



**IFSC UNIVERSIDADE
DE SÃO PAULO**

Instituto de Física de São Carlos

Química Geral Experimental
Prof. Dr. Antonio Roveda

Prática III

Relógio de Iodo – Cinética Química

Jefter Santiago Mares N° USP 12559016
Vitória Gabrielle Ferreira Cava de Britto N° USP 12541820

São Carlos
2021

Sumário

1	Objetivo	3
2	Materiais e Métodos	3
2.1	Materiais	3
2.2	Método	3
3	Resultados e Discussão	3
3.1	Efeito da temperatura na velocidade de uma reação	5
4	Conclusão	6
5	Referências	6

Lista de Figuras

1	Concentração de KIO_3 em função do tempo recíproco.	4
---	---	---

Lista de Tabelas

1	Concentração de KIO_3 em função do tempo recíproco.	4
---	---	---

Objetivo

O objetivo dessa prática é estudar a cinética química, a relação entre concentração e velocidade de uma reação química e a determinação da concentração de uma solução a partir da curva de calibração.

Materiais e Métodos

Materiais

1. Béquer um de 140 mL e outro de 100 mL
2. Balão volumétrico, um de 100 mL e outro de 150 mL
3. Bastão de vidro
4. Pisseta
5. Termômetro
6. Cronômetro
7. Bureta
8. Solução de iodato de potássio;
9. Solução de bissulfito de sódio
10. Solução desconhecida

Método

No procedimento foram preparadas as soluções de **A** à **E** colocando no balão volumétrico de 50 mL a quantidade de solução indicada na tabela (1), com isso foi acrescentada água destilada ao balão e depois agitada a solução. Repetimos esse processo para a solução 2. Foi colocado o conteúdo da solução 1 em um béquer de 100 mL e então misturado com a solução 2, o cronômetro é disparado no instante em que a mistura foi feita e usa-se o bastão de vidro para agitar a mistura, com isso foi anotado o tempo que foi necessário para o líquido adquirir coloração azul.

Esse método é repetido mais uma vez, com uma solução desconhecida no lugar da solução 1 e a partir desses resultados foi construído um gráfico padrão com tempo em função da concentração de KIO_3 , por fim foi traçada a reta que melhor aproxima os pontos experimentais, com as informações do gráfico (coeficientes da reta) foi possível determinar a concentração da solução desconhecida.

Resultados e Discussão

Calculamos a concentração das soluções 1 e 2. A concentração da primeira foi calculada a partir da dissolução de 4,28 gramas de KIO_3 em 1 litro de solução, sabendo também que a massa molar dessa substância é de $214(g/mol)$, então obtivemos a concentração igual à $c_1 = 0,02(mol/L)$. Para a segunda solução, foi feita a dissolução de 0,852 gramas de $NaHSO_3$, de massa molar igual a $104(g/mol)$ em $4(mL)$ de H_2SO_4 e $50(mL)$ de suspensão de amido em 1 litro de solução, chegamos à concentração de $c_2 = 0,008(mol/L)$. A partir desses dados pudemos calcular as concentrações das

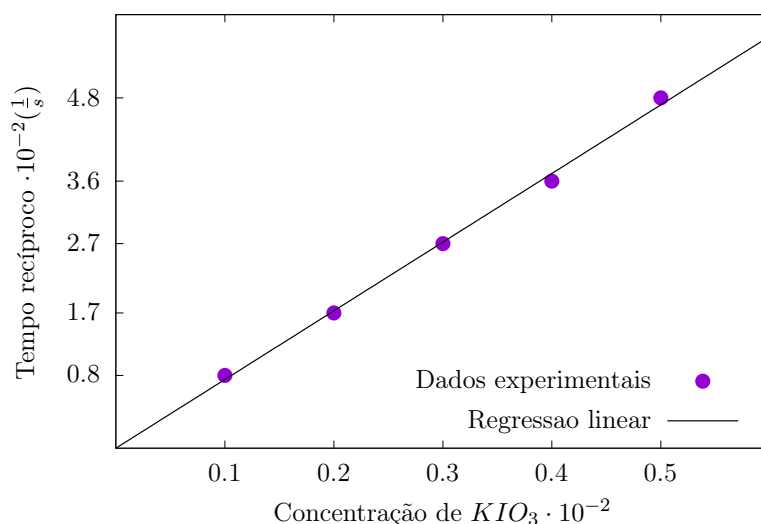
amostras A,B,C,D e E fazendo a diluição de cada uma das soluções com as quantidades compiladas na primeira coluna da tabela (1) em 50 mL de água destilada.

