



CINÉTICA QUÍMICA – FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS

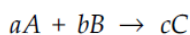
FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE DAS REAÇÕES

- **Concentração de Reagentes**

Quanto maior a concentração de reagentes, maior a velocidade de uma reação química.

- **Lei da Velocidade (Lei Cinética)**

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, elevadas a seus respectivos coeficientes.



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

Obs.: [] = concentração molar (mol/L)

- **Mecanismo de Reações**

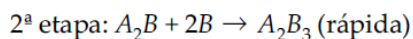
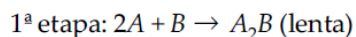
Mecanismo de uma reação é a série de etapas que levam os reagentes aos produtos.

Nesse mecanismo há etapas lentas e rápidas. A etapa mais lenta é a etapa determinante da velocidade.

A velocidade da reação global é a velocidade da etapa mais lenta.

Exemplo

Seja a reação $2A + 3B \rightarrow A_2B_3$ que se processa em duas etapas:



A velocidade da reação é dada pela expressão:

$$v = K \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

- **Ordem de uma Reação**

É a soma dos expoentes a que estão elevadas as concentrações na lei experimental da velocidade.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (PUC-RS) Relacione os fenômenos descritos na coluna I com os fatores que influenciam na velocidade dos mesmos, citados na coluna II.

Coluna I

1. Queimados se alastrando rapidamente quando está ventando.
2. Conservação dos alimentos no refrigerador.
3. Efervescência da água oxigenada na higiene de ferimentos.
4. Lascas de madeira queimando mais rapidamente que uma tora de madeira.

Coluna II

- a) superfície de contato
- b) catalisador
- c) concentração
- d) temperatura

A alternativa que contém a associação correta entre as duas colunas é:

- a) 1 - c; 2 - d; 3 - b; 4 - a
- b) 1 - d; 2 - c; 3 - b; 4 - a
- c) 1 - a; 2 - b; 3 - c; 4 - d
- d) 1 - b; 2 - c; 3 - d; 4 - a
- e) 1 - c; 2 - d; 3 - a; 4 - b

02 (UNIFENAS-MG) Dada a reação genérica: $3 A(g) + 2 B(g) \rightarrow A_3B_2(g)$, verificou-se experimentalmente que, quando a concentração de A duplica, mantendo-se também constante a concentração de B, a velocidade quadruplica; e quando a concentração de B duplica, mantendo-se constante a concentração de A, a velocidade também quadruplica.

Qual a expressão da velocidade da reação?

- a) $v = K [A]^2 [B]^2$
- b) $v = K [A]^3 [B]^2$
- c) $v = K [A]^2 [B]^3$
- d) $v = K [A] [B]^2$
- e) $v = K [A]^2 [B]$

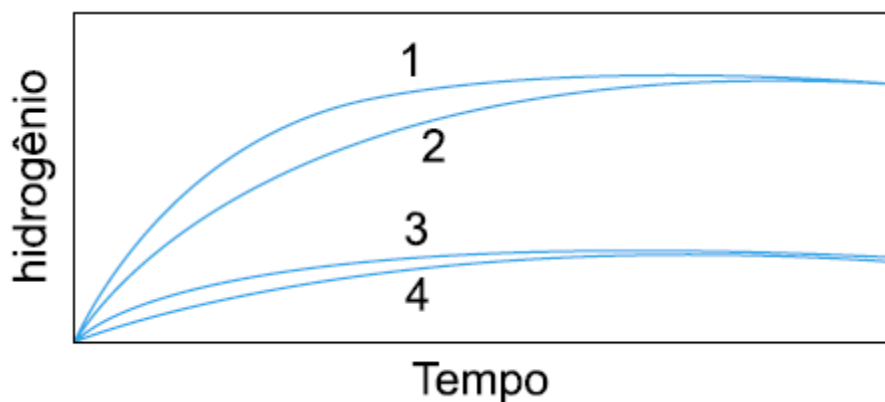
03 (FUVEST-SP) Foram realizados quatro experimentos.

Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo.

No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado.

O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura °C	Volume da solução de H_2SO_4 /mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80



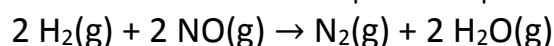
As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

04 (UEL-PR) Na preparação de hidrogênio, realizaram-se cinco experiências entre magnésio e ácido clorídrico, nas condições abaixo especificadas. Escolha a alternativa correspondente à reação com maior velocidade.

	Magnésio na forma:	Concentração do ácido, em mol/L	Temperatura da reação (°C)
A	raspas	0,1	20
B	raspas	0,2	25
C	fita	0,1	20
D	fita	0,2	20
E	lâmina	0,1	25

05 (UNIRIO-RJ) Num laboratório foram efetuadas diversas experiências para a reação:



Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

EXPER.	[H ₂]	[NO]	$v(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,10
2	0,20	0,10	0,20
3	0,10	0,20	0,40
4	0,30	0,10	0,30
5	0,10	0,30	0,90

Baseando-se na tabela anterior, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

- a) $v = K \cdot [\text{H}_2]$
- b) $v = K \cdot [\text{NO}]$
- c) $v = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$
- d) $v = K \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$
- e) $v = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$

06 (VUNESP-SP) Duas fitas idênticas de magnésio metálico são colocadas, separadamente, em dois recipientes.

No primeiro recipiente adicionou-se solução aquosa de HCl e, no segundo, solução aquosa de CH₃COOH, ambas de concentração 0,1 mol/L.

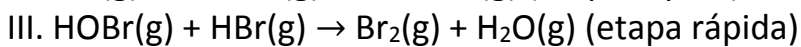
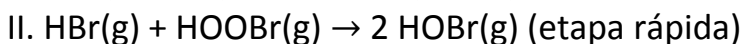
Foram feitas as seguintes afirmações:

- I) As reações se completarão ao mesmo tempo nos dois recipientes, uma vez que os ácidos estão presentes na mesma concentração.
- II) O magnésio metálico é o agente oxidante nos dois casos.
- III) Um dos produtos formados em ambos os casos é o hidrogênio molecular.
- IV) As velocidades das reações serão afetadas se as fitas de magnésio forem substituídas por igual quantidade deste metal finamente dividido.

São verdadeiras as afirmações:

- a) I e II, apenas.
- b) II e III, apenas.
- c) I e III, apenas.
- d) III e IV, apenas.
- e) II, III e IV apenas.

07 (UFRJ-RJ) A oxidação do brometo de hidrogênio produzindo bromo e água pode ser descrita em 3 etapas:



a) Apresente a expressão da velocidade da reação de oxidação do brometo de hidrogênio.

b) O que acontecerá com a velocidade da reação se triplicarmos a molaridade do "HBr" e dobrarmos a molaridade do "O".

08 (ITA-SP) Uma certa reação química é representada pela equação: $2 \text{A(g)} + 2 \text{B(g)} \rightarrow \text{C(g)}$ onde A, B e C significam as espécies químicas que são colocadas para reagir. Verificou-se, experimentalmente, numa certa temperatura, que a velocidade desta reação quadruplica com a duplicação da concentração da espécie A, mas não depende das concentrações das espécies B e C. Assinale a opção que contém, respectivamente, a expressão correta da velocidade e o valor correto da ordem da reação.

a) $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 4.

b) $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 3.

c) $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 2.

d) $v = k[\text{A}]^2$ e 4.

e) $v = k[\text{A}]^2$ e 2.

09 (Centec-BA) Considerem-se a reação $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ e as informações contidas no quadro abaixo.

Experimentos	Conc. de [A] (mols/L)	Conc. de [B] (mols/L)	Velocidade da reação
I	1	1	0,020
II	2	1	0,040
III	1	2	0,080
IV	2	2	0,160

A expressão que melhor representa a velocidade de reação é:

a) $k [\text{A}]^2$

b) $k [\text{B}]^2$

c) $k [\text{A}] [\text{B}]$

d) $k [\text{A}]^2 [\text{B}]$

e) $k [\text{A}] [\text{B}]^2$

10 (FEPA-PA) Em uma experiência de cinética química, aumentaram-se diversas vezes a concentração de um dos reagentes, "A", mantendo-se fixa a concentração das outras substâncias e se observou que a velocidade da reação não se alterou. Assim, se pode afirmar que a ordem desta reação em relação ao reagente A é igual a:

a) 1

b) 0

c) 2

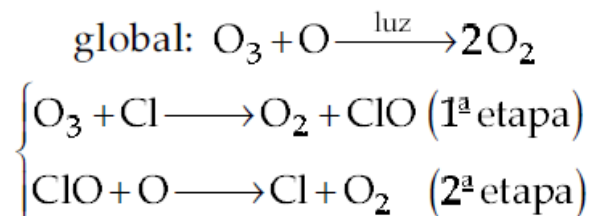
d) -1

e) 1,5

11 (FUVEST-SP) O estudo cinético, em fase gasosa, da reação representada por $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ mostrou que a velocidade da reação não depende da concentração de CO, mas depende da concentração de NO_2 elevada ao quadrado. Esse resultado permite afirmar que:

- a) o CO atua como catalisador.
- b) o CO é desnecessário para a conversão de NO_2 em NO.
- c) o NO_2 atua como catalisador.
- d) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
- e) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial de NO_2 for duplicada.

