

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA
DE GOIÁS
CAMPUS INHUMAS

COORDENAÇÃO DO CURSO DE QUÍMICA
LICENCIATURA EM QUÍMICA



Cinética Química: Conceitos e Aplicação de Alguns
Experimentos em Laboratório

Letícia Lemes e Silva

Inhumas, Março de 2017.

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE GOIÁS

CAMPUS INHUMAS

COORDENAÇÃO DO CURSO DE QUÍMICA

LICENCIATURA EM QUÍMICA

Letícia Lemes e Silva

CINÉTICA QUÍMICA: CONCEITOS E APLICAÇÃO DE ALGUNS EXPERIMENTOS EM LABORATÓRIO

Trabalho de conclusão de curso apresentado à Banca examinadora como parte dos requisitos necessários para a obtenção do Título de Licenciada em Química.

Orientadora: Prof. Dr. Fernando Schimidt

Inhumas, 2017.

Dados Internacionais de Catalogação da Publicação (CIP)

S586 Silva, Letícia Lemes e
Cinética química: conceitos e aplicações de alguns experimentos em laboratório. [Manuscrito] / Letícia Lemes e Silva. –
– Inhumas, 2017.
36f.: il.

Orientador: Prof. Dr. Fernando Schimidt.
Monografia (Graduação) – Instituto Federal de Educação,
Ciência e Tecnologia de Goiás, Câmpus Inhumas, Curso de
Licenciatura em Química, 2017.
Bibliografia.

1. Cinética química. 2. Experimentos – laboratório. 3. Ensino -
química. I. Título.

CDD 541.394

Código 06.2017

Ficha catalográfica elaborada pela bibliotecária Maria Aparecida de Castro,
CRB-1/2599.

Biblioteca Atena, Câmpus Inhumas
Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás

LETÍCIA LEMES E SILVA

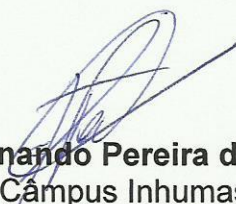
CINÉTICA QUÍMICA: CONCEITOS E APLICAÇÃO DE ALGUNS EXPERIMENTOS EM LABORATÓRIO

Monografia apresentada à banca examinadora da Coordenação de Licenciatura em Química do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás – Campus Inhumas, como parte dos requisitos para a obtenção do título de Licenciada em Química.

COMISSÃO EXAMINADORA



Prof. Dr. Fernando Schmidt
IFG-GO/Câmpus Inhumas



Prof. Dr. Fernando Pereira de Sá
IFG-GO/ Câmpus Inhumas



Prof. Me. Weslei Silva de Araújo
IFG-GO/ Câmpus Inhumas

Inhumas, 29 de março de 2017

Dedicatória

A minha mãe Luzelita Ferreira Lemes e a
minha irmã Larissa Lemes.

Agradecimentos

Primeiramente agradeço a Deus, por me dar forças para chegar até aqui, mas lembrando que é só o começo de uma longa jornada.

Ao meu Orientador Prof. Dr. Fernando, muito obrigada pela orientação, por ter acreditado no meu potencial na hora que mais precisei, obrigada por tamanha confiança, paciência, atenção e tantas palavras de ânimo, as quais me deram força para seguir em frente.

Aos meus familiares, amigos e colegas que contribuíram de uma forma ou de outra nessa jornada.

A todos os professores da Licenciatura em Química IFG/ Campus Inhumas, que tanto contribuíram para minha formação.

Resumo

Neste trabalho, foram feitas abordagens sobre o tema cinética química, tendo abordagens nos temas, lei de velocidade, determinação da lei de velocidade, catalisadores, energia de ativação e catalisadores. Após a abordagem sobre cinética, foram realizados três experimentos em laboratório, que também podem ser aplicados em sala de aula por possuírem um custo benefício bem acessível. Nesse intuito o trabalho traz uma proposta abrangendo tanto a área de química quanto a parte de ensino de química.

Palavras chave: Cinética química, experimentos, laboratório, aulas práticas.

Abstract

In this work, approaches were made on the chemical kinetic theme, having approaches in the themes, speed law, speed law determination, activation energy and catalysts. After the kinetic approach, three experiments were performed in the laboratory, which can also be applied in the classroom because they have a very affordable cost benefit. To this end, the work brings a proposal covering both the area of chemistry and the part of teaching chemistry.

Keywords: Kinetics, experiments, laboratory.

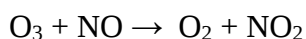
Sumário

Introdução.....	01
Objetivo Geral.....	03
1 Embasamento Teórico	04
1.1 Lei de Velocidade.....	04
1.1.1 Determinação da lei de velocidade.....	05
1.2 Catalisadores.....	10
1.2.1 Mecanismo da Reação e a Energia de Ativação.....	11
1.2.2 Catalise Homogênea.....	13
1.2.3 Adsorção de Reagentes.....	14
1.3 Fatores que Podem Influenciar as Reações.....	14
2. Roteiro Experimental.....	17
2.1 Experimento 1: Cinética química e temperatura.....	17
3. Experimento 2: Cinética da evaporação da água.....	20
4. Experimento 3: Velocidade das Reações: Oxidação do Iodo.....	24
Conclusão.....	28
Referências Bibliográficas.....	29

Introdução

A cinética química estuda a velocidade das reações e os fatores que a influenciam. Algumas reações são tão rápidas que parecem ser instantâneas, outras são mais lentas, levando horas, dias ou até vários anos para se completarem (CONSTANTINO, 2014).

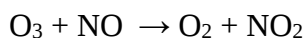
Na cinética, a condição para que uma reação química ocorra, precisa que tenha uma colisão entre as moléculas dos reagentes:



Para que essa reação aconteça é necessário que uma molécula de O_3 colida com uma de NO . Nessa colisão é rompida a ligação entre dois átomos de oxigênio, enquanto é formada uma ligação entre um átomo de oxigênio e um de nitrogênio (PERUZZO, 2003).

Portanto, a espécie química existente no momento da colisão em que a ligação O-O está rompida e a ligação O-N está parcialmente formada, essa reação é chamada de estado de transição ou complexo ativado.

