

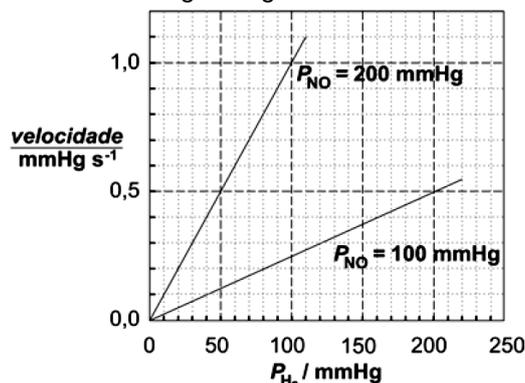
CINÉTICA QUÍMICA – CÁLCULO DA VELOCIDADE

01 - (Fuvest SP/2008/1ªFase)

Para a transformação representada por



a velocidade da reação, em função da pressão de hidrogênio (P_{H_2}), para duas diferentes pressões de óxido nítrico (P_{NO}), à temperatura de 826 °C, está indicada no seguinte gráfico:



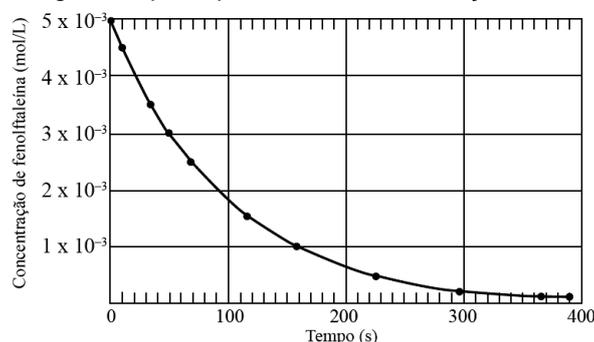
Examinando o gráfico, pode-se concluir que as ordens da reação, em relação ao óxido nítrico e em relação ao hidrogênio, são, respectivamente,

- 1 e 1
- 1 e 2
- 2 e 1
- 2 e 2
- 3 e 1

Gab: C

02 - (Unifesp SP/2008/2ªFase)

Para neutralizar 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, foram gastos 14,5 mL de solução de hidróxido de sódio 0,120 mol/L. Nesta titulação ácido-base foi utilizada fenolftaleína como indicador do ponto final da reação. A fenolftaleína é incolor no meio ácido, mas torna-se rosa na presença de base em excesso. Após o final da reação, percebe-se que a solução gradativamente fica incolor à medida que a fenolftaleína reage com excesso de NaOH. Neste experimento, foi construído um gráfico que representa a concentração de fenolftaleína em função do tempo.



- Escreva a equação da reação de neutralização e calcule a concentração, em mol/L, da solução de HCl.
- Calcule a velocidade média de reação de decomposição da fenolftaleína durante o intervalo de tempo de 50 segundos iniciais de reação. Explique por que a velocidade de reação não é a mesma durante os diferentes intervalos de tempo.

Gab:



$M_{\text{HCl}} = 0,174 \text{ mol/L}$

b) $V_{\text{reação}} = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

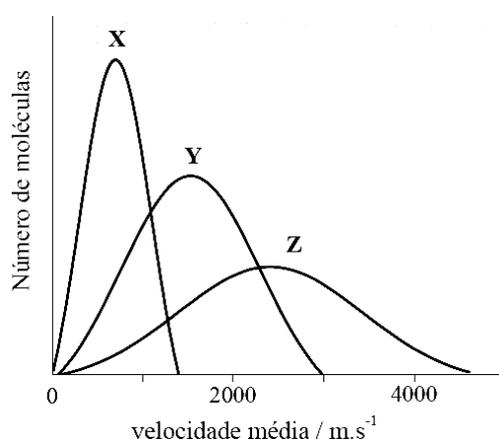
A velocidade de reação depende da concentração de fenolftaleína. Então, com a diminuição da concentração de fenolftaleína (vide gráfico), ocorre a diminuição da velocidade de reação.

03 - (Ufc CE/2008/2ªFase)

a) Preencha as lacunas abaixo com as palavras corretas.

Um dado sistema gasoso ideal é constituído por moléculas em movimento constante, uniforme, _____ e _____. As distâncias intermoleculares são muito _____ que as dimensões moleculares, minimizando a possibilidade de _____. As moléculas se chocam entre si e/ou com as paredes do recipiente que as contém de modo elástico com uma dada força, originando a _____ do sistema.

b) O gráfico abaixo representa curvas de distribuição de número de moléculas em função da velocidade média para gases ideais.



Considere os seguintes sistemas:

- gás H_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 1000 K.

Faça a correta associação entre estes sistemas e as curvas X, Y e Z. Justifique sua resposta.

Gab:

a) Os termos corretos são, respectivamente: aleatório, linear, maiores, choques, pressão.

b) $X = \text{Cl}_2$ a 100 K; $Y = \text{Cl}_2$ a 1000 K e $Z = \text{H}_2$ a 100 K.

X e $Y \rightarrow$ para uma mesma espécie de gás, quanto maior a temperatura, maior a velocidade média das moléculas.

X e $Z \rightarrow$ a uma mesma temperatura, moléculas de H_2 têm maior velocidade média em função de sua menor massa molar.

04 - (Fepcs DF/2008)

O 2-butanol é um álcool que apresenta isomeria ótica e pode ser obtido, em condições apropriadas, a partir da reação do 2-cloro-butano com uma base forte. A tabela abaixo apresenta algumas experiências realizadas envolvendo diferentes concentrações iniciais dos reagentes:

Experiência	$[\text{OH}^-] (\text{mol.L}^{-1})$	$[\text{2-cloro-butanol}] (\text{mol.L}^{-1})$	$v (\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1})$
I	0,15	0,03	0,012
II	0,30	0,03	0,024
III	0,15	0,15	0,060
IV	0,18	0,15	0,072

O número de isômeros oticamente ativos do 2-butanol e a ordem da reação de obtenção desse composto são, respectivamente:

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

Gab: A

05 - (Uel PR/2008)

Em um estudo sobre o tempo de reação entre o CaCO_3 sólido (carbonato de cálcio) e uma solução aquosa de HCl (ácido clorídrico), foram feitos três experimentos após as atividades 1 e 2, conforme as tabelas a seguir.

TABELA DE ATIVIDADES

Atividade 1

Separou-se 10 g de mármore (CaCO_3) em um único pedaço (Amostra A).

Atividade 2

Triturou-se 100 g de mármore (CaCO_3) em um almofariz. Passou-se a porção de mármore triturado para uma peneira. Separou-se o mármore que ficou retido na peneira (Amostra B) daquele que passou pela tela (Amostra C).

Dados: Nos três experimentos o tempo de reação foi medido com o auxílio de um cronômetro, o final da reação foi identificado pelo término da liberação de gás carbônico (cessar da efervescência) e os experimentos 1 e 2 foram realizados a temperatura ambiente (25 °C).

TABELA DE EXPERIMENTOS

Experimento 1

Em três béqueres, identificados por A, B e C, foram adicionados 50 ml de ácido clorídrico de concentração 3 mol/l. Nos béqueres A, B e C foram transferidas 10 g das amostras A, B e C, respectivamente.

Experimento 2

Dois béqueres foram identificados por X e Y. No béquer X foram adicionados 50 ml de ácido clorídrico de concentrações 1 mol/l e 10 g da amostra B. No béquer Y foram adicionados 50 ml de ácido clorídrico de concentrações 3 mol/l e 10 g da amostra B.

Experimento 3

Dois béqueres foram identificados por W e Z. No béquer W, foram adicionados 50 ml de ácido clorídrico de concentração 6 mol/l a temperatura ambiente (25 °C) e 10 g da amostra B. No béquer Z, foram adicionados 50 ml de ácido clorídrico de concentração 6 mol/l à temperatura de 60 °C e 10 g da amostra B.

Com base nos três experimentos e nos conhecimentos de reação química e cinética química, assinale a alternativa correta.

- a) Como as substâncias adicionadas nos béqueres A, B e C no experimento 1 foram as mesmas, o tempo necessário para o término da reação foi o mesmo nos três béqueres.
- b) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer X e no experimento 3 foi maior no béquer Z.
- c) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi maior no béquer C e no experimento 3 foram iguais nos béqueres W e Z.
- d) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer Y e no experimento 3 foi maior no béquer W.

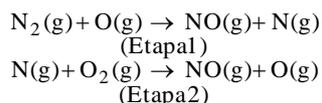
e) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi menor no béquer A e no experimento 3 foi menor no béquer Z.

Gab: D

06 - (Ufpe PE/2008)

A reação de nitrogênio atmosférico com oxigênio produz óxido de nitrogênio:

$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$. Esta reação é muito lenta em temperatura ambiente, tornando-se importante somente a elevadas temperaturas, como as presentes em motores de combustão interna. Este óxido participa em diversas reações na atmosfera, levando à formação de vários poluentes, com forte impacto ambiental. Algumas das etapas elementares propostas para esta reação encontram-se abaixo:



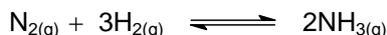
O(g) é intermediário presente na combustão em motores. A Etapa (1) é considerada determinante da velocidade da reação, pois possui elevada energia de ativação ($317 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$), muito maior do que na Etapa (2). Sobre esse tema, avalie as seguintes afirmativas:

- 00. A Etapa (1) é mais afetada por um aumento de temperatura do que a Etapa (2).
- 01. A Etapa (2) é de segunda ordem.
- 02. Como a Etapa (1) é a determinante da velocidade da reação, espera-se que a reação global seja de segunda ordem em relação ao nitrogênio.
- 03. Um aumento na temperatura reacional deve diminuir a velocidade da reação, uma vez que a energia de ativação é muito elevada.
- 04. Um aumento na pressão parcial do oxigênio (O_2) deve diminuir a velocidade da reação, uma vez que ele não participa da Etapa (1).

Gab: VVFFF

07 - (Ufsc SC/2008)

O nitrogênio do ar não é assimilável, mas por uma ação simbiótica entre os legumes e certas bactérias que existem nos nódulos das raízes, ele é fixado no solo em forma de compostos amoniacais. A cada ano, em toda a superfície terrestre, um bilhão de toneladas de nitrogênio atmosférico é transformado em N_2 fixado, sendo que, dentre todas as reações químicas realizadas, a síntese da amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio atmosférico é a mais importante, conhecida como *Processo de Haber*:



Em uma experiência para determinar a lei de velocidade desta reação, os dados da tabela a seguir foram obtidos:

$[N_2], \text{molL}^{-1}$	$[H_2], \text{molL}^{-1}$	velocidade $\text{molL}^{-1} \text{min}^{-1}$
0,03	0,01	$4,2 \times 10^{-5}$
0,06	0,01	$1,7 \times 10^{-4}$
0,03	0,02	$3,4 \times 10^{-4}$

Com base nas informações do enunciado, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01. A lei de velocidade da reação de formação da amônia é $v = k[N_2]^2 \cdot [H_2]^3$.
- 02. A partir de 10g de N_2 são obtidos 17g de NH_3 .
- 04. Se a velocidade de formação da amônia é igual a $3,4 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} \text{min}^{-1}$, então a velocidade de consumo do nitrogênio é de $1,7 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} \text{min}^{-1}$.
- 08. A reação de formação da amônia é de segunda ordem em relação ao nitrogênio e ao hidrogênio.
- 16. Quando a concentração de N_2 duplica, a velocidade da reação se reduz à metade.

32. A expressão da constante de equilíbrio para a reação é: $K = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$.
64. A velocidade de consumo do hidrogênio é um terço da velocidade de consumo do nitrogênio.

Gab: 37

08 - (Uem PR/2007/Julho)

A reação na fase gasosa

$2\text{ClO}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{FCIO}_{2(g)}$ é de primeira ordem com relação a cada um dos reagentes (dados experimentais). A 250 K, a constante de velocidade da reação é de $1,2 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$. Sendo assim, a ordem total da reação e a velocidade da reação, quando

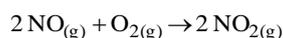
$[\text{ClO}_2] = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{F}_2] = 0,035 \text{ mol L}^{-1}$, nessas condições, serão, respectivamente,

- a) 2 e $16,8 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
 b) 3 e $16,8 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
 c) 3 e $4,8 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
 d) 2 e $8,4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
 e) 2 e $4,8 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

Gab: D

09 - (UFCG PB/2007/Julho)

A cinética tem como principal objetivo o estudo da velocidade das reações químicas. Os dados abaixo se referem à cinética da reação entre o monóxido de nitrogênio (NO) e o oxigênio (O₂), produzindo o dióxido de nitrogênio (NO₂) descrita pela reação abaixo:



[NO]	[O ₂] (mol/L)	Velocidade da reação	Temperatura
0,020	0,010	$1,0 \times 10^{-4}$	400
0,040	0,010	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$16,0 \times 10^{-4}$	x

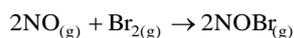
Analisando a tabela podemos afirmar que:

- a) A temperatura no último experimento é maior que 400°C.
 b) A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]$.
 c) A velocidade da reação independe da concentração de O₂.
 d) O valor da constante de velocidade (k) a 400°C é $1 \text{ L}^2 / \text{mol}^2 \cdot \text{s}$.
 e) O valor da constante de velocidade (k) é o mesmo em todos os experimentos.

Gab: A

10 - (Ueg GO/2007/Julho)

Considere a fase gasosa da reação entre o óxido nítrico e a molécula de bromo a 273 °C. A velocidade inicial de formação do NOBr foi determinada experimentalmente para várias concentrações iniciais de NO e Br₂. Os resultados podem ser vistos na tabela abaixo.



Experimento	[NO]/mol.L ⁻¹	[Br ₂]/mol.L ⁻¹	V/mol.L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,10	0,20	24
2	0,25	0,20	150
3	0,10	0,50	60
4	0,35	0,50	735

- a) Determine a ordem de reação em relação ao NO e ao Br₂.

b) Determine a constante de velocidade na temperatura considerada.

Gab:

a) Determinação da ordem de reação em relação ao NO:

Considerando a lei da velocidade ($V = K[\text{NO}]^x [\text{Br}_2]^y$) para os experimentos 1 e 2 e, em seguida, dividindo uma pela outra, temos:

$$24 = K \cdot 0,10^x \cdot 0,20^y \quad \text{Experimento 1}$$

$$150 = K \cdot 0,25^x \cdot 0,20^y \quad \text{Experimento 2}$$

$$\frac{24}{150} = (0,10/0,25)^x$$

$$4/25 = (2/5)^x \Rightarrow (2/5)^2 = (2/5)^x \Rightarrow x = 2$$

Determinação da ordem de reação em relação ao Br₂:

De forma análoga, considerando os experimentos 1 e 3, temos:

$$24 = K \cdot 0,10^x \cdot 0,20^y \quad \text{Experimento 1}$$

$$60 = K \cdot 0,10^x \cdot 0,50^y \quad \text{Experimento 3}$$

$$\frac{24}{60} = (0,20/0,50)^y$$

$$2/5 = (2/5)^y \Rightarrow y = 1$$

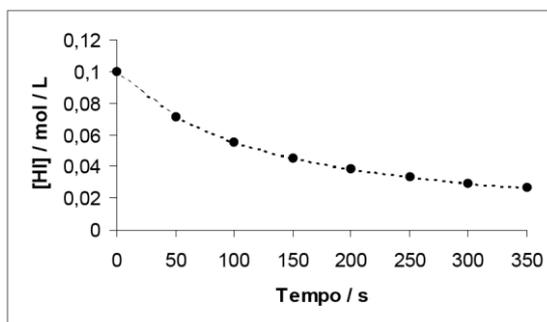
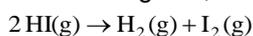
b) Substituindo os valores de concentrações de um dos experimentos na lei de velocidade da reação, determina-se a constante de velocidade. Considerando o experimento 1, temos:

$$k = \frac{V}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]} \Rightarrow k = \frac{24 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{(0,10 \text{ mol L}^{-1})^2 \cdot 0,20 \text{ mol L}^{-1}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k = 1,2 \cdot 10^4 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$$

11 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

O gráfico abaixo mostra a decomposição do iodeto de hidrogênio, a 508°C, segundo a equação:



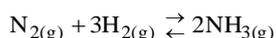
No tempo de 100 s, a taxa de decomposição do HI é igual a 0,00025 mol L⁻¹s⁻¹. Baseando-se nas informações fornecidas, pode-se afirmar que

- a) a taxa de formação de I₂, a 100 s, é igual a 0,00050 mol L⁻¹s⁻¹.
- b) a velocidade da reação é maior nos primeiros 50 s de tempo.
- c) a taxa de decomposição do HI, a 300 s, é maior do que a 100 s.
- d) a concentração de HI aumenta no decorrer do tempo de reação.

Gab: B

12 - (Uerj RJ/2007/2ªFase)

Em um experimento realizado em um reator fechado e na presença de um catalisador, sob condições controladas de temperatura e pressão, verificou-se a velocidade da seguinte reação:



Um cronômetro foi disparado no momento em que os reagentes foram postos em contato. Decorrido um determinado tempo T, foi atingido o estado de equilíbrio. A velocidade média da reação no período de tempo T foi igual a $0,10 \text{ mol}\times\text{L}^{-1}\times\text{min}^{-1}$.

No estado de equilíbrio, as concentrações dos reagentes nitrogênio e hidrogênio eram, respectivamente, $1,0\times 10^{-2} \text{ mol}\times\text{L}^{-1}$ e $1,0\times 10^{-1} \text{ mol}\times\text{L}^{-1}$.

Admita que a reação se comporte segundo a lei da ação das massas e que sua constante de equilíbrio seja igual a $6,4\times 10^2 \text{ mol}^{-2}\times\text{L}^2$.

Determine o tempo decorrido, em minutos, entre o início da reação e o momento em que o estado de equilíbrio é atingido. Em seguida, explique a consequência da retirada do catalisador sobre o valor da constante de equilíbrio.

Gab:

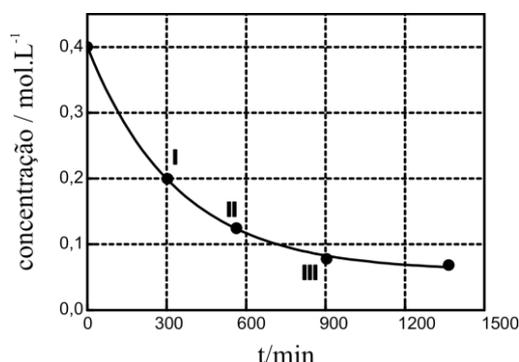
$$\Delta t = 0,4 \text{ min}$$

Não há alteração do valor numérico da constante de equilíbrio, já que o efeito do catalisador seria apenas sobre a velocidade do processo, não afetando o equilíbrio.

