

CINÉTICA QUÍMICA

A cinética química estuda a velocidade das reações e os fatores que nela influem. Estuda ainda a possibilidade de controlar essa velocidade, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas.

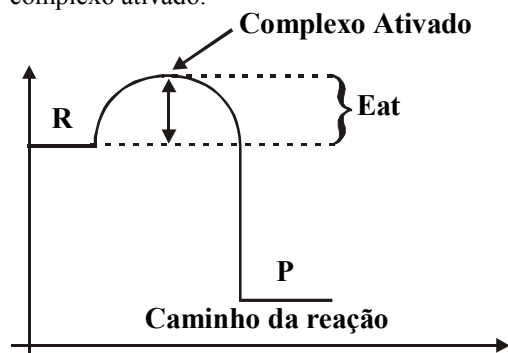
Condições para que a reação ocorra

É preciso que os reagentes estejam em contato e que tenham afinidade química; além disso que hajam CHOQUES efetivos entre suas moléculas (Teoria das Colisões).

CHOQUES EFETIVOS são choques que possuem uma orientação favorável e com energia suficiente para que a ligação existente nos reagentes seja rompida e novas ligações sejam formadas.

Energia de Ativação

É a energia necessária para que os reagentes atinjam o complexo ativado.



Complexo ativado é uma estrutura instável e intermediária entre os reagentes e produtos de uma reação.

IMPORTANTE!

Quanto menor a energia de ativação, maior a velocidade da reação.

Fatores que Influenciam a Velocidade.

Natureza dos Reagentes

Quanto maior for o número de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes elas forem, mais lenta será a reação e vice-versa.

Obs.: Reação orgânicas tendem a ser mais lentas (moléculas grandes, muitas ligações) que as inorgânicas (íons, poucas ligações).

Superfície de Contato

Quanto maior a área exposta de um reagente aos demais, maior a velocidade da reação.

Ex.: Velocidade Sólido triturado, Pulverizado > VSólido

Temperatura

Aumento de temperatura, aumenta a velocidade das reações químicas exotérmicas e endotérmicas, embora favoreça mais as endotérmicas.

Obs.: Regra de Van't Hoff "Cada elevação de 10°C na temperatura de uma reação duplica sua velocidade."
(Não é aplicada a todas as reações)

Concentração dos Reagentes

Quanto maior o número de partículas de reagentes por unidade de volume, maior a chance de haver colisão efetiva.

Catalisador

É uma substância que interage com os reagentes fornecendo um caminho mais fácil para que a reação se efetive. Ele não é consumido no processo.

A ação de um catalisador pode ser intensificada por um PROMOTOR ou ATIVADOR (são substâncias que sozinhas não exercem nenhum efeito sobre a reação) ou pode ter sua ação inibida por outras substâncias denominada VENENO.

Inibidor

São substâncias que interagem com os reagentes fornecendo um caminho mais difícil para que a reação se efetive.

Pressão

É considerável apenas quando as substâncias reagentes estão na fase gasosa, pois aumenta o contato entre os reagentes.

Luz e Eletricidade

Quanto maior o fornecimento de luz e eletricidade, maior a velocidade das reações que são ativadas por esses fatores.

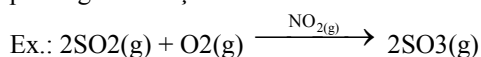
Catálise

A reação onde toma parte um catalisador é chamada catálise que pode ser:

Catálise Homogênea:

O sistema reagente + catalisador é monofásico.

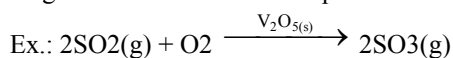
O catalisador forma com um dos reagentes um composto intermediário que necessita de menos energia para prosseguir a reação.



Catálise Heterogênea

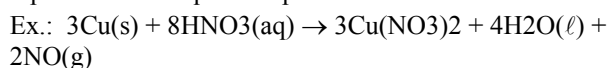
O sistema reagente + catalisador é polifásico.

O catalisador ajuda a enfraquecer as ligações nos reagentes facilitando seu rompimento.



Autocatálise

Um dos produtos atua como catalisador da reação, que no início é lenta e vai se tornando progressivamente mais rápida à medida que esse produto vai sendo formado.



Lei da Ação das Massas ou Lei de Guldeberg/Waage

"A cada temperatura, a velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em mol/L dos reagentes, elevados a expoentes determinados experimentalmente."

Se a reação for elementar é porque ela se desenvolve em uma única etapa – Os expoentes a que devem ser elevadas as concentrações em mol/L serão os próprios coeficientes da reação balanceada.

Ex.: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$V = K [A]^a [B]^b$, onde K é uma constante que só depende da temperatura.

