
UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE NICARAGUA
RECINTO UNIVERSITARIO “RUBÉN DARÍO”
FACULTAD DE CIENCIAS E INGENIERÍAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
CARRERA DE QUIMICA PURA
SEMINARIO DE GRADUACION PARA OPTAR AL TITULO DE LICENCIADO
EN QUIMICA



TEMA: Aplicación de métodos Analíticos Normalizados para determinar Hierro total (Fe), Cloruro (Cl) y Nitritos (NO₂⁻) en muestras de agua Potable del pozo de la UNAN-Managua y la abastecida por ENACAL, en el periodo Agosto-Diciembre 2013.

Autor: Br. Daniel Aníbal Tenorio Juárez

Br. Rolando José Fuentes Gómez

Tutor (a): Lic. Ana Margarita Matamoros

Managua, 21 de abril del 2014

Tabla Contenidos

APARTADO I.....	1
ASPECTOS GENERALES	1
1.1 Introducción	2
1.2 Antecedentes	3
1.3 Planteamiento del problema.....	4
1.4 Justificación.....	5
1.5 Objetivos	6
1.6 Hipótesis.....	7
APARTADO II	8
MARCO DE REFERENCIA	8
2.1 Generalidades del agua.....	9
2.2 Propiedades físicas del agua.....	10
2.3 Propiedades Químicas del agua.	10
2.4 Composición de los diversos tipos de aguas	10
2.5 Agua superficial y Agua subterránea	11
2.5.1 Agua superficial	11
2.5.2 Agua subterránea.....	12
2.6 Composición química de las aguas superficial y subterránea.....	12
2.7 Características físicas del agua superficial y subterránea	13
2.7.1 Potencial de hidrogeno (pH)	13
2.7.2 Turbidez	14

2.7.3 Color	14
2.7.4 Sólidos	15
2.7.5 Conductividad eléctrica.....	15
2.7.6 Carbono orgánico disuelto	15
2.8 Características químicas del agua superficial y subterránea.....	16
2.8.1 Iones disueltos	16
2.8.1.1 Magnesio	16
2.8.1.2 Sodio	17
2.8.1.3 Potasio	17
2.8.1.4 Calcio.....	18
2.8.1.5 Cloruros	18
2.8.1.6 Sulfatos	21
2.8.1.7 Bicarbonatos y carbonatos	21
2.8.1.8 Alcalinidad total	22
2.8.1.9 Dureza total	22
2.8.1.10 Sílice disuelta	23
2.8.1.11 Hierro total	23
2.8.1.12 Boro.....	26
2.8.2 Gases disueltos	27
2.8.2.1 Oxígeno disuelto	27
2.8.2.2 Nitrógeno.....	28
2.8.2.3 Nitrógeno de Nitritos.....	28

2.9 Contaminación de las aguas superficiales y subterráneas.....	29
2.9.1 Fuentes y tipos de contaminación de las aguas superficiales y subterráneas	30
2.9.2 Contaminación doméstica y urbana	30
2.9.3 Contaminación industrial	31
2.9.4 Contaminación por actividades agrícolas	31
2.9.5 Plaguicidas	31
APARTADO III	33
DISEÑO METODOLÓGICO	33
3.1 Tipo de Estudio	34
3.2 Descripción del ámbito de estudio	34
3.3.1 Población.....	34
3.3.2 Muestra.....	34
3.3.3 Criterio de Inclusión.....	35
3.3.4 Criterios de Exclusión	35
3.4 Variables.....	35
3.4.1 Variables dependientes.....	35
3.4.2 Variables independientes	35
3.4.3 Operacionalización de las Variables	35
Tabla 2. Operacionalización de las variables.....	36
3.5 Materiales para recolectar información.....	36
3.6 Materiales para procesar la información	36

3.7 Método.....	36
3.8 Equipos	37
Tabla 3. Equipos.....	37
3.9 Materiales	37
3.10 Métodos Analíticos	38
3.10.1 Método de Espectrofotometría.....	38
3.10.2 Procedimiento de análisis de espectrofotometría con Fenantrolina para determinar hierro total en aguas potables.	39
3.10.3 Procedimiento volumétrico con Nitrato de Plata (AgNO_3) para determinar cloruro en aguas potables.....	43
3.10.4 Procedimiento de análisis de espectrofotometría con sulfanilamida para determinar Nitritos en aguas potables.....	45
3.11 Determinación de los parámetros de calidad	51
3.11.1 Exactitud.....	51
3.11.2 Precisión	51
3.11.3 Repetitividad	51
3.11.4 Reproducibilidad	52
APARTADO IV	53
RESULTADOS Y ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS.....	53
4.1 Resultados de la calibración de los métodos y los análisis de las muestras	54
APARTADO V	68

CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES.....	68
5.1 Conclusiones	69
6.1 Recomendaciones.....	70
Bibliografías	71
Glosario	73
Anexos.....	75

Dedicatoria

“A Dios por darme fuerza, salud y sabiduría para poder superar los obstáculos de la vida y por permitirme finalizar mis estudios”.

“A mis padres Eddy Tenorio y Estela Juárez por el sacrificio de darme todo lo necesario para culminar mis estudios, quienes me han inculcado buenos valores para ser una mejor persona día a día”.

“Mis hermanos que siempre me han apoyado incondicionalmente en todo lo que hago como persona”.

“A todo mis profesores que dieron parte de su tiempo para mi formación académica”.

“A todas aquellas personas que creyeron en mí y de una u otra forma me ayudaron en mi formación”.

Daniel Aníbal Tenorio Juárez

Dedicatoria

A DIOS todopoderoso por darme la vida, salud, sabiduría e inteligencia para concluir mi período de estudio.

A mis padres Esther Gómez y Rolando Fuentes por el apoyo incondicional y su esfuerzo que me brindó en mis estudios para superarme y tener éxitos en la vida.

“Mis hermanas que siempre me han apoyado incondicionalmente en todas las etapas de mi vida”.

“A todo mis profesores que dieron parte de su tiempo para mi formación académica”.

“A todas aquellas personas que creyeron en mí y de una u otra forma me ayudaron en mi formación”.

Rolando Fuentes

Agradecimiento

Agradecemos a la licenciada Ana Margarita Matamoros por habernos brindado su valioso tiempo y el apoyo que siempre contamos para la realización de este trabajo.

A nuestras familias por apoyarnos siempre en la toma decisiones para nuestra formación académica y a las personas que de una u otra forma tuvieron participación para la culminación de esta etapa de nuestras vidas.

Daniel y Rolando

Resumen

En este trabajo de investigación se estudió la calidad del agua de consumo humano, Un pozo de la universidad UNAN-Managua, un grifo abastecido por ENACAL. El objetivo del presente estudio fue implementar métodos físicos químicos normalizados para evaluar la calidad del agua en pozo, grifo y aguas residuales de la universidad. En este trabajo se estudiaron parámetros tales como hierro total, cloruros y nitritos.

Se seleccionaron un total de 5 réplicas por muestras las cuales se le asignaron códigos (AN-01, AN-02). Se realizó una muestra control por cada muestra así como una muestra recobro preparado para evaluar los parámetros de control de calidad precisión, exactitud, Repetitividad y reproducibilidad.

Los niveles de hierro total en muestras de aguas naturales dieron menores que el límite de detección del método empleado. Las concentraciones de cloruros y nitritos se encuentran dentro del valor recomendado por las normas CAPRE.

Los valores de nitritos van de 0.0009 a 0.0017 mg/l respectivamente. El valor máximo permisible es de 3.0 mg/l. las concentraciones de cloruros oscilan en 24.68 y 27.57 mg/l. el valor máximo permitido es de 1500 mg/l.

De lo anterior podemos decir que el agua natural de pozo y la bastecida por ENACAL cumplen con los parámetros establecidos de calidad de agua.

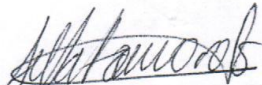
Managua, 09 de junio del 2014

Licenciada Rosa María González
Directora Dpto. Química
UNAN-Managua

Estimada Licenciada González:

Por medio de la presente hago constar y comunico que las observaciones expresadas por los miembros del Comité Evaluador durante el proceso de defensa del trabajo de seminario de graduación titulado "Aplicación de métodos analíticos Normalizados para determinar hierro total (Fe), cloruro (Cl⁻) y nitrito (NO₂⁻) en muestras de agua potable de pozo de la UNAN-Managua y la abastecida por ENACAL, en el periodo Agosto-Diciembre del 2013 y desarrollado por los **Br. Daniel Aníbal Tenorio Juárez y Br. Rolando José Fuentes Gómez** fueron debidamente incorporados por las autores en el texto del trabajo de seminario de graduación.

Atentamente,


Lic. Ana Margarita Matamoros Artola
Química - Farmacéutica

Cc. Autores
Archivo

APARTADO I

ASPECTOS GENERALES

1.1 Introducción

Nicaragua es un país especialmente privilegiado en recursos hídricos, el recurso agua disponible es de 38.668 metros cúbicos por cápita por año ($\text{m}^3/\text{cápita/año}$) lo que posiciona al país por encima del promedio de Centroamérica. Se destaca que posee aproximadamente cuatro veces la disponibilidad de agua de estados unidos y de algunos países de Europa. (Vammen 2004).

Investigaciones realizadas en el Centro de Investigaciones en Recursos Acuáticos (CIRA/UNAN) han revelado que a pesar de esa disponibilidad de agua que posee el país existen áreas de escasez hídrica debido a la distribución irregular y estacional de las lluvias.

Las aguas naturales, bien sean superficiales o subterráneas, presentan unas características determinadas que han sido compatibles con la vida vegetal y animal a lo largo de los siglos. La progresiva contaminación por causa de la industria, la agricultura o a las aglomeraciones urbanas, cambia sustancialmente las propiedades del agua exigiendo un nivel cada vez mayor en los sistemas de control.

Las filtraciones, los vertidos y la contaminación atmosférica (la lluvia ácida, por ejemplo) han originado que, en muchos casos, el agua natural no sea agua potable. Esto ha originado la necesidad de utilizar parámetros de control. Estos parámetros dependen de la procedencia del agua y de su uso (consumo humano, uso industrial, vertidos, etc.).

El control de la calidad de las aguas incluye la problemática del muestreo (número de muestras, frecuencia, lugares de muestreo), la conservación de las muestras, la selección de los parámetros de control, la elección de los métodos analíticos y el control de calidad de los análisis. Por tal razón, el propósito de este estudio es determinar algunos parámetros de calidad de agua natural en los que incluye Hierro total, Cloruro y Nitritos.

1.2 Antecedentes

El 29 de agosto del 2012, en el centro de investigación en recursos acuáticos (CIRA/UNAN), se registró una muestra de agua natural identificada como grifo del pozo de la UNAN/Managua, en el que se solicitaba por parte de la universidad un estudio físico químico y microbiológico que garantizara la calidad de la misma y su uso para consumo humano.

El estudio reveló que la muestra de agua del pozo de la universidad presentaba características físico químicas dentro de los rangos establecidos por las normas CAPRE y se garantizó la calidad de su uso como agua potable.

1.3 Planteamiento del problema

El acceso al agua potable y al saneamiento adecuado son los recursos más importantes de la salud para prevenir las enfermedades infecciosas y proteger la salud de las personas, además de ser esenciales para el desarrollo.

El agua es un recurso esencial para la salud de las personas, así como para la seguridad alimentaria, el desarrollo económico y el ecosistema. Para cubrir estas necesidades el agua debe de cumplir ciertos parámetros físico-químicos que puedan garantizar su potabilidad y calidad y así, garantizar que tenga condiciones que sean óptimas para el consumo humano.

El departamento de química de la UNAN-MANAGUA se ha planteado aplicar métodos fisicoquímicos normalizados para determinar la calidad del agua del pozo de la universidad y de la abastecida por ENACAL, y así desarrollar estos procedimientos analíticos con los estudiantes de las carreras de Química Ambiental mediante prácticas de laboratorio. Con el presente estudio se pretende efectuar métodos físico-químicos estandarizados, en el laboratorio de aguas naturales del CIRA/UNAN, para la determinación de hierro total, cloruro y nitritos en muestras de agua naturales.

Los métodos a desarrollar son: el método de espectrofotometría con Fenantrolina, el método de espectrofotometría con sulfanilamida y el método volumétrico con nitrato de plata para determinar hierro total, nitrito y cloruro respectivamente.

1.4 Justificación

La disponibilidad del agua en Nicaragua es considerada la más alta de la región centroamericana, sin embargo por falta de técnicas para el uso y manejo de los recursos hídricos en épocas anteriores han generados serios problemas ambientales y sociales. Los problemas más relevantes han sido las alteraciones en las características físicas y químicas del agua y los brotes de enfermedades de origen hídrico que ponen en riesgo la posibilidad de obtener un desarrollo sostenible en la región.

El hierro soluble presente en el agua está generalmente en estado ferroso. El ion ferroso puede alcanzar cantidades elevadas, la presencia del hierro en el agua indica la existencia de materias coloidales y sedimentos y por lo tanto la probabilidad del desarrollo de colonias de bacterias.

Los cloruros aparecen en todas las aguas naturales en concentraciones que varían ampliamente, logran acceso a las aguas naturales por medio de la capa vegetal y de las formaciones más profundas.

El nitrito es un estado intermedio de la oxidación del nitrógeno, en la oxidación del amoníaco a nitrato y en la reducción del nitrato. La oxidación y reducción puede ocurrir en plantas de tratamiento de aguas de desecho y en los sistemas de distribución de agua potable. La presencia de nitritos es indicativa de gran actividad microbiana, además es uno de los responsables de la metahemoglobinemia en niños.

Por tal razón se aplican técnicas analíticas por medio de los cuales se puede determinar la concentración de dichos parámetros en aguas. El método de Fenantrolina para determinar hierro total (Fe), el método de la sulfanilamida para determinar nitritos (NO_2^-) y el método volumétrico con nitrato de plata para determinar cloruro (Cl^-), son los métodos más utilizados en laboratorios químicos.

La importancia de aplicar estos métodos es para determinar las concentraciones de hierro total, nitrito y cloruro para el control de la calidad de agua natural, con el propósito de cumplir las normas establecidas.