Tabela 1: Concentração de KIO_3 em função do tempo recíproco.

Amostra	Solução 1 (mL)	Solução 2 (mL)	Tempo de reação (s)	Tempo recíproco (s^{-1})	Concentração molar após a mistura (VF = 100 mL)	
					KIO_3	$NaHSO_3$
A	5	10	120	0,008	$0,1 \cdot 10^{-2}$	$0,08 \cdot 10^{-2}$
B	10	10	60	0,017	$0,2 \cdot 10^{-2}$	$0,08 \cdot 10^{-2}$
C	15	10	37	0,027	$0,3 \cdot 10^{-2}$	$0,08 \cdot 10^{-2}$
D	20	10	28	0,036	$0,4 \cdot 10^{-2}$	$0,08 \cdot 10^{-2}$
E	25	10	21	0,048	$0,5 \cdot 10^{-2}$	$0,08 \cdot 10^{-2}$
Amostra Desconhecida		10	62	0,016		$0,08 \cdot 10^{-2}$

A partir dos dados compilados da tabela construímos o gráfico abaixo.

Fig. 1: Concentração de KIO_3 em função do tempo recíproco.



Na reta de regressão descrita no gráfico encontramos os coeficientes angular e linear iguais a $a = (9,9 \pm 0,3)$ e $b = (-0,0025 \pm 0,001)$ relacionando essas grandezas com o tempo recíproco temos

$$y = ax + b$$

$$0,016 = 9,9x - 0,0025$$

$$x = 0,00186868687$$

A quantidade da Solução 1 na mistura é, portanto, de 0,00934343435. Colocando em algarismos significativos, temos que a concentração pode ser aproximada por $1,8 \cdot 10^3$ mol/L e a quantidade da solução 1 na amostra desconhecida pode ser aproximada para 9 mL. Esse resultado é próximo do esperado, já que o tempo recíproco varia linearmente com a concentração, e a amostra desconhecida teve um tempo recíproco muito próximo do da amostra B.

Efeito da temperatura na velocidade de uma reação

A teoria das colisões estabelece que, para uma reação química ocorrer, as moléculas dos reagentes devem colidir umas com as outras. Isso implica que a velocidade de uma reação é proporcional ao número de colisões que ocorrem a cada segundo entre as moléculas, assim como as concentrações de cada substância no meio em que ocorre a reação.

A temperatura tem grande papel na aceleração ou desaceleração de uma reação, por ser um fator responsável pela agitação das partículas. Ao aumentarmos a temperatura de uma reação aumentamos junto a agitação das partículas que ao se chocarem – agora em um ritmo maior – utilizarão menos energia no processo, o contrário ocorre no caso da diminuição da temperatura.

Para entender melhor como a taxa de reação depende da temperatura, é interessante verificar a equação de Arrhenius:

$$k = A_e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (1)$$

Sendo, k : constante de velocidade;

A : fator de frequência (para a probabilidade de um colisão eficaz);

E_a : energia de ativação;

R : constante dos gases ideais;

T : temperatura absoluta.

Aplicando então propriedades logarítmicas é possível enxergar que o logaritmo da constante de velocidade $\ln(k)$ em função do inverso da temperatura $\frac{1}{T}$ tem característica linear, de modo que:

$$\ln(k) = -\frac{E_a}{RT} + \ln(A_e) \quad (2)$$

Outro método é usar a mesma equação (2) em igualdade com ela mesma para uma reação com duas temperaturas diferentes e constante de velocidade disponíveis.

$$\ln(k_1) - \ln(k_2) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad (3)$$

Assim é possível determinar a a energia de ativação E_a apenas pelas medidas experimentais, a constante k de velocidade e temperatura absoluta T . Fazendo uso também da constante R dos gases ideais $R = 8,314 J/Mol \cdot K$.

Conclusão

Conforme os objetivos dessa prática, foi comprovada a influência da concentração na velocidade da reação, sendo encontrada uma relação linear quando estabelecida a relação entre o tempo recíproco de reação e as concentrações, o que condiz com a teoria das colisões, quanto maior a concentração, maior a chance de colisão entre as moléculas.

Referências

- [1] Q. geral e experimental., *Apostila das engenharias 2020*, Instituto de Química de São Carlos, **2020**.
- [2] J. Rumble, J. Rumble, *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 98th Edition*, CRC Press LLC, **2017**.
- [3] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Princípios de Química - 7.ed.: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, Bookman Editora, **2018**.
- [4] FELTRE, Ricardo. **Química Volume 2: Físico-Química**. 6ª edição. São Paulo: Editora Moderna, 2004.