



CINÉTICA QUÍMICA



EXERCÍCIOS APROFUNDADOS 2020 - 2022





CINÉTICA QUÍMICA

As reações químicas também podem ter velocidade! Não fique pra trás no vestibular com as nossas aulas de Cinética Química.

Esta subárea é composta pelos módulos:

1. Exercícios Aprofundados: Cinética Química



CINÉTICA QUÍMICA

1. (UEM 2013) As tabelas a seguir se referem às velocidades de reações de decomposição de duas substâncias hipotéticas XZ_2 e A_2D_3 , em meio aquoso à temperatura constante.

Concentração inicial XZ_2 em mol/L	Velocidade da reação em mol/(L.h)
0,1	0,05
0,2	0,15

Concentração inicial de A_2D_3 em mol/L	Velocidade da reação em mol/(L.h)
0,1	0,1
0,2	0,4

Sabendo que a velocidade de reação de uma substância J é dada por $v = k[J]^m$, onde os números k e m são determinados experimentalmente, e supondo que somente k dependa da temperatura em que a reação ocorre, e levando em conta os seus conhecimentos, assinale o que for **correto**.

01. A constante m para a reação de decomposição da substância XZ_2 é $\log_2 6$.

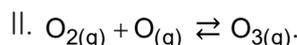
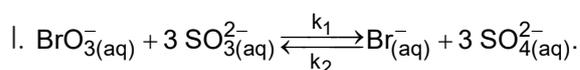
02. O gráfico da velocidade da reação de decomposição de A_2D_3 (em mol/(L.h)), vista como função da concentração (em mol/L) de A_2D_3 , é um arco de parábola.

04. Se a regra de van't Hoff é válida para a decomposição de XZ_2 , o valor de k dobra, se considerarmos a equação de velocidade da reação a uma temperatura 10°C maior.

08. Se um catalisador for adicionado à reação, ele acelerará a reação até ser inteiramente consumido.

16. O valor de m para a decomposição de XZ_2 é maior do que para a decomposição de A_2D_3 .

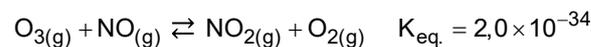
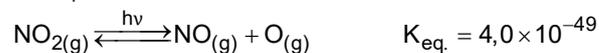
2. (ITA 2017) Considere as reações químicas reversíveis I e II:



A respeito das reações I e II responda às solicitações dos itens a e b, respectivamente:

a. Sabendo que a reação I ocorre em meio ácido e que a sua reação direta é sujeita à lei de velocidade dada por $v = k_1 [\text{BrO}_3^-] [\text{SO}_3^{2-}] [\text{H}^+]$, expresse a lei de velocidade para a reação reversa.

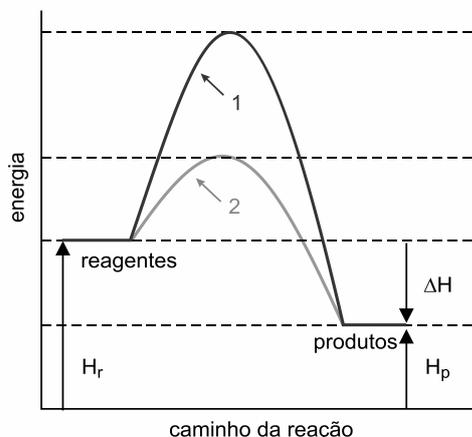
b. Calcule a constante de equilíbrio da reação II dadas as seguintes reações e suas respectivas constantes de equilíbrio:



3. (UFPR 2017) O cromo é um metal bastante utilizado em processos industriais e seu descarte impróprio causa diversas preocupações devido à sua alta toxicidade,



O gráfico representa uma reação química que ocorre na presença e na ausência de um catalisador.

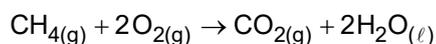


(Química Nova na Escola, nº 28, 2008. Adaptado.)

a. Apresente a estrutura de Lewis da molécula de amônia e classifique-a quanto à sua polaridade.

b. Qual dos caminhos da reação (1 ou 2), indicados na figura, ocorre na presença de um catalisador? Justifique sua resposta.

6. (FAC. SANTA MARCELINA - MEDICINA 2016) Um estudo publicado pela revista *Nature* aponta que a quantidade de metano (CH_4) liberada por alguns poços de gás de xisto (cuja composição química padrão apresenta, além de outros compostos, o óxido de ferro(III) e o óxido de alumínio) seria cerca de 4 vezes maior que o previsto, o que o tornaria uma fonte de energia emissora de gás de efeito estufa tão nociva quanto o carvão. A combustão completa do metano produz outro gás estufa, o CO_2 , de acordo com a reação:



(www.lqes.iqm.unicamp.br. Adaptado.)

a. Escreva as fórmulas químicas dos óxidos presentes na composição do xisto, sabendo que nesses compostos a carga do ferro e do alumínio é +3.

b. Supondo que a reação de combustão completa do metano seja elementar, escreva a expressão da lei de velocidade dessa reação. Explique o que irá acontecer com a velocidade se a concentração do metano for dobrada e a concentração do oxigênio permanecer constante.

7. (IME 2016) A reação de Sabatier-Sanderens consiste na hidrogenação catalítica de alcenos ou de alcinos com níquel, para a obtenção de alcanos. Considerando a reação de hidrogenação do acetileno, um engenheiro químico obteve os resultados abaixo:

Tempo (min)	[Acetileno], mol/l	[Hidrogênio], mol/l	[Etano], mol/l
0	50	60	0
4	38	36	12
6	35	30	15
10	30	20	20

A partir dessas informações, determine:

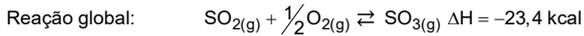
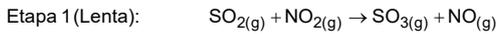
a. a velocidade média da reação no período de 4 (quatro) a 6 (seis) minutos;

b. a relação entre a velocidade média de consumo do acetileno e a velocidade média de consumo do hidrogênio;

c. o efeito do aumento da temperatura de reação na constante de velocidade, considerando a equação de Arrhenius.

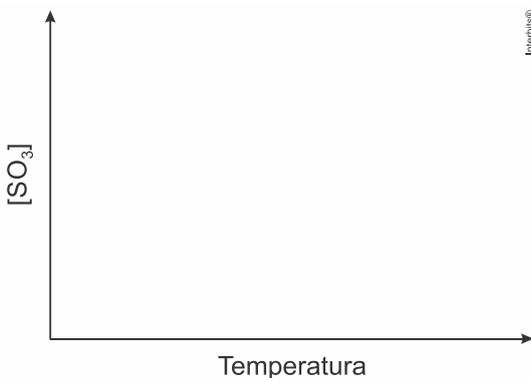


8. (UFJF-PISM 3 2016) Na indústria química, uma das etapas de produção do ácido sulfúrico é a formação do trióxido de enxofre por meio da reação de combustão do dióxido de enxofre catalisada pelo dióxido de nitrogênio, conforme esquema abaixo.