1.5 Objetivos

1.5.1 Objetivo general

➤ Aplicar métodos Analíticos Normalizados para determinar Hierro total (Fe), Cloruro (Cl⁻) y Nitritos (NO₂⁻) en muestras de agua Potable del pozo de la UNAN-Managua y la abastecida por ENACAL, en el periodo Agosto-Diciembre 2013.

1.5.2 Objetivo específico

➤ Especificar los procedimientos operativos normalizados para el desarrollo de los métodos Analíticos establecidos, para la determinación planteada en este estudio.

➤ Aplicar las técnicas necesarias de muestreo para posteriormente determinar los parámetros mencionados en el presente estudio de investigación.

➤ Determinar Hierro total, Cloruros y Nitritos utilizando los métodos analíticos estandarizados señalados en el planteamiento de este trabajo.

1.6 Hipótesis

Aplicando los métodos analíticos estandarizados, es posible evaluar la calidad del agua del pozo de la UNAN/Managua y la agua abastecida por ENACAL, para su uso como agua potable.

APARTADO II

MARCO DE

REFERENCIA

2.1 Generalidades del agua

El agua es una sustancia cuya molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H₂O). Es esencial para la supervivencia de todas las formas conocidas de vida. El término agua, generalmente, se refiere a la sustancia en su estado líquido, pero la misma puede hallarse en su forma sólida en los glaciales y casquetes polares y en gas en la atmósfera terrestre.

El agua es un líquido inodoro e insípido. Tiene un cierto color azul cuando se concentra en grandes masas. A la presión atmosférica de 1 atm, el punto de fusión del agua es de 0°C y el punto de ebullición es de 100°C, cristaliza en el sistema hexagonal, llamándose nieve o hielo según se presente de forma esponjosa o compacta, se expande al congelarse.

Es decir aumenta de volumen, de ahí que la densidad del hielo sea menor que la del agua y por ello el hielo flota en el agua líquida. El agua alcanza su densidad máxima a una temperatura de 4°C, que es de 1g/ml.

El agua es el compuesto químico más familiar para nosotros, el más abundante y el de mayor significación para nuestra vida. Su excepcional importancia, desde el punto de vista químico, reside en que casi la totalidad de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza no solo en organismos vivos, sino también en la superficie no organizada de la tierra, así como los que se llevan a cabo en el laboratorio y en la industria, tienen lugar entre sustancias disueltas en agua, esto es en disolución.

Normalmente se dice que el agua es el disolvente universal, puesto que todas las sustancias son de alguna manera solubles en ella. La atracción entre las moléculas de agua tiene la fuerza suficiente para producir un agrupamiento de moléculas.

La fuerza de atracción entre el hidrógeno de una molécula con el oxígeno de otra es de tal magnitud que se puede incluir en los denominados enlaces de PUENTE DE HIDRÓGENO. Estos enlaces son los que dan lugar al aumento de volumen del agua sólida y a las estructuras hexagonales de que se habló anteriormente.

2.2 Propiedades físicas del agua.

- Presenta un punto de ebullición de 373 K (100°C) a presión de 1 atm.
- Tiene un punto de fusión de 273 K (0°C) a presión de 1 atm.
- El agua pura no conduce la electricidad (agua pura quiere decir agua destilada libre de sales y minerales).
- Es un líquido inodoro, incoloro e insípido.
- Tiene una tensión superficial alta, cuando la superficie de los líquidos se comporta como una película capaz de alargarse y al mismo tiempo ofrece cierta resistencia al intentar romperla y esta propiedad ayuda a que algunas cosas muy ligeras se detengan en la superficie del agua.
- Tiene una alta capilaridad, que es tanto el ascenso o descenso de un líquido dentro de un tubo capilar.
- La capacidad calorífica del agua es mayor que la de otros líquidos.

2.3 Propiedades Químicas del agua.

- Reacciona con óxidos ácidos.
- Reacciona con óxidos básicos.
- Reacciona con metales.
- Reacciona con no metales.
- Se une en las sales formando hidratos.

2.4 Composición de los diversos tipos de aguas

Gran parte del agua de nuestro planeta, alrededor del 98%, corresponde a agua salada que se encuentra en mares y océanos. El 3% restante es agua dulce. Casi 2.997 % de esta se

tiene en el hielo de los polos y en glaciares, o es agua subterránea situada a demasiada profundidad y resulta demasiado costoso extraerla.

Esto significa que solo un 0.003 % del volumen de agua total en la Tierra es de fácil acceso para nosotros, en lagos, ríos, humedad del suelo, en agua subterránea aprovechable, vapor de agua atmosférica y en corrientes fluviales.

2.5 Agua superficial y Agua subterránea

2.5.1 Agua superficial

La precipitación que no se infiltra en el suelo o que regresa a la atmósfera, por evaporación o transpiración, se conoce como agua superficial. Esta es el agua dulce que se encuentra sobre la superficie de la tierra en ríos, lagos, pantanos y rebalses o depósitos artificiales.

Las cuencas hidrológicas o colectoras, también denominadas cuencas de captación, son aquellas áreas de tierra que captan y llevan el agua de escurrimientos hasta las masas de agua superficial.

Al agua que fluye por la superficie de tierra hasta los cuerpos o masas de agua en la superficie se le conoce como escurrimiento superficial, y al agua que fluye por los ríos hasta el mar u océanos se le denomina escurrimiento fluvial. Un 69 % del agua que llega a los ríos en todo el planeta proviene de la lluvia y de la nieve derretida en sus cuencas, y el agua restante proviene de descarga de agua subterránea.

Durante la precipitación pluvial, el agua cae sobre la superficie de la tierra y establece contacto con rocas, sedimentos y suelos, así como con los habitantes tanto animales como vegetales de la superficie terrestre. Se llevan a cabo reacciones químicas que modifican aún más la composición del agua.

Estas reacciones se pueden considerar en términos generales como una titulación ácido-base, global en donde los ácidos del agua de lluvia neutralizan las bases de las rocas.

Como la composición de la superficie terrestre y el grado de actividad biológica así como su naturaleza (incluyendo la actividad del hombre) varían de un lugar a otro, se puede

esperar que de estas reacciones se produzcan aguas de muy diversas composiciones. El tiempo y el grado de contacto entre el agua y las rocas también influyen sobre la composición de la solución.

2.5.2 Agua subterránea

Parte de la precipitación se infiltra en el suelo y llena los poros (grietas) que hay en suelo y rocas de la corteza terrestre, el área bajo tierra en donde todo el suelo y rocas disponibles están llenos de agua, se denomina zona de saturación, y al agua en esos poros se les conoce como agua subterránea o freática.

2.6 Composición química de las aguas superficial y subterránea

Las aguas comprenden un complejo sistema de ríos, lagos, lagunas, humedales, mares y otros cuerpos de agua, que pueden contener diversas clases de sólidos en suspensión en distintas proporciones.

La composición física y química de las aguas se debe a la presencia de sustancias químicas disueltas e insolubles que se encuentran en estado iónico en el agua y que pueden ser de origen natural o antropogénico. Sus características físicas y químicas dependen de varios factores, siendo los tres principales: el ambiente climático, el ambiente geológico y la acción del hombre o contaminación (Custodio & Llamas, 2001).

Entre los principales constituyentes de las aguas superficiales están los iones fundamentales que se encuentran en concentraciones mayores como los cationes, calcio (Ca^{2+}), magnesio (Mg^{2+}), sodio (Na^+) y los aniones sulfato (SO_4^{2-}), cloruros (Cl^-) y bicarbonatos (HCO_3^-).

Es frecuente que los aniones nitratos (NO_3^-) y carbonatos (CO_3^{2-}) y el catión potasio (K^+) se consideren dentro del grupo de los iones fundamentales, aunque su concentración es pequeña; algunas veces también se incluye el ión ferroso (Fe^{2+}).

Algunos elementos como el boro (B), sílice (Si) y flúor (F^-) se encuentran en concentraciones bajas. Entre los gases disueltos deben considerarse como fundamentales el oxígeno disuelto (O_2), nitrógeno (N_2) y dióxido de carbono (CO_2).

2.7 Características físicas del agua superficial y subterránea

2.7.1 Potencial de hidrogeno (pH)

El pH es una expresión de la intensidad de las condiciones ácidas o básicas de un líquido; matemáticamente es el logaritmo base 10 del recíproco de la concentración iónica de hidrógeno en moles por litro de disolución y puede variar entre 0 y 14, donde 0 es el más ácido y 7 es neutro. Las aguas naturales usualmente tienen un pH entre 6,5 y 8,5 unidades.

El pH de las aguas naturales se debe a la naturaleza de los terrenos que atraviesa variando habitualmente entre 7.2 y 7.6 unidades de pH. Las aguas muy calcáreas tienen un pH elevado, las que provienen de terrenos pobres en calizas o silicatos tienen un pH próximo a 7 y algunas veces un poco inferior hasta 6 unidades de pH.

Las aguas de ciertas regiones volcánicas pueden estar acidificadas por el azufre proveniente de los gases de las erupciones volcánicas. La reacción iónica de las aguas estancadas (pantanos, estanques y embalses) está influenciada por la vegetación y la naturaleza química de los fondos, con desplazamiento del equilibrio carbónico.

El valor del pH compatible con la vida de los peces está comprendido entre 5 y 9. Sin embargo, para la mayoría de las especies acuáticas, la zona de pH favorable se sitúa entre 6 y 7.2. No obstante este valor debe separarse de los otros parámetros (Temperatura, oxígeno disuelto y salinidad) (Rodier, 1981).

A través de los valores del pH podemos conocer si se están produciendo alteraciones en el agua por fenómenos externos, ya que el agua en su estado natural presenta valores alrededor de 7 unidades de pH. Valores de pH mayores al punto de equilibrio indican un incremento en el grado de alcalinidad y una disminución de los valores, indican incremento de la acidez en el agua.

2.7.2 Turbidez

La turbiedad es la propiedad que tiene el agua de desviar la luz de su recorrido en línea recta, como resultado del choque de los rayos de luz que viajan en línea recta con las partículas suspendidas.

La turbiedad en el agua es causada por la presencia de materia suspendida como la arcilla, la arena, la materia orgánica finamente dividida, las algas microscópicas y otros organismos microscópicos.

Su principal causa la constituyen los procesos erosivos y extractivos y su efecto sobre los ecosistemas acuáticos se manifiesta en la reducción de la penetración de luz y con ello, el impedimento de la fotosíntesis, provocando que el oxígeno no se libere, el cual es necesario para los organismos aeróbicos (Ramírez y Viña, 1998).

2.7.3 Color

El color es la capacidad de una sustancia de absorber ciertas radiaciones del espectro visible. Se mide por comparación con un estándar arbitrario. En general está originado por materiales orgánicos de formaciones carbonosas o suelos vegetales.

El agua pura en gran espesor es azulada. Si existe Fe puede tomar color rojizo o negro con manganeso. Con H_2S se produce color azulado y con ácidos húmicos amarillento (Custodio & Llamas, 2001).

Color verdadero o color real: es debido a sustancias en solución. Se mide después de retirar la turbiedad por centrifugación, o sea después de retirar las sustancias suspendidas.

Color aparente: incluye la turbiedad, o sea que se mide el color debido a sustancias en solución y en suspensión.

2.7.4 Sólidos

Los sólidos totales constituyen la materia disuelta y no disuelta (sólidos suspendidos) presentes en las aguas naturales y de desechos. Los sólidos totales disueltos (STD) es la materia disuelta en el agua y comprenden las sales inorgánicas y pequeñas cantidades de materia orgánica. (Romero 1999).

Los STD en el agua pueden deberse a fuentes naturales, descargas de efluentes de aguas servidas, descargas de desechos industriales y escurrimientos urbanos.

Los sólidos suspensos son la materia suspendida presentes en las aguas naturales. Nos indican la presencia de sustancias solubles e insolubles expresada en mg.l^{-1} presentes en el agua. Los sólidos suspendidos corresponden a arcillas, limos, materia orgánica finamente dividida o incluso plancton y otros microorganismos (Ramírez y Viña, 1998).

2.7.5 Conductividad eléctrica

La conductividad eléctrica o conductividad específica es una medida de la capacidad del agua de conducir la corriente eléctrica, esta propiedad está relacionada y depende de la concentración de iones, valencias y temperatura de medición y se expresa en $\mu\text{S.cm}^{-1}$.

En las aguas superficiales las modificaciones importantes de la conductividad pueden variar rápidamente en el curso del día. Un agua natural ya sea de río, lago, embalse, manantial o un pozo pueden tener una conductividad entre 50 y 500 $\mu\text{S.cm}^{-1}$.

2.7.6 Carbono orgánico disuelto

El carbono orgánico disuelto (COD) ha sido reconocido como un parámetro crítico de los ecosistemas acuáticos, ya que influye en una gran variedad de procesos físicos, químicos y biológicos. El COD interactúa con los nutrientes y metales influenciando sus concentraciones y disponibilidades.

El COD está principalmente compuesto por ácidos húmicos, por lo que afecta el pH y en algunas aguas ácidas actúa como buffer. Cambios pequeños en la concentración de COD

pueden significar cambios considerables para el metabolismo de los ecosistemas y para el reciclaje del carbono.

La producción primaria y la respiración son las mayores vías metabólicas por las cuales la materia orgánica es producida y destruida. Casi todo el carbono orgánico de las aguas naturales se encuentra en forma de carbono orgánico disuelto y es de origen terrestre.

Los ecosistemas acuáticos reciben carbono orgánico de múltiples fuentes potenciales: autóctonos y alóctonos, que a la vez desestabilizan la respiración de la producción primaria. La producción primaria por el fitoplancton, macrófitas y algas bénticas dentro del sistema, forma la base autóctona de la cadena alimenticia y las entradas terrestres de carbono orgánico disuelto y particulado, representan las bases potenciales de la parte alóctona para la cadena alimenticia.

2.8 Características químicas del agua superficial y subterránea

2.8.1 Iones disueltos

2.8.1.1 Magnesio

El magnesio es un metal alcalinotérreo y posee un solo estado de oxidación Mg^{2+} , se origina de la meteorización de rocas, particularmente de minerales de silicato de magnesio y dolomitas.

