

CINÉTICA QUÍMICA

A área da química que estuda as velocidades com que ocorrem as reações químicas é denominada **cinética química**. A palavra cinética refere-se aqui à **velocidade ou dinâmica de uma reação**, isto é, à variação de algum fator de um reagente ou de um produto com o tempo.

Para o químico, um dos mais significativos benefícios que vem do estudo das velocidades de reação é o conhecimento dos detalhes de como as variações químicas ocorrem. Uma reação química não ocorre, normalmente, em uma única etapa, envolvendo as colisões simultâneas de todas as moléculas reagentes descritas na equação global balanceada. Em vez disso, a mudança observada é o resultado de uma sequência de reações simples. Essa sequência é chamada **mecanismo** da reação e o estudo das velocidades de reações nos esclarece qual o tipo de mecanismo existente. Dessa forma, adquirimos uma compreensão maior sobre as reações fundamentais que levam as substâncias a reagir da maneira como o fazem.

Qualquer reação pode ser representada por uma equação geral do tipo:

Reagentes → Produtos

Entende-se por essa equação que, no decorrer da reação, reagentes são consumidos enquanto produtos são formados. Assim podemos seguir a evolução da reação, medindo tanto a diminuição da concentração dos reagentes quanto o aumento da concentração dos produtos.

Assim podemos expressar a velocidade da reação como:

$$V = -\Delta [\text{reagente}] / \Delta t \quad \text{ou} \quad V = \Delta[\text{produto}]/\Delta t$$

Sabendo que Δ [reagente] e Δ [produto] são variações de concentração (em

mol/L) durante um intervalo de tempo Δt . Uma vez que a concentração de um reagente decresce com o tempo, Δ [reagente] é uma quantidade negativa. Como a velocidade da reação é uma quantidade positiva, torna-se necessário introduzir um sinal negativo na equação da velocidade para tornar a velocidade positiva. Por outro lado, a velocidade de formação do produto não necessita desse artifício, uma vez que é uma quantidade positiva.

Para reações mais complexas como: $2A \rightarrow B$, devemos ter mais cuidado ao escrevermos as expressões para a velocidade da reação.

Nesse processo, para cada mol de B formado são consumidos 2 mol de A, ou seja, a velocidade com que A é consumido é duas vezes a velocidade de formação de B. Escrevemos a velocidade da reação como:

$$V = -0,5 \Delta[A]/\Delta t \quad \text{ou} \quad V = \Delta[B]/\Delta t$$

Dependendo da natureza da reação, há maneiras diversas de medir a velocidade da mesma:

Variação de tonalidade em reações que envolvam reagentes ou produtos coloridos, variação de pressão em reações que envolvam participantes gasosos, etc.





Os fatores que controlam a rapidez com a qual as transformações ocorrem são:

1. *A natureza dos reagentes e produtos.* Sendo todos os outros fatores iguais, algumas reações são naturalmente rápidas e outras são naturalmente lentas, dependendo da composição química das moléculas ou íons envolvidos.
2. *A concentração das espécies reagentes.* Para duas moléculas reagirem uma com a outra elas precisam se encontrar, e a probabilidade de que isso vá ocorrer numa mistura homogênea aumenta com o aumento de suas concentrações. Para as reações heterogêneas, aquelas em que os reagentes estão em fases separadas, a velocidade também depende da área de contato existente entre as fases. Uma vez que muitas partículas pequenas possuem uma área bem maior do que uma partícula grande, de mesma massa total. Assim, diminuindo o tamanho das partículas aumentaremos a velocidade da reação.
3. *O efeito da temperatura.* Quase todas as reações químicas ocorrem de forma mais rápida quando suas temperaturas são aumentadas. Uma vez que o aumento da temperatura aumenta a energia

cinética média das moléculas, estas se tornam mais agitadas e suas colisões mais eficientes.

4. *A influência dos agentes externos chamados catalisadores.* As velocidades de muitas reações, incluindo virtualmente todas as reações bioquímicas, são afetadas por substâncias chamadas catalisadores.

I- Leis de Velocidade

O efeito da concentração do reagente sobre a velocidade de uma reação pode ser estudado determinando-se como a velocidade inicial depende das concentrações iniciais.

A velocidade é quase sempre diretamente proporcional à concentração dos reagentes, elevada a alguma potência. Isto significa que, para a reação geral



a velocidade pode ser escrita como

$$\text{velocidade} \propto [A]^x$$

em que o expoente, x , é chamado **ordem de reação**. Quando $x=1$, temos uma reação de primeira ordem.

A tabela a seguir apresenta três medidas da velocidade da reação



$[F_2]$ (mol.L ⁻¹)	$[ClO_2]$ (mol.L ⁻¹)	Velocidade Inicial (mol.L ⁻¹ . s ⁻¹)
1. 0,10	0,010	$1,2 \times 10^{-3}$
2. 0,10	0,040	$4,8 \times 10^{-3}$
3. 0,20	0,010	$2,4 \times 10^{-3}$

Observando as linhas 1 e 3 na tabela, podemos ver que se duplicarmos $[F_2]$ mantendo constante $[ClO_2]$, a velocidade da reação duplica. Então, podemos concluir que a velocidade é diretamente proporcional a $[F_2]$. Do mesmo modo, os dados das linhas 1 e 2 mostram que uma quadruplicação de $[ClO_2]$, mantendo $[F_2]$ constante, corresponde a uma quadruplicação da velocidade, portanto a velocidade também é diretamente proporcional a $[ClO_2]$. Essas observações empíricas estão representadas na seguinte lei de velocidade:

$$V = k [F_2] [ClO_2]$$

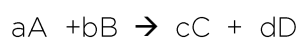
O termo k é a **constante de velocidade**, que é a constante de proporcionalidade entre a velocidade de uma reação e a concentração dos reagentes. Essa equação é conhecida como a **lei da velocidade**, que exprime a relação da velocidade da reação com a constante de velocidade e com as concentrações dos reagentes. A constante de velocidade pode ser calculada com base na concentração dos reagentes e da velocidade inicial. Usando a linha 1, temos:

$$K = V / [F_2] [ClO_2]$$

$$K = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})/\text{s} / (0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$K = 1,2$$

Para a reação geral do tipo



a lei da velocidade é:

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

Onde os expoentes x e y são determinados experimentalmente.