13 - (Ufc CE/2007/2ª Fase)

O gráfico abaixo expressa a variação de concentração de uma determinada espécie em função do tempo de experimento, a uma temperatura constante, segundo uma cinética de primeira ordem.

Dado: $\ln 2 = 0,693$.



- Qual é o valor da constante de velocidade?
- Em qual dos estágios – I, II ou III –, indicados na figura anterior, detecta-se a maior velocidade instantânea para essa reação? Justifique sua resposta.

Gab:

$$\text{a) } k = 2,31 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

b) No estágio I tem-se a maior velocidade instantânea, que é indicada pelo ângulo de inclinação de uma reta tangente a um dado ponto, ou seja, quanto maior o ângulo de inclinação, maior a velocidade instantânea da reação.

14 - (Ufms MS/2007/Biológicas)

Com relação à cinética das reações químicas, é correto afirmar:

01. A equação a seguir representa uma reação química cuja cinética da reação é de primeira ordem tanto com respeito ao reagente A quanto ao reagente B: $2 \text{ A}(\text{g}) + \text{ B}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ C}(\text{g})$.

Mantendo-se constantes a massa e a temperatura e reduzindo-se os volumes de A(g) e B(g) à metade, a velocidade da reação duplica.

02. A partir da reação química: $2A(g) + 2B(g) \rightarrow C(g)$, verificou-se experimentalmente que, numa dada temperatura, a velocidade dessa reação quadruplica com a duplicação da concentração do reagente A, mas não depende das concentrações dos reagentes B e C. Conseqüentemente, pode-se concluir que se trata de uma reação de ordem 2 com a expressão para a velocidade da reação representada por: $v = k[A]^2$.

04. Em cinética química, a elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas porque aumenta a energia de ativação.

08. Na autocatálise, um dos produtos da reação age como catalisador da própria reação.

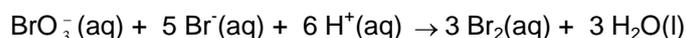
16. Numa reação química, um ativador minimiza a ação do efeito catalisador.

32. Na catálise heterogênea, uma substância sólida catalisa a reação entre dois gases ou líquidos.

Gab: 42

15 - (Puc SP/2007)

A reação redox que ocorre entre os íons brometo (Br^-) e bromato (BrO_3^-) em meio ácido, formando o bromo (Br_2) é representada pela equação.



Um estudo cinético dessa reação em função das concentrações dos reagentes foi efetuado, e os dados obtidos estão listados na tabela a seguir.

Exp.	$[BrO_3^-]_{inicial}$ (mol.L ⁻¹)	$[Br^-]_{inicial}$ (mol.L ⁻¹)	$[H^+]_{inicial}$ (mol.L ⁻¹)	Velocidade (mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \times 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \times 10^{-3}$
3	0,20	0,30	0,10	$7,2 \times 10^{-3}$
4	0,10	0,10	0,20	$4,8 \times 10^{-3}$

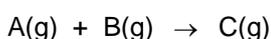
Considerando as observações experimentais, pode-se concluir que a lei de velocidade para a reação é

- a) $V = k[BrO_3^-][Br^-][H^+]$
- b) $V = k[BrO_3^-][Br^-]5[H^+]^6$
- c) $V = k[BrO_3^-]^2[Br^-]^6[H^+]^4$
- d) $V = k[BrO_3^-][Br^-]^3[H^+]^2$
- e) $V = k[BrO_3^-][Br^-][H^+]^2$

Gab: E

16 - (ITA SP/2007)

Um recipiente fechado contendo a espécie química A é mantido a volume (V) e temperatura (T) constantes. Considere que essa espécie se decompõe de acordo com a equação:



A tabela abaixo mostra a variação da pressão total (P_t) do sistema em função do tempo (t):

t(s)	0	55	200	380	495	640	820
P _i (mmHg)	55	60	70	80	85	90	95

Considere sejam feitas as seguintes afirmações:

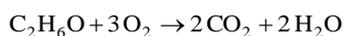
- I. A reação química obedece à lei de velocidade de ordem zero.
- II. O tempo de meia-vida da espécie A independe da sua pressão parcial.
- III. Em um instante qualquer, a pressão parcial de A, P_A, pode ser calculada pela equação: $P_A = 2P_0 - P_t$, em que P₀ é a pressão do sistema no instante inicial.
- IV. No tempo de 640 s, a pressão P_i é igual a 45 mmHg, em que P_i é a soma das pressões parciais de B e C.

Então, das afirmações acima, está(ão) **CORRETA(S)**

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

Gab: C

17 - (Mackenzie SP/2007)



A equação acima representa a combustão do etanol.

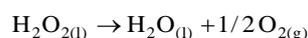
Se após 2 horas de reação forem produzidos 48 mol de CO₂, a quantidade em mol de etanol consumido em 1 minuto é de

- a) 0,5 mol.
- b) 24,0 mol.
- c) 0,04 mol.
- d) 0,2 mol.
- e) 12,0 mol.

Gab: D

18 - (Furg RS/2007)

Abaixo é mostrada a equação de decomposição da água oxigenada:



A decomposição foi realizada em determinadas condições e mediu-se a massa de H₂O₂ remanescente a intervalos de tempos regulares.

Com os dados obtidos, montou-se a tabela abaixo:

Tempo(min)	0	3	6	9	12
MH ₂ O ₂ (g)	300	204	136	85	39

A velocidade média de decomposição do H₂O₂ em mol/s, no intervalo de tempo entre 0 e 3 minutos, é de, aproximadamente:

- a) 0,320 mol/s.
- b) 0,032 mol/s.
- c) 0,160 mol/s.
- d) 0,016 mol/s.

e) 0,023 mol/s.

Gab: D

19 - (Ufv MG/2007)

Considere a reação hipotética representada por $A + B \rightarrow C + D$. As variações de concentração e velocidade da reação observadas em um intervalo de tempo são mostradas no quadro abaixo:

Concentração / (mol L ⁻¹)		Velocidade (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
[A]	[B]	
1,0	1,0	0,15
2,0	1,0	0,30
3,0	1,0	0,45
1,0	2,0	0,15
1,0	3,0	0,15

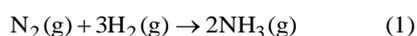
Considerando as informações do quadro, a alternativa que apresenta a expressão CORRETA da velocidade para a reação hipotética é:

- a) $v = k \cdot [A]$
- b) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
- c) $v = k \cdot [B]$
- d) $v = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^3$
- e) $v = k \cdot 3[A] \cdot [B]$

Gab: A

20 - (Ufrn RN/2007)

A amônia é um composto utilizado como matéria-prima em diversos processos químicos. A obtenção da amônia pode ser expressa pela equação a seguir:



A entalpia-padrão de formação (ΔH_f°) da amônia é de -46,0 kJ/mol.

A expressão da velocidade média para a reação (1), em função das velocidades de formação e/ou consumo dos reagentes e produtos, pode ser dada por:

- a) $v_{m\u00e9dia} = 3 v_{consumo} \text{ de } H_2(g)$
- b) $v_{m\u00e9dia} = v_{consumo} \text{ de } N_2(g)$
- c) $v_{m\u00e9dia} = 2 v_{formação} \text{ de } NH_3(g)$
- d) $v_{m\u00e9dia} = v_{formação} \text{ de } NH_3(g)$

Gab: B

21 - (Unifei MG/2007)

Para a reação: $2 N_2O_5(g) \rightarrow 4 NO_2(g) + O_2(g)$, os seguintes dados foram obtidos:

Tempo (minutos)	[N ₂ O ₅] mol/Litro
0	1,24×10 ⁻²
10	0,92×10 ⁻²
20	0,68×10 ⁻²
30	0,50×10 ⁻²
40	0,37×10 ⁻²
50	0,28×10 ⁻²
70	0,15×10 ⁻²

A concentração de oxigênio no tempo t = 10 minutos é:

- a) 0,02 x 10⁻² mol/L
- b) 0,32 x 10⁻² mol/L
- c) 0,64 x 10⁻² mol/L
- d) 0,16 x 10⁻² mol/L

Gab: D

22 - (Ufes ES/2007)

O quadro a seguir apresenta dados cinéticos sobre a reação de combustão do dissulfeto de carbono (CS₂) para produzir gás carbônico e dióxido de enxofre.

[CS ₂] ₀	[O ₂] ₀	VelocidadeInicial(mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
1,44	0,35	5,37 · 10 ⁻³
1,44	0,70	2,15 · 10 ⁻²
2,88	0,35	5,37 · 10 ⁻³

Observação: concentrações iniciais em mol · L⁻¹

- a) Escreva a equação química balanceada da reação.
- b) Determine as ordens de reação em relação ao dissulfeto e ao oxigênio.
- c) Determine o valor da constante de velocidade.

Gab:

- a) A equação química balanceada será: **CS₂(g) + 3 O₂(g) → CO₂(g) + 2 SO₂(g)**
- b) Análise da tabela mostra que, ao se dobrar a [CS₂]₀, a velocidade inicial permanece inalterada, enquanto que ao se dobrar a [O₂]₀, a velocidade quadruplica. Assim, pode-se concluir que as ordens de reação são: 0(zero) em relação ao dissulfeto e 2(dois) em relação ao oxigênio.
- c) A lei de velocidade da reação será $v = k \cdot [O_2]^2$. Assim, pelo experimento 1, por exemplo, tem-se: $5,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \Rightarrow k = (5,37 \cdot 10^{-3} / 0,12) \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \Rightarrow$

$K = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

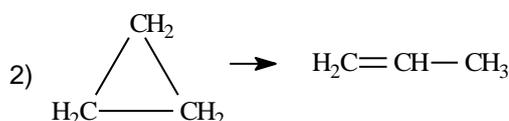
23 - (Puc RS/2006/Janeiro)

Abaixo, encontram-se equações químicas, que representam reações realizadas em idênticas condições de temperatura e pressão; suas respectivas ordens de reação em relação aos reagentes; e as constantes de velocidade, obtidas experimentalmente.



1ª ordem em relação ao C₂H₅I(g)

constante de velocidade a 600K = 1,6 · 10⁻⁵



1ª ordem em relação ao $C_3H_6(g)$
constante de velocidade a 600K = $3,3 \cdot 10^{-9}$

3) $N_2O_5(g) \rightarrow NO_2(g) + NO_3(g)$
1ª ordem em relação ao $N_2O_5(g)$
constante de velocidade a 600K = $1,2 \cdot 10^{-2}$

4) $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$
2ª ordem em relação ao $NO_2(g)$
ordem zero em relação ao $CO(g)$
constante de velocidade a 600K = $2,8 \cdot 10^{-2}$

Pela análise dos dados acima, conclui-se que, quando a concentração molar dos reagentes é de 0,1 mol/L, a ordem crescente das velocidades das reações é:

- $V_1 < V_3 < V_4 < V_2$
- $V_1 < V_2 < V_3 < V_4$
- $V_2 < V_4 < V_1 < V_3$
- $V_2 < V_1 < V_4 < V_3$
- $V_3 < V_1 < V_4 < V_2$

Gab: D

24 - (Ueg GO/2006/Janeiro)

“Colocar o alimento no freezer retarda a ação dos microorganismos; usar conservantes diminui a velocidade da reação, ou seja, o alimento irá se conservar mais tempo.”

“Os aditivos atuam protegendo os alimentos dos microrganismos e deixando inalterados a cor, o aroma, a consistência, a umidade, etc.”

“A contextualização no ensino de cinética química”. Química nova na escola, n. 11, maio 2000.

Sobre cinética química, julgue as afirmativas:

- Estão entre as condições para que uma reação ocorra, o contato entre os reagentes e a afinidade química.
- Considerando a reação elementar $H_3O^+ + ^-OH \rightarrow 2H_2O$, a velocidade dessa reação pode ser calculada pela expressão: $V = k \cdot [H_3O^+] \cdot [^-OH] \cdot [H_2O]$.
- A elevação da temperatura aumenta a velocidade de reações químicas exotérmicas e endotérmicas, favorecendo mais as reações endotérmicas, pois essas reações ocorrem com absorção de calor.
- Os catalisadores são substâncias que aumentam a energia de ativação e, conseqüentemente, a velocidade das reações químicas.

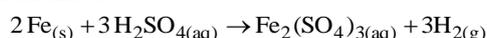
Assinale a alternativa CORRETA:

- Apenas a afirmativa I é verdadeira.
- Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.
- Apenas as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Apenas a afirmativa IV é verdadeira.

Gab: B

25 - (Ueg GO/2006/Janeiro)

Para a análise da taxa corrosiva em metais, um químico colocou uma amostra de ferro de massa 390 g em uma solução de ácido sulfúrico $3 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Após três dias, a amostra havia perdido 5% de sua massa inicial. Passados mais cinco dias, a amostra tinha massa de 280 g. Ao final da análise (20 dias), a massa da amostra era 135,5 g. A equação química dessa reação é dada abaixo:



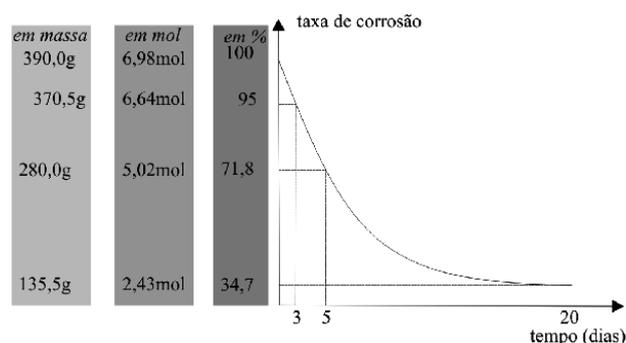
De acordo com a análise, responda aos itens abaixo:

- Construa um gráfico que represente a taxa de corrosão do ferro em função do tempo.
- Calcule a velocidade média da corrosão do ferro em cada intervalo de tempo.

Gab:

a)

massa (Fe)	tempo
390g	zero
370,5g	3 dias
280g	5 dias
135,5g	20 dias



b) Cálculo da velocidade média.

$$V_1 = \frac{\Delta n}{\Delta t} \Rightarrow V_1 = \frac{6,64 - 6,98}{3} \Rightarrow V_1 = -0,113 \text{ mol/dia}$$

$$V_2 = -0,81 \text{ mol/dia}$$

$$V_3 = -0,17 \text{ mol/dia}$$

26 - (Uem PR/2006/Janeiro)

Sobre a combustão completa do propano (C_3H_8), observou-se que 2,24 litros desse gás são consumidos em 10 minutos.

Considerando o sistema nas CNTP e que o propano, o O_2 e o CO_2 são gases ideais, responda:

- Qual é a velocidade de consumo de C_3H_8 em mol/min?
- Qual é a velocidade de consumo de O_2 em mol/min?
- Qual é a velocidade de formação de CO_2 em litros/min?

Gab:

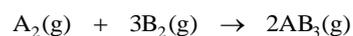
a) 10^{-2} mol/min

b) 5×10^{-2} mol/min

c) 3×10^{-2} mol/min

27 - (Uem PR/2006/Julho)

Em um recipiente fechado e sob condições adequadas, a reação



está se processando de modo a obedecer à equação da Lei de Velocidade $v = k.[A_2].[B_2]^3$. Diminuindo-se pela metade as concentrações de A e de B e permanecendo todas as demais condições constantes, observar-se-á que a velocidade da reação

- permanece constante.

- b) fica 16 vezes menor.
- c) duplica.
- d) fica 8 vezes menor.
- e) fica 16 vezes maior.

Gab: B

28 - (Fuvest SP/2006/2ª Fase)

Em solução aquosa, iodeto de potássio reage com persulfato de potássio ($K_2S_2O_8$). Há formação de iodo e de sulfato de potássio.

No estudo cinético desta reação, foram realizadas quatro experiências. Em cada uma delas, foram misturados volumes adequados de soluções-estoque dos dois reagentes, ambas de concentração $4,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ e, a seguir, foi adicionada água, até que o volume final da solução fosse igual a 1,00 L.

Na tabela, estão indicadas as concentrações iniciais dos reagentes, logo após a mistura e adição de água (tempo igual a zero).

Experiência	Concentrações iniciais em mol/L		Temperatura (°C)
	I^-	$S_2O_8^{2-}$	
1	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	25
2	$2,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	25
3	$2,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$	25
4	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	35

A seguir encontra-se o gráfico correspondente ao estudo cinético citado e, também, uma tabela a ser preenchida com os volumes das soluções-estoque e os de água, necessários para preparar as soluções das experiências de 1 a 4.

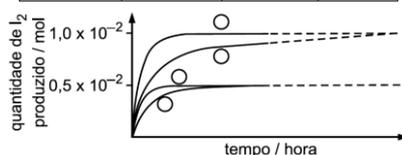
- a) Escreva a equação química balanceada que representa a reação de oxirredução citada.
- b) Preencha a tabela da página ao lado.
- c) No gráfico, preencha cada um dos círculos com o número correspondente à experiência realizada. Justifique sua escolha com base em argumentos cinéticos e na quantidade de iodo formado em cada experiência.

$$\text{velocidade da reação} = \frac{\text{mols de } I_2 \text{ produzido}}{\text{tempo}} = k \times C_{I^-} \times C_{S_2O_8^{2-}}$$

C_{I^-} e $C_{S_2O_8^{2-}}$ = concentrações das respectivas espécies químicas, em mol/L.

k = constante de velocidade, dependente da temperatura.

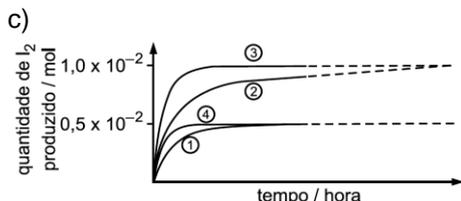
experiência	volume (mL) de solução-estoque de iodeto de potássio	volume (mL) de solução-estoque de persulfato de potássio	volume (mL) de água
1			
2			
3			
4			



Gab:

- a) $K_2S_2O_8(aq) + 2 KI(aq) \rightarrow 2 K_2SO_4(aq) + I_{2(s)}$
- b)

Experiência	Volume (mL) de solução-estoque de iodeto de potássio	Volume (mL) de solução-estoque de persulfato de potássio	Volume (mL) de água
1	25	25	950
2	50	25	925
3	50	50	900
4	25	25	950



Na experiência 4, o fim da reação é atingido antes da experiência 1, pois a temperatura em 4 é maior do que em 1. Pelos princípios da Cinética Química, quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação.

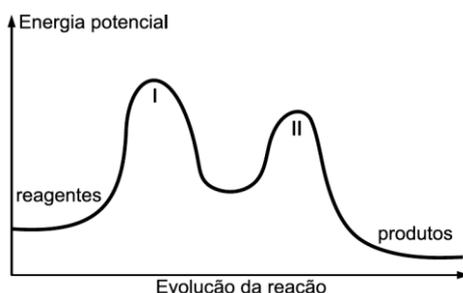
A experiência 3 tem velocidade de reação maior que a 2 devido ao produto das concentrações iônicas em 3 ser maior do que em 2. Como a temperatura em ambas é a mesma, a constante de velocidade também será a mesma, não interferindo na comparação.

