

Aula 1 - A química dos compostos de coordenação e a espectroscopia.

OBJETIVO: Verificar experimentalmente algumas propriedades de complexas em solução. Ilustrar conceitos importantes envolvidos na formação e reatividade de compostos de coordenação.

Fundamentação teórica: Metais de transição, de acordo com sua estrutura eletrônica podem apresentar diversos íons e complexos. As cores destes compostos podem sofrer alterações por mudanças na esfera de coordenação, número de oxidação ou em sua geometria. Por exemplo, o manganês presente no íon permanganato (MnO_4^-), é púrpura, embora o hexaaquamanganês(II) é rosa pálido.

Usando a teoria do campo cristalino, sabemos que os orbitais “d” dos metais de transição são separados em energia por um valor Δ ($10Dq$), que dependera da geometria, força dos ligantes e do estado de oxidação do metal. Esse valor de Δ está diretamente ligado com a energia da transição eletrônica d-d, e conseqüentemente com a cor que estes compostos devem apresentar.

Materiais: Espátula, pinça, 12 tubos de ensaio, suporte para tubos, 2 pipetas graduadas de 10 mL, Pêra de sucção, Bico de Bunsen, banho de gelo, vidro de relógio, bastão de vidro, suporte universal, funil de vidro, balança.

Reagentes: Solução de NH_4SCN $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de $Cr_2(SO_4)_3$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de $Co(NO_3)_2$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de $Cu(SO_4)$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de Edta $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de $Na_2C_2O_4$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de KBr (sat.), Solução de $FeCl_3$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ em HCl diluído, Ácido tartárico, Solução de H_2SO_4 $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$, NH_4OH PA., HCl PA., $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, Solução de ácido tartárico $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de HNO_3 $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, Solução de CH_3COOH $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:**1 - Formação de complexos em etapas**

Pegue dois tubos de ensaio e numere-os. Adicione 2 ml de sulfato de Cobre(II) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ e 1 ml de ácido sulfúrico $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ ao tubo 1 e também ao tubo 2. Ao tubo 1 vá adicionando, em gotas, uma solução de KBr saturada até não se observar mais variação de cor na solução contida no tubo. Anote todas as mudanças de cores e aspectos observados na solução e compare com a cor do tubo 2. Mantenha cerca de 2 ml da solução final no tubo de ensaio 1 e o restante transfira para um outro tubo denominado 3 e junte água, em pequenas porções. Analise seus dados e compare as cores do tubo 1, 2 e 3.

2 – Estabilidade Termodinâmica:

a) A dois novos tubos de ensaio (tubo 1 e tubo 2), adicione 1 ml de solução de cloreto férrico em HCl diluído. Adicione 1 mL de solução de hidróxido de amônio concentrado ao tubo 1. Ao tubo 2, adicione inicialmente 2 mL de solução de ácido tartárico $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ depois 1 ml de solução

de hidróxido de amônio conc. Compare os fenômenos observados nos dois tubos.

b) Adicione cerca de 1 ml de solução de nitrato de cobalto(II) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ em um tubo de ensaio. Junte algumas gotas de HCl conc. Agite a solução e observe. Repita o processo até não observar mais modificações. Adicione a seguir alguns cristais de um sal de zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). Agite bem e observe.

c) A 2 ml de solução de cloreto férrico em HCl diluído, adicione algumas gotas de solução de tiocianato de amônio 1 mol.L^{-1} . Agite e observe. Junte então 4 ml de solução de oxalato de sódio $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Às vezes, devido a grande absorvidade molar das espécies formadas não se percebe variações de cor. Caso isso ocorra, faça diluições controladas até se observar o fenômeno.

3 - Inércia e Labilidade

a) Em um tubo de ensaio, misture 1 ml de solução de cloreto férrico em HCl diluído a 3 ml de solução de EDTA $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Acrescente 3 gotas de HNO_3 $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Agite e observe. Adicione algumas gotas de solução de tiocianato de amônio 1 mol.L^{-1} . Agite e observe. **b)** Em um outro tubo de ensaio, junte 1 ml de sulfato de cromo(III) $0,1 \text{ mol/l}$, 1 ml de solução de ácido acético $0,05 \text{ mol/l}$ e 3 ml de solução de EDTA $0,1 \text{ mol/l}$. Agite e observe. Divida a solução em dois tubos e aqueça um deles, cuidadosamente, em bico de Bunsen. Observe o que acontece, comparando os dois tubos.