

Efeito do íon cloreto no cálculo da constante de equilíbrio de complexação do íon ferro (III) por tiocianato.

Luiz Fernando de Souza (PG)*, Anna Maria P. Felicíssimo (PQ) e Silvia Maria Leite Agostinho (PQ).

*Instituto de Química da Universidade de São Paulo. Av. Lineu Prestes, 748. Bloco 03, sala 0309. Cidade Universitária, CEP: 05508-000. E-mail: nandolfs@iq.usp.br

Palavras Chave: Ensino de química, constante de equilíbrio de complexação, íons tiocianato, íons cloreto e íons Fe (III).

Introdução

A determinação da constante de equilíbrio de complexação, K_1 , dos íons Fe (III) por íons SCN^- , de acordo com a equação $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{SCN}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}_{(\text{aq})}$, tem sido feita em laboratórios didáticos de Fisicoquímica. Os valores obtidos por colorimetria, quando se utiliza FeCl_3 ou $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, são diferentes em meio de nitrato, o que se deve à complexação, em paralelo, do Fe^{3+} por cloreto [1]. Embora este conceito seja discutido, os alunos encontram dificuldade em justificar as diferenças observadas nos valores calculados de K_1 nos meios de nitrato sem e com cloreto. Este trabalho tem como objetivos: apresentar os resultados obtidos por alunos de graduação quando se utiliza nitrato férrico em meio de HNO_3 0,1 mol/L; comparar estes resultados com os da literatura onde se empregou o FeCl_3 em meio de HNO_3 0,1 mol/L [2]; relatar a interpretação dada pelos alunos; propor um experimento ou, com esses dados e da literatura, um exercício em classe de modo que conceitos de equilíbrios químicos simultâneos possam ser melhor discutidos.

Resultados e Discussão

O procedimento para se determinar K_1 pelo método colorimétrico se encontra na referência [2] e foi empregado por duplas de alunos, tendo como sal de partida o $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Para as medidas de absorbância utilizou-se um espectrofotômetro. A figura 1 ilustra um exemplo de verificação da lei de Beer-Lambert obtida por uma das duplas. Esta curva foi obtida admitindo-se $[\text{Fe}^{3+}] \gg [\text{SCN}^-]$, de tal forma que $[\text{SCN}^-] = [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ [2].

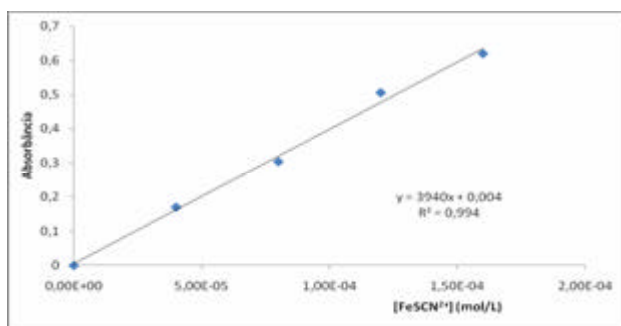


FIGURA 1: Verificação da Lei de Beer-Lambert.

31ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química

Na tabela 1 se encontram os valores médios de K_1 obtidos por 7 duplas de alunos.

Dupla	$K_1 \times 10^{-2}$	Dupla	$K_1 \times 10^{-2}$
1	3,4 +- 0,2	5	4,0 +- 1,0
2	3,3 +- 0,2	6	4,0 +- 0,3
3	2,9 +- 0,1	7	4,1 +- 0,2
4	2,8 +- 0,2		

TABELA 1: Dados experimentais obtidos em laboratório.

Os resultados apresentados correspondem a valores calculados levando em conta um fator de correlação superior a 0,90 na verificação da lei de Beer-Lambert. O valor médio de K_1 de acordo com a literatura de referência [2], utilizando FeCl_3 foi de $(2,1 \pm 0,1) \times 10^2$, enquanto que o valor médio observado pelos alunos foi igual a $(3,5 \pm 0,3) \times 10^2$, utilizando $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Ficou constatado através de uma prova aplicada aos alunos após o experimento, que, ao tentar interpretar o efeito do cloreto, a grande maioria confundiu conceitos como constante de equilíbrio, deslocamento de equilíbrio (princípio de Le Chatelier) e a presença de equilíbrios simultâneos. O erro, neste caso, está no cálculo de K_1 , uma vez que a concentração de Fe^{3+} livre é menor na presença de cloreto do que na sua ausência. Se este fato não é levado em conta se encontra uma constante de equilíbrio com valor menor do que o esperado.

Conclusões

Cálculos da constante de equilíbrio de complexação do Fe (III) por SCN^- podem ser utilizados com o objetivo de ilustrar o efeito de equilíbrios simultâneos; estes experimentos ou exercícios podem ser empregados no sentido de melhor fixar os conceitos termodinâmicos envolvidos.

Agradecimentos

Ao convênio CAPES-PROEX.

¹ Sillen, L. G. e Mortell, A. E., "Stability Constants of Metal-Ion Complexes", The Chemical Society, publicação especial nº 17, pg 119, 1964;

² Isuyama, R. (Coord), Agostinho, S. M. L., et all. “Experiências sobre equilíbrio químico”. Ed. única, Editora da Universidade de São Paulo, São Paulo, 1985.