

EXPERIMENTO DE CINÉTICA QUÍMICA A PARTIR DE MEDIDAS DE PH

*Jeferson da Costa Baia, Lucas Salgueiro Prince, Welber de Wich Trindade Maia Filho,
André Athirson Sanches wanzeler.*

Universidade Federal do Pará, Faculdade de Engenharia Química – FEQ/ITEC.

Jefersonbaia1@live.com

RESUMO

Este trabalho investigou a cinética da reação entre acetato de etila e hidróxido de sódio com base na variação do pH ao longo do tempo. A partir da conversão dos dados em $[\text{OH}^-]$, $1/[\text{OH}^-]$ e $\ln[\text{OH}^-]$, foram testados modelos de reações de 1ª e 2ª ordem. O ajuste linear dos dados indicou melhor correlação com uma reação de 1ª ordem ($R^2 = 0,999$), com constante de velocidade $K=0,0004\text{Ks}^{-1}$. A taxa de reação foi determinada como $4 \times 10^{-6} \text{ mols/L}\cdot\text{s}$, demonstrando a viabilidade do uso de medições de pH para análise cinética.

Palavras-chave: Cinética química. pH. Reação de primeira ordem

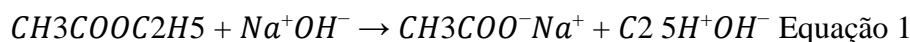
INTRODUÇÃO

A velocidade de uma reação química, a ordem da reação, fatores que influenciam na velocidade da reação como concentração de reagentes, temperatura, superfície de contato e catalisadores, entre outros pontos importantes são alvos de estudos em cinética química (RUSSELL, 1994). Neste contexto, este trabalho teve como objetivo realizar um estudo da influência da variação do pH na cinética de uma reação entre acetato de etila e hidróxido de sódio, com foco na velocidade e ordem da reação. Para se determinar o valor numérico da ordem de reação para cada reagente participante de uma reação pode ser utilizado o método matemático das velocidades iniciais ou os métodos gráficos de linearização de curvas de concentração em função do tempo obtidas experimentalmente (RUSSELL, 1994).

METODOLOGIA

O experimento consistiu no preparo de uma solução de Acetato de Etila 0,02M e de uma solução de Hidróxido de Sódio 0,02M. Utilizou-se uma solução tampão padrão para padronização do medidor portátil multiparâmetros para a utilização do mesmo no processo de medição do pH.

Adicionou-se 100mL de cada solução em um erlenmeyer, a temperatura ambiente, fazendo com que cada composto ficasse com a concentração de 0,01M. A reação química é mostrada abaixo.



O pH dessa solução foi monitorado em relação ao tempo. No momento em que os valores de pH estiveram estáveis no medidor, com um intervalo de 0,1, o tempo necessário para o decrescimento foi coletado. O valor do pH inicial de 10,7 foi decaindo até 9,9; obtendo um total de 9 pontos. Com os valores obtidos experimentalmente, foram calculados os valores de pOH e $[OH^-]$, a partir das equações subsequentes:

$$pH + pOH = 14 \quad \text{Equação 2}$$

$$pOH = -\log[OH^-] \quad \text{Equação 3}$$

Com os resultados obtidos, também se calculou os valores de $\ln[OH^-]$ e de $1/[OH^-]$. A determinação da taxa de velocidade foi feita pela proposição matemática abaixo.

$$-\frac{d[CH_3COOC_2H_5]}{dt} = k[CH_3COOC_2H_5] \cdot [NaOH] \quad \text{Equação 4}$$

Em que:

K=Constante de equilíbrio; $[CH_3COOC_2H_5]$ =Concentração molar do acetato de etila (mol/L);
 $[NaOH]$ =Concentração molar do hidróxido de sódio (mol/L)

