

Utilización de hidróxido de magnesio en la precipitación de metales pesados

B. M. Ribeiro¹, T.S. Paim² and S.D.F. Rocha³

1. Graduado Programa de Pós Graduação em Engenharia Química
2. Pós-Graduando de Programa de Pós Graduação em Engenharia Química
3. Departamento de Ingeniería de Minas, Universidade Federal de Minas Gerais –UFMG, Belo Horizonte- MG- Brasil, E-mail: sdrocha@demin.ufmg.br

Resumen

Un tratamiento convencional para efluentes líquidos conteniendo metales es la precipitación de hidróxidos metálicos usando cal o soda cáustica. Sin embargo, debido al alto nivel de sobresaturación alcanzado en el reactor son formadas partículas extremadamente finas, las cuales requieren de etapas adicionales de coagulación y/o floculación de sólidos. En este trabajo se evalúa el rendimiento del hidróxido de magnesio obtenido de la hidratación de magnesia como agente precipitante para la remoción de metales de los efluentes ácidos. Fue llevado a cabo una comparación entre el óxido (MgO) y el hidróxido (Mg(OH)₂) de magnesio en experimentos de precipitación de metales pesados. En un sistema batch fue realizada la precipitación de los metales Fe, Cu, Zn y Ni presentes en un efluente ácido simulado a pH 1. La concentración inicial de los metales varió de 100 a 500 ppm. La precipitación de los hidróxidos de hierro y cinc fue más rápida que la precipitación de los hidróxidos de cobre y níquel. La forma de adición del agente de precipitación (adición parcial o integral) no afectó la concentración final obtenida en la solución, todos estos se encuentran abajo del límite ambiental establecido por la legislación ambiental brasilera. La precipitación tuvo una eficiencia mayor que 99.6% para todas las condiciones experimentales. Es comparado el rendimiento de la cal, soda cáustica, óxido de magnesio e hidróxido de magnesio. El perfil de pH observado está de acuerdo con aquellos valores necesarios para la formación de hidróxidos metálicos. Todos los agentes neutralizantes fueron efectivos a fin de tratar el efluente; no obstante las características de sedimentación del sólido formado fueron distintas, siendo más rápida para aquellos obtenidos con compuestos a base de magnesio.

Palabras clave: Precipitación de metales pesados, tratamiento de efluentes, hidróxido de magnesio

Abstract

Precipitation of metals using lime or soda is the conventional treatment for wastewaters containing heavy metals. However, due to the high levels of supersaturation reached in the reactor, extremely fine particles are formed, which requires additional steps of coagulation and/or flocculation of solids. In this work, the performance of magnesium hydroxide obtained from magnesia hydration as precipitant agent for metals removal from acidic effluents is evaluated. A comparison between unhydrated (MgO) and hydrated (Mg(OH)₂) reagent in heavy metals precipitation experiments was carried out. Precipitation of the metals Fe, Cu, Zn and Ni present in acidic synthetic effluent of pH 1 was carried out in batch system. Initial metal concentration varied from 100 to 500 ppm. Iron and zinc hydroxides precipitation was faster than copper and nickel hydroxides precipitation. The addition mode of the precipitation agent (partial or integral addition) did not affect the final concentration obtained in solution, all of them were below the environmental limit established by the Brazilian legislation. The precipitation efficiency was higher than 99.6% for the whole experimental conditions. The performance of lime, soda, magnesium oxide and magnesium hydroxide is compared. The pH profile observed was in agreement with those needed for the formation of the metals hydroxides. Both neutralizing agents were effective in order to treat the effluent; however sedimentation characteristics of the solid formed were distinct, being faster for those ones obtained with magnesium based compounds.

Keywords: heavy metals precipitation, effluent treatment, magnesium hydroxide

1. Introducción

Diversos metales pesados están presentes en ríos debido a la descarga de efluentes líquidos que contienen muchos metales como cinc, cobre, hierro, plomo, cadmio, cromo y muchos otros. En Minas Gerais, un estado de Brasil, debido a su formación geológica, es común encontrar naturalmente hierro y magnesio en los ríos, los cuales pueden ser el motivo de la presencia de turbidez y color en las aguas. También debido a las actividades típicas e intensas de minería y metalurgia, existe contaminación en algunos puntos de los ríos, los cuales fueron identificados por el proyecto llamado "Águas de Minas" desarrollado por el IGAM (Instituto Mineiro de Gestão das Águas). Un monitoreo continuo de la calidad de agua entre otras acciones ha sido conducido con el objetivo de prevenir una alta contaminación y establecer acciones a fin de minimizar los impactos de las actividades industriales sobre el medio ambiente.

