

Diagrama de estabilidad termodinámico del sistema de flotación cobre/agua/amilxantato

Beatriz Ramírez-Serrano
Alexis Otero-Calvis
Alfredo Coello-Velázquez

Resumen

El propósito del trabajo fue obtener el diagrama de estabilidad termodinámico que caracteriza al sistema de flotación cobre/agua/amilxantato, como parte del fundamento teórico necesario para el análisis del proceso de flotación de iones cobre con el reactivo colector de flotación amilxantato de potasio. A partir del sistema de reacciones químicas fundamentales y con ayuda del software Medusa se obtuvo el diagrama Eh-pH, en el cual se definen las zonas de estabilidad de las diferentes especies químicas y se establece que en el rango de pH de 4 a 13 coexisten las especies xantogenadas de cobre(I) y (II) cuya relación disminuye con el incremento del pH.

Palabras clave: diagrama Eh-pH; xantato; amilxantato de cobre; cobre; flotación iónica.

Thermodynamic stability diagram for the copper/water/amyxanthate flotation system

Abstract

The objective of the investigation was to develop a thermodynamic stability diagram which characterizes the copper/water/amyxanthate flotation system as part of the theoretical fundamentation needed to analyze the copper ions flotation process using potassium amyxanthate as flotation collector reagent. Using the main chemical reactions of the system and with the assistance of the Medusa software the Eh-pH diagram was obtained in which the stability zones were defined for the different chemical species in order to analyze the flotation process of copper ions with amyxanthate collector reagent. It was established that the xantogenated species of copper (I) and (II) co-exist within the pH range of 4 to 13. This ratio decreases as the pH increases.

Keywords: Eh-pH diagram; xanthate, copper amyxanthate; copper; ionic flotation.

1. INTRODUCCIÓN

Los reactivos O-alkilditiocarbonatos, conocidos como xantatos, son compuestos de estructura molecular heteropolar, con una cadena carbonada no polar y un grupo polar sulfhídrico (-SH) (Somasundaran & Moudgil 1988; Ullmann'S 2002). Se utilizan como colectores en la flotación de minerales sulfurosos (Crozier 1992; Fuerstenau 1999), fundamentalmente el etilxantato (Dudenkov *et al.* 1980; Harris 1988; Abramov & Forssberg 2005) pero su alta reactividad química con los metales pesados (Rao 1971; Ullmann'S 2002) estimula su uso en el tratamiento de soluciones residuales.

Los resultados alcanzados con la aplicación de esta técnica dependen del pH del medio fundamentalmente. Por ejemplo, en la flotación iónica por aire disuelto de iones cobre(II), zinc y arsénico(V), a partir de soluciones sintéticas de iones individuales y de mezclas, se emplean como colectores el etilxantato y dietilxantato de sodio (Stalidis *et al.* 1989; Matis & Mavros 1991). La remoción de cobre en el rango de pH entre 2,5 y 5,5 no se afecta pero requiere de un exceso de reactivo colector del 10 %. En estos trabajos se muestran resultados satisfactorios. Sin embargo, para pH inferior a 4,7 se verifica la descomposición parcial del etilxantato (Iwasaki & Cooke 1958; Rao 1971; Tipman & Leja 1975; Sun & Forsling 1997) y no se hace alusión al efecto que provoca en la eficiencia del proceso. La utilización del dietilxantato de sodio como colector, a pesar de exhibir propiedades similares y mostrar buenos resultados en la colección de cobre y zinc, se limita por el costo que representa su obtención (Leja 1982).

Lazaridis *et al.* (1992) reportan la aplicación de la misma técnica de flotación con etilxantato en sistemas de cobre, hierro y níquel, de forma independiente y en sus mezclas. Los resultados mostraron que el níquel se mantiene en solución para condiciones ácidas, mientras que las especies cobre y hierro flotan de forma conjunta y se incrementa gradualmente su recuperación hasta alcanzar valores máximos a partir de pH 6. Si el pH del sistema es igual a 2, los valores de recuperación se encuentran asociados con la concentración inicial de cobre; si su magnitud es baja la recuperación de cobre se reduce al 50 % y el hierro al 25 %, en caso contrario, se remueve cerca del 80 %. Es posible que el resultado se asocie con la descomposición del etilxantato; su tiempo de vida media a pH 2,5 es de 120 s (Kakovsky 1957), lo cual coincide con los resultados alcanzados durante la flotación iónica de cobre a partir de aguas residuales de minas (Lazaridis *et al.* 2004), según las condiciones establecidas por Stalidis *et al.* (1989) que implican alta acidez. Se

obtienen resultados favorables solo cuando se utiliza el doble de la cantidad estequiométrica de etilxantato.

