

**UNIVERSIDAD NACIONAL
SANTIAGO ANTÚNEZ DE MAYOLO
FACULTAD DE CIENCIAS DEL AMBIENTE
ESCUELA PROFESIONAL DE INGENIERÍA AMBIENTAL**



EFICIENCIA DEL AMONIACO (DE ORINA TRATADA) PARA PRECIPITAR METALES PESADOS DEL DRENAJE ÁCIDO DEL PASIVO AMBIENTAL MINERO MESAPATA, RECUAY – ANCASH, 2021

**TESIS PARA OPTAR EL TÍTULO PROFESIONAL DE
INGENIERA AMBIENTAL**

**PRESENTADO POR:
BR. MARIZA KATIA BRITO RODRIGUEZ**

**ASESOR:
DR. CASTILLO PICON HERACLIO FERNANDO**

HUARAZ - PERÚ

2023





"Año del Bicentenario, de la consolidación de nuestra Independencia, y de la conmemoración de las heroicas batallas de Junín y Ayacucho"

ACTA DE SUSTENTACIÓN Y DEFENSA DE TESIS

Los miembros del Jurado Evaluador de Tesis, en pleno que suscriben, reunidos el día quince de enero del dos mil veinticuatro, en el Auditorium de la Facultad de Ciencias del Ambiente (FCAM) de la Universidad Nacional Santiago Antúnez de Mayolo (UNASAM), de conformidad a la normatividad vigente condujeron el acto académico público de sustentación y defensa de la tesis "**EFICIENCIA DEL AMONIACO (DE ORINA TRATADA) PARA PRECIPITAR METALES PESADOS DEL DRENAJE ÁCIDO DEL PASIVO AMBIENTAL MINERO MESAPATA, RECUAY - ANCASH, 2021**" que presentó **BRITO RODRIGUEZ MARIZA KATIA**, para optar el Título Profesional de Ingeniero Ambiental.

Después de haber atendido la sustentación y defensa oral, y haber escuchado las respuestas a las preguntas y observaciones formuladas, la declaramos:

Aprobado

Con el calificativo de: *Dieciseis* (16)

En consecuencia, **BRITO RODRIGUEZ MARIZA KATIA**, queda expedito para que el Consejo de Facultad de la Facultad de Ciencias del Ambiente de la Universidad Nacional "Santiago Antúnez de Mayolo" apruebe el otorgamiento de su **Título Profesional de Ingeniero Ambiental** de conformidad al Art. 113 numeral 113.9 del Reglamento General de la UNASAM (Resolución de Consejo Universitario N° 399-2015-UNASAM), el Art. 48° y 4ta. disposición complementaria del Reglamento General de Grados y Títulos de la UNASAM (Resolución de Consejo Universitario - Rector N° 761-2017-UNASAM).

Huaraz, 15 de enero 2024

Dr. MAXIMILIANO LOARTE RUBINA
Presidente
Jurado de sustentación

Dr. MARIO VLADIMIR LEYVA COLLAS
Primer miembro
Jurado de sustentación

M.Sc. MARTIN MIGUEL HUAMAN CARRANZA
Segundo miembro
Jurado de sustentación

Dr. H. FERNANDO CASTILLO PICON
Asesor de tesista



CONSTANCIA **23-2024-UI-FCAM-UNASAM** EVALUACIÓN DE SIMILITUD

El que suscribe, Director de la Unidad de Investigación de la Facultad de Ciencias del Ambiente de la Universidad Nacional Santiago Antúnez de Mayolo hace constar que:

La versión final de la tesis

EFICIENCIA DEL AMONIACO (DE ORINA TRATADA) PARA PRECIPITAR METALES PESADOS DEL DRENAJE ÁCIDO DEL PASIVO AMBIENTAL MINERO MESAPATA, RECUAY – ANCASH, 2021, de la señorita **MARIZA KATIA BRITO RODRIGUEZ**, identificada con **DNI N° 47762948**, tras ser sometido a revisión mediante la plataforma de evaluación de similitud por su asesor el Dr. **CASTILLO PICON HERACLIO FERNANDO**, conforme el Artículo 11° del Reglamento de Originalidad y/o Grado de Similitud de la Producción Académica, Científica e Investigativa de la Universidad Nacional Santiago Antúnez de Mayolo, Resolución de Consejo Universitario N° 126-2022-UNASAM, tiene una **similitud del 17%**.

Se expide la presente constancia, a solicitud del interesado para los fines que estime pertinente.

Huaraz, **12 de julio de 2024**.



Ph.D Edwin Anibal Loarte Cadenas
DIRECTOR
UNIDAD DE INVESTIGACION
FCAM - UNASAM

CC. Archivo

Adjunto: Informe de similitud antiplagio de su Asesor

Anexo de la R.C.U N° 126 -2022 -UNASAM
ANEXO 1
INFORME DE SIMILITUD.

El que suscribe (asesor) del trabajo de investigación titulado:

Eficiencia del amoniaco (de orina tratada) para precipitar metales pesados del drenaje ácido del pasivo ambiental minero Mesapata, Recuay-Ancash.

Presentado por: Brito Rodriguez Mariza Katia

con DNI N°: 47762948

para optar el Título Profesional de:

Ingeniero Ambiental

Informo que el documento del trabajo anteriormente indicado ha sido sometido a revisión, mediante la plataforma de evaluación de similitud, conforme al Artículo 11 ° del presente reglamento y de la evaluación de originalidad se tiene un porcentaje de :17%..... de similitud.

Evaluación y acciones del reporte de similitud de los trabajos de los estudiantes/ tesis de pre grado (Art. 11, inc. 1).

Porcentaje			
Trabajos de estudiantes	Tesis de pregrado	Evaluación y acciones	Seleccione donde corresponda
Del 1 al 30%	Del 1 al 25%	Esta dentro del rango aceptable de similitud y podrá pasar al siguiente paso según sea el caso.	<input checked="" type="radio"/>
Del 31 al 50%	Del 26 al 50%	Se debe devolver al estudiante o egresado para las correcciones con las sugerencias que amerita y que se presente nuevamente el trabajo.	<input type="radio"/>
Mayores a 51%	Mayores a 51%	El docente o asesor que es el responsable de la revisión del documento emite un informe y el autor recibe una observación en un primer momento y si persistiese el trabajo es invalidado.	<input type="radio"/>

Por tanto, en mi condición de Asesor/ Jefe de Grados y Títulos de la EPG UNASAM/ Director o Editor responsable, firmo el presente informe en señal de conformidad y adjunto la primera hoja del reporte del software anti-plagio.

Huaraz, 01/07/2024


FIRMA
Apellidos y Nombres: Castillo Picón Heraclio Fernando
DNI N°: 32043297

Se adjunta:

1. Reporte completo Generado por la plataforma de evaluación de similitud

NOMBRE DEL TRABAJO

EFICIENCIA DEL AMONIACO (DE ORINA TRATADA) PARA PRECIPITAR METALES PESADOS DEL DRENAJE ÁCIDO DEL PAS

AUTOR

. MARIZA KATIA BRITO RODRIGUEZ

RECUENTO DE PALABRAS

26232 Words

RECUENTO DE CARACTERES

131933 Characters

RECUENTO DE PÁGINAS

109 Pages

TAMAÑO DEL ARCHIVO

4.3MB

FECHA DE ENTREGA

Jul 1, 2024 7:09 PM GMT-5

FECHA DEL INFORME

Jul 1, 2024 7:11 PM GMT-5

● 17% de similitud general

El total combinado de todas las coincidencias, incluidas las fuentes superpuestas, para cada base de datos.

- 10% Base de datos de Internet
- Base de datos de Crossref
- 15% Base de datos de trabajos entregados
- 3% Base de datos de publicaciones
- Base de datos de contenido publicado de Crossref

● Excluir del Reporte de Similitud

- Material bibliográfico
- Material citado
- Bloques de texto excluidos manualmente
- Material citado
- Coincidencia baja (menos de 8 palabras)

DEDICATORIA

A mis padres Enedina, Elias y a mi querido hermano Roberto, quienes han sido mi mayor fuente de inspiración y apoyo incondicional a lo largo de este arduo camino. Su amor y confianza en mí me han impulsado a alcanzar mis metas. Esta tesis está dedicada a ustedes con todo mi cariño y agradecimiento.

Mariza Brito Rodríguez.



AGRADECIMIENTO

A Dios, por proporcionarme la fortaleza necesaria para afrontar desafíos y contratiempos a lo largo de mi existencia.

A los miembros del jurado por el tiempo dedicado en la exhaustiva revisión del presente trabajo de investigación. Su dedicación y valiosas sugerencias han enriquecido esta investigación.

A mi asesor Doctor Heraclio Fernando Castillo Picón, por el asesoramiento constante en todas las etapas de este trabajo de investigación.

Al Dr. Julio Palomino Cadenas, por su orientación experta y apoyo constante a lo largo de este proceso. Sus valiosas sugerencias y conocimientos han sido fundamentales en la realización de este trabajo.

A la Facultad de Ciencias del Ambiente y a todos los profesores que me brindaron su orientación y conocimientos de manera significativa a mi formación académica.

A Edson Palacios y Alberto Castañeda por las conversaciones enriquecedoras que contribuyeron al desarrollo de mis ideas y enfoques en esta tesis.

RESUMEN

El drenaje ácido de mina (DAM) se caracteriza por ser muy ácido y presentar altas concentraciones de metales pesados solubles, lo que representa un riesgo potencial para los ecosistemas, cuerpos de agua y la salud humana (Pérez & Susa, 2014). En esta investigación, se evaluó la eficiencia de la orina hidrolizada en la precipitación de metales pesados del DAM del relave minero de Mesapata. Se determinó que la orina hidrolizada al entrar en contacto con el DAM generó un aumento en el pH, transformando el entorno inicialmente ácido a un medio alcalino. Esta modificación en el pH facilitó la insolubilización de metales tales como hierro (Fe), manganeso (Mn) y arsénico (As), induciendo así su precipitación. La metodología de la investigación se dividió en tres etapas: (1) caracterización de la hidrólisis de urea en función de la concentración de sustrato (urea), cantidad de ureasa (harina de soya) y el tiempo de reacción, (2) obtención de solución de amonio-amoniaco a partir de la orina empleando ureasa de semillas de *Glycine max* (soya) y (3) evaluación del efecto del amoniaco obtenido de orina humana hidrolizada sobre el pH y la precipitación de metales pesados (Fe, Mn y As). Los resultados obtenidos revelaron reducciones significativas en las concentraciones de Fe, Mn y As del DAM; la concentración de hierro disminuyó de 300 mg/l a 1.8 mg/l, el manganeso de 50 mg/l a 0.07 mg/l, y el arsénico de 10 mg/l a 0.1 mg/l demostrando una eficiencia de remoción del 99.4%, 99.8% y 99% respectivamente. Asimismo, se observó un aumento significativo en el pH, pasando de valores iniciales de 2.51 a 9.27. En conclusión se ha demostrado que la orina hidrolizada es un agente neutralizante altamente eficaz en el tratamiento del drenaje ácido de mina (DAM).

Palabras clave: Drenaje ácido de mina, amoniaco-amonio, precipitación de metales, neutralización, orina hidrolizada, ureasa

ABSTRACT

Acid mine drainage (AMD) is characterized by being very acidic and high concentrations of soluble heavy metals, which represents a potential risk to ecosystems, bodies of water and human health (Pérez & Susa, 2014). In this research, the efficiency of hydrolyzed urine in the precipitation of heavy metals from the AMD of the Mesapata mine tailings was evaluated. It is decided that the hydrolyzed urine upon contact with the DAM generated an increase in pH, transforming the initially acidic environment into an alkaline medium. This modification in pH facilitated the insolubilization of metals such as iron (Fe), manganese (Mn) and arsenic (As), thus inducing their precipitation. The research methodology was divided into three stages: (1) characterization of urea hydrolysis based on the concentration of substrate (urea), amount of urease (soy flour) and reaction time, (2) obtaining ammonium-ammonia solution from the use of urine urease from seeds of *Glycine max* (soybean) and (3) evaluation of the effect of ammonia obtained from hydrolyzed human urine on the pH and the reception of heavy metals (Fe, Mn and As). The results obtained revealed significant reductions in the concentrations of Fe, Mn and As of the DAM; the concentration of iron decreased from 300 mg/l to 1.8 mg/l, manganese from 50 mg/l to 0.07 mg/l, and arsenic from 10 mg/l to 0.1 mg/l demonstrating a removal efficiency of 99.4%, 99.8% and 99% respectively. Likewise, a significant increase in pH will be observed, going from initial values of 2.51 to 9.27. In conclusion, it has been demonstrated that hydrolyzed urine is a highly effective neutralizing agent in the treatment of acid mine drainage (AMD).

Keywords: Acid mine drainage, ammonia-ammonium, metal precipitation, neutralization, hydrolyzed urine, urease

INDICE

RESUMEN.....	iv
ABSTRACT	v
INDICE	vi
CAPÍTULO I.....	1
INTRODUCCIÓN.....	1
1.1. Objetivos	4
1.1.1. Objetivo general.....	4
1.1.2. Objetivos específicos	4
1.2. Hipótesis	5
1.3. Variables	5
CAPITULO II.....	6
MARCO TEÓRICO	6
2.1. Antecedentes	6
2.2. Bases teóricas.....	12
2.3. Definición de términos básicos	32
CAPÍTULO III.....	34
MARCO METODOLÓGICO	34
3.1. Tipo de Investigación	34
3.2. Diseño de Investigación	35
3.3. Métodos o técnicas	36
3.4. Población o muestra.....	41
3.5. Instrumentos validados de recolección de datos	41
CAPÍTULO IV	43
RESULTADOS Y DISCUSIÓN.....	43
4.1. Hidrolisis de urea comercial con <i>Glycine max</i>	43
4.2. Obtención de amonio a partir de orina humana.....	49
4.3. Efecto de la orina hidrolizada (Amonio-Amoniaco) sobre los metales pesados, pH y conductividad eléctrica	51
CAPÍTULO V	58
CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES	58
CONCLUSIONES	58
RECOMENDACIONES	59
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	61

ANEXOS.....	71
ANEXO 01: REPORTE DE DATOS	72
ANEXO 02: ANÁLISIS ESTADÍSTICO.....	77
ANEXO 03: PANEL FOTOGRÁFICO.....	96
ANEXO 04: ANÁLISIS DE DRENAJE ÁCIDO DE MINA.....	99

LISTA DE TABLAS

Tabla 1 Algunos sulfuros metálicos con pyrite y marcasite productores de DAM.....	13
Tabla 2 Metales pesados y sus efectos en la salud humana junto con los límites permisibles.....	18
Tabla 3 Principales efectos de los metales pesados en las plantas	19
Tabla 4 Especies y rangos de concentración que normalmente se encuentran en la orina humana.	30
Tabla 5 Coordenadas del punto de recolección de DAM.....	39
Tabla 6 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniacó a diferentes concentraciones de urea en los primeros 60 minutos de reacción.....	72
Tabla 7 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniacó a diferentes concentraciones de ureasa en los primeros 60 minutos de reacción.....	73
Tabla 8 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniacó a diferentes tiempos de reacción.....	74
Tabla 9 Mediciones de pH, conductividad y concentración de Amonio-Amoniacó tras la hidrólisis de urea de orina.....	75
Tabla 10 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Fe, Mn y As tras tratamiento con diferentes volúmenes de orina hidrolizada	76
Tabla 11 Análisis de parámetros físico-químicos del DAM	99

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 Modelo de oxidacion de la Pirita.....	14
Figura 2 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes concentraciones de sustrato. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	45
Figura 3 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes concentraciones de ureasa. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	47
Figura 4 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes tiempos de reacción. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	49
Figura 5 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad durante la obtención de amonio a partir de la orina. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	50
Figura 6 Comportamiento del pH a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	52
Figura 7 Comportamiento de la conductividad a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	53
Figura 8 Eficiencias de precipitación de Fe a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p<0.05$).....	54

Figura 9 Eficiencias de precipitación de Mn a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).	55
Figura 10 Eficiencias de precipitación de As a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).	56
Figura 11 Eficiencias de precipitación de Fe, Mn y As a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).	57
Figura 12 Vista de planta del relave minero de Mesapata.....	96
Figura 13 Punto de recolección del drenaje ácido de mina del relave minero - Mesapata	96
Figura 14 Medición de los parámetros de campo.....	97
Figura 15 Medición de la concentración de amonio de la orina hidrolizada.	97
Figura 16 Medición de la concentración de Arsénico del DAM tratado con orina hidrolizada.....	98
Figura 17 Medición de la concentración de hierro del DAM tratado con orina hidrolizada.....	98

LISTA DE ACRÓNIMOS

Ag	Plata
Al	Aluminio
BSR	Bacterias sulfato reductoras
Cu	Cobre
DAM	Drenaje ácido de mina
Fe	Hierro
LMP	Límite máximo permisible
Mn	Manganeso
MINEM	Ministerio de Energía y Minas
PAM	Pasivo ambiental minero
Pb	Plomo
PBI	Producto bruto interno
Zn	Zinc

CAPÍTULO I

INTRODUCCIÓN

La minería es una actividad económica crucial para el Perú, representando el 9% del Producto Bruto Interno (PBI) a nivel nacional. En la región de Ancash, esta industria es aún más significativa, contribuyendo con el 49.8% del PBI regional (IPE, 2018). El inadecuado manejo de los desechos de esta actividad, sumados a la falta de un marco regulatorio normativo en el Perú ha generado numerosos pasivos ambientales mineros (PAM) (Defensoría del Pueblo, 2015). Los PAM comprenden instalaciones, efluentes, emisiones, restos o depósitos de residuos producidos por operaciones mineras abandonadas o inactivas que constituyen un riesgo permanente y potencial para la salud humana, el ambiente y la propiedad (Ley 28271, 2004). Hasta agosto del 2020, el Ministerio de Energía y Minas (MINEM) reportó la existencia de cerca de 8000 PAM a nivel nacional, distribuidos en 20 regiones del país (MINEM, 2021), siendo Áncash (15,5%), Cajamarca (14,5%) y Puno (11,6%) las regiones con mayor cantidad de estos. Además, Cajamarca y Áncash destacan por tener la mayor concentración de PAM considerados de alto y muy alto riesgo (Castillo et al., 2021).



El relave minero de Mesapata es un tipo de PAM que se encuentra ubicado en la parte baja de la microcuenca del río Yanayacu, distrito de Cácat, provincia de Recuay, Región Ancash, entre los 3,520 y 3,600 metros sobre el nivel del mar. Este depósito, representa el residuo resultante de la flotación de minerales sulfurados de plomo (Pb), plata (Ag), zinc (Zn) y cobre (Cu) (ERANO, Ingenieros Consultores SRL, 2007) Uno de los desafíos fundamentales asociados a este relave surge por la oxidación constante de los minerales sulfurosos presentes en ellos, generando de manera continua los denominados drenajes ácidos de mina (DAM) (Pérez & Susa, 2014), una solución ácida que contiene altas concentraciones de sólidos en suspensión, sulfatos y metales disueltos como el Fe^{+2} , Al^{+3} , Mn^{+2} , Zn^{+2} , Cu^{+2} , Pb^{+2} , etc, cuyas concentraciones alcanzan las decenas y centenas de miligramos por litro y que, según un análisis químico reciente, no cumple con los límites máximos permisibles (LMP) (Trujillo, 2022). Los LMP son “la medida de la concentración o del grado de elementos, sustancias o parámetros físicos, químicos y biológicos, que caracterizan al efluente líquido de actividades minero-metalúrgicas, y que, al ser excedida, causa o puede causar daños a la salud, al bienestar humano y al ambiente”(MINAM, 2010). Este pasivo ambiental fue originado por actividades minero-metalúrgicas sin una normativa ambiental que regule estas operaciones.

En investigaciones recientes sobre el tratamiento del DAM proveniente del relave minero de Mesapata, se ha identificado concentraciones elevadas de metales pesados, entre ellos el hierro (Fe), manganeso (Mn) y arsénico (As), con valores de 870 mg/l, 95 mg/l y 245 mg/l respectivamente. (Trujillo, 2022). Estos niveles representan un riesgo potencial para los ecosistemas, cuerpos de agua y la salud humana, ya que pueden inducir alteraciones físicas, químicas y biológicas en los hábitats acuáticos y del suelo (Johnson & Hallberg, 2005). Es importante destacar que el arsénico, en particular, se identifica como el elemento más tóxico entre ellos (Lillo, 2008). Se ha confirmado que el As inorgánico es un carcinógeno, y su presencia en el agua a nivel mundial lo convierte en uno de los contaminantes químicos más significativos

debido a su toxicidad extrema (Lillo, 2008). Así mismo, la presencia de Fe y Mn afecta adversamente la salud pública, sin embargo, su tratamiento suele estar impulsado por sus características organolépticas del agua, que generan sabor metálico, olor desagradable y coloración. Estos últimos elementos propician la formación de precipitados, contribuyendo a la corrosión y obstrucción de tuberías, manchando ropa y promoviendo el crecimiento de bacterias. Estas características dificultan la utilización del agua con altas concentraciones de Fe y Mn para usos domésticos. Adicionalmente, para la vida acuática, la presencia de precipitados de hidróxido de hierro puede tener consecuencias graves, como el depósito en branquias de peces, obstruyéndolas y afectando la salud de la vida acuática. Esta contaminación se reconoce como una de las principales causas de muerte de peces en lugares como Estados Unidos. En resumen, a pesar de no ser directamente tóxicos para los humanos, los niveles elevados de Fe y Mn en el agua pueden tener efectos perjudiciales en la calidad del agua y la vida acuática.

Una de las formas más comunes de controlar y minimizar los impactos negativos de los DAM es a través de los tratamientos activos. El tratamiento activo implica el uso de agentes neutralizantes químicos (NaOH , CaCO_3 , NH_3) que logren incrementar la alcalinidad y con ello precipitar los iones metálicos del DAM (Viadero et al., 2006). En este contexto, el uso de amoníaco ha emergido como una estrategia significativa. La adición de amoníaco o soluciones amoniacaes a los drenajes ácidos puede elevar el pH hasta 9.2 y promover la formación de complejos de metales insolubles. Las ventajas de la neutralización con amoníaco son; la fácil implementación en el campo y bajos costos en comparación con otros agentes químicos neutralizantes. (Viadero et al., 2006). Es posible obtener amoníaco a través de la hidrólisis de urea, esta reacción transforma la urea en amoníaco y da como resultado un pH elevado a la solución circundante (Viadero et al., 2006). La hidrólisis de urea es 10^4 veces más rápido cuando la enzima ureasa está presente (Amtul et al., 2002). La urea es una sustancia natural que se encuentra en la orina humana, por lo que se puede considerar una fuente renovable y sostenible de amoníaco. La

orina es un residuo humano abundante que, mediante un proceso controlado de hidrólisis de urea, puede convertirse en amoníaco biogénico. Este enfoque no solo aprovecha un recurso que de otro modo sería considerado un desecho, sino que también minimiza la carga ambiental asociada con la producción de amoníaco. Al utilizar la orina humana como fuente de amoníaco, se promueve la economía circular y la reutilización de recursos, al tiempo que se reduce la dependencia de fuentes industriales tradicionales.

Es en este sentido, se hace necesario realizar la investigación “Eficiencia del amoníaco (de orina tratada) para precipitar metales pesados del drenaje ácido del pasivo ambiental minero Mesapata”, el objetivo principal fue determinar la eficiencia de la orina hidrolizada para precipitar los metales Fe, Mn y As del DAM. Para alcanzar este propósito se caracterizó la hidrolisis de urea en función de la concentración de sustrato (urea), tiempo de reacción y cantidad de ureasa obtenida de la harina de soya (*Glycine max*); una leguminosa reconocida por su significativo contenido de esta enzima, alcanzando hasta un 0.012%, (Rodríguez-Jiménez et al., 2016). Este proceso permitió establecer parámetros cruciales que optimizaron el proceso de hidrólisis y, por ende, maximizaron la generación de amonio-amoníaco, sentando las bases para una posterior evaluación de la eficacia de la orina hidrolizada en la precipitación de metales presentes del DAM.