Muchas técnicas han sido usadas con el objetivo de remover los iones metálicos de las soluciones acuosas. La precipitación de compuestos metálicos [1] usualmente es llevada a cabo para tratar tales efluentes líquidos [2,3,4], lo que permite obtener efluentes finales con una concentración reducida de contaminantes. La aplicación industrial de la precipitación incluye etapas de neutralización, coagulación y/o floculación seguidas por una etapa de separación sólido-líquido. En la mayoría de los sistemas, la precipitación es efectuada en tanques agitados, los cuales originan la formación de grandes cantidades de lodos que además deben ser dispuestos adecuadamente. Usando agentes precipitantes como cal o soda cáustica en tanques agitados se forma un sólido que es extremadamente fino, a veces gelatinoso, con alta retención de moléculas de agua, difícil de desaguar. Estos problemas pueden ser minimizados si la precipitación es realizada en la presencia de granos especiales y también en un lecho de fluidización [5,6].

La cal y la soda cáustica son los principales agentes precipitantes usados para aumentar el pH de los efluentes líquidos, lo que posibilita la precipitación de hidróxidos metálicos [3]. No obstante, otros reactivos como sulfuros también han sido usados [7], siendo de aplicación limitada debido a la alta toxicidad del lodo formado. Más recientemente, los sulfuros han sido utilizados para la remoción de metales del drenaje ácido de mina. Estas aguas ácidas de mina contienen altas concentraciones de metales, tales como aluminio, hierro, cadmio, cobalto, cobre, magnesio, níquel y cinc, que deben ser removidos [8,9]. Un bioproceso en etapas de precipitación selectiva de metales para la recuperación de aluminio y hierro férrico como hidróxido y hierro ferroso, zinc, cadmio, magnesio, cobre como sulfuros usando diferentes condiciones de tiempo, temperatura y pH y H₂S biogénico como agente precipitante fue propuesto [8]. La

mezcla fue un factor limitante por la pureza final de los sulfuros. La caliza (CaCO₃) también ha sido usada económicamente en un lecho fluidizado para la neutralización de agua ácida de mina debido a su bajo costo y buenos resultados [10].

La aplicación del hidróxido de magnesio y óxido de magnesio como agente neutralizante alternativo ha sido presentada en la literatura [11-15]. Estos compuestos a base de magnesio tienen varias ventajas, principalmente debido a su impacto mínimo sobre el medio ambiente, baja toxicidad, baja solubilidad, alta alcalinidad (más que otros álcalis).

Tabla 1: presenta una comparación entre los agentes precipitantes convencionales y el hidróxido de magnesio [16].

Propiedad	NaOH	Ca(OH) ₂	Mg(OH) ₂
Peso molecular	40,0	74,1	58,3
Contenido de hidróxido, %	42,5	45,9	58,3
Calor de disolución, Kcal/mol	9,94	2,79	0,0
Solubilidad en agua, g/100ml H ₂ O	42 ¹	0,185 ¹	0,0009 ²
pH máximo de reacción	14	12,5	9,0
Peso equivalente	1,37	1,27	1

¹ – 0°C, ² –18°

Debido a su alta alcalinidad, menores cantidades de óxido de magnesio son necesarias para neutralizar la misma cantidad de ácido en la precipitación de metales. Adicionalmente la disolución del hidróxido de magnesio no es exotérmica debido a su baja causticidad. El pH final del agua está alrededor de 9,0; el cual también requiere de menos ácido para ajustar el pH final del efluente para recirculación o para la descarga final del mismo. La tasa de disolución es baja, la cual mantiene una sobresaturación baja en el reactor. Como consecuencia de la baja sobresaturación, la formación del lodo generado por la reacción es controlada por la etapa de crecimiento del cristal y este lodo no es tan fino o gelatinoso como aquel formado por álcalis convencionales. El pH 9,0 es adecuado para la precipitación de distintos metales, debido al hecho de que el punto mínimo de solubilidad de los hidróxidos se encuentra alrededor de 8,5 [17].