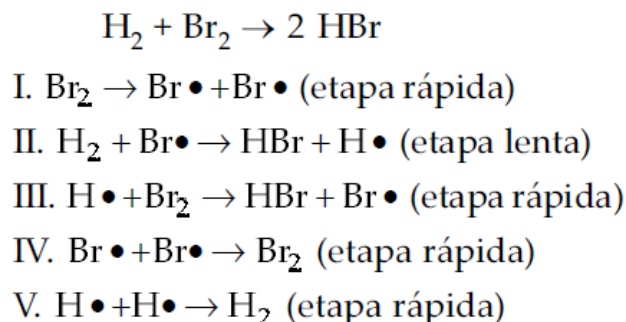
12 (ACAFE-SC) Átomos de cloro, resultantes da decomposição de CCl_2F_2 (clorofluormetano), catalisam a decomposição do ozônio na atmosfera. Um mecanismo simplificado para a decomposição é:



A alternativa que apresenta a equação de velocidade para a 1ª etapa da reação é:

- a) $v = k [\text{Cl}]$
- b) $v = k [\text{O}_2] [\text{ClO}]$
- c) $v = k [\text{O}_3]$
- d) $v = k [\text{O}_3] [\text{Cl}]$
- e) $v = k [\text{ClO}]$

13 (PUC-MG) A seguir, estão representadas as etapas da reação:



A velocidade da reação é determinada pela etapa:

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

14 (UFU-MG) Para a reação em fase gasosa, representada pela equação



é proposto um mecanismo em duas etapas:

Etapa 1: $\text{HBr} + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{HOBr} + \text{NO}$ (lenta)

Etapa 2: $\text{HBr} + \text{HOBr} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$ (rápida)

A lei de velocidade desta reação é:

- a) $v = k [\text{HBr}]_2 [\text{NO}_2]$
- b) $v = k [\text{HBr}] [\text{HOBr}]$
- c) $v = k [\text{HBr}]^2 [\text{NO}_2] [\text{HOBr}]$
- d) $v = k [\text{HBr}]^2 [\text{NO}_2] [\text{HOBr}]_2 [\text{NO}]$
- e) $v = k [\text{HBr}] [\text{NO}_2]$

15 (UNIP-SP) Considerando a reação química $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ verifica-se que a velocidade (rapidez) da mesma é dada pela equação: $v = k [\text{NO}_2]^2$

A etapa lenta do processo poderia ser:

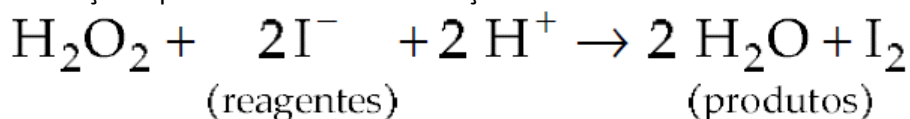
- a) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_3 + \text{NO}$
- b) $\text{NO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{CO}$
- c) $\text{NO}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2$
- d) $2 \text{NO}_2 + 2 \text{CO} \rightarrow 2 \text{NO} + 2 \text{CO}_2$
- e) $2 \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}_3$

16 (MACKENZIE-SP) A reação $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$ é de primeira ordem em relação a A e de primeira ordem com relação a B.

Comprimindo os gases a $\frac{1}{4}$ do volume original, a temperatura constante, a velocidade da reação:

- a) não se altera.
- b) diminui 4 vezes.
- c) diminui 16 vezes.
- d) aumenta 8 vezes.
- e) aumenta 16 vezes.

17 (FUVEST-SP) Em solução aquosa ocorre a transformação:



Em quatro experimentos, mediu-se o tempo decorrido para a formação de mesma concentração de I_2 , tendo na mistura de reação as seguintes concentrações iniciais de reagentes:

Experimentos	Concentrações iniciais (mol/L)			Tempo (s)
	H_2O_2	I^-	H^+	
I	0,25	0,25	0,25	56
II	0,17	0,25	0,25	87
III	0,25	0,25	0,17	56
IV	0,25	0,17	0,25	85

Esses dados indicam que a velocidade da reação considerada depende apenas da concentração de:

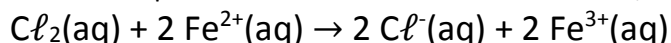
- a) H_2O_2 e I^-
- b) H_2O_2 e H^+
- c) H_2O_2
- d) H^+
- e) I^-

18 (CESGRANRIO-RJ) A equação $\text{X} + 2\text{Y} \rightarrow \text{XY}_2$ representa uma reação, cuja equação da velocidade é: $v = k [\text{X}] [\text{Y}]$

Assinale o valor da constante de velocidade, para a reação acima, sabendo que, quando a concentração de X é 1M e a concentração de Y é 2 M, a velocidade da reação é de 3 mol/min.

- a) 3,0
- b) 1,5
- c) 1,0
- d) 0,75
- e) 0,5

19 (UFPE-PE) Com relação aos dados experimentais constantes na tabela abaixo, relativos à reação:

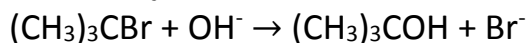


Número do experimento	$[\text{Cl}_2]$ inicial	$[\text{Fe}^{2+}]$ inicial	Velocidades iniciais relativas
I	0,10	1	1
II	0,20	1	2
III	0,10	0,5	0,5
IV	0,05	0,05	0,025

a expressão que sugere a lei de velocidade de reação é:

- a) $v = k [\text{Cl}_2] [\text{Fe}^{2+}]^2$
- b) $v = k [\text{Cl}_2] [\text{Fe}^{2+}]$
- c) $v = k [\text{Cl}_2]^2 [\text{Fe}^{2+}]^2$
- d) $v = k [\text{Cl}_2]^2 [\text{Fe}^{2+}]^0$
- e) $v = k [\text{Cl}_2]^0 [\text{Fe}^{2+}]^2$

20 (PUC-RJ) Dados experimentais sobre a reação do brometo de t-butila com hidroxila, a 55 °C:



Concentração Inicial (M)			Velocidade
	$(\text{CH}_3)_3\text{CBr}$	OH^-	$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,0010
2	0,20	0,10	0,0020
3	0,30	0,10	0,0030
4	0,10	0,20	0,0010
5	0,10	0,30	0,0010

Assinale a opção que contém a expressão da velocidade da reação:

- a) $v = k [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$
- b) $v = k [\text{OH}^-]$
- c) $v = k [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]^2 [\text{OH}^-]$
- d) $v = k [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]^3 [\text{OH}^-]^2$
- e) $v = k [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}] [\text{OH}^-]$

21 (FMTM-MG) A reação expressa pela equação: $2 \text{NO} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, tem lei de velocidade de formação de N_2 expressa pela equação $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$, onde k é a constante de velocidade.

- a) Discuta por que o expoente que afeta a concentração de H_2 na lei de velocidade é diferente do coeficiente da equação estequiométrica.
- b) Foram feitas duas determinações da velocidade dessa reação. Nas duas determinações as concentrações de H_2 empregadas foram as mesmas, enquanto a concentração de NO empregada numa delas é o dobro da concentração empregada na outra. Qual é a relação existente entre as velocidades de reação das duas determinações? Justifique.
- c) Qual a ordem dessa reação e qual a sua molecularidade?

22 (FUVEST-SP) O composto $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}$ reage quantitativamente com água, a 40°C , ocorrendo a formação de fenol, ácido clorídrico e liberação de nitrogênio: $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) + \text{N}_2(\text{g})$. Em um experimento, uma certa quantidade de $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}$ foi colocada em presença de água a 40°C e acompanhou-se a variação da concentração de $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}$ com o tempo. A tabela abaixo mostra os resultados obtidos:

Conc./mol L ⁻¹	Tempo/min
0,80	zero
0,40	9,0
0,20	18,0
0,10	27,0

a) Partindo-se de 500 mL da solução de $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}$ e coletando-se o nitrogênio (isento de umidade) à pressão de 1 atm e 40°C , qual o volume obtido desse gás, decorridos 27 minutos? Mostre com cálculos.

b) A partir dos dados da tabela; pode-se mostrar que a velocidade da reação é dada pela expressão:

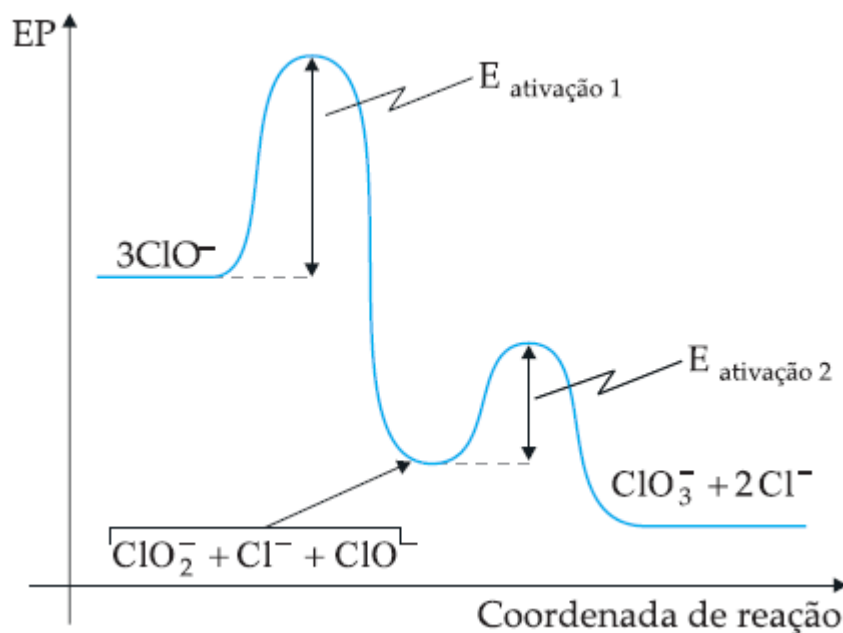
$$v = k [\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}]$$

Demonstre esse fato utilizando os dados da tabela.

