

7. CONCENTRAÇÃO MOLAR DOS REAGENTES/ PRESSÃO PARCIAL

Cinética Química



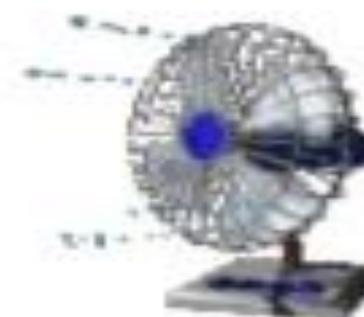
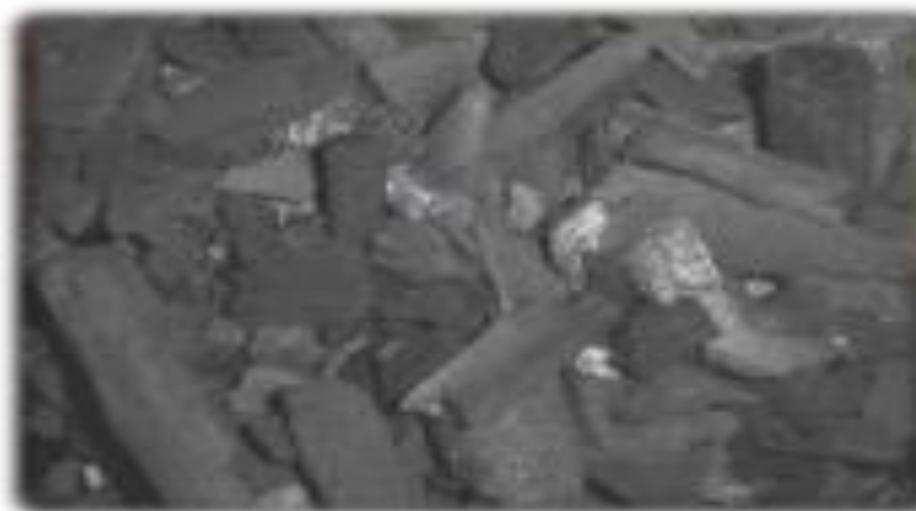
Quanto maior a Concentração dos reagentes

Maior o número de partículas disponíveis para colisão

Maior o nº choques entre as partículas

Maior a rapidez da reação

Concentração



Lei da Ação das Massas, Lei Cinética da Reação e Lei de Guldberg-Waage.

"A taxa de desenvolvimento ou velocidade de uma reação química, a uma dada temperatura, é diretamente proporcional ao produto de uma constante pelas concentrações dos reagentes, em quantidade de matéria, elevadas aos seus respectivos expoentes determinados experimentalmente."

considere a reação genérica a seguir:



Em que:

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

- v = velocidade da reação;
- k = constante de velocidade ou constante cinética, que só depende do valor da temperatura;
- α e β = expoentes determinados experimentalmente.

Concentração x velocidade

A velocidade da reação diminui com o passar do tempo.

A velocidade da reação diminui quando as concentrações dos reagentes diminuem.

Os dados cinéticos são geralmente obtidos a partir da velocidade inicial da reação.

TIPOS DE REAÇÕES:

1. REAÇÃO ELEMENTAR

É a reação que ocorre numa única etapa e os expoentes são exatamente iguais aos coeficientes da equação química balanceada:
considere a reação genérica a seguir:



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

Exemplo:



Escreva a equação de velocidade dessa reação:

$$v = k \cdot [\text{HCl}]^2$$

Ou

$$v = k \cdot (p_{\text{HCl}})^2$$

Ordem da Reação:

2^a Ordem

Obs:

1. Concentração molar: M

$$M = \frac{n_1}{V}$$

2. Pressão parcial: p

$$2.1. p_{\text{gás}} \cdot V = n_{\text{gás}} \cdot RT$$

$$2.2. p_{\text{gás}} = P \cdot X_{\text{gás}}$$

$$X_{\text{gás}} = \frac{n_{\text{gás}}}{n_{\text{total}}}$$

2. REAÇÃO NÃO ELEMENTAR

É a reação química que ocorre em mais de uma etapa. Nesse caso a velocidade da reação é determinada pela etapa mais lenta (maior energia de ativação).

