

Remoción de mercurio de efluentes mineros por biosorción: un caso de estudio en la ciudad de La Libertad, Chontales, Nicaragua

M. Benavente^{1,2*}, A. Sjören² y J. Martínez²

¹Facultad de Ingeniería Química, Universidad Nacional de Ingeniería (UNI)
PO Box 5595, Managua, Nicaragua

E-mail: bena@kth.se

²Dept of Chemical Engineering and Technology, Royal Institute of Technology (KTH)
SE-100 44 Stockholm, Sweden

E-mail: martinez@kth.se

(recibido/received: 27-Abril-2007; aceptado/accepted: 03-Sept-2007)

RESUMEN

La minería y la extracción de oro en operaciones a pequeña escala han contribuido a la contaminación de los recursos acuáticos de Nicaragua durante décadas. En este trabajo se investigó un proceso de biosorción a bajo costo para la remoción de iones mercurio (II) de soluciones estándar y de aguas naturales usando quitosano como adsorbente. La regeneración del adsorbente también fue estudiada. Los resultados mostraron que la adsorción de iones mercurio fue independiente del pH en el rango de pH 4-10 y que la capacidad se reduce considerablemente a pH 2. Los estudios de la cinética mostraron una fase inicial rápida de adsorción seguida por una fase más lenta. Por otro lado, se comprobó que los datos experimentales se ajustan al modelo de Langmuir, y se determinó, mediante el uso de este modelo, una capacidad de adsorción de 106 mg Hg/g quitosano. Una solución acuosa de NaCl demostró ser una opción barata y eficiente para la regeneración del adsorbente; además, el adsorbente mostró una capacidad de adsorción alta después de la regeneración. Se encontró que la concentración de mercurio en 4 de las 8 muestras recolectadas cerca de la ciudad de la Libertad, excedían ligeramente los niveles permisibles (1.09-2.25 $\mu\text{g Hg L}^{-1}$) para agua de consumo humano según las normas CAPRE. Además, se determinó que la capacidad de adsorción de mercurio es menor en aguas naturales que en las soluciones estándares.

Palabras claves: adsorción; metales pesados; quitosano

ABSTRACT

Mining and small-scale gold extraction operations have contaminated the water resources in certain regions of Nicaragua for decades. In this study, a biosorption process for a cost-effective removal of mercury from standard solutions and natural water using chitosan was investigated. The regeneration of the solid material was also studied. The results showed that adsorption is independent of pH in the range 4-10 with significantly lower capacities at pH 2. Kinetic studies showed a rapid initial adsorption stage followed by a slower stage. On the other hand, the Langmuir model fit the experimental data well. Mercury uptake capacity of 106 mg/g was determined using the Langmuir model. A NaCl solution was found to be a cheap and efficient regeneration option and the adsorbent showed high adsorption capacities after regeneration. Mercury concentration in four of the eight samples collected near the city of La Libertad slightly exceeds the levels of CAPRE guidelines (1.09-2.25 $\mu\text{g Hg L}^{-1}$) for drinking water. In addition, the mercury adsorption capacity from natural water was lower than standard solutions.

Keywords: adsorption; chitosan; heavy metals

* Autor para la correspondencia

INTRODUCCIÓN

En Nicaragua, así como en otros países, el mercurio es utilizado en la pequeña minería artesanal para la extracción de oro (guiriseros). El proceso involucra trituración-molienda-amalgamación en molinos de piedras (ver Fig. 1); posteriormente, la amalgama obtenida es quemada al aire libre para la separación oro-mercurio. Esta técnica se usa principalmente porque no requiere equipos sofisticados; sin embargo, emplea considerables cantidades de mercurio.



Fig. 1 Equipo para la molienda de minerales de oro en la Rastra de las Chicotas ubicada en las afueras de la Libertad, Chontales.

Se estima que aproximadamente 40 toneladas de mercurio han sido liberados al medio ambiente durante los 100 años de actividad minera en Santo Domingo y La Libertad, en el departamento de Chontales. Se considera que aproximadamente 35 % es liberado en forma de vapor a la atmósfera y un 45 % es descargado en ríos aledaños, sin ningún tratamiento previo. Actualmente, cerca de 45 kg de mercurio son utilizados mensualmente en Santo Domingo para la actividad minera (Picado, 2004).

