

# **OBTENÇÃO DE PÓ METÁLICO POR PROCESSO ELETROQUÍMICO UTILIZANDO UMA CUBA**

*Pedro Henrique Oliveira Resende<sup>1</sup>*

*Edson Roberto da Silva<sup>2</sup>*

## **RESUMO**

Em meio aos mais variados processos de obtenção do metal para fins metalúrgicos, alguns se destacam por realizarem uma produção mais refinada do material de liga e um destes é a chamada Eletrólise. A eficiência deste processo consiste na obtenção do material com alta porcentagem de pureza atendendo a produção de diversos processos da indústria. Com objetivo de se obter pó metálico através do processo eletroquímico, foi analisada e quantificada a produção de cobre de forma geral, conhecendo as principais características da produção e possíveis limitações através de uma cuba eletrolítica em escala reduzida.

Palavras-chave: Eletrolise. Oxido-redução. Processo não espontâneo.

---

<sup>1</sup> Graduando de Engenharia Mecânica pela Universidade de Rio Verde, Faculdade de Engenharia Mecânica.

<sup>2</sup> Orientador, Professor Mestre da Faculdade de Engenharia Mecânica.

# 1 INTRODUÇÃO

Os metais, em geral, possuem diversas propriedades, e o estudo de suas características permite trabalhar de inúmeras maneiras. O embasamento estrutural da composição de cada um destes elementos possibilita criar soluções baseadas nesses estudos. Porém, na natureza, raramente são encontrados em sua forma elementar, e é necessário que o composto passe por diversos processos químicos e físicos para a separação e purificação dos mesmos. A eletrólise é um processo eletroquímico eficaz para a obtenção de alguns tipos de metais e apresenta um índice alto de pureza, ideal para os mais rigorosos processos industriais e outras áreas de produção que usam esse tipo de material base.

O processo eletrolítico é utilizado em vários ramos da indústria, por exemplo, a produção de alumínio através do minério da bauxita (BROCCHI, 2016), como também a galvanoplastia, quando joias, bijuterias, acessórios e outros materiais são revestidos com uma fina camada de metal. Além da metalurgia, o processo é usado na obtenção de alguns gases como o cloro, o hidrogênio e outros. (ABICLOR, 2016)

Este trabalho tem como objetivo geral estudar o processo de obtenção do pó metálico em uma cuba eletrolítica de pequeno porte fabricada pelo próprio autor do trabalho, analisando e quantificando o material do experimento a fim de observar o processo como um todo, relatando todas as características do procedimento e coletando dados para possíveis projeções vindouras de sistemas eletrolíticos maiores e mais eficientes, considerando todos os detalhes aqui expostos, com fim de conseguir um maior acúmulo de produto.

## 1.1 METAIS

Em termo genérico, metal é toda substância mineral que se apresenta em estado sólido à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio, e que se caracteriza pelo seu brilho particular, opacidade, dureza, condução, ductibilidade e maleabilidade. Experimentos utilizando raios-X deduzem que metais sólidos são formados por agrupamentos de cátions fixos rodeados por elétrons oriundos da última camada de elétrons do elemento, suas camadas

de valência. Esses elétrons não são atraídos por um núcleo específico e deslocam-se livremente por todo o material, dando ao metal suas características. (USBERCO; SALVADOR, 2005)

A grande maioria dos elementos metálicos são encontrados na natureza por sólidos inorgânicos denominados minerais. Os metais presentes nos minerais são eletropositivos, e têm disponibilidade de doar de 1 a 4 elétrons. Para se obter o metal puro, é necessário reduzir o elemento com excesso de elétrons, ou seja, retirar seus elétrons da camada de valência, tornando-o estável. O processo metalúrgico utiliza ciência e tecnologia para extrair os metais da natureza, tornando-os acessíveis através de vários métodos como: separação térmica, decomposição térmica e redução eletroquímica. (BROWN et al., 2005)

## 1.2 PROCESSO ELETROQUÍMICO

O processo eletroquímico consiste em relacionar energia química com energia elétrica. O pioneiro a trabalhar esse conceito foi o italiano Alessandro Volta (1800) criando assim a primeira pilha de zinco e cobre que foi, em seguida, aprimorada por John Frederick Daniell (1836), quando energia química de reações de redução de cobre e zinco são transformadas em energia elétrica de forma espontânea (USBERCO; SALVADOR, 2005), sendo assim, um meio de gerar energia através de geradores compactos e leves foi obtido, dando origem às baterias e pilhas comuns de hoje.

