

T/660.2/R 21

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO

FACULTAD DE INGENIERÍA QUÍMICA



TESIS PARA OPTAR EL TITULO PROFESIONAL DE INGENIERO QUIMICO

“ESTUDIO TECNICO DEL TRATAMIENTO DE AGUAS ACIDAS”

PRESENTADO POR:

BACH. GUILLERMO RAY RAMIREZ SANDOVAL

ASESOR:

Dr. LUIS CARRASCO VENEGAS

CALLAO-PERÚ

2013

id. PUB. 45907
10. 8/1 = 38271

PRÓLOGO DEL JURADO

La presente Tesis fue Sustentada por el Bachiller **RAMÍREZ SANDOVAL GUILLERMO RAY** ante el **JURADO DE SUSTENTACIÓN DE TESIS** conformado por los siguientes Profesores Ordinarios :

ING° CARLOS ANCIETA DEXTRE	PRESIDENTE
ING° LEONARDO MACHACA GONZÁLES	SECRETARIO
ING° ROBERTO LAZO CAMPOSANO	VOCAL
ING° LUÍS CARRASCO VENEGAS	ASESOR

Tal como está asentado en el Libro de Actas de Sustentación de Tesis N° 02, Folio N° 53, Acta N° 236 de fecha **VEINTIUNO DE AGOSTO DE 2012**, para optar el Título Profesional de Ingeniero Químico de acuerdo al Reglamento de Grados y Títulos aprobado por Resolución N° 082-2011-CU del 29 de abril de 2011 y Resolución N° 221-2012-CU del 19 de setiembre de 2012

Agradecimientos

Mis sinceros agradecimientos a todos los Docentes de la Facultad de Ingeniería Química de la Universidad Nacional del Callao, mi alma mater, quienes forjaron este gran logro en mi vida, con ética y profesionalismo.

Al Dr. Ing. Luis Carrasco Venegas por haberme apoyado en el desarrollo de mi tesis en su calidad de Asesor y amigo.

Dedicatoria

Este trabajo está dedicado a mis mentores principales: Mis padres, Jorge y Ana a quienes les debo todo en la vida, a quienes siempre han estado conmigo y me han alentado a seguir adelante.

A mi hermano, el Ing. Jesús Morales Landívar, quién siempre me alentó a dar lo mejor de mí y a continuar con lo iniciado hasta terminarlo.

INDICE

	Pág.
RESUMEN.....	5
I. INTRODUCCIÓN.....	6
II. OBJETIVOS.....	8
2.1 Objetivo Principal.....	8
2.2 Objetivos Específicos.....	8
III. LEYES Y NORMAS RESPECTO A LA DISPOSICION DE AGUAS ACIDAS.....	9
3.1 Problemática de las aguas acidas de mina.....	9
3.2 Resumen de los dispositivos sobre el manejo de aguas en el Perú en la industria minera.....	10
IV. FUNDAMENTO TEORICO.....	19
4.1 El Agua y sus usos.....	19
4.2 Definición de Aguas Ácidas.....	21
4.3 Caracterización de las aguas ácidas de mina.....	24
4.4 Formación de drenajes ácidos.....	28
4.5 Gestión Preventiva de Aguas Ácidas.....	41
4.6 Formas de control.....	44
4.7 Posibles medidas de recuperación.....	45
4.8 Corrección de Aguas Ácidas de Mina: Aplicación de Métodos Activos y Pasivos en Europa.....	47
4.8.1 Tratamiento activo de aguas ácidas de mina.....	49
4.8.2 Tratamiento pasivo de aguas ácidas de mina.....	64
4.9 Tratamiento de aguas ácidas.....	65
V. MATERIALES Y MÉTODOS.....	69
5.1 MATERIALES.....	69
5.2 MÉTODOS.....	69
VI. FORMULACION DE LAS ECUACIONES QUIMICAS Y CALCULOS DE MASA Y VOLUMEN DE REACTIVOS.....	70
6.1 Calculo del potencial de acidez máxima (PAM).....	70
6.2 Calculo del potencial de neutralización (PN).....	71
6.3 Calculo del potencial neto de neutralización (PNN).....	71
6.4 Relación entre potencial de neutralización y el potencial de acidez máximo.....	71
6.5 Criterios de generación de drenaje acido de los minerales.....	71

6.6	Otros criterios.....	72
6.7	Concentración típica del agua de mina.....	75
6.8	Reacciones típicas de neutralización con hidróxido de calcio.....	75
6.9	Solubilidad de las diversas sales en función al pH.....	76
VII.	DISCUSION DE RESULTADOS.....	83
VIII.	CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES.....	84
8.1	CONCLUSIONES.....	84
8.2	RECOMENDACIONES.....	85
IX.	REFERENCIAS.....	86
	ANEXOS.....	92

RESUMEN

En el desarrollo de la tesis titulada: "Estudio Técnico del Tratamiento de Aguas Acidas", antes del tratamiento en sí, conociendo la composición química de un mineral, se ha calculado el potencial de acidez máxima, el potencial de neutralización y el potencial neto de neutralización, cuyas relaciones nos permiten predecir si el mineral a explotar producirá o no un agua acida con la finalidad de tomar las previsiones del caso y usar métodos preventivos (pasivos), antes que los correctivos (activos).

En el tratamiento activo de aguas de mina, es importante conocer el análisis químico del agua de mina, con la finalidad de tomar la estrategia del caso, según sea los usos que se va a dar al agua tratada.

En este caso específico, inicialmente se eleva el pH de 2.5 a 4, usando hidróxido de calcio, que permite precipitar al hierro. En esta etapa se elimina el hierro como hidróxido de hierro por filtración. Posteriormente se sigue elevando el pH de 4 a 7, que permite precipitar el cromo. Se sigue elevando el pH de 7 a 8.1 donde se precipita el catión Cu^{+2} . Finalmente se eleva el pH de 8.1 a 10.5 para precipitar los iones Zn^{+2} , Ni^{+2} , Pb^{+2} , Cd^{+2} .

Una vez separada la mayoría de los cationes en medio alcalino, se requiere llevar el pH a un valor neutro. Esto se consigue adicionando paradójicamente ácido sulfúrico. Se obtiene como resultado un agua de mina exenta de una serie de cationes los cuales han precipitado como hidróxidos insolubles que conjuntamente con el sulfato de calcio son retirados en forma de sólidos.

Se desarrolla un programa de cálculo que utiliza como datos el análisis químico y el volumen de agua de mina que permite calcular la masa total de hidróxido de calcio necesario y la masa de sólidos totales formados.

I. INTRODUCCIÓN

Los drenajes ácidos de mina, contienen una gran cantidad de sólidos en suspensión y con alto contenido en sulfato y metales disueltos (Fe, Al, Mn, Zn, Cu, Pb, etc.), alcanzando sus concentraciones las decenas y centenas de miligramos por litro (Alcolea, A, 2001).

Estos elementos en esas concentraciones son nocivos para la actividad biológica, contaminan los cauces, y además esas aguas pueden llegar a dañar la estructura y la cimentación de construcciones.

Debido al enorme costo que supone su tratamiento en depuradoras convencionales por el dilatado tiempo que perdura el fenómeno de generación de aguas ácidas, en antiguas zonas mineras generalmente se ha ido agravando la situación, siendo necesario buscar una solución a este problema.

Una alternativa al tratamiento convencional de los drenajes ácidos de mina, tanto si las instalaciones se encuentran en operación o en abandono, lo constituyen los métodos de tratamiento pasivo, debido a su bajo costo de construcción, fácil operación y mantenimiento, y buena eficiencia en el tratamiento de aguas ácidas.

Los métodos de tratamiento pasivo más utilizados son los humedales artificiales (aerobios o anaerobios), los drenajes anóxicos calizos, los sistemas de producción de alcalinidad, y cuando el problema se manifiesta en aguas subterráneas, las barreras reactivas permeables. El objetivo principal en todos ellos es la supresión de la acidez, la precipitación de los metales pesados y la eliminación de los sólidos en suspensión.

Para ello actúan cambiando las condiciones de Eh y pH de las aguas ácidas de forma que se favorezca la formación de especies insolubles que precipiten y retengan la carga contaminante.

Por lo general, en los sistemas pasivos se recurre al uso de material alcalino para neutralizar la acidez, a substratos orgánicos para crear ambientes reductores y al empleo de bacterias para catalizar las reacciones y acelerar los procesos que forman precipitados.

En el diseño y la configuración del tratamiento se debe asegurar una buena circulación y distribución del agua acida dentro del sistema, con el fin de maximizar el tiempo de contacto entre el flujo de agua contaminada con los elementos y materiales que componen cada dispositivo de tratamiento.

Otro método usado es el tratamiento de las aguas acidas en plantas industriales, utilizando principios fisicoquímicos de neutralización de la acidez con un reactivo de buenas condiciones técnicas y de bajo costo.

Este segundo método, técnicamente es mucho más viable; sin embargo, es muy costoso, por lo que al decidir uno u otro tratamiento, deberá estudiarse muy detalladamente en base al parámetro beneficio/costo.

II. OBJETIVOS

2.1 Objetivo Principal

- Desarrollar un procedimiento general para la mejora del tratamiento de las aguas ácidas efluentes de la minería y la industria.

2.2 Objetivos Específicos

- Estudiar los diversos equilibrios químicos que se presenta en fase heterogénea durante los procesos de neutralización.
- Conocer los diversos mecanismos de formación de aguas ácidas en la actividad minera e industrial.
- Usar los criterios estequiométricos para los diversos cálculos de reactivos necesarios y productos generados en los procesos de neutralización de las aguas ácidas.

III. LEYES Y NORMAS RESPECTO A LA DISPOSICION DE AGUAS ACIDAS:

3.1. PROBLEMÁTICA DE LAS AGUAS ACIDAS DE MINA

Muchos autores describen como aguas ácidas de mina a los drenajes con un pH comprendido entre 2 y 4, y altos contenidos de metales disueltos. En relación a estos drenajes ácidos existen informes sobre la mortandad de peces y crustáceos de ríos, afecciones al ganado, y destrucción de cultivos y riberas; siempre asociado a una coloración ocre-amarillenta de los lechos de ríos y lagos afectados, y un incremento de la turbiedad de las aguas de 40-60 NTU, concentración variable de sólidos en suspensión totales de naturaleza inorgánica (100-300 mg/L), valores de conductividad alrededor de 400-500 μ S/cm, carbono orgánico total (COT) de 1-2 mg/L. (Moreira M.T.; Lucas T. y Lema J. M, 2008).

La contaminación que producen los drenajes ácidos de mina ha sido profusamente descrita por numerosos investigadores (Nordstron y Alpers, 1999; Morin y Hutt, 2001; Mills, 1995). El alcance y la magnitud de este fenómeno también han sido objeto de atención por parte de diversos organismos y autores.

En 1985 la USEPA (United States Environmental Protection Agency) estimó que en Estados Unidos existían cerca de 5×10^{10} toneladas de residuos mineros con altos contenidos de metales pesados con riesgo de producir drenajes ácidos, y que cada año se venían generando más de 10^9 toneladas de estériles de mina y residuos de plantas de beneficio que deberían ser tratados para que no generen aguas ácidas.

Asimismo, en 1994, la USEPA en el Documento Técnico Acid Mine Drainage Prediction, incluye información del U.S. Forest Service (1993) en donde se estimaba que en el Oeste de Estados Unidos existían entre 20.000 a 50.000 minas que estaban generando drenajes ácidos que afectaban y

contaminaban de 8.000 a 15.000 Km de riberas de ríos con metales como cadmio, cobre, plata, cinc y arsénico.

Este documento también hace referencia a un informe de Kim et al. (1982) donde se describe que en el Este de los Estados Unidos existen más de 7.000 Km de cursos de aguas superficiales afectados por drenajes ácidos de minas de carbón, cuyo tratamiento es muy costoso y de gran dificultad.

En la última International Conference on Acid Rock Drainage (ICARD 2000), el U.S. Department of the Interior informó que en su Programa de Clausura de Minas tienen localizadas más de 100.000 zonas mineras en estado de abandono con problemas de aguas ácidas, en el mismo evento Canty informa que existen cerca de 16.000 Km de ríos y 117 Km² de embalses afectados por drenajes ácidos.

En el año 2000 la USEPA llega a estimar la existencia de más de 4.400 Km² de zonas abandonadas por minas de carbón, 15.625 Km de cauces de ríos contaminados por drenajes ácidos, 66 Km² de escombreras peligrosas y 3,5 Km² de presas inestables.

Este panorama de las aguas ácidas descrito para Norteamérica es extrapolable al resto de países con cierta actividad minera (Reino Unido (Younger, 1997), Canadá (Morin y Hutt, 2001), Australia (Environment Australia, 1997), Perú, un país minero por excelencia y otros, etc.), de ahí la necesidad de buscar soluciones de fácil aplicación y de bajo costo para reducir esta contaminación, con el fin de salvaguardar el recurso hídrico y el medio físico en el que habitamos.

3.2 RESUMEN DE LOS DISPOSITIVOS SOBRE EL MANEJO DE AGUAS EN EL PERU EN LA INDUSTRIA MINERA.

A continuación se presenta diversas normas dadas por el estado peruano referido al manejo de todos los tipos de aguas.

IV. FUNDAMENTO TEORICO

4.1 El Agua y sus usos

El 59% del consumo total de agua en los países desarrollados se destina a uso industrial, el 30% a consumo agrícola y un 11% a gasto doméstico, según se constata en el primer informe de Naciones Unidas sobre el desarrollo de los recursos hídricos del mundo, *Agua para todos, agua para la vida* (marzo 2003). En 2025, el consumo de agua destinada a uso industrial alcanzará los 1.170 Km³ / año, cifra que en 1995 se situaba en 752 Km³ / año. (Hamilton, Q., 1999).

El sector productor no sólo es el que más gasta, también es el que más contamina. Más de un 80% de los desechos peligrosos del mundo se producen en los países industrializados, mientras que en las naciones en vías de desarrollo un 70% de los residuos que se generan en las fábricas se vierten al agua sin ningún tipo de tratamiento previo, contaminando así los recursos hídricos disponibles.

Estos datos aportan una idea de la importancia que tiene el tratamiento y la reutilización de aguas residuales en el sector industrial en el mundo, y más aún en países que saldan su balance de recursos hídricos con números rojos. Es el caso de España, la nación europea con mayor déficit hídrico.

Según el Libro Blanco del Agua, (AEAS, 1996), el consumo en España es de 35.000 Hm³/año. Sin embargo, su uso presenta particularidades respecto a la media mundial, ya que el 68% se destina a regadío, el 18% a abastecimiento de población e industria, y el 14% restante a sistemas de refrigeración de producción de energía.

El agua es tanto un derecho como una responsabilidad, y tiene valor económico, social y ambiental. Cada ciudadano, cada empresa, ha de tomar conciencia de que el agua dulce de calidad es un recurso natural,

cada vez más escaso tanto a nivel superficial como subterráneo, necesario no sólo para el desarrollo económico, sino imprescindible como soporte de cualquier forma de vida en la naturaleza.

No cabe duda de que la industria es motor de crecimiento económico y, por lo tanto, clave del progreso social. Sin embargo, demasiado a menudo la necesidad de maximizar el proceso productivo excluye de la planificación la tercera parte del progreso, la protección del medio ambiente.

El adecuado tratamiento de aguas residuales industriales y su posterior reutilización para múltiples usos contribuye a un consumo sostenible del agua y a la regeneración ambiental del dominio público hidráulico y marítimo y de sus ecosistemas. Sin olvidar que el agua de calidad es una materia prima crítica para la industria.

La comunidad internacional ha reconocido en múltiples foros el importante papel que juega el agua en un sistema sostenible de desarrollo industrial a largo plazo. La Agenda 21, surgida de las conversaciones de Río 92, concluye en el capítulo 30 que las políticas y operaciones comerciales e industriales pueden desempeñar un papel decisivo en la conservación medioambiental y el mantenimiento de los recursos si se incrementa la eficacia de los procesos de producción y se adoptan tecnologías y procedimientos limpios, reduciendo al mínimo, e incluso evitando, los deshechos.

Por su parte, el Plan de Aplicación de las Decisiones de la Cumbre Mundial sobre el Desarrollo Sostenible de 2002 alienta a la industria a desarrollar su función social estableciendo sistemas de ordenación ambiental, códigos de conducta, medidas de certificación y publicación de informes sobre cuestiones ambientales y sociales.

Un año más tarde, la Declaración Ministerial del Tercer Foro Mundial del Agua reunido en Kyoto propone recaudar fondos siguiendo criterios de recuperación de costes que se adapten a las condiciones climáticas, medioambientales y sociales del lugar, así como el principio de "contaminador paga".

En el ámbito europeo, la Directiva 2000 incorpora la calidad como objetivo de la política general del agua, lo que supone un impulso para las técnicas y tecnologías—presentes y futuras, gracias a la investigación – encaminadas a que el agua retorne a la Tierra, una vez utilizada, en condiciones que no sólo permitan la supervivencia, sino la regeneración de algunos de nuestros ecosistemas (Aguilera, F., 1995).

Según el Instituto Nacional de Estadística (INE), en España el volumen de agua residual recogido en 2003 fue de 3.469 Hm³, de los que sólo se reutilizó un 4% (unos 170 Hm³). Aunque es difícil cuantificar el volumen de aguas residuales que pueden reutilizarse para distintos usos, todos los estudios que se han realizado sobre la materia confirman el enorme potencial de España en este campo. Entre los métodos más rigurosos para determinar la capacidad de reutilización de recursos hídricos se encuentra el elaborado por Hochstrat (2005). Según su modelo, España tiene un potencial de reciclado de 1.300 Hm³, un orden de magnitud muy superior al actual.

4.2 Definición de Aguas Ácidas.

Las aguas ácidas son aquellas soluciones sulfatadas, con alto contenido de metales y con un pH menor a 7. La relación dióxido de carbono/ión bicarbonato afecta directamente el pH del agua. Cuanta más alta sea esta relación, tanta más alta será la acidez natural del agua.



El agua ácida representa un problema, debido a su naturaleza corrosiva. La corrosión de las tuberías provoca un aumento en los costos de mantenimiento y agrega contaminantes al agua.

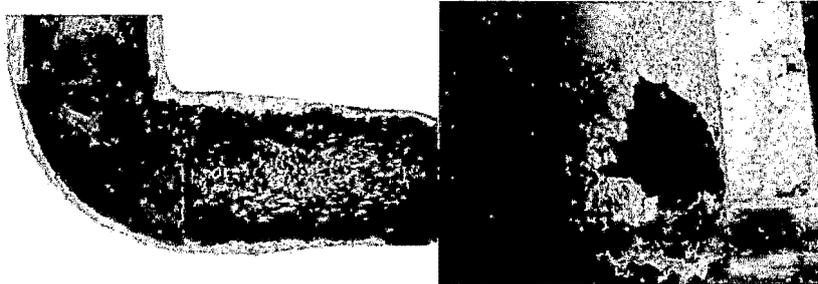


Fig. 1: Corrosión causada por las aguas de mina

Fuente:http://todoproductividad.blogspot.com/2011/09/entendiendo-la-corrosion-en-detalle-y_14.html

Cuando existe riesgo de generación de aguas ácidas, con el fin de eliminar o, al menos, minimizar su aparición, deberían tenerse en cuenta criterios de diseño y gestión del riesgo. La prevención de la contaminación derivada de las actividades mineras se relaciona, estrechamente, con los métodos de explotación, el aporte de aguas (superficiales y subterráneas) y el tratamiento de las mismas. Con respecto a las formas de actuar, cabe distinguir aquellas acciones que se orientan hacia el objetivo de reducir la formación de contaminantes, y aquellas otras que implican el tratamiento de las aguas contaminadas.

En general, la actuación no se ciñe a un sólo procedimiento, sino que es combinación de varios, y sea comete en función del problema específico a resolver, ya que su eficiencia puede ser muy diferente de unos casos a otros.

Los métodos preventivos se basan en la eliminación de alguno de los elementos esenciales en la generación de aguas ácidas (sulfuro, oxígeno, humedad o bacterias catalizadoras). La elección entre uno u otro método, depende de las condiciones (origen, desagüe, grado de actividad, etc.),

características (físicas y químicas) y carácter (permanente y temporal) del efluente, así como espacio disponible.

Un agua es ácida cuando su $\text{pH} < 7$. No obstante, ello no exige que deje de ser potable o resulte nociva hasta alcanzar niveles bastante inferiores (por ejemplo, deja de ser potable para $\text{pH} < 5.5$).

A no ser por causas antrópicas, resultan muy raros de encontrar $\text{pH} < 3.5$ ó $\text{pH} > 10.5$, existiendo una tendencia natural a su neutralización (por saturación, precipitación, dilución, etc.), resultando estas anomalías las más agresivas.

La solubilidad de rocas y minerales, se ve fuertemente afectada por el pH del medio, de forma que, un agua ácida suele, además de ser nociva por su pH , e ir acompañada de numerosos metales en disolución, que aportan una importante toxicidad al efluente.

Las aguas ácidas se pueden formar tanto en el interior como en la superficie, por oxidación de la pirita (FeS_2 u otros sulfuros) en presencia de humedad, expuesta a las condiciones atmosféricas, pudiendo acceder al sistema hidráulico subterráneo, contaminando acuíferos, o surgir como efluentes que vierten en cursos de agua superficial.

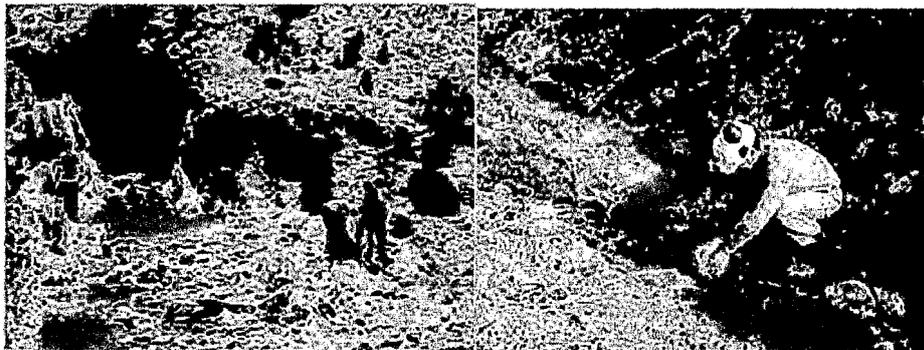


Fig. 2: Aguas ácidas de mina conteniendo cobre y hierro respectivamente

Fuente: ORDONEZ ALONSO, MA. 1999. Sistemas de tratamiento pasivo para aguas ácidas de mina.

4.3 Caracterización de las aguas ácidas de mina

La caracterización precisa del drenaje ácido es muy importante para efectuar la correcta selección y dimensionamiento de los dispositivos operacionales, tal como indican López Pamo, E. et al. 2002. Tratamientos pasivos de drenajes ácidos de mina: Boletín Geológico y Minero, 113 (1): 3-216 que configuran el conjunto del tratamiento pasivo.

Una adecuada caracterización debe incluir la medida precisa y representativa del caudal, y de al menos los parámetros químicos siguientes: pH in situ, pH en laboratorio, alcalinidad total, acidez o alcalinidad neta (expresadas todas como CaCO_3); además de contenidos de Fe^{2+} , Fe total, Al, Mn, SO_4^- y conductividad (Hyman y Watzlaf, 1995).

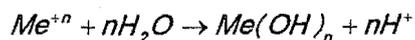
Estos autores consideran deseable analizar también el Ca, Mg, Na, Cl, K, Br y Zn, lo que permite en la mayoría de los casos efectuar un correcto balance iónico. El conjunto de estas medidas se ha de registrar al menos durante un año hidrológico.

La "acidez" y la "alcalinidad" de un drenaje de mina son parámetros básicos en la selección del tipo de tratamiento pasivo; representan la capacidad de esas aguas para neutralizar una base o un ácido.

Que una solución presente acidez o alcalinidad está en función de que predomine en ella su acidez total o su alcalinidad total, hablándose entonces con más precisión de soluciones con acidez o alcalinidad neta.

acidez/alcalinidad neta = acidez total - alcalinidad total.

La acidez total representa la concentración de iones hidrógeno libres (los que definen el pH), junto con los iones hidrógeno que se pueden generar por la oxidación e hidrólisis de los metales que contiene la solución, tales como Fe, Al, Mn, Zn, etc., a través de la reacción:



En la práctica, lo que se mide en el laboratorio es la acidez neta y la alcalinidad total, deduciéndose la acidez total mediante la ecuación anterior. La acidez y la alcalinidad se suelen medir como equivalentes de $CaCO_3$.

La acidez medida en el laboratorio generalmente representa la acidez neta, ya que se suele efectuar la valoración con $CaCO_3$ después de haber añadido H_2O_2 y calentado la muestra para promover la total oxidación e hidrólisis de todos los metales.

La acidez total teórica puede ser calculada si se conoce el pH y la concentración de cada uno de los cationes que generan acidez. La acidez total sería la suma de la acidez atribuible a los iones H^+ y la potencial de los cationes metálicos (Me^{+n}). El cálculo se hace mediante la fórmula siguiente considerando que la reacción transcurre equivalente a equivalente:

$$\text{Acidez total equivalente } CaCO_3 \text{ (mg/L)} = Me+n \text{ (mg/L)} \cdot (50,045 / PaMe) \cdot n$$

Donde PaMe es el peso atómico del metal y 50,045 es un factor de conversión resultado de dividir el Pm del $CaCO_3$ por su carga.

Me^{+n} , está referido al catión.

Clasificación de los drenajes de mina.

SUB CATEGORÍAS	DESCRIPCIÓN	RANGO DE ACIDEZ O ALCALINIDAD
1	Muy ácido	Acidez Neta > 300 mg/L como $CaCO_3$ equivalente
2	Moderadamente ácido	$100 \leq$ Acidez Neta \leq 300 mg/L como $CaCO_3$
3	Débilmente ácido	$0 \leq$ Acidez Neta < 100 mg/L como $CaCO_3$
4	Débilmente alcalino	Alcalinidad Neta < 80 mg/L como $CaCO_3$
5	Fuertemente alcalino	Alcalinidad Neta \geq 80 mg/L como $CaCO_3$

Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A.

En el caso del pH se tiene que la concentración de iones H^+ es igual a 10^{-pH} . Hay que tener en cuenta que la acidez total así calculada no considera el efecto de los iones complejos, frecuentes a pH neutros, y que no producen acidez. Al estar contabilizados los cationes de estos complejos en un análisis químico convencional se puede presentar diferencias entre la acidez total teórica y la deducida usando la ecuación anterior.

La alcalinidad total de una solución generalmente está representada por los iones hidróxido y bicarbonato, y se suele medir directamente en laboratorio.

Que un drenaje presente alcalinidad neta significa que una vez que se ha llevado a cabo la oxidación e hidrólisis de los metales que pueden generar iones hidrógeno libres aún presenta cierta capacidad para neutralizar cierto volumen de un ácido.

La producción de aguas ácidas, está controlada por los siguientes factores:

- Disponibilidad de pirita
- Presencia de oxígeno.
- Existencia de humedad en la atmósfera.
- Disponibilidad de agua para transportar los productos de oxidación.
- Características de la mina o de los depósitos estériles.

La **velocidad de reacción** depende de numerosas variables, como:

- pH y temperatura, del agua y ambiente.
- Tipo de mineral sulfuroso y superficie expuesta.
- Concentración de oxígeno.
- Agentes catalíticos y actividad química del hierro férrico.
- Energía de actuación química requerida para que se inicie la reacción.
- Presencia de *Thiobacillus ferrooxidans* u otras bacterias, que actúan como catalizadoras.