A soma dos valores das potências de todas as concentrações dos reagentes que aparecem na lei da velocidade é conhecida como **ordem da reação global**.

Para a expressão da lei de velocidade mostrada acima, a ordem global da reação é dada por $x+y$. Para a reação envolvendo F_2 e ClO_2 a ordem total é $1+1$, ou 2. Dizemos que a reação é de primeira ordem em F_2 e de primeira ordem em ClO_2 , ou de segunda ordem global. Observe que a ordem de uma reação é sempre determinada pela concentração dos reagentes e nunca pela concentração dos produtos.

II- Teoria das colisões e energia de ativação

A teoria cinética dos gases postula que as moléculas de um gás colidem frequentemente umas com as outras. Assim, podemos admitir que, em geral, as reações químicas ocorrem como consequência das colisões entre as moléculas dos reagentes. Aplicando a teoria das colisões à cinética química, podemos esperar que a velocidade de reação seja diretamente proporcional ao número de colisões moleculares por segundo, ou seja, à frequência das colisões moleculares:

$V \propto$ número de colisões/segundo

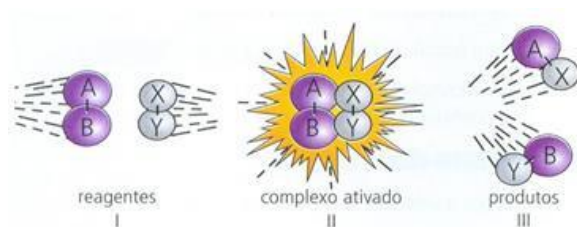
Embora a teoria das colisões seja intuitivamente muito atrativa, a relação entre a velocidade de reação e a frequência de colisões moleculares é mais complexa. A teoria das colisões admite que, sempre que uma molécula reagente colide com a outra, ocorre reação. Contudo, nem todas as colisões conduzem à formação de produtos. Na prática, verificamos que, em muitos casos, a ocorrência de colisões por si não garante que a reação ocorra.

Qualquer molécula em movimento possui energia cinética; assim quanto mais rápido se mover, maior será a energia cinética. Quando as moléculas colidem, parte da energia cinética é convertida em energia

CINÉTICA QUÍMICA

vibracional. Se as energias cinéticas iniciais forem elevadas, então a vibração das moléculas que colidem será suficiente para quebrar algumas ligações químicas. Essa quebra de ligações é o primeiro passo no sentido da formação do produto. Do ponto de vista energético, existe um valor mínimo de energia de colisão, abaixo do qual não pode haver reação.

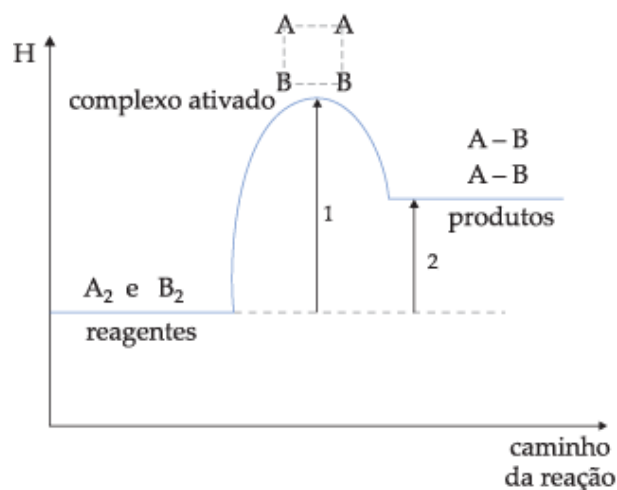
Entende-se que, para que possam reagir, as moléculas que colidem tem que possuir uma energia igual ou maior do que a **energia de ativação (E_a)**. Essa energia de ativação é a energia mínima necessária para que se inicie uma reação química. Se essa energia não for suprida, as moléculas se mantêm intactas e a colisão não produz nenhuma transformação. Uma espécie transitória formada pelas moléculas de reagente, como resultado da colisão efetiva, antes da formação do produto é denominada um **complexo ativado** (também chamado de **estado de transição**).



Podemos considerar a energia de ativação como uma barreira que impede as moléculas de menor energia reagirem. Uma vez que, em uma reação comum, o número de moléculas reagente é muito grande, as velocidades e consequentemente as energias cinéticas variam muito. Em geral, apenas uma pequena fração das moléculas colidem. Podemos, então, explicar o aumento da velocidade de uma reação provocado pelo aumento de temperatura dos reagentes. Uma vez que, para temperaturas elevadas o número de moléculas de energia alta é maior, a velocidade de formação de

produtos é também maior para as temperaturas elevadas.

Observe o gráfico que mostra o comportamento de uma reação endotérmica:



Como os produtos são menos estáveis (mais energéticos) do que os reagentes, a mistura reacional absorverá calor da vizinhança e a reação será endotérmica.