Já a eletrólise, segundo Souza (2016), define-se que é todo processo químico não espontâneo provocado por corrente elétrica, ou seja, é um processo eletroquímico que força a realização de uma reação de óxido-redução não espontânea por meio de eletricidade, transformando energia elétrica em energia química. Após a dissociação dos íons de um composto em cátions (elemento eletropositivo o qual precisa receber elétrons para se tornar estável) e ânions (elemento eletronegativo que precisa doar elétrons para se tornar estável) em uma cuba, uma carga elétrica é direcionada a ela através de eletrodos. Com a polarização dos eletrodos, ambos realizam suas semi-reações. O Cátodo atrai íons positivos fornecendo elétrons a eles e realiza assim a redução; o Ânodo atrai íons negativos dissociados, retira seus elétrons da camada de valência, realizando, assim, a oxidação; esse processo transforma estes

íons em suas formas elementares (elementos estáveis). Em uma reação utilizando sais metálicos, após receber elétrons, o metal presente na reação, por ser cátion, sempre depositará no cátodo em estado sólido. (ATKINS; JONES, 2012)

Na semi-reação catódica de redução, o eletrodo é polarizado negativamente atraindo os íons positivos (cátions), recebendo assim elétrons:



Na semi-reação anódica de oxidação, o eletrodo é polarizado positivamente atraindo os íons negativos (ânions), provocando este a doar seus elétrons:

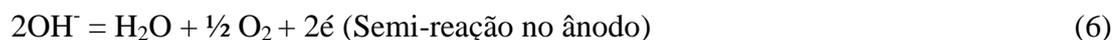
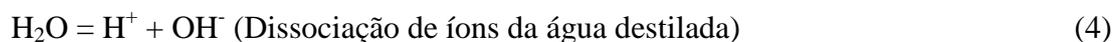


Os principais processos eletrolíticos são realizados de duas formas: Eletrólise Ígnea e Aquosa (FELTRE, 2004).

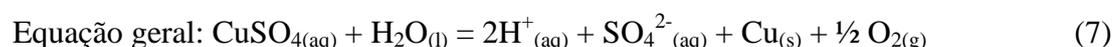
Na eletrólise ígnea, o material puro é depositado na cuba eletrolítica. Inicialmente, ele é aquecido até seu ponto de fusão para a dissociação de seus íons e inicia-se seu processo de eletrolisação. Já na eletrólise aquosa, o material a ser eletrolisado é dissolvido em água, fazendo este também parte da reação. Com isso, na solução podem ser dissociados mais de dois tipos de íons diferentes (FELTRE, 2004).

Experimentalmente, notou-se que somente um dos cátions e um dos ânions sofrem a descarga dos eletrodos em ordem de prioridade. No cátodo, a facilidade com que os íons positivos realizam as reações cresce dos metais alcalinos, metais alcalino-terrosos e alumínio ( $\text{Al}^{3+}$ ); passa pelo íon hidrogênio ( $\text{H}^+$ ) e finaliza com os demais cátions como o  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Au}^{3+}$ . Já nos ânions, a ordem crescente inicia nos ânions oxigenados, fluoretos; passa pelo íon hidroxila ( $\text{OH}^-$ ) e finaliza com demais ânions não oxigenados e hidrogenossulfatos.

Exemplificando, para obtenção do cobre (Cu) refinado por eletrólise aquosa, é necessário dissolver Sulfato de Cobre II ( $\text{CuSO}_4$  II) em água, após a dissociação de íons da água e do sulfato, são imersos os eletrodos e polarizados. Com a dissociação de íons e seguindo a prioridade de descarga de íons (Figura 1), o cátion  $\text{Cu}^{2+}$ , ao receber elétrons do cátodo, reduz e transforma-se em metal puro,  $\text{Cu}^0$ . E o ânion ( $\text{OH}^-$ ), ao ser atraído pelo ânodo, oxida e retira seu elétron, transformando-o em água em estado líquido e oxigênio gasoso. Seguem as equações do processo.