1.1. Objetivos

1.1.1. Objetivo general

- Determinar la eficiencia del amoníaco de orina tratada para precipitar metales pesados e incrementar el pH del drenaje ácido de mina del pasivo minero ambiental de Mesapata.

1.1.2. Objetivos específicos

- Caracterizar la hidrolisis de urea en función de la concentración de sustrato (urea), cantidad de ureasa (harina de soya) y el tiempo de reacción.

- Obtener amoníaco a partir de la orina humana tratada empleando ureasa de semillas de *Glycine max* (soya).
- Evaluar el efecto del amoníaco obtenido de orina humana tratada sobre el incremento del pH y la precipitación de metales pesados presentes en el drenaje ácido de mina.

1.2. Hipótesis

El amoníaco obtenido de la orina tratada precipita metales pesados e incrementa el pH del drenaje de mina.

1.3. Variables

1.3.1. Variable independiente, variable manipulada por el investigador

- Orina tratada (amonio-amoniaco),

1.3.2. Variable dependiente, comprenden los resultados que fueron objeto de análisis

- Precipitación de metales pesados (Fe, Mn y As)
- Niveles de pH.

CAPITULO II

MARCO TEÓRICO

2.1. Antecedentes

A lo largo de las últimas cinco décadas, se ha emprendido una variedad de esfuerzos con el propósito de minimizar el impacto ambiental del drenaje ácido de mina (DAM) mediante su neutralización, principalmente a través de la aplicación de diversos productos químicos alcalinos. Según lo señalado por los sistemas que combinan piedra caliza y cal, diseñados para neutralizar y eliminar parcialmente el sulfato (SO_4) del DAM, han sido ampliamente preferidos en esta tarea. Sin embargo, el éxito en su implementación se ve restringido por las siguientes razones: (1) La elevada inversión económica que requieren, lo que ha limitado su adopción en un alcance más general; (2) la propensión a generar problemas de incrustaciones en equipos y a causar disfunciones en los sistemas de dosificación. Adicionalmente, se observa la sedimentación de partículas en tuberías y válvulas, lo cual añade complejidades operativas y reduce la eficacia del tratamiento; y (3) la prolongada duración para que estos sistemas puedan llevar a cabo su acción de neutralización. Debido a estas limitaciones y con el objetivo de abordar

estos desafíos y mejorar la eficacia global en el tratamiento de DAM, Maree et al., (2004) han demostrado que es posible utilizar el NH_4OH en combinación con $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y tratamiento con cal para el tratamiento de agua ácida de mina enriquecido en sulfatos logrando la eliminación de metales en forma de hidróxidos y el incremento del pH hasta 10,5. Esta técnica busca superar los problemas inherentes a los métodos convencionales basados en la piedra caliza y la cal, ofreciendo una alternativa potencialmente más efectiva y eficiente para la mitigación del DAM y sus impactos asociados.

De acuerdo con investigaciones realizadas por Kefeni et al., (2017) y Aduvire, (2006), se ha explorado el uso de productos químicos alcalinos, en particular el hidróxido de amonio (NH_4OH), como una estrategia para abordar la problemática del drenaje ácido de mina (DAM) y su contenido de hierro ferroso ($\text{Fe}(\text{II})$) en aguas contaminadas. La incorporación de NH_4OH se ha considerado con el fin de facilitar la oxidación del $\text{Fe}(\text{II})$ presente en el DAM, convirtiéndolo en hierro férrico ($\text{Fe}(\text{III})$), y permitiendo su posterior eliminación en forma de un precipitado de hidróxido férrico. La oxidación del hierro ferroso ($\text{Fe}(\text{II})$) a hierro férrico ($\text{Fe}(\text{III})$) es un paso crucial en el proceso de tratamiento de aguas contaminadas, ya que el $\text{Fe}(\text{III})$ es menos soluble y tiende a precipitar como hidróxido férrico ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) en condiciones alcalinas. Esto resulta en la formación de un precipitado sólido que puede ser separado del agua tratada, lo que contribuye a la eliminación efectiva del hierro y, potencialmente, de otros contaminantes metálicos asociados.

Según Kuyucak, (2006) el uso del amoníaco es preferido principalmente por las industrias mineras del carbón debido a su alta solubilidad y menor generación de lodos. Por lo general para tratar los efluentes mineros, se inyecta amoníaco anhidro gaseoso cerca del fondo de los estanques. El amoníaco reacciona con los ácidos y proporciona una forma básica para adecuar el pH a niveles aceptables. Para Kefeni et al. (2017) el amoníaco también puede reaccionar con los metales, formando compuestos no tóxicos o con baja toxicidad. Esto ayuda a prevenir la contaminación por metales

tóxicos. El amoníaco es una forma relativamente segura y eficiente de tratar el drenaje ácido de mina.

El estudio realizado por J. Skousen et al., (1998) proporciona información valiosa sobre la eficiencia económica de cambiar el hidróxido de sodio (NaOH) al 20% por amoníaco en el tratamiento de drenaje ácido de mina (DAM). Según este estudio, se logró una impresionante reducción del 73% en los costos al utilizar amoníaco en lugar de NaOH para llevar a cabo el tratamiento. Esta significativa reducción en los costos tiene su base en un escenario específico en el que se consideró un flujo de 950 litros por unidad de tiempo con una concentración de acidez de 500 mg/L de CaCO₃ en el drenaje. Es importante destacar que el costo anual para el tratamiento del drenaje ácido de mina mediante el uso de amonio se estimó en US\$ 32,000, en contraste con el costo de US\$ 121,000 asociado con la utilización de NaOH al 20%. Esta diferencia notable en los costos resalta la eficacia económica del amoníaco como agente de neutralización y su capacidad para lograr los mismos resultados de tratamiento a un costo mucho menor. Los resultados del estudio tienen implicaciones significativas para la industria minera y las prácticas de tratamiento de aguas contaminadas. No solo demuestran el potencial de ahorro económico al cambiar de NaOH a amoníaco, sino que también subrayan cómo las elecciones de productos químicos y procesos pueden influir en la viabilidad económica y ambiental de las operaciones mineras y de tratamiento de agua. Estos hallazgos podrían motivar a las empresas y a los profesionales del campo a considerar seriamente el uso de amoníaco como una alternativa más rentable en sus estrategias de tratamiento de drenaje ácido de mina.

Aplicaciones del amoniaco biogénico para precipitar metales pesados

El amoniaco biogénico, también conocido como amoníaco producido biológicamente, es una forma de amoníaco que se genera a través de procesos biológicos, como la descomposición de materia orgánica y la

actividad de microorganismos en entornos naturales. Este tipo de amoníaco tiene aplicaciones en diversas áreas, incluyendo la precipitación de metales pesados en el tratamiento de aguas contaminadas.

Yang et al., (2021), desarrollo un estudio donde se usó una mezcla que contiene amoníaco biogénico producido por bacterias degradadoras de urea, para un pretratamiento y posteriormente estimular la actividad de las bacterias sulfatoredutoras (BSR) para la remoción de sulfato y metales pesados de lixiviados hidrometalúrgicos. El pretratamiento consistió en utilizar la mezcla que contiene amoníaco biogénico como agente neutralizante para aumentar el pH e incorporar metabolitos secundarios bacterianos (alcoholes, ácidos orgánicos e hidrocarburos insaturados) al lixiviado, con el objetivo de lograr estimular la actividad de las bacterias sulfato reductoras (BSR) en la segunda etapa de tratamiento, debido a que los principales factores que reducen la eficiencia y la actividad de las BSR, son el bajo pH y nutrientes pobres en los lixiviados. Las BSR en condiciones anaeróbicas redujeron los aniones sulfato, ya que los aceptores de electrones producen aniones de sulfuro que posteriormente se unen con cationes metálicos para formar precipitados de sulfuro de metal insoluble. En esta investigación con el pretratamiento de amoníaco biogénico y posterior tratamiento con BSR, se logró una eficiencia de eliminación de sulfato del 92,3 % después de 14 días de incubación.

Yang et al., (2020), en su investigación realizaron pruebas de neutralización y posteriormente un tratamiento por bacterias sulfato reductoras (BSR) a lixiviados industriales provenientes del reciclaje de pilas alcalinas, con el objetivo de eliminar sulfatos y metales pesados de dichos lixiviados. Para las pruebas de neutralización se usaron varios reactivos químicos (40 % NaOH, 20 % Na₂CO₃ y 1 % NH₃(aq)) y amoníaco biogénico producido por bacterias degradadoras de urea; para aumentar el pH de los efluentes (de pH 0,5 a pH 5,0) y prepararlos para su posterior tratamiento por bacterias sulfato-reductoras. En los resultados y comparaciones de la eficiencia de pretartamiento y rendimientos de remoción de metales y sulfatos,

así como la caracterización de los productos de neutralización (sedimentos y efluentes) mostraron que los resultados más prometedores se obtuvieron cuando los lixiviados crudos se trataron con NaOH al 40% (para alcanzar un pH de 3,5), seguido de la adición de amoníaco biogénico (para alcanzar un pH de 5,0). La actividad de las bacterias reductoras de sulfato (SRB) condujo a un mayor aumento del pH (hasta ~7,3), la eliminación casi completa (99%) del sulfato y la precipitación de sulfuro metálico (ZnS, MnS), ya que hasta ~99% de Zn y Mn fueron eliminados. removidos en cultivos SRB a los que se les habían agregado lixiviados pretratados apropiadamente diluidos.

Hidrolisis de urea de orina

La obtención de amoníaco a partir de la orina se logra mediante un proceso clave conocido como hidrólisis de la urea. Este proceso implica la descomposición de la urea en amoníaco (NH_3), amonio (NH_4^+), y iones de carbonato (CO_3^{2-}) bajo la acción de la enzima ureasa. La ureasa es liberada por microorganismos presentes tanto en la orina misma como en el entorno ambiental. Esta reacción química es fundamental en la transformación de los compuestos nitrogenados contenidos en la orina en formas más simples y aprovechables, lo que puede llevar a la obtención de amoníaco para diversas aplicaciones.

Para fundamentar este proceso, se han llevado a cabo investigaciones experimentales que buscan simular y caracterizar la hidrólisis de urea a partir de la orina. Estos estudios han explorado diversos aspectos, desde la cinética de la reacción hasta la optimización de condiciones para mejorar el rendimiento y la eficiencia del proceso. Se han utilizado sistemas de reactores en laboratorio para simular las condiciones específicas de la hidrólisis, permitiendo un control preciso de factores como la concentración de urea, la actividad de la enzima ureasa y la temperatura.

Mediante experimentos a nivel de laboratorio Ray et al. (2018) desarrollaron la investigación “*Characterization of urea hydrolysis in fresh human urine and inhibition by chemical addition*”, para simular la hidrólisis de la urea se adicionó ureasa de frijol jack a orina humana fresca y orina sintética y para caracterizar el grado de la hidrólisis de la urea de orina se realizó mediciones de concentración de urea, amoníaco, conductividad eléctrica y pH. A partir de esta investigación se comprueba que la concentración de urea y la concentración de amoníaco son medidas precisas de la hidrólisis de urea, porque son el sustrato y el producto respectivamente de la reacción, también se demostró la correlación directa entre la concentración de amoníaco y el pH, pero solo hasta que la solución alcance un valor de 9 de pH, debido a la amortiguación del sistema. A partir de este valor de pH y mientras continua la hidrólisis de urea solo se observó un incremento en la concentración de amoníaco.

Liu et al., (2008) a través de su investigación “*Urea hydrolysis and recovery of nitrogen and phosphorous as MAP from stale human urine*”, determinaron las condiciones óptimas de pH, temperatura y proporciones de orina fresca y rancias para la hidrólisis de urea y su posterior precipitación de fosfato de magnesio y amonio de la orina tratada. Se realizaron pruebas a escala de laboratorio y se determinaron los tiempos finales de hidrólisis de la orina. Los resultados indicaron que con una relación volumétrica de orina rancia a fresca > 10% y a una temperatura mayor a 20 °C la hidrólisis de urea podría completarse en dos días. Así mismo determinaron que el pH alcalino y la temperatura baja inhibe el progreso de la hidrólisis de la urea, específicamente a temperatura menor a 15 °C el tiempo de hidrólisis excedería 6.5 d (156 h). Finalmente, este estudio concluye que el pH es un indicador del grado de hidrólisis de urea de la orina.

2.2. Bases teóricas

2.2.1. Pasivos ambientales mineros y drenajes ácidos de mina

El Perú es uno de los primeros productores de plata, cobre, zinc y oro, a nivel mundial.(Ministerio de Energía y Minas, 2022), este importante potencial ha impulsado en los últimos diez años el 10% en promedio del PBI nacional, por lo que se considera a la actividad minera como el principal generador del crecimiento de la economía y los ingresos tributarios del país (Chappuis, 2019); sin embargo, una de las afectaciones que la actividad minera ejerce en el ambiente, salud humana y propiedad tiene que ver con los riesgos y peligros asociados a los pasivos ambientales mineros (PAM), los cuales pueden ser; instalaciones, efluentes, emisiones, restos o depósitos de residuos producidos por operaciones mineras abandonadas o inactivas resultado de un mal cierre de mina o un incorrecto manejo ambiental; muestra de ello es que al cierre del 2020, el Ministerio de Energía y Minas (MINEM) reportó la existencia de cerca de 8000 PAM a nivel nacional, presentes en 20 regiones del país, siendo las regiones de Áncash (15,5%), Cajamarca (14,5%) y Puno (11,6%) las que registran la mayor cantidad. Asimismo, son las regiones de Cajamarca y Áncash las que cuentan con la mayor cantidad de PAM de alto y muy alto riesgo (Castillo et al., 2021).

En Ancash, los relaves mineros de Mesapata han sido catalogados como un tipo de Pasivo Ambiental Minero (PAM) y se encuentran registrados en el inventario elaborado por el Ministerio de Energía y Minas. Sin embargo, en este registro no se ha logrado identificar a los responsables de dichos relaves, lo que implica que el Estado peruano asuma la responsabilidad de los efectos derivados de estos PAM, considerando que Perú sigue formando parte de los países que aún no han implementado un cambio significativo en términos de control y remediación de los PAMs (Castillo et al., 2021) no se anticipa modificaciones inmediatas para la remediación y mitigación de los perjuicios e impactos ocasionados por estos relaves. Entre los problemas primordiales

de contaminación destaca la generación de drenajes ácidos de mina, Johnson & Hallberg, (2005).

2.2.2. Drenaje Ácido de Mina

El drenaje ácido de mina (DAM) se origina en condiciones ambientales de minas abandonadas y activas por complejas interacciones químicas, físicas y biológicas (Ighalo et al., 2022) a causa de la oxidación de los minerales de sulfuro (tabla 1), como resultado de la exposición a oxidantes químicos (O_2 , Fe^{3+}), el agua y microorganismos (T. T. Wei et al., 2013) (Simate & Ndlovu, 2014).

Tabla 1 Algunos sulfuros metálicos con pyrite y marcasite productores de DAM

Sulfuro de metal	Fórmula química
Pyrite	FeS_2
Marcasite	FeS_2
Pyrrhotite	$Fe_{1-x}S$
Chalcocite	Cu_2S
Covelite	CuS
Chalcopyrite	$CuFeS_2$
Molybdenite	MoS_2
Millerite	NiS
Galena	PbS
Sphalerite	ZnS
Arsenopyrite	$FeAsS$

Fuente: (Simate & Ndlovu, 2014) (Johnson & Hallberg, 2005)

Aunque este proceso ocurre naturalmente, las actividades mineras aceleran el proceso de generación de DAM, porque procesos como la molienda, voladura y trituración aumentan el área superficial y exponen los minerales de sulfuro al aire, el agua y los microorganismos (Bini, Claudio, 2012) (Simate & Ndlovu, 2014). Por lo tanto, el DAM es prominente en sitios

mineros operativos, inactivos o abandonados, en túneles y ejes subterráneos, pozos abiertos, pilas de rocas residuales y relaves. (Blowes et al., 2003). La caracterización de los minerales, especialmente las fases de sulfuro y carbonato, es importante para predecir el potencial de drenaje ácido y lixiviación de metales (Jamieson et al., 2015).

En la presente investigación, el proceso de producción de DAM, se ilustra considerando las reacciones durante la oxidación de la pirita (FeS_2), que es uno de los sulfuros más comunes (Akcil & Koldas, 2006a) (Jennings, S.R et al., 2008). El proceso de formación de los DAM es extremadamente complejo ya que involucra reacciones químicas, biológicas y electroquímicas que varían con las condiciones ambientales (Zdun, 2001) (Ighalo et al., 2022). Como se muestra en la Fig. 1, la oxidación de la pirita puede seguir varios mecanismos que involucran interacciones superficiales con O_2 , Fe^{3+} y otros catalizadores minerales como MnO_2 . (Red internacional para la prevención del ácido (INAP), 2009).

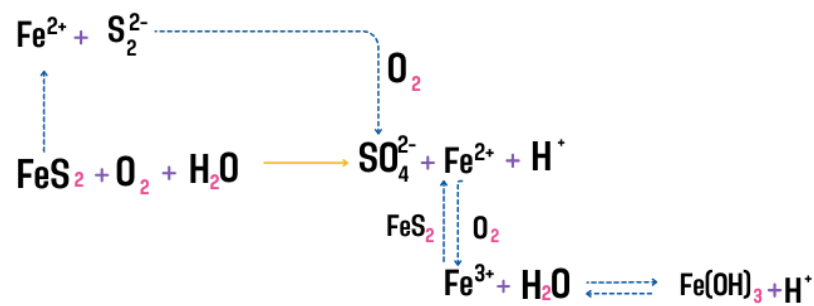
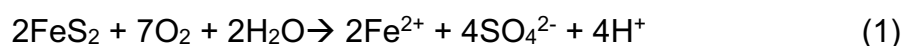


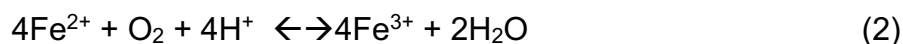
Figura 1 Modelo de oxidación de la Pirita

La primera reacción es la oxidación de la pirita en hierro disuelto, sulfato e hidrógeno (ecuación 1). Esta reacción depende de la actividad microbiana, así como la disponibilidad de oxígeno y agua.



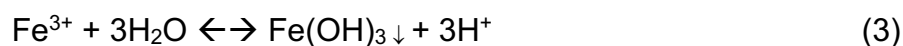
La presencia de sulfato en el drenaje de los desechos de la mina es típicamente el primer indicador de oxidación mineral de sulfuro. En un entorno

suficientemente oxidante (dependiente de la concentración de O₂, pH mayor que 3.5 y actividad bacteriana), el hierro ferroso liberado en la ecuación (1) puede oxidarse al hierro férrico, de acuerdo con la siguiente reacción (Akcil & Koldas, 2006a).

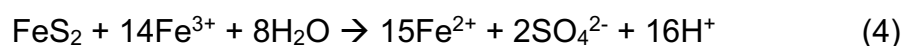


Si el oxígeno es bajo, la reacción (2) no ocurrirá hasta que el pH alcance 8.5 (Simate & Ndlovu, 2014). En general, en muchas condiciones, la reacción (2) es el paso limitador de velocidad en la oxidación de pirita porque la conversión de ferroso a férrico es lenta a valores de pH por debajo de 5 en condiciones abióticas (J. Skousen et al., 1998).

A valores de pH entre 2.3 y 3.5, el hierro férrico formado en la reacción (2) puede precipitarse como Fe(OH)₃ (y en menor grado como Jarosite, H₃OFe₃(SO₄)₂(OH)₆), dejando poco Fe³⁺ en solución mientras simultáneamente baja el pH (Akcil & Koldas, 2006a).



Si el pH es inferior a 2, los productos de hidrólisis férrica como el Fe(OH)₃ no son estables y el Fe³⁺ permanece en solución. Sin embargo, cualquier Fe³⁺ remanente de la Eq. (2) que no precipita en Fe(OH)₃ (o jarosita) de la solución a través de la ecuación (3) puede usarse para oxidar pirita adicional, de acuerdo con la siguiente reacción (Akcil & Koldas, 2006a)



Como se ve en la reacción (4), la oxidación de la pirita por hierro férrico da como resultado una disminución adicional en el pH (Singer & Stumm, 1970). Si bien el oxígeno es un oxidante primario, el hierro férrico (Fe³⁺) resultante de la oxidación del hierro ferroso ahora se reconoce como un oxidante más

potente que el oxígeno incluso al pH circunneutral (Zdun, 2001). De hecho, por debajo del pH de aproximadamente 3, la oxidación de pirita por hierro férrico es aproximadamente de diez a cien veces más rápido que por oxígeno (Dold, 2010), lo que hace que la oxidación de la pirita por iones férricos sea la reacción dominante. Luther, (1987) atribuyó esta observación a la transferencia de electrones más eficiente de Fe^{3+} en comparación con el oxígeno. Cuando se produce hierro ferroso (ecuación (4)) y el oxígeno disuelto suficiente está presente el ciclo de reacciones (2) y (3) se propaga hasta que se agote el suministro de hierro férrico o pirita. Sin embargo, incluso sin oxígeno disuelto, la reacción (4) continuará completando y el agua mostrará niveles elevados de hierro ferroso (O'Sullivan, 2005)

En consecuencia, a partir de la discusión anterior, se puede considerar que la formación de AMD tiene lugar en tres pasos principales. (Dold, 2010):

- (1) oxidación de sulfuro de hierro (ecuación 1) y una mayor oxidación de minerales de sulfuro por hierro férrico (ecuación 4)
- (2) Oxidación del hierro ferroso (ecuación (2)) y
- (3) hidrólisis y precipitación de hierro férrico y otros minerales (ecuación 3)

Cabe señalar que en los sistemas naturalmente ácidos, las reacciones (2) y (4) pueden acelerarse significativamente por la presencia de bacterias acidofílicas como *Thiobacillus ferrooxidans* (Chaparro, 2015). Esta bacteria y varias otras especies que se cree que están involucradas en la intemperie de pirita están muy extendidas en el medio ambiente. Se ha demostrado que *Thiobacillus ferrooxidans* aumenta la tasa de conversión de hierro en un factor de cientos a hasta un millón (Blowes et al., 2003).

2.2.3. Efectos del Drenaje Acido de Mina

La oxidación de los minerales sulfurosos (como la pirita) promueve la creación de ácido sulfúrico que posteriormente promueve la liberación de toda una gama de metales. Como resultado, el DAM contiene altas

concentraciones de ácido y metales disueltos y cuando esta mezcla tóxica fluye hacia el agua subterránea, las corrientes superficiales y los ríos, da lugar a varios problemas ambientales debido a su toxicidad para los organismos acuáticos, ecosistemas, corroe la infraestructura y contamina el agua en las regiones donde el agua dulce es escasa (Ruihua et al., 2011). El efecto de los metales pesados de los DAM radica en dos aspectos (Akpor, 2010). En primer lugar, los metales pesados tienen la capacidad de persistir en ecosistemas naturales durante un período prolongado, siendo uno de los contaminantes más persistentes del agua (Akpor, 2010). En segundo lugar, tienen la capacidad de acumularse en niveles sucesivos de la cadena biológica, causando así enfermedades agudas y crónicas.

