



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

**FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
ZARAGOZA**



CARRERA DE BIOLOGÍA

Manual de análisis de aguas naturales y su
aplicación a la microescala



**Guillermo A. Blancas Arroyo
Ernesto Constanzo Casillas
Armando Cervantes Sandoval
José Luis Gómez Márquez**

Agosto- 2011

PAPIME PE200810

Manual de análisis de aguas naturales y su aplicación a la microescala

Manual de análisis de aguas naturales y su aplicación a la microescala

**Guillermo A. Blancas Arroyo
Ernesto Constanzo Casillas
Armando Cervantes Sandoval
José Luis Gómez Márquez**

2011

DERECHOS RESERVADOS © 2011

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA**

Carrera de Biología. Av 5 de Mayo esq. Fuerte de Loreto, Colonia Ejército de Oriente, México D. F. 09230.

ISBN: EN TRAMITE

Material de uso libre para fines académicos, con la cita o referencia bibliográfica correspondiente.

Prohibida su reproducción total o parcial con fines de lucro

PRESENTACIÓN

Desde hace varias décadas se han acumulado datos que han sido empleados para describir la estructura y el funcionamiento de los sistemas acuáticos de México. Muchos de éstos han surgido, como respuestas a interrogantes sobre: ¿Qué tanta agua hay en los diversos tipos de sistemas?, ¿qué condiciones físicas y químicas los caracterizan?, ¿qué tipos de organismos albergan?, ¿cuánta energía luminosa se transforma en energía química? y ¿qué producción potencial a través de la pesca y la acuicultura se puede alcanzar con diferentes estrategias de manejo? Entre otras.

Algunas respuestas a esas y otras preguntas se encuentran en datos consignados en múltiples fuentes de información como libros, artículos científicos, bases de datos, cartografía o medios electrónicos y se manejan e interpretan echando mano de los marcos conceptuales existentes; pero, cotidianamente junto con la escasa información disponible se tienen dudas sobre la veracidad y precisión de la información.

Si la necesidad de información, y los recursos son suficientes, los investigadores se aventuran a contestar algunas de esas preguntas con información propia con campos de información. Uno de éstos corresponde con la física y química del agua, para lo cual se acude, en la búsqueda de respuestas, al uso de técnicas disponibles en la literatura, de las que se conoce su precisión y por tanto garantizan la confiabilidad de los resultados obtenidos.

De la variedad de técnicas disponibles se seleccionan con frecuencia las más adecuadas y con el menor costo posible en reactivos y equipo, aunque puedan implicar mayor volumen de muestra y tiempo de procesamiento. Una alternativa que permite mantener una precisión adecuada en los resultados de la técnica y al mismo tiempo costos bajos, sobre todo en los reactivos, así como menor volumen de muestra, se presenta en las técnicas de microescala.

La reducción tan sólo en el tamaño de la muestra, que llega a ser del orden de tres dígitos implica múltiples ventajas sobre las técnicas convencionales, ventajas que los autores enumeran apoyándose en las referencias que consideran la alternativa de la microescala. Pero, para que los datos aporten información fidedigna es necesario haber realizado una rutina de toma de muestras apropiada.

Las consideraciones que hacen los autores sobre aspectos relevantes para diseñar el programa de muestreo y la selección de las variables de la física y química del agua permiten al lector articular el trabajo de campo con el de laboratorio.

En cuanto a los bloques de técnicas de laboratorio se incluyen las bases físicas y químicas en las que se basa cada técnica, y el procedimiento convencional junto con la microescala, lo que permite al usuario comparar u optar por cualquiera de las dos vías.

Así, gracias a la experiencia de: Guillermo A. Blancas Arroyo en múltiples trabajos de campo tanto en estudios limnológicos y manejo de cuencas como en acuicultura, especialmente de pescado blanco y otros atherinópsidos; la de Ernesto Constanzo Casillas, en evaluaciones de la calidad del agua de la zona Central de México; la de Armando Cervantes Sandoval en limnología con enfoques hacia la calidad del agua y pesquerías quien ha elaborado las primeras adaptaciones de técnicas apropiadas y la de José Luis Gómez Márquez, en estudios limnológicos, de biología pesquera y de manejo de cuerpos de agua, llevados a cabo durante varias décadas en las que han realizado infinidad de determinaciones físicas y químicas, tanto en el campo como en el laboratorio y que acumulan una experiencia, las cuales sumadas, se expresan ahora en poco más de 70 páginas para que el usuario cuente con un obra que resume las técnicas para cuantificar las variables físicas y químicas más comunes en diversos estudios técnicos y científicos de las aguas naturales.

La difusión tanto en impresión como en versión electrónica asegura que este manual no sólo sea una herramienta de gran utilidad sino que en poco tiempo sea un referente para la generalización en el uso de las técnicas de microescala.

José Luis García Calderón



CONTENIDO

INTRODUCCIÓN	5
PARÁMETROS FÍSICOS Y QUÍMICOS DEL AGUA	7
TEMPERATURA	12
VISIBILIDAD AL DISCO DE SECCHI	13
OXIGENO DISUELTO <i>Método de Winkler modificación de azida (método de Alsterberg).</i>	16
<i>pH Método Instrumental.</i>	19
BIÓXIDO DE CARBONO <i>Método Volumétrico.</i>	24
ALCALINIDAD <i>Método de Indicadores.</i>	25
DUREZA	28
DUREZA TOTAL <i>Método de Titulación con EDTA (Complejométrico).</i>	29
DUREZA DE CALCIO <i>Método Complejométrico.</i>	31
NUTRIMENTOS	33
DINÁMICA DE NUTRIMENTOS	33
NITRÓGENO	34
NITRATOS <i>Método del ácido Fenoldisulfónico.</i>	35
NITRITOS <i>Método de ácido sulfanílico.</i>	38
AMONIO <i>Método de Azul de Indofenol (Fenato).</i>	40
FOSFATOS <i>Método del Fosdomolibdato.</i>	42
FÓSFORO TOTAL <i>Método del Fosfomolibdato con Digestión.</i>	45

SULFATOS Método Turbidimétrico	47
SILICATOS Método de Molibdosilicato	50
LITERATURA CITADA	52
Apéndices Diagramas de flujo	55

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1. Botella toma-muestras de tipo Van Dorn.	10
Figura 2. Empleo del Disco de Secchi, para medir la Turbidez en la columna del agua, que se debe a las partículas en suspensión.	13
Figura 3. Bureta para uso en microescala, el volumen es de 2 ml con afore automático.	18
Figura 4. Dispositivo adaptado para microescala, utilizado por alumnos de Biología.	24
Figura 5. Pipeta de disparo para manejar volúmenes en microlitros (20 a 500 μ l), utilizada en los análisis en microescala.	31

INTRODUCCIÓN

En México existen ecosistemas acuáticos que están sujetos a fuertes presiones por parte de la población, y que son utilizados para distintos usos, en el afán de cubrir sus necesidades; lo cual implica que en muchos casos las aguas se contaminen y se limite su uso para otras actividades productivas. El crecimiento acelerado de la población, la creciente industrialización y la presión pesquera a veces sin control, han propiciado que en las últimas décadas, los recursos acuáticos y las especies que en ellos habitan disminuyan su capacidad adaptativa.

El manejo de la calidad de agua es un aspecto fundamental en todos los sistemas acuáticos como en la acuicultura y sobre todo, donde se propician entradas extras de energía, por la fertilización y la aplicación de alimentos balanceados. Existen varios enfoques para la clasificación de los parámetros que componen la calidad del agua que dependen del propósito del estudio y entre los más importantes se encuentran los limnológicos, los estuarinos, los oceanográficos y los que se utilizan en los estudios de impacto ambiental así como una combinación de estos (Arredondo y Ponce, 1998).

El propósito principal que se pretende con el adecuado manejo de la calidad del agua de cualquier sistema acuático, sea un embalse natural (lago, río, etc.) o artificial (microreservorio, estanque, etc.), es el de regular y mantener las condiciones óptimas para el crecimiento de los peces, moluscos, crustáceos de importancia ecológica, cultural.

Conforme ha ido creciendo la triple preocupación por el medio ambiente, la seguridad y los elevados costos del material y equipo de laboratorio, se ha manifestado con mayor fuerza la necesidad de reducir la escala de los experimentos en los laboratorios (Moinero, 1997).

Hace algunas décadas, lo común era trabajar en una escala de 50 a 100 g para sólidos y 500 a 2,000 ml para líquidos, la tendencia de ocupar cada día menores cantidades ha ido fomentándose gradualmente hasta llegar a lo que actualmente se conoce como “*microescala*”. Para las técnicas de microescala, se utilizan cantidades pequeñas que van de 50 a 1000 mg y cantidades menores a los 10 ml en líquidos (Pavia *et al.*, 1995; Carrillo, *et al.*, 1998).

Algunas de las ventajas más relevantes de las técnicas en microescala son de índole ecológico, higiene o seguridad y en lo económico son las siguientes: a) mejoría en la calidad del aire en los laboratorios; b) disminución de riesgos a la salud por la exposición a compuestos tóxicos, irritantes, mutagénicos o cancerígenos; c) disminución de los accidentes en el sitio de trabajo, provocado por reactivo cáusticos, inflamables o explosivos; d) respeto al ambiente, al reducir entre 75 a 90 % la generación de desechos químicos, además de simplificarse su eliminación y reducir los costos asociados; e) reducción radical de costos de operación, sobre todo en ahorro en sustancias químicas, material convencional más pequeño y disminución en pérdidas por disminución de fragilidad del equipo pequeño y f) facilidad de transporte y protección del equipo con la microescala. (Moinero, 1997).

Indudablemente también se tienen algunos retos como: a) Una mayor necesidad de equipo analítico complejo; b) requerimiento de mayor pureza en reactivos; c) escrupulosa limpieza y manejo del material; d) necesidad de equipo más preciso y e) estandarización de la técnica para reducir el grado de error e incertidumbre.

En este manual se implementan algunas técnicas y métodos para la evaluación de algunos parámetros físicos y químicos en aguas de sistemas lacustres, en la modalidad de la microescala. Además, debido al rápido cambio en la instrumentación tecnológica así como en la teoría limnológica, resulta necesario disponer de una obra actualizada en estos métodos limnológicos.

Además, con la preparación de este material se busca una opción que proporcione una edición útil y económica, que le permita a los alumnos y estudiosos del área en general, entender y manejar algunos conceptos básicos involucrados en la ecología acuática y estimularlos a la consulta y estudio de los diferentes textos existentes sobre la materia en estudio.



PARÁMETROS FÍSICOS Y QUÍMICOS DEL AGUA

El cuadro metodológico de los parámetros hidrológicos, no está bien delimitado, porque como lo menciona De la Lanza (1990), “se ha confundido y mal interpretado con la evaluación de la calidad del agua con fines de consumo y uso agrícola”.

El diseño de un programa de muestreo y la selección de las variables de la calidad de agua para analizar, depende de los objetivos de la investigación que se esté realizando y entre los habituales, se encuentran los siguientes:

- a) Evaluar la fuente de agua, ya sea para sustentar la vida acuática de los organismos o para el establecimiento de un centro de producción acuícola.
- b) Conocer la productividad primaria de los cuerpos de agua, naturales o artificiales, como una base para estimar la capacidad de carga y el rendimiento acuícola de instalaciones como jaulas o encierros.
- c) Determinar la calidad del agua y su uso potencial.

La decisión de la toma de muestras, los procedimientos de muestreo, las técnicas de almacenamiento, así como las técnicas de análisis deben de estar de acuerdo con los métodos estándar, sobre todo cuando se trate de cubrir un requerimiento de carácter normativo. La ubicación de estaciones y la frecuencia de colectas de agua, deberá ser versátil, por la complejidad de la dinámica de los sistemas acuáticos. De tal forma, que por ejemplo, el comportamiento hidrológico en los sistemas es distinto entre la zona litoral y la zona limnética (Arredondo y Ponce, 1998; Blancas, 2007); y por lo tanto sus estrategias de estudio.

En todo diseño de monitoreo, antes de iniciar con el muestreo se anotan los datos de colecta que proporcionen la información necesaria para llevar a cabo un

análisis preciso de las condiciones hidrológicas del sistema (Lind, 1985; Rodier, 1990; Blancas, 2007).

La ubicación geográfica en la que se encuentra el embalse, indica las condiciones climáticas a las que se ve sometido (De la Lanza, 1990). Como datos iniciales se colecta se deben anotar en la bitácora de campo: el nombre del sitio o región a donde se va a realizar el monitoreo, el nombre del embalse, los datos de referencia geográfica con el apoyo de un posicionador geográfico (GPS) y si no se cuenta con él, se utilizará la cartografía de la zona de estudio.

La fecha en la cual se lleva a cabo el monitoreo, es un indicativo de las condiciones del tiempo, las cuales se reflejarán en las propiedades del agua y por lo tanto, es necesario apuntar este dato en la bitácora o libreta de campo. De igual forma, la hora de colecta está directamente relacionada con las condiciones ambientales inmediatas y éstas influyen primeramente en los niveles superficiales y después en todo el sistema acuático. Asimismo, se deberá registrar la nubosidad como el porcentaje de cielo cubierto por nubes en un cuadrante por encima de la cabeza de la persona que la está tomando y con el uso de un código para caracterizar este elemento (Lind, 1985; Blancas, 2007).

La dirección del viento lejos de las zonas litorales, puede ser determinada mediante la observación del movimiento del agua. Esta dirección debe registrarse con base en la escala de Beaufort actualizada en 1944, la cual es una medida empírica para la intensidad del viento, basada principalmente en el estado del mar, de sus olas y la fuerza del viento (Laevastu, 1971), pero hay que recordar que el uso de brújula es indispensable y se debe anotar en la bitácora de colecta, así como los movimientos observados en el agua, ya sean los flujos laminares, turbulentos y las corrientes definidas detectadas.

El primer problema que se presenta al efectuar un monitoreo en un cuerpo de agua o estanque, consiste en ubicar una o varias estaciones para la colecta de las

muestras de agua. El número de estaciones o de muestras de agua que se deben tomar, depende de los medios que se disponga sobre todo, en lo referente al material y equipo de trabajo. El tamaño del cuerpo de agua así como su forma constituyen y elementos determinantes en la ubicación y designación del número de estaciones de monitoreo (Arredondo, 1986). Blancas (2007), describe de forma detallada los criterios limnológicos para ubicar las estaciones de muestreo, las cuales tendrán que ser identificadas con números romanos y así diferenciarlos de los niveles en la columna del agua.

Algunos artículos que abordan estudios de calidad de agua en sistemas acuáticos, mencionan que el número de estaciones dependerá del tamaño del área superficial del cuerpo de agua; por ejemplo, en un estanque o un lago no mayor de una hectárea se puede ubicar una sola estación de colecta en el punto central del sistema, ya que se ha observado, que el comportamiento hidrológico es muy homogéneo, sobre todo cuando este recibe flujo constante de agua o porque está siendo afectado por el viento.

Cuando no se dispone de una lancha o embarcación para realizar la colecta, es posible realizar las colectas a la altura del monje o de la compuerta que es la parte más profunda del sistema acuático y que permite una mayor rapidez y un punto fijo de referencia, evitando acercarse mucho para evitar el efecto de borde.

Con relativa frecuencia, el resultado de los análisis de calidad de agua, varían con respecto al tiempo, por lo que es recomendable efectuar monitoreos en periodos cortos, dependiendo fundamentalmente del tiempo de duración de inundación del cuerpo de agua. La literatura tradicional (Lind, 1985; Arredondo, 1986; Arredondo y Ponce, 1998), señalan que para registrar la dinámica físico-química anual del agua, se sugieren 24 colectas quincenales. Mientras que otros autores aseguran que seis colectas bimensuales son suficientes para reconocer las características generales limnológicas del mismo. Actualmente Se acepta que es posible reducir este número y frecuencia siempre y cuando se abarquen las épocas de lluvia,

estío y en ocasiones la época de frío, las cuales intervienen en la hidrología de los cuerpos de agua, lo cual, en combinación con la aplicación de técnicas analíticas de vanguardia y el uso de microescala reducen significativamente el costo del estudio sin perder información (Blancas, 2007; Gutiérrez, 2007).

