# Experimento 4 – Sistemas redox

## Parte I - Reações redox: permanganometria

**Objetivos**

Compreensão de reações redox; determinar a concentração de íons Fe(II) na amostra desconhecida.

**Materiais**

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.

**A - Permanganometria**

**A1. Determinação de íons Fe(II) em amostra desconhecida com solução padronizada de KMnO4**

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-1.

3- Titule com a solução padronizada de KMnO4 0,02 mol L-1.

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 (Completar a Tabela 2 no caderno de laboratório).

Tabela 1 – Tabela de resultados – Parte A1

|  |  |
| --- | --- |
| **V KMnO4 gasto (mL)** | $$\overbar{x}$$ |
|  |  |
|  |

**Recomendações**

1. CUIDADO: permanganato de potássio pode manchar roupas e queimar a pele!!!!!!

**Questões**

1. Por que é necessário aquecer a solução de KMnO4 antes da titulação?
2. Cite duas aplicações da técnica de permanganometria.
3. Como devem ser tratados os resíduos químicos gerados?

**Baseado em:** BACCAN et al., 2005**.**

## Parte II - Estudo da interação entre metais

**Objetivos**

Verificar o comportamento de reações redox espontâneas. Construir uma tabela redox com os pares eletroquímicos estudados.

**Materiais**

Pedaços de cobre, zinco e ferro; solução de FeCl2 (recém preparada); solução de Zn(NO3)2; solução de CuSO4; solução de ZnSO4; tubo de ensaio.

**Procedimento**

**B – 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 mol L-1 dos íons dos outros metais, ou seja: **TUBO 1:** Cu + Zn2+; **TUBO 2:** Cu + Fe2+; **TUBO 3:** Zn + Cu2+; **TUBO 4:** Zn + Fe2+; **TUBO 5:** Fe + Cu2+; **TUBO 6:** Fe + Zn2+;
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.

**Questões**

1. Com todas as reações em mãos, construir uma tabela de potencial de redução com todos os metais envolvidos na prática, não esquecendo o eletrodo de hidrogênio como referência. Quem é o mais oxidante? E o mais redutor?
2. Como tratar os resíduos químicos?

**Baseado em:** BACCAN et al., 2005**.**