Es un elemento común en las aguas naturales, donde las concentraciones de Magnesio oscilan entre 1 y 100 ppm (Custodio & Llamas, 2001), siendo su concentración muy superior a la del resto de los alcalinotérreos, la cual depende de los terrenos que atraviesa el agua, como las rocas ígneas y las sedimentarias, incluyendo carbonatos como la magnesita, la hidromagnesita y la dolomita.

El magnesio tiene propiedades similares a las del ión calcio debido a su contribución a la dureza del agua; sin embargo, el comportamiento geoquímico es sustancialmente diferente al comportamiento del calcio porque es más soluble y algo más difícil de precipitar.

Es esencial para la nutrición animal y vegetal en los cuerpos de aguas naturales.

2.8.1.2 Sodio

Es el más abundante del grupo de los metales alcalinos, se encuentra en gran número de minerales, siendo el principal de ellos la sal de roca (Cloruro de sodio). Está presente en el agua debido a la alta solubilidad de sus sales y a la abundancia de depósitos minerales (OPS, 1987); generalmente se encuentra en asociación con los cloruros, indicando su origen común.

La mayoría del sodio encontrado en los ríos proviene de la meteorización de las rocas de NaCl. Una fracción importante del sodio en las aguas es de origen antropogénico, aportado por las escorrentías de las aguas residuales domésticas y de los fertilizantes. Alrededor del 28 % del sodio en los ríos a nivel mundial es de origen antropogénico (Allan, 1995).

La solubilidad del ión sodio es muy elevada y difícil de precipitar. Las concentraciones de sodio en fuentes naturales se encuentran entre 1 y 150 ppm (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.3 Potasio

Es el menos abundante de los principales cationes en las aguas de los ríos y es el elemento menos variable. Aproximadamente el 90% se origina de la meteorización del material silicio, en los feldespatos no alterados, en las partículas de mica, en la lilita o en minerales arcillosos.

La solubilidad del ión potasio es muy elevada y difícil de precipitar, es afectado por el cambio de bases y es absorbido de forma muy poco reversible por las arcillas en formación, para formar parte de su estructura, circunstancias que lo diferencian del sodio.

Las concentraciones del ión potasio varían de 0.1 a 10 ppm en agua dulce y solo muy raramente se puede tener salmueras de hasta 100,000 ppm (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.4 Calcio

Es el más abundante catión en los ríos, se origina casi por completo de la meteorización de las rocas sedimentarias carbonatadas. La concentración de calcio conjuntamente con la de magnesio es utilizada para caracterizar las aguas duras y blandas.

Es un metal alcalino-térreo, es el principal constituyente de muchas rocas minerales comunes y tiene un solo estado de oxidación Ca^{2+} . Su comportamiento en los sistemas naturales acuosos está gobernado por la disponibilidad de los sólidos más solubles que contienen calcio y por el equilibrio que involucra las especies de bióxido de carbono o por la disponibilidad de azufre en la forma de sulfatos.

La presencia de calcio proviene del paso del agua a través de depósitos de caliza, dolomita, yeso y pizarras yesíferas. Las concentraciones de calcio varían de 10 y 250 ppm en aguas dulces, pudiendo llegar a 600 ppm en aguas selenitosas (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.5 Cloruros

El ión cloruro se halla distribuido ampliamente en la naturaleza, por lo general en la forma de sales de sodio (NaCl), de potasio (KCl) y de sales de calcio (CaCl_2). Esencialmente, tiene el mismo origen que el sodio, por la meteorización de las rocas, aunque las entradas de sales de polución e intrusión marina son importantes en ciertas localidades puntuales.

La presencia de cloruros en las aguas naturales puede atribuirse a la disolución de depósitos de sal, a la contaminación que resulta de regar sal en las carreteras para controlar el hielo y la nieve en los países templados, descargas de efluentes de las industrias químicas, explotación de pozos petrolíferos, descargas de aguas servidas, drenaje de irrigaciones, contaminación por infiltraciones de vaciadores desechos.

El ión cloruro generalmente está presente en aguas naturales superficiales en concentraciones bajas (OPS, 1987), excepto en aquellas fuentes provenientes de terrenos salinos o de acuíferos con influencia de corrientes marinas.

Todas las aguas contienen cloruros y su presencia en cantidades elevadas puede ser indicativa de contaminación ya que la materia orgánica de origen animal siempre tiene considerables cantidades de estas sales. Un cuerpo de agua con concentraciones altas de amoníaco, nitrato y nitrito caracteriza una contaminación orgánica y por lo tanto los cloruros tienen ese origen.

Si estas sustancias se encuentran en concentraciones bajas, la presencia de los cloruros se debe a que el agua atraviesa terrenos ricos en cloruros. Los cloruros son inocuos de por sí, pero en cantidades altas dan sabor desagradable. Se encuentran en concentraciones entre 10 y 250 ppm en agua dulces (Custodio & Llamas, 2001).

El ion cloruro es una de las especies de cloro de importancia en aguas. Las principales formas del cloro en agua y su correspondiente número de oxidación son:

Compuesto	Nombres	No. De oxidación
HCl	Ácido clorhídrico	-1
Cl ⁻	Cloruro	-1
Cl ₂	Cloro molecular	0
HOCl	Acido hipocloroso	1
OCl ⁻	Ion hipoclorito	1
HClO ₂	Ácido cloroso	3
ClO ²⁻	Ion clorito	3
ClO ₂	Dióxido de cloro	4
HClO ₃	Acido clórico	5
ClO ³⁻	Ion clorato	5

Tabla 1. El cloro y sus estados de oxidación.

Los cloruros aparecen en todas las aguas naturales en concentraciones que varían ampliamente. En las aguas de mar el nivel de cloruros es muy alto, en promedio de 19000 mg/l; constituye el anión predominante. En aguas superficiales, sin embargo, su contenido es generalmente menor que el de los bicarbonatos y sulfatos. (Romero, 1999).

Los cloruros logran acceso a las aguas naturales en muchas formas: el poder disolvente del agua introduce cloruros de la capa vegetal y de las formaciones más profundas, las aguas de mar son más densas y fluyen aguas arriba a través del agua dulce de los ríos que fluyen aguas abajo, ocasionando una mezcla constante de agua salada con el agua dulce.

Los excrementos humanos, principalmente la orina, contienen cloruros en una cantidad casi igual a la de los cloruros consumidos en los alimentos y el agua. Esta cantidad es en promedio unos 6 gramos de cloruros por persona por día, e incrementa el contenido de cloruros en las aguas residuales en unos 20 mg/l por encima del contenido propio del agua. (Romero, 1999).

Por consiguiente, los efluentes de aguas residuales añaden cantidades considerables de cloruros a las fuentes receptoras. Muchos residuos industriales contienen cantidades apreciables de cloruros. Los cloruros en concentraciones razonables no son peligrosos para la salud y son un elemento esencial para las plantas y animales.

En concentraciones por encima de 250 mg/l producen un sabor salado en el agua, el cual es rechazado por el consumidor; para consumo humano el contenido de cloruros se limita a 250 mg/l. sin embargo, hay áreas donde se consumen aguas con 2000 mg/l de cloruros, sin efectos adversos, gracias a la adaptación del organismo. (Romero, 1999).

Antes de descubrir los ensayos bacteriológicos se usaron los ensayos de cloruros para detectar contaminación por aguas residuales y por residuos industriales, hoy continúan usándose para seguir la ruta de contaminación en pozos.

A veces se les utiliza para efectuar aforos en fuentes superficiales mediante las descargas de concentraciones adecuadas que permitan determinar los tiempos transcurridos entre una y otra estación de aforo y de toma de muestra. Sin embargo, hoy en día se usan para este propósito ciertos colorantes, nitritos y materiales reactivos.

En los sitios donde se es necesario usar aguas saladas para consumo doméstico, el contenido de cloruros es un factor importante para determinar el tipo de aparato de desalinización que debe usarse. Los cloruros interfieren en la determinación de nitratos y demanda química de oxígeno.

2.8.1.6 Sulfatos

Los sulfatos llegan al medio acuático por una variedad de fuentes, especialmente por medio de la meteorización de rocas sedimentarias y por la polución (fertilizantes, desechos de una multiplicidad de industrias y actividades mineras). El dióxido de azufre atmosférico (SO_2), que se forma por la combustión de los derivados del petróleo puede contribuir al contenido de sulfatos del agua superficial.

El sulfato disuelto se considera como un soluto permanente del agua, la mayoría son solubles en agua, con excepción de los sulfatos de plomo, bario y estroncio. Existe una correlación inversa entre los sulfatos y los bicarbonatos, especialmente en las aguas con baja alcalinidad (Allan, 1995).

La concentración de sulfatos en la mayoría de las aguas dulces es muy baja, aunque son comunes los niveles entre 20 y 50 mg.l^{-1} en la zona oriental de los E.U.A, Canadá y la mayor parte de Europa (OPS, 1987). Las concentraciones del Sulfato en agua dulce varían entre 2 y 150 ppm (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.7 Bicarbonatos y carbonatos

El bicarbonato (HCO_3^-) se deriva también de la meteorización de carbonatos minerales, sin embargo, la fuente principal de la mayoría del bicarbonato es el CO_2 disuelto en suelos y agua subterránea, el cual es producido por la descomposición bacteriana de la materia orgánica. El bicarbonato es un anión de mucha relevancia.

Los iones bicarbonatos (HCO_3^-) y carbonatos (CO_3^{2-}) le confieren las propiedades alcalinas al agua debido a la capacidad de consumo de ácido al crear una solución tampón. No son oxidables ni reducibles en aguas naturales. Pueden precipitar con mucha facilidad como CaCO_3 .

El ión bicarbonato (HCO_3^-) varía entre 50 y 350 ppm en aguas dulces llegando a veces hasta 800 ppm. El agua de mar tiene alrededor de 100 ppm. El ión carbonato (CO_3^{2-}) está en concentraciones mucho menores que el (HCO_3^-) y si el pH es < 8.3 no se

encuentran en solución.

En aguas alcalinas con $\text{pH} > 8.3$ puede haber cantidades importantes de carbonatos, hasta 50 ppm en algunas aguas naturales. El agua de mar tiene menos de 1 ppm (Custodio & Llamas, 2001). Concentraciones altas de iones bicarbonatos (HCO_3^-) y carbonatos (CO_3^{2-}) tienden a elevar la alcalinidad y esto es indicativo de aguas fértiles.

2.8.1.8 Alcalinidad total

La alcalinidad es la capacidad de los solutos contenidos en un agua natural de reaccionar con un ácido y neutralizarlo, le confiere propiedades buffer es decir dificulta los cambios de pH. La alcalinidad depende esencialmente de las concentraciones de bicarbonato, carbonatos e hidróxidos, se expresa como ppm de CaCO_3 o meq.l^{-1} (Ramírez y Viña, 1998).

Las aguas dulces o las aguas de ríos pueden variar ampliamente en acidez y alcalinidad ya sea por causas naturales como por causa antrópicas. Valores extremos de pH es decir, menor que 5 y mayor que 9 son dañinos para la mayoría de los organismos, así que la capacidad de buffer del agua es crítica para el mantenimiento de la vida en los sistemas acuáticos.

2.8.1.9 Dureza total

Se determina por los cationes que forman compuestos insolubles con el jabón, así que es una suma de la cantidad de sales de calcio y magnesio presentes en el agua. La dureza es la suma de las concentraciones de calcio y magnesio evaluado como carbonato de calcio, sin embargo el comportamiento geoquímico es sustancialmente diferente al comportamiento del calcio (Ramírez y Viña, 1998).

En el agua dulce, los principales iones que originan dureza son el calcio y el magnesio; también contribuyen los iones estroncio, hierro, bario y manganeso. La dureza del agua proviene de los terrenos que atraviesa, de las rocas sedimentarias, de las percolaciones y de las escorrentías; en algunos casos se debe a los vertidos de las industrias químicas inorgánicas y la industria minera.

El agua dura normalmente se origina en áreas donde la capa superior del suelo es gruesa y existen formaciones calcáreas. Por lo general el agua subterránea es más dura que el agua superficial. Las aguas dulces presentan concentraciones entre 10 y 300 ppm CaCO_3 pudiendo llegar a 1.000 y excepcionalmente a 2.000 o más. El agua de mar tiene 1,500 ppm CaCO_3 (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.10 Sílice disuelta

El Sílice es uno de los elementos químicos más abundante de la corteza terrestre (25.5 % en peso). Las aguas fuertemente básicas pueden tener cantidades importantes de Sílice iónica, pero son muy raras en la naturaleza. La mayoría del Sílice esta como H_4SiO_4 en forma disuelta, coloidal y solo una pequeña parte esta ionizada (H_3SiO_4^-), a pH propias de las aguas naturales.

El Sílice iónico contribuye en alguna medida a la alcalinidad del agua, aunque el CO_2 juega un papel importante al evitar que el pH incremente, limitando así la solubilidad del Sílice. La mayoría de las aguas naturales presentan concentraciones entre 1 y 140 ppm en SiO_2 pudiendo llegar hasta 100 ppm en especial las aguas bicarbonatadas sódicas (Custodio & Llamas, 2001).

2.8.1.11 Hierro total

El hierro es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre. En el agua se presenta principalmente en los estados bivalente y trivalente (ferroso y férrico), en estado mineral (sales ferrosas = Fe^{2+} y sales férricas = FeCl_3 o hidróxido = $\text{Fe}(\text{OH})_3$) y en estado orgánico (coloides); en las aguas de superficie se presenta en estado férrico (Fe III).

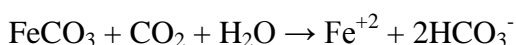
La presencia del hierro en las aguas naturales puede ser consecuencia de la disolución de rocas y minerales, del drenaje ácido de las minas, de lixiviaciones en rellenos, de sistemas de alcantarillados o industrias que elaboran hierro (Rodier, 1981; OPS, 1987).

El hierro se encuentra en solución en forma de sales minerales, solo en aguas con pH neutros o ácidos y desprovistos de oxígeno. Las concentraciones del hierro varían entre 0 y 10 ppm, siendo menos de 0.50 ppm en aguas aireadas. Con pH entre 5 y 8 rara vez llega a

50 ppm, en aguas muy ácidas puede llegar a 100 ppm (Custodio & Llamas, 2001).