El hidróxido de magnesio disponible comercialmente es obtenido de los procesos de precipitación usando salmuera como materia prima o a partir de la calcinación de magnesita seguida de un proceso de hidratación de magnesita. En Brasil existen recursos suficientes de magnesita que han sido usados para producir MgO, principalmente en la industria de refractarios. Sin embargo, para las aplicaciones industriales se requiere de un mejor conocimiento de los parámetros del proceso, una pequeña información se encuentra disponible en la literatura. Por consiguiente, el objetivo de este trabajo fue evaluar el rendimiento del hidróxido de magnesio como

agente precipitante alternativo, el cual es obtenido de la hidratación de magnesita. Un objetivo también fue observar la diferencia de rendimiento entre el óxido de magnesio (MgO) y el hidróxido de magnesio Mg(OH)₂ en la precipitación de metales pesados (Fe, Cu, Zn, y Ni) de un efluente simulado a pH 1 en un sistema batch.

2. Metodología

El óxido cáustico de magnesio de alta reactividad química fue suministrado por Magnesita S.A., Brasil. Este material fue obtenido de la calcinación de magnesita (MgCO₃) en un horno industrial Herreshof operando a temperaturas entre 1173 y 1273 K. Las partículas cáusticas de MgO consisten en cristallitos que varían de tamaño, desde 1 hasta 20 µm dependiendo de los parámetros de proceso. El hidróxido de magnesio fue obtenido a partir de la hidratación de óxido de magnesio en agua, durante 8 horas a temperatura ambiente [18]. La conversión de la hidratación fue determinada por la pérdida por ignición a 700°C. En el presente trabajo se utilizaron reactivos puros de cal y soda cáustica. Los experimentos de precipitación fueron llevados a cabo con un efluente simulado a una temperatura ambiente de (25±2°C) en un reactor acrílico de 500 mL bajo condiciones de agitación (300 rpm). Tanto las soluciones conteniendo solamente un metal (100, 300 o 500 mg/L de cobre, hierro férrico, níquel o cinc) y soluciones con ambos metales (Cu, Fe, Ni y Zn) fueron analizadas individualmente considerando un mismo rango de concentración. Así también las soluciones fueron preparadas con reactivos puros y el pH fue ajustado a 1,0 usando ácido sulfúrico. El agente precipitante fue adicionado a 350 mL del efluente simulado y el lodo formado fue mantenido bajo condiciones de agitación por un periodo específico de tiempo. Después de la estabilización inicial del pH, 4 mL de pulpa conteniendo una cantidad previa estimada de agente neutralizante fue adicionada al reactor (experimentos con adición integral del agente neutralizante). Experimentos con adición gradual de precipitante también fueron efectuados. Después de la adición de álcali, el pH fue monitoreado continuamente, muestras de 7mL fueron tomadas a 5, 10, 15 y 60 minutos, y fueron filtradas a vacío usando una membrana de 0,8 µm de diámetro de abertura. El sólido restante en el filtro que consiste de hidróxido/óxido de magnesio que no reaccionó y el hidróxido metálico producido, fue cuidadosamente lavado con acetona, secado a 393K por 24 horas. El producto fue sometido a análisis por microscopía electrónica de barrido. El porcentaje de precipitación (X) fue calculada basado en la concentración del metal en la solución inicial y final., determinadas por espectrometría de absorción atómica (GBC Plus) de acuerdo con la ecuación (1).

$$X = 100 \left(1 - \frac{C_{Me}^f}{C_{Me}^o} \right) \quad (1)$$

Los experimentos de sedimentación fueron llevados a cabo con 250mL de la pulpa formada durante los experimentos de precipitación en frascos graduados de 300mL a fin de verificar las características de sedimentación del sólido formado.

3. Resultados y Discusión

Las principales propiedades del óxido de magnesio utilizado como hidróxido de magnesio precursor son mostrados en la Tabla 2.

Tabla 2: Propiedades del óxido de magnesio utilizado como hidróxido de magnesio precursor.

Composición	%p/p (base cruda)	%p/p (base calcinada)
Pérdida por ignición	1,74	-
Al ₂ O ₃	0,06	0,06
SiO ₂	0,21	0,22
MgO	96,75	98,46
CaO	0,74	0,75
Fe ₂ O ₃	0,39	0,39
MnO	0,10	0,10

El análisis químico de los polvos ha mostrado que la magnesita está prácticamente constituida de óxido de magnesio cristalino. La presencia de carbonatos amorfos sobre la superficie del óxido no fue encontrada en el análisis. Los sólidos contienen más de 98% peso de óxido de magnesio y éste fue considerado como una materia prima relativamente pura. En el análisis de tamaño de partícula fue observado que más del 95% de las partículas de magnesita son menores que 63 µm con una área superficial específica de 14,50 m²/g y una densidad verdadera de 3,37 g/cm³. Las principales fases cristalinas identificadas son periclásio (MgO), talco (3MgO·4SiO₂·H₂O), magnesita (MgCO₃) and hematita (Fe₂O₃). El hidróxido de magnesio obtenido luego de la hidratación del óxido de magnesio presenta una pérdida por ignición de 29%, cerca del valor teórico de 32% para el hidróxido puro. De acuerdo con la Figura 1, el magnesio usado en el presente trabajo, como precursor para el hidróxido de magnesio o directamente como agente neutralizante, tiene alguna homogeneidad, siendo formado por muchos aglomerados porosos de óxido de magnesio.

