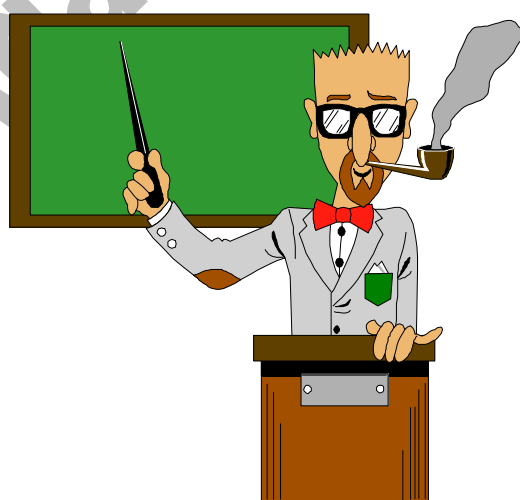


# *CINÉTICA QUÍMICA*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

< 2011 >

## CINÉTICA QUÍMICA

### INTRODUÇÃO

É à **parte da química que estuda a maior ou menor rapidez com que uma reação química ocorre e os fatores que a influenciam.**

Este estudo é importante para o nosso dia-a-dia, pois explica alguns fenômenos que convivemos tais como **oxidação do ferro (ocorre de forma lenta), alimentos em panela de pressão cozinham mais rápidos, etc.** estas reações podem ter suas velocidades alteradas.

### VELOCIDADE MÉDIA DE UMA REAÇÃO

A maior ou menor rapidez (velocidade) com que uma reação ocorre **é calculada pela relação entre a quantidade de um reagente (ou produto) que é consumido (ou produzido) e o intervalo de tempo gasto para isto.**

Normalmente esta velocidade é uma velocidade média.

As quantidades das substâncias são medidas em **mol/L, massas, volumes (gases)**, etc., enquanto que o intervalo de tempo pode ser dado em **segundos, minutos** ou **horas**.

A quantidade de reagente ou produto medida em **mol/L** é representada por **[ ]**.

A velocidade média é expressa então por:

$$v_m = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$

Exercícios:

01) Observe a tabela referente à decomposição da amônia produzindo hidrogênio e nitrogênio:

[NH <sub>3</sub> ]	8,0	4,0	2,0	1,0
tempo (horas)	0	1,0	2,0	3,0

Determine a velocidade média da reação, em função da amônia, no intervalo de tempo de:

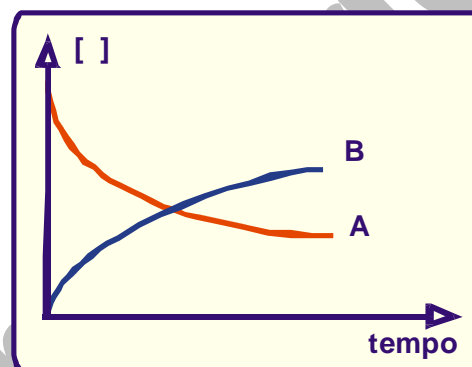
- 0 a 1h.
- 0 a 2h.
- 0 a 3h.

A velocidade média de consumo ou produção de uma substância não é constante durante a reação.

Para **uma substância que está sendo consumida, ela é máxima no início da reação e mínima no final.**

Para **uma substância que está sendo produzida, seu valor é mínimo no início da reação e máximo no final.**

Considerando uma reação  $A \rightarrow B$ , teríamos:



A velocidade média de todas as substâncias que fazem parte de uma reação nem sempre é a mesma, num mesmo instante, estes valores estão relacionados com os seus respectivos coeficientes estequiométricos.

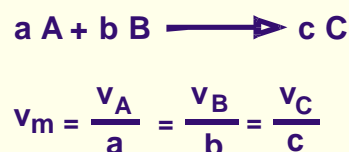
Para a reação  $2A + B \rightarrow 3C$ , se a velocidade de consumo de B for de  $2 \text{ mol/L}\cdot\text{min}^{-1}$ , as velocidades de A e C serão, respectivamente,  $4 \text{ mol/L}\cdot\text{min}^{-1}$  e  $6 \text{ mol/L}\cdot\text{min}^{-1}$ .

