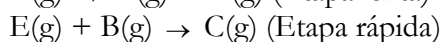
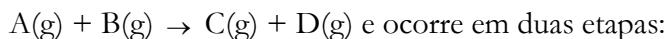


Lista de Exercícios – Cinética Química (Velocidade das Reações Químicas / Reações Elementares e Não Elementares)

01 - (UEMG)

Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação:



A lei da velocidade da reação pode ser dada por

- a) $v = k.[A]$
- b) $v = k.[A][B]$
- c) $v = k.[C][D]$
- d) $v = k.[E][B]$

02 - (UNITAU SP)

Assinale a alternativa CORRETA em relação aos fatores que alteram a velocidade das reações.

- a) A temperatura não exerce influência na velocidade de uma reação.
- b) A função de um catalisador é aumentar a energia de ativação, o que proporciona um aumento expressivo na velocidade.
- c) A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes, elevadas a expoentes que são calculados experimentalmente.
- d) Quanto maior for a superfície de contato dos reagentes, menor será a velocidade da reação.
- e) A pressão não exerce influência sobre a velocidade de reações no estado gasoso.

03 - (UECE)

Manchete do jornal o Estado de São Paulo em 23.04.2014: “Gás metano produzido por vacas é usado para abastecer veículos”. Cientistas argentinos desenvolveram tecnologia para aproveitar o gás metano gerado pelos bovinos, que tem efeito estufa na atmosfera do planeta.

Pesquisando o gás metano, um grupo de estudantes da UECE realizou, em laboratório, uma combustão e coletou os dados da tabela abaixo:

Tempo (min)	[CH ₄] (mol/L)	[CO ₂] (mol/L)
0	0,050	0
10	0,030	0,020
20	0,020	?

Com os dados da tabela, a velocidade média da reação entre 0 e 20 minutos foi determinada com o valor

- a) $1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/ L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
- b) $0,8 \times 10^{-3} \text{ mol/ L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
- c) $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/ L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

d) $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}^{-1}$.

04 - (UNESP SP)

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

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

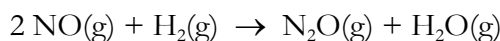
Escreva a equação balanceada da reação e calcule a velocidade média da reação, em $\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 1 minuto e 3 minutos.

Dado:

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

05 - (UERN)

Uma das formas para se obter o monóxido de dinitrogênio é reagindo óxido de nitrogênio II com gás hidrogênio, de acordo com a seguinte reação:

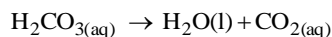


De acordo com os dados anteriores, é correto afirmar que a ordem global dessa reação é igual a

- a) 2.
- b) 3.
- c) 4.
- d) 5.

06 - (PUC MG)

Durante a decomposição do ácido carbônico, ocorre a formação de água e dióxido de carbono, de acordo com a equação:



Se a velocidade de liberação de dióxido de carbono é $1 \times 10^{-3} \text{ mol s}^{-1}$, a velocidade de consumo do ácido carbônico em mol min^{-1} é:

- a) 1×10^{-3}
- b) 6×10^{-3}
- c) 1×10^{-1}
- d) 6×10^{-2}

07 - (UDESC SC)

Considere as seguintes etapas de uma reação:

Etapas 1: $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ (lenta)

Etapas 2: $\text{NO}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ (rápida)

Assinale a alternativa **incorreta**.

- a) A expressão da velocidade de reação pode ser escrita como $v = k[\text{NO}_2][\text{NO}_2]$.
- b) A expressão da velocidade de reação pode ser escrita como $v = k[\text{NO}_2]_2$.
- c) A velocidade da reação depende da primeira etapa.
- d) A velocidade da reação é sempre governada pela última etapa.
- e) A equação global da reação é $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

08 - (Mackenzie SP)

O estudo cinético de um processo químico foi realizado por meio de um experimento de laboratório, no qual foi analisada a velocidade desse determinado processo em função das concentrações dos reagentes A e B₂. Os resultados obtidos nesse estudo encontram-se tabelados abaixo.

Experimento	[A] (mol·L ⁻¹)	[B ₂] (mol·L ⁻¹)	v inicial (mol·L ⁻¹ ·min ⁻¹)
X	1·10 ⁻²	1·10 ⁻²	2·10 ⁻⁴
Y	5·10 ⁻³	1·10 ⁻²	5·10 ⁻⁵
Z	1·10 ⁻²	5·10 ⁻³	1·10 ⁻⁴

Com base nos resultados obtidos, foram feitas as seguintes afirmativas:

- I. As ordens de reação para os reagentes A e B₂, respectivamente, são 2 e 1.
- II. A equação cinética da velocidade para o processo pode ser representada pela equação $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}_2]$.
- III. A constante cinética da velocidade k tem valor igual a 200.

Considerando-se que todos os experimentos realizados tenham sido feitos sob mesma condição de temperatura, é correto que

- a) nenhuma afirmativa é certa.
- b) apenas a afirmativa I está certa.
- c) apenas as afirmativas I e II estão certas.
- d) apenas as afirmativas II e III estão certas.
- e) todas as afirmativas estão certas.

09 - (UniRV GO)

Quase todas as reações metabólicas no organismo humano envolvem a participação das enzimas, sendo que algumas usam dois ou mais substratos. Assim, num laboratório simulou-se o comportamento de uma enzima que segue o modelo de reação abaixo e os resultados estão dispostos na tabela.



