

ÍNDICE

1. Introducción	1
2. Color	6
3. Turbiedad	11
4. Potencial Hidrógeno pH	14
5. Alcalinidad	18
6. Dureza	23
7. Cloruros	27
8. Cloro residual	30
9. Prueba de jarras	36
10. Determinación de oxígeno disuelto	39
11. Demanda bioquímica de oxígeno	44
12. Coliformes	50

1. INTRODUCCIÓN

Objetivo: Conocer de manera general la clasificación de los parámetros que definen la calidad de las aguas en físicos, químicos y biológicos, lo cual le permitirá conceptualizar de manera amplia la calidad del agua, haciendo referencia a la normatividad vigente.

1.1. El ciclo hidrológico y la calidad del agua

El agua es uno de los compuestos más abundantes en la naturaleza, cubriendo aproximadamente $\frac{3}{4}$ partes de la superficie del planeta. A pesar de esta aparente abundancia, algunos factores limitan considerablemente la cantidad de agua disponible para uso humano. En la tabla 1.1 se muestra la distribución del agua en el planeta:

Tabla 1.1. Distribución del agua en el planeta

Localización	Volumen, 10^{12} m^3	% del total
Áreas terrestres:		
Lagos de agua dulce	125	0.009
Lagos salados y mares interiores	104	0.008
Ríos	1.25	0.0001
Humedad del suelo	67	0.005
Agua subterránea	8,350	0.61
Polos y glaciares	29,200	2.14
Total áreas terrestres	37,800	2.8
Atmósfera	13	0.001
Océanos	1'320,000	97.3
Total	1'360,000	100

Como puede observarse, más del 97 por ciento del total del agua se encuentra en los océanos y otros cuerpos de agua salados, lo cual la hace inapropiada para la mayoría de los usos. Del remanente 3 por ciento, un poco más del 2 % se encuentra congelada en los polos y glaciares. La cantidad que realmente está disponible para ser utilizada por el hombre en sus diferentes actividades (técnicas, agrícolas y abastecimiento público), corresponde a un 62 %, el cual se encuentra en los lagos de agua dulce, ríos y cuerpos de agua subterránea.

El agua se encuentra en un estado de movimiento constante a través del ciclo hidrológico, el cual se esquematiza en la figura 1.1. El agua atmosférica se condensa y cae sobre la tierra en forma de lluvia, nieve o alguna otra forma de precipitación. Una vez en la superficie de la tierra, el agua fluye formando corrientes superficiales, alcanzando cuerpos de agua mayores como los lagos y eventualmente los océanos, o se infiltra a través del suelo y alcanza los cuerpos de agua subterránea, los cuales pueden estar interconectados a algún río. A través de la evaporación de las aguas superficiales, o por evapotranspiración de las plantas, las moléculas de agua regresan a la atmósfera para repetir el ciclo.

El agua en la naturaleza se encuentra casi en estado puro cuando está en la forma de vapor. Debido a que el proceso de condensación requiere el contacto con una superficie, o la presencia de núcleos, el agua adquiere impurezas en el momento mismo de la condensación.

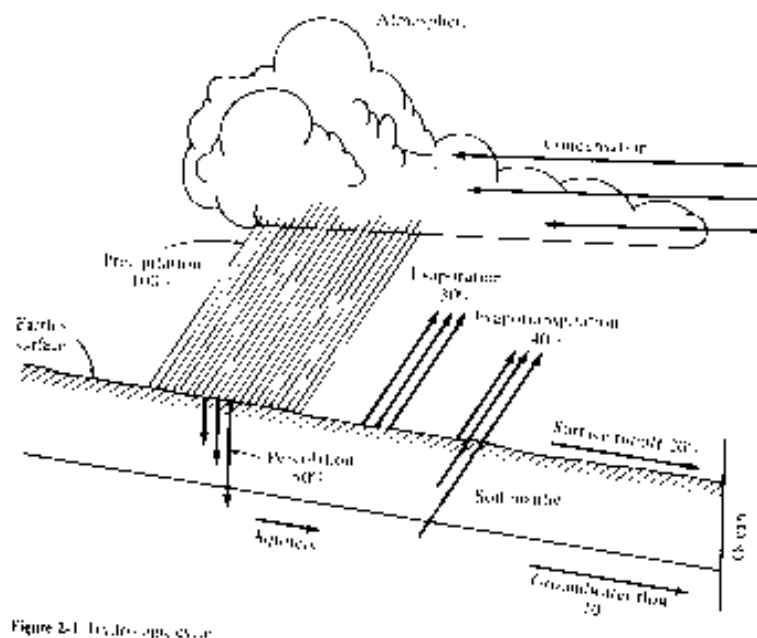


Figura 1.1. Esquema del ciclo hidrológico

Adicionalmente, el agua adquiere impurezas cuando circula a través de las otras etapas del ciclo hidrológico y cuando entra en contacto con materiales que se encuentran en el aire y sobre y bajo la superficie de la tierra. Las actividades humanas contribuyen con impurezas en forma de desechos domésticos e industriales, agroquímicos y otros contaminantes menos obvios. A la larga, estas aguas impuras completarán el ciclo hidrológico y regresarán a la atmósfera como moléculas de agua relativamente puras. Sin embargo la calidad del agua en las etapas intermedias la que tiene mayor importancia, ya que puede afectar al humano.

Las impurezas acumuladas por el agua a través del ciclo hidrológico y como resultado de las actividades humanas, pueden estar en forma disuelta o suspendida. Los materiales disueltos consisten de moléculas o iones que son sostenidas en la estructura molecular del agua.

Contaminación del agua puede ser definida como la presencia en el agua de impurezas en tal cantidad y de tal naturaleza que impidan el uso del agua para un propósito establecido.

1.2. Parámetros para la calidad del agua

Los parámetros que definen la calidad del agua son muchos y muy variados y pueden ser clasificados de muy diversas maneras, atendiendo ya sea a su origen, a su impacto en el medio, su persistencia, su forma de remoción, o a sus características microbiológicas, físicas, organolépticas, químicas, etc.

Aunque la cantidad de parámetros que pueden determinarse en el agua para establecer su calidad se pueden contar por decenas, para los fines del curso de Laboratorio de Ingeniería Sanitaria, sólo se considerarán aquellos que se puedan determinar con cierta facilidad, por razones de tiempo e infraestructura. Así pues, los habremos de clasificar en parámetros físicos, químicos y biológicos.

1.2.1. Parámetros físicos

Los parámetros que definen las características físicas y organolépticas del agua son los que se detectan sensorialmente. Entre ellos y para efectos de evaluación, el sabor y olor se ponderan por medio de los sentidos, mientras que el color y la turbiedad se determinan por medio de métodos analíticos de laboratorio. También deben considerarse otros parámetros tales como los sólidos disueltos, sólidos suspendidos, fijos y volátiles para ambos, sólidos sedimentables y la temperatura.

1.2.2. Parámetros químicos

Los parámetros asociados a las características químicas, las debidas a elementos o compuestos químicos, que como resultado de investigación científica se ha comprobado que pueden causar efectos nocivos a la salud humana, incluyen, además de otros, la alcalinidad (iones carbonato, bicarbonato e hidróxido), la dureza (iones de calcio y magnesio), los iones cloruro. Además de los anteriores, se deben considerar aquellos parámetros cuya determinación se basa en la conjugación de propiedades físicas y químicas, tales como el potencial hidrógeno y la conductividad eléctrica.

Se incluye en el curso una prueba de jarras que consiste en la aplicación de sustancias químicas que favorezcan, ya sea la remoción de sustancias que imparten color y turbiedad, o bien la remoción de sustancias que imparten dureza al agua, llamándose éste proceso de ablandamiento, ambos basados en los principios de la coagulación y precipitación.

1.2.3 Parámetros biológicos

Se entiende por características biológicas a aquellas debidas a la presencia de microorganismos, así como de sustancias que, por sus propiedades y características bioquímicas, provocan, ya sea deterioro de las condiciones aeróbicas de los cuerpos de agua, o resultan nocivos a la salud humana. Para efectos de control sanitario se determina el contenido de indicadores generales de contaminación microbiológica, específicamente organismos coliformes totales y *Escherichia coli* o coliformes fecales. También se estudia el efecto de diversas sustancias, como el cloro y su efecto desinfectante. La presencia de materia orgánica en las aguas residuales, se estudia a través de las pruebas de Oxígeno Disuelto y Demanda Bioquímica de Oxígeno

1.3. Legislación mexicana relativa al agua

En nuestro país existen diversas leyes, reglamentos y normas que permiten a los ciudadanos tener un marco de referencia para actuar en relación a las aguas. Todos estos instrumentos jurídicos y legales tienen como fundamento lo establecido en la Constitución Política de los Estados Unidos Mexicanos, que establece en su artículo 27°, párrafo quinto que las aguas son “propiedad de la nación”.

1.3.1. Ley de Aguas Nacionales

La Ley de Aguas Nacionales se publicó en el Diario Oficial de la Federación el 1 de diciembre de 1992. Esta Ley tiene por objeto regular la explotación, uso o aprovechamiento de dichas aguas, su distribución y control, así como la preservación de su cantidad y

calidad para lograr su desarrollo integral sustentable; se considera de observancia general, es decir que todos los ciudadanos están sujetos a ella y se aplica en todo el ámbito del territorio nacional; es de interés social, lo cual implica que se promulga para que todos los ciudadanos y la nación se ven beneficiados por ella.

1.3.2. Ley General del Equilibrio Ecológico y La Protección a Ambiente

Esta ley entró en vigor el 28 de enero de 1988 y su última modificación se realizó el 7 de enero de 2000, es reglamentaria de las disposiciones de la Constitución Política de los Estados Unidos Mexicanos que se refieren a la preservación y restauración del equilibrio ecológico, así como a la protección al ambiente, en el territorio nacional y las zonas sobre las que la nación ejerce su soberanía y jurisdicción. Sus disposiciones son de orden público e interés social y tienen por objeto propiciar el desarrollo sustentable y establecer las bases para:

- I. Garantizar el derecho de toda persona a vivir en un medio ambiente adecuado para su desarrollo, salud y bienestar;
- II. Definir los principios de la política ambiental y los instrumentos para su aplicación;
- III. La preservación, la restauración y el mejoramiento del ambiente;
- IV. La preservación y protección de la biodiversidad, así como el establecimiento y administración de las áreas naturales protegidas.
- V. El aprovechamiento sustentable, la preservación y, en su caso, la restauración del suelo, el agua y los demás recursos naturales, de manera que sean compatibles la obtención de beneficios económicos y las actividades de la sociedad con la preservación de los ecosistemas;
- VI. La prevención y el control de la contaminación del aire, agua y suelo;
- VII. Garantizar la participación corresponsable de las personas, en forma individual o colectiva, en la preservación y restauración del equilibrio ecológico y la protección al ambiente.
- VIII. El ejercicio de las atribuciones que en materia ambiental corresponde a la Federación, los Estados, el Distrito Federal y los Municipios, bajo el principio de concurrencia previsto en el artículo 73 fracción XXIX – G de la Constitución;
- IX. El establecimiento de los mecanismos de coordinación, inducción y concertación entre autoridades, entre éstas y los sectores social y privado, así como con personas y grupos sociales, en materia ambiental, y
- X. El establecimiento de medidas de control y de seguridad para garantizar el cumplimiento y la aplicación de esta ley y de las disposiciones que de ella se deriven, así como para la imposición de las sanciones administrativas y penales que correspondan.

Como resultado de la publicación de ésta ley, cada estado de la federación elaboró y promulgó su propia ley estatal. Para el caso del Estado de Chihuahua, se promulgó la Ley Ecológica Para el Estado de Chihuahua, que hace referencia a la preservación y control de la contaminación del agua y los ecosistemas acuáticos.

1.3.3. Reglamentos

Para aplicar los ordenamientos establecidos en las leyes, se crean los reglamentos específicos, así podemos hablar del Reglamento de la Ley General de Salud en Materia de Control Sanitario de Actividades, Establecimientos Productos y Servicios (18 enero de 1988, DOF) que en su Título Tercero (Agua y hielo para uso y consumo humano y para

refrigerar), Capítulo I (Agua), Artículos 209 y subsecuentes, establece las características que debe tener el agua si ésta se considera potable.

A nivel municipal en Chihuahua existe el reglamento para La Protección del Ambiente en el Municipio de Chihuahua.

1.3.4. Normas Oficiales Mexicanas

Las normas, establecen con todo detalle la forma en que se ha de cumplir con lo establecido en leyes y reglamentos superiores. Se puede hablar de dos tipos de normas, la Normas Oficiales Mexicanas (NOM) que son de observancia obligatoria, y las Normas Mexicanas (NMX), las cuales no son de observancia obligatoria, pero se sugiere la conveniencia hacerlo.

2. COLOR

Objetivo: El alumno conceptualizará la importancia que el color tiene en la definición de la calidad del agua y el impacto que tiene según el uso al que se destine y conocerá el método para la determinación del color en el agua, basándose en las normas vigentes en la legislación mexicana.

2.1. Origen del color en el agua

El color es una característica física del agua producida por sustancias orgánicas e inorgánicas que se encuentran en solución o en forma de partículas coloidales.

En las aguas naturales el color generalmente es el resultado de sales metálicas como hierro y manganeso o de sustancias orgánicas. Resulta del contacto del agua con extractos vegetales provenientes de hojas, semillas, madera, humos, plankton, etc., sustancias que en la mayoría de los casos son inocuas.

2.2. Impacto del color

Las sustancias naturales le imparten al agua una coloración amarillo – pardo, produciendo que exista por parte del consumidor una aversión natural debido a las comparaciones antiestéticas que se le asocian.

