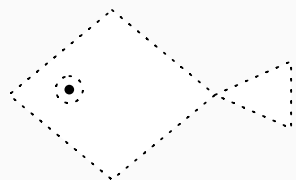


PROYECTO INFOCAB PB203624



ANÁLISIS QUÍMICO DE CALIDAD DEL AGUA CON SENSORES, PARA PROYECTOS ESCOLARES PARA LA SUSTENTABILIDAD



AUTORES

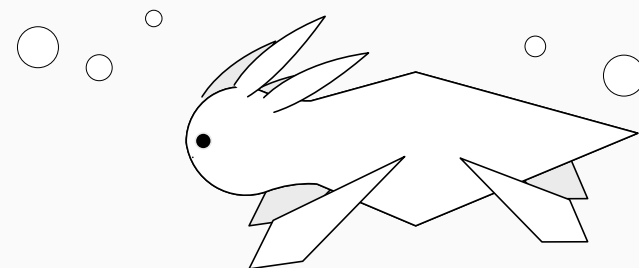
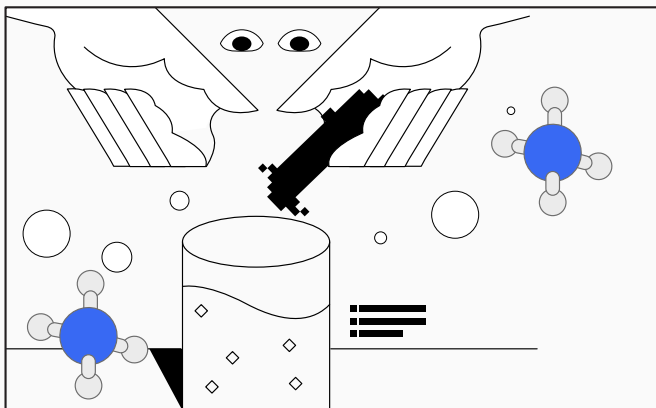
Griselda Chávez Fernández

Alejandra Barrios Rivera

Ma. Patricia García Pavón

Angélica Nohelia Guillén Méndez

Reyes Flores Hernández



"INVISIBLE PERO EFECTIVO"

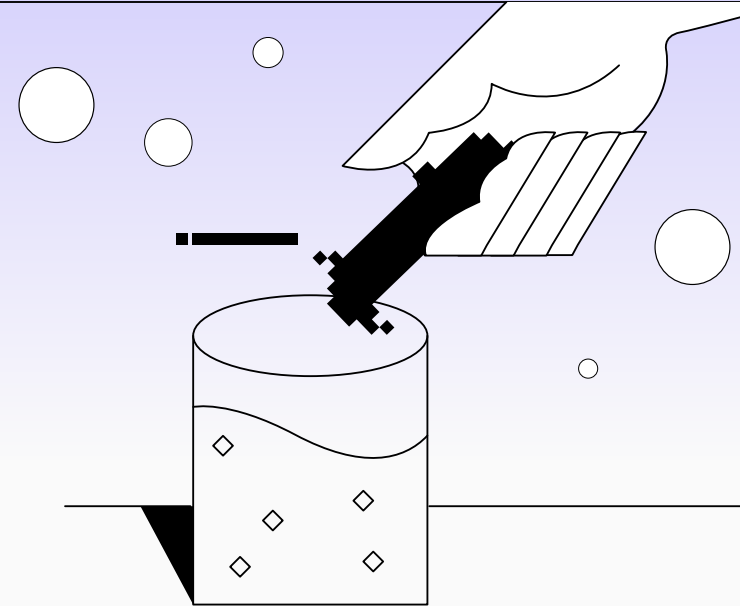
Determinación de oxígeno disuelto en agua.

INTRODUCCIÓN Y CONTEXTO

INTRODUCCIÓN

El estudio de la química te permitirá comprender muchos de los fenómenos que se producen en la naturaleza, como las propiedades de las sustancias, las cuales repercuten en las reacciones que se efectúan. Este conocimiento te facilitará entender las múltiples aplicaciones de esta ciencia para modificar el entorno.

Una propiedad importante es la solubilidad en agua de un gran número de sustancias, por ejemplo, el oxígeno y cómo influye en la contaminación del agua o en el sustento de la vida acuática.



APRENDIZAJES

Se promoverá que el alumno:

- Determinará la concentración del oxígeno disuelto en muestras de aguas con el Sensor de Oxígeno Disuelto.
- Profundizará en la comprensión del concepto básico (solubilidad), mediante el uso del Sensor de temperatura.
- Valorará la importancia del estudio de conceptos químicos y su impacto en la naturaleza, para desarrollar una actitud crítica y reflexiva para la aplicación de estos.

CONTEXTO

El oxígeno es un elemento esencial en muchos procesos de nuestra vida cotidiana, algunos de los más importantes son la respiración de los seres vivos; en el aire se encuentra en la proporción del 21 %, en el ecosistema acuático es indispensable para mantener la vida vegetal y animal de este, pero la pregunta es:

¿Qué entiendes por solubilidad?

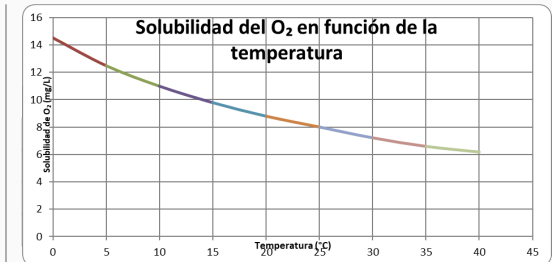
¿El oxígeno tiene la propiedad de disolverse en agua?

¿Qué factores afectan la solubilidad de un gas en un líquido?

Para responder esta pregunta, se sabe que, el oxígeno es un gas poco soluble en agua y esencial para los cuerpos de agua como: ríos, lagos y océanos, representan condiciones saludables al ecosistema acuático, además este puede ser un factor que nos permita entender este medio. Sin embargo, la concentración de oxígeno disuelto (OD) también puede ser un indicador de contaminación que afecta a la flora y fauna de un determinado ambiente biótico, es decir, la cantidad de OD; en aguas naturales y residuales dependen de las actividades físicas, químicas y bioquímicas del mismo, en donde las condiciones aeróbicas (presencia de agua) apoyan la diversidad de especies deseables como los peces que en general pueden subsistir a concentraciones de OD superiores a 4 mg/L.

Existen diversos factores que intervienen en la solubilidad del oxígeno y son:

La temperatura y la salinidad: A menor temperatura y salinidad, mayor solubilidad presentara el oxígeno, en comparación con el agua más caliente y salada que presenta menor disolución. En la siguiente gráfica se puede observar el efecto de la temperatura en el oxígeno disuelto.



Gráfica de temperatura contra oxígeno disuelto

Calidad del Agua	Nivel de OD (ppm)
Mala	0.0 – 4.0
Aceptable	4.1 – 7.9
Buena	8.0 – 12.0
Repetir la prueba	12.0+

Tabla 1. Lineamientos para la calidad del agua según la OMS

La concentración de oxígeno disuelto en el agua ocasiona ciertas consecuencias para un ecosistema como se muestra en la siguiente tabla.

[OD] mg/L	Condición	Consecuencias
0	Anoxia	Muerte masiva
0-5	Hipoxia	Desaparición
5-8	Aceptable	OD adecuadas
8-12	Buena	OD adecuadas
>12	Sobresatur.	Fotosíntesis

Tabla 2. Rangos de concentración de oxígeno disuelto y consecuencias ecosistémicas frecuentes.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Una comunidad rural desea cultivar peces, para ello se dirigen a la escuela preparatoria de su entidad para que la profesora de ciencias los oriente, ella les pide a los alumnos que formen un equipo para ayudar y saber los requerimientos necesarios.

Los alumnos investigaron que el término que describe el proceso de cultivo de peces es la Piscicultura, que constituye una empresa que usa los conocimientos de biología, ingeniería y ecología, además encontraron que se puede hacer en tanques, estanques, jaulas flotantes entre otras.

De acuerdo con las características de los cultivos de peces, los de mejores ganancias son los salmones y las truchas. Además, encontraron que se requiere hacer varias determinaciones para verificar las condiciones óptimas del agua, un equipo desea saber cuánto oxígeno es necesario que contenga el agua, para el cultivo de peces y para ello, plantearon varias preguntas:

¿Por qué crees que el oxígeno disuelto es importante para los organismos acuáticos?

¿Todas las aguas que usamos tienen oxígeno disuelto?

¿Qué experimento se debe realizar para saber la concentración de oxígeno en el agua que requieren los peces?

¿Cuáles son las diferencias del oxígeno disuelto en agua potable, agua de río y agua de mar?

ACTIVIDADES PREVIAS

Para ayudar a contestar las preguntas, investiga lo siguiente:

- La solubilidad del oxígeno en agua.
- El contenido de oxígeno disuelto en agua como la que consumimos para beber, las de un río, laguna y mar para complementar la siguiente tabla.

Tipo de agua	OD (mg/L)

Tabla 3: Tipos de agua (investigación)

- Qué experimento es necesario para determinar la cantidad de oxígeno disuelto en agua.

HIPÓTESIS

Elabora una o varias hipótesis de trabajo, recuerda que es importante tener presente las propiedades de las sustancias, porque te permitirán establecer relaciones, para ayudarte a identificar la sustancia problema y en este caso en especial saber su concentración.

TÉCNICA EXPERIMENTAL

La técnica experimental se realizará con el sensor, para determinar el oxígeno disuelto.

A. Sensor de oxígeno disuelto

Tabla 4. Material y sustancias

Material	Sustancias
Sensor de Oxígeno Disuelto Vernier	Muestras de agua
Interfase Lab Quest	Agua destilada
Probeta de 100 mL	
3 vasos de precipitados 50 mL	
Sensor de temperatura	

Procedimiento para usar el Sensor

Según Vernier Science Education (s. f.) señala que el procedimiento es el siguiente:

1. Cargar el sensor durante al menos 2 horas antes del primer uso.
2. Presionar el botón de encendido; el LED parpadeará en rojo.
3. Para apagar el sensor, mantener presionado el botón hasta que el LED se apague.



Conexión y recopilación de datos

- **Bluetooth®:**
 1. Abrir la aplicación *Graphical Analysis*.
 2. Seleccionar "Recopilación de datos del sensor".
 3. Elegir el sensor de la lista (el ID se encuentra en la etiqueta del sensor).
- **USB:**
 4. Conectar el sensor al dispositivo mediante el cable micro USB.
 5. La aplicación reconocerá automáticamente el sensor

Uso del producto

1. Retirar la botella de almacenamiento desenroscando la tapa.
2. Evitar exponer la punta del sensor a la luz solar directa prolongada.
3. No sumergir el sensor en líquidos viscosos u orgánicos como aceites pesados, glicerina, etilenglicol o alcoholes.

No utilizar el sensor en acetona o solventes no polares como pentano o hexano.

Análisis de las muestras problema

4. Procede hacer las lecturas de oxígeno disuelto en las muestras problema.
5. Anota tus resultados en la tabla de datos.



Fig. Sensor de oxígeno disuelto.

REGISTRO DE DATOS

Completa las siguientes tablas, de acuerdo con las observaciones que realizaste a lo largo del experimento.

Nombre de Muestra	Concentración de oxígeno disuelto	Temp (°C)	Condición	Consecuencias

Tabla 5. Resultados del sensor de oxígeno disuelto

ANÁLISIS

Para el análisis de resultados es necesario considerar las respuestas insertadas en el procedimiento, recuerda que las propiedades de las sustancias te permitirán establecer las reacciones que te ayuden a identificarla y en este caso en especial saber su concentración. A continuación, se plantean otras preguntas que ayudarán en la reflexión de tus resultados. ¿Existe alguna variación entre la solubilidad y la temperatura en tus muestras de agua?

¿Por qué el agua fría puede contener más oxígeno que el agua caliente?

Observa tus resultados ¿qué tipos de agua presentaron mayor o menor oxígeno disuelto? ¿Por qué?

¿Cuál es la importancia de registrar la temperatura en tus muestras de agua?

¿La temperatura es similar en tus muestras de agua? ¿tiene algún efecto en tus resultados?

¿Los valores de OD en tus muestras corresponden con los rangos de la OMS de la calidad del agua?

Según la tabla de consecuencias ecosistémicas, ¿cuáles corresponden a: anoxia, hipoxia, aceptable, ¿buena?

¿Por qué el oxígeno disuelto es un buen indicador de la calidad del agua?

¿Qué actividades humanas influyen en la disminución del oxígeno disuelto en cuerpos de agua?

¿Cómo influye la fotosíntesis y la respiración de organismos acuáticos en los niveles de OD a lo largo del día?

CONCLUSIONES

EXPLICACIÓN CIENTÍFICA

Según Vernier Science Education (s. f.), los sensores son aparatos diseñados para medir alguna propiedad específica de forma rápida y eficiente.

El sensor de oxígeno mide concentraciones de este gas que está disuelto en agua y el rango en se encuentra entre 0 – 27 %, para ello cuenta con una celda electrolítica (es la que contiene una disolución y los electrodos), es decir, cuenta con un ánodo principal (electrodo donde se produce la reacción de oxidación) y un cátodo (electrodo donde se produce la reacción de reducción) de oro sumergido en un electrolito (sustancia que puede conducir la corriente eléctrica).

Las moléculas de oxígeno que entran en contacto con el cátodo se reducen electrolíticamente. Esta reacción electrolítica genera una corriente eléctrica proporcional a la concentración de oxígeno entre los

electrodos, la cual la detecta el sensor en forma de voltaje, que también es proporcional a la corriente eléctrica producida durante la reacción.

MANEJO RESPONSABLE DE RESIDUOS

Las sustancias producidas al finalizar el experimento pueden ser desechadas al drenaje sin peligro.

BIBLIOGRAFÍA

American Chemical Society. *Quim Com. Química en la Comunidad*, Ed. Pearson Educación, México, 1998.

Gray Theodore, *los Elementos. Una exploración visual de todos los átomos que se conocen en el universo*, Ed. Silver Dolphin, México, 2011.

John G. Dick, *Química Analítica*, Editorial El Manual Moderno S.A., México, 1979

Leal, Marina, et al. *Temas Ambientales*, Gobierno del Estado de México, Secretaría de Ecología, México 1996.

M. Kolthoff, E. B. Sandell, E. J. Meehan y S. Bruckenstein, *Análisis Químico Cuantitativo*, De Nigar. 1985.

Secretaría de Economía. (2001). NMX-AA-012-SCFI-2001: Análisis de agua — Determinación de oxígeno disuelto en aguas naturales, residuales y residuales tratadas — Método de prueba [Norma Mexicana]. Diario Oficial de la Federación. <https://www.imta.gob.mx/cotennser/images/docs/NOM/NMX-AA-012-SCFI-2001.pdf>

Vernier Science Education. (s. f.). Dissolved Oxygen Probe (DO-BTA) User Manual [Manual de usuario]. Vernier Science Education. <https://www.vernier.com/manuals/do-bta/>

ENTRE SALES Y CORRIENTE

DESCUBRIENDO QUÉ HAY DISUELTO EN EL AGUA.

ANÁLISIS FÍSICOQUÍMICO DE
CONDUCTIVIDAD Y SÓLIDOS DISUELTOS

La conductividad eléctrica en algunas muestras de agua contaminada mide la capacidad de transportar la corriente eléctrica. El Sistema Internacional de Unidades para esta propiedad son los siemens por metro (S/m), pero se utiliza $\mu\text{S}/\text{cm}$ a 25 °C de temperatura. La conductividad en el agua tiene relación con la disolución de las sales en disolución, en donde la disociación por la ruptura del enlace iónico genera iones capaces de transportar la corriente eléctrica. Los cloruros incrementan mucho la conductividad por sus iones altamente móviles (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} y Cl^-).

Otras sales tienen un impacto en la conductividad del agua, entre ellas se encuentran los nitratos que son utilizados como fertilizantes, los sulfatos presentes en aguas subterráneas y en procesos industriales, así como también, los bicarbonatos y carbonatos, que aumentan la conductividad y la dureza en el agua, propiedad que se ve afectada por la solubilidad de las sales de calcio y magnesio.