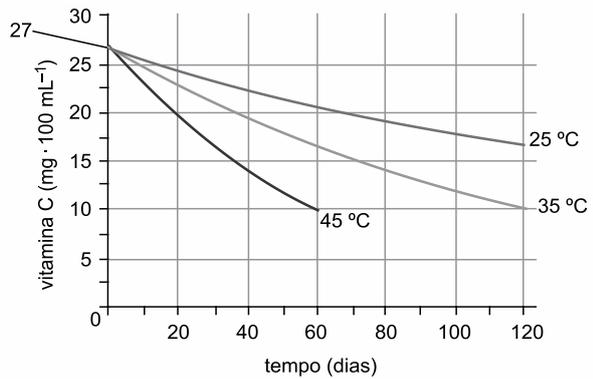


Sobre o processo descrito e baseado no esquema acima, responda:

- a. O que acontece, quimicamente, com o dióxido de nitrogênio no processo de formação do SO_3 ?
- b. Qual a diferença fundamental entre a reação catalisada e a não catalisada?
- c. A velocidade de uma reação global é dependente da velocidade da **etapa lenta**. Escreva a expressão da lei de velocidade para a reação global de formação do trióxido de enxofre.
- d. Após a reação de produção de $SO_{3(g)}$ atingir o **equilíbrio**, represente qualitativamente no gráfico a variação da concentração do SO_3 com o aumento da temperatura em um experimento no qual a pressão total dos gases seja mantida constante.



9. (USCS - MEDICINA 2016) Um estudo para verificar o efeito da cinética de degradação e o tempo de prateleira de um suco de manga analisou a velocidade de decomposição da vitamina C em três temperaturas diferentes: 25 °C, 35 °C e 45°C. O gráfico mostra o resultado da análise.



(www.redalyc.org)

O estudo considerou o tempo de prateleira como sendo o tempo de meia-vida da concentração de vitamina C.

- a. Determine, utilizando o gráfico acima, o tempo de prateleira aproximado para um suco de manga armazenado a uma temperatura de 35 °C.
- b. Para o experimento cuja velocidade de degradação foi maior, calcule a velocidade média de degradação da vitamina C, em $mg \cdot L^{-1} \cdot dia^{-1}$, nos primeiros 60 dias.

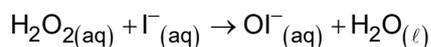
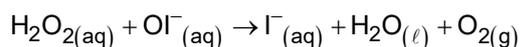


10. (UFSC 2015)



<bigbangtheory.wikia.com/wiki/The_Vengeance_Formulation>
Acesso em: 4 set. 2014.

Em um episódio da série de comédia norte-americana “The Big Bang Theory”, o físico Sheldon Cooper, interpretado por Jim Parsons, preparou uma mistura de substâncias capazes de produzir uma grande quantidade de espuma, que poderia cobrir completamente os equipamentos do laboratório de seu rival, Barry Kripke. A “pegadinha” armada por Sheldon é, na verdade, decorrente da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio catalisada por íons iodeto, em uma solução contendo detergente comum. A decomposição do peróxido de hidrogênio gera oxigênio gasoso, que fica retido nas bolhas formadas pelo detergente criando mais bolhas e, finalmente, espuma, que se expande rapidamente. De maneira simplificada, a reação pode ser descrita por duas etapas, que levam à reação global:

Etapa I:**Etapa II:**

A variação de entalpia associada à reação global é de -196 kJ/mol . Suponha que Sheldon tenha preparado um experimento no qual 100 mL de uma solução contendo H_2O_2 $0,088 \text{ mol/L}$ e gotas de detergente

foram adicionados a 20 mL de uma solução saturada de KI , à temperatura ambiente ($25 \text{ }^\circ\text{C}$) e pressão de $1,00 \text{ atm}$.

Sobre o assunto tratado acima, é CORRETO afirmar que:

01. a equação global que descreve o processo pode ser expressa por:
 $2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{O}_2(\text{g})$.

02. os íons iodeto, embora atuem como catalisadores na reação, são consumidos para promover a decomposição do peróxido de hidrogênio.

04. nas condições reacionais explicitadas no enunciado, será produzido $0,21 \text{ L}$ de O_2 a partir da decomposição de todo o H_2O_2 disponível.

08. a reação de decomposição do H_2O_2 está associada à liberação de calor para o meio.

16. a massa de H_2O_2 presente no início do experimento, considerando-se a quantidade correta de algarismos significativos, é de $0,30 \text{ g}$.

32. por se tratar de uma reação endotérmica, a decomposição do H_2O_2 ocorreria mais rapidamente se o experimento fosse realizado a $45 \text{ }^\circ\text{C}$.

11. (UNESP 2015) Em um laboratório, nas condições ambientes, uma determinada massa de carbonato de cálcio (CaCO_3) foi colocada para reagir com excesso de ácido nítrico diluído. Os valores do volume de gás liberado pela reação com o transcorrer do tempo estão apresentados na tabela.

tempo (min)	volume de gás (cm^3)
1	150
2	240
3	300

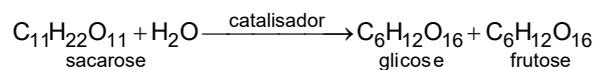


Escreva a equação balanceada da reação e calcule a velocidade média da reação, em $\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 1 minuto e 3 minutos.

Dado:

Volume molar do CO_2 nas condições ambientes = $25,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

12. (UNESP 2015) A indústria de doces utiliza grande quantidade de açúcar invertido para a produção de biscoitos, bolos, bombons, dentre outros produtos. O açúcar invertido consiste em um xarope transparente, isento de odores, com poder edulcorante maior que o da sacarose e é obtido a partir da reação de hidrólise ácida ou enzimática, de acordo com a equação:



Em uma reação de hidrólise enzimática, inicialmente, a concentração de sacarose era de $0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Após 10 h de reação, a concentração caiu para $0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e, após 20 h de reação, a concentração caiu para $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Determine a meia-vida da reação e a velocidade média de consumo da sacarose, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 600 e 1 200 min.

