



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

APOSTILA DE CINÉTICA QUÍMICA RESOLUÇÕES DE EXERCÍCIOS

São Mateus/ES

2020

Questão 1: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 13.15, p. 683

Os seguintes dados cinéticos foram para a reação $A(g) + 2B(g) \rightarrow \text{produto}$.

Tabela: questão 1

Concentração inicial (mol.L ⁻¹)			
Experimento	[A] ₀	[B] ₀	Velocidade inicial, mol.L ⁻¹ .s ⁻¹
1	0,60	0,30	12,6
2	0,20	0,30	1,4
3	0,60	0,10	4,2
4	0,17	0,25	?

Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 13.15, p. 683

- Qual é a ordem com respeito a cada reagente e a ordem global da reação?
- Escreva a lei de velocidade da reação.
- Dos dados, determine o valor da constante de velocidade.
- Use os dados para prever a velocidade da reação para o experimento 4.

Relembrando conceitos importantes:

Cinética química: Ramo da química que estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que a influenciam.

Ordem de reação: Indica a influência que a concentração de cada reagente terá sobre a velocidade da reação.

Ordem de reação global: Matematicamente pode ser dita como a soma das ordens de reação determinada experimentalmente para cada reagente

Fórmula da equação velocidade da reação: Observando a reação de $A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow AB_{(g)}$ Temos que sua fórmula será $V = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$



Para saber mais olhe
na apostila de
cinética química do
projeto na página 01-

Acesse a apostila de cinética química pelo link:

https://4c9dc6f65a414bf6962df96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_1eda2a72ba71485caec8b0867b9ed4b3.pdf

Resolução:

a) Para encontrarmos a ordem de cada reagente deveremos comparar os valores obtidos em dois experimentos diferentes para assim visualizarmos a variação de concentração.

Dica 1: Sempre que for escolher dois experimentos para observar e calcular a ordem de reação de um devido reagente certifique-se de que os outros reagentes, que você ainda não conhece a ordem, não estejam variando pois assim facilitará seu cálculo.

Sugestão: Para resolver algumas questões você terá que ter noções básicas de logaritmo, então procure revisar os conteúdos de matemática básica e faça anotações das regras básicas.

I- Começaremos comparando os valores do experimento 1 com o experimento 2 para encontrarmos o valor de "a". Note que a concentração de [A] varia e a concentração de [B] é constante, o que faz com que a velocidade da reação varie somente com a variação da concentração do reagente que está variando, neste caso varia com a concentração do reagente A.

Os valores observados deverão ser colocados na fórmula da equação de velocidade mencionada anteriormente:

$$V = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$$\text{Experimento 1: } 12,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = K \cdot 0,60^a \cdot 0,30^b$$

$$\text{Experimento 2: } 1,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = K \cdot 0,20^a \cdot 0,30^b$$

Agora que observamos os valores faremos a divisão do experimento 1 pelo experimento 2:

$$\frac{12,6}{1,4} = \frac{K [0,60]^a [0,30]^b}{K [0,20]^a [0,30]^b}$$

$$\frac{12,6}{1,4} = \frac{[0,60]^a}{[0,20]^a}$$

$9 = 3^a$ aplicando log dos dois lados

$$\text{Log } 9 = a \cdot \text{log } 3$$

$$a = \frac{\text{log } 9}{\text{log } 3}$$

$$a = 2$$

Sendo assim a ordem de reação de a = 2

Portanto, como $a=2$ então a concentração do reagente A é de segunda ordem.

Nota: O valor da constante cinética é o mesmo em todos os experimentos, uma vez que a temperatura do experimento é mantida constante. Logo, quando dividirmos a constante cinética de um experimento pela constante cinética de outro experimento, esta divisão de $k/k = 1$

II- Agora comparando os valores do experimento 1 com o experimento 3 para encontrarmos a ordem de reação do reagente B. Note que agora a concentração de [A] é constante e a concentração de [B] varia, o que faz com que a velocidade da reação varie somente com a variação da concentração do reagente B.