El exceso de sales disueltas en el agua afecta el sabor, que pueden tener un impacto en la salud como es la hipertensión o cálculos renales, otro efecto negativo es el deterioro de las tuberías o electrodomésticos.

La Organización Mundial de Salud, OMS, recomienda valores menores de 500 mg/L de sólidos disueltos totales (TDS), la conductividad tiene una relación estrecha con esta propiedad TDS, debido a que incluyen a las sales, minerales y algunos compuestos orgánicos.

La expresión: **TDS (mg/L) \approx 0.5 a 0.7 X Conductividad ($\mu\text{S}/\text{cm}$)**

Permite hacer un estimado de la cantidad de sólidos disueltos a partir de la conductividad.

Un factor muy importante en las disoluciones es la temperatura, a mayor temperatura la solubilidad de las sales aumenta su concentración en el agua, por lo tanto, la conductividad varía con la temperatura del agua.

Las sales inorgánicas son compuestos iónicos, el proceso de disolución en el agua es llamado disociación iónica, en donde los enlaces entre iones se rompen y cada ion se solvata en la disolución, por ejemplo:



Explica ¿A qué se debe la conductividad eléctrica en el agua?

Escribe la disociación de las siguientes sales:

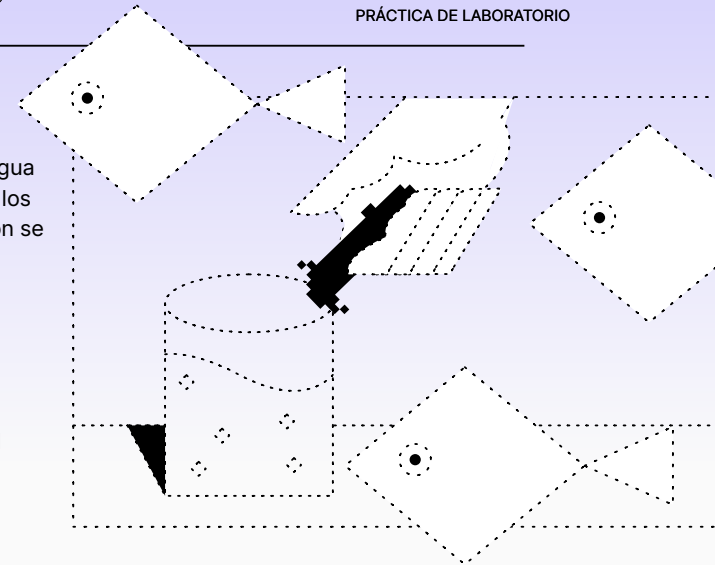
- a) $\text{KCl}_{(s)} \rightarrow \text{---}_{(ac)} + \text{---}_{(ac)}$
 b) $\text{CaCl}_{2(s)} \rightarrow \text{---}_{(ac)} + \text{---}_{(ac)}$
 c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(s)} \rightarrow \text{---}_{(ac)} + \text{---}_{(ac)}$
 d) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(s)} \rightarrow \text{---}_{(ac)} + \text{---}_{(ac)}$
 e) $\text{MgCl}_{2(s)} \rightarrow \text{---}_{(ac)} + \text{---}_{(ac)}$

De las sales estudiadas investiga lo que se te pide:

Escribe los incisos que corresponden a las sales que tienen mayor impacto en la conductividad:

Escribe el inciso que corresponde a las aguas carbonatadas:

¿Cuáles son los factores que afectan la conductividad?



APRENDIZAJES

Al finalizar las actividades el alumno:

- Comprende la relación entre la conductividad eléctrica y la concentración de iones en una disolución acuosa.
- Utiliza adecuadamente el sensor Vernier Go Direct Conductividad para obtener mediciones confiables.
- Analiza los resultados obtenidos para evaluar la calidad del agua según su origen.

OBJETIVO

Determinar la conductividad eléctrica de distintas muestras de agua mediante el uso de sensor de conductividad, para determinar la concentración de iones presentes y evaluar su calidad, aplicando principios de química y el desarrollo de habilidades para interpretación de los datos, que favorezcan la

toma de decisiones.

CONTEXTO

Una comunidad rural desea utilizar el agua de un pozo cercano para el riego de sus cultivos y para abastecer a las familias que viven en la zona. Sin embargo, los pobladores notaron que el agua tiene un sabor ligeramente salado y que, con el tiempo, las hojas de las plantas comenzaron a presentar manchas blancas después de regarlas.

Preocupados por esta situación, solicitan a la escuela preparatoria de su localidad apoyo y les proponen a los estudiantes, que realicen un análisis de la calidad del agua.

Los estudiantes investigan **los factores que afectan los solutos disueltos en el agua**. Escribe cuales consideras que pueden medir los estudiantes:

Se realiza un muestreo en el pozo, el agua de la llave y de un arroyo cercano, con el fin de determinar la conductividad y compararla con los valores recomendados por las normas de calidad del agua.

Contesta las siguientes preguntas:

¿Por qué algunas aguas conducen mejor la electricidad que otras?

¿Qué sustancias disueltas en el agua afectan su conductividad?

¿Qué valor de conductividad indica que el agua es apta para el consumo humano o el riego agrícola?

¿Qué efectos puede tener una alta conductividad sobre las plantas, los animales y las personas?

Investiga ¿qué son los sólidos disueltos totales en las muestras de agua?:

Elabora una pregunta problema sobre algún sistema de agua que te gustaría estudiar en esta actividad.

HIPÓTESIS

Elabora una o varias hipótesis de trabajo, recuerda que, es importante tener presente las propiedades de las sustancias, porque te permitirán establecer reacciones, para ayudarte a identificar la sustancia problema y en este caso en especial saber su concentración.

TÉCNICA EXPERIMENTAL

La técnica experimental se realizará con el sensor, para determinar el oxígeno disuelto.

A. Sensor de oxígeno disuelto

A. Tabla 1. Material y sustancias. Tabla 1. Material y sustancias.

Material	Sustancias
Sensor de Oxígeno Disuelto Vernier	Muestras de agua
Interfase Lab Quest	Agua destilada
Probeta de 100 mL	
3 vasos de precipitados 50 mL	
Sensor de temperatura	

Procedimiento para usar el Sensor

Según Vernier Science Education (s. f.) señala que el procedimiento es el siguiente:

1. Cargar el sensor durante al menos 2 horas antes del primer uso.
2. Presionar el botón de encendido; el LED parpadeará en rojo.
3. Para apagar el sensor, mantener presionado el botón hasta que el LED se apague.

Conexión y recopilación de datos

• Bluetooth®:

1. Abrir la aplicación *Graphical Analysis*.
2. Seleccionar "Recopilación de datos del sensor".



3. Elegir el sensor de la lista (el ID se encuentra en la etiqueta del sensor).
- **USB:**
 4. Conectar el sensor al dispositivo mediante el cable micro USB.
 5. La aplicación reconocerá automáticamente el sensor.

Uso del producto

1. Retirar la botella de almacenamiento desenroscando la tapa.
2. Evitar exponer la punta del sensor a la luz solar directa prolongada.
3. No sumergir el sensor en líquidos viscosos u orgánicos como aceites pesados, glicerina, etilenglicol o alcoholes.

No utilizar el sensor en acetona o solventes no polares como pentano o hexano.



fig. Sensor de conductividad.

Análisis de las muestras problema

4. Procede hacer las lecturas de conductividad en cada una de las muestras problema.
5. Anota tus resultados en la tabla de datos.

Sólidos disueltos totales

La conductividad eléctrica ($\mu\text{S/cm}$) puede convertirse a mg/L de sólidos disueltos totales (TDS) mediante una relación empírica:

$$\text{TDS (mg/L)} \approx 0.64 \times \text{Conductividad } (\mu\text{S/cm})$$

El factor puede variar de **0.55 a 0.9** según el tipo de sales presentes. Así, una conductividad de **500 $\mu\text{S/cm}$ \approx 320 mg/L TDS.**

Un agua con **<500 mg/L de TDS** y buena concentración de OD (>6 mg/L) se considera de excelente calidad.

En ecosistemas naturales, aunque la salinidad puede ser mayor, la oxigenación debe mantenerse alta para sustentar la biodiversidad.

Comparar los valores entre las tres muestras permitirá deducir qué tipo de entorno es más saludable y cuál podría necesitar tratamiento. (Vernier, 2024)

REGISTRO DE DATOS

Completa las siguientes tablas, de acuerdo con las observaciones que realizaste a lo largo del experimento.

Nombre de Muestra	Conductividad ($\mu\text{S/cm}$)	Temp ($^{\circ}\text{C}$)	Condición	Consecuencias

Tabla 5. Resultados de la conductividad.

Observaciones de cada sistema

ANÁLISIS

Investiga la Norma Mexicana que estable la cantidad de sales disueltas que debe de tener los sistemas que estas estudiando. Elabora una tabla con esta información. Compara los resultados obtenidos con la tabla elaborada y escribe el análisis.

Para el análisis de resultados es necesario considerar las respuestas insertadas en el procedimiento, recuerda que las propiedades de las sustancias te permitirán establecer las reacciones que te ayuden a identificarla y en este caso en especial saber su concentración.

¿Por qué aumenta la conductividad cuando hay más sales disueltas?

¿Cuáles son los iones (monovalentes o divalentes) que contribuyen a la conductividad?

¿Por qué los iones con mayor carga eléctrica aumentan la conductividad?

¿Por qué el agua con un alto contenido de sólidos totales disueltos TDS, presenta una conductividad elevada?

¿Por qué los fertilizantes agrícolas afectan la conductividad en los mantos acuíferos?

¿Qué factores afectan más la conductividad en tus muestras? Justifica.

¿Cómo explicas la diferencia de conductividad entre agua de pozo, agua potable y agua de arrollo?

CONCLUSIONES

EXPLICACIÓN CIENTÍFICA

La explicación científica de la medición de la conductividad es tomada del instructivo de los Sensores Vernier. La sonda de conductividad Vernier mide la capacidad de una solución para conducir una corriente eléctrica entre dos electrodos. En una solución, la corriente fluye mediante el transporte de iones. Por lo tanto, una mayor concentración de iones en la solución resultará en valores de conductividad más altos.

La sonda de conductividad mide la conductancia, definida como el inverso de la resistencia. Cuando la resistencia se mide en ohmios, la conductancia se mide utilizando la unidad del SI, el siemens (anteriormente conocido como mho). Dado que el siemens es una unidad muy grande, las muestras acuosas se miden comúnmente en microsiemens o μS . (Vernier, 2024)

La conductividad, C , se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$C = G \cdot k_c$$

Donde G es la conductancia y k_c es la constante de celda.

La constante de celda se determina para una sonda mediante la siguiente fórmula:

$$k_c = d / A$$

donde d es la distancia entre los dos electrodos y A es el área de la superficie del electrodo.

Por ejemplo, la celda de la Figura 1 tiene una constante de celda:

$$k_c = d / A = 1,0 \text{ cm} / 1,0 \text{ cm}^2 = 1,0 \text{ cm}^{-1}$$

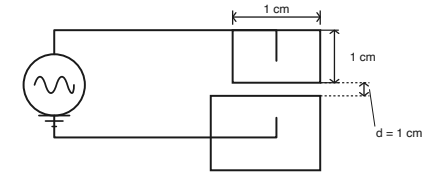


Fig. Celda para medir la conductividad.

El valor de conductividad se obtiene multiplicando la conductancia por la constante de celda. Dado que la sonda de conductividad Vernier también tiene una constante de celda de $1,0 \text{ cm}^{-1}$, su conductividad y conductancia tienen el mismo valor numérico. Para una solución con una conductancia de $1000 \mu\text{S}$, la conductividad, C sería:

$$C = G \cdot k_c = (1000 \mu\text{S}) \times (1,0 \text{ cm}^{-1}) = 1000 \mu\text{S/cm}$$

Se aplica una diferencia de potencial a los dos electrodos de la sonda de conductividad. La corriente resultante es proporcional a la conductividad de la solución. Esta corriente se convierte en voltaje.

La sonda de conductividad Vernier se compensa automáticamente entre 5 y 35 $^{\circ}\text{C}$. Tenga en cuenta que la temperatura de una solución se mide mediante un termistor que se extiende hasta el espacio entre los electrodos de grafito. Las lecturas se referencian automáticamente a un valor de conductividad a 25 $^{\circ}\text{C}$; por lo tanto, la sonda de conductividad proporcionará la misma lectura de conductividad en una solución a 15 $^{\circ}\text{C}$ que si la misma solución se calentara a 25 $^{\circ}\text{C}$. Esto significa que puede calibrar la sonda en el laboratorio y luego usar estas calibraciones almacenadas para tomar lecturas en agua más fría (o más caliente) en un lago o arroyo. Si la sonda no tuviera compensación de temperatura, notaría un cambio en la lectura de conductividad al variar la temperatura, aunque la concentración real de iones no variara.

MANEJO RESPONSABLE DE RESIDUOS

Las sustancias producidas al finalizar el experimento pueden ser desechadas al drenaje sin peligro.

DETERMINACIÓN DE SÓLIDOS TOTALES

Determinación de la concentración: sólidos disueltos totales.

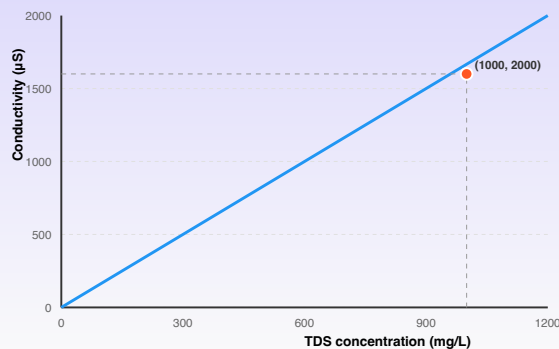


Figura. Relación entre la conductividad eléctrica ($\mu\text{S}/\text{cm}$) y la concentración de sólidos disueltos totales (TDS, mg/L).

Debido a que existe una relación casi lineal entre la conductividad y la concentración de un ion o sal específico, la sonda de conductividad puede utilizarse para determinar la concentración de un ion. Se puede obtener una curva si se preparan o compran soluciones estándar. Observe en esta figura la relación 2:1 entre la conductividad en $\mu\text{S}/\text{cm}$ y la concentración de TDS en mg/L. (Vernier, 2024)

Aunque los sólidos disueltos totales suelen definirse en términos de esta relación 2:1, debe entenderse que una lectura de TDS de 500 mg/L puede tener un significado diferente en una muestra compuesta principalmente de NaCl que en otra compuesta principalmente de iones de agua dura, como Ca^{2+} y HCO_3^- . La relación entre la conductividad y la concentración de cloruro de sodio es aproximadamente 2:1 y es casi directa.

BIBLIOGRAFÍA

- American Chemical Society. *Quim Com. Química en la Comunidad*, Ed. Pearson Educación, México, 1998.
- Gray Theodore, *los Elementos. Una exploración visual de todos los átomos que se conocen en el universo*, Ed. Silver Dolphin, México, 2011.
- John G. Dick, *Química Analítica*, Editorial El Manual Moderno S.A., México, 1979
- Leal, Marina, et al. *Temas Ambientales*, Gobierno del Estado de México, Secretaría de Ecología, México 1996.
- M. Kolthoff, E. B. Sandell, E. J. Meehan y S. Bruckenstein, *Análisis Químico Cuantitativo*, De Nigar. 1985.
- Solís-Castro, Y., Zúñiga-Zúñiga, L. A., & Mora-Alvarado, D. (2018). La conductividad como parámetro predictivo de la dureza del agua en pozos y nacientes de Costa Rica. *Revista Tecnología en Marcha*, 31(1), 35-46.

ION AMONIO

Determinación en agua.