Existen varias tecnologías para la remoción de mercurio; entre éstas se incluyen precipitación química, coagulación, osmosis inversa, intercambio iónico y adsorción en carbón activado (Jeon y Höll, 2003). La mayoría de

estos métodos no son viables en las comunidades por sus altos costos.

Una alternativa para la remoción de metales pesados es la utilización de quitosano, ya que diversos estudios han demostrado que este material adsorbente es capaz de fijar una gran variedad de metales (Muzzarelli, 1977).

El quitosano es un biopolímero que se obtiene a partir de desechos de caparazón de crustáceos tales como camarón, cangrejo, langosta, etc. El uso de este polímero puede ser una alternativa de bajo costo para el tratamiento de efluentes y aguas naturales que contienen metales pesados, ya que en Nicaragua se producen aproximadamente 5.5 toneladas de caparazón de camarón por año (Sánchez *et al.*, 1993).

El principal objetivo de este estudio es investigar la efectividad del quitosano para la remoción de mercurio en efluentes mineros y aguas naturales. Para ello, se determinó la capacidad de adsorción de mercurio en quitosano a diferentes pH, se estudió la cinética de adsorción a diferentes concentraciones y se obtuvieron las isothermas de adsorción aplicando el modelo de Langmuir.

METODOLOGÍA

Material

a) Quitosano

El quitosano se obtuvo a nivel de laboratorio, a partir de caparazón de camarón proveniente de la empresa CAMANICA. El grado de desacetilación del quitosano fue de 59 % (análisis por espectrofotometría IR), con una granulometría de 350 μm (ver Fig. 2).

b) Muestras de aguas naturales

Las muestras fueron recolectadas en las cercanías de la ciudad de La Libertad, Chontales. En total se tomaron muestras en 8 puntos diferentes. La concentración de mercurio en las muestras fue determinada en un equipo de absorción atómica GBC AAS 932 Plus, utilizando la técnica de vapor frío.

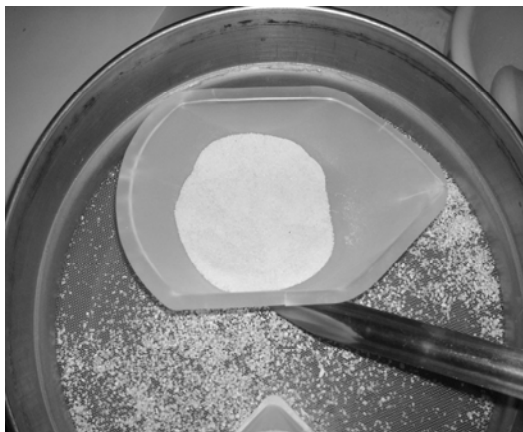


Fig. 2 Quitosano obtenido a nivel de laboratorio.

Método

a) Influencia del pH

Los experimentos para estudiar el efecto del pH en la capacidad de adsorción de mercurio en quitosano fueron realizados en un rango de pH de 2-10. El pH de las soluciones fue ajustado por la adición de ácido clorhídrico 1.2N ó hidróxido de sodio al 0.5 ó 3 %. El pH de las soluciones fue medido con un pH-metro Orion modelo 410A.

0.2 g del adsorbente fueron puestos en contacto con 40 cm³ de solución de 50 mg L⁻¹ Hg. La mezcla se colocó en un agitador rotatorio a 200 rpm y temperatura ambiente, por 1 hora (ver Fig. 3). Posteriormente, la mezcla fue filtrada y se determinó la concentración de mercurio en la solución por espectrofotometría de absorción atómica.

b) Isoterma de adsorción

Los experimentos de adsorción fueron realizados a pH 4, en un rango de concentración de 0.1 a 500 mg L⁻¹ Hg. 0.2 g de quitosano fueron puestos en equilibrio con 40 cm³ de solución del ión metálico a temperatura ambiente (25 ± 2 °C) y a una velocidad de agitación de 200 rpm.

La capacidad de adsorción, q_e (mg g⁻¹) se calculó mediante la siguiente ecuación (Nghah *et al.*, 2005):

$$q_e = \frac{(C_o - C_{eq})V}{m} \quad (1)$$

donde C_o es la concentración inicial del ión metálico en la solución (mg L⁻¹), C_{eq} es la concentración del ión metálico en el equilibrio (mg L⁻¹), V es el volumen de la solución (L) y m es la masa del adsorbente (g).