Los metales pesados interrumpen las funciones metabólicas de dos maneras (Singh et al., 2011):

- (1) Se acumulan en órganos y glándulas vitales como el corazón, el cerebro, los riñones, el hueso y el hígado donde interrumpen sus funciones importantes, y
 - (2) inhiben la absorción, interfieren o desplazan los minerales nutricionales vitales de su lugar original, obstaculizando así sus funciones biológicas.
- En la Tabla 2 se presenta un resumen de algunos de los metales pesados y sus efectos sobre la salud humana junto con los límites permitidos (Simate & Ndlovu, 2014)

Tabla 2 Metales pesados y sus efectos en la salud humana junto con los límites permisibles

Metal pesado	Efecto	Nivel permisible (mg/l)
Arsénico	Bronquitis, dermatitis, intoxicaciones.	0.02
Cadmio	Disfunción renal, enfermedad pulmonar, cáncer de pulmón, defectos óseos, aumento de la presión arterial, daño renal, bronquitis, cáncer de médula ósea, trastorno gastrointestinal	0.06
Plomo	Retraso mental en niños, retraso en el desarrollo, encefalopatía infantil mortal, parálisis congénita, sordera neurosensorial, daño hepático, renal y gastrointestinal, daño agudo o crónico al sistema nervioso, epiléptico	0.10
Manganeso	La inhalación o el contacto causa daño al sistema nervioso central	0.26
Mercurio	Daño al sistema nervioso, intoxicación por protoplasma, aborto espontáneo, cambios fisiológicos menores, temblores, gingivitis, acrodinia caracterizada por manos y pies rosados.	0.01
Zinc	Daño a la membrana nerviosa.	15.0
Cromo	Daño al sistema nervioso, fatiga, irritabilidad.	0.05
Cobre	Anemia, daño hepático y renal, irritación estomacal e intestinal.	0.10

Fuente: (Simate & Ndlovu, 2014)

La alta acidez en el DAM tiene un efecto indirecto, pero profundamente devastador. Inicialmente, el agua de drenaje de mina se presenta clara, pero adquiere un tono naranja vibrante a medida que se neutraliza debido a la precipitación de óxidos e hidróxidos de hierro (Janet Cotter & Kevin Brigden, 2006) . Este precipitado, comúnmente conocido como ocre, es sumamente fino y puede depositarse e incrustarse en el lecho de ríos, arroyos u océanos, solidificando así los sustratos (Thisani et al., 2021). Esto significa que los animales pequeños que solían alimentarse en el fondo de estos cuerpos de agua (organismos bentónicos) ya no pueden hacerlo y, por ende, sufren de agotamiento (Janet Cotter & Kevin Brigden, 2006). Dado que estos animales se encuentran en la base de la cadena alimentaria acuática, esto tiene repercusiones en niveles superiores de la cadena alimentaria, afectando a los peces. Por lo tanto, incluso si se logra neutralizar la acidez y reducir la

presencia de metales pesados, el DAM continúa afectando significativamente tanto a los humanos como a la vida silvestre debido a estos efectos indirectos.

La contaminación del suelo por metales pesados tiene un efecto significativo en la vida vegetal, lo que genera preocupación ambiental debido a sus posibles consecuencias adversas (Singh et al., 2011). Altas concentraciones o ciertas combinaciones de metales pesados en los tejidos de las plantas pueden afectar su crecimiento de varias maneras (Gardea-Torresdey et al., 2005). En general, la exposición a metales pesados provoca estrés oxidativo en las plantas, resultando en daño celular y desequilibrio en la homeostasis iónica celular, lo que a su vez altera la fisiología y morfología de las plantas (Singh et al., 2011). En la Tabla 3 se muestra los principales efectos de los metales de mayor toxicidad para las plantas (Gardea-Torresdey et al., 2005) (Singh et al., 2011).

Tabla 3. Principales efectos de los metales pesados en las plantas

Metal pesado	Efecto	Nivel permisible (mg/l)
Cadmio	Disminuye la germinación de las semillas, el contenido de lípidos y el crecimiento de las plantas; induce la producción de fitoquelatinas	0.02
Plomo	Reduce la producción de clorofila y el crecimiento de las plantas; aumenta la superóxido dismutasa	0.06
Níquel	Reduce la germinación de semillas, la acumulación de masa seca, la producción de proteínas, clorofilas y enzimas; aumenta los aminoácidos libres	0.10
Mercurio	Disminuye la actividad fotosintética, la absorción de agua y las enzimas antioxidantes; Acumula fenol y prolina.	0.26
Zinc	Reduce la toxicidad del Ni y la germinación de semillas; aumenta el crecimiento de las plantas y la relación ATP/clorofila	0.01
Cromo	Disminuye la actividad enzimática y el crecimiento de las plantas; Produce daño a las membranas, clorosis y daño a las raíces.	15.0
Cobre	Inhibe la fotosíntesis, el crecimiento de las plantas y el proceso reproductivo; Disminuye la superficie de los tilacoides.	0.05

Fuente: (Simate & Ndlovu, 2014)

El pH del suelo desempeña un papel fundamental en el crecimiento de las plantas al influir en la disponibilidad de nutrientes, tanto macro como micronutrientes (Long et al., 2017). En suelos ácidos, los elementos vitales como nitrógeno, fósforo y potasio quedan inmovilizados y no están a disposición de las plantas, así como el calcio y magnesio. Por otro lado, en condiciones de pH bajo, elementos tóxicos como aluminio, hierro y manganeso se liberan de las partículas del suelo, aumentando su toxicidad (Long et al., 2017; Simate & Ndlovu, 2014). También es importante destacar que en suelos ácidos, la actividad de los microorganismos responsables de descomponer la materia orgánica disminuye. En contraste, un pH adecuado en el suelo fomenta la actividad microbiana, lo que resulta en una mejora de la estructura del suelo, una mayor aireación y un drenaje más eficiente. Estos factores permiten una utilización más efectiva de los nutrientes, promoviendo un desarrollo radicular robusto y una mayor resistencia a la sequía (Simate & Ndlovu, 2014).

2.2.4. Tratamiento químico activo de drenajes ácidos de mina

El tratamiento químico o activo de aguas ácidas de mina se fundamenta en la incorporación de agentes alcalinos para aumentar el pH, acelerar la velocidad de oxidación química del hierro ferroso (para lo cual también es necesaria la aireación activa o la adición de un agente oxidante químico como el peróxido de hidrógeno) y precipitar los metales disueltos como hidróxidos (Johnson & Hallberg, 2005; Simate & Ndlovu, 2014). Entre los agentes neutralizantes, comúnmente utilizados se encuentran piedra caliza (CaCO_3), cal hidratada (Ca(OH)_2), cal viva en guijarros (CaO), carbonato de sodio (Na_2CO_3), sosa cáustica (NaOH) y amoníaco (NH_3); entre los cuales la mejor elección depende de factores técnicos y económicos (Skousen et al., 2019). La elección del mejor pH, que puede oscilar entre 6 y 9, depende de los metales disueltos a eliminar. En el rango de pH mencionado, por lo general, se observa una disminución en las concentraciones de metales disueltos debido a la formación de compuestos de hidróxidos metálicos que

no son solubles, así como oxihidróxidos (X. Wei et al., 2005). La velocidad y el grado de precipitación de estos metales están influenciados por factores como su concentración, identidad y las interacciones complejas entre las diversas especies presentes en el agua (Edraki et al., 2005). Por ejemplo, en entornos con abundancia de oxígeno, se recomienda mantener un pH de 3,5 a 4,0 para lograr la precipitación del hierro (Fe^{3+}), mientras que en entornos con bajos niveles de oxígeno, se necesita un pH de 8,5 (X. Wei et al., 2005). El proceso de precipitación del manganeso (Mn) está condicionado por su estado de oxidación actual, pero suele ocurrir a un pH de 9, un valor que generalmente supera los límites recomendados para la descarga de agua (X. Wei et al., 2005). En casos donde la concentración de hierro en el agua es considerablemente mayor que la de manganeso, es posible eliminarlo mediante la coprecipitación con hierro a un pH de 8 (X. Wei et al., 2005). El aluminio (Al) suele precipitar a un pH de ≥ 5 , pero puede retornar a la solución en forma de iones de aluminato solubles ($\text{Al}(\text{OH})_4^-$) a un pH de 9,0 (Kuyucak, 2006), por lo tanto, elevar el pH para la eliminación de Mn puede a su vez en la disolución de los precipitados de aluminio. Los iones metálicos divalentes como el níquel (Ni^{2+}) y el zinc (Zn^{2+}) tienden a precipitar en un rango de pH entre 8 y 9 (Park et al., 2013).

Diferentes alcalinos, como la cal (CaO), el hidróxido de sodio (NaOH) y el carbonato de sodio (Na_2CO_3), han sido utilizados para ajustar el pH y facilitar la eliminación de metales pesados del agua en forma de precipitados en DAM (J. Skousen et al., 2000). En ciertos casos, se ha empleado piedra caliza (CaCO_3) para eliminar hasta un 90 % de metales pesados, como Cd, Pb, Zn, Ni, Cu y Cr (III), de soluciones con un pH de 8,5 (Aziz et al., 2008). Es importante tener en cuenta que, aunque este tratamiento demuestra una alta eficacia, suele conllevar costos considerables debido a la necesidad de mantener, controlar y utilizar reactivos y equipos especializados para su operación, así como para la eliminación de subproductos como los lodos (Chaparro, 2015) (Gallardo Leyser & Acuña Jose, 2020), Las investigaciones demuestran que se forma alrededor de 1 t de lodo (en peso seco) por tonelada

de piedra caliza utilizada, y el lodo tiene un alto contenido de agua (95-98%), lo que dificulta su deshidratación (Bunce et al., 2001). Se puede indicar que el objetivo de este tipo de tratamiento, es neutralizar el ácido y crear las condiciones propicias para extraer- tratar varios componentes de la solución (Palo, Carla Del Rosario, 2021): (1) Acidez: Se logra a través de la neutralización química, lo que es fundamental para estabilizar el pH y evitar la acidificación del entorno. (2) Metales pesados: Estos son separados mediante hidrólisis y precipitación, lo que resulta en la formación de hidróxidos insolubles en un rango de pH generalmente entre 8,5 y 10. (3) Otros contaminantes: Incluyendo sólidos suspendidos, arsenato y antimonio, son tratados a través de la formación de complejos y posterior precipitación.

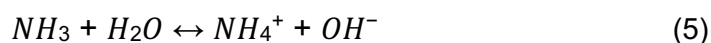
Neutralización

La neutralización es el proceso de ajustar el pH del agua mediante la adición de un ácido o una base, según el pH objetivo y los requisitos del proceso (Goel et al., 2007). Es una etapa crucial que precede a una variedad de procesos de tratamiento biológico, químico y físico (Goel et al., 2007), especialmente en flujos de desechos corrosivos y peligrosos, como en el caso de los DAM, la neutralización se convierte en el método de tratamiento primario (Goel et al., 2007). Uno de los aspectos críticos para neutralizar es determinar la naturaleza de las sustancias que causan acidez y alcalinidad. Esto generalmente se logra en experimentos a escala de laboratorio preparando curvas de titulación que muestran la cantidad de material alcalino o ácido necesario para ajustar el pH del agua residual objetivo, no solo se trata de ajustar el pH a 7 (que es el pH neutro), sino también de cambiar el pH a un valor diferente según lo que se necesite en un proceso químico específico (Goel et al., 2007). La naturaleza de las curvas de titulación obtenidas en estos experimentos es fundamental para determinar el tipo y la dosis de sustancia química adecuados, por ejemplo en algunos procesos como la precipitación de metales, es necesario que el pH esté en el rango alcalino (más básico) (Goel et al., 2007). Los métodos utilizados para ajustar el pH deben

seleccionarse en función de los costos asociados con el agente neutralizante y los requisitos del equipo para dispensar el agente.

Acido - base

Según la teoría de Arrhenius, (1884) “un ácido es una sustancia que en una solución acuosa cede iones H^+ (o H_3O^+) y una base es una sustancia que cede iones hidroxilo OH^- ”. Sin embargo, en esta teoría se pueden observar dos importantes limitaciones: la primera es que existen sustancias que tienen propiedades básicas y que no contienen hidroxilos tal como el NH_3 y la segunda limitación es que la definición que se hace solo está limitada a soluciones acuosas (Alvarado, 2018). Pero, la teoría de Arrhenius fue estudiada y mejorada por Brønsted y Lowry (1923) quienes definen que, “un ácido es la especie capaz de ceder iones H^+ y la base es una especie capaz de aceptar iones H^+ ”. Esta teoría sirve para explicar por qué el NH_3 tiene un comportamiento básico (Alvarado, 2018).



El NH_3 actúa como base captando un protón de la molécula de agua convirtiéndose en ión amonio y dejando libre, como es el caso de los hidróxidos, grupos OH^- . Esta nueva definición de ácido y base salvan los inconvenientes de las de Arrhenius, pudiendo ser aplicadas independientemente del solvente en el que tiene lugar la donación o aceptación de protones (Bermeo et al., 2017).

2.2.5. Precipitación de metales pesados

Metales pesados, denominados elementos con densidad atómica superior a 6 g/cm³ (Akpor, 2010) o convencionalmente definidos como elementos con propiedades metálicas y un número atómico superior a 20 (Tangahu et al., 2011); exceptuando al Ti (Titanio) que a pesar de su densidad de 4,5 g/cm³ también es considerado como metal pesado y al As, que aunque es un no metal, presenta una alta densidad de 5,7 g/cm³, tienen serias implicaciones

en la salud humana debido a su aguda toxicidad a largo plazo (Ndlovu et al., 2012). De hecho, cualquier elemento tóxico en una forma o concentración que causa un efecto perjudicial para los seres humanos o el medio ambiente puede llamarse metal pesado, independientemente de su masa o densidad atómica (Singh et al., 2011). Su peligrosidad radica en que son especies químicas que no pueden degradarse biológica o químicamente en la naturaleza, debido a esto una vez que se libera al medio ambiente, solo se puede movilizar entre ambientes como el aire, el agua y el suelo, también pueden oxidarse o ser absorbido por organismos vivos (Caviedes et al., 2015) (Cuizano et al., 2010).

La precipitación de los iones metálicos solubles y ciertos aniones se eliminan del agua o de las aguas residuales mediante su conversión a una forma insoluble. El procedimiento implica la alteración del equilibrio iónico para producir precipitados insolubles que pueden eliminarse fácilmente mediante sedimentación. La precipitación química siempre va seguida de una operación de separación de sólidos que puede incluir coagulación y/o sedimentación, o filtración para eliminar los precipitados. El proceso puede ir precedido de una reducción química para cambiar las características de los iones metálicos a una forma que pueda precipitar (Wang, 2005). La mayoría de los metales se precipitan como hidróxidos y para ello es importante tener en cuenta el pH; ya que este factor afecta la solubilidad de estos (Fernández Villalón et al., 2018). A un pH elevado, la mayoría los hidróxidos son insolubles y tienden a precipitar. (Chen & Wang, 2001) (Wang, 2005). En general, un pH más bajo puede aumentar la solubilidad de los metales pesados, lo que aumenta la probabilidad de que permanezcan en solución en lugar de precipitarse. Un pH más alto, por otro lado, puede disminuir la solubilidad de los metales pesados y hacerlos más propensos a precipitarse fuera de la solución (Pedersen et al., 2005)., sin embargo, existe algunos metales que precipitan en pH ácidos como el hierro férrico el cual puede precipitarse como $\text{Fe}(\text{OH})_3$ un rango de pH de 2.3 y 4 aproximadamente (Akciil & Koldas, 2006b).

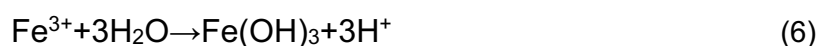
2.2.5.1. Arsénico

El arsénico es un elemento extremadamente tóxico para el organismo humano, no solo en concentraciones altas, donde la exposición causa efectos agudos que pueden llegar a ser letales, también la exposición durante un largo período a bajas concentraciones relativas de arsénico (por ejemplo, por ingestión de agua) tiene efectos negativos crónicos para la salud, como el cáncer a la piel (Lillo, 2008). El arsénico se halla en las aguas naturales como especie disuelta, la cual se presenta por lo común como oxianiones con arsénico en dos estados de oxidación, arsénico trivalente [As(III)] y arsénico pentavalente [As(V)], Aunque tanto As(V) como As(III) son móviles en el medio, es precisamente el As(III) el estado más lábil y biotóxico. Su movilidad está influenciada por el potencial redox y el pH. La interacción agua-fase sólida, a través de procesos como adsorción-desorción y precipitación-disolución, juega un papel clave en la concentración de arsénico en el agua, destacando la importancia de entender estos procesos para abordar la contaminación por arsénico en el agua. 1) Las reacciones de adsorción-desorción y 2) reacciones de precipitación-disolución de la fase sólida. La unión de arsénico a una superficie de un óxido de hierro sería un ejemplo de reacción de adsorción. El fenómeno inverso a esta reacción, arsénico desuniéndose de esa superficie, sería un ejemplo de reacción de desorción. La precipitación consiste en la formación de una fase sólida a partir de componentes presentes en la solución acuosa (por ejemplo, precipitación de calcita, a partir de calcio y carbonato disueltos). La disolución de vidrio volcánico, o de la propia calcita, son algunos ejemplos de reacciones de disolución que pueden tener lugar en la interacción agua-fase sólida.

2.2.5.2. Hierro

El hierro presente en los drenajes ácidos de mina (DAM) precipita principalmente en forma de hidróxidos y oxihidróxidos cuando se ajusta el pH del agua contaminada. Este proceso de precipitación es crucial para la

remediación de aguas contaminadas por actividades mineras. Cuando el pH del DAM, que típicamente es muy ácido ($\text{pH} < 3$), se incrementa mediante la adición de agentes neutralizantes como la cal ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), el hierro disuelto, que suele estar en forma de Fe^{2+} y Fe^{3+} , comienza a formar compuestos insolubles. A medida que el pH aumenta, el Fe^{3+} se hidroliza y precipita como hidróxido férrico ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) en un rango de pH de aproximadamente 3.5 a 4.5, mientras que el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+} y luego precipita de manera similar si el pH se eleva aún más. La reacción de precipitación es esencialmente la siguiente:



Este proceso no solo reduce la concentración de hierro en solución, sino que también disminuye la acidez del agua, ya que el hidróxido férrico es un compuesto insoluble que se separa del agua.

2.2.5.3. Manganeso

Los lixiviados que emanan de antiguas minas a menudo contienen altas concentraciones de manganeso (Mn), además de otros metales disueltos como hierro (Fe), aluminio (Al) y zinc (Zn), así como sulfato (SO_4), y pueden tener una alta acidez (Bamforth et al., 2006). Cuando estas aguas contaminadas ingresan a arroyos y ríos, el hierro puede oxidarse e hidrolizarse rápidamente, formando precipitados característicos de oxihidróxido de Fe que cubren el lecho del arroyo, asfixiando gran parte de la vida acuática natural (Jarvis & Younger, 1996). Estos oxihidróxidos de Fe son capaces de eliminar Mn de la solución mediante sorción (Stumm et al., 1987)

Desde el punto de vista del tratamiento del agua, la eliminación del hierro mediante oxidación es relativamente sencilla, tanto en sistemas de tratamiento pasivos como activos. Sin embargo, una vez que se ha eliminado el hierro, la eliminación del manganeso se convierte en un desafío mayor. Esto se debe a que el manganeso presenta una alta solubilidad en un amplio rango de pH ($\text{pH} 4,5$ a 8) y su oxidación química es cinéticamente lenta. Aunque el

manganeso no se considera tan ecotóxico como otros metales comúnmente asociados con el drenaje de minas, sigue representando un problema significativo para la industria del agua (Bamforth et al., 2006). En los sistemas naturales, el manganeso puede formar una variedad de precipitados, influenciados principalmente por el pH y el potencial redox (Eh) del sistema. El exceso de manganeso puede llevar a la precipitación de óxidos de Mn, lo cual puede obstruir las tuberías de distribución de agua. Además, las altas concentraciones de Mn pueden causar manchas en la ropa y añadir un sabor metálico al agua potable (Calderón Celis & Tuiro Salvador, 2021).

2.2.6. Obtención de amonio/amoniaco a partir de orina

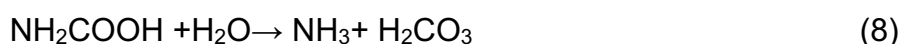
2.2.6.1. Hidrolisis de la urea

La hidrólisis de urea es una reacción química que ocurre en los suelos, el cuerpo humano y en los sistemas de desviación de orina de aguas residuales (Ray et al., 2018), esta reacción es catalizada por la enzima ureasa: esta última esta muy extendida en la naturaleza entre plantas, bacterias, hongos, algas e invertebrados que, aunque con diferentes estructuras proteicas, ejercen una única función catalítica, que es la hidrólisis de la urea (Krajewska, 2009). La enzima ureasa es una metaloenzima que posee dos iones de níquel en su sitio activo por cada unidad catalítica. Estos iones de níquel tienen roles específicos: uno se encarga de unir y activar la urea (el sustrato), mientras que el otro se encarga de unir y activar una molécula de agua (Hellström et al., 1999). La ureasa derivada de semillas de la planta de frijol, fue la primera enzima cristalizada (Amtul et al., 2002).

La hidrólisis de urea se caracteriza mediante mediciones de la concentración de urea, la concentración de amoníaco, la conductividad y el pH a lo largo del tiempo (Ray et al., 2018). La conductividad se correlacionó positivamente con la concentración de amoníaco y negativamente con la concentración de urea, lo que hace que la conductividad sea una forma simple de medición para rastrear el alcance de la hidrólisis de urea.

La urea fue el primer compuesto orgánico sintetizado en laboratorio (Zerner, 1991), aunque la urea es un compuesto relativamente estable con una vida media de descomposición en medios acuosos de 3,6 años, su hidrólisis se acelera de manera notable en presencia de la enzima ureasa, siendo aproximadamente 10^4 veces más rápida (Amtul et al., 2002). Este fenómeno subraya el papel crucial de la ureasa en el proceso de descomposición de la urea y resalta la eficacia de la enzima como catalizador biológico.

La hidrólisis de 1 mol de urea puede producir 2 moles de amoníaco y 1 mol de ácido carbónico.



El valor de pK_a para el equilibrio es 9,3 a 25°C . (Hellström et al., 1999). El amoníaco disuelto está en equilibrio con el amoníaco gaseoso.



El pH es la principal fuerza impulsora del equilibrio entre NH_3 (amoníaco) y NH_4^+ (amonio), como se muestra en la ecuación 9. A un valor de pH más alto ($\text{pH} > 7$), el amoníaco disuelto en un líquido puede convertirse en amoníaco gaseoso según la ecuación 10. A un pH de 9,3, casi el 50 % del amoníaco se convertirá en amoníaco gaseoso y escapará del líquido. Mientras que a un pH ácido ($\text{pH} < 7$), todo el amoníaco estará en forma de amonio como se muestra en la ecuación 9. Un aumento del pH debido a la hidrólisis de la urea puede provocar la formación de precipitados de Calcio, Magnesio y Fosfatos.

La reacción 10 también muestra que la presión parcial del amoníaco sobre la superficie del líquido será de gran importancia para la cantidad de amoníaco que puede evaporarse (Hellström et al., 1999). Esto significa que las pérdidas de nitrógeno durante el almacenamiento y la dispersión de la orina podrían reducirse limitando la tasa de intercambio de gases, por ejemplo, impidiendo la ventilación durante el almacenamiento (Hellström et al., 1999).

2.2.6.2. Orina humana

La orina es una solución compleja generada en el riñón de humanos y animales a través del metabolismo de desechos endógenos, bebidas, medicamentos y alimentos (Patel et al., 2020). La composición y las propiedades de la orina varían según la fuente, los hábitos alimentarios del organismo, el tamaño corporal, la cantidad de agua consumida, los factores ambientales (Hoppensteadt & Peskin, 2012) y el estado de salud del organismo que libera la orina (Mir et al., 2020). Contiene 91-95% de agua y el 5% restante contiene sales, metales pesados y compuestos químicos (Patel et al., 2020). La composición también se clasifica en macroelementos y microelementos. Los macroelementos incluyen el carbono (C), el nitrógeno (N), el fósforo (P), el potasio (K), el azufre (S) y el calcio (Ca). Por otro lado, se consideran microelementos el zinc (Zn), el cobre (Cu), el níquel (Ni), el cromo (Cr), el plomo (Pb), el cadmio (Cd) y el mercurio (Hg) (Jönsson et al., 2005). La distribución de macroelementos en la orina humana es 15-19% N, 2,5-5% P, 3,0-4,5% K, 11-17% C 151 y 4,5-6% Ca (Patel et al., 2020), es importante comprender que el N (en forma de urea) constituye el compuesto más abundante en la orina en términos de masa (Randall & Naidoo, 2018). El pH promedio de la orina humana sana es de aproximadamente 6. Sin embargo, puede variar de una persona a otra en el rango de 4,5 a 8 según su comida y sus condiciones de salud. El pH de la orina de la mujer es ligeramente más alto que el pH de la orina del hombre (Patel et al., 2020). Después de la excreción de la orina, su pH cambiará con el tiempo y la temperatura (Cook et al., 2007). Por debajo de 0°C de temperatura, el pH de

la orina no cambia mucho con el tiempo. Sin embargo, a temperatura ambiente normal (25°C-30°C), el pH de la orina cambiará con el tiempo.

