

**Universidade Estadual de Goiás
UnUCET - Anápolis
Química Industrial
Físico-Química Experimental II**

**Parâmetros de Arrhenius:
Efeito da Temperatura na
Velocidade de uma Reação**

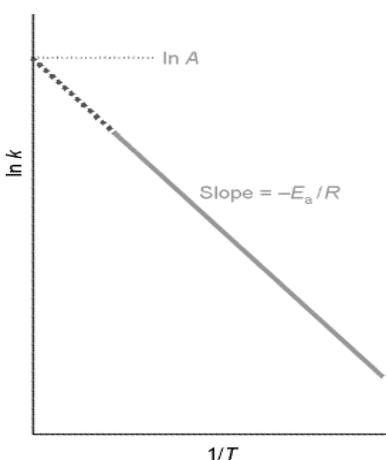
Alunos: Bruno Ramos;
Wendel Tiago Mendes.

Professor: Ademir João Camargo

Anápolis, 2005.

1. Introdução

1.1 Parâmetros de Arrhenius



Arrhenius notou que um gráfico do ln de k pelo inverso da temperatura resulta, em quase todos os casos, numa linha reta.

A inclinação, com valor característico da reação, é sempre negativo.

A **equação de Arrhenius** pode ser escrita como:

$$\ln k = \ln A - (E_a/R)(1/T)$$

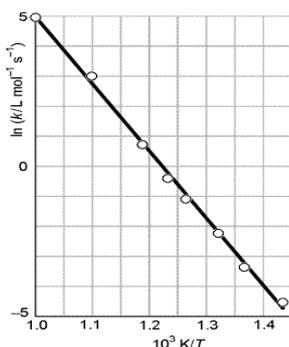
A equação de Arrhenius também pode ser escrita da seguinte forma:

$$k = A \exp(-E_a/RT)$$

A, conhecido como **fator pré-exponencial**, tem as mesmas unidades de k. Está relacionado à frequência das colisões, mas também inclui orientação e outros fatores.

E_a é a **energia de ativação**. Representa a “barreira” de energia que deve ser vencida antes que os reagentes se tornem produtos. E_a é sempre positivo. Quanto maior o valor de E_a , menor a velocidade de uma reação a uma dada temperatura, e maior será a inclinação da curva $(\ln k) \times (1/T)$. *Uma energia de ativação alta corresponde a uma velocidade de reação que é muito sensível à temperatura.* O valor de E_a não muda com a temperatura.

1.2 Determinando o Parâmetro de Arrhenius



Ambos A e E_a podem ser encontrados a partir de um gráfico de $(\ln k) \times (1/T)$. Os pontos plotados estarão em linha reta, na maioria dos casos.

A inclinação (negativa) pode ser multiplicada por $-R$ para fornecer E_a (positivo).

A interceptação do eixo y é o $\ln A$.

Em termos de logaritmos decimais, pode ser representada por:

$$\text{Log } k = \log A - (E_a/2,3RT)$$

Sob a forma de potência de base decimal, a equação de Arrhenius pode ser representada por:

$$k = A \cdot 10^{-(E_a/2,3RT)}$$

Para os cálculos, usamos o valor do log de (t^{-1}) ao invés do valor de log (k).

2. Objetivo

Determinar experimentalmente o efeito da temperatura na velocidade da reação, a energia de ativação e o fator de frequência da reação entre hidrogenossulfito de sódio e iodato de potássio.

3. Metodologia

Utilizou-se, nesse experimento, os seguintes materiais:

- 02 pipetas de 10,0 mL;
- 10 béqueres de 50,0 mL;
- 01 balão volumétrico de 250,0 mL;
- 01 termômetro;
- 01 cronômetro;
- Solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 1M;
- Solução aquosa de iodato de potássio (KIO_3) 0,01M – solução A;
- Hidrogenossulfito de sódio (NaHSO_3);
- Amido

Primeiramente, foi preparada uma solução, denominada de solução B, adicionando 1,00 g de amido a 2,0 mL de água quente, de modo a obter uma pasta, sendo adicionado em seguida 1,0 mL de ácido sulfúrico diluído e 0,1 g de bissulfito de sódio (NaHSO_3) e, finalmente, diluiu-se esta mistura até 250 mL utilizando água destilada.