Sobre algunas de estas variables se puede actuar, para reducir dichas aguas ácidas. El problema se plantea, muchas veces, cuando sobre una explotación minera subterránea se implanta una a cielo abierto, que es colectora de aguas de escorrentía, las cuales se introducen en la mina; este ha sido el caso, por ejemplo la empresa Minera Yanacocha practica la minería de oro a cielo abierto en Cajamarca. La extracción de más de 500 000 TM diarias de materiales en la cabecera de las cuencas de los ríos Rejo, LLaucano y Cajamarquino, para extraer el oro y la plata, destruye no solo montañas, si no las fuentes, ríos y acuíferos que se abastecen las poblaciones de la zona.

Estos materiales se almacenan en grandes balsas donde son lixiviados con cianuro, lo cual provoca la contaminación de los ríos con metales tóxicos, entre ellos plomo, cadmio, arsénico y otros.

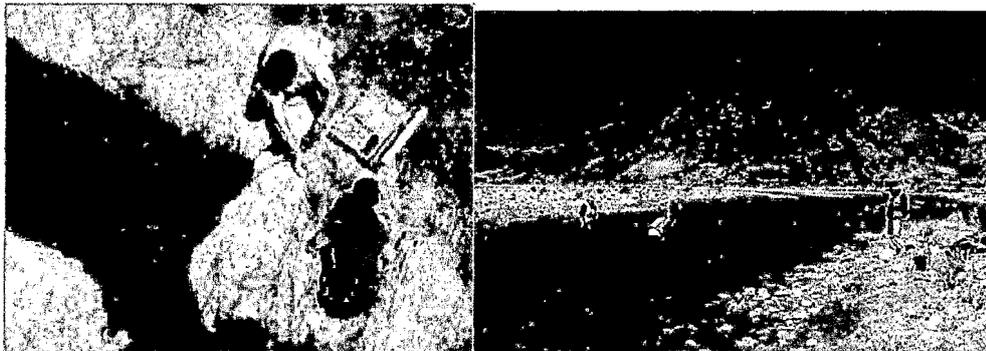


Fig. 3. Muestreo hidroquímico de aguas de mina

<http://www.google.com.pe/imgres?q=muestreo+hidroquimico&um=1&hl=es&sa=N&>

En ocasiones, la generación de aguas ácidas muestran fluctuaciones estrechamente ligadas a los ciclos de lluvias, como ha sido puesto de manifiesto en la mina de cobalto cuprífero de Black Bird (Idaho, USA), donde, por término medio, cerca del 75% de la descarga de metales pesados, tiene lugar en los meses de abril y mayo.

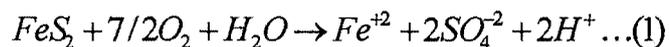
La acidez, con el descenso del pH del agua, tiene las siguientes consecuencias principales:

- El agua se hace fuertemente corrosiva.
- La solubilidad de muchos metales pesados aumenta, con lo que las aguas llegan a ser tóxicas.
- El ecosistema fluvial se degrada, hasta ser incapaz de mantener muchas formas de vida acuática, y los sistemas acuíferos se contaminan.

Cuando, por causas naturales o provocadas, se eleva el pH del agua comienza la precipitación de metales pesados. En este sentido puede decirse que cada metal disuelto precipita a un determinado pH (el manganeso es de los que requiere pH alcalinos más elevados para su precipitación).

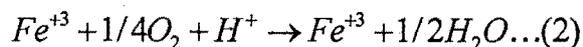
4.4 Formación de drenajes ácidos

En la naturaleza, los sulfuros permanecen en el subsuelo en ausencia de oxígeno y sólo una pequeña parte de estos depósitos aflora a la superficie. El drenaje se forma cuando los minerales que contienen azufre, principalmente la pirita (FeS_2), se ponen en contacto con la atmósfera, produciendo su oxidación y formando ácido sulfúrico y hierro disuelto. La reacción general que controla este proceso es: (Almagro, G., 1998)

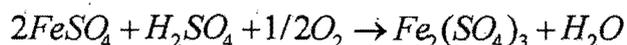


En presencia de oxígeno, el hierro ferroso sufre la reacción:

En forma iónica

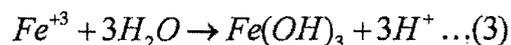


En forma molecular

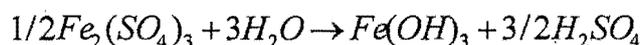


El hierro férrico como sulfato férrico se hidroliza para producir hidróxido férrico, reacción (3)

En forma iónica

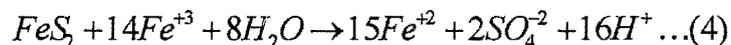


En forma molecular

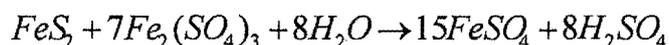


También, se produce una oxidación adicional de la pirita, reacción (4)

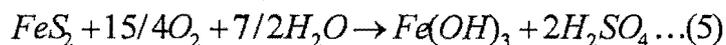
En forma iónica



En forma molecular

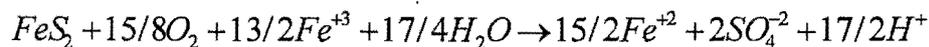


La reacción global de oxidación de la pirita se obtiene de la combinación de las reacciones (1), (2) y (3)

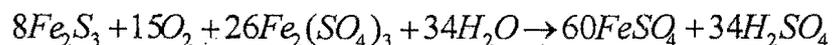


En la ecuación (6) se indica la reacción global de la oxidación de la pirita cuando el hierro férrico actúa como oxidante adicional.

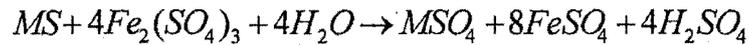
En forma iónica



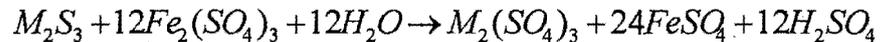
En forma molecular



Finalmente, se puede escribir la reacción general de oxidación de los sulfuros metálicos con estado de oxidación +2 por acción del sulfato férrico:



También se puede escribir una reacción para los sulfuros metálicos con estado de oxidación +3



Estas reacciones generan acidez y liberan grandes cantidades de sulfatos, hierro y otros metales que contienen los sulfuros (As, Cd, Co, Cu, Pb, Zn, etc.), produciendo un lixiviado tóxico.

Este lixiviado reacciona con las rocas del entorno produciendo la hidrólisis de otros minerales y haciendo que se disuelvan otros elementos como Al, Ca, Mg, Mn, Na, Si, etc.

La cinética de las reacciones anteriores es muy lenta, sobretodo de la reacción 2, que es la que controla la velocidad de todo el proceso, pero se acelera cuando son catalizadas por bacterias acidófilas.

Mientras la acidez producida sea baja en relación a la capacidad neutralizante del medio, estas bacterias no pueden desarrollarse y la producción de lixiviados ácidos no es muy elevada. Sin embargo, si las condiciones que se alcanzan son ácidas, se produce un incremento de la población de bacterias que catalizan estos procesos, lo que ocasiona que cada vez se produzca mayor acidez y el proceso se retroalimenta, generando un lixiviado con valores de pH muy bajos y enormes concentraciones de metales y metaloides.

El potencial de una mina para generar acidez y producir contaminantes depende de varios factores.

Estos factores que regulan la formación de drenajes ácidos se pueden identificar como primarios, secundarios y terciarios. Los factores primarios incluyen la producción de acidez, como las reacciones de oxidación.

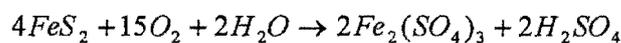
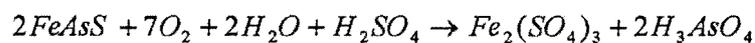
En los secundarios estarían el control de los productos de la reacción de oxidación, como las reacciones con otros minerales que consumen ácido o las que producen neutralizaciones. Los factores terciarios se refieren a factores físicos de la gestión de los residuos en las minas. Estos factores influyen en las reacciones de oxidación, la producción de acidez y la migración de los contaminantes.

Los compuestos arsenosulfurados de los diferentes metales también reaccionan para dar sulfato férrico y los ácidos correspondientes.

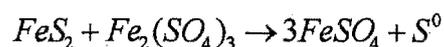
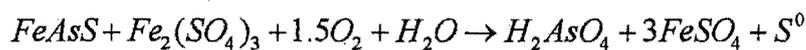
REACCIONES QUÍMICAS COMPLEMENTARIAS

1. *Descomposición de la Arsenopirita*

Mecanismo Directo

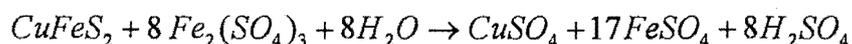


Mecanismo Indirecto



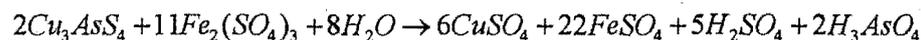
2. *Descomposición de la Calcopirita*

Mecanismo Indirecto

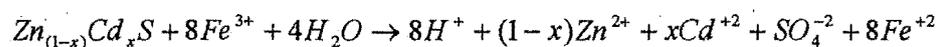


3. *Descomposición de la Enargita*

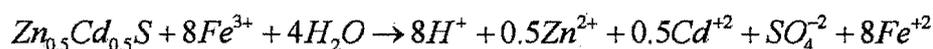
Mecanismo Indirecto



4. *Descomposición de la Esfalerita*

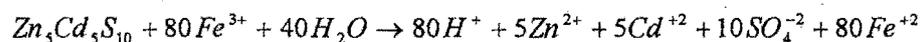


Hacemos $x = 0.5$

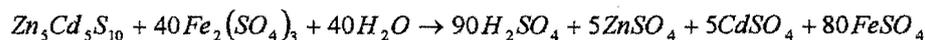


Multiplicando x10

En forma iónica

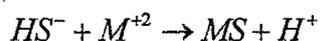
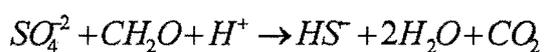


En forma molecular

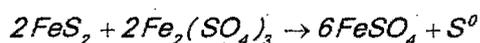
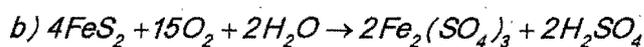
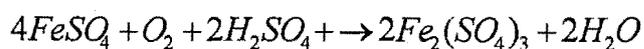
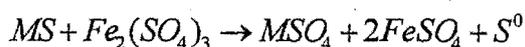
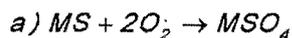


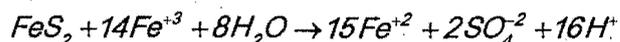
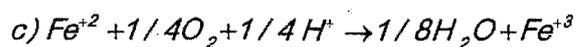
REACCIONES CON BACTERIAS

1. *Reducción de Sulfatos*



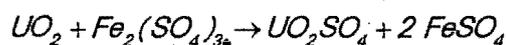
2. *Oxidación Bacteriana de Minerales Sulfurados*



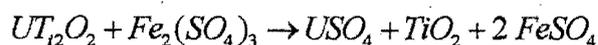


3. Oxidación Bacteriana de Minerales No Sulfurados

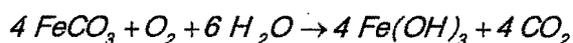
Uranita



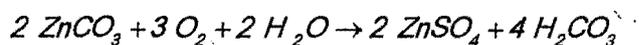
Branerita



Siderita



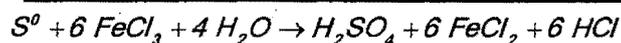
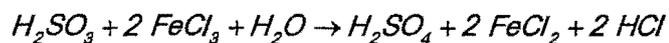
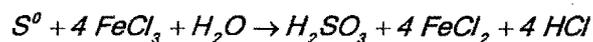
Smithsonita



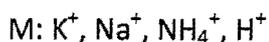
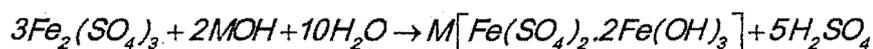
4. Oxidación Anaerobia de Azufre Elemental y sus Compuestos

Sulfurados: Thiobacillus Denitrifans

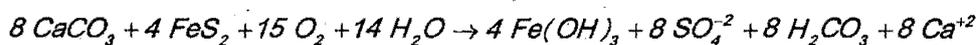
a) Oxidación del azufre



b) Formación de Jarosita por hidrolisis de Ion férrico



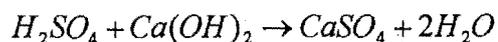
5. Reducción de la Acidez



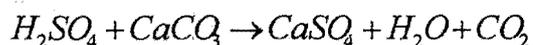
6. Principios del Tratamiento

a) Neutralización del ácido con una base

Cal:



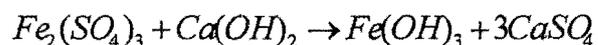
Cabeza:



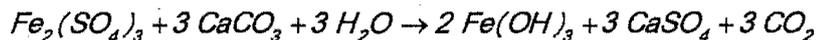
b) Oxidación del hierro de ferroso a férrico

c) Precipitación

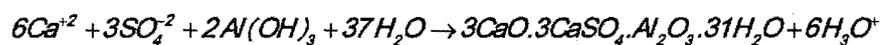
Cal:



Cabeza:

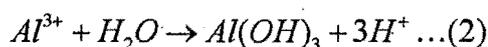
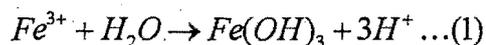


Durante el tratamiento, por las interacciones químicas, también se pueden formar acidez adicional.



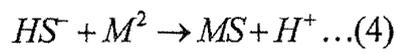
Etringita: compuestos insoluble

Precipitación de hidróxidos

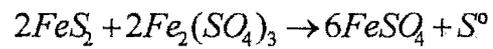
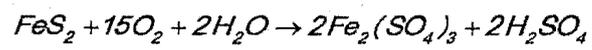
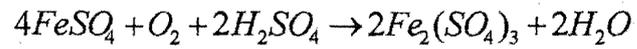
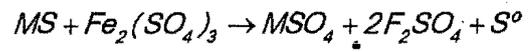
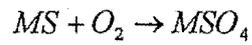


Reducción bacteriana de sulfatos

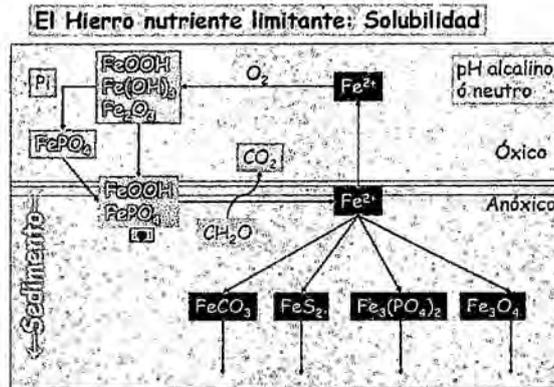




Oxidación bacteriana



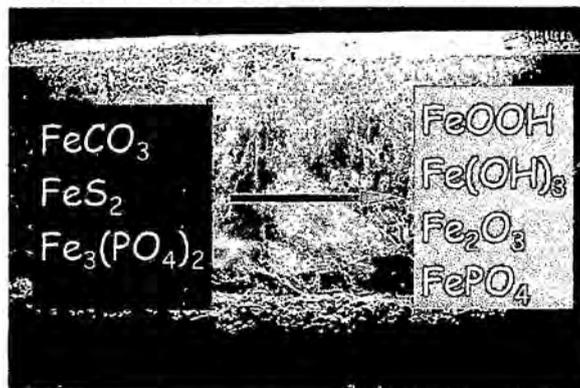
Ciclo Redox del Hierro: Oxidación de la Pirita



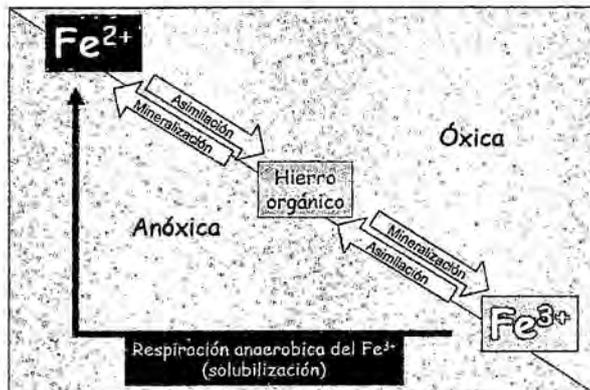
Ciclo Redox del Hierro: Precipitación del hierro férrico a pH neutro o alcalino



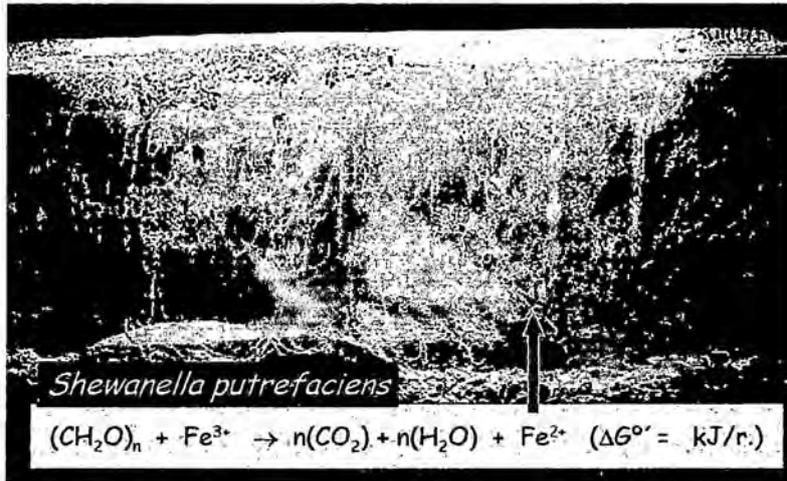
Ciclo del Hierro: Reservorios reciclables



Ciclo redox del hierro



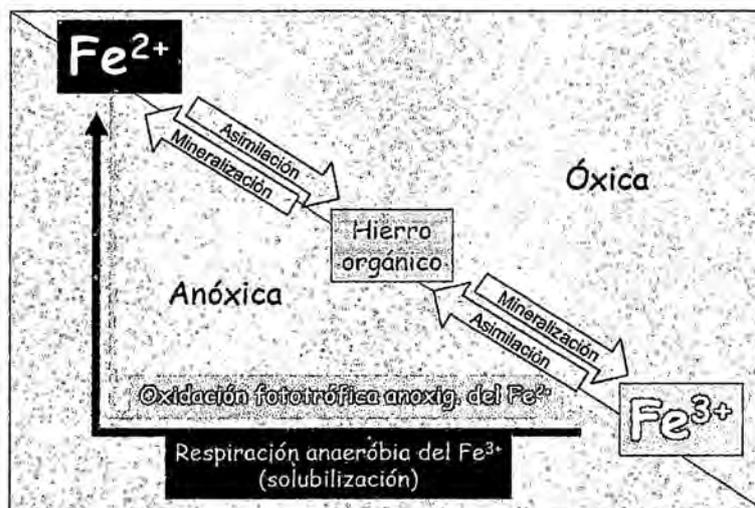
Ciclo Redox del Hierro: Respiración anaeróbica de hierro férrico



Ciclo Redox del Hierro:
Respiración anaeróbica de hierro férrico



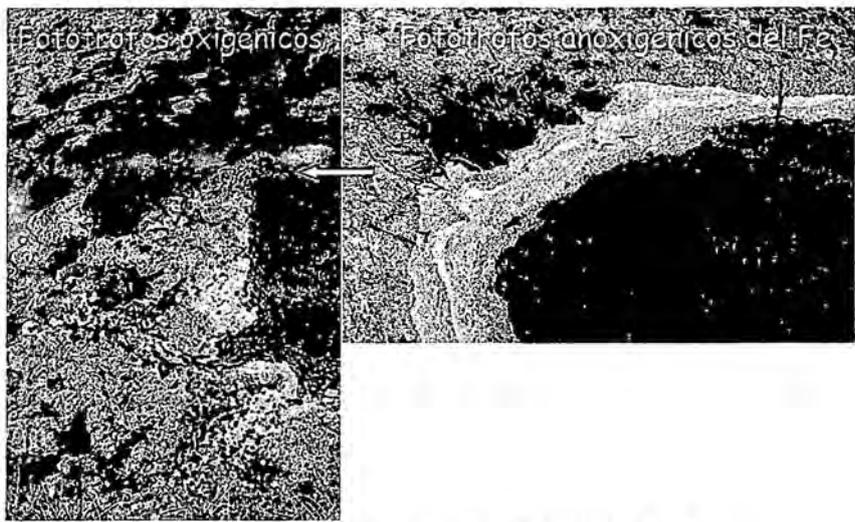
Ciclo redox del hierro



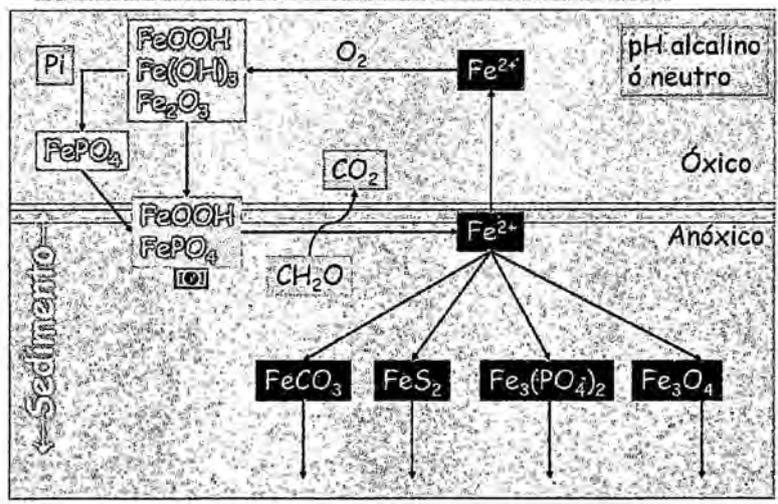
Ciclo Redox del Hierro:
Oxidación fototrófica anoxigénica del hierro ferroso



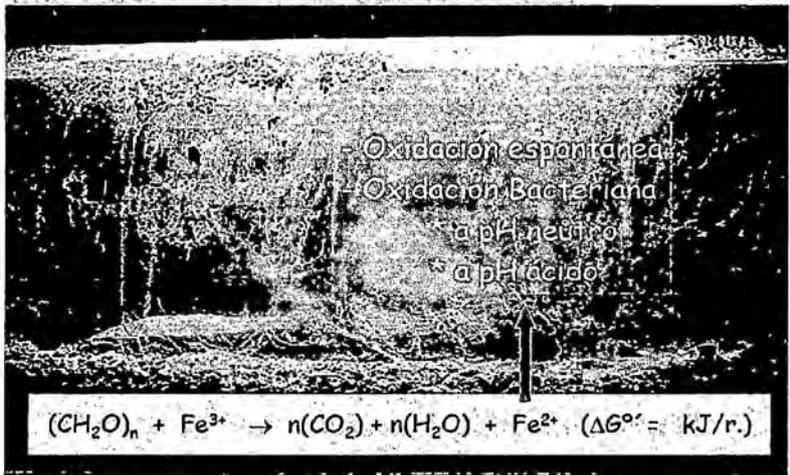
Ciclo Redox del Hierro:
Formación de depósitos de hierro férrico



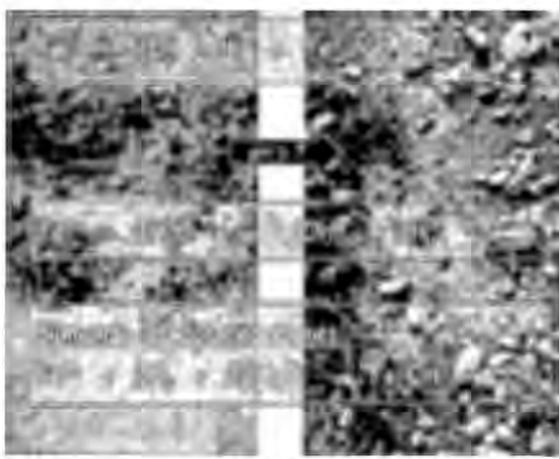
El Hierro nutriente limitante: Solubilidad



**Ciclo Redox del Hierro:
Solubilización del hierro ferroso**



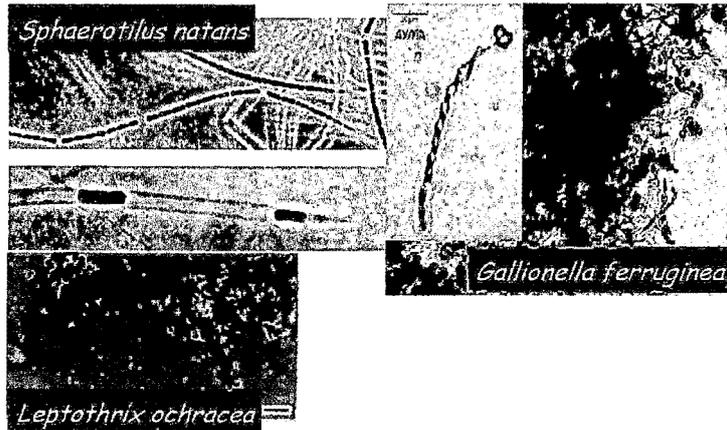
Ciclo Redox del Hierro: Oxidación aeróbica espontánea de hierro ferroso



**Ciclo Redox del Hierro:
Oxidación bacteriana de hierro ferroso a pH neutro**



Ciclo Redox del Hierro:
Oxidación bacteriana de hierro ferroso a pH neutro



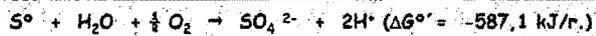
Ciclo Redox del Hierro:
Oxidación bacteriana de hierro ferroso a pH ácido



Bac. acidófilas del S: *Thiobacillus ferrooxidans*

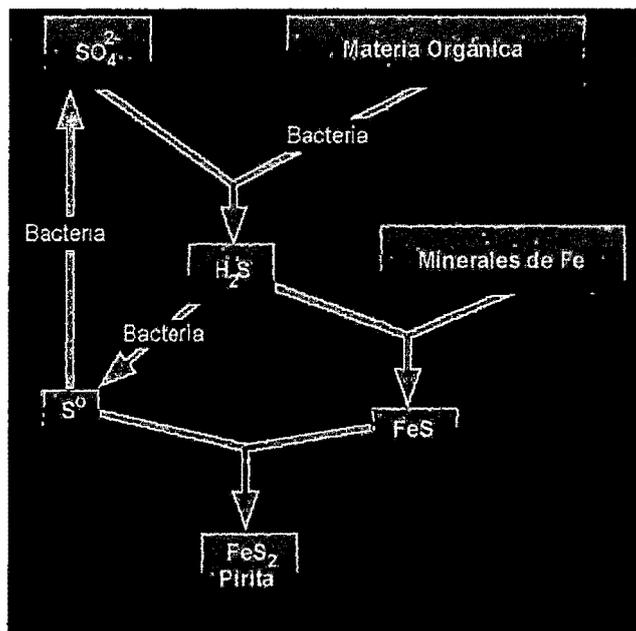


Arqueas acidófilas del S: *Sulfolobus acidocaldarius*



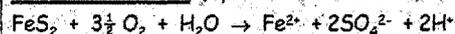
Bacterias no del S: *Leptospirillum ferrooxidans*

Ciclo redox del hierro: Oxidación de la Pirita



Ciclo Redox del Hierro: Oxidación de la Pirita

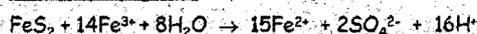
Reacción iniciadora: (espontánea lenta o bacteriana)



R. Quimiolitotrófica: (*Thiobacillus ferrooxidans*)

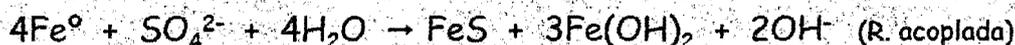
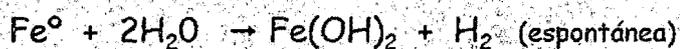


Ciclo de propagación: (espontánea rápida o bacteriana)



Interacciones de los Ciclos del S y del Fe:

Corrosión anaeróbica microbiana de estructuras de hierro:



Fuente: MANUEL A. CARABALLO MONGE (1,*), FRANCISCO MACÍAS SUÁREZ (1), JOSÉ MIGUEL NIETO LIÑÁN (1), CARLOS AYORA IBÁÑEZ (2)

4.5. Gestión Preventiva de Aguas Ácidas

Cuando existe riesgo de generación de aguas ácidas, con el fin de eliminar o, al menos, minimizar su aparición, deberían tenerse en cuenta los siguientes criterios de diseño y gestión del riesgo:

1. Prevenir y minimizar la generación de aguas ácidas: Planificar adecuadamente la actividad y su entorno, caracterizando los posibles efluentes (sistemáticos o accidentales), así como sus efectos sobre el medio.
2. Detectar y caracterizar (caudales y concentraciones), tanto posibles focos generadores de contaminación (equipos o actividades), como puntos de vertido (continuo o accidental).