[A] mmol·L ⁻¹	[B] mmol·L ⁻¹	[cofator] mmol·L ⁻¹	Presença da enzima	Velocidade da reação mmol·L ⁻¹ ·s ⁻¹
25	25	0	Não	0,0001
25	25	0	Sim	0,0001
25	25	3	Sim	2
25	50	3	Sim	8
75	50	3	Sim	24
75	50	9	Sim	24

Para a reação simulada, analise as alternativas e assinale V (verdadeiro) ou F (falso).

- a) A ordem de reação para o cofator é igual a zero e se ele for adicionado numa reação na ausência da enzima, a velocidade será igual a $0,0001 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$.
- b) A ordem de reação será igual a 6.
- c) Nos experimentos que envolvem a participação da enzima, as reações individuais tornam-se reações elementares.
- d) A velocidade da reação será de $256 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ quando for utilizada uma solução de “A” de 200 mmol.L^{-1} e uma solução de “B” de 100 mmol.L^{-1} .

10 - (UNIRG TO)

A amônia (NH_3) é bastante utilizada na fabricação de fertilizantes e pode ser obtida a partir de hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2). Considerando que a lei de velocidade para essa reação é $V = k [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$.

Ao triplicar a concentração de nitrogênio e, ao mesmo tempo, mantendo-se a temperatura constante, ao duplicar a concentração de hidrogênio, é correto afirmar que a velocidade final da reação:

- a) é 24 vezes a velocidade inicial.
- b) é 6 vezes a velocidade inicial.
- c) não se altera.
- d) é 18 vezes a velocidade inicial.

11 - (UEPG PR)

Com relação ao estudo da cinética das reações químicas e os fatores que podem influenciá-las, assinale o que for correto.

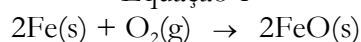
- 01. Quanto maior o número de colisões entre as espécies reagentes, maior a velocidade da reação entre elas, porém nem todos os choques entre os reagentes têm como consequência a formação de novas substâncias.
- 02. Quanto maior a energia de ativação de uma reação, menos ela será afetada pelo aumento da temperatura do meio reacional.
- 04. A etapa lenta da reação é a que determina a velocidade da reação global.
- 08. Em sistemas heterogêneos, um aumento da superfície de contato entre os reagentes proporciona um aumento na velocidade da reação.
- 16. Os catalisadores representam uma alternativa para que a reação ocorra com uma menor energia de ativação, no entanto sem que estes sejam consumidos durante o processo.

12 - (UEPG PR)

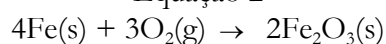
Uma esponja de ferro metálico (por exemplo, Bombril), quando colocada em uma chama, entra em combustão que prossegue com facilidade, formando um material quebradiço e escuro. Já um arame de ferro, quando colocado na chama, não entra em combustão e ocorre apenas um escurecimento da superfície do arame.

As reações que podem ocorrer nos dois casos são:

Equação 1



Equação 2

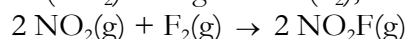


Considerando os dados relacionados, assinale o que for correto.

01. Na equação 2, forma-se o óxido de ferro III.
02. No caso da esponja de ferro, a reação de combustão é favorecida, porque a superfície de contato da esponja de ferro é maior que a superfície de contato do arame de ferro.
04. A equação da velocidade para a reação 1 é $v = k.[Fe]^2.[O_2]$.
08. Os óxidos de ferro possuem aspecto quebradiço e se transformam facilmente em pó.
16. A ordem global da equação 2 é 7.

13 - (PUC SP)

O fluoreto de nitrila (NO_2F) é um composto explosivo que pode ser obtido a partir da reação do dióxido de nitrogênio (NO_2) com gás flúor (F_2), descrita pela equação.



A tabela a seguir sintetiza os dados experimentais obtidos de um estudo cinético da reação.

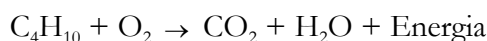
Experimento	$[NO_2]$ em mol.L ⁻¹	$[F_2]$ em mol.L ⁻¹	V inicial em mol.L ⁻¹ .s ⁻¹
1	0,005	0,001	2×10^{-4}
2	0,010	0,002	8×10^{-4}
3	0,020	0,005	4×10^{-3}

A expressão da equação da velocidade nas condições dos experimentos é

- a) $v = k[NO_2]$
- b) $v = k[NO_2][F_2]$
- c) $v = k[NO_2]^2[F_2]$
- d) $v = k[F_2]$

14 - (IFBA)

Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP - Gás Liquefeito de Petróleo). A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mols butano-minuto qual a massa de CO_2 produzida em 1 hora?

- a) 1.056 g
- b) 176 g
- c) 17,6 g
- d) 132 g
- e) 26,4 g

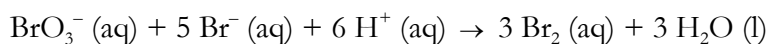
15 - (UNCISAL)

Atualmente, o estudo cinético de reações químicas é de fundamental interesse no campo industrial, nas áreas da saúde (sistemas biológicos e bioquímicos) e em muitos outros campos. A otimização de parâmetros experimentais, como concentração das substâncias participantes, variação de temperatura de reação e uso de catalisadores, resulta na redução do tempo de reação, economia de reagentes e maximização da formação de produtos, tornando os processos produtivos cada vez mais competitivos, além de minimizar a produção de resíduos, contribuindo, assim, para o meio ambiente. De acordo com a cinética química,

- a) para que uma reação química ocorra, a energia de ativação é inferior à energia do estado de transição da reação em curso.
- b) a etapa determinante da velocidade de uma reação será a etapa que ultrapassa em velocidade todas as etapas da reação.
- c) para uma reação genérica $A \rightarrow B$, de primeira ordem, a velocidade com que A forma a substância B é dada por $v = k [A]$.
- d) em uma reação química de ordem zero, a velocidade de formação do produto independe da concentração inicial do reagente.
- e) os catalisadores atuam aumentando a energia de ativação das reações, aumentando as velocidades das reações químicas.