Para propósitos comparativos las colectas de muestras se deben de realizar a la misma hora (entre las 10 y las 12 horas) y para conocer a fondo los cambios diurnos y nocturnos, realizar monitoreos en ciclo de 24 horas con una frecuencia de cuatro horas, donde podrán registrarse las variaciones en la concentración de parámetros importantes para la vida acuática como: oxígeno disuelto, pH y bióxido de carbono (Arredondo y Ponce, 1998).

Se recomienda el uso de un dispositivo de una botella toma-muestras, para evitar en lo posible la toma manual en la superficie. En ocasiones la práctica anterior ofrece algunos inconvenientes tales como: la posibilidad de que se vean alteradas algunas propiedades del agua. Uno de los aspectos que se presentan al burbujear la muestra es que se altera la concentración de los gases disueltos y de las sustancias volátiles; otra inconveniente consiste en que, algunos análisis biológicos y algunos agentes contaminantes, demandan botellas contenedoras tratadas para tal fin. Cuando la muestra se requiere de una profundidad mayor, debe utilizarse una botella toma-muestras y la elección de ella es un factor determinante en el muestreo (Lind, 1985; Blancas, 2007).

La botella toma-muestras más sencilla es la de tipo Meyer, que consiste en una botella de vidrio ámbar a la que se le añade una cuerda marcada en metros, se lastra con un plomo y que se le ata al cuello de la botella un cordel. Se sumerge cerrada a la profundidad que se desea y se jala la cuerda del tapón para abrirla. Sin embargo, la botella no se puede cerrar y se mezcla la muestra con agua de la capa superficial, por lo que no se recomienda para monitoreos en sistemas acuáticos lacustres a diferentes profundidades, aunque se llega a emplear en ríos y aguas superficiales (Romero *et al.*, 1982; Lind, 1985).

La botella toma-muestras para trabajos limnológicos, no sólo permite obtener una muestra a una profundidad conocida, sino que transfieren el agua colectada a botellas de vidrio o plástico sin causar agitación o aeración (Lind, 1985; Arredondo y Ponce, 1998). Estas consisten de un tubo cilíndrico de material sintético, inerte, de volumen variable (1.5 a 3.5 litros), provisto de un par de tapas de hule u otro material, unidas por una manguera y conectadas a un mecanismo de cierre que es operado desde la superficie por un mensajero (Contreras, 1994).

Las botellas más comúnmente empleadas son Niskin, Kemmerer y Van-Dorn (Figura 1), que pueden ir equipadas con termómetros y medidas de profundidad, aunque existe una amplia gama de modelos de toma-muestras, como el Friedinger y el Ruttner (Schwoerbel, 1975), cuyas diferencias básicas se presentan en su mecanismo de cierre.

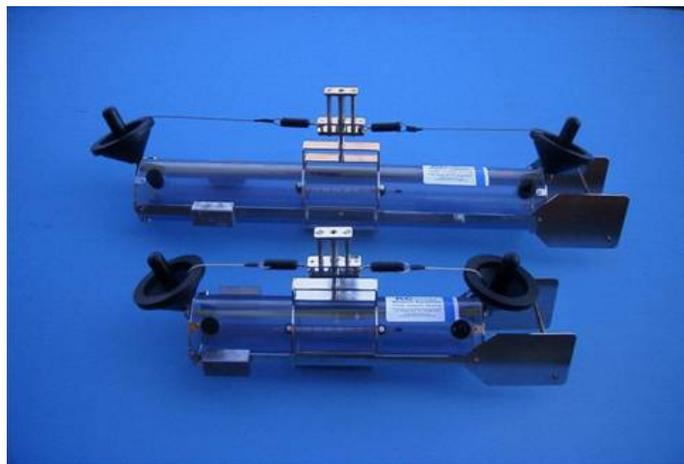


Figura 1. Botella toma-muestras de tipo Van Dorn.

Una vez que se ha obtenido la muestra de agua, esta se transferirá de las botellas toma-muestras a los recipientes contenedores por lo que se recomienda el uso de frascos nuevos de vidrio borosilicato, de boca esmerilada, de tapón de polietileno o de teflón; previamente limpios y enjuagados con agua destilada y para finalmente secarlos (Rodier, 1990).

El uso de frascos o botellas de plástico para análisis hidrológicos presentan ciertas limitantes, aún son fáciles de manipular y transportar. Un problema común que se tiene cuando se vuelven a utilizar es que se pueden contaminar. El plástico podría absorber ciertos productos orgánicos, algunos nutrimentos o minerales, por lo que el tipo de envase estará en función al análisis que se piense realizar. Se recomienda efectuar los análisis en el sitio (*in situ*) de trabajo y ser cuidadosos en el tiempo de conservación, según las indicaciones analíticas. (Rodier, op cit.).

Después de la toma de la muestra de agua se debe llevar un registro de cada muestra, etiquetando el frasco en el cual se señale: el nombre del cuerpo acuático, la estación de muestreo, profundidad, fecha y hora. Se recomienda llevar en la bitácora un registro de cadena de custodia o vigilancia, para asegurar las muestras y su identificación (Blancas *et al.*, 2009). Si la muestra no se va a procesar *in situ*, se procede a tratarlas para su conservación, ya que esta sufre cambios físicos, químicos y biológicos. En tal caso, las muestras se analizarán lo antes posible una vez que se llegue al sitio de análisis.

Para reducir al máximo la acción biológica, la hidrólisis de compuestos químicos y complejos así como reducir la volatilización de los constituyentes entre el momento de la toma y el del análisis, se deben mantener las muestras a la menor temperatura posible sin que estas lleguen a congelarse. Las muestras deben mantenerse con hielo o en un sistema de refrigeración a 4°C o al punto de congelación y el conservante debe elegirse en función de los análisis por realizar (Arredondo, 1986; Arredondo y Ponce, 1998).

La evaluación de los parámetros físicos y químicos, puede hacerse siguiendo métodos estandarizados que brindan una alta precisión, como los son los métodos y técnicas analíticas volumétricas, así como el empleo de métodos instrumentales, el cual es más común hoy en día.

Existen varios libros especializados con diferentes métodos para poder evaluar los parámetros físico-químicos entre los que cabe destacar el de Romero *et al.* (1982), Arredondo (1986), Lind (1985), Wetzel y Linkens (1991), APHA-AWWA-WPCF (1992), Arredondo y Ponce (1998) y Romero (1999) entre otros. Los análisis hidrológicos de rutina comunes que ayudan a la interpretación de la capacidad productiva de los cuerpos de agua son los siguientes.

TEMPERATURA

Una de las principales evaluaciones en ecosistemas acuáticos es la temperatura, que en conjunto con la luz, son dos de los factores que determinan los procesos de fotosíntesis y que dependen a su vez de la latitud y la regionalidad del sistema acuático. Lo anterior determina grandemente en los procesos de circulación, renovación de masas de agua o de confinamiento, advección, mareas, etc. (De la Lanza, 1990), aspectos relevantes en la dinámica física y química del sistema y en el metabolismo y la fisiología de los organismos que en él habitan (Arredondo y Ponce, 1998).

En la mayoría de los sistemas lacustres, se puede presentar una discontinuidad térmica provocando una división en estratos en la columna del agua, que se caracteriza por la presencia de tres capas de agua de diferente temperatura que son: epilimnion capa superior de agua con circulación y mayor temperatura, metalimnion donde se ubica la termoclina estrato que presenta una marcada discontinuidad termal e hipolimnion capa profunda de agua con temperatura fría y relativamente tranquila (Reid y Word, 1976; Wetzel, 1975, 2001; Blancas, 2007).

La temperatura de las muestras de agua se debe tomar inmediatamente después de obtenerla, mediante un termómetro de mercurio de inmersión total o parcial o bien con algún método instrumental que incluya sensores térmicos.

VISIBILIDAD AL DISCO DE SECCHI

La transparencia es la medida de la profundidad hasta la cual se puede ver un objeto a través del agua. Se mide su atenuación y ésta se verá modificada por la cantidad de los materiales disueltos y en suspensión (Wetzel y Likens, 1991; Contreras, 1994; Arredondo y Ponce, 1998; Blancas, 2007). La luz es un factor limitante para la vida en el agua, ya que es la fuente de energía para el proceso fotosintético; no toda la luz penetra en la columna de agua, y la que lo hace va perdiendo intensidad conforme se adentra en el agua; un factor muy importante en esta penetración de la luz es la turbidez del agua que es causada por la materia orgánica e inorgánica en suspensión como: arcillas, sales, materia orgánica particulada y plancton entre otros.

La penetración de la luz sirve de base para dividir la columna de agua en dos grandes zonas: la eufótica que es la región donde penetra la luz y por lo tanto donde se llevan a cabo los procesos anabólicos como el de la fotosíntesis y la afótica en donde la luz no penetra y por lo tanto la respiración es mayor que la fotosíntesis y prevalecen los procesos catabólicos. Ambas zonas son separadas por el llamado nivel o zona de compensación en donde la producción (fotosíntesis) es igual al consumo (respiración) (Wetzel, 1975, 2001).

El disco de Secchi (Figura, 2), es la técnica artesanal, que ayuda a estimar esta profundidad de penetración de la luz, y consiste en un disco por lo general de 25 a 30 cm de diámetro, que tiene marcas negras alternadas con blancas, con un peso o lastre y un cable graduado en centímetros.

El procedimiento consiste en introducir el disco en la parte sombreada del bote para evitar reflejos; se deja caer lentamente el disco hasta que desaparezca y se anota la profundidad. Se sube el disco unos centímetros y se recupera el cable hasta que reaparezca y se anota la segunda profundidad. El promedio de ambas medidas realizadas, determinará la profundidad de visión del disco de Secchi

(Arredondo y Ponce, 1998). La profundidad de visión del disco es por lo general convertida a coeficientes de extinción que varían dependiendo de la turbidez presentada por cada sistema hidrológico, la cual se multiplica por un factor de 1.5 o 3 dependiendo de la cantidad de sólidos en suspensión (Margalef, 1983).



Figura 2. Empleo del Disco de Secchi, para medir la Turbidez en la columna del agua, que se debe a las partículas en suspensión.

OXIGENO DISUELTO

El oxígeno disuelto es otra de las determinaciones importantes del cuerpo acuático ya que este gas interviene en diferentes funciones como la respiración de los organismos y en muchas reacciones de óxido-reducción (Reid y Wood, 1976; Wetzel, 2001).

La concentración del oxígeno en el agua depende principalmente del proceso fotosintético de las plantas acuáticas y de su difusión con la atmósfera. Su solubilidad depende de tres factores que son: la temperatura, la presión atmosférica y el contenido de sales disueltas. La concentración del oxígeno disuelto muestra variaciones estacionales resultado de las condiciones ambientales y biológicas. El límite mínimo ecológicamente hablando depende del medio (dulceacuícola, salobre o marino) según el Libro Rojo (Thurston *et al.*, 1979: citado en: De la Lanza, 1990).

Este parámetro se debe realizar *in situ* para evitar alteraciones debido al contacto con la atmósfera durante su transporte o manejo. Este parámetro se determina por el Método electrométrico (oxímetro, que se basa en la velocidad de difusión del oxígeno molecular a través de una membrana) o el Método de Winkler con la modificación de la azida de sodio, porque los nitritos son la interferencia más común en aguas superficiales (Romero *et al.*, 1982; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Arredondo y Ponce, 1998; Mendoza y Machuca, 2007).

Método de Winkler modificación de azida (método de Alsterberg).

1. *Principio.* El método depende de la formación de un precipitado de hidróxido manganeso que absorbe el oxígeno disuelto en el agua, formando óxido mangánico bajo condiciones alcalinas; en esta forma el ión manganeso es oxidado por el oxígeno molecular para formar dióxido manganeso, generando así un

precipitado color café. En condiciones de anoxia, se puede presentar también la formación de un precipitado blanco, ya que el ión manganeso formará hidróxido manganeso. Una posterior acidificación en presencia de yoduro disuelve el precipitado color café y produce condiciones ácidas para la oxidación de yodo a yoduro por la acción del óxido manganeso; se libera yodo en cantidades equivalentes al oxígeno disuelto en la muestra. El yodo liberado se titula con tiosulfato de sodio de concentración conocida utilizando una solución de almidón como indicador para determinar el punto final del vire. Al agregar el almidón la muestra presenta un color azul y cuando todas las moléculas de I_2 han sido tituladas, la solución se vuelve incolora.

2. Procedimiento

2.1 Tomar la muestra con cuidado introduciendo la manguera de la botella Van Dorn, hasta el fondo de una botella tipo DBO (Demanda Bioquímica de Oxígeno), de 300 ml de capacidad evitando que el agua burbujee, ya que esto puede alterar los resultados de la determinación y dejando derramar el agua de la botella durante unos segundos; tapar con cuidado la botella DBO evitando burbujas de aire.

2.2 Agregar a la muestra por debajo de la superficie del agua y sobre las paredes del frasco 2.0 ml de solución de sulfato manganeso y 2.0 ml de alcalí-ioduro-azida, tapar el frasco con cuidado evitando burbujas y mezclar invirtiendo el frasco rápidamente unas 20 veces. La muestra en estas condiciones puede soportar 2 o 3 hrs para continuar con la determinación, ya que el oxígeno ha sido “secuestrado” (fijado).

2.3 Permitir por dos minutos que en la muestra se forme el precipitado (si el color del precipitado es blanco nos indica ausencia de oxígeno, si el color es marrón nos indica presencia de oxígeno, siendo un indicativo la cantidad de precipitado formado) y agregar 2.0 ml de ácido sulfúrico concentrado; agitar hasta disolver el precipitado.

2.4 Tomar una alícuota de 50, 100 o 200 ml en un matraz erlenmeyer de 250 ml, agregar de 5 a 8 gotas de solución indicadora de almidón y titular con una solución de tiosulfato de sodio 0.025 N hasta la desaparición del color azul, registrar el volumen de la alícuota y el volumen de titulante gastado, se sugiere hacer la determinación con una repetición y una segunda si fuera necesario, cuando los volúmenes utilizados presenten una diferencia de + 0.5 ml de tiosulfato de sodio gastado.

3. *Cálculos.* Se calcula la concentración de oxígeno disuelto mediante la siguiente fórmula:

$$\text{mg oxígeno/L} = \frac{(\text{N del titulante}) (\text{ml del titulante}) (8000)}{\frac{\text{vol. muestra} (\text{vol. botella} - \text{vol. reactivos agregados})}{\text{vol. botella}}}$$

Fuentes: (Swingle, 1969; Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Mendoza y Machuca, 2007)

4. *Reactivos*

4.1 Alcalí-ioduro. Disolver 50 g de NaOH o 70 g de KOH y 13.5 g de NaI o 15 g de KI en agua y aforar a 100 ml. (Es recomendable no mezclar Na⁺ con K⁺).

4.2 Alcalí-ioduro-azida de sodio. Disolver 1 g de NaN₃ en 4 ml de agua y agregar esta solución agitando constantemente a 95 ml de la solución de alcalí-ioduro.

4.3 Sulfato manganeso. Disolver 48 g de MnSO₄·4H₂O o 40 g de MnSO₄·2H₂O o 36.4 g de MnSO₄·H₂O en agua, filtrar y aforar a 100 ml.

4.4 Almidón. Agregar 2 g de almidón soluble en 100 ml de agua destilada, en un matraz de 250 ml, calentarlo mientras se agita hasta que se ponga transparente y agregar 0.5 ml de formalina o unas gotas de tolueno como preservativo.

4.5 Tiosulfato de sodio 0.025 N. Disolver 6.205 g de Na₂S₂O₃·5H₂O en agua libre de bióxido de carbono (hervida y enfriada), y aforar a un litro, agregar 5 gotas de

cloroformo como conservador y guardar en botella ámbar previamente lavada con mezcla crómica y enjuagada con agua caliente.