Os valores observados deverão ser colocados na fórmula da equação de velocidade:

$$V = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Experimento 1: $12,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = K \cdot 0,60^a \cdot 0,30^b$

Experimento 3: $4,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = K \cdot 0,60^a \cdot 0,10^b$

$$\frac{12,6}{4,2} = \frac{K}{K} \frac{[0,60]^a}{[0,60]^a} \frac{[0,30]^b}{[0,10]^b}$$

$$\frac{12,6}{4,2} = \frac{[0,30]^b}{[0,10]^b}$$

$3 = 3^b$, aplicando log dos dois lados

$$\text{Log } 3 = a \cdot \text{log } 3$$

$$b = \frac{\text{log } 3}{\text{log } 3}$$

$$b = 1$$

Sendo assim a ordem de reação de $b = 1$

Como $b=1$, então a concentração do reagente B é de primeira ordem.

Temos então que a ordem global da reação será o somatório da ordem dos reagentes.
Logo:

$$\text{Ordem Global} = 2 + 1$$

Ordem Global = 3

b) Substituindo os valores de a e b na fórmula da velocidade teremos:

$$V = K \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$$

c) Para encontrarmos o valor da constante cinética k podemos observar qualquer experimento que tenhamos todos os valores (1, 2 ou 3) para este cálculo escolheremos o experimento 1:

$$\text{Experimento 1: } 12,6 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot [0,60 \text{ mol. L}^{-1}]^2 \cdot [0,30 \text{ mol. L}^{-1}]^1$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{[0,60 \text{ mol. L}^{-1}]^2 \cdot [0,30 \text{ mol. L}^{-1}]^1}$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,36 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}) \cdot (0,30 \text{ mol. L}^{-1})^1}$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,36 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}) \cdot (0,30 \text{ mol. L}^{-1})}$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,108 \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}}$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{0,108 \text{ mol}^3 \cdot 1/L^3}$$

$$k = \frac{12,6 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{0,108 \text{ mol}^3 \cdot 1/L^3}$$

$$k = \frac{12,6 L^2 \cdot s^{-1}}{0,108 \text{ mol}^2}$$

$$k = \frac{12,6 L^2}{0,108 \text{ mol}^2 \cdot s^{-1}}$$

$$k = 116,67 \cdot \frac{L^2}{\text{mol}^2 \cdot s^{-1}}$$

$$\mathbf{k = 116,67 L^2 / mol^2 \cdot s}$$

- d) Utilizando os valores do experimento 4 e substituindo na velocidade de reação teremos:

$$V = 116,67 L^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot s^{-1} \cdot [0,17 \text{ mol/L}]^2 \cdot [0,25 \text{ mol/L}]^1$$

$$\mathbf{V = 0,84 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}$$

Questão 2: Fonte: MENDES, 2014, Lista de exercícios cinética química, questão 02.

Na presença de solução ácida de fenol, o íon iodato reduz-se a iodito pela ação do brometo, de acordo com a equação: $\text{IO}_3^- + 2 \text{Br}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{IO}_2^- + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$. A 35 °C, com concentrações iniciais de iodato e brometo respectivamente iguais a $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ e $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, observou-se que, após transcorridos 12,8 minutos de reação, a concentração de iodato baixou para $4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Calcule:

- a velocidade de consumo de iodato.
- a velocidade de consumo de brometo.
- a velocidade de formação de iodito.

Resolução:

- Para encontrarmos a velocidade de consumo usaremos a fórmula:

$$R = - \frac{\Delta[\text{R}]}{\Delta t}$$

$$\Delta[\text{R}] = \text{Concentração final} - \text{Concentração inicial}$$

Nota: Para que a velocidade de consumo do reagente possua sinal positivo, adiciona-se o sinal “negativo” na fórmula, pois como $\Delta[\text{R}]$ é sempre (Concentração final – Concentração inicial) e como se trata da velocidade de consumo, sempre a concentração final será menor que a concentração inicial. Sendo assim, o $\Delta[\text{R}]$ sempre nos dará um valor negativo. Como não podemos ter uma velocidade negativa, o sinal negativo da fórmula serve para impedir que tenhamos esta situação e também ela nos indica que esta substância é um reagente da reação química.