Porém nem toda colisão é eficaz, por exemplo, considere 1 mol de O_3 e 1 mol de NO colocados em um mesmo recipiente para sofrer uma reação:



Estimativas feitas por cientistas revelam que, a 25°C e 1 atm, cada molécula colide cerca de 10^9 vezes por segundo com outras moléculas, sendo um número muito elevado (PERUZZO, 2003). Portanto se todas essas colisões resultassem em formação de produto, a reação aconteceria em uma fração de segundos, possuindo uma rapidez altíssima. No entanto percebe-se que essa reação não possui uma velocidade tão elevada. Dessa forma, verifica-se que nem todas as colisões entre as moléculas de reagentes são eficazes (PERUZZO, 2003).

A velocidade de uma reação química é a relação entre a quantidade de “reagente consumido” e o tempo em que a variação foi medida. (SOUZA, 2005).

Com isso a velocidade das reações química aumenta quando se eleva a temperatura, pois o número de colisões por segundo entre as moléculas de uma mistura de reagentes é muito elevado.

Se cada colisão resultasse em reações químicas, as reações seriam todas rápidas. O fato de existir reações lentas, leva-nos a indagar que duas moléculas reajam entre si, elas precisam ter ao se encontrarem uma energia cinética igual ou superior a um valor determinado, chamado de energia de ativação (E°) (CONSTANTINO, 2014).

Na análise da cinética das reações, estabelece-se a estequiometria da reação e a identificação de reações secundárias. As velocidades da maioria das reações químicas dependem da temperatura, e por isso, nas experiências de cinética, se mantém constante a temperatura do sistema reacional durante a reação. As reações em fase gasosa, são muitas vezes realizadas num vaso de reação em contato térmico com um grande bloco metálico. Já as reações em fase líquida são feitas com termostatos eficientes, mesmo as reações em fluxo (ATKINS, 2008).

Objetivo Geral

O objetivo do trabalho é dar um embasamento teórico sobre cinética química, e posteriormente elaborar aulas práticas de laboratório com o intuito de passar o conhecimento para o aluno de uma forma prática sobre cinética química, e com isso poder colocar em prática os conteúdos teóricos estudados anteriormente.

1 EMBASAMENTO TEÓRICO

1.1 Lei de Velocidade

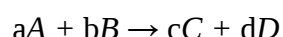
Dentro de lei da velocidade tem-se a relação reagente e produto:



Onde R é um reagente e P é um produto, portanto, a concentração de R deve diminuir durante o decorrer da reação enquanto a concentração de P deve aumentar, portanto, a derivada da concentração de R com o tempo, $d[R]/dt$, deve ser negativa enquanto a derivada da concentração de P, $d[P]/dt$, deve ser positiva. Se para cada mol de R consumido forma-se 1 mol de P, então as duas derivadas possuem o mesmo módulo, porém sinais opostos, e a velocidade da reação é definida como (ATKINS, 2006).

$$v = \frac{d[P]}{dt} = -\frac{d[R]}{dt}$$

Em uma equação geral usa-se a seguinte regra:



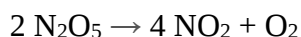
A velocidade da reação pode ser expressa em função da concentração dos reagentes através da lei de velocidade das reações:

$$V = k.[A]^m.[B]^n$$

Sendo [A] e [B] são as concentrações dos reagentes A e B, k é constante de velocidade da reação que dependa da temperatura, o expoente m é a ordem da reação em relação ao reagente A e n é a ordem da reação em relação ao reagente B. m e n são geralmente números inteiros e positivos e não possuem necessariamente relações com os coeficientes estequiométricos a e b da equação química, devendo ser determinados

experimentalmente ou através do mecanismo da reação, se esse for conhecido (ATKINS, 2006).

Em uma reação, tem-se a ordem global da reação, ou simplesmente “ordem da reação”, que é definida como a soma das ordens em cada um dos reagentes na lei de velocidade. Considere, por exemplo, a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio, no qual a ordem da reação é $m + n$:



A sua lei de velocidade experimental é dada por $v = k.[\text{N}_2\text{O}_5]$ com constante de velocidade $k = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$, portanto, a reação é de **primeira ordem** pois está mais baixa em relação ao N_2O_5 e, como esse é o único reagente na Lei de Velocidade, é também de primeira ordem global.

A reação entre o monóxido de nitrogênio e o oxigênio, $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$, tem lei de velocidade $v = k.[\text{O}_2].[\text{NO}]^2$, sendo uma reação de primeira ordem em relação ao O_2 , de segunda ordem em relação ao NO e de terceira ordem global (ATKINS, 2006).

1.1.1 Determinação da Lei de Velocidade

1. Método de isolamento: neste método, as concentrações apresentadas estarão em excessos, exceto uma delas:



$$V = k. [\text{A}].[\text{B}]$$

B em excesso, então $[\text{B}] = \text{Constante}$.

$$k' = k. [\text{B}]$$

$V = k' . [\text{A}] \rightarrow$ Lei de velocidade de pseudo primeira ordem.

2. Método das velocidades iniciais: a velocidade é medida no início da reação para diferentes concentrações iniciais dos reagentes. (ATKINS, 2006)



$$V = k \cdot [A]^a \text{ (A isolado)}$$

$$V_0 = k \cdot [A]^a$$

Aplicando log (na base 10) aos dois lados da equação:

$$\log V_0 = \log k + a \log [A]_0$$

A imagem a seguir mostra, que uma reação de segunda ordem mantém concentrações baixas de reagente em tempos longos de reação. A meia-vida de uma reação de segunda ordem é inversamente proporcional á concentração do reagente.

Figura 1: Concentração dos reagentes.

