

EXPERIMENTO DA REAÇÃO DE LANDOLT COMO METODOLOGIA ATIVA PARA O ENSINO DE CINÉTICA QUÍMICA EM CURSOS DE ENGENHARIA

João L. Melo de Oliveira – joao_lucasm@gmail.com

Alexandre Saron – alexandre.saron@sp.senac.br

Centro Universitário Senac – Santo Amaro

Avenida Engenheiro Eusébio Stevaux, 823 – Santo Amaro

04696-000 – São Paulo – São Paulo

Resumo: Este trabalho tem como objetivo desenvolver uma Unidade de Ensino Direcionada e Potencialmente Significativa (UEDPS) utilizando o experimento da Reação de Landolt como metodologia ativa para o ensino de cinética química, na disciplina de Química Geral e Experimental, a ser aplicada aos alunos de cursos de engenharia. Através de experimentos laboratoriais e pesquisa bibliográfica, o foco é desenvolver uma proposta de metodologia ativa para o processo de ensino-aprendizagem para que os alunos compreendam, principalmente, como a concentração dos reagentes e a temperatura podem influenciar na velocidade de uma reação química. Este trabalho se justifica com a observação de que é necessário incluir o estudo de cinética química na disciplina, pois esse conhecimento será usado pelos estudantes em disciplinas futuras.

Palavras-chave: Metodologias ativas, cinética química, Reação de Landolt, relógio químico

1 INTRODUÇÃO

A área da engenharia, que é de extrema importância para o desenvolvimento tecnológico e econômico do país, exige cada vez mais o conhecimento técnico, isto é, saber fazer. Por isso, a adoção de metodologias ativas nos cursos de engenharia é uma importante ferramenta no aprendizado, uma vez que o aluno pode visualizar a teoria da sala de aula na prática e permite que o mesmo tenha autonomia na construção do conhecimento, tendo o professor o papel de orientador e mediador.

Segundo Carvalho, Porto e Belhot (2001 apud SARON, 2017):

(...) as escolas de engenharia precisam ensinar seus alunos mais que conceitos e fórmulas, elas precisam prepará-los para buscar novos conhecimentos, identificar o que é importante e aplicá-los adequadamente, obtendo resultados diferenciados, uma vez que é uma área importante para o desenvolvimento econômico e social do país (CARVALHO, PORTO e BELHOT, 2001 apud SARON, 2017, p. 99).

Sendo assim, este trabalho tem como objetivo desenvolver uma Unidade de Ensino Direcionada e Potencialmente Significativa (UEDPS) utilizando o experimento da Reação de Landolt como metodologia ativa para o ensino de cinética química, na disciplina de Química Geral e Experimental, a ser aplicada aos alunos de cursos de engenharia. Através de experimentos laboratoriais e pesquisa bibliográfica, o foco é desenvolver uma proposta de metodologia ativa para o processo de ensino-aprendizagem para que os alunos compreendam, principalmente, como a concentração dos reagentes e a temperatura podem influenciar na velocidade de uma reação química.

Este trabalho tem fundamental importância, pois se observou a necessidade de incluir na disciplina de Química Geral e Experimental o ensino da cinética química, uma vez que o conhecimento obtido pode ser aplicado em disciplinas futuras, como por exemplo, na disciplina de Química Ambiental I da Engenharia Ambiental e Sanitária, na qual os conhecimentos de cinética química podem ser aplicados aos estudos de Demanda Bioquímica de Oxigênio ($\text{DBO}_{5,20}$), que é um dos parâmetros do Índice de Qualidade de Águas (IQA) estudado nessa disciplina. Os conhecimentos de cinética química também são muito valiosos na indústria.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 Metodologias ativas

José Moran (2018) define metodologias ativas como “estratégias de ensino centradas na participação efetiva dos estudantes na construção do processo de aprendizagem, de forma flexível, interligada e híbrida”.

O ser humano aprende quando outro mais experiente fala e explica, mas também quando há envolvimento direto com experimentação, perguntas, projetos, atividades e pesquisas. Na educação as metodologias dedutivas são predominantes. Isto é, primeiro o professor explica a teoria e transmite o conhecimento e depois o aluno deve aplicar esse conhecimento em situações mais específicas, como resolução de problemas, experimentos e projetos (MORAN, 2018). De acordo com o autor:

As metodologias ativas dão ênfase ao papel protagonista do aluno, ao seu envolvimento direto, participativo e reflexivo em todas as etapas do processo, experimentando, desenhando, criando, com orientação do professor, a aprendizagem híbrida destaca a flexibilidade, a mistura e compartilhamento de espaços, tempos, atividades, materiais, técnicas e tecnologias que compõem esse processo ativo (MORAN, 2018, p. 4).

