13 de agosto de 2019

PRESENTADO POR:

GALVIS GALLEGO, Heiner Elias – CC. 1’096.245.872

ANÁLISIS FISICOQUÍMICOS Y MICROBIOLÓGICO DEL AGUA DEL RÍO MAGDALENA

1. INTRODUCCIÓN.

En esta práctica, se realizaron los siguientes análisis a la muestra de agua del río magdalena, específicamente, de una porción del río magdalena en el barrio el Arenal: Prueba de jarras, determinación de pH, turbidez, acidez, dureza, determinación de nitratos mediante el uso del kit correspondiente para análisis en campo, cloruros mediante el uso del método de Mohr y el uso de su kit correspondiente, fosfatos y análisis microbiológico. Los resultados obtenidos correspondientes a los análisis antes mencionados fueron los siguientes: 60 ppm de coagulante óptimo, pH entre 4-5, 24.2 NTU, 1207.5 ppm $CaCO_3$, 2452.23 ppm $CaCO_3$, 50-100 ppm, 18 ppm, 1.102 ppm, 2 colonias, respectivamente. Todos los análisis fueron realizados en el mismo día del muestreo.

2. OBJETIVOS.

2.1. Objetivo general.

- Caracterizar la muestra de agua del río magdalena según sus parámetros fisicoquímicos y contenido microbiano.

2.2. Objetivos específicos.

- Determinar el pH de la muestra de agua.
- Estimar la turbidez de la muestra de agua.
- Calcular la alcalinidad de la muestra de agua.
- Determinar la turbidez de la muestra de agua.
- Estimar la cantidad de nitratos presentes en la muestra mediante el uso de dos métodos distintos.
- Emplear el kit correspondiente para la cuantificación de cloruros presentes en la muestra de agua.
- Determinar la concentración de fosfatos presentes en la muestra de agua.
- Identificar los tipos de microorganismos presentes en la muestra de agua.

3. MARCO TEÓRICO.

3.1. El problema de la toma de muestras en aguas.

Para determinar las condiciones de un sistema hídrico deben tomarse muestras de agua. Esta recogida de muestras debe realizarse atendiendo a una serie de requisitos. Es imprescindible una manipulación correcta de la muestra para evitar que los valores de los parámetros determinados en los análisis difieran de los del sistema original y conducir con ello a resultados irreales sobre el tipo y cantidad de los contaminantes presentes; en definitiva, a un conocimiento falseado de dicho sistema y sus condiciones.

La caracterización de un sistema hídrico supone la identificación de los contaminantes presentes en él mismo y su cuantificación. Para ello, normalmente no se analiza el total del sistema estudiado sino un volumen finito del mismo que se denomina muestra. Una muestra debe cumplir las siguientes condiciones:

a) ser representativa del sistema en el momento del muestreo.
b) tener un volumen suficientemente pequeño como para facilitar su transporte y manipulación.
c) preservar los valores del parámetro o parámetros a determinar hasta el momento de su análisis.
d) poseer una correcta identificación espacial, temporal y de manipulación.

Al proceso de captación, conservación, transporte, manipulación y etiquetado de la muestra, se le denomina “toma de muestra”.

Dependiendo de los tipos de análisis que se les va a realizar a la muestra de agua, la misma debe conservarse a unas condiciones determinadas y en unos recipientes determinados. La siguiente tabla muestra un ejemplar con los análisis más comunes:

Determinación	Tipo de recipiente	Precauciones	Almacenaje	Norma
Aceites y grasas	V (lavado con disolventes)	2-5º C	24 h	UNE 717037:1983 UNE 77038:1983
Color	P ó V (preferiblemente)	2-5º C, oscuridad	24 h	UNE-EN ISO 7887:1995
Conductividad	P	2-5º C	24 h	UNE-EN 27888:1994
DBO	P ó V (preferiblemente)	2-5º C, en oscuridad	24 h	UNE 77003:1989
DQO	P ó V (preferiblemente)	H_2SO_4 pH<2, oscuridad, 2-5º C	5 días	UNE 77004:1989
Dureza	P ó V	---- pH<2	24 h 1 mes	UNE 77040:1983
Metales	P ó VB	Filtrar, HNO_3 (pH <2)	1 mes	UNE 77056:1983
Nitratos	P ó V	pH<2, 2-5º C	24 h	UNE 77027:1982 UNE-EN-ISO 13395:1997
OD	-	in situ	-	UNE-EN 25813:1994 UNE-EN 25814:1994
pH	-	análisis “in situ”	-	UNE 77035:19883
SS	P ó V	preferiblemente análisis “in situ”	24 h	UNE 77031:1982
Temperatura	-	análisis “in situ”	-	A.A.W. 2550:1988
Coliformes fecales MF	P ó VB	pH<7 Tiosulfato Na oscuridad, 2-5º C	24 h	UNE 77.063:1990
Estreptococos fecales MF	P ó VB	pH<7 Tiosulfato Na oscuridad, 2-5º C	24 h	UNE 77.076:1991/2
Coliformes Sulfito–reductores MF	P ó VB	pH<7 Tiosulfato Na oscuridad, 2-5º C	24 h	UNE–EN 26461:1995/2
Bacterias totales	P ó VB	pH<7 Tiosulfato Na oscuridad, 2-5º C	24 h	R.D. 1138/1990

MF=filtración en membrana; P= plástico; V= vidrio; VB=vidrio de borosilicato

Fuente: GONZÁLES, et al. (2002). EL PROBLEMA DE LA TOMA DE MUESTRAS EN AGUAS

3.2. Concepto de pH, alcalinidad y dureza en aguas.

a) pH.

La medida del pH es una de las pruebas más importantes y frecuentes utilizadas en el análisis químico del agua.

Prácticamente todas las fases del tratamiento del agua para suministro y residual, como la neutralización ácido-base, suavizado, precipitación, coagulación, desinfección y control de la corrosión dependen del pH.