3. Actuar con rapidez y eficacia en la construcción de barreras. Concentrar los efluentes y aislarlos del entorno.
4. Controlar la red hidráulica del entorno de forma continua, espacio-temporal, de acuerdo con valores guía.
5. Realizar el tratamiento de las aguas ácidas (caso de producirse).
6. Regenerar el medio.
7. Cuantificar los efectos.

La prevención de la contaminación derivada de las actividades mineras se relaciona, estrechamente, con los métodos de explotación, el aporte de aguas (superficiales y subterráneas) y el tratamiento de las mismas.

Con respecto a las formas de actuar, cabe distinguir aquellas acciones que se orientan hacia el objetivo de reducir la formación de contaminantes, y aquellas otras que implican el tratamiento de las aguas contaminadas.

En general, la actuación no se ciñe a un sólo procedimiento, sino que es combinación de varios, y se acomete en función del problema específico a resolver, ya que su eficiencia puede ser muy diferente de unos casos a otros.

Los métodos preventivos se basan en la eliminación de alguno de los elementos esenciales en la generación de aguas ácidas (sulfuro, oxígeno, humedad o bacterias catalizadoras), tales como:

- Impermeabilización de escombreras, cauces y áreas de riesgo potencial.
- Construcción de socavones de desagüe y canales perimetrales.
- Retirada, segregación y depósito selectivo de los materiales potencialmente acidificadores.

- Sellado de comunicaciones con el subsuelo.
- Depósitos subacuáticos e inundación.
- Enmienda con materiales neutralizadores.
- Adición de bactericidas (sulfato de lauril sodio, benzoato de potasio, etc.) y enmiendas.

La elección entre uno u otro método, depende de las condiciones (origen, desagüe, grado de actividad, etc.), características (físicas y químicas) y carácter (permanente y temporal) del efluente, así como espacio disponible.

Donde es imposible evitar la oxidación de los sulfuros, la estrategia preferible es aislar los materiales que entrañan mayor riesgo y retener los productos de la oxidación para minimizar el daño ambiental. La opción menos deseable es tratar los drenajes ácidos resultantes y corregir los impactos que éstos generen.

Sea como fuere, es muy importante planificar las operaciones de prevención efectiva de la contaminación, desde el inicio de la explotación y, para ello, se requiere un conocimiento profundo de la hidrogeología del sector afectado, para prever los mecanismos de transferencia de los contaminantes hasta el sistema acuífero.

Pero no se puede perder de vista que, con respecto a la prevención de la contaminación, sólo se ha tomado conciencia en los últimos años, y que, con anterioridad, la minería se ceñía a conseguir la máxima recuperación económica del mineral, sin prestar mucha atención a la contaminación misma.

Esta pre-planificación permite evitar, o al menos minimizar, la contaminación, si ésta se produce. Existen en la actualidad técnicas adecuadas para la manipulación o el tratamiento corrector de dichas

aguas, aunque a menudo dichas soluciones son complejas de aplicar, que precisa de asesoramiento experto en la materia.

4.6. Formas de control

Una de las mejores defensas contra el drenaje ácido es prevenir que el material que puede generarlo entre en contacto con el aire y el agua, porque una vez que la reacción comienza es casi imposible detenerla y continuará por varias décadas.

El control de la generación de ácido se puede hacer a través de la remoción de uno o más de los componentes esenciales: azufre, aire, agua.

Algunas formas de control son:

- Separación de los desechos y mezcla. Se trata de mezclar la roca generadora de ácido con otro tipo de roca, cuya composición sea neutralizadora, creando un pH neutro.
- Aditivos base. Material alcalino, tales como caliza, cal, ceniza de soda pueden ser agregados a la roca sulfurosa con el fin de amortiguar las reacciones productoras de ácido.
- Cubrimientos. Tierra, arcilla y coberturas sintéticas pueden ser puestas sobre la roca generadora de ácido, con el fin de minimizar la infiltración de agua y aire.
- Bactericidas. La introducción de ciertos químicos que reducen la bacteria (*Thiobacillus ferrooxidans*) que cataliza las reacciones de la generación de ácido ha resultado bastante efectiva.
- La bacteria *Thiobacillus ferrooxidans* se emplea en procesos de lixiviación bacteriana, también conocida como biolixiviación de minerales, un proceso natural de disolución que resulta de la acción de un grupo de bacterias con habilidad de oxidar minerales sulfurados, permitiendo la liberación de los valores metálicos contenidos en ellos.
- En términos más globales se puede señalar que la biolixiviación es una tecnología que emplea bacterias específicas para lixiviar o extraer un

metal de valor como uranio, cobre, zinc, níquel y cobalto presente en un concentrado de mineral. El producto final de este proceso es una solución ácida que contiene el metal en su forma soluble.

- Colección y tratamiento de los contaminantes. Se trata de captar el drenaje ácido y someterlo a tratamiento, a través de métodos pasivos o activos.

4.7 Posibles medidas de recuperación

Los métodos de tratamiento de aguas ácidas mediante depuradoras convencionales (métodos activos) tienen un costo elevado, por lo que no pueden ser mantenidos por un periodo prolongado una vez finalizada la vida de la mina. (Almagro G., 1998).

Como alternativa a los tratamientos activos, se han investigado diversos métodos de tratamiento pasivo, comprobándose que dan buenos rendimientos en la neutralización del pH y en la eliminación de los metales pesados.

Además, requieren poco mantenimiento y su costo puede ser asumido durante largos periodos. En España, por ejemplo, se están experimentando varias medidas en la cuenca del río Odiel como paso previo al diseño de medidas correctoras definitivas.

Entre las medidas se pueden destacar:

- Balsas anaerobias, en las que se pretende que se invierta el proceso de la oxidación de sulfuros. Para ello se crean condiciones reductoras, de tal forma que se produzca la reducción de los sulfatos que, en presencia de Fe^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , etc. precipitarían en forma de sulfuros. Esta reacción además contribuye a neutralizar la acidez, no obstante estos sistemas también suelen incluir capas calizas para aumentar la alcalinidad del agua.

- Sistemas reductores y productores de alcalinidad, que se basan en conseguir condiciones reductoras para impedir que el hierro disuelto en el agua pase a Fe^{2+} y posteriormente se añade calcita para aumentar la alcalinidad del agua. El primer paso para conseguir condiciones reductoras es necesario pues en condiciones oxidantes el Fe^{3+} en contacto con la calcita precipita recubriéndola completamente e impidiendo que continúe su disolución.
- Utilización de cenizas volantes, residuo alcalino que se obtiene en las centrales térmicas de carbón, para el tratamiento de las escombreras mineras. Experiencias llevadas a cabo en laboratorio han puesto de manifiesto que cuando los sulfuros entran en contacto con las cenizas volantes se produce una capa endurecida que impediría la entrada de agua y oxígeno en el interior de la escombrera, de forma que disminuiría la generación de lixiviados ácidos.
- Otras medidas de tratamiento pasivo son los humedales aerobios (aunque sólo son de aplicación en aguas ligeramente ácidas), el recubrimiento de las escombreras con materiales impermeables (geotextiles o arcillas), la utilización de bactericidas, barreras permeables reactivas, etc. Sin embargo, si los caudales son muy elevados y los niveles de contaminación de los lixiviados producidos son muy altos, muchas de estas medidas son difícilmente aplicables.
- En nuestro país se han adoptado soluciones por parte de empresas mineras, entre las que destacan el aumento de la capacidad de los canales de captación y desvío dispuestos para que el agua, producto del derretimiento de las nieves, no entre en contacto con el depósito de estériles; una barrera impermeable como sistema secundario de seguridad aguas abajo del depósito de estériles en conjunto con una batería de pozos que asegure una intercepción total de drenaje ácido potencial; la inclusión de estaciones con registro continuo de la acidez y conductividad presentes en el agua para permitir su eventual tratamiento en caso de ser necesario. Además, contar con varios puntos

de monitoreo dan una mejor y más amplia cobertura en tiempo real al seguimiento.

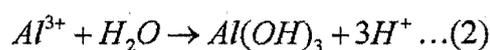
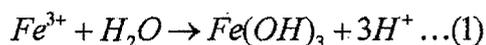
4.8 Corrección de Aguas Ácidas de Mina: Aplicación de Métodos Activos y Pasivos en Europa.

PRINCIPIOS DE TRATAMIENTO

Aunque los reactivos utilizados en sistemas pasivos son distintos de los que se usan en sistemas activos, los principios de tratamiento en ambos tipos de sistema son bastante parecidos. Se reconocen varios enfoques distintos para convertir metales en formas menos móviles:

(i) Precipitación de hidróxidos.

Casi todos los metales ecotóxicos son susceptibles de formar sólidos hidróxidos (p.ej. $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, etc.). Reacciones típicas de precipitación de hidróxidos son las siguientes:



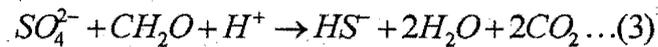
Se nota que ambas reacciones producen acidez, por la liberación de tres protones (H^+) para cada mol de metal hidrolizado. Esta acidez precisa neutralización en el proceso de tratamiento completo, y generalmente esta demanda para agentes neutralizantes es mucho más grande que la demanda ejercida por el pH ambiente del agua subterránea en su punto de salida.

Aunque la precipitación de hidróxidos se practica para remover los metales ecotóxicos en solución, los hidróxidos mismos tienen propiedades muy favorables a la sorción de otros contaminantes.

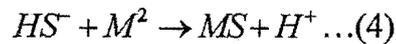
Par ejemplo, el proceso industrial para sacar arsénico de aguas es por co-precipitación con (y adsorción en) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Entonces el tratamiento total que se realiza para la precipitación de hidróxidos tiene ventajas añadidas, además de los de la precipitación misma.

(ii) Reducción bacteriana de sulfatos y precipitación de sólidos sulfuros.

Aguas ácidas de mina contienen concentraciones muy altas de sulfato (SO_4^{2-}). Existen varios géneros de bacterias que catalizan la reducción de sulfatos a sulfuros. Se puede escribir la reacción así:



Donde CH_2O representa una fuente de carbono. Una vez que existen iones de HS^- en solución, los metales divalentes podrían reaccionar y precipitarse como minerales sulfurosos, según:



Donde " M^{2+} " representa Fe^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , etc. Por el consumo de un protón en la reacción (3), y su liberación en la reacción (4) se puede conjeturar que el proceso de reducción bacteriana de sulfatos no alterará el pH del agua. Sin embargo, siempre se ve un aumento considerable de pH para estas reacciones, porque la cantidad de SO_4^{2-} que se reduce es siempre mucho más que la cantidad de MS que se precipita.

Además, el CO_2 liberado en (3) se convierte en HCO_3^- (una fuente importante de alcalinidad) una vez que el pH sobrepasa 4.5. Es importante tener en cuenta que los minerales sulfurosos formados por estas reacciones son estables solamente en condiciones reducidas, y por eso es más aconsejable usar reducción bacteriana cuando se sabe que se mantendrán estas condiciones indefinidamente.

(iii) Otros enfoques.

La literatura contiene muchas sugerencias sobre la posible aplicación en tratamiento de procesos de adsorción, procesos electroquímicos, etc. (Younger *et al.*, 2002).

Aunque factibles técnicamente, ya pesar de sus ventajas en la recuperación de metales específicos que podrían ser rentables, hasta la fecha no existen aplicaciones de estos métodos a escala real. Eso es primariamente porque las costas de construcción y operación de estos métodos son todavía demasiado altas en el contexto de los precios de los metales blancos en el mercado internacional.

4.8.1 TRATAMIENTO ACTIVO DE AGUAS ÁCIDAS DE MINA

Consideraciones generales

Younger *et al.* (2002) nos ofrecen una discusión completa de procesos activos de tratamiento para aguas de minas. Aquí se enfoca en las dos opciones principales para el tratamiento de aguas ácidas: precipitación de hidróxidos y reducción bacteriana de sulfatos.

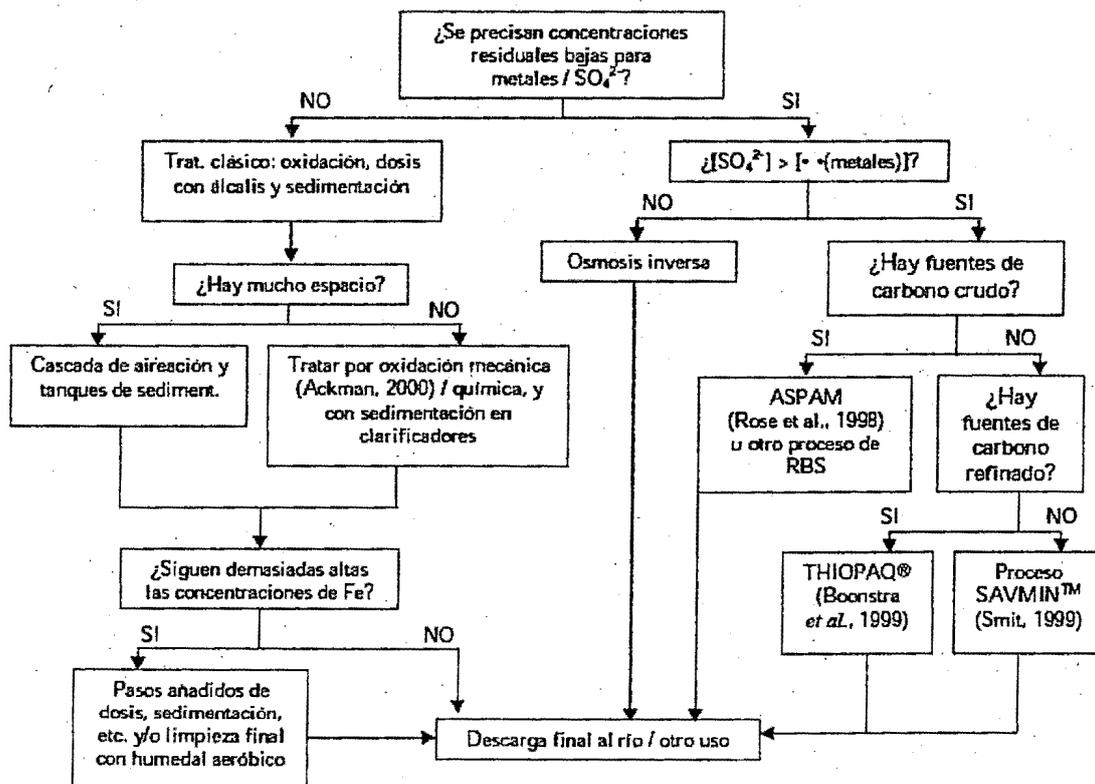
Precipitación de hidróxidos

Hasta la fecha, la gran mayoría de sistemas de tratamiento activo para aguas ácidas de mina en Europa están basados en la precipitación de hidróxidos. Esta precipitación se realiza en un proceso de tres pasos:

- Oxidación (para convertir Fe^{2+} en Fe^{3+})
- Dosis con álcalis (especialmente $\text{Ca}(\text{OH})_2$, pero también con $\text{Na}(\text{OH})$, NaHCO_3 y otras sustancias).
- Sedimentación.

Cada paso en este proceso ofrece una oportunidad para la intensificación, por la cual se puede mejorar la eficiencia del proceso en su totalidad (Younger et al., 2002). Por ejemplo:

- (i) La oxidación se realiza tradicionalmente por una cascada de aireación. Sin embargo, en circunstancias apropiadas el proceso de oxidación puede intensificarse para la aplicación de otros enfoques mecánicos (p.ej. un aparato *Venturi*; Ackman, 2000), o por el uso de reactivos químicos (especialmente peróxido de hidrógeno (H_2O_2)).
- (ii) En cuanto al proceso de dosis con álcalis, cada reactivo tiene sus propias ventajas e inconvenientes. Generalmente el reactivo más económico es la cal apagada ($Ca(OH)_2$). Sin embargo, donde se precisa precipitar altas concentraciones de Mn, Zn y/o Cd, la sosa cáustica suele resultar más barata todavía. Donde el espacio disponible para una planta de tratamiento es muy pequeño, se puede usar amoníaco (en forma de gas).



- (iii) El paso de la sedimentación frecuentemente ofrece las oportunidades más importantes para intensificación del proceso de tratamiento en su totalidad. Eso es porque el proceso de sedimentación gobierna la densidad.
- (iv) Del lodo de hidróxidos producido, que a su vez controla el volumen de residuos que se precisa recoger. La sedimentación en un estanque sencillo suele dar lodos con un contenido en sólidos de 5% (en peso) o menos. Con otros enfoques, se puede aumentar este contenido en sólidos hasta un 40%. Un enfoque sencillo pero muy exitoso es el proceso *HDS (high-density sludge)*.

En este proceso se bombea un porcentaje (~ 80%) del lodo final del estanque de sedimentación hasta el punto de arranque de la planta. Las partículas de lodo presentan núcleos para la precipitación de nuevos hidróxidos, y obtenemos una precipitación final de lodo con un 20% de sólidos en peso. La densidad puede aumentarse más por aplicación de filtros, prensas.

Un problema significativo asociado con la precipitación activa de hidróxidos es que se aumenta considerablemente la salinidad total del agua por la adición de Ca^{2+} o Na^+ (presente en los reactivos alcalinos). En las zonas secas del mundo (tal como la cuenca Mediterránea) la salinidad de aguas suele ser un problema más grave que la contaminación metálica.

Aunque la desalinización puede realizarse por métodos convencionales, tal como ósmosis inversa y destilación de flash, estos métodos son muy costosos para la corrección de aguas ácidas de mina.

Por eso, en los últimos años se ha investigado en la búsqueda de métodos económicos que rebajan la salinidad total de las aguas de mina. La mayoría de los esfuerzos en esta búsqueda se han enfocado en la precipitación de sulfuros (véase la sección siguiente), pero hay un solo método que rebaja la

salinidad de aguas de mina mientras que los metales se precipitan como hidróxidos.

El proceso SAVMIN™ (Smith, 1999) utiliza métodos convencionales para precipitar los metales problemáticos (Fe, Mn, Zn, Cd, etc.) como hidróxidos, y la Ca^{2+} añadida reacciona con el sulfato en el agua para precipitar yeso. Tras la precipitación de la mayor cantidad de yeso posible, el agua todavía suele contener unos 2500 mg.L^{-1} de SO_4^{2-} .

Por reaccionar esta agua con hidróxido de aluminio en un ambiente de pH controlado (entre 11.6 y 12.0) se precipita el mineral ettringita ($3\text{CaO} \cdot 3\text{CaSO}_4 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 31 \text{H}_2\text{O}$). La ettringita es un mineral (muy raro en la naturaleza) que tiene la buena propiedad de estar en equilibrio con aguas que contienen muy pocos mg.L^{-1} de SO_4^{2-} . Tras precipitar la ettringita, el agua sale de la planta con salinidad muy baja. El lodo de ettringita se descompone con ácido sulfúrico, regenerándose el hidróxido de aluminio para la próxima utilización en el proceso, y liberando una solución concentrada de CaSO_4 , que se manda al estanque de precipitación de yeso. Así SAVMIN™ produce aguas limpias, y un producto sólido rentable, es decir yeso (Smith, 1999). SAVMIN se ha probado solamente a escala piloto (en Sudáfrica), pero se espera su aplicación a escala real en las zonas secas de Europa en los años que vienen.

Reducción bacteriana de sulfatos (RBS)

Los principios de la reducción bacteriana de sulfatos, y la precipitación de los metales blancos en la forma de sulfuros, se presentaron brevemente en Sección 2 (ii). Hasta la fecha, no se han visto aplicaciones de esta tecnología a escala real para aguas de minas en Europa. (La única aplicación a escala real ha sido para un ingenio de zinc en Holanda).

Sin embargo, se han visto aplicaciones exitosas a escala piloto (en la mina Wheal Jane, UK, por ejemplo), y de estas pruebas es claro que los procesos de RBS ocupan un nicho importante en dos circunstancias comunes:

- Donde la desalinización de las aguas es imprescindible.
- Donde existen aguas altamente contaminadas por metales valiosos (tales como Cu, Zn), para que por varios procesos activos de RBS brinden posibilidades de recuperación de estos metales como materias primas.

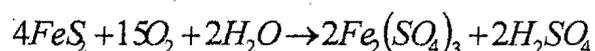
Entre las posibles acciones de los procesos activos de RBS hay dos muy notables:

- (i) En el propio proceso THIOPAQ[®] (marca registrada de la empresa Paques Bio-Systems BV, Holanda) se usan mezclas de los gases H₂ y CO₂, y/o etanol como una fuente de carbono para las bacterias. El proceso saca tanto metales como sulfato de las aguas de mina, dejando concentraciones residuales muy bajas. THIOPAQ obtiene lodos con bajo contenido en carbono y alta concentración de sulfuros, que en circunstancias aptas suelen proporcionar beneficios económicos en minería de metales de baja-ley. Por un paso secundario de oxidación, es también posible obtener S⁰, una mercancía también rentable.
- (ii) El proceso ASPAM es un ejemplo impresionante de varias tecnologías Sudafricanas que se conocen como "biodesalinización". El concepto de ASPAM (Rose et al., 1998) es la utilización de una fuente residual de carbono (de la industria de cuero, y/o de aguas residuales urbanas) para estimular la RBS en aguas ácidas de mina (que se mezclan con la fuente de carbono en grandes estanques). ASPAM realiza el tratamiento simultáneo de dos fuentes de residuos, sin utilizar reactivos costosos. También el proceso ASPAM controla la re-oxidación de sulfuros disueltos para recuperar el azufre en la forma rentable de S⁰.

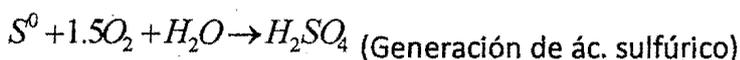
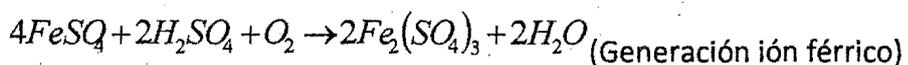
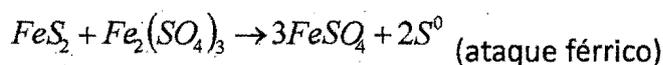
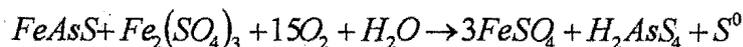
Reacciones químicas de la actividad catalítica de la bacteria.

- Fin: Oxidación del Fe(II) acuoso, Fe(II) y S en los minerales
- Interacción de la bacteria con la superficie (adsorción)
- Factores que influyen en la velocidad de la reacción
- Características del crecimiento bacteriano
- La resistencia a los iones metálicos depende del grado de adaptación y del hábitat de las cepas silvestres.
- Mecanismos de resistencia debida a los plásmidos.
- Construir tolerancia creciente por subcultivos continuos

Reacciones químicas del mecanismo directo



Reacciones químicas del mecanismo indirecto

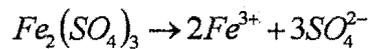


La bacteria es capaz de oxidar los siguientes sulfuros:

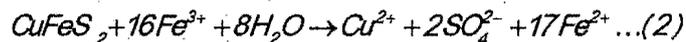
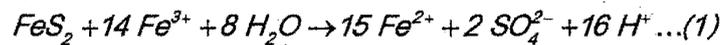
- | | |
|--|---|
| - Pirita y Marcasita (FeS ₂) | - Bornita (Cu ₅ FeS ₄) |
| - Pirrotita (FeS) | - Violarita (Ni ₂ FeS ₄) |
| - Chalcopirita (CuFeS ₂) | - Bravoíta (NiFeS) |
| - Covelita (Cu ₂ S) | - Milerita (NiS) |
| - Tetrahedrita (Cu ₈ Sb ₂ S ₇) | - Polidimita (Ni ₃ S ₄) |
| - Enargita (Cu ₃ AsS ₄) | - Antimonita (Sb ₂ S ₃) |
| - Arsenopirita (FeAsS) | - Molibdenita (MoS ₂) |

- Rejalgar (AsS)
- Orpimenta (As₂S₃)
- Cobaltita (CoAsS)
- Pentlandita (Fe,Ni)₉S₈
- Esfalerita (ZnS)
- Marmatita (ZnS)
- Galena (PbS)
- Geocronita Pb₁₄(Sb,As)₆S₂₃

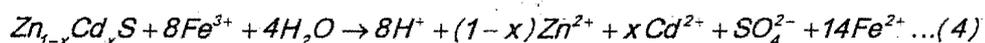
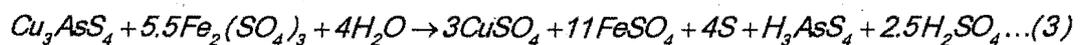
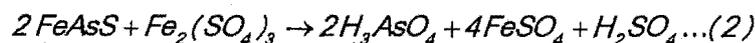
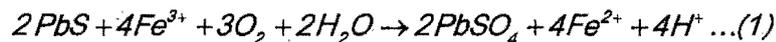
Otro factor que incide de manera decisiva en la oxidación y lixiviación de sulfuros metálicos es la tasa de producción de sulfato férrico:



El cual actúa como un potente agente oxidante para minerales tales como la pirita (1) o calcopirita (2):



El problema ambiental derivado de estos procesos radica no solo en la liberación de cationes relativamente inocuos como Fe²⁺ o Fe³⁺, o en que aumente la acidez de las aguas. Aunque estos son dos problemas en sí, nos enfrentamos además a otro grave peligro para la salud humana y ambiental: El resto de los minerales sulfurados presentes en una escombrera o balsa de estériles también se oxidan, liberando metales pesados de altísima peligrosidad tales como (entre otros) el plomo (presente en galena, 1), el arsénico (presente en arsenopirita, 2 o enargita, 3), o el cadmio (presente en la fase de esfalerita, 4):



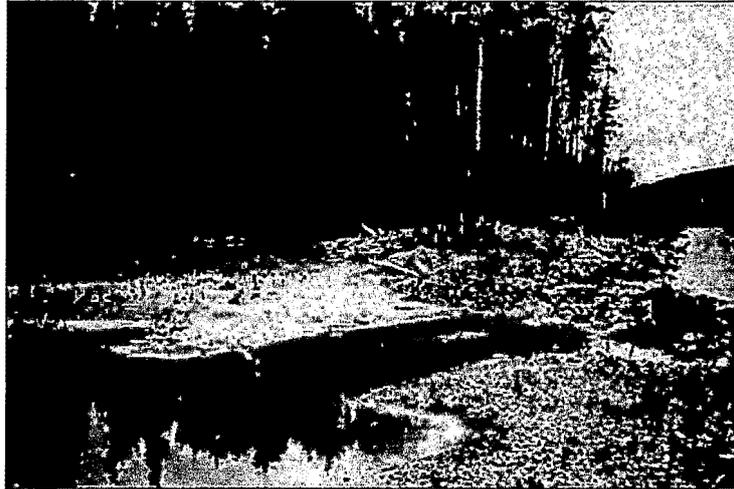


Fig. 4: Agua de mina conteniendo arsénico

Fuente: ORDONEZ ALONSO, MA. 1999. Sistemas de tratamiento pasivo para aguas ácidas de mina.

