

Cinética química: conceitos fundamentais, velocidade média de uma reação e lei da velocidade

Resumo

Cinética é um termo que denota movimento. Na física, a ciência assim denominada estuda o movimento dos corpos. A **cinética química**, então, estuda o **movimento das reações químicas**, ou seja, as **velocidades com que elas ocorrem**, e ela possui diversas aplicações práticas importantes para o nosso dia a dia: como desacelerar o apodrecimento dos alimentos, como acelerar cozimentos, como produzir com rapidez alguma substância que, de forma natural, levaria muito tempo, etc.

Velocidades das reações

Existem reações que duram segundos e outras que levam anos para se concluírem. Mas **como se mede** a velocidade com que uma reação ocorre?

Uma reação química, como sabemos, possui **reagente(s)**, que é(são) **consumido(s)**, e **produto(s)**, que é(são) **formado(s)** ao longo do decorrer da reação. Ou seja, uma reação, num primeiro momento, possui apenas reagente(s), cuja quantidade diminui ao longo do seu decorrer. Após um tempo é que o(s) produto(s) – quantidade inicial igual a zero – começa(m) a aparecer e a ter sua quantidade aumentada ao longo do decorrer da reação.

Se anotamos a hora de início de determinada reação química e, após muito tempo, a quantidade de reagentes for só um pouco menor que a quantidade inicial e a quantidade de produtos for só um pouco maior que a quantidade inicial (zero), entendemos que a reação está ocorrendo de forma **lenta**. Por outro lado, caso a variação das quantidades de reagentes e produtos tenha sido grande, entendemos que a reação está **rápida**. Diante disso, fica claro que o cálculo da velocidade de uma reação consiste no cálculo da **velocidade de consumo** do(s) **reagente(s)** ou da **velocidade de formação** do(s) **produto(s)**.

Velocidade média

A velocidade com que uma reação ocorre **não é constante**, havendo momentos de maior rapidez e outros de maior lentidão. Por isso, calculamos a **velocidade média**, que consiste na **divisão do quanto uma substância variou por quanto tempo se passou**, desde o início da reação até o momento em que a quantidade da tal substância foi contada.

$$V_m = \frac{\Delta \text{ quantidade}}{\Delta \text{ tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Importante a beça:

- A **quantidade** do reagente ou do produto, na equação, pode ser expressa em **mol**, **mol/L**, **g**, **g/L** e em **unidades de volume** no caso dos gases (L, m³, etc).
- O tempo decorrido pode ser expresso em **h**, **min** ou **s**.

- Como a **quantidade de reagente diminui** ao longo do tempo, a quantidade final será menor que a inicial, o que nos dará uma **variação de valor negativo**. Veja um exemplo:

- Quantidade inicial = 8 mol/L
 - Quantidade final = 2 mol/L
- $\Delta \text{ quantidade} = 2 \text{ mol/L} - 8 \text{ mol/L} = -6 \text{ mol/L}$

Neste caso, devemos ignorar esse sinal e dizer que a taxa de consumo de reagente foi de 6 mol/L. Matematicamente, isso significa dizer que o cálculo da **taxa de consumo de um reagente deve ser expressado em módulo**

$$Tx_{(\text{consumo do reagente})} = |\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}|$$

ou então com o **sinal de menos na frente**

$$Tx_{(\text{consumo do reagente})} = -(\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial})$$

A **taxa de formação de um produto**, no entanto, não é calculada dessa forma, visto que a quantidade ou concentração final sempre é maior que a inicial. Usa-se, normalmente,

$$Tx_{(\text{formação do produto})} = (\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial})$$

Exemplo: Na reação $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$, calculam-se as concentrações (em mol/L) de glicose em alguns intervalos de tempo.