En algunos procesos industriales el color del agua puede ser perjudicial como son los de la producción de papel y telas. Es también de consideración importante en la industria en la que se utiliza el agua para la elaboración de bebidas o alimentos. En el uso doméstico también puede producir inconvenientes como son manchas de ropa, de muebles sanitarios, etc.

2.3. Uso y aplicación

En ocasiones las aguas pueden parecer coloreadas por materia suspendida, como es el caso de las aguas superficiales. Al color producido por materia suspendida se le denomina color aparente, es decir, es el color que se le determina a la muestra sin eliminarle las partículas suspendidas.

El término color significa color real y es aquel que tienen las aguas después de que les han sido eliminadas las partículas en suspensión por centrifugación. No es recomendable el filtrado por existir la posibilidad de quedarse adherido algo de color al medio filtrante.

2.4. Remoción del color

Los procesos de tratamiento preferibles desde el punto de vista económico para la remoción del color, son los procesos físico – químicos de coagulación sedimentación y filtración, utilizados también para la remoción de turbiedad, sin embargo, para el color resultan más efectivos estos procesos a pH's más bajos en el rango de 4 a 6.

2.5. Medición del color

El color natural se debe a una gran variedad de sustancias por lo que ha sido necesario adoptar un estándar arbitrario para su medición. El color natural en las aguas es generalmente amarillo-cafesoso por lo que se buscó alguna sustancia estable que produjera colores semejantes. Finalmente se encontró que las soluciones de cloroplatinato de potasio (K_2PtCl_6) con pequeñas cantidades de cloruro cobaltoso producen colores muy semejantes

a los naturales, y se adoptó como unidad estándar de color al producido por un miligramo de platino por litro de agua destilada (como K_2PtCl_6).

La medición del color a las muestras se les hace por comparación directa con estándares preparados en diferentes diluciones contenidos en tubos de comparación de color llamados comúnmente tubos de Nessler, como los mostrados en la figura 2.1.

Los estándares preparados generalmente varían de 0 a 70 unidades de color y sirven por varios meses si se encuentran bien protegidos del polvo y la evaporación. Aquellas muestras que exceden de 70 unidades, son diluidas de tal manera que el color quede dentro de los estándares, usando un factor de corrección de acuerdo a la dilución empleada.



Figura 2.1. Tubos de Nessler para comparación de color

Para eliminar la necesidad de estar renovando los estándares de color se han desarrollado una serie de instrumentos, los cuales, emplean discos con vidrios coloreados que simulan los estándares de color. Estos aparatos controlan ciertos errores que pueden incluirse en el método de los tubos de Nessler debido a variaciones de la luz en los diferentes estándares, sin embargo, puede haber variaciones en los colores de los discos, o cambios de sus características debido a huellas, polvo, etc. (ver figura 2.2)

Cuando el color del agua proviene de desechos industriales, la evaluación del color con la escala platino – cobalto generalmente no resulta aplicable, ya que, los matices no corresponden a la escala amarillo – cafésoso. En este caso la medición se efectúa por medio de un espectrofotómetro variando la longitud de onda hasta encontrar la longitud de onda dominante. Ver figura 2.3



Figura 2.2. Colorímetro Aquatester de Hellige.



Figura 2.3. Espectrofotómetro Sequoia-Turner Modelo 340

2.5.1. Principio del método

La determinación del color en una muestra de agua se realizará con el método de la escala platino – cobalto, utilizando un comparador colorimétrico marca Hellige. La medida del color se basa en la comparación visual de la muestra con soluciones coloreadas o en la comparación con discos de vidrios de color especiales, que han sido calibrados de acuerdo a las soluciones coloreadas o estándares. El método estándar es el método de la escala platino – cobalto, en el cual una unidad de color es definida como la producida por un miligramo de platino (en la forma de ión cloroplatinato) por litro de agua destilada, con concentraciones variadas de cloruro cobaltoso para dar diversas tonalidades.

Aún la más ligera turbiedad interfiere, causando que el agua aparente sea notablemente mayor que el color real. El valor del color del agua es sumamente dependiente del pH e invariablemente aumenta conforme aumenta el pH, por esta razón, cuando reporten valores de color es conveniente especificar a cual pH fue determinado.

2.5.2. Muestreo

Las muestras deben colectarse en recipientes limpios y la determinación deberá hacerse dentro de un periodo de tiempo razonable porque durante el almacenamiento pueden ocurrir cambios físicos y biológicos que afectan el color.

Equipo y material requerido

- Un comparador colorimétrico marca Hellige.
- Una centrífuga.
- Vasos de precipitado.
- Pipetas.
- Tubos de ensayo.
- Tubos de Nessler
- Tapón para tubos de Nessler (buzos esmerilados)

Procedimiento

1. Llenar un tubo de Nessler del aparato con agua destilada hasta la marca. Tapar con el buzo esmerilado y colocarlo sobre el soporte izquierdo del comparador.
2. Tomar un segundo tubo de Nessler y llenarlo con agua de la muestra hasta la marca. Tapar con el buzo y colocarlo sobre el soporte derecho del comparador.
3. Una vez colocados los tubos dentro del comparador, cerrar la portezuela y colocar en la parte superior del aparato el disco adecuado de colores patrón. Finalmente colocar el ocular.
4. Encender el aparato y comparar el color del agua de la muestra con los patrones del disco. Tomar la lectura cuando los colores del agua de la muestra y del disco patrón coincidan. Interpretar si el color de la muestra está entre dos colores patrón.
5. Si el color de la muestra excede al color del patrón de máximo valor en el disco, diluya la muestra con agua destilada en proporciones conocidas, hasta que el color quede dentro del rango de estándares. Si la muestra ha sido diluida, calcule las unidades del color de acuerdo a la siguiente fórmula:

$$U.C = \frac{A \times B}{C}$$

donde:

A = lectura de unidades de color en el comparador.

B = volumen total en la dilución en mililitros.

C = mililitros de muestra tomados para la dilución.

2.6. Problemas

1. Investigue cual el límite máximo de color para agua potable establecido en las normas vigentes.
2. A qué conclusiones llegaría en los siguientes casos:
 - Su muestra presenta un color aparente superior al color real.
 - La muestra presenta un color real igual al color aparente.

3. Qué cantidad de K_2PtCl_6 es necesario pesar para producir un litro de una solución de 500 U.C. ¿Cuántos mililitros de la solución anterior tomaría para preparar estándares de color de 50ml que contengan: 0, 5, 10, 20, 30, 40, 50, 60 y 70 U.C.?

2.7. Resultados y conclusiones

3. TURBIEDAD

Objetivo: El alumno conceptualizará la importancia de la turbiedad en la definición de la calidad del agua, el impacto que tiene según el uso a que se le destine y conocerá los métodos para su medición, basándose en las normas vigentes en la legislación mexicana.

3.1. Origen de la turbiedad

La turbiedad es una característica física del agua producida por material suspendido orgánico e inorgánico tal como arcilla, limo plancton, microorganismos o materia orgánica e inorgánica finamente dividida.

La turbiedad puede definirse como la expresión de la propiedad óptica que causa que la luz sea dispersada o absorbida en lugar de ser transmitida en línea recta a través del agua.

3.2. Impacto de la turbiedad

A pesar de que la turbiedad no resulta nociva para la salud, salvo que el material que la produzca sean microorganismos patógenos vivos, es de una consideración muy importante en abastecimientos públicos de agua por varias razones.

Una de estas razones es el aspecto estético, ya que el consumidor demanda agua libre de turbiedad porque el agua turbia es automáticamente asociada con una posible contaminación por aguas negras y con los peligros ocasionados por esto. En la industria la medida de la turbiedad es importante cuando el producto es destinado para consumo humano y el agua forma parte de dicho producto, como es el caso de las industrias que producen alimentos y bebidas y en las plantas de tratamiento para abastecimiento municipal. En plantas de tratamiento de agua el proceso de filtración resulta más difícil y costoso conforme la turbiedad aumenta. En el proceso de desinfección la turbiedad excesiva reduce la efectividad del desinfectante sobre todo en los casos en que la turbiedad es causada por partículas de aguas residuales domésticas, ya que, gran parte de los microorganismos patógenos, pueden quedar encerrados dentro de las partículas y ser protegidos contra el desinfectante.

La turbiedad causada en los cuerpos de agua receptores (ríos, lagos, mar, etc.) por descargas de aguas residuales domésticas o industriales también es de consideración importante, ya que, ofrece peligro al sistema ecológico. La turbiedad excesiva reduce la penetración de la luz, afectándose de esta manera la fotosíntesis de los organismos fitoplanctónicos así como la vegetación que se desarrolla en el lecho y que a su vez sirve de alimento a la fauna acuática.

3.3. Uso y aplicación

La turbiedad en exceso de 5 unidades es perceptible para el consumidor y por lo tanto representa una condición que no cumple con los requisitos de potabilidad.

3.4. Remoción de la turbiedad

Los procesos de tratamiento necesarios para eliminar la turbiedad del agua son los de coagulación, sedimentación y filtración. Cuando los procesos mencionados trabajan en forma eficiente, deben producir agua con una turbiedad inferior a una unidad de turbiedad.

3.5. Medición de la turbiedad

Debido a la gran variedad de materiales que causan la turbiedad, fue necesario usar un estándar arbitrario. La unidad patrón fue definida como la obstrucción óptica a la luz causada por una parte por millón de sílice insoluble en agua destilada.

1 mg SiO₂/l = 1 unidad de turbiedad

El estándar de sílice fue usado originalmente para calibrar el turbidímetro de bujía Jackson, y el método estándar para determinar la turbiedad esta basado en dicho turbidímetro, porque es el que nos permite una medición de la turbiedad en función del paso de la luz, mientras que otros métodos son comparaciones de la luz dispersada por la muestra, con la luz dispersada por estándares como la sílice, caolín, polímeros de formazina, etc., cuyas características de tamaño, forma e índice de refracción pueden ser muy diferentes al de la muestra.

A pesar de que el método visual de turbidímetro de Jackson es el método estándar, no nos permite lecturas directas menores que 25 UJT, ya que, la mayoría de las aguas tratadas varían de 0 a 5 UJT, los métodos instrumentales por comparación han sido de gran aceptación para medir bajas turbiedades.

La mayoría de los turbidímetros comerciales para medir bajas turbiedades dan comparativamente buena indicación de la intensidad de la luz dispersada en una dirección particular, predominantemente en ángulos rectos a la luz incidente. Estos instrumentos son todos precalibrados con el turbidímetro de bujía Jackson. El estándar de comparación para estos instrumentos que ha tenido gran aceptación es el polímero de Formazin por ser más reproducible en sus propiedades de dispersión de la luz.

Para el caso de la presente práctica, la turbiedad de una muestra de agua se medirá utilizando el Turbidímetro de Hellige.

3.5.1. Principio del Método

El método Hellige está basado en la comparación de la intensidad de la luz dispersada a 90° por la muestra, bajo condiciones definidas, contra la intensidad de la luz dispersada por una suspensión estándar de referencia (SiO₂) bajo las mismas condiciones. A mayor luz dispersada mayor será la turbiedad.

Las partículas sedimentables presentan interferencia al depositarse en el fondo de los vasos de los turbidímetros, por lo que es recomendable, cuando existan éstas, se realice la determinación con rapidez. La cristalería sucia, la presencia de burbujas y el efecto de vibraciones que perturben la superficie del líquido, pueden llevar a falsos resultados. La presencia de color verdadero que absorbe luz puede causar en el método de Hellige medidas de turbiedad menores.

3.5.2. Muestreo

La turbiedad debe ser medida el mismo día en que la muestra haya sido tomada. Si es inevitable y requiere más tiempo, guarde las muestras en la obscuridad hasta por 24 horas. No se recomiendan periodos más prolongados de almacenamiento, porque pueden suceder cambios irreversibles en la turbiedad. Todas las muestras deben ser agitadas vigorosamente antes de la determinación.

Equipo y material requerido

- Un turbidímetro Hellige
- Vasos para turbidímetro de 10, 20 y 50 milímetros
- Tapones para vasos de turbidímetro
- Un vaso de precipitado
- Un agitador
- Una pipeta

Procedimiento:

4. POTENCIAL HIDRÓGENO (pH)

Objetivo: El alumno comprenderá el concepto de pH y su aplicación en el contexto de la definición de la calidad de las aguas, según sea su tipo y uso al que se destinen. Conocerá los límites establecidos y el método analítico de medición que contempla la normatividad vigente en la legislación mexicana.

4.1. Constante de Ionización del Agua

El pH es un término universal que expresa la intensidad de las condiciones ácidas o alcalinas de una solución. El concepto del pH proviene de una serie de descubrimientos, que llevaron al entendimiento completo de los ácidos y las bases. Los ácidos y las bases se distinguieron originalmente por su diferencia en sabor y posteriormente por el modo en que afectaban ciertos materiales que se denominaron como indicadores. Con la teoría de ionización de Arrhenius (1887) y posteriormente con el descubrimiento de que el electrodo de hidrógeno es un aparato que nos permite la medición de la concentración del ion hidrógeno, se pueden determinar las concentraciones de hidrógeno que le dan los diferentes grados de acidez al agua.