Pelo balanço estequiométrico, na quinta equação, 2 mols de elétrons equivalem a 1 mol de Cobre puro (elementar), e na sexta equação, 2 mols de hidroxila (OH) equivalem a 1 mol de água, 1/2 mol de oxigênio gasoso e 2 elétrons. Reunindo todos os fatores, forma-se a equação geral.



Obtendo as semi-reações de óxido-redução e realizando os devidos balanços estequiométricos, é possível descobrir a massa de reagente depositada em cada um dos eletrodos por meio dos cálculos baseados em observações feitas por Michael Faraday (1791-1867). Segundo a Lei de Faraday, “a quantidade do produto formado ou do reagente consumido por uma corrente elétrica é estequiometricamente equivalente à quantidade de elétrons fornecidos. Ao conhecer a quantidade molar de produto formado, é possível calcular a massa dos produtos e o volume dos gases formados” (ATKINS; JONES, 2012)

A quantidade de elétrons que circula no sistema eletrolítico depende da corrente elétrica (A, ampère), o qual é a uma razão entre a carga da corrente (número de coulombs) que é transportada por unidade de tempo.

$$\text{Corrente (i)} = \text{Carga (C)}/\text{Tempo(s)} \quad (8)$$

Determina-se que a carga referente a um elétron equivale a  $1,6 \cdot 10^{-19}$  C e considerando que 1 mol equivale a  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades atômicas segundo a Constante de Avogadro, calcula-se a quantidade de carga presente em 1 mol de substância. (ATKINS; JONES, 2012)

$$1,6 \cdot 10^{-19} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \quad (9)$$

O número resultante equivale a quantidade de carga que é transportada por 1 mol de substância e é denominada constante de Faraday, 1F (USBERCO; SALVADOR, 2005).

Para saber a quantidade final de produto através do processo de eletrólise, é necessário ter em mãos o tempo de reação em segundos, a corrente elétrica em ampère, a massa equivalente à quantidade de mols da substância em gramas utilizando uma tabela periódica e, pelo balanceamento estequiométrico, a quantidade em mols da substância e dos elétrons que estão reagindo. Fazendo as devidas relações de equivalência, obtém-se a quantidade final de produtos (ATKINS; JONES, 2012).

## **2 MATERIAIS E MÉTODOS**

### **2.1 MATERIAIS**

A realização do projeto contou com os seguintes materiais: um recipiente para a cuba eletrolítica, eletrodos de grafite, sais metálicos, água destilada, fios condutores e uma fonte geradora de corrente. Para demonstração do experimento e cálculos de estimativas, foi escolhida uma escala reduzida, na qual foi utilizado um pequeno pote de 400 mililitros transparente com tampa, para facilitar a visualização da reação; sal metálico Sulfato de Cobre, comprado em lojas de implementos agrícolas; eletrodos de grafite de 8 milímetros de diâmetro; uma fonte velha de laptop de 15 volts 4 ampères; 2 metros de fio flexível de um milímetro de diâmetro de duas vias; duas garras metálicas; um recipiente pequeno para facilitar a coleta de cobre; fita isolante; cola quente; alicate de corte; multímetro; ferro de solda e solda de estanho.