Nesse caso, 2, simboliza o ΔH do processo e 1, simboliza a energia de ativação.

III- Catálise

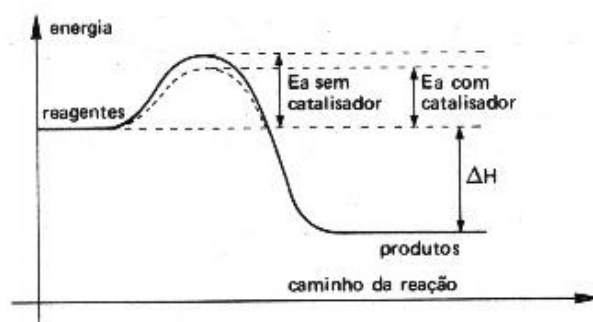
Um catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem ser consumido ao final da reação. O catalisador pode reagir e formar um intermediário, mas é regenerado em uma etapa subsequente da reação.

Um catalisador acelera uma reação, proporcionando um conjunto de etapas elementares mais favoráveis do ponto de vista cinético em alternativa às etapas que ocorrem na sua ausência.

Na maioria dos casos, o catalisador faz a velocidade aumentar em virtude de uma

CINÉTICA QUÍMICA

diminuição da energia de ativação da reação.



Existem três tipos de catálise, dependendo da natureza da espécie que causa o aumento da velocidade: catálise heterogênea, catálise homogênea, catálise enzimática.

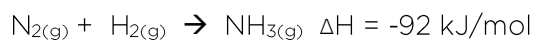
Catálise Heterogênea

Na catálise heterogênea, os reagentes e o catalisador encontram-se em fases distintas. Geralmente o catalisador é um sólido e os reagentes são gases ou líquidos.

Exemplo: Síntese da amônia pelo processo Haber

A amônia é uma substância bastante valiosa, utilizada na indústria de fertilizantes, na fabricação de explosivos e em muitas outras aplicações.

A formação de NH_3 a partir de N_2 e H_2 é exotérmica.



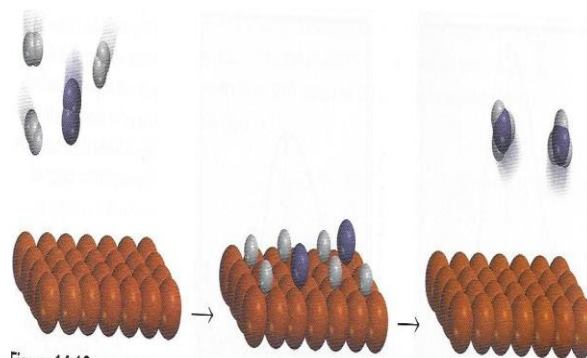
No entanto, a reação é extremamente lenta à temperatura ambiente. Para ser viável em escala industrial, uma reação tem de ocorrer com uma velocidade apreciável e possuir um elevado rendimento do produto desejado.

Em 1905, o alemão Fritz Haber descobriu que essa reação era catalisada por uma mistura de ferro com uma pequena

porcentagem de óxidos de potássio e alumínio a cerca de 500°C .

Na catálise heterogênea, o centro ativo da reação localiza-se na superfície do catalisador sólido. A etapa inicial no processo envolve a dissociação do N_2 e do H_2 na superfície do metal. Embora as espécies dissociadas não sejam verdadeiramente átomos isolados, uma vez que estão ligados à superfície metálica, são muito reativas. As duas moléculas reagentes comportam-se de um modo muito diferente na superfície do catalisador.

Observe a imagem:

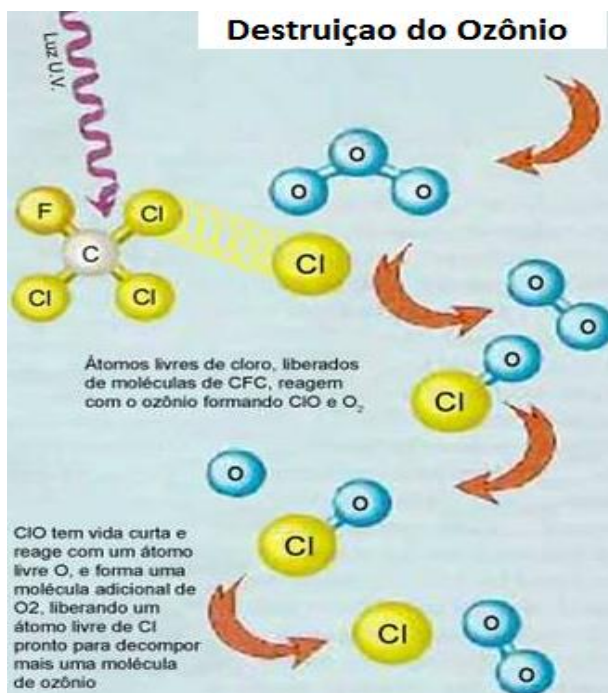


Catálise Homogênea

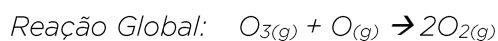
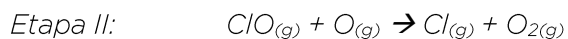
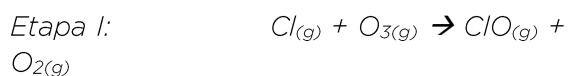
Na catálise homogênea, os reagentes e o catalisador estão dispersos em uma única fase.

Um bom exemplo desse tipo de catálise é a destruição do ozônio estratosférico pelo cloro livre proveniente de moléculas de CFC. Nesse caso, os reagentes e o catalisador são gasosos.

