

Claudimir Lucio do Lago

Depto de Química Fundamental - Instituto de Química - USP - Cx. P. 20780 - 01498 - São Paulo - SP

Recebido em 29/10/91; cópia revisada em 5/6/92

In order to present the technique of electrophoresis, a simple experiment was developed. The mobility of the ions is observed when a low voltage is applied to a supported solution of colored ions ( $[\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2]\text{CrO}_4$ ). The equipment is very simple and can be built from inexpensive electronic components and laboratory glassware.

Keywords: electrophoresis, ionic mobility

## INTRODUÇÃO

Atualmente, a principal dificuldade encontrada nos cursos de laboratório é como oferecer experimentos interessantes e de baixo custo a um número considerável de alunos por turma. Com este espírito, foi desenvolvido o experimento aqui apresentado, que é utilizado como parte de uma aula de laboratório de química geral de 4 horas. As turmas, com uma média de 25 elementos, são compostas por alunos provenientes, principalmente, do primeiro ano do curso de Física.

O objetivo deste experimento é permitir ao aluno observar, durante uma aula de eletroquímica, o movimento dos íons sob o efeito de um campo elétrico, além de tornar a técnica de eletroforese familiar.

## IMPLEMENTAÇÃO

A idéia inicial era implementar um experimento simples e de efeito apresentado em livros textos<sup>1</sup>. Este consistiria em um tubo em "U" (figura 1) preenchido com uma solução de  $\text{Cu}(\text{MnO}_4)_2$  no fundo e completado com solução de  $\text{HNO}_3$ . Ao aplicar um diferença de potencial entre dois eletrodos colocados nas extremidades do tubo, seria possível observar as espécies coloridas  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{MnO}_4^-$  moverem-se em direções opostas. Na prática, o conjunto é de difícil montagem, pois necessita que se forme uma interface entre a solução colorida e a outra incolor.

Optou-se por utilizar uma outra configuração mostrada na figura 2. O conjunto consiste de uma placa de vidro de 75 cm X 25 cm apoiada sobre dois béqueres de 50 ml. Uma tira de papel Whatman 1 Chr de 140 cm X 20 cm é colocada sobre a placa de modo que suas extremidades possam mergulhar na solução que é colocada nos béqueres. O conjunto formado está pronto para receber o eletrólito suporte, os eletrodos de grafite e a amostra contendo íons coloridos.

Devido à utilização de celulose como suporte, o sistema fica restrito a substâncias que não oxidem este material. Assim, o ânion permanganato do experimento original deve ser substituído por outro que não se decompõe ao contato com a celulose. Utilizou-se uma solução contendo íon  $\text{CrO}_4^{2-}$  que, embora não possua coloração tão intensa como o  $\text{MnO}_4^-$ , permite uma perfeita visualização. O cátion  $\text{Cu}^{2+}$  na presença de  $\text{CrO}_4^{2-}$  forma um precipitado de coloração ocre que impede a migração das espécies iônicas. Desta forma, o cátion foi substituído pelos complexos  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  e  $[\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2]^{2+}$  que além de não formarem precipitados, possuem coloração mais intensa: azul e roxo, respectivamente. Para evitar a decomposição do complexo caso o meio seja ácido, é adicionado excesso do agente complexante. Como no primeiro caso há desprendimento de amônia, o que poderia cau-