Sugestão: calcule a velocidade média nas concentrações 0,60 e 0,30 mol/L.

Volume molar de gás a 1 atm e 40°C = 26 L/mol.

23 (IME-RJ) A reação $\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$ pode ser representada pelo seguinte diagrama de energia potencial (EP) pela coordenada de reação:



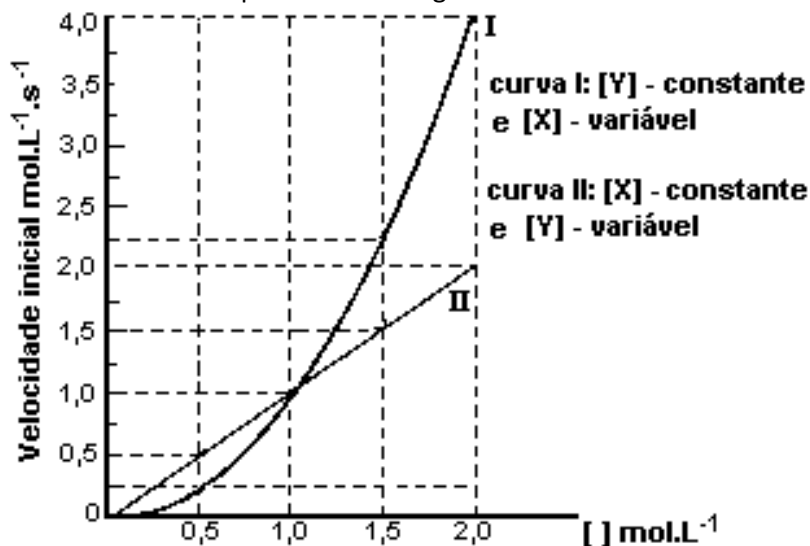
Pede-se:

a) propor um mecanismo para a reação, composto por reações elementares;

b) a expressão da velocidade de reação global. Justifique a resposta.

24 (UERJ-RJ) A reação expressa pela equação: $x X + y Y \rightarrow z Z + w W$

foi realizada em diversas experiências nas quais se manteve constante a temperatura. As velocidades de reação foram medidas, variando-se a concentração molar de um dos reagentes e mantendo-se a do outro constante. Os resultados obtidos estão representados no gráfico adiante:



Em função dos dados apresentados,

- determine a ordem da reação em relação aos reagentes X e Y, respectivamente.
- calcule o número de vezes em que a velocidade da reação aumenta quando se duplica a concentração molar de Y e se triplica a concentração molar de X.

25 (ITA-SP) Considere a reação representada pela equação química $3A(g) + 2B(g) \rightarrow 4E(g)$. Esta reação ocorre em várias etapas, sendo que a etapa mais lenta corresponde a reação representada pela seguinte equação química: $A(g) + C(g) \rightarrow D(g)$.

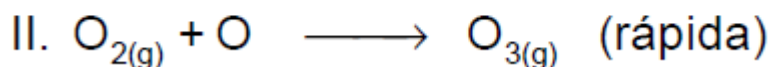
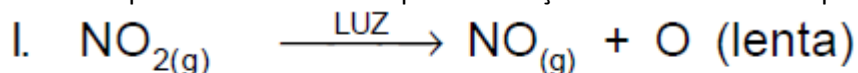
A velocidade inicial desta última reação pode ser expressa por: $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = 5 \text{ mol.s}^{-1}$

Qual é a velocidade inicial da reação (mol.s^{-1}) em relação a espécie E?

- 3,8
- 5,0
- 6,7
- 20
- 60

26 (UEL-PR) O ozônio próximo à superfície é um poluente muito perigoso, pois causa sérios problemas respiratórios e também ataca as plantações através da redução do processo da fotossíntese. Um possível mecanismo que explica a formação de ozônio nos grandes centros urbanos é através dos produtos da poluição causada pelos carros, representada pela equação química a seguir: $\text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{O}_3(g)$

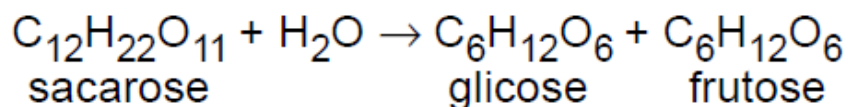
Estudos experimentais mostram que essa reação ocorre em duas etapas:



De acordo com as reações apresentadas, a lei da velocidade é dada por:

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

27 (UFRN-RN) Foram obtidos os seguintes dados experimentais para a velocidade de hidrólise de sacarose em solução diluída, a uma temperatura constante.

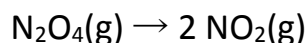


Experimento	Concentração de sacarose (mol · L ⁻¹)	Velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
I	0,10	1,01 · 10 ⁻⁴
II	0,20	2,02 · 10 ⁻⁴
III	0,30	3,03 · 10 ⁻⁴
IV	0,40	4,04 · 10 ⁻⁴

Com base nos dados anteriores, determine o(a):

- molecularidade da reação;
- equação da velocidade;
- ordem da reação;
- valor da constante de velocidade.

28 (UNIFESP-SP) Tetróxido de dinitrogênio se decompõe rapidamente em dióxido de nitrogênio, em condições ambientais.



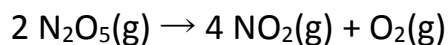
A tabela mostra parte dos dados obtidos no estudo cinético da decomposição do tetróxido de dinitrogênio, em condições ambientais.

Tempo (μs)	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]
0	0,050	0
20	0,033	x
40	y	0,050

Os valores de x e de y na tabela e a velocidade média de consumo de N₂O₄ nos 20 μs iniciais devem ser, respectivamente:

- 0,034, 0,025 e 1,7 x 10⁻³ mol L⁻¹ μs⁻¹
- 0,034, 0,025 e 8,5 x 10⁻⁴ mol L⁻¹ μs⁻¹
- 0,033, 0,012 e 1,7 x 10⁻³ mol L⁻¹ μs⁻¹
- 0,017, 0,033 e 1,7 x 10⁻³ mol L⁻¹ μs⁻¹
- 0,017, 0,025 e 8,5 x 10⁻⁴ mol L⁻¹ μs⁻¹

29 (UFSCar-SP) A decomposição do pentóxido de dinitrogênio é representada pela equação



Foram realizados três experimentos, apresentados na tabela.

Experimento	$[\text{N}_2\text{O}_5]$	Velocidade
I	x	4 z
II	x/2	2 z
III	x/4	z

A expressão da velocidade da reação é:

- a) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^0$
- b) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^{1/4}$
- c) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^{1/2}$
- d) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^1$
- e) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$

30 (PUC-SP) A reação $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ foi estudada a 904°C . Os dados da tabela seguinte referem-se a essa reação.

$[\text{NO}]$ (mol/L)	$[\text{H}_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L · s)
0,420	0,122	0,140
0,210	0,122	0,035
0,105	0,122	0,0087
0,210	0,244	0,070
0,210	0,366	0,105

A respeito dessa reação, é correto afirmar que sua expressão da velocidade é:

- a) $v = k[\text{NO}][\text{H}_2]$
- b) $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$
- c) $v = k[\text{H}_2]$
- d) $v = k[\text{NO}]^4[\text{H}_2]^2$
- e) $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2$

31 (PUC-SP) Considere a reação: $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H = -226 \text{ kJ/mol}$

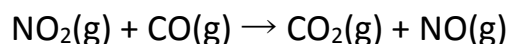
Ao realizar essa reação a 700°C e com pressões parciais de NO_2 (p_{NO_2}) e CO (p_{CO}) iguais a 1 atm, determinou-se uma taxa de formação para o $\text{CO}_2(\text{v})$ igual a x . Sabendo-se que a lei de velocidade para essa reação é $v = k[\text{NO}_2]^2$, foram feitas as seguintes previsões sobre a taxa de formação de $\text{CO}_2(\text{v})$.