Para que a velocidade média da reação seja a mesma, a IUPAC recomenda que, seus valores sejam divididos pelos respectivos coeficientes, assim teremos:

$$v_m = \frac{4 \text{ mol/L}\cdot\text{min}}{2} = \frac{2 \text{ mol/L}\cdot\text{min}}{1} = \frac{6 \text{ mol/L}\cdot\text{min}}{3}$$

$$v_m = 2 \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Generalizando:



Exercícios:

- 01) (Covest-2006) A reação de decomposição da amônia gasosa foi realizada em um recipiente fechado:



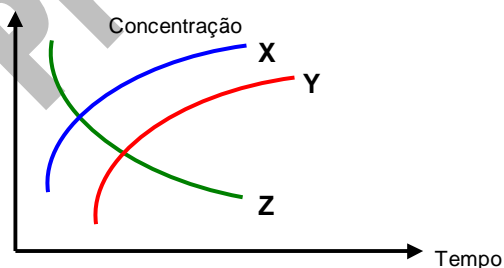
A tabela abaixo indica a variação na concentração de reagente em função do tempo.

Concentração de $\text{NH}_3$ em $\text{mol L}^{-1}$	8,0	6,0	4,0	1,0
Tempo em horas	0	1,0	2,0	3,0

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

- a)  $4,0 \text{ mol L}^{-1}\text{h}^{-1}$   
 b)  $2,0 \text{ mol L}^{-1}\text{h}^{-1}$   
 c)  $10 \text{ km h}^{-1}$   
 d)  $1,0 \text{ mol L}^{-1}\text{h}^{-1}$   
 e)  $2,3 \text{ mol h}^{-1}$
- 02) Em determinada experiência, a reação de formação de água está ocorrendo com o consumo de 4 mols de oxigênio por minuto. Conseqüentemente, a velocidade de consumo de hidrogênio é de:
- a) 2 mols/min.  
 b) 4 mols/min.  
 c) 8 mols/min.  
 d) 12 mols/min.  
 e) 16 mols/min.
- 03) (FMI-MG) Numa reação completa de combustão, foi consumido, em 5 minutos, 0,25 mol de metano, que foi transformado em  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . A velocidade da reação será:
- a) 0,80 mol/min.  
 b) 0,40 mol/min.  
 c) 0,05 mol/min.  
 d) 0,60 mol/min.  
 e) 0,30 mol/min.

- 04) O gráfico a seguir representa a variação das concentrações das substâncias X, Y e Z durante a reação em que elas tomam parte.



A equação que representa a reação é:

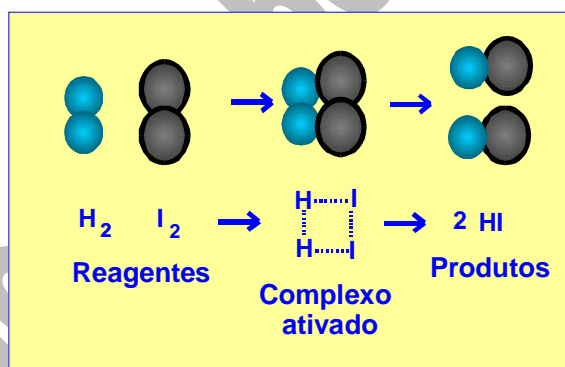
- a)  $X + Z \rightarrow Y$ .  
 b)  $X + Y \rightarrow Z$ .  
 c)  $X \rightarrow Y + Z$ .  
 d)  $Y \rightarrow X + Z$ .  
 e)  $Z \rightarrow X + Y$ .