Fig. 3 Agitador rotatorio utilizado para experimentos de adsorción de mercurio en quitosano.

La isoterma de adsorción fue modelada de acuerdo a la relación de Langmuir:

$$q_e = \frac{q_{e,max} b C_{eq}}{(1 + b C_{eq})} \quad (2)$$

donde C_{eq} es la concentración del ión metálico en el equilibrio (mg L⁻¹), $q_{e,max}$ es la máxima capacidad de adsorción del metal (mg g⁻¹), y b es la constante de equilibrio de adsorción (L mg⁻¹), y representa una medida de la energía de adsorción. Los valores numéricos de $q_{e,max}$ y b son obtenidos de la pendiente y la intercepción de la forma lineal de la isoterma de Langmuir:

$$\frac{C_{eq}}{q_e} = \frac{1}{q_{e,max}} C_{eq} + \frac{1}{q_{e,max} b} \quad (3)$$

c) Cinética de adsorción

Los experimentos para el estudio de la cinética de adsorción de mercurio en quitosano fueron

realizados a pH 4, temperatura ambiente (25 ± 2 °C) y tres diferentes concentraciones iniciales: 25, 50 y 100 mg L⁻¹. 0.2 g de quitosano fueron puestos en contacto con 40 cm³ de soluciones de Hg, con una velocidad de agitación de 200 rpm, en un rango de tiempo de 0.5-120 horas.

d) Desorción

En un estudio preliminar de desorción para comprobar si el NaCl podía ser utilizado como solución regenerante, se pusieron en contacto 0.15 g de quitosano, con bajo contenido de Hg, con 40 cm³ de NaCl 1M por 1 hora. Este procedimiento se repitió hasta que la concentración de mercurio en el adsorbente fuese despreciable. Posteriormente, para determinar la concentración óptima de NaCl para la desorción de Hg del quitosano, se realizaron experimentos de desorción con 20 y 40 cm³ de soluciones de NaCl de 0.5, 1.0 y 2.0M.

e) Experimentos de adsorción con aguas naturales

Para investigar el efecto de la fuerza iónica, material orgánico y la presencia de metales alcalino térreos, se realizaron experimentos de adsorción de mercurio con aguas naturales y soluciones estándar de 100 y 1000 µg L⁻¹. Los experimentos fueron realizados con aguas subterráneas del pozo 1 (Kinuma) con una concentración de Hg de 1.57 µg L⁻¹, y de un sitio de extracción de oro (Rastra las Chicotas) con una concentración de 2.25 µg L⁻¹. 0.2 g de quitosano fueron puestos en equilibrio con 40 cm³ de solución (estándar ó estándar + agua natural) al pH original del agua natural (7.5) y temperatura ambiente (25 ± 2 °C) y una velocidad de agitación de 200 rpm.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Influencia del pH

Los resultados de los experimentos de adsorción a pH no controlado (ver Fig. 4) mostraron que la capacidad de adsorción (q_e) fue independiente del pH en un rango 4-8 (valor de pH inicial),

mientras que a pH inicial de 2, la remoción se redujo en aproximadamente un 45 %.

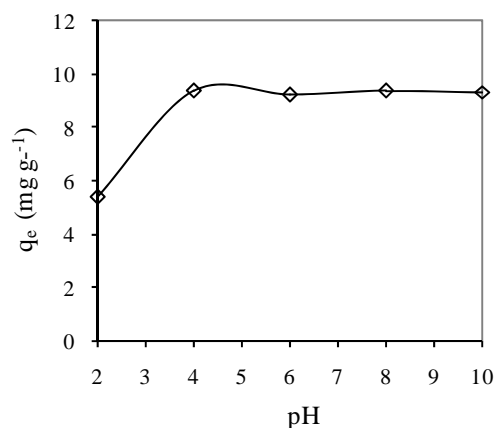


Fig. 4 Capacidad de adsorción de Hg en función del pH a 25 ± 2 °C.

Durante la realización de estos experimentos, se observó que el pH de la solución iba incrementándose a medida que ocurría el proceso de adsorción hasta alcanzar un pH promedio de aproximadamente 7.2.

La causa del incremento del pH en la solución puede deberse a la presencia de impurezas del proceso industrial de obtención de quitosano, o al hinchamiento del quitosano que causa la ruptura de los enlaces de puente de hidrógeno internos y la protonación de los grupos amino con agua como fuente de protones (Argulló *et al.*, 2004).