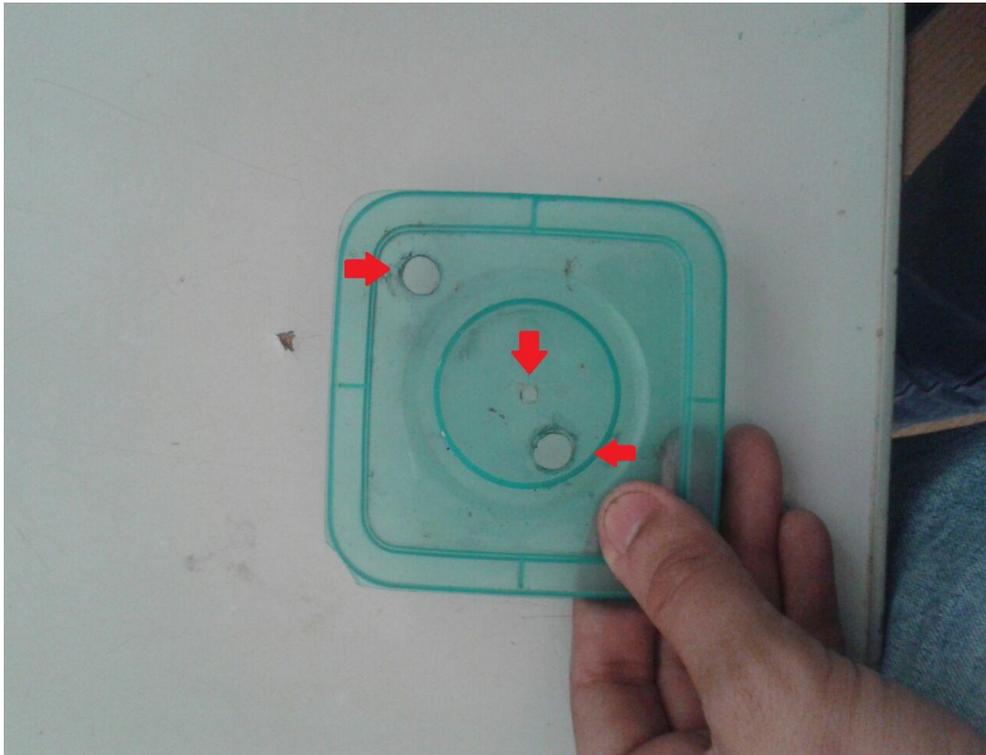
### **2.2 MÉTODOS**

Foi escolhida a reação eletroquímica do cobre devido a maior facilidade de obter os materiais para o experimento.

Inicialmente, foi realizada a preparação da cuba eletrolítica, optando por furar a tampa do pote com broca do mesmo diâmetro do eletrodo utilizado e, como a reação libera gases,

teve de ser confeccionado um terceiro furo na tampa de um diâmetro de no mínimo 4 milímetros, conforme pode ser observado na Figura 1 indicadas pelas setas.

**FIGURA 1** – Tampa da cuba eletrolítica



Fonte: Autor do artigo, 2016

Logo após, utilizando a pistola de cola quente com o bastão, o eletrodo foi fixado à tampa dando apoio ao mesmo. Previamente, foi realizada uma limpeza nestes componentes para eliminar quaisquer contaminações.

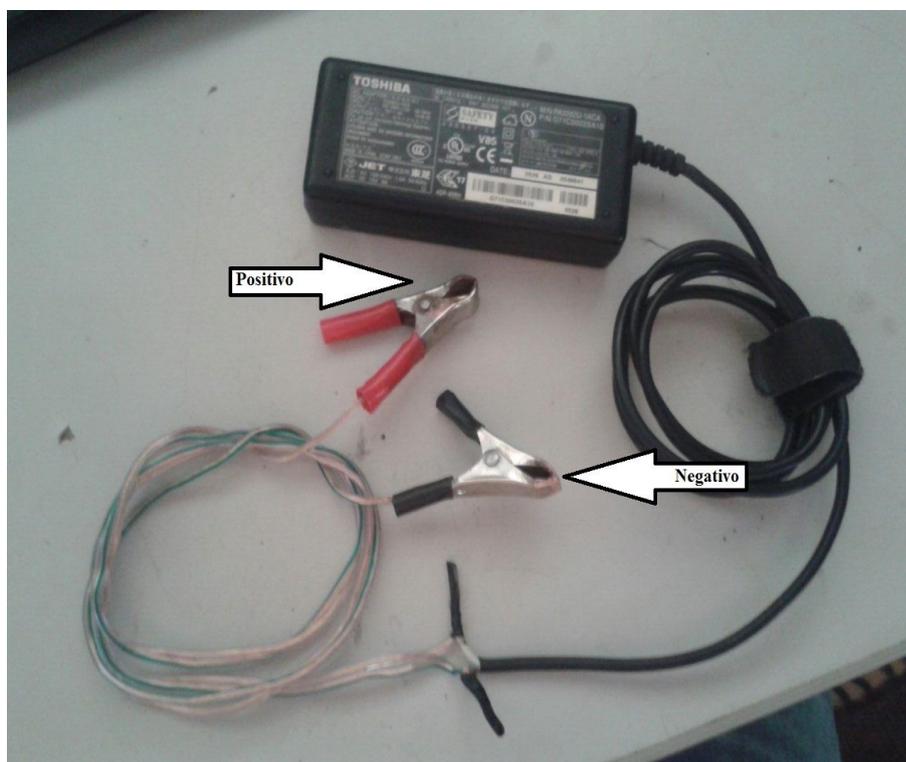
Devido à fonte ser de um laptop, a mesma foi adaptada para que pudesse ser utilizada no experimento. A fonte bivolt libera uma corrente contínua de 15 volts e 4 ampères. Com o equipamento fora da tomada e utilizando um alicate de corte, a conexão de saída da fonte foi removida conforme a Figura 2.