Experimento	p_{NO_2} (atm)	p_{CO} (atm)	t ($^\circ\text{C}$)	v
I	2	1	700	$2x$
II	1	2	700	x
III	1	1	900	$>x$

Estão corretas as previsões feitas para:

- a) I, apenas.
- b) I e II, apenas
- c) II e III, apenas.
- d) I e III, apenas.
- e) I, II e III.

32 (PUC-MG) A reação



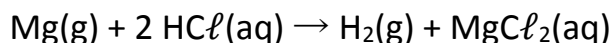
ocorre em duas etapas:

- 1a Etapa: $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g})$ (etapa lenta)
- 2a etapa: $\text{NO}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$ (etapa rápida)

A lei de velocidade para a reação é:

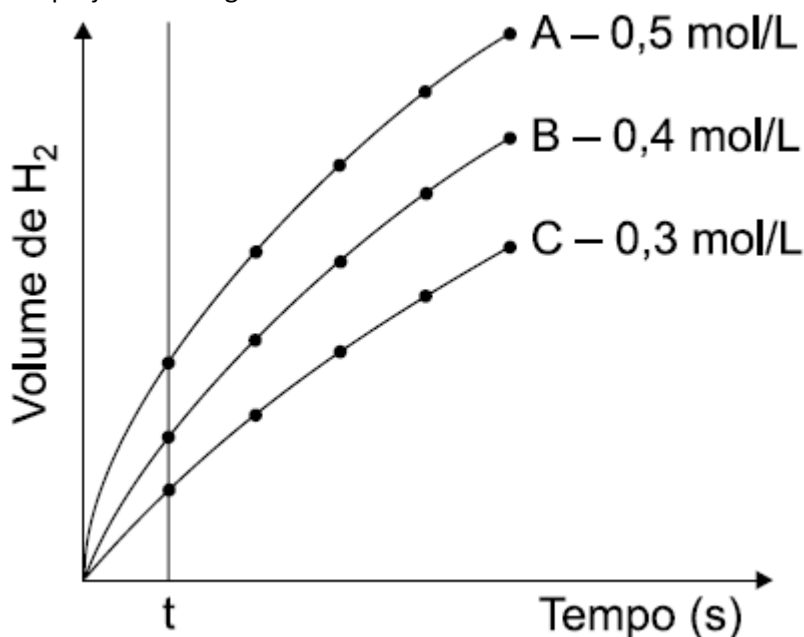
- a) $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$
- b) $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{CO}]$
- c) $v = k \cdot [\text{NO}_3] \cdot [\text{CO}]$
- d) $v = k \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$
- e) $v = k \cdot [\text{CO}_2]^2 \cdot [\text{CO}]$

33 (Uniuibe-MG) O metal Mg interage com ácido clorídrico produzindo gás hidrogênio.



Foram realizados vários experimentos em que se utilizou a mesma massa de magnésio e o mesmo volume de solução de HCl 0,3 mol/L, 0,4 mol/L e 0,5 mol/L.

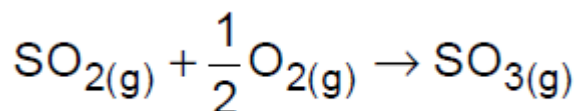
Os dados coletados foram projetados no gráfico.



Analisando-se os dados, pode-se afirmar que a rapidez da reação é:

- a) maior em A, porque a concentração do HCl utilizado é maior.
- b) maior em B, porque a concentração do HCl utilizado é maior.
- c) maior em C, porque a concentração do HCl utilizado é maior.
- d) maior em A, porque a concentração do HCl utilizado é menor.
- e) maior em A, B, C, porque não depende da concentração do HCl utilizado.

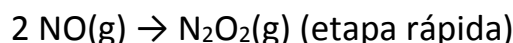
34 (UFPI-PI) O trióxido de enxofre, SO₃, matéria-prima para fabricação do ácido sulfúrico, H₂SO₄, é preparado através da oxidação do enxofre, em presença do catalisador, conforme a reação a seguir:



Considerando a reação simples e elementar, marque a opção correta.

- a) A reação é de primeira ordem em relação a SO₂.
- b) Aumentando a temperatura, diminui a velocidade de formação do SO₃.
- c) A reação é de terceira ordem em relação ao reagente.
- d) Aumentando a temperatura, diminui a energia cinética média das moléculas.
- e) A velocidade do desaparecimento do SO₂ é a metade da velocidade do desaparecimento do O₂.

35 (UEM-PR) Os conversores catalíticos automotores, baseados em ligas metálicas sólidas contendo ródio, paládio ou molibdênio, são dispositivos antipoluição existentes na maioria dos carros. Sua função é absorver moléculas de gases poluentes e, através de um processo chamado catálise, oxidar ou decompor esses gases, como mostra o exemplo abaixo. Para a reação global $2 \text{NO(g)} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2\text{(g)}$, na qual NO_2 atmosférico é gerado a partir de NO expelido dos escapamentos de automóveis, é proposto o seguinte mecanismo, em duas etapas:



Considerando essas afirmações, assinale o que for correto.

- (01) A lei de velocidade da etapa lenta é igual a $v = k[\text{O}_2] \cdot [\text{NO}]^2$.
(02) As reações das etapas rápida e lenta podem ser chamadas de reações bimoleculares.
(04) A catálise descrita acima é um exemplo de catálise homogênea.
(08) À temperatura e à concentração de NO(g) constantes, se a concentração de $\text{O}_2\text{(g)}$ duplicar, a reação global será 4 vezes mais rápida.
(16) Sendo a lei de velocidade da etapa lenta, obtida experimentalmente, igual a $v = k[\text{N}_2\text{O}_2] \cdot [\text{O}_2]$, sua ordem de reação é igual a 2.

Some os números dos itens corretos

36 (ITA-SP) Um recipiente aberto, mantido à temperatura ambiente, contém uma substância A(s) que se transforma em B(g) sem a presença de catalisador. Sabendo-se que a reação acontece segundo uma equação de velocidade de ordem zero, responda com justificativas às seguintes perguntas.

- a) Qual a expressão algébrica que pode ser utilizada para representar a velocidade da reação?
b) Quais os fatores que influenciaram na velocidade da reação?

37 (FATEC-SP) Na tabela que segue, estão resumidos os dados coletados quando volumes iguais de soluções aquosas dos ácidos A e B interagem com massas iguais do metal magnésio.

	Tempo de reação
Ácido A + Mg	inferior a 1 s
Ácido B + Mg	superior a 30 s

Com base nesses dados, afirma-se que:

- I. A e B podem ser o mesmo ácido, porém em concentrações diferentes.
II. A pode ser um ácido forte, e B, um ácido fraco.
III. A concentração de íons H^+ é maior na solução de B.

Dessas afirmações:

- a) apenas a I está correta.
b) apenas a II está correta.
c) apenas a III está correta.
d) estão corretas a I e a II, apenas.
e) estão corretas a II e a III, apenas.

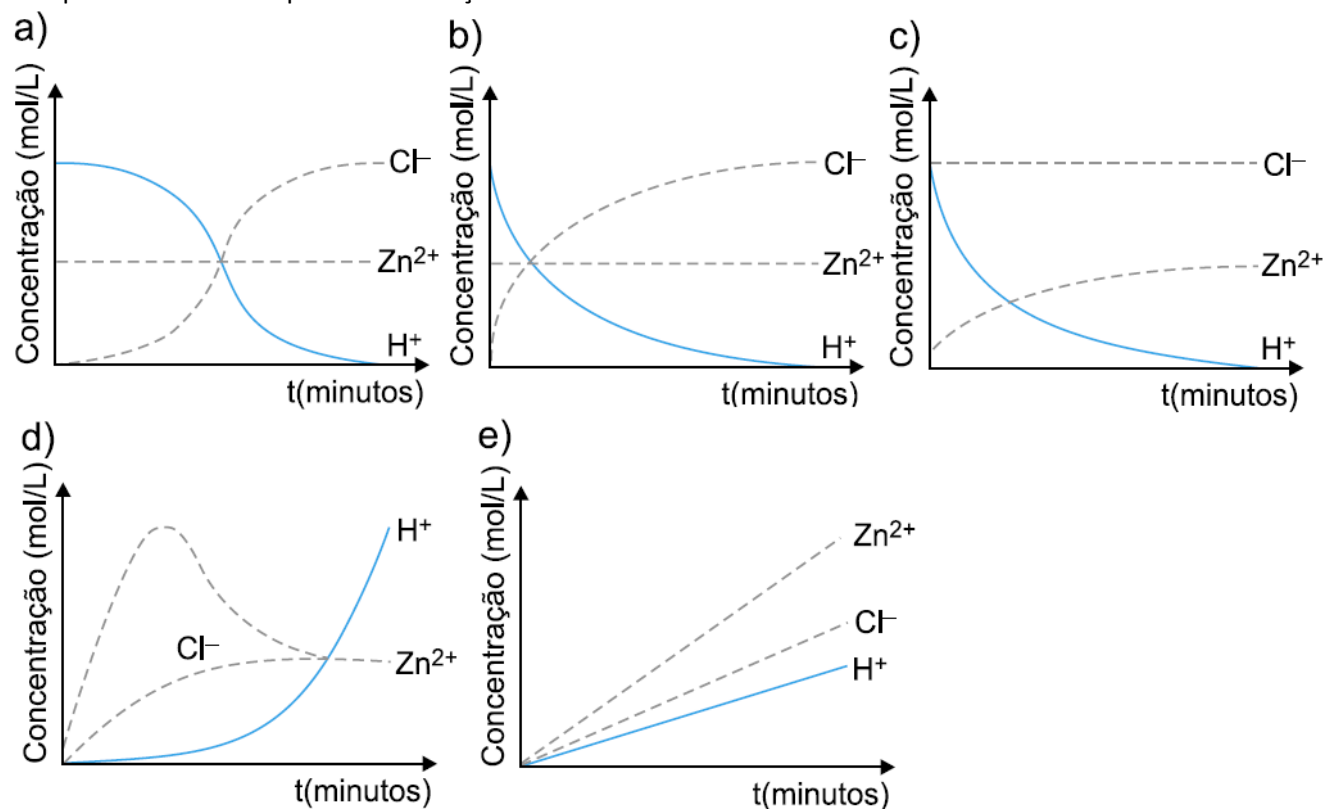
38 (UFRGS-RS) O carvão é um combustível constituído de uma mistura de compostos ricos em carbono. A situação em que a forma de apresentação do combustível, do comburente e a temperatura utilizada favorecerão a combustão do carbono com maior velocidade é:

	Combustível	Comburente	Temperatura (°C)
a)	carvão em pedaços	ar atmosférico	0
b)	carvão pulverizado	ar atmosférico	30
c)	carvão em pedaços	oxigênio puro	20
d)	carvão pulverizado	oxigênio puro	100
e)	carvão em pedaços	oxigênio liquefeito	50

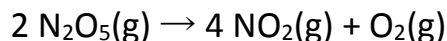
39 (UFLA-MG) A reação genérica $A + B \rightarrow AB$ se processa em uma única etapa. ($k = 0,4 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$)

- a) Calcule a velocidade da reação em $\text{mol/L} \cdot \text{min}$, quando as concentrações de A e B forem, respectivamente, 3,0 e 4,0 mol/L .
b) Cite quatro fatores que afetam a velocidade da reação.

40 (PUC-SP) Na reação de solução de ácido clorídrico com zinco metálico, o gráfico que melhor representa o comportamento das espécies em solução é:



41 (PUC-RJ) Sabendo que a velocidade da reação de decomposição do pentóxido de nitrogênio, N_2O_5 , aumenta duas vezes quando sua concentração é duplicada, assinale o item que apresenta a alternativa incorreta.

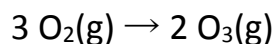


- a) A reação de decomposição do pentóxido de nitrogênio é uma reação cuja cinética é de segunda ordem.
- b) A equação de velocidade que rege a decomposição do pentóxido de nitrogênio é igual a $V = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$, em que V é a velocidade da reação e k é a constante de velocidade.
- c) Se o uso de um catalisador acarretasse o aumento da velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação da reação.
- d) Se a velocidade da reação é $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ quando a concentração de N_2O_5 é de 0,1 mol/litro, a constante de velocidade da reação é igual a $0,3 \text{ s}^{-1}$.
- e) Após a reação de decomposição do N_2O_5 em um balão de volume fixo, a pressão do sistema é maior do que a pressão inicial.

42 (PUC-RJ) Considere a reação expressa pela equação: $2 \text{AB}(\text{s}) + 2 \text{C}_2(\text{g}) + \text{D}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{AC}_2(\text{g}) + 2 \text{BD}(\text{g})$ na qual é mantida a temperatura constante. Se a pressão parcial de $\text{C}_2(\text{g})$ for reduzida à metade e a de D_2 for duplicada, a velocidade da reação (elementar):

- a) permanecerá constante.
- b) ficará duas vezes maior.
- c) ficará metade da inicial.
- d) ficará quatro vezes maior.
- e) dependerá também da pressão parcial de AB.

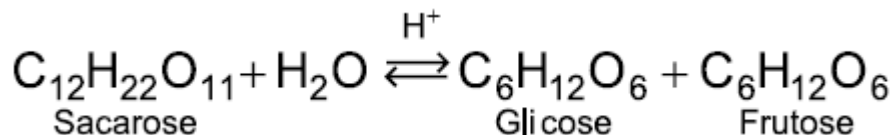
43 (PUC-RS) Considere a reação elementar representada pela equação:



Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a velocidade da reação, em relação à velocidade inicial, torna-se:

- a) duas vezes maior.
- b) três vezes maior.
- c) oito vezes menor.
- d) vinte e sete vezes maior.
- e) nove vezes maior.

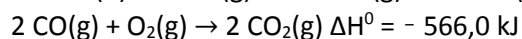
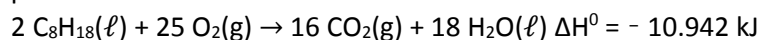
44 (UFSM-RS) Observe a equação:



Em solução diluída, a expressão da velocidade dessa reação é $v = k \cdot [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]$. Sabe-se que, quando a concentração da sacarose é 2,0 mols/L, a velocidade da reação é de 5,0 mols/L · min. Nessas condições, o valor da constante de velocidade para a reação é:

- a) $2,5 \text{ min}^{-1}$
- b) $1,5 \text{ min}^{-1}$
- c) $1,0 \text{ min}^{-1}$
- d) $0,8 \text{ min}^{-1}$
- e) $0,4 \text{ min}^{-1}$

45 (UEL-PR) Se o suprimento de ar, na câmara de combustão de um motor de automóvel, for insuficiente para a queima do n-octano, pode ocorrer a formação de monóxido de carbono, uma substância altamente poluidora do ar atmosférico. Dados:



Os dados experimentais para a velocidade de reação, V, indicados no quadro a seguir, foram obtidos a partir dos resultados em diferentes concentrações de reagentes iniciais para a combustão do monóxido de carbono, em temperatura constante.

Experimento	CO (mol/L)	O ₂ (mol/L)	V (mol/L · s)
1	1,0	2,0	$4 \cdot 10^{-6}$
2	2,0	2,0	$8 \cdot 10^{-6}$
3	1,0	1,0	$1 \cdot 10^{-6}$

A equação de velocidade para essa reação pode ser escrita como $V = k \cdot [\text{CO}]^a \cdot [\text{O}_2]^b$, em que a e b são, respectivamente, as ordens de reação em relação aos componentes CO e O₂.

De acordo com os dados experimentais, é correto afirmar que, respectivamente, os valores de a e b são:

- a) 1 e 2
- b) 2 e 1
- c) 3 e 2
- d) 0 e 1
- e) 1 e 1

46 (UFPE-PE) Em determinadas condições de temperatura e pressão, a decomposição térmica do éter dimetílico (ou metoxietano ou oxibismetano), dada pela equação $(\text{CH}_3)_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, exibe a seguinte dependência da velocidade com a concentração:

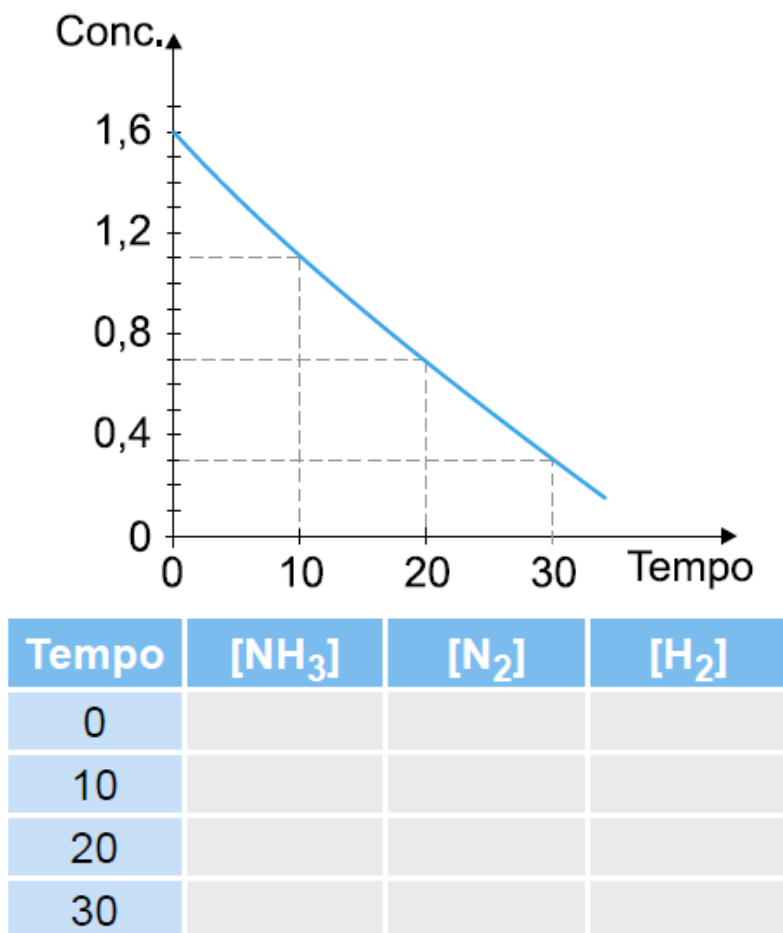
Experimento	Concentração inicial de $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ em mol · L ⁻¹	Velocidade inicial em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹
I	0,20	1,60
II	0,40	6,40
III	0,60	14,40

Considerando que a concentração da espécie química x seja denominada [x], a velocidade (V) para essa reação será expressa como:

- a) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_2\text{O}]$
- b) $V = k \cdot [\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{CO}]$
- c) $V = k$
- d) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_2\text{O}]^2$
- e) $V = k \cdot \{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{CO}]\} / [(\text{CH}_3)_2\text{O}]$

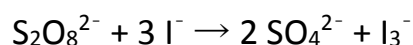
47 (UNICAP-PE) A amônia se decompõe segundo a reação: $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$

Um estudante, querendo determinar a velocidade de decomposição da amônia, montou uma tabela, criando o gráfico abaixo.