Los trabajos (Stalidis *et al.* 1989; Lazaridis *et al.* 1992) sobre la separación de iones cobre con etilxantato por medio de la flotación muestran una contradicción en cuanto al valor de pH en el cual se alcanzan los valores óptimos de recuperación. Stalidis *et al.* (1989) plantearon que dicho resultado se alcanza en condiciones ácidas, donde el proceso es eficiente e independiente del pH, mientras que Lazaridis *et al.* (1992) exponen que solo es posible lograr resultados similares para pH superiores a 6. Lo anterior indica que es necesario definir con exactitud la zona de estabilidad en función del pH de la especie xantogenada, responsable de la captura de los iones cobre en el proceso de flotación.

Los diagramas de estabilidad termodinámica, en función del pH, constituyen una herramienta primordial en el análisis teórico de las interacciones de un sistema determinado. En el caso del sistema cobre/azufre/agua/etilxantato en la construcción del diagrama Eh-pH (Basilio *et al.* 1985; Young 1987) se consideró que el etilxantato de cobre(I) es el producto inicial de la oxidación del etilxantato con la calcocita. Sin embargo, se ha reportado (Woods *et al.* 1990) que dicho diagrama no predice adecuadamente el comportamiento observado en la flotación, porque el valor límite de potencial de la flotación es más bajo comparado con lo esperado en el diagrama.

Según Woods *et al.* (1990) tal discrepancia se explica porque en estas condiciones tiene lugar la formación de especies quimisorbidas que requieren de potenciales más bajos con respecto al requerido para la formación del etilxantato de cobre(I). Tales especies fueron incluidas por dichos autores en la construcción de nuevos diagramas en los sistemas cobre/agua/etilxantato y calcocita/agua/etilxantato. Las predicciones realizadas en estos diagramas se encuentran en correspondencia con el límite superior de flotación de la calcocita, en cuanto al valor de potencial y pH crítico, el cual está relacionado con el límite superior de estabilidad del etilxantato de cobre(I), determinado en ambos sistemas por la oxidación del complejo de cobre(I) a óxido de cobre(II) y dixantato.

Si bien estos diagramas son aplicables a la flotación de minerales de cobre no se considera la fase etilxantato de cobre(II). Se plantea que no se tiene evidencia de que sea una fase estable. No obstante, se conoce que el tiempo de vida media de la especie xantogenada de cobre(II) es de 6 h (Joly *et al.* 2004), si se obtiene a partir del amilxantato.

Aunque algunos trabajos reportan que la descomposición de la especie etilxantato en medios acuosos se presenta en varias etapas (Klauditz 1939; Iwasaki & Cooke 1958; Pomianowsky & Leja 1963; Rao 1971; Harris & Filkenstein 1975), dicho mecanismo no es bien conocido. Prueba de ello es que no coinciden los rangos de pH de las zonas de estabilidad para las especies reportadas (Obregón 1990). Las evidencias demuestran, además, que la longitud de la cadena carbonada de los colectores provoca cambios en dicha zona y en la cinética de su descomposición (De Donato *et al.* 1989).

Con los elementos aportados no es posible predecir la reproducibilidad de los diagramas reportados para xantatos que difieren en cuanto a la longitud de la cadena carbonada. Los diagramas Eh-pH reportados no describen con exactitud el sistema cobre/agua/amilxantato objeto de estudio en la presente investigación. Por tanto, es necesario establecer el diagrama para este sistema, el cual debe dar respuesta con mayor exactitud al comportamiento de las especies de cobre durante el tratamiento por flotación con amilxantato de potasio de soluciones portadoras de dicha especie, con respecto al sistema reportado por Hapel y Pomianowski (1977) para etilxantato.

La definición de la zona de estabilidad, tanto del ión amilxantato como de los complejos que se forman en función del pH, así como el sistema de reacción definido para la obtención del diagrama resulta de vital importancia.