**FIGURA 2** – Corte em fio de saída da fonte



Fonte: Autor do artigo. 2016

Com a retirada da conexão, foi emendado um fio de duas vias à fonte. Para a instalação das garras metálicas, após a energização da fonte, foi utilizado um multímetro para a identificação da polaridade de cada via. O aparelho de medição possui duas canetas: uma vermelha e uma preta (positivo e negativo) que, ao ligá-lo em corrente contínua, e posicionando-o nas duas vias, realizou uma leitura de aproximadamente 15 volts positivo. O número positivo significa que o fio, no qual foi posicionado a caneta vermelha, está energizado com carga positiva. As garras possuem as mesmas cores das canetas, e foram soldadas de acordo com suas cargas como mostra a Figura 3.

**FIGURA 3 -** Montagem das garras

Fonte: Autor do artigo, 2016

Com a fonte e a cuba prontas para o experimento, o sal metálico é preparado. Inicialmente, com a tampa da cuba aberta, foi colocado a uma proporção de 5 gramas de Sulfato de Cobre por 100 mililitros de água destilada. Após a dosagem, o sal misturado tornou-se uma mistura homogeneizada atingindo o equilíbrio químico da mistura, dissociando os íons dos dois elementos, permitindo a eletrólise.

Nesse momento, um pequeno recipiente foi posicionado dentro da cuba sob o eletrodo negativo (cátodo), o que facilitou a coleta e separação do cobre da solução.

Mergulhando o recipiente na solução, e posicionando a tampa com os eletrodos fixos na cuba e no recipiente, são instaladas as garras na fonte em seu respectivo eletrodo. Após ligar a fonte na energia, inicia-se o processo. Com a iniciação, é determinado o tempo necessário para o experimento. A Figura 4 demonstra os elementos utilizados em seu arranjo funcional.

**FIGURA 4** – Cuba finalizada

Fonte: Autor do artigo, 2016

Há três modos de identificar se a reação está acontecendo. Primeiramente, foi verificado se a corrente está passando nos eletrodos com um multímetro. Com o início do processo, após algum tempo, foi possível notar a formação de gases pela reação de oxidação do eletrodo positivo, se o eletrodo escolhido for envolvido com uma pequena camada de cobre, inicialmente, essa camada perderá o elemento para a solução e este será dissolvido, a partir do momento em que o grafite fica exposto, inicia-se a formação do gás. E, por último, foi possível notar o acúmulo de pó metálico no eletrodo positivo.

Ao finalizar o tempo, desligada da tomada a fonte e retiradas as garras dos eletrodos, foi possível notar o eletrodo negativo com o metal depositado sobre ele. Utilizando uma colher, o material em um estado de lama do eletrodo foi passado para um recipiente. Dependendo do tempo utilizado para a eletrólise, o excesso de material depositado no catodo pode vir a decantar-se no recipiente submerso.

Após a lavagem e a secagem do material, o produto final foi pesado e comparado com o esperado.

Considerando, pela tabela periódica, que o Sulfato de Cobre tenha uma massa molar de 159,609g/mol e que 1 mol de Cobre tenha 63,543 gramas, é possível prever a quantidade máxima de cobre a ser retirada da solução. Através de uma regra de três básica e considerando a concentração ideal do experimento de 5 gramas por 100 mililitros, a massa máxima de cobre será de 1,990 gramas de cobre para cada 100 mililitros de água. O tempo de obtenção de cobre será proporcional à amperagem de corrente que passa na solução.