$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]$ (mol.L ⁻¹)	2	1,4	1	0,8
Tempo (min)	0	2	4	6

Vamos calcular a velocidade média dos seguintes intervalos:

- 0 a 6 min:**

$$V_m = \frac{|0,8 - 2|}{6 - 0} = \frac{1,2}{6} = 0,2 \text{ mol. L}^{-1}. \text{min}^{-1}$$
- 0 a 2 min:**

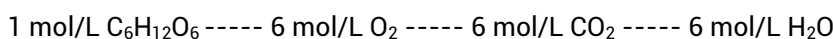
$$V_m = \frac{|1,4 - 2|}{2 - 0} = \frac{0,6}{2} = 0,3 \text{ mol. L}^{-1}. \text{min}^{-1}$$
- 2 a 4 min:**

$$V_m = \frac{|1 - 1,4|}{4 - 2} = \frac{0,4}{2} = 0,2 \text{ mol. L}^{-1}. \text{min}^{-1}$$
- 4 a 6 min:**

$$V_m = \frac{|0,8 - 1|}{6 - 4} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}. \text{min}^{-1}$$

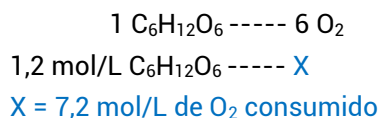
Como nós conhecemos as **proporções estequiométricas** da reação (1 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 6 O_2 : 6 CO_2 : 6 H_2O), podemos descobrir a velocidade de consumo do O_2 e de produção de CO_2 e H_2O .

Observe que a proporção da glicose em relação aos demais é igual:



Com isso, vamos calcular:

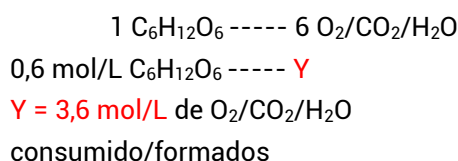
- No intervalo de 0 a 6 min, a velocidade de consumo de O_2 :



$$V_m(O_2) = \frac{7,2 \text{ mol.L}^{-1}}{6 \text{ min}} = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

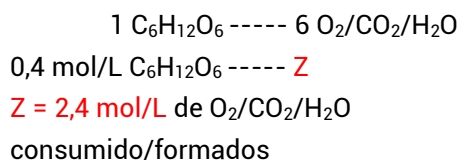
Obs: Como a proporção do consumo de $C_6H_{12}O_6$ em relação à produção de CO_2 e H_2O é a mesma do consumo de O_2 , a quantidade de CO_2 e H_2O produzidos será igual à quantidade de O_2 consumido. Por isso, vamos continuar calculando, para os demais intervalos, a velocidade de O_2 , CO_2 e H_2O ao mesmo tempo.

- No intervalo de 0 a 2 min, a velocidade de consumo/formação de O_2 , CO_2 e H_2O :



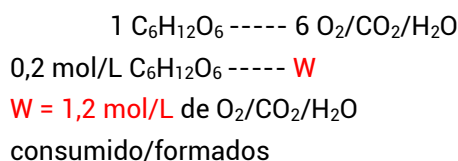
$$\begin{aligned} V_m(O_2/CO_2/H_2O) &= \frac{3,6 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} \\ &= 1,8 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1} \end{aligned}$$

- No intervalo de 2 a 4 min, a velocidade de consumo/formação de O_2 , CO_2 e H_2O :



$$\begin{aligned} V_m(O_2/CO_2/H_2O) &= \frac{2,4 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} \\ &= 1,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1} \end{aligned}$$

- No intervalo de 4 a 6 min, a velocidade de consumo/formação de O_2 , CO_2 e H_2O :



$$\begin{aligned} V_m(O_2/CO_2/H_2O) &= \frac{1,2 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} \\ &= 0,6 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1} \end{aligned}$$

Agora, vamos comparar as velocidades de O_2 , CO_2 e H_2O com as de $C_6H_{12}O_6$:

Intervalos (min)	V_m da $C_6H_{12}O_6$ (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)	V_m de $O_2/CO_2/H_2O$ (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)
0 a 6	0,2	1,2
0 a 2	0,3	1,8
2 a 4	0,2	1,2
4 a 6	0,1	0,6

Analisando essa tabela, percebemos que as velocidades médias de O_2 , CO_2 e H_2O também obedecem à proporção 6:1 em relação às velocidades de $C_6H_{12}O_6$, já que são 6 vezes maiores que as velocidades de consumo de $C_6H_{12}O_6$.

