

## EXPERIMENTAÇÃO VERDE – PRODUÇÃO E USOS DO ÍON FERRATO NO ENSINO DE QUÍMICA.

Marlene Rios Melo\* (PG); Karen Cristina de Oliveira (IC). marlenemelo@terra.com.br.

Rua Antonio Pinto Vieira, 307, São Paulo, SP \* e Rua Anita Garibaldi, 434, Porto Feliz, SP.

Palavras Chave: produção eletroquímica de ferrato, experimentação verde, ensino de química

### Introdução

Órgãos educacionais nacionais e internacionais recomendam que a forma de ensinar química seja a mais sistêmica e contextualizada possível. E ainda, em função da escassez dos recursos físicos não renováveis e dos conflitos sociais causados pela obtenção destes, da contaminação do Meio Ambiente Natural<sup>1</sup> e conseqüente reflexo no Meio Ambiente Humano<sup>1</sup>, o ensino de química não pode mais se restringir à compreensão das reações, a quantificação energética e a definição das propriedades físicas e químicas das substâncias envolvidas na produção de bens de consumo. É necessário, também, compreender o impacto dessa produção sobre o homem contemporâneo e seus descendentes, tanto na quantidade quanto na qualidade dos recursos físicos da terra.

A química Verde<sup>2</sup> é uma abordagem para a síntese, processamento e uso de substâncias químicas que leva em consideração os impactos causados no Meio Ambiente Humano das tecnologias de produção de bens de consumo. Ela está relacionada com o uso de metodologias e técnicas químicas para reduzir ou eliminar a geração de produtos, subprodutos, solventes, reagentes, maléficos ambientalmente, nas rotas sintéticas industriais e/ou acadêmicas.

Em função das atuais necessidades educacionais, os princípios básicos que norteiam a filosofia da Química Verde foram utilizados na apresentação de um experimento didático de síntese eletroquímica do íon ferrato<sup>3,4</sup> e a utilização deste para discutir as vantagens do estudo da obtenção desse íon em termos ambientais e propor utilizá-lo como oxidante no experimento do bafômetro caseiro em substituição ao dicromato de potássio que é um reagente que traz problemas para a saúde humana e para o Meio Ambiente Natural.

### Resultados e Discussão

No tratamento de águas utiliza-se compostos de cloro como agentes de desinfecção, porém esses compostos na presença de substâncias orgânicas, comumente presentes na água, produzem compostos

*Unicamp, Campinas, SP, de 24 a 27 de Julho de 2006*

orgânicos clorados (especialmente os trihalometanos) conhecidos por serem potencialmente carcinogênicos. O uso do íon ferrato em substituição ao cloro tem sido estudado<sup>4</sup>, pois este íon se apresenta como um bom oxidante, por apresentar um alto potencial padrão de redução, e por ser praticamente inócuo ao meio ambiente natural.

Uma vantagem adicional no uso do ferrato é a produção de hidróxido férrico quando o íon ferrato se encontra em meio neutro ou básico. Esse hidróxido pode ser utilizado como coagulante, na remoção de impurezas sólidas. Então o íon ferrato pode ser empregado em Estações de Tratamento de Águas (ETAs) como coagulante, desinfetante e oxidante.

Em ensino de química durante a discussão dos conceitos utilizados em eletroquímica seria interessante apresentar um experimento onde a síntese de ferrato fosse efetuada, permitindo assim a discussão sobre as vantagens do íon ferrato perante os compostos de cloro utilizados atualmente pelas ETAs, dessa forma o aluno teria acesso a uma discussão sobre questões que afetam a sua vida diretamente, tornando-o crítico sobre questões do cotidiano e habilitando-o a exercer sua cidadania. E ainda, o íon ferrato por reagir com substâncias orgânicas alterando a sua cor, poderia ser utilizado como agente oxidante, em substituição ao dicromato de potássio em meio fortemente ácido, na oxidação de álcool, como por exemplo na produção do bafômetro caseiro.

Uma das formas mais comumente estudadas de produção de íon ferrato é a síntese eletroquímica, embora possa ser produzido pela reação de hipoclorito de sódio, em meio extremamente básico, na presença de cloreto de ferro, porém essa forma de produzir o íon é menos interessante pois utilizamos substâncias nada inócuas ambientalmente.

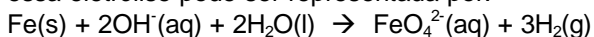
**Reagentes e aparelhagem:** 2 pregos de ferro de aproximadamente 3 cm; 4 g de NaOH dissolvido em 10 ml de água; um tubo em U feito com um pedaço de vidro de aproximadamente 25 cm, fonte de alimentação de corrente contínua de 6V ou 9V (pode ser utilizado um carregador de celular) e um pedaço pequeno de algodão.