El agua químicamente pura se disocia en la siguiente forma:



Sin embargo, el agua es muy débilmente ionizable, esto es que una pequeñísima cantidad de moléculas de agua se van a separar en iones. De acuerdo a la ley del equilibrio:

$$\frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K \text{ Cte. de equilibrio}$$

Debido a que la concentración del agua es extremadamente grande, y su concentración disminuye tan poco al disociarse por el pequeñísimo grado de ionización, se puede considerar que H_2O permanece constante, por lo tanto:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w \text{ cte. de ionización}$$

El valor de K_w a 25°C es de $1 \times 10^{-14} \text{ mol} / \text{l}$.

donde:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= 10^{-7} \text{ mol} / \text{l} \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-7} \text{ mol} / \text{l} \end{aligned}$$

4.2. Rango de pH. Acidez y Basicidad

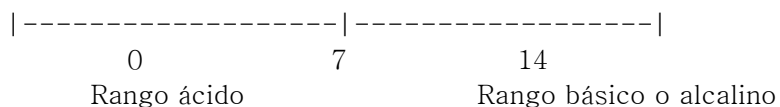
Dado que el efecto del ion H^+ y el ion OH^- se neutraliza cuando las concentraciones son iguales. Las concentraciones anteriores corresponden a la neutralidad. Concentraciones de mayores de $10^{-7} \text{ mol} / \text{l}$, indican acidez y menores basicidad o alcalinidad.

La expresión de la concentración del ión hidrógeno o en otras palabras del grado de acidez, expresado en moles por litro resulta difícil ya que sus valores son decimales pequeños.

Para eliminar esta dificultad, Sorenson (1909) propone expresar tales valores en términos de sus logaritmos negativos y llamarle a este nuevo valor pH.

$$\text{pH} = \log 1/\text{H}^+ \text{ o } \text{PH} = -\log \text{H}^+$$

La escala de pH se representa de 0 a 14 en la que $\text{pH} = 7$ representa la neutralidad absoluta.



Las condiciones ácidas se incrementan conforme los valores de pH decrecen, y las condiciones alcalinas se incrementan conforme el pH se incrementa.

4.3. Control del pH

En la práctica de la Ingeniería Ambiental, el pH tiene mucha importancia porque influye en la mayoría de los procesos de tratamiento de aguas. El sistema ecológico puede ser afectado porque la alteración del pH en un cuerpo de agua puede causar la muerte de los peces. Los procesos de tratamiento en los que el pH debe ser considerado son los procesos de coagulación química, desinfección, ablandamiento de agua y control de la corrosión. En sistemas de tratamiento de aguas negras que utilicen procesos biológicos, el pH debe de controlarse dentro de un rango favorable a los microorganismos encargados de la purificación. Los tratamientos químicos usados para coagular aguas residuales, el secado de lodos o la oxidación de ciertas sustancias como cianuros, requieren de un control exacto del pH.

El pH de las aguas naturales varían entre 4 y 9, sin embargo, la mayoría de las aguas son ligeramente básicas debido a la presencia de carbonatos. La normatividad vigente recomienda que el pH del agua potable esté comprendido entre 6 y 8 de manera general.

4.4. Medición del pH

El pH puede ser medido colorimétrica o electrométicamente. Los métodos colorimétricos son mas baratos, pero sufren de interferencias debido al color, turbiedad, salinidad, materia coloidal y sustancias oxidantes o reductoras. Los indicadores son objeto de deterioración, así como los estándares con los cuales se comparan. Presenta también el método, el inconveniente de que un solo indicador no cubre el rango de pH de interés en tratamiento de aguas, sino que se requieren varios de ellos. Por estas razones el método colorimétrico es usado únicamente para estimaciones gruesas. El método del electrodo de vidrio es la técnica estándar. En las figuras 4.1 a, b y c, se pueden apreciar diversos tipos de potenciómetros.



(a)



(b)



(c)

Figura 4.1. (a) Potenciómetro Digital marca Corning, modelo 350; (b) Potenciómetro digital marca Corning, modelo 125; (c) Potenciómetro digital para mediciones en campo, marca Corning. Mide también Oxígeno disuelto, Conductividad eléctrica y sólidos disueltos.

4.4.1. Principio del método

El electrodo de hidrógeno es reconocido como el estándar primario, sin embargo, el electrodo de vidrio está sujeto a menos interferencia y es usado en combinación con un electrodo de referencia o comparación (electrodo de Calomel). El par de electrodos vidrio – comparación, producen un cambio de 59.1 mv por unidad de PH: a 25° C.

El electrodo de vidrio es relativamente libre de interferencias, excepto de un error por sodio a pH's elevados (arriba de 10). Este error de pH alto puede ser reducido usando electrodos especiales. También la temperatura ofrece interferencias, básicamente por dos razones:

1. El cambio en el potencial por unidad de pH varía con la temperatura.
2. La ionización de la muestra también varía.

El primer efecto puede ser compensado en algunos instrumentos comerciales, el segundo no puede ser compensado y se debe tomar en consideración, midiendo la temperatura de la muestra.

4.4.2. Muestreo

Se debe evitar que la muestra tenga contacto con el aire, posteriormente que fue tomada. Es recomendable llenar el frasco completamente para evitar que quede aire atrapado dentro de él.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Un potenciómetro electrométrico marca Corning modelo 350 o 125
- Vasos de precipitado
- Un termómetro
- Soluciones amortiguadoras para varios pH's.
- Agua destilada.

Procedimiento:

Utilizando un potenciómetro marca Corning, modelo 350 o modelo 125.

1. Conecte el aparato.
2. Espere 5 minutos para que se caliente.
3. Lave los electrodos con agua destilada.
4. En un vaso de precipitado ponga la solución amortiguadora de pH conocido y mida la temperatura de la solución.
5. Mueva el botón de la temperatura a la temperatura medida.
6. Introduzca los electrodos en el líquido más o menos 3 cm.
7. Mueva a la posición pH.
8. Con el botón de calibrar, ajustar al pH de la solución amortiguadora.
9. Con la muestra que se desea medir, repetir los pasos 3, 4, 5, y 6.
10. Anote la lectura de pH y la temperatura de la muestra.

4.5. Problemas

1. ¿Cuál es la concentración del ión hidrógeno en una solución cuyo pH es igual a 6.25?
2. ¿Cuál es el pH de una solución que tiene una concentración del ión hidrógeno de 3×10^{-2} ?

4.6. Resultados y conclusiones

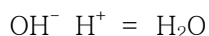
5. ALCALINIDAD

Objetivo: El alumno reconocerá las sustancias que le imparten alcalinidad al agua, así como el origen de las mismas, su impacto y aplicación en el contexto de la definición de la calidad de las aguas, según sea su tipo y uso al que se destinen y conocerá el método de medición establecido en la normatividad vigente.

5.1. Origen de la alcalinidad

La alcalinidad es una medida de la capacidad que tiene el agua para absorber iones hidrógeno sin tener un cambio significativo en su pH (capacidad para neutralizar ácidos). Las sustancias que le imparten alcalinidad al agua son fundamentalmente, los iones carbonato, bicarbonato e hidróxido. Algunos otros materiales también le imparten alcalinidad al agua, como son los silicatos, boratos y fosfatos, pero su contenido en las aguas naturales es generalmente insignificante y su efecto puede ignorarse.

Esta propiedad amortiguadora que permite que las aguas reciban sustancias ácidas sin sufrir cambios fuertes en su pH, debido a la presencia de los $\text{CO}_3^{=}$, HCO_3^- , e OH^- se explica al observar las reacciones que se llevan a cabo.



Es decir, los $\text{CO}_3^{=}$, HCO_3^- , OH^- , reaccionan o absorben los iones H^+ para constituir otras moléculas que no le dan acidez al agua, puesto que el hidrógeno no se encuentra en su forma iónica.

5.2. Relación pH – alcalinidad

Para tener la posibilidad de distinguir entre los tres tipos de alcalinidad, es decir, la debida a bicarbonatos, carbonatos e hidróxidos, se hace distinción entre dos tipos de alcalinidad: la alcalinidad a la fenoftaleína y la alcalinidad al anaranjado de metilo, llamada también alcalinidad total y está basada en lo siguiente:

Las especies de carbonato presentes en el agua son función del pH y su distribución se ilustra en la figura 5.1:

Por lo tanto los puntos de vire escogidos son 8.3 y 4.5 esto es, muestras que tienen un pH mayor que 8.3, su alcalinidad puede ser debida a las tres formas de alcalinidad y muestras que tienen un pH menor que 8.3 su alcalinidad es debida únicamente al ión bicarbonato.

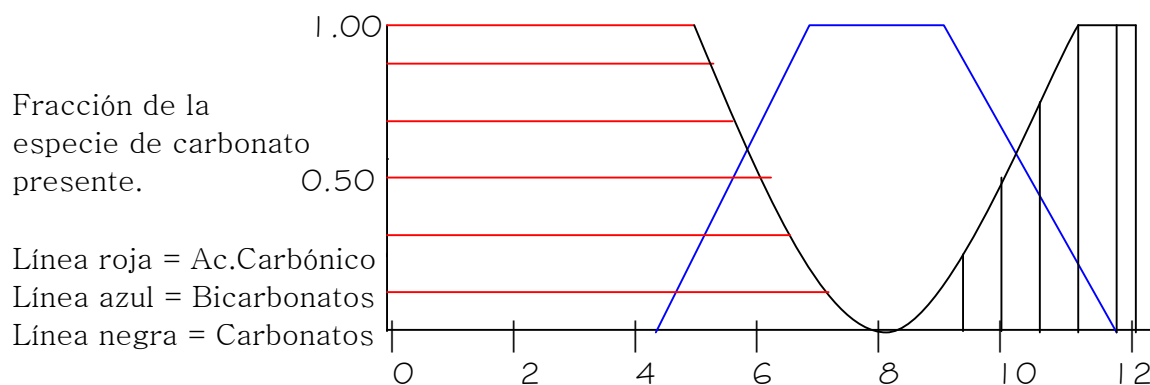


Figura 5.1. Relación de la alcalinidad, según el ion que la produce, con el pH

5.3. Impacto de la alcalinidad

La alcalinidad excesiva no produce efectos nocivos en la salud de los consumidores, pero sí le imparte un sabor desagradable al agua, que puede causar que sea rechazada. La normatividad vigente fija como máximo admisible una alcalinidad total de 400 mg/l CaCO_3 .

5.4. Usos y aplicaciones

La alcalinidad es de importancia en muchos usos y tratamientos de agua natural y aguas residuales. Para determinar si el agua es adecuada para irrigación debe considerarse su alcalinidad en relación con la del suelo. Este concepto también tiene aplicación en los tratamientos químicos del agua de coagulación y ablandamiento, en general la capacidad amortiguadora del agua es de gran interés en la práctica del tratamiento de aguas residuales.

5.5. Medición de la alcalinidad

La determinación de la alcalinidad en una muestra de agua se hace por medio de titulación con un ácido mineral fuerte de concentración conveniente, hasta puntos de neutralización indicados por indicadores colorantes. Ver figura 5.2.

5.5.1. Principio del método

Los iones hidróxido presentes en una muestra de agua son neutralizados por titulación con un ácido estándar, dependiendo la alcalinidad del pH escogido. Ya que la alcalinidad no es función de una sola especie, se ha establecido como unidad de expresión el CaCO_3 , cuyo peso molecular es 100.

La tabla 5.1 nos permite observar una clasificación de las tres principales formas de alcalinidad presentes en el agua, suponiendo la ausencia de otras sales que también producen alcalinidad, como son los silicatos, boratos y fosfatos.

Tabla 5.1. Relación de los diferentes tipos de alcalinidad, dependiendo de los resultados de la titulación con ácido.

Resultado de la titulación.	Alcalinidad debida al OH en mg/1 CaCO ₃	Alcalinidad debida a CO ₃ en mg/1CaCO ₃	Alcalinidad debida HCO ₃ mg/1CaCO ₃
$F = 0$	0	0	T
$F < \frac{1}{2} T$	0	2F	$T - 2F$
$F = \frac{1}{2} T$	0	2F	0
$F > \frac{1}{2} T$	$2F - T$	$2(T - F)$	0
$F = T$	T	0	0

donde:

F = Alcalinidad a la Fenoftaleína

T = Alcalinidad total

La conversión a miligramos por litro CO₃⁻ es en la siguiente forma:

$$\text{mg/1 CO}_3^- = \text{mg/1 CaCO}_3 \text{ alc. carbonatos} \times 0.6.$$

$$\text{mg/1 HCO}_3^- = \text{mg/1 CaCO}_3 \text{ alc. bicarbonatos} \times 1.22$$

El color o la turbiedad altos pueden impedir identificar el punto de vire.

5.5.2. Muestreo

Las muestras se deben coleccionar en frascos de polietileno o pyrex y almacenar a bajas temperaturas, ya que en las aguas de desecho puede haber acción microbiana y ganar dióxido de carbono. También pueden perder o ganar CO₂ cuando son expuestas al aire por lo que se recomienda llenar los frascos completamente y cerrarlos apretadamente.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Dos matraces Erlenmeyer de 125 ó 250 ml.
- Una pipeta volumétrica de 50 ml.
- Una bureta de 25 o 50 ml.
- Un vaso de precipitado.
- Un embudo
- Ácido sulfúrico 0.02 N
- Indicador de Fenoftaleína
- Indicador de anaranjado de metilo



Figura 5.2. Material para titulación

Procedimiento:

Alcalinidad a la fenortaleína:

1. Tome 50 ml. de muestra en un matraz Erlenmeyer.
2. Agregue tres gotas de indicador de fenoftaleína. Si da una coloración rosa violeta si existe alcalinidad a la fenoftaleína.
3. Titule con ácido sulfúrico hasta su decoloración.
4. Tome la lectura de mililitros de ácido consumido.
5. Calcule la alcalinidad a la fenoftaleína por medio de la siguiente fórmula:

$$\text{Alcalinidad en mg/ 1 CaCO}_3 = \frac{A \times N \times 50,000}{\text{mls. de muestra}}$$

donde: A = ml. de ácido estándar consumido.
N = Normalidad del ácido estándar.