RESULTADOS E DISCUSSÃO

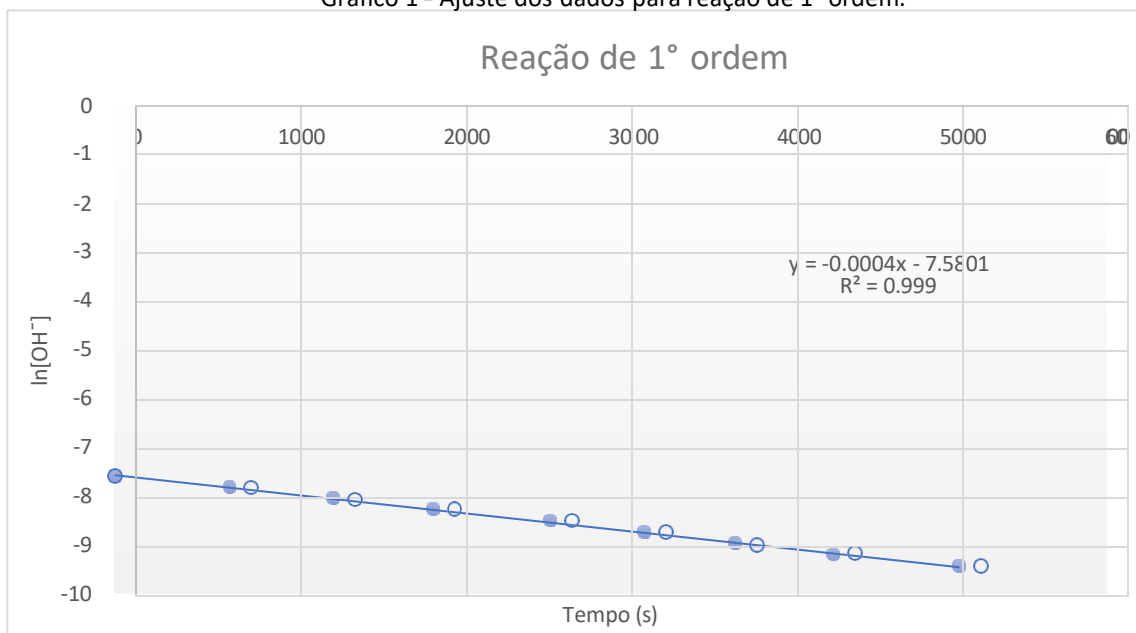
A Tabela 1 abaixo mostra os dados obtidos experimentalmente e os resultados dos cálculos feitos utilizando as Equações 2 e 3.

Tabela 1 - Dados experimentais e calculados.

Tempo	Tempo (s)	pH	pOH	$[\text{OH}^-]$	$1/[\text{OH}^-]$	$\ln[\text{OH}^-]$
00:00:00	0	10,7	3,3	0,000501	1995,262	-7,5985
00:11:36	696	10,6	3,4	0,000398	2511,886	-7,8288
00:22:01	1321	10,5	3,5	0,000316	3162,278	-8,0590
00:32:07	1927	10,4	3,6	0,000251	3981,072	-8,2893
00:43:56	2636	10,3	3,7	0,0002	5011,872	-8,5196
00:53:24	3204	10,2	3,8	0,000158	6309,573	-8,7498
01:02:33	3753	10,1	3,9	0,000126	7943,282	-8,9801
01:12:27	4347	10	4	0,0001	10000	-9,2103
01:25:10	5110	9,9	4,1	7,94E-05	12589,25	-9,4406