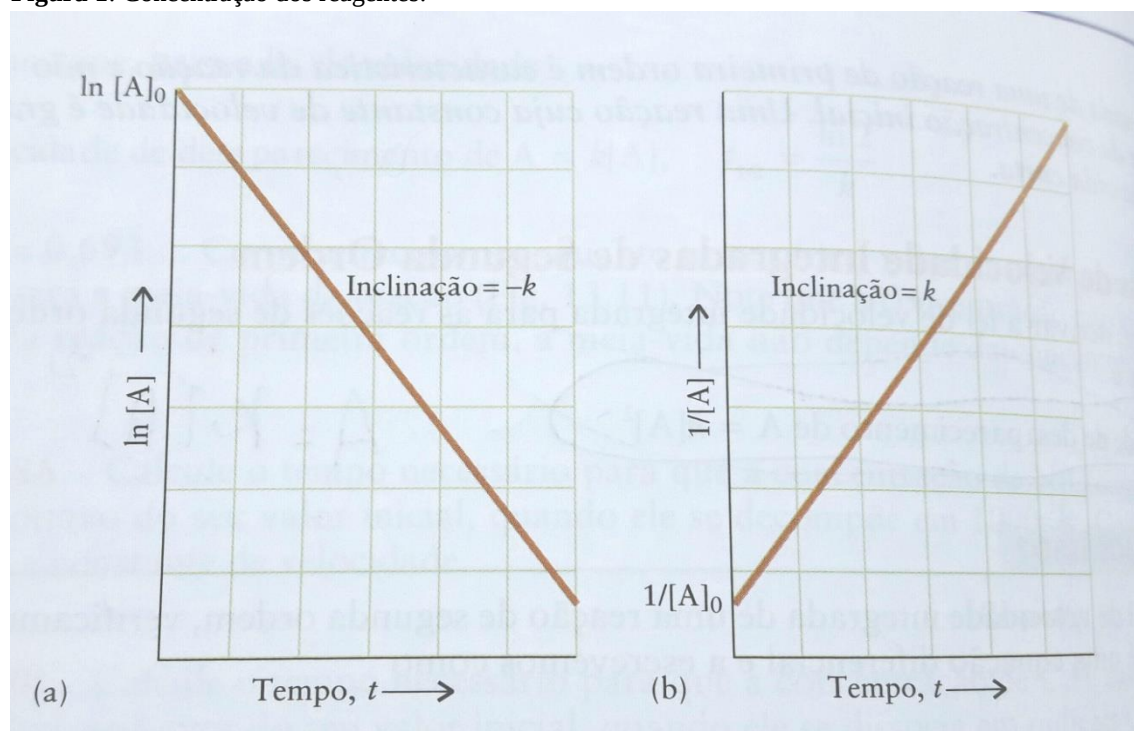


Imagem livro Atkins

O exemplo a seguir, mostra como calcular a velocidade da reação com as concentrações $[A]_0$, $[B]_0$ e $[C]_0$, como também a ordem total da reação e o valor do k , para uma reação genérica:

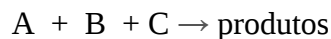


Tabela 1 – Concentrações experimentais de A, B e C.

Exp.	$[A]_0$	$[B]_0$	$[C]_0$	Velocidade (mol/L. s)
1	1,25	1,25	1,25	8,7
2	2,5	1,25	1,25	17,4
3	1,25	3,02	1,25	50,8
4	1,25	3,02	3,75	457
5	3,01	1,00	1,75	X

Na tabela 1, para facilitar o entendimento dos cálculos foram selecionadas os experimentos 4 e 3, fazendo-se a razão sobre elas, baseando-se na equação a seguir. Neste caso apenas a concentração de C esta variando, e as concentrações de A e B são constantes.

$$\text{Equação } V = k [A]_0^x \cdot [B]_0^y \cdot [C]_0^z$$

Começando pelo índice Z:

$$\frac{457}{50,8} = \frac{k (1,25)^x (3,02)^y (3,75)^z}{k (1,25)^x (3,02)^y (1,25)^z}$$

$$9 = 3^z$$

$$Z = 2$$

Para calcular o índice X, foram selecionadas os experimentos 1 e 2, fazendo-se a razão sobre elas, baseando-se na equação :

$$V = k [A]^x \cdot [B]^y \cdot [C]^z$$

$$\frac{17,4}{8,7} = \frac{(2,5)^x (1,25)^y (1,25)^2}{(1,25)^x (1,25)^y (1,25)^2}$$

$$2 = 2^x$$

$$X = 1$$

Para calcular o índice Y, foram selecionadas os experimentos 3 e 1, fazendo-se a razão sobre elas, baseando-se na equação :

$$V = k [A]^x \cdot [B]^y \cdot [C]^z$$

$$\frac{50,8}{8,7} = \frac{(1,25)^1 (3,02)^y (1,25)^2}{(1,25)^1 (1,25)^y (1,25)^2}$$

$$5,84 = 2,41^y$$

$$\log 5,84 = \log 2,41^y$$

$$\log 5,84 = y \log 2,41$$

$$0,767 = y \cdot 0,382$$

$$Y = 2$$

Ordem total: O k é denominado constante de velocidade, é uma constante de proporcionalidade específica de cada sistema nas condições experimentais, particularmente da temperatura. O V a velocidade da reação, e tem-se também as concentrações anteriormente calculadas.

A partir dos valores encontrados nos cálculos acima obteve-se os seguintes resultados: $X = 1$; $Y = 2$ e $Z = 2$

Esses resultados serão aplicados nos expoentes da reação a seguir:

$$V = k \cdot [A]_0^1 \cdot [B]_0^2 \cdot [C]_0^2$$

Calculando K: através da escolha do experimento 1 da tabela 1:

$$V = k \cdot [A]_0^1 \cdot [B]_0^2 \cdot [C]_0^2$$

$$8,7 \cdot 10^{-3} \text{mol/L} \cdot \text{s}^{-1} = k (1,25 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^1 \cdot (1,25 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (1,25 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$$

$$8,7 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k (1,25 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^1 \cdot (1,56 \cdot 10^{-6} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}) \cdot (1,56 \cdot 10^{-6} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$$

$$8,7 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k 3,042 \cdot 10^{-15} \text{mol}^4 \cdot \text{L}^{-4}$$

$$k = \frac{3,042 \cdot 10^{-15} \text{mol}^4 \cdot \text{L}^{-4}}{8,7 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$k = 2,85 \cdot 10^{12} \text{L} \cdot \text{mol}^{-4} \cdot \text{s}$$

Calculando a velocidade do experimento 5:

$$V = k \cdot [A]_0^1 \cdot [B]_0^2 \cdot [C]_0^2$$

$$V = 2,85 \cdot 10^{12} \text{L}^4 \text{mol}^{-4} \text{s}^{-1} \cdot (3,01 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^1 \cdot (1,00 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (1,5 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$$

$$V = 2,85 \cdot 10^{12} \text{L}^4 \text{mol}^{-4} \text{s}^{-1} \cdot 3,01 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1,00 \cdot 10^{-6} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 1,32 \cdot 10^{-6} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

$$V = 2,85 \cdot 10^{12} \text{L}^4 \text{mol}^{-4} \text{s}^{-1} \cdot 3,97 \cdot 10^{-15} \text{mol}^5 \cdot \text{L}^{-5}$$

$$V = 11,32 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{s}^{-1}$$

1.2 Catalisadores

Os catalisadores muitas vezes são interpretados como a aceleração da reação, porém não é bem assim. Contudo, o que pode “acelerar” uma reação é o aumento na probabilidade dos choques (aumento na homogeneização e agitação do meio, aumento no número de espécies químicas presentes, etc.), e no aumento da temperatura (CONSTANTINO, 2014).

