

# **APLICAÇÃO DE HIDRÓXIDOS DUPLOS LAMELARES (HDL) PARA O TRATAMENTO DE EFLUENTES CONTENDO ÍONS SULFATO E CLORETO**

B. C. S. Ferreira<sup>1</sup>, V.A. Leão

<sup>1</sup>Programa de Pós-Graduação em Engenharia Ambiental da UFOP.

Laboratório de Bio&Hidrometalurgia – Departamento de Engenharia Metalúrgica de Materiais – UFOP;

Campus Morro do Cruzeiro, s.n. Laboratório de Bio&Hidrometalurgia Campus Morro do Cruzeiro, s.n. 35400-000 Ouro Preto, MG. Tel: +55.31.3559.1102 Fax: +55.31.3559.1561

## **RESUMO**

A presença dos ânions sulfato e cloreto tem efeitos adversos na metalurgia dos metais básicos. Enquanto a presença de íons cloreto afeta vários processos com a etapa de eletrólise, por exemplo, o íon sulfato pode aparecer em elevadas concentrações em diversos efluentes devido ao seu uso disseminado em várias indústrias. Nesse trabalho, a remoção dessas espécies é estudada através da precipitação de hidróxidos duplos lamelares (HDL) em meio alcalino. Os ensaios batelada mostraram remoções elevadas dos ânions o que permite enquadrar efluentes que os contém na legislação brasileira para padrões de lançamento de efluentes pela indústria.

**PALAVRAS-CHAVE:** tratamento de efluentes, sulfato, hidróxidos duplos lamelares, cloreto, HDL.

## 1. INTRODUÇÃO

Os efluentes líquidos gerados por indústrias do setor minero/metalúrgico como aqueles procedentes de usinas de flotação, de operações de lixiviação, de filtração e outras, bem como a drenagem ácida de mina podem causar efeitos ambientais que, dependendo da sua natureza específica, impactam adversamente a qualidade dos corpos receptores (Fungaro, 2006; Cadorin, 2008). Os ânions, como o sulfato e o cloreto merecem destaque, pois são de mais difícil tratamento que a maioria dos cátions metálicos.

Os íons sulfato, largamente distribuídos na natureza, são constituintes de diversos minerais (mirabilita, ternadita, barita, entre outros) e também estão presentes no meio aquoso. Esses íons podem também ser encontrados em concentrações elevadas em efluentes de diferentes setores industriais, como a indústria mineral (INAP, 2003). Os íons cloreto são menos comuns entretanto, sua existe uma maior restrição a sua presença nos processos hidrometalúrgicos.

Segundo a World Health Organization (WHO, 2008), o teor recomendável para a concentração de sulfato em água potável deve ser inferior a 500mg/L. Já a USEPA (United States Environmental Protection Agency) (2009), determina um teor inferior a 250mg/L. Foram definidos esses valores, pois em corpos de água com concentrações superiores a 250mg/L, os aspectos organolépticos são comprometidos. Já águas com concentrações de íon sulfato maiores que 500mg/L, se ingeridas, apresentam efeito laxativo em humanos e em animais (USEPA, 2009). Assim, muitos países recomendam uma faixa entre 250-500mg/L de sulfato como limite máximo em efluentes e em águas para diversos usos, humanos e animais (INAP, 2003).

De uma forma geral, tem sido dada pouca atenção para a remoção de sulfato, pois o íon apresenta baixos riscos ambientais e os padrões de emissão são elevados, se comparados aos dos cátions metálicos. De qualquer forma, vários processos de tratamento de efluentes que contêm sulfato foram documentados e alguns testados em planta piloto (INAP, 2003). Porém, na maioria das vezes, não são economicamente atrativos, a não ser que a água possa ser comercializada, inviabilizando o processo em escala industrial. Como os efluentes gerados pela mineração têm teor variável de sulfato, o desafio está justamente em encontrar um método eficaz e barato para esta aplicação.

Entre os diversos métodos de tratamento de efluentes contendo sulfato, a precipitação tem sido estudada e os principais processos descritos pelo INAP (*International Network for Acid Prevention*) (2003) são: (i) *Cost Effective Sulphate Removal (CESR<sup>®</sup>)* e (ii) processo *Savannah Mining (SAVMIM<sup>®</sup>)*. Podem também ser citados os processos envolvendo (iii) adição de hidróxido de cálcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) ou carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) e (iv) sais de bário.

