el pH la absorbancia disminuye. Por otro lado, se observa también un máximo de absorción en 586 nm para los espectros obtenidos en el intervalo de pH de 6.5 a 9, al incrementar el pH la absorbancia aumenta.

Usando λ_{max} del ácido o la base; Patterson [13] describe la forma de encontrar el pKa y para ello emplea la ecuación (36), equivalente a la (35) reordenando algunas expresiones algebraicas.

$$pK_a = pH + \log \left(\frac{A - A_{In^-}}{A_{HI_n} - A} \right) \dots (36)$$

Donde

A: Absorbancia obtenida de la muestra.

A_{In^-} : Absorbancia máxima obtenida de la especie básica.

A_{HI_n} : Absorbancia máxima obtenida de la especie ácida.

En el caso de los extractos de flor de Jamaica se determinaron algebraicamente, dos valores consistentes con el pK_{In} , uno utilizando la información obtenida en 518 nm y otro en 586 nm. Para ello se sustituyeron las absorbancias y los valores de pH en la ecuación (36) y se promediaron los valores en los intervalos de pH 4.0-6.0 y 6.0-9.0, respectivamente Tablas 10 y 11.

Tabla 10. Datos y resultados obtenidos de la determinación de los valores consistentes con el pK_{In} de los extractos de Jamaica empleando el método algebraico (518 nm).

pH	Absorbancia 518 nm	$\log \left(\frac{A - A_{In^-}}{A_{HIn} - A} \right)$	$P K_{In}$ (Ecuación 36)
4	0.6061	-0.0064	3.99
4.25	0.4925	-0.1702	4.08
4.5	0.3240	-0.4424	4.06
5	0.1228	-0.9515	4.05
5.5	0.0432	-1.4358	4.06
5.75	0.0201	-1.7774	3.97
		Promedio	4.04
1 (A_{HIn})	1.3503	SD	0.04
6 (A_{In})	0.1291	RSD	1.06

Tabla 11. Datos y resultados obtenidos de la determinación de los valores consistentes con el pK_{In} de los extractos de Jamaica empleando el método algebraico (586 nm).

pH	Absorbancia 586 nm	$\log \left(\frac{A - A_{In^-}}{A_{HIn} - A} \right)$	pK_{In} (Ecuación 36)
6.25	0.122084	1.4767	7.73
6.5	0.153472	1.0839	7.58
6.75	0.235203	0.6287	7.38
7	0.308632	0.3826	7.38
7.25	0.357824	0.2466	7.50
7.5	0.460171	-0.0082	7.49
7.75	0.4711	-0.0348	7.72
8	0.618385	-0.4228	7.58
		Promedio	7.54
6 (A_{HIn})	0.0990	DE¹	0.11
9 (A_{In})	0.8146	CV²	1.51

Nota: 1 Desviación Estándar, 2 Coeficiente de Variación

Igualmente, los valores de pK_{in} se pueden obtener del valor de la ordenada al origen, al graficar $\log \left(\frac{A - A_{HIn^-}}{A_{H_2In} - A} \right)$ en función del pH, Figuras 36 y 37.