Em seguida, mediu-se 10,0 mL de solução de iodato de potássio (KIO_3) a 0,01 M, que foi denominada de solução A. Depois, separou-se frascos de 10,0 mL da solução B. Colocou-se cada par de soluções A e B em banhos termostatizados a diferentes temperaturas entre 8 e 40°C , como indicado na tabela 1.

Para cada temperatura, misturou-se as soluções, adicionando sempre a solução A à B. Mediu-se o tempo decorrido até o desenvolvimento de uma coloração azul. Os dados foram tabelados na tabela 1.

4. Resultados e Discussão

| Tubos | Temp ($^\circ\text{C}$ e K) | Tempo (s) | t^{-1} (s^{-1}) | $\text{Ln}(t^{-1})$ | T^{-1} (K^{-1}) |
|---------|------------------------------|-----------|------------------------------|---------------------|------------------------------|
| 1A e 1B | 08 e 281,15 | 5 | 0,200 | - 1,609 | $3,56 \times 10^{-3}$ |
| 2A e 2B | 16 e 289,15 | 7 | 0,143 | - 1,945 | $3,46 \times 10^{-3}$ |
| 3A e 3B | 24 e 297,15 | 9 | 0,111 | - 2,198 | $3,36 \times 10^{-3}$ |
| 4A e 4B | 32 e 305,15 | 17 | 0,059 | - 2,830 | $3,28 \times 10^{-3}$ |
| 5A e 5B | 40 e 313,15 | 40 | 0,025 | - 3,689 | $3,19 \times 10^{-3}$ |

Tabela 1: Dados obtidos do experimento

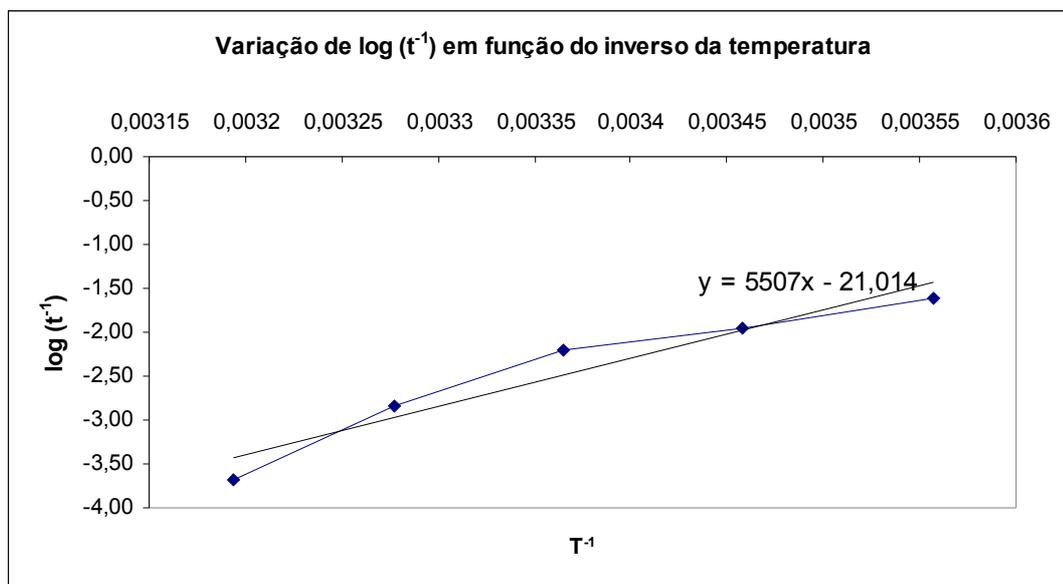


Gráfico 1: Variação de $\log(t^{-1})$ em função do inverso da temperatura

A energia de ativação E_a é obtida a partir do gráfico pela seguinte relação:

$$m = E_a \times (R)^{-1},$$

onde m representa a inclinação da reta r do gráfico. Assim, como $m = 5507$, tem-se:

$$E_a = R \times 5507$$

$$E_a = (8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 5507$$

$$E_a = 45,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Equação de Arrhenius:

$$K = A \times e^{-E_a/RT}$$

$$K = Ae^{-5507/T}$$

5. Conclusão

Pôde-se determinar a energia de ativação da reação processada experimentalmente.

6. Bibliografia

SILVA, V. J. *Apostila de Físico-Química Experimental II*. Disponível online em: <http://paginas.terra.com.br/educacao/ademir/>. Universidade Estadual de Goiás: Anápolis, Brasil. 2004.