La baja capacidad de adsorción a bajos valores de pH ($\text{pH} < 4$) puede deberse a la competencia de los protones, iones H⁺, y los iones metálicos por los sitios amino disponibles en el quitosano. A estos pH, más iones H⁺ están disponibles para protonar grupos aminos y formar $-\text{NH}_3^+$, reduciendo los sitios activos para la adsorción de los iones metálicos.

Por otro lado, la protonación de grupos aminos en solución ácida induce a una repulsión electrostática que reduce el número de sitios activos disponibles para la adsorción de iones mercurio (Jeon y Höll, 2003). A pH más altos la adsorción aumenta debido al decrecimiento de iones H⁺ en la solución (Nghah *et al.*, 2005).

Isoterma de adsorción

La isoterma de adsorción se modeló considerando la ecuación de Langmuir, para comprobar si el adsorbente exhibe este comportamiento. La relación de Langmuir asume que la superficie del adsorbente tiene un específico número de sitios los cuales son capaces de reaccionar y enlazarse con una molécula de la solución, y la adsorción se limita a una monocapa (vanLoon y Duffy, 2005).

El gráfico de los valores experimentales de la adsorción específica (C_{eq}/q_e) como una función de la concentración del ión metálico en equilibrio (C_{eq}), así como la forma lineal de la ecuación de Langmuir se presentan en la Fig. 5.

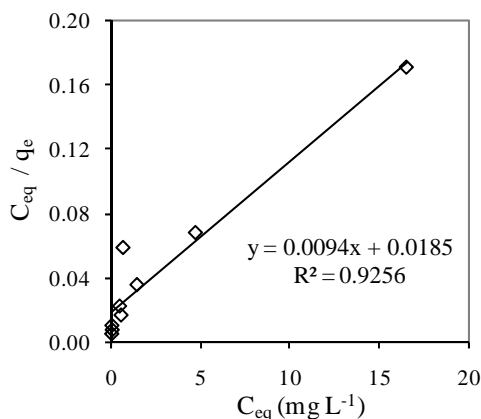


Fig. 5 Forma lineal de la isoterma de adsorción de Hg, de acuerdo a la ecuación de Langmuir.

Estos resultados revelan que la adsorción de mercurio en quitosano correlaciona bien los datos experimentales ($R^2 > 0.9$), lo cual sugiere que el modelo de Langmuir interpreta los resultados razonablemente bien.

Los valores obtenidos con el modelo de Langmuir de la máxima capacidad de adsorción de mercurio en quitosano ($q_{e,max}$) y la constante de equilibrio de adsorción (b) fueron de 106 mg g⁻¹ y 0.5081 L mg⁻¹, respectivamente.

Estos valores revelan que el quitosano tiene una alta capacidad para adsorber mercurio de soluciones acuosas; sin embargo, estos resultados fueron más bajos que los obtenidos

por Jeon y Höll (2003). Esto puede deberse al bajo grado de desacetilación del quitosano (59 %).

La Fig. 6 ilustra la capacidad de adsorción de iones mercurio (q_e) adsorbidos en quitosano versus la concentración de iones metálicos en el equilibrio (C_{eq}). Estos resultados revelan que los datos experimentales se ajustan al modelo de Langmuir. Sin embargo, esto no necesariamente significa que la hipótesis del modelo son verificados por el sistema de adsorción.

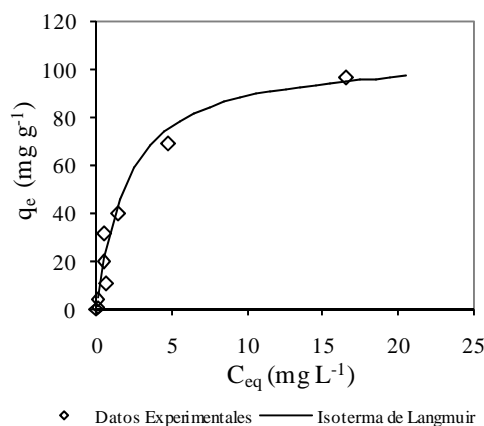


Fig. 6 Datos experimentales de la adsorción de Hg y modelo de la isoterma de adsorción de Langmuir.

Cinética de Adsorción

La Fig. 7 muestra los resultados de la cinética de adsorción de mercurio en quitosano a tres concentraciones iniciales diferentes: 20, 50 y 100 mg L⁻¹.

