

Prof. Marcus Ennes

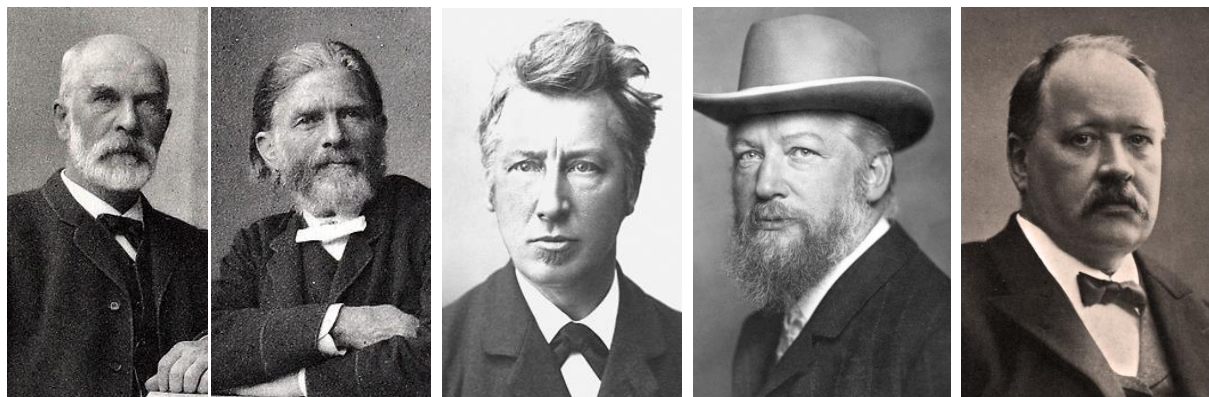
Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 45: Cinética química – Parte 2

O âmbito quantitativo da cinética química é estudado há mais de 150 anos, e hoje as indústrias farmacêutica e química tem sua produtividade associada diretamente a estes avanços. Podemos atribuir o pioneirismo nessa jornada aos cientistas Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), que em 1867 enunciaram a “lei de ação das massas”, também conhecida como “lei da velocidade” que é utilizada até hoje. Tal lei existe para relacionar as concentrações dos reagentes e a velocidade das reações químicas. Também podemos citar dentro do desenvolvimento da cinética cientistas famosos como Jacobus Henricus van’t Hoff, Wilhelm Ostwald e Svante Arrhenius.

A cinética não é só importante industrialmente, mas também na medicina, com o estudo acerca do tempo de ação de medicamentos, ou no tempo de degradação de uma substância para o estabelecimento da validade de um produto, por exemplo. Também utilizam-se conhecimentos de cinética para saber em quanto tempo uma área que sofreu por um desastre nuclear voltará a ser habitável.



Análise para variações de concentração

Para introduzir o estudo quantitativo da cinética química podemos analisar a taxa de consumo de reagentes e a taxa de formação de produtos como o módulo de uma variação na concentração das espécies ($\Delta[]$) dividido pelo intervalo de tempo (Δt) no qual ocorreu a variação. Teremos então:

$$v_m = \frac{|\Delta[]|}{\Delta t} = \frac{|[]_{\text{final}} - []_{\text{inicial}}|}{\Delta t}$$

QUÍMICA DO MONSTRO

Para uma reação hipotética, na qual A e B reagem para formar C e D, “a”, “b”, “c” e “d” são os coeficientes estequiométricos. Podemos definir as equações de velocidade média para todas as espécies envolvidas:



Para os reagentes temos as velocidades médias de consumo:

$$\text{Velocidades médias de consumo} \left\{ \begin{array}{l} V_{mA} = \frac{|\Delta[A]|}{\Delta t} \\ V_{mB} = \frac{|\Delta[B]|}{\Delta t} \end{array} \right.$$

