



**Título do vídeo:** Um ciclo de cobre.

**Nome dos participantes:** Ana Silva, Ana Almeida, Christine Lycklama, Leonardo Egger, Shirley Horst.

**Professor responsável:** Dina Albino.

**E-mail da professora responsável:** f188@esjd.pt

**Telemóvel da professora responsável:** 91 8663640

**Escola:** Escola secundária Júlio Dantas - Lagos(400312)

**Telefone da escola:** 282 770 990

**E-mail:** info@esjd.pt

**Lagos, 8 de Março de 2012**

## ❖ Resumo

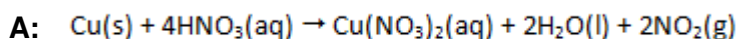
A atividade experimental que iremos realizar denomina-se Ciclo do Cobre. Nesta atividade, propõe-se a realização e observação de uma sequência de reações químicas, tendo como início e fim o cobre. Além disso, pretendemos também calcular o rendimento deste processo de reciclagem (conjunto de etapas que transforma o lixo descartado em produtos semelhantes aos originais, ou outros).

O cobre é dos metais mais reciclados atualmente, devido ao seu uso em larga escala. Além disso, é um processo bastante económico, pois é mais viável reciclá-lo do que extraí-lo diretamente das minas. Este processo implica ainda um baixo consumo energético (por vezes gasta-se apenas 5% da energia que seria necessária para obter o metal a partir do minério).

Em suma, este processo de reciclagem do cobre é vantajoso, pois enquanto se poupa energia e recursos financeiros, também se preservam as reservas de minérios.

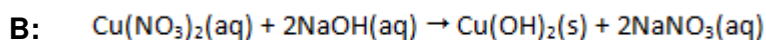
## ❖ Conceitos

### Reações:

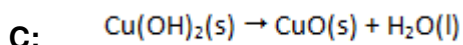


O ciclo de cobre inicia-se com uma reação de oxidação-redução (transferência de elétrons entre os reagentes), na qual o cobre é oxidado a  $\text{Cu}^{2+}$ , por ação do ácido nítrico.

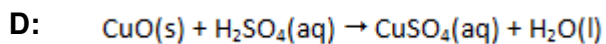
Nesta reação há formação de  $\text{NO}_2$ , que se liberta sobre a forma de vapores alaranjados (perigosos por inalação). A cor azul-esverdeada no fundo do recipiente deve-se à formação do  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .



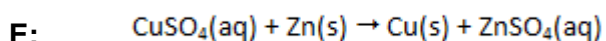
Ocorre uma reação de precipitação, formando-se um precipitado. A reação entre o nitrato de cobre (II) e o hidróxido de sódio origina hidróxido de cobre, um sólido azul-claro pouco solúvel em água.



O hidróxido de cobre é sujeito a um aquecimento intenso que provoca a sua decomposição em óxido de cobre (II) (de coloração negra) e água:



Segue-se a síntese de sulfato de cobre, por reação ácido-base (reação entre um ácido e uma base, originando um sal e água).



Ocorre uma reação de oxidação-redução, obtendo-se cobre metálico por redução do sulfato de cobre com zinco metálico.

Note-se que as reações A e E mencionadas anteriormente são exotérmicas, pois a energia é transferida de um meio interior para um meio exterior, aquecendo assim o recipiente onde elas se encontravam.