Alcalinidad total:

1. Tome 50 mil. de muestra en un matraz Erlenmeyer. Si se determinó la alcalinidad a la fenoftaleína, se puede continuar utilizando la misma muestra, acumulando la cantidad de ácido consumido.
2. Agregar 4 gotas del indicador anaranjado de metilo, dando una coloración amarillenta.
3. Titular con ácido sulfúrico, hasta un vire color naranja correspondiente a PH = 4.5.
4. Tomar la lectura de mililitros de ácido consumido.
5. Calcular la alcalinidad total por medio de la misma fórmula anterior.

5.6. Problemas

1. El análisis de una serie de muestras dio los siguientes valores de pH: 5.5, 3.0, 12.4, 8.5, 7.6 y 9.0. Con estos valores de pH que conclusiones puede obtener acerca de la presencia significativa de iones de carbonato y bicarbonato.

5.7. Resultados y conclusiones

6. DUREZA

Objetivo: El alumno reconocerá las sustancias que le imparten dureza al agua, así como su origen, impacto y remoción, en el contexto de la definición de la calidad del agua, según sea su tipo y uso al que se le destine. Conocerá los límites y métodos de análisis establecidos en la normatividad vigente.

6.1. Origen de la dureza del agua

La dureza en el agua es causada principalmente por la presencia de iones de calcio y magnesio. Algunos otros cationes divalentes también contribuyen a la dureza como son, estroncio, hierro y manganeso, pero en menor grado ya que generalmente están contenidos en pequeñas cantidades.

La dureza la adquiere el agua a su paso a través de las formaciones de roca que contienen los elementos que la producen. El poder solvente lo adquiere el agua, debido a las condiciones ácidas que se desarrollan a su paso por la capa de suelo, donde la acción de las bacterias generan CO_2 , el cual existe en equilibrio con el ácido carbónico. En estas condiciones de pH bajo el agua ataca las rocas, particularmente a la calcita (CaCO_3), entrando los compuestos en solución.

La clasificación de las aguas según su dureza, se presenta en la tabla 6.1.

Tabla 6.1.- Clasificación de las aguas según su dureza.

0 – 75 mg/l CaCO_3	Agua blanda
75 – 150 mg/l CaCO_3	Agua semi-dura
150 – 300 mg/l CaCO_3	Agua dura
más de 300 mg/l CaCO_3	Agua muy dura

6.2. Relación dureza – alcalinidad

Cuando la dureza es numéricamente mayor que la suma de las alcalinidades de carbonatos y bicarbonatos, la cantidad de dureza que es su equivalente a esta suma se le llama dureza carbonatada, también llamada temporal, ya que al elevarse la temperatura del agua hasta el punto de ebullición, el calcio y el magnesio se precipitan en forma de carbonato de calcio e hidróxido de magnesio respectivamente.

La cantidad de dureza en exceso de la carbonatada se le llama dureza de no carbonatos y se distingue como permanente, es decir, no puede eliminarse por agitación térmica, sino que son necesarios procesos químicos para eliminarla del agua. Entre estos procesos se pueden mencionar el ablandamiento con cal, cal-soda e intercambiadores iónicos como zeolitas y ciertas resinas.

6.3. Impacto de la dureza

La dureza del agua se reconoció originalmente por la capacidad que tiene el agua para precipitar el jabón, esto es, las aguas requieren de grandes cantidades de jabón para producir espuma. Otra característica de suma importancia en la industria, reconocida posteriormente, es la producción de incrustaciones en los tubos de agua caliente, calentadores y algunas otras unidades en las que la temperatura del agua es alta.

La capacidad de consumo de jabón es de importancia desde el punto de vista económico y por la dificultad de obtener condiciones apropiadas para una limpieza óptima. Sin embargo, con los detergentes sintéticos este problema ha disminuido, por lo que, la demanda del público de aguas suavizadas en las plantas de tratamiento municipal también ha disminuido y la tendencia es hacia instalaciones de ablandamiento privadas e industriales excepto en aquellos lugares en los que la dureza es sumamente alta.

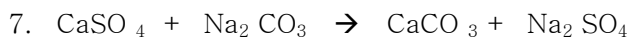
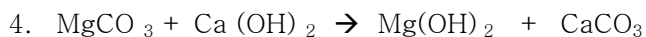
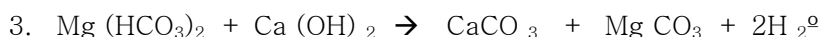
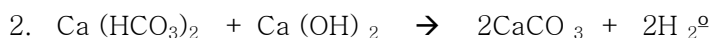
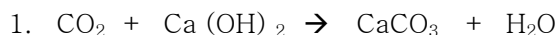
El problema de las incrustaciones no ha disminuido y es de consideración muy importante, principalmente en la industria, porque las incrustaciones pueden obstruir las tuberías a tal grado que se produzcan explosiones o que se inutilicen las unidades de los procesos industriales, resultando más económico darle a las aguas un tratamiento de ablandamiento, que sustituir tuberías, equipo, etc.

Las aguas duras no causan problemas al cuerpo humano y son tan satisfactorias como las aguas blandas sin embargo, la aceptación del público es variable de un lugar a otro, y su sensibilidad depende del grado de dureza al que las personas estén acostumbradas. Muchos consumidores ponen objeción cuando la dureza del agua excede de 150 mg/1 CaCO₃.

El límite de dureza que se establece en la normatividad actual es de 500 mg CaCO₃ y recomienda que la dureza permanente no exceda de 150 mg/ 1 CaCO₃.

6.4. Remoción de la dureza

El proceso de ablandamiento con cal – soda (Ca (OH)₂ – Na₂ CO₃) precipita la dureza del agua. En este proceso se llevan a cabo las siguientes reacciones, las cuales se deben de tener en consideración para estimar las cantidades de cal y soda necesarias para el ablandamiento.



El proceso de ablandamiento por medio de intercambiadores iónicos consiste en pasar aguas duras a través de un lecho de resinas intercambiadoras de cationes, donde los componentes de la dureza, los iones de calcio y magnesio son eliminados de la solución y sustituidos por sodio o hidrógeno.

6.5. Medición de la dureza del agua

Determinación de la dureza, total y de calcio se realiza por el método de titulación con EDTA (versenato de sodio).

6.5.1. Principio del Método

El ácido etilen – diamino – tetra – acético y su sal disódica forman un complejo cuando son añadidos a una solución que contenga ciertos cationes metálicos. Si una pequeña cantidad del indicador negro T de Eriocromo es añadida a una solución acuosa que contiene iones de calcio y magnesio a un pH de 10 ± 0.1 , la solución se teñirá de un color rojo vino; si se añade EDTA como titulante, el calcio y el magnesio reaccionarán con él. Después de que suficiente cantidad de EDTA es añadida para reaccionar o capturar todos los iones de calcio y magnesio, la solución cambiará de rojo vino a color azul.

La agudeza del cambio de color aumenta, aumentando el pH, sin embargo, éste no debe ser incrementado indefinidamente ya que, existe el peligro de precipitar CaCO_3 y $\text{Mg}(\text{OH})_2$. El pH de 10 ± 0.1 es satisfactorio y se establece un máximo de 5 minutos de duración de la titulación para minimizar la tendencia hacia la precipitación del CaCO_3 .

Para distinguir entre la dureza cálcica y magnésica, es necesario hacer otra titulación agregándole a la muestra una solución de hidróxido de sodio para subir el pH lo suficientemente alto (entre 12 y 13), de tal manera que el magnesio sea precipitado como $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y usando un indicador que combina solamente con el calcio, llamado murexida.

Algunos iones metálicos interfieren con el procedimiento causando pérdida gradual del color o que no se pueda identificar el punto de vire, ésta interferencia se reduce con la adición de ciertos inhibidores a la muestra de agua.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Dos matraces Erlenmeyer
- Una pipeta volumétrica de 25 ml
- Un vaso de precipitado.
- Una pipeta de 1 ml
- Una bureta
- Un embudo
- Solución Amortiguadora de NH_4OH para pH 10.
- Solución de Hidróxido de Sodio, para pH de 12 a 13.
- Solución valorada de Versenato de sodio (EDTA) de una concentración tal que 1 ml = 1mg de Ca o Mg en CaCO_3
- Indicador en polvo negro T de Eriocromo.
- Indicador en polvo de Purpurato de Amonio (murexida).
- Agua destilada

Procedimiento:

Dureza total:

1. Tome 25 ml de muestra y 25 ml de agua destilada en un matraz Erlenmeyer.
2. Agregue un mililitro de la solución amortiguadora

3. Agregue una cucharilla del indicador negro T de Ericromo, dando una coloración rojo vino que indica la presencia de iones de calcio y magnesio.
4. Titule con la solución valorada EDTA hasta su vire a color azul que se comprueba añadiendo una gota mas de EDTA que no produzca cambio en la coloración.
5. Lea la cantidad de EDTA consumido.
6. Calcule la dureza total por medio de la siguiente fórmula:

$$\text{Dureza en mg/1 CaCO}_3 = \frac{A \times B \times 1,000}{\text{ml. de muestra}}$$

donde:

A = ml de EDTA consumidos.

B = mg de Ca o Mg en CaCO₃ equivalentes a 1 ml de EDTA.

Dureza de calcio:

Tome 25 ml de muestra y 25 ml de agua destilada en un matraz Erlenmeyer.

Agregue un ml de hidróxido de sodio y agitar.

Agregue una cucharilla del indicador Purpurato de Amonio (Murexida), dando una coloración rosada.

Titule con la solución de Versenato de Sodio (EDTA) hasta su vire a color púrpura que se comprueba preparando un testigo con 2 ml de la solución de hidróxido de sodio, indicador murexida y suficiente cantidad de EDTA.

Lea la cantidad de EDTA consumido.

Calcule la dureza cálcica por medio de la fórmula anterior.

6.6. Problemas

1. Una muestra de agua tienen una dureza de 400 mg/1 CaCO₃ a un pH de 7.8 ¿Cuál es su dureza carbonatada y cuál su dureza de no carbonatos?

6.7. Resultados y conclusiones

7. CLORUROS

Objetivo: El alumno reconocerá a los iones cloruro como un parámetro fundamental para la caracterización de las aguas y como indicadores de contaminación, así como el origen de los mismos, su impacto y aplicación en la definición de la calidad del agua, según sea su tipo y uso al que se destine y conocerá los límites y el método analítico establecidos en la normatividad mexicana.

7.1. Origen de los cloruros

Los cloruros son aniones que generalmente se encuentran contenidos en las aguas naturales. La magnitud de su concentración es muy variable, siendo mayor normalmente cuando aumenta el contenido mineral de las aguas.

No se conocen efectos tóxicos para el hombre por altas concentraciones de cloruros, sin embargo, su valor en agua potable se recomienda que no exceda de 250 mg/l por razones de sabor, ya que los cloruros en concentraciones superiores a este valor, cuando el agua contiene sodio le imparten sabor salado al agua.

7.2. Indicadores de contaminación

La determinación de la concentración de los cloruros en el agua resulta de utilidad como indicador de contaminación por aguas residuales domésticas. Un incremento de cloruros en una fuente de abastecimiento de agua potable, puede ser indicativo de contaminación debido a que, el hombre en la preparación de sus alimentos utiliza cantidades considerables de cloruro de sodio (sal de cocina), el cual es desechado en su totalidad a través de la orina y excrementos. El incremento de cloruros en las aguas servidas es de aproximadamente 25mg/l con respecto al agua del abastecimiento.

El incremento de cloruros en el agua de los pozos localizados en las zonas costeras, nos puede indicar la tendencia a la intrusión salina. La intrusión salina ocurre al sobrebombear el pozo, produciéndose una diferencia en la carga hidrostática a favor del agua causando un movimiento de esta agua hacia la zona de extracción del pozo.

7.3. Remoción de iones disueltos

Al tratamiento para eliminar el exceso de cloruros en el agua y en general de las sales se le llama desmineralización o conversión de agua salina. El problema limitante para obtener agua dulce a partir de agua salada o de agua de mar es de tipo económico. Los métodos existentes para esta conversión resultan en la actualidad relativamente caros, sin embargo, la escasez de fuentes de abastecimiento viene a ser un factor limitante en el crecimiento de muchas zonas del mundo, por lo que el uso de la desmineralización cada vez tiene mayor aplicación. Entre los tratamientos de desmineralización más comunes se encuentran la evaporación condensación, intercambio iónico y ósmosis inversa.

7.4. Medición de cloruros

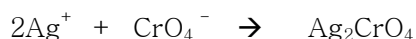
Determinación de los cloruros presentes en una muestra de agua por el método Argentométrico o de Mohr.

7.4.1. Principio del método

Si se usa nitrato de plata (AgNO_3) en la titulación del ión cloruro, éste se precipita como cloruro de plata blanco.



Para estimar la cantidad de AgNO_3 necesaria para reaccionar con todo el cloruro existente en la muestra, se precisa determinar el punto de vire en el que todo el cloruro se ha precipitado como cloruro de plata. Este punto no se puede detectar a simple vista a menos que se agregue un indicador a la muestra. Este indicador es cromato de potasio (K_2CrO_4) ya que, en una solución neutra o ligeramente alcalina puede indicar el punto de vire, porque una vez que se ha agotado el ión cloruro, los iones de plata reaccionan con el cromato y forman un precipitado café rojizo.



El indicador le introduce un pequeño error al valor obtenido en la titulación de muestra, debido a que entre sus impurezas contiene cloruros. Este error debe ser corregido substrayéndose al valor de la titulación obtenido para la muestra, el valor obtenido en la titulación de un blanco.