El hierro existe en suelos y minerales principalmente como óxido férrico insoluble y sulfuro de hierro, FeS₂, pirita. En algunas áreas se presenta también como carbonato ferroso, siderita, la cual es muy poco soluble.

Como las aguas subterráneas contienen cantidades apreciables de CO₂, producidas por la oxidación bacteriana de la materia orgánica con la cual el agua entra en contacto, se pueden disolver cantidades apreciables de carbonato ferroso a través mediante la siguiente reacción.



De la misma manera que se disuelven carbonatos de calcio y magnesio. Sin embargo, los problemas con el hierro predominan cuando este está presente en el suelo como compuestos férricos insolubles.

Si existe O.D. en el agua, la solución del hierro de tales suelos con el agua no ocurre, aun en presencia de suficiente CO₂, pero, en condiciones anaerobias, y el hierro férrico es reducido a hierro ferroso y la solución ocurre sin ninguna dificultad. (Romero, 1999).

Los hechos que indican que el hierro entra en solución en el agua mediante cambios producidos en las condiciones ambientales por acción biológica son las siguientes:

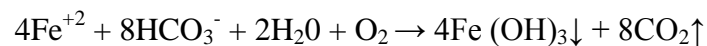
- Aguas subterráneas que contienen cantidades apreciables de hierro carecen siempre de O.D. y poseen un contenido alto de CO₂. El hierro está presente como Fe⁺². El alto contenido de CO₂ indica que ha existido oxidación bacteriana de la materia orgánica; la ausencia de O.D. indica que se han desarrollado condiciones anaerobias.
- A los pozos que producen aguas de buena calidad con bajo contenido de hierro, se les deteriora la calidad del agua cuando se han descargado residuos orgánicos sobre el suelo alrededor del pozo y se generan condiciones anaerobias.
- En embalses o lagos el problema del hierro ocurre solamente cuando se desarrollan condiciones anaerobias en el hipolimnion. Al presentarse el volcamiento, o mezcla de las

aguas, el hierro del hipolimnion se distribuye en todo el embalse o lago, causando problemas en el suministro del agua, hasta que nuevamente transcurre un tiempo satisfactorio para la oxidación y sedimentación del hierro en condiciones naturales.

- Se conoce que el Fe^{+3} es la única forma estable del hierro en aguas que contiene oxígeno. Por ello esta forma puede ser reducida a la forma soluble Fe^{+2} , solamente bajo condiciones reductoras anaerobias.
- De conformidad con lo anterior el hierro insoluble es reducido a su forma soluble en condiciones anaerobias, es decir que, el desarrollo de condiciones anaerobias es esencial para que el hierro se disuelva en cantidades apreciables en los suministro de agua.

Las aguas con hierro al ser expuestas al aire por acción de oxígeno, se hacen turbias e inaceptables estéticamente debido a la oxidación del hierro, el cual forma precipitados coloidales. La tasa de oxidación es lenta y por ello el hierro soluble puede persistir por algún tiempo en aguas aireadas, esto es generalmente valido para el hierro cuando el pH es menor de 6.

En aguas subterráneas con hierro ferroso en solución, al ponerlas en contacto con oxígeno del aire puede ocurrir la reacción siguiente:



En algunos casos el hierro puede combinarse con moléculas o iones orgánicos y son difíciles de separar y de determinar por los procedimientos analíticos normales.

En aguas superficiales las concentraciones de hierro son generalmente bajas, menores de 1 mg/l. las aguas subterráneas, por el contrario pueden contener cantidades apreciables de hierro, comúnmente hasta 10 mg/l raras veces hasta 50 mg/l en aguas anóxicas con baja alcalinidad.

El hierro interfiere en las operaciones de lavado, imparte tinciones indeseables a los accesorios de plomería, causa incrustaciones en las tuberías y dificulta en los sistemas de distribución al soportas crecimiento de bacterias del hierro: crenothrix, leptothrix,

Galionella. (Romero, 1999). El hierro además en bajas concentraciones, imparte sabores metálicos al agua. Hasta donde se conoce, el consumo humano de agua con hierro no tiene efectos nocivos para la salud.

En estudios de nuevas fuentes de abastecimiento de agua, especialmente de aguas subterráneas, la determinación de hierro es muy importante. Contenidos de hierro en exceso de 0.3 mg/l, son objetables y por ello en general aguas con contenidos mayores de este límite requieren tratamiento.

La determinación, es necesaria, además, para establecer el tipo de tratamiento requerido, controlar el proceso de purificación y ayudar en la solución de problemas de bacterias fijadoras del hierro en los sistemas de distribución.

La determinación de hierro es también útil en el control de la corrosión de tuberías de hierro fundido o de hierro galvanizado, en las aguas corrosivas produce problemas de enrojecimiento o coloración. (Romero, 1999).

2.8.1.12 Boro

El boro juega un papel importante en la fisiología de los vegetales, no existe más que excepcionalmente en las aguas de distribución, es más frecuente encontrarlo en aguas residuales. Cantidades del orden del miligramo por litro no representan inconvenientes, pero concentraciones por encima de ella, debe considerarse con circunspección, dada la afinidad considerable del boro para el sistema nervioso.

El boro puede afectar prácticamente a todos los cultivos, la tolerancia es dependiente de la planta. Generalmente las concentraciones menores de 1 mg.l⁻¹ pueden afectar sólo a los cultivos sensibles como: Aguacate, cebolla, toronja, limonero, naranjo entre otros, provocando quemaduras en las hojas o clorosis.

Las concentraciones entre 1 y 2 mg.l⁻¹ afectan además a cultivos como frijoles, ajonjolí, ajo, trigo y maní. Debido a la acción del boro sobre las plantas, el agua de irrigación no deberá contener más de un 1 mg.l⁻¹ (Rodier, 1981). El análisis químico del

boro se utiliza para determinar la calidad del agua de riego, la tolerancia de los cultivos y establecer la calidad para el uso en fertirrigación.

2.8.2 Gases disueltos

Las aguas naturales contienen pequeñas y variadas concentraciones de gases disueltos. Entre los gases más abundantes están los provenientes de la disolución de los gases atmosféricos (CO_2 , N_2 y O_2), los producidos por la actividad de los seres vivos (CO_2 y O_2) y los originados por la descomposición aeróbica o anaeróbica de los mismos (CO_2 , CH_4 , H_2S y N_2) (Orozco, 2005).

2.8.2.1 Oxígeno disuelto

Es un gas que se encuentra libre en la naturaleza o combinado formando compuestos químicos con otros elementos. El oxígeno disuelto en los ecosistemas acuáticos es un parámetro importante y esencial para el metabolismo de todos los organismos acuáticos con respiración aerobia.

Las propiedades de solubilidad del oxígeno así como su distribución, son necesarias para comprender la distribución, el comportamiento y el crecimiento fisiológico de los organismos acuáticos (Wetzel, 1981).

La solubilidad del oxígeno disuelto en el agua está influenciada por la salinidad, la presión barométrica (altitud) y la temperatura y adicionalmente de otros factores como: reoxigenación atmosférica, fotosíntesis, respiración vegetal y animal y demanda béntica y bioquímica de oxígeno en el agua (Ramírez y Viña, 1998).

En ríos pequeños, turbulentos y sometidos a poco o ningún tipo de contaminación, el oxígeno se mantiene cerca del punto de saturación y aunque aumente la demanda, el intercambio atmosférico es capaz de mantener la concentración cerca del nivel de saturación.

Las concentraciones de oxígeno pueden variar diaria y estacionalmente, en respuesta a los cambios en temperatura (Allan, 1995), pero el nivel de saturación permanecerá cerca de

100 %. En las aguas naturales superficiales no contaminadas, el oxígeno disuelto va a encontrarse en concentraciones que van a depender fundamentalmente de la temperatura y de la turbulencia del agua.

2.8.2.2 Nitrógeno

El nitrógeno se presenta en formas reducidas orgánicas y amoniacales en las aguas naturales, también puede existir en forma de nitrógeno nitroso y nítrico independientemente del nitrógeno gaseoso (forma neutra).

En las aguas superficiales se encuentra en forma de nitrógeno inorgánico disuelto (NID) como son el NH_4^+ , NO_3^- y el NO_2^- , las principales formas del nitrógeno orgánico disuelto (NOD) disponibles en los ecosistemas acuáticos son la urea, el ácido úrico y aminoácidos.

El nitrógeno encontrado en las aguas superficiales proviene de residuos orgánicos, vertidos urbanos (desechos de origen humano o animal), industriales (cerveceras, mataderos y azúcares), así como del lavado de los suelos enriquecidos con abonos nitrogenados que por escorrentía superficial llegan a los cuerpos de agua y de la difusión desde la atmósfera.

Además es importante señalar que el aporte atmosférico llega de los óxidos nitrosos como resultado de la polución industrial. Las bacterias juegan un rol central en el ciclo del nitrógeno, algunos transforman los compuestos para obtener nitrógeno para la síntesis de elementos estructurales (proteínas); mientras que para otras bacterias es la forma de obtener energía.

La fijación de N_2 y la asimilación de Nitrógeno disuelto se encuentran en la primera categoría, mientras que la nitrificación y desnitrificación son reacciones por medio de las cuales las bacterias obtienen energía usando amonio o nitrato como el agente oxidante.

2.8.2.3 Nitrógeno de Nitritos

Las formas inorgánicas del nitrógeno incluyen nitratos (NO_3^-) y nitritos (NO_2^-), amoníaco (NH_3) y nitrógeno molecular (N_2). De forma natural, en el medio acuático, también

se producen compuestos orgánicos nitrogenados que contienen nitrógeno amínico o amídico, constituyendo compuestos heterocíclicos tales como purinas y piridinas.

El amoníaco es un gas incoloro a presión y temperatura ambiente, con un olor picante característico, que es altamente soluble en agua. Cuando se disuelve en agua se disuelven iones amonio (NH_4^+), estableciendo un equilibrio químico entre ambas formas, la no ionización (amoníaco) y la ionización (amonio). El termino amonio total se refiere a la suma de ambas especies. El amoníaco es toxico para los peces.

La presencia de nitratos proviene de la disolución de rocas y minerales, de la descomposición de materias vegetales y animales y de efluentes industriales. Tampoco puede descartarse la contaminación proveniente del lavado de tierras de labor en donde se utiliza profusamente como componente de abonos y fertilizantes.

2.9 Contaminación de las aguas superficiales y subterráneas

La contaminación del agua es la incorporación de materias extrañas, como microorganismos, productos químicos, residuos industriales y aguas residuales las cuales alteran su calidad y la hacen no apta para los diferentes usos.

Se puede originar por eventos naturales o por actividades antropogénicas y puede ocurrir por fuentes no puntuales y puntuales. La principal fuente no puntual es la agricultura mientras que las puntuales son las aguas negras y los desechos industriales (Albert, 1997).

Los contaminantes pueden entrar al agua a través de la liberación no intencional como es el caso durante el desarrollo de las actividades humanas (Operaciones en la minería, hundimientos de barcos, etc.) y por la disposición de desechos (efluentes industriales, aguas negras, entre otros).

Las aguas superficiales son más vulnerables a la contaminación que las aguas subterráneas porque se usan como destino final de residuos domésticos, aguas residuales industriales tratadas y no tratadas, siendo también receptoras de los desechos de la agricultura y la ganadería.

2.9.1 Fuentes y tipos de contaminación de las aguas superficiales y subterráneas

Las fuentes de contaminación de las aguas superficiales pueden ser naturales y antropogénicas. Normalmente las fuentes de contaminación natural son muy dispersas y no provocan concentraciones altas de polución, mientras que las antropogénicas en cambio se concentran en zonas concretas y es mucho más peligrosa que la natural.

Algunas fuentes de contaminación naturales en el agua son por ejemplo el mercurio que se encuentra naturalmente en la corteza de la tierra y en los océanos, el cual contamina la biosfera mucho más que el procedente de la actividad humana. Otro ejemplo son las emanaciones volcánicas que contienen gases de nitrógeno y azufre que al ponerse en contacto con el agua la contaminación.

En la actualidad la contaminación más importante, sin duda es la provocada por el hombre. El desarrollo y la industrialización suponen un mayor uso del agua, una gran generación de residuos muchos de los cuales van a parar al agua y el uso de medios de transportes fluviales y marítimos que en mucha ocasión son causa de contaminación de las aguas.

Las fuentes antropogénicas de la contaminación son más importantes como causas de problemas de salud pública, su naturaleza y el tipo de contaminantes que emiten son variados (Albert, 1997).

2.9.2 Contaminación doméstica y urbana

Es una contaminación esencialmente orgánica y biológica, formada por las aguas residuales de los hogares y los establecimientos comerciales a la que debe sumarse una contaminación cada vez más intensa por productos químicos de uso domésticos, tales como los detergentes en sus diversas versiones (Custodio & Llamas, 2001).

Estas aguas son responsables de la alteración de la calidad de las aguas naturales que en algunos llegan a no ser aptas para consumo humano, ya que disminuyen el contenido de oxígeno, aumentan los sólidos en suspensión, compuestos inorgánicos disueltos (en especial compuestos de fósforo y nitrógeno) y bacterias dañinas.

2.9.3 Contaminación industrial

Esta contaminación se origina al descargar las industrias las aguas residuales sin tratar a los cuerpos de aguas. Esta contaminación es variada como las industrias que las origina y son especialmente insalubres y nocivas (Custodio & Llamas, 2001).

Las características de las aguas residuales industriales difieren bastante dependiendo del tipo de actividad que desarrolle la industria y el impacto que causan depende no sólo de sus características comunes, sino también de su contenido en sustancias orgánicas e inorgánicas específicas.

2.9.4 Contaminación por actividades agrícolas

Son la fuente de muchos contaminantes orgánicos e inorgánicos de las aguas superficiales, estos contaminantes incluyen a los plaguicidas, los fertilizantes y los sedimentos procedentes de la erosión de las tierras de cultivo.

La agricultura, es una de las pocas actividades donde se descargan deliberadamente en el medio ambiente productos químicos para acabar con algunas formas de vida, es al mismo tiempo causa y víctima de la contaminación de los recursos hídricos.