INTRODUCCIÓN

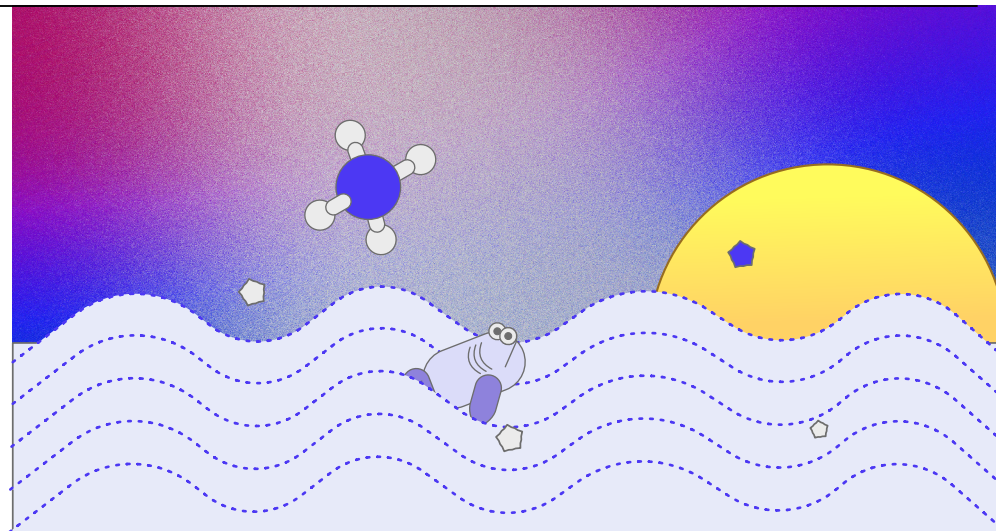
En México, millones de personas enfrentamos el grave problema de la calidad del agua, contaminada por bacterias, metales pesados como mercurio, plomo y una amplia gama de compuestos químicos orgánicos e inorgánicos, como lo es el amonio, a determinadas concentraciones ¿Te has enterado de noticias acerca de enfermedades relacionadas con el consumo de agua contaminada? ¿Sabes de la muerte de especies marinas y de agua dulce debido a la contaminación? Este es un desafío que nos afecta a todos: desde el agua que acostumbramos a beber, la de tu pecera y de los ecosistemas que nos rodean.

Por fortuna, es posible recurrir a los laboratorios donde se realizan análisis de agua, procesos que permiten identificar los riesgos antes de que se conviertan en problemas mayores. De esta manera, se garantiza que el agua sea segura para el consumo humano y para la conservación de los diferentes ecosistemas, además de cumplir con las normas establecidas.

Un análisis de agua busca detectar varios tipos de contaminantes que podrían hacerla peligrosa, sin embargo, en este caso y para fines prácticos, el estudio se dirigirá a un componente que recibe el nombre de amonio (NH_4^+).

El ion amonio es una sustancia química que es benéfica cuando se utiliza de manera adecuada o bien, se encuentra en las concentraciones debidas. Por ejemplo, es una de las sustancias esenciales de los fertilizantes en forma de nitrato de amonio (NH_4NO_3); las plantas lo que hacen es aprovechar de este compuesto, el nitrógeno como nutriente. No obstante, los fertilizantes han sido utilizados de manera excesiva en los suelos, lo que produce graves problemas ambientales como la contaminación de aguas superficiales y subterráneas por la lixiviación del nitrato, es decir, que se solubiliza en agua de lluvia y es arrastrado hacia capas más profundas. Además, los microorganismos del suelo aprovechan ese nitrato para alimentarse y, en el proceso, liberan óxido nitroso: un potente gas de efecto invernadero que acelera el calentamiento del planeta.

La orina de animales y humanos libera amonio (NH_4^+), el cual en ambientes de agua dulce puede transformarse en amoniaco no ionizado (NH_3), una forma altamente tóxica cuya concentración aumenta con el pH y la temperatura. Este exceso produce la eutrofización, un proceso en el que el enriquecimiento de nutrientes produce una proliferación desmedida de algas y plantas acuáticas, lo que provoca una reducción de oxígeno disuelto en el agua. Aunque los peces excretan naturalmente NH_4^+ a través de las branquias, exposiciones elevadas de NH_3 no ionizado (>0.05 mg/L) pueden causar daños severos en branquias, hígado y riñones, además de disminuir el crecimiento, alterar el comportamiento y aumentar la susceptibilidad a infecciones.



Por otra parte, en ambientes urbanos, el amonio puede liberarse a través de emisiones industriales y por el uso frecuente que se realiza con productos de limpieza del hogar y personal que tienen este componente. En concentraciones determinadas el amonio resulta perjudicial para la salud.

Por lo anterior, te invitamos a realizar una actividad experimental en la que aprenderás a medir la cantidad de amonio en diferentes muestras de agua del CCH Oriente para estudiar si su presencia presenta algún riesgo. Además, podrás investigar con mayor profundidad los beneficios de los productos con amonio, los daños que genera su abuso y los medios por los cuales llega el amonio al agua.

APRENDIZAJES

1. Determina la concentración de amonio en 4 sistemas acuáticos del CCH Oriente mediante el uso de sensores Vernier para evaluar la calidad del agua de uso potable y de riego.
2. Analiza los impactos del amonio como contaminante en la salud humana y diversos ecosistemas, identificando su origen principal y los mecanismos de propagación.

CONTEXTO

En el CCH Plantel Oriente ha surgido la preocupación entre la comunidad estudiantil y docente respecto a la calidad del agua potable disponible en los bebederos y fuentes del plantel. Algunos estudiantes han reportado olores extraños y un sabor peculiar en el agua, lo que ha generado dudas sobre una posible contaminación por amonio (NH_4^+).

El docente, al notar estas inquietudes, decide convertir la situación en una oportunidad de aprendizaje práctico. Antes de proceder a un análisis directo de muestras de agua del plantel, propone al alumnado

Llevar a cabo la búsqueda de información partiendo de las preguntas siguientes:

1. ¿Cuáles son las fuentes comunes de contaminación por amonio en el agua?
2. ¿Identifica cuáles son las posibles fuentes de contaminación por amonio que podrían presentarse en el plantel? Para responder, apóyate en la observación, entrevista a quienes realizan la limpieza o utilizan productos diversos.
3. ¿Qué efectos tiene el amonio en la salud humana y en el ambiente acuático?
4. ¿Qué niveles de amonio se consideran seguros según las normas mexicanas e internacionales?
5. ¿Qué métodos analíticos se utilizan para detectar y cuantificar amonio en muestras de agua, y cuáles son accesibles para un laboratorio escolar?

El docente les indica que después de responder a las preguntas, estarán preparados para diseñar y realizar la recolección y análisis de muestras del CCH Oriente, evaluando si efectivamente existe contaminación por amonio y proponiendo recomendaciones.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Imaginen que ustedes trabajan en el CCH Oriente y son los responsables de usar agua del humedal para riego, utilizar algunos fertilizantes naturales o sintéticos para conservar las áreas verdes, conservar el buen funcionamiento del ajolotario, o bien, son los que mantienen la limpieza de pisos o baños con diversos productos químicos.

a) ¿Qué productos con amonio pueden usar para realizar estas actividades?
b) ¿Qué pasaría si esos químicos, como el amonio (NH ₄ ⁺) no se enjuagan bien y terminan en el agua de los grifos del baño, de los laboratorios, las peceras del ajolotario del SILADIN o incluso de los bebederos?
c) ¿De qué manera el amonio (NH ₄ ⁺) de esos limpiadores podría acumularse en el agua de riego de jardines y plantas o incluso las tuberías de drenaje?
d) ¿Qué posibles soluciones se pueden plantear después de haber detectado que efectivamente existe una considerable concentración de amonio en las peceras de ajolotes y en los bebederos?

A partir de lo anterior, resuelve el siguiente problema de investigación:

Planteamiento del problema:

¿Cómo evaluar la calidad del agua del CCH Oriente en muestras de cuatro diferentes ecosistemas, en términos de concentración de ion amonio presente en ellas y qué interpretación propones a los resultados obtenidos?

MATERIAL

- Para calibrar el sensor Vernier.
- Sensor/ISE Vernier de NH₄⁺ y su interfaz LabQuest.
- 2 vasos de plástico para estándares de 50-100 mL (el sensor los incluye).
- Agitador magnético o agitación suave manual (opcional pero recomendable).
- Pisseta con agua destilada.
- Papel sin pelusa para secar por “toque” (servilletas sanitas).

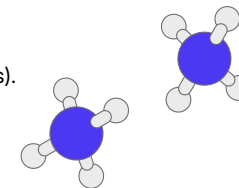
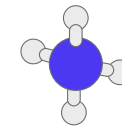
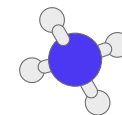
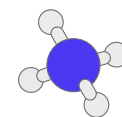
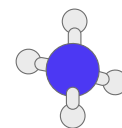
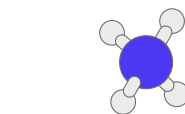
Reactivos.

- Solución estándar baja (1 mg/L de NH₄⁺-N).
- Solución estándar alta (100 mg/L de NH₄⁺-N).
- Para medir ion amonio (NH₄⁺).
- 4 contenedores de 300 ml para colecta de muestras (pueden ser botellas de agua de plástico vacías y limpias).
- Cuerda o equivalente que permita tomar muestras de agua a distintas profundidades con ayuda del contenedor.
- Etiquetas autoadheribles para nombrar las muestras.
- Marca textos para nombrar las muestras.
- Interfaz LabQuest.
- Electrodo selectivo de iones de amonio de Vernier (ISE).
- Tripié y pinza de dedos para fijar el sensor.
- Pisseta con agua destilada.
- 4 vasos de precipitado de 50 mL (uno por cada tratamiento).
- 1 vaso de precipitado de 50 mL para residuos.
- Papel sin pelusa para secar por “toque” (servilletas sanitas).

METODOLOGÍA EXPERIMENTAL.

Preparación previa del electrodo.

- a. Revisa el estado físico del sensor. La punta deberá estar limpia, sin cristales o sales adheridas, y el cable y conector íntegros.
- b. Para activar el sensor, coloca el electrodo en la solución estándar alta por aproximadamente 30 min antes de calibrar. Evita que el electrodo descansa en el fondo del vaso, para ello, utiliza el tripié y la pinza de tres dedos para fijar el electrodo a una altura considerable: asegura que



los contactos de referencia (marcas blancas cerca de la punta) queden sumergidos.

- c. Elimina burbujas atrapadas bajo la punta.
- d. Nota de seguridad del equipo: evita sumergir completamente el cuerpo o mango del sensor.

Calibración del sensor.

- a. Conecta el sensor a la interfaz y abre el software (Graphical Analysis de LabQuest).
- b. Abre la opción Calibrate / Calibrar desde el medidor / lectura en vivo.

Punto 1: Estándar alto (High Standard).

- c. Con el electrodo aún en el estándar alto, agita suavemente y espera a que la lectura se estabilice (≈ 30-60 s; puede variar).
- d. Introduce el valor del estándar alto (100 mg/L) y seleccionar Keep / Conservar.

Enjuague entre puntos.

- e. Retira el electrodo, enjuaga con agua destilada y seca por toque (sin frotar) para evitar contaminación del siguiente estándar.

Punto 2: Estándar bajo (Low Standard).

- f. Coloca el electrodo en el estándar bajo (1 mg/L), cuidando nuevamente que la punta del sensor no toque el fondo. Los contactos de referencia deben estar sumergidos y cuida que no haya burbujas bajo la punta del sensor.
- g. Espera la estabilización y captura el valor del estándar bajo; selecciona Keep / Conservar.
- h. Finaliza con Apply / Aplicar para guardar la calibración activa.

Medición de muestras

- i. Con el sensor aún fijo al tripié y pinza de tres dedos, coloca cada una de tus muestras en los vasos de precipitado de 50 mL, agita suavemente, espera que la lectura se estabilice y registra la lectura del ion amonio.
- b. Entre muestras, siempre enjuaga con agua destilada la punta del sensor y sécala por toques, sin frotar, con una servilleta.

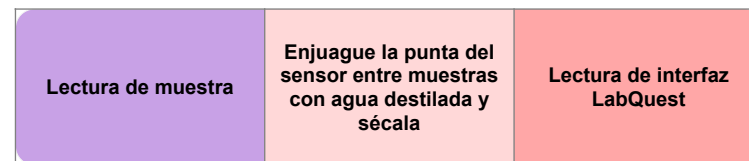
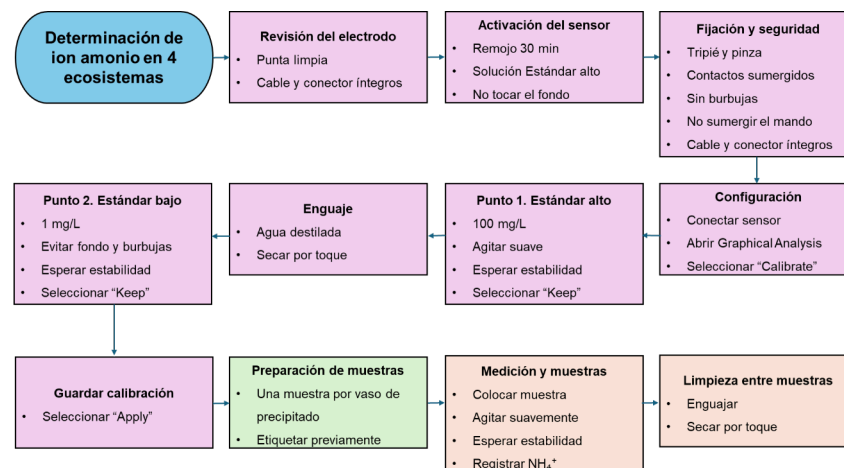


DIAGRAMA DE FLUJO



COLECTA DE MUESTRAS Y ETIQUETADO

Tabla 1. Colecta y etiquetado de muestras.

ANÁLISIS DE RESULTADOS

Muestras de agua	Nombre del sitio	Fecha de recolección	Hora de recolección	Nombre del recolector	Observaciones del sitio (color y olor de agua, tipo de vegetación, etc.)
M1	Agua de ajolotario				
M2	Humedal				
M3	Cisterna				
M4	Bebedero				

M = Muestra

RESULTADOS

Tabla 2. Resultado Obtenidos.

Muestras de agua	Nombre del sitio	Concentración de NH ₄ ⁺	Temperatura	pH
M1	Agua de ajolotario			
M2	Humedal			
M3	Cisterna			
M4	Bebedero			

- ¿En qué ecosistema se registraron las concentraciones más altas de amonio? Explica.
- ¿Cuál ecosistema presentó las concentraciones más bajas de amonio? Explica.
- ¿Algún ecosistema salió del rango esperado (toma en cuenta la normatividad)? Explica.

HUMEDAL

- ¿Por qué habría amonio en un humedal?
- ¿Cuáles son los niveles óptimos de amonio en un humedal?
- ¿Qué elementos debe tener el humedal del CCH para estar dentro de los parámetros óptimos de amonio?
- ¿Qué plantas tiene el humedal? Caracteriza la biodiversidad, la estructura, el abastecimiento de orina y agua de la llave, la ubicación, la frecuencia de mantenimiento (época de vacaciones sin orina).
- ¿Cuál sería la concentración de amonio idóneo resultante del humedal para usarla como agua de riego de las jardineras del CCH?

AJOLOTARIO

- ¿Cuál es el nivel óptimo de amonio en las peceras del ajolotario del CCH?
- ¿Qué temperatura y pH deben mantenerse en las peceras del ajolotario del CCH para garantizar la reproducción de las especies ahí presentes?

BEBEDERO

- ¿Cuáles son los indicadores máximos permitidos de amonio en el agua potable?
- ¿Los niveles obtenidos en el agua de los bebederos fueron los óptimos, sí o no? Explica.

CONCLUSIONES

Construye tus conclusiones considerando la siguiente guía de sugerencias: retoma el planteamiento del problema y analiza si el método empleado fue el adecuado, así como si su aplicación resultó sencilla o compleja. Describe las dificultades que surgieron durante el proceso, evalúa el nivel de confiabilidad de los datos obtenidos y justifica dicha valoración. Explica la interpretación general de los resultados y

determina si el agua del CCH puede considerarse contaminada con amonio, así como los posibles riesgos que esto implica. Finalmente, revisa los aprendizajes esperados y explica si se alcanzaron o no, señalando las razones correspondientes.

EXPLICACIÓN CIENTÍFICA DEL FENÓMENO

Conclusiones:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

La **calidad del agua** influye directamente en la salud de las personas; se sabe que el agua potable es indispensable para la vida, para mantener una buena salud y para poder desarrollar actividades diarias de manera productiva. La salud humana no depende únicamente de la cantidad de agua disponible, sino sobre todo de que esta sea de buena calidad.