Portanto, catalisador é uma substância que proporciona um novo conjunto de reações elementares para uma reação química. Esta etapa, possui energia de ativação inferior à energia de ativação do processo não catalisado, o catalisador pode ser recuperado ao término do processo (CONSTANTINO, 2014).

Com isso, temos as enzimas que são catalisadores biológicos muito específicas, com efeitos notáveis nas reações que elas controlam. Um exemplo, ela reduz a energia de ativação na decomposição do peróxido de hidrogênio a 8 kJ mol^{-1} , acelerando a uma proporção de 10^5 a 298 K.

Temos os catalisadores homogêneos, que está na mesma mistura reacional. Exemplo, a decomposição do peróxido de hidrogênio em solução aquosa é catalisada por íons brometo e pela catalise. Já os catalisadores heterogêneos, está em uma fase diferente do sistema reacional, a hidrogenação do eteno e etano, é uma reação em fase gasosa acelerada pela presença de um catalisador sólido, como o paládio, platina ou níquel. Neste caso o metal fornece uma superfície sobre a qual os reagentes se ligam, esta reação facilita o encontro entre os reagentes e com isso aumentam a velocidade da reação (ATKINS, 2008).

A velocidade das reações é função da concentração dos reagentes, com isso as reações tendem a ficarem mais lentas ao seu final, pois os reagentes estarão mais diluídos. Se tratando de reações orgânicas, que por sua vez são mais lentas em comparação com as de ácido-base, é comum se utilizar excesso de reagentes mais acessíveis, pois assim esse reagente estará em concentração razoável no final da reação, não deixando que a velocidade diminua demais. Porém esta técnica as vezes utilizada, trará mais um problema para a purificação, que é a de remover o reagente que foi usado em excesso (CONSTANTINO, 2014).

1.2.1 Mecanismo da Reação e a Energia de Ativação

Quando se efetiva colisões com superfície de energia cinética de reagentes em contato, ela se transforma em energia potencial que fica armazenada nas ligações de espécie intermediária, que são denominadas por complexo ativado.

Esse complexo tem uma energia superior á dos reagentes, essa diferença é denominada energia de ativação (E_a). Por sua vez, ela é a menor quantidade de energia necessária à formação do complexo ativado, e consequentemente, para a ocorrência da reação (WINDISON, 2005).

A energia de ativação está diretamente relacionada com a rapidez da reação química. A mais rápida, é a que apresenta menor valor para a energia de ativação, e a mais lenta é a que apresenta maior valor para a energia de ativação.

Figura 2: Energia de ativação e caminho da reação.

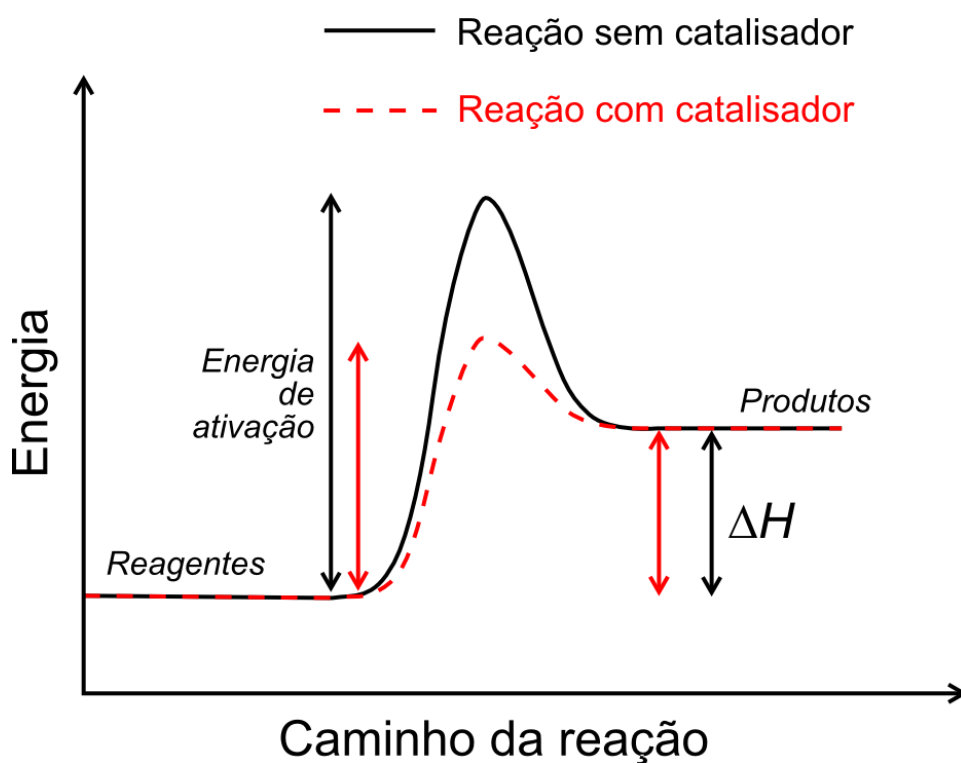


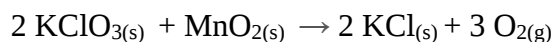
Ilustração: Bkell / [Wikimedia Commons](#) [adaptado]

Na figura 2 percebe-se que a energia de ativação é o caminho dos reagentes até o ponto mais energético (mais alto) do gráfico que é o complexo ativado, momento

reacional onde reagentes e produtos coexistem. Após isso está representada a formação dos produtos. Deve-se entender que quanto maior for o caminho dos reagentes até a formação do complexo ativado (a energia de ativação) mais tempo a reação leva para ocorrer (BALL, 2005).

Os catalisadores são muito utilizados na indústria principalmente porque eles têm por função acelerar a reação sem alterar a formação, ou a quantidade formada de produtos. Quando se utiliza o catalisador a reação tem seu caminho reacional diminuído, ou seja, diminui a energia de ativação (linha vermelha no gráfico), fazendo com que a reação se torne mais rápida. Quando se utiliza o inibidor ocorre o contrário, o caminho reacional aumenta e a reação torna-se mais lenta (BALL, 2005).