29 - (Unifesp SP/2006/2ªFase)

Estudos cinéticos da reação entre os gases NO₂ e CO na formação dos gases NO e CO₂ revelaram que o processo ocorre em duas etapas:

- I. NO₂(g) + NO₂(g) → NO(g) + NO₃(g)
- II. NO₃(g) + CO(g) → NO₂(g) + CO₂(g)

O diagrama de energia da reação está esquematizado a seguir.



- a) Apresente a equação global da reação e a equação da velocidade da reação que ocorre experimentalmente.
- b) Verifique e justifique se cada afirmação a seguir é verdadeira:
 - I. a reação em estudo absorve calor;
 - II. a adição de um catalisador, quando o equilíbrio é atingido, aumenta a quantidade de gás carbônico.

Gab:

- a) equação global: NO_{2(g)} + CO_(g) → NO_(g) + CO_{2(g)}
 equação da velocidade: v = k[NO₂]²
- b) I. Falsa. A energia potencial dos produtos é menor que a dos reagentes, evidenciando uma liberação de energia durante a reação, o que caracteriza uma reação exotérmica (ΔH < 0).
 II. Falsa. A edição de catalisador não desloca o equilíbrio químico.

30 - (Ufmg MG/2006/2ªFase)

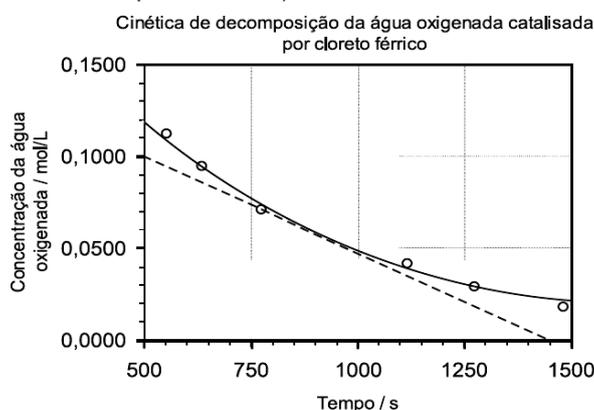
A decomposição de água oxigenada, H_2O_2 (aq), produz água líquida, H_2O (l), e oxigênio gasoso, O_2 (g), conforme representado nesta equação:



Para estudar a cinética dessa decomposição, um estudante realizou um experimento, em que acompanhou a reação, na presença do catalisador FeCl_3 (aq), determinando, periodicamente, a concentração da água oxigenada.

Este gráfico representa a variação da concentração de H_2O_2 (aq) em função do tempo.

(A linha cheia foi obtida a partir dos dados experimentais.)



A velocidade de uma reação, em um dado instante t , é dada pelo valor da inclinação da reta tangente à curva de variação da concentração da água oxigenada em função do tempo, com sinal trocado. A linha tracejada no gráfico mostra a reta tangente para o tempo de 950 s.

1. Utilizando a tangente tracejada, **CALCULE** a velocidade instantânea da reação de decomposição da água oxigenada no tempo de 950 s.

(Deixe os seus cálculos indicados, explicitando, assim, o seu raciocínio.)

2. **INDIQUE** se a velocidade da reação **diminui**, **permanece constante** ou **aumenta**, à medida que o tempo de reação passa.

JUSTIFIQUE sua resposta.

3. **REPRESENTE**, qualitativamente, **no gráfico da página anterior**, a curva da variação da concentração da água oxigenada em função do tempo, caso a concentração do catalisador FeCl_3 (aq), utilizado no experimento fosse reduzida à metade.

JUSTIFIQUE a forma da nova curva representada.

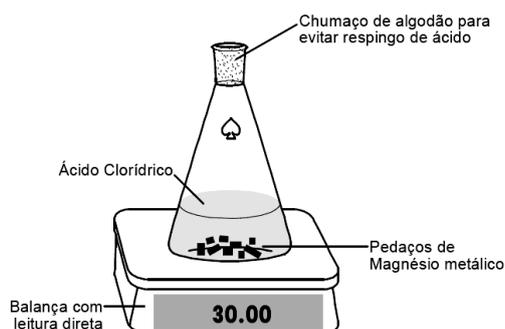
Gab:

1. $v = 1,053 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

2. A velocidade diminui, pois a quantidade de reagente vai diminuindo com o decorrer do tempo.

31 - (Ufop MG/2006/2ªFase)

Um estudante realizou um experimento a fim de medir a velocidade de reação entre o magnésio metálico e o ácido clorídrico em meio aquoso, utilizando a montagem abaixo:



Tabela

Tempo (min)	Massa de H ₂ (g)
2	1,5
4	2,5
6	3,1
8	3,4
10	3,6
16	3,8

O aluno pesava o frasco e calculava a massa de hidrogênio liberada em um dado intervalo de tempo. Os resultados obtidos por ele são mostrados na tabela acima.

Considerando esses dados:

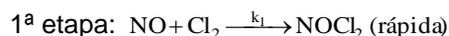
- Escreva uma equação balanceada para a reação entre o magnésio metálico e o ácido clorídrico.
- Observando a variação da quantidade de hidrogênio liberada no início e no final do experimento, o que se pode concluir em relação à velocidade de produção do H₂?

Gab:

- $Mg^0(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$
- No início a velocidade é alta e no final a velocidade é menor.

32 - (Unesp SP/2006/Conh. Gerais)

A reação química global $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$ ocorre em duas etapas:



Na tabela são apresentados alguns valores experimentais dessa reação.

Concentrações iniciais		Velocidade (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)
[NO] (mol.L ⁻¹)	[Cl ₂] (mol.L ⁻¹)	
0,1	0,1	5,0·10 ⁻⁵
0,2	0,1	10,0·10 ⁻⁵
0,1	0,2	5,0·10 ⁻⁵

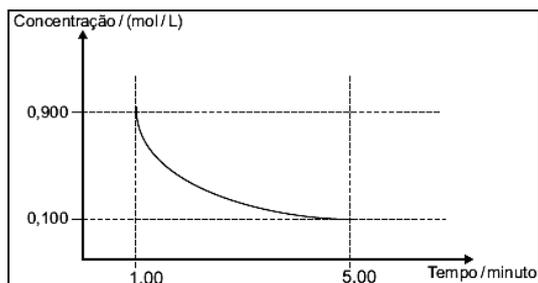
Com base nos dados, a expressão da lei de velocidade para a reação global é dada por

- $v = k \cdot [NO] \cdot [Cl] ^2$
- $v = k \cdot [NO] \cdot [Cl_2]^0$
- $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$
- $v = k \cdot [NOCl]^2 / ([NO]^2 \cdot [Cl_2])$
- $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2] / [NOCl]^2$

Gab: B

33 - (Umg MG/2006)

Analise este gráfico, em que está representada a variação da concentração de um reagente em função do tempo em uma reação química:



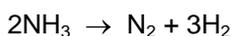
Considerando-se as informações desse gráfico, é **CORRETO** afirmar que, no intervalo entre 1 e 5 minutos, a velocidade **média** de consumo desse reagente é de:

- a) 0,200 (mol / L) / min .
- b) 0,167 (mol / L) / min .
- c) 0,225 (mol / L) / min .
- d) 0,180 (mol / L) / min .

Gab: A

34 - (Ufpe PE/2006)

A reação de decomposição da amônia gasosa foi realizada em um recipiente fechado:



A tabela abaixo indica a variação na concentração de reagente em função do tempo.

Tempo em horas	0	1'0	5'0	3'0
Concentração de NH_3 em mol L^{-1}	8'0	6'0	4'0	1'0

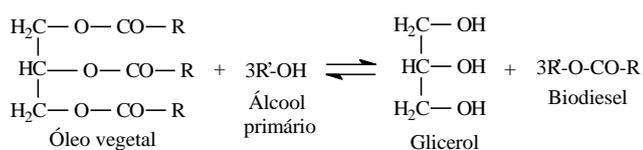
Qual é a velocidade média de consumo do reagente nas duas primeiras horas de reação?

- a) 4,0 mol $\text{L}^{-1}\text{h}^{-1}$
- b) 2,0 mol $\text{L}^{-1}\text{h}^{-1}$
- c) 10 km h^{-1}
- d) 1,0 mol $\text{L}^{-1}\text{h}^{-1}$
- e) 2,3 mol h^{-1}

Gab: B

35 - (Ufrn RN/2006)

O biodiesel tem se mostrado uma fonte de energia alternativa em substituição ao diesel e a outros derivados do petróleo. Suas principais vantagens são reduzir os níveis de poluição ambiental e ser uma fonte de energia renovável. O biodiesel pode ser obtido a partir da reação de óleos vegetais brutos com alcoóis primários em meio básico, como mostrado abaixo:



Na reação de obtenção do biodiesel,

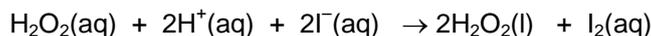
- a) a velocidade média de formação do biodiesel é o triplo da velocidade de consumo do álcool primário.

- b) a velocidade média de consumo do óleo vegetal é igual à velocidade de formação do biodiesel.
- c) a velocidade média de formação do glicerol é igual à velocidade de formação do biodiesel.
- d) a velocidade média de consumo do álcool primário é o triplo da velocidade de consumo do óleo vegetal.

Gab: D

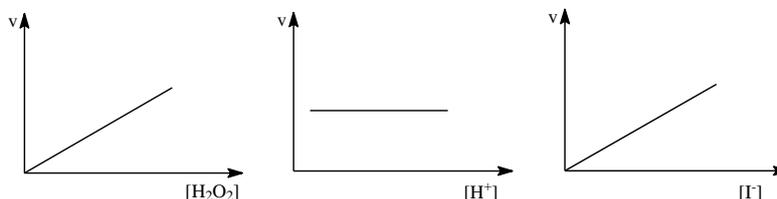
36 - (Fatec SP/2006)

Pode-se detectar a presença de iodetos em águas-mães de salinas, por meio da reação representada pela equação



Os seguintes gráficos, mostrando a velocidade da reação em função da concentração dos reagentes, foram construídos com os dados coletados em vários experimentos:

- variando a concentração de H_2O_2 e mantendo constantes as de H^+ e I^- ;
- variando a concentração de H^+ e mantendo constantes as de H_2O_2 e I^- ;
- variando a concentração de I^- e mantendo constantes as de H_2O_2 e H^+ .



Com base na análise dos gráficos, afirma-se que a velocidade da reação

- I depende apenas da concentração de H^+ .
- II é diretamente proporcional à concentração de H_2O_2 .
- III independe da concentração de H^+ .
- IV é inversamente proporcional à concentração de I^- .

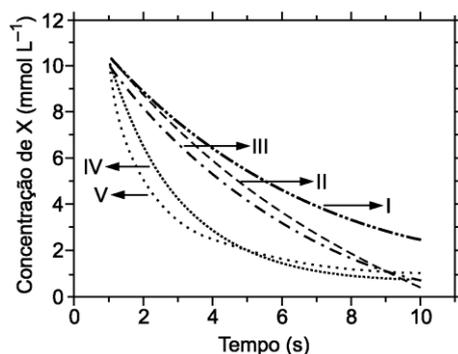
É correto o que se afirma apenas em:

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

Gab: D

37 - (ITA SP/2006)

A figura apresenta cinco curvas (I, II, III, IV e V) da concentração de uma espécie X em função do tempo. Considerando uma reação química hipotética representada pela equação $\text{X}(\text{g}) \rightarrow \text{Y}(\text{g})$, assinale a opção CORRETA que indica a curva correspondente a uma reação química que obedece a uma lei de velocidade de segunda ordem em relação à espécie X.



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

Gab:E

Para uma reação de segunda ordem, temos:

$$\frac{d[x]}{[x]^2} = -kdt \Rightarrow \int_{[x]_0}^{[x]} \frac{d[x]}{[x]^2} = \int_{t_0}^t -kdt \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{1}{[x]} - \frac{1}{[x]_0} = kt$$

Se $[x] = \frac{[x]_0}{2}$ pode-se obter a relação entre tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) e a constante cinética (k) pela expressão

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[x]_0}$$

Para diferentes valores de $[x]_0$ deve-se obter o mesmo valor de k. Assim, para a curva V, temos:

$$\text{Quando } \left. \begin{matrix} [x]_0 = 10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ t = 1 \text{ s} \end{matrix} \right\} 1 = \frac{1}{k \cdot 10} \Rightarrow k = 0,1$$

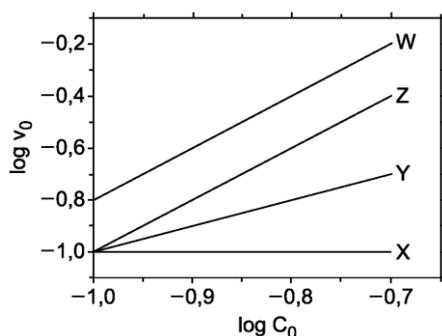
$$\text{Quando } \left. \begin{matrix} [x]_0 = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ t = 2 \text{ s} \end{matrix} \right\} 2 = \frac{1}{k \cdot 5} \Rightarrow k = 0,1$$

Logo, a curva V é a única que obedece à cinética de segunda ordem.

38 - (ITA SP/2006)

Considere quatro séries de experimentos em que quatro espécies químicas (X, Y, Z e W) reagem entre si, à pressão e temperatura constantes. Em cada série, fixam-se as concentrações de três espécies e varia-se a concentração (C_0) da quarta. Para cada série, determina-se a velocidade inicial da reação (v_0) em cada experimento. Os resultados de cada série são apresentados na figura, indicados pelas curvas X, Y, Z e W, respectivamente.

Com base nas informações fornecidas, assinale a opção que apresenta o valor CORRETO da ordem global da reação química.



- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 6
- e) 7

Gab:C

A variação da velocidade da reação depende da variação da concentração da quarta espécie. Relacionando-se as expressões da lei da velocidade para duas concentrações, temos

$$\frac{V_0}{V_{0'}} = \frac{k \cdot C_0^a}{k \cdot C_0'^a}, \text{ em que } a \text{ é ordem de reação.}$$

$$\text{Assim } \log \left(\frac{V_0}{V_{0'}} \right) = a \log \left(\frac{C_0}{C_0'} \right) \Rightarrow \frac{\Delta \log v}{\Delta \log C} = a$$

Aplicando-se essa relação para cada espécie, temos que:

- espécie X, ordem zero;
- espécie Y, ordem 1;
- espécie Z, ordem 2;
- espécie W, ordem 2.

Logo, a lei de velocidade é dada por $v = k[Y][Z]^2[W]^2$ e a ordem global da reação é 5.

39 - (Mackenzie SP/2006)

Para a decomposição do dióxido de nitrogênio, produzindo monóxido de nitrogênio e gás oxigênio a uma temperatura t , a lei de velocidade é $v = k[NO_2]^2$.

Se a concentração em mol do NO_2 for triplicada, sem variação da temperatura, a velocidade dessa reação

- a) fica multiplicada por dois.
- b) fica multiplicada por três.
- c) fica multiplicada por seis.
- d) fica multiplicada por nove.
- e) permanece a mesma.

Gab: D

40 - (Fepcs DF/2006)

Analisando a influência da concentração dos reagentes na velocidade da reação entre o monóxido de nitrogênio e oxigênio, observamos que quando a concentração do NO é dobrada, a velocidade da reação aumenta por um fator 4. Se as concentrações de NO e O_2 são dobradas, a velocidade aumenta por um fator 8. A expressão da velocidade dessa reação é:

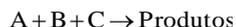
- a) $v = k [NO]^2[O_2]$;
- b) $v = k [NO]^2[O_2]^2$;

- c) $v = k [\text{NO}] [\text{O}_2]$;
- d) $v = k [\text{NO}]^4 [\text{O}_2]^2$;
- e) $v = k [\text{NO}] [\text{O}_2]^2$.

Gab: A

41 - (Unimar SP/2006)

Para a reação:



Os seguintes dados foram coletados:

[A] mol / L	[B] mol / L	[C] mol / L	Velocidade inicial mol / L. s.
0,500	0,500	0,500	0,015
0,500	1,000	0,500	0,015
0,500	1,000	1,000	0,060
1,000	0,500	0,500	0,030
1,000	1,000	1,000	0,120

A lei de velocidade para a reação é:

- a) $v = K[\text{A}][\text{B}][\text{C}]$
- b) $v = K[\text{A}][\text{B}][\text{C}]^2$
- c) $v = [\text{A}][\text{C}]^2$
- d) $v = K[\text{A}]^2[\text{C}]^4$
- e) $v = K[\text{A}]^2[\text{B}][\text{C}]^4$

Gab: C

42 - (Furg RS/2006)

A inversão da sacarose à temperatura de 25 °C ocorre com uma velocidade (rapidez) de reação igual a “v” e depende do pH. Os dados obtidos nos instantes iniciais da reação, em dois experimentos, são mostrados na tabela abaixo:

Experimento	pH	[sacarose] (mol L ⁻¹)	Velocidade de reação (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	5	0,1	v ₁
2	4	0,1	v ₂

Sabe-se que a lei de velocidade para a reação é expressa por:

$$v = k \cdot [\text{sacarose}]^1 \cdot [\text{H}^+]^1$$

Onde k é a constante de velocidade e depende somente da temperatura. Com base nesses dados, o valor correto da razão v₁/v₂ é

- a) 0,02.
- b) 0,1.
- c) 1.
- d) 10.
- e) 0,01.

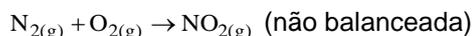
Gab: B

43 - (Udesc SC/2006)

Gab: 11

45 - (Unicap PE/2006)

Considere a seguinte reação química:



em que a equação da velocidade é expressa por:

$$v = k[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2$$

00. Ao duplicarmos a concentração de O_2 e reduzirmos a metade da concentração de N_2 , a velocidade da reação torna-se duas vezes maior.
01. A reação fica duas vezes mais rápida se duplicarmos a concentração de N_2 .
02. A velocidade fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de N_2 e O_2 .
03. Mantidos constantes o volume, a temperatura e a concentração de N_2 e diminuindo pela metade a concentração de O_2 , a velocidade aumenta quatro vezes.
04. Sob volume constante, uma diminuição de temperatura provoca uma diminuição na velocidade da reação.

Gab: VVFFV

46 - (IME RJ/2006)

Para a reação $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ foram realizados três experimentos, conforme a tabela abaixo:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidade da reação mol/(L . min)
I	0,10	0,10	$2,0 \times 10^{-3}$
II	0,20	0,20	$8,0 \times 10^{-3}$
III	0,10	0,20	$4,0 \times 10^{-3}$

Determine:

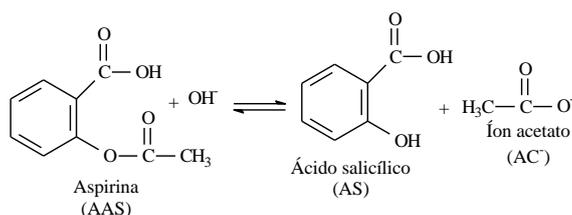
- a) a lei da velocidade da reação acima;
- b) a constante de velocidade;
- c) a velocidade de formação de C quando as concentrações de A e B forem ambas 0,50 M.

