

# 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:

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

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

## 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:

2ª 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**

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

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

---

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

**Lei de velocidade (instantânea)**

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



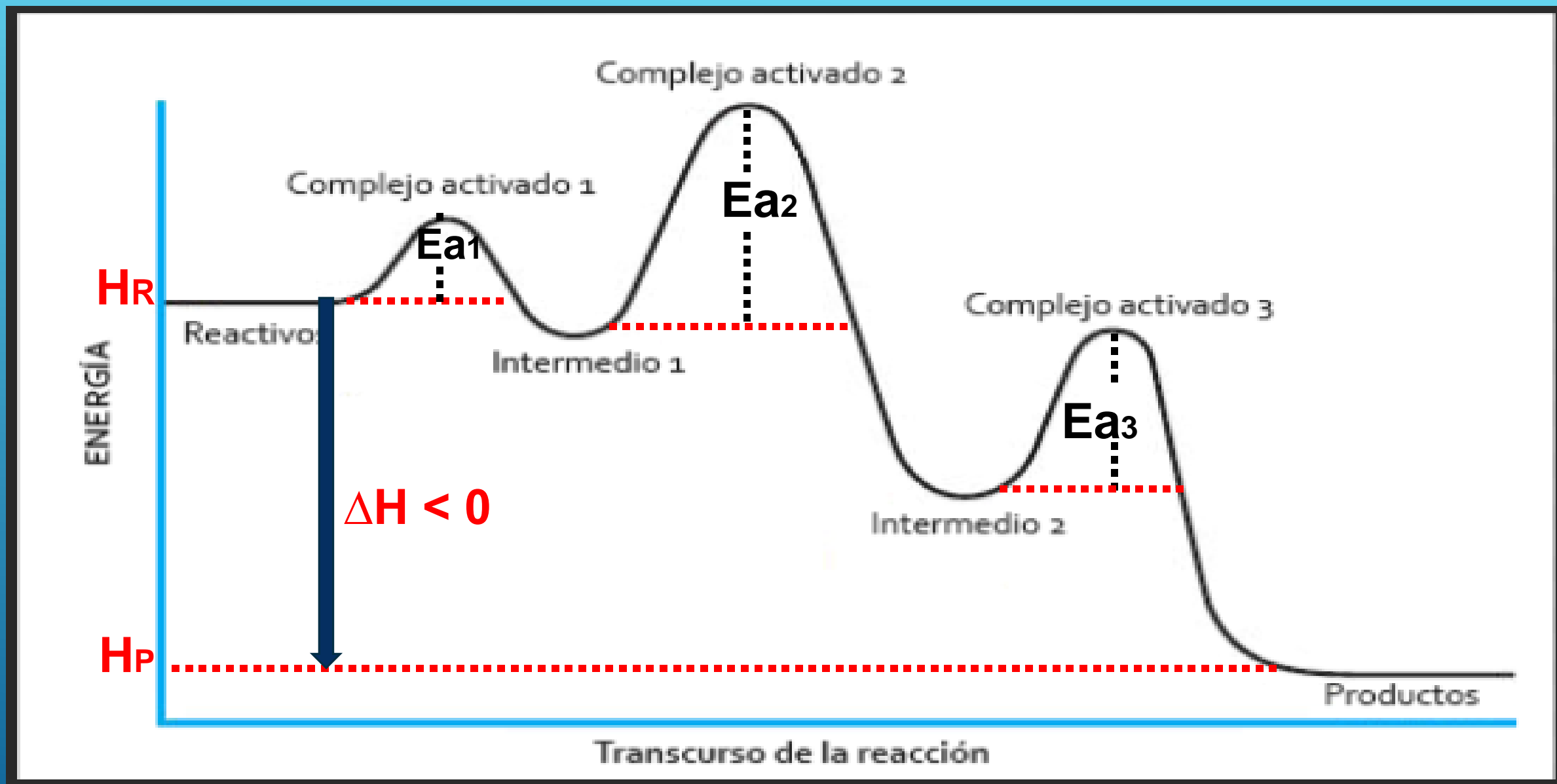
$A$  e  $B$   $\longrightarrow$  reagentes  
 $C$   $\longrightarrow$  catalisador  
 $AB$   $\longrightarrow$  produto

Mecanismo da reação:

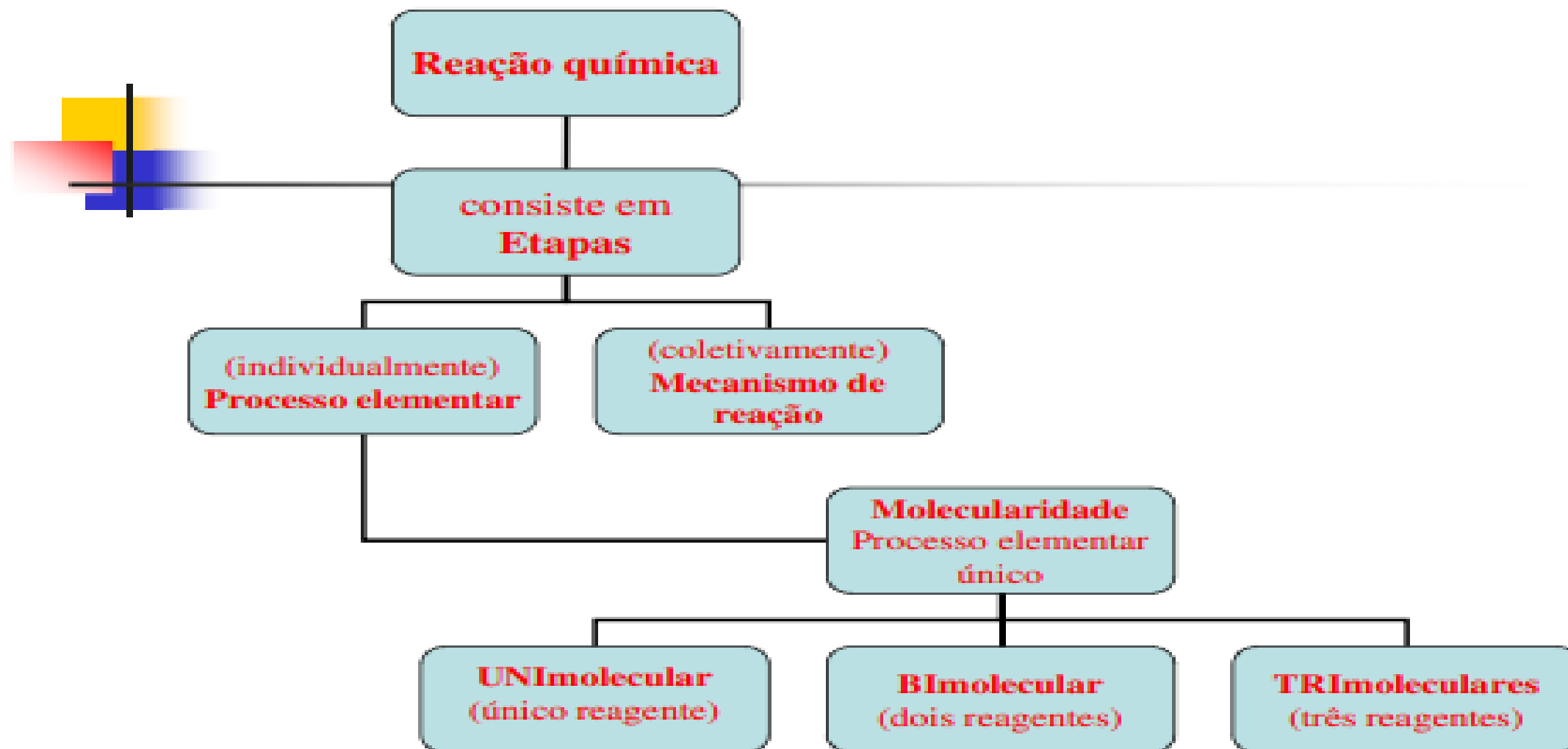


$$v = k \cdot [A]^1 \cdot [C]^1$$

Ordem da Reação:  
2ª Ordem



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

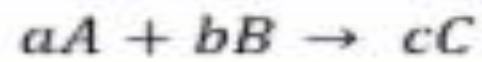


## VELOCIDADE MÉDIA

Variação de quantidade

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

Variação de tempo



Reação Elementar

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

## LEI DA VELOCIDADE

# CINÉTICA QUÍMICA

## FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE

São fatores que interferem nas colisões entre moléculas dos reagentes.

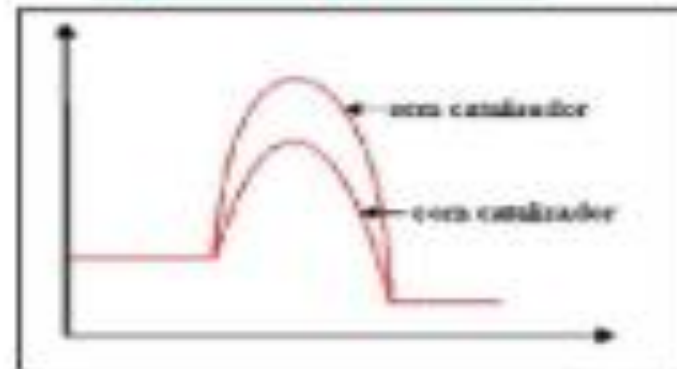
- Concentração
- Superfície de Contato
- Temperatura