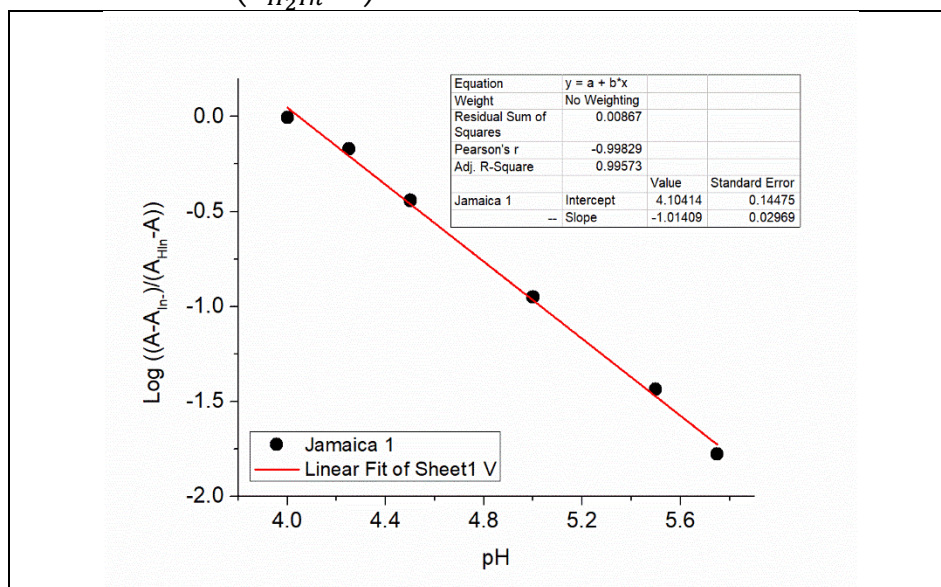


Figura 36. Representación gráfica del logaritmo del coeficiente entre absorbancias en función del pH para valores obtenidos en 518 nm.

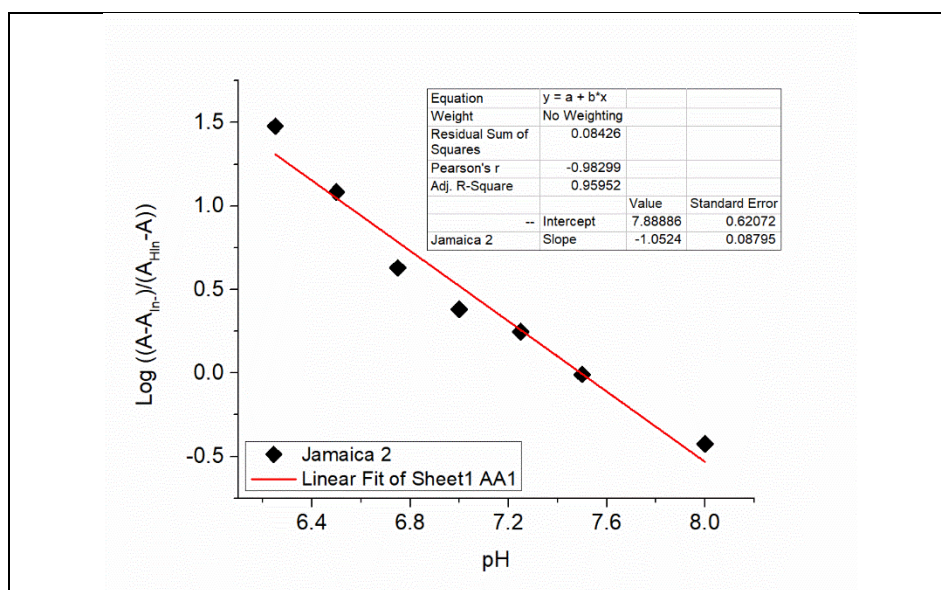


Figura 37. Representación gráfica del logaritmo del coeficiente entre absorbancias en función del pH para valores obtenidos en 586 nm.

En resumen, los datos obtenidos para el extracto de jamaica, se presentan en las tablas 10 y 11. Como se puede apreciar los valores de CV obtenidos para el método algebraico son menores al 2.0%, lo que indica que los resultados obtenidos tienen una baja variabilidad entre ellos y son confiables, en el caso del método gráfico los coeficientes de determinación son mayores a 0.99, lo que evidencia un buen ajuste del modelo a los datos.

Tabla 12. Valores consistentes con el pK_{In} obtenidos para el extracto de jamaica por los dos métodos probados.