O que se pode observar é que a transmissão do conhecimento e da teoria do professor para o aluno é importante, porém esse não deve ser o único método de aprendizagem, pois se o aluno não aplica esse conhecimento, ele não aprende de verdade e o conhecimento não é fixado. Além disso, o aluno fica com sentimento de que o que ele aprendeu não faz sentido algum, pois ele não vivenciou nenhuma experiência ou atividade que mostre a aplicação do conhecimento transmitido pelo professor (MORAN, 2018).

Segundo Moran (2018, p. 9), “a aprendizagem mais profunda requer espaços de prática frequentes (aprender fazendo) (...). Por isso, é importante o estímulo multissensorial e a valorização dos conhecimentos prévios dos estudantes para “ancorar” os novos conhecimentos”.

A aprendizagem através de experimentações, *design* e a aprendizagem *maker* (faça você mesmo) são as expressões atuais da aprendizagem ativa. Para tornar visíveis os processos, os conhecimentos, as competências e aplicações, as experiências e metodologias ativas precisam estar em sintonia com a reflexão e a teoria transmitida ao aluno para cada atividade realizada, seja um experimento, atividade, projeto, etc. (MORAN, 2018).

2.2 Cinética química

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. De acordo com John B. Russel (1994):

A cinética química é o estudo das velocidades e mecanismos das reações químicas. A velocidade de uma reação é a medida da rapidez com que se formam os produtos e se consomem os reagentes. O mecanismo de

uma reação consiste na descrição detalhada da sequência de etapas individuais que conduzem os reagentes aos produtos. A equação simplificada para uma reação não exibe essas etapas, mostrando apenas a modificação global, resultado final de todas as etapas que participam do mecanismo (RUSSEL, 1994, p. 624).

Segundo Russel (1994, pg. 634) "A ordem de uma reação é a soma dos expoentes aos quais estão elevadas as concentrações, na equação de velocidade. A ordem em relação a uma espécie é o expoente da concentração dessa espécie na equação".

Assim, por exemplo, a reação cuja equação de velocidade é "Equação 1".

$$-\frac{d[X]}{dt} = k[X][Y]^2 \quad (1)$$

É dita de primeira ordem em relação à [X], de segunda ordem em relação à [Y] e, a partir da soma dos expoentes, de terceira ordem global (RUSSEL, 1994).

Para se determinar o valor numérico da constante k para reações de primeira ordem e segunda ordem podem ser usados os métodos da velocidade inicial, que consiste na análise matemática entre a concentração inicial e a velocidade inicial, ou o método gráfico, que consiste na linearização de uma curva obtida a partir de dados experimentais das concentrações dos reagentes e os tempos de reação (RUSSEL, 1994).

Segundo Russel (1994), a partir da equação do método da velocidade inicial e métodos de cálculo é possível mostrar que para uma reação de primeira ordem é verdadeira a relação representada pela "Equação 2".

$$\ln [A] = -kt + \ln [A]_0 \quad (2)$$

Essa relação possui a forma de uma equação de reta, como mostra a "Equação 3".

$$y = mx + b \quad (3)$$

Assim, para uma reação de primeira ordem, a representação gráfica do logaritmo natural de [A] em função do tempo resulta em uma reta com inclinação $-k$ (RUSSEL, 1994).

Para reações de segunda ordem o método da velocidade inicial também é válido. Segundo Russel (1994), para o método gráfico de uma reação de segunda ordem verifica-se que é verdadeira a relação mostrada na "Equação 4".

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0} \quad (4)$$

Comparando esta equação com a "Equação (3)", verifica-se que o gráfico resulta em uma reta de inclinação igual a k . Este tipo de gráfico resultará numa reta somente para reações de segunda ordem (RUSSEL, 1994).

Para reações de outras ordens, como ordem igual à zero, ordem negativa, terceira ordem e ordens fracionárias devem ser aplicados os métodos das velocidades iniciais para determinação das ordens e do coeficiente k (RUSSEL, 1994).