Um exemplo de catalisador na indústria, está na produção de oxigênio (O_2) a partir do cloreto de potássio ($KClO_3$), que é utilizado como catalisador para o dióxido de manganês (MnO_2).



Em condições normais de pressão e temperatura, essa reação seria bem lenta. Porém quando realizada em altas temperaturas e na presença de dióxido de manganês, ela ocorrerá rapidamente, tornando assim mais adequada a processos industriais.

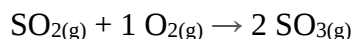
Dentre os catalisadores naturais, temos os zeólitos, catalisadores a base de alumínio silicato, que são utilizados em processos de tratamento de água, craqueamento de petróleo, separação de gases, etc. Também, podem ser utilizados para produzir gasolina a partir do álcool, por permitirem que moléculas de alcoóis formem hidrocarbonetos com um número de átomos de carbono desejado.

Alguma das vantagens desses catalisadores são suas estruturas tridimensionais contendo canais de tamanhos seletivos, que permitem interromper as reações quando a cadeia carbônica da substância sem produção atinge o número de átomos desejado.

1.2.2 Catálise Homogênea

O catalisador forma com os reagentes um sistema monofásico, quando isso ocorre diz-se que a ação catalítica é homogênea.

Ex: considere a reação de combustão do dióxido de enxofre, $\text{SO}_{2(g)}$, formando trióxido de enxofre $\text{SO}_{3(g)}$ (REIS, 2010).



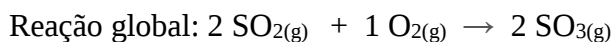
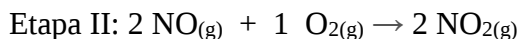
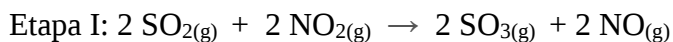
Na ausência do catalisador, essa reação será bastante lenta, mas na presença de dióxido de nitrogênio $\text{NO}_{2(g)}$, a reação será mais rápida. Com isso, o dióxido de nitrogênio forma com os reagentes um sistema monofásico, sua ação catalítica será dita como homogênea (REIS, 2010).

Portanto, o catalisador forma com um dos reagentes um composto intermediário (complexo ativado). Nessa reação, o dióxido de enxofre $\text{SO}_{2(g)}$ (na primeira etapa) formando o monóxido de nitrogênio, $\text{NO}(g)$, e o trióxido de enxofre, $\text{SO}_{3(g)}$ (REIS, 2010).

Na segunda etapa, o monóxido de nitrogênio, $\text{NO}(g)$, reage com o gás oxigênio, $\text{O}_{2(g)}$, para reconstituir o catalisador.

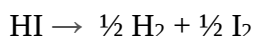
Quando a reação é feita em duas etapas, necessita-se de menos energia de ativação para prosseguir e, conseqüentemente mais rápida.

A reação pode ser representada da seguinte maneira:



1.2.3 Adsorção de Reagentes

Para explicar a adsorção dos reagentes, tem-se o seguinte exemplo. A decomposição de HI a 500 °C é catalisada por platina em pó.



A platina adsorve, isto é, retém em sua superfície moléculas de HI (a platina é um metal de transição, tem afinidade por elétrons), procura atrair nuvens eletrônicas do hidrogênio e do iodo. Forma-se então um complexo ativado entre a platina e o HI, enfraquecendo a ligação acelerando a quebra da ligação, aumentando a velocidade de decomposição do HI. Neste caso a superfície de contato do catalisador será muito importante.

1.3 Fatores que Podem Influenciar as Reações

A energia das moléculas, no momento da colisão, constitui um fator determinante para a ocorrência de reações químicas. Em alguns casos, há a necessidade de fornecer energia aos materiais ou substâncias para que a cinética química aumente e as reações comecem. Com isso as variações da quantidade de energia das moléculas fazem com que as reações ocorram com menor ou maior rapidez (WINDISON, 2005).

A rapidez da reação é diretamente proporcional a temperatura, isso ocorre, pois com maior temperatura existe maior movimentação das moléculas, portanto haverá maior colisão entre as moléculas, sendo aumentada assim, a quantidade de colisões efetivas do sistema (WINDISON, 2005).

Este princípio geralmente ocorre em reações que se processam em uma única etapa, pois existem reações que ocorrem em mais de uma etapa. Quando isso ocorre é possível que a temperatura afete a formação de complexos intermediários, influenciando a rapidez da reação em um todo (WINDISON, 2005).

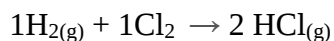
Em alguns casos a luz pode influenciar na rapidez das reações química. Quando isso ocorre, a energia de ativação é fornecida pela energia da radiação luminosa. Essas

reações que ocorrem devido a presença de luz são chamadas reações fotoquímicas (SOUZA, 2008).

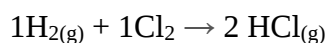
Nas reações fotoquímicas há sempre a presença de reagentes coloridos, esses são chamados de fotoquimicamente ativo. As moléculas dos reagentes fotoquimicamente ativos são ativadas energeticamente quando absorvem energia luminosa (REIS, 2010).

Alguns exemplos de reações desse tipo:

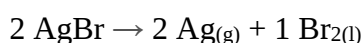
- Reação entre gás hidrogênio e gás cloro: muito lenta na ausência de luz.



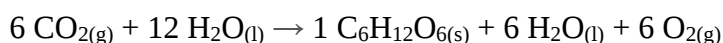
- Reação entre gás hidrogênio e gás cloro: essa reação é mais rápida na presença de luz.



- Reação de fotólise (quebra) pela luz), que ocorre em chapas fotográficas tradicionais.



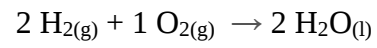
- Reação de fotossíntese simplificada, elaborada pelos vegetais verdes clorofilados:



Algumas reações são ativadas pela passagem de corrente elétrica ou pela eletricidade. Um exemplo é a reação entre gás hidrogênio e gás oxigênio, formando água (REIS, 2010).

Se estes reagentes forem colocados em contato, num recipiente de material inerte (quartzo), isolados do meio externo, a reação poderá levar séculos para se

completar. Porém se fizermos passar por esse recipiente uma faísca elétrica, a reação se desenvolverá em poucos segundos (REIS, 2010).