2. MATERIALES Y MÉTODOS

2.1. Procedimiento experimental

2.1.1. Definición del sistema de reacciones químicas para la construcción del diagrama E_h -pH

El sistema de reacciones químicas de equilibrio y las ecuaciones de potencial de reducción que se utilizó en la construcción del diagrama de estabilidad termodinámica del sistema cobre/agua/amilxantato se representa en la Tabla 1.

Tabla 1. Reacciones químicas y ecuaciones del potencial de reducción

Nº	Reacciones del sistema Cu/H ₂ O/C ₅ H ₁₁ OCS ₂ ⁻	Ecuaciones del potencial de reducción y pH
1	$\text{HAmX}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{AmX}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$	$\text{pH} = 1,72 + \log\left(\frac{\text{AmX}^-}{\text{HAmX}}\right)$
2	$(\text{AmX})_2(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{AmX}^-(\text{ac})$	$E = -0,077 - 0,059 \log(\text{AmX}^-)$
3	$1/2(\text{AmX})_2(\text{ac}) + \text{e}^- + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{HAmX}(\text{ac})$	$E = 0,179 - 0,059 \text{pH}$
4	$\text{Cu}^{+2}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac})$	$\text{pH} = 3,83 - \log(\text{Cu}^{2+})$
5	$\text{Cu}^{+2}(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+(\text{ac})$	$E = 0,168 - 0,059 \log\left(\frac{\text{Cu}^+}{\text{Cu}^{+2}}\right)$
6	$\text{CuO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	$E = 0,564 - 0,059 \text{pH}$
7	$\text{CuAmX}(\text{s}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + \text{AmX}^-(\text{ac})$	$E = -0,538 - 0,059 \log(\text{AmX}^-)$
8	$\text{CuAmX}(\text{s}) + \text{e}^- + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + \text{HAmX}(\text{ac})$	$E = -0,189 - 0,059 \text{pH}$
9	$1/2\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 1/2\text{H}_2\text{O}$	$E = 0,46 - 0,059 \text{pH}$
10	$1/2\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + \text{AmX}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CuAmX}(\text{s}) + 1/2\text{H}_2\text{O}$	$\text{pH} = 16,88 + \log(\text{AmX}^-)$
11	$1/2\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + 1/2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuO}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{e}^-$	$E = 0,66 - 0,059 \text{pH}$
12	$\text{Cu}(\text{AmX})_2(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{CuAmX}(\text{s}) + \text{AmX}^-(\text{ac})$	$E = -0,027 - 0,059 \log(\text{AmX}^-)$
13	$(\text{AmX})_2(\text{ac}) + \text{Cu}^{+2}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{AmX})_2(\text{ac})$	$E = 0,543 - \frac{0,059}{2} \log\left(\frac{\text{Cu}(\text{AmX})_2}{(\text{Cu}^{+2})(\text{AmX})_2}\right)$
14	$\text{Cu}(\text{AmX})_2(\text{ac}) + \text{e}^- + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons$ $\text{CuAmX}(\text{ac}) + \text{HAmX}(\text{ac})$	$E = 0,075 - 0,059 \log\left(\frac{\text{HAmX}}{\text{Cu}(\text{AmX})_2}\right)$ $- 0,059 \text{pH}$
15	$\text{CuO}(\text{s}) + \text{AmX}^-(\text{ac}) + \text{e}^- + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CuAmX}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	$E = 1,66 - 0,059 \log(\text{AmX}^-)$ $- 0,059 \text{pH}$
16	$\text{CuO}(\text{s}) + 1/2(\text{AmX})_2(\text{ac}) + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons$ $\text{CuAmX}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	$E = 0,795 + \frac{0,059}{2} \log(\text{AmX})_2$ $- 0,059 \text{pH}$
17	$\text{CuO}(\text{s}) + (\text{AmX})_2(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons$ $\text{Cu}(\text{AmX})_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$	$E = 0,77 - \frac{0,059}{2} \log\left(\frac{\text{Cu}(\text{AmX})_2}{\text{AmX}_2}\right)$ $- 0,059 \text{pH}$
18	$\text{Cu}^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{e}^-$	$E = 0,88 - 0,118 \text{pH}$

