



Fórmula da
Química

MÓDULO 20

CINÉTICA QUÍMICA

CINÉTICA QUÍMICA

Embora a termodinâmica nos informe a direção e a extensão de uma mudança química, ela não nos diz como e nem a que velocidade a reação se realiza. Neste capítulo, examinaremos os detalhes de como as reações progridem, o que determina suas velocidades e como controlar estas velocidades. O estudo das velocidades das reações químicas é chamado de cinética química. Ao estudar a termodinâmica, consideramos apenas os estados inicial e final de um processo químico e ignoramos o que acontece entre eles. Na cinética química, estamos interessados nos estágios intermediários do processo, os detalhes das mudanças que os átomos e moléculas sofrem durante as reações.

VELOCIDADE MÉDIA DE REAÇÃO

A velocidade de reação pode ser definida como a mudança de concentração de um dos reagentes dividida pelo intervalo de tempo no qual a mudança ocorre. Como a velocidade pode mudar com o tempo, pode-se definir a velocidade média de consumo de um reagente, velocidade média de formação de um produto e velocidade média da reação. Considere a equação de uma reação hipotética:



$V_{\text{média}}$ de formação de C =	$\frac{\Delta [C]}{\Delta t}$	
$V_{\text{média}}$ de consumo de A =	$\frac{-\Delta [A]}{\Delta t}$	
$V_{\text{média}}$ da reação =	$\frac{-\Delta [A]}{a \cdot \Delta t}$ =	$\frac{-\Delta [B]}{b \cdot \Delta t}$ =
	$\frac{\Delta [C]}{c \cdot \Delta t}$ =	$\frac{\Delta [D]}{d \cdot \Delta t}$

Utiliza-se o módulo para evitar valores negativos de velocidade, o que ocorreria no caso dos reagentes, para os quais a quantidade final é menor que a inicial. Essas quantidades são normalmente expressas em mol. A medida do tempo é também expressa em qualquer unidade que se ajuste à determinada reação. Antes que uma reação tenha início, a quantidade de reagentes é máxima e a quantidade de produtos é zero. À medida que a reação se desenvolve, os reagentes vão sendo consumidos e, portanto, a quantidade de reagentes vai diminuindo até se tornar mínima (ou eventualmente zero). Ao mesmo tempo, os produtos vão sendo formados. Logo, a quantidade de produtos, que no início é baixa, começa a aumentar até que, no final da reação, se torna máxima.

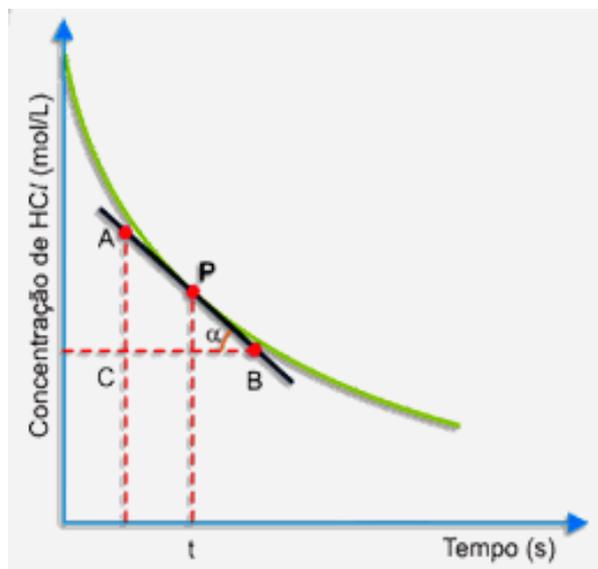
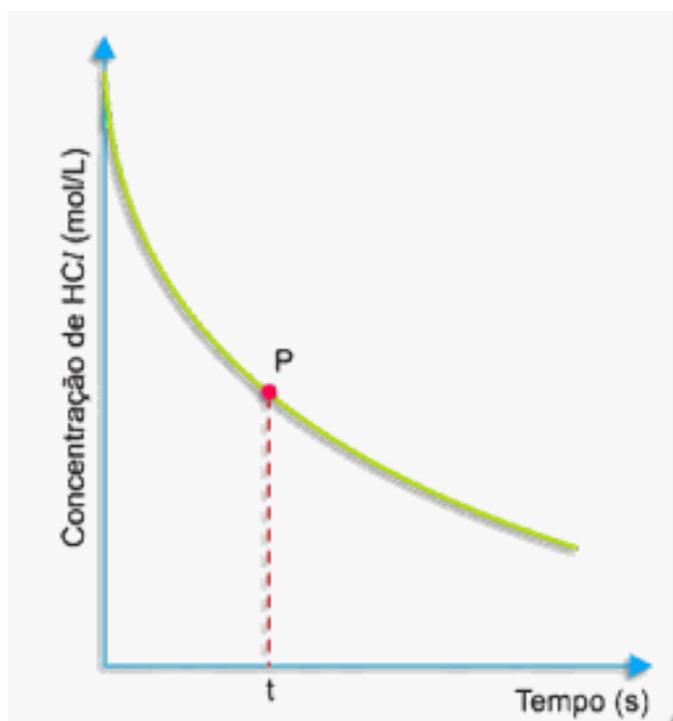
VELOCIDADE INSTÂNTANEA DE REAÇÃO

A maior parte das reações químicas desacelera à medida que os reagentes são consumidos. Em outras palavras, a velocidade da reação muda à medida que a reação progride. Ela pode ainda mudar no intervalo de tempo em que a mudança de concentração está sendo medida. Para termos certeza de que a velocidade da reação se aplica a um determinado instante no decurso de uma reação, precisamos fazer duas medidas o mais próximas no tempo possível. A melhor aproximação para a velocidade em um instante único é obtida traçando-se uma tangente no gráfico de concentração versus tempo. A inclinação desta tangente é chamada de velocidade instantânea da reação.

Velocidade instantânea: é o limite para o qual tende a velocidade média, quando os intervalos de tempo vão se tornando cada vez menores, ou seja, a variação do tempo (Δt) tende a zero.

Considere a reação entre zinco e ácido clorídrico formando cloreto de Zinco e liberando gás hidrogênio, conforme a reação: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

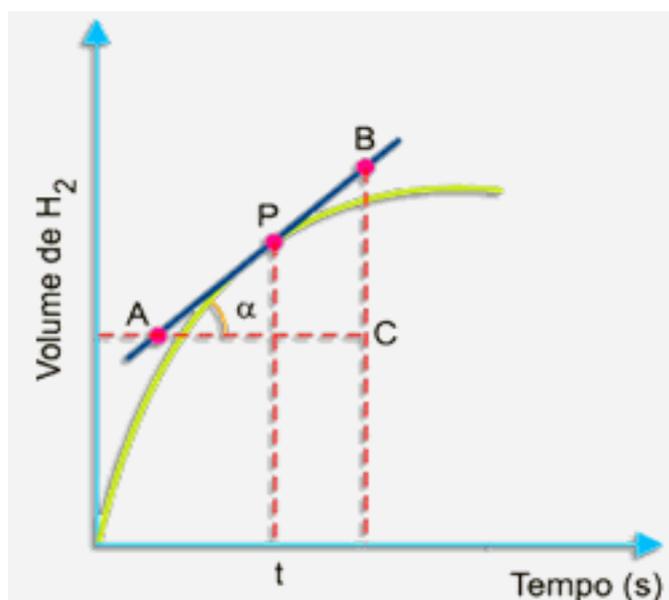
A medida que decorre o tempo, a concentração de ácido clorídrico vai diminuindo conforme o gráfico a seguir:



Como calcular a rapidez (velocidade) da reação nesse instante (tempo t)? Primeiramente, trace uma tangente à curva pelo ponto P, conforme o desenho acima. Escolha, sobre a tangente, dois pontos A e B. No triângulo retângulo ABC, a tangente trigonométrica do ângulo α é dado por:

$$\text{tg } \alpha = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{cateto adjacente}} = \frac{\overline{AC}}{\overline{BC}} = \text{rapidez}$$

A tangente do ângulo α (inclinação da curva) expressa a velocidade da reação no instante t . O volume de gás hidrogênio formado aumenta com o passar do tempo. A velocidade no instante t em termos de variação do volume de gás hidrogênio formado com o tempo pode ser calculado pelo mesmo processo. Veja a figura:



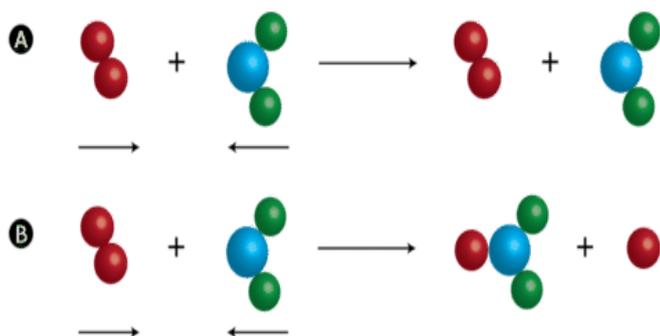
$$\text{tg } \alpha = \frac{\overline{BC}}{\overline{AC}} = \text{rapidez}$$

FATORES QUE AFETAM A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

- Concentração dos reagentes. Geralmente quanto maior a concentração do reagente, maior é a velocidade da reação. Existem exceções a esta regra;
- Temperatura. Normalmente a velocidade das reações aumenta com o aumento da temperatura. Um aumento de 10 °C chega a dobrar a velocidade de uma reação lenta (Lei de van't Hoff);
- Estado físico dos reagentes. Normalmente a velocidade segue esta ordem: gases > soluções > líquidos puros > sólidos. Devido ao aumento da superfície específica;
- Presença (concentração e forma física) de um catalisador ou inibidor. Catalisador acelera e inibidor diminui a velocidade de uma reação química;
- Luz. A presença de luz de certo comprimento de onda também pode acelerar certas reações

TEORIA DAS COLISÕES

O químico alemão Max Trautz e o químico inglês William Lewis propuseram, no início do século XX, a Teoria das colisões que estabelece que as partículas dos reagentes devem colidir para uma reação química ocorrer, mas somente uma certa fração do total de colisões é efetiva. No desenho abaixo, em **A**, a colisão entre as moléculas dos reagentes não foi efetiva e não promove a formação de produtos. Já em **B**, a colisão é efetiva, formando novas substâncias:

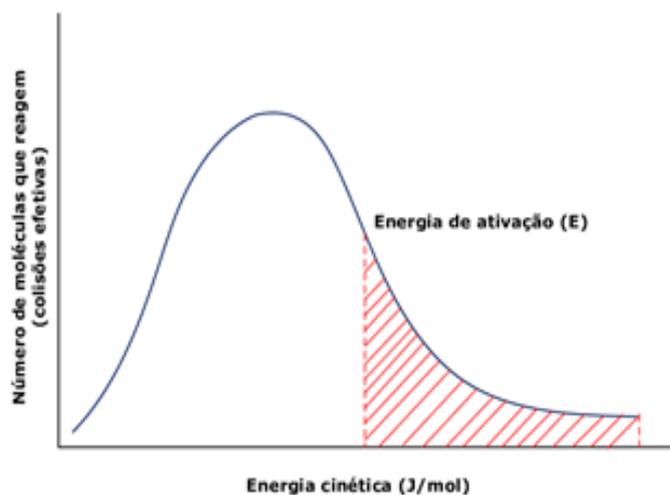


- Quais são as condições para que ocorram colisões efetivas?

As colisões das moléculas, também chamadas de choques efetivos, devem ser bem orientadas, permitindo uma perfeita interação entre as mesmas. Mas, nem sempre, a colisão por si só é o bastante para desencadear a reação, é preciso, ainda, que as partículas postas em choque tenham uma quantidade mínima de energia para reagirem com formação de novas substâncias. Existem situações em que milhões de colisões acontecem, mas, como a quantidade de energia é insuficiente, não há uma reação química. Essa quantidade mínima de energia é denominada **energia de ativação**.

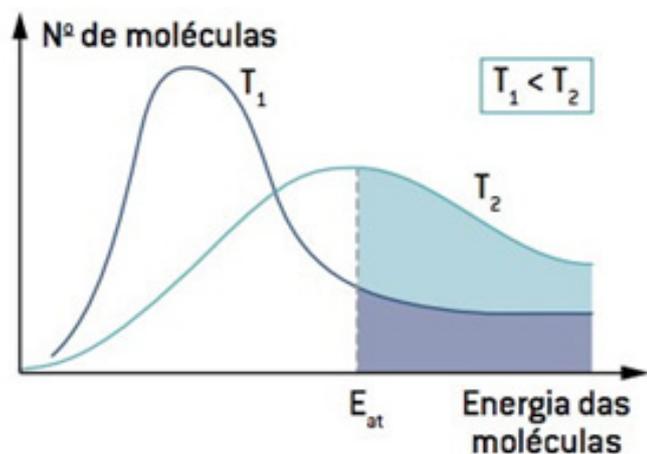
ENERGIA DE ATIVAÇÃO

De acordo com a Teoria das Colisões, a energia de ativação de uma reação química é a energia cinética mínima necessária às moléculas para que realizem colisões efetivas. Considere o gráfico abaixo que apresenta a distribuição do número de moléculas de um gás em função de seus valores de energia cinética em uma temperatura determinada. Observe que a energia de ativação é apresentada como um valor de energia cinética mínimo para reagir.



A área hachurada representa o número de moléculas do reagente que tem energia cinética igual ou maior que a energia de ativação e possuem, portanto, energia suficiente para reagir, desde que realizem colisões com orientação geométrica adequada.

Reações mais lentas possuem valores mais altos de energia de ativação e suas velocidades são muito dependentes da temperatura. Considere uma reação representada, cineticamente, em temperaturas diferentes:



Observe que a energia de ativação de uma reação química não é alterada com o aumento da temperatura. Então, por que a velocidade de uma reação química sempre aumenta com a elevação da temperatura?

O gráfico acima fornece a resposta. O aumento da temperatura eleva o número de moléculas dos reagentes que têm energia cinética igual ou maior que a energia de ativação, favorecendo maior frequência de colisões efetivas e maior velocidade da reação. Além disso, o aumento da temperatura também aumenta a frequência com que as partículas colidem.

Mas, se a reação for muito rápida e sua energia de ativação tiver um valor muito pequeno, a maioria das partículas possuem energia mínima para reagir em qualquer temperatura e, portanto, a velocidade da reação não é muito afetada pela variação da temperatura.