2. Roteiro Experimental

Nesta parte, serão apresentados três experimentos na forma de roteiro que pode ser aplicado em sala de aula ou laboratório, todos relacionados ao tema cinética química, com o intuito de ensinar por meio de experimentos a matéria discutida em questão.

2.1 Experimento 1: Cinética Química e Temperatura

Utilizou-se dois comprimidos efervescentes, dividiu-se cada comprimido em duas partes, ficando com quatro partes, a última quarta parte dividiu-se novamente em duas partes aproximadamente iguais ficando no total cinco partes. A quinta parte com auxílio de gral e pistilo triturou-se até virar pó (todas as partes foram pesadas).

No primeiro erlenmeyer contendo 100 mL de água gelada 12° C, adicionou-se a parte 1 do comprimido, anotou-se o tempo de dissolução.

No segundo erlenmeyer contendo 100 mL de água na temperatura ambiente 23°C, adicionou-se a parte 2 do comprimido, anotou-se o tempo de dissolução.

No terceiro erlenmeyer contendo 100 mL de água na temperatura próxima a fervura, adicionou-se a parte 3 do comprimido, anotou-se o tempo de dissolução.

No quarto erlenmeyer contendo 100 mL de água na temperatura ambiente, adicionou-se a parte 6 do comprimido, anotou-se o tempo de dissolução.

No quinto erlenmeyer contendo 100 mL de água na temperatura ambiente, adicionou-se a 5 parte (comprimido triturado), anotou-se o tempo de dissolução

2.2 Resultados e Discussão

2.2.1 Experimento 1

Tabela 2: Resultados Experimento 1

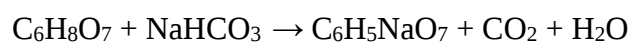
Parte do comprimido	Massa (g)	T.água gelada 12°C	T.ambiente	T 80 a 90°C	V _m = m\ t
1	2,1529	52s			111,92
2	1,8607		30s		55,82
3	1,9177			26s	49,86
4	0,9873		25s		24,68
5	0,9958		4s		3,98

Obteve-se os seguintes resultados e observações para a medição do tempo: em água gelada 12°C o comprimido levou uma quantidade de tempo maior para se dissolver 52 s, e em temperatura ambiente segue a media de 19,66 segundos, e em temperatura de 80° a 90°C atingiu a marca de 26s.

Com isso percebe-se que o comprimido que se dissolveu mais rápido foi o triturado, pois o mesmo por estar triturado possuía uma superfície de contato maior que a das outras partes, facilitando a sua dissolução mesmo não estando em temperatura elevada.

A velocidade média foi calculada com a seguinte formula $V_m = m/t$, após os cálculos de cada velocidade observou-se que quanto menor o fragmento do comprimido, menos tempo ele irá gastar em sua dissolução, assim sua velocidade média será maior.

A equação que traduz a reação do ácido cítrico com bicarbonato é a seguinte:



Levando em consideração a equação utilizada para o cálculo da velocidade média acima, terem-se as seguintes velocidades do ácido cítrico e a do bicarbonato de sódio:

$$V_m = C_6H_8O_7$$

$$V_m = \frac{M}{T}$$

$$V_m = \frac{1,413}{52}$$

$$V_m = 0,027 \text{ g/s}$$

$$V_m = \text{NaHCO}_3$$

$$V_m = \frac{1,854}{52}$$

$$V_m = 0,0356 \text{ g/s}$$

Levando em consideração a velocidade média de tais compostos, quanto ao tempo e número de mols (tendo como referência a equação que traduz a reação acima) obteve-se:

$$V_m = \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$$

$$V_m = \frac{\text{quant.de mols}}{\text{tempo}}$$

$$V_m = \frac{1}{52}$$

$$V_m = 0,01923 \text{ mol s}^{-1}$$

$$V_m = \text{NaHCO}_3$$

$$V_m = \frac{\text{quant.de mols}}{\text{tempo}}$$

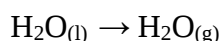
$$V_m = \frac{1}{52}$$

$$V_m = 0,01923 \text{ mol s}^{-1}$$

Pode-se observar que as reações químicas ocorrem em diferentes velocidades e dependendo de fatores diferentes tais como: temperatura, concentração de reagentes, e superfície de contato, esses fatores influenciam diretamente na velocidade das reações. Neste experimento pode-se adquirir conhecimento sobre a cinética química, por se

tratar de um experimento acessível em relação ao custo benefício, o mesmo pode ser aplicado tanto em laboratório quanto em sala de aula, se adequando a realidade das escolas Brasileiras, na qual poucas possuem laboratório de química.

3. Experimento 2: Cinética da Evaporação da Água



Utilizou-se um béquer de 50 ml, pesou-se o béquer em uma balança analítica e em seguida adicionou-se 0,50 g de água da torneira, anotou-se o resultado. O valor encontrado corresponderá ao valor do tempo $t = 0$ segundos.

Ainda com o béquer na balança, continuou-se a medição de 10 em 10 segundos com o auxílio de um cronômetro, até 120 segundos, anotou-se todos os resultados.

3.1 Resultados e Discussão 2

Após anotar todos os resultados, os mesmos se encontram na tabela a seguir.

Massa do béquer seco = 16,6727g

Temperatura ambiente = 26°C

Tabela 3: Resultados obtidos

t (s)	ma_{1(g)} = massa (béquer + água)
0	17,2328
10	17,2327
20	17,2325
30	17,2323
40	17,2321
50	17,2319
60	17,2318
70	17,2316
80	17,2315

90	17,2313
100	17,2312
110	17,2310
120	17,2309

Tabela 4. Valores do tempo (s) e a massa da água m_{a2} (g)

t (s)	$m_{a2}(g)=(\text{massa água+béquer}) - (\text{massa do béquer})$
0	0,5601
10	0,5600
20	0,5598
30	0,5596
40	0,5594
50	0,5592
60	0,5591
70	0,5589
80	0,5588
90	0,5586
100	0,5585
110	0,5583
120	0,5582

Com os resultados obtidos através da tabela 2, fez-se o logaritmo natural (ln) dos resultados, a fim de chegar no resultado esperado do experimento.

$$\text{Ex: } m_{a2} \cdot \ln 0,5601 = - 0,5796$$

Todos os resultados seguem na tabela 5:

Tabela 5: Valores do tempo(s) e $\ln [A]$ calculados.