CINÉTICA QUÍMICA



As reações podem ser, simplificada, representadas por:



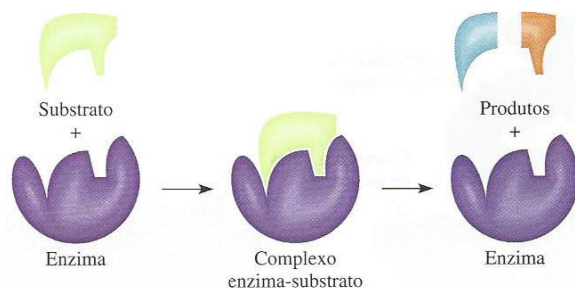
Observe que o cloro é consumido na primeira etapa e regenerado na segunda e, conseqüentemente, não é representado na equação global.

Nesse caso o cloro catalisa a reação de destruição do ozônio.

Catálise Enzimática

De todos os processos complexos que se desenvolveram nos organismos vivos, nenhum é mais espantoso ou mais essencial que a catálise enzimática. As enzimas são catalisadores biológicos. O mais espantoso em relação às enzimas é que, além de aumentarem a velocidade das reações de fatores de 10⁶ a 10¹⁸, são também muito específicas. As enzimas atuam apenas sobre certas moléculas,

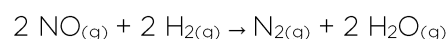
chamadas substratos (ou seja, reagentes), deixando inalterado o restante do sistema. Estima-se que uma célula viva possa conter cerca de 3000 enzimas diferentes, cada uma delas catalisando uma reação específica, na qual um substrato é convertido nos produtos apropriados.



Uma enzima é tipicamente uma proteína de dimensões elevadas, que contém um ou mais centros ativos, onde ocorrem as interações com os substratos. Esses centros ativos têm estruturas compatíveis apenas com certas moléculas específicas de substrato, de um modo análogo ao que existe entre uma chave e a respectiva fechadura. Entretanto, as moléculas das enzimas possuem certo grau de flexibilidade estrutural e podem alterar a sua forma para acomodar diferentes tipos de substrato.

Exercícios:

01-A reação do óxido nítrico com o hidrogênio a 1280°C é:



Com base nos valores obtidos a essa temperatura, e listados na tabela seguinte, determine:

- A) a lei da velocidade.
- B) A constante de velocidade.
- C) A velocidade da reação quando $[\text{NO}] = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ e $[\text{H}_2] = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

CINÉTICA QUÍMICA

Exp.	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade Inicial (mol/L)/s
1	$5,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,25 \times 10^{-5}$
2	$10,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-5}$
3	$10,0 \times 10^{-3}$	$4,0 \times 10^{-3}$	$10,0 \times 10^{-5}$

02-(UFMG) Considerando-se o papel do catalisador numa reação reversível, é correto afirmar que
(A) a velocidade da reação é independente da concentração do catalisador.
(B) o catalisador acelera apenas a reação direta.
(C) o catalisador desloca o equilíbrio no sentido de formar mais produtos, à mesma temperatura.
(D) o catalisador é consumido e regenerado durante a reação.

03- A deterioração de um alimento é resultado de transformações químicas que decorrem, na maioria dos casos, da interação do alimento com microrganismos ou, ainda, da interação com o oxigênio do ar, como é o caso da rancificação de gorduras. Para conservar por mais tempo um alimento, deve-se, portanto, procurar impedir ou retardar ao máximo a ocorrência dessas transformações.
Os processos comumente utilizados para conservar alimentos levam em conta os seguintes fatores:

- I. microrganismos dependem da água líquida para sua sobrevivência;
- II. microrganismos necessitam de temperaturas adequadas para crescerem e se multiplicarem. A multiplicação de microrganismos, em geral, é mais rápida entre 25 °C e 45 °C, aproximadamente;
- III. transformações químicas têm maior rapidez quanto maior for a temperatura e a superfície de contato das substâncias que interagem;
- IV. há substâncias que, acrescentadas ao alimento, dificultam a sobrevivência ou a multiplicação de microrganismos;
- V. no ar, há microrganismos que, encontrando alimento, água líquida e

temperaturas adequadas, crescem e se multiplicam.

Em uma embalagem de leite “longa-vida”, lê-se:

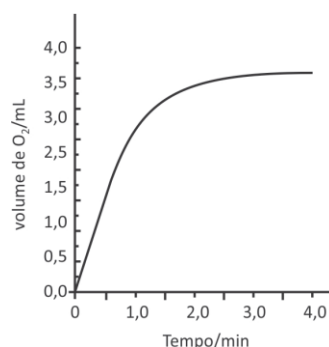
“Após aberto, é preciso guardá-lo em geladeira”.

Caso uma pessoa não siga tal instrução, principalmente no verão tropical, o leite se deteriorará rapidamente, devido a razões relacionadas com

- (A) o fator I, apenas.
- (B) o fator II, apenas.
- (C) os fatores II, III e V, apenas.
- (D) os fatores, I, II e III, apenas.
- (E) os fatores I, II, III, IV e V.

04-(UFMG) Uma solução aquosa de água oxigenada H₂O₂ decompôs-se a temperatura e pressão ambiente na presença do catalisador FeCl₃, formando água e gás oxigênio.