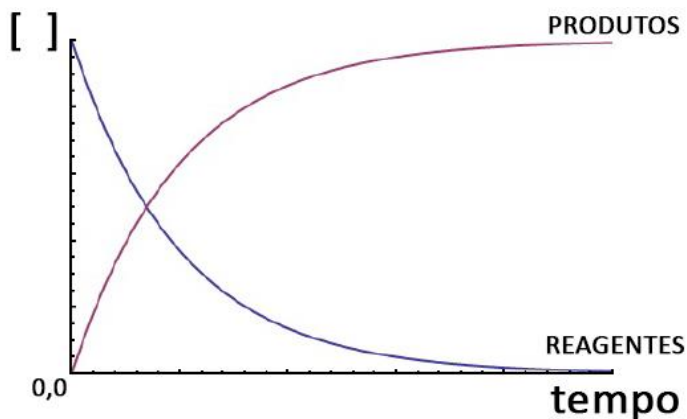
Para os produtos temos as velocidades médias de formação:

$$\text{Velocidades médias de formação} \left\{ \begin{array}{l} V_{mC} = \frac{|\Delta[C]|}{\Delta t} \\ V_{mD} = \frac{|\Delta[D]|}{\Delta t} \end{array} \right.$$

Também há como relacionar as velocidades de todas as espécies entre si e com a velocidade média da reação, utilizando os coeficientes estequiométricos “a”, “b”, “c” e “d”:

$$V_m = \frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

Utilizando dados obtidos experimentalmente também é possível realizar uma análise gráfica, que apresentará o seguinte perfil:



Conforme o tempo passa percebe-se que a concentração de reagentes, inicialmente máxima, diminui, conforme a concentração de produtos, inicialmente zero, aumenta. É muito importante notar que após o consumo total de um ou todos os reagentes a concentração dos produtos torna-se constante. Também é importante notar que as concentrações tornam-se constantes ao mesmo tempo.

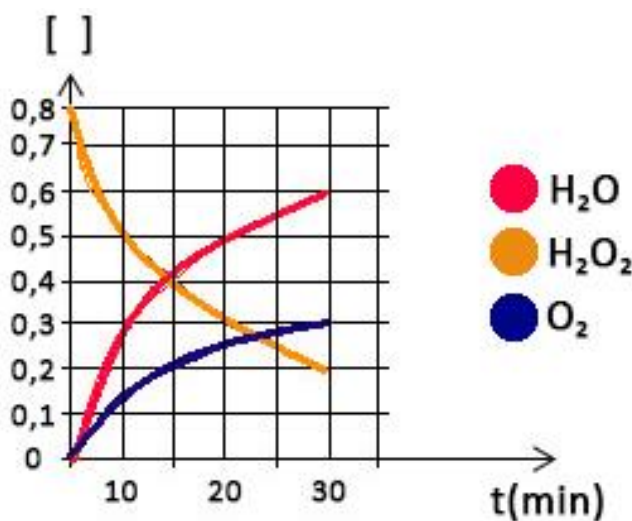
Além disso, nota-se que a velocidade de consumo dos reagentes é inicialmente maior, e se torna cada vez menor ao longo da reação, até tornar-se constante. O mesmo também pode ser observado acerca da velocidade de formação dos produtos. Desta forma podemos concluir que a velocidade da reação se altera conforme a reação ocorre, sendo inicialmente maior e diminuindo ao longo do tempo.

Nem sempre os reagentes serão completamente consumidos, há casos onde ocorre a concentração dos reagentes se torna constante e diferente de zero, no que chamamos "equilíbrio químico". Nestes casos a concentração do produto também torna-se constante, sempre ao mesmo tempo que a concentração dos reagentes.