Gab:

- a) $V = k [\text{A}] \cdot [\text{B}]$
- b) $2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$
- c) $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

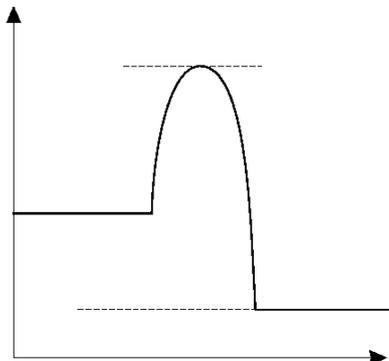
47 - (Ufrn RN/2006)

O remédio mais utilizado no mundo é a aspirina ou ácido acetilsalicílico. Quando a aspirina é ingerida e atinge o local de ação no organismo, transforma-se em ácido salicílico, que exerce, dentre outras, propriedades analgésicas e antipiréticas. A reação de hidrólise é:



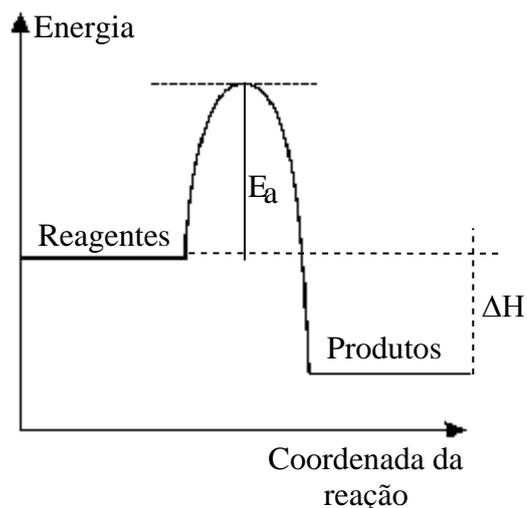
Observa-se experimentalmente que a lei de velocidade é dada por $V=k [AAS][OH^-]$.

- a) Com base nessas informações, explique se essa reação é elementar ou não.
 b) Usando a reação, indique, na figura inserida no espaço destinado à resposta, onde se localizam os reagentes, os produtos e o complexo ativado. Represente também, nessa figura, a energia de ativação e a variação de entalpia (ΔH) da reação.



Gab:

- a) Sim, pois trata-se de uma reação de primeira ordem em relação às duas espécies químicas.
 b)

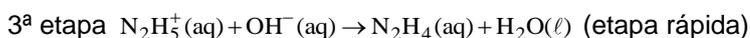
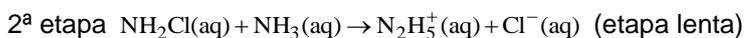


48 - (Uni-Rio RJ/2006)

“Promotores públicos belgas disseram hoje que prenderam um homem de nacionalidade iraquiana, após uma série de cartas, contendo produtos tóxicos, ter sido enviada (...) às embaixadas britânica e americana. As primeiras análises efetuadas (...) identificaram a presença de duas substâncias tóxicas --um derivado de arsênico, utilizado normalmente na erradicação de ratos, e a hidrazina [material combustível].”

Folha de São Paulo, 2003.

A produção industrial de hidrazina é feita pela reação entre a amônia e o íon OCI^- , conforme mecanismo abaixo:



Escreva a equação estequiométrica da reação e a equação de velocidade da reação.

Gab:

equação estequiométrica



expressão da velocidade

$$V = k \cdot [\text{NH}_2\text{Cl}] \cdot [\text{NH}_3]$$

49 - (Udesc SC/2006)

Uma reação muito importante para os estudos sobre poluição atmosférica é a decomposição fotoquímica do dióxido de nitrogênio, cuja equação não balanceada é:



De acordo com a equação química acima, corretamente balanceada, responda:

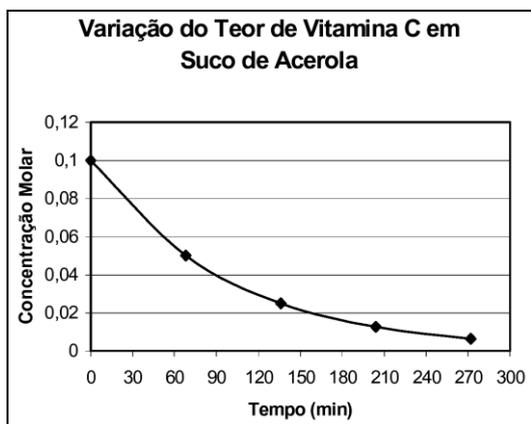
- a) Qual a expressão da velocidade para essa reação?
- b) A reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.
- c) Qual o número de mols e o volume de oxigênio formados na reação nas Condições Normais de Pressão e Temperatura (CNPT)?

Gab:

- a) $v = k [\text{NO}_2]$
- b) Exotérmica, pois $\Delta H < 0$
- c) 11,2L

50 - (Puc RS/2005/Julho)

Uma forma de ingerirmos a vitamina C é através do consumo de sucos de frutas. O suco deve ser consumido logo após ser preparado, pois essa vitamina sofre oxidação e perde sua ação em pouco tempo. O gráfico abaixo apresenta a curva de decomposição da vitamina C, presente no suco de acerola, em função do tempo.



Pela análise do gráfico, é correto afirmar que a velocidade média de decomposição da vitamina C, em molar/min, nas duas primeiras horas após o preparo do suco, é de, aproximadamente,

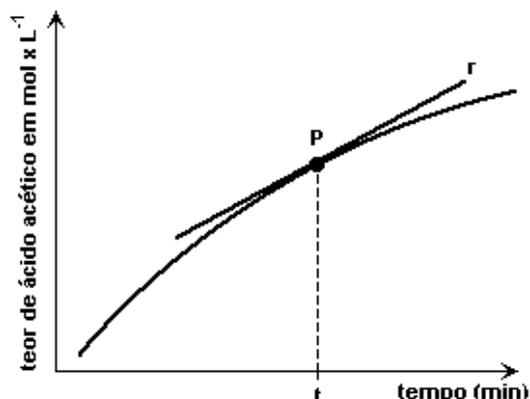
- a) $2,5 \times 10^{-4}$
- b) $6,0 \times 10^{-4}$
- c) $3,0 \times 10^{-2}$
- d) $4,0 \times 10^{-2}$
- e) $7,0 \times 10^{-2}$

Gab: B

51 - (Uerj RJ/2005/1ªFase)

As fitas de gravação contêm, na sua composição, acetato de celulose, que se decompõe sob a ação da umidade atmosférica, liberando ácido acético.

A curva que representa o aumento do teor desse ácido em função do tempo está indicada no gráfico a seguir.



A velocidade da reação de decomposição do acetato de celulose pode ser determinada a partir da equação da reta r , tangente à curva no ponto P , que é definida por $y = 1/50 t$, na qual t representa o tempo em minutos.

A velocidade dessa reação no instante t , em $\text{mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$, e sua classificação estão indicadas em:

- a) 0,002 - oxidação
- b) 0,002 - esterificação
- c) 0,020 - dupla-troca
- d) 0,200 - neutralização

Gab: C

52 - (Unesp SP/2005/Conh. Gerais)

Quando cozinhamos os alimentos, o aquecimento acelera os processos que degradam as membranas celulares e as biomoléculas, por exemplo, as proteínas. O efeito da temperatura na velocidade da reação química foi identificado por Svante Arrhenius no final do século XIX pela equação:

$$\ln k = \ln A - (E_a / RT)$$

Da equação acima, é correto afirmar que:

- a) o parâmetro A é a constante de velocidade da reação.
- b) k é o fator pré-exponencial e depende do valor da temperatura.
- c) k e A são fator pré-exponencial e energia de ativação, respectivamente.
- d) k e E_a independem da reação que está sendo estudada.
- e) A e E_a são basicamente independentes da temperatura.

Gab: E

53 - (Ufms MS/2005/Exatas)

O acetato de metila, muito usado como solvente industrial, sofre um processo de saponificação segundo a equação:



Os dados da cinética da reação, a 25°C, estão registrados na tabela a seguir.

Experiências	[CH ₃ CO ₂ CH ₃] (mol·L ⁻¹)	[OH ⁻] (mol·L ⁻¹)	Velocidade da reação (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,050	0,050	0,00034
2	0,050	0,100	0,00068
3	0,100	0,050	0,00136

Com base nos resultados apresentados, é correto afirmar que

- 01. a equação de velocidade da reação é $v=k[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3][\text{OH}^-]$.
- 02. a reação global é de segunda ordem.
- 04. a constante de velocidade é $2,7\text{mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$.
- 08. a equação de velocidade da reação é $v=k[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3]^2[\text{OH}^-]$.
- 16. a constante de velocidade é de $1,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Gab: 12

54 - (Udesc SC/2005)

A equação $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$ representa uma reação cuja equação da velocidade é $V = K[\text{A}] [\text{B}]$. Sabe-se que a concentração molar de **B** é 2, que é o dobro de **A**, sendo a velocidade $3,0 \text{ mol/L}\cdot\text{min}$.

A alternativa em que está **correto** o valor da constante de velocidade é:

- a) 1,5min
- b) 1,5L / mol.min
- c) 6,0mol/L.min
- d) 1,5mol/L.sec
- e) 3min

Gab: B

55 - (Furg RS/2005)

A cinética da reação:



foi estudada sendo determinada a velocidade inicial da produção de C para misturas de várias composições, como está indicado na tabela abaixo, a 25°C.

Experimento	Concentração inicial (mol L ⁻¹)		Velocidade inicial de formação de C (mol L ⁻¹ h ⁻¹)
	[A]	[B]	
1	1×10^{-3}	1×10^{-3}	1×10^{-3}
2	2×10^{-3}	1×10^{-3}	4×10^{-3}
3	2×10^{-3}	2×10^{-3}	8×10^{-3}

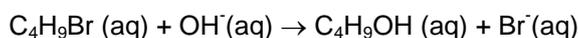
Se a lei de velocidade é dada por $v = k [\text{A}]^a [\text{B}]^b$, então, os valores dos coeficientes “a” e “b” são, respectivamente:

- a) 2 e 1.
- b) 1 e 1.
- c) 2 e 2.
- d) -1 e 1.
- e) -1 e 2.

Gab: A

56 - (Ufpe PE/2005)

Quando a concentração de 2-bromo-2-metilpropano, C₄H₉Br dobra, a velocidade da reação:



aumenta por um fator de 2. Se as concentrações de C_4H_9Br e OH^- são dobradas, o aumento da velocidade é o mesmo: um fator de 2. Com relação a esses dados, analise as afirmativas a seguir.

1. A lei de velocidade da reação pode ser escrita como: $v = k [C_4H_9Br] [OH^-]$ e, portanto, a reação é de segunda ordem.
2. A lei de velocidade da reação pode ser escrita como: $v = k [C_4H_9Br]$ e, portanto, a reação é de primeira ordem.
3. A lei de velocidade da reação pode ser escrita como: $v = k [C_4H_9Br]$ e, portanto, a reação é de primeira ordem, com relação ao C_4H_9Br , e de ordem zero, com relação ao íon OH^- .
4. Se a concentração de íons OH^- triplicar, a velocidade da reação não se altera.
5. A meia-vida, $t(1/2)$, independe da concentração inicial dos reagentes.

Estão corretas:

- a) 1, 2, 4 e 5 apenas
- b) 1, 3, 4 e 5 apenas
- c) 2, 3, 4 e 5 apenas
- d) 1 e 5 apenas
- e) 1, 2, 3, 4 e 5

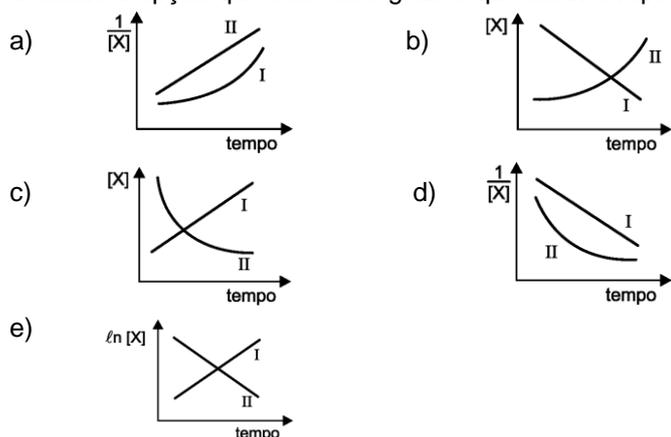
Gab: C

57 - (ITA SP/2005)

Considere as seguintes equações que representam reações químicas genéricas e suas respectivas equações de velocidade:

- I. $A \rightarrow \text{produtos}; v_I = k_I [A]$
- II. $2B \rightarrow \text{produtos}; v_{II} = k_{II} [B]^2$

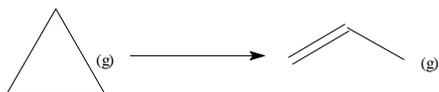
Considerando que, nos gráficos, $[X]$ representa a concentração de A e de B para as reações I e II, respectivamente, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa a lei de velocidade das reações I e II.



Gab: A

58 - (IME RJ/2005)

O propeno pode ser obtido através da reação de isomerização do ciclopropano, conforme apresentado na reação abaixo:



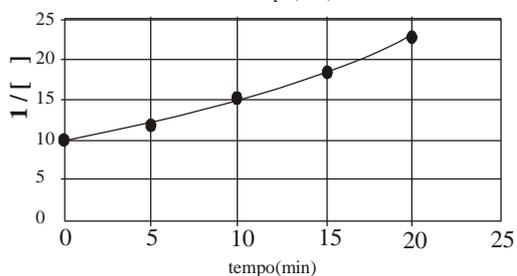
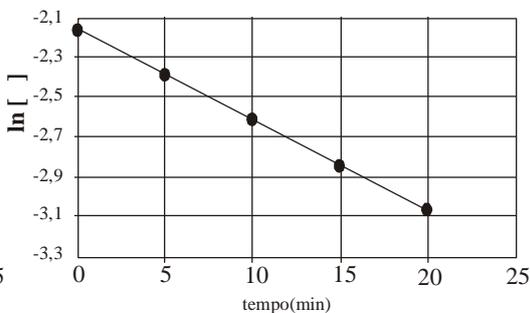
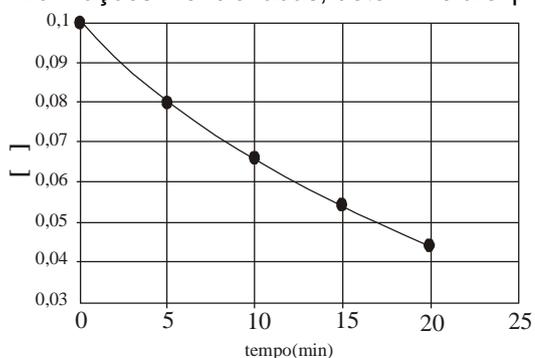
O estudo teórico da cinética, considerando diferentes ordens para esta reação, fornece as seguintes equações:

$$[\Delta] = 0,100 - kt, \text{ se a reação for de ordem zero}$$

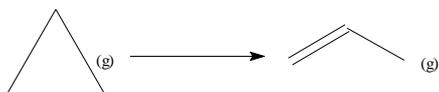
$$\ln\left(\frac{[\Delta]}{0,100}\right) = -kt, \text{ se a reação for de primeira ordem}$$

$$\frac{1}{[\Delta]} - \frac{1}{0,100} = kt, \text{ se a reação for de segunda ordem}$$

onde k é a constante de velocidade. Seguindo este estudo, foram obtidos dados experimentais da concentração de ciclopropano $[\Delta]$ ao longo do tempo t, apresentados nos gráficos abaixo em três formas diferentes. Considerando as informações mencionadas, determine a expressão da velocidade de reação para a isomerização do ciclopropano.



Gab:



Qualquer das representações será uma reta, desde que se tenha nos eixos:

a) Concentração molar x tempo → ordem zero

De fato, para ordem zero,

$$\frac{1}{[\Delta]} = \frac{1}{0,100} + kt; y = ax + b$$

$$[\Delta] = 0,100 = kt$$

$$y = b - ax$$

b) logaritmo neperiano x tempo → 1ª ordem

Para 1ª ordem:

$$\ln\left(\frac{[\Delta]}{0,100}\right) = -kt$$

$$\ln[\Delta] - \ln 0,100 = -kt$$

$$\ln [\Delta] = \ln 0,100 - kt$$

$$y = b - ax$$

c) Inverso da concentração molar x tempo → 2ª ordem. Para 2ª ordem:

Das representações propostas, apenas uma é uma reta: a correspondente à reação de 1ª ordem, porque tem $\ln[\Delta]$ no eixo das ordenadas.

Portanto a expressão da velocidade é $v = k[\Delta]$.

$$\text{Sendo assim temos que: } \ln\left(\frac{[\Delta]}{0,100}\right) = -kt \Rightarrow \ln[\Delta] - \ln 10^{-1} = -kt$$

$\ln[\Delta] = -kt - \ln 10$; pelo gráfico podemos escrever:

$$\ln[\Delta] = -0,04 t - 2,3$$

$$\text{logo } v = 0,04 \cdot [\Delta]^1$$

59 - (ITA SP/2005)

Considere uma reação química endotérmica entre reagentes, todos no estado gasoso.

- a) Esboce graficamente como deve ser a variação da constante de velocidade em função da temperatura.
- b) Conhecendo-se a função matemática que descreve a variação da constante de velocidade com a temperatura é possível determinar a energia de ativação da reação. Explique como e justifique.
- c) Descreva um método que pode ser utilizado para determinar a ordem da reação.

Gab:

a) As velocidades de reação dependem da energia das colisões entre as moléculas, do número destas colisões, da geometria das moléculas colidentes e da temperatura. Estas condições microscópicas resumem-se na Equação de Arrhenius.