En las últimas décadas ha crecido la preocupación porque hay sustancias químicas que llegan al agua y al aire de manera directa o indirecta debido a la fabricación, el uso y el destino final de muchos productos químicos utilizados en la industria, la agricultura, la ganadería y la medicina, entre otros sectores. Diversos estudios han demostrado que estas sustancias pueden ingresar al ambiente, dispersarse y permanecer en áreas mucho más amplias de lo que se pensaba. Algunas, como los agroquímicos y especialmente los fertilizantes y pesticidas, se aplican de forma intencional en grandes extensiones de tierra para los cultivos. Asimismo, los desechos industriales se han convertido en contaminantes del ambiente.

A pesar de los esfuerzos realizados, los sistemas de tratamiento de aguas residuales no logran eliminar completamente estos compuestos, por lo que pueden alcanzar las aguas superficiales con relativa facilidad.

Uno de estos contaminantes del agua es el **amonio**, mismo que puede aparecer de manera natural en el agua sin tratar, especialmente en aguas superficiales como ríos, lagos y embalses. Su presencia puede tener distintos orígenes; por ejemplo, puede formarse a partir de la descomposición de restos orgánicos llevada a cabo por bacterias y hongos, o bien, puede llegar al agua a través de vertidos industriales, aguas residuales o el uso de fertilizantes en la agricultura. Además, cuando el agua se desinfecta mediante cloraminación (proceso de tratamiento de agua con adición de compuestos de amonio y cloro), el amonio puede aparecer como resultado de este proceso.

Como ya se mencionó, el amonio contribuye a la **eutrofización**, promoviendo el crecimiento excesivo de algas que agotan el oxígeno disuelto y, por tanto, se reduce la biodiversidad acuática. Además, es **tóxico para los peces** e invertebrados, afectando su fisiología, reproducción y supervivencia especialmente en su forma no ionizada (NH_3). El amonio es uno de los factores más importantes en la calidad del agua para los peces, después del oxígeno. Particularmente en sistemas de acuicultura intensiva, su presencia en bajas concentraciones provoca estrés, daña las branquias y otros tejidos, y a largo plazo reduce el crecimiento y aumenta la susceptibilidad a enfermedades; en niveles altos puede matar a los peces y muchas pérdidas inexplicables en acuicultura se deben a su acumulación. El amonio se concentra fácilmente en medios acuáticos porque es un producto natural del metabolismo de los peces y se excreta constantemente, por lo que es esencial medirlo y eliminarlo regularmente.

El amonio es incoloro e inodoro, solo se detecta mediante análisis, y en el agua existe en dos formas: amonio no ionizado (NH_3) y amonio ionizado (NH_4^+), cuya suma se llama amoníaco total (TAN); la proporción entre ambas depende principalmente del pH y la temperatura, aumentando la forma más tóxica (NH_3) cuando el pH o la temperatura suben, mientras que la salinidad la reduce ligeramente.

El **amonio resulta ser tóxico para la salud humana** cuando se ingiere en altas dosis, puede provocar intolerancia a la glucosa y disminuir la sensibilidad a la insulina. A niveles bajos, no representa un riesgo significativo, pero puede generar desde tos y estornudos hasta dificultad para respirar.

Concentraciones elevadas de amonio en **agua potable** es posible que indiquen contaminación fecal, agrícola o industrial en la que proliferen microorganismos patógenos y otros contaminantes. Además, el amonio es precursor de nitritos (NO_2^-) y nitratos (NO_3^-) durante el ciclo del nitrógeno, compuestos que pueden resultar dañinos para bebés o mujeres embarazadas.

La otra cara del amonio

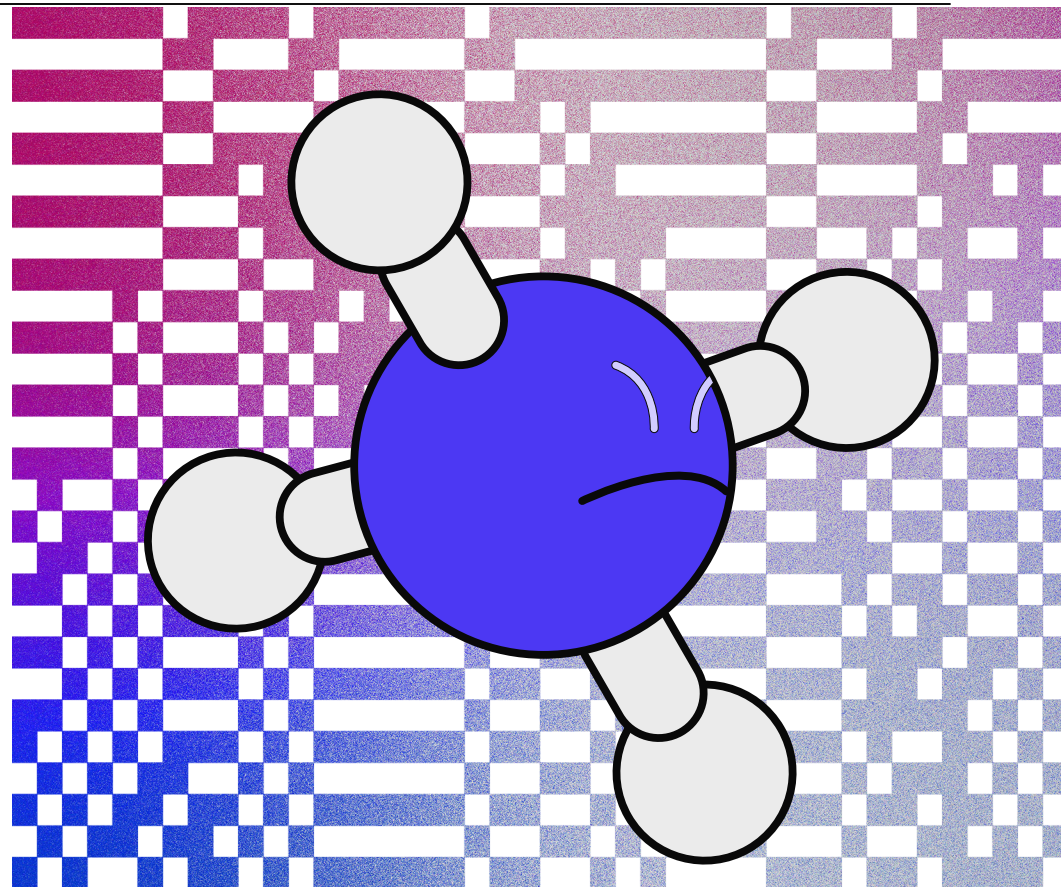
El amonio es una sustancia muy importante para la vida y para la actividad humana. En los ecosistemas acuáticos puede ser tóxico para los peces y otros organismos, pero también **cumple un papel clave en el ciclo del nitrógeno, un proceso natural esencial para el crecimiento de las plantas y el funcionamiento de los seres vivos**. En los peces, por ejemplo, el amoníaco influye tanto en su fisiología normal como en situaciones de estrés o enfermedad.

Además de su papel biológico, el amoníaco tiene un gran valor económico, ya que se utiliza para fabricar fertilizantes, plásticos, explosivos, refrigerantes y como posible fuente de energía. Sin embargo, la producción industrial de amoníaco ha duplicado la cantidad natural de nitrógeno reactivo en el medio ambiente. Como ya se dijo, este exceso provoca problemas como la contaminación del agua y del aire, la eutrofización de ríos y lagos, la pérdida de biodiversidad y riesgos para la salud humana y la pesca.

Por todo esto, es necesario estudiar mejor el amonio en los sistemas acuáticos. Comprender qué es, cómo se mide, cómo actúa en el ciclo del nitrógeno y cuáles son sus efectos, ayuda a regular su uso y a reducir sus impactos negativos. El amonio puede ser nutriente, recurso energético, desecho y contaminante al mismo tiempo, lo que lo convierte en una de las moléculas más influyentes para el equilibrio y la gestión de los recursos del planeta.

Fuentes de consulta

Ecobiología. (2025, junio). *¿Cómo afecta el amoníaco al cuerpo humano? Efectos y riesgos*



para la salud. <https://ecobiologia.com/como-afecta-el-amoniaco-al-cuerpo-humano/>

Edwards, T. M., Puglis, H. J., Kent, D. B., López Durán, J., Bradshaw, L. M., & Farag, A. M. (2024). *Ammonia and aquatic ecosystems – A review of global sources, biogeochemical cycling and effects on fish [Amoníaco y ecosistemas acuáticos: revisión de las fuentes globales, el ciclo biogeoquímico y los efectos en los peces]*. *Science of the Total Environment*, 907, 167911. <https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2023.167911>

Francis-Floyd, R., Watson, C., Petty, D., Pouder, D. B., & Ibarra-Castro, L. (2025). *Amonio en sistemas acuáticos (FA16S/FA264)*. University of Florida Institute of Food and Agricultural Sciences (UF/IFAS), EDIS. <https://edis.ifas.ufl.edu/publication/FA264>

Higiene Ambiental. (2023, 3 de agosto). *Calidad del agua de consumo: indicador amonio*. Higieneambiental.com. <https://higieneambiental.com/calidad-del-agua-de-consumo-amonio>

Tomé López, C. (2017, 10 de abril). *El aporte de amonio aumenta la producción de sustancias anticancerígenas en el brócoli*. Cuaderno de Cultura Científica. <https://culturacientifica.com/2017/04/10/aporte-amonio>

¿AGUA DURA?

Determinación de calcio en 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 disolvente del agua en condiciones ácidas que se desarrollan a su paso por la capa de suelo, donde la acción de las bacterias genera 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.

¿Qué características de la molécula de agua permiten que pueda disolver minerales y originar la dureza del agua?

¿Cuáles son las diferencias entre un agua dura y una blanda?

¿Por qué la dureza del agua puede disminuir la eficiencia del jabón y los detergentes?

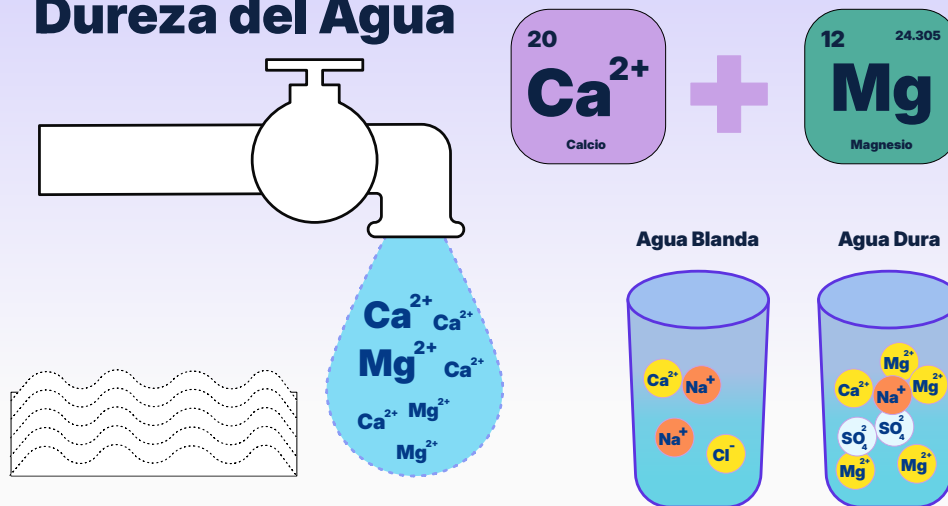
La dureza del agua puede variar ampliamente, ya que depende directamente del tipo de formaciones geológicas presentes en la zona donde se encuentra el acuífero. Por lo general, las **aguas duras** provienen de regiones con rocas sedimentarias, especialmente aquellas ricas en caliza y creta. En contraste, las **aguas blandas** suelen originarse en áreas donde el agua ha estado en contacto con rocas impermeables, como el granito. Además, se observa que las aguas superficiales tienden a ser menos duras que las aguas subterráneas (Rodier, 1981).

La clasificación de las aguas según su dureza, se presenta en la tabla 1.

Tabla 1. Clasificación de las aguas según su dureza.

AGUA BLANDA	0 – 75 mg/L CaCO_3
AGUA SEMI-DURA	75 – 150 mg/L CaCO_3
AGUA DURA	150 - 300 mg/L CaCO_3
AGUA MUY DURA	más de 300 mg/L CaCO_3

Dureza del Agua



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.

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.

Otra característica de suma importancia en la industria, 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.

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 darles 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/L CaCO_3 .

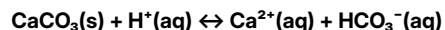
El límite de dureza que se establece en la normatividad actual es de 500 mg CaCO_3 y recomienda que la dureza permanente no exceda de 150 mg/L CaCO_3 .

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.

IDENTIFICACIÓN DE IONES CALCIO CON EL SENSOR VERNIER

El Sensor de Calcio es un electrodo selectivo de iones de calcio (ISE), puede utilizarse para determinar la concentración de iones acuosos Ca^{2+} en un rango de 1.0 a 40,000 mg/L. Es especialmente útil para determinar la "dureza del agua". Los iones calcio se encuentran comúnmente en muestras de agua dulce como resultado del flujo de agua sobre suelos y depósitos minerales que contienen piedra caliza, tiza, magnetita o dolomita. En una reacción común, la piedra caliza se disuelve según la siguiente reacción:



Esta reacción y otras similares producen agua con una concentración relativamente alta de iones Ca^{2+} , y concentraciones menores de iones Mg^{2+} y Fe^{3+} , lo que se conoce como "agua dura".

Muchos métodos para determinar la dureza del agua utilizan la "dureza total", es decir, la suma de la dureza debida a Mg^{2+} y Ca^{2+} . Dado que la concentración de Ca^{2+} en el agua dulce generalmente excede la de Mg^{2+} , determinar únicamente la concentración de Ca^{2+} es un buen indicador de la dureza del agua; nos referiremos a esta medición como "**dureza cálcica**". Para obtener mejores resultados, calibra el ISE de calcio utilizando los estándares de 10 mg/L y 1000 mg/L.

Es importante recordar que la **dureza total**, considerando tanto los niveles de Ca como de Mg, será aproximadamente **1.5 veces mayor** que el valor de dureza cálcica obtenido.

Usando las soluciones estándar descritas aquí, tus resultados estarán en unidades de mg/L de Ca^{2+} . Las unidades de dureza cálcica suelen expresarse como "dureza cálcica como CaCO_3 ". Para convertir de mg/L de Ca^{2+} (se usa 150 mg/L en este ejemplo) a dureza cálcica como CaCO_3 , en mg/L, usarías la siguiente expresión:

Aprendizajes

Los alumnos:

- Explican qué es la dureza del agua, distinguen entre dureza cálcica, y magnésica.
- Relacionan la presencia de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} con procesos geológicos propios de zonas abastecidas por pozos profundos, como en Iztapalapa.
- Calibran correctamente el sensor Vernier Go Direct® de Ca^{2+} utilizando estándares de 10 mg/L y 1000 mg/L, siguiendo un protocolo seguro, ordenado y replicable.
- Operan el sensor de iones de calcio para obtener mediciones confiables en diferentes muestras de agua recolectadas en su comunidad.
- Valoran la importancia del análisis de calidad del agua en el cuidado de la salud, del hogar y del medio ambiente.

Objetivo

- ✓ Determinar la dureza cálcica del agua mediante el uso de sensores Vernier de ion calcio (Ca^{2+}) en diversas muestras de agua, con un procedimiento seguro que permita analizar de manera confiable los resultados.
- ✓ Calibrar correctamente el sensor Vernier de calcio utilizando soluciones estándar de 10 mg/L y 1000 mg/L.

Contexto

En la alcaldía Iztapalapa, el suministro de agua proviene principalmente de pozos profundos. El agua subterránea permanece en contacto prolongado con formaciones geológicas ricas en carbonatos y otros minerales, suele presentar niveles elevados de iones calcio (Ca^{2+}) y magnesio (Mg^{2+}). Esta condición se conoce como dureza del agua.