Tabla 4 Especies y rangos de concentración que normalmente se encuentran en la orina humana.

Parámetro	Fórmula	Rango mg/l	
		Min	Max
INORGANICO			
Chloride	Cl ⁻	1870	8400
Sodium	Na ⁺	1170	4390
Potassium	K ⁺	750*	2610
Calcium	Ca ₂ ⁺	30	390
Magnesium	Mg ₂ ⁺	20	205
Total phosphorus	P	470*	1070
Sulfur	S	163	1800
Ammonia	NH ₃	200	730
Bicarbonate	HCO ₃ ⁻	20	560
Carbonate	CO ₃ ²⁻	100	150
ORGÁNICO			
Urea	CH ₄ ON ₂	9300*	23300
Creatinine	C ₄ H ₇ ON ₃	670	2150
Hippuric acid	C ₉ H ₉ O ₃ N	50	1670
Uric acid	C ₅ H ₄ O ₃ N ₄	40	670
Tyrosine	C ₉ H ₁₁ O ₃ N	70	560
Creatine	C ₄ H ₉ O ₂ N ₃	0	530
Glycine	CH ₃ O ₂ N	90	450
pH	-	6	7

Fuente: (Randall & Naidoo, 2018)

2.2.6.3. Amoniaco – Amonio

El amoníaco es una molécula neutra no ionizada (base débil), compuesto gaseoso, incoloro y de olor acre, altamente soluble en agua. Está compuesto por un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno, y se representa como NH₃. En aguas residuales, es frecuente encontrar amoníaco

debido a que la orina es la principal fuente de nitrógeno, aportando aproximadamente el 80% del total, principalmente en forma de urea (Liu et al., 2008). Esta urea experimenta hidrólisis, dando lugar a la formación de amoníaco y bicarbonato. Es importante tener en cuenta que un exceso de amoníaco puede causar daños a la vegetación y representa un riesgo altamente tóxico para la vida acuática, especialmente en niveles elevados de pH y temperatura. El amonio es un compuesto que contiene un átomo de nitrógeno y cuatro átomos de hidrógeno (NH_4^+), el amonio es un ion que lleva una carga positiva. Además no huele en absoluto (Hach, 2023).

El principal factor que determina la proporción entre el amoníaco y el ion amonio en el agua es el pH. Además, la fuerza iónica y la temperatura de la solución también influyen en la actividad del amoníaco. Es esencial recordar que el amoníaco en su forma molecular puede ser perjudicial para los organismos acuáticos, mientras que el ion de amonio es menos tóxico (Avnimelech & Laher, 1977). Por ello, en el ámbito del agua, es fundamental tener conocimiento de las concentraciones de ambos compuestos (nitrogeno amoniacal), y se expresan comúnmente en mg/l (Hach, 2023).

La ecuación química 9 describe la relación entre el amoníaco y el amonio. El equilibrio se desplaza hacia la derecha cuando el pH es bajo y hacia la izquierda cuando es alto. En general, a temperatura ambiente y con un pH inferior a 6, la proporción de amoníaco-N en forma de NH_3 es muy baja, y casi todo el nitrógeno amoniacal se encuentra presente en forma de NH_4^+ . A un pH de aproximadamente 8, la proporción en forma de NH_3 es del 10% o menos, y a un pH ligeramente superior a 9, la proporción es de alrededor del 50%. Una vez que el pH supera los 11, todos los iones de amonio de la solución estarán en forma molecular de amoníaco. Además, la actividad del amoníaco en soluciones acuosas es considerablemente menor a temperaturas bajas (Hach, 2023).

2.3. Definición de términos básicos

- **Eficiencia**

Eficiencia es rentabilidad, es decir que es aquella que resulta más eficaz al menor coste (McCormick, 1981). En el contexto de la evaluación del tratamiento de la orina para elevar el pH del drenaje ácido de mina y precipitar metales pesados, la eficiencia se refiere a la efectividad con la que la orina tratada puede neutralizar la acidez y remover los metales pesados del drenaje ácido con la menor cantidad de orina tratada posible.

- **Pasivo ambiental minero**

Son aquellas instalaciones, efluentes, emisiones, restos o depósitos de residuos producidos por operaciones mineras, en la actualidad abandonadas o que constituyen un riesgo permanente y potencial para la salud de la población, el ecosistema circundante y la propiedad (*Ley 28271*, 2004).

- **Drenaje ácido de mina**

Son todo cuerpo de agua contaminado por la oxidación de sulfuros metálicos con altas concentraciones de metales pesados, sulfatos y un pH con niveles de acidez, ocasionando graves problemas ambientales (Salas Urviola et al., 2020).

- **Precipitación**

Es un proceso que implica la transformación de un metal ionizado, que estaba en forma disuelta en el agua, en una forma insoluble, que se deposita en el fondo de un contenedor o recipiente (Herrera, 2021).

- **Metales pesados**

Para esta investigación se incluyen bajo el término de metales pesados tanto a metales, metaloides y no metales; todos los cuales tienen en común que se encuentran en los ecosistemas acuáticos a muy baja concentración y que cuando pasan un umbral de concentración constituyen elementos tóxicos, por los que también se les denomina "elementos potencialmente tóxicos" (Reyes, 2018).

- **Metales disueltos**

Son aquellos componentes (metálicos) de una muestra sin acidular que pasan a través de un filtro de membrana de 0.45 μm . (American Public Health Association, 1992).

- **Metales totales**

Es la concentración de metales determinada en una muestra sin filtrar tras digestión intensa, o la suma de concentraciones de metales en las fracciones disuelta y suspendida (American Public Health Association, 1992).

- **Ureasa**

La enzima ureasa se encuentra en el medio ambiente y en los seres humanos y se presenta en muchas formas, como bacteriana, vegetal, fúngica y del suelo, que ejerce una sola función catalítica, que es la hidrólisis de la urea, siendo los productos finales amoníaco y ácido carbónico (Krajewska, 2009). En esta investigación, se empleó harina de soya (*Glycine max*) como fuente de ureasa, ya que es una leguminosa reconocida por su elevado contenido de esta enzima, el cual alcanza el valor de 0.012% (Rodríguez-Jiménez et al., 2016).

CAPÍTULO III

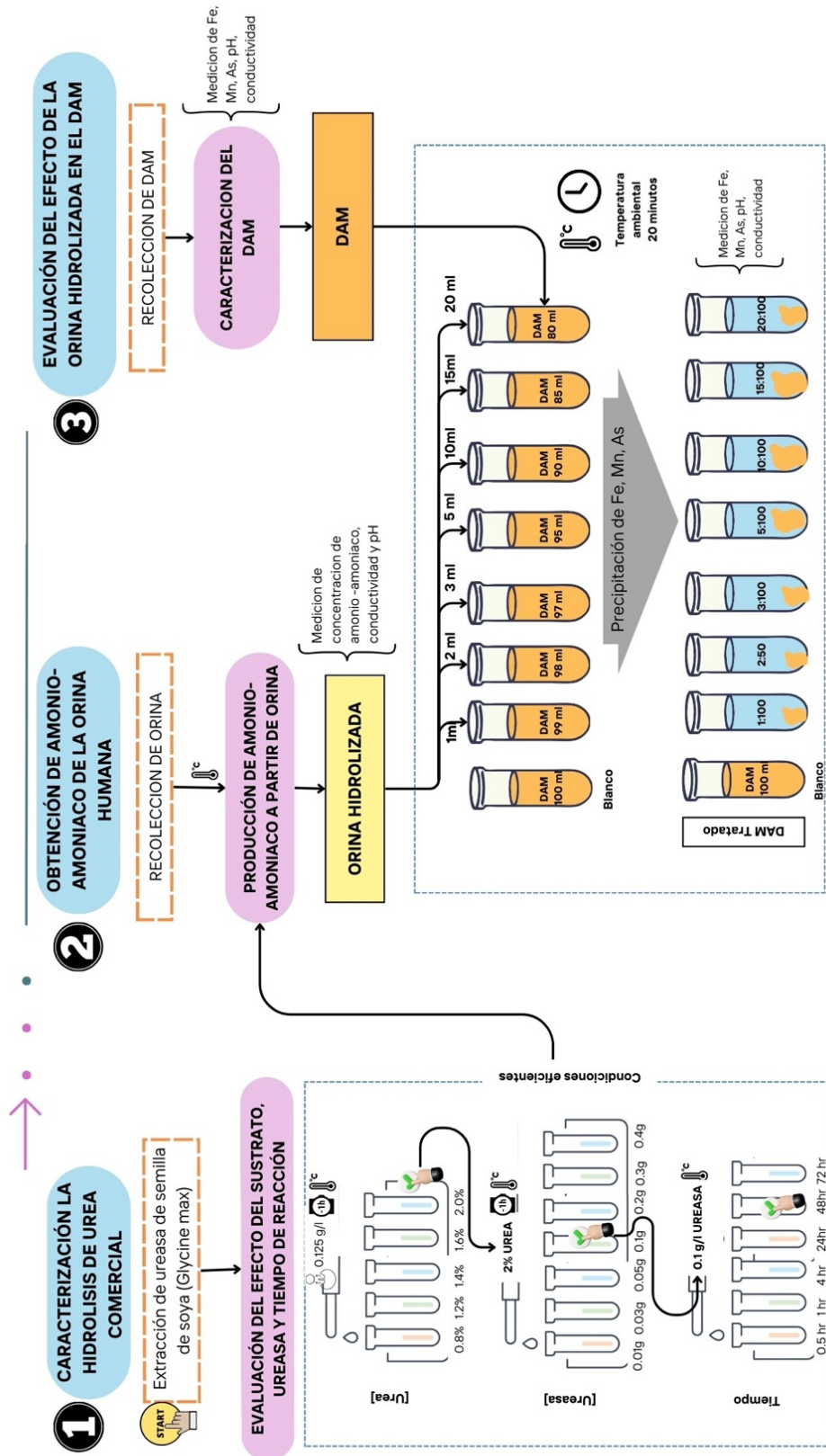
MARCO METODOLÓGICO

3.1. Tipo de Investigación

3.1.1. Según su orientación: Es aplicada debido a su enfoque directo en proporcionar una solución práctica y efectiva para la eliminación de metales pesados del drenaje ácido de mina. Se logra este propósito al emplear orina tratada como agente precipitante. Esta técnica no solo aborda un problema real y relevante en la industria minera y la gestión ambiental, sino que también aprovecha un recurso disponible de manera sostenible, demostrando así un enfoque integral hacia la solución de este desafío (Vargas Cordero, 2009).

3.1.2. Según a la técnica de contrastación: Es experimental debido a que busca establecer relaciones causales o de influencia entre las variables. Utilizan métodos experimentales para examinar cómo ciertas variables afectan a otras.

3.2. Diseño de Investigación



3.3. Métodos o técnicas

3.3.1. Materiales y métodos

- **Orina fresca**

Se utilizó orina sin diluir de voluntarios(as), recolectada en bandejas de plástico y almacenada en botellas en el refrigerador dentro de las primeras 24 horas después de su recolección. Previo al experimento se midió el pH, para garantizar que estuviera en el rango de orina fresca informada por Patel et al., (2020) pH de 6 a 6.5. El rango de edad de los donantes (mujeres y varones) varió de 30 a 65 años.

- **Ureasa**

Se uso harina de soya como fuente de ureasa a una dosis de 0.1g/l. Esta dosis fue seleccionada a partir de experimentos en los que se utilizaron siete concentraciones de harina de soya; 0.01, 0.03, 0.05, 0.1, 0.2, 0.3 y 0.4 g/l en la hidrolisis de urea y se seleccionó la dosis que produjo la mayor cantidad de amoniaco -amonio.

- **Urea comercial**

Se empleó urea de laboratorio en estado sólido, de fórmula química $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$; un compuesto químico orgánico que se presenta en forma de cristales incoloros y posee una alta solubilidad en agua, lo que le permite formar soluciones acuosas.

- **Drenaje ácido de mina**

Proveniente de los relaves de la planta concentradora Mesapata con código de derecho minero P0103212, del titular Universidad Nacional Santiago Antúnez de Mayolo (MINEM, 2015). , ubicado en la cuenca del Santa, región de Ancash, provincia de Recuay, distrito de Catac,

3.3.2. Métodos experimentales

a) Hidrolisis de urea comercial con *Glycine max*

- Extracción de ureasa de semillas de soya

Para la extracción de la ureasa se molieron granos de semillas de soya (*Glycine max*) con un molino manual. Según Takeuchi esta leguminosa es una importante fuente de ureasa. (Velásquez, 1918).

- Evaluación del efecto del sustrato en la actividad enzimática

Para determinar el efecto de la concentración del sustrato en la actividad enzimática de la ureasa de harina de soya, se preparó soluciones de urea comercial a diferentes concentraciones; 0.8, 1.2, 1.4, 1.6 y 2.0% y se midió el pH, conductividad y amoniaco-amonio para una lectura inicial de $t = 0$ min. Luego se ajustó un temporizador por 60 minutos. Al comienzo del cronómetro, se agregó 0.125 g/l de harina de soya a cada una de las pruebas y se dejó reaccionar sin agitación a 33°C en el horno de incubación. Cada ensayo se realizó por cuadruplicado. Las pruebas que contenían ureasa simularon la hidrólisis de urea y las muestras sin ureasa se utilizaron como controles. A los 60 min se midió nuevamente el pH, amoniaco-amonio y la conductividad. Se seleccionó la concentración de urea en el que se presentó mayor generación de amonio y amoniaco.

- Evaluación del efecto de la concentración de ureasa en la hidrolisis de la urea comercial

Para determinar el efecto de la concentración de ureasa de harina de soya en la hidrólisis de la urea comercial, se preparó soluciones de 50 ml de urea comercial al 2.0% y se midió el pH, conductividad y amonio para una lectura de $t = 0$ min. Luego se ajustó un temporizador por 60 min. Al comienzo del cronómetro, se agregó diferentes concentraciones de harina de soya 0.01, 0.03, 0.05 , 0.1, 0.2, 0.3 y 0.4 g/l a cada

botella que contenían la solución de urea comercial y se dejó reaccionar a 33°C en el horno de incubación, sin agitación. Cada ensayo se realizó por cuadruplicado. Los ensayos que contenían ureasa simulaban la hidrólisis y las muestras sin ureasa se utilizaron como controles. A los 60 min, se midió nuevamente el pH, amoniaco-amonio y la conductividad de cada ensayo. Se seleccionó el ensayo en el que se presentó mayor variación del pH y generación de amonio y amoniaco.

- **Evaluación del efecto del tiempo en la hidrólisis de la urea**

Para determinar el efecto del tiempo en la hidrólisis de la urea, se preparó soluciones de 50 ml de urea comercial al 2.0% y se midió el pH, conductividad y amoniaco-amonio para una lectura de $t = 0$ min. Luego se ajustó un temporizador por 30 minutos, 01 hora, 4, 24, 48 y 72 horas. Al comienzo del cronómetro, se agregó 0.1g/l de harina de soya a cada botella y se dejó reaccionar a 33°C en el horno de incubación, sin agitación. Cada ensayo se realizó por cuadruplicado. Los ensayos que contenían ureasa simulaban la hidrólisis y las muestras sin ureasa se utilizaron como controles. Culminada la reacción según los tiempos establecidos se midió nuevamente el pH, amoniaco-amonio y la conductividad de cada muestra. Se seleccionó el ensayo en el que se presentó mayor variación del pH y generación de amonio y amoniaco.

b) Obtención de amonio a partir de orina humana

Para la obtención de amonio se usó orina sin diluir con almacenaje menor a 24 horas. Previo al experimento se midió; el pH, conductividad y salinidad con un multiparámetro de bolsillo modelo PCTSTester 50, y la concentración de iones amonio - amoníaco disuelto con el Test de amonio marca Merck. Se llenaron tres botellas con 200 ml de orina y se agregó 0.2 g de harina de soya, se agitó y se dejó reaccionar a 33°C en el horno de incubación por 48 horas, sin

agitación. Los ensayos que contenían harina de soya simularon la hidrólisis y la muestra sin harina de soya se utilizó como control.

La dosis de harina utilizada y el tiempo de reacción se basó en los experimentos preliminares. Culminada la reacción se midió nuevamente el pH, amoniaco-amonio y la conductividad de cada muestra.

c) Evaluación del efecto del amonio sobre el pH y la precipitación de metales pesados de drenaje ácido de mina

- Colecta y caracterización fisicoquímica del drenaje ácido de mina

La toma de muestra de drenaje ácido de mina se realizó durante el periodo de lluvia. Se recolectó cuatro litros de muestra de drenaje ácido del pasivo ambiental de Mesapata, Catac-Ancash en frascos previamente esterilizados, se transportaron en una hielera, manteniendo una temperatura de 4°C hasta su análisis de Fe, Mn y As en el laboratorio. Se determinó *in situ* con un multiparámetro de bolsillo modelo PCTSTester 50, el pH, conductividad, oxígeno disuelto y temperatura del agua. La concentración de Fe, Mn y As se determinó semicuantitativamente con el Test de Fe, Test de As y Test de Mn.

En la tabla 5 se presenta las coordenadas del punto de recolección del DAM.

Tabla 5 Coordenadas del punto de recolección de DAM

Coordenadas UTM WGS 84	
Este	Norte
233619.6	8917816.33

El muestreo se realizó de acuerdo al Protocolo Nacional para el Monitoreo de la Calidad de los recursos Hídricos superficiales.

- **Efecto de la amonio-amoniaco (de orina tratada) sobre los metales pesados y el pH**

Se evaluó el efecto del amonio-amoniaco de orina tratada en la precipitación de Fe, Mn y As del DAM usando diferentes concentraciones. La reacción de precipitación se realizó con inóculos de 1, 2, 3, 5, 10, 15, 20 ml de solución de orina hidrolizada completando con DAM hasta un volumen final de 100 ml. La reacción se realizó por 20 minutos, sin agitación constante a temperatura ambiental. Los ensayos se realizaron por triplicado. Culminada la reacción, la fase líquida pasó por un filtro de membrana de 0.45µm y se midió, el pH, la conductividad eléctrica, y concentración de Fe, Mn y As.

Para determinar el porcentaje de precipitación de metales totales, se calculó por la siguiente fórmula:

$$\% \text{ Eficiencia de remoción de metales} = 100 - \frac{C_1}{C_0} \times 100$$

(C1: concentración del metal "x" en la parte líquida post tratamiento;
Co: concentración del metal "x" antes del tratamiento)

Para determinar la variación del pH, conductividad y solidos disueltos se calculó por la siguiente fórmula:

$$\Delta pH = pH_1 - pH_2 \dots \dots E_c (1)$$

donde:

ΔpH : incremento de pH debido al tratamiento

pH1: pH leído para la muestra de DAR,

pH2: pH leído para la muestra de DAR tratado con amonio-amoniaco.

3.4. Población o muestra

Por la naturaleza del estudio propuesto no corresponde realizar inferencias, por lo tanto, no puede ser delimitado bajo términos de población o muestra específica.

3.5. Instrumentos validados de recolección de datos

- **Medidor multiparámetro OAKTON TestR PCTS 50**

Los valores de pH, conductividad y sólidos disueltos se midieron con el multiparámetro OAKTON TestR PCTS 50, de calibración de pH de hasta 3 puntos con reconocimiento estándar automático de tampones NIST o USA. La tapa funciona como una taza de muestra, y una base estabilizadora para colocar el medidor en posición vertical (Omega Perú, 2021).

- **Test de Amonio**

Se utilizó el test de amonio de marca Merck, para determinar semicuantitativamente tanto los iones amonio como amoníaco disuelto, a través del método colorimétrico por comparación visual del color de la solución de medición (amarillo – verde a verde) con una tarjeta colorimétrica. Los intervalos de medición del test, son los siguientes: 0.2, 0.5, 0.8, 1.2, 1.6, 2, 3, 5, 8 mg/l NH_4^+ y 0.16, 0.4, 0.6, 0.9, 1.2, 1.6, 2.3, 3.9, 6.2 mg/l $\text{NH}_4\text{-N}$

- **Test de hierro**

Se utilizó el test de hierro de marca Merck, para determinar semicuantitativamente hierro di y trivalente en forma disuelta, así como hidróxido de hierro (III) coloidal reciente, a través del método colorimétrico por comparación visual del color de la solución de medición con las zonas de color de una tarjeta colorimétrica. Los intervalos de medición del test, son los siguientes: 0,25 - 0,5 - 1,0 - 2,0 - 3,0 - 5,0 - 7,5 - 10 - 15 mg/l de Fe.

- **Test de Manganeso**

Se utilizó el test de manganeso de marca Merck, para determinar semicuantitativamente los iones manganeso (II), a través del método colorimétrico por comparación visual del color de la solución de medición con las zonas de color de una tarjeta colorimétrica. Los intervalos de medición del test, son los siguientes: 0,03-0,06-0,10-0,15-0,20-0,25-0,3-0,4-0,5mg/l deMn.

- **Test de Arsénico**

Se utilizó el test de hierro de marca Merck, para determinar semicuantitativamente arsénico trivalente y pentavalente, a través del método colorimétrico por comparación visual de la zona de reacción de la tira de ensayo con las zonas de una escala colorimétrica. Los intervalos de medición del test, son los siguientes: 0,02 - 0,05 - 0,1 - 0,2 - 0,5, 1,0 - 1,7 - 3,0 mg/l.

CAPÍTULO IV

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

4.1. Hidrolisis de urea comercial con *Glycine max*

a) Evaluación del efecto del sustrato en la actividad enzimática

La hidrólisis de la urea avanza a medida que el sustrato (la urea) se hidroliza para formar amonio-amoniaco y bicarbonato, lo que da como resultado un pH elevado de la solución y un aumento de la fuerza iónica/especies cargadas debido a la transformación de la urea neutra en compuestos cargados (Ray et al., 2018). En la figura 2 se presenta los resultados de las mediciones de amonio-amoniaco, pH y conductividad durante la hidrolisis de urea utilizando harina de soya como fuente de ureasa (0,1g/l) a diferentes concentraciones de urea comercial, en los primeros 60 minutos de reacción. La figura 2(a) muestra que a mayor concentración de urea es decir mayor cantidad de sustrato disponible para la hidrolisis se genera mayor concentración de amonio-amoniaco. La figura 2(b), muestra que el pH sigue una tendencia similar a la concentración de amonio-amoniaco, lo que se esperaba debido a la producción de hidróxido

en la reacción. El pH aumentó de 8.1 (medido en el blanco) a 9.32 a 2% de urea, estabilizándose a partir de 9.23 unidades de pH a una concentración 1.4% de urea. El pH se estabiliza debido al equilibrio de bicarbonato y al amoníaco/amonio en el sistema, evitando que el pH aumente aunque la reacción de hidrólisis no haya llegado a su fin (Dupraz et al., 2009). En la figura 2(c), la conductividad aumentó a mayor concentración de sustrato, siguiendo una tendencia similar a la concentración de amoníaco-amonio, también se esperaba este comportamiento, debido a que se presenta una tendencia creciente en la producción de iones amonio y bicarbonato a partir de urea neutra.

En esta etapa de la investigación, se ha identificado que a mayor concentración de sustrato mayor actividad enzimática. La medición de la actividad de la ureasa se realizó a través de la concentración de amonio-amoniaco, ya que este constituye el principal producto del proceso de hidrólisis (véase la Ecuación 9). De acuerdo con la Figura 2, se evidencia una mayor generación de amonio-amoniaco al emplear urea al 2%.