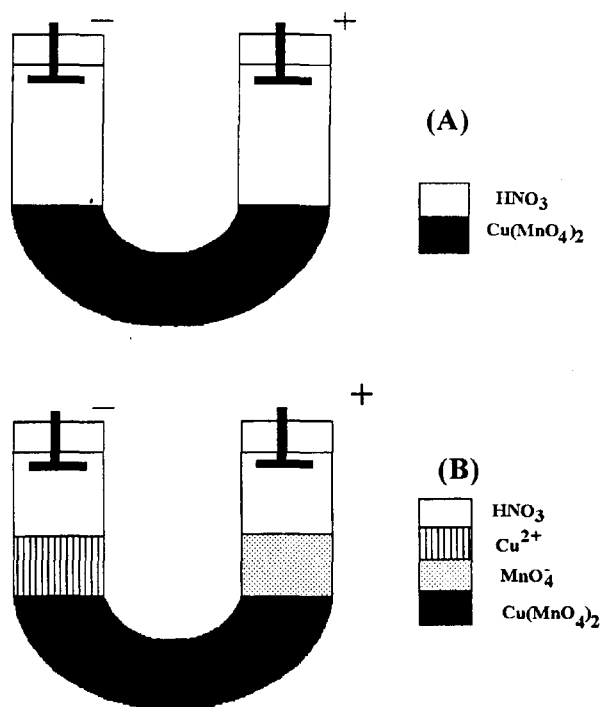


Figura 1 - Experimento elementar que mostra a mobilidade dos íons<sup>1</sup>. Inicialmente a solução de permanganato cúprico é colocada no fundo do tubo e o contato elétrico é feito através de uma solução de ácido nítrico (A). Após algum tempo, é possível observar os movimentos em sentidos opostos dos íons permanganato e cúprico (B).

sar problemas durante a aula, haja vista a indisponibilidade de capelas para toda a turma, foi utilizado o complexo formado com a etilenodiamina.

## PROCEDIMENTO

Para o nível dos alunos a que se destina esta experiência (segundo grau e primeiro ano do curso superior) não é trivial identificar as espécies responsáveis pelo desenvolvimento da coloração observada. Assim, no primeiro momento as soluções são apresentadas para que o aluno identifique estas espécies. A tabela 1 mostra a sequência de observações que devem ser feitas pelo aluno.

Considerando que as espécies (cátions e ânions) não inte-

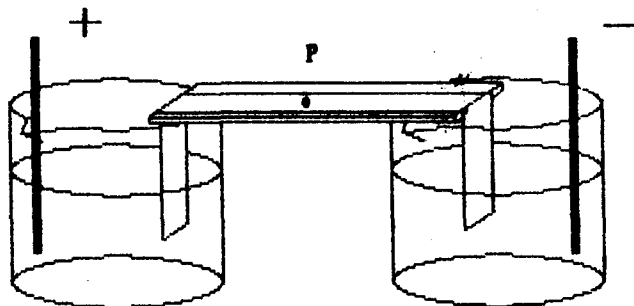


Figura 2 - Montagem Experimental. A amostra contendo os íons coloridos é gotejada no ponto P.

Tabela 1 - Observações quanto a coloração das espécies

Solução	Cátion	Ânion	Cor	Conclusão
Suporte	$K^+$	$NO_3^-$	Incolor	Ambos são incolores
Cobre	$[Cu(en)_2]^{2+}$	$NO_3^-$	Roxa	O cátion produz cor roxa
Cromato	$K^+$	$CrO_4^{2-}$	Amarela	O ânion produz cor amarela

ragem em solução e que os íons  $K^+$  e  $NO_3^-$  são incolores, torna-se simples a tarefa de identificar as espécies responsáveis pelas colorações roxa e amarela das soluções.

Para a execução do experimento, inicialmente é adicionada a solução do eletrólito suporte aos béqueres até atingir as bordas da tira de papel. Para agilizar a umidificação do papel, pode-se colocar uma ou duas gotas da solução sobre a tira. É importante aguardar alguns minutos para que a solução se distribua uniformemente sobre toda a extensão da tira.

Em um tubo de ensaio pequeno são misturados aproximadamente 0,5 ml de cada uma das soluções coloridas. O aluno deve registrar a coloração resultante. Geralmente, os alunos têm dificuldade em identificar esta coloração, que é registrada como verde, marrom ou mesmo preta. Neste caso, o complexo  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  dá melhor resultado: a coloração resultante é nitidamente verde, concordando com as noções dos alunos sobre cores, pois esta é a cor esperada para a mistura de azul com amarelo.

Com o auxílio de um capilar, é adicionada uma gota desta mistura no centro da tira de papel. A partir deste momento é aplicada uma diferença de potencial entre os eletrodos de grafite mergulhados nos béqueres. Após alguns minutos, é possível observar o desdobramento da mancha na direção dos eletrodos. Após aproximadamente 30 minutos o experimento pode ser interrompido, pois já é possível observar nitidamente duas manchas com a coloração das soluções originais e apenas uma intersecção destas manchas com a cor da mistura.