## FATORES QUE INFLUEM NA VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO

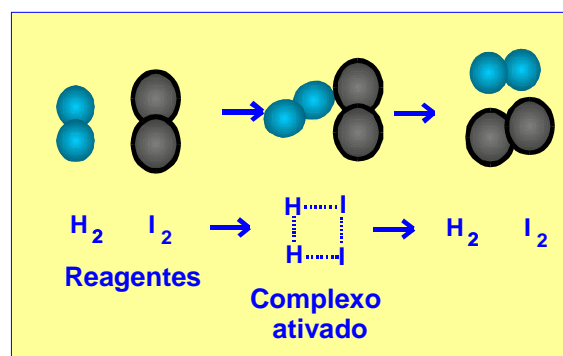
Para compreendermos os fatores que alteram a velocidade de uma reação devemos conhecer a **TEORIA DAS COLISÕES**.

Quando as substâncias reagentes estão em contato, **irão ocorrer colisões entre suas moléculas**, e parte destas colisões, dependendo de sua orientação e energia, **poderão originar produtos**.

Se as colisões entre as moléculas reagentes formarem novas substâncias, serão **COLISÕES EFETIVAS ou EFICAZES**.



Se as colisões entre as moléculas reagentes não formarem novas substâncias, serão **COLISÕES NÃO-EFETIVA ou NÃO-EFICAZES**.



De acordo com a teoria das colisões pode-se afirmar que **a velocidade de uma reação depende:**

- ❖ Da frequência das colisões.
- ❖ Da energia das colisões.
- ❖ Da orientação das moléculas nas colisões.

A **freqüência e a energia das colisões** são afetadas pelos fatores:

- ❖ Estado particular em que se encontram os reagentes.
- ❖ Temperatura em que se realiza a reação.
- ❖ Eletricidade.
- ❖ Luz.
- ❖ Pressão.
- ❖ Concentração dos reagentes.
- ❖ Catalisadores.

### ESTADO PARTICULAR DOS REAGENTES

No que se refere aos sólidos, **quanto mais pulverizados estiverem os reagentes, mais rápida é a reação.**

No que se refere ao estado físico dos reagentes, os **gases reagem melhor que os líquidos, e estes melhor que os sólidos.**

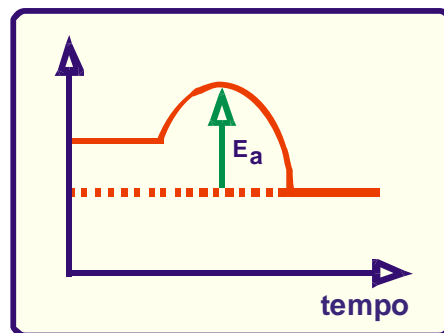
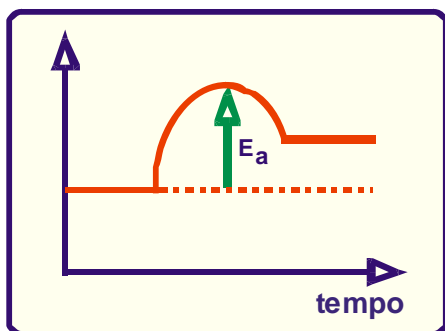
### TEMPERATURA EM QUE SE REALIZA A REAÇÃO

Um **aumento da temperatura aumenta a freqüência e a energia das colisões entre os reagentes, como conseqüência, o número de colisões efetivas e a velocidade da reação aumentam.**

Para que as moléculas quebrem suas ligações iniciais e formem novas substâncias é necessária uma energia mínima denominada de **ENERGIA DE ATIVAÇÃO ( $E_a$ )**.

Energia de ativação **é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado** e, em conseqüência, para a ocorrência da reação.

Graficamente temos:



### ELETRICIDADE

A **energia elétrica** pode ser usada para **aumentar a energia cinética das moléculas** e, em função disto **aumentar a velocidade da reação**. É o que ocorre nos motores dos automóveis onde a faísca elétrica provoca a combustão da gasolina.

### LUZ

A luz provoca algumas reações denominadas de **REAÇÕES FOTOQUÍMICAS**.