t (s)	$\ln [A]$
0	0,5796
10	0,5798
20	0,5802
30	0,5805
40	0,5809
50	0,5812
60	0,5814
70	0,5818

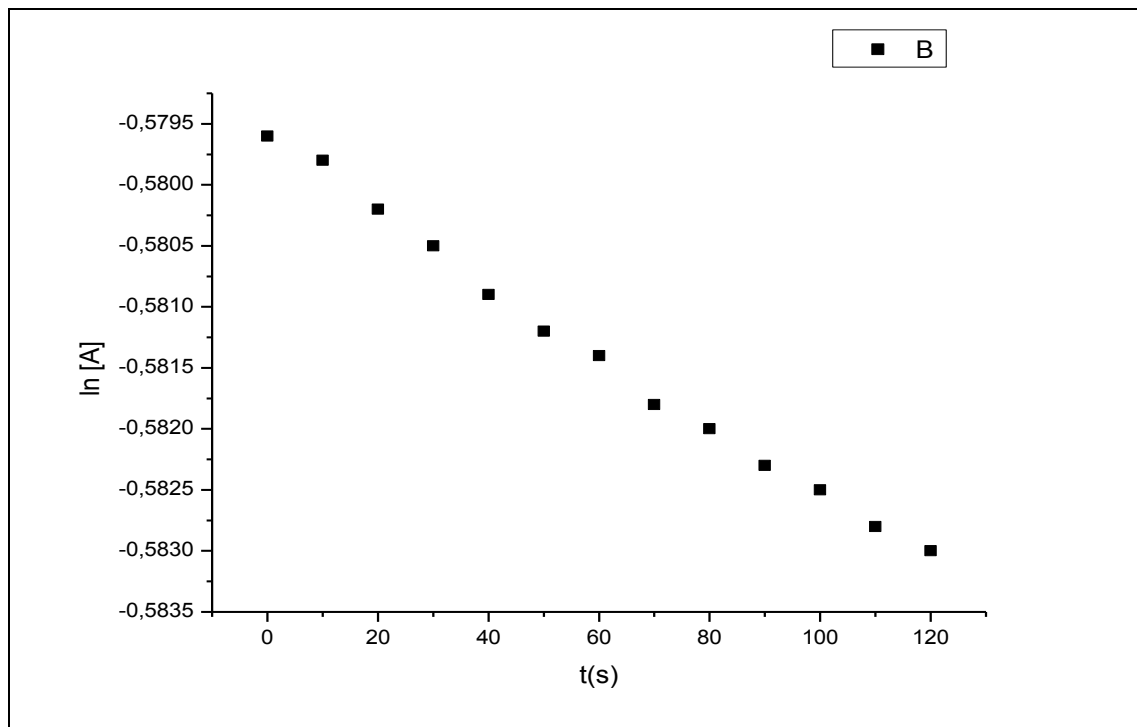
80	0,5820
90	0,5823
100	0,5825
110	0,5828
120	0,5830

Na sequência, tem-se o gráfico nº 1, $\ln[A]$ versus $t(s)$, a partir dos valores encontrados na tabela 5, sendo os valores de $t(s)$ colocados no eixo A, e os valores de $\ln[A]$ no eixo B.

Encontra-se a equação: $Y = -0,57964 - 2,9011 \cdot 10^{-6}X$, e os valores de A (coeficiente angular) e B (coeficiente linear):

$$B = 0,57964$$

$$A = -2,9011 \cdot 10^{-6}$$

Gráfico 1: Evaporação da água

De acordo com o Gráfico n° 1, percebemos uma linearidade que corresponde com as expectativas para o experimento, pois a evaporação da água deve seguir uma linearidade.

Gráfico n°1: Evaporação da Água

Logo a equação da reta é:

$$Y = -0,57964 - 2,9011 \cdot 10^{-6} x$$

Mostrando o valor de k ($\ln[A] = b - kt$)

$$\ln [A] = -0,57964 - 2,9011 \cdot 10^{-6} t$$

$$\text{Portanto } k = 2,9011 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

O gráfico obtido é uma reta, pois a evaporação da água é uma cinética de 1º Ordem, como pode-se ver abaixo:

$$V = k. [H_2O]^1$$

A equação da reta obtida no experimento é:

$$Y = -0,57964 - 2,9011 \cdot 10^{-6} x$$

A reta obtida no experimento possui o coeficiente angular negativo, portanto tem a inclinação para baixo, como deve ser o gráfico de $\ln [A] \cdot t$ (s), portanto o experimento trouxe resultados esperados e satisfatórios, além de poder provar na prática o que estava na teoria. Por se tratar de um experimento de baixo custo, o mesmo pode ser aplicado em sala de aula, para isso é necessário que o professor providencie uma balança analítica, único item indispensável do experimento.

4. Experimento 3: Velocidade das Reações : Oxidação do Iodo

4.1 Procedimento Experimental

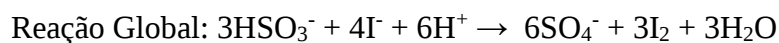
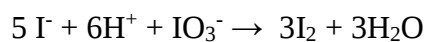
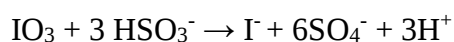
Em uma balança analítica, pesou-se 4,0430g de biodato de potássio $KH(IO_3)_2$. Em seguida adicionou-se água destilada no béquer para dissolver a solução, em um balão volumétrico de 1000mL transferiu-se quantitativamente a solução e completou-se a mesma com água destilada até o menisco.

Em outro béquer, em uma balança analítica pesou-se 0,8617 g de $NaHSO_3$ e 0,2155 g de amido, em seguida dissolveu-se a solução com água destilada, transferiu-se quantitativamente para um balão volumétrico de 100mL completou-se a mesma com água destilada até o menisco.

Preparadas as soluções A e B, em uma estante de tubos de ensaio, colocou-se soluções A e B de acordo com a tabela 6. Verteram-se os dois tubos de ensaio em um béquer e disparou-se o cronometro (ver tabela 6), anotando-se o tempo.

4.2 Resultados e Discussão 3

O inicio da reação pode ser representado da seguinte forma:



Na reação rápida do experimento, o iodo molecular (I_2) forma com o amido presente na solução, uma substância azul que indica que a reação se processou até esse ponto.