Así, nos enfrentamos primariamente a un problema de “mineralogía ambiental”, y en segundo lugar, a otro de “geoquímica ambiental”. En ocasiones la opinión pública suele fijar sus críticas sobre el impacto ambiental minero más evidente, esto es, la presencia en sí de una mina (impacto visual), olvidando los aspectos mineralógicos y químicos que se derivan de la actividad como tal.

Aquí hay varios temas a tratar: 1) la “mineralogía” del yacimiento que se explota; 2) el o los “metales” presentes en esas fases minerales; 3) los “procesos metalúrgicos” que se emplean para extraer el metal o metales; y 4) el “clima” de la región. Obviamente no es lo mismo bajo el punto de vista de la salud humana una explotación minera de hierro, que otra de arsénico o plomo.

La primera podrá generar importantes impactos visuales o sociales, pero el hierro definitivamente no está dentro de la lista de elementos químicos de alta peligrosidad. Así, el problema debe ser enfocado primariamente en términos de la mineralogía del yacimiento que ha sido explotado o se encuentra en explotación.



Fig. 5 : Zona almacenamiento de escombros

Fuente: http://www.google.com.pe/search?hl=es&cp=35&gs_id=3u&xhr=t&q=almacenamiento+de+escombros

Continentes como el europeo registran una historia minera y metalúrgica que se extiende, de manera importante, desde los tiempos del Imperio Romano. Esta minería ha dejado un legado, muchas veces oculto, de escombreras de minerales que con el pasar de los siglos han sido “disimuladas” por la acción de la naturaleza o actividades humanas.

Escombreras y lodos estériles en el Distrito de la Unión (Murcia, España), sector de Trinidad, desde la cuesta de Las Lajas. Los estériles comienzan a ser cubiertos por la vegetación.

La carga mineral que no se explotó en su momento por razones de atraso tecnológico, o por las mismas, se explotó solo de manera parcial, está ahí, sujeta a procesos químicos que actúan sobre dichos minerales. Sin ir demasiado lejos en el tiempo, en España existen cientos de minas abandonadas (con sus escombreras y/o balsas asociadas, cuya explotación cesó en el siglo 19 o 20).

La inmensa mayoría de estas presentan riesgos ambientales que aún no han sido evaluados o evaluados del todo. Por ejemplo, sabemos de la presencia de antiguas explotaciones de plata en la Sierra de Guadarrama (p. ej. Bustarviejo), cuya mineralogía incluye entre otros, minerales de arsénico (arsenopirita). O que decir de las minas de mercurio del distrito de Almadén (Ciudad Real), o de plomo y zinc del distrito de la Unión (Murcia).

Estas minas, y sus escombreras y balsas de estériles constituyen auténticas “bombas de tiempo químicas”. Urge en este sentido en nuestro país una política a nivel local, regional y nacional, que plantee el estudio de una manera “seria y competente” (más allá de la típica palabrería de costumbre) de los potenciales peligros ambientales de salud derivados de las cargas metalíferas dispersas por todo el territorio nacional.

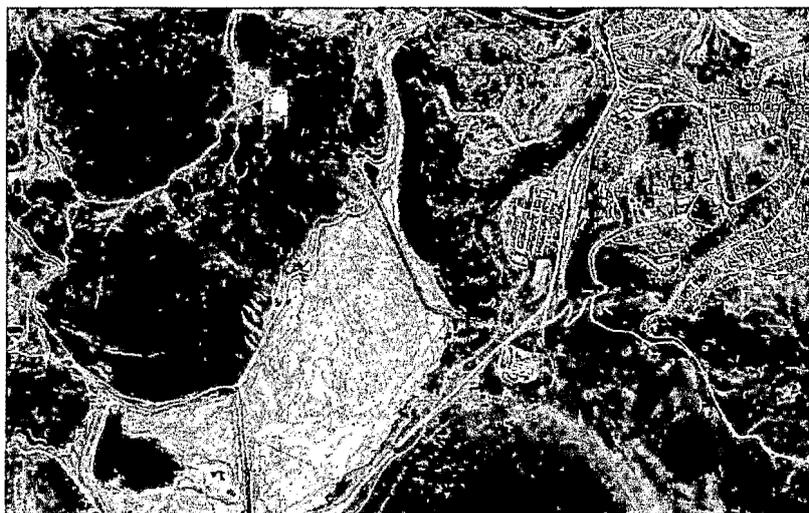


Fig. 6: Zonas relaveras y superficies descubiertas que propician la formación de aguas acidas en la Ciudad de Cerro de Pasco.

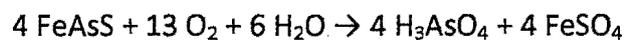
Fuente: <http://www.google.com.pe/imgres?q=relaves+mineros>

La metalurgia empleada en su momento para extraer el o los metales de interés económico es otro de los temas de interés llegado el momento de evaluar la peligrosidad de una explotación minera.

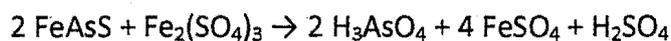
En este sentido conviene recordar los conceptos de “mena” y “ganga”. Puesto en términos muy simples, mena es el o los minerales que presentan un interés económico en un determinado momento por razones de mercado. Ganga es la fase mineral que carece de dicho interés económico. De esta manera, para una compañía puede ser interesante bajo el punto de vista económico explotar uno o dos minerales mientras considera a un tercero como ganga.

El problema radica en que pasa si este último mineral contiene una fase metálica de alta peligrosidad ambiental. Por ejemplo, un mineral típico presente en los yacimientos de sulfuros masivos de la Faja Pirítica Ibérica es la arsenopirita (FeAsS ; carente de valor económico), la cual es rechazada en el proceso de concentración por flotación y enviada a la balsa de estériles.

El arsénico se encuentra presente en más de 200 especies minerales, siendo la arsenopirita (FeAsS), la enargita (Cu_3AsS_4), y la tennantita ($\text{Cu}_{12}\text{As}_4\text{S}_{13}$) las más comunes. Por razones no determinadas, la arsenopirita es muy común en los yacimientos minerales europeos (p.ej., sulfuros masivos de la faja pirítica de España-Portugal), mientras que la enargita lo es en los yacimientos de la cadena andina, donde constituye una mena principal de cobre (pórfidos cupríferos y epitermales de Au-Ag). La solubilización de las formas sulfuradas de arsénico no es fácil. Esto es claro en el caso de la arsenopirita, la que por ser en ocasiones portadora de inclusiones de oro, ha constituido un tema de numerosos estudios con resultados poco claros hasta la fecha. La reacción fundamental en medio ácido es:



Si además hay pirita en la mena, entonces el sulfato férrico producido actuará de la siguiente manera, coadyuvando a la oxidación-lixivación del arsénico:



El arsénico puede precipitar finalmente como FeAsO_4 .

Sin restarle importancia al problema de la solubilización de especies minerales arsenicales, la principal fuente de contaminación está relacionada, al igual que en el caso de plomo, con el tratamiento metalúrgico de los minerales de arsénico. En concreto, los procesos de fundición de concentrados de cobre, que incluyan la presencia de minerales

arsenicales (p.ej., enargita), pueden dar lugar a intensos problemas de contaminación por vía aérea (arsénico que escapa por las chimeneas), en la forma de As_2O_3 . El arsénico que así escapa se deposita luego en los suelos del entorno de la fundición. Dependiendo del volumen de las emisiones y el régimen de vientos, el problema puede extenderse por decenas de kilómetros y más.

El arsénico en los suelos puede ser disuelto y adsorbido/absorbido por las arcillas o la materia orgánica. Muchos de estos procesos son mediados por la materia orgánica la que puede producir transformaciones del tipo:

- Cambios de redox que inducen la transformación arsenito-arsenato.
- La reducción y metilación del arsénico.
- La biosíntesis de compuestos de arsénico.

Las formas solubles del arsénico son fuertemente tóxicas. La ingestión de grandes dosis lleva a problemas gastrointestinales, cardiovasculares, disfunciones del aparato nervioso, y finalmente a la muerte. Recordemos que el arsénico ha sido uno de los venenos de largo plazo más utilizados en la historia de la humanidad, siendo Napoleón (el emperador de Francia), la víctima más famosa. Dosis bajas pero sostenidas (p.ej., causas laborales) superiores a 0.75 mg m^{-3} por año (p.ej., 15 años con concentraciones de $50 \mu\text{g m}^{-3}$) pueden llevar al desarrollo de cánceres.

La vida acuática y terrestre muestra una amplia gama de sensibilidades a las distintas especies arsenicales. En general las formas inorgánicas son más tóxicas que las orgánicas, y el arsenito más peligroso que el arsenato. Los arsenitos pueden fijarse a las proteínas, mientras que el arsenato afecta a la fosforilización oxidativa (en relación con Ciclo de Krebs).

Los organismos marinos contienen residuos arsenicales que van desde < 1 a 100 mg K^{-1} , los cuales se encuentran como arseno azúcares (en las algas) o arsenobetaina (en invertebrados y peces). Las plantas terrestres pueden

acumular arsénico por captación a través de las raíces, o por adsorción de arsénico aerotransportado, en las hojas.

Un último apartado guarda relación con el clima. Si hablamos de la química de los procesos de oxidación, y de acidificación de cursos de agua (drenaje ácido), resulta obvio que la mayor o menor cantidad de lluvias o las temperaturas jugarán un papel importante. Por ejemplo, mientras menor la temperatura, más lenta la cinética de las reacciones, lo que significa que los procesos químicos tardan más en completarse. Así, en climas muy fríos los procesos de oxidación son en general poco eficaces.

Por otro lado, un exceso de precipitaciones, como en las zonas tropicales, inducirá a una dilución de las soluciones, y por lo tanto la eficacia de los procesos químicos también se verá mermada. Como resulta obvio, precipitaciones muy escasas tampoco favorecerán los procesos de oxidación y lixiviación de metales. De ahí que los climas de tipo mediterráneo a semi-desérticos sean los más adecuados para favorecer este tipo de procesos: temperaturas medias-altas y precipitaciones no demasiado abundantes.

Solubilidad de metales pesados en función del pH

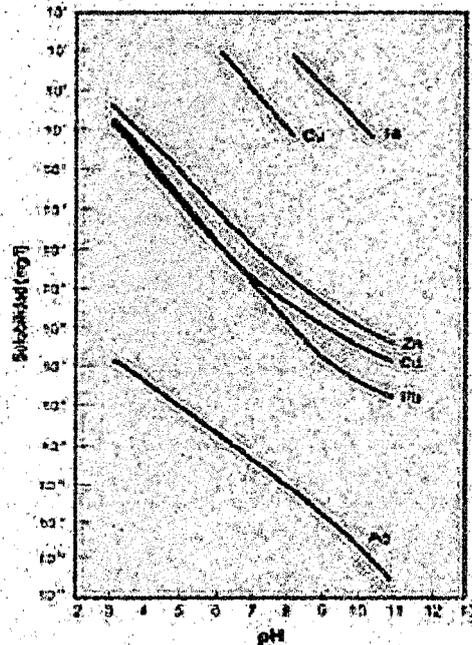


Fig. 8: Solubilidad de distintos metales en función del pH del medio acuoso.

Fuente: BENNER S.G., BLOWES D.W. & PTACECK C.J. 1997. A full-scale porous reactive wall for prevention of acid mine drainage. Ground Water Monitoring and Restoration.

Aunque no se ha mencionado antes, existe otro factor importante en estos procesos: la litología y los minerales de ganga. Por ejemplo, las rocas (e.g. calizas) o minerales carbonatados (e.g. calcita) reaccionarán con las soluciones ácidas neutralizándolas (reacciones solución-roca, solución-mineral consumidoras de hidrogeniones), despojándolas así en gran parte de su capacidad de lixiviación y transporte de metales.

El caso del arsénico es particularmente significativo. Se trata de un elemento virtualmente "todoterreno" en los ambientes acuáticos.

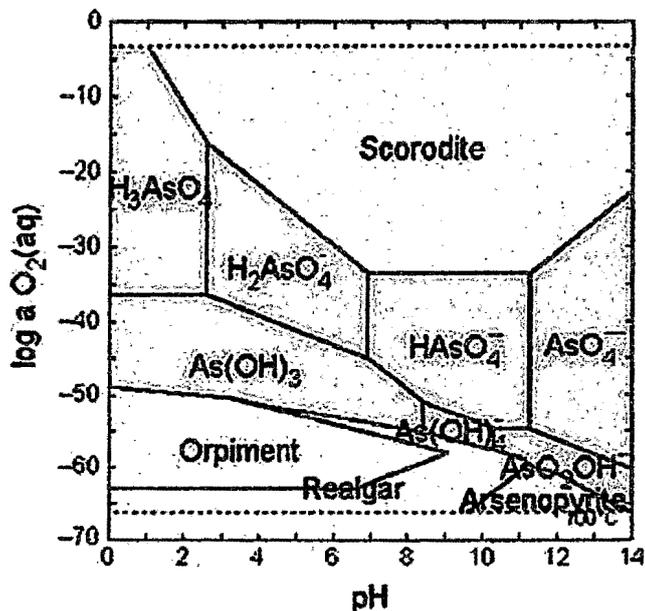


Fig. 9 Rango de Eh y pH en el cual pueden existir especies solubles de arsénico.

Fuente: BENNER S.G., BLOWES D.W. & PTACECK C.J. 1997. A full-scale porous reactive wall for prevention of acid mine drainage. Ground Water Monitoring and Restoration

El que el arsénico pueda formar aniones complejos de arsenito (As^{3+}) y arsenato (As^{5+}) le permite desenvolverse en un amplio rango de condiciones de Eh-pH en la naturaleza, siendo su adsorción a partículas coloidales de goethita (u otras especies oxidadas de hierro) la única forma posible de inmovilizar a este elemento.

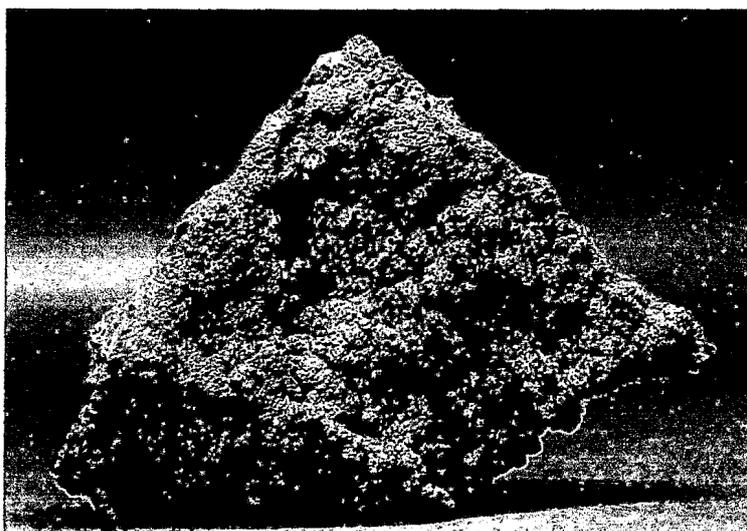


Fig. 10: Goethita del río Toro (Chile) con arsénico adsorbido

Fuente: <http://www.manantialcaduceo.com.ar/cristales/goethita.htm>

4.8.2 TRATAMIENTO PASIVO DE AGUAS ÁCIDAS DE MINA

CONSIDERACIONES GENERALES

El tratamiento pasivo para aguas de mina ha evolucionado desde hace 15 años, inicialmente en los Estados Unidos (Cohen & Staub, 1992; Hedin et al., 1994). Los métodos aplicables para aguas alcalinas de mina (es decir aguas contaminadas solamente por Fe y Mn) son ya bien desarrollados, y consisten en el uso de humedales aeróbicos (carrizales).

Existen muchos ejemplos de la mala aplicación de humedales aeróbicos para aguas ácidas de minas (Bannister, 1997). Humedales aeróbicos son inapropiados para el tratamiento de aguas aún ácidas, porque los procesos estimulados en humedales aeróbicos resultan en la hidrólisis del hierro, un proceso que libera ácido protónico, sin embargo, una vez que se ha corregido la acidez de un agua de mina por otro tipo de sistema pasivo, se puede usar un humedal aeróbico como paso final, para remover los últimos mg/L de hierro.

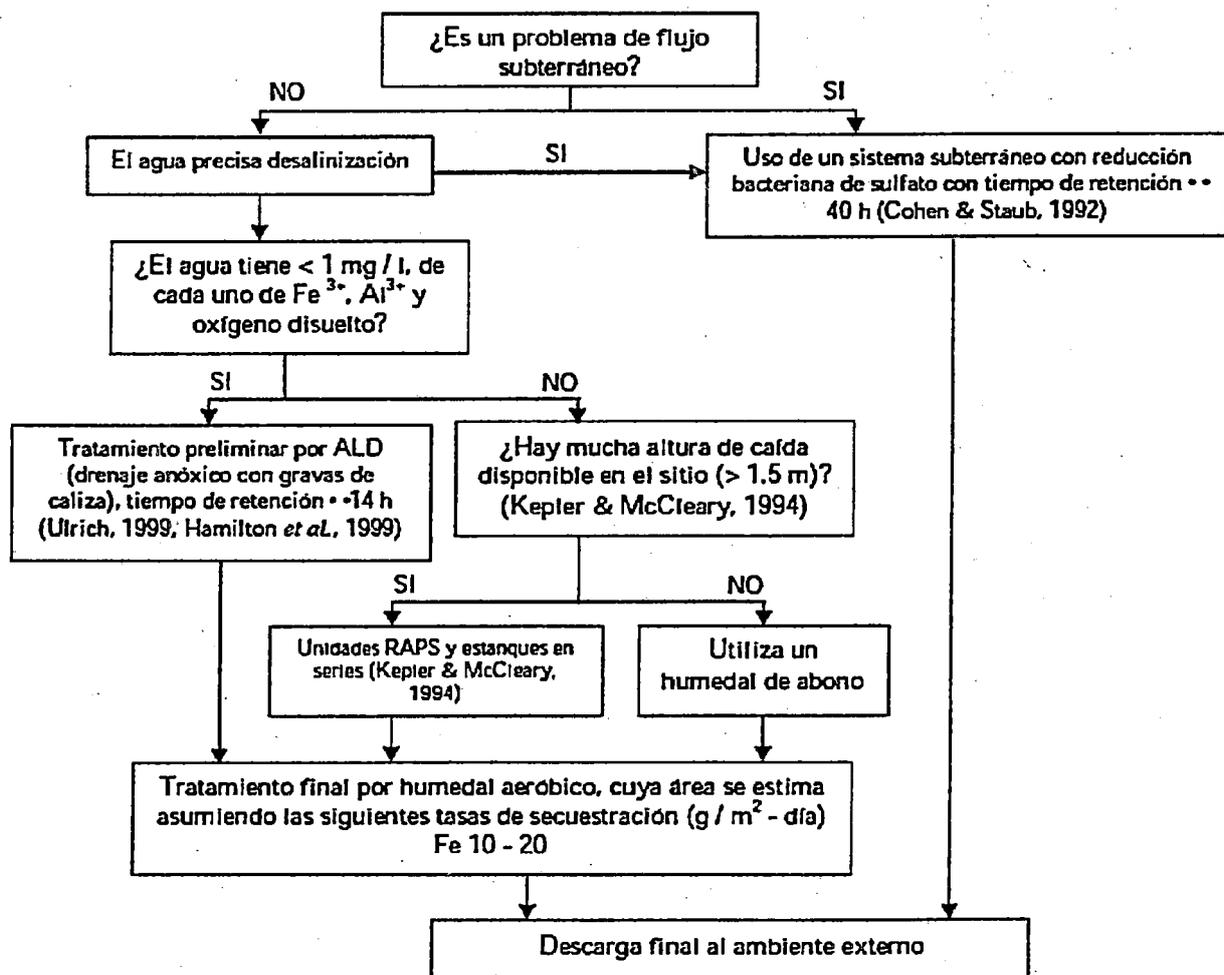
También, tecnologías pasivas para otras variedades de aguas de mina están ya experimentando avances rápidos en el contexto del proyecto de investigación "PIRAMID" (Comisión Europea, 5° Programa Marco; www.piramid.org). PIRAMID comprende avances en las tecnologías que se discuten en los párrafos siguientes, pero también para el tratamiento pasivo de aguas contaminadas por arsénico, cianuros y radionucleidos.

Para una discusión amplia de todas las variaciones actuales de tecnología pasiva para aguas de mina en general, se debe consultar Younger et al. (2002). Enseguida consideramos los principales métodos actuales para el tratamiento pasivo de aguas ácidas de mina. La Figura 3 presenta la lógica selección entre las variables opciones.

4.9 TRATAMIENTO DE AGUAS ÁCIDAS

Tecnologías con minerales carbonatos

Un enfoque obvio para el tratamiento pasivo de aguas ácidas pretende imitar lo que ocurre en la naturaleza, y neutralizar aguas ácidas por disolución de minerales carbonatados. El mineral carbonatado más útil en el tratamiento pasivo es la calcita (CaCO_3), que se disuelve mucho más rápidamente que dolomía [$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$]. En los EEUU, usa de caliza en sistemas de tratamiento pasivo se inició por la construcción de "drenes anóxicos de caliza" (*anoxiclimestonedrains*; ALDs).



Es importante notar que un ALD nunca debe ser considerado como un sistema de tratamiento completo en sí mismo: más bien, siempre se sigue un ALD para un estanque de sedimentación, y luego un humedal aeróbico.

Por eso, algunas autoridades consideran ALD como una tecnología de "pre-tratamiento".

La aplicabilidad de ALD es limitada debido a que el agua que precisa tratamiento debe tener menos de 1 mg/l de Fe^{3+} , Al^{3+} y oxígeno disuelto. Si una ALD recibe aguas con altas concentraciones de estos componentes, los poros del dren se colmatan con hidróxidos de Al/Fe, produciéndose (después de unos meses) el fracaso total del sistema. Aunque se han visto unas aplicaciones de ALD a escala piloto en Europa (e.j. Ulrich, 1999; Hamilton *et al.*, 1999), la ausencia completa de ALD entre los 30 sistemas pasivos en el Reino Unido (todavía el país en la vanguardia de la aplicación de tratamientos pasivos de aguas de minas en Europa) sugiere que existen pocas aguas adecuadas para la aplicación de ALD a escala real.

La aplicación más grande de una ALD en Europa hasta la fecha fue en el sistema pasivo experimental en la mina de Wheal Jane (Hamilton *et al.*, 1999). En aquel sitio, la ALD fue colmatada con hidróxidos de aluminio hasta que el flujo de agua para el dren terminó tras seis meses de utilización.

Para sobrepasar esta limitación a la aplicabilidad de disolución de calcita, es posible combinar reducción bacteriana de sulfatos con alga de la tecnología de ALD. Esta resulta en sistemas del tipo "RAPS", que está discutido en la sección siguiente.

Tecnologías pasivas que aprovechan reducción bacteriana de sulfatos

Como se vio anteriormente, el proceso de reducción bacteriana de sulfatos brinda la posibilidad de combatir acidez, reducir la alcalinidad de los bicarbonatos disueltos, y remover metales del agua mediante la precipitación de sulfuros. La aplicación de este proceso en sistemas pasivos se realiza por tres sistemas diferentes (Younger *et al.*, 2002):

- Humedales de abono (*compost wetlands*), es decir, humedales con sustratos espesos de abono, en los que se mantienen condiciones anaeróbicas que promocionan reducción bacteriana de sulfatos.
- Sistemas de flujo subterráneo con reducción bacteriana de sulfato (SFB), entre los que están comprendidos barreras reactivas permeables para aguas subterráneas (*permeable reactive barriers*; PRBs; Figura 5) y otros sistemas parecidos que se apliquen para descargas superficiales de aguas acidas (Figura 6).
- Sistemas reductores y productores de alcalinidad (*reducing and alkalinity-producing systems*; RAPS; Figura 7) (previamente llamado como "SAPS" (sistemas sucesivos de producción de alcalinidad); Kepler & McCleary, 1994).

Un RAPS típico consta de una capa de abono ($\geq 0.5\text{m}$) encima de una capa (también $\geq 0.5\text{m}$) de gravas de caliza. El flujo se dirige verticalmente, para el abono, y luego por la capa de áridos de caliza. La disolución de calcita sigue sin los problemas de colmatación que afectan a las ALD porque las condiciones reductoras producidas por el abono aseguran que el hierro está presente en la forma ferrosa (Fe^{2+}) en la que no puede precipitar hidróxidos en las superficies de las piedras de caliza bajo las condiciones ambientes de pH (Hedin *et al.*, 1994; Kepler & McCleary, 1994). Cada tipo de sistema tiene sus propias ventajas e inconvenientes. En general, los RAPS son preferibles para la mayoría de los casos.

Sin embargo, la implementación de RAPS precisa la disponibilidad de una altura de caída del agua en el sitio mayor de 1.5m (Kepler & McCleary, 1994). En lugares donde no se posee tal desnivel, se puede utilizar un humedal de abono (aunque se precisa un área entre 3 o 4 veces más grande que la de un RAPS para abastecer el mismo nivel de depuración; Jarvis & Younger, 1999). Ni RAPS ni humedales de abono resultan ser una rebaja apreciable en la salinidad de aguas de mina.

Donde la desalinización es imprescindible, un SFB es la opción más adecuada (Cohen & Staub, 1992). No obstante, la aplicación de un SFB para una descarga de aguas de mina en la superficie demanda una gran altura de caída (de varios metros, para superar la permeabilidad baja del abono), y un volumen total muy grande (para asegurar un tiempo de retención del agua superior a las 40 horas).

Los PRB son un ejemplar del tipo SFB que se implementan sola mente dentro de acuíferos contaminados (Figura 5; Benner *et al.*, 1997). En todos casas (con la única excepción de las PRB para la que es imposible), se recomienda que a la unidad de reducción bacteriana siga un paso de oxidación (preferiblemente incluyendo un humedal aeróbico) para re-oxigenar el agua y sacar los restos de hierro, etc., antes de su descarga final al río.