13. (UEPG 2015) Dada a equação genérica: $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$ e aplicando-se a lei da ação das massas, tem-se a expressão abaixo para o cálculo da velocidade dessa reação. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

$$v = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

01. [A] e [B] representam a concentração molar dos reagentes.

02. Quanto maior o valor de k maior será a velocidade da reação.

04. Quanto maior a ordem da reação, menor será a influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade.

08. A soma dos expoentes ($a+b$) indica a ordem da reação.

14. (UEM 2015) Sobre os conceitos de cinética química, assinale o que for **correto**.

01. A reação $2\text{A} + \text{D} \rightarrow \text{A}_2\text{D}$ é classificada como elementar se $v = k[\text{A}]^2[\text{D}]$.

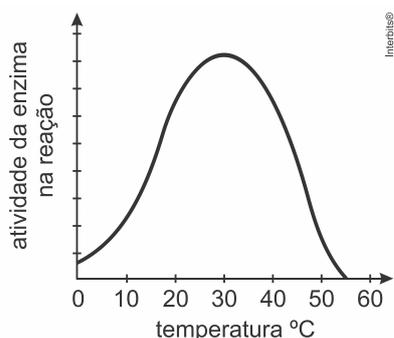
02. Se a velocidade da reação $2\text{A} + 2\text{D} \rightarrow \text{E} + \text{G}$ duplicar ao duplicar-se [A], mantendo-se [D] constante, então a reação é de segunda ordem em relação a A.

04. Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei de velocidade é $v = k[\text{CaO}]^2[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$.

08. Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.

16. É possível aumentar o rendimento da reação $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$ ($\Delta H < 0$) combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, neste caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.

15. (UFU 2015) Considere o gráfico da atividade catalítica de uma enzima (proteínas) e o aumento progressivo da temperatura da reação.



Sobre esta reação, faça o que se pede:

- Indique a função da enzima nas reações bioquímicas.
- Analisar o gráfico e explique o que ocorre com a atividade catalítica da enzima e com a velocidade da reação à medida que se aumenta a temperatura.
- Explique o que ocorre com a enzima quando a reação é aquecida continuamente.

16. (UEPG 2015) Considerando a seguinte reação genérica:



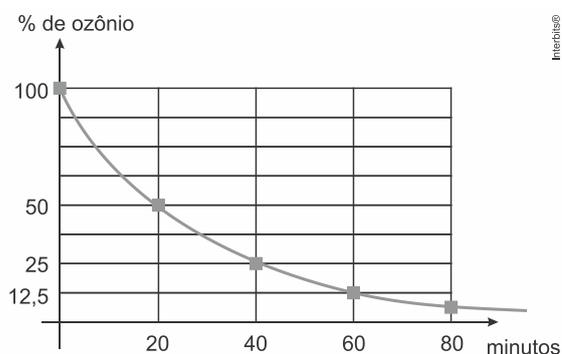
As etapas do mecanismo dessa reação estão abaixo representadas:



- Se duplicar a concentração de Z, a velocidade quadruplica.
- Se duplicar a concentração de Y, a velocidade dobra.
- A ordem da reação é 3.
- Se triplicar simultaneamente as concentrações de Z e Y, a velocidade da reação ficará 27 vezes maior.
- A expressão da lei da velocidade da reação é a seguinte: $v = k[Z].[Y]$.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O gás ozônio, de fórmula molecular O_3 , tem se tornado uma alternativa para o tratamento da água. O gás ozônio é produzido quando uma corrente alternada é descarregada na presença de oxigênio; entre suas aplicações estão a desinfecção de efluentes e a clarificação da água por remoção de metais em suspensão, como ferro e manganês. O O_3 é uma substância instável e o estudo da cinética de decomposição dessa substância resulta no gráfico de meia-vida a seguir.

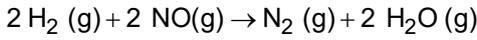


17. (USCS - MEDICINA 2015) O ozônio deve estar presente em uma concentração mínima de $0,1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ para ser eficiente na descontaminação de água que contenha coliformes fecais.

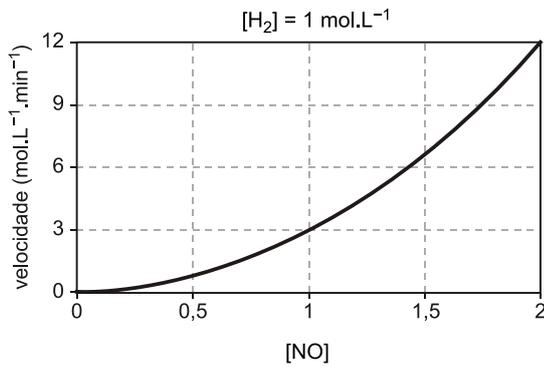
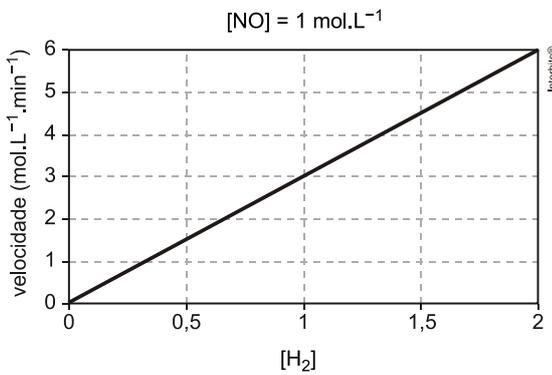
- Escreva a equação balanceada que representa a formação do gás ozônio a partir do gás oxigênio.
- Supondo que seja injetado no efluente uma quantidade de ozônio correspondente a $3,34 \times 10^{-5} \text{ mol}$ de ozônio por litro e considerando que a massa molar do ozônio é igual a $48 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, determine, em minutos, por quanto tempo esse gás será eficiente no processo de descontaminação. Mostre os cálculos.



18. (UERJ 2014) A reação química entre o gás hidrogênio e o monóxido de nitrogênio, representada a seguir, foi analisada em duas séries de experimentos.



Na primeira série, a velocidade de reação foi medida em função da concentração de hidrogênio, mantendo-se a concentração de monóxido de nitrogênio constante em 1 mol.L⁻¹. Na segunda série, determinou-se a velocidade em função da concentração de monóxido de nitrogênio, mantendo-se a concentração de hidrogênio constante em 1 mol.L⁻¹. Os resultados dos experimentos estão apresentados nos gráficos.



Determine a ordem de reação de cada um dos reagentes e calcule o valor da constante cinética.