O uso de  $\text{Ca(OH)}_2$  e  $\text{CaCO}_3$  como agentes precipitantes de íons sulfato é aplicado em larga escala. Porém, a eficiência do processo é limitada a uma faixa de concentração consideravelmente alta, ou seja, superior a 1200mg/L de  $\text{SO}_4^{2-}$  (Geldenhuyts *et al.*, 2003). Dessa forma, o uso desses agentes precipitantes fica comprometido, dificultando o enquadramento dos efluentes aos valores definidos pelas legislações ambientais vigentes pelo mundo. A utilização de sais de bário e chumbo, para precipitação destes metais como sulfatos, tem sido investigada, uma vez que estes produtos apresentam uma baixa solubilidade, porém, tais processos ainda não são considerados economicamente atraentes. É uma alternativa, principalmente se aplicada ao tratamento de efluentes com concentração moderada do íon. Neste caso, os custos para separação e disposição apropriada dos precipitados gerados, bem como a toxicidade dos resíduos, deverão ser observados (Silva *et al.*, 2002).

Para o enquadramento e o descarte dos efluentes que contenham sulfato, de acordo com a legislação vigente, busca-se a utilização de precipitantes que consigam reduzir os teores de sulfato à concentrações menores que as obtidas pela adição de cal, aliando esta redução à disposição adequada dos sólidos gerados. O sulfato, quando em contato com cátions  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Ca}^{2+}$ , em condições de pH alcalino a etringita,

um hidróxido duplo lamelar (HDL) (Cadorin, 2008). A formação de HDL's tem sido estudada como forma de se precipitar ânions em solução como cloreto, nitrato e carbonato (Goh *et al.*, 2008). Estas rotas têm sido estudadas pelo baixo custo do tratamento, se comparados a outras técnicas, e pela eficiência na remoção destes ânions, conseguindo enquadrar o efluente aos padrões exigidos pela legislação.

Neste trabalho, foi estudada a precipitação de sulfato e de cloreto na forma de hidróxido duplo lamelares de forma a determinar os parâmetros de precipitação dessa espécie em meio alcalino.

## 2. MATERIAIS E MÉTODOS

Os ensaios de precipitação dos HDL's envolveram a investigação da influência do pH, da temperatura, da razão molar entre os cátions cálcio e alumínio presentes no meio reacional e dos reagentes disponibilizadores destas espécies catiônicas sobre a precipitação da fase.

Os experimentos foram conduzidos em erlenmeyers de 250mL e manteve-se o sistema em agitação ( $150\text{mim}^{-1}$ ), em agitador orbital, a  $50^{\circ}\text{C}$ , durante 24 horas. O sistema continha 100 mL de solução sintética de sulfato ( $1500\text{mg/L}$ ),  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  e  $\text{AlCl}_3$  respeitando-se a razão molar  $\text{SO}_4^{2-}:\text{Ca}^{2+}:\text{Al}^{3+}$  igual a 1,0:2:0,67, em condições controladas de pH (11,5) e de temperatura, quando essas não eram as variáveis estudadas. Durante os experimentos, ajustou-se o pH com o auxílio de soluções de HCl (0,1M) e NaOH (0,1M) e ao término dos mesmos, a solução era filtrada e os sólidos gerados foram encaminhados para caracterização, via difração de Raios-X e os licores forma acidificados com  $\text{HNO}_3$  e encaminhados para análise em ICP-EOS.

Nos estudos onde o pH era a variável estudada, o mesmo foi variando na escala de 0,5, partindo de 3,0 até pH 14,0. Já a temperatura foi estudada faixa de  $25^{\circ}\text{C}$  a  $70^{\circ}\text{C}$ . No estudo do efeito da razão molar dos reagentes na precipitação de etringita, o número de mols de sulfato permaneceu constante, variando-se somente a proporção molar entre os cátions de cálcio e os de alumínio.

A distribuição de tamanho de cristais foi obtida no equipamento CILAS 1064, do Laboratório de Propriedades Interfaciais do Departamento Engenharia de Minas da Universidade Federal de Ouro Preto. Nestes ensaios, foram adicionados cerca de 0,3g da amostra analisada a um béquer de 600mL contendo 440mL de solução de hexametáfosfato de sódio (0,1%). Em seguida levou-se para um aparelho de ultrassom durante 15min e procedeu-se a análise.