Ya se han visto aplicaciones de todos estos tipos de sistemas en Europa, particularmente en Gran Bretaña y España. Par ejemplo:

- Humedales de abono (*compost wetlands*) se han implementado en el Reino Unido (Younger *et al.*, 1997; Ordóñez *et al.*, 1998; Jarvis and Younger, 1999; Heal and Salt, 1999) y Esparia (Ordóñez Alonso, 1999).
- Barreras reactivas permeables se han instaurado en España (Alcolea *et al.*, 2001) e Inglaterra (Amos & Younger, *en prensa*).
- Ejemplares de RAPS existen ya en Gales (Younger, 1998), Inglaterra (2002) y Galicia, España (Laine, 1998).
- El proyecto PIRAMID pretende fomentar la usa más extendida de las tecnologías pasivas par todos los países Europeos que tienen problemas con aguas de minas.

V. MATERIALES Y MÉTODOS

5.1 MATERIALES

- Información bibliográfica (textos, revistas, páginas web).
- Composición química de algunas muestras de aguas de mina.
- Formulas y ecuaciones químicas y sus relaciones.
- Software para el cálculo de volumen de solución neutralizante y su composición molar o molar.

5.2 MÉTODOS

- Se tomará los valores experimentales de aguas de mina reportados en la bibliografía, los cuales fueron determinados por análisis químicos instrumentales.
- Se realiza cálculos químicos de volumen de solución neutralizante (hidróxido de calcio o hidróxido de sodio) necesario para neutralizar el agua acida de mina.
- Realizar cálculos de masa y volumen de sólidos formados durante el proceso de neutralización.
- Realizar cálculos de concentración de solución remanente en base a la constante de producto de solubilidad.
- Finalmente sistematizar toda la información obtenida y recomendar el procedimiento preciso de neutralización de aguas acidas.

VI. FORMULACION DE LAS ECUACIONES QUIMICAS Y CALCULOS DE MASA Y VOLUMEN DE REACTIVOS.

Los diversos yacimientos con posibilidades de explotación, contienen minerales de composición química variable.

Una composición típica de la Compañía Minera Cerca Puquio S.A., reportado por el Laboratorio de Análisis Químico Cía. Minerco Mercantil del Perú S.A es el siguiente.

Pb	5,52%	(Sulfuro)	Na ₂ O	0,80%
Pb	0,85%	(Oxido)	MgO	0,60%
Ag	1,29	Oz/Tn	CaO	3,00%
Zn	6,14%	(Sulfuro)	CO ₂	4,90%
Zn	0,40%	(Oxido)	H ₂ O	9,30%
Cd	0,25%		Insol	3,00%
Fe	5,70%		As	Trazas
Mn	6,20%		Bi	Id.
S	15,80%		N	Id.
S	0,20%	(Elemento)	P	Id.
Cl	0,20%		SO ₃	Id.
O	4,40%		Cu	0,00
Al ₂ O ₃	3,40%			

Fuente: Reportes del laboratorio de Análisis Química Cía. Minerco Mercantil del Perú S.A

6.1 Calculo del potencial de acidez máxima (PAM)

Este potencial se calcula en base al contenido de azufre presente en el mineral.

En base al análisis químico mostrado previamente, en base a la cantidad de azufre total.

$$\text{Kg de CaCO}_3 = \frac{160 \text{ Kg S}}{\text{TM mineral}} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{32 \text{ Kg S}} \times \frac{100 \text{ Kg CaCO}_3}{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{Kg de CaCO}_3 = 500 \frac{\text{Kg CaCO}_3}{\text{TM mineral}}$$

6.2 Calculo del potencial de neutralización (PN)

Este potencial se calcula en base a los OXIDOS presentes en el mineral.

$$\begin{aligned} \text{Kg H}_2\text{SO}_4 &= 0,40 \text{ Kg ZnO} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{81,40 \text{ Kg ZnO}} + 0,85 \text{ Kg PbO} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{223,2 \text{ Kg PbO}} \\ &+ 3,40 \text{ Kg Al}_2\text{O}_3 \times \frac{3 \times 98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{342 \text{ Kg Al}_2\text{O}_3} + 0,80 \text{ Kg Na}_2\text{O} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{62 \text{ Kg Na}_2\text{O}} \\ &+ 0,60 \text{ Kg MgO} \times \frac{8 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{40,31 \text{ Kg MgO}} + 3 \text{ Kg CaO} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{56 \text{ Kg CaO}} \end{aligned}$$

$$\text{Kg CaCO}_3 = 11,7508 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4 \times \frac{100 \text{ Kg CaCO}_3}{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4} = 12 \frac{\text{Kg CaCO}_3}{\text{TM mineral}}$$

6.3 Calculo del potencial neto de neutralización (PNN)

$$\text{PNN} = \text{PN} - \text{PAM}$$

$$\text{PNN} = (12 - 500) \text{ Kg CaCO}_3 = -488 \text{ Kg CaCO}_3$$

6.4 Relación entre potencial de neutralización y el potencial de acidez máximo

$$R = \text{NN/PAM} = 12/500 = 0.024$$

6.5 Criterios de generación de drenaje acido de los minerales

Si PNN mayor a + 20 Kg. de CaCO₃/TM: *No se producirá drenaje acido*

Si PN/PAM mayor a 3: *No se producirá drenaje acido*

Si -20 menor PNN mayor +20: *Rango de incertidumbre*

Si PNN menor - 20 Kg. de CaCO₃/TM: *Si se producirá drenaje acido*

En base al segundo criterios, es claro que en este caso, para la composición del mineral dado, existe la posibilidad que se produzca drenaje acido.

6.6 Otros criterios.

VALORACION DEL POTENCIAL DE ACIDEZ

◇ POTENCIAL DE NEUTRALIZACIÓN NETA (NNP):

$$◇ \text{ NNP} = \text{NP} - \text{AP}$$

◇ **AP=** Potencial de generación ácida

◇ **NP=** Neutralización potencial

- Carbonato disponible para neutralizar la acidez.

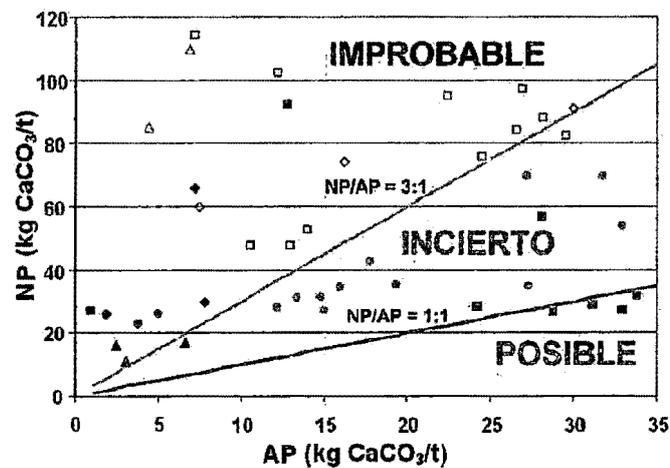
◇ MEDICIÓN DE LA GENERACIÓN ÁCIDA:

◇ $\text{NNP} = 0$ y $\text{NP}/\text{AP} = 1$. Situación equilibrio

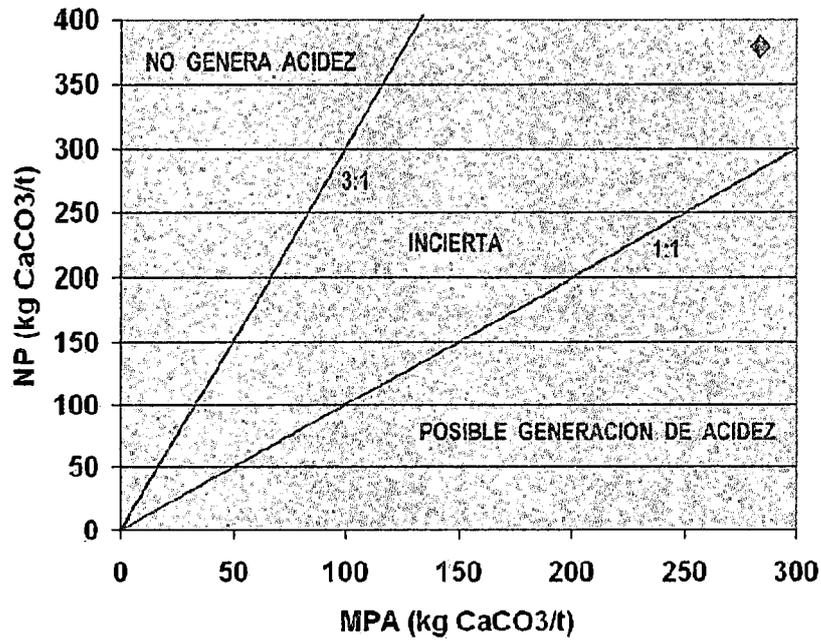
◇ $\text{NNP} < 0$ (Negativo) y $\text{NP}/\text{AP} < 1$. Si forma acidez

◇ $\text{NNP} > 0$ (Positivo) y $\text{NP}/\text{AP} > 1$. No forma acidez

◇ $\text{NNP} = (-20 \text{ a } 20)$ y $\text{NP}/\text{AP} = 3:1$. Incierta o baja acidez



Fuente: Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A.



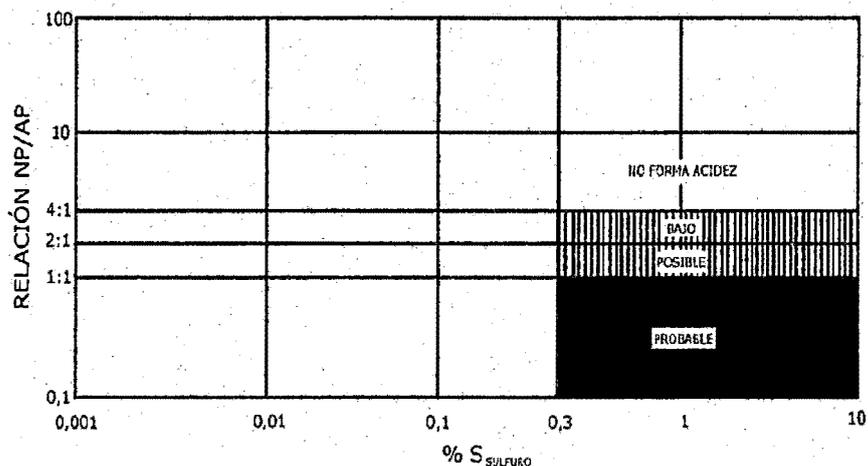
Fuente: Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A

CLASIFICACION ACIDO/BASE DE ROCAS MEDIANTE ENSAYOS ESTATICOS

TIPO DE ROCA	CLASIFICACIÓN	CONTENIDO TOTAL DE AZUFRE (% S)	RATIO ACIDO/BASE (MPA:ANC)
I	Potencial formador de acidez (Posible)	> 0,25 %	1:1 o menos
II	Potencial formador de acidez (Probable)	0,25 - 0,5 %	1:1 - 1:3
III	No forma acidez (Improbable)	< 0,25 %	1:3 o más

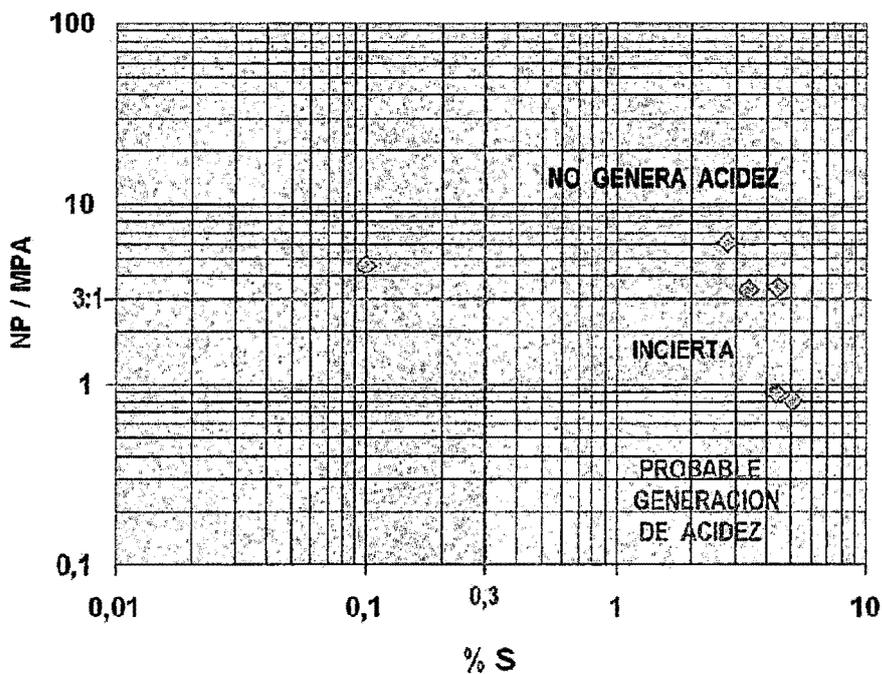
Fuente: Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A

DIAGRAMA PARA MEDIR LA GENERACIÓN ÁCIDO/BASE DE UNA MUESTRA

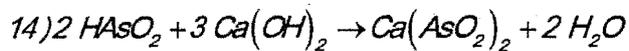
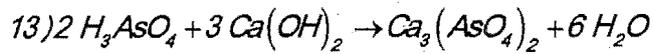
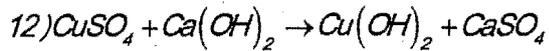
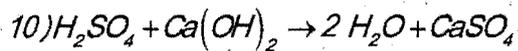
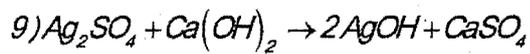


Fuente: Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A

VALORACIÓN DEL POTENCIAL DE ACIDEZ



Fuente: Fuente: Hugo Aduvire, AMEC (Perú) S.A



6.9 Solubilidad de las diversas sales en función al pH

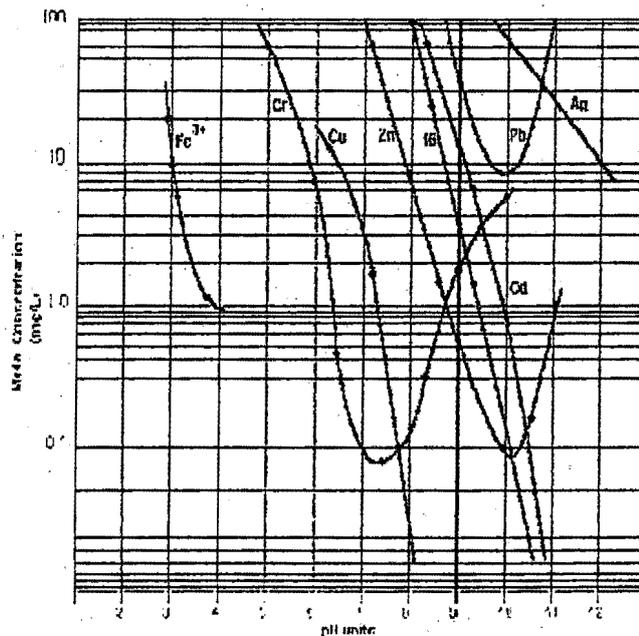


Fig. 11: Solubilidad de diversos cationes en función del pH.
Fuente: <http://www.google.com.pe/imgres?q=grupos+de+solubilidad>

ESTRATEGIA

Base de cálculo 1 litro de solución, para un pH de 2.5

$$pH = -\text{Log}[H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.5} = 3.1622 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Para un pH de 4

$$[H^+] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Luego, la cantidad de $[H^+]$ para llevar el pH de 2.5 a 4 será:

$$[H^+] = (3.1622 \times 10^{-3} - 1 \times 10^{-4}) \text{ mol/L} = 3.022 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

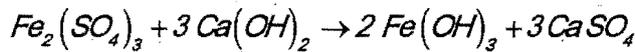
$$[H_2SO_4] = [H^+] / 2 = \frac{3.022 \times 10^{-3}}{2} \text{ mol/L} = 1.511 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El número de moles de $Ca(OH)_2$ necesario será

$$[Ca(OH)_2] = 1.511 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 1 \text{ L} = 1.511 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$mCa(OH)_2 = 1.511 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{74 \text{ g de } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 0.1118 \text{ g.}$$

A este pH de 4 se precipita el Fe (III) que se encuentra en forma de sulfato:



$$Fe_2(SO_4)_3 = 985 \frac{\text{mg}}{\text{L solución}} \times \frac{(400)}{2 \times 56 \text{ g } Fe^{+3}} \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \times 1 \text{ L Solución} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}}$$

$$= 3.5178 \text{ g de } Fe_2(SO_4)_3$$

$$m Ca(OH)_2 = 3.5178 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \times \frac{3 \times 74 \text{ g de } Ca(OH)_2}{400 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3} = 1.9524 \text{ g}$$

$$m Fe(OH)_3 = 3.5178 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \times \frac{2 \times 107 \text{ g } Fe(OH)_3}{400 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3} = 1.8820 \text{ g}$$

$$m CaSO_4 = 3.5178 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \times \frac{3 \times 136 \text{ g de } Ca(SO)_4}{400 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3} = 3.588 \text{ g}$$

La concentración de hierro remanente será de 1 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

2.- Luego, llevamos la solución a un pH de 7

Primero se lleva el pH de 4.0 a 7.0

$$pH=4 \quad , \quad [H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH=7 \quad , \quad [H^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

La cantidad de ácido a neutralizar será:

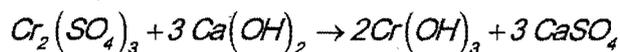
$$[H^+] = (10^{-4} - 10^{-7}) \text{ mol/L} = 9.99 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{9.99 \times 10^{-5} \text{ mol}}{2} = 4.995 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Ca(OH)_2] \text{ necesario} = 4.99 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$m \text{ Ca(OH)}_2 = 4.99 \times 10^{-5} \text{ mol} \times \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 3.6963 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Luego precipitamos el cromo cuya concentración es de 2 mg/L.



$$m \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{2 \text{ mg Cr}^{+3}}{L} \times \frac{392 \text{ mg Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{52 \text{ mg Cr}^{+3}} = 15.077 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$m \text{ Cr(OH)}_3 = 15.077 \times 10^{-3} \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \times 103 \text{ g Cr(OH)}_3}{392 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 7.9231 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$m \text{ CaSO}_4 = 15.077 \times 10^{-3} \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \times 136 \text{ g CaSO}_4}{392 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 15.6923 \times 10^{-3} \text{ g}$$

La concentración de cromo remanente será de 0.1 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

3.- Se lleva el pH desde 7 hasta 8.1 para precipitar el cobre cuya concentración es 70 mg/L

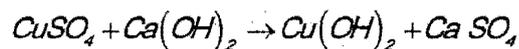
$$pH = 7 \quad , \quad [H^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \quad [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$pH = 8.1 \quad , \quad pOH = 14 - 8.1 = 5.9 \quad [OH^-] = 1.2589 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{\text{necesario}} = (1.2589 \times 10^{-6} - 10^{-7}) \text{ mol/L} = 1.1589 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$Ca(OH)_2 = \frac{1.1589 \times 10^{-6}}{2} \text{ mol/L} = 5.7946 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$mCa(OH)_2 = 5.7946 \times 10^{-7} \text{ mol Ca(OH)}_2 \times \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 4.288 \times 10^{-5} \text{ g}$$



$$mCuSO_4 = 70 \frac{\text{mg}}{\text{L}} Cu^{+2} \times \frac{159.54 \text{ mg CuSO}_4}{63.54 \text{ mg Cu}^{+2}} \times \frac{1 \text{ g CuSO}_4}{1000 \text{ mg CuSO}_4} = 0.17576 \text{ g}$$

$$mCa(OH)_2 = 0.17576 \text{ g CuSO}_4 \times \frac{74 \text{ g Cu(OH)}_2}{159.54 \text{ g CuSO}_4} = 0.0815 \text{ g}$$

$$mCu(OH)_2 = 0.17576 \text{ g CuSO}_4 \times \frac{97.54 \text{ g Cu(OH)}_2}{159.4 \text{ g CuSO}_4} = 0.1076 \text{ g}$$

$$mCaSO_4 = 0.17576 \text{ g CuSO}_4 \times \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{159.4 \text{ g CuSO}_4} = 0.1499 \text{ g}$$

La concentración de cobre remanente será de 0.03 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

4.- Se precipita los iones Zn^{+2} , Ni^{+2} , Pb^{+2} y Cd^{+2} a un pH de 10.5

$$pH = 8.1 \rightarrow pOH = 5.9 \rightarrow [OH^-] = 1.1589 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pH = 10.5 \rightarrow pOH = 3.5 \rightarrow [OH^-] = 3.1622 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{\text{necesario}} = (3.1622 \times 10^{-4} - 1.1589 \times 10^{-6}) \text{ mol/L} = 3.15068 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[Ca(OH)_2] = \frac{3.15068}{2} \times 10^{-4} \text{ mol/L} = 1.5753 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$m Ca(OH)_2 = 1.5753 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} Ca(OH)_2 \times \frac{74 \text{ g } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 0.01165 \text{ g}$$

a) Precipitación del Zinc

$$m Zn^{+2} = 11 \text{ ppm} = (0.011 \text{ g/L}) \times 1 \text{ L} = 0.011 \text{ g}$$

$$m ZnSO_4 = 0.011 \times \frac{161.4}{65.4} = 0.02714 \text{ g}$$

$$m Ca(OH)_2 = \frac{0.02714}{161.4} \times 74 = 0.01244 \text{ g}$$

$$m Zn(OH)_2 = \frac{0.02714}{161.4} \times 99.4 = 0.01671 \text{ g}$$

$$m CaSO_4 = \frac{0.02714}{161.4} \times 136 = 0.02286 \text{ g}$$

La concentración de cinc remanente será de 0.04 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

b) Precipitación del Níquel

$$m Ni^{+2} = (5 \text{ mg/L}) \times 1 \text{ L} = 5 \text{ mg} = 0.005 \text{ g}$$

$$m Ni SO_4 = 0.0059 \times \frac{154.69}{58.69} = 0.013 \text{ g}$$

$$m Ca(OH)_2 = \frac{0.013}{154.69} \times 74 = 6.3043 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$m Ni(OH)_2 = \frac{0.013}{154.69} \times 92.69 = 7.7895 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$m CaSO_4 = \frac{0.013}{154.69} \times 136 = 11.4293 \times 10^{-3} \text{ g}$$

La concentración de hierro remanente será de 0.04 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

- c) La concentración de plomo en el agua de mina es de 0.52 mg/L. A un pH de 10.5, la concentración que se obtiene, de acuerdo al gráfico es de 8 mg/L, por tanto, no es posible realizar su precipitación.
- d) la concentración de cadmio es 0.80 mg/L; que es posible realizar su precipitación.

$$mCd^{+2} = (0.8 \text{ mg} / L) \times 1L = 0.8 \text{ mg} = 0.008 \text{ g}$$

$$mCdSO_4 = 0.80 \times 10^{-3} \text{ g de } Cd^{+2} \times \frac{208.4 \text{ g}}{112.4 \text{ g de } Cd^{+2}} = 1.4832 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$mCa(OH)_2 = \frac{1.4832 \times 10^{-3}}{208.4} \times 74 = 0.52669 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$mCd(OH)_2 = \frac{1.4832 \times 10^{-3}}{208.4} \times 146.4 = 1.0419 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$mCaSO_4 = \frac{1.4832 \times 10^{-3}}{208.4} \times 136 = 9.6742 \times 10^{-4} \text{ g}$$

La concentración de cadmio remanente será de 0.08 mg/L. en base a la curva de solubilidad de la Fig. 11.

Cantidad total de hidróxido de calcio necesario

$$mCa(OH)_2 = 2.19044 \text{ g} / L \text{ de solución}$$

Ahora se requiere volver el pH de 10.5 a 7, para lo cual usamos ácido sulfúrico.

$$pH = 7 \rightarrow [H^+] = 10^{-7} = [OH^-]$$

$$pH = 10.5 \rightarrow pOH = 3.5 \rightarrow [OH^-] = 3.1622 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{a\ neutralizar} = 3.1622 \times 10^{-4} - 1 \times 10^{-7} = 3.1612 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 3.1612 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{3.1612 \times 10^{-4}}{2} \frac{\text{mol}}{\text{L solucion}} \times 1 \text{ L solucion} \times \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0.01549 \frac{\text{g } H_2SO_4}{\text{L solucion}}$$

Resumiendo:

Por cada litro de agua de mina se tiene:

Hidróxido de calcio necesario: 2.19044 g

Hidróxidos metálicos formados: 2.02309 g

Sulfato de calcio formado: 3.76848 g

Ácido sulfúrico para la estabilización: 0.01543 g.

Cantidad de sólidos obtenidos: 5.79157 g.

VII.- DISCUSION DE RESULTADOS

1. Con el conocimiento de la composición química elemental del agua de mina, en base a los objetivos que se desea del agua de mina, como por ejemplo su estabilización en un pH neutro, la recuperación de algún catión u otro y con el conocimiento de las leyes estequiometrias es posible desarrollar un procedimiento general para neutralizar la acidez del agua de mina o precipitar en forma progresiva cada uno de los cationes presentes el agua a través del procedimiento denominado como tratamiento activo.
2. Numerosas investigaciones bibliográficas demuestran que la formación de la acidez de un agua de mina, depende de muchos factores, tales como el potencial neto de neutralización, y las reacciones activadas por los microorganismos.
3. Los diversos equilibrios químicos formados dependen del pH de la solución, y es precisamente que se aprovecha esta propiedad para hacer el tratamiento del agua de mina precipitando los cationes a diversas condiciones de pH.
4. La cantidad de hidróxido de sodio necesario se obtiene calculando la cantidad necesaria para modificar el pH y para precipitar los diversos cationes. Sin embargo, existe la paradoja de que en la última etapa se requiere utilizar nuevamente ácido sulfúrico para estabilizar el agua en un pH neutro.

VIII.- CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

8.1 CONCLUSIONES

1. Conociendo la composición química del mineral de cabeza principalmente en sus contenidos de sulfuro y óxidos, es posible calcular el **potencial neto de neutralización** y predecir la posibilidad de formación de aguas acidas en su drenajes respectivos.
2. La reacción entre el ácido sulfúrico del agua de mina y el hidróxido de calcio, es una reacción acido-base, mientras que la reacción entre las sales de sulfato de los diversos metales y el hidróxido de calcio, son reacciones de sustitución, que propician la formación de sales insolubles.
3. Para el volumen de agua de mina propuesto se hacen los cálculos respectivos de la masa de hidróxido de calcio total, la masa de todos los hidróxidos formados y la masa de sulfato de calcio generado por la precipitación de las sales.
4. Se ha desarrollado un programa de cálculo que permite ingresar el volumen de agua de mina, su pH inicial y su composición química particular que permite hacer todos los cálculos indicados en 3)
5. La concentración de las sales remanentes luego del proceso de tratamiento, están en función de la constante de producto de solubilidad, de tal manera que esta propiedad limita la máxima extracción de las sales por el método de precipitación.
6. Generalmente este tratamiento denominado activo se hace cuando no es posible aplicar otros métodos denominados pasivos, generalmente cuando la mina se encuentre en operación y la acidez es muy alta.
- 7.- Dado que durante el tratamiento, se forman precipitados que contienen alrededor de 2% de sólidos, los cuales arrastran una masa similar, haciendo un total de 4% de pérdida por este proceso, luego, en función del tiempo de almacenamiento, también se originan pérdidas por evaporación, alrededor de 10% y, en el transporte y en el proceso en si también hay pérdidas equivalentes al 5%, lo cual equivale a una

pérdida total de 20% de la masa de agua total tratada, teniendo que reponer alrededor de 200 ml. de agua por cada litro de agua tratada.