4.6 Acido sulfúrico concentrado, grado analítico.

Valoración del tiosulfato de sodio: Secar aproximadamente 1 g de KIO_3 por 2 hrs a $180\text{ }^\circ\text{C}$. Disolver 0.8918 g en agua y diluir a un litro; tomar 25 ml exactos de esta solución y colocarla en un matraz de 250 ml; sucesivamente agregar 75 ml de agua y 2 g de KI. Después de que haya solubilizado el KI, agregar 10 ml de H_2SO_4 3.6 M (se prepara agregando cuidadosamente 20 ml de H_2SO_4 concentrado a 75 ml de agua y aforar a 100 ml), colocar el matraz en la obscuridad durante 5 minutos y titular con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ usando 2 ml de la solución de almidón como indicadora, hasta el vire de color azul a incoloro.

Cálculos: $V_1N_1=V_2N_2$

$$\text{Normalidad del } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \frac{\text{ml } \text{KIO}_3}{\text{ml de } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} (\text{N del } \text{KIO}_3)$$



MICROESCALA: Es posible emplear frascos con tapón esmerilado de 100 ml y reducir a un ml de sulfato manganoso y uno de álcali-ioduro, para emplear posteriormente según lo antes descrito, un ml de ácido concentrado en la disolución del precipitado. Posteriormente seguir los mismos procedimientos modificando el punto 2.4 en donde solo se tomarán 10 ml de alícuota en un matraz erlenmeyer de 50 ml, se agregarán dos gotas de almidón con una pipeta Pasteur y se realizará la titulación con una bureta para microescala (Figura 3).

Figura 3. Bureta para uso en microescala, el volumen es de 2 ml con aforo automático.

pH

El pH de una solución es una medida de la concentración de los iones hidronio y se representa como:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

En una escala de 0 a 14 un pH de 7 representa una solución neutra donde las concentraciones de H^+ y OH^- tienen el mismo valor. El pH en aguas naturales es altamente influenciado por diferentes sustancias como el ácido sulfhídrico, el amonio y sobre todo por la concentración de bióxido de carbono, que presenta un carácter ácido.

El pH del agua se debe a la naturaleza de los terrenos atravesados en la cuenca y varía entre 7.2 y 7.6. Aguas calcáreas tienen un pH elevado y las que provienen de un terreno pobre en calizas o silicatos su pH es próximo a 7.0. El pH de las aguas estancadas (lagos pantanos, estanques y embalses) están influenciados por la vegetación y naturaleza química de los fondos (De la Lanza, 1990).

El pH afecta la distribución y diversidad de los organismos y determina la naturaleza de muchas reacciones químicas que ocurren en el ambiente acuático. El intervalo adecuado para que se desarrolle la vida acuática varía de 6.5 a 9 unidades, ya que el agua de un cuerpo acuático que presenta un valor de pH igual a 7 es neutra, entre 7 y 14 se considera alcalina y por debajo de 7 es ácida. Los valores extremos que resultan letales para la biota acuática están en el espectro alcalino a un pH mayor de 11 y en el ácido, cuando éste es inferior de 4 (Swingle, 1969; Arredondo, 1986; Arredondo y Ponce, 1998).

Cuando el pH tiene valores bajos o elevados, causa estrés en los organismos y en el caso de los peces especialmente en ciertos órganos como las branquias. La reproducción disminuye en valores inferiores de 6.5 o mayores de 9.5. Aunque los

organismos pueden sobrevivir, el rendimiento es pobre (Arredondo y Ponce, op cit.).

Las actividades biológicas originan gradientes verticales y cambios temporales de pH. Los procesos que afectan de forma importante al pH son la fotosíntesis, respiración y asimilación de nitrógeno. La incidencia de los dos primeros procesos son rápidamente comprendidos al analizar el equilibrio carbonato-bicarbonato-dióxido de carbono.

Método Instrumental.

Existen numerosas técnicas que permiten registrar el valor del pH en el agua de un embalse o un estanque, y las diferencias entre ellas se establecen por el nivel de precisión que desea obtenerse. En términos generales, las diversas técnicas se agrupan en:

- a) Indicadores químicos.
- b) Indicadores de papel.
- c) Aparatos electrónicos.

De estos tres, el más preciso es el último y para esto existen en el mercado una gran variedad de potenciómetros tanto de campo como de laboratorio.

1. Principio del método.

El pHmetro o potenciómetro mide el potencial eléctrico entre dos electrodos adecuadamente inmersos en la solución a examinar. De los electrodos uno es el electrodo de referencia que presenta un potencial constante y el otro es un electrodo indicador que asume un potencial dependiente de la actividad iónica de la solución; definiéndose el potencial electrodo como la diferencia en potencial entre el electrodo y la solución en la cual esta inmerso. Este método puede ser aplicado a cualquier agua natural o tratada.

2. *Procedimiento.*

2.1 Antes de utilizar el potenciómetro, se deberá proceder a su calibración con solución buffer, a la misma temperatura de la muestra.

2.2 Con el mínimo de agitación medir el pH, colocando el electrodo(s) dentro de la muestra problema y hasta que el valor deje de variar; enjuagar el electrodo(s) con agua destilada o desionizada cada vez que se cambie de muestra problema.

3. *Reactivos.* Soluciones buffer de pH 4.0, 7.0 y 10.0 para calibrar el aparato, agua destilada o desionizada.

Interferencias.

El pH varía con el tiempo debido a reacciones con el sedimento, hidrólisis y oxidación que pueden presentarse dentro de la botella colectora. También, puede cambiar apreciablemente por pérdida de gases disueltos y depositación de CaCO_3 u otras sales. Por tal motivo, el pH se deberá determinar al momento de tomar la muestra. La medición del pH depende de la temperatura y un error significativo se presenta si la temperatura de la solución buffer y la muestra difieren notablemente.

En ambientes con cierto grado de descargas, donde se sospeche la presencia de ácidos o compuestos altamente alcalinos como los hidróxidos, es recomendable, leer el instructivo del equipo para su calibración y empleo en estas condiciones.

BIÓXIDO DE CARBONO

El CO₂ constituye el 0.03% de la atmósfera, lo cual contribuye en menores concentraciones de este gas en las aguas naturales, a pesar de que su solubilidad es unas 200 veces mayor que la del oxígeno (Wurts y Durborow, 1992; Wetzel, 2001). Por lo anterior, no resulta un error significativo el que al tomar la muestra exista un burbujeo, contrario a lo que ocurre en la determinación del oxígeno disuelto.

Su importancia radica en que constituye uno de los gases principales del metabolismo fotosintético del fitoplancton y macrofitas. Los procesos que influyen en la concentración del CO₂ son la fotosíntesis y la respiración, por lo cual, sus valores fluctúan durante el día en forma inversa al oxígeno y su concentración depende de la basicidad o acidez del sistema acuático.

El agua que presenta un pH superior a 8.34 no contiene cantidades detectables de anhídrido carbónico. Pero cuando el pH se encuentra por debajo de este valor se detecta la presencia de este gas.

Método Volumétrico.

1. Principio

El CO₂ libre que presenta carácter ácido, se hace reaccionar con una base que puede ser hidróxido o carbonato de sodio para formar bicarbonatos de sodio. La titulación se realiza utilizando fenolftaleína como indicador, donde la terminación de la reacción se indica por la formación del color rosa característico del indicador a un pH equivalente de 8.3 y que todo éste gas ha sido convertido químicamente a HCO₃⁻.

2. Procedimiento

2.1 Con una pipeta volumétrica tomar 100 ml de agua de la muestra problema y colocarla en un matraz erlenmeyer, agregar 3 a 5 gotas de solución indicadora de fenolftaleína; si la muestra se torna rojiza o rosa el CO₂ esta ausente y se reporta como 0.0 mg CO₂/L. Si la muestra se mantiene incolora se titula con una solución de carbonato de sodio 0.0454 N o con hidróxido de sodio 0.0227 N agitando suavemente hasta que persista un color rosa durante 30 segundos.

3. Interferencias.

3.1 Cambio de la temperatura de la muestra, lo cual afecta su solubilidad del CO₂.

3.2 Tiempo transcurrido antes de efectuar la titulación, por lo que se recomienda se efectúe lo más rápido posible o en menos de cinco horas *in situ*.

4. Cálculos.

4.1 Si la titulación se realiza con carbonato de sodio, se aplica la siguiente formula:

$$\text{mg CO}_2 / \text{L} = \frac{(\text{ml titulante}) (\text{N titulante}) (22) (1000)}{\text{volumen de muestra (ml)}}$$

4.2 Si la titulación se realiza con hidróxido de sodio, se aplica la siguiente formula:

$$\text{mg CO}_2 / \text{L} = \frac{(\text{ml titulante}) (\text{N titulante}) (44) (1000)}{\text{volumen de muestra (ml)}}$$

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Arredondo y Ponce, 1998)

5. Reactivos.

5.1 Solución indicadora de fenolftaleína. Se disuelven 0.5 g de fenolftaleína en 50 ml de alcohol etílico o isopropílico al 95% y se agregan 50 ml de agua destilada libre de CO₂. A continuación se adiciona NaOH al 0.0227 N gota a gota hasta la aparición de una ligera coloración rosa.

5.2 Solución de carbonato de sodio 0.0454 N. Se pesa 2.407 g de carbonato de sodio anhidro, previamente secado a 150° C por dos horas, y se disuelve en agua libre de CO₂ y se afora a 1 L . Este reactivo se prepara al momento de utilizarse y se protege del bióxido de carbono atmosférico.

5.3 Solución de hidróxido de sodio 0.0227 N. Se prepara una solución patrón de NaOH 0.0227 N disolviendo 0.91 g de NaOH en agua destilada libre de CO₂ y se afora a 1000 ml. Esta solución debe guardarse en un frasco ámbar, preparándose al momento de utilizarse.

5.4 Agua libre de CO₂. Hervir el agua destilada por lo menos 15 minutos, tapar con papel aluminio o papel parafilm y enfriar a temperatura ambiente.

MICROESCALA: Realizar igual que punto 2.1 solo que utilizando 10 ml de muestra y 1 o 2 gotas de fenolftaleína; titular con microbureta. En el agua de ambientes ácidos, el volumen gastado de titulante no va más allá de 0.5 ml. En caso de no contar con un equipo de microescala, es posible adaptar un sistema que consiste en, una pipeta graduada de 2 ml con precisión de 1/100, la cual cuenta en su extremo superior con una jeringa de 5 ml unida a un trozo pequeño de manguera de látex y en la parte inferior con una punta de micropipeta para disminuir el tamaño de la gota (Figura 4).



Figura 4. Dispositivo adaptado para microescala, utilizado por alumnos de Biología.

ALCALINIDAD

El término alcalinidad de las aguas, se refiere generalmente a la cantidad de ácido que se requiere para titular las bases contenidas en una muestra de agua. Existen numerosas bases en el agua; sin embargo, las predominantes en las aguas naturales son: bicarbonatos, carbonatos e hidróxidos y con menor frecuencia los boratos, silicatos y fosfatos (Arredondo y Ponce, 1998).

Las aguas que contienen 40 mg/L o más de alcalinidad total, son consideradas más productivas que las de baja alcalinidad. No existe una relación directa inherente, entre la alcalinidad y la productividad, sino que un incremento en la alcalinidad, corresponde a aumentos en la disponibilidad de fósforo y otros nutrientes. Los niveles de alcalinidad total para aguas naturales pueden ir de menos de 5 mg/L a más de 500 mg/L (Arredondo, 1986).

A diferencia de los sistemas naturales, en estanques acuícolas, con una alcalinidad que varía entre 200 y 300 mg/L, se han obtenido excelentes cosechas. Sin embargo, en lagos que presentan una baja disponibilidad de CO₂ con altas concentraciones de carbonato de calcio en la cubeta y en la cuenca de captación, los sistemas no son muy productivos (Wetzel 1975, 2001).

Método de Indicadores.

1. *Principio.* Este método se basa en el manejo de pHs utilizando la fenolftaleína y el anaranjado de metilo como indicadores. Si las muestras se tornan rojizas al agregarles fenolftaleína (pH sobre 8.3) estas contienen cantidades considerables de iones carbonato y la valoración de la alcalinidad se realiza en dos etapas: la muestra es primeramente valorada con ácido sulfúrico hasta el punto de conversión de la fenolftaleína (vire rojizo a incoloro). Durante este paso los carbonatos se transforman en bicarbonatos y al punto de vire todos los carbonatos

han sido valorados, además ningún bicarbonato originalmente presente en la muestra ha sido destruido, de manera que la muestra ahora contiene mas bicarbonatos que al principio de la titulación.

La segunda etapa consiste en valorar la muestra, también con ácido sulfúrico, para determinar la alcalinidad total (bicarbonatos de la primera reacción más los bicarbonatos de la muestra) utilizando el anaranjado de metilo como indicador (pH sobre 4.5) hasta que todo el bicarbonato se convierta en bióxido de carbono y agua en el punto de conversión.

2. Procedimiento.

2.1 Alcalinidad a la fenolftaleína. Se toman 100 ml de muestra problema con una pipeta volumétrica y se vierten en un matraz erlenmeyer de 250 ml. Si la muestra a analizar es de agua potable, se le agregan dos gotas de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ al 0.1N) para remover el cloro libre residual Se adicionan dos o cuatro gotas de solución indicadora de fenolftaleína; si la muestra se vuelve rojiza, es que contiene carbonatos y se valoran con una solución 0.02 N de ácido sulfúrico hasta obtener el vire a incoloro. Tomar la lectura del volumen gastado y conservar la muestra para la determinación de alcalinidad al anaranjado de metilo.

Si no aparece color rojizo al agregar la fenolftaleína a la muestra, se anota alcalinidad a la fenolftaleína igual a cero y se conserva la muestra para la determinación de alcalinidad al anaranjado de metilo.

2.2 Alcalinidad total o al anaranjado de metilo. Agregar de 3 a 5 gotas de solución indicadora de anaranjado de metilo a la muestra de agua del paso anterior y valorar con ácido sulfúrico 0.02 N hasta que el color vire de color anaranjado parecido al color del coral o del fruto mamey.

3. *Cálculos.* Los resultados se pueden expresar en mg de CaCO₃/L de acuerdo a las siguientes formulas:

$$\text{Alcalinidad a la fenolftaleína en mg CaCO}_3 = \frac{(\text{vol. titulante}) (\text{N titulante}) (50) (1000)}{\text{ml de muestra}}$$

$$\text{Alcalinidad total en mg CaCO}_3 = \frac{(\text{vol. titulante}) (\text{N titulante}) (50) (1000)}{\text{ml de muestra}}$$

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994; Arredondo y Ponce, 1998)

4. *Reactivos.*

4.1 Solución indicadora de fenolftaleína. Preparar igual que la solución para bióxido de carbono.

4.2 Solución indicadora de anaranjado de metilo. Disolver 0.5 g de anaranjado de metilo y aforar a un litro con agua destilada.

4.3 Acido sulfúrico 0.02 N. Preparar una solución de ácido sulfúrico 0.1 N por dilución de 2.8 ml de ácido sulfúrico concentrado a 1000 ml de agua destilada libre de CO₂. A continuación diluir 200 ml de ácido sulfúrico 0.1 N a 1000 ml con agua destilada libre de CO₂.

Para propósito de análisis, las muestras se deben considerar como una de cinco tipos de soluciones correspondientes a:

- a) Solución que contiene únicamente bicarbonatos.
- b) bicarbonatos y carbonatos.
- c) Carbonatos.
- d) Carbonatos e hidrófilos.
- e) Hidroxilos.

MICROESCALA: Realizar lo mismo que los puntos 2.1 y 2.2 utilizando 10 ml de muestra problema y verterlos en un matraz erlenmeyer de 50 ml, agregar 2 gotas de indicadores con pipeta Pasteur y titular con microbureta. En el caso de ambientes acuáticos alcalinos, donde los suelos aledaños de la zona de influencia son de naturaleza calcárea, se deberá reducir el volumen de la alícuota para evaluar sólo 5 ml.

DUREZA

Se refiere a la concentración de iones metálicos divalentes en el agua, expresados como miligramos por litro (mg/L) de equivalentes de carbonato de calcio. Generalmente la dureza total se relaciona con la alcalinidad total, porque los aniones de la alcalinidad y los cationes de la dureza se derivan normalmente de carbonatos de minerales (Arredondo, 1986).