Es causa por la descarga de contaminantes y sedimentos en las aguas superficiales y subterráneas y es víctima por el uso de aguas residuales, aguas superficiales y subterráneas que contaminan a su vez los cultivos y transmiten enfermedades a los consumidores y trabajadores agrícolas.

2.9.5 Plaguicidas

Los plaguicidas son sustancias o mezcla de sustancias utilizados en la agricultura para prevenir, destruir o controlar una plaga cualquiera, incluyendo los vectores de enfermedades humanas o de animales (Albert, 1997).

Son los compuestos que más daño ejercen sobre el medio ambiente a pesar de los múltiples beneficios que se obtienen de su uso en las labores agrícolas. Son moléculas

sencillas o extremadamente complejas, su composición física y química determinan la actividad y el grado de toxicidad en los organismos expuestos a ellos.

APARTADO III

DISEÑO

METODOLÓGICO

3.1 Tipo de Estudio

El presente es un estudio analítico, experimental. El cual consiste en implementar los métodos de espectrofotometría con Fenantrolina para determinar hierro, el método de la sulfanilamida para determinar nitritos y el método volumétrico con nitrato de plata para determinar cloruro. El estudio es analítico experimental ya que se desarrollarán etapas experimentales siguiendo un procedimiento operativo normalizado, también se realizaran análisis de datos estadísticos.

3.2 Descripción del ámbito de estudio

El estudio se llevó a cabo en el Recinto universitario Rubén Darío, en el periodo comprendido de Agosto a Diciembre del 2013. Los análisis fueron realizados en el laboratorio de Aguas Naturales del CIRA/UNAN.

3.3 Población y Muestra

3.3.1 Población

La población de estudio está constituida por 5 zonas de abastecimiento de agua potable de las cuales se tomaron 2 de abastecimiento por agua potable de pozo y la abastecida por ENACAL.

3.3.2 Muestra

Las muestras fueron tomadas en diferentes puntos de la UNAN-Managua de manera puntual: pozo y grifos. Se han seleccionado 2 puntos de toma de muestras: el pozo de la universidad codificado como AN-01(muestra de agua natural 01), un grifo que es abastecido por ENACAL codificado como AN-02 (muestra de agua natural 02).

Las muestras fueron recolectadas en recipientes plásticos nuevos (galones). Previamente enjuagados con agua destilada. Se rotula con fecha, hora e identificación del punto de muestreo.

Las muestras son llevadas al laboratorio inmediatamente después de haberse recolectado, Luego se conservan a temperaturas bajas hasta el momento de sus análisis.

3.3.3 Criterio de Inclusión

El agua potable en la UNAN-MANAGUA está distribuida en 5 zonas de las cuales 2 de ellas son por agua potable del pozo de la UNAN-MANAGUA (zona 1 y 2) y el resto es abastecido por ENACAL (zona 3, 4 y 5).

Zona 1: abastecida por el pozo de la UNAN-Managua.

Zona 4: abastecida por ENACAL.

3.3.4 Criterios de Exclusión

Zonas 2,3 y 5.

3.4 Variables

3.4.1 Variables dependientes

- Contenido de hierro total, nitrito y cloruro

3.4.2 Variables independientes

- Parámetros de control de calidad

3.4.3 Operacionalización de las Variables

Variable	Tipo	Concepto	Indicador	Valores
Contenido de Hierro total, Nitrito y Cloruro	Dependiente	Medición de iones de hierro total, nitrito y cloruro disuelta en agua potable.	Concentración	mg/l

Parámetros de control de calidad	Independiente	Parámetro estadístico de una cantidad de datos	Precisión	Desviación Estándar
			Exactitud	Medida de los Resultados
			Repetitividad	Numero de replicas
			Reproducibilidad	Valores de Recuperación

Tabla 2. Operacionalización de las variables

3.5 Materiales para recolectar información

Para la recolección de información se utilizó fichas de resumen, fichas de cita textual, monografías, documentos donados por profesores de la UNAN-MANAGUA, tarjetas control, panfletos, documentos PDF en sitios de internet

3.6 Materiales para procesar la información

Para la obtención de los resultados finales se utilizaran ecuaciones matemáticas y algunas herramientas estadísticas. El análisis de los datos se realizará de forma descriptiva utilizando algunos criterios como los porcentajes de recuperación, exactitud, precisión y gráficos para su representación. Se utilizó programas como Microsoft Word y Excel, Power Point.

3.7 Método

El método que se implementó en este estudio fue un método experimental ya que cuantificamos las concentraciones de hierro, nitrito y cloruro respectivamente y de esta manera logramos la implementación del método de espectrofotometría con Fenantrolina y sulfonamida para hierro, nitrito y el método de nitrato de plata para cloruro.

3.8 Equipos

Los equipos que se utilizarán durante el proceso analítico consiste en:

Equipo	Marca	Modelo
Espectrofotómetro	PerkinElmer	Lambda 35
Hot Plate		
Balanza Analítica	Sartorius	TE214 S

Tabla 3. Equipos

3.9 Materiales

Se utilizaron materiales volumétricos de clase A; Las cuales se manipularán para la medición de soluciones acuosas y ácidos. Entre ellos están:

- Beakers de 100 ml.
- Erlenmeyers de 125 ml
- Balones Volumétricos de 1000, 500, 250, 200, 100 ml.
- Pipeta Volumétrica de 50, 40, 30, 25, 20,15, 10,7.5, 5, 4, 3, 2,5, 2 y 1 ml.
- Pipeta serológica de 10 ml.
- Tubos Nessler de 50 ml.
- Plancha de calentamiento eléctrica de 30 X 30cm para digestión.
- Campana extractora.
- Aparato de filtración y Filtros WHATMAN 0.45 μm
- Agitador magnético y magnetos
- Pizeta de plástico.
- Goteros plásticos.
- Agua destilada.
- Pera de succión.
- Celdas de cuarzo.

-
- Espátulas.

3.10 Métodos Analíticos

3.10.1 Método de Espectrofotometría

La espectrofotometría es el método de análisis óptico más usado en las investigaciones químicas y bioquímicas. El espectrofotómetro es un instrumento que permite comparar la radiación absorbida o transmitida por una solución que contiene una cantidad desconocida de soluto, y una que contiene una cantidad conocida de la misma sustancia.

Todas las sustancias pueden absorber energía radiante, aun el vidrio que parece ser completamente transparente absorbe radiación de longitudes de ondas que no pertenecen al espectro visible.

El agua absorbe fuertemente en la región del infrarrojo. La absorción de las radiaciones ultravioletas, visibles e infrarrojas depende de la estructura de las moléculas, y es característica para cada sustancia química.

Cuando la luz atraviesa una sustancia, parte de la energía es absorbida; la energía radiante no puede producir ningún efecto sin ser absorbida. El color de las sustancias se debe a que éstas absorben ciertas longitudes de onda de la luz blanca que incide sobre ellas y solo dejan pasar a nuestros ojos aquellas longitudes de onda no absorbidas.

La espectrofotometría ultravioleta-visible utiliza haces de radiación del espectro electromagnético, en el rango UV de 80 a 400 nm, principalmente de 200 a 400 nm y en el de la luz visible de 400 a 700 nm, por lo que es de gran utilidad para caracterizar los materiales en la región ultravioleta y visible del espectro.

Al campo de luz UV de 200 a 400 nm se le conoce también como rango de UV cercano, la espectrofotometría visible solamente usa el rango del campo electromagnético de la luz visible, de 400 a 700 nm. Además, no está de más mencionar el hecho de que la absorción y transmitancia de luz depende tanto de la cantidad de la concentración como de la distancia recorrida.

3.10.2 Procedimiento de análisis de espectrofotometría con Fenantrolina para determinar hierro total en aguas potables.

Preparación de Reactivos.

- **Ácido clorhídrico, HCl, concentrado.**
- **Solución de Hidroxilamina:** Disuelva 10 g de $\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{HCl}$ en 100 ml de agua destilada.
- **Solución amortiguadora de Acetato de Amonio:** Disuelva 250 g de $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ en 150 ml de agua destilada. Añada 700 ml de ácido acético concentrado (glacial). Como aun las mejores calidades de acetato de Amonio contienen cantidades apreciables de hierro se deben preparar nuevos patrones de referencia con cada nueva preparación del amortiguador.
- **Solución de Fenantrolina:** Se disuelven 100 mg de 1.10 Fenantrolina monohidratada $\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2\cdot\text{H}_2\text{O}$ en 100 ml de agua destilada, con agitación y calentamiento a 80°C , pero no se debe hervir. Descarte la solución si se pone oscura. No es necesario el calentamiento si se añaden 2 gotas de HCl conc. al agua destilada. (**Nota:** Un mililitro de este reactivo es suficiente para no más de 100 mg de Fe).
- **Solución madre de hierro:** para preparar la solución madre se hace a partir del titrisol de hierro. Abra la ampolla según instrucciones y descárguela en un matraz aforado de 1000 ml y afore hasta la marca con agua destilada exenta de hierro; 1.00 ml = 1.00 mg.
- **Solución intermedia de Hierro de 5 mg.l⁻¹:** Mida con pipeta 2.5 ml de solución madre en un matraz volumétrico de 500 ml y afore con agua destilada exenta de hierro; 1.00 ml = 5 mg.

$$C1V1 = C2V2 \quad (1)$$

$C1 = 1000 \text{ mg/l}$

$V1 = ?$

C2= 5 mg/l

V2= 500 ml

$$V1 = \frac{(5 \text{ mg/l})(500 \text{ ml})}{1000 \text{ mg/l}} = 2.5 \text{ ml}$$

Calibración del método.

Solución Madre de Hierro Total: 1000 mg.l⁻¹ (Ver anexo 1)

Solución Intermedia: Prepare una solución intermedia de 5 mg.l⁻¹ a partir de la solución madre de Hierro. Mida con pipeta 2.5 ml y afore con agua destilada a 500 ml.

La curva de calibración se prepara con 6 estándares a partir de la solución intermedia de Hierro de 5,00 mg.l⁻¹.

Medir cada volumen de la solución estándar en balones volumétricos de 100 ml y aforar con agua destilada. Mezclar bien para homogenizar.

Para la preparación de los estándares de la curva de calibración se toma con una pipeta los volúmenes que se indican en la tabla siguiente (Ver anexo 2):

Volúmenes de los estándares

Estándares	Volumen a medir de la solución intermedia (ml)	Concentración (mg.l⁻¹)
S1	0.0	0.00
S2	2.0	0.10
S3	10.0	0.50
S4	20.0	1.00
S5	40.0	2.00
S6	60.0	3.00

Tabla 4. Volúmenes de los estándares de Hierro total

$$C1V1 = C2V2$$

$$C1 = 5 \text{ mg/l}$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 0.10; 0.50; 1.0; 2.0; 3.0 \text{ mg/l}$$

$$V2 = 100 \text{ ml}$$

$$V2 = \frac{(0.10 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{5 \text{ mg/l}} = 2 \text{ ml}$$

$$V3 = \frac{(0.50 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{5 \text{ mg/l}} = 10 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(1.0 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{5 \text{ mg/l}} = 20 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(2.0 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{5 \text{ mg/l}} = 40 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(3.0 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{5 \text{ mg/l}} = 60 \text{ ml}$$

Nota: El estándar 1 tiene una concentración de 0.00 mg/l, por lo cual se toma como un blanco de agua destilada.

Procedimiento del análisis

Mezcle bien la muestra y mida con pipeta un volumen de 50 ml en un beaker de 100 ml. Si este volumen de muestra contiene más de 3 mg.l⁻¹ mida con exactitud una porción alícuota y diluya a 50 ml. Añada 2 ml de HCl concentrado y 1 ml de la solución de hidroxilamina (NH₂OH·HCl). (Ver anexo 4, 5, 6 y 7)

Caliente lentamente a ebullición. Para tener la seguridad de la disolución de todo el hierro, se continua la ebullición hasta que el volumen se haya reducido de 15 a 20 ml. (Si la

muestra se calcina, se trata el residuo con 2 ml de HCl concentrado y 5 ml de agua destilada). (Ver anexo 8).

Enfríe la muestra a temperatura ambiente y agregue 10 ml de la solución amortiguador de acetato de Amonio y 4 ml de la solución de Fenantrolina luego cuantitativamente transfíralo en un tubo de Nessler de 50 ml y diluya hasta la marca con agua destilada.

Mezcle bien y deje reposar por lo menos 15 min., para lograr el máximo desarrollo del color.

Efectúe la lectura en el espectrofotómetro, a una longitud de onda de 510 nm con un trayecto de luz de 1 cm como mínimo para obtener la lectura del hierro total.

Cálculos

Construya la curva graficando la concentración de Hierro en $\text{mg}\cdot\text{l}^{-1}$ de los estándares de calibración en el eje X contra la absorbancia correspondiente en el eje Y. Calcule la pendiente y el intercepto de la recta (obedece a la ley de Beer), así como el coeficiente de regresión lineal r .

El espectrofotómetro PerKin Elmer (Lambda 35) que se emplea cuenta con un sistema configurado para calcular las concentraciones de Hierro Total en $\text{mg}\cdot\text{l}^{-1}$ directamente a partir del respaldo electrónico de la curva de calibración elaborada previamente al análisis de las muestras. Reporte el resultado con un grado de precisión de dos decimales, en $\text{mg}\cdot\text{l}^{-1}$

La desviación estándar de las réplicas se calcula con la siguiente ecuación:

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{n}} \quad (2)$$

Donde,

D = Diferencia absoluta entre los miembros del par.

n = Número de grupos de duplicados.

El coeficiente de variación se obtiene de la siguiente ecuación:

$$CV = \frac{S}{\bar{X}} * 100 \quad (3)$$

Donde,

S = Desviación estándar de cada par de duplicados

\bar{X} = Media del par de resultados

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraciòn agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})} * 100 \quad (4)$$

3.10.3 Procedimiento volumétrico con Nitrato de Plata (AgNO_3) para determinar cloruro en aguas potables

Preparación de Reactivo

- **Solución estándar de nitrato de plata (AgNO_3) 0.0141 N:** Disuelva 4.790 g de AgNO_3 en 2000 ml con agua destilada. 1 ml= 500 mg Cl^-
- **Solución indicadora de cromato de potasio (K_2CrO_4):** Disuelva 12.5 g de K_2CrO_4 en un poco de agua destilada luego agregar solución de AgNO_3 hasta la formación de un precipitado color rojo. Dejar reposar la solución por 12 h, filtrar y diluir a 250 ml con agua destilada.
- **Estándar de cloruro de sodio (NaCl), 0.0141 N:** pesar 0.206 g de NaCl (previamente secado a 140 °C por una hora) y diluir en 250 ml con agua destilada.