	Método algebraico		Método gráfico	
	Valor promedio	CV	Valor de ordenada al origen	R^2
pKa 1	4.04	1.06	4.10	0.996
pKa 2	7.54	1.51	7.88	0.995

Se realizó el mismo tratamiento tanto matemático como gráfico para el resto de las flores, de lo cual se pudieron obtener los siguientes resultados plasmados en las tablas 13-15.

Tabla 13. Valores consistentes con el pK_{In} obtenidos para el extracto de nochebuena por los dos métodos probados.

	Método algebraico		Método gráfico	
	Valor promedio	CV	Valor de ordenada al origen	R^2
pKa 1 (514 nm)	2.84	3.51	3.35	0.970
pKa 2 (576 nm)	7.24	2.67	7.59	0.949

Tabla 14. Valor de consistentes con el pK_{In} obtenidos para el extracto de dalia roja por los dos métodos probados.

	Método algebraico		Método gráfico	
	Valor promedio	CV	Valor de ordenada al origen	R^2
pKa 1 (585 nm)	7.17	4.10	7.11	0.952

Tabla 15. Valor de consistentes con el pK_{In} obtenidos para el extracto de dalia morada por los dos métodos probados.

	Método algebraico		Método gráfico	
	Valor promedio	CV	Valor de ordenada al origen	R ²
pKa 1 (580 nm)	7.14	3.35	6.98	0.983

De los resultados obtenidos a través de espectrofotometría de la flor de jamaica y la nochebuena, se identificaron dos valores que coinciden con el pK_{In}. En el caso de las dalias, los datos permitieron calcular un valor que también concuerda con el pK_{In}. No obstante, los valores calculados para la nochebuena y las dalias mediante el método algebraico muestran coeficientes de variación (CV) elevados, y los métodos gráficos presentan coeficientes de determinación (R²) menores a 0.98. Esto sugiere que la estimación de los valores es menos precisa y se consideran poco fiables.

5. Evaluación de la estabilidad

Se realizó la evaluación de estabilidad del extracto de Jamaica, para ello, se realizaron dos pruebas. Una prueba fue la percepción visual de cambio de color y otra el cambio del espectro de absorción, ambas en función del tiempo. Para ambas evaluaciones se preparó el extracto a una concentración de 0.1 mg/mL y diluyéndola en amortiguador pH 7.0 a una concentración de 0.003 mg/mL. Inmediatamente se colocó en un recipiente adecuado para poder protegerlo de la luz. Cada 15 min. se monitoreó el extracto y se registró el color.

Para la segunda prueba la disolución se colocó en el espectrofotómetro y se programó para realizar lecturas cada 5 min durante 225 min.

La prueba visual muestra disminución de la intensidad del color después de 1 h de preparación y a los 150 minutos el indicador se vuelve transparente y finalmente a los 180 minutos adquiere un tono gris.

En la evaluación espectrofotométrica (Figura 38) la degradación del indicador sigue una tendencia exponencial (Figura 39). Utilizando la ecuación de regresión obtenida, se observa que a los 170 min se alcanza una degradación completa de la antocianina a pH= 7.0

$$y = y_0 + Ae^{(r_0*x)} \dots (37)$$

$$x = \frac{\ln\left(\frac{y - y_0}{A}\right)}{r_0} \dots (38)$$

$$x = \frac{\ln\left(\frac{0.103821 - 0.09313}{0.15665}\right)}{-0.0158} = 169,91 \text{ minutos} \cong 2.83 \text{ horas} \dots (39)$$