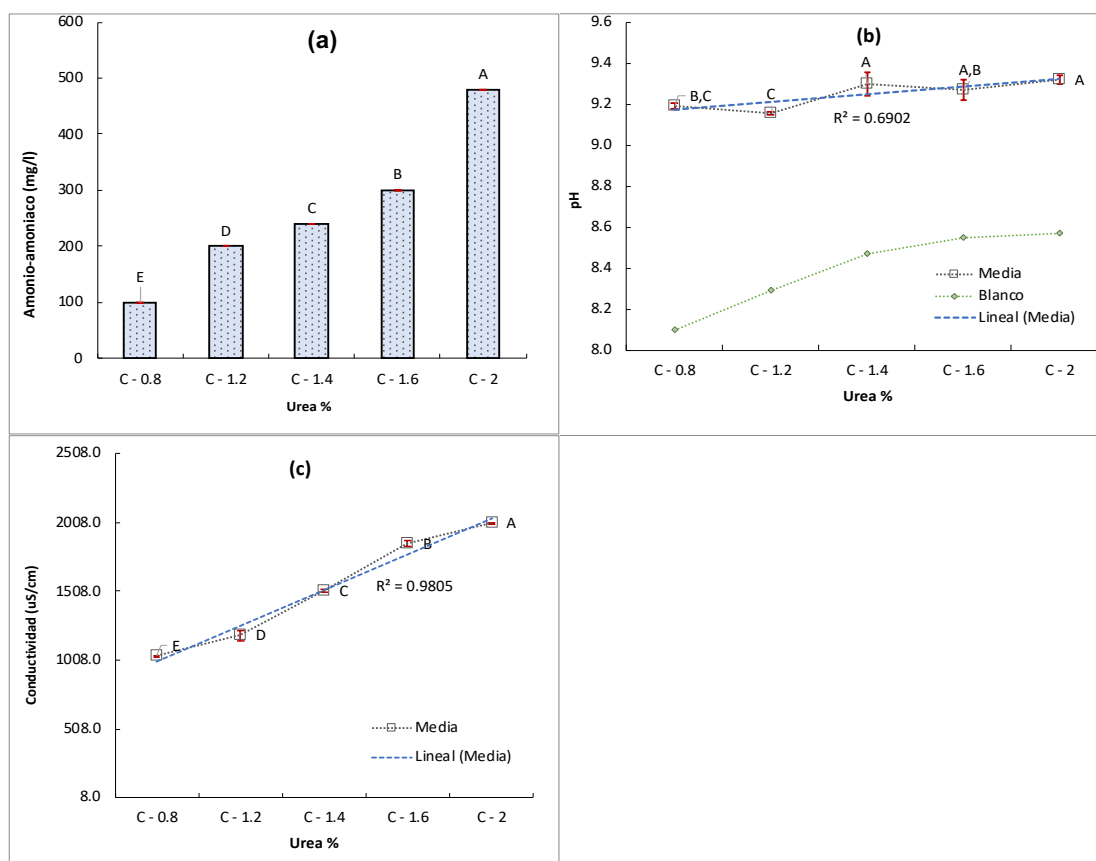


Figura 2 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes concentraciones de sustrato. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

b) Evaluación del efecto de la ureasa en la hidrolisis de la urea

En el proceso de hidrolisis de la urea, la ureasa desempeña una función importante, ya que actúa como un catalizador para la rápida conversión de la urea (Palma, 1987). Para estas pruebas se empleó harina de soya como fuente de ureasa. Para obtener la harina, se trituraron granos de semillas de soya (*Glycine max*) con un molino manual, dado que esta leguminosa es reconocida como una fuente natural que contiene ureasa, de acuerdo con la investigación de Takeuchi (Velásquez, 1918).

En la figura 3 se presentan los resultados de las mediciones de amonio-amoniaco, pH y conductividad durante la hidrolisis de urea

comercial al 2%, utilizando diferentes concentraciones de ureasa; 0.01, 0.03, 0.05, 0.1, 0.2, 0.3 y 0.4 g/l, en los primeros 60 minutos de reacción. Se observa que a un incremento en la concentración enzimática se presenta una mayor generación de amonio-amoniaco, esto se atribuye a la capacidad de la enzima para incrementar la velocidad de reacción de la hidrólisis. A concentraciones enzimáticas más altas, mayor son las moléculas disponibles para unirse al sustrato y catalizar la reacción (Timberlake, 2013). Sin embargo, a partir de una concentración de 0.1 g. de ureasa, se observa una generación casi constante de amonio-amoniaco ($p < 0.05$), indicando que esta cantidad de enzima es la más eficiente para mantener un rendimiento constante en la producción de amonio-amoniaco. La figura 3(b), muestra que el pH sigue una tendencia similar a la concentración de amonio-amoniaco y que a partir de 9.6 unidades de pH a 0.1 g de ureasa (harina de soya), no se observa un incremento significativo en el pH, incluso al triplicar o cuadruplicar la concentración de ureasa. Este fenómeno se atribuye a la capacidad de la solución de amonio-amoniaco para amortiguar el incremento del pH. En la figura 3(c), la conductividad también sigue una tendencia similar a la concentración de amoniaco-amonio, estabilizándose a partir de 2.0 g de ureasa. El incremento en la conductividad está directamente relacionado con la mayor generación de iones en el sistema de reacción.

En esta etapa de la investigación, se ha observado que las concentraciones de ureasa de 0.3 y 0.4 g/l alcanzan los valores más elevados en la generación de amonio-amoniaco, seguidas por las concentraciones de 0.1 y 0.2 g/l. La diferencia en la generación de amonio-amoniaco entre estos dos últimos grupos es mínima (20 mg). No obstante, para lograr este incremento mínimo, se requiere al menos el doble de ureasa, lo que indica una falta de proporcionalidad. En consecuencia, se ha determinado que duplicar la concentración de ureasa no justifica la pequeña diferencia observada. Por esta razón, se opta por 0.1 gramo de ureasa, demostrando ser más eficiente para la hidrólisis de urea al 2%.

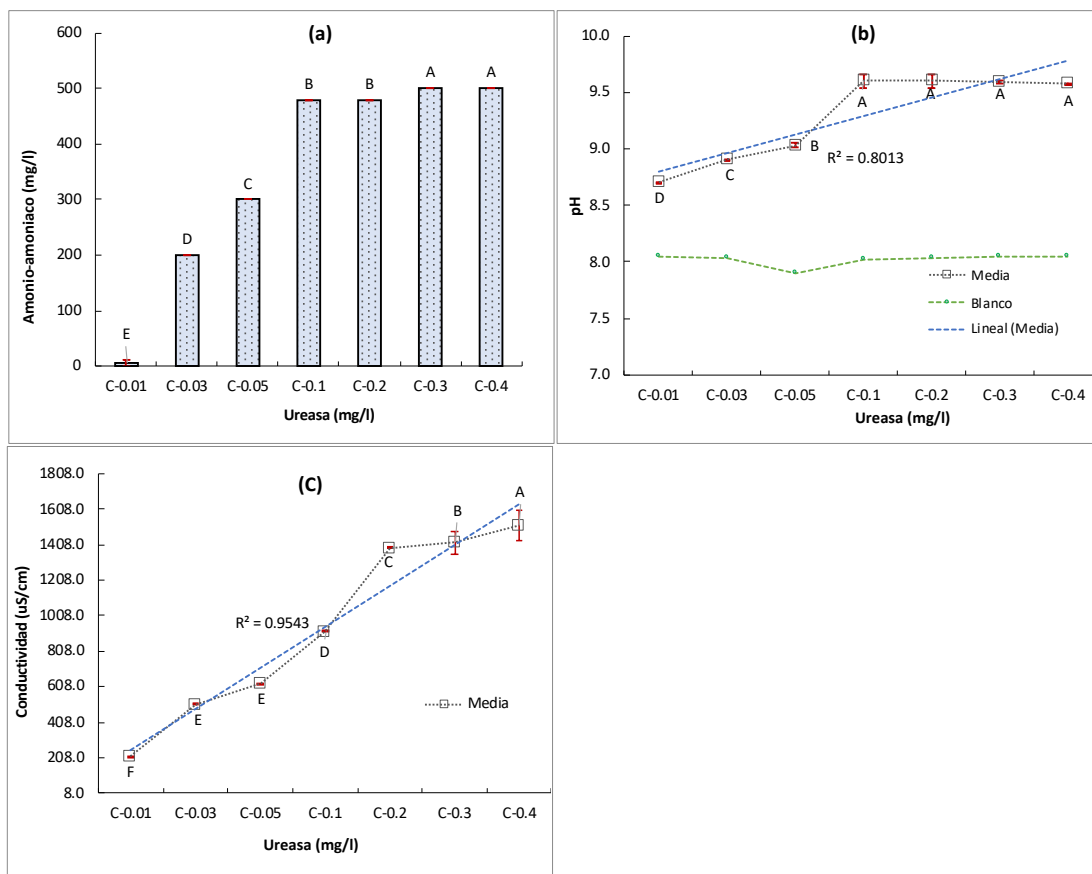


Figura 3 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes concentraciones de ureasa. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

c) Evaluación del efecto del tiempo de reacción en la hidrólisis de la urea.

En la figura 4 se presenta los resultados de las mediciones de amonio-amoniaco, pH y conductividad durante la hidrólisis de urea, a diferentes tiempos de reacción, manteniendo una concentración de urea al 2% con 0.1 g/l de harina de soya. La figura 4(a) muestra una tendencia creciente para la concentración de amonio-amoniaco durante el experimento de 72 horas. A las 48 horas de reacción se registra la máxima cantidad de amonio-amoniaco producido, y posterior a este tiempo, la generación se mantiene en niveles similares estadísticamente ($p < 0.05$). Esta observación subraya la influencia del tiempo en la magnitud de la generación de amoniaco-amonio, evidenciando un punto culminante de la reacción a las 48 horas. La figura 4(b), muestra que el pH sigue una

tendencia similar a la concentración de amonio-amoniaco, se observa un incremento significativo en el pH desde los primeros 30 minutos de reacción, partiendo de un valor inicial de 8 y llegando a alcanzar 9.25 unidades de pH. Después de 24 horas, se registra el punto álgido con un pH de 9.56, y a las 48 horas, se observa una ligera disminución a un valor de 9.44. Este fenómeno se atribuye al papel de amortiguador de pH desempeñado por el amonio generado durante la reacción. En la figura 4 (c), la conductividad, alcanza los 20,000 $\mu\text{S}/\text{cm}$, a las 48 horas de reacción. Es importante señalar que a las 24 horas se observa un valor cercano de 19,626 $\mu\text{S}/\text{cm}$, y posteriormente, después de las 48 horas, los valores permanecen estadísticas similares ($p < 0.05$). La elevada conductividad está directamente relacionada con la presencia de iones en la solución, siendo la hidrólisis de la urea una fuente significativa de su generación. La constancia en los valores observados después de las 48 horas sugiere una estabilización en la producción de iones, indicando posiblemente que la hidrólisis ha culminado.

En esta fase de la investigación, se ha notado que los valores más altos en la generación de amonio-amoniaco se alcanzan a las 48 horas de reacción. Este mismo patrón se refleja en la conductividad eléctrica, sugiriendo que este periodo representa el tiempo eficiente para la hidrólisis.

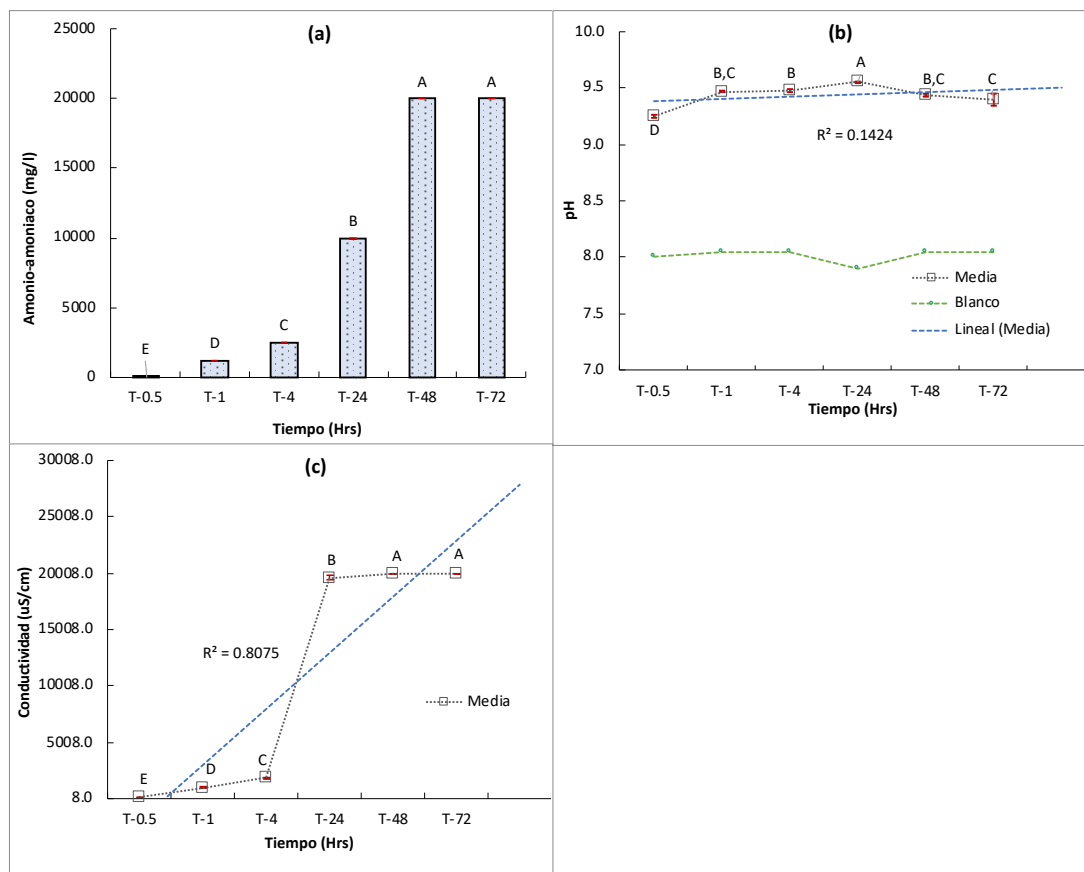


Figura 4 comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad a diferentes tiempos de reacción. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

4.2. Obtención de amonio a partir de orina humana

En el proceso de obtención de amonio biogénico a partir de la hidrólisis de urea en la orina, se emplearon 0.1 gramos de harina de soya por un litro de orina, como catalizador en un periodo de reacción de 48 horas. En la figura 5(a) se representa la generación de amonio-amoniaco durante las 48 horas de reacción, se observa que se obtiene una cantidad significativa de amoniaco-amonio, alcanzando los 8,000 mg/lit. Este hallazgo confirma que la orina es una fuente adecuada de urea para el proceso de hidrólisis, generando un producto valioso como el amonio-amoniaco en la solución.

En la figura 5(b) se observa un incremento gradual del pH durante las 48 horas de reacción, llegando a un punto de estabilización alrededor de

9.00 unidades de pH. A partir de este valor, se aprecia un aumento mínimo en el pH a lo largo del tiempo, indicando una capacidad de amortiguación del sistema. La presencia significativa de la harina de soya como catalizador es destacada al compararla con la muestra en blanco, ya que en esta prueba solo alcanza valores promedio de pH alrededor de 6.94, por tanto, la adición de harina de soya acelera de manera notable el incremento del pH, evidenciando su papel crucial en la facilitación de la hidrólisis de urea.

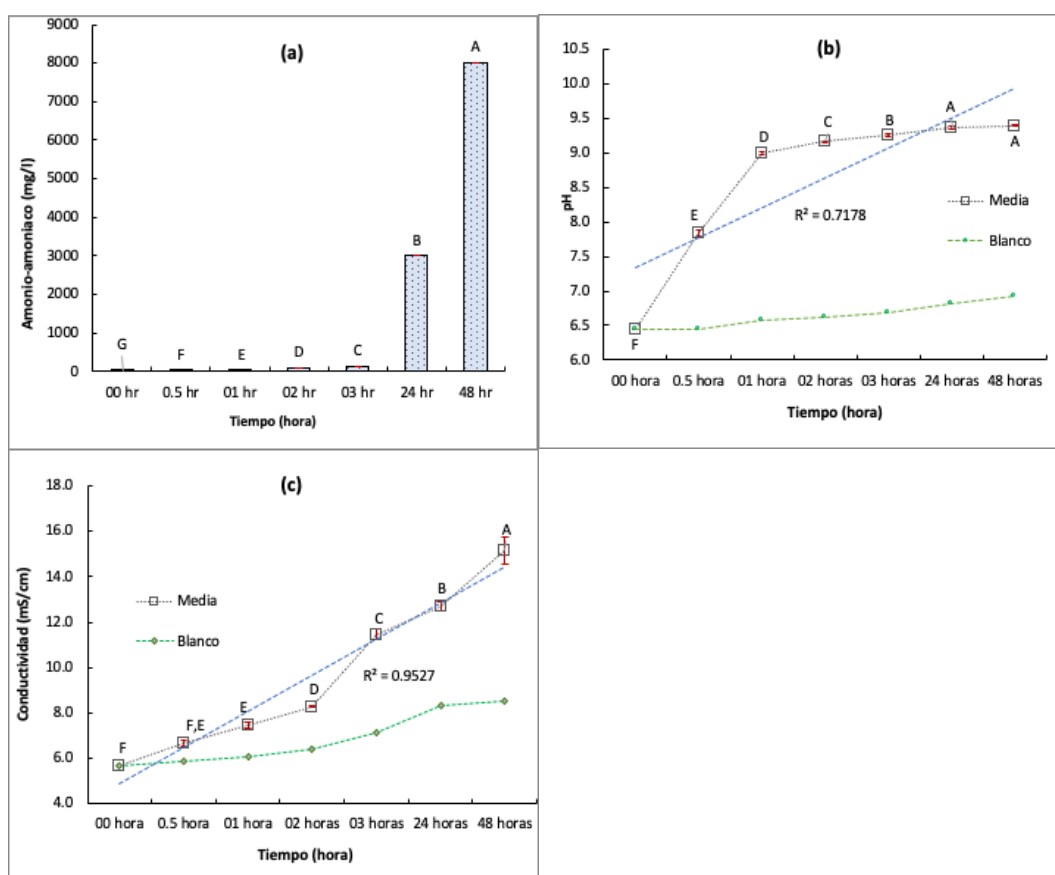


Figura 5 Comportamiento del (a) Amonio-Amoniaco, (b) pH, (c) conductividad durante la obtención de amonio a partir de la orina. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la Figura 05(c), revela un comportamiento lineal con el tiempo. El valor máximo de conductividad alcanzado, 15.150 mS/cm, refleja la capacidad del sistema para generar iones, posiblemente relacionados con la liberación de amonio durante la hidrólisis de urea.

La generación sustancial de amonio, respaldada por la utilización de la orina como fuente de urea, resalta la viabilidad y la eficiencia de este método para obtener amoniaco biogénico a partir de recursos disponibles. Estos resultados fortalecen la idea de que la hidrólisis de urea, con la ayuda de la harina de soya como catalizador, puede ser una estrategia efectiva y sostenible para la producción de amoniaco a partir de fuentes biológicas como la orina.

4.3. Efecto de la orina hidrolizada (Amonio-Amoniaco) sobre los metales pesados, pH y conductividad eléctrica

En la figura 6 se muestra el comportamiento del pH a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Se observó que, al aumentar el volumen de orina hidrolizada, el pH del DAM experimenta un incremento proporcional. Para volúmenes menores (1, 2, 3 y 5 ml), se registró un aumento en el pH de aproximadamente una unidad por cada mililitro de orina hidrolizada, manteniéndose este comportamiento hasta que el pH alcance un nivel neutro. Sin embargo, una vez que el pH entra en el rango alcalino, se observó un cambio en el comportamiento: el incremento en el pH por cada mililitro adicional de orina disminuyó. Por ejemplo, para los volúmenes de 15 y 20 ml (después de alcanzar el estado alcalino), 5 ml adicionales de orina hidrolizada resultan en el aumento de tan solo 0.15 unidades de pH. Estas observaciones ocurren debido a que el amonio (NH_4^+) y el amoníaco (NH_3) contenidos en la orina hidrolizada forman un sistema amortiguador que puede ayudar a controlar el pH en soluciones acuosas (Ray et al., 2018). A medida que aumenta el pH, el equilibrio de la ecuación $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$ se desplaza hacia la formación de amoníaco, lo que permite amortiguar el incremento del pH (Hach, 2023).

El incremento del pH del DAM de 2.5 a 9.27 a diferentes volúmenes de orina hidrolizada se debe a la capacidad del amoníaco de actuar como una base, captando un protón de la molécula de agua y convirtiéndose en ion amonio, dejando libres grupos hidróxidos (OH^- ; Bermeo et al., 2017), como se muestra en la ecuación; $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (Hellström

et al., 1999), este proceso permite la neutralización del DAM por la orina hidrolizada, permitiendo la continuidad de la precipitación de iones metálicos presentes en el DAM.(Sanchez Rial & Ferreira Centeno, 2016).

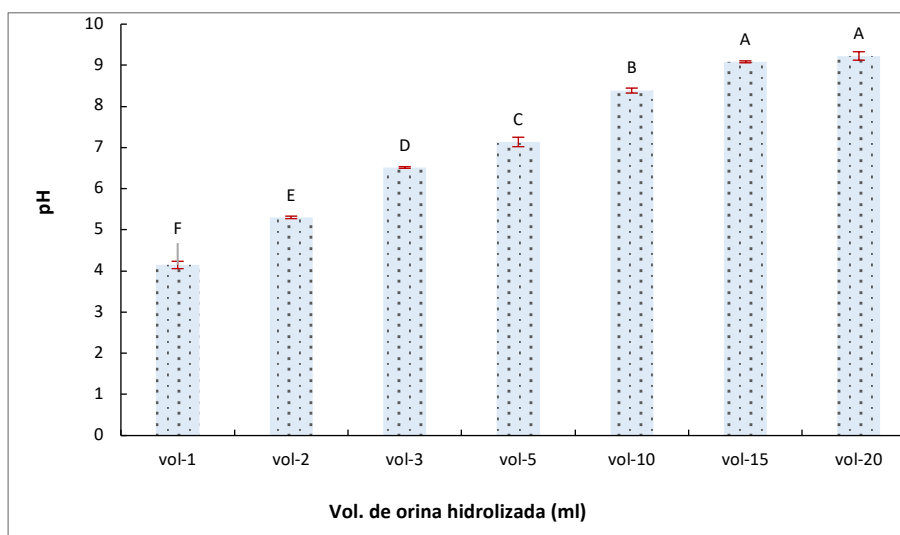


Figura 6 Comportamiento del pH a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la figura 7 se muestra el comportamiento de la conductividad eléctrica al incrementar diferentes volúmenes de orina hidrolizada al DAM. La conductividad se incrementó de un valor de 2.55 mS/cm medido en el DAM, a un valor máximo de 8.27 mS/cm al dosificar un volumen de 20 ml de orina hidrolizada. Este aumento en la conductividad puede explicarse por la presencia de iones como el amonio y los iones hidróxido (OH^-) que se incorporan al DAM en forma de orina hidrolizada (Hellström et al., 1999). La conductividad eléctrica de una solución está relacionada con la presencia de iones disueltos en la misma (Boyd, 2017). Por otro lado, la presencia de iones positivos como sodio (Na^+), calcio (Ca^{+2}), potasio (K^+) y magnesio (Mg^{+2}), y los más negativos, como cloruro (Cl^-), sulfato (SO_4^{-2}), carbonato y bicarbonato, también contribuyen a la conductividad de la solución debido a que la conductividad eléctrica de la orina hidrolizada se ve influenciada por la presencia de iones provenientes de los macroelementos y otros compuestos presentes en la orina. (Ray et al., 2018).