16 - (UNIFOR CE)

O bromo é um elemento não metálico, líquido, de cor avermelhada a temperatura ambiente, volátil, denso e instável, podendo ser obtido por meio da equação química abaixo:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do íon brometo seja igual a $5,5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$, a velocidade de aparecimento do bromo, em $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$, será, aproximadamente, de

- a) $1,15 \times 10^{-2}$
- b) $1,65 \times 10^{-2}$
- c) $3,30 \times 10^{-3}$
- d) $5,50 \times 10^{-3}$
- e) $8,58 \times 10^{-5}$

17 - (ACAFE SC)

Baseado nos conceitos sobre cinética das reações químicas, analise as afirmações a seguir.

- I. Catálise heterogênea pode ser caracterizada quando existe uma superfície de contato visível entre os reagentes e o catalisador.
- II. A energia de ativação (E_a) varia com a concentração dos reagentes.
- III. A constante de velocidade (k) pode variar com a temperatura.
- IV. A energia de ativação (E_a) varia com a temperatura do sistema.

Todas as afirmações corretas estão em:

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

18 - (UDESC SC)

Cinética química é a parte da Química que estuda a velocidade das reações, a influência das concentrações de produtos e os reagentes na velocidade, assim como a influência de outros fatores, como temperatura, presença de catalisador, inibidor, etc. Em termodinâmica estuda-se o equilíbrio entre espécies químicas em uma reação, assim como fatores que influenciam o deslocamento desse equilíbrio, que podem ser variados de forma a maximizar ou minimizar a obtenção de um determinado composto.

Sobre essas duas importantes áreas da Química, analise as proposições.

- I. A influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade de uma reação é dada pela sua lei de velocidade, que é uma expressão matemática que sempre envolve a concentração de todos os reagentes, cada um elevado ao seu coeficiente estequiométrico.
- II. A posição de um dado equilíbrio químico – o lado para o qual ele se encontra majoritariamente deslocado – pode ser deduzida a partir da lei de velocidade para qualquer equilíbrio químico.
- III. Reações lentas são reações necessariamente deslocadas para os reagentes. Já reações rápidas se processam com consumo total dos reagentes e de maneira quase imediata.
- IV. À pressão constante, o aumento da temperatura tem sempre uma influência de aumentar a velocidade de uma reação, mas o efeito desse aumento sobre o deslocamento do equilíbrio depende, primordialmente, da variação de entalpia para a reação na faixa de temperatura avaliada.
- V. Tempo de meia vida é o tempo necessário para que a concentração de um reagente caia a metade de seu valor inicial, correspondendo ao tempo de equilíbrio da reação, que é definido como o tempo necessário para que metade dos produtos se transforme em reagente.

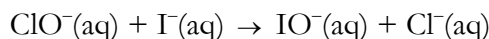
Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a afirmativa III é verdadeira.
- b) Somente a afirmativa IV é verdadeira.
- c) Somente as afirmativas I e V são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas I, III e V são verdadeiras.

19 - (Escola Bahiana de Medicina e Saúde Pública)

A velocidade associada a uma reação química corresponde à variação na concentração dos reagentes ou produtos por unidade de tempo. A Lei da Velocidade, para qualquer reação química, é determinada a partir de dados obtidos experimentalmente, a exemplo dos valores estabelecidos e registrados na tabela para a reação entre o íon hipoclorito, $\text{ClO}^-(\text{aq})$, – espécie química ativa de bactericidas e alvejantes clorados – e o íon iodeto, $\text{I}^-(\text{aq})$, de acordo com a equação iônica representada.

Experimento	$[\text{ClO}^-], \text{mol} \ell^{-1}$	$[\text{I}^-], \text{mol} \ell^{-1}$	Velocidade inicial, $\text{mol} \ell^{-1} \text{s}^{-1}$
1	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-4}$
2	$3,0 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$2,72 \cdot 10^{-4}$
3	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	$2,72 \cdot 10^{-4}$



Considerando-se essas informações associadas aos conhecimentos de cinética química, é correto afirmar:

01. A lei de velocidade da reação química representada, segundo os dados do experimento 2, é determinada pela expressão $v = k [\text{ClO}^-]^2 [\text{I}^-]$.
02. O valor da velocidade inicial de uma transformação química independe da temperatura e da pressão no sistema reacional.
03. A redução simultânea da concentração de íons hipoclorito e de iodeto em 50% implica na diminuição da velocidade da reação pela metade.

04. O valor da constante de velocidade para a reação química representada é de, aproximadamente, 60, de acordo com os experimentos 1, 2 e 3.
05. A velocidade da reação química terá seu valor triplicado, se a concentração do íon iodeto for duplicada e a do íon hipoclorito permanecer constante.

20 - (UEM PR)

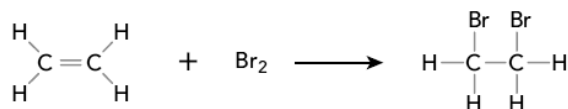
Considere a reação genérica $a A + b B + c C \rightarrow d D$. Suponha que essa reação tenha sido realizada várias vezes, medindo-se a variação da velocidade em relação à variação da concentração em quantidade de matéria de cada um dos reagentes, obtendo-se os dados da tabela abaixo. Assim, assinale o que for correto.