AmX - amilxantato(C₅H₁₁OCS₂)⁻(AmX)₂ - amildixantato(C₅H₁₁OCS₂)₂

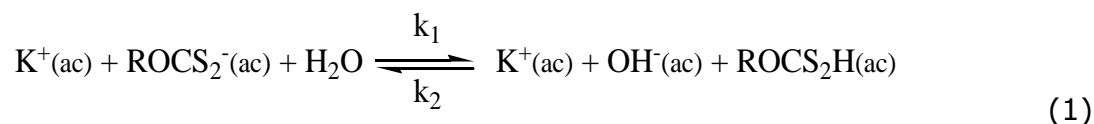
La construcción del diagrama se realizó con ayuda del software Medusa (Puigdomenech 2004) del Departamento de Química Inorgánica del *Royal Institute of Technology*, de Gran Bretaña, el cual contiene una base de datos de log K a 298 K; el software permite modificar y crear diagramas a partir de datos suministrados.

En la construcción del diagrama se empleó el valor de potencial $1,59 \cdot 10^{-2}$ eV (Crozier 1992) para el par $(AmX)_2/AmX^-$ (Am- amil; X- xantato). El valor de la constante de equilibrio de la reacción de formación del complejo amilxantato de cobre(II) es $3,7 \cdot 10^9$ (Joly *et al.* 2004); para la reacción de formación del complejo amilxantato de cobre(I) se utilizó el valor experimental 0,3467 (Ramírez 2011).

3. RESULTADOS Y DISCUSIÓN

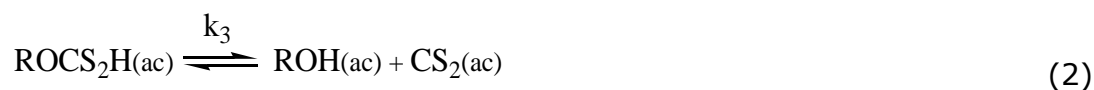
En el análisis de los sistemas xantogenados resulta indispensable partir de las consideraciones realizadas sobre la descomposición del etilxantato en medio acuoso; para ello se han propuesto seis etapas (Rao 1971; Obregón 1990; Bulatovic 2007).

Etapas 1: Hidrólisis del ión xantato y formación del ácido xántico



Donde R representa la cadena carbonada.

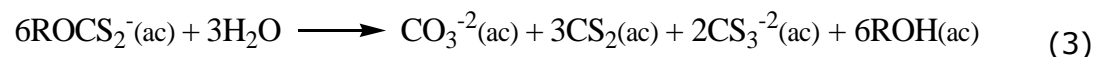
Etapas 2: Descomposición del ácido xántico en alcohol y disulfuro de carbono



Donde k_1 , k_2 y k_3 son las constantes de velocidad.

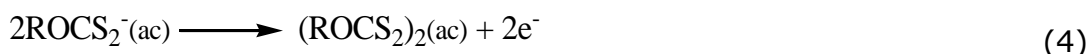
Ambas ecuaciones de reacción se verifican en medio ácido. Iwasaki y Cooke (1958) reportaron que el ión etilxantato y el ácido etilxántico se encuentran en equilibrio en un rango de pH de 0,10 hasta 4,71, en correspondencia con el valor de la constante de disociación del ácido etilxántico, considerado un ácido moderadamente débil ($pK_a = 1,6$) (Agps 1995).

Etapas 3: Descomposición hidrolítica del ión xantato



Esta etapa puede ocurrir en medios neutro y alcalino, sin embargo, algunos autores consideran que la reacción se verifica solo a $\text{pH} > 13$ (Tipman & Leja 1975; Dudenkov *et al.* 1980; Somasundaran & Moudgil 1988; Obregón 1990). Según Pomianowsky & Leja (1963) de forma paralela puede ocurrir la descomposición del tritio carbonato en disulfuro de carbono y azufre, CS_2 y S^{2-} .