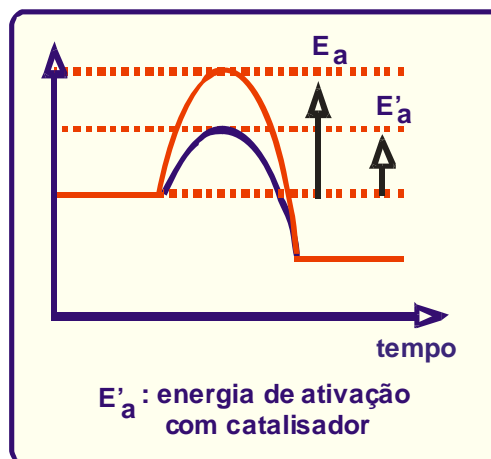
As principais são: Fotossíntese, decomposição da água oxigenada em água e oxigênio.

### PRESSÃO

Nas reações **com gases a pressão altera o número de colisões**.

### CATALISADORES

É uma substância que **diminui a energia de ativação de uma reação aumentando assim a sua velocidade**. Os catalisadores não são consumidos durante a reação.



## CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES

Um **aumento da concentração dos reagentes** numa solução **acarretará no aumento do número de colisões** e, em conseqüência, um **aumento da velocidade da reação**.

Para uma reação genérica:



A velocidade da reação é dada pela expressão:

$$v = k [A]^x [B]^y$$

Onde os valores de "x" e "y" são determinados experimentalmente.

Esta equação é conhecida pelo nome de **LEI DA VELOCIDADE**.

Para as **reações elementares os valores dos expoentes são iguais aos coeficientes das substâncias na equação química**.

Na reação  $2 \text{NO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{N}_{2(g)} + \text{H}_{2}\text{O}_{(g)}$  a equação da velocidade é  $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$ .

## ORDEM DE UMA REAÇÃO

**Os expoentes da equação da velocidade caracterizam a ordem da reação**.

Assim, no exemplo:

- ❖ A reação é de 3ª ordem ( 2 + 1 = 3).
- ❖ Em relação ao NO, a reação é de 2ª ordem.
- ❖ Em relação ao H<sub>2</sub>, a reação é de 1ª ordem.

Se **uma reação ocorrer em várias etapas sua velocidade é dada pela etapa mais lenta**.



A velocidade desta reação será dada por:

$$v = k \cdot [A]^2$$

Exercícios:

01) A velocidade de uma reação química depende:

- I. Do número de colisões entre moléculas na unidade de tempo.
- II. Da energia cinética das moléculas envolvidas na reação.
- III. Da orientação das moléculas.

Estão corretas as alternativas:

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

02) Das proposições abaixo, relacionadas com cinética química, a única falsa é:

- a) A velocidade de uma reação pode ser medida pelo consumo dos reagentes na unidade de tempo.
- b) A colisão entre as partículas químicas é necessária para que haja reação.
- c) Temperatura e catalisador são fatores que influenciam na velocidade de reação.
- d) A concentração dos reagentes afeta a velocidade de reação.
- e) A natureza dos reagentes não exerce influência na velocidade de reação.

03) A velocidade de uma reação global, quando composta de várias etapas, é:

- a) Média das velocidades das etapas.
- b) Determinada pela velocidade da etapa mais rápida.
- c) Determinada pela velocidade da etapa mais lenta.
- d) Determinada pela soma das constantes de velocidade de cada reação.
- e) Determinada pela soma das velocidades individuais das etapas.

04) O carvão é combustível constituído de uma mistura de compostos ricos em carbono. A situação do combustível, do comburente e a temperatura utilizada favorecerão a combustão do carbono com maior velocidade é, respectivamente:

- a) carvão em pedaços, ar atmosférico, 0°C.
- b) carvão pulverizado, ar atmosférico, 30°C.
- c) carvão em pedaços, oxigênio puro, 20°C.
- d) carvão pulverizado, oxigênio puro, 100°C.
- e) carvão em pedaços, oxigênio líquido, 50°C.