Verificou-se, então, que o volume de O₂ formado variava conforme mostrado neste gráfico:

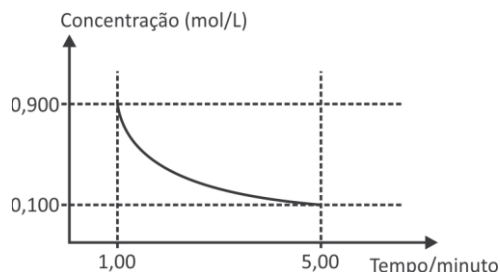


Considerando-se a cinética dessa reação, é incorreto afirmar que

- (A) a rapidez dessa reação diminui à medida que a concentração de H₂O₂ diminui.
- (B) o volume de O₂ produzido até 10 minutos seria menor na ausência do catalisador.
- (C) a rapidez de formação de O₂ diminui à medida que o tempo passa.
- (D) a quantidade de H₂O₂ decomposta por minuto, durante o experimento, é constante.

CINÉTICA QUÍMICA

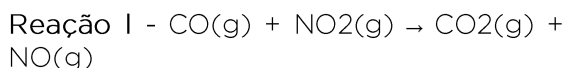
05-(UFMG) Analise este gráfico, em que está representada a variação da concentração de um reagente em função do tempo em uma reação química:



Considerando-se as informações desse gráfico, é correto afirmar que, no intervalo entre 1 e 5 minutos, a velocidade média de consumo desse reagente é de

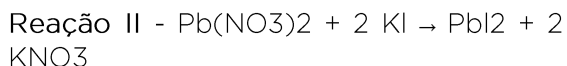
- (A) 0,200 (mol/L) / min.
- (B) 0,167(mol/L) / min.
- (C) 0,225 (mol/L) / min.
- (D) 0,180 (mol/L) / min.

06-(UFMG) Duas reações químicas foram realizadas em condições diferentes de temperatura e de estado de agregação das substâncias, conforme descrito a seguir:



Experimento 1 - Temperatura igual a 25 °C
Experimento 2 - Temperatura igual a 250 °C.

(As demais condições são idênticas nos dois experimentos.)



Experimento 3 - Os dois reagentes foram utilizados na forma de pó.

Experimento 4 - Os dois reagentes foram utilizados em solução aquosa.

(As demais condições são idênticas nos dois experimentos.)

Comparando-se as velocidades de reação em cada par de experimentos (V1 com V2 ; V3 com V4), é correto afirmar que

- (A) $V_2 > V_1$, e $V_3 = V_4$.
- (B) $V_1 > V_2$ e $V_3 > V_4$.
- (C) $V_2 > V_1$ e $V_4 > V_3$.
- (D) $V_1 > V_2$ e $V_3 = V_4$.

07-(UFMG) Alguns alimentos sofrem decomposição por ação do ar.

Todas as alternativas apresentam procedimentos de conservação que evitam a reação de alimentos com o oxigênio do ar, exceto

- (A) adicionar antioxidante à manteiga.
- (B) cobrir salaminho com uma camada de parafina.
- (C) guardar em óleo ou banha a carne cozida.
- (D) salgar carnes e deixá-las ao sol para secar.

08-(UFMG) Três experimentos foram realizados para investigar a velocidade da reação entre HCl aquoso diluído e ferro metálico. Para isso, foram contadas, durante 30 segundos, as bolhas de gás formadas imediatamente após os reagentes serem misturados.

Em cada experimento, usou-se o mesmo volume de uma mesma solução de HCl a mesma massa de ferro, variando-se a forma de apresentação da amostra de ferro e a temperatura.

O quadro indica as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Ferro (2 g)	Temperatura
I	prego	40 °C
II	prego	20 °C
III	palhinha de aço	40 °C

Assinale a alternativa que apresenta os experimentos na ordem crescente do número de bolhas observado.

- (A) III, II, I.
- (B) I, II, III.
- (C) II, III, I.
- (D) II, I, III.

CINÉTICA QUÍMICA

09-(UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado. Porém basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor.

Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação

(A) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.

(B) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

(C) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.

(D) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

10-(PUC) Considere uma reação química realizada em três etapas conforme o diagrama energético representado abaixo.



É correto afirmar que

(A) a reação é endotérmica.

(B) a primeira etapa é mais lenta que a segunda etapa.

(C) a terceira etapa é mais rápida que a segunda etapa.

(D) a terceira etapa determina a velocidade da reação.

11-(PUC) Um aumento de temperatura aumenta a rapidez de uma reação porque

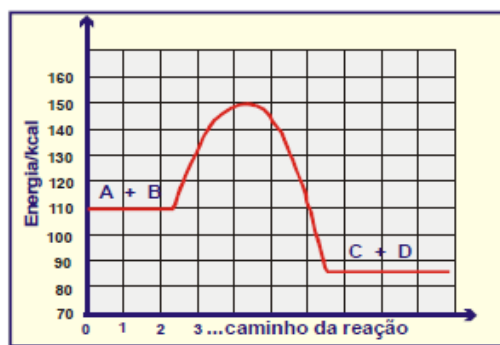
a) diminui a energia de ativação

b) diminui o valor de ΔH .

c) aumenta o número de moléculas com energia cinética média superior a energia de ativação

d) aumenta a concentração de produtos

12- Observe o diagrama abaixo e faça o que se pede:



a) Dê o valor para:

A variação de entalpia (ΔH):

A energia de ativação:

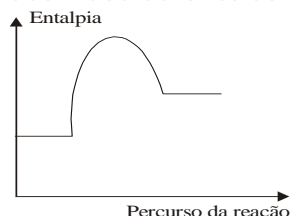
b) A reação representada no gráfico é endotérmica ou exotérmica?