Vamos a um exemplo, a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio:



Acerca desta reação foram obtidos dados experimentais, que geraram o gráfico apresentado abaixo:



Deseja-se calcular a velocidade de decomposição do peróxido, as velocidades de formação de água e oxigênio molecular e a velocidade da reação, para o intervalo de 0 a 30 minutos. Utilizando a fórmula e os valores de concentração fornecidos através do gráfico temos:

$$V_{\text{consumo H}_2\text{O}_2} = \frac{0,6}{30} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$V_{\text{produção H}_2\text{O}} = \frac{0,6}{30} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$V_{\text{produção O}_2} = \frac{0,3}{30} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$V_m = \frac{V_{\text{consumo}} \text{H}_2\text{O}_2}{2} = \frac{V_{\text{produção}} \text{H}_2\text{O}}{2} = \frac{V_{\text{produção}} \text{O}_2}{1}$$
$$V_m = \frac{0,02}{2} = \frac{0,02}{2} = \frac{0,01}{1} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Lei de velocidade

A lei enunciada em 1867 pelos cientistas Guldberg e Waage dizia de maneira resumida que “a velocidade de uma reação a uma dada temperatura é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes elevados a expoentes determinados experimentalmente”. Podemos traduzir este enunciado na seguinte equação, ainda para a reação hipotética anterior ($aA + bB \rightarrow cC + dD$), na qual A e B são os reagentes:

$$V = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

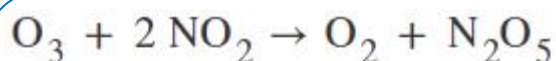
Onde “v” = velocidade, “k” = constante de velocidade (depende da temperatura), “x” = ordem relativa ao reagente A e “y” = ordem relativa ao reagente B. Também temos a soma “x + y” definida como ordem global da reação. A unidade da constante de velocidade dependerá dos expoentes x e y. A soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes, neste caso “a + b” é chamada molecularidade da reação (unimolecular, bimolecular, trimolecular, etc). Quanto ao mecanismo, as reações podem ser divididas em dois tipos:

- **Elementares:** Reações cujo mecanismo se dá em uma única etapa.
- **Não elementares:** Reações cujo mecanismo se dá em mais de uma etapa.

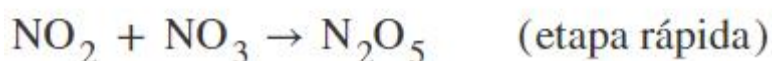
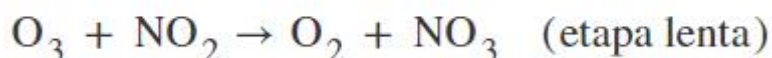
Para as reações elementares os expoentes “x” e “y” serão os próprios coeficientes estequiométricos, nesse caso “a” e “b”. Desta forma a lei da velocidade torna-se:

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

Para as reações não elementares trabalharemos com dois casos. No primeiro deles nos é apresentado o mecanismo da reação, que consiste em uma sequência de reações. Também será informada a etapa lenta dentre estas reações. Nestes casos a lei de velocidade sempre será definida pela etapa lenta e os expoentes da lei de velocidade serão seus respectivos coeficientes estequiométricos. Para exemplificar temos a seguinte reação, para qual é fornecido o mecanismo:



mecanismo:



Como a etapa lenta é a que define a lei da velocidade, temos que a lei de velocidade para esta reação será:

$$V = k \cdot [O_3] \cdot [NO_2]$$

É muito importante lembrar que apenas os reagentes da reação global aparecem na lei da velocidade.

Caso não seja fornecido o mecanismo para obter os expoentes na lei da velocidade deveremos analisar os dados reacionais obtidos experimentalmente, normalmente apresentados através de uma tabela. Observe a seguinte tabela de dados experimentais para a primeira reação hipotética utilizada, $aA + bB \rightarrow cC + dD$:

Experimento	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	V (mol/L.s)
1	0,5	0,5	1,5
2	1,0	0,5	6,0
3	1,0	1,5	18,0