Concluimos, assim, que o valor de V_m de cada composto da reação dividido pelo seu coeficiente estequiométrico sempre vai ser igual ao valor de V_m dos demais compostos da reação divididos pelos seus coeficientes estequiométricos, como podemos ver abaixo:

$$\frac{V_m(C_6H_{12}O_6)}{1} = \frac{V_m(O_2)}{6} = \frac{V_m(CO_2)}{6} = \frac{V_m(H_2O)}{6}$$

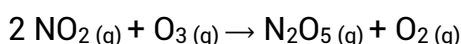
Este **valor comum** é considerado o valor da **velocidade média da reação**. Logo, generalizamos da seguinte forma:

$$\text{Para a reação } aA + bB \rightarrow cC + dD, \quad V_m(\text{reação}) = \frac{V_m(A)}{a} = \frac{V_m(B)}{b} = \frac{V_m(C)}{c} = \frac{V_m(D)}{d}$$

Lei da velocidade

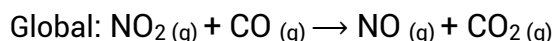
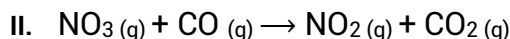
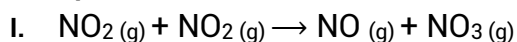
Conhecimentos prévios importantes:

Reações elementares são aquelas que ocorrem em apenas **uma etapa**. **Exemplo:**



Reações não elementares são aquelas que ocorrem em **duas ou mais etapas**, sendo uma lenta e as demais rápidas.

Exemplo:



Sabe-se que a **concentração dos reagentes de uma reação química influi na velocidade** com que ela vai ocorrer. Aumentando a concentração de um e/ou de outro reagente, a velocidade da reação também aumenta. Diminuindo a concentração, a velocidade também diminui.

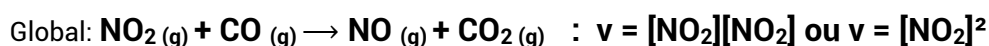
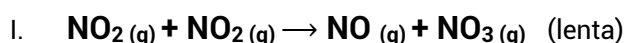
Dois cientistas (Guldberg e Waage), ao estudarem as variações nas velocidades das reações com o acréscimo ou a retirada de reagentes, perceberam que cada reação tem sua velocidade alterada seguindo um padrão, que depende apenas da temperatura do meio. Esse **padrão** definiu que cada reação possui sua **constante de velocidade (k)**.

Notaram, ainda, que, para as **reações elementares**, a velocidade aumenta igual ao aumento da concentração do reagente elevado ao coeficiente desse mesmo reagente. Ou seja, se a reação é $2A + B \rightarrow C$ e eu multiplico a concentração de A por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2^2 (4). Já se eu multiplico a concentração de B por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2^1 (2).

Exemplo: Lei de velocidade da reação $2 \text{NO}_2(g) + \text{O}_3(g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5(g) + \text{O}_2(g)$: $v = k[\text{NO}_2]^2[\text{O}_3]^1$

Para as **reações não elementares**, no entanto, a velocidade aumenta igual ao aumento da concentração dos reagentes da etapa lenta da reação elevados aos seus coeficientes estequiométricos.

Exemplo: Lei de velocidade da reação



Obs:

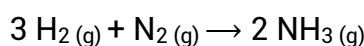
- Não é necessário representar expoentes 1, pois estes ficam implícitos;
- A questão tem que dizer qual é a etapa lenta ou te dar meios para descobrir isso (geralmente acontece quando a lei de velocidade é dada na questão).