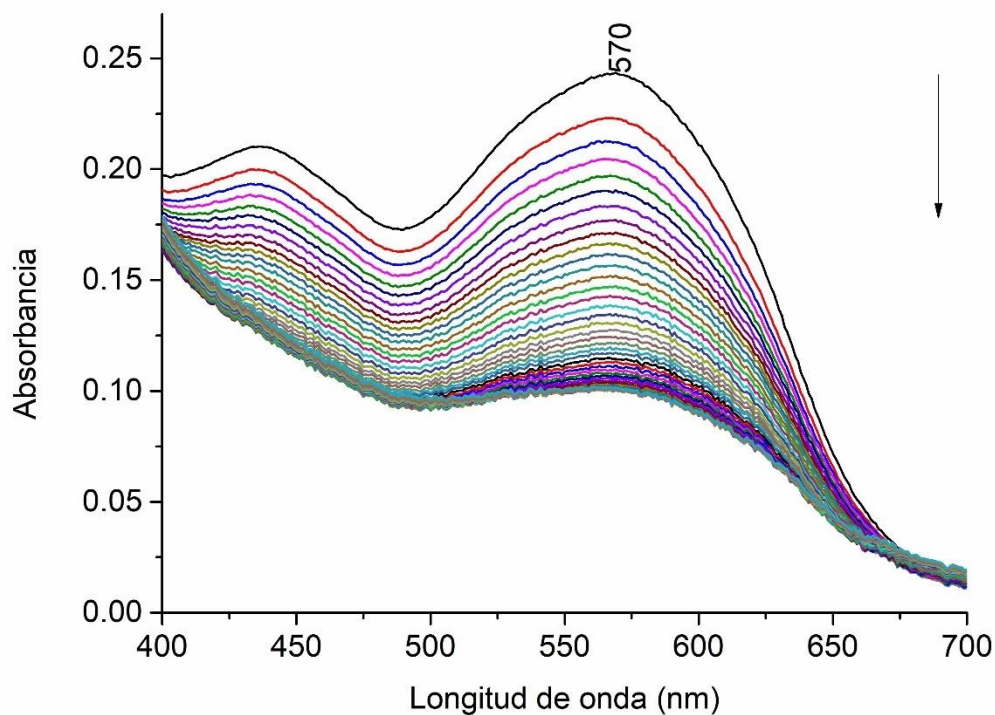


Figura 38. Espectros de absorción del indicador de Jamaica en función del tiempo de preparación [0.1 g/mL].