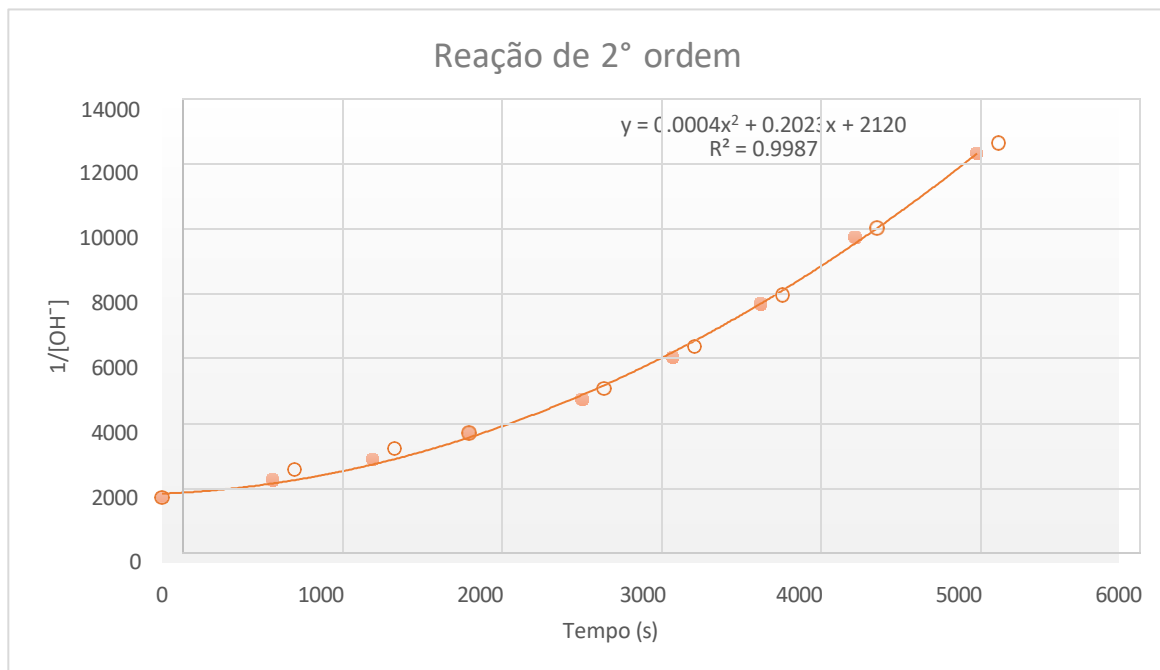
Para a determinação da ordem numérica da reação, faz-se uma primeira proposta para ordem total igual a 1, no qual projeta-se um gráfico tempo (s) x $\ln [\text{OH}^-]$ a seguir.

Gráfico 1 - Ajuste dos dados para reação de 1° ordem.



A segunda proposta é para ordem total igual a 2, sendo o gráfico tempo (s) x $1/[\text{OH}^-]$ mostrado abaixo.

Gráfico 2 - Ajuste dos dados para reação de 1º ordem.



O maior coeficiente de determinação (R^2) entre os dois gráficos mostra o modelo que mais se ajusta aos dados experimentais obtidos. Assim, considera-se que a reação é de 1º ordem (Gráfico 1), uma vez que o coeficiente é igual a 0,999.

Tendo essa informação, pode-se obter a constante de equilíbrio (K) da reação, que é igual ao coeficiente angular da equação da linha de tendência. Sendo assim, $K=0,0004$. Com esses dados, calcula-se a taxa de velocidade da reação ajustando a Equação 4 para uma equação de 1º ordem. Assim, a taxa de velocidade da reação química é igual a $0,000004 \text{ mol/L.s}$ ou $4 \times 10^{-6} \text{ mol/L.s}$.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Dessa forma, confirma-se que a variação do pH de uma solução influencia na taxa de velocidade de reação, e por isso, é possível determinar numericamente essa taxa por meio da linearização dos dados experimentais. Uma vez que a ordem total da reação é igual a 1, a velocidade torna-se proporcional a concentração do reagente, resultando em um valor de $0,000004 \text{ mol/L.s}$.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W; PAULA, Júlio de. Físico – Química. 8º ed. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

RUSSELL, J. B. Química Geral, 2ª ed. vol. 2. São Paulo: Pearson, 1994.

BROWN, T. L. et al. *Química: a ciência central*. 14. ed. São Paulo: Pearson, 2018.

MASTERTON, W. L.; HURLEY, C. N. *Química: princípios e reações*. 7. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2011.

SILBERBERG, M. S. *Química: a ciência central*. 6. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007.