Etapa 4: Oxidación a dixantato

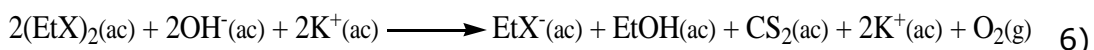


Zohir *et al.* (2009) plantean que la ecuación de reacción anterior es independiente del potencial de reducción, a diferencia del mecanismo que tiene lugar en presencia de oxígeno disuelto en el medio acuoso:



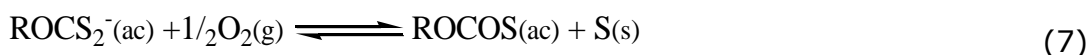
La magnitud de la reacción que corresponde a la etapa **4.a** es muy pequeña y alcanza el equilibrio en medio neutro después de la oxidación de un 5-10 %; su extensión depende del pH del medio. El desarrollo de la misma es más significativa con el incremento de la longitud de la cadena hidrocarbonada (Rao 1971). En correspondencia, también aumenta el valor del potencial de oxidación; es de 0,04 eV y -0,159 eV para el metildixantato y el n-amildixantato, respectivamente (Jones & Woodcock 1986). La información anterior indica que el comportamiento de los xantatos en medio acuoso, de acuerdo con el número de átomos de carbono de la cadena, puede diferir en función de las condiciones de pH del medio. De igual forma, se modifican los valores del coeficiente de absortividad molar (Jones & Woodcock 1973).

Las reacciones de oxidación a dixantato han sido consideradas irreversibles y el dixantato no reactivo, pero estudios realizados por Pomianowsky & Leja (1963) demostraron que esta especie reacciona en condiciones alcalinas y da lugar al ión etilxantato y disulfuro de carbono (Tipman & Leja 1975), según la siguiente ecuación de reacción.



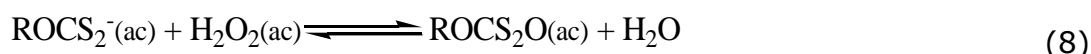
El desarrollo de las dos últimas etapas necesita de condiciones específicas para verificarse (Harris & Filkenstein 1975).

Etapa 5: Oxidación a monotio carbonato



De acuerdo con Harris & Filkenstein (1975), la formación del monotiocarbonato requiere de la participación del sulfuro donde se adsorben los reactivos previamente; el sulfuro actúa como catalizador.

Etapas 6: Oxidación a perxantato



En el caso del perxantato su presencia se ha registrado en condiciones específicas de alcalinidad y alto grado de oxidación (Tipman & Leja 1975; Leja 1982).

Aunque las etapas se han generalizado, existe una contradicción en el rango de pH para el cual se reporta la descomposición del etilxantato en medio ácido (Iwasaki & Cooke 1958) y los resultados de su aplicación en la flotación a valores similares de pH (Stalidis *et al.* 1989; Lazaridis *et al.* 2004). Además, no se ha comprobado el efecto que causa el aumento del número de átomos de carbono sobre el rango de pH en el que se manifiestan tales transformaciones. A pesar de que es conocido que la estabilidad de los xantatos se favorece y la cinética de descomposición es más lenta en la medida que la cadena carbonada es mayor. Estos aspectos tienen un efecto significativo durante la interacción de las especies xantatos con iones metálicos presentes en una solución.

3.1. Diagrama de potencial-pH del sistema cobre/agua/amilxantato

En la Figura 1 se muestra el diagrama de estabilidad termodinámica para el sistema cobre/agua/amilxantato.

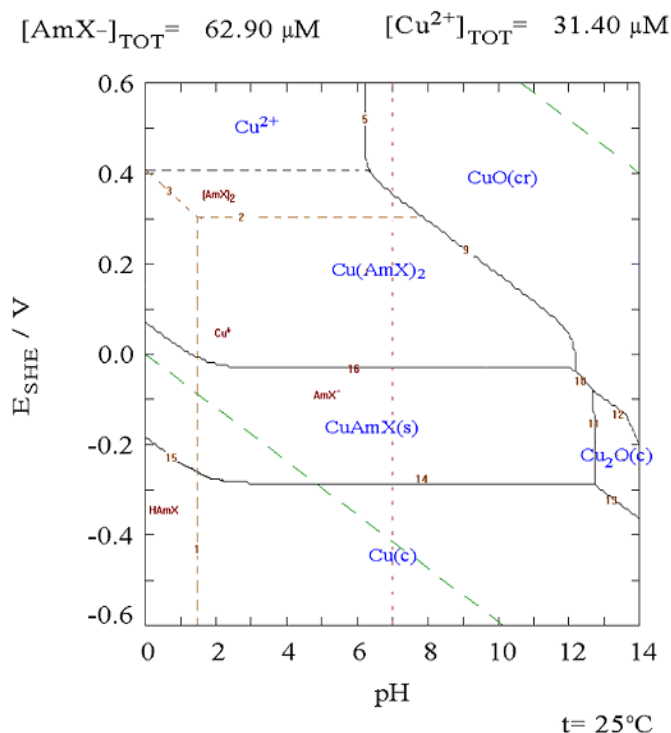


Figura 1. Diagrama de estabilidad termodinámica del sistema cobre/agua/amilxantato.