En los hogares de Iztapalapa se observa con frecuencia la formación de sarro en lavabos, calentadores, regaderas y utensilios domésticos, lo que genera un gasto para los pobladores porque se incrementa los costos de mantenimiento y puede reducir la eficiencia de los electrodomésticos. Evaluar la dureza del agua ayuda a comprender la calidad del recurso hídrico disponible y a reflexionar sobre su impacto en la vida cotidiana de la comunidad.

Problema

¿Cómo varía la dureza del agua, determinada mediante sensores, en peceras, agua potable, agua destilada, agua de humedales y agua de la tubería?

Hipótesis

Tabla 2. Material, equipo y sustancias.

Material	Equipo	Sustancias
3 vasos de precipitado 50 mL	LabQuest 3	Botella de 30 mL de solución Estándar Alta con SDS (1000 mg/L Ca ²⁺).
1 vaso de precipitado 250 mL	Sensor de calcio	Botella de 30 mL de solución Estándar Baja con SDS (10 mg/L Ca ²⁺).
1 Soporte universal		Botella de remojo de corto plazo para ISE.
1 pinza de nuez		Agua destilada

**Fig. Sensor de Calcio****Inicio rápido: Vernier Graphical Analysis y Bluetooth (Vernier, 2024)**

1. Carga tu sensor durante al menos 2 horas antes del primer uso.
2. Prepara el electrodo remojándolo en la solución estándar alta (1000 mg/L Ca²⁺) durante 30 minutos.
(Consulta la sección "Usar el producto" para más información).
3. Enciende tu sensor. El LED parpadeará en rojo.
4. Abre Graphical Analysis, luego haz clic en Sensor Data Collection.
5. Empareja tu sensor desde la lista. El ID del sensor se encuentra en la etiqueta junto al código de barras.
Nota: si no ves la lista de sensores disponibles, haz clic en WIRELESS.
Después de seleccionar tu sensor, haz clic en Pair (Emparejar).
6. Haz clic en DONE (Listo). Ahora puedes comenzar a recolectar datos.
7. Para obtener mejores resultados, realiza una calibración de dos puntos usando las soluciones estándar alta y baja.

Principio

Vernier. (2024) señala que el sensor ISE mide el potencial eléctrico generado por la membrana selectiva al entrar en contacto con iones calcio.

Durante la calibración de dos puntos, se ajusta la respuesta del sensor para que reconozca

correctamente dos concentraciones conocidas (baja y alta), generando una curva lineal que se usará para calcular concentraciones desconocidas.

Calibración del Sensor de calcio a dos puntos:

Realizar una calibración de dos puntos del electrodo ion-selectivo de calcio (Ca²⁺) para asegurar lecturas precisas en la determinación de concentraciones de calcio en solución.

Preparación del Sensor

1. Retira el sensor de su botella de almacenamiento.
2. Enjuaga suavemente la punta con agua destilada.
3. Sumerge el electrodo en la solución estándar alta (1000 mg/L Ca²⁺) durante 30 minutos para acondicionar la membrana.
4. Asegúrate de que la referencia blanca esté sumergida y no haya burbujas de aire atrapadas en la punta.

Paso 1: Conexión

1. Enciende el sensor (el LED parpadeará en rojo).
2. Abre Vernier Graphical Analysis® en tu dispositivo.
3. Conéctalo por Bluetooth o USB.
4. Espera a que el sensor aparezca en la lista y selecciona Go Direct Calcium ISE.
5. Haz clic en Pair (Emparejar) y luego en Done (Listo).

Paso 2: Calibración

1. En el menú principal, selecciona Sensor Settings → Calibrate (Calibrar).
2. Elige la opción Two-Point Calibration (Calibración de dos puntos).

Paso 3: Primer punto (Baja concentración)

1. Enjuaga el electrodo con agua destilada y sécalo suavemente.
2. Coloca el sensor en la solución estándar baja (10 mg/L Ca²⁺).
3. Espera 30–60 segundos a que la lectura se estabilice.
4. En la pantalla, introduce el valor de la concentración: 10 mg/L.
5. Haz clic en Keep (Mantener) o Set Point 1 (Establecer punto 1).

Paso 4: Segundo punto (Alta concentración)

1. Enjuaga nuevamente el electrodo con agua destilada.
2. Colócalo en la solución estándar alta (1000 mg/L Ca²⁺).
3. Espera a que la lectura se estabilice.
4. Introduce el valor de la concentración: 1000 mg/L.
5. Haz clic en Keep (Mantener) o Set Point 2 (Establecer punto 2).

Paso 5: Guardar calibración

1. Verifica que la gráfica o tabla muestre una línea aproximadamente lineal entre ambos puntos.
2. Haz clic en Apply (Aplicar) para guardar la calibración.
3. El sensor está listo para medir muestras desconocidas.

6. Limpieza y almacenamiento

- Después de cada medición, enjuaga el electrodo con agua destilada.
- Para almacenamiento a corto plazo (menos de 24 horas), guárdalo en la botella de remojo con solución estándar alta.
- Para almacenamiento a largo plazo, coloca el sensor en su botella de almacenamiento original con la esponja ligeramente húmeda.

7. Observaciones

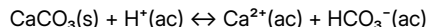
- No sumerjas completamente el sensor; la conexión BNC no es impermeable.
- Si las lecturas son inestables o erráticas, repite la calibración.

Uso del sensor de calcio

El sensor de calcio permite medir concentraciones de Ca²⁺ entre 1.0 y 40,000 mg/L.

Es útil para determinar la dureza del agua.

Reacción típica de disolución de piedra caliza:



El calcio suele ser el ion predominante en la dureza del agua.

La dureza total incluye Ca²⁺ y Mg²⁺, y suele ser ~1.5 veces la "dureza por calcio".

Valores de dureza típica (como CaCO₃):

- <60 mg/L → agua blanda
- 60–120 mg/L → moderadamente dura
- 180 mg/L → muy dura

Fig. Determinación de iones Calcio con el Sensor de Calcio.



Obtención de datos

1. Asegura que el electrodo esté calibrado.
2. Inserta la punta del ISE en la muestra, sin tocar el fondo.
3. Espera a que la lectura se estabilice y regístrala.

Para concentraciones altas, la estabilización puede tardar varios minutos.

Cálculos:

La dureza total expresada en mg CaCO₃ se obtiene utilizando el Electrodo Selectivo de Iones de Calcio (ISE) Vernier, para medir la concentración de Ca²⁺ en agua (mg/L). Este valor se multiplica por 2.5 para obtener la dureza como CaCO₃.

$$\text{Dureza como CaCO}_3 = (\text{mg/L Ca}^{2+}) \times 2.5$$

Tabla 3. Resultados obtenidos en las muestras de agua con el sensor de Calcio.

Nombre de la muestra	mL de muestra	mg/L de Ca ²⁺	Dureza total expresada CaCO ₃ (mg/L) mg/L de Ca ²⁺ x 2.5	¿El agua es aceptable?

Análisis de los resultados

Después de medir la dureza del agua con el sensor:

¿Cómo clasificarías el agua analizada: suave, moderadamente dura, ¿dura o muy dura?

¿Qué factores crees que podrían influir en que una muestra tenga mayor o menor dureza?

¿Por qué crees que en zonas como Iztapalapa el agua suele tener mayor dureza?

¿Qué relación tiene la dureza del agua con la procedencia del suministro (pozos, acuíferos, red pública)?

¿Cómo cambiaría tu consumo y mantenimiento del hogar si supieras que el agua que usas es muy dura?

¿Qué soluciones o acciones podrían implementarse en tu comunidad para disminuir los efectos negativos del agua dura?

CONCLUSIONES:

Cuidado y mantenimiento

- Para almacenamiento largo: electrodo en botella con esponja húmeda.
- Para almacenamiento corto: botella de remojo con solución Estándar Alta.
- Sustituye los estándares cuando se contaminen.
- Evita envolver el cable firmemente.

Bibliografía

Rodier, J. (1981). Medida de la dureza total del agua. En: Rodier J, ed. Análisis de las aguas. Barcelona, España: Omega.

Vernier. (2024). Go Direct Calcium Ion-Selective Electrode User Manual. Disponible en: <https://www.vernier.com/til/4011>

DETERMINACIÓN DE TURBIDEZ

DE DIFERENTES FUENTE DE AGUA.

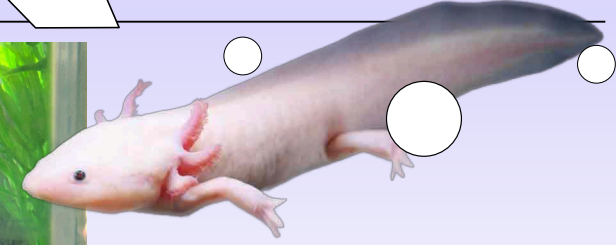


INTRODUCCIÓN

Hablaremos de un recurso con el que tenemos contacto todos los días: el agua, un recurso fundamental para la vida. En ríos, lagos y lagunas, viven plantas acuáticas, peces, anfibios, reptiles, insectos, crustáceos y moluscos. Algunos investigadores consideran que existen más de 1000 plantas con flores acuáticas mexicanas, aunque hasta la fecha sólo se han documentado 118 especies de plantas estrictamente acuáticas (Conabio 2018). Los mismos estudios indican que existen casi 500 especies de peces de agua dulce, de los cuales el 54% son endémicos. Es el caso de los ajolotes, especie endémica de México y que lamentablemente se encuentra en vías de extinción debido a los niveles de contaminación del agua de los canales de Xochimilco.

A propósito de estos datos, seguramente alguna vez has visitado una laguna, un estanque o un lago y observaste que el agua no siempre es cristalina, incluso en algunos existe la descarga de aguas residuales y aguas negras sin tratar, por lo cual, los índices de materia orgánica pueden ser muy altos y el agua suele estar muy turbia, pero ¿qué es la turbidez? ¿a qué se debe? ¿por qué es importante?

Empecemos por explicar que la turbidez es una medida de la cantidad de partículas en suspensión en el agua. Las algas, los sedimentos en suspensión, la materia orgánica y los contaminantes pueden enturbiar el agua. La turbidez del agua es importante porque las partículas en suspensión difunden la luz solar y absorben calor, lo cual puede causar un aumento en la temperatura y una reducción de la luz para la fotosíntesis de las algas, particularmente en áreas como lagos o lagunas; los sedimentos en suspensión pueden obstruir las branquias de los peces, o causar enfermedades en peces, ajolotes y otras especies sensibles a cambios bioquímicos en la calidad del agua, como



es el caso de los ajolotes.

Como puedes apreciar, la turbidez es un factor importante para mantener un ecosistema acuático, por lo cual en este experimento podrás medir la turbidez de diferentes muestras de agua como un indicador de la calidad de agua y podrás determinar, a partir de los resultados su posible efecto en los organismos vivos que habitan en cada uno de ellos.

APRENDIZAJES

El alumno:

- Analiza de forma crítica una problemática sobre el agua, al explicar la importancia de la turbidez como un criterio de la calidad de este recurso.
- Valora el agua como un recurso indispensable al proponer soluciones para su cuidado.

CONTEXTO

Seguramente en casa has tenido peces y una de las grandes responsabilidades que debes adquirir cuando tienes estas mascotas es que debes mantener el agua limpia y cambiarla con cierta regularidad. Describe ¿ qué características tiene el agua de la pecera cuando debes cambiar el agua?

¡¡Esperemos que no la tengas así!!



En fin, como puedes apreciar el agua no es clara, es turbia, explica a qué se debe la turbidez del agua de la pecera _____
 _____. Te has preguntado ¿cómo afecta la turbidez a los peces o a los ajolotes? ¿Por qué la tilapia puede sobrevivir y reproducirse en estanques con alta turbidez? ¿Por qué el agua en las peceras del ajolotario del plantel debe cuidar el grado de turbidez del agua? Investiga algunos procesos que se presentan en una pecera cuando el agua está turbia. Al final del experimento agrega tu explicación.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Formas parte del equipo de trabajo que debe cuidar el ajolotario del plantel y decides cambiar el agua a la pecera, pero al abrir la llave del agua oh! ¡Sorpresa!, el agua no se ve translúcida. ¿Qué harías para saber si pueden utilizar el agua sin riesgo? ¿Qué factores medirías? ¿por qué es importante que conozcas el valor de la turbidez del agua de la pecera? ¿tendrán la misma turbidez el agua de un humedal y del ajolotario de la escuela? ¿Cómo puede afectar la turbidez del agua a los ajolotes del plantel?

HIPÓTESIS

Plantea tu hipótesis.

MATERIAL Y REACTIVOS METODOLOGÍA EXPERIMENTAL

MUESTRAS DE AGUA

Sensor de turbidez Vernier	agua destilada
Interfaz de computadora Vernier	estándar de turbidez (Formazin Standard 100 NTU)
computadora	
cubeta de turbidez	
pañó o pañuelo suave y sin pelusa	

Cada equipo deberá seleccionar y llevar al laboratorio diferentes muestras de agua, pueden ser de:

- Pecera
- Ajolotario del plantel
- Humedal del plantel
- Sistema de recuperación de agua de lluvia
- Estanque

- Cuida de obtener la muestra directamente en un recipiente que tenga tapa para permitir una mezcla suave justo antes de la prueba. Se requieren aproximadamente 35 ml de agua de cada muestra. La turbidez debe ser medida el mismo día en que la muestra haya sido tomada. Si se requiere mayor tiempo, es conveniente guardar las muestras en la oscuridad y en refrigeración por un máximo de 24 horas. No es recomendable dejarla periodos más largos, ya que existen cambios irreversibles en la turbiedad.

¡MANOS A LA OBRA! CALIBRACIÓN DEL SENSOR*

Nota: el procedimiento descrito, fue tomado de: Water Quality with Vernier, de Jhonson, Holmquist, Redding, McDanniel.

- 1) Conecta el sensor de turbidez.
 - a. Coloca el sensor de turbidez sobre una superficie plana y conéctalo a la interfaz Vernier.
 - b. Espera aproximadamente 5 minutos para que el sensor se caliente.

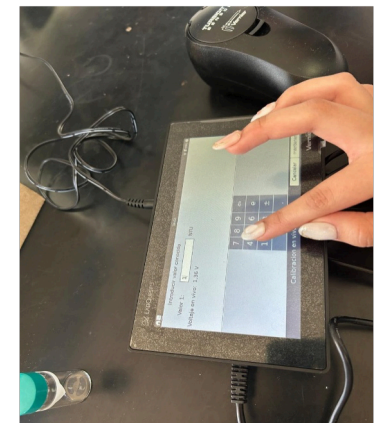
NOTA: Si las muestras que vas a trabajar presentan un grado de turbidez alta en apariencia, es conveniente calibrar a dos puntos. Para lo cual es necesario calibrar con el referente de turbidez del equipo (100 NTU) y agua destilada como turbidez cero.

c. Agrega agua destilada al vial (frasco) sostenlo por la tapa, colócalo en el sensor de turbidez. Asegúrate de que la marca del vial esté alineada con la marca del sensor de turbidez. Cierra la tapa. Y elige "calibrar", marca el recuadro que indica **calibrar a un punto**.

d. Cuando aparezca el tablero numérico registra "0" (cero) como valor de turbidez conocido
 h. Cuando la lectura de voltaje se estabilice, haz clic en mantener.

i. Retira el vial, desecha el contenido y déjalo a un lado para

Fig. Determinación de la turbidez en muestras de agua.



usarla con cada una de las muestras.



j. Limpia el exterior con un paño o pañuelo suave y sin pelusa.



2. Guarda la calibración en el sensor.

a. Selecciona la pestaña Almacenamiento de calibración.

b. Has clic en el botón mantener. Establece la calibración del sensor y sigue las instrucciones en pantalla para guardar la calibración.

c. Da clic en mantener

d. Retira el estándar de turbidez del sensor.

PROCEDIMIENTO PARA MEDIR TURBIDEZ DE LAS MUESTRAS DE AGUA*

*Nota: el procedimiento descrito, fue tomado de: Water Quality with Vernier, de Jhonson, Holmquist, Redding, McDanniel.

3. Prepara la muestra.

Obtén las muestras de agua en vasos de precipitados de 50 mL.

a) Coloca la primer muestra en el vial del sensor hasta el fondo del menisco, el agua debe estar nivelada con la parte superior de la línea blanca del frasco o vial.