CONSTANTE DE VELOCIDADE

A constante de velocidade de uma reação química expressa a frequência de colisões efetivas entre as partículas dos reagentes. A equação de Arrhenius, proposta em 1889, expressa a relação entre a constante de velocidade com outros parâmetros da reação como energia de ativação, temperatura e frequência total de colisões das moléculas reagentes.

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

k = constante de velocidade da reação.

A = frequência total de colisões das moléculas reagentes.

e = número de Euler

E_a = energia de ativação da reação.

R = constante universal dos gases.

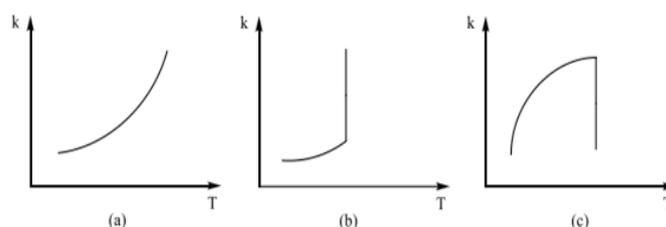
T = temperatura.

A análise da equação de Arrhenius revela que:

- quanto maior a frequência com que as moléculas dos reagentes colidem, maior é a probabilidade de ocorrerem colisões efetivas e maior é a constante de velocidade da reação.
- quanto maior a energia de ativação da reação, mais lenta é a reação e menor sua constante de velocidade.
- a constante de velocidade também depende da temperatura. Seu aumento determina aumento da constante de velocidade, tornando-a mais rápida.

RELAÇÃO ENTRE CONSTANTE DE VELOCIDADE E TEMPERATURA

As constantes de velocidade da maior parte das reações aumentam quando a temperatura aumenta. No entanto, nem sempre é assim. Outros fatores, além da temperatura, podem influenciar o valor da constante de velocidade. As diferentes dependências da constante de velocidade de uma reação com a temperatura estão expressas na figura abaixo.



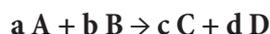
a) O tipo mais comum; geralmente observado. Dependência exponencial da velocidade com a temperatura

- b) Reação que se torna explosiva em determinada temperatura; a velocidade aumenta descontroladamente com um pequeno aumento de T, quando se atinge a temperatura de ignição.
- c) Reação controlada por enzimas; desnatura a altas temperatura.

LEI DE VELOCIDADE DA REAÇÃO

A lei de velocidade da reação química é uma equação matemática que expressa a relação entre a velocidade inicial da reação, sua constante de velocidade e as concentrações dos reagentes envolvidos. Foi proposta em 1864 como parte da Lei da ação das massas de Guldberg-waage.

Para uma reação química representada pela equação geral:



A seguinte lei da velocidade é obtida:

$$\text{Velocidade} = K [A]^m [B]^n$$

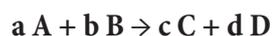
K = constante de velocidade.

m = ordem parcial da reação em relação ao reagente A.

n = ordem parcial da reação em relação ao reagente B.

Os valores de m e n são as ordens da reação química, portanto esta reação é de ordem m em relação ao reagente A e de ordem n em relação ao reagente B, e de ordem (m + n) para a reação total. A ordem parcial expressa como a concentração de cada reagente influencia a velocidade da reação.

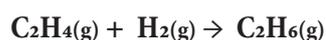
Considere uma reação genérica representada pela equação química:



Se ela for elementar (ocorrer em uma única etapa), a sua equação da lei da velocidade será dada por:

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

Observe que os expoentes serão os respectivos valores dos coeficientes na equação química balanceada. Por exemplo, considere a seguinte reação elementar:



A equação da lei da velocidade dessa reação será:

$$v = k [C_2H_4][H_2]$$

Dizemos então que, em relação a C_2H_4 , a reação é de primeira ordem. Isso quer dizer que, se dobrarmos o valor da concentração desse reagente, a velocidade da reação também dobrará. O mesmo se aplica em relação ao H_2 .

Já a ordem global dessa reação, conforme já dito, é dada pela soma dos expoentes na equação da lei da velocidade. Então, ela será igual a 2 (1 + 1), ou podemos dizer que a reação é de segunda ordem.

No entanto, se a reação não for elementar, as ordens parciais devem ser determinadas experimentalmente.

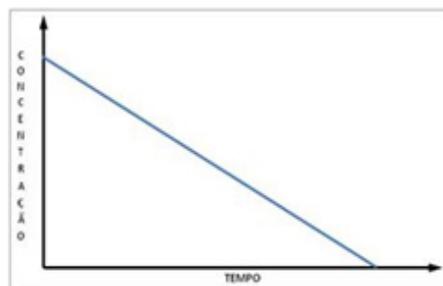
Veja só o exemplo a seguir:

Para a reação $NH_4^+(aq) + NO_2^-(aq) \rightarrow N_2(g) + 2 H_2O(l)$ observamos que:

- Quando a concentração mol/L do cátion amônio (NH_4^+) duplica com a concentração constante do ânion nitrito (NO_2^-), a velocidade dobra,
- Quando a concentração molar do nitrito duplica, mantida constante a concentração de amônio, a velocidade dobra,
- Concluímos que a lei de velocidade da reação é $V = k [NH_4^+] [NO_2^-]$. A constante k é a constante de velocidade.

LEI DE VELOCIDADE DA REAÇÃO DE ORDEM ZERO

A reação é de zero ordem quando a velocidade da reação química é independente da concentração do reagente, isto é, mesmo com o consumo do reagente, a velocidade permanece constante. Assim, o gráfico que representa a variação da concentração do reagente em função do tempo decrescente é uma reta decrescente, como mostrado a seguir:



Observe que a concentração do reagente se reduz linearmente à medida que a reação se desenvolve. Portanto, a lei de velocidade assume a forma:

$$V = k.$$

A inclinação da curva mostrada no gráfico anterior é equivalente a $-k$.

A unidade da constante de velocidade de uma reação de ordem zero é a mesma unidade da velocidade, como $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$ ou $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Mas, como pode uma reação ser de ordem zero?

Uma possibilidade é o reagente em questão não fazer parte da etapa lenta da reação que é aquela que determina a sua velocidade. Assim a variação de sua concentração não influencia a rapidez do fenômeno químico. Pode ser também que o reagente é sólido e sua concentração é sempre constante durante todo o processo reacional.

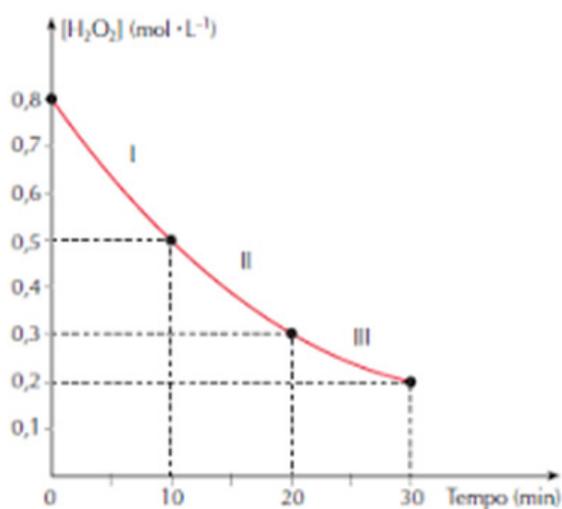
LEI DE VELOCIDADE DA REAÇÃO DE PRIMEIRA ORDEM

Reações de primeira ordem são aquelas nas quais a velocidade da reação química é proporcional à concentração de um reagente.