05) A reação  $A + 2 B \rightarrow P$  se processa em uma única etapa. Qual a velocidade desta reação quando  $K = 0,3 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$ ,  $[A] = 2,0 \text{ M}$  e  $[B] = 3,0 \text{ M}$  ?

- a) 5,4.
- b) 4,5.
- c) 1,8.
- d) 18,0.
- e) 54.

06) Na decomposição térmica da amônia expressa pela equação:



Duplicando-se a concentração molar de  $\text{NH}_3$ , a velocidade da reação ficará:

- inalterada.
- duas vezes maior.
- três vezes maior.
- quatro vezes maior.
- seis vezes maior.

07) A tabela abaixo apresenta os valores das velocidades de reação e as correspondentes concentrações em mol/L dos reagentes em idênticas condições, para o processo químico representado pela equação:



velocidade	[X]	[Y]
10	5	10
40	10	10
40	10	20

A equação de velocidade desse processo é:

- $v = k [\text{X}]^3 [\text{Y}]^2$ .
- $v = k [\text{X}]^2 [\text{Y}]^2$ .
- $v = k [\text{X}]^0 [\text{Y}]^2$ .
- $v = k [\text{X}]^2 [\text{Y}]^0$ .
- $v = k [\text{X}]^2 [\text{Y}]^3$ .

08) Num laboratório foram efetuadas diversas experiências para a reação:



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

Experimento	[H <sub>2</sub> ]	[NO]	v (mol/l.s)
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 anterior, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

- $v = k \cdot [\text{H}_2]$ .
- $v = k \cdot [\text{NO}]$ .
- $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$ .
- $v = k \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$ .
- $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$ .

09) Considerando a reação:



que ocorre em uma única etapa e que, numa dada temperatura, apresenta a lei experimental de velocidade dada por  $v = k \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$ , é correto afirmar que essa reação é de:

- 3ª ordem e molecularidade 2.
- 2ª ordem e molecularidade 3.
- 3ª ordem e molecularidade 3.
- 2ª ordem e molecularidade 2.
- 5ª ordem e molecularidade 5.

10) Para uma reação elementar do tipo:



Pode-se afirmar que:

- A velocidade de consumo de A é igual à velocidade de formação de C.
- A velocidade de consumo de B é a metade da velocidade de formação de C.
- A soma das velocidades de consumo de A e B é igual à velocidade de formação de C.
- A velocidade da reação é dada pela relação  $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$ .
- A reação de segunda ordem.

11) A combustão do butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) corresponde à equação:



Se a velocidade da reação for 0,05 mol de butano por minuto, qual será a massa de  $\text{CO}_2$  produzida em 1 hora?

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol;  
H = 1 g/mol.

- 880g.
- 264g.
- 8,8g.
- 528g.
- 132g.

12) (Covest-99) Uma boca de fogão a gás queima 5 L de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) por hora. Qual a velocidade da produção de gás carbônico nesta reação em L/hora, nas mesmas condições de temperatura e pressão?

Resp: 20 L / hora

## EXPERIÊNCIAS

### FATORES QUE AFETAM A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO

#### ❖ TEMPERATURA

Material:

- 1) Comprimido efervescente.
- 2) Água gelada.
- 3) Béquer.
- 4) Lâmina de corte.

Procedimento:

- a) Coloque 100 mL de água da torneira em um béquer, 100 mL de água gelada em outro, 100 mL de água a 40°C em um terceiro béquer e 100 mL de água em ebulição em um quarto béquer.
- b) Corte o comprimido em 4 partes iguais e coloque uma parte em cada béquer.
- c) Anote, para cada béquer, o tempo que leva para que todo o comprimido se decomponha.

. Comentários:

- 1) A velocidade da reação foi influenciada pela temperatura da água?
- 2) Qual a influência do aumento da temperatura sobre a velocidade da reação?