La concentración de calcio más magnesio expresada como equivalente de CaCO_3 ha sido tomada tradicionalmente como una medida de la dureza total del agua, puesto que, aunque otros iones divalentes como el estroncio y el bario también se encuentran presentes sus concentraciones son insignificantes en aguas naturales. La dureza del agua es el resultado de la solución de rocas y minerales alcalinotérreos del suelo y del aporte directo de desechos que contienen carbonatos de calcio y magnesio como piedras calizas y dolomita que prevalecen en la corteza terrestre.

La ingeniería sanitaria clasificada al agua con respecto a su dureza de acuerdo con la siguiente tabla, en términos de la concentración de CaCO_3 o su equivalente:

Dureza mg CaCO_3 /L	Clasificación
0-75	Blanda
75-150	Moderadamente dura
150-300	Dura
300 o más	Muy dura

(Boyd, 1979; Arredondo y Ponce, 1998)

La importancia de la dureza de un cuerpo de agua consiste en que cada uno de los constituyentes (calcio y magnesio) juegan un papel importante en el metabolismo

de los organismos, por un lado tenemos al calcio, el cual es necesario para la contracción y relajación de los músculos del corazón, para el control de paso fluido a través de las células, da rigidez al esqueleto de vertebrados y es el principal componente del exoesqueleto de insectos y caparzones de moluscos; en las plantas es especialmente importante en combinación con la pectina para formar el pectato de calcio, un material cementante intracelular. La importancia del magnesio reside en que todos los organismos autótrofos precisan de este ión en forma de magnesio-porfirina, constituyente esencial de la molécula de clorofila y como micronutriente en la transformación enzimática de los organismos, especialmente en la trans-fosforilación de algas, hongos y bacterias (Arredondo y Ponce, 1998).

DUREZA TOTAL

Método de Titulación con EDTA (Complejométrico).

1. *Principio.* La dureza total es la medida del calcio y el magnesio expresados como equivalentes de carbonato de calcio (CaCO_3). Los iones de calcio y magnesio son valorados con la sal disódica del ácido etilendiamintetracético (EDTA) para formar el complejo estable Ca^{++} -EDTA y Mg^{++} -EDTA; si una pequeña cantidad de eriocromo negro es agregada a una muestra de agua amortiguada a pH 10, se formará un complejo soluble color rojo vino con los iones de calcio y magnesio. En la valoración con el EDTA el calcio y el magnesio se disociarán de sus respectivos complejos con eriocromo negro para formar complejos más estables con el EDTA. Cuando todo el calcio y el magnesio han reaccionado, el color de la solución se vuelve azul.

2. *Procedimiento.*

2.1 Medir 50 ml de muestra y colocarlos en un matraz erlenmeyer de 250 ml.

2.2 Adicionar 1 ml de solución buffer de amonio (pH 10).

2.3 Añadir 4 o 5 gotas del indicador eriocromo negro T para obtener una coloración rojo vino.

2.4 Titular con EDTA 0.01 M hasta el vire a azul intenso, anotándose el volumen gastado de EDTA.

3. *Cálculos.* La dureza total expresada en mg CaCO₃ se obtiene utilizando la siguiente ecuación:

$$\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \frac{(\text{ml EDTA}) (\text{M EDTA}) (100.1) (1000)}{\text{ml de muestra}}$$

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994; Arredondo y Ponce, 1998)

4. *Reactivos.*

4.1 Solución buffer. Disolver 67.5 g de NH₄Cl en 570 ml de NH₄OH concentrado y aforar a un litro con agua destilada.

4.2 Indicador eriocromo negro T. Disolver 4.5 g de clorhidrato de hidroxilamina y 0.5 g de eriocromo negro en 100 ml de alcohol etílico o isopropílico al 70%. Guardar en un frasco gotero. Este indicador se deteriora con el tiempo por lo cual se sugiere prepararlo nuevamente después de 2 o 3 meses de almacenamiento.

4.3 Solución de EDTA 0.01 M. Disolver 3.723 g de ácido etilendiamino tetracético de sal sódica (EDTA) en agua destilada aforando a un litro.

Estandarización del EDTA 0.01M

a). Pesar 1.0 g de carbonato de calcio (colocado en una estufa por 24 h a 105 °C) y colocarlo en un matraz de 500 ml.

b). Colocar en el matraz un embudo y agregar ácido clorhídrico 1:1 (aproximadamente 10 ml) hasta disolver el carbonato de calcio.

- c). Adicionar 200 ml de agua bidestilada y hervir por 15 minutos a fin de expeler el dióxido de carbono.
- d). Enfriar y adicionar 5 a 10 gotas de indicar de rojo de metilo hasta obtener un color anaranjado, el cual se logra agregando ácido clorhídrico.
- e). Aforar a un litro con agua bidestilada.
- f). Con una pipeta tomar 10 ml de la solución de carbonato de calcio (0.01M) en un matraz erlenmeyer de 250 ml y añadir 90 ml de agua bidestilada.
- g). Agregar 1 ml de solución amortiguadora y de 34 a 5 gotas del indicador.
- h). Titular con EDTA 0.01 m y anotar los mililitros gastados en al titulación
- i). Calcular la molaridad del EDTA.

MICROESCALA: Realizar los mismos pasos del 2.1 a 2.4 utilizando 5 ml de muestra en un matraz de 50 ml, agregando 0.1 ml de buffer de amonio con pipeta graduada 1/100 o 100 μ L con el uso de una pipeta (Figura 5) y añadiendo 2 gotas de ericromo negro T con una pipeta pasteur; titular con microbureta.



Figura 5. Pipeta de disparo para manejar volúmenes en microlitros (20 a 500 μ l), utilizada en los análisis en microescala.

DUREZA DE CALCIO

Método Complejométrico.

La concentración de calcio en una muestra de agua, normalmente se expresa como dureza de calcio, en términos de equivalentes de CaCO_3 . Una solución de EDTA 0.01 M es utilizada para titular el calcio presente en la muestra, lo que forma un complejo estable con el magnesio y el calcio.



La muestra debe de estar a pH entre 12 y 13 para precipitar el magnesio y sus hidróxidos, de tal forma que el EDTA reaccione exclusivamente con el calcio (Arredondo y Ponce, 1998).

1. *Principio.* La murexida presenta un color púrpura oscuro que en presencia de calcio forma un complejo estable de color rojizo o rosa, observándose que al agregar EDTA en medio básico (pH 12 a 13) el calcio se disocia de su complejo de murexida para formar un compuesto quelatado con la sal de EDTA que da una coloración púrpura.

2. Procedimiento.

2.1 Medir 50 ml de muestra y colocarlos en un matraz erlenmeyer de 250 ml.

2.2 Adicionarle 2 ml de NaOH 1 N y agitar.

2.3 Agregar 100 mg de murexida y mezclar por agitación.

2.4 Titular lentamente con EDTA 0.01 M hasta que la solución vire de color rosa o rojizo a un color púrpura o morado.

3. *Cálculos.* La concentración de calcio expresada como mg de CaCO_3 /L se obtiene de la siguiente ecuación:

$$\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \frac{(\text{ml EDTA}) (\text{M EDTA}) (100.1) (1000)}{\text{ml de muestra}}$$

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994; Arredondo y Ponce, 1998)

4. *Reactivos*

4.1 Solución de hidróxido de sodio 1 N. Disolver 40 g de NaOH y diluir a un litro con agua destilada.

4.2 Indicador murexida. Mezclar 200 mg de murexida (púrpura de amonio) con 100 g de NaCl, colocar en un mortero y triturar. Cuando se utiliza la murexida es necesario realizar la titulación inmediatamente después de la adición del indicador, ya que es inestable bajo condiciones alcalinas. El indicador se debe almacenar en frasco ámbar.

4.3 Indicador EDTA 0.01. Se prepara igual que en la determinación de dureza total.

MICROESCALA: Realizar los mismos pasos del 2.1 al 2.4 utilizando 5 ml de muestra, adicionando 0.2 ml de NaOH 1 N y agregando 10 mg de murexida; titular con microbureta.

El agua para propósitos de piscicultura extensiva e intensiva, requiere de pequeñas cantidades de calcio y magnesio, pero las cantidades necesarias se presentan en aguas con una dureza total de 20 mg/L. Algunas aguas con elevada alcalinidad total y baja dureza de total, pueden presentar problemas con altos valores de pH durante el periodo de elevadas temperaturas. La dureza total del agua de mar es en promedio de 6 600 mg/L, obviamente los estanques que se localizan cercanos a lagunas costeras o estuarios tienen una dureza total alta (Arredondo, 1986; Arredondo y Ponce, 1998).

NUTRIMENTOS

La composición química de un cuerpo de agua depende entre otros factores de su origen edáfico y geológico. De esta manera, el contenido de iones inorgánicos varía de acuerdo con su naturaleza y el equilibrio químico depende en gran medida de los iones dominantes (Arredondo y Ponce, 1998).

En el ambiente acuático están presentes en mayor o menor grado un grupo de compuestos que, en conjunto, reciben el nombre de nutrientes y de forma más adecuada nutrimentos. Los nutrimentos participan en la síntesis de la materia orgánica por los productores, los cuales básicamente son los iones de nitrógeno (NO_3^- , NO_2^- y NH_4^+) y fósforo (PO_4^{3-}), necesarios para formación de proteínas, aminoácidos, nucleótidos, etc.; con la temperatura y la luz, son los responsables abióticos de la productividad biológica en los sistemas acuáticos; razón por la cual, su evaluación son datos valiosos obtenidos con herramientas metodológicas de rutina en la Hidrobiología (De la Lanza, 1990). Su importancia va aún más allá, puesto que incluso pueden servir como indicadores de la productividad primaria y estado trófico de los sistemas acuáticos.

Los nutrimentos son los iones que los organismos requieren para la síntesis de estructuras o para el metabolismo. La mayoría de los iones requeridos para el crecimiento animal y vegetal son suministrados por el suelo y rocas de la cuenca de drenaje. La mayoría de estos iones se encuentran disponibles en una concentración mayor a lo requerido por los organismos. De acuerdo a las relaciones de disponibilidad-demanda, el fósforo y nitrógeno son los nutrientes limitantes en el medio acuático (Lind, 1985; Reid y Wood, 1976; Wetzel, 2001).

DINAMICA DE LOS NUTRIMENTOS EN SISTEMAS ACUÁTICOS.

En lagos profundos existe una pérdida continua de nutrientes desde el epilimnion hacia el hipolimnion durante el verano. Los nutrientes generados durante la mineralización de la materia orgánica en el hipolimnion solamente retornarán a las capas superficiales durante los períodos de mezcla. Los lagos poco profundos someros no presentan este comportamiento debido al intenso contacto entre el agua y el sedimento que aseguran un rápido retorno de los nutrientes sedimentados a la columna de agua. Este factor explica la resistencia de estos sistemas a la reducción de la carga externa de nutrientes (Reid y Wood, 1976).

Tres características fundamentales caracterizan el ciclo del nitrógeno, no se acumula en el sedimento, puede pasar a la atmósfera como gas y puede ser utilizado bajo esta forma como nutriente, en el caso de las cianobacterias.

NITRÓGENO

El nitrógeno está presente en el medio acuático en varias formas. El gran reservorio de nitrógeno, el aire, está disponible para los organismos acuáticos solamente a través de la actividad de unas pocas especies de bacterias y algas azul-verdes (cianofitas) que son capaces de fijar esta fuente y ponerla en una forma disponible para el resto de la biota. El ciclo del nitrógeno es sin duda un ciclo doble, esto es, un ciclo de oxidación y reducción de nitrógeno realizado por las plantas, animales y descomponedores (Lind, 1985).

Los cambios biogeoquímicos en la concentración del nitrógeno implican fijación, asimilación y desnitrificación; siendo la fuente fundamental del nitrógeno, el nitrógeno molecular de la atmósfera. El nitrógeno es necesario para el metabolismo de los organismos y lo podemos encontrar en los cuerpos de agua

como: nitrógeno molecular en solución, compuestos nitrogenados orgánicos, amonio, nitritos y nitratos.

La fijación del nitrógeno molecular N_2 de la atmósfera por microorganismos es una fuente importante en los ecosistemas acuáticos, sobre todo en los eutrofizados, sin embargo, hay otros procesos que aportan nitrógeno en sus diferentes formas, como los biológicos, meteorológicos e industriales. En la mayoría de los hábitats acuáticos, el NH_4^+ es la forma dominante. La amonificación es un proceso heterotrófico que se realiza en condiciones aeróbicas o anaeróbicas. El nitrógeno en forma de amoniaco puede ser utilizado por las plantas acuáticas o ser nitrificado a nitratos, que también pueden ser absorbidos. La nitrificación es más rápida a un pH de 7 y 8 y a temperaturas entre 25 y 35 °C. La oxidación del NH_4^+ es una fuente potencial de acidez en los ecosistemas acuáticos (Arredondo y Ponce, 1998).

Miniescala: La naturaleza de estas determinaciones, dificulta su adaptación a la microescala y solo podrá hacerse un ajuste a la miniescala, donde se podría tomar la mitad de la muestra preferentemente y reducir los reactivos proporcionalmente. Si se realiza esto se deberá tomar en cuenta para los cálculos necesarios. Otra observación es que las curvas de patrón o estándar tendrán que respetarse conforme a la técnica.

Nota: Otra forma de reducción de gastos de reactivos, es tratar de preparar las mínimas cantidades necesarias de las soluciones que se solicitan en cada tratamiento, para el número de muestras que se van a procesar y así evitar pérdida de reactivos y soluciones.

NITRATOS

Método del ácido Fenoldisulfónico.

La determinación de nitratos (NO_3^-) es difícil debido a que se requieren procedimientos relativamente complejos por la gran probabilidad de que estén presentes sustancias interferentes y las limitaciones de las técnicas en cuanto a cantidades que se pueden valorar. Existen varias técnicas de determinación y su elección depende de la concentración o de las interferencias presentes en la muestra (Romero *et al.*, 1982).

El nitrógeno en forma de nitratos aunque usualmente está presente en bajas concentraciones en aguas naturales, es frecuentemente la forma inorgánica más abundante del elemento. Las concentraciones naturales raramente exceden los 10 mg/L y son más frecuentemente concentraciones menores a 1 mg/L, especialmente durante periodos de alta producción primaria. Altas concentraciones de nitrógenos como nitratos (>20 mg/L) pueden ser peligrosas para la salud para los mamíferos juveniles. Asimismo, los nitratos y los nitritos son capaces de oxidar la hemoglobina para producir metahemoglobina. La hemoglobina en esta forma es incapaz de transportar oxígeno (Lind, 1985).

1. *Principio.* Este método tiene un principio colorimétrico, en el cual, el ácido fenoldisulfónico reacciona con el nitrato en ausencia de agua para formar un nitroderivado, que en medio alcalino es alterado ligeramente para producir un compuesto de color amarillo. La intensidad del color amarillo que se produce es proporcional a la concentración de nitrato presente en la muestra, permitiendo su análisis por espectrofotometría, calculando la concentración de nitratos en la muestra por comparación relativa con soluciones de concentración conocida.

2. Procedimiento.

2.1 Filtrar 100 ml de muestra con papel Whatman No. 42 y colocarlos en una cápsula de porcelana.

2.2 Evaporar la muestra a sequedad (evitar que se quemen los sólidos).

2.3 Enfriar a temperatura ambiente y agregar 2 ml de ácido fenoldisulfónico, mezclando perfectamente con un agitador de vidrio.

2.4 Cuidadosamente agregar por las paredes de la cápsula 10 ml con agua destilada,

2.5 Agregar hidróxido de amonio hasta que la muestra tome un color amarillo definitivo (agregar la misma cantidad a todas las muestras problema, aprox. 8 ml).

2.6 Transferir a un matraz y aforar a 100 ml con agua destilada.

2.7 Tomar una alícuota de la muestra tratada y leer su absorbancia al espectrofotómetro a una longitud de onda de 410 nm. También debe leerse la absorbancia de un blanco, que consiste en una muestra no tratada con hidróxido de amonio (aplicar los mismos pasos anteriores excepto el 2.5).