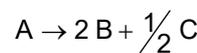
19. (ITA 2014) Velocidades iniciais (v_i) de decomposição de peróxido de hidrogênio foram determinadas em três experimentos (A, B e C), conduzidos na presença de $\Gamma(\text{aq})$ sob as mesmas condições, mas com diferentes concentrações iniciais de peróxido ($[\text{H}_2\text{O}_2]_i$), de acordo com os dados abaixo:

Experimento	$[\text{H}_2\text{O}_2]_i$ (mol.L ⁻¹)	v_i (10 ⁻³ mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
A	0,750	2,745
B	0,500	1,830
C	0,250	0,915

Com base nestes dados, para a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio:

- escreva a equação estequiométrica que representa a reação.
- indique a ordem desta reação.
- escreva a lei de velocidade da reação.
- determine o valor numérico da constante de velocidade, k.
- indique a função do $\Gamma(\text{aq})$ na reação.

20. (IME 2014) A reação abaixo segue a mesma cinética do decaimento radioativo.



Ao se acompanhar analiticamente o desenvolvimento desta reação na temperatura T_1 , obtêm-se o gráfico 1, o qual estabelece uma relação entre a concentração molar da substância A no meio reacional e o tempo de reação.

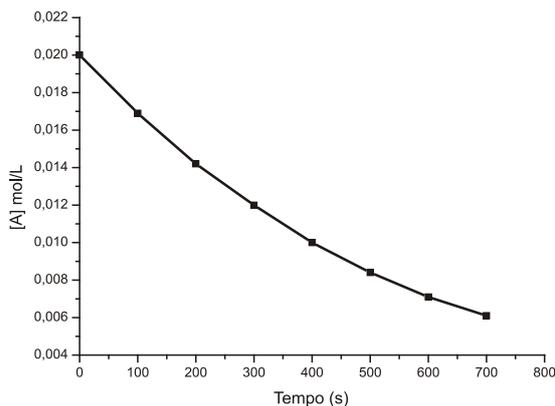


Gráfico 1 – Concentração da substância A no tempo

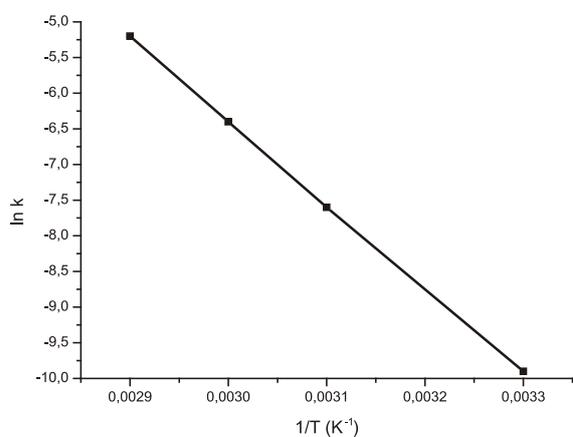


Gráfico 2 – ln k versus 1/T

Intertec®

Ao se conduzir esta mesma reação em diversas temperaturas, obtêm-se diferentes valores para a constante de velocidade de reação k , conforme os dados da tabela 1.

Tabela 1 – Efeito da temperatura na constante de velocidade k				
Temperatura (°C)	25	45	55	65
Constante de velocidade, k (s ⁻¹)	$3,2 \times 10^{-5}$	$5,1 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-3}$	$5,2 \times 10^{-3}$

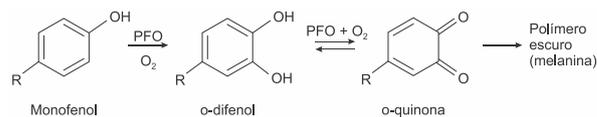
Finalmente, com um tratamento matemático dos dados da tabela 1, pode-se construir o gráfico 2, o qual fornece uma relação entre a constante de velocidade e a temperatura.

Com base nas informações fornecidas, considerando ainda que $\ln 2 = 0,69$ e que a constante universal dos gases é igual a $8,3 \text{ J/mol.K}$, determine

- a temperatura T_1 ;
- a energia de ativação, em kJ/mol , da reação.

21. (UFU 2018) Em uma aula de química, foi feita a seguinte experiência: “em um copo, foi adicionado 300 mL de água à temperatura ambiente. Descascou-se uma batata e dividiu-a em dois pedaços. Adicionou-se um dos pedaços dentro do copo com água e manteve-se o segundo pedaço exposto ao ar. Após 40 minutos, observou-se o comportamento da batata dentro do copo e da batata fora do copo.”

Abaixo, é apresentada a equação química da reação que ocorre na batata. A polifenoloxidase (PFO), enzima presente na batata, é responsável pela oxidação de compostos fenólicos.



Disponível em: <<http://www.quimicalimentar.com.br/wp-content/uploads/2015/06/rea%C3%A7%C3%A3o-enzimatica-e1434060681879.png>> Acesso em 25/03/2018.

Sobre esse experimento e seus resultados, faça o que se pede.

- Relate o que ocorre com a batata dentro e fora do copo com água após 40 minutos.
- Compare e explique a cinética da reação que ocorre com a batata dentro e fora do copo, considerando-se a equação química de oxidação dos compostos fenólicos apresentada.



GABARITO



1. $02 + 04 = 06$.

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]

O gráfico da velocidade da reação de decomposição de A_2D_3 (em mol/(L.h)), vista como função da concentração (em mol/L) de A_2D_3 , é um arco de parábola:

Concentração inicial de A_2D_3 em mol/L	Velocidade da reação em mol/(L.h)
0,1	0,1
0,2 (dobrou)	0,4 (quadruplicou)

$$v = K[R]^2 \text{ (parábola; } y = ax^2)$$

$$v' = K(2[R])^2$$

$$v' = 4K[R]^2$$

$$v' = 4v$$

Se a regra de van't Hoff é válida para a decomposição de XZ_2 , o valor de k dobra, se considerarmos a equação de velocidade da reação a uma temperatura 10°C maior, ou seja, ocorre a velocidade dobra a cada aumento de 10°C .

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Matemática]

[01] **Falsa**, pois utilizando a primeira tabela temos:

$$\begin{cases} 0,05 = k \cdot (0,1)^m \\ 0,15 = k \cdot (0,2)^m \end{cases} \Rightarrow 3 = 2^m \Rightarrow m = \log_2 3.$$

[16] **Falsa**, pois

$$\begin{cases} 0,1 = k \cdot (0,1)^m \\ 0,4 = k \cdot (0,2)^m \end{cases} \Rightarrow 2^m = 4 \Rightarrow 2$$

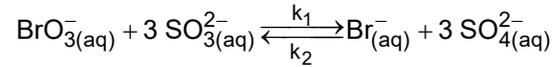
e $\log_2 3 < 2$.