As análises por difração de Raios-X (DRX) de todos os compostos obtidos foram realizadas em um difratômetro Shimadzu XRD-6000, com o uso de um monocromador de grafite, filtro de níquel, radiação  $\text{FeK}\alpha$  ( $\lambda=0,19360\text{nm}$ ), 40kV e 20mA. Todos os resultados foram automaticamente convertidos para a radiação  $\text{CuK}\alpha$  ( $\lambda=0,15406\text{nm}$ ), para tratamento e manipulação dos dados. Utilizou-se a faixa de varredura ( $2\theta$ ) de 5 a  $70^{\circ}$  e passo de  $0,02^{\circ}/2\theta$  por minuto. Estas análises objetivaram a identificação e a determinação das fases cristalinas dos sólidos obtidos.

A morfologia das amostras e o mapeamento dos elementos presentes nos precipitados foram determinadas em um equipamento de microscopia eletrônica de varredura e EDS, modelo JEOL JSM5510 (do laboratório de microscopia e micro análise, departamento de geologia, DEGEO-DEMIN, UFOP). As amostras foram metalizadas por vaporização a carbono (Evaporadora a vácuo, modelo JEE-4C, da marca JEOL) a fim de tornar a superfície condutora. As análises foram feitas usando uma ddp de 20 kV para o filamento capilar de tungstênio.

## 3. RESULTADOS E DISCUSSÃO

A remoção de íons sulfato via formação de etringita, foi estudada inicialmente em batelada tendo o cloreto de alumínio como agente disponibilizador do cátion, como proposto por Cadorin *et al.*, (2008). Os resultados apresentados na figura 1 mostram uma redução no teor residual de sulfato, na faixa de pH de 10,5 a 13,0. Esta faixa de pH é característica para a formação da etringita (Silveira *et al.*, 2008), reduzindo assim com maior eficiência a concentração de sulfato presente no efluente. Deve-se destacar

que, para pH's mais elevados do que 10,0, a concentração residual de sulfato já é menor que 250mg/L, o que atende à resolução 357/05, do CONAMA. Além disso, para este experimento, a concentração inicial de sulfato foi de 1500mg/L, e as concentrações de cálcio e alumínio corresponderam aos valores estequiométricos, ou seja, para cada mol de  $\text{SO}_4^{2-}$ , adicionaram-se 0,67mol  $\text{Ca}^{2+}$  e 2,0 mol  $\text{Al}^{3+}$ .