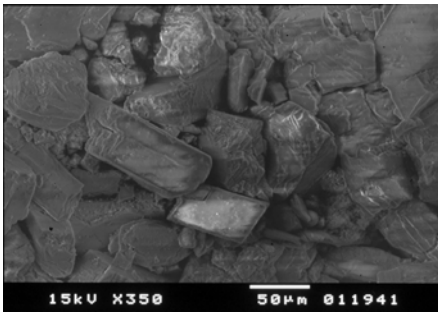
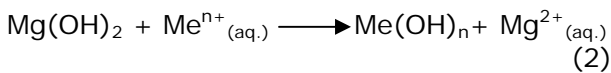


Figura 1: Micrografía de hidróxido de magnesio usado en los experimentos de precipitación, imagen por electrones secundarios.

La reacción de precipitación puede ser escrita como:



Las Figuras 2 y 3 presentan la variación de pH con el tiempo de precipitación para la adición gradual e integral de hidróxido de magnesio, respectivamente.

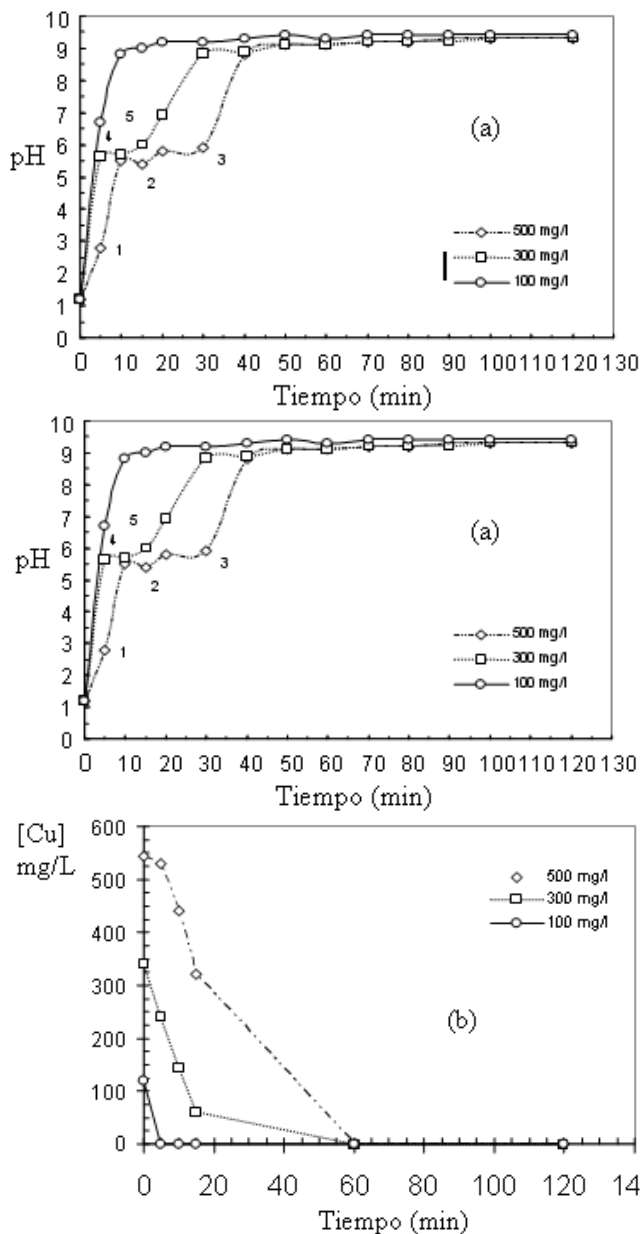


Figura 2: (a) Valores de pH en función del tiempo y adición de hidróxido de magnesio para la precipitación de cobre y, (b) Concentración de Cu como función del tiempo. Adición de ¹0,5g, ² 0,3g, ³ 0,5g, ⁴ 0,3g e ⁵ 0,3g de Mg(OH)₂.