## **4 RESULTADOS E DISCUSSÃO**

Devido às limitações do projeto, provenientes de testes prévios como a temperatura que a reação atingiu e a limitação de corrente, foi determinado, para estimativas, um tempo de 45 minutos por vez à corrente de 4 ampères, sendo assim, chega-se ao resultado próximo de 6 gramas de cobre depositados no Cátodo por ciclo. O resultado esperado pela fórmula segundo a revisão é de aproximadamente 7,119 gramas de cobre depositado, dando assim um rendimento de 84.36% do esperado.

Após vários testes realizados, foram notados alguns detalhes na execução do projeto, fatores que podem influenciar na produção de pó metálico pelo processo eletrolítico. O experimento realizado depende não somente da corrente utilizada no experimento, mas também da concentração de solvente presente na solução. Conforme foi observado, concentrações elevadas de sais prejudicam a passagem de corrente, diminuindo a deposição metal no cátodo. Com concentrações baixas, foi depositado um cobre escurecido que se desprende do eletrodo dificultando a coleta.

Também foi notável o aumento considerável da temperatura do sistema. Segundo Silva (2016), em física, o movimento ordenado de elétrons em um material condutor provoca aquecimento do mesmo devido ao choque de elétrons livres contra átomos do material condutor, transformando a energia elétrica em térmica. Esse efeito é denominado Efeito Joule e foi apresentada em 1841 por James Prescott Joule (1818-1889) à Royal Society no

*Philosophical Magazine*, vol. Xix, pp. 260-277. Por haver essa transformação, é notável que o rendimento da eletrólise não é ideal.

Através desse fenômeno, foi percebida uma diferença na velocidade das reações no início, durante e no final o processo. Devido a esse aumento da temperatura, houve um maior grau de agitação das moléculas presentes na solução e a frequência com que se chocam. Em solução, os sais metálicos em equilíbrio químico são dissociados e unidos mais rapidamente, com isso, um número maior de íons se faz presente e possibilita uma passagem maior de corrente (FELTRE, 2004). Devido à maior passagem de corrente, a fonte de energia tende a superaquecer se a amperagem iguala-se ou sobrepor-se ao valor da corrente do transformador da fonte.

A distância entre os eletrodos foi levada em consideração pois, tornando maior a distância entre eles, aumenta o percurso realizado pela corrente através da solução, ampliando assim a perda de corrente por efeito joule. Esse efeito é minimizado aumentando a tensão da corrente.

Com o processo, notou-se que o eletrodo positivo (ânodo) se fragmenta durante a reação liberando pó de grafite na solução, dificultando a separação do cobre com a solução. Devido a esse fato, foi utilizado um recipiente que fica sob o eletrodo negativo para que o pó metálico não se misturasse ao grafite em pó. Com a fragmentação do eletrodo, o mesmo perde massa conforme mostra a Figura 5. O eletrodo da esquerda foi utilizado durante duas horas no processo eletrolítico, em comparação com um eletrodo de diâmetro original.

**FIGURA 5** – Desgaste do eletrodo pós eletrólise (esquerda)



Fonte: Autor do artigo, 2016

Contudo, há prós e contras a respeito do processo eletroquímico para esse fim. As vantagens do processo estão em se obter maior pureza no metal a ser produzido, a confecção de mais de um produto com o mesmo processo e é um processo usado para galvanização de outros metais (processo no qual se deposita uma fina camada sobre outro objeto, permitindo maior longevidade e resistência à corrosão); sua desvantagem é a produção em larga escala de material em pó utilizando uma grande quantidade de energia gasta durante o processo, considerando o preço da energia elétrica para a indústria de 535,28 R\$/Mwh segundo dados da Firjam (2016) e devido a indústria depender do sistema de energia, o elevado valor pode representar uma grande parcela no preço final do produto do seguimento eletroquímico; outra desvantagem é o desgaste dos eletrodos e outras partes, visto que existem processos eletroquímicos que produzem gases nocivos à saúde humana e pelo rigoroso controle de produção para se obter um excelente rendimento.