- () No tempo 0, a concentração molar no N₂ é 1,6.
- () No tempo 20, a concentração molar do H₂ é 1,5.
- () No tempo 10, a concentração molar do NH₃ é 1,0.
- () No tempo 30, a concentração molar do N₂ é igual à do NH₃.
- () A velocidade da reação em relação ao N₂, no intervalo de 10 a 20, é 0,04.

48 (UEM-PR) A uma dada temperatura, medidas experimentais da velocidade da reação abaixo mostraram tratar-se de uma reação de primeira ordem em relação à concentração de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ e também de primeira ordem em relação a I^- .



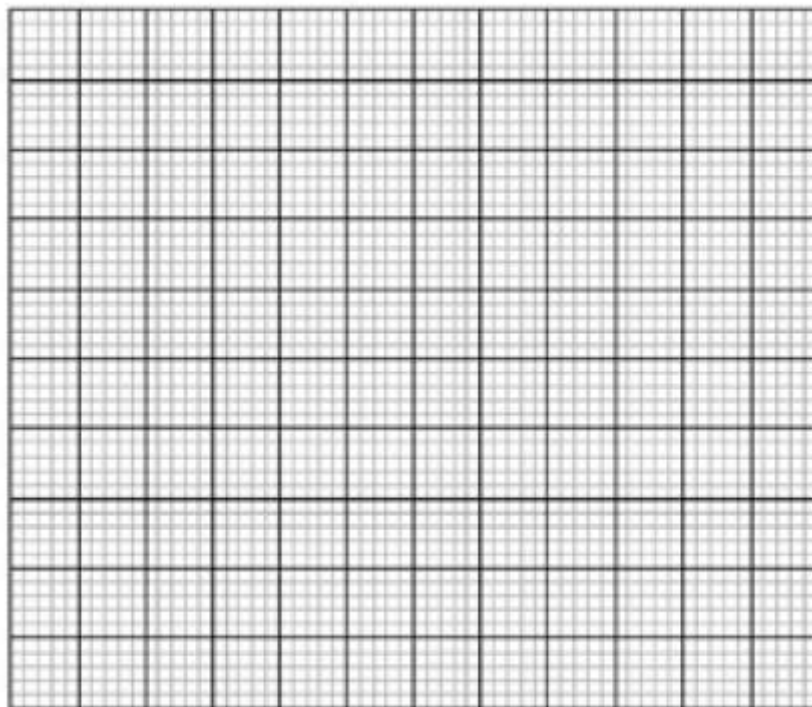
Considerando essas afirmações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- (01) A lei de velocidade da reação pode ser descrita por $v = K.[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}].[\text{I}^-]$.
 - (02) Provavelmente, existem erros nas medidas experimentais, visto que os coeficientes obtidos são diferentes dos coeficientes da equação balanceada.
 - (04) Se forem mantidas constantes a temperatura e a concentração de I^- , a velocidade da reação duplicar-se-á se a concentração de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ for duplicada.
 - (08) Uma elevação da temperatura irá alterar a velocidade da reação somente se a reação for endotérmica.
 - (16) A adição de um catalisador ao sistema aumenta a velocidade da reação porque diminui a energia de ativação para a formação dos produtos.
- Some os números dos itens corretos.

49 (FUVEST-SP) A reação de acetato de fenila com água, na presença de catalisador, produz ácido acético e fenol. Os seguintes dados de concentração de acetato de fenila, $[A]$, em função do tempo de reação, t , foram obtidos na temperatura de 5°C :

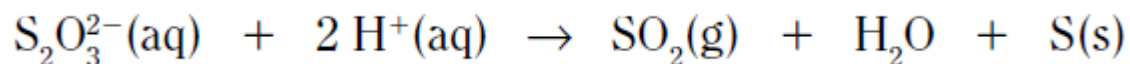
t/min	0	0,25	0,50	0,75	1,00	1,25	1,50
$[A]/\text{mol L}^{-1}$	0,80	0,59	0,43	0,31	0,23	0,17	0,12

a) Com esses dados, construa um gráfico da concentração de acetato de fenila (eixo y) em função do tempo de reação (eixo x), utilizando o quadriculado a seguir.



- b) Calcule a velocidade média de reação no intervalo de 0,25 a 0,50 min e no intervalo de 1,00 a 1,25 min.
c) Utilizando dados do item b, verifique se a equação de velocidade dessa reação pode ser dada por: $v = k [A]$ em que v = velocidade da reação k = constante, grandeza que não depende de v nem de $[A]$
 $[A]$ = concentração de acetato de fenila
d) Escreva a equação química que representa a hidrólise do acetato de fenila.

50 (FATEC-SP) Tiossulfato de sódio e ácido clorídrico interagem segundo a equação:



A transformação é sinalizada pelo surgimento de um precipitado de enxofre que transmite à solução uma certa turbidez.

O estudo experimental da transformação foi feito cronometrando o tempo necessário para a formação de uma quantidade fixa de enxofre capaz de encobrir uma cruz feita numa folha de papel. Os seguintes dados foram coletados:

Experiência	$[\text{H}^+]$ mol/L ⁻¹	$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$ mol/L ⁻¹	Velocidade mol/L ⁻¹ s ⁻¹
1	3	0,250	$4,0 \times 10^{-2}$
2	3	0,125	$2,0 \times 10^{-2}$
3	3	0,0625	$1,0 \times 10^{-2}$
4	2,4	0,250	$4,0 \times 10^{-2}$
5	1,2	0,250	$4,0 \times 10^{-2}$

A análise dos dados permite concluir que a velocidade da reação:

- a) é diretamente proporcional ao produto $[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$.
- b) é diretamente proporcional ao quadrado da concentração de H^+ .
- c) é diretamente proporcional ao quadrado da concentração de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- d) independe da concentração do reagente tiossulfato.
- e) independe da concentração do reagente H^+ .

GABARITO

01- Alternativa A

- a) superfície de contato: 4. Lascas de madeira queimando mais rapidamente que uma tora de madeira.
b) catalisador: 3. Efervescência da água oxigenada na higiene de ferimentos, onde a enzima catalase atua como catalisador da decomposição da água oxigenada.
c) concentração: 1. Queimados se alastrando rapidamente quando está ventando.
d) temperatura: 2. Conservação dos alimentos no refrigerador.

02- Alternativa A

$$v = K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$v = K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$4v = K \cdot [2A]^x \cdot [B]^y$$

$$4v = K \cdot [A]^x \cdot [2B]^y$$

$$4v = 2^x \cdot K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$4v = 2^y \cdot K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$2^2 \cdot \cancel{K} = 2^x \cdot \cancel{K}$$

$$2^2 \cdot \cancel{K} = 2^y \cdot \cancel{K}$$

$$x = 2$$

$$y = 2$$

03- Alternativa E

Reação química ocorrida: $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{FeSO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

As curvas 1 e 2 referem-se à solução com maior volume da solução de H_2SO_4 (80mL), ou seja, experimentos C e D. Sendo que a curva 1 refere-se ao experimento C que possui maior temperatura que produz maior volume de hidrogênio no início da reação.

As curvas 3 e 4 referem-se à solução com menor volume da solução de H_2SO_4 (50mL), ou seja, experimentos A e B. Sendo que a curva 3 refere-se ao experimento B que possui o ferro com maior superfície de contato produzindo maior volume de hidrogênio no início da reação.

Com isso teremos: curva 1 = experimento C, curva 2 = experimento D, curva 3 = experimento B, curva 4 = experimento A

04- Alternativa B

Reação química ocorrida: $\text{Mg(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

A reação que ocorre com maior velocidade é a que apresenta magnésio em raspas (maior superfície de contato), solução de ácido clorídrico com maior concentração e experimento realizado com maior temperatura.