Las sustancias en las cantidades que normalmente se encuentran en el agua potable no interfieren. Los bromuros, ioduros y cianuros se registran como concentraciones equivalentes de cloruros. Los sulfuros, el tiosulfato y el tiosulfito interfieren al procedimiento pero pueden ser eliminados por un tratamiento con peróxido de hidrógeno. El ortofosfato en exceso de 25mg/1 interfiere ya que se precipita como fosfato de plata. El hierro en exceso de 10 mg/1 interfiere porque enmascara el punto de vire.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Dos matraces Erlenmeyer
- Una pipeta volumétrica de 50 ml
- Un vaso de precipitado
- Una pipeta de 1 ml
- Una bureta
- Un embudo
- Solución valorada de nitrato de plata 0.0141 N
- Solución indicadora de cromato de potasio
- Ácido Sulfúrico 1N
- Hidróxido de Sodio 1N
- Agua destilada

Procedimiento

Tome 50 ml de muestra en un matraz Erlenmeyer.

Si la muestra tiene un pH entre 7 y 10 pasar al paso 3, si no, ajustar el pH a este rango con ácido sulfúrico 1N o hidróxido de sodio 1N.

Agregue a la muestra 1ml del indicador de cromato de potasio el cual da a la muestra un color amarillo vidrioso.

Titule con la solución valorada de nitrato de plata.

Tome la lectura de los mililitros de nitrato de plata consumido.

Repita los pasos 1,2,3,4 y 5 usando agua destilada.
Calcule la cantidad de cloruros por medio de la siguiente fórmula:

8. CLORO RESIDUAL

Objetivo: El alumno reconocerá la importancia de la desinfección de las aguas, enfatizando el uso del cloro en sus diferentes formas, desarrollando un criterio para la selección de la mejor alternativa. Conocerá y aplicará el método analítico para la medición de cloro residual y los límites establecidos en la normatividad vigente.

8.1. Necesidad de la desinfección de las aguas

En los procesos de tratamiento convencional para la remoción del color y la turbiedad, la mayoría de las bacterias patógenas y muchos otros microorganismos son removidos del agua ya sea por eliminación física a través de los procesos de coagulación, sedimentación y filtración, o por muerte natural de los microorganismos en un ambiente desfavorable durante el almacenamiento o con la introducción de agentes químicos en los diferentes procesos. Sin embargo, la remoción aún no es completa y es necesario aplicar algún método de desinfección.

8.2. Métodos de desinfección

La desinfección puede ser aplicada por varios métodos, entre los cuales se pueden mencionar el calor, ultrasonido, irradiación con rayos ultravioletas, iones metálicos como cobre y plata, oxidantes químicos como bromo, yodo, cloro, ozono, permanganato de potasio, etc., sin embargo, muchos de estos métodos tienen sus limitantes. Los métodos que han encontrado mayor aplicación a grande escala son la ionización y la cloración, siendo éste último el que menos limitantes presenta en cuanto a su eficiencia, costo, facilidad de manejo, efecto residual, control de olor y sabor, facilidad de determinación de su concentración, etc.

La acción bactericida del cloro resulta de su fuerte poder oxidante en la estructura química de las células de las bacterias, destruyendo el proceso enzimático requerido para la vida. La cantidad de inactivación microbiana depende de la concentración en forma de cloro residual disponible, pH, temperatura del agua y del tiempo de contacto. La siguiente tabla (8.1) muestra las concentraciones mínimas de cloro residual recomendadas para la desinfección.

Tabla 8.1. Relación entre el valor del pH y los mínimos de cloro recomendables para una desinfección efectiva.

pH	Mínimo cloro residual libre disponible después de 10 min. de contacto en mg/l	Mínimo cloro residual combinado disponible después de 60 min. de contacto en mg/l.
6.0	0.2	1.0
7.0	0.2	1.5
8.0	0.4	1.8
9.0	0.8	No aplicable
10.0	0.8	No aplicable

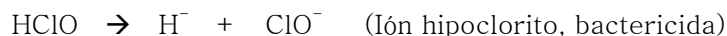
La normatividad actual indica que el cloro libre no deberá exceder de 1.00 mg/l.

El cloro residual se presenta en varias formas de diferente efectividad, dependiendo de las características químicas del agua, y puede no resultar equivalente al cloro aplicado por lo que para tener un criterio en la cantidad de aplicación apropiada es necesario comprender la química de la cloración.

El gas cloro es muy soluble en el agua (7160 mg/l a 20° C y 1 atm), y se hidroliza rápidamente para formar ácido hipocloroso.



La hidrólisis se completa a los valores de pH que generalmente tiene el agua. El ácido hipocloroso a su vez ioniza de acuerdo a la siguiente ecuación:



La figura 8.1 muestra la relación entre HClO y ClO⁻ a varios niveles de pH.

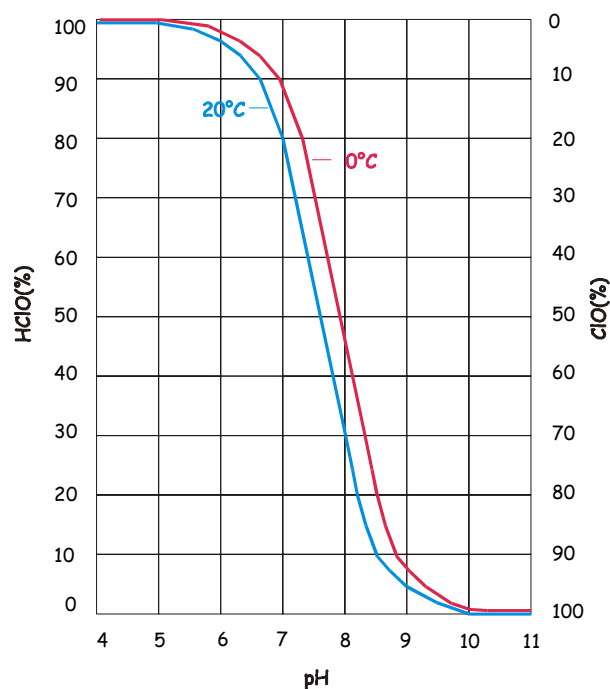
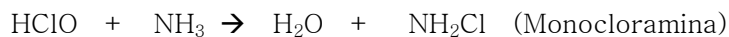


Figura 8.1. Relación entre el valor del pH, la temperatura y la ionización del ácido hipocloroso

8.3. Curva de demanda de cloro y cloro residual

El cloro reacciona con el amonio que contiene el agua para formar cloraminas con la siguiente forma:





El tipo de cloramina formado depende del pH del agua y de la cantidad de amonio que contiene el agua.

Se le llama cloro residual libre a la cantidad de cloro que existe en el agua en forma de ácido hipocloroso o en forma de ión hipoclorito. El cloro residual combinado es aquel que existe en combinación química con el amonio o sea las cloraminas o compuestos con nitrógeno orgánico. La demanda de cloro es la diferencia entre la cantidad de cloro añadida al agua y la cantidad de cloro libre y combinado que permanece al final del periodo de contacto especificado.

Cuando el cloro es añadido al agua que contiene agentes reductores y amonio, el cloro residual se comporta de acuerdo a la figura 8.2.:

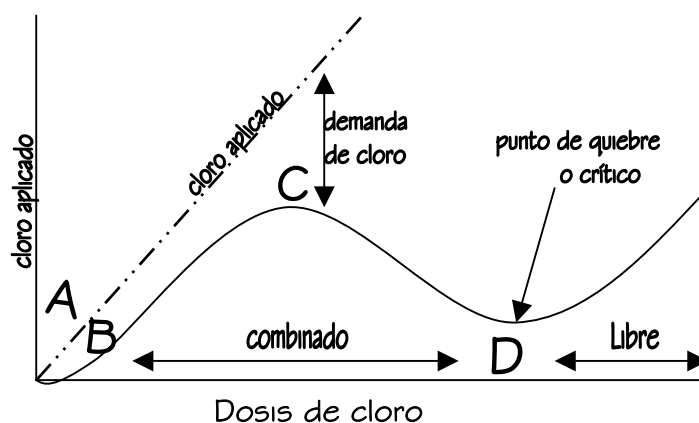


Figura 8.2. Curva de demanda de cloro

El cloro reacciona primero con los agentes reductores presentes (NO_2 , Fe, H_2S), y no presenta cloro residual medible (porción A-B). La dosis de cloro en el punto B es la cantidad requerida para cumplir con la demanda. La adición de cloro en exceso de la demanda en B resulta en la formación de las cloraminas. Las cloraminas resultantes representan cloro residual disponible y son efectivas como desinfectante. Cuando todo el amonio ha reaccionado con el cloro, empieza a formarse el cloro residual libre en el punto C. Conforme el cloro residual libre, las cloraminas producidas previamente son oxidadas, y el cloro residual combinado decrece.

El punto D es llamado punto de quiebre y es el punto a partir del cual el cloro residual disponible es únicamente cloro libre.

El ácido hipocloroso es el principal desinfectante. Los iones hipoclorito son un poco menos efectivos. Por lo tanto el poder del cloro residual disminuye cuando aumenta el pH. La acción bactericida del cloro residual combinado es significativamente menor que la del cloro residual libre.

8.4. Medición de cloro residual

La determinación del cloro residual total, libre y combinado por el método de la ortotolidina, utilizando un comparador de cloro residual marca LaMotte

8.4.1. Principio del método

La ortotolidina es un compuesto orgánico aromático, que es oxidado en soluciones ácidas por el cloro, cloraminas y otros agentes oxidantes para producir un compuesto de color amarillo (Holoquinona). La intensidad del color amarillo es proporcional a la cantidad de cloro residual presente. La rapidez de la reacción es dependiente de la temperatura. A una temperatura de 1°C la reacción de las cloraminas es lenta, lo que permite determinar el cloro residual libre exclusivamente. La medición se puede realizar con un comparador como el ya señalado de la figura 8.3 o un comparador del tipo Hellige (ver figuras 8.4 a y b)

Tanto los nitritos, como algunas formas oxidadas del manganeso oxidan la ortotolidina para formar holoquinona, produciéndose falsas indicaciones del cloro residual.

8.4.2. Muestreo

El cloro en soluciones acuosas no es estable, especialmente en aquellas de concentración baja. Evite la exposición de la muestra a los rayos del sol o de luz intensa y la agitación, porque esto acelerará la reducción del cloro. Realice la determinación inmediatamente después de muestrear. No almacene las muestras que van a ser analizadas para cloro residual.



Figura 8.3 Comparador para Cloro Residual marca LaMotte

Equipo, material y sustancias requeridas

- Un comparador de cloro residual LaMotte
- Un vaso de precipitado de 100 ml.
- Reactivo de Ortotolidina



(a)



(b)

Figura 8.4. (a) Comparador marca Hellige; (b) Disco para la comparación del contenido de cloro residual.

Procedimiento

Cloro residual total:

1. Enjuague el tubo de prueba con el agua que se va a analizar.
2. Llene el tubo hasta la marca con la muestra de agua.
3. Añada 8 gotas del reactivo Ortotolidina, tape el tubo y agite vigorosamente.
4. Inserte el tubo en el comparador y busque el color que se asemeje. Si el color de la muestra se encuentra entre dos estándares, tome como valor el punto medio. Si el color de la muestra excede al estándar de máximo valor, diluya la muestra, tomando una parte de agua y una muestra, el valor de cloro de la muestra así diluida, será el que se obtenga.

Cloro residual libre:

1. Enfríe la muestra de agua aproximadamente a 1°C.
2. Enjuague el tubo de prueba con una pequeña cantidad de agua de la muestra fría.
3. Añada al tubo de prueba la muestra de agua fría hasta la marca.
4. Agregue 8 gotas del reactivo de ortotolidina, tape el tubo y agite. Tome los resultados de la prueba dentro de los 5 segundos después de añadido el reactivo.

8.5. Problemas

1. Suponiendo que el pH de la muestra analizada es 6.8 ¿Considera que el agua contienen un cloro residual mínimo suficiente para garantizar la desinfección?
2. ¿En qué porción de la curva de demanda de cloro se encuentra el agua analizada?
3. Estime la proporción relativa de cloro residual libre que aparece en forma de HOCl y en forma de OCl una muestra de agua con un pH de 7.2 y a una temperatura de 20°C.
4. ¿Cómo estimaría la cantidad de cloro a aplicar en una planta potabilizadora de gasto conocido?
5. ¿Qué tiempo de contacto escogería para la determinación de la dosis de cloro?

8.6. Resultados y conclusiones

9. PRUEBA DE JARRAS

Objetivo: El alumno aplicará los principios de coagulación y floculación al desarrollar una prueba de jarras y determinará la dosis óptima de coagulantes para la clarificación y/o ablandamiento del agua y los relacionará con el diseño y control de una planta potabilizadora.

9.1. Tratamientos de agua

La coagulación y floculación es un proceso utilizado generalmente en todas las plantas de tratamiento de agua (potabilizadoras) para eliminar al agua turbiedad y por lo tanto también color. En general este proceso consiste en: cloración, agitado rápido, agitado lento, sedimentación, filtración y desinfección.

Todas las aguas naturales cuyo uso esté destinado al abastecimiento público, requerirán de algún grado de tratamiento para poder cumplir con las normas de calidad de agua potable. La naturaleza e intensidad del tratamiento, dependerá de la naturaleza de las impurezas.