IMPORTANTE A BEÇA:

- Estes expoentes são chamados de **ordem da reação**. No caso acima, a ordem da reação para NO_2 é 2 (2ª ordem). A soma das ordens de reação de cada reagente nos dá a **ordem total da reação**. No caso acima, a ordem total da reação é 2 (2ª ordem), visto que só há um reagente com expoente 2. Caso houvesse mais um reagente na lei de velocidade, com ordem 1, por exemplo, a ordem total da reação seria 3 (3ª ordem);
- À **série de etapas** de uma reação química, chamamos **mecanismo de reação**.

Como há essa **diferença entre** os expoentes das concentrações dos reagentes de **reações elementares e de não elementares**, Guldberg e Waage definiram que tais **expoentes devem ser determinados experimentalmente**, isto é, faz-se experimentos com valores diferentes das concentrações de cada reagente e mede-se as velocidades obtidas.

Veja o exemplo:



Experimento	$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{N}_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

Do experimento 1 para o experimento 2, a concentração de H_2 não foi alterada, enquanto a de N_2 foi. Com isso, sabemos que a análise desses experimentos nos permitirá encontrar o expoente do N_2 , isto é, a **ordem de reação em relação ao N_2** .

Ocorre assim:

- No modo mais detalhado, a gente faz uma relação entre as velocidades do experimento 1 e do experimento 2. Quando você vir **relação** entre equações, leia **divisão**. Além da divisão, podemos igualar o k_1 com k_2 , uma vez que a constante de velocidade (k) é sempre igual para duas reações iguais em temperaturas iguais (mesmo que os componentes dessas reações estejam em concentrações molares diferentes). Aqui eu vou utilizar a divisão das leis de velocidade.

O que eu sei:

$$V_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{N}_2]^\beta$$

$$V_2 = k_2 \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{N}_2]^\beta$$

$$k_1 = k_2 = k$$

O que eu faço:

$$V_1 / V_2 = k_1 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k_2 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

- Como $k_1 = k_2$, substituímos ambos por k , e então eles podem se cancelar;

$$V_1 / V_2 = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

- Agora substituímos as concentrações dos compostos pelos valores da tabela e seguimos a equação:

$$2,5 \cdot 10^{-6} / 7,5 \cdot 10^{-6} = (0,5)^\alpha \cdot (0,1)^\beta / (0,5)^\alpha \cdot (0,3)^\beta$$

$$\begin{aligned} \frac{2,5 \cdot \cancel{10^{-6}}}{7,5 \cdot \cancel{10^{-6}}} &= \frac{\cancel{(0,5)}^\alpha}{\cancel{(0,5)}^\alpha} \times \frac{(0,1)^\beta}{(0,3)^\beta} \\ \frac{1}{3} &= \frac{(1)^\beta}{(3)^\beta} \end{aligned} \quad \left| \begin{aligned} 3^{-1} &= 3^{-\beta} \\ -1 &= -\beta \\ \beta &= 1 \end{aligned} \right.$$

- Concluimos, assim, que a ordem de reação para N_2 é 1.

Do experimento 1 para o experimento 3, a concentração de N_2 não foi alterada, enquanto a de H_2 foi. Com isso, sabemos que a análise desses experimentos nos permitirá encontrar o expoente do H_2 , isto é, a **ordem de reação em relação ao H_2** .

- O procedimento é idêntico ao anterior, só que pegamos as informações dos experimentos 1 e 3:

$$V_1 / V_3 = k_1 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k_3 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$



$$V_1 / V_3 = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

$$2,5 \cdot 10^{-6} / 1 \cdot 10^{-5} = (0,5)^\alpha \cdot (0,1)^\beta / (1)^\alpha \cdot (0,1)^\beta$$