8.2 RECOMENDACIONES

- Para el tratamiento de un agua acida de mina mediante este tratamiento activo, se requiere previamente realizar una buena caracterización de dicha agua y por otro lado tener muy claro, los usos posteriores que se le va a dar, para trazar una estrategia de separación de cada uno de los iones presentes en el agua, o quizá simplemente, modificar el pH respectivo.
- Este tratamiento es aplicable a las aguas de mina que tienen definidos ciertos componentes clave, pero con composición y acidez muy variable. En realidad lo que define el tipo de tratamiento son básicamente los metales solubles a eliminar durante el proceso, los cuales se hacen a un determinado pH.
- Dependiendo de las cantidades relativas de los metales presentes en los precipitados formados durante el tratamiento del agua de mina, dichos metales pueden ser recuperados si se demuestra que el proceso es rentable.
- En la mayoría de los casos, estos precipitados son gestionados adecuadamente, se confina en lugares previamente establecidos y autorizados para este fin, para lo cual previamente se hace una mezcla con cemento, se compactan y se confinan para evitar que se dispersen.

IX.- REFERENCIAS

- <http://www.ncl.ac.uk/environment/documents/Spanish3.pdf>
- http://www.ehu.es/sem/macla_pdf/macla10/Macla10_44.pdf
- <http://www.fonamperu.org/general/pasivos/documentos/PAMS.pdf>
- <http://www.tesisenred.net/TDR-0803107-095332/index.html>
- http://www.h2ogeo.upc.es/seminarios/2004/041028_TobiasRotting.pdf
- http://www.ceiisa.org/portal/index2.php?option=com_content&do_pdf=1&id=9
- <http://www.mineriaonline.com.pe/pagedeta.asp?idtipo=3&idpage=339>
- <http://www.scielo.org.pe/scielo.php>
- http://www.ecoamerica.cl/pdf_notas/67/eco67_18-21.pdf
- <http://biblioteca.universia.net/ficha.do?id=34395226>
- http://www.cedib.org/cepa/?module=displaystory&story_id=13883&format=html
- http://www.cosapi.com.pe/wsm_cosapi/WSM_Cuadrilla/WSM_Cuadrilla_Detalle.aspx?Cua=209&Sec=3732
- <http://www.bibfactec.umsa.bo/tesis/T-368.pdf>
- <http://www.minem.gob.pe/descripcion.php?idSector=4&idTitular=1895>
- http://es.wikipedia.org/wiki/Minera_yanacocha#Plantas_de_tratamiento_de_aguas_C3.A1cidas
- http://www.ceiisa.org/portal/index.php?option=com_content&task=view&id=9&Itemid=66
- <http://aguasdemina.pieb.org/archivos/Proyectedeinvestigacion.pdf>

- <http://biblioteca.universia.net/ficha.do?id=42167706>
- http://www.acapomil.cl/investigacion/boletines/boletin_2003/memo_quic/imagenes/39.jpg&imgrefurl
- http://www.h2ogeo.upc.es/proyectos/esperanza/esperanza_columna.JPG&imgre
- http://zambolandia.com/papers/planificacion_kumurana_es.PDF
- http://www.fundacionambio.org/media_files/download/AMBIO_legislacion_aguas.pdf
- <http://civil.udg.es/normacivil/estatal/reals/LAguas.htm#t5>
- <http://www.monografias.com/trabajos19/ley-de-aguas/ley-de-aguas.shtml>
- <http://www.rebellion.org/docs/1400.pdf>
- <http://www.bvsde.paho.org/bvsacg/fulltext/perusunas.pdf>
- http://www.cepis.ops-oms.org/bvsacd/cd53/i117_04Norma.pdf
- http://es.wikipedia.org/wiki/Calidad_del_agua
- <http://www.fao.org/DOCREP/004/W4745S/w4745s11.htm>
- http://www.congresooaxaca.gob.mx/lx/info/C_Prensa/Jun08/20%20JUN%20-%20NOTA%20PONENCIAS%20AGUA.pdf
- http://www.uhu.es/masteria/doctorado/download/contaminacion_aguas.pdf
- <http://www.lenntech.es/aplicaciones/riego/calidad/irrigacion-calidad-agua.htm>
- <http://www.acsmedioambiente.com/LoNuevo/junio2.htm>
- http://www.congresooaxaca.gob.mx/lx/info/C_Radio/Jun08/20%20JUN%20-%20PONENTES%20AGUA.pdf

- AEAS, *Suministro de Agua Potable y Saneamiento en España (1996)*. V *Encuesta Nacional de Abastecimiento, Saneamiento y Depuración*. Publ. AEAS, 1998.
- Aduvire, O., Moreno, C., Alberruche, E., Lacal, M. y Vadillo, L. 2007. Effects of precipitation of secondary Fe(III) minerals and dilution on the attenuation of acid drainages; mining area of Spain. Mine Closure 07. Santiago (Chile), 16-19 October 2007.
- Aduvire, O., Vadillo, L., Moreno, C., Alberuche, E., Monteserín, V., Lacal, M., Arranz, J.C. y Martínez, B. 2007. Evolución de las descargas ácidas en arroyo la silva (Bierzo). International Congress Energy and Environmental Engineering and Management. Badajoz (España), 06-08 junio 2007.
- Aduvire, O., Escribano, M., García-B., P., López-Jimeno, C., Mataix, C. y Vaquero, I. 2006.
- AGBAR (Sociedad General de Aguas de Barcelona), *Simposium La economía del Agua*, Barcelona, mayo 1993.
- Aguilera, F., (coord.) *Economía del agua*. MAPA, serie Estudios, nº 69. Madrid, 1992. (2ª ed. 1996).
- ACKMAN, T.E. 2000. Feasibility of lime treatment at the Leviathan Mine using the In-line System. *Mine Water and the Environment*, 19, pp. 56-75.
- ALCOLEA, A., AYORA, C., BERNET, O., BOLZICCO, J., CARRERA, J., CORTINA, J.L., COSCERA, G., DE PABLO, J., DOMENECH, C., GALACHE, J., GIBERT, O., KNUDBY, C., MANTECÓN, R., MANZANO, M., SMLTINK, M. & SILGADO, A. 2001. Barrera geoquímica. *Boletín Geológico y Minero*, 112, pp 229-255.
- AMOS, P.W. & YOUNGER, P.L. *en prensa*, Substrate characterization for a subsurface reactive barrier to treat colliery spoil leachate. *Water Research*.
- BANNISTER, A.F. 1997. Lagoon and reed-bed treatment of colliery shale tip water at Dodworth, South Yorkshire. In Younger, P.L. (editor) *Minewater*

Treatment Using Wetlands. Proceedings of a National Conference held 5th September 1997, at the University of Newcastle, UK. Chartered Institution of Water and Environmental Management, London. 1997.105-122.

- BENNER S.G., BLOWES D.W. & PTACECK C.J. 1997. A full-scale porous reactive wall for prevention of acid mine drainage. *Ground Water Monitoring and Restoration*, 17, n°. 4, pp. 99-107.
- COHEN, R.R.H. & STAUB, M. W. Technical manual for the design and operation of a passive mine drainage treatment system. Report to the US Bureau of Land Reclamation. Colorado School of Mines, Golden, CO. (December 1992). 69 pp.
- GUSTAFSSON, H.E., LUNDGREN, T., LINDVALL, T., LINDAHL, L-E., ERIKSSON, N., JONSSON, H., BROMAN, P.G. & GORANSSON, T.. The Swedish acid mine drainage experience: research development and practice. 1999, In Azcue, J.M., (editor), *Environmental impacts of mining activities. Emphasis on mitigation and remedial measures*. Springer, Heidelberg. pp 203-228.
- HAMILTON, Q.U.I., LAMB, H.M., HALLETT, C. & PROCTOR, J. A.. Passive treatment systems for the remediation of acid mine drainage at Wheal Jane, Cornwall. 1999 *Journal of the Chartered Institution of Water and Environmental Management*, 13, pp 93-103.
- HEAL, K.V. & SALT, CA. Treatment of acidic metal-rich drainage from reclaimed ironstone mine spoil. *Water Science & Technology*, 1999, 39, pp. 141-148.
- HEDIN, R.S., NAIRN, R.W. & KLEINMANN, R.L.P.. Passive treatment of polluted coal mine drainage. Bureau of Mines Information Circular 9389. United States Department of Interior, Washington DC. 1994, 35pp.
- JARVIS, A.P. & YOUNGER, P.L. Design, construction and performance of a full-scale wetland for mine spoil drainage treatment, Quaking Houses, 1999., UK. *Journal of the Chartered Institution of Water and Environmental Management*, 13, pp 313-318.

- KEPLER, DA. & MCCLEARY, E.C.. Successive Alkalinity Producing Systems (SAPS) for the Treatment of Acidic Mine Drainage. Proceedings of the International Land Reclamation and Mine Drainage Conference and the 3rd International Conference on the Abatement of Acidic Drainage., 1994 , (Pittsburgh, PA; April 1994). Volumen 1: Mine Drainage. pp 195-204.
- LAINE, D.M.. The treatment of pumped and gravity mine water discharges in the UK and an acidic tip seepage in Spain. In Proceedings of the International Mine Water Association Symposium on "Mine Water and Environmental Impacts", Johannesburg, South Africa, 7th-13th September 1998. (Volumen II). pp. 471-490.
- Ministerio de Energía y Minas (1995): Guía ambiental de manejo de agua en operaciones Minero-Metalúrgicas. Dirección General de Asuntos Ambientales, Lima Perú.
- ORDONEZ ALONSO, MA. Sistemas de tratamiento pasivo para aguas ácidas de mina. Experiencias de laboratorio, diseño y ejecución., 1999. PhD Thesis, Escuela de Minas (School of Mines), Oviedo, España. 43pp.
- ORDONEZ, A., YOUNGER, P.L. & JARVIS, A.P.. Depuración de agua de mina mediante humedal en UK. *In* Procedimientos del X Congreso Internacional de Minería y Metalurgia, Valencia, España. 1st-5th June 1998. pp. 307-317.
- ROSE, P.D., BOSHOFF, GA., VAN HILLE, L.C.M., DUNN, K.M. & DUNCAN, J.R. An integrated algal sulphate reducing high rate ponding process for the treatment of acid mine drainage wastewaters. *Biodegradation*, 9, 1998, pp 247-257.
- SMITH, J.P.. The treatment of polluted mine water. *In* Proceedings of the Congress of the International Mine Water Association, Sevilla Spain, 13-17 September 1999. Volume II, 1999, pp 467-471.
- Tovar, J. –TRC Hydro Geo Ingeniería S.A.C.: Prevención de la Generación de aguas acidas de mina.

- ULRICH, M.; Non-metallic carbonous minerals in the passive treatment of mining wastewater in Slovenia. *Chemical Engineering and Processing*, 38, 1999, pp. 249-258.
- YOUNGER, P.L.; The Longevity of Mine water Pollution: A Basis for Decision-Making. *Science of the Total Environment*, 1997, 194/195, pp 457-466.
- YOUNGER, P.L. 1998. Design, construction and initial operation of full-scale compost-based passive systems for treatment of coal mine drainage and spoil leachate in the UK. *In Proceedings of the International Mine Water Association Symposium on "Mine Water and Environmental Impacts"*, Johannesburg, South Africa, 7th-13th September 1998. (Volume II). pp. 413-424.
- YOUNGER, P.L.. A reducing and alkalinity-producing system (RAPS) for the passive treatment of acidic, aluminium-rich leachates emanating from revegetated colliery spoil materials at Bowden Close, County Durham. *In Proceedings of the CL:AIRE Annual Project Conference*, 11th April 2002, Imperial College, London. (ISBN 0- 9541673-1-7). Paper 7, 21 pp.
- YOUNGER, P.L., BANWART, SA. & HEDIN, R.S.. *Mine Water: Hydrology, Pollution, Remediation*. Kluwer Academic Publishers, Dordrecht., 2002 ,(ISBN 1-4020-0137-1). 464pp.
- YOUNGER, P.L., CURTIS, T.P., JARVIS, A.P. & PENNELL, R.. Effective passive treatment of aluminium-rich, acidic colliery spoil drainage using a compost wetland at Quaking Houses, County Durham. *Journal of the Chartered Institution of Water and Environmental Management*, 1997 , 11, 200-20.

ANEXOS

ANEXO I

Reglas para el aprendizaje de la solubilidad de compuestos iónicos en agua

Los iones negativos (Aniones)	+	Los iones positivos (Cationes)	=	Solubilidad de los compuestos en el agua	Ejemplo
cualquier anión	+	iones alcalinos (Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Rb ⁺ Cs ⁺ P. ⁺)	=	solubles	fluoruro de sodio, NaF, es soluble
cualquier anión	+	iones de hidrógeno [H ⁺ _(aq)]	=	solubles	cloruro de hidrógeno, HCl, es soluble
cualquier anión	+	ión amonio (NH ₄ ⁺)	=	solubles	cloruro de amonio, NH ₄ Cl, es soluble
nitrato NO ₃ ⁻	+	cualquier catión	=	solubles	nitrato de potasio, KNO ₃ , es soluble
acetato	+	cualquier catión	=	solubles	acetato de sodio, CH ₃ COONa, es soluble
Cloruro (Cl ⁻) bromuro (Br ⁻) yoduro (I ⁻)	+	cualquier catión	=	solubles	cloruro de sodio, bromuro de potasio

Reglas para el aprendizaje de la solubilidad de compuestos iónicos en agua

Los iones negativos (Aniones)	+	Los iones positivos (Cationes)	=	Solubilidad de los compuestos en el agua	Ejemplo
cualquier anión	+	iones alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , P ⁺)	=	solubles	fluoruro de sodio, NaF, es soluble
cualquier anión	+	de iones de hidrógeno [H ⁺ _(aq)]	=	solubles	cloruro de hidrógeno, HCl, es soluble
cualquier anión	+	ión amonio (NH ₄ ⁺)	=	solubles	cloruro de amonio, NH ₄ Cl, es soluble
nitrato NO ₃ ⁻	+	cualquier catión	=	solubles	nitrato de potasio, KNO ₃ , es soluble
acetato (CH ₃ COO ⁻)	+	cualquier catión	=	solubles	acetato de sodio, CH ₃ COONa, es soluble
Cloruro (Cl ⁻), bromuro (Br ⁻), yoduro (I ⁻)	+	(plata Ag ⁺ , plomo (Pb ²⁺), mercurio (Hg ²⁺), cobre (Cu ⁺), talio (Tl ⁺))	=	baja solubilidad (insolubles)	cloruro de plata, AgCl, forma un precipitado blanco (un sólido blanco)
	+	cualquier otro catión	=	solubles	bromuro de potasio, KBr, es soluble
Sulfato (SO ₄ ²⁻)	+	de calcio (Ca ²⁺), estroncio (Sr ²⁺), bario (Ba ²⁺), plata (Ag ⁺), plomo (Pb ²⁺), radio (Ra ²⁺)	=	baja solubilidad (insolubles)	sulfato de bario, BaSO ₄ , forma un precipitado blanco (un sólido blanco)
	+	cualquier otro catión	=	solubles	de sulfato de cobre, CuSO ₄ , es soluble
Sulfuro S ²⁻	+	iones alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , P ⁺), tierra, metales alcalinos (Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Ra ²⁺) y H ⁺ _(aq) , NH ₄ ⁺	=	solubles	sulfuro de magnesio, MgS, es soluble
	+	cualquier otro catión	=	baja solubilidad (insolubles)	sulfuro de cinc, ZnS, es insoluble
Hidróxido OH ⁻	+	los iones alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , P ⁺), H ⁺ _(aq) , NH ₄ ⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Ra ²⁺ , Tl ⁺	=	solubles	hidróxido de estroncio, Sr(OH) ₂ , es soluble
	+	cualquier otro catión	=	baja solubilidad (insolubles)	hidróxido de plata, AgOH, es insoluble (forma un precipitado),

Fosfato, PO_4^{3-}	+	los iones alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+)	=	solubles	fosfato de amonio, es soluble
carbonato, CO_3^{2-}	+	P^{+} , H^+ (aq), NH_4^+	=	baja solubilidad (insolubles)	el carbonato de magnesio, MgCO_3 , es insoluble
sulfito, SO_3^{2-}	+	cualquier otro catión	=		

- Todos los compuestos de los iones de amonio (NH_4^+), y de metales alcalinos (Grupo IA) cationes, son solubles.
- Todos los nitratos y acetatos (etanoatos) son solubles.

Excepto todos los cloruros, bromuros y yoduros son solubles las de plata, plomo y mercurio (I).

- **Excepto** todos los sulfatos son solubles las de plata, plomo, mercurio (I), bario, estroncio y calcio.
- **Excepto** todos los carbonatos, sulfitos y fosfatos son insolubles los de amonio y de metales alcalinos (Grupo IA) cationes.
- **Excepto** todos los hidróxidos son insolubles los de amonio, bario y de metales alcalinos (Grupo I) cationes.
- **Excepto** todos los sulfuros son insolubles los de amonio, de metales alcalinos (Grupo I) y cationes de metales de tierra alcalina (Grupo II) cationes.
- **Excepto** todos los óxidos son insolubles los de calcio, bario y metales alcalinos (Grupo I) cationes, los cuales los solubles en realidad reaccionan con el agua para formar hidróxidos (hidrólisis).

ANEXO II

NORMAS SOBRE LA CALIDAD DEL AGUA PARA CONSUMO HUMANO EN EL PERÚ

El Perú no cuenta en la actualidad con un marco jurídico legal claramente definido e integrado referido a la Norma de Calidad del Agua para Consumo Humano.

En el marco de lo dispuesto por el artículo 132 de la Constitución Política del Perú de 1933, se publicó la Resolución Suprema s/n del 17.12.1946, mediante la cual se aprobó el Reglamento de los Requisitos Oficiales que deben reunir las Aguas de Bebida para ser consideradas potables; asimismo, se aprobaron las Observaciones de Carácter Sanitario. El detalle de las normas legales antes mencionadas, se encontraban contenidas en el Anexo de la Resolución Suprema.

El texto del Anexo de dicho dispositivo legal no fue debidamente publicado en el Diario Oficial "El Peruano", esto significa una abierta contravención en estricto de lo dispuesto por el artículo 132 de la Constitución Política del Perú de 1933. En ese sentido, cabe señalar que si bien la Resolución Suprema es una Norma Jurídica aplicable en nuestro ordenamiento jurídico legal vigente, su respectivo anexo adolece del indispensable requisito de publicidad, que debe contener toda norma jurídica para tener validez legal y en consecuencia complica su fácil y clara asimilación y/o consideración por parte de los sujetos involucrados.

Conforme a lo señalado por la Ley General de Salud y la Ley General de Servicios de Saneamiento, el Ministerio de Salud es la única Autoridad Sanitaria competente a efectos de formular dispositivos legales referidos a la Calidad de Agua para Consumo Humano en el Perú. Esto quiere decir, que ninguna entidad del Poder Ejecutivo puede atribuirse competencias que se encuentran reservadas al Ministerio de Salud.

El Reglamento de Calidad del Agua de Consumo Humano ha sido elaborado en virtud del Acta de Entendimiento entre la Dirección General de Salud Ambiental del Ministerio de Salud, DIGESA-MINSA y la Superintendencia Nacional de Servicios de

Saneamiento, SUNASS. El anteproyecto fue propuesto por el Estudio de Actualización, Modificación y Formulación de Normas sobre Saneamiento del Proyecto Especial Programa Nacional de Agua Potable y Alcantarillado del Ministerio de la Presidencia, PRONAP.

ANEXO III

ESTÁNDARES DE CALIDAD AMBIENTAL - AGUAS

(D.S. 261-69-AP, mod. por D.S. 007-83-SA y D.S. 003-2003-SA)

Usos:

1. Aguas de abastecimiento doméstico con simple desinfección.
2. Aguas de abastecimiento doméstico con tratamiento equivalente a procesos combinados de mezcla y coagulación, sedimentación, filtración y cloración, aprobados por el Ministerio de Salud.
3. Aguas para riego de vegetales de consumo crudo y bebida de animales.
4. Aguas de zonas recreativas de contacto primario (baños y similares).
5. Aguas de zona de pesca de mariscos bivalvos.
6. Aguas de zonas de preservación de fauna acuática y pesca recreativa o comercial.

Parámetro	Unidad	I	II	III	IV	V	VI
Coliformes totales	NMP/100 mL ⁽¹⁾	8,8	20 000	5 000	5 000	1 000	20 000
Coliformes fecales	NMP/100 mL ⁽¹⁾	0	4 000	1 000	1 000	200	4 000
DBO ₅ ⁽²⁾	mg/L	5	5	15	10	10	10
Oxígeno disuelto ⁽³⁾	mg/L	3	3	3	3	5	4
Selenio total ⁽⁴⁾	mg/L	0,01	0,01	0,05		0,005	0,01
Mercurio total ⁽⁴⁾	mg/L	0,002	0,002	0,01		0,0001	0,0002
PCB	mg/L	0,001	0,001	⁽⁵⁾		0,002	0,002
Esteres Ftalatos ⁽⁶⁾	mg/L	0,0003	0,0003	0,0003		0,0003	0,0003
Cadmio total ⁽⁴⁾	mg/L	0,01	0,01	0,05		0,0002	0,004
Cromo total ⁽⁴⁾	mg/L	0,05	0,05	1		0,05	0,05
Níquel total ⁽⁴⁾	mg/L	0,002	0,002	⁽⁵⁾		0,002	⁽⁷⁾
Cobre total ⁽⁴⁾	mg/L	1	1	0,5		0,01	⁽⁸⁾
Plomo total ⁽⁴⁾	mg/L	0,05	0,05	0,1		0,01	0,03
Zinc total ⁽⁴⁾	mg/L	5	5	25		0,02	⁽⁹⁾
Cianuro WAD ⁽⁴⁾	mg/L	0,08	0,08	0,1			
Cianuro Libre	mg/L					0,022	0,022
Fenoles	mg/L	0,0005	0,001	⁽⁵⁾		0,001	0,1
Sulfuros	mg/L	0,001	0,002	⁽⁵⁾		0,002	0,002
Arsénico total	mg/L	0,1	0,1	0,2		0,01	0,05
Nitrogeno nítrico ⁽¹⁰⁾	mg/L	0,01	0,01	0,1			
MEH ⁽¹¹⁾	mg/L	1,5	1,5	0,5	0,2		
SAAM ⁽¹²⁾	mg/L	0,5	0,5	1	0,5		
CAE ⁽¹³⁾	mg/L	1,5	1,5	5,0	5,0		
CCE ⁽¹⁴⁾	mg/L	0,3	0,3	1,0	1,0		

- (1) Número máximo probable en 100 Ml de muestra. Valor máximo en 80% de 5 o más muestras.
- (2) Demanda bioquímica de oxígeno. Prueba a 5 días y a 20 °C.
- (3) Valores mínimos.
- (4) Aunque la norma no lo especifica, se asume que se refiere al metal total.
- (5) Valores a ser determinados. En caso de sospecharse su presencia se aplicará los valores de la columna V provisionalmente.
- (6) Aparentemente se trata de un error de tipeo de la norma, ya que no existe ninguna sustancia con este nombre. Se presume que se podría referir a esteres ftalatos.
- (7) Valor LC_{50} en pruebas de 96 horas, multiplicado por 0.02.
- (8) Valor LC_{50} en pruebas de 96 horas, multiplicado por 0.1.
- (9) Cianuro disociable en ácido débil.
- (10) Como mg/L de nitrógeno.
- (11) Material Extractable en Hexano (principalmente grasas).
- (12) Sustancias Activas en Azul de Metileno (principalmente detergentes).
- (13) Extracto de columna de carbón activado por alcohol (según el método de flujo lento).
- (14) Extracto de columna de carbón activado por cloroformo (según el método de flujo lento).

ANEXO IV
LÍMITES MÁXIMOS PERMISIBLES - MINERÍA
(R.M. 011-96-EM/VMM)

PARAMETRO	VALOR EN CUALQUIER MOMENTO	VALOR PROMEDIO ANUAL
pH	6 < pH < 9	6 < pH < 9
Sólidos suspendidos (mg/l)	50	25
Plomo disuelto (mg/l)	0.4	0.2
Cobre disuelto (mg/l)	1.0	0.3
Zinc disuelto (mg/l)	3.0	1.0
Fierro disuelto (mg/l)	2.0	1.0
Arsénico disuelto (mg/l)	1.0	0.5
Cianuro Total (mg/l) *	1.0	1.0

Unidades Mineras Nuevas

**Cianuro Total, equivalente a 0.1 mg/L de Cianuro libre y 0.2 mg/L de Cianuro fácilmente disociable en ácido débil.*

Unidades Mineras en Operación o que Reinician Operaciones

PARAMETRO	VALOR EN CUALQUIER MOMENTO	VALOR PROMEDIO ANUAL
pH	5.5 < pH < 10.5	5.5 < pH < 10.5
Sólidos suspendidos (mg/l)	100	50
Plomo disuelto (mg/l)	1	0.5
Cobre disuelto (mg/l)	2	1
Zinc disuelto (mg/l)	6	3
Fierro disuelto (mg/l)	5	2
Arsénico disuelto (mg/l)	1	0.5
Cianuro Total (mg/l) *	2	1

ANEXO V

NIVELES MAXIMOS PERMISIBLES DE AGUA

Parámetro	Unidad	Niveles Máximos Permisibles			
		Ley General de aguas		Efluentes Líquidos Minero – Metalúrgicos (d)	
		Clase 1	Clase III	En cualquier Momento	Promedio Anual
PH	-	5-9 (e)	5-9 (e)	>5.5 y < 10.5	> 5.5 y > 10.5
TSS	mg/L			100	50
Nitratos (como N)	mg/L	0.01	0.01		
OBO*	mg/L	5	15		
Oxígeno Disuelto	mg/L	3	3		
Arsénico	mg/L	01	0.2	1	0.5
Cadmio	mg/L	0.01	0.05		
Cianuro Total	mg/L	0.2	0.05 (c)	2	1
Cobre	mg/L	1	0.5	2	1
Cromo	mg/L	0.05	1		
Hierro	mg/L	0.30	1	(e) 5	2
Mercurio	mg/L	0.002	0.01		
Níquel	mg/L	0.002	0.02		
Plomo	mg/L	0.05	0.1	1	0.5
Selenio	mg/L	0.01	0.05		
Sulfuros	mg/L	0.001	+0.005		
Zinc	mg/L	5	25	6	3
Coliformes Totales*	NM/100 cm ³	8.8	5000		
Coliformes Fecales **	NMP/100 cm ³	0	1000		

(a) Aguas de abastecimiento doméstico con simple desinfección.

(b) Aguas para riego de vegetales de consumo crudo y bebida de animales.

(c) Cianuro libre.

(d) R.M. – 011-96-EM/VM

(e) D.S. N0 007-83-SA del 11703/83

*Demanda bioquímica de oxígeno, 5 días ,200

** Entendidas como valor máximo en 80% de 5 o más muestras mensuales.

(f) En el largo plazo, esto es, dentro de 5 a 10 años, el objetivo sería mejorar la calidad de las aguas de riego, verificando el cumplimiento de lo ya efectuado y completando con los otros proyectos menores de mitigación en la parte alta de la cuenca.

Para los proyectos de corto plazo se propondrá un diseño conceptual basado en lo que se denomina nivel de Control 1, esto es, medidas apropiadas de mitigación para conseguir reducciones en la contaminación en el orden de 60 a 70%.