## INTERPRETAÇÃO DOS RESULTADOS

Com as polaridades dos eletrodos identificadas, é possível constatar que o movimento dos ânions ocorreu em direção do eletrodo positivo e o dos cátions ocorreu em direção do eletrodo negativo. Esta é a observação mais direta e clara obtida; porém o aluno pode ser questionado com respeito a outros aspectos: Há ainda balanço de cargas nas regiões das manchas? E no restante da tira de papel? Que utilidade prática pode ser sugerida para o método?

## PREPARAÇÃO DAS SOLUÇÕES

$[Cu(NH_2CH_2CH_2NH_2)_2](NO_3)_2$ : Dissolver 27 gramas de

$Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$  em 100 ml de água destilada e adicionar, sob agitação, 20 ml de etilenodiamina.

$K_2CrO_4$ : Dissolver 20 gramas de  $K_2CrO_4$  em 100ml de água destilada.

Solução do eletrólito suporte: Dissolver 10 gramas de  $KNO_3$  em 100 ml de água destilada e adicionar, sob agitação, 2 ml de etilenodiamina.

As duas primeiras soluções são suficientes para um grande número de alunos. Já a solução de eletrólito suporte é suficiente para uma ou duas realizações.

## FONTE DE ALIMENTAÇÃO

Devido à necessidade de separar espécies com mobilidades próximas e de mesma carga, é comum utilizar fontes de alta tensão para experimentos de eletroforese. Neste caso, devido à diferença de polaridade dos íons de interesse, vários tipos de fontes de alimentação de baixa tensão são utilizáveis. A princípio, qualquer fonte com saída superior a 10V é viável.

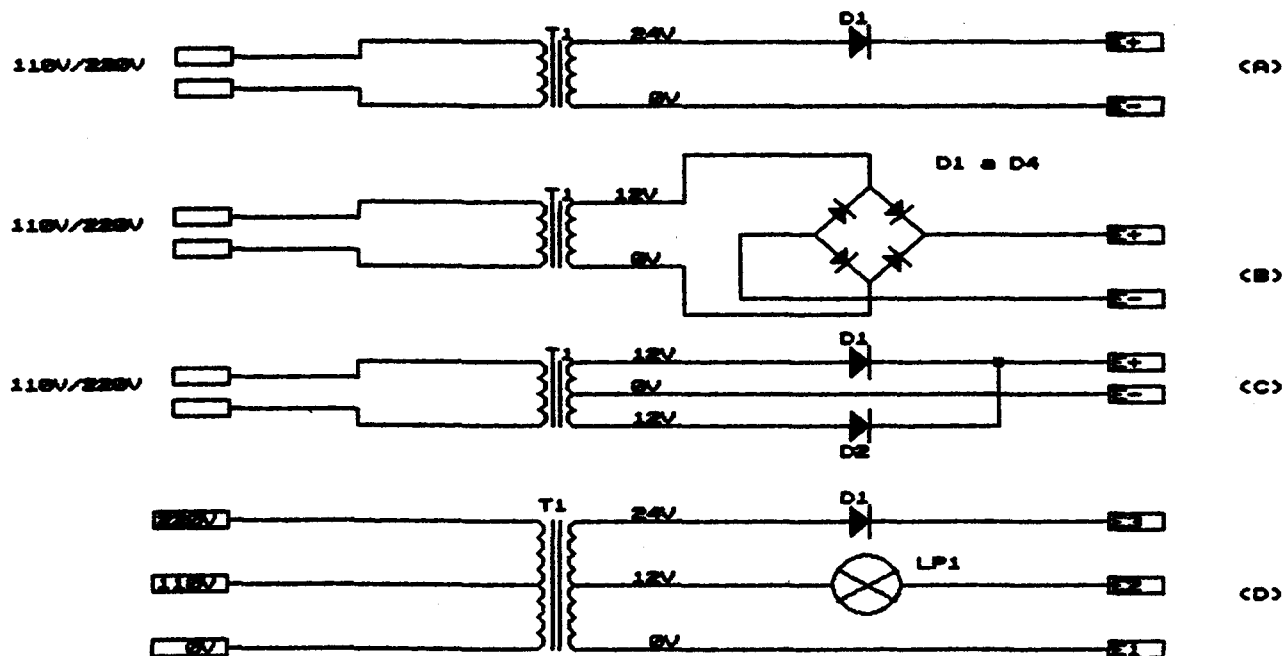
Como um dos objetivos é que o experimento seja de baixo custo, serão apresentadas algumas sugestões quanto ao aproveitamento de fontes já existentes e a construção de outras.