A tabela indica que foram feitos 3 experimentos, variando a concentração dos reagentes e verificando as consequentes alterações na velocidade. Note que a cada experimento só se varia a concentração de um dos reagentes. Sempre que tivermos este tipo de situação-problema devemos comparar experimentos nos quais a concentração de todos os reagentes estejam constantes menos um deles. Assim analisaremos separadamente como a concentração de cada um dos reagentes interfere na velocidade da reação, determinando seu expoente. A princípio temos a lei de velocidade para reação, ainda com os expoentes desconhecidos x e y :

$$V = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Neste caso, para analisar como a concentração do reagente A interfere na velocidade da reação devemos comparar os experimentos 1 e 2, pois nestes casos a concentração do reagente B é constante. Para estabelecer essa comparação explicitamos a lei de velocidade nos dois experimentos:

$$V_1 = k \cdot [A]_1^x \cdot [B]_1^y$$

$$V_2 = k \cdot [A]_2^x \cdot [B]_2^y$$

Relacionamos as duas leis através da razão entre estas, lembrando que a concentração de B nos dois experimentos é igual:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k \cdot [A]_1^x \cdot [B]_1^y}{k \cdot [A]_2^x \cdot [B]_2^y} \quad \therefore \frac{V_1}{V_2} = \frac{[A]_1^x}{[A]_2^x} \quad \therefore \frac{V_1}{V_2} = \left(\frac{[A]_1}{[A]_2} \right)^x$$

$$\frac{1,5}{6} = \left(\frac{0,5}{1} \right)^x \quad \therefore \frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2} \right)^x \quad \therefore \frac{1}{2^2} = \frac{1}{2^x} \quad \therefore x = 2$$

Caso deseje-se inverter a razão e fazer V_2/V_1 não há problema. Agora nos resta calcular o expoente y , através do mesmo raciocínio. Temos que escolher comparar os experimentos nos quais a concentração de A é constante e somente a concentração de B varia, ou seja, os experimentos 2 e 3. Teremos então:

$$V_2 = k \cdot [A]_2^x \cdot [B]_2^y$$

$$V_3 = k \cdot [A]_3^x \cdot [B]_3^y$$

Analogamente relacionaremos as duas leis através da razão entre estas, lembrando que a concentração de A nos dois experimentos é igual:

$$\frac{V_2}{V_3} = \frac{\cancel{k} \cdot [A]_2^x \cdot [B]_2^y}{\cancel{k} \cdot [A]_3^x \cdot [B]_3^y} \therefore \frac{V_2}{V_3} = \frac{[B]_2^y}{[B]_3^y} \therefore \frac{V_2}{V_3} = \left(\frac{[B]_2}{[B]_3} \right)^y$$

$$\frac{6}{18} = \left(\frac{0,5}{1,5} \right)^y \therefore \frac{1}{3} = \left(\frac{1}{3} \right)^y \therefore \frac{1}{3} = \frac{1}{3^y} \therefore y = 1$$

Caso deseje-se inverter a razão e fazer V_3/V_2 não há problema. Após o cálculo de x e y podemos definir a lei de velocidade com seus devidos expoentes:

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

Pode-se dizer que é uma reação de terceira ordem ($2 + 1 = 3$). Segunda ordem em relação ao reagente A e primeira ordem em relação ao reagente B.

Agora vamos ao cálculo da constante k com sua devida unidade, substituindo os valores de concentração e velocidade fornecidos na tabela na lei da velocidade. Podemos escolher qualquer um dos experimentos. Para facilitar o cálculo escolheremos o experimento 2, no qual $V = 6 \text{ mol/L.s}$, $[A] = 1,0 \text{ mol/L}$ e $[B] = 0,5 \text{ mol/L}$:

$$6 = k \cdot 1^2 \cdot 0,5$$

$$k = 12 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

A unidade da constante k pode parecer estranha, mas para obtê-la basta fazer o cálculo da lei de velocidade ($V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$) utilizando apenas as unidades, observe:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = k \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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

NOTAS:



ATIVIDADES PROPOSTAS

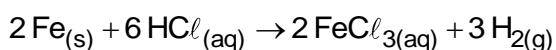
1) O gás AB_2 se decompõe em A e B_2 , e o volume de B_2 produzido é medido como função do tempo, obtendo-se os dados da tabela a seguir:

t/min	V/L
0	0,0
5	4,5
10	8,9
15	12,0
20	14,3

Com base nos dados acima, é **CORRETO** afirmar que

- a velocidade média no intervalo de 5 a 10 minutos é 1,20 L/min.
- com 15 minutos de reação, a velocidade instantânea é 1,20 L/min.
- acima de 20 minutos, a velocidade média é constante e igual a 3,0 L/min.
- a velocidade média de produção de B_2 nos primeiros 5 minutos é 0,90 L/min.