Exp.	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	[C] (mol/L)	Velocidade (mol/L.min)
1	2	3	1	0,5
2	4	3	1	2,0
3	4	6	1	2,0
4	4	6	2	16,0

01. A reação é de primeira ordem em relação ao reagente A.
02. A lei de velocidade é $v = k[A]^2[B][C]^3$.
04. A variação da velocidade não depende da concentração do reagente B, logo sua ordem de reação é 1.
08. Trata-se de uma reação com ordem global igual a 5.
16. Nessa reação $k = 0,125 \text{ L}^4/\text{mol}^4 \cdot \text{min}$.

21 - (UERJ)

Para diferenciar os hidrocarbonetos etano e eteno em uma mistura gasosa, utiliza-se uma reação com bromo molecular: o etano não reage com esse composto, enquanto o eteno reage de acordo com a seguinte equação química:



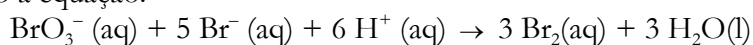
Considere um cilindro de capacidade igual a 10 L, contendo apenas esses hidrocarbonetos em uma mistura com massa igual a 200 g. Ao se adicionar bromo em excesso à mistura, todo o eteno reage, formando 940 g de 1,2-dibromoetano.

A concentração inicial de etano, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, no interior do cilindro, corresponde a:

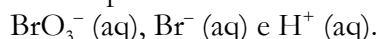
- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 0,3
- d) 0,4

22 - (PUC SP)

O ânion bromato reage com o ânion brometo em meio ácido gerando a substância simples bromo segundo a equação:



A cinética dessa reação foi estudada a partir do acompanhamento dessa reação a partir de diferentes concentrações iniciais das espécies



experimento	[BrO ₃ ⁻] (mol.L ⁻¹)	[Br ⁻] (mol.L ⁻¹)	[H ⁺] (mol.L ⁻¹)	Taxa relativa
1	0,10	0,10	0,10	v
2	0,20	0,10	0,10	2v
3	0,10	0,30	0,10	3v
4	0,20	0,10	0,20	8v

Ao analisar esse processo foram feitas as seguintes observações:

- I. Trata-se de uma reação de oxidorredução.
- II. O ânion brometo (Br⁻) é o agente oxidante do processo.
- III. A lei cinética dessa reação é $v = k[\text{BrO}_3^-][\text{Br}^-][\text{H}^+]^2$.

Pode-se afirmar que estão corretas

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

23 - (ITA SP)

Considere a seguinte reação química e a respectiva lei de velocidade experimental:



Para esta reação, são propostos os mecanismos reacionais I, II e III com suas etapas elementares de reação:

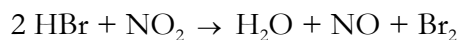
- I. $2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_2(\text{g})$ equilíbrio rápido
 $\text{N}_2\text{O}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ lenta
- II. $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_3(\text{g})$ equilíbrio rápido
 $\text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ lenta
- III. $\text{NO}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$ rápida
 $\text{NO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_3(\text{g})$ equilíbrio rápido
 $\text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ equilíbrio rápido
 $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ lenta

Dos mecanismos propostos, são consistentes com a lei de velocidade observada experimentalmente

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

24 - (UERJ)

Considere a equação química global entre os compostos HBr e NO₂:



Para desenvolver um estudo cinético, foram propostos os mecanismos de reação I e II, descritos na tabela, ambos contendo duas etapas.

Etapa	Mecanismo	
	I	II
lenta	$\text{HBr} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HBrO} + \text{NO}$	$2 \text{HBr} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$
rápida	$\text{HBr} + \text{HBrO} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$	$\text{H}_2 + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

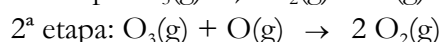
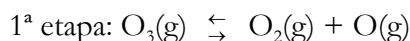
Realizou-se, então, um experimento no qual foi medida a velocidade da reação em função da concentração inicial dos reagentes, mantendo-se constante a temperatura. Observe os resultados obtidos:

Concentração inicial (mol.L ⁻¹)		Velocidade (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)
HBr	NO ₂	
0,01	0,01	0,05
0,02	0,01	0,10
0,01	0,02	0,10

Determine a ordem global da reação. Em seguida, indique qual dos dois mecanismos propostos representa essa reação global, justificando sua resposta.

25 - (UFES)

O gás ozônio (O₃) se decompõe naturalmente, formando gás oxigênio (O₂) na presença da radiação ultravioleta. Suponha que a reação de fotodecomposição do ozônio ocorra em duas etapas, segundo o mecanismo a seguir:



Suponha, ainda, que a lei de velocidade proposta para a reação de fotodecomposição do gás ozônio é $v = k \times [\text{O}_3] \times [\text{O}]$. Com base nessas informações, faça o que se pede.

- Identifique a etapa (ou reação) determinante para a expressão da lei de velocidade da reação de fotodecomposição do gás ozônio.
- Determine a ordem global da reação de fotodecomposição do gás ozônio.
- Considerando o quadro abaixo, que apresenta dados experimentais relativos à reação de fotodecomposição do gás ozônio, determine a constante de velocidade da reação (k) e a velocidade da reação para o experimento 2 (v₂).