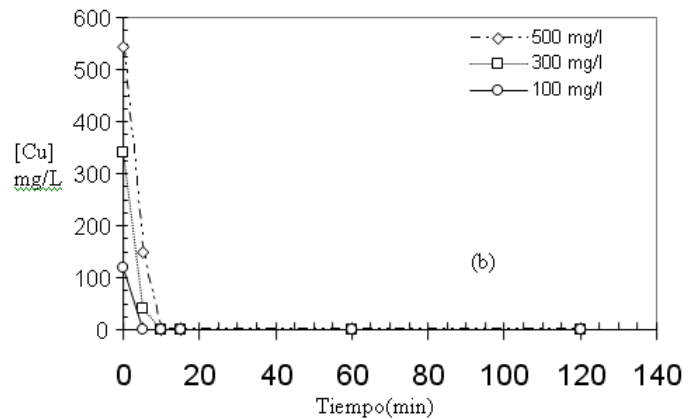
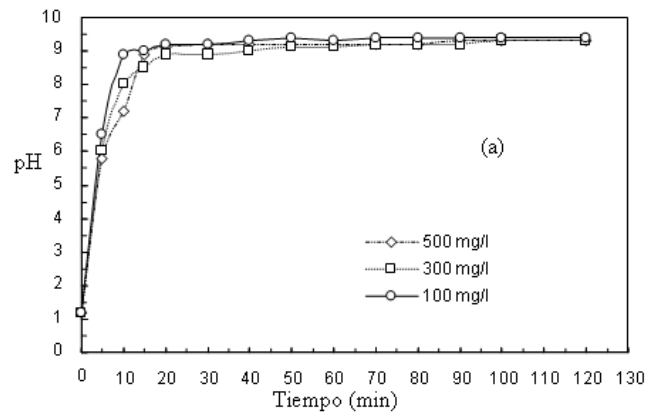


Figura 3: (a) Valores de pH (b) concentración de Cu como función del tiempo para la adición integral de hidróxido de magnesio.

En la primera serie de experimentos, la adición de hidróxido de magnesio fue gradual, con el objetivo de conseguir un pH final alrededor de 9,0. En forma general, a una alta concentración de metal, el pH establecido para una adición limitada de hidróxido de magnesio tenía valores menores que 9, a pesar del exceso de álcali estequiométrico, éste continuó siendo usado. Entonces fue necesaria la adición extra de cantidades de agente precipitante a fin de aumentar el pH y consecuentemente permitir el progreso de la reacción. La disminución de la concentración del metal estaba de acuerdo con el perfil de pH observado. La segunda serie de experimentos (Figura 3) fue ejecutada adicionando una cantidad total de agente precipitante usado en la primera serie de experimentos. Cuando la adición fue instantánea, el aumento de pH y la consecuente caída de la concentración del metal fueron intensificados. Este efecto fue observado para todos los metales y podría ser usado para una precipitación selectiva de algunos de ellos, debido al pH de precipitación diferente para los respectivos hidróxidos metálicos.

La Tabla 3 muestra la cantidad de hidróxido de magnesio añadido para cada metal en 3 concentraciones iniciales diferentes. Valores más altos que los de la estequiometría fueron requeridos probablemente debido a la deposición del hidróxido metálico sobre la superficie sólida del agente precipitante que causa una resistencia adicional para la reacción. La observación del producto de la reacción en el microscopio electrónico de barrido (figura 4) asociada al análisis de

espectrometría de energía dispersa mostró la deposición ocurrida principalmente en la superficie del sólido del agente precipitante, el cual no sufre ningún cambio significativo en la morfología de las partículas. El análisis mostró un alto nivel de cobre sobre la superficie debido a la formación de hidróxido de cobre. Sin embargo, una gran cantidad de

óxido de magnesio aún permanece en el producto, indicando así que no fue usado como debería. Este problema podría ser resuelto usando partículas más pequeñas de hidróxido de magnesio y también en una escala industrial por una alimentación controlada del álcali.

Tabla 3: Eficiencia de la remoción de metales y cantidad total de hidróxido de magnesio utilizado.