Procedimiento de Análisis

En una solución neutra o ligeramente alcalina, el cromato de potasio puede indicar el punto final de la valoración de nitrato de plata de cloruro. El cloruro de plata se precipita cuantitativamente antes de la formación de cromato de plata rojo.

Estandarizar el AgNO_3 con NaCl . Establecer un blanco tratándolo de igual forma como una muestra. Un blanco con volúmenes 0.2 a 0.3 ml gastados de AgNO_3 es normal.

Las sustancias en cantidades que normalmente se encuentran en las aguas potables no interferirán. Bromuro, yoduro, y el registro de cianuro como concentraciones de cloruro de equivalentes.

Iones sulfuro, tiosulfato, sulfito e interfieren, pero se pueden eliminar por tratamiento con peróxido de hidrógeno. Ortofosfato en exceso de 25 mg/l interfiere por precipitación como fosfato de plata. De hierro en exceso de 10 mg/l interfiere enmascarando el punto final.

Cálculos

Calcule la cantidad de mg/l de cloruro a través de la siguiente ecuación:

$$mg \text{ Cl}^- / l = \frac{(A-B) \times N \times 35450}{25 \text{ ml de muestra}} \quad (5)$$

A= ml de Titulante para la muestra

B= ml de Titulante para el blanco

N= Normalidad del AgNO_3

La desviación estándar de las réplicas se calcula con la siguiente ecuación:

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{n}}$$

Donde,

D = Diferencia absoluta entre los miembros del par.

n = Número de grupos de duplicados.

El coeficiente de variación se obtiene de la siguiente ecuación:

$$CV = \frac{S}{X} * 100$$

Donde,

S = Desviación estándar de cada par de duplicados

\bar{X} = Media del par de resultados

3.10.4 Procedimiento de análisis de espectrofotometría con sulfanilamida para determinar Nitritos en aguas potables.

Preparación de reactivos

- **Solución stock de nitritos:** Disuelva 1.232g de NaNO_2 (grado reactivo) en agua libre de nitritos y diluya a 1000 ml (1 ml = 250 mg N- NO_2). Preserve con 1 ml de CHCl_3 y se almacene en una botella oscura en refrigeración.
- **Solución intermedia de nitritos (N- NO_2):** Diluya 50 ml de solución stock de nitritos a 250 ml con agua destilada (1 ml = 50 mg N- NO_2).

$$C1V1 = C2V2$$

$C1 = 250 \text{ mg/l}$

$V1 = ?$

$C2 = 50 \text{ mg/l}$

$V2 = 250 \text{ ml}$

$$V1 = \frac{(50 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{250 \text{ mg/l}} = 50 \text{ ml}$$

- **Solución estándar de nitritos (N- NO_2):** Diluya 10 ml de solución intermedia de nitritos a 1000 ml con agua destilada (1 ml = 0,50 mg N- NO_2).

Se prepararon seis estándares a partir de la solución estándar de N- NO_2 para construir la curva de calibración en un rango de concentraciones de 0,002 a 0,025 mg N- NO_2 .

$$C1V1 = C2V2$$

$C1 = 50 \text{ mg/l}$

V1=?

C2= 0.50 mg/l

V2=1000 ml

$$V1 = \frac{(0.50 \text{ mg /l})(1000 \text{ ml})}{50 \text{ mg /l}} = 10 \text{ ml}$$

➤ **Reactivo del color:** Agregar a 800 ml de agua destilada 100 ml de ácido fosfórico al 80% y 10 g de sulfanilamida. Después que la sulfanilamida ($\text{NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2$) se ha disuelto completamente agregue 1 g de dihidrocloruro N- (1-naftil) etilendiamina ($\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NCH}_{10}\text{H}_7$).

Mezcle hasta disolver y posteriormente diluya a 1000 ml con agua destilada. La solución es estable por aproximadamente un mes cuando se almacena en una botella ámbar en refrigeración.

➤ **Solución stock de nitritos para muestra control:** Disuelva 1,520 g de KNO_2 (grado reactivo) en agua destilada libre de nitritos y diluya a 1000 ml (1 l = 250 mg N- NO_2). Preserve con 1 ml de CHCl_3 y almacene en una botella oscura en refrigeración. Esta solución es estable por aproximadamente tres meses.

➤ **Solución intermedia de la solución stock de nitritos para muestra control:** Diluya 50 ml de solución stock de nitritos para muestra control a 250 ml (1 l = 200 mg N- NO_2).

$$C1V1 = C2V2$$

C1= 250 mg/l

V1=?

C2= 50 mg/l

V2=250 ml

$$V1 = \frac{(50 \text{ mg /l})(250 \text{ ml})}{250 \text{ mg /l}} = 50 \text{ ml}$$

Nota: la concentración 2 nos dice que por cada 1 l = 200 mg, pero como se realizó una dilución en un balón volumétrico de 250 ml. Se divide esa concentración entre 4 para tener una concentración mg/l

➤ **Solución hija para muestra control:** Diluya 10 ml de solución intermedia de la solución stock de nitritos para muestra control a 250 ml con agua destilada (1 ml = 8 mg N-NO₂).

$$C1V1 = C2V2$$

$$C1 = 50 \text{ mg/l}$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 2 \text{ mg/l}$$

$$V2 = 250 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(2 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{50 \text{ mg/l}} = 10 \text{ ml}$$

Nota: la concentración 2 nos dice que por cada 1 ml = 8 mg, pero como se realizó una dilución en un balón volumétrico de 250 ml. Se divide esa concentración entre 4 para tener una concentración mg/l.

➤ **Muestra Control (0,020 mg.l⁻¹):** Diluya 1 ml de solución hija para muestra control a 100 ml con agua destilada.

$$C1V1 = C2V2$$

$$C1 = 2 \text{ mg/l}$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 0.020 \text{ mg/l}$$

$$V2 = 100 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(0.020 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{2 \text{ mg/l}} = 1 \text{ ml}$$

-
- **Muestra Recobro (0,015 mg.l⁻¹):** Diluya 3 ml de la Solución estándar de nitritos (N-NO₂) a 100 ml con agua de muestra.

$$C1V1 = C2V2$$

$$C1 = 0.5 \text{ mg/l}$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 0.015 \text{ mg/l}$$

$$V2 = 100 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(0.015 \text{ mg/l})(100 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 3 \text{ ml}$$

Calibración del método

Preparar seis estándares a partir de la solución estándar de N-NO₂ para construir la curva de calibración en un rango de concentraciones de 0,002 a 0,025 mg N-NO₂. Medir cada volumen de la solución estándar en balones volumétricos de 250 ml y aforar con agua destilada. Mezclar bien para homogenizar. (Ver anexo 12).

Para la preparación de los estándares de la curva de calibración tome con una pipeta los volúmenes que se indican en la tabla siguiente:

Volumen de los estándares de calibración

Estándar	Concentración estándares de calibración N-NO ₂ (mg.l ⁻¹)	Volumen Pipeta (ml)
Blanco	0,000	0,0
1	0,002	1,0
2	0,005	2,5
3	0,010	5,0
4	0,015	7,5

5	0,020	10,0
6	0,025	12,5

Tabla5. Volumen de los estándares de NO_2^-

$$C1V1 = C2V2$$

$$C1 = 0.5 \text{ mg/l}$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 0.002; 0.005; 0.010; 0.015; 0.020; 0.025 \text{ mg/l}$$

$$V2 = 250 \text{ ml}$$

$$V1 = \frac{(0.002 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 1 \text{ ml}$$

$$V2 = \frac{(0.005 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 2.5 \text{ ml}$$

$$V3 = \frac{(0.010 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 5.0 \text{ ml}$$

$$V4 = \frac{(0.015 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 7.5 \text{ ml}$$

$$V5 = \frac{(0.020 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 10 \text{ ml}$$

$$V6 = \frac{(0.025 \text{ mg/l})(250 \text{ ml})}{0.5 \text{ mg/l}} = 12.5 \text{ ml}$$

Pipetee 50 ml de cada estándar de la curva de calibración y deposítelo en un Erlenmeyer de 125 ml. Agregue 2 ml del reactivo de color y mezcle. Deje reaccionar entre 15 minutos y 2 horas como máximo después de adicionar el reactivo.

Efectúe la lectura en el espectrofotómetro, a una longitud de onda de 543 nm con un trayecto de luz de 1 cm como mínimo para obtener la lectura de N- NO_2

Procedimiento del análisis

Mida 50 ml de muestra clara y previamente filtrada en un Erlenmeyer de 125 ml. Agregue 2 ml de reactivo de color y a continuación mezcle. Deje reaccionar entre 15 minutos y 2 horas como máximo después de adicionar el reactivo. Efectúe las lecturas en el espectrofotómetro a una longitud de onda de 543 nm con un trayecto de luz de 1cm como mínimo para obtener la lectura de N-NO₂.

Cálculos

Construya la curva graficando la concentración de N-NO₂ en mg·l⁻¹ de los estándares de calibración en el eje *X* contra la absorbancia correspondiente en el eje *Y*. Calcule la pendiente y el intercepto de la recta (obedece a la ley de Beer), así como el coeficiente de regresión lineal *r*.

El espectrofotómetro PerKin Elmer (Lambda 35) que se emplea cuenta con un sistema configurado para calcular las concentraciones de N-NO₂ en mg·l⁻¹ directamente a partir del respaldo electrónico de la curva de calibración elaborada previamente al análisis de las muestras. Reporte los resultados en mg·l⁻¹ con tres dígitos decimales como N-NO₂ y como NO₂.

La desviación estándar de un solo par de duplicados se calcula con la siguiente ecuación:

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{n}}$$

Donde,

D = Diferencia absoluta entre los miembros del par.

n = Número de grupos de duplicados.

El coeficiente de variación se obtiene de la siguiente ecuación:

$$CV = \frac{S}{\bar{X}} * 100$$

Donde,

S = Desviación estándar de cada par de duplicados

\bar{X} = Media del par de resultados

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraciòn agr. (mg.l}^{-1})} * 100$$

3.11 Determinación de los parámetros de calidad

3.11.1 Exactitud

Para la determinación de exactitud se determinó una muestra control. Mediante la fortificación de muestras obtenidas en el laboratorio en las cuales se tomaron diferentes alícuotas de la muestra referencia.

3.11.2 Precisión

Para determinar la precisión se determinara mediante la cercanía de los resultados a través de tarjetas de control.

3.11.3 Repetitividad

Se determinara mediante el uso de material de referencia cada nivel de concentración se realizara por quintuplicado en la cual los cálculos se determinara a través del resultado de porcentaje de desviación estándar y coeficiente de variación. Se determinara en un mismo día con un mismo instrumento y con un mismo analista.

3.11.4 Reproducibilidad

Se determinara mediante los valores de recuperación de una muestra de recobro por cada alícuota de muestra. Los porcentajes de recuperación de una muestra recobro oscilan entre 80% a 120%

APARTADO IV

RESULTADOS Y

ANÁLISIS DE LOS

RESULTADOS

4.1 Resultados de la calibración de los métodos y los análisis de las muestras

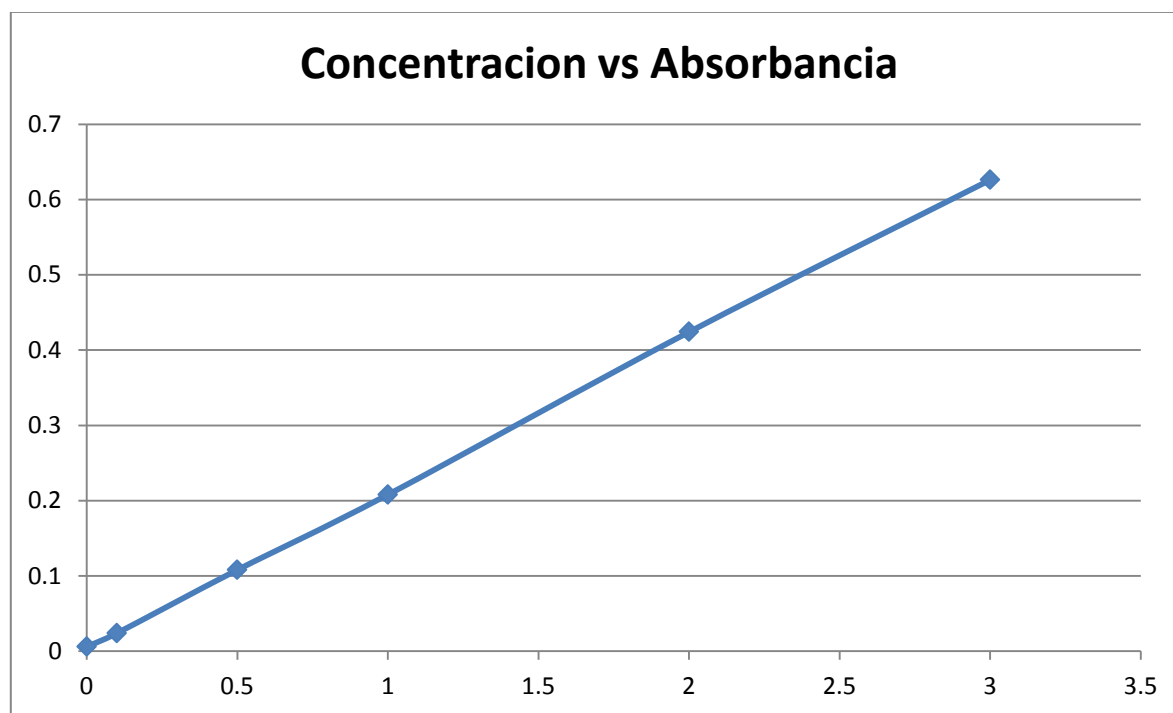
Fecha: 09/11/2013

Instrumento: PerkinElmer Lambda 35

Método: **Fe Total.**

Longitud de Onda Nm	ID Muestra	Concentración	Absorbancia
510	Estándar 1	0.0000	0.006
510	Estándar 2	0.1000	0.024
510	Estándar 3	0.5000	0.108
510	Estándar 4	1.0000	0.208
510	Estándar 5	2.0000	0.424
510	Estándar 6	3.0000	0.626

Tabla 6. Resultados de los estándares de calibración FeT



Grafica 1. Concentración vs Absorbancia de los estándares de calibración de Fe Total

$r = 0.999933$

$a = 4.055 \times 10^{-3}$

$b = 0.2078$

Los resultados de los estándares en la calibración del método nos dan una regresión de **0.999933**. Aceptamos valores de regresión no menores de 0.9950.

