

# Experimento 4

## Reações de óxido-redução

### Objetivos

- ✓ Compreensão de reações redox.
- ✓ Determinação da concentração de íons Fe(II) em uma amostra desconhecida.
- ✓ Verificar o comportamento de reações redox espontâneas. Construir uma tabela redox com os pares eletroquímicos estudados.

### Procedimento Experimental

#### *Materiais necessários*

Água destilada; balança analítica; béquer 50mL; bico de Bunsen; bureta; erlenmeyer de 250 mL; erlenmeyer de 250 mL com tampa; oxalato de sódio; proveta 100 mL; solução de ácido clorídrico; solução de ácido sulfúrico; solução de permanganato de potássio; termômetro; espátula; vidro de relógio, pedaços de cobre, zinco e ferro; solução de FeCl<sub>2</sub> (recém preparada); solução de Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; solução de CuSO<sub>4</sub>; solução de ZnSO<sub>4</sub>; tubo de ensaio.

**SEGURANÇA:** Antes da realização da aula experimental, leia as FISPQ de todos os produtos químicos a serem utilizados na aula. Após a aula, descarte adequadamente os resíduos químicos gerados.

### Parte A: Permanganometria

#### **Determinação de íons Fe(II) em amostra desconhecida com solução padronizada de KMnO<sub>4</sub>**

1. Coloque 10 mL da amostra contendo Fe(II) em um erlenmeyer de 250 mL.
2. Acrescente 50 mL de água e 10 mL de ácido sulfúrico 1 mol L<sup>-1</sup>.
3. Titule com a solução padronizada de KMnO<sub>4</sub> 0,02 mol L<sup>-1</sup>.
4. Repetir o procedimento mais uma vez.

OBS: A solução passará por uma coloração amarelada, mas o ponto final é o vermelho claro. Calcular a concentração analítica da solução de permanganato de potássio.

### Parte B: Estudo da interação entre metais

#### **B1: Verificação do sentido espontâneo da reação Zn || Pb**

1. Em um béquer colocar 10 mL de solução de Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> (acetato de chumbo);
2. Mergulhar nessa solução um bastão de zinco limpo, deixando-o, para melhor observação, suspenso na solução;
3. Em outro béquer, adicionar 10 mL de uma solução de ZnSO<sub>4</sub> (sulfato de zinco) e mergulhar um bastão de chumbo;
4. Verificar o que acontece.
5. Escrever as reações químicas envolvidas, no caderno de laboratório.

#### **B2: Cu, Zn e Fe e seus íons**

1. Colocar pequena quantidade (ponta da espátula) dos metais cobre, zinco e ferro em 6 diferentes tubos de ensaio devidamente identificados (sendo o mesmo metal em dois tubos diferentes);

2. Adicionar a cada um deles aproximadamente 40 gotas de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  dos íons dos outros metais, ou seja: **TUBO 1:**  $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ ; **TUBO 2:**  $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ ; **TUBO 3:**  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$ ; **TUBO 4:**  $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+}$ ; **TUBO 5:**  $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$ ; **TUBO 6:**  $\text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$ ;
3. **NÃO ESQUECER DE IDENTIFICAR OS TUBOS ADEQUADAMENTE, INDICANDO METAL E ÍON ADICIONADO!!!!!!**
4. Observar o que ocorre e determinar qual metal é o agente redutor mais forte e qual é o mais fraco;
5. Estabelecer também quais são os íons que apresentam características de agente oxidante mais forte e mais fraco;
6. Construir uma série redox com esses pares (ordenar os pares).
7. Considerando as reações estudadas, em um projeto simples de pilha, qual seria o arranjo ou combinação que poderia produzir a maior diferença de potencial (desenhe o esquema da pilha, escreva as reações espontâneas, e calcule a força eletromotriz na condição padrão).

**CUIDADOS NA PRÁTICA:** Solução de permanganato de potássio mancha a roupa e é um oxidante. Todos os resíduos devem ser descartados corretamente segundo as normas do laboratório.