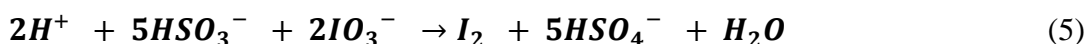
Quando se eleva a temperatura de uma reação, a mesma ocorre com maior velocidade, pois maior temperatura significa mais energia e agitação das moléculas, fazendo com que haja mais colisões efetivas entre os reagentes, acelerando a reação. Ou seja, quanto maior for a temperatura, maior será a constante k e mais rápida será a reação. Isso explica, por exemplo, por que alimentos estragam mais rapidamente fora da geladeira, onde a temperatura é mais elevada (PERUZZO, CANTO, 2007).

2.3 Reação de Landolt

A reação de Landolt consiste em uma solução de iodato de potássio (KIO_3) que é adicionada a uma solução acidificada de bissulfito de sódio (NaHSO_3) contendo amido, que atua como indicador de iodo, formando um complexo azul, que após certo tempo de reação, a mistura inicialmente incolor torna-se subitamente azul (COELHO, 2012).

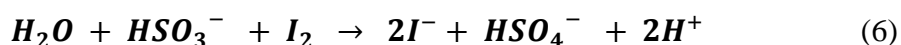
Reações ocorrentes:

O iodo e o íon sulfato de hidrogênio são gerados pela reação representada pela "Equação (5)".

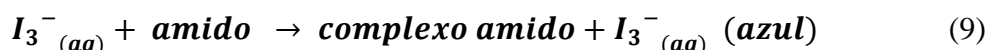


A reação representada pela "Equação (5)" constitui a etapa determinante da velocidade estudada.

O iodo continua a ser consumido, como mostra a reação representada pela "Equação (6)".



Quando se atinge o ponto em que todo o bissulfito é consumido, o iodo fica liberado para formar o íon tri-iodeto e o complexo azul com o amido presente como mostram as reações, que são representadas pela "Equação (7)", "Equação (8)", "Equação (9)", em sequencia.



2.4 A importância da cinética química no contexto da indústria 4.0

As reações químicas industriais são projetadas para produzirem determinado produto em uma determinada quantidade. Para se chegar no produto desejado há um processo em que o reagente passa por uma série de processos químicos e físicos de modo a se obter o produto final. Este processo pode ser complexo ou simples, como apenas um tanque de mistura. Economicamente, este pode não ter uma alta relevância, porém se tratando das reações químicas que ocorrem, estas podem significar o sucesso ou fracasso econômico de um processo, uma vez que estas reações representam o coração da indústria (LEVENSPIEL, 2000). De acordo com Kagerman (2013) apud Souza e Gasparetto (2018):

Com o desenvolvimento da indústria 4.0, empresas serão capazes de customizar produtos e serviços de forma lucrativa, de acordo com as características exigidas pelos clientes. Nessas organizações haverá maior flexibilidade na produção e redução de retrabalho, visto que alterações nos produtos poderão ser realizadas a qualquer tempo e falhas serão identificadas ainda na produção. Em decorrência, haverá melhorias nos processos produtivos, na engenharia de produtos, na cadeia de suprimentos e no gerenciamento do ciclo de vida (KAGERMAN, 2013 apud SOUZA, GASPARETTO, 2018).

Nesse contexto, para se ter um benefício econômico de um processo não basta minimizar os custos apenas nas etapas físicas e na construção do próprio reator. Para se ter uma otimização da eficiência e minimização dos custos dos processos com reagentes é necessário conhecer a reação ou as reações químicas que ocorrem naquela etapa. Em outras palavras, a análise econômica global do processo deve ser considerada (LEVENSPIEL, 2000).

O projeto de um reator exige conhecimento e experiência em várias áreas como termodinâmica, cinética química, mecânica dos fluidos, análise econômica, etc. Nesse contexto, a cinética química é muito importante para conhecer o que um reator é capaz de

fazer. Segundo Octave Levenspiel (2000), a “Equação 10” é chamada de equação de desempenho. Esta equação, que envolve diretamente a cinética química, é importante para se comparar diferentes projetos e condições a fim de se chegar a uma otimização do desempenho do processo e a minimização dos custos com a operação (LEVENSPIEL, 2000).

$$saída = f(entrada, cinética, contato) \quad (10)$$

3 METODOLOGIA

A fim de se chegar ao objetivo do desenvolvimento de uma UEDPS para ensino de cinética química foram levantados dados secundários, a partir de revisão bibliográfica, como fundamentação teórica do trabalho, caracterizando assim a pesquisa bibliográfica. Para se obter a melhor metodologia de experimentação foram realizados testes do experimento a ser aplicado em laboratório, caracterizando a pesquisa experimental. Para verificar a influência da temperatura e da concentração dos reagentes na velocidade das reações será utilizada a Reação de Landolt. A seguir estão listados os materiais necessários para a realização dos experimentos e os procedimentos a serem seguidos.