Ión metálico	Concentración inicial (mg/ L)	Concentración final (mg /L)	Masa total de Mg (OH) ₂ añadido	Eficiencia de precipitación (%)	Masa de Mg (OH) ₂ / volumen de efluente (kg/m ³)
Cobre	122,9	0,11	1,5	99,9	4,3
	340,0	0,25	2,1	99,9	6,0
	244,0	0,11	2,5	99,9	7,2
Fierro férrico	129,3	0,16	1,6	99,8	4,6
	383,0	0,61	1,8	99,7	5,1
	649,0	0,16	2,5	99,9	7,2
Níquel	92,1	0,24	1,3	99,7	3,7
	260,3	0,64	1,4	99,7	4,0
	459,0	1,00	1,9	99,7	5,4
Cinc	130,5	0,1	2,0	99,9	5,7
	294,5	0,2	2,6	99,9	7,4
	597,5	0,2	3,2	99,9	9,1

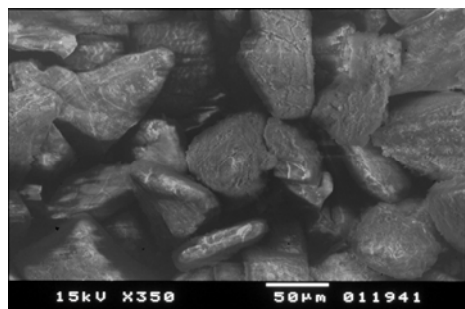


Figura 4: Micrografía del producto de precipitación para el experimento de remoción de Cu. Imagen por electrones secundarios.

La eficiencia de remoción estimada por la ecuación 1 fue mayor que 99.7% para todos los metales estudiados (Tabla 3). Todas las concentraciones finales de los metales en solución estaban por debajo del límite establecido por la Agencia ambiental brasilera (19) que establece 5 mg/L de Zn, 15 mg/L de hierro soluble, 2 mg/L de Cu y 1 mg/L de Ni para todas las descargas en masas de agua de clase 1 a 4. El rendimiento del hidróxido de magnesio y del óxido de magnesio fue evaluado tratando dos efluentes simulados distintos. La Figura 5 presenta los valores de pH versus tiempo para un efluente que contiene 370 mg/L de Zn, 280 mg/L de Ni, 350 mg/L de Fe y 160 mg/L de Cu, con un pH inicial de 1,0; que

reaccionó con 9,6 kg/m³ de hidróxido de magnesio.

La Figura 5 describe el pH inicial y final, y la concentración del metal para ambos efluentes, uno siendo tratado con óxido de magnesio y otro con hidróxido de magnesio. Una concentración de metal extremadamente baja podría ser alcanzada y cualquier diferencia entre las acciones de los dos compuestos de magnesio podría ser observada (Tabla 4 y Tabla 5). La concentración de iones magnesio en solución era alrededor de 900 mg/L.

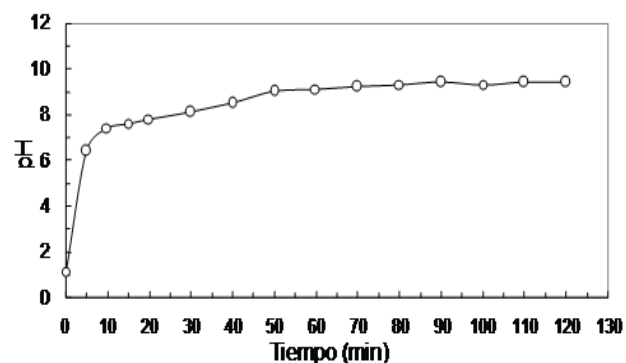


Figura 5: Valores de pH en función del tiempo de precipitación para un efluente que contiene 370 mg/L de Zn, 280 mg/L de Ni, 350 mg/L de Fe y 160 mg/L de Cu con pH inicial de 1,0; tratado con hidróxido de magnesio.

Tabla 4: Eficiencia de remoción de metales para un efluente ácido simulado conteniendo Zn, Cu, Fe y Ni usando 9.6 kg/m³ de Mg(OH)₂

	pH	Cu (mg/L)	Fe (mg/L)	Ni (mg/L)	Zn (mg/L)
Concentración Inicial	1,30	159,88	347,20	276,36	369,95
Concentración final	9,45	0,04	0,14	0,42	0,17
Remoción de metal (%)	-	99,97	99,96	99,85	99,95

Tabla 5: Eficiencia de remoción de metales para un efluente ácido simulado conteniendo Zn, Cu, Fe y Ni usando 5.1 kg/m³ MgO.

	pH	Cu (mg/L)	Fe (mg/L)	Ni (mg/L)	Zn (mg/L)
Concentración Inicial	1,40	98,28	218,18	175,80	246,50
Concentración final	9,80	0,05	0,14	0,14	0,15
Remoción de metal (%)	-	99,95	99,94	99,92	99,94

Se nota que la disminución en la concentración de cobre y hierro es más pronunciada que la de cinc y níquel. Esto es debido al pH mínimo para la solubilidad de dichos metales, que siguen el orden $Fe^{+3} < Cu^{+2} < Zn^{+2} < Ni^{+2}$.