05- Alternativa E

$$\begin{array}{l} v_1 = K \cdot (0,1)^x \cdot (0,1)^y \\ v_2 = K \cdot (0,2)^x \cdot (0,1)^y \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,10}{0,20} = \frac{\cancel{K} \cdot (0,1)^x \cdot \cancel{(0,1)^y}}{\cancel{K} \cdot (0,2)^x \cdot \cancel{(0,1)^y}} \Rightarrow \frac{1}{2} = \frac{1}{2^x} \Rightarrow x = 1 \\ \frac{0,10}{0,40} = \frac{\cancel{K} \cdot \cancel{(0,1)^x} \cdot (0,1)^y}{\cancel{K} \cdot \cancel{(0,1)^x} \cdot (0,2)^y} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{1}{2^y} \Rightarrow y = 2 \end{array} \right.$$

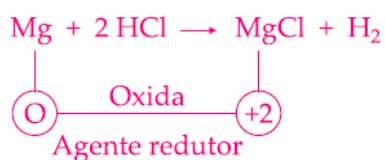
Logo, a Lei de velocidade fica: $v = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$

06- Alternativa D

I – Falsa

HCl → ácido forte, mais ionizado, maior concentração de H^+ , maior a velocidade da reação.

II – Falsa. Agente redutor



07-

a) etapa lenta (determina a equação da velocidade) $\rightarrow v = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{O}_2]$

b) $v = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{O}_2] \rightarrow v_i = k \cdot x \cdot y = kxy \rightarrow v_f = k \cdot 2x \cdot 3y = 6 kxy$

A velocidade final é seis vezes a velocidade inicial.

08- Alternativa E

Como a velocidade só depende de "A", esta é de 2ª ordem em relação a A, pois dobrando sua "molaridade", quadruplica a velocidade da reação.

$V = k \cdot [A]^2$ (reação de 2ª ordem)

09- Alternativa E

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

Comparando I e II: dobramos a [A] e mantendo a [B]=cte, a velocidade dobrou (1ª ordem em relação a A) $\therefore \alpha=1$

Comparando I e III: dobramos a [B] e mantendo a [A] = cte, a velocidade quadruplicou (2ª ordem em relação a B) $\therefore \beta = 2$

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

10- Alternativa B

Quando altera a concentração do reagente e a velocidade da reação não modifica, com isso podemos concluir que esta substância não participa da equação da velocidade, e desta forma sua ordem é zero.

11- Alternativa D

Se a velocidade da reação apresentada não depende da concentração molar do CO, logo esta reação é obtida em várias etapas, sendo que a etapa lenta é a que determina a expressão da velocidade da reação.

12- Alternativa D

A reação obtida em várias etapas, é a etapa lenta que determina a expressão da velocidade da reação.

13- Alternativa B

A reação obtida em várias etapas, é a etapa lenta que determina a expressão da velocidade da reação.

14- Alternativa E

A reação obtida em várias etapas, é a etapa lenta que determina a expressão da velocidade da reação.

15- Alternativa A

A reação obtida em várias etapas, é a etapa lenta que determina a expressão da velocidade da reação.

16- Alternativa E

Equação de velocidade da reação: $v_{\text{inicial}} = k (pA) (pB)$

Em uma compressão isotérmica, volume e pressão são grandezas inversamente proporcionais, com isso, ao comprimir os gases a $\frac{1}{4}$ do volume original, a pressão ficará 4 vezes maior em relação à pressão inicial, com isso teremos: $v_{\text{final}} = k 4(pA) \cdot 4(pB) \rightarrow v_{\text{final}} = 16 k (pA) (pB) \rightarrow v_{\text{final}} = 16 v_{\text{inicial}}$

17- Alternativa A

Considerando-se os experimentos II e I, onde modifica a concentração de H_2O_2 e não modifica as concentrações de I^- e H^+ , há uma diminuição no tempo, sendo assim, a velocidade da reação depende da concentração da substância H_2O_2 .

Considerando-se os experimentos IV e I, onde modifica a concentração de I^- e não modifica as concentrações de H_2O e H^+ , há uma diminuição no tempo, sendo assim, a velocidade da reação depende da concentração da substância I^- .

Considerando-se os experimentos III e I, onde modifica a concentração de H^+ e não modifica as concentrações de I^- e H_2O , não há modificação no tempo, sendo assim, a velocidade da reação não depende da concentração da substância H^+ .

18- Alternativa B

Equação da velocidade é: $v = k [X] [Y]$

Substituindo os dados: $3 = k \cdot (1) \cdot (2) \rightarrow k = 1,5$

19- Alternativa B

Expressão da velocidade da reação: $v = k \cdot [Cl_2]^x \cdot [Fe^{2+}]^y$

Calculando o valor de X comparando-se os resultados do experimento I e II: $2^1 = 2^x \rightarrow x = 1$

Calculando o valor de Y comparando-se os resultados do experimento III e I: $2^1 = 2^y \rightarrow y = 1$

Com isso, ficamos com: $v = k \cdot [Cl_2]^1 \cdot [Fe^{2+}]^1$

20- Alternativa A

Expressão da velocidade da reação: $v = k \cdot [(CH_3)_3CBr]^x \cdot [OH^-]^y$

Calculando o valor de X comparando-se os resultados do experimento I e II: $2^1 = 2^x \rightarrow x = 1$

Calculando o valor de Y comparando-se os resultados do experimento I e IV: $2^0 = 2^y \rightarrow y = 0$

Com isso, ficamos com: $v = k \cdot [(CH_3)_3CBr]^1$

21-

a) O expoente da concentração de H_2 na equação de velocidade é diferente do coeficiente estequiométrico da reação, pois a equação possui várias etapas, sendo que a etapa lenta é a determinante da expressão de velocidade.

b) Expressão de velocidade da equação inicial: $v_{\text{inicial}} = k [NO]^2 [H_2]$

Dobrando a concentração molar de NO e mantendo a concentração molar de H_2 : $v_{\text{final}} = k [2NO]^2 [H_2]$

$\rightarrow v_{\text{final}} = 4 k [NO]^2 [H_2] \rightarrow v_{\text{final}} = 4 \cdot v_{\text{inicial}}$

c) $v = k [NO]^2 [H_2]$, 2ª ordem em relação ao NO, 1ª ordem em relação ao H_2 , ordem total: 3ª ordem

A molecularidade só pode ser definida em cada etapa da reação, pois cada etapa tem o seu complexo ativado e a sua molecularidade.

Como a soma das etapas origina a equação $2 NO + 2 H_2 \rightarrow N_2 + 2 H_2O$, logo sua molecularidade é igual a 4.

22-

a) $n_{N_2} = n_{C_6H_5N_2Cl} = 0,80 - 0,10 = 0,70$ mols ($v = 1$ L); ($t = 27$ min) em $v = 0,5$ L $\rightarrow n_{N_2} = 0,35$ mol

Para $P = 1$ atm e $40^\circ C$ temos:

1 mol N_2 ----- 26 L

0,35 mol N_2 ----- x

$\therefore x = 9,1$ L (N_2)

b)

Na $\eta = 0,60 \text{ mol/L}$ (intervalo de 0 a 9 s)

$$V_m = \frac{0,80 - 0,40}{9 - 0} = \frac{0,40}{9} = 0,044 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

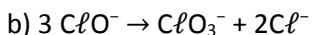
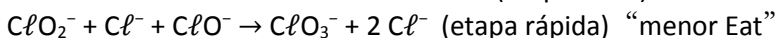
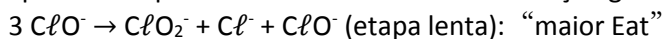
na $\eta = 0,30 \text{ mol/L}$ (intervalo de 9 a 18 s)

$$V_m = \frac{0,40 - 0,20}{18 - 9} = \frac{0,20}{9} = 0,022 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

A concentração em mol/L se reduziu à metade e a velocidade também se reduziu à metade (1ª ordem em relação ao $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}$).

23-

a) Como a etapa lenta é que determina a velocidade da reação global, temos o possível mecanismo:



$$V_{\text{global}} = V_{\text{etapa lenta}} \rightarrow V = k \cdot [\text{ClO}^-]^3$$

24-

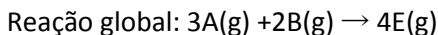
a)

Reagente X = reação de 2ª ordem

Reagente Y = reação de 1ª ordem

b) A velocidade da reação aumenta 18 vezes.