Experimento	Concentração de O ₃ (mol L ⁻¹)	Concentração de O (mol L ⁻¹)	Velocidade da reação (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
1	0,20	0,20	0,40
2	0,40	0,40	v ₂

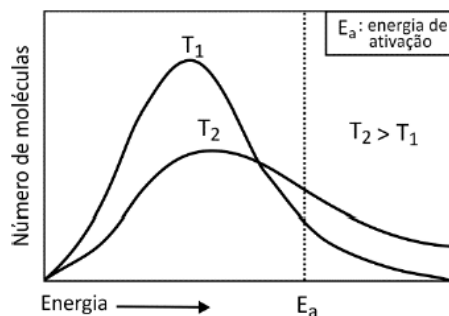
26 - (FUVEST SP)

A vitamina C, presente em sucos de frutas como a manga, pode sofrer processos de degradação em certas condições. Um pesquisador fez um estudo sobre a degradação da vitamina C contida em sucos de manga comerciais, determinando a variação da concentração dessa vitamina como tempo, em diferentes temperaturas. O gráfico da página de resposta representa os dados de degradação da vitamina C em três diferentes temperaturas, 25 °C, 35 °C e 45 °C, estando identificada a curva referente ao experimento realizado a 35 °C.

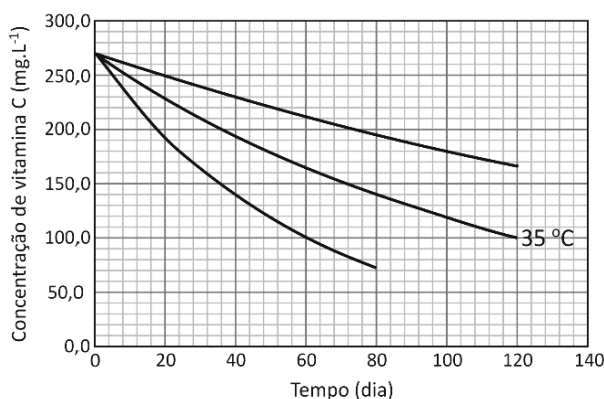
- No estudo a 35 °C, a velocidade média de degradação da vitamina C é a mesma nos intervalos de tempo correspondentes aos 30 primeiros dias e aos 30 últimos dias do

estudo? Explique, apresentando cálculos das velocidades (em $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$), para esses dois intervalos de tempo.

O número de moléculas com uma determinada energia cinética varia com a temperatura, conforme está ilustrado na figura ao lado. Suponha que a figura se refira à energia das moléculas de vitamina C presentes no suco, cujo processo de degradação está sendo estudado nas temperaturas de 35 °C e de 45 °C. Na figura, está representada, também, a energia de ativação desse processo de degradação.



- b) Identifique, no gráfico abaixo, qual das curvas representa os dados da variação da concentração de vitamina C com o tempo, a 45 °C. Justifique sua escolha, utilizando a figura acima para fundamentar sua explicação.



27 - (UFRGS RS)

Uma reação genérica em fase aquosa apresenta a cinética descrita abaixo.



A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

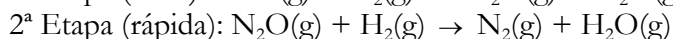
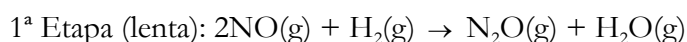
[A] (mol L^{-1})	[B] (mol L^{-1})	v ($\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}$)
0,01	0,01	$3,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,01	x
0,01	0,02	$6,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,02	y

Assinale, respectivamente, os valores de x e y que completam a tabela de modo adequado.

- a) $6,0 \times 10^{-5}$ e $9,0 \times 10^{-5}$
- b) $6,0 \times 10^{-5}$ e $12,0 \times 10^{-5}$
- c) $12,0 \times 10^{-5}$ e $12,0 \times 10^{-5}$
- d) $12,0 \times 10^{-5}$ e $24,0 \times 10^{-5}$
- e) $18,0 \times 10^{-5}$ e $24,0 \times 10^{-5}$

28 - (UEFS BA)

O monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico (NO) é um dos principais poluentes do ar atmosférico. As emissões desse gás, considerando a origem antropogênica, são resultados da queima, a altas temperaturas, de combustíveis fósseis em Indústrias e em veículos automotores. Uma alternativa para reduzir a emissão de NO para a atmosfera é a sua decomposição em um conversor catalítico. Uma reação de decomposição do NO é quando este reage com gás hidrogênio, produzindo gás nitrogênio e vapor de água conforme as etapas em destaque.



Ao realizar algumas vezes a reação do NO com H_2 , alterando a concentração de um ou de ambos os reagentes à temperatura constante, foram obtidos os seguintes dados:

[NO] mol/L	[H ₂] mol/L	Taxa de desenvolvimento (mol/L.h)
$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$
$1 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-5}$

Com base nessas informações, é correto afirmar:

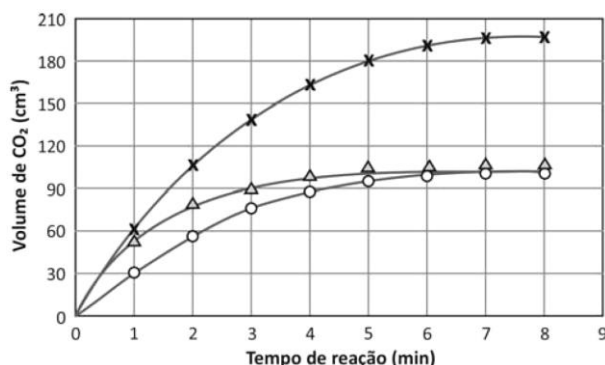
- 01. O valor da constante k para a reação global é igual a 300.
- 02. A taxa de desenvolvimento da reação global depende de todas as etapas.
- 03. Ao se duplicar a concentração de H_2 e reduzir à metade a concentração de NO, a taxa de desenvolvimento não se altera.
- 04. Ao se duplicar a concentração de ambos os reagentes, NO e H_2 , a taxa de desenvolvimento da reação torna-se quatro vezes maior.
- 05. Quando ambas as concentrações de NO e de H_2 forem iguais a 3×10^{-3} mol/L, a taxa de desenvolvimento será igual a 81×10^{-5} mol/L.h.