Portanto:

$$\Delta[\text{R}] = 4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} - 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = - 7,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\Delta t = 12,8 \text{ minutos}$$

Então aplicando na fórmula supracitada:

$$R = \frac{- 7,7 \times 10^{-4} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{12,8 \text{ min}}$$

$$\mathbf{R = 6,01 \times 10^{-5} \text{ mol/ L} \cdot \text{min}}$$



Para saber mais olhe na apostila de cinética química do projeto na página 05

Acesse a apostila de cinética química pelo link:

https://4c9dc6f65a414bf6962df96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_1eda2a72ba71485caec8b0867b9ed4b3.pdf

- b) Observando a reação temos que 1 mol de iodato está para 2 mols de brometo. Sendo assim, se foram gastos $- 7,7 \times 10^{-4}$ mol/L de iodato foram gastos duas vezes mais de brometo, que são $- 1,54 \times 10^{-3}$ mol/L.

Observação: Concentração nunca é um valor negativo. Nos dados apresentados neste item o valor negativo mostra que aquela concentração foi consumida durante a reação.

Então:

$$\begin{aligned} \Delta[R] &= - 1,54 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \\ \Delta t &= 12,8 \text{ minutos} \\ R &= \frac{- 1,54 \times 10^{-3} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{12,8 \text{ min}} \\ \mathbf{R} &= \mathbf{1,20 \times 10^{-4} \text{ mol/ L} \cdot \text{min}} \end{aligned}$$

- c) Para encontrarmos a velocidade de formação (P) usaremos a fórmula:

$$P = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

Onde: $\Delta[P] = \text{Concentração final} - \text{Concentração inicial}$

Os dados mostram que o consumo de iodato vários de acordo com o seguinte calculo:

$$\Delta[R] = 4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} - 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = - 7,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Pois a concentração inicial era de $5,00 \cdot 10^{-3}$ mol/L e a final de $4,23 \cdot 10^{-3}$ mol/L, sendo assim foram consumidos $7,7 \times 10^{-4}$ mol/L de iodato. Observamos na fórmula que a proporção

molar de iodato para iodito é de 1 mol de iodato para 1 mol de iodito, sendo assim se foram gastos $7,7 \times 10^{-4}$ mol/L de iodato foram produzidos $7,7 \times 10^{-4}$ mol/L de iodito portanto a concentração final de produção é de $7,7 \times 10^{-4}$ mol/L de iodito. Sabemos que antes do iodato ser consumido não existia iodito, sendo assim a concentração inicial é igual a zero. Colocando isso em calculo teremos que:

$$\Delta[P] = 7,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L} - 0 = 7,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\Delta t = 12,8 \text{ minutos}$$

Então aplicando na formula supracitada:

$$P = \frac{7,7 \times 10^{-4} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{12,8 \text{ min}}$$

$$\mathbf{P = 6,01 \times 10^{-5} \text{ mol/ L} \cdot \text{min}}$$

Questão 3: Fonte: MENDES, 2014, Lista de exercícios cinética química, questão 09.

A decomposição do N_2O_5 , de acordo com a reação abaixo, segue uma cinética de primeira ordem com $k = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$. Partindo-se de uma concentração inicial de $0,040 \text{ mol/L}$, calcule a concentração de N_2O_5 após 10 minutos do início da reação.



Como o problema nos mostra o tempo e a cinética é de primeira ordem utilizaremos a lei da velocidade integrada de primeira ordem que tem a seguinte fórmula:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

Lembrando: Para cada ordem teremos uma fórmula diferente.