Em primeiro lugar é preciso ter em mente dois aspectos importantes. Quanto maior a tensão aplicada entre os eletrodos, maior a velocidade dos íons e portanto, menor o tempo gasto para se observar a separação das manchas. O segundo aspecto é que a corrente que atravessa o conjunto é bastante reduzida (da ordem de  $10^{-3}A$ ), o que permite que se utilize componentes mais econômicos.

A figura 3 mostra várias opções para a fonte de alimentação. O modelo A utiliza um transformador com enrolamento primário compatível com a rede elétrica (110/220V) e secundário de 24V. Um único diodo retifica o sinal alternado, polarizando as garras tipo "jacaré" que prendem os eletrodos. Devido à retificação de meia onda, a fonte trabalha somente durante 50% do período. O modelo B faz a retificação em onda completa e assim, o transformador pode ser substituído por um com enrolamento secundário de 12V. Este modelo tem a desvantagem de utilizar 4 diodos ou uma ponte retificadora. O modelo C, que também trabalha com retificação em onda completa, é mais uma alternativa que utiliza dois diodos e um transformador com secundário 12 + 12V. Qualquer um dos modelos é adequado ao experimento, podendo ser selecionado aquele de menor custo em função dos preços atuais dos componentes. Para estes modelos podem ser utilizados transformadores com saída de 100 mA e diodos tipo 1N4005 ou equivalente. Deve ser observado que os circuitos não têm proteção contra curto-circuito, devendo-se, portanto, impedir que os terminais entrem em contato direto.

Outra possibilidade é o aproveitamento de fontes já existentes no laboratório. O modelo mostrado na figura 3D foi implementado a partir de uma fonte de alimentação utilizada em experimentos de condutividade. O transformador de 12V + 12V é utilizado com dupla função: os terminais  $E_1$  e  $E_3$  são utilizados para este experimento, enquanto que  $E_1$  e  $E_2$  são utilizados para avaliar a condutividade de soluções. Neste segundo caso a intensidade da luz da lâmpada LPI é função da condutividade da solução analisada.

Ainda com objetivo de diminuir os custos, cabe uma observação quanto aos eletrodos. Na realidade, o experimento dará bons resultados para qualquer material utilizado na confecção do eletrodo: platina, grafite ou cobre. Entretanto, a escolha recai sobre o grafite, pois a platina tem custo elevado e metais menos nobres sofrem ataque no anodo. No caso do cobre, ocorre a formação do mesmo complexo que está sendo utilizado no experimento, tornando a solução próxima ao anodo colorida. Pode-se utilizar grafite de lapiseiras ou mesmo de lápis, de onde são removidos por imersão em água por algumas horas.



## CONCLUSÕES

O experimento tem sido realizado com sucesso em cursos de química geral, sendo executado normalmente por duplas de alunos. A escolha correta dos componentes permite que o circuito tenha custo bastante reduzido, possibilitando a construção de várias unidades.

## AGRADECIMENTOS

O autor agradece aos técnicos Antônio Evaldo da Silva,

Jorge Luiz Araujo Amaro e Moacir Zampieri do laboratório de Química Geral do Bloco B1 do Instituto de Química da USP e aos outros professores que aplicaram o experimento em aula.

## REFERÊNCIAS

1. Sienko, M.J.; Plane, R.A.; "Química", Comp. Editora Nacional, 7ª Edição, São Paulo (1981), 273.

Publicação financiada pela FAPESP