Considere a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio representada pela equação química:



A reação descrita possui cinética de primeira ordem. O gráfico abaixo relaciona concentração do peróxido de hidrogênio com o tempo de reação:

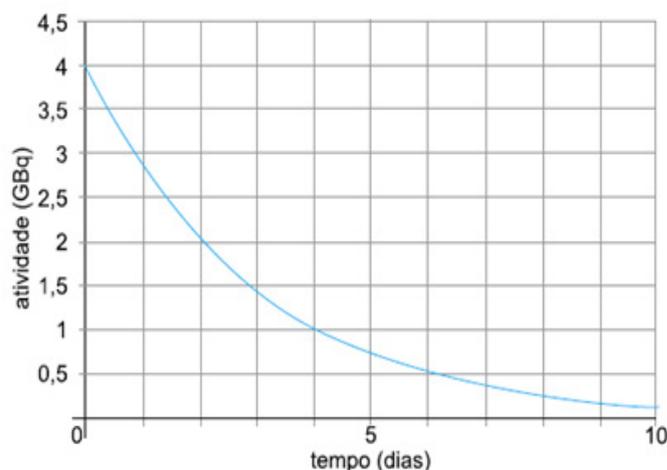


Veja que a concentração do reagente peróxido de hidrogênio é reduzida exponencialmente à medida que a reação se desenvolve e sua velocidade diminui. A lei da velocidade da reação pode ser representada pela equação matemática:

$$V = K[\text{H}_2\text{O}_2]$$

A unidade da constante de velocidade da reação de primeira ordem é a unidade do tempo elevada a -1 , como s^{-1} , min^{-1} ou h^{-1} .

Um bom exemplo de transformação que possui a cinética de primeira ordem é a desintegração de um radionúclídeo como mostrado no gráfico abaixo que relaciona a atividade radioativa de um determinado isótopo radioativo com o tempo da desintegração:



LEI DE VELOCIDADE DE REAÇÃO DE SEGUNDA ORDEM

A reação de segunda ordem, caso tenha um único reagente A, possui a lei de velocidade:

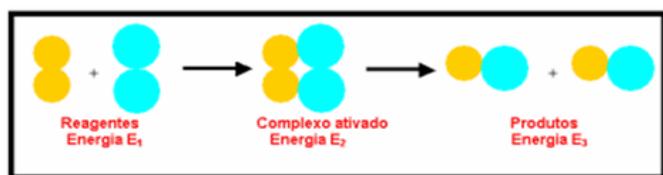
$$V = k [A]^2$$

Observe que a velocidade é proporcional ao quadrado da concentração do reagente. Então, a velocidade da reação é muito dependente da concentração do reagente quando a reação é de segunda ordem.

A TEORIA DO COMPLEXO ATIVADO

A teoria das colisões se aplica a reações em fase gasosa, mas alguns dos conceitos que ela introduz podem ser estendidos para explicar a velocidade de reações que ocorrem em outros meios, por exemplo, em solução.

A teoria mais geral é chamada de teoria do complexo ativado, proposta pelo químico Polanyi Eyring em 1934. A teoria do complexo ativado se aplica a reações em gases e soluções: ela melhora a teoria das colisões, sugerindo um modo de calcular a constante de velocidade. Na teoria do complexo ativado, duas moléculas são representadas aproximando-se e se deformando à medida que se encontram. Em fase gasosa, esse encontro e deformação é a “colisão” da teoria das colisões. Em solução, a aproximação é uma trajetória em ziguezague entre moléculas do solvente e a deformação pode não ocorrer até que as duas moléculas reagentes tenham se encontrado e recebido um chute vigoroso das moléculas do solvente ao redor. Em ambos os casos, a colisão ou o chute não separa as moléculas imediatamente. Em vez disso, o encontro resulta na formação de um complexo ativado, uma combinação das duas moléculas que pode ir em frente para formar produtos ou se separar nos reagentes não modificados.



No complexo ativado, as ligações originais se esticaram e enfraqueceram e as novas ligações estão apenas parcialmente formadas. Observe o gráfico abaixo:



De acordo com o gráfico, as moléculas dos reagentes A_2 e B_2 colidem sucessivamente até que suas ligações são enfraquecidas e formam o complexo ativado, um estado de alta energia em que as ligações covalentes entre os átomos das moléculas dos reagentes são rompidas e são formadas ligações covalentes das moléculas do produto AB .

Na teoria do complexo ativado, a energia de ativação é uma medida da energia do complexo ativado com relação à dos reagentes. O perfil de reação mostrado na figura acima representa como a energia varia à medida que os reagentes se encontram, formam o complexo ativado e vão em frente para formar produtos. À medida que os reagentes se aproximam, sua energia sobe o lado esquerdo da barreira. Se os reagentes têm energia menor que a energia de ativação, eles rolam de volta para baixo no lado esquerdo e se separam. Se eles têm energia de no mínimo a energia de ativação, eles podem formar o complexo ativado, passar pelo topo da barreira e rolar pelo outro lado, onde eles se separam como produtos.

A energia de ativação deve ser entendida como uma dificuldade para ocorrer a reação. Dessa forma, quanto maior for a energia de ativação, mais difícil será para a reação acontecer. São reações que necessitam que se forneça muita energia para que ocorram: são reações lentas. Quanto menor a energia de ativação, mais fácil será para a reação acontecer. São reações que necessitam de pouca energia para que ocorram: são reações rápidas.

MECANISMOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

A cinética química e particularmente a lei da velocidade de uma reação fornecem o tipo de informação que precisamos para construir um modelo da reação a nível molecular. Geralmente, não podemos escrever uma lei de velocidade a partir de uma equação química. A razão é que todas as reações, menos as mais simples, são o resultado de várias, e às vezes muitas, etapas chamadas de reações elementares.

Para entender como uma reação ocorre, temos que propor um mecanismo de reação, uma sequência de reações elementares que descreve as modificações que cremos que ocorrem à medida que os reagentes se transformam em produtos. Um mecanismo de reação é uma espécie de modelo único para cada reação.

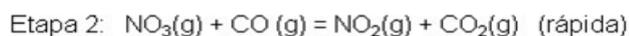
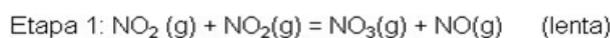
Por exemplo: o gráfico abaixo representa uma reação que ocorre em duas etapas. A primeira etapa possui energia de ativação menor que a segunda etapa. Portanto, a etapa determinante da velocidade da reação é aquela mais lenta, que possui maior energia de ativação. No caso, a segunda etapa.



Já a reação representada no gráfico abaixo ocorre em três etapas e a segunda etapa é determinante da velocidade da reação porque é mais lenta, pois possui maior energia de ativação.