Determinando a concentração da solução A de biodato de potássio $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$

1mL ----- $4,043 \cdot 10^{-3} \text{g}$ de $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$

1mL (sol.A) ----- X

$$X = 0,004043$$

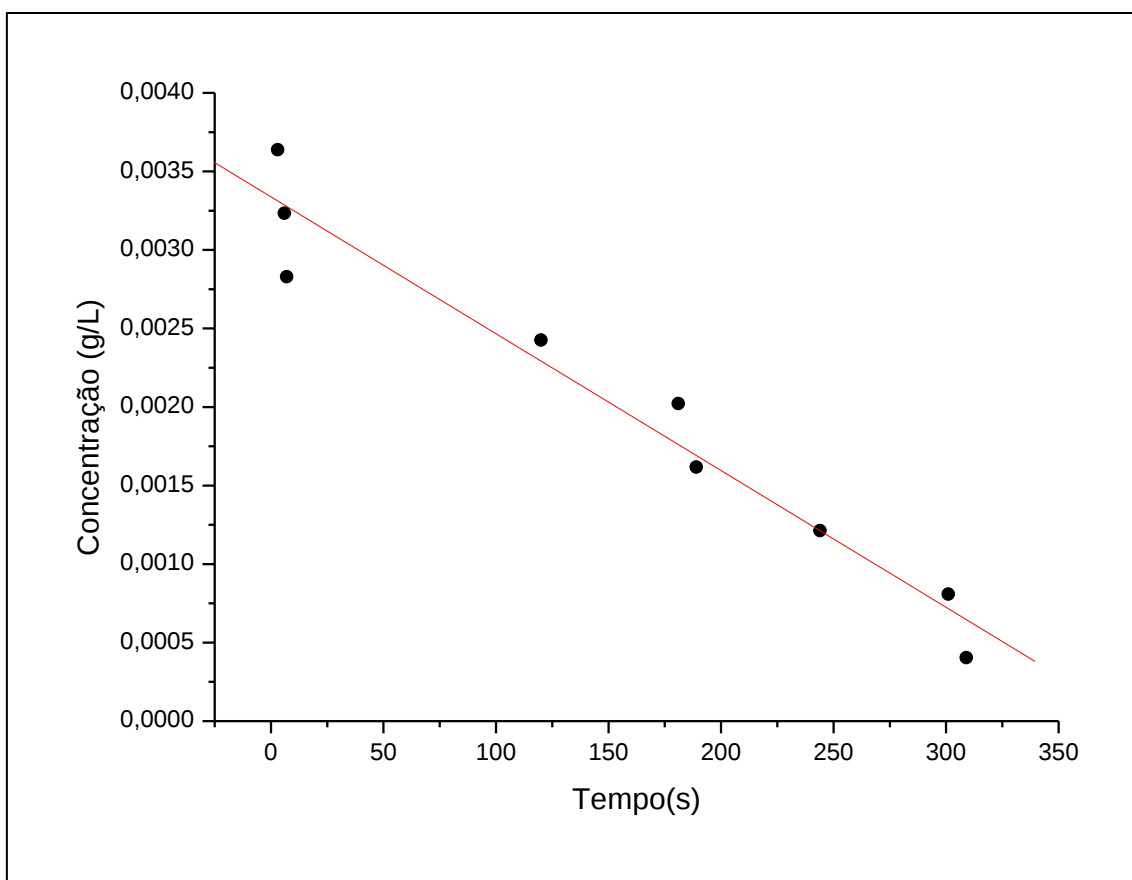
$$C(\text{g/L}) = X / (\text{Vol. Sol.A} + \text{Vol. H}_2\text{O})$$

Segue na tabela 6 todos os resultados obtidos

Tabela 6: Resultados Obtidos

Solução A (mL)	H₂O (mL)	C (g/L)	Solução B (mL)	Tempo (s)
1	9	0,44	10	308
2	8	0,005	10	301
3	7	0,57	10	244
4	6	0,66	10	189
5	5	0,80	10	181
6	4	1,00	10	120
7	3	1,33	10	7
8	2	2,00	10	6
9	1	4,00	10	3

De acordo com a tabela 6, quando a concentração da solução A vai aumentando, o tempo da reação vai diminuindo ou seja, quando a concentração da Solução A é muito baixa a reação fica mais lenta, e quando a concentração aumenta a reação ficara bem mais rápida, demorando apenas segundos para o ponto de viragem.

Gráfico 2: Resultado obtido

No Gráfico acima obtive-se uma reta, que era o esperado. Neste experimento pode-se aprender mais sobre a cinética e colocar em prática o embasamento teórico mostrado anteriormente. Em sala de aula é um experimento viável de se aplicar, e com isso dar mais bagagem de conhecimento para os alunos.

5.CONCLUSÃO

A proposta deste trabalho foi fazer uma abordagem sobre a cinética química e os fatores que a influenciam, posteriormente foi-se elaborados três roteiros experimentais como proposta de aula em sala de aula ou laboratório. Com isso obteve-se resultados satisfatórios nos conteúdos aplicados, pois percebeu-se que são experimentos de fácil acesso custo benefício e os temas abordados são de elevado grau de aprendizado para os alunos poderem executá-lo.

6.Referências Bibliográficas

ATKINS,P. W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3 ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965p.

ATKINS, P. W.; PAULA, J., **Físico- Química**, 8ªed. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

BALL, David W. Físico-Química. Thomson, 2005, 877p.

CONSTANTINO, M. G; da Silva G. V. J; DONATE, P. M. **Fundamentos de Química Experimental**. 2. ed. São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2014.

FONSECA, M. R. M. **Química: meio ambiente, cidadania, tecnologia-** Volume 1.1.Ed. São Paulo: Editora FTD, 2010.

MAHAN, B. M.; MYERS. R. J., **Química um curso universitário**, trad. da quarta edição americana. São Paulo, SP: Editora Blücher, 1995.

PERUZZO.F.M.; CANTO.E.L., **Química na abordagem do cotidiano**, volume 1, 4ª edição, ed moderna, São Paulo, 2006.

SOUZA A. A; de Farias R. F. **Cinética Química: Teoria e prática**, Campinas, SP: Editora Átomo, 2008.

SOUZA, Edward. **Fundamentos de Termodinâmica e Cinética Química**. Belo Horizonte. Editora UFMG, 2005.

WILDSON, L. P. S.; GERSON. S.,**Química e sociedade-** volume único. São Paulo: Nova Geração, 2005.