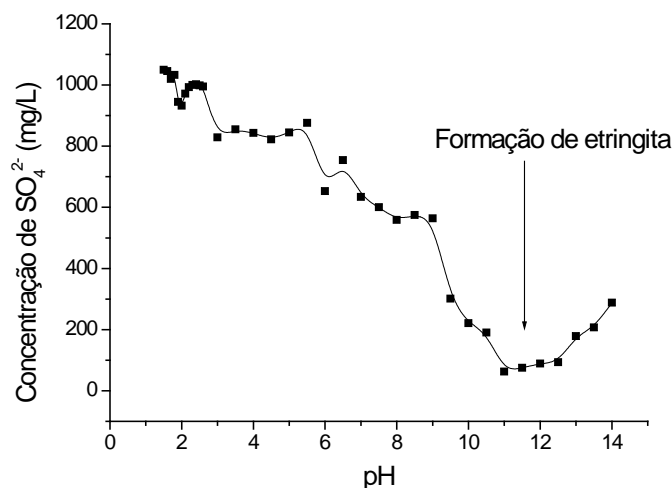


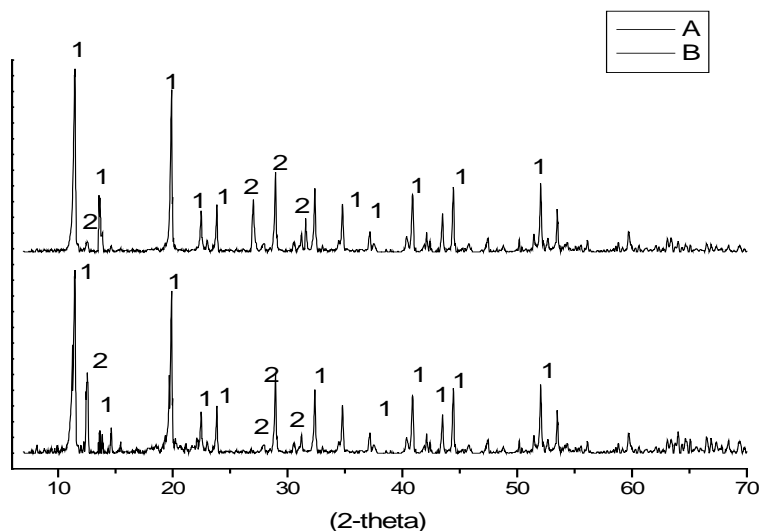
Figura 1: Concentração residual de sulfato, no tratamento em batelada com concentração inicial do íon de 1500mg/L, 720mg/L de alumínio e 500mg/L de cálcio. Proporções estequiométricas entre os reagentes, 35°C, ensaios em batelada, agitação de 150min<sup>-1</sup>.

Com a realização dos experimentos que analisaram a influência da temperatura na remoção de sulfato (tabela I), percebe-se que, em todas as temperaturas estudadas, a concentração final de sulfato foi reduzida a valores inferiores a 250mg/L. Deste modo, considerando o aumento da temperatura como um gasto energético, optou-se por temperaturas mais baixas, como a de 22±2°C (ambiente) ou 35°C, para o desenvolvimento dos experimentos seguintes. A faixa de pH escolhida para a realização dos estudos fica entre 11,0 e 12, visto que nessa região de pH, há uma maior remoção do íon em estudo.

Tabela I: Remoção de sulfato em batelada via precipitação de etringita, em função da temperatura.

| Temperatura (°C) | pH final | Teor final de sulfato (mg/L) | Remoção de sulfato (%) | Temperatura (°C) | pH final | Teor final de sulfato (mg/L) | Remoção de sulfato (%) |
|------------------|----------|------------------------------|------------------------|------------------|----------|------------------------------|------------------------|
| 25               | 11,1     | 94,0                         | 93,6                   | 60               | 11,1     | 94,0                         | 93,6                   |
| 25               | 11,5     | 81,0                         | 94,5                   | 60               | 11,4     | 87,4                         | 94,1                   |
| 25               | 12,1     | 99,6                         | 93,3                   | 60               | 11,9     | 99,6                         | 93,3                   |
| 35               | 11,0     | 89,7                         | 93,5                   | 70               | 11,1     | 108,8                        | 92,6                   |
| 35               | 11,5     | 80,7                         | 94,5                   | 70               | 11,5     | 85,3                         | 94,2                   |
| 35               | 11,9     | 104,3                        | 93,0                   | 70               | 12,0     | 123,5                        | 91,7                   |

A figura 2 mostra o difratograma típico obtido para os precipitados obtidos e mostra que o produto sintetizado é uma mistura de etringita e hidrocalumita – este último um HDL de cálcio, alumínio e cloro. Esta mistura de fases foi observada em todas as condições de pH, temperatura e



também das concentrações estudadas dos precipitantes.

Figura 2: Difratograma de Raios-X, obtidos para o precipitado, na presença de cloreto de alumínio. Condições experimentais: concentração estequiométrica entre os reagentes, pH 11,5 e agitação do sistema de  $360\text{min}^{-1}$  (A) Temperatura de  $25^{\circ}\text{C}$ , (B) Temperatura de  $70^{\circ}\text{C}$ . Picos (1) característicos de etringita e Picos (2) característicos de hidrocalumita.

Como é possível perceber na figura 2, a temperatura pouco influencia o tipo de espécies formadas no sistema, pois os difratogramas são bem parecidos, a diferença está na intensidade de alguns picos, que, em alguns casos são mais ou menos intensos. Porém, as fases cristalinas formadas são as mesmas.

A morfologia obtida para os cristais de etringita corresponde a agregados cristalinos, aciculares prismáticos ou cilindros, como mostra a figura 3 (Cody *et al.*, 2004; Álvarez-Ayuso e Nugteren, 2005). Estes precipitados são característicos para as situações estudadas, ou seja, pH na faixa entre 11,0-12 e temperaturas variando entre a ambiente ( $22\pm 1^{\circ}\text{C}$ ) até  $75^{\circ}\text{C}$ .