Considere que o mecanismo da reação entre dióxido de nitrogênio e monóxido de carbono seja descrito pelo mecanismo abaixo:



Como a etapa lenta determina a velocidade da reação, a lei de velocidade da reação é descrita assim:

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

CATÁLISE

As velocidades de reações podem ser usualmente aumentadas pelo aumento da temperatura, porque, a altas temperaturas, mais moléculas têm energia maior que a energia de ativação. Em alguns casos, no entanto, podemos querer aumentar a velocidade de uma reação sem aumentar a temperatura. Na indústria, alta temperatura também significa alto custo de energia, de modo que acelerar reações sem recorrer a altas temperaturas é um procedimento mais econômico.

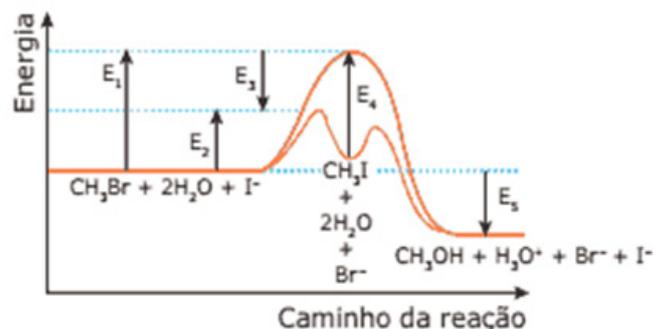
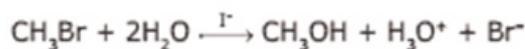
Se um sistema é heterogêneo, a velocidade de uma reação pode ser acelerada pelo aumento da área superficial de um reagente.

Outro modo de aumentar uma velocidade de reação é usar um catalisador, uma substância que aumenta a velocidade de uma reação sem ser consumida na reação. O nome vem das palavras gregas significando “dar início ao se aproximar”. Em muitos casos, apenas uma pequena quantidade do catalisador é necessária, porque ele age muitas e muitas vezes.

Um catalisador acelera uma reação fornecendo um caminho alternativo – um mecanismo de reação diferente – entre reagentes e produtos. Esse novo caminho tem uma energia de ativação mais baixa que o caminho original. À mesma temperatura, uma fração maior de moléculas reagentes pode cruzar a barreira mais baixa da trajetória catalisada e se transformar em produtos do que quando o catalisador não está presente.

O catalisador não abaixa simplesmente a energia de ativação da reação original; ele introduz um novo mecanismo, como mostra o exemplo a seguir.

A hidrólise do brometo de metila pode ser representada pela equação e pelo gráfico a seguir:



Em que:

- E_1 indica a energia de ativação da reação na ausência do catalisador.
- E_2 indica a energia de ativação da reação catalisada.
- E_3 indica o abaixamento da energia de ativação da reação provocado pela presença do catalisador.
- E_4 indica a diferença entre a energia dos produtos intermediários da reação catalisada e a energia do complexo ativado da reação não catalisada.
- E_5 indica a variação da entalpia da reação que não se altera pela presença do catalisador.

CATÁLISE HOMOGÊNEA

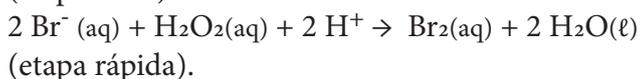
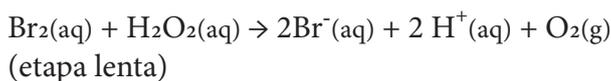
Em uma catálise homogênea, o catalisador está na mesma fase do solvente. Pode ser um gás, quando a reação se dá em fase gasosa; pode ser um líquido ou sólido dissolvido.

Por exemplo, bromo dissolvido é um ótimo catalisador da decomposição do peróxido de hidrogênio aquoso:



Soluções aquosas de peróxido de hidrogênio podem ser armazenadas por um longo período de tempo em condições adequadas. No entanto, basta o contato com gotas de solução de bromo para bolhas de oxigênio aparecerem na superfície da solução.

Inicialmente, o bromo molecular é reduzido a brometo que depois é oxidado a bromo em uma etapa final:



Quando somamos as duas etapas, Br_2 e Br^- se cancelam, deixando a equação global como a primeira escrita acima. Portanto, apesar de moléculas Br_2 terem participado da reação, elas são consumidas, porém regeneradas, e podem ser usadas mais e mais vezes. Apesar de um catalisador não aparecer na equação balanceada para uma reação, a concentração de um catalisador homogêneo aparece na lei de velocidade. Veja para a reação descrita como fica a lei de velocidade da reação proposta a partir da etapa lenta da reação:

$$V = K[\text{Br}_2][\text{H}_2\text{O}_2]$$

CATÁLISE HETEROGÊNEA

O catalisador heterogêneo está presente em uma fase diferente daquela dos reagentes. Os catalisadores heterogêneos mais comuns são sólidos finamente divididos ou porosos usados em reações em fase gasosa ou fase líquida. Eles são finamente divididos ou porosos para que tenham grande área superficial para reação. Um exemplo é o catalisador ferro usado no processo Haber para amônia.

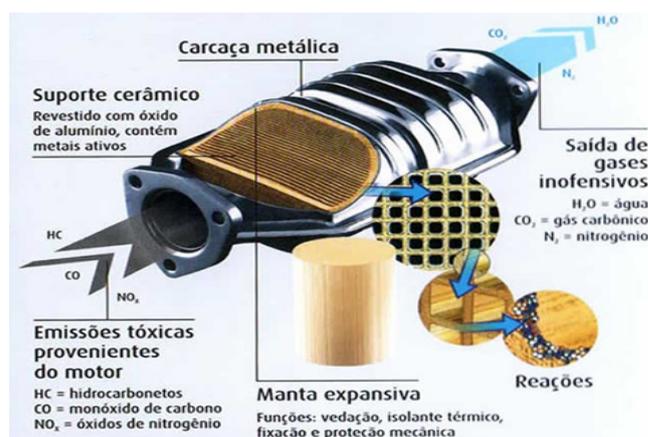
Um outro é o pentóxido de vanádio finamente dividido, que é usado no processo de contato para a produção de ácido sulfúrico.

O reagente se adsorve, ou se fixa, à superfície do catalisador. Quando uma molécula se adsorve, suas ligações são enfraquecidas e a reação pode ocorrer mais rapidamente, porque as ligações podem ser rompidas mais facilmente.

Uma catálise heterogênea importante é a realizada por catalisadores de automóveis que utilizam combustíveis como a gasolina.

A combustão incompleta da gasolina tem como produto o monóxido de carbono e vários compostos orgânicos voláteis. Este problema é pior quando o carro está na marcha lenta ou desacelerando. O monóxido de carbono é venenoso, sendo asfixiante para seres humanos. Compostos orgânicos voláteis são prejudiciais à saúde e alguns estão ligados ao câncer. As temperaturas muito altas no motor fazem com que o nitrogênio do ar reaja com o oxigênio do ar para formar óxidos nitrosos. Estes causam vários problemas, como por exemplo a formação de um ácido que reage com a água na atmosfera e que origina a chuva ácida. A ação da luz solar sobre esta mistura de poluentes dá origem a nuvens de poluição e à formação de outros poluentes, tais como o ozônio.

O catalisador necessita de fazer bom contato com os gases de escape sem impedir o seu fluxo. A velocidade na qual o fluxo de gases escapa significa que o catalisador tem uma questão de milissegundos para trabalhar na conversão. Para isso, uma rede de cerâmica é revestida com uma mistura contendo os metais preciosos platina, ródio e paládio, bem como outros óxidos metálicos. Essa rede tem uma estrutura como uma colmeia, feita de várias camadas. Ao redor dela, uma estrutura de metal protege a colmeia e evita que a temperatura e os gases escapem antes da conversão.