3.1 Materiais

Iodato de potássio (KIO_3), Bissulfito de sódio ($NaHSO_3$), Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado, água destilada, amido de milho, balança, pipetas, béqueres, dois balões volumétricos de 1000 mL, cronômetro, banho-maria, termômetro e geladeira ou gelo.

3.2 Procedimentos para o preparo das soluções A e B

Preparar a solução A: Dissolver 2,0 g de KIO_3 em 1000 mL de água destilada.

Preparar a solução B: Dissolver 2,0 g de amido de milho em 500 mL de água destilada fervente, misturar bem e deixar esfriar. Depois de esfriada a solução B, adicionar à mesma 0,40 g de $NaHSO_3$ + 1,7 mL de H_2SO_4 concentrado. Em seguida, diluir a solução em um balão volumétrico com água destilada até completar 1000 mL.

3.3. Procedimentos para realização dos experimentos

Para verificar a variação da velocidade da reação em função da concentração e da temperatura serão preparadas cinco diluições da solução B, denominadas B1, B2, B3, B4 e B5, conforme a “Tabela 1”.

Tabela 1 – Concentração de bissulfito de sódio para cada concentração de B

Solução	Volume em mL da solução B	Volume em mL de água destilada	Concentração em mol/L de bissulfito de sódio ($NaHSO_3$)
B1	10	0	$3,85 \times 10^{-3}$
B2	8	2	$3,08 \times 10^{-3}$
B3	6	4	$2,31 \times 10^{-3}$
B4	5	5	$1,925 \times 10^{-3}$
B5	4	6	$1,54 \times 10^{-3}$

Fonte: autoria própria.

Para todos os experimentos será utilizada a quantidade padrão de 10 mL da solução A. O primeiro experimento será em temperatura ambiente. Cada béquer contendo uma diluição diferente da solução B deve ser misturado com 10 mL da solução A e ao mesmo tempo acionar o cronômetro. Assim que uma mistura se tornar azul deve ser anotado o tempo que levou para que se tornasse azul, ou seja, o tempo que a reação levou para se concluir. Esse procedimento será repetido cinco vezes em temperatura ambiente, cinco vezes em temperatura à $10^\circ C$ e cinco vezes em temperatura à $45^\circ C$, anotando-se os tempos obtidos para cada temperatura em uma tabela. Para os procedimentos à $10^\circ C$ e $45^\circ C$ deverão ser utilizados o freezer e o banho-maria, respectivamente, com auxílio de termômetro. Para a segunda etapa

do experimento será repetida a etapa anterior, mas dessa vez a quantidade padrão de solução B a ser utilizada será de 10 mL. Para a solução A serão feitas as mesmas diluições que foram feitas para a solução B na etapa anterior, conforme a "Tabela 2".

Tabela 2 – Concentração de iodato de potássio para cada concentração de A

Solução	Volume em mL da solução A	Volume em mL de água destilada	Concentração em mol/L de iodato de potássio (KIO ₃)
A1	10	0	$9,35 \times 10^{-3}$
A2	8	2	$7,48 \times 10^{-3}$
A3	6	4	$5,61 \times 10^{-3}$
A4	5	5	$4,675 \times 10^{-3}$
A5	4	6	$3,74 \times 10^{-3}$

Fonte: autoria própria.

3.4. Procedimentos para tratamento dos resultados dos experimentos

Depois de obtidos os valores dos tempos das reações para cada temperatura serão realizados os cálculos das médias dos tempos considerando um intervalo de confiança bicaudal de 95%. Com os dados obtidos a partir dos experimentos serão montados gráficos e tabelas que representarão a velocidade da reação em segundos, em função da concentração e da temperatura. Esses gráficos serão úteis na interpretação dos resultados das variações de concentração e temperatura e como influenciaram a velocidade da reação. Com os dados obtidos também serão determinadas as leis de velocidade de reação para cada temperatura, seus respectivos valores de coeficiente de velocidade k e a ordem da reação global. Para se obter a reação global, devem ser somadas as reações de cada etapa da reação, que são representadas pela "Equação (5)" e "Equação (6)". Assim, a lei de velocidade da reação será representada pela "Equação (11)".

$$v = k [HSO_3]^x [IO_3]^y \quad (11)$$

4 RESULTADOS

A "Tabela 4" apresenta os resultados para o experimento variando a concentração de bissulfito.