2.8 Rectifique la lectura de la muestra problema restando la lectura del blanco a cada una de las lecturas obtenidas de las muestras.

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994; Arredondo y Ponce, 1998)

3. Cálculos

3.1 Preparación de soluciones de concentración conocida de acuerdo con la siguiente tabla:

VOL. ESTÁNDAR DE NO ₃ ⁻ (ml)	AFORAR A (ml)	CONCENTRACIÓN (mg N-NO ₃ por litro)
0.1	100	0.01
0.3	100	0.03

0.5	100	0.05
1.0	100	0.10
1.5	100	0.15
3.0	100	0.30
4.0	100	0.40
5.0	100	0.50
10.0	100	1.00

Nota: antes de aforar véase 3.2

3.2 Formación de color amarillo y lectura de absorbancia.

3.2.1 Tomar el volumen de la solución estándar marcado en la tabla, colocarlo en un matraz volumétrico, diluir a 10 ml, agregar NH_4OH concentrado hasta obtener coloración amarilla definitiva (la misma cantidad que a las muestras problema) y finalmente aforar a 100 ml.

3.2.2 Registrar la absorbancia de las soluciones anteriores a 410 nm, utilizando como punto de inicio un volumen igual de agua destilada al cual se le agrega el mismo volumen de reactivos.

3.3 Elaborar una gráfica de resultados de absorbancia (variable dependiente, Y) contra la concentración de cada solución (variable independiente, X). Obtener la recta de mejor ajuste, por el método de mínimos cuadrados (que se puede realizar con calculadora, en Excel o en algún software de análisis estadístico).

3.4 Obtener la concentración de las muestras problema por interpolación o extrapolación de la lectura de absorbancia obtenida (sustituyendo en la ecuación de la recta de mejor ajuste: el valor de la absorbancia, Y, y despejando el valor de la concentración, X).

4. *Reactivos*

4.1 Solución de ácido fenoldisulfónico. Disolver 25 gr de fenol blanco puro en 150 ml de ácido sulfúrico concentrado; agregar 75 ml de ácido sulfúrico fumante y calentar a 100 °C durante 2 hrs, dejar enfriar a temperatura ambiente y guardar en

frasco ámbar. PRECAUCION: Evitar que la mezcla rebase los 100 °C porque se produce eyección de la solución, por lo que hay que estar atento a la temperatura del calentamiento con ayuda de un termómetro. Este reactivo se puede adquirir comercialmente.

4.2 Hidróxido de amonio concentrado.

4.3 Solución estándar de nitratos. Disolver 0.607 gr de NaNO_3 , previamente secado a 110 °C durante una hora, en agua destilada y aforar a un litro. Transferir 50 ml de esta solución a una cápsula de porcelana perfectamente limpia y evaporar a punto de sequedad; enfriar a temperatura ambiente y agregar 2 ml de solución de ácido fenoldisulfónico; remover perfectamente con un agitador de vidrio limpio, transferir a un matraz y aforar a 500 ml con agua bidestilada. Esta solución tiene una concentración de 10 mg N-NO₃ por litro.

NITRITOS

Método de ácido sulfanílico.

Los nitritos son iones naturales que forman parte del ciclo del nitrógeno. La presencia de nitrito en el agua es indicativa de contaminación fecal reciente. En aguas superficiales bien oxigenadas el nivel de nitrito no suele superar el 0.1 mg/L. Asimismo, cabe resaltar que el nitrito se encuentra en un estado de oxidación intermedio entre el amoníaco y el nitrato y en concentraciones elevadas reaccionan dentro del organismo con las aminas y amidas secundarias y terciarias formando nitrosaminas de alto poder cancerígeno y tóxico. Valores por encima de 1 mg/L de este compuesto son totalmente tóxicos, representan un impedimento para el desarrollo de la vida piscícola y el establecimiento de un sistema fluvial en buenas condiciones (Romero *et al.*, 1982; Arredondo, 1986).

1. *Principio*

La técnica se basa en la reacción de Griess en la que el ión nitrito reacciona con la sulfanilamida a un pH ácido (2.0 a 2.5) produciendo un compuesto "azo" que reacciona con el NED (N-alfanaftiletildiamina dihidrocloro) para formar un tinte rosa intenso a púrpura en función de la cantidad de nitrito presente en la muestra. Las mediciones de ésta determinación se realiza con un espectrofotómetro a una longitud de onda de 530 nm del espectro visible de luz solar.

2. *Procedimiento.*

2.1 En un matríz aforado de 50 ml colocar 0.3 g de reactivo seco y llevarlo con agua de la muestra previamente filtrada con papel Whatman del No 42 hasta el aforo.

2.2 Agregar un mililitro de solución amortiguadora de acetato de sodio 2 N y mezclar perfectamente.

2.3 Mezclar por agitación; en este momento el pH se debe encontrar entre 2.0 y 2.5. Después de 10 a 30 minutos se lee la absorbancia del color púrpura rojizo a 530 nm con el espectrofotómetro Spectronic 20D.

Fuentes: (Swingle, 1969; Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994)

3. Cálculos.

3.1 Elaborar una curva patrón de la absorbancia de las siguientes soluciones estándar:

VOL. SOL. PATRÓN DE NO ₂ ⁻ (ml)	AFORAR A (ml)	CONCENTRACIÓN (mg N-NO ₂ por litro)
0.0	50	0.00
0.1	50	0.001
0.3	50	0.003
0.5	50	0.005
0.8	50	0.008
1.0	50	0.010
2.0	50	0.020
3.0	50	0.030
4.0	50	0.040
5.0	50	0.050

Obtener la gráfica de absorbancia (Y) contra la concentración (X) buscando la recta de mejor ajuste ($Y = a + bX$) por medio del método de mínimos cuadrados.

3.2 Leer la concentración de la muestra por interpolación o extrapolación. (Sustituyendo en la ecuación de la recta de mejor ajuste: el valor de la absorbancia, Y, y despejando el valor de la concentración, X).

4. *Reactivos*

4.1 Reactivo seco. Se prepara mezclando 1 g de alfa-naftalamina, 10 g de ácido sulfanílico y 89 g de ácido tartárico en un mortero. Conservarse en frasco ámbar.

4.2 Solución amortiguadora de acetato de sodio 2 N. Se disuelven 16.4 g de acetato de sodio anhidro o 27.2 g de $\text{CH}_3\text{COON}\cdot\text{H}_2\text{O}$ en agua destilada y aforar a 100 ml (filtrar si es necesario).

4.3 Solución stock de nitrito de sodio. Se disuelven 0.2463 g de nitrito de sodio anhidro (secar a 110°C durante una hora) en agua bi-destilada y aforar a 100 ml. Esta solución tiene una concentración tal que 1 ml equivale a 0.050 mg de $\text{N}\text{-NO}_2$. Preservar por adición de 1 ml de cloroformo.

4.4 Solución patrón de nitrito de sodio. Se diluyen 10 ml de la solución stock de nitritos en un litro con agua bidestilada, obteniéndose una concentración tal que 1 ml equivale a 0.0005 mg de $\text{N}\text{-NO}_2$. Preservar por adición de 1 ml de cloroformo.

AMONIO

Método de Azul de Indofenol (Fenato).

El amonio esta usualmente presente en bajas cantidades (<1 mg/L) en aguas no contaminadas y bien oxigenadas, pero puede alcanzar de 5 a 10 mg/L en el hipolimnion anaeróbico de un lago eutrófico. Cuando existen altas concentraciones de amonio en forma de NH_4OH no disociado, estas se consideran tóxicas. Asimismo, la relativa proporción del amonio (NH_4OH) tóxico incrementa con el pH (Lind, 1985).

1. *Principio.* En ésta técnica, no requiere de una destilación y se basa en la reacción del amonio con fenol e hipoclorito en condiciones alcalinas, para formar un indofenol de color azul, utilizando nitroprusiato de sodio como catalizador. El color desarrollado es proporcional a la concentración de amonio en la muestra.

2. Procedimiento.

2.1 Filtrar 25 ml de muestra con papel Whatman No 42.

2.2 Colocar 10 ml de muestra en un vaso de 50 ml y agitar utilizando un agitador magnético y colocado en una parrilla de agitación.

2.3 Durante la agitación agregar 1 gota de solución de sulfato manganoso, 0.5 ml de solución oxidante y 0.6 ml de la solución de fenato.

2.4 Agitar durante 15 minutos para obtener un desarrollo máximo de color.

2.5 Preparar el blanco con 10 ml de agua destilada y realizando el mismo proceso que se le aplicó a la muestra problema.

2.6 Preparar una solución estándar de 0.3 mg de $\text{N-NH}_4/\text{L}$ y con 10 ml de ésta, realizar el mismo proceso que se le aplicó a la muestra problema.

2.7 Leer las muestras, el blanco y la solución de concentración conocida en el espectrofotómetro a una longitud de onda de 630 nm. Nota: el espectrofotómetro debe utilizarse con el fototubo y el filtro rojo especiales para alcanzar esta longitud de onda infraroja o emplear un equipo que ya lo tenga instalado.

3. *Cálculos.* Se maneja una solución de amonio y un blanco con reactivos para obtener el valor de la muestra problema aplicando la siguiente fórmula:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{A_1}{A_2}$$

donde:

C_1 = Concentración de N-NH₄ del estándar.

C_2 = Concentración de N-NH₄ de la muestra.

A_1 = Absorbancia del estándar.

A_2 = Absorbancia de la muestra.

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994)

4. *Reactivos.*

4.1 Solución oxidante. Obtener blanqueador casero (que contenga 5% de cloro). Mezclar 20 ml del blanqueador con 80 ml de agua destilada libre de amonio y ajustar a un pH de 6.5 a 7.0 con HCl 1:3. Este reactivo debe prepararse cada 4 o 5 días.

4.2 Solución de sulfato manganoso. Disolver 50 mg de sulfato manganoso monohidratado en 100 ml de agua destilada.

4.3 Solución de fenato. En 100 ml de agua destilada disolver 2.5 g de NaOH y 10 g de fenol. Preparar este reactivo cada 4 o 5 días.

4.4 Solución estándar de cloruro de amonio.

4.4.1 Pesar 1.9079 g de NH₄Cl y disolverlos en agua destilada, aforando a 500 ml para obtener una solución con 1000 mg N-NH₄ /L.

4.4.2 Medir 5 ml de esta solución y diluir a 500 ml con agua destilada.

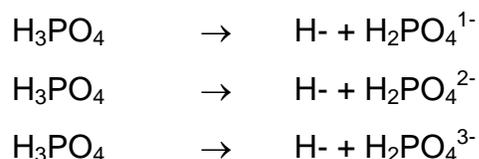
4.4.3 Tomar 15 ml de la solución anterior y aforar a 500 ml para obtener una solución cuya concentración es de 0.3 mg N-NH₄/L.

FOSFATOS

Método del Fosfomolibdato.

Este elemento es considerado como clave para los ecosistemas acuáticos, ya que su disponibilidad por lo general regula la productividad primaria. La concentración de este compuesto se incrementa inmediatamente después de ser aplicado a un estanque o cuerpo de agua natural o artificial en forma de fertilizante para posteriormente declinar al nivel de concentración que tenía antes de la fertilización, lo que significa que los ortofosfatos solubles son absorbidos por las bacterias, el fitoplancton y las macrofitas acuáticas tal como lo sugirieron Boyd (1979) y Arredondo y Ponce (1998).

Los iones de ortofosfatos solubles son las formas más simples de fósforo en el agua y son productos de ionización derivados del ácido ortofosfórico (H_3PO_4), por lo que su equilibrio se puede expresar de la siguiente manera:



Las especies iónicas presentes en el agua dependen del pH. A pH menor de 9 los iones de fosfatos dihidrogenado y monohidrogenado son prevaletes, aunque las técnicas analíticas usualmente empleadas no distinguen entre los estados de los iones y todo el fosfato inorgánico es usualmente considerado como ortofosfatos (Lind, 1985; Arredondo y Ponce, 1998).

Generalmente la concentración de fósforo total en aguas naturales no es mayor a 1 mg/L. En estanques fertilizados los ortofosfatos promedian 20 $\mu\text{g/L}$ como P y el fósforo total 0.17 mg/L (Arredondo y Ponce, 1998).

Existen tres métodos colorimétricos: El método del ácido vanadimolibdico es el más útil para análisis de rutina entre 1 y 20 mg/L de P. El método del cloruro estannoso o el método del ácido ascórbico son los más adecuados para cantidades de 0.01 a 6 mg/L. Los métodos colorimétricos determinan el ión ortofosfato como tal, por lo que para determinar polifosfatos o fósforo orgánico ya sean solubles o insolubles, es necesario dar un tratamiento preliminar a la muestra (Romero *et al.*, 1982).

1. Principio

Este método es para la determinación de fosfatos en solución. No debe ser utilizado en aguas que contienen mas de 0.2 mg/L de arsenatos o arsenitos, ya que estos iones dan un color azul similar al ión fosfato (Swingle, 1969). Las especies iónicas de ortofosfatos solubles presentes en una muestra de agua reaccionan con el heptamolibdato de amonio en un medio ácido para formar en primer lugar, un complejo de color amarillo de ácido fosfomolibdico y en segundo lugar, en presencia de un agente reductor (cloruro estannoso) el complejo se reduce a azul de molibdeno que se incrementa en forma proporcional a la cantidad de ortofosfatos presentes en la muestra. La intensidad del color azul puede medirse por espectrofotometría, calculando la concentración de ortofosfato de la muestra por comparación con una curva patrón, obtenida a partir de las lecturas de absorbancia de soluciones de fosfato de concentración conocida.

2. Procedimiento

2.1 Medir 50 ml de muestra filtrada con papel Whatman No 42.

2.2 Agregar 2 ml de solución de molibdato de amonio y 5 gotas de cloruro estannoso y mezclar.

2.3 Después de 10 minutos pero antes de 12, pasar una alícuota a una fotocelda de cuarzo y medir su absorbancia en el espectrofotómetro a una longitud de onda de 690 nm. Nota: el espectrofotómetro se debe utilizar con el fototubo y filtro rojo que permite alcanzar esta longitud de onda.

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994).

3. Cálculos

3.1 Preparar soluciones de concentración conocida de acuerdo con la siguiente tabla:

VOL. SOL. ESTÁNDAR DE P-PO ₄ (ml)	AFORAR A (ml)	CONCENTRACIÓN (en mg P-PO ₄ por litro)
0.1	50	0.01
0.4	50	0.04
0.8	50	0.08
2.0	50	0.20
3.0	50	0.30
4.0	50	0.40
5.0	50	0.50

3.2 Aplicar a cada una de las soluciones anteriores el procedimiento utilizado para las muestras (punto 2).

3.3 Elaborar una gráfica de absorbancia (Y) contra concentración (X), obteniendo la recta de mejor ajuste.

3.4 Obtener la concentración de las muestras problema por interpolación o extrapolación.

4. Reactivos

4.1 Solución de heptamolibdato de amonio (NH₄Mo₇O₂₄·4H₂O). Disolver 25 g de molibdato de amonio tetrahidratado en 200 ml de agua bidestilada. Cuidadosamente agregar 280 ml de ácido sulfúrico concentrado libre de arsénico a 400 ml de agua destilada en un matraz aforado de un litro, permitir que enfríe y agregarle la solución de molibdato lentamente con agitación. Aforar a un litro.

4.2 Solución de cloruro estannoso. Disolver 2.5 g de cloruro estannoso dihidratado en 100 ml de glicerol calentado en baño maría agitando con una varilla de vidrio.

Esta solución se deteriora con la luz y con el tiempo, por lo que hay que mantenerla en una botella ámbar.

4.3 Solución estándar de fosfato. Disolver 0.2195 g de fosfato de potasio dihidrogenado (KH_2PO_4) en agua bidestilada y diluir a un litro en matraz aforado. Esta solución tiene una concentración de 50 mg P- PO_4 /L; por lo cual preparar una segunda solución que contenga 5 mg P- PO_4 /l, por dilución de 50 ml de la primera solución en 500 ml con agua bidestilada aforando la solución. Utilizar esta solución para preparar las soluciones de concentración conocida.