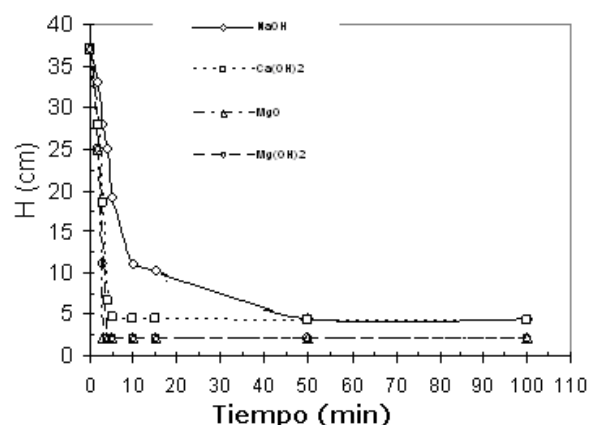
Una comparación entre cal, soda cáustica, óxido e hidróxido de magnesio fue llevada a cabo tratando el mismo efluente durante 30 minutos. La tabla 6 presenta los resultados obtenidos con agentes neutralizantes convencionales y con compuestos a base de magnesio. Es observado que todos ellos son lo suficientemente eficientes para reducir la concentración del metal a valores bajos, y para tratar los efluentes con el fin alcanzar los límites ambientales establecidos en Brasil. Las principales diferencias entre sus rendimientos son primeramente su consumo y también las características del sólido formado. Se esperaba un menor consumo de óxido e hidróxido de magnesio ya que éstos tienen una alta alcalinidad como es mostrado en la tabla 1. Los resultados observados son debido al tamaño de partícula del hidróxido de magnesio usado en el presente estudio, y por tanto en una instalación industrial debería ser usado un producto de tamaño de partícula más pequeño.

Tabla 6: Comparación entre agentes neutralizantes convencionales y compuestos a base de magnesio.

	Agente neutralizante			
	NaOH	Ca(OH) ₂	MgO	Mg(OH) ₂
Cantidad de agente precipitante utilizado (kg/m ³)	6,0	6,4	4,8	9,6
pH inicial	1,18	1,18	1,19	1,19
pH final	13,1	12,0	9,3	9,2
[Cu] inicial mg/L	101	101	105	105
[Cu] final mg/L	0	0	0	0

[Fe] inicial mg/L	93	93	97	97
[Fe] final mg/L	<1,0	<1,0	<1,0	<1,0
[Ni] inicial mg/L	178	178	180	180
[Ni] final mg/L	0	0	<1,0	<1,0
[Zn] inicial mg/L	247	247	247	247
[Zn] final mg/L	<1,0	<1,0	<1,0	<1,0
[Na] final mg/L	2635	-	-	-
[Ca] final mg/L	-	390	-	-
[Mg] final mg/L	-	-	789	801

Los experimentos de sedimentación muestran que el precipitado formado con compuestos a base de magnesio presenta altas tasas de sedimentación (Figura 6). Como se esperaba, el lodo obtenido usando compuestos a base de magnesio muestran mejores propiedades de sedimentación y la velocidad sigue el orden $MgO \sim Mg(OH)_2 > Ca(OH)_2 > NaOH$. Dos sistemas principales de sedimentación fueron observados. A pesar que el lodo formado con cal mostró el mismo tipo de sedimentación que los compuestos de magnesio, el volumen del sólido final fue dos veces mayor, lo cual es extremadamente importante para la disposición final del mismo. Los resultados observados están de acuerdo con aquellos presentados en la literatura.

**Figura 6:** Altura de la interfase versus el tiempo obtenido en los experimentos de sedimentación con lodo formado por la precipitación de metales usando varios agentes precipitantes.

4. Conclusiones

Tanto el óxido e hidróxido de magnesio fueron usados satisfactoriamente como agentes precipitantes de metales, por consiguiente se formaron lodos con características superiores de sedimentación en comparación a los obtenidos con álcalis convencionales como soda cáustica y cal. El consumo de los compuestos del magnesio fue alto debido a la interrupción de la reacción provocada por la obstrucción de la

superficie del álcali, debido a la deposición del precipitado formado. Se espera que el uso de un producto con pequeño tamaño de partícula pueda mejorar sustancialmente la aplicación industrial.