Relembrando:

$[A]_t$ = concentração final

$[A]_0$ = concentração inicial

k = constante de velocidade

t = tempo (dado em segundos)



Para saber mais olhe
no livro ATKINS;
JONES; 2001;
Princípios da
química, p. 653

Resolução:

Agora para lançarmos os valores na fórmula temos que transformar 10 min em segundos.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ min} \text{ ----- } 60 \text{ s} \\ 10 \text{ min} \text{ ----- } x \text{ s} \\ X = 600 \text{ s} \end{array}$$

Agora colocando todos os valores na fórmula supracitada teremos:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

$$\ln [A]_t - \ln [A]_0 = -kt$$

$$\ln [A]_t - \ln 0,040 \text{ mol. L}^{-1} = -5,2 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} \cdot 600 \text{ s}$$

$$\ln [A]_t = -5,2 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} \cdot 600 \text{ s} + \ln 0,040 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\ln [A]_t = 0,098 \text{ mol/L}$$

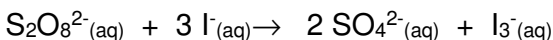
Agora colocaremos os dois lados da igualdade na base e para podermos retirar o ln

$$e^{\ln [A]_t} = e^{0,098 \text{ mol/L}}$$

$$\mathbf{[A]_t = 0,0018 \text{ mol/L}}$$

Questão 4: Fonte: MENDES, 2014, Lista de exercícios cinética química, questão 07.

Considere a reação do peroxidissulfato com iodeto em solução aquosa e os dados na tabela a seguir:



Experiência	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$, mol/L	$[\text{I}^-]$, mol/L	$-\Delta[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] / \Delta t$, mol/L.s
1	0,038	0,060	$1,4 \cdot 10^{-5}$
2	0,076	0,060	$2,8 \cdot 10^{-5}$
3	0,076	0,030	$1,4 \cdot 10^{-5}$

- a) Qual é a expressão da lei de velocidade? Explique!
- b) Qual o valor da constante de velocidade?
- c) Qual é a velocidade de consumo de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ quando as concentrações instantâneas de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ e I^- são respectivamente 0,025 mol/L e 0,100 mol/L?

a)

Dica 1: Para fazer a divisão escolha colocar sempre o experimento com menores valores no denominador. Isso facilitará seu cálculo.

Utilizaremos o experimento 2 pelo experimento 1. Note que a concentração de $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ varia e a concentração de $[\text{I}^-]$ é constante, o que faz com que a velocidade da reação varie somente com a variação da concentração do reagente que está variando, neste caso varia com a concentração do reagente $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.

Sendo assim fazendo a divisão da lei da velocidade para o experimento 2 pelo experimento 1 teremos:

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{K [0,076]^a [0,60]^b}{K [0,038]^a [0,60]^b}$$

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{[0,076]^a}{[0,038]^a}$$

$$2 = 2^a \text{ aplicando log dos dois lados}$$

$$\text{Log } 2 = a \cdot \text{log } 2$$

$$a = \frac{\text{log } 2}{\text{log } 2}$$

$$\mathbf{a = 1}$$

Utilizaremos o experimento 2 pelo experimento 3. Note que a concentração de $[I^-]$ varia e a concentração de $[S_2O_8^{2-}]$ é constante, o que faz com que a velocidade da reação varie somente com a variação da concentração do reagente que está variando, neste caso varia com a concentração do reagente I^- .

Sendo assim fazendo a divisão da lei da velocidade para o experimento 2 pelo experimento 3 teremos:

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{K [0,076]^a [0,60]^b}{K [0,076]^a [0,30]^b}$$

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{[0,60]^b}{[0,30]^b}$$

$2 = 2^b$ aplicando log dos dois lados

$$\text{Log } 2 = b \cdot \text{log } 2$$

$$b = \frac{\text{log } 2}{\text{log } 2}$$

b = 1

Agora colocando os valores de a e b na lei da velocidade teremos:

$$V = k [S_2O_8^{2-}]^1 \cdot [I^-]^1$$

b)

