

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

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

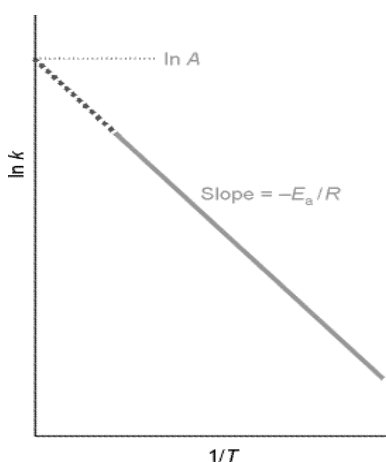
**Alunos:** Bruno Ramos;  
Wendel Tiago Mendes.

**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:

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

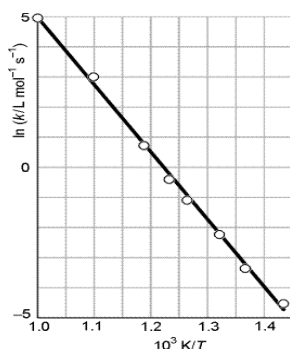
A equação de Arrhenius também pode ser escrita da seguinte forma:

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

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 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 1M;
- Solução aquosa de iodato de potássio ( $\text{KIO}_3$ ) 0,01M – solução A;
- Hidrogenossulfito de sódio ( $\text{NaHSO}_3$ );
- 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 ( $\text{NaHSO}_3$ ) 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 ( $\text{KIO}_3$ ) 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  $40^\circ\text{C}$ , 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)	$t^{-1}$ ( $\text{s}^{-1}$ )	$\text{Ln}(t^{-1})$	$T^{-1}$ ( $\text{K}^{-1}$ )
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

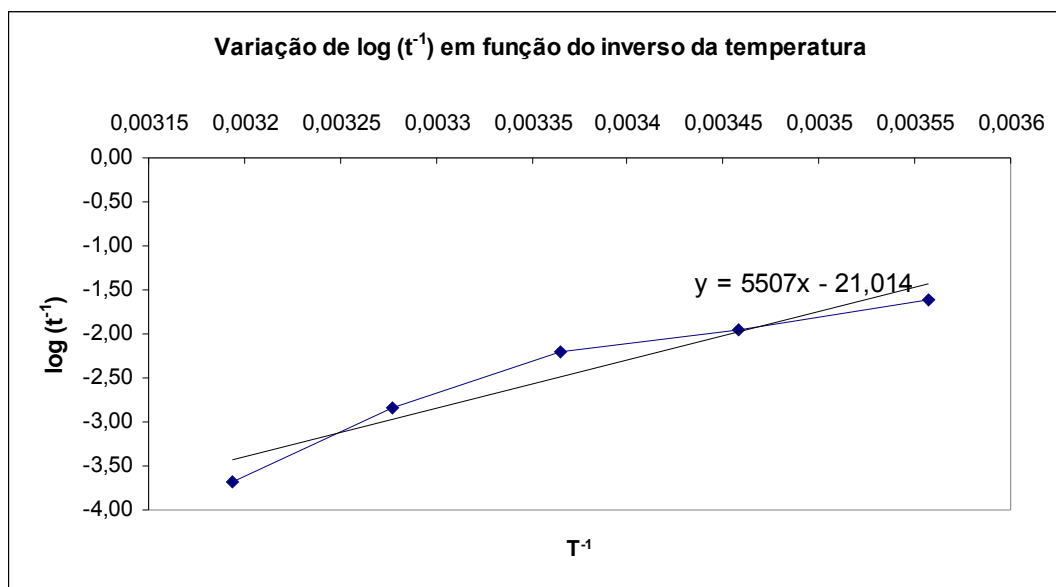


Gráfico 1: Variação de  $\log(t^{-1})$  em função do inverso da temperatura

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.