ANEXO VI

CALIDAD DEL AGUA

Calidad del Agua para Garantizar la Preservación de la Fauna y Flora

Los siguientes son los valores máximos admisibles para preservación de flora y fauna, en aguas dulces, frías o cálidas y en aguas marinas o estuarinas

REFERENCIA	EXPRESADO COMO	AGUA FRÍA DULCE	AGUA CÁLIDA DULCE	AGUA MARINA y ESTUARINA
Clorofenoles	Clorofenol	0,5	0,5	0,5
Difenilo	Concentración de agente activo	0,0001	0,0001	0,0001
Oxígeno Disuelto	mg/l	5,0	4,0	4,0
pH	Unidades	6,5 - 9,0	4,5 - 9,0	6,5 - 8,5
Sulfuro de Hidrógenolonizado	H ₂ S	0,0002	0,0002	0,0002
Amoníaco	NH ₃	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Arsénico	As	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Bario	Ba	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Berilio	Be	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Cadmio	Cd	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Cianuro libre	CN ⁻	0,05CL9650	0,05CL9650	0,05CL9650
Cinc	Zn	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650

Cloro total residual	Cl ₂	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Cobre	Cu	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Cromo hexavalente	Cr ⁶⁺	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Fenoles monohídricos	Fenoles	1,0CL9650	1,0CL9650	1,0CL9650
Grasa y aceites	Grasas como porcentaje de sólidos secos	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Hierro	Fe	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Manganeso	Mn	0,1CL9650	0,1CL9650	0,1CL9650
Mercurio	Hg	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Níquel	Ni	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Plaguicidas organoclorados (cada variedad)	Concentración de agente activo	0,001CL9650	0,001CL9650	0,001CL9650
Plaguicidas organofosforados (cada variedad)	Concentración de agente activo	0,05CL9650	0,05CL9650	0,05CL9650
Plata	Ag	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Plomo	Pb	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Selenio	Se	0,01CL9650	0,01CL9650	0,01CL9650
Tensoactivos	Sustancias activas al azul de metileno	0,143 CL9650	0,143 CL9650	0,143 CL9650

Calidad del Agua para uso Agrícola

En el agua para uso agrícola las sustancias disueltas no deberán ultrapasar los valores expresados a continuación.

REFERENCIA	EXPRESADO COMO	VALOR (*)
Aluminio	Al	5,0
Arsénico	As	0,1
Berilio	Be	0,1
Cadmio	Cd	0,01
zinc	Zn	2,0
Cobalto	Co	0,05
Cobre	Cu	0,2
Cromo	Cr ⁶⁺	0,1
Flúor	F	1,0
Hierro	Fe	5,0
Litio	Li	2,5
Manganeso	Mn	0,2
Molibdeno	Mo	0,01
Níquel	Ni	0,2
pH	Unidades	4,5 - 9,0
Plomo	Pb	5,0
Selenio	Se	0,02
Vanadio	V	0,1

(*) Todos los valores están expresados en mg/l, excepto aquellos para los cuales se presentan directamente sus unidades.

Calidad del agua para uso pecuario

Criterios de Calidad para la Destinación del Recurso para USO PECUARIO

REFERENCIA	EXPRESADO COMO	VALOR (*)
Aluminio	Al	5,0
Arsénico	As	0,2
Boro	Bo	5,0
Cadmio	Cd	0,05

Cinc	Zn	25,0
Cobre	Cu	0,5
Cromo	Cr ⁶⁺	1,0
Mercurio	Hg	0,01
Nitratos + Nitritos	N	100,0
Nitrito	N	10,0
Plomo	Pb	0,1
Contenido de Sales	masa total	3.000

Calidad del Agua para Uso Potable

Criterios de Calidad para la Destinación del Recurso para consumo humano y doméstico.

Para tratamiento convencional

Estos se relacionan a continuación e indican que para su potabilización se requiere solamente tratamiento convencional.

REFERENCIA	EXPRESADO COMO	VALOR (*)
Amoníaco	N	1,0
Arsénico	As	0,05
Bario	Ba	1,0
Cadmio	Cd	0,01
Cianuro	CN ⁻	0,2
zinc	Zn	15,0
REFERENCIA	EXPRESADO COMO	VALOR (*)
Cloruros	Cl ⁻	250,0
Cobre	Cu	1,0
Color	Color real	75 Unid de Pt - Co
Compuestos Fenólicos	Fenol	0,002
Cromo	Cr ⁶⁺	0,05
DifenilPoliclorados	Concentración de Agente activo	No detectable

Mercurio	Hg	0,002
Nitratos	N	10,0
Nitritos	N	1,0
pH	Unidades	5,0 - 9,0
Plata	Ag	0,05
Plomo	Pb	0,05
Selenio	Se	0,01
Sulfatos	SO ₄ ⁼	400,0
Tensoactivos	Sustancias activas al azul de metileno	0,5
Coliformes Totales	NMP	20.000 microorg./100 ml
Coliformes Fecales	NMP	2.000 microorg./100 ml

El agua potable es un bien escaso, ya que los métodos de tratamiento no se aplican, por falta de concientización, con la intensidad suficiente: o parten de fuentes poco adecuadas.

En general la salinidad es una característica que puede indicar problemas más serios (*). Todos los valores están expresados en mg/L, excepto aquellos para los cuales se presentan directamente sus unidades.

Para desinfección

A continuación se relacionan los valores máximos admisibles para la Destinación del Recurso para Consumo Humano, estos indican que para su Potabilización se requiere solo desinfección.

REFERENCIA	EXPRESADO COMO	VALOR (*)
Amoníaco	N	1,0
Arsénico	As	0,05
Bario	Ba	1,0
Cadmio	Cd	0,01
Cianuro	CN ⁻	0,2
Cinc	Zn	15,0

Cloruros	Cl ⁻	250,0
Cobre	Cu	1,0
Color	Color real	20 Unid de Pt - Co
Compuestos Fenólicos	Fenol	0,002
Cromo	Cr ⁶⁺	0,05
DifenilPoliclorados	Concentración de Agente activo	No detectable
Mercurio	Hg	0,002
Nitratos	N	10,0
Nitritos	N	1,0
pH	Unidades	6,5 - 8,5
Plata	Ag	0,05
Plomo	Pb	0,05
Selenio	Se	0,01
Sulfatos	SO ₄ ⁼	400,0
Tensoactivos	Sustancias activas al azul de metileno	0,5
Coliformes Totales	NMP	2.000 microorg./100 ml
Turbiedad	UJT	10 Unid. Jackson de Turb.

(*) Todos los valores están expresados en mg/L, excepto aquellos para los cuales se presentan directamente sus unidades.

ANEXOVII

SOLUBILIDAD DE DIVERSOS COMPUESTOS

Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Hidróxido de aluminio anhidro	$Al(OH)_3$	20 °C	1.9×10^{-33}	L
Hidróxido de aluminio anhidro	$Al(OH)_3$	25 °C	3×10^{-34}	w ₁
Hidróxido de aluminotrihidrato	$Al(OH)_3 \cdot 3H_2O$	20 °C	4×10^{-13}	C
Hidróxido de aluminotrihidrato	$Al(OH)_3 \cdot 3H_2O$	25 °C	3.7×10^{-13}	C
Fosfato de aluminio	$AlPO_4$	25 °C	9.84×10^{-21}	w ₁
Bromato de bario	$Ba(BrO_3)_2$	25 °C	2.43×10^{-4}	w ₁
Carbonato de bario	$BaCO_3$	16 °C	7×10^{-9}	C, L
Carbonato de bario	$BaCO_3$	25 °C	8.1×10^{-9}	C, L
Cromato de bario	$BaCrO_4$	28 °C	2.4×10^{-10}	C, L
Fluoruro de bario	BaF_2	25.8 °C	1.73×10^{-6}	C, L
Yodato de bariodihidrato	$Ba(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	25 °C	6.5×10^{-10}	C, L
Oxalato de bariodihidrato	$BaC_2O_4 \cdot 2H_2O$	18 °C	1.2×10^{-7}	C, L
Sulfato de bario	$BaSO_4$	18 °C	0.87×10^{-10}	C, L
Sulfato de bario	$BaSO_4$	25 °C	1.08×10^{-10}	C, L
Sulfato de bario	$BaSO_4$	50 °C	1.98×10^{-10}	C, L
Hidróxido de berilio	$Be(OH)_2$	25 °C	6.92×10^{-22}	w ₁

Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Hidróxido de cadmio	$Cd(OH)_2$	25 °C	7.2×10^{-15}	w ₁
Oxalato de cadmiotrihidrato	C d. $C_2O_4 \cdot 3H_2O$	18 °C	1.53×10^{-8}	C, L
Fosfato de cadmio	$Cd_3(PO_4)_2$	25 °C	2.53×10^{-33}	w ₁
Sulfuro de cadmio	CdS	18 °C	3.6×10^{-29}	C, L
Carbonato de calcio calcita	$CaCO_3$	15 °C	0.99×10^{-8}	C, L
Carbonato de calcio calcita	$CaCO_3$	25 °C	0.87×10^{-8}	C, L
Carbonato de calcio calcita	$CaCO_3$	18-25 °C	4.8×10^{-9}	P
Cromato de calcio	$CaCrO_4$	18 °C	2.3×10^{-2}	L
Fluoruro de calcio	CaF_2	18 °C	3.4×10^{-11}	C, L
Fluoruro de calcio	CaF_2	25 °C	3.95×10^{-11}	C, L
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	18 °C-25 °C	8×10^{-6}	P
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	25 °C	5.02×10^{-6}	w ₁
Yodato de calciohexahidrato	$Ca(IO_3)_2 \cdot 6H_2O$	18 °C	6.44×10^{-7}	L
Oxalato de calciomonohidrato	CaC_2O_4	18 °C	1.78×10^{-9}	C, L
Oxalato de calciomonohidrato	CaC_2O_4	25 °C	2.57×10^{-9}	C, L
Fosfato de calcio	$Ca_3(PO_4)_2$	25 °C	2.07×10^{-33}	w ₁
Sulfato de calcio	$CaSO_4$	10 °C	6.1×10^{-5}	C, L
Sulfato de calcio	$CaSO_4$	25 °C	4.93×10^{-5}	w ₁
Tartrato de calciodihidrato	$CaC_4H_4O_6 \cdot 2H_2O$	18 °C	7.7×10^{-7}	C, L
Hidróxido de cromo (II)	$Cr(OH)_2$	25 °C	2×10^{-16}	w ₂
Hidróxido de cromo (III)	$Cr(OH)_3$	25 °C	6.3×10^{-31}	w ₂
Hidróxido de cobalto (II)	$Co(OH)_2$	25 °C	1.6×10^{-15}	w ₂
Sulfuro de cobalto (en la forma menos soluble)	CoS	18 °C	3×10^{-26}	C, L
Sulfuro de cobalto (en la forma más soluble)	CoS	18 °C-25 °C	10^{-21}	P
Carbonato de cobre	$CuCO_3$	25 °C	1×10^{-10}	P
Hidróxido de cobre (II)	$Cu(OH)_2$	18 °C-25 °C	6×10^{-20}	P

Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Yodato de cobre (II)	$\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$	25 °C	1.4×10^{-7}	C, L
Oxalato de cobre (II)	CuC_2O_4	25 °C	2.87×10^{-8}	C, L
Sulfuro de cobre (II)	CuS	18 °C	8.5×10^{-45}	C, L
Bromuro de cobre (I)	CuBr	18 °C-20 °C	4.15×10^{-8}	C
Cloruro de cobre (I)	CuCl	18 °C-20 °C	1.02×10^{-6}	C
Hidróxido de cobre (I) (en equilib. con $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$)	$\text{Cu}(\text{OH})$	25 °C	2×10^{-15}	w ₁
Ioduro de cobre (I)	CuI	18 °C-20 °C	5.06×10^{-12}	C
Sulfuro de cobre (I)	Cu_2S	16 °C-18 °C	2×10^{-47}	C, L
Tiocianato de cobre (I)	CuSCN	18 °C	1.64×10^{-11}	C, L
Hidróxido de hierro (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	18 °C	1.1×10^{-36}	C, L
Carbonato de hierro (II)	FeCO_3	18 °C-25 °C	2×10^{-11}	P
Hidróxido de hierro (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	18 °C	1.64×10^{-14}	C, L
Hidróxido de hierro (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	25 °C	$1 \times 10^{-15}; 8.0 \times 10^{-16}$	P; w ₂
Oxalato de hierro (II)	FeC_2O_4	25 °C	2.1×10^{-7}	C, L
Sulfuro de hierro (II)	FeS	18 °C	3.7×10^{-19}	C, L
Bromuro de plomo (II)	PbBr_2	25 °C	$6.3 \times 10^{-6}; 6.60 \times 10^{-6}$	P; w ₁
Carbonato de plomo (II)	PbCO_3	18 °C	3.3×10^{-14}	C, L
Cromato de plomo (II)	PbCrO_4	18 °C	1.77×10^{-14}	C, L
Cloruro de plomo (II)	PbCl_2	25.2 °C	1.0×10^{-4}	L
Cloruro de plomo (II)	PbCl_2	18 °C-25 °C	1.7×10^{-5}	P
Fluoruro de plomo (II)	PbF_2	18 °C	3.2×10^{-8}	C, L
Fluoruro de plomo (II)	PbF_2	26.6 °C	3.7×10^{-8}	C, L
Hidróxido de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	25 °C	$1 \times 10^{-16}; 1.43 \times 10^{-20}$	P; w ₁
Iodato de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	18 °C	1.2×10^{-13}	C, L
Iodato de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	25.8 °C	2.6×10^{-13}	C, L
Ioduro de plomo (II)	PbI_2	15 °C	7.47×10^{-9}	C

Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Ioduro de plomo (II)	PbI_2	25 °C	1.39×10^{-8}	C
Oxalato de plomo (II)	PbC_2O_4	18 °C	2.74×10^{-11}	C, L
Sulfato de plomo (II)	$PbSO_4$	18 °C	1.6×10^{-8}	C, L
Sulfuro de plomo (II)	PbS	18 °C	3.4×10^{-28}	C, L
Carbonato de litio	Li_2CO_3	25 °C	1.7×10^{-3}	C, L
Fluoruro de litio	LiF	25 °C	1.84×10^{-3}	w ₁
Fosfato de litio	Li_3PO_4	25 °C	2.37×10^{-4}	w ₁
Fosfato de amonio y magnesio	$MgNH_4PO_4$	25 °C	2.5×10^{-13}	C, L
Carbonato de magnesio	$MgCO_3$	12 °C	2.6×10^{-5}	C, L
Fluoruro de magnesio	MgF_2	18 °C	7.1×10^{-9}	C, L
Fluoruro de magnesio	MgF_2	25 °C	6.4×10^{-9}	C, L
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	18 °C	1.2×10^{-11}	C, L
Oxalato de magnesio	MgC_2O_4	18 °C	8.57×10^{-5}	C, L
Carbonato de manganeso (II)	$MnCO_3$	18 °C-25 °C	9×10^{-11}	P
Hidróxido de manganeso (II)	$Mn(OH)_2$	18 °C	4×10^{-14}	C, L
Sulfuro de manganeso (rosa)	MnS	18 °C	1.4×10^{-15}	C, L
Sulfuro de manganeso (verde)	MnS	25 °C	10^{-22}	P
Bromuro de mercurio (II)	$HgBr_2$	25 °C	8×10^{-20}	L
Cloruro de mercurio (II)	$HgCl_2$	25 °C	2.6×10^{-15}	L
Hidróxido de mercurio (II) (en equilib. con $HgO + H_2O$)	$Hg(OH)_2$	25 °C	3.6×10^{-26}	w ₁
Ioduro de mercurio (II)	HgI_2	25 °C	3.2×10^{-29}	L
Sulfuro de mercurio (II)	HgS	18 °C	4×10^{-53} to 2×10^{-49}	C, L
Bromuro de mercurio (I)	$HgBr$	25 °C	1.3×10^{-21}	C, L
Cloruro de mercurio (I)	Hg_2Cl_2	25 °C	2×10^{-18}	C, L
Ioduro de mercurio (I)	HgI	25 °C	1.2×10^{-28}	C, L
Sulfato de mercurio (I)	Hg_2SO_4	25 °C	6×10^{-7} ; 6.5×10^{-7}	P; w ₁

Hidróxido de níquel (II)	Ni(OH) ₂	25 °C	5.48×10 ⁻¹⁶	w ₁
Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K _{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Sulfuro de níquel (II)	NiS	18 °C	1.4×10 ⁻²⁴	C, L
Sulfuro de níquel (II) (en la forma menos soluble)	NiS	18 °C-25 °C	10 ⁻²⁷	P
Sulfuro de níquel (II) (en la forma más soluble)	NiS	18 °C-25 °C	10 ⁻²¹	P
tartrato ácido de potasio	KHC ₄ H ₄ O ₆	18 °C	3.8×10 ⁻⁴	C, L
Perclorato de potasio	KClO ₄	25 °C	1.05×10 ⁻²	w ₁
Periodato de potasio	KIO ₄	25°	3.71×10 ⁻⁴	w ₁
Acetato de plata	AgC ₂ H ₃ O ₂	16 °C	1.82×10 ⁻³	L
Bromato de plata	AgBrO ₃	20 °C	3.97×10 ⁻⁵	C, L
Bromato de plata	AgBrO ₃	25 °C	5.77×10 ⁻⁵	C, L
Bromuro de plata	AgBr	18 °C	4.1×10 ⁻¹³	C, L
Bromuro de plata	AgBr	25 °C	7.7×10 ⁻¹³	C, L
Carbonato de plata	Ag ₂ CO ₃	25 °C	6.15×10 ⁻¹²	C, L
Cloruro de plata	AgCl	4.7 °C	0.21×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	9.7 °C	0.37×10 ⁻¹⁰	L
Cloruro de plata	AgCl	25 °C	1.56×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	50 °C	13.2×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	100 °C	21.5×10 ⁻¹⁰	C, L
Cromato de plata	Ag ₂ CrO ₄	14.8 °C	1.2×10 ⁻¹²	C, L
Cromato de plata	Ag ₂ CrO ₄	25 °C	9×10 ⁻¹²	C, L
Cianuro de plata	Ag ₂ (CN) ₂	20 °C	2.2×10 ⁻¹²	C, L
Dicromato de plata	Ag ₂ Cr ₂ O ₇	25 °C	2×10 ⁻⁷	L
Hidróxido de plata	AgOH	20 °C	1.52×10 ⁻⁸	C, L
Iodato de plata	AgIO ₃	9.4 °C	0.92×10 ⁻⁸	C, L
Ioduro de plata	AgI	13 °C	0.32×10 ⁻¹⁶	C, L
Ioduro de plata	AgI	25 °C	1.5×10 ⁻¹⁶	C, L
Nitrito de plata	AgNO ₂	25 °C	5.86×10 ⁻⁴	L

Oxalato de plata	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	25 °C	1.3×10^{-11}	L
Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{sp}	Fuente (leyenda más abajo)
Sulfato de plata	Ag_2SO_4	18 °C-25 °C	1.2×10^{-5}	P
Sulfuro de plata	Ag_2S	18 °C	1.6×10^{-49}	C, L
Tiocianato de plata	AgSCN	18 °C	0.49×10^{-12}	C, L
Tiocianato de plata	AgSCN	25 °C	1.16×10^{-12}	C, L
Carbonato de estroncio	SrCO_3	25 °C	1.6×10^{-9}	C, L
Cromato de estroncio	SrCrO_4	18 °C-25 °C	3.6×10^{-5}	P
Fluoruro de estroncio	SrF_2	18 °C	2.8×10^{-9}	C, L
Oxalato de estroncio	SrC_2O_4	18 °C	5.61×10^{-8}	C, L
Sulfato de estroncio	SrSO_4	2.9 °C	2.77×10^{-7}	C, L
Sulfato de estroncio	SrSO_4	17.4 °C	2.81×10^{-7}	C, L
Bromuro de talio (I)	TlBr	25 °C	4×10^{-6}	L
Cloruro de talio (I)	TlCl	25 °C	2.65×10^{-4}	L
Sulfato de talio (I)	Tl_2SO_4	25 °C	3.6×10^{-4}	L
Tiocianato de talio (I)	TlSCN	25 °C;	2.25×10^{-4}	L
Hidróxido de estaño (II)	Sn(OH)_2	18 °C-25 °C	1×10^{-26}	P
Hidróxido de estaño (II)	Sn(OH)_2	25 °C	5.45×10^{-27} ; 1.4×10^{-28}	w_1 ; w_2
Sulfuro de estaño (II)	SnS	25 °C	10^{-28}	P
Hidróxido de cinc	Zn(OH)_2	18 °C-20 °C	1.8×10^{-14}	C, L
Oxalato de cincdihidrato	$\text{ZnC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	18 °C	1.35×10^{-9}	C, L
Sulfuro de cinc	ZnS	18 °C	1.2×10^{-23}	C, L
Fuente leyenda: L=Lange's 10th ed.; C=CRC 44th ed.; P=General Chemistry by Pauling, 1970 ed.; w_1 =Web source 1; w_2 =Web source 2				

ANEXO VIII PLANTAS DE TRATAMIENTO DE AGUAS ÁCIDAS

Planta de Tratamiento de Aguas Ácidas en Yanacocha

En el tratamiento de aguas ácidas (presentes en forma natural en las aguas subterráneas y superficiales de las zonas de Jalca) se utilizan reactivos tales como la cal, que permite neutralizarlas y tratarlas adecuadamente.

Esto tiene que ver con el pH, que es una unidad de medida de la acidez de los líquidos. La legislación ambiental vigente establece que el pH adecuado para cualquier uso debe estar entre 6 y 9 unidades; valores menores a este rango son considerados aguas ácidas. Al neutralizar el agua por efecto de los reactivos, el pH llega a fluctuar dentro del rango indicado y, con la ayuda de sustancias floculantes y coagulantes, se separa los metales y demás partículas que afectan la calidad del agua; así el líquido es devuelto al medio ambiente en las condiciones adecuadas.

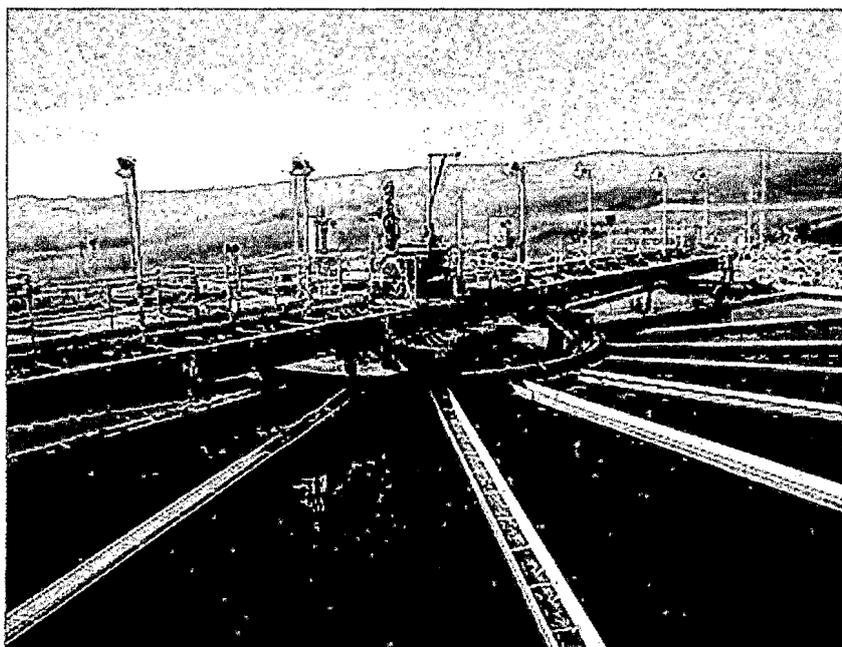
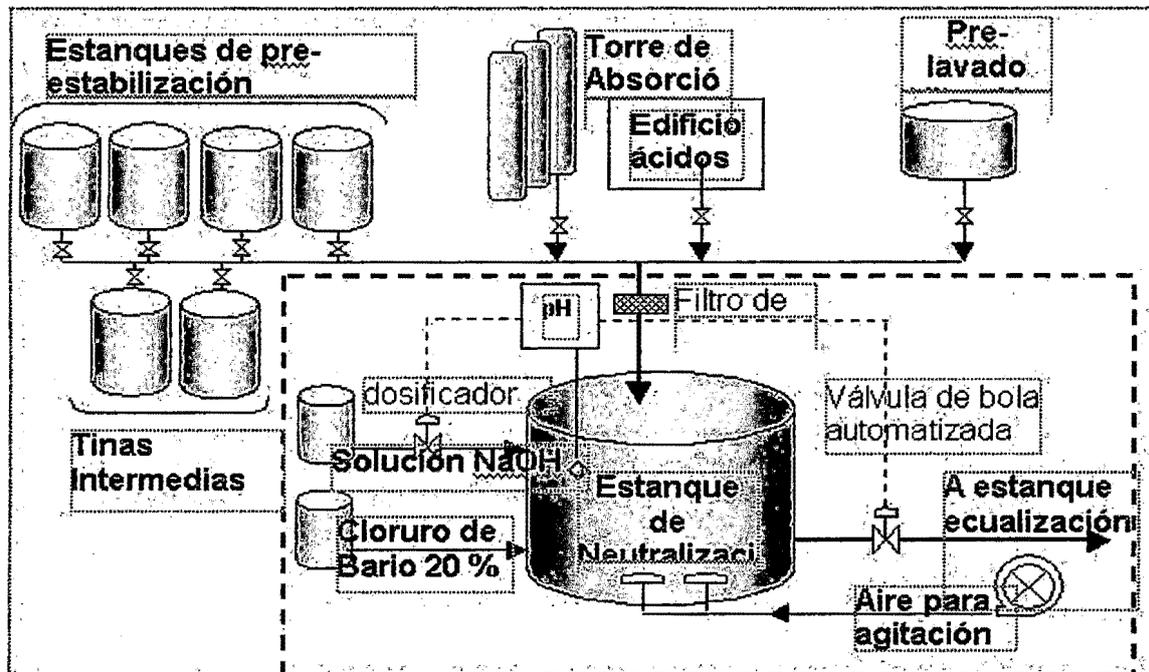


Fig. 12: Planta de Tratamiento de Aguas Ácidas en Yanacocha

Tratamiento Aguas Ácidas del Complejo Químico Industrial del Ejército de Chile

Las plantas de fabricación del Complejo Químico Industrial del Ejército (CQIE) generan una determinada cantidad de Residuos Industriales Líquidos (RIL) como consecuencia no deseada de su proceso. Análisis de laboratorio de estos Riles han establecido que algunos se encuentran excedidos del límite estipulado por la normativa chilena por tanto se hace necesario establecer un sistema de tratamiento que permita neutralizar y reducir eficazmente la concentración de contaminantes.



Tratamiento Aguas Ácidas

Sistema de Remedio Pasivo de Aguas Ácidas de Mina Esperanza, Huelva, España

El principal objetivo de este proyecto es el diseño y construcción de un sistema piloto innovador a escala de campo para tratar aguas ácidas de forma pasiva y adaptada a altas cargas de metales pesados contaminantes y a una región mediterránea.

Este objetivo consta de otros objetivos más concretos:

- Desmantelar un sistema existente que no funciona y aprender las razones de su obturación al cabo de pocos meses de funcionamiento.
- Proponer un sistema innovador basado en la dispersión del material reactivo (caliza de grano fino) en un substrato inerte de gran porosidad (virutas de madera). Así se espera evitar los problemas de obturación y de pérdida de

reactividad encontrados hasta ahora en este tipo de sistemas. Aplicar el sistema en una mina abandonada con alta concentración de hierro y aluminio.