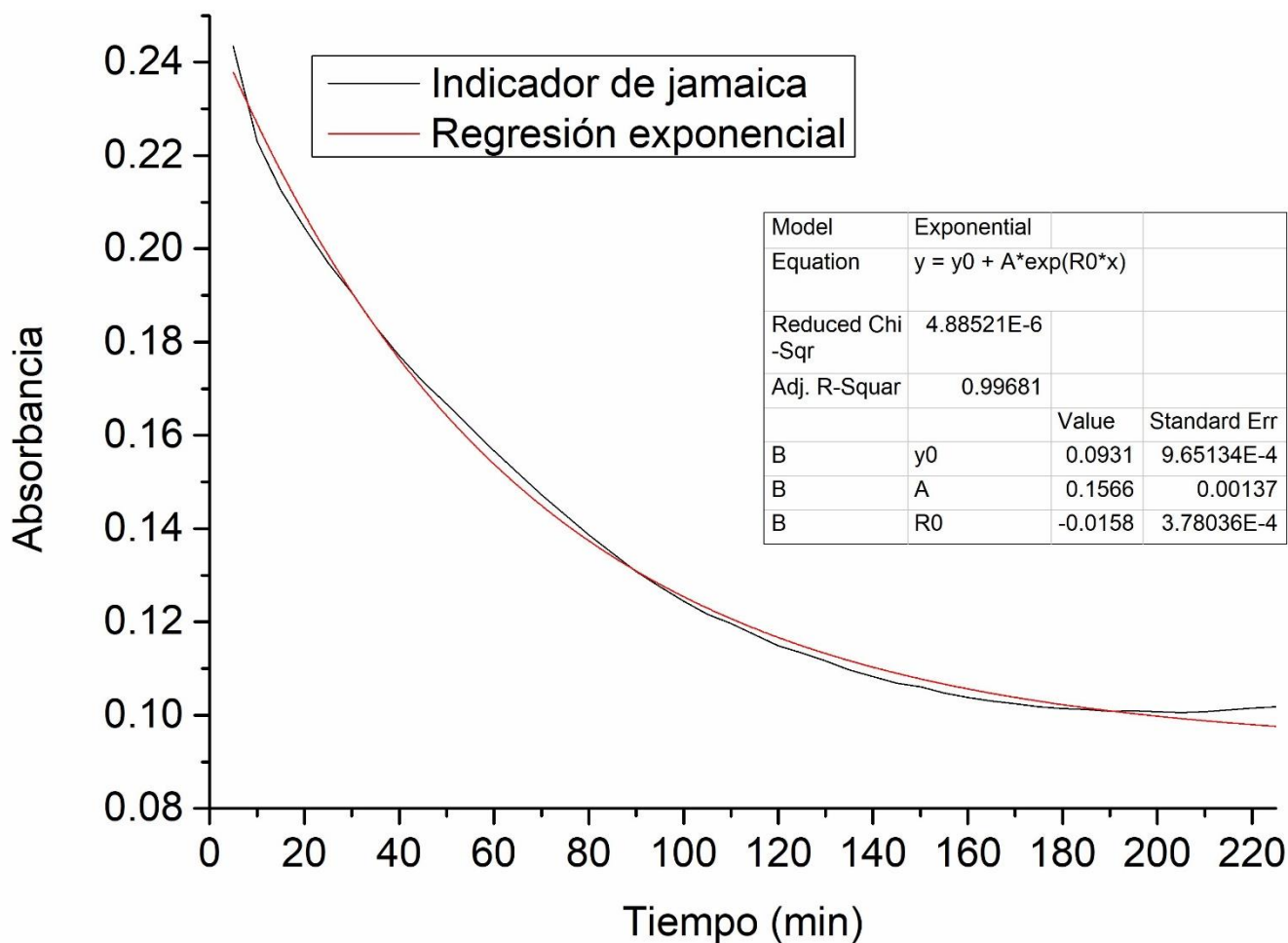


Figura 39. Regresión exponencial del indicador de Jamaica obtenido a partir de los espectros absorción.

El cambio de color a gris en la prueba visual coincide con el tiempo en que se detecta la degradación en la prueba espectrofotométrica. Esto sugiere que los cambios visuales observados están relacionados con la degradación química del indicador.

En resumen, los resultados de ambas pruebas indican que el indicador de jamaica (diluido) experimenta una degradación con el tiempo, lo que puede tener implicaciones importantes en su uso práctico.

CONCLUSIONES

Tras evaluar diversas condiciones de extracción sólido-líquido para las flores, se determinó que la mejor opción es utilizar una disolución 80:20 de agua-etanol, con el agua a 60°C y el etanol a temperatura ambiente. Estas condiciones aseguran una extracción rápida, un color intenso y la ausencia de crecimiento microbiano, optimizando así el proceso de obtención de extractos de flores.

En cuanto a los indicadores de pH, se destacó la flor de jamaica se destacó por su capacidad para mostrar cambios de color en las titulaciones de HCl, vino blanco y Na₃PO₄, siendo efectiva en términos de precisión y exactitud. La flor de nochebuena también demostró ser adecuada en las titulaciones de CH₃COOH, CaCO₃ y NaHCO₃, siendo una alternativa viable para las valoraciones de este tipo de compuestos. Además, las dalias, especialmente la dalia roja, mostraron consistencia en las titulaciones de ácido clorhídrico, ácido acético y carbonato de calcio, lo que sugiere que son opciones de indicadores adecuados para estos análisis.

En el extracto de Jamaica se determinaron algebraica y gráficamente dos valores consistentes con el pK_{In}.

Los resultados de las pruebas de estabilidad revelaron que el extracto de jamaica a una concentración de 0.1 g/mL experimenta una degradación química con el tiempo, dando así un tiempo aproximado de casi 3 horas.