La escala de pH está usualmente representada en un rango de 0 a 14.
Valores por debajo de 7 indican que la concentración del ion hidrogenión es más grande que la concentración del ion hidroxilo y el agua es ácida, condiciones opuestas, indican que el pH excede de 7 y el agua es básica.
Las aguas naturales tienen normalmente valores de pH en la zona de 4 a 9 y la mayoría

son ligeramente básicas debido a la presencia de bicarbonatos y carbonates de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

La determinación del pH debe hacerse en el sitio de muestreo, para evitar alteraciones por reacciones durante el almacenamiento.

b) Acidez.

La acidez de un agua es una medida de su capacidad para reaccionar con bases fuertes a determinado pH. Los valores de la medición pueden variar significativamente con el punto final, la acidez es una medición de las propiedades agregadas del agua y puede ser interpretada en términos de las sustancias específicas, solo cuando se conoce la composición química de la muestra.

Los ácidos minerales fuertes; los ácidos débiles tales como carbónico, acético y las sales hidrolizadas como las ferrosas o sulfatos de aluminio; pueden contribuir a la acidez del agua.

c) Dureza.

La dureza total del agua se define como la suma de las concentraciones de los iones calcio y magnesio. Originalmente el término dureza se entendió como una medida de la capacidad del agua para precipitar el jabón. Químicamente la dureza del agua es una propiedad causada por la presencia de cationes metálicos bivalentes y se manifiesta por su reacción con el jabón para formar precipitados y con ciertos aniones para formar incrustaciones.

Las aguas se clasifican por su dureza según la siguiente tabla:

DUREZA mg/L de $CaCO_3$	TIPO DE AGUA
0-75	Suave
75-150	Agua poco dura
150-300	Agua dura
Más de 300	Agua muy dura

Fuente: *Universidad Nacional de Colombia. Métodos analíticos para la evaluación de la calidad fisicoquímica del agua. p. 68*

La dureza varía de un lugar a otro. Se origina por contacto de agua con el suelo de formación rocosa y en áreas donde la capa del suelo es gruesa y hay calizas presentes, por esto refleja la naturaleza de las formaciones geológicas con las que ha tenido contacto.

Para determinar la dureza total, la muestra se titula con EDTA a pH 10, en presencia de negro de eriocromo-T como indicador. Este es un colorante triácido el cual funciona como indicador ácido-base con dos cambios de color:

$$\underset{Rojo,\ pH=6{,}3}{H_2F^- - H^+} \underset{+H^+}{\leftrightarrow} \underset{Azul,\ pH=11{,}5}{HF^{-2} - H^+} \underset{+H^+}{\leftrightarrow} \underset{Naranja}{F^{-3}}$$

De estas tres formas sólo la F^{-3} produce compuestos no ionizables con los metales alcalinotérreos.

$$Mg^{+2} + F^{-3} \Leftrightarrow MgF^-$$

$$\underset{Azul}{Mg^{+2} + HF^{-2}} \Rightarrow \underset{Rojo\ Vino}{MgF^- + H^+}$$

Por la adición de EDTA a tal solución, los iones magnesio los cuales forman con el EDTA un complejo más estable, son desplazados del complejo indicador y el color cambia inmediatamente a azul.

$$\underset{Rojo\ Vino}{H_2Y^{-2} + MgF^-} \Rightarrow \underset{Azul}{MgY^{-2} + HF^{-2} + H^+}$$

Durante la titulación de la dureza del agua con EDTA, este último se combina primero con los iones calcio libre, luego con los iones magnesio y finalmente en el punto final, el EDTA desplaza el magnesio del complejo magnesio-indicador ocasionando un cambio de color del rojo vino al azul.

3.3. Turbidez - Método Nefelométrico

La claridad del agua es importante, en la obtención de productos destinados al consumo humano como la producción de bebidas y alimentos procesados; y en muchas industrias manufactureras. La turbidez en el agua es causada por materiales en suspensión tales como arcilla, lodos, partículas de materia orgánica o inorgánica fragmentadas finamente, coloides, compuestos orgánicos coloreados y otros microorganismos. La turbiedad es una expresión de la propiedad óptica que hace que la luz blanca se disperse y absorba en lugar de trasmitirse en línea recta a través de la muestra.

Este método está basado en una comparación de la intensidad de la luz desviada por la muestra bajo condiciones definidas, con la intensidad de la luz desviada por una suspensión estándar de referencia, bajo las mismas condiciones. A mayor intensidad de la luz desviada mayor será la turbidez.

Como patrón de referencia se usa una solución patrón de polímero de formazina. Esta solución es de fácil preparación y sus propiedades para desviar la luz son mejores que las soluciones preparadas con aguas turbias.

3.4. Cloruros – Método argentométrico.

Los contenidos de cloruros de las aguas son variables y se deben principalmente a la naturaleza de los terrenos atravesados. Habitualmente, el contenido de ion de cloruro de las aguas naturales es inferior a 50 mg/l.

El cloruro en forma de Cl^-, es uno de los aniones inorgánicos más abundantes en aguas naturales y de desecho. El contenido de cloruros normalmente se incrementa con el aumento de los minerales.

Los cloruros en una proporción razonable no son dañinos para la salud. Concentraciones por encima de 250 mg/L dan sabor salino al agua, haciéndola desagradable para el consumo humano. Altas concentraciones de cloruros aceleran la corrosión en los reactores, calderas, etc., además interfieren en procesos industriales tales como refinación del azúcar, envasado de alimentos, etc.

Los cloruros reaccionan con el nitrato de plata formando un precipitado blanco de cloruro de plata, para detectar el punto final se utiliza cromato de potasio que da un precipitado rojo anaranjado de cromato de plata, que aparece cuando la precipitación del cloruro de plata se ha completado.

$$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\ (precititado\ blanco)$$
$$CrO_4^= + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2CrO_4\ (precititado\ rojo)$$

El método se basa en la diferencia de solubilidades del cloruro de plata y el cromato de plata; el AgCl es menos soluble que el Ag_2CrO_4 y, este último no precipita hasta que los iones cloruros estén precipitados en la forma de cloruro de plata.