Se a reação não for elementar ela se desenvolve em duas ou mais etapas e a velocidade é determinada pela etapa mais lenta.

Ex.: $2NO_2(g) + O_3(g) \rightarrow N_2O_5(g) + O_2(g)$

Essa reação ocorre em duas etapas:

$NO_2(g) + O_3(g) \rightarrow NO_3(g) + O_2(g)$ (lenta)

$NO_3(g) + NO_2(g) \rightarrow N_2O_5(g)$ (rápida)

A Lei Cinética é: $V = K [NO_2][O_3]$

ATENÇÃO!

Ordem de uma reação: é a soma de todos os expoentes que aparecem na expressão da velocidade de uma reação.

Ex.: $V = K [A]^2 [B]$

Ordem global: $2 + 1 = 3$

Ordem em relação a A : 2ª ordem

Ordem em relação a B: 1ª ordem

Molecularidade

É o número mínimo de partículas reagentes que precisam colidir em cada etapa da reação.

Ex.: $1H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(l)$

Molecularidade = 3

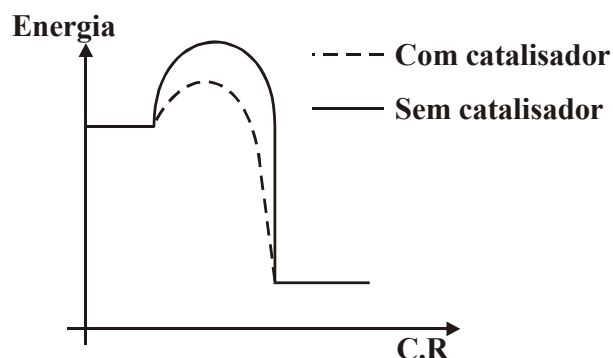
Velocidade média da reação em função de uma das substâncias participantes é a razão entre a quantidade consumida ou produzida e o intervalo de tempo.

$$V_m = \frac{[A]_{\text{final}} - [A]_{\text{inicial}}}{T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}}$$

Velocidade instantânea da reação é calculada em função de uma substância participante e é o limite da velocidade média quando o intervalo de tempo tende a zero.

$$Y = \lim_{T \rightarrow 0} \frac{\Delta[]}{\Delta T}$$

Gráfico Energia x Caminho da Reação com catalisador



EXERCÍCIO DE SALA

01. Considere os estudos cinéticos de uma reação química e julgue os itens com V ou F.

0 0 Toda reação é produzida por colisões, mas nem toda colisão gera uma reação.

1 1 Uma colisão altamente energética pode produzir uma reação.

2 2 Toda colisão com orientação adequada produz uma reação.

3 3 A energia mínima para uma colisão efetiva é denominada

02. A velocidade de uma reação química depende:

0 0 Do número de colisões entre as moléculas na unidade de tempo.

1 1 Da energia cinética das moléculas envolvidas na reação.

2 2 Da orientação das moléculas.

3 3 Da temperatura que ela foi realizada.

4 4 Da variação de entalpia.

03. Das proposições abaixo, relacionadas com cinética química, julgue os itens abaixo:

0 0 A velocidade de uma reação pode ser medida pelo consumo de reagentes e produtos na unidade de tempo.

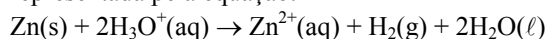
1 1 A colisão entre as partículas químicas é necessária para que haja reação.

2 2 A natureza dos reagentes não exerce influência na velocidade de reação.

3 3 Zinco em pó reage com uma menor velocidade que em barra.

4 4 A concentração dos reagentes afeta a velocidade da reação.

04. A reação entre zinco e ácidos em solução pode ser representada pela equação:



A velocidade da reação será maior se usarmos:

0 0 Zinco em pó

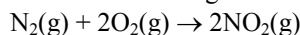
1 1 Zinco em barra

2 2 Água destilada em vez de ácidos

3 3 Ácidos diluídos em vez de concentrados

4 4 Zinco em lâminas

05. Considere a seguinte reação química:



Em que a equação de velocidade é expressa por:

$$V = k \cdot [N_2] \cdot [O_2]^2$$

Assinale as afirmações corretas:

0 0 Ao duplicarmos a concentração de O_2 , a velocidade da reação torna-se quatro vezes maior.

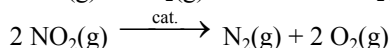
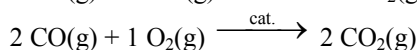
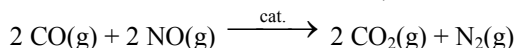
1 1 A reação fica duas vezes mais rápida se duplicarmos a concentração de N_2 .