Colisões

Velocidade

CATALISADOR

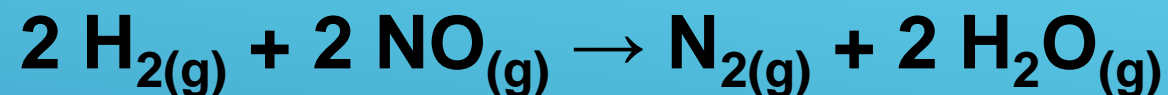
↑  $V$  ↓  $E_{at}$





## 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 <sup>-1</sup>	[H <sub>2</sub> ] mol . L <sup>-1</sup>	[NO] mol . L <sup>-1</sup>	Velocidade mol . L <sup>-1</sup> . s <sup>-1</sup>
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:

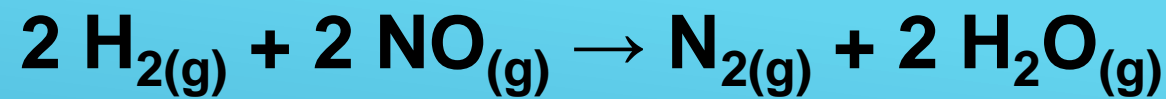
a)  $V = k \cdot [\text{H}_2]$

b)  $V = k \cdot [\text{NO}]$

c)  $V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$

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

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



Experimento mol . L <sup>-1</sup>	[H <sub>2</sub> ] mol . L <sup>-1</sup>	[NO] mol . L <sup>-1</sup>	Velocidade mol . L <sup>-1</sup> . s <sup>-1</sup>
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:**

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

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

**Lei de Velocidade:**

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

**Comparando os experimentos 1 e 2:**

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k. [\text{H}_2]_1^\alpha . [\text{NO}]_1^\beta}{k. [\text{H}_2]_2^\alpha . [\text{NO}]_2^\beta}$$

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

$$\therefore \alpha = 1$$

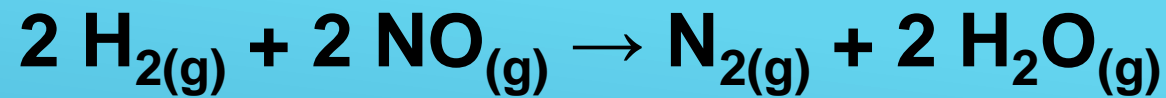
**Comparando os experimentos 1 e 3:**

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{k. [\text{H}_2]_1^\alpha . [\text{NO}]_1^\beta}{k. [\text{H}_2]_3^\alpha . [\text{NO}]_3^\beta}$$

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

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

$$\therefore \beta = 2$$



Experimento mol . L <sup>-1</sup>	[H <sub>2</sub> ] mol . L <sup>-1</sup>	[NO] mol . L <sup>-1</sup>	Velocidade mol . L <sup>-1</sup> . s <sup>-1</sup>
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:**

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

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

**Comparando os experimentos 1 e 3**

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

$$\therefore \beta = 2$$

**Cálculo da Constante de velocidade: K**  
Experimento 1:

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

$$0,1 = k. [0,1]^1 . [0,1]^2$$

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

**Lei de Velocidade:**

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

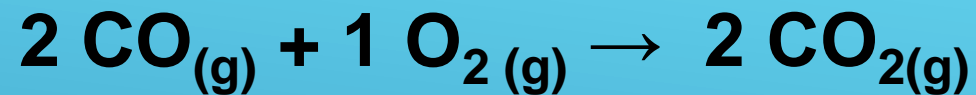
**Comparando os experimentos 1 e 2:**

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

$$\therefore \alpha = 1$$

# 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)	<del>[C] (mol/L)</del>	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:**

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{k \cdot [A]_1^\alpha \cdot [B]_1^\beta}{k \cdot [A]_3^\alpha \cdot [B]_3^\beta}$$
$$\frac{0,02}{0,04} = \frac{0,5^\alpha}{1,0^\alpha} \longrightarrow 0,5 = (0,5)^\alpha$$
$$\therefore \alpha = 1$$

**Comparando os experimentos 1 e 4:**

$$\frac{V_1}{V_4} = \frac{k \cdot [A]_1^\alpha \cdot [B]_1^\beta}{k \cdot [A]_4^\alpha \cdot [B]_4^\beta}$$
$$\frac{0,02}{0,08} = \frac{0,5^\alpha}{1,0^\alpha} \longrightarrow 0,25 = (0,5)^\alpha$$
$$\therefore \alpha = 2$$

**a) Lei de Velocidade:**

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