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

k = constante de velocidade

A = fator de frequência

$e^{\frac{-E_a}{RT}}$ = fator exponencial

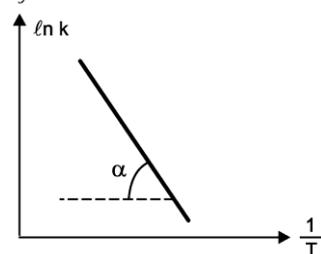
Se tomarmos o logaritmo neperiano dos dois membros da Equação a Arrhenius, temos

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

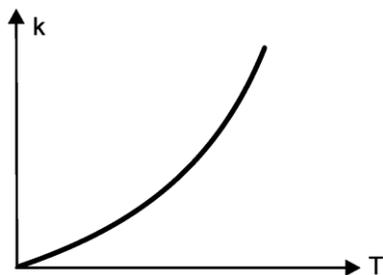
que pode ser escrita na forma da equação de uma reta de $\ln k$ contra $\frac{1}{T}$:

$$\ln k = \ln A + \left[-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T} \right) \right]$$

\downarrow \downarrow + \downarrow \downarrow
 y = a + b x



Aumentando a temperatura, a constante de velocidade aumenta



b) A energia de ativação pode ser calculada a partir dos valores experimentais de k a várias temperaturas. No gráfico de $\ln k$ em função de $1/T$, a energia de ativação é então estimada por:

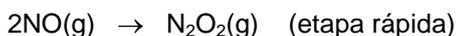
$$\text{coeficiente angular} = -\frac{E_a}{R} - \text{tg}\alpha$$

c) Para determinar a ordem de uma reação, os químicos plotam, de diferentes maneiras, os dados experimentais de concentração contra o tempo, até conseguir um gráfico retilíneo.

Ordem	Gráfico retilíneo
0	$[R]$ versus t
1	$\ln [R]$ versus t
2	$\frac{1}{[R]}$ versus t

60 - (Uem PR/2004/Janeiro)

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 $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$, na qual NO_2 atmosférico é gerado a partir de NO expelido dos escapamentos de automóveis, é proposto o seguinte mecanismo, em duas etapas:



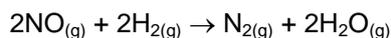
Considerando essas afirmações, assinale o que for correto.

- 01. A lei de velocidade da etapa lenta é igual a $v = k[\text{O}_2][\text{NO}]^2$.
- 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 $\text{NO}(\text{g})$ 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 $v = k[\text{N}_2\text{O}_2][\text{O}_2]$, sua ordem de reação é igual a 2.

Gab: 18

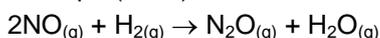
61 - (Puc RS/2004/Julho)

O óxido nítrico reage com hidrogênio, produzindo nitrogênio e vapor d'água de acordo com a seguinte equação:

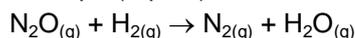


Acredita-se que essa reação ocorra em duas etapas:

1ª etapa (lenta):



2ª etapa (rápida):



Caso as concentrações de NO e H₂ sejam duplicadas simultaneamente, efetuando a reação em sistema fechado, a velocidade da reação ficará multiplicada por:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 6
- e) 8

GAB: E

62 - (Uec CE/2004/Julho)

A camada de ozônio na atmosfera é um filtro solar natural que protege o ser humano da radiação ultravioleta que pode causar câncer de pele e catarata no globo ocular. O ozônio pode desaparecer a partir da seguinte reação: $2\text{O}_{3(g)} \rightarrow 3\text{O}_{2(g)}$.

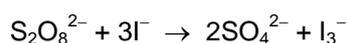
Se a velocidade de formação do O₂, $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$ for $9,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L.s num certo instante, o valor da velocidade de desaparecimento do O₃, $-\Delta[\text{O}_3]/\Delta t$, no mesmo instante, em mol/L.s, será:

- a) $18,0 \cdot 10^{-4}$
- b) $13,5 \cdot 10^{-4}$
- c) $6,0 \cdot 10^{-4}$
- d) $4,5 \cdot 10^{-4}$

Gab: C

63 - (Uem PR/2004/Julho)

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 S₂O₈²⁻ e também de primeira ordem em relação a I⁻.



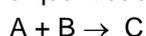
Considerando essas afirmações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 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 são mantidas constantes a temperatura e a concentração de I⁻, a velocidade da reação duplicar-se-á se a concentração de S₂O₈²⁻ 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.

Gab: 21

64 - (Ueg GO/2004/Julho)

Ao ramo da química que estuda a velocidade de uma reação e os fatores que a influenciam, denomina-se cinética química. A velocidade de uma reação pode ser obtida medindo-se a quantidade de um reagente que desaparece, ou a quantidade de um produto que se forma, num determinado intervalo de tempo. Seja uma reação genérica:



Para esta reação foram medidas as quantidades de A presente no sistema, em tempos diferentes e organizou-se a seguinte tabela:

Tempo(s)	mols de A presente
0	30
2	20
4	12
6	4

Com base nesses dados, determine a velocidade média da reação, nos seguintes intervalos:

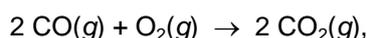
- a) De 0 s a 2 s.
b) De 4 s a 6 s.

Gab:

- a) – 5 mol/s
b) – 4 mol/s

65 - (Uftm MG/2004/1ªFase)

A emissão do gás tóxico monóxido de carbono pode ser diminuída fazendo-se a sua combustão, o que o transforma no gás dióxido de carbono. Supondo-se que essa reação ocorra em uma única etapa e seja representada pela equação química



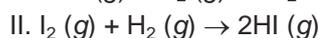
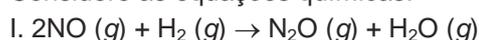
pode-se afirmar, então, que:

- a) essa reação é de 3.^a ordem em relação aos reagentes.
b) a lei de velocidade desse processo é $v = k \cdot [\text{CO}]^1 \cdot [\text{O}_2]^2$.
c) a velocidade dessa reação depende apenas da temperatura.
d) a velocidade de formação do produto independe da concentração do monóxido de carbono.
e) a velocidade de consumo do monóxido de carbono é igual à velocidade de consumo do oxigênio.

Gab: A

66 - (Uftm MG/2004/2ªFase)

Considere as equações químicas:



Ao se dobrarem as concentrações dos reagentes, observa-se, para a reação I, que a velocidade da reação aumentou por um fator de 8, enquanto que, para reação II, a velocidade da reação aumentou por um fator de 4. O gás hidrogênio apresenta igual ordem da reação para as duas reações examinadas.

Dentre as possíveis expressões de velocidades de reações para as equações I e II, tem-se, respectivamente:

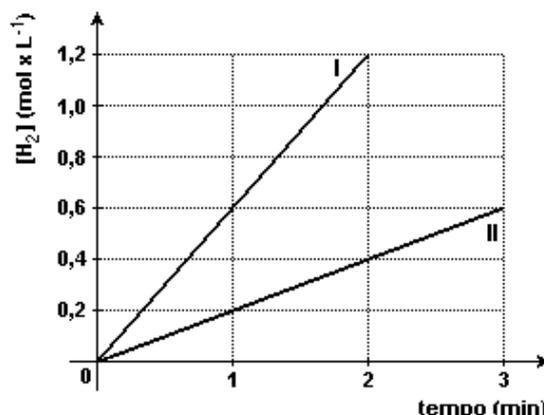
- a) $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$ e $v = k [\text{I}_2]^2 [\text{H}_2]$.
b) $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$ e $v = k [\text{I}_2] [\text{H}_2]$.
c) $v = k [\text{NO}]^4 [\text{H}_2]^2$ e $v = k [\text{I}_2]^2 [\text{H}_2]^2$.
d) $v = k [\text{NO}]^2$ e $v = k [\text{I}_2]$.
e) $v = k [\text{H}_2]^4$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

Gab: B

67 - (Uerj RJ/2004/2ªFase)

O gráfico a seguir representa a variação, em função do tempo, da concentração, em quantidade de matéria, do hidrogênio gasoso formado em duas reações químicas de alumínio metálico com solução concentrada de ácido

clorídrico. Estas reações são realizadas sob as mesmas condições, diferindo, somente, quanto às formas de apresentação do alumínio: placas metálicas e pó metálico.



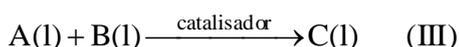
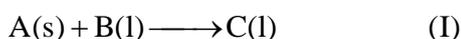
- a) Calcule a razão entre a maior e a menor velocidade média da reação.
- b) Defina a que forma de apresentação do alumínio corresponde cada uma das curvas. Justifique sua resposta.

Gab:

- a) 3
- b) A curva I corresponde à reação com o alumínio em pó, devido a sua maior superfície de contato e conseqüentemente maior velocidade de reação. A curva II corresponde à reação com o alumínio em placas.

68 - (Ufg GO/2004/2ªFase)

A tabela, a seguir, apresenta os dados da quantidade de reagentes e produtos, ao longo do tempo, para uma reação genérica realizada em três condições, como representado:

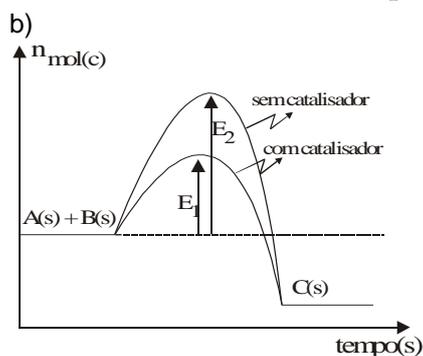
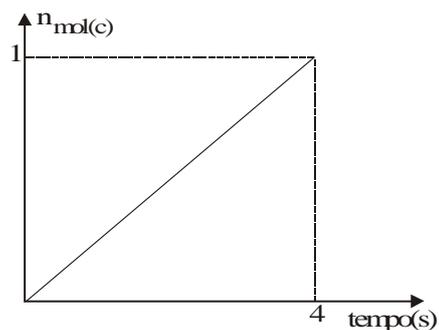


Quantidade substância em mol			tempo		
A	B	C	Raço I	Raço II	Raço III
10	10	0	0	0	0
0,75	0,75	0,25	3	2	1
0,50	0,50	0,50	6	4	2
0,25	0,25	0,75	9	6	3
0	0	1,00	12	8	4

- a) Esquematize um gráfico da quantidade de produto em função do tempo, para a reação que ocorre com maior velocidade.
- b) Considerando que o produto é mais estável que os reagentes, esboce para as reações (I) e (II), um único gráfico de energia em função da coordenada de reação.

Gab:

- a)



onde E_1 e E_2 são as energias de ativação dos processos na presença e ausência de catalisador, respectivamente.

69 - (Unesp SP/2004/Conh. Gerais)

Para a reação genérica: $A + 2B \rightarrow 4C$, com as concentrações de A e B iguais a 1,7 mol/L e 3,0 mol/L, respectivamente, obtiveram-se em laboratório os dados mostrados na tabela.

[C] (mol/L)	0,0	0,6	0,9	1,0	1,1
Tempo (h)	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0

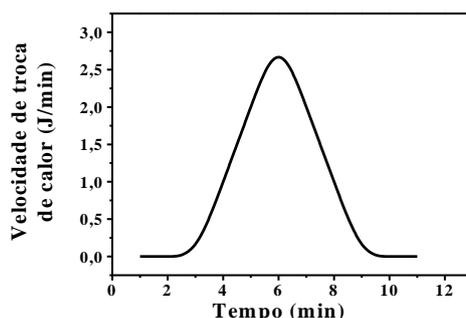
Com base na tabela, a velocidade média de consumo do reagente A no intervalo de 2,0 h a 4,0 h, expresso em $\text{mol L}^{-1} \text{h}^{-1}$, será igual a:

- a) 0,250.
- b) 0,150.
- c) 0,075.
- d) 0,050.
- e) 0,025.

Gab: E

70 - (ITA SP/2004)

O gráfico ao lado mostra a variação, com o tempo, da velocidade de troca de calor durante uma reação química. Admita que 1 mol de produto tenha se formado desde o início da reação até o tempo $t = 11 \text{ min}$. Utilizando as informações contidas no gráfico, determine, de forma aproximada, o valor das quantidades abaixo, mostrando os cálculos realizados.



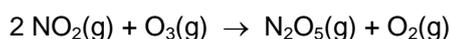
- a) Quantidade, em mols, de produto formado até $t = 4 \text{ min}$.
 b) Quantidade de calor, em kJ mol^{-1} , liberada na reação até $t = 11 \text{ min}$.

Gab:

- a) 0,0606 mol
 b) $8,25 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}$

71 - (Mackenzie SP/2004)

Considere que, na reação abaixo equacionada, a formação de O_2 tem uma velocidade média constante e igual a 0,06 mol/l.s.



A massa de dióxido de nitrogênio, em gramas, consumida em um minuto e meio, é:

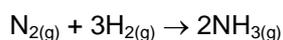
Dado: massa molar (g/mol) N = 14 , O = 16

- a) 496,8 g
 b) 5,4 g
 c) 162,0 g
 d) 248,4 g
 e) 324,0 g

Gab: A

72 - (Uespi PI/2004)

A produção do amoníaco ocorre de acordo com a equação:



Considerando que o consumo de gás nitrogênio ocorre com velocidade média igual a 0,5 mol/min, qual a velocidade média de produção do amoníaco, em mol por hora?

- a) 3 mol/h
 b) 6 mol/h
 c) 0,5 mol/h
 d) 30 mol/h
 e) 60 mol/h

Gab: E

73 - (ITA SP/2004)

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?

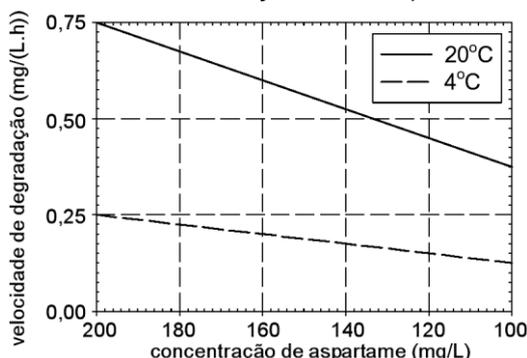
- b) Quais os fatores que influenciam na velocidade da reação?
 c) É possível determinar o tempo de meia-vida da reação sem conhecer a pressão de B (g) ?

Gab:

- a) $V = K$
 b) temperatura, superfície de contato, energia de ativação.
 c) sim, $t_{1/2} = m_0/2K$

74 - (Ufrj RJ/2004)

O aspartame é um adoçante usado em bebidas lácteas dietéticas. A reação de degradação do aspartame nessas bebidas apresenta cinética de primeira ordem em relação a sua concentração. O gráfico a seguir relaciona a velocidade de degradação do aspartame com a concentração, nas temperaturas de 4°C e 20°C.



Dois frascos A e B têm a mesma concentração inicial de aspartame, 200 mg/L, mas o primeiro está armazenado a 20°C e o segundo a 4°C.

Determine a razão entre as constantes de velocidade da reação de degradação do aspartame nos frascos A e B. Justifique a sua resposta.

Gab: A reação de degradação do aspartame apresenta cinética de primeira ordem. Logo, a velocidade de degradação do aspartame pode ser representada pela equação: $v = kC_{\text{aspartame}}$, na qual v é a constante de velocidade da reação.

A partir do gráfico, usando a concentração inicial de 200 mg/L, calculam-se os seguintes valores para as constantes de velocidade nas duas temperaturas consideradas:

Frasco A: $k_{20} = \frac{0,75}{200} = 0,00375 \text{ h}^{-1}$;

Frasco B: $k_4 = \frac{0,25}{200} = 0,00125 \text{ h}^{-1}$

portanto: $\frac{k_{20}}{k_4} = \frac{0,00375}{0,00125} = 3$

75 - (Uem PR/2003/Janeiro)

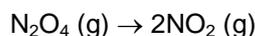
Considerando os fundamentos da cinética das reações químicas, assinale o que for correto.

01. A energia de ativação tem um valor característico para cada reação química e varia bruscamente com a temperatura e com a concentração dos reagentes.
 02. Quanto menor a energia de ativação, mais rápida será a reação.
 04. A velocidade de uma reação química aumenta com a temperatura.
 08. A velocidade das reações enzimáticas é fortemente dependente do pH e da temperatura.
 16. Se a lei de velocidade de uma reação química é do tipo: velocidade = $k [A]^2 \cdot [B]$, significa que, dobrando a concentração dos reagentes A e B, a velocidade da reação aumentará 8 vezes.
 32. Para uma reação cuja lei de velocidade seja: velocidade = $k [A]^n [B]^m$, a ordem global da reação é $m + n$.

Gab: 62

76 - (Unifesp SP/2003/1ªFase)

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)	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$
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 N_2O_4 nos 20 μs iniciais devem ser, respectivamente,

- a) 0,034, 0,025 e $1,7 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \mu\text{s}^{-1}$.
- b) 0,034, 0,025 e $8,5 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \mu\text{s}^{-1}$.
- c) 0,033, 0,012 e $1,7 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \mu\text{s}^{-1}$.
- d) 0,017, 0,033 e $1,7 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \mu\text{s}^{-1}$.
- e) 0,017, 0,025 e $8,5 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \mu\text{s}^{-1}$.

Gab: B

77 - (Ufscar SP/2003/1ªFase)

A decomposição do pentóxido de dinitrogênio é representada pela equação $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Foram realizados três experimentos, apresentados na tabela.

experiência	$[\text{N}_2\text{O}_5]$	velocidade
I	x	4
II	2x	2
III	4x	z

A expressão da velocidade da reação é

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

Gab: D

78 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

A combustão da amônia pode ser representada pela seguinte equação química não-balanceada:



Após o balanceamento e admitindo um consumo de 3,0 mol de amônia em 30 minutos de reação, pode-se concluir que a velocidade de formação, em mol de água por minuto, é:

- a) 0,15.
- b) 0,25.
- c) 0,45.

- d) 0,60.
- e) 1,80.

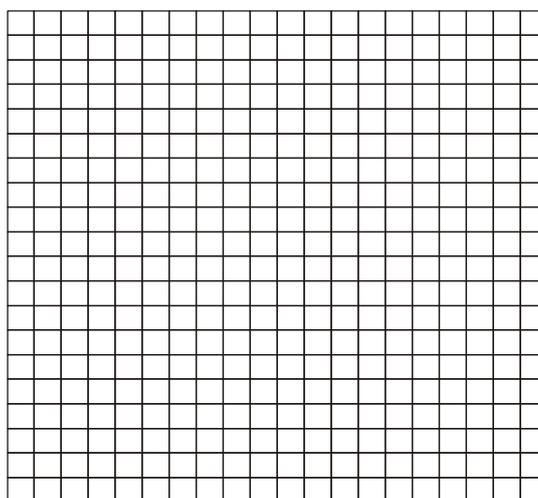
Gab: A

79 - (Fuvest SP/2003/2ªFase)

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)	[A] (mol/L)
0	1,80
0,25	1,50
0,50	1,20
0,75	0,90
1,00	0,60
1,25	0,30
1,50	0,00

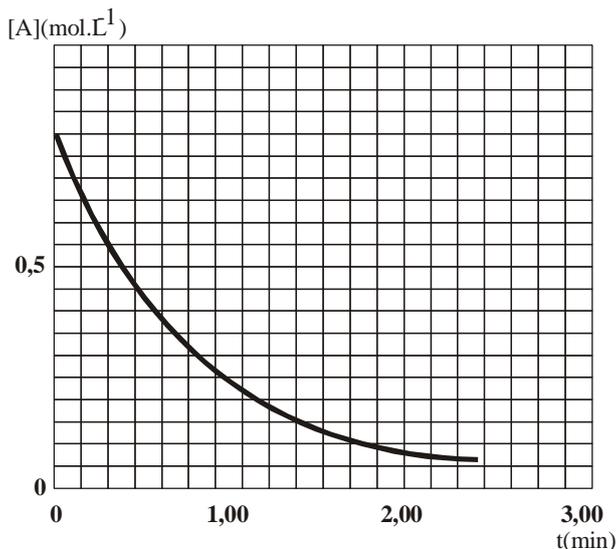
- a) Com esses dados, construa um gráfico da concentração de acetato de fenila (eixo y) em função do tempo de reação (eixo x), utilizando o quadriculado abaixo.