Importante: si la muestra ha estado reposando, inviértala suavemente cuatro veces para mezclar las partículas que puedan haberse depositado en el fondo. No agites la muestra para evitar que se formen burbujas que puedan afectar la medida de la turbidez.

b. Cierra el frasco y seca suavemente el exterior con un paño o pañuelo suave que no suelte pelusa. Asegúrate de que el vidrio esté limpio y sin huellas dactilares ni residuos.

c. Revisa el frasco en busca de burbujas de aire. Si hay burbujas de aire, golpee suavemente el fondo del vial sobre una superficie dura para desalojarlas.

d. Sosteniendo el frasco por la tapa, colócalo en el sensor de turbidez. Asegúrate de que la marca del frasco esté alineada con la marca del sensor de turbidez. Cierra la tapa.

e. Registra el grado de turbidez que marca el sensor. Al concluir la lectura, retira el frasco del sensor, enjuágalo 4 veces con agua destilada.

f. Vierte la segunda muestra de agua en el frasco y repite el procedimiento para registrar la lectura de turbidez para cada muestra de agua.

g. Registra el valor de turbidez en la hoja de datos.

REGISTRO DE RESULTADOS

Tabla 1. Registro de resultados.

MUESTRAS	Características	Turbidez (NTU)	OBSERVACIONES
Agua destilada			
Agua de vertebrados			
Agua de pecera			
Agua del humedal de la escuela			
Agua de recuperación de lluvia			
Agua del ajolotario escolar			

Fig. Medición de la turbidez en muestras de agua.



ANÁLISIS DE RESULTADOS

A partir de los resultados obtenidos, compara cada muestra y explica la relación existente entre el grado de turbidez y las especies que habitan en cada ecosistema.

¿Cuál muestra de agua presentó mayor grado de turbidez?

Investiga los efectos de un alto grado de turbidez en el agua de las peceras de los ajolotes.

Explica por qué razón la tilapia sobrevive en el agua que tiene mayor grado de turbidez

Compara el grado de turbidez del agua del humedal del plantel y explica la importancia de este factor en humedales naturales.

EXPLICACIÓN CIENTÍFICA DEL FENÓMENO

La turbidez es un aspecto fundamental para entender la salud y sostenibilidad de los ecosistemas acuáticos. Una alta turbidez puede reducir la penetración de luz, lo que limita la fotosíntesis de las plantas acuáticas. Esto puede afectar a toda la cadena alimentaria, ya que muchas especies dependen de estas plantas acuáticas para su alimento. Sin embargo, la cantidad de materia suspendida (como sedimentos y microorganismos) y materia disuelta (como nutrientes) puede afectar cómo se dispersa y absorbe la luz.



La turbiedad en el agua puede ser causada por una gran variedad de materias en suspensión, que varían en tamaño desde dispersiones coloidales hasta partículas gruesas, entre otros; arcillas, limo, materia orgánica e inorgánica finamente dividida, organismos planctónicos, compuestos solubles coloridos, etc.

La turbidez o el grado de transparencia del agua no solo es importante en los ecosistemas acuáticos, también es importante medir este parámetro en el agua destinada a consumo humano, ya que de acuerdo con la Norma Mexicana para medir la turbidez del agua (NMX-AA-038-SCFI-2001), indica que la transparencia es muy importante como parte de los procesos de análisis en las plantas de tratamiento de agua para su potabilización, puesto que el agua potable también es utilizada para elaborar múltiples productos como jugos, refrescos, entre otros, además desde luego, para distribución en los hogares, por lo cual medir la turbidez es fundamental como un indicador de la calidad del agua, además de influir en los procesos de desinfección del agua. De acuerdo con la norma mexicana, el valor máximo de turbidez permitido para el agua potable es de **5 NTU (Unidades Nefelométricas de Turbidez)**, aunque idealmente debe ser menor a **1 NTU** con la finalidad de garantizar una desinfección efectiva ya que las partículas en suspensión pueden "proteger" a los microorganismos de la acción del cloro.

Por otra parte, también es importante medir el grado de turbidez del agua residual cuando es sometida a procesos de tratamiento, ya que también es un indicador del grado de calidad del agua que fue sometida a tratamiento para poder reutilizarla.

En este sentido, es importante conocer cómo se mide la turbidez o turbiedad del agua, y como se mencionó con anterioridad, la presencia de partículas en suspensión son las responsables de los valores que se obtienen al realizar la medición de este parámetro, la cual indica de forma indirecta cuánta luz es absorbida por las partículas en suspensión o los contaminantes que se encuentran presentes en los cuerpos de agua. Al respecto, es importante señalar que hay dos formas de medir la turbidez: **nefelométrico y fotométrico**. El **método nefelométrico** (que se mide con el sensor) consiste en hacer pasar un haz de luz que ilumina la muestra de agua que está sometida a análisis; el sensor que utilizamos mide la cantidad de luz que *dispersan* las partículas en la cámara de muestra.

Para comprender un poco más el proceso, explicaremos qué pasa cuando un haz de luz se hace pasar a través de una solución turbia que contiene partículas sólidas en suspensión: una vez que se hace incidir el haz de luz a la muestra, pueden presentarse los siguientes fenómenos: la luz se **transmite**, se **absorbe** (bloquea) y se **dispersa** (se refleja en las partículas; fig. 3). La cantidad de luz dispersa depende del tamaño, la forma y la concentración de las partículas insolubles en la solución, así como de la longitud de onda de la luz incidente.



Fig. 3: La luz dirigida a través de una solución turbia que contiene partículas sólidas en suspensión puede transmitirse, absorberse (bloquearse) y dispersarse.
(Imagen elaborada con Google Gemini)

En el método nefelométrico, se mide la cantidad de luz dispersa por las partículas que se encuentran suspendidas en la muestra de agua, para lo cual en el dispositivo se hace pasar un haz de luz brillante a través de la muestra, y mide la luz que se dispersa en un ángulo de 90 grados. Entre mayor cantidad de partículas suspendidas haya en la muestra, mayor dispersión de la luz y mayor será la medida de turbidez.

El valor que se obtiene de las pruebas de turbidez por el método nefelométrico, se expresa en unidades de turbidez nefelométrica (NTU), que corresponde de manera equivalente al número de partículas por unidad de volumen o a un coeficiente de dispersión de luz específico. El método nefelométrico es más adecuado para detectar partículas pequeñas de 0.1 - 1 μm , ya que la dispersión predomina sobre la reflexión.

Cuando se mide la turbidez por el método turbidimétrico, se mide la cantidad de luz que es absorbida o bloqueada por las partículas suspendidas en una muestra. Los dispositivos que realizan este tipo de medición, funcionan haciendo pasar un haz de luz a través de la muestra y miden la cantidad de luz que alcanza a un detector que se encuentra al otro lado de la muestra en un ángulo recto.

Método turbidimétrico: mide la luz absorbida por las partículas, por lo cual menos luz pasa a través de la muestra.



(Imagen elaborada con Google Gemini)

La **turbidimetría** es el proceso de medición de la pérdida de intensidad de **la luz transmitida** a través de una muestra, causada por el efecto de **dispersión** de las partículas insolubles, es más adecuada para detectar partículas pequeñas, siendo 0,1 - 1 μm el tamaño óptimo, ya que la dispersión predomina sobre la reflexión.

La turbidimetría suele aplicarse a partículas insolubles relativamente grandes a altas concentraciones.



FIG. 5

Fig. 2 Diferencia entre medición por turbidimetría y nefelométrica, la primera mide la luz transmitida, la segunda mide la luz dispersada.

Imagen tomada de: <http://quimicabasica2014.blogspot.com/2014/10/nefelometria-y-turbidimetria.html>

A partir de la lectura, contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué fenómeno óptico es el principal responsable de la medición de la turbidez en una muestra de agua con partículas en suspensión?

- A) Reflexión especular
- B) Dispersión
- C) Refracción

2. En un nefelómetro estándar, ¿a qué ángulo se coloca normalmente el detector para medir la luz dispersada?

- A) 90 grados
- B) 45 grados
- C) 180 grados

Cuál es la unidad de medida más común utilizada para reportar la turbidez en el análisis de agua potable?

- A) mg/L
- B) pH
- C) NTU (Unidades Nefelométricas de Turbidez)

◊
◊
Qué se entiende por **turbidez del agua** y a qué se debe su presencia?

¿Por qué la turbidez es un **indicador importante de la calidad del agua**?

Si una comunidad detecta un aumento repentino en la turbidez de su fuente de agua, ¿qué **acciones** consideras necesarias realizar y por qué?

¿Por qué es importante medir la turbidez del agua después de **lluvias intensas** o inundaciones?

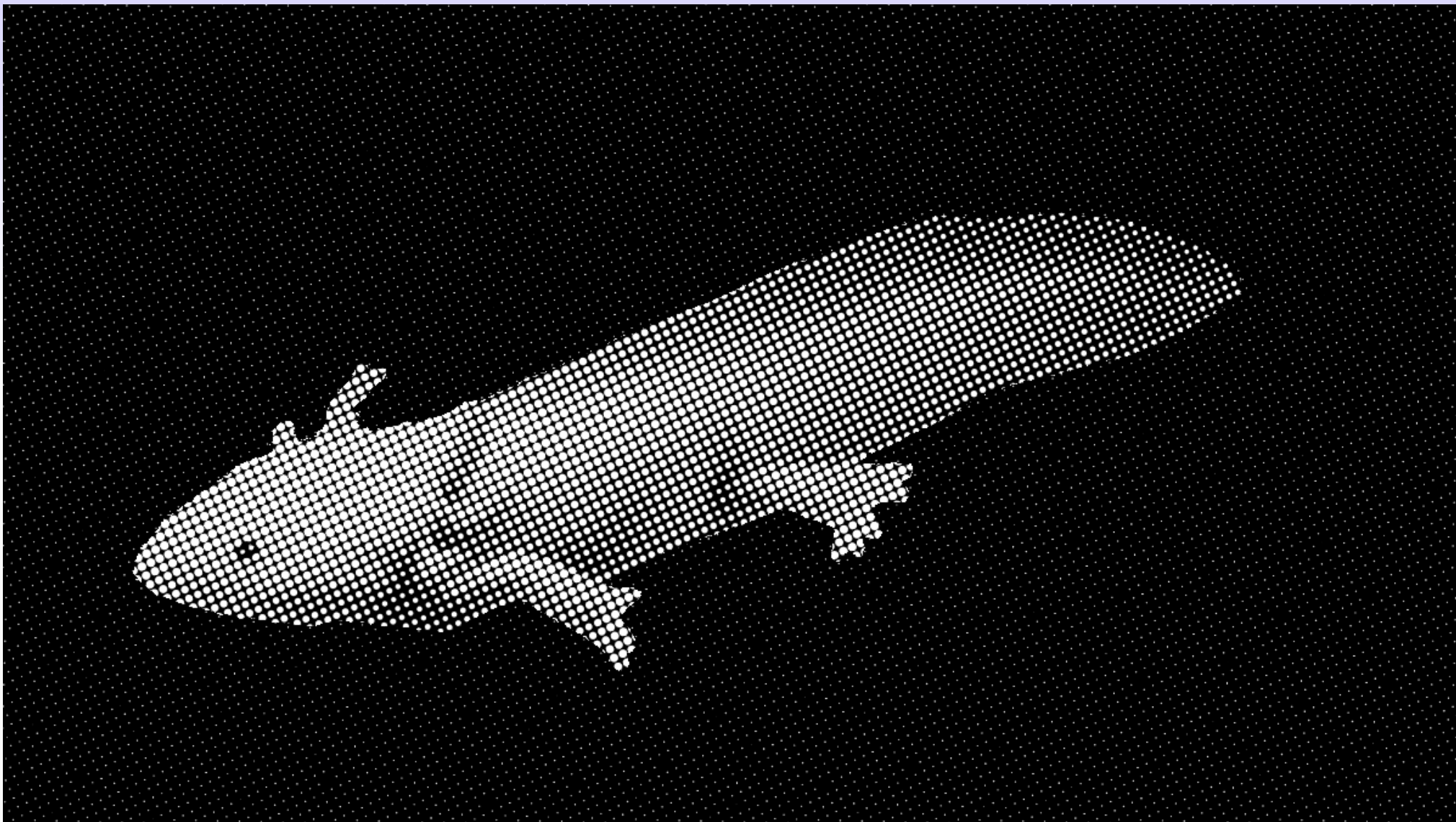
En un laboratorio escolar, ¿por qué es necesario seguir un **procedimiento estandarizado** al medir la turbidez del agua?

¿Por qué es importante medir y controlar la turbidez del agua en los ecosistemas acuáticos donde habita el ajolote?

¿Cómo puede afectar un aumento en la turbidez del agua a la alimentación, respiración y reproducción del ajolote?

¿Qué relación existe entre la turbidez del agua y la disponibilidad de luz en los cuerpos de agua que forman parte de los ecosistemas de conservación del ajolote?

¿De qué manera la medición de la turbidez del agua puede contribuir a las estrategias de conservación y manejo sustentable del hábitat del ajolote?

**FUENTES CONSULTADAS**

Aguilar Romo Miguel (2001). Análisis de agua - determinación de turbiedad en aguas naturales, residuales y residuales tratadas - método de prueba.NMX-AA-038-SCFI-2001. <https://www.gob.mx/cms/uploads/attachment/file/166777/NMX-AA-038-SCFI-2001.pdf>

Hernández Hernández Lucas, González Pérez Claudio (2001). Introducción al análisis instrumental.

Marín Galvin Rafael (2003): Físicoquímica y microbiología de los medios acuáticos. Ediciones Díaz de Santos.

Nefelometría (s/a). BMG Labtec en: <https://www.bmglabtech.com/es/nefelometria/>

Olsen Eugene D. () Métodos ópticos de análisis

"¿PADECE DE AGRURAS EL AGUA?"

Alcalinidad del agua

INTRODUCCIÓN

El término alcalinidad del agua, se especifica como la cantidad y tipo de sustancias que tienden a incrementar el pH o la cantidad de ácido necesario para valorar a dichos compuestos. Se pueden encontrar varias bases en el agua, las predominantes en el agua natural son: carbonatos, bicarbonatos e hidróxidos, así como algunos silicatos, fosfatos y boratos.

Con esta actividad de determinación de la alcalinidad de algunas muestras de agua, permitirá reforzar la gran capacidad del agua para disolver sustancias con lo que altera su pureza, así como la variación del pH por la presencia de bicarbonatos y carbonatos disueltos en el agua lo cual conduce a comprender sobre los cambios en la composición de las sustancias y los principios que los explican.

La actividad experimental está orientada a que el alumno determine el parámetro de alcalinidad en diferentes muestras de agua y a través de sus resultados aplique un razonamiento analítico, y emita un juicio de la calidad del agua que ha analizado con el fin de disponer la posibilidad de su consumo.

Determinación de la Alcalinidad del Agua

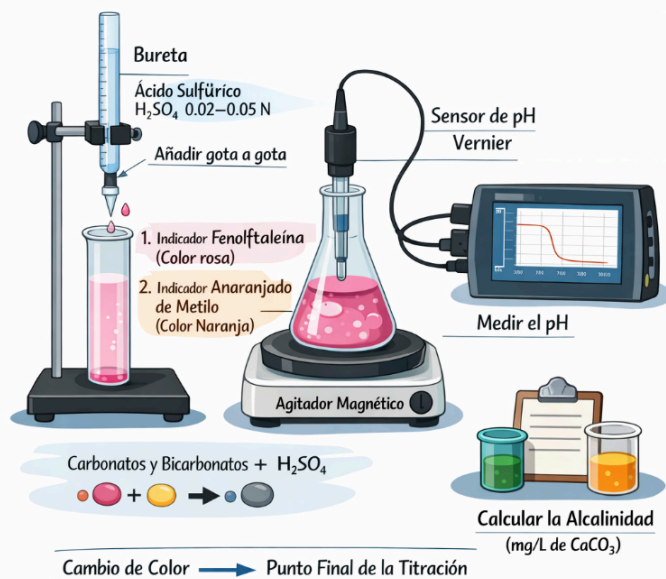


Fig. Determinación de la alcalinidad del agua. (Open IA, 2026)

APRENDIZAJES

Se promoverá que el alumno:

- Valorará al agua como un recurso natural vital, al reconocer su importancia en los procesos en todo organismo viviente, así como el medio donde se encuentra, y hacer un uso responsable de esta sustancia.
- Comprenderá las reacciones que ocurren en el análisis de agua al determinar su alcalinidad.
- Explicará la importancia del análisis químico como un procedimiento para entender la naturaleza del agua.
- Incrementa su capacidad de observación y destreza en el manejo de equipo y sustancias en el laboratorio al experimentar.
- Interpretar las observaciones manifestadas por medio de la experimentación.