Los procesos seleccionados para el tratamiento de agua potable dependerán de la calidad de las aguas crudas. La mayoría de las aguas subterráneas son claras y libres de patógenos y no contienen cantidades significativas de materia orgánica. Tales aguas, con frecuencia pueden ser utilizadas en sistemas de agua potable con una mínima dosis de cloro para prevenir la contaminación en los sistemas de distribución. Otras aguas, pueden contener grandes cantidades de sólidos disueltos o gases. Cuando en estos se incluyen el hierro, manganeso o dureza, se requerirá de un tratamiento químico y físico.

Por otra parte, las aguas superficiales pueden contener una muy amplia variedad de contaminantes y los tratamientos a los cuales deben ser sometidas pueden ser más complejos. La mayoría de las aguas superficiales presentan turbiedad en exceso de lo establecido en la normatividad para agua potable. La mayoría de los materiales en suspensión deberán ser removidos mediante una coagulación química.

9.1.1. Procesos unitarios

La terminología utilizada en el tratamiento de aguas puede ser confusa para alguien que no esté familiarizado con ella. Por esta razón los tratamientos se han clasificado de acuerdo a los medios que se utilizan.

Cuando la remoción de sustancias se hace mediante el desarrollo de reacciones biológicas y químicas se considerará un proceso unitario, como es el caso de los lodos activados, la coagulación química, la precipitación, etc.

9.1.2. Operaciones unitarias

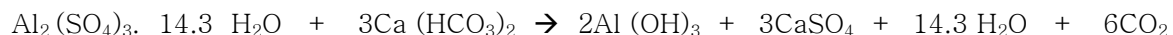
Cuando el tratamiento consiste en la aplicación de fuerzas física como la sedimentación, la filtración, decantación, agitación, etc. Se le llamará operación unitaria.

9.2. Coagulación y floculación

Se determinará la dosis óptima de un coagulante, a emplear que se necesita para clarificar una muestra de agua. A esta prueba se le conoce con el nombre de “prueba de jarras”, debido al equipo empleado.

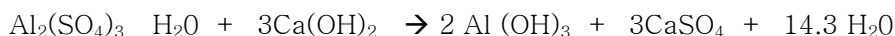
9.2.1. Principio del método

El sulfato de Aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) reacciona con la alcalinidad natural en el agua para formar un flóculo de hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

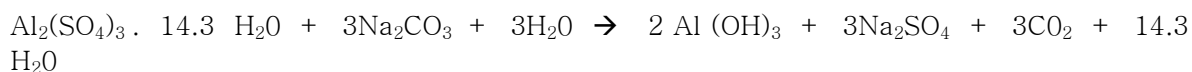


Cada mg. de aluminio disminuye la alcalinidad del agua en 0.5 mg/1 de CaCO_3 y produce 0.44 mg/1 dióxido de carbono. La producción de dióxido de carbono es indeseable porque aumenta la corrosividad del agua. Si el agua no contiene suficiente alcalinidad para reaccionar con el alumbre $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es preciso agregar Cal ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) o soda (Na_2CO_3).

CAL:



SODA:



La ventaja de la soda es que, a diferencia de la cal, ésta no nos aumenta la dureza del agua, solamente la corrosividad, sin embargo la cal es más popular y menos cara que la soda. El sulfato de hierro es otro coagulante que opera sobre un rango más costoso.

Las interferencias son las mismas que para las determinaciones de color, turbiedad, pH, alcalinidad y dureza inicialmente y después de la clarificación, en cada prueba existen sus interferencias ya conocidas. Pero para esta prueba la principal interferencia que nos causaría llegar a resultados erróneos sería que no estuviera bien homogenizada la muestra, ya que ocasionaríamos la resuspensión de las partículas de sedimentación, al moverla bruscamente.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Aparato de jarras (agitadores e iluminador de flóculos)
- Probetas
- Vasos de precipitado de 1000 ml
- Equipo requerido para las pruebas de pH, color, turbiedad, alcalinidad y dureza.

Procedimiento

1. Determine a la muestra de agua bien homogenizada el color, la turbiedad, el pH, la alcalinidad y la dureza.
2. Vacíe porciones de un litro en 6 vasos de precipitado y colóquelos en el aparato de Jarras.
3. Añada la solución del coagulante a los 5 primeros vasos de precipitado con diferentes concentraciones (Ejemplos: 5, 10, 20, 40, 60 y 80 mg/1 de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$). Si no es suficiente la alcalinidad agréguese por cada mg/1 de alumbre 0.35 mg/1 de cada hidratada. Deje el sexto vaso como control.
4. Agitar por un minuto a 100 rpm después de la adición del coagulante.

5. Flocule las muestras a una velocidad de 30 rev / min durante 15 ó 20 min. exactos. Tome nota del tiempo que tardan en formarse los primeros flóculos visibles para cada vaso.
6. Después de la floculación saque los agitadores y deje sedimentar por 30 min.
7. Mida el color, la turbiedad, el pH, la alcalinidad y la dureza de cada vaso cuidando de no resuspender las partículas del sedimento de la muestra.
8. Determine la dosis óptima del coagulante.



Figura 9.1. Aparato de jarras e iluminador de flóculos

9.3. Resultados y conclusiones

10. DETERMINACIÓN DE OXÍGENO DISUELTO

Objetivo: El alumno comprenderá la importancia de la presencia del oxígeno disuelto en las aguas naturales, como indicador de la calidad del agua y su aplicación como parámetro de control de sistemas de tratamiento biológico de aguas residuales.

10.1. Solubilidad de gases en agua

La transferencia de gases desde y hacia el agua es una parte importante de los procesos naturales de purificación. La reposición del oxígeno disuelto perdido por la degradación bacteriana de los desechos orgánicos se completa por la transferencia de oxígeno del aire al agua. De manera inversa, los gases generados en los procesos químicos y biológicos pueden ser transferidos del agua a la atmósfera.

Considere el sistema que se muestra en la figura 10.1:

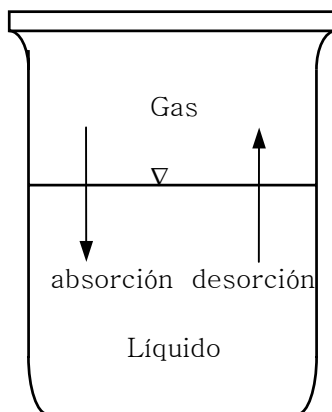


Figura 10.1. Esquema de los procesos de absorción y desorción de gases en líquidos

El recipiente se encuentra sellado y contiene un líquido y por encima de éste un gas. Si el líquido es inicialmente puro respecto al gas, las moléculas de gas migrarán a través de la interfase gas-líquido y se disolverá en el líquido. En un momento dado, algunas moléculas de dejarán el líquido y regresarán a la fase gaseosa. La reacción neta será hacia el líquido hasta que un estado de equilibrio sea alcanzado. A este punto, el número de moléculas dejando el líquido es igual al número de moléculas que entran a él, diciéndose que el líquido está saturado con el gas. En este caso el equilibrio no es un estado estático, sino que la migración de moléculas del gas establece un estado de equilibrio dinámico estable.

El proceso está caracterizado por lo siguiente :

1. La solubilidad, o la concentración máxima del gas en el líquido en el equilibrio.
2. El grado o velocidad de transferencia, o la velocidad de disolución o liberación.

La solubilidad está regida por la Ley de Henry, que se expresa de la siguiente manera :

$$x = \frac{P}{H}$$

donde:

P = Presión del gas sobre el líquido, (mol).

H = Coeficiente de absorción o de Henry, que es único para cada sistema gas-líquido.

x = Fracción molar del gas disuelto a 1 atmósfera

$$x = \frac{\text{moles de gas } (\eta_g)}{\text{moles de gas } (\eta_g) + \text{moles de líquido } (\eta_l)}$$

Otros factores que afectan a x, son la temperatura y la concentración de otros gases o sólidos disueltos.

La velocidad de transferencia de un gas en un parámetro muy importante en la aireación y es gobernado por varios factores y matemáticamente se expresa de la siguiente manera :

$$\frac{dC}{dt} = (C_s - C) k_a$$

donde :

dC/dt = velocidad instantánea de cambio de concentración de gas en el líquido

C_s = Concentración en la saturación

C = Concentración actual

k_a = Constante relacionada a las condiciones físicas.(temperatura, área interfacial y resistencia al movimiento de una fase a otra)

La desorción ocurre cuando C es mayor que C_s

Cuando las concentraciones de oxígeno disuelto caen por debajo de los valores de equilibrio, el movimiento neto de oxígeno será de la atmósfera al aire. La diferencia entre la concentración de equilibrio y la concentración real se conoce como déficit de oxígeno (D) y se representa de la siguiente manera :

$$D = C_s - C$$

Las unidades de todos los términos son mg/L de oxígeno.

La velocidad de cambio en el déficit de oxígeno será :

$$\frac{dD}{dt} = -\frac{dC}{dt}$$

El déficit se incrementa a la misma velocidad con que el oxígeno es consumido en el agua.

10.2. El Oxígeno disuelto como indicador de la calidad del agua

La autodepuración de los sistemas de aguas naturales es un proceso muy complejo que involucra procesos físicos, químicos y biológicos.

El oxígeno disuelto es uno de los más importantes constituyentes de las aguas naturales. Los peces y otras especies acuáticas animales requieren oxígeno, debiendo tener una cantidad mínima de 2.0 mg / l para mantener las diferentes formas de vida. Además de este aspecto tan importante del oxígeno como sustentante de vida, también lo es por los productos finales de las reacciones químicas y bioquímicas en sistemas anaerobios que conducen a condiciones antiestéticas.

10.3. El Oxígeno como parámetro de control de sistemas de tratamiento

El tratamiento convencional de las aguas residuales mediante procesos biológicos, consiste en acelerar la degradación de los materiales susceptibles, para tener una pronta recuperación de las aguas y proceder a su reuso.

Un sistema de tratamiento biológico de aguas residuales consta de varias etapas, entre ellas el desmenuzado, desarenado, sedimentación primaria, un reactor biológico, un sedimentador secundario y desinfección. Es en el desarenador y en el reactor biológico donde se requiere la aplicación de oxígeno; en el primero como coadyuvante para la separación de las partículas de arena y en el segundo como ingrediente esencial para garantizar el desarrollo de microorganismos aerobios que son los encargados de degradar la materia orgánica presente. Así pues, es necesario mantener los niveles de oxígeno adecuados para favorecer el equilibrio entre las variables que intervienen en los procesos de biodegradación y alcanzar un funcionamiento óptimo.

10.4. Medición del oxígeno disuelto

La determinación del oxígeno disuelto en una muestra de agua se efectuará por el método de Winkler en su modificación de la azida.

10.4.1. Principio del método

La prueba está basada en la adición de una solución de manganeso divalente, seguida por la adición de una base fuerte. Esta base fuerte es un reactivo llamado alcali-yoduro-nitrato que es una solución de hidróxido de sodio (NaOH), yoduro de potasio (KI), y nitrato de sodio (NaN₃).

La primera reacción que se produce es la siguiente:



Si no hay oxígeno en la muestra se forma un precipitado blanco floculento de hidróxido de manganeso, pero si hay oxígeno, el Mn se oxida y se precipita como un óxido café hidratado; en la figura 10.2 se pueden observar las diferencias entre dos muestras de agua:

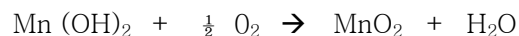
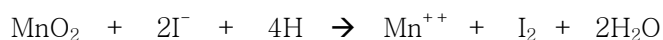




Figura 10.2. Imagen que muestra botellas de Winkler en las cuales se han agregado los reactivos de sulfato manganoso y álcali-yoduro-azida. A la izquierda las botellas que contienen oxígeno; a la derecha las botellas que no contienen oxígeno.

A esta reacción se le llama fijación del oxígeno. Como la solución contiene iones yoduro (I^-), al acidificarla el óxido de manganeso oxida al yoduro para producir yodo libre (I_2) equivalente al contenido original de oxígeno disuelto en la muestra de acuerdo a la siguiente reacción:



El yodo es titulado con una solución de tiosulfato de sodio para de este modo indirecto estimar la cantidad de oxígeno disuelto.

Este método elimina la interferencia del ión (NO_2) que es uno de los más frecuentes en las plantas de tratamiento de aguas domésticas que emplean procesos biológicos. Hay interferencias del ión Fe^{+++} que pueda oxidar al yoduro (I^-) a yodo libre (I_2), dando valores más altos, hay interferencias de Fe^{+++} , $SO_3^{=}$ y S^- que pueden reducir al I_2 a I^- dando valores más bajos.

Muestreo

Las muestras deben ser colectadas teniendo cuidado de que no permanezca en contacto con el aire o ser agitadas porque cualquiera de estas condiciones causa un cambio en el contenido del gas. Se recomienda usar frascos de Winkler en el muestreo y la determinación debe hacerse en el campo. Cuando se desea muestrear a profundidades se debe usar algún muestreador especial.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Botellas de Winkler
- Pipetas graduadas de 10 ml
- Matraces Erlenmeyer de 250 ml
- Una bureta de 50 ml

- Un embudo
- Solución de Sulfato Manganoso.
- Reactivo álcali-yoduro-nitruro
- Ácido sulfúrico concentrado
- Solución de almidón
- Solución valorada de tiosulfato de sodio .025 N

Procedimiento

1. Agregue a la botella de DBO conteniendo la muestra 2 ml de sulfato manganoso con una pipeta graduada, cuidando que la punta penetre aproximadamente medio centímetro en el seno del agua.
2. Agregue 2 ml del reactivo álcali-yoduro-nitruro; la acción se hace en la misma forma que el reactivo anterior, al hacer esta adición se forma un precipitado café si hay oxígeno en la muestra, en caso negativo el precipitado será blanco.
3. Una vez formado el precipitado café tape la botella de DBO y agítela vigorosamente durante 30 segundos.
4. Deje sedimentar el precipitado.
5. Adicione 2 ml de ácido sulfúrico concentrado y agite hasta la total disolución del precipitado.
6. Pase una alícuota de 100 ml a un matraz Erlenmeyer de 250 ml y titule con la solución valorada de tiosulfato de sodio hasta un color amarillo paja pálido.
7. Agregue 2 ml de almidón y continúe la titulación hasta la primera desaparición del color azul.
8. Calcule la cantidad de oxígeno disuelto por medio de la siguiente fórmula:

$$O_2 \text{ en mg/l} = \frac{\text{ml de tiosulfato de sodio} \times N \times 8000}{98.7}$$

N = Normalidad de tiosulfato de sodio (0.025).