- 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: $v = k [A]$ onde
 v = velocidade da reação
 k = constante, grandeza que independe de v e de $[A]$
 $[A]$ = concentração de acetato de fenila
- d) Escreva a equação química que representa a hidrólise do acetato de fenila.

Gab:

- a)



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

c) Considerando que V_{m1} é a velocidade no tempo 0,375 min e V_{m11} é a velocidade no tempo 1,125 min, e as concentrações correspondentes $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ e $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ (leitura a partir do gráfico), então: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{k \cdot [A]_1^x}{k \cdot [A]_2^x}$ ou seja:

$$\frac{0,64}{0,24} = \left(\frac{0,5}{0,2} \right)^x \rightarrow 2,67 = 2,5^x \rightarrow x \cong 1$$

Levando em conta as dificuldades relacionadas à leitura do gráfico, podemos dizer que a Lei da Velocidade pode ser dada pela expressão $v = k[A]$

d)



80 - (Ufms MS/2003/Exatas)

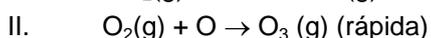
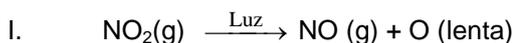
Considerando a equação abaixo, não-balanceada, para a queima do propano $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{calor}$, determine a quantidade de mol de água produzida em uma hora, se a velocidade da reação for 5×10^{-3} mol de propano por segundo.

Gab: 72

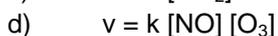
81 - (Uel PR/2003)

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: $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g})$

Estudos experimentais mostram que essa reação ocorre em duas etapas:



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



e) $v = k [O_3]$

Gab: B

82 - (Puc SP/2003)

A reação $2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$ foi estudada a $904^\circ C$. Os dados da tabela seguinte referem-se a essa reação.

[NO] (mol/L)	[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) $v = k[NO][H_2]$.
- b) $v = k[NO]^2[H_2]$.
- c) $v = k[H_2]$.
- d) $v = k[NO]^4[H_2]^2$.
- e) $v = k[NO]^2[H_2]^2$.

Gab: B

83 - (Fatec SP/2003)

Em aparelhagem adequada, nas condições ambientes, certa massa de carbonato de cálcio foi colocada para reagir com excesso de ácido clorídrico diluído. Dessa transformação, resultou um gás. O volume de gás liberado foi medido a cada 30 segundos. Os resultados são apresentados a seguir:



Analisando-se esses dados, afirma-se:

- I. O volume de gás liberado aumentará se após 180 segundos adicionarmos mais ácido.
- II. O carbonato de cálcio é o reagente limitante dessa transformação, nas condições em que foi realizada.
- III. O gás liberado nessa transformação é o hidrogênio, H₂.
- IV. Construindo-se um gráfico do volume gasoso liberado em função do tempo, a partir de 3 minutos, a curva obtida apresentará um patamar.

Estão corretas as afirmações

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

Gab: D

84 - (ITA SP/2003)

A decomposição química de um determinado gás A (g) é representada pela equação: $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$. A reação pode ocorrer numa mesma temperatura por dois caminhos diferentes (I e II), ambos com lei de velocidade de

primeira ordem. Sendo v a velocidade da reação, k a constante de velocidade, ΔH a variação de entalpia da reação e $t_{1/2}$ o tempo de meia-vida da espécie A, é **CORRETO** afirmar que:

- a) $\Delta H_I < \Delta H_{II}$
- b) $\frac{k_I}{k_{II}} = \frac{(t_{1/2})_{II}}{(t_{1/2})_I}$
- c) $k_I = \frac{[B][C]}{[A]}$
- d) $v_{II} = k_{II} \frac{[B][C]}{[A]}$
- e) $\frac{v_I}{v_{II}} = \frac{k_{II}}{k_I}$

Gab: B

85 - (Fepcs DF/2003)

A velocidade de reação de colisões efetivas entre as moléculas reagentes. Para compreender como a concentração influi nesse processo, considere as seguintes experiências que ocorrem com a reação $2 H_{2(g)} + 2 NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$:

Concentração de H ₂ (mol.L ⁻¹)	Concentração de NO (mol.L ⁻¹)	Concentração (mol.L ⁻¹ .h ⁻¹)
1,0 x 10 ⁻³	1,0 x 10 ⁻³	3,0 x 10 ⁻⁵
2,0 x 10 ⁻³	1,0 x 10 ⁻³	6,0 x 10 ⁻⁵
2,0 x 10 ⁻³	2,0 x 10 ⁻³	24 x 10 ⁻⁵

A partir dos dados experimentais, conclui-se que, de acordo com as ordens dos reagentes H₂ e NO, é a seguinte a expressão da velocidade de reação, em função das concentrações, mol.L⁻¹, dos reagentes:

- a) $v = k.[H_2].[NO]^2$
- b) $v = k.[H_2]^2.[NO]^2$
- c) $v = k.[H_2]^2.[NO]$
- d) $v = k.[H_2]^2.[NO]^4$
- e) $v = k.2[H_2].4[NO]$

Gab: A

86 - (ITA SP/2003)

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 à reação representada pela seguinte equação química: $A(g) + C(g) \rightarrow D(g)$. A velocidade inicial desta última reação pode ser expressa por: $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = 5,0 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$. Qual é a

velocidade inicial da reação (mol. s⁻¹) em relação à espécie E?

- a) 3,8
- b) 5,0
- c) 6,7
- d) 20
- e) 60

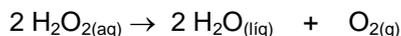
Gab: C

87 - (Ufpr PR/2003)

A velocidade média da reação $a A + b B \rightarrow c C + d D$ pode ser definida pela expressão I, a seguir:

$$\text{Expressão I: } v_m = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \cdot \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Considere agora a reação de decomposição da água oxigenada.



0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
0	0,30	0,60	0,90	1,20	1,50	1,80	2,10	2,40	2,70	3,00

A tabela ao lado fornece as concentrações, em mol por litro, da água oxigenada, em função do tempo da reação.

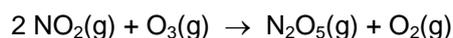
Com base nas informações acima, é correto afirmar:

01. A velocidade média da reação é constante em todos os intervalos de tempo considerados.
02. No intervalo de tempo entre 20 e 30 minutos, a velocidade média de formação do gás oxigênio é $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
04. Em valores absolutos, a velocidade média de decomposição da água oxigenada é igual à velocidade média de formação da água, qualquer que seja o intervalo de tempo considerado.
08. Entre 0 e 10 minutos, a velocidade média da reação, definida pela expressão I acima, é de $1,5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
32. No intervalo de 10 a 20 minutos, a velocidade média de decomposição da água oxigenada é de $0,30 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
64. A velocidade média, definida pela expressão I, é sempre um número positivo.

Gab: F-V-V-V-F-V

88 - (Uepb PB/2003)

Em relação aos aspectos ambientais, uma das grandes preocupações atuais é o uso indiscriminado de produtos químicos, tais como os propelentes (clorofluorcarbonetos) usados em aerossóis e gases refrigerantes e os óxidos de nitrogênio provenientes da queima de combustíveis de automóveis e aviões. Tais produtos vêm destruindo a camada de ozônio, O_3 , da atmosfera, possibilitando uma indesejável incidência cada vez maior de raios ultravioleta no planeta. Entender como a destruição do ozônio ocorre é muito importante. Por exemplo, sabe-se que a reação entre o ozônio, O_3 , e o dióxido de nitrogênio, NO_2 , a 231K, é de primeira ordem em relação a estes dois gases e ocorre segundo a equação:



A partir dessas informações e da lei de velocidade da reação, responda:

- a) Como se altera a velocidade da reação se a concentração do NO_2 for triplicada?
- b) Como se altera a velocidade da reação se a concentração do O_3 for reduzida à metade?

Gab:

- a) a velocidade também triplica
- b) também reduz pela metade

89 - (Puc RS/2002/Janeiro)

Amostras de magnésio foram colocadas em soluções aquosas de ácido clorídrico de diversas concentrações e temperaturas, havendo total consumo do metal e despreendimento do hidrogênio gasoso. Observaram-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de Mg Consumida (g)	Tempo de reação em minutos
I	0,20	1
II	2,00	5
III	4,00	10

IV 4,00 20

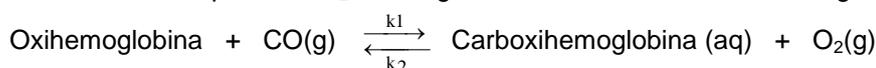
Pela análise dos dados contidos na tabela acima, é correto afirmar que:

- a) a velocidade média da reação na amostra I é maior que na amostra II.
- b) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra II é maior do que na amostra IV.
- c) a velocidade média da reação na amostra III é igual à da amostra IV.
- d) a velocidade média de reação na amostra IV é a metade da velocidade média de reação na amostra II.
- e) a quantidade de hidrogênio desprendido na amostra III é menor do que na amostra IV.

Gab: D

90 - (Ufc CE/2002/1ªFase)

O monóxido de carbono (CO), um veneno metabólico, é incolor, inodoro e se apresenta no estado gasoso, à temperatura ambiente. Isto confere ao CO a denominação de “poluente imperceptível”. Quando inalado, o CO interfere no transporte de O₂ no sangue, ao combinar-se com a hemoglobina, para formar a carboxihemoglobina.



Dado que a cinética da reação de formação da carboxihemoglobina é de primeira ordem em relação a cada um dos reagentes, assinale a alternativa correta.

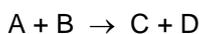
- a) A expressão que representa corretamente a lei de velocidade da reação inversa é $v = k_{-1}[\text{carboxihemoglobina}]/[\text{O}_2]$, e k_{-1} é adimensional.
- b) A lei de velocidade da reação direta é dada por $v = k_1[\text{oxihemoglobina}][\text{CO}]$, e as dimensões de k_1 serão $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- c) Quando os valores das concentrações iniciais da oxihemoglobina e do CO forem idênticos e diferentes de 1M, a expressão $v = k_1$ representará corretamente a lei de velocidade da reação.
- d) A reação descrita é dita de segunda ordem com relação aos reagentes, e a constante de velocidade k_1 assume a dimensão $\text{L}^2\cdot\text{mol}^{-2}\cdot\text{s}$.
- e) A etapa lenta da reação não é influenciada pelas concentrações da oxihemoglobina e de monóxido de carbono.

Gab: B

91 - (Ufla MG/2002/1ªFase)

Sabe-se que a reação abaixo é de primeira ordem em relação à concentração de A.

Para saber qual a ordem da reação em relação à concentração de B, fizeram-se alguns experimentos, cujos resultados são mostrados no quadro abaixo.



Experimentos	Concentração (mol/L)		Velocidade inicial de consumo de A (mol/Ls)
	A	B	
1	050	050	005
2	050	010	005
3	100	015	010

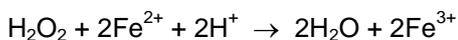
A lei de velocidade para essa reação e o valor da constante de velocidade estão expressos na alternativa

- a) $v = k [A]^2 [B]^0$, $k = 0,01 \text{ s}^{-1}$
- b) $v = k [A]^1$, $k = 0,0025 \text{ mol s}^{-1}$
- c) $v = k [A]^1 [B]^0$, $k = 0,01 \text{ s}^{-1}$
- d) $v = k [B]^1$, $k = 0,0025 \text{ s}^{-1}$
- e) $v = k [A]^1 [B]^0$, $k = 0,01 \text{ mol s}^{-1}$

Gab: C

92 - (Fuvest SP/2002/2ªFase)

A oxidação de íons de ferro (II), por peróxido de hidrogênio,



foi estudada, a 25 °C, com as seguintes concentrações iniciais:

peróxido de hidrogênio 1,00 x 10⁻⁵ mol/L

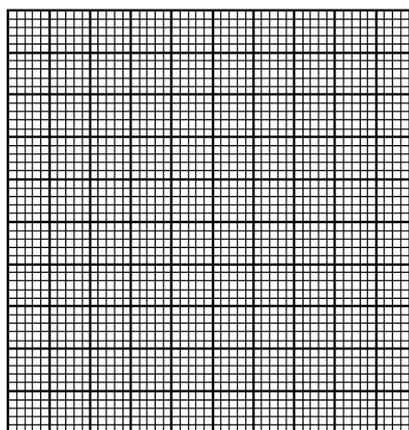
íons de ferro (II) 1,00 x 10⁻⁵ mol/L

ácido clorídrico..... 1,00 mol/L

A tabela seguinte traz as concentrações de íons de ferro (III), em função do tempo de reação.

t/min	0	10	20	30	40	50
[Fe ³⁺]/10 ⁻⁵ molL ⁻¹	0	0,46	0,67	0,79	0,86	0,91
[H ₂ O ₂]/10 ⁻⁵ molL ⁻¹						

a) Use a área milimetrada abaixo para traçar um gráfico da concentração de íons de ferro (III), em função do tempo de reação.



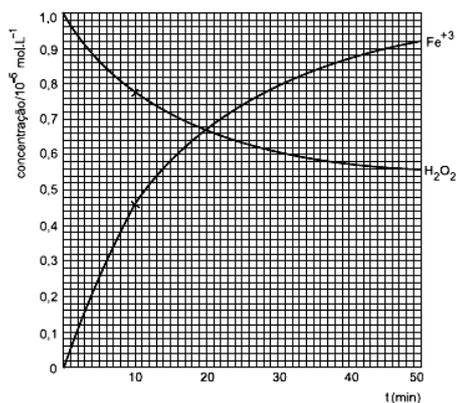
b) Complete a tabela com os valores da concentração de peróxido de hidrogênio, em função do tempo de reação.

c) Use a mesma área milimetrada e a mesma origem para traçar a curva da concentração de peróxido de hidrogênio, em função do tempo de reação.

Gab:

a) e c) vide gráfico.

b)

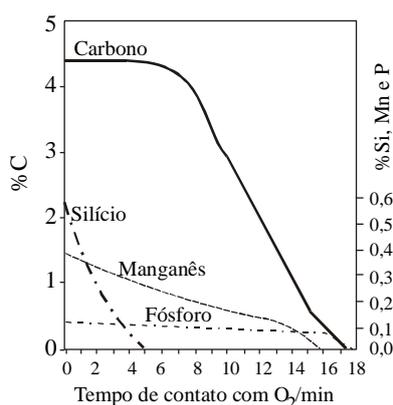


93 - (Fuvest SP/2002/2ª Fase)

O ferro-gusa, produzido pela redução do óxido de ferro em alto-forno, é bastante quebradiço, tendo baixa resistência a impactos. Sua composição média é a seguinte:

Elemento	% em massa
Fe	94,00
C	4,40
Si	0,56
Mn	0,39
P	0,12
S	0,18
outros	0,35

Para transformar o ferro-gusa em aço, é preciso mudar sua composição, eliminando alguns elementos e adicionando outros. Na primeira etapa desse processo, magnésio pulverizado é adicionado à massa fundida de ferro-gusa, ocorrendo a redução do enxofre. O produto formado é removido. Em uma segunda etapa, a massa fundida recebe, durante cerca de 20 minutos, um intenso jato de oxigênio, que provoca a formação de CO, SiO₂, MnO e P₄O₁₀, os quais também são removidos. O gráfico ao lado mostra a variação da composição do ferro, nessa segunda etapa, em função do tempo de contacto com o oxigênio.



Para o processo de produção do aço:

- Qual equação química representa a transformação que ocorre na primeira etapa? Escreva-a.
- Qual dos três elementos, Si, Mn ou P, reage mais rapidamente na segunda etapa do processo? Justifique.
- Qual a velocidade média de consumo de carbono, no intervalo de 8 a 12 minutos?

Gab:

- a) $S + Mg \rightarrow MgS$
- b) Silício. É o elemento mais abundante dos três na amostra e é consumido em menor tempo de contato com O_2 .
- c) 0,5%/min

94 - (ITA SP/2002)

A equação química que representa a reação de decomposição do gás N_2O_5 é: $2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$. A variação da velocidade de decomposição do gás N_2O_5 é dada pela equação algébrica: $V = k \cdot [N_2O_5]$, em que **k** é a constante de velocidade desta reação, e $[N_2O_5]$ é a concentração, em mol/L, do N_2O_5 , em cada tempo. A tabela abaixo fornece os valores de $\ln [N_2O_5]$ em função do tempo, sendo a temperatura mantida constante.

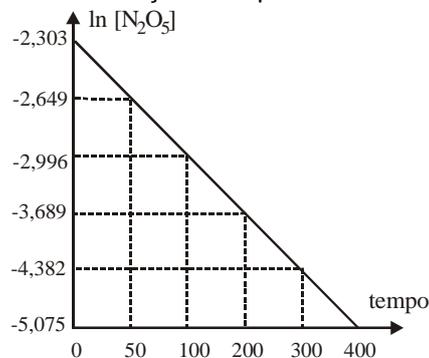
Tempo(s)	$\ln[N_2O_5]$
0	-2,303
50	-2,649
100	-2,996
200	-3,689
300	-4,382
400	-5,075

- a) Determine o valor da constante de velocidade (**k**) desta reação de decomposição. Mostre os cálculos realizados.
- b) Determine o tempo de meia-vida do N_2O_5 no sistema reagente. Mostre os cálculos realizados.

Resolução

- a)
 - **Resolução gráfica**

Como a reação é de primeira ordem, o gráfico $\ln [N_2O_5]$ versus tempo resultará em uma reta.



$$k = -\ln(\text{inclinação}) = -\frac{\Delta \ln [N_2O_5]}{\Delta t} = 6,93 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

- **Resolução algébrica**

$$v = k [N_2O_5]$$

$$\frac{-d[N_2O_5]}{dt} = k[N_2O_5]$$

$$d[N_2O_5] = -k [N_2O_5]dt$$

Integrando fica

$$[N_2O_5] = [N_2O_5]_0 \cdot e^{-kt}$$

Aplicando logaritmo neperiano, temos:

$$\ln [N_2O_5] = -k t + \ln [N_2O_5]_0$$

A relação acima possui a forma de uma equação de reta.