Tabela 4 – Resultados do experimento variando a concentração de bissulfito

Concentração de bissulfito	Tempo (10°C) em segundos	Tempo (25°C) em segundos	Tempo (45°C) em segundos
B1 (3,85E-3 mol/L)	$11,7 \pm 1,2$	$5,4 \pm 0,4$	$5,0 \pm 0,2$
B2 (3,08E-3 mol/L)	$14,3 \pm 1,2$	$7,2 \pm 0,4$	$6,6 \pm 0,2$
B3 (2,31E-3 mol/L)	$22,2 \pm 1,3$	$9,8 \pm 0,2$	$9,1 \pm 0,2$
B4 (1,925E-3 mol/L)	$27,7 \pm 1,1$	$12,6 \pm 0,5$	$11,8 \pm 0,2$
B5 (1,54E-3 mol/L)	$42,0 \pm 1,0$	$17,0 \pm 0,6$	$15,0 \pm 0,3$

Fonte: autoria própria.

A "Tabela 5" apresenta os resultados para o experimento variando a concentração de iodato.

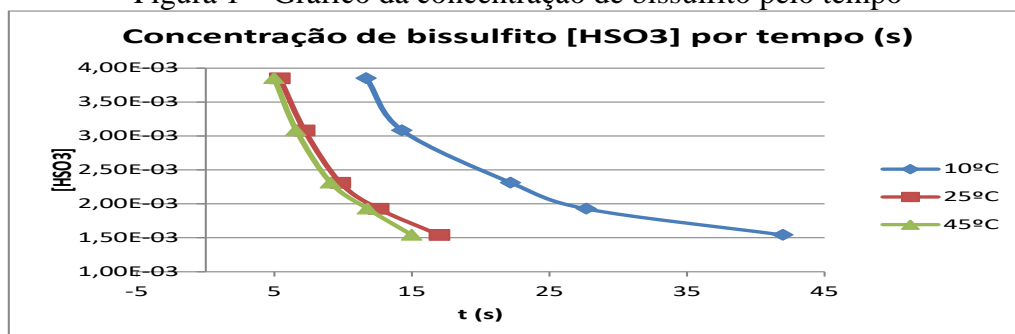
Tabela 5 – Resultados do experimento variando a concentração de iodato

Concentração de iodato	Tempo (10°C) em segundos	Tempo (25°C) em segundos	Tempo (45°C) em segundos
A1 (9,35E-3 mol/L)	11,7 ± 1,2	5,4 ± 0,4	5,0 ± 0,2
A2 (7,48E-3 mol/L)	15,0 ± 0,8	7,5 ± 0,1	6,5 ± 0,2
A3 (5,61E-3 mol/L)	22,5 ± 1,0	10,3 ± 0,3	9,0 ± 0,2
A4 (4,675E-3 mol/L)	27,0 ± 1,6	12,6 ± 0,5	11,0 ± 0,2
A5 (3,74E-3 mol/L)	33,3 ± 1,8	15,5 ± 0,8	14,2 ± 0,2

Fonte: autoria própria.

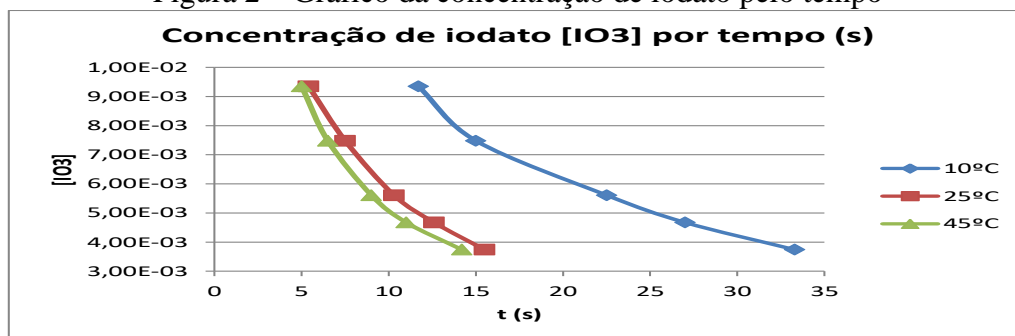
Na “Figura 1” e “Figura 2” estão representados graficamente os dados apresentados na “Tabela 4” e “Tabela 5”, respectivamente.