- Repare que $V_3 = 10^{-5}$. Colocando em base 10^{-6} , fica $V_3 = 10 \cdot 10^{-6}$:



$$\begin{aligned} \frac{2,5 \cdot \cancel{10^{-6}}}{10 \cdot \cancel{10^{-6}}} &= \frac{(0,5)^\alpha}{(1)^\alpha} \times \frac{\cancel{(0,1)}^\beta}{\cancel{(0,1)}^\beta} \\ \frac{1}{4} &= \frac{(1)^\alpha}{(2)^\alpha} \\ \frac{1}{2^2} &= \frac{(1)^\alpha}{(2)^\alpha} \end{aligned} \quad \left| \begin{aligned} 2^{-2} &= 2^{-\alpha} \\ -2 &= -\alpha \\ \alpha &= 2 \end{aligned} \right.$$

- Concluimos, assim, que a ordem de reação para H_2 é 2.
Este procedimento, contudo, é muito longo e formal. Na prática, iremos utilizar um muito mais simples, que, com o treino, permitirá você saber a ordem de reação (α e β) apenas olhando para a tabela e fazendo poucos cálculos mentais. É o seguinte:
- Assim como o procedimento anterior, a gente seleciona dois experimentos em que a concentração de um dos reagentes permaneça constante e a do outro varie;
- Experimentos 1 e 2:** H_2 constante e N_2 varia; ou seja, **encontraremos β** ;

Experimento	$[H_2]$ (mol/L)	$[N_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1 	$2,5 \cdot 10^{-6}$ 
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

- Como vemos, a concentração de N_2 é multiplicada por 3 e a velocidade também. O quanto $[N_2]$ variou elevado a β tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:
 $3^\beta = 3$
~~3~~ ^{β} = ~~3~~¹
 $\beta = 1$

- Experimentos 1 e 3:** N_2 constante e H_2 varia; ou seja, **encontraremos α** ;

Experimento	$[H_2]$ (mol/L)	$[N_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5 	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$ 
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

- Como vemos, a concentração de H_2 é multiplicada por 2 e a velocidade é multiplicada por 4, ou seja, 2^2 . O quanto $[H_2]$ variou elevado a α tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:
 $2^\alpha = 4$
~~2~~ ^{α} = ~~2~~²
 $\alpha = 2$
- Agora, ao fim desse processo, podemos determinar que a lei de velocidade é $v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [N_2]$ e que a ordem da reação é 3 ($\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$), ou seja, esta é uma **reação de 3ª ordem**.

Diante de tudo isso, Guldberg e Waage cunharam a **lei da velocidade, lei de Guldberg-Waage, lei de ação das massas ou lei cinética**, que diz o seguinte: a velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes elevados a expoentes determinados experimentalmente.

Molecularidade

A molecularidade de uma **reação elementar** nos indica a quantidade de moléculas que reagiram para formar os produtos da reação. Se na reação ocorre somente o rearranjo ou a decomposição de 1 molécula reagente, ela é **unimolecular**. Se ocorre choque entre 2 moléculas reagentes, ela é **bimolecular**. Se ocorre choque entre 3 moléculas reagentes, é **trimolecular**.

Exemplo: $2 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{moléculas de NO}_2 \text{ mais } 1 \text{ de O}_3 \rightarrow \text{reação trimolecular ou de molecularidade } 3$.

Repare que a molecularidade, nas reações elementares, pode ser encontrada pela soma dos **coeficientes estequiométricos** dos reagentes ou determinada pela ordem de reação ($v = [\text{NO}_2]^2[\text{O}_3]$, 3ª ordem).

Nas **reações não elementares**, determinaremos a molecularidade de cada etapa do mecanismo de reação separadamente, visto que cada etapa da reação consiste em uma reação elementar.

Exemplo: Reação global $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, constituída pelas etapas:

- I. $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{bimolecular}$
- II. $\text{NO}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{bimolecular}$

- Concluimos, assim, que a ordem de reação para H_2 é 2.