13- Pesquisas demonstram que algumas regiões do estado de Mato Grosso estão entre as mais poluídas do país. Segundo dados da Fundação Estadual do Meio Ambiente (FEMA), a indústria mato-grossense não contribui para esse quadro, o problema maior são as queimadas. O homem é apontado como o maior responsável, já que é ele quem atea fogo nos pastos, nas áreas agricultáveis, nos terrenos baldios e até no quintal da casa. (Adaptado de SATO, Michele (org.). *Ciências: Introdução às ciências naturais/NEAD*. Cuiabá: EdUFMT, 1999.)

CINÉTICA QUÍMICA

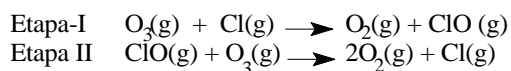
Sobre as queimadas, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

- a) Podem ocorrer pela oxidação de material orgânico.
b) O gráfico abaixo representa o diagrama energético das reações de combustão ocorridas durante as queimadas.



- c) Alastram-se rapidamente em pastagens quando está ventando em decorrência da grande superfície de contato e do aumento da concentração do gás oxigênio no local.
d) A combustão completa da glicose, monômero de alguns polímeros consumidos, ocorre de acordo com a seguinte reação: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{energia}$.
e) Além do dióxido de carbono e outros gases, também são produzidos monóxido de carbono e dióxido de enxofre.

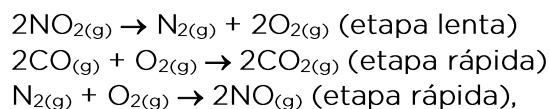
14- Os CFCs (clorofluorocarbonos) liberam, na estratosfera, átomos livres de cloro, que destroem o ozônio. Esse processo é descrito, simplificada, pela sequência de duas etapas representadas nestas equações:



Considerando-se essas reações, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) o cloro é um catalisador do processo global.
b) o átomo de cloro é reduzido na Etapa I.
c) o CCl_2F_2 deve causar maior dano à camada de ozônio que o $CClF_3$.
d) o processo global converte duas moléculas de O_3 em três moléculas de O_2 .

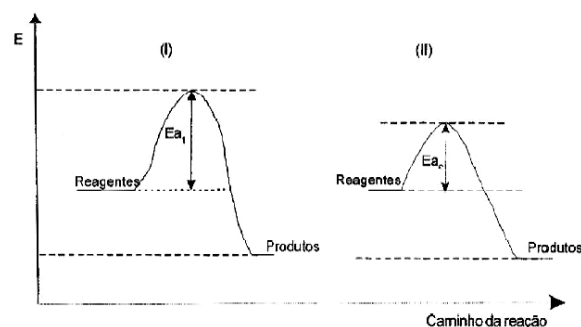
15- Sobre a reação $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$, que pode se processar através do mecanismo:



Assinale o **correto**.

- a) É uma reação de terceira ordem.
b) É uma reação de segunda ordem.
c) É uma reação de primeira ordem.
d) A lei que rege sua velocidade é $V = k[CO]^2$.

16-(PUC) Considere o diagrama de energia a seguir. Ele representa uma reação química que se processa na ausência (I) e na presença (II) de catalisador.



Marque a alternativa correta

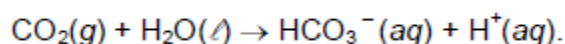
- a) A energia de ativação com catalisador é maior do que aquela sem catalisador.
b) Quanto menor for a energia de ativação, menor será a velocidade da reação química.
c) A entalpia do complexo ativado é alterada na reação com catalisador. Esse processo forma um complexo ativado com energia menor do que aquele formado na reação sem catalisador.
d) A reação é endotérmica, pois o conteúdo energético dos produtos é menor do que o conteúdo energético dos reagentes.

CINÉTICA QUÍMICA

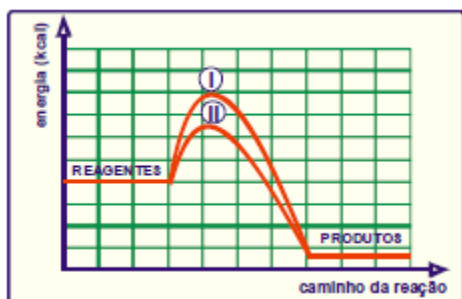
17-O desenvolvimento de catalisadores é um ramo da cinética química que é crucial para a solução de problemas importantes, tais como a fome no mundo e o desenvolvimento de novos combustíveis. Dentro desse contexto, podemos dizer que um catalisador atua:

- a) aumentando a variação da entalpia de uma reação.
- b) aumentando a constante de equilíbrio da reação.
- c) diminuindo a energia de ativação da reação.
- d) diminuindo a velocidade da reação.
- e) aumentando a concentração dos reagentes.

18- (Covest) A respiração celular produz dióxido de carbono, que precisa ser transportado até os pulmões para ser eliminado do organismo. Este processo envolve a transformação do dióxido de carbono em hidrogeno-carbonato (bicarbonato), através da reação com água, representada como:



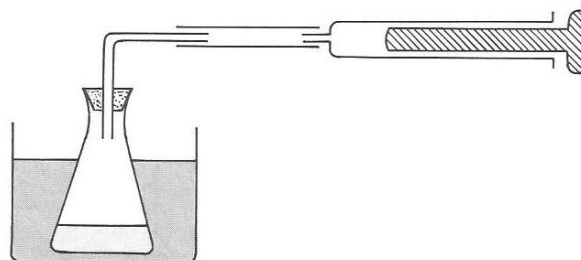
O perfil desta reação, isto é, a variação da entalpia (eixo da ordenada) com relação à coordenada de reação (eixo da abscissa) está representado abaixo pela curva I. Na presença da anidrase carbônica, este perfil muda, de acordo com a curva II da figura abaixo.