Fonte: <https://industriaohje.com.br/como-funciona-o-catalisador-de-um-carro>



QUESTÕES DE REVISÃO



1. (FÓRMULA DA QUÍMICA)

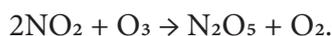
Considere a reação $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$. Foi aquecida uma certa massa de carbonato de cálcio e o volume de gás carbônico obtido foi sendo observado e medido em função do tempo. Foi obtida a tabela abaixo:

Mols de CO_2	Tempo (min)
0	0
20	10
35	20
45	30
50	40
52	50

- A) Qual a velocidade média dessa reação no intervalo de 0 a 10 min?
- B) Calcule a velocidade média dessa reação no intervalo de 0 a 50 minutos.
- C) Calcule a velocidade média de consumo de carbonato de cálcio entre 0 e 50 minutos.

2. (PUC-MG)

A poluição pelo NO_2 é uma das causas de destruição da camada de ozônio. Uma das reações que pode ocorrer no ar poluído é a reação do dióxido de nitrogênio com o ozônio:

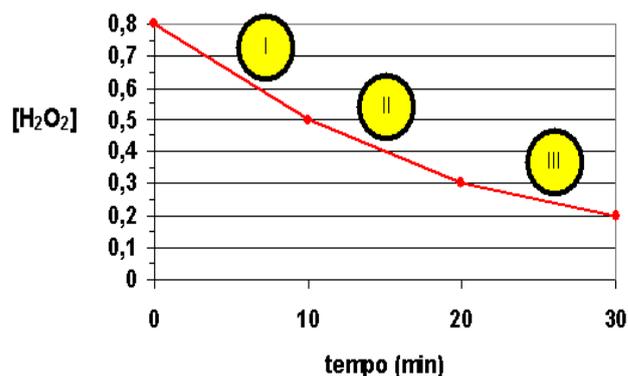


Admita que a formação do O_2 tem uma velocidade média constante igual a $0,05 \text{ mol.L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. A massa de ozônio consumida em 1 min é, em gramas:

- A) 2,40
B) 144
C) 1,60
D) 96
E) 48

3. (UESC)

A água oxigenada – H_2O_2 – se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$. O gráfico abaixo foi construído a partir de dados experimentais e mostra a variação da concentração de água oxigenada em função do tempo.



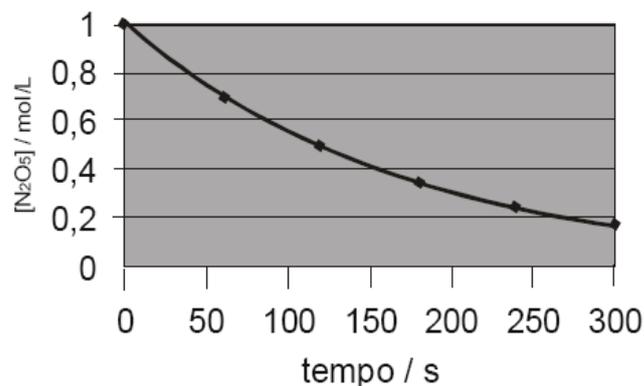
Qual será a velocidade média de decomposição da água oxigenada nos intervalos I, II e III?

4. (FCM-MG 2007)

A velocidade da reação



foi medida através da variação da concentração de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ com o tempo. Os resultados estão representados no gráfico abaixo. No início do experimento, havia apenas $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$.



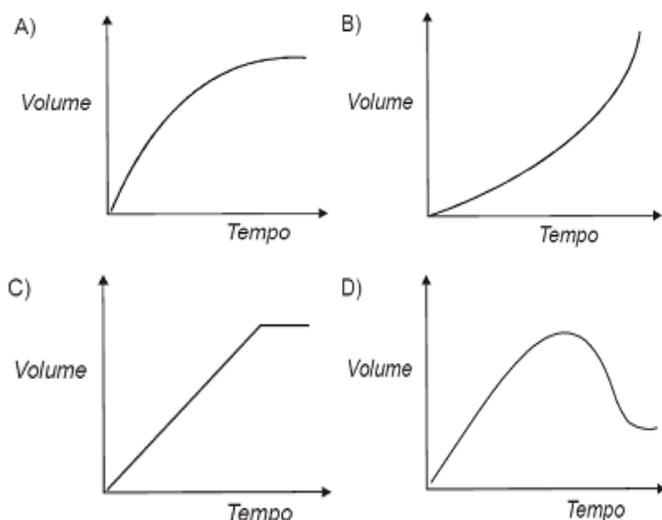
Com relação a esse experimento, a afirmativa ERRADA é:

- A) Após 100 s do início da reação, a concentração de $\text{O}_2(\text{g})$ era aproximadamente $0,27 \text{ mol/L}$.
- B) Após 255 s do início da reação, a concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$ era menor do que a concentração de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ nesse mesmo tempo.
- C) Após 200 s do início da reação, a velocidade instantânea de formação de $\text{O}_2(\text{g})$ era menor do que após 100 s do início da reação.
- D) Nos primeiros 300 s da reação, a velocidade média da decomposição de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ era aproximadamente $2,7 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

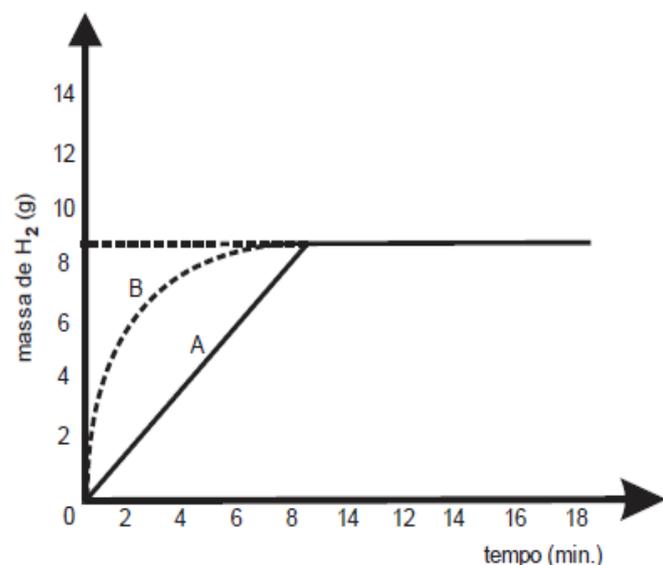


5. (FCM-MG 2009)

Na reação de zinco metálico com excesso de ácido clorídrico, são formados um sal e hidrogênio molecular. O gráfico que melhor representa a variação do volume do gás obtido com o tempo, desde o início da reação (tempo zero) até o seu fim é



6. (FCM-MG 2014)



Muitas vezes se usa a reação do alumínio com solução ácida para se produzir gás no enchimento de balões, o que não se deve fazer pelo fato de o gás formado ser inflamável. Massas iguais de duas amostras de alumínio, uma pulverizada e outra em pedaços, foram colocadas em dois frascos contendo soluções aquosas de ácido clorídrico de mesma concentração. As reações se completaram produzindo gás hidrogênio. O gráfico ilustra a variação de massa do gás formado com o decorrer do tempo, nas duas reações, realizadas nas mesmas condições.