2) Quando o ferro metálico entra em contato com ácido clorídrico (HCl), à temperatura constante, reage rapidamente formando o gás hidrogênio (H_2), como é indicado pela equação:



Sabendo-se que em 30 segundos de reação foram consumidos 12 mol de HCl, qual o número de mols do gás hidrogênio (H_2) produzidos em 5 minutos?

- 60 mol
- 30 mol
- 6 mol
- 18 mol
- 11 mol

3) De um modo geral, a ordem de uma reação é importante para prever a dependência de sua velocidade em relação aos seus reagentes, o que pode influenciar ou até mesmo inviabilizar a obtenção de um determinado composto. Sendo assim, os dados da tabela abaixo

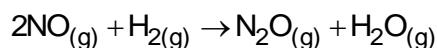
mostram uma situação hipotética da obtenção do composto "C", a partir dos reagentes "A" e "B".

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

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

- 2ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"
- 1ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"
- 2ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"
- 1ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"
- 1ª ordem em relação a "A" e de 1ª ordem em relação a "B"

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



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

- 2.
- 3.
- 4.
- 5.

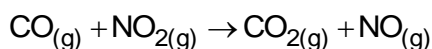
5) Para otimizar as condições de um processo industrial que depende de uma reação de soluções aquosas de três diferentes reagentes para a formação de um produto, um engenheiro químico realizou um experimento que consistiu em uma série de reações nas mesmas condições de temperatura e agitação. Os resultados são apresentados na tabela:

Exp	[A] mol/L	[B] mol/L	[C] mol/L	Velocidade da reação mol · L ⁻¹ · s ⁻¹
I	x	y	z	v
II	2x	y	z	2v
III	x	2y	z	4v
IV	x	y	2z	v

Após a realização dos experimentos, o engenheiro pode concluir corretamente que a ordem global da reação estudada é igual a

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.

6) A reação entre o monóxido de carbono e o dióxido de nitrogênio, que se encontra descrita abaixo, foi estudada a 813°C a partir de várias concentrações iniciais de CO e NO₂. Os dados obtidos para essa reação, em diferentes experimentos, estão sumarizados na tabela.



Exp	Concentrações iniciais (mol · L ⁻¹)		Velocidade inicial (mol/L·h)
	CO	NO ₂	
1	5,10 x 10 ⁻⁴	3,50 x 10 ⁻⁵	3,4 x 10 ⁻⁸
2	5,10 x 10 ⁻⁴	7,00 x 10 ⁻⁵	6,8 x 10 ⁻⁸
3	5,10 x 10 ⁻⁴	1,75 x 10 ⁻⁵	1,7 x 10 ⁻⁸
4	1,02 x 10 ⁻³	3,50 x 10 ⁻⁵	6,8 x 10 ⁻⁸
5	1,53 x 10 ⁻³	3,50 x 10 ⁻⁵	10,2 x 10 ⁻⁸

Com base nessas informações, é correto afirmar que a constante de velocidade k, em L mol⁻¹ h⁻¹, é de aproximadamente

- 1,9.
- 2,5.
- 3,3.
- 4,0.
- 6,0.

7) O estudo cinético de um processo químico foi realizado por meio de um experimento de laboratório, no qual foi analisada a velocidade desse determinado processo em função das concentrações dos reagentes A e B₂. Os

resultados obtidos nesse estudo encontram-se tabelados abaixo.