Se observa que las zonas de estabilidad de las especies xantogenadas de cobre coexisten prácticamente hasta pH igual a 13 unidades. Tal como se observa, las condiciones del potencial del medio juegan un rol decisivo en el predominio de una de las especies durante el proceso de flotación. En un análisis comparativo de este diagrama y el reportado por Hepel y Pomianowski (1977) para el etilxantato de potasio en iguales condiciones se verificó la variación en las zonas de estabilidad de los compuestos con amilxantato, con respecto al formado con etilxantato, dado fundamentalmente por la reducción del valor de potencial en el cual son estables.

En cuanto al valor de pH no se muestran cambios significativos en las zonas de estabilidad de las diferentes especies. La diferencia de estabilidad del amilxantato, con respecto a xantatos de cadenas más cortas, se sustenta en la velocidad de descomposición, siendo su cinética más lenta (De Donato *et al.* 1989). Esta característica favorece la utilización del amilxantato con respecto al etilxantato en procesos donde se requiere de mayor estabilidad de sus complejos para la separación de los mismos mediante la flotación.

4. CONCLUSIONES

Se establece el diagrama de estabilidad termodinámica para el sistema cobre/agua/amilxantato. Su análisis permite establecer que en el rango de pH de 4 a 13 coexisten las especies xantogenadas de cobre(I) y (II) y su relación disminuye con el incremento del pH

5. REFERENCIAS

- ABRAMOV, A. A. & K. S. E. FORSSBERG. 2005. Chemistry and optimal conditions for copper minerals flotation: Theory and practice. *Mineral Processing and Extractive Metallurgy Review* 26:77- 143
- AGPS. 1995. Sodium ethyl xanthate. 1-64
- BASILIO, C.; M. D. PRITZKER & R. H. YOON. 1985. Thermodynamics, electrochemistry and flotation of de calcocite-potassium ethyl xanthate system. 114th AIME Annu. New York, 85-86,
- BULATOVIC, S. M. 2007. *Handbook of flotation reagents. Chemistry, theory and practice: Flotation of sulfide ores*. Elsevier Science & Technology Books, 443 p.
- CROZIER, R. D. 1992. *Flotation: Theory, reagents and ore testing*. 1. Pergamon Press plc, Great Britain, 1-343 p.
- DE DONATO, P. *et al.* 1989. Stability of the amyloxanthate ion as a function of ph: Modelling and comparison with the ethylxanthate ion. *International Journal of Mineral Processing* 25:1-16
- DUDENKOV, S.; L. SHUBOV & L. GLAZUNOV. 1980. *Fundamentos de la teoría y la práctica de empleo de reactivos de flotación*. p.
- FUERSTENAU, D. W. 1999. *Advances in flotation technology*. SME: Littleton, 3-21 p.
- HARRIS, P. J. 1988. *Reagents in mineral technology*. Marcel Dekker, New York, p.
- HARRIS, P. J. & N. P. FILKENSTEIN. 1975. Interactions between sulphide minerals and xanthates, i. The formation of monothiocarbonate at galena and pyrite surfaces. *International Journal of Mineral Processing* 2:77
- HEPEL, T. & A. POMIANOWSKI. 1977. Diagrams of electrochemical equilibria of the system copper-potassium ethylxanthate-water at 25°C. *International Journal of Mineral Processing* 4:245- 361
- IWASAKI, I. & S. R. B. COOKE. 1958. The decomposition of xanthate in acid solution. *Journal of the American Chemical Society* 80:285-288
- JOLY, H. A.; R. MAJERUS & K. C. WESTAWAY. 2004. The effect of diethylenetriamine on the formation of cu^{2+} , ni^{2+} , and fe^{3+} amyloxanthate ion complexes. *Minerals Engineering* 17:1023-1036
- JONES, M. H. & J. T. WOODCOCK. 1986. Dixanthogen determination in flotation liquors by solvent extraction and ultraviolet spectrometry. *Analytical Chemistry* 58:588-591
- JONES, M. H. & J. T. WOODCOCK. 1973. *Ultraviolet spectrometry of flotation reagents with special reference to the determination of xanthate in flotation liquors*. Chameleon Press Ltd, London, 1- 10 p.
- KAKOVSKY, I. 1957. Physicochemical properties of some flotation reagent and their salts with ions of heavy iron-ferrous metals. 225-237