4. EQUIPOS Y MATERIALES.

4.1. Prueba de jarras.

- Equipo de prueba de jarras.
- 3 jarras.
- Crisol.
- Vaso de precipitado de 50 mL.

- Espátula.
- Sulfato de aluminio.
- 1 balón aforado de 500 mL.
- Agua destilada.

4.2. Determinación de pH.

- Tiras de pH.
- Vaso de precipitado de 50 mL.

4.3. Determinación de turbidez.

- Turbidímetro marca HACH 2100 N.
- Conjunto de muestras de formacina para la calibración del equipo.
- Porta muestra tubular para la medición de la turbidez de la muestra.

4.4. Determinación de acidez.

- Soporte universal.
- Bureta de 25 mL
- 1 pinza.
- Agua destilada.
- Erlenmeyer de 250 mL.
- Balón aforado de 100 mL.
- Fenolftaleína.
- Tiras de pH.
- Potenciómetro marca HANNA.
- Probeta de 100 mL.

4.5. Determinación de dureza.

- Soporte universal.
- Bureta de 25 mL.
- 1 pinza.
- Agua destilada.
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL.
- Solución de negro de eriocromo T.
- 1 Erlenmeyer de 250 mL.

4.6. Determinación de nitratos.

- Kit para la determinación de nitratos en campo.
- Beaker de 50 mL.

4.7. Determinación de cloruros.

- Kit para la determinación de cloruros en campo.
- 1 balón aforado de 100 mL.
- Solución de dicromato de potasio 10%.
- Soporte universal.
- 2 pinzas.
- Bureta de 25 mL.
- Erlenmeyer de 250 ml.

4.8. Determinación de fosfatos.

- Espectrofotómetro UV-Vis.
- Agua destilada.
- Solución combinada de ácido sulfúrico 5 N, tartrato de antimonio y potasio, heptamolibdato de amonio tetrahidratado, y ácido ascórbico 0.1 M.
- Solución de KH_2PO_4.
- 6 Balones aforados.

4.9. Análisis microbiológico.

- Agar.
- 2 cajas Petri para crecimiento general de microorganismos.
- 2 medios de cultivo para crecimiento exclusivo de *E. Coli*.
- 5 tubos de ensayo.
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL.
- Balanza analítica.
- Crisol.
- Espátula.
- 1 frasco PET.
- 2 placas petrifilm.

- 1 Autoclave.
- Incubadora.

5. METODOLOGÍA

5.1. Prueba de jarras.

- Se preparó una solución madre de sulfato de aluminio de 1000 ppm.
- Se prepararon 3 soluciones patrón de 20, 40 y 60 ppm.
- Se añadió 1 L de agua en cada jarra.
- Se midieron las cantidades de cada patrón para ser añadido en cada jarra.
- Se vertieron las cantidades anteriores a las jarras.
- Se programó el equipo de turbidez a una revolución de 160 rpm durante 10 minutos.
- Se programó el equipo a una revolución de 50 rpm durante 30 minutos.
- Se dejó que se precipitara los sólidos presentes en el agua.

5.2. Determinación de pH.

- Se introdujo una tira de pH a la muestra de agua de la jarra que presentó la mayor precipitación de sólidos.
- Se comparó el resultado con la referencia mostrada en el recipiente que contenía las tiras de pH.

5.3. Determinación de turbidez.

- Se calibró el turbidímetro con sus respectivos patrones de formacina de < 0,1, 20, 200, 1000, 4000, 7500 NTU.
- Se añadió muestra de agua al porta muestra tubular.
- Se introdujo la muestra en el equipo para el cálculo de su turbidez.

5.4. Determinación de acidez.

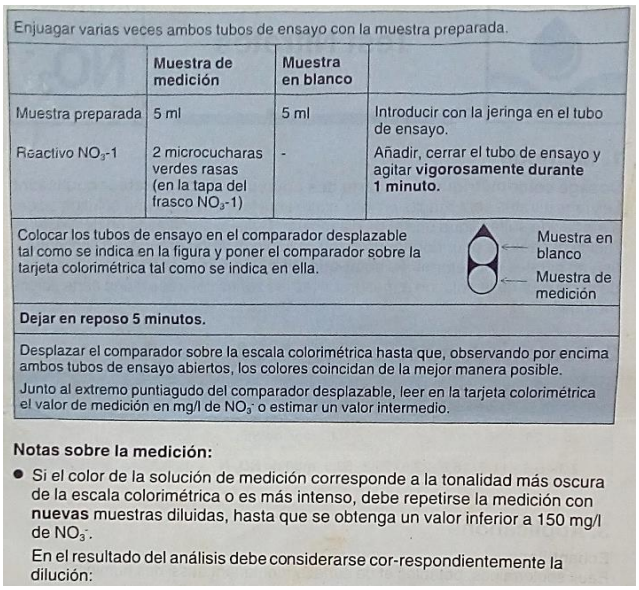
- Se realizó el montaje para la titulación volumétrica.
- Se preparó una solución de hidróxido de sodio al 0.1 N.
- Se purgó la bureta con la solución de NaOH 0.1 N.
- Se añadió NaOH a la bureta hasta su marca de aforo.
- Se midió una cantidad de 100 mL de muestra de agua.
- Se añadió la cantidad anterior en un Erlenmeyer de 250 mL.
- Se agregaron 7 gotas de fenolftaleína.
- Se tituló la muestra hasta el punto de viraje.

5.5. Determinación de dureza.

- Se realizó el montaje para la titulación volumétrica.
- Se preparó una solución de EDTA al 0.01 M.
- Se purgó la bureta con la solución de EDTA 0.1 N.
- Se añadió EDTA a la bureta hasta su marca de aforo.
- Se midió una cantidad de 20 mL de muestra con una pipeta volumétrica.
- Se añadió el contenido anterior en un Erlenmeyer de 250 mL.
- Se le agregaron 10 mL de solución buffer al contenido anterior.
- Se añadieron 3 gotas de negro de eriocromo T.
- Se tituló hasta el punto de viraje.

5.6. Determinación de nitratos.

El procedimiento que se siguió se muestra en la siguiente ilustración:



Enjuagar varias veces ambos tubos de ensayo con la muestra preparada.