25- Alternativa C



$$\text{Cálculo da velocidade da reação em relação a espécie E: } \frac{5 \text{ mol A}}{1 \text{ seg}} \cdot \frac{4 \text{ mol E}}{3 \text{ mol A}} = 6,7 \text{ mol E} \cdot \text{seg}^{-1}$$

26- Alternativa B

A reação que ocorre em várias etapas, a expressão da velocidade da reação é proveniente da etapa lenta, e com isso temos: $v = k \cdot [\text{NO}_2]$

27-

a) Reação bimolecular (1mol de sacarose reage com 1 mol de água)

$$\text{b) } V = k \cdot [\text{sacarose}]$$

c) Reação de 1ª ordem ou ordem 1.

$$\text{d) } k = 1,01 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

28- Alternativa B

Tempo	N_2O_4	\rightarrow	2 NO_2
Início	0,05M		0
20s	0,05-0,033=0,017M		0,034M
40s	0,05-0,025=0,025M		0,05M

Cálculo da velocidade média de consumo de N_2O_4 nos 20 μs iniciais:

$$V_{m(0-20\mu\text{s})} = \frac{|0,033 - 0,05|}{20 - 0} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \mu\text{s}^{-1}$$

29- Alternativa D

Calculando a expressão de velocidade da reação: $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^X$

Comparando o experimento II e I temos que: $2 = 2^X \rightarrow X = 1$

Com isso ficamos com: $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^1$

30- Alternativa B

Calculando a expressão de velocidade da reação: $v = k \cdot [\text{NO}]^X \cdot [\text{H}_2]^Y$

Comparando o experimento II e I temos que: $4 = 2^X \rightarrow 2^2 = 2^X \rightarrow X = 2$

Comparando o experimento II e IV temos que: $2 = 2^Y \rightarrow Y = 1$

Com isso ficamos com: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^1$

31- Alternativa C

Para a lei de velocidade da reação $v = k[\text{NO}_2]^2$ temos:

Experimento I (F): $v' = k [2 \text{ NO}_2]^2 \rightarrow v' = k \cdot 2^2 \cdot [\text{NO}_2]^2 \rightarrow v' = 4 \cdot v$

Experimento II (V): $v' = k \cdot [\text{NO}_2]^2 \rightarrow v' = v$

Experimento III (V): aumenta a temperatura aumenta a velocidade da reação.

32- Alternativa A

A reação que ocorre em várias etapas, a expressão da velocidade da reação é proveniente da etapa lenta, e com isso temos: $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$

33- Alternativa A

Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação, maior o volume de hidrogênio liberado.

34- Alternativa A

A equação $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{g})$ é elementar e com isso temos a seguinte expressão da velocidade de reação: $v = k \cdot [\text{SO}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}$ e desta forma podemos afirmar que a reação é de 1ª ordem em relação ao SO_2 .

35- 02+16=18

(01) (F) A lei de velocidade da etapa lenta é igual a $v = k[\text{O}_2] \cdot [\text{N}_2\text{O}_2]$.

(02) (V) As reações das etapas rápida e lenta podem ser chamadas de reações bimoleculares.

(04) (F) A catálise descrita acima é um exemplo de catálise heterogênea, pois o catalisador é sólido e os reagentes são gasosos.

(08) (F) À temperatura e à concentração de $\text{NO}(\text{g})$ constantes, se a concentração de $\text{O}_2(\text{g})$ duplicar, a reação global será 2 vezes mais rápida.

(16) (V) Sendo a lei de velocidade da etapa lenta, obtida experimentalmente, igual a $v = k[\text{N}_2\text{O}_2] \cdot [\text{O}_2]$, sua ordem de reação é igual a 2.

36-

a) Se a reação $\text{A}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g})$ apresenta equação de velocidade de ordem zero, então $V = K[\text{A}]^0$, ou seja, a velocidade da reação é constante.

b) Como o reagente A é sólido, os fatores que podem influenciar a velocidade da reação são: temperatura, estado de agregação do sólido (superfície de contato) e presença de um catalisador.

37- Alternativa D

I. (V) A e B podem ser o mesmo ácido, porém em concentrações diferentes.

II. (V) A pode ser um ácido forte, e B, um ácido fraco.

III. (F) A concentração de íons H^+ é maior na solução de A.

38- Alternativa D

A reação de combustão do carvão ocorre mais rápido nas seguintes condições: carvão pulverizado (maior área de contato), oxigênio puro (maior concentração) e a 100°C (maior temperatura).

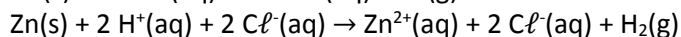
39-

a) $4,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

b) Temperatura, superfície de contato, concentração dos reagentes, catalisador.

40- Alternativa C

Reação química: $\text{Zn(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$



Como podemos observar a concentração dos íons Cl^- permanece constante.

41- Alternativa A

Sabendo que a velocidade da reação de decomposição do pentóxido de nitrogênio, N_2O_5 , aumenta duas vezes quando sua concentração é duplicada, desta forma temos: $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^1$, sendo assim, a reação é de 1ª ordem.

42- Alternativa C

Para a reação elementar temos: $v = k \cdot (p\text{C}_2)^2 \cdot (p\text{D}_2)^1$

Se a pressão parcial de $\text{C}_2\text{(g)}$ for reduzida à metade e a de D_2 for duplicada: $v' = k \cdot (1/2 \cdot p\text{C}_2)^2 \cdot (2 \cdot p\text{D}_2)^1 \rightarrow v' = 1/2 \cdot v$

43- Alternativa D

Para a reação elementar temos: $v = k \cdot [\text{O}_2]^3$

Ao triplicarmos a concentração do oxigênio ficamos com: $v' = k \cdot [3 \text{ O}_2]^3 \rightarrow v' = 27 \cdot v$

44- Alternativa A

Como: $v = k \cdot [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]$

Substituindo os dados temos: $5 \text{ mols/L} \cdot \text{min} = k \cdot 2 \text{ mol/L} \rightarrow k = 2,5 \text{ min}^{-1}$

45- Alternativa A

Expressão da velocidade da reação: $V = k \cdot [\text{CO}]^a \cdot [\text{O}_2]^b$

Calculando o valor de **a** comparando-se os resultados do experimento I e II: $2^1 = 2^a \rightarrow a = 1$

Calculando o valor de **b** comparando-se os resultados do experimento III e I: $2^2 = 2^b \rightarrow b = 2$

Com isso, ficamos com: $V = k \cdot [\text{CO}]^1 \cdot [\text{O}_2]^2$

46- Alternativa D

Expressão da velocidade da reação: $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_2\text{O}]^x$

Dobrando a concentração de $(\text{CH}_3)_2\text{O}$, a velocidade da reação aumenta 4 vezes e com isso temos: $2^2 = 2^x \rightarrow x = 2$

47- F, F, F, F, F

48- 21 (01 + 04 + 16)

Para reação indicada de primeira ordem em relação aos reagentes temos: $v = k \cdot [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^1 \cdot [\text{I}^-]^1$

(01) (V) A lei de velocidade da reação pode ser descrita por $v = K \cdot [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^1 \cdot [\text{I}^-]^1$.

(02) (F) Os coeficientes obtidos são diferentes dos coeficientes da equação balanceada, pois a reação é obtida em várias etapas.

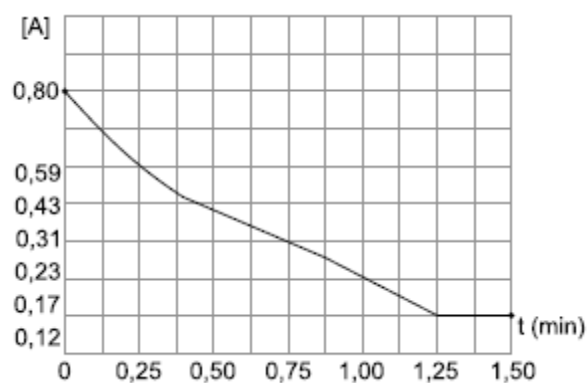
(04) (V) Se forem mantidas constantes a temperatura e a concentração de I^- , a velocidade da reação duplicar-se-á se a concentração de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ for duplicada.

(08) (F) Uma elevação da temperatura irá alterar a velocidade tanto da reação endotérmica como a exotérmica.

(16) (V) A adição de um catalisador ao sistema aumenta a velocidade da reação porque diminui a energia de ativação para a formação dos produtos.

49-

a)



b) $0,24 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$

c) Se $V = k.[A]$, então $\Delta V = k.\Delta[A]$, com K constante para qualquer intervalo.

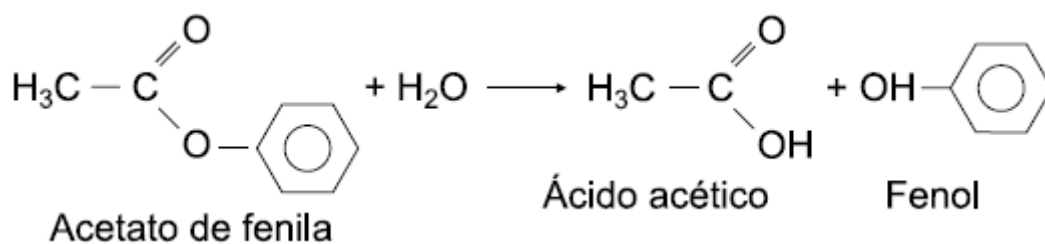
Usando os dados de b, temos:

$$k_{(0,25-0,50)} = \frac{\Delta}{\Delta[A]} = \frac{0,64}{0,16} = 4$$

$$k_{(1,00-1,25)} = \frac{\Delta V}{\Delta[A]} = \frac{0,24}{0,06} = 4$$

Sendo assim, a reação é de 1ª ordem.

d)



50- Alternativa E

Como pode ser observado analisando-se as experiências 4 e 5, a velocidade da reação não depende da concentração de H^+ .