Estudios previos sobre la cinética de adsorción de iones metálicos en quitosano han demostrado que una fase inicial de remoción rápida es seguida por una fase relativamente lenta (Jeon y Höll, 2003). Un comportamiento similar fue observado en los resultados de este estudio. La adsorción de mercurio a partir de soluciones de alta concentración inicial no es un proceso rápido. Para alcanzar el equilibrio con la solución de 100 mg L⁻¹ Hg se necesitan 5 días; sin embargo, la concentración de mercurio es rápidamente reducida de 100 a 6.5 mg L⁻¹ en 60 minutos de contacto.

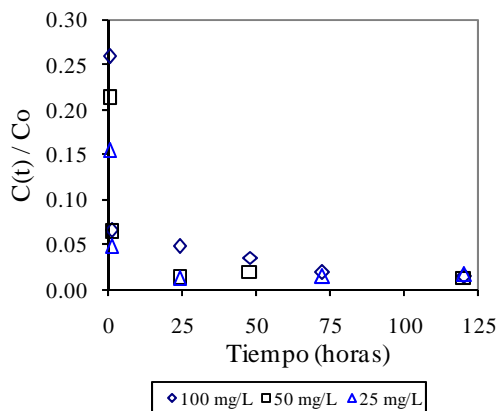


Fig. 7 Cinética de adsorción de Hg en quitosano a pH 4 y 25 ± 2 °C.

Desorción de mercurio y regeneración de quitosano

Los resultados del estudio preliminar de desorción de mercurio de quitosano con NaCl 1M, mostraron que el NaCl puede ser utilizado para regenerar el quitosano ya que la cantidad de mercurio contenida en el adsorbente decreció en un 91 %. La curva de elución para este experimento se presenta en la Fig. 8.

Los experimentos de desorción de mercurio para determinar la concentración óptima de NaCl muestran que el NaCl 1M fue más eficiente que el NaCl 0.5 y el NaCl 2M. La solución de NaCl 1M removió 2.5 veces más que la solución de NaCl 0.5M y 10 veces más mercurio que la solución 2M.

En la Fig. 9 podemos apreciar que la concentración de Hg en las soluciones de NaCl 1M es mayor que en las soluciones de NaCl 2M y por lo tanto, la capacidad de desorción es mayor.

Por otro lado, los experimentos realizados para determinar la efectividad de la regeneración mostraron que el quitosano regenerado presentaba una capacidad de adsorción de 7.9 mg g^{-1} que comparada con la capacidad de 12.1 mg g^{-1} exhibida antes de la regeneración indicó una disminución del 35 %.

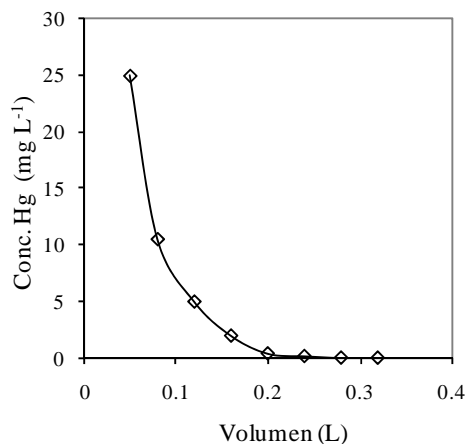


Fig. 8 Curva de elución de Hg de quitosano con una solución de NaCl 1M.

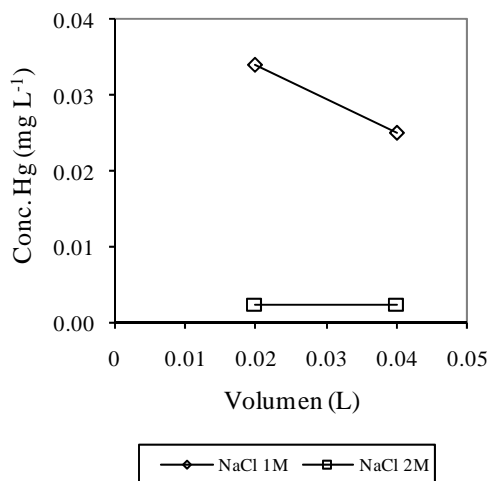


Fig. 9 Desorción de Hg con solución de NaCl a diferentes concentraciones.