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

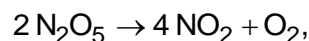
Com base nos resultados obtidos, foram feitas as seguintes afirmativas:

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

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

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

8) Considere que a decomposição do N₂O₅, representada pela equação química global



apresente lei de velocidade de primeira ordem. No instante inicial da reação, a concentração de N₂O₅ é de 0,10 mol · L⁻¹ e a velocidade de consumo desta espécie é de 0,022 mol · L⁻¹ · min⁻¹. Assinale a opção que apresenta o valor da constante de velocidade da reação global, em min⁻¹.

- 0,0022
- 0,011
- 0,022
- 0,11
- 0,22

9) A tabela mostra a variação da velocidade inicial da reação hipotética representada pela equação $\text{A}_{2(g)} + 2 \text{B}_{(g)} \rightarrow \text{C}_{(g)}$, em função das

concentrações iniciais dos reagentes utilizados no processo.

Exp	[A ₂] _{inicial} mol/L	[B] _{inicial} mol/L	Velocidade inicial (mol /L.min)	Temp (K)
1	1,0	1,0	0,4	338
2	2,0	1,0	0,2	298
3	1,0	1,0	0,1	298
4	2,0	2,0	0,4	298

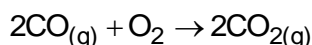
Interpretando-se a tabela, considere as afirmações I, II, III e IV abaixo.

- I. O valor da constante de proporcionalidade k é igual para todos os experimentos.
 II. A lei cinética da velocidade pode ser expressa pela equação $v = k \cdot [A] \cdot [B]$.
 III. Trata-se de uma reação cuja ordem global é 2.
 IV. As ordens para os reagentes A e B são, respectivamente, zero e 2.

São verdadeiras, apenas as afirmações

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

10) O monóxido de carbono é um gás incolor, sem cheiro e muito reativo. Ele reage, por exemplo, com o gás oxigênio formando o dióxido de carbono, de acordo com a equação química a seguir.



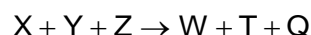
Experimentalmente observam-se as informações que estão no quadro a seguir.

[CO] mol L ⁻¹	[O ₂] mol L ⁻¹	Vel.inicial (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
0,04	0,04	7,36 x 10 ⁻⁵
0,08	0,04	2,94 x 10 ⁻⁴
0,04	0,08	1,47 x 10 ⁻⁴

Considerando a equação química e os dados do quadro, assinale a alternativa correta.

- a) Para a lei de velocidade, a expressão para esta reação é $v = k[\text{CO}_2]^2$.
 b) Conforme aumenta a concentração do produto, aumenta a velocidade da reação.
 c) Esta é uma reação de ordem zero com relação ao CO₂ e de segunda ordem quanto à reação global.
 d) A velocidade de formação do CO₂ nesta reação é independente da concentração de O₂.
 e) O valor da constante de velocidade para esta reação é 1,15 L² mol⁻² min⁻¹.

11) Considere a equação da reação hipotética:



São conhecidos os seguintes resultados do estudo cinético desta reação, obtidos nas mesmas condições experimentais:

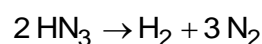
Ex p	[X] inicial	[Y]nícia l	[Z] inicial	Vel. mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,01	0,01	0,01	1,2 x 10 ⁻²
2	0,02	0,01	0,01	2,4 x 10 ⁻²
3	0,02	0,03	0,01	7,2 x 10 ⁻²
4	0,01	0,01	0,02	4,8 x 10 ⁻²

Considere [] = concentração mol L⁻¹.

A partir das observações experimentais, conclui-se que a equação da velocidade para a reação é

- a) $v = k [\text{X}][\text{Y}][\text{Z}]$.
 b) $v = k [\text{X}][\text{Y}][\text{Z}]^6$.
 c) $v = k [\text{X}][\text{Y}][\text{Z}]^2$.
 d) $v = k [\text{X}][\text{Y}]^3[\text{Z}]^2$.
 e) $v = k [\text{X}]^2[\text{Y}]^6[\text{Z}]^6$.