2.

a. A reação I ocorre em meio ácido e sua reação direta é sujeita à lei de velocidade dada por:

$$v_{\text{Direta}} = k_1[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+].$$

Para I:



$$v_1 = k_1[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3$$

$$v_2 = k_2[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3$$

No equilíbrio $v_1 = v_2$.

$$k_1[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3 = k_2[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3} \quad (\text{a})$$

$$v_{\text{Reversa}} = v_{\text{Direta}} = k_1[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+]$$

$$v_{\text{Reversa}} = k_1[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+]$$

$$k_1 = \frac{v_{\text{Reversa}}}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+]} \quad (\text{b})$$

Substituindo (b) em (a), vem:

$$\left(\frac{v_{\text{Reversa}}}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+]} \right) \cdot \frac{1}{k_2} = \frac{[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3}$$

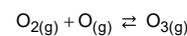
$$\frac{v_{\text{Reversa}}}{k_2[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+]} = \frac{[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3}$$

$$v_{\text{Reversa}} = k_2[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}][\text{H}^+] \times \frac{[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3}$$

$$v_{\text{Reversa}} = k_2 \frac{[\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{BrO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]^3} [\text{H}^+]$$

$$v_{\text{Reversa}} = k_2 \times \frac{[\text{H}^+][\text{Br}^-][\text{SO}_4^{2-}]^3}{[\text{SO}_3^{2-}]^3} \quad (\text{Lei da velocidade para a reação reversa})$$

b. Cálculo da constante de equilíbrio da reação II:



$$K_{\text{II}} = \frac{[\text{O}_3]}{[\text{O}_2][\text{O}]}$$



$$4,0 \times 10^{-49} = \frac{[\text{NO}][\text{O}]}{[\text{NO}_2]} \Rightarrow \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}]} = \frac{[\text{O}]}{4,0 \times 10^{-49}} \quad (1)$$

$$2,0 \times 10^{-34} = \frac{[\text{NO}_2][\text{O}_2]}{[\text{O}_3][\text{NO}]} \Rightarrow 2,0 \times 10^{-34} = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}]} \times \frac{[\text{O}_2]}{[\text{O}_3]} \quad (2)$$

Substituindo (1) em (2), vem:

$$2,0 \times 10^{-34} = \frac{[\text{O}]}{4,0 \times 10^{-49}} \times \frac{[\text{O}_2]}{[\text{O}_3]}$$

$$K_{\text{II}} = \frac{[\text{O}_3]}{[\text{O}_2][\text{O}]} = \frac{1}{4,0 \times 10^{-49} \times 2,0 \times 10^{-34}}$$

$$K_{\text{II}} = 0,125 \times 10^{83} = 1,25 \times 10^{82}$$



3.

a. De acordo com a tabela fornecida no enunciado, vem:

$$v = k[\text{Cr(VI)}]^a$$

$$\begin{cases} 0,64 = k \times 40^a & \text{(I)} \\ 0,32 = k \times 20^a & \text{(II)} \end{cases}$$

Dividindo (I) por (II):

$$\frac{0,64}{0,32} = \frac{k}{k} \times \frac{2^a \times 20^a}{20^a} \Rightarrow 2 = 2^a$$

$$a = 1$$

Lei da velocidade: $v = k[\text{Cr(VI)}]^1$.

b. De acordo com a tabela fornecida no enunciado, vem:

Experimento	$[\text{Cr(VI)}]_0 / \mu\text{M}$	$v_0 / \mu\text{M min}^{-1}$
1	40	0,64
Comparado com	Divide por 2^1	Divide por 2^1
3	20	0,32

Conclusão: ordem 1 (expoente de $[\text{Cr(VI)}]$).

c. Cálculo do valor da constante cinética.

$$v = k[\text{Cr(VI)}]^1$$

Para o experimento 1:

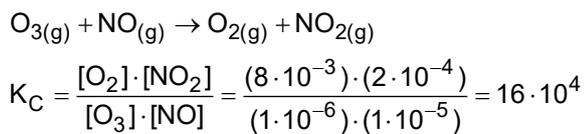
$$0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1} = k \times 40^1 \mu\text{M}$$

$$k = \frac{0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1}}{40 \mu\text{M}}$$

$$k = 1,6 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

4.

a. Reação:



Pelo valor do K calculado o sistema não está em equilíbrio, pois é menor que o K_{eq} .

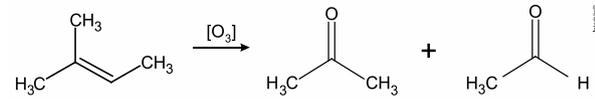
b. Expressão de velocidade:

$$v = k [\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_3]$$

$$2,2 \cdot 10^{-2} = k(5 \cdot 10^{-5}) \cdot (1 \cdot 10^{-5})$$

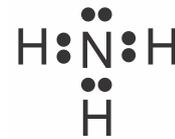
$$k = 4,4 \cdot 10^7 \text{ s}^{-1}$$

c. Teremos:



5.

a. Estrutura de Lewis da molécula de amônia:



Molécula polar ($\vec{R} \neq \vec{0}$).

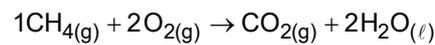
b. O caminho 2 ocorre na presença de um catalisador, pois a energia de ativação é menor.

6.

a. Óxido de ferro III: Fe_2O_3 .

Óxido de alumínio: Al_2O_3 .

b. Supondo que a reação de combustão completa do metano seja elementar, vem:



$$v = k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2 \text{ (expressão da lei de velocidade)}$$

Se a concentração do metano for dobrada e a concentração do oxigênio permanecer constante, a velocidade da reação dobrará:

$$v = k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2 \text{ (expressão da lei de velocidade)}$$

$$v' = k(2[\text{CH}_4]^1)[\text{O}_2]^2 = 2k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2$$

$$v' = 2 \times v$$

7.

a. Cálculo da velocidade entre 4 e 6 minutos:



$$\frac{-v_{\text{C}_2\text{H}_2}}{1} = \frac{-v_{\text{H}_2}}{2} = \frac{+v_{\text{C}_2\text{H}_6}}{1} = v_{\text{média}}$$

$$v_{\text{média}} = -v_{\text{C}_2\text{H}_2} = -\frac{35 - 38}{6 - 4} = 1,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

$$b. \frac{-v_{\text{C}_2\text{H}_2}}{1} = \frac{-v_{\text{H}_2}}{2} = \frac{+v_{\text{C}_2\text{H}_6}}{1} = v_{\text{média}}$$



$$\frac{-v_{C_2H_2}}{1} = \frac{-v_{H_2}}{2} \Rightarrow \frac{v_{C_2H_2}}{v_{H_2}} = \frac{1}{2}$$

c. Equação de Arrhenius, onde k é a constante de velocidade: $k = A \times e^{\frac{-E_{ativação}}{R \times T}}$.

$$k = \frac{A}{e^{\left(\frac{E_{ativação}}{R \times T}\right)}} \left. \begin{array}{l} \text{aumenta} \\ \text{diminui} \end{array} \right\}$$

Conclusão a constante de velocidade aumenta.