CONTEXTO

El agua representa la base de la vida de todo organismo, del bienestar humano y de su desarrollo económico; sustenta aspectos relacionados con la vida como la salud, conservación del medio ambiente, seguridad alimentaria, desarrollo industrial y energía.



Fig. Toma de la muestra. (OpenAI, 2026)

Sin embargo, también puede causar desastres como los huracanes, tsunamis e inundaciones y en su ausencia, sequías, fenómenos que afectan igualmente el curso de la vida. A todo esto, se añaden factores como la contaminación, el crecimiento poblacional y el cambio climático que están provocando severas variaciones en la calidad y cantidad de agua dulce disponible que afectará el modo de vida en un futuro cercano.

Se reconoce que muy poco agua se utiliza para el consumo humano, pues 96% es agua de mar, 2% se encuentra congelada en los casquetes polares y un 1% restante está conformada de agua dulce, se localiza en arroyos, ríos, lagunas, lagos y mantos acuíferos subterráneos; en nuestro país tenemos disponibilidad de estas variantes para su explotación y consumo (García P. et. al. Guía didáctica para el profesor de Química I).

Como se mencionó, el agua es un recurso natural indispensable para la vida de todo organismo por lo que es ineludible mantenerla en condiciones potables para su ingesta, de ahí la necesidad de monitorear la calidad de la misma al determinar algunos parámetros físicos y químicos que den indicio de poder ser consumida por el ser humano.

Para que el agua que se encuentra en la naturaleza pueda ser utilizada sin riesgo y ser consumida, requiere ser tratada, con la finalidad de eliminar partículas y organismos dañinos para la salud. Finalmente se requiere distribuir a través de tuberías hasta las tomas de consumo.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Un grupo de estudiantes de biología y química, acudieron a Xochimilco porque se observó que en algunos de sus canales se formó en la superficie del agua una capa blancuzca.

a) ¿Qué tendrían que hacer este grupo de estudiantes para conocer el porqué de la formación de esa capa blancuzca?

b) ¿Cuál sería la recomendación para solucionar este problema?

HIPÓTESIS:

Con base en la información de la alcalinidad en el agua, plantea una hipótesis de trabajo para este experimento.

MATERIALES Y SUSTANCIA

MATERIALES	EQUIPO	SUSTANCIAS
3 Vasos de 250 mL, 2 vasos de 100 mL, Matraz Erlenmeyer, Agitador magnético Pinzas para bureta, Pinza de nuez Soporte universal, 1 matraz aforado de 100 mL, 1 matraz aforado de 25 mL, 2 Probetas de 100 mL.	4 Sensor Vernier de pH Interfaz Vernier Software Parrilla con agitador	Solución de ácido sulfúrico 0.05N (H ₂ SO ₄) Fenolftaleína Anaranjado de metilo Solución buffer de pH 4 y 7 Agua destilada Agua de la llave, bebederos y del humedal.

TÉCNICA EXPERIMENTAL**Método de Indicadores**

Este método se basa en el manejo de pH utilizando como indicadores a la fenolftaleína y el anaranjado de metilo. La valoración se lleva a cabo en dos etapas.

1. ALCALINIDAD A LA FENOFTALEÍNA: Cuando las muestras de agua por valorar se tornan rojas (rosa mexicano o fiusha), pH mayor a 8, al agregarle fenolftaleína, indica que contiene considerables iones carbonato.

La muestra es primeramente valorada con ácido sulfúrico 0.05N hasta el punto de vire de rojo a incoloro. En esta etapa los carbonatos se transforman en bicarbonatos. La ventaja de este método es que se conservan los bicarbonatos originalmente presentes en la muestra, sólo se incrementan los bicarbonatos formados entre los carbonatos y el ácido que permite la valoración.

1. Con una pipeta volumétrica, se toman 100 mL de muestra problema de agua y se vierten en un matraz Erlenmeyer de 250 mL.
2. Se adicionan dos o tres gotas de disolución indicadora de fenolftaleína, si la muestra vira a color rojizo, indica que contiene carbonatos.
3. Introduce el electrodo Vernier de pH en la muestra a analizar.
4. Entonces, se procede a valorar con una disolución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 0.05N hasta que torne a incoloro.
5. En una bureta vierte el ácido sulfúrico (H₂SO₄) 0.05 para realizar la titulación.

Anotar la lectura del volumen de ácido gastado.

Nombre de la muestra	Volumen gastado (H ₂ SO ₄)	N (H ₂ SO ₄)	mL de muestra	Alcalinidad CO ₃ (mg/L)
		0.05 N		

Conservar la misma muestra para la determinación de alcalinidad al anaranjado de metilo.

En caso de no aparecer color rojizo al agregar la fenolftaleína en la muestra de agua problema, se considera alcalinidad cero con el indicador de fenolftaleína. Se conserva la misma muestra para hacer el ensayo de valoración con el anaranjado de metilo.

¿Por qué es sensible la fenolftaleína al cambio de color en medio bási

Fig. Determinación de la alcalinidad en muestras de agua. (Open AI, 2026)



2. ALCALINIDAD TOTAL O AL ANARANJADO DE METILO: Esta segunda etapa consiste en la valoración de la muestra, también con ácido sulfúrico, para determinar la alcalinidad total, utilizando el anaranjado de metilo con pH de 4.5, como indicador, hasta que todo el bicarbonato se convierta en bióxido de carbono y agua en el punto de vire de color naranja a color coral o mamey.

Agregar tres o cinco gotas de disolución de anaranjado de metilo a la muestra de agua reservada de la primera etapa.

Valorar con disolución de ácido sulfúrico 0.02N hasta que el color cambie de naranja a color coral o mamey. ¿A qué se debe el cambio de color de naranja a color coral?

Para facilitar el procedimiento en la determinación de alcalinidad en agua, se recomienda al alumnado elaboren un diagrama de flujo.

REGISTRO DE DATOS

Los estudiantes anotarán en su bitácora o cuaderno de notas, los gastos de ácido sulfúrico, tanto para el método de fenolftaleína como el de anaranjado de metilo. Se puede proponer vaciar los datos obtenidos en una tabla que diseñen los alumnos.



ANÁLISIS

Se le solicita a los estudiantes que investiguen **¿Cómo se podrá reportar la alcalinidad de la muestra de agua analizada?**

A partir de lo que hayan investigado los educandos, orientar la forma en que se realizarán los cálculos pertinentes para informar el contenido alcalino en el agua.

Para determinar la concentración en mg de CaCO_3 en la muestra de agua para determinar su alcalinidad a la fenolftaleína, se lleva a cabo a partir de la igualdad de: $N_1V_1 = N_2V_2$

$$N_2 = N_1V_1 \div V_2$$

$$N_2 = \text{mg CaCO}_3$$

$$N_1 = \text{Normalidad del ácido sulfúrico } 0.02 \text{ N H}_2\text{SO}_4$$

$$V_1 = \text{Volumen gastados del H}_2\text{SO}_4 \text{ en mL}$$

$$V_2 = \text{Volumen de la muestra de agua por analizar}$$

Como se tiene que reportar la concentración de carbonato de calcio presente en la muestra de agua por analizar, se requiere determinar el equivalente químico de ese compuesto: eq de $\text{CaCO}_3 = M / 2 = 50$, así como el factor de conversión de $1\text{g} = 1000 \text{ mg}$.

Por lo que la ecuación para calcular los mg de CaCO_3 resulta:

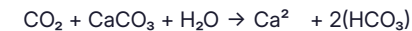
$$N_2 = N_1V_1 \text{ (eq CaCO}_3\text{)} (1000) \div V_2$$

$$N_2 = N_1V_1 (50) (1000) \div V_2$$

$$\text{mg CaCO}_3 = N_1V_1 (50) (1000) \div V_2$$

EXPLICACIÓN CIENTÍFICA

Se considera a la alcalinidad del agua como la medición de su capacidad para neutralizar ácidos. Entre los compuestos que aportan a la alcalinidad del agua están los bicarbonatos que, por la acción del bióxido de carbono de la atmósfera ante los sólidos corpóreos del suelo en presencia de agua, esto se puede representar por la siguiente ecuación química:



Esta alcalinidad en el agua se adquiere por la disolución de minerales carbonatados, lo que a su vez contribuyen con cationes de Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ y K^+ . Otro aporte significativo al incremento de la alcalinidad la realizan los silicatos, boratos, nitratos y fosfatos, debido a la meteorización de feldespatos y en proporciones menores se encuentran sales minerales de sulfatos y cloruros.

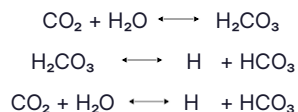
Se estima que el 80% de la alcalinidad del agua deriva de la disolución de rocas carbonatadas y el 20% restante proviene de la meteorización de los feldespatos y otros minerales.

Los niveles de alcalinidad se reportan entre los siguientes rangos, según Kevern (1989).

Tabla 3. Rangos del nivel de alcalinidad.

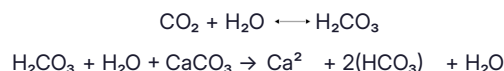
RANGO	ALCALINIDAD (mg CaCO_3 / L)
Baja	< 75
Media	75 – 150
Alta	> 150

La alcalinidad del agua también se ve afectada por el proceso de la fotosíntesis y respiración de los organismos (flora y fauna) que viven y se desarrollan en cuerpos de agua, como lagos. A continuación, se expresa en ecuaciones químicas tales interacciones:



En lagos, arroyos con alta alcalinidad, se aprecia zonas con cubiertas o gránulos blancuzcos sobre las superficies del crecimiento de vegetación y sedimentos arrastrados por el agua. Cuando la actividad del proceso de respiración de los organismos es mayor a la de la fotosíntesis, disminuye la concentración de carbonatos de tal forma que los depósitos de carbonato de calcio se disuelven en el agua.

Los carbonatos y bicarbonatos influyen en la alcalinidad del agua dulce por arrastre, desgaste y disolución de rocas en la cuenca que contienen carbonatos tales como la piedra caliza (CaCO_3), lo cual se representa a través de las siguientes reacciones:



¿En casa sería factible que modifiques la alcalinidad del agua de la toma de la llave?

PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE ÁCIDO SULFÚRICO H_2SO_4 N/50 (0.02N) A PARTIR DE ÁCIDO SULFÚRICO CONCENTRADO, USANDO UNA SOLUCIÓN INTERMEDIA (DE RESERVA).

Para tu seguridad se requiere que uses bata, guantes y gafas.

Consideraciones importantes durante la preparación de las disoluciones.

- SIEMPRE agrega el ácido al agua, nunca al revés, porque la reacción es exotérmica.
- Trabaja en campana de extracción si es posible.

Material

Tabla 4. Material, equipo y sustancias para determinar la alcalinidad con fenolftaleína.

MATERIAL	EQUIPO	SUSTANCIAS
Matraz volumétrico de 50 mL y de 100 mL. 1 Pipeta graduada de 1 mL y de 10 mL. Embudo	Balanza analítica	Ácido sulfúrico concentrado H_2SO_4 . Agua destilada

PROCEDIMIENTO

Fase 1. Disolución de Reserva.

Preparación de una disolución de H_2SO_4 (0.36N)

1. Coloca aproximadamente 15 mL de agua destilada en un matraz volumétrico de 100 mL.
 2. Mide 0.24 mL de ácido sulfúrico concentrado con una pipeta.
 3. Agrega lentamente los 0.245 mL de ácido al agua del matraz. (Nunca agregues agua al ácido).
 4. Deja enfriar la solución (el matraz se calentará).
 5. Completa cuidadosamente con agua destilada hasta la marca de 100 mL y mezcla bien.
- Obtienes una solución de reserva de $\text{H}_2\text{SO}_4 \approx 0.36$ N.

Considera que el ácido sulfúrico **H_2SO_4 concentrado**: 98 %, densidad = 1,84 g/mL

Fase 2 Preparación de H_2SO_4 N/50 (0.02 N)

A partir de la ecuación siguiente se hace una dilución.

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

Donde:

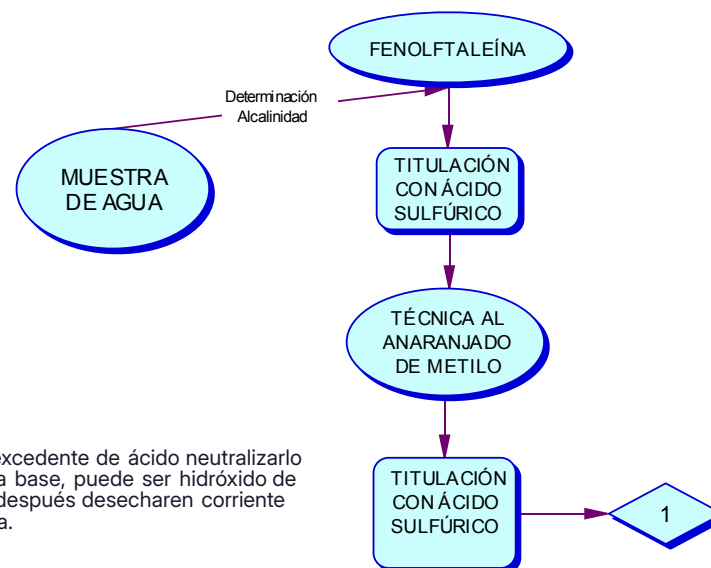
$$N_1 = 0.36 \text{ N (solución de reserva)}$$

$$N_2 = 0.02 \text{ N (N/50)}$$

$$V_2 = 100 \text{ mL}$$

6. Con una pipeta, mide 5.56 mL de la solución de reserva (0.36 N).
 7. Transfiere esos 5.56 mL a un matraz volumétrico de 100 mL que contenga un poco de agua destilada.
 8. Completa con agua destilada hasta la marca de 100 mL y mezcla suavemente.
- La disolución preparada es de Ácido sulfúrico H_2SO_4 N/50 = 0.02 N

MANEJO RESPONSABLE DE LOS RESIDUOS



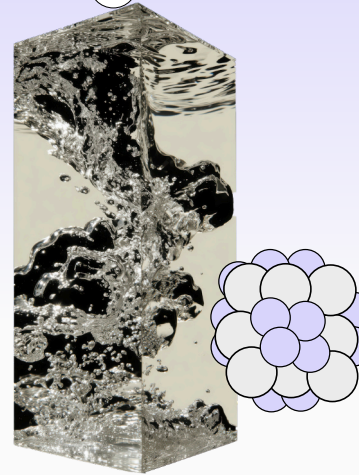
BIBLIOGRAFÍA

Digiuni, S. (2022). Determinación de alcalinidad total en agua.

OpenAI. (2026). Toma de muestra de agua en los humedales de Xochimilco [Imagen generada por inteligencia artificial]. ChatGPT (modelo de generación de imágenes). <https://chat.openai.com/>

Sigler, A., & Bauder, J. (2017). Alcalinidad, pH, y sólidos disueltos totales. Obtenido de Well Educated Educación en el Agua de Pozo: http://region8water.colostate.edu/PDFs/we_espanol/Alkalinity_pH_TDS,20,2012-11.

IDENTIFICACIÓN DE CLORUROS EN AGUA



INTRODUCCIÓN

Los cloruros son uno de los iones que forman sales con mayor presencia en diferentes fuentes de agua naturales, su concentración puede variar dependiendo de su origen, pero cuando rebasa límites considerados naturales (250mg/L de concentración), puede ser un indicador de contaminación por acción del ser humano.

Es importante controlar la concentración de cloruros, porque un exceso puede dañar partes metálicas de los sistemas de agua, ya que en exceso es capaz de corroer el acero inoxidable y también puede ser tóxico para algunos vegetales.