Assinale a alternativa correta

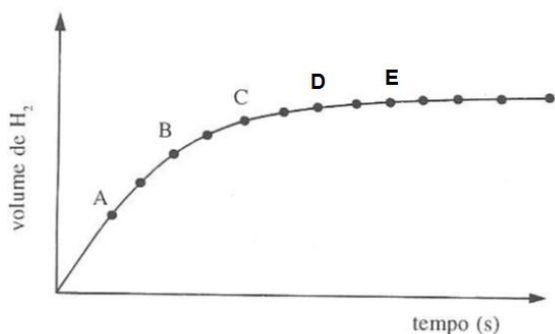
- a) A anidrase carbônica atua como catalisador.
- b) A presença da anidrase carbônica torna a reação endotérmica.
- c) A reação é endotérmica, independente da presença da anidrase carbônica.
- d) A reação na ausência da anidrase carbônica apresenta energia de ativação menor.
- e) A presença da anidrase carbônica altera a variação de entalpia da reação

19- O metal magnésio reage com ácido clorídrico (HCl) produzindo gás hidrogênio, que pode ser coletado em intervalos regulares de tempo. O estudo dessa transformação foi realizado com o seguinte equipamento



Neste experimento, o volume de hidrogênio liberado foi medido a cada 30 segundos e o magnésio estava em excesso. Considerou-se como final da transformação o instante em que todo ácido foi consumido. Os dados foram projetados em um gráfico

CINÉTICA QUÍMICA



Qual é o ponto do gráfico em que a reação acontece com maior velocidade instantânea?

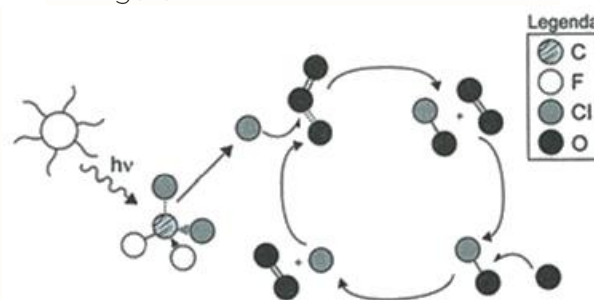
- a) A
- b) B
- c) C
- d) D
- e) E

20-(ENEM) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:

1. A maioria dos produtos alimentícios se conserva por muito mais tempo quando submetidos à refrigeração. Esse procedimento diminui a rapidez das reações que contribuem para a degradação de certos alimentos.
2. Um procedimento muito comum utilizado em práticas de culinária é o corte dos alimentos para acelerar o seu cozimento, caso não se tenha uma panela de pressão.
3. Na preparação de iogurtes, adicionam-se ao leite bactérias produtoras de enzimas que aceleram as reações envolvendo açúcares e proteínas lácteas. Com base no texto, quais são os fatores que influenciam a rapidez das transformações químicas relacionadas aos exemplos 1, 2 e 3, respectivamente?

- A) Temperatura, superfície de contato e concentração.
- B) Concentração, superfície de contato e catalisadores.
- C) Temperatura, superfície de contato e catalisadores.
- D) Superfície de contato, temperatura e concentração.
- E) Temperatura, concentração e catalisadores.

21- (ENEM) A liberação dos gases clorofluorcarbonos (CFCs) na atmosfera pode provocar depleção de ozônio (O_3) na estratosfera. O ozônio estratosférico é responsável por absorver parte da radiação ultravioleta emitida pelo Sol, a qual é nociva aos seres vivos. Esse processo, na camada de ozônio, é ilustrado simplificada na figura.



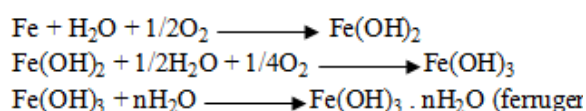
Quimicamente, a destruição do ozônio na atmosfera por gases CFCs é decorrência da

- a) clivagem da molécula de ozônio pelos CFCs para produzir espécies radiculares.
- b) produção de oxigênio molecular a partir de ozônio catalisada por átomos de cloro.
- c) oxidação de monóxido de cloro por átomos de oxigênio para produzir átomos de cloro.
- d) reação direta entre os CFCs e o ozônio para produzir oxigênio e monóxido de cloro.

CINÉTICA QUÍMICA

e) reação de substituição de um dos átomos de oxigênio na molécula de ozônio por átomos de cloro.

22-(ENEM) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos - podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona

- A) lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- B) impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
- C) isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- D) galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- E) polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

23-(ENEM) As chamadas estruturas metal-orgânicas são cristais metálicos porosos e estáveis, capazes de absorver e comprimir gases em espaços ínfimos. Um grama deste material, se espalhado, ocuparia uma área de pelo menos 5 000 m². Os cientistas esperam que o uso de tais materiais contribua para a produção de energias mais limpas e de métodos para a captura de gases do efeito estufa.

Disponível em: <http://www1.folha.uol.com.br>.
Acesso em: 20 jul. 2010 (adaptado).

A maior eficiência destes materiais em absorver gás carbônico é consequência

- A) da alta densidade apresentada pelos materiais.

B) da alta estabilidade dos cristais metálicos.

C) do uso de grande quantidade de materiais para absorver grande quantidade de gás.