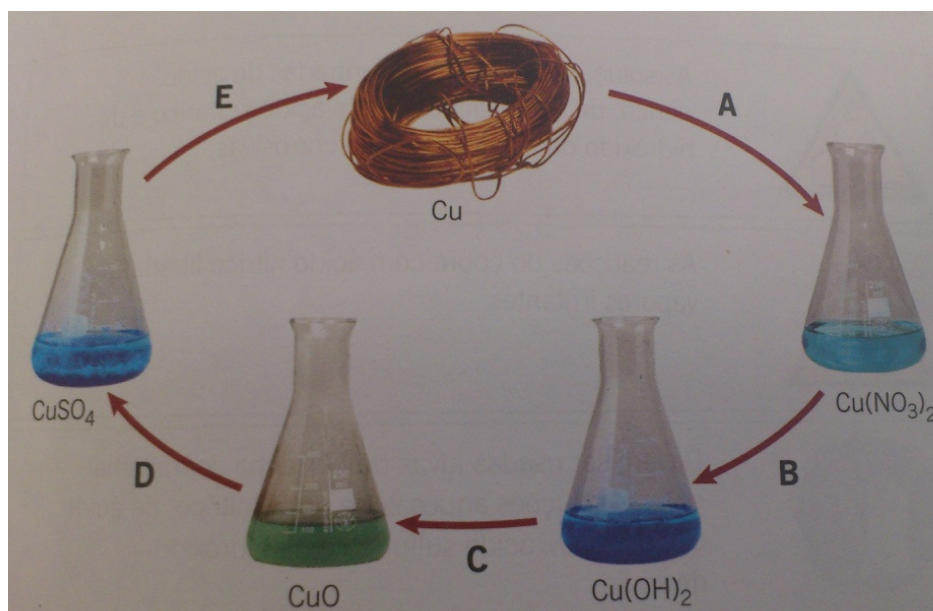


Figura1: Representação esquemática do Ciclo do Cobre

## ❖ Protocolo Experimental

### ❖ Segurança

Deverá utilizar-se bata, óculos e luvas. Os reagentes,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$  exigem cuidados especiais, pois têm elevadas concentrações, podendo provocar irritação (pele ou vias respiratórias), queimaduras, ou cegueira. O  $\text{HNO}_3$  deve ser manuseado na Hotte.

### ❖ Reagentes:

- Água destilada;
- Etanol (96%);
- Cobre;
- Zinco;
- $\text{H}_2\text{SO}_4$  6mol/dm<sup>3</sup>;
- $\text{HNO}_3$  43,7%(m/m);
- $\text{NaOH}$  2mol/dm<sup>3</sup>;
- $\text{HCl}$  3mol/dm<sup>3</sup>;

### ❖ Material:

- Balança;
- Erlenmeyer (250 ml);
- Espátula;
- Funil;
- 4 Gobelés (150 ml);
- Lixa;
- Papel de filtro;
- Placa de aquecimento;
- Provetas (15 mL,50 mL,100 mL,250 mL);
- Suporte para filtração;
- Varetas de vidro;
- Vidro de relógio.

### ❖ Procedimento experimental:

- 1- Cortar e lixar 0,3 g de cobre metálico;
- 2- Lavar a amostra numa solução de HCl, depois com álcool e secar;
- 3- Pesar a amostra. Registrar o valor;
- 4- Colocar a amostra num Erlenmeyer e adicionar 4,0ml de HNO<sub>3</sub> concentrado na hotte;
- 5- Agitar até à completa libertação de gases;
- 6- Adicionar 100ml de água destilada;
- 7- Adicionar 30ml de NaOH, agitando com uma vareta de vidro até precipitar todo o Cu(OH)<sub>2</sub>;
- 8- Aquecer, agitando a solução, até quase à ebulição;
- 9- Deixar sedimentar o sólido e decantar o líquido sobrenadante;
- 10- Lavar o precipitado com 200ml de água destilada;
- 11- Deixar a solução repousar e decantar novamente;
- 12- Adicionar, ao sólido, 15ml da solução H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- 13- Na hotte, adicionar 1,3 g de zinco em pó e agitar até ao líquido sobrenadante ficar incolor e não ocorrer mais libertação de gás;
- 14- Filtrar a mistura;
- 15- Colocar o sólido num vidro de relógio;
- 16- Deixar secar e pesar. Registrar o valor.

### ❖ Aplicações

O cobre e as suas ligas metálicas são utilizados em componentes de eletrodomésticos, aparelhos eletrónicos e automóveis, em cabos elétricos, medalhas, moedas, material de canalização e pintura de cascos de navios (devido ao seu efeito protetor contra a ação desgastante da água do mar). O cobre é também utilizado como veneno agrícola e na remoção de algas na purificação da água, entre outros.

Em média, cerca de 40% da produção de cobre e das suas ligas metálicas é feita a partir de materiais reciclados, chegando este valor, em alguns produtos, a atingir 90% da produção.

## ❖ Conclusão

Consideramos que esta é uma experiência bastante interessante, pois reciclar materiais é um dos pilares de qualquer desenvolvimento continuado e sustentado, visto que os recursos naturais são limitados.

Como pudemos constatar, o cobre pode ser reciclado por processos económicos e com baixo consumo energético.

O rendimento desta experiência foi relativamente elevado, cerca de 83%, pois obtivemos 0,25g de cobre. Este valor não atingiu os 100% devido a vários fatores, tais como: a extensão das reações químicas envolvidas, a existência de reações laterais, o grau de pureza dos reagentes, o erro associado aos materiais e o cuidado posto na técnica laboratorial.