Figura 1 – Gráfico da concentração de bissulfito pelo tempo



Fonte: autoria própria.

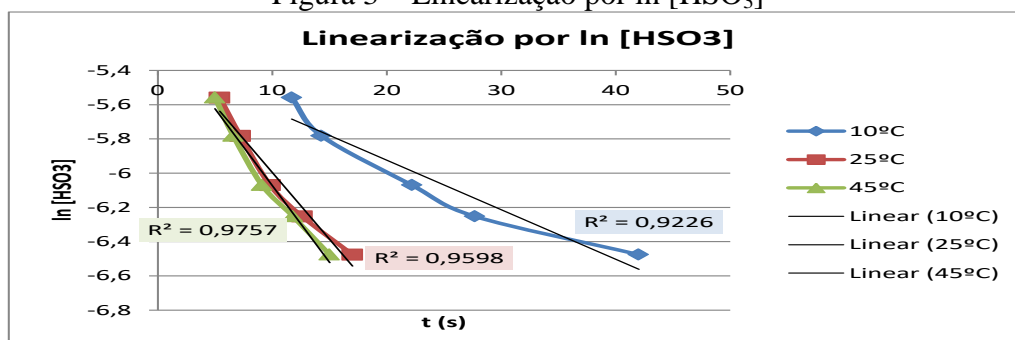
Figura 2 – Gráfico da concentração de iodato pelo tempo



Fonte: autoria própria.

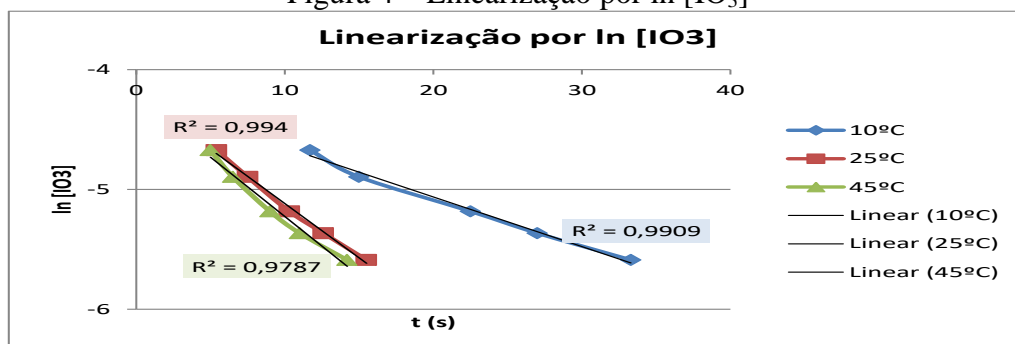
A “Figura 3” apresenta a linearização por $\ln [\text{HSO}_3]$ do gráfico apresentado na “Figura 1”, assim como a “Figura 4” apresenta a linearização por $\ln [\text{IO}_3]$ do gráfico apresentado na “Figura 2”.

Figura 3 – Linearização por $\ln [\text{HSO}_3]$



Fonte: autoria própria.

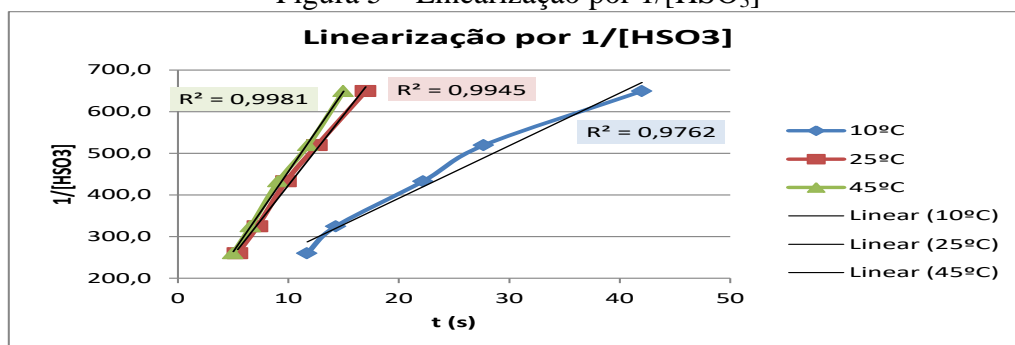
Figura 4 – Linearização por $\ln [IO_3]$



Fonte: autoria própria.