	Muestra de medición	Muestra en blanco	
Muestra preparada	5 ml	5 ml	Introducir con la jeringa en el tubo de ensayo.
Reactivo NO_3-1	2 microcucharas verdes rasas (en la tapa del frasco NO_3-1)	-	Añadir, cerrar el tubo de ensayo y agitar **vigorosamente durante 1 minuto.**

Colocar los tubos de ensayo en el comparador desplazable tal como se indica en la figura y poner el comparador sobre la tarjeta colorimétrica tal como se indica en ella.

Muestra en blanco
Muestra de medición

Dejar en reposo 5 minutos.

Desplazar el comparador sobre la escala colorimétrica hasta que, observando por encima ambos tubos de ensayo abiertos, los colores coincidan de la mejor manera posible.

Junto al extremo puntiagudo del comparador desplazable, leer en la tarjeta colorimétrica el valor de medición en mg/l de NO_3^- o estimar un valor intermedio.

Notas sobre la medición:

- Si el color de la solución de medición corresponde a la tonalidad más oscura de la escala colorimétrica o es más intenso, debe repetirse la medición con **nuevas** muestras diluidas, hasta que se obtenga un valor inferior a 150 mg/l de NO_3^-.

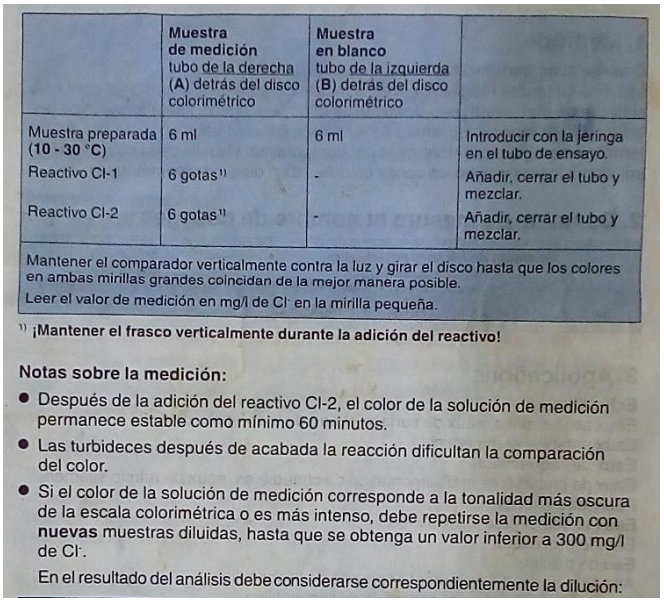
  En el resultado del análisis debe considerarse cor-respondientemente la dilución:

Fuente: *Merck. Aquamerck. Test Nitratos. Técnica*

5.7. Determinación de cloruros.

a) Método del kit.

El procedimiento que se siguió, en este caso, se muestra en la siguiente ilustración:



	Muestra de medición tubo de la derecha (A) detrás del disco colorimétrico	Muestra en blanco tubo de la izquierda (B) detrás del disco colorimétrico	
Muestra preparada (10 - 30 °C)	6 ml	6 ml	Introducir con la jeringa en el tubo de ensayo.
Reactivo Cl-1	6 gotas[1)]	-	Añadir, cerrar el tubo y mezclar.
Reactivo Cl-2	6 gotas[1)]	-	Añadir, cerrar el tubo y mezclar.

Mantener el comparador verticalmente contra la luz y girar el disco hasta que los colores en ambas mirillas grandes coincidan de la mejor manera posible.

Leer el valor de medición en mg/l de Cl^- en la mirilla pequeña.

[1)] **¡Mantener el frasco verticalmente durante la adición del reactivo!**

Notas sobre la medición:

- Después de la adición del reactivo Cl-2, el color de la solución de medición permanece estable como mínimo 60 minutos.
- Las turbideces después de acabada la reacción dificultan la comparación del color.
- Si el color de la solución de medición corresponde a la tonalidad más oscura de la escala colorimétrica o es más intenso, debe repetirse la medición con **nuevas** muestras diluidas, hasta que se obtenga un valor inferior a 300 mg/l de Cl^-.

  En el resultado del análisis debe considerarse correspondientemente la dilución:

Fuente: *Merck. Mcolortest. Test cloruros.*

b) Método de Mohr.

- Se preparó una solución de sulfato de plata a una concentración de 0.1 N.
- Se realizó el montaje de titulación.
- Se midió una cantidad de 20 mL de muestra de agua y se introdujo en un Erlenmeyer de 250 mL.
- Se añadió una cantidad de 10 gotas de dicromato de potasio.
- Se tituló la muestra anterior con el sulfato de plata preparado.

5.8. Determinación de fosfatos.

- Se preparó la solución combinada mediante la mezcla de 50 mL de solución de ácido sulfúrico 5 N, 5 mL de tartrato de antimonio y potasio (esta solución se preparó disolviendo 0.6858 g de $K(SbO)C_4H_4O_6 \cdot ½H_2O$ en 200 mL de agua ultra pura, en un balón aforado de 250 mL), 15 mL de heptamolibdato de amonio tetrahidratado (esta solución se preparó disolviendo 20 g de Heptamolibdato de amonio tetrahidratado $(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4H_2O$ en 500 mL de agua ultra pura) y 30 mL de ácido ascórbico 0.1 M.
- Se preparó una solución patrón primaria de 50 ppm de KH_2PO_4.
- Se preparó una solución patrón secundaria de KH_2PO_4 a partir de la solución patrón primaria.
- Se alistaron 4 patrones de KH_2PO_4 a partir de la solución patrón secundaria de concentraciones de 0.03, 0.1, 0.5 y 1 ppm en balones forados de 50 mL.
- Se pasaron los patrones de 0.03, 0.1, 0.5 y 1 ppm de KH_2PO_4 en el espectrofotómetro para la construcción de la curva de calibración a una longitud de onda de 880 nm.
- Se guardó la curva de calibración obtenida.