12) O ácido hidrazoico HN₃ é um ácido volátil e tóxico que reage de modo extremamente explosivo e forma hidrogênio e nitrogênio, de acordo com a reação abaixo.



Sob determinadas condições, a velocidade de decomposição do HN₃ é de 6,0 x 10⁻² mol L⁻¹ min⁻¹.

Nas mesmas condições, as velocidades de formação de H_2 e de N_2 em $mol L^{-1} min^{-1}$, são, respectivamente,

- a) 0,01 e 0,03.
- b) 0,03 e 0,06.
- c) 0,03 e 0,09.
- d) 0,06 e 0,06.
- e) 0,06 e 0,18.

13) A variação da concentração das substâncias envolvidas em uma reação (reagentes e produtos) pode ser representada em um gráfico concentração x tempo. A seguir, estão representados a equação de uma reação química genérica e seu gráfico de concentração x tempo para as substâncias A, B e C.

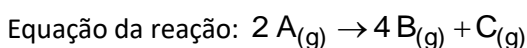
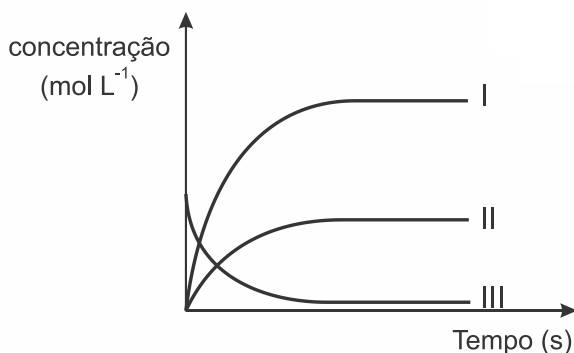


Gráfico:



Considerando as informações apresentadas, é correto afirmar:

- a) A curva I deve representar o consumo da substância A, na reação.
- b) As curvas I e II correspondem à variação da concentração dos produtos.
- c) A curva III corresponde à formação de C, que está em menor proporção.
- d) A correspondência correta entre curva e substância é: I = B; II = A; III = C.
- e) Nenhuma curva representa diminuição de concentração para alguma substância.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Djabir modificou a doutrina dos quatro elementos de Aristóteles, especialmente no tocante aos metais. Segundo ele, os metais

eram formados de dois elementos: enxofre e mercúrio. O enxofre (“a pedra da queima”) era caracterizado pelo princípio da combustibilidade. O mercúrio continha o princípio idealizado das propriedades metálicas. Quando esses dois princípios eram combinados em quantidades diferentes, formavam metais diferentes. Assim o metal inferior chumbo podia ser separado em mercúrio e enxofre, os quais, se recombinados nas proporções corretas, podiam-se tornar ouro.

STRATHERN, Paul. *O Sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Rio de Janeiro: Zahar, 2000. p. 42.

14) Na combustibilidade do enxofre, mencionada no texto, é obtido um produto que é amplamente utilizado nas indústrias como branqueador, desinfetante, conservante de alimentos e, principalmente, na produção de bebidas alcoólicas como na do vinho, atuando em sua esterilização com a finalidade de inibir a ação de leveduras. Considerando-se que numa indústria de bebidas alcoólicas foram queimados 57,6 kg de enxofre em uma hora, a velocidade do produto gasoso formado, em $mol \cdot s^{-1}$, será de

Dados: S = 32; O = 16.