Estos hallazgos subrayan la importancia de considerar la estabilidad de los indicadores naturales en el diseño y la interpretación de experimentos de titulación. En particular, la flor de jamaica destaca por su potencial como un indicador natural debido a su precisión y estabilidad en los ensayos realizados. Esto la convierte en una opción ideal para la preparación de prácticas educativas sobre análisis químicos.

A pesar de estos resultados positivos, se requieren pruebas adicionales para determinar si estos indicadores naturales pueden ser utilizados de manera confiable a nivel industrial. Las flores de nochebuena y las dalias presentan algunas limitaciones, como la variabilidad en los resultados, que necesitan ser abordadas mediante más investigaciones para optimizar su aplicación. Aunque actualmente las antocianinas de estas plantas no se emplean ampliamente como indicadores industriales, se utilizan en la industria alimentaria como pigmentos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- [1] Avalos, S. H. (2006). Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Eureka*, 15.
- [2] Ballesterosortich, I. P., & Díaz Barrios, A. P. (julio de 2017). La antocianina como sustituto de los indicadores de pH sintéticos: un paso hacia los productos verdes. *Revista de Investigaciones*, 45(2), 112-124
- [3] Harris, D. C. (2007). *Análisis Químico Cuantitativo* (3ª ed.). Barcelona, España: Editorial Reverté S.A.
- [4] Garzón, G. A. (2008). Las antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos: revisión [Anthocyanins as natural colorants and bioactive compounds: A review]. *Revista de Química*, 65(2), 112-126.
- [5] Secretaria de gobernación (2012, 23 febrero). NORMA oficial Mexicana NOM-199-SCFI-2017, Bebidas alcohólicas-Denominación, especificaciones fisicoquímicas, información comercial y métodos de prueba. *Diario Oficial de la Federación*. Recuperado de la página http://www.dof.gob.mx/nota_detalle.php?codigo=5502882&fecha=30/10/2017 el día 15 de junio del 2023
- [6] Farmacopea de los Estados Unidos Mexicanos. (2014). Undécima edición (Vol. II). Autores varios. México. 1611-1612.
- [7] Garzón, GA (2008). Las antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos: Revisión. *Antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos*: Departamento de Química, Universidad Nacional de Colombia, Bogotá. Recuperado de la página http://www.scielo.org.co/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0120-548X2008000300002 el 14 de agosto del 2023.
- [8] Val-Castillo, O. (2020). Estudio de sustancias naturales como indicadores de pH: Una propuesta didáctica. Departamento de Física y Química, IES Lluís Simarro Lacabra. Valencia, España. Recuperado de la página <https://dialnet.unirioja.es/descarga/articulo/8109261.pdf> el 16 de agosto del 2023.
- [9] García Morales, TG, Vázquez Guevara, M. Á., & Lagunas Rivera, S. (2019). Extracción de antocianinas en los c

állices de *Hibiscus sabdariffa* L. como posible fotosensibilizador. Departamento de Química, División de Ciencias Naturales y Exactas, Universidad de Guanajuato, México. Recuperado de http://www.veranos.ugto.mx/wp-content/uploads/2019/11/Selene-Lagunas-Rivera_compressed.pdf el 22 de agosto del 2023.

[10] Morales-Luna, E.; Pérez-Ramírez, I. F.; Salgado, L. M.; Castaño-Tostado, E.; Gómez-Aldapa, C. A.; Reynoso-Camacho, R. The Main Beneficial Effect of Roselle (*Hibiscus Sabdariffa*) on Obesity Is Not Only Related to Its Anthocyanin Content. *J. Sci. Food Agric.* 2019, 99 (2), 596–605. Recuperado de la página <https://doi.org/10.1002/jsfa.922> el día 27 de agosto del 2023.