La determinación de cloruros generalmente se realiza con el método de Mohr que emplea iones de plata y dicromato de potasio que es muy contaminante.

Aprendizajes:

A1: (C, H, V). Identifica las propiedades del agua que la hacen útil, considerando el estado de agregación en que se encuentra y los usos que se le dan en la vida cotidiana.

A4: C, H, V). Desarrolla habilidades de trabajo experimental (observación formulación de hipótesis, análisis de resultados, identificación de variables, redacción de conclusiones y comunicación de resultados) al diseñar un experimento (de preferencia: microescala) que permita contrastar la capacidad disolvente del agua (N3).

Contexto

En el CCH Oriente existen algunos proyectos en los que se desarrollan sistemas sustentables, como son el humedal que provee agua para el vivero del estacionamiento 2, un sistema de recolección de agua que provee al invernadero de las canchas, las distintas peceras que hay en el ajolotario. También hay sistemas que proveen agua como la cisterna que surte a las llaves de agua y a los bebederos.

Describe como determinarías la concentración de cloruros en cada sistema

Planteamiento del problema:

¿Podrías determinar si alguno de los sistemas de agua está contaminado por cloruros?, ¿Cómo sabrías si hay contaminación por cloruros?

Hipótesis: Realiza tu hipótesis

Metodología experimental con uso de sensores:

Calibración

1. Coloque el ISE de cloruro en la solución de alto estándar de cloruro (incluida con el ISE) durante al menos 30 minutos.

Importante: asegúrese de que el ISE no esté apoyado en el fondo y de que los pequeños contactos de referencia blancos estén sumergidos. Asegúrese de que no queden burbujas de aire atrapadas debajo del ISE.

2. Calibre el ISE de cloruro.

- Si su instructor le indica que utilice la calibración almacenada, proceda directamente al Paso 4. Nota: solo

Material y reactivos:

Tabla 1. Material, equipo y sustancias para determinar iones cloruro en muestras de agua.

Material	Sustancias requeridas
LabQuest	Estándar alto (1000 mg/L Cl ⁻)
Electrodo de ion selectivo de cloruro Vernier	Estándar bajo (10 mg/L Cl ⁻)
3 vasos de precipitados	Agua destilada
1 piseta	Agua del ajolotario
1 soporte universal	Agua del humedal
1 Pinza para bureta	Agua del bebedero
Papel absorbente	Agua de lluvia

- se recomienda utilizar la calibración almacenada si el ISE se calibró ese día.
- Si su instructor le indica que realice una nueva calibración, siga este procedimiento. Nota: se recomienda que la calibración se realice antes de ir al campo.

Primer punto de calibración

- Asegúrese de que el ISE de cloruro todavía esté en la solución de alto estándar de cloruro y conecte el ISE de cloruro a LabQuest.
- Elija Calibrar en el menú Sensores y seleccione Calibrar ahora.
- Ingrese 1000 como la concentración del estándar en mg/L Cl⁻ para la Lectura 1.
- Cuando la lectura de voltaje se estabilice, toque Mantener.

Segundo punto de calibración

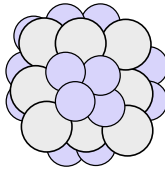
- Enjuague el ISE completamente con agua destilada y séquelo suavemente con un pañuelo de papel o una toalla de papel. **Importante:** si no enjuaga y seca cuidadosamente el ISE, se contaminará el estándar.
 - Coloque la punta del ISE en el estándar bajo (10 mg/L Cl⁻) si está probando una muestra de agua dulce. Si está probando una muestra de agua salada o salobre, coloque la punta del ISE en el estándar muy alto (20 000 mg/L Cl⁻). Nota: asegúrese de que el ISE no esté apoyado en el fondo de la botella y que los pequeños contactos de referencia blancos estén sumergidos. Asegúrese de que no queden burbujas de aire atrapadas debajo del ISE.
 - Ingrese 10 (la concentración del estándar bajo) o 20 000 (la concentración del estándar muy alto) según cuál haya usado para la lectura 2.
 - Después de agitar brevemente la solución, sostenga el ISE quieto y espere aproximadamente 60 segundos para que la lectura se estabilice.
 - Cuando la lectura de voltaje se estabilice, toque Conservar.
3. Guarde la calibración en el sensor.
- Seleccione la pestaña Almacenamiento.
 - Toque Guardar calibración en el sensor y siga las instrucciones en pantalla para guardar la calibración. Nota: los ISE deben calibrarse con frecuencia. Utilice solo una calibración almacenada el día en que se realizó la calibración.
 - Toque Aceptar.
 - Enjuague el ISE de cloruro con agua destilada en un recipiente para desechos y seque suavemente la sonda.
 - Si el ISE se va a transportar al campo, retire la tapa de la botella de remojo de ISE a corto plazo y llénela hasta 3/4 de su capacidad con High Standard. Deslice la tapa de la botella sobre el ISE, insértela en la botella y ajústela. **Importante:** No deje el ISE en remojo durante más de 24 horas. El almacenamiento a largo plazo debe realizarse en la botella de almacenamiento de ISE a largo plazo.

Registro de resultados

DATOS: Información del sitio.

Tabla 2. Registro de datos de las muestras de agua.

Nombre del sitio	
Fecha de la recolección	
Hora de la recolección	
Miembros del equipo	



Observaciones de campo (p. ej., clima, geografía y vegetación, condiciones del laboratorio, etc)

Resultados de la prueba

Tabla 3. Registro de resultados obtenidos en las muestras de agua.

Cloruro (mg/L Cl ⁻)	
Temperatura	
pH	
Fecha de finalización de la prueba	
Hora de finalización de la prueba	
Prueba realizada por	

Sistema	Conc de Cl ⁻	Temperatura	pH
Bebedores SILADIN, Servicio médico			
Humedales 1			
Agua Pluvial			
Bebedores Canchas y explanada			
Humedales 2			
Cisterna			
Ajolutario			

Análisis de Resultados

◇

◇

Conclusiones

Referencias

Harris, D. C. (2016). Análisis químico cuantitativo (9.^a ed.). W. H. Freeman and Company.

Vernier Software & Technology. (2022). Chloride ion-selective electrode user manual. Vernier Software & Technology.

Determinación de Nitratos en muestras de agua

DEL COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES PLANTEL ORIENTE



Introducción

El agua es un recurso indispensable para la vida, ya que se utiliza para el consumo humano, la agricultura, la industria y el mantenimiento de los ecosistemas. Sin embargo, el agua puede contaminarse por diversas sustancias químicas provenientes de actividades humanas y naturales. Entre estas sustancias se encuentran los nitratos, compuestos formados por nitrógeno y oxígeno que pueden encontrarse de manera natural en el suelo, pero que también aumentan debido al uso de fertilizantes, descargas de aguas residuales y desechos orgánicos.

La determinación de nitratos en el agua es un análisis importante porque permite evaluar la calidad del agua y detectar posibles fuentes de contaminación. Concentraciones elevadas de nitratos pueden representar un riesgo para la salud humana, especialmente en bebés, además de provocar problemas ambientales como la eutrofización, que afecta a ríos, lagos y presas.

Para conocer la cantidad de nitratos presentes en diferentes muestras de agua, existen diversos métodos químicos e instrumentales que permiten medir su concentración con precisión. Estos análisis son utilizados en laboratorios ambientales, plantas de tratamiento y estudios científicos para asegurar que el agua cumpla con los estándares de calidad establecidos.

En este tema se estudiará qué son los nitratos, por qué es importante medirlos en el agua y cuáles son los métodos más utilizados para su determinación en muestras provenientes de diferentes fuentes.

Objetivos:

El alumno:

- Describe las fuentes naturales y antropogénicas de nitratos en el agua.
- Explica la importancia del análisis de nitratos en la calidad del agua.
- Relaciona la concentración de nitratos con problemas de salud y ambientales.

Contexto:

En muchas regiones, especialmente en zonas agrícolas cercanas a ciudades o comunidades rurales, el agua puede contaminarse con **nitratos** debido al uso intensivo de fertilizantes químicos, estiércol y descargas de aguas residuales. Por ejemplo, cuando llueve, los fertilizantes aplicados en los cultivos pueden filtrarse al suelo y llegar a los mantos acuíferos, ríos, lagos o pozos que son utilizados como fuente de agua para consumo humano.

Esta situación representa una problemática ambiental y de salud pública, ya que concentraciones elevadas de nitratos en el agua potable pueden afectar principalmente a los bebés, provocando enfermedades como la metahemoglobinemia, conocida como "síndrome del bebé azul". Además, cuando los nitratos llegan a cuerpos de agua superficiales, favorecen el crecimiento excesivo de algas (eutrofización), lo que reduce el oxígeno disponible para peces y otros organismos acuáticos.

En este contexto, la **determinación de nitratos en diferentes muestras de agua** se vuelve una herramienta fundamental para monitorear la calidad del agua, identificar fuentes de contaminación y tomar decisiones para proteger la salud de la población y el equilibrio de los ecosistemas. Por ejemplo, analizar muestras de agua de un pozo, de un río cercano a zonas agrícolas y de agua potable tratada permite comparar niveles de nitratos y evaluar si cumplen con las normas de calidad.

De esta manera, el estudio de los nitratos en el agua permite relacionar los conocimientos químicos con problemas reales del entorno, fomentando la conciencia ambiental y la importancia del uso responsable de los recursos naturales.

Planteamiento del problema

1. ¿Cómo pueden las actividades humanas, como la agricultura o el manejo de aguas residuales, influir en la presencia de nitratos en el agua que consumimos? ◇
2. ¿Qué consecuencias podría tener para la salud de la población consumir agua con altas concentraciones de nitratos?
3. ¿Por qué es importante analizar y comparar diferentes muestras de agua (pecera, bebederos, agua potable y humedales) para detectar contaminación por nitratos?
4. ¿Qué acciones podrían implementarse en una comunidad del Plantel Oriente para disminuir la contaminación del agua por nitratos?

Hipótesis:

MATERIAL

Para calibrar el sensor Vernier

- Sensor/ISE Vernier de NO₃ y su interfaz LabQuest.
- 2 vasos de plástico para estándares de 50-100 mL (el sensor los incluye)
- Agitador magnético o agitación suave manual (opcional pero recomendable).
- Piseta con agua destilada
- Papel sin pelusa para secar por "toque" (servilletas sanitas).

Reactivos

- Solución estándar baja (1 mg/L de NO₃)
- Solución estándar alta (100 mg/L de NO₃)

Para medir ion nitrato (NO₃)

- 4 contenedores de 300 ml para colecta de muestras (pueden ser botellas de agua de plástico vacías y limpias)
- Etiquetas autoadheribles para nombrar las muestras
- Marca textos para nombrar las muestras
- Interfaz LabQuest
- Electrodo selectivo de iones de nitrato de Vernier (ISE)
- Tripié y pinza de dedos para fijar el sensor
- Piseta con agua destilada
- 4 vasos de precipitado de 50 mL (uno por cada tratamiento)
- 1 vaso de precipitado de 50 mL para residuos
- Papel sin pelusa para secar por "toque" (servilletas sanitas).

Procedimiento Experimental:

Preparación y Calibración del Sensor

Conecta el sensor de iones de nitrato al dispositivo LabQuest.
 En el menú del LabQuest, selecciona la opción para calibrar el sensor.
 Prepara dos soluciones estándar de nitrato con concentraciones conocidas (ej. 1 mg/L y 10 mg/L de NO₃⁻).
 Introduce el sensor en la solución de menor concentración, espera la lectura estable y ajusta la calibración.
 Luego, repite el proceso con la solución de mayor concentración y guarda la calibración.

Medición de la Muestra de Agua

1. Lava el sensor con agua destilada antes de usarlo.
2. Coloca 10-20 mL de la muestra de agua en un vaso de precipitados.
3. Sumerge el sensor de iones de nitrato en la muestra y espera hasta que la lectura se estabilice.
4. Registra el valor en mg/L de NO₃⁻.
5. Lava el sensor con agua destilada antes de usarlo con otra muestra.

Interpretación de Resultados

- Si el valor es < 10 mg/L, el agua es segura para consumo humano.
- Si el valor está entre 10-50 mg/L, el agua podría tener contaminación moderada.
- Si supera 50 mg/L, no es apta para consumo, ya que excede el límite recomendado por la OMS.

Registro de Resultados: Analisis de Resultados

Muestra	Concentración en mg/L	Observaciones

A partir de los resultados obtenidos contesta las siguientes preguntas.

- ¿Qué muestra tuvo más nitratos?

- ¿Alguna supera los niveles seguros?

- ¿Qué posibles fuentes de contaminación se identifican?

LOS NITRATOS

Los nitratos (NO_3^-) en el agua pueden tener origen natural o antropogénico (causado por el ser humano). Su presencia en altas concentraciones suele ser un indicador de contaminación.

Explicación Científica:

1. Origen Natural

Los nitratos forman parte del ciclo del nitrógeno y pueden encontrarse de forma natural en el agua debido a:

Descomposición de materia orgánica: La descomposición de plantas y organismos libera amonio (NH_4^+), que luego se convierte en nitratos por acción de bacterias nitrificantes.

Lixiviación de suelos: En suelos ricos en nitrógeno, la lluvia puede disolver los nitratos y transportarlos a cuerpos de agua subterráneos y superficiales.

Volcanes y descargas eléctricas: Durante erupciones volcánicas o tormentas eléctricas, se generan óxidos de nitrógeno que pueden reaccionar con el agua para formar nitratos.

2. Origen Antropogénico (Contaminación por Actividades Humanas)

Los niveles elevados de nitratos en agua suelen estar relacionados con actividades humanas, incluyendo:

Fertilizantes agrícolas: Los fertilizantes ricos en nitrógeno (como nitrato de amonio o urea) pueden filtrarse al agua subterránea y ríos, causando eutrofización.

Residuos ganaderos y aguas residuales: El excremento de animales y las descargas de aguas residuales contienen altas concentraciones de nitrógeno, que pueden transformarse en nitratos.

Industrias y actividades mineras: Algunas industrias (como la fabricación de explosivos o el procesamiento de metales) generan residuos ricos en nitratos.

Depósitos de basura y lixiviados: Los rellenos sanitarios pueden liberar nitratos al agua subterránea si los lixiviados no son bien controlados.

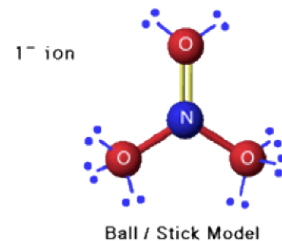
Impacto Ambiental y en la Salud

- Eutrofización: Exceso de nitratos en ríos y lagos puede provocar proliferación de algas y disminución del oxígeno, afectando la vida acuática.

- Metahemoglobinemia ("síndrome del bebé azul"): En bebés menores de 6 meses, el consumo de agua con altos niveles de nitratos puede dificultar el transporte de oxígeno en la sangre.

- Riesgo de enfermedades crónicas: Algunos estudios asocian altos niveles de nitratos con posibles efectos en la salud a largo plazo.

Naturaleza química de los nitratos en el agua



Los **nitratos (NO_3^-)** son iones formados por un átomo de nitrógeno y tres de oxígeno. En el agua son altamente solubles debido a su carga negativa y a la polaridad del agua.

Desde el punto de vista químico:

- Son la forma más oxidada del nitrógeno.
- Se forman por procesos biogeoquímicos como la **nitrificación**, donde bacterias convierten amonio (NH_4^+) en nitrato.
- No se eliminan fácilmente por filtración simple debido a su tamaño molecular pequeño y alta solubilidad.

Esto explica científicamente por qué los nitratos pueden llegar fácilmente a mantos acuíferos y permanecer disueltos.

El sensor Vernier ISE funciona mediante principios de **electroquímica y equilibrio iónico**.

Base científica

El electrodo tiene una **membrana selectiva** que permite interactuar preferentemente con los iones nitrato.

Cuando la membrana entra en contacto con la muestra:

- Se establece un equilibrio entre nitratos dentro y fuera de la membrana.
- Se genera una diferencia de potencial eléctrico.
- Este potencial se relaciona con la concentración del ion.