Resultados de las Muestras.

Longitud de onda (nm)	Muestra	Absorbancia	Concentración (mg/l)	Muestra – Blanco (mg/l)
510	Blanco	0.0090	0.024	-
510	Control 1	0.109	0.508	0.484
510	Control 2	0.096	0.441	0.417
510	Control 3	0.1095	0.507	0.483
510	Control 4	0.113	0.525	0.501
510	AN- 01-1	0.0085	0.021	>ld
510	AN- 01-2	0.0089	0.0223	>ld
510	AN- 01-3	0.0090	0.024	>ld
510	AN- 01-4	0.0092	0.025	0.001
510	AN- 01-5	0.0070	0.015	>ld
510	RAN- 01	0.1067	0.494	0.470
510	AN- 02-1	0.0094	0.026	0.002
510	AN- 02-2	0.0095	0.026	0.002
510	AN- 02-3	0.0074	0.016	>ld
510	AN- 02-4	0.0070	0.0015	>ld
510	AN- 02-5	0.0086	0.022	>ld
510	RAN- 02	0.124	0.576	0.552

Tabla 7. Resultados de las muestras de Fe Total en mg/l

➤ **Muestra control.**

$$x=0.4713$$

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(0.4713 - 0.484)^2 + (0.4713 - 0.417)^2 + (0.4713 - 0.483)^2 + (0.4713 - 0.501)^2}{4}}$$

$$= 0.0371$$

La desviación estándar indica que tan precisos están nuestros resultados, mientras más pequeña sea nuestra desviación estándar obtendremos una mayor precisión.

$$CV = \frac{S}{X} * 100 = \frac{0.0371}{0.4713} * 100 = 7.85\%$$

Cuando se realizan los análisis por duplicados se pretende calcular un coeficiente de variación menor del 5%; en este caso, se está realizando 5 réplicas por lo que pretendemos encontrar un coeficiente de variación menor del 10%.

Tarjeta de Control

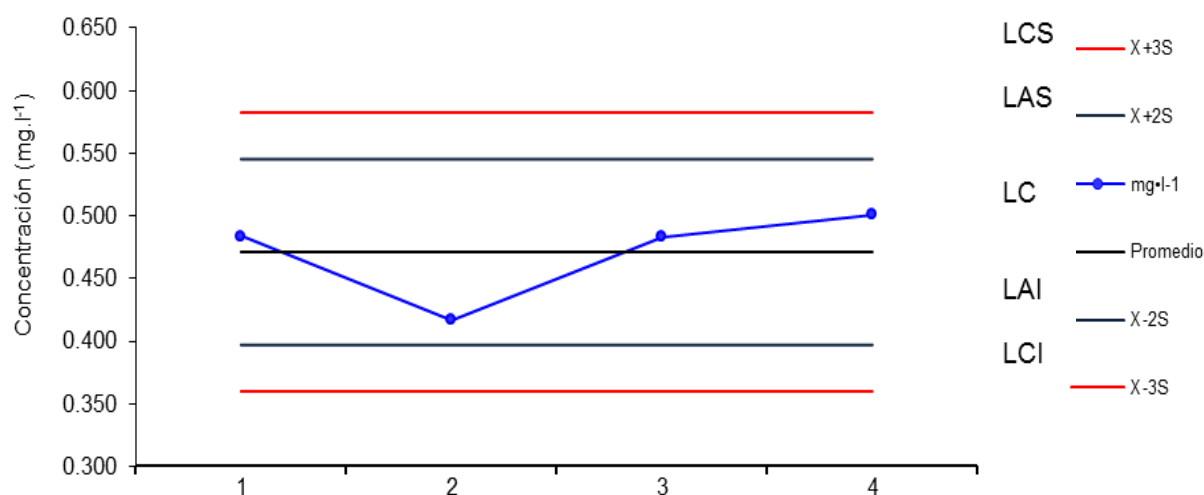
Analito: Fe Total

Analista: Daniel Tenorio. Rolando Fuentes

Características: Muestras control

	Promedio	Desv. Est. (S)	X + 3S	X + 2S	X - 2S	X - 3S
	0.4713	0.0371	0.5825	0.5454	0.3971	0.3600
Nº	X+3S	X+2S	mg·l ⁻¹	Promedio	X-2S	X-3S
1	0.5825	0.5454	0.484	0.4713	0.3971	0.3600
2	0.5825	0.5454	0.417	0.4713	0.3971	0.3600
3	0.5825	0.5454	0.483	0.4713	0.3971	0.3600
4	0.5825	0.5454	0.501	0.4713	0.3971	0.3600

Tarjeta de Control de Fe Total



Grafica 2. Muestra control d FeT. 0.5 mg/l

La tarjeta de control y la gráfica nos muestra que tanto se alejan los resultados obtenidos del promedio. Aceptamos valores no más de $\pm 2 S$.

➤ **Muestra AN-01:**

La muestra identificada como pozo de la UNAN-Managua tiene concentraciones de Fe Total menores que el límite de detección del método empleado.

El contenido de Fe total en una muestra de agua natural está directamente relacionada con la turbidez del agua, mientras más alta sea la turbidez más alto va a dar el contenido de hierro presente en la muestra que se está analizando.

En nuestro caso el contenido de Fe total en nuestra muestra de agua está por debajo del límite de detección esto indica que la turbidez del agua ha sido removida o en otras palabras la alícuota analizada de la muestra de agua la cual es representativa de nuestro cuerpo de agua analizado está exenta de turbidez.

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraciòn agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})} * 100\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{0.470 - 0.00}{0.5} \times 100 = 94\%$$

El porcentaje de recuperación de una muestra con agregado es un procedimiento de control de calidad se realiza una muestra con agregado por cada muestra analizada. En este caso, el porcentaje de recuperación es de 94%. Aceptamos valores entre 80% a 120%.

➤ **Muestra AN-02:**

La muestra identificada como grifo de la UNAN-Managua abastecida por agua de ENACAL tiene concentraciones de Fe Total menores que el límite de detección del método empleado.

Tal y como hemos indicado anteriormente no existe presencia de hierro total en la muestra de agua analizada, en este caso el agua procedente del grifo de ENACAL pudo haber pasado por algún tipo de filtro ya que es uno de los tratamientos que la empresa (ENACAL) emplea para potabilizar el agua de consumo humano.

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraciòn agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})} * 100\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{0.552 - 0.00}{0.5} \times 100 = 110.40\%$$

En este caso obtuvimos un porcentaje de recobro de 110.40%. Dentro del rango establecido de aceptación.

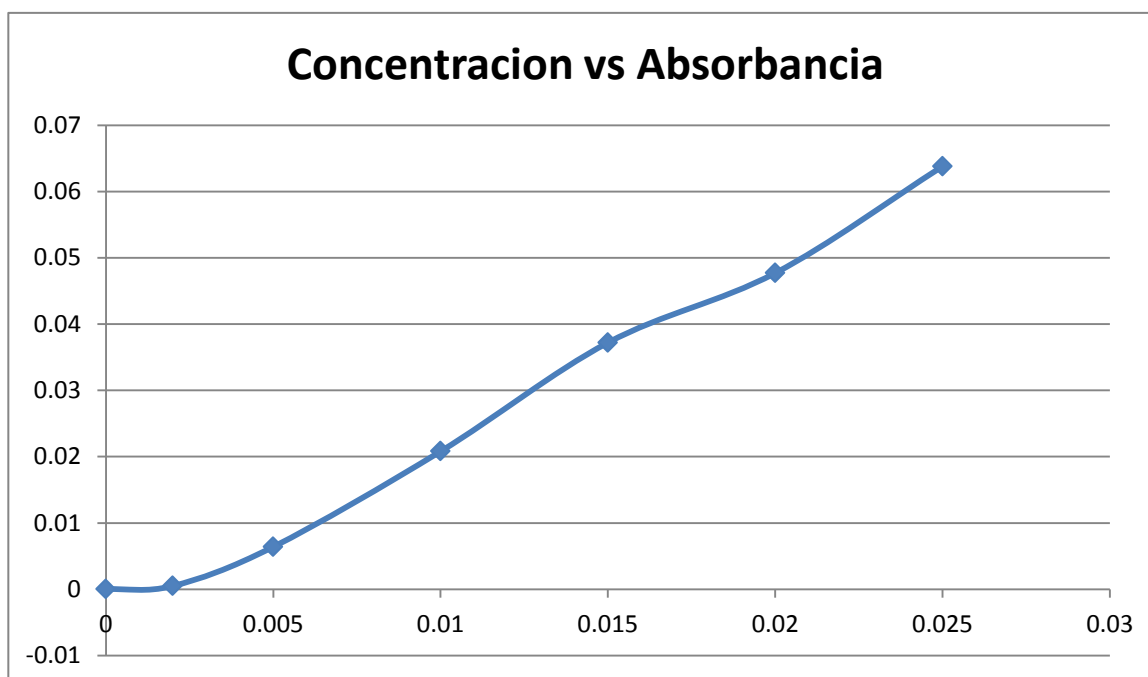
Fecha: 10/11/2013

Instrumento: PerkinElmer Lambda 35

Método: **Nitritos.**

Longitud de Onda Nm	ID Muestra	Concentración (mg/l)	Absorbancia
543	Blanco	0.0000	-0.000
543	Estándar 1	0.0020	0.0005
543	Estándar 2	0.0050	0.0064
543	Estándar 3	0.0100	0.0208
543	Estándar 4	0.0150	0.0372
543	Estándar 5	0.0200	0.0477
543	Estándar 6	0.0250	0.0638

Tabla 8. Resultados de los estándares de calibración de NO_2^-



Grafica 3. Concentración vs Absorbancia de los estándares de calibración NO_2^-

$r = 0.995517$

$a = 3.923 \times 10^{-3}$

$b = 2.6468$

Los resultados de los estándares en la calibración del método nos dan una regresión de **0.995517**. Aceptamos valores de regresión no menores de 0.9950.

Resultados de las Muestras.

Longitud de onda (nm)	muestra	Absorbancia	Concentración (mg/l)	Muestra – Blanco (mg/l)
543	Blanco	0.0003	0.0016	-
543	Control 1	0.0521	0.0212	0.0196
543	Control 2	0.0523	0.0212	0.0196
543	Control 3	0.0525	0.0213	0.0197
543	Control 4	0.0527	0.0214	0.0198
543	AN- 01-1	0.0050	0.0034	0.0018
543	AN- 01-2	0.0053	0.0035	0.0019
543	AN- 01-3	0.0041	0.0030	0.0014
543	AN- 01-4	0.0054	0.0035	0.0019
543	AN- 01-5	0.0041	0.0030	0.0014
543	RAN- 01	0.0096	0.0047	0.0031
543	AN- 02-1	0.0039	0.0030	0.0014
543	AN- 02-2	0.0029	0.0025	0.0009
543	AN- 02-3	0.0028	0.0025	0.0009
543	AN- 02-4	0.0021	0.0022	0.0006
543	AN- 02-5	0.0027	0.0025	0.0009
543	RAN- 02	0.0089	0.0042	0.0026

Tabla 9. Resultados de las muestras de NO_2^- en mg/l

➤ Muestra control

La muestra control de nitrito tiene una concentración de 0.020 mg/l, obtuvimos un promedio de 0.0197 mg/l cercano al valor teórico. Calculamos una desviación estándar y un coeficiente de variación que demuestran la precisión de los resultados.

$$x = 0.0197$$

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(0.0197 - 0.0196)^2 + (0.0197 - 0.0196)^2 + (0.0197 - 0.0197)^2 + (0.0197 - 0.0198)^2}{4}} = 0.0001$$

$$CV = \frac{S}{X} * 100 \quad \frac{0.0001}{0.0197} * 100 = 0.51\%$$

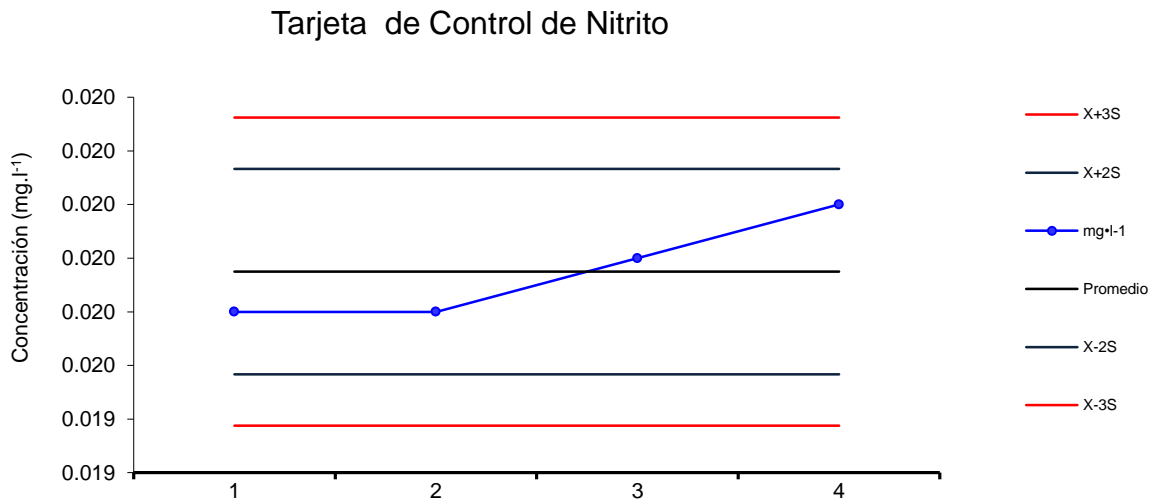
Tarjeta de Control

Analito: Nitrito

Analista: Daniel Tenorio, Rolando Fuentes

Características: Muestras Control

	Promedio	Desv. Est. (S)	X + 3S	X + 2S	X	X - 2S	X - 3S
	0.0197	0.0001	0.0200	0.0199	0.0197	0.0195	0.0194
Nº	X+3S	X+2S	mg·l ⁻¹	Promedio	X-2S	X-3S	
1	0.0200	0.0199	0.0196	0.0197	0.0195	0.0194	
2	0.0200	0.0199	0.0196	0.0197	0.0195	0.0194	
3	0.0200	0.0199	0.0197	0.0197	0.0195	0.0194	
4	0.0200	0.0199	0.0198	0.0197	0.0195	0.0194	



Grafica 4. Tarjeta muestra control NO_2^- 0.020 mg/l

La grafica muestra los valores obtenidos cercanos al promedio. Dentro de $\pm 2 S$ que es nuestro rango de aceptación.