2 2 A velocidade fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de N_2 e O_2 .

3 3 Ao duplicarmos a concentração de O_2 e reduzimos à metade a concentração de N_2 , a velocidade da reação torna-se duas vezes maior.

4 4 A velocidade da reação depende apenas da temperatura.

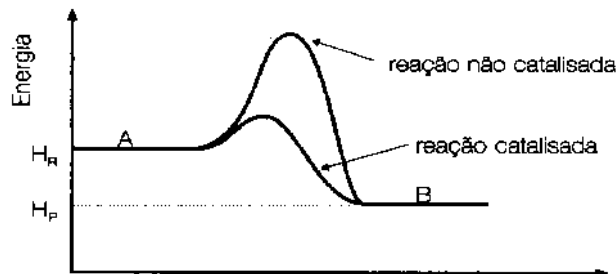
06. Para diminuir a poluição atmosférica, muitos carros utilizam conversores catalíticos que são dispositivos como "colméias" contendo catalizadores apropriados e por onde fluem os gases produzidos na combustão. Ocorrem reações complexas com transformações de substâncias tóxicas em não-tóxicas, como:



Julgue as afirmações a seguir:

- 0 0 São todas de catálise heterogênea.
 1 1 Os catalisadores são consumidos nas reações.
 2 2 Os catalisadores aumentam a superfície de contato entre os reagentes.
 3 3 Baixas temperaturas provavelmente aumentam a eficácia dos conversores catalíticos.

07. (UFSC) Seja uma reação genérica $A \xrightarrow{\frac{V1}{V2}} B$, representada pelo gráfico a seguir:



Assinale as opções que completam a frase: A presença do catalisador aumenta a velocidade da reação:

- 0 0 Diminuindo sua entalpia.
 1 1 Aumentando a energia de ativação dos reagentes.
 2 2 Deslocando o equilíbrio.
 3 3 Aumentando as velocidades V' e V'' simultaneamente.
 4 4 Aumentando V' e diminuindo V'' .
 5 5 Aumentando o valor da constante de equilíbrio.

08. As proposições abaixo são sobre CINÉTICA QUÍMICA.

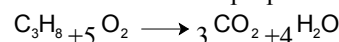
- 0 0 Além de outros fatores, a velocidade de uma reação química depende também dos estados de agregação dos reagentes.
 1 1 Os catalisadores diminuem a energia de ativação das reações, tornando-as mais rápidas.
 2 2 As reações entre reagentes gasosos dispensam a presença de catalisadores, porque sempre são muito rápidas.
 3 3 Todas as reações exotérmicas têm energia de ativação igual a zero.
 4 4 As enzimas atuam como catalisadores de reações bioquímicas.

09. Sobre CINÉTICA QUÍMICA é correto afirmar:

0 0 As velocidades de reações entre gases independem da pressão.

- 1 1 Em reações de catálise há aumento na massa do catalisador.
 2 2 Quanto maior for a superfície de contato entre os reagentes, mais lenta será a reação.
 3 3 Nas reações em solução aquosa a velocidade da reação aumenta com a diminuição da temperatura.
 4 4 Reações entre gases são mais rápidas do que entre líquidos.

10. A combustão do propano obedece à equação:



Havendo consumo de 0,5 mols de moléculas do hidrocarboneto em 15 minutos, a velocidade da reação,

em mols de CO_2 /min, será:

- a) 0,033.
 b) 0,3.
 c) 0,1.
 d) 0,2.
 e) n.d.a.

11. Considere a reação: $x + y \longrightarrow z + w$.

Admitindo-se que o substância x reage conforme a tabela:

no de mols de x	tempo: s
5,0	0
3,0	10
2,5	20

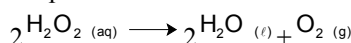
Determine a velocidade média da reação em relação a x, no intervalo entre 0 e 20s, em mols/s:

- (a) 0,05.
 (b) 0,06.
 (c) 0,125.
 (d) 0,13.
 (e) 0,3.

12. A velocidade da reação entre nitrogênio e hidrogênio, produzindo gás amoníaco, é função:

- (a) somente da concentração dos reagentes.
 (b) somente da temperatura em que é efetuada.
 (c) somente de pressão a que são submetidos os reagentes.
 (d) somente da presença de um catalisador adequado.
 (e) de todos os fatores acima mencionados.