#### ❖ SUPERFÍCIE DE CONTATO

Material:

- 1) Comprimido efervescente.
- 2) Béquer.
- 3) Lâmina de corte.

Procedimento:

- a) Coloque 100 mL de água da torneira em cada béquer.
- b) Corte em duas partes iguais o comprimido efervescente. A primeira parte deixar sem fragmentar e a segunda parte triturar em finas partículas.
- c) Colocar as duas partes, uma em cada béquer, anotar o tempo que estas partes levam para se dissolver.

Comentários:

- a) A reação de decomposição do comprimido se processa com igual velocidade em cada béquer?
- b) Porque ocorreu esta diferença de velocidade na reação entre as duas partes do comprimido?

#### ❖ CONCENTRAÇÃO (1)

Material:

- 1) Comprimido efervescente.
- 2) Vinagre.
- 3) Béquer.

Procedimento:

Corte o comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, à mesma temperatura. Em um dos copos, adicione uma colher de chá de vinagre e, ao outro, uma colher de sopa. Agite o conteúdo para tornar a solução homogênea. Coloque metade do comprimido em cada copo, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

## ❖ CONCENTRAÇÃO (2)

Material:

- 1) Copo de béquer.
- 2) Ácido clorídrico.
- 3) Magnésio.

Procedimento:

- a) Em cada copo de béquer (ou tubo de ensaio) adicione água destilada.
- b) No béquer (1) adicione 2 gotas de HCl.
- c) No béquer (2) adicione 6 gotas de HCl.
- d) Em cada béquer adicione, simultaneamente, a mesma massa de magnésio e observe onde há formação de maior quantidade de gás se formando.

## ❖ CATALISADOR (1)

Material:

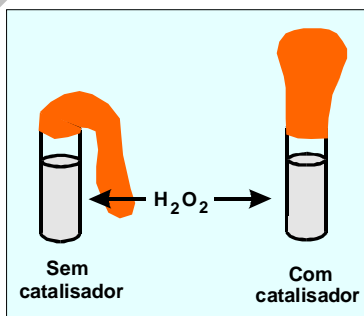
1. Peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ).
2. Dióxido de manganês ( $MnO_2$ ), batata, pedaço de carne ou gota de sangue.

Procedimento:

- a) Coloque água oxigenada em dois tubos de ensaio (1 e 2).
- b) A um dos tubos adicione  $MnO_2$  em pó.
- c) Nas extremidades dos tubos coloque uma bexiga.

Comentários:

No tubo que contém o dióxido de manganês teremos uma reação mais veloz, fato este comprovado por maior produção de gás oxigênio, fazendo com que a bexiga fixe no mesmo fiquem mais cheias.



## ❖ CATALISADOR (2)

Material:

1. Peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) a 30 vol.
2. Solução de iodeto de potássio (KI).
3. Detergente.
4. Proveta.

Procedimento:

- a) Misture na proveta 6 mL de água oxigenada e um pouco de detergente e agite levemente, até observar a formação de bolhas.
- b) A seguir, adicione KI e agite novamente. Agora a formação de espuma é muito maior.
- c) Para comprovar que o KI foi um catalisador nesta reação adicione nitrato de chumbo, é formado um precipitado amarelo, indicando que existe KI.



## ENERGIA DE ATIVAÇÃO POR ATRITO

**OBJETIVO:** Mostrar que a energia de ativação pode ser obtida através de um choque mecânico.

### MATERIAIS:

- Hidróxido de amônio.
- Iodo sólido.
- Tubo de ensaio.
- Papel.
- Espátula.
- Bastão de vidro.

### MODO DE FAZER:

- Coloque no tubo de ensaio uma pequena quantidade de solução de hidróxido de amônio, e em seguida adicione o iodo (suficiente para formar um sistema aglomerado).
- Despeje o conteúdo numa folha de papel e espere secar.
- Com o bastão bata sobre os grãos. Choques leves já são suficientes para que ocorra uma explosão.