Estudio de adsorción de aguas naturales en quitosano

La Tabla 1 muestra la concentración de mercurio en $\mu\text{g L}^{-1}$, de 8 diferentes puntos de muestreo en los alrededores de la ciudad de La Libertad, Chontales. Los resultados indican que el mercurio está presente en todas las muestras; sin embargo, la concentración de mercurio en las muestras del Río Kinuma, Pozo 1 Kinuma, Rastra las Chicotas y Pileta Enacal exceden los límites de las normas CAPRE para aguas de consumo.

Tabla 1 Concentración de Hg en 8 puntos de muestreos en La Libertad, Chontales.

No.	Sitios de muestreo	Concentración de mercurio ($\mu\text{g L}^{-1}$)
1	Río Kinuma	1.25
2	Pozo 1 Kinuma	1.57
3	Pozo 2 Kinuma	0.71
4	Coneja	0.92
5	Santa Fe	0.83
6	Rastra las Chicotas	2.25
7	Río Bomba ENACAL	0.88
8	Pileta ENACAL	1.09
	Normas CAPRE	1.00

Cabe señalar, que las muestras fueron recolectadas durante la temporada de invierno. En la temporada de verano, las concentraciones de mercurio en estas aguas naturales serían probablemente más elevadas que las presentadas en este estudio.

Los experimentos de remoción de Hg en aguas naturales mostraron que a bajas concentraciones iniciales ($2.25 \mu\text{g L}^{-1}$) la remoción es pobre, observándose que la concentración del ión metálico en la solución, después de la adsorción, excede ligeramente el valor recomendado por las normas CAPRE para aguas de consumo (ver Tabla 2).

Tabla 2 Experimentos de adsorción de Hg de aguas naturales usando quitosano.

Muestra	Concentración de Hg ($\mu\text{g L}^{-1}$)		
	Inicial	Exp. 1	Exp. 2
Rastra las Chiconas	2.25	1.14	0.92
Pozo 1 Kinuma	10.0	2.36	2.33

Por otra parte, cuando la concentración de Hg fue mayor ($10.0 \mu\text{g L}^{-1}$) se observó una mayor

remoción; sin embargo, no se alcanzaron los niveles recomendados para aguas de consumo.

Los resultados del estudio de la influencia de los parámetros naturales sobre la capacidad de adsorción de mercurio en quitosano y el porcentaje de remoción se presentan en la Tabla 3.

Tabla 3 Influencia de los parámetros naturales en la capacidad de adsorción de Hg de aguas naturales y soluciones estándar.

Muestra	Conc. Hg ($\mu\text{g L}^{-1}$)	q_e ($\mu\text{g g}^{-1}$)	Remoción %
Estándar 100 $\mu\text{g L}^{-1}$ Agua Natural + Estándar 100 $\mu\text{g L}^{-1}$	5.5	18.9	94.5
Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$ Agua Natural + Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$	12.8	17.4	87.2
Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$ Agua Natural + Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$	21.4	195.7	97.9
Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$ Agua Natural + Estándar 1000 $\mu\text{g L}^{-1}$	60.7	187.9	93.9

Estos datos revelan que otros iones presentes en la solución de aguas naturales afectan la capacidad de adsorción de Hg en quitosano y el porcentaje de remoción. Esto puede deberse a la competencia de los iones metálicos presentes con los iones Hg por los sitios activos del quitosano.

CONCLUSIONES

El estudio mostró que el pH de la solución afecta considerablemente la capacidad de adsorción aunque hay un rango de pH en el cual no ocurrieron cambios apreciables (pH entre 4-10). Se observó que la mayor capacidad de adsorción ocurre a $\text{pH} > 4$, donde los cationes de Hg (II) se encuentran libres en solución y la competencia con los protones (iones H^+) por los sitios de adsorción y la repulsión electrostática es menor.

La isoterma de Langmuir ajustó razonablemente bien los datos experimentales. Según el modelo de Langmuir, la máxima capacidad de adsorción es de 106.4 mg Hg/g quitosano. Las grandes diferencias entre las capacidades de adsorción reportada en la literatura, sugieren que hay importantes diferencias estructurales relacionadas con la materia prima y el proceso de producción de quitosano que merece ser considerados en estudios futuros.

Los iones Hg (II) pueden ser fácilmente removidos del quitosano por tratamiento con una solución de NaCl 1M. Sin embargo, el uso de estos resultados demanda información adicional acerca de las interacciones entre los iones metálicos y la influencia de otros iones presentes simultáneamente durante la regeneración del adsorbente.