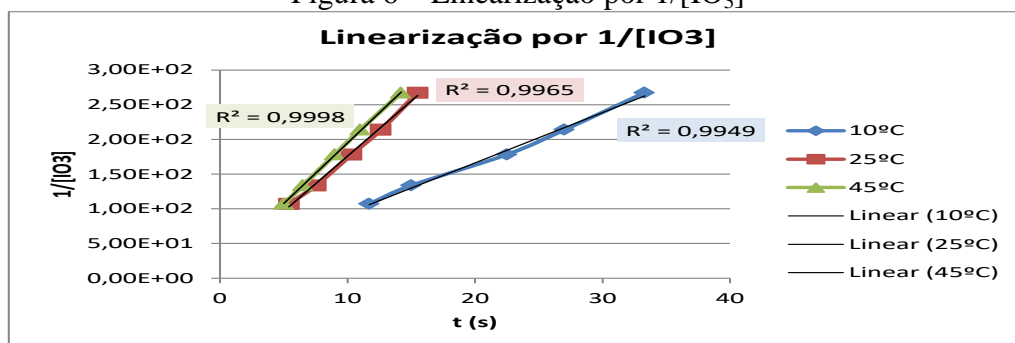
A “Figura 5” apresenta a linearização por $1/[HSO_3]$ do gráfico apresentado na “Figura 1”, assim como a “Figura 6” apresenta a linearização por $1/[IO_3]$ do gráfico apresentado na “Figura 2”.

Figura 5 – Linearização por $1/[HSO_3]$



Fonte: autoria própria.

Figura 6 – Linearização por $1/[IO_3]$



Fonte: autoria própria.

A linearização em que se aplica o logaritmo natural à concentração de um reagente ($\ln [X]$) pode indicar uma reação de primeira ordem em relação àquele reagente. Analogamente, a linearização em que se aplica o inverso da concentração de um reagente ($1/[X]$) indica uma reação de segunda ordem em relação ao reagente em questão. Os valores de R^2 mostrados nas figuras indicam o quanto a correlação de uma linearização é boa. Em outras palavras, quanto mais próximo de 1 for o valor de R^2 , melhor é a correlação e consequentemente mais confiável é a linearização.

A partir dos dados obtidos dos experimentos é possível determinar a ordem de reação para cada reagente, a ordem total da reação e o valor da constante de velocidade k para cada temperatura. Esses resultados estão apresentados na “Tabela 6”.

Tabela 6 – Ordens de reação para cada reagente, ordem total da reação e valores de k para cada temperatura

	10°C	25°C	45°C
Ordem em relação a $[\text{HSO}_3]$	0,9	1,2	1,2
Ordem em relação a $[\text{IO}_3]$	2,1	2,4	2,1
Ordem total da reação	3	3,6	3,3
Valor de k	2175	101285	26951

Fonte: autoria própria.

Exemplificando o método das velocidades iniciais, a seguir será demonstrado o cálculo para ordem de reação em relação a $[\text{HSO}_3]$ e $[\text{IO}_3]$ e o valor da constante k a 45°C. Serão escolhidos 3 experimentos como mostra a “Tabela 7”. Para se descobrir a ordem de reação em relação aos reagentes é calculada a razão entre as concentrações e a razão entre suas velocidades iniciais. A razão entre as concentrações é elevada a uma variável x , por exemplo, e igualada com a razão entre as velocidades como mostra a “Equação 12”. Calculado o valor de x , este será o valor da ordem em relação àquele reagente.