Utilizando os dados do experimento 1 na lei de velocidade encontrada no item a teremos:

$$V = k [S_2O_8^{2-}]^1 \cdot [I^-]^1$$

$$1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k [0,038 \text{ mol/L}]^1 \cdot [0,060 \text{ mol/L}]^1$$

$$k = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{[0,038 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}]^1 \cdot [0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}]^1}$$

$$k = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{2,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}$$

$$k = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{2,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2 \cdot 1/\text{L}^2}$$

$$k = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \text{ L}^1 \cdot \text{s}^{-1}}{2,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^1}$$

$$k = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \text{ L}^1}{2,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^1 \cdot \text{s}^1}$$

$$k = 6,14 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{L^1}{mol^1 \cdot s^1}$$

$$\mathbf{K = 6,14 \cdot 10^{-3} L/mol \cdot s}$$

- c) Colocando os valores propostos neste item e o valor de k encontrado no item b na lei da velocidade encontrada no item a, teremos:

$$V = k [S_2O_8^{2-}]^1 \cdot [I^-]^1$$

$$V = 6,14 \times 10^{-3} L/mol \cdot s [0,025 mol/L]^1 \cdot [0,100 mol/L]^1$$

$$\mathbf{V = 1,53 \times 10^{-5} mol/L \cdot s}$$

Questão 5: Fonte: (Fonte: Atkins e Jones, Princípios da química, questão 13.25, pag. 684)

A meia vida para a decomposição de primeira ordem de A é 200 s. Quanto tempo decorrerá para a concentração de A cair para:

- a) A metade;
- b) Um dezesseis avos;
- c) Um nono da concentração inicial.

Relembrando:

Tempo de meia vida: é o tempo necessário para que sua concentração caia à metade do valor inicial.

Fórmula que relaciona o tempo com a concentração de um reagente para uma cinética de primeira ordem:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

Fórmula que relaciona o tempo de meia vida para uma cinética de primeira ordem:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

Resolução:

Como a questão nos deu o tempo de meia vida podemos usar a fórmula para encontrarmos a constante cinética (k). Assim:

$$200 \text{ s} = \frac{0,693}{k}$$

$$K = 3,465 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Agora que temos o valor de k podemos usar a fórmula da lei de primeira ordem para descobrir o tempo.

- a) Para metade da concentração, se a concentração for A, a metade será A/2. Sendo assim a concentração inicial $[A]_0$ será A e a concentração final $[A]_t$ será A/2. Aplicando na fórmula que relaciona o tempo com a concentração de um reagente para uma cinética de primeira ordem teremos:

$$\ln \frac{\frac{A}{2}}{A} = -kt$$

$$\ln \frac{1}{2} = -3,465 \times 10^{-3} \cdot t$$

$$t = 200 \text{ s}$$

- b) Para Um dezesseis avos da concentração, se a concentração for A, a metade será A/16. Sendo assim a concentração inicial $[A]_0$ será A e a concentração final $[A]_t$ será A/16. Aplicando na fórmula que relaciona o tempo com a concentração de um reagente para uma cinética de primeira ordem teremos:

$$\ln \frac{\frac{A}{16}}{A} = -kt$$

$$\ln \frac{1}{16} = -3,465 \times 10^{-3} \cdot t$$

$$t = 800 \text{ s}$$

- c) Para Um nono da concentração, se a concentração for A, a metade será A/9. Sendo assim a concentração inicial $[A]_0$ será A e a concentração final $[A]_t$ será A/9. Aplicando na fórmula que relaciona o tempo com a concentração de um reagente para uma cinética de primeira ordem teremos:

$$\ln \frac{\frac{A}{9}}{A} = -kt$$

$$\ln \frac{1}{9} = -3,465 \times 10^{-3} \cdot t$$

$$t = 634 \text{ s}$$



Para saber mais olhe na apostila de cinética química do projeto na página 11

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:

ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012

MENDES, A. **Lista de exercícios**. Espirito Santo, 2014/1. (Apostila)