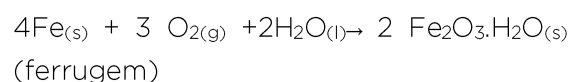
D) da capacidade de comprimir os gases ocupando grandes áreas.

E) da grande superfície de contato entre os cristais porosos e o gás carbônico.

24-(UFPE) Considere a reação: $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$. Admita que a formação de gás oxigênio tem uma velocidade média constante e igual a 0,05 mol/s. A massa de NO_2 formada em 1 min é:

- A) 96g
- B) 55,2g
- C) 12g
- D) 552g
- E) 5,52g

25-(ENEM) Utensílios de uso cotidiano e ferramentas que contêm ferro em sua liga metálica tendem a sofrer processo corrosivo e enferrujar. A corrosão é um processo eletroquímico e, no caso do ferro, ocorre a precipitação do óxido de ferro(III) hidratado, substância marrom pouco solúvel, conhecida como ferrugem. Esse processo corrosivo é, de maneira geral, representado pela equação química:



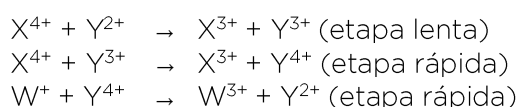
Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é

- A) renovar sua superfície, polindo-a semanalmente.
- B) evitar o contato do utensílio com o calor, isolando-o termicamente.

CINÉTICA QUÍMICA

- C) impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contato com o ar úmido.
- D) esterilizar frequentemente os utensílios, impedindo a proliferação de bactérias.
- E) guardar os utensílios em embalagens, isolando-os do contato com outros objetos.

26-(FCMMG) Considere o seguinte mecanismo de reação genérica:

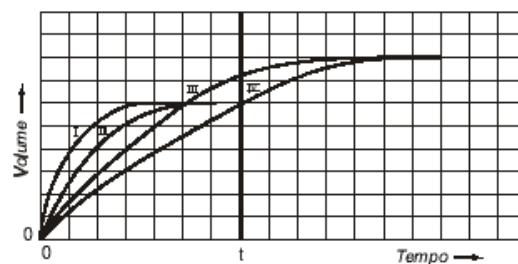


Com relação a este mecanismo, assinale a opção **INCORRETA**:

- A) Y^{2+} é catalisador.
- B) A reação é de segunda ordem.
- C) A lei de velocidade é descrita pela equação $V = k [W^+] [X^{4+}]$.
- D) A reação global é representada pela equação $W^+ + 2 X^{4+} \rightarrow W^{3+} + 2 X^{3+}$.

27-(FCMMG) Foram feitos dois experimentos, em que se colocaram amostras idênticas de carbonato de cálcio para reagir com duas soluções aquosas de concentrações diferentes de ácido clorídrico. Em ambos experimentos, no tempo t , todo o carbonato havia sido consumido.

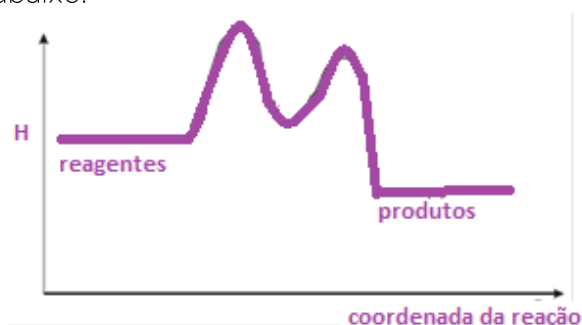
No gráfico abaixo, encontram-se quatro curvas: I, II, III e IV, desenhadas por um estudante, que tentava representar a variação, com o tempo, do volume do dióxido de carbono formado nesses experimentos.



A curva que melhor representa a variação, com o tempo, do volume do dióxido de carbono formado no experimento feito com o ácido MAIS CONCENTRADO, é:

- A) I
- B) II
- C) III
- D) IV

28-(FCMMG) A variação de entalpia que ocorre, à medida que uma reação se processa, está representada no diagrama abaixo:



Em relação a essa reação, a afirmativa ERRADA é:

- A) A formação de espécies intermediárias é endotérmica.
- B) A energia de ativação da reação global é igual à energia de ativação da primeira etapa.
- C) A velocidade da primeira etapa é menor do que a da segunda etapa.
- D) A velocidade da reação global é igual à velocidade da segunda etapa.

CINÉTICA QUÍMICA



29-(PUC) Uma reação química de energia de ativação 150 kJ liberou 100 kJ. A energia de ativação, em kJ, da sua reação inversa, é:

- A) - 50
- B) - 100
- C) 50
- D) 250

30- (PUC) Considere as afirmações sobre velocidade das reações químicas, apresentadas a seguir.

- I. O aumento da superfície de contato entre os reagentes aumenta a velocidade da reação.
- II. O aumento da concentração dos reagentes aumenta a velocidade da reação.
- III. O aumento da temperatura aumenta a velocidade da reação.

A afirmação está CORRETA em:

- A) I apenas.
- B) I e II apenas.
- C) III apenas.
- D) I, II e III.

GABARITO:

- 01- a) $V = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$
b) $2,5 \cdot 10^2$
c) $2,2 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/L)/s}$
- 02-D 03- C 04-D 05-A 06-C
07-D
- 08- D 09-D 10-C 11-C
- 12- A) $\Delta H = -25 \text{ kCal}$ $E_{\text{at}} = +40 \text{ kCal}$
B) Exotérmica.
- 13-B 14-B 15-B 16-C 17-C
- 18-A
- 19-A 20-C 21-B 22-B 23-E
24-D
- 25-C 26-C 27-A 28-D 29-D
30-D