FÓSFORO TOTAL

Método del Fosfomolibdato con Digestión.

El fósforo es un elemento esencial en el crecimiento de plantas y animales; actualmente es considerado como uno de los nutrientes que controla el crecimiento de algas. Las algas requieren para su crecimiento fósforo y consecuentemente, un exceso de fósforo produce un desarrollo exorbitado o florecimiento de algas (bloom) el cual es causa de condiciones inadecuadas para ciertos usos benéficos del agua.

Teniendo en cuenta la importancia del fósforo como nutriente, su determinación es necesaria en estudios de contaminación de ríos, lagos y embalses así como en los procesos químicos y biológicos de purificación y tratamiento e aguas residuales (Romero, 1999; Wetzel, 2001).

1. Principio

Las diferentes formas de fósforo (principalmente orgánicas) son hidrolizadas a fosfatos por tratamiento con ácido, calentamiento y presión. La concentración de fosfatos es determinada por el método de fosfomolibdato.

2. Procedimiento

2.1. Digestión de la muestra. Tomar 100 ml de muestra en un matraz erlenmeyer. Agregar una gota de fenoftaleína, si la muestra presenta coloración rosa adicionar ácido sulfúrico con un gotero hasta la desaparición del color rosa. Después, agregar 1 ml de ácido sulfúrico y 15 ml de solución de $K_2S_2O_8$, cubrir el matraz con papel aluminio y colocarlo en el autoclave a una presión de 15 a 20 lb/m² durante 30 minutos.

2.2. Preparación del digerido para análisis. Después de que la muestra se ha enfriado, adicionar 1 gota de fenoftaleína. Adicionar con una bureta solución de

NaOH hasta la aparición del color rosa y medir el volumen de la solución (muestra más NaOH).

2.3. Determinación de fosfatos (ortofosfatos). Medir 50 ml de la solución anterior y medir el fosfato por el método de fosfomolibdato a una longitud de onda de 690 nm.

Fuentes: (Cervantes, 1984; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Contreras, 1994).

3. *Cálculos*

3.1. Curva patrón. Elaborar una gráfica en forma idéntica a la descrita en fosfatos utilizando soluciones de concentración conocida de fosfatos, a las cuales se les aplicó todo el procedimiento marcado anteriormente.

4. *Reactivos*

4.1. Solución de fenofaleína. Disolver 0.5 g de fenofaleína en 50 ml de alcohol etílico al 95% y 50 ml de agua adicionando NaOH 0.02N gota a gota hasta la aparición de una tenue coloración rosa.

4.2. Solución de ácido sulfúrico. Adicionar a 600 ml de agua destilada 300 ml de ácido sulfúrico concentrado y aforar a 1 litro.

4.3. Solución de persulfato de potasio. Disolver 10 g de persulfato de potasio ($K_2S_2O_8$) en 200 ml de agua destilada. Preparar esta solución al momento de utilizarse.

4.4. Solución de NaOH 2N. Disolver 80 g de NaOH en agua destilada y diluir a 1 litro.

SULFATOS

Método Turbidimétrico.

El ión sulfato es uno de los aniones más comunes en las aguas naturales; se encuentra en concentraciones que varían desde unos pocos hasta varios miles de mg/L. Como los sulfatos de sodio y de magnesio tienen un efecto purgante, especialmente en niños, se recomienda un límite superior en aguas potables de 250 mg/L de sulfatos. El contenido de sulfatos es también importante porque las aguas con alto contenido de sulfatos tienden a formar incrustaciones en las calderas y en los intercambiadores de calor (Romero, 1999).

La forma más común de azufre en el agua es el sulfato (SO_4^{2-}) y sus concentraciones en el agua de los sistemas acuáticos pueden variar de acuerdo con la naturaleza geológica e hidrológica de la cuenca en la que se asienta el embalse. En regiones con aguas de baja salinidad menor de 0.5 mg/L, los sulfatos pueden variar entre 1 y 5 mg/L en forma de azufre (S). En contraste, en regiones con una salinidad elevada mayor de 5 mg/L y particularmente en regiones áridas, la concentración de sulfatos es más alta. Los valores pueden oscilar entre 10 y 80 mg/L de sulfatos en aguas naturales (Goldman y Horne, 1983; Arredondo y Ponce, 1998).

1. Principio

La concentración de sulfatos (SO_4^{2-}) en una muestra de agua generalmente es determinada por medio de la técnica gravimétrica o turbidimétrica. El método turbidimétrico el cual puede aplicarse a concentraciones hasta de 60 mg/L, es por su rapidez un método muy utilizado para determinar sulfatos y puede evidenciar concentraciones mínimas de 1 mg/L. El método se basa en el hecho de que el ión sulfato tiende a precipitarse como sulfato de bario en medio ácido (HCl), con cloruro de bario y en presencia de cloruro de sodio. La absorción de la suspensión de sulfato de bario formado, se mide con un espectrofotómetro a una longitud de

onda de 420 nm y la concentración del ión sulfato se determina por comparación de la lectura con una curva de calibración (Romero, 1999).

2. Procedimiento:

2.1. En un matraz erlenmeyer de 250 ml se vierten 100 ml de la muestra o una alícuota de la misma, se añaden exactamente 5 ml de la solución acondicionadora y mezclar por medio del agitador magnético.

2.2. Mientras se mantiene la agitación agregar una cucharadita (0.2-0.3 mg) de cristales de cloruro de bario e iniciar y agitar durante 1 minuto a velocidad constante.

2.3. Verter una porción de la solución en una celda y medir la turbiedad con un espectrofotómetro utilizando una longitud de onda a 420 nm.

2.4. Como la máxima turbiedad se obtiene dentro de los dos primeros minutos y permanece constante entre los 3 y 10 minutos, considérese la lectura final a los 4 minutos. Como testigo, utilice una blanco de agua destilada que se sometió al mismo tratamiento que la muestra.

Fuente: (Romero et al., 1982; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Romero, 1999)

3. Cálculos

3.1 Preparar soluciones de concentración conocida de acuerdo con la siguiente tabla:

VOL. SOL. ESTÁNDAR DE S-SO ₄ (ml)	AFORAR A (ml)	CONCENTRACIÓN (en mg S-SO ₄ por litro)
1.0	50	0.0
2.5	50	5.0
5.0	50	10.0
7.5	50	15.0
10.0	50	20.0
12.5	50	25.0

15.0	50	30.0
17.5	50	35.0
20.0	50	40.0

3.2 Aplicar a cada una de las soluciones anteriores el procedimiento utilizado para las muestras (punto 2). A concentraciones mayores de 40 mg/L la exactitud del método disminuye y las suspensiones de BaSO₄ pierden estabilidad.

3.3 Elaborar una gráfica de absorbancia (Y) contra concentración (X), obteniendo la recta de mejor ajuste, por el método de mínimos cuadrados.

3.4 Obtener la concentración de las muestras problema por interpolación o extrapolación, sustituyendo en la ecuación de la recta de mejor ajuste: el valor de la absorbancia (Y) y despejando el valor de la concentración (X).

4. *Reactivos*

4.1. Solución acondicionadora. Mezclar 50 ml de glicerina con una solución que contenga 30 ml de ácido clorhídrico concentrado, 300 ml de agua destilada, 100 ml de alcohol etílico o isopropílico al 95% y 75 g de cloruro de sodio.

4.2. Cloruro de bario (BaCl₂) en cristales. Grado analítico.

4.3. Solución patrón de sulfatos. Diluir con agua destilada 10.41 ml de ácido sulfúrico 0.020 N y aforar a 100 ml.

$$1 \text{ ml} = 100 \mu\text{g SO}_4$$

SILICATOS

Método de Molibdosilicato.

Con excepción del oxígeno, el silicio es el elemento más abundante en la corteza terrestre. En rocas se encuentra comúnmente en la forma de óxido de silicio (SiO_2) o sílice y combinado con metales en los silicatos correspondientes. La mayor parte de la sílice disuelta en aguas proviene de la descomposición química de los silicatos en los procesos de metamorfismo o meteorización. En la mayoría de las aguas naturales la concentración de sílice varía entre 1 y 30 mg/L, suele ser menor de 100 mg/L y en casos raros mayores que esta concentración.

En aguas residuales son comunes valores del orden de 15 mg/L y en algunas aguas termales salobres se encuentran concentraciones mayores de 1000 mg/L. Las algas diatomáceas requieren silicio y por ellos su abundancia en aguas está relacionada con el contenido de sílice. La remoción de sílice se efectúa generalmente mediante resinas de intercambio aniónico o por destilación (Romero, 1999).

1. Principio

El molibdato de amonio a un pH de 1.2 reacciona con al sílice y cualquier fosfato presente para producir heteropoliácidos. El ácido oxálico se añade para destruir al ácido molibdo-fosfórico pero no al ácido molibdo-silícico. Aunque se sepa que no existe fosfato en la muestra, se debe añadir el ácido oxálico. La intensidad del color amarillo es proporcional a la sílice reactiva al molibdato. Se sabe que al menos alguno de los compuestos de sílice no reaccionan con el molibdato.

2. Procedimiento

2.1. A una muestra de 50 ml se le añade 1 ml de HCl 1:1 y 2 ml del reactivo de molibdato de amonio.

2.2. Se realiza la mezcla de la solución por inversión al menos 6 veces y se deja reposar entre 5 y 10 minutos.

2.3. Posteriormente, se adicionan 2 ml de solución de ácido oxálico y se mezcla perfectamente.

2.4. Verter una porción de la solución en una celda y medir la turbiedad con un espectrofotómetro utilizando una longitud de onda a 410 nm.

2.5. Leer el desarrollo del color después de 2 minutos pero antes de 15 minutos, tomando el tiempo desde la adición del ácido oxálico, ya que el color amarillo sigue la Ley de Beer.

Fuente: (Romero *et al.*, 1982; APHA-AWWA-WPCF, 1992; Romero, 1999)

3. Cálculos

3.1 Preparar soluciones de concentración conocida de acuerdo con la siguiente tabla:

VOL. SOL. ESTÁNDAR DE Si-SiO ₂ (ml)	AFORAR A (ml)	CONCENTRACIÓN (en mg Si-SiO ₂ por litro)
00.0	50	0.0
10.0	50	2.0
20.0	50	4.0
30.0	50	6.0
40.0	50	8.0
50.0	50	10.0

3.2 Aplicar a cada una de las soluciones anteriores el procedimiento utilizado para las muestras (punto 2).

3.3 Elaborar una gráfica de absorbancia (Y) contra concentración (X), obteniendo la recta de mejor ajuste, por el método de mínimos cuadrados.

3.4 Obtener la concentración de las muestras problema por interpolación o extrapolación, sustituyendo en la ecuación anterior el valor de absorbancia (Y) y despejando la concentración (X).

4. *Reactivos*

4.1. Ácido clorhídrico (HCl). 1:1

4.2. Molibdato de amonio. Disolver en agua destilada tibia agitando lentamente 10 g de molibdato de amonio $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$, diluir a 100 ml. Filtrar si es necesario. Ajustar a un pH de 7-8 con NH_4 o NaOH exento de sílice y guardar en una botella de polietileno para estabilizar el reactivo.

4.3. Solución de ácido oxálico. Disolver en agua destilada 7.5 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ y aforar a 100 ml.

4.4. Solución madre de silicio. Disolver en agua destilada recién hervida y fría 4.73 g de metasilicato de sodio anhidro $\text{Na}_2\text{SiO}_3\cdot 9\text{H}_2\text{O}$ y aforar a 1 l. Guardar en una botella de plástico perfectamente tapada.

4.5. Solución patrón de sílice. Diluir con agua destilada recién hervida y fría 10 ml de la solución madre y diluir a 1 l. Esta solución contiene 10 mg/L de sílice o 1 ml=10 $\mu\text{g/L}$ de SiO_2 . Guardar en una botella de plástico perfectamente tapada.



LITERATURA CITADA

- *APHA-AWWA-WPCF 1992. Standard Methods for the Examination of Water Wastewater. 18 ed. American Public Health Association, Washington, E.U. 1010 p.
- *Arredondo, F. J. L. 1986. Breve descripción de los criterios y las técnicas para el manejo y la calidad de agua en estanques de piscicultura intensiva. Dirección General de Acuacultura, Secretaría de Pesca, México, 182 p.
- *Arredondo, F. J. L. y Ponce, P. J. T. 1998. Calidad del agua en acuicultura. Conceptos y aplicaciones. AGT Editores, México, 222 p.
- *Blancas, A. G. A 2007. Criterio para establecer estaciones de monitoreo y análisis de parámetros fisicoquímicos. *En*: Arredondo-Figueroa, J. L., Díaz-Zavaleta, G. y Ponce-Palafox, J. T. Compiladores. Limnología de presas mexicanas. Aspectos teóricos y prácticos. AGT S. A. y UAM Editores. México, Capítulo 2: 87-123.
- *Blancas, A. G. A, Ramírez, P. Nicté., Cervantes, S. A. y Castillo, G. M. 2009. La bitácora: significado, construcción y aplicación en la generación del conocimiento científico. Facultad de Estudios Superiores Zaragoza. Universidad Nacional Autónoma de México. México 37 p.
- *Boyd, C. E. 1979. Water quality in warmwater fish ponds. Auburn University Agricultural Experiment Station. Auburn Alabama. USA. 359 p.
- *Carrillo, C. M., González, M. R. M., Hernández, M. G., Montagut, B. P., Nieto, C. E., Sandoval, M. R. y Sansón, O. C. 1998. Microescala. Química general manual de laboratorio. Facultad de Química UNAM. México 225 p.

- *Cervantes, S.A. 1984. Manual de técnicas básicas para el análisis de ambientes acuáticos. Carrera de Biología, ENEP Zaragoza. UNAM. México, 60 p.
- *Contreras, E. F. 1994. Manual de técnicas hidrobiológicas. UAM Iztapalapa. Ed. Trillas. México 87 p.
- *De la Lanza, E. G. 1990. Algunos conceptos sobre hidrología y calidad del agua. *En*: Arredondo F. J. L. y Compiladores. La acuicultura en México: de los conceptos a la producción. Instituto de Biología y Universidad Nacional Autónoma de México, México D. F. 181-199 p.
- *Goldman, R.C. y A.J. Horne (1983). Limnology. Mc Graw-Hill Company. 423 p.
- *Gutiérrez M. F. J. 2007. Criterios para establecer estaciones de monitoreo y análisis de parámetros biológicos (sedimentos, bentos, bacterias y productividad primaria). *En*: Arredondo-Figueroa, J. L., Díaz-Zavaleta, G. y Ponce-Palafox, J. T. (Comps.). Limnología de presas mexicanas. Aspectos teóricos y prácticos. AGT S. A. y UAM Editores. México, 140-175.
- *Laevastu, T. 1971. Manual de Métodos de Biología Pesquera. Editorial Acribia, Zaragoza. 243 p.
- *Lind, O.T. 1985. Handbook of common methods in Limnology. Second Edition. Kendall/Hunt Publishing Company. New-York. 199 p.
- *Margalef, R. 1983. Limnología. Omega Barcelona 1010 p.

- *Mendoza, V. E. y Machuca, R. C. 2007. Determinación Cuantitativa del Oxígeno disuelto en aguas naturales. Facultad de Estudios Superiores Zaragoza. UNAM. México, 41 p.
- *Moinero, R.M. 1997. ¿Por qué microescala? Departamento de Ingeniería y Ciencias Químicas. Universidad Iberoamericana. *Como se experimenta*. 6: 166,167.
- *Pavia, L. D., M. G. Lampman y G. R. Engel. 1995. Introduction to organic laboratory techniques. A microscale approach. Saunders College Publishing. USA. 135 p.
- *Reid, G. K. y R. D. Wood. 1976. Ecology of inland waters and estuaries. D. Van Nostrand Company, Cincinnati. 485 p.
- *Rodier, J. 1990. Análisis de aguas. Aguas naturales, aguas residuales y aguas de mar. Omega, Barcelona. 1025 p.
- *Romero, R.R., I.L.S. González, F.A. Moreno y E.A. Ontiveros. 1982. Manual de técnicas de análisis fisicoquímicos para aguas. SARH. Dirección General de Usos del Agua y Prevención de la Contaminación. 5ª Edición. México, 319 p.
- *Romero, R.J.A. 1999. Calidad de agua. 2ª. Edición. Alfa-Omega Grupo Editorial, S.A. de C.V. y Editorial Escuela Colombiana de Ingeniería. México, D.F. 273 p.
- *Schwoerbel, J. 1975. Métodos de hidrobiología. Editorial Blume. Madrid. 255 p.
- *Swingle, H.S. 1969. Methods of analysis for waters, organic matter, and pond bottom soils used in fisheries research. Auburn University, Alabama, 119 p.