29 - (FUVEST SP)

Para estudar a velocidade da reação entre carbonato de cobre (CuCO_3) e ácido nítrico (HNO_3), foram feitos três experimentos, em que o volume de dióxido de carbono (CO_2) produzido foi medido em vários intervalos de tempo. A tabela apresenta as condições em que foram realizados esses experimentos. Nos três experimentos, foram utilizadas massas idênticas de carbonato de cobre e a temperatura foi mantida constante durante o tempo em que as reações foram acompanhadas.

Condições experimentais	Experimento 1	Experimento 2	Experimento 3
Volume de HNO_3 de concentração 0,10 mol/L (mL)	50	50	100
Volume de água adicionado (mL)	0	50	0
Temperatura (°C)	20	20	20

Os dados obtidos nos três experimentos foram representados em um gráfico de volume de CO_2 em função do tempo de reação. Esse gráfico está apresentado a seguir.



- a) Escreva a equação química balanceada que representa a reação que ocorreu entre o carbonato de cobre e o ácido nítrico.
- b) Com base nas condições empregadas em cada experimento, complete a legenda do gráfico abaixo, com o número do experimento. Considere irrelevante a perda de volume de CO_2 coletado devido à dissolução na solução. Justifique suas respostas.

LEGENDA DO GRÁFICO

○ experimento nº _____

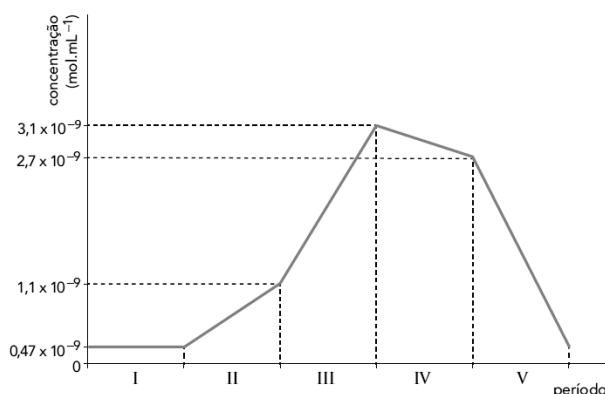
△ experimento nº _____

× experimento nº _____

- c) Nos três experimentos, o mesmo reagente estava em excesso. Qual é esse reagente? Explique.

30 - (UERJ)

Em um exame clínico, monitorou-se a concentração de um hormônio no sangue de um paciente, das 14 h de um dia às 10 h do dia seguinte. Os resultados do monitoramento, organizados em períodos de quatro horas, estão apresentados no gráfico abaixo.



Períodos:

- I. 14 a 18 h
 II. 18 a 22 h
 III. 22 a 02 h
 IV. 02 a 06 h

V. 06 a 10 h

A maior taxa de produção do hormônio, em $\text{mol}\cdot\text{mL}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}$, verificada em um dos cinco períodos do exame, corresponde a:

- a) $1,0\times 10^{-10}$
- b) $2,0\times 10^{-10}$
- c) $4,0\times 10^{-10}$
- d) $5,0\times 10^{-10}$

31 - (UEM PR)

Em uma reação química elementar no estado gasoso, três espécies químicas X reagem formando uma espécie química Y. Em relação à cinética dessa reação, assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

- 01. A velocidade de formação de Y é independente da pressão parcial de X na mistura reacional.
- 02. A velocidade de formação de Y aumenta por um fator de 27, se a concentração de X no meio reacional for triplicada.
- 04. A velocidade de formação de Y aumenta em 80% se a concentração de X no meio reacional for duplicada.
- 08. Quando a concentração de X é reduzida para 12,5% do valor inicial, a velocidade da reação de formação de Y reduz para $\frac{1}{2^9}$ da velocidade inicial.
- 16. Ao se dobrar a concentração de Y, a velocidade da reação será reduzida em 87,5%.

32 - (UEM PR)

Considere a reação abaixo (elementar) e a tabela que fornece as concentrações, em mol por litro, do reagente B em função do tempo, em minutos, e assinale o que for correto.

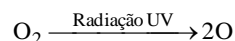
$\text{A(s)} + 3\text{B(g)} \rightarrow 2\text{C(g)}$			
[B]	0,9	0,3	0,1
tempo	0	10	20

- 01. A velocidade média de formação de C no intervalo de 0 a 10 minutos é 0,06 mol/L.min.
- 02. A velocidade média da reação entre 0 e 10 minutos é 0,02 mol/L.min.
- 04. A velocidade média da reação é constante em todos os intervalos de tempo.
- 08. A molecularidade da reação é 3.
- 16. Energia de ativação é a quantidade mínima de energia necessária para que a colisão entre as partículas dos reagentes seja efetiva, com orientação favorável, levando à formação dos produtos.