Com a confecção da cuba em pequena escala, foi possível obter uma grande aproximação de um resultado ideal, obtendo assim uma provável estimativa para projetos mais ambiciosos. Em modelos maiores e em escala industrial, levando em consideração os obstáculos encontrados, é possível obter largas quantidades de produto final, sendo o metal em pó, subproduto proveniente da reação como gases e a própria solução resultante, além de ser possível um reaproveitamento da energia térmica gerada na reação para outros fins.

Visando os problemas encontrados ao longo da realização da eletrólise, projetos maiores necessitam de um controle melhor de reação, limitadores de corrente para que a fonte geradora não superaqueça permitindo assim maior tempo de produção sem danificar o equipamento, um melhor controle de concentração dos reagentes, eletrodos maiores e com maior longevidade que suportem grandes descargas de energia e uma cuba com maiores capacidades para se obter quantidades maiores de metal. Com a observação destas variáveis e controlando o rendimento da produção, a quantidade de produto final será significativa, segura e rentável.

## **6 CONCLUSÃO**

Com os resultados obtidos pela cuba em pequena escala, foram obtidos aproximadamente 6 gramas de cobre em 45 minutos de experimento. A previsão, levando em consideração o rendimento e as observações realizadas, é de que sejam depositados um valor de 1,896 gramas de cobre por amperagem/hora, com isso, um sistema eletrolítico utilizando 40 ampères poderá conseguir um valor próximo de 75 gramas por hora. Esses valores são específicos para a produção do cobre.

Utilizando outros sais metálicos, as características do processo eletroquímico serão as mesmas. Considerando todos os pontos expostos e as características de produção, é possível obter grandes quantidades de metais extraídos, além de obter subprodutos utilizando o mesmo processo, aumentando assim a área de mercado da indústria.

*OBTAINMENT OF METALLIC DUST THROUGH ELECTROCHEMICAL  
PROCESS USING A TUB*

**ABSTRACT**

In the midst of so many process for the obtainment of the metal to metallurgic uses, some are highlighted from others, because they do a refined produce of the alloy material and one of them is called Electrolysis. The efficiency of this process consists in the obtainment of the material with high percentage of purity, meeting to the production of many process on the industry. With the aim of obtain metallic dust with the electrochemical process, was analyzed and quantified the production of copper on general basis, experiencing the main characteristics of the production and possible limitations through a electrolytic tub in reduced scale.

Keywords: Electrolysis. Oxireduction. Non spontaneous process.

## REFERÊNCIAS

ABICLOR. **Associação Brasileira da Indústria de Álcalis, Cloro e Derivados, 2016.** Disponível em: <http://www.abiclor.com.br>. Acesso em 24 de outubro de 2016.

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 5ª ed. Porto Alegre: Bookman. 2012.

BROCCHI, Eduardo De Albuquerque. **Metais: Origem e Principais Processos de Obtenção.** Disponível em [http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_os\\_metais.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_os_metais.pdf). Acesso em 01 de Maio de 2016.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUS, M. W. **Química: Uma ciência central.** 9ª ed. São Paulo: Pearson-Prentice Hall. 2005.

FELTRE, R. **Fundamentos de Química.** 6ª ed. São Paulo: Moderna. 2004.

FIRJAM. **Quanto custa a energia elétrica para a indústria no Brasil?** Disponível em: <http://www.quantocustaenergia.com.br>. Acesso em 21 de outubro de 2016

GUEDES, Manuel Vaz. **A Lei de Joule.** Universidade do Porto. Faculdade de Engenharia da Universidade do Porto. Disponível em: [http://paginas.fe.up.pt/histel/Lei\\_Joule.pdf](http://paginas.fe.up.pt/histel/Lei_Joule.pdf). Acesso em 20 de outubro de 2016.

SILVA, Domiciano Correa Marques Da. **Efeito Joule;** Brasil Escola. Disponível em: <http://brasilecola.uol.com.br/fisica/efeito-joule.htm>. Acesso em 20 de outubro de 2016.

SOUZA, Lília Alves De. **Conceito de Eletrólise;** Brasil Escola. Disponível em: <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/conceito-eletrolise.html>. Acesso em 27 de Abril de 2016.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. **Química.** 5ª ed. São Paulo: Saraiva. 2002.