Substituindo, por exemplo, os valores para $t = 0$ e $t = 400s$, temos:

$$-5,075 = -k \cdot 400 - 2,303 \rightarrow k = 6,93 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

b) Considerando a relação concentração/tempo para uma reação de primeira ordem:

$\ln [N_2O_5] = -k t + \ln [N_2O_5]_0$ e fazendo a $[N_2O_5]_{1/2}$ igual à concentração remanescente de $[N_2O_5]$ no fim do período de meia-vida, isto é, no tempo $t_{1/2}$, temos, por substituição,

$$\ln [N_2O_5]_{1/2} = -k t_{1/2} + \ln [N_2O_5]_0$$

$$k t_{1/2} = \ln [N_2O_5]_0 - \ln [N_2O_5]_{1/2}$$

$$k t_{1/2} = \ln \frac{[N_2O_5]_0}{[N_2O_5]_{1/2}}$$

Como $[N_2O_5]_{1/2} = 1/2 [N_2O_5]_0$

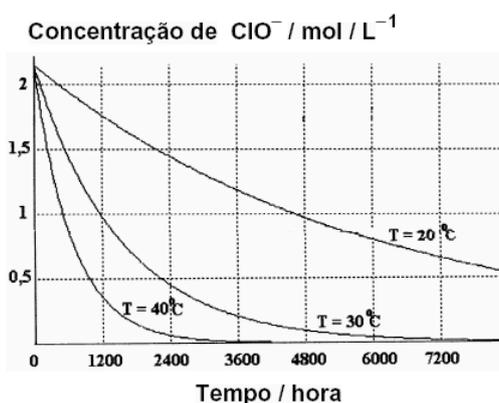
$$k t_{1/2} = \ln \frac{[N_2O_5]_0}{1/2 [N_2O_5]_0} = \ln 2$$

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

$$t_{1/2} = 100s$$

95 - (Puc MG/2001)

A água sanitária é uma solução aquosa que contém os íons ClO^- , Na^+ , Cl^- , OH^- . O seu poder desinfetante deve-se essencialmente aos íons ClO^- . Com o tempo, esses íons se dissociam, como representado na seguinte reação: $2ClO^- \rightarrow 2Cl^- + O_2$. Considere o gráfico seguinte, representando as evoluções, com o tempo da concentração de ClO^- em três frascos de água sanitária, cada um guardado numa temperatura diferente. É INCORRETO afirmar:



- a) Para manter um melhor poder desinfetante, a água sanitária deve ser conservada num lugar fresco.
- b) Depois de 50 dias de conservação a $T = 30^\circ C$, a água sanitária perdeu mais de 50% do seu poder desinfetante.
- c) Depois de 200 dias de conservação a $T = 20^\circ C$, a água sanitária perdeu mais de 50% do seu poder desinfetante.
- d) Um frasco de água sanitária, conservado 6 meses a $T = 40^\circ C$, mantém um bom poder desinfetante.

Gab: D

96 - (ITA SP/2001)

Considere as seguintes afirmações relativas a reações químicas em que não haja variação de temperatura e pressão:

- I. Uma reação química realizada com a adição de um catalisador é denominada heterogênea se existir uma superfície de contato visível entre os reagentes e o catalisador.
- II. A ordem de qualquer reação química em relação à concentração do catalisador é igual a zero.
- III. A constante de equilíbrio de uma reação química realizada com a adição de um catalisador tem valor numérico maior do que a da reação não catalisada.

- IV. A lei de velocidade de uma reação química realizada com a adição de um catalisador, mantidas constantes as concentrações dos demais reagentes, é igual àquela da mesma reação não catalisada.
- V. Um dos produtos de uma reação química pode ser o catalisador desta mesma reação.

Das afirmações feitas, estão CORRETAS:

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

GAB: B

RESOLUÇÃO

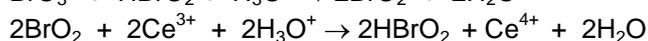
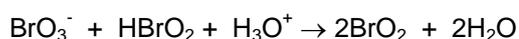
I – Verdadeiro: quando o catalisador e os reagentes estão em fases diferentes, a catálise é denominada de heterogênea

II – Falso: quando o catalisador afetar a velocidade de uma reação química a ordem da reação será diferente de zero em relação ao catalisador

III – Falso: somente a temperatura consegue alterar a constante de equilíbrio de uma reação química.

IV – Falso: a adição de um catalisador modifica o caminho da reação, o número de etapas e a natureza do complexo ativado. Assim, a expressão da lei para uma reação não catalisada necessariamente não é a mesma de uma reação catalisada.

V – Verdadeiro: trata-se de uma auto-catálise. Por exemplo, pode-se citar a reação de Belousov-Zhabotinskii



pelos etapas das reações pode-se perceber que o catalisador é o HBrO_2 , assim, se a sua concentração for aumentada a velocidade da primeira etapa será aumentada.

97 - (IME RJ/2001)

A reação em fase gasosa $aA + bB \rightarrow cC + dD$ foi estudada em diferentes condições, tendo sido obtidos os seguintes resultados experimentais:

Concentração (mol/L)		Velocidade (mol/L.h)
A	B	
1×10^{-3}	1×10^{-3}	3×10^{-5}
2×10^{-3}	1×10^{-3}	12×10^{-5}
2×10^{-3}	2×10^{-3}	48×10^{-5}

A partir dos dados acima, determine a constante de velocidade da reação.

Gab:

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

$$1) 3 \cdot 10^{-5} = K[10^{-3}]^a[10^{-3}]^b$$

$$2) 12 \cdot 10^{-5} = K[2 \cdot 10^{-3}]^a[10^{-3}]^b$$

$$3) 48 \cdot 10^{-5} = K[2 \cdot 10^{-3}]^a[2 \cdot 10^{-3}]^b$$

Dividindo (1) por (2)

$$\frac{1}{4} = \frac{1}{2^a} \Rightarrow a = 2$$

Dividindo (2) por (3)

$$\frac{1}{4} = \frac{1}{2^b} \Rightarrow b = 2$$

substituindo a primeira situação temos:

$$3.10^5 = K[10^3]^2 \cdot [10^3]^2$$

$$V = K[A]^2[B]^2$$

$$K = 3.10^7 \text{ L}^3 \cdot \text{h}^{-1} \cdot \text{mol}^{-3}$$

98 - (ITA SP/2000)

A equação: $2A + B \rightarrow \text{PRODUTOS}$ representa uma determinada reação química que ocorre no estado gasoso. A lei de velocidade para esta reação depende da concentração de cada um dos reagentes, e a ordem parcial desta reação em relação a cada um dos reagentes é igual aos respectivos coeficientes estequiométricos. Seja V_1 a velocidade da reação quando as pressão parcial de A e B é igual a p_A e p_B , respectivamente, e V_2 a velocidade da reação quando estas pressões parciais são triplicadas.

A opção que fornece o valor **CORRETO** da razão V_2/V_1 é

- a) 1
- b) 3
- c) 9
- d) 27
- e) 81

GAB: **D**

RESOLUÇÃO

Pela lei de Guldberg-Waage temos que:

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

- Calculando a concentração em função da pressão parcial teremos:

$$PV = nRT \rightarrow P = \left[\frac{n}{V} \right] RT \rightarrow \left[\frac{n}{V} \right] = \frac{P}{RT}$$

Logo a velocidade V_1 é:

$$V_1 = K \cdot \left[\frac{P_A}{R \cdot T} \right]^2 \cdot \left[\frac{P_B}{R \cdot T} \right] \rightarrow V_1 = \frac{K \cdot P_A^2 \cdot P_B}{(R \cdot T)^3}$$

Velocidade V_2 :

$$V_2 = K \cdot \left[\frac{3P_A}{R \cdot T} \right]^2 \cdot \left[\frac{3P_B}{R \cdot T} \right] \rightarrow V_2 = \frac{27 \cdot K \cdot P_A^2 \cdot P_B}{(R \cdot T)^3}$$

Logo:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{27 \cdot K \cdot P_A^2 \cdot P_B \cdot (R \cdot T)^3}{K \cdot P_A^2 \cdot P_B \cdot (R \cdot T)^3} \rightarrow \frac{V_2}{V_1} = 27$$

99 - (Ufla MG/1999/1ªFase)

A amônia (NH₃) é de grande importância na fabricação de fertilizantes. Ela pode ser obtida a partir de hidrogênio (H₂) e nitrogênio (N₂). A lei de velocidade para essa reação é $V = k [H_2]^3 [N_2]$.

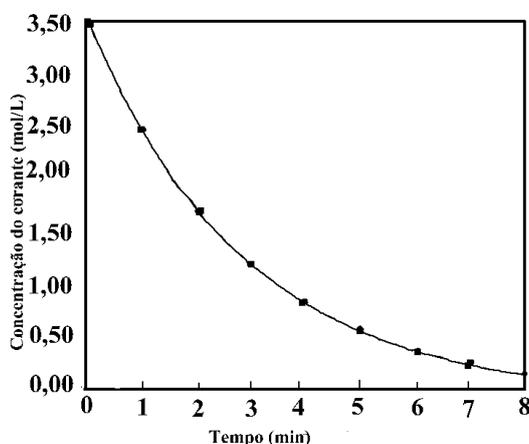
Quando a concentração de hidrogênio é duplicada e a concentração de nitrogênio é triplicada, mantendo-se constante a temperatura, é correto afirmar que:

- a) a velocidade final não é alterada.
- b) a velocidade final é 24 vezes a velocidade inicial.
- c) a velocidade final é 6 vezes a velocidade inicial.
- d) a velocidade final é 18 vezes a velocidade inicial.
- e) a velocidade final é 54 vezes a velocidade inicial.

Gab: B

100 - (Ufg GO/1999/1ªFase)

O hipoclorito de sódio (NaOCl) é utilizado como alvejante. A ação desse alvejante sobre uma solução azul produz descolorimento, devido a reação com o corante. O gráfico a seguir representa a variação na concentração do corante em função do tempo de reação com o alvejante. A concentração inicial do alvejante é mil vezes maior que a do corante.



Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

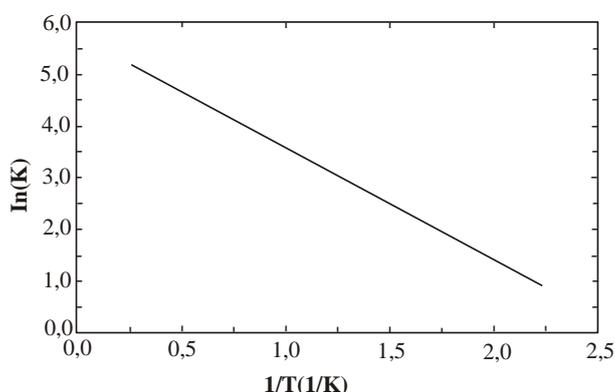
- 01. a velocidade da reação aumenta com o tempo;
- 02. a velocidade média da reação, entre zero e três minutos, é 0,75mol.L⁻¹.min⁻¹;
- 03. em 4 minutos a concentração do corante é a metade da inicial;
- 04. após 24 horas a solução permanece azul.

Gab: 01-E; 02-C; 03-E; 04-E.

101 - (ITA SP/1999)

A equação de Arrhenius $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$ mostra a relação de dependência da constante de velocidade (k) de uma reação química com a temperatura (T), em kelvin (K), a constante universal dos gases (R), o fator pré-exponencial (A) e a

energia de ativação (E_a). A curva abaixo mostra a variação da constante de velocidade com o inverso da temperatura absoluta, para uma dada reação química que obedece à equação acima. A partir da análise deste gráfico, assinale a opção que apresenta o valor da razão E_a/R para essa reação.



- a) 0,42
- b) 0,50
- c) 2,0
- d) 2,4
- e) 5,5

Gab: C

RESOLUÇÃO:

A figura mostra o quanto rapidamente o fator $e^{-E_a/RT}$ varia com a temperatura:

A relação de E_a / RT é dada como sendo a inclinação da reta, sendo positivo para reações endotérmica que ocorrem com o aumento de temperatura e negativa para reações exotérmicas que ocorrem com a diminuição de temperatura.

Logo:

$$E_a / RT = \text{tg}\theta \rightarrow E_a / RT = 2$$

102 - . (Puc RS/1999)

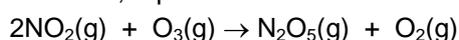
A velocidade da reação representada pela equação: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, pode ser calculada determinando-se _____ em função do tempo.

- a) o aumento da concentração de cloreto de zinco
- b) o aumento da concentração de zinco
- c) o aumento da concentração de ácido clorídrico
- d) a diminuição da concentração de cloreto de zinco
- e) a diminuição da concentração de hidrogênio gasoso

Gab: A

103 - . (Puc RS/1998)

A poluição é uma das causas da destruição da camada de ozônio. Uma das reações que pode ocorrer no ar poluído é a reação do dióxido de nitrogênio com o ozônio, representada abaixo.



Essa reação apresenta uma lei de velocidade expressa por:

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

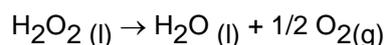
Se a concentração de NO_2 (g) for duplicada, mantendo-se constantes todos os outros fatores, a velocidade da reação

- a) quadruplica.
- b) reduz-se à metade.
- c) duplica.
- d) permanece constante.
- e) triplica.

Gab: C

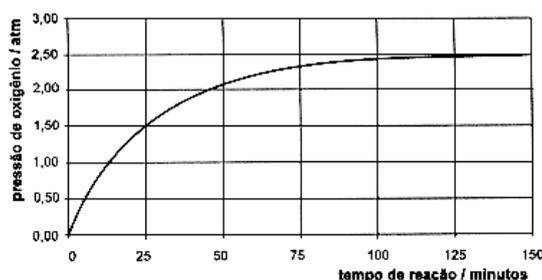
104 - (Umg MG/1998)

A água oxigenada, , decompõe-se para formar água e oxigênio, de acordo com a equação:



A velocidade dessa reação pode ser determinada recolhendo-se o gás em um sistema fechado, de volume constante, e medindo-se a pressão do oxigênio formado em função do tempo de reação.

Em uma determinada experiência, realizada a 25 °C, foram encontrados os resultados mostrados no gráfico.



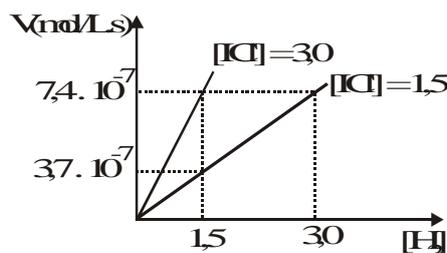
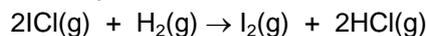
Considerando-se o gráfico, pode-se afirmar que a velocidade de decomposição da água oxigenada

- a) é constante durante todo o processo de decomposição.
- b) aumenta durante o processo de decomposição.
- c) tende para zero no final do processo de decomposição.
- d) é igual a zero no início do processo de decomposição.

Gab: C

105 - (Ufrj RJ/1998)

A expressão da velocidade de uma reação deve ser determinada experimentalmente, não podendo, em geral, ser predita diretamente a partir dos coeficientes estequiométricos da reação. O gráfico a seguir apresenta dados experimentais que possibilitam a obtenção da expressão da velocidade da seguinte reação:



- a) Escreva a expressão da velocidade desta reação.

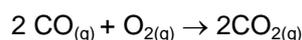
b) Calcule o número de mols de cada produto ao final da reação apresentada se, no início, há 3 mols de cada reagente.

Gab:

- a) $V = k [H_2] \cdot [ICl]$
 b) $I_2 = 1,5 \text{ mol}$ $HCl = 3,0 \text{ mol}$

106 - (Ufc CE/1997/1ªFase)

A Química Ambiental procura, entre outras coisas, adotar formas de atenuar a emissão de substâncias gasosas que depreciam a qualidade do ar. A reação entre os gases monóxido de carbono e oxigênio para produzir dióxido de carbono, de acordo com a equação abaixo, tem grande importância para o estudo ecológico :



Considerando a reação simples, assinale a alternativa correta :

- a) a velocidade de formação do dióxido de carbono independe da concentração dos reagentes;
 b) a velocidade de formação do dióxido de carbono independe da temperatura do ambiente;
 c) a reação química como mostrada acima não está ajustada em sua estequiometria;
 d) a reação é de terceira ordem em relação ao monóxido de carbono;
 e) a reação é de terceira ordem em relação aos reagentes.

Gab: E

107 - (Ufmt MT/1997/1ªFase)

A reação expressa pela equação $2PQ + 2R_2 \rightarrow P_2 + 2R_2Q$, a 100°C , apresenta o seguinte mecanismo:

- I. $2PQ + R_2 \rightarrow P_2Q + R_2Q$ (etapa lenta)
 II. $P_2Q + R_2 \rightarrow P_2 + R_2Q$ (etapa rápida)

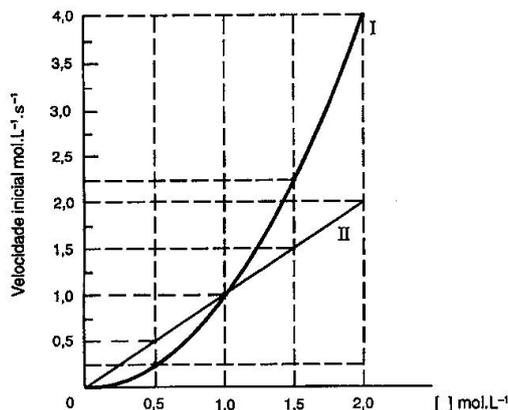
De acordo com o enunciado, julgue os itens.

00. Dobrando a concentração do PQ, a velocidade da reação será quadruplicada.
 01. Dobrando a concentração do R_2 , a velocidade da reação também dobrará.
 02. Triplicando a concentração do PQ e do R_2 a velocidade da reação ficará nove vezes maior.
 03. A equação da velocidade de reação é $V = K.[PQ]^2.[R_2]^2$.
 04. A ordem global da reação é de terceira ordem.

Gab: 00-01-04

108 - (Uerj RJ/1997/2ªFase)

A reação expressa pela equação $xX + yY \rightarrow zZ + wW$ 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 abaixo:



curva I: [Y] ⇒ constante e [X] ⇒ variável
 curva II: [X] ⇒ constante e [Y] ⇒ variável

Em função dos dados apresentados:

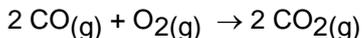
- determine a ordem da reação em relação aos reagentes X e Y, respectivamente.
- calcule o número de vezes em que a velocidade da reação aumenta quando se duplica a concentração molar de Y e se triplica a concentração molar de X.