- Se midió una cantidad de 50 mL de muestra en un Beaker.
- Se le añadió una cantidad de 6 mL de reactivo combinado a la muestra de agua medida.
- Se determinó la concentración promedio de fosfatos presentes en el agua en el espectrofotómetro por medio de la interpolación.

5.9. Análisis microbiológico.

- Se pesó una cantidad de 3.75 g de agar y se disolvieron en 160 mL de agua destilada.
- Se lavaron los materiales con agua y jabón.
- Se pringaron los materiales lavados con agua caliente.
- Se introdujeron los materiales lavados (los tubos de ensayo se introdujeron con una cantidad de 10 mL de agua destilada cada uno) y la solución de agar en la autoclave durante una hora y a una temperatura y presión de 121°C y 15 psi, respectivamente.
- Se extrajeron los materiales de la autoclave.
- Se le añadió 1 mL de muestra de agua al primer tubo de ensayo.
- Se extrajo una cantidad de 1 mL del contenido del primer tubo de ensayo y se introdujo en el segundo tubo de ensayo.
- Se extrajo una cantidad de 1 mL del contenido del segundo tubo de ensayo y se introdujo en el tercer tubo de ensayo.
- Se extrajo una cantidad de 1 mL del contenido del tercer tubo de ensayo y se introdujo en el cuarto tubo de ensayo.
- Se extrajo una cantidad de 1 mL del contenido del cuarto tubo de ensayo y se introdujo en el último tubo de ensayo.
- Se añadió una cantidad imprecisa de solución de agar en ambas cajas Petri, y se esperó hasta que se solidificara dicha solución.
- Se añadió 1 mL de muestra de agua en una de las cajas Petri.
- Se añadió 1 mL de la dilución presente en el cuarto tubo de ensayo a la segunda caja Petri.
- Se vertió 1 mL de la dilución presente en el cuarto tubo de ensayo en un petrifilm para el análisis de crecimiento de E. Coli.
- Se vertió 1 mL de la dilución presente en el quinto tubo de ensayo en el otro petrifilm para el análisis de crecimiento de E. Coli.
- Se guardaron las cajas Petri y los petrifilm en una incubadora durante 48 horas y a una temperatura de 35°C.
- Se observó el crecimiento de los distintos microorganismos.

6. CÁLCULOS, RESULTADOS Y ANÁLISIS DE RESULTADOS.

6.1. Prueba de jarras.

La preparación de cada uno de los patrones de sulfato de aluminio se realizó mediante el empleo de la siguiente ecuación:

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

Donde “C” indica la concentración de sulfato de aluminio y “V” el volumen en el que se preparó cada solución.

Así, para el caso de la preparación de la solución madre de sulfato de aluminio, la cantidad del mismo que se pesó fue:

$$\frac{1000\ mg\ sulfato\ de\ aluminio}{1000\ \cancel{mL\ sln}} x 500\ mL\ sln = 500\ mg\ sulfato\ de\ aluminio$$

$$500\ \cancel{mg}x\frac{1\ g}{1000\ \cancel{mg}}$$
$$= \mathbf{0.5}\ \boldsymbol{g\ de\ sulfato\ de\ aluminio}$$

Esos 0.5 g de sulfato de aluminio se disolvió con agua destilada en un balón aforado de 500 mL.

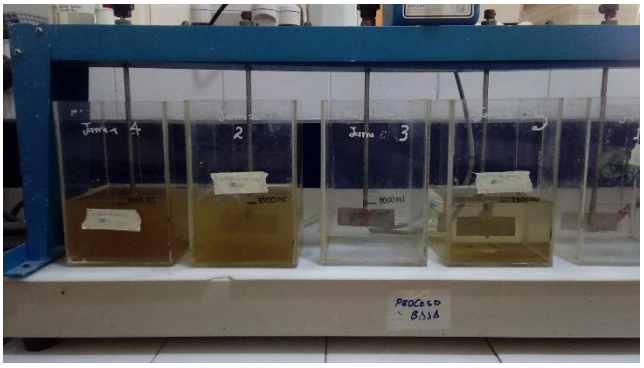
Para la preparación del primer patrón de 20 ppm, se extrajo la siguiente cantidad de la solución madre:

$C_1*V_1=C_2*V_2$

1000 ppm*V_1=20 ppm*1000 mL

V_1=20 mL

Esta cantidad se midió con una probeta y se vertió en la jarra número 4, tal como se ilustra a continuación:



Fuente: *Autor.*

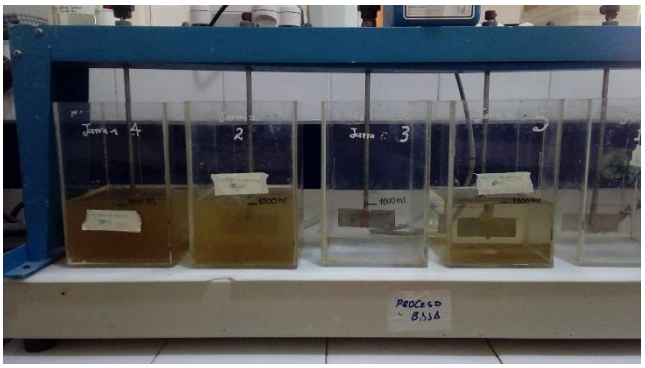
Asimismo, para la preparación del segundo patrón de 40 ppm, se extrajo la siguiente cantidad de la solución madre:

$C_1*V_1=C_2*V_2$

1000 ppm*V_1=40 ppm*1000 mL

V_1=40 mL

Esta cantidad se midió con una probeta y se vertió en la jarra número 2, tal como se ilustra a continuación:



Fuente: *Autor.*

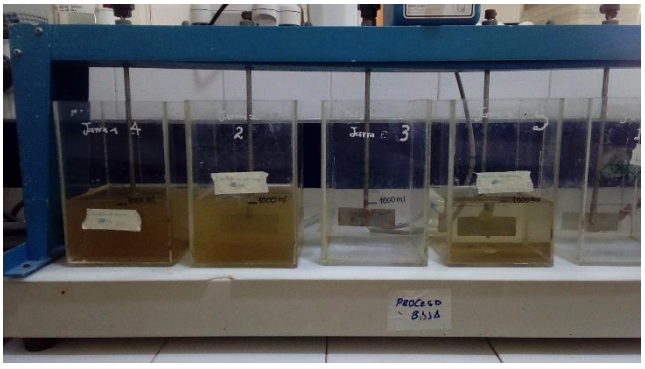
Finalmente, para la preparación del tercer patrón de 60 ppm, se extrajo la siguiente cantidad de la solución madre:

$C_1*V_1=C_2*V_2$

1000 ppm*V_1=60 ppm*1000 mL

V_1=60 mL

Esta cantidad se midió con una probeta y se vertió en la jarra número 5, tal como se ilustra a continuación:



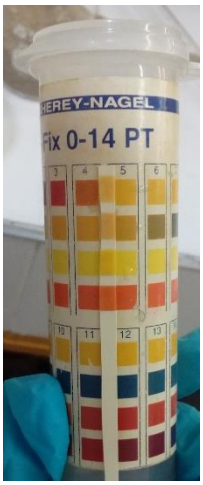
Fuente: *Autor.*

Luego de realizarse el proceso de floculación y coagulación, se dedujo que a una concentración de coagulante (sulfato de aluminio) óptimo de 60 ppm se lleva a cabo la eliminación de los sólidos suspendidos en la muestra de agua.

Todos los demás análisis realizados en esta práctica se hicieron mediante el uso de la muestra de agua proveniente de la jarra número 5.

6.2. Determinación de pH.

Luego de introducir la tira de pH en la muestra, se estimó que el pH del mismo tuvo un valor entre 4-5; es decir, se trató de una muestra de agua de carácter ácido.



Fuente: *Autor.*

La medición del pH conllevó a la idea de realizarle análisis de acidez y no de alcalinidad, pues, la muestra de agua contiene más sustancias ácidas que básicas.

6.3. Determinación de turbidez.

En esta ocasión, la turbidez obtenida de la muestra de agua tuvo un valor de 24.2 NTU.



Fuente: *Autor.*

6.4. Determinación de acidez.

La solución de NaOH 0.1 N se preparó a partir de otra solución de NaOH de concentración 1 N. La cantidad que se extrajo de ésta última fue de:

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

$$1\ N * V_1 = 0.1\ N * 100\ mL$$

$$\mathbf{V_1 = 10\ mL}$$

Luego, esta cantidad se introdujo en un balón aforado de 100 mL y se le añadió agua destilada hasta la línea de aforo.

La cantidad de base gastada hasta el punto de viraje fue de 24.15 mL; así, la acidez de la muestra de agua fue de:

$$\text{Acidez total como CaCO3 en mg/L} = \frac{(AxB)X50000}{Vmuestra}$$

Donde “A” es el volumen de NaOH utilizado al vire de la fenolftaleína y “B” es la normalidad de la disolución de NaOH.

$$\text{Acidez total como CaCO3 en mg/L} = \frac{(24.15x0.1)X50000}{100}$$

$$\mathbf{Acidez\ total\ a\ un\ pH\ de\ 11.45 = 1207.5\ ppm\ CaCO3}$$

Convirtiendo los ppm a porcentaje, se tiene que:

$$1207.5\ \cancel{ppm}\ \text{CaCO3x}\frac{1\%}{10000\ \cancel{ppm}} = \mathbf{0.12075\%}$$

Al llegar al punto final de la titulación (cambio de color transparente a fucsia), se obtuvo un pH final de 11.45, según como lo muestra la siguiente ilustración:



Fuente: *Autor.*

Este resultado indicó que la muestra de agua presenta una acidez relativamente alta y que representa un posible peligro para el desarrollo de las actividades biológicas subacuáticas.

6.5. Determinación de dureza.

La cantidad de EDTA gastado durante la titulación fue de 49 mL; de esta forma, la dureza del agua fue de:

$$\text{Dureza total} = \frac{VxM}{Vol} x100091$$

Donde “V” y “M” es el volumen gastado y la molaridad del EDTA, respectivamente, y “Vol” es la cantidad de muestra de agua usada para la titulación. Así:

$$\text{Dureza total} = \frac{49x0.01}{20} x100091$$

$$\mathbf{Dureza\ total = 2452.23\ ppm\ CaCO3}$$

Teniendo en cuenta la siguiente tabla:

DUREZA mg/L de $CaCO_3$	TIPO DE AGUA
0-75	Suave
75-150	Agua poco dura
150-300	Agua dura
Más de 300	Agua muy dura

Se pudo deducir que la muestra de agua es un agua muy dura; es decir, es un tipo de agua que puede generar incrustaciones en las tuberías.

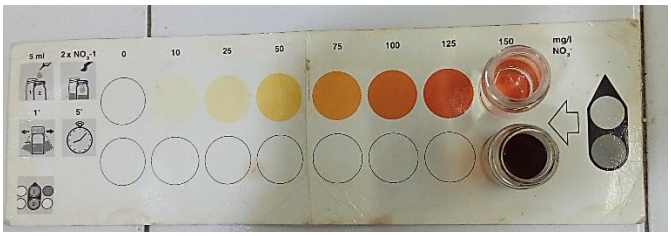
Las siguientes ilustraciones muestran el antes y el después de la titulación, respectivamente:



Fuente: *Autor.*

6.6. Determinación de nitratos.

Inicialmente, luego de realizada la prueba, el resultado fue de una concentración mayor de 150 ppm, un valor que no se encontraba dentro del rango disponible en el kit. La siguiente ilustración muestra las comparaciones de los colores:



Fuente: *Autor.*

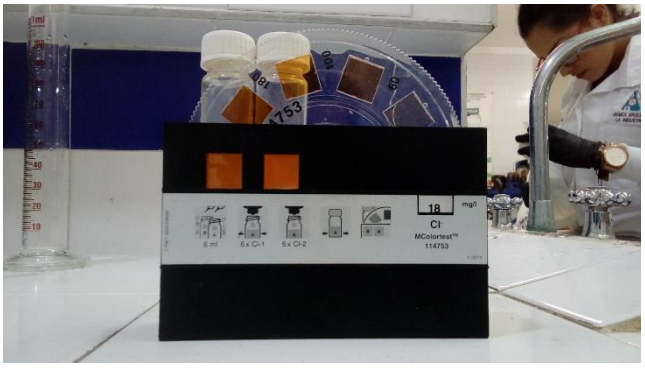
A pesar de esto, se procedió a diluir dicha muestra agregándole más muestra de agua con el fin de hallar una concentración que esté dentro del rango disponible. Así, con un factor de dilución de 20 mL, se encontró que la concentración de nitratos estuvo en un rango de 50-100 ppm. La siguiente ilustración muestra la nueva medición de nitratos con el factor de dilución realizado:



Fuente: *Autor.*

6.7. Determinación de cloruros.

- **Método del kit de medición:** Mediante el uso de este kit, se encontró que la concentración de iones cloruros en la muestra de agua fue de 18 ppm, aproximadamente. La siguiente ilustración muestra la comparación de los colores para la deducción de dicha concentración:



Fuente: *Autor.*

- **Método de Mohr:** La valoración se suele hacer con solución patrón de $AgNO_3$; pero, en este caso, se usó el Ag_2SO_4. El indicador fue el ión dicromato $Cr_2O_7^{-2}$, que comunica a la solución en el punto inicial una coloración amarilla y forma en el punto final un precipitado rojo ladrillo de dicromato de plata, $Ag_2Cr_2O_7$.

En esta ocasión, la cantidad del titulante (sulfato de plata) que se gastó fue de 0.28 mL.

Para la determinación de la concentración de cloruros, es necesario tener en cuenta las reacciones químicas que ocurren dentro del proceso. Así, el sulfato de plata se encontraba inicialmente disociado de la siguiente forma:

$$Ag_2SO_4 \rightarrow 2Ag^+ + SO_4^{-2}$$

Asimismo, dentro de la muestra de agua, junto con la adición de dicromato de potasio, los mismos se encontraban disociados de la siguiente forma:

$$Cl^- + Cr_2O_7^{-2} + 2K^+$$

De esta forma, las reacciones que posiblemente ocurrieron en la determinación de iones cloruro fueron:

$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$ (Precipitado blanco)

$Cr_2O_7^{-2} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2Cr_2O_7 \downarrow$ (Precipitado rojo ladrillo)

Como la cantidad de solución de Ag_2SO_4 (sulfato de plata) que se gastaron fue de 0.28 mL, la cantidad de iones Ag^{+2} que se encontraban en esa cantidad fue de:

$$\frac{0.1\ eq-g}{1000\ \cancel{mL\ sln}} x 0.28\ \cancel{mL\ sln} = \mathbf{0.000028\ eq-g\ Ag2SO4}$$

$$0.000028\ \cancel{eq-g}\ Ag2SO4 x \frac{1\ mol}{2\ \cancel{eq-g}} = \mathbf{0.000014\ mol\ Ag2SO4}$$

$$0.000014\ mol\ Ag2SO4 x \frac{311.8\ g}{1\ mol} = \mathbf{4.3652x10^{-3}g\ Ag2SO4}$$

$$4.3652x10^{-3} g\ Ag2SO4 x \frac{2x(107.9\ g\ Ag+)}{311.8\ g\ Ag2SO4} = \mathbf{3.0212x10^{-3}g\ Ag+}$$

Esa cantidad de iones de plata consumida representa aquella que reaccionó tanto con los iones cloruros como con los iones dicromato.

Ahora bien, la cantidad de dicromato de potasio que se usaron fueron 10 gotas; teniendo en cuenta que el dicromato de potasio estaba a una concentración de 10% y que 10 gotas equivalen a 0.5 mL, aproximadamente, la cantidad de iones dicromato en la muestra de agua fue de:

$$\frac{10\ g\ K2Cr2O7}{100\ \cancel{mL\ sln}} x 0.5\ \cancel{mL\ sln} = 0.05\ g\ K2Cr2O7$$

$$0.05\ g\ K2Cr2O7 x \frac{216\ g\ (Cr2O7)-2}{294.2\ g\ K2Cr2O7} = \mathbf{0.037\ g\ (Cr2O7)-2}$$

Al analizar muy bien la cantidad anterior, se puede deducir que no todos los iones dicromatos reaccionaron con todos los iones de plata presentes en la solución. Esto quiere decir que, a la primera gota de solución de sulfato de plata en donde ocurre el viraje a rojo ladrillo, es porque ahí es donde comienza la reacción de iones de plata con los iones dicromato, indicando que todos los iones cloruros han reaccionado con la mayoría de los iones de plata. Así, se pudo concluir que, el valor aproximado de iones cloruros presentes en la muestra fue de:

$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$ (Precipitado blanco)

$$3.0212x10^{-3}\cancel{g\ Ag+}\ x\ \frac{35.45\ g\ Cl-}{107.9\ \cancel{g\ Ag+}} = \mathbf{9.926x10^{-4}g\ Cl-}$$

Convirtiendo esos gramos a miligramos, se tiene que:

$$9.926x10^{-4}\cancel{g}\ Cl- x \frac{1000\ mg}{1\ \cancel{g}} = \mathbf{0.9926\ mg\ Cl-}$$

De esta forma, teniendo en cuenta los 20 mL de muestra de agua, los 0.28 mL de solución de sulfato de plata y los 0.5 mL de solución de dicromato de potasio, la concentración aproximada de iones cloruros en la muestra de agua fue de:

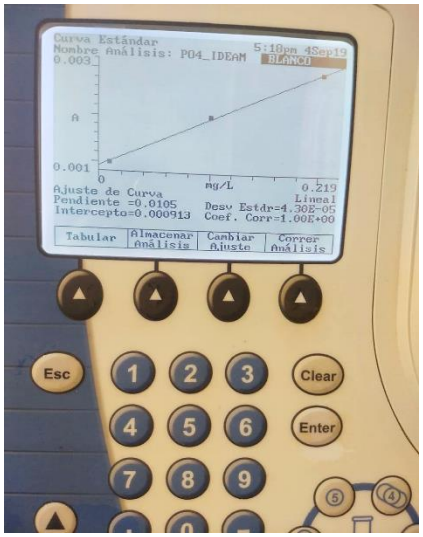
$$\frac{0.9926\ mg\ Cl-}{(20+0.28+0.5)mL\ sln} x 1000\ mL\ sln = \mathbf{47.77\ ppm\ Cl-}$$

Este resultado obtenido fue realmente mucho más alto que el valor obtenido en el método del kit. Una probable razón de que esto haya sucedido fue porque se asumió que todos los

iones de plata se unieron con todos los iones de cloro; es decir, como no se pudo establecer una manera de determinar la cantidad de iones dicromato que reaccionaron con los iones de plata, entonces, se tuvo que asumir que absolutamente todos los iones de plata se unieron con todos los iones cloruros.

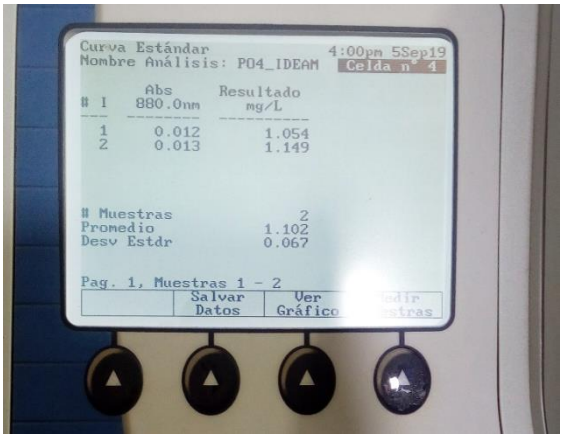
6.8. Determinación de fosfatos.

La curva de calibración obtenida se muestra a continuación:



Fuente: *Autor.*

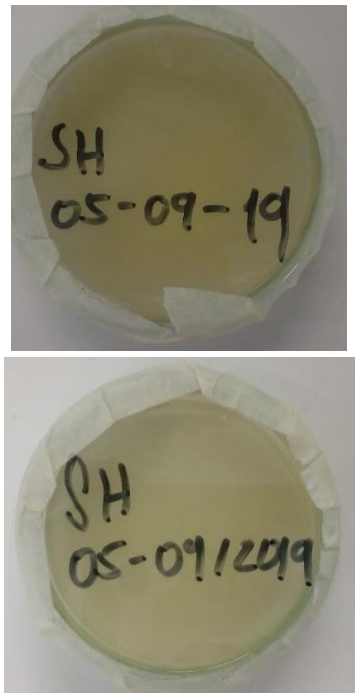
Por otro lado, la concentración promedio de fosfatos en la muestra de agua fue de 1.102 ppm, tal como lo muestra la siguiente ilustración:



Fuente: *Autor.*

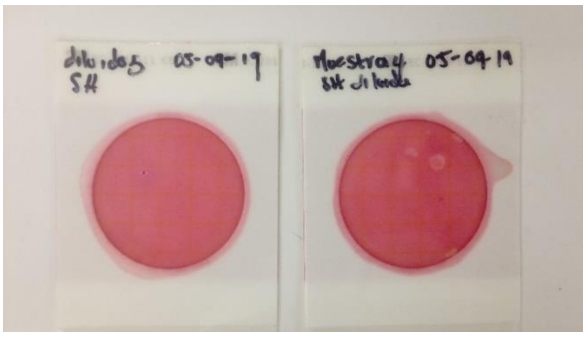
6.9. Análisis microbiológico.

En esta última parte de la práctica, ambas pruebas dieron positivo para la presencia de microorganismos en el agua. Para el caso de los microorganismos presentes en las cajas Petri, los mismos se identificaron por las manchas blancas presentadas en la superficie del agar. La siguiente ilustración muestra la presencia de microorganismos:



Fuente: *Autor.*

Por otro lado, la cantidad de colonias de E. Coli (coliforme termotolerante) que se pudieron contar en las placas petrifilm fueron 2. La siguiente ilustración muestra la formación de los mismos:



Fuente: *Autor.*

7. CONCLUSIONES.

En síntesis, se pudo concluir que fue necesaria una concentración de 60 ppm de coagulante óptimo (sulfato de aluminio) para llevar a cabo la mayor floculación y coagulación posible de los sólidos suspendidos; el pH de la muestra de agua estuvo en un rango de entre 4-5, lo cual indicó que fue ácida; la turbidez de la muestra de agua fue de 24.2 NTU; la acidez tuvo un valor de 1207.5 ppm $CaCO_3$ (0.12075 %); la dureza total de la muestra de agua fue de 2452.23 ppm $CaCO_3$, lo cual indicó que se trató de una muestra de agua muy dura; el rango de concentración de nitratos fue de 50-100 ppm NO_3^-; la concentración de iones cloruros en la muestra de agua fue de 18 ppm, aproximadamente; la concentración promedio de fosfato presentes en la muestra de agua fue de 1.102 ppm; finalmente, se pudo contar 2 colonias en las placas petrifilm, indicando que hubo presencia de E. Coli (coliforme termotolerante).

BIBLIOGRAFÍA

GONZÁLES, et al. (2002). El problema de la toma de muestras en aguas

LONDOÑO, et al. (2010). MÉtodos analíticos para la evaluación de la calidad fisicoquímica del agua. Universidad Nacional de Colombia

American Public Health Association, et al. Métodos normalizados para el análisis de aguas potables y residuales. Ed. Diaz de santos

GIRALDO, Gloria. 1995. MANUAL DE ANÁLISIS DE AGUAS. Universidad Nacional de Colombia

Determinación de cloruros en una muestra acuosa mediante los métodos de precipitación Mohr y Volhard. [Consultado el 20 de septiembre de 2019]. Disponible en internet: https://www.fisicanet.com.ar/quimica/analitica/lb01_mohr_volhard.php