13. Os seguintes dados são para a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio a uma certa temperatura:



Tempo (min)	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (mol/ℓ)
0	0,60
10	0,45
20	0,34
30	0,25

As velocidades médias de decomposição do peróxido de hidrogênio nos Intervalos 0 a 10 min, 0 a 20 min e 20 a 30 min são respectivamente, em mol/litro × min:

- (a) $1,5 \times 10^{-2}$; $1,3 \times 10^{-2}$; 9×10^{-2} .
(b) $1,5 \times 10^{-1}$; $2,6 \times 10^{-2}$; 9×10^{-2} .
(c) $6,0 \times 10^{-2}$; $4,5 \times 10^{-2}$; $3,4 \times 10^{-2}$.
(d) $4,5 \times 10^{-2}$; $3,4 \times 10^{-2}$; $2,5 \times 10^{-2}$.
(e) $6,0 \times 10^{-2}$; $3,0 \times 10^{-2}$; $3,4 \times 10^{-2}$.

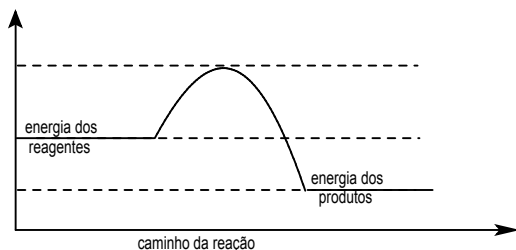
14. Abaixo temos alguns termos e seus respectivos conceitos:

- | | |
|-------------------------|---|
| 1. Colisão efetiva | A. um processo em que o catalisador está numa fase separada da dos reagentes |
| 2. Autocatálise | B. um processo no qual um dos produtos serve para aumentar a velocidade da reação. |
| 3. Ativação | C. partículas de reagentes juntando-se com energia suficiente e orientações apropriadas para permitir reação química. |
| 4. Catálise heterogênea | D. energização de um maior número de partículas reagentes para que consigam galgar o estágio de complexo ativado. |

Associando-se a primeira coluna com os conceitos da segunda temos:

- (a) 1D, 2C, 3B, 4A.
(b) 1D, 2A, 3C, 4B.
(c) 1C, 2B, 3D, 4A.
(d) 1C, 2D, 3B, 4A.
(e) 1A, 2B, 3D, 4C.

15. Considere o gráfico de uma reação:



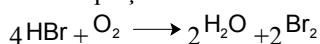
A partir dele forem feitas as seguintes afirmativas:

- I. A energia de ativação é 15 kcal.
II. A reação é endotérmica.
III. A reação é espontânea.

Você pode concluir que dessas afirmativas:

- (a) todas são falsas.
(b) todas são corretas.
(c) somente II e III são corretas.
(d) somente I e II são corretas.
(e) somente I e III são corretas.

16. A equação:



pode ser mostrada nas seguintes etapas:

- I. $\text{HBr} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{HOBr}$ (lenta)
II. $\text{HOBr} + \text{HBr} \longrightarrow 2\text{HBrO}$ (rápida)
III. $2\text{HBrO} + 2\text{HBr} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$ (rápida)
- A expressão que determina a velocidade da reação principal é da alternativa:
- (a) $v = K [\text{HOBr}] [\text{HBr}]$
(b) $v = K [\text{HBrO}]^2 [\text{HBr}]^2$
(c) $v = K [\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Br}_2]^2$
(d) $v = K [\text{HBr}]^4 [\text{Br}_2]^2$
(e) $v = K [\text{HBr}] [\text{O}_2]$

17. O leite se estraga devido a reações químicas realizadas por microorganismos. Um meio de diminuir a velocidade dessas reações é fazer com que o leite seja:

- (a) coado.
(b) mantido em temperaturas baixas.
(c) misturado com água destilada.
(d) guardado no escuro.
(e) embalado em recipientes pequenos.

18. Uma pizzaria pode conservar por mais tempo a mussarela que usa para preparar suas pizzas se armazená-la

- (a) em peça, à temperatura ambiente.
(b) fatiada, à temperatura ambiente.
(c) moída, à temperatura ambiente.
(d) em peça, sob refrigeração.
(e) fatiada, sob refrigeração.

19. À temperatura ambiente uma reação química ocorre com certa rapidez. Para torná-la mais lenta pode-se:

- I. realizada em temperatura inferiores à ambiente.
II. adicionar um catalisador.
III. aumentar a concentração dos reagentes.

Dessas afirmações, somente:

- (a) I é verdadeira.
(b) II é verdadeira.
(c) III é verdadeira.
(d) I e II são verdadeiras.
(e) II e III são verdadeiras

20. Uma batata picada cozinha mais rapidamente do que se estivesse inteira. Isso acontece porque a batata, quando em pedaços, apresenta maior:

- (a) temperatura.
(b) volume.
(c) massa.
(d) superfície de contato.
(e) quantidade de enzimas.

FIM.