**Procedimento:** Prepare a solução dissolvendo as 4 g de NaOH e completando o volume com água até 10 mL, não é necessário medidas muito precisas. Faça uma bolinha de algodão e embebede-a na solução de NaOH e então coloque-a no tubo em U. Essa bolinha de algodão tem por finalidade diminuir ao máximo as trocas de gases e líquidos entre as duas metades do tubo em U. Encha ambas metades do tubo em U com o restante da solução de hidróxido de sódio. Coloque um prego de ferro em cada braço, um preso ao fio que representa o pólo positivo e o outro prego preso ao fio que representa o pólo negativo da fonte de alimentação, conforme esquema representado pela figura 01 abaixo:



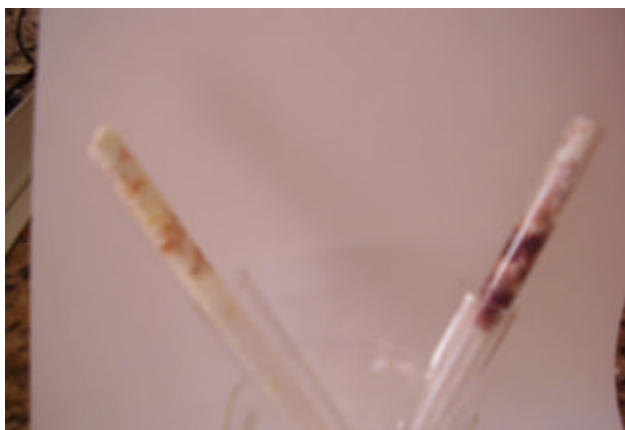
**Fig. 01** – esquema de eletrólise.

A presença de uma coloração púrpura no ânodo caracteriza a presença de íon ferrato, visto que o ferro foi oxidado a ferrato, no ânodo também é produzido gás oxigênio. No cátodo ocorrerá a formação de gás hidrogênio. A reação global para essa eletrólise pode ser representada por:



Como ocorre a formação de gás hidrogênio e oxigênio temos uma mistura explosiva, porém se o experimento for executado em ambiente bem ventilado e na ausência de chamas, não haverá problemas. Quanto maior o tempo de eletrólise maior será a quantidade de ferrato produzida.

Essa solução básica contendo ferrato poderá ser utilizada como detector de álcool em bebidas. Adicione essa solução a pedaços de giz colocados dentro de 2 tubos de vidro, coloque-os em recipientes (podem ser tubos de ensaio) um com álcool, ou



bebida alcoólica e outro com ar, conforme fig. 02. Após alguns minutos perceberá a descoloração do tubo com álcool enquanto o outro se manterá inalterado.

**Figura 02.** Tubo de vidro com giz embebido com solução básica de ferrato. Em um tubo de ensaio tem álcool e no outro ar.

Como para a produção de ferrato utilizamos uma solução extremamente básica esta deverá ser neutralizada com ácido, por exemplo vinagre, antes do descarte.

## Conclusões

A prática desse experimento vai ao encontro da filosofia da Química Verde, visto que propomos a substituição de substâncias nocivas por praticamente inócuas ao meio ambiente natural. Praticamos os seguintes princípios: síntese segura; busca pela eficiência de energia e a produção de produtos degradáveis. A necessidade de contextualização do ensino de química, da prática de respeito ambiental e a formação de cidadãos conscientes dos conceitos científicos envolvidos no seu cotidiano, cada vez mais têm fundamental importância visto que não é possível mais ensinar química utilizando exemplos com os quais os alunos não se identificam. Atualmente as questões ambientais devem ser discutidas e a possibilidade de gerar respeito ambiental pela prática de uma química preocupada com o Meio Ambiente Natural, talvez possibilite uma compreensão maior dos conceitos envolvidos na química.

## Agradecimentos

Nossos agradecimentos à Instituto Manchester Paulista de Ensino Superior por seu apoio intelectual e financeiro, a Prof<sup>a</sup>. Dra. Pérola Castro Vasconcelos da Universidade de São Paulo, por seu apoio teórico nas questões ambientais.

<sup>1</sup> Soto, L. F. C., Manual de metodologia de la enseñanza de la química, Unesco, 1987, p. I-1 a I-37.

<sup>2</sup> Anastas, P. T.; Williamson, T.C., Green Chemistry: designing chemistry for the environment, Ed. American Chemical Society, Washington, **1996**.

<sup>3</sup> Ibanez, J. G. e col.; JCEducation, v. 81, nº 2, **2004**.

<sup>4</sup> Luca, M. A. e col. Quim Nova, v. 26, nº 3, **2003**.