[11] Colinas León, MT, Alia Tejacal, I., Bautista Bañuelos, C., & Valdéz Aguilar, LA (2006). Fluctuación de carbohidratos durante el desarrollo de nochebuena (*Euphorbia pulcherrima* Willd) en dos localidades. *Revista Fitotecnia Mexicana*, 29(Es2). Recuperado de la página <https://www.redalyc.org/pdf/610/61009811.pdf> el día 03 de septiembre del 2023.

[12] Lara-Cortés, E., Martín-Belloso, O., Osorio-Díaz, P., Barrera-Necha, LL, Sánchez-López, JA, & Bautista-Baños, S. (2014). Actividad antioxidante, composición nutrimental y funcional de flores comestibles de dalia. *Revista Chapingo. Serie horticultura*, México. Volumen 20, recuperado de la página <https://revistas.chapingo.mx/horticultura/?section=articles&subsec=issues&numero=166&articulo=1675> el día 03 de septiembre del 2023.

[13] Vidal Salgado, LE, & Vargas Hernández, C. (2014). Spectrophotometric determination of pKa, Isobestic Point and Absorbance vs. Equation. pH for a Universal pH Indicator. National University of Colombia, Manizales, Colombia. Recuperado de la página https://www.scirp.org/pdf/ajac_2014122511252103.pdf el día 05 de septiembre del 2023.

[14] Kapilraj, N., Keerthan, S., and Sithambaresan, M. (2019). Natural plant extracts as acid-base indicator and determination of their pKa value. *Hindawi, Article ID 2031342*. Recuperado de la página <https://doi.org/10.1155/2019/2031342> el día 07 de septiembre del 2023.

[15] Carrasco Monrroy, Patricio Andrés, Orellana Barahona, Natalia Javiera y Quintanilla-Gatica, Mario Roberto (2022). Argumentación y aprendizaje de la

Teoría , Ácido-Base. Educación Química, 33(2). Recuperado de la página <http://dx.doi.org/10.22201/fq.18708404e.2022.2.78138> el día 08 de septiembre del 2023.

[16] Subramanian, K., Logaraj, H., Ramesh, V., Mani, M., Balakrishnan, K., Selvaraj, H., Pugazhvendan, S.R., Velmurugan, S., and Aruni, W. (2022). Smart pH indicative film from plant extracts for smart packaging of active biodegradable foods. Hindawi, Volume (2022), Article ID 4482114. Recuperado de la página <https://doi.org/10.1155/2022/4482114> el día 09 de septiembre del 2023.

[17] Suthar, M.K., Saran, P.L. Anthocyanins from *Ocimum sanctum* L., a promising biomolecule for development of cost-effective and widely applicable pH indicator. 3 Biotech 10, 388 (2020). Recuperado de la página <https://doi.org/10.1007/s13205-020-02380-5> el día 11 de septiembre del 2023.

[18] Hasanah, N.N.; Mohamad Azman, E.; Rozzamri, A.; Zainal Abedin, N.H.; Ismail-Fitry, M.R. A Systematic Review of Butterfly Pea Flower (*Clitoria ternatea* L.): Extraction and Application as a Food Freshness pH-Indicator for Polymer-Based Intelligent Packaging. *Polymers* 2023, 15, 2541. Recuperado de la página <https://doi.org/10.3390/polym15112541> el día 16 de septiembre del 2023.

[19] Martínez-Flórez, S., González-Gallego, J., Culebras, JM, & Tuñón, MJ (2002). Los flavonoides: propiedades y acciones antioxidantes. *Nutrición Hospitalaria*. España. Recuperado de la página <http://www.nutricionhospitalaria.com/pdf/3338.pdf> el día 26 de septiembre del 2023.

[20] García-Zavala, A. (2023). Demostraciones con el indicador de extracto de flor de pascua: química ácido-base en el hogar durante las vacaciones de invierno. *Revista de Educación Química* , 100 (9), 3731–3738. Recuperado de la página <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.3c00113> el día 26 de septiembre del 2023.