Este procedimento, contudo, é muito longo e formal. Na prática, iremos utilizar um muito mais simples, que, com o treino, permitirá você saber a ordem de reação (α e β) apenas olhando para a tabela e fazendo poucos cálculos mentais. É o seguinte:

- Assim como o procedimento anterior, a gente seleciona dois experimentos em que a concentração de um dos reagentes permaneça constante e a do outro varie;
- Experimentos 1 e 2:** H_2 constante e N_2 varia; ou seja, **encontraremos β** ;

Experimento	$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{N}_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

- Como vemos, a concentração de N_2 é multiplicada por 3 e a velocidade também. O quanto $[\text{N}_2]$ variou elevado a β tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:

$$3^\beta = 3$$

$$3^\beta = 3^1$$

$$\beta = 1$$

- Experimentos 1 e 3: N_2 constante e H_2 varia; ou seja, encontraremos α ;

Experimento	$[H_2]$ (mol/L)	$[N_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

- Como vemos, a concentração de H_2 é multiplicada por 2 e a velocidade é multiplicada por 4, ou seja, 2^2 . O quanto $[H_2]$ variou elevado a α tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:

$$2^\alpha = 4$$

$$2^\alpha = 2^2$$

$$\alpha = 2$$

- Agora, ao fim desse processo, podemos determinar que a lei de velocidade é $v = k.[H_2]^2.[N_2]$ e que a ordem da reação é 3 ($\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$), ou seja, esta é uma **reação de 3ª ordem**.

Diante de tudo isso, Guldberg e Waage cunharam a **lei da velocidade, lei de Guldberg-Waage, lei de ação das massas ou lei cinética**, que diz o seguinte: a velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes elevados a expoentes determinados experimentalmente.

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. Considerando que em uma reação hipotética $A \rightarrow B + C$ observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

A (mol L^{-1})	0,240	0,200	0,180	0,162	0,153
Tempo (s)	0	180	300	540	840

A velocidade média (V_m) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é

- a) $1,66 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
b) $3,32 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
c) $1,66 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
d) $0,83 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
e) $0,83 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
2. De um modo geral, a ordem de uma reação é importante para prever a dependência de sua velocidade em relação aos seus reagentes, o que pode influenciar ou até mesmo inviabilizar a obtenção de um determinado composto. Sendo assim, os dados da tabela abaixo mostram uma situação hipotética da obtenção do composto "C", a partir dos reagentes "A" e "B".

Experimento	[A] $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	[B] $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Velocidade inicial ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)
01	0,1	0,1	$4,0 \times 10^{-5}$
02	0,1	0,2	$4,0 \times 10^{-5}$
03	0,2	0,1	$16,0 \times 10^{-5}$

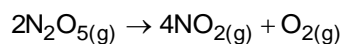
A partir dos dados da tabela acima, é correto afirmar que a reação: $A + B \rightarrow C$, é de:

- a) 2ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"
b) 1ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"
c) 2ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"
d) 1ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"
e) 1ª ordem em relação a "A" e de 1ª ordem em relação a "B"

3. A reação química entre dois reagentes ocorre de tal forma que, ao se triplicar a concentração do reagente A, mantendo-se fixa a concentração do reagente B, observa-se o aumento de nove vezes na velocidade inicial de reação. Por outro lado, a variação da concentração do reagente B não acarreta mudança da velocidade inicial da reação. Assim, é correto afirmar que a equação geral da lei de velocidade da reação, onde v é a velocidade inicial e k é a constante de velocidade, é:

- a) $v = k$
- b) $v = k[\text{reagente A}]$
- c) $v = k[\text{reagente A}]^2$
- d) $v = k[\text{reagente A}]^3$
- e) $v = k[\text{reagente A}][\text{reagente B}]$

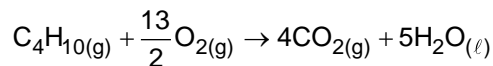
4. Considere a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio seja de $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta o valor **correto** para a velocidade de aparecimento NO_2 expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

- a) $18 \cdot 10^{-3}$
- b) $24 \cdot 10^{-3}$
- c) $6 \cdot 10^{-3}$
- d) $12 \cdot 10^{-3}$
- e) $3 \cdot 10^{-3}$

5. Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo. Tarefas simples e do cotidiano ficarão mais caras a partir desta semana. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez este ano, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha), em nossas residências é:



O quadro abaixo ilustra a variação da concentração do gás butano em mols/L em função do tempo:

$[\text{C}_4\text{H}_{10(g)}](\text{mol/L})$	22,4	20,8	18,2	16,6	15,4	14,9
Tempo (horas)	0	1	2	3	4	5

As velocidades médias da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são respectivamente:

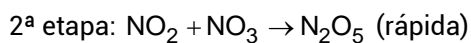
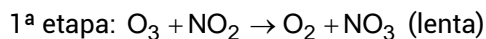
- a) $-1,5 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$ e $-2,1 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$
- b) $1,5 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$ e $2,1 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$
- c) $1,5 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$ e $-2,1 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$
- d) $2,1 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$ e $1,5 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$
- e) $-1,5 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$ e $2,1 \text{ mols/L} \cdot \text{h}$
6. Em um laboratório de química, dois estudantes realizam um experimento com o objetivo de determinar a velocidade da reação apresentada a seguir.



Sabendo que a reação ocorre em um sistema aberto, o parâmetro do meio reacional que deverá ser considerado para a determinação da velocidade dessa reação é

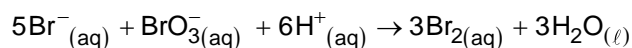
- a) a diminuição da concentração de íons Mg^{2+} .
- b) o teor de umidade no interior do sistema.
- c) a diminuição da massa total do sistema.
- d) a variação da concentração de íons Cl^- .
- e) a elevação da pressão do sistema.

7. Os veículos emitem óxidos de nitrogênio que destroem a camada de ozônio. A reação em fase gasosa ocorre em duas etapas:



A lei de velocidade para a reação é

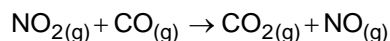
- a) $v = k[\text{O}_3][\text{NO}_2]$
 - b) $v = k[\text{NO}_2][\text{NO}_3]$
 - c) $v = k[\text{O}_2][\text{NO}_3]$
 - d) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]$
 - e) $v = k[\text{N}_2\text{O}_4]$
8. A reação entre os íons brometo e bromato, em meio aquoso e ácido, pode ser representada pela seguinte equação química balanceada:



Sabendo que a velocidade de desaparecimento do íon bromato é igual a $5,63 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO para a velocidade de aparecimento do bromo, Br_2 , expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

- a) $1,69 \times 10^{-5}$
- b) $5,63 \times 10^{-6}$
- c) $1,90 \times 10^{-6}$
- d) $1,13 \times 10^{-6}$
- e) $1,80 \times 10^{-16}$

9. Na reação



a lei cinética é de segunda ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e de ordem zero em relação ao monóxido de carbono. Quando, simultaneamente, dobrar-se a concentração de dióxido de nitrogênio e reduzir-se a concentração de monóxido de carbono pela metade, a velocidade da reação

- a) será reduzida a um quarto do valor anterior.
- b) será reduzida à metade do valor anterior.
- c) não se alterará.
- d) duplicará.
- e) aumentará por um fator de 4 vezes.

10. A síntese do álcool *terc*-butílico pode ser realizada via substituição nucleofílica de 1ª ordem, a partir do cloreto de *terc*-butila, de acordo com as etapas descritas.

- I. $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Cl} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{C}^+ + \text{Cl}^-$ (lenta)
- II. $(\text{CH}_3)_3\text{C}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH}_2^+$ (rápida)
- III. $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH}_2^+ \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH} + \text{H}^+$ (rápida)

A velocidade v para essa reação de síntese é expressa por

- a) $k[(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Cl}]$
- b) $k[(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH}_2^+]$
- c) $k[(\text{CH}_3)_3\text{C}^+]^2[\text{Cl}^-]$
- d) $k[(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH}][\text{H}^+]$
- e) $k[(\text{CH}_3)_3\text{C}^+][(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH}_2^+]$

Gabarito

1. A

$$V_m = \frac{[]_f - []_i}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. A

Experimento	[A] mol · L ⁻¹	[B] mol · L ⁻¹	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
01	0,1	0,1	4,0 × 10 ⁻⁵
02	0,1	0,2	4,0 × 10 ⁻⁵
03	0,2	0,1	16,0 × 10 ⁻⁵

No experimento 01 para 02 ao se dobrar a concentração de B, a velocidade da reação não se altera, portanto, a concentração de B, não influencia na velocidade da reação.