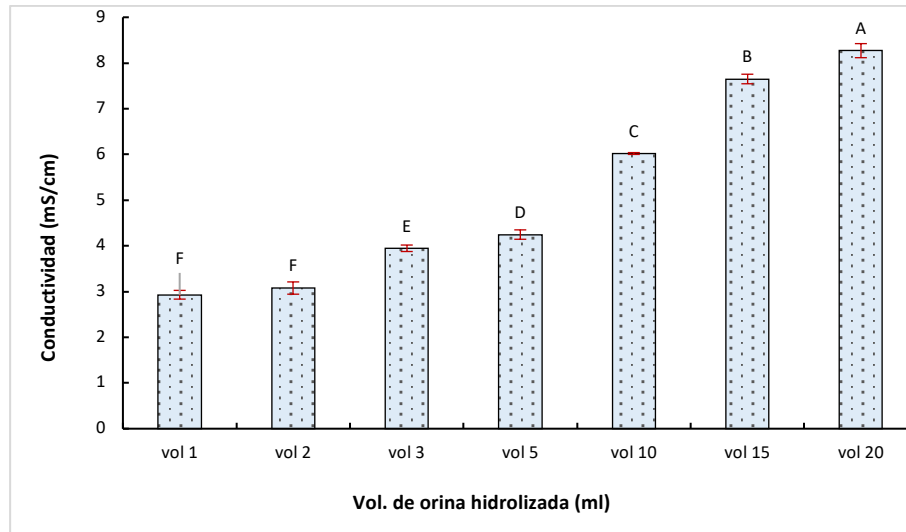


Figura 7 Comportamiento de la conductividad a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la figura 8 se muestran las eficiencias de precipitación de hierro total utilizando diferentes volúmenes de orina hidrolizada. La menor eficiencia se presentó a un 1 ml, la cual aumento al dosificar volúmenes mayores de orina hidrolizada, alcanzando máximas eficiencias de 98.3, 99.1 y 99.4% a volúmenes de 5, 10 y 15 ml respectivamente. Sin embargo, a volúmenes mayores (20 ml), disminuyó ligeramente. La precipitación de hierro está asociado a la alcalinización del pH de la solución (Trujillo, 2022). Según los resultados desde el volumen de 1ml, a un pH de 4.15 el hierro se precipita, lo cual coincide con lo descrito por Lopez et al. (2002), que por encima de un pH alrededor de 3, el ion férrico formado precipita mediante hidrólisis como hidróxido, disminuyendo por tanto el Fe^{3+} . Asimismo, Crittenden, (2012) menciona que el Fe^{+2} precipita a partir de un pH 4.5 y según Balintova & Petrilakova, (2011) la precipitación del Fe^{+2} empieza a pH 3.5 y a un pH de 4.05, este último usando NaOH como base para modificar el pH. De acuerdo con investigaciones realizadas por Kefeni et al., (2017) y Aduvire, (2006), el hierro puede precipitarse de soluciones acuosas mediante la formación de hidróxidos insolubles. La reacción química principal implica la combinación del hierro ferroso (Fe^{+2}) con el hidróxido (OH^-) para formar hidróxido de hierro ($Fe(OH)_2$) y, eventualmente, se oxida a hidróxido férrico ($Fe(OH)_3$), que es insoluble.

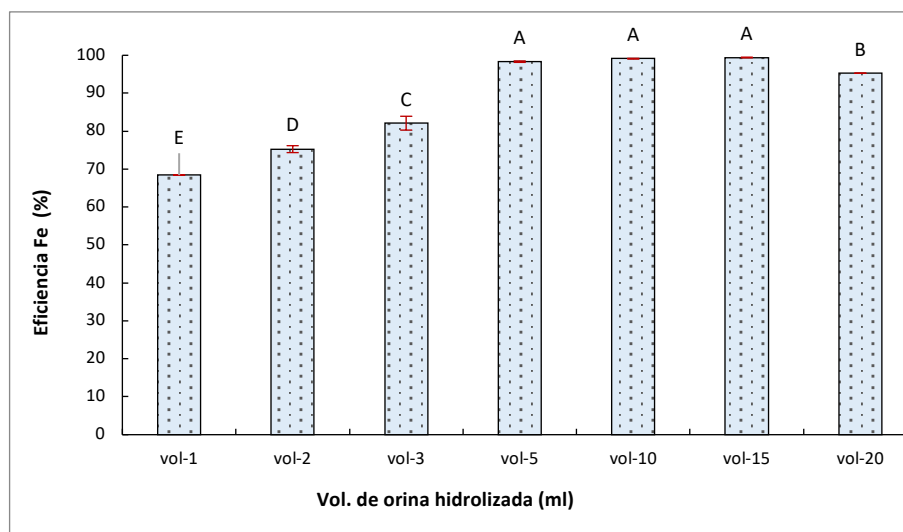


Figura 8 Eficiencias de precipitación de Fe a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la figura 9 se muestran las eficiencias de precipitación de Mn (II) utilizando diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Usando 1 ml se presentó la menor eficiencia, la cual aumentó al dosificar volúmenes mayores de orina hidrolizada. A partir de 5 ml, la eficiencia tiende a estabilizarse, alcanzando máximas eficiencias de 99.87%, 99.53%, 99.57% y 99.86% para 5, 10, 15 y 20 ml, respectivamente ($p > 0.05$). Estas eficiencias coinciden con el pH alcalino que se alcanza a partir de los 5 ml. La orina hidrolizada contiene amonio y amoniaco, los cuales son agentes alcalinizantes. La presencia de estos compuestos aumenta el pH de la solución, facilitando la precipitación del manganeso. Como se menciona en la literatura, el manganeso presenta una alta solubilidad en un amplio rango de pH (pH 4.5 a 8) y su oxidación química es cinéticamente lenta, lo que complica su eliminación (Bamforth et al., 2006). Sin embargo, nuestros resultados indican que a partir de un pH alcalino de 7, se observan eficiencias de remoción del 99%.

Estos resultados son consistentes con estudios previos que destacan la importancia del pH y el potencial redox (Eh) en la formación de precipitados de manganeso. Además, la presencia de amonio y amoniaco

en la orina hidrolizada podría facilitar la formación de complejos de Mn que luego precipitan cuando el pH es adecuado.

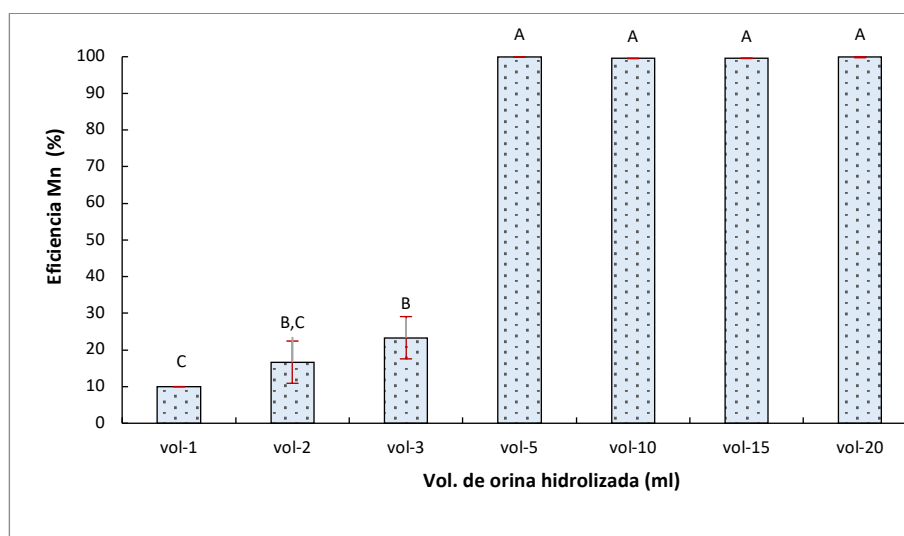


Figura 9 Eficiencias de precipitación de Mn a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la Figura 10 se muestran las eficiencias de precipitación de arsénico trivalente y pentavalente utilizando diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Se observó un incremento significativo en las eficiencias de remoción a partir de volúmenes de 2 ml y 3 ml de orina hidrolizada, alcanzando valores de 50% y 80%, respectivamente. Estas eficiencias continuaron aumentando, logrando máximas eficiencias de 98%, 99%, y 98.67% a volúmenes de 5 ml, 10 ml y 15 ml, respectivamente, donde se estabilizaron ($p > 0.05$). Sin embargo, a volúmenes mayores de 20 ml, la eficiencia disminuyó ligeramente.

Esta variación en las eficiencias de remoción de arsénico puede explicarse por la química de adsorción del arsénico (Lillo, 2008). El arsénico, en sus formas arsenito (As(III)) y arsenato (As(V)), se adsorbe en la superficie de una variedad de materiales presentes en el medio ambiente, como óxidos de metales (especialmente de hierro, manganeso y aluminio), materia orgánica y arcillas. La adsorción de arsenato en oxihidróxidos de hierro es particularmente fuerte y puede ser significativa incluso a bajas concentraciones de arsénico en solución. Los oxihidróxidos de aluminio y manganeso también pueden ser importantes

adsorbentes de arsénico si están presentes en altas concentraciones. Las reacciones de adsorción y desorción de arsenato en superficies de óxidos de hierro son cruciales, ya que estos minerales son comunes y el arsenato se adhiere fuertemente a ellos en condiciones ácidas o de pH cercano a neutro (Lillo, 2008). Sin embargo, en condiciones de pH alcalino, el arsenato puede desorberse de estas superficies. Por lo tanto, a partir de 5 ml de orina hidrolizada, el pH se vuelve alcalino, lo que podría causar una ligera disminución en la eficiencia de remoción debido a la desorción de arsenato de las superficies de óxidos de hierro.

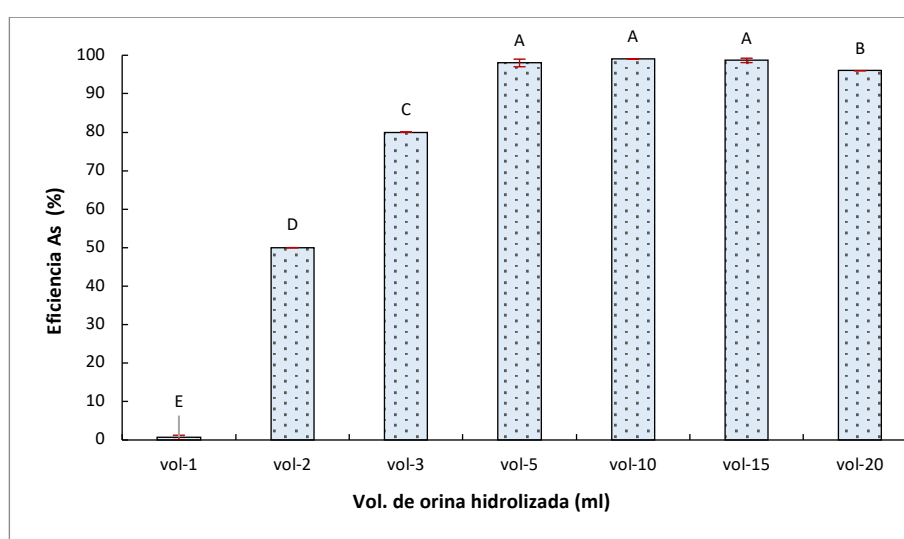


Figura 10 Eficiencias de precipitación de As a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

En la Figura 11 se muestran las eficiencias de precipitación de Fe (total), Mn (II) y As (arsénico (III) y (V)) utilizando diferentes volúmenes de orina hidrolizada. A partir de volúmenes de 5 ml se observaron las máximas eficiencias para los tres metales. Al usar 5 ml de orina hidrolizada, se logró un pH de 7.13 en la solución, lo cual indica que este es el pH óptimo para la mayor precipitación de estos tres metales. La precipitación del hierro y del manganeso a este pH juega un papel crucial en la coprecipitación del arsénico. Los oxihidróxidos de hierro y manganeso formados durante el proceso de precipitación proporcionan superficies activas para la adsorción del arsénico, favoreciendo su eliminación de la solución. La formación de estos oxihidróxidos es

especialmente efectiva en condiciones de pH cercano a neutro, donde el arsenato se adsorbe fuertemente en estas superficies. Sin embargo, a pH más alcalino, la eficiencia de remoción del arsénico puede disminuir debido a la desorción del arsenato de las superficies de los oxihidróxidos. Por lo tanto, la coprecipitación de Fe y Mn no solo contribuye a la eliminación de estos metales, sino que también mejora significativamente la remoción del arsénico, lo que explica las altas eficiencias observadas en volúmenes óptimos de orina hidrolizada.

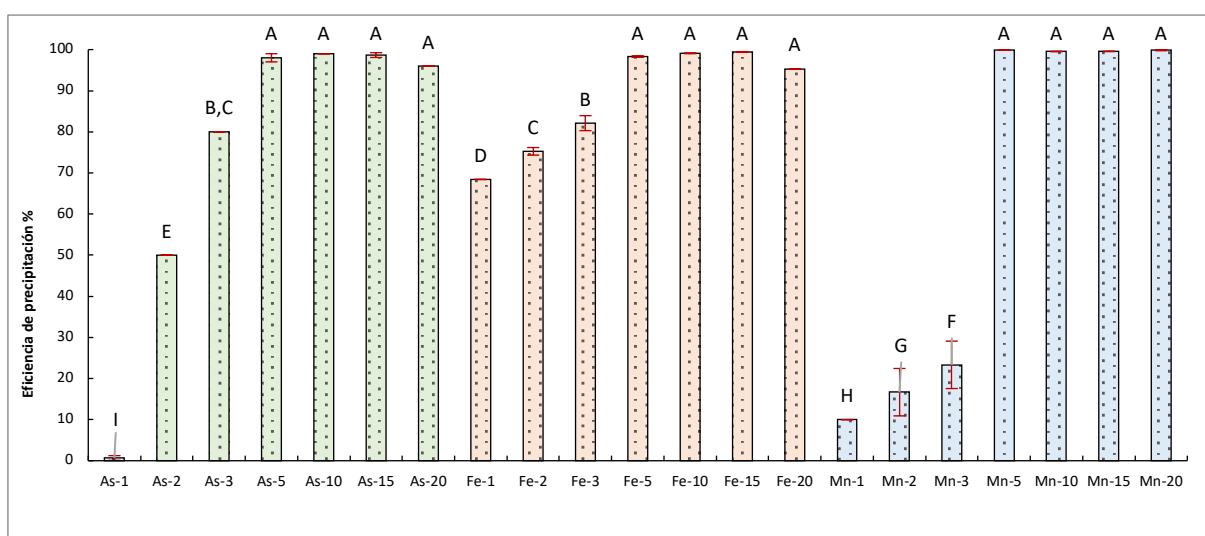


Figura 11 Eficiencias de precipitación de Fe, Mn y As a diferentes volúmenes de orina hidrolizada. Los valores son promedios de tres repeticiones. Letras diferentes representan diferencias estadísticas (prueba Tukey, $p < 0.05$).

CAPÍTULO V

CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

5.1. CONCLUSIONES

- Las condiciones más eficientes para la hidrólisis de la urea fueron: Concentración de urea del 2%, la adición de 0.1 g/l de ureasa proveniente de harina de soya y un tiempo de reacción de 48 horas. Estos parámetros resultaron ser los más eficientes para la mayor generación de amonio-amoniaco, utilizado como indicador clave del proceso de hidrólisis de urea. Además, se determinó que la medición de la conductividad fue especialmente eficaz para monitorear la hidrólisis de la urea, dada su correlación directa con la concentración de amonio-amoniaco.
- A partir de la orina humana, se logró obtener una concentración de 8,000 mg/l de solución de amonio-amoniaco utilizando 0.1 g/l de harina de soya y un tiempo de reacción de 48 horas. Teóricamente, en un escenario de hidrólisis completa, empleando urea sintética a una concentración similar a la de la orina (2% de urea) y bajo las mismas condiciones de ureasa y

tiempo de reacción, se esperaría alcanzar 12,000 mg/l de solución de amonio-amoniaco. Estos resultados indican que la orina es una fuente altamente eficiente para la obtención de soluciones de amonio-amoniaco en términos de rendimiento.

- La orina hidrolizada exhibe una gran capacidad para mejorar las condiciones ácidas del DAM. La aplicación de 20 ml de orina hidrolizada a un volumen de 80 ml de DAM elevó significativamente el pH de 2.5 a 9.27. Este proceso se atribuye a la capacidad del amoníaco para actuar como una base, donde la captación de un protón de la molécula de agua resulta en la formación de iones amonio y la liberación de grupos hidróxidos (OH⁻). Además de su influencia en el pH, la orina hidrolizada ha evidenciado su capacidad para reducir de manera notable los niveles de iones metálicos presentes en el DAM. Específicamente, se logró disminuir los niveles de hierro de 300 mg/l a 1.8 mg/l, manganeso de 50 mg/l a 0.1 mg/l y arsénico de 10 mg/l a 0.1 mg/l. Estas reducciones destacan eficiencias notables del 99.4%, 99.8% y 99.0%, respectivamente.
- La orina humana se ha demostrado como un agente neutralizante altamente eficaz para el tratamiento del DAM. Este enfoque no solo aprovecha un recurso que de otra manera sería descartado, sino que también contribuye de manera integral a la gestión sostenible de residuos y a la mitigación de problemas ambientales.

5.2. RECOMENDACIONES

- Se sugiere llevar a cabo investigaciones a largo plazo para evaluar la estabilidad de la neutralización del DAM utilizando orina hidrolizada, con el fin de entender mejor su efectividad a lo largo del tiempo y bajo diferentes condiciones ambientales.
- Se recomienda realizar pruebas a escala piloto en sitios reales de DAM para evaluar la viabilidad práctica y la eficacia de la técnica de tratamiento

con orina hidrolizada, considerando aspectos logísticos, operativos y de rendimiento a gran escala.

- Se recomienda investigar la posible toxicidad residual de los productos generados a partir de la precipitación de metales, así como la seguridad y el manejo adecuado de los residuos resultantes (lodos) de este proceso.
- Se sugiere realizar una investigación detallada sobre la viabilidad de utilizar la solución de amonio-amoniaco derivada de la orina en tratamientos pasivos de DAM mediante sistemas de humedales. La orina hidrolizada podría ofrecer minerales esenciales que favorezcan el crecimiento de bacterias sulfato reductoras.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Aduvire, O. (2006). *Drenaje Acido de Mina Generacion y Tratamiento*. 140.
- Akcil, A., & Koldas, S. (2006). Acid Mine Drainage (AMD): Causes, treatment and case studies. *Journal of Cleaner Production*, 14(12), 1139-1145. <https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2004.09.006>.
- Akpor, O. (2010). Remediation of heavy metals in drinking water and wastewater treatment systems: Processes and applications. *International journal of physical sciences*, 5, 1807-1817.
- Alvarado, I. (2018). *Identificación de modelos Wiener y Hammerstein aplicados al diseño de un control PID predictivo de pH*. https://pirhua.udep.edu.pe/bitstream/handle/11042/3824/MAS_IME_AU_T_032.pdf?sequence=4&isAllowed=y
- American Public Health Association. (1992). *Métodos normalizados para el analisis de aguas potables y residuales*. Ediciones Díaz de Santos SA.
- Amtul, Z., Atta-ur-Rahman, B. S. P., Siddiqui, R., & Choudhary, M. (2002). Chemistry and Mechanism of Urease Inhibition. *Current Medicinal Chemistry*, 9(14), 1323-1348. <https://doi.org/10.2174/0929867023369853>
- Avnimelech, Y., & Laher, M. (1977). Ammonia Volatilization From Soils: Equilibrium Considerations1. *Soil Science Society of America Journal - SSSAJ*, 41. <https://doi.org/10.2136/sssaj1977.03615995004100060013x>
- Aziz, H. A., Adlan, M. N., & Ariffin, K. S. (2008). Heavy metals (Cd, Pb, Zn, Ni, Cu and Cr(III)) removal from water in Malaysia: Post treatment by high quality limestone. *Bioresource Technology*, 99(6), 1578-1583. <https://doi.org/10.1016/j.biortech.2007.04.007>
- Balintova, M., & Petrilakova, A. (2011). Study of Ph Influence on the Selective Precipitation of Heavy Metals from Acid Mine Drainage. *Chemical Engineering Transactions*, 25, 345-350. <https://doi.org/10.3303/CET1125058>
- Bamforth, S. M., Manning, D. A. C., Singleton, I., Younger, P. L., & Johnson, K. L. (2006). Manganese removal from mine waters – investigating the occurrence and importance of manganese carbonates.

Applied Geochemistry, 21(8), 1274-1287.
<https://doi.org/10.1016/j.apgeochem.2006.06.004>

- Bermeo, M., Bonilla, S. M., & Coloma, T. W. (2017). *Neutralización: Aplicado a aguas residuales* | ISBN 978-9942-760-49-4—Libro. <https://isbn.cloud/9789942760494/neutralizacion-aplicado-a-aguas-residuales/>
- Bini, Claudio. (2012). *Environmental impact of abandoned mine waste: A review*—Google Académico. https://scholar.google.com/scholar_lookup?title=Environmental%20Impact%20of%20Abandoned%20Mine%20Waste%3A%20A%20Review&publication_year=2011&author=C.%20Bini
- Blowes, D. W., Ptacek, C. J., Jambor, J. L., & Weisener, C. G. (2003). The Geochemistry of Acid Mine Drainage. En H. D. Holland & K. K. Turekian (Eds.), *Treatise on Geochemistry* (pp. 149-204). Pergamon. <https://doi.org/10.1016/B0-08-043751-6/09137-4>
- Boyd, C. (2017, octubre 16). *Conductividad eléctrica del agua, parte 1—Responsible Seafood Advocate*. Global Seafood Alliance. <https://www.globalseafood.org/advocate/conductividad-electrica-del-agua-parte-1/>
- Bunce, N. J., Chartrand, M., & Keech, P. (2001). Electrochemical Treatment of Acidic Aqueous Ferrous Sulfate and Copper Sulfate as Models for Acid Mine Drainage. *Water Research*, 35(18), 4410-4416. [https://doi.org/10.1016/S0043-1354\(01\)00170-1](https://doi.org/10.1016/S0043-1354(01)00170-1)
- Calderón Celis, M., & Tuiro Salvador, M. C. (2021). Precipitación de hierro y manganeso secuencial de efluentes de drenaje ácidos. *Revista del Instituto de investigación de la Facultad de minas, metalurgia y ciencias geográficas*, 24(47), 41-46.
- Castillo, L., Satalaya, C., Paredes, Ú., Encalada, M., Zamora, J., & Cuadros, M. (2021). *Pasivos Ambientales Mineros en el Perú: Resultados de la auditoría de desempeño sobre gobernanza*. 52.
- Caviedes, D., Muñoz, R., Alexandra, P., Daniel, R., & Ivan, S. (2015). Tratamientos para la Remoción de Metales Pesados Comúnmente Presentes en Aguas Residuales Industriales. Una Revisión. *Ingeniería y Región*, 13, 73-90. <https://doi.org/10.25054/22161325.710>
- Chaparro, L. (2015). Drenajes ácidos de mina formación y manejo.