La capacidad de adsorción de mercurio con quitosano fue menor en aguas naturales que en las soluciones estándares. Esto puede ser debido a la presencia de otros iones metálicos en las aguas naturales que compiten con los iones mercurio por los sitios de adsorción.

Se encontró que el mercurio estaba presente en todos los puntos de muestreo recolectados en la cercanía de la ciudad de La Libertad, Chontales. Observándose, que en cuatro de esos puntos, la concentración de Hg excedía las normas CAPRE para agua de consumo. Estos resultados son alarmantes ya que las fuentes de agua son utilizadas por pobladores como agua de consumo (pozos y pila de ENACAL) ó pesca (ríos).

AGRADECIMIENTOS

Los autores agradecen a la Agencia Sueca de Cooperación Internacional para el Desarrollo, (Asdi/SAREC) por el apoyo financiero brindado para la realización de este trabajo.

NOTACIÓN

b	Constante de equilibrio de adsorción	$L\text{ mg}^{-1}$
C	Concentración	mg L^{-1}
m	Masa del adsorbente	g

q	Capacidad de adsorción	mg g^{-1}
V	Volumen de la solución	L

Subíndices

Eq	Equilibrio
Max	Máximo
0	Inicial

REFERENCIAS

Agulló E., L. Albertengo, A. Pastor, M.S. Rodríguez y F. Valenzuela (2004). *Aplicación en Alimentación y Control Ambiental. En Quitina y Quitosano: Obtención, Caracterización y Aplicaciones* por A. Pastor de Abram. Capítulo 5, pp. 244–245. Pontificia Universidad Católica del Perú. Lima, Perú.

Jeon C. y W.H. Höll (2003). *Chemical Modification of Chitosan and Equilibrium Study for Mercury Ion Removal*. Water Research, Vol. 37, No. 19, pp. 4770–4780.

Muzzarelli R.A. (1977). *Chitin*. Pergamon Press. Oxford, UK.

Ngah W.S. Wan, S Ab Ghani y A. Kamari (2005). *Adsorption Behaviour of Fe(II) and Fe(III) ions in Aqueous solution on Chitosan and Cross-linked Chitosan Beads*. Bioresource Technology, Vol. 96, No. 04, pp. 443–450.

Picado F. (2004). *Mercury in the Environment and the Gold Mining Activity in the St. Domingo district, Chontales-Nicaragua*. Department of Ecology, Lund University. Lund, Sweden.

Sánchez S., U. Aguilar y U. Cardenal (1993). *Diagnóstico Ambiental de Nicaragua*. <http://www.ibw.com.ni/~lvalles/nicaragua/>

vanLoon G.W. y S.J. Duffy (2005). *Environmental Chemistry: A Global Perspective*. 2da Ed., pp. 308–309. Oxford University Press. New York, USA.



Martha Benavente se graduó de Licenciada en Química en la UNAN-León, en 1987. Obtuvo el grado de MSc en Ingeniería Química en la Universidad de Chile, Chile en 2004. Actualmente, realiza sus estudios de doctorado (PhD) en Ingeniería Química en el Real Instituto Tecnológico (KTH), Suecia. Sus áreas de interés son: adsorción de metales pesados en biopolímeros y análisis químico de metales por espectrofotometría de absorción atómica. Profesor Titular, Facultad de Ingeniería Química, Universidad Nacional de Ingeniería.



Joaquín Martínez obtuvo su título de Doctor (PhD) en Ingeniería Química en el Real Instituto Tecnológico (KTH), Estocolmo, Suecia en 1990. Desde 1998, el Dr. Martínez es Profesor Asociado en el Departamento de Ingeniería Química y Tecnología, Real Instituto Tecnológico (KTH), Suecia. Sus áreas de Investigación son: secado de sólidos que contienen mezclas solventes multicomponentes y procesamiento de productos naturales.



Anna Sjören obtuvo su título de Maestría en Química en el Real Instituto Tecnológico (KTH), Estocolmo, Suecia en 2006. Realizó su tesis de Maestría en la Universidad Nacional de Ingeniería (UNI), Nicaragua, en cooperación con el Programa de Investigación Científica UNI-Asdi/SAREC-FIQ. Actualmente está trabajando como Asesora en Medio Ambiente en Atlas Copco, Estocolmo, Suecia.