No experimento 02 para 03, ao se dobrar a concentração de A, a velocidade da reação irá quadruplicar.

Assim, a lei de velocidade será dada por:

$$v = k \cdot [A]^2 [B]^0$$

Conclusão: A reação será de segunda ordem em relação a A e de ordem zero em relação a B.

3. C

Supondo uma velocidade inicial de 1 mol/L · s, se triplicada seu valor será de 3 mol/L · s, se isso acontecer, a velocidade da reação irá aumentar 9 vezes o valor inicial da velocidade.

Assim, ao triplicar, o valor do reagente A, a velocidade da reação triplica, ou seja, será 9 vezes maior, em um processo de segunda ordem.

Como o reagente B não interfere na velocidade final da reação ele será de ordem zero.

Assim, a lei de velocidade será: $v = k [\text{reagente A}]^2$.

4. D

A velocidade de aparecimento do dióxido de nitrogênio é o dobro da velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio. Assim será o dobro de $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, ou seja, $12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

5. B

$$V_{\text{média}}_{(0-5)} = \frac{\Delta []}{\Delta t} \therefore \frac{|14,9 - 22,4|}{5 - 0} = 1,5 \text{ mols} / \text{L} \cdot \text{h}$$

$$V_{\text{média}}_{(1-3)} = \frac{\Delta []}{\Delta t} \therefore \frac{|16,6 - 20,8|}{3 - 1} = 2,1 \text{ mols} / \text{L} \cdot \text{h}$$

6. C

Como o gás carbônico escapa do sistema aberto, pode-se medir a massa total do sistema e verificar a sua diminuição.

7. A

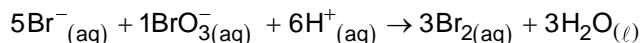
A etapa determinante da velocidade de uma reação química é sempre a etapa lenta, assim a lei da velocidade será em função da 1ª etapa:

1ª etapa: $\text{O}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_3$ (lenta)

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

8. A

Teremos, a partir da equação química, balanceada, fornecida no enunciado:



$$\frac{v_{\text{Br}^-}}{5} = \frac{v_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{v_{\text{H}^+}}{6} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3} = \frac{v_{\text{H}_2\text{O}}}{3}$$

$$\frac{v_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$\frac{5,63 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}}{1} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$v_{\text{Br}_2} = 16,89 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1} = 1,689 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$v_{\text{Br}_2} = 1,69 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

9. E

A lei cinética é de segunda ordem em relação ao dióxido de nitrogênio (expoente dois) e de ordem zero (expoente zero) em relação ao monóxido de carbono, então:

$$v = k[\text{NO}_2]^2[\text{CO}]^0$$

$$v_{\text{inicial}} = k[\text{NO}_2]^2$$

Ao dobrar-se a concentração de dióxido de nitrogênio e reduzir-se a concentração de monóxido de carbono pela metade, teremos:

$$v = k(2 \times [\text{NO}_2])^2 \left(\frac{1}{2} \times [\text{CO}] \right)^0$$

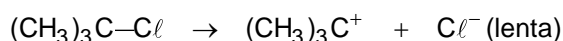
$$v = k(2 \times [\text{NO}_2])^2 \left(\frac{1}{2} \times [\text{CO}] \right)^0$$

$$v = k \times 4[\text{NO}_2]^2 = 4 \underbrace{k[\text{NO}_2]^2}_{\text{velocidade inicial}}$$

$$v = 4 \times v_{\text{inicial}}$$

10. A

A velocidade v para essa reação de síntese é expressa pela equação referente à etapa lenta:



$$v = k[(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Cl}]$$