Analisando o gráfico e as informações, NÃO podemos concluir que

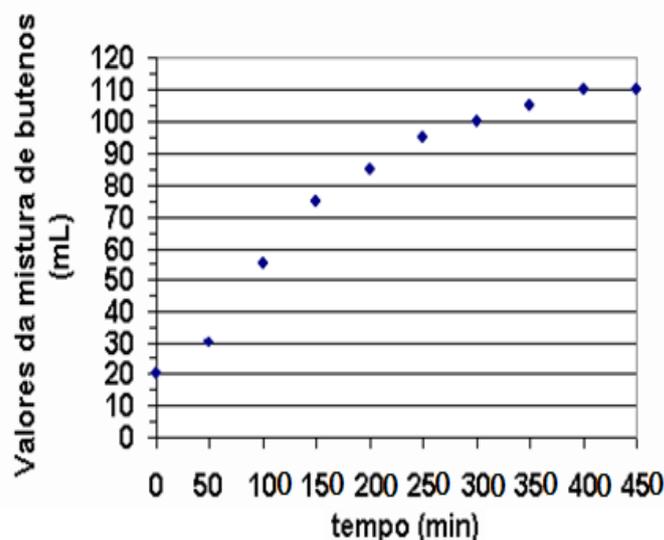
- A) a curva A corresponde a amostra de alumínio em pedaços.
- B) a curva B corresponde à reação que formou menor quantidade de gás.
- C) a massa de alumínio utilizada, em cada experimento, foi de 81g.
- D) a espécie oxidante é o hidrogênio que ganhou 1,0 mol de elétron por grama de gás hidrogênio formado.

7. (FUVEST)

O 2-bromobutano (líquido) reage com hidróxido de potássio (em solução de água e álcool) formando o 2-buteno (gasoso) e, em menor proporção, o 1-buteno (gasoso):



Numa experiência, 137g de 2-bromobuteno e excesso de KOH foram aquecidos a 80°C. A cada 50s o volume da mistura de buteno foi determinado, nas condições ambientais, obtendo-se o gráfico a seguir:



Observando-se o gráfico acima, o que se pode afirmar sobre a velocidade da reação quando se comparam seus volumes médios ao redor de 100, 250 e 400 segundos? Justifique utilizando o gráfico.



8. (PUC / RS - 2001)

INSTRUÇÃO: Para responder à questão, relacione os fenômenos descritos na coluna I com os fatores que influenciam na velocidade dos mesmos, mencionados na coluna II.

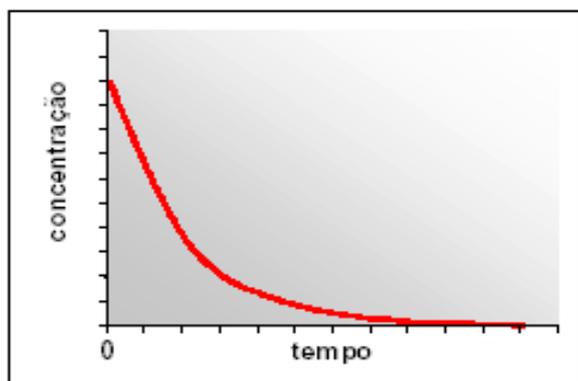
COLUNA I	COLUNA II
1. Queimadas se alastrando rapidamente quando está ventando.	a. superfície de contato
2. Conservação dos alimentos no refrigerador	b. catalisador
3. Eferescência da água oxigenada na higiene de ferimentos.	c. concentração
4. Lascas de madeira queimando mais rapidamente que uma tora de madeira.	d. temperatura

A alternativa que contém a associação correta entra as duas colunas é:

- A) 1 - c ; 2 - d ; 3 - b ; 4 - a
- B) 1 - d ; 2 - c ; 3 - b ; 4 - a
- C) 1 - a ; 2 - b ; 3 - c ; 4 - d
- D) 1 - b ; 2 - c ; 3 - d ; 4 - a
- E) 1 - c ; 2 - d ; 3 - a ; 4 - b

9. (UFPE - 2002)

Óxidos de nitrogênio, NO_x , são substâncias de interesse ambiental, pois são responsáveis pela destruição de ozônio na atmosfera, e, portanto, suas reações são amplamente estudadas. Num dado experimento, em um recipiente fechado, a concentração de NO_2 em função do tempo apresentou o seguinte comportamento:



O papel do NO_2 neste sistema reacional é:

- A) reagente.
- B) intermediário.
- C) produto.
- D) catalisador.
- E) inerte.

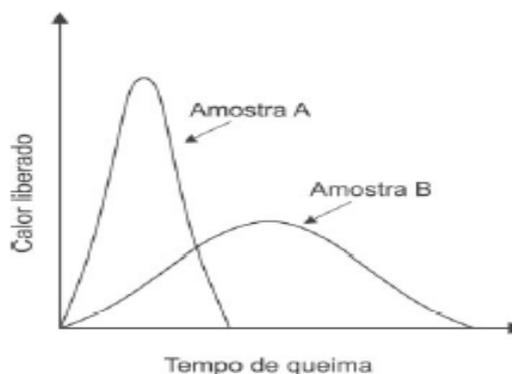
10. (UFC - 2003)

As reações químicas metabólicas são fortemente dependentes da temperatura do meio. Como consequência, os animais de sangue frio possuem metabolismo retardado, fazendo com que os mesmos se movimentem muito mais lentamente em climas frios. Isso os torna mais expostos aos predadores em regiões temperadas do que em regiões tropicais. Assinale a alternativa que justifica corretamente esse fenômeno.

- A) Um aumento na temperatura aumenta a energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
- B) Um aumento na temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas reagentes, aumentando as velocidades das reações metabólicas.
- C) Em temperaturas elevadas, as moléculas se movem mais lentamente, aumentando a frequência dos choques e a velocidade das reações metabólicas.
- D) Em baixas temperaturas, ocorre o aumento da energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
- E) A frequência de choques entre as moléculas reagentes independe da temperatura do meio, e a velocidade da reação independe da energia de ativação.

11. (UFMG - 2005)

Dois amostras de carvão de massas iguais e de mesma origem – uma em pó e outra em pedaços grandes – foram queimadas e apresentaram o comportamento descrito neste gráfico:



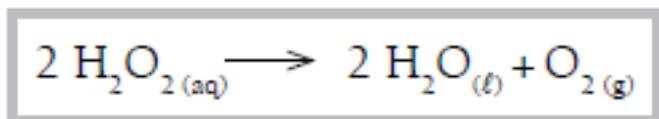
1. **INDIQUE** a amostra – A ou B – em que o carvão está na forma de pó. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

2. **INDIQUE** se a quantidade de calor liberada na queima total do carvão da amostra em pedaços é menor, igual ou maior que a quantidade de calor liberada na queima total do carvão da amostra em pó. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