*Wetzel, R.G. 1975. Limnology. W.B. Saunders Company. Philadelphia. 743 p.

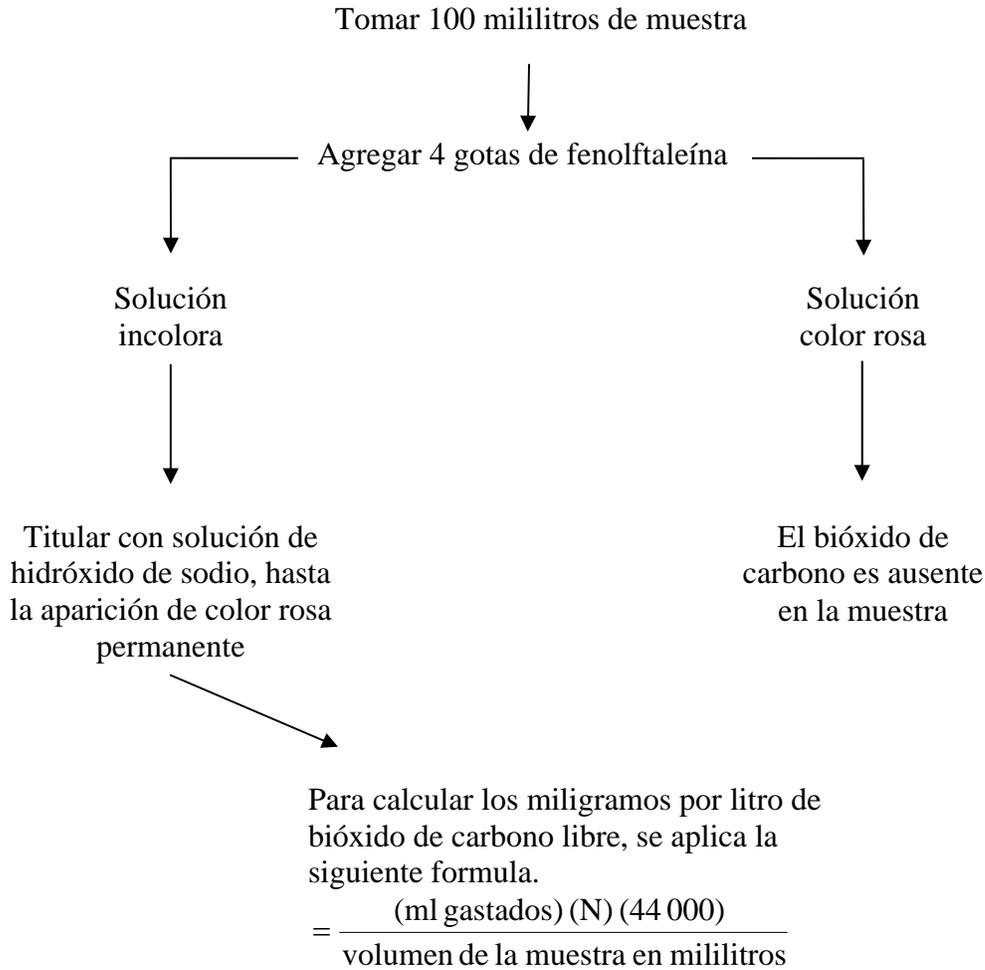
*Wetzel, R.G. 2001. Limnology. Lakes and Rivers Ecosystem. Third Edition. Academic Press, Philadelphia 1006 p.

*Wetzel, R.G. y G.E. Likens 1991. Limnological analyses. W.B. Saunders Company, Philadelphia, 391 p.

*Wurts, A. W. y Durborow, M. R. 1992. Interactions of pH, Carbon Dioxide, Alkalinity and Hardness in Fish Ponds. Southern Regional Aquaculture Center. December. No. 464:1-7.

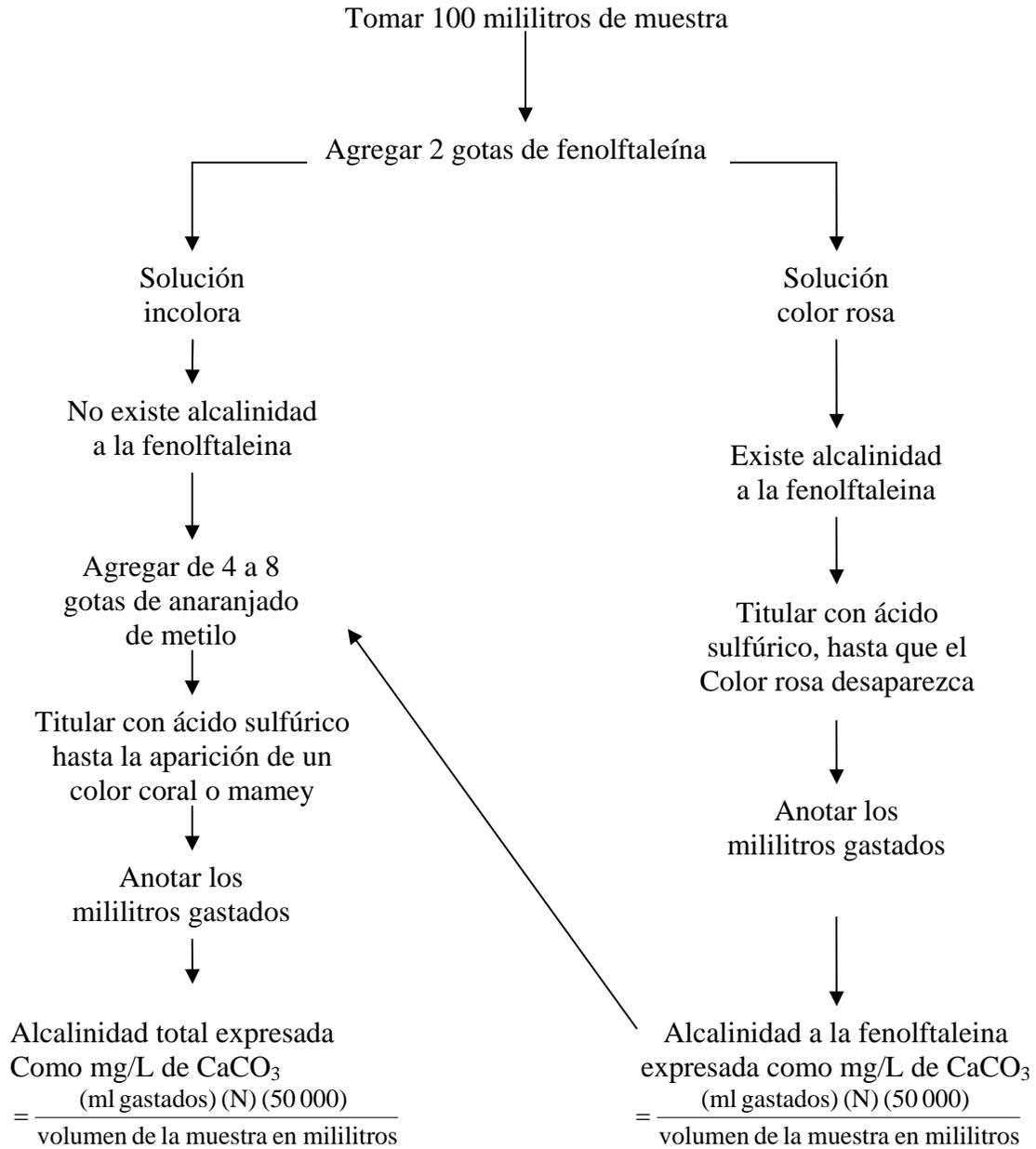
DIAGRAMAS DE FLUJO

Diagrama de flujo para la técnica de Bióxido de carbono libre (Método volumétrico)



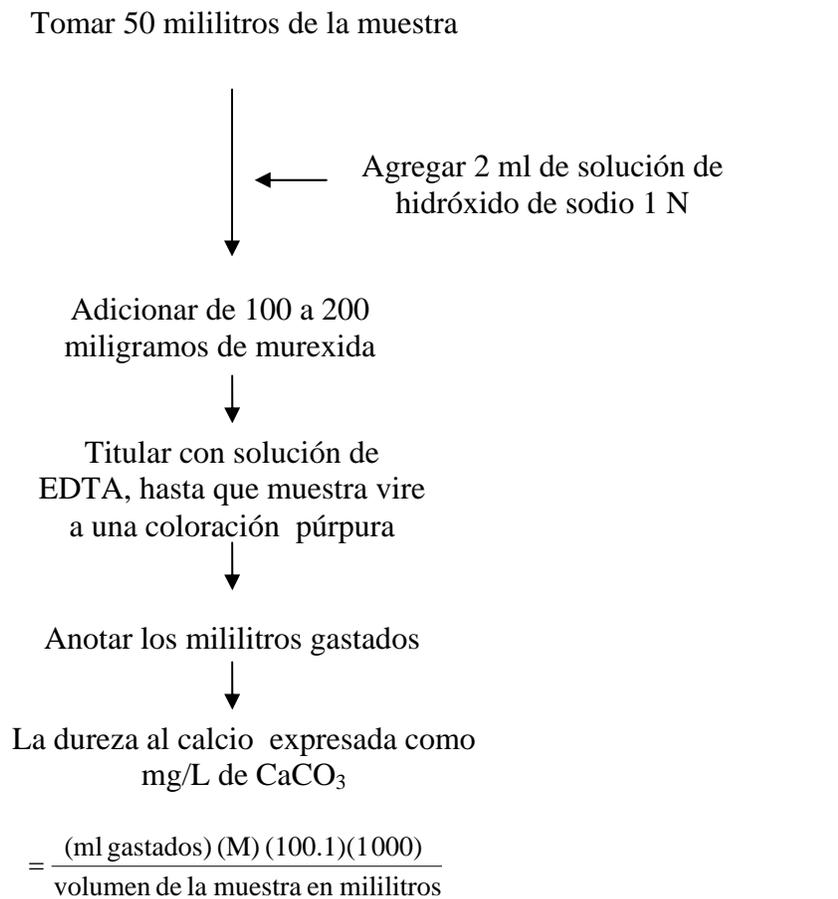
Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Alcalinidad (Método volumétrico)



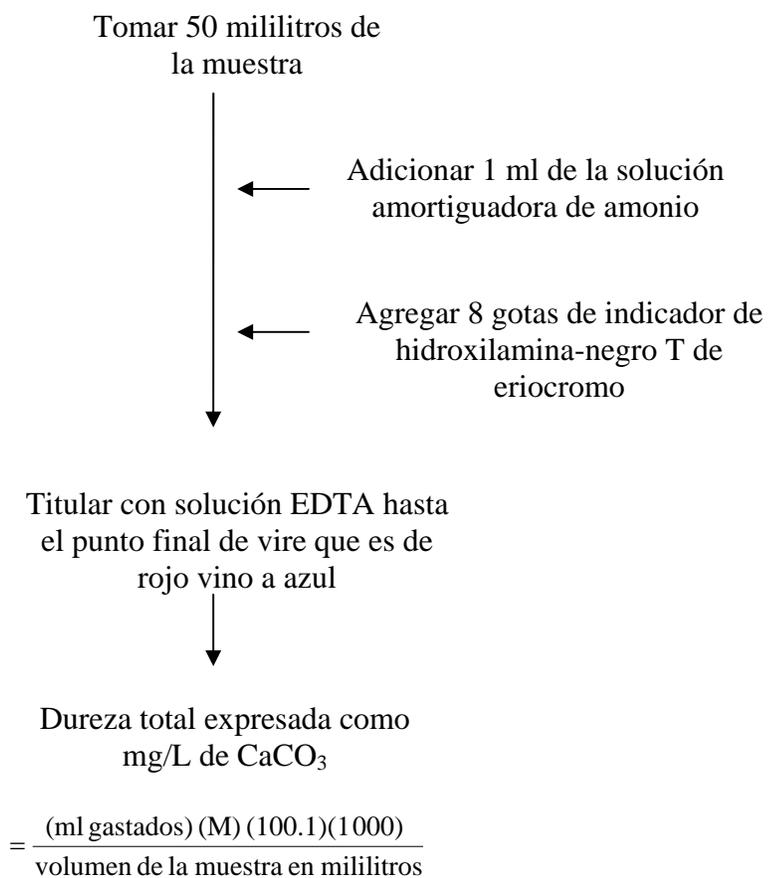
Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

**Diagrama de flujo de la técnica de dureza
de Calcio (Método Complejométrico)**



Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

**Diagrama de flujo para la técnica de dureza
Total (Método complejométrico)**



Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Amonio total (Método del fenato)

Tomar 10 mililitros de la muestra y agitar con una agitador magnético



Agregar 1 gota de sulfato manganoso



Añadir 0.5 mililitros de reactivo oxidante (hipoclorito de sodio+HCl 1:3, para ajustar a pH 7)



Adicionar 0.6 mililitros de solución de fenato (fenol+NaOH) y agitar durante 15 minutos para desarrollo máximo de color



Leer la absorbancia a 630 nm utilizando un fototubo



Obtener concentración de amonio aplicando la formula:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{A_1}{A_2}$$

Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

**Diagrama de flujo para la técnica de
Estandarización del ácido sulfúrico
0.022 N**

Colocar 10 ml de carbonato de sodio al 0.022 N en un matraz de 250 ml.



← Agregar 90 ml de agua bidestilada libre de CO₂.

Añadir de 4 a 8 gotas de anaranjado de metilo



Titular con la solución de ácido sulfúrico hasta el punto de vire (color mamey).