(2)

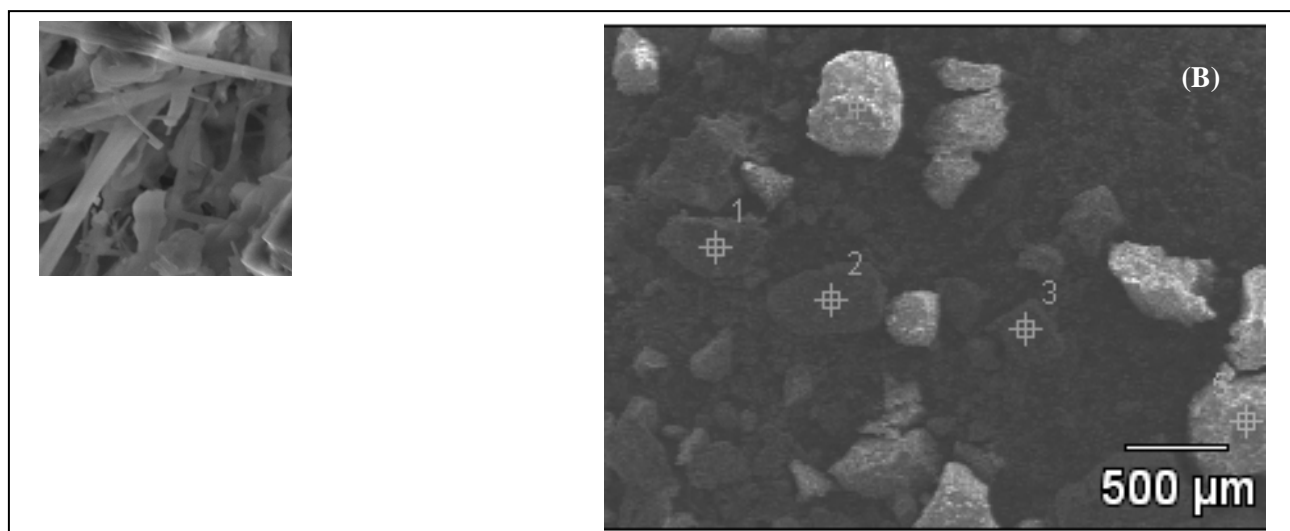


Figura 3: Detalhes dos cristais obtidos (A) e pontos selecionados para a análise por EDS (B). Agulhas de etringita (1), e espécie monoclínica de hidrocalumita (verificado a partir das análises em EDS) (2).

Ainda analisando a figura 3, pode-se afirmar que os cristais são geralmente, pouco maiores que 20 $\mu$ m em comprimento no caso das etringitas. Para as hidrocalumitas, tem-se a formação de cristais monoclínicos com faces menores que 5 $\mu$ m. A análise por MEV evidencia a formação de etringita e hidrocalumita. Ambas as fases apresentam como cátion trivalente o alumínio e como espécies aniônicas o sulfato e o cloreto, respectivamente. Da mesma forma, observa-se alto grau de aglomeração, o que é comum para cristais muito pequenos, com características químicas parecidas e com alto grau higroscópico (Vieira, 2009).

A análise de EDS (figura 3b) comprova que as fases vistas nas micrografias são cristais de etringita e hidrocalumita, espécies antes identificadas no estudo de difração de Raios-X. A tabela II mostra a composição encontrada durante as análises de EDS dos cristais numerados na figura 4 e as composições teóricas das espécies identificadas no DRX.

Tabela II: Porcentagem em peso das espécies presentes na amostra.

|                                | O            | Al          | Ca           | Cl           | S           |
|--------------------------------|--------------|-------------|--------------|--------------|-------------|
| pt1                            | 68,21        | 3,43        | 19,69        | 0,00         | 8,68        |
| pt2                            | 44,85        | 6,65        | 26,36        | 12,28        | 9,86        |
| pt3                            | 66,88        | 5,27        | 18,84        | 0,00         | 9,01        |
| pt4                            | 37,33        | 11,23       | 27,59        | 23,85        | 0,00        |
| pt5                            | 36,97        | 9,88        | 29,41        | 23,75        | 0,00        |
| <b>etringita (teórico)</b>     | <b>66,74</b> | <b>4,60</b> | <b>20,49</b> | <b>0,00</b>  | <b>8,17</b> |
| <b>hidrocalumita (teórico)</b> | <b>38,59</b> | <b>9,30</b> | <b>27,63</b> | <b>24,47</b> | <b>0,00</b> |