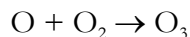
TEXTO: 1 - Comum à questão: 33

O primeiro cientista a explicar a química da formação do ozônio na atmosfera superior foi Sydney Chapman ao propor o chamado “ciclo de Chapman” que pode ser assim simplificado:

- 1. Um fóton de UV atinge uma molécula de oxigênio provocando dissociação nos seus átomos.

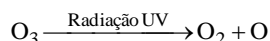


2. Um dos átomos de oxigênio colide com outra molécula de oxigênio dando origem a uma molécula de ozônio.

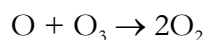


3. Podem ocorrer uma das seguintes possibilidades:

- a) um fóton de UV atingir uma molécula de ozônio, e o resultado é a sua dissociação em uma molécula de oxigênio e um átomo de oxigênio.

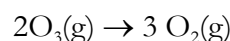


- b) um átomo de oxigênio colide com uma molécula de ozônio resultando em duas moléculas de oxigênio (essa possibilidade é menos comum).



A presença de ozônio na estratosfera é fundamental para filtrar a radiação ultravioleta que chega ao planeta Terra; entretanto, na troposfera (a parte mais baixa da atmosfera), a presença de ozônio é indesejável em concentrações superiores a 1 ppm por provocar nos indivíduos fortes dores de cabeça e dificuldades respiratórias.

Visando estudar a relação entre as velocidades de decomposição do ozônio e a formação do oxigênio, realizou-se em laboratório um experimento para medir a velocidade de decomposição do ozônio (conforme a equação abaixo), de onde foi encontrado o valor $2,50 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

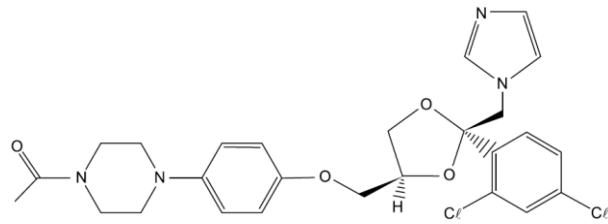


33 - (PUC RJ)

Levando em conta o experimento que mediu a velocidade de decomposição do ozônio gasoso, assinale a opção que corresponde à velocidade de formação do oxigênio gasoso em $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

- a) $v \text{O}_2(\text{g}) = 2,50 \times 10^{-5}$
b) $v \text{O}_2(\text{g}) = 3,00 \times 10^{-5}$
c) $v \text{O}_2(\text{g}) = 3,45 \times 10^{-5}$
d) $v \text{O}_2(\text{g}) = 3,75 \times 10^{-5}$
e) $v \text{O}_2(\text{g}) = 4,10 \times 10^{-5}$

TEXTO: 2 - Comum à questão: 34



Cetoconazol

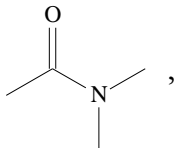
Substância química	Ponto de fusão, °C a 1,0 atm	Meia-vida, horas	Fase terminal, horas	Solubilidade em água
Cetoconazol	146	2	8	Insolúvel

A candidíase é uma Doença Sexualmente Transmissível, DST, que pode acometer homens e mulheres, causada pelo fungo *Candida albicans*, sob forma de micose, cujo surgimento é decorrente do sistema imunitário enfraquecido e da não utilização de preservativos nos contatos sexuais. A doença tem cura e o tratamento é feito com cremes e pomadas antifúngicas, prescritas por médicos especializados. O cetoconazol, um fármaco antimicótico pertencente ao grupo químico dos azóis, é usado na dosagem de 20mg/g e apresentado em bisnagas de 30,0g. O medicamento age destruindo a membrana celular do fungo.

34 - (Unifacs BA)

Considerando-se essas informações sobre candidíase e algumas propriedades do cetoconazol, é correto afirmar:

01. Após oito horas, a atividade do fármaco é reduzida a 25%.
02. A concentração do fármaco por kg de pomada é de 20%(m/m)
03. Acima de 146°C, o cetoconazol se apresenta no estado sólido.
04. O cetoconazol age dissolvendo a camada da membrana celular do fungo.
05. O grupo funcional da esquerda na estrutura química do cetoconazol,



pertence a classe das amidas.

TEXTO: 3 - Comum às questões: 35, 36

CONSTANTES

$$\text{Constante de Avogadro } (N_A) = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Constante de Faraday } (F) = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Volume molar de gás ideal} = 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$\text{Carga elementar} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{Constante dos gases } (R) = 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$= 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Constante gravitacional } (g) = 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$$

$$\text{Constante de Planck } (h) = 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$$

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = $1,01325 \times 10^5 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2}$ = 760 Torr = 1,01325 bar

1 J = $1 \text{ N}\cdot\text{m} = 1 \text{ kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-2}$. $\ln 2 = 0,693$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0° C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25° C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções = $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (ℓ) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

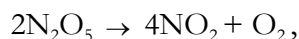
(ua) = unidades arbitrárias. $[\text{X}]$ = concentração da espécie química X em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
H	1	1,01	Cl	17	35,45
He	2	4,00	K	19	39,10
Be	4	9,01	Cr	24	52,00
B	5	10,81	Mn	25	54,94
C	6	12,01	Fe	26	55,85
N	7	14,01	Ni	28	58,69
O	8	16,00	Cu	29	63,55
F	9	19,00	Zn	30	65,38
Na	11	22,99	Br	35	79,90
Mg	12	24,31	Pd	46	106,42
Al	13	26,98	Ag	47	107,87
Si	14	28,09	Xe	54	131,30
P	15	30,97	Pt	78	195,08
S	16	32,06	Hg	80	200,59

35 - (ITA SP)

Considere que a decomposição do N_2O_5 , representada pela equação química global



apresente lei de velocidade de primeira ordem. No instante inicial da reação, a concentração de N_2O_5 é de $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e a velocidade de consumo desta espécie é de $0,022 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$. Assinale a opção que apresenta o valor da constante de velocidade da reação global, em min^{-1} .