8.

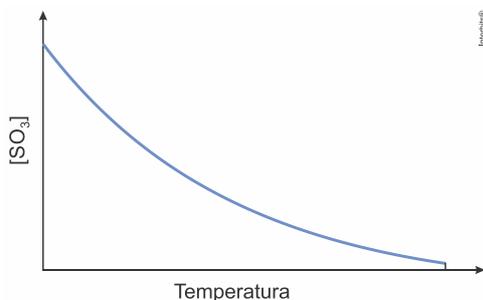
a. O $NO_2(g)$ se reduz a NO e provoca a oxidação do $SO_2(g)$ a $SO_3(g)$.

b. O catalisador aumenta a velocidade de uma reação química, diminuindo sua energia de ativação, portanto, uma reação catalisada acontecerá numa velocidade muito maior que uma não catalisada.

c. Como a velocidade da reação global é dependente da etapa lenta, a expressão da lei de velocidades será:

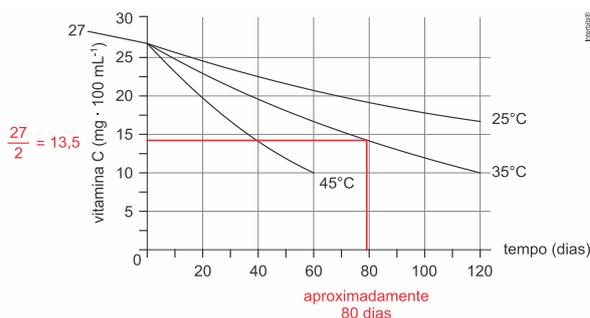
$$v = k [SO_2] \cdot [NO_2]$$

d. Teremos:



9.

a. O tempo de meia vida para a concentração de vitamina C considerado, será o tempo de prateleira. Assim teremos:



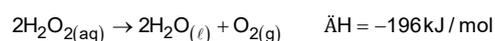
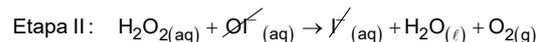
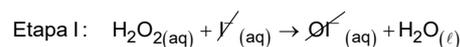
b.

$$V_m = \frac{|[]_f - []_i|}{\text{tempo}} = \frac{|10 - 27|}{60} = 0,283 \text{ mg} \cdot 100\text{mL}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

$$V_m = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

10. $01 + 08 + 16 = 25$.

[01] Correta.



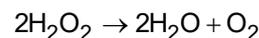
[02] Incorreta. O catalisador iodeto aparece como reagente na etapa I e como produto da reação II. Portanto não foi consumido na reação.

[04] Incorreta.

$$0,088 \text{ mol de } H_2O_2 \text{ — } 1\text{L}$$

$$x \text{ mol — } 0,1\text{L}$$

$$x = 0,0088 \text{ ou } 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$2 \text{ mol — } 1 \text{ mol}$$

$$0,0088 \text{ mol — } x$$

$$x = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 4,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 0,107\text{L}$$

[08] Correta. A reação de decomposição do H_2O_2 , apresenta $\Delta H < 0$, portanto, reação exotérmica, libera calor para o meio.

[16] Correta.

$$V = 100\text{mL}$$

$$M = 8,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$1\text{L — } 8,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$0,1\text{L — } x$$

$$x = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol } H_2O_2 \text{ — } 34\text{g}$$

$$8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol — } x$$

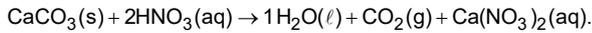
$$x = 0,30\text{g}$$



[32] Incorreta. A reação de decomposição da água oxigenada de acordo com o texto é exotérmica.

11.

Equação balanceada da reação:



De acordo com a tabela, vem:

tempo	volume de gás
1 min	$150 \text{ cm}^3 = 0,15 \text{ L}$
2 min	$240 \text{ cm}^3 = 0,24 \text{ L}$
3 min	$300 \text{ cm}^3 = 0,30 \text{ L}$

Tempo de 1 minuto $\Rightarrow V = 0,15 \text{ L}$

1 mol — 25 L

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,15 \text{ L}$

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,006 \text{ mol}$

Tempo de 3 minutos $\Rightarrow V = 0,30 \text{ L}$

1 mol — 25 L

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,30 \text{ L}$

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,012 \text{ mol}$

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0,012 \text{ mol} - 0,006 \text{ mol}}{3 \text{ min} - 1 \text{ min}}$$

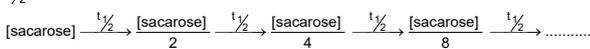
$v_{\text{média}} = 0,003 \text{ mol/min}$

12.

Teremos:

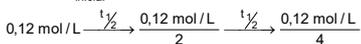
[sacarose] : concentração molar da sacarose

$t_{1/2}$: tempo de meia-vida (tempo que demora para metade do reagente reagir)



tempo de reação = 20 h

[sacarose]_{inicial} = 0,12 mol/L



$2 \times t_{1/2} = 20 \text{ h}$

$t_{1/2} = 10 \text{ h}$



Cálculo da velocidade média de consumo da sacarose, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 600 min ($10 \times 60 \text{ min} = 10 \text{ h}$) e 1200 min ($20 \times 60 \text{ min} = 20 \text{ h}$):

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta[\text{sacarose}]}{\Delta t}$$

$$v_{\text{média}} = \frac{0,03 \text{ mol/L} - 0,06 \text{ mol/L}}{1200 \text{ min} - 600 \text{ min}} = \left| -5 \times 10^{-5} \right| \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$v_{\text{média}} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

13. $01 + 02 + 08 = 11$.

$v = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$, então, [A] e [B] representam a concentração molar dos reagentes.

Quanto maior o valor de k maior será a velocidade da reação, supondo-se elevação de temperatura.

Quanto maior a ordem da reação (soma dos expoentes a e b), maior será a influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade.

14. $01 + 08 + 16 = 25$.

A reação $2\text{A} + \text{D} \rightarrow \text{A}_2\text{D}$ é classificada como elementar se $v = k[\text{A}]^2[\text{D}]$ ($v = k[\text{Reagentes}]$).