- a) 0,5
- b) 0,4
- c) 0,1
- d) 0,2
- e) 0,3

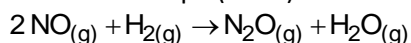
15) A reação química genérica $X \rightarrow Y$ tem lei de velocidade de primeira ordem em relação ao reagente X. À medida que a reação ocorre a uma temperatura constante, é ERRADO afirmar que

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

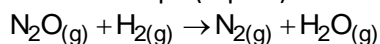
16) O monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico (NO) é um dos principais poluentes do ar atmosférico. As emissões desse gás, considerando a origem antropogênica, são resultados da queima, a altas temperaturas, de combustíveis fósseis em indústrias e em veículos automotores. Uma alternativa para reduzir a emissão de NO para a atmosfera é a sua decomposição em um conversor catalítico. Uma reação de decomposição do NO é quando este reage com gás hidrogênio, produzindo gás nitrogênio e vapor de água conforme as etapas em destaque. Ao realizar algumas vezes a reação do NO com H₂, alterando a concentração de um ou de ambos os reagentes à temperatura constante, foram obtidos os seguintes dados:

[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Taxa de desenvolvimento (mol/(L · h))
1 · 10 ⁻³	1 · 10 ⁻³	3 · 10 ⁻⁵
1 · 10 ⁻³	2 · 10 ⁻³	6 · 10 ⁻⁵
2 · 10 ⁻³	2 · 10 ⁻³	24 · 10 ⁻⁵

1ª Etapa (lenta):



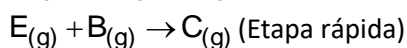
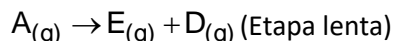
2ª Etapa (rápida):



Com base nessas informações, é correto afirmar:

- O valor da constante k para a reação global é igual a 300.
- A taxa de desenvolvimento da reação global depende de todas as etapas.
- Ao se duplicar a concentração de H₂ e reduzir à metade a concentração de NO, a taxa de desenvolvimento não se altera.
- Ao se duplicar a concentração de ambos os reagentes, NO e H₂, a taxa de desenvolvimento da reação torna-se quatro vezes maior.
- Quando ambas as concentrações de NO e de H₂ forem iguais a 3 · 10⁻³ mol/L, a taxa de desenvolvimento será 81 · 10⁻⁵ mol/L · h.

17) Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação: A_(g) + B_(g) → C_(g) + D_(g) e ocorre em duas etapas:



A lei da velocidade da reação pode ser dada por

- $v = k \cdot [\text{A}]$
- $v = k \cdot [\text{A}][\text{B}]$
- $v = k \cdot [\text{C}][\text{D}]$
- $v = k \cdot [\text{E}][\text{B}]$

18) Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP - Gás Liquefeito de Petróleo). A combustão do butano (C₄H₁₀) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mols butano-minuto qual a massa de CO₂ produzida em 1 hora?

- 1056 g
- 176 g
- 17,6 g
- 132 g
- 26,4 g

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



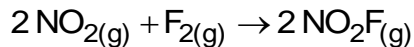
A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

[A] (mol/L)	[B ₂] (mol/L)	v (mol/(L · min))
0,01	0,01	3 · 10 ⁻⁵
5 · 10 ⁻³	0,01	x
0,01	0,02	6 · 10 ⁻⁵
0,02	0,02	y

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

- 6,0 x 10⁻⁵ e 9,0 x 10⁻⁵
- 6,0 x 10⁻⁵ e 12,0 x 10⁻⁵
- 12,0 x 10⁻⁵ e 12,0 x 10⁻⁵
- 7,5 x 10⁻⁶ e 24,0 x 10⁻⁵
- 7,5 x 10⁻⁵ e 24,0 x 10⁻⁵

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



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

Exp.	$[\text{NO}_2]$ (mol/L)	$[\text{F}_2]$ (mol/L)	v (mol/(L . min))
1	0,005	0,001	$2 \cdot 10^{-4}$
2	0,010	0,002	$8 \cdot 10^{-4}$
3	0,020	0,005	$4 \cdot 10^{-3}$

A expressão da equação da velocidade nas condições dos experimentos é

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



GABARITOS

- 1) D
- 2) A
- 3) A
- 4) B
- 5) C
- 6) A
- 7) E
- 8) D
- 9) C
- 10) E
- 11) C
- 12) C
- 13) B
- 14) A
- 15) D
- 16) E
- 17) A
- 18) A
- 19) D
- 20) B