➤ **Muestra AN-01:**

La muestra identificada como pozo de la UNAN- Managua. Se obtuvieron concentraciones de Nitrito con un promedio de 0.0017 mg/l. Estos valores son sumamente pequeños ya que nuestro valor máximo permisible es de 0.1 mg/l según las normas CAPRE. Este promedio se encuentra dentro de nuestra curva de calibración la cual va desde 0.00 a 0.030 mg/l.

A pesar de que encontramos una desviación estándar baja, el coeficiente de variación está en el rango establecido de aceptación que es del 10%. Esto es debido a que los resultados obtenidos son sumamente bajos, así que mientras más pequeños sean nuestros valores más se incrementara nuestro error.

$x = 0.0017$

$$S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(0.0017 - 0.0018)^2 + (0.0017 - 0.0019)^2 + (0.0017 - 0.0016)^2 + (0.0017 - 0.0019)^2 + (0.0017 - 0.0015)^2}{5}}$$

$$= 0.00018$$

$$CV = \frac{S}{X} * 100 \quad \frac{0.00018}{0.0017} * 100 = 10\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraci3n agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})} * 100\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{0.0031 - 0.0017}{0.0015} \times 100\% = 93.33\%$$

En este caso obtuvimos un porcentaje de recobro de 93.33%, dentro del rango establecido de aceptaci3n.

➤ **Muestra AN-02:**

La muestra identificada como grifo de agua abastecido por ENACAL. Da concentraciones de Nitrito menores que en la muestra anterior. Obtuvimos un promedio de 0.0009. Reportamos estos valores debido a que las concentraciones de Nitritos en agua naturales son sumamente bajas. Por tal manera, cualquier 3ndice de concentraci3n por muy peque1o que sea, debe de ser reportado.

Las concentraciones de Nitritos en aguas deben de ser lo menor posible ya que el nitrito es uno de los causantes de la Metahemoglobina, as3 que el agua de consumo humano debe de estar exenta de nitritos.

Se calcul3 una desviaci3n est3andar y un coeficiente de variaci3n bajas dentro del rango de aceptaci3n.

$$x = 0.0009 \quad S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(0.0009 - 0.0010)^2 + (0.0009 - 0.0009)^2 + (0.0009 - 0.0009)^2 + (0.0009 - 0.0008)^2 + (0.0009 - 0.0009)^2}{5}}$$

$$= 0.00007$$

$$CV = \frac{S}{X} * 100 \quad \frac{0.00007}{0.0009} * 100 = 7.77\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{\text{Muestra con agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1}) - \text{Muestra sin agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})}{\text{Concentraci} \text{ } \text{agr. (mg} \cdot \text{l}^{-1})} * 100\%$$

$$\% \text{ Recobro} = \frac{0.0026 - 0.0009}{0.0015} \times 100\% = 113.33\%$$

En este caso obtuvimos un porcentaje de recobro de 113.33%, dentro del rango establecido de aceptaci3n.

Fecha: 17/11/2013

M3todo: **Cloruro.**

Volum3trico.

Resultados de las Muestras.

Muestra	ml gastados de Titulante	ml gastado - Blanco	mg/l de Cl ⁻
Blanco	0.05		
Estandarizaci3n	5.25	5.20	
AN-01-1	1.45	1.40	27.00
AN-01-2	1.50	1.45	27.96
AN-01-3	1.50	1.45	27.96
AN-01-4	1.45	1.40	27.00
AN-01-5	1.50	1.45	27.96
AN-02-1	1.30	1.25	24.11
AN-02-2	1.35	1.30	25.07
AN-02-3	1.35	1.30	25.07

AN-02-4	1.30	1.25	24.11
AN-02-5	1.35	1.30	25.07

Tabla10. Resultados de las muestras de Cl⁻ en mg/l

Estandarización del AgNO₃

$$N_{(AgNO_3)} = \frac{V_{(NaCl)} \times N_{(NaCl)}}{(A - B) \text{ ml gastados de } AgNO_3}$$

$$N_{(AgNO_3)} = \frac{5 \text{ ml} \times 0.0141 \text{ N}}{5.20 \text{ ml}} = 0.0136 \text{ N}$$

Para estandarizar en nitrato de plata se tomó 5 ml de cloruro de sodio a la cual se le agrego 3 gotas del indicador cromato de potasio. Se tituló con nitrato de plata hasta cambio de color amarillo a rosáceo, la cantidad de ml gastados fue de 5.20. Al ingresar los datos en la ecuación nos da un valor de 0.0136 N cercano al valor teórico que es de 0.0141 N.

Calculo de los mg/l de cloruro

➤ Muestra AN-01:

La muestra identificada como pozo de la UNAN-Managua dio un promedio de 27.57 mg/l de cloruros. El valor recomendado es de 25 mg/l y el valor máximo permitido es de 150 mg/l. por lo tanto, nuestros resultados están dentro de los valores de aceptación.

$$mgCl^- / l = \frac{(A - B) \times N \times 35450}{25 \text{ ml}}$$

$$mgCl^- / l = \frac{(1.40 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 27.00 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^- / l = \frac{(1.45 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 27.97 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^- / l = \frac{(1.45 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 27.97 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^- / l = \frac{(1.40 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 27.00 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^{-}/l = \frac{(1.45 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 27.97 \text{ mg/l}$$

$$x = 27.57 \quad S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(27.38 - 27.00)^2 + (27.38 - 27.96)^2 + (27.38 - 27.96)^2 + (27.38 - 27.00)^2 + (27.38 - 27.96)^2}{5}}$$

$$= 0.5258$$

$$CV = \frac{S}{X} * 100 = \frac{0.5258}{27.57} * 100 = 1.90\%$$

Obtuvimos una desviación estándar y un coeficiente de variación relativamente bajos debido a la cercanía de los resultados.

➤ **Muestra AN-02:**

La muestra identificada como grifo de ENACAL dio un promedio de 24.68 mg/l de cloruros. El valor recomendado es de 25 mg/l y el valor máximo permitido es de 150 mg/l. por lo tanto, nuestros resultados están dentro de los valores de aceptación.

$$mgCl^{-}/l = \frac{(A - B) \times N \times 35450}{25 \text{ ml}}$$

$$mgCl^{-}/l = \frac{(1.25 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 24.11 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^{-}/l = \frac{(1.30 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 25.07 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^{-}/l = \frac{(1.30 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 25.07 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^{-}/l = \frac{(1.25 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 24.11 \text{ mg/l}$$

$$mgCl^-/l = \frac{(1.30 \text{ ml}) \times 0.0136 \text{ N} \times 35450}{25 \text{ ml}} = 25.07 \text{ mg/l}$$

$$x = 24.68 \quad S = \sqrt{\frac{\sum D^2}{m}}$$

$$\sqrt{\frac{(24.68 - 24.11)^2 + (24.68 - 25.07)^2 + (24.68 - 25.07)^2 + (24.68 - 24.11)^2 + (24.68 - 25.07)^2}{5}}$$
$$= 0.5258$$

$$CV = \frac{S}{X} * 100 = \frac{0.5258}{24.68} * 100 = 2.13\%$$

Obtuvimos una desviación estándar y un coeficiente de variación relativamente bajos debido a la cercanía de los resultados.

APARTADO V

**CONCLUSIONES Y
RECOMENDACIONES**

5.1 Conclusiones

Los resultados obtenidos en los diferentes aplicaciones, para la determinación de la calidad del agua de consumo humano de la UNAN-Managua mediante métodos normalizados, demuestra que los niveles de hierro total en muestras de aguas naturales dieron menores que el límite de detección del método. Las concentraciones de cloruros y nitritos se encuentran dentro del valor recomendado por las normas CAPRE.

Con la realización de estos métodos normalizados se podrán elaborar prácticas de laboratorio con los estudiantes de la carrera de Química Ambiental del departamento de Química, con el propósito de que los estudiantes adquieran destrezas y tomen conciencia de la importancia de realizar estos métodos en la calidad del agua.

6.1 Recomendaciones

- ✓ Que el departamento de Química de la UNAN/Managua publique por cualquier medio accesible a la población universitaria los resultados de la determinación presentados en este estudio.

- ✓ Repetir dentro de un periodo recomendable esta determinación para monitoreo de la calidad del agua potable en cuestión.

- ✓ Realizar prácticas de otros parámetros físico-químicos con los estudiantes de química ambiental para conocer la calidad de agua en la universidad.

- ✓ Mantener el contacto con el CIRA/UNAN para que siga permitiendo la realización de otros métodos normalizados, a fin de conocer las propiedades físico-químicas del agua en la universidad.

Bibliografías

1. **Albert, L., 1997.** Contaminación Ambiental. Origen, clases, fuentes y efectos. Organización Panamericana de la Salud y Gobierno del Estado de México, México.
2. **Allan, J.D. 1995.** Stream ecology structure and function of running waters. Kluwver academic publisher. Boston.
3. **American Public Health Association. (2005).** Standard methods for the examination of water and wastewater. 21st Ed. Washington: APHA.
4. **CAPRE, 1993.** (Comité coordinador regional de instituciones de agua potable y saneamiento de centro América panamá y república dominicana). Normas de calidad de agua para consumo humano, primera edición Sn José Costa Rica.
5. **Custodio, E. y Iltamas, M. 2001.** Hidrología subterránea, segunda edición. Ediciones omega S.A. Barcelona España.
6. **OPS, (Organización mundial de la salud) 1987.** Guías para la calidad del agua potable vol. 2. Criterios relativos a la salud y otra información de base. Publicación científica No. 506. Washington D.C. 343 pp.
7. **Orozco C, Serrano A, Gonzales M, Rodríguez F y Alfayate J. 2004.** Contaminación Ambiental. Una visión desde la Química. Segunda Edición. Madrid España.
8. **Ramírez, A y Viña G. 1998.** Limnología colombiana. Aportes a su conocimiento y estadísticas de Análisis. Primera edición. Fundación universidad de Bogotá Jorge Tadeo Lozano, Colombia.

9. Vammen K.2004. Recursos Hídricos en Nicaragua, Una visión estratégica. Centro para la investigación en Recursos Acuáticos (CIRA/UNAN).

10. Wetzel R. 1981. Limnología, edición omega, S.A. Barcelona España.

Glosario

Agua superficial: son aquellas que circulan sobre la superficie del suelo.

Agua subterránea: se aloja en los acuíferos bajo la superficie de la Tierra.

Agua natural: es un agua de origen subterráneo, protegida contra los riesgos de contaminación, bacteriológicamente sana y con una composición constante en minerales y otros componentes, lo que le confiere propiedades favorables para la salud.

Agua residual: tipo de agua que está contaminada con sustancias fecales y orina, procedentes de desechos orgánicos humanos o animales.

Centrifugación: método por el cual se pueden separar sólidos de líquidos de diferente densidad mediante una fuerza centrífuga

Autóctonos: que es propio de un lugar.

Alóctonos: Originario de un sitio distinto de su ubicación

Feldespatos: grupo de minerales tecto y aluminosilicatos

Salmueras: es agua con una alta concentración de sal (NaCl) disuelta

Norma ISO 17025: es una normativa internacional en la que se establecen los requisitos que deben cumplir los laboratorios de ensayo y calibración. Se trata de una norma de Calidad

Norma CAPRE: comité coordinador regional de instituciones de agua potable y saneamiento de Centroamérica, Panamá y república Dominicana.

Decreto 33-95: parámetros de calidad para los vertidos procedentes de las descargas domésticas, industriales y agropecuarias a las redes de alcantarillado sanitario.

Antropogénico: procesos o materiales que son el resultado de actividades humanas a diferencia de los que tienen causas naturales sin influencia humana.

Calcáreas: son las únicas esponjas cuyo esqueleto mineral está compuesto por espículas de carbonato cálcico

Lixiviación: es un proceso en el que un disolvente líquido pasa a través de un sólido pulverizado para que se produzca la disolución de uno o más de los componentes solubles del sólido.

Espectrofotometría: medición de la cantidad de energía radiante que absorbe o transmite un sistema químico en función de la longitud de onda

Anexos

Anexo 1. Preparación de estándares a partir de la solución estándar madre de hierro 1000 mg/l



Anexo 2. Soluciones estándar preparadas



Anexo 3 Muestras de recobro de hierro.



Anexo 4. Pipeteo de 50 ml de muestra en beaker de 100 ml.



Anexo 5. Muestras a preparar para luego digerirlas.



Anexo 6. Pipeteo de 3 ml de HCl.



Anexo 7. Pipeteo de 2 ml de hidroxilamina.



Anexo 8. Muestras preparas para digerar.



Anexo 9. Filtración de agua residual para el análisis de NO_2 .



Anexo 10. Cristalería preparada para el análisis de NO_2 .



Anexo 11. Pipeteo de muestras de aguas potable y residual para el análisis de NO₂.



Anexo 12. Soluciones estándar para el análisis de NO₂.



Anexo 13. Análisis de Fe total en aguas potables y residuales.



Anexo 14. Análisis de soluciones por espectrofotometría