Se a velocidade da reação $2\text{A} + 2\text{D} \rightarrow \text{E} + \text{G}$ quadruplicar ao duplicar-se [A], mantendo-se [D] constante, então a reação é de segunda ordem em relação a A.

$$v = k[\text{A}]^2 \times [\text{D}]^2$$

Duplicando [A]:

$$v' = k(2[\text{A}])^2 \times [\text{D}]^2$$

$$v' = \underbrace{4k[\text{A}]^2 \times [\text{D}]^2}_v$$

$v' = 4v$ (quadruplica)

Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei de velocidade é $v = k[\text{Ca}(\text{OH})_2]$.

Molecularidade equivale ao número de mols de reagentes que entram em colisão em uma única etapa de reação. Em reações elementares, numericamente, a ordem da reação e a molecularidade coincidem. Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.

É possível, apesar da reação direta ser exotérmica, aumentar o rendimento da reação $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ ($\Delta H < 0$) combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, neste caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.



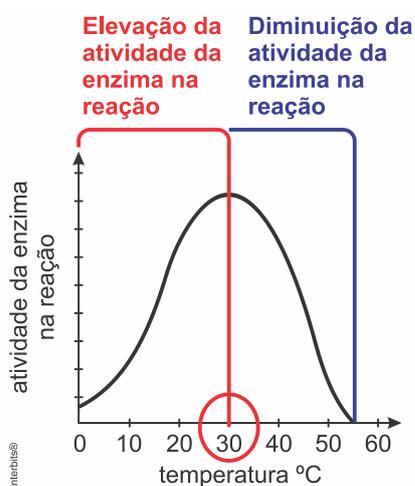
15.

a. A função da enzima nas reações bioquímicas é de catalisador (diminui a energia de ativação).

b. A atividade catalítica da enzima aumenta de 0°C a 30°C, ou seja, a velocidade da reação aumenta.

A atividade catalítica da enzima diminui de 30°C a 55°C, ou seja, a velocidade da reação volta ao patamar sem catalisador.

c. Quando a reação é aquecida continuamente a enzima sofre desnaturação, ou seja, perde o efeito catalisador sobre a reação química.



16. $01 + 02 + 04 + 08 = 15$.

[01] Correta. A velocidade de uma reação é dada pela etapa lenta. Assim:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$1 = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1 \Rightarrow = \dots$$

Se duplicar a concentração de Z e manter a velocidade de Y:

$$1 = k \cdot [2Z]^2 \cdot [Y]^1 \Rightarrow = \dots$$

Ou seja, a velocidade irá quadruplicar.

[02] Correta.

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$1 = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Se duplicar a concentração de Y e manter a

velocidade de Z constante, teremos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [2]^1 \Rightarrow v = 2 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Ou seja, a velocidade irá duplicar.

[04] Correta. A ordem da reação é dada pela soma dos expoentes da expressão da velocidade:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

$$2 + 1 = 3$$

3ª ordem.

[08] Correta.

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$1 = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Se triplicar a concentração de Z e Y, teremos:

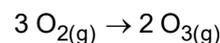
$$v = k \cdot [3]^2 \cdot [3]^1 \Rightarrow v = 27 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

[16] Incorreta. A lei da velocidade é dada pela etapa lenta do mecanismo, assim teremos:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

17.

a. Equação balanceada que representa a formação do gás ozônio a partir do gás oxigênio:



b. Teremos:

1ª opção de resposta:

$$[\text{O}_3]_{\text{eficiente}} = 0,1 \text{ mg/L} = 10^{-4} \text{ g/L}$$

$$[\text{O}_3]_{\text{injetada}} = 3,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

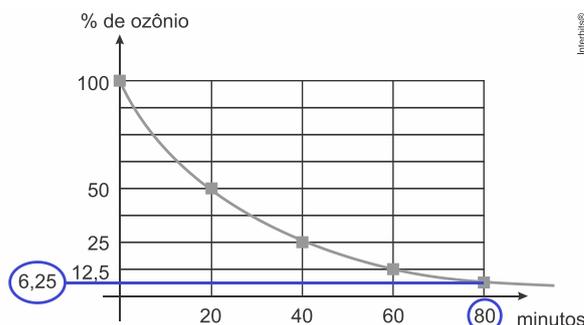
$$[\text{O}_3]_{\text{injetada}} (\text{grama}) = 3,34 \times 10^{-5} \times 48 \text{ g/L}$$

$$[\text{O}_3]_{\text{injetada}} (\text{grama}) \approx 16 \times 10^{-4} \text{ g/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 16 \times 10^{-4} \text{ g} \text{ — } 100\% \\ 10^{-4} \text{ g} \text{ — } p \end{array} \right\} \text{ em 1L}$$

$$p = \frac{10^{-4} \text{ g} \times 100\%}{16 \times 10^{-4} \text{ g}} = 6,25\%$$

Pelo gráfico:

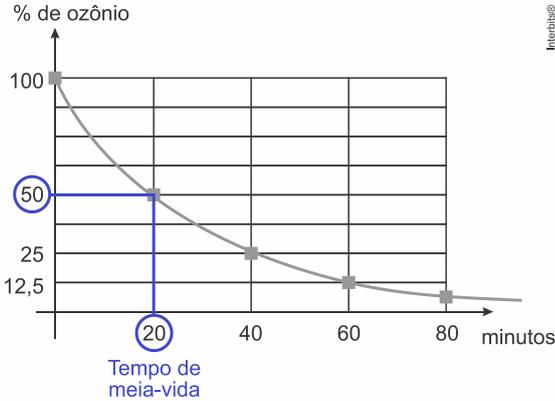




T = 80 minutos

2ª opção de resposta:

De acordo com o gráfico:



100% $\xrightarrow{t(1/2)}$ 50% $\xrightarrow{t(1/2)}$ 25% $\xrightarrow{t(1/2)}$ 12,5% $\xrightarrow{t(1/2)}$ 6,25%
 $t = 4 \times t(1/2)$
 $t = 4 \times 20$ minutos
 $t = 80$ minutos

18. A velocidade de uma reação química é obtida pelo valor das concentrações dos reagentes, assim teremos:

$$v = k[\text{H}_2]^x \cdot [\text{NO}]^y$$

Onde, k é a constante cinética da reação.