Anotar los mililitros gastados en la titulación (v)

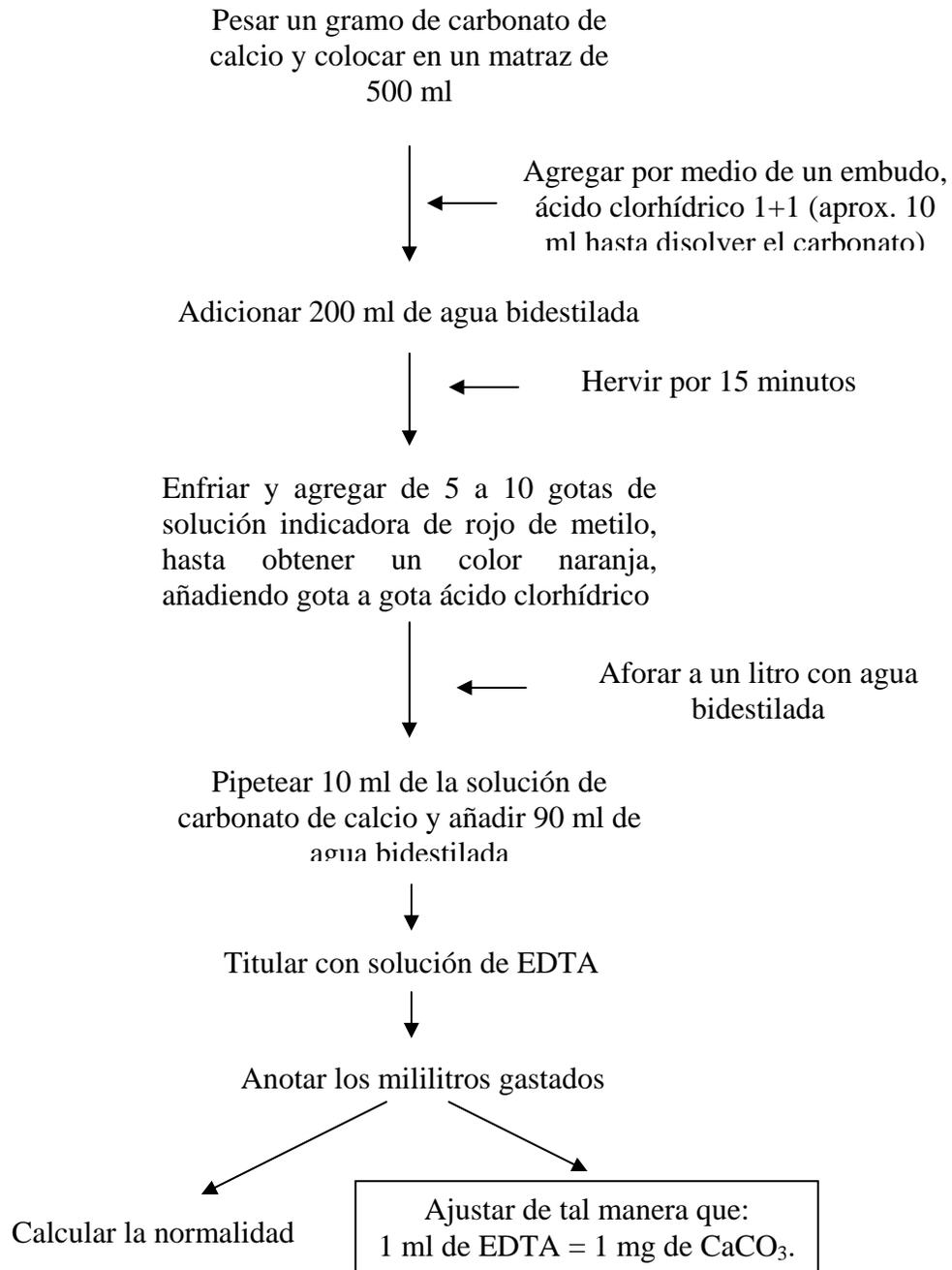


Calcular la normalidad aplicado la siguiente fórmula:

$$N = \frac{0.20}{v}$$

Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Estandarización de EDTA 0.01 M

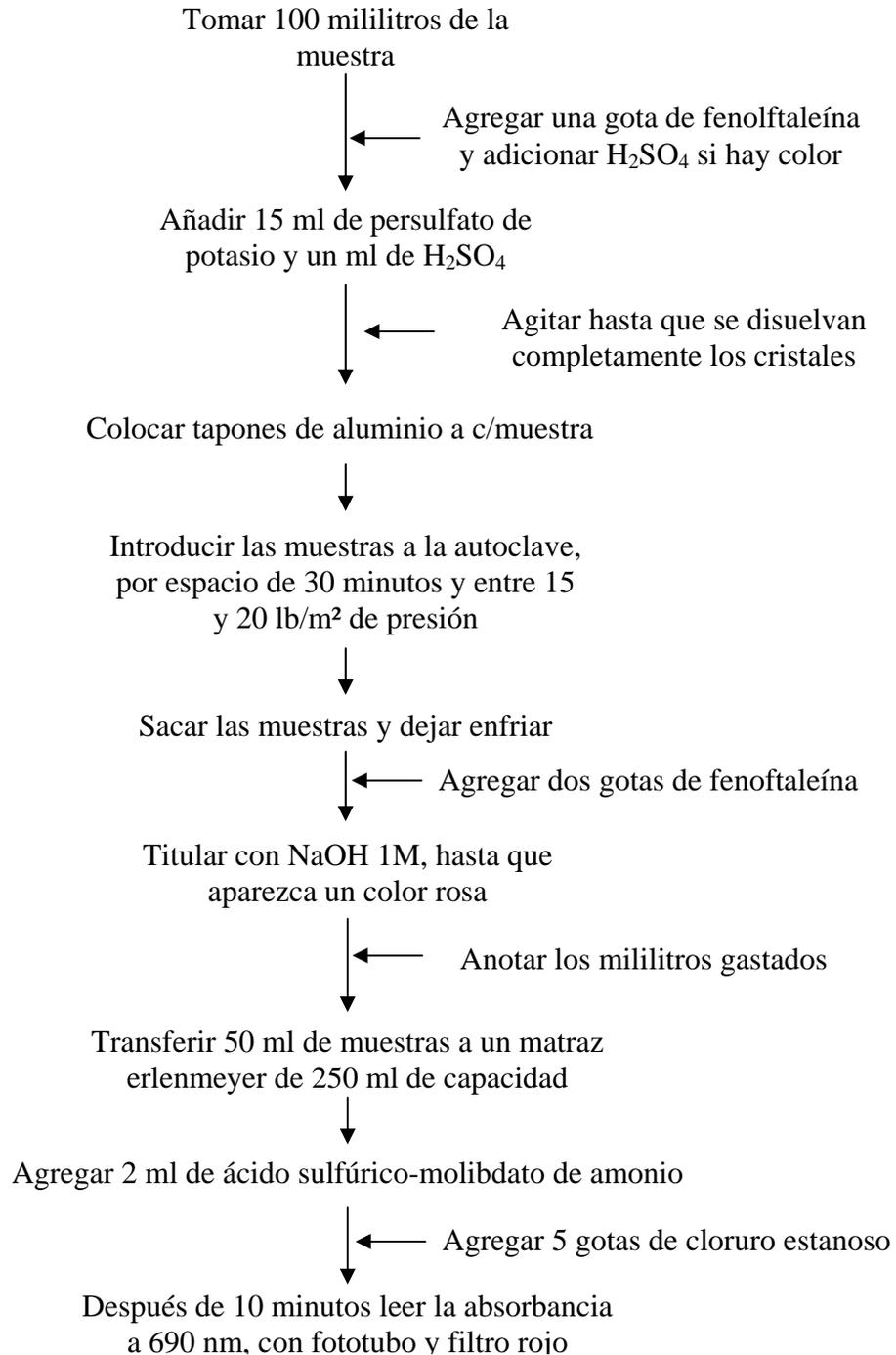


Elaboró: Berta Peña Mendoza

José Luis Guzmán Santiago

José Luis Gómez Márquez

**Diagrama de flujo para la técnica de
Fósforo total (Digestión ácida + fosfomolibdato)**

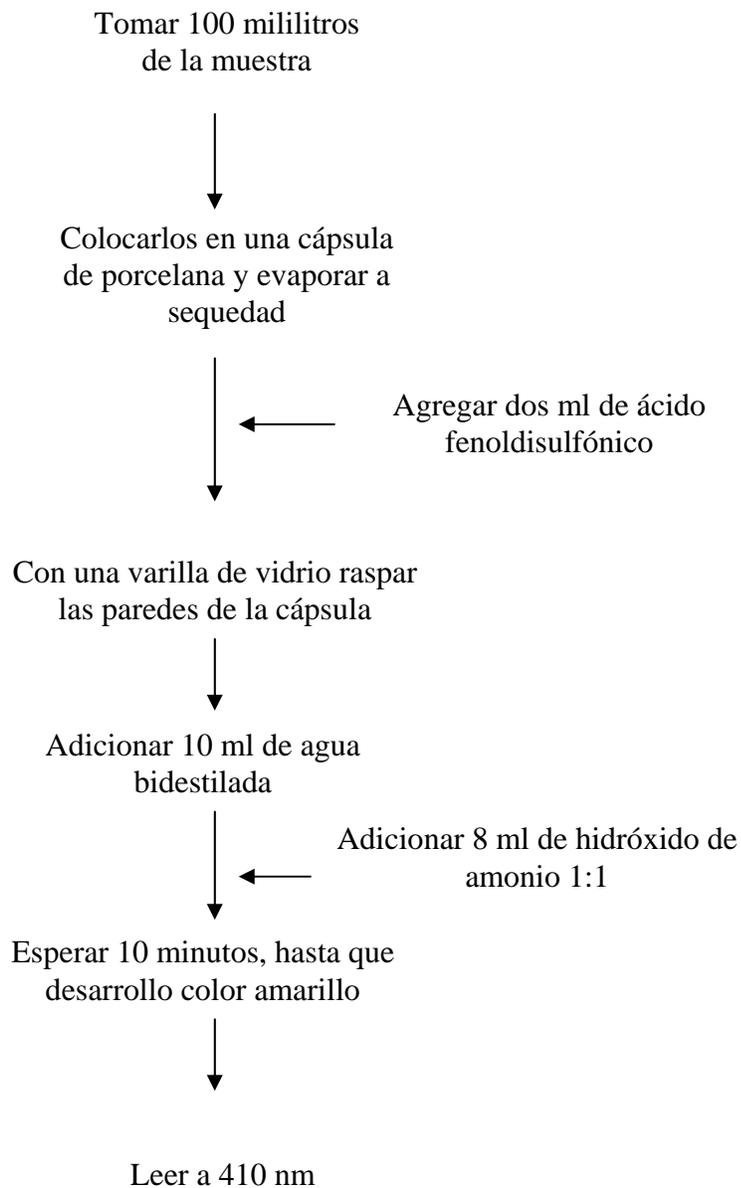


Elaboró: Berta Peña Mendoza

José Luis Guzmán Santiago

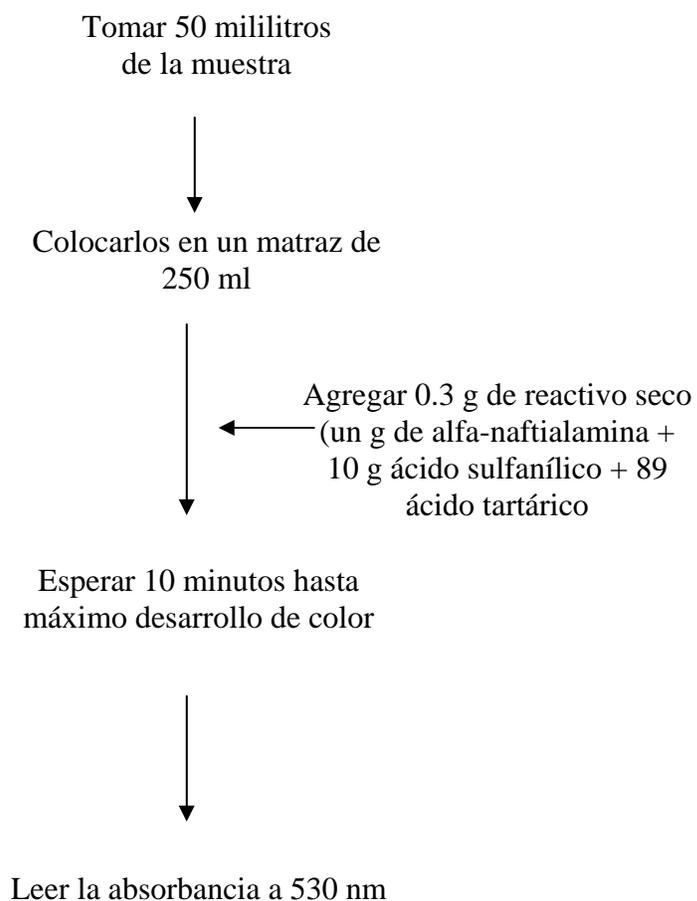
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Nitratos (Método del ácido fenoldisulfónico)



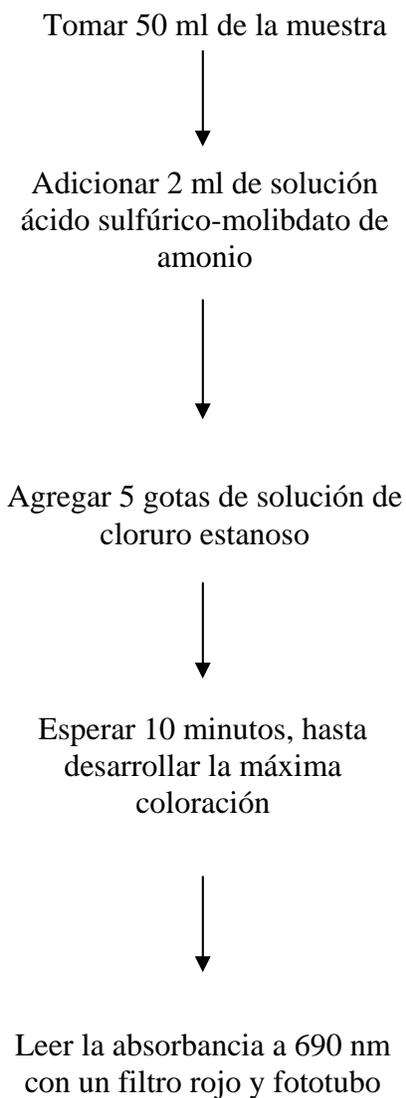
Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Nitritos (Método del ácido sulfanílico)



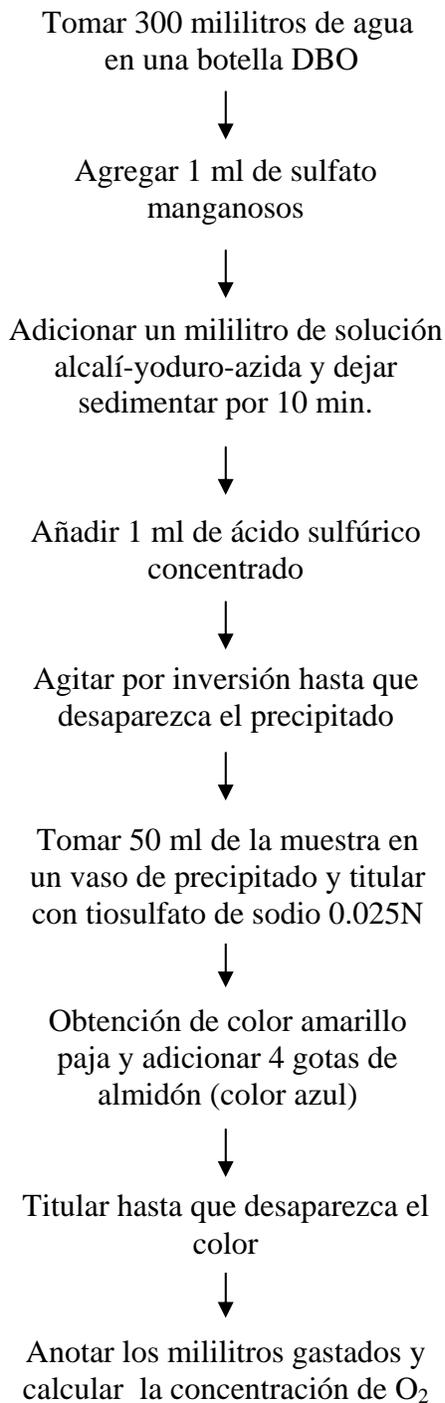
Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

**Diagrama de flujo para la técnica de
Ortofosfatos (Método del fosfomolibdato)**



Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de oxígeno disuelto (Método de Winckler+azida de sodio)



Elaboró: Berta Peña Mendoza

José Luis Guzmán Santiago

José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Silicatos (Método del molibdosilicato)

Tomar 50 mililitros de la muestra
y colocar en un matraz
erlenmeyer de 250 ml



Adicionar 1 mililitros HCl (1:1) y 2
ml de molibdato de amonio



Mezclar por inversión por lo
menos 6 veces y dejar reposar
por 5 o 10 minutos



Agregar 2 ml de solución de
ácido oxálico y mezclar



Leer la absorbancia a 410 nm
entre dos y 15 minutos después
de la adición de ácido oxálico

Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez

Diagrama de flujo para la técnica de Sulfatos (Método Turbidimétrico)

Tomar 100 mililitros de la muestra y colocar en un matraz erlenmeyer



Adicionar 5 mililitros de solución acondicionadora (cloruro de sodio + ácido clorhídrico + etanol + glicerina + agua destilada)



Mezclar con un agitador magnético por 5 minutos



Agregar 0.2 g de cloruro de bario



Nuevamente agitar por 1 minuto



Leer la absorbancia a 420 nm antes de cuatro minutos

Elaboró: Berta Peña Mendoza
José Luis Guzmán Santiago
José Luis Gómez Márquez