Revista ESAICA, 1, 53. <https://doi.org/10.15649/24225126.272>

- Chappuis, M. (2019). *Remediación y activación de pasivos ambientales mineros (PAM) en el Perú*. 50.
- Chen, J., & Wang, L. (2001). Characterization of a Ca-alginate based ion-exchange resin and its applications in lead, copper, and zinc removal. *Separation Science and Technology - SEPAR SCI TECHNOL*, 36, 3617-3637. <https://doi.org/10.1081/SS-100108352>
- Cook, J., Strauss, K., Caplan, Y., Lodico, C., & Bush, D. (2007). Urine pH: The Effects of Time and Temperature after Collection. *Journal of analytical toxicology*, 31, 486-496. <https://doi.org/10.1093/jat/31.8.486>
- Crittenden, J. C. (2012). *MWH's water treatment: Principles and design* (3rd ed.). John Wiley and Sons.
http://www.123library.org/book_details/?id=51693
- Cuizano, N. A., Reyes, U. F., Dominguez, S., Llanos, B. P., & Navarro, A. E. (2010). Relevancia del PH en la adsorción de iones metálicos mediante algas pardas. *Revista de la Sociedad Química del Perú*, 76(2), 123-130.
- Defensoría del Pueblo. (2015). *Un llamado a la remediación- Avances y pendientes en la gestión estatal frente a los pasivos ambientales mineros e hidrocarburíferos*.
- Dold, B. (2010). Basic Concepts in Environmental Geochemistry of Sulfidic Mine-Waste Management. En E. Sunil (Ed.), *Waste Management*. InTech. <https://doi.org/10.5772/8458>
- Dupraz, S., Parmentier, M., Ménez, B., & Guyot, F. (2009). Experimental and numerical modeling of bacterially induced pH increase and calcite precipitation in saline aquifers. *Chemical Geology*, 265(1), 44-53. <https://doi.org/10.1016/j.chemgeo.2009.05.003>
- Edraki, M., Golding, S., Baublys, K., & MG, L. (2005). Hydrochemistry, mineralogy and sulfur isotope geochemistry of acid mine drainage at the Mt. Morgan mine environment, Queensland, Australia. *Applied Geochemistry*, 20, 789-805.
<https://doi.org/10.1016/j.apgeochem.2004.11.004>
- ERANO, Ingenieros Consultores SRL. (2007). *Plan de Cierre de la Relavera—Planta Concentradora de Mesapata UNASAM*.

- Fernández Villalón, M., Calzado Lamela, O., Cascaret Carmenaty, D. A., & Pérez Silva, R. M. (2018). Factores de mayor influencia en la adsorción de metales pesados por biomasa seca de *Kluyveromyces Marxianus* CCEBI 2011. *Tecnología Química*, 38(2), 335-345.
- Gallardo Leyser & Acuña Jose. (2020). *Procesos de Neutralización, Directo y por Etapas, para Remover Metales del Drenaje Ácido de Mina - Algamarca, 2020.*
- Gardea-Torresdey, J. L., Peralta-Videa, J. R., de la Rosa, G., & Parsons, J. G. (2005). Phytoremediation of heavy metals and study of the metal coordination by X-ray absorption spectroscopy. *Coordination Chemistry Reviews*, 249(17), 1797-1810. <https://doi.org/10.1016/j.ccr.2005.01.001>
- Goel, R., Flora, J., & Chen, J. (2007). *Flow Equalization and Neutralization* (pp. 21-45). <https://doi.org/10.1385/1-59259-820-x:021>
- Hach. (2023, septiembre 27). *Amoniaco y amonio*. <https://es.hach.com/parameters/ammonia>
- Hellström, D., Johansson, E., & Grennberg, K. (1999). Storage of human urine: Acidification as a method to inhibit decomposition of urea. *Ecological Engineering*, 12(3), 253-269. [https://doi.org/10.1016/S0925-8574\(98\)00074-3](https://doi.org/10.1016/S0925-8574(98)00074-3)
- Herrera, L. (2021, julio 1). *Procesos de Neutralización de Residuos Industriales Líquidos*. <https://www.cec.uchile.cl/~leherrer/iq651/Apunte1/Fisicoqapu01.htm>
- Hoppensteadt, F. C., & Peskin, C. S. (2012). *Modeling and Simulation in Medicine and the Life Sciences*. Springer Science & Business Media.
- Ighalo, J. O., Kurniawan, S. B., Iwuozor, K. O., Aniagor, C. O., Ajala, O. J., Oba, S. N., Iwuchukwu, F. U., Ahmadi, S., & Igwegbe, C. A. (2022). A review of treatment technologies for the mitigation of the toxic environmental effects of acid mine drainage (AMD). *Process Safety and Environmental Protection*, 157, 37-58. <https://doi.org/10.1016/j.psep.2021.11.008>
- IPE. (2018, agosto 26). Minería en áncash. *Instituto Peruano de Economía*. <https://www.ipe.org.pe/portal/mineria-en-ancash/>
- J. Skousen, A. Rose, G. Geidel, J. Foreman, R. Evans, & W. Hellier. (1998). *A Handbook of Technologies for Avoidance and Remediation of*

Acid Mine Drainage. The National Mine Land Reclamation Center located at West Virginia University in Morgantown, West Virginia.

- Jamieson, H. E., Walker, S. R., & Parsons, M. B. (2015). Mineralogical characterization of mine waste. *Applied Geochemistry*, 57, 85-105. <https://doi.org/10.1016/j.apgeochem.2014.12.014>
- Janet Cotter & Kevin Brigden. (2006). *Acid Mine Drainage: The case of the Lafayette mine, Rapu Rapu (Philippines)*.
- Jarvis, A., & Younger, P. L. (1996). *Dominating Chemical Factors in Mine Water Induced Impoverishment of the Invertebrate Fauna of Two Streams in the Durham Coalfield, UK: Chemistry and Ecology: Vol 13, No 4*. <https://www.tandfonline.com/doi/abs/10.1080/02757549708035531>
- Jennings, S.R, Neuman, D.R, & Blicher, P.S. (2008). *Acid Mine Drainage and Effects on Fish Health and Ecology: A Review*.
- Johnson, D. B., & Hallberg, K. B. (2005). Acid mine drainage remediation options: A review. *Science of The Total Environment*, 338(1-2), 3-14. <https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2004.09.002>
- Jönsson, H., Baky, A., Jeppsson, U., Hellström, D., & Kärrman, E. (2005). *Composition of urine, faeces, greywater and biowaste*.
- Kefeni, K. K., Msagati, T. A. M., & Mamba, B. B. (2017). Acid mine drainage: Prevention, treatment options, and resource recovery: A review. *Journal of Cleaner Production*, 151, 475-493. <https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2017.03.082>
- Krajewska, B. (2009). Ureases I. Functional, catalytic and kinetic properties: A review. *Journal of Molecular Catalysis B: Enzymatic*, 59(1-3), 9-21. <https://doi.org/10.1016/j.molcatb.2009.01.003>
- Kuyucak, N. (2006). *Selecting Suitable Methods for Treating Mining Effluents*. 37.
- *Ley 28271 Ley que regula los pasivos ambientales de la actividad minera*. (2004).
- Lillo, J. (2008). *Peligros geoquímicos: Arsénico de origen natural en las aguas*.
- Liu, Z., Zhao, Q., Wang, K., Lee, D., Qiu, W., & Wang, J. (2008). Urea hydrolysis and recovery of nitrogen and phosphorous as MAP from stale

- human urine. *Journal of Environmental Sciences*, 20(8), 1018-1024. [https://doi.org/10.1016/S1001-0742\(08\)62202-0](https://doi.org/10.1016/S1001-0742(08)62202-0)
- Long, A., Zhang, J., Yang, L.-T., Ye, X., Lai, N.-W., Tan, L.-L., Lin, D., & Chen, L.-S. (2017). Effects of Low pH on Photosynthesis, Related Physiological Parameters, and Nutrient Profiles of Citrus. *Frontiers in Plant Science*, 8. <https://www.frontiersin.org/articles/10.3389/fpls.2017.00185>
 - Lopez, E., Aduvire, O., & Baretino, D. (2002). *Tratamientos pasivos de drenajes ácidos de mina: Estado actual y perspectivas de futuro*. http://www.igme.es/Boletin/2002/113_1_2002/4-ARTICULO%20TRATAMIENTOS.pdf
 - Luther, G. W. (1987). Pyrite oxidation and reduction: Molecular orbital theory considerations. *Geochimica et Cosmochimica Acta*, 51(12), 3193-3199. [https://doi.org/10.1016/0016-7037\(87\)90127-X](https://doi.org/10.1016/0016-7037(87)90127-X)
 - Maree, J. P., de Beer, M., Strydom, W. F., Christie, A. D. M., & Waanders, F. B. (2004). Neutralizing Coal Mine Effluent with Limestone to Decrease Metals and Sulphate Concentrations. *Mine Water and the Environment*, 23(2), 81-86. <https://doi.org/10.1007/s10230-004-0043-1>
 - McCormick, J. S. (1981). Effectiveness and efficiency. *The Journal of the Royal College of General Practitioners*, 31(226), 299-302.
 - MINAM. (2010). *DS N° 010-2010-MINAM, Límites máximos permisibles para la descarga de efluentes líquidos de Actividades Minero – Metalúrgicas*.
 - MINEM. (2015). *INVENTARIO RM 200-2021.pdf*. https://www.minem.gob.pe/minem/archivos/file/Mineria/LEGISLACION/2021/ANEXO_INVENTARIO%20RM%20200-2021.pdf
 - MINEM. (2021). *Inventario RM 200-2021*. https://www.minem.gob.pe/minem/archivos/file/Mineria/LEGISLACION/2021/ANEXO_INVENTARIO%20RM%20200-2021.pdf
 - Ministerio de Energía y Minas. (2022). *Perú: País Minero—Minería*. https://www.minem.gob.pe/_detalle.php?idSector=1&idTitular=159&idMenu=sub149&idCateg=159
 - Mir, C., Rodriguez, A., Rodrigo, D., Saez-Torres, C., Frontera, G., Lumberras, J., Espinosa, N., Gomez, C., Costa-Bauza, A., & Grases, F.

- (2020). Analysis of urine composition from split 24-h samples: Use of 12-h overnight samples to evaluate risk factors for calcium stones in healthy and stone-forming children. *Journal of Pediatric Urology*, 16(3), 371.e1-371.e7. <https://doi.org/10.1016/j.jpurol.2020.02.011>
- Ndlovu, S., Simate, G. S., Seepe, L., Shemi, A., Sibanda, V., & van Dyk, L. (2012). The Removal of Co 2+ , V 3+ and Cr 3+ from Waste Effluents Using Cassava Waste. *South African Journal of Chemical Engineering*, 18, 51-69.
 - O'Sullivan, A. (2005). Mine Water: Hydrology, Pollution and Remediation, Paul L. Younger, Steven A. Banwart, Robert S. Hedin. Kluwer Academic Publishers (2002), (464 pp., US\$ 165.00 (Hardbound), US\$ 83.00 (Paperback)), ISBN: 1-4020-0137-1 (Hardbound), 1-4020-0138-X (Paperback). *Ecological Engineering*, 25, 470-472. <https://doi.org/10.1016/j.ecoleng.2005.05.003>
 - Palma, R. (1987). *Distribución , Características y Cinética de la Actividad Ureasa en un Argiudol Típico*.
 - Palo, Carla Del Rosario. (2021). *Evaluación del tratamiento activo de drenajes ácidos de mina provenientes del distrito de Yarabamba, Arequipa*.
 - Park, S.-M., Yoo, J.-C., Ji, S.-W., Yang, J.-S., & Baek, K. (2013). Selective recovery of Cu, Zn, and Ni from acid mine drainage. *Environmental Geochemistry and Health*, 35(6), 735-743. <https://doi.org/10.1007/s10653-013-9531-1>
 - Patel, A., Mungray, A. A., & Mungray, A. K. (2020). Technologies for the recovery of nutrients, water and energy from human urine: A review. *Chemosphere*, 259, 127372. <https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2020.127372>
 - Pedersen, A. J., Ottosen, L. M., & Villumsen, A. (2005). Electrolytic removal of heavy metals from municipal solid waste incineration fly ash using ammonium citrate as assisting agent. *Journal of Hazardous Materials*, 122(1-2), 103-109. <https://doi.org/10.1016/j.jhazmat.2005.03.019>
 - Pérez, N. S. V., & Susa, M. R. (2014). *Saneamiento de Aguas Contaminadas por la Minería*.
 - Randall, D. G., & Naidoo, V. (2018). Urine: The liquid gold of wastewater.

Journal of Environmental Chemical Engineering, 6(2), 2627-2635.
<https://doi.org/10.1016/j.jece.2018.04.012>

- Ray, H., Saetta, D., & H. Boyer, T. (2018). Characterization of urea hydrolysis in fresh human urine and inhibition by chemical addition. *Environmental Science: Water Research & Technology*, 4(1), 87-98.
<https://doi.org/10.1039/C7EW00271H>
- Red internacional para la prevención del ácido (INAP). (2009). *Guía global de drenaje de roca ácida (Guía Gard)*.
http://www.gardguide.com/index.php?title=Chapter_2#2.4.4_The_Sulphide_Oxidation_Process
- Reyes, A. (2018). *Contaminación por Metales Pesados de Aguas y Suelos en la Microcuenca Quilcayhuanca; su relación con la Litología y el Contexto del Cambio Climático; Huaraz Ancash Perú 2014-2015*.
- Rodríguez-Jiménez, T. de J., Ojeda-Barrios, D. L., Universidad Autónoma de Chihuahua, Blanco-Macías, F., Universidad Autónoma Chapingo, Valdez-Cepeda, R. D., & Parra-Quezada, R. (2016). Urea y níquel en la fisiología de las plantas. *Revista Chapingo Serie Horticultura*, XXII(2), 69-81. <https://doi.org/10.5154/r.rchsh.2014.11.051>
- Ruihua, L., Lin, Z., Tao, T., & Bo, L. (2011). Phosphorus removal performance of acid mine drainage from wastewater. *Journal of Hazardous Materials*, 190(1), 669-676.
<https://doi.org/10.1016/j.jhazmat.2011.03.097>
- Salas Urviola, F. B., Guadarrama Guzmán, P., Gutiérrez Bazán, J. J., García Luna, N., Fernández Villagómez, G., Alarcón Herrera, M. T., Salas Urviola, F. B., Guadarrama Guzmán, P., Gutiérrez Bazán, J. J., García Luna, N., Fernández Villagómez, G., & Alarcón Herrera, M. T. (2020). Determinación de posible Drenaje Ácido de Mina y Caracterización de Jales Mineros Provenientes de la Mina Cerro de Mercado, Durango, México. *Revista internacional de contaminación ambiental*, 36(3), 729-744. <https://doi.org/10.20937/rica.53461>
- Sanchez Rial, J. E., & Ferreira Centeno, J. P. (2016). Drenajes ácidos de Mina Alternativas de tratamiento. *Revista de Medio Ambiente y Minería*, 1, 20-33.
- Simate, G. S., & Ndlovu, S. (2014). Acid mine drainage: Challenges and opportunities. *Journal of Environmental Chemical Engineering*, 2(3), 1785-1803. <https://doi.org/10.1016/j.jece.2014.07.021>

- Singer, P. C., & Stumm, W. (1970). Acidic Mine Drainage: The Rate-Determining Step. *Science*, 167(3921), 1121-1123. <https://doi.org/10.1126/science.167.3921.1121>
- Singh, R., Gautam, N., Mishra, A., & Gupta, R. (2011). Heavy metals and living systems: An overview. *Indian Journal of Pharmacology*, 43(3), 246-253. <https://doi.org/10.4103/0253-7613.81505>
- Skousen, J. G., Ziemkiewicz, P. F., & McDonald, L. M. (2019). Acid mine drainage formation, control and treatment: Approaches and strategies. *The Extractive Industries and Society*, 6(1), 241-249. <https://doi.org/10.1016/j.exis.2018.09.008>
- Skousen, J., Sexstone, A., & Ziemkiewicz, P. (2000). Acid Mine Drainage Control and Treatment. *Reclamation of Drastically Disturbed Lands*. <https://doi.org/10.2134/agronmonogr41.c6>
- Stumm, W., Sigg, L., & Schnoor, J. L. (1987). *Aquatic chemistry of acid deposition* (world) [Research-article]. ACS Publications; American Chemical Society. <https://doi.org/10.1021/es00155a001>
- Tangahu, B. V., Sheikh Abdullah, S. R., Basri, H., Idris, M., Anuar, N., & Mukhlisin, M. (2011). A Review on Heavy Metals (As, Pb, and Hg) Uptake by Plants through Phytoremediation. *International Journal of Chemical Engineering*, 2011, e939161. <https://doi.org/10.1155/2011/939161>
- Thisani, S. K., Kallon, D. V. V., & Byrne, P. (2021). Review of Remediation Solutions for Acid Mine Drainage Using the Modified Hill Framework. *Sustainability*, 13(15), Article 15. <https://doi.org/10.3390/su13158118>
- Timberlake, K. (2013). *Química general, orgánica y biológica: Estructuras de la vida*. Pearson Educación.
- Trujillo Marcos, J. K. (2022). Optimización de la remoción de hierro del drenaje ácido de mina del pasivo ambiental minero de Mesapata, Recuay- Áncash, 2020-2021. *Universidad Nacional Santiago Antúnez de Mayolo*. <http://repositorio.unasam.edu.pe/handle/UNASAM/5134>
- Vargas Cordero, Z. R. (2009). La Investigación aplicada: Una forma de conocer las realidades con evidencia científica. *Revista Educación*, 33(1), 155. <https://doi.org/10.15517/revedu.v33i1.538>
- Velásquez, M. A. (1918). Dosaje de la Urea por la ureasa. *Anales de la*

Facultad de Medicina, 1, 162-168.

<https://doi.org/10.15381/anales.v1i0.10692>

- Viadero, R. C., Wei, X., & Buzby, K. M. (2006). Characterization and Dewatering Evaluation of Acid Mine Drainage Sludge from Ammonia Neutralization. *Environmental Engineering Science, 23(4)*, 734-743. <https://doi.org/10.1089/ees.2006.23.734>
- Wang, L. K. (Ed.). (2005). *Physicochemical treatment processes*. Humana Press.
- Wei, T. T., Yu, Y., Hu, Z. Q., Cao, Y. B., Gao, Y., Yang, Y. Q., Wang, X. J., & Wang, P. J. (2013). Research Progress of Acid Mine Drainage Treatment Technology in China. *Applied Mechanics and Materials, 409-410*, 214-220. <https://doi.org/10.4028/www.scientific.net/AMM.409-410.214>
- Wei, X., Viadero, R., & Buzby, K. (2005). Recovery of Iron and Aluminum from Acid Mine Drainage by Selective Precipitation. *Environmental Engineering Science - ENVIRON ENG SCI, 22*, 745-755. <https://doi.org/10.1089/ees.2005.22.745>
- Yang, Z., Liu, Z., Dabrowska, M., Debiec-Andrzejewska, K., Stasiuk, R., Yin, H., & Drewniak, L. (2021). Biostimulation of sulfate-reducing bacteria used for treatment of hydrometallurgical waste by secondary metabolites of urea decomposition by *Ochrobactrum* sp. POC9: From genome to microbiome analysis. *Chemosphere, 282*, 131064. <https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2021.131064>
- Yang, Z., Uhrynowski, W., Jakusz, G., Retka, J., Karczewska-Golec, J., Debiec-Andrzejewska, K., Rogulski, Z., & Drewniak, L. (2020). Biochemical treatment of leachates from hydrometallurgical recycling of spent alkaline batteries. *Hydrometallurgy, 191*, 105223. <https://doi.org/10.1016/j.hydromet.2019.105223>
- Zdun, T. (2001). *Modelling The Hydrodynamics of Collie Mining Void 5B*. 68.
- Zerner, B. (1991). Recent advances in the chemistry of an old enzyme, urease. *Bioorganic Chemistry, 19(1)*, 116-131. [https://doi.org/10.1016/0045-2068\(91\)90048-T](https://doi.org/10.1016/0045-2068(91)90048-T)

ANEXOS



ANEXO 01: REPORTE DE DATOS

REPORTE DE DATOS OE1: Caracterizar la hidrólisis de urea en función de la concentración de sustrato (urea), cantidad de ureasa (harina de soya) y el tiempo de reacción.

Tabla 6 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniaco a diferentes concentraciones de urea en los primeros 60 minutos de reacción.

Urea (%)	Repeticiones	pH(*)	Conductividad(*) (uS/cm)	Amonio - Amoniaco(*) (mg/l)
0.8	Control	8.1	8.2	0.2
	1	9.21	1036	480
	2	9.18	1039	480
	3	9.18	1030	480
1.2	Control	8.29	13.1	0.2
	1	9.16	1146	720
	2	9.15	1202	720
	3	9.15	1210	720
1.4	Control	8.47	14.2	0.5
	1	9.23	1501	960
	2	9.33	1520	960
	3	9.33	1510	960
1.6	Control	8.55	13.9	0.5
	1	9.21	1862	1000
	2	9.29	1825	1000
	3	9.3	1870	1000
2	Control	8.57	16.7	0.8
	1	9.34	1997	1200
	2	9.32	2010	1200
	3	9.3	1998	1200

(*)Las mediciones de pH, conductividad y concentración de amonio-amoniaco se realizaron a los 60 min de reacción.

Tabla 7 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniaco a diferentes concentraciones de ureasa en los primeros 60 minutos de reacción.

Ureasa (gr)	Repeticiones	pH(*)	Conductividad(*) (uS/cm)	Amonio Amoniaco (*) (mg/l)
0.01	Control	8.05	21.05	0.5
	1	8.71	214.07	0.9
	2	8.69	210.05	10
	3	8.7	216	10
0.03	Control	8.04	22.6	0.8
	1	8.91	507.67	200
	2	8.91	514.64	200
	3	8.9	508.6	200
0.05	Control	7.9	24	0.8
	1	9.04	622	300
	2	9.05	625	300
	3	9.01	628	300
0.1	Control	8.02	26	0.8
	1	9.67	919	480
	2	9.56	920	480
	3	9.57	923	480
0.2	Control	8.04	25.2	10
	1	9.67	1393	480
	2	9.57	1385	480
	3	9.57	1396	480
0.3	Control	8.05	25.9	10
	1	9.6	2076	500
	2	9.57	2315	500
	3	9.6	2080	500
0.4	Control	8.05	26.8	10
	1	9.57	2470	500
	2	9.57	2625	500
	3	9.58	2476	500

(*)Las mediciones de pH, conductividad y concentración de amonio-amoniaco se realizaron a los 60 min de reacción.

Tabla 8 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Amonio-Amoniaco a diferentes tiempos de reacción.

Tiempo (horas)	Repeticiones	Ph	Conductividad (us/cm)	Amonio Amoniaco (mg/l)
0.5	Control	8.01	21.05	0.2
	1	9.23	102	2
	2	9.26	90.9	2
	3	9.26	120.5	2
1	Control	8.04	22.6	0.2
	1	9.47	949	1200
	2	9.46	988	1200
	3	9.47	1042	1200
4	Control	7.9	24	0.5
	1	9.48	1852	2500
	2	9.49	1870	2500
	3	9.47	1750	2500
24	Control	8.05	26	0.5
	1	9.55	19610	10000
	2	9.56	19370	10000
	3	9.56	19900	10000
48	Control	8.04	25.2	0.8
	1	9.43	20000	20000
	2	9.44	20000	20000
	3	9.45	20000	20000
72	Control	8.05	25.9	1.2
	1	9.33	20000	20000
	2	9.44	20000	20000
	3	9.42	20000	20000

REPORTE DE DATOS OE2: Obtener amoniaco a partir de la orina humana tratada empleando ureasa de semillas de Glycine max (soya).

Tabla 9 Mediciones de pH, conductividad y concentración de Amonio-Amoniaco tras la hidrólisis de urea de orina.

Tiempo (hr)	Repepciones	pH	Conductividad (mS/cm)	Amonio-Amoniaco (mg/l)
0	1	6.44	5.67	0.8
0.5	Control	6.45	5.89	0.8
	1	7.81	6.54	8
	2	7.83	6.68	9
	3	7.88	6.77	8
1	Control	6.58	6.09	1.2
	1	8.98	7.47	16
	2	9	7.32	16
	3	9.02	7.56	16
2	Control	6.61	6.4	1.4
	1	9.17	8.27	80
	2	9.16	8.32	80
	3	9.17	8.24	80
3	Control	6.68	7.1	1.4
	1	9.27	11.2	120
	2	9.24	11.5	120
	3	9.23	11.68	120
24	Control	6.82	8.31	2
	1	9.34	12.82	3000
	2	9.36	12.45	3000
	3	9.38	12.83	3000
48	Control	6.93	8.54	8
	1	9.39	15.48	8000
	2	9.4	15.49	8000
	3	9.39	14.48	8000

REPORTE DE DATOS OE3: Evaluar el efecto del amoniaco obtenido de orina humana tratada sobre el incremento del pH y la precipitación de metales pesados presentes en el drenaje ácido de mina.