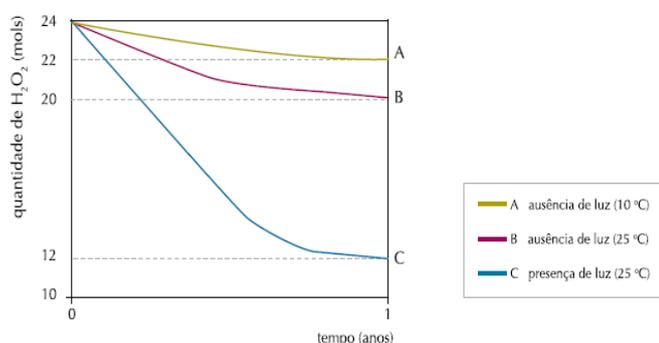


12. (UERJ - 2009)

A água oxigenada consiste em uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, que se decompõe, sob a ação da luz e do calor, segundo a equação química:



Em um experimento, foi monitorada a quantidade de peróxido de hidrogênio em três frascos idênticos – A, B e C – de 1 L de água oxigenada, mantidos em diferentes condições de luminosidade e temperatura. Observe os resultados no gráfico:

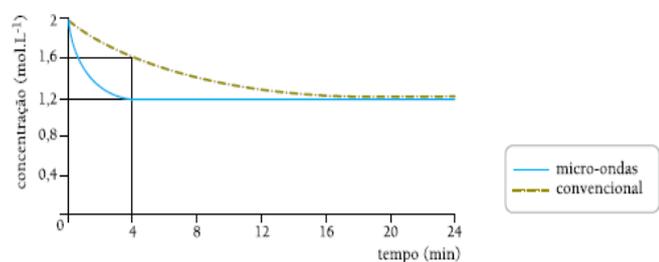


Na condição em que ocorreu a menor taxa de decomposição do peróxido de hidrogênio, a velocidade média de formação de O_2 , em mol.ano⁻¹, foi igual a:

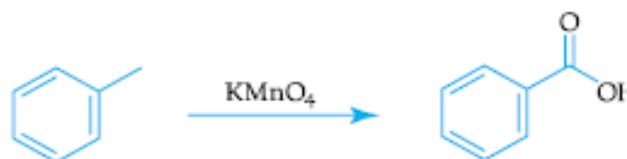
- (A) 1 (B) 2 (C) 6 (D) 12

13. (UERJ - 2010)

A irradiação de micro-ondas vem sendo utilizada como fonte de energia para determinadas reações químicas, em substituição à chama de gás convencional. Em um laboratório, foram realizados dois experimentos envolvendo a reação de oxidação do metilbenzeno com KMnO_4 em excesso. A fonte de energia de cada um, no entanto, era distinta: irradiação de micro-ondas e chama de gás convencional. Observe, no gráfico abaixo, a variação da concentração de metilbenzeno ao longo do tempo para os experimentos:



Observe, agora, a equação química que representa esses experimentos:



Para o experimento que proporcionou a maior taxa de reação química, determine a velocidade média de formação de produto, nos quatro minutos iniciais, em g.L⁻¹.min⁻¹. Em seguida, calcule o rendimento da reação.

14. (ENEM - 2019)

Antigamente, em lugares com invernos rigorosos, as pessoas acendiam fogueiras dentro de uma sala fechada para se aquecerem do frio. O risco no uso desse recurso ocorria quando as pessoas adormeciam antes de apagarem totalmente a fogueira, o que poderia levá-las a óbito, mesmo sem a ocorrência de incêndio. A causa principal desse risco era o(a)

- A) produção de fuligem pela fogueira.
B) liberação de calor intenso pela fogueira.
C) consumo de todo o oxigênio pelas pessoas.
D) geração de queimaduras pela emissão de faíscas da lenha.
E) geração de monóxido de carbono pela combustão incompleta da lenha.

15. (UNICAMP - 2020)

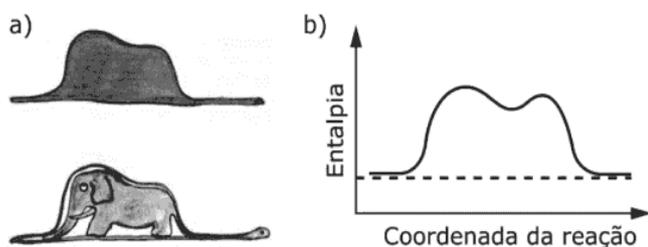
Um medicamento se apresenta na forma de comprimidos de 750 mg ou como suspensão oral na concentração de 100 mg/mL. A bula do remédio informa que o comprimido não pode ser partido, aberto ou mastigado e que, para crianças abaixo de 12 anos, a dosagem máxima é de 15 mg/kg/dose. Considerando apenas essas informações, conclui-se que uma criança de 11 anos, pesando 40 kg, poderia ingerir com segurança, no máximo,

- A) 6,0 mL da suspensão oral em uma única dose.
B) 7,5 mL da suspensão oral, ou um comprimido em uma única dose.
C) um comprimido em uma única dose.
D) 4,0 mL da suspensão oral em uma única dose.



16. (UNICAMP - 2018)

O livro *O Pequeno Príncipe*, de Antoine de Saint-Exupéry, uma das obras literárias mais traduzidas no mundo, traz ilustrações inspiradas na experiência do autor como aviador no norte da África. Uma delas, a figura (a), parece representar um chapéu ou um elefante engolido por uma jiboia, dependendo de quem a interpreta.



Para um químico, no entanto, essa figura pode se assemelhar a um diagrama de entalpia, em função da coordenada da reação (figura b). Se a comparação for válida, a variação de entalpia dessa reação seria

- A) praticamente nula, com a formação de dois produtos.
- B) altamente exotérmica, com a formação de dois produtos.
- C) altamente exotérmica, mas nada se poderia afirmar sobre a quantidade de espécies no produto.
- D) praticamente nula, mas nada se poderia afirmar sobre a quantidade de espécies no produto.

17. (UNESP - 2017)

Um gerador portátil de eletricidade movido a gasolina comum tem um tanque com capacidade de 5,0 L de combustível, o que garante uma autonomia de 8,6 horas de trabalho abastecendo de energia elétrica equipamentos com potência total de 1 kW, ou seja, que consomem, nesse tempo de funcionamento, o total de 8,6 kWh de energia elétrica. Sabendo que a combustão da gasolina comum libera cerca $3,2 \times 10^4$ kJ/L e que $1 \text{ kWh} = 3,6 \times 10^3$ kJ, a porcentagem da energia liberada na combustão da gasolina que será convertida em energia elétrica é próxima de

- A) 30%.
- B) 40%.
- C) 20%.
- D) 50%.
- E) 10%.

18. (UNESP - 2017)

O esquema representa um calorímetro utilizado para a determinação do valor energético dos alimentos.



(<https://quimica2bac.wordpress.com>. Adaptado.)

A tabela nutricional de determinado tipo de azeite de oliva traz a seguinte informação: “Uma porção de 13 mL (1 colher de sopa) equivale a 108 kcal.” Considere que o calor específico da água seja $1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ e que todo o calor liberado na combustão do azeite seja transferido para a água. Ao serem queimados 2,6 mL desse azeite, em um calorímetro contendo 500 g de água inicialmente a $20,0^\circ\text{C}$ e à pressão constante, a temperatura da água lida no termômetro deverá atingir a marca de

- A) $21,6^\circ\text{C}$.
- B) $33,2^\circ\text{C}$.
- C) $45,2^\circ\text{C}$.
- D) $63,2^\circ\text{C}$.
- E) $52,0^\circ\text{C}$.