- a) 0,0022
- b) 0,011
- c) 0,022
- d) 0,11
- e) 0,22

36 - (ITA SP)

A reação química genérica $\text{X} \rightarrow \text{Y}$ tem lei de velocidade de primeira ordem em relação ao reagente X. À medida que a reação ocorre a uma temperatura constante, é ERRADO afirmar que

- a) a constante de velocidade da reação não se altera.
- b) o tempo de meia-vida do reagente X permanece constante.
- c) a energia de ativação da reação não se altera.
- d) a velocidade da reação permanece constante.
- e) a ordem de reação não se altera.

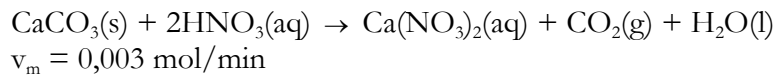
GABARITO

1) Gab: A

2) Gab: C

3) Gab: D

4) Gab:



5) Gab: B

6) Gab: D

7) Gab: D

8) Gab: E

9) Gab: VFFV

10) Gab: A

11) Gab: 29

12) Gab: 11

13) Gab: B

14) Gab: A

15) Gab: D

16) Gab: C

17) Gab: C

18) Gab: B

19) Gab: 04

20) Gab: 24

21) Gab: B

22) Gab: B

23) Gab: B

24) Gab:

Expressão da velocidade: $v = k [\text{HBr}] [\text{NO}_2]$; logo, a ordem global é igual a 2.

Mecanismo I.

Na etapa lenta, as ordens de reação do HBr e do NO_2 são iguais às obtidas experimentalmente.

25) Gab:

- A etapa determinante é a 2ª etapa: $\text{O}_3 (\text{g}) + \text{O} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2 (\text{g})$.
- A ordem global da reação é 2 (2ª ordem).
- A constante de velocidade da reação (k) é $10 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$, e a velocidade da reação para o experimento 2 (v_2) é $1,6 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

26) Gab:

- Não, a velocidade média no primeiro intervalo (0 a 30 dias) é diferente da velocidade média no segundo intervalo (90 a 120 dias).

Velocidade média entre 0 e 30 dias

tempo(dia)	0	30
concentração ($\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$)	270	210

$$v_m = \frac{|\Delta_{\text{concentração}}|}{\Delta t} = \frac{|C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}|}{T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}} = \frac{|210 - 270|}{30 - 0} = \frac{60 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}}{30 \text{ dias}}$$

$$v_m = 2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

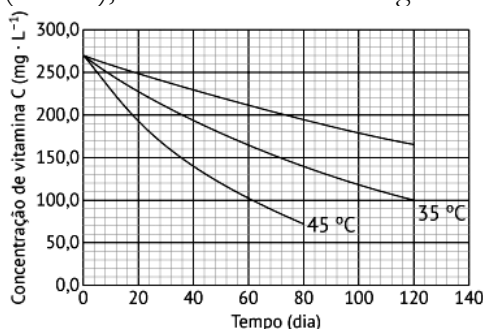
Velocidade média entre 90 e 120 dias

tempo(dia)	90	120
concentração ($\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$)	130	100

$$v_m = \frac{|\Delta_{\text{concentração}}|}{\Delta t} = \frac{|C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}|}{T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}} = \frac{|100 - 130|}{120 - 90} = \frac{30 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}}{30 \text{ dias}}$$

$$v_m = 1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

- A partir da figura apresentada tem-se que para uma maior temperatura (T_2) há um maior número de moléculas com energia igual ou superior à energia de ativação da reação. Assim, para uma maior temperatura haverá uma maior velocidade e um menor tempo de degradação da vitamina C (80 dias), como identificado no gráfico.

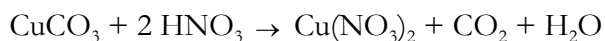


27) Gab: D

28) Gab: 05

29) Gab:

- A equação balanceada da reação é:



- b) Pelos dados fornecidos na tabela, verificamos que em duas situações foram utilizados volumes de 50 mL de HNO_3 (0,10 mol/L) e, em outra, um volume de 100 mL de HNO_3 (0,10 mol/L). Como o volume final de CO_2 produzido em dois experimentos tem o mesmo valor e, em outro, o volume de CO_2 é aproximadamente o dobro, podemos concluir que aquele que produz mais CO_2 é o que utiliza mais HNO_3 (experimento 3). Em um dos experimentos em que se utilizam 50 mL de HNO_3 , ocorre uma diminuição da concentração do ácido pela metade (0,05 mol/L) e, conseqüentemente, diminuição da velocidade da reação com que o CO_2 é produzido (experimento 2).

LEGENDA DO GRÁFICO

○ experimento nº 2

△ experimento nº 1

× experimento nº 3

- c) Podemos concluir que a substância que sempre esteve em excesso nos três experimentos é o CuCO_3 , uma vez que, mudando o volume de ácido adicionado, muda o volume de CO_2 obtido, indicando que há CuCO_3 em quantidade suficiente para reagir.

30) Gab: D

31) Gab: 10

32) Gab: 18

33) Gab: D

34) Gab: 05

35) Gab: D

36) Gab: D