Tabla 10 Mediciones de pH, Conductividad y concentración de Fe, Mn y As tras tratamiento con diferentes volúmenes de orina hidrolizada

Tratamiento	Repepticiones	Volumen de orina (ml)	pH	Conductividad (mS/cm)	Fe (mg/l)	Mn (mg/l)	As (mg/l)
Control	1	0	2.81	2.55	300	50	10
	2	0	2.84	2.53	350	50	10
	3	0	2.82	2.58	300	50	10
PROMEDIO			2.82	2.55	316.67	50.00	10.00
T1	1	1	4.09	2.98	100	45	10
	2	1	4.1	2.99	100	45	0.9
	3	1	4.25	2.82	100	45	0.9
T2	1	2	5.3	3.23	80	40	5
	2	2	5.42	2.98	75	40	5
	3	2	5.19	3.02	80	45	5
T3	1	3	6.49	3.96	60	40	2
	2	3	6.53	3.87	50	35	2
	3	3	6.53	4.01	60	40	2
T4	1	5	7.02	4.22	5	0.06	0.1
	2	5	7.21	4.36	6	0.08	0.3
	3	5	7.18	4.16	5	0.06	0.2
T5	1	10	8.36	6	3	0.25	0.1
	2	10	8.42	6.02	2.5	0.25	0.1
	3	10	8.38	6.04	3	0.2	0.1
T6	1	15	9.06	7.72	2	0.25	0.1
	2	15	9.1	7.53	1.5	0.2	0.2
	3	15	9.09	7.7	2	0.2	0.1
T7	1	20	9.22	8.1	15	0.03	0.4
	2	20	9.29	8.4	15	0.03	0.4
	3	20	9.17	8.31	15	0.15	0.4

5.3. ANEXO 02: ANÁLISIS ESTADÍSTICO

REPORTE DE DATOS OE1: Caracterizar la hidrólisis de urea en función de la concentración de sustrato (urea), cantidad de ureasa (harina de soya) y el tiempo de reacción.

CONCENTRACIÓN DE UREA

GENERACIÓN DE AMONIO -AMONIACO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de urea (0.8%, 1.2%, 1.4%, 1.6% y 2%), determinó que las concentraciones de urea presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la generación de amonio-amoniaco.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Concentración Urea (%)	4	925440	231360	*	*
Error	10	0	0		
Total	14	925440			

B) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de urea que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Concentración Urea (%)	N	Media	Agrupación
C - 2	3	1200	A
C - 1.6	3	1000	B
C - 1.4	3	960.0	C
C - 1.2	3	720.0	D
C - 0.8	3	480.0	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de urea del 2% presentó la mayor concentración de amonio – amoniaco.

pH

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de urea (0.8%, 1.2%, 1.4%, 1.6% y 2%), determinó que las concentraciones de urea presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de pH.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Concentración Urea (%)	4	0.06057	0.015143	11.65	0.001
Error	10	0.01300	0.001300		
Total	14	0.07357			

B) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de urea que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Concentración Urea (%)	N	Media	Agrupación
C - 2	3	9.3200	A
C - 1.4	3	9.2967	A
C - 1.6	3	9.2667	A B
C - 0.8	3	9.1900	B C
C - 1.2	3	9.15333	C

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de urea del 2%, 1.4% y 1.6% presentaron el mayor valor de pH de 9.32, 9.29 y 9.26, respectivamente (estadísticamente iguales al presentar la misma letra).

CONDUCTIVIDAD

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de urea (0.8%, 1.2%, 1.4%, 1.6% y 2%), determinó que las concentraciones de urea presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de la conductividad.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Concentración Urea (%)	4	2067839	516960	1321.47	0.000
Error	10	3912	391		
Total	14	2071751			

B) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de urea que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Concentración Urea (%)	N	Media	Agrupación
C - 2	3	2001.67	A
C - 1.6	3	1852.3	B
C - 1.4	3	1510.33	C
C - 1.2	3	1186.0	D
C - 0.8	3	1035.00	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de urea del 2% presentó el mayor valor de conductividad eléctrica.

CANTIDAD DE UREASA

GENERACIÓN DE AMONIO -AMONIACO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de ureasa (0.4, 0.3, 0.2, 0.1, 0.05, 0.03 y 0.01 mg/l), determinó que las concentraciones de urea presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la generación de amonio-amoniaco.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Ureasa (mg/l)	6	664292	110715	28076.59	0.000
Error	14	55	4		
Total	20	664347			

A) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de ureasa que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Ureasa (mg/l)	N	Media	Agrupación
C-0.4	3	500.0	A
C-0.3	3	500.0	A
C-0.2	3	480.0	B
C-0.1	3	480.0	B
C-0.05	3	300.0	C
C-0.03	3	200.0	D
C-0.01	3	6.97	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de ureasa de 0.4 y 0.3 presentaron el mayor valor de 500.0 de amonio – amoniaco, (estadísticamente iguales al presentar la misma letra

pH

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de ureasa (0.4, 0.3, 0.2, 0.1, 0.05, 0.03 y 0.01 mg/l), determinó que las concentraciones de ureasa presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de pH.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Ureasa (mg/l)	6	2.77620	0.462700	408.26	0.000
Error	14	0.01587	0.001133		
Total	20	2.79207			

B) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de ureasa que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Ureasa (mg/l)	N	Media	Agrupación
C-0.2	3	9.6033	A
C-0.1	3	9.6000	A
C-0.3	3	9.5900	A
C-0.4	3	9.57333	A
C-0.05	3	9.0333	B
C-0.03	3	8.90667	C
C-0.01	3	8.70000	D

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de ureasa de 0.2, 0.1, 0.3 y 0.4 mg/l presentaron el mayor valor de pH de 9.603, 9.600, 9.590 y 9.573, respectivamente (estadísticamente iguales al presentar la misma letra).

CONDUCTIVIDAD

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes concentraciones de ureasa (0.4, 0.3, 0.2, 0.1, 0.05, 0.03 y 0.01 mg/l), determinó que las concentraciones de urea presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la conductividad.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Ureasa (mg/l)	6	13685475	2280913	602.36	0.000
Error	14	53013	3787		
Total	20	13738489			

B) PRUEBA DE TUKEY

Concentraciones de ureasa que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Ureasa (mg/l)	N	Media	Agrupación
C-0.4	3	2523.7	A
C-0.3	3	2157.0	B
C-0.2	3	1391.33	C
C-0.1	3	920.67	D
C-0.05	3	625.00	E
C-0.03	3	510.30	E
C-0.01	3	213.37	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey para la primera hora de evaluación indicó que la concentración de ureasa de 0.4 mg/l presentaron el mayor valor de conductividad de 2523.7(uS/cm) (estadísticamente iguales al presentar la misma letra).

TIEMPOS DE REACCIÓN

GENERACIÓN DE AMONIO -AMONIACO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 4, 24, 48, 72 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la generación de amonio-amoniaco.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	5	1281117610	256223522	*	*
Error	12	0	0		
Total	17	1281117610			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
T-72	3	20000	A
T-48	3	20000	B
T-24	3	10000	C
T-4	3	2500	D
T-1	3	1200	E
T-0.5	3	2.000	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 72 horas se presentó el mayor valor de 20 000.0 mg/l de amonio – amoniaco.

pH

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 4, 24, 48, 72 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de pH.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	5	0.160450	0.032090	48.14	0.000
Error	12	0.008000	0.000667		
Total	17	0.168450			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
T-24	3	9.55667	A
T-4	3	9.48000	B
T-1	3	9.46667	B C
T-48	3	9.44000	B C
T-72	3	9.3967	C
T-0.5	3	9.2500	D

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 24 horas se presentó el mayor valor de 9.55 pH.

CONDUCTIVIDAD

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 4, 24, 48, 72 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de conductividad.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	5	1612455456	322491091	25120.71	0.000
Error	12	154052	12838		
Total	17	1612609508			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
T-72	3	20000	A
T-48	3	20000	A
T-24	3	19627	B
T-4	3	1824.0	C
T-1	3	993.0	D
T-0.5	3	104.47	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 72 y 48 horas se presentó el mayor valor de 20 000 ($\mu\text{S}/\text{cm}$) (estadísticamente iguales al presentar la misma letra).

REPORTE DE DATOS OE2: Obtener amoníaco a partir de la orina humana tratada empleando ureasa de semillas de *Glycine max* (soya).

OBTENCIÓN DE AMONIO-AMONIACO A PARTIR DE LA ORINA

pH

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 2, 3, 24 y 48 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de pH.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	6	11.3696	1.89494	4372.94	0.000
Error	12	0.0052	0.00043		
Total	18	11.3748			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
48 horas	3	9.39333	A
24 horas	3	9.3600	A
03 horas	3	9.2467	B
02 horas	3	9.16667	C
01 hora	3	9.0000	D
0.5 hora	3	7.8400	E
00 hora	1	6.440	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 48 y 24 horas se presentó el mayor valor de 9.39 y 9.36 pH respectivamente.

CONDUCTIVIDAD

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 2, 3, 24 y 48 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la variación de la conductividad.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	6	188.367	31.3945	398.94	0.000
Error	12	0.944	0.0787		
Total	18	189.311			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
48 horas	3	15.150	A
24 horas	3	12.700	B
03 horas	3	11.460	C
02 horas	3	8.2767	D
01 hora	3	7.4500	E
0.5 hora	3	6.6633	E F
00 hora	1	5.670	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 48 horas se presentó el mayor valor de 15.15 (mS/cm) respectivamente.

GENERACIÓN DE AMONIO -AMONIACO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

El análisis de varianza con referencia a diferentes tiempos de reacción (0.5, 1, 2, 3, 24 y 48 horas) determinó que los tiempos de reacción presentaron diferencia significativa ($p < 0.05$) sobre la generación de amonio-amoniaco.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Tiempo (hrs)	6	159383124	26563854	4.78149E+08	0.000
Error	12	1	0		
Total	18	159383125			

B) PRUEBA DE TUKEY

Tiempos de reacción que comparten la misma letra según la prueba de Tukey, son estadísticamente iguales

Tiempo (hrs)	N	Media	Agrupación
48 horas	3	8000	A
24 horas	3	3000	B
03 horas	3	120.0	C
02 horas	3	80.00	D
01 hora	3	16.00	E
0.5 hora	3	8.333	F
00 hora	1	0.8000	G

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que para un tiempo de reacción de 48 horas se presentó el mayor valor de generación de amonio-amoniaco de 8000 (mg/l).

REPORTE DE DATOS OE3: Evaluar el efecto del amoniaco obtenido de orina humana tratada sobre el incremento del pH y la precipitación de metales pesados presentes en el drenaje ácido de mina.

EFICIENCIAS DE REMOCIÓN DE METALES PESADOS

A) PRUEBA DE NORMALIDAD

	Kolmogorov-Smirnov ^a			Shapiro-Wilk		
	Estadístico	gl	Sig.	Estadístico	gl	Sig.
ph	,180	21	,074	,895	21	,078
conductividad	,223	21	,068	,857	21	,060
eficiencia	,288	21	,050	,798	21	,051

a. Corrección de significación de Lilliefors

En la tabla anterior se observa que luego de análisis de fiabilidad, según método de Shapiro Wilks, las distribuciones de normalidad de las variables de eficiencia, ph y nivel de conductividad tienen distribuciones normales, a un 95% de confianza.

B) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias de eficiencias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias de eficiencias son iguales

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Metal-Vol Orina	20	69710.0	3485.50	1008.69	0.000
Error	42	145.1	3.46		
Total	62	69855.1			

Según la prueba de análisis de varianza, el p-valor obtuvo un nivel del 0.00, inferior al nivel del 0.05, por lo que se rechaza la hipótesis nula, la cual menciona que todos los promedios del porcentaje de eficiencia de remoción son iguales, por lo tanto, se acepta que la menos existe un promedio de eficiencia de remoción diferente.

C) PRUEBA DE TUKEY

Metales pesados	N	Media	Agrupación
Mn-5	3	99.8667	A
Mn-20	3	99.8600	A
Mn-15	3	99.5667	A
Mn-10	3	99.5333	A
Fe-15	3	99.4211	A
Fe-10	3	99.1053	A
As-10	3	99.00	A
As-15	3	98.667	A
Fe-5	3	98.316	A
As-5	3	98.000	A
As-20	3	96.00	A
Fe-20	3	95.26	A
Fe-3	3	82.11	B
As-3	3	80.00	B C
Fe-2	3	75.263	C
Fe-1	3	68.42	D
As-2	3	50.00	E
Mn-3	3	23.33	F
Mn-2	3	16.67	G
Mn-1	3	10.00	H
As-1	3	0.667	I

Las medias que no compartan una letra son significativamente diferentes.

Se observa que, según la prueba de diferencia de Toker, se muestra las similitudes de eficiencia entre los metales y volúmenes de orina, entre los cuales destacan el Manganeso a 5ml de volumen de orina, Mn-20, Mn-15, Mn-10, Fe-15, Fe-10, As-10, As-15, Fe-5, As-5, As-20 y el Fe-20.

CONDUCTIVIDAD

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que el al menos una media del nivel de conductividad (mS/cm) es diferente, a un 95% de confianza.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Vol orina (ml)	6	84.6938	14.1156	1271.68	0.000
Error	14	0.1554	0.0111		
Total	20	84.8492			

B) PRUEBA DE TUKEY

Vol orina (ml)	N	Media	Agrupación
vol 20	3	8.2700	A
vol 15	3	7.6500	B
vol 10	3	6.0200	C
vol 5	3	4.2467	D
vol 3	3	3.9467	E
vol 2	3	3.0767	F
vol 1	3	2.9300	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que al usar un volumen de 20 ml de orina hidrolizada para tratar DAM se presentó el mayor valor de conductividad de 8.27 (mS/cm).

pH

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Vol orina (ml)	6	67.2066	11.2011	2105.85	0.000
Error	14	0.0745	0.0053		
Total	20	67.2811			

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que el al menos una media del pH es diferente, a un 95% de confianza.

B) PRUEBA DE TUKEY

Vol orina (ml)	N	Media	Agrupación
vol-20	3	9.2267	A
vol-15	3	9.0833	A
vol-10	3	8.3867	B
vol-5	3	7.1367	C
vol-3	3	6.5167	D
vol-2	3	5.3033	E
vol-1	3	4.1467	F

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que al usar un volumen de 20 y 15 ml de orina hidrolizada para tratar DAM se presentó el mayor valor de pH de 9.22 y 9.08 respectivamente

ANÁLISIS DE EFICIENCIA POR METAL HIERRO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p -valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia (%) de remoción de hierro es diferente, a un 95% de confianza.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Vol orina (ml)	6	2978.20	496.367	826.30	0.000
Error	14	8.41	0.601		
Total	20	2986.61			

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p -valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia en la remoción de Hierro es diferente, a un 95% de confianza.

B) PRUEBA DE TUKEY

Vol orina (ml)	N	Media	Agrupación
vol-15	3	99.4211	A
vol-10	3	99.1053	A
vol-5	3	98.316	A
vol-20	3	95.26	B
vol-3	3	82.11	C
vol-2	3	75.263	D
vol-1	3	68.42	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que al usar un volumen de 15, 10 y 5 ml de orina hidrolizada para tratar DAM se presentó el mayor valor de eficiencia de remoción de hierro 99.42, 99.10 y 98.31% respectivamente.

ANÁLISIS DE EFICIENCIA POR METAL

MANGANESO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia (%) de remoción de manganeso es diferente, a un 95% de confianza.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Vol orina (ml)	6	35730.3	5955.04	625.03	0.000
Error	14	133.4	9.53		
Total	20	35863.6			

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia en el Manganeso es diferente, a un 95% de confianza.

B) PRUEBA DE TUKEY

Vol orina (ml)	N	Media	Agrupación
vol-5	3	99.8667	A
vol-20	3	99.8600	A
vol-15	3	99.5667	A
vol-10	3	99.5333	A
vol-3	3	23.33	B
vol-2	3	16.67	B C
vol-1	3	10.00	C

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que al usar un volumen de 5, 20, 15 y 10 ml de orina hidrolizada para tratar DAM se presentó el mayor valor de eficiencia de remoción de manganeso 99.866, 99.860, 99.566 y 99.533% respectivamente.

ANÁLISIS DE EFICIENCIA POR METAL

ARSENICO

A) MODELO ESTADÍSTICO ANOVA

Ho: $p \geq 0.05$ Todas las medias son iguales

H1: $p < 0.05$ No todas las medias son iguales

Según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia (%) de remoción de Arsenico es diferente, a un 95% de confianza.

Análisis de Varianza

Fuente	GL	SC Ajust.	MC Ajust.	Valor F	Valor p
Vol orina (ml)	6	24841.6	4140.27	17389.13	0.000
Error	14	3.3	0.24		
Total	20	24845.0			

Como se observa en la tabla 25, según el análisis de varianza, se rechaza la hipótesis nula (p-valor de 0.000 es menor al nivel de 0.05), por lo que al menos una media de eficiencia en el Arsénico es diferente, a un 95% de confianza.

B) PRUEBA DE TUKEY

Vol orina (ml)	N	Media	Agrupación
vol-10	3	99.00	A
vol-15	3	98.667	A
vol-5	3	98.000	A
vol-20	3	96.00	B
vol-3	3	80.00	C
vol-2	3	50.00	D
vol-1	3	0.667	E

Las medias que no comparten una letra son significativamente diferentes.

La prueba de Tukey indicó que al usar un volumen de 10, 15 y 5 ml de orina hidrolizada para tratar DAM se presentó el mayor valor de eficiencia de remoción de Arsenico 99.00, 98.66 y 98.00% respectivamente.

5.4. ANEXO 03: PANEL FOTOGRÁFICO



Figura 12 Vista de planta del relave minero de Mesapata



Figura 13 Punto de recolección del drenaje ácido de mina del relave minero - Mesapata



Figura 14 Medicion de los parametros de campo

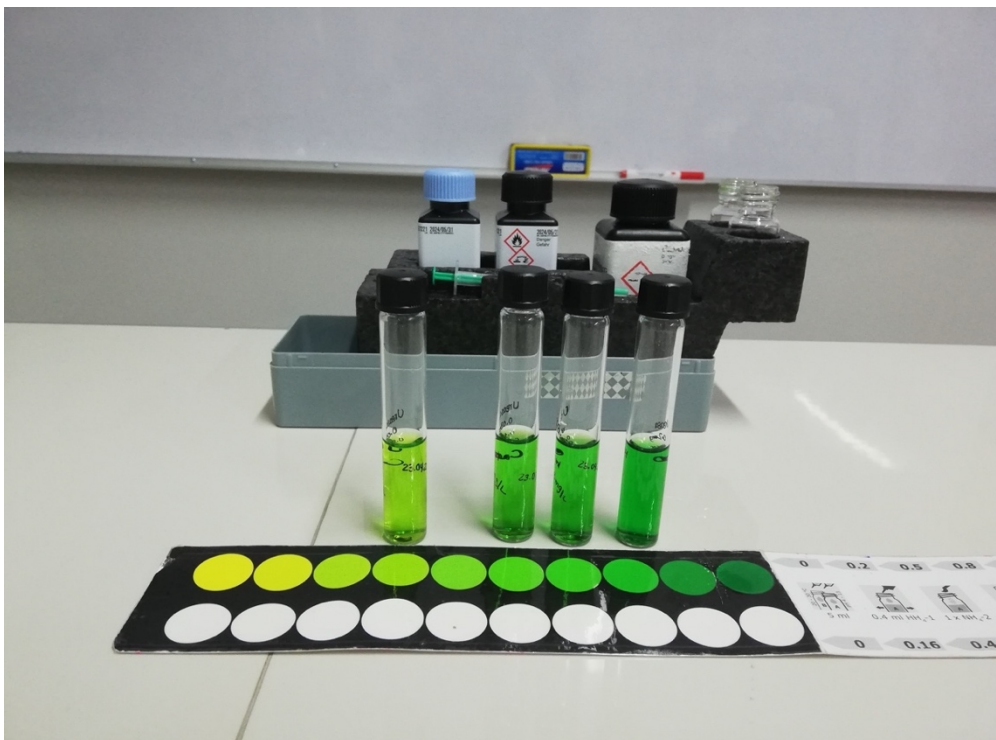


Figura 15 Medicion de la concentracion de amonio de la orina hidrolizada.

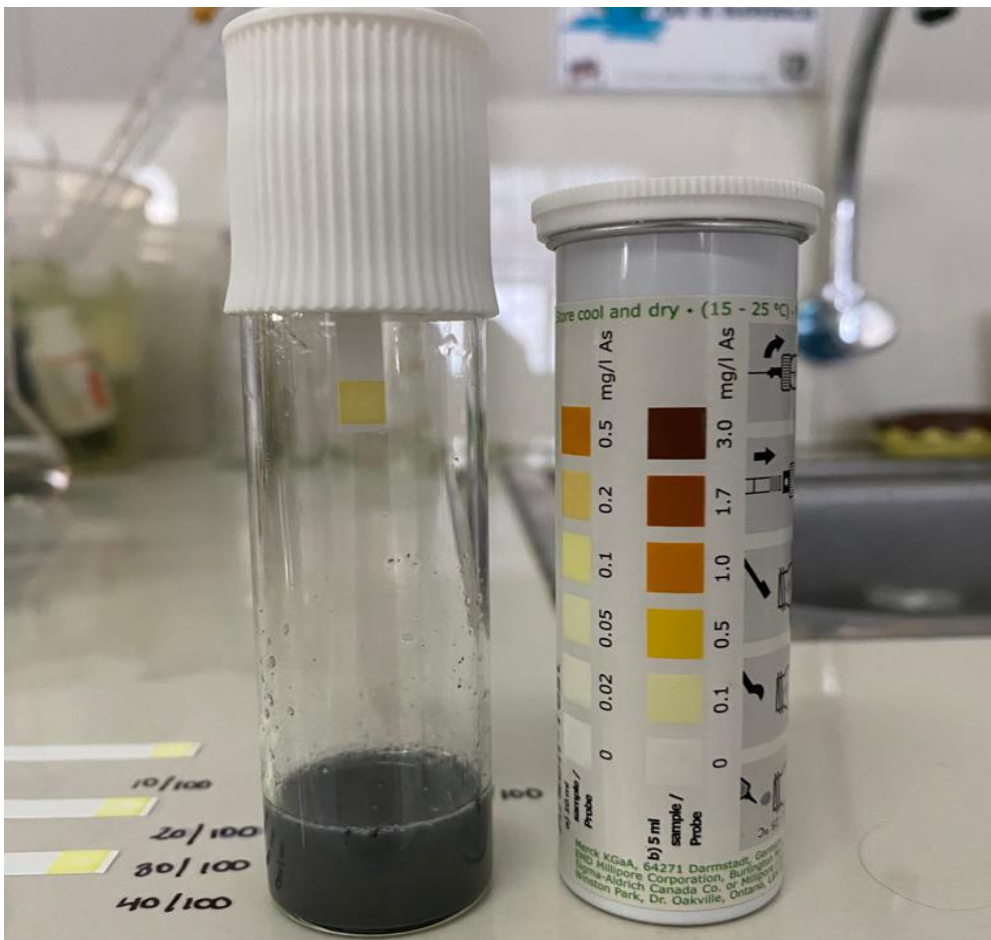


Figura 16 Medición de la concentración de Arsénico del DAM tratado con orina hidrolizada.



Figura 17 Medición de la concentración de hierro del DAM tratado con orina hidrolizada.

5.5. ANEXO 04: ANÁLISIS DE DRENAJE ÁCIDO DE MINA

Tabla 11. Análisis de parámetros físico-químicos del DAM

Punto	pH	T (°C)	CE (mS/cm)	SDT (mg/l)	Mn (mg/l)	As (mg/l)	Fe (mg/l)
1	2.51	18.7	2.55	1182	50	10	300
LMP DS.010- 2010-MINAN	6-9			50	-	0,1	