Tabela 7 – Método das velocidades iniciais

$[\text{HSO}_3]$	$[\text{IO}_3]$	Velocidade inicial	
0,00385	0,00935	0,00187	
0,00385	0,00748	0,00115	
0,00308	0,00935	0,00142	
	Razão entre as concentrações	Razão entre as velocidades iniciais	Ordem de reação
$[\text{HSO}_3]$	0,8	0,759	1,2
$[\text{IO}_3]$	0,8	0,615	2,1

Fone: autoria própria.

$$0,8^x = 0,759 \Rightarrow x = 1,2 \quad (12)$$

Com os valores das ordens de cada reagente é possível calcular o valor de k . Utilizando os valores de um experimento qualquer como o primeiro experimento da “Tabela 7”, por exemplo, substituindo os valores na “Equação 11” é possível isolar a constante k e obter seu valor como mostra a “Equação 13”.

$$\frac{0,00187 \text{ M/s}}{(0,00385 \text{ M})^{1,2} \cdot (0,00935 \text{ M})^{2,1}} = k \Rightarrow k \cong 26951 \frac{1}{\text{M}^2 \text{ s}} \quad (13)$$

5 CONSIDERAÇÕES FINAIS

A cinética química é uma importante ferramenta para o desenvolvimento de projetos de engenharia e otimização de processos, uma vez que com esse conhecimento é possível entender como as reações químicas se comportam e as manipular de acordo com a necessidade do projeto ou do processo industrial.

Esta metodologia desenvolve o aprendizado e a competência de conhecimentos técnicos, que são imprescindíveis para uma formação básica do aluno de engenharia, como a organização de dados experimentais em tabelas e gráficos e interpretação dos mesmos; uso de diversas funções do Excel; conceitos fundamentais de química analítica; conceitos matemáticos e estatísticos; minimização de erros experimentais e boas práticas de laboratório.

Outro ponto importante a se destacar é que o experimento utilizado nesta metodologia tende a prender a atenção dos alunos e despertar o interesse pela busca e construção do

conhecimento para entender o que ocorre no experimento e como a concentração e a temperatura influenciam diretamente na velocidade da reação. Também é válido comentar que o método das velocidades iniciais para determinação de ordem de reação e valor da constante k é mais confiável que os métodos gráficos, sendo que esses métodos gráficos servem como apoio, mas não devem ser tiradas conclusões a partir deles, pois suas correlações são boas para primeira e segunda ordem, o que também explica os expoentes fracionários, ou seja, não inteiros.

REFERÊNCIAS

COELHO, Pedro. **Reação de Landolt – Relógio de iodo**. 2012. Disponível em: <https://www.engquimicasantosp.com.br/2012/03/reacao-de-landolt.html>. Acesso em: 17/02/2019

LEVENSPIEL, Octave. **Engenharia das reações químicas**. v. 1 e 2, 3ª ed. São Paulo: Blucher, 2000.

MORAN, José. **Metodologias ativas para uma aprendizagem mais profunda**. In: Metodologias ativas para uma educação inovadora: uma abordagem teórico-prática. Lilian Bacich e José Moran (Organizadores). Porto Alegre: Penso, 2018.

PERUZZO, Francisco Miragaia, CANTO, Eduardo Leite. **Química na abordagem do cotidiano**. São Paulo: Moderna, 2007.

RUSSELL, John. B. **Química Geral**. v. 1 e 2, 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SARON, Alexandre. **Aprendizagem de índice de qualidade da água a partir da aplicação de uma unidade de ensino potencialmente significativa**. In: Revista Educação Online. Rio de Janeiro: n. 25, mai-ago 2017, p. 87-101.

SOUZA, Elana Silva de, GASPARETTO, Valdirene. **Características e impactos da indústria 4.0: Percepção de estudantes de ciências contábeis**. In: Anais XXV Congresso Brasileiro de Custos. Vitória, 2018. Disponível em: <https://anaiscbc.emnuvens.com.br/anais/article/view/4570/4571>. Acesso em: 11/04/2019

LANDOLT'S REACTION AS AN ACTIVE METHODOLOGY FOR CHEMICAL KINETICS TEACHING IN ENGINEERING COURSES

Abstract: *This paper aims to develop a Directed and Potentially Significant Teaching Unit (DPSTU) using the Landolt Reaction experiment as an active methodology for chemical kinetics teaching, in the General and Experimental Chemistry discipline, to be applied to students of engineering courses. Through laboratory experiments and bibliographical research, the focus is to develop a teaching-learning active methodology proposal for students to understand, mainly, how reagent concentration and temperature can influence the speed of a chemical reaction. This work is justified by the observation that it is necessary to include the study of chemical kinetics in the discipline, since this knowledge will be used by students in future disciplines.*

Key-words: *Active methodologies, chemical kinetics, Landolt's Reaction, chemical clock*