Escolhendo 2 pontos quaisquer do primeiro gráfico:

$$\frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{[\text{H}_2]_2}{[\text{H}_2]_1}\right)^x \cdot \left(\frac{[\text{NO}]_2}{[\text{NO}]_1}\right)^y$$

$$\frac{2,745}{0,915} = \left(\frac{0,750}{0,250}\right)^x \cdot \left(\frac{1,830}{0,500}\right)^y$$

Percebe-se que, ao duplicar a concentração, a velocidade também irá dobrar, ou seja, a reação é de primeira ordem (função de 1º grau).

Escolhendo 2 pontos quaisquer do primeiro gráfico:

$$[\text{NO}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ e } 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Nesse caso, ao duplicar a concentração, observe que a velocidade quadruplica, ou seja, a reação é de segunda ordem (função de 2º grau).

Assim, substituindo o valor de x e y, teremos:

$$v = k[\text{H}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^2$$

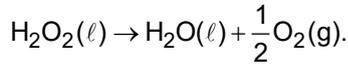
O valor de k (constante cinética) é obtido substituindo os valores em qualquer um dos experimentos:

$$v = k \cdot [\text{H}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^2$$

$$k = 3 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}$$

19.

a. Decomposição de peróxido de hidrogênio:



b. Teremos a seguinte equação de velocidade:

$$v = k[\text{H}_2\text{O}_2]^a$$

A partir da tabela fornecida, vem:

Experimento	$[\text{H}_2\text{O}_2]_i \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$v_i (10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
A	0,750	2,745
B	0,500	1,830
C	0,250	0,915

Conclusão: a = 1, a reação é de primeira ordem ou ordem 1.

b. Lei de velocidade da reação: $v = k[\text{H}_2\text{O}_2]^1$.

c. Cálculo do valor numérico da constante de velocidade, k:

A partir da primeira linha da tabela, substituindo os dados na equação da Lei de velocidade, vem:

$$2,745 = k \times 0,759$$

$$k = \frac{2,745 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,750 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 3,66 \text{ s}^{-1}$$

c. $\text{I}^- (\text{aq})$ acelera a reação de decomposição da água oxigenada, ou seja, funciona como catalisador.



20.

a. A partir do gráfico 1, [A] decai de 0,02 mol/L a 0,01 mol/L em 400 s.

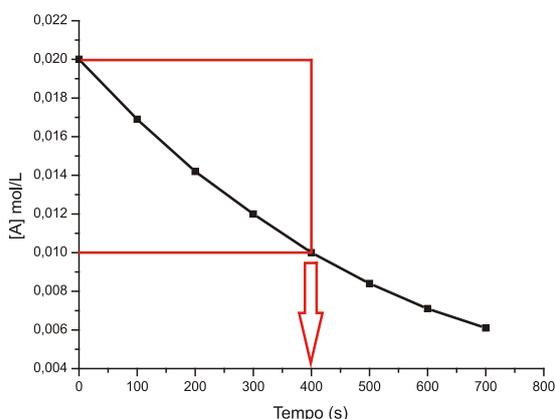


Gráfico 1 – Concentração da substância A no tempo

Conclusão:

$$t_{1/2} = 400 \text{ s}$$

$$\frac{0,02}{2} \Rightarrow = \frac{0,01}{400} = \dots \times 10^{-3} \times 10^{-1} \approx \dots \times 10^{-3} \times 10^{-1}$$

A partir da tabela 1 verifica-se que a temperatura é de 55 °C.

Temperatura (°C)	55
Constante de velocidade, k (s ⁻¹)	1,7 × 10 ⁻³

b. Utilizando-se a equação de Arrhenius, vem:

$$k = A \times e^{-\frac{E_{at}}{RT}}$$

$$\ln k = \ln A + \ln e^{-\frac{E_{at}}{RT}}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_{at}}{RT}$$

Então,

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_1}$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_1} - \ln A + \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = -\frac{E_{at}}{RT_1} + \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = -\frac{E_{at}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Utilizando-se a reta fornecida no gráfico 2, a partir de dois pontos escolhidos, teremos:

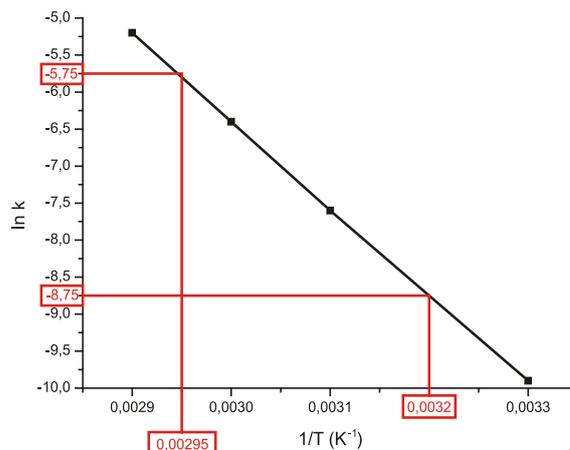


Gráfico 2 – ln k versus 1/T

$$\text{tg} = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{cateto adjacente}}$$

$$\text{tg} = -\frac{E_A}{R}$$

$$-5,75 - (-8,75) = 3$$

$$0,00295 - 0,0032 = 0,00025 \text{ K}^{-1}$$

$$-\frac{E_A}{R} = \frac{3}{-0,00025}$$

$$\frac{E_A}{R} = 12.000 \Rightarrow E_A = -12.000 \times R$$

$$E_A = 12.000 \times 8,3 \times 10^{-3}$$

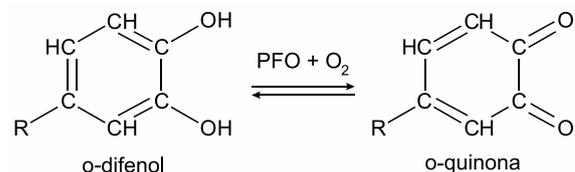
$$E_A = 99.600 \times 10^{-3}$$

$$E_A = 99,6 \text{ kJ/mol}$$

21.

a. A batata dentro do copo com água não entra em contato com o gás oxigênio (O₂) presente no ar, por isso, na presença da polifenoloxidase (PFO), o equilíbrio entre o **o-difenol** e a **o-quinona** não desloca para a direita e, conseqüentemente, não se observa mudança significativa de cor.

b. A batata fora do copo com água entra em contato com o gás oxigênio (O₂) presente no ar, por isso, na presença da polifenoloxidase (PFO), o equilíbrio entre o **o-difenol** e a **o-quinona** desloca para a direita e, conseqüentemente, se observa mudança de cor devido à formação de melanina.



✉ contato@biologiatotal.com.br

📺 [/biologiajubulut](#)

📷 [Biologia Total com Prof. Jubilut](#)

📘 [@biologiatotaloficial](#)

🐦 [@Prof_jubilut](#)

📌 [biologiajubulut](#)