Na figura 3b, os pontos 1 e 3 correspondem a etringita, já que há uma grande similaridade entre os valores teóricos e experimentais encontrados na análise de EDS. Observa-se para estes pontos, a ausência de átomos de cloro, o que valida hipótese de formação de etringita. Os pontos 2, 4 e 5 evidenciam a presença de hidrocalumita, graças a ausência de enxofre e a presença de cloro nas análises pontuais. Perkins e Palmer (1999) encontraram, durante as experiências de síntese de etringita, a hidrocalumita como coprecipitado em valores de pH próximo e acima de 11, e em altas concentrações de cloreto. Durante a presente investigação, observou-se o predomínio da etringita em relação a hidrocalumita, já que a formação desta espécie é favorecida na presença de cálcio, ou seja, o excesso de cálcio favorece a sua formação. Sabe-se também, de acordo com os estudos de Perkins e Palmer (1999), que a precipitação de sulfato sob a forma de etringita é geralmente favorecida em relação a hidrocalumita em temperaturas abaixo de 50°C. De forma similar, Damidot e Glasser (1993) afirmam que quanto maior a concentração de sulfato, maior a precipitação de etringita em relação à hidrocalumita, e confirmaram esse resultado experimentalmente, ao investigar a hidratação do aluminato tricálcico/misturas de gesso e cloreto, pois a etringita foi a única fase constituída em um intervalo de temperatura de 30°C a 90°C, em sistemas contendo sulfato em excesso.

Uma nova série de experimentos foi realizada onde o cloreto de alumínio foi substituído pelo hidróxido de alumínio, de forma a eliminar a formação de hidrocalumita e também com o intuito de gerar efluentes sem a potencial presença de cloro. A tabela III resume os resultados obtidos. A faixa de pH entre 11,0 e 12 foi escolhida por ser a região de maior redução da concentração de sulfato. A melhor remoção de sulfato na faixa de temperaturas de 22°C a 70°C, está em torno de 11,5 e em todas as condições estudadas, etringita foi a única fase observada via DRX.

Tabela III: Remoção de sulfato em batelada via precipitação de etringita, em função da temperatura e proporção estequiométrica entre os reagentes, agitação de 240min<sup>-1</sup>, temperatura 22±2 °C e 1479mg/L de sulfato em solução (concentração inicial).

| Temperatura (°C) | pH inicial do experimento | Teor final de sulfato (mg/L) | Remoção de sulfato (%) | Diâmetro a 50% (µm) |
|------------------|---------------------------|------------------------------|------------------------|---------------------|
| 22               | 11,0                      | 139                          | 90,6                   | 14,4                |
| 22               | 11,5                      | 119                          | 91,9                   | 15,3                |
| 22               | 12                        | 124                          | 91,6                   | 14,9                |
| 35               | 11,0                      | 136                          | 90,8                   | 15,5                |
| 35               | 11,5                      | 121                          | 91,8                   | 13,9                |
| 35               | 12                        | 129                          | 91,3                   | 14,3                |
| 60               | 11,0                      | 102                          | 93,1                   | 13,9                |
| 60               | 11,5                      | 85,3                         | 94,2                   | 14,4                |
| 60               | 12                        | 99,6                         | 93,3                   | 15,8                |
| 70               | 11,0                      | 112                          | 92,4                   | 14,3                |
| 70               | 11,5                      | 109                          | 92,6                   | 14,7                |
| 70               | 12                        | 115                          | 92,2                   | 15,1                |

Pode-se perceber a partir da tabela III, que, em todas as temperaturas, a concentração de sulfato foi reduzida a valores inferiores a 250mg/L. Observa-se nestes sistemas, a formação de cristais com o diâmetro a 50%, ou seja, d<sub>50</sub> próximos de 15µm para todas as temperaturas e pH estudados, evidenciando assim a pouca influência da temperatura e de pH na distribuição do tamanho dos cristais de etringita gerados.

#### 4. CONCLUSÕES

A precipitação de sulfato e cloreto na forma de hidróxidos duplos lamelares é uma alternativa tecnicamente viável para tratamento de efluentes contendo sulfato, especialmente em condições alcalinas, que permite a redução da concentração de sulfato para valores abaixo de 250mg/L. A temperatura não exerce influência significativa na precipitação e valores de pH acima de 11,0 mostram os melhores valores de remoção. Os cristais obtidos são lamelares com tamanho de partícula por volta de 15µm.