Los límites ambientales obtenidos para la descarga de efluentes conteniendo metales pesados fueron satisfactorios. Se obtuvo una eficiencia de precipitación mayor que 99,6% para todos los metales estudiados Zn, Fe férrico, Cu y Ni, y el pH se encontró alrededor de 9,3; por esa razón solamente una pequeña cantidad de ácido fue necesaria para ajustar el pH de la descarga final (pH <9.0)

Agradecimientos

Los autores agradecen a la Capes, Fapemig y también a Magnesita S.A. por el soporte financiero para realizar esta investigación.

5. Referencias

- [1] O. Söhnel, J. Garside (1992). *Precipitation; Basic Principles and Industrial Applications*. Oxford: Butterworth-Heinemann Ltd. 391p.
- [2] D.H. Belhatche (1995). Choose appropriate wastewater treatment technologies, *Chemical Engineering Progress*. August, 32-51.
- [3] K.E. Patterson (1977). Traditional vs. State-of-the-Art Methods of Treating Wastewaters Containing Heavy Metals: A Consultant's Point of View, *AIChE Journal* v. 73, 384-390.
- [4] L. Charerntanyarak (1999). Heavy metals removal by chemical coagulation and precipitation. *Water Science and Technology*, v.39, n.10-11, 135-138.
- [5] P. Zhou, J. Huang, W. F. Alfred, S. Wei, S. (1999). Heavy metal removal from wastewater in fluidized bed reactor. *Water Research*, v.33, n.8, 1918-1924.
- [6] P.B. Nielsen, T.C. Christensen, M.Vendrup (1997). Continuous Removal of Heavy Metals from FDG wastewater in a fluidised bed without sludge generation. *Water Science Technology*, v.36, n.2-3, 391-397.
- [7] R. W. Peters, Y. Ku, D. Bhattacharyya, L.-F. Chen (1984). Crystal Size Distribution of Sulfide Precipitation of Heavy Metals. In: *Industrial Crystallization*, n. 84.
- [8] H. H.Tabak, R. Sharp, J. Burckle, F. Kawahara and R. Govind (2003). Advances in biotreatment of acid mine drainage biorecovery of metals: 1. Metal precipitation for recovery and recycle, *Biodegradation*, v.14, 423-436.
- [9] X. Wei, R.C.V. Jr. and K. M Buzby (2005). Recovery of iron and aluminum from acid mine drainage by selective precipitation, *Environmental Engineering Science*, v.22, n.6, 745-755.
- [10] J.M.Maree, G.J. van Tonder, P. Millard and T.C. Erasmus (1996). Pilot-Scale neutralization of underground mine water, *Water Science and Technology*, v.34, n.10, 141-149.
- [11] J. Teringo III (1986). Magnesium hydroxide for neutralizing acid waste containing metals. *Plating and Surface Finishing*, 36-39.
- [12] T. Siels (1991). Magnesium hydroxide- a better treatment for acidic effluents, *Process Industries Canada*, v.75, n.4, 11-12.
- [13] Z. Guo, G. Zhang, J. Fang and X. Dou (2006). Enhanced chromium recovery from wastewater, *Journal of Cleaner Production*, v.14, 75-79.
- [14] P. E. Bocardo, S.D.F. Rocha (2006) Precipitación de hierro (III) utilizando óxido de magnesio en lecho fluidizado. *Revista de Metalurgia de Madrid*. v. 42, 270-278.
- [15] J. M. Chimenos, A.I. Fernandez, A. Hernandez, L. Haurie, F. Espiell, and C. Ayora, (2006). Optimization of phosphate removal in anodizing aluminium wastewater, *Water Research*, v.40, 137-140.
- [16] J. Teringo III (1987). Magnesium hydroxide reduces sludge/improves filtering. *Pollution Engineering*, 78-83.
- [17] O. Tünay, N. I. Kabdasli (1994). Hydroxide precipitation of complexed metals. *Water Research*, v. 28, n.10, 2117-2124.
- [18] V.S. Birchal, V.S.T.Ciminelli, M.B. Mansur and S.D.F. Rocha (2001). A simplified mechanistic analysis of the hydration of magnesite. *Canadian Journal of Chemical Engineering*, v.79, 507-511.
- [19] Deliberação Normativa conjunta COPAM/CERH nº 01, 05/05/2008, Normas e Padrões para Qualidade das Águas. www.feam.br