- Diseñar y ejecutar las obras de los sistemas de tratamiento, incluido un sistema de seguimiento exhaustivo de la evolución del agua y del substrato de relleno.
- Elaborar una metodología científica para el diseño de sistemas de tratamiento en un campo dominado por la experiencia empírica, y que estará basada en datos de laboratorio, de campo y modelación numérica.

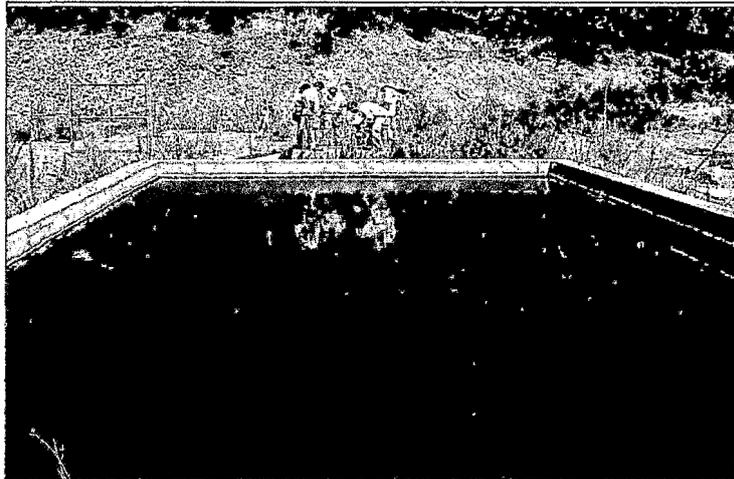


Fig 13: Balsa de tratamiento de Mina Esperanza, Huelva

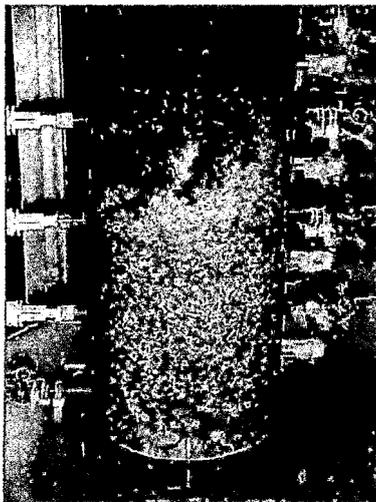


Fig. 14: Precipitación de schwertmannita (marrón) y de basanita amorfa (blanco) debido a la reacción de aguas ácidas que infiltran una mezcla de virutas de madera y calcita dispersa de grano fino.

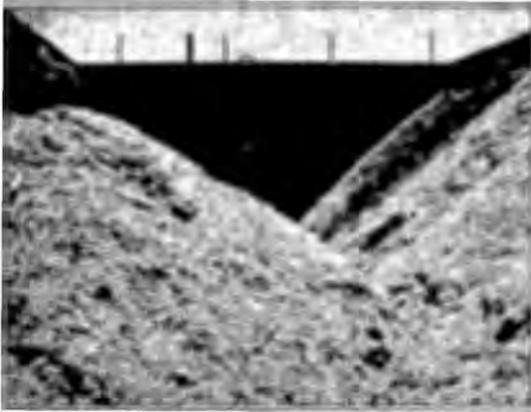
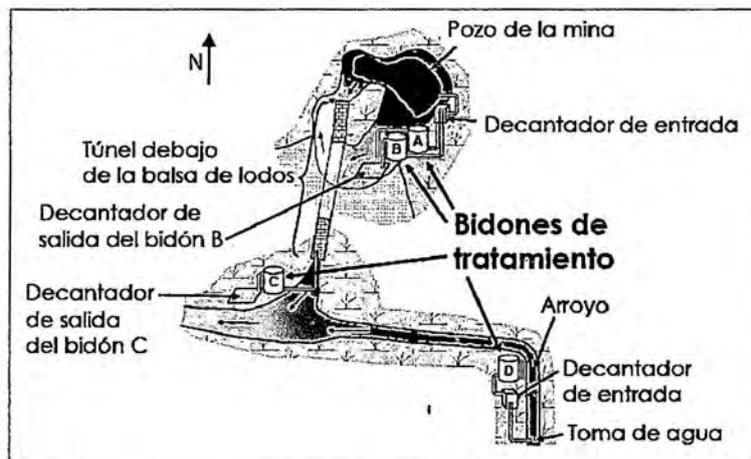
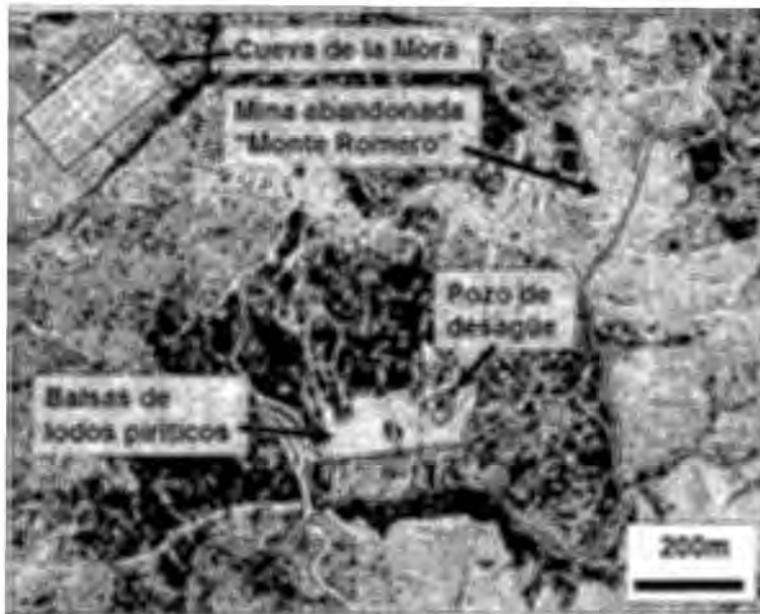
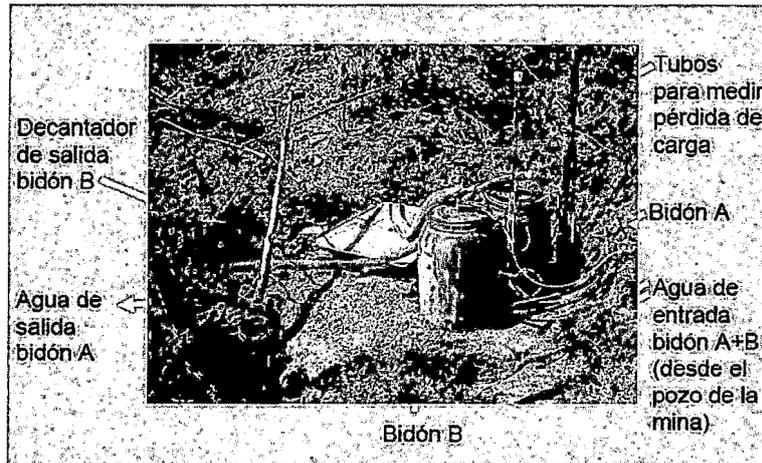


Fig. 15: Nuevo relleno de la balsa con la mezcla de virutas de madera y calcita dispersa de grano fino.

Fig. 16 Ensayos de campo en Mina abandonada "Monte Romero" en Cueva de la Mora (Huelva)





<ul style="list-style-type: none"> • Trata agua del pozo de la mina • Sólo contiene MgO (15%) y cuarzo (85%) <ul style="list-style-type: none"> • Caudal de diseño ($t_{res} = 6$ horas): 220 ml/min. • Tuvo problemas de atascamiento inicial. 	<ul style="list-style-type: none"> • También trata agua del pozo de la mina • Contiene caliza y MgO <ul style="list-style-type: none"> • Caudal de diseño (t_{res}: 16h en caliza, 6h en MgO): 50-55 ml/min.
--	--

Bidón A

Bidón B

<ul style="list-style-type: none"> • Trata agua de dentro del túnel • Contiene estiércol de cabra, caliza y MgO <ul style="list-style-type: none"> • Caudal de diseño (t_{res}: 24h en estiércol y caliza, 6h en MgO): 30 ml/min. 	<ul style="list-style-type: none"> • Añade alcalinidad al agua del arroyo • Parecido al bidón B (caliza y MgO) <ul style="list-style-type: none"> • Caudal de diseño: 35 ml/min resp. a caliza, 95 ml/min resp. a MgO.
---	---

Bidón C

Bidón D

- Con este tratamiento se lograron eliminaciones de acidez notables en términos de $g/(t \cdot día)$, $g/(m^2 \cdot día)$ y ppm.

Planta de Tratamiento Kumurana - La Lava - Bolivia

El proyecto de la construcción de una planta de tratamiento activo en Kumurana – La Lava hace parte del Proyecto Medio Ambiente Industria y Minería (PMAIM), lo que se ejecuta en Bolivia con el Soporte financiero del Banco Mundial (Credito AIF-2805/96) y el Fondo Nórdico para el Desarrollo (Crédito FND-160/95).

El funcionamiento de una planta de tratamiento activo como en el caso Kumurana – La Lava base en toda una secuencia de procesos tanto químicos, tanto físicos:

El método de tratamiento que se ajusta a las características del efluente de la mina Kumurana, es decir, elevada acidez ($\text{pH} < 3$) y contenidos de metales pesados (Fe, Zn, Cu, Pb y Cd) muy por encima de los límites permisibles, es el sistema convencional de tratamiento activo con cal, en la fuente; que comprende una primera etapa de neutralización de la acidez mediante adición de lechada de cal; continúa el proceso con la oxidación de los iones ferrosos a férricos mediante oxigenación por aireación natural en cascadas (procesos químicos); pasa a la fase de precipitación de los metales pesados en forma de compuestos estables en tanques de almacenamiento temporal (proceso físico), de donde son descargados en forma periódica a tanques de deshidratación y preparación de lodos semisecos para traslado hasta los sitios de disposición final.

Las aguas residuales de la fase de precipitación pasan a un proceso de clarificación en una laguna de gran volumen y tiempo de retención, para garantizar la calidad de los efluentes de aguas tratadas, y proceder a su descarga en cursos de agua conectados a áreas de uso y consumo en las comunidades rurales del entorno con fines de riego. De esa manera se espera obtener una calidad de agua de Clase C, apta para riego.

Por lo tanto, se ha elegido un procedimiento convencional de tratamiento de aguas ácidas de mina, pero minimizando el uso de energía eléctrica y equipos que requieren un mantenimiento costoso. La mano de obra se ha reducido a lo estrictamente esencial, para preparación y control de alimentación de cal y descarga de lodos.

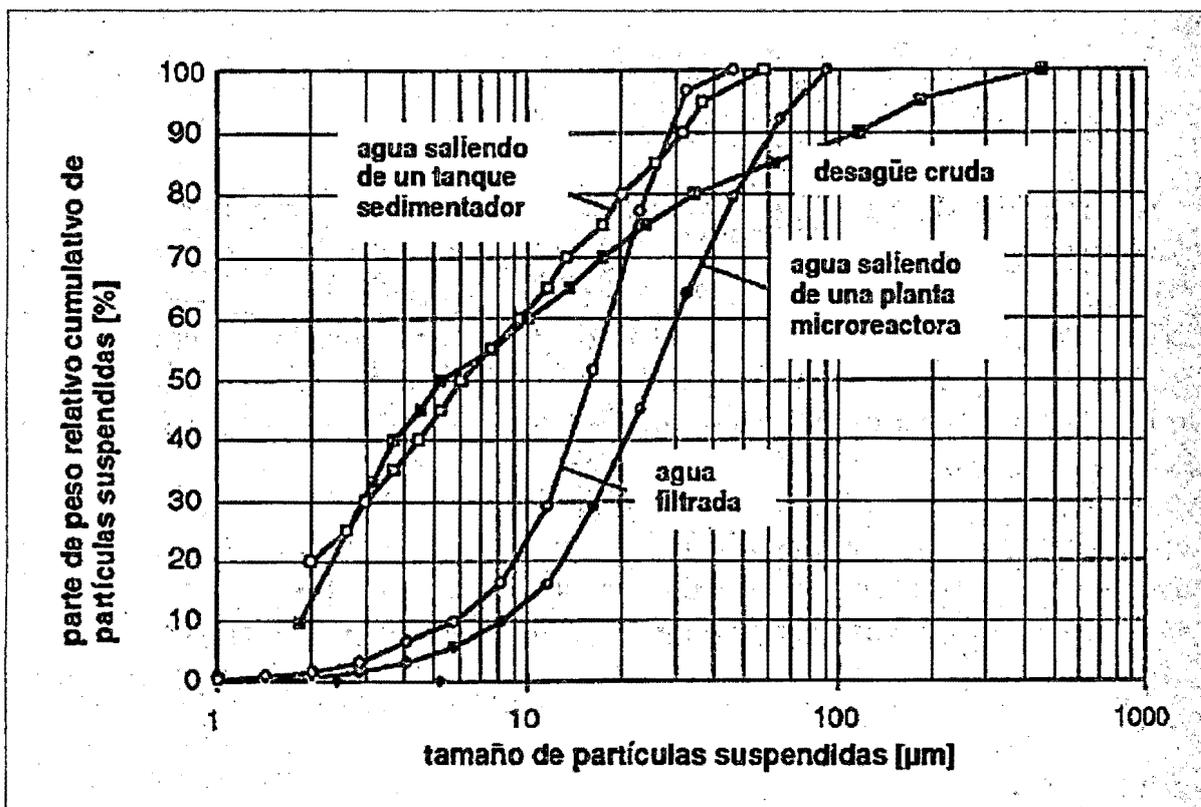


Fig. 17: Distribución de frecuencia de tamaños de partículas suspendidas en aguas contaminadas.

Planta de tratamiento activo Kumurana / La Lava
(Corte transversal)

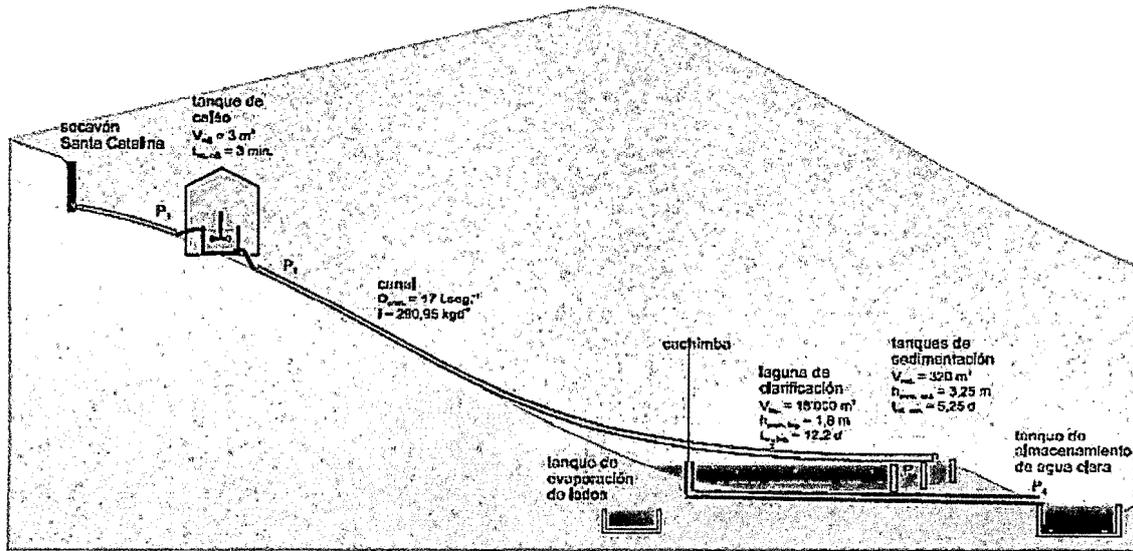


Fig. 18: Planta de Tratamiento Kumurana - La Lava - Bolivia

Esquema de funcionamiento de la planta de tratamiento activo Kumurana – La Lava: Separación de los sólidos suspendidos, dosificación y preparación de lechada de carbonato de calcio, neutralización de la acidez mediante lechada de cal (tratamiento químico, ajuste de pH), oxidación de iones ferrosos a férricos en un canal de aireación, precipitación y sedimentación de metales pesados (tratamiento físico-químico) en los tanques de sedimentación y en la laguna de clarificación, descarga, almacenamiento temporal para deshidratación y disposición final de lodos de compuestos secundarios de metales pesados y conducción de las aguas tratadas hasta el sistema de almacenamiento, distribución y uso por parte de grupos de beneficiarios. Las muestras de agua se tomaron en los dos puntos P1, P2, P3 y P4.

ANEXO IX

AGUA PARA ABASTECIMIENTO MINERO METALURGICO

No existe minería sin agua. En la operación de una mina, el agua desempeña un papel decisivo sobre todo porque su disponibilidad y calidad son cada vez más restringidas

La mayor demanda ocurre en los procesos metalúrgicos, siendo la flotación la que mayor consumo de agua demanda, y la lixiviación en pilas, la de menor consumo. La población residente en los campamentos ocupa el segundo lugar en demandas, por que debido a la escases o mala calidad del agua superficial, generalmente utiliza aguas subterráneas de manantial.

Tamaño Operación	Minado (%)	Concentración (%)	Población (%)	Relación (Agua/Mineral)
Gran minería	3	85	12	1.00
Mediana minería	14	59	27	3.70
Pequeña minería	8	72	20	3.00

Fuente: Ministerio de Energía y Minas (1995): Guía ambiental de manejo de agua en operaciones Minero-Metalúrgicas. Dirección General de Asuntos Ambientales, Lima Perú.

Para satisfacer la demanda de agua, la actividad minera acude generalmente al agua superficial (lagunas y ríos como fuente principal) de abastecimiento. Solo en contados casos, y mayormente en forma casual se hace uso del agua subterránea.

Tal es el caso de las minas Condestable, Raúl, y Caraveli, entre otras, que abastecen su demanda con aguas subterráneas procedente de acuíferos aluviales, debido a la pequeña escala de sus operaciones, del orden de 30 L/s. Marcona se abastece íntegramente con aguas subterráneas procedentes de las areniscas de la formación Pisco. La mina Cuajone utiliza más de 600 L/s. de agua mediante una tubería de 60 Km. de longitud y Toquepala usa cerca de 200 L/s. mediante una tubería de aproximadamente 100 Km. de longitud, en ambos casos, el agua proviene del

altiplano, captada de ríos, de una laguna y pozos instalados en la formación Capillune. Las minas Yanacocha y Pierina, también completan su abastecimiento mediante la extracción de aguas subterráneas desde el subsuelo local.

Actualmente, todas estas minas, luego de la aplicación de los PAMAs, ya están reciclando sus aguas para optimizar su aprovechamiento y preservar el medio ambiente, esto es, incluyendo el uso de las aguas de mina, las cuales también son de origen subterráneo. (Tovar, J; 2001).

ANEXO X

V = 1 # litro

Fe3 = 985 # mg/L
Cu2 = 70 # mg/L
Pb2 = 0.52 # mg/L
Zn2 = 11 # mg/L
Ni2 = 5 # mg/L
Cd2 = 0.80 # mg/L
Ag1 = 0.05 # mg/L
Fe2 = 22 # mg/L
Cr3 = 2 # mg/L

M_HCa = 74
M_SF = 400
M_Fe = 56
M_FeOH = 107
M_Sca = 136
M_Scr = 392
M_Cr = 52
M_CrOH = 103
M_SCu = 159.54
M_Cu = 63.54
M_CuOH = 97.54
M_SZn = 161.4
M_Zn = 65.4
M_ZnOH = 99.4
M_SNi = 154.69
M_Ni = 58.69
M_NiOH = 92.69
M_Cd = 112.4
M_SCd = 208.4
M_CdOH = 146.4

pH1 = 2.5
Con_H1 = $\exp(-\text{pH1} * \ln(10))$

pH2 = 4
Con_H2 = $\exp(-\text{pH2} * \ln(10))$

H_a_NEUTRA1 = Con_H1 - Con_H2
con_Ac_sulf_1 = H_a_NEUTRA1 / 2
conc_Hidr_Calcio1 = con_Ac_sulf_1
m_Hidr_Calcio1 = conc_Hidr_Calcio1 * M_HCa * V
m_sulf_calcio_a = (con_Ac_sulf_1 * M_Sca / 98) * V

A este pH se precipita el hierro que se encuentra en forma de sulfato

m_sulf_ferrico = Fe3 * (M_SF / (2 * M_Fe)) * V / 1000
m_Hidr_Calcio11 = m_sulf_ferrico * 3 * M_HCa / M_SF

$m_{\text{hidrox_ferrico}} = m_{\text{sulf_ferrico}} * 2 * M_{\text{FeOH}} / M_{\text{SF}}$
 $m_{\text{sulf_calcio_1}} = m_{\text{sulf_ferrico}} * 3 * M_{\text{Sca}} / M_{\text{SF}}$

Conc_Fe_remanente = 1 # mg/L

Ahora llevamos el pH de la solución a 7.5

pH3 = 7

$\text{Con_H3} = \exp(-\text{pH3} * \ln(10))$

$H_{\text{a_NEUTRA2}} = \text{Con_H2} - \text{Con_H3}$

$\text{con_Ac_sulf_2} = H_{\text{a_NEUTRA2}} / 2$

$\text{conc_Hidr_Calcio2} = \text{con_Ac_sulf_2}$

$m_{\text{Hidr_Calcio2}} = \text{conc_Hidr_Calcio2} * M_{\text{HCa}} * V$

$m_{\text{sulf_calcio_b}} = (\text{con_Ac_sulf_2} * M_{\text{Sca}} / 98) * V$

A este pH se precipita el cromo que se encuentra en forma de sulfato

$m_{\text{sulf_cromo}} = (\text{Cr3} * M_{\text{Scr}} / M_{\text{Cr}}) * V / 1000$

$m_{\text{Hidr_Calcio22}} = m_{\text{sulf_cromo}} * 3 * M_{\text{HCa}} / M_{\text{Scr}}$

$m_{\text{Hidroxi_cromo}} = m_{\text{sulf_cromo}} * 2 * M_{\text{CrOH}} / M_{\text{Scr}}$

$m_{\text{sulf_calcio_2}} = m_{\text{sulf_cromo}} * 3 * M_{\text{Sca}} / M_{\text{Scr}}$

Conc_Cr_remanente = 0.1 # mg/L

Ahora se lleva el pH desde 7 hasta 8.1 donde precipita el cobre

pH4 = 8.1

pOH4 = 14 - pH4

$\text{Con_OH4} = \exp(-\text{pOH4} * \ln(10))$

$\text{OH_necesario} = \text{Con_OH4} - \text{Con_H3}$

$\text{conc_Hidr_Calcio3} = \text{OH_necesario} / 2$

$m_{\text{Hidr_Calcio3}} = \text{conc_Hidr_Calcio3} * M_{\text{HCa}} * V$ # (para elevar el pH)

$m_{\text{Sulf_cobre}} = (\text{Cu2} * M_{\text{SCu}} * V) / (M_{\text{Cu}} * 1000)$

$m_{\text{Hidr_Calcio33}} = m_{\text{Sulf_cobre}} * M_{\text{HCa}} / M_{\text{SCu}}$

$m_{\text{Hidr_Cobre}} = m_{\text{Sulf_cobre}} * M_{\text{CuOH}} / M_{\text{SCu}}$

$m_{\text{sulf_calcio_3}} = m_{\text{Sulf_cobre}} * M_{\text{Sca}} / M_{\text{SCu}}$

Ahora precipitamos los iones Zn²⁺, Ni²⁺, Pb²⁺ y Cd²⁺ a un pH de 10.5

pH5 = 10.5

pOH5 = 14 - pH5

$\text{Con_OH5} = \exp(-\text{pOH5} * \ln(10))$

$\text{OH_necesario1} = \text{Con_OH5} - \text{Con_OH4}$

$\text{conc_Hidr_Calcio4} = \text{OH_necesario1} / 2$

$m_{\text{Hidr_Calcio4}} = \text{conc_Hidr_Calcio4} * V * M_{\text{HCa}}$

Ahora calculamos el hidróxido de calcio para precipitar las sales.

Cinc

$m_{\text{Sulf_zinc}} = (\text{Zn2} * M_{\text{SZn}}) / (M_{\text{Zn}} * 1000) * V$

$m_{\text{Hidr_Calcio44}} = m_{\text{Sulf_zinc}} * M_{\text{HCa}} / M_{\text{SZn}}$

$m_{\text{Hidr_Zn}} = (m_{\text{Sulf_zinc}} / M_{\text{SZn}}) * M_{\text{ZnOH}}$

$m_{\text{sulf_calcio_4}} = (m_{\text{Sulf_zinc}} / M_{\text{SZn}}) * M_{\text{Sca}}$

Conc_Zn_remanente = 0.04 # ppm

Níquel

```

m_Sulf_Ni = (Ni2 * M_SNi) / (M_Ni * 1000) * V
m_Hidr_Calcio55 = m_Sulf_Ni * M_HCa / M_SNi
m_Hidr_Ni = (m_Sulf_Ni/M_SNi) * M_NiOH
m_sulf_calcio_4 = (m_Sulf_Ni/M_SNi) * M_Sca
Conc_Ni_remanente = 0.04 # ppm

```

```

# La concentración de plomo en este caso es de 0.52 ppm, muy por debajo de su limite de solubilidad
que es de 8ppm
# de acuerdo a las curvas de solubilidad.

```

```

# Cadmio

```

```

m_Sulf_Cd = (Cd2 * M_SCd) / (M_Cd * 1000) * V
m_Hidr_Calcio66 = m_Sulf_Cd * M_HCa / M_SCd
m_Hidr_Cd = (m_Sulf_Cd/M_SCd) * M_CdOH
m_sulf_calcio_5 = (m_Sulf_Cd/M_SCd) * M_Sca
Conc_Cd_remanente = 0.08 # ppm

```

```

m_hidrox_cal_total = m_hidrox_cal_total1 + m_hidrox_cal_total2

```

```

m_hidrox_cal_total1 = m_Hidr_Calcio1 + m_Hidr_Calcio2 + m_Hidr_Calcio3 + m_Hidr_Calcio4
m_hidrox_cal_total2 = m_Hidr_Calcio11 + m_Hidr_Calcio22 + m_Hidr_Calcio33 + m_Hidr_Calcio44 +
m_Hidr_Calcio55 + m_Hidr_Calcio66

```

```

# Ahora calculamos la masa de precipitado total compuesto por los diversos hidroxidos y el sulfato de
calcio

```

```

Masa_de_hidroxidos_metalicos = m_hidrox_ferrico + m_Hidro_x_cromo + m_Hidr_Cobre + m_Hidr_Zn +
m_Hidr_Ni + m_Hidr_Cd
Masa_de_sulf_de_calcio = m_sulf_calcio_1 + m_sulf_calcio_2 + m_sulf_calcio_3 + m_sulf_calcio_4 +
m_sulf_calcio_5 + m_sulf_calcio_a + m_sulf_calcio_b

```

```

Masa_total_de_solidos = Masa_de_hidroxidos_metalicos + Masa_de_sulf_de_calcio

```

```

# Ahora requerimos calcular la cantidad necesaria de acido para volver el pH de 10.5 a 7

```

```

H_nes_neutraliz = OH_necesario1
Ac_sulf_neces = H_nes_neutraliz / 2
m_ac_sulf_necesario = Ac_sulf_neces * 98 * V

```

