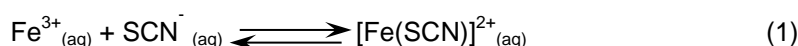


DETERMINAÇÃO DE UMA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO DE COMPLEXAÇÃO.

Determinar a constante de equilíbrio de complexação (K_{eq}) de tiocianato férrico, utilizando o método colorimétrico. Este método baseia-se na determinação das concentrações dos íons presentes no sistema em equilíbrio, através da medida de absorvâncias das espécies coloridas.

INTRODUÇÃO

Os íons férricos, Fe^{3+} , são fortemente complexáveis por íons tiocianato, SCN^- . A relação entre o íon ligante (SCN^-) e o íon metálico (Fe^{3+}) varia desde 1 (para baixas concentrações de SCN^-) até 6 (número máximo quando se utiliza excesso de íons SCN^-) e todos estes complexos são de cores parecidas. Nesta experiência as relações $[SCN^-]/[Fe^{3+}]$ serão tais que admitiremos que a reação preponderante seja a de formação do $[Fe(SCN)]^{2+}$, de acordo com a equação:



O complexo formado é facilmente identificado pela cor "vermelho sangue" em solução.

A análise colorimétrica se baseia no fato de que diferentes substâncias absorvem diferentemente a radiação de um determinado comprimento de onda; em outras palavras, cada substância apresenta um espectro de absorção característico. Esta relação, conhecida como lei de Beer-Lambert é dada por:

$A = \epsilon bc$ onde a absorvância, A , é obtida por: $A = \log \frac{I_0}{I}$ (relação entre a intensidade da luz absorvida

e da luz incidente), ϵ é a absorvidade molar, c a concentração em moles por litro e b o caminho óptico (espessura do meio atravessado pela radiação) em cm.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Determine o comprimento de onda de absorção máximo do tiocianato férrico.

Em um balão volumétrico de 50,0 mL coloque 12,5 mL de nitrato férrico $0,2 \text{ mol L}^{-1}$, 4,0 mL de tiocianato de potássio ($KSCN$) $0,002 \text{ mol L}^{-1}$ e complete o volume com solução de ácido nítrico (HNO_3) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Meça a absorvância dessa solução nos comprimentos de onda disponíveis no espectrofotômetro. Para acertar 0% de absorvância, utilize uma solução de nitrato férrico preparada diluindo 12,5 mL de nitrato férrico $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ e completando a 50,0 mL com HNO_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Selecione o comprimento de onda no qual o valor de absorvância é máximo.

Levantamento da curva padrão (lei de Beer-Lambert)

Em quatro balões volumétricos de 50,0 mL prepare as soluções de acordo com a tabela abaixo, completando o volume com a solução de HNO_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Balão	$Fe(NO_3)_3$ $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ (em HNO_3) (mL)	$KSCN$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em HNO_3) (mL)
1*	12,5	-
2	12,5	1,0
3	12,5	2,0
4	12,5	3,0
5**	12,5	4,0

* solução utilizada para o acerto de 0 de absorvância; ** solução padrão já preparada.

Fixe o comprimento de onda escolhido e meça as absorvâncias das cinco soluções.

Determinação das concentrações do complexo no equilíbrio.

Utilizando pipetas prepare soluções de acordo com os dados da tabela abaixo.

Balão	Fe(NO ₃) ₃ 0,002 mol.L ⁻¹ (em HNO ₃) (mL)	KSCN 0,002 mol.L ⁻¹ (em HNO ₃) (mL)	HNO ₃ 0,1 mol.L ⁻¹ (mL)
6	10,0	2,0	8,0
7	10,0	4,0	6,0
8	10,0	6,0	4,0
9	10,0	8,0	2,0
10	10,0	10,0	-

Meça as absorvâncias das soluções preparadas, no comprimento de onda escolhido, utilizando a solução de nitrato férrico (10,0 mL de Fe (NO₃)₃ 0,002 mol.L⁻¹ diluídos a 20 mL com HNO₃ 0,10 mol.L⁻¹) para acertar o 0 de absorvância.

Faça uma apreciação sobre os valores obtidos para K_{eq}, comparando com o valor encontrado na literatura (ref. 3). Discuta as possíveis causas de erro. Apresente o valor médio da K_{eq} e o seu desvio médio.

BIBLIOGRAFIA

1. GEEQuim – *Grupo de Educação e Ensino de Química: Experiências sobre Equilíbrio Químico*, IQUSP, 1985.
2. *Química uma Ciência Experimental*, Edart, p. 411, 1969.
3. L. G. Sillen e A. E. Mortell, *Stability Constants of Metal-Ion Complexes*, The Chemical Society, publicação especial nº 17, pág. 119, 1964.