#### 5. AGRADECIMENTOS

Os autores agradecem o apoio financeiro concedido pelas agências brasileiras de fomento à pesquisa CAPES, CNPq, Finep e Fapemig e à VALE pelo financiamento específico ao projeto.

#### 6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Álvarez-Ayuso, E. e Nugteren, H. W. Synthesis of ettringite: a way to deal with the acid wastewaters of aluminium anodising industry. *Water Research*, v. 39, n. 1, p. 65-72, 2005
- Cadorin, L. M.(2008). *Desenvolvimento de técnicas de remoção de íons sulfato de efluentes ácidos de minas por precipitação química e flotação por ar dissolvido*. Porto Alegre. UFRGS. Dissertação de Mestrado Thesis. Departament of Programa de Pós-Graduação em Engenharia Minas, Metalúrgica e de Materiais. 119 p.
- Cody, A. M., Lee, H., Cody, R. D. e Spry, P. G. The effects of chemical environment on the nucleation, growth, and stability of ettringite  $[Ca_3Al(OH)_6]_2(SO_4)_3 \cdot 26H_2O$ . *Cement and Concrete Research*, v. 34, n. 5, p. 869-881, 2004
- Damidot, D. e Glasser, F. P. Thermodynamic investigation of the  $CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 3CaSO_4 \cdot 2K_2O \cdot H_2O$  system at 25°C. *Cement and Concrete Research*, v. 23, n. 5, p. 1195, 1993
- Fungaro, D. A. Tratamento de drenagem ácida de mina usando zeólitas sintetizadas a partir de cinzas de carvão. *Revista Meio Filtrante*, v. IV, n. 18, p. 5-9, 2006
- Geldenhuis, A. J., Maree, J. P., de Beer, M. e P., H. An integrated limestone/lime process for partial sulphate removal. *The Journal of The South African Institute of Mining and Metallurgy*, v. 103, n. 6, p. 345-354, 2003
- Goh, K.-H., Lim, T.-T. e Dong, Z. Application of layered double hydroxides for removal of oxyanions: A review. *Water Research*, v. 42, n. 6-7, p. 1343-1368, 2008
- INAP. (2003). *Treatment of sulphate in mine effluents*, 129p. Disponível em: [http://www.inap.com.au/public\\_downloads/Research\\_Projects/Treatment\\_of\\_Sulphate\\_in\\_Mine\\_Effluents\\_-\\_Lorax\\_Report.pdf](http://www.inap.com.au/public_downloads/Research_Projects/Treatment_of_Sulphate_in_Mine_Effluents_-_Lorax_Report.pdf). Acesso: 18/01/2008.
- Perkins, R. B. e Palmer, C. D. Solubility of ettringite  $(Ca_6[Al(OH)_6]_2(SO_4)_3 \cdot 26H_2O)$  at 5-75°C. *Geochimica et Cosmochimica Acta*, v. 63, n. 13-14, p. 1969-1980, 1999
- Silva, A. J., Varesche, M. B., Foresti, E. e Zaiat, M. Sulphate removal from industrial wastewater using a packed-bed anaerobic reactor. *Process Biochemistry*, v. 37, n. 9, p. 927-935, 2002
- Silveira, A. N., Silva, R. D. R. e Rubio, J. *Técnicas para tratamento e alternativas de reúso de águas ácidas de minas de carvão*. In: VI Simpósio Internacinal de Qualidade Ambiental da Associação Brasileira de Engenharia Sanitária (ABES). Porto Alegre. Anais. 2008, v. 1, pp. 1-8.
- USEPA. (2009). *2009 Edition of the Drinking Water Standards and Health Advisories Tables*, 18p. Disponível em: <http://www.epa.gov/waterscience/criteria/drinking/dwstandards2009.pdf>. Acesso: 03.01.08.
- Vieira, A. C.(2009). *síntese, caracterização e aplicação de hidróxidos duplos lamelares*. Ouro Preto. Universidade Federal de Ouro Preto. Department of Engenharia Ambiental. 109 p.
- WHO. (2008). *Guidelines for drinking-water quality*, 668p. Disponível em: [http://www.who.int/water\\_sanitation\\_health/dwq/fulltext.pdf](http://www.who.int/water_sanitation_health/dwq/fulltext.pdf). Acesso: 19.04.2010.