Gab:

- X = segunda ordem; Y = primeira ordem
- $V_2/V_1 = 18$

109 - (Integrado RJ/1997)

A Química Ambiental procura, entre outras coisas, adotar formas de atenuar a emissão de substâncias gasosas que depreciam a qualidade do ar. A reação entre os gases monóxido de carbono e oxigênio para produzir dióxido de carbono, de acordo com a equação abaixo, tem grande importância para o estudo ecológico:



Considerando a reação simples, assinale a alternativa correta:

- a velocidade de formação do dióxido de carbono independe da concentração dos reagentes;
- a velocidade de formação do dióxido de carbono independe da temperatura do ambiente;
- a reação química como mostrada acima não está ajustada em sua estequiometria;
- a reação é de terceira ordem em relação ao monóxido de carbono;
- a reação é de terceira ordem em relação aos reagentes.

Gab: E

110 - (ITA SP/1997)

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.

- $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 4
- $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 3
- $v = k[\text{A}]^2 [\text{B}]^2$ e 2
- $v = k[\text{A}]^2$ e 4

e) $v = k[A]^2$ e 2

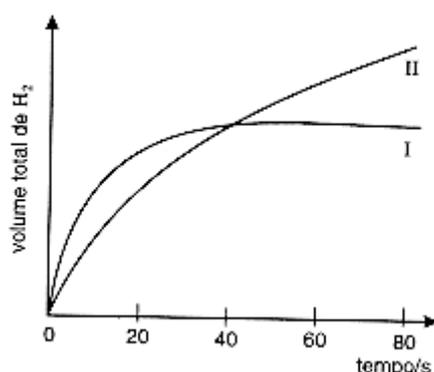
Gab: E

RESOLUÇÃO

$V = K \cdot [A]^2$ 2ª ordem

111 - (Umg MG/1997)

Em dois experimentos, soluções de ácido clorídrico foram adicionadas a amostras idênticas de magnésio metálico. Em ambos os experimentos, o magnésio estava em excesso e a solução recobria inteiramente esse metal. O gráfico abaixo representa, para cada experimento, o volume total de hidrogênio desprendido em função do tempo.



Com relação a esses experimentos, assinale a afirmativa FALSA.

- a) A concentração do ácido no experimento I é igual a zero no tempo $t = 80s$.
- b) A concentração do ácido usado no experimento I é menor do que a do ácido usado no experimento II.
- c) O volume de ácido usado no experimento II é maior do que o volume usado no experimento I.
- d) O volume total produzido de hidrogênio, no final dos experimentos, é maior no experimento II do que no I.

Gab: B

112 - (Integrado RJ/1997)

Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação: $2 H_{2(g)} + 2 NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$.

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

EXPER.	[H ₂]	[NO]	V (mol . l ⁻¹ .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 acima, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

- a) $V = K \cdot [H_2]$
- b) $V = K \cdot [NO]$
- c) $V = K \cdot [H_2] \cdot [NO]$
- d) $v = K \cdot [H_2]^2 \cdot [NO]$
- e) $V = K \cdot [H_2] \cdot [NO]$

Gab: E

113 - (Unificado RJ/1996)

Numa experiência envolvendo o processo $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, a velocidade da reação foi expressa como = 4,0 mol/L.h. Considerando-se a não-ocorrência de reações secundárias, a expressão dessa mesma velocidade, em termos de concentração de H_2 , será:

- a) $-\Delta[H_2]/\Delta t = 1,5 \text{ mol/L.h}$
- b) $-\Delta[H_2]/\Delta t = 2,0 \text{ mol/L.h}$
- c) $-\Delta[H_2]/\Delta t = 3,0 \text{ mol/L.h}$
- d) $-\Delta[H_2]/\Delta t = 4,0 \text{ mol/L.h}$
- e) $-\Delta[H_2]/\Delta t = 6,0 \text{ mol/L.h}$

Gab: E

114 - (Ufrj RJ/1996)

A oxidação do brometo de hidrogênio pode ser descrita em 3 etapas:

- I. $HBr_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow HOOb_{(g)}$ (etapa lenta)
- II. $HBr_{(g)} + HOOb_{(g)} \rightarrow 2 HOBr_{(g)}$ (etapa rápida)
- III. $HOBr_{(g)} + HBr_{(g)} \rightarrow Br_2O_{(g)} + H_2O_{(g)}$ (etapa rápida)

- a) Apresente a expressão da velocidade da reação de oxidação do brometo de hidrogênio.
- b) Utilizando a equação global da oxidação do brometo de hidrogênio, determine o número de mol de Br_2 produzido quando são consumidos 3,2g de O_2 .

Gab:

- a) $v = K[HBr] [O_2]$
- b) Resp: 0,2mol de Br_2

115 - (Ufv MG/1996)

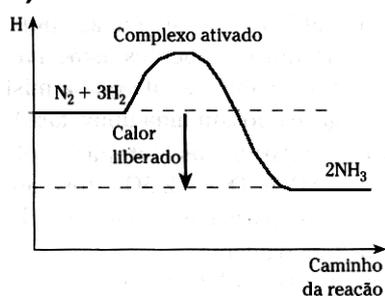
Em relação à síntese da amônia (NH_3), a partir de seus elementos no estado normal de agregação a 25°C e 1 atm, pede-se:

- a) a equação balanceada da síntese da amônia;
- b) a relação entre a velocidade de desaparecimento do hidrogênio (V_{H_2}) e a velocidade de formação da amônia (V_{NH_3});
- c) um diagrama de energia, relacionando reagentes e produtos, sabendo-se que a reação é exotérmica.

Gab:

- a) $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$
- b) $V_{H_2}/V_{NH_3} = 2/3$

c)



116 - . (Ufmt MT/1994)

Dada a equação: $A + B \rightarrow C$ e o quadro cinético abaixo

Experiência	[A]mol/L	[B]mol/L	velocidademol/L.min
1	1,0	1,0	0,20
2	1,0	2,0	0,40
3	1,0	3,0	0,60
4	2,0	1,0	0,20
5	3,0	1,0	0,20

a expressão da velocidade que representa a reação é:

- a) $v = k \cdot [A] [B]$
- b) $v = k \cdot [A]$
- c) $v = k \cdot [B]$
- d) $v = k \cdot [A] [B]^2$
- e) $v = k \cdot [B]^2$

Gab: C

117 - (Vunesp SP/1993)

Duas substâncias gasosas **A** e **B** reagem em um recipiente fechado, de acordo com a seguinte lei de velocidade

$$\text{velocidade} = k [A] \cdot [B]^2$$

Com relação a esta reação são feitas as seguintes afirmações:

- I. Mantida constante a temperatura, a velocidade aumentará oito vezes, se o volume inicial for à metade.
- II. Mantido constante o volume, uma diminuição de temperatura provoca uma diminuição na velocidade da reação.
- III. Mantidos constantes o volume, a temperatura e a concentração de **A**, e diminuindo pela metade a concentração de **B**, a velocidade aumenta quatro vezes.

Podemos afirmar que:

- a) I, II e III são corretas.
- b) apenas I e II são corretas.
- c) apenas I e III são corretas.
- d) apenas II e III são corretas.
- e) apenas II é correta.

Gab: B

118 - (Fatec SP/1992)

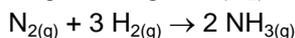
Temos a seguinte equação: $X + Y \rightarrow XY$. Com base nos dados a seguir, responda qual será a ordem da reação em relação a X? E em relação a Y?

[X]	[Y]	velocidade
mol/L	mol/L	mol/L.s
1,0	0,5	$6,0 \cdot 10^{-3}$
0,5	0,5	$1,5 \cdot 10^{-3}$
0,5	1,0	$3,0 \cdot 10^{-3}$

Gab: X – segunda ordem; Y – primeira ordem

119 - (Ueba BA/1990)

A amônia é produzida, industrialmente a partir do gás nitrogênio (N_2) e do gás hidrogênio (H_2), segundo a equação:



Dado: Massa Molar do $H_2 = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Numa determinada experiência, a velocidade média de consumo de gás hidrogênio foi de 120 gramas por minuto. A velocidade de formação do gás amônia, nessa experiência, em número de mols por minuto será de:

- a) 10
- b) 20
- c) 40
- d) 50
- e) 60

Gab: C

120 - (Puc MG/1990)

Considere a equação: $2 \text{NO}_{2(g)} + 4 \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{N}_{2(g)} + 4 \text{CO}_{2(g)}$. Admita que a formação do $\text{N}_{2(g)}$ tem uma velocidade média constante igual a $0,05 \text{ mol/min}$. A massa de $\text{CO}_{2(g)}$, em gramas, formada em 1 hora, é:

- a) 8,8
- b) 44,0
- c) 84,0
- d) 132,0
- e) 528,0

Gab: E

121 - . (Puc RS)

Numa experiência, a reação de formação de amônia (NH_3), a partir do N_2 e do H_2 , está ocorrendo com um consumo de 12 mols de nitrogênio (N_2) a cada 120 segundos. Nesse caso, a velocidade de sumo de hidrogênio (H_2) é:

- a) 6 mols por minuto
- b) 12 mols por minuto.
- c) 18 mols por minuto.
- d) 24 mols por minuto.
- e) 36 mols por minuto.

Gab: C

122 - . (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:

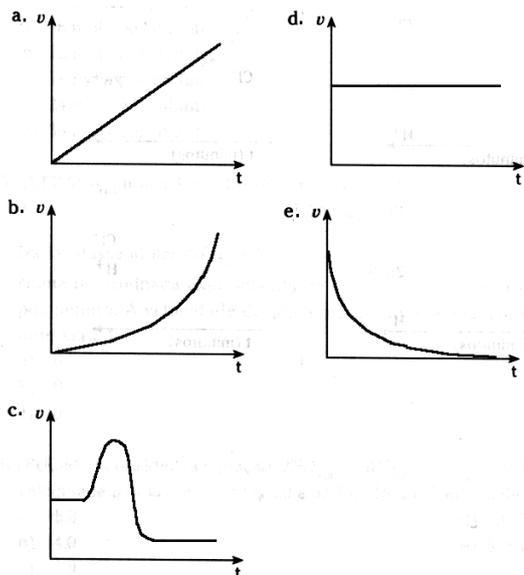
- a) o CO atua como catalisador.
- b) o CO é desnecessário para a conversão de NO_2 em NO
- c) o NO_2 atua como catalisador.
- d) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
- e) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial de NO_2 for duplicada.

Gab: E

123 - (Fatec SP)

A decomposição do acetaldeído, a 800 K, segundo a reação: $\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$, iniciou-se com uma velocidade de $1,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

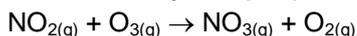
O gráfico que representa a variação de velocidade de decomposição do acetaldeído em função do tempo será:



Gab: E

124 - (Ufes ES)

Uma das reações que podem ocorrer no ar poluído é a reação do dióxido de nitrogênio, NO₂, com o ozônio, O₃:



Os seguintes dados foram coletados nessa reação, a 25°C

[NO ₂] inicial mol/L	[O ₃] inicial mol/L	velocidade mol/L.s
5,0.10 ⁻⁵	1,0.10 ⁻⁵	2,2.10 ⁻²
5,0.10 ⁻⁵	2,0.10 ⁻⁵	4,4.10 ⁻²
2,5.10 ⁻⁵	2,0.10 ⁻⁵	2,2.10 ⁻²

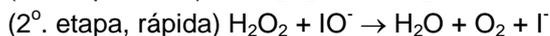
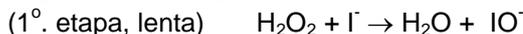
A expressão da Lei da Velocidade e o valor da constante de velocidade de reação são, respectivamente:

- a) $v = k \cdot [\text{NO}_2]$ e $2,2 \cdot 10^7$
- b) $v = k \cdot [\text{O}_3]$ e $4,4 \cdot 10^7$
- c) $v = k \cdot [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$ e $2,2 \cdot 10^7$
- d) $v = k \cdot [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$ e $4,4 \cdot 10^7$
- e) $v = k \cdot [\text{NO}_2] + [\text{O}_3]$ e $2,2 \cdot 10^7$

Gab: D

125 - (Vunesp SP)

O peróxido de hidrogênio, H₂O₂, comumente chamado de água oxigenada, pode reagir com íons em solução aquosa, segundo uma reação que se processa em duas etapas:



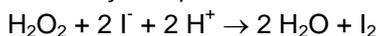
- a) Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reação é catalisada? Justifique sua resposta.
- b) Escreva a equação química balanceada da reação global que ocorre entre peróxido de hidrogênio e íons I⁻ em solução.

Gab:

- a) Sim pois íons I⁻ criam um mecanismo alternativo para a decomposição de H₂O₂ e não são efetivamente consumidos no processo global.
- b) Somando as equações fornecidas, temos: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

126 - . (Fuvest SP)

Em solução aquosa ocorre a transformação



(Reagentes) (Produtos)

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

Experiência	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ mol/L	$[\text{I}^-]$ mol/L	$[\text{H}^+]$ mol/L	tempo s
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^-

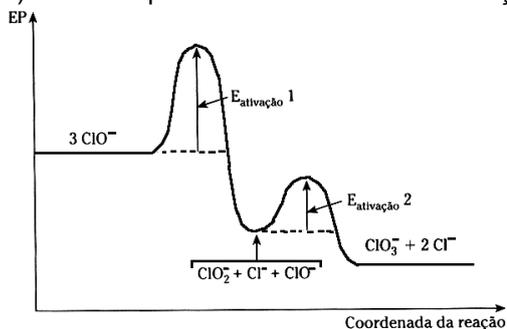
Gab: A

127 - (IME RJ)

A reação $3 \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$ pode ser representada pelo seguinte diagrama de energia potencial (EP) pela coordenada da 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.



Gab:

- a) 1^a. etapa: $2 \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{Cl}^-$
- 2^a. etapa: $\text{ClO}^- + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^-$
- reação global: $3 \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$

b) O diagrama permite perceber que a energia de ativação para a primeira etapa é maior que a para a segunda. Assim, a primeira etapa é determinante da velocidade global. cuja expressão é:

$$v = K \cdot [\text{ClO}^-]^2.$$

128 - (Ufpe PE)

Para a reação $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + 3\text{D}$ foram obtidos os seguintes dados sobre velocidade inicial com respeito às concentrações iniciais dos reagentes

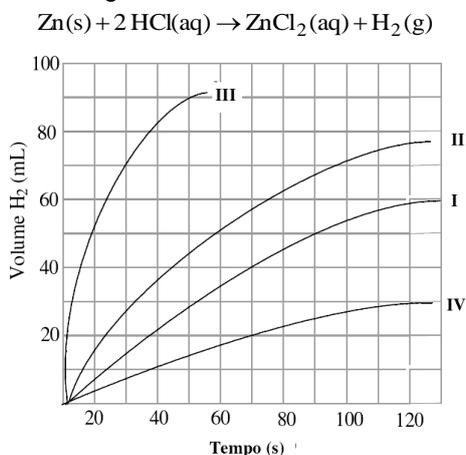
[A]	[B]	velocidade
mol/L	mol/L	$\mu\text{ mol/L}\cdot\text{s}$
0,127	0,346	1,5
0,254	0,346	3,0
0,254	0,692	12
0,254	1,038	X

Qual é o valor de x?

Gab: 27

TEXTO: 1 - Comum à questão: 129

A equação química dada abaixo é representativa de quatro experimentos envolvendo a reação de um mol de zinco metálico com solução aquosa de ácido clorídrico em diferentes condições (I, II, III e IV). O desenvolvimento da reação nas quatro condições foi acompanhado medindo-se o volume de gás hidrogênio liberado em função do tempo. Os resultados foram dispostos no gráfico dado a seguir.



Condições:

- I. 1 M HCl, 20 °C
- II. 1 M HCl, 35 °C
- III. 2 M HCl, 20 °C
- IV. 1 M HCl, 20 °C, com adição de NaCl

129 - (Ufpa PA/2006/1ªFase)

Para a condição IV determinou-se que, nos primeiros 70 segundos, a velocidade de produção de gás hidrogênio é de aproximadamente $1,2 \times 10^{-5}$ mol/s.

Conseqüentemente a velocidade de consumo do HCl em mol/s é de

- a) $0,6 \times 10^{-5}$
- b) $1,0 \times 10^{-5}$
- c) $2,0 \times 10^{-5}$
- d) $2,2 \times 10^{-5}$
- e) $2,4 \times 10^{-5}$

Gab: E

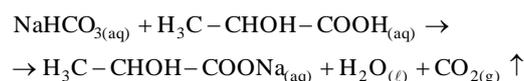
TEXTO: 2 - Comum à questão: 130

A qualidade do leite é avaliada através de análises específicas envolvendo a determinação de densidade, teor de gordura, rancidez, acidez e presença de substâncias estranhas usadas para o conservar ou mascarar a adição de água ao mesmo. A tabela abaixo mostra alguns materiais que já foram encontrados no leite e suas funções fraudulentas.

MATERIAIS	FUNÇÃO
Formol	Conservarevitando a ação de microrganismos
Urina	“Disfarçar” a adição de água mantendo a densidade
Amido	“Disfarçar” a adição de água mantendo a densidade
Ácido bórico e boratos	Conservar o leite evitando a ação de microrganismos
Bicarbonato de sódio	“Disfarçar” o aumento de acidez, quando o leite está em estágio de deterioração

O formaldeído ou metanal é um gás incolor, com odor irritante e altamente tóxico. Quando em solução aquosa a 40% é conhecido como formol que, também, é utilizado como desinfetante. Desta forma, o formaldeído tem a propriedade de destruir microrganismos.

O bicarbonato de sódio reage com o ácido láctico de acordo com a equação:



LISBÔA, J.C.F. e BOSSOLANI, M. Experiências Lácteas. In Química Nova na Escola nº 6. 1997.[adapt.]

130 - (Ufpel RS/2006/1ª Fase)

A equação apresentada no texto mostra uma reação em que o ácido láctico se transforma em lactato de sódio e o bicarbonato se decompõe em água e gás carbônico. Suponha-se que 1×10^{-3} mol de moléculas de ácido láctico, com o passar do tempo sofra essa transformação, tendo sua quantidade diminuída conforme tabela abaixo.

Tempo em segundos	0	3	6	9	12	15
Nº de mols de moléculas de ácido láctico. 10^{-3}	1,000	0,380	0,290	0,224	0,176	0,140

Considerando a quantidade de ácido láctico que reage (tabela) e a respectiva equação de sua reação (texto), analise as seguintes afirmativas:

- I. À medida que a reação se desenvolve sua velocidade diminui, isso porque a concentração dos reagentes diminui com o passar do tempo.
- II. O número de mols de moléculas de H_2O que desaparece é o mesmo que o de ácido láctico, em cada intervalo de tempo.
- III. Entre 3 e 6 segundos, a velocidade de desaparecimento do ácido láctico é de $1,8 \times 10^{-3}$ mol/minuto.
- IV. Se a quantidade inicial de bicarbonato (em mol de íons) for a mesma que a de ácido láctico (em mol de moléculas), por ser irreversível, a reação termina sem deixar sobras de reagentes.

Entre as afirmativas analisadas, estão corretas, apenas

- a) I e II.

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

Gab: C