10.5. Resultados y conclusiones

11. DEMANDA BIOQUÍMICA DE OXÍGENO

Objetivo: El alumno conocerá el método de Winkler para la determinación de la demanda bioquímica de oxígeno, aplicando dicho conocimiento a los procesos de degradación de la calidad de las aguas y al diseño y operación de sistemas de tratamiento biológico de aguas residuales.

11.1. Concepto de DBO

Muchos materiales orgánicos son solubles en agua. Estos materiales presentes en sistemas acuáticos naturales pueden proceder de fuentes naturales o como resultado de las actividades humanas. La mayoría de los compuestos orgánicos naturales están constituidos por productos del decaimiento o descomposición de sólidos orgánicos, mientras que los compuestos orgánicos sintéticos son por lo general el resultado de la descarga de aguas residuales o de prácticas agrícolas. Los compuestos orgánicos que están disueltos en el agua se dividen en dos grandes categorías: biodegradables y No biodegradables (refractarios).

La utilización microbiana de los compuestos orgánicos disueltos puede ser acompañada por una oxidación¹ o una reducción². Aunque es posible que los dos procesos ocurran simultáneamente, el proceso de oxidación es más eficiente y predomina cuando hay oxígeno libre disponible. En ambientes aeróbicos (con oxígeno presente), los productos finales de la descomposición microbiana de los compuestos orgánicos son compuestos estables y aceptables. La descomposición anaerobia (oxígeno ausente) resulta en productos finales inestables y objetables. Si posteriormente hay disponibilidad de oxígeno los productos finales de la descomposición anaerobia seguirán la ruta aerobia de descomposición. La naturaleza demandante de oxígeno de los compuestos orgánicos biodegradables tiene la mayor importancia en los sistemas acuáticos naturales. Cuando el consumo de oxígeno ocurre más rápido que la transferencia de oxígeno de la atmósfera al agua, se conduce a condiciones anaerobias teniendo como resultado que se afecta severamente a la ecología de ese sistema.

La cantidad de oxígeno consumido durante la actividad microbiana sobre los materiales orgánicos se conoce como demanda bioquímica de oxígeno (DBO). La Demanda Bioquímica de Oxígeno (DBO), se define como la cantidad de Oxígeno molecular requerido para descomponer la materia orgánica degradable presente en el agua, mediante una acción bioquímica aerobia.

11.2. Aplicaciones de la DBO

La determinación de la DBO está entre los parámetros más importantes para establecer la carga de contaminación del agua, además de ser un parámetro utilizado para el diseño de sistemas de tratamiento y/o como una medida de la operación y eficiencia de una planta de tratamiento de agua. Normalmente la DBO se determina en aguas de desecho y dependiendo del origen de ésta, será el tipo de materia presente y la forma en que el Oxígeno sea demandado. La DBO es ejercida por tres tipos de materia: Materia carbonácea ; Materia nitrogenada oxidable ; y compuestos químicos reductores.

1 Oxidación : Adición de oxígeno o eliminación de Hidrógeno de una molécula orgánica.

2 Reducción : Adición de Hidrógeno o eliminación de oxígeno de una molécula orgánica.

11.3. Medición de la DBO

La determinación de la demanda bioquímica de oxígeno a los 5 días en una muestra de aguas residuales domésticas, aplicando el método de Winkler

11.3.1. Principio del Método

En la prueba de la demanda bioquímica de oxígeno (DBO), las aguas negras abastecen de alimento a los organismos encargados de la descomposición y el agua de dilución abastece de oxígeno disuelto. La diferencia entre el oxígeno disuelto determinado inmediatamente después de que se hace la dilución y el oxígeno disuelto determinado a los 5 días de incubación (ver figura 11.1), constituye el oxígeno consumido o demanda bioquímica de oxígeno a los 5 días (DBO₅) de la porción de muestra utilizada. La reacción biológica que tiene lugar es la siguiente:



Esta ecuación es una supersimplificación de reacciones bioquímicas muy complejas que se llevan a cabo.

Las sustancias tóxicas causan interferencias porque matan los organismos presentes en el agua (cloro residual, pH's extremos, etc.).

Muestreo

Una vez que se ha tomado la muestra la determinación se debe hacer lo antes posible. Mientras que se hace la determinación, la muestra debe ser almacenada a una temperatura de 4°C o menos y hacerse antes de las 6 hrs. de recolectada la muestra.

Equipo, material y sustancias requeridas

- Incubadora de baja temperatura
- Botellas de Winkler
- Pipetas graduadas de 10 ml.
- Matraces Erlenmeyer
- Bureta de 50 ml.
- Vasos de precipitado
- Sulfato de Magnesio,
- Cloruro de Calcio,
- Cloruro de Hierro
- Solución amortiguadora de Fosfatos.
- Reactivos para Oxígeno disuelto



Figura 11.1. Incubadora de baja temperatura



Figura 11.2. Electrodo para medir oxígeno disuelto

Además del método Winkler, se puede hacer uso del método electrométrico, con un electrodo de medición (ver figura 11.2).

Procedimiento:**Preparación del agua de dilución**

- Saturar de O_2 el agua que usará para la dilución, agitándola en un frasco parcialmente lleno.
- Ponga el volumen deseado de agua destilada en un frasco apropiado y añada un ml/litro de cada una de las soluciones siguientes: Sulfato de Magnesio, Cloruro de Calcio, Cloruro de Hierro y solución amortiguadora de fosfatos. Se añade la solución amortiguadora de fosfatos justamente antes de usar el agua de dilución.

Siembra

- El propósito de sembrar es introducir a la muestra una población bioquímica capaz de oxidar el material orgánico. Donde tales microorganismos se encuentran presentes como en el caso de las aguas negras domésticas o afluentes de las plantas de tratamiento que no tienen cloración y en las aguas superficiales el sembrado se hace innecesario y no debe ser usado.

Cuando la muestra contiene muy pocos microorganismos como resultado de la cloración, altas temperaturas o pH's extremos, siembre con el sedimento de aguas domésticas que ha sido almacenada a 20° C por 24 a 36 horas.

Pretratamiento

- Muestras que contienen alcalinidad acidez cáustica, neutralícelas a un pH cerca de 7 con ácido sulfúrico o hidróxido de sodio 1N.
- Muestras que contienen compuestos de cloro residual, si permanecen 1 o 2 horas en reposo, el cloro residual a menudo será disipado. En este caso, prepare las diluciones de DBO con agua propiamente sembrada. Destruya altos contenidos de cloro en muestras neutralizadas añadiendo Na_2SO_3 en cantidades apropiadas.
- Muestras supersaturadas de oxígeno disuelto que contienen más de 9 mg/l a 20° C pueden ser encontradas en los meses de invierno o en localidades donde crecen algas abundantemente. Para prever la pérdida de oxígeno durante la incubación reduzca el oxígeno disuelto a saturación trayendo la temperatura de 20°C en un frasco parcialmente lleno y agitando.

Dilución de la muestra

- Haga varias diluciones de la muestra para obtener las disminuciones de oxígeno disuelto requerido. Estime la dilución necesaria para producir un consumo de oxígeno de 2 ó 6 mg/l después de 5 días, de acuerdo a lo que establece la tabla 11.1.

Tabla 11.1. Relación entre el tipo de desecho, el % de dilución de la muestra y la DBO esperada

TIPO DE DESECHO	DBO ₅ EN mg/l	% DE DILUCIÓN
Industrial concentrado	500-5000	0.1 – 1.0
Aguas residuales domésticas	100-500	1.5 – 5.0
Efluentes tratados	30-100	5.0 – 25.0
Aguas superficiales contaminadas	5-30	25.0 – 100.0

- Sifonee cuidadosamente el agua de dilución a un vaso de precipitado de 1000 ml. Llénese hasta la mitad procurando no hacer burbujas para evitar la entrada de aire. Agregar cuidadosamente la cantidad de muestra para la dilución deseada y diluyase al nivel apropiado con el agua de dilución.
- Mezcle bien un agitador de tipo de émbolo, evitando la entrada de aire. Sifonee la solución deseada por lo menos en 2 frascos de DBO procurando que el líquido se derrame; tape herméticamente evitando la formación de burbujas de aire. Incube por lo menos un frasco y en el otro determine el oxígeno disuelto inicial.
- Prepare diluciones sucesivas de concentración más baja de la misma manera.

Incubación

Incúbase el testigo del agua de dilución si es sembrada y las muestras diluídas a 5 días a 20°C. selle hidráulicamente los frascos de DBO en la parte superior del cuello del frasco.

Cálculos

- SIN DILUCIÓN:

$$DBO_5 \text{ en mg/ l} = (DIOD \text{ mg/l} - OD \text{ mg/l})$$

donde:

DIOD = Demanda inmediata de oxígeno disuelto

OD = oxígeno disuelto después de 5 días

- CON DILUCIÓN:

$$DBO_5 \text{ en mg/l} = \frac{DIOD \text{ mg/l} - OD \text{ mg/l al 5º día}}{\% \text{ de dilución expresado en decimales}}$$

- CORRECCIÓN POR INOCULO:

$$\text{Corrección} = (B_1 - B_2)f$$

donde:

B_1 = OD del agua de dilución inoculada antes de la incubación.

B_2 = OD del agua de dilución inoculada después de la incubación.

$$F = \frac{\% \text{ de inóculo en la muestra diluída}}{\% \text{ de inóculo en la dilución del inóculo en control}}$$

11.4. Resultados y conclusiones

12. COLIFORMES

Objetivo: El alumno conceptualizará la importancia del control microbiológico de la calidad del agua mediante el uso de organismos indicadores de contaminación, los límites y métodos de determinación de organismos coliformes establecidos por la normatividad mexicana.

12.1. Organismos patógenos

El agua puede servir como un medio en el cual pueden existir miles de especies biológicas, ya sea en su ciclo completo de vida o, al menos, una parte de éste. La variedad de los organismos acuáticos, en cuanto a su tamaño y complejidad, incluye desde los microorganismos unicelulares más pequeños hasta los grandes peces. Todos los miembros de la comunidad biológica son, en algún grado, parámetros de la calidad del agua, debido a que su presencia o ausencia puede indicar en términos generales las características de calidad de un cuerpo de agua.

Desde la perspectiva humana del uso y consumo, los principales organismos biológicos en el agua son los patógenos, que son aquellos organismos capaces de infectar o transmitir enfermedades a los humanos. Estos organismos no son nativos de los sistemas acuáticos y, generalmente, requieren de algún animal huésped para su crecimiento y reproducción. Ellos pueden, sin embargo, ser transportados por los sistemas de agua naturales, convirtiéndose de manera temporal en miembros de la comunidad acuática. Muchas especies de patógenos son capaces de sobrevivir en el agua y mantener su capacidad infecciosa por largos períodos de tiempo. Estos patógenos propagados por el agua incluyen especies de bacterias, virus, protozoarios y helmintos.

12.2. Bacterias, Virus, Protozoarios y Helmintos

12.2.1. Bacterias

Las bacterias son microorganismos unicelulares, generalmente incoloros y son la forma de vida más baja capaz de sintetizar protoplasma a partir del medio que las rodea. La forma de las bacterias puede ser variada, como barras (bacilos), esféricas (cocos) o en espiral (espirilos). Los desórdenes gastrointestinales son un síntoma común de la mayoría de las enfermedades transmitidas por las bacterias patógenas transportadas por el agua.

El cólera, la enfermedad que hasta nuestros días causa tantas defunciones, sobre todo en poblaciones infantiles y de la tercera edad en países en vías de desarrollo – aunque los países desarrollados no están exentos– es transmitida por el *Vibrio comma*, que puede ocasionar la muerte por deshidratación; es uno de los más violentos agentes transmitidos por el agua. Los síntomas de la tifoidea, enfermedad transmitida por *Salmonella typhosa*, incluye desórdenes gastrointestinales, fiebre, ulceraciones intestinales y posible daño nervioso. Aunque la inmunización y la desinfección de las aguas de abastecimiento ha eliminado el cólera y la tifoidea en la mayor parte del mundo, en áreas sobrepobladas y con pobres condiciones sanitarias, ocasionalmente se presentan brotes de estas enfermedades.

12.2.2. Virus

Los virus son las estructuras biológicas más pequeñas hasta ahora conocidas que contienen toda la información genética necesaria para su propia reproducción. Los virus son parásitos obligados que requieren de un huésped en el cual vivir. Los síntomas asociados con

infecciones virales transmitidas por el agua, involucran desórdenes del sistema nervioso más que del tracto intestinal. Estos virus son los que causan la poliomielitis y la hepatitis infecciosa.

La inmunización ha reducido la incidencia de polio a unos cuantos casos aislados que aparecen en países desarrollados. Los brotes de hepatitis son más comunes, siendo ocasionados por el consumo de mariscos de concha, entre otros.