- KLAUDITZ, W. 1939. The ripening of viscose. *Tech - Wise TI*:251- 259
- LAZARIDIS, N. K. *et al.* 1992. Dissolved-air flotation of metal ions. *Separation Science and Technology* 27 (13):743 - 1758
- LAZARIDIS, N. K. *et al.* 2004. Copper removal from effluents by various separation techniques. *Hydrometallurgy* 74:149-156
- LEJA, J. 1982. *Surface chemistry of froth flotation*. Plenum, New York, 1-228 p.
- MATIS, K. A. & P. MAVROS. 1991. Recovery of metals by ion flotation from dilute aqueous solutions. *Separation and Purification Methods* 20:1- 48
- OBREGÓN, H. 1990. Xantatos en sistemas de flotación. Reacciones fenómenos y mecanismos. 5
- POMIANOWSKY, A. & J. LEJA. 1963. Spectrophotometric study of xanthate and dixanthogen solutions. *Canadian Journal Chemistry* 41:2219-2230
- PUIGDOMENECH, I. 2004. Software equilibrio químico.
- RAMÍREZ, B. 2011. Remoción por flotación iónica de iones cobre con amilxantato de potasio. [ISMM]. 120 p.
- RAO, S. R. 1971. *Xanthates and related compounds*. 1. Marcell Dekker, New York, 1-504 p.
- SOMASUNDARAN, P. & B. MOUDGIL. 1988. Reagents in minerals technology.
- STALIDIS, G. A.; K. A. MATIS & N. K. LAZARIDIS. 1989. Selective separation of Cu, Zn, and As from solution by flotation techniques. *Separation Science and Technology* 24 (1):97 - 109
- SUN, Z. & W. FORSLING. 1997. The degradation kinetics of ethyl-xanthate as a function of pH in aqueous solution. *Minerals Engineering* 10 (4):389-400
- TIPMAN, R. N. & J. LEJA. 1975. Reactivity of xanthate and dixanthogen in aqueous solution of different pH. *Colloid and Polymer Science* 253:4- 10
- ULLMANN 'S. 2002. Xanthates. 423
- WOODS, R.; C. A. YOUNG & R. H. YOON. 1990. Ethyl xanthate chemisorption isotherms and Eh-pH diagrams for the copper/water/xanthate and chalcocite/water/xanthate systems. *International Journal of Mineral Processing* 30:17-33
- YOUNG, C. A. 1987. Non stoichiometry of chalcocite en water-xanthate systems. [Virginia Polytechnic Institute and State University]. 296 p.
- ZOHIR, N.; B. MUSTAPHA & D. ABD-ELBAKI. 2009. Synthesis and structural characterization of xanthate (kex) in sight of their utilization in the processes of sulphides flotation *Journal of Minerals & Materials Characterization & Engineering* 8 (6):469-477

Beatriz Ramírez-Serrano bramirez@ismm.edu.cu

Doctora en Ciencias Técnicas. Profesora auxiliar.

Departamento de Metalurgia y Química. Instituto Superior Minero Metalúrgico. Moa, Holguín, Cuba

Alexis Otero-Calvis aotero@ismm.edu.cu

Doctor en Ciencias Químicas. Profesor Titular

Departamento de Metalurgia y Química. Instituto Superior Minero Metalúrgico. Moa, Holguín, Cuba

Alfredo Coello-Velázquez acoello@ismm.edu.cu

Doctor en Ciencias Técnicas. Profesor Titular

Departamento de Metalurgia y Química. Instituto Superior Minero Metalúrgico. Moa, Holguín, Cuba