CINÉTICA QUÍMICA

Exemplo

II- Reação complexa

$2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$

*** Mecanismo**

$2 \text{NO} \rightarrow \cancel{\text{N}_2\text{O}_2}$ (etapa lenta)

$\cancel{\text{N}_2\text{O}_2} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ (etapa rápida)

$2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ (reação global)

Lei de velocidade (instantânea)

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



A e B → reagentes
C → catalisador
AB → produto

Mecanismo da reação:

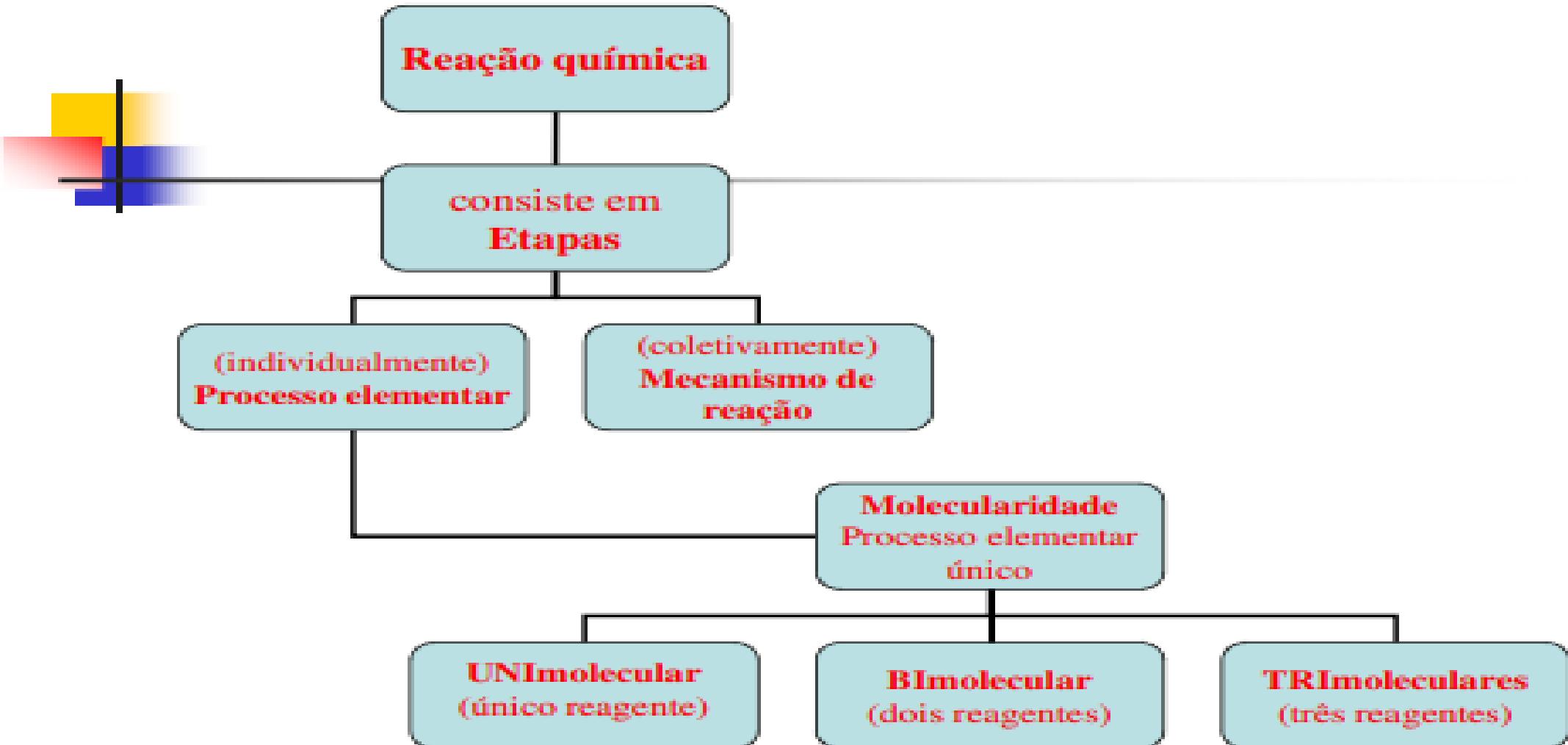


$$v = k \cdot [A]^1 \cdot [C]^1$$

Ordem da Reação:
2^a Ordem



Velocidade da Reação: É determinada pela etapa 2 (maior E_a).

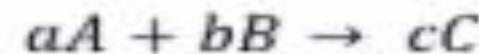


VELOCIDADE MÉDIA

Variação de quantidade

$$V_m = \frac{\Delta []}{\Delta t}$$

Variação de tempo



Reação Elementar

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

LEI DA VELOCIDADE

FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE

São fatores que interferem nas colisões entre moléculas dos reagentes.

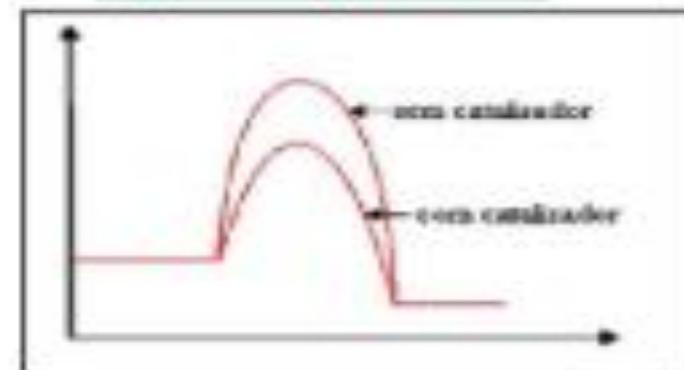
- Concentração
- Superfície de Contato
- Temperatura

Colisões

Velocidade

CATALISADOR

$$\uparrow V \downarrow E_{at}$$



Exercícios

1. Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:

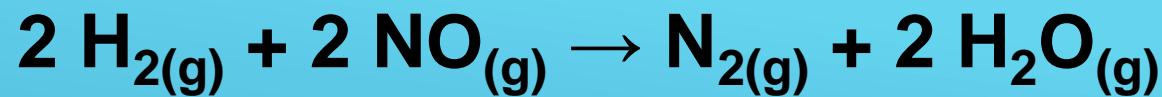


Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

Experimento mol . L ⁻¹	[H ₂] mol . L ⁻¹	[NO] mol . L ⁻¹	Velocidade mol . L ⁻¹ . s ⁻¹
1	0,1	0,1	0,1
2	0,2	0,1	0,2
3	0,1	0,2	0,4
4	0,3	0,1	0,3
5	0,1	0,3	0,9

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

- a) $V = k \cdot [\text{H}_2]$
- b) $V = k \cdot [\text{NO}]$
- c) $V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$
- d) $V = k \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$
- X) $V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$**



Experimento mol . L ⁻¹	[H ₂] mol . L ⁻¹	[NO] mol . L ⁻¹	Velocidade mol . L ⁻¹ . s ⁻¹
1	0,1	0,1	0,1
2	0,2	0,1	0,2
3	0,1	0,2	0,4
4	0,3	0,1	0,3
5	0,1	0,3	0,9

Lei de Velocidade:

$$V = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [NO]^\beta$$

$$V = k \cdot [H_2]^1 \cdot [NO]^2$$

Lei de Velocidade:

$$V = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [NO]^\beta$$

Comparando os experimentos 1 e 2:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k \cdot [H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta}{k \cdot [H_2]_2^\alpha \cdot [NO]_2^\beta}$$

$$\frac{0,1}{0,2} = \frac{0,1^\alpha}{0,2^\alpha} \quad \longrightarrow \quad 1/2 = (1/2)^\alpha$$

$\therefore \alpha = 1$

Comparando os experimentos 1 e 3:

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{k \cdot [H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta}{k \cdot [H_2]_3^\alpha \cdot [NO]_3^\beta}$$

$$\frac{0,1}{0,4} = \frac{0,1^\beta}{0,2^\beta}$$

$$1/4 = (1/2)^\beta$$

$\therefore \beta = 2$



Experimento mol . L ⁻¹	[H ₂] mol . L ⁻¹	[NO] mol . L ⁻¹	Velocidade mol . L ⁻¹ . s ⁻¹
1	0,1	0,1	0,1
2	0,2	0,1	0,2
3	0,1	0,2	0,4
4	0,3	0,1	0,3
5	0,1	0,3	0,9

Lei de Velocidade:

$$V = k \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{NO}]^\beta$$

$$V = k \cdot [\text{H}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^2$$

Comparando os experimentos 1 e 3

~~$$4. V = k \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [2 \cdot \text{NO}]^\beta = 2$$~~

$$\therefore \beta = 2$$

Lei de Velocidade:

$$V = k \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{NO}]^\beta$$

Comparando os experimentos 1 e 2:

~~$$2.V = k \cdot [2 \cdot \text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{NO}]^\beta$$~~

$$\therefore \alpha = 1$$

Cálculo da Constante de velocidade: K
Experimento 1:

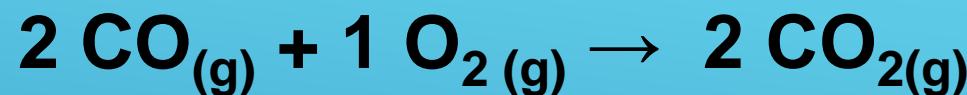
$$V = k \cdot [\text{H}_2]^\alpha \cdot [\text{NO}]^\beta$$

$$0,1 = k \cdot [0,1]^1 \cdot [0,1]^2$$

$$K = 100 \text{ L}^2 \cdot \text{Mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS: MÓD. 03 - PÁG. 328

Exercício 1



Lei de Velocidade V_0 :

$$V_0 = k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

$$V_0 = k \cdot [2]^2 \cdot [1]$$

Lei de Velocidade V :

$$V = k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

$$V = k \cdot [1]^2 \cdot [0,5]$$

Expressando a Velocidade V em função de V_0 :

$$\frac{V}{V_0} = \frac{k \cdot [1] \cdot [0,5]}{k \cdot [4] \cdot [1]}$$

$$\frac{V}{V_0} = \frac{5}{40}$$

$$V = \frac{V_0}{8}$$

Experimento	$[\text{O}_2]$ (mol/L)	$[\text{CO}]$ (mol/L)
Inicial	1	2
R / f	0,5	1
Final	0,5	1

02. (Puc SP) Os dados abaixo referem-se à reação genérica:



Experimento	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	[C] (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,5	0,5	0,02
2	0,5	0,5	1,0	0,02
3	0,5	1,0	0,5	0,04
4	1,0	0,5	0,5	0,08

b) O processo não é elementar, pois os expoentes da lei da velocidade não correspondem aos coeficientes estequiométricos da equação química.

Lei de Velocidade:

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

Comparando os experimentos 1 e 3:

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{k \cdot [A]_1^\alpha \cdot [B]_1^\beta}{k \cdot [A]_3^\alpha \cdot [B]_3^\beta}$$

$$\frac{0,02}{0,04} = \frac{0,5^\beta}{1,0^\beta}$$

$$0,5 = (0,5)^\beta$$

$$\therefore \beta = 1$$

Comparando os experimentos 1 e 4:

$$\frac{V_1}{V_4} = \frac{k \cdot [A]_1^\alpha \cdot [B]_1^\beta}{k \cdot [A]_4^\alpha \cdot [B]_4^\beta}$$

$$\frac{0,02}{0,08} = \frac{0,5^\alpha}{1,0^\alpha}$$

$$0,25 = (0,5)^\alpha$$

a) Lei de Velocidade: $\therefore \alpha = 2$

$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$$