Aunque las prácticas comunes de desinfección eliminan a los virus, la confirmación de una efectiva desinfección viral es difícil, debido al tamaño de los organismos y a la falta de pruebas de laboratorio rápidas y confiables. La incertidumbre de la desinfección viral, es el mayor obstáculo para el reuso directo de las aguas tratadas.

12.2.3. Protozoarios

La forma más baja de vida animal son los protozoarios, que son organismos unicelulares con actividad funcional más compleja que las bacterias o los virus. Son organismos completos, pueden vivir de manera libre o como parásitos, pueden ser patógenos o no patógenos, microscópicos o macroscópicos. Estos organismos, que son altamente adaptables a condiciones adversas, están ampliamente distribuidos en las aguas naturales, aunque sólo unos pocos son patógenos.

Las infecciones ocasionadas por protozoarios se caracterizan por desordenes gastrointestinales, aunque más leves que los asociados con bacterias. Sin embargo, las infecciones por ellos producidas pueden llegar a ser muy importantes, como el caso de la Entamoeba histolytica. Muchos casos de giardiasis o enfermedad de los excursionistas, causada por Giardia lamblia, que tiene mayor incidencia en épocas de primavera y verano en personas que consumen agua de corrientes naturales.

Bajo circunstancias ambientales adversas, los protozoarios forman quistes que son difícilmente desactivados por la desinfección, siendo necesario tratamientos completos que incluyan la filtración para removerlos.

12.2.4. Helmintos

Los ciclos de vida de los helmintos o gusanos parásitos, con frecuencia incluyen dos o más animales huésped, uno de los cuales puede ser el humano, y la contaminación de las aguas resulta de los desechos humanos (heces principalmente) o animales que contienen helmintos. Aunque los sistemas acuáticos pueden ser el vehículo de transmisión de los helmintos, los sistemas actuales de tratamiento de aguas son muy efectivos en su destrucción. Los helmintos son un peligro para aquellas personas que entran en contacto con aguas sin tratar.

12.3. Organismos indicadores

Debido a que generalmente la concentración de patógenos en las aguas naturales es minúscula, constituye una medida práctica, la incorporación de su determinación cuantitativa directa dentro del análisis rutinario de las aguas. Excepto en circunstancias muy anormales, los analistas deberán quedar satisfechos con la evidencia indirecta de la presencia de patógenos, a través de la determinación de los que reciben el nombre de organismos indicadores. Entre los organismos candidatos, el grupo de bacterias coliformes, que tienen su hábitat primario en el conducto intestinal de los seres humanos, ha sido

durante mucho tiempo el indicador preferido de la contaminación fecal del agua y de la posible presencia consecuente de los parásitos intestinales o de los patógenos. Para que un organismo se pueda considerar como indicador deberá cumplir con lo siguiente:

- Que sea aplicable a todo tipo de aguas;
- Que siempre esté presente cuando los patógenos están presentes;
- Que siempre esté ausente cuando los patógenos estén ausentes;
- Prestarse a procedimientos de prueba o exámenes rutinarios para su cuantificación sin que haya interferencia o confusión en los resultados por la presencia de organismos extraños;
- Por la seguridad del personal de laboratorio, que no sean patógenos.

Es una práctica común el uso del total de grupos coliformes (fecales y no fecales) como indicadores de la calidad sanitaria del agua potable, mientras que para las aguas residuales y los efluentes tratados se utiliza el grupo de coliformes fecales.

12.3.1. El Grupo de bacterias coliformes

Con un amplio conocimiento del análisis de aguas, el grupo bacterias coliformes incluye no sólo a los organismos que se originan en el tubo intestinal de los seres de sangre caliente (colifecales, principalmente a la *Escherichia Coli*), sino también a los organismos provenientes del suelo y de la vegetación (principalmente al *Aerobacter aerógenes*). El grupo coliforme incluye a todas las bacterias aeróbicas y anaeróbicas facultativas, no formadores de esporas, gram-negativas, en forma de bastón, que fermentan a la lactosa (azúcar de leche) con producción de gas a 35° C en 48 horas. Por lo tanto, la adición de una muestra de agua a caldo nutritivo que contenga lactosa, incubándola y observando el desprendimiento de gas, proporciona una evidencia de que se encuentra presente alguno de los coliformes. Debido a que existen otras bacterias que pueden fermentar a la lactosa, la presencia del grupo coliforme se debe confirmar mediante reacciones verificativas. Sin embargo, las bacterias que fermentan a la lactosa se agrupan, por lo general, en el análisis rutinario de aguas, una vez que se han establecido la presencia de organismos coliformes verdaderos para aguas determinadas. De hecho, la prueba no confirmada proporciona un factor de seguridad.

12.4. Técnicas de identificación y cuantificación de microorganismos en el agua.

Para determinar la presencia de bacterias coliformes en el agua y para enumerar su cantidad, se han desarrollado pruebas de laboratorio relativamente fáciles. Las pruebas para los coliformes totales emplea medios de cultivo ligeramente diferentes y temperaturas de incubación más bajas que las utilizadas para los coliformes fecales.

12.4.1. Técnica de filtro de membrana.

Esta técnica, preferida por los ingenieros ambientales por la rápida obtención de resultados, permite cuantificar directamente a las bacterias coliformes. Una porción de la muestra se filtra a través de una membrana cuyos poros no exceden las 0.45 µm. Las bacterias son retenidas en el filtro, el cual se coloca sobre un medio de cultivo selectivo que promueve el crecimiento de bacterias coliformes e inhibe el crecimiento de otras especies. La membrana y el medio de cultivo se incuban a 35 °C por 24 horas. Este período sirve para que las bacterias se reproduzcan y formen colonias visibles, las cuales pueden contarse. Los resultados son reportados en número de colonias por 100 mL de agua.

12.4.2. Técnica de Tubos Múltiples de Fermentación.

Un método alternativo, preferido por los microbiólogos, es el método de tubos múltiples de fermentación. Es bien conocido que las bacterias del grupo coliforme fermentan la lactosa, es decir descomponen el azúcar de leche, produciendo gas. Un medio de cultivo líquido conteniendo lactosa, otros nutrientes y sustancias que inhiben el desarrollo de organismos no coliformes, es vertido en series de tubos de ensayo de fermentación (tubos Durham), los cuales son inoculados con fracciones decimales de 1 mL. Estos tubos inoculados, se incuban a 35 °C por 48 horas y se inspeccionan por la producción de gas. Esta primera etapa se llama prueba presuntiva y los tubos que presentan gas se presume que tienen coliformes presentes. Una segunda etapa, llamada prueba confirmativa, similar a la anterior, pero en caldos de cultivo selectivos para coliformes totales y fecales, sirve para confirmar o no la presencia de organismos coliformes, mediante la observación de la producción de gas. La desventaja de este método es que la prueba completa se puede prolongar hasta por nueve días.

Para conocer el número de bacterias se ha desarrollado un método estadístico con el cual se determina el Número Más Probable de bacterias coliformes en 100 mL de muestra de agua, NMP / 100 mL. Para lo anterior existen tablas que se basan en la combinación de tubos positivos en las series de prueba y los valores de NMP presentados se calculan con la Fórmula de Thomas :

$$\text{NMP/100 MI} = \frac{\text{No. de tubos positivos} \times 100}{(\text{Mls de muestra en todos los tubos} \times \text{Mls. De muestra en los tubos negativos})^2}$$

12.5. Procedimiento

12.5.1. Prueba presuntiva

Se puede usar como medio presuntivo caldo lactosado o caldo lauriltripтона (ver figura 12.1)

1. Inocular una serie de tubos de fermentación conteniendo el medio cultivo esterilizado con cantidades graduadas apropiadas (múltiplos o submúltiplos de 10 ml) del agua que va a hacer dilución; se hará la dilución previamente en un tubo aparte y se agregarán 10 ml de disolución. El agua de disolución es una agua especial llamada solución amortiguadora de fosfatos.
2. Incubar los tubos de fermentación inoculados a 35±0.05 °C al final de las 24±2 horas, agite cada tubo y examinar si no se ha formado gas que haya sido atrapado en el tubo invertido, si no es así repetir este paso al final de las 48±3 horas. Anotar la ausencia o presencia de la formación del gas de cada tubo independiente de la cantidad de gas (ver figura 12.2)
3. Interpretación
La formación del gas dentro de las 48±3 horas en cualquier cantidad en el tubo invertido constituye una prueba presuntiva positiva.

La aparición de una burbuja no debe ser confundida con la producción de gas verdadero, si el gas se ha formado como resultado de la fermentación el caldo se volverá turbio. La ausencia del gas a las 48 ± 3 horas constituye una prueba presuntiva negativa.

12.5.2. Prueba confirmativa

Use caldo de bilis verde brillante (ver figura 12.1)

1. A todos los tubos que hayan mostrado una cantidad de gas al final de las 24 horas de incubación se les hará la prueba confirmativa. Si tubos adicionales en la prueba muestran gas al final de las 48 ± 3 horas también serán confirmadas.
2. Realizar cualquiera de los siguientes pasos.
 - A todos los tubos que hayan mostrado una cantidad de gas al final de las 24 horas de incubación se les hará la prueba confirmativa. Si tubos adicionales en la prueba muestran gas al final de las 48 ± 3 horas también serán confirmadas.
 - Agite vigorosamente o girar los tubos de la prueba presuntiva que hayan presentado gas y con una asa estéril de 3mm de diámetro; transfiera una asa llena de medio de la prueba presuntiva al tubo de fermentación conteniendo el caldo de bilis verde brillante.
 - Agite vigorosamente o girar la prueba presuntiva que hayan presentado gas e inserte un aplicador de lana estéril cuando menos 2.5 cm dentro del medio de cultivo de la prueba presuntiva. Sacarlo rápidamente e introducir el aplicador hasta el fondo del tubo de fermentación que contiene el caldo de bilis verde brillante. Saque el aplicador y deséchelo.
3. Incube los tubos de bilis verde brillante inoculados por 48 ± 3 horas a $35 \pm 0.5^\circ\text{C}$.
4. La interpretación es igual en procedimiento anterior (ver figura 12.2)

12.5.3. Procedimiento para coliformes fecales

1. Transferir de todos los tubos positivos de la prueba presuntiva para coliformes totales una pequeña cantidad a los tubos conteniendo el medio de cultivo EC. Este análisis puede llevarse a cabo simultáneamente con el procedimiento de la prueba confirmativa.

Use una asa esterilizada de 3mm de diámetro o un aplicador de lana estéril para hacer transferencia de los tubos positivos al medio de cultivo EC.

Se añaden 3 asas a cada tubo.

Al hacer tales transferencias, primero, agite cuidadosamente los tubos de la prueba presuntiva.

2. Incubar los tubos inoculados en un “baño María” a $44.5 \pm 0.2^\circ\text{C}$ por 24 ± 2 horas. Colocar todos los tubos de cultivos dentro del baño María dentro de los 30 minutos después del sembrado. La profundidad del agua será suficiente para sumergir los tubos hasta el nivel del medio cultivo.
3. La interpretación es igual que en los procedimientos anteriores.



Figura 12.1. Tubos de caldo lactosado y bilis verde brillante

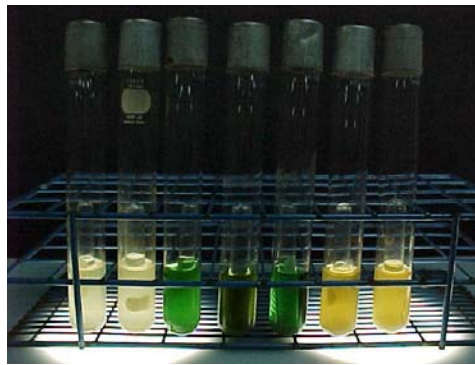


Figura 12.2. Tubos de fermentación positivos (observe la formación de gas dentro de los tubos)



Figura 12.3. Campana de flujo laminar para el sembrado de microorganismos



Figura 12.4. Incubadora

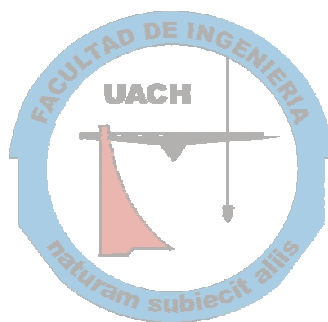
12.6. Resultados y conclusiones

BIBLIOGRAFÍA.

1. Sawyer and Mc Carty. Chemistry for environmental engineering.
2. Henry, J. Glynn, Heinke, Gary W. Ingeniería ambiental 2ª edición.. Prentice. México. 1999
3. ISBN 970-17-0266-2
4. Hardenberg, W.A. and Rodie Edward B. Ingeniería sanitaria
5. Metcalf y Eddy. Ingeniería sanitaria y de aguas residuales.
6. F.N. Kemmer y J. Mc Callion. Manual del agua.
7. A.S.T.M. (American Society for Testing and Materials).Manual del agua para usos industriales.
8. O.P.S. Métodos simplificados de laboratorio para el examen físico y químico de aguas.
9. EnKerlin Ernesto y otros. Ciencia ambiental y desarrollo sostenible 1ª ed International Thomson Publishing México 1997 ISBN 968-7529-02-4
10. Tratado universal del medio ambiente 1ª edición. Rezza editores España 1993
11. ISBN 84-7973-187-7
12. Hounslow, Arthur. Water quality data. 1ª edición Lewis Publishers. USA 1995 ISBN 0-87371-676-0
13. Normas Oficiales Mexicana
14. Normas mexicanas
15. Reglamento JMAS de la ciudad de Chihuahua



Universidad Autónoma de Chihuahua. FACULTAD DE INGENIERÍA



Manual de Prácticas de Laboratorio de Sanitaria.