[21] López E., Heriberto LAS ONDAS DE RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA EXTRAORDINARIA FUERZA INVISIBLE *Revista Ciencia Unemi*, vol. 1, núm. 2, diciembre, 2008, pp. 26-29 Universidad Estatal de Milagro. <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=582663872007> el día 30 de septiembre del 2023.

- [22] DURST R, WROLSTAD RE. Separation and Characterization of Anthocyanins by HPLC. In: Handbook of Food Analytical Chemistry. New Jersey: John Wiley & Sons; 2001. p. 33-45.
- [23] Kozak, J., & Townshend, A. (2019). Valorimetría. En Elsevier Módulo de Referencia en Química, Ciencias Moleculares e Ingeniería Química, Enciclopedia de Ciencia Analítica (3.a ed., pp. 111-120). Recuperado de la página <https://doi.org/10.1016/B978-0-12-409547-2.14419-1> el día 07 de mayo del 2024.
- [24] Martínez Pérez, P. (2017). Análisis volumétrico de interés farmacéutico: Valoradores automáticos (Trabajo Fin de Grado). Universidad de Sevilla, Facultad de Farmacia. Recuperado de la página <https://idus.us.es/bitstream/handle/11441/65309/An%C3%A1lisis%20volum%C3%A9trico.pdf?sequence=1&isAllowed=y> el día 07 de mayo del 2024.
- [25] Jiménez Liso, MR, de Manuel Torres, E., & Salinas López, F. PROFESORES AL DÍA (QUÍMICA ANALÍTICA): Los procesos ácido-base en los textos actuales y antiguos (1868-1955). Páginas 1-6.
- [26] Rojas-Hernández, A., Ramírez-Silva, M. T., Galano, A., Córdova Frunz, J. L., & Franco Pérez Arévalo, J. (2010). Para quitarle el polvo: La ecuación de Charlot, la gráfica de Flood y la gráfica de Gordus. Educación Química, 21(4), 306-313. Universidad Nacional Autónoma de México. Recuperado de <https://www.scielo.org.mx/pdf/eq/v21n4/v21n4a8.pdf> el día 08 de mayo del 2024.
- [27] González Nuñez, V. (s. f.). CURVAS DE TITULACION DE ACIDOS & BASES. Universidad de Salamanca. Recuperado de <https://diarium.usal.es/vgnunez/files/2012/11/2.-Curvas-de-titulaci%C3%B3n-de-%C3%A1cidos-bases.pdf> el día 08 de mayo del 2024.
- [28] Cole-Parmer. (s.f.). Cuidado del electrodo de pH. Recuperado de <https://www.coleparmer.com/tech-article/ph-electrode-care> el día 09 de mayo del 2024.
- [29] Wong-Paz, J. E., Aguilar-Zárate, P., Veana, F., & Muñiz-Márquez, D. B. (2020). Impacto de las tecnologías de extracción verdes para la obtención de compuestos bioactivos de los residuos de frutos cítricos. TIP, 23, Ciudad de México. Recuperado de

https://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1405-888X2020000100210 el día 09 de mayo del 2024.

[30] Farmacopea de los Estados Unidos de América. (2023). USP Monographs Dietary Supplement Monographs, Carbonato de Calcio, Tabletas. USP-NF. Rockville, MD: Farmacopea de los Estados Unidos de América. Recuperado de https://doi.usp.org/USPNF/USPNF_M11450_01_02.html el día 09 de mayo del 2024.

[31] Colegio Nacional de Químicos Farmacéuticos Biólogos México, A.C., Comisión de Validación de Métodos Analíticos. (2002). Guía de Validación de Métodos Analíticos. Ma. Araceli García, Evelyn Soberón, Myriam Cortés, Ramón Rodríguez, José Luis Herrera, Alejandro Alcántara, Amparo Chárvel, Rosalinda Mota, Alfredo Garzón (Eds.).